

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*

54

DB

H. C. Christiansen

Kemi.

1912

54 (420) H.C.

キ

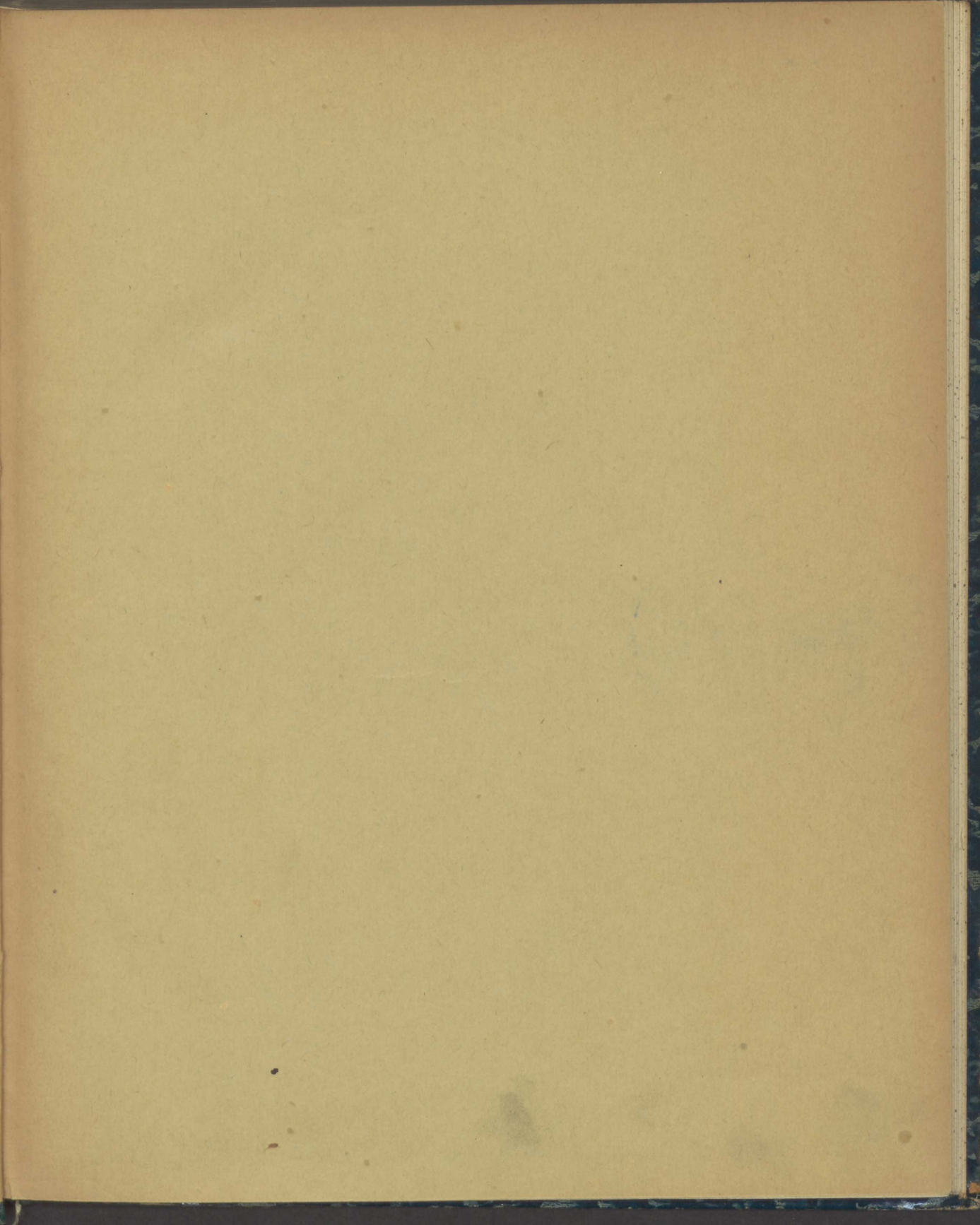
~~34~~

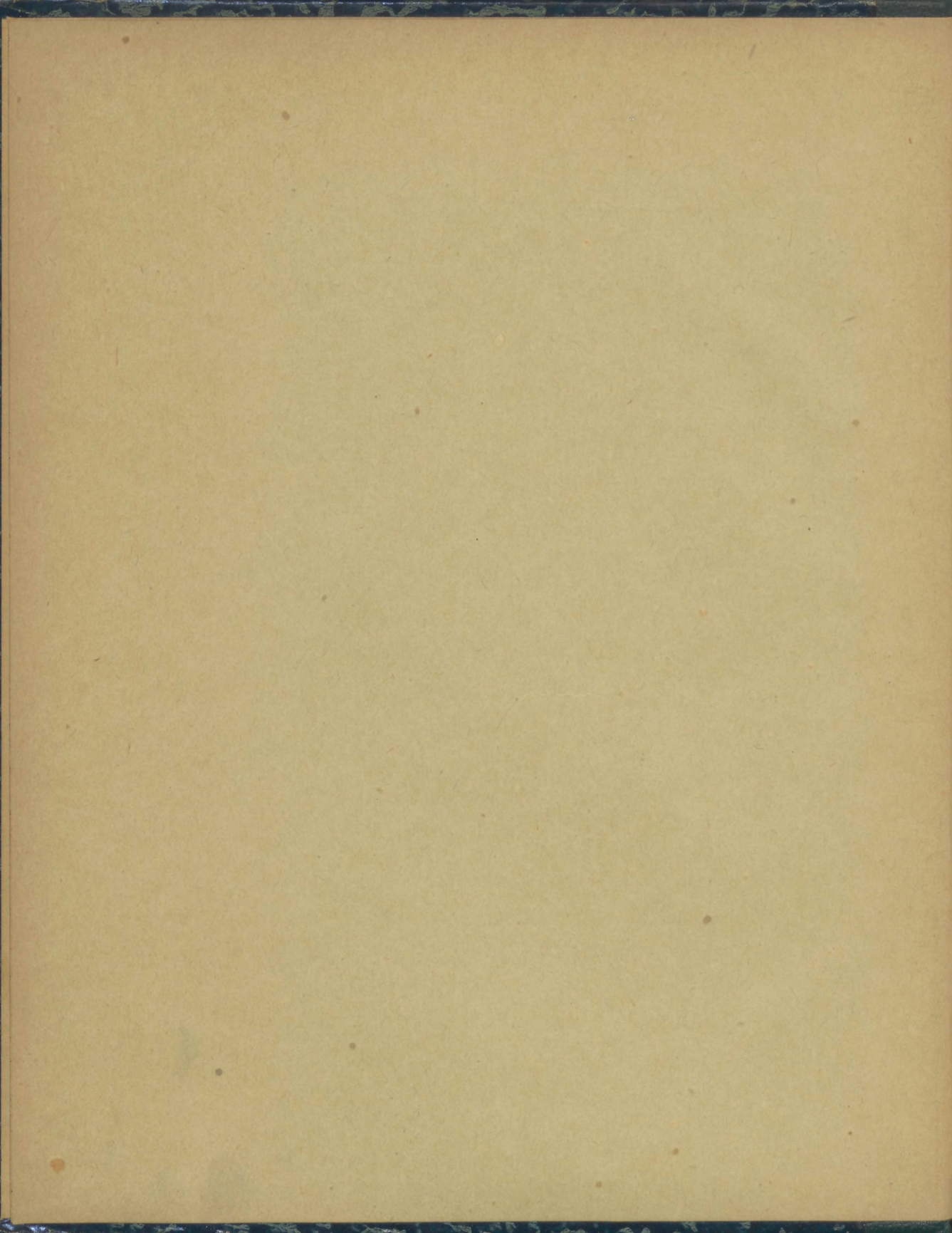
54(024)



54(024)

I B g<sup>e</sup>





Æmni

til Brug i

Det tekniske Selskabs Dagskole

for

Maskin konstruktører og Elektro konstruktører

af

M. C. Christiansen

København G  
Chr. Beckhansen 1912.

Skrevet af Ingeniør J. L. Richter.

## Indledning.

§ 1. Atom- og Molekylteorien antager, at Legemerne bestaar af Atomer, som i Almindelighed er forbundne indbyrdes til Molekyler.

I de saakaldte Grundstoffer er alle Atomer ens i hvert Grundstof for sig; derimod er Atomer af forskellige Grundstoffer forskellige.

Et Grundstoffs Molekyler bestaar af littede ens Atomer. Bestaar et Legeme af littede ens Molekyler, der indeholder Atomer af forskellige Grundstoffer, kaldes man et saadant Legeme for en kemisk Forbindelse.

Kaar to eller flere Grundstoffer danne en kemisk Forbindelse, har denne i Almindelighed ganske andre fysiske Egenskaber end de Grundstoffer, hvoraf den er dannet; Svovl og Kulsstof, der begge er Grundstoffer, danne saaledes en kemisk Forbindelse, Svovlkulsstof, der er en vandklar Vædske.

I en kemisk Forbindelse er Forholdet mellem



Vægtmængderne af de Grundstoffer, der indgaar i Forbin-  
delsen, konstant; dette er i Overensstemmelse med Atom-  
og Molekyltheorien. Val Svovl Kulsstof er saaledes Forhol-  
det mellem Vægtmængderne af Svovl og Kulsstof stadig  
lig  $\frac{64,12}{12}$ .

Det er ligeledes i Overensstemmelse med den  
nævnte Teori, at en Mængde af et Grundstof, der danner  
flere Forbindelser med et andet Grundstof, forbinder sig  
med Mængder af dette, hvis Vægte forholder sig som sim-  
ple, hele Tal. Kulsstof danner saaledes flere Forbindelser  
med Grundstoffet Brint, f. Eks. Methan, Ethylen og Ace-  
tylen; de Vægtmængder af Brint, der i disse Forbindelser  
er forbundet med samme Vægtmængde Kulsstof, forhol-  
der sig som 4: 2: 1.

§ 2. Man har fundet herved 80 forskellige Grundstof-  
fer; en Tabel over disse samt over Atomernes Betegnelse  
findes bag i Bogen.

Ved Metoder, som senere omtales (§§ 102, 103),  
har man fundet Forholdet mellem Atomernes Vægte; i  
den ovenfor omtalte Tabel er tillige opført Tal, der angiver  
Atomernes Vægte, idet Helatomets Vægt er sat = 16; disse Tal  
kaldes Atomvægtene.

§ 3. Ved Metoder, som senere omtales (§§ 102, 115),  
har man fundet Sammensætningen af Molekylerne i  
mange kemiske Forbindelser. Man har fundet, at i  
Vanddamp bestaar hvert Molekyl af 2 Brintatomer og  
1 Helatom; i Svovlsyre damp bestaar hvert Molekyl af

1 Svovlatom, 4 Yllatomer og 2 Brindatomer. Man skriver derfor de to nævnte kemiske Forbindelsers Molekyler saaledes:  $H_2O$  og  $H_2SO_4$

Af saadanne Molekylformler kan man finde Vægmængden af hver af de forekommende Grundstoffer, naar den kemiske Forbindelses samlede Vægt er givet.

Y 25 gr. Svovlsyre findes saaledes paa det nærmeste

$\frac{2}{98} \cdot 25$  gr. Brint,  $\frac{32}{98} \cdot 25$  gr. Svovl og  $\frac{64}{98} \cdot 25$  gr. Yll.

Summen af Atomvægtene for samtlige Atommer, der findes i Molekylet, kaldes Molekyllættet. For Svovlsyre er Molekyllættet 98.

§ 4. Af Molekylformlerne ses, at et Atom af samme Grundstof kan forbinde sig med forskellige Antal Atommer af andre Grundstoffer; et Atom Kuldstof kan saaledes forbinde sig med 4 Atommer Brint ( $CH_4$ ) og med 2 Atommer Yll ( $CO_2$ ). Man siger derfor, at Atommerne har forskellig Valens eller Gyldighed.

Valensen af et Grundstof angives ved det Antal Brindatomer, som vedkommende Grundstofs Atom kan forbinde sig med eller som det kan træde i stedet for i en kemisk Forbindelse. Er et Atoms Valens 1, siges Atomet at være monovalent eller engyldigt, er Valensen 2, kaldes Atomet divalent eller togyldigt, osv.

Et Atom af samme Grundstof kan ofte i forskellige Forbindelser have forskellig Valens. Jernatomet er saaledes i nogle Forbindelser (Ferroforbindelser) divalent, i andre Forbindelser (Ferriforbindelser) trivalent.

Uvordedes man finder de forskellige Atomers Valens ombales senere (§ 105).

Oftte opfatter man et Molekyl som en Forbindelse mellem to Atomgrupper, ved en saadan Atomgruppes Valens eller Gyedighed forstaaer man et Val, der bestemmes paa samme Maade som Valensen af et Atom.

Ved ekvivalente Atomer eller Atomgrupper forstaaer man saadanne Atomer eller Atomgrupper, der enten kan forbinde sig kemisk med hinanden eller erstalle hinanden kemiske Forbindelser.

§ 5. Man deler Grundstofferne i 3 Grupper, de kemisk indifferente Grundstoffer, Metaller og Metalloider.

§ 6. De kemisk indifferente Grundstoffer (Helium, Neon, Argon, Krypton og Xenon) er alle farveløse luftarter, der forekommer i den atmosfæriske luft; de dannet ingen kemiske Forbindelser, hverken indbyrdes eller med andre Grundstoffer.

Metallerne er ved alm. Temperatur faste Legemer (undtagen Kvægsølv) med Metalglans; de er gode Ledere for Varme og Elektricitet.

De Grundstoffer, der ikke er kemisk indifferente og ikke ere Metaller, kaldes Metalloider.

## Metalloider.

### Brint (Vandstof).

§7.

Brint er en farveløst Luftart, uden Lugt og Smag. Dens Vægtfylde i Forhold til alm. Luft er 0,0696. Den er i ringe Mængde opløselig i Vand, idet 1 l. Vand ved 15° opløser 0,019 l Brint.

Brint findes i Vand, hvis Molekylformel er  $H_2O$ ; endvidere forekommer Brint i mange organiske Stoffer og i visse Mineralier. Belysningsgas indeholder circa 50 % Brint.

Brintmolekylet bestaar af 2 Atomer; Molekylformlen er altsaa  $H_2$ .

§8.

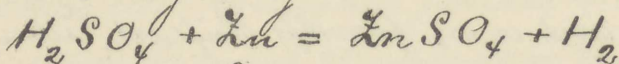
Brint kan fremstilles ved at lade en passende Syre virke paa et Metal.

Ved Syren forstås visse Brintforbindelser, hvis Brintatomer helt eller delvis kan ombyttes med Metalatomer; er Syren opløselig i Vand, smager denne Opløsning surt og farver en blaa Lakmusopløsning rød („reagerer surt“).

Den kemiske Forbindelse der fremkommer, naar en Syres Brint helt eller delvis ombyttes med Metal, kaldes et Salt. Er Saltet opløseligt i Vand, vil man ved Fordampning af Vandet gaa Saltet udskilt i Form af Kry-  
staller.

De Legemer der ikke er Krystaller eller sammensatte af Krystaller („krystallinske“) kaldes man amorphe.

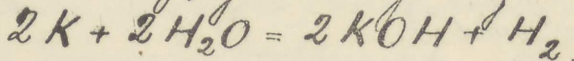
Hælder man Svovlsyre, fortyndet med Vand, paa Zink, foregaar der en kemisk Proces, der kan udtrykkes ved følgende Ligning:



Det dannede Salt,  $ZnSO_4$ , kaldes Zinksulfat; det er letopløseligt i Vand og faas derfor i opløst Tilstand.

Enhver kemisk Proces kan, ligesom ovenstaaende, udtrykkes ved en kemisk Ligning; denne Ligning udtrykker dog kun paa en ufuldstændig Maade, hvad der foregaar, idet der nemlig samtidig med den kemiske Proces finder en Varmetoning Sted. Denne Varmetoning er enten en Varmeudvikling eller et Varmeforbrug. Ved den ovenstaaende kemiske Proces finder en Varmeudvikling Sted.

§ 9. Brint kan ogsaa fremstilles ved Indvirkning af visse Metaller paa Vand. Kaster man et Stykke Kalium paa Vand, foregaar der en kemisk Proces, der kan udtrykkes ved følgende Ligning:



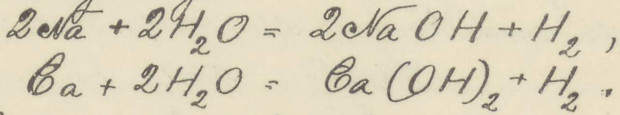
Processen foregaar under stor Varmeudvikling. Den fremkomne kemiske Forbindelse,  $KOH$ , Kaliumhydroxyd, er et fast hvidt Stof, der er letopløseligt i Vand.

Kaliumhydroxyd hører til den Gruppe kemi-

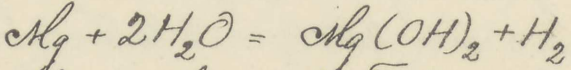
ske Forbindelser, man kalder for Baser. Baserne er i Almindelighed kemiske Forbindelser mellem et Metalatom og en eller flere Atomgrupper af Sammensætningen OH; denne ingyldige Atomgruppe kaldes Hydroxyl.

Hvis en Base er opløselig i Vand, smager Opøsningen lidaglig; den farver den røde Lakmusopløsning blaa og farver en Fenolphaleinopløsning rød (reagerer basisk eller alkalisk).

Paa lignende Maade kan Metallerne Natrium og Kalcium ved almindelig Temperatur adskille Vandet, de kemiske Processer, der derved finder Sted, kan udtrykkes ved Ligningerne:

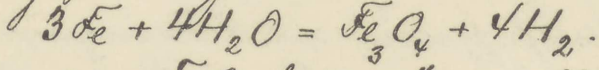


Metallet Magnium kan med kogende Vand udvikle Brint



De fremkomne kemiske Forbindelser NaOH, Ca(OH)<sub>2</sub> og Mg(OH)<sub>2</sub> kaldes henholdsvis Natriumhydroxyd, Kalciumhydroxyd og Magniumhydroxyd; de er alle Baser. De to sidste er tungt opløselige i Vand.

Brint kan desuden fremstilles ved at lade Vand damp henover glødende Jern:



Forbindelsen Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> kaldes jernmellemlite (Ferroferrioxyd).

Endvidere kan Brint fremstilles (sammen med

Yll) ved at lede en elektrisk Strøm gennem en Blanding af Svovlsyre og Vand.

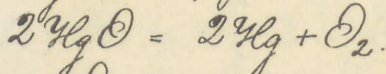
### Yll (Svovlstof)

§ 10. Yll er en farveløs luftart uden Lugt og Smag; dens Vægtfylde i Forhold til atm. Luft er 1,11. Ved 15° opfylder 1 l Vand 9,030 l Yll.

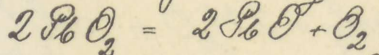
Yll forekommer i fri Tilstand i Atmosfæren, hvoraf circa  $\frac{1}{5}$  er Yll; endvidere forekommer Yllen i Vand samt i de fleste Mineralier og organiske Stoffer. Yllmolekylet bestaar af 2 Atomer, dets kemiske Formel er altsaa  $O_2$ .

§ 11. Man kan fremstille Yll, sammen med Brint, ved at lede en elektrisk Strøm gennem en Blanding af Vand og Svovlsyre.

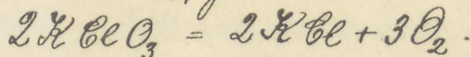
Ved Ophedning af visse Metaller kan Yll ogsaa fremstilles; opheder man Svovelsvovl, spalles dette Stoff sine Bestanddele:



Af Metallerne Oxidier udvickles ligeledes Yll ved Ophedning; af Blyoxid faas ved Ophedning Bly og Yll:



Yll kan endvidere fremstilles ved Ophedning af visse iltholdige Salte (Klorater og Nitrate). Opheder man Kaliumklorat (blandet med Manganoxid), faas Kaliumklorid og Yll:



I det store fremstilles Yll i flydende Tilstand ved Fortætning af atmosfærisk Luft; den med Yllen blandede Kvælstof fjernes ved Fordampning, da den har et lavere Sænkpunkt end Yllen. Denne gaar i Handelen i Staalflasker; det indre Tryk i disse er circa 100 Atmosfærer.

Yll dannes Forbindelser med alle Grundstoffer undtagen Fluor (og de kemisk indifferente Grundstoffer); med mange af dem forbinder den sig direkte og under stor Varmeeudvikling.

§12. Ozon er Yll, hvori Molekylen indeholder 3 Atomer, saaledes at Molekylformlen er  $O_3$ . Ozon er en ufarvet luftart af en kjendommelig lugt. Den dannes, naar elektriske Gnistre slaar gennem den atmosfæriske Luft, endvidere dannes den ved visse Yllningsprocesser (f. Eks: Yllning af Fosfor). Ozon virker stærkere iltende end almindelig Yll.

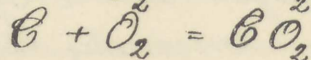
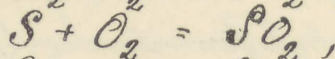
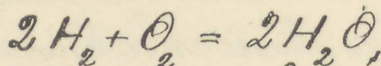
§13. Forbrænding. Naar en kemisk Proces foregaar under saa stor Varmeeudvikling, at Temperaturen naaar op over Rødguldhede ( $500^{\circ}$ - $600^{\circ}$ ), kaldes man den kemiske Proces for en Forbrænding. For at Forbrændingen kan begynde at foregaa, maa Temperaturen af de Stoffer, der skal forbinde sig med hinanden, først være bragt op til en vis Temperatur, Antændelsestemperaturen. Yll er ofte tilstrækkeligt, at denne Temperatur findes blot i et enkelt Berøringsspunkt mellem de Stoffer, der skal forbinde sig med hinanden; den Varmemængde, der udvikles ved den begyndende Forbrænding, bringer saa Temperaturen op over Antændelsestemperaturen i Nabolagene.

Ligger Antændelsestemperaturen under almindelig Ylltemperatur, kaldes vedkommende Legemer selv antændelige.

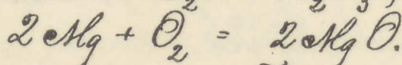
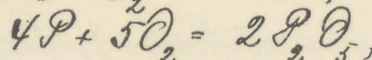
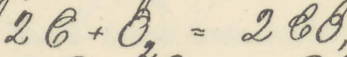
Adskillige Stoffer kan brænde i Yll og i atmosfæren.



Luft, såvel som Grundstofferne Brint, Svovl, Kuldstof, Fosfor og Magnesium. Forbrændingsprocessen kan for de 5 nævnte Grundstoffers Vedkommende udtrykkes ved følgende Ligninger:



eller ved Tilføjelse af Yt i ringere Mængde:



Af de fremkomne Forbrændingsprodukter er  $SO_2$  (Svovlsyreanhydrid),  $CO_2$  (Kulsyreanhydrid) og  $CO$  (Kulilte) luftformige;  $P_2O_5$  (Fosforsyreanhydrid) og  $MgO$  (Magnesia) er faste Stoffer.

Naar det brændbare Stof er luftformigt, dannes der ved Forbrændingsprocessen en Flamme. Denne er lysende, naar den indeholder faste Partikler. Antændes man en Brindstrøm, der slukkes fra et Rør ud i den alm. Luft, saas en Flamme, der ikke lyser, da den ingen faste Partikler indeholder.

§ 14. Den Varmemængde, udtrykt i Gramkcalorier (Kilogramkcalorier), der udvikles ved Forbrændingen af et Gram (Kilogram) af et brændbart Stof, kaldes dette Stofs Forbrændingsvarme. Forbrændingsvarmen for Brint er 34200, naar de dannede Vanddamppe forlattes til Vand (af  $0^\circ$ ); forbliver de i Dampform, er Forbrændingsvarmen

circa 29000. En Blanding af Yel og Brind (2 Rumfang Brind og 1 Rumfang Yel) er derfor meget eksplosiv; antændes en saadan Luftblanding, vil den ved Forbrændingen dannede Vanddamp nemlig ogsaa en høj Temperatur, hvorfra den udvider sig stærkt. Blandingen har derfor faaet Navn af Knaldluft.

Den Temperatur, Forbrændingstemperaturen, der opstaaer i det Rum, hvor Forbrændingen foregaar (Forbrændingsrummet, Ildstedet), afhænger ikke blot af Forbrændingsvarmen, men ogsaa af de dannede Forbrændingsprodukters Varmefølede; tillige afhænger den af Forbrændingsrummets Størrelse og af Mængden af det Stoff, der forbrænder i Tidensheden. Desuden har Ildstedets Varmeisolation og Tilstedeværelsen af fremmede Stoffer i Forbrændingsrummet Indflydelse paa Forbrændingstemperaturen. Forbrænder man f. Eks. Kul paa et Ildsted, vil Forbrændingstemperaturen blive lavere, naar der gennem Risten tilføres saa meget atm. Luft, at den indeholder mere Yel end nødvendigt til Kulsstoffets Forbrænding.

Skon en Forbrænding i ren Yel, vil den allsaa opstaa en højere Temperatur og stærkere Dyrivdræktning, end naar Forbrændingen foregaar i atmosfærisk Luft.

§ 15

Har man i et Rum indespaeret en Blanding af Yel og Brind og Blandingens Temperatur er under Antændelsestemperaturen, foregaar den rimeligvis aligevel en kemisk Forbindelse mellem Yelen og Brinden;

men de Hofmængder, der forbinder sig med hinanden i Tidsenheden, er kun smaa, saa Temperaturen ikke naaar op til Ansløndelses temperaturen. Anbringer man derimod et Stykke Platinsvamp i Rummet, vil baade Ijlen og Brinten adsorbere i Platinsvampen, de bliver derved bragte i bedre Berøring med hinanden, hvorfor Processen foregaar med større Hastighed; paa Grund af den udviklede Varme bliver Platinsvampen glødende og antænder Luftblandingen.

Paa samme Maade kan en Brintstrøm, der strømmer ud af Mündingen paa et Rør, antændes af et Stykke Platinsvamp, der anbringes foran Mündingen.

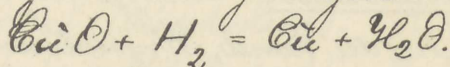
Platinsvampen undergaar ved disse Processer selv ingen Forandring men viser kun ved sin store Overflade og den deraf følgende stærke Adsorption: Porøse eller findelede Legemer, der ligesom Platinsvampen kan indlede kemiske Processer paa Grund af deres store Overflade, siges at være katalytiske og kaldes Katalysatorer, en saadan kemisk Proces kaldes Katalyse.

### Vand ( $H_2O$ ).

§16. Vandet forekommer som Damp og forbattet til Vanddråber (Regn) i Atmosferen; det ligger i Hovedmassen af Havet og findes tillige i Jordbunden og mange Mineralier samt i de fleste organiske Stoffer.

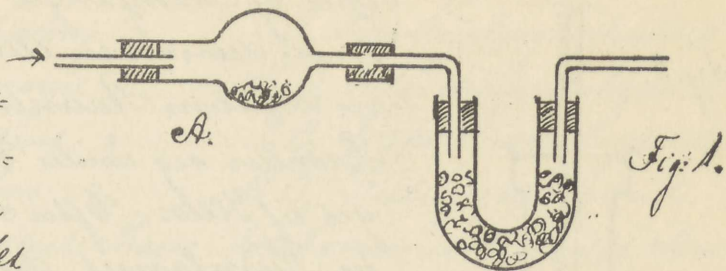
Vandet bestaar, som Molekylformelen angiver, af 8 Vægtdele Ijle og 1 Vægtdel Brint. Dette kan godtgøres ved følgende Forsøg. Røret B (Fig. 1) er forsynet med en Ud-

videlse, hvori er anbragt noget Kobberille (Kupriferoxid) Cu O.  
 Gennem dette Rør  
 ledes en Strøm af  
 Brind, medens Rø-  
 ret opvarmes. Brin-  
 den forbindes sig saa  
 med Kobberillens Ilt  
 til Vand. De dannede Vanddampfe absorberes i U-Røret, der er  
 fyldt med Stykker af vandfrit Klorcalcium. Den Proces, der  
 foregaar, kan indtrykkes ved ligningen:



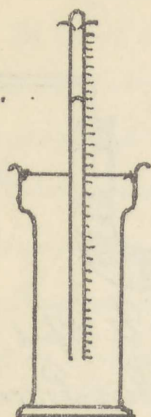
Man siger, at Kobberillen bliver reduceret af Brin-  
 den til metallisk Kobber. Bestemmer man nu Vægtvægt  
 af Røret A og Vægtforholdet af Røret B, finder man, at For-  
 holdet mellem disse Afgørelser er  $\frac{8}{9}$ , saaledes som den o-  
 venfor angivne Molekylformel for Vandet kræver. Den  
 Brind, der anvendes, maa være H<sub>2</sub>.

De Mængder af Ilt og Brind, der kan forbinde  
 sig med hinanden til Vand, har Rumfang, hvis Forhold  
 er  $\frac{1}{2}$ ; Rumfangene maa dog maales ved samme Tem-  
 peratur og Tryk. Dette kan godtgøres ved Hjælp et Eudiom-  
 eter, som er et langt, inddelt Rør, hvori der foroven  
 er indsmældet to Platintraade (Fig. 2). Røret fyldes med  
 Kvægsølv og anbringes i omvendt Stillning i et højt Glas,  
 fyldt med Kvægsølv. Man leder derefter noget Brind og i  
 Eudiometeret og aflæser dets Rumfang, idet man sæn-  
 ker Eudiometeret saaledes, at den ydre og den indre



Overblade staar lige højt. Drufterledes Overskud af Ydel og i  
 Røret og Rømfangel aflæses igen. Lader  
 man dernæst en elektrisk Friist slaa o-  
 ver nullen Platintraadene, forbindes  
 Brinten sig under Eksplosion med no-  
 get af Ydeln. Efter Afkjøling aflæses at-  
 ter Rømfangel; det viser sig saa, at  
 det Rømfang, der er forsvundet, er  $\frac{3}{2}$   
 Gange Brintens Rømfang.

Fig. 2.



§ 17. Krystalvand. Mange krystalinske Stoffer,  
 særlig Salte, indeholder Vand, Krystalvand, der er forbundet  
 med Stoffets Molekyler. Saaledes er Sammensætningen  
 af krystalliseret Natriumsulfat  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  og af  
 krystalliseret Kùprisulfat  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Ved passende  
 Opvarmning gaar Krystalvandet bort, Salten bliver „af-  
 vandet“ og bliver pulverformigt. Ved Opvanding af fæve-  
 de Salte, der indeholder Krystalvand, foregaar der en Fæ-  
 veforandring, det blaa Kùprisulfat bliver saaledes ved  
 Opvanding til et hvidt Pulver, medens de røde Kobolt-  
 salte ved Opvanding bliver blaa.

§ 18. Anhydrider og Hydrater. Mange Stoffer, der  
 baade indeholder Ydel og Brint, kan ved passende Be-  
 handling, f. Eks. ofte ved Opvarmning, afgive Vand;  
 der dannes saa et Anhydrid af vedkommende Stof.  
 Det oprindelige Stof siges at være det til Anhydridet  
 svarende Hydrat. Af mange iltholdige Syrer („Yel-  
 syrer“) eksisterer der Anhydrider, saaledes:

Uholdig Syre

$H_2SO_4$	Svovlsyre
$H_2SO_3$	Svovlsyrling
$HNO_3$	Salpetersyre
$H_3PO_4$	Fosforsyre
$H_2CO_3$	Kulsyre

Anhydrid.

$SO_3$	Svovlsyreanhydrid
$SO_2$	Svovlsyrlinganhydrid
$N_2O_5$	Salpetersyreanhydrid
$P_2O_5$	Fosforsyreanhydrid
$CO_2$	Kulsyreanhydrid.

Af de fleste Baser forekommer ligeledes Anhy-  
driden:

BaseAnhydrid.

$NaOH$	Natriumhydroxyd (Natronhydrat).	$Na_2O$	Natriumoxide (Natron).
$KOH$	Kaliumhydroxyd (Kalihydrat).	$K_2O$	Kaliumoxide (Kali).
$Ca(OH)_2$	Kalciumhydroxyd (Kalkhydrat).	$CaO$	Kalciumoxide (Kalk).
$Mg(OH)_2$	Magnesiumhydroxyd (Magnesiahydrat).	$MgO$	Magnesiumoxide (Magnesia)
$Zn(OH)_2$	Zinkhydroxyd (Zinkoxidehydrat)	$ZnO$	Zinkoxide
$Cu(OH)_2$	Kupferhydroxyd (Kobberoxidehydrat)	$CuO$	Kobberoxide
$Fe(OH)_2$	Ferohydroxyd (Jernforoxidehydrat)	$FeO$	Jernforoxide
$Fe(OH)_3$	Ferrihydroxyd (Jernoxidehydrat)	$Fe_2O_3$	Jernoxide

Basernes Anhydriden er altsaa Metalitter.

Nogle Udsyner og Basen kan forenden de fuldstændige  
Anhydriden tillige danne ufuldstændige Anhydriden; af  
Ferrihydroxyd eksisterer saaledes et ufuldstændigt Anhy-  
drid  $4Fe(OH)_3 \div 3H_2O = Fe_4O_3(OH)_6$  („Rust“).

§19 Brintoverille er ligesom Vand en Forbindelse  
af Ild og Brint, men Molekylformlen er  $H_2O_2$ . Den er en  
ufarvet, sirupsagtig Vædske, der let adskilles i fri Ild og  
Vand:  $H_2O_2 = H_2O + O$ ; en fortyndet Opløsning i Vand er  
dog mere holdbar. Da Brintoverille er i Stand til at afgive

U, kan den virke blegende paa visse Farvestoffer, som ved at forbinde sig med Fæven omdannes til andre farveløse Stoffe; den kan af samme Åarsag virke bakteriedræbende („steriliserende“) og kan derfor bruges til at gøre Mælk holdbar, saa den ikke bliver sur („Buddisering“).

Brintovocille kan opfattes som en Forbindelse af to Hydroxylgrupper:  $H_2O_2 = (OH)_2$ .

Hydroxylgruppen  $OH$  kalder man for et Radikal. Ved et Radikal forstaaer man i Kemien en Atomgruppe, der forekommer i forskellige kemiske Forbindelser og som ved passende kemiske Processer kan overføres i forandret faa den ene kemiske Forbindelse til den anden.

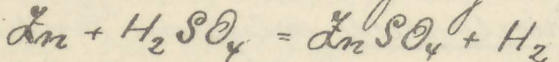
## Salte

### § 20.

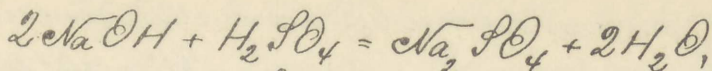
Salte kaldes de kemiske Forbindelse der dannes naar en Syres Brint helt eller delvist erstattes med Metalatomer eller med Radikaler, der kan træde i Stedet for disse.

Salte kan fremstilles paa flere Maader:

a) Hældes en flydende Syre paa Metal, faar man i visse Tilfælde dannet Salt og Brint; af Jern og fortyndet Svovelsyre faas saaledes Jernsulfat og Brint:

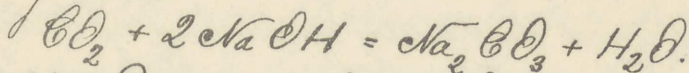


b) Hælder man en passende Mengde af en Opløsning af en Syre i Vand ned i en vandig Baseopløsning, vil man i Almindelighed faa en Saltoopløsning, idet Syre og Base danner Salt og Vand:

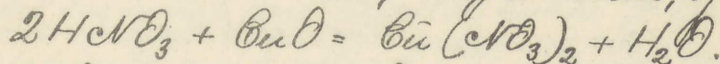


idet Natriumhydroxid og Svovlsyre danner Natriumsulfat og Vand. Man siger, at Syren og Basen neutraliserer hinanden i Opløsningen. En Saltopløsning frembringer i Almindelighed ikke nogen Farveforandring hos en lakmuspopløsning („reagerer neutralt“).

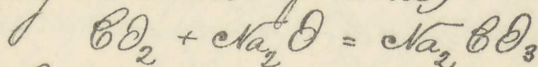
c) Et Salt kan ogsaa fremstilles af et Syreanhydrid og en Base, der danner Salt og Vand; liden man saaledes Kulsyreanhydrid med den vandige Opløsning af Natriumhydroxid, faar en Opløsning af et Salt, Natriumkarbonat, og Vand:



d) Omvendt kan et Salt ogsaa dannes af en Syre og et Baseanhydrid (et Metaloxid), hvilke giver et Salt og Vand. Hælder man saaledes Salpetersyre paa Kobberoxide, faar man dermed et Salt, Koppernitrat, og Vand:



e) Ligeledes kan et Salt fremstilles af et Syreanhydrid og et Baseanhydrid. Vedes Kulsyreanhydrid henover Natrium, dannes Natriumkarbonat (uden samtidig Dannelse af Vand):



Medens man nu oppfatter Metallerne Salte som Syrer, hvori Brint er substitueret med Metalatomer, betragtede man tidligere disse Forbindelser som Forbindelser mellem Syreanhydrid og Baseanhydrid. Derfor kaldte man tidligere Salte  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  for svovl-



sind Nation, medens det nu benævnes Natriumsulfat, paa lignende Maade kaldte man tidligere Kuprisulfat,  $\text{CuSO}_4$ , for svovlsurt Kobberite, Zinksulfat,  $\text{ZnSO}_4$ , for svovlsurt Zinkite o. s. v., idet man tidligere opfattede Syreanhydridet og Baseanhydridet som den egentlige Syre og Base.

Den i et Salt med Metalatomet (eller Metalatomene) forbundne Del af Syren kaldes man Syresten. I Natriumsulfat,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , er Atomgruppen  $\text{SO}_4$  Syresten. Syren selv er en Forbindelse mellem Brint og Syresten.

f) Blander man en vandig Opløsning af Natriumsulfat med en vandig Opløsning af Baryumnitrat, bytter Metallerne Plads (den sker end "Gobbeldekomposition"), man faar et Bindsfald af Baryumsulfat, medens Natriumnitrat forbliver opløst:



En saadan Gobbeldekomposition af to Salte i opløst Tilstand foregaar altid, naar der ved Metallerne Ombytning kan dannes et uopløseligt Salt.

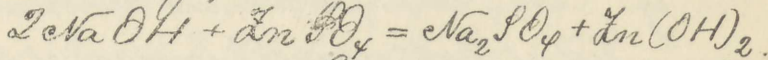
I Stedet for Opløsningen af Natriumsulfat kan ved ovennævnte Forsøg ogsaa anvendes Svovlsyre. Lovon for Gobbeldekompositionen galdes altsaa ogsaa, naar den ene Opløsning er en Syreopløsning, saa Brint og Metal bytter Plads.

g) Undenkaste man en Blanding af Svovlsyre og Natriumnitrat en stærk Opvarmning, vil der dannes Natriumsulfat og fri Salpetersyre:



Svovlsyren vil altsaa fortrænge Salpetersyren. Paa lignende Maade vil ofte ved passende Temperatur den ene Syre kunne ujdjage den anden Syre, af et Salt af denne, naar den sidste Syre er mere flygtig end den første.

h) Isten man en vandig Opløsning af Natriumhydrat til en vandig Opløsning af Zinksulfat, faar man et Bindsfæld af Zinkillehydrat, medens Natriumsulfat forbliver i Opløsningen:



Paa tilsvarende Maade kan man ved Hjælp af en vandig Opløsning af Natriumhydrat fremstille mange uopløselige Baser (sammenligne f))

§21. Sure og normale Salte. Medens enhver Syre indeholder Brint, er det ikke altid hele Brintmængden, der kan ombyttes med Metal, i Eddikesyren  $C_2O_2H_4$  kan saaledes kun det ene af Molekylens 4 Brintatomer substitueres med Metal. Den Brint, der i en Syre kan ombyttes med Metal, kalder man den basiske Brint.

I Svovelsyremolekylet,  $H_2SO_4$ , er begge Brintatomer, i Fosforene,  $H_3PO_4$ , er alle 3 Brintatomer basiske; Svovlsyren kaldes derfor en to basisk Syre, Fosforsyren en tre basisk Syre, medens Salpetersyren  $HNO_3$  er en basisk.

Ombyttes i en to basisk eller flerbasisk Syre kun en Del af den basiske Brint med Metal, dannes der et sært Salt; ombyttes al. den basiske Brint med Metal,

dannes et normalt Salt.

Af Svovlsyren,  $H_2SO_4$ , kan saaledes dannes:  
 $NaHSO_4$ , silt Natriumsulfat, eller svagt svovlsurt  $Na_2-$   
 tion og  $Na_2SO_4$ , normalt Natriumsulfat eller normalt  
 svovlsurt Natrium.

Af Fosforsyren,  $H_3PO_4$ , kan dannes:

$NaH_2PO_4$ , primært Natriumfosfat,  
 $Na_2HPO_4$ , sekundært Natriumfosfat,  
 og  $Na_3PO_4$ , normalt Natriumfosfat.

Ved et "Dobbeltsalt" forstås et Salt, der frem-  
 kommer, naar den basiske Prind i en tobasisk eller  
 flerbasisk Syre ombylles med Atomer af to forskellige  
 Metaller.

§ 22. Basiske Salte. Ligesom Metallbaserne kan opfattes  
 som Forbindelse af Metalatomer og Hydroxylgrupper  
 ( $Na(OH)$ ,  $Ca(OH)_2$ , o.s.v.), saaledes kan Fetsyrene og  
 saa opfattes som Hydroxylforbindelse. Svovlsyren,  $H_2SO_4$ ,  
 kan opfattes som en Forbindelse  $SO_2(OH)_2$  af en togyldig  
 Atomgruppe  $SO_2$  og Hydroxyl; Salpetersyren,  $HNO_3$ , kan  
 opfattes som en Forbindelse  $NO_2(OH)$  af den engyldige  
 Atomgruppe  $NO_2$  og Hydroxyl, Kulsyren,  $H_2CO_3$ , som  
 en Forbindelse  $CO(OH)_2$  af den togyldige Atomgruppe  
 $CO$  og Hydroxyl o.s.v. Atomgrupperne  $SO_2$ ,  $NO_2$  og  $CO$   
 kalder man de respektive Syrens Radikaler, at disse  
 Atomgrupper virkelig er kemiske Radikaler følger af, at  
 der eksisterer Klorforbindelse af dem:  $SO_2Cl_2$ ,  $NO_2Cl$   
 og  $COCl_2$ .



ikke kan henføres til en af de nævnte tre Grupper (som Vand og Brimborvælle), kaldes man ofte for indifferente Stoffe.

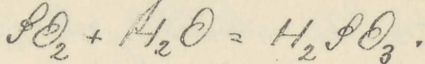
### Svovl.

§ 24. Svovl er et fast, gult Stof; Vægtfylden er circa 2. det er en daarlig Leder for Varme og Elektricitet. Dets Smeltepunkt er  $114^{\circ}$ ; det flydende Svovl er ved denne Temperatur en lysegul, tyndt flydende Vædske; opvarmer man denne Vædske, bliver den mørkt farvet og tykt flydende; ved yderligere Opvarmning bliver den atter tyndt flydende. Kælder man denne sidste Vædske i koldt Vand, faas en mørkt brun, plastisk Masse, der efterhaanden bliver haard og lysegul. Svovlet koges ved  $450^{\circ}$ ; man maa i saa Tilfælde opvarmes uden den alm. Lufts Adgang, da dets Antændelsestemperatur ligger ved circa  $400^{\circ}$ . Leder man Dampene af kogende Svovl over i et koldt Rum, foretages Dampene til et fint krystallinsk Pulver, Svovl-blomster.

Svovl er let opløseligt i Svovlkulstof og Klor-svovl; det er i ringe Grad opløseligt i Tenaand og Ether, men uopløseligt i Vand.

§ 25. Svovlsyrling-anhydrid (Svovldiøxyd),  $\text{SO}_2$ , er en farveløs Gæskart med en stikkende Lugt; den foretages let til en vandklar Vædske. 1 l. Vand opløser ved  $15^{\circ}$  circa 47 l. Svovlsyrling-anhydrid; der ved dannes en sur Vædske, som man mener indehol-

der Svovlsyrling,  $H_2SO_3$ , i opløst Tilstand, idet Svovlsyrlingens  
 hydrid har forbundet sig med Vand til Svovlsyrling:



Svovlsyrling kendes ikke i fri Tilstand, dens Salte kaldes Sulfiter (svovlsyrlige Salte). De er tobasiske og danner to Rækker af Salte, f. Eks.  $NaHSO_3$ , svagt Natriumsulfid (svagt svovlsyrligt Natrium) og  $Na_2SO_3$ , normalt Natriumsulfid (normalt svovlsyrligt Natrium).

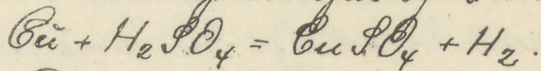
Svovlsyrlingenshydrid opløser let Iet og gaar derefter over til Svovlsyreanhydrid,  $SO_3$ , ligeledes iltet en vandig Opløsning af Svovlsyrling sig let og gaar over til Svovlsyre,  $H_2SO_4$ . Paa Grund af denne Egenskab kan Svovlsyrlingenshydrid anvendes til Blegning (af Uld og Læder); af samme Aarsag virker den bakteriedræbende og bruges derfor til Desinfektion.

Svovlsyrlingenshydrid dannes ved Forbrænding af Svovl:

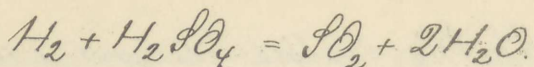


Det dannes ogsaa ved Ristning af Svovlkis ( $FeS_2$ ), ved hvilken Proces der tillige dannes jernille (ved Ristning af et Stof forstaar man Ophedning deraf under Luftens Adgang).

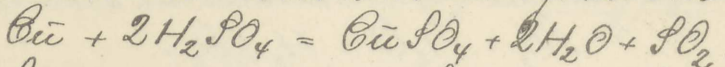
Skal man fremstille Svovlsyrlingenshydrid i mindre Mængde, opheder man Kobberspaaner og Svovlsyre, hvorved der dannes Kuproisulfat og Brint:



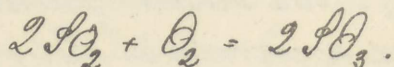
Den dannede Brint afista en ny Mængde Svovlsyre:



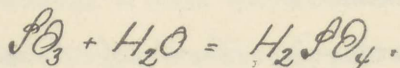
Den samlede Proces kan udtrykkes ved Rigningen:



§ 26. Svovlsyreanhydrid og Svovlsyre. Leds man Svovlsyrlingeanhydrid, dannet ved Forbrænding af Svovl eller ved Ristning af Svovlkis, sammen med atmosfærisk Luft gennem opbedede Rør, der indeholder Platinsvamp (eller platineret Asbestuld), Jernvulst eller andre finedelte Stoffe, foregår der en katalytisk Proces, hvorved Svovlsyrlingeanhydrid forbinder sig med den atm. Lufts Sæt og der dannes Damp af Svovlsyreanhydrid (Svovltrioksid),  $SO_3$ :



Disse Damp ledes ned i Vand, hvorved der dannes Svovlsyre:



Man fremstiller ogsaa Svovlsyre ved at lede Svovlsyrlingeanhydrid, atmosfærisk Luft, Vanddamp og Salpetersyredamp ind i et "Blykammer" (et Rum, hvis Vægge er dannet af Blyplader). Svovlsyrlingeanhydridet reagerer af Salpetersyredampen til Svovlsyreanhydrid, som med Vanddampen danner Svovlsyre. Den ved Afkølingen af Salpetersyren dannede Kvælstofille oplager igen Sæt af den atm. Luft, som den atter afgiver til noget nyt Svovlsyrlingeanhydrid o. s. v. Det er altsaa teorisk tilstrækkeligt en Gang for alle at lede Salpetersyredamp ind i Blykammeret, i Praksis maa dog

Salpetersoredampene af og til fornyes. Fra Bly kamrets Dænk samler sig fortyndet Svovlsyre, den inddampes i Blyskaale, og derefter i Platinkar. Den saakaldte „engelske Svovlsyre“, der gaar i Handelen, indeholder circa 94%  $H_2SO_4$ .

„Ren koncentreret Svovlsyre“ indeholder 98½%  $H_2SO_4$ , Resten er Vand. Den vandfri Svovlsyre kan faas ved at tilsætte den beregnede Mængde Svovlsyreanhydrid til den vandholdige Syre.

Den rene vandfri Svovlsyre er en olieagtig, vandklar Vædske, dens Kogepunkt er circa 340°; dens Vægtfylde er circa 1,9. Den udvikler stor Varme ved at blandes med Vand, hvorfor en Fortynding foretages ved i under Omringning at holde den i en tynd Straale i Vandet. Den forråder organiske Stoffer, idet den berøver dem Ild og Brænd i Form af Vand, hvorved frit Kulstof bliver tilbage.

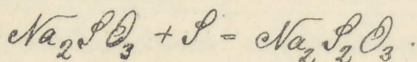
Svovlsyren er en tobasisk Syre, dens Salte kaldes Sulfater. Ligesom Svovlsyrlingen danner Svovlsyren to Rækker af Salte, normale Sulfater (normale svovlsure Salte) og sure Sulfater (sure svovlsure Salte).

Kold og fortyndet Svovlsyre opløser de fleste Metaller under Dannelse af Brænd og Sulfater. Kobber, Jern, Kvægsølv og Bly angribes kun af varm og koncentreret Svovlsyre (i Almindelighed under Dannelse af Svovlsyrlinganhydrid, Vand og Sulfat). Guld og Platin angribes ikke af Svovlsyre.

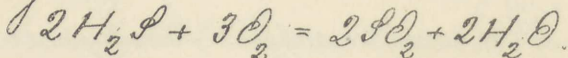
Thiosvovlsyren,  $H_2S_2O_3$ , kan tænkes dannet af Svovlsyren ved at erstatte et af dens S-atomer med et



Svovlatom. Syren selv kendes ikke i fri Tilstand, et normalt Salt af den, Natriumthiosulfat (Svovlundersyrligt Natrium),  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , dannes let ved at koge en vandig Opløsning af Natriumsulfid med Svovl:

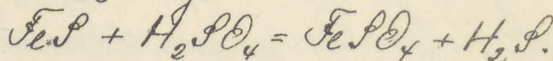


§27. Svovlbrinte,  $\text{H}_2\text{S}$ , er en farveløs, ildelugtende luftart. Den er brændbar, ved Forbrændingen dannes Svovlsyrlinganhydrid og Vand:

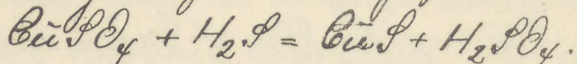


1 l. Vand kan ved  $15^\circ$  opløse circa 3 l. Svovlbrinte, den dannede Opløsning reagerer surt. Svovlbrinten er en Syre, dens Salte kaldes Sulfider (Svovlmetaller).

Svovlbrinten kan fremstilles ved at hælde forlyndet Svovlsyre paa et passende Svovlmetal, f. Eks. Ferrosulfid (Svovljern), hvorved der dannes et nyt Salt, et Sulfat, samt Svovlbrinte (§20. g):



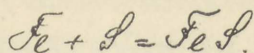
Heder man omvendt Svovlbrinte til en vandig Opløsning af Kviksulfat, vil Svovlbrinten udjage Svovlsyren, idet der dannes et sort Bindsalt af Kviksulfid, medens Svovlsyren forbliver opløst i Vandet:



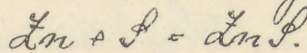
Sarsagen til at denne Proces kan foregaa er, at Kviksulfid er uopløselig i forlyndet Svovlsyre (§20. f).

§28. Svovl forbinder sig direkte med de fleste Grundstoffer, gløder man saaledes en Blanding af Jernpulver og Svovlblomster, forbinder de sig under Ildfenomenet

til Ferrosulfid:



Paa lignende Maade vil en Blanding af Zinkpulver og Svovl blomster ved Antændelse forbinde sig under stærkt Glasfenomen til Zinksulfid (Svovlzink):



Det dannede Zinksulfid er et hvidt Pulver; mange Metalsulfider (f. Eks. Sulfiderne af Jern, Bly og Kobber) er sorte brune eller sorte faste Legemer.

§ 29. Svovl forekommer frit i Naturen i vulkanske Egne; dette Svovl renses og gaar i Handelen i Form af Stænger (Stangsvovl). I Naturen forekommer mange Sulfider (f. Eks. af Bly, Jern, Kviksølv og Zink) og Sulfater (f. Eks. af Kalcium og Baryum). Endvidere findes Svovl i mange organiske Stoffer, særligt i Eggeloidestoffer; ved Forraadmelse af organiske Stoffer (Fang, og o.s.v) kan der derfor udvikles Svovlbriinte.

§ 30. Ilt og Svovl er kemisk beslagtede Grundstoffer, idet de med de andre Grundstoffer danne forbindelser, der har samme Sammensætning og som i Almindelighed har de samme kemiske Egenskaber. Til den samme Gruppe hører to sjældnere Grundstoffer, Selen og Tellur.

Klor.

§ 31. Klor er en gulgrøn luftart med en ubehagelig lugt. Vægtfylden i Forhold til den atm. Luft er 2,45. Klor kan

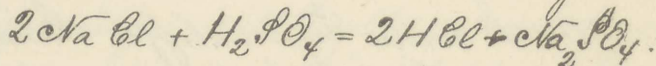
absorberes i Vand; 1 l Vand kan ved 15° absorbere circa 3 l Klor, hvorved der dannes en gulfarv Opløsning. Ved Afkøling og Frykt lader Klor sig let fortælle til en grøn Vædske. Klor har stor Tilbøjelighed til at forbinde sig med mange Grundstoffer. Flere Metaller forbinder sig direkte med Klor under Sløfanomener; en Blanding af ligestore Rumfang Brænd og Klor („Klorknaldluft“) eksploderer ved Antændelse eller ved at rammes af Blys fra Solen eller fra en elektrisk Buelampe, hvorved der dannes en kemisk Forbindelse, Klorbrinte, mellem Klor og Brænd.

Molekylformlen for Klormolekylet er  $\text{Cl}_2$ .

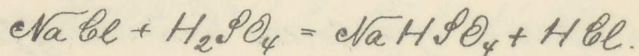
§ 32. Klorbrinte,  $\text{HCl}$ , er en farveløs luftart med en stikkende lugt; dens Vægtfylde i Forhold til atm. Luft er 1,26.

Klorbrinten er en enbasisk Syre, dens Salte kaldes Klorider (Klorometaller).

Man fremstiller i Almindelighed Klorbrinte ved at opvarme Natriumklorid (Klornatrium) med Svovlsyre:



Opvarmer man ikke Blandingen, foregaaer følgende Proces:



Klorbrinten kan i stor Mængde absorberes af Vand; derved dannes en sur Vædske, som man kalder Saltsyre. Ved 15° absorberer 1 l Vand circa 460 l Klorbrinte, den derved dannede Saltsyre indskolde circa 40% Klorbrinte (efter Vægt). Koger man denne Saltsyre, bortgaaer der

sammen med Vanddamp saa meget Klorbrinte, saa den sil-  
bageværende Saltsyre indeholder 20% Klorbrinte, samtidig  
sliger Kogepunktet fra circa 100° til 110°. Ved fortsat Kog-  
ning bortgaar derefter Vanddamp og Klorbrinte i saadan  
Mængde, at Saltsyrens Indhold af Klorbrinte stadig er  
20% og Kogepunktet 110°.

For lignende Maade vil man ved Kogning af  
Saltsyre, der indeholder mindre end 20% Klorbrinte,  
tilsidst faa Saltsyre indeholdende 20% Klorbrinte, me-  
dens Kogepunktet samtidig er stiget til 110°.

Saltsyre opløser mange Metaller under Dan-  
nelse af Brint og Metallklorider. Guld, Platin, Ijrn, An-  
timon og Vismut paavikes ikke af Saltsyre, Kobber, Kvæg-  
støv og Bly kun i ringe Grad.

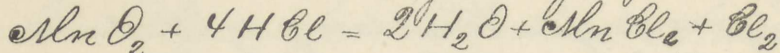
Den i Handelen gaende Saltsyre, "raa Saltsyre",  
er ofte farvet gul af Jernforbindelser.

§ 33. Klor, Ijrn og Brint danner flere Forbindelser, saale-  
des Klorundersyning,  $HCl$ , og Klorsyre,  $HClO_3$ . Disse  
Syrens Salte kaldes henholdsvis Hypoklorider (Klorundersy-  
lige Salte) og Klorater (klorsure Salte). Blandt de sidste  
maa mærkes Kaliumklorat (klorsurt Kali),  $KClO_3$ ,  
der anvendes til Fremstilling af Ijrn.

Klorsuovl,  $I_2Cl_2$  er en rødtbrunt Fædske, der kan  
fremstilles direkte ved at forbrænde Svovl i Klor. Klor-  
suovl kan opløse Svovl, denne Opløsning anvendes til  
Vulkanisering af Kaustjukt.

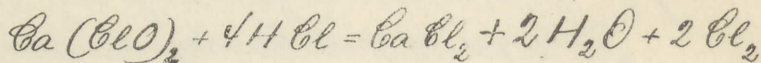
§ 34. Klor kan fremstilles af Metallerne Oxider

og Saltsyre, idet de til Metaloxidierne svarende Klorforbin-  
delse spaltes i et mere klorfattigt Klorid og frit Klor. Af  
Manganoxidet (Brünsten) og Saltsyre gaas saaledes:



Da Klorbiumt dannes af Kogsalt og Svovlsyre, kan  
man derfor fremstille Klor ved i en Kolbe at opvarme  
en Blanding af Kogsalt, Svovlsyre og Brünsten.

Klor udvikles ogsaa, naar man holder en Syre,  
f. Eks Saltsyre, paa et klorindudsyrligt Salt, f. Eks Kalci-  
ümhypoklorid:



Man kan ogsaa fremstille Klor ved at lede en elek-  
trisk Strøm gennem en mættet vandig Opløsning af Na-  
triumklorid (Külelektroder).

§ 35. Klor forekommer ikke frit i Naturen. I Hav-  
vandet forekommer Natriumklorid og mindre Meng-  
de af Kaliumklorid og Magniumklorid, de samme  
Klorider forekommer enkelte Steder som Saltlag i Jorden.

Paa Grund af Klorets store Tilhøjelighed til  
at forbindes sig med Biumt, virker Klor sammen med  
Vand som et stærkt Hæmningsmiddel, dogaa beror Klo-  
rets Anvendelse til Blegning og Desinfektion. Af sam-  
me Grund vil Klorvand (særlig naar det indsættes for  
Lyoets Paavirkning) efterhaanden omdannes til Salt-  
syre:

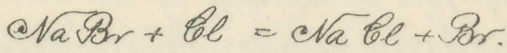


Brom.

§36

Brom er ved alm. Temperatur en rød brun, ætsende Vædske med en meget ubehagelig Lugt; i Vand er Brom noget opløseligt; det dannede Bromvand har en rød Farve og virker illende ligesom Klorvand. Brom danner Forbindelser med de andre Grundstoffer, der er analoge med Klor's Forbindelser. Brombinder,  $HBr$ , er saaledes en farveløs Luftart, der ligesom Klorbinderen er en Syre; absorberes den i Vand, faas en sur Vædske, Brombinderesyre. Brombinderens Salte kaldes Bromider (Brommetaller)

Brom forekommer ikke frit i Naturen, Natriumbromid, Kaliumbromid og Magnesiumbromid forekommer i unge Mængde i Havvandet og i Saltlagene i Jorden. Af disse sidste udvindes Brom, idet man lader en vandig Opløsning af disse Salte liden en passende Mængde Klor, hvorved Brom frigives, f. Eks.



Opløsningen underkastes derefter en Destillation, hvorved Brom destillerer over (sammen med Vanddamp).

Jod.

§37.

Jod er ved alm. Temperatur et sortegraat, fast Legeme med Metalglans; ved Opvarmning udsender det tunge, rødviolette Damp. Vægtfylden er 4,9; Smeltepunkt

Nr. 114°. J Vand er Jod k m i ringe Grad opløselig; derimod opløses det let med brun Farve i Alkohol (Jodtinktur), og med r dviollet Farve i Svovlk lstof. Fri Jod farver Stivelseklister blaat, Farven forsvinder ved Opvarmning, men kommer igen ved Afkøling.

Jodforbindelserne er analoge med Forbindelserne af Brom og Klor. Jodbrinte,  $HJ$ , er en farveløs Duffart; absorberes den i Vand, faas en s n Vædske, Jodbrinteoyre. Jodbrintens Salt kaldes Jodider (Jodmetaller). Jod forekommer ikke i Naturen i fri Tilstand, derimod forekommer Jodidene af Natrium, Kalium og Magnium i ringe Mængde i Havvandet og i Saltlagene i Jorden; endvidere forekommer Natriumjodat,  $Na_2O_3$ , i ringe Mængde sammen med Chilisalpeter. Fra Havvandet opløses Jodidene i Havplantvorne,  dbr kkes Asken af brønds Tang med Vand, kan Jodet frigges af denne Opløsning ved F lledning af Klor. Hovedmassen af Jod  dbindes af det sammen med Chilisalpeter forekommende Natriumjodat.

§ 38. Havvandet i de store Have indeholder i Opløsning omtrent følgende Mængder af Salte, angivet i Promille (eftre Vegt):

Natriumklorid, $NaCl$ ,	—	29,6 ‰,
Magniumklorid, $MgCl_2$ ,	—	3,2 ‰,
Magniumsulfat, $MgSO_4$ ,	—	2,2 ‰,
Kalciumsulfat, $CaSO_4$ ,	—	1,4 ‰;
af Kaliumklorid, Kaliumbromid, Kaliumjodid, $Na=$		

Strømbromid, Natriumjodid, Magnesiumbromid og Magnesiumjodid forekommer smaa Mængder, der ikke naar op til 1<sup>o</sup>/<sub>100</sub>.

Ymindre Haar, særlig naar Tilførslen af Flodvand er stor, kan Indholdet af opløst Salt være meget afvigende fra ovenstaaende; i Gipssten er Indholdet af Natriumklorid kun circa 5<sup>o</sup>/<sub>100</sub>.

## Fluor

§ 39.

Fluor er en grønlig Luftart. Dets Forbindelse med Brændstift, Fluorbrændstift, HF, er en farveløs Luftart, der ved lav Temperatur forvandles til Vædske. Absorberes Fluorbrændstiften i Vand, faas en søv Vædske, Fluorsyre, den angriber Glas og opbevares derfor i Kautsjukflasker. Fluorbrændstiftens Salt kaldes Fluorider (Fluormetaller).

Fluor forekommer ikke frit i Naturen, derimod er Fluormetaller hyppigt forekommende Mineralier. Af Kalciumfluorid (Fluspat) fremstilles Fluorbrændstiften ved Behandling med Svovlsyre:



Ved at lade en elektrisk Ligning gaa gennem forløst Fluorbrændstift (som dog først maa gøres ledende for Ligningen ved at man davi opløser et Fluorid f. Eks. KF) faas Fluor i fri Tilstand.

Fluor har stor Tilbøjelighed til at forbinde sig med andre Grundstoffer, særlig Brændstift og Metaller.



med Iet danner Fluor ingen Forbindelser.

§ 40. Fluor, Klor, Brom og Jod danner tilsammen en besleget Gruppe af Grundstoffer, der kaldes Halogener (Saltdannere), da deres Metalforbindelser er Salte.

Deres Forbindelser med Brint er ufarvede Luftarter, der opløses i Vand og danner sure Vædsker. Disse Grundstoffer har stor Tilbøjelighed til at forbinde sig med Brint og Metallerne, hvilken Tilbøjelighed dog aftager med voksende Atomtal; deres Tilbøjelighed til at forbinde sig med Iet er ringe og vokser med stigende Atomtal. Af Fluor kendes ingen Ietforbindelser.

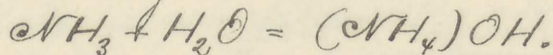
### Kvalstof

§ 41.

Kvalstof er en ufarvet Luftart, idem luft og Smag. Dets Vægtfylde i Forhold til atm. Luft er 0,97. Molekylformelen er  $N_2$ . Kvalstof i fri Tilstand indgår Hovedbestandelen af den atmosfæriske Luft. Det er kun i ringe Grad opløselig i Vand.

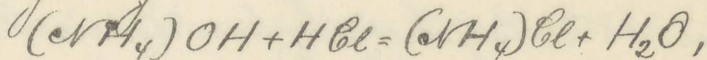
Kvalstof har kun ringe Tilbøjelighed til at forbinde sig med andre Grundstoffer. Det kan direkte forbinde sig med Iet; danner man en elektrisk Lysbue i en Blanding af Kvalstof og Iet, forbinder disse sig til Kvalstofets,  $NO$ . Det kan ogsaa direkte forbinde sig med enkelte Metaller, f. Eks. Magnium, leder man saaledes en Strøm af Kvalstof over gløden de Magnium, dannes Kvalstofmagnium  $Mg_3 N_2$ .

§ 72. Ammoniak,  $NH_3$ , er en farveløst luftart med en stikkende Lugt. Dens Vægtfylde i Forhold til atm. Luft er 0,59. Den fortæller let ved Tryk til en farveløst Vædske, der anvendes i Smaskiner. Al Vand kan ved  $15^\circ$  opløse 727 l Ammoniak; den fremkomne Vædske, Ammoniakvand (Salmiakspiritus), reagerer basisk. Ved Kogning bortgaar al Ammoniak af Opløsningen. Neutraliserer man Ammoniakvand med en Syre (f. Eks. Saltsyre eller Svovlsyre) faas ved Inddampning et Salt. Man forklarer dette ved at antage, at Ammoniakvand indeholder i Opløsning en Base, Ammoniumhydroxyd,  $(NH_4)OH$ , der er dannet ved at Ammoniak har forbundet sig med Vand:



Denne Base er anoly med Natriumhydroxyd,  $NaOH$ , og Kaliumhydroxyd,  $KOH$ , men i Stedet for Metalatomet indeholder den et engyldigt Radikal, Ammonium,  $NH_4$ . Dette Radikal kendes ikke i fri Tilstand.

Den Proces der foregaar, naar Ammoniakvand neutraliseres med Saltsyre, kan derfor udtrykkes ved følgende Ligning:

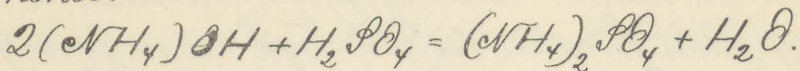


analogt med  $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$ .

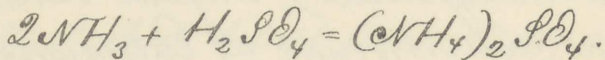
Det fremkomne Salt,  $(NH_4)Cl$ , kaldes Ammoniumklorid (Salmiak).

Neutraliserer man Ammoniakvand med

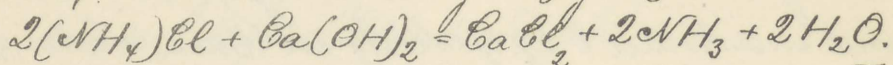
Svovlsyre, faas Ammoniumsulfaat (svovlsur Ammoniak) og Vand:



Ammoniumsalle (Ammoniakalls) kan ogsaa faas ved at lide luftformig Ammoniak ned i vedkommende Syre:



Ammoniak kan fremstilles ved at opvarme Ammoniumklorid, der faas som Biproduct paa Gasværkerne, med Kalciumhydroxyd (lædsket Kalk):



Ammoniak dannes ofte i Naturen ved Forraadnelse af organiske Stoffe.

§43 Salpetersyre,  $\text{HNO}_3$ , er en farveløs Vædske, dens Sælle kaldes Nitrater (Salpetersure Sælle); dens Anhydrid har Sammensætningen  $\text{N}_2\text{O}_5$ .

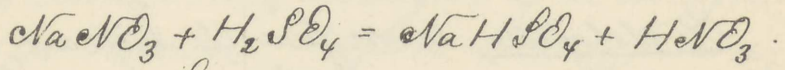
Den rene Salpetersyre er ubestandig og dekomponeres delvis ved Opvarmning og ved Lysets Indvirkning. ved Dekompositionen dannes Vand og luftformige Kvælstoffer, hvilke sidste farver den gul. Ved Destillation af Salpetersyren sker en lignende Adskillelse. Forbynder man Salpetersyre med Vand, saa den indeholder 68% Salpetersyre, kan denne Blanding destilleres uden at forandres.

Salpetersyre afgiver let Ilt og virker derfor som et kraftigt Iltningsmiddel; den iltes saaledes Svovlsyning til Svovlsyre.

De fleste Metaller opløses let af Salpetersyre under Dannelse af Nitrat; den frigjorte Reins afil-  
 ter en Del af Salpetersyren, som derved omindskrives til Kval-  
 stofiller; kun naar Salpetersyren er meget fortyndet,  
 finder en saadan Løslig af Prindten ikke Sted. Guld,  
 Platin og Aluminium angribes ikke af Salpetersyre.

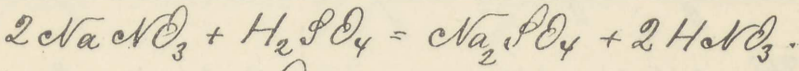
Da Ild opløses af Salpetersyre men Guld ikke, har Sal-  
 petersyre derfor faaet Navnet „Skedevand“ („Scheide-  
 wasser“). Guld og Platin kan derimod opløses af en  
 Blanding af Saltsyre og Salpetersyre („Kongevand“),  
 hvorved der under Udvikling af Kvalstofiller dannes  
 henholdsvis Prindguldklorid,  $H Au Cl_4$ , og Prind-  
 platin klorid,  $H_2 Pt Cl_6$ .

Salpetersyren fremstilles ved i en Retort at  
 opvarme Natriumnitrat (eller Kaliumnitrat) med  
 Svovlsyre:



Den dannede Salpetersyre opsamles i et afkølet For-  
 lag.

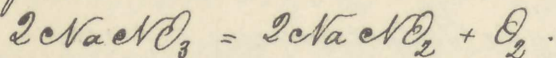
Anvendes stærkere Opvarmning, foregaar følgende  
 Proces:



Ved den stærkere Opvarmning afsunderdes en Del af  
 Salpetersyren saaledes, at det Destillat, man faar i Retor-  
 ten, er farvet rødgul af Kvalstofiller („rygende Salpe-  
 tersyre“).

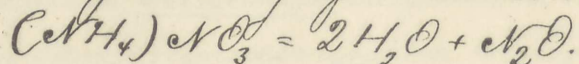
§ 44. Salpetersyning,  $HNO_3$ . Denne Syres Salte kal-

des Nitrater (salpetersyrlige Salte). Kaliumnitrat og Natriumnitrat kan dannes ved Ophedning af de tilsvarende Nitrater, f. Eks:

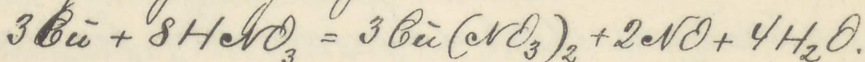


§ 45. Kvalstof danner, foruden Salpetersyreanhydrid,  $\text{N}_2\text{O}_5$ , flere Telforbindelser, saaledes Kvalstofforille,  $\text{N}_2\text{O}$ , Kvalstoffille (Kvalstoffvorte)  $\text{NO}$  og Kvalstofoverille (Salpeterundersyre)  $\text{NO}_2$ .

Kvalstofforille er en farveløs Luftart med en sødlig Smag. Det kan mere Forbrændingen og Standeværdet, indaandes det i ringe Mængde, har det en oplivende Virkning („Kysgas“); indaandes det i større Mængde, virker det bedøvende. Det fortættes let til Vædske og anvendes af Landlæger til kortvarige Bedfølelser. Det fremstilles ved Ophedning af Ammoniumnitrat:

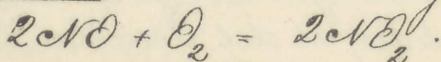


Kvalstoffille er en farveløs Luftart, der i Almindelighed dannes, naar et Metal opløses i Salpetersyre; af Kobber og Salpetersyre faas saaledes:

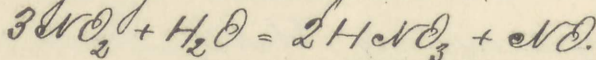


Kvalstoffille forener sig ved alm. Temperatur med

Kvalstofoverille, der er en brungul Luftart:

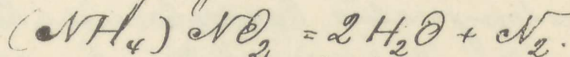


Med Vand af alm. Temperatur danner Kvalstofoverille Salpetersyre og Kvalstoffille:



§46. Kvalstof forekommer i fri Tilstand i Atmos-  
feren hvoraf det udgør Hovedmassen. Enkelt Nitrat,  
saaledes Kaliumnitrat („ostindisk Salpeter“) og Natrium-  
nitrat („Chilisalpeter“), forekommer i jordbunden.

Endvidere forekommer Kvalstof i mange organiske Stoffe,  
saaledes i Eggehvidestoffene. Rent Kvalstof kan frem-  
skilles ved Opbejdning af Ammoniumnitrit:



§47. Den atmosfæriske Luft har omtrent følgende  
Sammensætning, angivet i Procent (eftersom Rumfang):

Kvalstof.	—	78 %,
Yd	—	21 %,
Argon	—	1 %,
Kulsyreanhydrid	—	0,03 %.

Desuden indeholder den vekslende Mængde af  
Vanddamp samt smaa Mængder af de indifferente  
Grundstoffer Helium, Krypton, Neon og Xenon; im-  
idlertid forekommer tillige mindre Mængder af Am-  
moniak, Svovlbrinte, Svovlsyelinganhydrid og Salpe-  
tersyredamp. Den atmosfæriske Luft indeholder des-  
uden oftest Partikler af faste Legemer, Bakterier o. lign.

### Fosfor.

§48. Fosfor kendes i to forskellige Former.

Gul Fosfor er et fast, gult, voksagtigt Stoff; Smelte-  
punktet er 44°, Antændelsestemperaturen er 60°. I Luften  
omgiver det sig med en hvid Røg; idet det langsomt iltet

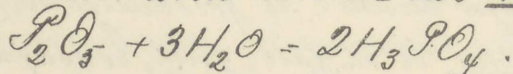
sig, under denne Utningsproces bryer det i Mørke. Det gule Fosfor maa derfor opbevares under Vand. Det gaar i Handelen i Klanger. Det er giftigt og frembringer ved Berøring med Uden den giftige Brandsaar.

Røde Fosfor kan fremstilles af gult Fosfor ved i længere Tid at opvarme det i et lukket Kar til circa  $300^{\circ}$ . Det røde Fosfor er et amorf, rødbruint Pulver, det har en høj Brændestemperatur, kan opbevares i Kisten uden at forandre sig og er ikke giftigt. Ved Smeltning og Destillation af det røde Fosfor kan det altst omdannes til gult Fosfor.

Det røde Fosfor bruges til Trykfladerne paa Fendstikæsker. Salsen indeholder Kaliumklorat, der afgiver Sel til Forbrændingen; lidligere anvendes gult Fosfor til Salsen.

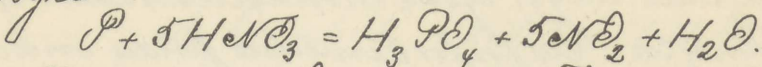
Baade det gule og det røde Fosfor er uopløseligt i Vand; det gule Fosfor er derimod opløseligt i Svovlkulstof.

§49. Baade det gule og det røde Fosfor giver ved Forbrænding Fosforsyreanhydrid,  $P_2O_5$ , der har <sup>lige</sup> samme Sammensætning som Salpetersyreanhydrid. Det er et fast, hvidt Legeme, der har stor Tilbøjelighed til at forbinde sig med Vand; det bruges derfor til Tørring af Luftarter. Med Vand danner det Fosforsyre,  $H_3PO_4$ :



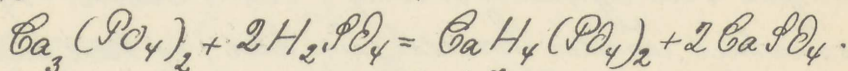
Fosforsyre er et fast, hvidt, krystallinsk Stof, der let tiltrækker Vand og derved bliver flydende. Fosfor

syre kan ogsaa fremstilles ved at behandle Fosfor med Salpetersyre



Fosforsyrens Salt kaldes Fosfater (fosforsure Salt), der kan af Fosforsyren dannes 3 Rækker Salt, idet  $\frac{1}{3}$ ,  $\frac{2}{3}$  af Brændst. eller hele Brændst. mængden kan erstattes af Metal, den sidste Slags Salt kaldes normale Fosfater, de to første Slags sure Fosfater.

Det normale Kalciumfosfat,  $Ca_3(PO_4)_2$ , er uopløseligt i Vand; behandles det med fortyndet Svovlsyre, omdannes det til surt Kalciumfosfat, der er opløseligt i Vand:



Ved Glødning af det sure Kalciumfosfat med Kul faas frit Fosfor.

§ 50. Foruden Fosforsyre danner Fosfor med Jern og Brint flere Forbindelser, der er Syrer; blandt disse kan mærkes Fosforsyrling,  $H_3PO_3$ , hvis Salt kaldes Fosfit (fosforsyrlige Salt).

Med Brint alene danner Fosfor ogsaa flere Forbindelser, saaledes Fosforbrinte,  $PH_3$ , der har <sup>liggende</sup> samme Sammensætning som Ammoniak og ligesom denne er en ufarvet Luftart, medens Ammoniak kun kan brænde i ren Jern (under Udskillelse af Svovlstof), kan Fosforbrinten brænde i atm. Luft (til Fosforsyreanhydrid og Vanddamp).

§ 51. Fosfor forekommer ikke frit i Naturen;



derimod findes flere Fosfater i Naturen, særlig Kalciumfosfat; dette Salt indgår ogsaa Hovedbestanddelen af Hvirveldyrenes Knoer. Fosforforbindelser findes endvidere i Hjerne og Rygmærk. For Planterne er Fosfor et nødvendigt Næringsstof, hvorfor svært Kalciumfosfat er et vigtigt Gødningstof for Jordbunden.

### Arsen.

#### § 52.

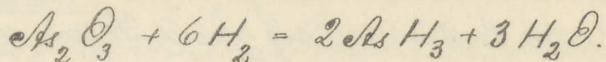
Arsen kendes i flere Former, f. Eks. som et Staalgraat, fast Legeme med Metallglans. Arsen fordamper ved Opvarmning (ved 1 Atm. Tryk ligger Kogepunktet under Smeltepunktet) og kan sublimeres.

Mange Arsenforbindelser er meget giftige.

Arsensyrlingamhydrid,  $As_2O_3$ , (Arsenick, "Rostekrudt") er Anhydridet af en Syre, Arsensyrling,  $H_3AsO_3$ , der ikke kendes i fri Tilstand, derimod kendes flere af dens Salte, der kaldes Arseniter (arsensyrlige Salte). Arsensyrlingamhydrid, der kan dannes ved Forbrænding af Arsen, er et fast, hvidt Stof; det er flygtigt og kan sublimeres. I Vand er det kun gløpløseligt; derimod er det lettere opløseligt i Saltsyre. Det er meget giftigt; som Legemiddel anvendes det mod flere Sygdomme (særlig Hudsygdomme).

Hælder man en Opløsning af Arsensyrlingamhydrid ned i et Brintudviklingsapparat,

dannes der Arsenbrinte,  $AsH_3$ , der er en farveløst, brændbar  
Luftart:



Antander man Blandingen af Brint og Arsenbrinte og holder en kold Porcellainskaal ind i Flammen, forbrænder Arsenbrinten kun eifuldstandigt, idet Arsenet udstilles og afsætter sig som metalglinsende Pletter paa Skaaalen. Paa denne Maade kan ringe Mængder af Arsenoxyleringamhydrid paavises (Marsh's Probe).

Arsensyre,  $H_3AsO_4$ , har samme Sammensætning som Fosforsyren, dens Salte kaldes Arsenater (Arsensvæte Salte); den kan fremstilles ved at behandle Arsen med Salpetersyre.

Arsendisulfid,  $As_2S_2$ , er et rødt og Arsentrisulfid,  $As_2S_3$ , er et gult, fast Legeme; de kan dannes ved Smeltning af Arsen og Svovl

Mange andre Arsenforbindelser er smukt farvede.

§ 53. Arsen forekommer frit i Naturen, endvidere forekommer Arsenisulfid (Realgar) og Arsentrisulfid (Svovelpigment); desuden forekommer i Naturen Forbindelser af Svovl, Arsen og Metaller f. Eks. Arsenikkis,  $As_2S_3$ . Af Arsenikkis kan Arsen udvindes ved Ophedning uden Luftens Adgang, hvorved Arsen fordampes og fortæller i et Forley, medens Svovljærn,  $FeS$ , bliver tilbage. Ophedes Arsenikkis under Luftens Adgang ("ristes"), dannes der Svovloxyleringamhydrid, Jernille

og Arsenoxylinganhydrid, der fortættes i Forlaget. Af Arsenoxylinganhydrid kan Arsen ogsaa udvindes ved at opkøde det med Kuls, der forbinder sig med Selen, medens Arsenet bliver frit (en saadan Proces kaldes en "Reduktion").

### Antimon.

#### § 54

Antimon (Stibium) er et hvidgraat Metal, dets Smeltepunkt er  $625^{\circ}$ , dets Vægtfylde er 6,71, det er skjødt og kan pulveriseres. Ved Opbejdning i Luften brænder det til Antimonille,  $Sb_2O_3$ , der er et hvidt Pulver. Antimonille er Anhydridet af Antimonhydroxyd (Antimonillehydrat),  $Sb(OH)_3$ , der kan danne saarlige Forbindelser baade med Syrer og Baser. Antimonbrunt,  $SbH_3$ , er en farveløs, brændbar luftart.

Antimon forekommer i Naturen i Forbindelse med Svovl som Svovlantimon (Antimonglans, "Pydglass"),  $Sb_2S_3$ , af hvilken Forbindelse Antimon kan udvindes ved først at riske den, hvorved der dannes Svovlsylinganhydrid og Antimonille, denne sidste reduceres dernæst med Kul. Antimon anvendes til Legninger.

### Vismüt.

#### § 55

Vismüt (Bismütium) er et hvidt Metal med rødtligt Skar, dets Smeltepunkt er  $270^{\circ}$ , dets Vægtfylde

er 9.9.

Vismütelle,  $\text{Bi}_2\text{O}_3$  er et gult Pulver, som er Amby-  
drid af en Base, Vismüthydrofyd (Vismütellehydrat),  
 $\text{Bi}(\text{OH})_3$ . Med Brunt danner Vismüt ingen Forbindelse.

Vismüt forekommer i Naturen i fri Tilstand;  
ved Udsættelse skiller det fra de Kemarter, der ledsager  
det. Vismüt anvendes til lelsmedelinge Legeringer,  
hvoraf flere (f. Eks. Woods Metal, Roses Metal o.s.v.)  
har Smeltepunkter, der ligger under  $100^\circ$ .

§ 56. Kvalstof, Fosfor, Arsen, Antimon og Vis-  
müt danner en besleglet Gruppe af Grundstoffer.  
Jo større Atomtallet for et af disse Grundstoffer er, des  
mere metalliske Egenskaber har Grundstoffet.

De kemiske Egenskaber, der skiller Metallerne  
fra Metalloiderne, er særlig følgende:

a) Metallerne danner ikke kemiske Forbindel-  
ser med Brunt saaledes som Metalloiderne.

b) Metallerne's Gylforbindelser er Baseamby-  
drider, medens Metalloiderne's Gylforbindelser  
er Syreambydrider.

c) Metallerne's Forbindelser med Halogenerne  
er Salte, medens Metalloiderne's Halogenforbin-  
delse er Luffarter eller Vedster.

### Bor.

§ 57.

Bor er i visse Retninger besleglet med Kval-

stofgruppens Grundstoffer; det kendes i flere forskellige Former, f. Eks. i en krystallinsk Form af stor Haardhed ("Bordiamant").

Borsyre,  $H_3BO_3$ , findes i Vanddampene, der strømmer ud af Jorden i vulkanske Egne (Toscana) og udvindes ved Fortætning af Dampene. Den dannes bladede Krystaller, der er let opløselige i varmt Vand; Opløsningen er desinficerende ("Borvand"). Borsyrens Salte kaldes Borater (Borsyre Salte).

Natriumborat (Borax),  $Na_2B_4O_7$ , er paa en Gang Natriumsalt og Anhydrid af Borsyre; det kan i smeltet Tilstand opløse flere Metalitter og anvendes derfor som Soddesalt.

### Külsstof.

§ 58.

Rent Külsstof forekommer i Naturen i krystallinsk Tilstand som Diamant og som Grafit. Diamant er farveløst og er det haardeste af alle Legemer; den forbrænder i ren Ilt ved Ophedning til  $800^\circ$ . Diamant bruges til Skæring af Glas, og i sleben Form, som Smykkesten; dens Vægtfylde er 3,5

Grafit er et graaligt, blødt Legeme; dets Vægtfylde er 2,3; dets Antændelsestemperatur er meget høj. Grafit bruges, blandet med Ler, til Digler, som skal udsættes for høj Temperatur, samt til Blyanter; endvidere bruges pulveriseret Grafit som Smøremiddel.

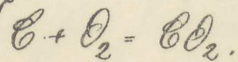
Kulstof forekommer desuden i voren Tilstand i Naturen som Stenkul, Brunkul og Tjørn, der alle er Resten af Fordøiens Planter. Kulstoffet er her ammonst og blandet med andre Plantestoffer. Kulstofindholdet naar i Stenkul op til 91% (Antracit); i Brunkul er Kulstofindholdet circa 65% og i Tjørn circa 60%.

Frekøl, Sukkerkøl, Benkøl og Dyrkøl fremstilles ved For-  
køling (Ophedning uden Lufts Adgang) af henholdsvis Jod,  
Sukker, Knogler og Slagteriaffald. Sukkerkøl er temmelig rent  
Kulstof. Kokes dannes paa Gasværkerne ved Ophedning af Sten-  
kul uden Lufts Adgang i Retorter af Jer og kan indholde  
indtil 97% Kulstof. Retortkøl, der bruges til galvaniske Ele-  
menter og til Buelamper, afsættes paa Gasretorternes Vægge.  
Knæppe er Sod, dannet ved ufuldstændig Forbrænding af Hæ-  
pis, Terpentinolje og lignende Stoffer.

Kulstoffet forekommer ogsaa i Naturen i Kulsyre-  
anhydrid, der findes i Atmosfæren, og i Kulsyre Salte, der  
findes i Jordbunden. Næsten alle dyriske Stoffer og Plan-  
tестoffer er Kulstof forbindelser.

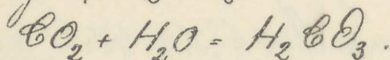
Af Forbindelser mellem Kulstof og andre Grund-  
stoffer kendes et uunnaadeligt stort Antal; den organiske  
Kemii behandler disse Forbindelser.

§ 59. Kulsyreanhydrid (Kulstof dioxyd),  $\text{CO}_2$ , er en  
farveløs Luftart uden Ligt; dets Vægtfylde i Forhold til  
dens alm. Luft er 1,52. Det dannes ved fuldstændig For-  
brænding af Kulstof:

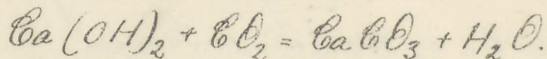


Kulsyreanhydrid kan tænkes være Forbrændingen

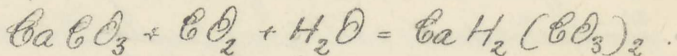
eller Aandedrættet. 1 l Vand kan ved 15° absorbere circa 1 l Kulsyreanhydrid, hvorved der dannes en sur Vædske, som menes at indeholde Kulsyre,  $H_2CO_3$ :



Kulsyren selv kendes ikke i fri Tilstand, dens Salte kaldes Karbonater (Kulsure Salte). Kulsyren er to basisk og kan danne to Rækker af Salte, normale Karbonater (normale kulsure Salte) og sure Karbonater (sure kulsure Salte). Det normale Kalciumkarbonat,  $CaCO_3$ , er uopløseligt i Vand, det sure Kalciumkarbonat  $CaH_2(CO_3)_2$ , er opløseligt i Vand. Læder man Kulsyreanhydrid ned i en vandig Opløsning af Kalciumhydroxyd („Kalkvand“), faas derfor et Bindsfald af normalt Kalciumkarbonat:



Ved Fældning af mere Kulsyreanhydrid forsvinder Bindsfaldet igen, idet der dannes surt Kalciumkarbonat:



Ved Opvarmning eller Herstand adskilles det sure Kalciumkarbonat igen i normalt Kalciumkarbonat, Kulsyreanhydrid og Vand.

Da Jordbunden indeholder betydelige Mængder af normalt Kalciumkarbonat (Kalksten, Kridt), vil det kulsyreholdige Regnvand efterhånden opløse dette, hvorfor Grundvandet indeholder støre eller mindre Mængder af surt Kalciumkarbonat, der kan bindsfældes ved Kogning („Keddeleri“).

Floder og Bække fører betydelige Mængder af dette

siire Kalciumpkarbonat iud i Havet, hvor det dels bündfældes som normalt Kalciumpkarbonat, dels oplages af Bløddyr og i Form af normalt Kalciumpkarbonat anvendes til deres Skaller; ved Dyrernes Død gaar det saa til Bunds. Paa denne Maade er der paa Bunden af Fortidens Hav dannet ofte mægtige Lag af Kalksten („Saltholmskalken“ under Kjöbenhavn).

Paa samme Maade opløses ogsaa det i Jordbunden forekommende normale Ferrorkarbonat; det siire Ferrorkarbonat er meget ubestandigt, idet det ved Berøring med den atm. Luft opløser sig fra denne og dekomponeres i et ufærdstændigt Anhydrid af Ferrihydroxyd,  $Fe_2O_3(OH)_2$  (Rust, Myremalm, Smalm), samt Kulsyreanhydrid og Vand. Naar Grundvandet kommer frem i Atmosfæren (Kilder, Bække, o. s. v.), udskilles derfor Myremalm, som i Tidens Løb kan danne store Lag.

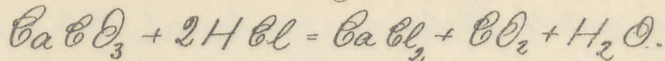
Paa lignende Maade opløses let det normale Magniumpkarbonat, der er tungtopløseligt i Vand, i kulsyreholdigt Vand under Dannelse af siirt Magniumpkarbonat.

Kulsyreanhydrid forekommer i ringe Mængde i den atm. Luft (circa 0,03 %); det oplages af Planterne, men der tilføres igen Atmosfæren Kulsyreanhydrid ved Forbrændingsprocesser, ved Ferreaadnelserprocesser, og ved Dyrernes Udaanding; i vulkaniske Egne strømmes ofte Kulsyreanhydrid frem fra Jordens Indre.

Kulsyreanhydrid kan fremstilles ved at holde

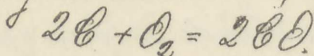


Saltsyre paa Kalciumkarbonat (eller andre Karbonater):

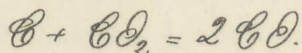


Kulsyreanhydrid anvendes til Fremstilling af Sodavand; fortullet til Vædske gaar det i Handelen i Jernbeholdere.

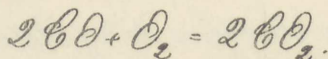
§60. Kulilte,  $\text{CO}$ , er en brændbar Kæftart, den dannes ved ufuldstændig Forbrænding af Kulsstof:



Lad man et højt Hag af Brændsel (Stenkul, Koks) forbrænde paa en Rist, dannes der nærmest ved Risten Kulsyreanhydrid, højere oppe reduceres det dannede Kulsyreanhydrid af glødende Kul:



Det dannede Kulilte forbrænder oven over det glødende Brændsel, hvis Kæft tilliges, med blaa Flamme til Kulsyreanhydrid:



Er Tilførslen af atm. Kæft derimod begrænset, sker den sidste Forbrænding ikke, men fra Ildstedet bortgaar Kulilte blandet med Kvælstof fra den atm. Kæft.

Kulilte kan ogsaa fremstilles, blandet med Brind, ved at lade Vanddamp henover glødende Kul:

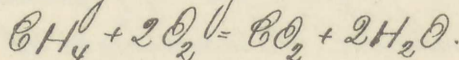


Kulilte er uden Ligt og Smag; den er lidt mindre vætflydend end den atm. Kæft og kørn i ringe Grad oplyselig i Vand. Kulilte er giftig ("Kulros"); idet den ved Indånding i Lungerne opløses i de røde Blodlegemer og derved

hindrer dem i at opløse Jern.

§61. Metalkarbid er Forbindelser af Kulf og Metaller. Det er faste Stoffer, der i Almindelighed fremstilles i den elektriske Bogen ved Ophedning af Metallernes Jern og Kul. Bogen bygges af Kalkblokke; den høje Temperatur i Bogen frembringes af en elektrisk Flammebue, dannet mellem to Bændler af Kulfstænger, der stikkes ind gennem Bogens Vægge (eller Loft). De vigtigste Metalkarbid er Kalciumkarbid,  $\text{CaC}_2$ , Jernkarbid,  $\text{Fe}_3\text{C}$ , og Aluminiumkarbid  $\text{Al}_4\text{C}_3$ . I Almindelighed sønderdeles Metalkarbidet af Vand (varmt eller koldt) under Dannelse af en Kulbrinte og Metalhydroxyd; med Syre danner Metalkarbidet Kulbrinte og et Salt af Metallet.

§62. Af Kulbrinter kendes et stort Antal. Methan („let Kulbrinte“),  $\text{CH}_4$ , er en farveløs Luftart; dens Vægtfylde i Forhold til alm. Luft er 0,55. Det er brændbart; det forbrænder med svagt lysende Flamme til Kulsyreanhydrid og Vand:



Blandinger af Methan og alm. Luft (eller Jern) er eksplosive.

Methan kan fremstilles ved Opraemmning af Aluminiumkarbid og Vand. Methan dannes ofte ved Forraadelse („Sumpgas“); det kan udvikes i Kulgruber („Grubegas“). For at undgå Kulgrubeeksplosioner anvendes i Gruberne Lampen, der er omgivet af et Metaltraadsmet, som flammer, men ikke kan trænge igennem („Davy's Sikkerhedslampe“). Methan er en af Hovedbestanddelene i Belysningsgas.

Methan er første led af en Række af Kulfbrinter (Parafiner), der har den almindelige Sammensætning  $C_n H_{2n+2}$ . De lavere led er luftformige, de næste led er farveløse Vædsker og de højere led faste, brøde Legemer.

Fig. 3 fremstiller Bygningen af Molekylet i en Kulfbrinte af denne Række. Kulfbrinter af denne Række forekommer i Petroleum (Stenolje), der antages at være Dyrenester fra Fortidens Havn.

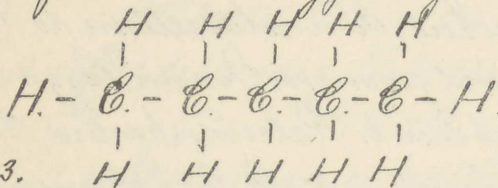
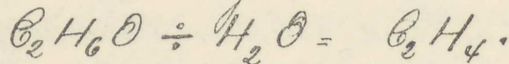


Fig. 3.

§ 63. Ethylen („lång Kulfbrinte“),  $C_2 H_4$ , er en farveløs, brændbar Luftart, hvis Vægtfylde i Forhold til alm. Luft er 0,97. Det brænder med stærkt lysende Flamme til Kulsyreanhydrid og Vand. Blandingen til at Ethylenflammen er mere lysende end Methanflammen, er det forholdsvis større Indhold af Kulstof i Ethylen. Ryset udsendes nemlig af udskilte, glødende Kulpartikler i det indre af Flammen. Blandinger af Ethylen og alm. Luft (eller Fet) er eksplosive.

Ethylen kan dannes af Alkohol,  $C_2 H_6 O$ , ved at ophede det med Svovlsyre, hvorved det berøves Vand:



Ethylen forekommer i mindre Mængder i Belysningsgas.

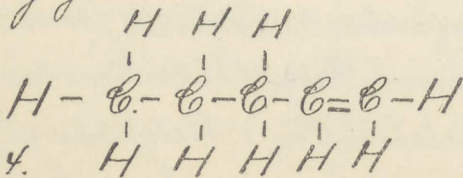


Fig. 4.

Ethylen er første led af en Række af Kulfbrinter (Olefiner), der har den almin-

delige Sammensætning  $C_n H_{2n}$ . I Petroleum forekommer flere Led af denne Række. Fig. 4. fremstiller Bygningen af Molekylet i en Kulfbrinte af denne Række.

§ 64. Acetylen,  $C_2 H_2$ , er ligeledes første Led af en Række af Kulfbrinter af Sammensætningen  $C_n H_{2n-2}$

Fig. 5 fremstiller Bygningen af Molekylet i en Kulfbrinte af denne

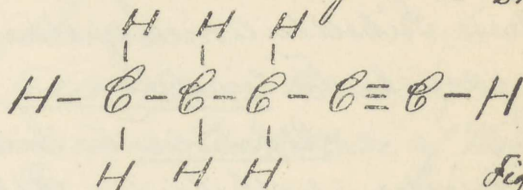


Fig. 5.

Række. Acetylen fremstilles ved at holde Vand paa Kalciumkarbid. Acetylen er brændbart og danner ved Forbrændingen Kulsyreanhydrid og Vand, ved Anvendelse af særlige Brændere brænder det med stærkt lysende Flamme, ellers er Flammen sodende.

Blandingen af Acetylen og atm. Luft (eller Guld) er eksplosiv.

§ 65. Benzol,  $C_6 H_6$ , er en vandklar Vædske, hvis Kogepunkt er circa  $80^\circ$ .

Det forekommer i Stenkulfstjære. Molekylet antages at have den i Fig. 6 angivne Sammensætning.

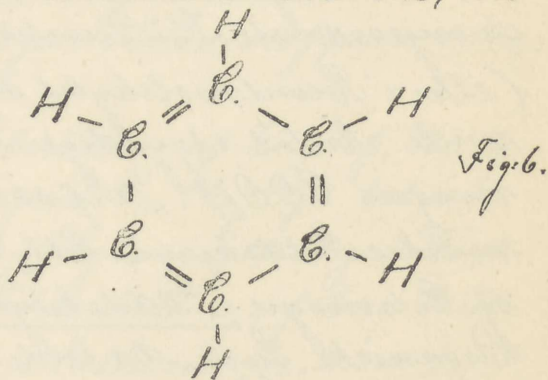


Fig. 6.

Bestøvet med Benzol er de to Kulfbrinter Naphtalin

og Toluol; Naphtalin bestaar af hvide Krystalblade, Toluol er en farveløs Vædske.

Terpener er Kulfbrinter, hvis Molekylenes Sam-

sammensætning er  $C_m H_{2m}$ ; Kulbrinter af denne Art forekommer i Serpentinoljer samt i Kætsjick og Guttaperka.

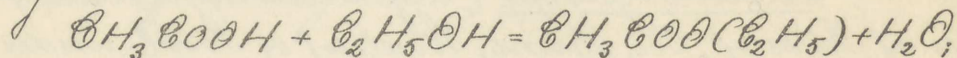
Alle de ovenstaaende Kulbrinter (§§ 62-65) kan et eller flere Brindatomer ombylles („substitueres“) med andre Grundstofatomer eller med Radikaler, ved disse Substitutioner opstaar en stor Mangfoldighed af organiske Forbindelser.

§ 66 Alkoholer er Substitutionsprodukter af Kulbrinter af Methan-, Ethylen- og Acetylenrækken, der er dannede ved at et eller flere Brindatomer er ombylledede med et tilsvarende Antal Hydroxylgrupper. De vigtigste Alkoholer er Methylalkohol  $C_1 H_3 O H$ , Ethylalkohol (alm. Alkohol eller Spiritus)  $C_2 H_5 O H$ , Amylalkohol (Fuselolje)  $C_5 H_{11} O H$ , og Glycerin  $C_3 H_5 (O H)_3$ . Ether,  $(C_2 H_5)_2 O$ , er et Anhydrid af Ethylalkohol.

Organiske Syrer dannes, naar Brindatomer i de nysnævnte Kulbrinter eller deraf afledede Alkoholer (eller i Brindmolekylet selv) ombylles med det tilsvarende Antal etgyldige Radikaler af sammensætningen  $COOH$ . Af saadanne organiske Syrer maa mærkes Eddikesyre  $C_2 H_3 COOH$  samt Oxalsyre, <sup>”Vinsyre</sup> Vinsyre og Citronsyre; Eddikesyrens Salte kaldes Acetater. Organiske Syrer, der indeholder et større Antal Kulstofatomer er Palmitinsyre, Stearinsyre og Oljesyre; de to første er faste, den sidste er flydende.

Alkoholer og organiske Syrer kan forbinde

sig med hinanden under Udskillelse af Vand, hvorved der dannes sammensatte Ætherarter. Saaledes gives Edikesyre og Alkohol:



det fremkomne Stof kaldes Äthylacetat. En anden sammensat Ætherart er Ämylacetat.

Hovedmassen af Fedtstofferne bestaar af tre sammensatte Ætherarter, som under Udskillelse af Vand er dannet af Glycerin med Palmitinsyre, med Stearinsyre og med Oleysyre. Opheder man et Fedtstof sammensat med Vand i et lukket Kar under circa 10 Atm. Tryk, adskilles Fedtstoffet, under Oplagelse af Vand, i Glycerin og de tre ovennævnte Syrer. Glycerinet forbliver opløst i Vandet, medens Syrerne svømmer over paa. Oleysyren kan presses fra de andre Syrer; den faste Masse, der bliver tilbage, kaldes Stearin og er hovedsagelig en Blanding af Palmitinsyre og Stearinsyre.

Voksarterne er, ligesom Fedtstofferne, sammensatte Ætherarter.

§ 67. Kulhydrater er Forbindelser af Kulstof, Ild og Vandsart af sammensætningen  $\text{C}_m\text{H}_{2p}\text{O}_q$ . De er i Almindelighed faste Stoffer, nogle er opløselige i Vand. De vigtigste Kulhydrater er Sukkerarterne (f. Eks. Trisukker,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , Rørsukker, Malkesukker, o. s. v.), Stivelse (der forekommer som Korn af forskellig Form, særlig i Planternes Frø og Rodknolde) og Cellulose (der er den Hovedmassen af Planternes Cellehinder).

Ved Ophedning til et Par Hundrede Grader omdannes Si-  
velse til Dekstrin.

§ 68. Albuminstoffer (Eggehvide-stoffer) er Forbindel-  
ser af Kulsstof, H<sub>2</sub>, Brind, Svalstof og Svovl; under tiden  
indeholder de lille lidt Fosfor. Molekylerne i disse Stof-  
fer har sandsynligvis en indviklet Bygning og bestaar  
af et meget stort Antal Atomer. Albuminstoffer fore-  
kommer i Planternes Frø og i dyriske Stoffer; de vigtigste  
Albuminstoffer er Blodalbumin, Eggalbumin, Ka-  
sein (Ostestof) og Linn.

§ 69. Cyanforbindelser. Cyan, Cy, er et ekgyedigt  
Radikal af Sammensætningen N<sub>2</sub>C, det er i sine  
kemiske Forhold besleglet med Halogenerne.

Cyanbrind („Blaasyre“), H Cy, er en farveløs,  
flygtig og meget giftig Vædske. Dens Salte kaldes Cyanider  
(Cyanmetaller); af disse maa mærkes Kaliumcyanid  
(Cyankalium), K Cy, der er et hvidt, i Vand let opløse-  
ligt og meget giftigt Salt.

Kaliumferrocyanid (Ferrocyankalium),  
K<sub>4</sub>Fe Cy<sub>6</sub>, er et gult Salt, som er opløseligt i Vand og ikke  
giftigt. Til sætter man til en vandig Opløsning af  
Kaliumferrocyanid en Opløsning af et Ferrisalt, faas  
et Bundfald af Berlinerblaat (Ferroferricyanid).

§ 70. Kulsstofsulfid (Svovlkulsstof), C S<sub>2</sub>, er en  
vandklar lysbrydende Vædske, der kan fremstilles  
ved at lade Svovldamp gennem Rør, der indeholder  
glødende Kul. Kulsstofsulfid er brandbart; ved For-

brandingen dannes Svovlsyrlinganhydrid og Kulsyreanhydrid, det kan opløse Svovl og anvendes derfor ved Vulfkanisering af Kautsjuk.

### Silicium.

§ 71. Silicium (Kisel) er mest efter Jern det Grundstof, der forekommer i størst Mængde i Jordkorpem. Silicium forekommer ikke frit i Naturen men kan fremstilles under flere Former. Ved Glødnings af Kulsyreanhydrid med Magnesium:



faas det som et brunt, amorf Pulver, der ved Ophedning i Luften brænder til Kulsyreanhydrid.

§ 72. Kulsyreanhydrid,  $\text{SiO}_2$ , forekommer i Naturen baade i krystallinsk Tilstand (Bjergkrystal, Topas, Amethyst, Kwarts o. fl.) og i amorf Tilstand (Flint, Jaspis, Agat o. fl.) Sand er afrundede Kwarts-korn.

Kulsyreanhydrid er uopløselig i Vand; det er Anhydrid af Kulsyre  $\text{H}_4\text{Si}_2\text{O}_7$  (der forekommer dog ogsaa andre Hydrater f. Eks.  $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$ ). Kulsyrens Salte kaldes Silikater, de er alle uopløselige i Vand undtagen Natriumsilikat ("Natronvandglas")  $\text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_7$ , og Kaliumsilikat ("Kalivandglas"),  $\text{K}_2\text{Si}_2\text{O}_7$ , hvilke Salte kan fremstilles ved at gløde Kulsyreanhydrid med henholdsvis Natriumkarbonat og Ka-



liumkarbonat. Tæller man Saltsyre til en Opløsning af et af de to nævnte Salte, udskilles Kiselsyre, som det hvidt Båndfald. Kiselsyren kan i ringe Mængde opløses i Vand.

Kiselsyren har Tilbøjelighed til at danne Dobbeltsalte og flerdobbelte Salte, ofte er et Molekyl af disse dannet af flere Molekyler Kiselsyre, hvis Brint er erstatet af forskellige Metaller. Hovedmassen af de i Naturen forekommende Bjergarter er saadanne dobbelte eller flerdobbelte Silikater, indeholdende Metallerne Natrium, Kalium, Kalcium, Magnesium og særlig Aluminium; mange af disse Salte indeholder tillige Brint (er sure Salte) eller er tillige Syreanhydrider.

Den hyppigst forekommende Bjergart, Granit, bestaar af tre Mineralier: Kwarts, Feldspat og Glimmer. Af Feldspat, der er et Silikat, forekommer flere Slags: Kalifeldspat (der er sammensat  $KAlSi_3O_8$ ), Natronfeldspat, Kalknatronfeldspat o. fl. Glimmer er et brændeligt Silikat, der blandt andet kendes paa sin bladede Bygning; af Glimmer forekommer flere Slags: Kaliglimmer er et Aluminiumkalciumsilikat, Magnesiaglimmer indeholder tillige Magnesium (og Jern).

Under Paavirkning af det kulsyreholdige Regnvand forviter Granitten efterhaanden, idet ovennævnte Dobbeltsilikater adskilles paa den Maade, at Aluminiumsilikater bliver uforandret

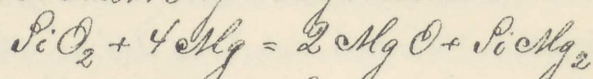
tilbage og der samtidig dannes opløselige Karbonater af de øvrige Metaller samt fri Kiselsyre; den i Granitten indeholdte Kwarts paavirket ikke ved denne Forvit-  
ringsproces.

Ved Granittens Forvitring er saaledes dannet:

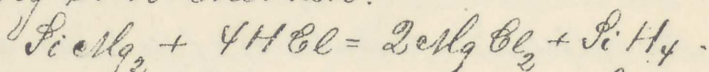
- a) Ler, der er det i almindelighed Aluminiumsilikat, det er skyllet bort af Regnvandet og er mange Steder aflejret i store Lag. Leret er oftest blandet med Kwartskorn, Feldspat og Glimmerrester; indeholder det store Mængder af kulsur Kalk, kaldes det Mugel. Det reteste Ler kaldes Kaolin, det har Sammensætningen  $Al_2 H_2 Si_2 O_8, H_2 O$ .
- b) De opløste Karbonater er efterhaanden omdannet til iopløselige Karbonater af Kalcium og Magnesium.
- c) Den fri Kiselsyre er i Tidens Løb bleven opløst af Regnvandet, store Mængder af denne Kiselsyre er bleven oplaget af Planterne. For flere af Nutidens Planter (Græsarterne, Kornsorterne, o.s.v.) er Kiselsyre et rigtigt Næringsstof. Højstue af Kiselsyre fra Fortidens Alger findes flere Steder i Jordbunden som hele Lag (Moler, Kieselgur, Infusoriejord).
- d) Kwartskornene er ført bort af Regnvandet, de er derved efterhaanden bleven afrundede og danne nu ofte mægtige Lag af Sand og Grus.

Ved Granitens Forvitring bindes Atmosferens Kulsyreanhydrid, idet Kulsyren i Granitten delvis erstattes af Kulsyre. Da Granitens Forvitring stadig fortsættes, er det muligt, at Mængden af Kulsyreanhydrid i Atmosferen efterhaanden langsomt formindskes.

§ 73. Ophedes Kulsyreanhydrid med Overskud af Magnesium, dannes foruden Magnesiumille en Forbindelse af Silicium og Magnesium:



Kastes den afkølede Masse med i fortyndet Salt-syre, udvikles Siliciumbrinte, der har samme Sammensætning som Methan:



Siliciumbrinten er en farveløs Kuglepart, den er selvantændelig og brænder, naar den kommer op i Luften, til Kulsyreanhydrid og Vand.

Siliciumkarbid. (Karbouindium),  $\text{SiC}$ , fremstilles ved Redning i den elektriske Ovn af Kulsyreanhydrid og Kull. det er et krystallinsk, grønlignende, meget hårdt Legeme, der anvendes som Slibe-middel.

### Fin.

§ 74. Fin (Stannium) er et hvidt, metallignende Grundstof, besat med Kulfstof og Silicium.

Det har Vægtfylden 7,3; dets Smeltepunkt er  $228^{\circ}$ . Det holder sig uforandret i Luften, hvorfor det bruges til Overtræk af Jernplader („Tinblik“); Tinblik fremstilles ved Næddyning af Jernplader i smeltet Tin. Tin anvendes ogsaa til Legeringer: Roddemetal bestaar af Tin og Bly, Bronze af Kobber og Tin, Britanniametal af Antimon og Tin. Stanniol (Tinfolie) er tyndt udknækkede Tinblade.

§ 75. Tinnet er i sine Forbindelser enten firegyldigt (Stanniforbindelser) eller togyldigt (Stannoforbindelser).

Med H<sub>2</sub> danner Tin to Forbindelser: Tinsyreanhydrid (Stannioxyd),  $\text{SnO}_2$ , og Tinforille (Stannooxyd),  $\text{SnO}$ . Behandles Tin med varm Salpetersyre, dannes Tinsyre, som er et hvidt Pulver, der ved Uldring afgiver Vand og danner Tinsyreanhydrid. Dette forekommer i Naturen som Tinslen, hvoraf Tin udvindes ved Reduktion med K<sub>2</sub>.

Tinforille er Anhydridet af en Base, Tinkhydroxyd (Stannohydroxyd)  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ . Tin opløses i under Brimsudvikling i stærk Saltsyre, hvorved der dannes en Opløsning af et Salt, Tinforchlorid (Stannoklorid, Tinklorsyre),  $\text{SnCl}_2$ ; ved Inddampning til Krystallisation kan Saltet faas som fæmlelse Krystaller. Af varm og stærk Svovlsyre opløses Tin ligeledes under Dannelse af en Stannoforbindelse.

Det divalente Jern har altsaa Metallernes kemiske Egenskaber, medens det trivalente Jern er et Metalloid.

§ 76. Kulsstof, Silicium og Jern danner en Gruppe beslagede Grundstoffer, hvis Valens er 2 eller 4. Dioxydenne er alle Syreanhydrider; CO er derimod et indifferent Gælle, SnO er et Baseanhydrid. Det Grundstof af Gruppen, der har højst Atomtal, nærmer sig altsaa, ligesom i Kulsstofgruppen, i sine kemiske Egenskaber til Metallerne.

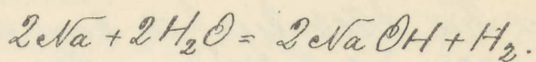
### Metaller.

§ 77. Metallerne kam, ligesom Metalloideane, deles i indbyrdes beslagede Grupper. En Tabel over de forskellige Metalleres Vægtfylde og Smeltepunkt (samt Kogepunkt) findes bag i Bogen. De almindeligste Metoder til Fremstilling af Metalleres Salte er angivet i § 20; bag i Bogen findes en Tabel over Indholdet af Krystalvand i forskellige Salte samt en Tabel over de vigtigste Salte, der ikke indeholder Krystalvand.

### Alkalimetallerne.

§ 78. Til denne Gruppe hører Natrium, Kalium og nogle sjældnere Metaller. Radikalet Ammonium slutter sig til denne Gruppe. Alkalimetallerne er monovalente, de spænder over Vand ved alm. Temperatur under Udvikling af Brind og Dannelse af Hydroxyder,

f. Eks.

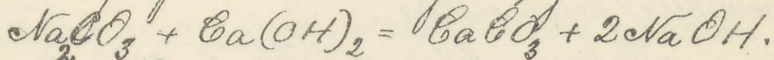


Alkalimetallerne er hvide og bløde Metaller; de iltet sig let i Luften og maa derfor opbevares under iltfri Vædske, f. Eks. Bensen eller Petroleum.

Hydroxydeme, der er opløselige i Vand, er de stærkeste Baser, man kender. Saltene er, paa enkelte Undtagelser nær (arslimonsiur Natrium, siur vinsur Kali), opløselige i Vand; de er farveløse, naar Lyren er ufarvet.

§ 79.

Natriumhydroxyd (Natronhydrat, "kaustisk Natrium"),  $\text{NaOH}$ , kan fremstilles i ren Tilstand af Vand og metallisk Natrium. Koges en vandig Opløsning af Natriumkarbonat med Kalciumhydroxyd faas en Opløsning af Natriumhydroxyd:



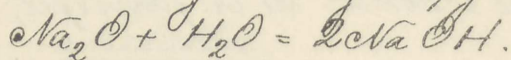
Den klare Opløsning holdes fra Bændfaldet af Kalciumkarbonat og indtampes til Tørhed; det smeltede Natriumhydroxyd sættes i Stænger og gaar i denne Form i Handelen. Det paa denne Maade fremstillede Natriumhydroxyd er forurenet af Natriumkarbonat og Kalciumhydroxyd.

Natriumhydroxyd fremstilles dog mest efter en anden Metode, nemlig ved Elektrolyse af en Opløsning af Natriumklorid.

Kalciumhydroxyd (Kalihydrat, "kaustisk Kali"),  $\text{KOH}$ , kan fremstilles ved tilsvarende Metoder.

Natriumhydroxyd og Kaliumhydroxyd kaldes fra gammel Tid Alkalier; de kan smeltes uden at skinder deles eller afgive Vand; i Kisten opløses de Kulby-  
reanhydrid og gaar over til Karbonatene.

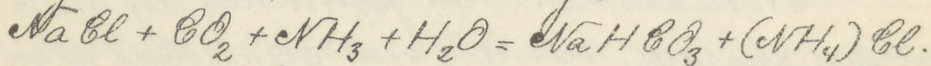
Anhydridene  $\text{Na}_2\text{O}$  (Natriumoxide, Natriumoxyd, Natron) og  $\text{K}_2\text{O}$  (Kaliumoxide, Kaliumoxyd, Kali) fremstilles ved Ophedning af Metallerne i et  
Luft; med Vand forbinder disse Anhydrider sig im-  
der stor Varmeudvikling til Hydroxyder, f. Eks:



§ 80. Natriumklorid (Klor natrium, Kog salt),  
 $\text{NaCl}$ , faas fra Saltlyerne, der er Resten af indkogrede  
Hav, samlet ved Inddampning eller Frysning af Hav-  
vandet, det er omtrent lige let opløseligt i varmt og i  
koldt Vand og er det Raasstof, hvoraf andre Natrium-  
forbindelser fremstilles.

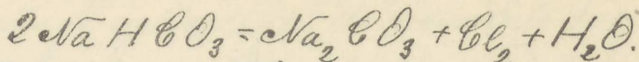
Kaliumklorid (Klor kalium),  $\text{KCl}$ , faas  
hovedsageligt fra Saltlyerne ved Glassjukt; af dette frem-  
stilles de fleste andre Kaliumforbindelser.

Natriumkarbonat (Kulsurt Natron, Soda),  
 $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , kan fremstilles af en vandig ammoniakalsk  
Opløsning af Natriumklorid, hvortil man tæder Kul-  
syreanhydrid under 2 Atm. Tryk:



Det dannede Ammoniumklorid forbliver opløst  
i Vandet medens det sure Natriumkarbonat er tungt  
opløseligt i Vand og udskilles; ved Ophedning af dette Sam-

nes Natriumkarbonat:



En mindre Mængde Soda fremstilles af Stryolit.

Kaliumpkarbonat (kulsurt Kali, Potaske),  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , kan fremstilles ved Glødning af "Bærmer" fra Rosükkenfabrikkerne og ved Glødning af "Vinsten" (surt vinsurt Kali) fra Vinfade. Potaske tiltrækker i Luften Vanddamppe og flyder hen.

Baade Natriumpkarbonat og Kaliumpkarbonat kan opredes til Glødning uden at smeltes.

Surt Natriumpkarbonat („trekulsurt Natrium“),  $\text{NaHCO}_3$ , og surt Kaliumpkarbonat,  $\text{KHCO}_3$ , er tungt opløselige i Vand, de kan fremstilles ved at lade Kulsyreanhydrid til vandige Opløsninger af de normale Karbonater.

Natriumnitrat (salpetersurt Natrium, Natriumsalpetur),  $\text{NaN}_3$ , forekommer i regelmæssige Egne i Chili („Chilisalpetur“); det tiltrækker Luftens Vanddamppe og er henflydende; det anvendes til Gødning.

Kaliumnitrat (salpetersurt Kali, Kalisalpetur),  $\text{KNO}_3$ , anvendes til Kræddfabrikation.

Baade Natriumnitrat og Kaliumnitrat afgiver ved Ophedning  $\text{N}_2$  og gaar over til Nitrat.

Natriumsulfat (svovlsurt Natrium, „Glaubersalt“),  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , og Kaliumsulfat (svovlsurt Kali),  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , fremstilles ved Ophedning af Svovlsyre med



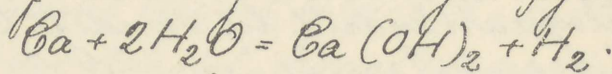
henholdsvis Natriumklorid og Kaliumklorid.

De alkaliske Jordarters Metaller.

§ 81.

Til denne Gruppe hører Kalcium, Baryum og Strontium; beslaglet med disse Metaller er Bly (Plumbum). Metallerne af denne Gruppe er i deres fleste Forbindelse divalente, i faa Forbindelser (Oxyd eller) er de tetravalente. Kalcium er et hvidt, Bly et blaagraat Metal.

Kalcium, Baryum og Strontium iltet sig let i Luften og ogsaa delvis ved alm. Temperatur Vand under Dannelse af Brint og Metalhydroxyder, f. Eks.



Bly overtrækkes i Luften af en tynd, mørkegraa Glinde af Blyilt. ved stærk Ophedning i Luften brænder det til Blyilt Pb O. Bly opløses let af varm, fortyndet Salpetersyre under: Dannelse af Blynitrat,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ; af Saltsyre og Svovlsyre angribes det kun i ringe Grad.

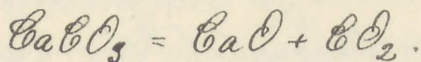
Bly anvendes til Blyrøg, Akkumulatorer, Projektiler og til "Blykammer" i Svovlsyrefabrikker, det anvendes endvidere til Legeringer, Roddemetal er en Legering af Bly og Tin, Typemetal af Bly og Antimon.

§ 82.

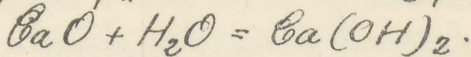
Af denne Metalgruppes Salte er Nitraterne opløselige i Vand; det samme er Tilfældet med

Kloridene, dog er Blyklorid tungt opløseligt i Vand.  
 Sulfaterne er tungt opløselige, de normale Fosfater og  
 Karbonater er uopløselige i Vand, derimod er det sure  
 Karbonat og de sure Fosfater af Kalciurne noget op-  
 løselige i Vand. Sulfure er i Almindelighed farvelø-  
 se, naar Syren ikke selv er farvel. Hydroxydene  
 er tungt opløselige, Blyhydroxyd næsten uopløse-  
 ligt i Vand. De opløselige Blysalte er giftige.

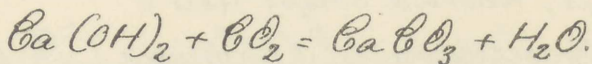
§ 83. Normalt Kalciurnkarbonat (kulsur  
 Kalk),  $\text{CaCO}_3$ , forekommer i Naturen som Kalk-  
 spat, Marmor, Kalksten, Knud og, blandet med  
 Ler, som Mergel. Ved Gløddring omdannes det til  
Kalciurnmille (Kalciurnoxyd, Kalk, "brændt Kalk"),  
 $\text{CaO}$ :



Kalciurnmille giver med Vand Kalciurnhy-  
 droxyd (Kalkhydrat, "lædsket Kalk"),  $\text{Ca(OH)}_2$ :



Den lædskede Kalk er et hvidt Pulver, der rørt  
 sammen med Vand og Gips anvendes som Mørtel. Fra  
 den alm. Luft optager Mørtelen Kulsyreanhydrid og  
 hærder, idet der dannes normalt Kalciurnkarbo-  
 nat:



Normalt Kalciurnfosfat (fosforsur Kalk),  
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , findes i Naturen som Fosforit og Apatit  
 (sammen med  $\text{CaCl}_2$  og  $\text{CaF}_2$ ); det udgør sammen

med kulsur Kalk Hovedmassen af Hvirveldyernes  
Knogler.

Kalciumsulfat (svovlsur Kalk),  $\text{CaSO}_4$ ,  
forekommer i Naturen som Gips, Marienglas og Alabast.  
Gips er krystallinsk og indeholder 2 Molekyler Krystalvand,  
opvarmer man Gipsen til  $120^\circ - 130^\circ$ , mister den circa  $\frac{3}{4}$  af  
sit Krystalvand og bliver til et hvidt Pulver. Røper man  
dette Pulver („brændt Gips“) sammen med en passende  
Mængde Vand, opløses det manglende Krystalvand igen  
og Massen hardner.

Kalciumsulfid (Svovlkalcium),  $\text{CaS}$ , er en  
hvidgul Masse, der kan faas ved Gløddning af Kalcium-  
sulfat med Kul, i Mangel fosforeserer det, naar det i  
Løvsjen har været udsat for Belysning.

Kalciumfluorid (Fluorkalcium),  $\text{CaF}_2$ ,  
findes i Naturen som Fluorspat.

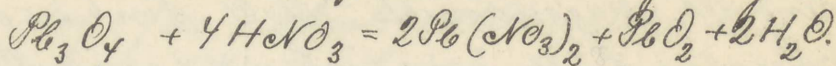
Silikater af Kalcium udgør en Bestanddel  
af mange Dobbeltsilikater, der findes i Naturen som  
Mineralier.

§ 84. Bly danner flere Tilforbindelser.

Blyille (Blyoxyd, „Ishungled“),  $\text{PbO}$ , er et  
gult Pulver, der kan fremstilles ved Ophedning af Bly i  
den atm. Luft, hvorved Blyet iltes.

Blymellemille (Minnie),  $\text{Pb}_3\text{O}_4$ , kan frem-  
stilles ved at opheide Blyille til circa  $450^\circ$  under Luflens  
Adgang, det er et seglestemsgødt Pulver, der bruges til  
Malerfarve og Kis.

Blyoviville,  $PbO_2$ , er et mørkebrunt Pulver, der faas ved at behandle Mangan med Salpetersyre:



Under Ladningen af en elektrisk Akkumulator dannes der sig et lag af Blyoviville paa den ene Blyplade.

Baade Mangan og Blyoviville afgiver H<sub>2</sub> ved stærk Ophedning og gaar over til Blyille.

Blyacetat (eddikesurt Blyille, "Blysøtken"),  $Pb(CH_3COO)_2$ , faas ved Opløsning af Blyille i Eddikesyre. Det er et farveløst Salt, opløseligt i Vand; det smager sødt. Koger man en vandig Opløsning deraf med Blyille og leder Kulsyreanhydrid til Opløsningen, faas man et Bindsfald af

Blyhvidt, der anvendes til Malerfarve og består af forskellige basiske Karbonater, f. Eks.  $2PbCO_3$ ,  $Pb(OH)_2$ . Blyhvidt bliver sort i svovlbinderholdig luft, idet der dannes Blysvulfid (Svovlbly),  $PbS$ . Denne Forbindelse faas som et sort Bindsfald, naar man leder Svovlbinder til en vandig Opløsning af et Blysalt. Blysvulfid forekommer i Naturen som Blyglans og er den vigtigste Blymalme.

### Magnesiumgruppens Metaller.

§ 85. Til denne Gruppe hører de tre divalente Metaller Magnesium, Zink og Kadmium. Magnesium

er et hvidt Metal, der holder sig godt i Luften; ved Op-  
hedning i Luften brænder det under stærk Rysindvik-  
ling til Magniummille,  $MgO$ . Zink er ogsaa et hvidt  
Metal; i Luften overtrækkes det med et tyndt Lag af  
et basisk Zinkkarbonat, der beskytter Metalliet mod  
videre Angreb. Zink bruges derfor som Overtræk paa  
Jern for at beskytte dette mod Helring („galvanise-  
ret Jern“); „Galvaniseringen“ udføres ved at dyppe Jern  
i smeltet Zink. Ved circa  $100^\circ$  er Zink blødt og  
kan hamres, ved circa  $300^\circ$  er det skørt og kan pulveri-  
seres; ved Opledning til circa  $950^\circ$  i Luften brænder  
Zink med grønlig Rys til Zinkaske,  $ZnO$ .

Metallerne af denne Gruppe opløses let baa-  
de af Saltsyre, Svovlsyre og Salpetersyre. Af Saltene er  
Klorider, Sulfater og Nitrate opløselige, de normale  
Karbonater og Sulfiderne derimod iopløselige eller  
svært opløselige i Vand. Hydroxydene er meget svært  
opløselige eller iopløselige i Vand. Saltene er farveløse,  
naar ikke Lyren selv er farvet.

Zink anvendes til forskellige sløble Genstande,  
til Galvanisering af Jern og til galvaniske Elementer;  
Zink anvendes endvidere til Legeringer: Messing er  
en Legering af Kobber og Zink, Nysølv en Legering af  
Kobber, Nikkel og Zink.

§ 86. Magniummille (Magniumoxyd, Magnesia),  
 $MgO$ , er et hvidt Pulver; det anvendes i Medicinen  
og til Glastrifter i Vernstlamps.

Magniumsulfat (svovlsurt Magnesia, "engelsk Salt"),  $MgSO_4$ , anvendes i Medicinen; det findes i Saltlejer og i flere naturlige Mineralvande.

Zinke (Zinkoxyd),  $ZnO$ , er et hvidt Pulver; det bruges som Malerfarve ("Zinkhvidt"); det sværes ikke i svovlbrinteholdig Luft.

Zinksulfat (svovlsurt Zinkvitrinol),  $ZnSO_4$ , er et farveløst Salt, der er let opløseligt i Vand; det dannes let ved Opløsning af Zink i Svovlsyre; det anvendes i Medicinen.

Zinkklorid (Klorzink),  $ZnCl_2$ , er et farveløst, let opløseligt Salt, der kan fremstilles ved at opløse Zink i Saltsyre. Det bruges som antiseptisk Middel, til Imprægnering af Træ for at forhindre Førraadnelse og til Roddevand. Zinkklorid kan forbinde sig med Ammoniak til Zinkkloridammoniak,  $ZnCl_2, 2NH_3$ , der danner farveløse Krystaller.

Zinksulfid (Svovlzink),  $ZnS$ , kan dannes ved Ophedning af en Blanding af Zinkpulver og Svovlblomster; det er et hvidt Pulver.

§ 87. Af Magniumforbindelser forekommer Magniumsulfat og Magniumklorid i Havvandet og i Saltlejerne; Magniumsilikater forekommer i Mineralriget som Talk, Spæksten, Serpentin og Merkur. Magniumsilikater er endvidere en Bestanddel af mange Dobbeltsilikater f. Eks. Asbest, der væsentlig bestaar af Magniumkalcium-

isensilikat. Magnesit er Magnesiumkarbonat, Dolomit er Magnesiumkalkiumkarbonat.

Zink forekommer i Naturen som Karbonat (Zinkspat, edel Galmei), som Silikat (uædel Galmei) og som Sulfid (Zinkblendt).

### Aluminiumgruppens Metaller

§ 88. Denne Gruppe omfatter Aluminium og nogle sjældnere Metaller. Grundstoffene af denne Gruppe er trivalente. Aluminium er et hvidt Metal, der holder sig godt i luften, ogsaa ved Opvarmning. Det opløses af Saltsyre og Svovlsyre, derved dannes Aluminiumklorid (Kloraluminium),  $AlCl_3$ , og Aluminiumsulfat (Svovlsur Lerjord),  $Al_2(SO_4)_3$ , der er farveløse, let opløselige Salte. Salpetersyre angriber ikke Aluminium. Alle Aluminiumsalte er farveløse. Aluminiumhydroxyd (Lerjordhydrat),  $Al(OH)_3$ , faas ved at sætte en Opløsning af en stærkere Base (Natriumhydroxyd, Ammoniumhydroxyd) til en Opløsning af et Aluminiumsalt, det udfældes derved som et ufarvet, fyldigt, amorph Bundfæld. Aluminiumhydroxyd kan overfor stærke Baser optræde som Syre (Saltene kaldes Aluminater).

Aluminiumoxide (Lerjord),  $Al_2O_3$ , faas som et hvidt, amorph Pulver ved Glødnings af Hydroxydet.

Kaliumaluminiumsulfat (svovlsurt Kalk-jord-Kali, Alum),  $K_2SO_4$ ,  $Al_2(SO_4)_3$  er let opløseligt i varmt, tungt opløseligt i koldt Vand. Alum anvendes i Medicinen, i Farverier, i Garverier og til Impregnering af brændbare Stoffer.

Aluminiumkarbonat eksisterer ikke.

§ 89. Aluminium er det Metal, der forekommer i størst Mængde i Jordkorpren, det findes dog aldrig i fri Tilstand. Aluminium vilde forekommer som Koralind, Rubin, Safir og Smaragd. Aluminiumsilikat findes som her og udgør en Del af mange Dobbeltsilikater, der forekommer som Mineralier, f. Eks. Feldspat og Glimmer. Mergel er her, blandet med kulsur Kalk. Lazursten, hvorefter man tidligere fik det blaa Farvestof Ultramarin, er et svovlholdigt Aluminiumnatriumsilikat. Kryolit er Natriumaluminiumfluorid,  $3NaF$ ,  $AlF_3$ .

§ 90. Beslagled med Aluminiumgruppens Metaller er Jern, Krom og Mangan, naar disse Metaller er trivalente. De danner saaledes Alumer af samme Sammensætning som Kaliumaluminiumsulfat, f. Eks.  $K_2SO_4$ ,  $Cr(SO_4)_3$ ; i alle Alumer kan Kalium erstattes af Ammonium. Af det trivalente Jern, Krom og Mangan eksisterer heller ingen Karbonater.

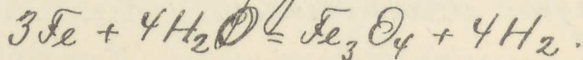


## Jerngruppens Metaller.

§ 91. Denne Gruppe indeholder Metallerne Krom, Mangan, Jern, Nikkel og Kobolt; de er alle graa hvide Metaller med høje Smeltepunkter. De danner to Rækker af Forbindelser; i den ene Række af Forbindelser (Forilleforbindelser) er Metallerne divalente, i den anden Række (Focilleforbindelser) er Metallerne trivalente. Krom, Mangan og Jern danner desuden Forbindelser, hvor disse Metaller har endnu højere Valens.

Baade af Saltsyre og Svovlsyre opløses ovennævnte 5 Metaller. Kloridene og Sulfaterne er opløselige, Hydroxyderne og Sulfiderne samt de normale Karbonater er tiopløselige i Vand. Karbonater eksisterer dog ikke af de trivalente Metaller.

Nikkel holder sig godt i Luften og bruges derfor til beskyttende Overtræk af andre Metaller (Zornikling). Jern angribes i fugtig Luft, idet der dannes et ufuldstændigt Anhydrid af Ferrihydroxyd (Rust),  $2\text{Fe}_2\text{O}_3, 3\text{H}_2\text{O}$ ; ved stærk Gløhed brænder jern i Luften og der dannes Jernmellemille (Ferroferrioxyd),  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ; opledes jern i Vanddamp, dannes der Brænd og Jernmellemille:



§ 92. Ferrosulfat (svovlsurt Jernforille, Jern =

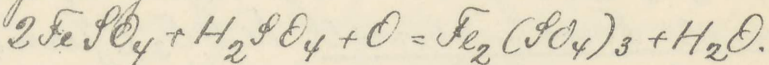
vitriol),  $FeSO_4$ , er et lysgrønt Salt, der dannes ved at opløse Jern i fortyndet Svovlsyre.

De Forbindelser af Jernet, hvori dette er divalent, kaldes Ferrosforbindelser (Jernforvillforbindelser), er Jernet trivalent, kaldes dets Forbindelser Ferriforbindelser (Jerntrivillforbindelser). De opløselige Ferrosalte er i Almindelighed grønne, de opløselige Ferrialte gule.

Ferrosulfid (Jernsvovl),  $FeS$ , kan dannes ved Opløsning af Jern og Svovl i passende Mængde, det er en graabøvl Masse, der anvendes til Fremstilling af Svovlbriente.

Kaliumferrocyanid (Ferrocyankalium),  $K_4FeC_6$ , er et gult, opløseligt Salt; en Opløsning af Kaliumferrocyanid giver ved Tilsætning af en Opløsning af et Ferrisalt et mørkeblaat Bindsfald af Berlinerblaat.

Ferriulfat (svovlsur Jerntrivill),  $Fe_2(SO_4)_3$ , faas ved at lade en svovlsur Opløsning af Ferrosulfat med Salpetersyre:



Ved Inddampning af Opløsningen udkrystalliserer Saltet ikke men faas som en amorf, brungul Masse.

Sætter man en Opløsning af Natriumhydrat til en Opløsning af Ferriulfat, faar man et brunt Bindsfald af Ferrihydroxyd (Jerntrivillhydrat),

$Fe(OH)_3$ ; dette afgiver let Vand og danner forskellige ufuldstændige Anhydrider (f. Eks.  $2Fe_2O_3, 3H_2O$  (Rust)).

Ferrioxyd (Jernbreille, Jernille),  $Fe_2O_3$ , er et rødtbrunt Pulver, der fremstilles i det store ved Ophedning af Ferrosulfat under Luftens Adgang:

$$2FeSO_4 + O = Fe_2O_3 + 2SO_3.$$

Det anvendes som Malerfarve og som Polermiddel (Engelskrædd, Polerødd).

Jerndisulfid (Svovlkis),  $FeS_2$ , forekommer i Naturen i messinggule Krystaller; i denne Forbindelse er Jernet tetravalent. Ved Risting af Svovlkis dannes Svovlsyrlinganhydrid og Ferrioxyd:

$$2FeS_2 + 11O = Fe_2O_3 + 4SO_2.$$

§93. Jern forekommer i ringe Mængde frit i Naturen (Meteorjern). De kemiske Forbindelser af Jernet, der findes i Naturen i størst Mængde, er: Jernmellesten,  $Fe_3O_4$  (Magnetjernsten), Jernille,  $Fe_2O_3$  (Rødjernsten, Jernglans, Hamalit), normalt Ferrokarbonat,  $FeCO_3$  (Jernspat) og Jerndisulfid,  $FeS_2$  (Svovlkis). Myremalm, Stenmalm og Brünjernsten har samme Sammensætning som Rust,  $2Fe_2O_3, 3H_2O$ .

§94. Nikkelsaltene er i Almindelighed grønne, Koboltsaltene røde; de vandfri Koboltsalte er dog blaa.

Nikkelsulfat (svovlsurt Nikkelille),  $NiSO_4$ , anvendes til Førrikling.

Kromosalte (Kromforillesaltene) er ubestandige.

Kromisalte (Kromvittesaltene), der er analoge med Ferrisalte, er ligesom de fleste Kromforbindelser smukt farvede (violette eller gule).

Dobbeltaltet Kaliumkromisulfat (Kromalium) har sammensætningen  $K_2SO_4, Cr_2(SO_4)_3$ .

Kromoxid (Kromvite, Kromille),  $Cr_2O_3$ , er et grønt Pulver, der anvendes som Malerfarve.

Medens Kromet i Kromforbindelserne er divalent og i Kromforbindelserne trivalent, er det hexavalent i Kromsyreanhydrid,  $CrO_3$ , der danner mørkegrøde henflydende Krystaller. Kromsyreanhydrid er Anhydrid af Kromsyren; af dens Salt mærkes Blykromat (kromsurt Blyille),  $PbCrO_4$ , der er gult, uopløseligt i Vand og anvendes til Malerfarve (Kromguld), samt Kaliumdickromat (trekromsurt Kali)  $K_2Cr_2O_7$ , der er et rødt, opløseligt Salt, som baade er Salt og Syreanhydrid; det anvendes som Ilevningsmiddel i galvaniske Elementer.

Kromforbindelserne fremskilles af det i Naturen forekommende Mineral Kromjernsten,  $FeO, Cr_2O_3$ .

De Manganforbindelserne er Mangansalte (Manganforillesaltene) bestandige, Mangano-

ganisaltene (Mangantrivallsaltene) i bestandige.

I Manganoverille (Manganperoxyd, Brünsten),  $MnO_2$ , er Manganet tetravalent; Brünsten forekommer i Naturen som et sort, krystallinsk Mineral, hvoraf Manganforbindelserne fremstilles. Brünsten anvendes som Fælningsmiddel i galvaniske Elementer; ved stærk Ophedning afgiver det  $Sb$ .

Kaliumpermanganat (manganoversiøret Kali),  $KMnO_4$ , er et mørkt bronsefarvet, opløseligt Salt, hvis vandige Opløsning kan anvendes som Fælningsmiddel. I Kaliumpermanganat er Manganet heptavalent (syvogtydig).

### Jerngruppens Metaller.

§ 95. Denne Gruppe omfatter Metallerne Kobber, Jern og Krogstev. Metallerne af denne Gruppe er monovalente. Kobber og Krogstev dannes dog ogsaa divalente Forbindelser.

Jern og Krogstev angribes ikke i Røstluft, Jern svædes dog i svovlbrinteholdig Røst under Dannelsen af sort Jernsulfid,  $Ag_2S$ . Kobber angribes af fugtig Røst, idet der dannes et grønt, basiske Karbonat (Kobberit)  $CuCO_3$ ,  $Cu(OH)_2$ . Ved Ophedning i Røstluft ildes Kobber først til det røde Kupro-

oxyd  $Cu_2O$ , og derpaa til det sorte Kuprioxyd,  $CuO$ .  
 Alle tre Metaller opløses af Salpetersyre, af Saltsyre og fortyndet Svovlsyre angribes de kun i ringe Grad; derimod opløses de af varm og stærk Svovlsyre (under Dannelse af Svovlsyrlingarshydrat).

Af de Fælle, tværi Metallerne er monovalente, er Kobberne uopløselige, Sulfatene tungt opløselige i Vand (Sulfatet af det monovalente Kobber eksisterer dog ikke); de tilsvarende Hydroxyder eksisterer ikke (Sølv og Kvægsølv) eller er ubestændige og spaltes i Vand og Metallicke (Kobber).

Af Kobberets Lelegeringer mærkes: Messing, der bestaar af Kobber og Zink, samt Bronze, der bestaar af Kobber og Tin. de danske Kobbermynter bestaar af 95% Kobber, 4% Tin og 1% Zink.

Sølv, der i ren Tilstand er et blødt Metal, anvendes legeret med Kobber. Sølvholdigheden angives i Promille; tidligere angaves Sølvleveringens Indhold af Sølv ved Højdheden (16-lødig Sølv = rent Sølv). Kjøbekonvans Provedsølv skal indeholde mindst 826 Promille Sølv. Sølvindholdet er i de danske Sølvmynter:  
 1- og 2-Kroner 800/100, 25-Gjæ 600/100 og 10-Gjæ 400/100 Sølv.

Kvægsølv danner let Lelegeringer (Amalgammer) med de fleste Metaller; varstkeligst legerer Kvægsølv sig med Aluminium og Jerngruppens Metaller.  
 De opløselige Kobber- og Kvægsølvsforbindelser

er giftige.  
 § 96 De Kobberforbindelser, hvori Kobberet er monovalent, kaldes Küproforbindelser (Kobberforilleforbindelser); er Kobberet divalent, kaldes dets forbindelser Küpriforbindelser (Kobbertreilleforbindelser).

Küproklorid (Kobberforklorid, Kobberkloride),  $CuCl$ , er et hvidt Pulver, der er uopløseligt i Vand, men opløseligt i Ammoniakvand og i Saltsyre, en saadan Opløsning bruges i den kemiske Analyse til Absorption af Kükulle (f. Eks. i Orvals Apparat).

Küprooxyd (Kobberforille),  $Cu_2O$ , er et rødt Pulver.

Küprosulfid (Kobbersulfid),  $Cu_2S$ , kan dannes ved Oxløsning af Kobber og Svovl i passende Mængde.

Küprisulfat (svovlsurt Kobberille, Kobbervitriol),  $CuSO_4$ , dannes under Udvikling af Svovlsyrling-anhydrid ved Oxløsning af Kobber med koncentreret Svovlsyre. Det danner blaa Krytaller og er opløseligt i Vand.

Küprioxyd (Kobbertvite, Kobberille),  $CuO$ , er et sort Pulver, der kan faas ved Oxløsning af Kobber i Lüften.

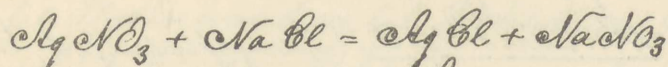
Kobber forekommer i mindre Mængde frit i Naturen; de Kobberforbindelser, der findes i størst Mængde i Naturen, er Kobberkis ( $Cu_2S, Fe_2S_3$ ), Kobberglans ( $Cu_2P$ ), og Kobbermalme ( $Cu_2O$ ),

Malakit ( $\text{CuCO}_3, \text{Cu(OH)}_2$ ) og Kobberlasur ( $2\text{CuCO}_3, \text{Cu(OH)}_2$ ).

§97.

Sølvnitrat (Salpetersurt Sølv),  $\text{AgNO}_3$ , faas ved Opløsning af Sølv i Salpetersyre; det er et færdigt, løseligt Salt, der anvendes i Medicinen (Rapis infernalis, Halvedesten) og som Merkeblek.

Sølvklorid (Klor sølv),  $\text{AgCl}$ , faas som et hvidt, ostagtigt Bindsalt ved at fælde en Opløsning af Sølvnitrat med Saltsyre eller med en Opløsning af et Metal klorid.



Klor sølv farves violet i Lyset.

Sølvbromid (Brom sølv),  $\text{AgBr}$ , er hvidgult, Sølvjodid (Jod sølv),  $\text{AgJ}$ , er gult og Sølvcyanid (Cyan sølv),  $\text{AgCy}$ , er hvidt; de er alle ubløselige i Vand; de fremstilles analogt med Sølvklorid. Sølvbromid, der ligesom Sølvjodid påvirktes af Lyset, anvendes i Fotograferi. En Opløsning af Sølvcyanid i en vandig Opløsning af Kalciümcyanid, hvilken Opløsning indeholder Kaliümsølvcyanid,  $\text{K. Ag Cy}_2$ , benyttes til Forpløsing ad galvanisk Vj.

Sølv forekommer i mindre Mængde frit i Naturen, den vigtigste Sølvalm, hvoraf Sølv udvindes, er Sølvglans,  $\text{Ag}_2\text{S}$ , der i Almindelighed ledsager Blyglans.

§98.

Kvægsølv danner to Rækker af Forbindelser: Merkiñforbindelser (Kvægsølvtoverforbindelser), hvor Kvægsølv er divalent, og Merkiñforbindelser (Kvægsølvforilleforbindelser), hvor Kvægsølv er mo=



novalent.

Mercuriklorid (Kvægsølvklorid, „Sublimat“),  $HgCl_2$ , er et opløseligt farveløst Salt; en fortyndet Opløsning deraf anvendes i Medicinen som et antiseptisk Midde. Det kan fremstilles ved at opløse Kvægsølv i Kongevand.

Mercurioxyd (Kvægsølvoxide, Kvægsølville),  $HgO$ , er et rødt eller gult Pulver, der ved stærk Ophedning spaltes i Kvægsølv og  $O_2$ .

Merkursulfid. (Kvægsølvulfid, Cinnober),  $HgS$ , kan faas ved at sammenskrive Kvægsølv og Svovl i en Morter og sublimere Blandingen. Det er rødt og anvendes til Malerfarve.

Mercuriochlorid (Kvægsølvforklorid, Skalornel),  $Hg_2Cl_2$ , er et hvidt, i Vand uopløseligt Pulver, der anvendes i Medicinen.

Kvægsølv forekommer i mindre Mængde frit i Naturen; det meste Kvægsølv udvindes af dem i Naturen forekommende Cinnober.

### De edle Metaller.

§ 99 Denne Gruppe Metaller omfatter Guld og Platinmetallerne (Platin, Iridium, Osmium o. fl.). Gullet er bivalent, Platin divalent og tetravalent. Disse Metaller løses ikke i kulfen og Ammonias hverken af Saltsyre, Svovlsyre eller Salpetersyre; derimod opløses de af

## Kongerand.

Guld er et blødt Metal og kan indhamres i meget tynde Blade. Guld anvendes legeret med Sølvs eller Kobber; Guldindholdet angives i Promille, tidligere i Karat (Guld af 24 Karat = rent Guld). Af 1 kg. Guld indskrives 2480 Kr.; de danske Guldmynter indeholder 900 Toos Guld.

Platin, der er et hvidt Metal, anvendes til kemiske Kar, til Platintraad og til Elektroder. Osmium har et meget højt Smeltepunkt og anvendes til Gædelampetraad. Legeringen Platiniridium bruges paa Grund af sin store Haardhed til Normalmaalestokke.

Guld og Platinmetaller forekommer i fri Tilstand som Korn i Bjergarternes Kvarter og i del ved disse Forvinding dannede Flodsand.

§ 100. Opløses Guld i Kongerand og inddampes Opløsningen, faas gule Krystaller af Brintguldchlorid,  $HCl$ ,  $AuCl_3$ ; denne Forbindelse er en Syre, hvis Natriumsalt, Natriumguldchlorid,  $NaCl$ ,  $AuCl_3$ , anvendes i Fotografien.

Kaliumguldcyanid,  $KCy$ ,  $AuCy_3$ , er opløselig i Vand og anvendes til galvanisk Forguldning.

Opløser man Platin i Kongerand og inddampes Opløsningen, faas rød-gule Krystaller af Brintplatinchlorid,  $2HCl$ ,  $PtCl_4$ ; et Salt af denne Syre er Ammoniumplatinchlorid,  $2(NH_4)Cl$ ,  $PtCl_4$ , der ved

Glødning efterlader Platin i Form af Platinsvamp.

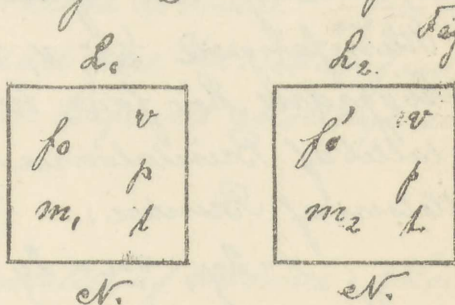
I de to nævnte Forbindelser er Platinet trivalent; blandt de Forbindelser, hvori Platinet er divalent, maa mærkes Baryimplatocyanid (Baryimplatincyanure),  $\text{Ba Cy}_2$ ,  $\text{Pt Cy}_2$ , som er et gulagtigt Salt, der fluorescerer, naar det rammes af Rødtgenstråler.

---

## Elektrokemi

§ 101. Alle Luftarter følger med Tilnærmelse Mariottes og Gay-Lussacs Lov. Man har forklaret denne Lighed i Egenskaber ved at antage, at der er den indre Lighed mellem Luftarterne, at Antallet af Molekyler er ligestort i ligestore Rumfang, hvor Tryk og Temperatur er ens (Avogadros Lov).

§ 102. Ved Hjælp af Avogadros Lov kan man finde Forholdet mellem Vægtene af Molekylerne i to forskellige Luftarter. Lad Fig. 7 foreskille to ligestore Rumfang (v. cm<sup>3</sup>) af to forskellige Luftarter,  $L_1$  og  $L_2$ , ved samme Tryk,  $p$  mm. Hg, og samme Temperatur,  $t^\circ$ . Staldes de ligestore Antal af Molekyler i de to Rumfang for  $N_1$  Molekylernes Vægte  $m_1$  og  $m_2$ , samt Luftarternes Vægtfylde ved  $0^\circ$  og et Tryk af 760 mm Hg. for henholdsvis  $f_0$  og  $f_0'$ , har man for Vægtene (Udtrykt i Gram) af de to Luftarter:



$$Nm_1 = v \cdot f_0 \cdot \frac{p}{760 \left(1 + \frac{1}{273} t\right)} \quad \text{og} \quad Nm_2 = v \cdot f_0' \cdot \frac{p}{760 \left(1 + \frac{1}{273} t\right)}$$

Ved Division faas:  $\frac{m_1}{m_2} = \frac{f_0}{f_0'}$

Da  $f_0$  og  $f_0'$  er bekendte Størrelser, har man altsaa Forholdet mellem de to Luftarters Molekylvægte. Dette Forhold er uafhængigt af den Vægtenhed, der anvendes.

§ 103.

Bestemmelse af Molekylformler for luftformige Legemer og af luftformige Grundstoffers Atomvægte. Lad Fig 8 forestille ligestore Rumfang ved samme

$H_x$	$H_y Cl_z$	$H_m S_n$	$N_p H_q$	$C_r H_t$	me Tryk og samme
$v$	$v$	$v$	$v$	$v$	Temperatur af Brint,
$p$	$p$	$p$	$p$	$p$	Klorbrint, Svovlbrint,
$t^\circ$	$t^\circ$	$t^\circ$	$t^\circ$	$t^\circ$	de, Ammoniak og
	$\frac{1}{2}v$	$v$	$1\frac{1}{2}v$	$2v$	Methan, hvilke Luft-
Fig 8.	$p$	$p$	$p$	$p$	arters Molekylform-
Brintindhold:	$t^\circ$	$t^\circ$	$t^\circ$	$t^\circ$	ler antages at være u-

bekendte. Mærketallene  $x, y, z$  o.s.v. angiver Antallet af Atommer i de nævnte Luftarters Molekyler. De Brintmængder, der ialt kan udskilles af de 4 nævnte Forbindelser, viser sig, ved Trykkel  $p$  og Temperaturen  $t$ , at indtage Rumfangene  $\frac{1}{2}v, v, 1\frac{1}{2}v$  og  $2v$ . Ved Anvendelse af Avogadris Lov faas heraf, i det man udtrykker, at Antallet af Brintatommer er det samme før og efter Udskillelsen af Brinten:

$$x = 2y, m = 2y, q = 3y \text{ og } r = 4y.$$

Undersøges paa samme Maade alle andre luftformige Brintforbindelser, finder man, at Antallet af Brintatommer i disse Brintforbindelsers Molekyler er enten  $y$  eller et helt Multiplum af  $y$ . Man har derfor antaget, at  $y = 1$ . Molekylformlerne af ovennævnte 5 Luftarter

bliver derfor:

$H_2, HCl_2, H_2Sn, N_pH_3$  og  $C_sH_4$ ,  
idet  $z, n, p$  og  $s$  endnu er ubekendte Tal.

Undersøger man derefter paa samme Maade  
Klor, Klorbainde og andre luftformige Klorforbindelser,  
finder man, at Molekylformlerne er:

$Cl_2, HCl, \text{ o.s.v.}$

Man kan dernæst paa samme Maade un-  
dersøge de luftformige Svovlforbindelser, Ildforbindelser  
o.s.v. og bestemme Antallet af Atommer i Molekyler-  
ne; for Grundstoffene Ild og Kvælstof findes Molekyl-  
formlerne at være  $O_2$  og  $N_2$ .

Som ny Vægtenhed har man i Kemien indført  
 $\frac{1}{16}$  af Vægten af et Atom Ild. Anvendes denne Vægtenhed,  
bliver Ilatomets Vægt eller Ildens Atomtal altsaa 16.

De øvrige luftformige Grundstoffers Atomtal kan faas  
ved Hjælp af den i § 102 udviklede Formel:  $\frac{m_1}{m_2} = \frac{f_0}{f_1}$ ,  
idet man lader den ene Luftart være Ild. Man faaer saa,  
idet  $m_1$  er Vægten af den anden Luftarts Molekyl eller  
dens Molekyltal:

$$m_1 = 32 \cdot \frac{f_0}{f_1}$$

Da man kender Antallet af Atommer i Moleky-  
let, kan Atomtallet altsaa let findes.

Ved Fremgangsmaaden, som ikke her skal om-  
tales, har man fundet, at Ilatomets Vægt sandsyn-  
ligvis er circa  $3,68 \cdot 10^{-23}$  Gram.

§ 104.

Multipliserer man et fast Grundstofs

Atomtal med dets Varmefyldte, faar man et Tal, der ligger i Nærheden af 6,4. For de luftformige Grundstoffer er det tilsvarende Produkt 3,4. (Deulong's og Pelits Lov).

Denne Lov kan anvendes til en tilnærmelsesvis Bestemmelse af ubekendte Atomtal.

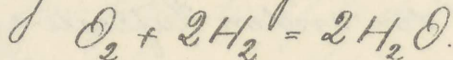
§ 105.

Ved Hjælp af Avogadus Lov forklares let den Kendsgerning, at en kemisk Forbindelse mellem to Gæsterner altid dannes af to Rumfang, der maalt ved samme Temperatur og Tryk - staar i et simpelt Forhold til hinanden, og den dannede kemiske Forbindelse luftformig, staar dens Rumfang tillige i et simpelt Forhold til Rumfangene af de oprindelige Gæsterner.

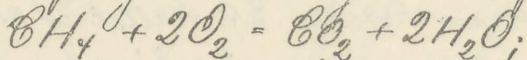
af 1 Rumfang Brint og 1 Rumfang Klor dannes saaledes 2 Rumfang Klorbrinte:



af 1 Rumfang Ilt og 2 Rumfang Brint dannes 2 Rumfang Vanddamp:



Den mest eksplosive Blanding af Methan og Ilt dannes af 1 Rumfang Methan og 2 Rumfang Ilt:



anvender man atmosfærisk Luft i Stedet for ren Ilt, dannes den mest eksplosive Blanding altsaa af 1 Rumfang Methan og 10 Rumfang atm. Luft. Paa samme Maade indses, at de mest eksplosive Blandinger af Ethylen og atm. Luft samt af Acetylen og atm. Luft

dannes af henholdsvis 1 Rumfang Ethylen og 15 Rumfang atm. Luft samt af 1 Rumfang Acetylen og  $12\frac{1}{2}$  Rumfang atm. Luft.

Den atmosfæriske Lufts Ilt og Kvælstof er ikke kemisk forbundne med hinanden. Forholdet mellem Rumfangene er ikke noget simpelt Tal (circa 21:78). Desuden har Ilt og Kvælstoffet i den atm. Luft de samme Egenskaber, som de har i fri Tilstand; de kan heller ikke af den Grund være i kemisk Forbindelse med hinanden, thi i den kemiske Forbindelse har de indgaaende Grundstoffer mistet deres oprindelige Egenskaber. Tillige kan anføres, at den atm. Lufts Ilt og Kvælstof absorberes i Vand i et andet Forhold end det, hvori de forekommer i Atmosfæren.

### § 106

Bestemmelsen af et Grundstofatoms Valens kan ske paa flere Maader. Er Grundstoffet et Metalloid, kan man ved den i § 103 angivne Metode finde Molekylformlen og derved Metalloidets Valens, idet et Grundstofatoms Valens er lig Antallet af Prindatomer, det kan forbinde sig med. Ganner vedkommende Metalloid en luftformig eller flygtig Iltforbindelse, kan denne benyttes paa samme Maade, idet Metalloidets Valens er saa Faldet er det dobbelte af Antallet af Ilatomer, som et Atom deraf forbinder sig med. Man finder paa denne Maade, at Svovlet er divalent i Svovlbriente, tetravalent i Svovlsyuringamhydrid og heksavalent i Svovlsyreanhydrid.

Er Grundstoffet et Metal, der ingen Prind-



forbindelse dannes, kan man, naar man kender Metallets Atomtal, bestemme dets Valens ved at finde, hvor mange Brindatomer, der kan erstattes af et af Metallets Atomer; dette Tal er nemlig Metalatomets Valens. Hælder man saaledes fortyndet Svovlsyre paa Magnesium, maaler den udviklede Brinds Rumfang og derved bestemmer denne Brindmængdes Vægt, finder man, at 24 Gram Magnesium erstatter circa 2 Gram Brind; Magnesiumatomet er altsaa divalent.

§107.

Af den i §102 uledte Formel

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{f_0}{f_0'}$$

faas det ved at dividere den sidste Brøks Tæller og Nævner med Vægtfylden af atm. Luft ved 0° og 760 mm Hg, at

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\phi_1}{\phi_2},$$

hvor  $\phi_1$  og  $\phi_2$  er de to Luftarters Vægtfylder i Forhold til atmosfærisk Luft. Lader man  $m_2$  og  $\phi_2$  være Iltens Molekyltal og Vægtfyldelse i Forhold til atm. Luft, hvilken sidste Størrelse er 1,1056., faas:

$$\phi_1 = \frac{1,1056}{32} \cdot m_1, \text{ eller } \phi_1 = \frac{m_1}{28,94}$$

Af denne Formel kan man altsaa finde en Luftarts Vægtfyldelse i Forhold til atm. Luft, naar man kender vedkommende Luftarts Molekyltal.

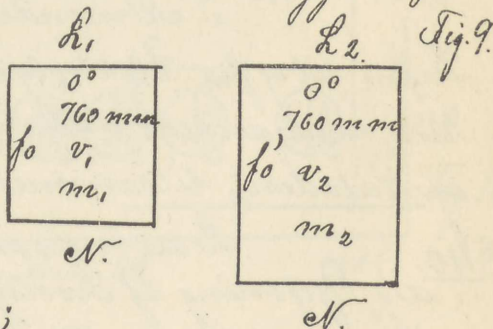
§108.

Ved en Luftarts Normalrumfang for-

staar man Rumfanget af et Grammolokyl, maalt ved  $0^\circ$  og et Tryk af 760 mm Hg.

Ved et Grammolokyl af et Stoff forstaas saa mange Gram af Stoffet, som Molekyldallet angiver.

Lad Figur. 9 foreskille Normalrumfangene  $v_1$  og  $v_2$  (maalt i Liter) af to vilkaarlige Luftarter  $L_1$  og  $L_2$ ; Antallet,  $N$ , af Molekyler er det samme i begge Luftarter. Molekylernes Vægt, maalt i Gram, kaldes  $m_1$  og  $m_2$ . Idet  $f_0$  og  $f_0'$  er de to luftarters Vægtfylder, har man:



$$v_1 = \frac{Nm_1}{1000 \cdot f_0} \quad \text{og} \quad v_2 = \frac{Nm_2}{1000 \cdot f_0'} ;$$

$$\text{men} \quad \frac{Nm_1}{1000 \cdot f_0} = \frac{Nm_2}{1000 \cdot f_0'} \quad , \quad \text{da ifølge § 102} \quad \frac{m_1}{m_2} = \frac{f_0'}{f_0} .$$

Heraf følger

$$\underline{v_1 = v_2 .}$$

Normalrumfanget er. altsaa det samme for alle Luftarter.

Lader man Luftarten  $L_1$  være Hel, faar man:

$$v_1 = \frac{32}{1000 \cdot f_0} = 22,38 \text{ Liter, idet } f_0 \text{ er Vægtfylden af Hel}$$

ved  $0^\circ$  og et Tryk af 760 mm Hg og et Grammolokyl Hel vejer 32 Gram.

Luftarternes fælles Normalrumfang er altsaa 22,38 Liter.

§ 109. Visse Legemer kan kemisk adskilles, naar man leder en elektrisk Strøm gennem dem; saadanne Legemer kaldes man Elektrolyter; den kemiske Adskillelse kaldes man Elektrolyse. Syrer, Baser og Salte i vandig Oplosning eller i smeltet Tilstand er Elektrolyter. De veld for- tabning af Sælvbrinte, Brombrinte, Jodbrinte og Fluorbrinte de dannede Vædske leder dog ikke den elektriske Strøm.

I Almindelighed leder man den elektriske Strøm til og fra Elektrolyten gennem Plader af Metal eller Kulf, nedsaenkede i demme; de kaldes henholdsvis Anoden og Katoden, tilsammen Elektroderne.

§ 110. Leder man en elektrisk Strøm gennem en vandig Oplosning af Svovlsyre og anvendes Platin-elektroden, vil man se, at der udvikles Drint ved Katoden og Ild ved Anoden; inde i Vædsken finder derimod ingen Luft-udvikling Sted. Da rent Vand kun leder den elektriske Strøm i uimaadelig ringe Grad, har man forklaret disse Forhold paa følgende Maade. Elektrolysens, altsaa her Svovlsyrens, Molekyler bestaar af Delte, Joner, der er ladede med Elektricitet; de positivt ladede Joner kaldes Kationer, de negativt ladede Joner Anioner. I Svovlsyremolekylet,  $H_2SO_4$ , antages  $SO_4$  at vare en Anion, medens de to Brintatomer er Kationer; Syreresten,  $SO_4$ , antages at have en dobbelt saa stor elektrisk Ladning som hver af de to Brintatomer.

Da Elektroderne er forbundne med Polerne af et galvanisk Batteri eller en Dynamomaskine,

har de faaet modsatte elektriske Ladninger; paa Grund af de elektriske Tiltrækninger, der udgaaer fra de ladede Elektroder, bliver Svovlsyremolekylerne dragede som i Fig. 10. og adskilt i Joner. De Joner, der ligger nærmest ved Elektroderne, udstilles og afgiver deres Ladninger til disse, hvorved Strømmen holdes i Gang; de andre Joner forener sig naabois til nye Svovlsyremolekyler, hvorefter samme Proces gentager sig, o. s. v.

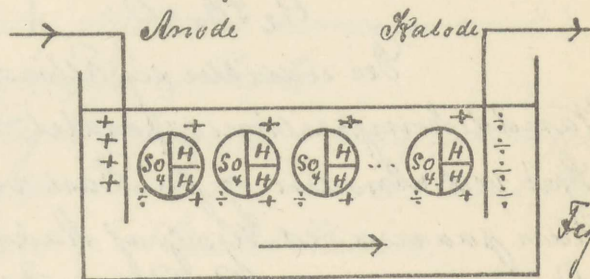


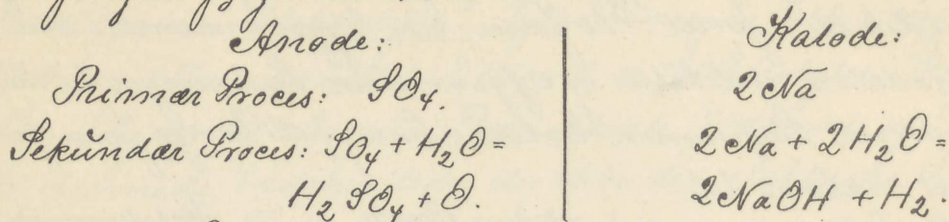
Fig. 10.

Naar de ved denne primære Proces udstillede Joner har afgivet deres elektriske Ladninger til Elektroderne, vil der foregaa en sekundær Proces, idet de Atomer eller Atomgrupper, der sammener med de afgivne elektriske Ladninger udgjorde de udstillede Joner, enten forener sig indbyrdes eller forbindes sig med Atomer fra Opløsningsmidlet, Elektrolyten eller Elektroden.

Ovenstaaende Apparat kaldes oftest et Vanddekompositionsapparat, da der sker det samme deri, som om Vandet direkte var blevet adskilt.

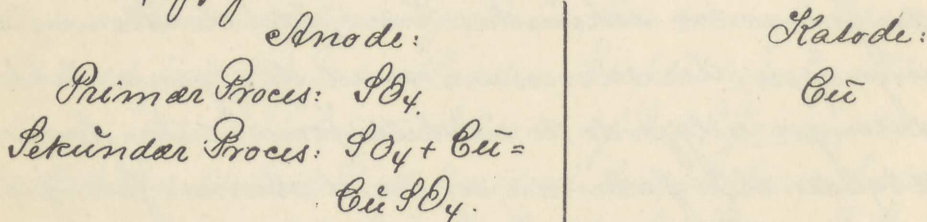
Er Elektroderne af Kobber, vil den primære Proces være den samme som før, den sekundære Proces ved Anoden vil være:  $2Cu + O = Cu_2O$ .

Elektrolysen en vandig Opløsning af Natriumsulfat,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , og Elektroderne er af Platin, vil der foregaa følgende Processer:



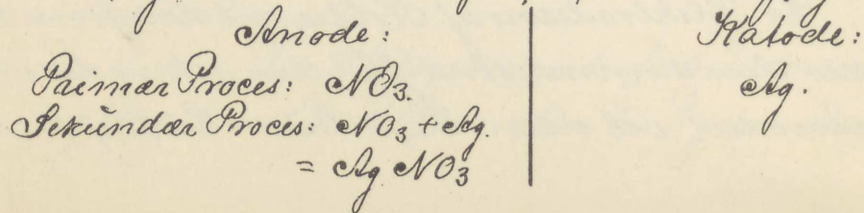
Der udvikler sig altså  $\text{H}_2$  og Brint ligesom i Vanddekompositionsapparatet, men tillige dannes der fri Syre ved Anoden og fri Base ved Kathoden; disse sidste kan paavises ved Hjælp af Lakmus, idet man an bringer Opløsningen i et U-Rør og Elektroderne i hver sine Enden deraf.

Ved Elektrolyse af en vandig Opløsning af Kobbersulfat foregaaer der, naar Elektroderne er af Kobber, følgende Processer:



Anoden løser altså af i Vægt, medens der udstilles Kobber paa Kathoden.

Er Elektrolyten Silvernitrat,  $\text{AgNO}_3$ , opløst i Vand, og Elektroderne af Sølv, sker der følgende:



Strovet føres altsaa af Strømmen fra Anoden til Katoden. Indeholder Dekompositionscellen en vandig Opløsning af Natriumklorid,  $\text{NaCl}$ , udskiller den elektriske Strøm Klor ved Anoden og Natrium ved Katoden. Vil man opsamle Klor, maa man lade Anoden være en Hjulplade, da Klor et ellers med Metallet fra Anoden danner Klormetal. Ved Katoden vil det udskillede Natrium sammen med Vand danne Natriumhydroxyd og Brint.

Som almindelig Regel gælder, at i Saltoopløsninger dannes Metallet, i Syreopløsninger den basiske Brint Kationer, i Baseopløsninger er Metallet Kation.

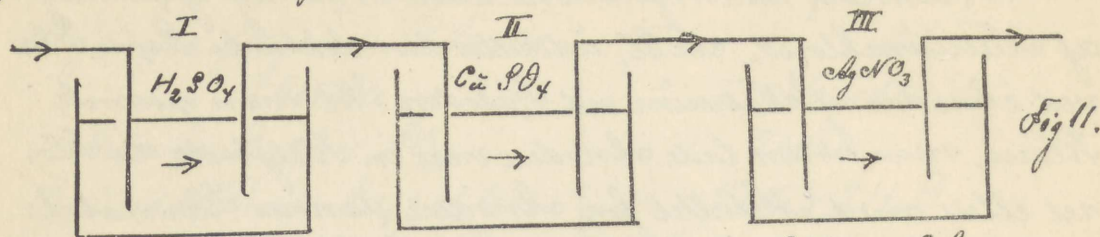
§ III.

Faradays elektrolytiske Love.

I) De af den elektriske Strøm ved en Dekompositionscells Elektroder udskillede Stoffmængder har Vægt, der er proportionale med de Elektricitetsmængder, der sendes gennem Cellen. Er Strømmen jævn, vil Vægten af de Stoffmængder, der i en given Tid udskilles ved Elektroderne, altsaa være proportionale med Strømmens Styrke. Elektrolyseres en Saltoopløsning, vil Vægten af det, i en given Tid, udskillede Metal følgeleil være proportional med Strømslykton, naar Strømmen er jævn.

II) Sendes den samme elektriske Strøm gennem flere Dekompositionsceller, vil de udskillede Stoffmængder være ækvivalente, de ved Katoderne udskillede Stoffmængder kan nemlig erstattes hinanden i kemiske Forbindelser, det samme er Tilfældet med de ved Anoderne udskillede Mængder. Sender man en elektrisk Strøm

gennem de 3 i Fig. 11 afbildede Dekompositionsceller, der in-



Primær Proves:  $\text{SO}_4$   $\text{H}_2$ .

$\text{SO}_4$

$\text{Cu}$

$2\text{Ag}$

$2\text{Ag}$ .

de holder vandige Opløsninger af henholdsvis  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CuSO}_4$  og  $\text{AgNO}_3$ , vil de ved Katoderne udstille Mængder af Brint, Kobber og Sølvs Vægte, der forholder sig som 2 : 63 : 216.

§112. Ved Vollammeter forstaaer man elektriske Strøm = maalere, hvor Strømsstyrken bestemmes ved den Stoffmængde, som Strømmen udstiller af en Elektrolyt, hvorigennem Strømmen ledes.

Den i Fig 11, III, afbildede Dekompositions celle kaldes et Sølvvollammeter, Anoden er af Sølvs, Katoden af Sølvs eller Platin. Man har fundet, at en Amperie udstiller 1,118 mg Sølv i Sekundet. Sender man altsaa i  $n$  Sekunder en ubekendt konstant Strøm gennem Sølvvollammeter og Katodens Vægtforøgelse er  $p$  mg, har Strømmen altsaa en Styrke

$$I = \frac{p}{n \cdot 1,118} \text{ Amperie.}$$

Dekompositionscellen Fig 11, II, er et Kobbervolta = meter. Elektroderne er af Kobber. Udstiller en kon = stant Strøm i  $n$  Sekunder  $p$  mg Kobber, er Strøm =

styrken, i Følge Faradays Love:

$$y = \frac{p}{n \cdot 1,118 \cdot \frac{63}{216}} \text{ Ampere.}$$

Et Brindvolumeter kan indrettes som Fig 12 viser. Elektrolyten er en vandig Opløsning af Svovlsyre og Elektroderne er af Platin. Brinden opsamles i et Måleglas G. Kaldes det afslåede Rumfang  $v$   $\text{cm}^3$ , er Temperaturen  $t^\circ$  og Højdeforskellen mellem de to Overflader i Måleglasset og i Røret  $h$   $\text{mm}$ , faar man, idet Trykket af mættede Vanddamppe ved  $t^\circ$  er  $e$   $\text{mm Hg}$ , at det reducerede Rumfang af den iidskille Brindmængde er:

$$R = v \cdot \frac{B \div \frac{h}{13,6} \div e}{760 (1 + \frac{1}{273} t)}$$

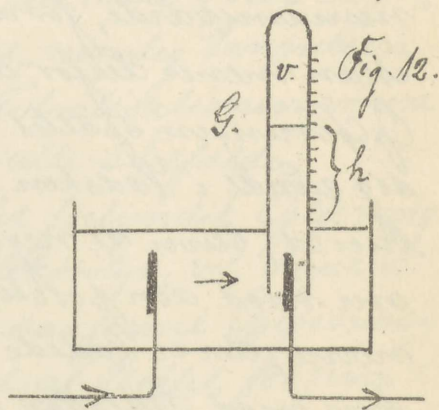
Per Barometerstanden, maalt i  $\text{mm Hg}$ ; Vægfylde af Vædsken i Røret er  $\text{saa} = 1$ . Sløjmsstyrken  $I$  er altsaa, maalt i Ampere:

$$y = \frac{R}{n \cdot a}$$

idet  $n$  er det Antal Sekunder, Sløjmsen har været og  $a$  er Antallet af Kubikcentimeter Brind, maalt ved  $0^\circ$  og under Trykket  $760 \text{ mm Hg}$ , som 1 Ampere iidskille i Sekundet.

$r$  findes af Formlen:

$$r = \frac{1,118 \cdot \frac{1}{108} \cdot \frac{1}{1000}}{0,0696 \cdot 0,001293},$$





idet Brintons Vægtfylde i Forhold til atmosfærisk Luft er 0,0696.

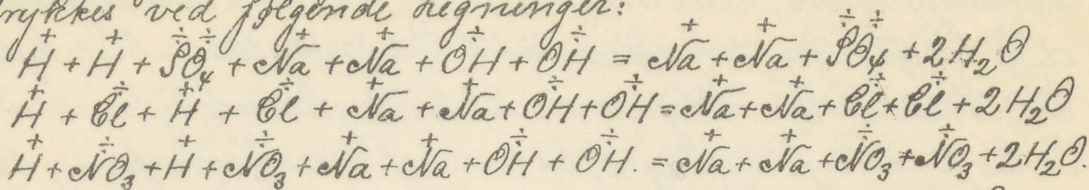
§ 113.

Den i § 110 givne Forklaring af Elektrolysen stemmer ikke overens med den Erfaring, man har gjort, at der kan gaa en elektrisk Strøm gennem en vandig Opløsning af en Elektrolyt, selvom Spændingsforskellen mellem Elektroderne gøres nok saa lille (f. Eks. gennem en Dekompositions-Celle, indeholdende en vandig Opløsning af Kobbersulfat samt Kobberelektroder); til Fordeling af Molekylerne maatte der nemlig anvendes en Kraft, hvis Pjævelse maatte ligge over en bestemt Minimumsverdi, saa Elektrodenes Spændingsforskil ogsaa maatte ligge over en vis Minimumsverdi, for at Molekylerne kunde sønderledes. Man mener derfor, at et vist Antal af Molekylerne ved Opløsningen spaltes eller dissolieres i Ioner, der bevæger sig rundt i Vædsken. Naar Elektroderne lades med Elektricitet, bliver de negativt ladede Ioner delvis trukket over mod den positivt ladede Anode, medens Kationerne, der er ladede med positiv Elektricitet, bevæger hen mod Katoden. Er Opløsningen stærkt fortyndet, mener man, at alle Molekylerne er spaltede i Ioner, eller at Dissociationen er fuldstændig.

§ 114.

Til Pjælle for den i § 113 omtalte Dissociationsteori kan anføres, at der fremkommer den samme Neutralisationsvarme, naar 3 ligestore Mængder af en stærkt fortyndet Opløsning i Vand af Natrionhydroxyd neutraliseres med stærkt fortyndede Opløsninger af ækvivalente Mængder af henholdsvis Svovlsyre,

Saltsyre og Salpetersyre. De Processer, der foregaar, kan udtrykkes ved følgende ligninger:



Forlegnene over Ionerne angiver deres elektriske Ladningers For tegn; de to Minus tegn over  $\text{PO}_4$  angiver, at denne Ion antages at have dobbelt saa stor en elektrisk Ladning som Ionerne  $\text{NO}_3$  og  $\text{Cl}$ . Da Vandet er en meget daarlig leder af den elektriske Strom, antages det ikke at være dissocieret i Ioner i nogen kendelig Grad.

Af Ligningerne ses, at der i alle 3 Tilfælde er foregaaet den samme kemiske Proces, nemlig Dannelsen af den samme Vandmængde; Neutralisationsvarmen maa altsaa blive den samme i alle 3 Tilfælde.

§ 115. Danner man en stærkt fortyndet Opløsning i Vand af et Stof, som ikke er Elektrolyt, vil Frysepunktsænkningen være  $\frac{1}{n} \cdot 1,85^\circ$ , saafremt Opløsningen indeholder  $\frac{1}{n}$  Grammolekyl af Stoffet for hver 1000 Gram Vand (Raoullts Lov).

Er det opløste Stof en Elektrolyt, bliver Frysepunktsdepressionen større end den ovennævnte; er den opløste Elektrolyt f. Eks.  $\text{NaCl}$  og Opløsningen stærkt fortyndet, bliver Frysepunktsdepressionen dobbelt saa stor; er Elektrolyten  $\text{H}_2\text{SO}_4$  og Opløsningen ligeledes stærkt fortyndet, bliver Frysepunktsdepressionen 3 Gange saa stor som efter Raoullts Lov. Dette Fæno-

men har man ogsaa forklaret ved den i § 113 omtalte Dissociationsteori, idet man antager, at i dem stærkt fortyndede Opløsninger dissocieres alle Elektrolyters Molekyler, Kloridionmolekylerne i 2, Svovlsyremolekylerne i 3 Ioner, og tillige antager, at hver af disse Ioner for sig bevirker samme Frysepunktsdepression som et usfaldet Molekyl.

Er Opløsningen ikke stærkt fortyndet, antages kun en Del af Molekylerne at være dissocierede i Ioner, idet Frysepunktsdepressionen er større end den normale, men mindre end den Frysepunktsdepression, der vilde være til Fede, hvis alle Molekylerne var dissocierede.

§ 116. Molekyltallet af kemiske Forbindelser, som kan opløses i Vand og som ikke er Elektrolyter, kan findes ved Hjælp af Raoullts Lov.

Danner man en stærkt fortyndet Opløsning af  $p$ . Gram af Stoffet i  $q$  Gram Vand og er den fremkomne Frysepunktsdepression  $t$ , finder man let, at Molekyltallet,  $m$ , bestemmes af Ligningen:

$$m = \frac{1000 \cdot p \cdot 1,85}{q \cdot t}$$

§ 117. Naar man fraregner de ved Molekylernes Dissociation fremkomne Uregelmæssigheder, gælder der for fortyndede vandige Opløsninger den Lov, at Senkningen af Frysepunktet (og Ligningen af Kogepunktet) er proportional med Mængden af Stoff, der

er opløst i en Liter Vand (d. v. s. er proportional med Koncentrationen).

Der findes dog visse Opløsninger, for hvilke denne Lov ikke gælder. Danner man f. Eks. en fortyndet, vandig Opløsning af Natriumsilikat og sætter Saltsyre til Opløsningen, udfældes Kiselsyren ikke. Den fremkomne Kiselsyreopløsning følger ikke ovennævnte Lov. En saadan Opløsning antages at være af en anden Beskaffenhed end almindelige Opløsninger, det faste Stof siges at være opløst i "kolloidal" Form.

Man kan ogsaa danne kolloidale Opløsninger af mange Metaller. Danner man saaledes en elektrisk Løsning i Vand mellem to Pløvelektroder, faar man en vandig Opløsning af Stof i kolloidal Form.

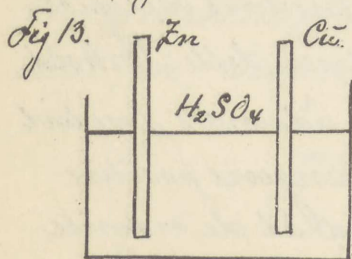
§ 118

Stikker man en Zinkstang ned i en vandig Opløsning af et Zinksalt, f. Eks.  $Zn(NO_3)_2$ , finder man, at Zinken og Saltoopløsningen har forskjellig elektrisk Spænding, idet Zinken er negativ elektrisk, medens Saltoopløsningen er positiv elektrisk. Man forklarer dette Forhold paa følgende Maade. Fra Zinkstangen udsendes positivt ladede Ioner ( $Zn^{++}$ ), hvorved Saltoopløsningens positive Ladning fremkommer; samtidig med at de nævnte Ioner udsendes fra Zinken, udflyder positiv Elektricitet, frigøres der en ligesaa stor Mængde negativ Elektricitet, hvorved Zinkens negative Ladning fremkommer. Den elektriske Spændingsforskul mellem Zinkstangen og Opløsningen opnaar kun en vis bestemt

Årsælse; naar denne er naaet, forhindrer de fremkomne elektriske Ladninger en yderligere Dannelse af Zinkioner.

Likker man derimod en Kobberstang med i en vandig Opløsning af et Kobbersalt, f. Eks.  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , bliver Kobberet positivt elektrisk, Opløsningen negativt elektrisk. I disse Tilfælde mener man, at positive Kobberioner ( $\text{Cu}^{++}$ ) fra Opløsningen bevæger sig til Kobberet og afgiver deres Ladninger, hvorved de omdannes til Kobberatomer, der (forbundne til Molekyler) afsjærer sig paa Kobberstangen; Opløsningen kommer derved til at indeholde et Overskud af negative Toner, hvorfor den viser sig at have en negativ elektrisk Ladning. Denne Bevægelse af Kobberioner standser, naar Spændingsforskellen mellem Kobberstangen og Opløsningen har naaet en vis Begrænselse.

§ 119 Galvaniske Elementer. Anbringer man et Stykke Zink og et Stykke Kobber i en vandig Opløsning af Svovlsyre (Fig 13), kan



man med Voltmetret paavise, at der er en elektrisk Spændingsforskil mellem de to Metalslykker; Kobberet har en højere Spænding end Zinken. Dette sidste

annalgammes for ikke at blive opløst af Svovlsyren. Den fremkomne Spændingsforskil kan forklares (§ 118) paa følgende Maade. Svovlsyreopløsningen indeholder frie positive Brintioner ( $\text{H}^+$ ) og negative Toner af Svovlsyrens

Syrest ( $H_2O_2$ ). Fra Zinksstykket trænger positive Zinkioner  
 ( $Zn^{++}$ ) ind i Opløsningen, hvorved Zinkstangens negative  
 Ladning fremkommer. Paa Kobberstykket aflyder sig po-  
 sitive Cuioner, der afgiver deres Ladning til Kobber-  
 stykket, hvorefter de dannede Atomer forbinder sig til  
 Brintmolekyler. Spændingsforskellen mellem Metal-  
 stykkerne opnaar en vis Styrkelse, som man kalder  
Elementets elektromotoriske Kraft; naar denne er naa-  
 et, vil de elektriske Kræfter, der tidgaar fra de ladede  
 Metalstykker, modsaette sig en yderligere Bevægelse af  
 Ionerne.

Forbindes de to Metalstykker med en metal-  
 liste Ledning, faar man en Strøm af positiv Elektrici-  
 tet gennem denne fra Kobber til Zink; da Metalstyk-  
 kerne derved mister deres Ladninger, vil den ovenfor om-  
 talte Bevægelse af Ionerne allerede begynde. Man vil all-  
 saa faa en stadig Strøm gennem Ledningen, ved  
 Ionerne's Bevægelse fortsættes denne Strøm fra Zinken  
 gennem Vædsken til Kobberet.

Galvaniske Elementer kan dannes paa man-  
 ge forskellige Maader. Anbringer man to forskellige  
 Metalstykker eller et Metalstykke og et Stålstykke i  
 en Elektrolytopløsning, faar man hver Gang et gal-  
 vanisk Element. Fremkomsten af den elektromoto-  
 riske Kraft kan forklares som ovenfor. Styrkelsen af  
 den elektromotoriske Kraft afhænger ikke blot af den  
 anvendte Elektrolyt, men ogsaa af Arten af de i

Elektrolytopløsningsen nedsænkede legemer, idet den afhænger af disses Evne til at iidsende (eller opløse) Joner; den kan for Elementer af den nævnte Art naa op til circa 1,5 Volt. For samme Element varierer den elektromotoriske Kraft med Temperaturen.

Et galvanisk Element kan ogsaa dannes af to ens Metalstykker, der er anbragt i Opløsninger af forskellig Koncentration af den samme Elektrolyt; de to Opløsninger kan være skilt ved en porøs Lerveg. Den elektromotoriske Kraft er ved saadanne Elementer meget ringe.

§ 120. Polarisation. Læder man en elektrisk Strøm gennem en Dekompositions-celle, afbryder denne Strøm og forbinder Elektroderne med Voltmetrets Polar, finder man, at der er en elektrisk Spændingsforskul mellem Elektroderne. Man siger, at Elektroderne er bleven polariserede; den aflesede Spændingsforskul kalder man for Spændelsen af Polarisationen.

Sarsagerne til Polarisationen kan være forskellige. Læder man en elektrisk Strøm gennem et Vanddekompositionsapparat, udvikles der H<sub>2</sub> ved Anoden og Brint ved Katoden; afbryder man denne primære Strøm, og forbinder Elektroderne med Voltmetrets Polar, finder man, at Anoden har højere Spænding end Katoden. Spændelsen af Polarisationen kan naa op til circa 1,5 Volt. Polarisationen

nen skyldes særlig de paa Elektroderne udskillede Høj af Brint og Ilt. Rigtigheden heraf kan godtgøres ved i forlyndet Provelse at anbringe to udelgældede Platinplader, af hvilke den ene efter Udelgældningen har adsorberet Brint i en Brintatmosfære, den anden Ilt i en Iltatmosfære. forbindes disse to Platinplader med Voltmetrets Polar, finder man en lignende Spændingsforskell.

Naar man har polariseret Vanddekompositionsapparatets Elektroder ved Hjælp af en elektrisk Strøm, afbrædder denne og man dernæst forbinder Elektroderne med en Ledning, faar man ellsaa en elektrisk Strøm, en sekundær Strøm, der gaar gennem Dekompositionscellen i modsat Retning af den primære Strøm. Dekompositionscellen er nu bleven til et sekundært, galvanisk Element eller en Akkümülator. Denne sekundære Strøm har dog kün ringe Varighed, da de to Høj af Brint og Ilt paa Elektroderne fortæres af den Ilt og Brint, der udvikles af den sekundære Strøm. Man siger, at dette sekundære Elements Kapacitet kün er ringe.

Paa samme Maade kan man ved Hjælp af en primær elektrisk Strøm polarisere enhver Dekompositions-celle, ellsaa om danne den til et sekundært, galvanisk Element. Kapaciteten er i Almindelighed kün ringe.

Sender man en elektrisk Strøm gennem

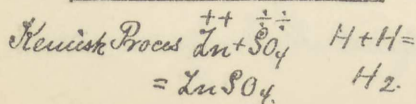
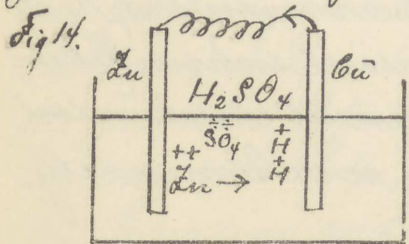


et Kobbervoltmeter, vil Elektroderne k un  ndergaa en Vegtforandring. Polarisationen skyldes her en af Platinmen frembragt ændring af Opløsningens Koncentration ved Elektroderne (sejngl. § 119, Platining). En tilsvarende Koncentrations ndring bidrager ogsaa, men i mindre Grad, til Polarisationen i Vanddekompositionsapparatet.

§ 121. Konstante galvaniske Elementer. Forbin-

der man med en Ledningsstraad Poleerne af det i Fig 13 afbildede Element,  $Zn | H_2SO_4 | Cu$ , hvor et Zinkslykke og et Kobberslykke er anbragt i forlymdet Svovlsyre, vil der foregaa en stadig Uds t mning af Zinkioner fra Zinkslykket, medens Brintioner aflejres paa Kobberslykket. En Del af de positive Zinkioner maa tænkes at forbinde sig med negative Sulfat-ioner til  lektriske Molekyler af Zinksulfat:

$Zn^{++} + \overset{-}{S}O_4^{\overset{+}{2}} = ZnSO_4$ . Medens dette foregaaar ved Zinkslykket, vil de ved Kobberslykket udskille Brintioner forbinde sig med hinanden til Brintmolekyler, efter at de har afgivet deres elektriske Ladninger til Kobberslykket. De kemiske Processer, der foregaaar i Elementet er anlydet i Fig 14. Da Kobberslykket efter-



haanden bliver bekl edt med et Lag af Brint, faar dette Indflydelse paa den elektromotoriske Kraft (§ 120), som der ved visse

sig at blive mindre.

Et Element siges at blive polariseret, naar dets elektromotoriske Kraft formindskes, medens det afgiver Strøm; denne Polarisation kan dels skyldes Aflejninger paa det Metal- eller Kulsstykke, der bærer Elementets positive Pol, dels Koncentrationsændringer i Elementet.

Ved konstante galvaniske Elementer forstaar man Elementer, hvis elektromotoriske Kraft kun i ringe Grad forandrer sig, naar Elementet afgiver Strøm, idet den af Strømmen frembragte Polarisation er ringe.

§ 122.

En Gruppe konstante galvaniske Elementer har man fremstillet ved at tilføje Elementet et iltholdigt Flof, der forhindrer Dannelsen af ovennævnte Bimbleg (§ 121). Hertil hører:

a) Bunsens Element, hvor Salpetersyre anvendes som Elektringsmiddel. Elementet bestaar af et Kulsstykke, der staaer i fortyndet Svovlsyre, en porfæs Lerkræbbe, der er sat ned i Svovlsyre og som indeholder stærk Salpetersyre, samt af en Kulslang, der er stillet ned i Salpetersyren. Naar

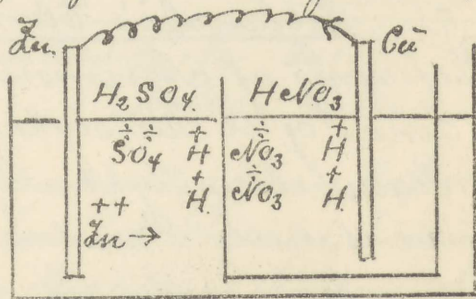
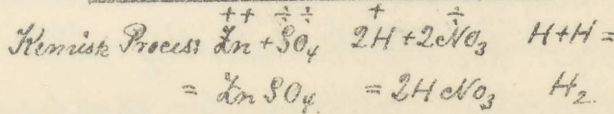


Fig. 15.



Elementet afgiver H<sub>2</sub>, krænger positive Zinkioner ud i Opførsningen, medens Salpetersyrens Brindioner aflyses paa Kullet. De kemiske Processer der samtidig foregaar ved Zinkstykket, ved Herkrückens Tag og ved Kulsstykket er anlydet i Fig 15. Den Brint der udskilles ved Kulslangen, illes af noget af den forrige Salpetersyre, som derud afilles til Kvalstofilter. Elementets Elektromotoriske Kraft er circa 2 Volt.

b) Kromsyrelementet indeholder en vandig Opførsning af Svovlsyre, Kaliumsulfat og Kromsyre, hvilken Opførsning fremstilles ved at opløse Kaliumdikromat i Vand og tilsætte Svovlsyre. I denne Opførsning er anbragt et Zinkstykke og et Kulsstykke. Den kemiske Proces under H<sub>2</sub> gennemgang er ved Zinken:  $Zn^{++} + \overset{-2}{S}O_4 = ZnSO_4$ . Den Brint, der udskilles ved Kulsstykket, bliver illet af Kromsyren, som derud afilles til Kromite, der med Svovlsyre og Kaliumsulfat danner Kromalun,  $K_2SO_4$ ,  $Cr_2(SO_4)_3$ . Den elektromotoriske Kraft er circa 2 Volt.

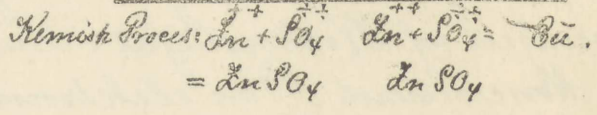
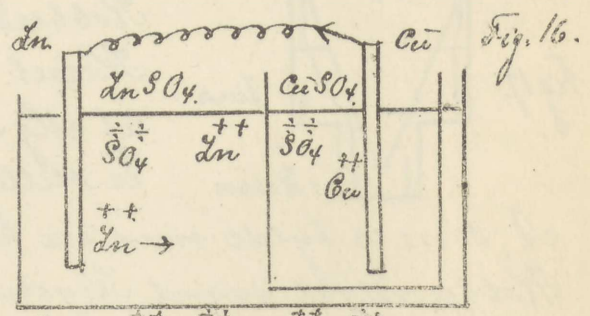
c) Leclanché's Element indeholder en vandig Opførsning af Ammoniumklorid, hvori er stillet et Zink- og et Kulsstykke; omkring Kullet er anbragt Plader eller Stykker af Mangannorelle (Brin=sten), der skal ilte Brinten. Naar Elementet afgiver H<sub>2</sub>, foregaar der ved Zinken følgende kemiske Proces:  $Zn^{++} + 2Cl^- = ZnCl_2$ . Ved Kullet udskilles Ammonium,  $NH_3$ , der spaltes i Ammoniak og

Brint; denne sidste ildes af Manganoxyd, som  
 derud afilles til lavere Manganoxyd; Ammoniak  
 en forbinder sig med Zinkchlorid til Zinkchloridam-  
 moniak,  $ZnCl_2 \cdot 2NH_3$ , der kan udstille sig paa  
 Bunden i farveløse Krystaller. Den elektromotoriske  
 Kraft er circa 1,5 Volt.

Wellesens Stromelement er et Reclanche's  
 Element, i hvilket der til Opfølsningen er sat en gela-  
 tins Masse, der indeslutter Opfølsningen mellem  
 sine Porer. Den pulveriserede Manganoxyde holdes  
 ved en Pose sammen om Kulsstykket. Den elektro-  
 motoriske Kraft er ogsaa her circa 1,5 Volt.

§ 123. Som Type paa en anden Gruppe af kon-  
 stante Elementer kan nævnes Danielli's Element.

Fig. 16. Zinkslykkel  
 staaer i en vandig  
 Opfølsning af Zink-  
 sulfat, Kobberslyk-  
 kel i en vandig Op-  
 følsning af Kobbersul-  
 fat, der sidste Opføls-  
 ning indeholdes i en

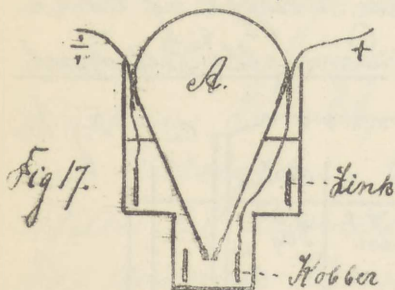


porøs Lerkrükke. Naar Elementet afgiver Strøm, fore-  
 gaar de i Fig. 16 antydede kemiske Processer, Zinken oplø-  
 ses, medens der udfældes Kobber paa Kobberslykkel.  
 Den elektromotoriske Kraft er circa 1,1 Volt. Zinksul-  
 fatopløsnigen kan erstattes med en vandig Opføls-

ring af Svovlsyre, hvorved Elementets indre Ledningsmodstand bliver mindre, medens den elektromotoriske Kraft ikke forandres i nogen mærkelig Grad.

De konstante Elementer, der er bygget analogt med Daniells Element, indeholder to Stykker af forskellige Metaller, der er anbragt i Opløsninger af Salte af de respektive Metaller, idet de to Opløsninger er adskilt ved en porøs Ledtrække. Til denne Gruppe af konstante Elementer hører Ratimer Clark's og Westons Normalelementer.

Mijdingers Element (Fig 17) har Sammensætningen  $Zn | Hg SO_4 | Cu SO_4 | Cu$ . I den underste Del af Karret staar en Kobbercylinder i en Opløsning af Kobbersulfat; i den øvrste Del af Karret befinder sig en Opløsning af  $Hg SO_4$ , hvor Zinkcylinderen er stillet. Ved Hjælp af Ballonen



A, som er fyldt med en koncentreret Opløsning af Kobbersulfat samt Krystaller af dette Salt, holdes Opløsningen af Kobbersulfat i Bunden af Karret stadig koncentreret. Den elektromotoriske Kraft er cirka 1,1 Volt.

### § 124.

Kilden til den elektriske Strømemængde, som et galvanisk Element kan afgive, er de kemiske Processer, som foregår i Elementet. I Daniells Element f. Eks. udfældes Kobber og opløst

ses Virke; den første Proces kræver et Varmeforbrug, ved den sidste udvikles der Varme. Det er Differensen mellem disse to Varmemængder, der omsættes til elektrisk Strømemergi.

---

Nogle tekniske vigtige Stoffer.

§ 125. Stenkullene, der udgør det vigtigste Brændselsmateriale, har efter deres Art forskellig Sammensætning; af Kulsstof findes 73-93 pCt, af Brind 4-6 pCt, af Jern 3-20 pCt, af Kvalstof 0,2-2 pCt, dertil kommer lidt Svovl samt de mineralske Stoffer, der ved Forbrændingen bliver tilbage i Form af Aske og som kan udgøre indtil 10 pCt; endvidere kan der i Stenkullene forekomme fra 1-4 pCt Vand. Brændværdien, hvorved forstås Antallet af Kilogramkalorier, der frembringes ved Forbrændingen af 1 Kilogram Kul, er ligelides forskellig og varierer fra 6000 til 8000 Kilogramkalorier.

§ 126. Generatorgas frembringes ved uafbrudt Forbrænding af Brændsel (i Almindelighed Stenkul eller Koks), der er anbragt i et højt Røg (§ 60). Til Heds tid lides kun en begrænset Mængde atm. Luft, hvis Jern med Kulsstoffet danner Kulsyrean-

hydrid:  $C + O_2 = CO_2$ ; dette reduceres, naar Brændslet er tilstrækkelig opheat, af det tilsvarende Køl til Kølille:

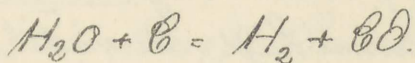
$CO_2 + C = 2CO$ . Den samlede kemiske Proces kan derfor udtrykkes ved ligningen:



Da Kilstof ved sin Forbrænding til Kølille frembringer en Værmængde af 2440 Kilogramkalorier pr Kilogram Køl, medens det ved fuldstændig Forbrænding frembringer 8140 Kilogramkalorier, kan der altså ved Forbrændingen af Kølille til Kilsyranhydrid frembringes 5700 Kilogramkalorier for hvert Kilogram Kilstof, der indeholdes i Kølillen.

Generatorgassen indeholder foruden Kølille tillige Kvalstof fra den atm. Luft samt nogle faa Procent Kilsyranhydrid; frembringes den af Hønkøl, indeholder den tillige de samme Luftarter, som findes i Belysningsgas.

§ 127. Vandgas kan frembringes ved at blæse Vanddamp ned gennem et højt og tværgående Brændsel (Kokes f. Eks); derved foregaar følgende Proces:



Brændslet bliver derved afkølet, hvorfor Vanddampstrømmen afbrydes og atm. Luft blæses ind fra neden; ved den Forbrænding, der nu foregaar, ophebes Brændslet altså til Hvidglødhede, saaledes at man altså kan blæse Damp gennem Brændslet. Paa den

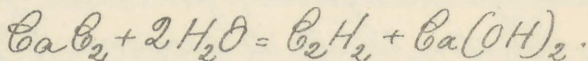


ne Maade skifter man med Blæsning af Vanddamp og Luft; idet denne sidste tilblæses i saadan Mængde, at der kun foregaar en ufuldstændig Forbrænding, faar man altsaa skiftevis frembragt Generatorgas og Vandgas, der opsamles i hvorsin Beholder.

Vandgas indeholder foruden Brint og Kuld iltte lidt Kulsyreanhydrid (1-5 %), ved dens Forbrænding kan der frembringes en høj Temperatur.

Downsgas er en Blanding af Generatorgas og Vandgas og kan fremstilles paa lignende Maade som Vandgas, idet man blæser en Blanding af Vanddamp og Atmosferisk Luft (fra neden af) gennem Gledstedet.

§ 128. Acetylen fremstilles af Kalciumkarbid og Vand:



Acetylen kan ikke til praktisk Brug forlættes til Vædske; uinduktastes den ved almindelig Temperatur et Tryk af 2 Atm., kan den eksplodere, idet den adskilles i sine Bestanddele; Eksplosionsfaren vokser med Trykket og med Temperaturen. Blandinger af Acetylen og atm. Luft, der indeholder fra 3 Indtil 82 p. Ct. Acetylen, er eksplosive, den mest eksplosive Blanding bestaar af 1 Del Acetylen og 12,5 Dele atm. Luft (efter Rumfang).

§ 129. Belysningsgas frembringes ved Løf Destillation (Ophedning uden Lufts Adgang) af Steen-

kül. Ophædningen foregaar i Almindelighed i Retorder af ildfast Ler, efter Destillationens Ophør indeholder Retorden Kokes, der bestaar af Kûilstof (indtil 97 p Ct) og Askebestanddele. Under Destillationen bortgaar forskellige Luftarter og flygtige Legemer gennem Retordens Aflædningsrør, nemlig Brint, lidt Kvalstof samt kemiske Forbindelser dannede af Kûilstof, Jern, Brint, Kvalstof og Svovl (Kûilbrinter og Substitutionsprodukter af disse, Kûilille, Svovlkûilstof, Cyanbrinte, Vand, Ammoniak, Svovlbrinte, Svovlsyrlingamhydrid o.s.v.). Destillationsprodukterne ledes først gennem afkølede Rûm (Kondensatour), hvor Fæse og Gasvand forfalles, derefter passerer den tilbageblevne Gas gennem høje Cylindre fyldte med Kokes („Scrûbbere“), der overrisles med Vand (derved fjernes Ammoniak, noget Kûilsyreanhydrid, Svovlbrinte o.s.v.). Den sidste Rensning af Gassen sker ved at lede den gennem porfse Lag af Myrenalm (derved optages f. Eks. Resten af Svovlbrinten, Cyanbrinte o.s.v.); endelig opsamles den i Gasbeholderen.

Den rensede Gas har omtrent følgende Sammensætning (efter Rûmfang): Brint 49%, Methan 34%, tungere Kûilbrinter (Alkylen, Acetylen o.s.v.) 4%, Kûilille 8%, Kûilsyreanhydrid 1% og Kvalstof 4%. Det er de tunge Kûilbrinter, der giver Gassen dens Lyseone; er de til Stede i for ringe Mængde, blandes Gassen med noget Benzoldamp.

Foruden Kokes faas som Biproducter ved Gasfremstillingen Fjære, Gasvand og den til Gasens Rensning anvendte Myrernalm.

Stenkülskjæren indeholder særlig Benzol og beslegtede Külbriinter samt Substitutionsproducter af disse (Benzol, Toluol, Naphalin, Karbolsyre, Salicylsyre, Anilin o. fl.); de udvindes af Fjæren og adskilles indbyrdes ved Destillation. Bej er den Rest af Stenkülskjæren, der bliver tilbage efter Destillationen. Stenkülskjærenafte eller Stenkülskjærensbenzin bestaar af Stenkülskjæreproducter med Kogepunkter beliggende mellem  $140^{\circ}$  og  $170^{\circ}$ ; den er det vigtigste Opløsningsmiddel for Kulsjæk.

Gasvandet indeholder Ammoniumkarbonat i Opløsning. Ved Tilsetning af ledsket Kalk og Destillation udvindes af Gasvandet Ammoniak, som ledes ned i Svovlsyre (fortyndet med noget Vand) eller Saltsyre, hvorved dannes Ammoniumsulfat eller Ammoniumklorid, hvilke to Salte danner Grundlaget for Fremstillingen af Ammoniakforbindelser.

Af den som Gasenssemasse anvendte Myrernalm udvindes Kaliumferrocyanid og Berlinerblaat.

§130. Ved styr Destillation af Træ, der nu i Almindelighed foregaar i Jernretter, udvindes Trækül, der bliver tilbage i Retorden, Trækjære, Gasvand

samt en brændbar Gas. Træljeren har en mørkebrun Farve og en anden Sammensætning end Stenkulstjæren. den indeholder kun ringe Mængder af Benzol og de beslegtede Kulbrinter men en Del faste og flydende Kulbrinter af Methanrækken. Gasvandet er en svin Vædske, der indeholder Eddikesyre og Methylalkohol ("Fraspiritus"), hvilke udvindes deraf.

Tidligere foregik Førkulningen af Træ i Skier, ved hvilken Fremgangsmaade man kun udvandt Trækul og Træjære.

§ 131. Petroleum (Stenolie) menes at være Resten af Fortidens Gyverden. Den raa Petroleum er en mørkfarvet Vædske, der hovedsagelig bestaar af Kulbrinter af Methan og Ethylenrækken. Ved Destillation adskilles den i forskellige Dele, hvoraf mærkes: Petroleumbenzin, der anvendes til Motorbrug, til Oplysning af Fædtsoffer og til kemisk Vædske, Belysningsolie, der har højere Kogepunkt end Petroleumbenzin, Smørelie (Mineralolie) samt Vaselín og Paraffin, hvilke to sidste indeholder tyktflydende og faste Kulbrinter. Paraffin kan ogsaa udvindes af Træjære.

Nafta er et fælles Navn for flygtige Vædske, dannede ved Destillation af Stenkulstjære og af Petroleum ("Stenkulstjærenafta" og Petroleumnafta").

Asfalt, der forekommer i Naturen, er besleget med Petroleum, idet den hovedsagelig bestaar af Yltningsprodukter af de højere Kulbrinter, der fore-

kommer i Petroleum.

§ 132. Olier bruges som Fællesnavn for nogle flydende Legemer af ganske forskellig Art. De vigtigste Olier er:

a) Mineralolie (Imperialie), der er et Petroleumprodukt, hvis Hovedmasse er Kulbrinter af Melhan og Stylenrækken. De Egenskaber, der betinger Imperialiens Godhed, er stor Adhæsion til de glidende Flader og ringe indre Smidningsmodstand (Viskositet); Imperialien maa tillige ikke blive harsk i Luften eller løse ind til en fast fernisagtig Masse, tillige maa den ikke fordampe i Luften og ikke blive fast i Kilden. Disse Egenskaber findes i større eller mindre Grad hos de Imperialier, der udvindes af Petroleum. En god Imperialie maa tillige være syrefri.

b) Fede Olier er Fedtstoffer, der udvindes af Dyre- eller Plantestoffer; til den første Slags hører f. Eks. Tran, til den sidste Slags, der ofte udvindes ved Presning af Plantefigt, hører Olivemolie, Rapsolie og Linolie. De fede Olier ildes oftest i Luften og bliver harske, de egner sig derfor i Almindelighed mindre godt til Imperialier. Nogle stivner i Luften under Oplagelse af Ild og dannet en fernisagtig Masse (f. Eks. Linolie); saadanne Olier kaldes løvrende Olier.

c) Ætheriske Olier frembringer ikke nogen blivende Fedtplet paa Papir. De udvindes af Plantedele, ofte af Blomsterne (Vellikeolie, Rosenolie, o.s.v.).

Det er i Almindelighed Blandinger af meget forskellige Stoffer, de fleste af dem indeholder betydelige Mængder af Kulbrinter, hørende til Terpenernes Græpe.

§/33.

Spængstoffer. De vigtigste Spængstoffer er almindelig Krudt, Skyde bomuld og Dynamit.

Almindelig Krudt er en Blanding af Svovl, Kul (Trækul) og Kaliumnitrat (circa 10% Svovl, 15% Kul og 75% Kaliumnitrat). Natriumnitrat kan ikke anvendes, da det tiltrækker Vanddamp fra Luften. Ved Krudtets Eksplosion afgiver Kaliumnitrat Yel til Svovlet og Kullet, hvorved der dannes Luftarterne Kvalstof, Kulilte og Kulsyreanhydrid samt flere faste Forbindelser f. Eks Kaliumsulfid, Kaliumsulfat, Kaliumkarbonat o. fl.

Krudtets Virkning beror paa, at de frembragte Luftarter, der tilmed har en høj Temperatur, indtager et mange Gange større Rumfang end de faste Stoffer, hvoraf de er dannede. De ved Krudtets Forbrænding dannede faste Regener findes i Krudtreggen og i Krudtets Slammul, der er sort af uforbrændte Kulpartikler.

Skydebomuld (Nitrocellulose) dannes ved at lade en Blanding af 1 Del Salpetersyre og 2 Dele Svovlsyre virke (i 15-30 Minutter) paa Cellulose (Bomuld), der holdes ned i Blandingen. En Del af Cellulosens Brintatomer ombyttes derved med det monovalente Radikal  $\text{NO}_2$ . Ved Nitrocellulosens

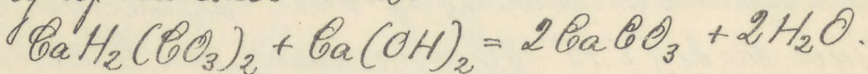
Eksplosion dannes kun ubetydelige Mængder af Aske  
("rygfuld Kruidt")

Dynamit fremstilles af Nitroglycerin, som er en farveløs Vædske, der dannes ved at sætte en Blanding af Svovlsyre og Salpetersyre til Glycerin; der ved ombyttes Brindatomerne i Glycerinets Hydroxylygrupper med Radikallet  $\text{NO}_2$ . Nitroglycerin, hvis Sammensætning altsaa er  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{ONO}_2)_3$ , er meget eksplosiv, den kan eksplodere blot ved Rystelser eller Stød. Dynamit faas ved at lade porfse Reagenier, f. Eks. Kiselgør, indsuge Nitroglycerin.

§ 134. Vand fra Børnede og Kilder indeholder altid en Del Salte, som Vandet har opløst ved at sive gennem Jordlagene. Anvendes saadant Vand i Kædler, kan disse Salte virke skadeligt, idet de kan danne Kædelsten.

De Salte i Vandet, der kan danne Kædelsten, er surt Kalciumkarbonat, surt Magnesiumkarbonat samt Kalciumsulfat. Man kan ffr. Bøingen af Vandet fjerne disse Salte ved Til sætning af passende Stoffer.

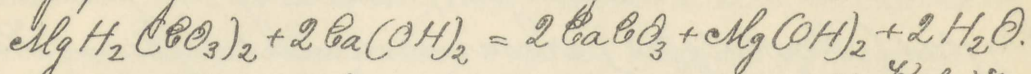
Surt Kalciumkarbonat fjernes ved Til sætning af ledsket Kalk:



Det dannede normale Kalciumkarbonat gaar til Bøinds i Vandet.

Paa lignende Maade fjernes surt Magnesi-

iumkarbonat, dog maa der tilsættes saa meget Ledsked Kalk, saa der dannes Magnesiumhydroxyd, der er mere iopløseligt end normalt Magnesiumkarbonat:

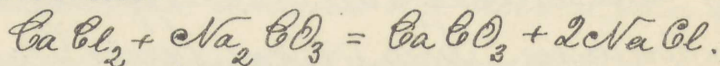


Kalciumsulfat bündfældes som normalt Kalciumkarbonat ved Tilsætning af en Opløsning af Natriumkarbonat:



Det dannede Natriumsulfat er letopløseligt i Vand og uskadeligt, ophobes det i for stor Mængde i Kæden, kan det fjernes ved Udblæsning.

Indeholder Vandet Kalciumklorid kan dette bündfældes ved Tilsætning af en Opløsning af Natriumkarbonat:



Kommer Kældervandet til at indeholde for store Mængder af det opløste Natriumklorid, kan dette fjernes ved Udblæsning.

§ 135. Glas er et Fallemavn for sammensmeltede, amorfte Blandinger af Silikater af forskellige Art; en saadan Blanding maa i kold Tilstand ikke angribes i nogen næmerværdig Grad af Vand eller Syrer (Fluussyre fraegnet); ved Ophedning skal den blive bløddere, saa den kan formes, og ikke vise noget bestemt Smeltepunkt. Man kan dele Glas-sorterne i to Grupper: Kalkglas og Blyglas. Kalkglas er igen enten Kaliglas (Blanding af Kalium-



Silikat og Kalciumsilikat) eller Natronglas (Blanding af Natriumsilikat og Kalciumsilikat). Disse to Glasser anvendes til Vinduesglas, Flasker og Høsgeraad. Blyglas (Krystalglas) er sammensat ligesom Kalkglasset, blot er Kalciumsilikatet helt eller delvist erstattet med Blysilikat. Blyglasset er mere lysbrydende end Kalkglasset og anvendes til optiske Instrumenter samt til fine Glassager.

De Raastoffer, der anvendes til Glasfabrikationen, er Kvarssand, Kridt eller Kalksten, Soda, Potaske og Mennie samt Glasskaar. Ved Ophedning uddriver Kiseloxen Kiseloxen af Karbonaterne, da der dannes Silikater. Glasmassen er ofte farvet grøn af Ferrasilikat, idet Raastofferne har indeholdt Jernforbindelser. Ferrasilikat farver Glasmassen gulgrøn; er der tillige Mangan til Stede, kan Farven blive beun eller brungul. Af Proxmatium farves Glasmassen gul.

Ved at blande Raastofferne med forskellige Metalitter (Kobberille, Kromille, Koboltille o.s.v) kan man give Glasset mange forskellige Farver.

§136 Simple Leverer (Kvartsen, Fagsten, Quarz o.s.v) fremstilles af det i Naturen forekommende vane her. Urenhederne er særlig Kalciumkarbonat og Jerniltehydrat. Det fint fordelt her er i Stand til mekanisk at forbinde sig med be-

lydlige Mængder af Vand, hvorved der dannes en plastisk Masse; af denne formes Kergodsset og underkastes en Føring i Røfsten, hvorved det mekanisk beindnede Vand bortgaar, ved en derpaa følgende "Brænding" i en Oven (Temperatur circa  $1000^{\circ}$ ) bortgaar ogsaa det kemisk beindnede Vand. Massen er nu hård og ikke i Stand til igen at forbinde sig med Vandet. Det brændte Kergods har ofte en rød Farve, der skyldes Jernsilt, er der kun en ringe Mængde Jernsilt men meget Kalk til Stede i Massen, bliver Farven gul. Under tiden giver man Kergods en Glasur, der frembringes ved under Brændingen at kaste Natriumklorid ind i Ovnen; under Udvikling af Klorbrinte dannes der derved paa Kergodssets Overflade et glasagtigt, letsmelteligt Natriumaluminiumsilikat. ("Slenstj").

Fajance fremstilles af Lemure (jernsilt) Kersoder, efter en første Brænding ved højere Temperatur overtrækkes den brændte Masse med en Glasurvælling, der er dannet ved at indgøde Ler, pulveriseret Kvarts, Alkali og Aluminie i Vand, der efter brændes anden Gang ved lavere Temperatur, hvorved der dannes en Glasur, som bestaar af letsmeltelige Silikater.

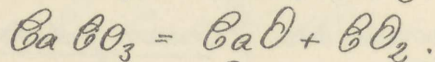
Porcellen fremstilles af Kaolin, finkelt Feldspat og Kvarts; efter en første Brænding, der foregaar ved lavere Temperatur ( $700^{\circ}$ - $800^{\circ}$ ), anbrin-

ges Glasurmassen, der hovedsagelig består af Feldspat. Ved den anden Brænding der foregår ved høj Temperatur (circa  $1600^\circ$ ), smelter Glasuren og gennemtrænger Gæudmassens Porer; Porcellænet dannes derfor en tæt, halv gennemsnitlig Masse.

§ 137. Cement (Portlandcement) fremstilles ved Brænding af en Blanding af her og kulstøv Kalk (circa 25% her og 75% kulstøv Kalk); ved Brændingen dannes en Blanding af basiske Kalciumsilikater og Forbindelser af Kalk og herford. Efter Brændingen knuses Massen til et fint Pulver; den gråagtige Farve skyldes hovedsagelig et Indhold af Ferrossilikat.

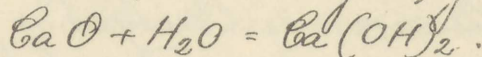
Udpræs Cement med Vand, bindes en Del af dette kemisk (12-20%) og Massen hærdner under Dannelse af de nye vandholdige Silikater og Aluminaer. Da denne Hærdning ogsaa foregår under Vand, kan Cement anvendes til Vandbygningsarbejder („hydraulisk Mortel“).

Kalkmortel (Küpfmortel) fremstilles af Kalksten (Kalciumkarbonat), der brændes i en Oven, hvorved der dannes Kalciummilk („brændt Kalk“):

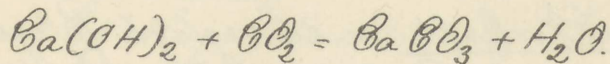


Temperaturen i Ovnen kan holdes des lavere, jo hurtigere den dannede Kulsyreanhydrid bortskaffes; er Kulsyreanhydridets Tryk 1 Atm., maa Temperaturen være circa  $800^\circ$ . Det brændte Kalk

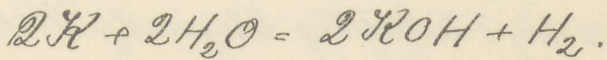
indrøs med Vand, hvorved der under stor Varmeudvikling dannes Kalciumhydroxyd ("lødskelet Kalk"):



Den dannede lødskelet Kalk indrøs med Sand og bruges som Mørtel; i Luften hærdner den, idet den optager Kulsyreanhydrid og danner Kalciumcarbonat:



§ 138. Kaliumhydroxyd fremstilles i det store ved Elektrolyse af en vandig Opløsning af Kaliumklorid. Som Anode anvendes en Kølplade, ved hvilken der udvikles Klor; et Låg Kvægsølv i Bunden af Karret udgør Katoden, ved hvilken der udvikles Kalium, som med Kvægsølv danner Kaliumamalgam. Kvægsølvet er i stadig Cirkulation og løses over i et Sidekar, der indeholder Vand, som med Kaliumamalgam danner Kaliumhydroxyd og Brint:



Det udviklede Klor anvendes til Fremstilling af Kloralkali.

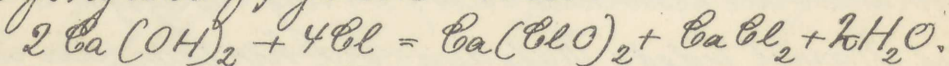
Natronhydroxyd fremstilles paa samme Maade som Kaliumhydroxyd, idet man anvender en Opløsning af Natriumklorid.

Alkalierne gaar i Handelens enten i stærk vandig Opløsning eller i fast Form (støbt i Stænger). De anvendes meget i den kemiske

Induſtri, ſærlig til Sebefabrikation.

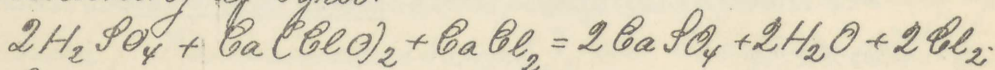
Sebe beſtaar hovedſagelig af Alkalisalte af Palmitin-, Stearin- og Oleoyne og fremſtilles ved at koge Fedtſtoffer nogen Tid med vandige Oploſninger af Kali- eller Natronhydrat, derved dannes ovennævnte Forbindelser, idet Glycerin udfilles.

§139. Klorkalk. er et vigtigt Blegemiddel (for Bomuld og Papirmasse) og Desinfektionsmiddel; den dannes ved i Kilden at lade Klor henover ledſket Kalk, der er udbredt i tynde Lag; derved foregaar følgende Proces:



Den dannede Blanding af Kalciümhypoklorit og Kalciümchlorid er Klorkalk; den er forennet af Resten af ledſket Kalk.

Da klorvandsſyrligt Kalk er ubestandigt ( $\text{Ca}(\text{ClO})_2 = \text{CaCl}_2 + \text{O}_2$ ), virker Klorkalk illende og derved blegende; en hurtig blegende Virkning faar man ved Tilſætning af Syrer:



Küpfers Külsyre virker paa ſamme Maade, hvorfor Klorkalken maa opbevares i lukkede Beholdere.

§140. Metallerne Natriüm, Kaliüm, Magniüm og Alüminium udvindes ved Elektrolyse. Natriüm faas ved Elektrolyse af smel-

et Natriumhydroxyd, hvorved Natrium udskilles ved Katoden, ved Anoden udskilles Hydroxyl, der spaltes i Vand og  $H_2$ . I Almindelighed anvendes Jernelektroder.

Kalium kan udvindes paa tilsvarende Maade.

Magnium faas ved Elektrolyse af en smeltet Blanding af Magniumklorid og Kaliumklorid, hvilken Blanding er mere letsmeltelig end Magniumklorid alene.

Aluminium fremstilles ved Elektrolyse af en smeltet Blanding af Lerjord og Kryolit. Smeltningen foregaar ved Højtemperatur. Den tilsatte Kryolit adskilles ikke af Højtemperatur men tjener til at gøre Massen letflydende. Der anvendes Kuleelektroder, ved Katoden udskilles Aluminium, ved Anoden udskilles  $H_2$ , der efterhaanden forlader denne. Ved høj Temperatur legerer Aluminium sig stærkt med Kulsstof; Badets Temperatur bør derfor være saa lav som muligt.

Kalcium faas ved Indvirkning af metallisk Natrium paa Jodkalcium.

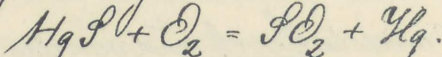
§141. Metallerne Zink, Bly, Jern, Kvægsølv og Kobber udvindes især af de i Naturen forekommende Sulfider.

Det meste Zink udvindes af Zinkblende,  $ZnS$ , der er den vigtigste Zinkmalme. Denne undersøkes først

en Ristning, hvorved der under Udvikling af Svovlsy-  
linganhydrid dannes Zinkstøv,  $ZnO$ ; derefter reduceres  
Zinkstøvet ved Ophedning med Kul. Den sidste Proccs  
foregaar ved saa høj en Temperatur, saa Zinken fordamp-  
per; Dampene føres over i et Forlag og fortællles. De først  
ankomne Dampene fortællles til et fint Pulver, Zinkstøv;  
naar Forlaget efterhaanden er bleven varmet, samler  
der sig flydende Zink i Forlaget.

Hovedmassen af Bly udvindes af Bly-  
glans,  $PbS$ , der behandles paa samme Maade som  
Zinkblende, idet den først underkastes en Ristning;  
derefter reduceres det dannede Blystøv med Kul. Da  
Blyglansen altid ledsages af stærkeholdige Malme  
(særlig Sølvglans,  $Hg_2S$ ), indeholder det fremkomne  
Bly ("Værkbly") noget Søl. Dette Søl udvindes ved  
"Afdrivning"; Værkblyet ophedes i enovn; ved Paa-  
blæsning af luft iltes Blyet til Blystøv ("Sølvglød"),  
der flyder bort gennem passende anbragte Kanaler,  
medens det metalliske Søl ikke iltes og bliver tilba-  
ge i metallisk Tilstand. Paa denne Maade udvin-  
des Hovedmassen af Søl. Det dannede Blystøv redu-  
ceres paany med Kul.

Kvægsøl faas af Cinnobar,  $HgS$ , ved at  
underkaste denne Malme en Ristning; derved dannes  
Svovlsylinganhydrid og metallisk Kvægsøl:



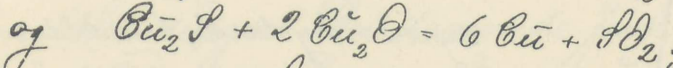
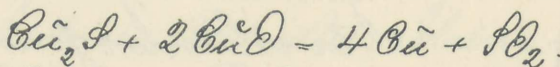
Det dannede Kvægsøl fordampes; de dannede

Kvægsplodamine foretages i et Forlæg.

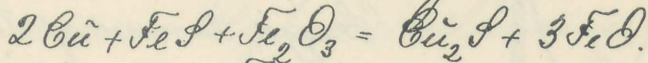
Kvægsplod kan ogsaa udrvindes af Binnobber ved at ophede dette med metallisk Jern:



Den vigtigste Kobberalm er Kobberkis ( $\text{Cu}_2\text{S}$ ,  $\text{Fe}_2\text{S}_3$ ). Udvindingen af Kobber af denne Alalm er vanskelig paa Grund af Kobberets store Tilbøjelighed til at finde sig med Svovl. Først uindkastes Malmen en ufuldstændig Ristning, hvorved der dannes noget Kobberoxide ( $\text{Cu}_2\text{O}$  og  $\text{CuO}$ ) og noget Jernoxide ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ). Derefter smeltes Massen i den Røjstens Adgang, idet der tilsættes Kiselcyanhydrid; under denne Smeltning dannes metallisk Kobber:



endvidere gaar det Svovl, der er tilbage, hovedsagelig over paa Kobberet, der har større Tilbøjelighed til at forbinde sig med Kobber end med Jern:



Det fremkomne Ferrosulfid dannes med Kiselcyanhydrid en Slagge (Ferosilikat), der bortffjernes.

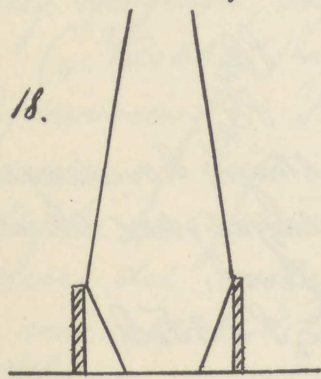
Foretages disse Processer nogle Gange, faas "Sortkobber", der indeholder henimod 95% Kobber, medens Resten hovedsagelig er Svovlkobber og Jern. Af Sortkobberet kan rent Kobber ("Elektriskkobber") udrvindes elektrolytisk, idet man som Mode an-



vender en tyk Plade af Sortkobber, medens Katoden er en tynd Plade af rent Kobber, de to Plader er anbragt i en vandig Opløsning af Kuprisulfat. Ved Snoden bündes faldet Steam under Elektrolysen, dette Steam indeholder en Del af Urenhederne i Sortkobberet, blandt andet indeholder det noget Sølv og Guld, som man udvinder deraf.

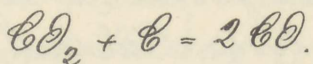
§ 142. Jern udvindes af de i Naturen forekommende Jerniller (Magnetjernsten, Rødjernsten og Brünjernsten) samt af jernspat. Malmen redisceres i en smælt Højovn (Fig. 18) ved Hjælp af Køl (Kokes eller Frækøl); Frækøl kan ikke anvendes paa Grund af dens Indhold af Svovl. Tilførslen af Maln og Køl sker gennem Højovnens Melindring.

Fig. 18.

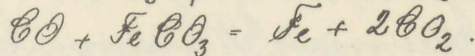
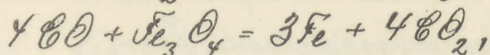
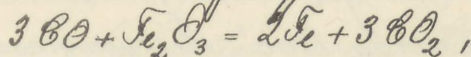


Er Malmen forurennet af Siliciumsyreanhydrid, tilsætter man endvidere et "Fislag" af Kalksten eller Dolomit, hvorved der fremkommer en letsmeltelig Slagge, dannet af Silikater; Er Malmen derimod forurennet af Kalksten, bruges Siliciumsyreanhydrid som Fislag. Fovnen i Ovnen er der passende Røbringer, hvoraf man kan udtappe det dannede jern samt Slaggen, der flyder ovenpaa jernet; endvidere er der Røbringer, hvorigennem opvarmet Blæsluft kan tilføres Ovnen. Forbrændingen foregaar fra neden af;

nedst dannes Kulsyreanhydrid, hvorved der udvikles saa stor en Varmemængde, saa Temperaturen bliver circa  $1100^{\circ}$ - $1200^{\circ}$ . Det udviklede Kulsyreanhydrid sliger og gennem del ophedede Brændsel og reduceres til Kullille:



Kullillen reducerer derefter Jernmalmen:



Det udskillede Jern er en svampet Masse, der opløser Kullstof, efterhaanden som det synker længere nedad i Ovnen og bliver derved letsmeltelig.

Højovnen holdes i stadig Voksomhed, idet der afvoksende kastes Brændsel, Malme og Fjlslag med gennem Møndingen. Det dannede Jern, Raajern, udlappes nogle Gange om Dagen; Slaggen udlappes paa samme Maade eller flyder kontinuerligt bort gennem de dertil bestemte Udlopsaabninger. Den Lufte-masse, der strømmer op gennem Højovnens Mønding, indeholder Kullille og er brændbar; den anvendes i Almindelighed til Opvarmning af Blaskiften.

Raajernet indeholder i Almindelighed fra 3,5 - 4% Kullstof og er enten graat Raajern eller hvidt Raajern.

Graat Raajern er mørkt i Brændet og indeholder Kullstoffet hovedsagelig i Form af Grafit; det smel-

er ved circa  $1200^{\circ}$  og kan bearbejdes med Værktøj. I smeltet Tilstand er det tyndtflydende; ved Støtning uidsvider det sig, det anvendes til Støbegods.

Hvidt Raajern er Kulsstoffet hovedsagelig kemisk forbundet med jernet (som jernkarbid,  $Fe_3C$ ); det hvide Raajern er lyst i Bruddet, det er haardt og skørt og kan vanskeligt bearbejdes med Værktøj. Dets Smeltepunkt er circa  $1100^{\circ}$ ; det anvendes særlig til Fremstilling af smedeligt jern.

Opløser man Raajern i Syrer (Saltsyre, Svovlsyre), bliver det Kulstof, der er til Stede som Grafit, tilbage i uopløst Tilstand; Jernkarbid derimod opløses af Syrerne under Udvikling af Kulbrinter.

Raajern indeholder foruden Kulstof tillige Silicium, Mangan, Fosfor og Svovl; det graa Raajern indeholder mere Silicium og mindre Mangan end det hvide Raajern. Hvidt Raajern med stort Indhold af Mangan kaldes Spejljern. Fosfor gør Jernet koldskørt, Svovl gør det rødskørt, et større Indhold af Silicium, bewirker tillige, at Kulsstoffet i det flydende Raajern ved Støtningen udskiller sig som Grafit.

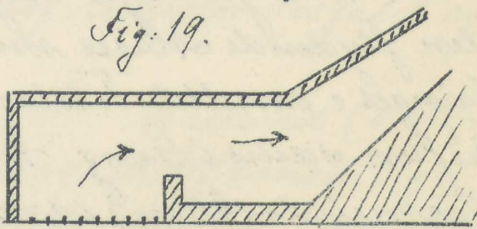
Hvortiden det graa eller det hvide Raajern er smedeligt; berøver man Raajernet noget af Kulstofindholdet, saa Kulsstofmængden bliver mindre end  $1,5\%$  (mellem  $0,04\%$  og  $1,5\%$ ) faas smedeligt jern.

§ 143. Raajernets Afkøling kan udføres paa flere Maader.

a) Yerdfriskning foregaar paa en Yerd (aabent, grubeformet Sted), paa hvilken der anbringes Raajernsstykker (hvidt Raajern) og Trækul. Under Processen tilføres der Blæseluft; ved Trækullets Forbrænding udvikles der stærk Varme; derved bliver det muligt, at en Del af Raajernets Kulsstof (samt noget Silicium og Mangen og tillige noget af jernet) ildes af Blæseluften. De dannede Metaliller danner Slagge med Kisel-syreanhydridet (fra Brændselmaterialets Aske og fra Yldningen af Silicium). Det dannede smedelige jern faas tilsidst som en dejagtig Klump, hvilken dernæst bearbejdes med Samphammer, hvorved iblandt Slagge udprocesses.

b) Puddling foregaar i en Flammecovn (Fig. 19). Denne er et omdækket Sted, der ved en lav Mur er delt i to Dele. Den forreste Del er Forbrændingsrummet, hvor der forbrændes Stenkul paa en Rist. Forbrændingsprodukterne, der indeholder fri Ild, stryger hen over den bageste Del af Ovnen, Yerden, hvor Raajernet (hvidt Raajern, hvortil kan sættes mindre Mængder af andet Raajern) er anbragt. Naar Raajernet er smeltet, spres der med jernhage frem og tilbage i den tyndt flydende Masse, hvorved en Del af Kulsstoffet ildes til Kullet. Yerden er "foret" med jernilleholdig Slagge,

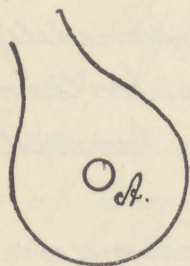
Fig. 19.



der bidrager til Kilstoffets Yeltring. Massen bliver mere og mere tykflydende, tilsidst dejagtig; ved Harnning eller Valsning udpresses tilsidst den Slagge, der befinder sig i det indre af Massen. Ligesom ved Hørdfriskningens bortilles ogsaa her noget af Raajernets Indhold af Silicium og Mangan.

c) Bessemerprocessen („den sure Proces“) foregaar i en Konverter (Fig. 20). Denne er en pæreformet Beholder af Smedjern, der indvendig er beklædt med et ildfast „For“, som er rigt paa Kiselsyreanhydrid. Konverteren kan drejes om en Akse A, gennem hvilken der gaar en luftkanal, som udmünder i talrige Salminger i Konvertens Bænd; gennem denne Kanal indføres (kold) Blæseluft.

Fig. 20.



Det Raastof, der anvendes ved Bessemerprocessen, er Raajern, som er rigt paa Silicium, men kun indeholder ringe Mængder af Svovl og Fosfor (graat Raajern). Svovrigt Raajern kan dog ogsaa bruges, men maa før Brugten sammensmeltes med mangannigt Raajern; Svovlet udstilles saa af den flydende Masse som Svovlmangan. Raajernet bringes i smeltet Tilstand i Konverteren og Blæseluften sættes i Gang. Først iles Silicium (under stor Varmeudvikling) samt noget Mangan og Jern, hvorefter der dannes en Slagge af Silikater. Derefter røm-

brænder Raajernets Kulsstof bort; de derved dannede Luftarter kaster Slaggen ud gennem Konverterens Hals. Man standser dernæst Blæsten og tilsætter noget Spejlsjern, hvorefter Blæsten atter sættes i Gang. Det tilsatte Spejlsjern tjener dels til at regulere Kulsstofmængden, dels til at bortskaffe Ferroxyd, der indeholdes i Massen og vilde gøre det færdige Produkt rødskejt. Manganet afleder nemlig Ferroxyd og danner Slagge med Kulsyuanhydridet. Tilslidst standses Blæsten og Konverteren udtømmes ved Drejning. Hele Processen varer circa 20 Minutter.

d) Thomasprocessen („den basiske Proces”). Ved Bessemerprocessen kan Fosfor ikke bortfjernes af Raajernet; dette sker derimod ved Thomasprocessen, der foregaar paa samme Maade som Bessemerprocessen, blot er Konverteren foret med brændt Kalk eller brændt Dolomit. Naar Blæseluften sættes i Gang, bortbrændes Silicium og Kulsstof derefter Fosfor, idet der dannes en Slagge indeholdende Kalciumfosfat. Blæseluften standses og Slaggen afhældes; dernæst tilsættes Spejlsjern (ellers vilde Spejlsjernets Kulsstof reducere Fosfaten og igen frembringe Fosfor).

e) Martinprocessen. Raajernet (i Almindelighed tilsat med Afspald af smedeligt Jern) omsmeltes i en Siemens-Martin Ovn; denne er en Flammeovn, som opvarmes med Gene-

ratorgas. Både Generatorgassen og den til Forbrændingen  
 anvendte Luft opvarmes for Forbrændingen ved at  
 gaa tværs gennem et ophedet Rum, hvori der er opsat  
 et ildfastt Iden, mellem hvilke Luftarterne passerer.  
 Af saadanne Varmekamre („Regeneratoren“) er der  
 to Par, gennem det andet Par ledes Forbrændingspro-  
 dukterne fra Ovnen. Naar de sidste Kamre er bleven  
 ophedede og de første afkølede, ombylles ved passende  
 Ventiler Luftstrømmene og saaledes fortsættes. Paa  
 denne Maade opnaas en høj Temperatur i Ovnen.  
 Denne er enden forset med et For, der er rigt paa Sil-  
 ciumsyanhydrid eller paa Kalk; det sidste anvendes,  
 naar Raajernet indeholder Fosfor. Da der tilføres Ovnen  
 mere Jern en nødvendig til Generatorgassens Forbræn-  
 ding, forbrændes af Raajernet efterhaanden Silici-  
 um, Kulstof og (hvis Kalk er til Stede) Fosfor. Til sidst  
 tilføjes noget Spejlerjernet ligesom ved Bessemer- og Tho-  
 masprocessen. Hele Processen varer 8-10 Minuter.

Det ved de forskellige Afkølningsmetoder  
 fremstillede smedelige Jern, der indeholder over 0,5%  
 Kulstof (0,5% til 1,5%), kan hærdes.

§144. Guld forekommer i Almindelighed i fri  
 Tilstand; i Klippemasser af forskellig Art findes  
 ofte guldholdig Kvarts, hvor Gullet er til Stede som støf-  
 re eller mindre Korn; Gullet kan ogsaa forekomme  
 som Korn i Kvartssand, der er dannet ved Forvit-  
 ring af Bjergarter af ovennævnte Art.

Af guldholdig Kwarts udvindes Guldet ved at knuse Kwartsen, blandet med Kvegsølv og Vand. Kvegsølvet legerer sig med Guldet, medens den knuste Kwarts sammen med Vandet danner en Velling, der bordskylles med Vand. Man fortsætter med Brøgen af den samme Mængde Kvegsølv, indtil dette er tilstrækkelig mættet med Guld, hvorefter Kvegsølvet afdestilleres.

Af guldholdigt Sand kan Guldet udvindes ved „Vaskning“, idet man med Vand skyller de lettere Gule bort, hvorved de mere vægfyldte Guldkorn bliver tilbage.

Platin forekommer og udvindes paa lignende Maade som Guld.

§ 145. Kunstige Gødningstoffer. De Grundstoffer, som man gennem de kunstige Gødningstoffer tilfører jordbunden, er særlig Kvælstof, Fosfor, Kalium og Kalciüm.

Kvælstof kan tilføres jorden ved Chilisalpeter, Kalksalpeter (Kalciümnitrat) og Ammoniumsulfat.

Kalksalpeter fremstilles i Norge efter Biokeland-Ogdes Metode. I den elektriske Flammebue forbinder den alm. Lufts Kvælstof og Yll sig med hinanden til Kvælstofille; med den alm. Lufts Yll danner denne Kvælstofoville, der ledes ned i Vand, hvorved den dannes Salpetersyre, til Opløs-

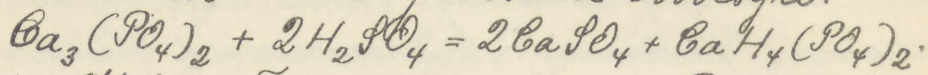


ningen af Salpetersyre sættes dernæst Kalksten, hvorved der dannes Kalciümnitrat.

Ammoniumsulfat faas som Biproduct fra Gasværkerne.

Fosfor tilføres Jorden i Form af Kalciümfosfater.

Superfosfat indeholder surt Kalciümfosfat, der er opløseligt i Vand, og fremstilles af Fosforit ved at knuse denne og tilsætte Svovlsyre:



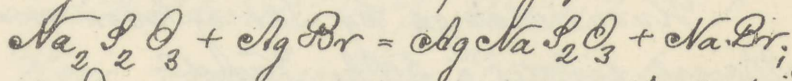
Knuste Thomasslagger samt Benmel (knuste Krogger, der i Forbujen er befriede for Fedtstof og Lim) anvendes ogsaa som kunstige Gødningstoffer; disse Stoffer indeholder Kalciümfosfater, der er uopløselige i Vand, men paaviktes af kulstofholdigt Vand og af Jordbündens organiske Syrer.

Kalciüm tilføres Jordbündnen ved Kalciümsalte, der faas fra Faltlejerne.

Kalciüm skaffer man Jorden ved Anvendelse af Kalksten eller Mergel.

§ 146. Fotografering. Ved Hjælp af en Samlelinse dannes der et Billede af Genstanden; dette Billede læder man falde paa en Plade, der er fælsom for Lyset. De "kjøre" Plader er Glasplader, som er overtrukne med et Lag Gelatine, hvori der er indrørt fint fordelt Iølvbromid. Paa de Plader, hvor Lyset falder paa Pladen, paaviktes Iølv bro-

midel, dog kan Paavirkningen ikke ses. Billedet „fremkaldes“ derefter paa Pladen, idet denne anbringes i en Fremkaldende vædske (Opløsning af Ferrosulfat, Pyrogallusyre o. fl.), som indeholder et illeligt Stoff og derfor er i Stand til at opløse Brom. Paa de Steder, hvor Lyset faldt paa Pladen, udskilles nu metallisk Ijlv i Form af et sort Pulver. Dernæst „fikseres“ Billedet ved at Pladen anbringes i en Opløsning af Natriumthiosulfat (svovlundersyrligt Natron), hvor ved det tilbageværende Bromstov opløses:



det dannede Dobbelt salt er nemlig opløseligt i Vand.

Man har nu faaet fremstillet et „negativt“ Billede, idet det er gjort paa de Steder, hvor Genstanden er lys og omvendt.

Det negative Billede „kopieres“ derefter ved at anbringes ovenpaa et Stykke Papir, som er overstrøget med Albumin, der indeholder Ijlvklorid. Nader man Lyset gaa gennem Negativet, bliver Ijlvkloridpapiret svartet mest paa de Steder, hvor Negativet er lyst og omvendt. Det dannede Billede fikseres dernæst og anbringes tilsidst i et „Forebad“, der indeholder en Opløsning af Natriumguldklorid; derved erstattes det udskillede Ijlv med Guld og Billedet faar en smukkere „Tone“. Fikseringen og Toningen kan foretages samtidigt

## Opgaver.

1. Hvor mange kg.  $\text{Zn}$  og hvor mange kg. Brint findes i 50 kg. Vand?
2. Hvor mange g. Brint findes i 8 kg. Svovlsyre?
3. Hvor mange Procent Kvælstof findes i Ammoniak?
4. Hvor mange g. Klor kan forbinde sig med 20 g. Brint til Klorbainde?
5. Hvor mange Procent Jern findes i Magnetjernsten?
6. Hvor mange Procent vandfri Soda ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) findes i Krystalsoda ( $\text{Na}_2\text{CO}_3, 10\text{H}_2\text{O}$ )?
7. Hvor mange Liter Brint kan fremstilles af 100 g. Vand?
8. 35 g. Zink opløses i Svovlsyre. Hvor mange g. Svovlsyre maa anvendes og hvor mange Liter Brint udvikles derved?

9. Hvor mange Liter atm. Luft bruges til fuldstandig Forbrænding af 8 kg. Kulstof? Den atm. Luft antages i denne og de følgende Opgaver at indeholde 20%  $\text{O}_2$ .
10. Hvor mange Liter atm. Luft bruges til Forbrænding af 8 Liter Acetylen?
11. Hvor mange Liter atm. Luft bruges til Forbrænding af 8 kg Acetylen?
12. Hvor mange Liter atm. Luft bruges til Forbrænding af en Blanding af Brind og Kullille, indeholdende 40% Kullille?
13. Hvor mange Liter  $\text{H}_2$  kan fremstilles ved Elektrolyse af 5 kg. Vand?
14. Hvor mange kg. Natronhydrat kan neutraliseres af 5 kg. ren Svovlsyre?
15. Hvor mange Liter Ammoniak kan fremstilles af 10 kg. Salmiak?
16. Hvor mange kg. Kobber kan en Slåm paa 12 Amp. udfælde i et Bælt af 2 Finner?
17. Hvad er Frysepunktet for en Opløsning af 12 g. Kogsalt i 2000 g. Vand? Alle Saltsmølekyevne antages at være dissocierede?
18. Hvor mange kg. Kalciumhydroxyd kan fremstilles af 10 kg. Kalciumkarbonat?
19. Hvor mange kg. Kobber indeholdes i 100 kg. Kobberkis?
20. Hvor mange Liter Silovne kan frem-

142.

Stilles af 8 kg. Kalciumpkarbonat? Hvor mange  
kg. Saltsyre maa anvendes, naar Saltsyrens  
Indeholder 20% Klorbrinte?

---

143.

De bekendte Grundstoffer og deres Atomtal.  
(Jensens Atomtal = 16)

Aluminium	Al	27,1	Mangan	Mn	55,0
Antimon (Stibium)	Sb	120,2	Molybdæn	Mo	96,0
Argon	Ar	39,9	Natrium	Na	23,05
Årsen	As	75,0	Neodym	Nd	143,6
Baryum	Ba	137,4	Neon	Ne	20,0
Beryllium	Be	9,1	Nikkel	Ni	58,7
Bly (Plumbum)	Pb	206,9	Niobium	Nb	94,0
Bor	B	11,0	Osmium	Os	191,0
Brint (Hydrogenium)	H	1,008	Palladium	Pd	106,5
Brom	Br	79,96	Platin	Pt	194,8
Cærium	Ce	140,25	Prædodym	Pr	140,5
Cæsium	Cs	132,9	Radium	Ra	225,0
Calcium	Ca	166,0	Rhodium	Rh	163,0
Europium	Eu	152,0	Rubidium	Rb	85,5
Fluor	F	19,0	Ruthenium	Ru	101,7
Fosfor	P	31,0	Samarium	Sa	150,3
Gadolinium	Gd	156,0	Selen	Se	79,2
Gallium	Ga	70,0	Silicium	Si	28,4
Germanium	Ge	72,5	Skandium	Sc	44,1
Guld (Aurum)	Au	197,2	Strontium	Sr	87,6
Helium	He	4,0	Svovl	S	32,06
It (Oxygenium)	O	16	Sølv (Argentum)	Ag	107,93
Indium	In	115,0	Tantal	Ta	183,0
Iridium	Ir	193,0	Tellur	Te	127,6
Jern (Ferrum)	Fe	55,9	Terbium	Tb	160,0
Jod	I	126,97	Thallium	Tl	204,1
Kalium	K	39,15	Thorium	Th	232,5
Kadmium	Cd	112,4	Thulium	Tm	171,0
Kalcium	Ca	40,1	Tin (Stannum)	Sn	119,0
Klor	Cl	35,45	Titan	Ti	48,1
Kobber (Cuprum)	Cu	63,6	Uran	U	238,5
Kobolt	Co	59,0	Vanadin	V	51,2
Krom	Cr	52,1	Vismut (Bismutum)	Bi	208,5
Krypton	Kr	81,8	Wolfram	W	184,0
Kulstof (Carbo)	C	12,0	Zenon	X	128,0
Kvægsølv (Hydrargyrum)	Hg	200,0	Zellerbium	Zb	173,0
Kvælstof	N	14,04	Zellium	Za	89,0
Lanthan	La	138,9	Zink	Zn	65,4
Lithium	Li	7,03	Zirkonium	Zr	90,6
Magmium	Mg	24,36			

Vægtfylde, Smeltepunkt og Kogepunkt  
for de vigtigste Metaller.

Metallens Navn.	Vægtfylde	Smeltepunkt	Kogepunkt
Aluminium	2,56	657,3°	
Antimon	6,71	625°	
Bly	11,37	322°	circa 1470°
Guld (støbt)	19,26	1063°	
Jern (rent)	7,86	1480°	
Kalium	0,86	62,5°	720°
Kadmium	8,6	315°	860°
Kobber (elektrol.)	8,95	1098°	
Kvægsølv	13,59	÷ 39,38°	357,25°
Magnesium	1,74	750°	circa 1100°
Mangan	7,2	1900°	
Natrium	0,98	95,6°	742°
Osmium	22,48	c. 2500°	
Platin (støbt)	21,5	1775°	
Sølv	10,53	960°	
Tin (støbt)	7,29	228°	
Zink	7,13 - 7,37	419°	930°
Zinn	9,9	270°	c. 1200°

De vigtigste Luftarter

Vægtfylde i Forhold til atm. Luft

Acetylen . . . . .	0,90
Ammoniak . . . . .	0,59
Argon . . . . .	1,38
Arzenbrinte . . . . .	2,70
Brint . . . . .	0,0696
Brombrinte . . . . .	2,80
Cyan . . . . .	1,80
Klor . . . . .	1,31
Klorbrinte . . . . .	0,70
Helium . . . . .	0,14
Hyd . . . . .	1,11
Kvælstof . . . . .	0,97
Kvælstofforille . . . . .	1,52
Kvælstoffelle . . . . .	1,04
Klor . . . . .	2,45
Klorbrinte . . . . .	1,26
Kulille . . . . .	0,97
Kulsyreanhydrid . . . . .	1,52
Methan . . . . .	0,55
Svovlbrinte . . . . .	1,18
Svovlsyrlinganhydrid . . . . .	2,21
Äthylem . . . . .	0,97

Vægtfylde af Opløsninger i Vand af

Ammoniumklorid (ved 15°)

p.Ct. af $(NH_4)Cl$	Vægtfylde
5 . . . . .	1,016
10 . . . . .	1,031
15 . . . . .	1,045
20 . . . . .	1,059
25 . . . . .	1,073

De vigtigste Luftarter

Opløselighed i Vand (ved 15°)

	Antal af l. Luft der opløses i 1 l. Vand.
Ammoniak . . . . .	727,2
Atm. Luft . . . . .	0,0179
Brint . . . . .	0,019
Hyd . . . . .	0,030
Klorbrinte . . . . .	459,6
Kvælstof . . . . .	0,015
Kvælstoffelle . . . . .	0,275
Kvælstofforille . . . . .	0,778
Kulille . . . . .	0,024
Kulsyreanhydrid . . . . .	1,002
Methan . . . . .	0,039
Svovlbrinte . . . . .	3,233
Svovlsyrlinganhydrid . . . . .	47,276
Äthylem . . . . .	0,163

Vægtfylde af Opløsninger i Vand af

Natriumsulfat (ved 19°)

p.Ct. af $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$	p.Ct. af $Na_2SO_4$	Vægtfylde
5 . . . . .	2,205	1,020
10 . . . . .	4,410	1,040
15 . . . . .	6,615	1,060
20 . . . . .	8,820	1,081
25 . . . . .	11,025	1,102
30 . . . . .	13,230	1,123

Vægtfylde af Opløsninger i Vand af

Zinksulfat (ved 15°)

p.Ct. af $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$	Vægtfylde
10 . . . . .	1,059
20 . . . . .	1,124
30 . . . . .	1,193
45 . . . . .	1,271
50 . . . . .	1,352
60 . . . . .	1,445



Indhold af Klorbrinte i Saltsyre

(ved 15°)

Vægtfylde	Beaumnigrad	Vægtprocent af Klorbrinte
1,00	0,0	0,16
1,01	1,4	2,14
1,02	2,7	4,13
1,03	4,1	6,15
1,04	5,4	8,16
1,05	6,7	10,17
1,06	8,0	12,19
1,07	9,4	14,17
1,08	10,6	16,15
1,09	11,9	18,11
1,10	13,0	20,01
1,11	14,2	21,92
1,12	15,4	23,82
1,13	16,5	25,75
1,14	17,7	27,66
1,15	18,8	29,57
1,16	19,8	31,52
1,17	20,9	33,46
1,18	22,0	35,39
1,19	23,0	37,23
1,20	24,0	39,11

De vigtigste Grundstoffers  
Forkomst i den bekendte Del af  
Jordstofferne

	Vægtprocent (omtrentlig)
Jern	47,3
Silicium	27,2
Aluminium	7,8
Jern	5,5
Kalcium	3,8
Magnesium	2,7
Natrium	2,4
Kalium	2,4
Brint	0,2

Indhold af Salpetersyre i vand-

holdig Salpetersyre (ved 15°).

Vægtfylde	Beaumnigrad	Vægtprocent af HNO <sub>3</sub>
1,00	0,0	0,10
1,10	13,0	17,11
1,20	24,0	32,36
1,30	33,3	47,49
1,40	41,2	65,30
1,45	44,8	77,28
1,50	48,1	94,09

Indhold af Svovlsyre i vand-

holdig Svovlsyre (ved 15°)

Vægtfylde	Beaumnigrad	Vægtprocent af H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
1,00	0	0,09
1,10	13,0	14,35
1,20	24,0	27,32
1,30	33,3	39,19
1,40	41,2	50,11
1,50	48,1	59,70
1,60	54,1	68,51
1,70	59,5	77,17
1,80	64,2	86,90
1,84	65,9	95,60

De vigtigste Grundstoffers  
Forkomst i Havvandet

	Vægtprocent (omtrentlig)
Jern	85,8
Brint	10,7
Klor	2,1
Natrium	1,1
Magnesium	0,14
Svovl	0,09
Kalcium	0,05
Kalium	0,04

Forbrændingsvarme

(Antal af Kilogramkalorier,  
der frembringes ved Forbræn-  
ding af 1 kg af Brændstoffet).

Brind (til Vand af 0°)	34200
Brind (til Vanddamp)	28800
Belysningsgas	c: 12600
Ethylen	12100
Acetylen	11100
Generatorgas	c: 760
Dovsongas	c: 1700
Vandgas	c: 4600
Methan	12000
Trækul (til CO <sub>2</sub> )	8140
Kulille (til CO <sub>2</sub> )	2440
Trækul (til CO)	2440
Stenkul	c: 6000-8000
Brunkul	c: 3000-4000
Tøv	c: 4000
Petroleum (fra Baku)	c: 11000
Hokes	c: 7000

Haardhedsgrad

Diamant	10.
Korund	9.
Togas	8
Agat	7.
Fjeldspat	6.
Apalit	5.
Fluisspat	4.
Kalkspat	3.
Sulfur	2.
Salt	1.

Sammensætning (i Vægtprocent) af nogle Legeringer.

Bronze:	86,3% Kobber, 9,7% Zin, 4% Løsn.
Fosforbronze:	90% Kobber, 9% Zin, 1% Fosfor.
Messing:	62% Kobber, 38% Løsn.
Nystrø eller:	60% Kobber, 25% Løsn., 15% Nikkel.
	58% Kobber, 28% Løsn., 14% Nikkel.
Konstantan:	50% Kobber, 50% Nikkel.
Manganin:	84% Kobber, 12% Mangan, 4% Nikkel.
Platiniridium:	90% Platin, 10% Iridium.
Woods Metal:	55% Zinn, 15% Kadmium, 14% Bly, 16% Zin.

Nogle Salte der indeholderKrystalvand

Natriumsulfat . . .	$\text{Na}_2\text{SO}_4, 10\text{H}_2\text{O}$
Natriumkarbonat . . .	$\text{Na}_2\text{CO}_3, 10\text{H}_2\text{O}$
Natriumthiosulfat . . .	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3, 5\text{H}_2\text{O}$
Natriumborax (Borax) . . .	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7, 10\text{H}_2\text{O}$
Kalciumklorid . . .	$\text{CaCl}_2, 6\text{H}_2\text{O}$
Kalciumnitrat . . .	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2, 4\text{H}_2\text{O}$
Kalciumsulfat . . .	$\text{CaSO}_4, 2\text{H}_2\text{O}$
Glyacetat . . .	$\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2, 3\text{H}_2\text{O}$
Magniumsulfat . . .	$\text{MgSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}$
Zinksulfat . . .	$\text{ZnSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}$
Kalciumaluminium-	
sulfat . . .	$\text{K}_2\text{SO}_4, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, 24\text{H}_2\text{O}$
Ferrosulfat . . .	$\text{FeSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}$
Ferroklorid . . .	$\text{FeCl}_2, 4\text{H}_2\text{O}$
Kalciumferrocyanid . . .	$\text{K}_4\text{FeC}_6, 3\text{H}_2\text{O}$
Nikkelsulfat . . .	$\text{NiSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}$
Kalciumchromi-	
sulfat . . .	$\text{K}_2\text{SO}_4, \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, 24\text{H}_2\text{O}$
Kupfersulfat . . .	$\text{CuSO}_4, 5\text{H}_2\text{O}$
Kupferklorid . . .	$\text{CuCl}_2, 2\text{H}_2\text{O}$
Kupfernitrat . . .	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2, 3\text{H}_2\text{O}$
Brintguldchlorid . . .	$\text{HCl}, \text{AuCl}_3, 4\text{H}_2\text{O}$
Brintplatinchlorid . . .	$2\text{HCl}, \text{PtCl}_4, 6\text{H}_2\text{O}$

Nogle Salte der ikke indeholder  
Krystalvand.

Kalciumklorid . . .	$\text{KCl}$
Kalciumkarbonat . . .	$\text{K}_2\text{CO}_3$
Kalciumnitrat . . .	$\text{KNO}_3$
Kalciumsulfat . . .	$\text{K}_2\text{SO}_4$
Kalciumbromid . . .	$\text{KBr}$
Kalciumjodid . . .	$\text{KJ}$
Kalciumklorat . . .	$\text{KClO}_3$
Kalciumcyanid . . .	$\text{KCN}$
Natriumklorid . . .	$\text{NaCl}$
rent Natriumkarbonat . . .	$\text{NaHCO}_3$
Natriumnitrat . . .	$\text{NaNO}_3$
Ammoniumklorid . . .	$(\text{NH}_4)\text{Cl}$
Ammoniumsulfat . . .	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
Kalciumkarbonat . . .	$\text{CaCO}_3$
Kalciumfluorid . . .	$\text{CaF}_2$
Zinkklorid . . .	$\text{ZnCl}_2$
Ferriksulfat . . .	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
Glykromat . . .	$\text{PbCrO}_4$
Kalciumdikromat . . .	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Kalciumpermanganat . . .	$\text{KMnO}_4$
Kupferklorid . . .	$\text{CuCl}$
Sjvoklorid . . .	$\text{AgCl}$
Sjvbromid . . .	$\text{AgBr}$
Sjvjodid . . .	$\text{AgJ}$
Sjvnitrat . . .	$\text{AgNO}_3$
Sjvcyanid . . .	$\text{AgCN}$
Mercurklorid . . .	$\text{HgCl}$
Mercurklorid . . .	$\text{HgCl}_2$

Frykfejle.

	<u>Der staae:</u>	<u>Res:</u>
Side 12, 11 h. f. n.:	vare	virke
Side 43, 12 h. f. n.:	smeltning	Lammenssmeltning
Side 80, 5 h. f. o.:	(Kobberbreille- forbindelser)	(Kobberbreillefor- bindelser)
Side 81, 10 h. f. n.:	Kalciumcyanid	Kalciumcyanid
Side 92, 9 h. f. n.:	Toner	Toner
Side 129, 8 h. f. o.:	finde	forbinde
Side 135, 9 h. f. o.:	Kiselsyreanhydridet	Kiselsyreanhydri- det.
Side 136, 4 h. f. n.:	guldholdig	guldholdig

