

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*



~~Industribiblioteket~~

~~54(023)~~

Grp:

Forfatter: S. M. Jørgensen

Titel:

Kortfattet. Chemi

Bind:

Udgave:

Trykkaar: 1874.

~~Industribiblioteket~~

~~54 (023)~~

TB Gl.

546

DANMARKS
TEKNISKE BIBLIOTEK

H. Borup
exam. polyt.

Kortfattet Chemi

til Brug for Skoler.

Af

Dr. S. M. Jørgensen.

Lektor i Chemi ved Universitetet.

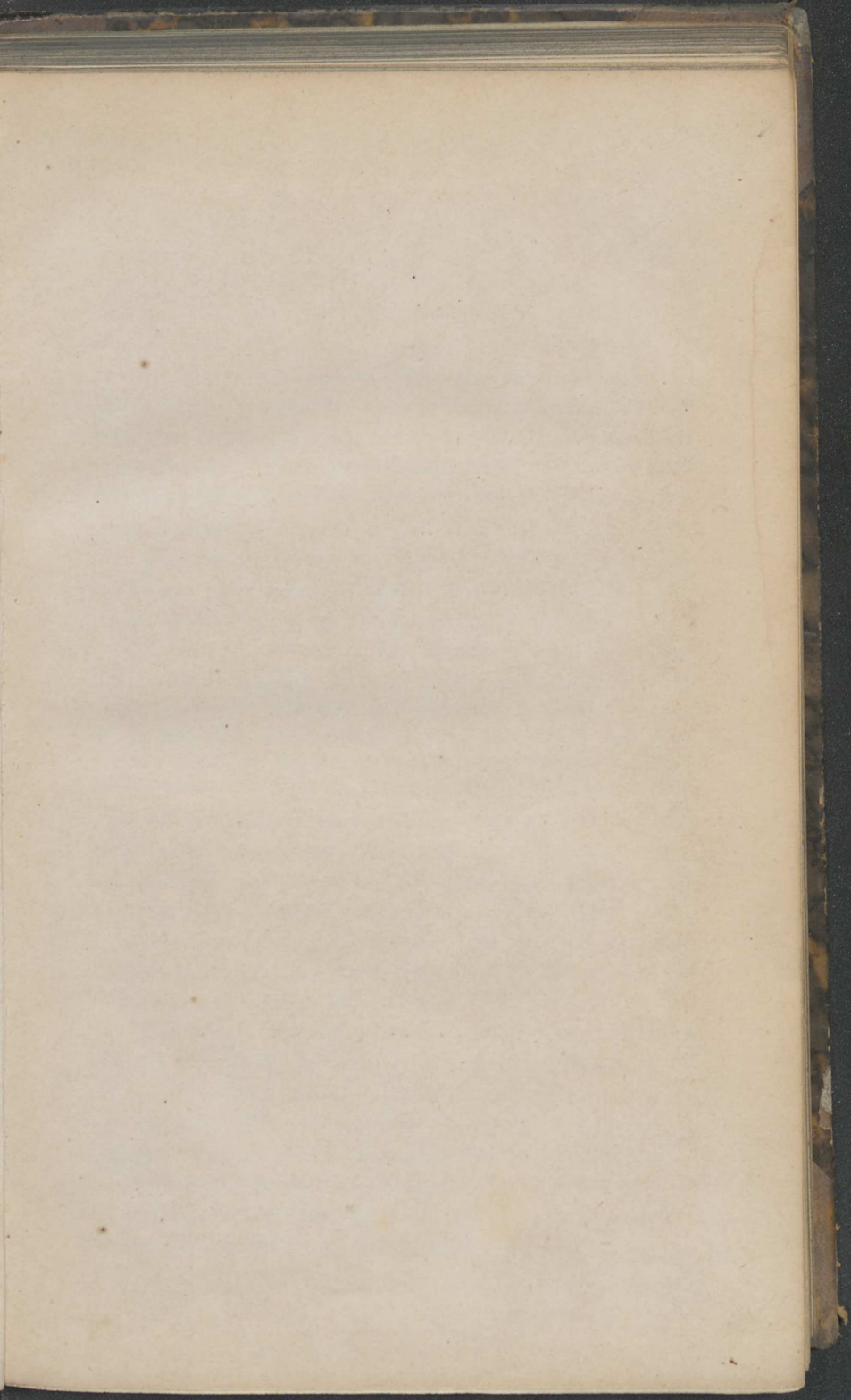
Kjøbenhavn.

G. E. C. Gads Forlag.

Trykt hos J. Jørgensen & Co.

1874.

DANMARKS
TEKNISKE BIBLIOTEK



1. Alt det Legemlige bestaaer enten af sammensatte Stoffer (chemiske Forbindelser) eller af Stoffer, som man hidtil ikke har kunnet adskille i uensartede Bestanddele. Saadanne usammensatte Stoffer kaldes *Grundstoffer*, og af dem ere alle *chemiske Forbindelser* sammensatte.

Chemien er Læren om Grundstofferne og deres Forbindelser, om disse Forbindelsers Sammensætning, Dannelse, Omdannelser og Sønderdeling.

2. Mange *Grundstoffer* kjendes fra det daglige Liv. Jern, Tin, Bly, Zink, Kobber, Kvægsølv, Sølv og Guld, kort alle *Metaller* ere Grundstoffer. Derimod ere de blandede Metaller (Legeringer) naturligvis ikke Grundstoffer: Messing er saaledes en sammensmeltet Blanding af Kobber og Zink, Bronze bestaaer af Kobber og Tin. Foruden Metallerne henhøre til Grundstofferne saadanne Legemer som Kulstof, Svovl, Phosphor og de luftformige Stoffer, hvoraf Atmosfæren og Vandet bestaae. Disse og nogle andre Ikke-metaller sammenfattes under Navnet *Metalloider*. I Alt kjendes 63 Grundstoffer, hvoraf hele den os nærmere bekendte materielle Verden bestaaer. Mange af dem ere dog meget sjældne i den Del af Jordskorpen, vi kjende.

De fleste Grundstoffer ere faste ved sædvanlig Temperatur og Tryk. Flydende ere kun Kvægsølv og et sjældent Stof, Brom. Luftformige ere kun Luftens og Vandets Bestanddele (Ilt, Kvælstof og Brint) og Chlor. Men de fleste faste Grundstoffer kunne smelte og fordampe, de flydende kunne fryse og fordampe, og af de luftformige kan Chlor (men ikke de andre) fortættes til Vædske.

3. Grundstofferne forene sig med hinanden til chemiske Forbindelser. *Den chemiske Forbindelse* maa vel adskilles fra *den mechaniske Blanding*. Den sidste skeer i alle mulige Forhold, og i Blandingen bevares Bestanddelenes ejendommelige Natur. Man kan blande Kobberfilspaan og Svovlpulver i alle Forhold og saa omhyggeligt, man vil: begge Bestanddelene ligge dog kun ved Siden ad hinanden, hvad let iagttages, i alt Fald under Mikroskopet. Men opvarmer man en Blanding af 1 Vægtdeel Svovl og 4 Vægtdele Kobberfilspaan (i et Prøveglas), saa bliver den, længe før den har naaet Glødhede, pludselig glødende, og den dannede graa Masse er nu et ganske andet Legeme, *Svovlkobber*, hvori hverken Kobberets eller Svovlets Egenskaber gjenfindes. Det, der er ejendommeligt for den chemiske Forbindelse, er derfor:

1) at Foreningen skeer i ganske bestemte Vægtforhold, der altid er den samme for den samme Forbindelse;

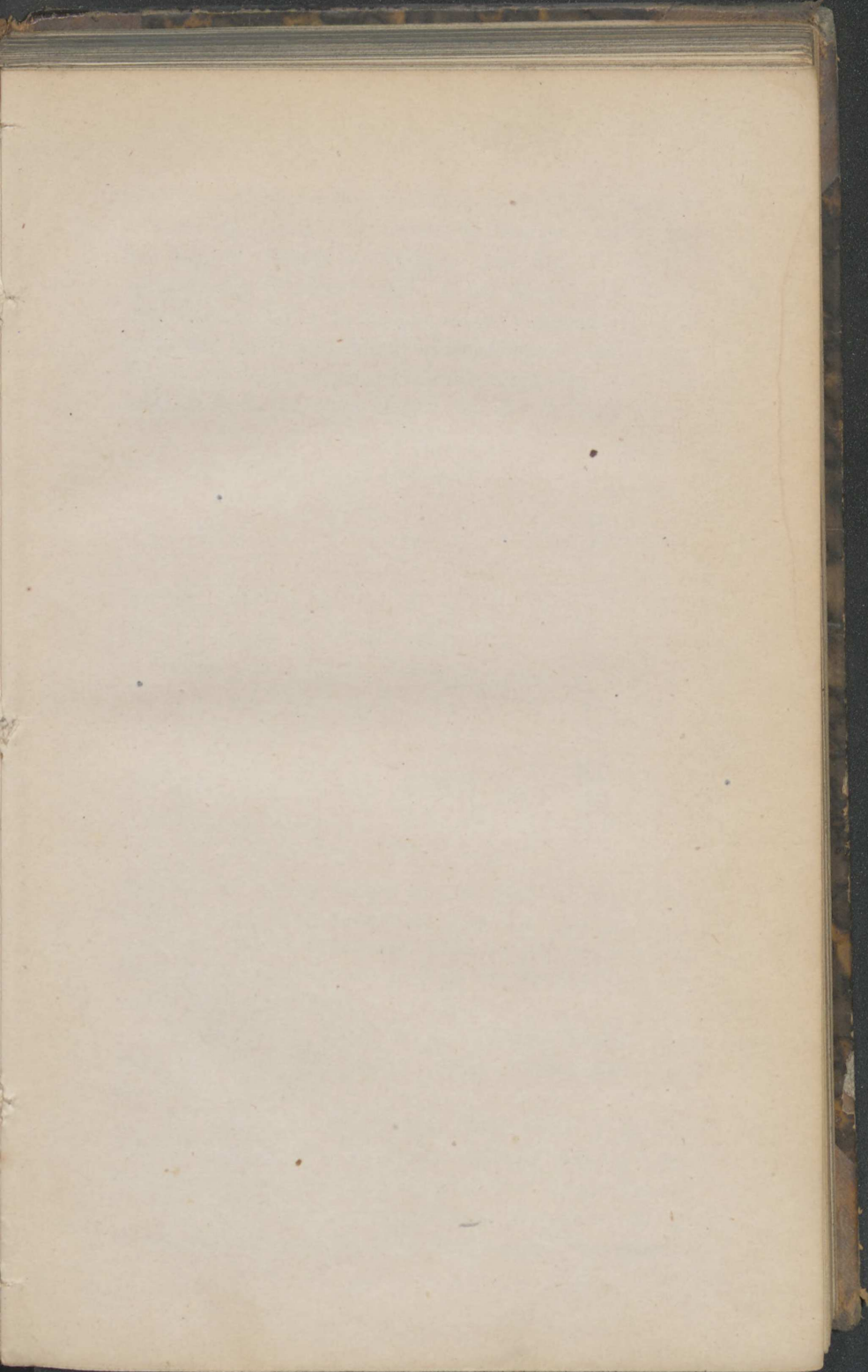
2) at Bestanddelene i den chemiske Forbindelse ganske have tabt de Egenskaber, der udmærke dem i fri Tilstand;

3) at Forbindelsen dannes under et Varmefænomen, som i Reglen er en Varmeudvikling.

Disse Forhold ville blive nærmere udviklede, naar vi først have gjort os bekendte med den vigtigste af alle chemiske Forbindelser, Vandet, og den vigtigste af alle mechaniske Blandinger, den atmosfæriske Luft.

Vandet.

4. Det Vand, der findes i Havet, Søer, Floder eller Kilder, er ikke *chemisk rent*, d. v. s. det indeholder mange Bestanddele, som ikke ere Vand. Ved Opvarmning undviger, længe før Kogepunctet, en vis Mængde Luft, som Vandet holdt opløst; indkoger man Vand til Tørhed, efterlader det en Rest af faste Stoffer. For derfor at faae rent Vand, *destillerer* man det, d. v. s.



man koger det under saadanne Forhold, at man kan fortætte og opsamle de udviklede Dampe. Dette kan i det Mindre skee i et Apparat som Fig. 1. Naturen udfører slig Vanddestillation i det Store, idet der fra alle Vandes og i Luften levende Væseners Overflade bestandig fordamper Vand. Vanddampene samle sig til Skyer, og Regnvandet er derfor temmelig rent Vand, især om Foraaret, naar Luften ved Sne og Regn Vinteren

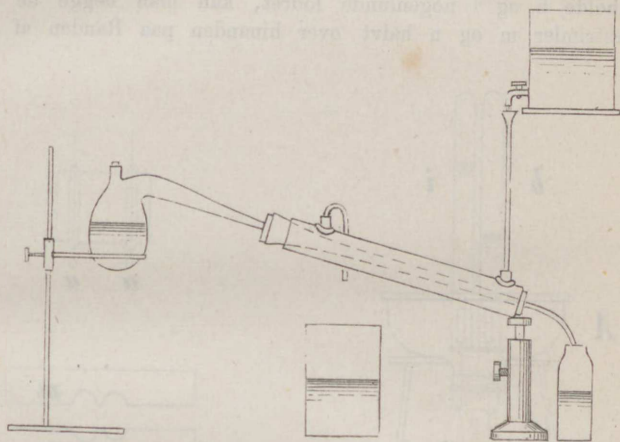


Fig. 1.

igjennem er bleven vasket ren for Støv og andre Urenheder. Ogsaa Is af ferskt Vand giver ved Smeltning næsten rent Vand. Selv Is af Saltvand indeholder kun meget lidt Salt. Naar der i det Følgende er Tale om Vand uden videre, menes altid destilleret.

5. Det rene Vand er en farveløs Vædske uden Lugt og af en flau Smag. Dets fysiske Egenskaber kjendes fra Fysiken.

6. *Vandet er en kemisk Forbindelse af to Luftarter, Ilt og Brint.* Vi kunne adskille Vandet i disse to Luftarter, og vi kunne igjen af dem danne Vand.

7. Til Vandets Sønderdeling anvendes et galvanisk Batteri paa 3 til 4 Bunsenske Elementer og

et Apparat som Fig. 2. I Halsen af den øverste afsprængte Del A af en 5—6" vid Flaske sættes en Kautschukprop med dobbelt Gjennem boring. Herigjennem føres to, ikke for tynde Platintraade, som tildels ere indsmeltede i Glasrør, der nøje passe til Gjennemboringerne. Den ene frie Ende *aa* af Traadene bære Øskner, som sættes i Forbindelse med Poltraadene. Til den anden er loddet Platinplader, som altsaa komme til at danne Polerne. Naar nu A og Prøveglassene *b* og *i* fyldes med Vand, der er gjort surt med Svovlsyre*), og Strømmen sluttet, vil der i *b* og *i* snart samle sig en ikke ringe Mængde Brint og Ilt. For at holde *b* og *i* nogenlunde lodret, kan man lægge de to Træstrimler *m* og *n* halvt over hinanden paa Randen af A.

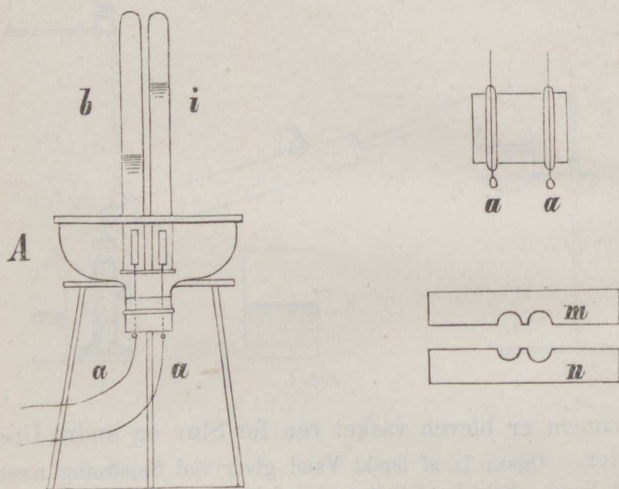
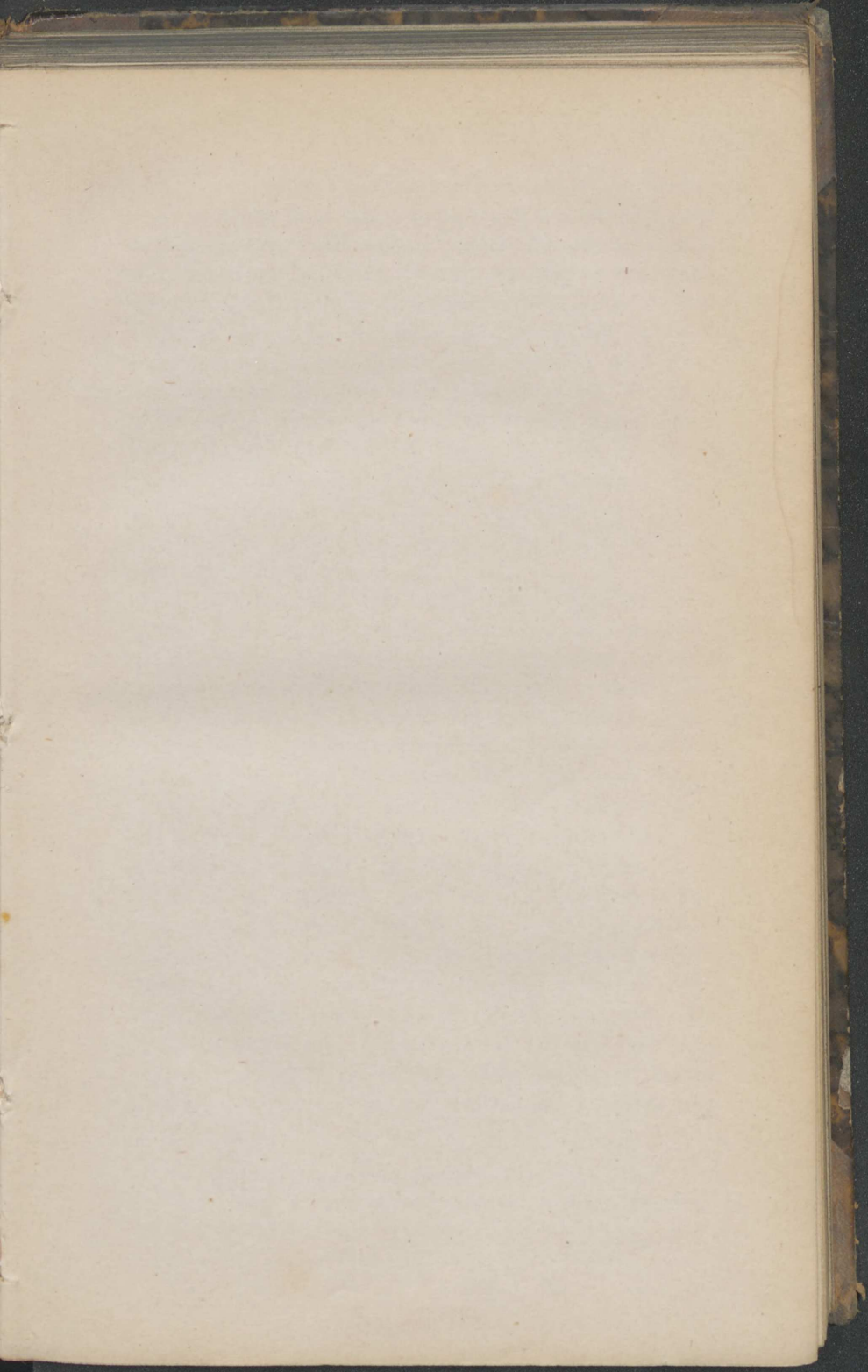


Fig. 2.

Baade ved Zink- og Kulpolen udvikles Luft, men ved Zinkpolen dobbelt saa stort et Rumfang som ved Kulpolen. De saaledes udviklede Luftarter vise sig meget forskellige. Den ved Zinkpolen (*Brint*) er brændbar, den ved Kulpolen (*Ilt*) er ildnærende, saa at en glødende Spaan strax bryder i Flammen deri.

*) Det rene Vand leder nemlig Elektriciteten meget slet.



Vi see her et iøjnefaldende Exempel paa, i hvilken Grad Stofferne tabe deres oprindelige Egenskaber, naar de indgaae i en Forbindelse. Vandet viser sig at bestaae af to farveløse Luftarter, hvoraf den ene er brændbar, den anden ildnærende, Egenskaber, der fjerne sig saa vidt som muligt fra Vandets. Fremdeles see vi, at de i Vand ere forbundne i et saadant Forhold, at 2 Rumfang Brint ere forenede med 1 Rumfang Ilt. Nu vejer et Rf. Ilt 16 Gange mere end samme Rf. Brint (Iltens Vægtfylde er = 16 med Brintens som Enhed); altsaa bestaaer Vandet af 16 Vægtdele Ilt, forbundne med 2 Vægtdele Brint.

Disse to Luftarter ere saa vigtige, at vi maa lære dem nøjere at kjende.

8. *Ilten* udgjør som sagt $\frac{8}{9}$ af Vandets Vægt; den danner desuden en væsenlig Bestanddel af den atmosfæriske Luft; den udgjør næsten Halvdelen af alle mere almindelige Bjergarters Vægt; den findes i næsten alle organiske Legemer*); den er det mest udbredte af alle Grundstoffer. Af den atmosfæriske Luft kan den kun vindes ad Omveje. Metallerne forene sig med Atmosfærens Ilt til de s. k. Metalilte, og enkelte af disse afgive igjen deres Ilt ved simpel Opvarmning. En iøjnefaldende Forening af et Metal med Luftens Ilt, er Dannelsen af Magnesia. Naar Metallet Magnium tændes i en Vinaandsflamme, brænder det videre i Luften til et hvidt, kalklignende Legeme, Magniumilte, Magnesia. Ogsaa de fleste andre Metaller (undtagen de ædle) forene sig direkte med Luftens Ilt (*iltes*), dog i Alm. ikke under Ildfænomener. Saaledes giver Tin ved Smeltning i Luften og Omrøring Tinilte som et graat Pulver. Kobber overtrækker sig ved Ophedning i Luften med

*) Ved *organiske Forbindelser* forstaaes *Kulstofforbindelser*, fordi disse danne den ejendommelige Bestanddel af alle Organismer (Dyr og Planter).

sort Kobberilte. Ogsaa Kvægsølv kan ved meget lang Tids Opvarmning i Luften til omtr. 350° optage Ilt og danne rødt Kvægsølvilte. Jo vanskeligere Metallerne ilte sig, desto lettere tabe Ilterne igjen deres Ilt. Det røde Kvægsølvilte, der dannes saa vanskeligt, sønderdeles derfor let ved Opvarmning i metallisk Kvægsølv og Ilt. Man opvarmer $\frac{1}{3}$ Fingerbøl fuldt rødt Kvægsølvilte i et tørt Prøveglas stærkt over en Vinaandslampe. Det røde Pulver bliver først sort, derpaa spaltes det i Kvægsølv og Ilt. Kvægsølvet afsætter sig som en Dug af Metaldraaber paa Glassets Vægge, og stikker man nu en lang glødende Spaan ned i Glasset, saa bryder den i Flamme. — Ogsaa et naturligt forekommende Ilte, Brunsten (Mangan-Overilte; 151) afgiver en Del af sin Ilt ved stærk Glødning. See ogsaa (144). — Lettest og rigeligst faaes Ilten ved Ophedning af et i Handelen forekommende Salt, chlorsurt Kali, naar man blander det med $\frac{1}{3}$ af dets Vægt af en god, ikke iltelig Varmelede (f. Ex. Brunsten). Begge Dele bør være pulveriserede, Brunstenen bør helst være godt tørret, f. Ex. paa en Kakkellovn. Man kan opvarme Blandingen (20 Grammer chlors. Kali og 6 Gr. Brunsten) i et tørt Prøveglas. Man begynder at varme fra Enden mod Proppen*). Forsøget kan afbrydes naarsomhelst og Røret opbevares tilproppet. Ilten kan opsamles over Vand (fordi den kun i meget ringe Grad indsuges deraf) i det pneu-

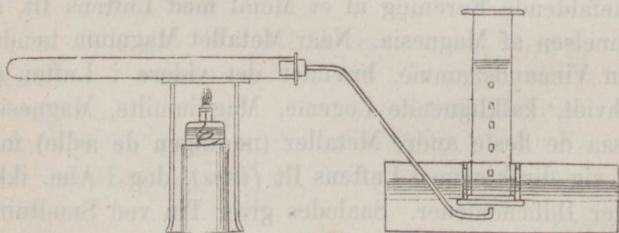


Fig. 3.

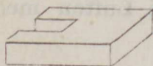
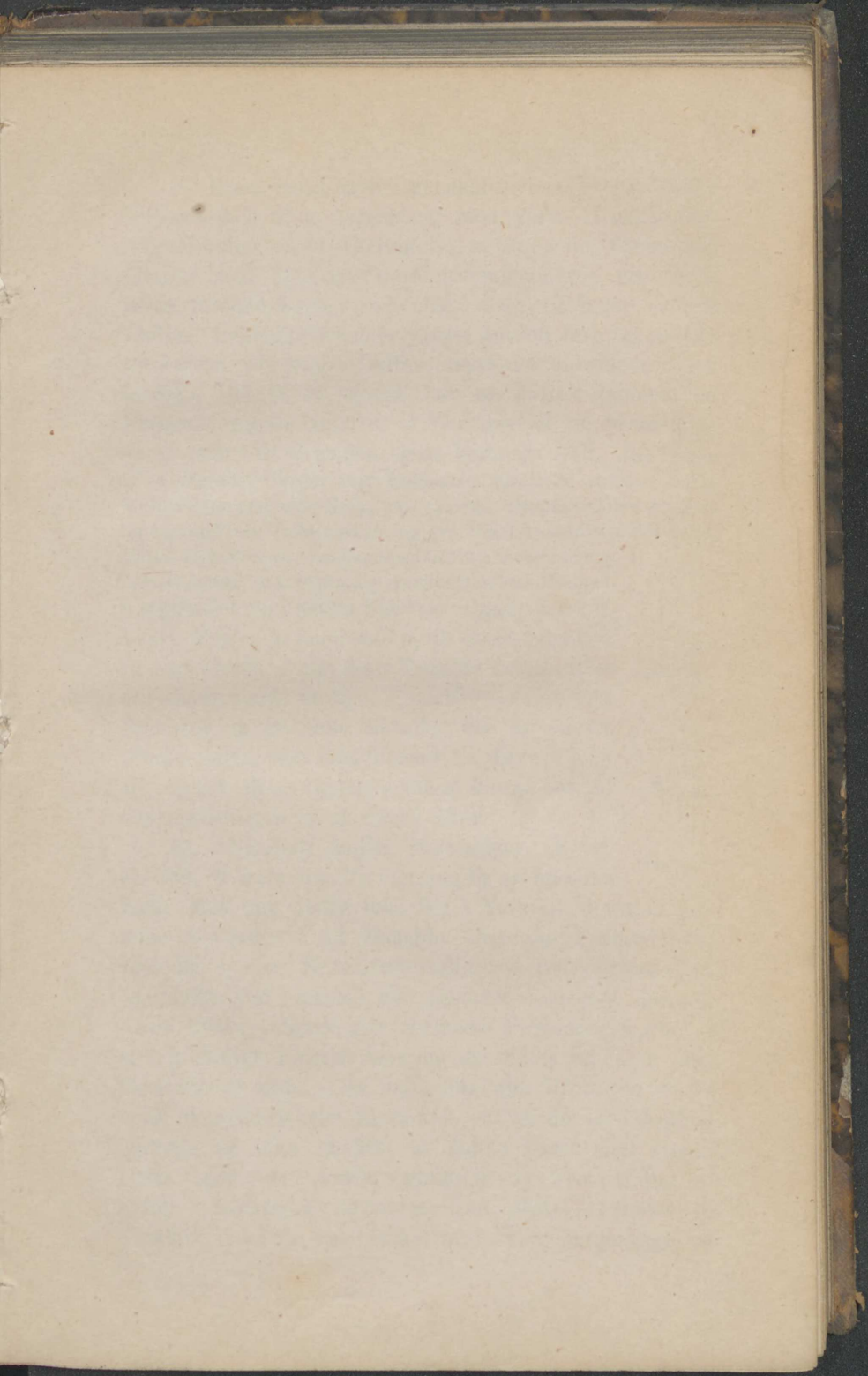


Fig. 3 a.

matiske Apparat. I Mangel af dette kan man bruge et almindeligt Lurfad med flad Bund og en Blyklods af hosstaaende Form.

*) Til Prøveglas anvendes bedst Kautschukpropper.



9. Iltens væsenligste Egenskab er dens overordenlige Tilbøjelighed til at forene sig med andre Grundstoffer. Alle Metaller, med Undtagelse af de ædle, forene sig directe med Ilt, og Foreningsfænomenene ere langt mere fremtrædende, end naar disse Iltninger skee i Luften. Saaledes brænder yderst fintdelt Jern (Apothekerens Ferrum reductum) i Luften, naar det anbringes i den forreste Del af et aabent Rør og pustes gennem en Flamme; ogsaa Gnisten af Flintfyrtøjet er brændende Jern; men i Ilt brænder ogsaa kompakt Jern. Paa Enden af en udglødet Uhrfjer eller fladhamret Jerntraad stikkes et lille Stykke Fyrsvamp eller Kork, som tændes. Derpaa bringes det Hele hurtigt ned i en Flaske med Ilt, og hvis Bund er dækket af lidt Vand. Først vil da Korken eller Svampen brænde med Flamme, derpaa Jernet, som bestandig spruder Gnister. Proppen p lægges løst paa Flaskens Munding. Ogsaa Kulstof, Svovl, Fosfor brænde med langt større Glands i Ilt end i Luft. I alle disse Tilfælde dannes Iltter af vedkommende Stoffer. Chlor (Brom, Jod, Fluor), Kvælstof og de ædle Metaller ere de eneste Grundstoffer, som ikke forener sig direkte med Ilt, og selv disse (undtagen Fluor) kunne dog ad Omveje bringes til at danne Iltter.



Fig. 4.

10. Vandets anden Bestanddel, *Brint*, er, som vi have set (7), ligesom Ilt en farveløs Luft. Men den findes ikke frit i Naturen, derimod foruden i Vandet i en Mængde kemiske Forbindelser; saaledes i vore Brændmaterialier og Belysningsstoffer, og overhovedet i næsten alle organiske Legemer, dernæst i alle Syrer. *Syrer* ere kemiske Forbindelser, der i ere opløselige i Vand, have en sur Smag og farve blaa Plantefarver røde. De indeholde alle Brint, og deres mest karakteristiske Egenskab er, at de med Lethed ombytte al eller en Del af denne Brint med Metal. Dette gjør dem særlig skikkede til Fremstilling af Brint. Sædvanlig anvendes som Metal Strimler af Zinkblik, der i en Flaske med Tilgydningstragt og

Luftudviklingsrør overhældes med svag Svovlsyre*) eller almindelig Saltsyre. Der begynder strax en Luftudvik-

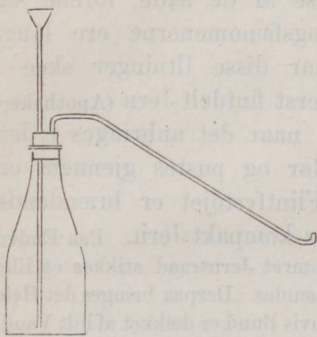


Fig. 5.

ling, som efterhaanden til-
tager, navnlig ved Tilsætning
ef en Draabe Platinchloridopløs-
ning. Zink-Syre-Platin danne
et kraftigt galvanisk Element.
Brinten bør ikke opsamles eller
tændes, før al atmosfærisk Luft
er uddreven, hvilket kjendes paa,
at et Prøveglass fuldt af den ud-
viklede Luft, holdt omvendt over
en Flamme, brænder roligt, uden
pibende Lyd. Brinten kan
opsamles over Vand; Vand

indsuger nemlig kun en meget ringe Mængde Brint.
Vil man samle en større Mængde paa en Gang, kan man i Mangel

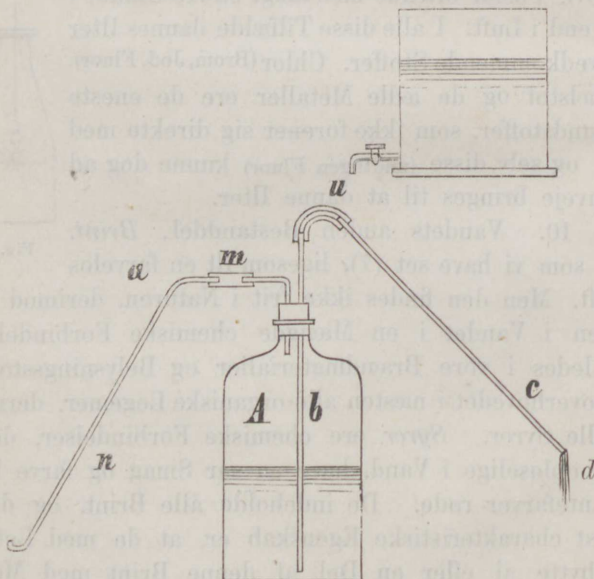
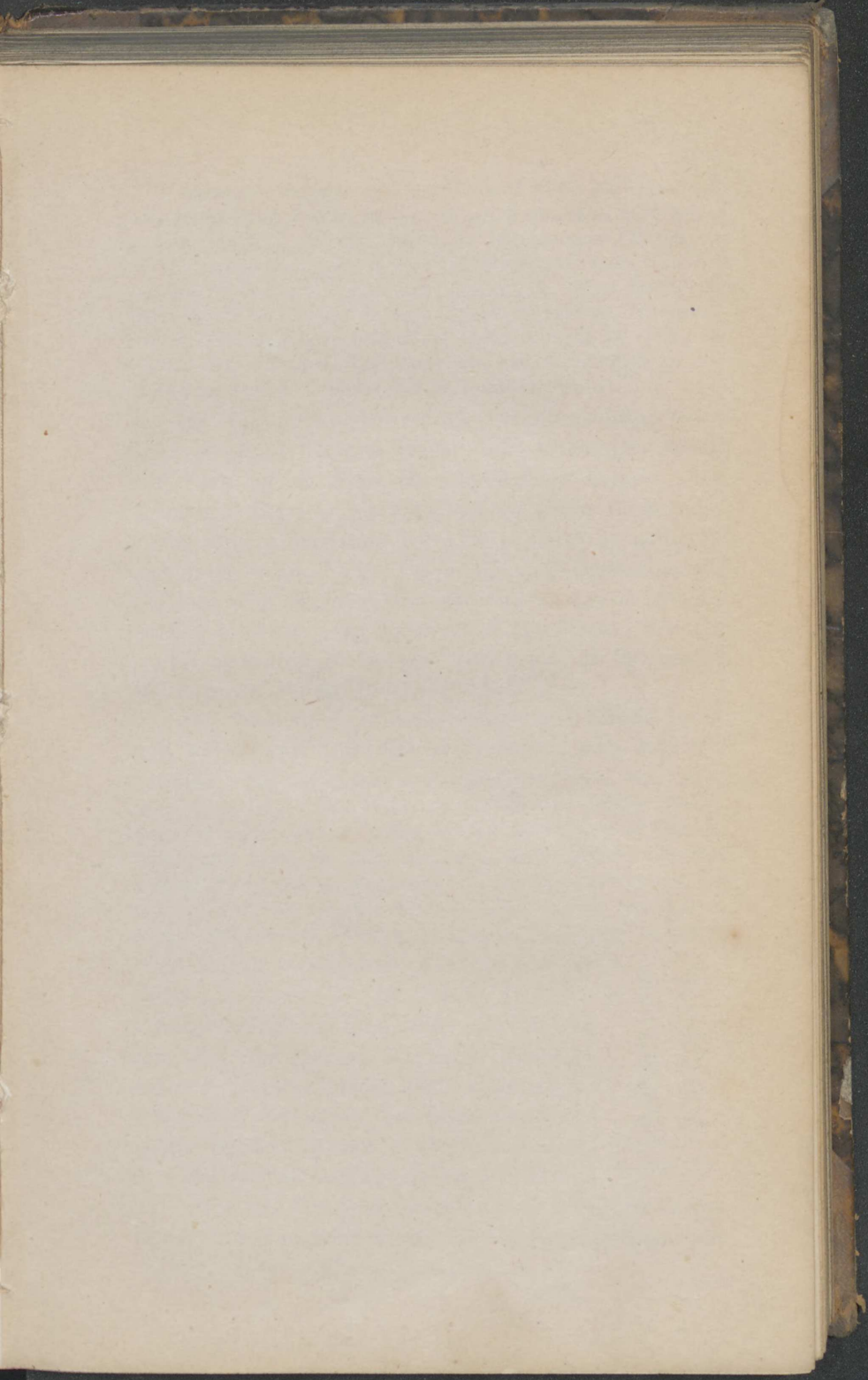


Fig. 6.

*) 1 Vægtdeel Svovlsyre og 8 Vægtdele Vand, tilberedt ved for-
sigtig at hælde Syren i Vandet (ikke omvendt!)



Brinkens Vag Mjöl 11007

af et Gasometer anvende et Apparat som Fig. 6. En med Vand fuldstændig fyldt Flaske sættes ved a i Forbindelse med Brintudviklingsflasken. Brinten fylder da efterhaanden Flasken og driver Vandet ud gennem b u c; Udflydningsaabningen d holdes saaledes, at den er i Højde med Vandet i A. Naar Luftudviklingen hører op, lukkes Kautschukrøret m med en Klemhane, Luftudviklingsapparatet fjernes, og Røret c tages af. Vil man benytte den opsamlede Luft, kan man ved m anbringe et Udviklingsrør som n og forene u med Vandbeholderen v.

11. Ved den i (10) nævnte Brintfremstilling bytte Brint og Metal ligefrem Plads. Før Virkningen havde man Zink og en Syre (der indeholder Brint); efter Virkningen Brint og en Syre, der istedetfor Brint indeholder Zink. Saadanne Syrer, hvis Brint er ombyttet med Metal, kaldes *Salte*. Da nu chemiske Omsætninger i Regelen gaae saaledes for sig, at ensartede Stoffer erstatte hinanden, saa ledes vi af Metallernes Forhold overfor Syrer til at betragte *Brint som et luftformigt Metal* og *Syrer som Brintsalte*.

12. Brint er 14,5 Gange lettere end samme Rumfang atmosfærisk Luft; den er brændbar, men ikke ildnærende. Den kan hældes opad fra et Glas i et andet. Af to aabne Cylinderglas med Brint, hvoraf det ene vender Bunden opad, det andet Bunden nedad, vil det første efter et Øjeblik Forløb kun indeholde Luft, det sidste endnu Brint, som kan tændes. Fører man et lille brændende Lys paa en Jerntraad fra neden op i et omvendt Glas Brint, vil Lyset slukkes, men Brinten brænde ved Glassets Munding. Ligesom Magnium brænder i Luft eller Ilt til Magnesia, saaledes *brænder Brint i Luft eller Ilt til Vand*. Til dette Forsøg maa Brinten først tørres, for at man kan være vis paa, at det Vand, der viser sig ved Forbrændingen, ikke hidrører fra medrevne Vanddampe. Tørringen skeer ved at lade Brinten passere et (helst U formigt) Rør, der er fyldt med et vandsugende Middel (Chlorcalcium, Pimpsten befugtet med stærk Svovlsyre). Tændes nu den gennem et snevert Rør udstrømmende

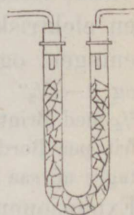


Fig. 7.

Brint, og holdes en kold tør Glasklokke over Flammen, saa vil den dannede Vanddamp fortætte sig paa Klockens Sider som Dug. En saadan Vanddamp iagttages i det Øjeblik man sætter et koldt Lampeglas paa en tændt Lampe, thi alle vore Belysningsstoffer indeholde Brint. Paa ganske lignende Maade brænder Brint i Ilt. Man tænder Brint, der strømmer ud af et Glasrør som *ab*, og sænker det ned i en Flaske med Ilt. (Fig. 8). Flammen er farveløs, men overordenlig hed,

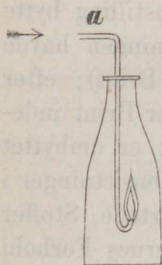
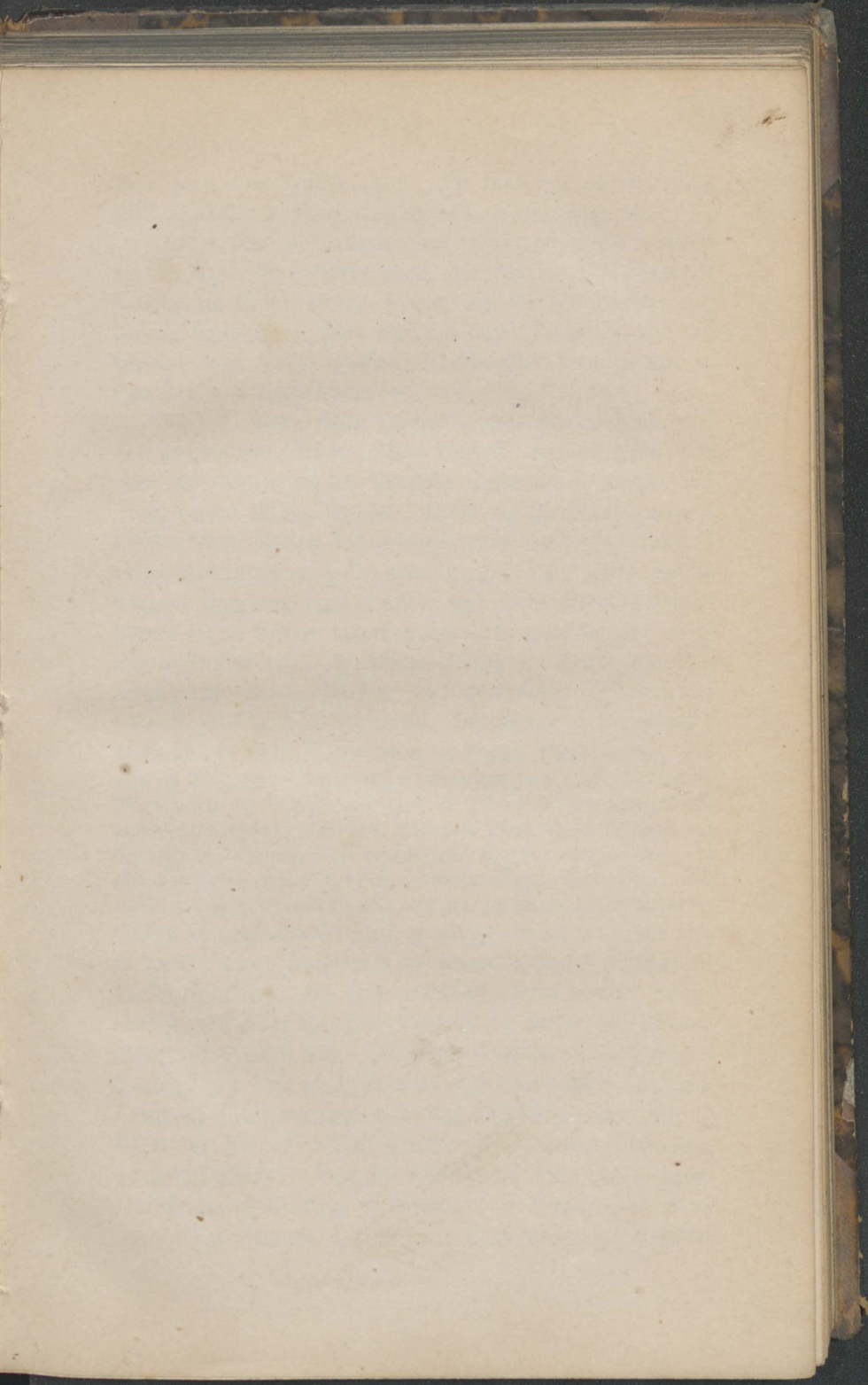


Fig. 8.

saa at man i Ilt-Brintflammen kan smelte yderst tungt smeltelige Stoffer (f. Ex. Platin). Ogsaa den *Varmemængde*, herved udvikles, er meget stor. Ved Forbrænding af 1 Vægtdeel Brint i Ilt udvikles 34400 Varmeenheder, d. v. s. med den ved Forbrænding af 1 Vægtdeel Brint udviklede Varmemængde kunne 34400 Vægtdele Vand opvarmes 1° , eller (hvad der er det Samme) 344 Vægtdele Vand opvarmes

fra 0° til Kogepunktet. Den betydelige Mængde Varme, Brint og Ilt udvikle ved deres Forbindelse til Vand, faaer man bedst et Begreb om ved at lade Foreningen af en større Mængde Brint og Ilt skee paa en Gang. En Blanding af 2 Rumfang Brint og 1 Rumfang Ilt (7), den s. k. *Knaldluft*, forener sig ikke ved almindelig Temperatur. En saadan mechanisk Blanding indeholder Vandets Bestanddele i de rette Forhold, men er ikke Vand; først naar man antænder Blandingen, eller lader en elektrisk Gnist slaae igjennem den, foregaaer Foreningen, og det med en voldsom Explosion. Et 6—8" højt og $1-1\frac{1}{2}$ " vidt Cylinderglas fyldes over Vand, $\frac{1}{3}$ med Ilt, $\frac{2}{3}$ med Brint, lukkes med en Glasplade under Vandet og stilles frit paa Bordet. Tændes nu Blandingen i det Øjeblik, Pladen tages af, saa skeer Forbindelsen med et Knald som et Pistolskud. Explosionen hidrører fra, at den dannede Vanddamp ved den stærke Varme udvides overordenligt, og naar den nu igjen fortætter sig til et flere Tusinde Gange mindre Rumfang, saa styrter Luften ind i det tomme



Rum med stor Voldsomhed. En Blanding af Brint og Luft exploderer ogsaa (sml. Brintens Fremstilling, 10).

Ilt er ikke det eneste Stof, hvormed Brint forener sig direkte. Med Chlor skeer det Samme (65). Ogsaa Kulstof og Brint kunne forene sig direkte til en luftformig Kulbrinte. Men ellers forener Brint sig kun ad Omveje med andre Stoffer. Af Metaller kjendes saa at sige ingen Brintforbindelser.

13. Vi have skilt Vandet i dets Bestanddele ved den galvaniske Strøm. Men Vandets Sønderdeling kan skee paa mange andre Maader. Allerede en meget høi Temperatur skiller Vandet i Brint og Ilt. Hædes smeltet Platin i Vand, udvikles Knaldluft, som strax exploderer. Lettest skeer Adskillelsen, naar man bringer Vand eller Vanddamp i Berøring med Stoffer, der have stærk Tilbøjelighed til at forene sig med en af Bestanddelene. Saa-danne Stoffer ere: 1) *Mange Metaller*. Nogle Metaller sønderdele Vand allerede ved sædvanlig Temperatur, saaledes Natrium, et let Metal, der udgjør en Bestanddel af Soda og Salt. Man vikler et Stykke Natrium, saa stort som en Ært, og vel aftørret i Filtrepapir, ind i et lille Stykke Filtrepapir og bringer det med en Pincet meget hurtigt ind under et omvendt Cylinderglas, fyldt med Vand, hvori det stiger op. Cylinderglasset staaer i det pneumatiske Apparat eller endnu bedre paa den i (8) omtalte Blyklods, med Munden under Vand. Der vil da skee en livlig Luftudvikling, tilsidst maaskee en lille Explosion (160*). Den udviklede Luft er Brint, hvad let vises ved at tænde den. Natriumet er blevet opløst i Vandet til en Forbindelse, der har meddelt dette andre Egen-skaber, en skarp Smag og Evne til at farve røde Plan-tefarver blaa (sml. 10). Afdampes Vædsken, faaes denne Forbindelse som en hvid Rest, der indeholder Natrium, Brint og Ilt, men som selv ved Glødning ikke afgiver Brint og Ilt i Form af Vand. Den kaldes sædvanlig „Natronhydrat“. Den er sammensat som Vand, hvori Halvdelen af Brinten er erstattet af Metal, eller hvad der er det Samme, i denne nye Forbindelse er Metallet

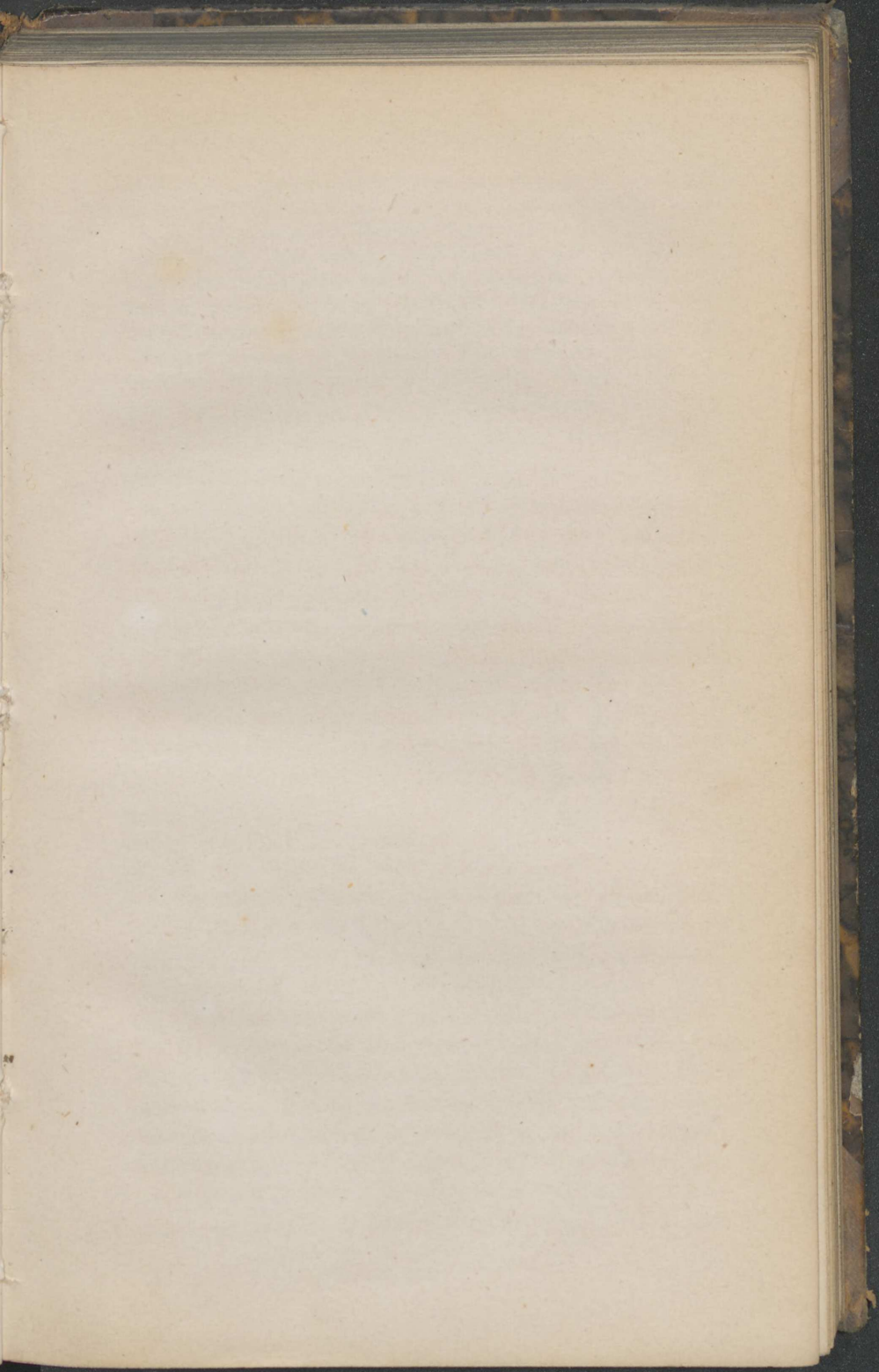
forenet med 1 Vægtdeel Brint og 16 Vægtdele Ilt (sml. 7). Dette nye Ilte af Brint (der iøvrigt ogsaa kjendes i fri Tilstand) kaldes *Hydroxyl**), og saadanne Forbindelser af Metal med Hydroxyl som den nysnævnte Natriumforbindelse kaldes *Baser*. De ere i Modsætning til Syrerne i Alm. uopløselige i Vand. De faa opløselige farve røde Plante-farver blaa. — Kun de Metaller, der, som Natrium, danne opløselige Baser, sønderdele Vand ved almindelig Temp.; i Reglen skeer Vandets Adskillelse ved Metaller først i Glødhede. Her uddrives da sædvanlig al Brint af den Mængde Vand, der sønderdeles, og der dannes samtidig et Metalilte. Glødes Jernfilspaan eller Claverstrænge i Vanddamp, dannes saaledes et Jernilte og Brint. — 2) Paa lignende Maade sønderdeles Vanddamp af glødende *Kul*, saaledes at der frigjøres Brint og dannes Kulilte (27). — 3) Medens Metaller eller Kulstof forene sig med Vandets Ilt, saa forener *Chlor* (sml. 12) sig med Brinten og frigjør Ilten. Dette finder Sted ved en Temperatur, der ligger noget over Vandets Kogepunkt, og ligeledes i Sollys (Chlorvand, 65). Herved dannes Chlorbrinte, en Luftart, hvis Opløsning i Vand kaldes Saltsyre.

14. Da Vand baade indeholder Brint, der med Lethed kan erstattes af Metal (sml. 10), og da det ifølge (13) maa opfattes som Brintens Hydroxylforbindelse, men Brint ifølge (11) selv er et Metal, saa kan *Vand optræde baade som Syre og som Base*.

15. Vi have dannet Vand direkte af Ilt og Brint. Men denne vigtige Forbindelse opstaaer paa flere andre Maader, som spille en betydelig Rolle mellem de chemiske Processer. De vigtigste ere:

1) *Mange Metaliltes afløses (reduceres) til Metal*, naar de ophedes i Brint, idet denne forener sig med Metalilternes Ilt til Vand. Leder man en Strøm af tør

*) Brintens latinske Navn er Hydrogenium, Iltens Oxygenium.



Brint ind i et Prøveglas (Fig. 9), paa hvis Bund (ved a) man har anbragt lidt sort Kobberilte, saa gaaer Brinten uforandret igjennem og kan, naar al atmosfærisk Luft er uddreven (sml. 10 og 11), tændes ved b. Men saasnart man varmer a med en Vinaandslampe, slukkes Flammen ved b, som Tegn paa, at Brinten nu faaer en anden Anvendelse. Kobberiltet bliver glødende og er snart forvandlet til rødt Kobber, medens der samtidig samler sig store Vanddraaber ved c, ligesom Brintstrømmen tydelig nok fører Strømme af Vanddamp med gjennem b. Nogle Iltter afgive kun en Del af Ilten, idet der dannes et lavere Ilte, d. v. s. et saadant, som paa samme Mængde Metal indeholder en mindre Mængde Ilt.

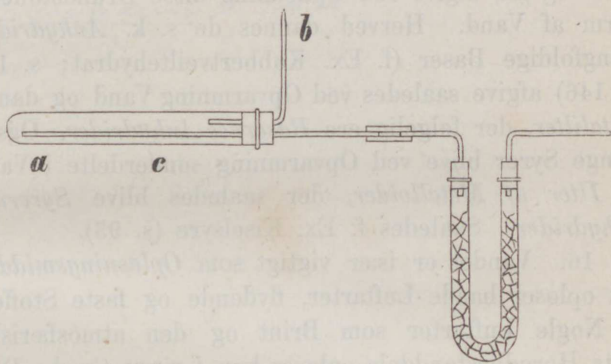


Fig. 9.

2) *Næsten alle Metalilter danne med Syrer Vand og et Metalsalt*, idet Syrens Brint og Metaliltets Ilt forene sig til Vand, medens Metallet indtager Brintens Plads i Syren. Opvarmes sort Kobberilte med Saltsyre (Chlorbrinte), dannes Vand og en grøn Opløsning af Chlorkobber.

3) *Baser og Syrer forene sig til Salte under Udskillelse af Vand*, idet Basens Hydroxyl og Syrens Brint forene sig. I Alm. foregaaer denne Virkning under saadanne Forhold, hvor man ikke let kan iagttage Vandets Dannelse, idet enten Syren eller Basen eller begge ere opløste i Vand, men Dannelsen af Saltet iagttages let nok, idet de opløselige Baser farve røde

Plantefarver blaa, opløselige Syrer blaa Plantefarver røde, medens Saltene i Alm. ikke forandre hverken de røde eller blaa Plantefarver*). Sætter man til en Opløsning af den i (13) fremstillede Base, som farver Lakmuspapir stærkt blaat, svag Saltsyre, indtil blaat Lakmuspapir netop farves svagt rødt, og afdamper Opløsningen til Tørhed, saa faaes et hvidt Salt, af tydelig salt Smag, tilbage. Det er almindeligt Kogsalt; dette indeholder hverken Ilt eller Brint, idet Saltsyrens Brint med Basens Hydroxyl har dannet Vand. Natrium-Hydroxyl + Chlor-Brinte give Brint-Hydroxyl (3: Vand) + Chlor-Natrium (Kogsalt).

4) Mange Forbindelser, der samtidig indeholde Brint og Ilt, afgive ved Ophedning disse Grundstoffer i Form af Vand. Herved dannes de s. k. *Anhydrider*. Mangfoldige Baser (f. Ex. Kobberveiltehydrat; s. 145 og 146) afgive saaledes ved Opvarmning Vand og danne *Metalitter*, der følgelig ere *Basernes Anhydrider*. Ogsaa mange Syrer blive ved Opvarmning sønderdelte i Vand og *Ilt af Metalloider*, der saaledes blive *Syrernes Anhydrider*. Saaledes f. Ex. Kiselsyre (s. 93).

16. Vandet er især vigtigt som *Opløsningsmiddel*. Det opløser baade Luftarter, flydende og faste Stoffer. — Nogle Luftarter som Brint og den atmosfæriske Lufts Hovedbestanddele opløses kun i ringe Grad. Dog beroer alt dyrisk Liv i Vandet paa den Mængde Ilt, dette holder opløst (20, 22). Af andre Luftarter som Chlorbrinte (12) opløser et Rumfang Vand flere Hundrede Rumfang. Jo højere Temperatur Vandet har, desto mindre er dets Opløsningsevne for Luftarter; disse kunne derfor ved Kogning uddrives af deres Opløsninger i Vand; undertiden dog ikke f. Ex. netop

*) Man udtrykker dette saaledes, at Syrerne „reagere“ surt, Baserne alkalisk og Saltene neutralt, og man prøver disse Reaktioner ved rødt og blaat Lakmuspapir, som er gennemtrængt med en Opløsning af den blaa Plantefarve, Lakmus, i Vand, eller med en Opløsning deraf, der er farvet rød med en svag Syre.

Trideling of Lubydids:
Syncaulydids Le P. de 68
2 Baccantylidids Le P. de 68

Chlorbrinte. Luftarter, der kunne fortættes til Vædsker, opløses let, Luftarter, der ikke kunne fortættes, vanskeligt. — De Legemer, der ved almindelig Temperatur ere flydende, ere forholdsvis faa. Naar de ere opløselige i Vand, kunne de ofte blandes dermed i alle Forhold, saaledes mange Syrer. — En stor Mængde faste Legemer opløses af Vand, men Opløseligheden er meget forskjellig; nogle ere næsten uopløselige, f. Ex. Gips, af andre kan en given Mængde Vand opløse flere Gange sin egen Vægt, f. Ex. Sukker. I Reglen stiger faste Legemers Opløselighed med Vandets Temperatur, dog gives der Undtagelser fra denne Regel (sml. 115). — Vandets Vigtighed som Opløsningsmiddel fremgaaer noksom deraf, at hverken Planter eller Dyr kunne forarbejde deres Næringsmidler til Dele af deres Legeme, uden at Næringsmidlerne ere i flydende Tilstand, og Opløsningsmidlet er da altid Vand. At Regnvandet er destilleret Vand, spiller en stor Rolle med Hensyn til dets Evne til at opløse de mineralske Bestanddele, det tilfører Planterne. Vandets store mekaniske Virkning ved Bjergarternes Forvittring, Jordbundens Dannelse og Udjævnningen af Terrainforholdene kan her kun antydes.

17. Salte, Syrer og Baser (især Salte), som ere opløselige i Vand, udskille sig ved Afkøling eller delvis Fordampning af Vandet (Inddampning) igjen, og da hyppigt i ejendommelige regelmæssige Former, der ere begrænsede af plane Flader (*Krystaller*). Meget ofte optage de samtidig en bestemt Vand (*Krystalvand*), der i Reglen er afhængig af Temperaturen (større ved lavere, mindre ved højere Temperatur), og som udøver en mærkelig Indflydelse paa Krystalformen. Hyppig tabe de ved Henliggen en Del af dette Vand og kunne derved *forvitte*, d. v. s. falde hen til et Pulver (f. Ex. Soda). Paa den anden Side gives der mange faste Stoffer, der tiltrække Vand med saadan Begjærighed,

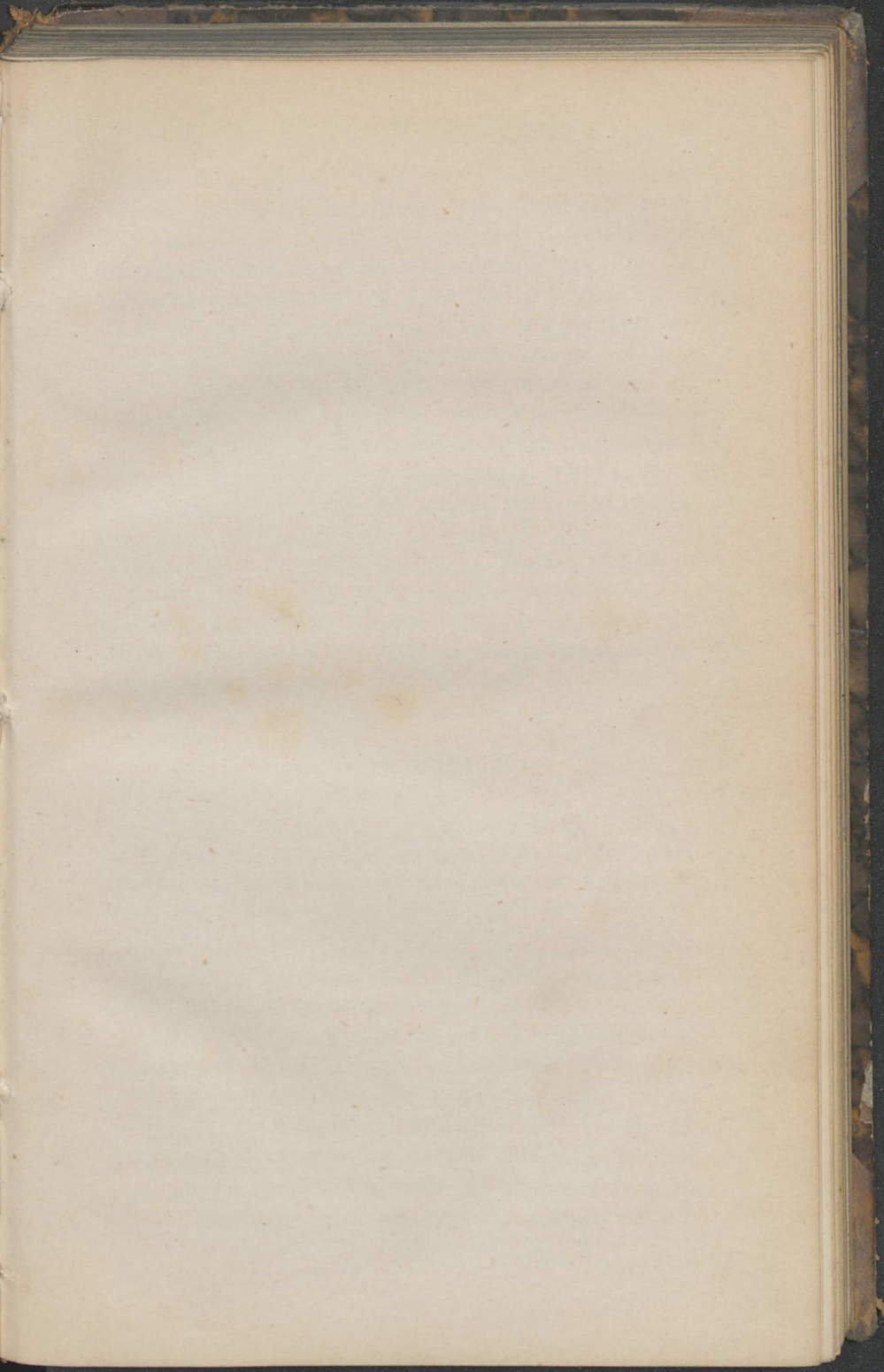
at de blot ved at ligge hen i Luften, der jo altid indeholder Vanddampe, *flyde hen* (f. Ex. Chlorcalcium).

Luften.

18. Den Luft, der i et Lag af mindst 10 Miles Tykkelse omgiver vor Jord, er ikke noget Grundstof, heller ikke nogen chemisk Forbindelse, men en Blanding af omtr. 21 Rf. Ilt og 79 Rf. Kvælstof; desuden indeholder den vexlende Mængde af Vanddamp og en ringe, men yderst vigtig Mængde Kulsyre, den samme Luftart, der dannes ved Kulstofs Forbrænding i Ilt (9).

19. Luften udøver samme Middeltryk som en Kvægsølv sølje paa 760 Millimetres Høide. Ved Opvarmning udvider den sig for hver Grad Celsius meget nær $\frac{1}{273}$ af sit Rumfang. Det samme er Tilfældet med alle fuldkomne Luftarter. — Sammentrykkes Luften, formindskes dens Rumfang i samme Forhold som Trykket forøges; aftager Trykket, forstørres dens Rumfang i samme Forhold som Trykket formindskes. Denne Lov gjælder ligeledes for alle fuldkomne Luftarter. — Luftens Vægtfylde er ved 0° og 760 Millimeters Barometerstand meget nær 770 Gange mindre end Vandets, 14,5 Gange større end Brintens under samme Omstændigheder.

20. Ilt og Kvælstof ere i Luften ikke chemisk forbundne. Blander man disse to Luftarter i det Forhold, hvori de findes i Luften, saa dannes uden noget som helst Varmefænomen (sml. 3) en Blanding, der har Luftens Egenskaber. Tilmed er det en almindelig Lov, at Luftarter forene sig i simple Rumforhold, men 79:21 er intet simpelt Forhold. Naar Luftarter forene sig til en chemisk Forbindelse, skeer der fremdeles næsten altid en Sammentrækning, saa at Forbindelsens Rumfang i Dampform er mindre end Bestanddelenes. Saaledes forene 2 Rumfang Brint sig med 1 Rf. Ilt til 2 Rf. Vanddamp (54). Kun naar ligestore Rf. af to Luftarter forene sig, bliver Rumfanget ogsaa efter For-



eningen ikke sjeldent uforandret, men Bestanddelene have da som sædvanligt ganske tabt deres oprindelige Egenskaber. I Luften ere derimod Bestanddelenes Egenskaber kun forsaavidt forandrede, som Ilten er fortyndet med Kvælstof og dette med Ilt. Endelig er den Luft, som Vandet indsuger ved længere Tids Berøring med Atmosfæren, ingenlunde sammensat som denne, men Ilt og Kvælstof indtages hver for sig. Medens alm. Luft indeholder henved 4 Rf. Kvælstof paa et Rumfang Ilt, indeholder den af Vandet ind sugede Luft, der kan uddrives ved Opvarmning, ikke engang 2 Rf. Kvælstof paa 1 Rf. Ilt, noget, der er af største Betydning for Vanddyrenes Liv (sml. 16; 22).

21. Det er vanskeligt at sige, hvilken af Luftens 4 Bestanddele der er den vigtigste; de spille alle en betydningsfuld Rolle i Naturen, idet de alle ere nødvendige Betingelser for Planternes og Dyrenes Liv. I Gjennemsnit indeholder 100 Rf. Luft:

78,49 Rf. Kvælstof,
20,63 „ Ilt,
0,84 „ Vanddamp,
0,04 „ Kulsyre.

Vanddampenes Mængde kan findes ved at lede et bekjendt Rf. Luft gennem et Rør med et vandsugende Stof (12) og veje dette før og efter Forsøget; Kulsyren bestemmes paa lignende Maade. Iltmængden har man fundet ved at lede tør og kulsyrefri Luft gennem et iforveien vejjet, glødende Rør med rene Kobberspaaner; disse optage al Ilten (8) og tiltage derved i Vægt. Den Luft, der har passeret Kobberet, er rent Kvælstof, som kan opsamles i en lufttom Glasballon og vejes.

22. *Kulsyre* er en farveløs Luft, der kan faaes ved at forbrænde Kul i Ilt. Det er en chemisk Forbindelse af 3 Vægtdele Kulstof med 8 Vd. Ilt. Den dannes samtidig med Vand ved alle de i det daglige Liv forekommende *Forbrændinger*; thi alle vore Brændematerialier og Belysningsstoffer indeholde Kulstof og Brint. Den dannes ligeledes ved den langsomme For-

brænding, hvorved Blodet iltes, og som er Kilden til den dyriske Varme. Ved *Aandedraget* optager Blodet Ilt i Lungerne og fører den ud i Legemet, hvor Blodets kulstofholdige Bestanddele forbrændes til Kulsyre, som derfor findes i den udaandede Luft. Naar Plante- og Dyrestoffer forraadne (183), dannes ligeledes Kulsyre ved en langsom Forbrænding, der navnlig i stor Maalestok finder Sted i Agerjorden (*Formuldrning*), og paa mange Steder strømmer denne Luftart frem af Jorden. Den udmærker sig ved sin høje Vægtfylde (22 Gange større end Brintens, $1\frac{1}{2}$ Gang større end Luftens), og ved ikke at kunne underholde Forbrænding eller Aandedrag. Den kan derfor hældes fra et Kar i et andet, ja trækkes over med en Hævert som den i Fig. 16; et Glas, der overfyldes med Kulsyre, flyder over. Alt dette kan vises ved, at Kulsyre slukker et brændende Lys. Den har en syrlig Lugt og

Smag og kjendes let paa, at den med Kalk danner en hvid, uopløselig Forbindelse (kulsur Kalk, Calciumcarbonat; sml. 23). Naar man ryster Kalkvand (en klar Opløsning af Kalk i Vand) med Kulsyre eller aander deri, dannes et hvidt Bundfald.

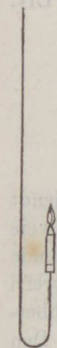
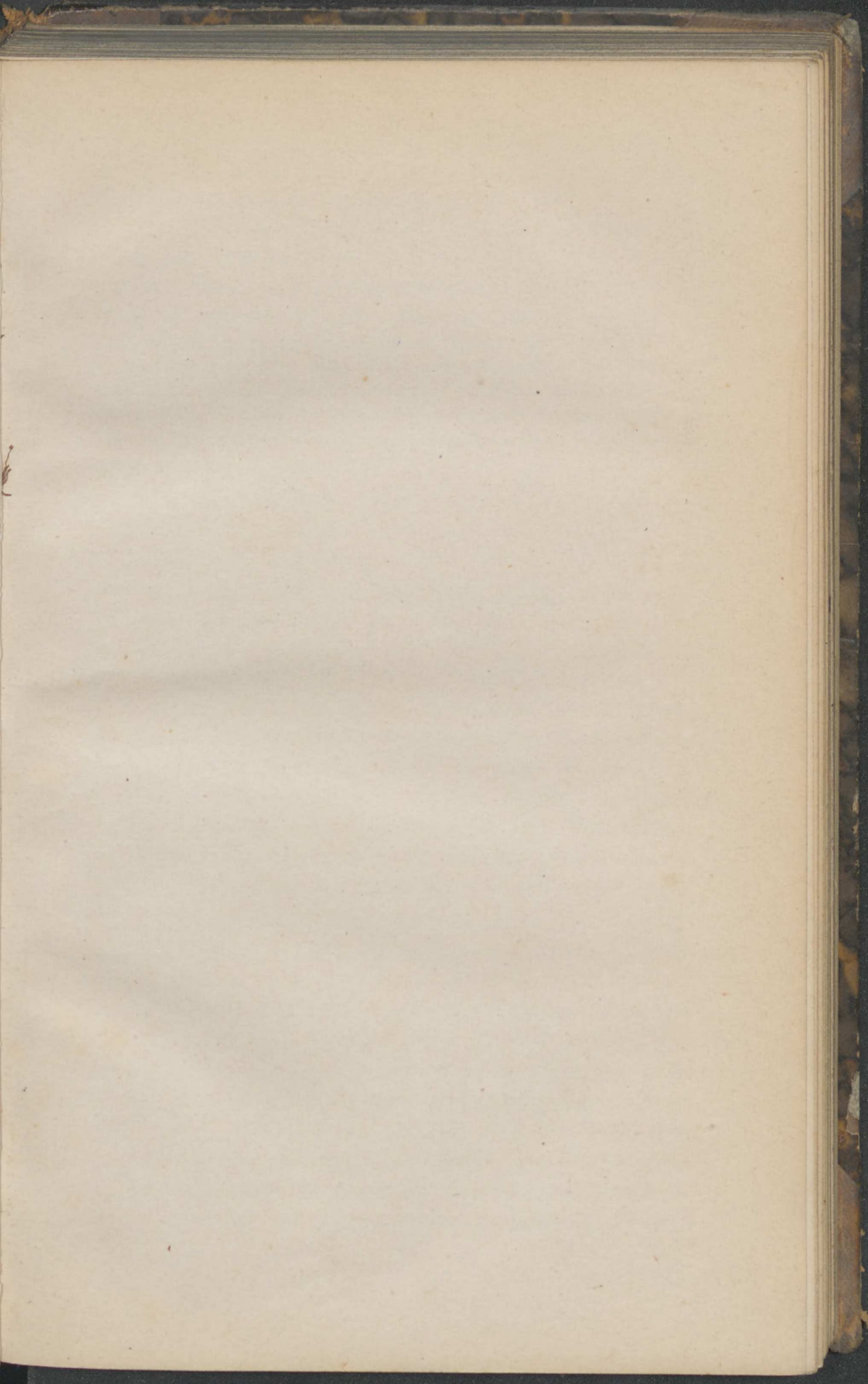


Fig. 10.

23. Kulsyre er ikke nogen Syre, thi den indeholder ikke Brint; den er et Anhydrid (15) af den egenlige Kulsyre, hvoraf ikke faa Salte (altsaa Forbindelser, hvori Syrens Brint er erstattet af Metal) forekomme i stor Mængde i Naturen. De kaldes *kulsure Salte* eller *Carbonater*. Saadanne ere f. Ex. Marmor og Kridt, der begge ere Calciumcarbonat. Behandles derfor Marmor med en Syre, saa bytte Syrens Brint og det kulsure Salts Metal Plads, og det kan antages, at der er et Øieblik, hvori den egenlige Kulsyre dannes, men den spaltes strax i Vand og Luftarten Kulsyreanhydrid, som vi dog ville kalde Kulsyre, fordi dette er det gængse Navn. Kulsyren fremstilles simplest ved at bringe Marmorstykker og Vand i en Flaske med Tilgydningstragt og Udviklingsrør (Fig. 5), og lidt efter lidt tilsætte stærk Saltsyre.



Den opsamles ved at ledes ned i et højt Glas, hvoraf den da paa Grund af sin betydelige Vægtfylde fortrænger Luften.

24. Kulsyren kan ved højt Tryk og lav Temperatur faaes som Vædske, ja endog i fast Form. Den er opløselig i Vand. 1 Rf. Vand opløser ved alm. Temperatur omtr. sit lige Rf. Kulsyre. Man leder Kulsyre, om hvilken man har overbevist sig, at den næsten fuldstændig indsuges af Natronlud (altsaa næsten er fri for atmosfærisk Luft), i et Prøveglass med Vand, til dette er halv fortrængt af Kulsyren, sætter Fingeren for Glassets Munding og ryster Kulsyren med Vandet. Aabner man nu igjen Glasset under Vand, vil dette næsten fylde Glasset.

Alt naturligt Vand indeholder derfor Kulsyre, som det optager dels af Luften, dels ved at sive gennem Jordbunden (sml. 22). Kulsyreholdigt Vand opløser flere kulsure Salte, som

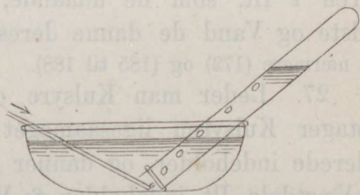


Fig. 11.

ere uopløselige i rent Vand, saaledes kulsur Kalk. Ogsaa ved stærkere (2, 3, 4 Atmosfærers) Tryk opløser Vand sit lige Rf. Kulsyre, men dette har da den 2, 3, 4 dobbelte Vægt (sml. 19). Hæves Trykket, undviger Kulsyren for en stor Del igjen under Brusen (Mousseren). Saadanne under stærkere Tryk dannede Opløsninger af Kulsyre ere mange naturlige Kulsyrethane (Seltersvand), de konstige Mineralvande, der efterligne hine, mange ved Gæring tilvirkede mousserende Drikke (Champagne; Øl).

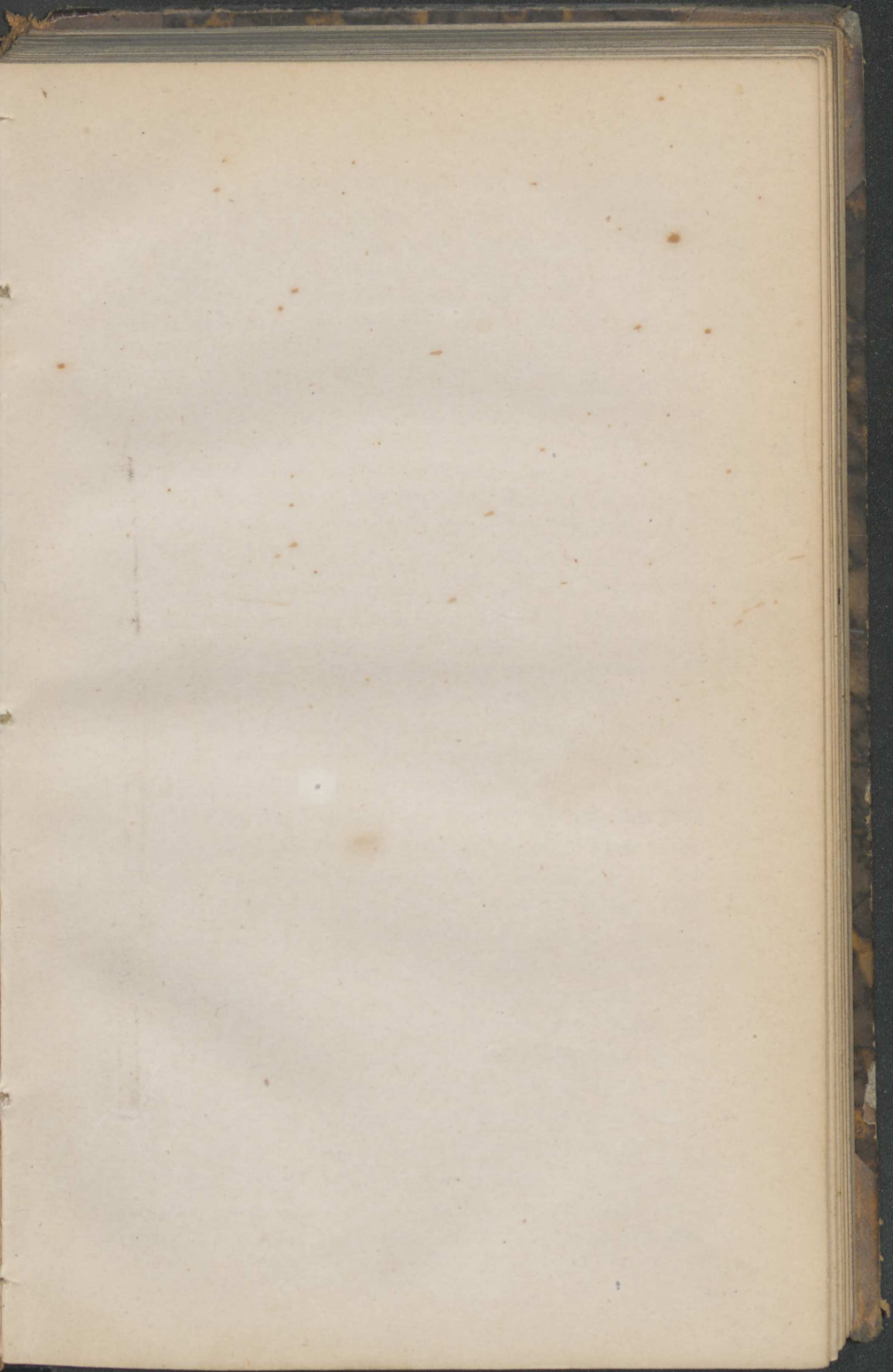
25. Udvikler Kulsyre sig i større Mængde i Kjældere, Brønde eller lign., er det farligt at stige derned, saa meget mere som den paa Grund af sin høje Vægtfylde holder sig længe i den nederste Del (sml. Hundegrotten ved Neapel, Gift dalen paa Java). Den kjendes i saadanne Tilfælde paa, at et brændende Lys slukkes deri. Ogsaa i Værelser, hvor mange Mennesker ere samlede, kan Luftens Kulsyremængde stige til 0,6—0,7 Procent

(sml. 21), hvorved Opholdet deri bliver skadeligt. Tilmed mættes Luften med Fugtighed, hvorved Fordampningen fra Huden hæmmes. Til at raade Bod paa begge Dele tjener Ventilation.

26. Trods de store Mængder Kulsyre, der ved Formuldnngen, Dyrenes Aandedrag, Forbrændinger og Kulsyre-vulkaner tilføres Luften, er dennes Kulsyremængde næsten constant. Thi til den store Tilførsel svarer et ligesaa stort Forbrug. Planterne indaande nemlig Kulsyre og formaae i Sollys at sønderdele Kulsyren i Ilt, som de udaande, og Kulstof, af hvilket sidste og Vand de danne deres organiske Bestanddele. Se nærmere (172) og (185 til 188).

27. Leder man Kulsyre over glødende Kul, saa optager Kulsyren ligesaameget Kulstof til, som den allerede indeholder, og danner *Kulilte*, der følgelig paa 8 Vægtdele Ilt indeholder 6 Vd. Kulstof. Kulilte er ogsaa en farveløs Luftart, men den er brændbar i Luft og Ilt og brænder med blaa Flamme til Kulsyre. I vore Ovne dannes Kulilte ofte, idet den ved Risten dannede Kulsyre passerer et glødende Lag Kul; over dette forbrænder den da. Denne Luftart, der let opstaaer ved ufuldstændig Forbrænding af Brændematerialier, er meget giftig (Kuldampforgiftninger). Sml. Hæmoglobin (184). Opvarmes et Fingerbøl fuldt tør Oxalsyre (den Syre, der giver Skovsyre dens sure Smag) i et Prøveglass med 5—6 Gange saa megen stærk Svovlsyre, saa spaltes Oxalsyren i Kulsyre, Kulilte og Vand. Kulilten kan tændes ved Glassets Munding. Kulilte er et kraftigt Reduktionsmiddel (s. f. Ex. Jernudsmeltning, 162).

28. *Kvælstof* er ligesom Ilt en farveløs Luft uden Lugt og Smag. Det kan ikke fortættes til Vædske, er næsten uopløselig i Vand, ikke brændbar, og nærer ikke Forbrænding eller Aandedrag. Det er yderst uvilligt til at forene sig med andre Stoffer. Dets Vægtfylde er 14 Gange større end Brintens. Kvælstof faaes lettest ved at lade Fosfor brænde i Luft, der er afspærret over Vand. Fosforet forener sig med Ilten til hvide





Dampe af Fosforsyre-Anhydrid (15), som optages af Vandet. Efter Forbrændingen stiger dette og fylder omtrent $\frac{1}{5}$ af den afspærrede Lufts Rum (18; 21).

I en Skaal lægges en firkantet Glasplade, hvorpaa sættes en lille Porcellænskop (der kan svømme paa Vand) med et Stykke mellem Filtrepapir vel aftørret Fosfor (sml. 81), halvt saa stort som en Ært; man hælder Vand i Skaalen, til det staaer lidt over Pladen, tænder Fosforet ved at berøre det med en varm Staaltraad og sætter hurtigt Bærgglasset A derover. I det første Øjeblik trykkes A let ned mod Glaspladen, for at intet af den varme Luft skal undslippe. Saa snart Vandet begynder at stige, hældes mere Vand i Skaalen. Naar Forbrændingen er ophørt og de hvide Dampe forsvundne, ser man, at Vandet er steget betydeligt. Man skyder nu Glasset ind paa Pladen, vender det, hvorved den lille Skaal synker tilbunds og paaviser, at et Lys slukkes i Resten af Luften (og at Vædsken er sur). I ren Tilstand kan Kvælstof faaes ved at lede en langsom Strøm af tør og kulsyre-fri Luft gennem et glødende Rør med rent Kobber (21).

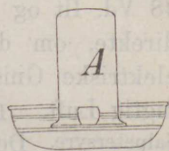


Fig. 12.

29. Det frie Kvælstof har kun Betydning som Fortyndingsmiddel for Ilten, der ublandet vilde virke altfor voldsomt baade ved Aandedræt og Forbrænding. Men i sine Forbindelser spiller det en saare vigtig Rolle ved baade Dyrenes og Planternes Ernæring. Næsten alle dyriske Stoffer (Kjød, Blod, Æggehvite) bestaae af Kvælstofforbindelse; Dyrene optage Kvælstoffet, idet de nære sig af Plantestoffer, og af disse indeholde navnlig Frøene (Korn) meget Kvælstof. Planterne kunne ikke optage Luftens frie Kvælstof; men gennem Rødderne indsuge de Kvælstofforbindelser af Jordbunden; denne indeholder nemlig altid en kvælstofholdig Syre, *Salpetersyre*, og et andet kvælstofholdigt Legeme, *Ammoniak*. Baade Salpetersyre- og Ammoniakforbindelser kunne tjene til Plantens Ernæring; men i Alm. synes Ammoniakforbin-

delserne først at maatte omdannes til Salpetersyreforbindelser, før Planten optager dem. Kun nogle Bælleplanter kunne optage Ammoniakforbindelser gennem Bladenes Spaltaabninger.

30. *Salpetersyre* bestaaer af 14 Vægtdele Kvælstof, 48 Vd. Ilt og 1 Vd. Brint. Den kan vanskelig dannes direkte, om den end opstaaer i ringe Mængde, naar elektriske Gnister (altsaa ogsaa Lynet) slaar igjennem fugtig Luft. Derfor indeholder Regn, især Tordenregn, altid Salpetersyre. Derimod dannes den, naar organiske kvælstofholdige Legemer raadne under rigelig Adgang af Luft og Tilstedeværelse af stærke Baser. Lignende Betingelser have fremkaldt Dannelsen af de naturligt forekommende salpetersure Salte, det s. k. Salpeter, hvori Syrens Brint findes erstattet af Metaller (Kalium, Natrium). Af disse Salte vinder Salpetersyren ved Destillation med Svovlsyre. Man opvarmer lige Dele Salpeter og stærk Svovlsyre i en Retørt med et Forlag, som passer nogenlunde til Retortens Hals, men ikke er forbundet dermed ved Prop, og afkøler Forlaget godt med et Klæde, hvorover man stadig lader flyde koldt Vand. Herved bytter Salperets Kalium Plads med Halvdelen af Svovlsyrens Brint: der dannes da Salpetersyre (o: Salpeter, hvis Kalium er erstattet af Brint) og et surt svovlsurt Kaliumsalt (o: Svovlsyre, hvori Halvdelen af Brinten er erstattet af Kalium). Et saadant Salt kaldes surt, fordi det endnu indeholder Brint, der kan udvexles med Metal, det er altsaa halvt Syre, halvt Salt. — Salpetersyren er flygtig, den samler sig derfor i Forlaget; det sure svovlsure Kaliumsalt bliver derimod, som ikke flygtigt, tilbage i Retorten.

31. Salpetersyre er en rygende, farveløs Vædske af Vægtfylde 1,5; den begynder at koge ved 86°. Man kan ikke ved noget Middel bringe Brint og Ilt til at træde ud i Form af Vand, uden at det Anhydrid der herved skulde dannes (15), samtidig sønderdeles. Dette Anhydrid, der indeholder 14 Vægtdele Kvælstof og 40 Vd. Ilt, kan dog ad anden Vej faaes i Krystaller, som imidlertid yderst let sønderdeles. Salpetersyren lader

Salpetermin = NO_2H

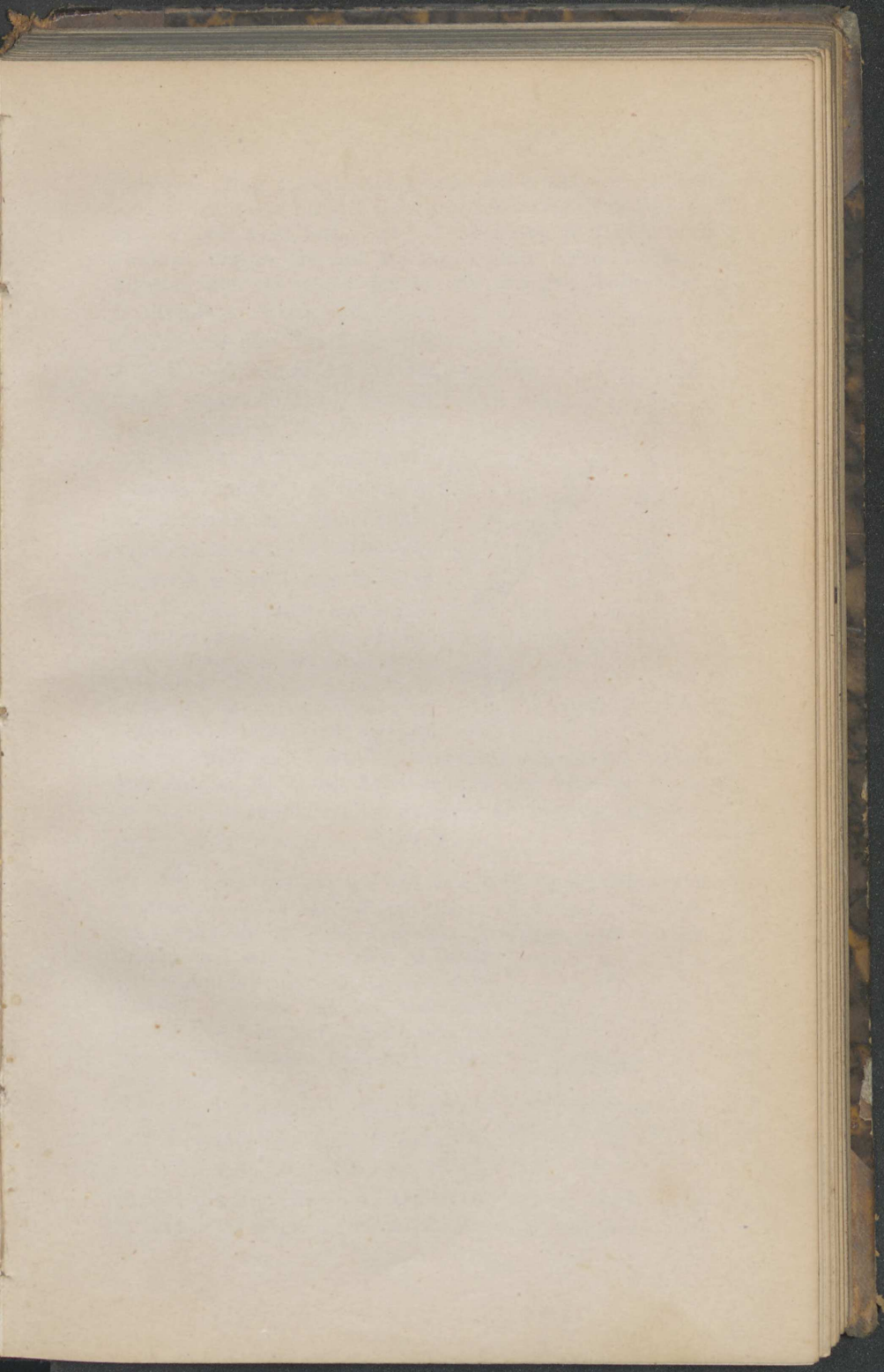
NH₃

sig blande med Vand i alle Forhold. Den er paa Grund af den ringe Kraft, hvormed dens Bestanddele ere forbundne, et vore vigtigste Iltningsemidler. Den angriber heftigt alle organiske Stoffer (sml. 169; 179) og farver Huden gul. Den opløser næsten alle Metaller, undtagen Platin og Guld („Skedevand“). Herved dannes *salpetersure Salte, Nitrater*, idet Metallet træder istedetfor Brint. Men da Kvælstof, Ilt og Brint ere temmelig løst forbundne i Salpetersyren, virker den Brint, der her egentlig skulde frigjøres, paa en anden Del af Salpetersyren og reducerer den, under Dannelse af Vand og lavere Kvælstofilter. Sædvanlig optræder derfor, naar Metaller (f. Ex. Kobber) opløses i Salpetersyre, en tarveløs Luftart, *Kvælstoftveilt*, som indeholder 14 Vægtdele Kvælstof og 16 Vd. Ilt. Denne forener sig imidlertid yderst let med Ilt af Luften til røde Dampe af et højere Kvælstofilte (den s. k. *Salpeterundersyre*), som paa samme Mængde Kvælstof indeholder dobbelt saa megen Ilt, og som er meget giftig. I en Apparat, som det, der tjente til Udvikling af Brint, overgydes Kobberdrejespaaner med en Blanding af 2 Rf. Salpetersyre og 1 Rf. Vand. Flasken fyldes da strax med røde Dampe, idet det udviklede Kvælstoftveilt forbinder sig med Ilten af den i Flasken indeholdte Luft. Naar Luften i Flasken viser sig farveløs, kan Kvælstoftveiltet opsamles over Vand. Lukker man Munden af et saaledes med Kvælstoftveilt fyldt Cylinderglas under Vandet med en Glasplade, vender det og tager Glaspladen bort, saa fyldes det strax med røde Dampe af Salpeterundersyre.

32. *Ammoniak* er en stærkt og ilde lugtende Luftart, der indeholder 14 Vægtdele Kvælstof og 3 Vd. Brint. Opløst i Vand danner den den s. k. „Salmiakspiritus“. Den kan ikke dannes direkte af sine Bestanddele, men opstaaer paa mange Maader. Saaledes naar kvælstofholdige organiske Stoffer forraadne, eller naar de ophedes uden Luftens Adgang; ved næsten alle Forbrændinger i Luften, ligesom ved enhver Fordampning af Vand i Luften, forener Luftens Kvælstof sig

med Vand til en Ammoniakforbindelse. Overhælder man Zink med svag Svovlsyre og drypper man, naar Brintudviklingen er i fuld Gang, Salpetersyre til, kan Brintudviklingen næsten ganske standses, idet al Brinten anvendes til at danne Vand med Salpetersyrens Ilt og Ammoniak med dens Kvælstof (sml. 31, hvor Brintens Virkning ikke gaaer saa vidt). I stor Mængde vindes Ammoniak ved Gasværkerne. Gassen tilvirkes som bekjendt af Stenkul, men disse indeholde foruden Kulstof ogsaa Brint og Ilt og desuden omtr. $\frac{3}{4}$ Procent Kvælstof. Ophedes nu Stenkullene uden Luftens Adgang, saa forene baade Kulstoffet, Kvælstoffet og Ilten sig med Brint. Kulbrinterne*) danne Gassen, Kvælstofbrinten er Ammoniak, Iltbrinten er Vanddamp, som fortætter sig og opløser Ammoniaken. Dette Gasvand er Nutidens vigtigste Kilde til Ammoniak. Man destillerer det og lader Destillatet, som indeholder al Ammoniaken, flyde ud i Saltsyre. Da Ammoniak let forener sig med alle Syrer, saa dannes her saltsurt Ammoniak, den s. k. *Salmiak*, der krystalliserer ved Afdampning af Opløsningen. Af Salmiak faaes ren Ammoniak, naar man blander 1 Vægtdeel Salmiakpulver med 2 Vd. pulveriseret brændt Kalk i et Prøveglas a (Fig. 13). Indvirkningen begynder ved sædvanlig Temp., men understøttes ved Opvarmning. Herved forener Kalken sig med Saltsyren, og Ammoniaken bliver fri. Den tørres ved at ledes over brændt Kalk. Derfor fyldes Prøveglasset a med Stykker af brændt Kalk af Størrelse som Ærter, og Luften ledes yderligere gennem et andet Prøveglas b med saadanne Kalkstykker. Da Ammoniak indsuges af Vand, kan den ikke opsamles over Vand, men enten over Kvægsølv, eller, da den er betydelig lettere end Luften, i en omvendt tom

*) Der dannes her mange Kulbrinter, hvorom mere i det følgende (167), men Hovedbestanddelen af Gassen er *den lette Kulbrinte*, en Luftart, som bestaaer af 1 Vægtdeel Brint og 3 Vd. Kulstof.



Flaske A. Naar denne er fuld, kjendes ved at holde en Glasstang befugtet med stærk Saltsyre ved Flaskens Munding. Den omgives da med tykke hvide Dampe (34). Lukker man nu Flasken med Fingeren, bringer den med Munden nedad i Vand og tager Fingeren fra, saa styrter Vandet ind med stor Voldsomhed.

1 Rumfang Vand indsuger nemlig ved alm. Temp. henved 700 Rf. Ammoniakluft under stærk Varmedvikling; herved forøges Vandets Rumfang betydeligt; m. a. O. Ammoniakvandets Vægtfylde er betydelig lavere end Vandets. Ammoniakvand kan fremstilles i et aldeles lignende Apparat som Saltsyre (s. 67); kun er Sikkerhedstragten dafspærret med nogle Draaber Kvægsølv, Tilledningsrørene a munde ved Bunden af Flaskerne A og B, af hvilke den første bør staa i en Krukke med koldt Vand, og kun være halv fyldt med Vand. Til Fremstillingen anvendes 1 Vægtdeel Salmiakpulver og 2 Dele Kalk, lædsket med Vand til et tørt Pulver. — Ammoniakvandet reagerer alkalisk og forholder sig i det Hele som en stærk Base.

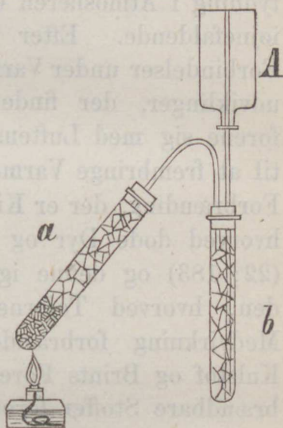


Fig. 13.

33. Ammoniakluft kan ved højt Tryk og lav Temperatur fortættes til en Vædske, ja endog faaes i fast Form. Den saaledes fortættede flydende Ammoniak fordamper, naar Trykket ophører, med stor Voldsomhed og binder herved særdeles megen Varmer (Carrés Ismaskine). I Luften kan Ammoniak ikke brænde, men i ren Ilt kan den tændes og brænder med gulgrøn Flamme til Vand og Kvælstof.

34. Ammoniak forener sig med stor Begærlighed med Syrerne til de s. k. *Ammoniaksalte*, der i Almindelighed ere flygtige uden Sønderdeling. Stilles under en Glasklokke en Skaal med stærk Saltsyre og deri et Glas med

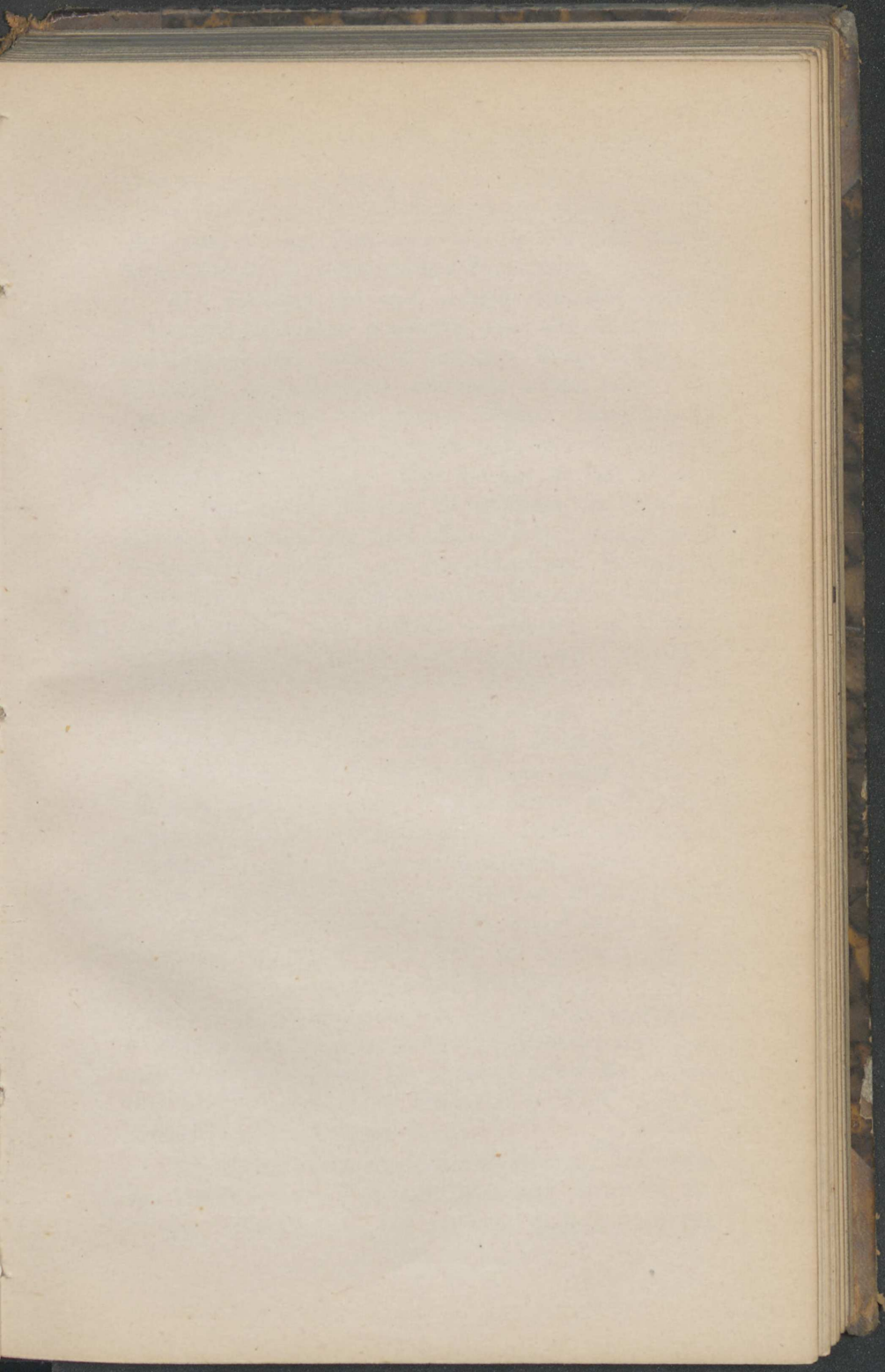


Fig. 14.

stærkt Ammoniakvand, saa fyldes Klokken hurtigt med hvide Dampe af Salmiak, som efterhaanden afsætter sig som smukke Udblomstringer af krystalliseret Salmiak. — Om Ammoniaksalte s. (120).

35. Saa stor som Kulsyrens og Kvælstoffets Betydning i Atmosfæren er, saa er *Iltens* dog langt mere iøjnefaldende. Efter (3) dannes de fleste chemiske Forbindelser under Varmeudvikling. Men kun de Varmeudviklinger, der finde Sted, naar brændbare Stoffer forene sig med Luftens Ilt, benyttes i det daglige Liv til at frembringe Varme og Lys. Ogsaa den langsomme Forbrænding, der er Kilden til den dyriske Varme, den, hvorved døde Dyr og Planter omdannes til Muldjord (22; 183) og denne igjen videre til Kulsyre og Vand, den, hvorved Tøjernes Farvestoffer under Sollysets Medvirkning forbrændes (Græsbleg), beroe alle paa Kulstof og Brints Forening med Luftens Ilt. De fleste brændbare Stoffer forene sig dog først med Ilt ved en bestemt højere Temp. (*Antændelsestemperaturen*). Den almindelige Fyrstiks Fosfor tændes allerede ved Gnidning; ved Fosforets Forbrænding udvikles saa høj en Temp., at Svovlet kommer i Brand, og ved dettes Forbrænding stiger Varmen saa højt, at ogsaa Træet tændes. Men jo finere fordelt et brændbart Legeme er, desto flere Berøringspunkter frembyder det for Luftens Ilt, og desto lettere brænder det. Jernpulver, der hænger ved en Magnet, tændes i Flammen af et Lys. Tønder. Fintdelt Fosfor. Fintdelt Platin formaaer at fortætte Luftarter paa sin Overflade. I denne fortættede Tilstand kunne disse da undertiden forene sig, og herved kan udvikles en saa høj Varme, at Antændelsestemperaturen naaes. Brintfyrtøjet.

36. Nogle Legemer brænde med *Flamme*, andre uden Flamme. Da en Flamme er en glødende Luftart, saa indsees det, at den kun kan dannes, naar det brændende Stof selv er luftformigt (Brint, Kulilte, Gas) eller ved Forbrændingstemperaturen fordamper (Pe-



troleum, Magnium, Svovl) eller sønderdeles og derved danner luftformige, brændbare Produkter (Tælle, Stearin, Olie, Vox, Stenkul, Træ afgive alle ved Glødning brændbare Luftarter, i Almindelighed Kulbrinter).

37. Flammer ere dels *lysende*, dels *ikke lysende*. I Almindelighed lyser Flammen, naar der udskilles et fast Legeme deri, som ved den høje Temp. bringes til Glødning. Faste Legemer udstraale nemlig langt mere Lys end Luftarter ved samme Temp. Brintflammen lyser ikke, fordi baade Brinten selv og Forbrændingsproduktet ere flygtige. Men bringes et fast Legeme (Kalk, Platintraad) ind i en Brintflamme, da lyser den stærkt. Magnium- og Fosforflammen lyse stærkt, fordi Forbrændingsproduktet er fast (Magnesia, Fosforsyreanhydrid). Ved vore almindelige Belysningsmidler er det fintdelt Kul, som udskilles i Flammen og afsætter sig, naar man bringer et koldt Legeme ind i Flammen. Dette Kulstof forbrænder først i den yderste Del af Flammen, hvor der er den stærkeste Varme. Indeholder et Belysningsstof derfor saa meget Kulstof, at dette ikke kan bringes til Hvidglødning, saa bliver Flammen gul eller rød og „soder“. Det samme er Tilfældet, naar Lufttilførslen er utilstrækkelig. Derfor sørger man for forøget Luftstrømning ved Lampeglass, hvori de opvarmede og derfor mindre vægtfyldige Forbrændingsprodukter hurtigt stige tilvejs og derved fremkalde en rask Tilstrømning af frisk Luft fra neden. Ved en særdeles rigelig Lufttilførsel fremkaldes en for livlig Forbrænding af det Kulstof, der skulde udskilles i Flammen. Denne bliver derfor ikke lysende, men desto mere varmende. Dette kan opnaaes ved f. Ex. at lade Gas blande sig med et Overskud af Luft, før den tændes (Bunsens Lampe).

38. I en almindelig Stearinlysflamme kan ifølge det Foranstaaende iagttages flere Lag af meget forskjellig Beskaffenhed. Det smeltede Stearin (sml. 181)

suges op ved Vægens Haarrørvirkning og bringes i den mørke Kjerne af Flammen (C) til at fordampe. Her findes ingen høj Temperatur, idet Varmen forbruges til Fordampning af Stearinet. Man kan bringe et Korn Krudt derind, uden at det tændes. Paa Grændsen mellem C og den lysende Del B sønderdeles Stearindampene i forskellige Kulbrinter. Disse forbrænde ufuldstændigt i B,

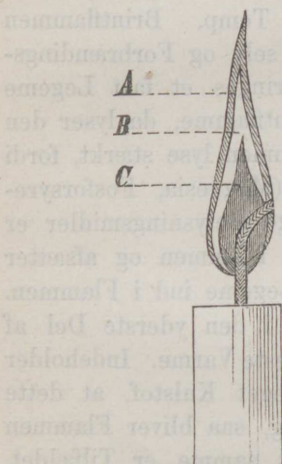


Fig. 15.

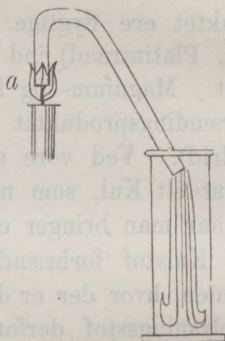
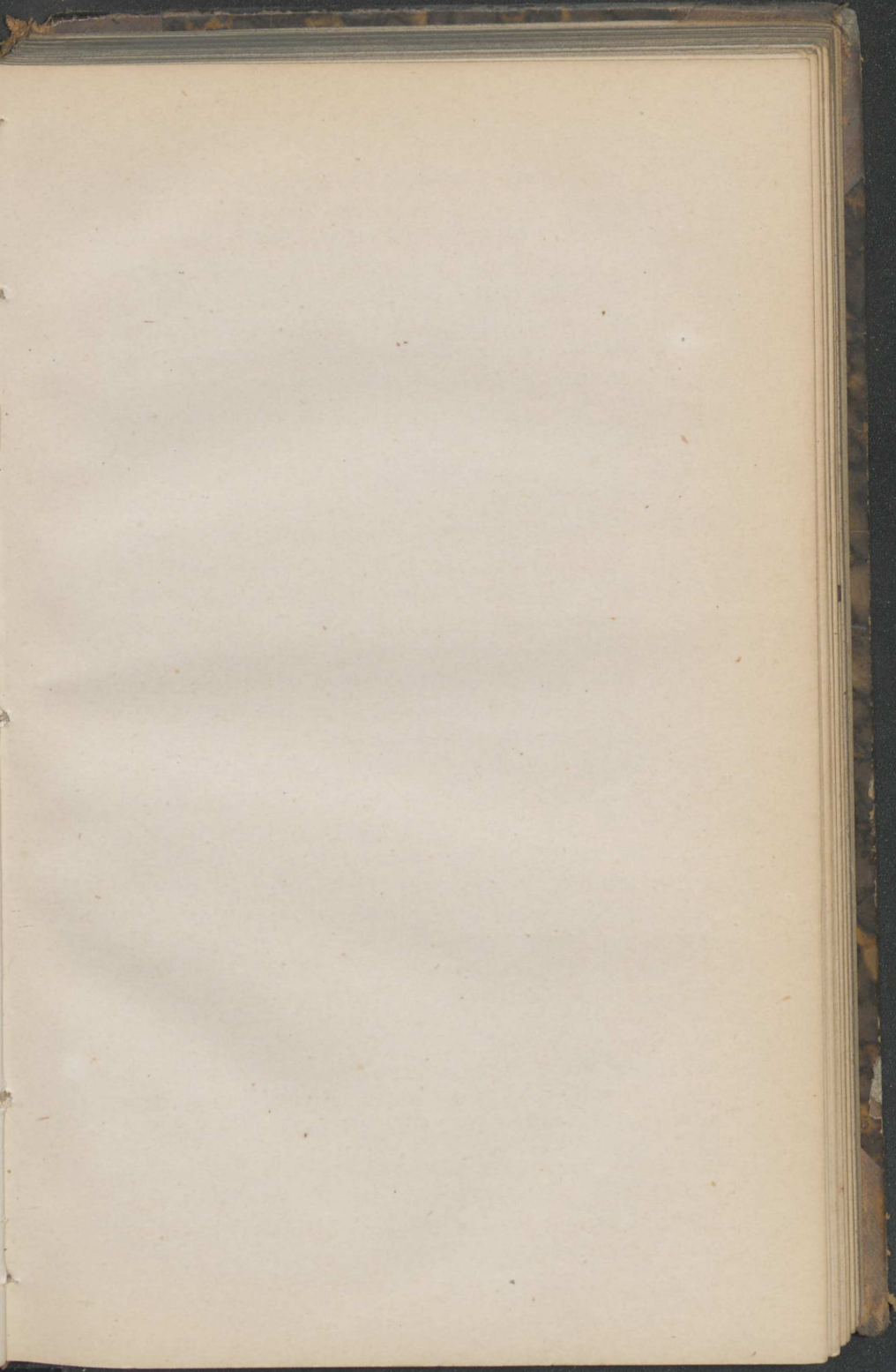


Fig. 16.

idet det navnlig er Brinten, som brænder, medens Kulstoffet udskilles. Endelig, i den alleryderste Del af Flammen forbrænder ogsaa Kulstoffet til Kulsyre, og da der her ikke findes noget fast Legeme i Flammen, er denne her ikke lysende, men meget varm. Anbringes den korte Gren af et hævertformet Rør af tyndt Glas og omtr. $\frac{1}{4}$ " Gjennemsnit i en Lysflamme, saa ville, naar Enden a holdes i Flammens mørke Kjerne, de hvide Stearindampe drages over i Cylinderglasset, hvor de kunne tændes. Holdes a i den lysende Del af Flammen, saa gaaer en sort Røg over, og munder a endelig i den øverste, ikke lysende Spids, saa gaaer Kulsyre over, som snart fylder Cylinderglasset, saaledes at et tændt Lys slukkes deri.

En ikke lysende Flamme *farves*, naar forskellige Metalforbindelser bringes ind deri, helst Chlormetaller,



fordi disse sædvanlig ere flygtige. Chlornatrium farver Flammen gul, Chlorkalium violet, Chlorcalcium rød med gult Skær, Chlorbaryum grøn med gult Skær, Chlorkobber blaa.

39. De Apparater, hvormed man i den store chemiske Industri frembringer en høj Varme, ere *Ovne*, som da igjen ere enten *Flamme-* eller *Skaktovne*. I Flammeovnen lægges Brændematerialet paa en Rist r,

og Flammen slaaer over Brystningen b hen over den overhængende Herd n, hvorpaa de Stoffer, der skulle ophedes,



Fig. 17.

anbringes. Forbrændingsprodukterne gaae gennem m ud i Skorstenen. Alt efter den Luftmængde, der føres ind igennem Risten eller særegne Aabninger, virker Flammen iltende (ved Overskud af Luft) eller reducerende, aftilende (ved Overskud af Kulstof eller Kulbrinter). — Skaktovnene ere høje murede Rum, hvori det Stof, der skal ophedes, i Almindelighed blandet med Brændematerialet, kastes ind fra oven; de egne sig især til reducerende Smeltninger (s. 162, Jern). — Disse to modsatte Virkninger af den kulstofholdende Flamme frembringes i det Smaa ved *Blæserøret*. — Den nødvendige Luft tilføres i Skaktovnene sædvanlig ved Blæsebælge, i Flammeovne ved Hjælp af høje Skorstene, der virke paa samme Maade som Lampegas, idet de hede Forbrændingsprodukter gaae bort med temmelig stor Hastighed og derved suge frisk Luft til Ildstedet.

40. Man kan ikke nøje maale høje Temperaturer, men plejer ved

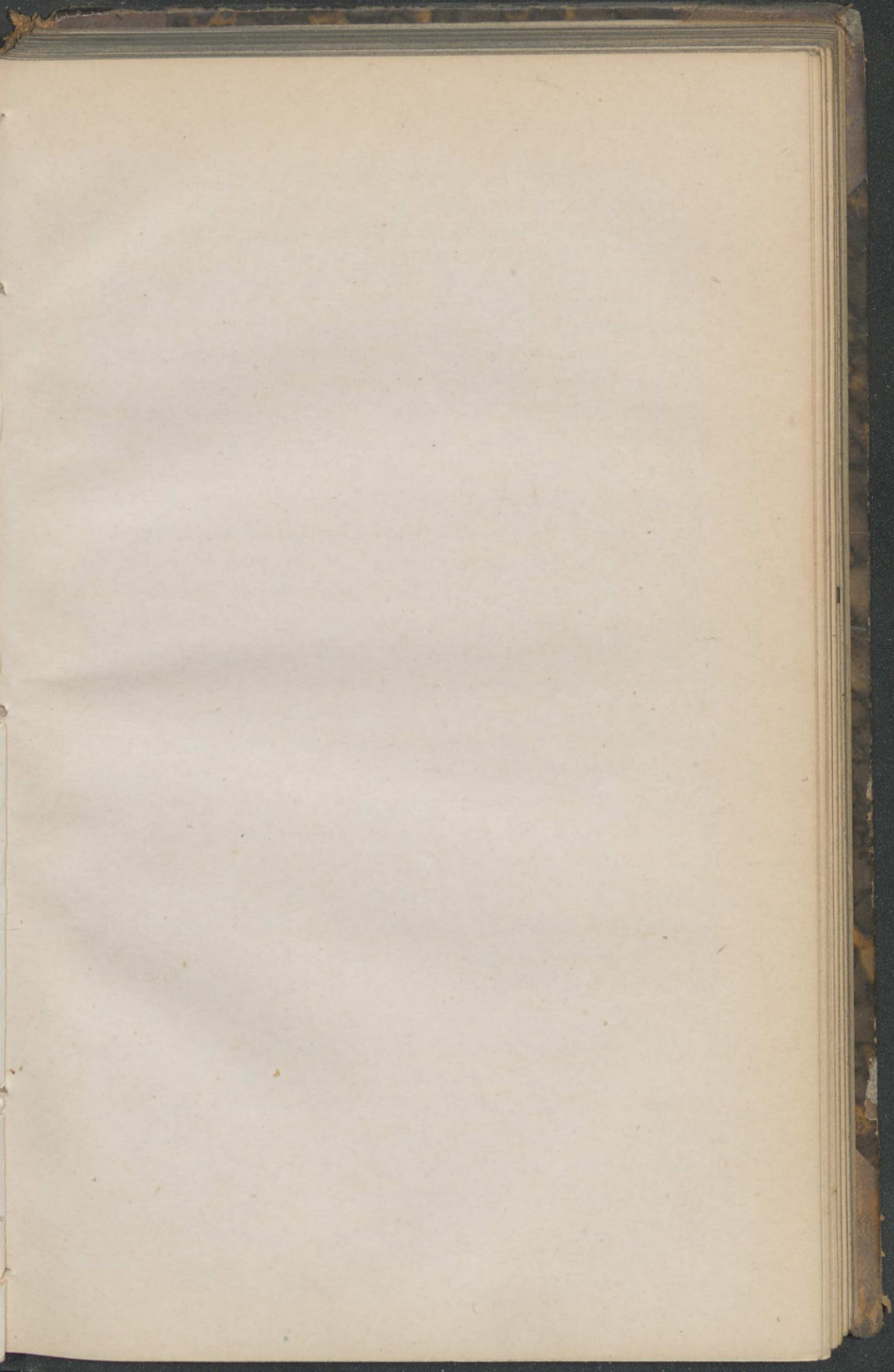
mørk Rødgldhede	at forstaae omtr.	700°
lys Rødgldhede	„ „ „	900°
Hvidgldhede	„ „ „	1300°
stærk Hvidgldhede	„ „ „	1500°

41. *Brændematerialiernes* Værdi retter sig dels efter den *Varmemængde*, de kunne frembringe, d. v. s. efter det Antal Vægtenheder Vand, hvis Temperatur kan forhøjes 1^o ved Forbrænding af 1 Vægtenhed af Brændematerialet; dels efter den *Temperatur*, de kunne frembringe. Denne sidste vil være i samme Forhold lavere, som Forbrændingsprodukternes Mængde og Varmefylde er større, thi det er jo netop disse Forbrændingsprodukter, der opvarmes. Det vil heraf indsees, at man for at frembringe meget høje Temperaturer bør lade Forbrændingen foregaae i Ilt; anvender man nemlig Luft, saa skulle ikke blot Forbrændingsprodukterne, men ogsaa Kvælstoffet, opvarmes. Den Temperatur, et Brændemateriale kan frembringe, vil fremdeles rette sig efter dets Vægtfylde. Thi jo større denne er, desto større Vægt af Brændemateriale kan der paa en Gang anbringes paa Ildstedet.

42. I et brændende Legeme ophede de brændende Dele de nærmestliggende til Antændelsestemperaturen, og saaledes fortsættes Forbrændingen. Derimod slukkes et glødende Legeme, naar man berører det saamegen Varme, at Temperaturen synker under Antændelsestemperaturen. Glødende Kul slukkes hurtigt paa en kold Metalplade. Ved Anvendelsen af Vand til at slukke Ild forbruger Vandet til Fordampning en betydelig Varmemængde og bringer derved de brændende Legemers Temperatur under Antændelsestemperaturen. Holdes et fint Metaltraadnet i en Flamme, saa afkøles denne saa stærkt ved den gode Varmeleder, at Forbrændingen ikke kan fortsættes over Nettet. Davys Sikkerhedslampe.

De chemiske Forbindelsers Vægtforhold.

43. Allerede ved Sammenligning af de faa Forbindelser, der ere omtalte i det Foregaaende, viser der sig en vis Regelmæssighed i de Vægtforhold, hvori Grundstofferne forene sig. Vi have saaledes seet, at



1 Vd. Brint forener sig med 8 Vd. Ilt til Vand (7),
 " " " " " med $4\frac{2}{3}$ Vd. Kvælstof til Ammoniak (32),
 " " " " " med 14 Vd. Kvælst. og 48 Vd. Ilt til Salpetersyre,
 " " " " " med 3 Vd. Kulstof til let Kulbrinte (32),
 14 Vd. Kvælstof forene sig med 16 Vd. Ilt til Kvælstoftveite (31),
 " " " " " med 32 Vd. Ilt til Salpeterundersyre (31),
 " " " " " med 40 Vd. Ilt til Salpetersyreanhydrid (31),
 3 Vd. Kulstof forene sig med 4 Vd. Ilt til Kulilte (27),
 " " " " " med 8 Vd. Ilt til Kulsyre (22).

Det fremgaaer heraf tydeligt: 1) at *naar 2 Grundstoffer forene sig i flere Forhold, staae de forskjellige Vægtmængder af det ene Stof, som forene sig med en given Vægtmængde af det andet, indbyrdes i et meget simpelt Forhold.* (Loven om de multiple Forhold).
 Saaledes forene 14 Vd. Kvælstof sig med 16, 32, 40

Vd. Ilt og $16 : 32 : 40 = 2 : 4 : 5$.

4 Vd. Kulstof forene sig med 4, 8 Vd. Ilt og $4 : 8 = 1 : 2$.

Og fremdeles: 2) at *de Vægtmængder af de forskjellige Grundstoffer, der forene sig med en given Vægtmængde af et enkelt Stof* (f. Ex. 1 Vægtdeel Brint),
ogsaa forene sig indbyrdes i samme Vægtforhold eller i simple Multiple af disse (Loven om de constante Forhold).

Saaledes forener 1 Vægtdeel Brint sig med 8 Vd. Ilt,

med 3 Vd. Kulstof, og med $4\frac{3}{4}$ Vd. Kvælstof, og:

I Kulilte ere 3 Vd. Kulstof forbundne med $\frac{1}{2} \times 8$ Vd. Ilt,

i Kulsyre ere 3 Vd. Kulstof forbundne med 8 Vd. Ilt.

I Kvælstoftveite ere $3 \times 4\frac{2}{3}$ Vd. Kvælstof forbundne

med 2×8 Vd. Ilt,

i Salpeterundersyre ere $3 \times 4\frac{2}{3}$ Vd. Kvælstof forbundne

med 4×8 Vd. Ilt,

i Salpetersyreanhydrid ere $3 \times 4\frac{2}{3}$ Vd. Kvælstof forbundne med 5×8 Vd. Ilt,

i Salpetersyre ere $3 \times 4\frac{2}{3}$ Vd. Kvælstof forbundne med 6×8 Vd. Ilt og 1 Vd. Brint.

I Cyan, en Forbindelse, der senere skal omtales, ere

4×3 Vd. Kulstof forbundne med $3 \times 4\frac{2}{3}$ Vd.

Kvælstof.

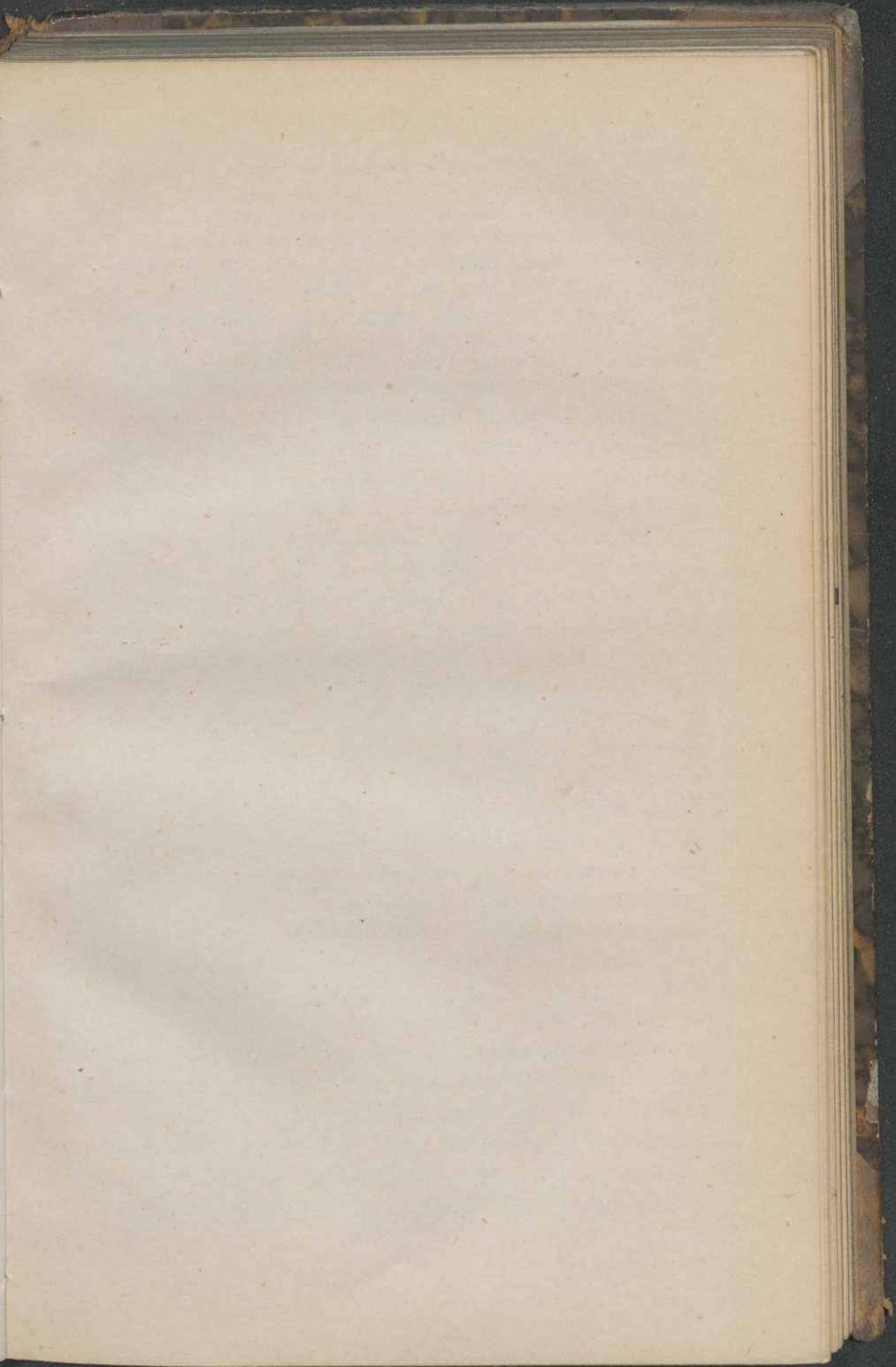
Hvad her er antydet i nogle faa Exempler er aldeles gjennemgaaende for alle Grundstoffer. Men dette ejendommelige Forhold maa have en Grund. Chemien forklarer den mærkelige Kjendsgjerning, at Grundstofferne kun forene sig i ganske bestemte og ikke i alle mulige Forhold, ud af den ejendommelige Grundanskuelse, den har dannet sig om Stoffets Natur.

44. Man antager nemlig, at alt Legemligt bestaaer af Smaadele, som ikke yderligere kunne deles, og som derfor kaldes *Atom**) ; at der gives ligesaa mange særlige Slags Atomer som Grundstoffer; at disse Grundstoffer, hvoraf vi danne Forbindelser, og som vi igjen kunne udskille af disse Forbindelser med alle deres oprindelige Egenskaber, ogsaa virkelig findes som saadanne i Forbindelserne, og at deres Atomer her sammenholdes ved den ejendommelige chemiske Kraft, *Affiniteten*. En Gruppe af Grundstofatomer, som danne en chemisk Forbindelse, kaldes et *Molekule***). *Molekulet er derfor den mindste for sig bestaaende Mængde af en Forbindelse, Atomet den mindste Mængde af et Grundstof, der indgaaer i en Forbindelse.* Om Atomernes og Molekulernes virkelige (absolute) Vægt vides meget lidt, men deres relative Vægt, d. v. s. deres Vægt med et eller andet Atom sat som Enhed, kan bestemmes med en høj Grad af Sandsynlighed. I Almindelighed sættes Brintatomets Vægt lig 1 Vægtenhed.

Vand indeholder saaledes 1 Vægtdeel Brint paa 8 Vd. Ilt. Man kan ad mekanisk Vej dele en vis Mængde Vand i mindre og mindre Dele, men hvor lille en Vanddel vi end tage for os, bestandig indeholder den Brint og Ilt i Forholdet 1 : 8. Man antager nu, at der dog er en Grændse for denne Delelighed: er man nemlig naaet til selve Vandmolekulet, vil man ikke længere kunne dele dette ad mekanisk Vej, men ad chemisk Vej vil det endnu kunne spaltes i Ilt og Brint. Hvormange Ilt- og Brint-

*) Atom betyder ordret: udelelig.

**) ordret: lille Masse.



atomer, der danne Vandmolekulet, vides ikke med Sikkerhed. Den simpleste Antagelse vilde være, at 1 Brintatom havde forenet sig med 1 Iltatom, saaledes altsaa, at naar et Brintatom vejede 1, vejede et Iltatom 8 Vægtdele. Men det ses let, at mange andre Forhold ere tænkelige. Et Iltatom kunde f. Ex. veje 4, naar et Brintatom vejede 1; i saa Fald vilde Vandmolekulet bestaae af 1 Brint- og 2 Iltatomer (eller rettere n og $2n$); eller et Iltatom kunde veje 16, naar et Brintatom vejede 1; under denne Antagelse vilde Vandmolekulet bestaae af 2 Brintatom og 1 Iltatom. Vi skulle senere see, at dette sidste er det sandsynligste.

45. Er den i (44) udviklede Anskuelse om Stoffets Natur rigtig, saa er det klart, at naar a betyder Atomvægten af et Grundstof A , og b , c , d . . . Atomvægtene af Grundstofferne B , C , D . . ., saa vil a Vægtdele af Stoffet A kunne forene sig b , $2b$, $3b$. . . Vægtdele af B , med c , $2c$, $3c$. . . Vægtdele af C osv. (Loven om de multiple Forhold). Fremdeles maa atter b Vægtdele af B kunne forene sig med c Vægtdele af C osv. (Loven om de constante Forhold).

46. Men foruden de kemiske Forbindelsers Vægtforhold forklares mange andre Forhold særdeles let ved Atomtheorien, medens de uden den vilde være næsten ufattelige. Her skal blot nævnes, at to kemiske Forbindelser med aldeles forskjellige fysiske og kemiske Egenskaber kunne være sammensatte ganske paa samme Maade, af de samme Grundstoffer i de samme Vægtforhold. Atomtheorien forklarer let denne mærkelige Kjendsgjerning; thi de samme Atomer kunne jo være ordnede paa forskjellig Maade. Der skal ligeledes i det Følgende nævnes Exempler paa, at det samme Grundstof kan forekomme i to saa forskjellige Modifikationer, at man skulde have ondt ved paa Forhaand at antage, at det virkelig var det samme Stof. Atomtheorien forklarer ogsaa let dette Forhold, idet flere eller færre Atomer af samme Grundstof jo kunne forene sig til et Molekule.

47. Da lige Rf. af alle Luftarter ved samme Trykforandring forandres (formindskes eller forstørres) lige-

meget (19) og ligeledes ved samme Temperaturforandring (smstds), saa bliver det sandsynligt, at *lige Rumfang af alle Luftarter ved samme Tryk og Temperatur indeholde lige mange Molekuler* eller m. a. O., at alle Molekuler i Luftform indtage lige Rumfang. Vægten af de forskjellige Luftarters Molekuler forholde sig altsaa som Vægten af ligestore Rumfang af Luftarterne, $\circ$: som deres Vægtfylde. Dette Forhold har særlig Betydning for *Bestemmelsen af Atomernes relative Vægt*.

Saaledes indeholder den almindelige Handelssaltsyre en Luftart, Chlorbrinte (en Forbindelse af Grundstofferne Chlor og Brint), opløst i Vand. Denne Luftarts Vægtfylde er $18\frac{1}{4}$ Gange større end Brintens. Brintens og Chlorbrintens Molekuler ville da forholde sig som $1:18\frac{1}{4}$. Men nu finder man ved at undersøge Chlorbrintens Sammensætning, at den paa $18\frac{1}{4}$ Vægtdele indeholder $\frac{1}{2}$ Vægtdele Brint (og $17\frac{3}{4}$ Vd. Chlor). Da vi nu have sat et Atom Brint = 1 (se 44), og et Atom er den mindste Vægtmængde af et Grundstof, der kan forekomme i et Molekule, saa maa Chlorbrintens Molekule veje mindst $2 \times 18\frac{1}{4} = 36\frac{1}{2}$ Vd., thi $36\frac{1}{2}$ Vd. Chlorbrinte indeholde 1 Vd. Brint. Men heraf følger da, at Brintmolekulet maa være = 2 (idet $1:18\frac{1}{4} = 2:36\frac{1}{2}$) eller indeholde 2 Brintatomer. Til samme Resultat kommer man ved Undersøgelsen af en Mængde andre Forbindelser.

48. Naar man nu kjender Vægtfylden for andre Luftarter med Brintens Vægtfylde som Enhed, saa kunne ogsaa disses Molekuler bestemmes. Molekulernes Vægt vil nemlig forholde sig til deres Vægtfylde som Brintens Molekule (= 2) til Brintens Vægtfylde (= 1). Eller: *Luftarternes Molekuletal ere dobbelt saa store som deres Vægtfylder med Brintens som Enhed*.

49. Man har saaledes fundet, at
 Vandets Mol. er 18, og at 18 Vd. Vand indeholde 2 Vd. Brint
 og 16 Vd. Ilt,
 Ammoniaks Mol. er 17, og at 17 Vd. Ammoniak indeholde 3 Vd.
 Brint og 14 Vd. Kvælstof,
 Kvælstoftveiltens Mol. er 30, og at 30 Vd. Kvælstoftveilt indeholde
 14 Vd. Kvælstof og 16 Vd. Ilt,
 Salpetersyres Mol. er 63, og at 63 Vd. Salpetersyre indeholde 14 Vd.
 Kvælstof, 1 Vd. Brint og 3×16 Vd. Ilt,
 Kuliltes Mol. er 28, og at 28 Vd. Kulilte indeholde 12 Vd. Kulstof
 og 16 Vd. Ilt,

$\frac{1^{\text{ste}} H}{1^{\text{ste}} Cl.H} = \frac{1}{18,25}$. Kun de Clootkiende bestaat af
 $17\frac{3}{4}$ Dagleke Cloot γ $\frac{1}{2}$ Vd Brint, een en een
 Klootmoole kulek nize $2 \cdot 18,25 = 36,5$ Vd., γ de rest
 finter Brintmoole kulek af volgen.

$$\frac{1^{\text{ste}} H}{36,5} = \frac{1}{18,25} \quad \gamma \quad 1^{\text{ste}} H = 2.$$

Dulong & Petits Cor.

Mon ballet. Vainqueur = 64.

Kulsyres Mol. er 44, og at 44 Vd. Kulsyre indeholde 12 Vd.

Kulstof og 2×16 Vd. Ilt,

Let Kulbrintes Mol. er 16, og at 16 Vd. let Kulbrinte indeholde

12 Vd. Kulstof og 4 Vd. Brint.

Der kjendes, kort sagt, ikke noget iltholdigt Molekule, som ikke indeholder 16 eller 2×16 , 3×16 . . . Vd. Ilt, intet kvælstofholdigt som jo indeholder 14, 2×14 . . . Vd. Kvælstof, intet kulstofholdigt, som jo indeholder 12, 2×12 osv. Vd. Kulstof. Da vi nu have fastsat Atomet som den mindste Vægtmængde af et et Stof, der findes i et Molekule, saa slutte vi, at Iltatomet er = 16, Kvælstofatomet = 14, Kulstofatomet = 12, naar Brintatomet = 1. Ganske paa samme Maade bestemmes en Mængde andre Grundstoffers Atomer.

50. Men af mange Grundstoffer (saaledes af mange Metaller) kjendes ingen luftformige Forbindelser. Af alle disse kjendes dog Iltet. Man kan da altid finde, hvormeget Metal der forener sig med 1 Atom = 16 Vd. Ilt. Men da det samme Metal ofte danner flere Iltet, saa maa der vælges mellem de forskellige Tal, man saaledes finder. Tilmed var der jo ifølge (45) intet til Hinder for, at f. Ex. 2 Atomer Metal kunde forene sig med 1 eller 3 Atomer Ilt. Her lader man sig lede i Valget af Metallernes *Varmefylde*. *De faste Grundstoffer have nemlig samme Atomvarme*, d: der behøves den samme Mængde Varme til at opvarme et Atom af et hvilket-somhelst fast Grundstof 1°). Ved altsaa at multiplicere et fast Grundstofs Atomvægt med dets Varmefylde, faaes altid samme Tal, nemlig meget nær 6,4. Naar man kjender et fast Grundstofs Varmefylde, vil man følgelig ved at dividere den ind i 6,4 faae Atomvægten.

Saaledes danner Tin to Iltet, hvoraf det ene paa 16 Vægtdele Ilt indeholder 59, det andet 118 Vd. Tin. Er nu Tinnets Atom 59 eller 118? Bestaaer m. a. O. det første af de to Iltet af 1 At. Ilt og 1 At. Tin, det andet af 1 At. Ilt og 2 At. Tin? Eller: bestaaer det første af 2 At. Ilt + 1 At. Tin ($32 : 118 = 16 : 59$), det andet af 1 At. Ilt og 1 At. Tin? Da Tinnets Varmefylde er 0,054, og $\frac{6,4}{0,054}$ er meget nær = 118, saa er Tinnets Atom = 118 og den sidste Antagelse den sandsynligste.

51. I de sjældne Filfelde, hvor man hverken kjender luftformige Forbindelser af Grundstoffet eller dets Varmefylde, er man ved Bestemmelsen af Atomtallet nødt til at lade sig lede af

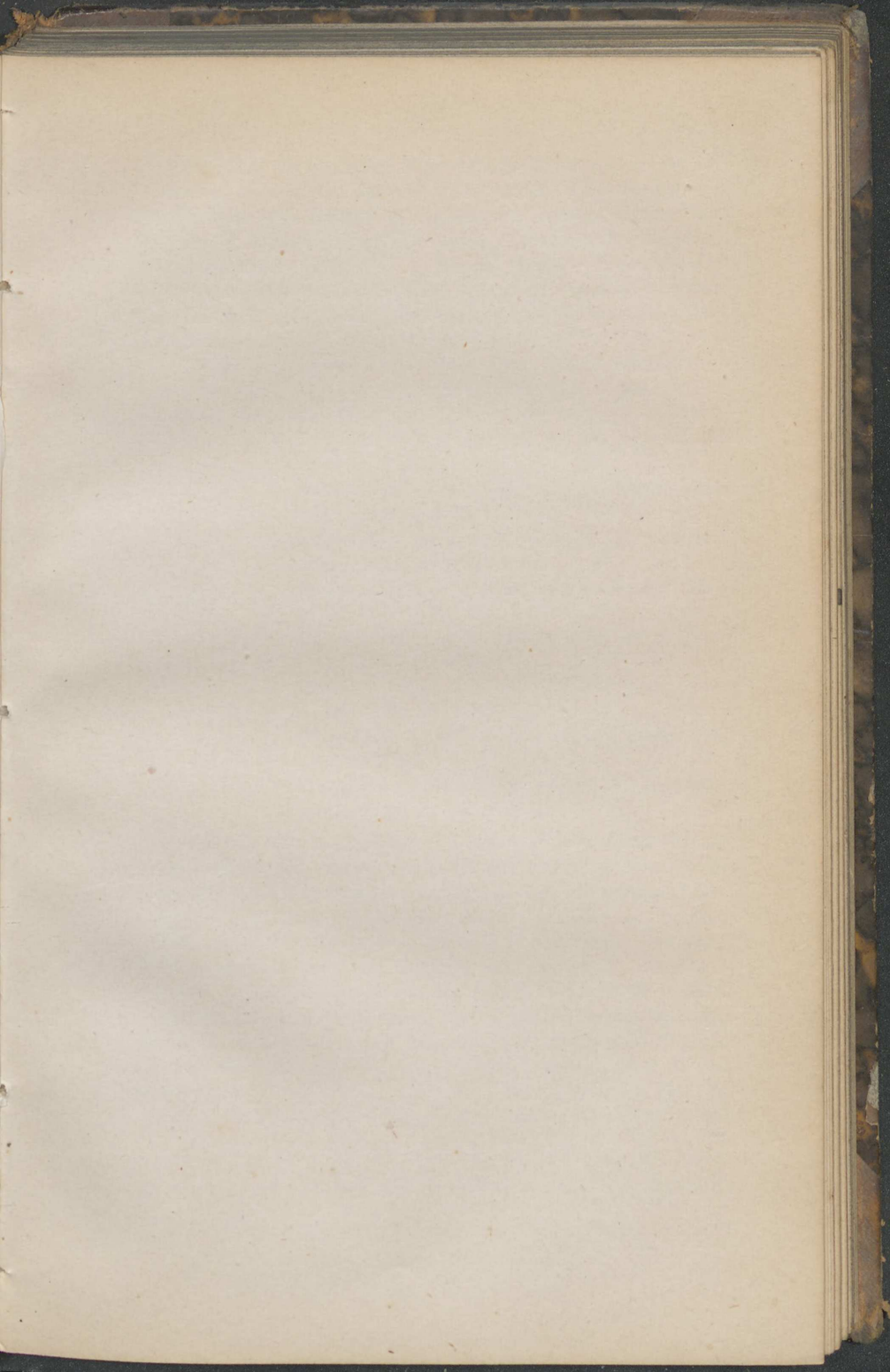
*) Kun et Par Grundstoffer, der optræde i flere Modifikationer (sml. 46), danne Undtagelser.

chemiske Overensstemmelser, d. v. s. Forbindelsernes Lighed i Dannelsesmaade, Sønderdelingsmaade og Egenskaber med andre bedre bekendte Forbindelser.

52. For paa en bekvem Maade at angive Forbindelsesforholdene, benytter Chemien et eget *Tegnsprog*, idet man lader Begyndelsesbogstaverne af Grundstoffernes latinske Navne betegne ikke blot Grundstoffet, men tillige Vægten af dets Atom. O (Oxygenium) betyder da i Chemien ikke blot Ilt, men 16 Vægtdele Ilt, H (Hydrogenium) ikke blot Brint, men 1 Vægtdel Brint, N betyder 14 Vd. Kvælstof (Nitrogenium), C 12 Vd. Kulstof (Carbo) osv. Forbindelser betegnes ved at stille Tegnene for de Grundstoffer, hvoraf de bestaae, ved Siden af hinanden, og ved et lille Tal (foroven eller forneden) betegner man det Antal Grundstofatomer af hver Slags, der findes i Molekulet. Saaledes betegner H_2O et Molekule Vand = 18 Vægtdele, idet Vand, som oftere bemærket, bestaaer af 2 Vægtdele (= 2 Atomer) Brint og 16 Vd. (= 1 Atom) Ilt. NH_3 betyder et Molekule = 17 Vd. Ammoniak, som nemlig indeholder 3 Vd. = 3 At. Brint og 14 Vd. = 1 At. Kvælstof osv. Vil man betegne flere Molekuler, sættes ligefrem et større Tal foran Molekulets Tegn, f. Ex. 5 H_2O , 5 Molekuler Vand.

De vigtigste Grundstoffers Tegn og Atomtal.

Aluminium Al	27,4.	Fluor F	19.	Kvælstof N	14.
Antimon Sb	122.	Fosfor P	31.	Magnium Mg	24.
Arsenik As	75.	Guld Au	196.	Mangan Mn	55.
Baryum Ba	137.	Ilt O	16.	Natrium Na	23.
Bly Pb	207.	Jern Fe	56.	Platin Pt	198.
Bor B	11.	Jod J	127.	Silicium Si	28.
Brint H	1.	Kalium K	39.	Svovl S	32.
Brom Br	80.	Kobber Cu	63,5.	Sølv Ag	108.
Calcium Ca	40.	Kulstof C	12.	Tin Sn	118.
Chlor Cl	35,5.	Kvægsølv Hg	200.	Zink Zn	65.



53. Men de chemiske Tegn betyde endnu mere. Af (47) fremgaaer, at man har Grunde til at antage, at et Molekule er den Mængde af et luftformigt Legeme, der indtager samme Rumfang som 2 Atomer (2 Vægtdele) Brint. Sættes nu det Rumfang, 1 Vægtdel Brint indtager, = 1, saa vil altsaa et Molekule af et hvilket som helst Legeme i Luftform indtage 2 saadanne Rumfang.

Da nu Vægtfylderne (med Brintens = 1) af følgende Stoffer (i Luftform):

Ilt Svovl Kvælstof Fosfor Chlor Brom Jod Kvægsølv
 ere: 16, 32, 14, 62, 35,5, 80, 127, 100,
 saa finder man ifølge (48):
 Et Mol. = 2 Rf. Ilt = 32 = 2 $\times$ 16 = 2 At. Ilt, altsaa 1 At.
 = O = 1 Rf.
 " " " " Svovl = 64 = 2 $\times$ 32 = 2 At. Svovl, altsaa
 1 At. = S = 1 Rf.
 " " " " Kvælstof = 28 = 2 $\times$ 14 = 2 At. Kvælstof,
 altsaa 1 At. = N = 1 Rf.
 " " " " Fosfor = 124 = 4 $\times$ 31 = 4 At. Fosfor, altsaa
 1 At. = P = $\frac{1}{2}$ Rf.
 " " " " Chlor = 71 = 2 $\times$ 35,5 = 2 At. Chlor, altsaa
 1 At. = Cl = 1 Rf.
 " " " " Brom = 160 = 2 $\times$ 80 = 2 At. Brom, altsaa
 1 At. = Br. = 1 Rf.
 " " " " Jod = 254 = 2 $\times$ 127 = 2 At. Jod, altsaa 1 At.
 = J = 1 Rf.
 " " " " Kvægsølv = 200 = 1 $\times$ 200 = 1 At. Kvægsølv,
 altsaa 1 At. = Hg = 2 Rf.

Følgelig vil i Almindelighed 1 Atom af de Grundstoffer, der kjendes i Luftform, indtage samme Rf. som 1 At. Brint (kun Fosfor, Kvægsølv og et Par andre danne Undtagelser). Naar man altsaa i chemiske Tegn udtrykker Molekulet af en Forbindelse, som bestaaer af luftformige Grundstoffer, saa kunne ikke blot Vægt-, men ogsaa Rumfangsforholdene, hvori Stofferne ere forbundne, udlæses af Formlen. Af Salpetersyrens Formel, HNO_3 , ser man da først, at 1 Vægtdel Brint, 14 Vd. Kvælstof og 3 $\times$ 16 Vd. Ilt ere forbundne til 63 Vd. Salpetersyre, men tillige, at 1 Rf. Brint, 1 Rf. Kvælstof og 3 Rf. Ilt danne 2 Rf. Salpetersyredamp; endelig: da 2 Rf. Salpetersyredamp veje 63 Vd., saa vejer 1 Rf. 31,5 Vd., og Salpetersyredampens Vægtfylde er følgelig 31,5 Gange større end Brintens.

54. Vi ville nu i Exempler, hentede fra det Foregaaende, see Nyttens og Nemheden af det chemiske Tegnsprog.

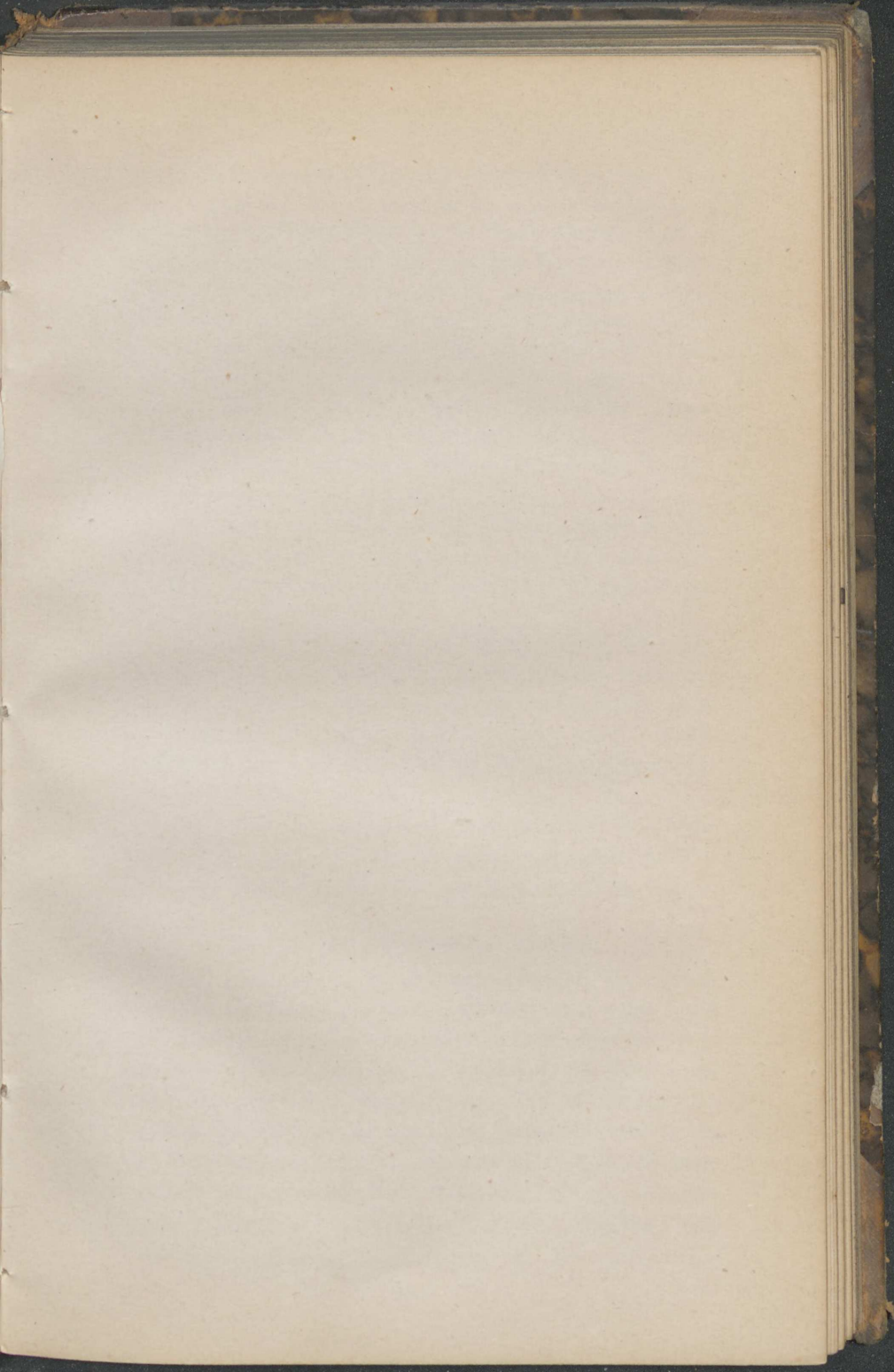
Af Vandets Sønderdeling (7) sees, at Vand bestaaer af $H_2 + O$, og maa betegnes $H_2 O$. Heraf læres, at 18 Vd. Vand give 2 Vd. Brint og 16 Vd. Ilt, at følgende Vandet indeholder $11\frac{1}{9}$ Proc. Brint, $88\frac{8}{9}$ Proc. Ilt ($18 : 2 = 100 : 11\frac{1}{9}$ og $18 : 16 = 100 : 88\frac{8}{9}$); at Vandet spaltes i 2 Rf. Brint og 1 Rf. Ilt; at 2 Rf. Brint og 1 Rf. Ilt give 2 Rf. Vanddamp, samt at Vanddampenes Vægtfylde er 9 Gange større end Brintens.

Iltens Fremstilling af rødt Kvægsølv (8) udtrykkes: $Hg O = Hg + O$. Det chlorsure Kali spaltes ved Ophedning (8), idet: $K Cl O_3 = K Cl + 3 O$. 122,5 Vægtdele (sml. 52) chlorsurt Kali kunne altsaa, men kun ved meget stærk Ophedning, give 48 Vd. Ilt. Nu vejer 1 Litre Brint 0,089 Grammer. Og da Iltens Vægtfylde er 16 Gange større end Brintens, vejer 1 Litre Ilt 1,424 Grammer. 48 Grammer Ilt fylde altsaa $\frac{48}{1,424}$ Litre; man vil følgende af 122,5 Grammer chlorsurt Kali kunne faae omtr. 33,5 Litre Ilt.

Brintens Fremstilling af Zink og Saltsyre (10) udtrykkes ved: $Zn + 2 H Cl = 2 H + Zn Cl_2$. Af 65 Gr. Zink faaes altsaa 2 Gr. Brint eller $\frac{2}{0,089} = 22,4$ Litre.

Vandets Sønderdeling ved Natrium (13) foregaaer, idet $Na + H_2 O = H + Na H O$. Den nydannede Forbindelse, sædvanlig kaldet Natronhydrat, kan tydelig nok opfattes som Vand $H H O$, hvori 1 At. Brint er erstattet af 1 Atom Natrium, eller som Natrium-Hydroxyl, idet Hydroxylets Formel er $= H O$.

Kulstof sønderdeler Vand (13) under Dannelse af Kulilte og Brint: $C + H_2 O = H_2 + CO$. Chlor sønderdeler Vand (13) under Dannelse af Chlorbrinte og Ilt: $2 Cl + H_1 O = 2 Cl H + O$. Brint reducerer Kobberilte (15), idet: $Cu O + 2 H = H_2 O + Cu$. Kobberilte opløses i Saltsyre (15,2^o), idet: $Cu O + 2 H Cl = H_2 O + Cu Cl_2$; Natronhydrat og Saltsyre danne Chlornatrium (15,3^o) under Dannelse af Vand: $Na H O + H Cl = H_2 O + Na Cl$.



Kulsyre dannes (22) ved Forbrænding af Kul i Ilt: $C + 2 O = C O_2$. Det ses heraf, at den dannede Kulsyre netop indtager samme Rumfang som den Ilt, den indeholder. Ved at ledes over glødende Kul (27) optager Kulsyren Kulstof: $C O_2 + C = 2 C O$. Herved fordobles, som man ser, Kulsyren sit Rumfang. Af 1 Molekule Kulsyre dannes 2 Molekuler Kulilte. Kulsyre kan faaes af kulsur Kalk og Saltsyre (23), idet $Ca C O_3 + 2 H Cl = H_2 C O_3 + Ca Cl_2$, men den dannede virkelige Kulsyre, $H_2 C O_3$, spaltes øjeblikkelig i Vand og Kulsyreanhydrid: $H_2 C O_3 = H_2 O + C O_2$.

Naar Fosfor brænder i Luften (28), dannes Fosforyreanhydrid: $2 P + 5 O = P_2 O_5$.

Salpetersyren, $H N O_3$, vindes (30) af Salpeter, $K N O_3$, og Svovlsyre, $H_2 S O_4$, idet $K N O_3 + H_2 S O_4 = H N O_3 + K H S O_4$. Det sees, at kun Halvdelen af Svovlsyrens Brint ombyttes med Metal.

Salpetersyre virker paa et Metal som f. Ex. Sølv, idet $Ag + H N O_3 = H + Ag N_2 O_3$, men Brinten reducerer strax en anden Del af Salpetersyren, under Dannelsen af Kvælstoftveilt (31): $3 H + H N O_3 = 2 H_2 O + N O$. Kvælstoftveiltet ilter sig let i Luft og Ilt til Salpeterundersyre, idet $N O + O = N O_2$.

Ammoniak forener sig med Chlorbrinte (32; 34) til Salmiak: $N H_3 + H Cl = N H_4 Cl$; og Salmiak sønderdeles af Kalk (32), idet $2 N H_4 Cl + Ca O = Ca Cl_2 + 2 N H_3 + H_2 O$.

Den chemiske Forbindelses Dannelse.

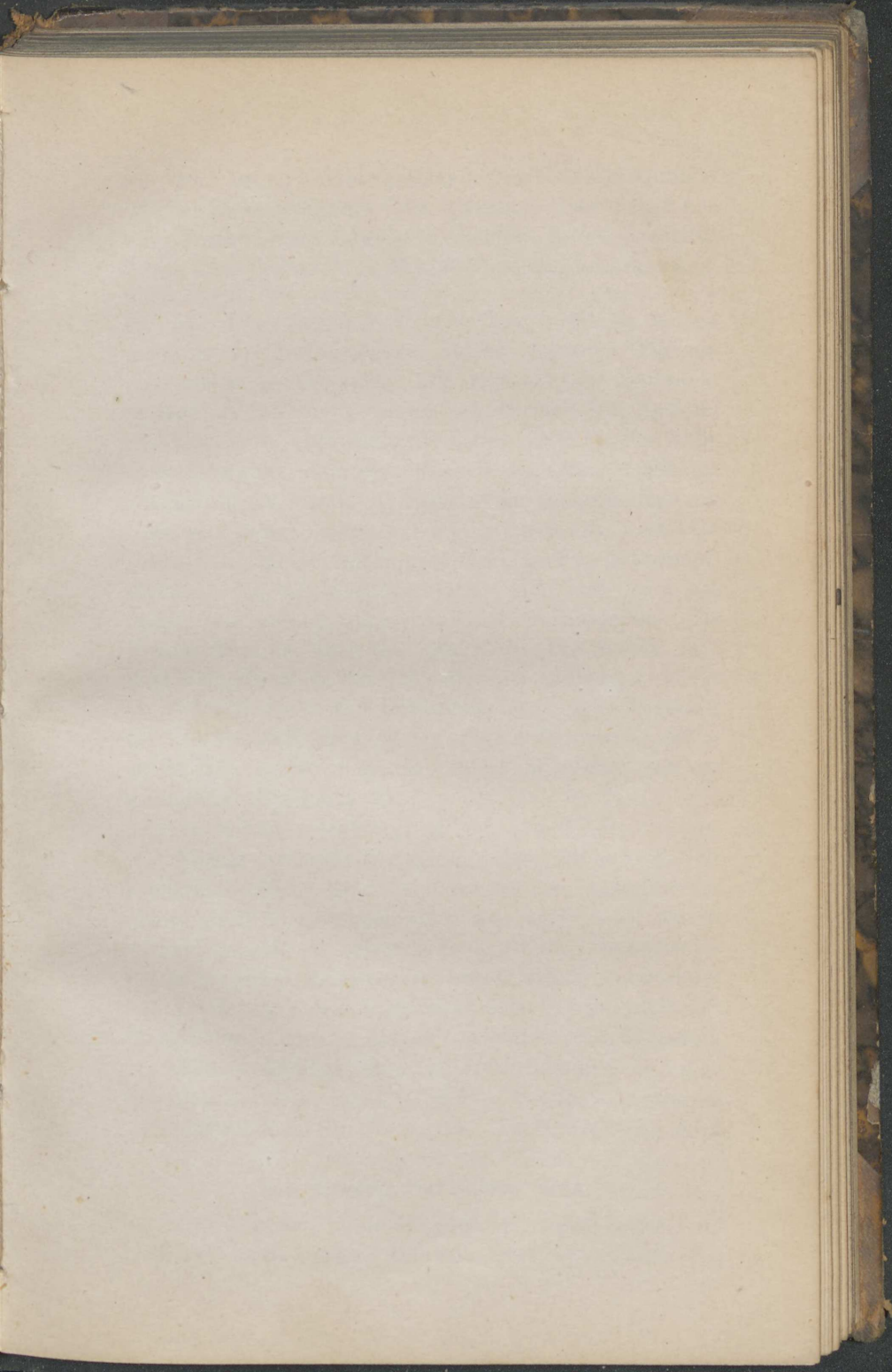
55. Den Kraft, som sammenbinder Grundstofatomerne til Molekuler, kaldes *Affinitet*; den maales ved den Mængde Varme, som udvikles ved Forbindelsens Dannelse. Til at sønderdele Forbindelsen bruges da netop den samme Varmemængde. Det at adskille en chemisk Forbindelse er nemlig et Arbejde, men til en vis Arbejdsmængde svarer en ganske bestemt Varmemængde og omvendt. Naar Brinten brænder, idet den forener sig med Luftens Ilt til Vand, saa kan man

sige, at det er Brintens og Iltens Affinitet til hinanden, der udvikles i Form af Varme; og det er denne Varme, der igjen, omsat til mechanisk Kraft, kan frembringe Explosion. Naar man paa den anden Side igjen sønderdeler Vandet i Brint og Ilt, saa maa disse paany forsynes med Affinitet for hinanden, man maa m. a. O. tilføre dem en vis Mængde Kraft, f. Ex. Elektricitet (sml. 7), der nøjagtig svarer til den Varmemængde, som blev fri ved deres Forening.

Der gives dog *Forbindelser, til hvis Dannelse, der forbruges Varme*; de kunne derfor aldrig dannes ligefrem, men kun ad *Omveje*, sædvanlig, idet der samtidig opstaaer en anden Forbindelse, som ved sin Dannelse udvikler en saa stor Varmemængde, at Tabet dækkes. Slige Forbindelser, der ere dannede under Forbrug af Varme, sønderdeles under Varmeudvikling. Sædvanlig ere de meget løse, hyppigt exploderende, f. Ex. Forbindelser af Chlor (64) med Ilt.

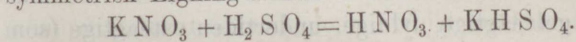
Ad hvilken Vej en Forbindelse end dannes, udvikles der ved dens Opbygning af Grundatomer altid den samme Varmemængde. Forbrændes 12 Vd. Kulstof først til Kulilte og de derved dannede 28 Vd. Kulilte derpaa til Kulsyre, saa udvikles ved de to Forbrændinger til sammen samme Varmemængde, som om man direkte havde forbrændt Kulstoffet til Kulsyre.

56. Den chemiske Forbindelses Dannelse beforders i høj Grad ved, at de Stoffer, der skulle paavirke hinanden, have saa mange Berøringspunkter som muligt. Sædvanlig anvendes derfor den ene eller alle Bestanddelene i flydende eller luftformig Tilstand, og den flydende Tilstand kan da enten beroe paa, at Legemet er smeltet eller paa, at det er opløst (i Almindelighed i Vand). Allerede heraf følger, at en højere Temperatur, hvorved Legemerne smelte eller fordampe, kan fremskynde Indvirkningen. Men selv om to Legemer begge ere flydende eller luftformige, behøves ofte en højere Temperatur til at indlede Forbindelsens Dannelse.



Sml. (35). Lys og Elektricitet kan hyppigt erstatte Varmen. Ofte paavirke Stofferne ikke hinanden, naar begge ere i fri Tilstand, men kun i det Øjeblik, da det ene eller begge udskilles af en Forbindelse. Salpetersyre's Brintning til Ammoniak (32).

57. Den chemiske Proces kan være en simpel *Addition* af Bestanddelene, skjønt saadanne Tilfælde ikke ere meget hyppige. Den kan være en *Spaltning*, saaledes at en mere sammensat Forbindelse ligefrem adskilles i to eller flere simple. Men heller ikke disse Processer finde hyppigt Sted (Kulsyre's Spaltning i Anhydrid og Vand; Kvægsølviltets Sønderdeling ved Varmer). Langt vigtigere er den saakaldte *Dobbelt-sønderdeling* (Dobbeltdekomposition), hvor en af Bestanddelene i det ene Legeme bytter Plads med en i det andet, saa at der dannes to nye Forbindelser. De Bestanddele, der saaledes bytte Plads, ere næsten altid ensartede (Brint og Metaller; Metaller indbyrdes; Chlor og Hydroxyl osv.). Ved Dobbelt-sønderdelingen forandres ikke Forbindelsernes Type før og efter Processen; denne sidste kan derfor i Almindelighed udtrykkes ved en symmetrisk Ligning f. Ex.:



Af den symmetriske Ligning følger, at naar et Salt sønderdeles af en Syre, frigjøres en Syre; sønderdeles det af en Base, frigjøres en Base; sønderdeles det af et Salt, dannes et andet (2 andre) Salte; sønderdeles det af et Metal, frigjøres et andet Metal; sønderdeles det af et Syreanhydrid, frigjøres et andet Syreanhydrid osv. Mangfoldige Exempler herpaa forekomme i det Følgende.

Men undertiden foregaar Sidevirkninger, der gjoer den simple Proces mere indviklet. Se f. Ex. Salpetersyre's Indvirkning paa Metaller (31) og (54). Fremdeles (64), (76).

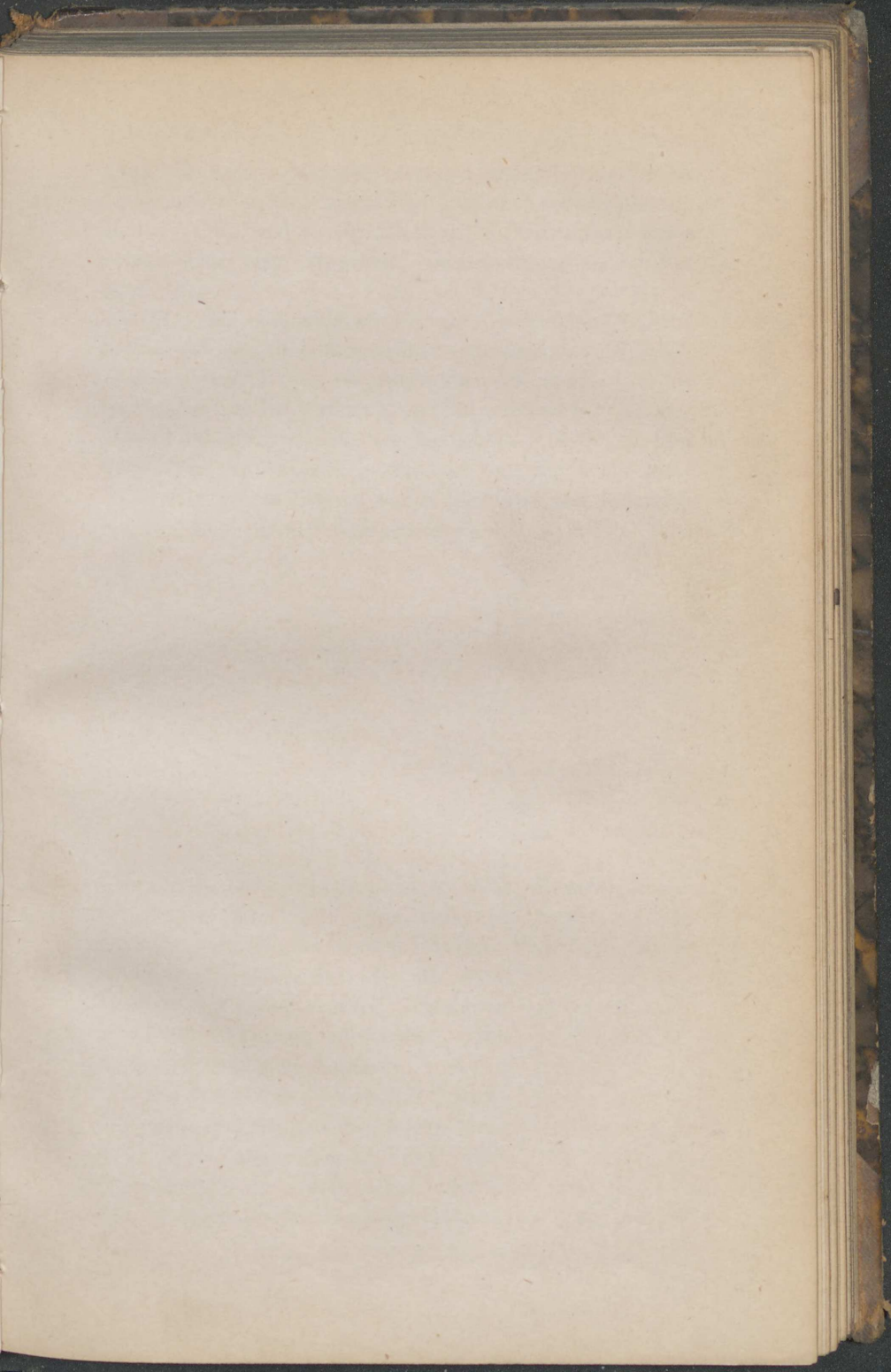
Den chemiske Forbindelses Form.

58. Ligesom Grundstofferne ere ogsaa deres Forbindelser enten faste, flydende eller luftformige ved

sædvanlig Temperatur. Mangfoldige kjendes i alle tre Tilstandsformer, mange kun i fast og flydende Form, mange kun som Vædske og Luftarter, enkelte kun i Luftform (Kulilte, Kvälstoftveilte, let Kulbrinte). Naar mange faste Forbindelser ikke kunne bringes til at smelte eller fordampe, saa ligger det hyppigst i, at de sønderdeles ved højere Temp. De flydende kunne hyppig *destilleres* (4) og derved ofte renses fra mere eller mindre flygtige Indblandinger. Ved Destillationen forvandles det flydende Legeme først til Damp, som derpaa igjen fortættes til Vædske. Nogle Forbindelser (og Grundstoffer) gaae umiddelbart over fra fast til luftformig Tilstand, og deres Damp fortætte sig igjen til faste Legemer uden først at gennemløbe Vædskeformen. En Fordampning og Fortætning af saadanne Legemer kaldes en *Sublimation* (Arsensyring; Arsenik; Jod).

59. De faste Legemer ere enten *amorfe* (ordret: formløse) eller *krystallinske*. De amorfe ere hyppigt fine Pulvere; saadanne faaes i Almindelighed ved en Bundfældning. De skilles da fra Vædsken ved en Filtrering gennem ulimet Papir og renses ved Udvaskning, sædvanlig med destilleret Vand. Men Bundfældene ere ikke sjældent geléeagtige, fyldige, undertiden osteagtige (som sammenløben Mælk). I alle disse Tilfælde ere Bundfældene amorfe. Ogsaa saadanne Legemer, der som Kridt, Glas, Harpix vel optræde i sammenhængende Stykker, men uden regelmæssig Begrænsning, kaldes amorfe. — De krystallinske Legemer optræde derimod i regelmæssige Former (Krystalform) med plane Flader, der støde sammen i bestemte Vinkler.

60. Saadanne Krystaller kunne dannes 1) ved Smeltning og langsom Afkøling (Svovl; 72); 2) ved Sublimation (Jod; 70); 3) ved Bundfældning (Gips; 129); 4) ved at opløse Stoffet i et eller andet Opløsningsmiddel som Vand eller Vinaand, hvoraf det da ved Afkøling (Salpeter; Alun), eller ved Bortdampning af Opløsnings-



midlet (Kogsalt), eller naar man paa anden Maade fjerner dette, udskiller sig krystallinsk. Sker Krystallisationen hurtigt (f. Ex. ved hurtig Afkøling og Omrøring) dannes smaa, sker den langsomt, dannes store Krystaller (sml. 174).

61. De mangfoldige Former, hvori Krystallerne kunne optræde, har man ordnet i de saakaldte *Krystal-systemer* efter Linier (Krystalaxer), der tænkes dragne tværs igjennem Krystallerne, og af hvis indbyrdes Længdeforhold og Stilling Fladernes Beliggenhed betinges, idet disse altid ere ordnede symmetrisk om Krystalaxerne.

Det *regulære System* har 3 ligestore, paa hinanden lodrette Axer. Hertil høre saadanne simple Former som



Fig. 18.

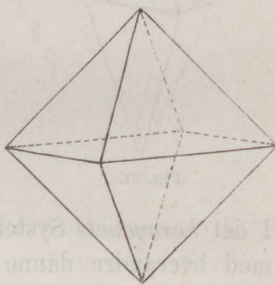


Fig. 19.

Tærning, Regulær oktaeder, Fig. 18 og 19, (Kogsalt; Alun). Ofte findes, ikke blot i dette, men i alle Systemer, flere Former samtidig paa samme Krystal. Ved disse „Kombinationer“ modificeres da de rene Former mer eller mindre. Saaledes afstumper Tærningen Oktaedrets, Oktaedret Tærningens Hjørner.

Det *kvadratiske System* har 3 Axer, der staae lodrette paa hverandre, men kun de to ere ligestore, den 3die (Hovedaxen) er større eller mindre end de andre. De simpleste Former,

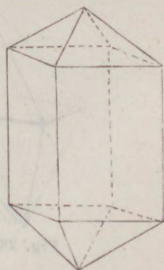


Fig. 20.

der høre herhen, ere de kvadratiske Pyramider (svarende til Oktaedret i det regulære System) og det kvadratiske Prisme, Fig. 20.

Det *rhombiske* System har som de to foregaaende 3 paa hinanden lodrette Axer, men alle 3 ere ulige store. Hovedformer her ere de rhombiske og rektangulære Prismer, og Pyramider med rhombisk eller rektangulær Basis, Fig. 21, (Svovl, Salpeter).



Fig. 21.

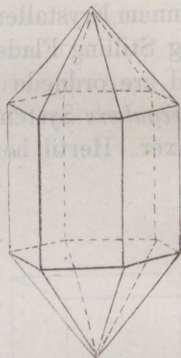


Fig. 22.

I det *hexagonale* System findes 4 Axer, 3 ligestore, der med hverandre danne Vinkler paa 60° og ligge i samme Plan, og en 4de (Hovedaxen) lodret paa dette Plan. Den hexagonale Pyramide, det hexagonale Prisme, Fig. 23, (Kvarts) og Rhomboedret (Kalkspat) ere de simpleste Former i dette System.

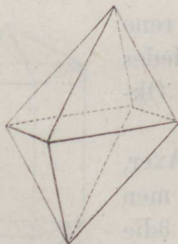


Fig. 23.

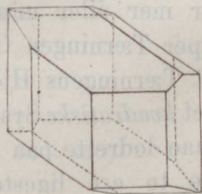
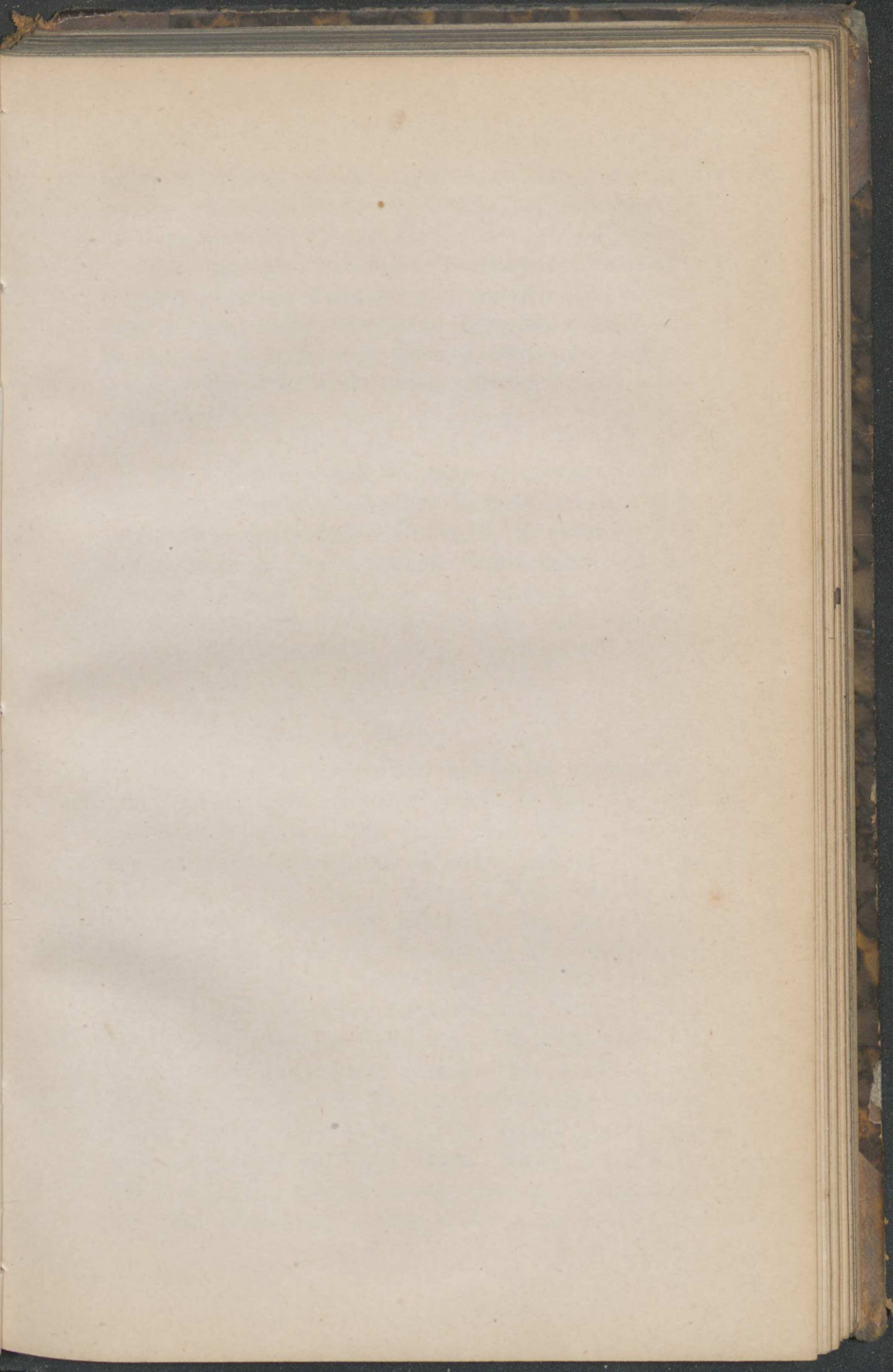


Fig. 24.

Til det *rhombiske* System slutte sig endnu 2 Systemer, det *monokliniske* (Soda, Jernvitriol) og det



trikliniske (Kobbervitriol), med langt mindre regelmæssigt udviklede Former, Fig. 23 og 24, end noget af de foregaaende.

62. Analogt sammensatte Forbindelser have ofte meget nær samme Krystalform (*Isomorfi*). Det samme Legeme kan under forskellige Betingelser ikke blot krystallisere i forskellige Former af samme Krystalsystem, men undertiden endog i forskellige Systemer (*Polymorfi*).

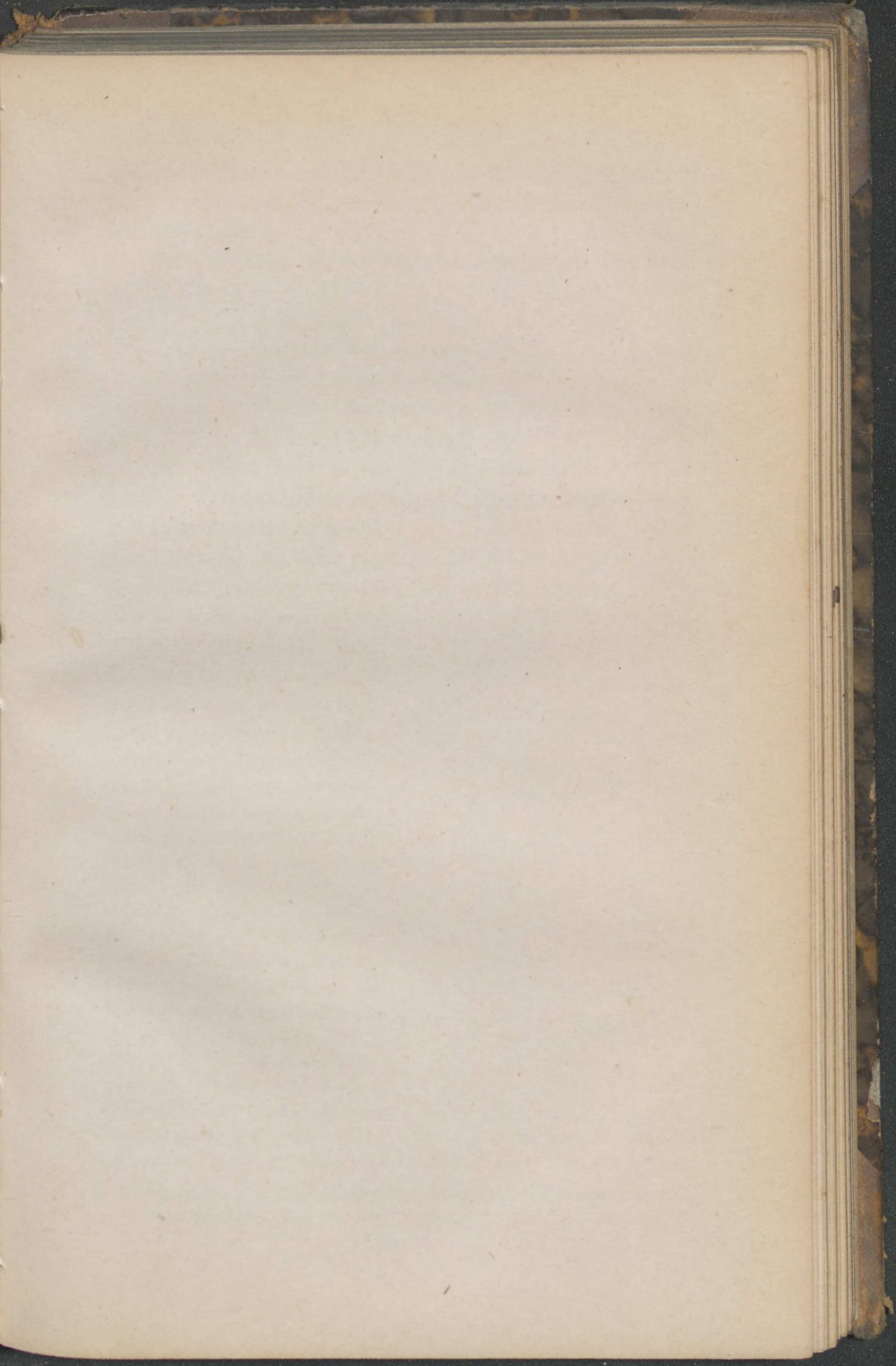
63. I det Foregaaende have vi gennemgaaet 4 ved deres væsenlig forskellige Forhold særdeles karakteristiske Grundstoffer, Brint, Ilt, Kvælstof og Kulstof i nogle af deres vigtigste Forbindelser. I det nærmest Følgende komme vi til 4 andre, der vel paa mange Maader ere forskellige fra hine, men som dog ogsaa i flere Henseender ere en Gjentagelse af dem, nemlig Chlor, Svovl, Fosfor og Silicium.

Chlor.

64. Chlor er en gulgrøn Luftart af en kvælende Luft; det angriber Aandedrætsorganerne og i det Hele organiske Legemer. Det findes ikke frit i Naturen, men især som Chlornatrium (Kogsalt) i Havet, i mange Kilder og i store Lag i Jorden. Som letopløselige Chlormetaller findes det udbredt i Dyr og Planter. Det fremstilles sædvanlig ikke direkte af Kogsalt, men af sin Brintforbindelse, Chlorbrinte (67), der, opløst i Vand, er den i Handelen forekommende Saltsyre. Man overgyder Brunsten i en Kolbe (som i Fig. 27 eller 28) med stærk Saltsyre og opvarmer ganske svagt. Brunsten er et Ilte af Metallet Mangan (Mangan-Overilte) og sammensat $Mn O_2$. Naar Chlorbrinte virker derpaa, bytte som sædvanligt Brint og Metal Plads: $Mn O_2 + 4 H Cl = 2 H_2 O + Mn Cl_4$, men det herved dannede Chlormangan kan ikke bestaae og spaltes derfor strax i et lavere

Chlormangan og frit Chlor: $\text{Mn Cl}_4 = \text{Mn Cl}_2 + 2 \text{Cl}$. Da Chlor er temmelig opløseligt i Vand (1 Rf. Vand opløser ved alm. Temp. omtr. $2\frac{1}{2}$ Rf. Chlor), kan det ikke opsamles over koldt Vand; da det angriber Kvægsølv, heller ikke herover. Derimod kan det i fugtig Tilstand samles over en varm mættet Opløsning af Kogsalt, i tør ved at ledes ned paa Bunden af et højt tomt Glas, hvor det paa Grund af sin høje Vægtfylde ($2\frac{1}{2}$ Gang større end Luftens) fortrænger Luftens. Dets Opløselighed i Vand kan vises paa samme Maade som Kulsyrens (24).

65. Chlor forener sig direkte med de fleste Grundstoffer, især med Brint og Metallerne, dog ogsaa med Svovl, Fosfor, Arsenik, Antimon. Ofte er Foreningen ledsaget af Ildfænomener. Svagt opvarmet Antimonpulver tændes og brænder til hvide Dampe af Chlorantimon, naar det drysses ned i en Flaske med tør Chlor. En i Luftens antændt Brintflamme vedbliver at brænde i en Flaske med Chlor. Fig. 8 (12). Der dannes herved hvide Dampe, idet den dannede Chlorbrinte forener sig med Luftens Fugtighed. Fyldes et sværtet Cylinderglas over varmt Saltvand først halvt med Chlor, derpaa helt med Brint, saa faaes den saakaldte Chlorknaldluft, der ved Antændelse exploderer med højt Knald til Chlorbrinte. Den samme Forening af lige Rf. Chlor og Brint sker ogsaa med Explosion i Sollys, men langsomt og uden Explosion i spredt Dagslys. Ja saa stor Tilbøjelighed har Chlor og Brint til at forene sig, at Chlor endog sønderdeler Vanddamp ved noget over 100° , hvorved da Ilt bliver fri (15; 54). En Opløsning af Chlor i Vand (*Chlorvand*) sønderdeles i Sollys paa samme Maade. Herpaa beroer ogsaa det fugtige Chlors Evne til at blege organiske Farvestoffer; det bemægtiger sig nemlig Vandets Brint og frigjør Iten, der nu, i det Øjeblik den bliver fri, virker langt kraftigere end ellers (sml. 56) og ligefrem forbrænder Farvestoffet. Indigoopløsning og fugtigt Lakmuspapir affarves af Chlor; Blomster ligeledes, naar de holdes ned i et Glas med Chlor. Derfor anvendes Chlor til Blegning af Bomuld, Linned, Papir, medens Uld og Silke angribes af Chloret (sml. 76). Ogsaa som Røgemiddel mod de Luftarter, forraadnende



organiske Stoffer udvikle, anvendes Chlor og virker da paa samme Maade. — Chlormetaller kaldes ogsaa Metalchlorider.

66. Chlorets Forbindelser med Brint og med Brint og Ilt danne en Række:

H Cl Chlorbrinte,

H Cl O Chlorundersyring,

H Cl O₂ Chlorsyring,

H Cl O₃ Chlorsyre,

H Cl O₄ Chloroversyre.

67. *Chlorbrinte* er en farveløs Luft, der kan dannes direkte af Bestanddelene (65). Den kan fremstilles af tørt Kogsalt og stærk Svovlsyre, idet dennes Brint og Kogsaltets Natrium bytte Plads: $2 \text{ Na Cl} + \text{H}_2 \text{ S O}_4 = 2 \text{ H Cl} + \text{Na}_2 \text{ S O}_4$. Den kan simplest opsamles ved Fortrængning af Luften i en tør Flaske ligesom Chlor. Man bringer 3 Grammer skarpt tørret Kogsalt i et Prøveglass og hælder derpaa en afkølet Blanding af 5 Gr. concentreret Svovlsyre og 1 Gram Vand (deri*). Efter den første øjeblikkelige Opbrusning sættes nu Proppen med Luftledningsrøret i Prøveglasset, og man varmer dette svagt over en Vinaandslampe, til der begynder at vise sig stærke hvide Dampe ved m, hvad der er et Tegn paa, at Flasken er fuld af Chlorbrinteluft. Denne danner nemlig med den ydre Lufts

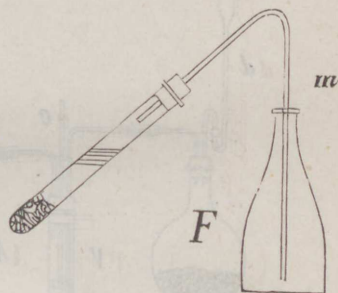


Fig. 25.

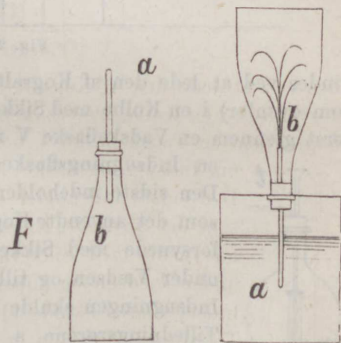


Fig. 26.

*) Ved andre Forhold enten skummer Massen, eller den udviklede Chlorbrinte er langtfra tør.

Fugtighed en ved almindelig Temp. ikke luftformig Forbindelse. Chlorbrinten indsuges med stor Begjærighed af Vand. 1 Rf. Vand indsuger omtr. 450 Rf. Chlorbrinte under stærk Varmeudvikling. Man sætter, i det Øjeblik F er fuld af Chlorbrinte, en Prop med et i begge Ender udtrukket, ved a lukket Glasrør a b deri og holder nu Flasken med Spidsen a i Vand, der er farvet blaat med Lakmus. Derpaa brydes Spidsen a af med en Tang under Vandet. Dette stiger da langsomt i Røret, men naar den første Draabe er flydt ud af b, sprøjter det ind i Flasken med stor Heflighed og farves samtidig rødt som Tegn paa, at *Chlorbrinten er en stærk Syre* (Fig. 26). En Opløsning af Chlorbrinte i Vand (*Saltsyre*) vindes som Biprodukt ved Fabrikationen af Soda (115). I det mindre kan Saltsyren

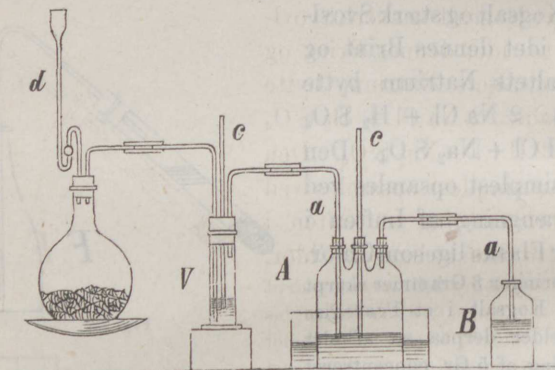


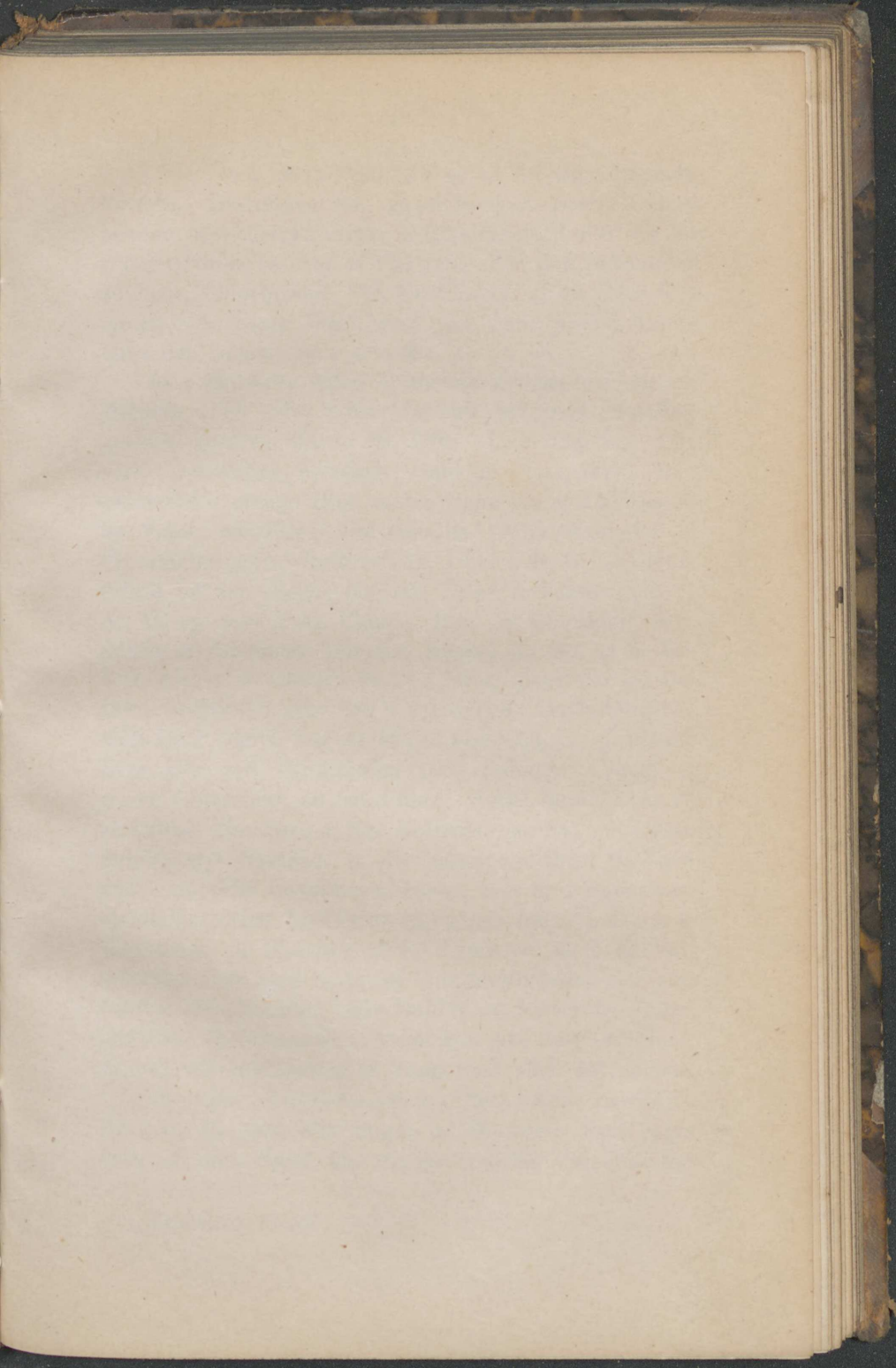
Fig. 27.

vindes ved at lede den af Kogsalt og Svovlsyre (samme Forhold som ovenfor) i en Kolbe med Sikkerhedsrør udviklede Chlorbrinte først gennem en Vadskeflaske V med lidt Vand, derpaa gennem en Indsugningsflaske A, der staaer i koldt Vand. Den sidste indeholder omtrent samme Mængde Vand som det anvendte Kogsalt. Baade v og A maa være forsynede med Sikkerhedsrør c c, der munde lige under Vædsen og tillade Luften at trænge ind, hvis Indsugningen skulde blive for stærk. Ligeledes bør Tilledningsrørene a a munde ganske lidt under Vædsken, fordi Saltsyren er vægtfyldigere end Vand. Kolben staaer i en Skaal med tørt Sand (Sandbad).



Fig. 28.

I Mangel af Tilgydningstragten d kan man paa Bunden af Kolben sætte et kort Prøveglas, hvori den sædvanlige Tilgydningstragt t



staaer frit. Den stærke Saltsyre er en farveløs, rygende Vædske. Destilleres den, gaaer først en Del af Chlorbrinten bort, derpaa stiger Kogepunktet til 110° og nu gaaer en Saltsyre over af Vægtfylde 1,1; den indeholder 20 Proc. Chlorbrinte. Ved Destillation af en mere fortyndet Syre gaaer først Vand over, men tilsidst destillerer den samme Syre som før.

68. Saltsyren virker opløsende paa særdeles mange Metaller, idet dens Chlor forener sig med Metallet, medens Brinten bliver fri (10). Dog angribes Sølv yderst vanskeligt, Kvægsølv, Guld og Platin ikke. Den sønderdeler mange Iltter under Dannelse af Chlormetal og Vand, adskillige Svovlmetaller under Dannelse af Chlormetal og Svovlbrinte (75). I Vand, H_2O , og Chlorbrinte er den samme Mængde Brint forbunden med 1 At. Ilt og med 2 At. Chlor. Iltter og Chlorider svare derfor til hinanden paa den Maade, at der til et Ilte $R O_n$ svarer et Chlorid $R_n Cl_2$. Dog gives der en Del Iltter, hvortil der ikke svarer saa høj en Chlorforbindelse, eller hvor denne dog er meget ubeständig. Saadanne Iltter give ved Opvarmning med Saltsyre: Vand, et lavere Chlormetal og frit Chlor. Hertil høre bl. A. de saakaldte *Overiltter*, f. Ex. Brunsten (se 64). — Ogsaa Salpetersyre formaaer at ilte Saltsyrens Brint til Vand under samtidig Udvikling af Chlor, som da i Dannelsesøjeblikket virker kraftigere end ellers (56). I det s. k. *Kongevand*, en Blanding af 4 Vd. Saltsyre og 1 Vd. Salpetersyre, har man derfor et Opløsningsmiddel, der omdanner alle Metaller, selv Guld*) og Platin til Chlormetaller, og forsaavidt et Metal kan give flere Chlorider, dannes ved Indvirkning af Kongevand altid det højeste.

69. De Chlorforbindelser, der baade indeholde Brint og Ilt, maa alle dannes ad Omveje. Kun nogle Salte af disse Syrer ere vigtige, navnlig Calciumsaltet

*) „Metallernes Konge“.

af Chlorundersyring (128) og Kaliumsaltet af Chlor-syren (118).

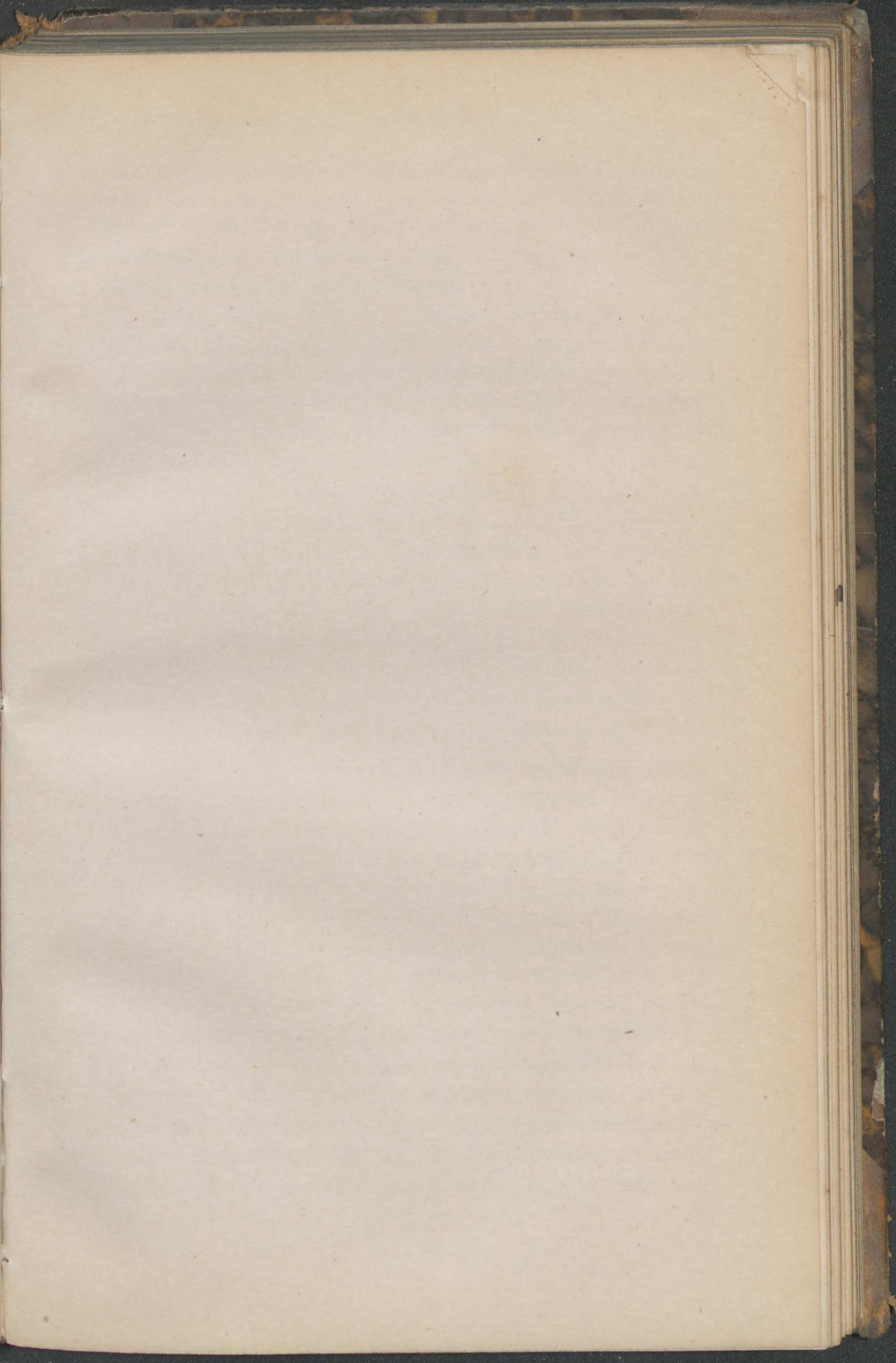
70. Stor Lighed med Chlor have de langt sjældnere Grundstoffer *Brom* og *Jod*. De findes som letopløselige Brom- og Jodmetaller i Havvandet (hvorfra navnlig Jod gaaer over i Tangarterne) og enkelte Kilder og vindes paa lignende Maade som Chlor. Brom er ved alm. Temperatur en mørkebrun Vædske, der giver rødbrune Dampe, Jod danner blyantlignende Krystaller, der give prægtige violette Dampe. Ved Opvarmning af et Stykke Jod, saa stort som et Knappenaalshoved, i et Prøveglass fyldes dette let med mørkviolette Dampe. Frit Jod farver Stivelse blaa (173). Brom og Jod have mindre Tiltrækning til Brint og Metaller end Chlor. Chlor frigjør derfor Brom af Brommetaller, Chlor og Brom frigjøre Jod af Jodmetaller.

71. Ogsaa *Fluor* hører herhen. Dette Grundstof kjendes ikke i fri Tilstand, fordi det angriber alle Kar. Dets Brintforbindelse, *Fluorbrinte*, HF, faaes paa lignende Maade som Chlorbrinte af de naturlige Fluormetaller Flusspat (Fluorcalcium) og Kryolit (140), men Operationen maa udføres i Kar af Bly eller Platin, fordi Glas angribes af Fluorbrinte (95). Fluorbrinte er en stærk Syre.

Fluor, Chlor, Brom, Jod kaldes ofte Saltdannere (Haloider), fordi de ved ligefrem at forene sig med Metallerne danne Salte. Deres Brintforbindelser kaldes Haloidsyrer, fordi de i Modsetning til næsten alle andre Syrer ikke indeholde Ht, men kun Haloider. Deres Metalforbindelser kaldes Haloidsalte.

Svovl.

72. Svovl er et gult, skørt Legeme af Vf. 2. Det smelter ved 115° , men holder sig flydende langt under Smeltepunktet. Ophedet betydeligt over Smeltepunktet (i et Prøveglass) bliver Svovlet brunt og saa tyktflydende, at Glasset kan vendes, uden at det løber ud; ved endnu højere Varme bliver det igjen tyndflydende, og naar man da hælder det i Vand, faaes det som en blød, klæbrig Masse, der dog snart igjen bliver fast. Svovl koger ved omtr. 450° og forvandler sig til en rødgul Damp. — Det naturlige Svovl er ofte krystalliseret, og i samme Form faaes det af sin Opløsning i Svovlkulstof (73). Ophedes derimod Svovl til lidt over 115° i en Digel, saa

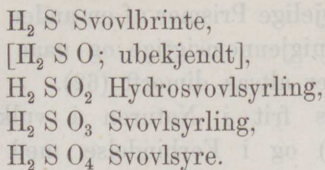


dannes ved en langsom Afkøling (Gjennemboring af den dannede faste Skorpe med en varm Glasstang og Frahældning af det endnu flydende) bøjelige Prismer af en anden Form. Disse blive dog snart uigjennemsigtige og gaae over til alm. Svovl. Svovlet er altsaa dimorft (62).

Svovl findes frit i Naturen i vulkanske Egne (Sicilien, Island) og i Forbindelse med en Mængde Metaller. Mange af disse Svovlmetaller ere vigtige Malme. Ogsaa svovlsure Salte (f. Ex. Gips) ere hyppige Mineralier. Desuden findes det udbredt i Plante- og Dyreverdenen (Æggehvidestofferne indeholde Svovl; Korsblomsterne indeholde hyppigt svovlholdige, flygtige Olier). Det vindes ved Destillation af det naturlige eller ved Ophedning af naturlige Svovlmetaller, der saaledes afgive en Del af deres Svovl (151). Det renses ved Omdestillation. Dampene ledes ind i store murede Kamre, hvor da endel fortættes til „Svovlblomster“ (sml. Sne), medens Resten samler sig paa Bunden i smeltet Tilstand og støbes i Træformer til „Stangsvovl“. Det anvendes især til Svovlsyre, Svovlstikker og Krudt.

73. Svovl er uopløseligt i Vand, opløseligt i Svovlkulstof og Terebinthinolie. Opvarmes Svovl i Luften, antændes det og forener sig med Ilt til Svovlsyring-anhydrid: $S + 2O = SO_2$. Mange Metaller forene sig ligefrem med Svovl til Svovlmetaller, ofte under Ildfænomener (3). Flere brænde i Svovldamp ligesom i Ilt. Et Prøveglas med noget Svovl opvarmes, til Glasset er fyldt med Svovldamp. Sænkes nu en opvarmet Kobbertraadspiral deri, bliver den pludselig glødende. De saaledes dannede Svovlmetaller vise megen Lighed med de tilsvarende Iltter. Ved Glødning af Kul i Svovldamp dannes den flygtige, farveløse Vædske *Svovlkulstof*, CS_2 , der ligesom den analogt sammensatte Kulsyre, CO_2 , er et Syreanhydrid. Iltter og Svovlforbindelser vise overhovedet i saare mange Tilfælde den mest paafaldende Lighed. Sml. (75).

74. Svovlets Forbindelser med Brint og med Brint og Ilt danne en Række:



Men Svovlet danner mange flere, mere sammensatte Forbindelser med Brint og Ilt.

75. *Svovlbrinte.* $\text{H}_2 \text{ S}$. Ligesom de fleste Metal-ilter med Syrer danne Vand og et Salt, idet Brint og Metal bytte Plads, (15,2^o), saaledes danne mange Svovlmetaller med Syrer Svovlbrinte og et Salt. Sædvanlig

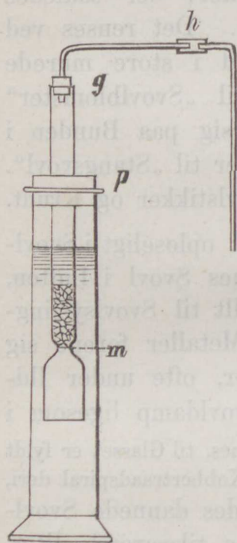
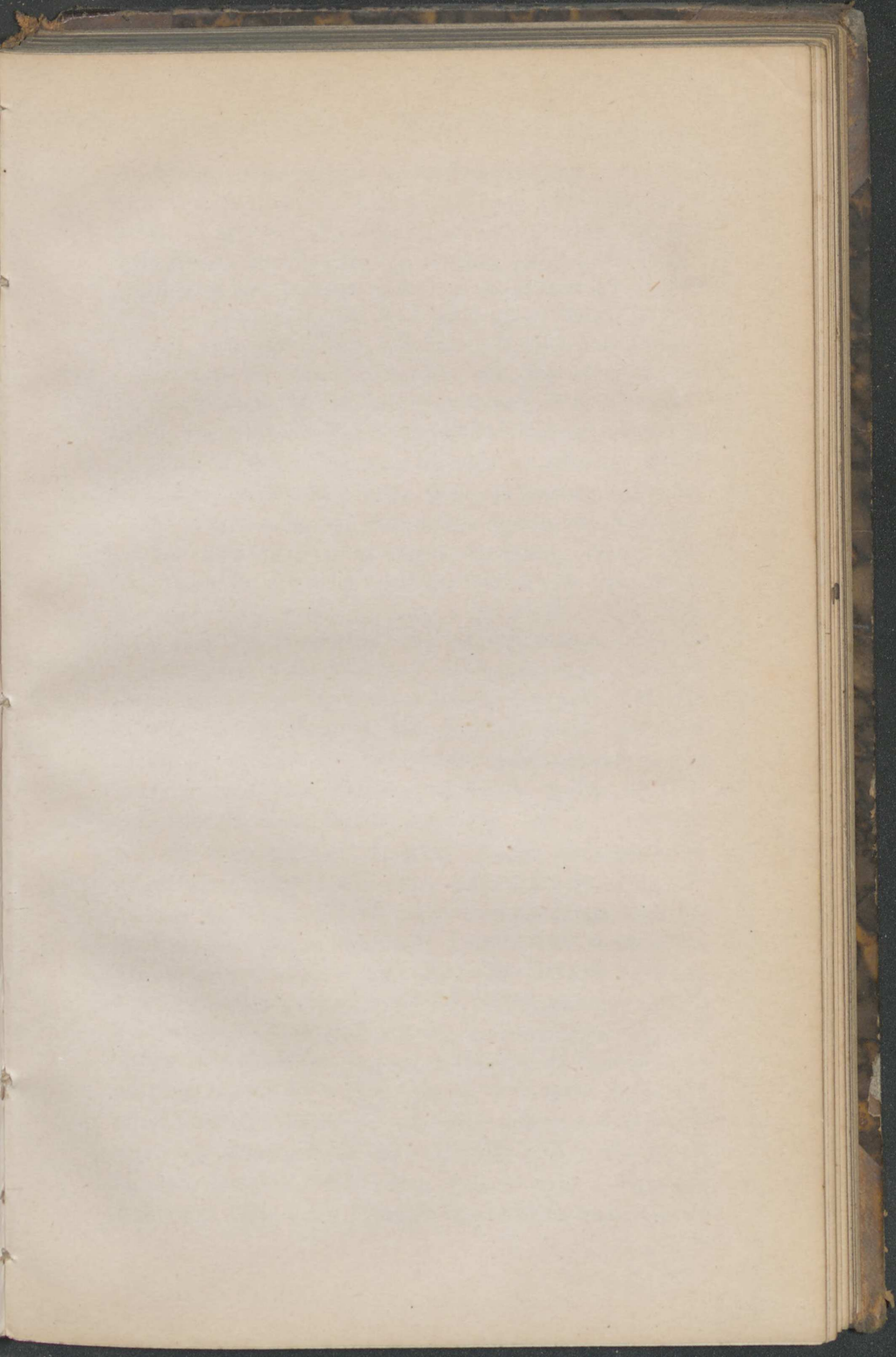


Fig. 29.

anvendes Svovljern, som behandles med kold fortyndet Svovlsyre eller Saltsyre i et Apparat som Fig. 29. Et alm. indsnævret Lampeglas sættes ved en *ikke tæt* sluttende Prop fast i et Cylinder-glas med svag Svovlsyre (1 Vægtdeel conc. Svovlsyre, 6 Vd. Vand). Ved mer anbragt en gjennehullet og med tyndt Lærred overbundet Blyplade, hvorpaa Svovljernet lægges i Stykker som Nødder. Proppen g maa slutte fuldstændig og helst være af Kautschuk. Saasnart Svovljernet kommer i Berøring med Syren, udvikles Svovlbrinte, men lukkes Kautschukforbindelsen h ved en Klemhane, vil Svovlbrinten trykke Syren tilbage under m og Udviklingen standse. Aabnes Klemhanen, begynder Udviklingen paany. Processen: $\text{Fe S} + \text{H}_2 \text{ SO}_4 = \text{H}_2 \text{ S} + \text{Fe SO}_4$ er ganske analog med: $\text{Cu O} + \text{H}_2 \text{ SO}_4 = \text{H}_2 \text{ O} + \text{Cu SO}_4$. Svovlbrinten er en Luftart, der lugter som raadne Æg og virkelig dannes ved Forraadnelse af Æggehvidthoffer og i det Hele af svovlholdige organiske Legemer (saaledes af Tang, der indeholder svovlsure Salte). 1 Rf. Vand opløser 3—4 Rf. Svovlbrinte.



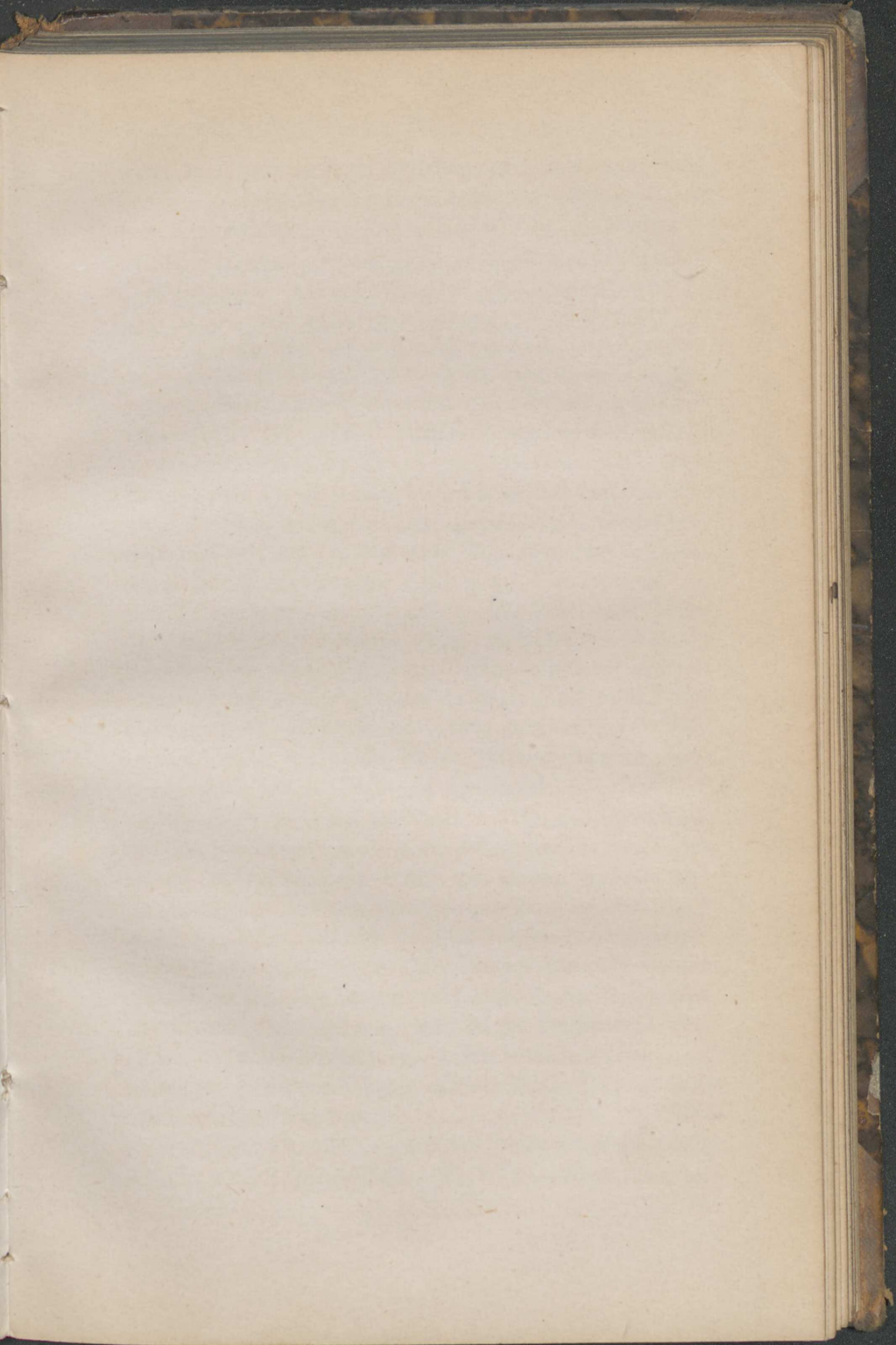
Svovlkilder. Opløsningen farver Lakmuspapir rødt. Den iltes ved Henstand i Luften til Vand og Svovl: $H_2 S + O = H_2 O + S$. Svovl og Brint ere overhovedet løst forbundne i Svovlbrinte; denne afilter saaledes Salpetersyre, Svovlsyrting, conc. Svovlsyre under Dannelselse af Vand og Udskillelse af Svovl. Ligesom Chlor med Vand giver Chlorbrinte og Ilt (65), giver det med Svovlbrinte (eller Svovlbrintevand) Chlorbrinte og Svovl. Ligesom man har Iltbaser som $Na (H O)$, saaledes har man Svovlbaser, f. Ex. $Na (H S)$ (116), hvori altsaa Halvdelen af Svovlbrintens Brint er erstattet af Metal; og man kjender mangfoldige Syrer, hvori Iltten fuldstændig eller delvis er erstattet af Svovl. — Af særdeles mange Saltopløsninger udskiller Svovlbrinten Svovlmetaller af meget forskjellig Farve. Da ved denne Proces Brint og Metal bytte Plads, saa dannes samtidig Syrer. Ex. $Cu S O_4 + H_2 S = H_2 S O_4 + Cu S$. Men naar det Svovlmetal, der skulde dannes, saaledes som Svovljern (sml. ovenfor) selv sønderdeles af Syrer, faaes naturligvis ingen Udskillelse, før man ved Til sætning af en Base (f. Ex. Natronhydrat) omdanner Syren til et Salt. — Svovlbrinte kan antændes, den brænder med blaa Flamme til Vand og Svovlsyrting-anhydrid: $H_2 S + 3 O = H_2 O + S O_2$.

76. *Svovlsyrting.* $H_2 S O_3$. Denne Forbindelse er meget ubestandig, den spaltes saare let i Vand og Anhydrid: $H_2 S O_3 = H_2 O + S O_2$. Svovlsyrtinganhydridet er den ildelugtende, farveløse Luftart, der dannes ved Forbrændig af Svovl i Luft eller Ilt. Sædvanlig fremstilles den ved at opvarme 1 Vd. Kobberspaaner med 3 Vd. Svovlsyre i en Kolbe. Naar Luftudviklingen begynder, ophører man at varme. Herved bytte som sædvanlig Brint og Metal Plads: $Cu + H_2 S O_4 = H_2 + Cu S O_4$; men i det Øjeblik Brinten frigjøres, reducerer den en Del af Svovlsyren til Svovlsyrting: $H_2 S O_4 + H_2 = H_2 S O_3 + H_2 O$; og den dannede Svovlsyrting spaltes strax i Vand og Anhydrid. Det tørre Svovlsyrtinganhydrid lader sig let

fortætte til Vædske (i Ørsteds Apparat eller i en Kuldeblending af lige Dele Sne og Kogsalt). 1 Rf. Vand indsuger ved sædvanlig Temp. 36 Rf. Svovlsyrtinganhydrid, men afgiver det igjen ved Opvarmning. Baade denne Vædske og selve Luftarten virker blegende og anvendes til Blegning af Silke, Uld, Straa. Røde og blaa Blomster affarves ved at holdes i et Glas med Svovlsyrting. Frugtsafter affarves ogsaa.

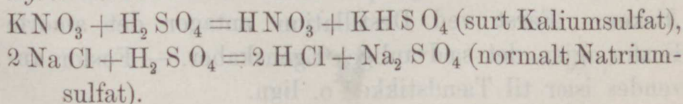
77. *Svovlsyre.* $H_2 S O_4$. Allerede ved Henstand i Luften optager Svovlsyrtingvand Ilt og danner Svovlsyre. Endnu lettere sker det, naar der er et Legeme tilstede, som let afgiver Ilt*). Et saadant er Salpetersyre. Derfor dannes let Svovlsyre, naar Svovlsyrtinganhydrid, Vanddamp og Salpetersyre bringes sammen: $3 H_2 S O_3 + 2 H N O_3 = 3 H_2 S O_4 + H_2 O + 2 N O$. Men nu optager det dannede Kvælstoftveilte meget let Ilt af Luften (31) og danner Salpetersyre, som atter let afgiver Ilt til Svovlsyrtingen: $H_2 S O_3 + N O_2 = H_2 S O_4 + N O$. Det indsees da let, at Kvælstoftveiltet, naar der kun er tilstrækkelig Luft, Svovlsyrtinganhydrid og Vanddamp tilstede, bestandig vil overføre Luftens Ilt paa Svovlsyrtingen, og at saaledes den samme Mængde Kvælstoftveilte vil kunne ilte en ubegrændset Mængde Svovlsyrting til Svovlsyre. Denne Operation udføres i det Store i Svovlsyrefabrikerne. Man forbrænder her Svovl eller naturlige Svovlmetaller (151) og leder det dannede Svovlsyrtinganhydrid med et rigeligt Overskud af Luft ind i store Kamre, der ere beklædte med Bly, og hvori en Dampkjedel sender Straaler af Vanddamp, medens man samtidig lader Salpetersyre fordampe derinde. Paa Blykamrenes Bund samler der sig da en Svovlsyre („*Kammersyre*“), der dog endnu indeholder Vand og Kvælstofilter. Den inddampes derfor først i Blypander, derpaa i Glas- eller Platinkar. Fra ikke flygtige Stoffer renses den ved Destillation. Den destillerede Syre

*) Svovlsyrting er derfor et kraftigt Reduktionsmiddel, s. f. Ex. (155).



koger ved 338° og har Vægtfylden 1,85, men indeholder endnu 1,5 Proc. Vand. Ved Afkøling udkrystalliserer den rene Syre.

78. Svovlsyren er en farveløs, noget olieagtig Vædske („Vitriololie“), der med stor Begærlighed forener sig med Vand under stærk Varmeudvikling. Hælder man Vand i Svovlsyre, kan der endog indtræde Explosion. Hældes 2 Vd. Svovlsyre i en tynd Straale i 1 Vd. Vand, stiger Temp. let til 100° . Som vandtiltrækkende anvendes den til Tørring af Luftarter (12). Af samme Grund forkuller den mange organiske Stoffer (f. Ex. Træ, Tøjer), idet den bringer deres Brint og Ilt til at træde ud i Form af Vand, hvorved Kulstof tildels frigjøres. Man opvarmer stødt hvidt Sukker svagt med Svovlsyre i et Prøveglas. Derfor er Handelssyren gjerne mørk af forkullet Støv o. l. — Svovlsyren har stor Tilbøjelighed til at ombytte sin Brint med Metal og danne Salte, *svovlsure Salte, Sulfater*. Paa nogle Metaller, som Zink og Jern, virker allerede den fortyndede Syre, og her udvikles da Brint (10); andre, som Kobber, Sølv, Kvægsølv, angribes kun af den varme, concentrerede Syre; her bliver Brinten ikke fri, men virker strax reducerende paa den stærke Syre (sml. 31 og 32), saa der dannes Svovlsyrning (76), undertiden endog Svovl, ja Svovlbrinte. Den store Tilbøjelighed, Svovlsyren har til at ombytte sin Brint med Metal, gjør, at den sønderdeler en Mængde Salte, som derved udvexle deres Metal for Brint, saa at de tilsvarende Syrer frigjøres. Exempler ere Salpetersyre (30), Chlorbrinte (67), Fosforsyre (86). Da Svovlsyren indeholder 2 At. Brint, ombyttes snart kun det ene, snart begge Brintatomer med Metal; de dannede Salte ere derfor snart *sure* (30), snart *normale*. Svovlsyren siges derfor at være en *tobasisk Syre*. Saaledes har man:

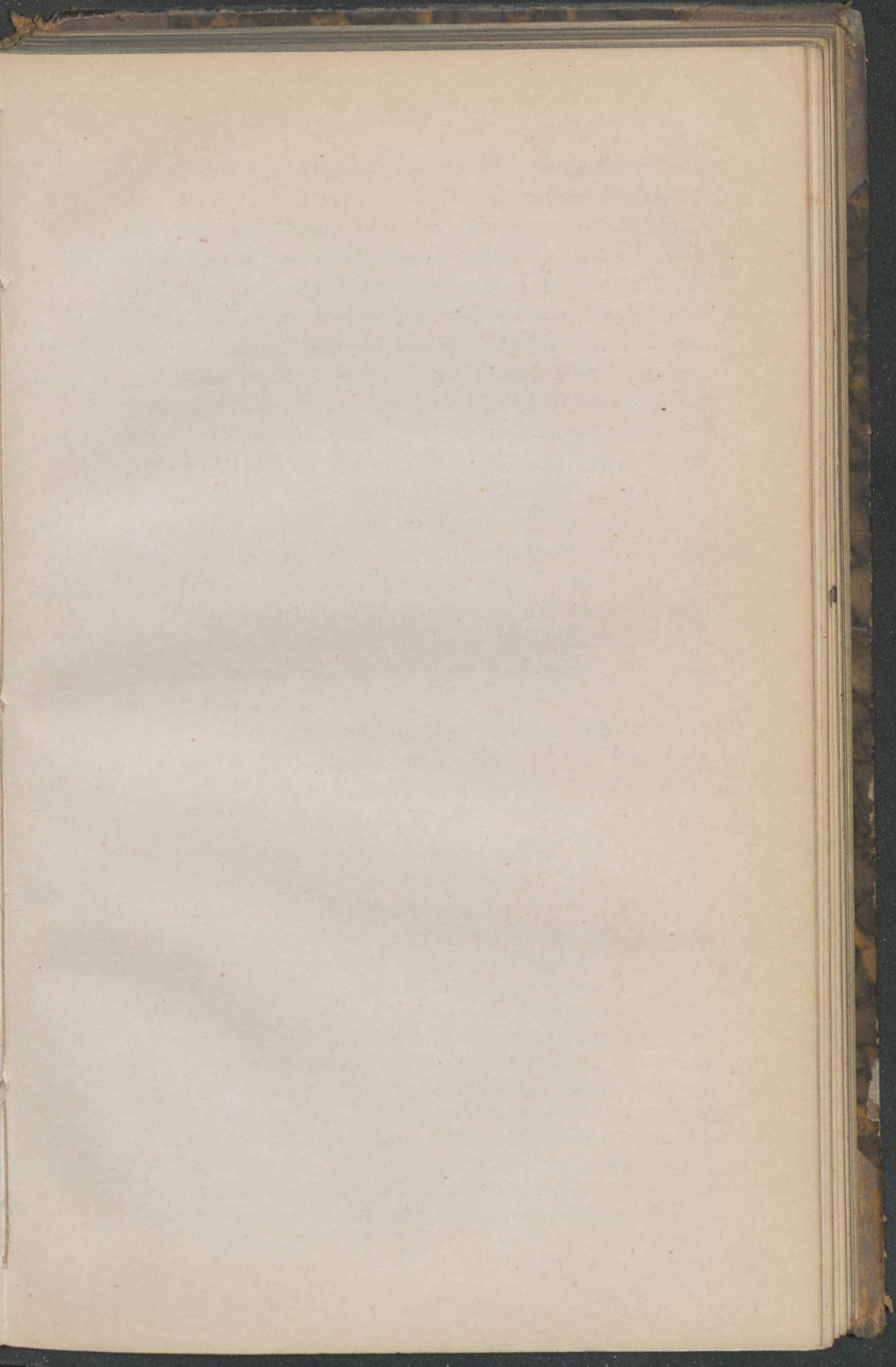


79. Svovlsyren er den vigtigste af alle Syrer. Den finder en udstrakt Anvendelse i Industrien, især ved Fabrikationen af Soda, sur fosforsur Kalk, Salpetersyre, Alun, i Sæbesyderierne, Stearinfabrikerne osv.

80. *Svovlsyrens Anhydrid*, $\text{S O}_3 = \text{H}_2 \text{SO}_4 \div \text{H}_2 \text{O}$, er et fast Legeme, der ikke eller kun vanskeligt kan dannes direkte, men ad Omveje (142). Det forener sig med yderste Begjærlighed med Vand til Svovlsyre, men har kun ringe Interesse.

Fosfor.

81. Det almindelige Fosfor er et bleggult, halvgjennemsigtigt Legeme, der ved sædvanlig Temp. er saa blødt som Vox, men i Kulden sprødt. Dets Vægtfylde er 1,8. Det smelter ved 44^0 og koger ved 250^0 — 300^0 , men i Luften antændes det yderst let, allerede ved Gnidning. Ved sin meget glimrende Forbrænding i Luft (28) eller Ilt danner det *Fosforsyreanhydrid* (86), men allerede ved sædvanlig Temp. iltes det langsomt i Luften med en egen hvidløgagtig Luft til Fosforsyring (85) og maa derfor opbevares under Vand. Ligeledes maa det skæres istykker under Vand. De Brandsaar, det kan fremkalde, ere yderst farlige. Ved langsomme Iltning lyser det i Mørke (Fosfor ordret: Lysbringer). Fosfor er uopløseligt i Vand, letopløseligt i Svovlkulstof og kan ved Fordampning af denne (let selvantændelige) Opløsning krystallisere. Det er meget giftigt. — Naar man opvarmer Fosfor i et lukket Kar i længere Tid til 240^0 , saa antager det ganske andre Egenskaber. Det bliver mørkt brunviolet, antænder sig først henimod 300^0 , er uopløseligt i Svovlkulstof og ikke giftigt. Det s. k. „*amorfe*“ eller „*røde*“ Fosfor findes anbragt paa Sikkerhedstændstikkernes Æsker. Først ved Destillation antager det amorfe Fosfor igjen det sædvanliges Egenskaber. — Fosfor anvendes især til Tændstikker o. lign.



82. Fosfor kan ifølge sine i (81) nævnte Egenskaber ikke findes frit i Naturen. Det forekommer derimod som *fosforsure Salte*, *Fosfater*; især findes Calciumfosfat (130) som et temmelig udbredt Mineral, Apatit. I smaa Mængder forekommer Calciumfosfat i de ældste Bjergarter, ved hvis Forvittring det tilføres Jordbunden. Herfra optage Planterne Fosfor. Alle Dele af Planten indeholde Fosfor, uvist i hvad Form, dog synes dets Forekomst knyttet til Æggeghvidestofferne. Især ophober det sig i Kornsorternes Frø. Herfra gaaer det over i Dyrene, hvor det i Form af Calciumfosfat udgjør Hovedbestanddelen af de højere Dyr's Knogler og en vigtig Bestanddel af Hjerne og Rygmarv. Af Benene tilvirkes de s. k. „Superfosfater“ (130), i hvilken Form det igjen som kunstig Gødning tilføres Jorden. Fosfor vindes ved at hvidgløde kalkholdig Fosforsyre med Kul, hvorved Fosforsyrens Ilt forener sig med Kulstoffet til Kulilte, Brinten bliver fri, og Fosforet destilleres og samles under Vand.

83. Fosforets vigtigste Forbindelser med Brint og med Brint og Ilt danne en Række:

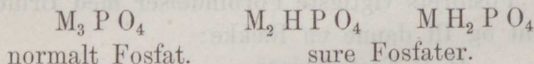
- H_3P Fosforbrinte,
- $[H_3PO; \text{ubekjendt}]$,
- H_3PO_2 Fosforundersyring,
- H_3PO_3 Fosforsyring,
- H_3PO_4 Fosforsyre.

84. *Fosforbrinte* er en højst ildelugtende, giftig Luftart, der under visse Omstændigheder er selvantændelig.

85. *Fosforsyring*, H_3PO_3 , dannes, naar man lader Fosfor, halvt bedækket med Vand, ligge hen i en lille Skaal under Luftens Adgang. Efter en Times Forløb er den frahældte Vædske stærkt sur og viser fremtrædende reducerende Egenskaber, idet den har stor Tilbøjelighed til at optage mere Ilt og danne Fosforsyre: $H_3PO_3 + O = H_3PO_4$. Lader man Iltningen af Fosforet foregaae i en Flaske, saa omdannes Ilten i Flaskens Luft delvis til en anden Modifikation, *Ozon*, der virker kraftigere end almindelig Ilt. Ozon angriber stærkt Aandedrætsorganerne og overhovedet mange organiske Legemer (Kautschuk; Farvestoffer); det frigjør Jod af

Jodkalium. Ozon dannes ogsaa ved Indvirkningen af Elektricitet eller Sollys paa Luftens Ilt (Græsbleg).

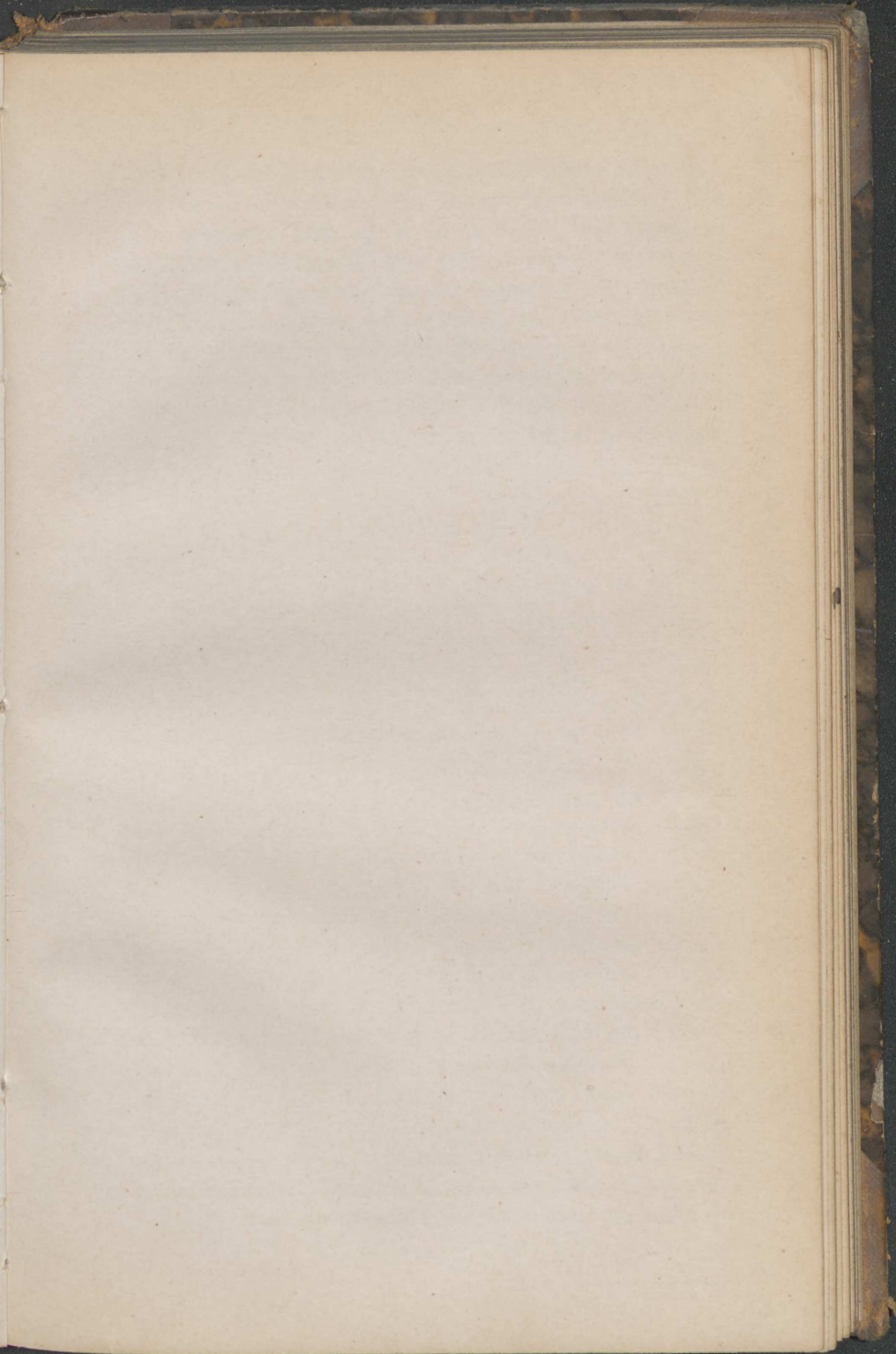
86. *Fosforsyre*. H_3PO_4 . Naar Fosfor forbrænder under Klokke med tør Luft, dannes et fast, hvidt Legeme, *Fosforsyreanhydrid*, $P_2O_5 = 2H_3PO_4 \div 3H_2O$. Dette Anhydrid er yderst henflydende (17). Det opløser sig i Vand under stærk Varmeudvikling, og Vædsken indeholder efter nogle Timers Henstand eller efter kort Tids Kogning almindelig Fosforsyre. Denne kan ogsaa faaes ved at opvarme Fosfor med Salpetersyre (1 Vd. Fosfor med 15 Vd. Salpetersyre af Vf. 1,2 i en Retort med Forlag) eller ved Behandling af brændte Ben*) med Svovlsyre, hvorved kan dannes Calciumsulfat (Gips) og fri Fosforsyre. Fosforsyre kan ved Inddampning af sin Opløsning faaes krystallinsk; den er letopløselig i Vand og Vinaand. De 3 Brintatomer kunne alle eller tildels erstattes af Metalatomer, og Fosforsyren er derfor en *trebasisk Syre*. Den danner 3 Slags Salte, to sure og et normalt. Betyder M et Metalatom, der kan ersatte et Brintatom, saa har man:



87. Opvarmes Fosforsyren til 210^0 , afgiver den Vand og danner *Pyrofosforsyre*, $H_4P_2O_7 = 2H_3PO_4 \div H_2O$. Ophedet til Glødning taber den mere Vand og danner et andet Anhydrid, *Metafosforsyre*, $HPO_3 = H_3PO_4 \div H_2O$. Pyrofosforsyren er firbasisk. Metafosforsyren er enbasisk. De neutrale Salte af disse to Syrer give med et neutralt Sølvsalt hvide Bundfald; et neutralt Salt af den almindelige Fosforsyre giver derimod et gult Bundfald.

88. *Arsenik* og *Antimon* ere metallignende Grundstoffer, der i deres Forbindelser vise megen Lighed med Fosfor. Begge forekomme naturligt, dels i fri Tilstand,

*) Knogler, der ere glødede under Adgang af Luft, saa at Brusken er brændt bort og Calciumfosfatet blevet tilbage.



dels i mangehaande Forbindelser med Svovl og Metaller. — Arsenik er flygtigt; dets Dampe have Løglugt. Det kan brænde i Luft og Ilt til *Arseniksyrling-Anhydrid*, As_2O_3 , et hvidt Legeme, der er yderst giftigt („Rottekrudt“) og ved Ophedning sublimerer i Krystaller. Blandes det med Trækulpulver og ophedes i et smalt Prøveglas, saa dannes Kulilte, og Arseniken afsætter sig som et sort, metalglindsende Spejl over Blandingen. *Arseniksyrling-Anhydridet* er tungtopløseligt i Vand, letopløseligt i Saltsyre. Bringes en selv overordentlig ringe Mængde af denne Opløsning i et Brintudviklingsapparat som

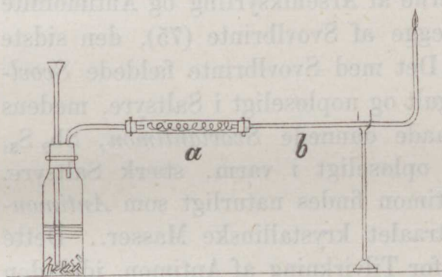


Fig. 30.



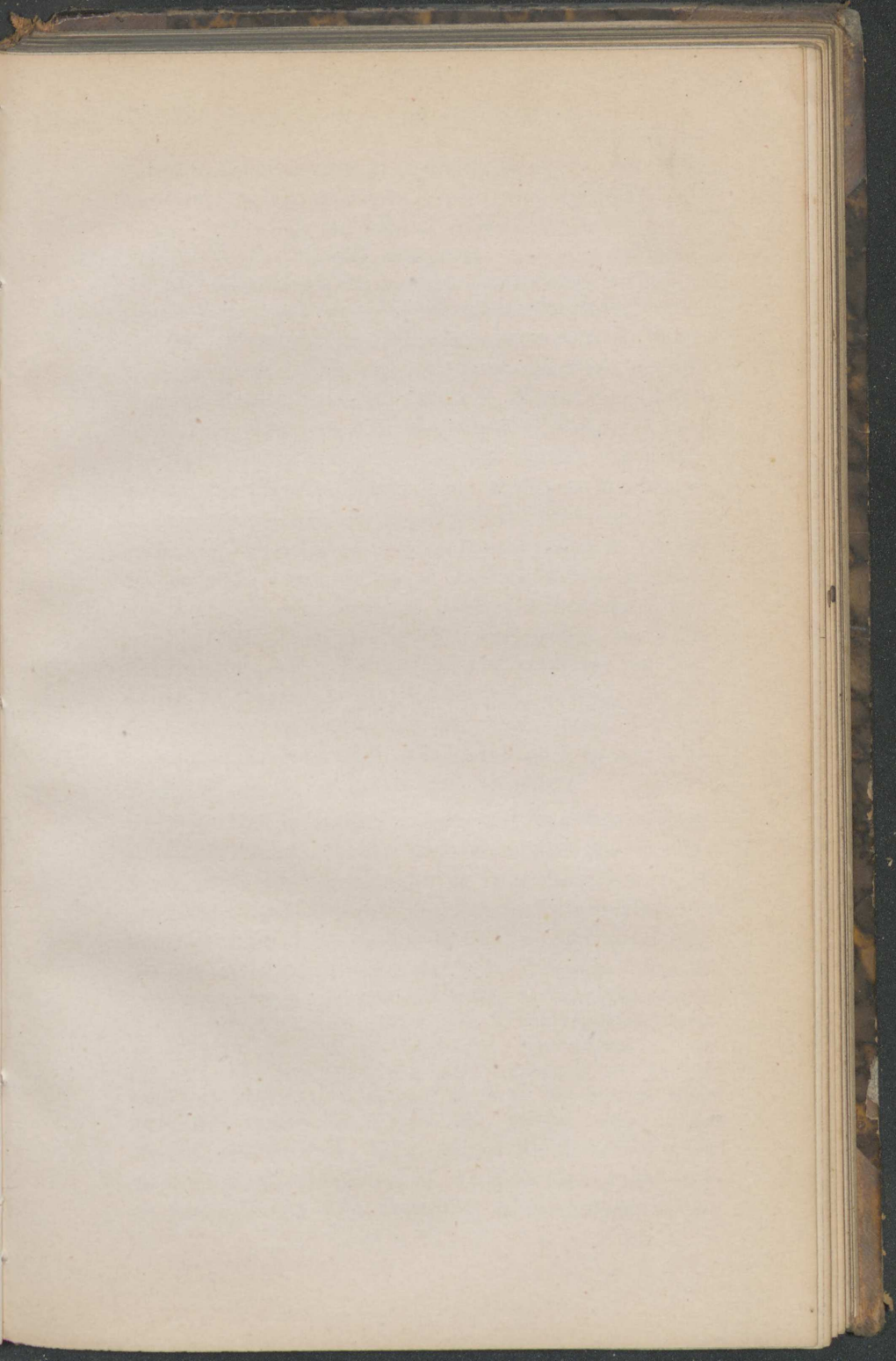
Fig. 31.

hosstaaende (hvor a er et Rør med Bomuld til at tilbageholde den meste Fugtighed; istedetfor a kan ogsaa anvendes et Prøveglas c), saa udvikles tilligemed Brint *Arsenikbrint*, AsH_3 , en yderst giftig Luftart. Brinten brænder nu med blaalig Flamme og Røg af Arseniksyrling. Holder man et koldt Porcellainsskaar i Flammen, saa afsætter sig derpaa et sortbrunt, glindsende Spejl af metallisk Arsenik. Glødes Røret paa et enkelt Sted b, saa sønderdeles Arsenikbrinten og afsætter et Metalspejl i selve Røret. Saaledes kan selv meget smaa Mængder af Arsenik eftervises i Forgiftningstilfælde. — Ved Opvarmning af Arsenik med Salpetersyre dannes *Arseniksyre*, H_3AsO_4 , der i næsten alle Forbindelser viser den største Lighed med Fosforsyre. De krystallinske arseniksure Salte ere isomorfe med de tilsvarende fosforsure. Arseniksyre

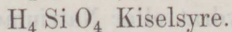
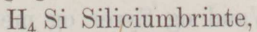
anvendes meget til Fremstilling af Anilinfarver (169). — *Antimon* minder meget om Arsenik, men er næppe flygtigt. Dets Brintforbindelse dannes som Arsenikens, men Antimonpletterne ere mat sorte og paaavirkes ikke af en Opløsning af Chlorkalk (128), der opløser Arsenikpletterne. Opheder man et Stykke Antimon paa Kul for Blæserøret til Smeltning og Glødning og kaster det derpaa ud paa et Stykke Papir, saa spredes det i enkelte Draaber, der forbrænde paa en meget smuk Maade til hvide Dampe af *Antimonilte*, $\text{Sb}_2 \text{O}_3$. *Antimon-syre* kan dannes som Arseniksyre, men er ikke opløselig i Vand. Opløsningerne af Arseniksyrling og Antimonilte i Saltsyre fældes begge af Svovlbrinte (75), den sidste allerede af Vand. Det med Svovlbrinte fældede *Svovlarsenik*, $\text{As}_2 \text{S}_3$, er gult og uopløseligt i Saltsyre, medens det paa samme Maade dannede *Svovlantimon*, $\text{Sb}_2 \text{S}_3$, er appelsinrødt og opløseligt i varm, stærk Saltsyre. Det samme Svovlantimon findes naturligt som *Antimon-glands* i blygraa, straalet krystallinske Masser. Dette danner Grundlaget for Tilvirkning af Antimon, idet den f. Ex. ved Sammensmeltning med Jern giver Svovljern og Antimon.

Silicium.

89. Silicium (Kisel) er næst Ilt det mest udbredte af alle Grundstoffer. Dog findes det aldrig frit i Naturen. Det kan fremstilles af et Salt, Fluorsiliciumkalium (sml. 95), ved Ophedning med Natrium eller med en Blanding af Zink og Natrium, hvorved alt Fluor forener med Kalium og Natrium, og Silicium frigjøres. I første Tilfælde faaes det som et brunt Pulver, der ved Ophedning i Luften brænder til Kiselsyreanhydrid, SiO_2 . I sidste Tilfælde opløses Silicium i det smeltende Zink og udkrystalliserer ved Afkøling i haarde sorte Oktaedre, der ikke iltes, selv ved Glødning i Ilt.



90. Silicium danner med Brint og Ilt flere Forbindelser; de vigtigste ere:



91. *Siliciumbrinte*, $\text{H}_4 \text{Si}$, er en selvantændelig Luftart, der i Glødhede sønderdeles under Dannelse af et glindsende Siliciumspejl.

92. *Kiselsyre*, $\text{H}_4 \text{SiO}_4$, findes dels som de talrige kiselsure Salte (*Silikater*), der danne de mest udbredte Mineralier (Ler, Feldspat, Glimmer, Hornblende, Augit) (136; 150), dels som *Kiselsyreanhydrid*, $\text{SiO}_2 = \text{H}_4 \text{SiO}_4 \div 2 \text{H}_2 \text{O}$. Dette sidste forekommer snart i større Krystaller, *Bjergkrystal*, *Kvarts*, der danner meget haarde, 6sidede Prismer, tilspidsede med 6sidede Pyramider (Fig. 22) og har en Vægtfylde af 2,6; snart som løse Korn (*Sand*), der bedække store Partier af Jordens Overflade; snart som Korn, der ere forenede ved et Bindemiddel (*Sandsten*), i hele Jordformationer. Undertiden indeholder Kiselsyreanhydridet forskellige Indblandinger og faaer da andre Navne (Amethyst, Karneol, Jaspis). Amorft forekommer Kiselsyreanhydridet med smaa, vekslede Vandmængder som Opal. Chalcedon og Flint ere Blandinger af amorft og krystallinsk Anhydrid.

93. Det krystallinske Anhydrid kan kun smelte i Knaldluftsflammen (12). Det er uopløseligt i Vand, Syrer (undtagen Fluorbrinte) og opløselige Baser; men ved at sammensmeltes med 3—4 Dele tør Potaske eller Soda uddriver det Kulsyre og danner Kalium- og Natriumsalte, der ere opløselige i Vand, det s. k. *Vandglas*. Dette kan i det smaa udføres i en Platindigel over en Vinaandslampe med dobbelt Lufttræk. Som saadan kan en Petroleumslampe med Rundbrænder af 2 til 2,5 Centimetres Gjennemsnit til Nød anvendes, idet man fylder den med Vinaand og som Skorsten bruger et afsprængt Lampeglass af 8—10 Centimetres Højde. Platin maa, medens det er varmt, ikke bringes i Berøring med Messing, kun med Jern. Flint opløses tildels ved at koges med en stærk Opløsning af Natronhydrat under Tryk og danner da ligeledes Vandglas. Af de saaledes vundne

Opløsninger kan *selve Kiselsyren*, $H_4 Si O_4$, ved Tilsætning af en Syre, udskilles som en farveløs Gelée, der er ret opløselig baade i Vand og Syrer og med Lethed i Opløsninger af Natronhydrat eller Natriumcarbonat (Soda). Inddamper man Kiselsyregeléen til Tørhed, saa er den, naar Varmen ikke har været meget over 100° , endnu opløselig i Sodaopløsning, om end i ringere Grad, men ved Glødning gaaer den over til det uopløselige Anhydrid.

94. Alle naturlige Vande indeholde Kiselsyre opløst, sædvanlig i ringe Mængde, enkelte hede Kilder (Geiser) dog ogsaa i større. Ved Vandets Fordampning udskilles Kiselsyren, i Alm. amorf, dog ogsaa krystallinsk. Fra de naturlige Vande optage Planterne Kiselsyren. Hylstrene af visse encellede Alger (Diatoméer) bestaaer af Kiselsyre; de optræde i saa stor Mængde, at deres Hylstre danne hele Jordlag (Molér; Polerskifer). Padderokke indeholde ligeledes særdeles megen Kiselsyre. Det samme er, om end i mindre Grad, Tilfældet med Græsarterne. I Bambusrørets Hulheder kan den udskilles som Opal. Imidlertid kan den, for de højere Planter, i det Højeste kaldes en nyttig, men ingenlunde nogen nødvendig Bestanddel. Mais, Hvede, Havre, Byg trives i enhver Henseende ligesaa godt under Omstændigheder, hvor ethvert Spor af Kiselsyre er udelukket, som under almindelige Forhold.

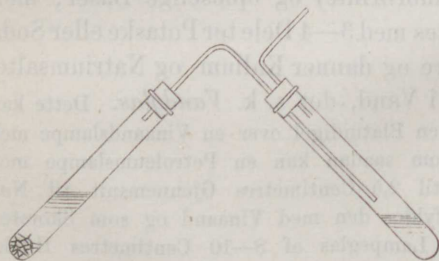
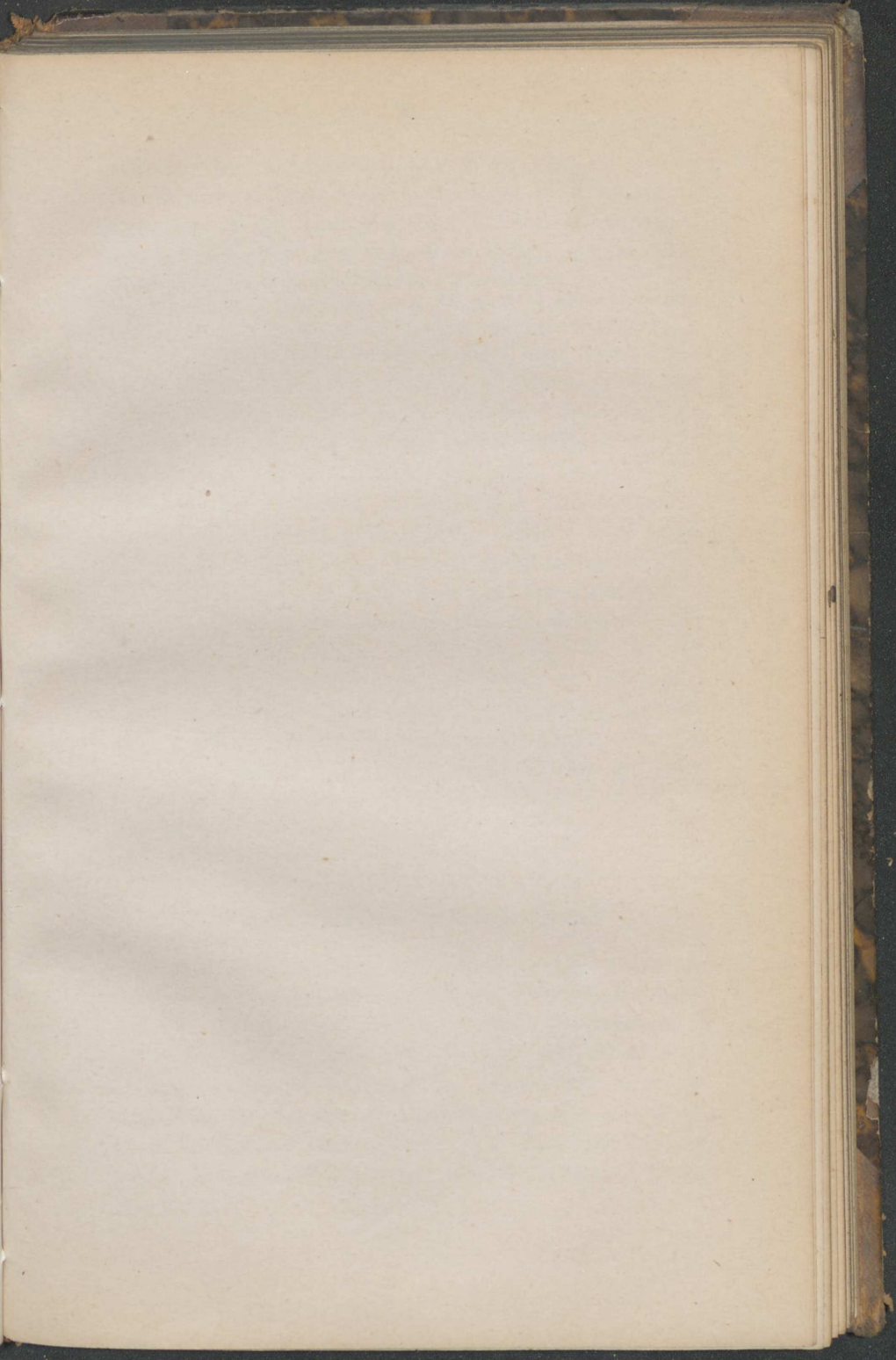


Fig. 32.

95. Ovenfor er nævnt, at Fluorbrinte opløser Kiselsyre. Der dannes herved en farveløs Luftart, *Fluorsilicium*, $Si F_4$, som derfor ogsaa kan faaes ved Ophedning af

Kiselsyre, dens Anhydrid eller dens Salte (f. Ex. stødt Glas) med Flusspat eller Kryolit og concentreret Svovl-



syre: $\text{Si O}_2 + 4 \text{ H F} = 2 \text{ H}_2 \text{ O} + \text{Si F}_4$. Denne Luftart sønderdeles af Vand under Udskillelse af Kiselsyre og Dannelse af en opløselig Syre, *Fluorsiliciumbrinte*: $3 \text{ Si F}_4 + 4 \text{ H}_2 \text{ O} = 2 \text{ H}_2 \text{ Si F}_6 + \text{H}_4 \text{ Si O}_4$. Man opvarmer Blandingen i et Prøveglass over en Vinaandslampe og lader Luftudviklingsrøret munde netop over Vandet i et andet Prøveglass. I dette udskilles Kiselsyre, og Vædsken reagerer sur (Fig. 32).

96. Nær til Silicium slutter sig i flere Henseender, skjønt ikke i Forbindelsesforhold, et temmelig sjældent Grundstof, *Bor*. Dette findes ikke frit i Naturen, men som Borsyre og som enkelte borsure Salte (Borater). *Borsyren* strømmer i flere vulkanske Egne (f. Ex. Toskana) ud af Jorden sammen med Vanddampe og vindes ved at fortætte Dampene i Basiner med Vand. Natriumborat (Borax eller Tinkal) findes ogsaa naturligt (f. Ex. i Thibet). Af Borax kan Borsyren faaes ved til en varm stærk Boraxopløsning at sætte Saltsyre. Der dannes da Chlornatrium og Borsyre, $\text{H}_3 \text{ B O}_3$, hvilken ved Afkøling ndkrystalliserer. Borsyren er opløselig i Vand og Vinaand. Den vinaandige Opløsning brænder med grøn Flamme. Ved Ophedning afgiver den let Vand og smelter ved Rødglødhede til en glasagtig Masse af *Borsyreanhydrid*, $\text{B}_2 \text{ O}_3 = 2 \text{ H}_3 \text{ B O}_3 \div 3 \text{ H}_2 \text{ O}$. Borsyre er en meget svag Syre.

Grundstofatomernes Gyldighed (Valens).

97. Aldeles uafhængig af Affiniteten (55) er Grundstofatomernes *Gyldighed (Valens)*, hvorved forstaaes det Tal, der angiver, med hvormange Brintatomer et Grundstofatom kan forene sig. Skjøndt Chlorets Affinitet til Brint er meget stor, medens Kvælstoffets er meget ringe, saa forener dog et Chloratom sig kun med 1 At. Brint, et Kvælstofatom med 3. Ved Sammenstilling af de i Foregaaende nævnte Brintforbindelser finder man, at

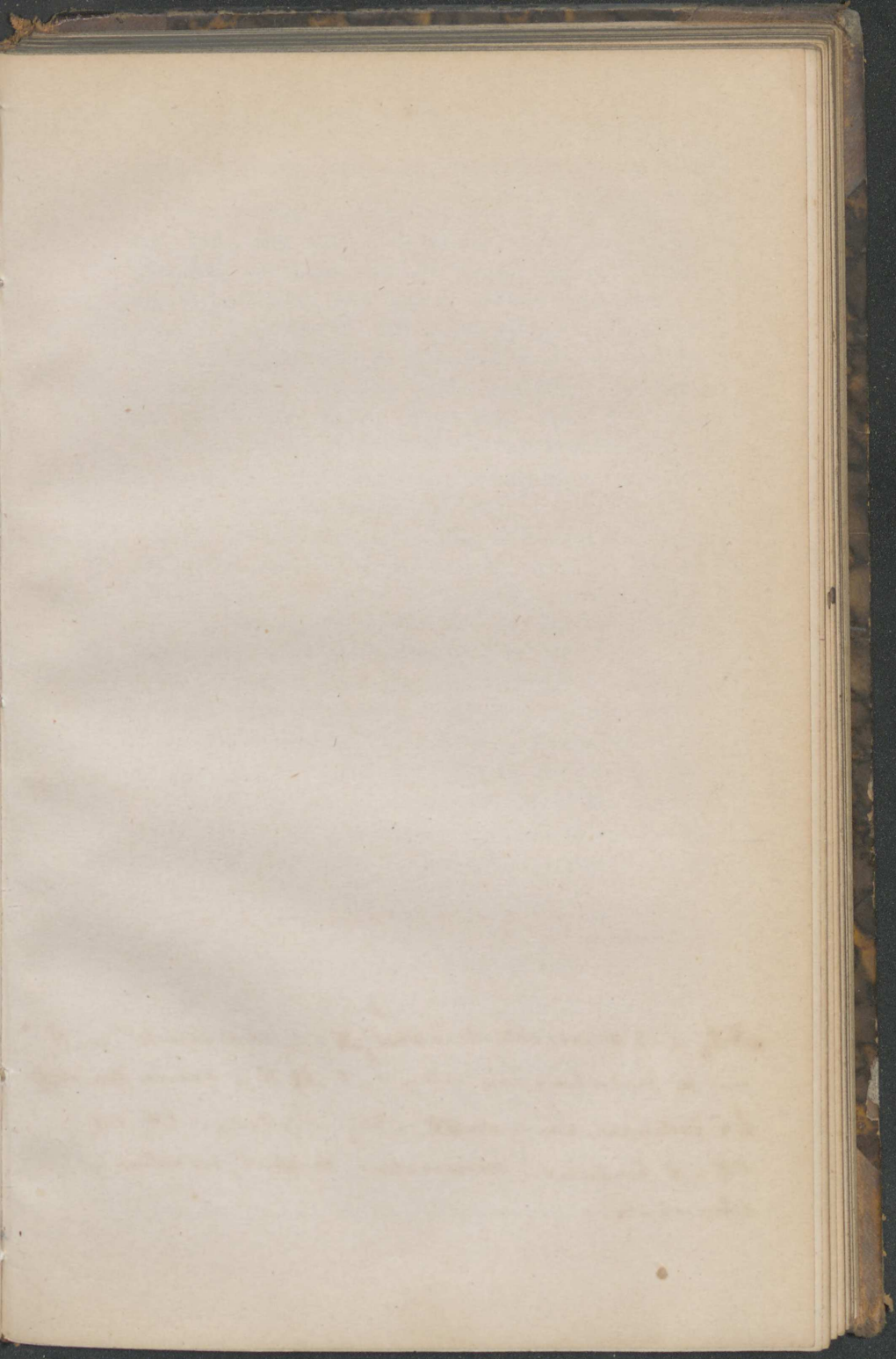
- 1 At. Chlor, [Brom, Jod, Fluor] forener sig med 1 At. Brint; de kaldes derfor 1gyldige (monovalente),
 1 At. Ilt, [Svovl] forener sig med 2 At. Brint; de kaldes derfor 2gyldige (divalente),
 1 At. Kvælstof, [Fosfor, Arsenik, Antimon] forener sig med 3 At. Brint; de kaldes derfor 3gyldige (trivalente),
 1 At. Kulstof, [Silicium] forener sig med 4 At. Brint; de kaldes derfor 4gyldige (tetravalente).

Men af de Grundstoffer, der skulle omtales i det Følgende, Metallerne, kjendes saa at sige ingen Brintforbindelser. Derimod danne alle Metaller Forbindelser med Chlor, og Gyldigheden regnes da efter *Chloratomernes Antal i Molekulet*, hvilket aabenbart kommer ud paa det samme, da ogsaa Chloratomet efter det foregaaende er 1gyldigt. Saaledes danner

				Tilsvarende Ilt:
Kalium	1	Chlorforbindelse,	K Cl.	K ₂ O.
Bly	1	"	Pb Cl ₂ ,	Pb O.
Kvægsølv	2	"	Hg Cl og Hg Cl ₂ .	Hg ₂ O og Hg O.
Guld	2	"	Au Cl og Au Cl ₃ .	Au ₂ O og Au ₂ O ₃ .
Tin	2	"	Sn Cl ₂ og Sn Cl ₄ .	Sn O og Sn O ₂ .
Jern	2	"	Fe Cl ₂ og Fe ₂ Cl ₆ .	Fe O og Fe ₂ O ₃ .

Kalium er altsaa 1gyldigt, Bly 2gyldigt, Kvægsølv kan optræde baade 1gyldigt og 2gyldigt osv. Jern kan optræde 2gyldigt, og to med hinanden forbundne Jernatomer kunne danne en 6gyldig Atomgruppe*). Hvor vigtig en Rolle Gyldigheden spiller, fremgaaer deraf, at Forbindelsen af det 1gyldige og 2gyldige Kvægsølv (af det 2- og 6gyldige Jern osv.) ere saa forskellige indbyrdes, som om det var Forbindelser af to forskellige Metaller. Tilmed er det Gyldigheden, der begrunder Forbindelsesforholdene, hvad især Metallernes Chemi er

*) Grunden til, at man ikke halverer Formlen Fe₂ Cl₆ til Fe Cl₃, er, at denne Forbindelse kjendes i Luftform og da har en Vægtfylde, som viser, at Molekulet er Fe₂ Cl₆, naar Brintmolekulet er H₂ (se 48).



(Amid)
 NH_2 er et monovalent Radikal, NH er et divalent (Amid),
fordi de bundne is kan optage 1 og 2 At H, og dermed kan man
se forklaringen den monovalente NH_2 . Ligeledes er $CH_3, CH_2,$
 CH og C bundne is monovalent, divalent, trivalent og
tetravalent.

skikket til at vise. Sml. (111). Gyldigheden betegnes med et lille Romertal over Atomtegnet, f. Ex. Cl, O, N, C, dog kun, naar man udtrykkelig vil fremhæve denne Egenskab hos Atomerne. De Vægtmængder af forskellige Grundstoffer, der kunne erstatte hinanden i en chemisk Forbindelse, kaldes *énsgyldige* (*ækvivalente*). Ved et *Ækvivalent* af et Grundstof forstaaes den Vægtmængde deraf, som kan træde istedetfor eller forene sig med 1 Atom Brint. Naar man leder den samme galvaniske Strøm gennem et Vandsønderdelingsapparat (7) og forskellige Metalsalte, saa udskilles ækvivalente Mængder Brint og Metal (sml. 104).

98. Da et Iltatom er 2gyldigt, et Chloratom 1gyldigt, saa vil til enhver Chlorforbindelse svare et Ilte med halv saa mange Iltatomer. De findes sammenstillede ovenfor (97). *Man kalder da det Ilte, som indeholder mindst Ilt, Forilte, det, der indeholder mest Ilt, Tveilte, ligegyldigt, hvorledes Sammensætningen iøvrigt er.* Saaledes:

Hg₂ O Kvægsølvforilte, Hg O Kvægsølvteilte.

Sn O Tinfoirilte, Sn O₂ Tintveilte. *Se lige*

Fe O Jernforilte, Fe₂ O₃ Jerntveilte.

Ofte betegnes ogsaa Ilterne i første Række Oxydul, i sidste Oxyd. De tilsvarende Svovlforbindelser kaldes i Alm. Sulfure og Sulfid, de tilsvarende Chlorforbindelser Chlorure og Chlorid.

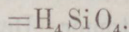
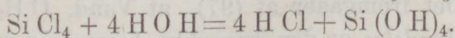
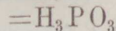
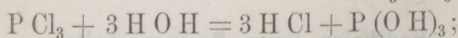
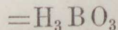
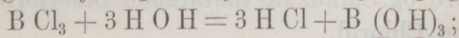
Radikaler, Syrer, Baser og Salte.

99. Det fremgaaer af (97), at Vand, O H₂, er en *mættet Forbindelse*: den kan ikke forene sig med flere 1gyldige Atomer. Derimod er Atomgruppen OH, *Hydroxyl*, som endnu kan forene sig med 1 At. Brint eller Chlor, et *1gyldigt Radikal*, idet vi ved Radikal forstaae en Atomgruppe, som ikke er mættet. Hydroxyl kjendes ogsaa i fri Tilstand og forholder sig ved en Mængde Processer ganske analogt med Chlor. Hydroxylmolekulet maa da tænkes

bestaaende af to med hinanden forenede Hydroxylgrupper, ligesom i Chlormolekulet to (1gyldige) Chloratomer maa tænkes forbundne.

100. *Baserne* ere nu, som det flere Steder er fremhævet i det foregaaende, Forbindelser af Metal med Radikalet Hydroxyl. Det er vel kun de færreste (de opløselige), der kunne dannes ved ligefrem at lade Metallet virke paa Vand, H O H , hvorved da Brint udvikles, medens Metallet forener sig med Hydroxyl. Men de øvrige kunne dannes paa en Maade, der tilstrækkelig viser det Berettigede i denne Opfattelse af Basernes Natur. Naar man nemlig lader en Opløsning af Natronhydrat, Na O H , virke paa Metallernes Chlorforbindelser, saa dannes altid Chlornatrium, medens Resten af Natronhydratet, altsaa netop Hydroxyl, forener sig med Metallet: $\text{Cu Cl}_2 + 2 \text{Na O H} = 2 \text{Na Cl} + \text{Cu (O H)}_2$; $\text{Fe}_2 \text{Cl}_6 + 6 \text{Na O H} = 6 \text{Na Cl} + \text{Fe}_2 (\text{O H})_6$ osv.

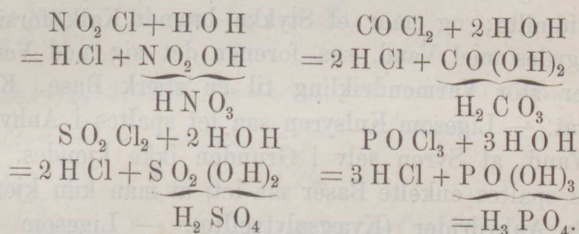
101. Men ved en aldeles lignende Omsætning lader det sig godtgjøre, at de *Syrer*, der indeholde Ilt, ere Hydroxylforbindelser. Saaledes forene Bor, Fosfor og Silicium sig direkte med Chlor til rygende, farveløse Vædsker, der have Sammensætningen: B Cl_3 , P Cl_3 og Si Cl_4 , og naar man bringer disse i Vand, ombytte de Chlor med Hydroxyl og danne under stærk Varm udvikling Saltsyre og: Borsyre, Fosforsyrning og Kiselsyre:



Det nævnte Chlorphosphor, P Cl_3 , forener sig, om end ikke meget let, ligefrem med Ilt til en rygende Vædske, P O Cl_3 , Fosforiltechlorid. Lignende *Iltechlorider* dannes, idet Salpeterundersyre (31), Kulilte (27) og Svovlsyrtinganhydrid (76) under visse Omstændig-

Signer y Raser are excluded equally; Substitutions prohibited of them

heder forene sig direkte med Chlor. Ogsaa herved faaes rygende Vædsker, der have Sammensætningen NO_2Cl , COCl_2 og SO_2Cl_2 . Og disse udvexle ligeledes, naar de bringes i Berøring med Vand, øjeblikkelig og under Varmeudvikling deres Brint for Hydroxyl og danne Saltsyre og — Salpetersyre, Kulsyre, Svovlsyre og Fosforsyre:



De iltholdige Syrer vise sig da som Hydroxylforbindelser af Metalloider eller sammensatte Radikaler, hvilke sidste for Størstedelen kjendes i fri Tilstand. Efter Hydroxylgruppernes Antal kaldes Syrerne 1basiske, 2basiske, 3basiske osv., Baserne paa samme Maade 1syrede, 2syrede, 3syrede osv. Fra disse Regler gives der vel Undtagelser, hvilke vi dog her kunne see bort fra.

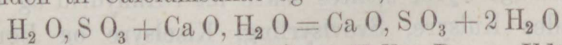
102. Et andet Berøringspunkt mellem Syrer og Baser, som staaer i nøje Forbindelse hermed, og som man tidlig har været opmærksom paa, er deres Evne til at spaltes i Vand og Anhydrider, og paa den anden Side selv at kunne dannes af Anhydrider og Vand.

Mange Syrer spaltes saare let i Anhydrid og Vand, saaledes Kulsyre, Svovlsyring, Kiselsyre og Borsyre. Fosforsyren afgiver vel Vand ved simpel Opvarmning (87); men herved dannes kun ufuldstændige Anhydrider, o: saadanne, som endnu ere Syrer. Det fuldstændige Anhydrid, P_2O_5 , kan ikke dannes paa denne Maade.

Syrer, der kunne dannes af Anhydridet og Vand, ere f. Ex. Salpetersyre, Svovlsyre, Fosforsyre, Metafosforsyre, Borsyre, Svovlsyring. Pyrofosforsyre, Kiselsyre og Kulsyre kunne ikke dannes paa denne Maade.

Ganske lignende Forhold gjenfindes hos Baserne. De spaltes næsten alle ved Glødning i Vand og Metalilte, som altsaa blive Basernes Anhydrider, f. Ex. $\text{Cu}(\text{O H})_2 = \text{Cu O} + \text{H}_2 \text{O}$. Sml. 15,4^o. Derimod er det forholdsvis sjældent, at de kunne dannes direkte af Metalilte og Vand. Et bekjendt Exempel er Kalkens Læskning. Den brændte Kalk er nemlig et Metalilte, Calciumilte; og naar et Stykke brændt Kalk forsigtig overgydes med Vand, saa forener det sig med Vandet under stor Varmeudvikling til en stærk Base, Kalkhydrat. — Ligesom Kulsyren saa let spaltes i Anhydrid og Vand, at Syren selv i Grunden ikke kjendes, saaledes spaltes enkelte Baser saa let, at man kun kjender deres Anhydrider (Kvægsølvteilde). — Ligesom man har ufuldstændige Syreanhydrider, som endnu ere Syrer, saaledes kjendes ufuldstændige Baseanhydrider, der endnu ere Baser. Ex. $3 \text{Pb}(\text{O H})_2 + 2 \text{H}_2 \text{O} = \text{Pb}_3 \text{O}_2(\text{O H})_2$.

103. Disse Forhold have gjort, at man tidligt har betragtet baade de iltholdige Syrer og de iltholdige Baser som Forbindelser af Anhydrid og Vand. Svovlsyre f. Ex. altsaa som S O_3 , $\text{H}_2 \text{O}$, Kalkhydrat, $\text{Ca}(\text{O H})_2$ som Ca O , $\text{H}_2 \text{O}$. Og da Salte saa overmaade hyppigt dannes ved Forbindelse af Syre og Base (15,3^o), og der herved udskilles Vand, saa kom man til at betragte Saltene som Forbindelser af Syreanhydrid med Baseanhydrid. Naar saaledes Svovlsyre og Kalkhydrat omsætte sig med hinanden til Calciumsulfat og Vand, saa skrev man:

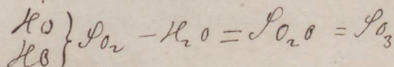
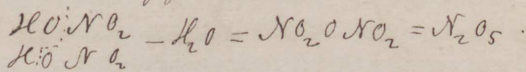


og kaldte Forbindelsen *svovlsur Kalk*. Denne Udtrykksmaade for de iltholdige Saltes Sammensætning har i mange Aar været den gjældende. Den skal ogsaa i det Følgende bibeholdes ved Siden af den nu almindeligere (f. Ex. Calciumsulfat), og det af to Grunde. Dels er den særlig skikket til tydelig at betegne Forskjellen mellem saadanne Forbindelser, hvori samme Metal optræder med forskjellig Gyldighed: Jernforiltesalté ere

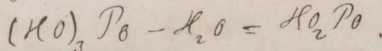
Det Antydriden forhaars Gæt, Brinkhol d'ig Potentiden
saa kan mindst alt eller noget af dens Vand.
kan har følgende Antydriden:

a. Syreantydriden.

- 1) Tildelende Antydriden, eller desat kalste vand-i Syre,
der kan affgiakt alt dens Brink i Form af Vand.

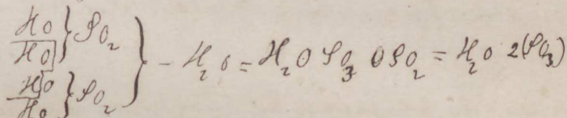


- 2) Ufuldstændige Antydriden, der tre adskillede, hvor
Syrene kan mindst noget af dens Vand.



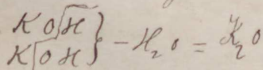
Ufuldstændige eukasiske og lokasiske Syrer kunne altså
ikke forekomme.

- 3) Combinerede Antydriden opstaa naar flere Syrer for
ene sig under Adskillelse af $\text{H}_2 \text{O}$. De Syrer heller
ikke for eukasiske Syrer.

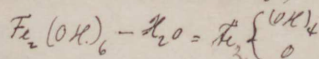


b. Baseantydriden

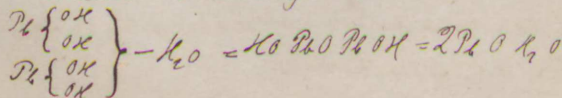
- 1) Tildelende Baseantydriden



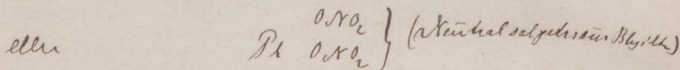
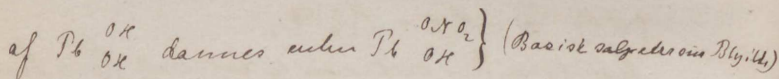
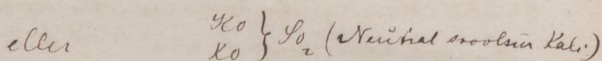
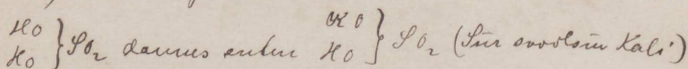
- 2) Ufuldstændige Antydriden, Base, hvoraf de to, men
mindst indhold $3(\text{H}_2 \text{O})$



- 3) Combinerede Baseantydriden



En Syre kunne Reinkalamene enten være fuldstændig eller ufuldstændig erstattet, og de dermed Saltet bliver besvaret henholdsvis normalt (neutralt) og sure. Man kunne de lige saagodt tænke sig et Salt opstaaet af en Base ved Erstatning af dens H med et Syre Radikal; eftersom Baser kun når her er erstattet fuldstændigt eller ufuldstændigt, opstaaer der som for henholdsvis neutralt og basiske Salte; f. ex. af



I de normale Salte findes der altsaa enten ligesaa mange Alkaliske Metaller, som Syreradikaler, eller ogsaa ligesaa mange Syreradikaler, som Metaller, Valence angaa.

Isolerte Salte kan enten betragtes som Syre, hvor Baserne er erstattet dels af et, dels af et andet Metalt eller ogsaa som Baser, hvor Baserne er erstattet dels af et, dels af et andet Syreradikal. Som eksempel paa den første, Slags, der er den mest almindelig, kan man sige $\text{Pb}^{\text{O}^{\text{X}}} \text{K}^{\text{O}}$, der er af $\text{Pb}^{\text{O}^{\text{X}}} \text{K}^{\text{O}}$. De andre derimod ere opstaaede, f. ex. af Pb $\left. \begin{matrix} \text{O}^{\text{X}} \\ \text{O}^{\text{X}} \end{matrix} \right\}$ dannes Pb $\left. \begin{matrix} \text{O}^{\text{X}} \\ \text{O}^{\text{X}} \end{matrix} \right\}$. Isolerte Salte kunne i Regelen kun dannes af flere forskellige Syrer eller af flere forskellige Baser. Denne Betragtningssaa er dog ikke nødvendigvis; thi et Salt som $\text{Ca}^{\text{O}^{\text{X}}} \text{Na}^{\text{O}}$ kan vel betragtes som en Syre, hvis H er erstattet af $\text{Ca}^{\text{O}^{\text{X}}}$ Metalt, men ikke som en Base, hvis H er erstattet af Na^{O} . Man kan betragte enhver Saltene som betydelige af Syrer og Baser, de normale Salte blive enestaaende.

Isolerte, nøytrale Baser + en Algr. Syre = n Alkl. Vand.

De sure Salte kan betragtes som isolerte basiske Syre + (n-m) Algr. Base (n-m) Alkl. Vand.

De basiske Salte kan betragtes som

Isolerte n syrer Base + (n-m) Algr. Syre = (n-m) Alkl. Vand.

saadanne Jernsalte, hvori Jernet har samme Gyldighed som i Jernforilte, Fe O ; ^{II} Jerntveiltosalte saadanne, hvori Jernet har samme Gyldighed som i Jerntveilte, $(\text{Fe}_2)^{\text{VI}} \text{O}_3$. Men navnlig skal hin ældre Udtryksmaade bibeholdes, fordi den antyder den Opfattelse af Saltenes Natur, der endnu bestandig er den fuldkomneste, nemlig at *Saltene ere Dobbelt-Anhydrider af Syrer og Baser.*

Metallerne.

104. Metallerne danne en egen Klasse af Grundstoffer, der udmærke sig ved en ejendommelig Glands, Metalglands; ved at være gode Ledere for Varme og Elektricitet og ved at være uigjennemsigtige, undtagen i yderst tynde Lag. De allerfleste danne Hydroxylforbindelser, der ere Baser, Noget, der meget sjældent finder Sted for Metalloidernes Vedkommende. Paa den anden Side danne Metalloiderne Brintforbindelser, Noget, der meget sjældent gjenfindes hos Metallerne. Imidlertid er Grændsen mellem Metalloider og Metaller ikke skarp; tvertimod findes talrige Overgangsfænomener. Ja, det samme Grundstof optræder undertiden i flere Former, hvoraf den ene har Charakter af et Metalloid, den anden af et Metal (164), eller i flere Forbindelser, hvoraf den ene har Charakter af en Metalforbindelse, den anden af en Metalloidforbindelse (158 og 157).

Metallernes kemiske Ejendommelighed er stærkest udtrykt hos Stoffer som Natrium, Metalloidernes hos Stoffer som Chlor. Under visse Betingelser, som læres nærmere i Fysiken, sønderdeles den kemiske Forbindelse ved den galvaniske Strøm (Elektrolyse). Man finder da, at de metallignende Grundstoffer gaae til Zinkpolen, de kaldes derfor hyppig elektropositive, de chlorlignende Grundstoffer gaae til Kulpolen, hvorfor de hyppig kaldes elektronegative. Men heller ikke ad

denne Vej lader der sig drage nogen skarp Grændse mellem Metaller og Metalloider. Alle Grundstoffer synes i elektrisk Henseende at danne en Række, hvori hvert Stof viser sig positivt i Forhold til dem, der staaer paa den ene Side af det, negativt i Forhold til dem paa den anden Side. Og naar f. Ex. Natrium og Chlor have en saa grundforskjellig Charakter, saa ligger dette kun i, at deres Plads er i Nærheden af Rækkens to Endepunkter.

Metallernes fysiske Egenskaber.

105. Den ejendommelige *Glands* viser sig kun, naar Metallerne optræde i sammenhængende Stykker. Udskilte af en Opløsning ere mange sorte, graa eller brune uanselige Pulvere. Saaledes udskilles Sølv som et sort eller graat, Kobber som et brunrødt Pulver, naar man sætter en Zinkstrimmel ned i en Opløsning af disse Metaller Salte. — Metallernes Farve er sædvanlig hvid (Sølv, Tin, Magnium, Kalium, Natrium, Kvægsølv), undertiden med et graaligt Skær (Platin, Jern), eller blaaligt (Zink, Bly, Aluminium) eller rødligt (Mangan); sjældnere ere de gule (Guld, Calcium) eller røde (Kobber).

106. Metallernes Vægtfylde er meget forskjellig. Det vægtfyldigste er et sjældent Metal, Osmium, der findes sammen med Platin; det mindst vægtfyldige er Lithium, et ligeledes sjældent Metal, der i flere Henseender minder om Kalium eller Natrium.

De vigtigste Metaller Vægtfylde.

Osmium	21,35	Baryum	4	} mindre end Vandets.
Platin	21,15	Aluminium	2,64	
Guld	19,3	Magnium	1,74	
Kvægsølv	13,57	Calcium	1,58	
Bly	11,4	Natrium	0,90	
Sølv	10,4	Kalium	0,87	}
Kobber	8,9	Lithium	0,50	
Jern	7,9			
Tin	7,3			
Zink	7,0			

Nikol u gūligt

Består af Transvers Diameter, a og b variable for de
forskjellige Stoffe, som kan Løselighed graden beregnes
af Formelen $a^2 + b^2 = d^2$. (2)

Oftest krystalliseret Metallerne i regulerede Krystaller, enten kubiske eller i
det. kvadratiske System, og oftere i det hexagonale (As og Lu)

De i den sidste Række opførte Metaller kaldes *lette Metaller*, de ere nemlig mindre vægtfyldige end deres Ifter, de i første Række opførte kaldes *tung*e Metaller, fordi de ere mere vægtfyldige end deres Ifter.

107. *Metallernes Haardhed og Sprødhed* er meget forskjellig. Nogle som Kalium, Natrium, Bly modtage dybe Indtryk af Neglen; derimod er Mangan saa haardt, at det skærer Glas som en Diamant. Nogle ere sprøde (Zink), andre lade sig trække til tynde Traade (Platin, Guld, Sølv, Jern, Kobber) eller udvalse til overordenlig tynde Blade (Guld, Sølv, Jern, Kobber, Aluminium, Tin, Bly). Ofte har det rene Metal ikke disse værdifulde Egenskaber, men faaer dem først ved Tilblanding af undertiden meget smaa Mængder af andre Stoffer. Omvendt kunne ogsaa smaa Mængder af fremmede Stoffer virke meget skadeligt. I begge Henseender er Jern et oplysende Exempel (162, II, 2). Temperaturen har ligeledes stor Indflydelse. Jern er smidigst i Hvidglødhede. Zink er ved almindelig Temp. sprødt, ved 100°—150° lader det sig udvalse til de almindelige Zinkplader; men ved lidt over 200° er det igjen saa sprødt, at det kan stødes til Pulver i en Morter.

Ved at hamres, vales og trækkes til Traad blive Metallerne i Almindelighed tættere, haardere og mere spændige, men ved Glødning antage de igjen deres oprindelige Egenskaber. Forskjellen mellem almindelig og glødet Kobber- eller Jerntraad er meget paafaldende.

Ogsaa Metallernes *Sejghed* er yderst forskjellig. Den maales ved den Vægt, der maa hænges paa en Metaltraad af bekjendt Gjennemsnit for at bringe denne til at briste. En *Staaltraad* af 1 Millimeters Gjennemsnit brister først ved en Belastning af 71 Kilogrammer, en *Blytraad* af samme Gjennemsnit allerede ved omtr. 1½ Kilogr.

108. De bløde Metaller ere sædvanlig uden bestemt *Struktur*, de haarde ofte krystallinske. Dog kunne de fleste bringes til at krystallisere, i Almindelighed i regulære Former. Tin, Bly, Zink og især Vismut krystallisere

let ved langsom Afkøling. En Tinstang knager ved Bøjning. Smedejern har en traadet Struktur, men ved Rystninger og Varme bliver det kornet og Jernet skørt (Broer; Waggonaxer; Maskindele). — Ogsaa ved langsomt at udskilles af Opløsninger krystallisere mange Metaller. Bly og Tin udskilles i smukke Krystalblade, naar man ved en Traad hænger et regelmæssigt Stykke Zink ned i en stærk fortyndet, eddikesur Opløsning af Blysukker eller i en sur Opløsning af Tinchlorure og lader det Hele staae roligt hen.

109. *De vigtigste Metalleres Smeltepunkter:*

Kvægsølv	$\div 40^{\circ}$	Sølv	1000°
Kalium	(63°) under	Støbejern	1050° — 1200°
Natrium	$96^{\circ})$ 100° ,	Staal	1300°
Tin	235°	Smedejern	1500° <i>Ne og Sn.</i>
Bly	335°	Kobber og Guld omtr.	1300° ,
Zink	425° <i>Se</i>	Platin henved	1900° .

110. Ikke faa Metaller ere *flygtige*. Kvægsølv koger allerede ved 360° , Kalium under Rødglødhede, Natrium ved Rødglødhede, Magnium ved lys Rødglødhede, Zink ved en lidt højere Temp., Bly ved Hvidglødhede. Selv Sølv kan destilleres ved Hvidglødhede. Det er overhovedet faa Metaller, der ikke ere lidt flygtige ved denne Temp.

Om den Maade, hvorpaa Metallerne findes i Naturen, deres Fremstilling og Anvendelse s. (162).

Metallernes chemiske Forhold.

111. Der gives vel Metaller, som i enkelte af deres Forbindelser have fuldkommen Charakter af Metalloider, men om dem vil der i det Følgende kun undtagelsesvis (se f. Ex. 157) blive Tale. I det Hele og Store kan Metallernes chemiske Charakter udtrykkes ved, at *de erstatte Brinten i Metalloidernes Brintforbindelser, og da fortrinsvis i Vand og Syrer*. Næsten alle de Metalforbindelser, her skulle omtales, kunne opfattes som Vand eller Syrer, hvori al eller en Del af Brinten er ombyttet med Metal. Da nu det Antal Brintatomer, et

Kvasjols er egentlig et fast Legeme, men formet til et
 sådant Multipunkth hos os altid flydende. i Polar-
 landene kan det ikke bruges i Formoverdret, fordi
 det bliver fast, og da man ikke kan bruge, hvilket
 først ved c. -1000 bliver flygtigt. —
 Multipunkterne for Cæum og Osmium er den kugle, at den
 i Operationen aldrig er vedført med dem. —

Alte Rødgletskeid = 700°	Kvædgletskeid = 1800°
Lys Rødgletskeid = 900°	Thick Kvædgletskeid = 1500°

Sådan koger med Kvædgletskeid. De i 110 omtalte Metaller kan
 oftest infarves Damper. Dog er Caliculusdamperne ikke
 grønne. — Ved Arsenik er der en Gensidighed, at
 det koger, før det smelter.

Metalatom kan erstatte, retter sig efter dettes Gyldighed, saa vil det blive klart, hvilken betydningsfuld Rolle Gyldigheden spiller i Metallernes Chemi, ligesom ogsaa, at denne gennemgaaende er særdeles simpel. Hvert Metal danner den samme Række Forbindelser, som kun ere forskjelligt sammensatte efter Metallernes forskjellige Gyldighed. Følgende Skema vil give en Oversigt over de vigtigste Metalforbindelser, idet $\overset{\text{I}}{\text{M}}$ betyder et 1gyldigt, $\overset{\text{II}}{\text{M}}$ et 2gyldigt Metal, $\overset{\text{VI}}{\text{M}_2}$ en saadan 6gyldig Atomgruppe, som f. Ex. Jernet danner i en Del af sine Forbindelser. Se (97) og (103).

H_2O , Vand : $\overset{\text{I}}{\text{M}}\text{H}\text{O}$ Hydrat (Base), M_2O Ilte.

H_2S , Svovlbrinte : MHS Sulfhydrat, M_2S Sulfid.

HNO_3 , Salpetersyre : MNO_3 , salpetersurt Salt.

HCl , Saltsyre : MCl , Chlorid.

H_2SO_4 , Svovlsyre : MHSO_4 , surt, og M_2SO_4 , normalt svovlsurt Salt.

H_3PO_4 Fosforsyre, MH_2PO_4 , M_2HPO_4 , sure, og M_3PO_4 , normalt fosforsurt Salt.

$2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_4\text{O}_2 : \overset{\text{II}}{\text{M}}\text{H}_2\text{O}_2 = \overset{\text{II}}{\text{M}}(\text{OH})_2$, Hydrat (Base).

$\text{H}_2\text{O} : \overset{\text{II}}{\text{M}}\text{O}$, Ilte.

$2\text{H}_2\text{S} = \text{H}_4\text{S}_2 : \overset{\text{II}}{\text{M}}\text{H}_2\text{S}_2$, Sulfhydrat.

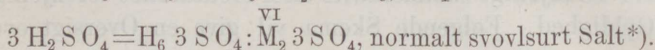
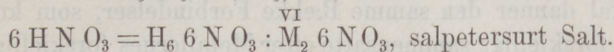
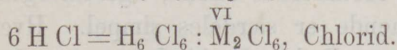
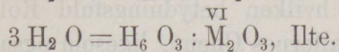
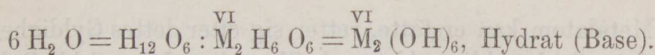
$\text{H}_2\text{S} : \overset{\text{II}}{\text{M}}\text{S}$, Sulfid.

$2\text{HCl} = \text{H}_2\text{Cl}_2 : \overset{\text{II}}{\text{M}}\text{Cl}_2$, Chlorid.

$2\text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4 : \overset{\text{II}}{\text{M}}\text{N}_2\text{O}_4$, salpetersurt Salt.

$\text{H}_2\text{SO}_4 : \overset{\text{II}}{\text{M}}\text{SO}_4$, svovlsurt Salt. Sure svovls. Salte af disse Metaller have ingen Vigtighed.

$2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}_6\text{P}_2\text{O}_7 : \overset{\text{II}}{\text{M}}\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7, \overset{\text{II}}{\text{M}_2}\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$, sure, og $\overset{\text{II}}{\text{M}_3}\text{P}_2\text{O}_7$, normalt fosforsurt Salt.



Desuden forekommer en stor Mængde s. k. *basiske Salte*, 3: saadanne, hvori normale Salte ere forbundne med Baser eller Baseanhydrider.

112. Det har i det Foregaaende (73; 75) vist sig, at Ilt og Svovlforbindelser frembyde overordenlig store Ligheder, medens Ilt og Svovl selv ere paafaldende forskellige. Ganske lignende Forhold forekomme meget hyppigt i Metallernes Chemi. Medens de frie Metaller vise de største Forskjelligheder, ikke blot i fysiske Egenskaber, men ogsaa i chemiske (det ene kan iltes meget let, det andet meget vanskeligt), saa kunne deres Forbindelser i Sammensætning, Dannelsesmaade, Omannelser, Krystalform frembyde den mest paafaldende Overensstemmelse. Her, hvor vi behandle Metallernes *Forbindelser*, stilles derfor de Metaller sammen, hvis Forbindelser vise den største indbyrdes Lighed. Metallerne falde efter dette Synspunkt i flere Grupper:

1. *Alkalimetaller*. Kalium og Natrium og en hel Mængde sjældne. De ere 1gyldige og danne letopløselige Hydroxylforbindelser (Kalihydrat, Natronhydrat) og Chlorider. Hertil slutte sig, som det senere skal blive vist, Ammoniakforbindelserne.
2. *Alkaliske Jordarters Metaller*. Calcium, Baryum. De ere 2gyldige og danne tungtopløselige svovlsure Salte. Til Baryumforbindelserne slutte sig i flere Henseender Blyforbindelserne.

*) Sulfhydrater, Sulfider og fosforsure Salte af disse Metaller have mindre Vigtighed.

Ammonium Rb, Cs, Li. H.

Thallium, H

Förjordbrukens metaller kinn Cr, Fe, Mn o. endr.

För bergvärdens förb. kinn Co, Ni, Cd samt kristallt H₂ o. Zn

En kupa lit förtydlig fördelning er följande.

- a.) Monovalente 1) Alkalimetaller $\left. \begin{array}{l} K, Na, Ammonium \\ Rb, Cs, Li, Tl. \end{array} \right\} \begin{array}{l} 2) \text{Sälogrupper} \\ Ag, Cu, Hg \end{array}$
- b.) Divalent 1) Magnesiumgrupper $\left. \begin{array}{l} Mg, Mn, Zn, Fe, Co, Ni, Cu, Cd. \end{array} \right\} \begin{array}{l} 2) Hg, Sn, Pb, Bi, Sb, As, Se, Te, Po, At, Rn \end{array}$
- c.) Trivalent Al, Bi, Tl.
- d.) Tetravalent Siliciumgrupper $\left. \begin{array}{l} Si, Sn, Pb, Tl. \end{array} \right\}$
- e.) Hexavalent 1) Sammensatte $\left. \begin{array}{l} H, Cr, Fe, Mn \end{array} \right\} \begin{array}{l} 2) \text{Umsammansatte} \\ Cr, Fe, Mn samt Hg, Sr, Ba \end{array}$
- f.) Octovalent Mn o. Cr kan uppträda i denna Form.

Grupper inbefattar Li, Na, NH₄ (Ammonium) K, Rb, Cs Tl.

Klorer kinn Sammensetninger R₂ O

För Ammoniums förekomst tyder på att det är, för Kaliums o. Natriums förekomst kan de sammansatta föreningarna af metaller: $\left. \begin{array}{l} Na \\ K \end{array} \right\} O + Na = Na \left\{ O + H. \right.$ De uppträda i form af föreningar med vatten under H₂ och Ammonium $H_2O + H_2O = H_2H_2O$. Samtidigt, att en sammansatt H_2O o. Na_2O , särskildt mycket lit i R₂ O o. O, men kinn inga betydning

3. *De egenlige Jordarters Metaller.* Her medtages kun Aluminium. 6gyldigt. Hertil slutte sig Jerntveilteforbindelserne.
4. *Magniumgruppen.* Magnium, Zink, Mangan, Jern (i Jernforilteforbindelser), Kobber (i Kobbertveilteforbindelser). De ere 2gyldige og danne letopløselige syovlsure Salte. Til Kobbertveilteforbindelserne slutte sig Kvægsølvteforbindelserne.
5. *Sølv*, hvortil slutte sig: Kobber i Kobberforilte-, Kvægsølv i Kvægsølvforilteforbindelserne. De ere 1gyldige og danne uopløselige Chlorider.
6. *Guld, Platin og Tin* staae mere isolerede.

Kalium, Natrium, Calcium, Baryum, Aluminium og Magnium have ringe Betydning i metallisk Tilstand, hvorimod mange af deres Forbindelser høre til de allervigtigste i Chemien ligesom i det daglige Liv. Det er tilmed saa vanskeligt at isolere dem af deres Forbindelser, at de først sent (fra 1807) ere blevne bekendte. Derfor have deres Ilter, som man tidligere alene kjendte (eller troede at kjende), særegne Navne, nemlig *Kali, Natron, Kalk, Baryt, Lerjord, Magnesia*. De øvrige Metaller, tildels med Undtagelse af Mangan, have størst Betydning som Metaller, medens deres Forbindelser have mindre Vigtighed og derfor i det Følgende omtales forholdsvis kort.

I. Alkalimetallernes Forbindelser.

113. Kalium og Natrium kunne paa Grund af deres store Iltelighed ikke findes frit i Naturen, men i Forbindelser ere de meget udbredte. Kiselsurt Kali findes som Bestanddel af de hyppigste Mineralier saaledes i den alm. Feldspath (136). Ved Feldspathens Sønderdeling og Forvittring gaaer Kalium over i en opløselig Forbindelse, hvori det kan optages af Planterne, for hvilke det udgjør et uundværligt Næringsmiddel. Dets Forekomst i Planten synes knyttet til Kulhydraternes (173 f.).

Ved Forbrænding af Plantestoffer faaes derfor en Aske, som indeholder kulsurt Kali. Dette Salt er da ogsaa den væsenligste Bestanddel af Potaske, og Potaske var tidligere den vigtigste Kilde til Kaliumforbindelser. Havvandet indeholder Kaliumsalte, men kun i ringe Mængde. Ogsaa Natrium findes som kiselsurt Salt i mange Mineralier (Oligoklas), men den vigtigste og mest udbredte Natriumforbindelse er Chlornatrium, Kogsalt. Det udgjør 2—4 Procent af Havvandets Vægt. Mængden vexler noget efter Fordampningen og Tilløb af ferskt Vand. Desuden findes det i Saltsøer, i en Mængde Kilder og i store Lag i Jorden (Stensalt). Hvor udbredt Natrium er, kan vises ved at gløde en ren Platintraad, som blot har henligget i Luften, eller som man har trukket mellem Fingrene, i en farveløs Vinaandsflamme. Denne farves da strax gul (38). Ogsaa enkelte andre Natriumforbindelser findes naturligt, dog langt sparsommere: Kryolit (140), Chilisalpeter (117). Ligesom Kalium findes ogsaa Natriumforbindelser i mangfoldige Planter, men medens Kaliumsalte maa regnes for uundværlige for Planten, saa er selv Nyttens af Natriumsalte for mange Planters Vedkommende tvivlsom. Det er især mange Strandplanter, der indeholde Natrium (men ved Siden deraf ligesaa meget eller mere af det langt sparsommere forekommende Kalium), og af dem fremstilledes tidligere en rigtignok meget uren Soda.

114. Nu vindes næsten alle Natriumforbindelser af Chlornatrium, næsten alle Kaliumforbindelser af Chlorkalium. *Chlornatrium*, Na Cl , faaes 1) ved *Omkrystallisation af Stensalt*; 2) ved *Fordampning af Saltkildernes Vand*, enten ved Varme eller ved at lade Vandet risle ned over store, fritstaaende Vægge af Risknipper (Gradering); 3) ved at lade *Havvand fordampe* i Solen i store, flade Bassiner (Frankrig, Portugal, Spanien) eller ved at lade det *fryse*, hvorved da den flydende Del indeholder næsten alt Saltet og inddampes (Archange). Sml. (4). — *Chlorkalium*, K Cl , findes i enkelte

(Framstilling i det store) (L. 30)

L. de 31. y. resumé af L. de 30.

Lelland's Method

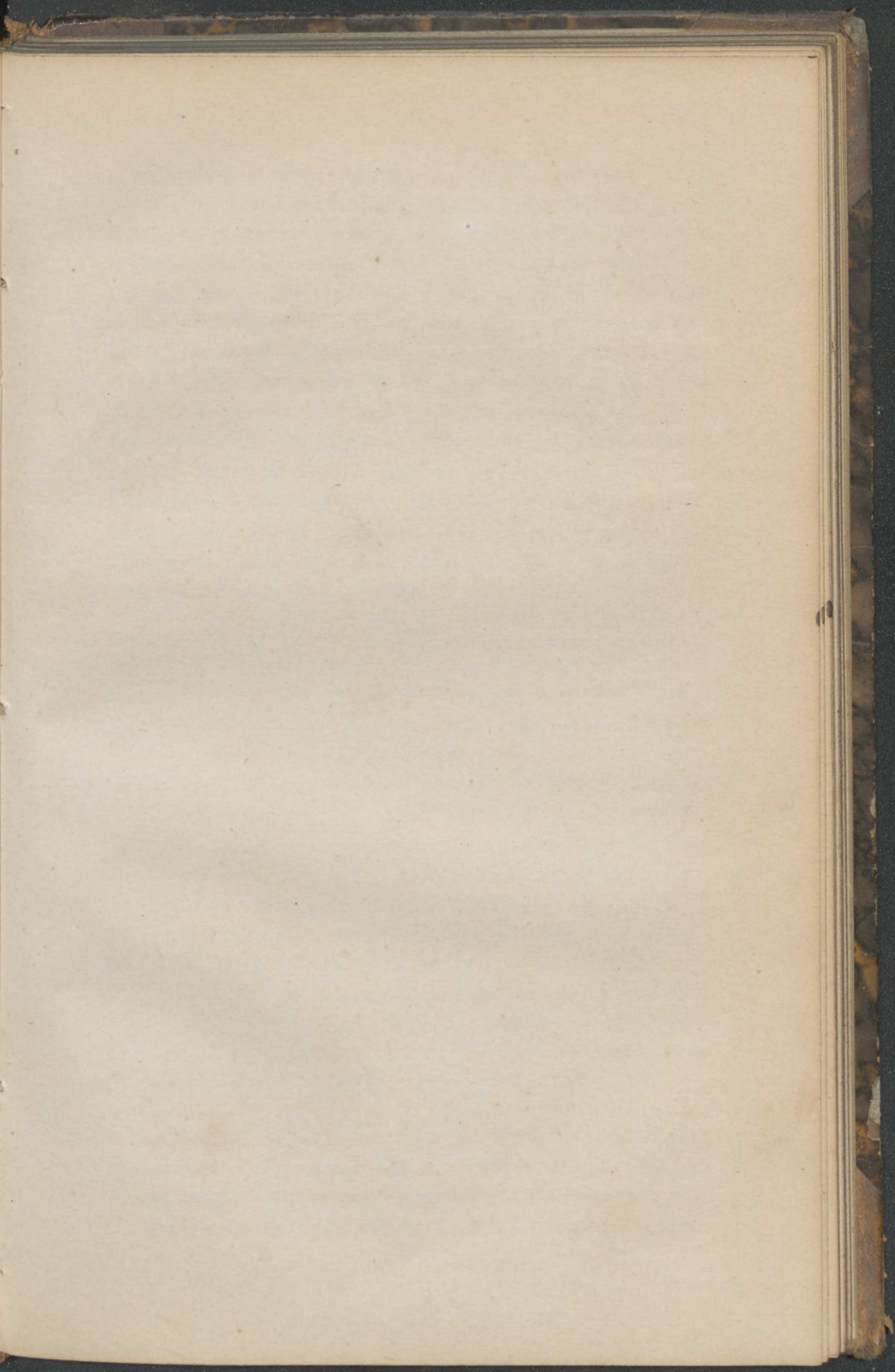
Asks for Podofabrilation anent
Cromatium, Porolegn, Knt, Kalkolm.

Stensaltlag, saaledes ved ved Stassfurt, især forbundet med Chlormagnium som *Carnallit*. Dette Mineral opløses i varmt Vand; ved Afkøling udkrystalliserer da Chlorkalium, medens Chlormagnium, som langt lettere opløseligt, bliver i Moderluden. — Baade Kogsalt og Chlorkalium krystallisere i farveløse Terninger, der ere opløselige i Vand, Kogsalt lige let i koldt og varmt, Chlorkalium lettere i varmt. Kogsalt anvendes som Næringsmiddel (et Menneske paa 75 Kilogrammeters Vægt indeholder 0,5 Kilogr. Kogsalt og forbruger aarlig over 7 Kilogr.), til at conservere Smør, Fisk, Kjød; fremdeles og især til Soda (115) og til Fremstilling af alle Chlorforbindelser. Chlorkalium anvendes navnlig til Salpeter (117), Potaske (115) og Alun (137).

115. De *svovlsure Salte* af disse Metaller faaes af Chlorforbindelserne ved Ophedning af de tørre Salte med Svovlsyre (67); herved vindes som Biprodukt Chlorbrinte, der ledes ind i høje Taarne, fyldte med Kokes, hvorover der bestandig risler Vand. Dette Vand optager Chlorbrinten og danner Saltsyre. De saaledes vundne raa *svovlsure Salte* kunne renses ved OmkrySTALLISATION. *Svovlsurt Kali* (Kaliumsulfat), K_2SO_4 , er vandfrit; det anvendes til Alun. *Svovlsurt Natron* (Natriumsulfat, Glaubersalt) krystalliserer med Vand i store, let forvittrende Krystaller: $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$. Men i Almindelighed anvendes de raa *svovlsure Salte* strax til Fremstilling af de *kulsure Salte*. Denne Proces har især Betydning med Hensyn til Fremstilling af det *kulsure Natron* (Natriumcarbonat, Soda). Thi den langt overvejende Mængde af dette vigtige Salt faaes ved at gløde det *svovlsure Natron* med Kalksten og Kul i Flammeovne (39). Herved reduceres først det *svovlsure Natron* til Svovlnatrium: $Na_2SO_4 + 2C = Na_2S + 2CO_2$. Svovlnatrium og kulsur Kalk omsætte sig dernæst til kulsurt Natron og Svovlcalcium, der er næsten uopløseligt i Vand: $Na_2S + CaCO_3 = CaS + Na_2CO_3$. Tilsidst virker Kullet paa Overskuddet af kulsur Kalk under Dannelse af Kalk og Kulilte: $CaCO_3 + C = CaO + 2CO$.

Denne Udvikling af brændbar Kulite viser, at Indvirkningen er forbi. Efter Afkøling udtrækkes Massen med Vand, hvorved Svovlcalcium bliver tilbage, medens det kulsure Natron opløses og vindes ved Inddampning. Det *kulsure Kali* (Kaliumcarbonat, Potaske) kan faaes paa aldeles lignende Maade. Kaliumsaltet er henflydende og krystalliserer vanskeligt. Natriumsaltet faaes ved Omkrystallisation og langsom Afkøling i store, let forvittrende Krystaller, $\text{Na}_2\text{CO}_3, 10\text{H}_2\text{O}$, der ved Glødning taber alt Vand („calcineret“ Soda). Det er lettest opløseligt ved 36° og danner let „overmættede“ Opløsninger. Opløses 8 Vd. kryst. Soda i 1 Vd. Vand ved 36° i en lukket Flaske, saa krystalliserer intet ved rolig Afkøling, men kastes nu et lille Stykke Soda i Vædsken, stivner den pludselig under Varmeudvikling. Baade Kalium- og Natriumsaltet smelte ved høj Temperatur (i en Platindigel), men tabe ikke derved Kulsyre. Deres Opløsninger reagere alkalisk. Mættes disse med Kulsyre, dannes tungere opløselige sure („tvetskulsure“) Salte, som reagere neutralt: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = 2\text{NaHCO}_3$. Potaske og Soda have en overordenlig stor og vigtig Anvendelse, navnlig til Glas (131) og (efter at de først ere omdannede til Hydrater [116]) til Sæbe (181).

116. Hydraterne, ROH , af disse Metaller (Alkalihydrater; Kalihydrat og Natronhydrat) faaes af de kulsure Salte ved at opvarme de noget fortyndede Opløsninger af disse i en Jerngryde med lædsket Kalk. Herved bytter Calcium Plads med Alkalimetallerne; f. Ex. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 + 2\text{KOH}$. Alkalihydraterne opløse sig, den kulsure Kalk forbliver uopløst tilbage. Naar den har sat sig til Bunds, trækkes den klare Vædske af med en Hævert og inddampes i Jernkar; den concentrerede Opløsning inddampes til Tørhed og smeltes i Sølvkar. Hydraterne ere begge haarde, hvide Legemer, der meget let opløse sig i Vand under betydelig Varmeudvikling. De ædse Huden og mange organiske Stoffer



Et Sulphhydrazid is also a Hydrate, RHO , known
One is stable of P . also RHS .

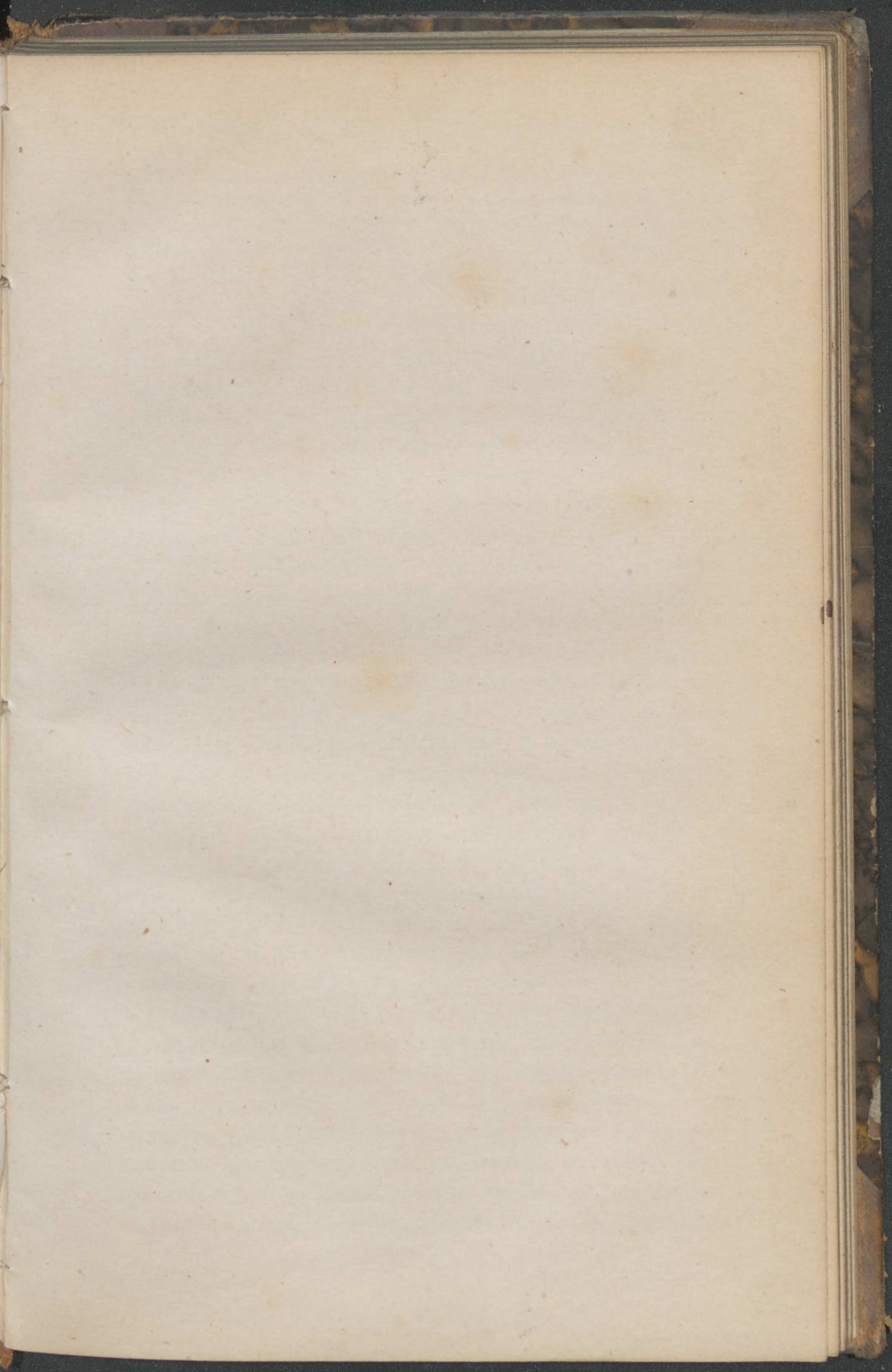
(„kaustiske“ Alkalier) og angribe i Varmen, tildels allerede i Kulden, Glas, Porcelain og de fleste Metaller. De tiltrække Vand og Kulsyre af Luften (Kalihydrat flyder derved hen), og deres Opløsninger reagere stærkt alkalisk. De ere de stærkeste af alle Baser og fælde alle uopløselige Baser af disses Saltopløsninger; et Overskud af Kalihydrat opløser undertiden igjen den fældede Base (159). De forbinde sig med alle Syrer til Salte under Udskillelse af Vand. De kunne ikke, selv ved den stærkeste Glødhede, bringes til at afgive deres Brint i Form af Vand. Ifterne $R_2O = 2ROH - H_2O$ kjendes vel, men ere uden Betydning. Ved at sønderdele de med Vand befugtede Hydrater ved Hjælp af den galvaniske Strøm blev deres Metaller først fremstillede. Forsøget lader sig let udføre med 10 Bunsenske Led, naar man lægger et Stykke Natronhydrat, som man har gjort fugtigt ved at aande derpaa, paa et Platinblik, forbinder dette med Kulpolen og berører Natronhydratet med en Platintraad, der er forbunden med Zinkpolen. Nu tilvirkes Metallerne sædvanlig ved Hvidglødning af de kulsure Salte med Kul, hvorved Metallerne destillere og samles under Stenolie. Om disse Metaller Egenskaber se (13, 1^o), (105 til 110), (160).

Naar man mætter en Opløsning af Kali- eller Natronhydrat med Svovlbrinte, saa faaes *Kalium- eller Natriumsulfhydrat*: $KHO + H_2S = H_2O + KHS$. Opløsningerne reagere alkalisk, tiltrække Ilt af Luften og farves derved gule, idet der dannes højere Sulfider, f. Ex. $2KHS + O = K_2S_2 + H_2O$. De udskille alle uopløselige Sulfhydrater af vedkommende Metalsalte, men opløse undertiden, naar de tilsættes i Overskud, det udskilte Sulfhydrat igjen; de forholde sig altsaa ganske analogt med Hydraterne. Sml. (161).

117. De *salpetersure Salte* af disse Metaller findes og dannes endnu bestandig i Naturen (30). Navnlig forekommer *Natronsalpeter*, $NaNO_3$, i stor Mængde paa Grændsen af Peru og Chili („Chilisalpeter“) og føres

derfra til Europa. Det anvendes til Gødning (29), Salpetersyre (30), Kalisalpeter (alm. Salpeter), til Saltning, Skydebomuld (179), men ikke til Krudt, fordi det tiltrækker Fugtighed. *Kalisalpeter*, KNO_3 , vindes især af Natronsalpeter paa flere Maader. Concentrerede Opløsninger af Natronsalpeter og kulsurt Kali udskille f. Ex., naar de blandes, Kalisalpeter, medens kulsurt Natron bliver i Moderluden: $2 \text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 = 2 \text{KNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$. Medens Natronsalpeter er meget letopløseligt, er Kalisalpeter tungtopløseligt i koldt Vand, men letopløseligt i varmt og kan derfor renses ved Omkrystallisation. Saaledes faaes det som store, ofte hule Prismes. Det afgiver, ligesom alle salpetersure Salte, let sin Ilt til iltelige Legemer. Kastes et lille Stykke Svovl eller ganske smaa Stykker Trækul paa Salpeter, der holdes smeltet i en Porcellainsdigel eller endnu bedre i en lille Flaske af tungsmelteligt Glas, saa forbrænder Svovlet med blændende Lys, Kulstykkerne tændes ligeledes og hoppe om paa det smeltede Salpeter. Karret gaaer gjerne i Løbet, naar Salpeteret afkøles. Herpaa beroer Salpeterets Anvendelse til *Krudt*, en Blanding af Salpeter, Trækul og Svovl. Skydekrudt er i Almindelighed blandet i følgende Forhold: $2 \text{KNO}_3 + \text{S} + 3 \text{C}$, som nemlig omsætte sig til: $\text{K}_2\text{S} + 3 \text{CO}_2 + 2 \text{N}$.

118. Et Kalisalt, der har stor Lighed i Egenskaber med Salpeteret, er det *chlorsure Kali* (Kaliumchlorat), KClO_3 . Det kan faaes ved at lede Chlor i en varm og stærk Opløsning af Kalihydrat: $6 \text{Cl} + 6 \text{KOH} = \text{KClO}_3 + 5 \text{KCl} + 3 \text{H}_2\text{O}$. Ved Afkøling udkrystalliserer det i koldt Vand tungtopløselige chlorsure Kali i farveløse Blade, medens Chlorkalium bliver i Moderluden. Det chlorsure Kali afgiver let Ilt, baade ved Opvarmning (8) og i Berøring med let iltelige Legemer. River man en Penneknivspids fuld af chlorsurt Kali og ligesaa meget Svovl-blomster haardt i en Morter, høres en Række høje Knald. Derfor anvendes dette Salt til Fremstilling af Ilt, i Fyrværkeriet, til Tændstikkernes Sats, til Tændnaalsgeværernes Fænghætter osv. — Bruges ved Fremstillingen kold og fortyndet



Side H

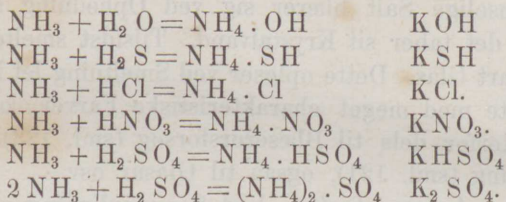
Kalilud, dannes *chlorundersyrlet Kali*: $2 \text{Cl} + 2 \text{KOH} = \text{KClO} + \text{KCl}$, der virker blegende, idet dets Ilt forbrænder Farvestofferne: $\text{KClO} = \text{KCl} + \text{O}$. Med Saltsyre give baade chlorsurt og chlorundersyrlet Kali rigeligt Chlor: $\text{KClO}_3 + 6 \text{HCl} = \text{KCl} + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{Cl}$, og $\text{KClO} + 2 \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Cl}$.

119. Et teknisk vigtigt Natriumsalt er *Borax*, $\text{Na}_4\text{B}_2\text{O}_5$, $10 \text{H}_2\text{O}$, der findes naturligt (96), men ogsaa fremstilles af Borsyre og Soda. Det farveløse, temmelig tungtopløselige Salt blærer sig ved Ophedning stærkt op, idet det taber sit Krystalvand. Tilsidst smelter det til et klart Glas. Dette opløser ved Smeltning let Metaller, ofte med meget karakteristiske Farver, og anvendes derfor dels til Blæserørsforsøg (sml. 123), dels til Lodning (sml. 121), ogsaa til Glasur osv.

120. *Ammoniaksalte*. Ved Sammenligning mellem Alkalimetallernes Forbindelser og Ammoniakforbindelserne finder man en paafaldende Overensstemmelse næsten paa alle Punkter. Ammoniak forenede sig med Vand til en stærkt alkalisk Vædske (32). Denne forholder sig næsten ganske som en Opløsning af Kalieller Natronhydrat; den tiltrækker Kulsyre af Luften, udskiller næsten alle uopløselige Baser af deres Salte, men opløser mange af dem igjen, naar den tilsættes i Overskud. Mætter man Ammoniakvand med Svovlbrinte, dannes en Opløsning, som i alle Henseender viser den største Lighed med Kaliumsulfhydrat. Ammoniak forener sig direkte med Syrerne, uden at der udskilles Vand, til de s. k. Ammoniaksalte, der vise den største Overensstemmelse navnlig med Kalisaltene. Er et Kalisalt vandfrit, er det tilsvarende Ammoniaksalt det ogsaa; de vandholdige Kali- og Ammoniaksalte indeholde lige mange Molekuler Krystalvand. De analogt sammensatte Kali- og Ammoniaksalte ere isomorfe; baade Kali-, Natron- og Ammoniaksalte ere, med sjældne Undtagelser, farveløse og opløselige i Vand, men er en enkelt Gang et Kalisalt tungtopløseligt eller farvet, saa er det tilsvarende Ammoniaksalt det ogsaa (156). *Ammoniaksaltene*

adskille sig væsenlig kun fra Kalisaltene ved at være flygtige og ved, naar de opvarmes med Alkalier, at give fri Ammoniak og Alkalisalte, f. Ex. $\text{NH}_4 \text{Cl} + \text{Na OH} = \text{Na Cl} + \text{NH}_3 + \text{H}_2 \text{O}$.

For at finde en Grund til disse paafaldende Overensstemmelser ville vi sammenstille Formlerne for Ammoniak- og Kalisaltene:



Det viser sig altsaa, at der i Ammoniaksaltene findes en Atomgruppe, NH_4 , der spiller samme Rolle som Kalium. Man betragter denne Atomgruppe som et sammensat Metal og kalder den *Ammonium*. Saltsur Ammoniak, Salmiak (34), er altsaa Chlorammonium, svovlsurt Ammoniak Ammoniumsulfat osv. Man har fremstillet Ammonium som en blaa Vædske, der dog yderst let sønderdeles i Ammoniak og Brint. Nogle vigtige Ammoniak-salte ere:

Svovlbrinteammonium, Ammoniumsulfhydrat, $\text{NH}_4 \text{HS}$. Om dets Fremstilling se (120). Det kaldes hyppigst, men med Urette, *Svovlammonium* og anvendes meget i den chemiske Analyse.

121. *Salmiak*, Chlorammonium, $\text{NH}_4 \text{Cl}$. Om dets Fremstilling se (32). Det fordamper uden forud at smelte. Ved højere Temperatur spaltes det delvis i Ammoniak og Chlorbrinte. Det anvendes bl. A. ved Lodning af Metaller, der danne flygtige Chlorider. Her gjælder det nemlig om at have blanke Metaloverflader, men ved den høje Temp. iltet Metallerne. Man strøer derfor Salmiak paa, som med Metaliltet omsætter sig til Ammoniak, Vand og flygtigt Metalchlorid. Herpaa



beroer ogsaa dets Anvendelse ved Fortinning og Forzinkning: $\text{Zn O} + 2 \text{NH}_4 \text{Cl} = 2 \text{NH}_3 + \text{H}_2 \text{O} + \text{Zn Cl}_2$.

122. *Kulsurt Ammoniak* vindes ved at ophede Salmiak med kulsur Kalk. Herved dannes Chlorcalcium og kulsurt Ammoniak, som sublimerer. $2 \text{NH}_4 \text{Cl} + \text{Ca CO}_3 = \text{Ca Cl}_2 + (\text{NH}_4)_2 \text{CO}_3$. Men det kulsure Ammoniak, der kommer i Handelen, har allerede afgivet noget Ammoniak og taber ved Henliggen mere. Dette Salt vandtes navnlig tidligere ved tør Destillation af kvælstofholdige organiske Stoffer („Hjortetaksalt“). Det er meget flygtigt og har en egen, forfriskende Lugt.

123. *Fosforsurt Natron-Ammoniak* (Fosforsalt). Neutraliseres Fosforsyre med kulsurt Natron, saa faaes ved Afdampning og Afkøling Krystaller af det s. k. *almindelige fosforsure Natron*, $\text{Na}_2 \text{HPO}_4$, $12 \text{H}_2 \text{O}$, hvori $\frac{2}{3}$ af Syrens Brint er ombyttet med Metal. Opløses 7 Vd. af dette Salt og 1 Vd. Salmiak i 2 Vd. kogende Vand, saa krystalliserer ved Afkøling et Salt, der kan opfattes som alm. fosforsurt Natron, hvori 1 At. Natrium er ombyttet med Ammonium: $\text{Na}_2 \text{HPO}_4 + \text{NH}_4 \text{Cl} = \text{Na} (\text{NH}_4) \text{HPO}_4 + \text{Na Cl}$. Det samtidig dannede Chlornatrium bliver i Moderluden. Smelter man lidt af det nye Salt paa Øjet af en Platindraad, saa afgiver det Vand og Ammoniak og danner en klar Perle af metafosforsurt Natron, der for Blæserøret opløser mange Metaller med ejendommelige Farver. Paa denne Maade kunne overordenlig smaa Mængder af forskellige Stoffer med Lethed eftervises.

2. Forbindelser af de alkaliske Jordarters Metaller.

Calciumforbindelser.

124. Calcium findes aldrig frit i Naturen, men meget hyppigt i Forbindelser. Kulsur Kalk danner saaledes i Form af Kalksten, Kridt, Marmor hele Bjergmasser; ogsaa svovlsur Kalk, Gips, findes meget udbredt. Kiselsur Kalk udgjør en Bestanddel af en Mængde Bjergarter. Fosforsur Kalk forekommer ikke sjældent som Mineral (82) og udgjør Hovedbestanddelen af de højere Dyr's Knogler. Planterne optage Calcium-

forbindelser som uundværlige Næringsmidler, der navnlig synes at opthobe sig i Bladene.

125. Den vigtigste Calciumforbindelse er *kulsur Kalk* (Calciumcarbonat), Ca CO_3 . Den findes overmaade udbredt. Foruden den i (124) nævnte Forekomst kan mærkes, at Korallstokke, utallige Blød- og Leddyrs Skaller, Æggeskaller og ægte Perler væsenlig bestaae af kulsur Kalk. Blandet med Ler danner den *Mergel*. Næsten ren findes den som de smukt krystalliserede Mineralier, *Kalkspat* (Dobbeltspat) og *Arragonit*. Disse krystallisere dog i forskjellige Former, den første i karakteristiske Rhomboedre (61), den sidste rhombisk.

Som et hvidt Bundfald faaes den rene kulsure Kalk, naar man til et opløst Calciumsalt sætter en Opløsning af kulsurt Ammoniak; f. Ex. $\text{Ca Cl}_2 + (\text{NH}_4)_2 \text{CO}_3 = 2 \text{NH}_4 \text{Cl} + \text{Ca CO}_3$. Sml. (122). Den kulsure Kalk er nemlig saa godt som uopløselig i rent Vænd. Derimod er den opløselig i kulsyreholdigt Vand, og da alt Vand, der har gjennemsivet Jorden, indeholder Kulsyre, og kulsur Kalk er saa overordenlig udbredt, saa findes kulsur Kalk opløst i alt naturligt Vand, hvilket har sin store Betydning baade for Plante- og Dyrelivet. Men naar Vandet berøves sin Kulsyre, udskilles den kulsure Kalk. Dette kan nu skee ved frivillig Fordampning (Drypsten, hyppig paa Loftshvælvinger i gamle Kjældere; Kalktuf); hurtigere skeer det ved Kogning, og den opløste kulsure Kalk afsætter sig da paa Kogekarrenes Vægge som „Kjedelsten“. Mætter man en Opløsning af kulsurt Ammoniak med Kulsyre, saa kan man sætte flere Draaber Chlorcalciumopløsning til, uden at der fremkommer Bundfald, men ved Kogning skeer det strax. Vand, som indeholder meget kulsur Kalk, kaldes *haardt Vand*; det egner sig ikke til Vask (181), men ved Kogning bliver *haardt Vand* blødt og ligeledes ved Tilsætning af kuls. Natron, som nemlig med den frie Kulsyre danner tvekulsurt Natron (115), medens den kulsure Kalk udskilles. Sml. (129).

v oplos de beide $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{CaCO}_3$ heeten de h. bij
 $\text{CaCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ijz.

De naturlige Vande, som indeholde mest kulsur Kalk, ere Brønd- og Kildevand; Floder og Indsøer indeholde allerede mindre, og Havvandet langt mindre. Grunden hertil er især, at saa mangfoldige Sødyr (Koraller f. Ex.) til deres Skaller bruge kulsur Kalk, som derved efterhaanden udskilles og ikke let opløses igjen, fordi de enkelte Smaadele ere omgivne af organiske Hinder. Der er i saa Henseende en paafaldende Forskjel mellem den kulsure Kalk og f. Ex. Kogsaltet, som ligeledes findes i næsten alt Vand og ligeledes i store Mængder tilføres Havet. Det benyttes vel af Sødyrene, men udskilles igjen i opløselig Form, og Havet bliver derfor bestandig rigere paa Kogsalt.

126. Ved Glødning afgiver den kulsure Kalk Kulsyre, og Kalk, Calciumilte, CaO , bliver tilbage: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$. Denne Proces udføres i egne Ovne, Fig. 31, (*Kalkbrænding*).

Den brændte Kalk er et hvidt usmelteligt Legeme, som forener sig med Vand under stor Varmeudvikling til *Kalkhydrat*, s. k. *lædsket Kalk*: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$. Et Stykke brændt Kalk overgydes paa en Tallerken lidt efter lidt med saa meget lunket Vand, som det vil optage i sine Porer. Efter kort Tids

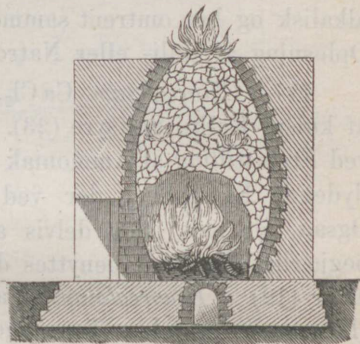


Fig. 31.

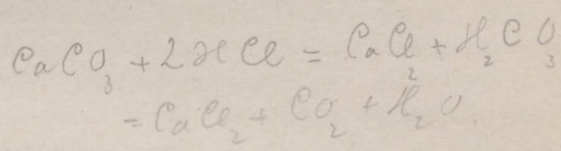
Forløb falder det under stor Varmeudvikling og Fordampning af meget Vand hen til et Pulver. Kalkhydrat reagerer alkalisk, og tiltrækker begjærligt Kulsyre af Luften under Dannelsen af kulsur Kalk: $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Med mere Vand danner Kalkhydrat den grød- eller vællingagtige Masse, som, blandet med Sand, udgjør Murernes *Mørtel*. Sandet sættes til, dels for at give

Massen større Stivhed, dels for at hindre den i at slaa Revner. I Tidens Længde dannes maaske ogsaa nogen kiselstur Kalk. At Murkalken efterhaanden bliver fast beroer til dels paa, at den forener sig med Luftens Kulsyre under Udskillelse af Vand. Men dette foregaaer kun i Begyndelsen hurtigt, til Slutningen meget langsomt, saaledes at gamle Mure indeni endnu indeholde Kalkhydrat. Brænder man mager, d. v. s. lerholdig Kalksten, saa faaes en Masse, der ikke lædsker sig med Vand som ren brændt Kalk, men ved en vis Sammensætning har den Egenskab efter Udrøring med Vand at hærde under Dannelselse af Calcium- og Aluminiumsilikater og derfor kan bruges til Vandbygningsarbejder (*Cæment; hydraulisk Kalk*).

Kalkhydrat opløses i omtr. 800 Dele koldt Vand til en klar Vædske, *Kalkvand*, der let bliver uklar i Luften under Dannelselse af kulsur Kalk (22). Det reagerer alkalisk og har omtrent samme Egenskaber som en svag Opløsning af Kali- eller Natronhydrat.

127. *Chlorcalcium*, CaCl_2 , dannes let ved Opløsning af kulsur Kalk i Saltsyre (23). Ligeledes som Biprodukt ved Fremstilling af Ammoniak (32). Saltet danner henflydende Krystaller, der ved Opvarmning tabe Vand. Ogsaa det helt eller delvis afvandede Salt tiltrækker begjærligt Vand og benyttes derfor til Tørring af Luftarter (12). *Fluorcalcium*, CaF_2 , findes som Mineral (Flusspat) i smukke Tærninger. Det er i Modsætning til Chlorcalcium uopløseligt i Vand. Det anvendes til Fremstilling af Fluorforbindelser (71; 95).

128. Naar man leder Chlor til tørt Kalkhydrat, saa dannes den saakaldte *Chlorkalk*, CaOCl_2 , sandsynligvis en Forbindelse af Chlorcalcium og chlorundersyret Kalk: $2\text{CaO} + 4\text{Cl} = \text{CaCl}_2, \text{CaO}_2\text{Cl}_2 = 2\text{CaOCl}_2$. Det er et hvidt Pulver, af en chlorlignende Lugt, det tiltrækker Fugtighed af Luften og er opløseligt i Vand, idet Overskuddet af Kalkhydrat bliver tilbage. Opløsningen virker stærkt



blegende, den affarver Indigoopløsning og Lakmus og tilintetgjør Smitstoffer. Begge Virkninger beroe paa, at den let afgiver Ilt til iltelige Legemer. $\text{CaOCl}_2 = \text{CaCl}_2 + \text{O}$.

129. *Svovlsur Kalk* (Calciumsulfat), CaSO_4 , findes udbredt i Naturen, mest i nyere Dannelser. Den forekommer dels vandfri som *Anhydrit*, dels med 2 Mol. Vand som *Gips*, *Marienglas*, *Alabast*. 1 Del Gips opløses i omtr. 400 D. Vand, lettere i Syrer. Gips findes derfor i det meste Kilde- og Brøndvand og gjør ligesom den kulsure Kalk Vandet haardt (125). Saadant Vand kan ikke gjøres blødt ved Kogning, men vel ved Tilsætning af Soda: $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CaCO}_3$. Naar Gips opvarmes til $120-130^\circ$, afgiver det sit Krystalvand. Udrøres den afvandede Gips med Vand til en tyk Vælling, stivner den efter nogle Minutter, idet den under betydelig Varmeudvikling igjen optager Krystalvandet. Herpaa beroer Gipsens Anvendelse til Støbning. Gips anvendes som Gødning, tildels for at tilføre Planten Svovlsyre. Det for Planten nødvendige Svovl (72) kan næppe optages i anden Form. Men Gipsen anvendes ogsaa for at binde det kulsure Ammoniak, der dannes ved Staldgødningens Forraadnelse, og som ellers vilde fordampe: Gipsen omsætter sig nemlig med kuls. Ammoniak til svovlsurt Ammoniak, der ikke er flygtigt ved alm. Temp., og *kulsur Kalk*: $\text{CaSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{CaCO}_3$. Blandes Opløsninger af Gips og kuls. Ammoniak, dannes Bundfald af kulsur Kalk. Endelig virker Gips sandsynligvis sønderdelende paa Jordbundens Kaliumsilikater (sml. 113) og kan saaledes bidrage til at tilføre Planterne Kalium.

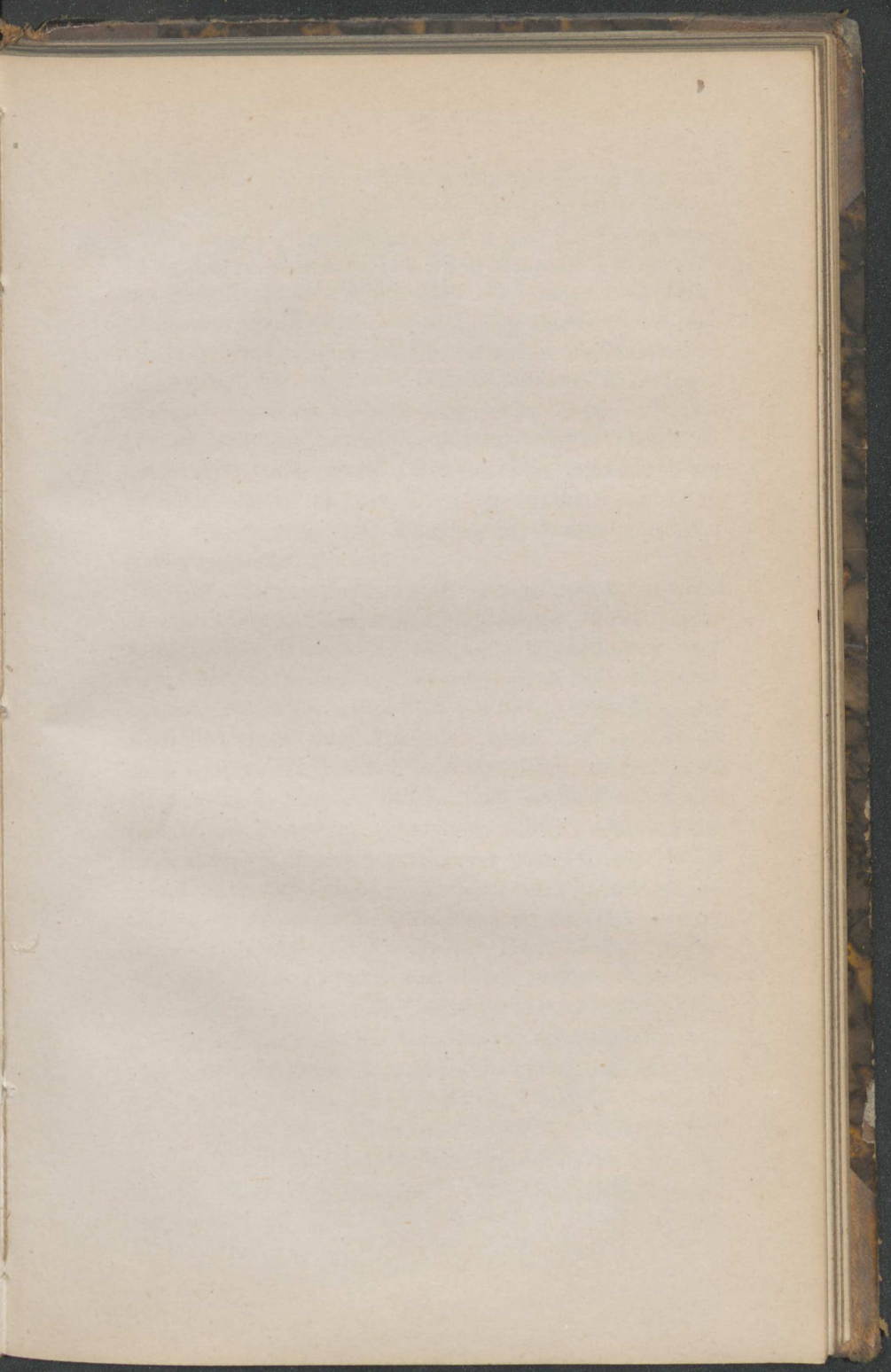
130. *Fosforsur Kalk* (Calciumfosfat), Ca_3PO_4 , udgjør omtrent $\frac{2}{3}$ af de højere Dyr's Knögler og forekommer desuden som Apatit. Smaa Mængder af dette Mineral findes indsprængte i de ældste Bjerge, ved hvis Forvittring Fosforsyren er kommen til Agerjorden. Mange af de almindeligste Bjergarter, Granit, Gneis, Basalt o. fl. indeholde

mellem $\frac{1}{2}$ og 1 Procent Fosforsyre, frugtbar Agerjord ofte kun $\frac{1}{10}$ Proc. Baade i Knoglerne og i Apatit findes den fosforsure Kalk forbundet med en ringe Mængde Fluorcalcium. Rent kan Saltet faaes som et fyldigt Bundfald ved at fælde en ammoniakalsk Opløsning af Chlorcalcium med det almindelige Natriumfosfat (123): $3 \text{ Ca Cl}_2 + 2 \text{ NH}_3 + 2 \text{ Na}_2 \text{ HPO}_4 = \text{Ca}_3 2 \text{ PO}_4 + 4 \text{ Na Cl} + 2 \text{ NH}_4 \text{ Cl}$. Saltet er uopløseligt i Vand, let opløseligt i Syrer, og fældes uforandret af disse Opløsninger ved Ammoniak.

Naar fint pulveriserede brændte Ben eller naturlig fosforsur Kalk sønderdeles med Svovlsyre, saa dannes en Blanding af surt Calciumfosfat og Gips: $\text{Ca}_3 2 \text{ PO}_4 + 2 \text{ H}_2 \text{ S O}_4 = \text{Ca H}_4 2 \text{ P O}_4 + 2 \text{ Ca S O}_4$. Det er denne Blanding, der under Navnene: *sur fosforsur Kalk*, „*Superfosfat*“ osv. anvendes som et meget virksomt Gødningsstof, fordi det indeholder den for Planterne uundværlige Fosforsyre, for Størstedelen i opløselig Form.

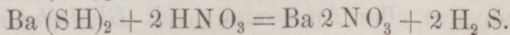
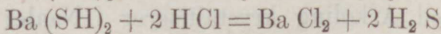
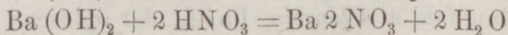
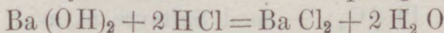
131. De mange naturlige Calciumsilikater ere uopløselige i Vand; Alkalimetallernes Silikater ere derimod opløselige (93). En Blanding af begge danne de vigtige, konstigt sammensmeltede Silikater, der sammenfattes under Navnet *Glas*. Glasset er amorft; derpaa beroer dets Gjennemsigtighed. Men for at det skal blive amorft, maa dets Sammensætning være meget kompliceret; saasnaart den nærmer sig simple Forhold, faaer Glasset Tilbøjelighed til at krystallisere.

De vigtigste Arter af Glas ere: 1) *Bøhmisk Krystalglas*. Indeholder Kalium- og Calciumsilikater. Det er fuldstændig farveløst og tungtsmelteligt. 2) *Fransk Glas*, Vinduesglas. Indeholder Natrium- og Calciumsilikater. Det er ikke ganske farveløst (svagt blaaligrønt), lettere smelteligt og noget haardere end det foregaaende. Spejlglas er ofte en Blanding af disse to Slags Glas. 3) *Krystalglas*. Indeholder Silikater af Kalium og Bly. Det er blødt, letsmelteligt, meget vægtfyldigt, lysbrydende og klangfuldt. Det bruges især til optiske Instrumenter og konstige Ædelstene. 4) *Bouteilleglas*. Indeholder Silikater af især Natrium og Calcium, ofte ogsaa af Aluminium, Magnium og Jern. Rødliggult eller mørkegrønt.



Glasset dannes ved at sammensmelte Kvarssand med vandfri Potaske eller Soda og Kridt eller Marmor i store Digler af ildfast Ler ved meget høj Temperatur. Til Krystalglas anvendes istedetfor Kridt Mønnie (135), til Bouteilleglas istedetfor Kvarts ofte Ler (136). Ved noget over 1200° er Massen tyndflydende. Ved Rødgldhede er den ualmindelig strækkelig og smidig, og ved denne Temperatur bearbejdes den derfor. Hulglas blæses frit eller i Former; Spejlglass støbes; Vinduesglas blæses til store aflange Balloner, hvoraf det nederste Stykke blæses op, det øverste sprænges af. Den saaledes dannede aabne Cylinder skæres op paa Siden og strækkes ud til en Plade i egne Ovne. Al Afkøling af Glasset maa skee meget langsomt.

132. **Baryum** findes naturligt navnlig som svovlsurt og kulsurt Salt. *Baryumsulfat* (*svovlsur Baryt*, *Tungspat*) danner Grundlaget for alle Baryumforbindelser. Ved Glødning med Kul reduceres dette Salt til Svovlbaryum: $\text{Ba SO}_4 + 4 \text{ C} = \text{Ba S} + 4 \text{ CO}$. Udtrækkes den afkølede Masse med kogende Vand, saa spaltes det dannede Svovlbaryum strax i *Barythydrat*, Ba (OH)_2 , og *Baryumsulfhydrat*, Ba (S H)_2 , idet: $2 \text{ Ba S} + 2 \text{ H}_2 \text{ O} = \text{Ba (OH)}_2 + \text{Ba (S H)}_2$. Det sidste bliver i Opløsningen, medens Barythydratet krystalliserer ved Afkøling. Baade i Opløsning og i fast Form maa det beskyttes mod Luften, da det saare let tiltrække Kulsyre. Det er langt lettere opløseligt end Kalkhydrat, langt tungere opløseligt end Natronhydrat, men ligner ellers disse Forbindelser meget. Baade Barythydratet og Sulfhydratet give med svag Salt- eller Salpetersyre opløselige Baryumsalte, der krystallisere ved Inddampning og Afkøling:



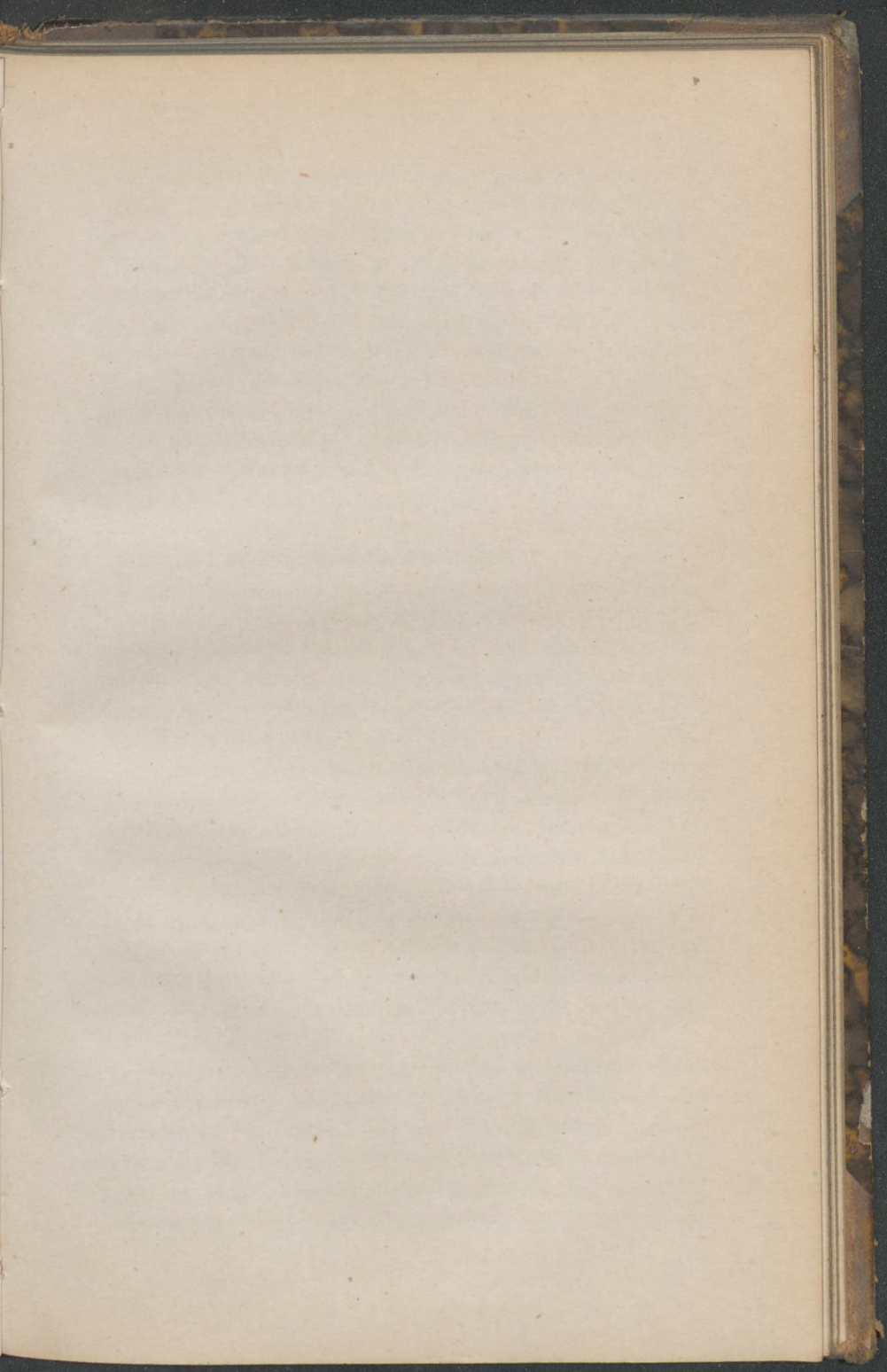
Chlorbaryum og salpetersur Baryt ere vigtige som Midler til at paavise Svovlsyre og svovlsure Salte. Disse give nemlig med opløselige Baryumsalte et fint, hvidt, i Vand og Syrer uopløseligt Bundfald af svovlsur Baryt.

133. Alle de hidtil nævnte Metaller adskille sig fra alle de følgende ved, at deres Saltopløsninger hverken give Bundfald med Ammoniakvand eller med Svovlbrinte eller med Svovlbrinteammonium.

124. I de i (133) nævnte Henseender adskille **Blyforbindelserne** sig skarpt fra Baryumforbindelserne, medens de ellers vise paafaldende Overensstemmelse med disse.

Salpetersurt Blylte krystalliserer som salpetersur Baryt regulært, og lignende Overensstemmelse i Krystalform og Sammensætning vise mange Bly- og Baryum- og tildels Calciumsalte. Til tungtopløselige Baryumsalte svare i det Hele tungtopløselige Blysalte. Men i mange Retninger vise Bly- og Baryumforbindelser dog ogsaa store Uligheder. Baryt kan ikke reduceres til Metal med Kul, Blylte meget let. Svovlbaryum sønderdeles af Vand i to opløselige Forbindelser (132), *Svovlbly*, PbS , er aldeles uopløseligt. Det findes naturligt i blanke, tunge, blygraa Terninger som *Blyglands*, den vigtigste Blymalm. Det kan faaes i vandholdig Tilstand som et sort Bundfald ved at lede Svovlbrinte eller sætte Svovlbrinteammonium til et Blysalt.

135. Bly opløses af varm svag Salpetersyre, og ved Afkøling af den inddampede Opløsning udkrystalliserer *Blynitrat*, salpetersurt Blylte, $Pb2NO_3$, et af de faa opløselige Blysalte. Dets Opløsning i Vand giver med svag Svovlsyre et hvidt Bundfald af *Blyulfat*, svovlsurt Blylte, $PbSO_4$; — med Saltsyre et hvidt krystalinsk Bundfald af *Chlorbly*, $PbCl_2$, der opløses i kogende Vand og ved Afkøling krystalliserer i Naale; — med Natronhydrat eller Ammoniak hvidt *Blyltehydrat*; alle disse Bundfald ere opløselige i Overskud af Natronhydrat.



Hydratet eller det salpetersure Salt giver ved Glødning *Blyilte*, PbO , et gult Pulver, der ogsaa faaes ved Glødning af Bly under Luftens Adgang (*Sølverglød*, s. 162, III). Ophedes Blyilte i Luften til en bestemt høj Temperatur, optager det Ilt og danner *Mønnie*, Blymellemilte, Pb_3O_4 , der har stor Anvendelse som Malerfarve og til Kit for Metaller. — Den bekjendte hvide Malerfarve, *Blyhvidt*, er et *basisk kulsurt Blyilte* $= 2 \text{ Pb C O}_3, \text{ Pb (O H)}_2$ (sml. 111, Slutn.), der faaes, naar metallisk Bly paa-virknes af Eddikedampe, Luft og Kulsyre ved passende Temperatur. Foruden som Malerfarve anvendes Blyhvidt meget til Fernis og til Mønnie.

3. Aluminiumforbindelser.

136. Aluminium findes aldrig frit i Naturen. Derimod forekommer dets eneste Ilte, *Lerjord*, Al_2O_3 , dog sjældent, naturligt som forskellige Edeltene (Korund, Rubin, Safir) og som Smergel. Som kiselsurt Salt findes Aluminium i en Mængde Mineralier og som Fluorforbindelse i Kryolit (140).

Særdeles udbredte aluminiumholdige Silikater ere: *den alm. Feldspat* (kiselsur Lerjord-Kali), *Oligoklas* (kiselsur Lerjord-Natron) og *Glimmer*, der udmærker sig ved sit bladede Brud og sin særdeles indviklede Sammensætning. Disse 3 danne blandede med Kvarts (92) de to Bjergarter *Granit* og *Gneis*, hvoraf Jordens Urbjerger og mange af vore Rullesten bestaae. Granit og Gneis adskille sig især ved, at Glimmerbladene i den sidste alle ligge i een Retning, hvilket giver den et lag-delt Udseende.

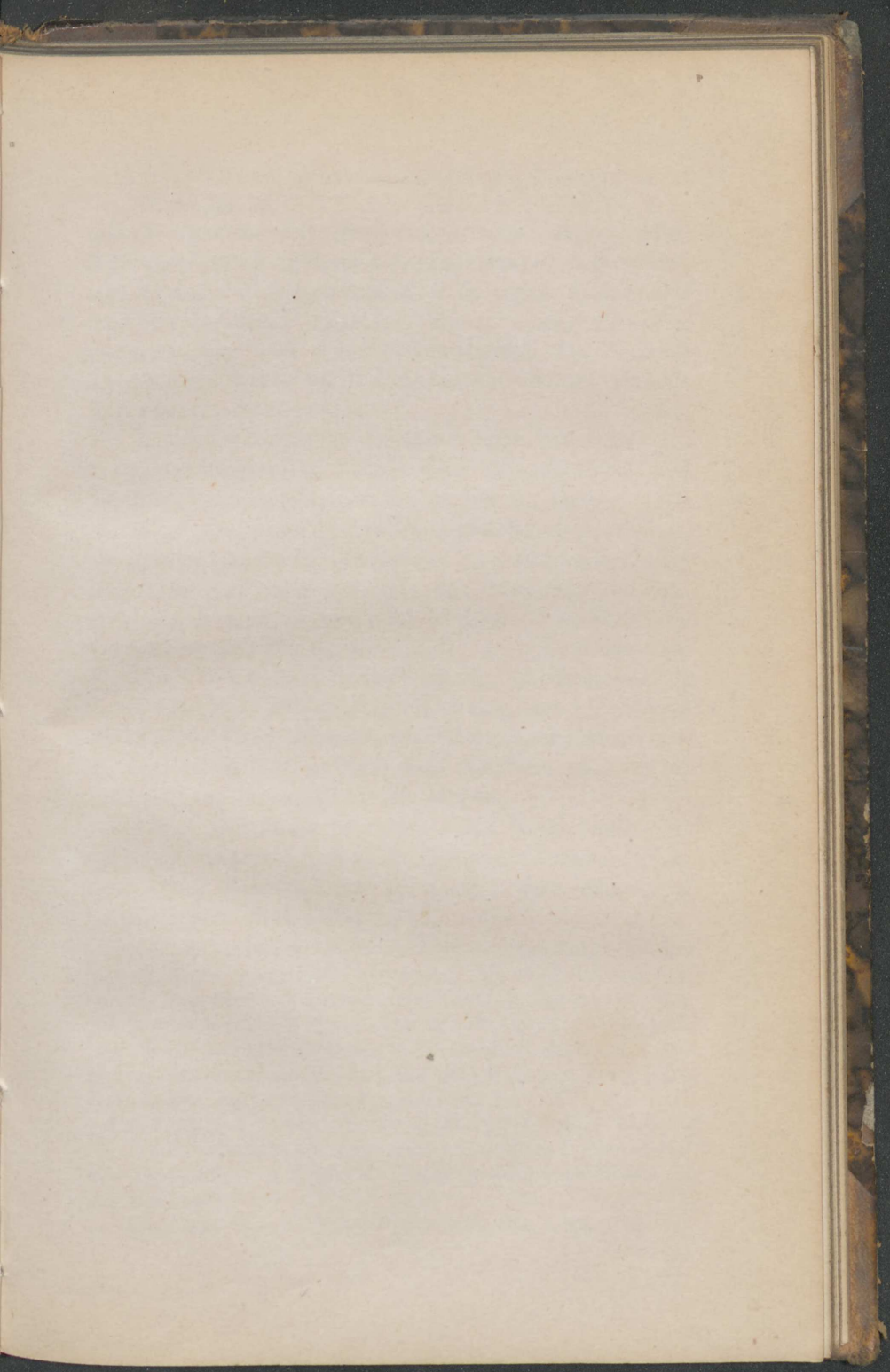
Ofte indeholde Feldspaterne Calciumsilikater. Saa-danne Feldspater sønderdeles temmelig let allerede ved Indvirkning af Luftens Kulsyre og Fugtighed. Men i tidlige Jordperioder ere Feldspaterne blevne sønderdelte efter en langt mere storartet Maalestok ved samtidig Indvirkning af Vand, høje Temperaturer og det betydelige

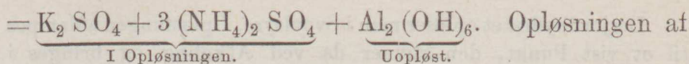
Tryk af den da langt tungere Atmosfære. Herved er Aluminiumsilikatet blevet frit og har, som uopløseligt i Vand, afsat sig i mægtige Lag, som oftest i vandbunden Tilstand og mere eller mindre rent. Saadanne Aluminiumsilikater ere de forskjellige Slags *Ler*, ligefra det rene Porcellainsler til det almindelige *Ler*, som indeholder Jernsilikater, der farve det rødt og blaaligt, Calciumsilikater og Sand. Indeholder Leret større Mængder af kulsur Kalk, kaldes det *Mergel*.

Leret i Jordbunden virker ikke paa Planterne ved at indeholde Aluminium, thi Planterne optage i Almindelighed ikke dette Stof. Kun Ulveføddernes Aske indeholder bestandig Lerjord. Derimod indeholder det som oftest en ringe Mængde Kalium, som Planterne optage; men dets væsentlige Indflydelse er mere mekanisk, idet det holder paa Fugtigheden, og paa en Maade, som endnu ikke er fuldkommen klar, forhindrer mange for Planten nyttige Næringsmidler, især Alkalier og Fosforsyre, fra at udvaskes af Regnvandet. Mergel indeholder hyppigt smaa Mængder Fosforsyre.

137. Opvarmes glødet *Ler* med temmelig stærk Svovlsyre, dannes *svovlsur Lerjord*, *Aluminiumsulfat*, $\text{Al}_2 3 \text{SO}_4$, som opløses, og Kiselsyre, som udskilles. Naar man til Opløsningen sætter svovlsurt Kali, saa udkrystalliserer ved Inddampning og Afkøling smukke, farveløse, regulære Oktaedre af et Dobbeltsalt, *Alun*, $\text{K}_2 \text{SO}_4$, $\text{Al}_2 3 \text{SO}_4$, $24 \text{H}_2 \text{O}$. Istedetfor svovlsurt Kali kan ogsaa anvendes svovlsurt Ammoniak. Det saaledes dannede Dobbeltsalt, *Ammoniakalun*, $(\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4$, $\text{Al}_2 3 \text{SO}_4$, $24 \text{H}_2 \text{O}$, er i sit Ydre ikke til at skjelne fra almindelig *Alun*. Alunerne ere letopløselige i varmt Vand, betydelig tungere i koldt og smage sammen-snerpende.

138. Sætter man Ammoniakvand til en Alunopløsning, saa udskilles et farveløst, geléeagtigt Bundfald af *Lerjordhydrat*, $\text{Al}_2 (\text{OH})_6$, idet $\text{K}_2 \text{SO}_4$, $\text{Al}_2 3 \text{SO}_4 + 6 \text{NH}_4 \text{OH}$



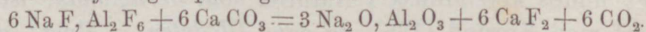


mange organiske Farvestoffer give, naar man tilsætter en Alunopløsning og derpaa Ammoniakvand, et Bundfald, som bestaar af Lerjordhydrat i en egen Forbindelse med Farvestoffet. Saaledes f. Ex. et vandigt Udtræk af Fernambuktræ. Paa denne Tilbøjelighed hos Lerjordhydrat til at forene sig med Farvestoffer beroer Alunens Anvendelse i Farverierne.

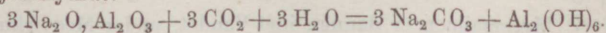
Lerjordhydrat er uopløseligt i Vand, letopløseligt i Syrer og letopløseligt i Kali- eller Natronhydrat. Ved Glødning giver det *Lerjord*, $\text{Al}_2 \text{O}_3$, idet $\text{Al}_2 (\text{OH})_6 \div 3 \text{H}_2 \text{O} = \text{Al}_2 \text{O}_3$. Det glødede Ilte er uopløseligt i fortyndede, og opløses meget vanskeligt af concentrerede Syrer. Dette Ilte kan ikke reduceres ved Glødning med Kul; men gløder man en Blanding af Lerjord og Kul i en tør Chlorstrøm, saa dannes Kulilte og *Chloraluminium*: $\text{Al}_2 \text{O}_3 + 3 \text{C} + 6 \text{Cl} = 3 \text{CO} + \text{Al}_2 \text{Cl}_6$. Chloraluminium er en hvidgul, i Luften rygende Masse, der i Glødhede forener sig med Kogsalt til Chloraluminiumnatrium, og naar dette Salt ophedes med Natrium, saa dannes Chlornatrium og metallisk *Aluminium*.

139. *Aluminium* er et let hvidt Metal (106), der opløses af Saltsyre og af Kalihydrat under Brintudvikling, men ellers ikke angribes af Syrer, ikke engang af Salpetersyre. Sml. (160).

140. En med Chloraluminiumnatrium analog Fluorforbindelse, *Kryolit*, findes som Mineral i Grønland. Ogsaa af den kan Aluminium fremstilles paa lignende Maade som ovenfor nævnt. Men især bruges Kryolit til Fremstilling af Soda og svovlsur Lerjord. Den glødes nemlig med kulsur Kalk, hvorved dannes Lerjord-Natron (Natrium-Aluminat), som kan udtrækkes med Vand, fremdeles Kulsyre og uopløseligt Fluorcalcium:



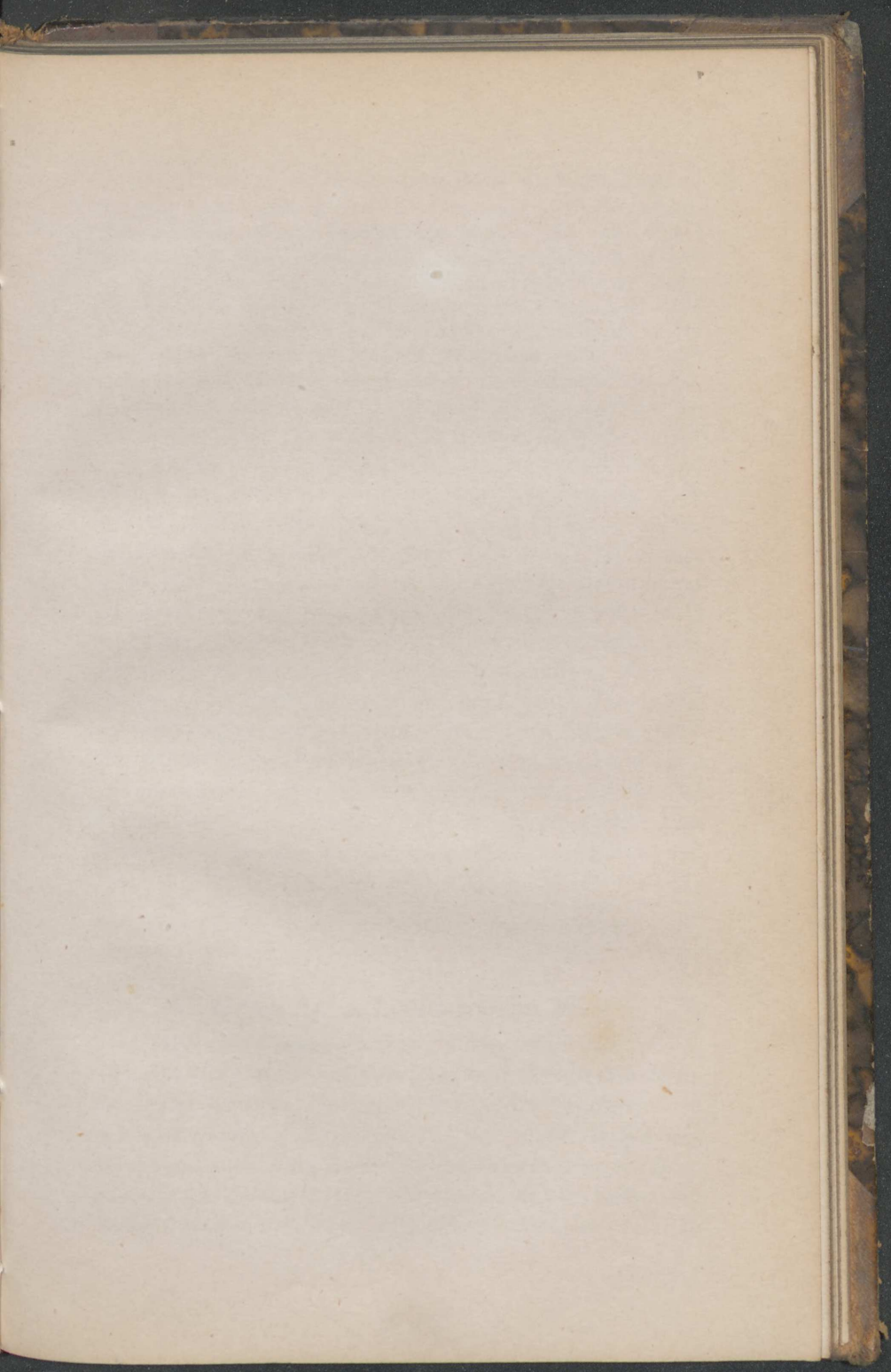
Natriumaluminat anvendes enten som saadant (i Farverierne) eller særdeles ved Tilledning af Kulsyre til kulsurt Natron og Lerjordhydrat:



Lerjordhydratet opløser man i Svovlsyre, Opløsningen afdampes til et vist Punkt, den stivner da ved Afkøling og bringes i Handelen i store Kager under Navnet „concentreret Alun“.

141. Baade det rene og det urene Ler danner, udrørt med Vand, en plastisk Masse, som man let kan give allehaande Former. Det rene Ler er usmelteligt. I det urene, som indeholder Silikater af Jern, Kalcium og Kalium, smelte disse og gjøre Massen halv gjennem-sigtig. En saadan Blanding af rent Ler, jernfri Feldspat og undertiden andre Tilsætninger danner det *ægte Porcellain*, som derfor er halvgjennem-sigtigt. Glasuren er et Pulver af Feldspat eller en anden nogenlunde let-smeltelig Masse; det udrøres i Vand og heri dyppes de foreløbig brændte Gjenstande. Disse suge da Vandet i sig, medens et tyndt Lag Glasur hæfter sig paa Overfladen, hvor det ved „Blankbrændingen“ smelter fast. — *Stentøj* er ligesom ægte Porcellain en halvsmeltet Masse, men tilvirket af mindre rene Stoffer og derfor ikke hvidt. Det glaseres ved, at man paa Slutningen af Brændingen kaster Kogsalt ind i Ovnen. Dette omsætter sig da med det jernholdige Ler til Chlorjern, der fordampes, og et letsmelteligt, natriumholdigt Ler, der danner Glasuren. — *Fayence* er en usmeltelig Blanding af Ler og Kvarts. — *Almindelige Lervarer, Mur- og Tagsten* brændes af sædvanligt Ler. Massen kan derfor smelte, men ophedes aldrig saa stærkt. Glasuren paa Fayence og alm. Lervarer er hyppigst et letsmelteligt Blyglas. Sml. (131).

142. Til Aluminiumforbindelserne slutte sig i mange Henseender **Jernveilteforbindelserne**. *Jernveilte*, Fe_2O_3 , kan dannes ved længere Tids Glødning af Jern i Luften. Det findes krystallinsk i Naturen som *Jernglands*, isomorf med Korund (136), og som *Blodsten*. „Rust“ er et *Jernveiltehydrat* (sml. 160); andre Hydrater findes hyppigt i Naturen, saaledes *Myremalm* og *brun og rød Okker*. Myremalmen er dannet, idet Vandet, under Medvirkning



af de ved Plantedeles Forraadnelse dannede Muldstoffer (183) og Kulsyre, opløste Jern af jernholdige Sandlag. Det kulsure Jernforilte (148) er nemlig ligesom den kulsure Kalk opløseligt i kulsyreholdigt Vand. Naar nu det jernholdige Vand førtes ned paa lavtliggende Strøg og udsattes for Luftens Indvirkning, iltedes Jernforilte og udskiltes som Jernveiltehydrat. Myremalm findes paa Bunden af Søer og Moser. Megen Okker er dannet paa samme Maade, hvad hyppigt kan ses ved jernholdige Kilder, og *Alen* under Jyllands Heder er en Sandsten, sammenkittet ved Jernveiltehydrat, som er opstaaet ved en aldeles lignende Virkning. Til Fremstilling af rene Jernveilteforbindelser gaaer man gjerne ud fra en Opløsning af *Jernchlorid*, Fe_2Cl_6 . Denne kan faaes ved at opløse Jern i Kongevand eller ved at ophede Jern i en Strøm af tørt Chlor og opløse de dannede Krystaller i Vand. Den brune Opløsning giver med Ammoniakvand et brunt fyldigt Bundfald af *Jernveiltehydrat*, $\text{Fe}_2(\text{OH})_6$, idet $\text{Fe}_2\text{Cl}_6 + 6\text{NH}_4\text{OH} = 6\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Fe}_2(\text{OH})_6$. Jernveiltehydrat er letopløseligt i Syrer, uopløseligt i Ammoniakvand og Natronhydrat. Ved Glødning giver det næsten sort *Jernveilte*, som er tungtopløseligt i Syrer. Sml. Lerjordhydrat (138). Jernveilte danner ligesom Lerjord Aluner. Ved Glødning af Jernvitriol (144) dannes et rødbrunt Jernveilte („Engelskrødt“, „Todtenkopf“), der bruges meget som Malerfarve. Samtidig opstaaer Svovlsyring og Svovlsyreanhydrid (80), idet: $2\text{FeSO}_4 = \text{Fe}_2\text{O}_3, \text{SO}_3 + \text{SO}_2$ og $\text{Fe}_2\text{O}_3, \text{SO}_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_3$. Jernveiltesalte, f. Ex. en Opløsning af Jernchlorid, reduceres ved Tilledning af Svovlbrinte til Jernforiltesalte (143 f.) under Udskillelse af Svovl.

4. Forbindelser af Magniumgruppens Metaller.

143. Til denne Gruppe høre *Magnium*, *Zink*, *Mangan*, *Jern* (i *Jernforilteforbindelser*), *Kobber* (i *Kobberveilteforbindelser*) og nogle flere, der hverken som Metaller eller i Forbindelser have stor Betydning. Gruppen slutter sig i sine Forbindelser i flere Henseender til Calcium. Den Varietet af kulsur Kalk, som kaldes Kalkspat (125), er saaledes isomorf med de

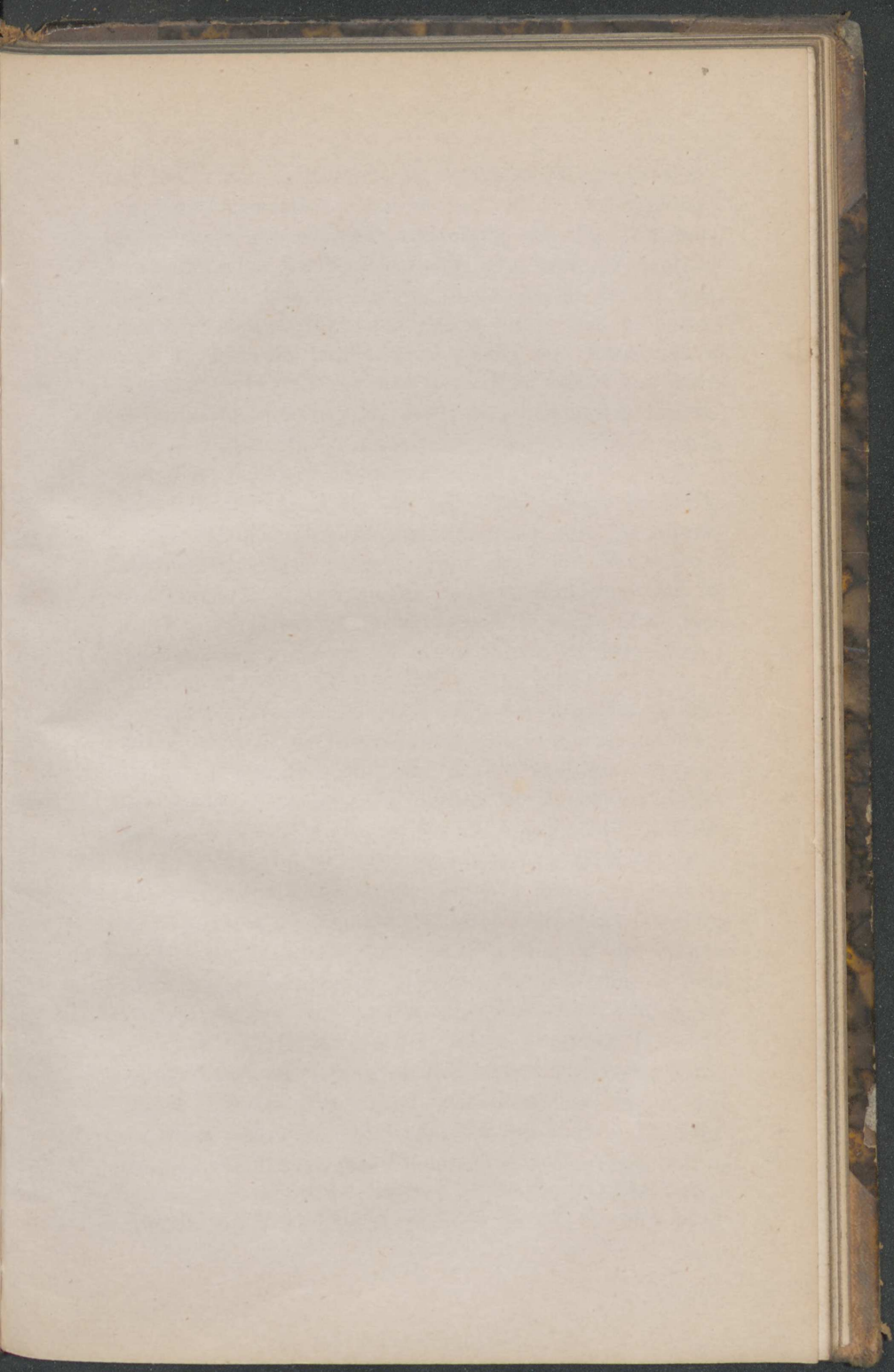
naturlige kulsure Salte af Magniumgruppens Metaller (undt. Kobber).

144. De *svovlsure Salte* af disse Metaller findes ofte i Naturen, saaledes *svovlsur Magnesia* (Magnium-sulfat, „engelsk Salt“) i Havvandet og i flere Mineralvande (Epsom, Saischütz, Püllna), som deraf have deres bittre Smag. Svovlsur Magnesia vides ogsaa som Biprodukt f. Ex. i Mineralvandsfabriker, hvor man fremstiller Kulsyre af Magnesit, kulsur Magnesia, der i stor Mængde findes naturligt. *Jern- og Zinksaltet* (Jern- og Zinkvitriol) vides af Metallerne og kold svag Svovlsyre (10), *Kobbersaltet* (Kobbervitriol) af Kobber og varm concentreret Svovlsyre (76). I første Tilfælde udvikles Brint, i sidste Svovlsyring. *Mangansaltet* kan faaes ved at opvarme Brunsten (151) med stærk Svovlsyre. Herved frigjøres Ilt: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 = \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}$. Alle disse Salte kunne med Lethed bringes til at krystallisere ved Afkøling og Henstand af deres Opløsninger i varmt Vand. Magnium- og Zinksulfat ere hvide, Mangansaltet i Alm. bleggrødt, Jernsaltet lysegrønt, Kobbersaltet blaat. De indeholde alle Krystalvand og have, krystalliserede under almindelige Forhold, følgende Sammensætning:

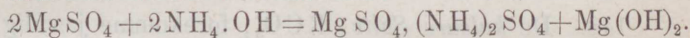
$\text{MgSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}$	rhombiske,	$\text{FeSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnSO}_4, 5\text{H}_2\text{O}$	trikliniske,
$\text{ZnSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}$	isomorfe.	monoklinisk.	$\text{CuSO}_4, 5\text{H}_2\text{O}$	isomorfe.

Men de kunne tillige alle krystallisere sammen i meget forskellige Forhold, og saadanne Blandinger have da meget hyppig Jernvitriolens Form. Ved Opvarmning tabe de deres Krystalvand paa 1 Molekule nær, der først gaaer bort ved 200—300°. Af de vandfri Salte taale Magnium- og Mangansaltet Glødhede uden at sønderdeles. Jernsaltet efterlader ved stærk Glødhede Jerntveilte (142). Af disse Salte kunne andre af disse Metalleres Forbindelser let fremstilles.

145. *Hydraterne*, $\text{R}(\text{OH})_2$, faaes saaledes ved Fældning med Kali- eller Natronhydrat som fyldige Bundfald,



af hvilke kun Zinkiltehydrat er opløseligt i et Overskud af Fældningsmidlet. Kobberveiltehydrat er lyseblaat, men bliver allerede ved Opvarmning med Vædsken sort, idet det taber Vand. De øvrige ere hvide, men Jernforiltehydrat bliver i Luften yderst hurtig grønt, sort, brunt, Manganforiltehydrat hurtig brunt, idet de optage Ilt. Hydraterne kunne ogsaa fældes ved Tilsætning af Ammoniak til Saltene, men i saa Fald fældes kun Halvdelen af Metallet som Hydrat, idet den anden Halvdel med det dannede Ammoniaksalt danner et Dobbelsalt, som ikke fældes af Ammoniak:



Indeholder Opløsningen i Forvejen nok Ammoniaksalt, frembringer Ammoniakvand slet intet Bundfald. I et Overskud af Ammoniak opløses Zinkiltehydrat og Kobberiltehydrat, det første uden Farve, det sidste med dyb mørkeblaa Farve; de øvrige ere ikke opløselige i Ammoniak.

146. *Iltene*, RO, faaes let ved Glødning af Hydraterne og af de kulsure Salte (148); dog kunne Jernforilte og Manganforilte ikke dannes saaledes, fordi de saa let iltes højere, Jernforilte til Jerntveilte (142), Manganforilte til Manganmellemilte, Mn_3O_4 (151). Kobberveilte er sort, Magniumilte (Magnesia) og Zinkilte hvide; det sidste er i Varmen gult. Disse 3 kunne ogsaa faaes ved Glødning af Metallet i Luften eller ved Glødning af Metallet i Luften eller ved Glødning af de kulsure eller salpetersure Salte. Det ved Forbrænding af Zink dannede Zinkilte er den bekjendte Malerfarve, Zinkhvidt.

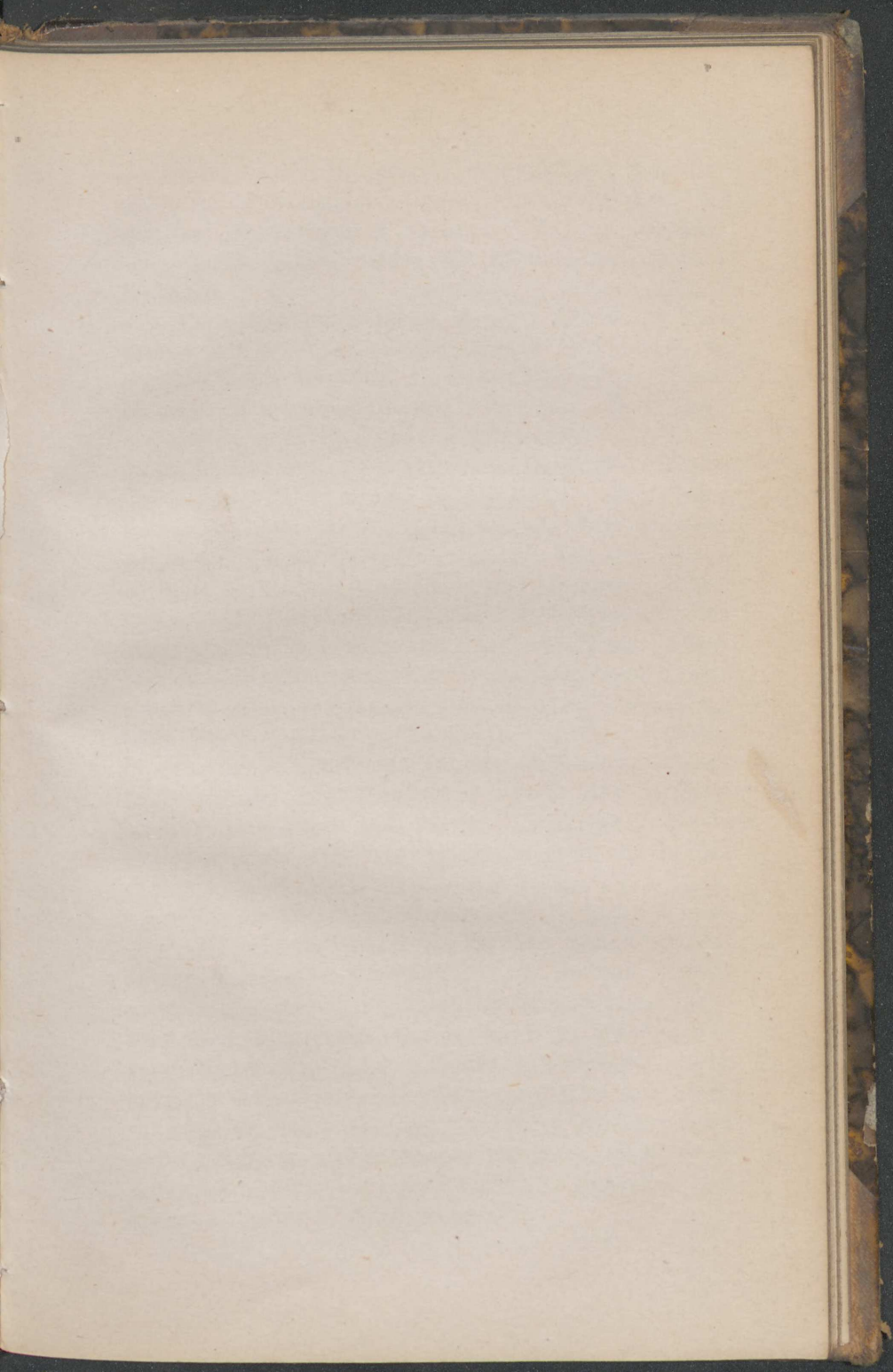
147. Af *Sulfiderne*, RS, findes *Svovlzink* krystalliseret i Naturen som en i den nyere Tid vigtig Zinkmalm, *Blende*. Svovljern (Jernsulfure) kan dannes ved Sammensmeltning af Bestanddelene som en gul, metalglindsende Masse. Det, der anvendes til Svovlbrinte (75), er sædvanlig fremstillet ved Glødning af Svovlkis (151) uden Luftens Adgang. — I vandholdig Tilstand kunne de alle (und-

tagen Svovlmagnium) faaes ved at fælde et opløseligt Salt med Svovlbrinteammonium, f. Ex. $\text{FeSO}_4 + 2\text{NH}_4\text{HS} = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{FeS} + \text{H}_2\text{S}$. Kobber- og Jernforbindelserne ere da sorte, Svovlzink hvidt, Svovlmangan hudrødt. Ogsaa Jerntveiltosalte give med Svovlbrinteammonium Jernsulfure under Udskillelse af Svovl: $\text{Fe}_2\text{Cl}_6 + 6\text{NH}_4\text{HS} = 6\text{NH}_4\text{Cl} + 2\text{FeS} + 3\text{H}_2\text{S} + \text{S}$. Svovlkobberet fældes ogsaa ved Svovlbrinte (75) af en sur Kobberopløsning, Svovlzink kun af en eddikesur Opløsning. Svovljern og Svovlmangan fældes ikke ved Svovlbrinte af sure Opløsninger. Sml. (75). Alle iltes let i Luften.

148. De *kulsure Salte*, RCO_3 , forekomme jævnlig i Naturen, saaledes findes kulsur Magnesia, Manganilte, Zinkilte og Jernforilte som Mineralierne *Magnesit*, *Manganspat*, *Zinkspat* („ædel Galmei“) og *Jernspat*, der alle ere isomorfe med Kalkspat (125). De to sidste ere vigtige Malme. En Blanding af kulsur Kalk og kulsur Magnesia, den saakaldte *Dolomit*, danner hele Jordlag. Det *kulsure Kobbertveilt* forekommer naturligt i forskjellige Forbindelser med Hydratet, f. Ex. *Malachit*, CuCO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$. — Fældes opløselige Salte af disse Metaller med kulsurt Natron, dannes basiske kulsure Salte, der ligne Hydraterne i Farve og Iteighed. De kulsure Salte af Magnium, Mangan, Zink og Jern ere opløselige i kulsyreholdigt Vand. Sml. (125).

149. Af de *fosforsure Salte* er det *fosforsure Magnesia-Ammoniak* vigtigt som Kjendemærke baade paa Magniumsalte og fosforsure Salte. Det er et krystallinsk Bundfald, $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, der kan fældes, naar man til en ammoniakalsk Blanding af et Magniumsalt og Salmiak (sml. 145) sætter en ammoniakalsk Opløsning af Fosforsyre eller omvendt.

150. Af de *kiselsure Salte* kunne mærkes de naturlige bløde Magniumsilikater *Talk*, *Merskum* og *Serpentin*; den vigtige Malm „uædel Galmei“ (et Zinksilikat), og de overordenlig udbredte, i Almindelighed mørktfarvede, krystallinske Mineralier *Augit* og *Hornblende*, der foruden Magnium indeholde Calcium, Jern og Aluminium



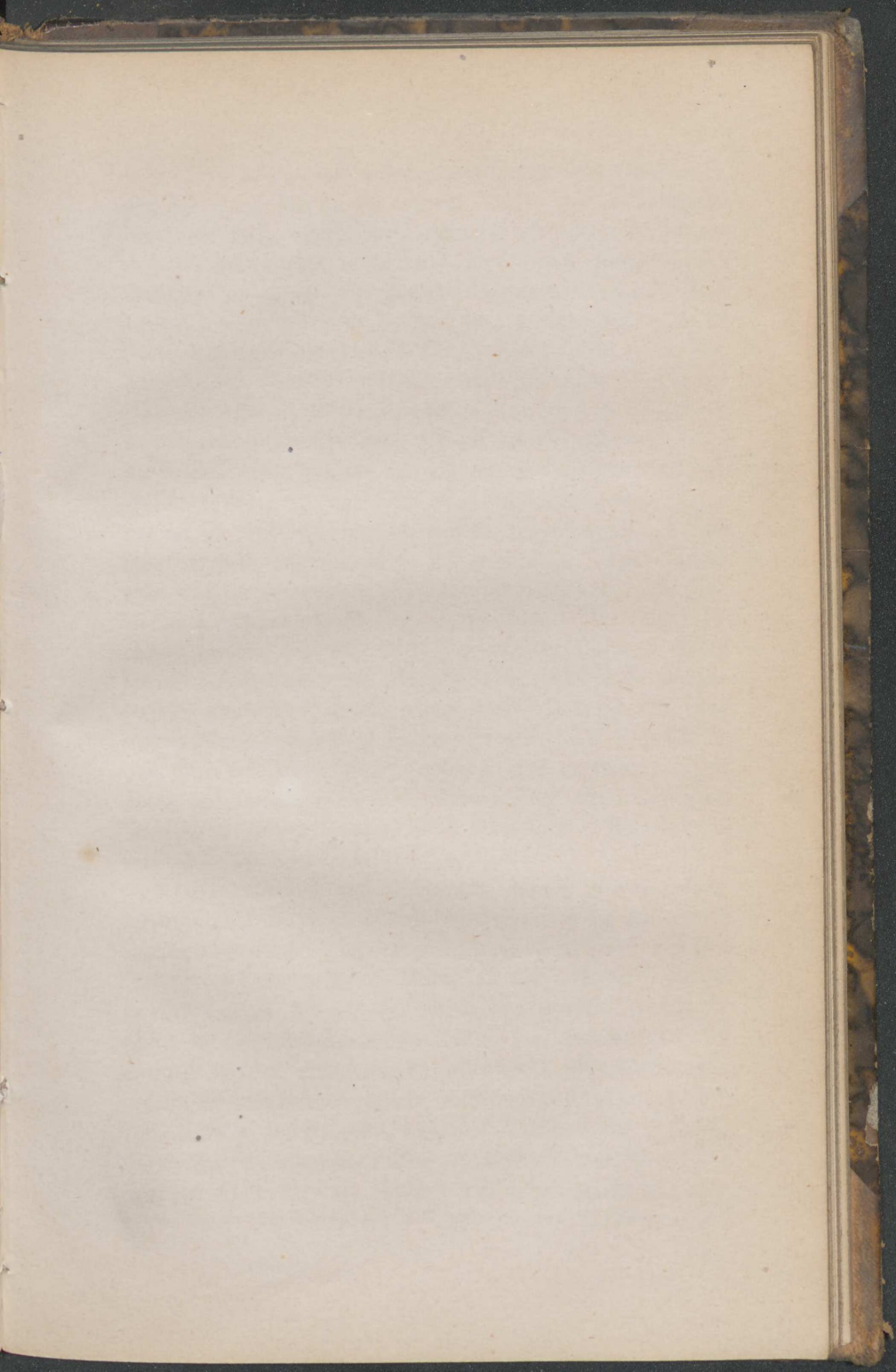
i meget vexlende Mængder. De forekomme som Bestanddele af mangfoldige Bjergarter af vulkansk Oprindelse. Brudstykker af saadanne, f. Ex. *Sienit*, (Feldspat og Hornblende) findes ikke sjældent mellem vore Rullesten.

151. Magniumgruppens Metaller forene sig med Iltene R_2O_3 (Lerjord, Jerntveilde) til Forbindelser af Formlen $R_3O_4 = RO, R_2O_3$. De kaldes *Mellemilte*. Mange af disse findes krystallinske i Naturen. Den sorte, magnetiske, metalglindsende *Magnetjernsten*, Fe_3O_4 , er en af de allervigtigste Jernmalme. Denne Forbindelse dannes, naar man brænder Jern i Ilt (9), eller gløder Jern i Vanddamp (13, 1^o). Det tilsvarende *Manganmellemilte*, Mn_3O_4 , findes ligeledes naturligt. Det dannes ved Glødning af Brunsten (s. nedenfor), idet der udvikles Ilt (8), ligesom ved Glødning af Manganforiltehydrat, kulsurt eller salpetersurt Manganforilte under Luftens Adgang. Koges Manganmellemilte med concentreret Salpetersyre, saa dannes salpetersurt Manganforilte og *Manganoverilte*, MnO_2 , idet: $Mn_3O_4 + 2 HNO_3 = Mn_2NO_3 + MnO_2$. Manganoveriltet findes naturligt i staaigraa, glindsende, krystallinske Masser som *Brunsten*. Det er den vigtigste Manganforbindelse. Den danner Grundlaget for hele Chlorindustrien (sml. 128 og 64), ligesom for næsten enhver Fremstilling af Ilt (s. 8, 144. Og sml. 118, 64 og 8); fremdeles for alle Manganforbindelser (s. 144). Det til Brunsten svarende Jernilte kjendes ikke, derimod danner Jernet en analog Svovlforbindelse, FeS_2 , der som *Svovlkis* findes meget udbredt i Naturen baade i ældre og nyere Dannelser. Den er gul, messingglindsende, haard og ofte krystalliseret i Tærninger og Pentagonaldodekaedre. Den anvendes ikke til Udsmeltning af Jern (sml. 147), men til Svovl og Svovlsyre, idet den ved Ophedning uden Luftens Adgang afgiver henved Halvdelen af sit Svovl som saadant (72); ved Ophedning under Adgang af Luft brænder Svovlet til Svovlsyring (77).

152. *Kvægsølvtefteforbindelserne* slutte sig i flere Henseender til Kobbertvefteforbindelserne. Opløses Kvægsølv i varm og stærk Salpetersyre eller det røde Kvægsølvtefte (8) i fortyndet, saa dannes det *salpetersure Kvægsølvtefte*, Hg 2 NO_3 , der vanskeligt faaes til at krystallisere. Naar man afdamper Opløsningen til Tørhed og river Massen sammen med Kvægsølv, saa faaes ved forsigtig Opvarmning *rødt Kvægsølvtefte*, HgO (sml. 8). Opløses dette i Saltsyre eller Kvægsølv i Kongevand, dannes *Kvægsølvchlorid* („Sublimat“), HgCl_2 , der ved Afkøling krystalliserer i Naale. Det er flygtigt, letopløseligt i varmt Vand og meget giftigt. Dets Opløsning giver med Natronhydrat et gult Kvægsølvtefte, sammensat som det røde, med Svovlbrinte først et hvidt Bundfald, der ved videre Tilledning af Svovlbrinte bliver til *sort Svovlkvægsølv*, Hg S . Det tørrede Bundfald sublimerer ved Ophedning uden Luftens Adgang uforandret som en brun, krystallinsk Masse, der giver et rødt Pulver, *Cinnober*, en vigtig rød Malerfarve. Dette forekommer ogsaa naturligt som rødbrune Krystaller.

5. Sølvforbindelser.

153. Naar man opløser Møntsølv, som altid indeholder Kobber, i varm, svag Salpetersyre, saa udvikles som sædvanligt (31) Kvælstoftefte, og man faaer en blaa Opløsning, der samtidig indeholder salpetersurt Sølvtefte og salpetersurt Kobbertvefte. I det Store anvendes istedetfor Salpetersyre Svovlsyre (Affinering). Stiller man et Stykke blankt Kobber heri, saa udskilles Sølvtefte som et graat Pulver, medens en tilsvarende Mængde Kobber opløses. Det udvaskede Sølv, som nu er frit for Kobber, opløses da igjen i svag Salpetersyre, og denne Opløsning giver ved Afdampning og Afkøling farveløse Krystaller af *salpetersurt Sølvtefte* (Sølvnitrat, „Helvedessten“), AgNO_3 . Saltet er letopløseligt. Det anvendes i stor Maalestok i Fotografien, ogsaa i Medicinen. Af dets Opløsning



fældes ved Tilsætning af Natronhydrat sort *Sølvilte*, Ag_2O , der i Lys og Varme let afgiver Ilt, — ved Svovlbrinte sort *Svovlsølv*, Ag_2S . Den samme Forbindelse kan faaes ved Sammensmeltning af Sølv med Svovl, „Niello“. Den findes naturligt som *Sølvglands*, en vigtig Sølvmalm. Paa Dannelsen af Svovlsølv beroer det, at Sølv bliver mørkt i svovlbrinteholdig Luft, f. Ex. ved Kysterne (sml. 75). Af salpeters. Sølvilte udskiller Saltsyre eller opløselige Chlormetaller et hvidt, osteagtigt Bundfald af *Chlorsølv*, AgCl , der er uopløseligt i Vand og Salpetersyre, men opløseligt i Ammoniak, og som af denne Opløsning udskilles uforandret ved Tilsætning af Salpetersyre. Dannelsen af Chlorsølv er et vigtigt Kjendemerke baade paa Sølvsalte og opløselige Chlormetaller. Tørt Chlorsølv smelter let ved Opvarmning og stivner ved Afkøling til en hornlignende Masse, „Hornsølv“. Det bliver let mørkt (violet) i Lyset, idet det afgiver Chlor. Ogsaa Brom- og Jodsølv, der dannes paa tilsvarende Maade og ere ligesaa uopløselige, paavirkes af Lyset. Herpaa beroer Muligheden af at danne Lysbilleder af Gjenstande paa en Plade, der er overtrukken med et tyndt Lag af disse Sølvsalte (*Fotografi*). Overhældes Chlorsølv med en svag Syre, og sættes et Stykke Zink i Blandingen, saa udskilles rent Sølv.

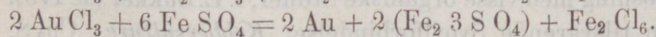
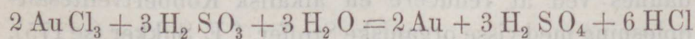
154. Kobber og Kvægsølv danne Forbindelser, analoge med Sølvets, de s. k. *Kobberforilte- og Kvægsølvforilteforbindelser*. Ophedet Kobber overtrækker sig i Luften med en rødbrun Hinde af *Kobberforilte*, Cu_2O (nyt Kobbersmedarbejde), der først ved videre Ophedning bliver til sort Kobbervelte (146). Det samme Ilte kan dannes ved at reducere en alkalisk Kobberveltesalt-opløsning med visse organiske Stoffer, f. E. Sukker (se 175). Den tilsvarende Svovlforbindelse, *Kobbersulfure*, Cu_2S , faaes ved Sammensmeltning af Kobber med Svovl (3) som en mørk blygraa Masse. Paa denne Maade kan Kobberets højere Svovlforbindelse (147) ikke dannes. *Kobbersulfure*

findes naturligt som *Kobberglands*. Ligeledes forekomme naturligt Forbindelser, der kunne opfattes som Kobbersulfure, forenet med mindre eller større Mængder af Jernsulfid Fe_2S_3 (analogt med Fe_2O_3). Saadanne ere *Kobberkis* og *broget Kobbermalm*, der begge, ligesom Kobberglands, ere vigtige Kobbermalme. Man kjender saa at sige ingen Salte af Kobberforilte med iltholdige Syrer.

Opløses Kvægsølv ved Henstand med et Overskud*) af kold og svag Salpetersyre (sml. 152) dannes *salpetersurt Kvægsølvforilte*, Hg N O_3 . Opløsningen giver med Natronhydrat et sort Bundfald af *Kvægsølvforilte*, Hg_2O , der i Lys og svag Varme meget let spaltes i Kvægsølvtveilte og Kvægsølv: $\text{Hg}_2\text{O} = \text{Hg O} + \text{Hg}$. Af det opløste salpetersure Salt udskilles Saltsyre hvidt, osteagtigt, i Vand uopløseligt *Kvægsølvchlorure* („Kalomel“), der i Lyset bliver brunligt, med Ammoniak sort. Kvægsølvchlorure er paa Grund af sin Uopløselighed langt mindre giftigt end Chloridet (152).

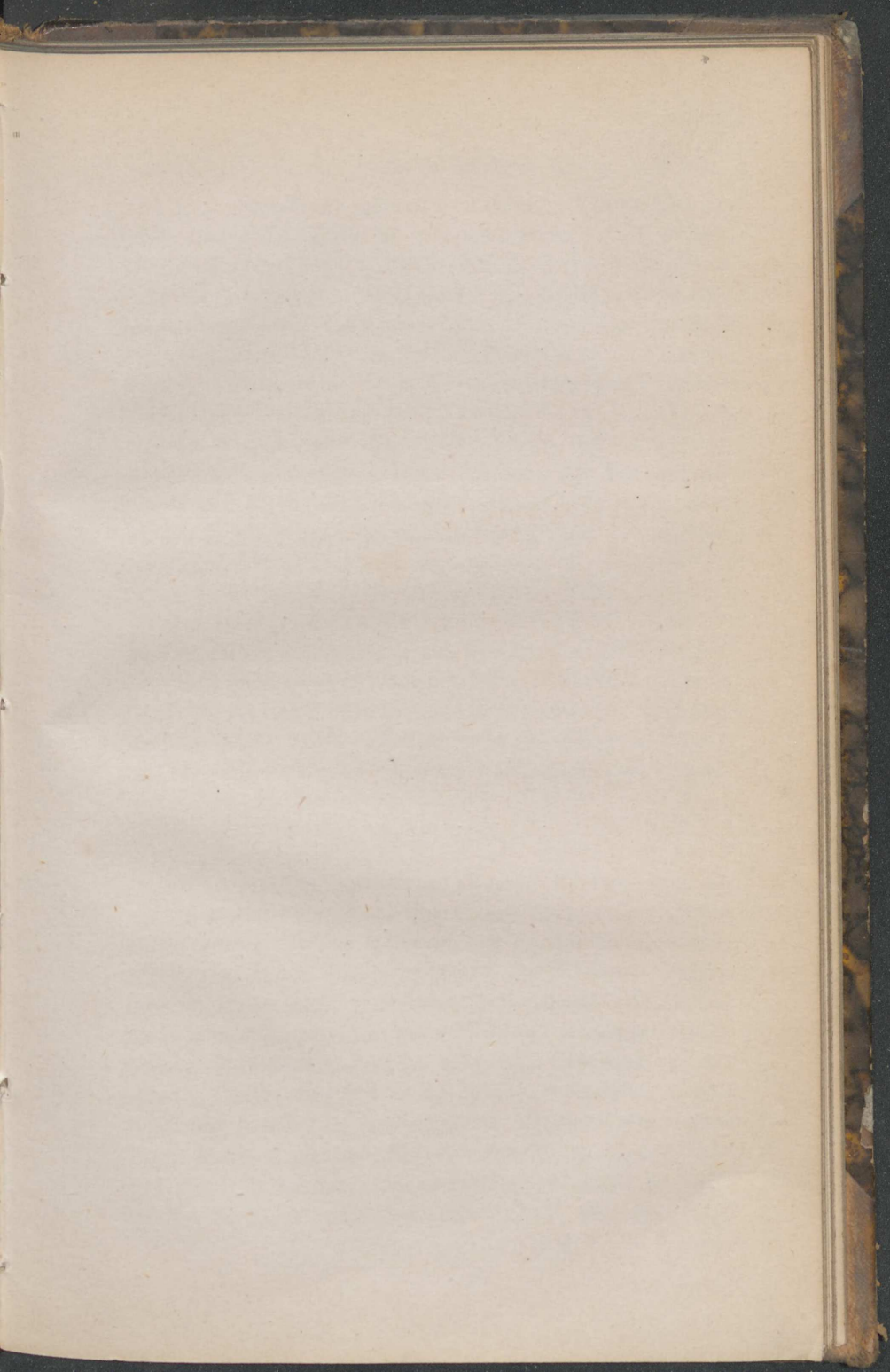
6. Guldforbindelser.

155. Guld opløses kun af Kongevand under Dannelse af *Chlorguldbrinte*, Au Cl_3 , H Cl , der krystalliserer med Vand af den sure Opløsning. Ved Afdampning af Syren dannes *Guldchlorid*, Au Cl_3 , som et mørkerødt, krystallinsk, henflydende Salt, der let opløses i Vand til en gul Vædske. Denne Opløsning reduceres let ved Opvarmning med Svovlsyringvand eller Jernvitriolopløsning, hvorved metallisk Guld udskilles som et fint, brunt Pulver:



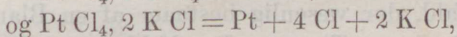
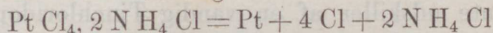
Om galvanisk Forgyltning og Forsølvning s. (170).

*) Ellers dannes basiske Salte.



7. Platinforbindelser.

156. Som Guld opløses ogsaa Platin kun af Kongevand under Dannelse af *Chlorplatinbrinte* (almindelig kaldet „Platinchlorid“), $\text{Pt Cl}_4, 2 \text{ H Cl}$, der krystalliserer med Vand i rødgule, henflydende Krystaller. Disse opløses meget let i Vand med rødgul Farve. Opløsningen er et vigtigt Middel til at skjelne Ammonium- og Kaliumsalte fra Natriumsalte. De to første give nemlig med Platinchlorid gule Bundfald (af $\text{Pt Cl}_4, 2 \text{ N H}_4 \text{ Cl}$ og $\text{Pt Cl}_4, 2 \text{ K Cl}$), medens Natriumsalte ikke fældes, fordi det tilsvarende Natriumsalt er letopløseligt. Kalium- og Ammoniumplatinchlorid krystalliserer begge i mikroskopiske Oktaeder; de ere begge meget tungtopløselige i Vand, uopløselige i Vinaand. Ved Glødning sønderdeles de saaledes:



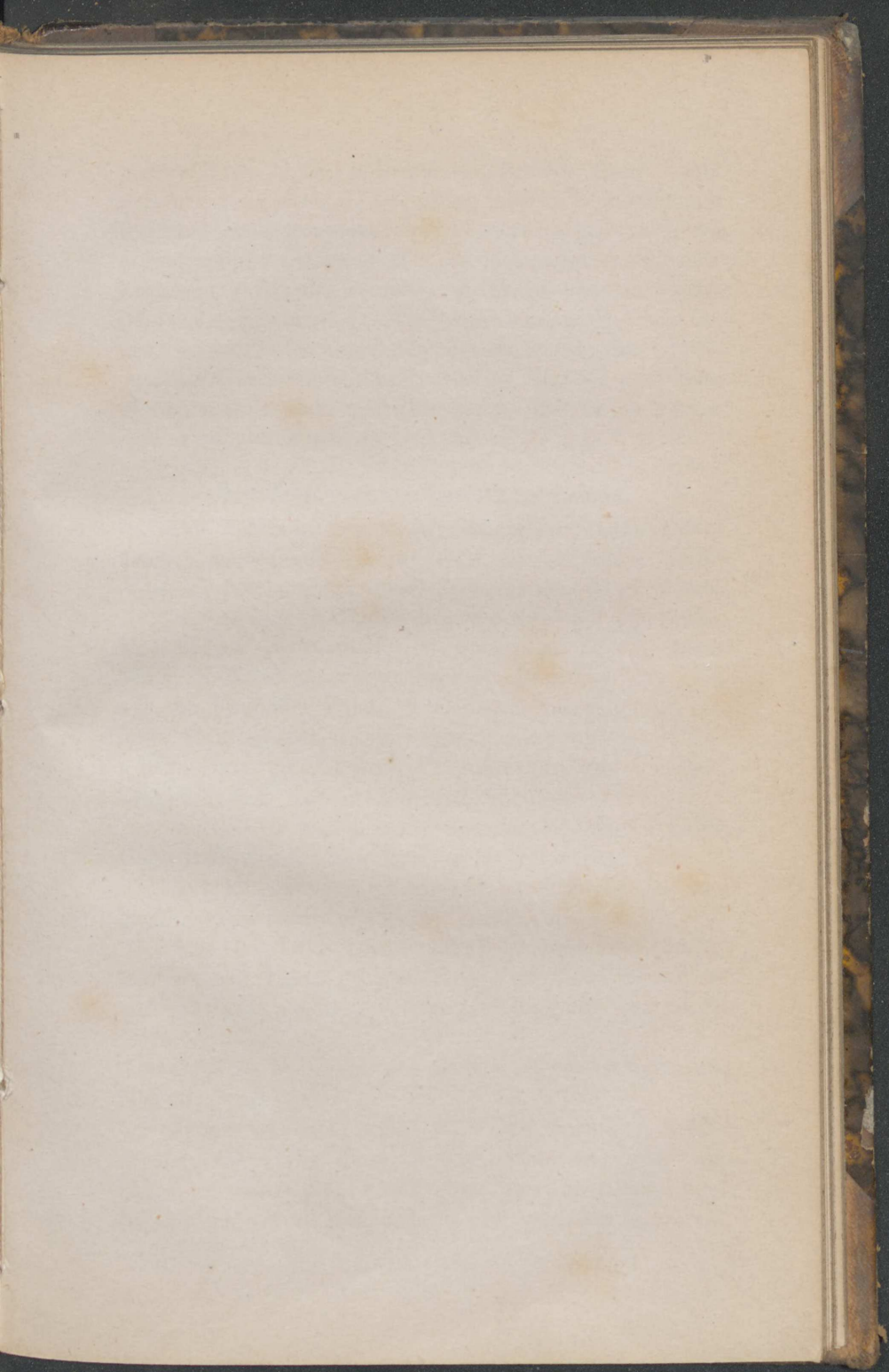
men da Chlorammonium er saa flygtigt (121), fordamper det fuldstændigt, saa at Ammoniumplatinchlorid kun efterlader Platin i fintdelt Tilstand („Platinsvamp“; sml. 35), medens Kaliumsaltet efterlader en Blanding af Platin og Chlorkalium, hvorefter det sidste kan udvaskes med Vand.

8. Tinforbindelser.

157. Af Tin kjendes en Række Forbindelser, de s. k. *Tinsyreforbindelser*, der i flere Henseender danne en Overgang mellem Silicium- og Platinforbindelserne. I Naturen findes *Tinsyreanhydrid*, Sn O_2 , som *Tinsten*, den eneste vigtige Tinmalm. Det samme Ilte faaes, naar man i længere Tid holder Tin smeltet under stadig Omrøring (Adgang af Luft) eller ved Glødning af Tinsyren. Tinsyreanhydrid er uopløseligt i Vand og Syrer. Selv ved Smeltning med kulsure Alkalier opløses det ikke, derimod danner det ved Smeltning med Alkalihydrater (i en Sølvdigel) *tinsure Salte* (*Stannater*), $\text{K}_2 \text{ Sn O}_3$ og $\text{Na}_2 \text{ Sn O}_3$, der ere opløselige i Vand. Sml. (93). Naar

man til disse Opløsninger sætter en Syre i ikke for stor Mængde, saa udskilles et hvidt Bundfald af *Tinsyre*, $H_4 Sn O_4$, der let opløses af Syrer. Opvarmer man Tin med Salpetersyre, saa omdannes Metallet uden at opløses til et hvidt Pulver, der i lufttørret Tilstand har samme Sammensætning som Tinsyre, men andre Egenskaber. Det opløses f. Ex. vanskeligt i Syrer. Denne Tinsyre kaldes *Metatinsyre*. — *Tinchlorid*, $Sn Cl_4$, faaes som en farveløs, i Luften rygende Vædske ved Ophedning af Tin i en Strøm af tør Chlor. Den sønderdeles og opløses under stærk Varmeudvikling af Vand. Af denne Opløsning udskilles Tinsyre ved forsigtig Tilsætning af kulsurt Natron; samtidig udvikles Kulsyre: $Sn Cl_4 + 2 Na_2 C O_3 + 2 H_2 O = Sn (O H)_4 + 4 Na Cl + 2 C O_2$. Svovlbrinte udskiller af en vandig Tinchloridopløsning et gult Bundfald, der væsenlig bestaaer af en Blanding af *Tinsulfid*, $Sn S_2$, og Tinsyre. Bundfaldet er opløseligt i Svovlbrinteammonium under Dannelse af *Svovltinammonium* ($Sn S_2 + 2 N H_4 H S = (N H_4)_2 Sn S_3 + H_2 S$) og udskilles igjen ved svage Syrer. Det er opløseligt i stærk Saltsyre under Udvikling af Svovlbrinte og Dannelse af Tinchlorid. — Tinchlorid danne med andre Chlormetaller Dobbeltsalte, der ere isomorfe med Fluorsiliciummetallerne (95) og med Chlorplatindobbeltsaltene.

158. Men Tin danner ogsaa en anden Række Forbindelser, *Tinforiltesalte*, hvori Metallet er 2gyldigt. Opløser man Tin i stærk og varm Saltsyre, saa udvikles Brint, og man faaer en Opløsning af *Tinchlorure*, $Sn Cl_2$, der ved Afdampning krystalliserer med 2 Molekuler Vand (Farvernes „Tinsalt“). Det er et kraftigt Reduktionsmiddel, idet det har stor Tilbøjelighed til at forene sig med Chlor til Tinchlorid. Af Kvægsølvchlorid udskilles saaledes ved lidt Tinchlorure: Kvægsølvchlorure, ved mere: metallisk Kvægsølv, idet $2 Hg Cl_2 + Sn Cl_2 = 2 Hg Cl + Sn Cl_4$ og: $Hg Cl_2 + Sn Cl_2 = Hg + Sn Cl_4$. Af Guldchlorid udskilles ved Tinchlorure det s. k. *Guld-*



purpur, der bl. A. indeholder metallisk Guld. Tinchlorure giver i vandig Opløsning med Kali eller Natronhydrat et hvidt Bundfald, *Tinforiltehydrat*, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, der er opløseligt i Overskud af Fældningsmidlet; med Svovlbrinte et sortbrunt Bundfald af *Tinsulfure*, Sn S , der ikke opløses i farveløst Svovlbrinteammonium, men let, naar man tilsætter Svovl, idet der da dannes det i (157) omtalte Svovltinammonium. Sætter man en svag Syre til denne Opløsning, udskilles derfor ikke brunt *Tinsulfure*, men gult *Tinsulfid*.

Metallforbindelsernes Opløselighedsforhold.

159. *Ilterne* ere i Almindelighed uopløselige i Vand. Naar nogle enkelte (Kali, Natron, Baryt, Kalk) opløses, sker det kun, fordi de omdannes til Hydrater.

Hydraterne. Alkalihydraterne ere let opløselige, Barythydrat er temmelig let opløseligt, især i varmt Vand, Kalkhydrat tungtopløseligt; de øvrige saa godt som uopløselige i Vand. I Kali- og Natronhydrat opløses Blyiltehydrat, Lerjordhydrat, Zinkiltehydrat, Tinforiltehydrat og Tinsyre. I Ammoniakvand opløses: Zinkiltehydrat, Kobberiltehydrat, Sølvilte.

Sulfider og Sulfhydrater forholde sig overfor Vand i det Hele ganske som Ilter og Hydrater (sml. 161).

Kulsure Salte. Kun de kulsure Alkalier ere opløselige, alle andre uopløselige i rent Vand.

Svovlsure Salte. De ere næsten alle opløselige i Vand, kun svovlsur Baryt er uopløseligt, svovlsurt Blyilte og svovlsur Kalk ere meget tungtopløselige, især det førstnævnte.

Salpetersure Salte ere næsten altid letopløselige i Vand.

Fosforsure Salte. De, hvori alle Syrens 3 Brintatomer, eller dog de 2 af dem, ere ombyttede med Metal, ere sædvanlig uopløselige eller tungtopløselige. Kun Saltene af Alkalimetallerne ere ogsaa da letopløse-

lige i Vand. De tungtopløselige opløses sædvanlig i Syrer, selv i Eddikesyre.

Chloriderne ere i Almindelighed opløselige. Chlorbly er tungtopløseligt i koldt Vand; Chlorsølv, Kvægsølvchlorure og Kobberchlorure ere uopløselige i Vand.

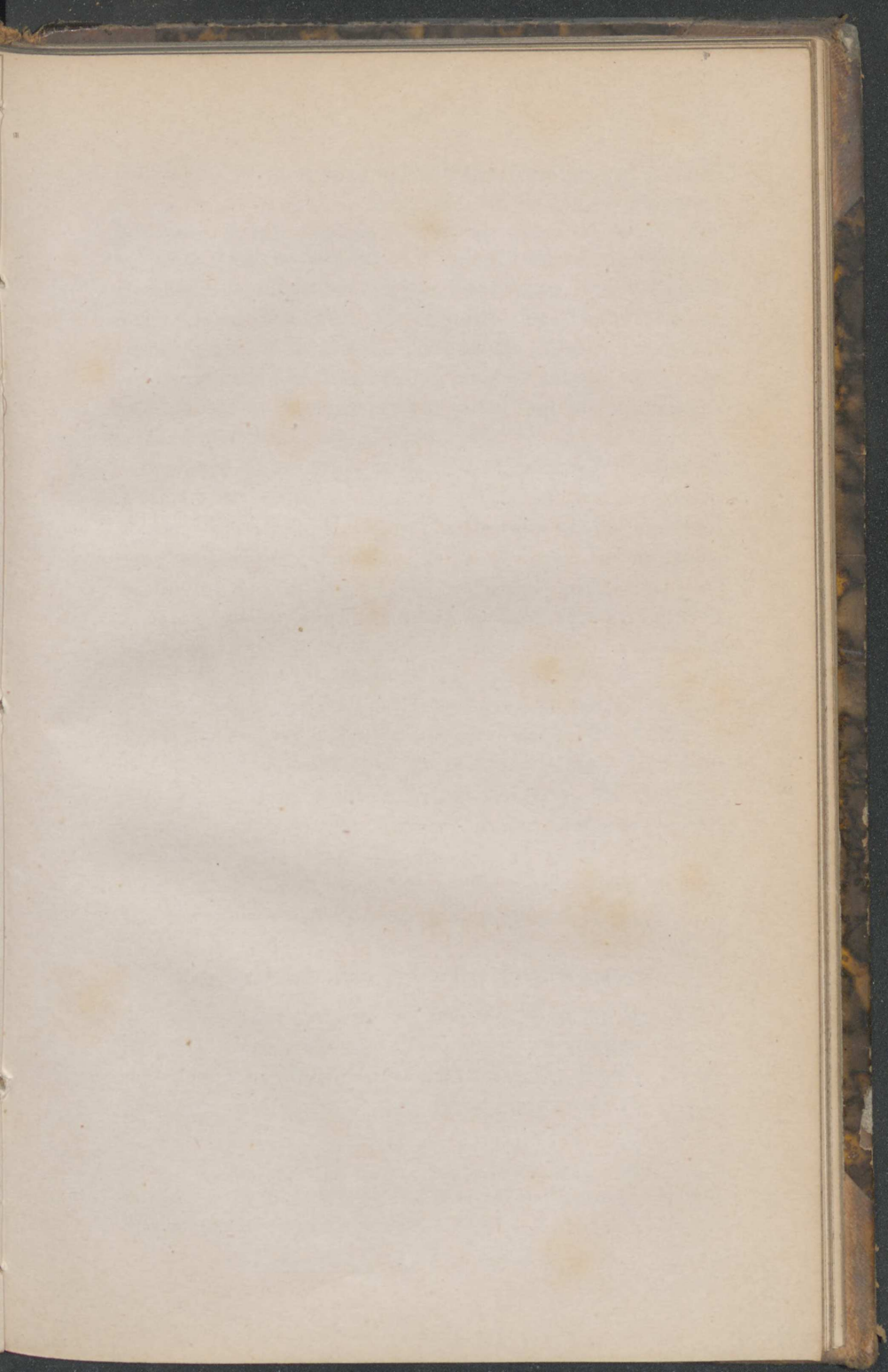
De opløselige Forbindelser af mange Metaller ere *giftige*, saaledes af Baryum, Bly, Sølv, Kobber og Kvægsølv. Som Modgift anvendes især Legemer, der overføre Metaller i uopløselige Forbindelser; mod Baryum- og Blyforbindelser anvendes f. Ex. svag Svovlsyre; mod Sølvforbindelser Kogsalt, mod Kobber- og Kvægsølvforbindelser Æggehvdestoffer (182). Som Modgift mod Arsensyring (88) bruges friskt fældet Jerntveiltehydrat (142), hvormed Arsensyring danner en uopløselig Forbindelse.

Metallernes Forhold overfor Luft, Vand og Syrer.

160. Alle Metaller holde sig i fuldkommen tør Luft, maaske med Undtagelse af Kalium. De fleste angribes derimod af fugtig eller almindelig Luft under Dannelse af Hydrater eller kulsure Salte. Kalium, Natrium, Baryum, Calcium, Mangan angribes saa let af almindelig Luft, at de maa opbevares under Stenolie. Kobber overtrækkes med basisk kulsurt Kobbertilte („Ir“), Bly med basisk kulsurt Blylte; Magnium og Zink omdannes kun aldeles overfladisk til kulsure Salte. Jern bliver hurtigt til et brunt Jerntveiltehydrat („Rust“). Enkelte holde sig upaavirkede af Luftens Ilt, Kulsyre og Fugtighed. Hertil høre de ædle Metaller (Kvægsølv, Sølv, Guld og Platin). Ogsaa Aluminium og Tin paa-virkes næsten aldeles ikke.

Nogle Metaller sønderdele Vand ved almindelig Temp. under Brintudvikling. Hertil høre Kalium, der herved udvikler saa stærk Varme, at Brinten tændes*);

*) Dette Forsøg bør foretages i et dybt Glas, der strax dækkes med en Plade. Det dannede Kalihydrat bliver nemlig glødende



Natrium, der først med varmt Vand frembringer samme Fænomen; fremdeles Baryum, Calcium og Mangan. Bly opløses i ringe Mængde i luftholdigt, kulsyreft Vand. Opløsningen reagerer alkalisk. Herved danne Metallerne Hydrater. Mange sønderdele Vanddamp ved Rødgldhede under Dannelse af Metalilte og Frigjørelse af Brint (Jern, Zink, Tin). Aluminium sønderdeler først ved Hvidgldhede Vanddamp, Kobber næppe det. De ædle Metaller sønderdele ikke Vand ved nogen Temperatur under Dannelse af Ilter.

Mange Metaller angribes af fortyndede Syrer, hvorved der udvikles Brint og dannes Salte. Af svag Svovlsyre opløses (foruden de Metaller, der allerede sønderdele Vand ved alm. Temp.), Magnium, Zink og Jern. Bly angribes vanskeligt af svag Svovlsyre, Aluminium slet ikke. De nævnte Metaller angribes ogsaa af stærk Saltsyre under Brintudvikling og Dannelse af Chlormetaller. Saaledes angribes ogsaa Aluminium let, fintdelt Kobber giver Kobberchlorure, Tin Tinchlorure. — Af varm og concentreret Svovlsyre opløses mange under Udvikling af Svovlsyring; herhen høre af de almindeligere Metaller: Bly, Zink, Jern, Kobber, Sølv, Kvægsølv, Tin. — Salpetersyre opløser alle Metaller under Dannelse af salpetersure Salte, med Undtagelse af Guld, Platin og Aluminium. Med varm og stærk Salpetersyre danner Tin Metatinsyre (Antimon: Antimonsyre).

Metallforbindelsernes sædvanlige Dannelsesmaader.

161. *Ilter* dannes 1) ved Glødning af Metallet i Ilt eller Luft. De Metalilter, der sædvanligt dannes saaledes, ere: Pb O , Cu O , Zn O , $\text{Fe}_3 \text{O}_4$, $\text{Fe}_2 \text{O}_3$, Sn O_2 . Kvægsølv danner ved høj Temp. langsomt (8) Hg O .

og berører da ikke Vandet, før ved Afkøling. Herved indtræder en Slags Explosion (Leidenfrosts Fænomen), og Kalihydratet springer da hyppig i Vejret.

Hertil maa endnu regnes Pb_3O_4 . — 2) Ved Ophedning af Hydratet. Saaledes: CaO , PbO , MgO , ZnO , CuO , Al_2O_3 , Fe_2O_3 , SnO_2 . Alkalihydraterne, ligesom Barythdrat, kunne ikke afvandes ved Glødning. $Mn(OH)_2$ bliver ved Glødning i Luft til Mn_3O_4 , $Fe(OH)_2$ til Fe_2O_3 . — 3) Ved Glødning af det kulsure Salt: CaO , PbO , MgO , ZnO , CuO . 4) Ved Glødning eller dog stærk Ophedning af det salpetersure Salt. De samme som nævnt under 3) og desuden BaO , HgO . Efter 3) og 4) give Mangan og Jern højere Iltter, Sølv og Kvægsølv tilsidst Metal.

Hydrater dannes 1) ved Fældning af opløste Salte med Kali- eller Natronhydrat. Saaledes kunne dannes: $Pb(OH)_2$, $Al_2(OH)_6$, $Mg(OH)_2$, $Mn(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Fe_2(OH)_6$, $Sn(OH)_2$, $Sn(OH)_4$. Sølv- og Kvægsølvtehydrat spalte strax i Ilt og Vand. 2) Ved at lade Iltet forene sig direkte med Vand: $Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$. 3) Ved at sønderdele et opløst kulsurt Salt med Kalkhydrat (Kali- og Natronhydrat).

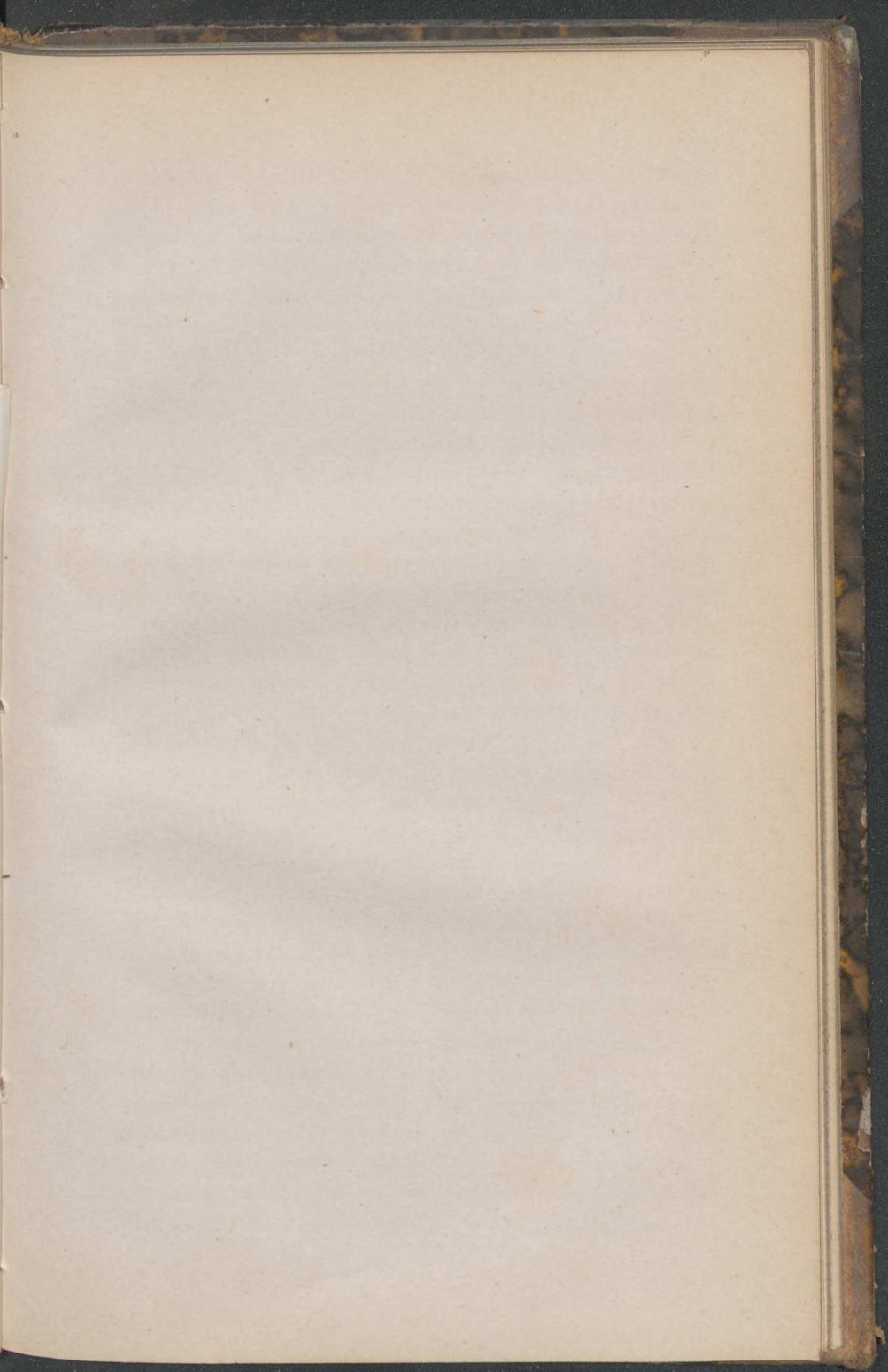
Sulfider dannes 1) ved Ophedning af Metal og Svovl. Saaledes især: PbS , ZnS , FeS , Cu_2S , Ag_2S , HgS , SnS . 2) Ved Reduktion af de svovlsure Salte med Kul, saaledes især: K_2S , Na_2S , BaS . *De vandholdige Sulfider* kunne ofte dannes ved at fælde en *sur* Saltopløsning med Svovlbrinte: saaledes dannes f. Ex. Sulfider af:

Arsenik, Antimon, Tin,
(gult) (rødgult) (gult-brunt)

Kvægsølv, Sølv, Bly, Kobber.

De fældede Svovlmetaller opløses ved Opvarmning med gult Svovlammonium (158) og udskilles igjen ved Tilsætning af svag Svovlsyre.

De fældede sorte Svovlmetaller opløses ikke af gult Svovlammonium; men ved Kogning med svag Salpetersyre opløses: Svovlsølv, Svovlbly og Svovlkobber (som salpeters. Salte). Svovlkvægsølv opløses først i Kongevand (som Chlorid).



Nogle Metaller fældes kun i *neutrale eller alkaliske* Opløsninger af Svovlbrinte (man anvender da gjerne til Fældningen Svovlbrinteammonium), saaledes: Zink, Jern, Mangan. Svovlzink er uopløseligt, de to andre opløselige i stærk Eddikesyre. Af Lerjordsalte fælder Svovlbrinteammonium ikke vandholdigt Sulfid, men Hydrat, idet $\text{NH}_4\text{HS} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{S} + \text{NH}_4\text{HO}$; Svovlbrinteammonium virker altsaa her som Ammoniakvand. Magnium-, Kalium-, Baryum-, Calcium- og Natriumsalte fældes slet ikke af Svovlbrinteammonium. I Metalsaltenes Forhold overfor Svovlbrinte og Svovlbrinteammonium har man derfor Midler til at skille hele Grupper af Metaller fra hverandre.

Kulsure Salte dannes 1) ved Fældning af Metalsalte med kulsure Alkalier; af Calcium og Baryumsalte dannes normale, af alle andre Metalsalte basiske Salte. Lerjord, Jerntveite, Kobberforilte og Tinforilte kunne egenlig ikke siges at danne kulsure Salte. 2) Af de svovlsure Salte ved Glødning med kulsur Kalk og Kul (Alkalimetallernes kulsure Salte).

Svovlsure Salte dannes 1) hyppigst ved at behandle Metallet med svag eller stærk Svovlsyre (sml. 160); 2) ved at sønderdele Chloridet med Svovlsyre (svovlsurt Kali og svovlsurt Natron). 3) De uopløselige (159) ved Fældning af opløselige Salte af Metallet med Svovlsyre eller et opløseligt svovlsurt Salt.

Salpetersure Salte dannes sædvanlig ved Opløsning af Metallet (160) eller Iltet, Hydratet eller det kulsure Salt i Salpetersyre.

Fosforsure Salte dannes, forsaavidt de ere uopløselige, ved Fældning.

Chlorider. Nogle let flygtige vindes ved Ophedning af Metallet (Tin, Jern) eller en Blanding af Metaliltet og Kul (Aluminium) i tør Chlor. De opløselige faaes sædvanlig ved Opløsning af Metallet, Iltet, Hydratet eller det kulsure Salt i Saltsyre eller ved Opløsning af

Metallet i Kongevand. Danner Metallet flere Chlorforbindelser, saa faaes ved Opløsning af Metallet i Saltsyre det laveste, ved Opløsning i Kongevand den højeste Chlorforbindelse. De uopløselige fældes af et opløseligt Metalsalt med Saltsyre eller et opløseligt Chlormetal.

Metallernes Fremstilling af deres Malme (Metallurgi).

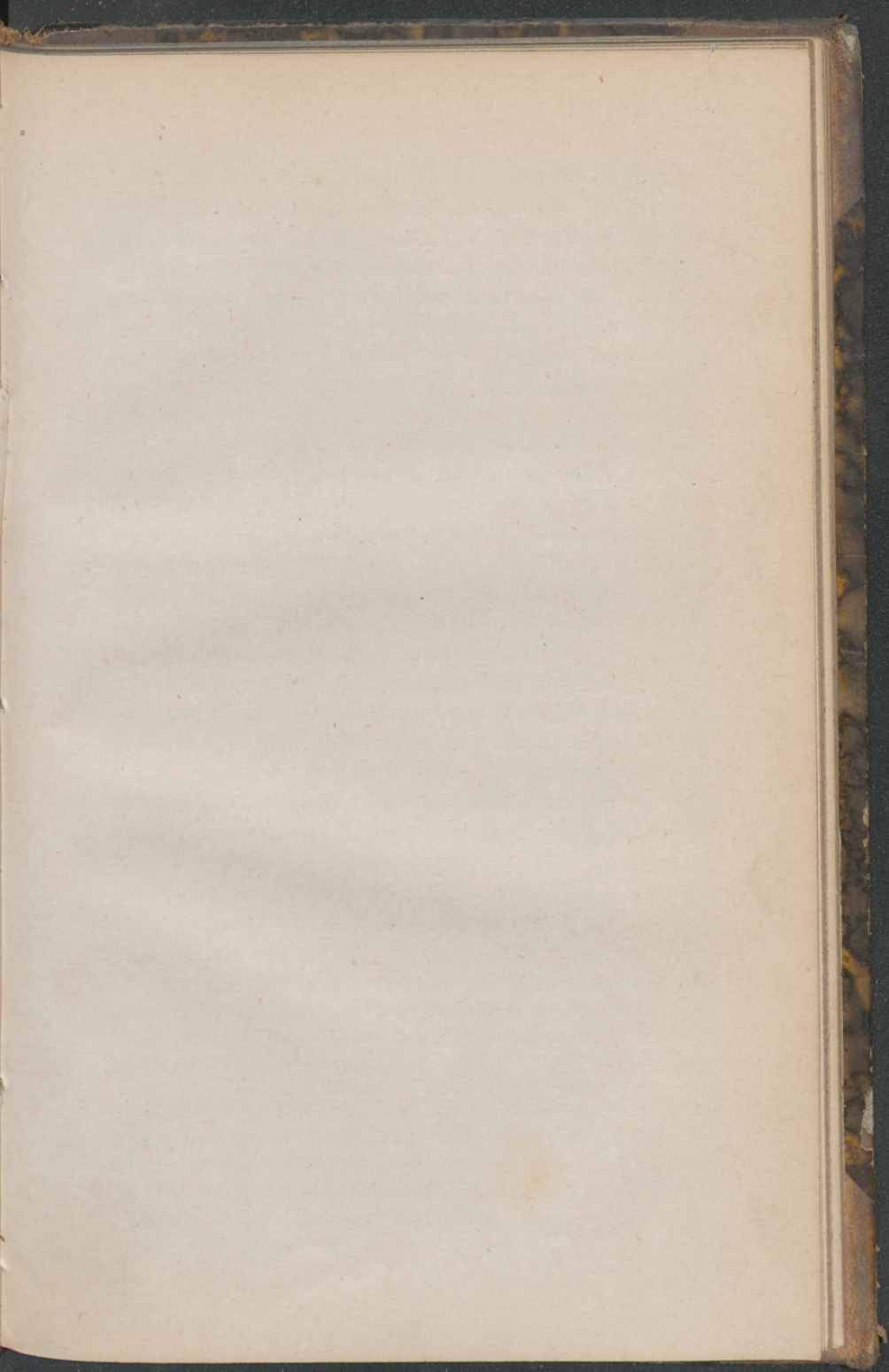
162. Malmene ere dels „gedigne“ Metaller, dels Iltter, kulsure Salte, Svovlmetaller. Enkelte lette Metaller vindes af deres vandfri Chlorider.

I. *Metaller, der findes „gedigne“*. Alene gedigne forekomme Guld og Platin. *Guldet* findes enten indsprængt i Stenmasser eller i det ved disses Forvittring dannede Sand. Af det sidste vindes Metallet ved Slæmning („Vaskning“). Af de knuste Stenmasser udtrækkes det med Kvægsølv („Amalgamering“), som opløser Guldet og siden destilleres fra. *Platin* vindes kun ved Vaskning og renses paa forskjellig Maade, tilsidst ved Smeltning i Kalkdigler ved Knaldluftsflammen, hvorved de uædle Metaller iltes og trække ind i Kalken. — Guld benyttes til Mønter og Smykker, men aldrig i ren Tilstand, fordi det er for blødt, sædvanlig i Legeringer med Kobber eller Sølv eller begge. Platin anvendes til kemiske Kar, især til Afdampningsretorterne i Svovlsyrefabrikkerne (77).

Gedigne forekomme ogsaa Sølv, Kvægsølv og Kobber, dog vindes den langt overveiende Mængde af disse Metaller af deres naturlige Svovlforbindelser.

II. *Metaller, der vindes af deres Iltter, kulsure eller kiselsure Salte ved Reduktion med Kul*. Hertil høre:

1. *De flygtige Metaller, Zink, Kalium, Natrium*. *Zink* findes vel som Svovlmetal (147) og vindes ofte deraf, men især faaes det af det naturlige kulsure Zinkilte (Galmei, Zinkspat) og kiselsure Zinkilte (uædel Galmei). *Kalium* og *Natrium* vindes af de kulsure Salte. Men Methoderne ere de samme. De kulsure eller kiselsure Salte blandes med Kul og ophedes i



Retorter af højst forskjellig Form til en saa høj Temperatur, at det reducerede Metal destillerer.

Zink anvendes til Tagblik, Tagrender, til Plader og Cylindre i galvaniske Elementer, til Støbning (istedetfor Bronze), til Galvanisering (Forzinkning) af Jern (sml. 160) og til forskjellige Legeringer (s. nedenfor). Natrium bruges i Chemien som kraftigt Reduktionsmiddel, navnlig til Fremstilling af Magnium og Aluminium.

2. *Jern og Tin.* *Jern*, det vigtigste af alle Metaller, vindes aldrig af dets saa hyppigt forekommende Svovlforbindelser, men altid af iltede Malme. De vigtigste ere Magnetjernsten (151), Rødjernsten og Jernglands (142), Jernspat (148), Myremalm (142) og mange Okkere. — *Tin* vindes altid af Tinsten (157) som ophedes med Kul i Skaktovne, hvorved Metallet let reduceres og flyder ud forneden.

Jernets Metallurgi er i Korthed følgende. De i forvejen ristede, sønderslaaede og blandede Malme ophedes lagvis med Kul i Højovne (Masovne), der ere indtil 35 Metre høje, og i hvilke Kul og Malm bringes ind fra oven, medens der fra neden indblæses varm Luft. (Fig. 32 f. S.). Reduktionen sker ved den dannede Kulilte. Det reducerede Jern er først en usmeltet, svampet Masse, men idet den synker ned gennem Ovnens, optager den Kulstof og smelter; det kulstofholdige Jern tappes ud forneden, naar det har samlet sig i større Mængde. Det er nu *Støbejern*, *Raajern*. Man skjelner mellem *hvidt* og *graat* Støbejern. Det første indeholder indtil 5 Proc. Kulstof i kemisk Forbindelse med Jernet, det er haardt, sprødt, letsmelteligt, men egner sig ikke til Støbning, fordi det ved Afkøling trækker sig stærkt sammen. Ved Smeltning i høj Temperatur og langsom Afkøling bliver det til *graat Støbejern*; dette indeholder indtil 4 Proc. Kulstof udskilt i Form af Grafit, er fintkornet, lidt tungere smelteligt, men skikket til Støbning. — *Stangjern*, *Smedejern* dannes ved at berøve Støbejernets Kul, idet en Del af Jernet iltes, og dette med

Kulstoffet giver Jern og Kulilte. Stangjernet er næsten rent Jern, det indeholder indtil $\frac{1}{3}$ Proc. Kulstof, men maa ikke indeholde Svovl (som gjør det „rødsjørt“) eller Fosfor (som gjør det „koldsjørt“). Det er meget smidigt, men overordenlig tungsmelteligt (109), derimod

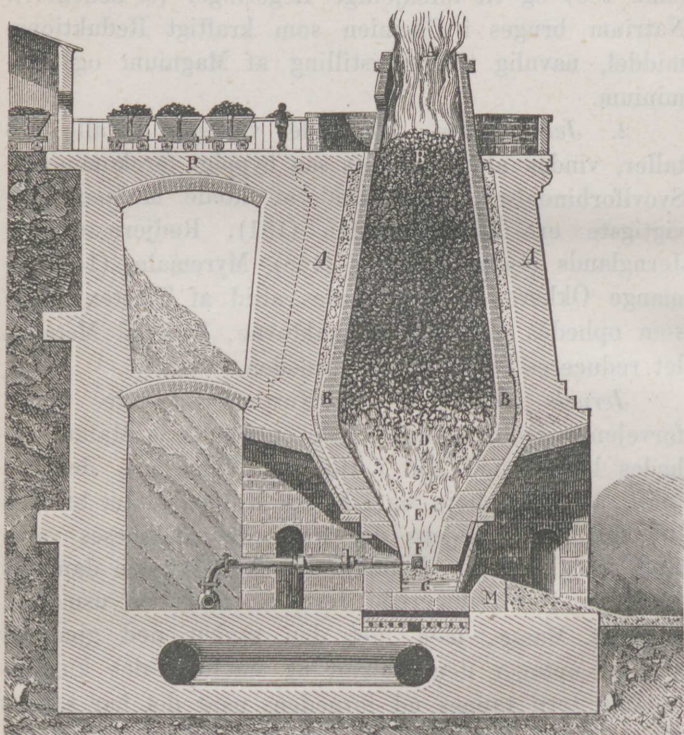
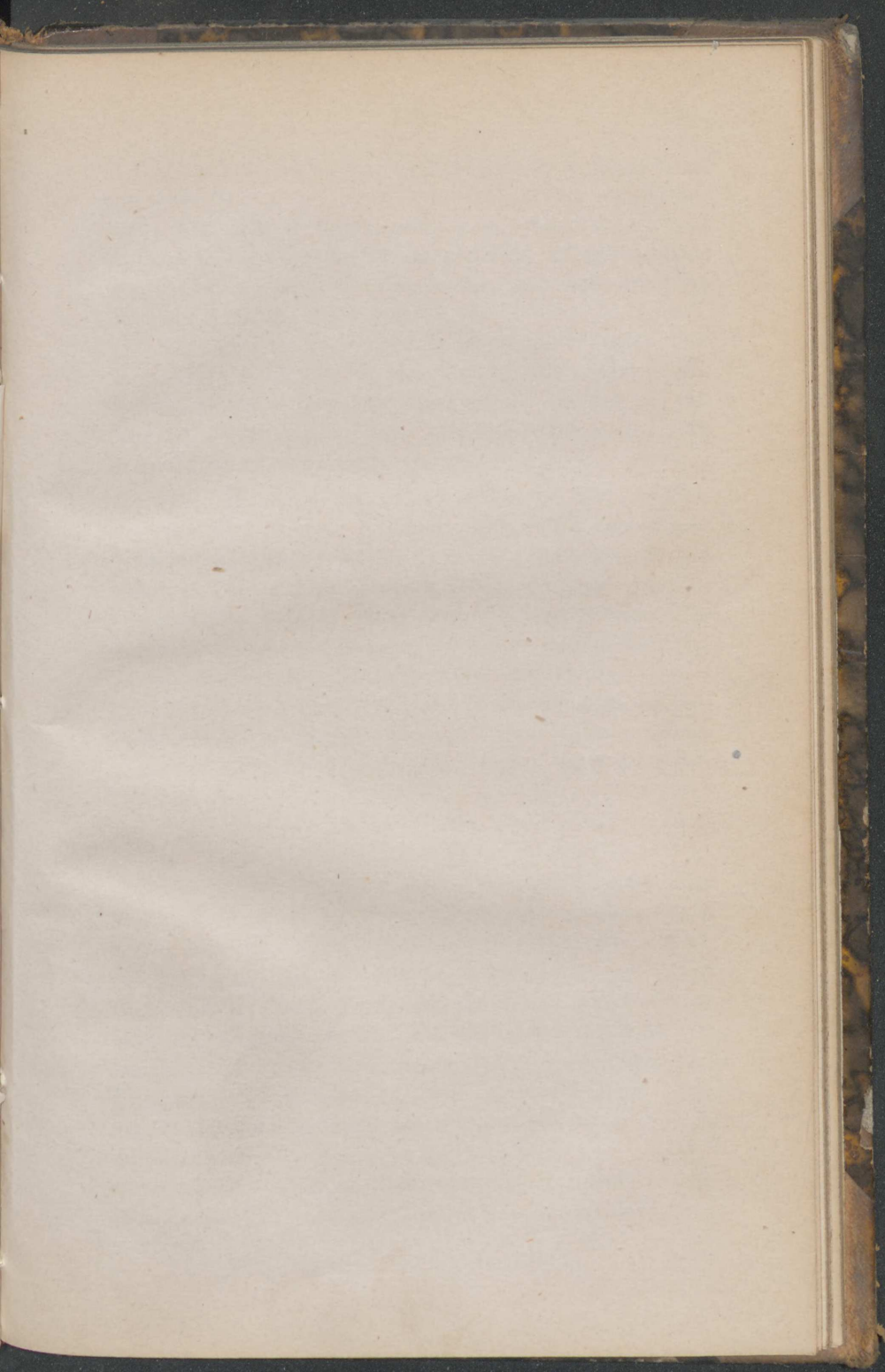


Fig. 32.

lader det sig let sveise (to Stykker lade sig i Hvidglødhede sammenhamre til et). — *Staal* er et kulstofholdigt Jern, der indeholder fra $\frac{1}{3}$ til $\frac{3}{4}$ Proc. Kulstof; det kan fremstilles af Stangjernet ved at forøge dets Kulstofmængde, eller af Støbejern ved at berøve dette Kulstof. Det sidste kan skee ved at presse Luft ind i det fra

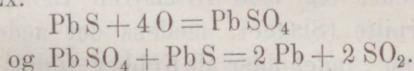


Højovnen udflydte Støbejern, hvor Virkningen da er lignende som den under Smedejern omtalte. Staal er haardere end Stangjern; det smelter lettere end dette, vanskeligere end Støbejern. Ved Ophedning og pludselig Afkøling bliver det haardt og elastisk (Hærdning), ved Ophedning og langsom Afkøling igjen blødt.

Støbejernets, Smedejernets og Staalets Anvendelse er noksom bekendt fra det daglige Liv. Tinnets anvendtes tidligere meget til Husgeraad. Nu bruges det især til Fortinning af Jern (Hvidblik) og Kobber, til Stanniol og til Legeringer (se nedenfor).

III. *Metaller, der vindes af deres Svovlmetaller*, ere især Bly, Kobber, Kvægsølv, Sølv. Bly vindes især af Blyglands (134), Kobber især af Kobberkis, broget Kobbermalm og Kobberglands (154), Kvægsølv af Cinnober (152), Sølv af Sølvglands (153) og mangfoldige sammensatte Svovlmetaller. Desuden indeholder Blyglands ofte en ringe Mængde Sølv, som vindes.

Bly faaes hyppigst ved at ilte Blyglandsen delvis i Flammeovne og derpaa afspærre Luften. Herved foregaae flere Processer, som alle kunne give metallisk Bly. F. Ex.



Det saaledes vundne Bly, „Værkbly“, indeholder gjerne Sølv og bliver derfor iltet, medens Sølvet som ædelt Metal ikke iltes. Det smeltede Blyilte (Sølverglød) lader man da flyde fra Sølvets. For ikke at være nødt til at ilte alt Blyet, plejer man gjerne at smelte det og lade det langsomt afkøles. Da sølvholdigt Bly er lettere smelteligt end rent Bly, saa udkrystalliserer først rent Bly, Krystallerne fiskes op med gennemhullede Jernskeer, og den flydende Masse indeholder alt Sølvets. Sml. (114, 3°).

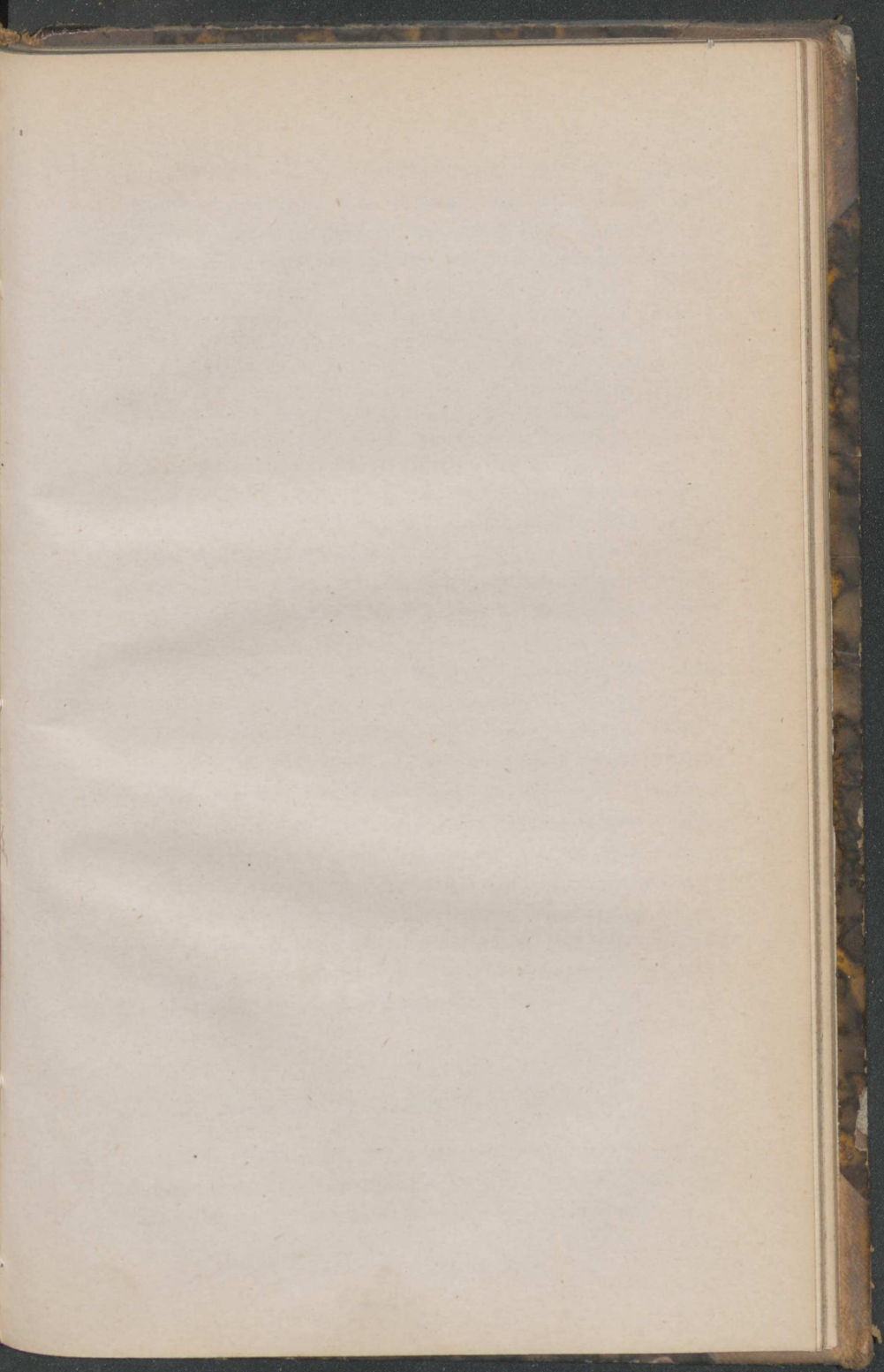
Sølv kan vindes ved Behandling af de ristede Malme med smeltet Bly. Dette opløser Sølvets, og der dannes en

letsmeltelig Legering af Sølv og Bly, der da behandles som Værkbly. I Almindelighed vindes dog Sølvet ved mere indviklede Processer. Som Exempel kan anføres, at men ved Ristning af de svovlholdige Malme med Kogsalt faaar dannet først svovlsurt Sølvilte, der da med Kogsaltet omsætter sig til svovlsurt Natron og Chlorsølv. Naar man nu bringer Massen i roterende Fade med Vand og metallisk Jern, saa dannes svovlsurt Jernilte og Sølvet frigjøres. Dette udtrækkes med Kvægsølv, som siden destilleres fra.

Kvægsølv kan faaes af Svovlkvægsølv ved at sammenmelte dette med Jern, hvorved dannes Svovljern og Kvægsølv, eller med Kalk, idet: $4\text{HgS} + 4\text{CaO} = 4\text{Hg} + 3\text{CaS} + \text{CaSO}_4$. I begge Tilfælde fortættes Dampene i Forlag af meget forskjellig Form.

Kobber vindes af sine jern- og svovlholdige Malme ved en temmelig indviklet Fremgangsmaade, der væsenlig beroer paa, at Kobber har større Tiltrækning til Svovl, end Jernet har, medens dette har større Tiltrækning til Ilt, navnlig ved Tilstedeværelse af Kiselsyre. Derfor ristes Malmen, hvorved en Del Svovl brænder bort, og (navnlig) Jernet iltes. Dernæst smeltes den med kisel-syrerige Mineralier og Kul, hvorved Størstedelen af Jerniltet forener sig med Kiselsyren til letsmelteligt kiselsurt Jernilte (Slagge), medens det nederste Lag, „Kobberstenen“, indeholder alt Kobber, tildels forbundet med Svovl, men betydelig mindre Jern end Malmen. Disse Operationer gjentages, og tilsidst opheder man under Luftens Adgang, hvorved en Del Kobber vil iltes til Kobberforilte, der da med det ikke iltede Kobber-sulfure omsætter sig til Svovlsyrtinganhydrid og metallisk Kobber: $\text{Cu}_2\text{S} + 2\text{Cu}_2\text{O} = 6\text{Cu} + \text{SO}_2$.

Bly anvendes især til Plader (Blykamre i Svovlsyre-fabrikerne, Inddampningspander), Rør, Hagl, Kugler, Blyfolie, til Udvinding af visse Metaller og til Legeringer. Det almindelige Loddemetal er saaledes en Legering af Tin og Bly. — *Kobber* kan ikke bruges til Støbning; baade er det for tungsmelteligt, og desuden



indsuger det smeltede Kobber Luftarter og sprøjter derfor ved Afkøling, men det anvendes til Smedearbejde (Kjedler, Rørledninger, Skibsforshudning), fremdeles til Skilleløst, Gravering, Traad, og til mangfoldige Legeringer.

Af *Kobberets Legeringer* ere de vigtigste: *Bronze* (Kobber og Tin) og *Messing* (Kobber og Zink). *Statuebronze* indeholder gjerne smaa Mængder Zink og Bly. Bronze og Messing ere billigere end Kobber, desuden haardere, lettere smeltelige og give ikke Blærer ved Afkøling efter Smeltningen. Messing er tillige mindre let ilteligt end Kobber. *Nysølv* er en Legering af Kobber, Zink og et ikke meget hyppigt Metal, Nikkel.

Kvægsølv bruges til mange fysiske Instrumenter. Dets Legeringer med andre Metaller kaldes *Amalgamer*. Nogle Amalgamer dannes meget let, saaledes Tinamalgam, der bruges til Spejlbelægning, Sølv- og Guld-amalgam, der navnlig tidligere anvendtes til Forsølvning og Forgyltning, og Amalgamerne af flere lette Metaller, ved hvis Dannelse der endog udvikles en betydelig Varme.

Sølv anvendes ligesom Guld ikke i ren Tilstand, fordi det er for blødt, men sædvanlig legeret med Kobber, til Mønter, Smykker, Uhre osv.

IV. *Metaller, der vindes af deres Chlorider*, ere: Aluminium og Magnium. De vindes begge paa samme Maade (138, Slutn.), det første af Chloraluminiumnatrium, det sidste af Chlormagniumnatrium. Aluminium bruges især til den haarde *Aluminiumbronze* (Kobber og Aluminium); Magnium synes at skulle faae nogen Anvendelse til „Magniumlys“ i Fotografien.

Kulstof og Kulstofforbindelser.

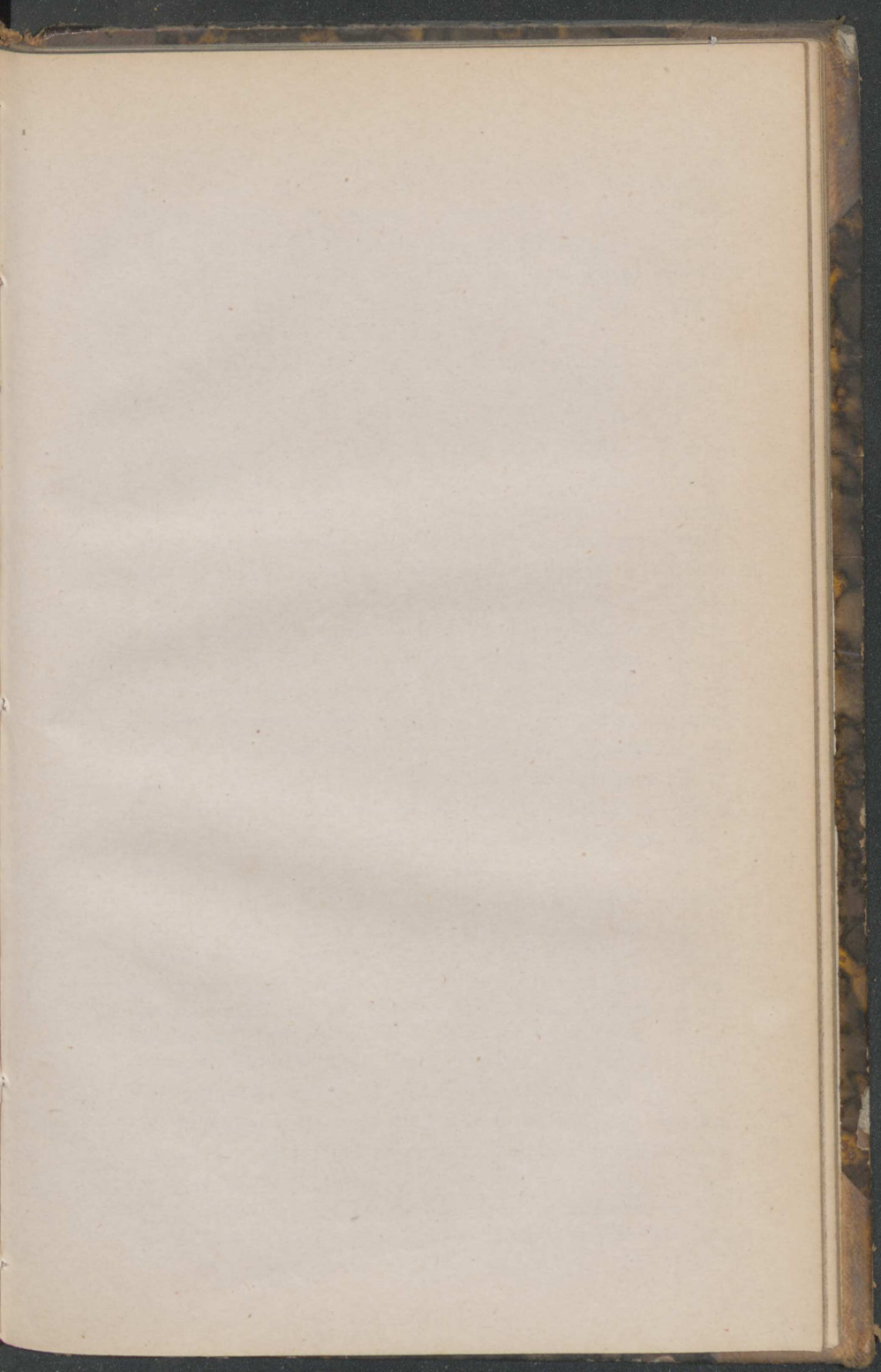
163. Kulstoffet er et fast Grundstof uden Lugt og Smag. Hvis det overhovedet kan smelte eller fordampe, skeer det først ved overordenlig høj Temperatur.

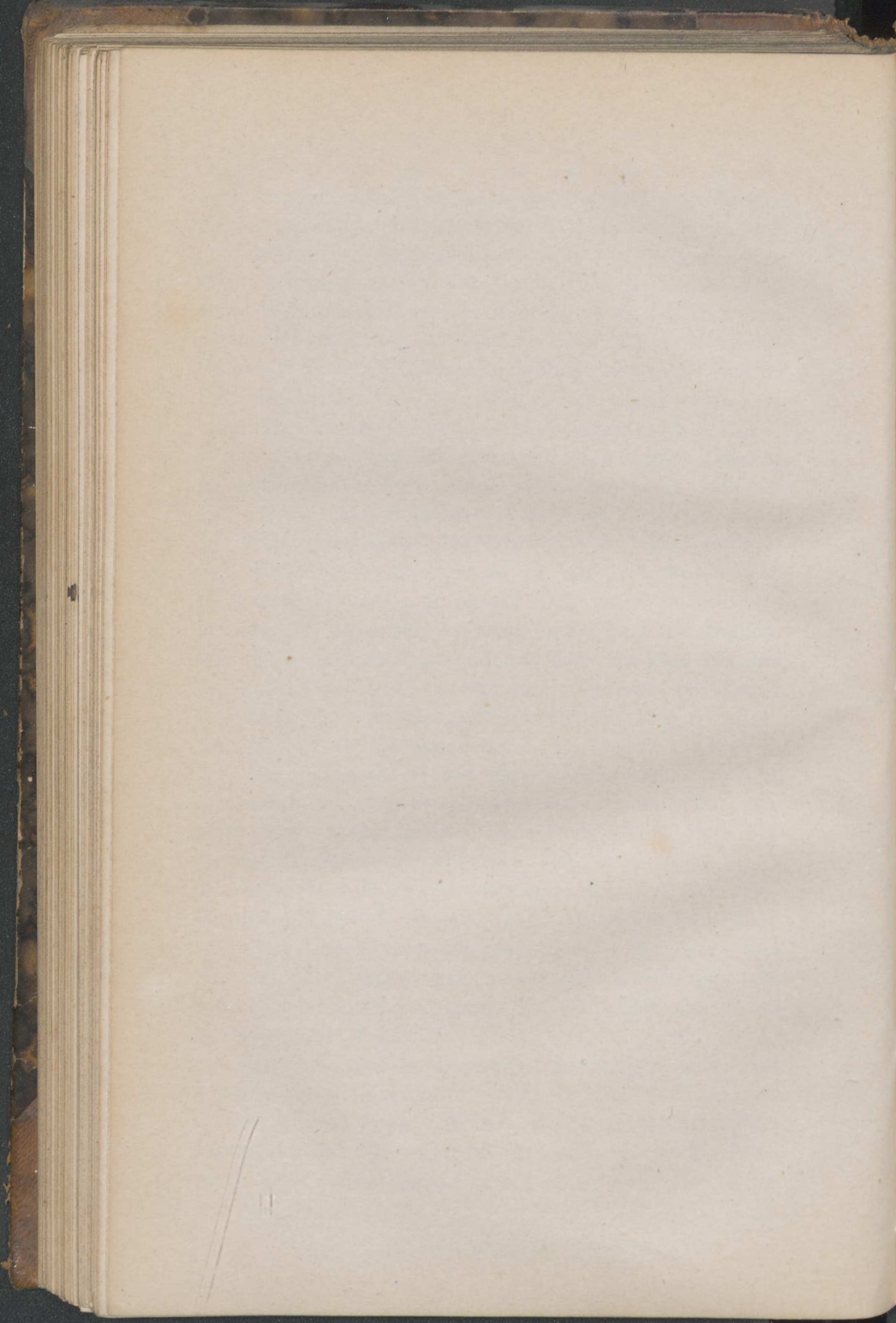
Kulstof kan siges at være det vigtigste af alle Grundstoffer, forsaavidt som det synes at være Betingelsen for enhver Livsudvikling, ligesom det udgjør den karakteristiske Bestanddel af alle Plante- og Dyrestoffer. I disse er Kulstoffet undertiden forbundet med Brint alene, meget hyppigt med Brint og Ilt eller med Brint, Ilt og Kvälstof. De mest udviklede organiske Stoffer, Æggehvidestofferne, som findes udbredte i Planten og i de dyriske Væv, indeholde tillige Svovl. Men foruden disse naturlige Kulstofforbindelser have Chemikerne i Laboratoriet fremstillet mangfoldige andre, saa at Kulstofforbindelsernes Antal langt overgaaer alle de andre Grundstofforbindelsers tilsammen.

Rent findes Kulstoffet naturligt i 2 ganske forskellige Tilstande, som *Diamant* og som *Blyant* (Grafit). I en tredie Form, som *amorft Kul*, faaes det ved Ophedning af organiske Legemer uden Luftens Adgang. Det udgjør en Hovedbestanddel af Tørv, Brunkul, Stenkul og Anthracit. Dets overordenlig udbredte Forekomst som Kulsyre og kulsure Salte (124; 125; 148) er oftere fremhævet i det Foregaaende.

164. *Diamant* er det haardeste Legemer; den er gjennemsigtig, stærkt lysbrydende, ofte farveløs, ofte mere eller mindre farvet. Dens Vægtfylde er omtr. 3,4, og den krystalliserer regulært. Den er en slet Leder for Varme og Elektricitet. Den anvendes som den kostbareste af alle Ædelstene og til at skære Glas med. Om dens Dannelsesmaade vides intet, kun synes den ikke at være dannet ved meget høj Temperatur, thi ved Ophedning uden Adgang af Luft bliver den til en kokeslignende Mssse.

Grafit er ligesom *Diamant* rent Kulstof, men med ganske andre Egenskaber. Den er saa blød, at den smitter af paa Papir (*Blyant*), den er uigjennemsigtig, sortegraa, har en Vægtfylde af omtr. 2,2 og krystalliserer i et andet System end *Diamanten*. Den leder





godt Varme og Elektricitet. Heller ikke den Maade, hvorpaa Grafit er dannet i Naturen, er ganske klar. I (162) er nævnt, hvorledes den kan fremstilles konstigt.

At disse to tilsyneladende saa forskjellige Stoffer dog begge ere rent Kulstof, bevises ved, at de begge i Ilt kunne brænde til Kulsyre.

Amorft Kul. De organiske Stoffer efterlade næsten alle, naar de ophedes uden Luftens Adgang, et mere eller mindre porøst Kul. Saaledes vindes Trækul ved Forkulning af Træ i murede Ovne eller i *Miler*, Stakke af Form som afstumpede Kegler, hvori Træstykkerne ordnes symmetrisk om en Stok i Midten. De tændes ved Foden af denne. Det Hele er bedækket med Græstørv, og Forbrændingen ledes ved at dække Aabninger i dette Yderlag. — *Kokes* faaes ved Glødning af Stenkul uden Luftens Adgang, dels som Biprodukt ved Gasfabrikationen (167), dels i egne Ovne. — *Benkul* vindes ved Forkulning af Benenes Bruskdele. Kulstoffet i Benkullene er meget fint fordelt, idet det er blandet med omtr. 90 Proc. fosforsur Kalk. — *Dyrkul*, *Blodkul* dannes ved Forkulning af dyriske Substanter (Blod, Hornaffald). Herved udvikles en Del af de dyriske Stoffers Kvælstof (163) i Form af Ammoniak og vindes som Biprodukt (122), men en Del bliver i Kullene (170).

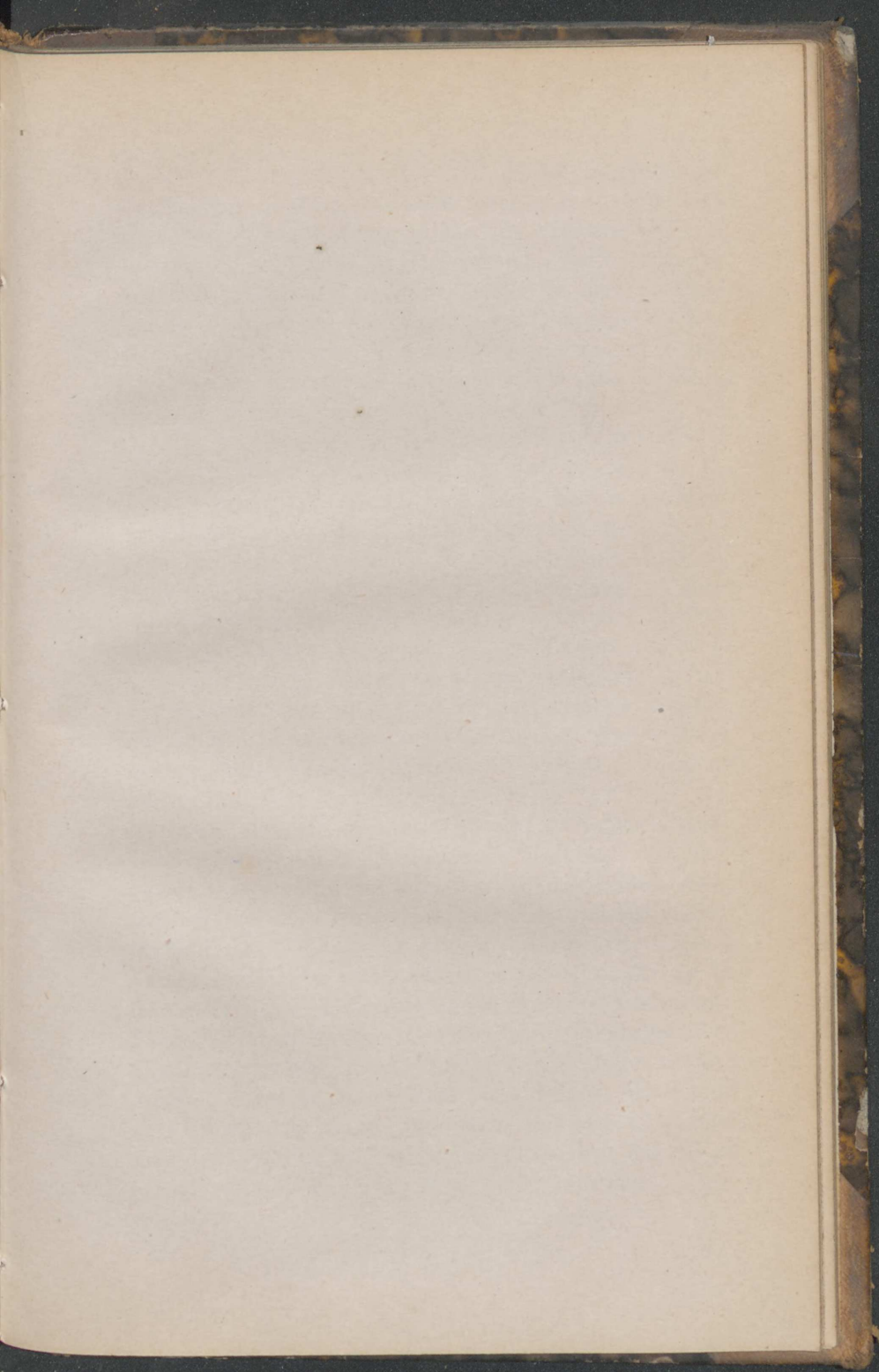
De porøse Kul have en særegen Evne til at indsuge Luftarter (under en Varmeudvikling, der kan stige til Selvantændelse), lugtende Stoffer og Farvestoffer. Saaledes indsuger et Stykke friskt udglødet Trækul (afkølet under Kvægsølv) Ammoniak, Ilt, Svovlbrinte i rigelig Mængde. Rystes (varm) Rødvín med fintpulveriserede Trækul, saa løber Vinen ved Filtrering farveløs igjennem. De Luftarter, der udvikles ved Forraadnelse, synes at forbrændes langsomt ved den paa de porøse Kuls store Overflade fortættede Ilt. Benkul anvendes i stor Maalestok i Sukkerfabrikerne til Af-farvning af Sukkersaften.

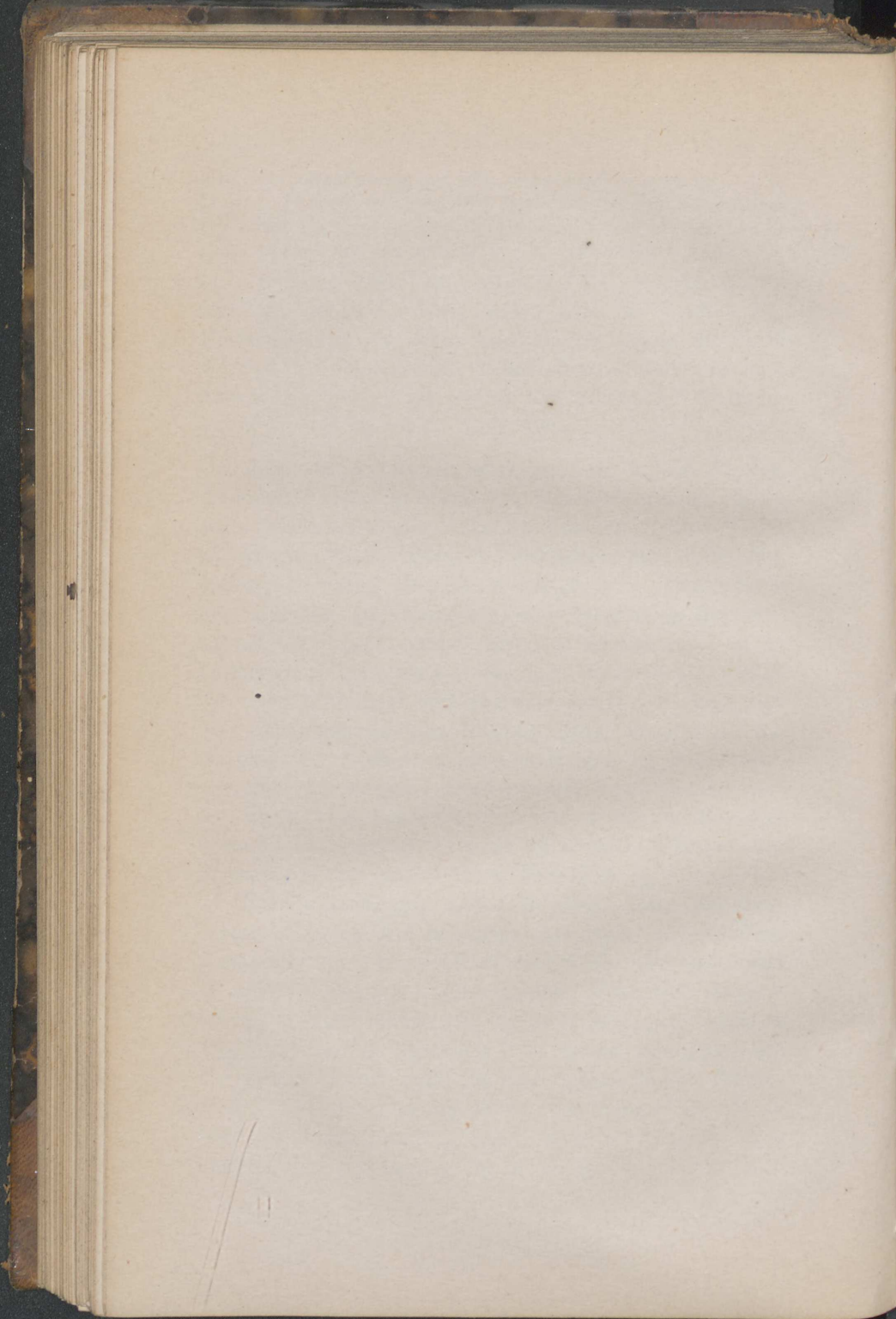
Særegne Arter af amorft Kul faaes ved ufuldstændig Forbrænding af kulrige organiske Stoffer (Harpix og Terebinthinolie

levere saaledes *Kønrøg*) og ved meget stærk Ophedning af Kulbrinter. I Gasretorterne (s. 167) sønderdeles en Del af den Gas, der kommer i Berøring med de glødende Vægge, og afsætter de tætte *Gaskul*, der anvendes bl. a. i de galvaniske Batterier.

Jo højere den Temperatur er, hvorved de amorfe Kul ere dannede, desto bedre lede de Varmen (og Elektriciteten), og desto vanskeligere tændes de, fordi Varmen fra det antændte Punkt strax udbreder sig over hele Kulstykket. — De amorfe Kul indeholde i Almindelighed al det organiske Stofs Aske.

165. De i Naturen forekommende kulrige Stoffer, *Brunkul*, *Stenkul* og *Anthracit*, indeholde alle en større eller mindre Mængde Aske og desuden Brint og Ilt, tildels som Vand, tildels i Forbindelse med Kulstoffet, endelig en ringe Mængde Kvælstof (32). Brunkullene ere temmelig nye Dannelser, men Stenkul og især Anthracit ere meget gamle. Alle ere de Levninger af en undergaaet Planteverden, der har efterladt sig talrige Vidnesbyrd i Aftryk af Plantedele baade i Kullene selv og i Jordlagene mellem Kullene. Disse Planter ere for Brunkullenes Vedkommende endnu Løv- og Naaletræer, men den Planteverden, hvis Levninger danne Stenkullene, har været vidt forskjellig fra vor og for en stor Del bestaaet af træagtige Bregner og mægtige Planter, der nærmest minde om Nutiden Skavgræs og Ulvefødder. At Tørvedannelse har spillet en vigtig Rolle ved Dannelsen af mange Kul kan næppe betvivles. — *Stenkullene* forekomme nu i Lag, tidt af flere Fods, ofte ogsaa kun af enkelte Tommers eller Liniers Tykkelse; hyppigt ere de afsatte i mange Lag ovenover hverandre, adskilte ved Sandsten og Lerskifer. Af denne ejendommelige Forekomst slutter man, at hine fjærne Tiders Planteverden ved Oversvømmelser og Sænkninger er bleven begravet under Dynd og Sand; naar Jordbunden igjen hævede sig, bedækkedes den af en ny Plantevæxt, som





igjen blev begravet, o. s. fr. Saadanne Hævninger og Sænkninger af Jordoverfladen foregaa endnu og have fundet Sted i alle Jordperioder; de ere sandsynligvis ligesom nu altid skete meget langsomt. Ved Overgangen fra Træ til Kul, som mulig undertiden er bleven understøttet af den indre Jordvarme, afgav Plantedelene fortrinsvis Ilt og Brint. Vi finde derfor ogsaa, at Brint- og navnlig Iltmængden aftager stærkt fra Brunkul gjennem Stenkul til Anthracit. Sml. (179).

Da nu Planterne optage deres Kulstof af Luften i Form af Kulsyre, saa maa alt det Kul, vi nu finde aflejret i Kullagene, engang have været tilstede i Luften som Kulsyre. Og da alene Nordamerikas Kullag indtage et Fladerum af omtr. 9000 Kvadratmil, Europas omtr. 400 Kvadratmil, saa er det let at indsee, at Kul-tidens Planteliv har spillet en stor Rolle med Hensyn til at gjøre Luften rigere paa Ilt og fattigere paa Kulsyre, altsaa mere skikket til at underholde dyrisk Liv. En lignende Virksomhed have Fortidens talrige Koraller og andre kalkforbrugende Dyr udfoldet, idet de have nedlagt uhyre Masser af Kulstof i Jorden i Form af kulsur Kalk.

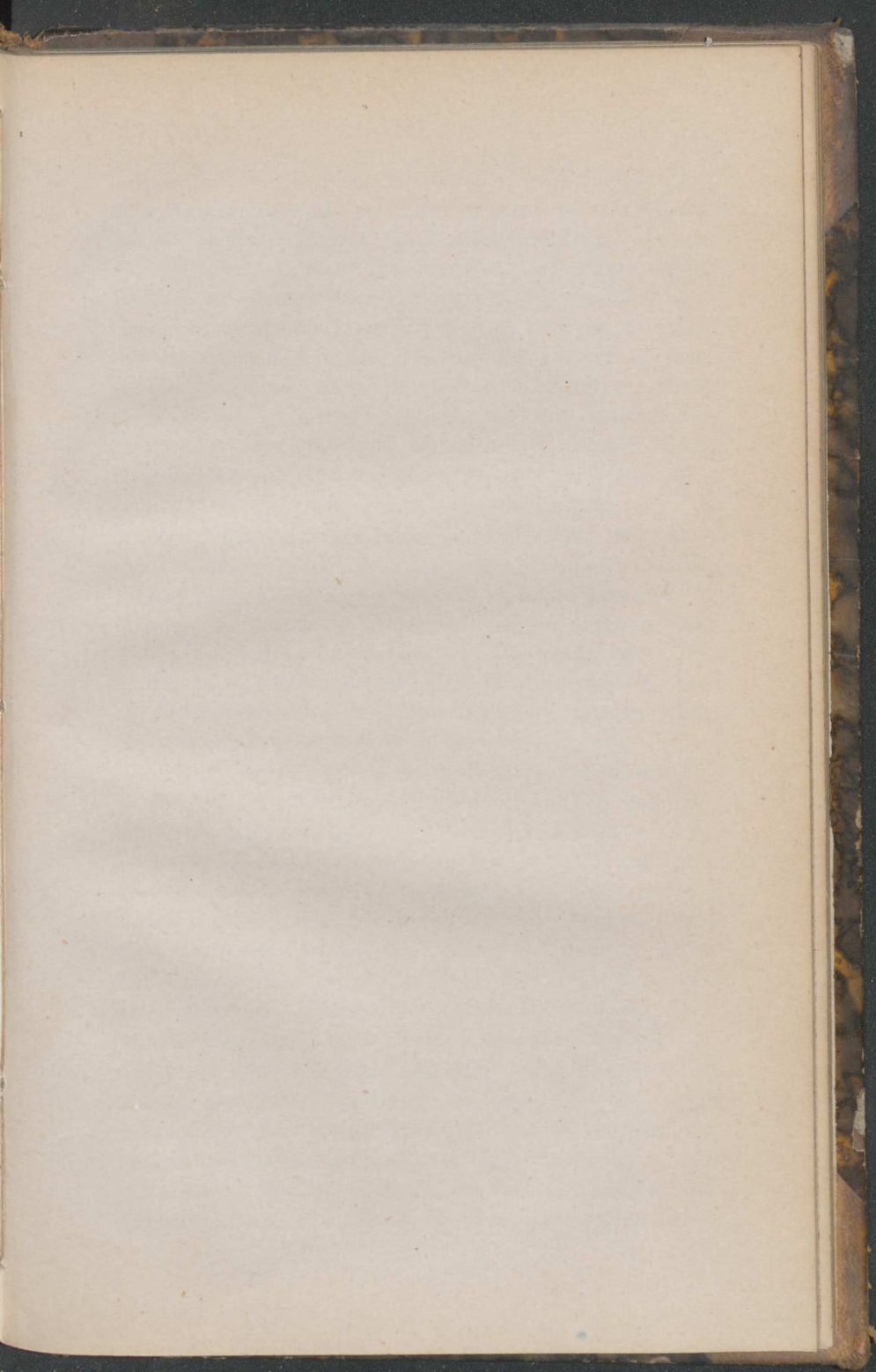
Men idet hin Planter verden under Sollysets Indvirkning sønderdelte Atmosfærens Kulsyre, idet den gjorde Kulsyrens Kulstof brændbart, dens Ilt ildnærende, saa tog den den Kraft, som hertil er nødvendig (55), fra Sollyset. Thi Lys er kraftig Virksomhed, ligesom Varme er det. De satte derved os istand til paa ny at forene Kulstof med Ilt og anvende den derved udviklede Varme til at drive vore Maskiner, til at frembringe den uhyre mekaniske Kraft, som Nutidens Industri forbruger. Ligesom det er Solen, der bringer Vandet til at fordampe og vande vore Marker, saaledes er det Solen, vi skyldte, at Jorden indeholder Kul nok til at brænde og Luften Ilt nok til at forbrænde det.

Tør Destillation.

166. Den Operation, hvorved man forkuller organiske Stoffer og derved frembringer de porøse Kul (164), kaldes en *tør Destillation*, idet der foruden de porøse Kul, som blive tilbage, dannes en Mængde flygtige Produkter af meget stor Betydning.

Skeer den tørre Destillation af *Træ* under saadanne Forhold, at de flygtige Stoffer kunne opsamles, saa gaaer først Vand over, dernæst Forbindelser af Kulstof, Brint og Ilt (Eddikesyre, Træspiritus, Brandolier), saa den s. k. Tjære, der bestaaer af en Blanding af forskellige Stoffer, baade Kulbrinter, f. Ex. Benzol, Paraffin (s. nedenfor), og Forbindelser, der tillige indeholde Ilt (f. Ex. Kreosot); ved højere Temp. dannes simplere Forbindelser, der ere letantændelige (f. Ex. Kulilte og luftformige Kulbrinter). Ved stærk Ophedning af en lille Retort af tungtsmelteligt Glas, halv fyldt med Savspaaner, og hvis Forlag er forsynet med et Rør, hvorigennem de brændbare Luftarter kunne strømme ud og tændes, kan denne sammensatte Virkning tydeliggjøres. Hertil maa anvendes en Vinaandslampe med dobbelt Lufttræk. — *Brunkul* give lignende Produkter, især Tjære, Paraffin og Belysningsolier (Paraffinolie). Den tørre Destillation af *Stenkul* er dog den, der har størst Betydning. Hovedformaalet med den er Fabrikation af Gas, men samtidig blive Kokes tilbage som et vigtigt Biprodukt, og foruden den luftformige Gas destillere en Mængde Stoffer over, som kunne fortættes og danne den vigtige Stenkulstjære.

167. Til Fremstilling af Belysningsgas ophedes Stenkullene i liggende, halvcylinderformede Retorter af Jern eller ildfast Ler. Herved udvikles den Brint, Kullene indeholde, dels i fri Tilstand, dels forener den sig med en Del af Kulstoffet til flygtige Kulbrinter, med Kullenes Ilt til Vand, med deres Kvælstof til Ammoniak og med deres Svovl til Svovlbrinte. Samtidig dannes noget



Kulsyre, Kulilte og Svovlkulstof. De flygtige Produkter fra hver Retort ledes til et fælles vandret Jernrør, hvori Størstedelen af Tjæren og Vandet fortættes, derpaa gaaer Gassen gennem lodrette Rør, der afsvales med Vand, hvorved en videre Fortætning af de mindre flygtige Dele finder Sted; endelig befries den ved forskellige Rensningsmidler for Svovlbrinte, Kulsyre og Ammoniak, og ledes nu til de store Gasbeholdere. Disse ere Klokker, der ere ophængte saaledes, at de afspærres af Vand; i dem munde to Hovedrør, et, hvorigjennem Gassen strømmer ind, og et andet, som fører den ud i Ledningerne til Forbrugerne. Gassen bestaaer især af Brint og den saakaldte lette Kulbrinte (32; 169), Kulilte; desuden indeholder den smaa Mængder af Ilt, Kvælstof og Kulsyre, og endelig vexlende Mængder af tungere, mere kulrige Kulbrinter; det er væsenlig disse sidste, der betinge dens Lysevne, thi baade Brint, let Kulbrinte og Kulilte brænde med ikke lysende Flamme.

Gasvandets Betydning som Nutidens vigtigste Kilde til Ammoniak er omtalt tidligere (32).

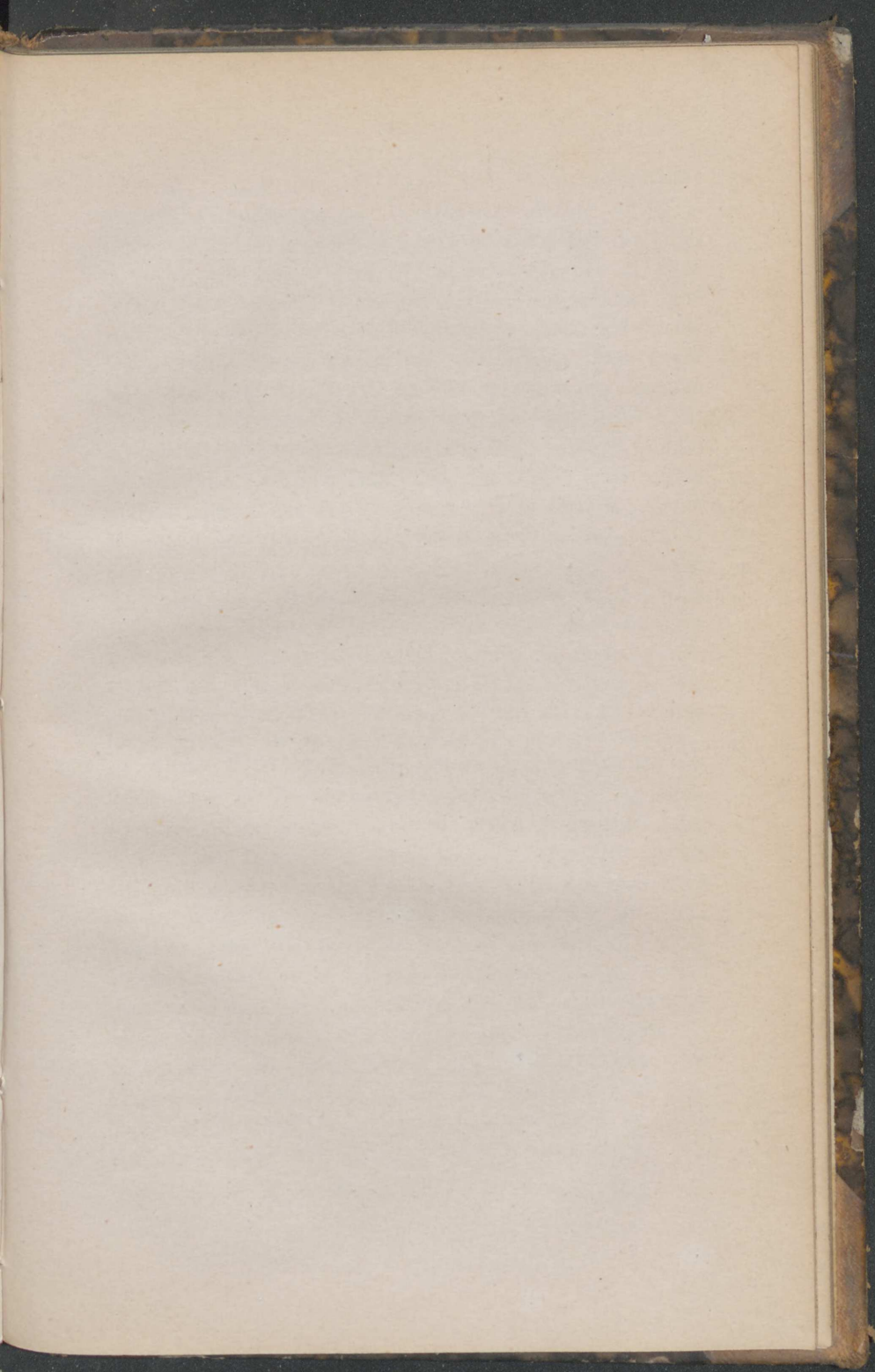
168. *Stenkulstjæren* er en Blanding af Kulbrinter (f. Ex. Benzol, Naftalin), Forbindelser, der samtidig indeholde Kulstof, Brint og Ilt (f. Ex. Karbolsyre) og Forbindelser af Kulstof, Brint og Kvælstof (f. Ex. Anilin); desuden indeholder den tungtflygtige Stoffer, som ved Tjærens Destillation blive tilbage og, blandede med Kalk og Sand, benyttes til *Asfalt*. — Tjæren anvendes som saadan til at beskytte Jern, Murværk, Træ mod Fugtighed eller Forraadnelse, og til Tagpap; men Størstedelen destilleres. Herved opsamles særskilt det, der gaaer over ved noget over 100° (*de lette Tjæreolier*) og det, der først destillerer ved omtr. 200° (*de tunge Tjæreolier*). Af de lette Tjæreolier vindes især *Benzol*, af de tunge især *Karbolsyre*, af begge *Naftalin*.

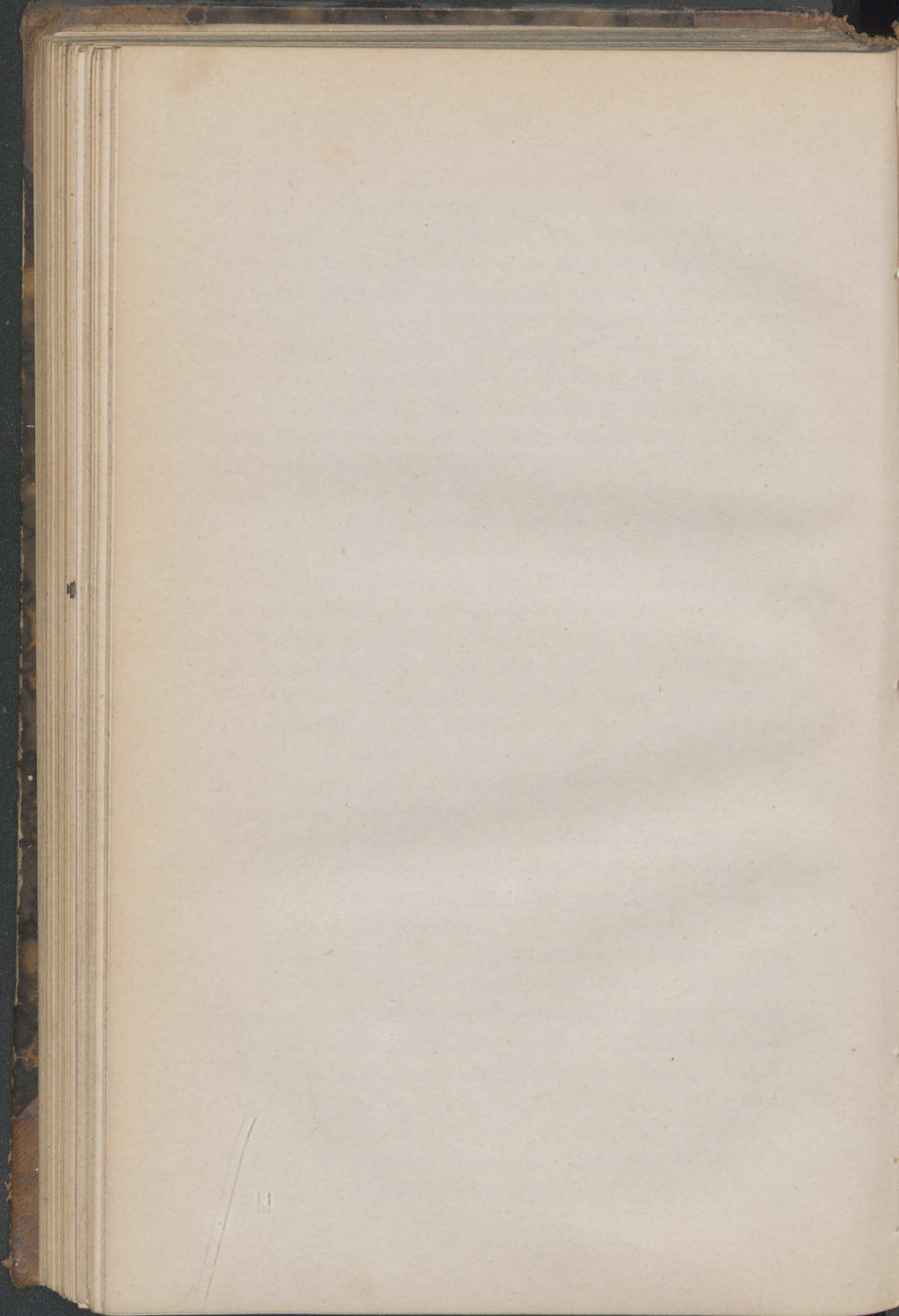
Benzol, Benzin, C_6H_6 , er en farveløs Vædske, der er lidt lettere end Vand og ikke opløses af dette.

Den koger under 100° og fryser ved lav Temperatur. Den har en ejendommelig Lugt og er brændbar. Benzol er et ypperligt Opløsningsmiddel for Fedtstoffer, Harpixer, Kautschuk o. m. a. Stoffer, og anvendes derfor bl. a. ved den „chemiske Tøjrensning“. Dets vigtigste Anvendelse er til *Anilin*. Behandler man nemlig Benzol med stærk Salpetersyre, saa opløses Kulbrinten, og ved Fortynding med Vand udskilles en gulagtig Vædske, *Nitrobenzol*, $C_6H_5(NO_2)$, idet et af Benzolets Brintatomer bytter Plads med Gruppen NO_2 i Salpetersyren (101): $C_6H_5H + NO_2OH = C_6H_5(NO_2) + HOH$. Nitrobenzol lugter som bittre Mandler og giver ved Indvirkning af Brint (i det Øjeblik denne udvikles af Jernfilspaan og Eddike [sml. 56]): Vand og *Anilin*, $C_6H_5NH_2$, idet $C_6H_5NO_2 + 6H = C_6H_5NH_2 + 2H_2O$. *Anilin* er en farveløs Vædske af en lignende Natur som Ammoniak, det forener sig nemlig ligefrem med Syrer uden Udskillelse af Vand til Anilinsalte (sml. 120). En vandig Opløsning af et Anilinsalt giver ved Tilsætning af Chloralkopløsning en dyb violet Farve. Ved lignende Virkninger, især Iltninger, fremstilles de pragtfulde *Anilinfarver*, der nu saa almindelig anvendes. Til disse Iltninger benyttes hyppigt Arseniksyre (88).

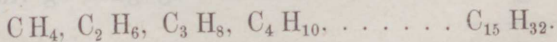
Naftalin, $C_{10}H_8$, danner farveløse Krystaller af en egen Lugt; det tilstopper ofte Gasrørene. Det anvendes navnlig til Farvestoffer, idet det underkastes lignende Omdannelser som Benzol.

Karbolsyre, C_6H_6O , er en ganske svag Syre, der i ren Tilstand er fast ved sædvanlig Temp. Den har i den nyere Tid vundet en overordenlig Betydning til at konservere organiske Stoffer og til at tilintetgjøre Smitstoffer eller dog gjøre dem uskadelige. Den er nemlig giftig og flygtig, og dræber derfor Kimene til de smaa Organismer, der maa antages at være Kilden til Forraadnelse (sml. 183); tilmed paavirker den Æggehvide-stoffer paa en egen Maade (182).





169. Ogsaa Naturen har i det Store underkastet organiske Stoffer en tør Destillation og derved frembragt Stoffer, som nærmest minde om dem, Brunkullenes tørre Destillation leverer (166). Dette synes at have fundet Sted baade i ældre og yngre Jordperioder, men Produktet er væsenlig det samme, nemlig *Petroleum*. Denne siver mange Steder ud af Jorden. Man borer efter den som efter Vand, og ofte springer den ligesom dette op af Borehullet. Undertiden hidrører det fra, at en indesluttet Luftart trykker paa Olien. Denne Luftart er da den *lette Kulbrinte*, CH_4 (32; 167), der ogsaa findes opløst i den raa Petroleum. Den lette Kulbrinte strømmer flere Steder ud af Jorden (den hellige Ild ved Baku), den forekommer desuden i Stenkulsgruber og giver der Anledning til de farlige Explosioner, mod hvilke Davy udtænkte sin Sikkerhedslampe (42). Med Ilt eller Luft danner den lette Kulbrinte nemlig en exploderende Blanding: $\text{CH}_4 + 4 \text{O} = \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2 \text{O}$. Da CH_4 er den lette Kulbrintes, O_2 Iltens Molekule, vil (sml. 53) 2 Rf. let Kulbrinte og 4 Rf. Ilt give den stærkest exploderende Blanding; sml. Knaldluft (12). Den lette Kulbrinte danner en Hovedbestanddel af Belysningsgas; den optræder ligeledes, naar organiske Stoffer forraadne uden Adgang af Luft, f. Ex. paa Bunden af Moradser, hvorfor den ogsaa kaldes „Sumpgas“. De Bobler, der stige op, naar man rører i Mudderet med en Stok, bestaae tildels af denne Luftart. Den har en egen Interesse, fordi den danner Begyndelsesleddet af en hel Række Kulbrinter, hvoraf de laveste Led ere luftformige, de mellemste flydende og de højeste faste. De findes alle i raa amerikansk Petroleum. De faste danne det s. k. *Paraffin*, der bruges til Lys og ogsaa vindes ved Destillation af Træ, Tørv og Brunkul (166). I S sammensætningen af disse Kulbrinter viser der sig en mærkelig Rækkefølge:

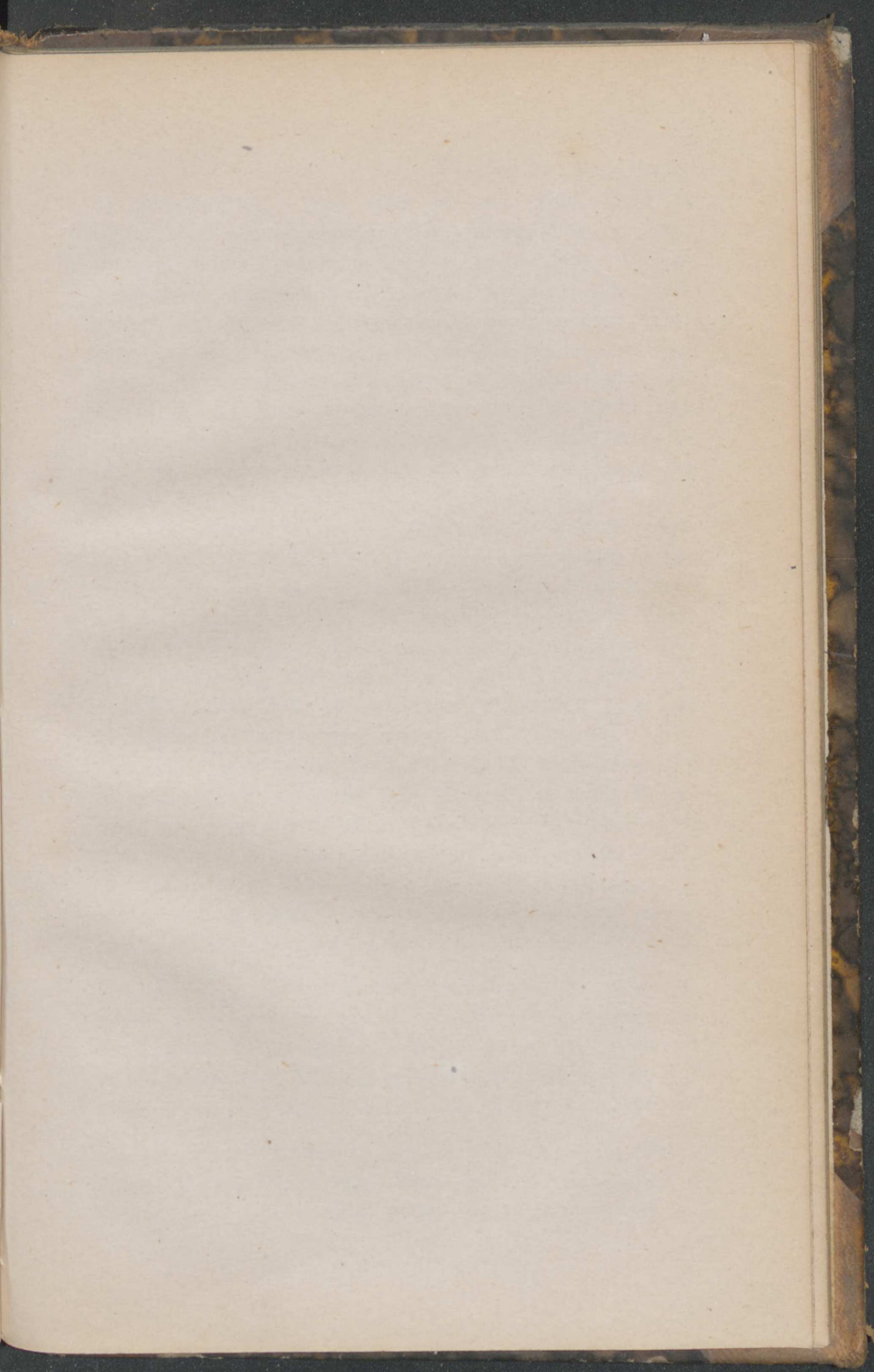


Forskjellen i Sammensætningen af to paa hinanden følgende Led er altsaa CH_2 . Saadanne Rækker af analoge Forbindelser gjenfindes hyppigt i den organiske Chemi. De kaldes *homologe Rækker*.

Cyanforbindelser.

170. Naar de i (164) omtalte kvælstofholdige Dyrkul glødes i lukkede Kar med Potaske, dannes et ejendommeligt Salt, *Cyankalium*, CNK^*), der kan udtrækkes med Vand, men paa denne Maade ikke faaes rent. Til sætter man frisk fældet kulsurt Jernforilte (148), saa omsætter dette sig med Cyankalium til kuls. Kali og det s. k. *gule Cyanjernkalium* eller *Blodludsalt*: $12 \text{ Cy K} + 2 \text{ Fe CO}_3 = \text{Cy}_{12} \text{ Fe}_2 \text{ K}_8 + 2 \text{ K}_2 \text{ CO}_3$. Det gule Blodludsalt krystalliserer af den inddampede Opløsning i store voxgule Krystaller, der indeholde 6 Molekuler Vand. Det er letopløseligt, navnlig i varmt Vand. Opløsningen giver med Jernveiltesalte et stærkt mørkeblaat Bundfald (171). Det gule Blodludsalt danner Udgangspunktet for alle Cyanforbindelser. Ved Glødning uden Luftens Adgang giver det en Blanding af Kulstofjern og rent Cyankalium, medens Kvælstof gaaer bort: $\text{Cy}_{12} \text{ Fe}_2 \text{ K}_8 = 8 \text{ Cy K} + 2 \text{ Fe C}_2 + 4 \text{ N}$. Den afkølede Masse knuses og udtrækkes med varm Vinaand. Ved Afdestillation af Vinaanden bliver rent Cyankalium tilbage. Dette Salt er ligesom de fleste Cyanforbindelser (dog ikke gult Blodludsalt) overordenlig giftigt. Det er yderst let opløseligt i Vand. Ved Destillation med svag Svovlsyre giver det svovlsurt Kali og den yderst giftige *Cyanbrinte*, Blaasyre, Cy H , idet: $2 \text{ Cy K} + \text{H}_2 \text{ SO}_4 = 2 \text{ Cy H} + \text{K}_2 \text{ SO}_4$ (sml. 67). Blaasyren lugter omtrent som bittre Mandler. Det samme er Tilfældet med Cyankalium, idet Cyanbrinten er en saa svag Syre, at den frigjøres allerede af Luftens Fugtighed og Kulsyre.

*) Atomgruppen CN kaldes Cyan og betegnes hyppigst Cy.



Cyankalium anvendes meget til *galvanisk Forsølvning og Forgylldning*. Naar man blander Opløsninger af Cyankalium og Sølvnitrat eller Chlorguld i de rette Forhold, dannes nemlig farveløse Opløsninger. I disse hænges de Gjenstande, der skulle forsølves eller forgylde, ned og sættes i ledende Forbindelse med Zinkpolen af et galvanisk Batteri, medens man hænger en Sølv- eller Guldplade i Vædsken og forener den med Kobberpolen. Der udskilles da Sølv eller Guld paa Gjenstandene, medens en ligesaa stor Mængde af Sølv- eller Guldpladen opløses, saa at Opløsningen beholder samme Styrke.

171. Ledes Chlor i en Opløsning af gult Blodlud-salt saalænge, indtil Vædsken ikke mere fælder Jern-tveiltosalte, saa dannes et andet Salt, *rødt Cyanjernkalium*, $\text{Cy}_{12}\text{Fe}_2\text{K}_6$, idet der samtidig opstaaer 2 Molekuler Chlorkalium. Rødt Cyanjernkalium optræder i røde Krystaller, der opløses i Vand til en grønbrun Vædske. Det gule og røde Cyanjernkalium tjene til at skjelne mellem Jernforilte- og Jerntveiltosalte. Jernforiltosalte give nemlig med det røde Cyansalt et mørke blaat Bundfald, med det gule Cyansalt et hvidt Bundfald, som dog hurtigt bliver lyseblaat. Jerntveiltosalte give derimod med det gule Cyansalt et mørkeblaat Bundfald, men fældes ikke af det røde Cyansalt (Opløsningen bliver kun mørkere). De mørkeblaa Bundfald synes imidlertid ikke at være forskellige. De indeholde begge

$\text{Cy}_{12}(\overset{\text{VI}}{\text{Fe}_2})\overset{\text{II}}{\text{Fe}_3}$. Denne blaa Forbindelse kaldes *Berlinerblaat* og er et meget vigtigt Farvemateriale. Berlinerblaat giver (fremstillet paa begge de nævnte Maader) ved Kogning med Alkalier gult Cyanjernkalium, idet der udskilles en Blanding af Jernforilte- og Jerntveiltehydrat:

$$\text{Cy}_{12}(\overset{\text{VI}}{\text{Fe}_2})\overset{\text{II}}{\text{Fe}_3} + 8\text{KOH} = \overset{\text{II}}{\text{Cy}_{12}\text{Fe}_2\text{K}_8} + \overset{\text{II}}{\text{Fe}(\text{OH})_2} + \overset{\text{VI}}{\text{Fe}_2(\text{OH})_6}.$$

Koges Berlinerblaat med Vand og rødt Kvægsølvilte, dannes det overordenlig giftige *Cyankvægsølv* og en

Blanding af Jernforilte- og Jerntveiltehydrat: $\text{Cy}_{12}(\text{Fe}_2)^{\text{VI}}\text{Fe}_3^{\text{II}}$
 $+ 6 \text{ Hg O} + 6 \text{ H}_2 \text{ O} = 6 \text{ Hg Cy}_2 + \text{Fe}_2^{\text{VI}}(\text{OH})_6 + 3 \text{ Fe}(\text{OH})_2$.
 Dette Cyankvægsølv krystalliserer ved Inddampning og Afkøling af Filtratet i farveløse Naale. Ved Op-
 hedning af det tørre Salt spaltes det i metallisk Kvæg-
 sølv og Cyan, idet: $\text{Hg Cy}_2 = \text{Hg} + 2 \text{ Cy}$. Sml. (8). *Cyan*
 er en farveløs Luftart, der lugter efter bitter Mandler.
 Den er meget giftig, opløselig i Vand og brænder med
 rød Flamme til Kulsyre og Kvælstof. Vi have her et
 Exempel paa et chlorlignende Radikal, ligesom Gruppen
 NH_4 dannede et metalligende Radikal.

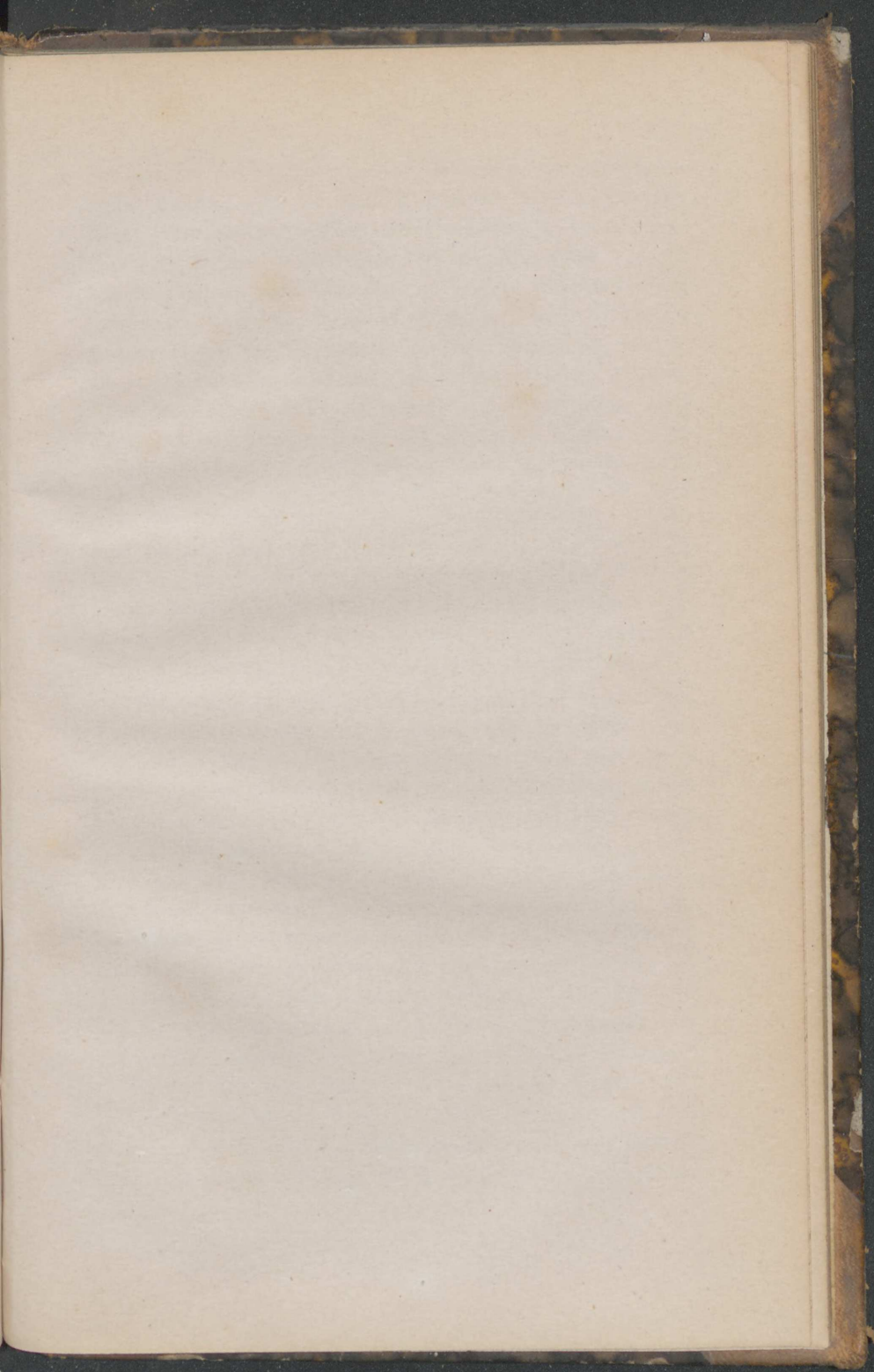
Plantens og Dyrets Hovedbestanddele.

172. Af det Kulstof, Planten uddrager af Luftens
 Kulsyre, og af Vand opbygger den sine vigtigste Be-
 standdele. I Virkeligheden ere de Stoffer, der optræde
 i størst Mængde i Planten, sammensatte som Kulstof,
 forbundet med Vand. Denne Gruppe af Stoffer kaldes
 derfor *Kulhydrater*. De vigtigste af disse ere *Stivelse*,
Sukker og *Cellestof*. Men man har ved Forsøg fundet, at det
 Rumfang Kulsyre, en Plante optager, ikke er saa stort som det
 Rumfang Ilt, den udaander. Da nu 1 Rf. Kulsyre indeholder 1
 Rf. Ilt (54), saa synes det vist, at Planten ogsaa sønderdeler
 Vandet, om end i langt ringere Grad.

Kulhydraterne

ere alle farveløse, uden Lugt og uden Reaktion paa
 Plantefarverne.

173. *Stivelse*, Melstof, $\text{C}_6 \text{ H}_{10} \text{ O}_5$, optræder overalt
 i Planten, men udskilles undertiden i større Mængde i
 enkelte Plantedele, som i Kartoflernes Knoller, i Frøene,
 i adskillige Palmers Stamme (Sago), hvor de danne et
 Oplag af Næringsstof, enten for Planten selv eller for
 den kommende Generation. Stivelsen optræder altid
 som mere eller mindre afrundede Korn. Naar disse



opnaae en vis Størrelse, vise de sig byggede paa en egen Maade, idet de nemlig bestaae af koncentriske Lag. Størrelsen af disse Stivelsekorn er yderst forskjellig. I Kartoffelstivelsen ere de saa store, at de kunne skjelnes med blot Øje, i Hvedestivelse betydelig mindre, og i de Dele af Planten, hvor Stivelsen dannes (188), ere de ganske overordenlig smaa, saa at de kun kunne skjelnes ved stærk Forstørrelse. I koldt Vand er Stivelse ikke opløselig, ved Opvarmning med Vand briste Kornene, bolne ud og danne Klister. Ved Kogning af Kartofler fylde Stivelsekornene da fuldstændig de Celler, hvori de (i et Antal af 15—20) ere indesluttede. Samtidig skille disse Celler sig fra hverandre. Naar man koger Stivelse med meget Vand, saa blive de enkelte Dele saa fint fordelte, at den filtrerede, fuldkommen klare Vædske endnu indeholder Stivelse. Baade i fast og opløst Tilstand farves Stivelse blaa af Jod. Farven forsvinder ved Opvarmning, men kommer igjen ved Afkøling.

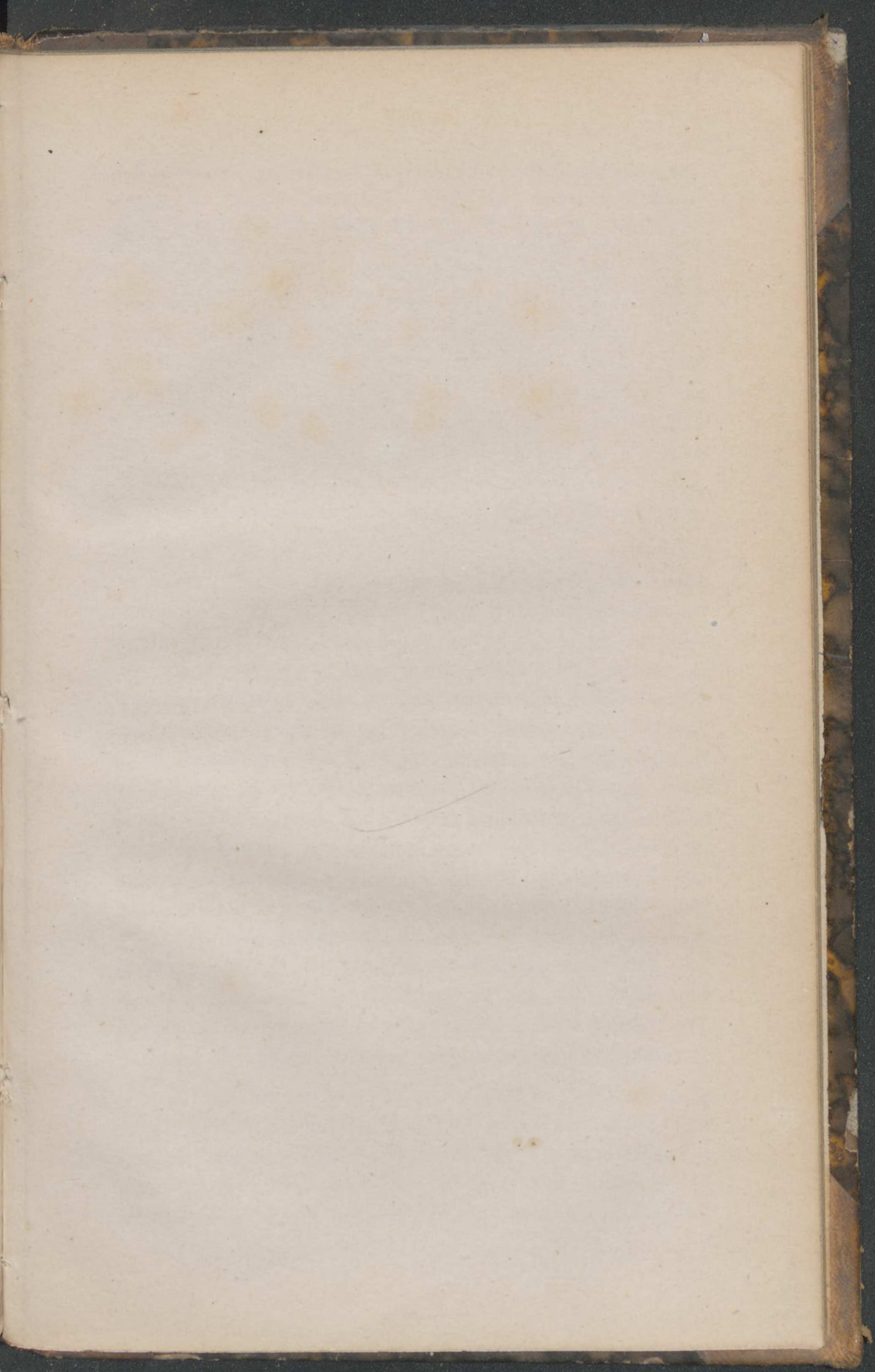
Opvarmes tør Stivelse til omtrent 150°, omdannes den til *Dextrin*, der er sammensat som Stivelsen, men opløselig i Vand. Det samme finder Sted, naar man koger Stivelse med svag Svovlsyre, (men Virkningen gaaer her let videre, idet Dextrinet omdannes til Druesukker [174]), eller naar man ved omtrent 70° tilsætter et Udtæk af Malt. Malt er spirende Byg. Det indeholder et i Vand opløseligt Legeme, *Diastase*, som har den Egenskab, at omdanne store Mængder Stivelse først til Dextrin, derpaa til Druesukker, uden at Diastasen tilsyneladende selv lider nogen Forandring. Dette Forhold har sin store Betydning under Frøets Spiring, da den uopløselige Stivelse omdannes til opløselige Næringsstoffer for den unge Plante. At Diastasen først virker ved højere Temp. (over 30°, kraftigst ved henimod 70°) staaer uden al Tvivl i Sammenhæng med, at Frøene under Spiringen indaande Ilt og udaande Kulsyre, altsaa

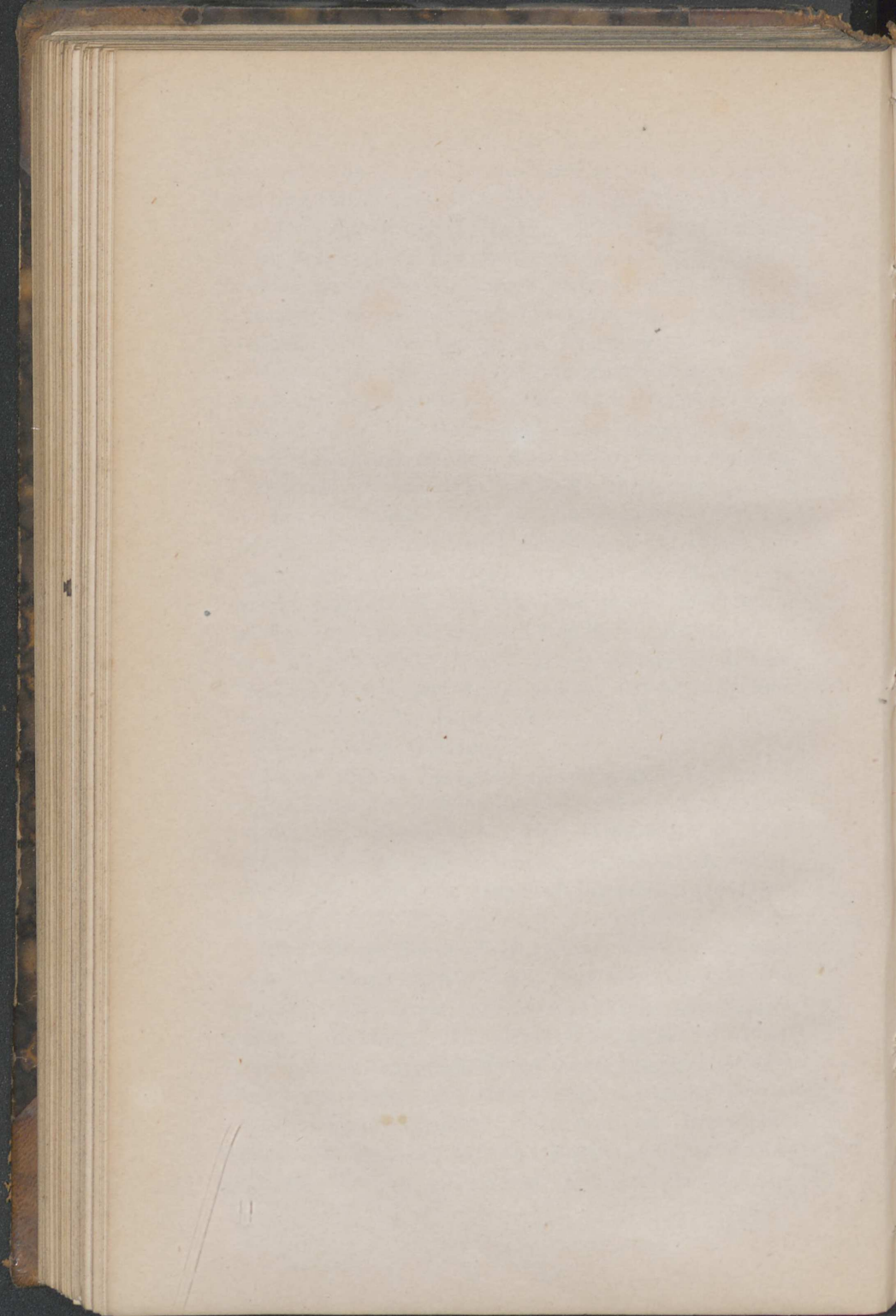
forbrænde Kulstof, hvilket medfører en betydelig Varmeudvikling (Malt).

174. *Rørsukker*, $C_{12}H_{22}O_{11}$, vindes især af Sukkerør og Sukkerroer, dog findes det temmelig udbredt i Planteverdenen, især i mange søde Frugter. Den af Sukkerøret udpressede Saft bliver opvarmet med noget Kalkmælk, hvorved forskellige Urenheder fjernes, og inddampet, ikke sjældent i det luftfortyndede Rum. Saaledes vindes det Raasukker, vi faae fra Kolonierne. Dette bliver *raffineret* ved Opløsning i Vand, Opvarmning med æggeghvideholdende Stoffer, som bringe flere Urenheder til at samle sig (sml. 184; Albumin), Filtrering gennem høje Lag af Benkul (164) og Inddampning i det luftfortyndede Rum. Ved hurtig Afkøling af den stærkt indkogte Opløsning faaes *Topsukker* (små Krystaller), ved langsom Afkøling af den ikke saa stærkt inddampede Vædske faaes *Kandis* (store Krystaller). Rørsukker er yderst let opløseligt i Vand, ogsaa, skjønt mindre let, i Vinaand. Ved højere Temp. smelter det til Bygsukker (Drops), ved endnu højere afgiver det Vand og bliver til *brændt Sukker* (Karamel).

Koger man en Rørsukkeropløsning med svag Svovlsyre, spaltes det i to andre Sukkerarter, Druesukker og Lævulose. Blandingen kaldes *Frugtsukker* og forekommer i mange søde Frugter, ofte alene (Kirsebær, Stikkelsbær), ofte ved Siden af Rørsukker (Blommer, Hindbær).

175. *Druesukker*, $C_6H_{12}O_6$, danner utydelige Krystallvorter, er letopløseligt i Vand, men ikke saa sødt som Rørsukker. Det findes, som nævnt, i mange søde Frugter ligesom i Honning. De fleste Kulhydrater give ved Kogning med fortyndede Syrer enten Frugtsukker eller Druesukker alene. Det vindes især af Stivelse paa de i (173) nævnte Maader. Rørsukker og Druesukker kjendes fra hinanden ved den Maade, hvorpaa de forholde sig over for en alkalisk Kobberveilteopløsning.





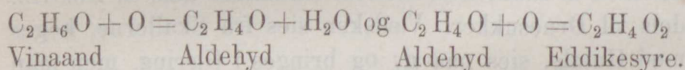
Man sætter nogle Draaber Kobbervitriolopløsning til Sukkeropløsningen og derpaa Natronlud i Overskud, hvorved Vædsken bliver blaa. Druesukker vil da allerede i Kulden eller ved ganske svag Varme, Rørsukker først ved Koguing udskille rødt Kobberforilte. En svag Druesukkeropløsning paavirkes paa en højst mærkelig Maade af *Gær*. Gær er en lavtstaaende Plante; den voxer frodigt i en svag Druesukkeropløsning, men spalter samtidig Sukkeret i Vinaand, C_2H_6O , og Kulsyre: $C_6H_{12}O_6 = 2CO_2 + 2C_2H_6O$. Foruden Druesukker ere dog til Udvikling af Gærsvampen og følgelig af Gæringen andre Betingelser nødvendige: at Vædsken er svagt sur, at den indeholder kvælstofholdende Stoffer og visse mineralske Bestanddele, og at den har en Temp. af omtr. 25° .

176. Paa de her nævnte to Virkninger, Stivelsens Omdannelse til Druesukker ved Malt og Druesukkerets Spaltning i Vinaand og Kulsyre ved Gær, beroer *Tilvirkningen af Øl og Brændevin*. Den sidste vindes af Korn og Kartofler, hvis Melstof saavidt mulig fuldstændig omdannes til Vinaand og Kulsyre. Vinaanden, som er mere flygtig end Vand, skilles dernæst fra Størstedelen af Vandet og fra Skallerne ved en Destillation, som skeer i ofte meget indviklede Apparater. Øl vindes derimod af Malt, hvis Melstof omdannes dels til Dextrin, dels til Druesukker. Vædsken sies fra Skallerne, koges med Humle, sies paa ny og bringes i Gæring, men man ønsker ved denne kun en Del af Druesukkeret og Dextrinet omdannet til Vinaand og Kulsyre. En Del skal blive som saadant i Øllet, bl. A. ogsaa, fordi dette skal undergaa en Eftergæring paa Fade, helst ved en Temperatur, der er faa Grader over Vandets Frysepunkt.

177. *Vinaand*, C_2H_6O , der danner det berusende Stof baade i Brændevin, Øl, Vin, Likører og Mjød, kan ikke fuldstændig skilles fra Vandet ved simpel Destillation. Dertil fordres en Destillation med vandsugende Midler, især brændt Kalk. I vandfri Tilstand er Vin-

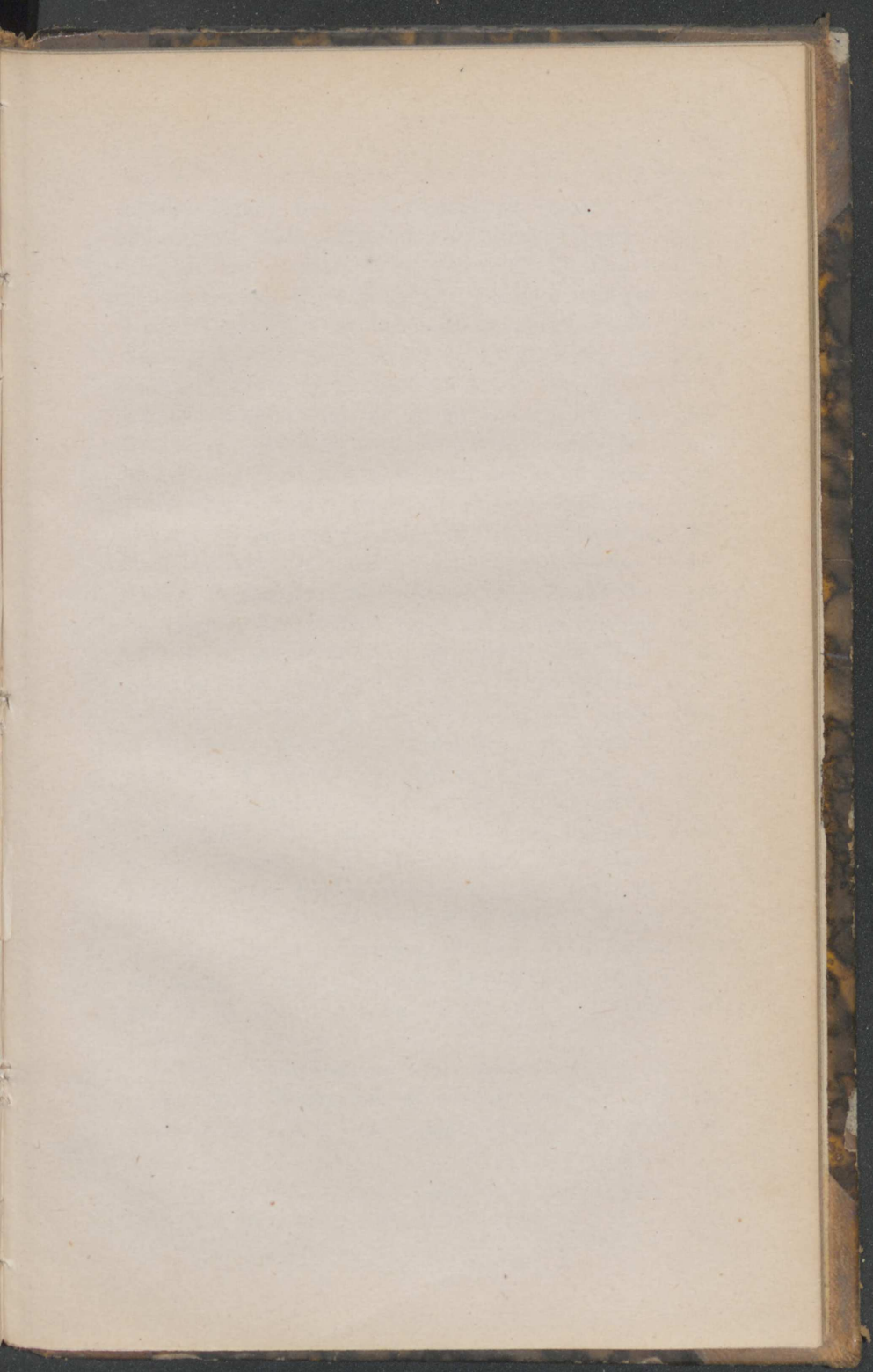
aand (*absolut Alkohol*) en farveløs Vædske af Vf. 0,8 og Kogepunkt 79° . Den har en behagelig Lugt og brænder med ikke lysende Flamme. Den kan blandes med Vand i alle Forhold, hvorved der skeer en Formindskelse af Rumfanget og en Varmeudvikling. Den vandholdige Vinaands Styrke angives angives sædvanlig i Procent efter Rumfang. En Vinaand paa 50 Proc. er en saadan, som i 100 Rf. indeholder 50 Rf. Vinaand (og 53,7 Rf. Vand) ved $15,5^{\circ}$. Almindeligt Brændevin indeholder saaledes 40—50 Proc., Portvin og Sherry omtr. 17, Rødvin 7—8, Bayersk Øl 4—5, Hvidtøl 1—3 Proc. absolut Alkohol.

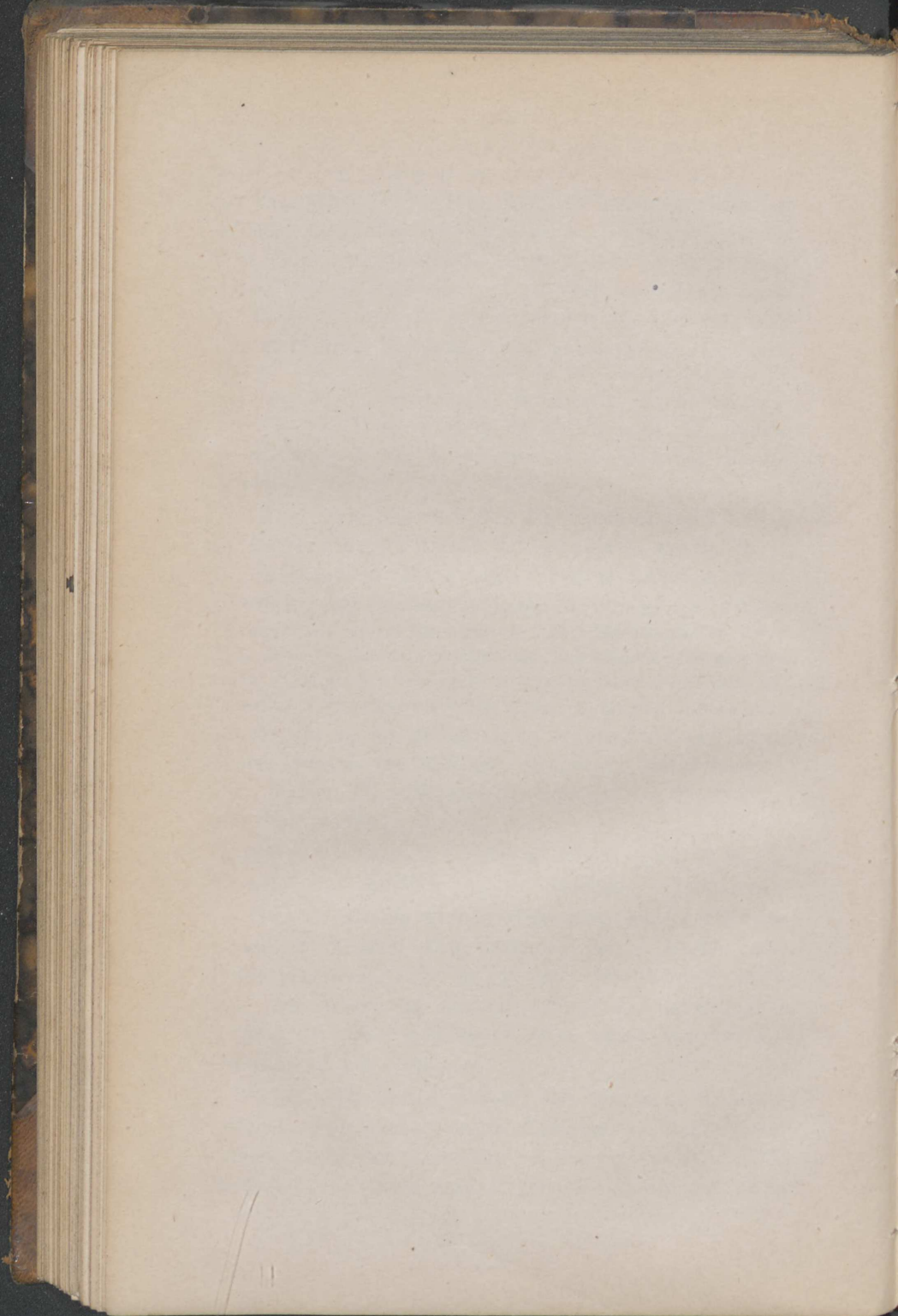
178. Svag Vinaand ilter sig efterhaanden i Luften til *Eddike*; herpaa beroer det, at mindre stærk Vin og Øl efterhaanden bliver surt. Porøse Legemer fremskynde hyppigt Eddikesyredannelsen. Bringer man et Stykke Platinsvamp i et tørt Prøveglass og lukker Glasset med en kløvet Prop, hvori er indsat et Stykke blaat Lakmuspapir, befugtet med stærk Vinaand, saa vil ved Henstand, og navnlig ved svag Opvarmning, Lakmuspapiret farves rødt. Samtidig lugter man Eddikesyre og en anden skarp og ejendommelig Lugt; denne hidrører fra *Aldehyd*, en meget flygtig Vædske, som danner Overgangen fra Vinaand til Eddikesyre. Man har nemlig:



Paa de samme iltende Virkninger beroer Fabrikationen af *Eddike*; kun anvendes her i Reglen ikke Platinsvamp (skjønt den bruges), men Høvlspaaner, hvorover man lader svag Vinaand dryppe ned under rigelig Adgang af Luft. Eddikesyre faaes ogsaa ved tør Destillation af Træ (166).

179. *Cellestof*, Cellulose, har Stivelsens Sammensætning, men ganske andre Egenskaber. Det danner Cellevæggene hos Planterne og visse lave Dyr. Dets Beskaffenhed vexler med Organernes Natur og Alder





fra det haarde, faste Cellestof i Blommestene f. Ex. *) til det bløde, løse i Hyldemarv og Bomuld. De to sidstnævnte Stoffer, ligesom fint, ulimet Filtrerpapir og Linned, ere temmelig rent Cellestof. Da Cellestof er uopløseligt i næsten alle Opløsningsmidler, kan det faaes i ren Tilstand ved at behandle de nævnte Stoffer med Vand, Vinaand, svage Syrer og Alkalier osv., hvorved Indblandingerne fjernes. Cellestof er farveløst og har samme Struktur som de Plantedele, hvoraf det blev fremstillet. Af kold stærk Svovlsyre opløses det efterhaanden og omdannes til et Stof, der idetmindste ligner Druesukker meget. Dypper man ulimet Papir nogle faa Sekunder i en kold Blanding af 2 Rf. Svovlsyre og 1 Rf. Vand vadsker det hurtigt i meget Vand, dannes *vegetabilisk Pergament*. Af en Blanding af stærk Svovlsyre og Salpeter kan Bomuld (ogsaa andre Slags Cellestof), omdannes til *Skydebomuld*, der endnu har Bomuldens Struktur, men istedetfor et vist Antal Brintatomer indeholder Radikalet NO_2 (sml. 168), og som under visse Betingelser exploderer. Skydebomuld er opløselig i en Blanding af Vinaand og Æther. Opløsningen er *Kolloidium*. — Særdeles vigtig er den Omdannelse, Cellestoffet lider ved Formuldning (183) og lignende Virkninger, hvorved det efterhaanden bliver rigere paa Kulstof. Tørt Træ indeholder saaledes omtr. 50 Proc. Kulstof, Tørv allerede henved 60 Proc.; ved de Omdannelser, hvorved Brunkul, Stenkul og Anthracit ere opstaaede, er Kulstofmængden bestandig stegen (i Brunkul til 65—70, i Stenkul til 70—90, i Anthracit til henimod 95 Proc.).

180. Kulhydratrne ere karakteristiske Plante-stoffer; som *Bestanddele* af Dyrene spille de en meget underordnet Rolle. De vigtige Grupper af organiske

*) hvor dog det s. k. inkrusterende Stof, *Lignin*, findes i betydelig Mængde ved Siden af Cellestoffet.

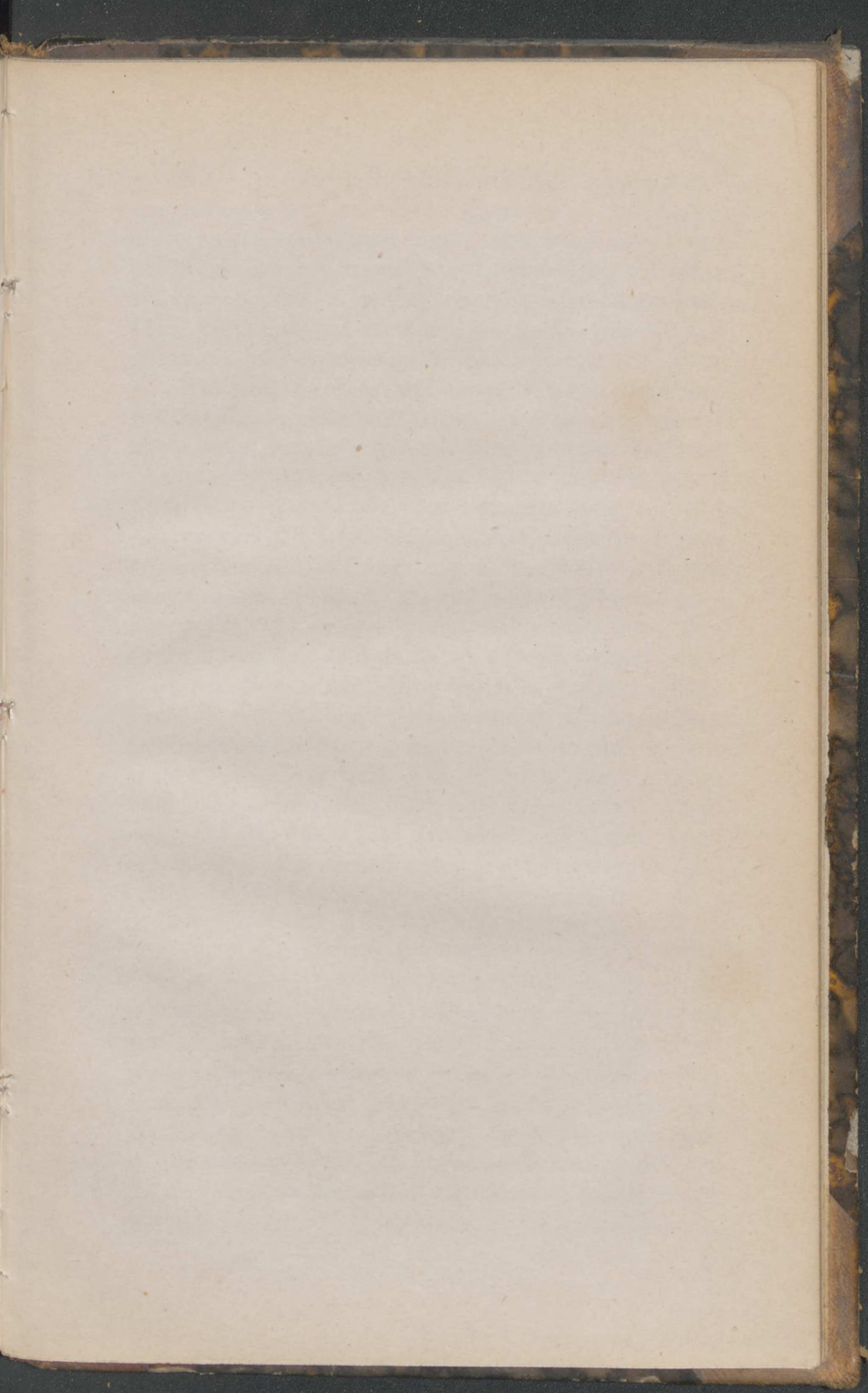
Legemer, der nu skulle omtales, Fedtstoffer og Æggehvidestoffer, findes derimod som vigtige Bestanddele baade af Planter og Dyr.

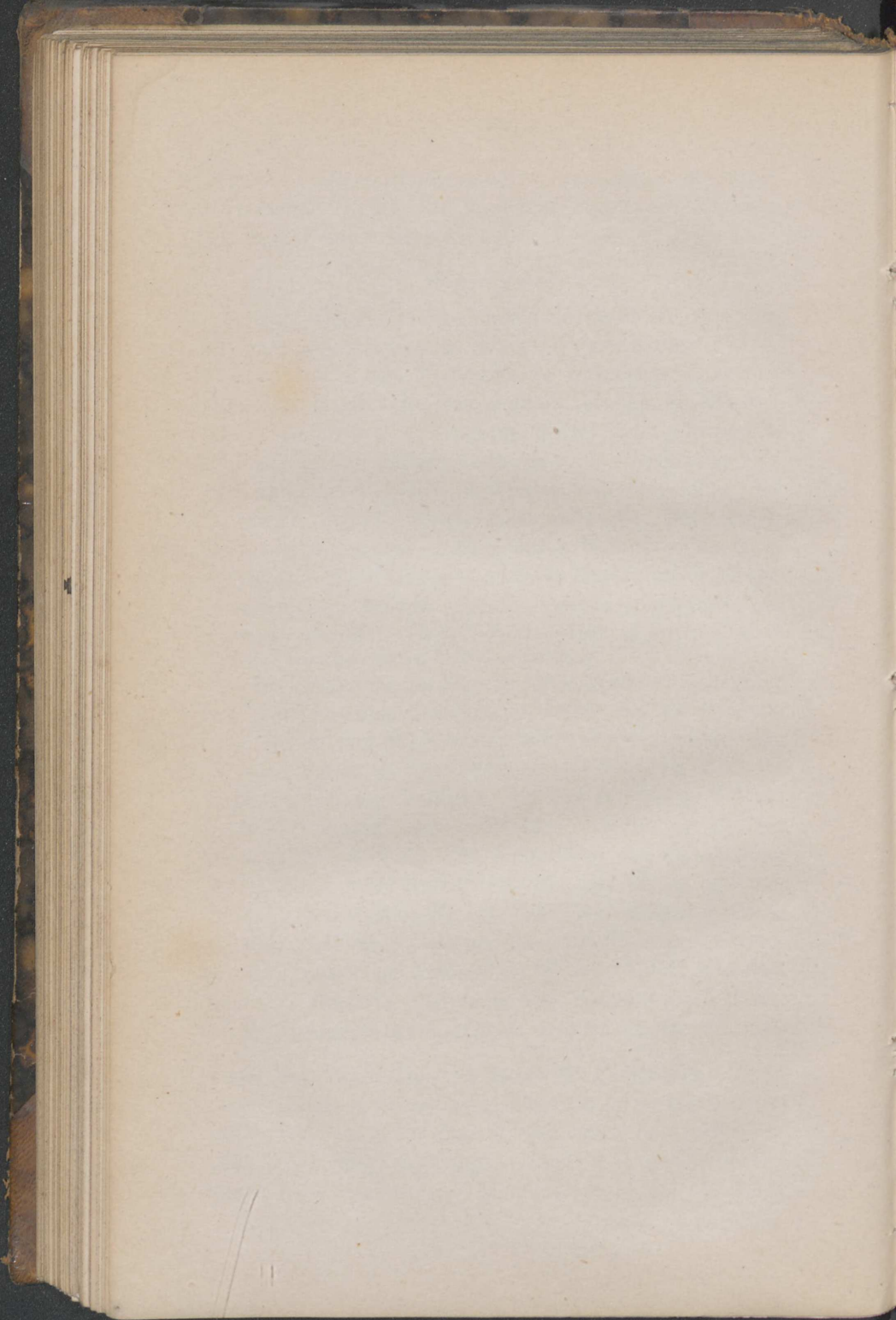
Fedtstofferne.

181. Denne Gruppe indeholder Kulstof, Brint og Ilt, men gennemgaaende mindre Ilt end Kulhydraterne. I Planterne findes Fedtstofferne fortrinsvis i Frøene (Rapsolie, Mandelolie, Kokosnødolie, Linolie, amerikansk Olie), undertiden i Frugtens bløde Dele (Olivenolie, Palmeolie); kun ganske undtagelsesvis i Roden og i de bladgrøntførende Celler. I Dyrene findes de Celler, der indeslutte Fedtet, meget mere udbredte, især under Huden, i Underlivet, i Knoglernes Hulheder (Marv) og udfyldende Mellemlummet mellem Musklerne, i Æggeblommen og i Mælken (Smør). Nervevævet indeholder som væsenlig Bestanddel et eget, fosforsyreholdigt og kvælstofholdigt Fedtstof af meget indviklet Sammensætning.

De i Planterne og Dyrene forekommende Fedtstoffer ere ikke væsenlig forskellige. Alle ere de flydende eller smelte dog langt under 100° ; i ren Tilstand ere de uden Farve og Lugt, lettere end Vand og give paa Papir en blivende Fedtplet. De ere uopløselige i Vand og kold Vinaand, men opløselige i Æther og flygtige Olier (f. Ex. Benzol). De sønderdeles ved Opvarmning med Alkalier, med Kalkhydrat eller med Blylte og Vand, væsenlig paa samme Maade, idet der dannes Salte af de s. k. *fede Syrer*, medens Basernes Hydroxyl forener sig med Resten af Fedtstoffet til et i Vand opløseligt Legeme, *Glycerin*. Glycerin har Formlen $C_3H_5(OH)_3$ od kan nærmest sammenlignes med en saadan flersyret

Base som $Fe_2(OH)_6$. De naturlige Fedtstoffer ere da dens normale fedtsure Salte. Glycerin er en tykflydende, sød Vædske, der under almindelige Forhold ikke fordamper eller fryser. Det benyttes paa Grund af disse Egenskaber meget i det daglige Liv. Alkalisaltene af de fede Syrer





er det, vi i daglig Tale kalde *Sæber*; de haarde Sæber ere Natronsæber, de bløde Kalisæber (grøn Sæbe). Sæberne ere opløselige i Vand, men naar dette indeholder Kalksalte (haardt Vand), udskilles uopløselige Kalksæber, idet Calcium- og Alkalimetallerne bytte Plads. Blysaltene af de fede Syrer kaldes i daglig Tale *Plastre*; de ere uopløselige i Vand.

Behandles Sæberne med fortyndede Syrer (Saltsyre, Svovlsyre), saa udskilles de fede Syrer og samle sig ved Opvarmning som et flydende Lag ovenpaa Vædsken. Disse fede Syrer ere i Almindelighed en Blanding af *Stearin-* og *Palmitinsyre*, der begge ere faste, og *Oliesyre*, der er flydende ved sædvanlig Temperatur. Stearinlys ere en Blanding af Stearin- og Palmitinsyre, Oliesyren benyttes mest til Sæbe. De ved sædvanlig Varme faste Fedtstoffer ere hyppigst Glycerinforbindelser af Stearin- og Palmitinsyre, i de flydende ere Glycerinforbindelser af Oliesyren overvejende. Dog findes i mange naturlige Fedtstoffer (f. Ex. Smør, Kokosnødolie; de tørrende Olier: Linolie, amerikansk Olie) andre Syrer, men det er kun ganske enkelte (som Hvalrav, Vox), der ikke ere Glycerinforbindelser. De fede Syrer ere alle opløselige i Vinaand; mange af dem have i fri Tilstand en ubehagelig Lugt, som mærkes, naar Fedtstofferne begynde at sønderdeles („blive harske“).

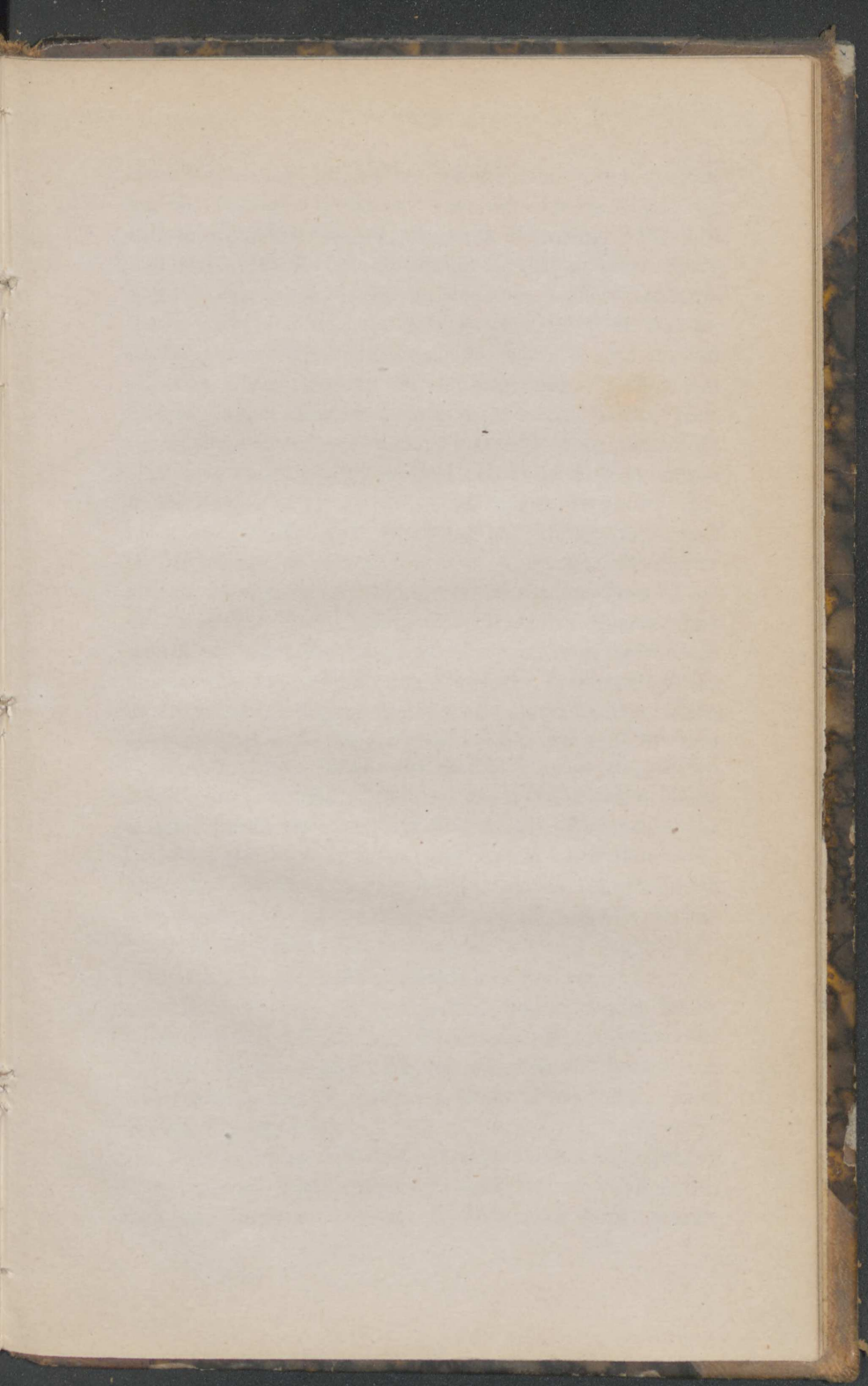
Æggehvidthofferne.

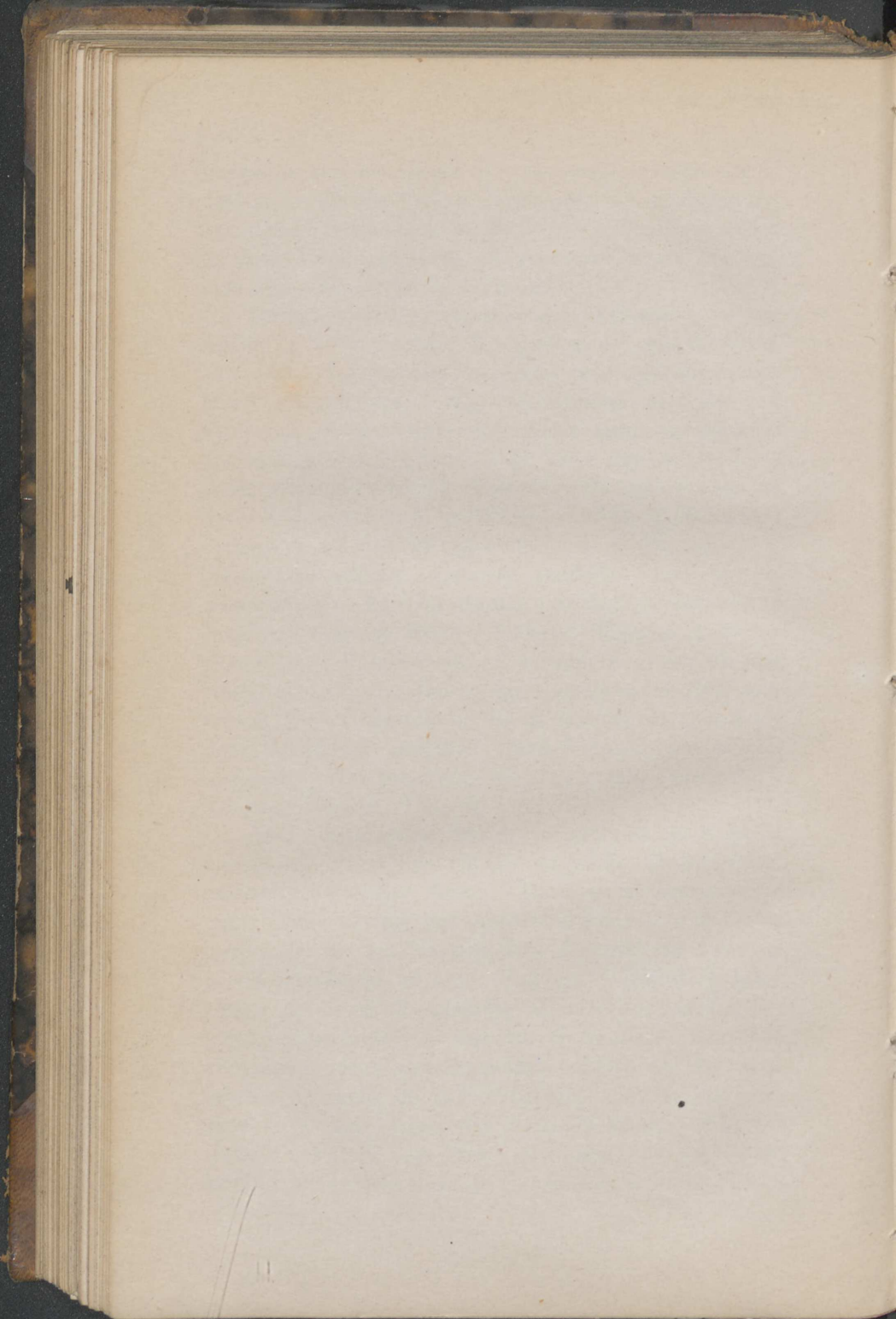
182. Disse have den mest udviklede Sammensætning af alle chemiske Forbindelser. De indeholde alle Kulstof, Brint, Ilt, Kvælstof og Svovl, og deres procentiske Sammensætning er næsten den samme; men da de i Almindelighed ikke kunne krystallisere, ikke ere flygtige og yderst let omdannes, saa har man intet Middel til med Sikkerhed at fremstille dem i ren Tilstand og kan derfor ikke angive deres Formel, som i alle Tilfælde er yderst sammensat. De ere alle faste,

sædvanlig farveløse Legemer. De danne Hovedbestanddele af de dyriske Væv, af Blodlegemerne og Ægget og ere vigtige Bestanddele af Mælken. I Planterne findes de under Væksten udbredte næsten overalt i hele Planten, men især opbygge de sig i Frøene.

De kunne sædvanlig optræde i to Former, en opløselig og en uopløselig. Overgangen fra den første til den sidste (*Koagulering*) kan skee paa højst forskjellig Maade (Æggehviden i Ægget koagulerer saaledes ved Opvarmning); den omvendte Proces lader sig derimod saa at sige aldrig udføre. I det Hele vise de alle temmelig overensstemmende Forhold. De opløses alle af stærk Eddikesyre og af Fosforsyre. Af Kali- og Natronlud opløses de vel ved Opvarmning, men herved skeer en delvis Sønderdeling, idet der samtidig dannes Svovlalkalimetaller. Ved Opvarmning give Æggehvidestofferne Lugt „af brændte Fjer“. I fugtig Tilstand gaae de yderst let i Forraadnelse, i koaguleret Tilstand dog langt vanskeligere. Derfor tjene saadanne Stoffer, som bringe Æggehvidestofferne til at koagulere, som Konserveringsmidler, saaledes: stærk Vinaand, Karbolsyre, Metalsalte (Konservering af Træ: Jernbanesveller), Kreosot (Røgning af Kjød).

183. Æggehvidestoffernes Forraadnelse baade fremkalder og fremskynder andre organiske Stoffers Forraadnelse og spiller derfor i Naturen en overordenlig vigtig Rolle, navnlig med Hensyn til Dannelsen af Muldjorden. Dyre- og Plantestoffers *Formuldring* betinges af Tilstedeværelse af Luft, Fugtighed, kvælstofholdige Stoffer og en vis, hverken for høj eller for lav Temperatur. Det var aldeles lignende Betingelser, som vare nødvendige for Vinaandsgjæringen (175). Og Forraadnelsen er virkelig en Art af Gæring. Den beroer paa, at en Masse lave Organismer, til hvilke Kimene altid ere tilstede i Luften som Støv, bestandig ere virksomme med at sønderdele døde Dyre- og Plantestoffer. Disse





lave Organismer, af hvilke enkelte ere bekjendte nok fra det daglige Liv under Navnene Skimmel og Mug, behøve Æggekvidestoffer til deres Ernæring. De leve som Dyr, idet de optage organisk Føde gennem deres Rødder; de indaande Ilt og udaande Kulsyre og bortskaffe derfor paa den ene Side de døde Dyre- og Plantesoffer, som ellers vilde ophobe sig i en nu næsten ufattelig Grad, medens de samtidig tilføre Luften den for de højere Planters Ernæring saa uundværlige Kulsyre. Dog foregaaer denne Virkning ikke pludseligt eller paa engang. Det første Produkt af Forraadnelsen er en Række brune, meget sammensatte organiske Forbindelser, de saakaldte *Muldstoffer*. Disse udgjøre en Hovedbestanddel af vor frugtbare Agerjord. De danne porøse Masser, hvori Planterne let kunne fæste Rod, de holde paa Fugtigheden, indgaae tillige Forbindelser med Kvælstoffet og mange af de for Planten nødvendige uorganiske Bestanddele, og forhindre derved disse fra at udvaskes af Regnvandet. Derfor indeholder Drainvandet forholdsvis meget faa faste Bestanddele, vel næppe 3 Dele paa 10,000 Dele. Men ogsaa paa andre Maader har Muldjorden en betydelig Vigtighed for Plantevæksten. Den er mørkebrun, og under lige Betingelser opvarmes mørke Legemer stærkere af Solen end lysere. Desuden medføre de Gæringer, hvorved Muldjorden efterhaanden forbrændes, en Varmemængde, der idetmindste tildels kommer de højere Planter tilgode.

184. De vigtigste Æggekvidestoffer ere:

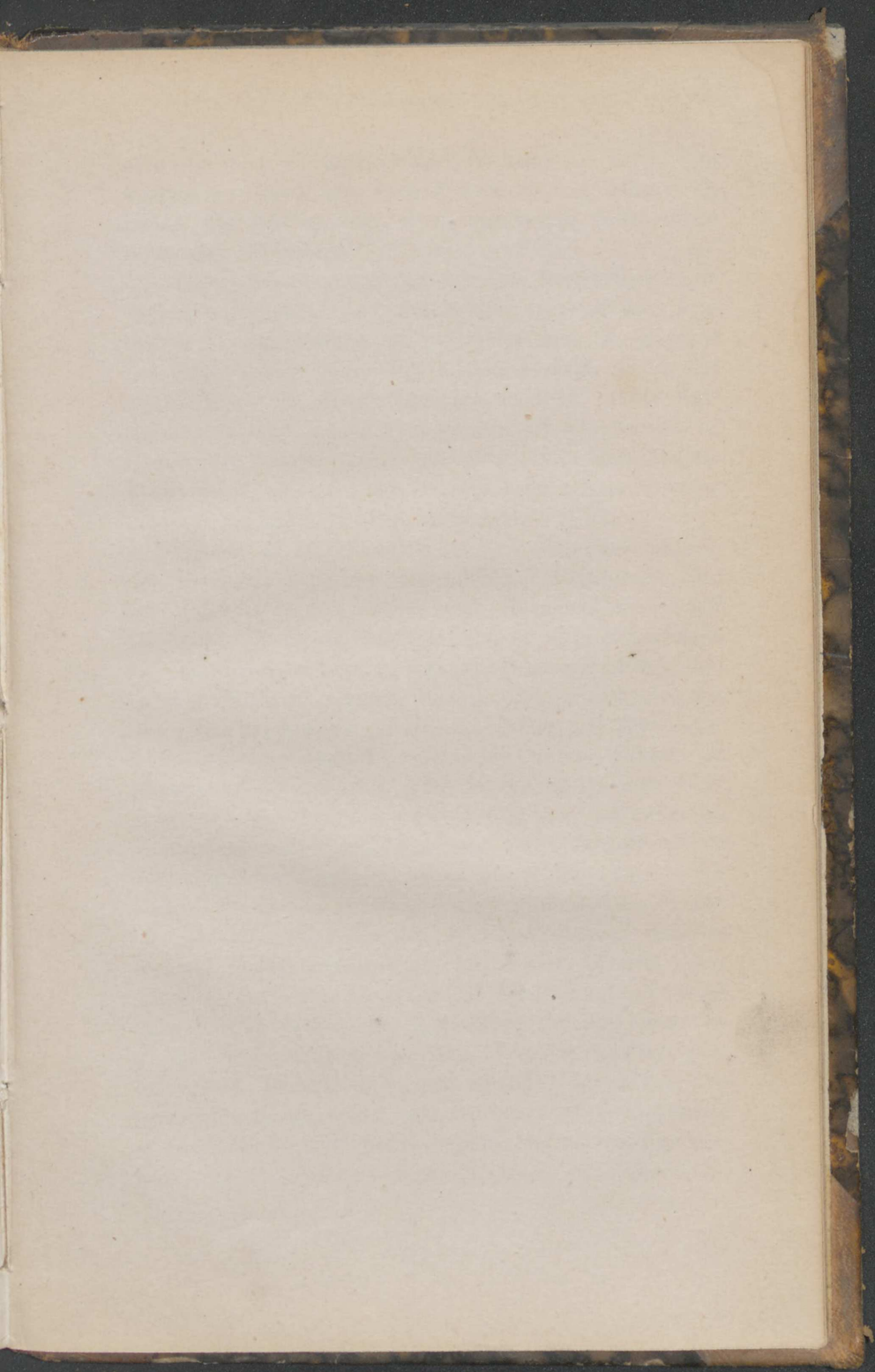
Albumin, der i 3 forskellige Modifikationer findes i Æggehviden, i Blodet og i Planterne. Det er opløseligt i Vand; Opløsningen reagerer alkalisk og koagulerer ved Opvarmning til 75°, dog kun fuldstændig, naar Vædsken neutraliseres.

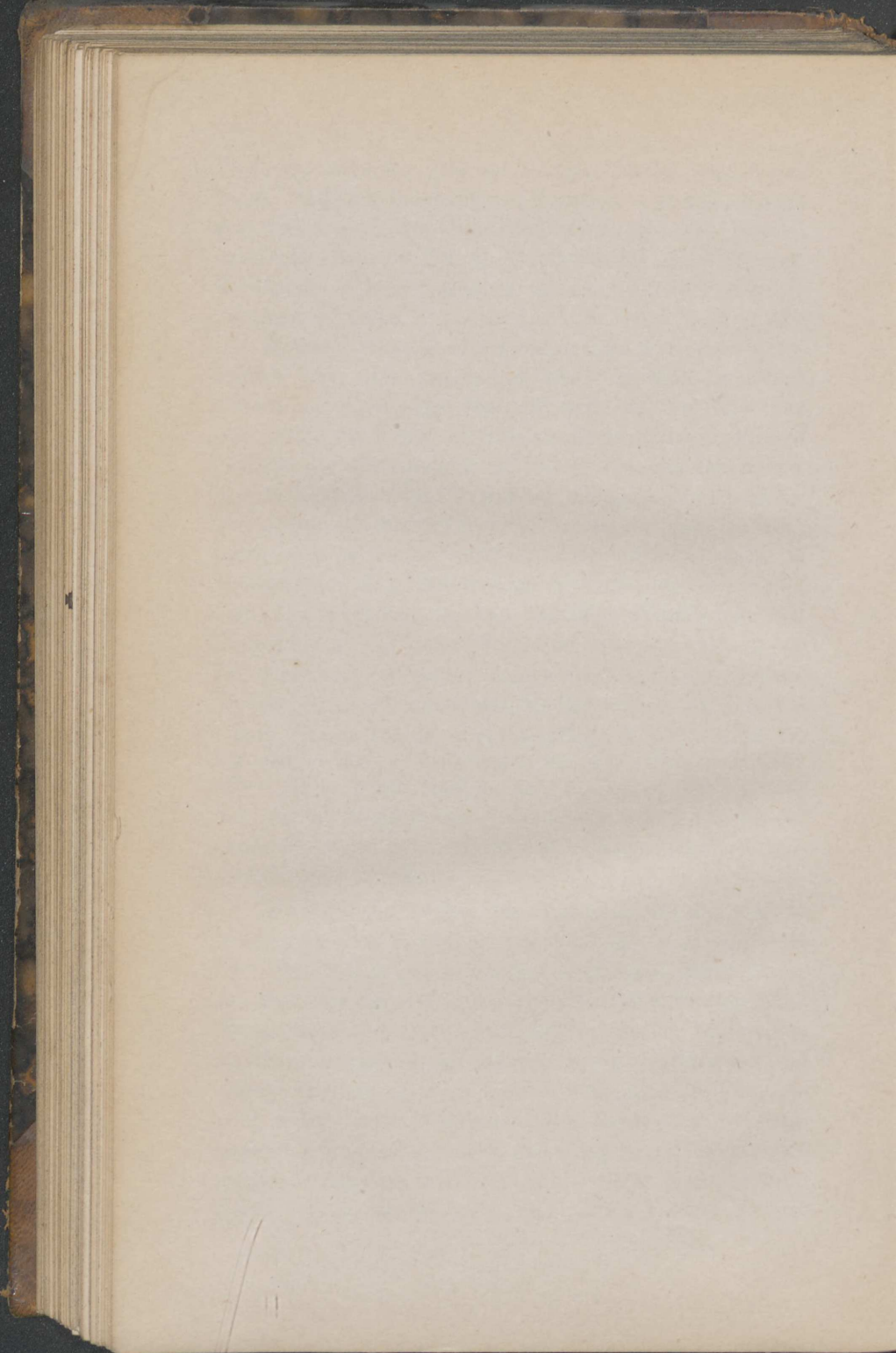
Fibrin findes i Blodet i opløst Form, men koagulerer hurtigt, naar Blodet bringes ud af Forbindelse med den levende Karvæg. Pidsker man frisk udtømt

Blod, saa udskilles Fibrinet i lange Trevler (Fibrer) paa Riset. Vædsken deler sig ved Henstand i to Lag, hvoraf det nederste indeholder Blodlegemerne; det øverste danner Blodvandet, der bl. A. indeholder Blodalbuminet. Blodvandet reagerer alkalisk og indeholder af Alkalier fortrinsvis Natron (0,4 Proc.).

Kasein, Ostestof, findes opløst i Mælken hos planteædende Dyr. Det koagulerer ikke i Varmen, men ved Tilsætning af en ringe Mængde Syre eller af Kalveløbe (den indre Slimhinde af Kalvens fjerde Mave). *Mælken* bestaaer for Størstedelen af Vand; desuden indeholder den Fedtstoffer (*Smør*), Kasein, Albumin, Mælkesukker (der nærmest ligner Rørsukker, men er langt tungere opløseligt) og omtr. $\frac{1}{2}$ Proc. Salte. Ved Henstand af Mælken udskilles Størstedelen af Fedtstofferne som et Lag paa Overfladen, der kan skummes af (*Fløde*). Ved Tilsætning af lidt Syre eller Løbe løber den skummede Mælk sammen (Kaseinet koagulerer), og den afsiede Vædske (*Vallen*) indeholder Mælkesukkeret og lidt Albumin. Dette koagulerer ved Kogning, og i Filtratet derfra kan man let eftervise Mælkesukker paa samme Maade som Druesukker (175). Naar Mælken frivillig bliver sur, beroer det paa, at Mælkesukkeret under Kaseinets Indvirkning omdannes til en Syre, Mælkesyre. Kasein udgjør Hovedbestanddelen af Ost.

Muskelfibrin udgjør den væsenlige Bestanddel af Musklerne, d. v. s. af Kjød. Kjød indeholder desuden 70—80 Proc. Vand. Udtrækkes hakket Kjød med koldt Vand, saa bestaaer den tilbageblivende Masse hovedsagelig af Muskelfibrin, medens Udtrækket indeholder forskellige kvælstofholdende Bestanddele, nogle Kulhydrater og Syrer, Albumin og flere mindre bekendte Stoffer, desuden Salte, især fosforsure Salte og Kalisalte. Disse udgjøre tilligemed noget Fedtstof og Lim Bestanddelen af Kjødsuppe. Denne indeholder dog kun omtrent 3 Proc. faste Bestanddele, Resten er Vand. Bringer





man derimod et Stykke Kjød i kogende Vand, saa koagulerer Albuminet paa Overfladen og danner en Hinde om Kjødet, saa at de opløselige Bestanddele blive deri (Stegning).

Hæmoglobin danner den farvende Bestanddel af de røde Blodlegemer. Det indeholder Jern og kan krystallisere. Det forener sig meget let med Ilt, hvorved det farves lysere rødt, i det lufttomme Rum afgiver det igjen Ilt. Paa denne Forening med Ilt beroer Forskjellen mellem arterielt og venøst Blod. Kulilte og Cyanbrinte kunne træde istedetfor Ilt i den nævnte Forbindelse, og dette staaer uden Tvivl i Sammenhæng med disse Luftarters store Giftighed.

Gluten er en Blanding af flere Æggehviteoffer, der forekomme ganske almindeligt i Planternes Frø, især i Kornsorterne. Ælter man Hvedemel med Vand til en stiv Dejg, saa kan man ved en tynd Vandstraale slæmme Stivelsen bort og beholde Glutenet tilbage som en sejt, klæbrig, gulagtig Masse. Det er dette Gluten, der giver Brøddejgen (af Hvede- og Rugmel) dens sejge Beskaffenhed. Dejgen indeholder Melets Sukker og Dextrin i opløst Form. Ved Tilsætning af Gær eller gærende Dejg (Surdejg) fremkaldes nu i Dejgen en Vinaandsgæring, hvorved Sukkeret som sædvanlig spaltes i Vinaand og Kulsyre. Denne sidste kan ikke slippe bort af den klæbrige Masse, men gør den let, porøs og „pibet“. Ved Bagningen tilsigter man dels at sprænge Melets Stivelsekorn, dels at riste Brødets Overflade og derved baade give det dets særegne Velsmag og danne en Skorpe, der gjør, at Brødet kan holde sig i længere Tid uforandret. Mel af Hvede og Rug indeholder 11—14 Proc. Æggehviteoffer af meget nær samme Sammensætning som Glutenet. Ved Tilsætning af mere Gluten (der faaes som Biprodukt ved Fabrikation af Hvedestivelse) kan Brødets Indhold af Æggehvite-

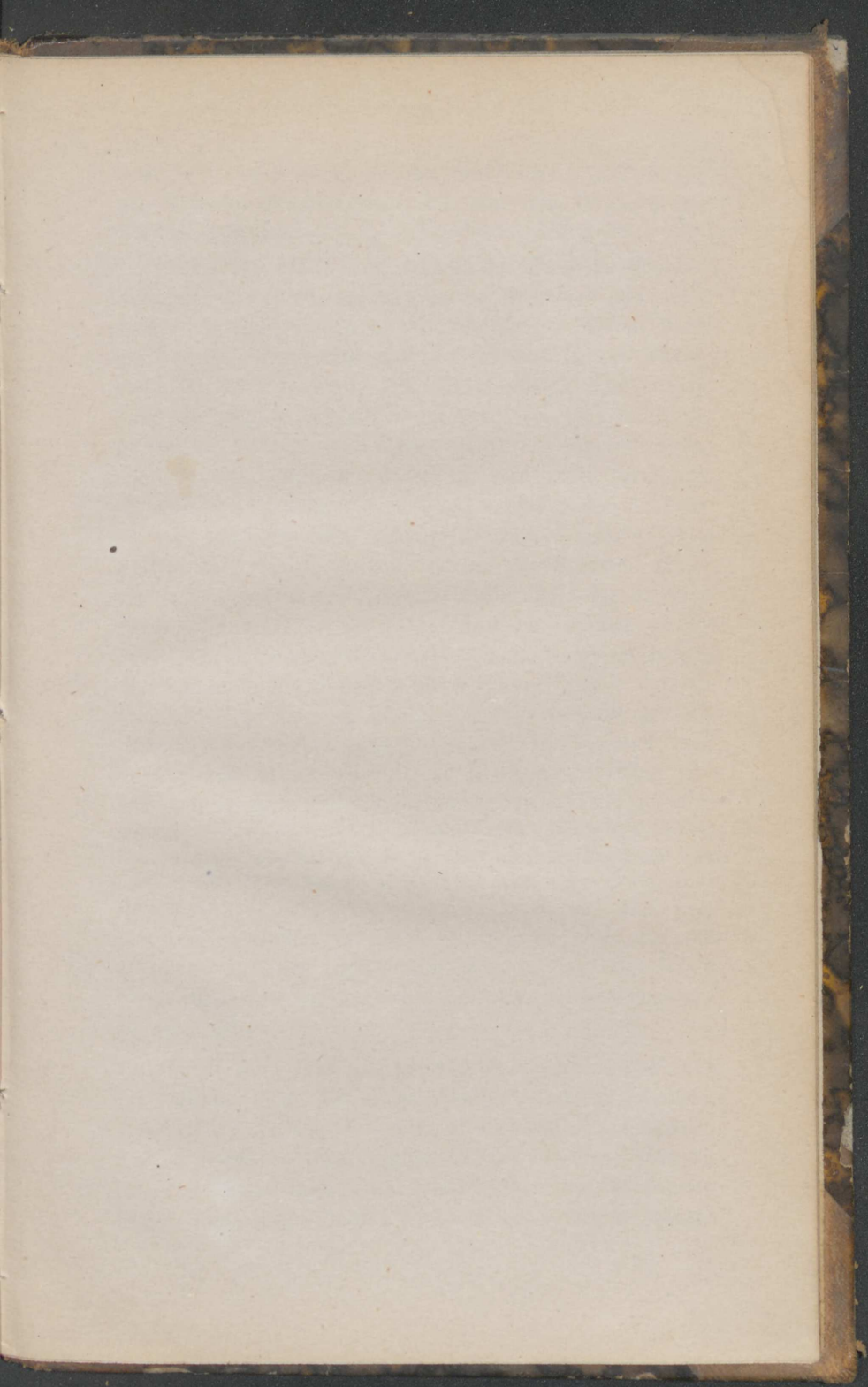
stof altsaa forøges og dermed dets Betydning som Næringsstof.

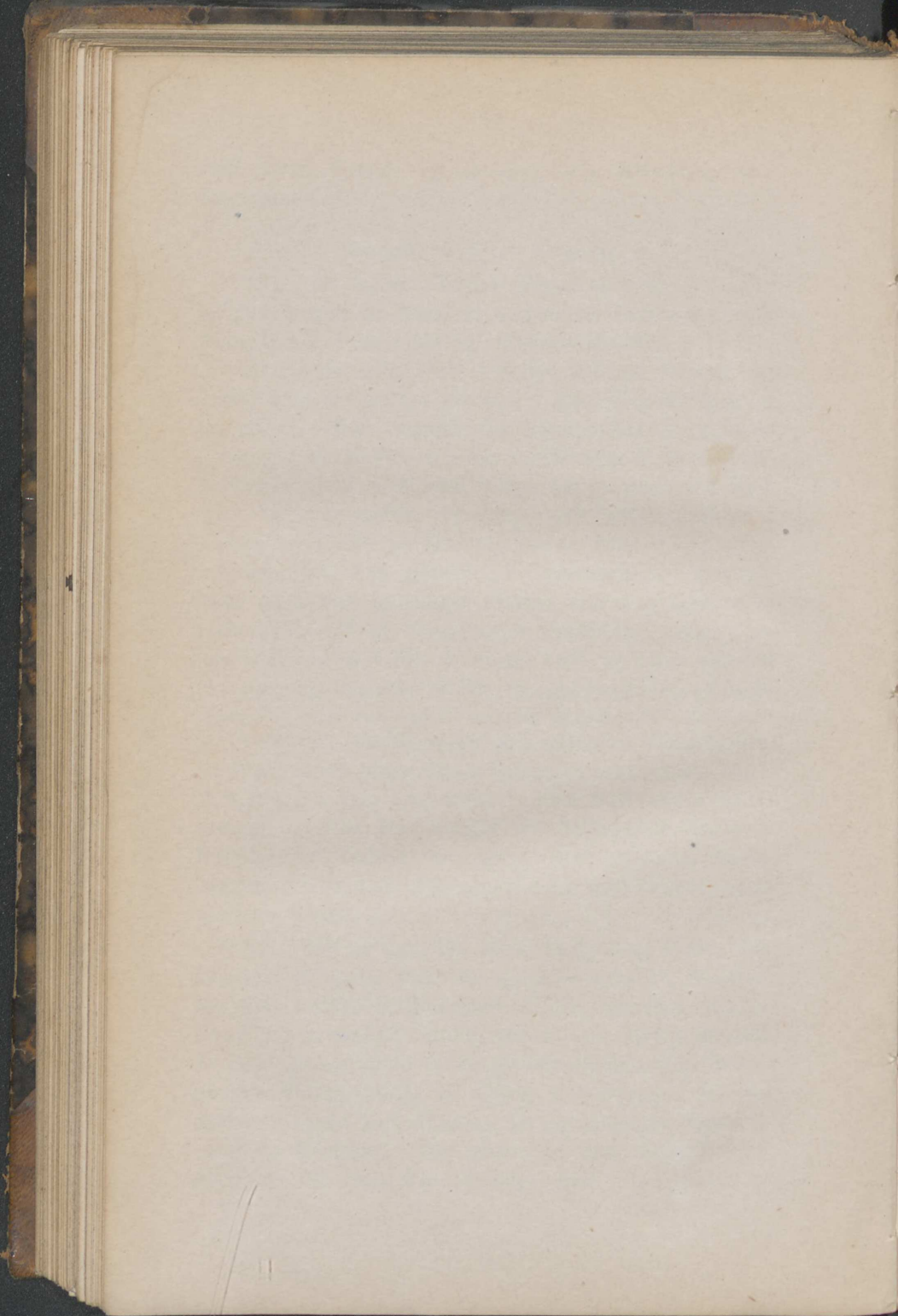
Plantens og Dyrets Ernæring.

185. *De højere Planters Ernæring* gaaer væsenlig ud paa af Kulsyre, Vand og uorganiske Stoffer at danne Kulhydrater, Fedtstoffer og Æggehvide-stoffer.

At grønne Plantedele i Sollys indsuge Kulsyre og afgive Ilt, er det let at vise. Man behøver kun at bringe afskaarne Stængler af Vandplanter (f. Ex. Potamogeton) i en Kolbe, der er fuldstændig fyldt med almindeligt Vand, som man tildels har mættet med Kulsyre. Derpaa sættes en Prop med Luftledningsrør i Kolben, saaledes at det udpresede Vand fylder Luftledningsrøret, som munder i det pneumatiske Apparat. Naar nu Kolben anbringes i Sollys, saa seer man snart Luft boble ud af Stænglernes Snitflader. Man kan samle Prøveglas fulde af denne Luft og vise, at den hovedsagelig bestaaer af Ilt. Før man bringer den glødende Spaan deri, gjør man bedst i at ryste den opsamlede Luft med lidt Natronlud. Til Forsøget maa anvendes Vandplanter, thi Luftplanter lukke deres Spaltaabninger under Vand. Men Planter, som leve under Vandet, have ingen Spaltaabninger. Hos dem optager det fritliggende Bladkjød Kulsyren af Vandet og afgiver Iltten gennem Cellevæggene, tilfældige Aabninger eller undertiden endog gennem Roden.

186. Det er kun den bladgrøntførende Celle, der formaaer at spalte Kulsyren og afgive dens Ilt. Planter, der ikke indeholde Bladgrønt (f. Ex. Hørsilke, mange lave Planter, saaledes Muldjordsbeboerne [183]) ligesom de ikke grønne Dele af de grønne Planter leve af organiske Næringsstoffer og aande som Dyrene. Og om Natten optager hele Planten Ilt og udaander Kulsyre. — Dette Bladgrønt, der spiller en saa vigtig Rolle i de højere Planters Liv, kjendes ikke i ren Tilstand;





man ved ikke engang, om det indeholder Kvælstof eller ej. Udenfor Planten viser det ikke hin Virkning paa Kulsyre i Sollys.

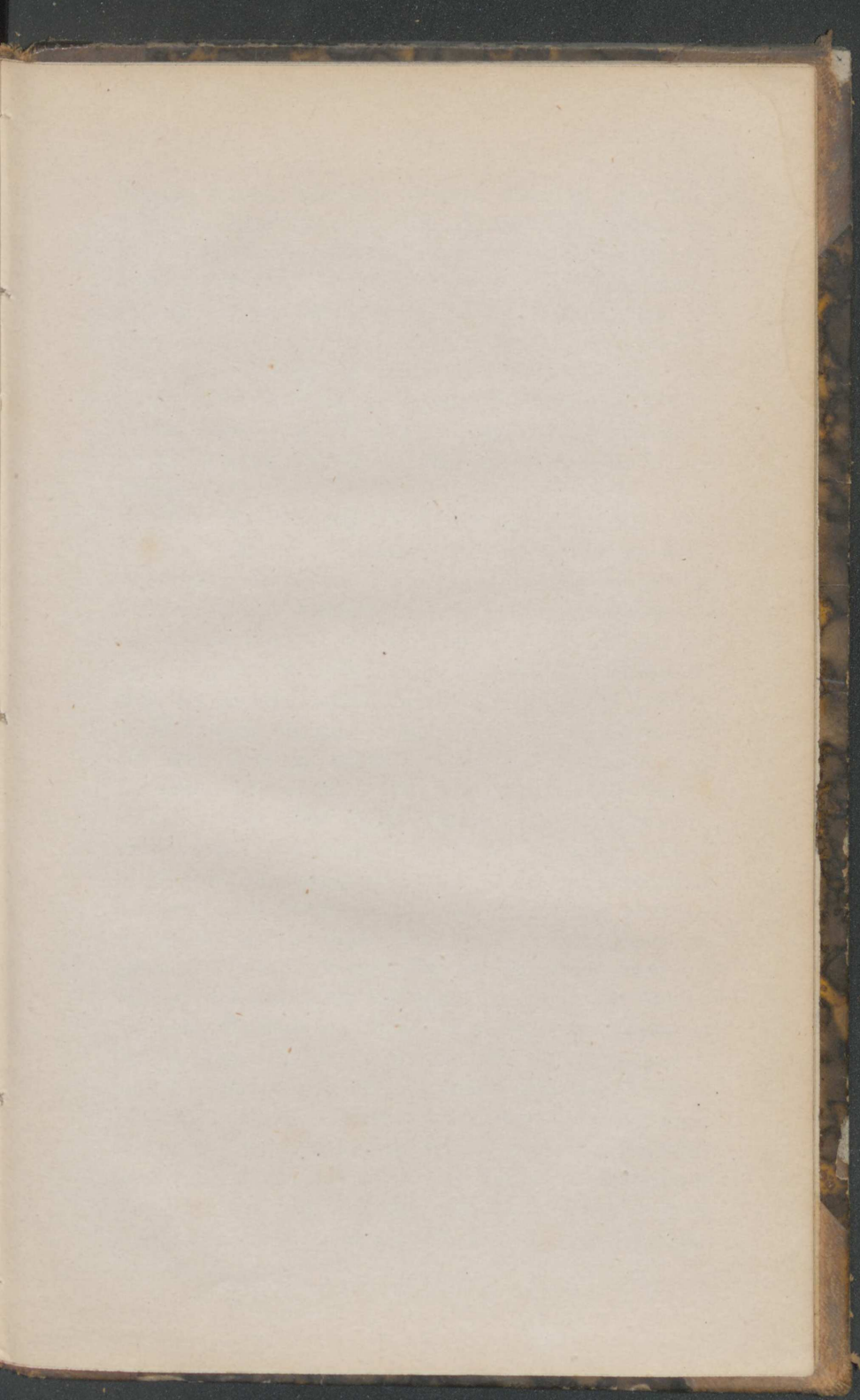
187. At Sollys kan fremkalde chemiske Sønderdelinger, er der (65 og 153) nævnt Exempler paa. Men Sollys er ikke noget enkelt, det hvide Sollys lader sig ved et Glasprisme spalte i en hel Række Farvestraaler, Rødt, Orange, Gult, Grønt, Blaåt, Violet, som, naar de samles, igjen give Hvidt. Ja, det lader sig godtgjøre, at der i Sollyset gives usynlige Straaler, som ligge udenfor det Røde, og som virke varmende, og usynlige Straaler, som ligge udenfor det Violette, og som virke chemisk. Naar Chlorsølv sønderdeles af Sollys, saa er det væsenlig de violette Straaler og de, der ligge udenfor det Violette, der virke. Violette Gjenstande blive paa Fotografier hvide. Det laa da nær at antage, at det Samme var Tilfældet, naar Kulsyren spaltes af Planten under Sollysets Medvirkning. Men det har tvertimod vist sig, at det her især er de gule og røde Straaler, der virke. Dette hænger nøje sammen med en ejendommelig Egenskab hos Bladgrønt. Dette Stof har nemlig Evne til at omdanne violet Lys til rødt. Naar man udkoger friske Blade med Vand, presser dem ud og bringer dem i absolut Alkohol, saa faaes en grøn Opløsning, som viser et rødt Skær, naar man seer fra oven ned i et Glas med Opløsningen, og hvori Sollys falder ind fra Siden. Det Lys, der har paavirket et Blad, er derved ikke herøvet Evne til at virke paa andre Blade, thi det første Blads Bladgrønt har omdannet de for Plantelivet unyttige Straaler til nyttige.

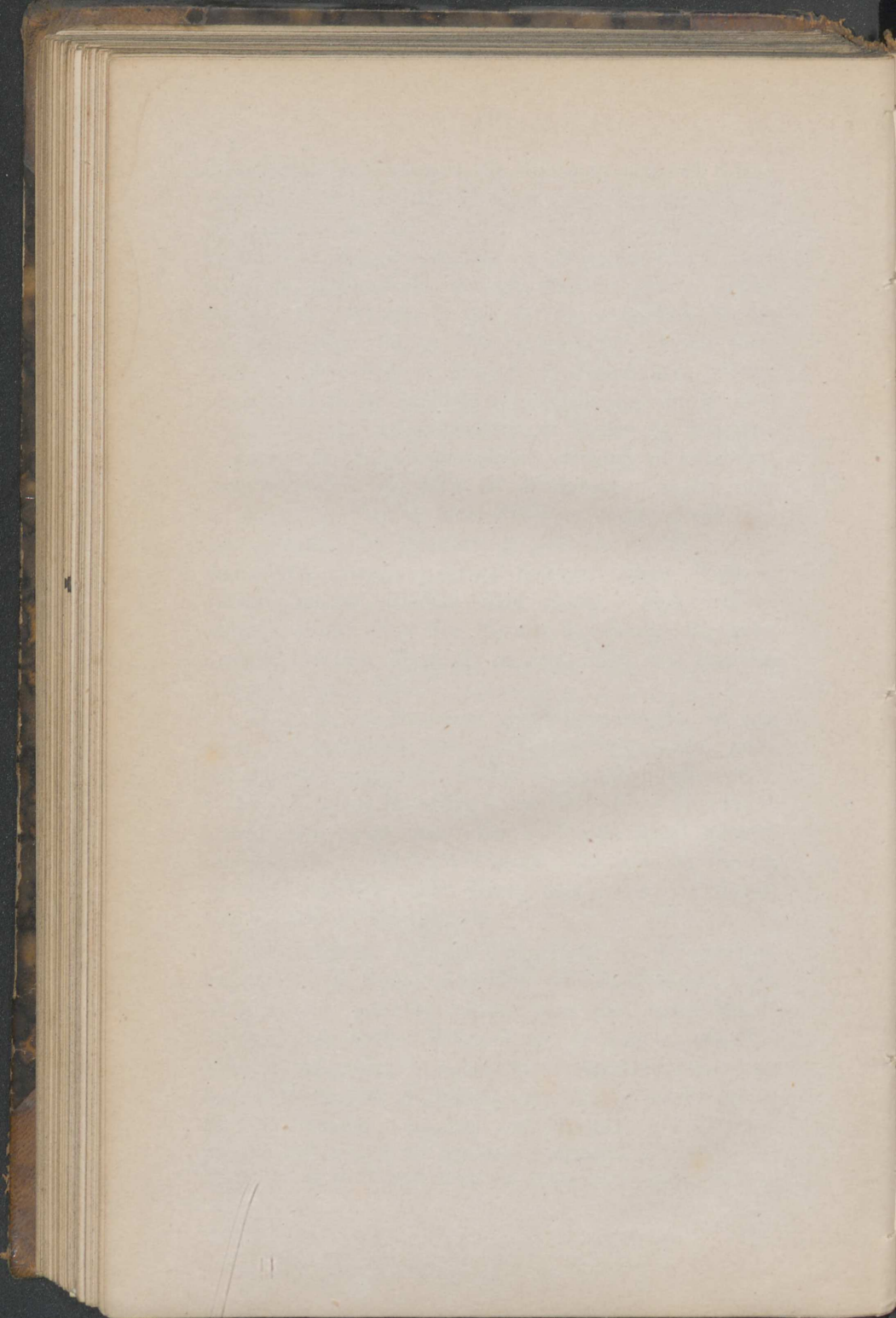
188. Det synes afgjort, at det organiske Stof, der først dannes i de bladgrønthørende Celler, er Stivelse. Disse Celler indeholde nemlig altid talrige Stivelsekorn, der rigtignok ere meget smaa (173). Stivelse lader sig udenfor Organismen omdanne til Sukker; det samme finder uden Tvivl Sted i Planten, og i denne opløste

Form, maa det antages, at Stivelsen passerer Celler-væggene. Men hvilke Virksomheder, det skyldes, at det saarlredes dannede Sukker i Planten omdannes til Fedtstoffer, Æggehvdestoffer og de mangfoldige andre organiske Bestanddele, der ofte findes i Planten, vides aldeles ikke. Sikkert er det, at visse uorganiske Stoffer ere nødvendige, for at disse Omsætninger kunne finde Sted. Kvælstoffets og Svovlets Nødvendighed er klar, da de udgjøre Bestanddele af Æggehvdestofferne. Det synes vist, at Tilstedeværelsen af Fosfor og Magnium er knyttet til Æggehvdestofferne, Kalium til Kulhydraterne, Calcium og Jern til Bladgrønt. Skjønt den Jernmængde, Planten indeholder, er meget ringe, saa blive Planter, der fuldstændig afskæres fra Tilførsel af Jern, ikke grønne. Jernet betinger altsaa Plantens grønne ligesom Blodets røde Farve. Men hvilken nærmere Rolle disse for Planten nødvendige Metaller, Kalium, Calcium, Magnium og Jern, spille ved Plantens Ernæring, vides ikke.

189. Dyrets Ernæring gaaer hovedsagelig ud paa igjen at sonderdele de af Planten opbyggede, mere sammensatte organiske Stoffer til simple Forbindelser. Medens Plantens Ernæring i det Hele er en Reduktion, hvorfor der ogsaa maa tilføres Planten Kraft udenfra (Sollys), saa er Dyrets Ernæring i det Hele en Iltning, og Dyret udvikler derfor Kraft, dels i Form af Varme, dels i Form af Muskelkraft.

190. Dyrets vigtigste Fødemidler ere Kulhydrater, Fedtstoffer og Æggehvdestoffer. Før disse kunne tjene til Ernæring, maa de opløses eller paa anden Maade bringes i en saadan Tilstand, at de kunne optages i Blodet. Allerede i Munden bliver Stivelsen delvis omdannet til Sukker af *Spyttet*, der nemlig indeholder et Stof af lignende Virkning som Diastase (173). Naar man lægger Mærke dertil, kan det let iagttages, at Brødet under Tygningen og især i det Øjeblik, det synkes, bliver sødt. I Maven





blandes Føden med den saltsure *Mavesaft*, der indeholder et ejendommeligt Stof, *Pepsin*, hvis væsenligste Betydning er at omdanne Æggehvidestofferne til opløselige Stoffer, de s. k. Peptoner. I Tyndtarmen endelig er det især *Bugspyttet* og *Galden*, der ere virksomme. Bugspyttet medvirker til Æggehvidestofferne videre Fordøjelse, men især fuldender det Opløsningen af Stivelsen og findeler Fedtstofferne paa en saadan Maade, at de kunne opsuges af Tarmvæggen, en Virksomhed, hvorved Galden synes at spille en betydelig Rolle.

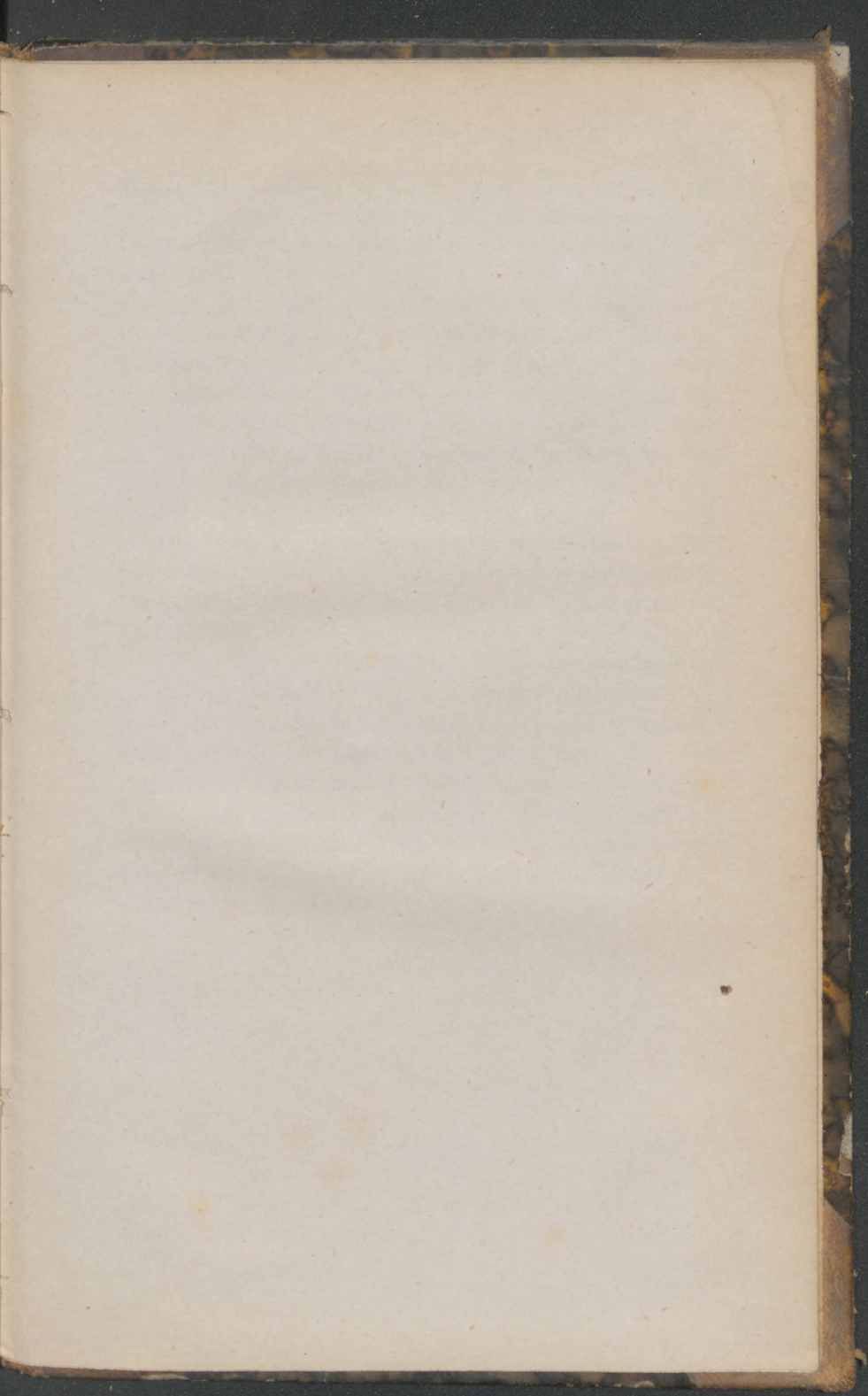
191. Det (arterielle) Blod, der strømmer fra Hjertets venstre Side ud i Legemet, indeholder nu Næringsstofferne i en saadan Form, at de kunne optages af Vævene. Denne Virksomhed foregaaer i Haarkarnettet; her optager Blodet paa den anden Side de Produkter, der have udspillet deres Rolle som Bestanddele af Legemet. Men det arterielle Blod indeholder tillige Ilt, hvorved de af Vævene optagne Produkter og de Næringsstoffer, der ikke egne sig til at afsættes som Bestanddele af Legemet, forbrændes. Den herved udviklede Varme optræder dels som dyrisk Varme, dels som Muskelvirksomhed. Det (venøse) Blod, der strømmer tilbage til Hjertet, indeholder som Følge af denne Forbrænding Kulsyre. Før det naaer Hjertet, optager det Næringsstrømmen fra Fordøjelsesorganerne. Det gaaer nu gennem Hjertets højre Side til Lungerne, hvor det afgiver sin Kulsyre, der udaandes, og optager Ilt istedetfor (sml. Hæmoglobin, 184). Fra Lungerne strømmer det nu igjen til Hjertets venstre Side og derfra paa ny ud i Legemet, bl. A. ogsaa gennem Nyrerne. Ligesom Blodet i Lungerne afgiver det forbrugte Kulstof i Form af Kulsyre, saaledes afgiver det i Nyrerne det forbrugte Kvælstof i Form af Urinstof, der tilligemed Salte (især fosforsure Salte og Kogsalt) udskilles gennem Urinen. *Urinstoffet* er sammensat CON_2H_4 . Det er letopløse-

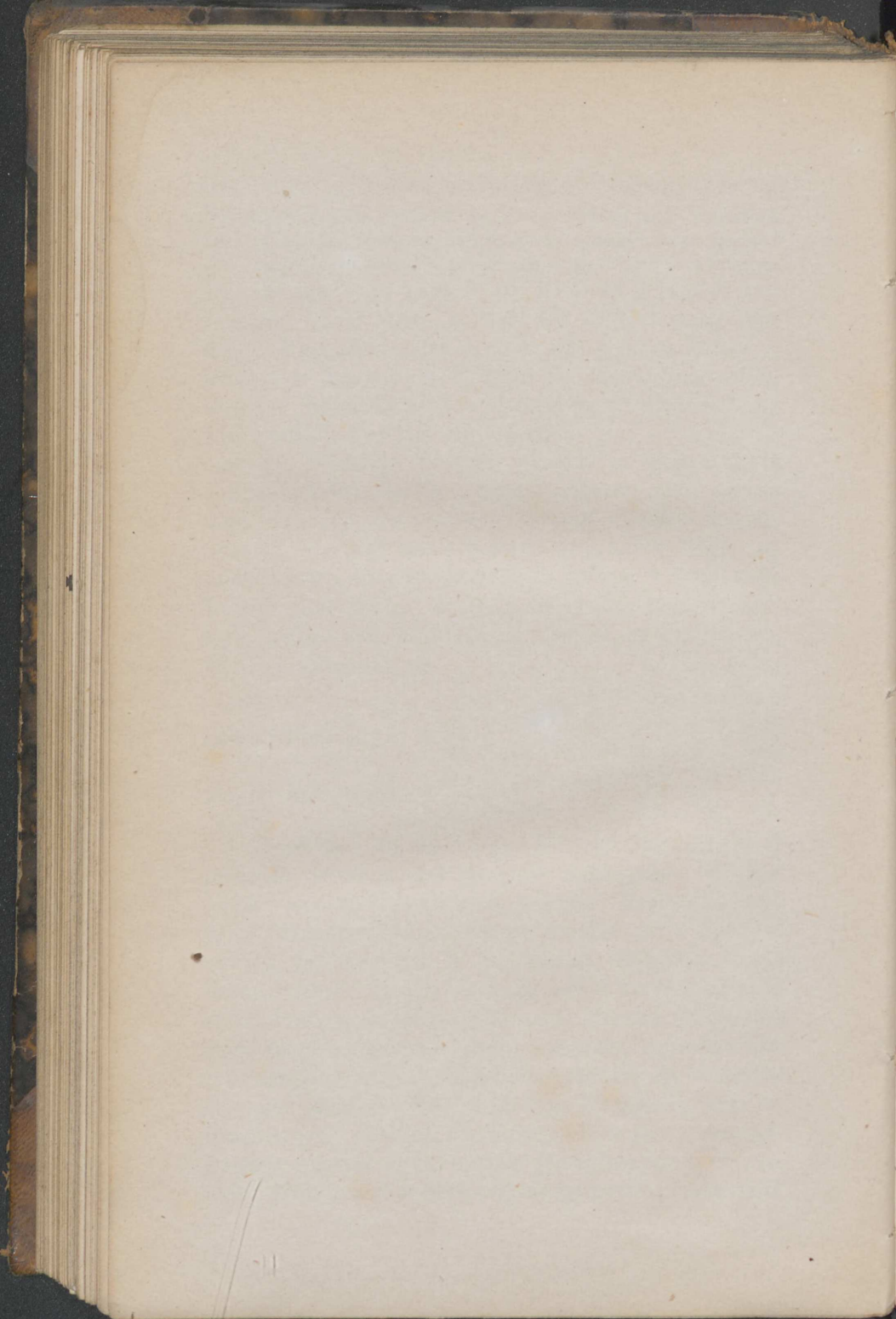
ligt i Vand og Vinaand og kan ligesom Ammoniak forene sig direkte med Syrerne til Salte. Naar man inddamper Urin til en tynd Sirup og efter Afkøling tilsætter stærk Salpetersyre, saa udkrystalliserer det tungtopløselige salpetersure Urinstof. Da alt eller dog næsten alt Kvælstof udskilles som Urinstof, bliver dette et Maal for de af Legemet forbrugte Æggehvidestoffer, ligesom den gennem Lungerne udaandede Kulsyre er et Maal for det forbrugte Kulstof og derigjennem for den Mængde Varme (eller Virksomhed), Legemet har udviklet.

192. I vaagen Tilstand udaande vi mere Kulsyre end under Søvn; derimod optager Legemet under Søvn en langt mere Ilt end i vaagen Tilstand. Under Arbejde udaande vi langt mere Kulsyre end under Hvile, og under Søvn efter stærkt Arbejde optage vi langt mere Ilt end efter Hvile. Saaledes beløb den Mængde Kulsyre, som en ung, kraftig Mand udskilte, og den Mængde Ilt, han optog, sig til:

		Kulsyre.	Ilt.
paa en Hviledag	{ om Dagen	533 Gm.	234 Gm.
	{ om Natten	379 Gm.	474 Gm.
paa en Arbejdsdag	{ om Dagen	885 Gm.	295 Gm.
	{ om Natten	400 Gm.	660 Gm.

Heraf sees, at den vaagne Tilstand, blot det, at vi modtage Sandseindtryk og gjøre Iagttagelser, er forbundet med en Udvikling af Kulsyre. Fremdeles sees heraf Grunden til, at Søvn styrker os. Naar vi vaagne, har Legemet Ilt paa Oplag, Materiale til at danne Kulsyre og udvikle Virksomhed beredt. Danne vi en Dag en ualmindelig Mængde Kulsyre (i udvikle vi en usædvanlig Virksomhed), saa optage vi ogsaa den følgende Nat en tilsvarende Mængde Ilt, og saalænge vi kunne gjøre det, føle vi os hver Morgen styrkede til nyt Arbejde. Det er mærkeligt, at vi selv under anstrængt Arbejde ikke optage synderlig mere Ilt end under fuldstændig Hvile. Det synes heraf at fremgaae,





at det ikke er Trang til Ilt, der gjør, at vi ved Arbejde aande hyppigere og dybere, men Trang til at befrie Legemet for Kulsyre og til at nedsvale Blodet med kold Luft.

193. Da man ifølge (191) baade kan maale den udviklede Mængde Kulsyre og den udskilte Mængde Kvælstof (o: de forbrugte Æggehvideoffer), saa kan man ogsaa i Almindelighed besvare det Spørgsmaal, om den Virksomhed, Legemet udvikler, nærmest hidrører fra forbrændte Kulhydrater og Fedtstoffer eller fra forbrændte Æggehvideoffer. Det viser sig da, at den udskilte Kvælstofmængde (Urinstof) omtrent er den samme, enten Legemet har udført Arbejde eller ej. Det følger heraf, at idetmindste Størstedelen af det udviklede Muskelarbejde hidrøre fra Iltning af Kulhydrater og Fedtstoffer.

194. Men de Kulhydrater og Fedtstoffer ligesom de Æggehvideoffer, der danne alle vore vigtigste Næringsmidler, skyldes vi Planten; og den Virksomhedsevne, Planten forsynede disse Stoffer med, idet den gjorde dem brændbare og derved varmfrembringende, tog den fra Sollyset. Ligesom det altsaa er opsparet Solvarme, vi brænde i Form af Kul i vore Ovne, saaledes er det følgelig opsparet Solvarme, der driver den sammensatte Mechanisme, vi kalde en Muskel.

