

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*

msen
brog
en
iani
e
mie
9



346

~~546(023)~~



TB Gl.

546 Tho

DANMARKS
TEKNISKE BIBLIOTEK

~~7-2.~~

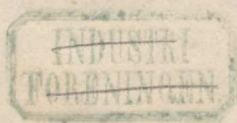
Kortfattet Lærebog

i

den uorganiske Chemie.

Bed

Julius Thomsen.



Kjøbenhavn.

Forlagt af Universitetsboghandler E. M. Reitzel.

Trykt hos Kgl. Hofbogtrykker Bianco Luno.

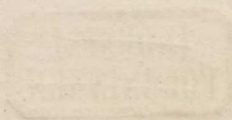
1850.

DANMARKS
TEKNISKE BIBLIOTEK

Historisk Tidsskrift

Den nordnorske Historie

Julius Thomsen



København

DANMARK

THE NATIONAL LIBRARY

Det har ved Udgivelsen af foreliggende kortsattede Fremstilling af den uorganiske Chemies vigtigste Sætninger været min Hensigt, at give dem, som agte at arbejde sig ind i Chemiens Detail, et Middel, der kunde lette dem Overgangen til de større, mere detaillerede Lærebøger, der som oftest paa Grund af den Form, hvori de ere og tildeels maae være affattede, vise sig mindre tilgængelige, — og ved et sammentrængt Udtog af denne Deel af Videnskaben at give et klart Blik paa det Grundlag, hvorpaa der senere skal bygges videre.

Jeg har derfor søgt saameget, som muligt at stille de almindelige Sætninger i Forgrunden, og i Valget af det Specielle ladet mig lede dels af den Maade, hvorpaa det kan belyse de almindelige Love, dels af dets Vigtighed for det senere Studium. Ifølge uden Overlæg har jeg fremstillet Stoffet paa denne for mindre Lærebøger temmelig usædvanlige Maade, nemlig ved at lade Stoffernes almindelige kvalitative og kvantitative Forhold danne det Udgangspunkt, hvortil den senere Udvikling støtter sig; thi det er min Overbeviisning, at denne Fremstilling sætter den opmærksomme Læser istand til paa den letteste Maade at blive fortrolig med den theoretiske Chemies egentlige Væsen, og jeg troede ikke at kunne forsvare, at lade Læseren i længere Tid være uvidende om de Affnit, der skulle hævde Chemien som Videnskab, og uden hvilke Enkelthederne ikke kunne fremtræde som et sammenhængende Hele, og at lade ham arbejde sig igjennem en Vidtløftighed, der maatte være en

nødvendig Følge af en anden, maaskee noget mere tiltrækkende Form, der imidlertid, saavidt jeg kan skjønne, ikke saa let giver noget klart Overblik over dette Udgangspunkt for Videnskaben. Det er sandsynligt, at der ere Mange, som ville antage denne Fremstillingsform for mindre populair, men man vil dog vel neppe negte, at der maa gøres Forskjel paa den Maade, paa hvilken Chemien skal foredrages for dem, som kun ville kaste et flygtigt Blik ind i et enkelt Afsnit, og for dem, som senere ville arbejde videre i denne Retning; og jeg maa gjentage, at det er det sidste Formaal, som jeg nærmest har havt for Øie.

Hvorvidt jeg har været heldig i min Bestræbelse for at naae dette Maal, maa Erfaringen vise, og det vil være mig den skønneste Løn for dette forholdsviis besværlige Arbeide, om jeg ved denne lille Bog, om endog kun tilnærmelsesviis, havde afhjulpet et dybt følt Savn og kunde bidrage Noget til en større Udbredelse af de for det daglige Liv saa vigtige kemiske Sandheder.

December 1849.

J. C.

Almindelig Indledning.

Om Forbindelser i Almindelighed.

Chemien er Videnskaben om ueensartede Stoffers gjensidige Indvirkning.

Ved Forening af Grundstoffer — hvorved forstaaes saadanne Stoffer, som ved Videnskabens nuværende Midler ikke kunne adskilles i ueensartede Dele — danner der sig sammensatte Stoffer, Forbindelser.

Den Kraft, hvormed en Forbindelses Bestanddele sammenholdes, kaldes Affinitet, Foreningskraft. Det er den, som gjør sig gjældende, naar to ueensartede Stoffer komme i Berøring med hinanden, og som virker baade ved disses Forening og til at sammenholde dem i deres Forbindelse. Styrken af Foreningskraften afhænger af de Stoffer, som danne eller skulle danne Forbindelsen. De forskjellige Stoffer vise nemlig en større eller mindre Bestræbelse til en gjensidig Forening, o: have en forskjellig indbyrdes Affinitet, og det er en almindelig Lov, hvorpaa vi i det Følgende ville see mange Exempler, at Affiniteten imellem de forskjellige Stoffer aftager, jo mere disse i deres kemiske Egenstaber nærme sig hinanden. Indbegrebet af et Stofs kemiske Egenstaber kalde vi dets Character, og vi ville ganske abstrakt betegne den som relativ positiv eller negativ. I enhver toleddet Forbindelse — en Forening af to Grundstoffer — kan det ene Led altsaa betegnes som positivt eller negativt med Hensyn til det andet.

Det Stof, som i alle sine Forbindelser danner det negative Led, maa altsaa være absolut negativt. Vi kjende et saadant Stof, og det er netop det, som indgaaer de fleste kemiske Foreninger; det udgjør en Hovedbestanddeel af næsten alle Jordskorpen dannende Mineralier, ligesom ogsaa af Vandet og Luften; dets Navn er Jlt. Jltten maa altsaa danne det ene Medlem i en Række, i hvilken de forskjellige Grundstoffer ere ordnede efter deres Charakter. Skelettet til en saadan vil omtrent være følgende: Jlt — Chlor — Svovl — Brint — Kvælstof — Phosphor — Kulstof — Kisel — Guld — Bismut — Jern — Aluminium — Magnium — Barium — Kalium.

De opstillede Grundstoffer ere Repræsentanter for Klasser, hvis almindelige Charakter de udtrykke. Fra Jltten som det meest negative Stof aftager i de følgende denne Charakter meer og meer, indtil den modsatte, den positive, naaer sit Maximum i Kalium. Det vil nu være let at bestemme, hvilken Deel af en Forbindelse, der danner f. Ex. det negative Led; saaledes er Jlt negativ mod alle andre, Chlor mod de følgende, derimod positivt mod Jlt; Svovl forholder sig positivt mod Jlt og Chlor, derimod negativt mod de følgende, o. s. v. I en Forbindelse af Svovl og Jlt er altsaa hiint det positive Led, medens det danner det negative Led i en Forbindelse med Jern, hvoraf altsaa sees, at Charakteren er relativ.

Forbindelserne vise ligesom Grundstofferne en Forskjellighed i Egenskaber: i Charakter, og vi ville betegne denne paa lignende Maade. Ophæves (neutraliseres) Grundstoffernes forskjellige Charakter i deres Forbindelse, kaldes denne indifferent, neutral; men eftersom det positive eller negative Led's Charakter gjør sig gjældende, antager Forbindelsen den samme. Vi kalde Forbindelser med en negativ Charakter Syrer; Baser ere derimod de, i hvilke den positive er fremtrædende.

Forbindelser, bestaaende af to Grundstoffer, kaldes Forbindelser af første Orden. I de vigtigste af disse dannes det negative Led enten af Jlt, Chlor eller Svovl, og de benævnes derefter Jlt-, Chlor- eller Svovlforbindelser. Vi ville nu omtale disse tre Klasser af Forbindelser noget næiere.

Forandringen i Forbindelsernes Charakter, eftersom Ledene forandre deres Plads i Rækken, viser sig ikke ved andre sammensatte Stoffer saa tydeligt og smukt, som ved Zlterne, 2: Forbindelser af Grundstofferne med Zlt. Det være foreløbig sagt, at Zlten kan forene sig i flere Vægtforhold med de fleste Grundstoffer, og altsaa med eet Grundstof danne flere Zlter. Chlor, Svovl og Phosphor danne kun Syrer med Zlt; i Kulstoffets og Dvælstoffets Zlter fremtræde allerede indifferente Stoffer; men fra Guldet indtil Kalium tiltager den positive Charakter stedse meer og meer i Forbindelsen, som derved bliver en Base og naaer sit Maximum i Zltet af Kalium, hvilket er det sammensatte Legeme, som har den største positive Charakter, 2: er den stærkeste Base. Men da et Grundstof kan forene sig i flere Mængdeforhold med Zlt, saa er det indlysende, at Dvantiteten af Zlt i en Forbindelse maa have en Indflydelse paa dennes Charakter, og man kommer ved en Betragtning af Forholdene til det Resultat, som man ogsaa havde Grund til at vente, at, naar et Grundstof forener sig i flere Vægtforhold med Zlt, aftager i Almindelighed Forbindelsens positive, eller, hvad der er det Samme, dens negative Charakter tiltager, eftersom Zltmængden forøges. Den stærkeste Syre, som et Grundstof formaaer at danne, maa altsaa være en Forening af dette med den største Mængde Zlt, hvormed det kan træde i Forbindelse. Zntet Stof viser dette Forhold saa smukt, som Manganet, hvis Plads i Rækken er ved Jernet. Manganet danner nemlig fem Forbindelser med Zlt, i hvilke Zltmængden, som er forenet med samme Mængde Mangan, forholder sig som 2 : 3 : 4 : 6 : 7; de to første Zlter ere Baser, altsaa er Manganets positive Charakter endnu fremherskende, og det saaledes, at Forbindelsen med den mindste Mængde Zlt er den stærkeste Base; det tredje Zlte er indifferent, og de to høieste Zlter ere Syrer, hvor altsaa Zltens negative Charakter paa Grund af dens store Mængde gjør sig gjældende. Egnende Forhold vise sig ved flere Stoffer, hvilket i det Følgende vil blive paavist.

Zlterne benævnes paa følgende Maade: de sure Zlter (Syrerne) ved til Grundstoffets Navn at føie Endelsen oversyre, syre, undersyre, syrling, undersyrling, alt eftersom Zlt-

mængden er større eller mindre, eller Stoffet indgaaer flere eller færre Forbindelser med Jlt, f. Ex. Svovlsyre, Svovlbundersyre, Svovlsyrning, Svovlbundersyrning; de basiske Jlter (Baserne) ved Tillæg af Endelsen tveilte og forilte efter den større eller mindre Mængde Jlt, f. Ex. Jerntveilte, Jernforilte. Dog benævnes ofte Dvalstoffsyre og =syrning ved Salpetersyre og =syrning, endvidere de basiske Jlter af Aluminium, Magnium, Calcium, Strontium, Barium, Natrium og Kalium ved: Leerjord, Magnesia, Kalk, Strontian, Baryt, Natron og Kali. Ved et Overilte forstaaes et Jlte, som indeholder mere Jlt, end Iweilte, f. Ex. Manganets indifferente Jlte, og som danner Overgangen fra Baser til Syrer.

Ligesom Grundstoffer af forskjellig Charakter vise en Bestræbelse til Forening, saaledes ogsaa deres Forbindelser. Syrer og Baser ere Stoffer med stærkt fremtrædende modsatte Charakterer, og overalt, hvor saadanne Stoffer komme i Berøring med hinanden, viser Affiniteten sig kraftig. Men det er en almindelig Lov, at en kemisk Forening kun finder Sted imellem Stoffer af samme Orden; altsaa Grundstoffer forene sig indbyrdes, og ligesaa sammenfatte Stoffer af samme Orden. Man kan altsaa ikke vente Forbindelser af Grundstoffer med sammenfatte; thi disse ere af ulige Orden. Endvidere ere Forbindelserne stedse toledede, dannede af to Stoffer af samme Orden; to Grundstoffer danne ved Forening en Forbindelse af første Orden, ligesom der ved to saadanne Forbindelsers Forening opstaaer en Forbindelse af anden Orden; det er disse, der danne sig ved Foreningen af Syrer med Baser, og som bære Navnet Salte. I Saltene have de to Ledes forskjellige Charakterer næsten fuldstændig ophævet hinanden, og derfor fremtræde Saltene oftest som neutrale Stoffer; Syrer og Baser neutralisere altsaa hinandens Egenstaber. Det er klart, at Affiniteten mellem Syrer og Baser maa staae i Forhold til disses Forskel i Charakter, og saaledes vil altsaa Svovlsyre, som under almindelige Forhold er den stærkeste Syre og altsaa har den største negative Charakter, vise stærkere Affinitet til Kaliumilte, den stærkeste Base, end til noget andet Stof. Saltene benævnes i Analogi med „svovl-

suurt Jernforilte", idet nemlig Syrens Navn sættes som Adjektiv til Basens.

Vi gaae dernæst over til Chlorforbindelserne. I disse er den forskjellige Charakter langt fra saa fremtrædende, som i Ifterne. De fleste vise sig som meer eller mindre indifferente, idet Affiniteten mellem dem indbyrdes kun er ringe. Kun med Brinten danner Chloret en bestemt Syre, Chlorbrintesyre. Med de stærkere positive Grundstoffer danner Chloret Forbindelser, som have nogen ydre Lighed med Saltene, men disse ere dog forskjelligt fra hine i deres kemiske Egenskaber og ere Forbindelser af anden Orden. Chlorforbindelserne forene sig imidlertid til dobbelte Chlorforbindelser, f. Ex. Chlorkalium=Chlormagnium, hvor Chlorkalium danner Forbindelsens positive Led. Chlorbrinten danner ikke Dobbeltforbindelser med de øvrige Chlorforbindelser. (Chlorets Foreninger med Ilt henhøre naturligviis under den foregaaende Klasse).

Svovlforbindelserne ere ligesom Ifterne enten Syrer, indifferente Stoffer eller Baser. Den vigtigste Syre er, ligesom ved Chloret, Brintforbindelsen, men foruden denne findes flere andre. Svovl-Baser dannes især ved Forening med de meest positive Stoffer, f. Ex. Kalium, Barium. De sure Svovlforbindelser forene sig med Svovlbaserne til Svovlsalte, f. Ex. svovlbrintesuurt Svovlbarium.

Som Exempler paa de anførte Klasser af Forbindelser kunne nævnes: Kalk, som er Calciumilte, Sand Kiselsyre, brændt Gips svovlsuur Kalk, Kridt fulsuur Kalk, Potaske fulsuurt Kali, Kogsalt Chlornatrium og Zinnober Svovlsvovlsølv.

Forbindelsernes quantitative Sammensætning.

I det foregaaende have vi seet, at Grundstoffer forene sig til Forbindelser, og disse atter til mere sammensatte Stoffer; vi ville nu undersøge den Rolle, Vægtforholdene spille ved de kemiske Foreninger. Alle kemiske Foreninger foregaae efter bestemte Vægtforhold, som afhænge af Love, der udmærke sig

saavel ved deres Sempelhed, som ved deres Almeengsldighed.

Den samme Chemiske Forbindelse indeholder de samme Bestanddele i samme Mængdeforhold; søge vi at forandre dette, bliver ogsaa Forbindelsen forandret. De Vægtforhold, hvorefter Stofferne forene sig, kunne udtrykkes i Tal; disse kaldes Atomtal, og vi forstaae ved et Stofs Atom den med dets Atomtal udtrykte Vægtmængde. Følgende Tabel indeholder de vigtigste Grundstoffer, ordnede efter deres Charakter, og deres Atomtal. Atomet, altsaa den med Atomtallet udtrykte Vægtmængde, betegnes ved det ethvert Grundstof vedføiede Tegn.

Grundstof.	Atomtegn.	Atomtal.
Ilt	O	100,00
Fluor	F	117,85
Chlor	Cl	221,60
Svovl	S	200,00
Brint	H	6,25
Dvælstof	N	175,25
Phosphor	P	(495,77) 200,00
Arsenik	As	468,24
Antimon	Sb	806,45
Kulstof	C	75,00
Bor	B	136,31
Kisæl	Si	184,88
Titan	Ti	304,04
Guld	Au	1228,36
Platin	Pt	1233,50
Dvikkelsv	Hg	1250,90
Solv	Ag	674,50
Kobber	Cu	396,00
Bismut	Bi	1330,37
Tin	Sn	735,30
Bly	Pb	1294,50
Kobalt	Co	368,44
Nikkel	Ni	369,14
Chrom	Cr	349,83

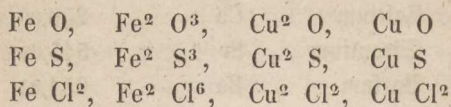
Grundstof.	Atomtegn.	Atomtal.
Jern	Fe	350,00
Mangan	Mn	344,44
Zink	Zn	406,59
Aluminium	Al	170,42
Magnium	Mg	157,75
Calcium	Ca	250,00
Strontium	Sr	545,60
Barium	Ba	854,85
Natrium	Na	143,58
Kalium	K	244,48

Altsaa betyder Pb 1294,5 Vægtdele Bly, O derimod 100 Vægtdele Jlt, o. s. v. Tegnene ere Begyndelsesbogstaverne af Stofferne latinste Navne.

Alle kemiske Forbindelser ere sammensatte efter Multipla af deres Bestanddeles Atomtal med de første hele Tal; naar nemlig to Stoffer forene sig indbyrdes, da træder enten 1, 2 eller 4 Atomter af det positive Stof i Forening med 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 10 eller 14 Atomter af det negative, f. Ex. Jernforilte er sammensat af $77\frac{1}{3}\%$ Jern og $22\frac{2}{3}\%$ Jlt, men dette Forhold kan ogsaa udtrykkes ved 350 Dele Jern og 100 Dele Jlt, og Jernforilte er altsaa en Forening af 1 Atom Jern med 1 Atom Jlt; Jerntvælte indeholder 70 % Jern med 30 % Jlt, eller Forholdet er som 700 til 300, hvilket kan udtrykkes ved 2 Atomter Jern med 3 Atomter Jlt. — Denne overordentlige Simpelt i Sammensætningen af alle kemiske Forbindelser tillader os en beqvem Betegnelsesmaade for disse. Man betegner nemlig Forbindelser af første Orden efter Formlen $R^a Q^b$, idet R betegner det positive, Q det negative Led i Forbindelsen, a og b hvormange Atomter, der ere tilstede af ethvert, f. Ex. $Fe O$ (Jernforilte) betegner en Forbindelse af 1 Atom Jern med 1 Atom Jlt, $Fe^2 O^3$ (Jerntvælte) derimod af 2 Atomter Jern med 3 Atomter Jlt. Af det Ovennævnte er det klart, at, naar der findes flere Forbindelser af et Grundstof med et andet, der da maa finde et simpelt Forhold Sted imellem Vægtmængderne i de forskjellige Forbindelser; f. Ex. Kvælstof danner fem Forbindelser med Jlt, som ere sammensatte

$N^2 O$, $N^2 O^2$, $N^2 O^3$, $N^2 O^4$, $N^2 O^5$, og i hvilke Iltmængderne altsaa forholdte sig som 1 : 2 : 3 : 4 : 5.

Sammenligne vi Ilt, Svovl- og Chlorforbindelser af de samme Stoffer indbyrdes, da træffe vi en mærkelig Overensstemmelse i deres Sammensætning; følgende Exempler ville nærmere oplyse det.



Den første Linie indeholder Iltene, den anden Svovl-, og den tredje Chlorforbindelserne af Jern og Kobber. Det er indlysende, at Svovlforbindelserne ere sammensatte som Iltene, idet den samme Mængde Jern eller Kobber, som i disse er i Forening med eet eller tre Atomer Ilt, i Svovlforbindelserne er forenet med det samme Antal Atomer Svovl; i Chlorforbindelserne optræder derimod det dobbelte Antal Atomer Chlor. Svovl- og Chlorforbindelserne svare altsaa til Iltene med Hensyn til Sammensætning, og det er en almindelig Regel, at Iltene have deres tilsvarende Svovl- og Chlorforbindelser, i hvilke Ilten er erstattet ved et ligestort Antal Atomer Svovl eller ved det dobbelte Antal Atomer Chlor.

Ved en Forbindelses Atom forstaaes den ved dens Formel udtrykte Vægtmængde; Fe O udtrykker en Vægtmængde af 450, F² O³ derimod 1000, og disse Tal ere altsaa Forbindelsernes Atomtal.

Atomtallene og deres Multipla med de første hele Tal ere de eneste Størrelser, der indgaae i de kemiske Forbindelser's Vægtforhold; ethvert sammensat Stof er dannet af sine Bestanddele efter disses Atomtal. Det kan først senere klart træde frem, af hvilken uendelig Vigtighed denne simple Lov — at enhver kemisk Forbindelse er sammensat af de den dannende Stoffer efter Multipla af disses Atomtal — er saavel for Videnskaben, som for dens Anvendelse i Livet. Den samme Lovmæssighed viser sig saavel i Naturens storartede kemiske Virkninger, som i den mindste Deel, der underkastes de kemiske Kræfters Paavirkning.

I alle Forbindelser, altsaa ogsaa i dem af høiere Orden, gjør den samme Lov sig gjældende. Vi ville først beskæftige os med Saltene, som ere Forbindelser af to sammensatte Stoffer af første Orden, $\circ$: af en Syre og en Base. Eet eller flere Atomer Syre træde i Forening med eet eller flere Atomer Base. Vi ville her nærmest henvende vor Opmærksomhed paa Salte, dannede ved to Ilters Forening. Naar Forbindelsen mod eet Atom Base indeholder saamange Atomer Syre, som hiint indeholder Iltatomer, kaldes Saltet neutralt; thi Syrens og Basens modsatte Charakterer ville da ophæve hinanden indbyrdes, og Saltet optræde som et neutralt Stof. Som Følge heraf vil i de neutrale Salte Syrens Iltmængde være saamange Gange større end Basens, som Syrens Atom indeholder Iltatomer, og i alle neutrale Salte af samme Syre med de forskjellige Baser vil Forholdet mellem Iltmængden i Syren og i Basen være constant. Nogle Exempler ville nærmere oplyse det. Svovlsyren er sammensat SO_3 , Jernforilte FeO ; altsaa bestaaer neutralt svovlsuurt Jernforilte af 1 Atom Svovlsyre og 1 Atom Jernforilte; thi dette indeholder 1 Atom Ilt. Jerntveiltens Formel er Fe^2O^3 ; det neutrale svovlsure Jerntveilte er derfor sammensat af 3 Atomer Svovlsyre med 1 Atom Jerntveilte, fordi dette indeholder 3 Atomer Ilt. Syrens Iltmængde i de neutrale svovlsure Salte forholder sig til Basens, som 3:1; thi hiin indeholder 3 Iltatomer.

Saltene betegnes efter Formlen $aR + bQ$, idet Bogstaverne have samme Betydning, som ovenfor; R er altsaa Basens, Q Syrens Atomtegn. Neutralt svovlsuurt Jernforilte betegnes derfor $\text{FeO} + \text{SO}_3$, neutralt svovlsuurt Jerntveilte $\text{Fe}^2\text{O}^3 + 3\text{SO}_3$; Tallet 3 foran Svovlsyren er altsaa den Faktor, hvormed dette Led skal multipliceres, medens Tallet paa Potentsæxponentens Plads kun er Faktor for det Grundstof, hvorved det staaer. Den ved et Salts Formel udtrykte Vægtmængde er dets Atom. Indeholder et Salt mere Syre, end det neutrale, kaldes det suurt; et basisst er derimod det, som har en mindre Mængde Syre, end det neutrale.

Det vil være oversflødigt at omtale det Hensigtsmæssige i Betegnelsen af de kemiske Forbindelser ved Formler; thi det er

indlysende, at man ikke kan fremstille en Forbindelses Sammensætning paa en nøiagtigere Maade end netop ved disse, idet de nemlig angive baade de tilstedeværende Grundstoffer, deres indbyrdes Charakteer og den Mængde, hvori de ere tilstede.

Om Foreninger og Adskillelser i Almindelighed.

I det Foregaaende have vi betragtet Stofferne almindelige Charakteer og udviklet Grundloven for de kemiske Forbindelsers Bægtforhold; vi ville nu henvende Opmærksomheden paa Maaden, hvorpaa Stofferne forenes, eller alt bestaaende Forbindelser adskilles. Nægtet vi paa dette Standpunkt ikke kunne udvise de herhenhørende Love i deres Heelhed, ville vi dog give et kort Overblik over de forskjellige Fremgangsmaader.

Den Kraft, som spiller den vigtigste Rolle ved Foreninger og Adskillelser, er Affiniteten, om hvilken vi alt vide, at den er forskjellig imellem de forskjellige Stoffer. Er Affiniteten mellem to Stoffer stor, og disse under saadanne Forhold, at de kunne indvirke paa hinanden, danner Forbindelsen sig let og ligefrem; ere disse Betingelser derimod ikke opfyldte, maa man enten søge at forøge Affiniteten, eller ogsaa maa Forbindelsen dannes ad en Omvei. Nogle Exempler ville oplyse dette. Chlor og Dvifselv ere Grundstoffer, som have en stærk indbyrdes Affinitet; hiint er en Luft, dette en Bædste. Lader man Dvifselv henstaae i et Kar, fyldt med Chlorluft, vil Foreningen foregaae; Luften forsvinder tilsyneladende, idet den forener sig med Dvifselvet og danner et hvidt Pulver, som er Chlorqvifselv. Svovlet forener sig ikke ved almindelig Temperatur med Ilt, men ophebes det til 260° , vil det antændes, og Forbrændingen antyder, at Foreningen foregaaer; altsaa har Varmen forøget Affiniteten mellem Svovlet og Ilt. Et lignende Forhold finder Sted ved Dvifselvet, som først forener sig med Ilt ved en Opvarmning til 360° , ved hvilken Temperatur det koger. Men opvarmes det dannede Dvifselvtilte endnu stærkere, vil det atter adskilles i sine Bestanddele, i Dvifselv og Ilt. Vi see heri altsaa et Exempel paa, at en forhøiet Varme kan forøge Affiniteten og

fremstynde en Forening, og omvendt, at en bestaaende Forbindelse kan adskilles i sine Bestanddele ved at udsættes for en endnu høiere Varme end den, ved hvilken den er dannet. En anden Kraft, der deels kan fremstynde kemiske Foreninger, deels adskille Forbindelser, er Elektrisiteten. Vi ville her ikke nærmere gaae ind paa denne Virksomhed, men kun tilføie, at naar en Forbindelse udsættes for den elektriske Strøms Indvirkning, adskilles den som oftest saaledes, at Forbindelsens negative Led drages til den positive Pol, det positive Led til den negative, hvilket altsaa viser en nær Sammenhæng imellem Legemernes kemiske Charakter og deres elektriske Tilstand. Som oftest gaae Foreninger Haand i Haand med Adskillelser; thi i Chemien gjælder den Stærkeres Ret, og en Forbindelse vil derfor adskilles, naar den paavirkes af et Stof, som har større Affinitet til een af Forbindelsens Bestanddele, end den, der finder Sted imellem dens Bestanddele indbyrdes. Saaledes har f. Ex. Svovlet større Affinitet til Jernet, end til Blyet; og naar man derfor sammensmelter Svovlbly med Jern, vil hiint adskilles, idet Blyet bliver frit under Dannelsen af Svovljern. Kulsyren er en svagere Syre, end Svovlsyren, og har altsaa ringere Affinitet til Baserne, end denne; derfor vil f. Ex. kulsiuurt Blylte adskilles af Svovlsyre, idet Kulsyre frigjøres, og svovlsuurt Blylte dannes. I begge Tilfælde have vi altsaa en Adskillelse af en Forbindelse, ledsaget af Dannelsen af en anden. En Virkning, som den omtalte, hvor en Forbindelse decomponeres (adskilles) ved et Stof, som har større Affinitet til een af Forbindelsens Bestanddele, end den, der findes imellem dem indbyrdes, og med hvilken det altsaa træder i Forening, kaldes en enkelt Decomposition.

Ogsaa sammensatte Stoffer kunne decomponere hinanden indbyrdes. Ere de af lige Orden, da er Virkningen som oftest den, at den ene Forbindelses negative Led forener sig med den anden Forbindelses positive, og omvendt; f. Ex. Chlorbrint decomponerer Svovlbarium til Chlorbarium og Svovlbrint; Solv- ilte og Svovlbrint decomponere hinanden til Svovlsolv og Brintilte. Disse og lignende Decompositioner ville i det Følgende for Overblikkets Skyld blive fremstillede i Schemata som følgende:

H^2	Cl^2
S	Ba

Ag^2	O
S	H^2

De ere opstillede saaledes, at Forbindelserne forend Decompositionen staae paa hver sin Side af den horizontale Streg; hvorimod de Forbindelser, som dannes ved Decompositionen, læses paa hver sin Side af den vertikale Streg. Det andet Schema vil, opskrevet med Ord, være følgende:

Solv	Slte
Svovl	Brinte

Paa aldeles lignende Maade kunne Salte decomponere hinanden indbyrdes eller decomponeres ved Svovl- og Chlorforbindelser; saaledes dannes ved fulsuurt Natriumiltes Indvirkning paa salpetersuurt Bariumilte: fulsuurt Bariumilte og salpetersuurt Natriumilte; og ved Chlornatrium og svovlsuurt Solvilt: Chlorsolv og svovlsuurt Natriumilte, hvilket med Ord kunde skrives saaledes:

Kulshyre	Natriumilte	Chlor	Natrium
Bariumilte	Salpetershyre	Solv	Slte + Svovlsyre

Vi kunne her ikke opstille de Betingelser, under hvilke saadanne dobbelte Decompositioner foregaae, men vi ville i det Følgende have Leilighed til at vende tilbage dertil. Vi adskille paa denne Maade to Forbindelser og erholde to nye i deres Sted, og det er et nyt Exempel paa, hvorledes Adskillelser og Foreninger gaae Haand i Haand.

Det er af ligesaator Vigtighed at kunne adskille, som at kunne danne Forbindelser; thi Naturen, som er den Kilde, hvorfra Chemikeren henter sit Materiale, byder ham kun sjældent, ja næsten aldrig Grundstofferne frie og i reen Tilstand, men i Forbindelser; Chemien byder ham Midler til at lære disses Sammensætning at kjende og af dem at udskille og danne de Stoffer,

der deels ere af Bigtighed i det daglige Liv, deels have Interesse for Videnskaben.

Vi forlade nu disse almindelige Betragtninger, for specielt at omtale de enkelte Grundstoffers og deres Forbindelsers Egenskaber; vi ville derved have Leilighed til at see mangfoldige Exempler paa det tidligere Udviklede, hvis Bigtighed først da klart kan træde frem; men vi ville senere, naar et større Apparat staaer til vor Raadighed, atter betragte dette fra et almindeligere Standpunkt. Stofferne ville, for at lette Overblikket, blive behandlede i to Afdelinger, af hvilke den første vil komme til at indeholde de mere negativt karakteriserede Stoffer. Efter at have gennemgaaet disse, ville vi have samlet et tilstrækkeligt Materiale til at kunne give et Overblik saavel over disse, som over de følgende Stoffers specielle Egenskaber, og over Metoderne til deres Fremstilling. Den anden Afdeling vil da komme til at indeholde de fleste Metaller, og vi ville for Kortheds Skyld benytte dette Ord for, i Almindelighed at benævne disse Grundstoffer.

Speciel Behandling.

§ 1 t.

Ilten er en usfarvet Luft af en Bægtfylde 1,1. Det er allerede tidligere anført, at den forekommer i stor Mængde baade i fri Tilstand, nemlig i Atmosphæren, og i mange kemiske Forbindelser. For at fremstille reen Ilt af Atmosphæren, maa man gaae en Omvei og dertil benytte sig af det tidligere omtalte Forhold imellem Dvifsolv og Ilt. Man danner først Dvifsolviltet ved at ophede Metallet i Luften, og udsætter senere Dvifsolviltet for en Glødning, hvorved det vil dele sig i Dvifsolv og Ilt. 1351 Bægtdele Dvifsolviltet ville altsaa dele sig i 1251 Bægtdele Dvifsolv og 100 Dele Ilt; thi Dvifsolviltet er sammensat Hg O. Det er tidligere bemærket, at Overilterne ere indifferente Iltter, som ikke træde ligefrem i Forening med Syrerne. Det i Naturen meest udbredte Overilte er Manganoverilte (Brunnsteen); behandler man dette med Svovlsyre, vil det dele sig i Ilt og Manganforilte, hvilket sidste træder i Forening med Svovlsyren til et Salt, medens Iltten udvikler sig i Luftform; $Mn O^2$ og $S O^3$ giver nemlig $Mn O + S O^3$ og O. Halvdelen af Manganoveriltets Ilt bliver altsaa fri. Vi ville i det Følgende ofte have Leilighed til at omtale Iltens Forhold til andre Stoffer, og lære flere Fremstillingsmaader at kjende.

Brint.

Brinten er ligeledes en usfarvet Luft, men dens Bøgtfylde er kun 0,0688; den er det letteste Legeme. I Naturen forekommer den ikke i fri Tilstand, men i Forbindelser, af hvilke Vandet er den vigtigste, som ogsaa stedse tjener til Fremstilling af Brinten. Vandets Bestanddele ere Ilt og Brint, og derfor vil Vand, naar det udsættes for den elektriske Strøms Indvirkning, deles i disse, af hvilke hiin gaaer til den positive, denne til den negative Pol. Men Vandet kan ogsaa adskilles paa mange andre Maader, og af disse ville vi omtale følgende: Jernet har ved en Rødglovhede større Affinitet til Ilt, end Brinten, og naar man derfor leder Vanddampe over glødende Jern, vil Decompositionen foregaae; Brinten bliver fri, medens Ilden forener sig med Jernet. Brinten er brændbar, det vil sige, den forener sig med Ilt under Lys- og Varmeudvikling. Enhver Forbrænding, som foregaaer i Atmosfæren, er et Tegn til en Forening af dennes Ilt med Brændstoffet; men, da Atmosfæren kun indeholder $\frac{1}{5}$ Ilt, kan Forbrændingen der ikke foregaae med samme Livlighed, som i reen Ilt. Temperaturen, som opstaaer ved en Forbrænding i reen Ilt, maa derfor være langt høiere, end ved Forbrænding i Luften. Brintens Forbrændingsprodukt er Vandet; 2 Maal Brint fordrer til fuldstændig Forbrænding 1 Maal Ilt. Blandes Ilt og Brint sammen i dette Forhold, og antændes dernæst Blandingen, vil Forbrændingen skee pludselig gennem hele Blandingen. Temperaturen, som Brintens Forbrænding frembringer, er meget høi, og man kan ved en Brintflamme, som næres af reen Ilt, smelte mange Stoffer, som i Almindelighed vise sig usmelkelige. Da Brinten har stor Tiltrækning til Ilt, er man istand til ved den at berøve mange Ifter deres Ilt; naar f. Ex. Blylde ophedes i en Strøm af Brint, vil denne forene sig med Blylittets Ilt og dermed danne Vand, medens Bly udskilles i fri Tilstand. En Proces som denne kaldes en Afiltning, Reduction.

Vandet er altsaa en Forening af Ilt med Brint efter Formlen H^2O . Det forekommer i stor Mængde i Naturen, men aldrig i reen Tilstand, hvilket hidrører fra den oplosende

Virkning, som det udøver paa mange Stoffer. For at fremstille reent Vand, underkaster man det naturlige en Destillation, hvorved dog er at iagttage, at man ikke opsamlar det først overdestillerede Vand; thi dette vil indeholde de i Vandet oplosste Luftarter og flygtige Stoffer. I Retorten blive de andre oplosste, ikke flygtige Substantier tilbage. Dis ses Mængde er meget forskjellig; Søvandet indeholder en meget betydelig Mængde, men selv i det almindelige Drifkevand findes en ikke ringe Deel, som tildeels affatter sig i de Kar, hvori det koges, og danner den saakaldte Steen, der for største Delen bestaaer af kulsuur Kalk. Vandet indsuger Luftarter i større eller mindre Mængde, hvorpaa vi senere skulde see Exempler. Ilt og Brint indsuges kun i meget ringe Mængde af Vand.

Svovl.

Svovlet er et fast Legeme af en Vægtfylde 2,0—2,3 og forekommer i Naturen baade i fri Tilstand og i Forbindelser. Opvarmes Svovl i et lukket Kar til 105° , smelter det og danner en tyndtflydende Masse; ved høiere Varme bliver det tykflydende, og udgyder man det i denne Tilstand i Vand, vil det stivne til en blød, elastisk Masse, som først efter længere Tid bliver haard og sprød. Opvarmet til 316° koger det og kan overdestilleres, og man benytter sig af denne Egenskab ved Svovlets Rensning, for at befrie det fra ikkeflygtige Indblandinger. Opvarmes Svovl under Luftens Tilgang, vil det antænde sig, brænde og derved ilte sig til Svovlsyring.

Svovlets vigtigste Ister ere Svovlsyre, SO^3 , Svovlundersyre, S^2O^5 , Svovlsyring, SO^2 , og Svovlundersyring, S^2O^2 .

Svovlsyring opstaaer altsaa ved Svovlets Forbrænding; den sig derved dannende Lugt skyldes Svovlsyringen, der er en usarvet Luft af en Vægtfylde 2,2. Den er en af de Luftarter, der let fortættes til Bædste, og en Afkjøling til -20° er her tilstræffelig. I eet Maal Svovlsyringluft findes eet Maal Ilt. Af Vand indsuges Svovlsyring i stor Mængde, hvorved det antager den samme ubehagelige Lugt, som Luften har.

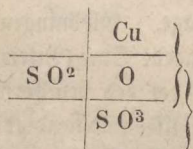
I denne Tilstand har Svovlsyrlingen stor Tiltrækning til Ilt og berøver mange Iltter ved Berøring endeel af deres Iltmængde, idet den selv iltes til Svovlsyre; den virker altsaa afiltende. Svovlsyrlingen har den Egenkab, at kunne forene sig med enkelte Farvestoffer til usarvede Forbindelser, og anvendes derfor til Blegning af forskellige Stoffer, der til dette Diemed i flygtig Tilstand udsættes for den af brændende Svovl sig udviklende Luft.

Svovlsyren er Svovlets højeste Ilte. Man kan fremstille den af Jernvitriol, som er svovlsuurt Jernforiltet, og som vindes i stor Mængde ved visse Processer. Ved en Opvarmning i Luften indsuger nemlig Jernforiltet Ilt og danner Tveilte, der er en svagere Base end Foriltet, og som altsaa vil binde Svovlsyren ved en svagere Affinitet end Foriltet. Glødes det svovlsure Jerntveilte, saa afgiver det sin hele Svovlsyremængde, medens Tveiltet bliver tilbage. Glødningen skeer i et Destillationsapparat; den overgaaede Syre (Vitriololie) indeholder noget Vand, som hidrører fra det ved den første Opvarmning af den krystalliserede Jernvitriol ikke fuldstændigt uddrevne Vand. Underkastes den overgaaede Badske en ny Destillation ved svag Varme, vil der overdestillere et meget flygtigt, hvidt, krystallint Legeme, som er vandfri Svovlsyre. I Retorten bliver derimod en Forbindelse tilbage af Svovlsyre med Vand, sammensat: $H^2O + SO^3$. Denne vandbundne Svovlsyre er en Badske, har en Vægtfylde 1,85, koger ved 310° og kan usorandret overdestilleres. Den kan blandes med Vand i alle Forhold, men ingen af disse Blandinger har et bestemt Kogepunkt; thi opvarmes de, begynde de at koge ved en Temperatur under 310° , og den overdestillerede Badske er for største Delen Vand; men efterhaanden, som Destillationen fortsættes, stiger Kogepunktet, indtil det endelig naaer 310° , ved hvilken Varmegrad den ovennævnte Vandforbindelse destillerer usorandret over.

Syren anvendes sjelden som vandfri, hyppig som Vandforbindelse, concentreret Svovlsyre, og undertiden fortynnet med meer eller mindre Vand. Der forekomme flere Forbindelser af Svovlsyre med Vand; Syren af Sammensætningen: $2H^2O + SO^3$ krystalliserer let ved en Afkjøling til $+4^\circ$.

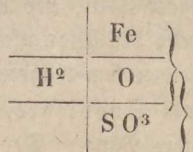
Ved Blanding af Svovlsyre med Vand frigjøres en stor Mængde Varme, hvilket hidrører fra den stærke Tiltræfning, Syren udøver paa Vandet. Svovlsyren er en meget stærk Syre og af den yderste Bigtighed, idet de fleste kemiske Præparater, baade de, der findes i Chemikerens Laboratorium, og de, som tilvirktes for det daglige Liv, enten direkte eller indirekte tilberedes ved Hjælp af Svovlsyren. Vi ville strax see Exempler derpaa.

Svovlsyren ilter mange Metaller; anvendes den i concentreret Tilstand, da er Virkningen den, at een Deel af Syren afgiver Ilt til Metallet, som derved iltes, idet den selv afiltes til Svovlsyrning, medens den dannede Base, Metaliltet, træder i Forening med en anden Deel Svovlsyre til et svovlsuurt Salt. Saaledes virker Svovlsyren paa Kobber, Sølvs og Qvicksølv. Virkningen kan udtrykkes ved følgende Schema:



Ved to Atomer Svovlsyres Indvirkning paa eet Atom Kobber dannes altsaa eet Atom Svovlsyrning, SO², og eet Atom svovlsuurt Kobberilte, Cu O + SO³. Vandet, som den concentrerede Syre indeholder, er udeladt i Schemaet, da det ikke deeltager i Begelvirkningen. Indvirkningen af Syren paa Metallet skeer først ved dens Kogepunkt.

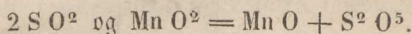
Den fortyndede Syre ilter blandt Andet Jern og Zink; men Virkningen er her en anden, idet nemlig Vandet bliver decomponeret, saaledes, at dets Ilt forener sig med Metallet, hvis Ilte da træder i Forening med Svovlsyren, medens Vandets Brint udvikler sig i Luftform.



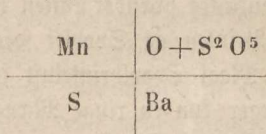
Resten af Vandet, som den fortyndede Syre indeholder, er ikke medtagen i Schemaet, da den ikke indgaaer i Begelvirkningen.

De opstillede Schemata vise endvidere Dannelsen af Svovlsyrning og Brint, og udtrykke netop de Fremgangsmaader, som hyppigst anvendes ved Fremstillingen af disse to Luftarter.

Svovlundersyre og Svovlundersyrning dannes begge af Svovlsyrningen, den første ved Jftning, den anden ved Afiltning. Ledes nemlig Svovlsyrning til Manganoverilte, udrørt i Vand, vil Svovlsyrningen iltes, idet Manganoveriltet afiltet til Forilte, som træder i Forening med den dannede Svovlundersyre. Virkningen er i Hovedsagen denne:

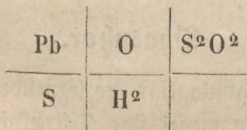


Af det svovlundersyre Manganilte, som er et opløseligt Salt, udstilles dernæst Syren, ved først at overføre den paa Baryt, hvilket skeer ved Decomposition med Svovlbarium,



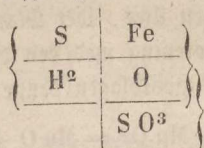
og dernæst udstille Baryten ved Svovlsyre, med hvilken denne danner et uopløseligt Salt. Svovlundersyren forbliver opløst i Vandet, hvilket ikke fuldstændigt kan frastilles; thi ved stærk Inddampning deler den sig i Svovlsyre og Svovlsyrning, $\text{S}^2 \text{O}^5 = \text{SO}^3 + \text{SO}^2$. Samme Decomposition lide de svovlundersyre Salte ved Glødning; der dannes et neutralt svovlsuurt Salt, medens Svovlsyrning forflygtiges.

Svovlundersyrningen danner sig ved Svovlsyrningens Afiltning. Man kan fremstille svovlundersyrligt Kali ved at fuge en concentreret Oplosning af svovlsyrligt Kali med Svovl; Virkningen er denne: $\text{K}^2 \text{O} + \text{SO}^2 \text{ og } \text{S} = \text{K}^2 \text{O} + \text{S}^2 \text{O}^2$. Af dette lader Svovlundersyrningen sig frigjøre, ved først formedelst dobbelt Decomposition med salpetersuurt Blyilte at overføre den paa Blyilte, hvormed den danner et uopløseligt Salt, og dernæst decomponere dette med Svovlbrint,



hvorved der dannes Svovlsbly, medens Svovlundersyrling bliver fri, opløst i Bandet, fra hvilket den ikke kan stilles; thi den de-
componeres da i Svovlsyrling og Svovl.

Med Brint danner Svovl en luftformig Forbindelse, Svovlbrint, $H^2 S$. Den fremstilles som oftest ved Indvirk-
ning af fortyndet Svovlsyre paa Svovljern;



Bandet decomponeres, Brinten forener sig med Svovlet, medens Jltten med Jernet danner Jernilte, der træder i Forening med Syren. Luften har en ubehagelig Lugt og virker giftig; dens Vægtfylde er 1,19; antændt brænder Luften til Vand og Svovlsyrling, idet baade Brinten og Svovlet forene sig med Jlt fra Atmosfæren. Et Maal Svovlbrinteluft indeholder eet Maal Brint. Vand indsuger kun en ringe Mængde Svovlbrinteluft, omtrent 3—4 Gange sit eget Rumfang, og det modtager derved Luftens vigtigste Egenskaber. Svovlbrinten er, som tidligere an-
ført, en Syre, men den kan som saadan ikke forene sig med de basiske Jltter til Salte; thi ved dens Indvirkning paa Jltterne opstaae som oftest Svovlmetaller, idet Svovlbrintens Brint forener sig med Metalilts Jlt til Vand.

Metal	Jlte
Svovl	Brint

Med Svovlbaserne derimod danner den Salte. —

Der ere to Grundstoffer, Selen og Tellur, som i deres kemiske Egenskaber ligne Svovlet meget; men, da de ere sjældne og ikke frembyde speciel Interesse, ville vi ikke omtale dem videre.

Phosphor.

Phosphor er et gulagtigt, vorlignende Legeme af en Vægtfylde 1,8. Det har en meget stor Tiltrækning til Jlt, og alle-

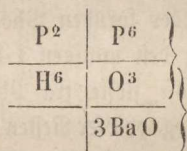
rede ved almindelig Temperatur forener det sig med Jlt af Atmosphæren; men bedækket med Vand kan det opvarmes uden at ilte sig, og det vil da smelte ved 44° ; udeluftet fra Luften koger Phosphoret ved 290° . Opvarmet i Luften vil det derimod antænde sig og brænde til sit høieste Jlte, Phosphorsyre $P^2 O^5$. Det lavere Jlte dannes fortrinnsviis ved langsom Jltning, f. Ex ved Hensliggen i Luften ved almindelig Varmer; en svag Lysning vil da antyde Phosphorets Jltning, og Produktet er Phosphorsyring, $P^2 O^3$.

Phosphorsyren findes i Naturen i Forening med Baser, og hyppigst som phosphorsur Kalk, der udgjør Hovedbestanddelen af Dyrenes Knogler. Det er denne Forbindelse, hvoraf man udstiller Phosphorsyren og Phosphoret. Til dette Diemed pulveriseres brandte Been, hvis Hovedbestanddeel altsaa er phosphorsur Kalk, og decomponeres dernæst ved en Behandling med Svovlsyre, som frigjør Phosphorsyren, idet den selv forener sig med den Kalk, hvortil Phosphorsyren var bunden. Tilfætter man dernæst Vand, vil dette opløse Phosphorsyren, medens den svovlsure Kalk som et tungtopløseligt Pulver for største Delen forbliver uopløst og adskilles fra hiin ved en Filtrering. Men den filtrerede Bædske indeholder foruden Phosphorsyren ogsaa nogen opløst svovlsur Kalk og den muligen i Overflod tilfattede Svovlsyre. For at stille disse sidste fra Phosphorsyren, inddamper man Bædsken til Tørhed og opløser Resten i Spiritus til 60 %, i hvilken den svovlsure Kalk er uopløselig, medens begge Syrerne opløse sig; disse adskilles nu, ved efter foregaaende Glasfiltrering af den svovlsure Kalk at inddampe Bædsken til Tørhed og gløde den tilbageblevne Masse, hvorved Svovlsyren forflygtiges, medens Phosphorsyren bliver tilbage i en kemisk Forening med Vand, fra hvilket den ikke kan adskilles ved en Glødning; thi den vandbundne Phosphorsyre forholder sig i denne Henseende ligesom den concentrerede Svovlsyre, der ei heller ved Opvarmning kan adskilles fra den indeholdte Vandmængde. Phosphorsyrens Vandforbindelse er et gjennemfigtigt, usarvet, i Vand og Viinaand let opløseligt Legeme, der er smelteligt i en Rødgloedhede og ikke flygtigt. I vandfri Tilstand, saaledes, som man erholder den ved at forbrænde Phosphor i tør Luft, er den derimod et

hvidt Pulver, der med stor Begjærlighed indsluger Vand af de Legemer, hvormed det kommer i Berøring. Af den vandholdende Phosphorsyre kan man fremstille Phosphoret i fri Tilstand, ved at blande den med Kul og udsætte Blandingen for en Hvidglødhede. Ved denne Varme vil Kullet adstille Phosphorsyren og med dennes Ilt danne Kulilte, som er en Luft, medens Phosphoret overdestillerer. Phosphordampene ledes i Vand, hvor de da fortættes. Phosphorsyren gjør en Undtagelse fra den almindelige Regel, at i de neutrale Salte Syrens Iltmængde er saamange Gange større end Basens, som hiin indeholder Iltatomer; thi ifølge dette skulde Forholdet af Iltmængderne i Syre og Base være som 5 : 1, medens det i Virkeligheden er som 5 : 3, f. Ex. $\text{Fe}^2 \text{O}^3 + \text{P}^2 \text{O}^5$ og $3 \text{Ca O} + \text{P}^2 \text{O}^5$.

De phosphorsure og phosphorsyrlige Salte ere med Undtagelse af Kali og Natron=Saltene uoploselige i Vand, og vi skulle senere give Regler for deres Dannelse.

Koges Phosphor med en Barytopløsning, udvikler sig en luftformig Forbindelse, Phosphorbrint $\text{P}^2 \text{H}^6$, under Dannelsen af et Salt, phosphorundersyrligt Baryt. Virkningen er Denne



3 Atomer Vand decomponeres; dets Brint forener sig med een Deel Phosphor til Phosphorbrint, medens dets Ilt med en anden Deel danner Phosphorundersyrling, der træder i Forening med Baryten. Phosphorundersyrling er sammensat $\text{P}^2 \text{O}$, og dens Salte indeholde altsaa ligemegen Ilt i Syren og Basen. Den sig udviklende Phosphorbrint har den mærkelige Egenskab, at den i Berøring med atmosfærisk Luft antænder sig og brander; Produktet er Phosphorsyre og Vand.

Af de øvrige Phosphorforbindelser ere de med Chlor af Bigtighed og skulle blive omtalte senere. Phosphor og Svovl lade sig sammensmelte i alle Forhold. —

Arsenik og Antimon ere to Grundstoffer, der i deres

Forbindelser med andre have megen Lighed med Phosphorets tilsvarende Forbindelser. Naagtet den store Forskjel imellem Phosphorets og disse to Stoffers physiske Egenskaber, vise dog deres Forbindelser den samme kemiske Charakter, og de udgjøre een Klasse, ligesom Svovl, Selen og Tellur. Phosphoret er opstillet som Repræsentant; deres vigtigste Zlter ere sammensatte som Phosphorets, og deres almindelige Formel er $R^2 O^5$, $R^2 O^3$, $R^2 O$; men medens Phosphoret kun viste svag Affinitet til Svovl, fremtræder den hos disse mere bestemt, og deres Svovlforbindelser ere sammensatte analoge med Zlterne, nemlig $R^2 S^5$ og $R^2 S^3$. Disse Svovlforbindelser fremtræde med en stærk negativ Charakter og forholde sig som Syrer mod andre Svovlforbindelser, med hvilke de danne de tidligere omtalte Svovlsalte, f. Ex. $3 Na^2 S + Sb^2 S^5$ og $3 Ag^2 S + As^2 S^3$. Med Brint danne de ligesom Phosphoret luftformige Forbindelser, sammensatte efter Formlen $R^2 H^6$. I fri Tilstand ere Arsenik og Antimon metalliske Legemer, der ere flygtige ved høiere Varme. Alle Arsenikforbindelser ere i større eller mindre Grad stærke Gifter, af hvilke Arseniksyrling (Rottekrudt) er bekjendt.

Kulstof.

I fri Tilstand forekommer Kulstoffet i Naturen deels som Diamant, deels som Graphit (Blyant). Diamanten er gjennemsigtig, ufarvet, har en Vægtfylde 3,5 og er det haardeste Legeme, hvormod Graphiten er uigjennemsigtig, af metallisk Ydre, har en Vægtfylde 2,1 og er meget blød. De krystallisere forskjelligt, hiin i det sphæroedriske, denne i det rhomboedriske System, og Kulstoffet er altsaa dimorph, s: det krystalliserer i to Former, som ikke kunne henføres til samme Grundform; et lignende Forhold forekommer ved Svovlet. Forbindelser af Kulstof ere meget hyppige, og saaledes indeholde alle Dyr og Plantestoffer Kulstof; dette kan udskilles af dem, om end i en mindre reen Tilstand, ved Glødning, hvorved Kullet bliver tilbage med de ikke flygtige Bestanddele (Asken) og kaldes da Trækul, Beenkul o. s. v.

Kullet har den mærkelige Egenſkab, i betydelig Mængde at kunne fortætte Luſtarter. Naar man derfor lægger nyligt brændte Kul paa en Vægtſkaal, vil man iagttage, at de beſtandig tiltage i Vægt. ſkeer Indſugningen meget hurtigt, opvarmes derved Kullet og antænder ſig ofte. Denne Egenſkab, at kunne fortætte Damp og Luſtarter, finder man hos de fleſte porøſe Legemer, rigtignok i en forſkjellig Grad, og den berøer paa en Binding af Luften paa deres meget ſtore Overflade; den maa altsaa ſtige med Porøſiteten.

Kullets vigtigſte Zlter ere Kulſyre og Kulilte. Kulſyren er ſammensat CO^2 og er en Luſt af en Vægtfylde 1,5; den har en ſvag ſuur Lugt og Smag, og er farveløs. I 1 Maal Kulſyre findes 1 Maal Zlt. Den kan ved ſtærkt Tryk og Afkjøling forvandles til en Vædſke; naar denne udftrømmer af det Kar, hvori den er fortættet, fordampes den hurtigt og frembringer derved ſaa ſtærk Kulde, at en anden Deel deraf ſtivner til et faſt ſneeagtigt Legeme. Vi kjende altsaa Kulſyre ſom faſt, flydende og luſtformig. Kulſyren er Kulſtoffets høieſte Zlte og danner ſig ved Kullets fuldſtændige Forbrænding. Denne kan ſkee enten i fri Zlt, ſ. Ex. i Atmoſphæren, eller i bunden Zlt, ſ. Ex. ved at Kul opvarmes med Metalilte, med hvis Zlt Kullet da vil forene ſig, medens Metallet udfilles i fri Tilſtand, og det er netop denne Maade, paa hvilken man fremſtiller mange Metaller af deres Zlter. Ved Kulſtoffets ufuldſtændige Zltning, det være ſig enten af Mangel paa tilſtrækkelig Zlt, eller fordi Temperaturen til Dannelsen af Kulſyre er for høj, dannes Kulſtoffets lavere Zlte, Kulilte. Vi have ſeet et Exempel paa det Sidſte ved Reduktion af Phosphorſyre til Phosphor.

Kulſyre danner ſig altsaa ved Kullets Forbrænding, men man fremſtiller den i Almindelighed til chemiſke Diemed af et fulſuurt Salt ved at decomponere det med en Syre. Kulſure Salte ere hyppige, ſaaledes er Kridt fulſuurt Kalk, Soda fulſuurt Natron, Potaſke fulſuurt Kali. Man anvender ſom ofteſt Kridt, ſom man decomponerer med fortyndet Svovlſyre; Kulſyren udvikler ſig i Luſtform, medens Svovlſyren træder i Forening med Kalken til ſvovlſuurt Kalk (Gips). Kulſyren dannes desuden ved mange andre chemiſke Proceſſer, ſ. Ex. Mandedrættet, Gjø-

ring. De kulsure Salte af andre Baser end Kali og Natron dannes let ved en dobbelt Decomposition; kun enkelte Baser, nemlig de, som ere sammensatte $R^2 O^3$, have ingen eller kun ringe Tiltrækning til Kulsyren. Dens Salte, med Undtagelse af Kali- og Natronsaltet, decomponeres i Glødheden til Kulsyre og Metaliste, og de ere neutrale, naar Forholdet mellem Iltmængderne i Syre og Base er som 2:1.

Kulilte, CO , kan erholdes, ved at lede Kulsyre over stærkt glødende Kul, hvorved den vil optage ligesaameget Kul, som den allerede indeholder. Det er en indifferent Luft, som antændt kan forbrænde med blaa Flamme til Kulsyre.

Kulstof forener sig med Brint i flere Forhold, men vi ville her kun omtale to: CH^2 , Kulforbrinte (oliedannende Gas, tung Kulbrinte), og CH^4 , Kultebrinte (Sumpgas, let Kulbrinte).

Kulforbrinte, CH^2 , er en Luft af en Vægtfylde 0,98; den kan brænde og danner derved Kulsyre og Vand. Det er denne Luft, man i Almindelighed anvender til Gasbelysning, og til dette Diemed fremstiller man den ved Ophedning af Steenkul. Disse bestaae nemlig for største Delen af Kul, Brint og Ilt, som ved Opvarmning i Hovedsagen danne Kulbrinte og Vand. Menere erholder man den ved Decomposition af Biinaand ved Svovlsyre, hvor da Virkningen er følgende: Biinaanden, som er sammensat efter Formlen $C^2 H^6 O$, deler sig ved Svovlsyrens Indvirkning i $C^2 H^4$ og $H^2 O$, det er Kulbrinte og Vand. Naar den tunge Kulbrinte ledes igjennem et glødende Rør, afsætter den Halvdelen af sit Kul og danner derved den lette Kulbrinte. Denne har en Vægtfylde 0,56 og giver ved Forbrændingen et langt svagere Lys. Dens Navn Sumpgas hidrører fra, at den udvikler sig i sumpige Egne ved Træets Forraadnelse.

Med Svovl kan Kulstoffet forenes, ved at lede Svovldampe over hvidglødende Kul; det erholdte Svovlkulstof er sammensat CS^2 , altsaa analog med Kulsyren, er en Vædske med en høist ubehagelig Lugt og koger ved 42° .

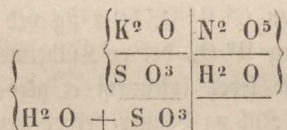
Dvælstoffet.

Dvælstoffet er en Luft uden fremtrædende Egenskaber; det er næsten uimodtageligt for andre Stoffers direkte Paavirkning,

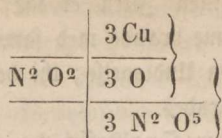
og dets Forbindelser maae derfor fremstilles ad Omveie. Det har en Vægtfylde af 0,97 og kan ikke fortættes til Bædske. Dvælstoffet udgjør en Bestanddeel af Atmosphæren, som er en Blanding af 79,2 Maal Dvælstof og 20,8 Maal Jlt. Desuden findes i Atmosphæren smaa Qvantiteter Kulshyre og en efter Omstændighederne større eller mindre Mængde Vanddampe. Dvælstoffet udgjør endvidere en Bestanddeel af de fleste Dyrstoffer og enkelte Plantestoffer. Med Jlt danner det 5 Forbindelser, der ere sammensatte $N^2 O$, $N^2 O^2$, $N^2 O^3$, $N^2 O^4$, $N^2 O^5$.

Salpetersyren er det høieste Dvælstofilte. Den kan ikke egzistere i fri Tilstand, men maa enten være forenet med Baser eller Vand. Den meest concentrerede Salpetersyre er $H^2 O + N^2 O^5$; den har en Vægtfylde af 1,52 og koger med 86° . Udsat for Luften ryger den, idet dens Dampe tiltrække Jugtighed af Luften. En anden kemisk Forbindelse af Salpetersyre og Vand er $5 H^2 O + N^2 O^5$, som koger ved 121° , ved hvilken Varme den uforandret overdestillerer.

Man fremstiller Salpetersyren af dens Salte, f. Ex. Salpeter, som er salpetersuurt Kali, hvilket man til dette Niemed decomponerer med Svovlsyre; der dannes derved svovlsuurt Kali og Salpetersyre, som kan fradestilleres. Virkningen kan udtrykkes ved følgende Schema:



Man anvender nemlig 2 Atomer Svovlsyrehydrat, fordi Decompositionen da kan foregaae med lavere Varme (125°), hvorved Salpetersyren mindre let decomponeres. Det andet Atom Svovlsyrehydrat forener sig med det svovlsure Kali til en Dobbelthforbindelse (Dobbeltsalt), sammensat af svovlsuurt Kali og svovlsuurt Vand. — Jltforholdet i de neutrale salpetersure Salte er som 5 : 1, og de ere alle oploselige i Vand. Ved Indvirkningen af Salpetersyre paa Metallerne iltes disse, medens Syren bliver afiltet til et lavere Dvælstofilte, $N^2 O^2$, Dvælstoftveilte, f. Ex. ved Indvirkning af Salpetersyre paa Kobber, efter følgende Schema:



Dvælstofveilde er en indifferent, usarvet Luft, der har stærk Tiltrækning til Jlt; naar man derfor blander den med Jlt eller atmosfærisk Luft, ilter den sig høiere og danner i Hovedsagen Salpetersyrning, $\text{N}^2 \text{ O}^3$, hvis røde Dampe med Begjærlighed indsuges af Vand. Naar Svovlsyrning blandes med Salpetersyrning ved Vandets Tilstedeværelse, afgiver denne $\frac{1}{3}$ af sin Jlt-mængde til Svovlsyrningen, som derved bliver til Svovlsyre, medens den selv afiltres til Dvælstofveilde. Paa denne Egenkab ved Salpetersyrningen beroer Fabrikationen af den almindelige Svovlsyre. Man brænder nemlig Svovl; den dannede Svovlsyrning ledes med atmosfærisk Luft ind i et Rum, hvor den møder Vanddampe og Salpetersyrning. Denne ilter da Svovlsyrningen til Svovlsyre, som indsuges af det tilstedeværende Vand, medens den selv afiltres til Dvælstofveilde, der nu paany tiltrækker Jlt af den i Rummet værende atmosfæriske Luft og derved atter bliver til Salpetersyrning; denne møder nu en anden Portion Svovlsyrning, som den ilter, og saaledes gaar det fremdeles. Man seer altsaa, at en ringe Mængde Salpetersyrning kan ved den atmosfæriske Lufts Tilstedeværelse ilte en stor Mængde Svovlsyrning til Svovlsyre. Hele Processen foregaaer i et af Blyplader dannet Kammer. Det svovlsyreholdende Vand indampes først i Blypander og senere i Platinkar, indtil Syrens Kogepunkt er steget til 310° ; thi da har den den bestemte Sammensætning $\text{H}^2 \text{ O} + \text{S O}^3$.

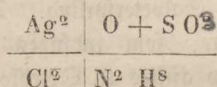
De salpetersure Salte decomponeres ved Glødning, idet Syren derved deler sig i Jlt og et lavere Dvælstofilte; saaledes giver Kalisaltet ved Glødning Jlt og salpetersyrligt Kali. Som oftest bliver imidlertid Basen tilbage i fri Tilstand, hvilket f. Ex. er Tilfældet med det salpetersure Blyilte, der ved Glødning deler sig i Blyilte, Jlt og Salpeterundersyre, nemlig $\text{Pb O} + \text{N}^2 \text{ O}^5 = \text{Pb O}$, O og $\text{N}^2 \text{ O}^3$. Dannelsen af Dvælstoffets laveste Jlte, Dvælstofforilte, $\text{N}^2 \text{ O}$, vil blive omtalt senere.

Det er en Luft, i hvilken Isten er saa svagt bunden, at de fleste Legemer deri kunne brænde med samme Lethed, som i Ilt; dog gjør Phosphoret en Undtagelse; thi det kan glødes i Qvælstofforilte uden at antændes.

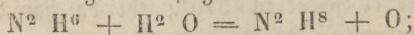
Med Brint danner Qvælstoffet tre Forbindelser: Ammonium: $N^2 H^8$, Ammoniakluft: $N^2 H^6$ og Amid: $N^2 H^4$.

Ammonium kjendes ikke i fri Tilstand, dog synes det at dele Metallernes Egenstaber. Derimod kjender man dets Forbindelser med Chlor, Svovl og flere andre Stoffer.

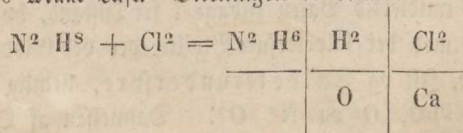
Chlorammonium, $N^2 H^8 + Cl^2$ (Salmiak), er et fast Legeme, der er oploseligt i Vand; det krystalliserer i Tærninger ligesom Chlorcalcium, $Ca^2 Cl^2$, og har med dette mange Egenstaber tilfælles. Decomponeres en Oplosning af Chlorammonium med svovlsuurt Solvite, erholdes som Bindsalt Chlor-selv, medens svovlsuurt Ammoniummilte holder sig opløst i Bæd-sken. Virkningen er denne:



Inddampes Bæd-sken, vil dette Salt udkrystallisere. Ammoniummilte har altsaa en Bases Egenstaber, o: det forener sig med Syrerne og danner Salte, og disse ere fuldkommen analoge med Kali- og Natronsalte. Ammoniummilte er oploseligt i Vand, men kan ligesaa lidt som Salpetersyren eksistere i fri Tilstand, men kun i Forening med Vand eller Syrer. Man fremstiller Ammoniummilte i Almindelighed ved at lede Ammoniakluft i Vand, hvorved da Virkningen er følgende:



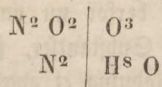
det dannede Iste forbliver opløst i det øvrige Vand. Til dette Diemed ophæder man en Blanding af Salmiak og Kalk, og leder den sig udviklende Ammoniakluft i Vand, der ved 10° vil kunne optage 670 Maal Luft. Virkningen er denne:



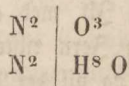
Der bliver altsaa vandholdende Chlorcalcium tilbage i Retorten.

Den erholdte Bædste kaldes Ammoniakvand og indeholder altsaa Ammoniumilte, der fuldkommen har en Bases Egenfaber.

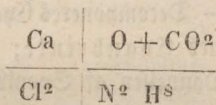
Ammoniaaksaltene (saaledes kaldes Saltene med Ammoniumilte som Base) ere oploselige i Vand; ved Glødning forflygtiges de enten ligefrem, eller de decomponeres. Ophedes salpetersuur Ammoniak, da erholdes Dvælstofforilte og Vand, nemlig:



hvorimod salpetersyrlig Ammoniak giver Dvælstof og Vand.



Den kulsure Ammoniak kan fremstilles, ved at opvarme en Blanding af kulsuur Kalk (Kridt) og Salmiak, hvorved Saltet affatter sig som et fast Legeme i den koldere Deel af Apparatet (Sublimation). Virkningen er denne:

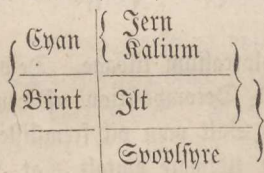


Der bliver altsaa Chlorcalcium tilbage. De øvrige Ammoniaaksalte erholdes nu let ved Decomposition af den kulsure Ammoniak med den Syre, hvis Salt man vil fremstille.

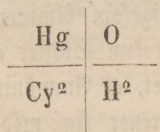
Det er allerede tidligere omtalt, at Ammoniakluften fremstilles ved Ophedning af en Blanding af Salmiak og Kalk. Luften har en Vægtfylde af 0,59 og en stærk, forfriskende Lugt. Da den indsuges af Vand, maa den opsamles over Dvælsolv.

Med Kulstof danner Dvælstof en luftformig Forbindelse, sammensat C N, hvis Navn er Cyan. Den har en Vægtfylde 1,8, er brændbar og danner ved Forbrændingen Dvælstof og Kulsyre. Cyanet gjør ligesom Ammonium en Undtagelse fra den almindelige Regel, at kun Stoffer af lige Orden forene sig indbyrdes; thi vi have seet, at Ammonium, endskjondt det er et sammensat Stof, dog forener sig med Jlt og Chlor, og det

Samme er Tilfælde med Cyan. Man kalder saadanne Stoffer sammensatte Radikaler og betegner dem i Almindelighed ligesom Grundstofferne ved et eget Tegn, nemlig Ammonium, NH^4 , ved Am, og Cyanet ved Cy, f. Ex. svovlsuur Ammoniat $Am^2 O + S O^3$, Chlorammonium $Am^2 Cl^2$. — Ligesom Jltten fremstilles ved Glødning af Qvicksølvtte, saaledes erholdes Cyanet ved Glødning af Cyanqvicksolv, som derved deler sig i Qvicksolv og Cyan. Vi ville derfor nu omtale dette Salts Fremstilling. De fleste dyriske Substantser, f. Ex. Blodet, indeholde Qvælstof og give ved Glødning et qvælstofholdende Kul; naar saadanne Kul glødes med en stærk Base, f. Ex. Kali, saa forene Kul og Qvælstof sig til Cyan, som træder i Forbindelse med Kalium, medens Kaliets Jlt med en anden Deel Kul danner Kulilte. Er der samtidig Jern tilstede, vil en Deel af Cyanet forene sig med dette, og da vil der danne sig en Dobbeltforbindelse af Cyanjern med Cyankalium, sammensat $2 K^2 Cy^2 + Fe Cy^2$. Denne Forbindelse, Cyanjernkalium, er opløselig i Vand og krystallisabel; den kan altsaa erholdes, ved at udtrække den glødende Masse med Vand, filtrere, inddampe og krystallisere Badsken. — Decomponeres Cyanjernkalium med fortyndet Svovlsyre, dannes Cyanbrinte; Virkningen er nemlig den samme, som ved Dannelsen af Svovlsyre.



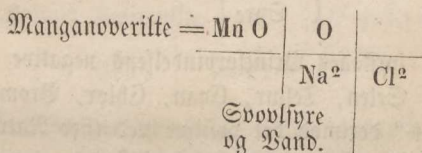
Der dannes svovlsuurt Jernilte og svovlsuurt Kali, medens Cyanbrinten fradestillerer; denne er en Badske med yderst giftige Egenskaber (Blaasyre), hvilket Sidste i større eller mindre Grad er Tilfælde med alle Cyanforbindelser. Bringes Cyanbrinte i Berøring med Metalilte, dannes Cyanmetaller og Vand, og saaledes fremstilles da ogsaa Cyanqvicksolv;



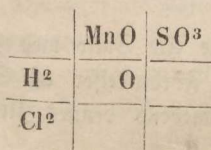
og af dette frigjøres dernæst Cyanet paa den ovenfor omtalte Maade.

Chlor.

Chloret er det sidste luftformige Grundstof, som vi komme til at omtale; det har en guulgrøn Farve, en stærk, ubehagelig Lugt og en Vægtfylde: 2,45. Som tidligere omtalt, har Chloret stærk Affinitet til de fleste Stoffer og forekommer derfor ikke i fri Tilstand i Naturen. Den meest udbredte Chlorforbindelse er Kog saltet, som er Chlornatrium, og af dette fremstilles ogsaa Chlorluften. Det er anført under Ilten, at Manganoverilte og Svovlsyre ved Opvarmning danne svovlsuurt Manganforilte og Ilt, men er der nu samtidig Chlornatrium tilstede, da forener denne Ilt sig med Natriumet til Natron, der med endeel af Svovlsyren danner svovlsuurt Natron, medens Chlornatriumets Chlor gaaer bort i fri Tilstand. Virkningen kan fremstilles ved følgende Schema:

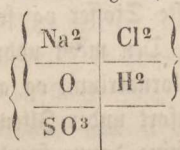


Chlorluften kan indsuges af Vand, som derved antager dens ubehagelige Lugt. Den har meget stor Tiltrækning til Brint, og naar derfor Chlorvandet henstaaer i Lyset, vil det decomponeres, idet Chloret forener sig med Vandets Brint, medens dets Ilt udvikler sig i Luftform; den dannede Chlorbrinte holder sig opløst i det overflodige Vand. Paa Grund af den store Tiltrækning til Brint virker Chloret iltende ved Decomposition af Vandet; naar man f. Ex. leder Chlor i en Oplosning af svovlsuurt Manganilte, vil der udskille sig Manganoverilte,

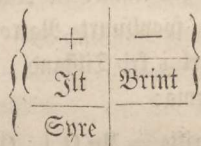


medens der samtidig dannes Chlorbrint. Paa den samme Egenkab beroer Chlorets Anvendelse som Beskyttelsesmiddel mod Smittestoffer, hvilke den forstyrrer, idet den berøver dem Brint.

Vi have allerede seet, at Chlorbrinten danner sig ved Chlorvandets Hensæen i Sollyset, men man fremstiller den til Brug paa en anden Maade, nemlig ved Decomposition af Chlornatrium ved Svovlsyre og Vand, hvorved der, som Schemaet viser, dannes svovlsuurt Natron og Chlorbrint:



I Almindelighed kunne alle Brintesyrer fremstilles efter dette Schema, hvis Grundform er:



idet ved „—“ forstaaes Brintforbindelsens negative Led, altsaa enten Svovl, Selen, Tellur, Cyan, Chlor, Brom, Jod eller Fluor, ved „+“ derimod det positive Led (her Natrium), hvorfra Brintesyrens negative Led skal frastilles.

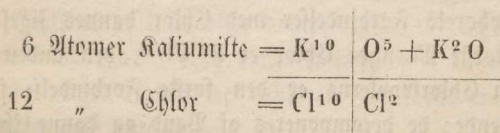
Chlorbrinten er en Luft af en Vægtfylde 1,25; den indsuges med stor Begjærighed af Vand, der ved 0° kan optage 460 Maal Luft. Vædsken Vægtfylde stiger derved til 1,21; Ammoniakvandet forholder sig i saa Henseende omvendt, idet Vægtfyllden aftager, alt eftersom der indsuges mere Ammoniakluft. I denne Form, indsuget af Vand, anvendes Chlorbrinten i Almindelighed og kaldes da Saltsyre. Navnet antyder at den er en Syre, og ligesom Svovlsyren ved almindelig Temperatur er den stærkeste Jltesyre, saaledes er Chlorbrinten den stærkeste Brintesyre.

Brintesyrerne danne ikke Salte med Jlte-Baserne saaledes, som Jltesyrerne, men Forbindelser af Syrens negative med Basens positive Led, medens dennes Jlt med Syrens Brint danner Vand; nemlig:

—	Brint
Metal	Zlt

idet „—“ har samme Betydning, som ovenfor. De dannede Forbindelser have megen ydre Lighed med Salte, men adstille sig fra disse derved, at de ikke indeholde Zlt. Man benævner dem derfor ofte Haloidsalte til Forskjel fra Saltene, som da kaldes Amphidsalte.

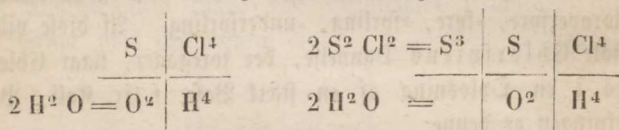
Med Zlt danner Chloret flere Forbindelser; men da disse to Grundstoffer kun have en ringe Affinitet, maa deres Forening skee ad en Omvei. Man kjender 4 Forbindelser, der alle ere Syrer, nemlig $\text{Cl}^2 \text{O}^7$, $\text{Cl}^2 \text{O}^5$, $\text{Cl}^2 \text{O}^3$, $\text{Cl}^2 \text{O}$, og de benævnes Chloroversyre, =syre, =syrling, =undersyrling. Af disse ville vi omtale Chlorsyrens Dannelse, der foregaaer, naar Chlorklud ledes i en Oplosning af en stærk Base, f. Ex. Kali, Baryt. Virkningen er denne:



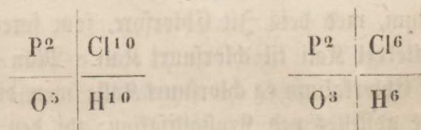
nemlig: $\frac{2}{3}$ af Kaliet decomponeres; Chlor danner med dets Kalium Chlorkalium, med dets Zlt Chlorsyre, som forener sig med den sidste Sjettedeel Kali til chlorsuurt Kali. Man faaer altsaa en Blanding af Chlorkalium og chlorsuurt Kali; men disse to Forbindelser kunne adskilles ved Krystallisation; thi den sidste er let opløselig i kogende, tungtopløselig i koldt Vand og vil altsaa udkrystallisere af en concentreret Oplosning ved Afkjøling; Chlorkalium derimod er omtrent lige let opløseligt i koldt og i varmt Vand, og vil som Følge deraf forblive i Vædsken. Istedetfor Kali anvendes i Almindelighed fulsuurt Kali, hvilket kun frembringer den Forskjel i Processen, at der samtidig udvikler sig Kulsyre. Det chlorsure Kali smelter i Varmen; opvarmet stærkere decomponeres det, idet al Zlten udvikler sig, og Chlorkalium bliver tilbage. Man benytter derfor dette Salt til Fremstilling af reen Zlt. Paa Grund af, at det saa let afgiver

sin Jlt, virker det iltende, og, naar man gløder iltelige Stoffer, f. Ex. Jern, Svovl, med chlofsuurt Kali, blive disse iltede.

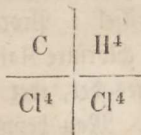
Chloret forener sig ligefrem med Svovl; dette smelter i Chlofluft, idet Foreningen foregaaer, og naar det har optaget faameget Chlof, fom muligt, er Forbindelsen sammensat $S Cl^4$; men standser man med Tilledningen af Chlof, medens endnu endeel Svovl er frit, og underkastes Bædsfen dernæst en Destillation, erholdes et Chlofsvovl, sammensat $S^2 Cl^2$, fom altsaa kun indeholder en Fjerdedeel faameget Chlof, fom det første. Det sidste Chlofsvovl er en gul Bædsfe, medens det først omtalte er et kryftallinsk Legeme. De decomponeres begge af Vand; det første danner derved Chlofbrint og Svovlsyrling, det sidste derimod udfiller tillige Svovl, nemlig:



Phosphorets Forbindelser med Chlof dannes ligesaa; den med den største Mængde Chlof er $P^2 Cl^{10}$, den anden $P^2 Cl^6$, og ligesom Chlofsvovlerne er den første Forbindelse fast, den anden flydende; de decomponeres af Vand og danne Chlofbrinte og respective Phosphorsyre og Phosphorsyrling, nemlig



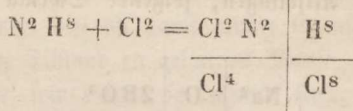
Ligefrem forener Kulstoffet sig ikke med Chlof, men man erholder en saadan Forbindelse, naar Kulvebrinte (Sumpgas) blandes med Chlof. Decompositionen foregaaer i Lyset og stæer med megen Voldsomhed. Det dannede Chlofkulstof er en Bædsfe. Virkningen er denne:



Der dannes altsaa tillige Chlofbrint. Foruden dette Chlofkul-

stof kan man ogsaa danne Forbindelser, sammensatte $C^2 Cl^6$, $C Cl^2$ og $C^2 Cl^2$.

Dvælstoffets Chlorforbindelse kan heller ikke dannes ligesom. Man fremstiller den ved at lede Chlor i en Oplosning af Chlorammonium. Virkningen er da denne:



Der dannes altsaa Saltshyre og Chlorqvælstof; sammensat $N^2 Cl^6$, som er et olieagtigt Legeme, hvis Bestanddele ere saa svagt bundne, at den mindste ydre Anledning, f. Ex. Berøring, er tilstrækkelig til at hæve Forbindelsen, som da adskilles, idet baade Chlor og Dvælstof atter blive luftformige. Da disse i Luftform indtage et mange Gange større Rum, end da de vare forenede til draabeflydende Chlorqvælstof, er Decompositionen ledsaget af en Explosion, hvorved i Almindelighed forstaaes en pludselig og betydelig Udveikling af luft- eller dampformige Legemer. —

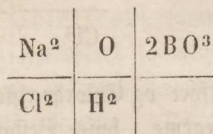
Brom og Jod ere to Grundstoffer, som i deres Forbindelser have megen Lighed med Chloret; det første et flydende, det andet et fast Legeme. —

Fluor er det eneste Grundstof, om hvilket vi vide, at det eksisterer, uden at vi have kunnet finde Midler til at fremstille det i fri Tilstand. Det forekommer hyppigst i Forening med Calcium som Flusspath, $Ca F^2$. I sine Forbindelser ligner det Chloret endeel; Fluorbrint dannes af Fluorcalcium ved Decomposition med Svovlsyre og Vand, ligesom Chlorbrinten af Chlornatrium. Fluorbrinten er en flygtig Bædste, hvis tekniske Navn er Flusshyre.

B o r.

Som Grundstof har Bor kun ringe Interesse; det forekommer i Naturen stedsse som Borsyre og da enten i fri Tilstand eller i Forbindelse med Natron eller Magnesia. Borsyren er dets vigtigste Forbindelse; den er et hvidt Legeme, der er tungt-

opløseligt i koldt, men lettere opløseligt i varmt Vand. Man fremstiller den derfor i Almindelighed af det sure borsure Natron, ved til en kogende concentreret Opløsning af dette Salt at sætte Saltsyre; der vil derved dannes Chlornatrium, som er lige let opløseligt i koldt og i varmt Vand, og Borsyre, som udkrystalliserer ved Afkjølingen; følgende Schema viser Decompositionen:



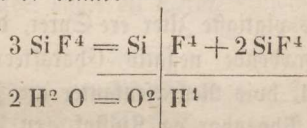
Borsyren, B O³, krystalliserer i Forbindelse med Vand, men ved Smeltning afgiver den dette og er da en glaslignende, ikke flygtig Masse.

Boret kan forene sig med Chlor og med Fluor, men Forbindelserne frembyde Intet af speciel Interesse.

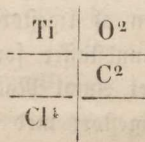
Kisel og Titan.

Kisel og Titan ere faste, usmeltelige Stoffer; hiint er et brunt Pulver, dette kan derimod erholdes krystalliseret i røde Færminger. De have som Grundstoffer kun ringe Interesse; den vigtigste Forbindelse er Iltet, hvis Formel er R O². I Naturen forekomme Kiselsyren og Titansyren dels i fri Tilstand, dels i Forbindelse med Baser, og ere overordentlig udbredte Stoffer. Den frie Kiselsyre kaldes Bjergkrystal, Kvarts, Sand o. s. v. Den naturlige Titansyre bærer Navnet Rutil, Anatas, Brookit, og er det eneste hidtil kjendte trimorphe Stof. Af disse Syrers Salte ere de kisel sure uden Sammenligning de vigtigste, de danne en Hovedbestanddeel af Jordstørpen; Aer, Gelfspath, Glimmer o. s. v. ere Salte af Kiselsyren med forskellige Baser. — Begge Syrerne vise isomeriske Tilstande, hvorved forstaaes det Phænomen, at en Forbindelse uden at forandre sin quantitative Sammensætning kan fremtræde med væsentligt forskellige Egenskaber. Saaledes, som Syrerne forekomme i Naturen, ere de coherent o:

de ere ved almindelig Temperatur uoploselige i alle Vaser og Syrer (undtagen Fluussyre); de formaae ikke ligesvem at forene sig med f. Ex. Kali, som dog er den stærkeste Base. Sammensættes de derimod med Kali eller kulsuurt Kali, forene de sig med dette til et Salt, hvoraf de, da de ere uoploselige i Vand, atter kunne udskilles ved en anden Syre, f. Ex. Saltsyre. De saaledes udskilte Syrer vise nu ganske andre Egenskaber. Kiselsyren danner i denne Tilstand en gelatinøs Masse, der er oploselig saavel i Saltsyre, som i Kali og kulsuurt Kali; lignende Forhold viser Titansyren, og denne er Syrernes incohærente Tilstand. Naar de frie incohærente Syrer opvarmes til en svag Glødhede, gaae de atter over i den cohærente Tilstand, og denne Forandring viser sig ved Titansyren ved en isomerist Forbrænding, o: en Glødning i Overgangsøieblikket. — Af Fluussyre decomponeres disse Ifter, idet der danner sig Fluorforbindelser og Vand. Fluorkisel er en Luft, Fluortitan en Bædste; de ere sammensatte RF^4 . Af Vand decomponeres Fluorkisel til en Syre, Fluorkisel-Fluorbrint, idet endeel incohærent Kiselsyre udskilles; Virkningen er denne:



Der dannes altsaa Si O^2 , Kiselsyre, og $2 (\text{Si F}^4 + \text{H}^2 \text{ F}^2)$; denne sidste Syre kaldes Fluokiselsyre; imod Vaserne forholder denne sig som en Brintesyre: ved Foreningen dannes Vand, og Basens positive Led træder i Brintens Sted. Med Kali og Natron danner den tungtoploselige Salte. Titansyren viser lignende Forhold. Chlorforbindelserne kunne ikke dannes ligesvem; men naar Syrerne, blandede med Kulpulver, opheides til Hvidglødhede i Chlorkluft, vil denne forenede Virkning af Chlor og Kul bevirke Iftets Decomposition; der vil dannes Kulilte og en Chlorforbindelse.



Chlorforbindelserne ere meget flygtige Bædster; de decomponeres af Vand til Chlorbrint og incohærent Syre, f. Ex.

Si	Cl ¹
O ²	H ⁴

Svovlforbindelserne kunne fremstilles ved at lede Svovlsulfid eller Svovlbrint over de glødende Jlt; Virkningen er en dobbelt Decomposition. —

Kisel benævnes ofte Silicium, hvorfra dets Atomtegn, Si, hidrører.

O v e r b l i k

over Stoffernes specielle Forhold.

De omtalte Grundstoffer danne det første Hovedassuit og ere de Stoffer, hvis vigtigste Jlt er Syrer, det vil sige Stoffer med stærkt fremtrædende negativ Charakter. Blandt disse danne de første 14, hvis Repræsentanter ere Jlt, Chlor, Svovl, Brint, Kvælstof, Phosphor og Kulstof, en Underafdeling, der væsentligt adskiller sig fra alle de øvrige Grundstoffer; den indbefatter nemlig Brint og alle de Stoffer, som formaae at danne Forbindelser med denne. Af den anden Afdelings Grundstoffer ere kun Bor, Kisel og Titan omtalte; men de ere tilstrækkelige til at vise denne Afdelings væsentligste Egenheder.

Blandt de omtalte Forbindelser findes en stor Mængde Luftarter; af og til er der i det foregaaende hentydet paa en Sæmpelhed i disses Sammensætning; men vi ville nu omtale denne noget nøiere. Ved de luftformige Grundstoffer er Atomtallet proportionalt med Vægtfyllden og udtrykker altsaa kun Vægten af ligestore Rumfang Luft. Naar altsaa to luftformige Grundstoffer forene sig, skeer det efter simple Maalsforhold, og det Antal Maal, der af hvert udfordres til Forbindelsen, bliver ligestort med det tilfædeværende Atom-

Antal; f. Ex. Ammoniakluft er sammensat $N^2 H^6$ og er altsaa en Forening af 2 Maal Dvælstof med 6 Maal Brint. Er Forbindelsen luftformig, eller kan den antage Dampformen, vil der ligeledes vise sig et simpelt Forhold imellem Bestanddelenes og Forbindelsens Rumfang. Nogle Exempler ville oplyse det.

Navn.	Formel.	Rumfang	
		førend Foreningen.	Forbindelsens Rumfang.
Chlorbrint	$H^2 Cl^2$	4	4
Dvælstofveilde	$N^2 O^2$	4	4
Vanddamp	$H^2 O$	3	2
Dvælstofforilde	$N^2 O$	3	2
Ammoniakluft	$N^2 H^6$	8	4

I disse Tilfælde er altsaa Rumfanget efter Foreningen enten uforandret eller formindsket til $\frac{2}{3}$ eller $\frac{1}{2}$ af Bestanddelenes. Men de fleste luft- eller dampformige Forbindelser ere ikke sammensatte af to Lustarter, saa at man altsaa ikke paa denne Maade kan sammenligne Rumfanget før og efter Foreningen. Vi ville imidlertid ogsaa der finde en Simpelt i Sammensætningen. Følgende Tabel vil nærmere oplyse det:

Navn.	Formel.	Rumfang. Dvotient.	
Chlorbrint	$H^2 Cl^2$	4	2
Svovlbrint	$H^2 S$	2	2
Vand	$H^2 O$	2	2
Dvælstofforilde	$N^2 O$	2	2
Dvælstofveilde	$N^2 O^2$	4	2
Kulilde	$C O$	2	2
Chlorsvovl	$S^2 Cl^2$	2	1
Cyan	$C^2 N^2$	2	1
Svovlsyring	$S O^2$	2	1
Kulsyre	$C O^2$	2	1
Svovlkulstof	$C S^2$	2	1
Phosphorbrint	$P^2 H^6$	4	$\frac{2}{3}$
Phosphorforchlor	$P^2 Cl^6$	4	$\frac{2}{3}$
Ammoniakluft	$N^2 H^6$	4	$\frac{2}{3}$
Chlorbor	$B Cl^6$	4	$\frac{2}{3}$
Svovlsyre	$S O^3$	2	$\frac{2}{3}$

Navn.	Formel.	Rumfang.	Quotient.
Chlorfisel	Si Cl ⁴	2	$\frac{1}{2}$
Chlortitan	Ti Cl ⁴	2	$\frac{1}{2}$
Kulforbrint	C H ²	1	$\frac{1}{2}$
Kulthebrint	C H ⁴	2	$\frac{1}{2}$

Forbindelsernes Rumfang efter Grundstoffernes Forening sees i den tredje Række; den er enten 1, 2 eller 4. Det vil sige, at der i dette Antal Maal findes saa mange Maal af Forbindelsens luftformige Led, som der af dette ere Atomter tilstede i Forbindelsen. I 4 Maal Chlorbrint findes altsaa 2 Maal Chlor og 2 Maal Brint; i 2 Maal Svovlbrint ligeledes 2 Maal Brint; i 2 Maal Kulilte 1 Maal Ilt o. s. v. Forbindelsernes Rumfang staaer i et simpelt Forhold til Rumfanget af de luftformige Bestanddele; det er nemlig enten 2, 1, $\frac{2}{3}$ eller $\frac{1}{2}$ Gang saa stort, som dette. Den fjerde Række angiver Forholdet imellem Forbindelsens Rumfang og Antallet af Atomter i dens negative Led; vi erholde her de samme Størrelser.

For Luftarternes Vægtfylde er den atmosfæriske Luft valgt som Eenhed; lægger man derimod Iltens Vægtfylde til Grund for disse Størrelser, maae de angivne Tal divideres med 1,1056, som er Iltens Vægtfylde; de forskellige luft- og dampformige Stoffers Vægtfylde bliver da enten lig, det Halve eller en Fjerdedeel af deres Atomtal, Iltens antaget til 1 istedetfor til 100.

Det fortjener at bemærkes, at alle Brintforbindelserne ere enten Luftarter eller Stoffer, som let antage Dampformen. Brintsyernerne ere de vigtigste af disse Forbindelser, og vi have ovenfor givet et almindeligt Schema for disses Fremstilling. —

Iltene af de omtalte Grundstoffer ere enten Syrer eller indifferente Stoffer, og vi træffe ingen stærkt positivt karakteriseret Forbindelse. Svovl, Brint, Phosphor og Kulstof formaae ligesom at forene sig med Ilt og ere altsaa brændbare Stoffer i Ordets indskrænkede Betydning; thi naar de, udsatte for Ilt, opvarmes til en vis Grad, ville de antændes og forbrænde. Livligheden, hvormed Forbrændingen foregaaer, afhænger for største Delen af Iltens Reenhed, og derfor vise Forbrændings-Phænomenerne sig i en langt ringere Grad i den atmosfæriske Luft,

end i reen Ilt, i hvilken Phosphoret brænder med et saa stærkt Lys, at Diet neppe formaaer at udholde dets Glands. Antændelsestemperaturen er forskjellig; for Phosphoret 40° , for Svovlet 259° og for Brinten en Hvidglødhede; for Kullet er den høist variabel og afhænger af den Temperatur, ved hvilken Kullet er udfilt af sine Forbindelser. Forbrændingsproduktet er afhængigt af Temperaturen; ved almindelig Varme ilter Phosphoret sig til Phosphorsyring; dets høieste Ilte fremtræder derimod ved den livlige Forbrænding. Svovlet forholder sig anderledes; ved den hurtige Forbrænding dannes dets lavere Ilte Svovlsyringen, hvorimod Svovlsyrens Dannelse kun foregaaer ved lavere Varme o. s. v.

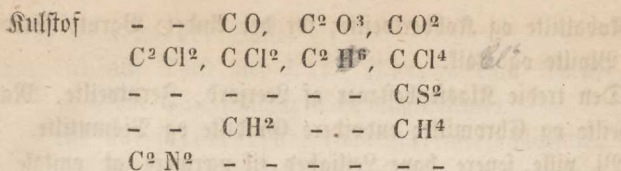
I Almindelighed dannes af de forskjellige Stoffer eet Ilte fortrinsviis let, og dette tjener da dernæst til Fremstilling af de øvrige. Ved Svovlet er det Svovlsyringen; af denne dannes de høiere Iltre, Svovlundersyre og Svovlsyre, ved en Iltning; det lavere, Svovlundersyring, ved en Udfiltning. Det er imidlertid ikke mange Iltre, som man fremstiller ved en umiddelbar Iltning; i Almindelighed frigjøres Syrerne af deres Salte ved enkelt Decomposition. Maaden, hvorpaa det nye Salt adskilles fra den frigjorte Syre, afhænger af dennes Egenskaber. En luftformig Syre (Kulsyre) vil antage Luftform; en flygtig, men ikke luftformig Syre (Salpetersyre) kan adskilles fra Saltet ved Destillation; ved den ikke flygtige Syre derimod kommer Oploseligheden i Band i Betragtning. Er Syren uoploselig (Kiselsyre), vil man kunne frigjøre den af dens Salt ved en anden Syre, som med Basen formaaer at danne et opløseligt Salt; den i Band tungtoploselige, let krystallisable Syre (Borsyre) fraskiller man ved Krystallisation. Er Syren derimod ikke let krystallisable og tillige letopløselig, maa man ved dobbelt Decomposition bringe den i Forening med en Base, som med Lethed kan udfilles; hertil vælges i Almindelighed Baryt eller Blylte, og man anvender da til Udfillingsmiddel for disse enten Svovlsyre eller Svovlbrint; f. Ex. af det phosphorsure Natron kan Blyltesaltet fremstilles ved dobbelt Decomposition med salpetersauret Blylte; det erholdte phosphorsure Blylte decomponees dernæst ved Svovlbrint, hvorved Svovlbly, som er

uoploseligt i Vand, udskilles, medens Phosphorsyren bliver tilbage i Vandet. Paa samme Maade udskilles Svovlundersyrlingen. —

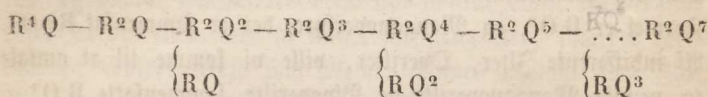
Der ere nogle Grundstoffer, nemlig Chlor, Brint, Dvælstof og Phosphor, som steds optræde i deres Forbindelser med 2 eller et Multiplum af 2 Atomer. Med de øvrige Grundstoffer danne de Forbindelser, hvori der ere dobbelt saamange Atomer Chlor, som Iltatomer i det til Chlorforbindelsen etc. svarende Iste. 2 Atomer af disse Stoffer ere altsaa et Æquivalent for 1 Atom Ilt. I sammenhørende Ilt-, Svovl-, Chlor- og Brintforbindelser ville altsaa Ilt og Svovl fremtræde med det samme, Chlor og Brint derimod med det dobbelte Antal Atomer, saaledes som det viser sig ved CO^2 , CCl^4 , CS^2 og CH^4 , der ere tilsvarende Forbindelser. —

Vi give nu nedenfor en Oversigt over de indbyrdes Forbindelser af Ilt, Chlor, Svovl, Brint, Dvælstof, Phosphor og Kulstof; vel ere de ikke alle omtalte i den foregaaende Udvikling, men de kunne dog bidrage til at give et klart Billede over Sammensætningen af denne Klasse af Forbindelser.

Ilt	
Chlor	$\text{Cl}^2 \text{O}$, $\text{Cl}^2 \text{O}^3$, $\text{Cl}^2 \text{O}^5$, $\text{Cl}^2 \text{O}^7$
Svovl	- -, SO , SO^2 , $\text{S}^2 \text{O}^5$, SO^3 $\text{S}^2 \text{Cl}^2$, S Cl^2 , S Cl^4 , - - -
Brint	$\text{H}^2 \text{O}$, $\text{H}^2 \text{O}^2$ $\text{H}^2 \text{Cl}^2$, - - $\text{H}^2 \text{S}$ - -
Dvælstof	$\text{N}^2 \text{O}$, $\text{N}^2 \text{O}^2$, $\text{N}^2 \text{O}^3$, $\text{N}^2 \text{O}^4$, $\text{N}^2 \text{O}^5$ - - - - $\text{N}^2 \text{Cl}^6$ - - - - - - - - $\text{N}^2 \text{S}^3$ - - - - - - $\text{N}^2 \text{H}^4$, $\text{N}^2 \text{H}^6$, $\text{N}^2 \text{H}^8$ - -
Phosphor	$\text{P}^4 \text{O}$, $\text{P}^2 \text{O}$, $\text{P}^2 \text{O}^3$, $\text{P}^2 \text{O}^5$ - - - - $\text{P}^2 \text{Cl}^6$, $\text{P}^2 \text{Cl}^{10}$ - - - - $\text{P}^2 \text{S}^3$ - - - - - - $\text{P}^2 \text{H}^6$ - - $\text{P}^4 \text{N}^2$ - - - - - -



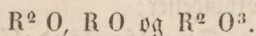
Det sees tydeligt af denne Fremstilling, hvorledes Chlor, Brint, Kvælstof og Phosphor stedse fremtræde som Dobbeltatomer, og at Atomantallet, hvori de findes i deres Formler, stedse er det Dobbelte af Iltens og Svovlets i de tilsvarende Ilt- og Svovlforbindelser. Sammenstille vi alle de opstillede Forbindelser, vil Rækken blive følgende:



For Chlorforbindelserne etc. indtræde naturligviis Dobbeltatomer istedetfor de enkelte i Rækken. Vi have altsaa i Hovedsagen kun 8 Formler, hvorefter alle disse Stoffer ere sammensatte, og vi ville blandt alle Forbindelser af de øvrige Grundstoffer, som senere skulle omtales, ikke træffe nogen Forbindelse af første Orden, som ikke er sammensat efter disse 8 Grundformler, hvilket altsaa viser os en høiere Eenhed i Stoffernes kemiske Sammensætning.

Vi ville nu specielt henvende vor Opmærksomhed paa de følgende, mere positivt karakteriserede Grundstoffer og deres Forbindelser med de allerede omtalte Stoffer.

Den overveiende Deel af de herhenhørende Iltforbindelser er, paa Grund af disse Stoffers Plads i Charakteerrækken, Baser, der ere sammensatte efter følgende 3 Formler:



Den første Klasse indbefatter Kali, Natron og Ammoniat (Ammoniumilte); endvidere Solvite, Kobberforilte og Kviksolvforilte.

Den anden Klasse deler sig i to Rækker, nemlig for det Første: Magnesia, Zinkilte, Jernforilte, Mangansforilte, Nikkel-

ilte, Kobalttilte og Kobbertveilde; for det Andet: Baryt, Strontian, Blyilte og Kalk.

Den tredje Klasse bestaaer af Leerjord, Jerntveilde, Mangantveilde og Chromilte; endvidere Guldilte og Bismuttilte.

Vi ville senere have Leilighed til nærmere at omtale de enkelte Rækker af Jlter. —

Det er tidligere bleven paaviist, at en Forbindelses Charakter afhænger ikke alene af Stoffernes specielle Charakter, men ogsaa af deres tilstedeværende Qvantitet; derfor have de høiere Jlter af disse Grundstoffer ofte negativ Charakter og kunne fremtræde som Syrer; af saadanne skulde senere omtales Tinsyre, sammensat RO^2 , Chromsyre og Mangansyre, hvis Formel er RO^3 , og Manganoversyre, der er sammensat R^2O^7 . Af indifferent Jlter, Overilte, ville vi komme til at omtale to, nemlig Manganoverilte og Blyoverilte, sammensatte RO^2 .

Svovl- og Chlorforbindelserne svare i Almindelighed til Jlterne, det vil sige, de ere sammensatte som disse, idet Svovl og Chlor er traadt i Jltens Sted, dog saaledes, at to Atomer Chlor ere Equivalent for eet Atom Jlt. Det maa imidlertid bemærkes, at Overilterne ikke have tilsvarende Chlorforbindelser.

Jlter, Svovl- og Chlorforbindelser ere de vigtigste af de til denne Klasse hørende Forbindelser; undtagelsesviis ville vi omtale enkelte Brom-, Jod- og Fluorforbindelser, nemlig hvor disse frembyde interessant eller lærerige Forhold, og derfor ville vi i denne almindelige Betragtning indskrænke os til ovennævnte tre Klasser af sammensatte Stoffer.

Det er ikke uden Vigtighed for det lette Overblik over Stoffernes Fremstilling at kjende deres Oploselighed i Vand, og derfor fremsættes her nogle almindelige Regler. Oploselige ere følgende Forbindelser:

1) Jlterne og Svovlforbindelserne af Kalium, Natrium, Ammonium, Barium, Strontium og Calcium.

2) Chlorforbindelserne, undtagen Chlorsolv, Kobberchlor og Qvicksølvschlor, som ere sammensatte efter Formlen R^2Cl^2 . Chlorbly er tungtoploseligt.

3) Af neutrale Salte:

a) alle Salte med Kali, Natron eller Ammoniak som Base (undtagen de flusksilfure).

b) alle salpetersure (svovlundersure, chlorure, phosphorundersyrlige, salpetersyrlige og manganoversure) Salte.

c) de svovlsure (mangansure og svovlundersyrlige) Salte, undtagen af Blylte, Baryt og Strontian.

4) de fleste sure Salte, hvorimod de basiske Salte som oftest ere uoploselige. —

De Forbindelser, hvori Grundstofferne forekomme i Naturen, og hvoraf Chemikeren deels skal udskille disse, deels danne deres Forbindelser, ere af meget forskjellig Art; saaledes forekommer Guldet stedse som Metal, Tinnet hyppigt som Iste, Blyet som Svovlbly, Natriumet som Chlorforbindelse, Kalken som fulsuurt Salt, Baryten som svovlsuurt Salt og Leerjorden som silfesuur Leerjord, og derfor er det klart, at man maa vælge forskjellige Metoder til Udskilning af de respective Grundstoffer af deres naturlige Forbindelser, som stedse maae danne Udgangspunktet. Dog gaae de forskjellige Metoder, som senere specielt skulle omtales ved ethvert enkelt Grundstof, nærmest ud paa at fremstille enten et Iste, et fulsuurt Salt eller en Chlorforbindelse.

Mange Ister og fulsure Salte reduceres nemlig ved Glødning med Kul eller i en Strøm af Brint, idet Metallet frigjøres, medens Isten eller Kulsyren gaaer bort som Vand eller Kulilte; som Exempler kunne anføres Zernilte, Kobberilte, fulsuurt Kali. Temperaturen, der er nødvendig, for at Reduktionen kan foregaae, retter sig for endeel efter Istens Affinitet til Grundstoffet, der hos enkelte Ister er saa svag, at den allerede ophæves ved en Opvarmning uden Tilstedeværelse af Kul eller Brint, hvilket er Tilfælde med Isterne af Guld, Platin, Sølv og Quicksilv (ædle Metaller).

I andre Ister er derimod Isten saa stærkt bunden til Metallet, at de ikke kunne reduceres paa denne Maade, og da benytter man sig ofte af Elektriciteten for at have Forbindelsen. Man udsætter i dette Tilfælde Forbindelsen for en elek-

trist Strøm, og Metallet vil da udskille sig ved den negative Leder, medens Iltten gaaer til den positive Pol. Denne Methode anvendes ved Fremstilling af Barium, Calcium etc.

Undertiden kan ei heller denne Methode anvendes, og man vælger da at fremstille Metallet af dets Chlorforbindelse, som man decomponerer ved en Opvarmning med Kalium, der vil forene sig med Chloret; det frigjorte Metal stilles let fra det dannede Chlorkalium ved Vand, hvori det sidste opløser sig. Paa denne Maade fremstilles Magnium og Aluminium. —

Iltterne, deres tilsvarende Salte, Chlor- og Svovlforbindelser dannes i det Væsentlige efter følgende Metoder:

De basiske Iltter fremstilles i Almindelighed enten ved Glødning af et kulsvært eller salpetersvært Salt af den Base, der skal fremstilles, — eller ved Bundfældning af et opløseligt Salt eller en til Iltet svarende Chlorforbindelse, ved en stærkere Base, navnlig ved Kali, Baryt, Ammoniak. Sjældnere dannes de ved en ligefrem Iltning af Metallet ved fri Ilt. I det første Tilfælde erholdes Iltet i vandfri Tilstand, idet Syren forflygtiges, Kulsyren ligefrem, Salpetersyren decomponeret; dog kan denne Methode ikke anvendes ved Kali og Natron, fordi de binde Syren saa stærkt, at Barmen ikke formaaer at have Forbindelsen, og Glødningen bevirker kun, at der afgives nogen Ilt, hvorved der bliver et salpetersyrligt Salt tilbage. I det andet Tilfælde bundfældes Iltet som Vandforbindelse, Hydrat, og maa derfor ved en senere Opvarmning adskilles fra Hydratvandet. Det forstaaer sig af sig selv, at denne sidste Methode ikke anvendes til Fremstilling af de Iltter, som ere opløselige i Vand.

De sure Iltter dannes som oftest af de basiske ved Iltning, enten ved Hjælp af Chlor eller ved Smeltning med Salpeter, og udskilles af deres Forbindelser ligesom de tidligere omtalte Syrer.

Chlorforbindelserne kunne ligeledes dannes paa forskjellig Maade:

1) ved ligefrem Forening af Metallet med Chlor, der da anvendes enten i Luftform eller som Kongevand; dette er nemlig en Blanding af Salpetersyre og Saltsyre, og dets Virkning er den, at Saltsyrens Chlor forener sig med Metallet,

medens dens Brint med endeel af Salpeterssyrens Ilt danner Band, og de ved Salpeterssyrens Afiltning dannede lavere Dvælstofilter bortgaae i Luftform. Ved denne Methode erholdes som oftest den høieste Chlorforbindelse.

2) ved Opløsning af Metallet i Saltsyre, hvis Brint da bortgaaer som Luft. Denne Methode anvendes i Almindelighed kun ved Jern, Zink og Tin og giver en Chlorforbindelse, som svarer til Foriltet.

3) ved dobbelt Decomposition af Chlorbrint ved et til den forlangte Chlorforbindelse svarende Ilt, Salt eller Svovlforbindelse. I første Tilfælde dannes foruden Chlorforbindelsen ogsaa Band, i andet Tilfælde frigøres tillige Saltets Syre, og i det tredje udvikler sig Svovlbrint. Efter denne Methode fremstilles de fleste Chlorforbindelser, f. Ex.

Fe^2	O^3	Ba	S	Ag^2	O	N^2O^5	Mg	O	CO^2
Cl^6	H^6	Cl^2	H^2	Cl^2	H^2		Cl^2	H^2	

4) ved Glødning af det tilsvarende Ilt med Kul i en Strøm af Chlor; der danner sig derved Kulilt og et Chlormetal. Paa denne Maade fremstilles endeel Forbindelser, af hvilke vi i det Følgende kun ville omtale Chloraluminium; det er den samme Maade, hvorpaa Chlortitan og Chlortisel fremstilles.

De til de basiske Iltter svarende Svovlforbindelser kunne fremstilles:

1) ved ligefrem Forening af Grundstoffet med Svovl; Temperaturen, som udfordres, for at Foreningen kan foregaae, er afhængig af de forskjellige Grundstoffers Tiltrækning til Svovl.

2) ved dobbelt Decomposition af Svovlbrint eller en opløselig Svovlbasis ved et Ilt, en Chlorforbindelse eller et Salt af det Stof, hvis Svovlforbindelse skal fremstilles. Svovlbrinte luften ledes enten over det glødende Ilt eller i en Opløsning af de nævnte Forbindelser. Decompositionen foregaaer efter følgende Schemata:

Pb	O	Cu	Cl ²	Ag ²	O	SO ³
S	H ²	S	H ²	S	H ²	

I de sidste to Tilfælde bliver Chlorbrinte dannet eller Saltets Syre frigjort, og det er derfor klart, at man ikke kan benytte denne Methode til Fremstilling af de Svovlforbindelser, som de-
componeres af Syre; af disse ere de vigtigste: Forbindelserne af Jern, Mangan, Nikkel, Kobalt og Zink med Svovl, sammen-
satte efter Formlen R S, og vi have tidligere seet, at man netop benytter dette Svovljern til Fremstilling af Svovlbrint, idet man behandler det med fortyndet Svovlsyre. Dog kunne ogsaa disse Forbindelser dannes ved Bundfældning, naar der istedetfor Svovlbrint anvendes en Svovlbase, f. Ex. Svovlnatrium; Virkningen vil da være denne:

Fe	O + SO ³	Zn	Cl ²
S	Na ²	S	Na ²

Istedetfor den frie Syre dannes altsaa et neutralt Salt eller en Chlorforbindelse, der ikke kan forhindre Dannelsen af Svovlmetallet.

3) ved en Afiltning (Reduktion) af svovlsure Salte ved Kul eller Brint, hvorved da Isten bortgaaer som Kulilte eller Vand under Dannelsen af en Svovlforbindelse af Syrens og Basens positive Led, f. Ex :

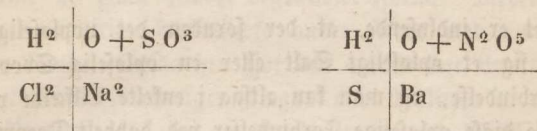
Ba	O
S	O ³
	C

Denne Methode anvendes hyppigst til Fremstilling af de i Vand opløselige Svovlmetaller.

Angaaende Saltenes Dannelse kunne ligeledes almindelige Metoder fremsættes, hvis Forstjellighed afhænger af Saltenes Forhold til Vand.

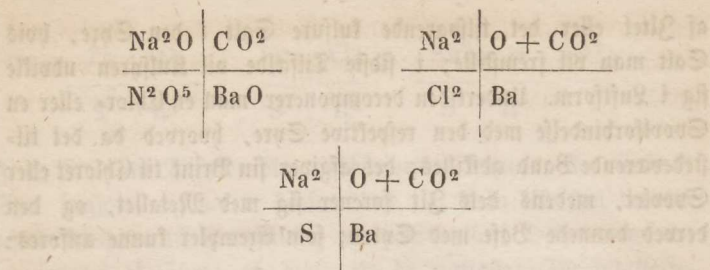
De opløselige Salte dannes som oftest ved Oplosning

af Iltet eller det tilsvarende kulsure Salt i den Syre, hvis Salt man vil fremstille; i sidste Tilfælde vil Kulsyren udvikle sig i Luftform. Undertiden decomponerer man en Chlor- eller en Svovlforbindelse med den respektive Syre, hvorved da det tilstedeværende Band adskilles; det afgiver sin Brint til Chloret eller Svovlet, medens dets Ilt forener sig med Metallet, og den derved dannede Base med Syren; som Exempler kunne anføres:



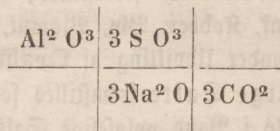
Hvad de svovlsure og salpetersure Salte specielt angaaer, da fremstilles de hyppigt ved Opløsning af Metallet i Syren; denne Methode anvendes især ved Fremstilling af svovlsuurt Kobberilte, Dvifsolvilte, Solvilte, Jernforilte og Zinkilte; de tre første Metaller iltes og opløses i Syren under Udvikling af Svovlsyrling (see denne Syre); Syren, som anvendes hertil, maa være concentreret, altsaa sammensat $\text{H}^2 \text{O} + \text{SO}^3$, og være opvarmet til sit Kogepunkt. Fortyndet Svovlsyre opløser Zink og Jern under Brintudvikling (see ovenfor) og Dannelsen af svovlsure Salte. Salpetersyren ilter alle Metaller, undtagen Guld og Platin, og paa denne Maade kunne de salpetersure Salte let fremstilles; f. Ex. de salpetersure Salte af Jern, Zink, Kobber, Bly, Bismut, Dvifsolv og Solv, der da danne sig under Udvikling af Dvælstofveilde.

De uopløselige Salte fremstilles som oftest ved dobbelt Decomposition af to i Vand opløselige Salte, af hvilke det ene indeholder Syren, det andet Basen til det Salt, der skal fremstilles. Istedetfor det sidste Salt kan man ogsaa tage en tilsvarende Svovl- eller Chlorforbindelse, naar denne er opløselig i Vand. Det Salt, som indeholder Syren til det nye Salt, vil som oftest have Kali, Natron eller Ammoniak til Base, fordi disse danne opløselige Salte med alle Syrer. Skal der f. Ex. fremstilles kulsuur Baryt, kan det skee efter alle tre Modificationer i Methoden, nemlig:



Det er indlysende, at der foruden det uopløselige Salt danner sig et opløseligt Salt eller en opløselig Svovl- eller Chlorforbindelse, og man kan altsaa i enkelte Tilfælde vælge at fremstille disse opløselige Forbindelser ved dobbelt Decomposition paa den angivne Maade. Dog vælger man som oftest paa Grund af praktiske Vanskeligheder de for de opløselige Forbindelser angivne Metoder. —

Ganske i Almindelighed kan enhver Base forene sig med enhver Syre, og der maa altsaa kunne dannes en stor Mængde Salte. Kun sjældent træffer man det Forhold, at en Syre ikke formaaer at forene sig med en bestemt Base, saaledes, som dette f. Ex. er Tilfælde med Kulsyren, der ikke viser Tiltrækning til Baser af Formlen R^2O^3 eller til Tinilterne, og med Kiselhyren, som ikke formaaer at forene sig med Ammoniumilte. Prover man derfor paa ved dobbelt Decomposition at forene disse Stoffer, vil baade Syren og Basen frigjøres. F. Ex.

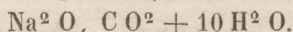
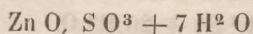


hvorefter da Leerjorden (Al^2O^3) vil udskilles, og Kulsyren bortgaae som Luft.

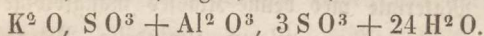
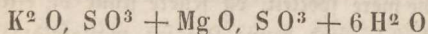
Kulsyren viser ret interessant den stærkere eller svagere positive Charakter hos de forskjellige Baser. De opløselige Al-ter ere vore stærkeste Baser, og af dem binde Kali og Natron, sammensat R^2O , Kulsyren saa stærkt, at den ikke kan fraskilles ved Glødning af Saltet; dette er derimod Tilfældet med Al-terne af Baryt-Rækken, men Temperaturen, som udfordres der-til, er meget høi. Magnesiarekken derimod, der, ligesom Baryt-

rækken, er sammensat RO , binder Kulshyren langt svagere, og Saltet adskilles derfor ved en forholdsvis svag Opvarmning i Kulshyre og Metalilte, og endelig Leerjordrækken, sammensat R^2O^3 , der slet ikke viser nogen Tiltrækning til Kulshyre. Et lignende Forhold vise de salpetersure Salte. —

De fleste Salte kunne krystallisere, det vil sige, de kunne antage en bestemt af plane Flader begrænset Form. Medens nogle Salte ere vandfrie, krystallisere andre stedse med en bestemt Mængde Vand. Ogsaa her gjør den almindelige Lov sig gjældende, at kemiske Foreninger foregaae efter Multipla af Bestanddelenes Atomtal; thi det er stedse et bestemt Antal Atomer Vand, som forener sig med eet eller flere Atomer af Saltet; f. Ex.:

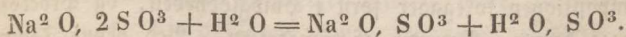


Uagtet de neutrale Saltes Charakter ikke er meget fremtrædende, idet Syrens og Bases forskellige Charakterer for største Delen have ophævet hinanden, formaae de dog at danne indbyrdes Foreninger; saadanne Forbindelser kaldes Dobbeltsalte. Disse forekomme ligeledes hyppig i Forbindelse med Vand, f. Ex.



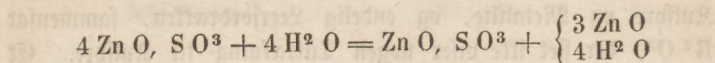
Bandet i alle disse Salte kaldes Krystalvand, og Forbindelsen mellem dette og Saltet ophæves let ved en Varmegrad, som ligger langt under Glødheden.

Sjelden forekomme de sure Salte som vandfrie (et Exempel herpaa er $\text{K}^2 \text{O} + 2 \text{Cr O}^3$), men næsten stedse med idetmindste eet Atom Vand; de sure Salte kunne derfor betragtes som Dobbeltsalte, i hvilke Bandet spiller den ene Bases Rolle, f. Ex.

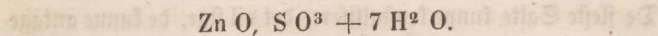


De basiske Salte kunne i Analogi hermed betragtes

som neutrale Salte, i hvilke Overskuddet af det basiske Jlte er traadt i Krystalvandets Sted, f. Ex.

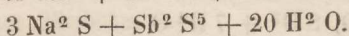
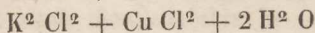
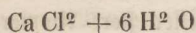


der altsaa er sammensat analog med

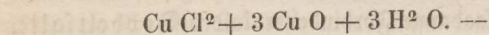


Vi skulle senere see, hvad der taler for denne Anskuelse.

Hvad der er sagt om Saltene, gjaelder for største Delen ogsaa om Chlor- og Svovlforbindelserne; saavel de enkelte som Dobbeltforbindelserne forekomme med Krystalvand; f. Ex.



Undertiden træffer man Forbindelser mellem Jltet og Chlor- eller Svovlforbindelser, og enten med eller uden Krystalvand; saadanne Forbindelser kaldes basiske Chlor- og Svovlforbindelser. Som Exempel kan tjene

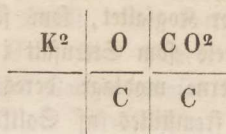


Efter denne almindelige Behandling gaae vi over til at omtale Stofferne mere specielt, og senere skulle vi, efter at have forøget vort Materiale med denne Klasses mangfoldige Forbindelser, atter vende tilbage til en almindelig Betragtning af Stoffet.

Kalium og Natrium.

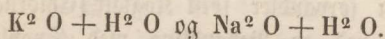
I Naturen forekomme disse to Metaller, paa Grund af deres store Tiltrækning til Jlt, ikke i fri Tilstand, men de kunne fremstilles af deres kulsure Salte ved en Afiltning ved Kul. Decompositionen foregaaer først i Hvidglødheden, og Processen foretages derfor i Retorter af Smedejern. Ved denne Temperatur afilter Kullet saavel Kulsyren, som Metaliltet; den dannede Kulilte udvikler sig i Luftform, medens Metallet, der ved denne

Varme er flygtigt, destillerer over i Førlaget. Virkningen er denne:



Da Metallet har saa overordentlig stærk Tiltrækning til Ilt, maa man opbevare det i en Bædste, som ikke indeholder Ilt, f. Ex. Steenolie; det er ogsaa af denne Grund, at Førlaget, hvori man fortætter Dampene, maa indeholde Steenolie. Metallet er blødt og lettere end Vand; bringes det i Berøring med dette, dannes Metalilte og Brint, hvilken sidste paa Grund af den derved frigjorte Varme ofte antænder sig. Tiltrækningen til Ilt er saa stor, at de fleste Iltter afiltres ved at komme i Berøring med disse Metaller, isærdeleshed ved forhøiet Temperatur.

Kali og Natron (Iltterne af disse Metaller) kunne dannes ved Metallernes Forening med tør Ilt. De indgaae Foreninger med Vand, Kali- og Natronhydrat, som imidlertid kunne fremstilles paa en simplere Maade. Naar man nemlig koger en Oplosning af deres kulsure Salte med Kalk, vil denne træde i Forening med Kulsyren og danne uopløselig kulsuur Kalk, medens Kali eller Natron forbliver opløst i Vandet; ved Filtrering fraskilles den kulsure Kalk, og naar man derefter inddamper Oplosningen til Tørhed, bliver Natron eller Kali tilbage som Vandforbindelse, sammensat efter Formlen:



Vandet kan ikke ved Opvarmning adskilles fra Iltet, og vi have i det Foregaaende allerede seet Exempler paa noget Lignende ved Svovlsyrehydratet, som er sammensat $H^2 O + SO^3$, og fra hvilket Vandet ei heller kan skilles ved Opvarmning; ligesaa ved Salpetersyren og Phosphorsyren. Vandet i saadanne Forbindelser kaldes Hydratvand. — Kali og Natron ere de stærkeste Baser og formaae at udskille de øvrige Baser af deres Forbindelser.

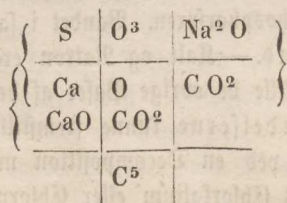
Chlorforbindelserne kunne fremstilles af deres respektive kulsure Salte ved en Decomposition med Chlorbrintesyre, hvorved der dannes Chlorkalium eller Chlornatrium, Vand og

Kulshyre. De krystallisere begge i Tærninger og ere omtrent lige let oploselige i koldt og i varmt Vand. Chlornatrium er det videnskabelige Navn for Kogsaltet, som findes i stor Mængde dels i Havvandet, dels som Steensalt i Jordens Indre, fra hvilket sidste Saltkilderne modtage deres Saltmængde. Den største Mængde Salt fremstilles af Saltkilderne ved Fordampning af Vandet.

Svovlforbindelserne, der svare til de omtalte Jfter, fremstilles ved en Reduktion af de svovlsure Salte ved Kul eller Brint.

Al Saltene ere de kulsure Salte de vigtigste. Kulsuurt Kali fremstilles af Bøgeaske, (som foruden dette endnu indeholder flere oploselige Kalisalte, men i ringere Mængde), idet man udtrækker Asken med Vand og derpaa filtrerer og inddamper Oplosningen til Tørhed. Produktet gaaer i Handlen under Navn af Potaske, der har en betydelig Anvendelse, dels til Fremstilling af Kalihydrat, som blandt Andet anvendes ved Sæbekogningen, dels til Glas o. s. v. Renere erholder man det kulsure Kali ved en Glødning af det ogsalsure Salt. Oxalshyren er nemlig sammensat $C^2 O^3$ og deler sig ved Glødning i CO , Kulilte, som gaaer bort i Luftform, medens CO^2 , Kulshyre, forbliver i Forening med Kali.

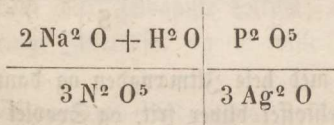
Kulsuurt Natron fremstilles undertiden af Strandplanternes Aske, men det erholdte Salt er meget ureent. Den Metode, hvorefter den største Mængde kulsuurt Natron fabrikeres, er følgende. Man forvandler først Kogsalt (Chlornatrium) til svovlsuurt Natron ved en Behandling med Svovlshyrehydrat; den sig udviklende Chlorbrinteluft (see under Chlorbrint) lader man som oftest gaae ubenyttet bort. Det svovlsure Natron glødes dernæst med Kul og Kridt, hvorved da Virkningen er følgende:



Der dannes nemlig $\text{Ca S} + \text{Ca O}$, : en Forening af Svovlcalcium med Calciumilte (basisk Svovlcalcium), som er uopløselig i Vand; $6 \text{ CO} \text{:}$ Kulilte, som bortgaaer i Luftform, og endvidere $\text{Na}^2 \text{ O} + \text{CO}^2$. Den glødede Masse udtrækkes med Vand, hvori det kulsure Natron opløses, og Oplosningen indampes til KrySTALLISATION. KrySTALLERNE ere $\text{Na}^2 \text{ O}$, $\text{CO}^2 + 10 \text{ H}^2 \text{ O}$ og komme under Navn af Soda i Handelen. De 10 Atomer KrySTALVAND mister Sodaen ved en Opvarmning til lidt over Vandets Kogepunkt. Soda er letopløselig i Vand, og Opløseligheden stiger med Temperaturen.

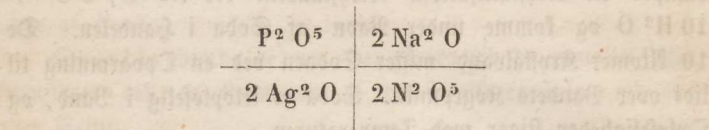
AF de øvrige Salte af Kali og Natron vindes de svovlsure som Biproduct ved Salpetersyre- og Salthyre=Destillationen. Anvendes to Atomer Svovlsyre mod eet Atom Salpeter, er det tilbageblivende Salt sammensat $\text{K}^2 \text{ O}$, $\text{SO}^3 + \text{H}^2 \text{ O}$, SO^3 og er altsaa et suurt Salt eller Dobbeltsalt, hvor Vandet spiller den ene Bases Rolle:

AF de kulsure Salte fremstilles, som ovenfor anført, de øvrige ved Decomposition af det kulsure Salt ved den Syre, hvis Salt man vil fremstille. Saaledes vindes det phosphorsure Natron ved Decomposition af det kulsure Salt ved Phosphorsyre. Saltet krySTALLISERES med 25 Atomer Vand. AF disse ere imidlertid kun de 24 Atomer KrySTALVAND og kunne uddrives ved en svag Opvarmning; det 25de Atom derimod er basisk Vand og uddrives ikke uden i Glødheden, hvorved da tillige Saltet decomponeres. Dets rationelle Formel vil altsaa være $(2 \text{ Na}^2 \text{ O} + \text{H}^2 \text{ O}) \text{ P}^2 \text{ O}^5 + 24 \text{ H}^2 \text{ O}$, eller Bases Iltmængde forholder sig til Syrens, som 3:5. Dette viser sig endnu tydeligere, naar dette Salt decomponeres ved dobbelt Decomposition, f. Ex. med salpetersuurt Sølvilte.



Begge Saltene ere neutrale; men efter Decompositionen er Bædstenen suur; der dannes nemlig $3 \text{ Ag}^2 \text{ O} + \text{P}^2 \text{ O}^5$ og $2 (\text{Na}^2 \text{ O} + \text{N}^2 \text{ O}^5)$, men det tredie Atom Salpetersyre finder ingen Base at forene sig med, fordi Vandet her ikke spiller en Bases Rolle,

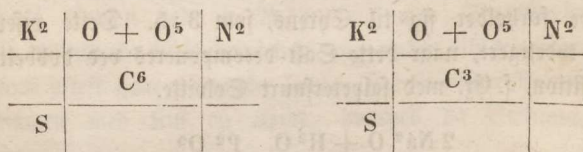
og vil altsaa blive fri. Forsøger man ved Glødning at bortskaffe det sidste Atom Vand, da forandres Saltets Natur; thi opløses den tilbageblevne Mæsse i kogende Vand, vil der ved Afkjøling udkrystallisere et ganske andet Salt, sammensat $2\text{Na}^2\text{O}$, $\text{P}^2\text{O}^5 + 10\text{H}^2\text{O}$, som, decomponeret ved salpetersuurt Sølvte, giver en neutral Bædse.



Vandet spiller altsaa her ikke nogen Bases Rolle, men Phosphorsyren har ogsaa forandret flere af sine Egenskaber, f. Ex. mætter nu kun to Atomer Base. Phosphorsyren forekommer altsaa i flere isomeriske Tilstande, 3: den viser, uagtet samme kvantitative Sammensætning, forskjellige Egenskaber.

Vandet i de kemiske Forbindelser kan altsaa have forskjellig Charakter; enten er det neutralt, og da er det tilstede som Krystalvand, der altid kan forflygtiges ved en svag Varme, eller det er basisk Vand, f. Ex. i $\text{H}^2\text{O} + \text{SO}^3$ og $\text{H}^2\text{O} + \text{N}^2\text{O}^5$, og løsriver da fra sin Forbindelse ved en stærkere Base; eller det er suurt Vand, f. Ex. i $\text{Ka}^2\text{O} + \text{H}^2\text{O}$, og dette Vand fordrer en Syre for at uddrives. Vandet i de sidste to Tilfælde kaldes Hydratvand.

Salpetersuurt Kali, Salpeter, anvendes fortrinsviis til Krudt, som er en Blanding af Salpeter, Svovl og Kul. Den kemiske Virkning ved dets Forbrænding er følgende:



Kullet forener sig med hele Iltmængden og danner enten Kuliste eller Kulsyre; Dvælstoffet bliver frit, og Svovlet forener sig med Kaliumet. Grunden til Krudtets voldsomme Virkning ligger i den store Mængde Luft, som frigøres i Forbrændingsøieblikket.

Det sure borsyre Natron, Na^2O , $2\text{BO}^3 + 10\text{H}^2\text{O}$,

Borag, fremstilles ved Decomposition af fulsuurt Natron ved Borsyre, som vindes i stor Mængde i Toskana, ved at fortætte de i denne vulkaniske Egn af Jorden sig udviklende Vanddampe; disse medføre endeel Borsyre, som forbliver opløst i det fortættede Vand. Smeltes Borag sammen med Metaliter, da opløses disse formedelst Boragens Overskud af Syre, og herpaa beroer dens Anvendelse ved Lodningen.

Som Exempel paa et Svovlsalt kan anføres Svovlsbrint-Svovlskalium, der erholdes ved at lede Svovlsbrint i en Kaliopløsning, saalænge, indtil denne er mættet. Der dannes først Svovlskalium, som senere ligesom forener sig med Svovlsbrint; det er opløseligt i Vand og sammensat $K^2S + H^2S$.

Hvad der er sagt om Kali og Natronsaltene, gjælder ogsaa for en stor Deel om Ammoniaksaltene, 3: Saltene med Ammoniumilte som Base; denne Klasses Metaller ere bestemte ved følgende Egenskaber:

- 1) Metallerne have meget stærk Tiltrækning til Jlt;
- 2) Jltene ere de stærkeste Baser;
- 3) Jltene, Svovls- og Chlorforbindelserne og Saltene ere opløselige i Vand.

Jltene af disse Metaller benævnes ofte Alkalier eller Alk; disse og deres tilsvarende Forbindelser ere de stadige Hjælpemidler til Fremstilling af de andre Grundstoffers forskjellige Forbindelser.

Barium, Strontium og Calcium.

Man fremstiller disse Metaller af deres Jlt ved en Reduktion formedelst den galvaniske Strøm; men de have som Metaller kun ringe Interesse, og vi ville derfor ikke omtale dem noiere.

Jltene dannes ved Glødning af de fulsure eller salpetersure Salte, som allerede tidligere er bemærket.

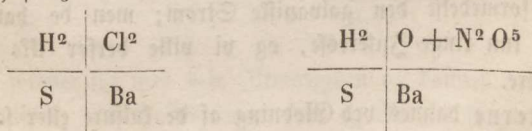
Jltene ere sammensatte BaO , SrO , CaO og benævnes Baryt, Strontian og Kalk. De træde alle i Forening med Vand og danne Hydrater; Dannelsen af disse er ledsaget af

Varmeudvikling. Som Repræsentant kan Kalken tjene; den fremstilles ved Glødning af den kulsure Kalk (Kalksteen, Marmor, Kridt), hvorved Kulsyren gaar bort, og Kalken bliver fri tilbage (brændt Kalk). Overgives den brændte Kalk med Vand, da indsuger den dette, henfalder til et Pulver, idet den forener sig dermed, og er nu Kalkhydrat (lædsket Kalk).

Disse Hydrater ere oploselige i Vand, Barythydratet meest, Kalkhydratet mindst (i 752 Dele Vand); opløste i Vand indsuge de med Begjærlighed Kulsyre f. Ex. af Atmosfæren, hvorved Bædsten bliver uklar, idet det kulsyre Salt bundfældes.

Der eksistere flere Svovlforbindelser af disse Metaller; men vi ville kun omtale dem, der svare til Jterne og altsaa ere sammensatte som Ba S. De kunne fremstilles ligesom de øvrige oploselige Svovlforbindelser ved en Reduktion af de svovlsure Salte ved Kul eller Brint.

Barium og Strontium forekomme i Naturen hyppigst som svovlsure Salte, og det er altsaa af disse, man skal fremstille de øvrige Forbindelser. Dette skeer ved paa den omtalte Maade først at forvandle dem til Svovlforbindelser, som man dernæst decomponerer paa forskjellig Maade. Koges nemlig en Oplosning af disse Svovlforbindelser med Kobberilte, dannes derved Svovlkobber, som er uoploseligt, og Barium- eller Strontiumilte, som er oploseligt i Vand; fraktilles nu hiint ved Filtrering, og inddampes Oplosningen, ville Hydraterne udfrysstillere. Chlorforbindelserne og de oploselige Salte kunne fremstilles ved Decomposition af Svovlforbindelserne ved Chlorbrintesyre eller den respektive Jttesyre, hvorved i begge Tilfælde Svovlbrinte udvikles; f. Ex.



De uoploselige Salte kunne fremstilles ved dobbelt Decomposition, f. Ex.

Na ²	O + CO ²
S	Sr

Kalksaltene derimod fremstilles i Almindelighed af den kulsure Kalk, som forekommer i betydelig Mængde.

Chlorcalcium erholdes som Biproduct ved Ammoniakeffestillationen (see Dvalstuf), eller ved at opløse kulsuur Kalk i Saltsyre, fordampe Vandet og gløde Massen, hvorved Chlorcalciumet smelter. Det har en meget stor Tiltrækning til Vand og anvendes derfor af Chemikerne til Udtørring af Luft.

Fluorcalcium forekommer i Naturen og kaldes Fluspath; det er uopløseligt i Vand og anvendes til Destillation af Flusfyre.

De vandfrie svovlsure Salte af disse Jfter ere uopløselige; men den svovlsure Kalk kan træde i Forening med Vand, hvorved den bliver noget opløselig. Den vandholdende svovlsure Kalk (Gibbs) $\text{Ca O, SO}^3 + 2 \text{H}^2 \text{O}$ taber sit Hydratvand ved en Glødning, og naar det vandfrie Salt (brændt Gibbs) dernæst udrøres med Vand, stivner det atter til det omtalte Hydrat; paa denne Egenskab hos Gibbsen beroer Gibbsstøbningen.

Den phosphorsure Kalk $3 \text{Ca O} + \text{P}^2 \text{O}^5$ udgjør Hovedbestanddelen af de dyriske Knogler.

Af de øvrige Salte af denne Klasse ville vi kun omtale den chlorundersyrslige Kalk, Chloralken. Man fremstiller den ved at lede Chlor til lødftet Kalk; Virkningen er denne:

Ca	O + Ca O
Cl ²	Cl ²

Der dannes Chlorcalcium og chlorundersyrslig Kalk. Chloralken anvendes som Præservativ mod Emitterstoffer og til Blegning; den virker nemlig iltende, idet den selv forandres til Chlorcalcium.

De til denne Klasse hørende, i Vand uopløselige Salte ere, med Undtagelse af de svovlsure, opløselige i Saltsyre og da

enten ligefrem, f. Ex. de phosphorsure Salte, eller decomponerede, f. Ex. de kulsure og kulsure Salte, af hvilke Saltets Syre udskilles.

Al Dobbeltsalte med denne og den foregaaende Klaseses Zlter er Glas set det vigtigste. Dette er i Hovedsagen et Dobbelt-salt af Kulsyre med Kalk og Kali eller Natron; dog erstattes endeel Kalk ofte ved Blylte (Krystalglas). Glas set sammen smeltes i Almindelighed af Sand, Kridt og Potaske eller Soda; dog erstattes de sidste ofte ved andre Forbindelser, som det imidlertid her ikke er Stedet at omtale.

Denne Klaseses Metaller ere altsaa karakteriserede ved

- 1) Metallernes stærke Tiltrækning til Zlt,
- 2) Zlternes Oploselighed og
- 3) de svovlsure Saltes Uoploselighed i Vand.

Magnium.

Ligesom de foregaaende Metaller forekommer ei heller Magnium i fri Tilstand i Naturen. For at fremstille det, benytter man sig af den ovenfor angivne Methode, at smelte Chlormagnium sammen med Kalium. Metallet er hvidt og smelter vanskeligt.

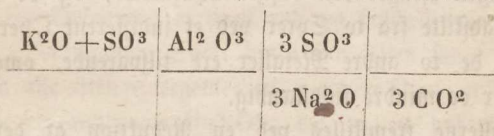
Det Materiale, hvoraf man fremstiller Magnesiaforbindelser, er enten den naturlige kulsure Magnesia (Magnetit) eller Dobbelt saltet med kulsur Kalk (Dolomit). Det sidste bliver til dette Diemed glødet, hvorved Kulsyren gaaer bort, og dernæst udvasket med Vand, som opløser Kalken og lader Magnesia tilbage.

Den svovlsure Magnesia (engelsk Salt) fremstilles ved at opløse den saaledes erholdte Magnesia eller det kulsure Salt i Svovlsyre, inddampe, gløde svagt for at bortdampe oversflødig Svovlsyre, opløse i Vand og krystallisere. De erholdte Krystaller ere sammensatte $MgO, SO^3 + 7H^2O$. Chlormagnium ledsager Kogsaltet i Havvandet og meddeler det sin bitter Smag.

Vi komme senere til at omtale nogle flere Forbindelser af Magnium.

Aluminium.

Dette Metal fremstilles ligesom Magnium af sin Chlorforbindelse ved Glødning med Kalium. Det har ligesom Magnesia kun eet Jlte; men Magnesia er MgO , Aluminiumilte derimod Al^2O^3 og benævnes Leerjord. Man kan fremstille de herhenhørende Forbindelser af Porcellainsleer, som er kiselstuur Leerjord, ved først at gløde det og dernæst opløse Massen i Svovlsyre, hvorved man erholder svovlstuur Leerjord, idet Kiselstyren udskilles. Blander man en Oplosning af svovlstuur Leerjord med en Oplosning af svovlstuurt Kali og inddamper Bædsken, da udkrystalliserer et Dobbeltsalt, sammensat K^2O , $SO^3 + Al^2O^3$, $3SO^3 + 24H^2O$ (Allun). Af dette Salt, som er en Handelsvare, fremstilles de øvrige Forbindelser. Blandes dets Oplosning med kulstuur Natron, bundsfædes Leerjord i Forbindelse med Vand som en voluminos Masse:



Kulstyren udvikles i Luftform; thi, som tidligere bemærket, have Jltene af Sammensætningen K^2O^3 (Leerjordrækken) ingen Tiltrækning til Kulstyre. Efter Filtrering, Udvadstning og Glødning er Leerjorden reen. Af Leerjord fremstilles Chloraluminium paa den allerede tidligere omtalte Maade, ved at lede Chlor over en glødende Blanding af Leerjord og Kul, og af dette dernæst Aluminium. Man kan nemlig ikke fremstille Chloraluminium ved at opløse Leerjord i Saltstyre, inddampe til Tørhed og gløde; thi der bliver da kun Leerjord tilbage, idet Styren forflygtiges.

I Naturen forekomme mange Forbindelser af Leerjord med Kiselstyre, f. Ex. Leer, som er en Vandforbindelse af kiselstuur Leerjord, og endvidere Dobbeltsalte med de omtalte Jltter (Feltspather, Zeolither). Ogsaa den rene Leerjord forekommer i Naturen og er en Edelsteen: Rubin, Saphir, Korund.

Leret anvendes til Bygningsmateriale og til Kar; til ildfaste Muurstene og til Porcellain fordres reent Leer, som er

usmelteligt; det urene Leer indeholder enten Kalk eller Jern-
ilte og taaler ikke saa stærk Temperatur ved Brændingen.

Mangan, Chrom og Jern.

I denne Klasse findes til hvert Metal flere Zlter. Rækken
er følgende:

Forilte,	Tveilte,	Overilte,	Syre,	Oversyre
Mn O,	Mn ² O ³ ,	Mn O ² ,	Mn O ³ ,	Mn ² O ⁷
- - ,	Cr ² O ³ ,	- - - ,	Cr O ³ ,	- - -
Fe O,	Fe ² O ³ ,	(FeS ²),	Fe O ³ ,	- - -

Manganet er det Metal, som indgaaer de fleste Forbin-
delse med Zlt. Den stærkeste Base er Foriltet; med Zltmang-
dens Tiltagen aftager den basiske Charakter, og de to basiske
Zlter ere adskilte fra to Syrer ved et indifferent Overilte. Zl-
terne for de to andre Metaller ere tilsvarende, omendstjondt
Rækken der er mindre fuldstændig.

Metallerne fremstilles ved en Reduktion af deres Zlter
eller kulsure Salte ved Kul i Hvidglødheden.

Vi ville foreløbig gjenneemgaae hvert Metal for sig, da
det Materiale, hvoraf deres Forbindelser skulle fremstilles, er
endeel forskjelligt.

Manganets Forbindelser fremstilles af Manganooverilte
(Bruunsteen). Det er allerede omtalt, at dette ved Opvarmning
med Svovlsyre afgiver Halvdelen af sin Zlt, og at der bliver
svovlsuurt Manganforilte tilbage. Remanensen fra en
saadan Zltudvikling glødes, for at uddrive Overstuddet af Svovl-
syre, opløses i Vand og krystalliseres. Af det saaledes erholdte
svovlsure Manganforilte dannes let de uopløselige Salte af dette
Zlte ved dobbelt Decomposition, og de opløselige ved Decompo-
sition af det kulsure Salt med den respektive Syre eller ved
Decomposition af det svovlsure Salt ved et opløseligt Barytsalt.

Ved Glødning af det kulsure Salt dannes Manganooverilte,
medens der ved Glødning af det salpetersure Salt dannes
Mangan-tveilte, idet Syren her virker iltende. Mangan-tve-

ilte opløser sig i Svovlsyre til svovlsuurt Mangantve-
 ilte. Manganoverilte kan atter fremstilles ved at lede Chlor
 til et Manganilte-Salt (see Pag. 31), hvor da Chloret virker iltende
 ved at forene sig med Brint fra det tilstedeværende Vand, hvis
 Ilt da kaster sig paa Manganiltet. Mangansyren danner
 sig, naar et Manganilte glødes med Kali og chlofsuurt Kali;
 dette afgiver sin Ilt til Manganiltet, og den dannede Syre
 træder i Forening med Kaliet; det mangansure Kali og det
 ved det chlofsure Kalis Afiltning dannede Chlofkalium adskilles
 ved KrySTALLISATION. Det mangansure Kali er et grønt Salt,
 men som, udsat for Luften, forandrer sin Farve, som igjennem
 Violet gaaer over til Rødt (Mineral-Chamaleon). Dette berøber
 paa en Decomposition, foranlediget ved Luftens Kulshyre. Ledes
 nemlig Kulshyre i dets Oplosning, da deler det sig i et lavere
 Manganilte, som udskilles, og Manganoversyre, der tilligemed
 Kulshyren træder i Forening med Kaliet. Det manganover-
 sure Kalis Oplosning er smuk rød og krySTALLIFERER ved Ind-
 dampning. Manganets Syrer binde kun Iltten svagt og afiltet
 ved næsten alle iltelige Legemer til et lavere Manganilte. Dette
 lavere Iltte er sammensat $Mn^3 O^4$; det er en dobbelt Forbin-
 delse, nemlig $Mn O + Mn^2 O^3$, og danner sig meget hyppigt,
 f. Ex. altid, naar et eller andet Manganilte udsættes for en stærk
 Glødhede, idet der da enten optages eller afgives Ilt.

Chrom forekommer i Naturen hyppigt som Chromjern-
 steen, der er en Forbindelse af Jernforilte med Chromtveilte.
 Naar denne Forbindelse smeltes med Salpeter og kulsuurt Kali,
 iltes Chromiltet derved af Salpetret til Chromsyre, som for-
 ener sig med det tilstedeværende Kali, medens Jernforilte bliver
 til Tveilte og adskilles fra det chromsure Kali ved sin Uopløse-
 lighed i Vand.

Chromsuurt Natron kan erholdes ved Smeltning af
 Chromjernstenen med salpetersuurt og kulsuurt Natron. De
 andre Salte af Chromsyren ere uoploselige og fremstilles ved
 dobbelt Decomposition. Af Saltene ere Kali-, Bly- og Zinksaltet
 Handelsvarer; de to sidste ere Malerfarver. Af det chromsure
 Blyilte udskiller man Chromsyren enten ved Decomposition
 med Svovlsyre, hvorved da Syren bliver forenet med nogen

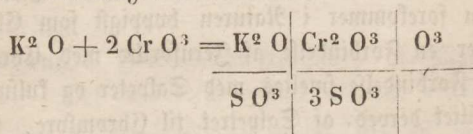
Svovlsyre, eller reen ved en Destillation af chromsuurt Blylte med Flußspath (Fluorcalcium) og Svovlsyre. Virkningen kan udtrykkes ved følgende Schema:

Cr	O ³	Pb O
F ⁶	Ca ³	
	3 S O ³	S O ³

Der dannes svovlsuur Kalk, svovlsuurt Blylte og Fluorchrom, hvilken sidste udvikler sig i Luftform. Destillationen maa foretages i Bly- eller Platinkar. Det sig udviklende Fluorchrom ledes i Vand,

Cr	F ⁶
O ³	H ⁶

hvorved der dannes Chromsyre og Fluorbrint, som adskilles ved Inddampning; Chromsyren bliver tilbage som et rødt krystallint Pulver. Chromsyren binder Jsten kun svagt og afsiltes ved næsten alle iltelige Legemer, ligesom ogsaa ved Opvarmning, hvorpaa Fremstillingen af Jlt af det chromsure Kali berøer. Man anvender helst det sure Salt, som opvarmes med Svovlsyrehydrat. Virkningen er da denne:



Der dannes et Dobbeltsalt af svovlsuurt Chromiltet med svovlsuurt Kali, medens Chromsyrens halve Jltmængde bliver fri. Oploses Dobbeltsaltet i Vand, uden at Temperaturen stiger over 60°, da udkrystalliserer ved Afkjølingen et Salt $\text{K}^2 \text{O}$, $\text{S O}^3 + \text{Cr}^2 \text{O}^3$, $3 \text{S O}^3 + 24 \text{H}^2 \text{O}$ (Chromallum). En Opløsning af dette Salt er blaa, men opvarmet til 60–70° bliver den grøn, og naar den dernæst affjøles, udkrystalliserer det svovlsure Kali for sig, idet Dobbeltsaltet derved er bleven forstyrret. Dette er altsaa to isomeriske Tilstande ved Chromiltet. Den grønne Modification kan tilbageføres til den blaa, naar man bundsfælder

Chromiltet af dets grønne Opløsning og dernæst opløser det i Svovlsyre, idet man undgaaer Opvarmning; men saasnart det opvarmes, gaaer det atter over i den grønne Modification. Opvarmes et af disse Chromilter, da iagttager man, at en Glødning pludselig gennemfarer hele Massen, og nu har Chromiltet modtaget sin tredje isomere Tilstand; det er nu aldeles uopløseligt i Syrer. I denne Tilstand er Chromiltet et smukt grønt Pulver og finder Anvendelse som Malerfarve. —

Den Malm, hvoraaf Jernet fremstilles i størst Mængde, er det fulsure Jernilte. Operationen er i Hovedsagen først en Ristning, hvorved Kulsyren gaaer bort, og Jernforilte iltes til Tveilte, og dernæst en Reduktion ved Kul. Det saaledes erhholdte Jern indeholder altid Kul, deels kemisk bundet (hvidt Støbejern), deels mekanisk indblandet (graat Støbejern). Det fulholdende Jern renses fra Kul ved en Smeltning i Luften, hvorved Kullet iltes og gaaer bort. Det fra Kul befrieede Jern er Smedejernet. Staalet er et mindre fulholdende Jern.

Det rene metalliske Jern smelter først i den stærkeste Hvidglødhede; det fulholdende Jern har derimod et lavere Smeltepunkt. Ophedet i Luften ilter Jernet sig langsomt, men opvarmet i Ilt brænder det hurtigt og med en overordentlig Gløds.

Al Jernet fremstilles let dets Forbindelser. Førtyndet Svovlsyre opløser Jernet under Brintudvikling, og den inddampede Bædste giver Krystaller af svovlsuurt Jernforilte (Jernvitriol). Jernforilte og dets Salte have stærk Tiltrækning til Ilt, og det er derfor vanskeligt at opbevare dem i reen Tilstand. Iltes en Opløsning af svovlsuurt Jernforilte med Salpetersyre, da erhholdes svovlsuurt Jerntveilte, og af dette Salt kan Jerntveilte udstilles ved fulsuurt Natron, idet Kulsyren gaaer bort under Dannelsen af svovlsuurt Natron. Naar det udvaskede Bundfald tørres og dernæst opvarmes, viser det en lignende, men svagere isomerisk Forandring ligesom Chromtveilte; det bliver nemlig betydelig vanskeligere opløseligt i Syrer. Af Jerntveilte erhholder man ved Reduktion med Brint reent og pulverformigt Jern, som, naar det ikke har været opvarmet

over 300° , atter ilter sig og derved brænder, naar det svagt opvarmet udsættes for Luftens Indvirkning.

Al Jernets Chlorforbindelser erholdes Jorcloret, FeCl_2 , ved Oplosning af Jern i Saltsyre; Ivecloret, $\text{Fe}^2 \text{Cl}^6$, af Metallet ved Oplosning i Kongevand eller af Jerntveilte ved Decomposition med Saltsyre. —

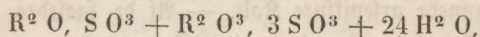
Al Svovlforbindelserne ere de, der svare til Jorilterne, de vigtigste; MnS er kjødbrødt, FeS derimod sort. De decomponeres begge af fortyndede Syrer under Svovlbrintudvikling, og derfor bundfældes disse Ilters Salte ikke ved Svovlbrint, naar Oplosningen er siur. Jernforsvovle fremstilles som oftest ved at lade hvidglødende Jern paavirket af Svovl; det anvendes meget til Udvikling af Svovlbrint, som er et for Chemikeren uundværligt Bundfældningsmiddel.

I Naturen forekommer et Svovljern, FeS^2 (Svovlfis), som er uoploseligt i Syrer; opvarmet til Glødning afgiver det den ene Halvdeel af sin Svovlmængde, og paa denne Maade vindes endeel Svovl. Naar det tilbageblevne Svovljern udsættes for Luft og Fugtighed, indsuger det efterhaanden Ilt og danner derved svovlsuurt Jernforilte, nemlig $\text{FeS} + \text{O}^4 = \text{FeO} + \text{SO}^3$; og en stor Deel af den i Handelen forekommende Jernvitriol fremstilles paa denne Maade. Jernet er mærkeligt ved sin overordentlige Udbredelse i Naturen, og der er kun faa Mineralier, hvori man ikke kan eftervise smaa Quantiteter Jern. —

Leerjord, Mangantveilte, Chromtveilte og Jerntveilte, alle sammensatte efter Formlen $\text{R}^2 \text{O}^3$, frembyde saavel i fri Tilstand, som i deres Forbindelser megen Lighed. Vi træffe ved disse Iltter kun meget svag Tiltrækning til Kulsyre, og de bundfældes derfor som Iltter af deres oploselige Salte ved kulsuurt Natron; de saaledes udskilte Iltter ere Hydrater og letoploselige i Svovlsyre og Saltsyre; men, naar de opvarmes, uddrives Vandet, og Iltterne gaar over i en anden isomerist Tilstand, i hvilken de ere meget tungtoploselige. Denne Overgang viser sig især smukt ved Chromiltet derved, at hele Massen i Overgangsøieblikket bliver glødende. Endvidere frembyde disse Iltter i deres eensartede Forbindelser isomorphe

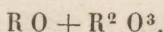
Stoffer, hvorved forstaaes Stoffer, som kunne antage samme Krystalform.

Mest karakteristisk er deres Isomorphie i Dobbeltsaltene med Baserne af Rækken $R^2 O$. Den almindelige Formel for disse Salte er

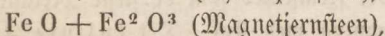
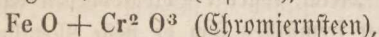
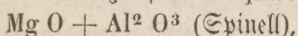


idet $R^2 O^3$ er et af de nævnte Ister, $R^2 O$ enten Kali eller Ammoniak; de benævnes med Slægtnavnet „Allun“; Chromallunets Fremstilling er omtalt; de øvrige Alluner fremstilles ved en Blanding af de svovlsure Salte, og Krystallisation. Deres Form er Octaedret. Blander man Oplosningerne af flere Alluner sammen og lader Blandingen krystallisere, da udfrystallisere ikke de enkelte Alluner for sig, men et Salt efter den angivne Formel, hvor alle Isterne kunne findes i samme Krystal. Formen er derved uforandret Octaedret.

Af andre analoge Forbindelser ville vi kun omtale disse Isters Foreninger med Ister af Rækken RO . Forbindelserne ere sammensatte efter Formlen



I disse Forbindelser spiller Isten $R^2 O^3$ en Syres Rolle med RO . Som Exempel kan tjene:



der i Naturen forekomme krystalliserede i det sphæroedriske System.

N i k k e l o g K o b a l t.

I Naturen forekomme disse Metaller ikke i reen Tilstand, men i Forening med Arsenik og Svovl. For at fremstille de rene Metaller af disse Forbindelser, ilter man dem ved en Opvarmning med Salpeter og Svovlsyre; denne decomponerer nemlig Salpeteret, og den frigjorte Syre ilter dernæst Nikkel- eller Kobaltforbindelsen. Det dannede Nikkeliste eller Kobaltiste

forener sig med Svovlsyre, og dette Salt atter med det svovlsure Kali, som er opstaaet ved Salpeterets Decomposition. Naar man dernæst udtrækker Massen med varmt Vand, vil ved Afkjøling (det svovlsure Nikkel- eller Kobalttilte-Kali udkrystallisere og kan ved gjentagne Krystallisationer renses fra det tillige dannede arseniks sure Kali. — Af de saaledes erholdte Salte fremstilles dernæst ved dobbelt Decomposition de fulsure Salte, og af dem atter Metallet ved en Reduktion med Kul. Metallerne ere hvide, overordentlig tungtsmeltelige og have en Vægtfylde af 8,5—8,6. Kobalt finder ingen Anvendelse som Metal, derimod benyttes Nikkelet til Legeringer, navnlig til Nysølv, hvis Bestanddele ere Kobber, Zink og Nikkel. Af Stærterne, som ere sammensatte RO , finder kun Kobalttilte Anvendelse, nemlig til Farver. Kobalttilte forener sig nemlig ved Glødning med Leerjord til en smuk blaa Farve (Thénardblaat), i hvilken Forbindelse Leerjorden spiller en Syres Rolle. Sammensmeltet med Kiselhyre og Kali danner Kobalttilte ligeledes en blaa Farve (Smalte), der altsaa er et Dobbeltsalt. De herhen hørende Salte kunne fremstilles efter de givne Regler.

Z i n k.

Zinken er et flygtigt Metal, foger i Hvidglødheden og har en Vægtfylde af 7,0. Det fremstilles som de fleste Metaller af det fulsure Salt ved Glødning med Kul. Det fulsure Zinktilte forekommer i Naturen og kaldes Galmeie; men da Zinken er et flygtigt Metal, foretages Processen i lukkede Kar, og den reducerede Zink destilleres fra. Ved almindelig Temperatur er Zinken et hvidt, fjørt Metal, men opvarmet til 120° bliver det bølsligt, og det er denne Egenlskab, der tillader Bearbejdsen af Zinken i tekniske Diemed. Ved 412° smelter Zinken; opvarmet stærkere under Atmosfærens Tilgang ilter den sig hurtigt og brænder til Zinktilte, der er sammensat ZnO . Dette har en hvid Farve, men bliver grønt, hvergang det opvarmes; det er letopløseligt i Svovlsyre og flere andre Syrer.

I Almindelighed fremstilles Zinktilte ved Glødning af det

kulsure Salt, hvilket ligesom de øvrige Salte dannes efter de almindelige Regler.

I Saltsyre opløser Zinken sig under Brintudvikling til Chlorzink, som er en flygtig Forbindelse.

Svovlzink, ZnS , forekommer i Naturen; den kunstigt fremstillede er et hvidt Legeme og dannes ved Bindsælning af et neutralt Zinksalt ved en Svovlbase. Den er ligesom de tilsvarende Forbindelser af Jern, Mangan, Nikkel og Kobalt decomponibel ved fortyndede Syrer til Svovlbrint og et Salt af den Syre, man har tilsat. — Zinken finder endeel Anvendelse til Legeringer. Vi have af disse allerede omtalt Nysølvet. —

Kadmium er et Metal, som ledsager Zinken i de fleste naturlige Forbindelser; det er mere flygtigt end Zinken; dets Svovlforbindelse er ~~ikke~~ og decomponeres ikke af fortyndet Svovlsyre.

K o b b e r.

Kobberets vigtigste Malm er Kobberfisen; den er en Forbindelse af Svovlsjern med Svovlkobber og tjener til Kobberets Fremstilling. Processen bestaaer i det Væsentlige først i en Jltning (Ristning), hvorved endeel Svovl brænder bort; medens Resten danner et basist svovlsuurt Salt med de iltede Metaller; dernæst i en Afiltning ved Kul under Indvirkning af Kulsyre. Denne forener sig derved med endeel Jernilte, medens Resten af de svovlsure Salte reduceres til Svovlmetaller; den erholdte Mæsse (Kobbersteen) underkastes paany en Jltning og Reduktion ligesom ovenfor, og dette gjentages nu et Par Gange; ved hver Jltning bortgaaer endeel Svovl som Svovlsyrling, og ved hver Reduktion bortskaffes endeel Jern som kulsuurt Jernilte.

Kobberet er et rødt Metal, er bœieligt, smelter ved 1090° og har en Vægtfylde af 8,9; det findes som Hovedbestanddeel i de fleste Legeringer, navnlig Nysølv, Messing, Bronze.

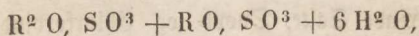
Det har to Jlter, Cu^2O og CuO , og to Rækker til disse Jlter svarende Salte, Svovl- og Chlorforbindelser. Opvarmes Kobber i Luften, da ilter det sig, først til Kobberforilte

og ved gjentagne Glødninger til Kobbertveilde; dette er et sort Pulver, hiint derimod rødt. Zlterne opløse sig let i Svovlsyre, Salpetersyre og Saltsyre, men man kan ogsaa, som ovenfor anført, fremstille det svovlsure og det salpetersure Salt ved Oplosning af Metallet i Syren. Det svovlsure Kobberilte, Cu O , $\text{SO}^3 + 5 \text{H}^2 \text{O}$, er en Handelsvare (Blaasteen); det krystalliserer i store blaae Krystaller. Det salpetersure Kobberilte anvendes til Fremstilling af reent Kobbertveilde, og af dette kan man dernæst erholde det rene metalliske Kobber ved en Reduktion med Brint. De fleste Kobbersalte ere enten blaae eller grønne, og nogle anvendes som Malerfarver.

Med Svovl danner Kobberet flere Forbindelser; de til Zlterne svarende fremstilles efter de almindelige Methoder og forekomme i Naturen. Kobber viser i det Hele stor Tiltrækning til Svovl, hvilket især iagttages, naar Svovldampe paavirket af Kobber, thi dette vil da pludselig blive glødende, idet Foreningen foregaaer. —

Zlterne, der henhøre til Magnesiærækken, nemlig Magnesia, Jernforilte, Zinkilte, Manganforilte, Nikkelilte, Kobaltilte og Kobbertveilde danne, ligesom de omtalte Rækker, analoge Forbindelser. Deres Formel er RO ; imellem denne og Barytrækken danner Ralken Obergangsleddet; thi den indgaaer nogle Forbindelser, som ere isomorphe med Barytrækken, andre svare derimod til Magnesiæforbindelserne. Som fulsuurt Salt er Ralken isomorph med Magnesia, Formen er Rhomboedret; det tilsvarende Salt af Barytten er derimod prismatisk. Det phosphorundersyrilge Salt, hvis Formel er $2(\text{Ca O} + \text{P}^2 \text{O}) + \text{H}^2 \text{O}$, krystalliserer derimod ligesom det tilsvarende Barytsalt i Prismen, medens den phosphorundersyrilge Magnesia er sammensat Mg O , $\text{P}^2 \text{O} + 8 \text{H}^2 \text{O}$ og har Octaedret til Grundform.

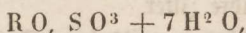
De Salte, der meest karakterisere Magnesiærækken, ere sammensatte efter Formlen



hvor $R^2 O$ kan være Kali eller Ammoniak; de have alle samme Form, krystallisere i det hemiprismatiske System. Rækken indbefatter ialt fjorten Salte.

De enkelte herhenhørende svovlsure Salte krystallisere i vandholdig Tilstand, men ogsaa blandt dem viser sig Isomorphie.

Den almindelige Formel er



efter hvilken Saltene af Magnesia, Zinkilte, Nikkelilte, Manganilte ere sammensatte. Det svovlsure Kobberilte indeholder derimod kun 5 Atomer Vand.

Foruden de omtalte findes der af denne Række endnu mange andre analoge Forbindelser, navnlig dobbelte Chlor-, Fluor- og Cyanforbindelser; men de anførte Exempler vise tilstrækkeligt de opstillede Ilters Isomorphie.

B I y.

I Naturen forekommer Blyet hyppigst som Blyglands o : Svovlbly, $Pb S$; endvidere som svovlsuurt og kulsuurt Blyilte. Af Blyglandsen fremstilles Blyet enten ved en Smeltning med Jern, som formedelst sin større Affinitet til Svovl forener sig med dette, hvorved da Blyet frigjøres, eller ved en Iltning af Svovlblyet ved Smeltning under Atmosfærens Tilgang, hvorved Svovlsyring gaaer bort og Blyilte bliver tilbage, som dernæst kan reduceres ved Kul.

Blyet er et blødt Metal, af en Vægtfylde 11,4 og smelter ved 325° ; i smeltet Tilstand ilter det sig hurtigt til Blyilte, Sølvglød. Men selv ved almindelig Temperatur ilter Blyet sig, isærdeleshed naar det er i Berøring med kulsyreholdigt Vand, f. Ex. Brøndvand; thi den af Vandet indsugede Ilt kaster sig paa Blyet, og det dannede Blyilte træder i Forening med Kulsyren.

Blyets vigtigste Ilte, $Pb O$, er en stærk Base. Desuden har Blyet en Underilte, $Pb^2 O$, det vil sige, et Ilte, som inde-

holder mindre Ilt, end der er nødvendigt til at give det en bestemt Charakteer, og to Overilte, Pb^3O^4 og PbO^2 ; det første af disse er at betragte som en Forbindelse af $2 Pb O + Pb O^2$. Blyets vigtigste Forbindelser svare til Blyforilte, $Pb O$; dette er i vandfri Tilstand et guult Pulver, der er smelteligt i Glødheden. Det har den Egenskab fælles med Leerjord, Chromilte og Zinkilte, at være opløseligt i Kali, hvorved disse kunne adskilles fra de fleste andre Iltter.

Blyets vigtigste Oplosningmiddel er Salpetersyren; af det dannede salpetersure Blyilte forskaffer man sig let de øvrige Salte, Svovls- og Chlorforbindelserne ved dobbelt Decomposition. Af disse anvendes det kulsure og det chromsure Blyilte som Malerfarver; deres tekniske Navne ere Blyhvidt og Chromguult. Af det svovlsure Blyilte, som er uopløseligt i Vand, fremstiller man kemisk reent Bly ved en Smeltning ved kulsuurt Kali og Kul. Virkningen er denne:

Pb	O	S	O ³
	CO ²	K ²	O
	C ²		C ⁴

Kulilte bortgaaer i Luftform, Svovlkalium og Bly blive tilbage, og af disse vil Blyet som det tungeste samle sig paa Bunden af Diglen.

Det røde Blyoverilte (Mönnie), Pb^3O^4 , danner sig, naar Blyforilte eller kulsuurt Blyilte glødes svagt under Luftsens Tilgang, hvorved det ilter sig høiere.

Af Mönnien erholdes det brune Blyoverilte, $Pb O^2$, ved en Behandling med Salpetersyre, hvorved Pb^3O^4 deler sig i $2 Pb O$, som forener sig med Syren, og $Pb O^2$, som udskilles.

Blyilte er i sin Forbindelse som oftest isomorph med Baryt; som Exempler kunne anføres deres svovlsure, salpetersure og kulsure Salte, og det er allerede tidligere bemærket, at disse Iltter danne de eneste uopløselige neutrale svovlsure Salte.

Chlorbly, $Pb Cl^2$, er tungtopløseligt og kan dannes ved dobbelt Decomposition. Det bundfalder som et krystallinsk

Pulver, der ved høiere Varme kan smelte og forflygtiges. Det naturlige Svovlbly krystalliserer i Terninger og har Metalglands; det kunstige er et sort Pulver, der ved høiere Varme kan smeltes.

B i s m u t h.

Bismuth forekommer gedigent i Naturen. Det er et sjædt Metal, har en Vægtfylde af 9,8, smelter ved 264° og krystalliserer ved Afkjøling af den smeltede Masse. Dets Form er Terningen og Octædret. Metallerne have i Almindelighed meer eller mindre krystallinsk Struktur, men det ere kun nogle enkelte, hvoraf der dannes tydelige Krystaller. Som saadanne kunne mærkes Guld, Sølv, Kobber og Kalium, som ere sphæroedriske, og Antimon og Arsenik, der danne rhomboedriske Krystaller.

Bismuthilte er sammensat $\text{Bi}^2 \text{O}^3$ og er en Base. Af dets Salte er det salpetersure Bismuthilte det vigtigste; af Vand decomponeres dette Salt i et uoploseligt basisk og et oploseligt suurt Salt. Af det basiske salpetersure Bismuthilte fremstilles Iltet ved Glødning og det rene Metal ved en Reduktion. — Dette Metals vigtigste Anvendelse er til Legeringer.

T i n.

Tinnet har tre Iltter, Sn O , $\text{Sn}^2 \text{O}^3$ og Sn O^2 . Af disse forekommer det sidste, Tintveilt, i Naturen under Navn af Tinsteen og benyttes til Tinnudsmeltning, som bestaaer i en Reduktion af Tinsteen ved Kul. Tinnet er et hvidt, blødt, ved 228° smelteligt Metal, som har en Vægtfylde af 7,3; det ilter sig ikke i Luften ved almindelig Temperatur og angribes eiheller let af svage Syrer. I smeltet Tilstand derimod ilter det hurtigt til Tveilt.

Dets vigtigste Oplosningsmidler ere Saltsyre og Kongevand;

det første danner Tinforschlor, Sn Cl^2 , det andet derimod Tintvechlor, Sn Cl^4 . Af Tinforschlor fremstilles Tinforsiltehydrat ved Bundsfældning med fuldsuurt Natron; Kulsyren gaaer bort i Luftform; thi Tinilterne have ingen Tiltrækning til Kulsyre. Opvarmes Tinforsiltehydrat udeluftet fra Luften, afgiver det sit Hydratvand og er da et brunt Pulver; men opvarmet i Luften brænder det hurtigt til Tintveilte. Tinforsilte er en svag Base, og dets Salte ilte sig let i Luften. Tintveilte har en vaklende Charakter og optræder snart som Syre, snart som Base og viser isomeriske Forskjelligheder. Det af Tintvechlorret bundsfældede Tinilte er opløseligt i Svovlsyre og Salpetersyre; derimod er det ved Tinnet's Jtning ved Salpetersyre dannede Tintveilte uopløseligt i disse Syrer.

Tinforschlor krystalliserer i Forening med Vand og er en Handelsvare, Tinsalt. Svovlforbindelserne svare til Chlorforbindelserne og kunne fremstilles ved en Bundsfældning af disses vandholdende Oplosninger ved Svovlbrint.

Med Kobber danner Tin forskjellige Legeringer: Kloffe-metal, Speilmetal og Kanonmetal; endvidere de forskjellige Bronzer, som desuden indeholde Zink og Bly. Med Bly eller Bismuth og Bly danner Tinnet letsmeltelige Legeringer.

Q v i s s o l v.

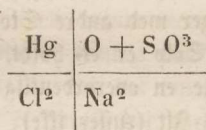
De Metaller, som vi nu have tilbage at omtale, have den Egenkab fælles, at deres Jtter afiltes ved en Opvarmning. Man benævner dem ædle Metaller. Qvissolvet staaer paa Grandsen; thi vel ophæves dets Affinitet til Jtten ved en stærk Opvarmning, men ved lavere Varmer ilter det sig let.

I Naturen findes metallisk Qvissolv, men den hyppigste Malm er Svovlqvissolvet, Zinnober. Af denne fremstilles Qvissolvet ved en Glødning med Kalk, hvorved Metallet destillerer over; dette er, som bekendt, et ved almindelig Temperatur flydende Metal, hvis Smeltepunkt ligger ved -40° ; ved 360° foger det og kan overdestilleres. Det har en Vægtfylde af 13,6.

Qvissolvet har to Jtter: et Forsilte, Hg^2O , og et Tveilte,

Hg O. Det første danner sig, naar et Overskud af Qviksolv behandles med Salpetersyre, det andet, naar Qviksolv koges med et Overskud af Salpetersyre; i begge Tilfælde dannes salpetersure Salte, af hvilke Iltet da, som bekendt, kan bundsfældes ved Kali. Foriltet er sort, Iweltet rødt. Det er temmelig almindeligt, at de forskjellige Iltningsgrader af samme Metal have forskjellige Farver; saaledes er Kobberforiltet rødt, Kobbertveiltet sort, Jernforiltet sort, Jerntveiltet rødt, Manganforiltet grønt, -tveiltet brunt, -overiltet sort, -syre grøn, -oversyre rød o. s. v.

Der ere altsaa to Rækker af Salte, Chlor- og Svovlsorbindelser, svarende til de to Ifter af Qviksolvet; af disse have følgende speciel Interesse. Qviksolvforchlor (Chlormel) er uopløseligt i Vand og kan altsaa fremstilles ved dobbelt Decomposition ad den vaade Wei. Det er et vigtigt Medicament. Qviksolvtvechlor er opløseligt og kan dannes ved Oplosning af Qviksolv i Kongevand, eller ved at underkaste en Blanding af svovlsuurt Qviksolvtveiltet (hvilket er det Salt, der danner sig ved Oplosning af Qviksolv i kogende Svovlsyre) og Kogsalt en Sublimation; der dannes svovlsuurt Natron og Qviksolvtvechlor.



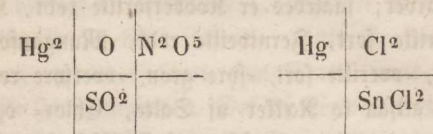
Dette er bekendt under Navnet Sublimat og er en af de voldsomste Gifter.

Qviksolvtveiod, Hg I², er uopløseligt i Vand og kan dannes ved dobbelt Decomposition af et Qviksolvtveiltesalt med Jodkalium. Det er et skarlagensrødt Pulver, som kan sublimeres. Den sublimerede Forbindelse er gul og krystalliseret; men ved en ringe Berøring af disse gule Krystaller blive de øieblikkelig røde og vise altsaa en mærkelig Isomerie. Det er kun sjældent, at de isomeriske Tilstande betegnes ved saa karakteristisk forskellige fysiske Egenskaber.

Qviksolvtvesvovl, Hg S, Zinnober, kan fremstilles ved en Sammenblanding af Svovl og Qviksolv; der dannes derved et sort Pulver. Underkastes dette en Sublimation, erholdes et

mørkebrunt, krystallint Sublimat, som ved Pulverisering bliver smukt rødt. Den kunstige Zinnober er en bekjendt Malerfarve.

Da Dvifselvet kun har ringe Tiltrækning til Jlt, udskilles det let i metallisk Tilstand af sine Oplosninger. Svovlsyrning reducerer Foriltfæltene; Tinsfordlor begge Jlternes Oplosninger; Virkningerne er følgende:



Foruden Dvifselvet kjende vi kun eet draabestydende Grundstof, nemlig Bromet. Men netop denne Egenkab hos Dvifselvet gjør det meget anvendeligt, ja næsten uundværligt ved mange kemiske Operationer.

S o l v.

I Naturen forekommer Sølvet hyppigt som Metal, men ogsaa i mange Foreninger med andre Stoffer, især med Svovl og Arsenik. Det rene Sølv er et hvidt, bøjeligt Metal, som ved Polering kan antage en overordentlig stærk Glans. Det angribes ikke af Luftens Jlt (rustet ikke), men paa Grund af sin stærke Affinitet til Svovl anløber Sølvet med en mørk Farve, naar Atmosphæren indeholder Svovlbrint. Af Salpetersyre og Svovlsyre iltes og opløses Sølvet til de respektive Salte, hvori Basen er sammensat $\text{Ag}^2 \text{O}$. Bundsfældet af sine opløselige Salte ved Kali danner Sølviltet et brunt Pulver, som meget let afgiver sin Jltmængde, isærdeleshed ved Opvarmning. Sølvforilte er sammensat ligesom Kobber- og Dvifselvforilte, og i nogle Forbindelser ere de isomorfe med Alkalierne, men dog forskjellige fra disse i andre Egenskaber, f. Ex. med Hensyn til deres Saltes Oploselighed. De tre nævnte Jlters tilsvarende Chlorforbindelser ere alle uopløselige i Vand.

Sølvilte, Chlor sølv og de fleste andre Sølvforbindelser ere opløselige i Ammoniak. Chlor sølv har endvidere den

Egenskab at være noget opløseligt i andre Chlorforbindelser, isærdeleshed i Chlorammonium.

Man benytter Chlorsølvets Uopløselighed i Vand til at fremstille kemisk reent Sølv af det almindelige kobberholdende Arbejdssølv, som til dette Diemed bliver opløst i Salpetersyre og bundsfældet ved Chlornatrium. Bundsfældet er Chlorsølv og kan ved Udvaskning befries fra det opløselige Chlorkobber.

Ved Smeltning af Chlorsølv med Potaske dannes Sølv og Chlorkalium, som blive tilbage i Diglen, medens Kulsyre og Ilt udvikle sig.

Ag ²	Cl ²		
	K ²	O	CO ²

Sølvet har nemlig ingen Tiltrækning til Ilt ved denne Varmegrad.

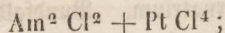
Chlorsølvet er hvidt, men antager i Lyset en mørkviolet Farve; thi Lyset reducerer det til en lavere Chlorforbindelse. Denne Egenskab ved Chlorsølvet ledede til Forfærdigelsen af Daguerreotypierne. Chlorsølvet i disse erstattes nu tildeels ved Jod- og Bromsølv, som ere endnu mere fiintfolende for Lyset.

De øvrige Forbindelser dannes paa den almindelige Maade. Det fortjener at bemærkes, at det hydrophosphorsure Sølv, $3 \text{ Ag}^2 \text{ O} + \text{P}^2 \text{ O}^5$, er et gult, det pyrophosphorsure, $2 \text{ Ag}^2 \text{ O} + \text{P}^2 \text{ O}^5$, derimod et hvidt Salt; og at altsaa Sølvulfesaltet kan tjene til Angivelse for Phosphorsyrens isomeriske Tilstand.

Platin

Platinet udmærker sig ved en meget høi Vægtfylde, nemlig 21, og det er altsaa omtrent 250000 Gange tungere end Brinten. Det forekommer i Naturen altid metallisk og som oftest i Forening med endel andre Metaller, som vi her forbigaae; de vigtigste af disse ere Iridium, Osmium, Palladium, Rhodium. Platinet angribes ikke af nogen Syre; dets Opløsningsmiddel er Chlor, der som oftest anvendes i Form af Kongevand. Det

dannede Platintvechlor, Pt Cl^4 , er den vigtigste af Platinforbindelserne; det er opløseligt i Vand og har en gul Farve. Ved Opvarmning mister det Chloret, og der bliver Platin tilbage. Med Chlorammonium og Chlorkalium danner det dobbelte Chlorforbindelser, f. Ex.



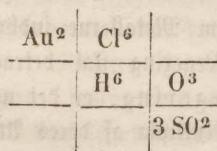
disse ere tungtopløselige i Vand og anvendes af den Grund til at adskille Platin fra de Metaller, der ledsage det i de naturlige Forbindelser. Det rene Platin opløses nemlig i Kongevand og bundsfældes med Salmiak; det dannede Chlorplatinammonium udvaskes og glødes, hvorved reent Platin bliver tilbage, idet Chlorammonium og Chlor fordampe. Platinet danner da en svampet Masse (Platinsvamp), som ved Hamring i hvidglødende Tilstand kan bringes i sammenhængende Stykker. Platinet er usmelteligt i den stærkeste Øvnild og smelter først i en af rene Ilt næret Brintflamme. — Porøse Legemer have den Egenskab at indsuge Luftarter, og det i en desto større Grad, jo større Overflade de frembyde: jo mere porøse de ere; men intet Legeme viser det i den Grad som Platinsvampen, og derfor anvendes den, som bekendt, ved Brintfyrtøiet til Antændelsen af den udstømmende Brint; idet nemlig denne indsuges af Platinsvampen (fortættes), opstaaer en saa betydelig Varme, at der skeer en Forening af Brinten med den af Platinsvampen fortættede Ilt; derved bliver Platinet hvidglødende og antænder den udstømmende Brint.

Platinet har ligesom det næste Metal, Guld, overordentlig ringe Affinitet til Ilt, og Iltene ere af ringe Interesse; de vigtigste Forbindelser ere, som allerede bemærket, Chlorforbindelserne. Alle Platinets Forbindelser reduceres ved Glødning til Metal.

G u l d.

Guldet er det ædleste af alle Metaller: det har den ringeste Affinitet til Ilt. Det forekommer i Naturen altid gedigt, har en Vægtfylde 19,5 og et Smeltepunkt af 1100°

Dets Oplosningsmiddel er Kongevandet. Guldets udskilles meget let i metallisk Tilstand af sine Oplosninger, f. Ex. ved Svovlsyrling, svovlsuurt Jernforilte, organiske Stoffer, som derved iltes, eller ved Vysets Indvirkning. Man adskiller Guldets fra de Metaller, der ledsage det, navnlig Kobber, Sølv og Platin, paa følgende Maade: Man opløser det i Kongevand og fortynder stærkt med Vand, hvorved Chlorsølv, der er opløseligt i en concentreret Oplosning af Chlorguld, bundsfalder. Til Oplosningen ledes Svovlsyrling, hvorved Chlorguldet reduceres til Metal, som bundsfalder; de øvrige Metaller blive i Oplosning. Virkningen er denne:



Bandet decomponeres; der dannes Chlorbrint og Svovlsyre, medens Guld. t bundsfalder sig.

Chlorguldet er gult, krystallinsk, opløseligt i Vand, Viinaand og Ether, men reduceres let af de to sidste.

Guldet er det Metal, der kan bearbejdes til den største Fiinhed, og man iagttager derved det Phænomen, at de overordentlig tynde Guldlag ere gjennemsigtige og have en blaa-lig-grøn Farve i det gjennemgaaende Lys. Det Samme viser sig, naar Guld bundsfældes af sine Oplosninger i metallisk Tilstand; thi da vil Bædsken i det tilbagekastede Lys vise Guld-farven, men i det gjennemgaaende Lys være blaa. Eignende Forhold vise sig ved tynde Lag af andre Metaller.

Der staaer endnu tilbage at omtale Forbindelserne imellem Metallerne indbyrdes. Det er en almindelig Lov, at Stoffer, der staae hinanden nær med Hensyn til Egen-skaber, kun have en ringe Affinitet til hinanden, og at de ved deres Forening dannede Forbindelser ikke have meget karakteristiske kemiske Egen-skaber. Dette gjaelder altsaa om de Forbindelser, som nu skulle omtales; thi ihvorvel Kalium og Guld have væsentlig

forskjellige Egenskaber, saa er denne Forskjel dog ingenlunde saa stor, som imellem Brint og Phosphor eller imellem Phosphor og Chlor. Metallerne ere at betragte som en stor Klasse af Grundstoffer med almindelige Egenskaber og en almindelig Charakter, men hvis Elementer afvige ved specielle kemiske Forskjelligheder; vi kjende saadanne Klasser allerede fra de syredannende Stoffer, f. Ex. Fluor, Chlor, Brom, Jod, (Cyan, Amid); Svovl, Sellen, Tellur o. s. v. Men Metallerne's Antal er langt betydeligere og tillade derfor en Klassifikation i Underafdelinger, saaledes, som det for endeel er skeet i det Foregaaende.

Forbindinger imellem Metallerne indbyrdes kaldes Legeringer. For at en Legering skal betragtes som en kemisk Forbindelse, kemisk Legering, er det nødvendigt, at Metallerne ere tilstede efter Multipla af deres Atomtal. Ex derimod Metallerne's Mængde mere vilkaarlig, opstaae Blandingslegeringer. Disse ere da at betragte som en Oplosning af en kemisk Legering i det Metal, som er tilstede i Overflod. Kemiske Legeringer ere i Almindelighed skjøre, haarde, krystallinske i Bruddet og have et lavere og et constant Smeltepunkt. Blandingslegeringer ere derimod stærke, seige og have Udseendingspunkter, det vil sige, den smeltede Legering størkner ikke pludselig, men Størkningen foregaaer partielt ved forskjellige Varmegrader, idet nemlig den oplosne kemiske Legering og det i Overflod tilstedeværende Metal størkne hver for sig til forskjellige Lider. Saadanne Legeringer blive som oftest grodagtige, inden de fuldstændigt stivne.

Exempler paa kemiske Legeringer ere:

Robber og Zink	Zn Cu ² , Messing
	Zn Cu, Brindsmetal
Robber og Tin	Cu ⁴ Sn, Speilmetal
Bly og Tin	Pb ² Sn ⁷ , Schnell
Robber og Nikkel	Ni Cu
Robber, Nikkel og Zink . .	Ni Cu + Zn Cu, Nysolv
Jern og Tin	Fe ³ Sn
Dvissolv og Sølvs	Ag ² Hg ² , Amalgam

Alf Blandingslegeringer findes mangfoldige; Kloffemetal og Kanonmetal bestaae af 4—8 Dele Kobber og 1 Deel Tin; Bronze er en Legering af Kobber og Zink med ringe Mængder Tin og Bly; Arbeids sølv er et kobberholdende Sølv; Handels-guld indeholder Sølv og Kobber.

Legeringernes ubestemte kemiske Charakter viser sig især ved Mangel paa Evne til at træde i Forening med bestemte kemiske Forbindelser. Anderledes forholder det sig derimod med Arsenikkens Forbindelser med Metallerne. Arsenikken er vel selv et metallisk Legeme, men staaer nær ved den negative Ende af Rækken, og dens Forbindelser have bestemt kemisk Charakter: de formaae at danne dobbelte Forbindelser. Der forekomme saaledes i Naturen Forbindelser af Arsenik med Nikkel, Kobalt og Jern, sammensatte efter Formlen RAs^2 , og Dobbeltforbindelser af disse efter følgende Formel $RAs^2 + RS^2$.

Legeringerne frembyde i det Hele kun ringe Interesse for Chemikeren, men ere af desto større Vigtighed for Technikeren.

Slutning.

Vi have nu gennemgaaet vort Udvalg af Grundstoffer. Foruden de opstillede ere der endnu mange andre, men deels frembyde disse ikke nye og interessante Forhold, deels ere de af mindre Bigtighed paa Grund af deres ringe Almindelighed i Naturen. Der er i det Foregaaende stedse hentydet paa Stofernes Forekomst i Naturen; den fuldstændige Undersøgelse af dette Punkt tilhører imidlertid en anden Deel af Videnskaben. Men der forekommer i Naturen en stor Mængde Forbindelser, som ere af en ganske anden Art end de fleste af de omtalte; det er nemlig de, som dannes ved Plantens eller Dyrets Livsproces. Vi træffe der de samme Grundstoffer som Folge af, at de levende Individer ernære sig af Materien, som danner Lusten og Jordens Overflade, Planten ligesvem, Dyret derimod indirekte, idet det lever af Planten. Men de Stoffer, hvoraf Planten og Dyret ere dannede, afvige i Sammensætningsmaaden væsentlig fra de omtalte. Her fremtræde nemlig stedse sammensatte Radikaler, der kun undtagelsesviis vise sig i den uorganiske Verdens Materie. Vi have i det Foregaaende alt gjort Beskjendtskab med to saadanne sammensatte Radikaler, Cyan og Ammonium; men i den store Masse af organiske Stoffer og deres Decompositions Produkter have vi en Mangfoldighed af lignende Stoffer; den nærmere Udvikling tilhører imidlertid et andet Afsnit af Chemien.

Vi vil nu slutte dette Grundrids af den uorganiske Chemie med en nærmere Udvikling af Atomtallenes Betydning og Maaden, hvorpaa de bestemmes.

Om Atomtallenes mere udstrakte Betydning.

Hidindtil have vi udelukkende betragtet Atomtallene som de Talstørrelser, der angive Vægtforholdene, hvorefter de kemiske Forbindelser foregaae, og kun ved luft- og dampformige Stoffer have vi efterviist det Forhold, hvori Atomtallene staae til Vægtfyllden, altsaa hvorvidt Atomtallene tillige udtrykke Rumforhold. Vi fandt, at naar Vægtfyllden og Atomtallet begge bestemmes efter Itens som Enhed, vil Forholdet kunne udtrykkes

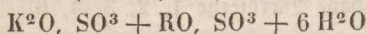
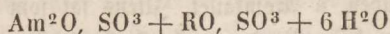
$$\frac{a}{p} = v,$$

idet p er Vægtfyllden, a Atomtallet, Itens sat som 1, og v en Variabel, som kan have Værdierne 1, 2, 3, 4, 6.

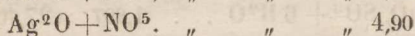
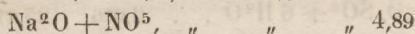
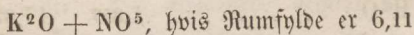
Bed de faste Forbindelser (Salte, Chlorforbindelser o. s. v.) ere vi istand til at eftervise et lignende Forhold. Følgende Sammenstilling vil strax nærmere oplyse det:

Forbindelsens Formel	Vægtfylde Band=1	Atomtal Itten=1	$\frac{a}{p}$
BaO, N ² O ⁵	3,284	16,300	4,98
SrO, N ² O ⁵	2,704	13,208	4,90
PbO, N ² O ⁵	4,316	20,697	4,80
MgO, SO ³ + 7 H ² O	1,660	15,452	9,29
ZnO, SO ³ + 7 H ² O	1,931	17,941	9,25
FeO, SO ³ + 7 H ² O	1,857	17,371	9,29
K ² O, SO ³ + MgO, SO ³ + 6 H ² O	2,076	25,216	12,18
K ² O, SO ³ + ZnO, SO ³ + 6 H ² O	1,897	27,705	12,35
K ² O, SO ³ + FeO, SO ³ + 6 H ² O	2,202	27,139	12,30
K ² O, SO ³ + CuO, SO ³ + 6 H ² O	2,244	27,599	12,32
K ² O, SO ³ + NiO, SO ³ + 6 H ² O	2,190	27,330	12,50
K ² O, SO ³ + CoO, SO ³ + 6 H ² O	2,202	27,323	12,41

Ved de isomorphe Salte af samme atomistiske Sammensætning staaer altsaa Bægtfyllden i ligefrem Forhold til Atomtallet. Da nu Bægtfyllden er Bægten af ligestore Rumfang, saa vil Quotienten $\frac{a}{p}$, som forekommer ved Division af Bægtfyllden i Atomtallet, angive det Rumfang, hvis Bægt er Atomets; man kan kalde denne Quotient Saltets Rumfylde (Atomvolumen), der altsaa udtrykker, hvor stort et Rum et Atom af Saltet udfylder. Den høiere Isomorphie findes altsaa hos Salte, der have samme Krystalform og samme Rumfylde; i disse vil der i ligestore Rumfang findes ligestore Mængder af de fælles Bestanddele, og Saltene ere altsaa fuldkommen eensartet sammensatte. En lavere Grad af Isomorphie er den, man finder hos Salte med samme atomistiske Sammensætning, men med forskjellig Rumfylde. Saltene efter Formlerne:



have samme Form; ere altsaa krystallographisk isomorphe, men de have forskjellig Rumfylde, respektive 13,19 og 12,34, og ere derfor isomorphe af en lavere Orden, end den, som findes imellem Salte i hver af de to anførte Rækker. Hos fuldstændig isomorphe Salte er Atomets ligedannet og ligestort, hos isomorphe Stoffer af lavere Orden er Atomets derimod vel ligedannet, men uligestort. Men ligesom man træffer Salte, hvis Atomer, endstjøndt sammensatte efter samme Formel, kun ere ligedannede, saaledes findes ogsaa nogle, hvis Atomer ere ligestore, uden at være ligedannede. Som Eksempler kunne anføres:



Kali- og Solvitesaltets Atomer ere ligedannede, men uligestore; Natron- og Solvitesaltets Atomer derimod ligestore, men uligedannede; Kali- og Natronsaltet have hverken Form eller Rumfylde fælles.

Vi have tidligere betragtet de sure Salte som Dobbeltsalte, i hvilke Vandet spiller den ene Bases Rolle, og de basiske Salte som neutrale, hvor Overskuddet af Basen spiller Krystalvandets Rolle, og ville derfor nu nærmere paaavise, hvad der taler for denne Mening.

Salts Formel	Rumfylde
$K^2O, SO^3 + H^2O, SO^3$	6,89
$K^2O, SO^3 + MgO, SO^3$	6,93
$Am^2O, SO^3 + H^2O, SO^3$	8,19
$Am^2O, SO^3 + ZnO, SO^3$	8,21
$ZnO, SO^3 + \begin{cases} 3 ZnO \\ 4 H^2O \end{cases}$	9,47
$ZnO, SO^3 + 7 H^2O$	9,28

Det fremgaaer tydeligt af foregaaende Sammenstilling, at Rumfyllden bliver uforandret derved, at Magnesia i det svovlsure Kali=Magnesia er blevet erstattet ved Vand i det sure svovlsure Kali; ligeledes, at Zinkfilte og Vand træde i hinandens Sted i de derpaa følgende Exempler, uden at Rumfyllden forandres, hvilket tyder paa, at deres atomistiske Formel maa være den samme. — Saaledes have vi altsaa ved de faste Stoffer paa=viist, ligesom tidligere ved Lustarterne, at Vægtfyllden og altsaa dermed Forbindelsernes Rumfang, er en Funktion af Atomtallet, og man kan opstille den almindelige Lov, at ved eensartede Forbindelser, Lustarter eller isomorphe Stoffer, staaer Vægtfyllden i ligefrem Forhold til Atomtal=lene. Det vil føre os for vidt her at undersøge det Forhold, der finder Sted imellem de forskellige Forbindelsers Rumfylde og deres kemiske Sammensætning; vi standse her i denne Be=tragtning, for at henvende vor Opmærksomhed paa et andet Phænomen, der noie er sammenhængende med Atomtallet, nem=lig Varmefyllden.

Med Hensyn til denne gjælder den almindelige Lov, at ved eensartede Forbindelser staaer Atomtallet i omvendt Forhold til Varmefyllden. Produktet af Var=mefyllden med Atomtallet er altsaa en constant Storrelse, og man kommer til det interessante Resultat, at Atomet (den Vægt, som

Atomtallet udtrykker) af forskellige eensartet sammensatte Stoffer indeholder samme Varmemængde. Som Exempler kunne anføres:

Formel	Varmefylde	Atomtal 3lt = 100	Atomvarme
K^2O, N^2O^5	0,2387	1264	301,5
Na^2O, N^2O^5	0,2782	1062	294,6
Ag^2O, N^2O^5	0,1435	2124	304,7
BaO, SO^3	0,1128	1455	164,0
SrO, SO^3	0,1428	1146	163,6
CaO, SO^3	0,1966	850	167,0
PbO, SO^3	0,0872	1894	165,1
MgO, SO^3	0,2216	758	168,0

Atomvarmen, Produktet af Varmefylde med Atomtallet, er altsaa den Varmemængde, et Atom af Forbindelsen indeholder, og denne er for eensartet sammensatte Forbindelser ligesfor.

Men ikke allene ved de kemiske Forbindelser, men ogsaa ved Grundstofferne gjør denne Lov sig gjældende; følgende Sammenstilling vil nærmere oplyse det.

Navn	Varmefylde	Atomtal	Atomvarme
Kobber	0,0951	396	37,6
Arsenik	0,0814	468	38,0
Selv	0,0570	674	38,4
Zink	0,0955	407	38,8
Kobalt	0,1070	368	39,3
Guld	0,0324	1228	39,7
Jern	0,1138	350	39,8
Nikkel	0,1086	369	40,0
Platin	0,0324	1233	40,0
Svovl	0,0837	200	40,5
Bly	0,0314	1294	40,6
Antimon	0,0508	806	40,9
Bismut	0,0308	1330	41,0
Tin	0,0562	735	41,3
Jod	0,0541	793	42,8

Atomvarmen for Grundstofferne varierer altsaa fra 37,6—42,8, imellem hvilke Størrelser der finder en fuldstændig Overgang Sted. Vi ville ikke her indlade os paa at søge Grundene til denne Variation, ligesaalidt, som at eftervise Forbindelsen imellem den kemiske Sammensætning og Atomvarmen ved forskellige Forbindelser. —

Vi gaae nu over til at omtale Atomtallenes Bestemmelse.

Om Atomtallenes Bestemmelse.

Det kan naturligviis ikke være Hensigten her at give en fuldstændig Udvikling af Læren om Atomvægtenes Bestemmelse, og vi ville derfor indskrænke os til en Oversigt over de vigtigste derhenhørende Affnit.

Man antager, et ligestore Rumfang af de luftformige Grundstoffer indeholde ligemange Atomer; som Følge deraf maae de enkelte Lustarters Atomtal være proportionale med deres Vægtfylde, som netop udtrykker Vægten af ligestore Rumfang. Som Eenhed for Atomtallene vælger man et bestemt Stof; vi have dertil valgt Ilten og antaget dets Tal til 100. Atomtallet af de øvrige luftformige Grundstoffer, nemlig Chlor, Brint og Dvælstof, erholdes som Følge deraf ved at dividere disses Vægtfylde med Iltens og multiplicere med 100.

Det er tidligere anført, at de kemiske Foreninger foregaae efter Multipla af Atomtallene; naar man altsaa for de forskellige Grundstoffer bestemmer, hvilken Vægt der udfordres til at forene sig med hundrede Vægtdele Ilt, maa den erholdte Størrelse enten være Atomtallet eller en simpel Funktion deraf. Et Exempel vil oplyse det. Det er bekendt, at endeel basiske Iltter reduceres af Brint i Glødheden og efterlade Metallet i fri Tilstand. Naar man altsaa afveier en vis Mængde af Iltet, reducerer dette og dernæst veier det udskilte Metal, finder man altsaa ligesvem Iltets quantitative Sammensætning. Vi ville antage, at 100 Dele Kobberilte have givet 79,83 Dele Kobber, saa har den tilstedeværende Iltmængde været 20,17. Den Mængde

Kobber, der udfordres til at danne en Forening med 100 Deel Zlt, vil altsaa være $\frac{79,83 \cdot 100}{20,17} = 396$; om dette Tal nu er Kobberets Atomtal eller en Funktion deraf, afhænger af, om man skal betragte det omtalte Kobberilte som sammensat CuO eller $\text{Cu}^{\circ}\text{O}^b$, hvor a og b kunne være hele Tal. For at afgjøre det sidste Spørgsmaal slutter man saaledes: eensartet sammensatte Forbindelser have samme Krystalform, ere isomorphe. Nu danne Magnesia, Zinkilte, Kobbertveilde, Jernforilte, Mangansforilte, Nikkelilte og Kobaltilte isomorphe Salte med samme Syre, og de maae altsaa have samme atomistiske Sammensætning; Svovlsyre, Chromsyre og Mangansyre danne ligeledes isomorphe Salte med samme Base og maae altsaa ligeledes være sammensatte efter een og samme Formel.

Da nu i de neutrale Salte Syrens Zltmængde er saamange Gange større end Basens, som Syrens Atom indeholder Zltatomer, og Analysen af de svovlsure Salte viser, at disse indeholde tre Gange saameget Zlt i Syren, som i Basen, — maa Svovlsyren være sammensat SO^3 (det vil nemlig være urimeligt at antage den sammensat S^2O^3 ; thi da maatte Svovlundersyrens Formel være S^4O^5 , et Forhold, som vi ikke have Analogier til, og Svovlets Atomvarme vilde da blive reduceret til det Halve og ikke stemme med de øvrige Stoffers); men Svovlsyre er i sine Salte isomorph med Mangansyre, som altsaa maa være sammensat MnO^3 . Nu indeholder Mangansforilte netop en Trediedeel saamegen Zlt, som Mangansyre, altsaa er Mangansforilte og dermed hele den ovenstaaende Rækkes Formel bestemt af være RO . Da nu disse Zlters Formel er bekendt, vil man kunne bestemme Atomtallet for endeel af de anførte Metaller paa samme Maade, som for Kobberet; dettes Atom vil derfor være 396.

Leerjord, Jerntveilde, Mangantveilde og Chromilte danne isomorphe Salte og maae altsaa have samme atomistiske Formel; da nu Mangantveilde indeholder halv saamegen Zlt, som Mangansyre, maa dets Sammensætning være Mn^2O^3 , og dermed er da de øvriges bestemt. Af Jerntveilde kan dernæst Jernets Tal findes ved Afiltning.

Analysen af Blyforilte viser, at deri 100 Dele Bly ere forenede med 7,725 Jlt. Naar nu 100 Dele Bly, iltede ved Salpetersyre til salpetersuurt Blyilte, og dernæst decomponerede ved Svovlsyre, give 146,36 svovlsuurt Blyilte, saa lader Svovlets Atomvægt sig beregne af disse Størrelser. 146,36 svovlsuurt Blyilte indeholde 100 Dele Bly, altsaa 107,725 Blyilte; men da Svovlsyren i sine neutrale Salte indeholder 3 Gange saamegen Jlt, som Basen, nemlig 23,175, bliver Svovlets Vægt $146,36 - 130,90 = 15,46$, og dets Atom veier altsaa $\frac{15,46 \cdot 300}{23,175} = 200$. Paa

samme Maade bestemmes Chromets Tal af det chromsure Blyilte.

Efter at have fundet Svovlsyrens Atomvægt, lader Aluminiumets Tal sig beregne; 100 Dele svovlsuur Leerjord efterlade ved Glødning 29,91 Leerjord, idet Svovlsyren forflygtiges. Dennes Mængde har altsaa været 70,09; nu er det svovlsure Leerjord sammensat $Al^2O^3 + 3SO^3$, altsaa er Leerjordens Tal $= \frac{29,91}{70,09} \cdot 1500 = 640$, og dermed haves Tallet for Aluminium bestemt $\frac{640 - 300}{2} = 170$. Ganske paa samme Maade kunde Magniumets Tal bestemmes.

Solvilte, Kobberforilte, Kali og Natron og deres tilsvarende Svovls- og Chlorforbindelser frembyde isomorphe Stoffer og have altsaa samme atomistiske Sammensætning; nu indeholder Kobberforilte halv saamegen Jlt som Kobbertveilte, og altsaa er Ræffens Formel bestemt at være R^2O . For disse bestemmes nu Solvets Atomtal ved dets Chlorforbindelse: 100 Dele Solv give 132,85 Chlorsolv og forene sig altsaa med 32,85 Chlor; da nu Sammensætningen er Ag^2Cl^2 , og Chlorets Atom veier 221,6, haves Solvets Tal $\frac{100}{32,85} \cdot 221,6 = 674,5$. Endvidere:

100 Dele Chlorkalium eller Chlornatrium give ved dobbelt Decomposition ved salpetersuurt Solvilte respektive 192,3 og 245,14 Chlorsolv; da nu dets Atomtal er $674,5 + 221,6 = 896,1$, følger, at Tallene for Chlorkalium og Chlornatrium ere $\frac{100}{192,3} \cdot 896,1 = 466,1$ og $\frac{100}{245,4} \cdot 896,1 = 365,1$; ved Gra-

drag af Chlorets Tal bliver Atomtallet for Kalium altsaa $= 246,5$ og for Natrium $= 145,5$.

Mellem Magnesiærækken og Barytrækken er Kalken Overgangsleddet; denne danner nemlig nogle Forbindelser, der ere isomorphe med Magnesiærækkens Former, andre derimod ere isomorphe med Barytrækken; denne Række maa altsaa have samme atomistiske Sammensætning, som hiin, og dens Formel være RO. Atomvægten bestemmes dernæst ganske paa samme Maade, som for Kalium. Blyets Atomvægt kan bestemmes ligesom ved Afiltning af Blyiltet.

Phosphor, Arsenik og Antimon danne ligeledes isomorphe Forbindelser, og disse maae altsaa have samme Formel. Iltmængden i de forskjellige Ister forholder sig som 1:3:5; der er altsaa kun Spørgsmaal, om det er 1 eller 2 Atomer, som forene sig med de anførte Iltatomer. Vi tage her vor Tilflugt til Arsenikkens og Antimonets Barmesylde, der angive os, at disse Ister indeholde 2 Atomer af det positive Led, og derved er da disse Stoffers Tal let bestemt.

De her fremsatte Exempler ville være tilstrækkelige til at vise Maaden hvorpaa Atomtallene bestemmes. —

Hermed have vi da gennemgaaet de vigtigste Affnit i den Deel af Chemien, som her skulde afhandles. Vi have lært en deel forskjelligartede Grundstoffer at kjende og seet mange Exempler paa deres Forbindelser, vi have omtalt Maaden, hvorpaa disse dannes, og hvorledes de atter kunne adskilles. Men der kunde opkastes det Spørgsmaal, hvilke de Kræfter ere, der bestemme Forbindelser og Adskillelser, og til hvilke Stofferne skyldes deres forskjellige Charakter. Vi ville ikke indlade os paa en spekulativ Undersøgelse af dette Punkt; vi kjende ikke Kræfternes egentlige Natur, erkjende kun deres Tilstedeværelse i deres Virkninger, og slutte fra disse tilbage til hines Bæsen. Men vi have alt grundede Formodninger om, at de kemiske Kræfter ikke ere nye og ukjendte, men tidligere iagttagne Virksomheder, der her fremtræde under en anden Form. Thi naar vi erindre os, at andre Dele af Naturvidenskabene paavise den noie Forbindelse imellem de Kræfter, vi kalde Varme, Lys,

Elektricitet og Magnetisme, og vi see, at næsten enhver kemisk Forening eller Adskillelse er ledsaget af en Varme-, Lys-, eller Elektricitetsudvikling; — naar vi betænke, at disse Kræfter formaae at fremme enkelte kemiske Foreninger, ligesom ogsaa at ophæve andre alt bestaaende Forbindelser; — naar vi vide, at alle kemiske Forbindelser ere toledede, dannede af to modsat karakteriserede Stoffer, imellem hvilke Tiltrækningen er desto større, jo mere de afvige i Charakter, og hvis tilstedeværende Mængde udtrykkes ved Talsforhold, der ikke allene have Betydning med Hensyn til Vægtforholdene, men ogsaa ere Faktorer i Stoffernes rumudfyldende Evne, i deres bundne Varme, i deres varmesfrembringende Kraft; — naar vi endeligen see hen til, hvorledes Elektriciteten opvækkes, nemlig ved ueensartede Stoffers gjensidige Indvirkning, altsaa ved de Virkninger, hvis Resultater vi her have gjort til Gjenstand for vore Betragtninger, — saa have vi sikkert en velbegrundet Anledning til at antage, at ogsaa Stoffernes kemiske Egenskaber ere Virkninger af disse almindelige Naturkræfter.

Indhold.

	Side
Almindelig Indledning	1—13
Om Forbindelser i Almindelighed	1
Forbindelsernes quantitative Sammensætning	5
Om Foreninger og Adskillelser i Almindelighed	10
Speciel Behandling	14—81
Overblik over Stoffernes specielle Forhold	38
Slutning	82—91
Om Atomtallets mere abstrakte Betydning	83
Om Atomtallets Bestemmelse	87

Rettelser.

- Pag. 6 Linie 20: 195,77 læs 200,00
- 12 — 13 fr. n.: Baryumilte læs Bariumilte
 - 15 — 3: 0,0688 læs 0,0692
 - 21 — 1 fr. n.: Iorbrænde læs forbrænde
 - 22 — 20: Idenne læs denne:
 - 25 — 1 fr. n.: directe læs direkte
 - 28 — 17: SO^2 læs SO^3
 - 48 — 10 fr. n.: a læs Ba
 - 58 — 10: fulfsyre læs fulfsure
 - 62 — 13 fr. n.: Forbindelse læs Forbindelser
 - 69 — 14: rød læs guul
 - 75 — 12: Chlomet læs Calomet
 - 75 — 6 fr. n.: Isomere læs Isomerie
 - 78 — 14 fr. n.: det læs denne
-

1950

