



Leerboek der scheikunde, voor H.B. Scholen, met 3-jarigen cursus, gymnasia, handelsscholen, kweekscholen enz.

<https://hdl.handle.net/1874/236478>

ALv

Vak 159

mm 13510





BIBLIOTHEEK UNIVERSITEIT UTRECHT



3057 142 0

LEERBOEK
DER
SCHEIKUNDE

VOOR
H. B. Scholen met 3-jarigen cursus, Gymnasia,
Handelsscholen, Kweekscholen, enz.,

DOOR
D. HORN,
Leeraar aan de Rijks Hoogere Burgerschool te Venloo.

Met 70 Houtsneëfiguren.



Bij den uitgever JOH. IJKEMA is verschenen :

S. DE GAST Jz. Leerboek der Rekenkunde.

2 deelen à f 1,25.

Voor zooverre eene eerste lezing recht geeft een oordeel over een boek als het bovenstaande uit te spreken, meen ik te mogen zeggen, dat de schrijver de taak, welke hij zich stelde, gelukkig heeft volbracht. Van de mij bekende leerboeken over rekenkunde wijkt het onderhavige in menig opzicht af. Ik behoef daarbij slechts te wijzen op de rangschikking der stof, op den aard van vele bewijzen, op de menigte met zorg gekozen vragen en opgaven tusschen den tekst, op den toelag van den schrijver om den leerling een helder inzicht te geven in 't verband, dat er tusschen verschillende eigenschappen bestaat. Wat eindelijk de bruikbaarheid van dit leerboek in mijn oog nog aanmerkelijk verhoogt, is dit, dat de schrijver bij vele eigenschappen wijst op het practisch nut ervan.

't Is mij meer dan eens voorgekomen, dat een leerling op mijne vraag: „waartoe dienen nu eigenlijk de eigenschappen, welke we bewezen hebben?“ geen ander antwoord wist te geven, dan dat ze dienen om weer andere eigenschappen, die nog volgden, te kunnen bewijzen. Toch hadden de leerlingen menigmaal de bedoelde eigenschappen onbewust bij berekeningen toegepast. 't Eigenaardig verschijnsel deed zich dus voor, dat iemand eene eigenschap kende, zonder die met bewustheid te kunnen toepassen, en dat hij diezelfde eigenschap toepaste zonder het te weten. 't Is mij gebleken, dat een voortdurend vragen naar, of wijzen op de practische waarde eener eigenschap ten gevolge had, dat men haar „mooi“ begon te vinden en meer moeite deed haar correct te bewijzen, terwijl men haar bovendien beter kon onthouden. De heer DE GAST wijst telkens op die toepassingen en maakt daardoor zijn leerboek m. i. ook geschikt voor hen, die zonder leiding studeeren. Ten slotte meen ik nog te moeten mededeelen, dat de verhoudings- en verdeelingsdeeling door den schrijver, en m. i. terecht, streng van elkander onderscheiden worden; dat één hoofdstuk gewijd is aan het voorstellen van getallen door letters; en eindelijk, dat in een zestal aantekeningen kortelijk behandeld worden: de periode der resten, de negen- en elfproef, de GGD van rest en deeltal, ongelijkheden, samengestelde breuken en talstelsels, terwijl 150 meer ingewikkelde vraagstukken over de theorie der rekenkunde aan het slot worden aangetroffen. Ik wensch den schrijver met zijn arbeid veel succes.

Schoolwereld, Juni '90.

F. DUIKER.

Dat werk zou ik u als het mij voorkomende beste studiewerk kunnen aanraden, omdat het in alle geval de verdienste heeft, dat de hoofdzaken er goed in uitkomen en deze helder en breed zijn uitgewerkt. Het is m. i. voor studeerende onderwijzers het beste, meest volledige, meest practische en bruikbare. Een groot aantal opgaven, aan verschillende examens ontleend, besluit elk deeltje en verhoogt de waarde.

School en Studie, Oct. '91.

A. J. M. BROGTROP.

De schrijver maakte zich reeds een goeden naam door verschillende uitgaven en dit practische Leerboek, dat zonder geleerden omslag de hoofdzaken als hoofdzaken behandelt en de bijzaken niet te veel op den voorgrond brengt, zal zeker zijn weg ook wel vinden.

Tal van opgaven aan het eind van elk hoofdstuk en aan 't einde van het boek maken het den leerling mogelijk zelf te onderzoeken, wat hij van 't geleerde begrepen heeft.

Natuurlijk zou er over een of ander punt wat op te merken zijn, maar dit is niet van dien aard, dat we eenig bezwaar zouden hebben tegen het boek. Werken in den practischen, eenvoudigen toon, dien de schrijver aanslaat, zullen voor onze opleiding steeds gewenscht blijven. Hoe meer er van de schoollucht aanzaag, des te beter zullen ze ons bevallen.

Nieuw Nijmeegsch Schoolblad. Dec. '89.

LEERBOEK

DER

S C H E I K U N D E

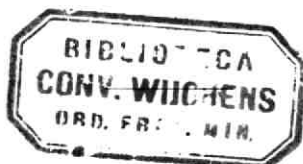
VOOR

H. B. Scholen met 3-jarigen cursus, Gymnasia,
Handelsscholen, Kweekscholen, enz.,

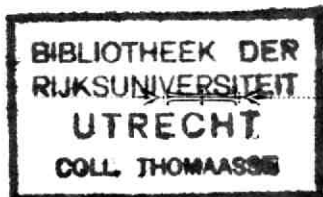
DOOR

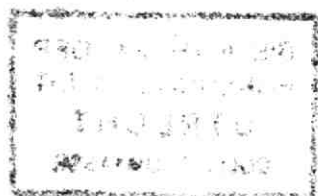
D. HORN,

Leeraar aan de Rijk^s Hoogere Burgerschool te Venloo.



Met 70 Houtsneëfiguren.





VOORREDE.



Toen mij in 1875 de tijdelijke waarneming werd opgedragen van het onderwijs in de scheikunde aan de R. H. Burgerschool te Helmond, omdat de leeraar wegens ziekte verlof had en ik mij daarbij geheel wilde houden aan diens methode van onderwijs, leerde ik er Dr. R. Arendt's *Lehrbuch der Anorganischen Chemie* kennen. De leergang, in dat werk gegeven, werd in hoofdzaak gevolgd; vele der proeven, die er in beschreven zijn, werden genomen; doch tal van onderwerpen, die in dit uitvoerige leerboek worden behandeld, moesten natuurlijk worden overgeslagen of konden slechts zeer beknopt besproken worden. Een dictaat, waarin alles, wat in de les behandeld was, zeer kort werd aangeteekend, moest den leerlingen tot studieboek dienen.

De lust en ijver der leerlingen bij dit onderwijs, de uitstekende resultaten, die verkregen werden, wat betreft hunne vorderingen, vormden eene zoo sterke tegenstelling met hetgeen ik elders ondervonden had, dat ik besloot, toen ik kort daarna tot leeraar in de scheikunde benoemd werd en een eigen programma moest opmaken, Dr. Arendt's methode te blijven volgen. Het meest werd ik evenwel hiertoe gebracht door de overtuiging, dat op deze wijze voldaan moest kunnen worden aan den tweeledigen eisch, dien het tweeslachtig karakter der H. Burgerschool met 3-jarigen cursus aan het onderwijs in dit vak stelt, n.l., 1^e dat dit een wetenschappelijk, afgerond geheel vorme voor de leerlingen, die geene andere inrichting van onderwijs bezoeken, nadat zij het einddiploma dezer school verkregen hebben en 2^e dat het de leerlingen, die overgaan tot de 4de klasse eener H. Burgerschool met 5-jarigen cursus, genoegzaam voorbereidt om er het onderwijs in dit vak met vrucht te kunnen volgen. (In de meeste dier scholen worden in de derde klasse de niet-metalen geheel of gedeeltelijk behandeld.)

Eene 17-jarige ervaring heeft mijne oorspronkelijke verwachting niet te leur gesteld. Wel deden zich vele moeilijkheden voor, wat betreft de keuze en de wijze van behandeling der leerstof; wel kwam daarin eerst

langzamerhand meer vastheid; doch eindelijk meen ik een leergang te hebben verkregen voor inrichtingen, waar wekelijks 2 à 3 uren les in scheikunde gegeven wordt, die aan de volgende eischen voldoet:

1^e. Dat hij begint met de eenvoudigste verschijnselen, geleidelijk moeilijker wordt en den leerling nooit plaatst voor dingen, die hem geheel vreemd en onbegrijpelijk zijn;

2^e. dat hij een flinken theoretischen grondslag oplevert voor verdere studie;

3^e. dat hij den leerling terens bekend maakt met de belangrijkste scheikundige verschijnselen, waarvan de kennis voor elk beschaafd mensch gewenscht is (verbranding, bereiding van metalen uit ertsen, de zouten en hunne eigenschappen, oxydatie- en reductieverschijnselen);

4^e. dat hij noch van den leerling noch van den leeraar meer verlangt, dan in den zeer beperkten tijd kan worden behandeld (veel van hetgeen met kleine letter gedrukt is en ook de twee laatste hoofdstukken kunnen worden overgeslagen, zoo de tijd ontbreekt);

5^e. dat, door de HERHALING, aansluiting wordt verkregen met het onderwijs, zooals het gegeven wordt aan H. Burgerscholen met 5-jarigen cursus en aan andere inrichtingen, waar het onderwijs in Scheikunde meer wordt uitgebreid.

Overtuigd, dat mijne methode nog voor veel verbetering vatbaar is, houd ik mij zeer aanbevolen voor opmerkingen, die daartoe kunnen leiden.

D. HORN.

Venloo, Februari 1892.



INLEIDING.

1. De **natuurkunde** leert ons de eigenschappen der lichamen kennen, de veranderingen, die zij onder bepaalde omstandigheden ondergaan en den invloed, dien zij op elkander uitoefenen, voor zoover de stof, waaruit zij bestaan, daarbij geene verandering ondergaat. De studie van de aantrekking, die de lichamen op elkander uitoefenen, van de voorwaarden van hun evenwicht, van de beweging, die een gevolg is van de werking van krachten, van de veranderingen van agregatietoestand, van de uitzetting door verwarming, van de magnetische en electrische eigenschappen behoort tot het gebied der natuurkunde.

De **scheikunde** daarentegen omvat de kennis van alle veranderingen, die de lichamen ondergaan, wat betreft de stof, waaruit zij bestaan. Het roesten van ijzer, het verbranden van hout, de oplossing van koper in sterkwater of salpeterzuur zijn scheikundige verschijnselen, omdat bedoelde stoffen daarbij geheel van aard veranderd zijn. Bij die verschijnselen zijn de oorspronkelijke stoffen verdwenen en nieuwe ontstaan. De studie er van behoort dus tot het gebied der scheikunde.

Vraag. Tot welk gebied behoort de oplossing van zout in water, van vet in warmen alkohol?

2. Bij de studie van de scheikunde gaat men geheel op dezelfde wijze te werk als bij die van de natuurkunde (Leerboek der Natuurkunde door Horn en de Gast I § 21.) Gelijk-

soortige verschijnselen, die men door waarneming heeft leeren kennen, worden te zamen gegroepeerd; door proeven worden de omstandigheden opgespoord, die er invloed op hebben; zooveel mogelijk worden de grootheden, die hierbij in 't spel treden, gemeten en de wetten opgespoord, die de verhoudingen der gevonden getallen beheerschen, en eindelijk tracht men het verband tusschen al die verschijnselen en wetten te verklaren, desnoods door het aannemen van hypothesen en het opbouwen van theoriën, die daarop berusten.

HOOFDSTUK I.

Scheikundige verbinding.

§ 1. Overeenkomst tusschen de verkalking der metalen en de verbranding.

1. Wanneer de smid een stuk ijzer sterk verhit, vormt zich aan de oppervlakte eene donkerbruine, doffe stof, die gedurig dikker wordt. Bij het smeden springt deze stof van het ijzer af; zij wordt hamerslag genoemd. Door een dun stuk ijzer lang in het smidsvuur te verhitten, verandert het geheel in hamerslag: het verkalkt.

Wij hebben hier te doen met een scheikundig verschijnsel (waarom?) en dit kiezen wij als uitgangspunt van onze scheikundige studiën.

Eene eerste vraag, die zich voordoet, is deze: Vindt dit verschijnsel in de gegeven omstandigheden alleen bij het ijzer plaats, of ondergaan ook andere metalen, indien wij er dezelfde bewerking op toepassen, dezelfde verandering?

Opmerking. Iedereen kan metalen van andere stoffen onderscheiden. Zij zijn te herkennen aan den eigenaardigen glans, de kleur, de meestal geringe hardheid, en het groot geleidingsvermogen voor warmte en electriciteit. Zij zijn daarbij smeltbaar en hebben meestal een groot soortelijk gewicht.

Opgave. Vergelijk deze eigenschappen bij ijzer, koper, zink, tin, lood en kwik met elkander.

Proef 1. Een stukje blank koper wordt in eene gasvlam sterk verhit. Aanvankelijk vertoonen zich alle kleuren van den regenboog op de verhitte plek, wat de aanwezigheid van een dun, doorzichtig laagje eener vreemde stof op de oppervlakte van het metaal aanduidt. (een dun laagje olie op water!) Spoedig wordt deze plek dof en weldra vertoont er zich duidelijk een laagje van eene grijszwarte stof, dat dikker wordt, zoo wij voortgaan met verhitten.

Proef 2. Wij verhitten een stuk lood in een porseleinen kroes. Nadat het metaal gesmolten is, bedekt zich zijne oppervlakte met een geelachtig gekleurd vlies. Nemen wij dit weg, dan vertoont de blanke metaaloppervlakte zich slechts een oogenblik, daar zich spoedig opnieuw een vlies vormt, dat steeds dikker wordt. Door langdurige verhitting kunnen wij het lood geheel doen overgaan in eene gele, vaste stof, die licht smeltbaar is.

Proef 3. Fijne snippers zink worden in eene gasvlam gehouden. Zij branden met eene helder-blauwe vlam; het metaal verandert in een poeder, dat bij hooge temperatuur eene gele, bij gewone temperatuur eene witte kleur bezit.

Magnesium is een wit, sterk glanzend metaal met bijzonder gering soortelijk gewicht (1.8). Het komt in den handel voor in den vorm van dun, smal band en als poeder.

Proef 4. Houdt men een stukje magnesiumband een oogenblik in eene vlam, dan brandt het met eene sterk lichtgevende, witte vlam en verandert daarbij in een fijn, licht poeder.

Het magnesiumlicht, dat ook verkregen wordt door magnesiumpoeder te blazen in eene niet lichtende spiritus- of gasvlam, wordt veel gebruikt bij het fotografieeren.

Platina behoort met goud en zilver tot de edele metalen. Het bezit een bijzonder groot soortelijk gewicht (21.5), een zeer

hoog smeltpunt (ver boven witgloei-hitte), groote hardheid en eene blauwachtig-grijze kleur.

Proef 5. Wij verhitten een stukje platina zoo sterk mogelijk in eene gasvlam. Zoodra het weer is afgekoeld, kunnen wij ons overtuigen, dat het niet de minste verandering ondergaan heeft.

Ook bij de andere edele metalen heeft geene kalkvorming plaats.

Uit de genomen proeven blijkt, dat *wij bij de metalen in het algemeen, onder dezelfde omstandigheden als bij het ijzer, verkalking kunnen teweeg brengen; bij de edele metalen niet.* Bij sommige metalen heeft zij plaats met vuurverschijnselen, die aan verbranding doen denken.

2. Welke omstandigheden zijn het, die de verkalking der metalen veroorzaken? Volgens onze proeven kunnen slechts twee omstandigheden er invloed op hebben, n.l. de hoo-
g e t e m p e r a t u u r, waartoe de metalen gebracht moeten worden en de l u c h t, waarmee zij in aanraking komen (verklaar dit nader!). Dat de lucht alleen geene verkalking veroorzaakt, blijkt uit het feit, dat de metalen bij gewone temperatuur deze verandering meestal niet ondergaan. Is de hooge temperatuur op zichzelf oorzaak der verkalking? Wij zullen het antwoord op deze vraag door proeven trachten te vinden.

Borax is eene witte, vaste stof, die wij kunnen smelten. De kleurlooze, doorzichtige vloeistof, die hierbij ontstaat, ondergaat zelfs bij de sterkste verhitting geene verandering.

Proef 6. In een porseleinen kroesje brengen wij een stukje tin, bedekken dit met eene laag borax en sluiten het kroesje met een deksel. Wij verhitten het nu sterk met eene glasblazerslamp, overtuigen ons na eenigen tijd dat alles gesmolten is en nemen dan het deksel weg. Wij zien nu het gesmolten metaal onder het borax liggen, dat het van de lucht afsluit. Hoe lang wij ook blijven verhitten, het metaal blijft zijne glanzende oppervlakte behouden en ondergaat geene verandering.

Waterstof is een zeer merkwaardig gas. Een zekeren voorraad er van hebben wij in een gashouder verzameld om er proeven mede te nemen.

Fig. 1 en 2 stellen een gashouder voor, van twee zijden gezien. In *A* bevindt zich water, in *B* het gas. De kranen *a* en *c* zijn gesloten, *b* is open. Er is zooveel water uit *A* in *B* gevloeid, dat de spanning van het gas in *B* groot genoeg geworden is om de verdere uitvloeijing van water te verhinderen. (De buis, waarin de kraan *b* zit, reikt tot dicht bij den bodem van *B*). Opent men ook kraan *c*, dan stroomt het gas hierdoor uit. Aan het peilglas *e* ziet men hoeveel gas nog in den gashouder aanwezig is. Om hem met gas te vullen wordt *B* eerst geheel met water gevuld, de kranen *a*, *b* en *c* worden gesloten, de buis *d* open geschroefd en door deze buis leidt men het gas in den gashouder. Dit stijgt door het water omhoog en een gelijk volume water vloeit door *d* weg.

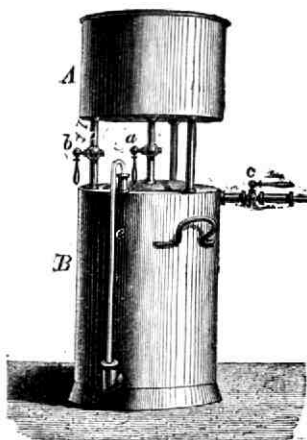


Fig. 1. Gashouder.

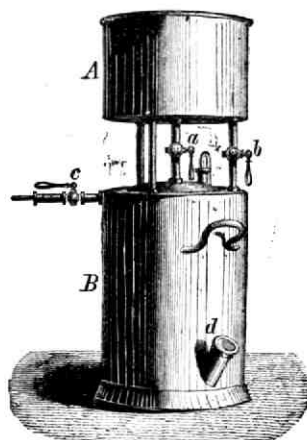


Fig. 2. Gashouder.

Proef 7. Wij vullen een kleinen ballon of zeepbellen met waterstof. Ze stijgen snel omhoog. Waterstof heeft een zeer gering soortelijk gewicht (0.0693). Het is de soortelijk lichtste van alle bekende stoffen.

Proef 8. Wij vullen een glazen cylinder met waterstof.

Dit geschiedt met behulp van een pneumatischen bak (fig. 3), d. i. een bak, die met water gevuld is en waarin zich eene brug van blik bevindt, die eenige openingen bezit. Boven een dezer openingen plaatst men den met water gevulden cylinder het onderste boven en leidt dan het gas in den cylinder.

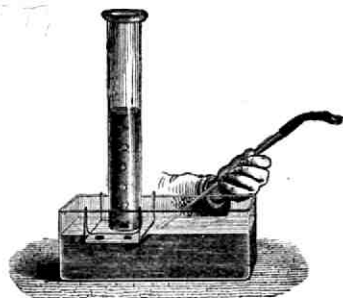


Fig. 3. Het vullen van een cylinder met waterstof.

Wij houden den cylinder met de opening naar beneden en brengen nu snel een brandend kaarsje er in. Dit dooft hierdoor uit, doch het gas zelf brandt aan de opening des cylinders met nauwelijks zichtbare, donkerblauwe vlam (fig. 4 en 5).

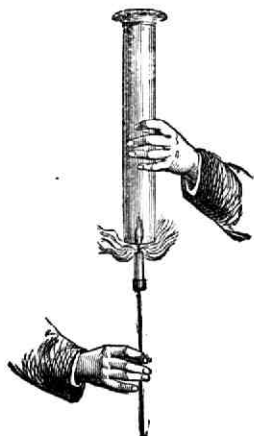


Fig. 4.

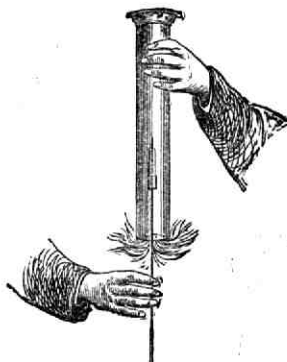


Fig. 5.

Waterstof is brandbaar, doch onderhoudt de verbranding niet.

Proef 9. Wij laten waterstof door een buisje met eene fijne opening uitstroomen, steken het gas aan en houden eene droge glazen klok boven de vlam. Spoedig beslaat deze inwendig; er vormen zich waterdruppels, die steeds dikker worden en weldra langs het glas afvloeien. Hieruit volgt, dat bij de verbranding van waterstof water ontstaat.

Proef 10. Een glazen cylinder wordt voor $\frac{3}{4}$ met lucht en voor $\frac{1}{4}$ met waterstof gevuld. Wordt eene vlam met het gasmengsel in aanraking gebracht, dan ontploft het met hevig knal.

Opgave. Geef al de punten van overeenkomst en verschil op tusschen waterstof en lucht.

Proef 11. In eene buis *C* brengen wij glanzende koperkrullen en leiden er een stroom waterstofgas door heen, dat vooraf in de toestellen *A* en *B* gedroogd is. (In *A* bevindt zich vitriool of zwavelzuur, in *B* stukjes chloorcalcium; beide stoffen trekken

water sterk aan; ze zijn zeer hygroskopisch). Wanneer al de lucht uit den toestel door de waterstof verdrongen is, steken wij dit gas aan de fijne uitstroomingsopening *c* aan en verhitten dan de buis sterk op de plaats, waar het koper ligt. Het metaal blijft onveranderd. Hebben wij ons hiervan overtuigd, dan blazen wij wat lucht door de buis, waardoor onmiddellijk koperkalk ontstaat.

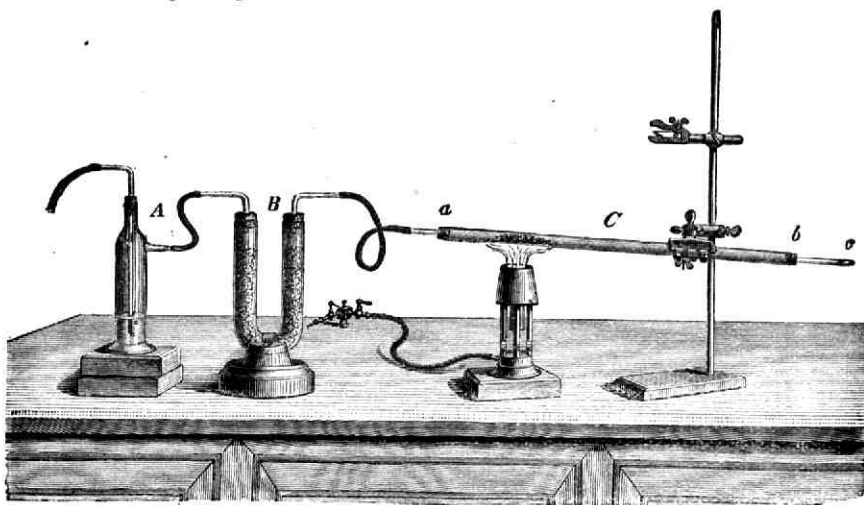


Fig. 6. Koper wordt gegloeid in waterstofgas.

Uit de genomen proeven mogen wij besluiten, dat *zonder medewerking der lucht geene verkalking plaats vindt en dat daarvoor in den regel eene hooge temperatuur vereischt wordt.*

3. De vraag doet zich nu aan ons voor: Welken invloed oefent de lucht uit op het metaal, wanneer het verkalkt? Er zijn twee mogelijkheden: 1^e de lucht neemt iets uit het metaal op of 2^e zij geeft er iets aan af.

Wij onderzoeken eerst of de hoeveelheid der lucht, die bij de verkalking van een metaal meewerkt, verandering ondergaat.

Proef 12. In eene glazen buis, die aan ééne zijde is dicht-gesmolten, brengen wij glanzende koperkrullen en smelten dan

ook het andere uiteinde dicht, nadat we dit een weinig hebben uitgetrokken. Hierna verhitten wij de buis. Onmiddellijk begint zich koperkalk te vormen, maar dit duurt slechts korten tijd, want weldra zien wij, dat bij verdere verhitting de verkalking geen voortgang heeft. Wij laten de buis dan weer afkoelen, breken het uitgetrokken uiteinde onder water af en zien dan water in de buis omhoog stijgen. Dit bewijst, dat een gedeelte der lucht als zoodanig verdwenen is en dat het overblijvende gedeelte geene verkalking kan veroorzaken.

Proef 13. Aan den eenen kant van eene balans hangt men een kleinen hoefijzermagneet, die vooraf met de uiteinden in ijzerpoeder is gedompeld, en brengt dan de balans in evenwicht. Steekt men hierna het ijzerpoeder met eene gasvlam aan, dan verbrandt het langzaam, waarbij de balans meer en meer doorslaat naar den kant, waar de magneet hangt.

Bij de verkalking geeft de lucht dus iets aan het metaal af; dit is oorzaak, dat de metaalkalk zwaarder is dan het metaal, waaruit zij ontstond.

Proef 14. Eene droge glazen buis vult men met koperkrullen.

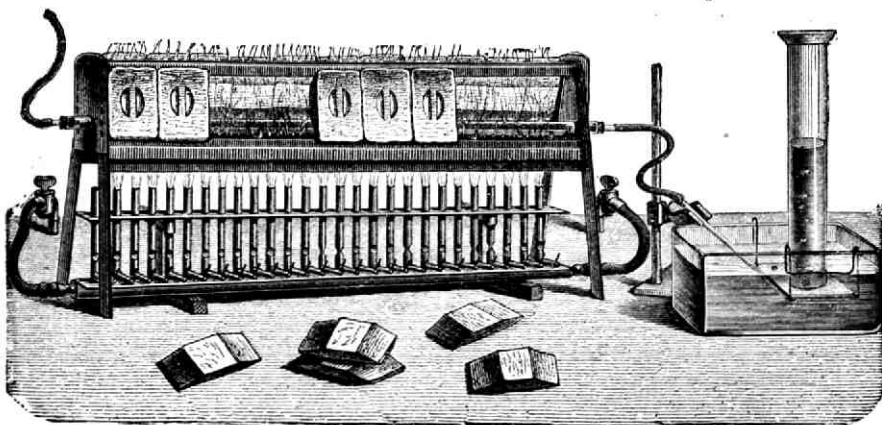


Fig. 7. Afscheiding van de stikstof uit de lucht.

Zij wordt nu in een gasoven sterk verhit; dan leiden wij er een zwakken luchtstroom doorheen en vangen het gas, dat van de lucht overblijft, in een cylinder op. Het is kleur-, reuk-

en smaakloos als lucht. Een brandend voorwerp dooft er onmiddellijk in uit en het gas zelf is niet brandbaar. Het is ook ongeschikt voor de ademhaling en wordt **stikstof** genoemd.

Wij besluiten uit de genomen proeven, dat *bij verkalking een bestanddeel der lucht door het metaal wordt opgenomen, dat dit bestanddeel in de metaalkalk moet aanwezig zijn en dat, wanneer het uit de lucht verwijderd is, stikstof overblijft, die geene kalkvorming kan veroorzaken.*

4. Uit al het voorgaande blijkt, dat er groote overeenkomst bestaat tusschen de verkalking der metalen en het verschijnsel, dat men gewoonlijk verbranding noemt. Vooreerst hebben wij de verkalking bij magnesium (proef 3), zink (proef 4) en ijzerpoeder zien geschieden met verschijnselen, die ons het recht geven hier te spreken van het aansteken en verbranden dier metalen. Het is verder van algemeene bekendheid, dat verbranding evenmin als verkalking kan plaats hebben zonder aanwezigheid van eene voldoende hoeveelheid lucht. De volgende proeven zullen ook in andere opzichten deze overeenkomst bevestigen.

Proef 15. Plaatsen wij een brandend kaarsje in eene wijdmondsche flesch, dan beslaat het glas spoedig met fijne waterdruppels. Gieten wij, na het kaarsje verwijderd te hebben, helder kalkwater in de flesch, sluiten ze en schudden korten tijd, dan wordt het kalkwater melkachtig troebel. Hieruit volgt, dat behalve water, nog een onzichtbaar gas bij de verbranding van het vet is ontstaan, dat de eigenschap heeft door kalkwater geabsorbeerd te worden, waardoor dit troebel wordt. Dit gas en water zijn de verbrandingsproducten van het vet.

Proef 16. Plaats een brandend eindje kaars (fig. 8) op een porseleinen schaalje, dat op kalkwater drijft



Fig. 8. Verbranding van eene kaars onder een glazen klok.

en eene glazen klok met geopen den tubus er over heen. Het kalk water staat in den bak en in de klok op gelijke hoogte. Sluit den tubus nu snel. Spoedig begint de kaarsvlam kleiner en doffer te worden en weldra dooft zij geheel uit. De vloeistof stijgt nu in de klok veel hooger dan in den bak, ten bewijze dat een gedeelte der lucht uit de klok verdwenen is. Het gas, dat in de klok overbleef, is stikstof.

Vragen. Hoe kunt gij u overtuigen, dat dit gas stikstof is?

Waar zijn de verbrandingsproducten van het vet gebleven?

Phosphor is eene wasachtige, doorschijnende stof, die in den vorm van vingerdikke staafjes in den handel komt. Hij is zeer licht brandbaar, zoodat geringe drukking of wrijving reeds voldoende is om hem te doen branden.

Vraag. Kunt gij begrijpen waarom men phosphor steeds onder water bewaart, smelt, doorsnijdt, enz.?

Phosphor is zeer vergiftig; brandwonden, er door veroorzaakt, zijn zeer gevaarlijk. Hij geeft in het donker licht (phosphoresceeren), is gemakkelijk smeltbaar (44°) en kookt bij 290° . Zijn damp is kleurloos; de geringste sporen van phosphordamp, in waterdamp voorkomende, verraden zich door het phosphoresceeren van den waterdamp (Proef van Mitscherlich voor de ontdekking



Fig. 9. Verbranding van phosphor in eene afgesloten ruimte.

van phosphorus in vergiftige spijsen). Phosphor is niet oplosbaar in water, doch wel meer of minder gemakkelijk in oliën, ether, zwavelkoolstof en vele andere vloeistoffen.

Proef 17. Wij herhalen de vorige proef, doch nemen een stukje phosphor in plaats van het eindje kaars en gewoon water in den bak (fig. 9). De phosphor wordt met behulp

van een verwarmden ijzerdraad aangestoken, nadat hij onder de klok geplaatst is. Hij brandt met een sterk, wit licht, waarbij zich een dikke, witte rook vormt, die in het water oplost

Overigens doen zich dezelfde verschijnselen voor als bij de vorige proef.

Proef 18. Fig. 10 stelt eene balans voor, die aan den eenen arm van het juk een eindje kaars draagt, dat in eene wijde buis op eene doorboorde kurk geplaatst is. Deze is verbonden met eene U-vormig gebogen buis, die gevuld is met stukjes droge bijtende soda (Natriumhydroxyde, zie § 22,2), die de eigenschap heeft

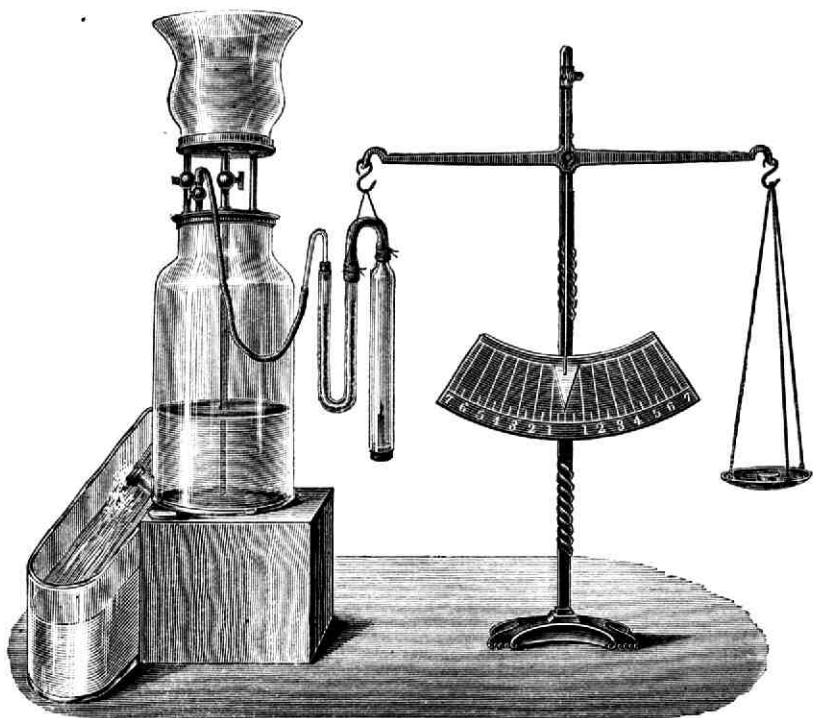


Fig. 10. Gewichtsvermeerdering bij de verbranding.

de verbrandingsproducten van vet met kracht te absorbeeren. Door gewichten in de schaal aan den anderen arm van het juk te plaatsen, brengt men de balans in evenwicht. Nu wordt de U-vormige buis verbonden met een met water gevulden gashouder, die als aspirator dienst doet om lucht door de

buizen te zuigen (verklaar deze werking). Vervolgens neemt men het kaarsje er uit, steekt het aan en brengt het snel weer op zijne plaats. Is al het water uit den gashouder gevloeid, dan dooft het kaarsje uit. Men neemt de caoutchouc-buis weg en ziet nu, dat de balans doorslaat naar den kant van het kaarsje. Hieruit volgt, dat de verbrandingsproducten zwaarder zijn dan het verbrande vet.

Uit de genomen proeven blijkt duidelijk: *1^e dat eene stof, die verbrandt, een bestanddeel uit de lucht opneemt, zoodat de verbrandingsproducten zwaarder zijn dan de stof zelf was, en 2^e dat er stikstof overblijft, wanneer dit bestanddeel aan de lucht is ontnomen.* Daar alle verschijnselen bij de verbranding eener stof geheel overeenstemmen met die, bij de verkalking van metalen waargenomen, besluiten wij, *dat beide veranderingen van gelijken aard zijn.*

§ 2. Oorzaak der verbranding.

1. Kwik is een metaal, dat op de grens staat tusschen de edele en de niet-edele metalen. Zoo men het langen tijd in

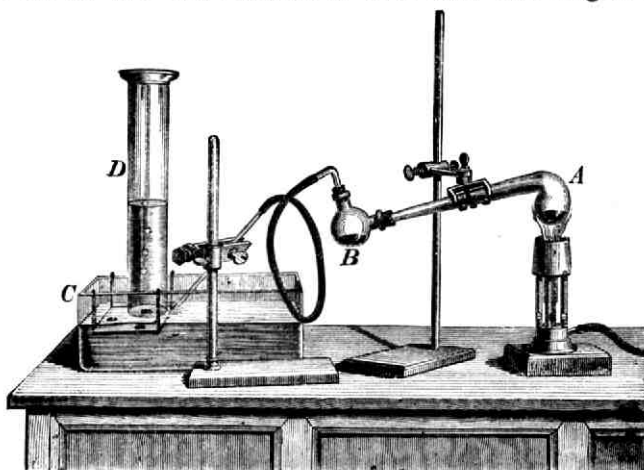


Fig. 11. Bereiding van zuurstof uit kwikkalk.

eene wijde, open flesch met zeer langen hals tot op kookhitte verwarmt, vormt zich aan de oppervlakte van het metaal een

rood poeder — kwikkalk. (De flesch moet een zeer langen hals hebben, opdat de kwikdamp gelegenheid hebbe te condenseren, vóór hij den toestel verlaat.)

Proef 19. In de retort *A* van moeilijk smeltbaar glas wordt kwikkalk sterk verhit (fig. 11). Er ontstaat kwikdamp, die in den ballon *B* condenseert en buitendien een gas, dat in den cylinder *D* wordt opgevangen. Dit gas kan niets anders zijn dan het bestanddeel der lucht, dat door het metaal werd opgenomen, toen het in kwikkalk veranderde. Het is kleur-, reuk- en smaakloos als lucht. Wij brengen een glimmend stukje hout in den cylinder (fig. 12); het gaat er met buitengewone levendigheid in voortbranden, tot het gas verdwenen is. Het gas zelf is niet brandbaar, meer oplosbaar in water dan stikstof en heeft een $S. G. = 1.1088$. Het wordt **zuurstof** of **oxygenium** genoemd.

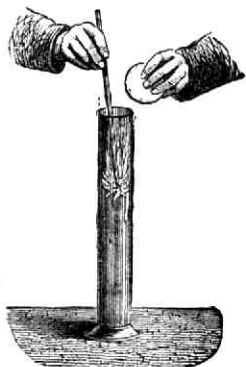


Fig. 12. Verbranding van een stukje hout in zuurstof.

2. Bestaat de verbranding van metalen en andere stoffen werkelijk in de opneming van zuurstof door deze stoffen? De volgende proeven zullen deze vraag beantwoorden.



Fig. 13. Verbranding van ijzer in zuurstof.

Proef 20. Wij vullen eene flesch met zuurstof uit een gashouder, doch laten er een weinig water in. Vooraf hebben wij aan de stop der flesch eene uitgegloeide horlogeveer bevestigd, waaraan een stukje zwam zit. Dit laatste steken wij aan en plaatsen nu den stop op de flesch (fig. 13). Het zwam gaat levendig branden en spoedig ook het ijzer, waar talrijke gloeiende sterretjes en vonken van afspringen, die uit eene gesmolten,

donkerbruine stof bestaan, die in het water stólt (hamerslag).

Proef 21. Zoo wij een glazen ballon met zuurstof vullen en daarin met behulp van een ijzeren lepeltje een stukje brandenden phosphor brengen (fig. 14), brandt dit daarin voort met een verblindend licht.

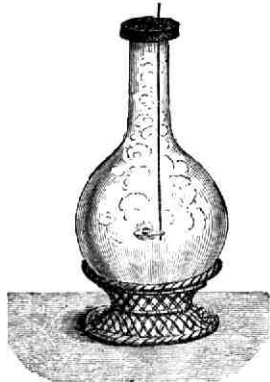


Fig. 14. Verbranding van phosphor in eene met zuurstof gevulde flesch.

Zwavel is eene lichtgele, brooze, kristallijne stof, die als zwavelbloem (zeer fijne, poedervormige kristallen) of als pijpzwavel (staven in den vorm van zeer verlengde afgeknotte kegels) in den handel komt. Zij is niet oplosbaar in water, doch wel in sommige andere vloeistoffen en brandt met donkerblauwe vlam. Zwavel smelt reeds bij 111° tot eene lichtgele, dunne vloeistof, die bij verdere verhitting donkerder van kleur wordt en tevens taaiër, zoodat

zij bij circa 250° eene bruinzwarte, bijna vaste massa vormt. Verhit men deze nog meer, dan wordt zij weer dun vloeibaar, gaat bij 420° koken en verandert daarbij in een lichtgelen damp, die tegen de koudere deelen van het vat verdicht wordt tot zwavelbloem (sublimeeren).

De zwavel komt, gemengd met steenen, lava en zand, in vulkanische streken (Sicilië, Java), in den bodem voor. Door smelten en sublimeeren wordt zij in zuiveren toestand er van afgescheiden.

Proef 22. Een stukje zwavel laat men, op dezelfde wijze als den phosphor in de vorige proef, in zuurstof branden. Het brandt daarin met heldere, lichtblauwe vlam levendig voort, tot alle zuurstof verbruikt is.

Proef 23. Wij laten waterstofgas in zuurstof verbranden. Hiertoe maken wij gebruik van eene kraan van Daniëll (fig. 15), om te voorkomen, dat zich een mengsel van beide gassen

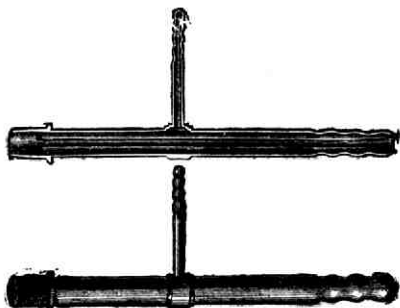


Fig. 15. Kraan van Daniëll.

vormt, dat zeer ontplofbaar is (zie volgende proef). De zuurstof wordt uit een gashouder in de binnenste rechte buis aangevoerd; de waterstof uit een anderen gashouder door de wijdere buis, die daaromheen zit (fig. 16). De kranen worden zoo geregeld, dat de vlam zonder gedruisch brandt. De waterstof brandt nu met kleine, niet-lichtende vlam. Deze geeft verbazend

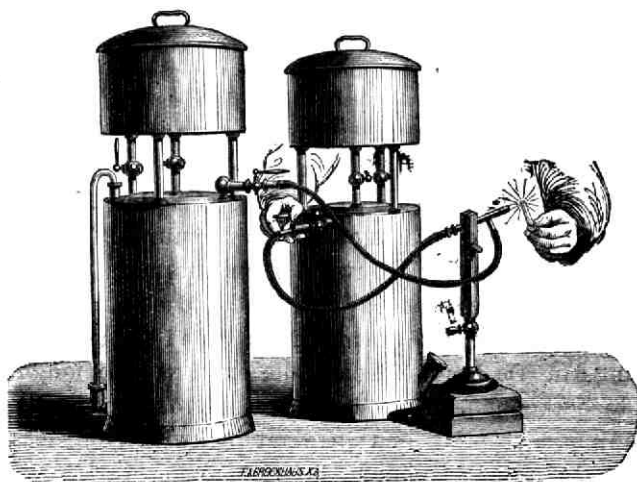


Fig. 16. Waterstof-zuurstofvlam.

veel hitte; een ijzerdraad smelt en verbrandt er in, zelfs platina smelt. Onsmeltbare stoffen, zooals kalk, worden witgloeiend en stralen een licht uit, dat veelal in plaats van electrisch licht gebruikt wordt (Drummond's licht).

Proef 24. Zeepbellen, of wel zeepschuim in een bak met zeepwater, worden met behulp van de kraan van Daniëll gevuld met een mengsel van waterstof en zuurstof, in dezelfde verhouding, waarin het bij de vorige proef verbrand werd. Komt men nu met eene vlam in de nabijheid er van, dan heeft er eene hevige ontploffing plaats. Dit mengsel wordt knalgas genoemd.

Verkalking van metalen en verbranding van allerlei stoffen zijn verschijnselen, die in zuurstof met bijzondere levendigheid plaats vinden. In verband met het vroeger geleerde, komen wij tot de gevolgtrekking, dat zij hunne oorzaak vinden in de ver-

eeniging van zuurstof met andere stoffen. Men zegt, dat deze stoffen **oxydeeren** of dat hare **oxydatie** plaats heeft. De nieuwe stoffen, die hierbij ontstaan noemt men **oxyden** of **zuurstofverbindingen**. (Lavoisier † 1792).

Opmerking. Niet alle stoffen kunnen oxydeeren. Bij de edele metalen, kalk, de meeste gesteenten, keukenzout, soda en talrijke andere stoffen is dit niet mogelijk. Van andere stoffen oxydeeren, bij verhitting in de lucht, sommige bestanddeelen, terwijl andere onveranderd blijven. De asch, die overblijft bij de verbranding van hout, papier, bladeren, beenderen, enz. zijn de onbrandbare bestanddeelen dezer stoffen, terwijl de oxyden, die hierbij ontstaan, zich als onzichtbare gassen in de lucht verspreiden.

3. De oxydatie is het eerste voorbeeld, dat wij leeren kennen, van eene scheikundige verbinding. Wij zien daarbij zoowel de stof, die oxydeert, als de zuurstof verdwijnen, daarentegen een of meer nieuwe stoffen ontstaan, waarin zoowel de geoxydeerde stof of hare bestanddeelen, als zuurstof voorkomen. Deze oxyden noemt men **scheikundige verbindingen**. De bestanddeelen, die er in voorkomen, zijn er niet in te herkennen. Noch het beste microscoop, noch eenig ander hulpmiddel stelt ons in staat in kwikoxyde het kwik of de zuurstof waar te nemen. De vereeniging van de stoffen, die scheikundig verbonden zijn, is zóó innig, dat zij zelfs in de kleinste deeltjes der verbinding, die bestaanbaar zijn (de moleculen), voorkomen. De verbinding is eene nieuwe stof, met geheel bijzondere eigenschappen, die geheel afwijken van die der bestanddeelen, welke er in voorkomen.

Opgave. Toon dit met voorbeelden aan.

Nauwkeurige proeven leeren evenwel, dat het gewicht der verbinding gelijk is aan de som van de gewichten der bestanddeelen, waaruit blijkt, *dat er bij eene scheikundige verbinding geene stof verloren gaat.*

Vraag. Welk verschil kent gij tusschen eene scheikundige verbinding en een mengsel van twee stoffen?

Opmerking. De uitdrukking scheikundige verbinding wordt in tweeërlei beteekenis gebruikt. Men bedoelt daarmee zoowel de werking zelf als ook de nieuwe stof, die door de werking ontstaat. Uit den zin blijkt meestal gemakkelijk, wat men bedoelt.

4. Voor de verbranding eener stof moeten blijkens de genomen proeven twee omstandigheden samenwerken: 1°. Er moet eene voldoende hoeveelheid zuurstof aanwezig zijn en 2°. De stof moet minstens tot eene bepaalde temperatuur, de verbrandingstemperatuur, gebracht worden. Deze is bij de verschillende stoffen zeer verschillend.

Proef 25. Een stukje phosphor wordt in zwavelkoolstof opgelost. Men drenkt een stukje vloeipapier met deze oplossing en laat dit zonder verwarming opdrogen. Is het geheel droog geworden, dan gaat de zeer fijn verdeelde phosphor, en daarmee het papier, van zelf branden.¹

Phosphor in fijn verdeelden toestand gaat dus reeds bij gewone temperatuur branden; hetzelfde doen zeer fijn ijzerpoeder en verschillende andere stoffen. Andere stoffen kan men door eene lucifervlam aansteken, nog andere moeten tot op eene zeer hooge temperatuur gebracht worden om te kunnen branden, b.v. steenkolen, stukken ijzer, enz. De graad der verdeling der stof is van grooten invloed op de verbrandingstemperatuur.

Opgaven. Toon dit laatste aan door voorbeelden.

De gewone phosphorlucifers zijn droge houtjes, die men met het eene uiteinde gedompeld heeft in gesmolten zwavel of vet (parafine) en aan dezelfde zijde voorzien zijn van een kopje, waarvan phosphor het hoofdbestanddeel is. Zwavel en vet hebben veel lagere verbrandingstemperatuur dan hout. Verklaar het gebruik dezer lucifers.

Proef 26. In een glas met kokend water brengt men een stukje phosphor, het smelt en zinkt. Nu blaast men lucht door een metalen buisje, zoo, dat zij onder water in aanraking komt met den phosphor. Iedere luchtbel, die ermede in aanraking komt, doet eene vlam onder water ontstaan.

Opgave. Verklaar deze proef.

De werking van brandblusmiddelen berust òf op de afsluiting van de lucht van het brandende voorwerp, òf op de afkoeling er van tot beneden de verbrandingstemperatuur.

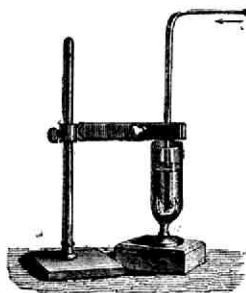


Fig. 17. Verbranding van phosphor onder warm water.

1. Het water verhit 10° Celsius = calorie

Vragen. Welke middelen, om een brandend voorwerp uit te dooven, kent gij?

Verklaar hunne werking.

Waarom kan eene kleine vlam worden uitgeblazen, terwijl eene grootere door blazen wordt aangewakkerd?

Hoe verklaart gij, dat een schoorsteenbrand onmiddellijk kan worden gebluscht, *a*) door de bovenste opening van den schoorsteen dicht te stoppen, *b*) door zwavel in de brandende kachel te brengen, *c*) door een pistool (met los kruit geladen) in den schoorsteen af te schieten?

§ 3. Verschijnselen, die met de verbranding gepaard gaan.

1. De verbranding eener stof gaat steeds gepaard met warmte-ontwikkeling. Men maakt hiervan gebruik tot het voortbrengen van kunstmatige warmte.

Het is bekend, dat gelijke hoeveelheden van verschillende stoffen niet evenveel warmte voortbrengen bij hare verbranding. De verbrandingswarmte eener stof is de hoeveelheid warmte, die ontwikkeld wordt bij de verbranding van 1 KG. der stof. (Zie Horn en de Gast, Natuurkunde I, § 35). Bij waterstof is zij het grootst (34000 cal.), bij steenkolen en houtskool ook zeer groot (6000—8000 cal.). Zij is geringer bij zwavel (2200 cal.), ijzer (1500 cal.) en koper (600 cal.), nog geringer bij lood en kwik.

2. Gewoonlijk worden bij verbranding v u u r v e r s c h i j n s e l e n waargenomen. Zij danken hun ontstaan aan de verbrandingswarmte, daar deze zoowel de brandende stof zelf, als ook de oxyden, die gevormd worden, in gloeienden toestand brengt.

Eene vlam bestaat uit gas- of dampvormige stoffen, die in gloeienden toestand verkeerden. Sommige stoffen, als sterk uit-geloeide houtskool, diamant en ijzer verbranden zonder vlam.

In eene kaarsvlam zijn drie deelen te onderscheiden (fig. 18). De donkere inwendige kern *a* bestaat uit dampen, die ontstaan zijn door de verhitting van het vet. Brengt men er snel een luciferskopje in, dan zal dit niet branden; een platina-draadje wordt in dit deel der vlam niet gloeiend. Om deze kern bevindt zich een lichtende mantel *e, f, g*. Hierin heerscht eene veel hoogere temperatuur, de dampen verkeerden hier in gloeienden toestand. Aan den buitenkant er van heeft de volledige verbranding der dampen plaats; daar is de vlam het heetst. Om dezen lichtenden mantel bevindt zich nog een niet-lichtende, donkerblauwe mantel *b, c, d*,

bestaande uit de verbrandingsproducten in gloeienden toestand.

De gasvlam heeft dezelfde samenstelling.

Komen er vaste deeltjes of dampen van groot soortelijk gewicht in de vlam voor, dan is ze lichtend; in het tegenovergestelde geval in den regel weinig of niet. De lichtsterkte eener vlam wordt grooter zoo hare temperatuur hooger wordt. Te groote toevoer van lucht werkt afkoelend en vermindert dus de lichtsterkte der vlam. Evenzoo te geringe toevoer van lucht, daar hierdoor de verbranding niet volledig kan plaats hebben en walm ontstaat. Voorafgaande verhitting van het te branden gas en van de lucht, die voor de verbranding moet dienen, verhoogt de temperatuur der vlam en bevordert dus hare lichtsterkte. (Siemensche gasbranders, Wenham-lampen). Wordt lichtgas met eene voldoende hoeveelheid lucht vermengd vóór men het doet branden, dan is de vlam niet lichtend, doch heeft eene veel hoogere temperatuur (Bunsensche branders).



Fig. 18.
Kaarsvlam.

§ 4. Langzame oxydatie.

1. *Proef 27.* Plaats een stukje phosphor op een standaardje van draad, dat in een bakje met water staat, en daar overheen een omgekeerden glazen cylinder, die met lucht gevuld, doch door het water van de buitenlucht is afgesloten

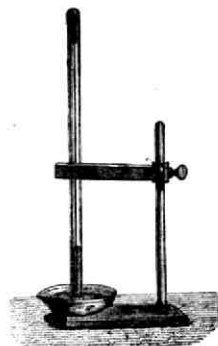


Fig. 19. Langzame
verbranding van
phosphor.

(in fig. 19 is, in plaats van een cylinder, eene buis geteekend, die aan ééne zijde gesloten is). Een zware nevel daalt van den phosphor naar beneden en lost in het water op; langzamerhand vermindert de phosphor en stijgt het water in den cylinder omhoog. Wanneer dit ophoudt, is $\frac{1}{5}$ der lucht uit den cylinder verdwenen. Het gas, dat er in overblijft, is stikstof.

Hier heeft dus langzame oxydatie van phosphor plaats gehad, die niet met vuurverschijnselen gepaard ging.

Vraag. Heeft zich hierbij een oxyde gevormd? Zoo ja, waar is het gebleven?

Uit deze proef leiden wij af, dat de lucht is samengesteld uit $\frac{1}{5}$ zuurstof en $\frac{4}{5}$ stikstof (naar het volume gemeten). Andere bestanddeelen, die er in betrekkelijk zeer geringe hoeveelheden in voorkomen, bespreken wij later.

Dat langzame oxydatie ook met warmte-ontwikkeling gepaard gaat, blijkt uit het feit, dat kleine stukjes phosphor, die men op elkander gestapeld in de lucht laat liggen, na eenigen tijd smelten en eindelijk van zelf in brand geraken (zelfverbranding).

Opmerking. Het is nu duidelijk, waarom phosphor onder water moet bewaard worden. Het lichten van phosphor in 't donker moet aan zijne langzame oxydatie worden toegeschreven.

Bij alle brandbare stoffen doet zich het verschijnsel der langzame oxydatie of langzame verbranding in meerdere of mindere mate voor. Door vocht en warmte wordt het zeer bevorderd. Gevolgen er van zijn: het dof worden en roesten der metalen, het verweeren van hout, stroo, papier, mest, bladeren, katoen, linnen, touw, enz., het verminderen van de hoeveelheid steenkolen, die in de open lucht bewaard worden. Veelal is van de warmte-ontwikkeling, die hierbij plaats heeft, niets te merken, omdat zij zeer langzaam ontstaat en even snel door geleiding en uitstraling weer verloren gaat. In daarvoor gunstige omstandigheden hoopt zij zich evenwel op en de temperatuur stijgt aanmerkelijk, b. v. in het inwendige van een hoop mest, vochtig hooi, run, enz.; men zegt dan, dat deze stoffen broeien. Stijgt hierbij de temperatuur tot de verbrandingstemperatuur bereikt is en heeft de lucht vrijen toegang, dan geeft het broeien aanleiding tot zelfverbranding (vochtig hooi, poetslappen in fabrieken, steenkolen in schepen, enz.).

Opgaven. Verklaar het nut van: het verven, vernissen, teeren, wassen van hout; het drenken van zeilen en touwwerk met pek of teer; het bedekken van ijzer met menie, zink (galvaniseeren), tin en nikkel; het vergulden of verzilveren van niet-edele metalen.

Verklaar, dat heipalen zich in een moerassigen bodem onbepaalden tijd goed houden, terwijl zij boven den grond spoedig zouden vergaan.

De ademhaling van alle levende wezens bestaat in het opnemen van zuurstof, die gebruikt wordt voor de langzame verbranding der bestanddeelen van de weefsels, waaruit het lichaam is opgebouwd. Deze langzame verbranding is hoofdoorzaak van de stofwisseling, tevens de bron van het arbeidsvermogen, dat noodig is voor het volbrengen der levensverrichtingen en van

de lichaamswarmte. De verbrandingsproducten, die hierbij ontstaan, worden door de excretieorganen uit het lichaam uitgescheiden.

§ 5. Oxyden.

1. De oxyden van ijzer, koper, zink, lood en magnesium zijn vaste stoffen; de meesten zijn moeilijk smeltbaar en niet vluchtig.

Proef 28. Zinkoxyde wordt met zuiver (gedistilleerd) water omgeroerd en daarmee verwarmd. Wij scheiden nu de vloeistof door filtreeren van de vaste stof af en laten er een weinig van verdampen op een platina-schaaltje. Er blijft niets op het schaalte over, dus is het zinkoxyde niet oplosbaar in water.

Behandelen wij de andere genoemde metaaloxiden evenzoo, dan komen wij tot dezelfde uitkomst.

Kalium is een zilverwit metaal met sterken glans; het is bij gewone temperatuur week en kneedbaar als was, smeltpunt 62.5° , S. G. 0.865. Het metaal wordt onder petroleum bewaard; in de lucht zou het zeer snel oxydeeren.

Proef 29. Een stukje kalium wordt op een vlak porseleinen schaalte verhit. Het smelt spoedig, bedekt zich met eene witte korst en gaat eindelijk met heldere vlam branden. Hierbij ontstaat eene geelachtig witte stof, die gedeeltelijk als zware rook ontsnapt; dit is kaliumoxyde. Brengen wij, na afkoeling, een weinig water met het kaliumoxyde, dat op het schaalte overbleef, in aanraking, dan lost het daarin met warmte-ontwikkeling op. De oplossing heeft een sterk loogachtigen smaak. Rood lakmoespapier 1) wordt er oogenblikkelijk blauw door gekleurd.

Natrium is een metaal, dat veel op kalium gelijkt. Het is iets harder, smeltpunt 95.6° , S. G. 0.972. Het oxydeert bijna even

1) Lakmoes is eene verfstof, die uit korstmossen, in 't zuiden van Frankrijk voorkomend, verkregen wordt. Het komt als kleine, vierkante, blauwgekleurde blokjes in den handel. Een aftreksel er van met water kleurt filtreerpapier blauw (blauw lakmoespapier); giet men er een weinig zoutzuur in, dan wordt de kleur rood.

gemakkelijk als kalium. Natriumoxyde heeft dezelfde eigenschappen, die wij bij kaliumoxyde opmerkten.

Calcium is een geelachtig metaal, S. G. 1.55; het smelt bij rood-gloeihitte en verbrandt dan in de lucht met sterk licht. Kalk is het oxyde van calcium.

Proef 30. Op een stuk kalk gieten wij zooveel water als er door opgezogen kan worden. Na korten tijd valt het als een fijn poeder uit elkander, waarbij zich veel warmte ontwikkelt. Dit poeder lost in water slechts weinig op. De oplossing (kalk water) kleurt rood lakmoes blauw en heeft een zwakken, loogachtigen smaak.

2. Wij zullen nu het onderzoek naar de eigenschappen der oxyden ook uitstrekken over die van niet-metallische stoffen.

Proef 31. In eene wijde glazen buis plaatst men een klein,

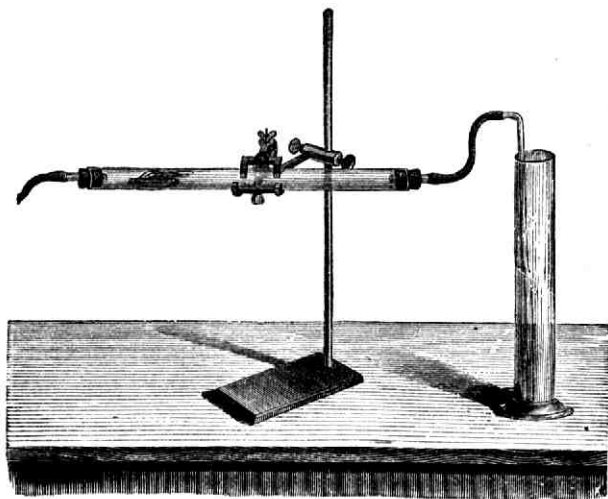


Fig. 20. Bereiding van zwaveloxyde.

langwerpig, porseleinen schaalkje (schuitje) met brandende stukjes zwavel. Door de buis leidt men een zwakken stroom van zuurstof en het gasvormige zwaveloxyde, dat ontstaat, leidt men in een open cylinder. Daar het gas een groot S. G. heeft

(2.2), zal het zich slechts langzaam in de lucht verspreiden. Het is kleurloos en bezit een zuurachtigen, sterk prikkelden reuk en smaak. Een brandend stukje hout dooft er onmiddellijk in uit, het onderhoudt dus de verbranding niet. Ook is het onbrandbaar. Is al de lucht door het zwaveloxyde uit den cylinder verdrongen, dan sluit men hem met eene stop dicht, plaatst hem het onderste boven in een bak met water en opent hem nu (fig. 21). Het water stijgt er snel in omhoog en vult na eenigen tijd den cylinder bijna geheel. De oplossing van het gas heeft denzelfden reuk en smaak als het gas zelf, zij kleurt blauw lakmoes rood.



Fig. 21. Absorbtie van zwaveloxyde door water.

Vraag. Zou men dit gas op de gewone wijze boven water kunnen opvangen?

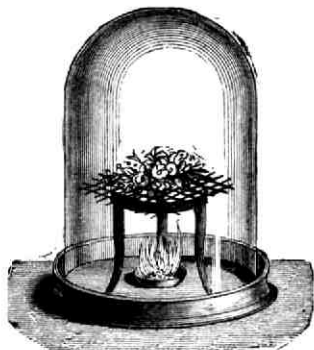


Fig. 22. Bleekende werking van zwaveloxyde.

Proef 32. Wij brengen eenige stukjes brandende zwavel onder eene glazen klok, waaronder zich tevens verschillend gekleurde bloemen bevinden. Door den invloed van het zwaveloxyde verbleeken de kleuren der bloemen zeer snel.

Zwaveloxyde wordt als bleekmiddel voor wol, zijde en stroo veel gebruikt; het heeft ook de eigenschap gistplanten en hare kiemen te doden en wordt daarom gebruikt voor het zwavelen van bier- en wijnvaten om de verdere gisting dier dranken te voorkomen.

Proef 33. Een stuk phosphor wordt onder eene ruime, droge glazen klok, die met de opening op eene glasplaat staat, verbrand. Wij verkrijgen zodoende eene aanmerkelijke hoeveelheid phosphoroxyde in den vorm van een wit, sneeuwachtig poeder. Brengen wij bij dit poeder een weinig water, dan lost het daarin met warmte-ontwikkeling op, die ook merkbaar is aan het

sissend geluid, dat hierbij ontstaat. De oplossing is sterk zuur en kleurt blauw lakmoes rood.

Phosphoroxjde is zeer hygroscopisch en lost op in het water, dat het met groote kracht aantrekt; men zegt: het vervloeit. Het wordt gebruikt als droogmiddel voor gassen.

Indien hout bij afsluiting der lucht sterk verhit wordt, ontwikkelt zich een dikke rook, uit brandbare dampen bestaande, en ten slotte blijft er eene zwarte, zeer poreuze stof over, houtschool genaamd.

Vorming van houtschool in bakkersovens. Bereiding in het groot in de kolenbranderijen in bosschen. De stukken hout worden tot groote kegelvormige stapels opgehoopt zoo, dat er eenige kanalen voor den aanvoer van lucht en den afvoer van de dampen in aanwezig zijn. Het geheel wordt met aarde bedekt en dan aangestoken. Een gedeelte van het hout verbrandt; het grootste gedeelte wordt door de hierbij ontwikkelde hitte verkoold. Suikerkool en beenderenkool worden verkregen door verhitting van suiker of beenderen, bij afsluiting der lucht.

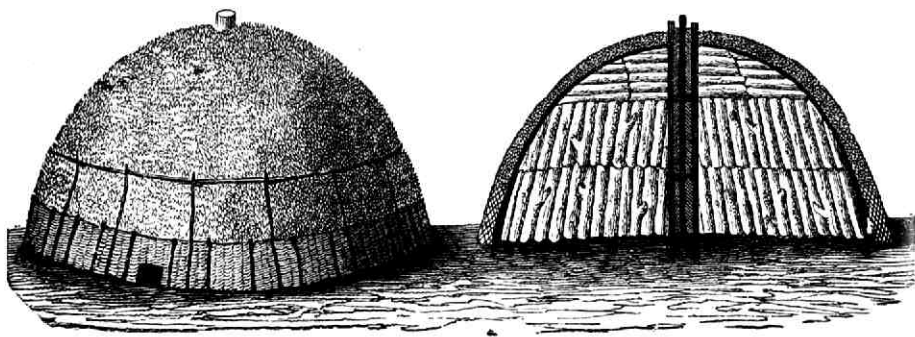


Fig. 23. Kolenbranderij.

Proef 34. In eene glazen buis worden stukjes houtschool sterk verhit en dan zuurstof er doorheen geleid, waardoor de houtschool gaat branden. Het gas, dat zich hierbij vormt, leiden wij in een open glazen cylinder (fig. 24), waarin het zich laat verzamelen, omdat het een grooter S. G. heeft dan lucht (1.52). Brengen wij een brandend stukje hout in een met dit kleurlooze gas gevulden cylinder, dan dooft het onmiddellijk uit; het gas, dat zelf onbrandbaar is, onderhoudt de verbranding niet. Dit wordt nader bevestigd door in een wijden cylinder vier brandende

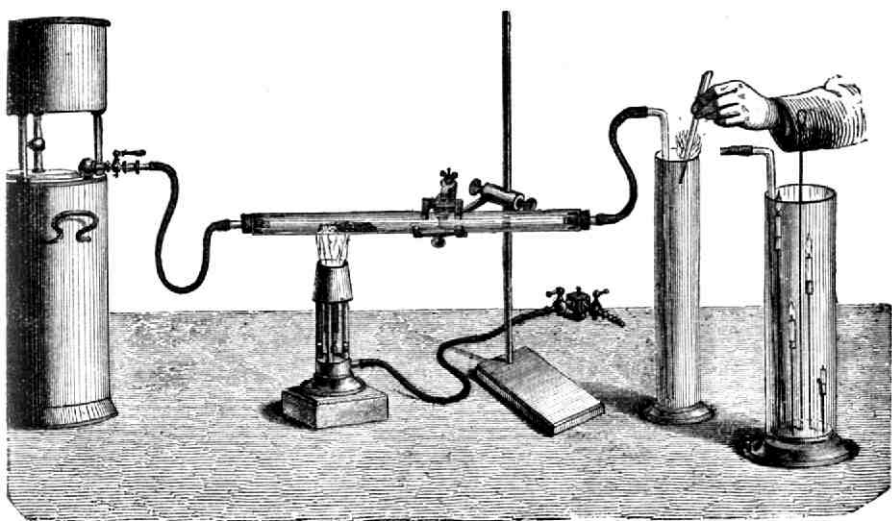


Fig. 24. Bereiding van koolzuurgas.

kaarsjes op verschillende hoogte te plaatsen en de aanvoerbuiss van het gas tot aan den bodem te doen reiken (fig. 24). De kaarsjes dooven van onderen naar boven achtereenvolgens uit. Wij kunnen het gas uit een cylinder in een anderen overgieten en zoodoende een kaarsje uitdooven, dat hierin brandt, waaruit blijkt, dat het gas een groot soortelijk gewicht heeft (fig. 25).

Wij vullen een cylinder met dit gas, gieten er een weinig water in, schudden hem na sluiting flink en openen hem daarna onder water. Het water stijgt er dan in omhoog; een bewijs, dat het gas zeer oplosbaar is in water.

Spuitwater is water, waarin dit gas onder sterken druk is opgelost.

De oplossing in water is zuurachtig van smaak en kleurt blauw lakmoes rood. Het gas wordt

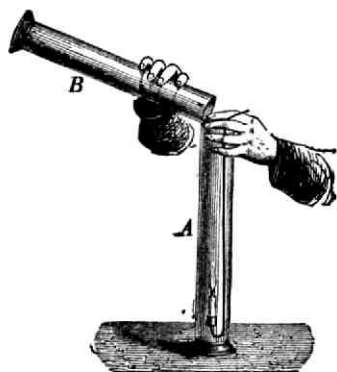


Fig. 25. Groot S. G. van koolzuurgas.

koolzuur genoemd. Wordt koolzuur in kalkwater geleid, dan wordt dit melkachtig troebel, tengevolge van het ontstaan eener fijne, witte, poedervormige stof.

Vraag. Hebben wij dit gas reeds bij eene der vroeger genomen proeven ontmoet?

Koolzuur is een standvastig bestanddeel van den atmosfeer (3—4 liter op 10000 L lucht). Het komt in vele minerale wateren in groote hoeveelheid in opgelosten toestand voor (Selterswater, Apolinariswater, enz.) en stijgt op vele plaatsen uit den bodem op (Hondsgrot bij Napels, Doodendal op Java).

Indien diamant in zuurstof verbrand wordt, vormt zich hetzelfde gas, evenzoo bij de verbranding van graphiet of potlood. Beide stoffen zijn bijna zuivere **koolstof**, die ook het hoofdbestanddeel vormt van houtskool, beenderenkool, steenkolen, bruinkool, turf, enz.

De asch, die bij de verbranding dezer stoffen overblijft, bestaat uit bestanddeelen van den bodem, die door de wortels der planten daaruit worden opgenomen en die voor de voeding van planten en dieren onmisbaar zijn; ze zijn onbrandbaar.

Houtskool en beenderenkool zijn zeer poreus en hebben het vermogen vele gassen, in het water opgeloste kleurstoffen en sommige andere stoffen te absorbeeren. Zij worden gebruikt om slecht water drinkbaar te maken (filtreertoestellen) en om gekleurden suiker en andere stoffen te zuiveren.

De retortenkool, die zich tegen de wanden der retorten in gasfabrieken afzet, is bijna zuivere koolstof, zeer hard, de warmte en electriciteit goed geleidend; zij wordt veel gebruikt in electrische toestellen.

Koolzuurgas is het oxyde van koolstof.

Arsenik is eene donkerblauwachtige, grijze, kristallijne stof, die op sommige plaatsen in den bodem voorkomt; zij is zeer broos en heeft een metaalachtigen glans. S. G. 5.9. Arsenik is zeer vergiftig.

Proef 35. In een reageerbuisje (fig. 26) wordt een stukje arsenik verhit; het vervluchtigt zonder te smelten. De damp, die een knoflookachtigen reuk heeft, condenseert tegen de koudere deelen van het glas, waar zich een zoogenaamde arsenikspiegel vormt.

Arsenik is gemakkelijk brandbaar. Het oxyde, er van is een wit poeder, dat zeer vergiftig is en algemeen bekend is onder den naam rattenkruit. Het laat zich goed subli-

meeren en is slechts weinig oplosbaar in water; de oplossing kleurt blauw lakmoes zwak rood.

Zand, kwarts en vuursteen hebben dezelfde samenstelling. Het zijn verschillende vormen van siliciumoxyde. **Silicium** is eene niet-metallische stof, die moeilijk te bereiden is; het is brandbaar; zijn oxyde is onoplosbaar in water.



Fig. 26. Arsenikspiegel.

3. Overzicht van de eigenschappen der oxyden.

Oxyden van

Zink, ijzer, koper, lood, kwik,	onoplosbaar in water	geene werking op lakm.
Magnesium	id.	id.
Kalium, natrium, calcium	oplosbaar in water	kleuren rood lakm blauw
Waterstof		geene werking op lakm.
Zwavel, phosphor, koolstof, arsenik	oplosbaar in water	kleuren blauw lakm. rood
Silicium	onoplosbaar in water	geene werking op lakm.

§ 6. Sulfiden.

1. Kunnen de stoffen, die wij leerden kennen, zich ook met andere stoffen dan zuurstof, b.v. met zwavel, verbinden?

Proef 36. Wij verhitten zwavel in een glazen kolfje, waarvan wij den hals hebben doen afspringen. Zoodra de zwavel kookt en het glas zich met zwaveldamp gevuld heeft, laten wij er kopervijlsel in vallen. De koperdeeltjes verbinden zich onmiddellijk onder het vallen met den zwaveldamp, wat met vuurverschijnselen gepaard gaat en waarbij eene blauwachtig-

Zuiver zwavel damp vormt het rood, maar bij het afkühlen van de damp

zwarte, doffe stof ontstaat. Dit is de scheikundige verbinding van koper met zwavel of kopersulfide.

Proef 37. Wij herhalen dezelfde proef met kleine stukjes tin, doch nemen een reageerbuisje, waarin we de zwavel verhitten (fig. 28). Ook hier heeft na eenigen tijd de verbinding van het me-

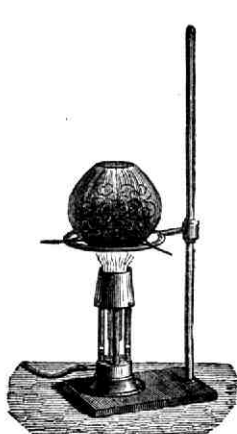


Fig. 27. Vorming van kopersulfide.

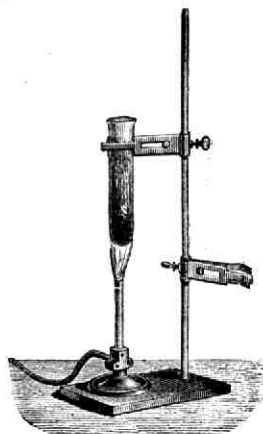


Fig. 28. Vorming van tinsulfide.

taal en de zwavel plaats met ontwikkeling van veel warmte, die vuurverschijnselen en de smelting van het tinsulfide veroorzaakt.

Proef 38. Nogmaals wordt de proef in een reageerbuisje herhaald met fijn ijzerpoeder. Dit valt, terwijl het in ijzersulfide verandert, als een vuurregen naar beneden.

Grover ijzervijzel zou onveranderd blijven, doch verbindt zich ook met zwavel, zoo men het daarmede vermengt en het mengsel in een gesloten kroes tot gloei-hitte brengt.

Proef 39. In eene glazen kolf, waarvan men den hals heeft afgenomen, wordt zwavel tot koken gebracht, totdat de kolf geheel met damp gevuld is. Een stuk brandend magnesiumband wordt er nu ingedompeld. Het blijft in den zwaveldamp schijnbaar voortbranden.

Vraag. Waarom spreken wij hier van schijnbaar branden?

Proef 40. Dezelfde proef wordt herhaald, doch in plaats van het magnesiumband nemen wij een stukje brandend natrium.

op een ijzeren lepeltje (fig. 29). Ook het natrium blijft schijnbaar voortbranden.

Proef 41. Kwik wordt met zwavel in een vijzeltje geruimen tijd samengewreven. Het metaal verdwijnt meer en meer en er vormt zich eene zwarte stof (kwiksulfide). Bij hoogere temperatuur verbindt kwik zich onder vuurverschijnselen met zwavel.

Kwiksulfide verandert door sublimeeren in een blauwachtig-zwart, glanzend poeder, dat fijn gewreven rood is (cinaber).

Proef 42. Eene blanke zilveren munt wordt een oogenblik in zwaveldamp gehouden, zij bedekt zich met eene doffe, zwarte stof (zilver-sulfide).

Uit deze proeven blijkt, dat de meeste metalen zich op dezelfde wijze met zwavel kunnen verbinden als met zuurstof. Die, welke zich zeer gemakkelijk met zuurstof verbinden, gaan soms moeilijk eene verbinding aan met zwavel en omgekeerd.

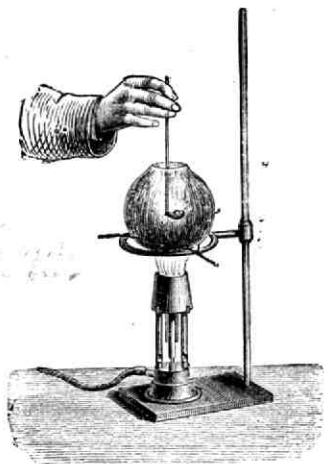


Fig. 29. Vorming van natriumsulfide.

Opgave. Geef hiervan voorbeelden.

De verbindingen, die hierbij ontstaan, noemt men sulfiden.

2. Zwavel kan zich ook met niet-metallische stoffen verbinden.

Proef 43. Eene porseleinen buis, die met stukjes houtskool gevuld is, wordt in een oven tot gloeihitte gebracht. Wanneer geene vluchtige bestanddeelen van het hout, die veelal nog in houtskool aanwezig zijn, meer ontsnappen, stoppen wij eenige stukken zwavel aan het eene uiteinde in de buis en sluiten dit met eene kurk dicht (fig. 30). Nu komt zwaveldamp in aanraking met de gloeiende koolstof en verbindt zich daarmee tot een damp, die gedeeltelijk in den glazen ontvanger, gedeeltelijk in een cylinder, die een weinig water bevat en in koud water staat, condenseert tot eene zware olieachtige vloeistof (S. G. 1.27), die onoplosbaar is in water. In zuiveren

toestand is koolstofsulfide of zwavelkoolstof eene kleurlooze, sterk lichtbrekende vloeistof met onaangename reuk. Zij kookt reeds bij 48° en is, evenals haar damp, licht brandbaar. Zwavel, vet, phosphor en caoutchouc lossen er gemakkelijk in op.

Deze eigenschap wordt in het groot toegepast om vet uit schapenwol en andere stoffen te trekken, bij het vulkaniseeren van caoutchouc (d. i. vermengen met zwavel, waardoor het bij gewone temperatuur zacht en buigzaam wordt), enz. Door distillatie verkrijgt men de gebruikte zwavelkoolstof weer grootendeels terug.

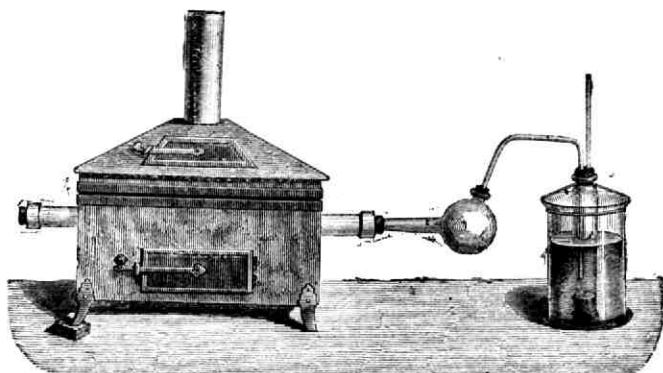


Fig. 30. Bereiding van koolstofsulfide.

Zwavel verbindt zich ook zeer gemakkelijk met phosphor en arsenik. Met waterstof verbindt zij zich slechts langzaam bij hooge temperatuur; met stikstof niet.

3. De volgende proeven stellen ons in staat de eigenschappen der sulfiden te vergelijken met die der oxyden.

Proef 44. Wij brengen fijn gestooten kopersulfide in gedistilleerd water, roeren het daarin om, verwarmen het water en filtreeren dan. In het filtraat (d. i. de heldere vloeistof, die door het filtreerpapier geloopt is) is niets opgelost.

Vraag. Hoe onderzoekt men dit?

De sulfiden van alle behandelde metalen, behalve die van kalium, natrium en calcium, zijn onoplosbaar in water en komen veelal, gekristalliseerd, als mineralen in de natuur voor.

Proef 45. Kaliumsulfide wordt in water opgelost. De oplossing kleurt rood lakmoes blauw.

Hetzelfde is het geval bij de sulfiden van natrium en calcium.

De sulfiden van phosphor en arsenik zijn, evenals koolstof-sulfide, onoplosbaar in water.

Waterstofsulfide is een kleurloos gas met zeer onaangename reuk (naar rotte eieren). In eenigszins groote hoeveelheid ingeademd, werkt het als vergif; kleine dieren kunnen er slechts zeer weinig van verdragen. Het is oplosbaar in water. De oplossing heeft den reuk en den smaak van het gas (zwavelbronnen in Aken) en kleurt blauw lakmoes zwak rood. Het gas is brandbaar met donkerblauwe vlam.

Opgave. Vergelijk de eigenschappen der oxyden met die der sulfiden.

§ 7. Chloor en Chloriden.

1 **Chloor** is een groen-geel gas, dat in de natuur niet vrij voorkomt. Men bereidt het door zoutzuur met stukjes bruinsteen te verhitten en daar het soortelijk zwaarder is dan lucht (S. G. 2,46),

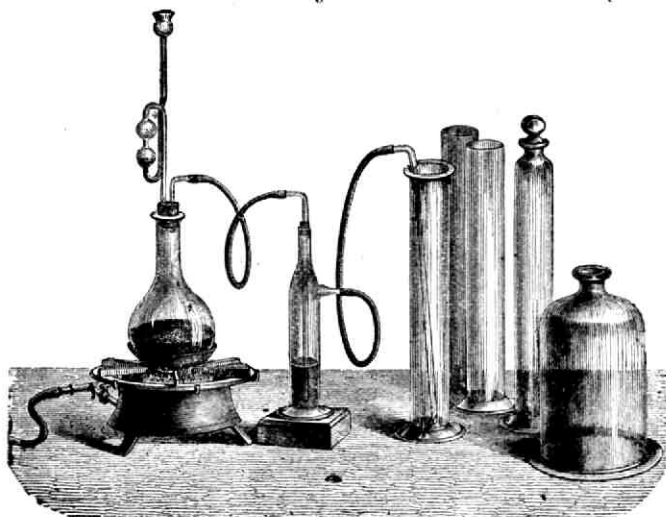


Fig 31. Bereiding van chloor.
(Het gas wordt gedroogd door het door zwavelzuur te leiden).

kan het in een open cylinder of flesch worden opgevangen (fig. 31). Het bezit een onaangename, zeer prikkelende reuk. De inademing van geringe hoeveelheden veroorzaakt reeds hoesten, grootere hoeveelheden zijn dodelijk. Chloor is zeer oplosbaar in water. De oplossing in water (chloorwater) bezit de kleur en den reuk van het gas en wordt veel in plaats daarvan gebruikt. Zij wordt bereid op de wijze als in fig. 32 is afgebeeld.

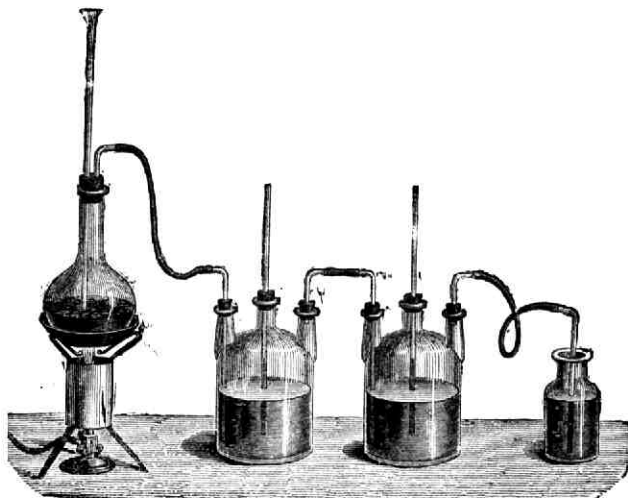


Fig. 32. Bereiding van chloorwater.

Proef 46. In eene met chloor gevulde flesch brengt men onecht bladgoud (koper en zink) en onecht bladzilver (bladtin). Men ziet het eerste onmiddellijk, het laatste na korten tijd vlam vatten en in rook overgaan. *dit is een p.*

Antimoon is eene zilverwitte, metaalachtige stof, kristallijn, broos en vluchtig. De damp condenseert, evenals die van arsenik, als een spiegel op glas.

Proef 47. Wij laten antimoonpoeder in eene flesch vallen, die met chloor gevuld is. Het valt er als een dichte vuur-regen in neer en verandert daarbij in een dichten, witten rook, die zeer vergiftig is. *Chloor met 100 deelen ant. en 1 deelen h.*

Proef 48. Een brandend eindje kaars brengen wij in eene met chloor gevulde flesch. Het blijft daarin schijnbaar voortbranden, doch met kleine, roodachtige vlam en dichten walm.

Proef 49. In eene flesch, die met chloor gevuld is, brengen wij gekleurde bloemen, met water bevochtigde lapjes bedrukte katoen en stukjes bedrukt papier. Alle kleurstoffen verdwijnen zeer snel, behalve de drukinkt (die zijne zwarte kleur aan koolstof dankt). Chloor is dus een uitstekend bleekmiddel, en wordt als zoodanig veel gebruikt. Het tast evenwel de te bleeken stoffen zelf ook sterk aan; wol en zijde zelfs zoo, dat ze geheel bedorven worden. (Gebruik voor het bleeken van katoen, linnen en papier, zie § 31,3).

2. Uit de genomen proeven blijkt duidelijk, *dat chloor zich met vele stoffen zeer gemakkelijk verbindt*, doch ook, dat het zich noch met zuurstof en stikstof, noch met koolstof kan verbinden. Dit laatste blijkt uit het onveranderd blijven der drukinkt en het sterk walmen der brandende kaars in chloor. De verbindingen van chloor noemt men **chloriden**. Wij zullen de eigenschappen der chloriden van de vroeger behandelde stoffen nu onderzoeken.

Proef 50. Dun ijzerdraad wordt in eene glazen buis sterk

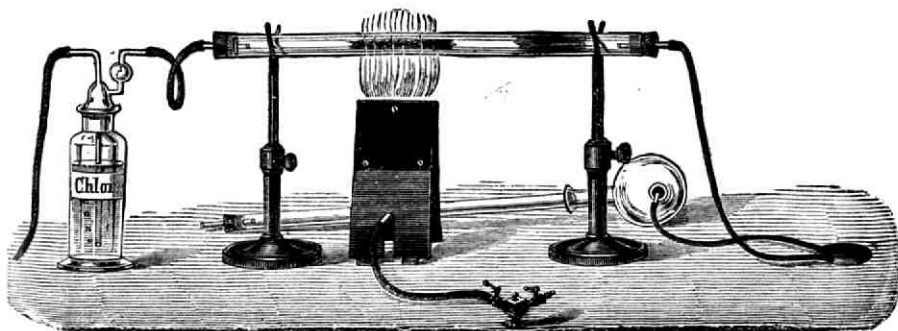


Fig. 33. Bereiding van ijzerchloride.

verhit, daarna leidt men chloor door de buis (fig. 33). Het chloor verbindt zich met het ijzer, waarbij dit laatste hevig gaat gloeien. Er ontstaat een donkere damp, die tegen het

koudere gedeelte van de buis tot donkere, glanzende kristallen condenseert. Het ijzerchloride, dat op deze wijze verkregen is, lost gemakkelijk op in water. De oplossing kleurt blauw lakmoes rood.

De chloriden van koper, zink, tin en lood kunnen op dezelfde wijze verkregen worden. Die van kwik en zilver ontstaan zelfs reeds bij gewone temperatuur. Het zijn vaste stoffen of vloeistoffen, alle min of meer vluchtig en meestal gemakkelijk oplosbaar in water (loodchloride is in koud water weinig, in warm water goed oplosbaar; kwik- en zilverchloride zijn onoplosbaar). De oplossingen dezer chloriden kleuren blauw lakmoes rood.

Proef 51. Brengt men een brandend stuk magnesiumband in eene flesch met chloor, dan verbindt het zich met eene sterk lichtende vlam daarmede (het brandt schijnbaar zeer levendig voort). Het magnesiumchloride is eene vaste, vluchtige, witte stof, gemakkelijk oplosbaar in water en zelfs hygroscopisch. De oplossing oefent geene werking op lakmoes uit; zij smaakt zoutachtig bitter.

Proef 52. Laat men een stukje natrium op een ijzeren lepeltje branden en brengt men het dan in eene flesch met chloor, dan brandt het daarin schijnbaar met groote levendigheid voort. Er vormt zich wit natriumchloride.

Proef 53. Wij brengen dunne schijfjes natrium in eene flesch met chloor en sluiten ze dan dicht. Het metaal bedekt zich onmiddellijk met eene dikke, witte korst. Na eenigen tijd zal al het chloor uit de flesch door het natrium geabsorbeerd zijn. De flesch is dan luchtledig. Het natriumchloride, dat wij zodoende verkregen, lossen wij op in water en vinden, dat de oplossing geene werking uitoefent op lakmoes en den smaak heeft van keukenzout. Nader onderzoek leert, dat het werkelijk gewoon keukenzout is.

Kaliumchloride wordt op dezelfde wijze verkregen; het heeft dezelfde eigenschappen, doch een bitteren smaak. Calciumchloride is zeer hygroscopisch en oefent evenmin werking uit op lakmoes (gebruik als droogmiddel voor gassen).

3. *Proef 54.* Wij laten waterstof door eene aan het uit-

einde omgebogen buis met fijne opening uitstroomen, steken het aan en brengen de buis nu in eene flesch met chloor (fig. 34). Het gas blijft daarin schijnbaar voortbranden met helder blauwe vlam.

Zoodra de kleur van het chloorgas in de flesch bijna verdwenen is, wordt de buis er uitgenomen en de flesch snel gesloten. Zij is nu gevuld met

waterstofchloride, een kleurloos gas. Openen wij nu de flesch onder water, dan dringt het water er met kracht in omhoog, tot de flesch voor een groot deel daarmee gevuld is.

Hieruit blijkt, dat waterstofchloride zeer oplosbaar is in water (bij 10° absorbeert 1 L water 460 L van dit gas). De oplossing heeft een sterk zuren smaak en kleurt blauw lakmoes rood; zij is bekend onder den naam van **zoutzuur**.

Een mengsel van gelijke volumenen waterstof en chloor ontploft, aangestoken, nog heviger dan knalgas. Een zonnestraal is zelfs voldoende om de ontploffing te weeg te brengen. In diffuus licht verbinden deze gasen zich langzaam met elkander.

De chloriden van zwavel, phosphor en kiezel ontstaan gemakkelijk. Het zijn licht verdampende vloeistoffen, die niet oplosbaar zijn in water.

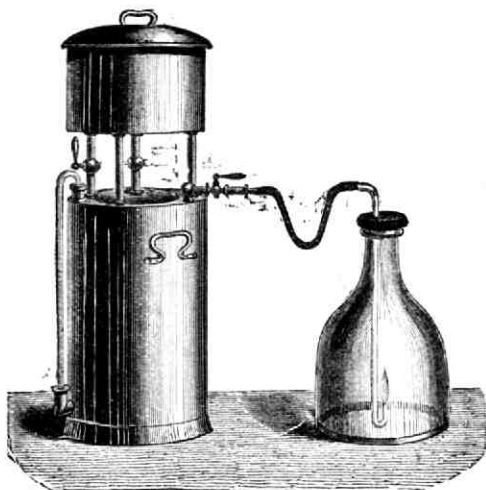


Fig. 34. Verbranding van waterstof in chloor.

§ 8. Oxyden, sulfiden en chloriden.

1. Zoo wij de oxyden, sulfiden en chloriden met elkander vergelijken, merken wij op, dat er daaronder vele voorkomen, die niet oplosbaar zijn in water en die dan ook geene werking

op lakmoes uitoefenen. (Wij duiden ze in het onderstaande overzicht aan door N.O.) De oplosbare kunnen wij onderscheiden in drie groepen: 1^e Die, welke een loogachtigen smaak hebben en rood lakmoes blauw kleuren. Men zegt, dat ze eene basische reactie hebben of basisch reageeren. (Wij duiden ze in het overzicht aan door O.B.) 2^e Die, welke een zuurachtigen smaak hebben en blauw lakmoes rood kleuren. Deze hebben eene zure reactie of reageeren zuur. (Wij duiden ze in het overzicht aan door O.Z.) 3^e Die, welke geene werking op het lakmoes hebben en een zout- of bitterachtigen smaak bezitten. Dit zijn indifferente verbindingen. (Wij duiden ze in het overzicht aan door O.I.)

Overzicht van de reactie der oxyden, sulfiden en chloriden.

	OXYDEN	SULFIDEN	CHLORIDEN
A. METALEN.			
1. IJzer, koper, zink, tin, } lood, zilver, kwik	N.O.	N.O.	O.Z. (van lood, zilver, kwik N.O.)
2. Magnesium	N.O.	N.O.	O.I.
3. Kalium, natrium, calcium } cium	O.B.	O.B.	O.I.
B. NIET-METALEN.			
Waterstof	I.	O.Z.	O.Z.
Chloor, zwavel, phosphor, } arsenik, koolstof, silicium }	O.Z. (van Silicium N.O.)	N.O.	N.O.

2. Uit dit overzicht blijkt, dat er verschil bestaat tusschen de verbindingen der metalen en die der niet-metalen. Terwijl de oxyden en sulfiden van de eerste, die in water oplosbaar zijn, eene basische reactie bezitten, reageeren de oplossingen van die der laatste zuur (waterstofoxyde uitgezonderd). De chloriden der metalen daarentegen oefenen eene zwak-zure of indifferente reactie uit (behalve de niet-oplosbare), die der niet-metalen zijn

onoplosbaar in water, behalve waterstofchloride, dat sterk zuur is.

Bij de metalen onderscheiden kalium, natrium en calcium zich van de andere, behalve door gering S. G. en de gemakkelijheid, waarmede zij oxydeeren, door de oplosbaarheid der oxyden en sulfiden. Magnesium onderscheidt zich van de in de eerste groep genoemde metalen, behalve door gering S. G., door de indifferente reactie van het chloride. De metalen, die wij tot de eerste groep gebracht hebben, zijn de zware metalen. De overige zijn lichte metalen, die wij voorloopig tot twee groepen kunnen brengen.

3. Bij onze proeven is genoegzaam gebleken, dat de meeste opmerkingen, die wij gemaakt hebben omtrent het ontstaan der oxyden, ook gelden voor de sulfiden en chloriden. Zoo is het noodig, dat eene stof tot eene bepaalde temperatuur gebracht wordt, opdat zij zich met zwavel of chloor kunne verbinden. Men noemt deze temperatuur de *verbindingstemperatuur* dier stoffen. De verbinding gaat ook gepaard met warmteontwikkeling, die, indien ze aanzienlijk genoeg is, oorzaak is van vuurverschijnselen en soms eene vlam doet ontstaan. Men noemt de warmte, die hierbij ontstaat, de *verbindingswarmte* dier stoffen; zij is bij verschillende stoffen zeer verschillend. De verbindingen kunnen snel ontstaan met vuurverschijnselen of wel langzaam; evenals bij de verbranding hangt dit af van de temperatuur en dikwijls van den graad van verdeeling.

Opgaaf. Verklaar, dat het in vele gevallen voldoende is om een zeer klein deel der stof te brengen tot de verbindingstemperatuur, om te bewerken, dat zij, in eene voldoende hoeveelheid zuurstof, zwaveldamp of chloor gebracht, daarin blijft doorbranden (of schijnbaar doorbranden). Wanneer zal die stof er niet in blijven doorbranden?

HOOFDSTUK II.

Scheikundige ontleding. Elementen.

§ 9. Ontleding door warmte. Affiniteit.

1. In proef 19 zagen wij, hoe door sterke verhitting van kwikoxyde, deze verbinding weer gesplitst kan worden in de beide bestanddeelen, waaruit ze is samengesteld. Deze scheikundige werking of reactie, die het tegengestelde is van eene scheikundige verbinding, noemt men **ontleding** of **analyse**. Talrijke verbindingen kunnen door warmte ontleed worden, zoo bijv. alle stoffen, waaruit het lichaam van planten en dieren is samengesteld (zie Hoofdst. I § 5) en die bij verhitting verkolen.* Ook enkele andere oxyden, sulfiden en chloriden kunnen op die wijze ontleed worden, als waterstofsulfide en zelfs water, ofschoon hiertoe eene zeer hoge temperatuur vereischt wordt. In 't algemeen zijn deze verbindingen evenwel door verhitting niet te ontleden, ten minste niet bij eene temperatuur, die wij kunnen bereiken. Wij hebben grond om aan te nemen, dat zij bij de zeer hoge temperatuur, die op de zon heerscht, niet kunnen bestaan.

2. De oorzaak van het ontstaan eener scheikundige verbinding wordt toegeschreven aan het bestaan van meer of minder **affiniteit** of **verwantschap** tusschen de stoffen, die zich met elkander verbinden. Deze wordt ook als oorzaak beschouwd van het blijven bestaan der verbinding, dus van het vereenigd blijven der bestanddeelen, die in eene molecule er van voorkomen. Is de affiniteit tusschen twee stoffen groot, dan verbinden zij zich gemakkelijk en snel met elkander en met ontwikkeling van veel warmte; men zegt „met veel energie”. Indien zij geringe affiniteit tot elkander hebben, dan heeft de

verbinding langzaam, zonder vuurverschijnselen plaats. Bezitten zij geen affiniteit tot elkander, dan verbinden zij zich niet.

Kwik en zuurstof verbinden zich bij gewone temperatuur niet met elkander, bij 300° — 350° heeft de verbinding langzaam plaats, boven 400° wordt kwikoxyde weer ontleed. Hieruit volgt, dat de affiniteit dezer stoffen bij gewone temperatuur zeer gering, bij 300° — 350° grooter is en bij 400° weer vernietigd wordt. Dit is een gewoon verschijnsel. In het algemeen groeit de affiniteit sneller of minder snel aan bij verhooging der temperatuur, tot zij een maximum bereikt en dan bij verdere verhit-ting weer vernietigd wordt. De temperatuur, waarbij dit laatste plaats heeft, ligt veelal buiten ons bereik.

Opgave. Geef eenige voorbeelden van stoffen, wier affiniteit tot elkander grooter wordt bij verhooging der temperatuur.

§ 10. Ontleding door affiniteit. Substitutie.

1. *Proef 55.* Door eene glazen buis, waarin zich koperoxyde in fijn verdeelden toestand bevindt, leiden wij waterstofgas, dat we vooraf drogen door het te leiden door zwavelzuur.

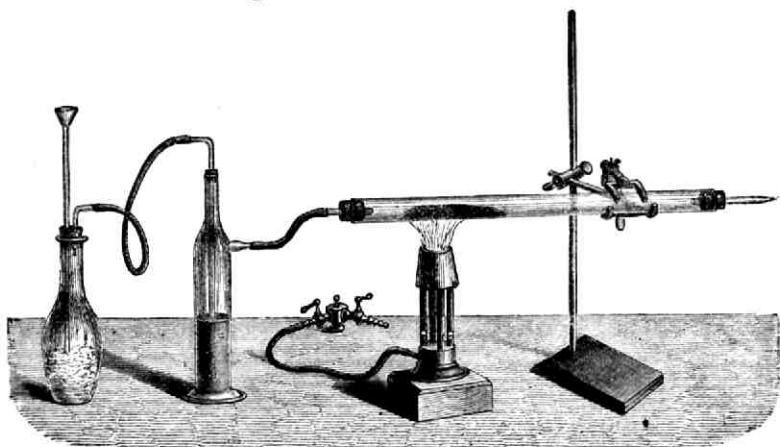


Fig. 35. Ontleding van koperoxyde door waterstof.

Wanneer alle lucht uit de buis verdrongen is, steken wij de waterstof aan de monding van het dunne afvoerbuisje aan (fig. 35)

en verhitten de buis op de plaats, waar het oxyde ligt. Plotse-
ling begint dit te gloeien; tegelijkertijd dooft de waterstofvlam
uit en in de koudere deelen der buis zet zich rijklijk water af.
Er heeft nu blijkbaar eene scheikundige werking plaats, waarbij
de waterstof als zoodanig verdwijnt en water ontstaat. Tevens
verandert het koperoxyde in koper, dat aan zijne eigenaardige
kleur en den metaalglans gemakkelijk te herkennen is. De schei-
kundige werking moet dus hierin bestaan, dat de waterstof zich
verbindt met de zuurstof van het koperoxyde. Dit laatste wordt
door de groote affiniteit van waterstof tot zuurstof ontleed en
het koper komt in vrijen (ongebonden) toestand. De waterstof
heeft dus het koper verdrongen of gesubstitueerd. Men zegt,
dat er in het oxyde substitutie heeft plaats gehad van koper door waterstof.

Vele oxyden laten zich door waterstof ontleeden, b.v. ijzer-
oxyde, zinkoxyde, enz.; andere niet, b.v. magnesium-, kalium-,
phosphoroxxyde. Worden de eerstgenoemde oxyden in fijn
verdeelden toestand op deze wijze ontleed, dan verkrijgt men
de metalen in den vorm van een uiterst fijn poeder, dat
vanzelf ontbrandt, zoo men het in de lucht laat vallen.

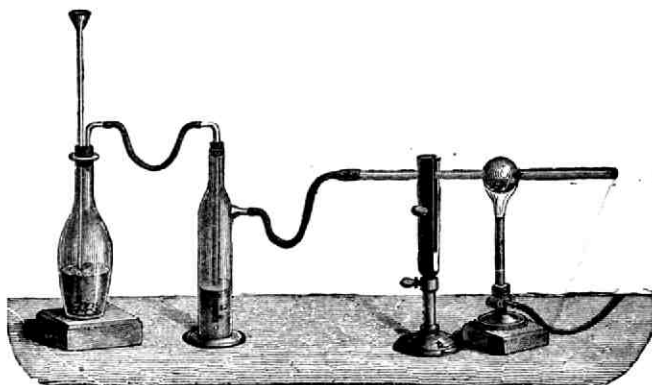


Fig. 36. Ontleding van zilver sulfide door waterstof.

Proef 56. Wij verhitten zilver sulfide in eene buis van moei-
lijk smeltbaar glas (fig. 36) en leiden er dan waterstof langs.

Wij bemerken aan den reuk het ontstaan van waterstofsulfide. Na eenigen tijd blijft gesmolten zilver in de buis over.

Hieruit blijkt, dat de geringe affiniteit van waterstof tot zwavel zelfs voldoende is om sommige sulfiden te ontleden.

2. *Proef 57.* Wij vermengen loodoxyde met houtskoolpoeder en verhitten dit mengsel sterk in eene gesloten porseleinen kroes. Na afkoeling vinden wij talrijke loodkorreltjes te midden van het houtskoolpoeder.

Het loodoxyde is hier blijkbaar ontleed door den invloed der koolstof. Deze heeft bij hooge temperatuur zeer groote verwantschap tot zuurstof; zij ontleedt die aan het loodoxyde, neemt dus de plaats in van het lood en zoo komt dit metaal in vrijen toestand, terwijl kooloxyde ontstaat, dat als gas natuurlijk uit de kroes ontsnapt.



Fig. 38. Ontleding van rattenkruit door middel van houtskool.



Fig. 37. Ontleding van loodoxyde op een stuk houtskool met de blaaspijpvlam.

Deze proef kan men ook nemen door een weinig loodoxyde met water te bevochtigen en in een kuiltje, dat in een stuk houtskool geboord is (fig. 37), met behulp van eene blaaspijp sterk te verhitten. Wij zien dan weldra het loodoxyde in een dikken loodkorrel veranderen.

Proef 58. In een klein, droog glazen buisje, dat onderaan eene vernauwing heeft, brengt men een wei-

nig arsenikoxyde (rattenkruit). Boven de vernauwing legt men eenige stukjes uitgegloeide houtskool (fig. 38). Men verhit eerst de houtskool en daarna het rattenkruit. De damp van het arsenikoxyde strijkt door de gloeiende houtskoolstukjes en wordt hierdoor ontleed, tengevolge waarvan arsenik ontstaat, dat als spiegel op het glas condenseert (zie proef 35). (Middel om de aanwezigheid van rattenkruit in andere stoffen aan te toonen).

Proef 59. Wij vullen eene porseleinen buis met kleine stukjes houtskool, verhitten deze tot gloeiens toe in een gasoven en leiden er daarna waterdamp doorheen. Wij verkrijgen nu een reuk- en kleurloos gas, **watergas** genaamd, dat met zeer heete, doch niet-lichtende vlam brandt. Het wordt in 't groot bereid voor 't gebruik als brandstof in plaats van lichtgas. Het is een mengsel van waterstof en een brandbaar oxyde van koolstof (zie § 13) en is blijkbaar ontstaan door de ontleding van het water door de gloeiende koolstof.

Uit deze proeven blijkt, dat koolstof in gloeienden toestand, tengevolge van hare groote affiniteit tot zuurstof, vele oxyden van metalen en niet-metalen kan ontleden. Zelfs kalium, natrium en phosphor worden door koolstof uit hunne oxyden vrij gemaakt. Enkele metaaloxiden, b.v. magnesiumoxyde, kunnen door koolstof niet ontleed worden.

3. Van deze eigenschap van koolstof wordt veelvuldig gebruik gemaakt ter bereiding in 't groot van metalen en andere stoffen, uit hunne oxyden, die in de natuur voorkomen.

Zoo verkrijgt men tin uit tinsteen d. i. tinoxyde, (Banka, Billiton). Dit wordt in kuilen in den grond of in gemetselde ovens met houtskool verhit, waarbij tin uitsmelt.

Zink verkrijgt men uit zinkoxyde, dat uit verschillende zinkertsen verkregen wordt. Het oxyde wordt in retorten van leem of ijzer met houtskool gemengd en sterk verhit. Het vrij wordend metaal verdamt en de damp wordt buiten de retort opgevangen en verdicht.

Koper en lood worden verkregen door de oxyden dezer metalen in groote ovens, met cokes gemengd, te verhitten.

IJzer bereidt men uit ijzeroxyde. De meeste ijzerertsen bestaan uit ijzeroxyde, andere kunnen er gemakkelijk in worden omgezet. (Zie proef 64). Dit ijzeroxyde is altijd gemengd met verschillende gesteenten uit den bodem. Ten einde

deze gesteenten gemakkelijk tot smelten te kunnen brengen, wordt het in ijzeroxyde omgezette erts met toeslag gemengd, zijnde zand, kalk of andere stoffen in bepaalde hoeveelheden, zoo, dat de toeslag met die gesteenten tot eene glasachtige stof (slakken) kan samensmelten. Het mengsel van erts en toeslag wordt nu in lagen, afwisselend met lagen cokes, van boven af in den hoogoven gestort

(fig. 39). Onder in dien oven brandt de cokes zeer fel, daar er hier met behulp van perspompen lucht wordt ingeblazen (bij *c* door de buizen *m*).

Bij de zeer hooge temperatuur, die hier heerscht, smelten de toeslag en de gesteenten, die in het erts voorkomen, samen tot slakken. Hier wordt ook het ijzeroxyde door den invloed van de gloeiende koolstof ontleed en ijzer gevormd, dat druppelsgewijze en omhuld door de gesmolten slakken, naar beneden valt en zich in het onderste gedeelte van een hoogoven verzamelt, waar het door de slakken, die soortelijk lichter zijn en dus boven drijven, beschut is tegen hernieuwde oxydatie. Zoowel slakken als metaal worden van tijd tot tijd verwijderd, daar de hoogoven altijd blijft door branden, tot noodzakelijke herstellingen dwingen hem te laten uitbranden.

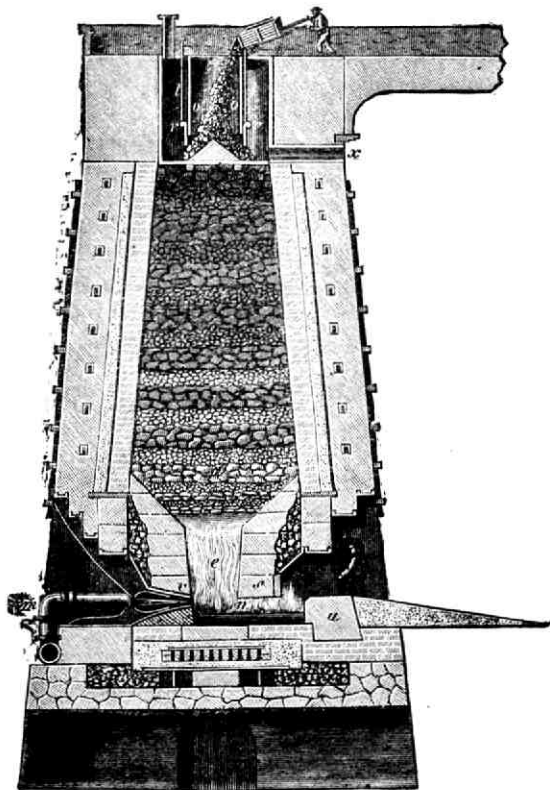


Fig. 39. Hoogoven.

Het ijzer, zooals de hoogoven het oplevert, is ruwijzer.

Om er gietijzer van te maken, wordt het in kleinere hoogovens nogmaals met toeslag en cokes omgesmolten, waardoor het van verschillende stoffen gezuiverd wordt, die verbranden of wel met de slakken samensmelten. Dit gietijzer is zeer hard, broos, niet smeedbaar; het smeltpunt is ongeveer 1400°.

Smeedijzer wordt verkregen door ruwijzer te smelten en het dan geruimen

tijd in aanraking te brengen met veel lucht, ten einde alle brandbare vreemde stoffen, die er in voorkomen (zwavel, phosphor, arsenik, koolstof), te verbranden. Goed smeedijzer, dat geene andere stoffen dan hoogstens 0,7% koolstof mag bevatten, is veel minder hard dan gietijzer, wordt bij sterke verhitting steeds weker, is zeer taaï, smeedbaar, plet- en rekbaar en kan bij witgloeihitte geweld worden. Het smeltpunt is veel hooger dan dat van gietijzer (ongeveer 1800°); het bezit eene vezelige structuur, doch wordt korrelig en broos, wanneer het gedurig blootstaat aan schokken en trillingen (wagenassen, bruggen).

Staal kan uit zuiver ruwijzer (gietijzer) of uit smeedijzer vervaardigd worden.

Men verkrijgt het uit ruwijzer, zoo men een groot deel van de koolstof, die hierin aanwezig is, door oxydatie verwijderd (Bessemerstaal). Uit smeedijzer ontstaat het door dit te gloeien in houtskoolpoeder (cementstaal). Het is harder dan smeedijzer en kan, door het na gloeiing plotseling af te koelen, zoo zeer gehard worden, dat het bijna alle andere stoffen in hardheid overtreft. Daarbij wordt het broos, doch men kan het die broosheid ontnemen door het tot circa 200° te verwarmen en dan langzaam te doen afkoelen (temperen). Door de groote hardheid, veerkracht en vastheid, die het staal bezit en omdat het zich evengoed als smeedijzer laat bewerken, en ook als gietijzer laat gieten (smeltpunt circa 1600°), wordt het meer en meer voor allerlei doeleinden gebruikt (rails, bruggen, stoomketels, schepen, draad van staal). Het verschil in samenstelling van de drie genoemde ijzersoorten, bestaat alleen in een grooter of kleiner koolstofgehalte. Dit bedraagt bij gietijzer $2\frac{1}{2}$ —5%, bij staal 0,7—2,5% en bij smeedijzer hoogstens 0,7%.

Kalium en **Natrium** worden bereid door de oxyden dezer metalen (bestanddeelen van potasch en soda), met koolstof gemengd, tot witgloeihitte te brengen. De metalen ontstaan in dampvorm; de damp wordt in petroleum geleid, om hem te condenseeren.

Phosphor en **Arsenik** worden op gelijke wijze uit de oxyden verkregen, (phosphoroxyde is een bestanddeel der beenderen, arsenikoxyde ontstaat als afval bij de bereiding van vele metalen).



Fig. 40. Ontleding van water door kalium.

4. *Proef 60.* Neem een bak met water en werp daarin een stukje kalium. Het metaal gaat als gesmolten bolletje heen en weer op het water drijven, omhuld door eene paarsche vlam en neemt daarbij snel af (fig. 40). Wanneer nog maar een klein stukje is overgebleven, verdwijnt dit plotseling, doordien het met zwakke ontploffing uit elkander spat.

Met een stukje natrium hebben dezelfde verschijnselen plaats,

doch de vlam ontstaat slechts, wanneer men de beweging van het metaal belemmert door het op een stukje papier te leggen; zij is geel.

Proef 61. Plaats een met water gevulden cylinder, het onderste boven gekeerd, in een bak met water (zorg, dat er geen lucht in komt!) en breng nu een klein stukje natrium onder zijne monding (fig. 41). Het metaal stijgt snel in het water omhoog en nu zien wij, dat een gas aan zijne oppervlakte ontstaat, dat zich in den cylinder verzamelt en dat wij, als alle natrium verdwenen is, herkennen als waterstofgas.



Fig. 41. Bereiding van waterstof uit water, door middel van natrium.

Opgaven. Verklaar de scheikundige werking, die hier plaats had. Geef een middel aan, om het ontstaan van natriumoxyde aan te toonen.

Magnesium en zinkpoeder ontleden water bij kookhitte; ijzer bij witgloeihitte; koper, lood, kwik en edele metalen niet.



Fig. 42. Ontstaan van zuurstof in chloorwater.

Ook andere oxyden, evenals sulfiden en chloriden, b.v. waterstofsulfide en waterstofchloride worden gemakkelijk door vele metalen ontleed, waarbij waterstof vrij wordt. Belangrijk is de ontleding van magnesiumchloride door natrium. (Bereiding van magnesium.)

5. *Proef 62.* Wij vullen eene flesch met langen hals met chloorwater en plaatsen haar met de opening naar beneden in een bak met verzadigde keukenzoutoplossing (fig. 42). Wij zetten den toestel in het zonlicht en laten hem eenige dagen staan. Na dien tijd is de kleur van het chloorwater verdwenen. In het bovengedeelte der flesch heeft zich een kleurloos gas verzameld, dat wij ge-

makkelijk als zuurstof kunnen herkennen (hoe?). In het water is nu waterstofchloride opgelost.

Vragen. Hoe kunt gij dit aantonen?

Welke werking heeft hier plaats gehad?

Dezelfde werking heeft sneller plaats bij hogere temperatuur. Door een mengsel van chloor en waterdamp te leiden door eene porseleinen buis, die met porseleinscherven gevuld is en in gloeienden toestand verkeert (fig. 43), verkrijgt men groote hoeveelheden zuurstof en waterstofchloride. Ook de meeste metaaloxiden, zelfs kalium- en calciumoxyde, laten zich bij hooge temperatuur door chloor ontleden, dat daarin de plaats van de zuurstof inneemt.

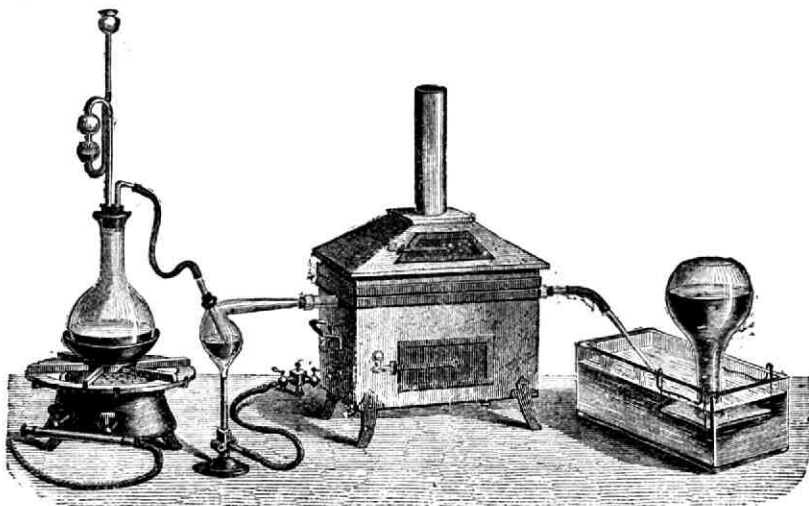


Fig. 43. Ontleding van water door chloor. (Het chloor uit de gasontwikkelingsflesch wordt in de retort geleid, waarin water gekookt wordt).

6. *Proef 63.* Wij verhitten kwiksulfide in eene glazen retort, leiden hierover droge zuurstof (of lucht) en zien nu, dat het sulfide gaat branden, alsof het zwavel ware. Werkelijk bespeuren wij weldra aan den reuk, dat zwaveloxyde ontstaat. Wij leiden dat gas in eene flesch met water, om het daarin te doen oplossen. In den hals van de retort zet zich kwik af als fijne druppeltjes, die zich in den ontvanger verzamelen (fig. 44).

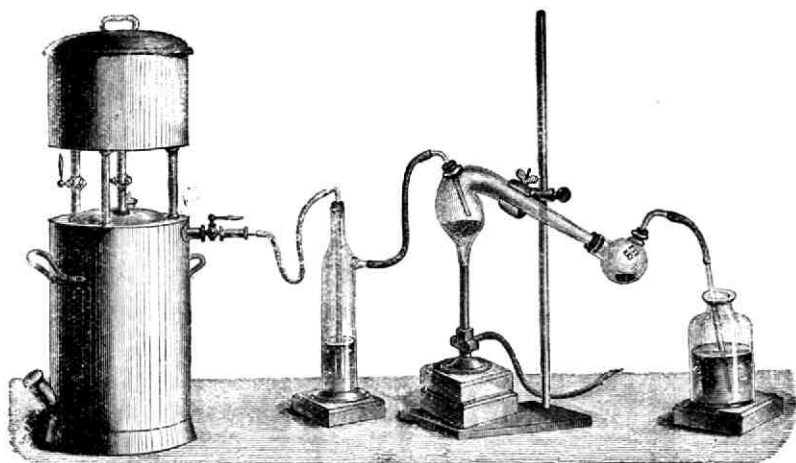


Fig. 44. Verbranding van kwiksulfide in zuurstof.

Proef 64. Wij herhalen dezelfde proef, doch nemen kopersulfide in eene glazen buis. Hierbij ontstaat zwaveloxyde en koperoxyde.

Opgave. Verklaar deze beide proeven.

Door de twee voorgaande proeven leerden wij zuurstofkennen als middel om uit de sulfiden van kwik en de edele metalen, de metalen zelf in vrijen toestand te verkrijgen en uit die der niet-edele metalen hunne oxyden.

Talrijke ertsen zijn metaalsulfiden. Om de metalen hieruit te verkrijgen worden die der edele metalen bij aanzienlijken luchttoevoer verhit (roosten der ertsen). Die der niet-edele metalen (loodsulfide, kopersulfide, zinksulfide), worden eveneens geroost, waardoor zij in oxyden veranderen. Deze oxyden worden verder behandeld als in no. 3 is aangegeven.

7. *Proef 65.* Eene glazen buis is aan eene zijde gesloten en daar knievormig gebogen. In dit omgebogen gedeelte wordt zwavel gedaan (fig. 45). In het andere gedeelte der buis brengen wij koperoxyde en verhitten dit sterk. Zoodra het gloeit brengen wij de zwavel aan 't koken. De zwaveldamp komt met het gloeiende koperoxyde in aanraking en nu vormt zich kopersulfide en zwaveloxyde.

Opgave. Verklaar deze proef.

8. Al de in deze § behandelde ontledingen van oxyden, sulfiden en chloriden zijn gemakkelijk verklaarbaar door de werking van de affiniteit, die de verschillende stoffen, welke samengebracht worden, tot elkander hebben. Brengen wij bij de verbinding van twee stoffen A en B eene andere stof C, die grooter affiniteit tot A heeft dan B, dan zal C zich met A verbinden, B wordt er door gesubstitueerd en dus vrij.

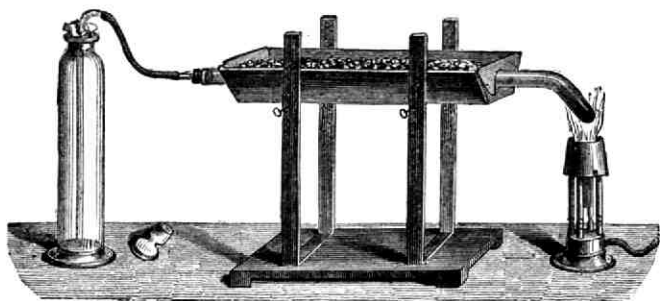


Fig. 45. Werking van zwaveldamp op koperoxyde.

Heeft C niet alleen affiniteit tot A, maar ook tot B, dan treden er twee krachten op, die de verbinding van A en B trachten te ontleden; terwijl er slechts ééne kracht werkt, die zich daartegen verzet. Geen wonder, dat wij in dit geval de ontleding meestal met veel energie zien plaats grijpen; er vormen zich dan twee nieuwe verbindingen, n.l. die van A met C en die van B met C.

Opgaven. Verklaar de brandbaarheid van koolstofsulfide en van waterstofsulfide.

Verklaar, dat zich zwavel afzet tegen een koud lichaam, zoo men dit in eene vlam van waterstofsulfide houdt.

Daar de affiniteit der stoffen afhangt van de temperatuur, is het duidelijk, dat de temperatuur van grooten invloed is op de werking, die de stoffen op elkander uitoefenen. Doch ook andere omstandigheden hebben daarop invloed. Vandaar de tegenstrijdigheden, die wij dikwijls opmerken. Wij zagen b.v., dat kaliumoxyde bij witgloeihitte wordt ontleed door koolstof. De volgende proef laat zien, dat omgekeerd het oxyde van koolstof kan ontleed worden door kalium.

Proef 66. In eene bolbuis worden stukjes kalium gesmolten en dan leiden wij droog koolzuurgas door de buis. Na eenigen tijd is het metaal veranderd in kaliumoxyde, dat door de aanwezigheid van fijne koolstofdeeltjes zwart gekleurd is. Door het kaliumoxyde in water op te lossen, kan men deze koolstof afzonderen.

Leiden wij uit de eerste werking af, dat koolstof grooter affiniteit tot zuurstof heeft dan kalium; de laatste werking leidt ons tot de tegengestelde gevolgtrekking. In de eerste plaats hebben wij hier te denken aan het feit, dat de eerste werking slechts plaats heeft bij witgloeihitte, de laatste bij veel lagere temperatuur. In de tweede plaats is van invloed, dat bij de eerste werking zeer veel koolstof op betrekkelijk weinig kaliumoxyde werkt, terwijl bij de laatste, omgekeerd, eene groote hoeveelheid koolstofoxyde op eene geringe hoeveelheid kalium werkt.

De werking van de affiniteit eener stof wordt versterkt, door de stof in grootere hoeveelheid aan te wenden.

Opgave. Verklaar de tegengestelde uitkomsten, die wij verkrijgen, bij de behandeling van ijzeroxyde met waterstof (onder gloeihitte) en bij de behandeling van ijzer met water (bij witgloeihitte).

Hoe komt het dat calcium- en magnesiumoxyde niet door koolstof ontleed worden, ofschoon de kracht, waarmede hierin de zuurstof wordt vastgehouden, zeker niet grooter is dan die, welke bij het kaliumoxyde werkzaam is? De oorzaak hiervan moet gezocht worden in het feit, dat eerstgenoemde stoffen niet smeltbaar of vluchtig zijn. In 't algemeen oefenen vaste stoffen geene scheikundige werking op elkander uit, omdat de deeltjes er van niet dicht genoeg tot elkander kunnen naderen. Daar hier noch het oxyde, noch de koolstof vloeibaar of gasvormig kunnen worden, kan er geene ontleding plaats vinden.

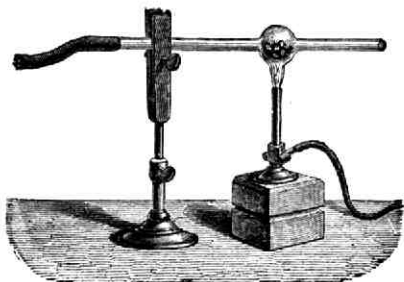


Fig. 46 Koolzuurgas wordt door kalium ontleed.

§ 11. Ontleding door electriciteit.

1. *Proef 67.* Met behulp van den toestel, in fig. 47 afgebeeld, leiden wij een electrischen stroom van voldoende sterkte door water. De beide draden, waardoor wij den stroom leiden eindigen in platina-plaatjes (electroden), die in het water uitkomen. Zoodra de stroom er doorgevoerd wordt, nemen wij

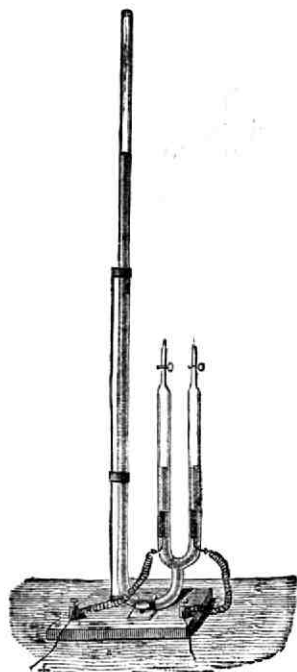


Fig. 47. Ontleding van water door den electr. stroom.

aan de oppervlakte der electroden gasontwikkeling waar. Aan de eene, die met de negatieve pool der batterij in verbinding staat, ontwikkelt zich juist een dubbel zoo groot volume gas dan aan de andere electrode. Nader onderzoek leert, dat aan de negatieve electrode waterstof, aan de positieve zuurstof ontstaan is. Het water is dus door den invloed van den electrischen stroom ontleed (electrolyse). (Een weinig zwavelzuur door het water bevordert de ontleding).

Geheel op dezelfde wijze kunnen wij waterstofchloride, dat in water is opgelost, door electrolyse ontleden. Hierbij vormt zich aan de negatieve electrode waterstof, aan de positieve chloor, en wel van beide gasen gelijke volumens.

Ook andere oxyden, sulfiden en chloriden worden doorden electrischen stroom ontleed, mits zij vloeibaar zijn en de electriciteit geleiden.

Aan elk der beide electroden ontstaat steeds een der bestanddeelen, waarin de verbinding gesplitst wordt.

Eene der belangrijkste toepassingen hiervan is de bereiding van aluminium, uit aluminiumoxyde (aluminiumfabriek te Schönhausen).

Aluminium is een wit, eenigszins grijsachtig metaal met sterken glans, dien het in de lucht lang behoudt. S.G. 2,6. Het smelt bij roodgloeihitte, is plet- en rekbaar, heeft de hardheid van zilver en aanzienlijke vastheid. Het is het hoofdbestanddeel van leem en talrijke andere gesteenten. De voortreffelijke eigenschappen van dit metaal en van zijne legeringen (zie § 12) zullen zonder twijfel oorzaak zijn, dat het eene belangrijke rol in de industrie gaat vervullen, zoodra de prijs er van lager wordt.

§ 12. Elementen.

Trachten wij de verschillende stoffen, die wij kennen, te ontleden, gebruik makende van de verschillende middelen, die ons hiertoe ten dienste staan, dan vinden wij, dat verreweg de meesten werkelijk gesplitst kunnen worden in verschillende bestanddeelen. Beproeven wij ook deze verder te ontleden en gaan wij hiermede steeds voort, dan verkrijgen wij eindelijk stoffen, die (evenals vele andere, die in de natuur voorkomen), weerstand bieden aan alle pogingen om ze verder in nadere bestanddeelen te splitsen. Deze stoffen moeten wij, op den tegenwoordigen stand der wetenschap, beschouwen als **enkelvoudige stoffen** of **elementen** in tegenstelling met de **samen-gestelde stoffen** of **scheikundige verbindingen**.

Er zijn slechts 78 elementen bekend. Alle stoffen, die wij kennen, zijn of elementen, of verbindingen, of mengsels van verbindingen en elementen. Onder deze elementen zijn er vele, die slechts zeer zelden voorkomen; andere zijn wel zeer verspreid, doch komen slechts in uiterst kleine hoeveelheden voor. Deze zijn alle van zoo weinig belang, dat wij ze geheel buiten beschouwing zullen laten.

De elementen worden onderscheiden in **metalen** en **niet-metalen** of **metalloïden**.

Opgave. Geef de kenmerken op, waardoor zich metalen van niet-metalen onderscheiden.

In de onderstaande lijst worden de voornaamste elementen, met de verkorte teekens, waarmee ze worden aangeduid, opgegeven. Diegene, wier verbindingen wij niet nader bespreken, zijn met kleinere letter gedrukt.

NIET-METALEN.

Waterstof	Hydrogenium	H
Chloor		Cl
* <i>Broom</i>		<i>Br</i>
* <i>Jood</i>		<i>J</i>
* <i>Fluor</i>		<i>Fl</i>
Zuurstof	Oxygenium	O
Zwavel	Sulphur	S
Stikstof	Nitrogenium	N
Phosphor		P
Arsenik		As
<i>Antimoon</i>	Stibium	<i>Sb</i>
* <i>Bismuth</i>		<i>Bi</i>
* <i>Boor</i>		<i>B</i>
Koolstof	Carbonium	C
Kiezel	Silicium	Si

METALEN.

Kalium		K
Natrium		Na
Calcium		Ca
* <i>Strontium</i>		<i>Sr</i>
* <i>Barium</i>		<i>Ba</i>
Magnesium		Mg
Zink		Zn
* <i>Chroom</i>		<i>Cr</i>
* <i>Mangaan</i>		<i>Mn</i>
IJzer	Ferrum	Fe
* <i>Cobalt</i>		<i>Co</i>
* <i>Nikkel</i>		<i>Ni</i>
Aluminium		Al
Tin	Stannum	Sn
Lood	Plumbum	Pb
Koper	Cuprum	Cu
Kwik	Hydrargyrum	Hg
Zilver	Argentum	Ag
Goud	Aurum	Au
Platina		Pt

* *Bromium* is eene donkerbruine vloeistof, die reeds bij gewone temperatuur in bruinen, sterk prikkelenden damp overgaat; oplosbaar in water.

Jodium is eene vaste, in glanzende plaatjes gekristalliseerde, donkerblauwe stof, die bij verwarming licht smelt en in violetten damp overgaat. Weinig oplosbaar in water, gemakkelijk oplosbaar in alcohol (bruin) en koolstofsulfide (violet).

Fluor is een kleurloos gas, dat wegens zijne groote affiniteit tot andere stoffen zeer moeilijk te verkrijgen is.

Deze drie elementen hebben in scheikundige eigenschappen veel overeenkomst met *chloor*.

Bismuth, eene roodachtig witte, metaalachtige stof, kristallijn, broos, wordt in legeringen gebruikt.

Boor, een geel of bruin poeder of zeer harde kristallen, brandbaar; het eenige metalloïd, waarvan geene waterstofverbinding bekend is.

Barium en *Strontium* hebben in natuur- en scheikundige eigenschappen veel overeenkomst met *calcium*.

Chroom heeft veel overeenkomst met *ijzer*, het is zeer moeilijk smeltbaar en komt slechts als poeder voor.

Opmerking. Brons, messing, Berlijnsch zilver enz., zijn legeringen; het zijn innige mengsels van verschillende metalen (soms ook niet-metalen), die samengesmolten zijn. Zij bezitten soms geheel andere eigenschappen dan de stoffen, waaruit zij ontstaan zijn en worden daarom zeer veel gebruikt. De voornaamste zijn:

Messing (koper en zink), brons (koper en tin; phosphorbrons is zeer hard en bevat een weinig phosphor), Berlijnsch zilver (nikkel, koper en zink), snelsoldeer (lood en tin), metaal van Rose, dat bij 94° smelt (bismuth, lood en tin), aluminiumbrons (aluminium en koper).

Goud- en zilverwerken bestaan uit legeringen van deze metalen met koper (bij goud dikwijls zilver).

HOOFDSTUK III.

Gewichtsverhoudingen der verbindingen. Atoomtheorie.

§ 13. De wet der constante verhoudingen.

1. Bij proef 67 zagen wij, dat bij de ontleding van water door den electrischen stroom de waterstof, die zich vormt een dubbel zoo groot volume inneemt als de zuurstof. Daar het soortelijk gewicht van zuurstof 16 maal zoo groot is als dat van waterstof, is de gewichtsverhouding van de hoeveelheden waterstof en zuurstof, die hierbij ontstaan, als 1 : 8. Wordt water op eenige andere wijze ontleed en bepalen wij de gewichtsverhouding der beide bestanddeelen, dan vinden wij steeds 1 gew. deel waterstof op 8 gew. deelen zuurstof. De samenstelling van water is dus standvastig. Kan men dan geen water verkrijgen, door waterstof en zuurstof in eene andere verhou-

Mangaan is zeer hard, moeilijk smeltbaar, oxydeert gemakkelijk, komt veelal in ijzer voor.

Cobalt is staalgrauw met roodachtigen tint en bijzonder vast, komt veel overeen met *Nikkel*, een geelachtig wit metaal, met sterken glans, dien het ook in de lucht lang behoudt (vernikkelen van ijzer en andere metalen); het komt overigens zeer veel overeen met ijzer, doch is moeilijker smeltbaar.

ding te vermengen en de verbinding te doen plaats hebben?



Fig. 48. De eudiometer wordt van zuurstof voorzien.

gasmengsel ontploffen. In den eudiometer blijft een gas over, waarvan we eerst weer het volume meten; dit bedraagt juist zooveel als het verschil van het volume van de waterstof, die we er in gedaan hebben en het dubbel volume van de zuurstof. Wij overtuigen ons, dat het overgebleven gas waterstof is. Hieruit volgt dus, dat al de aanwezige zuurstof zich verbonden heeft met eene hoeveelheid waterstof, die een dubbel zoo groot volume had, en dat de rest van de waterstof onverbonden overbleef.

Herhalen wij deze proef, terwijl we de gassen in geheel andere verhoudingen vermengen, dan blijkt steeds, dat zij zich slechts in de ééne genoemde verhouding met elkander verbinden. Wij besluiten

Proef 68. In een eudiometer (fig. 48), wordt eerst eene willekeurige hoeveelheid zuiver zuurstofgas gebracht, waarvan we 't volume nauwkeurig meten; daarna meer dan een dubbel zoo groot volume waterstof, dat we ook nauwkeurig bepalen (bij de metingen heeft men te zorgen, dat de spanning van het gas steeds even groot is) en nu laten we door eene elektrische vonk het



Fig. 49. Men doet het gasmengsel in den eudiometer ontploffen, door eene elektrische vonk.

hieruit, dat in het water de bestanddeelen slechts in deze constante verhouding kunnen voorkomen.

2. Wij kunnen dezelfde proeven nemen met waterstof-chloride en verkrijgen dan tot uitkomst, dat daarin steeds op 1 vol. waterstof 1 vol. chloor voorkomt, of, daar het S.G. van chloor 35.5 maal zoo groot is als dat van waterstof, op 1 gew. deel waterstof 35.5 gew. deelen chloor en dat deze gasen zich in geene andere verhouding kunnen verbinden.

Nauwkeurig onderzoek heeft geleerd, dat in **elke scheikundige verbinding de bestanddeelen voorkomen in eene bepaalde constante verhouding**. Men noemt deze stelling de **wet der constante verhoudingen**.

§ 14. Multiple verhoudingen.

1. *Proef 69.* Eene porseleinen buis, die gevuld is met kleine stukjes houtskool, wordt tot witgloeihitte verhit (fig. 50). Zoo-
dra geene dampen of gasen meer ontwijken, leiden wij er een zeer langzamen stroom van droge lucht door. Het gas, dat

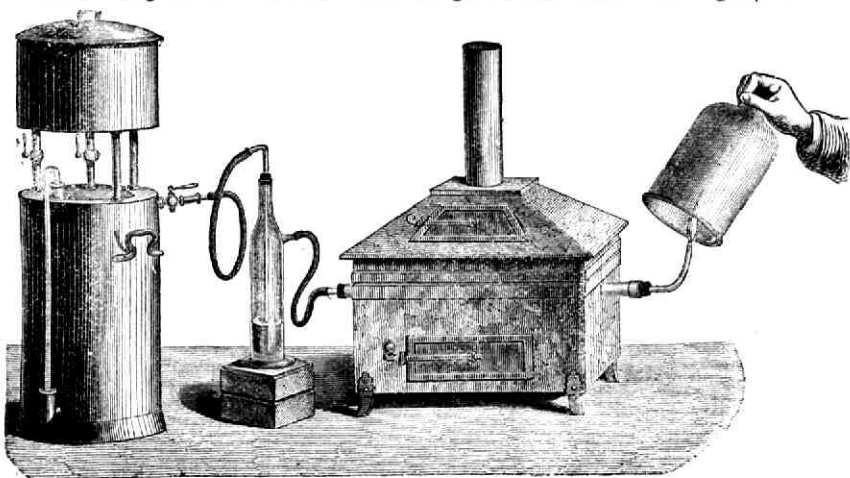


Fig. 50. Bereiding van kooloxydegas.

zich nu ontwikkelt, vangen wij in een glazen cylinder boven water op. Het is kleurloos, in water weinig oplosbaar, brandt met donkerblauwe vlam en onderhoudt de verbranding niet.

In kalkwater doet het geene witte stof ontstaan. Dit gas wijkt dus in vele opzichten af van dat van proef 34, hetwelk ontstond door een flinken lucht- of zuurstofstroom over gloeiende koolstof te leiden. (Geef de verschillen op!). Toch kan het niets anders zijn dan eene verbinding van koolstof en zuurstof of een oxyde van koolstof. Wij laten het gas door een, in eene fijne punt uitlopend, buisje uitstroomen, steken het aan en houden boven de vlam eene glazen klok, die inwendig met kalkwater bevochtigd is (fig. 50). Het kalkwater wordt troebel, een bewijs, dat zich bij de verbranding van dit gas koolzuur of het gewone oxyde van koolstof vormt. Wij mogen hieruit besluiten, dat het gas, dat bij deze proef ontstond, een oxyde is, dat minder zuurstof bevat dan koolzuur.

Opmerking. Dit gas, kooloxyde, koolmonoxyde of ook wel kolendamp genaamd, is zeer vergiftig. Daar het zich steeds vormt, wanneer koolstof in gloeienden toestand (gloeiende houtskool, steenkolen, turf) in aanraking komt met weinig zuurstof, mag men het gevaar, dat deze stoffen kunnen opleveren, nooit uit het oog verliezen.

(Het sluiten van de schoorsteenklep bij geopend deurtje, zoo de kachel te fel brandt! stoven met houtskool of turf! strijkijzers met gloeiende houtskool! enz.).

Er bestaan dus twee verbindingen van koolstof en zuurstof, die zeer verschillen in eigenschappen. Zij onderscheiden zich in hare samenstelling niet door den aard, maar wel door de verhouding der bestanddeelen. Terwijl in het gewone koolzuur (koolbioxyde) op 12 deelen koolstof 32 deelen zuurstof voorkomen, vindt men in het kooloxydegas (koolmonoxyde) op 12 deelen koolstof slechts 16 deelen zuurstof of juist de helft.

Proef 70. In eene glazen buis verhitten wij geplatineerd asbest tot roodgloeihitte. (Asbest is een vezelig, onbrandbaar mineraal; men bedekt de oppervlakte er van met zeer fijn platinapoeder, door het te drenken met eene oplossing van platinachloride, het daarna een oogenblik in ammoniak te dompelen en het dan te drogen en uit te gloeien.) Daarna wordt er een mengsel van zuurstof en zwaveloxyde-gas doorgevoerd. Beide gassen, evenals de buis, moeten vooraf met zorg gedroogd zijn en men

neemt zoo juist mogelijk 2 vol. zwaveloxyde op 1 vol. zuurstof (fig. 51). De buis staat in verbinding met een goed uitgedroogden, in een koudmakend mengsel geplaatsten, ontvanger, die met een gasafleidingsbuis voorzien is. In den ontvanger ontstaat eene witte, kristallijne stof, die aan de lucht dichte, zware, zeer prikkelende nevels afgeeft. Brengt men er voor-

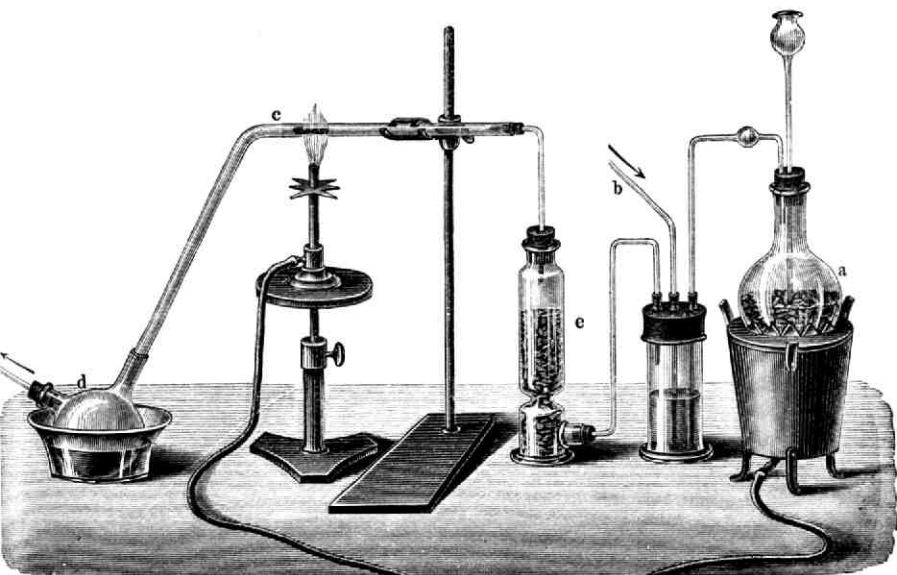


Fig. 51. Bereiding van zwaveltrioxyde.

a. Gasontwikkelingsflesch, waarin zwavelbioxyde wordt bereid. *b.* Buis, waardoor zuurstof wordt aangevoerd. Beide gassen worden in een glas met zwavelzuur geleid. Het mengsel gaat door den droogtoestel *c*, die gevuld is met stukjes puimsteen, welke met zwavelzuur gedrenkt zijn. *d.* Ontvanger, waarin zich zwaveltrioxyde afzet.

zichtig een weinig water bij, dan heeft eene zeer sterke werking plaats en er vormt zich eene scherp-zure vloeistof (vitriool of zwavelzuur). Het geplatineerd asbest is bij deze proef niet veranderd. Terwijl gewoon zwaveloxyde in gewone omstandigheden niet brandbaar is, blijkt ons uit deze proef, dat het zich door den invloed van het fijn verdeelde platina met meer zuurstof kan verbinden. In het gewone zwaveloxyde (zwavelbioxyde) komen op 32 gew. deelen zwavel 32

Zwaveloxyd 32 deelen 32 zuurstof verbindt
Zwaveltrioxyd 32 deelen 48 zuurstof (platina)

gew. deelen zuurstof voor; in het nieuwe, vaste zwaveloxyde (zwaveltrioxyde) vindt men op 32 gew. deelen zwavel 48 gew. deelen zuurstof. De hoeveelheden zuurstof, in beide verbindingen voorkomende op gelijke hoeveelheden zwavel, verhouden zich dus als 2 : 3.

2. Van de meeste elementen zijn meer dan één oxyde, sulfide en chloride bekend. Zij kunnen zich namelijk onder verschillende omstandigheden in verschillende verhoudingen met zuurstof, zwavel of chloor verbinden. Zeer merkwaardig is het, dat bij de verschillende oxyden van één element de hoeveelheden zuurstof, voorkomende op eene gelijke hoeveelheid van het element, tot elkander staan in zeer eenvoudige verhoudingen, die meestal uitgedrukt kunnen worden door de geheele getallen van 1 tot 5. Hetzelfde is het geval bij de verschillende sulfiden en chloriden van één element met de hoeveelheden zwavel en chloor, die zij bevatten, en in 't algemeen bij alle andere verbindingen, die uit dezelfde elementen zijn samengesteld. Men noemt dit verschijnsel de wet der multiple verhoudingen. De beide verhoudingswetten vormen het voornaamste verschil tusschen eene scheikundige verbinding en een mengsel, daar in dit laatste de verhouding der bestanddeelen niet constant en geheel willekeurig is.

§ 15. Atoomtheorie.

1. In de volgende tabel geven wij de gewichtsverhoudingen op van de bestanddeelen in eenige verbindingen.

ELEMENTEN.	OXYDEN.		SULFIDEN.		CHLORIDEN.	
Waterstof . .	H 2	O 16	H 2	S 32	H 1	Cl 35,5
Zwavel	S 32	O 32			S 32	Cl 71
	S 32	O 48				
Koolstof . . .	C 12	O 16	C 12	S 64	C 12	Cl 142
	C 12	O 32				

ELEMENTEN.	OXYDEN.		SULFIDEN.		CHLORIDEN.	
Magnesium. .	Mg 24	O 16	Mg 24	S 32	Mg 24	Cl 71
Zink.	Zn 65	O 16	Zn 65	S 32	Zn 65	Cl 71
IJzer	Fe 56	O 16	Fe 56	S 32	Fe 56	Cl 71
	Fe 112	O 48	Fe 112	S 96	Fe 112	Cl 213
			Fe 56	S 64		
Kalium	K 78	O 16	K 78	S 32	K 39	Cl 35,5
Kwik	Hg 400	O 16	Hg 400	S 32	Hg 200	Cl 35,5
	Hg 200	O 16	Hg 200	S 32	Hg 200	Cl 71

Uit deze opgave blijkt, dat het mogelijk is de juiste samenstelling van de scheikundige verbindingen op te geven met zoodanige getallen, dat bij eenzelfde element steeds hetzelfde getal, of een klein veelvoud daarvan, voorkomt. Het is duidelijk, dat de wet der multiple verhoudingen hierin ligt opgesloten.

2. Ter verklaring der verhoudingswetten en van de scheikundige verschijnselen in het algemeen, nam Dalton (1808) de atoomtheorie aan. Zij vormt nog steeds den grondslag van de scheikundige wetenschap en luidt als volgt:

De moleculen van een element en van eene scheikundige verbinding zijn samengesteld uit een bepaald aantal **atomen**. Dit zijn de kleinste deeltjes der elementen, die denkbaar zijn. Zij zijn meestal op zichzelf niet bestaanbaar, doch komen slechts voor als bestanddeelen der moleculen. De verschillende soorten van atomen (hoeveel zijn er bekend?) wijken zoowel in scheikundige als in physische eigenschappen van elkander af. Hunne voornaamste scheikundige eigenschap is de affiniteit of de scheikundige aantrekkingskracht, die zij op elkander uitoefenen. De natuurkundige eigenschap er van, die voor ons van het meest belang is, is hun gewicht.

De eigenschappen eener stof zijn afhankelijk van de wijze van samenhang, de groepeerings en de beweging der moleculen

(agregatietoestand, magnetische en electrische eigenschappen, warmtegraad, enz.), doch vooral van hare samenstelling. Elke scheikundige verandering, die zij ondergaat, bestaat in eene verandering in de samenstelling der moleculen. Deze samenstelling kan verschillen: *a.* door den aard der atomen, die er in voorkomen; *b.* door hun aantal, zoo zij dezelfde soorten van atomen bevatten, en *c.* door hunne rangschikking, zoo zij dezelfde soorten atomen in gelijk aantal bevatten.

3. Wij vinden hierin de verklaring van de allotropie. Vele elementen komen voor in verschillende (allotropische) toestanden. Behalve de gewone zuurstof kent men ozone (actieve zuurstof), d. i. zuurstof, die veel grooter affiniteit heeft tot de meeste stoffen en een eigenaardigen reuk bezit. Zij komt in geringe hoeveelheid voor in zuivere landlucht en ontstaat bij electrische ontladingen, bij verdamping van water en bij langzame verbranding. Terwijl eene molecule van gewone zuurstof is samengesteld uit 2 atomen, is de molecule ozone uit 3 atomen samengesteld. Ook zwavel komt voor in verschillende vormen; die, welke kristalliseert door langzame afkoeling van gesmolten zwavel, heeft een anderen kristalvorm dan die, welke uit eene oplossing in zwavelkoolstof kristalliseert, terwijl gesmolten zwavel bij plotselinge afkoeling als eene bruine, vormlooze stof vast wordt. De gewone gele phosphor gaat bij verhitting op 300°, bij afsluiting der lucht, over in rooden phosphor, die niet zoo licht verbrandt, niet vergiftig is, niet in 't donker licht en onsmeltbaar is. Bij sterkere verhitting gaat de roode phosphor weer over in gewonen. Koolstof komt voor als kleurlooze, achthvlakkige kristallen, die uitmunten door groote hardheid en sterk lichtbrekend vermogen (diamant); verder in den vorm van fijne, zachte, donker glanzende blaadjes (graphiet) en eindelijk als zwarte vormlooze massa (suikerkool).

Het verschil in de allotropische toestanden bij deze elementen wordt algemeen toegeschreven aan een verschillend aantal atomen, waaruit de moleculen zijn samengesteld.

§ 16. Atoomgewichten.

1. Door nauwgezette studie der schei- en natuurkundige eigenschappen van het water zijn de scheikundigen tot de gevolgtrekking gekomen, dat ééne molecule water is samengesteld uit 1 atoom zuurstof en 2 atomen waterstof. Daar het gewicht van de zuurstof, die in eene molecule water voorkomt, zich verhoudt tot die van de waterstof als 8 : 1 (§ 13), volgt hieruit, dat het gewicht van 1 atoom zuurstof zich verhoudt tot dat van 1 atoom waterstof als 16 : 1.

Zoo is ook vastgesteld, dat de molecule waterstofchloride is samengesteld uit 1 atoom waterstof en 1 atoom chloor. De gewichtsverhouding van de waterstof en het chloor in deze verbinding is als 1 : 35,5 (§ 13), waaruit volgt, dat het gewicht van 1 atoom chloor staat tot dat van 1 atoom waterstof als 35,5 : 1.

2. Talrijke geleerden hebben er toe meegewerkt door zeer omslachtige en nauwgezette onderzoeken de samenstelling van verbindingen van de verschillende elementen volledig te bepalen, dus zoowel de gewichtsverhoudingen der bestanddeelen, die er in voorkomen, als het aantal van de verschillende soorten van atomen, waaruit eene molecule er van is samengesteld. Hieruit kon toen gemakkelijk worden afgeleid *de verhouding van het gewicht van één atoom van de verschillende elementen tot dat van één atoom waterstof*. Deze verhouding noemt men het **atoomgewicht** van het element.

Het atoomgewicht van een element is dus ook het gewicht van één atoom er van, uitgedrukt in het gewicht van 1 atoom waterstof als eenheid.

Lijst der atoomgewichten.

H	1	N	14	Si	28	Zn	65	Sn	118
Cl	35,5	P	31	K	39	Cr	52	Pb	207
Br	80	As	75	Na	23	Mn	55	Cu	63,5
J	127	Sb	122	Ca	40	Fe	56	Hg	200
F	19	B	11	Sr	87,5	Co	59	Ag	108
O	16	Bi	207,5	Ba	137	Ni	59	Au	196
S	32	C	12	Mg	24	Al	27,5	Pt	194

§ 17. Moleculairgewichten.

1. Daar de moleculen eener stof uit een bepaald aantal atomen bestaan en ieder atoom een bepaald gewicht heeft, moet ééne molecule van elke stof een bepaald gewicht hebben, waarvan wij de absolute grootte niet kennen. Onder het **moleculairgewicht** eener stof verstaat men de ver-

houding van het gewicht ééner molecule van die stof tot dat van één atoom waterstof.

Het gewicht van de molecule is natuurlijk gelijk aan de som der gewichten harer atomen. Uit vele verschijnselen heeft men opgemaakt dat de molecule waterstof uit twee atomen bestaat; het moleculairgewicht van dit gas is dus 2. Ook de moleculen van zuurstof, stikstof, chloor en de meeste andere elementen bestaan uit twee atomen. Het moleculairgewicht dier elementen is dus het dubbele van hun atoomgewicht.

2. Een zeer belangrijk hulpmiddel ter bepaling van het moleculairgewicht van die stoffen, wier moleculaire samenstelling nog niet volledig is vastgesteld, is de wet van Avogadro. Deze luidt: *In gelijke volumenen van verschillende gassen of dampen van gelijke temperatuur en spanning bevinden zich evenveel moleculen.* Zij is gegrond op de groote overeenkomst van alle gassen wat betreft de wet van Boyle, de uitzetting bij verwarming, de soortelijke warmte, enz. Kent men nu het S. G. van eene gasvormige verbinding, dan kan men hieruit de verhouding afleiden tusschen het moleculairgewicht dier verbinding en dat van waterstof, en door vermenigvuldiging van die verhouding met 2 vindt men haar moleculairgewicht. Het S. G. van waterstofchloride is 1.262, dat van waterstof 0.069 (bij 0° en 760 mM spanning). De verhouding van de gewichten der moleculen van beide gassen is dus

$$\frac{1.262}{0.069} = 18,28;$$

het moleculairgewicht van waterstofchloride is dus 36,5. De kennis van het moleculairgewicht eener verbinding is meestal een voornaam hulpmiddel ter bepaling van hare moleculaire samenstelling.

Voorbeeld van de toepassing der wet van Avogadro:

Zoo in een eudiometer een mengsel van 20 cM³ waterstof en 20 cM³ chloor tot ontploffing gebracht wordt, dan ontstaat 40 cM³ waterstofchloride. Wij leiden hieruit af, in verband met de wet van Avogadro, dat 1 mol. waterstof en 1 mol. chloor zich verbinden tot 2 mol. waterstofchloride. Neemt men aan, zooals ook uit het moleculair gewicht der verbinding blijkt (zie boven), dat de molecule van deze verbinding de eenvoudigste samenstelling heeft, die denkbaar is, en

bestaat uit 1 at. waterstof en 1 at. chloor, dan bevatten de 2 mol. waterstof-chloride, die ontstaan zijn, dus 2 at. waterstof en 2 at. chloor en wij komen tot de gevolgtrekking, dat ééne molecule van die twee elementen is samengesteld uit twee atomen.

§ 18. Scheikundige formules.

1. De samenstelling eener scheikundige verbinding kan, zoodra ze bekend is, door eene formule worden voorgesteld, die ons op de eenvoudigste wijze aangeeft uit hoeveel atomen van verschillende soort de molecule is samengesteld.

H_2O is de formule van water; zij drukt uit, dat eene molecule water is samengesteld uit 2 at. waterstof en 1 at. zuurstof. FeS is de formule van ijzersulfide; zij duidt aan, dat eene molecule dier verbinding bestaat uit 1 at. ijzer en 1 at. zwavel. $AuCl_3$ is de formule van goudchloride; zij duidt aan, dat 1 at. goud en 3 at. chloor in ééne molecule er van voorkomen. As_2O_3 is de formule van arsenikoxyde, waaruit we opmaken, dat 1 molec. er van bestaat uit 2 at. arsenik en 3 at. zuurstof.

2. Formules van de voornaamste oxyden, sulfiden en chloriden.

OXYDEN.	SULFIDEN.	CHLORIDEN.
H_2O water	H_2S waterstofsulfide	HCl waterstofchloride
H_2O_2 waterstofperoxyde		
Cl_2O chloormonooxyde of onderchlorigzuuranhydride		
Cl_2O_3 chloortriooxyde of chlorigzuuranhydride		
Cl_2O_5 chloorpentoxyde of chloorzuuranhydride		
SO_2 zwavelbioxyde of zwaveligzuuranhydride		
SO_3 zwaveltrioxyde of zwavelzuuranhydride		S_2Cl_2 zwavelchloride
N_2O stikstofmonooxyde of stikstofoxydule		

OXYDEN.		SULFIDEN.	CHLORIDEN.
NO	stikstofbioxyde of stikstofoxyde		
N ₂ O ₃	stikstoftrioxyde of salpeterigzuuranhydride		NCl ₃ stikstofchloride
N ₂ O ₄	stikstoftetraoxyde of stikstofperoxyde		
N ₂ O ₅	stikstofpentoxyde of salpeterzuuranhydride		
P ₂ O ₃	phosphortrioxyde of phosphorigzuuranhydride	P ₂ S ₃ phosphortrisulfide	PCl ₃ phosphortrichloride of phosphorchloruur
P ₂ O ₅	phosphorpentoxyde of phosphorzuuranhydride	P ₂ S ₅ phosphorpentasulfide	PCl ₅ phosphorpentachloride of phosphorchloride
As ₂ O ₃	arseniktrioxyde of arsenigzuuranhydride	As ₂ S ₃ arseniktrisulfide of arseniksulfuur	AsCl ₃ arseniktrichloride
As ₂ O ₅	arsenikpentoxyde of arsenikzuuranhydride	As ₂ S ₅ arsenikpentasulfide of arseniksulfide	
Sb ₂ O ₃	antimoontrioxyde of antimonigzuuranhydride	Sb ₂ S ₃ antimoonttrisulfide of antimoonsulfuur	SbCl ₃ antimoonttrichloride of antimoonechloruur
Sb ₂ O ₅	antimoonpentoxyde of antimoonzuuranhydride	Sb ₂ S ₅ antimoontpentasulfide of antimoonsulfide	SbCl ₅ antimoontpentachloride of antimoonechloride
Bi ₂ O ₃	bismuthoxyde	Bi ₂ S ₃ bismuthsulfide	BiCl ₃ bismuthechloride
B ₂ O ₃	booroxxyde of boorzuuranhydride		
CO	koolmonoxyde of kooloxyde		
CO ₂	koolbioxyde of koolzuuranhydride	CS ₂ koolsulfide	CCl ₄ koolstofchloride
SiO ₂	siliciumoxyde of kiezelzuuranhydride		SiCl ₄ kiezelchloride
K ₂ O	kaliumoxyde	K ₂ S kaliumsulfide	KCl kaliumchloride
Na ₂ O	natriumoxyde	Na ₂ S natriumsulfide	NaCl natriumchloride
CaO	calciumoxyde	CaS calciumsulfide	CaCl ₂ calciumchloride
BaO	bariumoxyde	BaS bariumsulfide	BaCl ₂ bariumchloride
BaO ₂	bariumperoxyde		
MgO	magnesiumoxyde	MgS magnesiumsulfide	MgCl ₂ magnesiumchloride
ZnO	zinkoxyde	ZnS zinksulfide	ZnCl ₂ zinkchloride
MnO	manganoxyde of mangaanoxydule	MnS manganosulfide	MnCl ₂ mangaanochloride of mangaanchloruur
Mn ₂ O ₃	manganbioxyde of mangaanoxyde		Mn ₂ Cl ₆ mangaanichloride of mangaanchloride

OXYDEN.	SULFIDEN.	CHLORIDEN.
Mn O ₂ mangaanperoxyde	Mn S ₂ mangaanpersulfide	
Fe O ferrooxyde of ijzeroxydule	Fe S ijzersulfide	Fe Cl ₂ ferrochloride of ijzerchloruur
F ₂ O ₃ ferrioxxyde of ijzeroxyde		Fe ₂ Cl ₆ ferrichloride of ijzerchloride
	Fe S ₂ ijzerpersulfide	
Al ₂ O ₃ aluminiumoxyde		Al ₂ Cl ₆ aluminiumchloride
Sn ₂ O ₂ stannooxyde of tinoxydule	Sn ₂ S ₂ stannosulfide of tinsulfuur	Sn ₂ Cl ₄ stannochloride of tinchloruur
Sn O ₂ stannioxyde of tinoxyde	Sn S ₂ stannisulfide of tinsulfide	Sn Cl ₄ stannichloride of tinchloride
Pb O loodoxyde	Pb S loodsulfide	Pb Cl ₂ loodchloride
Pb O ₂ loodperoxyde		
Cu ₂ O cuprooxyde of koperoxydule	Cu ₂ S cuprosulfide of kopersulfuur	Cu ₂ Cl ₂ cuprochloride of koperchloruur
Cu O cuprioxyde of koperoxyde	Cu S cuprisulfide of kopersulfide	Cu Cl ₂ cuprichloride of koperchloride
Hg ₂ O mercuriooxyde of kwikoxydule	Hg ₂ S mercuriosulfide of kwiksulfuur	Hg ₂ Cl ₂ mercuriochloride of kwikchloruur
Hg O mercurioxyde of kwikoxyde	Hg S mercurisulfide of kwiksulfide	Hg Cl ₂ mercurichloride of kwikchloride
Ag ₂ O zilveroxyde	Ag ₂ S zilversulfide	Ag Cl zilverchloride
Au ₂ O ₃ goudoxyde	Au ₂ S ₃ goudsulfide	Au Cl ₃ goudchloride
Pt O ₂ platinaoxyde	Pt S ₂ platinasulfide	Pt Cl ₄ platinachloride

3. Aangaande de namen dezer verbindingen is het volgende op te merken:

Van een element, waarvan slechts één oxyde, sulfide of chloride bekend is, noemt men dit eenvoudig het oxyde, het sulfide, het chloride er van. Zijn er daarentegen meer bekend, dan volgt men verscheidene wegen om ze te onderscheiden: Men maakt gebruik van de van het Grieksch of Latijn afgeleide woorden *mono* (een), *bi* (twee), *tri* (drie), *tetra* (vier), *penta* (vijf), enz., om het aantal atomen van O, S of Cl in de molecule aan te duiden. Men noemt ook de meest voorkomende verbinding het oxyde, sulfide en chloride; eene verbinding, die meer atomen O, S of Cl bevat, is het peroxyde, persulfide, of perchloride, en eene andere, die minder bevat, is het suboxyde, subsulfide of subchloride. De oxyden van niet-metalen noemt men ook naar de zuren, die er van worden afgeleid (zie § 22₅). Bij de metaal-verbindingen geeft men verder aan den metaalnaam den uitgang *o* bij de verbindingen, die het minst en den uitgang *i* bij de verbindingen, die meer O, S of Cl bevatten. Eindelijk noemt men ook de eerstgenoemde verbindingen oxydulen, sulfuren en chloruren, de andere oxyden, sulfiden en chloriden.

§ 19. Scheikundige vergelijkingen en berekeningen.

1. Wordt koolstof bij voldoende luchttoevoer verbrand, dan verbinden zich atomen koolstof met atomen zuurstof tot koolbioxyde.

Deze scheikundige werking kan worden uitgedrukt in eene scheikundige vergelijking, die ons in de eerste plaats aanwijst, welke stoffen op elkander inwerken en welke stoffen tengevolge hiervan ontstaan, doch buitendien het aantal atomen (van elementen) of moleculen (van verbindingen) leert kennen, die op elkander moeten inwerken, opdat zich het kleinst mogelijke aantal atomen of moleculen der nieuwe stoffen kunne vormen.

Om deze vergelijking op te stellen, beginnen wij met de scheikundige teekens der stoffen, die op elkander inwerken, door + teekens verbonden, naast elkander te schrijven. Hier achter plaatsen wij het teken = en daar naast de scheikundige teekens der nieuwe stoffen, die ontstaan, ook door + teekens verbonden. Wij schrijven dus op $C + O = CO_2$.

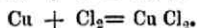
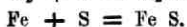
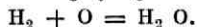
Deze vergelijking is evenwel blijkbaar onjuist, want in 1 mol. CO_2 zijn 2 at. O en er moeten zich derhalve 2 atomen O met 1 atoom C verbinden, opdat de kleinste mogelijke hoeveelheid koolzuur zich kunne vormen.

De juiste vergelijking is dus $C + 2O = CO_2$. Zij leert ons dat 1 atoom koolstof en 2 atomen zuurstof zich met elkander verbinden tot 1 mol. koolzuur.

Is eene scheikundige vergelijking juist, dan komt in de beide leden van iedere atoomsoort een even groot aantal voor.

Vraag. Waarom kan de vergelijking niet juist zijn, wanneer aan deze voorwaarde niet voldaan is?

Opgave. Druk de volgende vergelijkingen in woorden uit:



De ontleding van kwikoxyde door hitte wordt door de volgende vergelijking uitgedrukt: $Hg O = Hg + O$. Zij zegt ons, dat 1 mol. kwikoxyde bij de ontleding 1 at. kwik en 1 at.

zuurstof oplevert. De ontleding van water door electriciteit wordt uitgedrukt door de vergelijking $H_2O = H_2 + O$.

Wordt ijzeroxydule met waterstof behandeld, dan vormt zich ijzer en water. $FeO + H_2 = Fe + H_2O$. 1 mol. ijzeroxydule en 2 at. waterstof leveren, door hunne inwerking op elkander, 1 at. ijzer en 1 mol. water.

Bij het roosten van kopersulfide ontstaat koperoxyde en zwavelbioxyde. Deze verandering wordt uitgedrukt door de vergelijking $CuS + 3O = CuO + SO_2$. Zij zegt ons, dat 1 mol. kopersulfide 3 at. zuurstof behoeft, om te verbranden en dat daarbij 1 mol. koperoxyde en 1 mol. SO_2 ontstaan.

Opgave Druk al de scheik. werkingen, in § 9 beschreven, door vergelijkingen uit.

2. De formule van magnesiumoxyde is MgO . Zij drukt uit, dat in ééne mol. er van 1 at. Mg en 1 at. O voorkomt.

Één at. Mg weegt 24 maal zooveel als 1 at. H. (blz. 65).

" " O " 16 " " " " "

De gewichtshoeveelheden van Mg en O in deze verbinding, verhouden zich dus als 24 : 16 of als 3 : 2. In 1 KG der verbinding komen dus voor $\frac{3}{5}$ KG Mg en $\frac{2}{5}$ KG O.

Hoeveel % kwik komt voor in kwiksulfide?

De formule dezer verbinding is HgS , dus op 1 atoom Hg komt 1 atoom S voor. 1 Atoom Hg weegt 200 maal zooveel als 1 atoom H; 1 atoom S weegt 32 maal zooveel als 1 atoom H. De gewichtshoeveelheden der bestanddeelen van ééne molecule verhouden zich dus als 200 : 32. Op 232 gewichtsdeelen van de verbinding, komen dus 200 deelen kwik voor, op 100 gewichtsdeelen dus $\frac{200 \times 100}{232}$ deelen kwik. De stof bevat dus 86,1% kwik.

Hoeveel zwavel is noodig om 5,4 KG koperoxyde te veranderen in kopersulfide?

De vergelijking, die ons leert, welke scheikundige werking hier plaats vindt, is $2CuO + 3S = 2CuS + SO_2$. Wij zien hieruit, dat op 2 moleculen koperoxyde, 3 atomen zwavel noodig zijn. Eene mol. koperoxyde bestaat uit 1 atoom koper en 1 atoom zuurstof, zij weegt dus $(63,5 + 16) = 79,5$ maal zooveel als 1 at. waterstof, 2 mol. koperoxyde wegen

dus $2 \times 79,5 = 159$ maal zooveel, terwijl 3 atomen zwavel $3 \times 32 = 96$ maal zooveel wegen als 1 atoom waterstof. De verhouding van de hoeveelheden koperoxyde en zwavel, die op elkander inwerken, is dus als 159 : 96. Voor de ontleding van 5,4 KG koperoxyde is dus $\frac{5,4}{159} \times 96$ KG zwavel noodig.

Vraagstukken. Hoeveel zuurstof is noodig om 1 KG zuivere koolstof te verbranden.

Hoeveel $\%$ ijzer bevat ijzerglans (dit is ijzeroxyde $\text{Fe}_2 \text{O}_3$).

Hoeveel $\%$ chloor bevat keukenzout (Na Cl).

Hoeveel zwavel is noodig om 360 G ijzervijlsel te veranderen in ijzersulfide? (Fe S).

Hoeveel waterstof is noodig om 1 KG koperoxyde (Cu O) te ontleden?

Hoeveel zuurstof is noodig om 100 KG loodsulfide (Pb S) te roosten?

§ 20. Wisselontledingen.

1. *Proef 70.* Ijzeroxyde wordt verhit in een porseleinen schuitje, dat we in eene droge glazen buis geplaatst hebben. Door de buis wordt droog waterstofchloride geleid (fig. 52). Er vormt zich water en ijzerchloride. Het laatste blijft gedeeltelijk

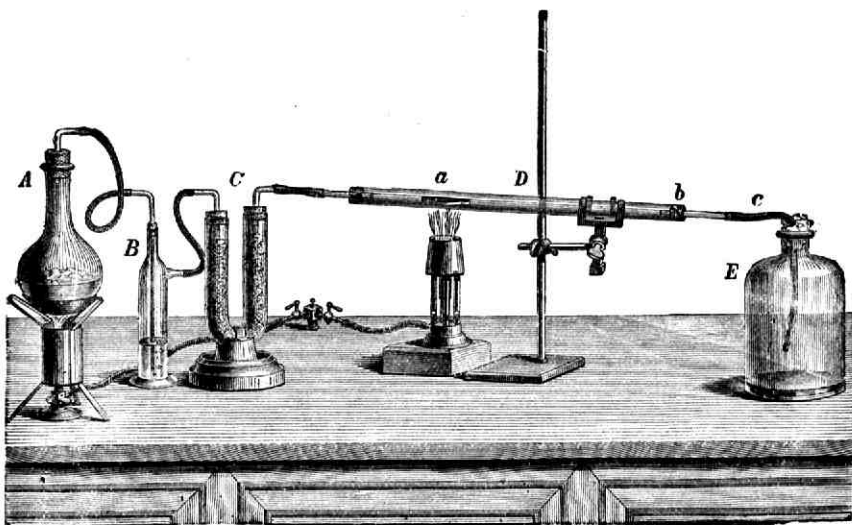


Fig. 52. Werking van waterstofchloride op ijzeroxyde.

in gesmolten toestand in het schuitje achter, gedeeltelijk zet het zich als bruine kristalletjes, die zich uit den damp er van vormden, af op de koudere deelen van het glas. Wij kunnen het in water oplossen en aan zijne bekende eigenschappen herkennen (zie § 7,2). De volgende vergelijking drukt deze scheikundige werking uit: $\text{Fe}_2 \text{O}_3 + 6 \text{Cl H} = \text{Fe}_2 \text{Cl}_6 + 3 \text{H}_2 \text{O}$.

Dezelfde scheikundige werking heeft plaats, zoo wij in plaats van ijzeroxyde andere metaaloxyden nemen. Bij koperoxyde heeft de omzetting nog veel vlagger plaats; bij tin- en zinkoxyde zelfs met vuurverschijnselen; bij kwik- en zilzeroxyde reeds bij gewone temperatuur.

Proef 71. In eene buis worden verschillende oxyden, afgezonderd van elkander, verwarmd (fig. 53); b.v. loodoxyde (geel),

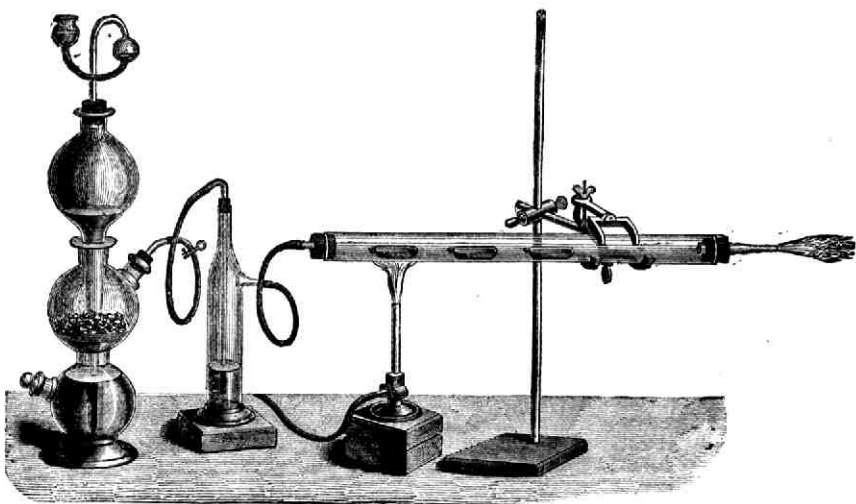
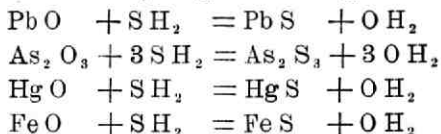


Fig. 53. Vorming van sulfiden uit oxyden door middel van watersulfide.

arsenikoxyde (wit), kwikoxyde (rood), ijzeroxyde (bruin). Nu wordt een stroom waterstofsulfide door de buis geleid. De oxyden veranderen van kleur (ze worden resp. zwart, geel, zwart, zwart), terwijl zich water vormt. De kleurverandering duidt eene scheikundige ontleding der oxyden aan. Ze zijn

alle veranderd in sulfiden, volgens de volgende vergelijkingen:

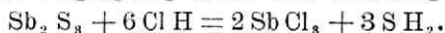


De oxyden der meeste metalen kunnen op deze wijze gemakkelijk in sulfiden veranderd worden.

Proef 72. Wij verwarmen antimoonsulfide in eene buis en leiden er waterstofchloride overheen.

Er ontstaat waterstofsulfide en antimoonchloride. Het eerste is aan den reuk gemakkelijk te herkennen. (Bereiding van waterstofsulfide).

De volgende vergelijking drukt deze ontleding uit:



Proef 73. Eene buis, die ijzerchloride bevat, verhitten wij sterk en leiden er dan waterdamp doorheen. De uittredende damp bevat waterstofchloride. (Hoe kan men dit aantoonen?) In de buis blijft onoplosbaar ijzeroxyde achter. $\text{Fe}_2 \text{Cl}_6 + 3 \text{H}_2 \text{O} = \text{Fe}_2 \text{O}_3 + 6 \text{Cl H}$.

Verschillende andere metaalchloriden kunnen op dezelfde wijze door waterdamp ontleed worden. Ook zwavel- en phosphorchloride worden op dezelfde wijze ontleed.

Proef 74. Wij leiden waterstofsulfide over kwikchloride, dat in eene buis verwarmd wordt. Er vormt zich kwiksulfide (zwart) en waterstofchloride. $\text{Hg Cl}_2 + \text{S H}_2 = \text{Hg S} + 2 \text{Cl H}$. Ook andere metaalchloriden worden op deze wijze door S H_2 in sulfiden veranderd.

2. Bij al deze proeven hadden wij te doen met wisselontledingen, omdat de verbindingen, die we bij elkander voegden, hare bestanddeelen met elkander verwisseld hebben. (Toon dit nader aan). De oorzaak dezer scheikundige werkingen moeten wij zoeken in de affiniteit der verschillende bestanddeelen tot elkander. Zoo b.v. de affiniteit van ijzer tot chloor en de affiniteit van waterstof tot zuurstof samen grooter zijn, onder de in de proef 70 bestaande omstandigheden, dan de affiniteit, van ijzer tot zuurstof + de affiniteit van chloor tot

waterstof, dan zijn de krachten, welke de te zamengebrachte verbindingen trachten te ontleden, grooter dan die, welke tot hare instandhouding samenwerken en het is natuurlijk, dat de bestaande verbindingen ontleed worden en nieuwe ontstaan, door verwisseling der bestanddeelen.

Toch komt men soms tot tegenstrijdige gevolgtrekkingen, zoo men alle wisselontledingen hierdoor alléén zou willen verklaren. De ontleding in proef 73, op dezelfde wijze beredeneerende, zou men namelijk tot de gevolgtrekking komen, dat de affiniteit van ijzer tot chloor + die van waterstof tot zuurstof kleiner is dan de affiniteit van ijzer tot zuurstof + die van chloor tot waterstof. Hier moet dus nog een andere invloed in 't spel treden. Dat dit werkelijk zoo is, leert ons de volgende proef.

Proef 75. Wij gieten eenige druppels van eene oplossing van ijzerchloride in water in eene groote glazen flesch met water, laten haar eenige uren rustig staan en zien dan te midden van het water losse, bruine vlokken ontstaan, die langzaam zinken en zich eindelijk op den bodem afzetten. De bruine stof, die zich hier vormde, is ijzeroxyde.

Terwijl dus ijzerchloride in weinig water oplost zonder ontleding, wordt het door den invloed van eene groote hoeveelheid water ontleed. (Van deze werking maakt men gebruik om troebel water snel volmaakt helder te maken).

Vraag. Welke stof vormt zich hierbij, die in 't water opgelost blijft?

Uit deze proef blijkt dus, dat ook hier de hoeveelheden der stoffen, die we bij elkander voegen, invloed hebben op de werking, die ze op elkander uitoefenen. Dit in aanmerking nemende, zal het niet moeilijk zijn de tegenstrijdigheid in de uitkomsten van de proeven 70 en 73 te verklaren; immers in het eene geval brachten wij bij eene beperkte hoeveelheid ijzeroxyde eene onbepaalde hoeveelheid waterstofchloride tot de ontleding had plaats gehad, terwijl het water, dat zich vormde, zich onmiddellijk afscheidde van de overige stoffen; in het andere geval brachten wij bij eene beperkte hoeveelheid ijzerchloride eene groote hoeveelheid waterdamp, terwijl het gevormde waterstofchloride zich onmiddellijk uit de buis verwijderde.

§ 21. Valentie of waardigheid.

1. Beschouwen wij de scheik. vergelijkingen van de vorige § nader, dan zien wij, dat, waar bij eene wisselontleding zuurstof vervangen wordt door chloor, telkens 2 atomen chloor in eene molecule vervangen worden door 1 atoom zuurstof. Waar waterstof wordt vervangen door zuurstof, wordt de plaats van 2 atomen waterstof in eene molecule ingenomen door 1 atoom zuurstof. Waar zuurstof wordt vervangen door zwavel, komt 1 atoom zuurstof in de plaats van 1 atoom zwavel. Waar zwavel wordt vervangen door chloor, nemen 2 atomen chloor de plaats in van 1 atoom zwavel.

Zoo zien wij ook, dat in proef 71 1 atoom lood de plaats inneemt van 2 atomen waterstof; 2 atomen arsenik die van 6 atomen waterstof; 1 atoom kwik die van 2 at. waterstof. In proef 72 worden 2 atomen antimoon vervangen door 6 atomen waterstof. In proef 70 worden 2 atomen ijzer vervangen door 6 atomen waterstof, evenzoo in proef 73. In proef 74 1 atoom kwik door 2 atomen waterstof.

Dit zijn geene toevallige of op zichzelf staande uitkomsten, maar telkens, *wanneer bij eene scheikundige werking het eene element de plaats van een ander element inneemt, is een bepaald aantal atomen van dit laatste noodig om die van het eerste te vervangen.* Dit hangt af van de **waardigheid** of **valentie** van de atomen der verschillende elementen.

Uit de opgegeven voorbeelden volgt, dat zuurstof- en zwavel-atomen elkander in gelijk aantal kunnen vervangen; ze zijn gelijkwaardig of hebben dezelfde valentie. Evenzoo, dat waterstof- en chlooratomen elkander in gelijk aantal kunnen vervangen; deze zijn dus ook gelijkwaardig. Daarentegen neemt 1 atoom zwavel of zuurstof dezelfde plaats in eene

molecule in, als 2 atomen waterstof of chloor; men noemt daarom de zuurstof- en zwavelatomen tweewaardig. Een atoom is drie-, vier-, of vijfwaardig, zoo het de plaats inneemt van 3, 4 of 5 atomen waterstof of chloor.

De waardigheid der atomen is in de volgende tabel opgegeven.

NIET-METALEN.		METALEN.	
Eenwaardige	Vierwaardige	Eenwaardige	Driewaardige
H	C	K	Au
Cl	S	Na	Vierwaardige
Br	Vijfwaardige	Ag	Sn
J	N	Tweewaardige	Pt
Fl	P	Ca	Mn
Tweewaardige	As	Ba	Co
O	Sb	Sr	Ni
S		Mg	Pb
Driewaardige		Zn	Cu
B		Cr	Hg
		Fe	
			Zeswaardige dubbelatomen
			Al ₂ Cr ₂
			Fe ₂ Mn ₂
			Ni ₂ Co ₂

Sommige elementen, b.v. ijzer, hebben niet in al hunne verbindingen dezelfde waardigheid. In ijzeroxydule en zijne verbindingen is het atoom ijzer tweewaardig: $\text{FeO} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$. In ijzeroxyde zijn de twee atomen ijzer, die in de molecule voorkomen, zeswaardig: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = \text{Fe}_2\text{Cl}_6 + 3\text{H}_2\text{O}$. Men zegt, dat in ijzeroxyde een zeswaardig dubbelatoom ijzer voorkomt. Hetzelfde geldt van aluminiumoxyde, chroomoxyde, mangaan-oxyde, cobaltoxyde en nikkeloxyde. In de koper- en kwik-oxydule bevinden zich tweewaardige dubbelatomen van die metalen; in koper- en kwikoxyde komen enkelvoudige atomen dier metalen voor, die ook tweewaardig zijn.

Bij nauwkeurige beschouwing van de tabel der formules van de oxyden, sulfiden en chloriden (blz. 67) blijkt, dat er verband bestaat tusschen de formule eener verbinding en de waardigheid der elementen, die er in voorkomen. In het algemeen hebben verbindingen van gelijkwaardige elementen geheel analoge formules (vergelijk de formules der oxyden en der sulfiden, die der verbindingen van P, N, As, Sb, van K, Na, Ag, van Fe, Cr, Mn, Ni, Co, enz.). Verder zien wij, dat 1 at. van een éénwaardig element zich verbindt met 1 at. van een ander éénwaardig element. Dat 1 at. van een tweewaardig element zich verbindt met 2 at. van een éénwaardig of met 1 at. van een tweewaardig element. Zoo verbindt zich 1 at. van een driewaardig met 3 at. van een éénwaardig element; 2 at. van een driewaardig met 3 at. van een tweewaardig element, enz.

Op deze regels bestaan, zooals uit de formules blijkt, talrijke uitzonderingen.

HOOFDSTUK IV.

Basen, zuren en zouten.

§ 22. Hydroxyden, basen en zuren.

1. *Proef 76.* Wij verbranden een stukje kalium en behandelen het kaliumoxyde met een weinig water (zooals bij proef 29). De warmte, die hierbij ontwikkeld wordt, bewijst ons, dat hier geene gewone oplossing van het oxyde in water plaats vindt (waarom?), maar dat de beide stoffen, die wij bij elkander voegen, eene scheikundige werking op elkander uitoefenen.

Dat hier werkelijk eene nieuwe stof ontstaan is, blijkt, wanneer wij het overvloedige water verdampen. Wij houden dan eene witte stof over, die bij sterkere verhitting smelt, doch geen water meer afgeeft. Deze stof is geen kaliumoxyde, daar zij,

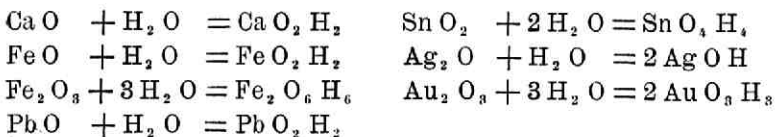
na afkoeling, in water eenvoudig oplost zonder warmte-ontwikkeling.

Nader onderzoek heeft geleerd, dat de samenstelling dezer nieuwe verbinding wordt uitgedrukt door de formule KOH . Het is dus eene verbinding van de drie elementen kalium, waterstof en zuurstof; zij draagt den naam **kaliumhydroxyde**. De vorming van kaliumhydroxyde geschiedt volgens de volgende vergelijking: $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH}$.

Dezelfde werking heeft plaats, zoo men natriumoxyde, calciumoxyde (kalk) en bariumoxyde met water behandelt.

Vraag. Waarvan is kalkwater eene oplossing?

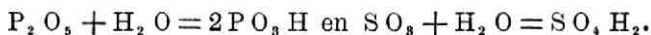
Zoo men bij de oxyden van andere metalen water voegt, ondergaan zij geene verandering (zie proef 31). Toch kunnen de hydroxyden dezer metalen langs een anderen weg worden verkregen. Hunne samenstelling is steeds alsof zij, even als kaliumhydroxyde, ontstaan waren door verbinding van het oxyde met water, waarbij in den regel zooveel watermoleculen meewerken, als er zuurstofatomen in het oxyde zijn:



Opmerking. Men kan deze hydroxyden ook beschouwen als de verbindingen van het metaal met de atoomgroep of het radicaal HO , dat éénwaardig is en hydroxyl genoemd wordt. Is het metaal éénwaardig, dan is in het hydroxyde 1 atoom er van verbonden met één radicaal HO ; is het tweewaardig, dan is 1 atoom verbonden met 2 radicalen HO . Het zeswaardige dubbelatoom ijzer van het ijzeroxyde is verbonden met 6 radicalen HO , enz.

Wij zagen in proef 33, dat phosphorpentoxyde en in proef 70, dat ook zwaveltrioxyde zich bij behandeling met water juist gedragen als kaliumoxyde en kalk. Ook hier wijst de aanzienlijke warmte-ontwikkeling er ons op, dat het water op die stoffen eene scheikundige werking uitoefent. Zoo wij het overvloedige water verdampen, verkrijgen wij werkelijk twee

nieuwe stoffen, n.l. phosphorzuur $\text{P O}_3 \text{ H}$ en zwavelzuur $\text{S O}_3 \text{ H}_2$. De vorming van deze hydroxyden wordt uitgedrukt door de volgende vergelijkingen:



Bijna alle oxyden van niet-metalen verbinden zich met water, waardoor hunne hydroxyden ontstaan. Dikwijls heeft deze verbinding plaats zonder warmte-ontwikkeling en lijkt zij dus geheel op eene oplossing, b.v. bij SO_2 , CO_2 , $\text{As}_2 \text{ O}_3$, enz.

Van die, welke niet oplosbaar zijn in water, zijn de hydroxyden langs een omweg te verkrijgen, b.v. van Si O_2 .

2. Wij weten reeds, dat de oplosbare hydroxyden van metalen rood lakmoes blauw kleuren en een loogachtigen smaak hebben, terwijl de oplosbare hydroxyden van niet-metalen (meer of minder sterk) blauw lakmoes rood kleuren en een zuren smaak bezitten.

De volgende proeven zullen ons nóg een ander gewichtig verschil leeren kennen tusschen de hydroxyden van metalen en niet-metalen.

Proef 78. Wij vermengen oplossingen van zwavelzuur en phosphorzuur in water met elkander. Zij oefenen geene werking op elkander uit. Over het algemeen oefenen de hydroxyden van niet-metalen geene werking op elkander uit.

Proef 79. Oplossingen van kaliumhydroxyde en calciumhydroxyde in water worden bij elkander gevoegd. Zij oefenen geene werking op elkander uit. Tot hetzelfde resultaat komen wij, zoo wij andere metaalhydroxyden bij elkander voegen. (Slechts in enkele gevallen heeft het tegendeel plaats. Hierover later.)

Proef 80. Bij eene sterke oplossing van natriumhydroxyde voegen wij druppelsgewijze zwavelzuur. Er heeft eene hevige scheikundige werking plaats, zooals reeds aanstonds blijkt uit de groote hoeveelheid warmte, die zich hierbij ontwikkelt. Doen wij een weinig blauw lakmoes in de oplossing en gaan wij langzaam voort met druppelsgewijze zwavelzuur er bij te voegen, terwijl we steeds omroeren, dan zien we plotseling de

blauwe kleur van het lakmoes overgaan in rood. Bij afkoeling zet zich eene witte, vaste stof uit de vloeistof af. Wij gieten de vloeistof af, wasschen de vaste stof eenige malen snel met koud water, lossen haar dan in water op en overtuigen ons nu, dat ze noch op blauw, noch op rood lakmoes werking uitoefent. Er is dus eene nieuwe, indifferente of neutrale stof ontstaan.

Dezelfde proef herhalen wij met kaliumhydroxyde en phosphorzuur, met calciumhydroxyde en zwavelzuur (waarbij zich eene weinig oplosbare stof vormt, n.l. gips), met magnesiumhydroxyde en zwavelzuur, enz. Wij zien telkens eene scheikundige werking plaats hebben en eene nieuwe stof ontstaan, die al of niet oplosbaar is in water.

Behalve de vroeger behandelde verschillen tusschen de hydroxyden van de metalen en van de niet-metalen, leeren wij door deze proeven nog een ander zeer belangrijk onderscheid er tusschen kennen. Terwijl de hydroxyden der niet-metalen geene werking op elkander uitoefenen, evenmin als in 't algemeen die der metalen op elkander, zien wij, dat het hydroxyde van een niet-metaal op dat van een metaal in den regel eene scheikundige werking uitoefent, tengevolge waarvan zich eene nieuwe stof vormt. Men noemt de hydroxyden van niet-metalen **zuren**; die van de metalen, welke tegengestelde eigenschappen bezitten en op zuren eene scheikundige werking uitoefenen, worden **basen** genoemd.

2. De basen van de meeste metalen zijn vaste stoffen van verschillende kleur, die onoplosbaar zijn in water. Alleen die van K, Na, Ba en Ca zijn oplosbaar in water.

Kaliumhydroxyde (bijtende potasch) en natriumhydroxyde (bijtende soda) zijn vaste, witte stoffen, smeltbaar, hygroscopisch, zeer oplosbaar in water. De oplossingen tasten de huid sterk aan en werken op de meeste dierlijke stoffen bijtend en oplossend. (In eene warme oplossing van kaliumhydroxyde is wol oplosbaar, katoen en linnen niet).

Calciumhydroxyde (gebluschte kalk) is eene witte, poedervormige stof, onsmeltbaar, weinig oplosbaar in water.

Bariumhydroxyde (bariet) is eene kristallijne stof, meer oplosbaar in water dan gebluschte kalk.

Opmerkingen. Er zijn hydroxyden van metalen, die indifferent zijn; zij leveren met zuren geene nieuwe verbindingen op, b.v. $\text{Mn O}_3 \text{ H}_2$ (van Mn O_2). Andere (die meer zuurstof bevatten) zijn zelfs zuren b.v. $\text{Mn O}_4 \text{ H}_2$, $\text{Cr O}_4 \text{ H}_2$ (blz. 83).

Nog andere hydroxyden van metalen gedragen zich tegenover zuren als basen, terwijl zij tegenover sommige andere basen de rol van zuren spelen, b.v. $\text{Al}_2 \text{ O}_6 \text{ H}_6$, $\text{Zn O}_2 \text{ H}_2$, enz. Hieruit volgt, dat er geene scherpe onderscheiding van de hydroxyden in zuren en basen te maken is.

3. De voornaamste zuren zijn:

Zwavelzuur	$\text{SO}_4 \text{ H}_2$	afgeleid van Zwavelzuur-anhydride S O_3
Salpeterzuur	$\text{NO}_3 \text{ H}$	" " Salpeterzuur-anhydride $\text{N}_2 \text{ O}_5$
Phosphorzuur	$\text{PO}_4 \text{ H}_3$	" " Phosphorzuur-anhydride $\text{P}_2 \text{ O}_5$
*) Koolzuur	$\text{CO}_3 \text{ H}_2$	" " Koolzuur-anhydride C O_2
Kiezelzuur	$\text{Si O}_4 \text{ H}_4$	" " Kiezelzuur-anhydride Si O_2

Zwavelzuur (vitriool) is eene kleurlooze, olieachtige vloeistof, S.G. 1,825, kookpunt 326° . Ze verbindt zich gretig met water, waarbij zich hydraten van zwavelzuur vormen, wier samenstelling door eene formule kan worden aangegeven, b.v. $\text{SO}_4 \text{ H}_2 + \text{H}_2 \text{ O}$, $\text{SO}_4 \text{ H}_2 + 2\text{H}_2 \text{ O}$, enz. Dit geschiedt met ontwikkeling van zooveel warmte, dat groote voorzichtigheid moet in acht genomen worden bij de vermenigving dezer stoffen, daar anders de plotselinge waterdamp-ontwikkeling ontploffing en het wegslingeren der gevaarlijke vloeistof kan veroorzaken. Men giet langzaam en gedurig omroerend het zwavelzuur in het water. Op allerlei plantaardige en dierlijke stoffen werkt het zuur sterk bijtend en vernielend.

Salpeterzuur (sterkwater) is eene kleurlooze vloeistof, S.G. 1,52, kookpunt 66° . Het tast de huid en andere dierlijke en plantaardige weefsels, kleurstoffen, metalen, enz. zeer sterk aan. In den handel komt het steeds gemengd met water voor.

Phosphorzuur is eene dikke, kleurlooze vloeistof; het verliest bij verwarming water en gaat eindelijk over in pyrophosphorzuur. $\text{PO}_4 \text{ H}_3 + \text{H}_2 \text{ O} = \text{PO}_3 \text{ H}$.

Kiezelzuur is een wit, licht poeder, niet oplosbaar in water.

*) Dit zuur is in vrijen toestand niet bekend, men kent slechts zijne oplossing in water.

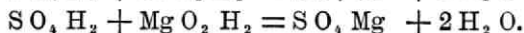
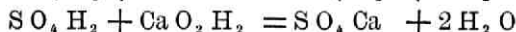
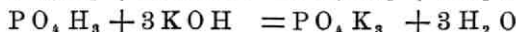
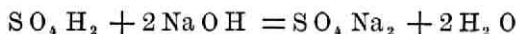
Minder belangrijk zijn:

*) Zwaveligzuur	$\text{SO}_3 \text{ H}_2$	afgeleid van	Zwaveligzuuranhydride SO_2
Phosphorigzuur	$\text{PO}_3 \text{ H}_3$	" "	Phosphorigzuuranhydride $\text{P}_2 \text{ O}_3$
*) Salpeterigzuur	$\text{NO}_2 \text{ H}$	" "	Salpeterigzuuranhydride $\text{N}_2 \text{ O}_3$
*) Arsenigzuur	$\text{As O}_3 \text{ H}_3$	" "	Arsenigzuuranhydride As O_3
*) Antimoonzuur	$\text{Sb O}_4 \text{ H}_3$	" "	Antimoonzuuranhydride $\text{Sb}_2 \text{ O}_5$
Boorzuur	$\text{BO}_3 \text{ H}_3$	" "	Boorzuuranhydride $\text{B}_2 \text{ O}_3$ <i>Boorzuur</i>
*) Chloorzuur	$\text{Cl O}_3 \text{ H}$	" "	Chloorzuuranhydride $\text{Cl}_2 \text{ O}_5$
*) Chlorigzuur	$\text{Cl O}_2 \text{ H}$	" "	Chlorigzuuranhydride $\text{Cl}_2 \text{ O}_3$
*) Onderchlorigzuur	Cl O H	" "	Onderchlorigzuuranhydride $\text{Cl}_2 \text{ O}$
*) Mangaanzuur	$\text{Mn O}_4 \text{ H}_2$	" "	Mangaanzuuranhydride Mn O_3
*) Overmangaanzuur	$\text{Mn O}_4 \text{ H}$	" "	Overmangaanzuuranhydride $\text{Mn}_2 \text{ O}_7$
*) Chroomzuur	$\text{Cr O}_4 \text{ H}_2$	" "	Chroomzuuranhydride Cr O_3 .

§ 23. Zouten.

Bleek + 2 HCl = 2 HClO₂ + 2 H₂O
and. Dan

1. De nieuwe stoffen, die zich vormen door een zuur en eene base bij elkander te voegen, worden **zouten** genoemd. Zij ontstaan tengevolge van eene wisselontleding. De waterstof van het zuur wordt vervangen door het metaal uit de base, terwijl de plaats van dit laatste wordt ingenomen door die waterstof. Tegelijkertijd met het zout ontstaat dan ook altijd water. De volgende vergelijkingen, duiden de scheikundige werkingen aan, die bij proef 80 plaats hadden:



2. Elk zout kan men beschouwen als ontstaan uit een zuur, door de vervanging van de waterstof door een metaal. Men noemt het zout naar dat zuur. Zoo noemt men de zouten van zwavelzuur. . sulfaten | koolzuur. . . carbonaten
 salpeterzuur . nitraten | kiezelzuur. . . silikaten
 phosphorzuur. phosphaten | chloorzuur. . . chloraten.

*) Al deze zuren zijn in vrijen toestand niet bekend; men kent slechts hunne oplossingen in water,

zwaveligzuur sulfieten
 phosphorigzuur phosphieten
 salpeterigzuur nitrieten
 arsenigzuur arsenieten
 mangaanzuur manganaten
 overmangaanzuur permanganaten

antimoonzuur stibiaten
 boorzuur boraten
 chlorigzuur chlorieten
 onderchlorigzuur hypochlorieten
 chroomzuur chromaten

De naam van het metaal, dat in het zout voorkomt, wordt vooropgesteld; zoo is SO_4 , Na_2 natriumsulfaat, PO_4 , K_3 kaliumphosphaat, SO_4 , Ca calciumsulfaat, SO_4 , Mg magnesiumsulfaat.

Zijn er van het metaal twee basische oxyden bekend, dan onderscheidt men de tweeërlei zouten er van op dezelfde wijze als de oxyden onderscheiden worden. Men spreekt dus van ferrocarbonaat, ferrisulfaat, cuprophosphaat, cuprinitraat, mercurosulfaat, mercurinitraat, enz.

Opgave. Schrijf de formules op van de bovengenoemde zouten. Evenzoo van kaliumchloraat, calciumphosphaat, magnesiumsilikaat, zinknitraat, kaliumboraat, kaliumhypochloriet. Denk aan de waardigheid der respectieve metalen!

3. *Proef 81.* Koperoxyde, magnesiumoxyde, ijzeroxyde worden behandeld met verdund zwavelzuur of salpeterzuur. Wij zien de sulfaten en nitraten van koper, magnesium en ijzer ontstaan en wel opgelost in water. Men zegt, dat de oxyden in deze zuren zijn opgelost.

Vraag. Is dit eene gewone of fysieke oplossing dier stoffen?

Opgave. Druk de scheik. werking, die plaats vond, door eene vergelijking uit.

Proef 82. Koolzuurgas wordt geleid over droge gebluschte kalk of droog kaliumhydroxyde. Het gas wordt door deze stoffen geheel geabsorbeerd door de vorming der resp. carbonaten.

Opgave. Schrijf de scheik. vergelijking op, waardoor deze werking wordt uitgedrukt.

Opmerking. In proef 10 werd natriumhydroxyde gebruikt voor de absorptie van koolzuurgas en water, de verbrandingsproducten van het vet.

Op de absorptie van koolzuurgas door gebluschte kalk en de vorming van calciumcarbonaat (in de natuur voorkomend als marmer, kalksteen, krijt, vogeleierschalen, schelpen, enz.) berust het verharden van de metselspecie in de lucht.

Uit de vorige proeven blijkt, dat zouten ook ontstaan door een basisch oxyde met een zuur te behandelen of door een zuuranhydride met eene base samen te voegen.

Zelfs vormen zij zich door een zuur- en een basisch oxyde samen te voegen, mits één van beide gasvormig of vloeibaar is.

Van deze wijze van ontstaan der zouten zijn de oudere namen, die nog veel gebruikt worden, afgeleid. Zoo spreekt men van koolzure kalk, zwavelzuur koperoxyde, salpeterzuur cobaltoxyde, phosphorzure magnesia (magnesiumoxyde), enz.

4. **Waterstofchloride** is een gas, waarvan de eigenschappen, die wij reeds kennen, overeenstemmen met die, waardoor de zuren zich van andere stoffen onderscheiden.

Vraag. Welke zijn die?

Proef 83. Wij herhalen proef 80, doch gebruiken eene oplossing van waterstofchloride in water (z o u t z u u r) in plaats van zwavelzuur. De verschijnselen, die zich hierbij voordoen, zijn geheel dezelfde als die, welke daar werden opgemerkt. Er vormt zich ook nu eene nieuwe stof, die tegenover lakmoes indifferent is. Deze stof is natriumchloride (keukenzout). De scheikundige vergelijking, welke deze werking uitdrukt, is $\text{ClH} + \text{NaHO} = \text{ClNa} + \text{H}_2\text{O}$. Ook hier heeft dus wisselontleding plaats gehad. De waterstof uit waterstofchloride of zoutzuur is vervangen door het metaal uit de base (Na) en tevens is er water ontstaan.

Ook tegenover andere basen gedraagt zich waterstofchloride geheel als een zuur. De chloriden, die ontstaan door de samenvoeging van waterstofchloride met eene base, vertoonen, zooals wij in § 24 zullen zien, in vele opzichten dezelfde eigenschappen als de andere zouten. Men beschouwt ze dan ook als zouten van zoutzuur.

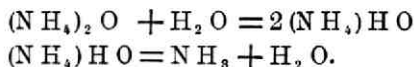
In tegenstelling met de vroeger behandelde zuren, die alle zuurstofhoudend zijn en zuurstoffzuren genoemd worden, noemt men waterstofchloride en daarmee overeenstemmende verbindingen (JH, BrH, FH) haloïdzuren. Zoo spreekt men ook van zuurstoffzouten en haloïdzouten (chloriden, bromiden, jodiden en fluoriden).

5. **Ammoniak** is een gas, dat zich in verschillende omstandigheden in de natuur vormt, zoo als bij de rotting, de verkoling en de onvolkomen verbranding van vele plantaardige of dierlijke stoffen. Het komt b.v. voor in tabaksrook.

Proef 84. Salmiak (eene zoutachtige stof) wordt, met kalk gemengd, in eene retort verhit. Hierbij ontwikkelt zich ammoniakgas, dat we boven kwik opvangen. Het is kleurloos, heeft een sterk prikkelenden reuk, is onbrandbaar en onderhoudt de verbranding niet. Het is lichter dan lucht (S. G. 0,59). Openen wij een cylinder, die met dit gas gevuld is, onder water (zie fig. 21), dan stijgt dit daarin omhoog, alsof de cylinder luchtledig ware; een bewijs, dat het gas zeer oplosbaar is in water. Een liter water lost bij 0° 1050 L ammoniakgas op. Bij eene drukking van 7 à 8 atmosfeeren en gewone temperatuur wordt het vloeibaar (Ammoniak-ijsmachine van Carré. Zie Natuurkunde I, blz. 96). De oplossing van ammoniakgas in water, gewoonlijk ammoniak (geest van salmiak) genaamd, kleurt rood lakmoes sterk blauw.

Proef 85. Wij herhalen proef 80, doch gebruiken in plaats van natriumhydroxyde ammoniak. Dezelfde verschijnselen doen zich dan voor.

Ammoniak heeft de formule NH_3 ; toch heeft het alle eigenschappen van eene base. Er bestaan vele gronden om het te beschouwen als het hydroxyde, dat water heeft afgegeven, van eene hypothetische stof (NH_4), die geheel dezelfde eigenschappen heeft als kalium en natrium en ammonium genoemd wordt.



De stoffen, die zich vormen door behandeling van ammoniak met zuren, stemmen in eigenschappen geheel overeen met de kalium- en natriumzouten. Ze worden ammoniumzouten genoemd. Het voornaamste verschil, dat ze met de genoemde zouten vertoonen, is, dat ze zeer vluchtig zijn en gemakkelijk gesublimeerd kunnen worden.

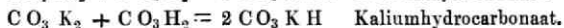
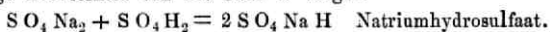
Opgave. Schrijf de formules op van ammoniumsulfaat, ammoniumchloride, ammoniumnitraat, ammoniumphosfaat.

In de dampkringslucht vindt men steeds eene geringe hoeveelheid ammoniumzouten (carbonaat en nitriet). Daar zij in regenwater oplossen, is de hoeveelheid

er van zeer afwisselend en komen zij in den bodem, waar zij als voedingsmiddelen voor de planten belangrijk zijn.

6. Behalve de gewone zouten, wier samenstelling in het vorige nummer besproken is (normale zouten), zijn nog bekend:

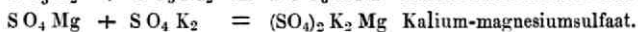
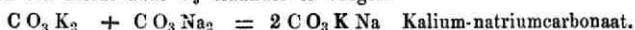
Hydrozouten of zure zouten. Deze ontstaan uit zuren, die in ééne molecule meerdere waterstofatomen bevatten, zoo men slechts een gedeelte der waterstof door een metaal vervangt. Zij vormen zich ook door bij het normale zout de noodige hoeveelheid van het zuur te voegen.



De carbonaten van Ca, Mg, Fe enz. zijn in koolzuurhoudend water oplosbaar, omdat zij veranderen in de hydrocarbonaten, die in het water oplossen. Bij het koken geven zij weer koolzuur af en veranderen in de niet-oplosbare carbonaten.

Daar de hydrozouten zich tegenover basen en tegenover lakmoes gedragen als zuren, worden ze ook zure zouten genoemd.

Dubbelzouten zijn zouten, die ontstaan door in 1 of meer moleculen van een zuur (dat meer dan 1 at. waterstof bevat) de waterstof te vervangen door twee verschillende metalen. Zij ontstaan dikwijls door twee zouten van een zelfde zuur bij elkander te voegen.



Niet alle zouten van zulke zuren kunnen zich met elkander tot dubbelzouten vereenigen.

7. Vele zouten komen in den bodem of in het water voor of worden gemakkelijk verkregen uit andere stoffen, die de natuur oplevert. De voornaamste daarvan zijn: Potasch, Kaliumcarbonaat $\text{CO}_3 \text{K}_2$, in de asch van hout en andere planten-deelen. Hygroscopisch, zeer gemakkelijk oplosbaar.

* Salpeter, Kaliumnitraat $\text{NO}_3 \text{K}$. Als korst op den bodem, vooral in warme gewesten.

* Soda, Natriumcarbonaat $\text{CO}_3 \text{Na}_2$. In de asch van zeeplanten.

Keukenzout, Natriumchloride NaCl . In zeewater en in den bodem, soms in uitgestrekte lagen.

Chilisalpeter, Natriumnitraat $\text{NO}_3 \text{Na}$. In den bodem, vooral in Chili (meststof).

* Borax, Natriumboraat $\text{B}_4 \text{O}_7 \text{Na}_2$. In den bodem.

Gips, Calciumsulfaat $\text{SO}_4 \text{Ca}$. In den bodem als mineraal.

Marmer, krijt, Calciumcarbonaat $\text{CO}_3 \text{Ca}$. In den bodem als gesteente.

Calciumphosphaat $(\text{PO}_4)_2 \text{Ca}_3$. Hoofdbestanddeel der beenderenasch.

* Bitterzout, Magnesiumsulfaat $\text{SO}_4 \text{Mg}$. In bronwater (bitterwater) en in zeewater.

De met een * gemerkte zouten worden grootendeels kunstmatig verkregen.

Magnesit, Magnesiumcarbonaat CO_3Mg . Als mineraal.

* **Aluin**, Kalium-aluminiumsulfaat $\text{S}_4\text{O}_{16}\text{Al}_2\text{K}_2$. Als mineraal.

Porseleinaarde (leem), Aluminiumsilikaat $\text{Si}_2\text{O}_7\text{Al}_2$. Als gesteente.

* **IJ zervitriool**, Ferrosulfaat SO_4Fe . Ontstaat door verweering van Pyriet FeS_2 .

IJ zerspaat, Ferrocarbonaat CO_3Fe . Belangrijk ijzererts.

8. Vele zouten zijn oplosbaar in water, enkele zijn zelfs hygroscopisch zooals calciumchloride, magnesiumchloride, kaliumcarbonaat; deze vervloeien in de lucht. De graad van oplosbaarheid wordt bepaald door na te gaan hoeveel L water noodig is om 1 KG van het zout op te lossen; in 't algemeen neemt zij toe met de temperatuur. Andere zouten zijn niet of zeer weinig oplosbaar in water.

Oplosbaar zijn: De chloriden met uitzondering van zilverchloride, koper- en kwikchloruur (loodchloride is weinig oplosbaar).

De sulfaten met uitzondering van barium-, strontium- en loodsulfaat (calciumsulfaat of gips is weinig oplosbaar).

De nitraten.

Alle zouten van kalium, natrium en ammonium.

Ook bijna alle hydrozouten zijn oplosbaar.

Onoplosbaar zijn: De carbonaten, phosphaten, boraten, silikaten, arsenieten, chromaten, behalve die van kalium, natrium en ammonium, en verder de bovengenoemde uitzonderingen.

Voor de zouten gelden al de wetten der oplosbaarheid, die in de Natuurkunde I § 16,3 zijn geleerd.

Het water, zooals het voorkomt in de zee, de bronnen en de rivieren, bevat altijd verschillende zouten in zeer afwisselende hoeveelheden in opgelosten toestand. Zelfs in regenwater komen, behalve gassen, stofdeeltjes, bacteriën en kiemen van andere microscopische planten en dieren, ammoniumzouten en keukenzout voor, (het laatste afkomstig van fijne druppels zeewater), die het uit de lucht opnam.

Zeewater bevat per KG ongeveer 35 G vaste stoffen, bestaande uit: keukenzout 26.7 G, kaliumchloride 1.3 G, magnesiumchloride 3.2 G, magnesium sulfaat 2 G, calciumsulfaat 1.6 G, Bromiden en Jodiden, enz.

De met een * gemerkte zouten worden grootendeels kunstmatig verkregen.

Bronwater bevat, naar gelang van den bodem, waaruit het afkomstig is, zeer verschillende zouten, die het soms ondrinkbaar maken en er dikwijls geneeskundige werking aan geven. Ammoniumzouten, nitraten en nitrieten duiden meestal de aanwezigheid van rottende stoffen in het water aan, waardoor zijn gebruik zeer schadelijk kan worden.

Rivierwater is een mengsel van bron- en regenwater.

Door distillatie van gewoon water (Natuurkunde I § 19₂) wordt zuiver water verkregen.

9. *Proef 86.* Men bereidt in een glas eene verzadigde oplossing van kaliumchloraat in kokend water en laat deze langzaam afkoelen. Weldra scheiden zich in de vloeistof talrijke kleine, met alle kleuren van den regenboog schitterende kristalletjes af van platten, zeshoekigen vorm, die snel op den bodem van het glas zinken.

Wordt eene verzadigde oplossing van een zout afgekoeld of wordt een gedeelte van het water verdampt, dan scheidt zich het zout in den vorm van kristallen uit de vloeistof af. Elk zout heeft zijn eigen kristalvorm en is daaraan (en soms aan de kleur) te herkennen.

Zoo hebben de kristallen van keukenzout den vorm van een kubus, die van aluin van een regelmatig achthoek (fig. 54), enz.



Fig. 54.

Aluin-kristal.

10. *Proef 87.* Kristallen van gewone soda (natriumcarbonaat) worden in een buisje zacht verwarmd. Spoedig schijnen zij te smelten; weldra begint de vloeistof te koken; er vormt zich waterdamp, die voor een groot deel aan de koudere deelen van het glas condenseert en ten laatste blijft eene vaste, witte stof over, n.l. watervrije soda. De sodakristallen bevatten dus veel water en de schijnbare smelting er van bij het begin der proef was niets anders dan de afscheiding van dit water, waarin de vaste stof toen oploste.

Meerdere andere zoutkristallen gedragen zich bij verwarming evenals soda, b.v. aluinkristallen.

Proef 88. Kristallen van kopersulfaat worden in een droog glazen buisje zacht verwarmd. Zij vallen uit elkander tot een wit poeder, terwijl zich waterdamp ontwikkelt, die gedeeltelijk

op het glas condenseert. Ook deze kristallen bevatten dus water.

Wordt het witte poeder van het watervrije kopersulfaat met een weinig water behandeld, dan zien wij onmiddellijk de blauwe kleur der kristallen weer verschijnen. Daarbij wordt tevens warmte ontwikkeld.

Proef 89. Gebrande gips is een wit poeder, dat verkregen wordt door natuurlijke gips, in 't algemeen gipskristallen, die water bevatten, door zachte verwarming (tot 120°) watervrij te maken. Het wordt met weinig water tot eene brei gemengd; na korten tijd verhardt deze brei tot eene vaste stof, die weer waterhoudend is. (Gebruik van gips tot het maken van afgietsels, stukadoorwerk, enz.)

Het water, dat in de kristallen voorkomt, noemt men **kristalwater**. De hoeveelheid er van is standvastig en de samenstelling van het kristal kan door eene formule worden uitgedrukt. De formule van sodakristallen is $\text{CO}_3\text{Na}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$; die van aluinkristallen $(\text{SO}_4)\text{K}, \text{Al}_2 + 24\text{H}_2\text{O}$; die van kopervitriool $\text{SO}_4\text{Cu} + 5\text{H}_2\text{O}$; die van gips $\text{SO}_4\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O}$.

Het kristalwater is in de kristallen scheikundig gebonden aan het zout; dit blijkt uit:

- a) de constante verhouding van water en zout;
- b) de hoge temperatuur, die noodig is, om al het water uit het kristal te verdrijven (soms tot 250°);
- c) de ontwikkeling van warmte wanneer men het watervrije zout met water behandelt;
- d) het feit, dat het zout zich in een geheel anderen vorm en soms geheel anders gekleurd voordoet, naar gelang het met water verbonden is of niet.

Er zijn talrijke zouten, wier kristallen geen kristalwater bevatten, b.v. natriumchloride (keukenzout), kaliumsulfaat, kaliumnitraat (salpeter), zilvernitraat, enz.

11. Niet alle zouten zijn, zooals die, welke wij in dat opzicht onderzochten, indifferent tegenover lakmoes. Eene oplossing van kaliumcarbonaat kleurt rood lakmoes blauw (het

zout reageert basisch), terwijl eene oplossing van ferrosulfaat blauw lakmoes rood kleurt (het zout reageert zuur).

Terwijl zwavelzuur, zoutzuur en salpeterzuur in staat zijn kaliumhydroxyde te neutraliseeren, d. i. elkanders werking op lakmoes op te heffen, kunnen koolzuur en kiezelzuur dit niet. Omgekeerd kan zwavelzuur niet geneutraliseerd worden door ferrohydroxyde, zinkhydroxyde, enz. Koolzuur en kiezelzuur noemt men zwakke zuren, terwijl zwavelzuur, zoutzuur en salpeterzuur sterke zuren zijn. Zoo is kaliumhydroxyde eene sterke base, ferro- en zinkhydroxyde zijn zwakke basen. Sterke zuren en sterke basen kunnen elkander neutraliseeren; de zouten, die zij vormen, reageeren, voor zover zij oplosbaar zijn, indifferent. Hetzelfde is het geval met zwakke zuren en zwakke basen. Sterke zuren en zwakke basen en evenzoo zwakke zuren en sterke basen neutraliseeren elkander niet; de zouten, die zij samen vormen, reageeren, zoo zij oplosbaar zijn, in 't eerste geval zuur, in het tweede basisch.

HOOFDSTUK V.

Ontleding van basen, zuren en zouten.

§ 24. Ontleding van hydroxyden door warmte.

1. *Proef 90.* Koperhydroxyde, een lichtblauw poeder wordt in een glazen buisje verhit. Er ontstaat water en een zwart poeder, n.l. koperoxyde: $\text{Cu O}_2 \text{ H}_2 = \text{Cu O} + \text{H}_2 \text{ O}$. De hydroxyden van alle metalen, behalve die van K, Na en Ba, kunnen op dezelfde wijze ontleed worden.

2. *Proef 91.* Eene kleine retort van platina wordt witgloeïend gemaakt en daarin laat men druppelsgewijze zwavel-

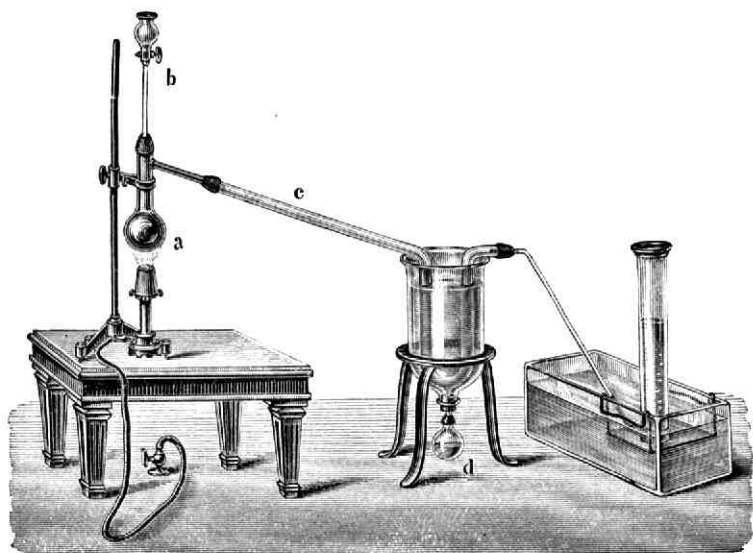
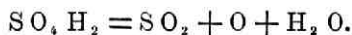


Fig. 55. Ontleding van zwavelzuur door warmte.

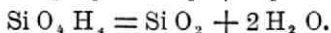
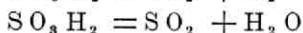
In de U-vormige buis, die afgekoeld wordt, condenseert zwavelzuur, dat niet ontleed is en dit verzamelt zich in het bolletje *d*.

zuur vallen. Tracht men de gassen, die zich ontwikkelen, in een cylinder boven water op te vangen, dan verkrijgt men daarin een kleurloos gas, dat gemakkelijk als zuurstof te herkennen is. In het water lost zwaveligzuur of zwavelbioxyde op. Het zwavelzuur is dus ontleed volgens de volgende vergelijking:



Proef 92. Salpeterzuurdampen worden door eene sterk verhitte glazen buis geleid. Er ontstaat een roodbruin gas, dat in water oplost, terwijl wij in een cylinder zuurstof kunnen opvangen. Het roodbruine gas is NO_2 (stikstofperoxyde). De ontleding van salpeterzuur had plaats volgens de vergelijking: $2 \text{NO}_3 \text{H} = 2 \text{NO}_2 + \text{O} + \text{H}_2 \text{O}$.

Wordt eene oplossing van koolzuur of van zwaveligzuur in water verwarmd, dan ontwijkt koolbioxyde resp. zwavelbioxyde. De genoemde zuren zijn zelfs niet anders bekend dan opgelost in water. Op gelijke wijze wordt kiezelzuur door verwarming ontleed.



Wordt eene oplossing van phosphorzuur verhit totdat geen water meer ontwijkt, dan blijft eene weeke, kleverige massa over, die bij roodgloeihitte zonder verdere ontleding in damp overgaat. De samenstelling van deze stof is $\text{P O}_3 \text{ H}$, het is een zuur (metaphosphorzuur), dat volgens de volgende vergelijking ontstaan is:



Uit de genomen proeven blijkt, dat sommige hydroxyden door warmte niet ontleed kunnen worden (van K, Na en Ba), terwijl de meeste zich splitsen in water en het oxyde, waarvan ze zijn afgeleid. Soms kunnen deze oxyden bij de hooge temperatuur, die voor de ontleding noodig is, niet blijven bestaan, maar worden zij onmiddellijk verder ontleed in zuurstof en een ander minder zuurstofhoudend oxyde (zwavelzuur, salpeterzuur).

Bij verhitting van phosphorzuur verbindt zich een deel van de waterstof en de zuurstof, die het bevat, tot water en vormt zich een nieuw hydroxyde, dat door verdere verhitting niet te ontleden is.

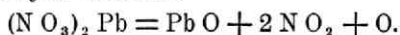
§ 25. Ontleding van zouten door warmte.

1. *Proef 93.* Verhitten wij watervrij kopersulfaat sterk in eene buis van moeilijk smeltbaar glas, dan zien wij de witte kleur van het watervrije zout overgaan in donkerbruin. Evenals bij de ontleding van zwavelzuur (proef 91), ontstaat zuurstof en zwaveloxyde, doch in plaats van water wordt hier koperoxyde gevormd.



Proef 94. Wij brengen loodnitraat in eene glazen retort tot smelten. Nu heeft dezelfde ontleding plaats als bij de verhit-

ting van salpeterzuur. Het spreekt van zelf, dat in plaats van water loodoxyde ontstaat.



Proef 95. Een stuk marmer of krijt (calciumcarbonaat) wordt tot witgloeihitte gebracht. Na eenigen tijd is het in gebrande kalk veranderd.



Uit afval van kalksteen, marmer, krijt en schelpen wordt kalk gebrand in de kalkovens (fig. 56). Naar gelang van de zuiverheid der grondstof ontstaat vette of magere kalk; de laatste bevat andere metaaloxiden, leem, enz. en laat zich moeilijk blussen. Zoo onzuivere kalksteenen te hard gebrand worden, heeft er een begin van smelting plaats en de kalk is daardoor dood gebrand.

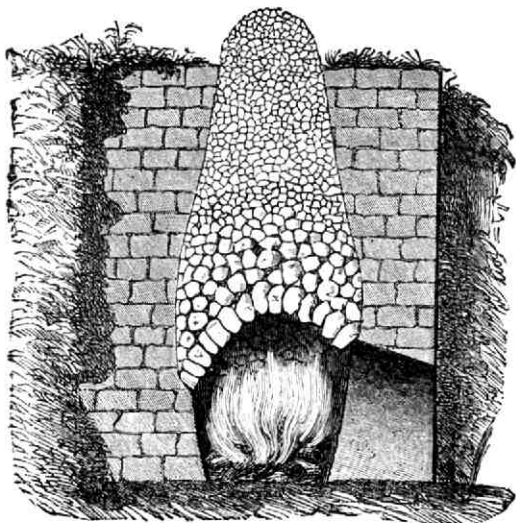


Fig. 56. Kalkoven.

2. Worden zouten door hitte ontleed, dan heeft de ontleding in den regel geheel op dezelfde wijze plaats als die der zuren, waarvan ze zijn afgeleid. Vele zouten zijn evenwel niet door verhitting te ontleden. De silikaten, boraten en phosphaten bieden weerstand aan de hoogste temperatuur, die bereikbaar is (leem = aluminiumsilikaat, borax = natriumboraat, beenderenasch = calciumphosphaat).

Dat deze zouten niet door hitte ontleed worden, is niet toe te schrijven aan de sterkte der zuren, maar aan het feit, dat noch het zuuranhydride, noch het metaaloxye vluchtig zijn.

De chloriden verdampen bij hooge temperatuur en worden daarbij veelal gedeeltelijk ontleed. De meeste zouten van kalium en natrium (dus van de sterkste basen) en vele zouten van zwavelzuur (het sterkste zuur), zooals gips en magnesium-

sulfaat, zijn niet door hitte te ontleden. Heeft de ontleding van een zout plaats bij eene temperatuur, waarbij het zuuranhydride bestaanbaar is, dan vormt zich dit. Zoo ontstaat bij de verhitting van ferrisulfaat zwavelzuuranhydride (Nordhauser vitriool).

Leem in volkomen zuiveren toestand, zooals het voorkomt onder den naam van porseleinaarde of kaoline, is aluminiumsilikaat. In dezen toestand is het onsmeltbaar (vuurvast). Pijpaarde is bijna zuiver leem en is ook vuurvast. Geringe hoeveelheden van basische oxyden of van andere silikaten, die er in voorkomen, zijn oorzaak, dat het niet meer vuurvast is. Met water gemengd, vormen alle leemsoorten eene min of meer vetachtige, zeer plastische (d. i. gemakkelijk alle vormen aannemende) massa. Deze vormt de grondstof voor de bereiding van aardewerk, steengoed, fayënce en porselein, naar gelang van de zuiverheid van het leem en de wijze van behandeling. Al deze producten ontstaan door sterke verhitting van de gevormde leemmassa, die harder wordt naar gelang de temperatuur bij het branden hooger wordt.

Aardewerk, uit onzuiver leem, is rood gekleurd, smeltbaar. Het wordt al of niet bedekt door eene laag licht smeltbaar loodsilikaat (glazuur).

Steengoed, uit zuiverder leem, is grijs, minder licht smeltbaar, wordt harder gebakken en met een dun glasachtig glazuur bedekt door keukenzout in den gloeienden oven te werpen.

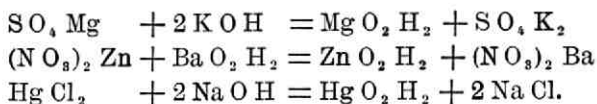
Fayënce wordt even als steengoed behandeld, doch met een wit ondoorzichtig glazuur bekleed.

Porselein wordt bereid uit kaoline, gemengd met veldspaat en kwarts. De gevormde stukken worden zeer sterk verhit en daarbij met een doorzichtig glazuur bedekt. Daar het porselein een begin van smelting ondergaat wordt het doorschijnend.

§ 26. Ontleding van zouten door basen, zuren en andere zouten.

1. *Proef 96.* Oplossingen van verschillende zouten van magnesium, ijzer, koper, zink, aluminium, lood, kwik, enz. worden elk afzonderlijk in reageerbuisjes behandeld met oplossingen der hydroxyden van kalium, natrium, calcium of barium. In de vloeistoffen ontstaan daardoor steeds vaste stoffen, die als zoogenaamde neerslagen op den bodem zinken. Deze neerslagen zijn de hydroxyden der eerstgenoemde metalen, die dikwijls reeds aan hunne eigenaardige kleuren als zoodanig

te herkennen zijn. In de vloeistoffen komen zouten der laatstgenoemde metalen in oplossing voor.



De ontledingen, die hier plaats hebben, zijn blijkbaar op te vatten als substituties. De eene base heeft de andere uit het zout er van verdrongen en hare plaats ingenomen.

Proef 97. Wij brengen magnesiumhydroxyde in eene oplossing van kopersulfaat. De vloeistof, die blauw was, wordt kleurloos; de vaste stof, die eene witte kleur had, wordt blauw. Wij maken hieruit op, dat er eene scheikundige werking plaats vond, waarbij zich magnesiumsulfaat en koperhydroxyde vormde.

Proef 98. Eene sterke oplossing van calciumchloride wordt vermengd met eene oplossing van kaliumhydroxyde. Er ontstaat een neerslag van calciumhydroxyde.

Proef 99. Bij eene oplossing van kaliumcarbonaat gieten wij helder kalkwater. De vloeistof wordt troebel, door de vorming van calciumcarbonaat.

Opgave. Maak de vergelijkingen op van de scheikundige werkingen, die bij de drie laatste proeven plaats hadden.

Door geconcentreerde oplossingen van de carbonaten van K en Na aan het koken te brengen en ze in dien toestand met kalkmelk om te roeren, verkrijgt men de hydroxyden van K en Na.

Uit de genomen proeven blijkt: Dat door sterkere basen andere, die zwakker zijn, uit hare zouten verdreven worden, doch ook het omgekeerde kan plaats hebben.

Het laatste geschiedt, zoo daardoor in de oplossingen, die wij bij elkander voegen, eene onoplosbare base of een onoplosbaar zout kan gevormd worden (proef 99).

Rangschikken wij de voornaamste basen naar hare sterkte, dan verkrijgen wij met de sterkste beginnende: KOH, NaOH,

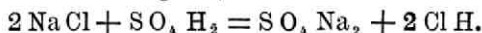
NH_3 , $\text{Ca O}_2 \text{H}_2$, $\text{Ba O}_2 \text{H}_2$, $\text{Mg O}_2 \text{H}_2$, $\text{Zn O}_2 \text{H}_2$, $\text{Fe O}_2 \text{H}_2$, $\text{Pb O}_2 \text{H}_2$, $\text{Cu O}_2 \text{H}_2$, $\text{Hg O}_2 \text{H}_2$, $\text{Fe O}_6 \text{H}_6$, enz.

Opgaven. Vergelijk deze rangorde met die van de metalen, gerangschikt naar hunne affiniteit tot zuurstof.

Verklaar de bereiding van ammoniak uit ammoniumchloride en calciumhydroxyde (proef 84).

Sommige der bij proef 96 verkregen hydroxyden lossen weer op, zoo men er meer van de opgeloste base bijvoegt, zoo b.v. Zn O H_2 in KOH , Na OH en NH_3 , $\text{Pb O}_2 \text{H}_2$ in KOH en Na OH , $\text{Cu O}_2 \text{H}_2$ in NH_3 , enz. Dat dit geschiedt is het gevolg van het ontstaan van verbindingen, die meestal overeenstemmen met zouten, waarin KOH , Na OH , of NH_3 als base, de andere hydroxyden als zuur fungeren. (Vergelijk blz. 80 en 82).

2. *Proef 100.* In eene glazen retort, waarin zich natriumchloride (keukenzout) bevindt, gieten wij zwavelzuur. Er heeft eene sterke werking plaats, waarbij zich waterstofchloride vormt, dat wij in water doen oplossen (zoutzuur). Houdt de gasontwikkeling op, dan wordt zij door verwarming weer aan den gang gebracht, totdat wij in de retort slechts vast natriumsulfaat overhouden. (Bereiding van zoutzuur en van natriumsulfaat in 't groot).



Proef 101. Dezelfde proef wordt genomen met natriumnitraat (chilisalpeter) in plaats van keukenzout. De damp, die zich vormt, wordt in een flink afgekoelden ontvanger gecondenseerd. Weer blijft natriumsulfaat in de retort over; de vloeistof, die we verkregen hebben, is salpeterzuur. (Bereiding van salpeterzuur).



Proef 102. Wij behandelen stukjes marmer in eene gasontwikkelingsflesch (fig. 57) met verdund zoutzuur, salpeterzuur of zwavelzuur. Het hevige bruisen verraadt, dat een gas ontstaat; dit gas is koolzuur. (Bereiding van koolzuur, oplossing van carbonaten).

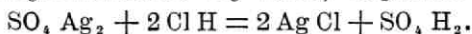
Opgave. Schrijf de vergelijking op, die deze werking aanduidt.

Proef 103. Wij gieten zoutzuur in eene op-
Horn. Scheikunde.



Fig. 57. Koolzuur-ontwikkelingstoestel.

lossing van zilver-sulfaat. Er ontstaat een neerslag van zilver-chloride, terwijl zwavelzuur vrij wordt, volgens de vergelijking:



Proef 104. Kaliumcarbonaat wordt in een porseleinen kroes met fijngemalen kwarts of zand (siliciumoxyde) samengesmolten. Er ontstaat een gas, n.l. koolzuur, en eene glasachtige massa, die in water oplost en bestaat uit kaliumsilikaat. De oplossing er van wordt door zoutzuur ontleed met afscheiding van geleachtig kiezelzuur. Verklaar dit!

Eene dikke oplossing van kalium- of natriumsilikaat of van een mengsel van beide is het bekende waterglas. Dit wordt op bovengemelde wijze verkregen.

Ook andere zouten worden bij hooge temperatuur door siliciumoxyde ontleed.

Eene belangrijke toepassing hiervan is de glasfabrikatie. Glas is een dubbelsilikaat van K of Na en van Ca of Pb; soms komen er drie dezer metalen of alle vier in voor; ook zijn er steeds gewone silikaten en vrij Si O_2 mee gemengd. De eigenschappen van het glas (smeltpunt, hardheid, glans, kleur, weerstand tegen zuren en basen, enz.) zijn natuurlijk verschillend naar gelang van zijne samenstelling.

Het wordt verkregen door in kroezen van vuurvaste klei, die in groote ovens geplaatst zijn, zand met kalium- of natriumcarbonaat (ook wel natriumsulfaat) en calciumcarbonaat (kalksteen) of loodoxyde (loodglit of menie), zoo lang samen te smelten, tot er geene scheik. werking meer plaats vindt.

Proef 105. Calciumphosphaat (hoofdbestanddeel van beenderenasch) wordt met zoutzuur behandeld. Het lost daarin op, waarbij zich calciumchloride vormt en calciumhydrophosfaat.

Vraag. Is dit eene werkelijke oplossing?

Alle in water onoplosbare phosphaten, ook vele silikaten en boraten kunnen op deze wijze worden opgelost in zoutzuur, salpeterzuur of verdund zwavelzuur, zelfs op den duur in het zwakke koolzuur, waarbij zich dan steeds oplosbare hydrozouten vormen.

Oplossing van gesteenten in den bodem door den invloed van koolzuur of van de zure vochten, die door de plantenwortels worden afgescheiden. Verweering van rotsen. Kalkhoudend en ijzerhoudend water bevat calcium- of ferrocarbonaat opgelost door koolzuur; bij het koken wordt dit koolzuur verdreven en het calciumcarbonaat of ferrocarbonaat scheidt zich in vasten vorm af (§ 23,6).

De genomen proeven leeren:

1°. Een sterker zuur (m. a. w. een zuur, dat grooter affiniteit heeft tot basen) verdrijft een zwakker

zuur uit zijne zouten en neemt de plaats daarvan in. Het omgekeerde heeft plaats, wanneer zich hierdoor in de vloeistoffen, die wij bij elkander voegen, een onoplosbaar zout kan vormen (proef 103).

- 2°. Een zuur, dat door verhitting niet vervluchtigd wordt, verdrijft bij hooge temperatuur een ander zuur (dat wel vluchtig is) uit zouten en neemt diens plaats in.

Volgens hunne sterkte moeten de behandelde zuren in de volgende rangorde geplaatst worden: Zwavelzuur, zoutzuur, phosphorzuur, salpeterzuur, koolzuur, kiezelzuur.

3. *Proef 106.* Kaliumcarbonaat of natriumcarbonaat of beter een mengsel van beide wordt met zeer fijn verdeeld leem (aluminiumsilikaat) in een platinakroes sterk verhit. Zoodra alles tot een volkomen heldere vloeistof is samengesmolten, en zich geen koolzuurgas meer ontwikkelt, houden wij op met verhitten, laten de massa afkoelen en behandelen haar met zoutzuur. Zij lost daarin op (of eene zekere hoeveelheid geleich- tigt kiezelzuur blijft onopgelost) en in de oplossing vinden wij, behalve kiezelzuur, kaliumchloride en aluminiumchloride.

Opgave. Welke scheikundige werking heeft hier plaats gehad?

(Aluminiumcarbonaat is niet bestaanbaar!).

De bestanddeelen van in water en zuren onoplosbare gesteenten (silikaten, bariumsulfaat, enz.) kunnen op deze wijze in oplossing gebracht worden.

Proef 107. Oplossingen van:

- a) kaliumcarbonaat en kopersulfaat;
- b) natriumsulfaat en bariumchloride;
- c) natriumphosphaat en ferrichloride;
- d) calciumnitraat en magnesiumsulfaat;
- e) natriumchloride en zilvernitraat;

worden samengevoegd in glazen reageerbuisjes. In al deze gevallen vormt zich een onoplosbaar zout als neerslag. Zoo men de eene vloeistof zoolang druppelsgewijze bij de andere

giet, tot zich geen neerslag meer vormt, zijn de beide zouten, die men bij elkander voegde, volledig ontleed.

Opgaven. Ga na welke zouten als neerslag ontstaan zijn. Vergelijk § 23,_a.
Verklaar de vorming dezer zouten.

Proef 108. Wij brengen eene verzadigde oplossing van chilisalpeter (natriumnitraat) en van kaliumchloride in eene porseleinen schaal samen. Er heeft geene verandering plaats. Verdampen wij een deel van het water, dan zullen zich weldra aan de oppervlakte der vloeistof kristalletjes gaan vormen. Zoodra zij in genoegzame hoeveelheid ontstaan zijn, onderzoeken wij deze kristallen en vinden, dat ze uit keukenzout (natriumchloride) bestaan, hetwelk bij hoogere temperatuur niet meer oplosbaar is dan bij lagere. Wij laten de vloeistof afkoelen en nu vormen zich daarin andere kristallen, n.l. van kaliumnitraat (salpeter), dat bij hoogere temperatuur veel meer oplosbaar is dan bij lagere. (Bereiding van gewoon salpeter uit chilisalpeter).

Bij deze proef zijn de beide zouten, die we samenvoegden, dus gedeeltelijk ontleed.

6. Uit de genomen proeven kunnen wij de volgende regels afleiden:

- 1°. Smelten wij twee zouten te zamen, dan zal er wisselontleding plaats hebben, zoo de base van het eene zout en het zuur van het andere zout bij die hooge temperatuur grootere verwantschap tot elkander hebben dan het zuur en de base van een der oorspronkelijke zouten.
- 2°. Voegen wij twee zoutoplossingen samen, dan heeft alleen dan volledige ontleding plaats, zoo door wisselontleding een onoplosbaar zout kan ontstaan. Wij verkrijgen bij verdamping van het water gedeeltelijke ontleding, zoo zich door wisselontleding een nieuw zout kan vor-

men, dat eerder kristalliseert dan een der oorspronkelijke zouten.

Opgave. Ga na met behulp van de in § 23,_s verstrekte gegevens of er onmiddellijk ontleding plaats heeft, zoo wij oplossingen samenvoegen van:

- a) kaliumcarbonaat en kopersulfaat;
- b) zilversulfaat en bariumchloride;
- c) mercuronitraat en zinkchloride;
- d) kwikchloride en loodnitraat;
- e) zinksulfaat en kaliumnitraat.

§ 27. Ontleding van zuren en zouten door metalen.

1. *Proef 109.* In eene gasontwikkelingsflesch, waarin zich stukjes zink bevinden, gieten wij verdund zwavelzuur (1 deel zwavelzuur op 1 deel water). Wij nemen een hevig bruisen waar, als gevolg van de ontwikkeling van een gas, dat we boven water opvangen en gemakkelijk als waterstofgas herkennen. Tegelijkertijd zien we het metaal meer en meer verteerd worden. Verdampen wij de vloeistof, nadat de werking heeft opgehouden, dan zien we spoedig een zout kristalliseeren; dit is zinksulfaat. (Bereiding van waterstofgas; oplossen van zink).

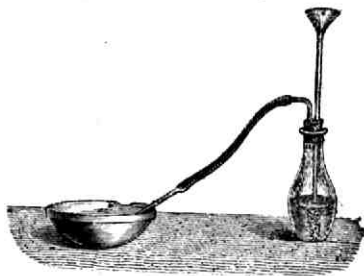


Fig. 58. Waterstofontwikkelingstoestel.

De scheikundige werking, die heeft plaats gehad, wordt uitgedrukt door de vergelijking: $\text{SO}_4 \text{H}_2 + \text{Zn} = \text{SO}_4 \text{Zn} + \text{H}_2$.

Opgave. Verklaar deze werking.

Nemen wij zoutzuur in plaats van verdund zwavelzuur, dan heeft dezelfde werking plaats.

Opgave. Maak de vergelijking op voor dit geval.

De volgende metalen worden door verdund zwavelzuur en zoutzuur op dezelfde wijze aangetast: kalium, natrium, cal-

cium, magnesium, aluminium, mangaan, cobalt en nikkel. Tin wordt door zoutzuur alleen bij verwarming aangetast; niet door verdund zwavelzuur.

Door de andere metalen wordt in zoutzuur of verdund zwavelzuur de waterstof niet gesubstitueerd.

Koper, tin en lood worden door beide zuren bij aanwezigheid van lucht langzaam aangetast. De verwantschap van de zuurstof der lucht tot de waterstof van het zuur werkt hier mede om het zuur te ontleden en het zout te doen ontstaan. Er ontstaat hierbij dan ook geen waterstof. (Verklaar deze werking nader en maak de vergelijking op).

Alleen zuiver zilver, goud en platina, worden door de verdunde zuren ook bij aanwezigheid der lucht niet aangetast.

Niet alleen de genoemde zuren, doch alle andere, zelfs de zwakste als koolzuur, oefenen, bij aanwezigheid van lucht, deze werking op de niet-edele metalen uit. Hierin ligt de oorzaak van het sterk roesten der metalen in de lucht, bij aanwezigheid van vocht en koolzuurgas, zoodat zelfs koper, dat zich in droge lucht zoo goed houdt, onder deze omstandigheden, spoedig met het zeer vergiftige groene kopercarbonaat bedekt is. Gevaar voor vergiftiging bij het *bewaren* van spijzen in metalen vaten! Zelfs eene verdunde keukenzout-oplossing tast koper sterk aan!

Proef 110. Koperkrullen worden in eene gasontwikkelingsflesch met geconcentreerd zwavelzuur (niet met water verdund) verwarmd. Weldra ontstaat een gas, dat we in een open cylinder kunnen opvangen, terwijl het metaal wordt opgelost en de vloeistof eene blauwe kleur aanneemt. Het gas, dat zich ontwikkelt, is zwavelbioxyde. Bij afkoeling der vloeistof vormen zich daarin kristallen van kopersulfaat. (Bereiding van zwavelbioxyde.)

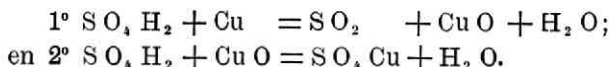
De vergelijking, waardoor deze werking wordt uitgedrukt, is

$$2\text{SO}_4\text{H}_2 + \text{Cu} = \text{SO}_4\text{Cu} + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}.$$

Hier heeft blijkbaar geene eenvoudige substitutie van de waterstof plaats gehad. De aard van de scheikundige werking wordt ons duidelijk, zoo wij de volgende proef nemen:

Proef 111. We herhalen de vorige proef, doch nemen in plaats van koper houtskool. Er ontstaat koolbioxyde en zwavelbioxyde, volgens de vergelijking $2\text{SO}_4\text{H}_2 + \text{C} = 2\text{SO}_2 + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Wij zien hieruit, dat 2 moleculen zwavelzuur op dezelfde wijze ontleed worden door den invloed van de koolstof

als door verwarming tot gloeihitte (§ 24,2). Het eenige verschil is, dat de zuurstof niet vrij komt, doch zich verbindt met de koolstof. Zwavelzuur kan dus ook bij lagere temperatuur ontleed worden, zoo eene stof, die verwantschap heeft tot zuurstof, hiertoe medewerkt. Denzelfden invloed heeft het koper op het zwavelzuur. Doch nu komt er nog eene andere scheikundige werking bij, n.l. het gevormde koperoxyde vindt, onmiddellijk bij zijn ontstaan, zwavelzuur, waarmee het zich verbindt tot kopersulfaat. Wij mogen dus aannemen, dat de scheikundige werking in proef 110 in twee fasen plaats vond, volgens de vergelijkingen :



Merkwaardig is het, dat sommige metalen, die door verdund zwavelzuur zeer sterk worden aangetast, door het geconcentreerde zuur bij verwarming slechts langzaam worden opgelost (ijzer, zink).

Men kan door verhitting met zwavelzuur ook tin, lood, kwik en zilver in oplossing brengen; goud en platina daarentegen niet. (Scheiding van zilver en goud bij gering goudgehalte of affinage).

2. *Proef 112.* In eene oplossing van kopersulfaat plaatsen wij een blank stuk ijzer; in eene oplossing van loodnitraat een staaf zink; in eene oplossing van zilvernitraat een stukje blank koper. In alle drie gevallen zien wij op de oppervlakte van het ingedompelde metaal een laagje ontstaan van het metaal, dat in het opgeloste zout voorkomt en laten wij de werking lang genoeg voortduren, dan kunnen wij op deze wijze in het zout het eene metaal door het andere geheel substitueeren.

Opgave. Geef de verklaring van deze werkingen en maak de vergelijkingen op.

Het spreekt van zelf, dat op deze wijze een zout slechts te ontleden is door een metaal, dat grooter verwantschap heeft tot zuren dan het metaal, dat in het zout aanwezig is.

Naar hunne verwantschap tot zuren kunnen de metalen ge-

rangschikt worden in dezelfde orde als hunne basen in § 26, 1.

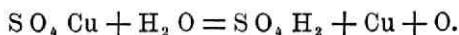
Afscheiding in het groot van koper, kwik en zilver uit oplossingen hunner zouten met behulp van ijzer of zink.

§ 28. Ontleding van zuren en zouten door electriciteit en licht.

1. *Proef 113.* Wij leiden een electrischen stroom door verdund zwavelzuur en gebruiken een platinaplaatje als positieve electrode. Aan de negatieve electrode vormt zich waterstof, aan de positieve zuurstof.

Proef 114. Wij herhalen de proef, doch gebruiken als positieve electrode een stuk koper. Nu vormt zich hieraan geen zuurstof, doch kopersulfaat; het koper wordt sterk aangetast en kan geheel in oplossing gebracht worden. Werd koper door verdund zwavelzuur in gewone omstandigheden niet aangetast, de invloed van den electrischen stroom is oorzaak, dat dit hier wel het geval is. Slechts goud en platina bieden weerstand aan het zuur, ook dan, wanneer de electrische stroom zijne medewerking verleent.

Proef 115. Door eene oplossing van kopersulfaat leiden wij een electrischen stroom. Als electroden gebruiken wij platina-plaatjes. Aan de positieve electrode vormt zich zuurstof en zwavelzuur, aan de negatieve zet zich eene laag koper vast tegen het platina af. De ontleding van de zoutoplossing door den electrischen stroom heeft plaats volgens de vergelijking:



Nemen wij koper in plaats van platina aan de positieve electrode, dan verbindt zich dit koper met de zuurstof, die daar vrij wordt en het gevormde oxyde lost op in het zwavelzuur dat tegelijkertijd vrij geworden is. In dit geval zien wij dus het koper van de positieve electrode a. h. w. overgaan naar de negatieve electrode. (Galvanoplastiek, zie Natuurkunde II).

Andere metaalzouten worden in oplossingen op dezelfde wijze door den electrischen stroom ontleed. (Galvanoplastisch vergulden, verzilveren, vernikkelen, enz.). De zouten van K en Na schijnen hierop eene uitzondering te maken.

Proef 116. Door eene oplossing van kaliumsulfaat wordt een electrische stroom geleid. Bij het gebruik van platina-electroden ontwikkelt zich aan de positieve electrode zuurstof, aan de negatieve waterstof. Gieten wij blauw lakmoes in de oplossing, dan kleurt deze zich aan de positieve electrode rood; een bewijs, dat er een zuur in de vloeistof vrij wordt. Het zout wordt dus ontleed, en wel op dezelfde wijze als andere zouten, doch het kalium, dat zich aan de neg. electrode vormt, zal door het water onmiddellijk in kaliumhydroxyde worden omgezet met ontwikkeling van waterstof. Wij kunnen werkelijk aantoonen, dat de vloeistof in de nabijheid van de neg. electrode basisch reageert.

2. Ook het licht kan eene ontledende werking uitoefenen op vele verbindingen. Wij wijzen op het verbleeken (verschieten) van vele kleurstoffen, op de ontleding van koolzuur en water in de planten bij aanwezigheid van bladgroen in het zonlicht (zie plantkunde). Zoo bewerkt ook het zonlicht de ontleding van zilverbouten, waarbij zich metallisch zilver afscheidt. (Hierop berust fotografie.)

HOOFDSTUK VI.

Oxydatie- en reductiemiddelen.

§ 29. Ontleding van zuurstofrijke oxyden.

1. Zoo men bariumoxyde in zwak gloeienden toestand in aanraking brengt met koolzuurvrije lucht of zuurstof, dan neemt het zuurstof op en verandert in bariumperoxyde $\text{Ba O} + \text{O} = \text{Ba O}_2$.

Proef 117. Bariumperoxyde wordt in eene glazen buis sterk verhit. Er vormt zich zuurstof en bariumoxyde volgens de vergelijking $\text{Ba O}_2 = \text{Ba O} + \text{O}$.

Middel om zuurstof te bereiden, waarbij langen tijd dezelfde grondstof altijd op nieuw kan gebruikt worden.

Op dezelfde wijze kunnen vele oxyden, die rijk zijn aan zuurstof, gedeeltelijk ontleed worden, zoodat zich zuurstof en een minder zuurstofhoudend oxyde vormen. Zoo werd vroeger de ontleding van bruinsteen of mangaanperoxyde door verhitting veel toegepast tot de bereiding van zuurstof. $3 \text{ Mn O}_2 = \text{Mn}_3 \text{ O}_4 + \text{O}_2$.

2. Waterstofperoxyde, $\text{H}_2 \text{ O}_2$, is eene doorzichtige, kleurlooze, dikke vloeistof, S.G. 1,45, reukloos, met bitteren smaak. Het wordt bereid door bariumperoxyde met verdund zwavelzuur te behandelen. $\text{S O}_3 \text{ H}_2 + \text{Ba O}_2 = \text{S O}_3 \text{ Ba} + \text{H}_2 \text{ O}_2$. Hierbij vormt zich eene oplossing van waterstofperoxyde in water, die men niet door verwarming kan concentreeren, zonder dat een groot deel van het peroxyde ontleed wordt. Men moet het water uit de oplossing daarom in eene luchtledige ruimte bij gewone temperatuur verdampen.

Reeds bij gewone temperatuur splitst waterstofperoxyde zich licht in water en zuurstof: $\text{H}_2 \text{ O}_2 = \text{H}_2 \text{ O} + \text{O}$; bij verwarming heeft dit plaats met ontploffing. De oplossing in water is meer

bestendig en wordt gebruikt als bleekmiddel (voor wol, zijde, leer, veeren, enz.) en om vlekken te verwijderen (uit oude gravures, enz.) Hare werking berust op de ontleding van het peroxyde door den invloed van stoffen, die verwantschap hebben tot zuurstof. Deze worden daarbij geoxydeerd en dus vernietigd.

§ 30. Salpeterzuur en zijne zouten.

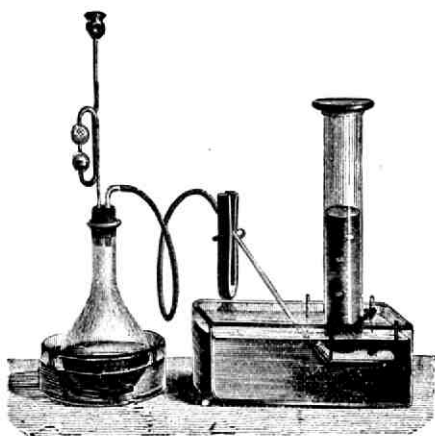
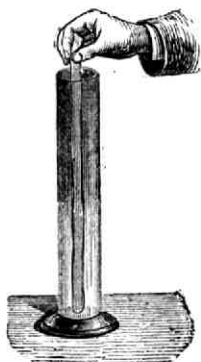


Fig. 59. Oplossen van koper in salpeterzuur.

1. *Proef 118.* In eene gasontwikkelingsflesch giet men salpeterzuur op koperkrullen. Het metaal wordt sterk aangetast; er heeft eene stormachtige gasontwikkeling plaats en de vloeistof kleurt zich blauw. Het gas, dat aanvankelijk dezelfde roodbruine kleur vertoont als dat, hetwelk ontstaat door de ontleding van salpeterzuur in proef 89, verliest meer en meer deze

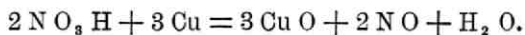
kleur. Men verzamelt het in een cylinder boven water en daarin vertoont het zich als een volkomen kleurloos gas. Nadat de cylinder er mee gevuld is, dompelt men er snel eene reep blauw lakmoespapier in, die met eene sterk verdunde oplossing van kaliumhydroxyde bevochtigd is en die men vooraf had gereed gemaakt. Wij zien nu, dat het gas, zoodra de lucht er mee in aanraking komt, zich bruinrood kleurt en daarna tevens de eigenschap verkregen heeft blauw lakmoespapier rood te kleuren, terwijl het kleurlooze gas indifferent was.



Het kleurlooze gas, dat zich vormt door Fig. 60. Stikstofoxyde.

den invloed van koper op salpeterzuur, is stikstofoxyde NO. Het verbindt zich gretig met zuurstof en gaat dan over in stikstofperoxyde NO₂.

De scheikundige werking, die bij proef 118 plaats vindt, is gemakkelijk te begrijpen. Wij kennen het salpeterzuur reeds als eene zeer onbestendige verbinding, die licht zuurstof afgeeft. Door den invloed van het koper wordt ze ontleed; er vormt zich koperoxyde, stikstofoxyde en water.



Elke molecule koperoxyde, die zoo ontstaat, vindt onmiddellijk salpeterzuur-moleculen in hare nabijheid, waarmee zij kopernitrat vormt. $\text{CuO} + 2 \text{NO}_3 \text{H} = 2 (\text{NO}_3)_2 \text{Cu} + \text{H}_2 \text{O}$.

Proef 119. Men brengt arseniktrioxyde (As₂O₃) met salpeterzuur in eene gasontwikkelingsflesch samen. Het donker-roodbruine gas, dat zich ontwikkelt, leidt men door eene buis, die in een koudmakend mengsel geplaatst is. Daarin condenseert het tot eene groenblauwe vloeistof. Met een weinig koud water behandeld, neemt deze vloeistof eene prachtige blauwe kleur aan. Het bruine gas, dat zich hier vormde, is salpeterigzuuranhydride (gemengd met een weinig stikstofperoxyde). Met water verbindt zich deze stof tot salpeterigzuur. Het arseniktrioxyde verandert bij deze proef in arsenikzuur (het hydraat van As₂O₅).

Opgave. Verklaar deze scheikundige werking en maak de vergelijking er van op!

Proef 120. Zink wordt in eene gasontwikkelingsflesch met zeer verdund salpeterzuur behandeld. Er vormt zich een kleurloos gas, dat we boven water opvangen. Dit gas onderhoudt de verbranding bijna even sterk als zuivere zuurstof, zoodat we alle proeven, in § 2,2 met zuurstof genomen, er mee kunnen herhalen; alleen de zwavel dooft in dit gas uit, tenzij men haar vooraf flink doet branden. Het is een mengsel van stikstofoxyduul N₂O en stikstofoxyde NO. Stikstofoxyduul verbindt zich niet met de zuurstof uit de lucht, zooals NO. Verder bezit het de eigenschap bij inademing eerst een soort dronkenschap te veroorzaken (lachgas), dan ge-

voelloos te maken (gebruik bij kleine operaties in plaats van chloroform), eindelijk veroorzaakt het bij voortgezette inademing den dood.

Opgave. Verklaar de werking van zink op salpeterzuur met vergelijking.

Salpeterzuur wordt door hitte alleen zoo ontleed, dat zich N O_2 vormt;
 bij medewerking van arsenigzuur vormt zich $\text{N}_2 \text{O}_3$;
 " " " koper " " N O ;
 " " " zink " " $\text{N}_2 \text{O}$.

Wordt salpeterzuur behandeld met eene stof, die verwantschap heeft tot zuurstof, dan geeft het daaraan een gedeelte van zijne zuurstof af en wel meer, naarmate die stof grooter verwantschap tot zuurstof heeft.

Alle metalen, behalve goud en platina, worden door dit zuur geoxydeerd en in oplosbare nitraten veranderd (alleen bij *tin* ontstaat een oxyde, dat niet oplost). Daarbij vormen zich meestal mengsels van verschillende oxyden van stikstof.

Toepassingen: Het in oplossing brengen van metalen; afscheiding van goud uit zijne legeringen met zilver en met niet-edele metalen; herkenning van goud met den toetssteen; bereiding van de oxyden van stikstof.

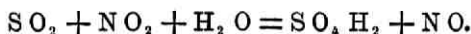
Ook alle andere stoffen, die eenige verwantschap tot zuren hebben, worden door salpeterzuur geoxydeerd.

Opgave. Verklaar de vernielende werking van salpeterzuur op hout, kleederen, de huid, enz.

Proef 121. In een ruimen glazen ballon C (fig. 61) laten wij de volgende gasen of dampen samenkomen: 1° SO_2 (verkregen door verbranding van zwavel met behulp van zuurstof in buis a), 2° NO (verkregen door behandeling van koper met salpeterzuur in den kolf B), 3° lucht of zuurstof (uit den gashouder D), 4° waterdamp (uit de retort e).

Zoodra zuurstof met NO samenkomt, vormt zich NO_2 .

Stikstofperoxyde oefent, in tegenwoordigheid van water, eene oxydeerende werking uit op SO_2 volgens de vergelijking:



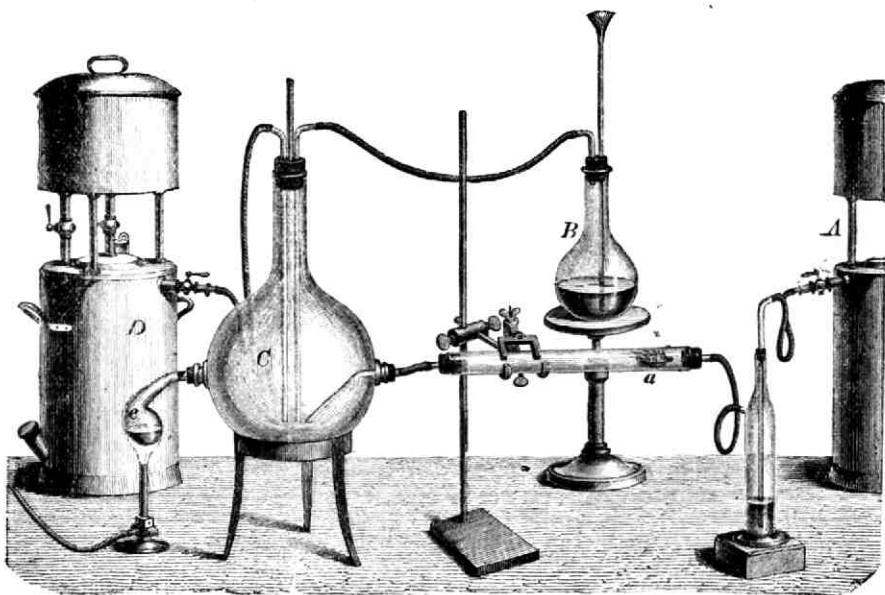
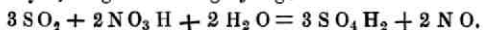


Fig. 61. Bereiding van zwavelzuur.

Zoo ontstaat dus zwavelzuur, doch ook weer stikstofoxyde. Dit laatste verbindt zich weer met zuurstof tot stikstofperoxyde, dat op zijne beurt weer eene nieuwe hoeveelheid SO_2 kan oxydeeren, zoo er genoeg water aanwezig is. Op deze wijze zou met eene geringe hoeveelheid stikstofoxyde eene onbegrensde hoeveelheid SO_2 kunnen veranderd worden in zwavelzuur, zoo men slechts zorgt voor voldoende hoeveelheid zuurstof en water en zoo geen NO of NO_2 verloren ging.

De bereiding van zwavelzuur in 't groot is eene toepassing hiervan. Zwalvbioxyde, dat verkregen wordt door de verbranding van zwavel of de roosting van sulfiden, wordt met salpeterzuur, lucht en waterdamp samengebracht in ruime kamers, wier wanden met looden platen bekleed zijn. Er vormt zich nu zwavelzuur en stikstofoxyde, volgens de vergelijking:



Nu speelt verder stikstofoxyde a. h. w. de rol van bemiddelaar, die de zuurstof uit de lucht opneemt om haar weer aan SO_2 af te geven, als in de vorige proef. Zorgt men, dat zoo weinig mogelijk oxyden van stikstof verloren gaan en dat steeds eene

voldoende hoeveelheid waterdamp en lucht wordt aangevoerd, dan kan men zeer groote hoeveelheden zwavelzuur met betrekkelijk weinig salpeterzuur bereiden. Het zwavelzuur, dat zich hierbij vormt, is zeer verdund en onzuiver. Het water wordt voor een deel verdampt in looden pannen; doch daar geconcentreerd zwavelzuur lood sterk aantast, wordt de verdamping voortgezet in platinapannen. Voor volkomen zuivering moet het zuur gedistilleerd worden.

Ook andere zuurstofrijke zuren als chroomzuur (CrO_4H_2), mangaanzuur (MnO_4H_2) werken als krachtige oxydatiemiddelen en vinden als zoodanig talrijke toepassingen.

2. *Proef 122.* Wij verhitten kaliumnitraat (salpeter, NO_3K) in een glazen kolfje. Na smelting ontwikkelt zich langzaam een gas, dat wij boven water opvangen en als zuurstof herkennen. De stof, die overblijft als de gasontwikkeling heeft opgehouden, is kaliumnitriet (NO_2K).

Leert deze proef, dat salpeter bij verhitting zuurstof afgeeft, dit zal natuurlijk nog eerder plaats vinden, indien eene stof, die verwantschap heeft tot zuurstof, hiertoe medewerkt.

Proef 123. Stamp salpeter in een vijzeltje fijn en vermeng het met ongeveer $\frac{1}{3}$ fijngestampde houtskool. Eene geringe hoeveelheid van het mengsel steke men met een lucifervlammetje aan. Het brandt zeer levendig met groote violette vlam en met vorming van veel rook. De houtskool is hier verbrand ten koste van de zuurstof van het salpeter. De stof, die overbleef, is voornamelijk een mengsel van het carbonaat, het nitriet en het oxyde van kalium. Salpeter kan dus als oxydatiemiddel gebruikt worden, wanneer men het met de te oxydeeren stof kan verhitten.

Zoo wordt door samensmelting van bruinsteen (MnO_2) met salpeter kaliummangaanaat (MnO_4K_2) verkregen. De belangrijkste toepassing ervan is de bereiding van buskruit.

Buskruit bestaat uit een zeer innig mengsel van salpeter (75%), fijn houtskoolpoeder ($12\frac{1}{2}\%$) en fijn gemalen zwavel ($12\frac{1}{2}\%$). Aan de uiterst fijne verdeling van de laatstgenoemde stoffen moet de grootste zorg besteed worden. Zij worden met water innig gemengd en tot een deeg gekneet. Het deeg wordt door zeven geperst tot korrels van bepaalde doorsnede, welke gedroogd en daarna met potlood geglansd worden. Dat vooral het drogen met de grootste voorzichtigheid moet gebeuren, spreekt van zelf. Hoe grover de buskruitkorrels zijn, des te sneller heeft de ontploffing plaats. De ontploffingsproducten zijn CO_2 , SO_2 , K_2S , CO en verbindingen van de waterstof, die in houtskool voorkomt.

Opgave. Verklaar, dat de ontploffing van buskruit plaats vindt bij genoegzame verwarming van een enkelen korrel ervan.

§ 31. Chloor, chloraten en hypochlorieten.

1. Om **chloor** te bereiden maakt men gewoonlijk gebruik van de oxydeerende werking, die bruinsteen op waterstofchloride uitoefent (zie § 29, 1). In eene gasontwikkelingsflesch brengt men grof-gekorrelden bruinsteen en zoutzuur samen en verwarmt deze zacht. Weldra begint zich het groengele gas te ontwikkelen (zie blz. 35).

Opgaven. Verklaar de vorming van chloor uit Cl H . Geef de vroeger geleerde eigenschappen van Cl op (zie § 7).

Men zou natuurlijk ook andere oxydatiemiddelen tot dit doel kunnen gebruiken. Werkelijk wordt soms salpeterzuur aangewend, indien men n.l. het chloor op het oogenblik van zijn ontstaan wil doen samenkomen met eene andere stof, die zich in de vloeistof bevindt. Op deze wijze is men in staat goud en platina in oplossing te brengen. Een mengsel van 1 deel salpeterzuur en 3 deelen zoutzuur wordt koningswater genoemd. Alle metalen, ook goud en platina, worden er sterk door aangetast. Met ontwikkeling van roodbruine dampen vormen zich de chloriden der metalen. Het verschijnsel, dat goud en platina niet worden aangetast door vrij chloor, maar wel door chloor op het oogenblik van zijn ontstaan, staat niet op zich zelf. Wij zullen hiervan spoedig meer voorbeelden zien.

2. In § 10, 5 zagen wij, dat chloor bij gewone temperatuur langzaam, bij gloeihitte snel water ontleedt, doordien het zich met de waterstof verbindt en de zuurstof vrij wordt. Zoo zich in het water eene stof bevindt, die verwantschap heeft tot zuurstof, zal de ontleding van het water door chloor natuurlijk sneller plaats hebben. (Verklaar dit!)

Proef 124. In eene oplossing van ferrosulfaat (licht groen) gieten wij een weinig zwavelzuur en leiden er dan chloorgas doorheen. De kleur der vloeistof wordt donkergeel; een bewijs, dat ferrisulfaat ontstaan is. Het zout van ferrohydroxyde is dus veranderd in dat van ferrihydroxyde, waartoe zuurstof noodig was. $2\text{Fe O}_2\text{ H}_2 + \text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{Fe}_2\text{ O}_6\text{ H}_6$. Deze zuurstof is door den invloed van chloor uit het water afgescheiden.

Opmerking. Ferrozouten veranderen licht in ferrizouten; reeds aan de lucht oxydeeren zij snel. Ferrizouten onderscheiden zich van ferrozouten doordat de eerste, nadat men er een weinig zwavelzuur bijgevoegd heeft, een druppel van eene oplossing van kaliumpermanganaat (MnO_4K) niet ontkleuren, de laatste daarentegen doen dit oogenblikkelijk. Het permanganaat oxydeert hierbij namelijk de ferrozouten en verandert zelf in bijna kleurloos manganosulfaat.

De bleekende werking van chloor (zie § 7,1) berust hierop, dat de kleurstoffen geoxydeerd worden. Zij heeft slechts plaats bij aanwezigheid van water. Het chloor verbindt zich met de waterstof, de kleurstof met de zuurstof van het water.

Vraag. Kunt gij begrijpen waarom de goederen, die met chloor gebleekt worden, zelf zoo veel lijden?

Chloor is in tegenwoordigheid van water een krachtig oxydatiemiddel.

Proef 125. Door eene verwarmde oplossing van kaliumhydroxyde leide men chloorgas. Dit gas wordt geabsorbeerd; spoedig vormen zich in de vloeistof de ons reeds van § 23,9 bekende kristallen van kaliumchloraat. Hier is dus eene

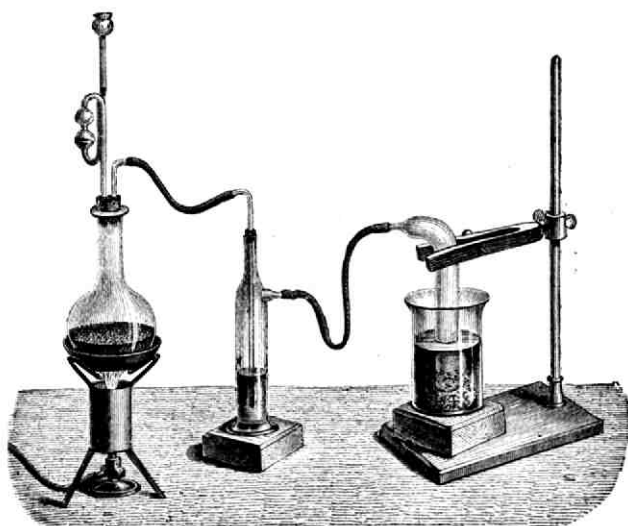
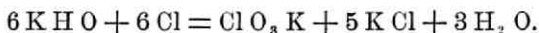


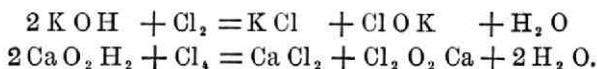
Fig. 62. Bereiding van kaliumchloraat.

zeer zuurstofrijke verbinding gevormd door den invloed van het chloor. Wij kunnen ons de werking aldus voorstellen: De groote verwantschap van chloor tot kalium is oorzaak dat KHO ontleed wordt en dat kaliumchloride, water en zuurstof ontstaan. De zuurstof wordt evenwel niet vrij, maar verbindt zich met chloor en water tot chloorzuur ($\text{Cl}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{ClO}_2\text{H}$), hetwelk op zijne beurt met eene andere hoeveelheid KHO het zout vormt. De vergelijking, waardoor deze werking wordt uitgedrukt, is



Leiden wij chloor door eene verdunde, koude oplossing van kaliumhydroxyde of door kalkbrij, dan vormt zich kaliumhypochloriet of calciumhypochloriet, in beide gevallen gemengd met de chloriden dier metalen en water.

Deze vloeistoffen zijn bekend onder den naam van bleekwater of Eau de Javelle en chloorkalk.



In deze beide gevallen is de oxydeerende werking van Cl dus niet zoo krachtig als bij proef 125.

3. In eene molecule kaliumchloraat bevinden zich twee atomen, die zeer veel verwantschap tot elkander hebben, n.l. K en Cl , a. h. w. gescheiden door 3 at. O , die slechts weinig verwantschap tot chloor bezitten. Geen wonder dus, dat deze molecule zich zeer gemakkelijk ontbindt en dat daarbij hare zuurstof vrij wordt, terwijl KCl ontstaat.

Proef 126. Kaliumchloraat wordt in een glazen buisje verhit; weldra heeft eene sterke gasontwikkeling plaats, die evenwel spoedig ophoudt, om bij hoogere temperatuur opnieuw te beginnen. Het gas, dat zich vormt, is **zuurstof**, in het buisje blijft ten slotte kaliumchloride over.

Bereiding van zuurstof (fig. 63). Men vermengt altijd het zout met eenegelijke hoeveelheid fijn gemalen bruinsteen; de gasontwikkeling heeft dan bij lagere temperatuur en zeer gelijkmatig plaats.

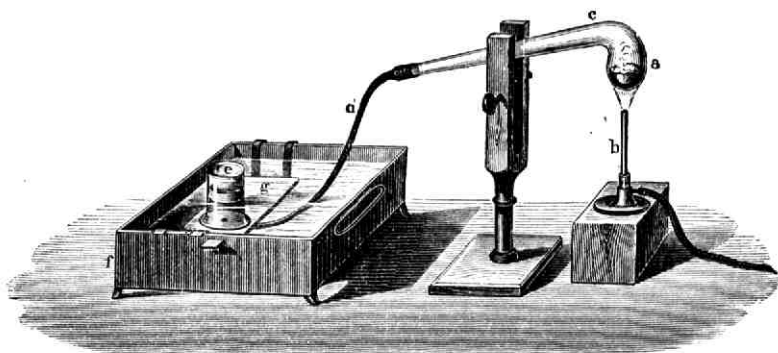


Fig. 63. Bereiding van zuurstof.

Proef 127. Vermeng fijngestampt kaliumchloraat zeer voorzichtig met zwavelbloem (4 deelen zout op 1 deel zwavel). Doe een weinig van dit mengsel in een papiertje, sla hierop hard met een hamer en er heeft eene explosie plaats met harden knal.

Opgave. Verklaar deze werking.

Mengsels van kaliumchloraat met houtskool of andere brandbare stoffen zijn zeer explosief en dienen met groote voorzichtigheid behandeld te worden. Toepassingen zijn: vuurwerk en bengaalsch vuur; dit zijn mengsels van genoemd zout met zwavel, koolstof en andere zouten, die aan de vlam eene kleur geven, als strontiumnitraat (rood), bariumnitraat (groen), enz.

De kopjes van Zweedsche lucifers bestaan hoofdzakelijk uit dezelfde stoffen, vermengd met lijm of gom en gepoederd glas. De wrijfvlakjes bevatten rooden phosphor. De lucifers gaan ook aan, zoo men ze over glas, papier en andere niet-ruwe oppervlakken wrijft. Verklaar dit!

Chloorzuur is zoo onbestendig, dat het slechts in water opgelost bestaanbaar is. Wil men het water verdampen, dan geeft het reeds bij 40° zuurstof af.

Vraag. Wat zal ontstaan, zoo zoutzuur en kaliumchloraat bij elkander gevoegd worden?

In een mengsel van kaliumchloraat en zoutzuur worden hout, linnen, spijzen, enz. geheel verteerd; zij veranderen in gasvormige oxydatieproducten. Hiervan wordt gebruik gemaakt om b.v. den inhoud van de maag van vergiftigde personen te oxydeeren, teneinde het vergif te ontdekken.

5. *Proef 128.* Eene verdunde oplossing van chloorkalk wordt gefiltreerd. Een gedeelte van het filtraat gieten wij onvermengd in een glas; een ander deel behandelen wij met een zwak zuur, b.v. koolzuur of azijn. In beide vloeistoffen brengen wij nu gekleurde katoenen of linnen stoffen. In de eerste worden deze niet, in de laatste volkomen (bij gebruik van koolzuur langzaam) gebleekt. Dezelfde proef kunnen wij nemen met bleekwater.

Bij behandeling van een hypochloriet met zwakke zuren wordt onderchloorigzuur vrij. Door den invloed van brandbare stoffen wordt dit zuur onmiddellijk ontleed; de zuurstof verbindt zich met deze stoffen en tevens ontstaat zoutzuur.

Proef 129. Wij vermengen de gefiltreerde oplossing van chloorkalk met zwavelzuur of zoutzuur. De vloeistof neemt eene groenachtige kleur aan tengevolge van de ontwikkeling van chloor.

In beide gevallen komt het vrijkomende onderchloorigzuur in aanraking met zoutzuur (verklaar dit!) en daardoor vormt zich chloor, volgens de vergelijking $\text{Cl H O} + \text{Cl H} = \text{H}_2 \text{ O} + \text{Cl}_2$.

Katoenen of linnen stoffen worden dan ook onmiddellijk in deze vloeistof gebleekt. Toepassing: het bleeken van katoen, linnen, papiermassa, enz. Het katoen wordt eerst door koken met kalk ontvet, daarna met verdund zwavelzuur gedrenkt, dan een oogenblik in eene oplossing van chloorkalk gebracht en daarna onmiddellijk uitgewassen. Zelfs wordt het goed meestal nog met eene licht-oxydeerbare stof (antichloor) behandeld, om er alle chloor uit te verwijderen, anders zou het geheel bedorven worden.

Opgaven. Verklaar, dat wijnvlekken, enz. uit linnen gaan, zoo men ze, met chloorkalk of bleekwater bevochtigd, in de lucht laat drogen. Verklaar, dat dit nog sneller plaats vindt, door ze eerst met chloorkalk of bleekwater en daarna met azijn te bevochtigen. Chloorkalk wordt veel gebruikt voor de vernietiging van smetstoffen; verklaar dit!

Broom oefent in tegenwoordigheid van water dezelfde oxydeerende werking uit als chloor, hoewel minder sterk. Evenzoo jood, doch nog zwakker.

§ 32. Reductiemiddelen.

1. Onder de reductie van een oxyde of chloride verstaat men het ontleden dier verbinding zoo, dat de zuurstof of het chloor,

dat zij bevat, er geheel of gedeeltelijk aan onttrokken wordt. Wij hebben vroeger reeds verschillende voorbeelden van reducties der oxyden en chloriden leeren kennen (§ 10). Behalve electriciteit gebruikten wij als reductiemiddel zoodanige stoffen, die groote verwantschap tot zuurstof of chloor hebben (welke?). Wij moesten hierbij altijd eene verhoogde temperatuur aanwenden. Het is evenwel ook mogelijk de reductie te verkrijgen van stoffen, die in eene oplossing voorkomen en die we dus niet tot eene hooge temperatuur kunnen brengen. In de proeven, die wij in de vorige §§ namen, werden dikwijls zuurstofhoudende verbindingen in eene oplossing gereduceerd door andere stoffen, die wij er bij voegden. Wij leerden dus metalen, arseniktrioxyde, zwavelbioxyde, ferrosulfaat en verder allerlei brandbare stoffen (kleurstoffen, linnen, katoen) als reductiemiddelen kennen. De reducerende werking eener stof is krachtiger, naar gelang hare verwantschap tot zuurstof of chloor grooter is.

2. Toch zijn hierbij dikwijls nog andere omstandigheden van invloed. Leiden wij b.v. waterstofgas door eene koude of eene warme oplossing van arseniktrioxyde (rattenkruit) in verdund zoutzuur, dan heeft er geene werking plaats. Wij nemen nu de volgende proef.

Proef 130. In eene gasontwikkelingsflesch bereiden wij uit zeer zuiver zink en verdund zwavelzuur waterstofgas, dat wij door een buisje van moeilijk smeltbaar glas laten uitstroomen (fig. 64). Is de toestel geheel met dit gas gevuld, dan steken wij het gas aan de opening van het buisje aan. Houden wij een koud, porseleinen schaalte in de vlam (fig. 64), dan ontstaat op het witte porselein (zoo de grondstoffen werkelijk zuiver waren) geene donkere vlek. Nu gieten wij een klein weinig van eene oplossing van As_2O_3 in de flesch; bijna onmiddellijk daarna zien wij op een koud, porseleinen schaalte, dat we weer in de vlam houden, eene donker-grijze, metaalachtige vlek ontstaan. Verhitten wij het buisje met eene gasvlam, dan zien wij vóór en achter de plaats, die wij verhitten, een arsenikspiegel ontstaan. Terwijl waterstof in vrijen

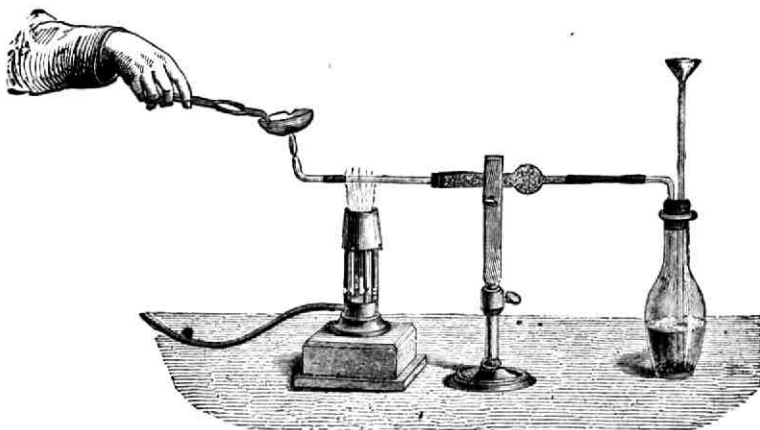


Fig. 64. Proef van Marsh.

toestand geene reduceerende werking op As_2O_3 uitoefende, heeft de waterstof, die op het oogenblik van het ontstaan er mee in aanraking kwam, het ontleed, volgens de vergelijking: $\text{As}_2\text{O}_3 + 12\text{H} = 2\text{AsH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

Arsenikwaterstof is een gas, dat bij gloeihitte ontleed wordt in arsenik en waterstof. Wordt dit gas aangestoken en de vlam afgekoeld, dan verbrandt alleen de waterstof. (Verklaar de proef). Deze proef (proef van Marsh) is een uitstekend middel om de geringste sporen van arsenik-oxyde aan te toonen.

Waterstof, die op het oogenblik van het ontstaan hare werking kan uitoefenen, is een der krachtigste reductiemiddelen.

3. Waterstofsulfide is ook een reductiemiddel. Om hare belangrijkheid behandelen wij deze verbinding eenigszins uitvoeriger.

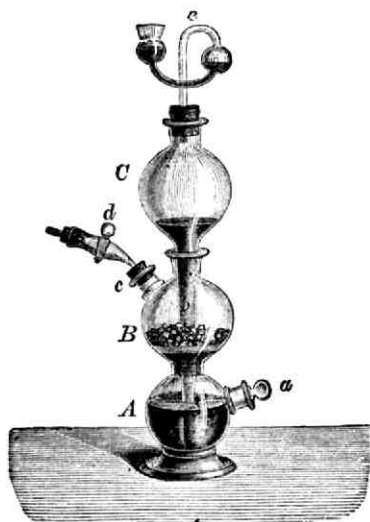
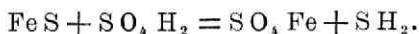


Fig. 65.
Kipp's waterstofsulfide ontwikkelings-toestel.

Het gas wordt gewoonlijk bereid in den toestel van Kipp (fig. 65). In den ballon *B*, die in gemeenschap staat met den ballon *A*, bevinden zich stukken ferrosulfide (Fe S). Door de trechterbuis *c* wordt verdund zwavelzuur in den toestel gegoten, dat, zoo kraan *d* openstaat, door de wijde buis *b* naar *A* vloeit en eindelijk in *B* met het ijzersulfide in aanraking komt. Hier ontwikkelt zich nu waterstofsulfide volgens de vergelijking



Opgave. Vergelijk deze werking met de oplossing van Fe O in verdund zwavelzuur.

Het gas stroomt door *d* uit en kan door buizen verder geleid worden.

Sluiten wij de kraan *d*, dan verkrijgt het gas in *B* weldra eene zoo groote spanning, dat de vloeistof uit *B* en gedeeltelijk uit *A* wordt teruggedrongen en door *b* omhoog stijgt; de gasontwikkeling houdt dan op, doch begint telkens weer, zoo kraan *d* geopend wordt.

Wij weten reeds, dat het gas brandbaar is. Wordt de vlam afgekoeld door er een koud voorwerp (een porseleinen schaalte) in te houden, dan zet zich hierop zwavel af (verklaar dit). Geven wij de lucht toegang tot eene oplossing van het gas in water, dan verkrijgen wij hierin na eenigen tijd een bezinksel van zwavelpoeder en de reuk van het gas verdwijnt (verklaar dit).

Proef 131. In een ruimen, glazen ballon laten wij zwavelbioxyde en waterstofsulfide op elkander inwerken (fig. 66). Wij zien eene groote hoeveelheid fijn zwavelpoeder ontstaan, dat zich als eene vochtige massa tegen de wanden afzet.

Opgave. Verklaar dit verschijnsel; druk de scheikundige werking door eene vergelijking uit.

Proef 132. Neem verdund salpeterzuur en leid daardoor zwavelwaterstofgas. Er scheidt zich zwavel uit de vloeistof af.

Opgave. Verklaar deze scheikundige werking.

Vraag. Welke werking oefent waterstofsulfide uit op metaaloxiden?

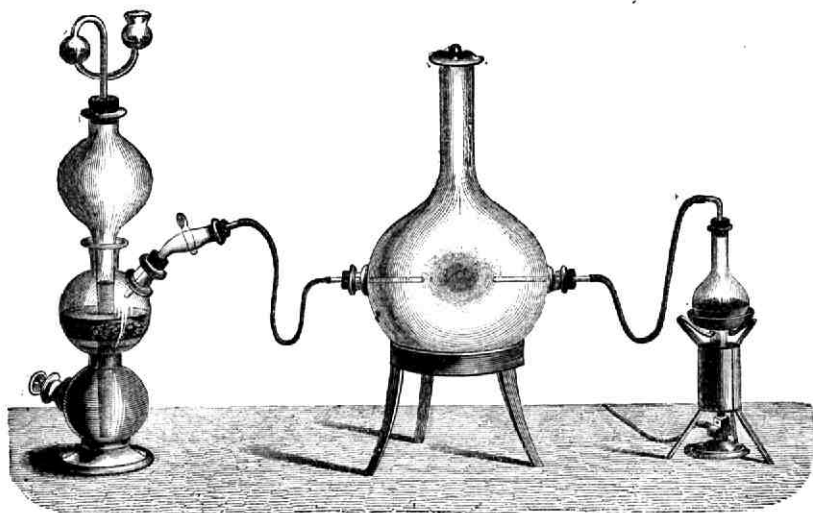


Fig. 66. Werking van waterstofsulfide op SO_2 .

Proef 133. Wij leiden waterstofsulfide door eene oplossing van ferrisulfaat. Wij zien zwavel en ferrosulfaat ontstaan.
 $(\text{SO}_4)_3 \text{Fe}_2 + \text{SH}_2 = 2 \text{SO}_4 \text{Fe} + \text{SO}_4 \text{H}_2 + \text{S}$.

Vraag. Hoe is de aanwezigheid van ferrosulfaat aan te toonen?

Opgave. Vergelijk deze werking van het gas met die bij de vorige proeven.

4. *Proef 134.* Wij brengen oplossingen van zouten van calcium, magnesium, zink, ijzer (ferro), lood, tin, kwik en koper, en verder eene oplossing van arsenikoxyde, alle vermengd met een weinig zout- of zwavelzuur, in wijdmondsche fleschjes, die wij, op de wijze als in figuur 67 is aangegeven, met elkander verbinden. Nu leiden wij door den toestel een stroom van waterstofsulfide.

In de vier eerste fleschjes vindt geene verandering plaats; in de overige ontstaan neerslagen, die verschillend gekleurd zijn. Wij zonderen deze neerslagen af, behandelen ze met sterk salpeterzuur en zien, dat zij daarin oplossen met ontwikkeling van waterstofsulfide (hierbij ontstaat altijd ook zwavel door de oxydatie van een deel van het genoemde gas). De neerslagen waren dus de sulfiden van Pb, Sn, Hg, Cu, As.

Dat de sulfiden van Ca, Mg, Zn, Fe niet ontstonden, is een gevolg van het feit, dat deze in water of verdunde zuren oplosbaar zijn. Sommige hiervan zijn te verkrijgen door de zouten dier metalen te behandelen met kalium- of ammoniumsulfide.

Opgave. Verklaar dit.

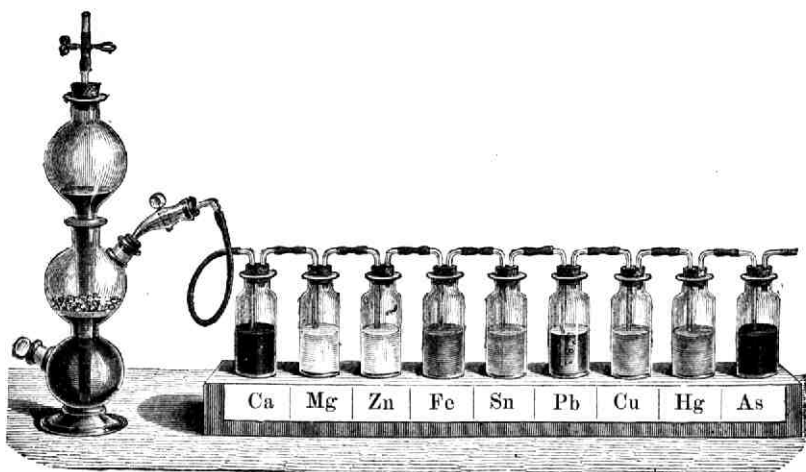


Fig. 67. Werking van waterstofsulfide op zoutoplossingen.

Vragen. Zou een neerslag ontstaan door behandeling van calciumchloride, kalium-nitraat of natriumchloride met kaliumsulfide?

En zoo wij ijzer- of zinksulfaat er mee behandelen?

SH_2 doet neerslagen ontstaan in zure oplossingen van de zouten der volgende metalen: Pt, Au, Ag, Sn, Hg, Cu, Pb, As, Sb.

$(\text{NH}_4)_2\text{S}$ doet neerslagen ontstaan in basische oplossingen van de zouten van: Fe, Mn, Ni, Co, Zn, Al, Cr.

Noch SH_2 , noch $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ doet neerslagen ontstaan in oplossingen van de zouten van: Mg, Ca, Ba, K, Na.

HOOFDSTUK VII.

§ 33. Toepassingen van de scheikunde.

1. De scheikunde leert ons de middelen kennen om stoffen te bereiden, die in de natuur weinig of niet voorkomen, uit grondstoffen, die gemakkelijk te verkrijgen zijn.

Onnoemlijk groot is het aantal verbindingen, die de scheikundigen hebben leeren bereiden. Vele daarvan kunnen ons door hare bijzondere eigenschappen goede diensten bewijzen en worden dan ook in de scheikundige werkplaatsen gemaakt. Zoo de metalen, glas- en aardewerk, verfstoffen, vernissen, geneesmiddelen, bleek- en waschmiddelen (chloorkalk, zeep, soda), voedings- en genotmiddelen, enz.

2. Behalve deze praktische toepassingen van de scheikundige wetten en van de scheikundige eigenschappen der stoffen, worden zij nog tot een geheel ander doel aangewend, dat niet minder belangrijk is. Wij bedoelen het onderzoek naar de bestanddeelen, die voorkomen in allerlei stoffen: mengsels, oplossingen, verbindingen, enz. Wij zullen door enkele voorbeelden een denkbeeld trachten te geven van de wijze, waarop men hierbij te werk gaat.

1^{ste} Voorbeeld. Men wil de samenstelling van geel koper of messing bepalen.

Wij behandelen een stukje van het metaal (1 à 2 G) met zuiver salpeterzuur. Het lost er geheel in op. (Pt, Au en Sn zijn dus niet aanwezig, daar deze metalen in het zuur niet oplossen). De oplossing wordt op een waterbad verwarmd tot alle overtollig salpeterzuur is verdampt en de verkregen nitraten gekristalliseerd zijn. Deze worden in gedistilleerd water opgelost en met een weinig zoutzuur behandeld, waardoor geen neerslag ontstaat. (Afwezigheid van Ag, Hg en Pb, want in de zouten dezer metalen doet ClH een neerslag ontstaan). Wij

leiden door de blauwe oplossing een stroom van SH_2 . Hierdoor ontstaat een zwart neerslag, terwijl de blauwe kleur der vloeistof verdwijnt. Wij gaan voort tot er verder geene verandering meer door het gas wordt te weeg gebracht en de vloeistof sterk naar SH_2 reikt. De neerslag wordt door filtreeren afgescheiden, flink met water uitgewasschen en voorloopig bewaard (A). De vloeistof wordt met een weinig ammoniak behandeld, tot zij basisch reageert; hierna voegen wij er ammoniumsulfide bij, waardoor een wit neerslag ontstaat, (afwezigheid van Fe, Mn, Ni, Co, Cr, want in oplossingen dezer metalen zou $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ een donker gekleurd neerslag doen ontstaan). Wij doen zooveel ammoniumsulfide er bij als noodig is om de ontleding van het zout volledig te doen plaats hebben. Nu wordt het neerslag weer afgezonderd en gewasschen (B) en een weinig der vloeistof op een glanzend platinablikje langzaam verdampt; er blijft niets over (afwezigheid van Mg, Ca, Ba, Sr, K en Na). De neerslagen A en B moeten de metalen, die in het messing voorkomen, bevatten. Wij gieten op A (zie boven) verdund salpeterzuur; er vormt zich SH_2 en verder eene oplossing van een of meer nitraten. De blauwe kleur er van verraadt de aanwezigheid van koper. Om ons te overtuigen, dat het werkelijk koper is, wordt de oplossing met ammoniak behandeld, er ontstaat een lichtblauw neerslag, dat in overmaat van ammoniak met eene prachtige diepblauwe kleur oplost, een bewijs, dat we kopernitrat en alléén dit zout in de oplossing hadden, want de hydroxyden der andere metalen, die met SH_2 een neerslag geven, lossen niet op in NH_3 .

Neerslag B kan niets anders bevatten dan zink- of aluminiumverbindingen (zie boven). Wij lossen het op in verdund zoutzuur (ontwikkeling van SH_2 !) en behandelen een weinig van de oplossing met ammoniak; er ontstaat een neerslag, dat in overmaat van NH_3 oplost; hieruit volgt, dat neerslag B slechts zinksulfide bevat, want $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ is in NH_3 niet oplosbaar. Wij vinden dus als de bestanddeelen van messing: koper en zink. Willen wij tevens de verhouding dezer bestanddeelen kennen, dan moeten wij eene hoeveelheid messing nauwkeurig

wegen, evenzoo de hoeveelheden kopersulfide en zinksulfide, die we op de boven beschreven wijze hebben verkregen, nadat we ze zorgvuldig hebben gedroogd. Uit deze gewichten zijn door eenvoudige berekeningen de hoeveelheden te bepalen der metalen, die in de legering voorkomen.

2^{de} Voorbeeld. Wij hebben een kleurloos zout en willen on derzoeken, wat het is.

Het zout is oplosbaar in water; de oplossing reageert neutraal. Wij behandelen een gedeelte der oplossing met zoutzuur, waardoor geene zichtbare verandering plaats vindt. Er is dus geen carbonaat of silicaat en geen zilver-, cupro-, mercurio- of loodzout aanwezig. (Verklaar dit!). Nu wordt bij een ander proefje een weinig van eene zilvernitraat-oplossing gegoten, waardoor geene verandering plaatsvindt (geen chloride, fosphaat, boraat of arseniet, want deze zilverzouten zijn onoplosbaar in water). Vervolgens gieten wij bij een ander proefje, dat met een weinig zoutzuur vooraf zuur gemaakt is, eene oplossing van bariumchloride; er ontstaat een wit neerslag, een bewijs, dat het zout een sulfaat was (Verklaar dit!).

Om te onderzoeken welk sulfaat het is, behandelen wij een proefje van de zoutoplossing met een weinig zoutzuur en leiden er H_2S door — geene verandering (afwezigheid van Ag, Au, Pt, Sn, Cu, Pb, Hg, As, Sb, Bi).

Een ander proefje wordt met ammoniumsulfide behandeld — geene verandering (afwezigheid van Mn, Fe, Sn, Al, Cr, Ni, Co).

Een derde proefje behandelen wij met eene oplossing van kaliumcarbonaat — geene verandering (afwezigheid van Mg, Ca, Ba, Sr).

Wij moeten dus kalium- of natriumsulfaat hebben. Houden wij een weinig van het zout, op een platinadraadje in eene niet lichtende gas- of spiritusvlam, dan verkrijgt deze eene helder paarse kleur; dit toont de aanwezigheid van K aan (zie proef 60). Wij hebben dus kaliumsulfaat.

3^{de} Voorbeeld. Wij hebben watervrije soda, zooals zij in den handel voorkomt. Daar dit zout meestal vreemde bestanddeelen bevat, willen wij het gehalte aan natriumcarbonaat bepalen.

Wij gebruiken daartoe eene oplossing van zwavelzuur van bepaald gehalte b.v. eene, die op 1 L 100 gram $\text{SO}_4 \text{ H}_2$ bevat. (Zulke oplossingen zijn in den handel, men noemt ze titreervloeistoffen).

Wij doen deze titreervloeistof in eene zoogenaamde burette, d.i. eene glazen buis, die van onderen spits toeloopt, daar voorzien is van eene kraan of eene knijpkraan (fig. 68) en die nauwkeurig ingedeeld is in kubieke centimeters en tiendedeelen daarvan. Wij lezen den stand der vloeistof in die burette nauwkeurig af. Van de te onderzoeken stof wegen wij eene bepaalde hoeveel-

heid af, b. v. 5 G, lossen die op in 100 cm^3 zuiver water, nemen hiervan met behulp van eene zoogenaamde pipette (een zuighevel van bepaalden inhoud) 20 cm^3 af, verwarmen die in een glaasje, na er eerst een weinig lakmoes te hebben bijgegoten en laten nu druppelsgewijze zwavelzuur uit de burette

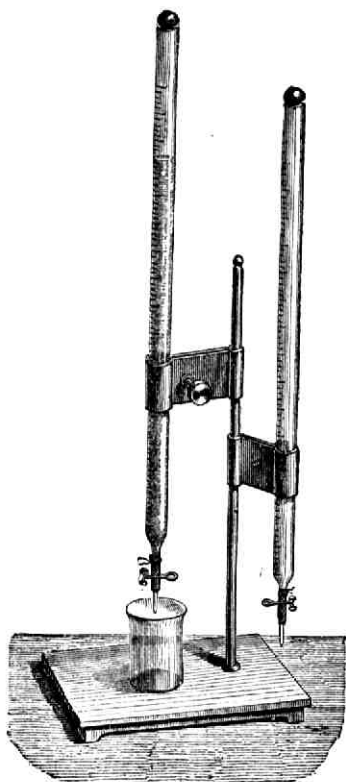


Fig. 68. Burettes met knijpkranen.

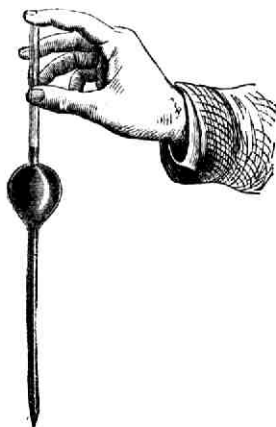


Fig. 69. Meetpipette.

daarin vloeien. Elke druppel doet koolzuurgas vrij worden; langzamerhand wordt de gasontwikkeling telkens minder sterk; we

roeren nu flink, wachten telkens een oogenblik vóór we op nieuw een druppel laten bijvloeien en eindelijk zien we de vloeistof de roode kleur aannemen, die zwavelzuur aan lakmoes geeft en de gasontwikkeling houdt geheel op. Wij lezen nu den stand van het zuur in de burette af en vinden, dat we er 8 cM³ van gebruikt hebben. Alle natriumcarbonaat is door zwavelzuur ontleed volgens de vergelijking:



Uit deze vergelijking blijkt, dat voor de volkomen ontleding van 106 gew. deelen van het zout 98 gew. deelen zwavelzuur noodig zijn. Voor 1 gram natriumcarbonaat is dus noodig $\frac{98}{106} = 0,92$ G zwavelzuur. Iedere cM³ der titreer-vloeistof bevat $\frac{1}{100}$ G. We hadden 8 cM³ noodig voor de ontleding van 20 cM³ der oplossing van de te onderzoeken soda, dus gebruikten wij daartoe 0,8 G zwavelzuur. Daar zich in 20 cM³ van de oplossing 1 G van de soda bevindt, volgt hieruit, dat in 1 G van die soda $\frac{0,8}{0,92} \times 1$ G natriumcarbonaat voorkomt of $\frac{8000}{92} = 87\%$.

Het onderzoek naar de bestanddeelen, die in eene stof voorkomen, noemt men **analyse**. Is het alleen te doen om te weten, welke bestanddeelen er in voorkomen, dan verrichten wij eene kwalitatieve analyse. Willen wij tevens de hoeveelheden dier bestanddeelen kennen, dan hebben wij eene quantitative analyse te verrichten, die in den regel veel omslachtiger is. Dikwijls doen wij dit met behulp van daartoe bereide titreervloeistoffen, zooals in het 3^e voorbeeld; wij noemen dit titreeren.

Voor de bepaling van de waarde van vele producten, voor het aanwijzen van vervalschingen en vergiftigingen en voor de berekening van de hoeveelheden der stoffen, die wij moeten samenvoegen om eene bepaalde scheikundige werking te doen plaats hebben, is de analyse van het grootste belang.

Opgave. In een eudiometer bevindt zich 20 cm^3 zuivere lucht; wij voegen hierbij 12 cm^3 zuiver waterstofgas en laten het gasmengsel ontploffen. Na de ontploffing blijft 20 cm^3 gas in den eudiometer over. Leidt hieruit af de verhouding van zuurstof en stikstof in de lucht.

HOOFDSTUK VIII.

§ 34. Koolstofverbindingen.

1. Zoo wij met een stok in het slijk op den bodem van eene sloot roeren, zien wij een gas in groote bellen door het water omhoog stijgen. Wij kunnen dit gas in eene flesch opvangen (fig. 70). Het is een kleurloos gas, soortelijk lichter dan lucht (S. G. 0.5544). Op dezelfde wijze, als wij dit bij waterstofdeden, kunnen wij ons overtuigen, dat het brandbaar is, de verbranding van andere stoffen niet onderhoudt en, met eene groote hoeveelheid luchtgemengd (10 deelen), een ontplofbaar mengsel vormt. Bij de verbranding er van vormt zich koolzuur en water. (Hoe zoudt gij dit aantonen?) Dit gas wordt moerasgas, mijn gas, licht koolwaterstofgas of methan genoemd. Het vormt zich bij de ontleding van



Fig. 70. Verzamelen van moerasgas.

overblijfsels van planten onder water, in steenkolenmijnen, ook bij de ontleding door warmte van steenkolen, hout en talrijke andere stoffen, die koolstof en waterstof bevatten, doch is dan steeds gemengd met andere gassen. De formule er van is CH_4 .

Behalve deze verbinding van koolstof met waterstof zijn nog honderden andere bekend, die alle betrekkelijk rijker zijn aan koolstof dan de eerstgenoemde.

C_2H_4 is zwaar koolwaterstofgas of aethylen. Het brandt met lichtende vlam.

C_6H_6 is benzol, eene kleurlooze vloeistof met eigenaardigen reuk, S. G. 0,88, kookpunt 80° , brandbaar met lichtende en sterk walmende vlam. Het is onoplosbaar in water en een uitstekend oplossingsmiddel voor hars, vet, zwavel, phosphor, enz.

Naphtaline, C_{10}H_8 , is eene vaste, kleurlooze stof, met sterken, teerachtigen reuk; smeltpunt 79° , kookpunt 218° , onoplosbaar in water; oplosbaar in alcohol, ether, olie, enz.

. Anthracen, $\text{C}_{20}\text{H}_{14}$, is eene vaste, kleurlooze stof, smeltpunt 213° , kookpunt 360° , onoplosbaar in water.

Petroleum is een mengsel van talrijke koolwaterstoffen. Die, welke het minste koolstof bevatten, zijn zeer vluchtig en worden bij het raffineeren verwijderd (benzine, naphta). De koolstofrijkere zijn bij gewone temperatuur vast, licht smeltbaar (paraffine).

Vele der genoemde koolwaterstoffen, met tal van andere, komen voor in den brandbaren damp, die ontstaat bij sterke verhitte van steenkolen in een van de lucht afgesloten vat, b.v. eene aarden pijp, wier mond met leem dichtgestopt wordt (droge distillatie).

In de gasfabrieken worden steenkolen in aarden of ijzeren retorten tot witgloei-hitte gebracht. Uit den damp, die zich vormt, zetten zich reeds dadelijk bij afkoeling eene menigte distillatieproducten in den vorm van eene dikke donker gekleurde vloeistof (teer) af. De teerafscheiding wordt bevorderd door de distillatieproducten door koude buizen (condensors) te leiden en daarna met koud water te wasschen in groote cylinders, die met grove cokes gevuld zijn (scrubbers) en waarin de gassen van onderen worden binnengeleid, terwijl het koude water druppelsgewijze tusschen de cokesstukken naar beneden valt. In dit water lost ammoniak op (ammoniakwater). Nog moet het gas gezuiverd worden van zwavelwaterstof en koolzuur; dit geschiedt door het te leiden over gebluschte kalk of wel ijzerhydroxyde (ijzeroer) (Verklaar dit!). De hoofdbestanddeelen van lichtgas zijn H , CH_4 , CO en C_2H_4 . Hoe meer

van de laatste verbinding er in voorkomt, des te grooter is zijne lichtkracht en des te geringer zijne verbrandingswarmte.

De teer is een mengsel van vele koolwaterstoffen en enkele andere verbindingen, zooals carbolzuur (zwarte teerolie, C_6H_6O), die door gedeeltelijke distillaties van elkander gescheiden kunnen worden. Wat van de steenkolen in de retorten overblijft is cokes. De retortenkool is koolstof, die zich als dikke laag inwendig tegen den retortenwand afzet uit koolwaterstoffen, die door de warmte in de retorten zelf reeds ontleed worden.

2. De koolwaterstoffen zijn verbindingen, waaruit tal van andere koolstofverbindingen door substitutie van waterstofatomen door andere elementen of atoomgroepen kunnen afgeleid worden.

Zoo de **alkoholen**, door substitutie van 1 of meer at. H door atoomgroepen HO , b. v.

- uit $CH_4 \dots CH_3(HO)$ = methylalkohol
- „ $C_2H_6 \dots C_2H_5(HO)$ = aethylalkohol (gewone)
- „ $C_3H_8 \dots C_3H_7(HO)_3$ = glycerine.

Wordt in eene koolwaterstof 1 of meer at. H vervangen door atoomgroepen CO_2H , zoo ontstaan **zuren**, b. v.

- uit $CH_4 \dots CH_3(CO_2H)$ = azijnzuur
- „ $C_{17}H_{36} \dots C_{17}H_{35}(CO_2H)$ = stearinezuur
- „ $C_6H_6 \dots C_6H_4(HO)(CO_2H)$ = salicylzuur
- „ $C_{17}H_{34} \dots C_{17}H_{33}(CO_2H)$ = oliezuur.

Chloroform is $CHCl_3$, dus methan, waarin 3 at. H vervangen zijn door chloor.

Tal van andere verbindingen kunnen op deze wijze worden verkregen. Toch worden zij gewoonlijk niet uit de koolwaterstoffen bereid. Zoo is methylalkohol een distillatieproduct van hout. Aethylalkohol ontstaat door gisting eener verdunde suikeroplossing. Glycerine is een bestanddeel van olie- en vetsoorten. Azijnzuur is een oxydatieproduct van verdunden gewonen alkohol. Stearine en oliezuur zijn bestanddeelen van vet. Salicylzuur komt voor in de schors van wilgen.

In het algemeen komen de meeste dezer koolstofverbindingen voor in het lichaam van planten en dieren of ontstaan uit bestanddeelen daarvan door droge distillatie, gisting, rotting of door den invloed van andere stoffen er op.

Vandaar, dat alle deze verbindingen **organische** verbindingen genoemd worden. De studie er van is het onderwerp der **organische scheikunde**, die tegenwoordig veel grooter omvang heeft dan de **anorganische scheikunde**.

3. Onder de organische verbindingen zijn er enkele, die ons bijzonder belang inboezemen, omdat zij de hoofdbestanddeelen vormen van het plantaardig of dierlijk lichaam en als onze belangrijkste voedingsmiddelen gebruikt worden. In het plantenlichaam zijn het: cellulose, zetmeel, suiker, vette oliën en eiwitstoffen. In het lichaam der dieren eiwitstoffen en vetten.

De drie eerstgenoemde zijn stoffen, wier samenstelling ongeveer dezelfde is. Het zijn zoogenaamde **koolhydraten**.

Cellulose ($C_6 H_{10} O_5$) noemt men de stof, waaruit de celwanden der planten bestaan. Zij is onoplosbaar in water, alcohol, verdunde zuren en basen, doch kan opgelost worden in eene oplossing van koperoxyde in ammoniak. Katoen, linnen, vlas, hennep, jutte bestaan in zuiveren toestand uit cellulose.

Door behandeling met een mengsel van sterk salpeterzuur en zwavelzuur, wordt een gedeelte van de atoomgroepen $H O$, die er in voorkomen, gesubstitueerd door $N O_2$. Zoo ontstaat ook het zeer explosieve schietkatoen ($C_6 H_7 O_2 (N O_2)_3$). Door indomping in zwavelzuur verandert cellulose in perkamentpapier.

Zetmeel ($a m y l u m C_6 H_{10} O_5$) komt in den vorm van zeer fijne korrels in verschillende plantendeelen (vooral zaden) voor, die bij elke plant een bepaalden vorm bezitten. Men onderscheidt: tarwe-, rogge-, haver-, gerst-, rijst-, maïs-, aardappel-zetmeel, arrow-root, tapioka, sago, enz. In heet water zwellen de korrels op en vormt zich eene weeke, kleverige, doorschijnende massa, n.l. stijfsel, die oplosbaar is in meer water. Door koken met verdunde zuren verandert zetmeel in eene soort suiker (glycose, druivensuiker of aardappelsuiker). Dezelfde omzetting heeft plaats door de werking van diastase, een bestanddeel van mout, en van het speeksel.

Bereiding van bier en spiritus uit gerst, maïs, rogge, aardappelen. Het zetmeel hiernut wordt met behulp van mout eerst omgezet in glycose, welke daarna door gisting geheel of gedeeltelijk wordt veranderd in alcohol.

Suiker. Men onderscheidt talrijke soorten: Rietsuiker, melksuiker, druivensuiker of glycose, enz.

Rietsuiker ($G_{12} H_{22} O_{11}$) komt voor in het sap van talrijke planten, voornamelijk suikerriet en beetwortels. Hij wordt verkregen door dit sap eerst te zuiveren met kalk, dan snel te verdampen in eene luchtledige ruimte en de kristallen af te scheiden. De ruwe suiker, die men zoo verkrijgt, wordt geraffineerd door hem op te lossen en door beenderenkool te filtreren, waarna de oplossing opnieuw verdampt wordt om den suiker te doen kristalliseeren. De rietsuiker gaat, b.v. door verwarming met zuren, licht over in druivensuiker en kan dan eerst gisten.

Melksuiker komt voor in de melk en geeft er den zoeten smaak aan. Het is eene zeer harde, witte stof. Hij gaat licht over in melkzuur (zuur worden der melk).

Druivensuiker vindt men in het sap der meeste zoete vruchten (druiven, pruimen, kersen, vijgen) en in honig. Het is eene vaste, zoetachtige stof, die ook uit zetmeel kan verkregen worden (zie boven). Hij werkt reduceerend op alkalische oplossingen van koper- en zilveroxyde. Opgelost in water, gaat hij door den invloed der gistplant over in alcohol en koolzuur (bier- en spiritusbereiding).

Vetten. In het lichaam van planten en dieren komen talrijke vetsoorten voor, die bij gewone temperatuur vast of vloeibaar zijn; de laatste worden vette oliën genoemd. Tot de vaste vetten behooren: rund-, schapen-, varkensvet, boter, palmolie en kokosolie. Tot de vette oliën behooren: olijf-, raap-, amandelolie, traan, lijn-, noten-, ricinus- en papaverolie. De vier laatstgenoemde onderscheiden zich van andere oliesoorten, door de eigenschap van vast te worden door den invloed der lucht; zij worden gebruikt ter bereiding van olieverf en vernissen.

De vaste vetten hebben een laag smeltpunt; de vloeibare stollen meestal reeds boven 0° . Zij zijn alle onoplosbaar in water, de meeste zijn gemakkelijk oplosbaar in koolstofsulfide, benzol, warmen alcohol en ether. Bij verhitting ontleden zij zich spoedig met ontwikkeling van brandbare dampen, die bij

afkoeling condenseeren tot eene teerachtige vloeistof, en brandbare gassen (zie de kaarsvlam, blz. 23). De scheikundige samenstelling der vetten is analoog met die der zouten. Als base komt daarin altijd voor glycerine, als zuren fungeeren de zoogenaamde **vetzuren** (stearinezuur, palmitinezuur, enz.) en oliezuur. In een natuurlijk vet komen steeds verschillende zuren voor; hoe meer stearine- en palmitinezuur het bevat, des te harder, hoe meer oliezuur, des te weeker is het.

Worden vetten blootgesteld aan de werking van overhitte waterdamp, dan splitsen zij zich in glycerine en de vetzuren. Bereiding van stearinekaarsen uit de vaste vetzuren, die op deze wijze uit vetten verkregen worden — nevenproducten glycerine en oliezuur.)

Worden vetten gekookt met eene oplossing van kalium- of natriumhydroxyde (loog), dan verbinden deze basen zich met de vetzuren, waardoor **zeep** ontstaat; tevens vormt zich glycerine.

Glycerine (blz. 127) is eene dikke, kleurlooze vloeistof, met zoetachtigen smaak, oplosbaar in water en alkohol; de oplossing in water bevriest eerst bij zeer lage temperatuur (gebruik in gasometers). Door de inwerking van een mengsel van salpeterzuur en zwavelzuur er op vormt zich **nitroglycerine**, eene zeer gevaarlijke, reeds door een geringen schok hevig ontplofende stof, die, met zeer fijne kiezelzuuranhydride gemengd, **dynamiet** vormt.

Eiwitachtige stoffen. Bijna alle weefsels van het dierlijk lichaam bestaan grootendeels uit eiwitachtige stoffen. In het plantenlichaam komen zij niet in zoo groote hoeveelheid voor, doch zij zijn er even sterk in verspreid; in alle levende cellen treft men ze aan. Zij worden in de planten gevormd; die van het dierlijk lichaam stammen alle van de planten af.

De voornaamste zijn: Eiwit of albumine, in vogeleieren, bloedwei en plantensappen; oplosbaar in water; bij verwarming wordt het vast (coaguleeren). Legumine, in erwten, boonen, linzen, enz.; vaste korrelige stof, die onoplos-

baar is in water, oplosbaar in verdunde keukenzoutoplossing; bij verwarming coaguleert het in deze oplossing.

Fibrine, in het bloed en de spieren (het eiwit van de granen (gluten) is plantenfibrine); eene geleachtige stof, die bij verhitting coaguleert; onoplosbaar in water.

Caseïne, in melk; oplosbaar in water; coaguleert door zuren en door het slijmvlies van de maag van kalveren.

De lijmstoffen (uit been en kraakbeen) en de hoornachtige stoffen zijn met de eiwitachtige verwant.

De samenstelling van al deze stoffen is zeer ingewikkeld; zij bevatten alle koolstof, waterstof, zuurstof en stikstof, vele ook zwavel en phosphor. De meeste gaan snel in rotting over door den invloed van bacteriën. Daarbij vormen zich tal van ontledingsproducten, o. a. ammoniak, zwavelwaterstof, koolzuur, enz.; ook de zeer vergiftige ptomainen.

TER HERHALING.

(Bladwijzer).

	Voorkomen in de natuur.	Bereiding.	Natuurkundige eigenschappen.	Scheikundige eigen- schappen.
Waterstof		49, 54, 101	8	10, 19, 43, 66, 77, 118
Chloor		35, 54, 112	35	49, 66, 77, 112
Waterstofchloride		39, 74, 97	39	39, 54, 59, 65, 72, 74, 85, 101
Metaalchloriden	87	37	88, 94	37, 94
Broom, Jood en Fluor	88		56	56, 116
Zuurstof	23	17, 50, 92, 93, 106, 114	17	17, 50, 60, 64, 77
Verbranding				20, 22
Langzame verbranding				23, 64
Ozone	64	64		64
Water	88	10		42, 46, 48, 54, 58, 64, 74, 113.
Waterstofperoxyde		106	106	106
Chloorzuur en chloraten		113		115
Onderchlorzuur en hypo- chlorieten		114		116
Zwavel	18	119	18, 64	31, 51
Waterstofsulfide		74, 119	35	35, 42, 52, 73, 74, 77, 119
Zwavelbioxyde en zwave- ligzuur		26, 51, 92, 93, 102	27	27, 117, 120
Zwaveltrioxyde		90, 95	61	79, 92
Zwavelzuur		79, 109	82	80, 82, 84, 91, 92, 96, 101, 102, 104
Sulfaten		83	88	
Stikstof	23	13	13	13
Lucht	23, 30, 86			
Ammoniak	85, 86	86	86	86

	Voorkomen in de natuur.	Bereiding.	Natuurkundige eigenschappen.	Scheikundige eigen- schappen.
Stikstofoxydaal . . .	. . .	108	. . .	108
Stikstofoxyde . . .	. . .	107	107 .	107
Salpeterigzuur en nitrieten	. . .	108, 111	108 .	
Stikstofperoxyde . . .	. . .	92, 93, 108	92 .	109
Salpeterzuur . . .	. . .	97	82 . .	82, 84, 91, 92, 107, 119
Nitraten . . .	. . .	83	88 . .	93, 111
Phosphor . . .	. . .	48	14, 64 .	14, 21, 23, 64, 77
Phosphoroxxyde . . .	. . .	27	27 . .	27, 79
Phosphorzuur . . .	. . .	79	82 . .	82, 93
Phosphaten . . .	87 .	83	88 . .	94, 98
Arsenik . . .	. . .	45, 48	30 . .	30, 77
Arsenikwaterstof . . .	. . .	117		118
Arsenigzuur en arsenieten	. . .	30	30, 88 .	31, 45, 73, 117
Arsenikzuur . . .	. . .	108		
Arseniksulfide . . .	. . .	73		
Antimoon . . .	. . .		36 . .	36, 77
Antimoonsulfide . . .	. . .			74
Boor en boraten . . .	87 .		88 . .	94, 98
Koolstof . . .	30 .	28	28, 30, 64	45, 77, 102
Koolwaterstoffen . . .	127 .			
Organische verbindingen	130 .			
Lichtgasfabrikatie . . .	. . .	127		
Kooloxydegas . . .	. . .	59	60 . .	60
Koolzuur . . .	30 .	29, 94, 97	28 . .	28, 84, 90, 93
Carbonaten en hydro- carbonaten . . .	. . .	83, 87	88 . .	93, 97, 98
Koolsulfide . . .	. . .	33	33 . .	33
Kiezel . . .	. . .		31 . .	31, 77
Siliciumoxyde en kiezel- zuur . . .	31 .	98	82 . .	90, 98
Silikaten . . .	. . .	83, 98	88 . .	94, 98
Glas . . .	. . .	98		
Kalium . . .	. . .	48	25 . .	25, 48, 53, 77, 101
Kaliumoxyde en hy- droxyde . . .	. . .	25, 78, 96	25, 21 .	25, 78, 81, 91, 96
Kaliumsulfide . . .	. . .	32	. . .	35

	Voorkomen in de natuur.	Bereiding.	Natuurkundige eigenschappen.	Scheikundige eigen- schappen.
Kaliumchloride . . .	. . .	. . .	. . .	100
" sulfaat . . .	. . .	. . .	. . .	105
Kaliumnitraat . . .	87 . .	100 . . .	. . .	111
" chloraat . . .	. . .	113 . . .	88 . .	114
" carbonaat. . .	87 . .	. . .	. . .	90, 95, 99
" hydrocarbonaat . . .	. . .	87 . . .	. . .	
" silikaat . . .	. . .	98 . . .	. . .	
Natrium.	. . .	48 . . .	25 . .	25, 48, 77, 101
Natriumoxyde en hy- droxyde	. . .	78, 96 . . .	81 . .	78, 80, 81, 84
Natriumchloride . . .	87 . .	38 . . .	38, 89 .	38, 96, 99
" sulfaat . . .	. . .	80, 97 . . .	. . .	99
" nitraat . . .	87 . .	. . .	. . .	96, 100
" carbonaat . . .	. . .	. . .	. . .	89
" boraat . . .	87 . .	. . .	8 . .	
" hypochloriet . . .	. . .	114 . . .	. . .	
Ammonium	. . .	. . .	. . .	86
Ammoniumverbindingen	86 . .	. . .	86 . .	86, 120
Calcium	. . .	. . .	26 . .	77, 101
Calciumoxyde en hy- droxyde	. . .	79, 94, 95 . . .	81 . .	26, 53, 84
Calciumsulfaat . . .	87 . .	. . .	. . .	89
" carbonaat . . .	87 . .	95 . . .	. . .	87, 94
" zouten (andere)	87 . .	114 . . .	. . .	98, 99, 116
Barium en strontium . . .	. . .	. . .	56 . .	56, 77
Bariumverbindingen. . .	. . .	79, 106 . . .	82 . .	99, 106
Magnesium	. . .	49 . . .	7 . .	7, 49, 77, 102
Magnesiumverbindingen	87 . .	32, 38, 95 . . .	38 . .	38, 53, 84, 95, 96, 99, 124
Aluminium	. . .	55 . . .	55 . .	77, 102
Aluminiumverbindingen	88 . .	87 . . .	89 . .	82, 90, 99, 121
Porselein en aardewerk . . .	. . .	95 . . .	. . .	
Zink	. . .	46 . . .	7 . .	7, 49, 77, 101, 103
Zinkverbindingen . . .	51 . .	51, 95 . . .	. . .	25, 82, 90, 95, 96, 121
Chroom en chroom- verbindingen . . .	. . .	. . .	56, 88 .	56, 77

	Voorkomen in de natuur.	Bereiding.	Natuurkundige eigenschappen.	Scheikundige eigen- schappen.
Mangaan en mangaan- verbindingen		111	56	56, 77, 82, 102, 113, 120
IJzer		46	7	6, 49, 77, 103
IJzeroxyden en hy- droxyden	46	6		44, 46, 72, 73, 84, 91
IJzersulfide		32, 73		119, 120
„ chloride		38, 72		38, 74, 75, 99
Ferrozouten	87			87, 91, 112, 117, 120
Ferrizouten				113, 120
Cobalt en Nikkel			56	56, 77, 102
Tin en tinverbindingen	46	46	7	32, 77, 102, 109, 120
Koper		43, 104	7	7, 77, 102, 103, 104
Koperoxyde en hydroxyde		51, 93		43, 84, 91, 96
„ sulfide	51	31, 51		34, 51
„ sulfaat				89, 93, 96, 99, 103, 104
„ zouten				120
Lood		45	7	7, 77, 102
Loodverbindingen	51	7, 51, 73		73, 93, 96, 103, 120
Kwik		51	7	16, 102
Kwikverbindingen		32, 73, 74, 95	32	17, 50, 73, 74, 97, 120
Zilver		44, 51		77, 102
Zilververbindingen		32		44, 98, 99, 103, 105, 120
Goud en verbindingen		51	7	102, 112, 120
Platina en verbindingen		51	7	8, 102, 112, 120

I N H O U D.

Bladz.

Inleiding	5
---------------------	---

Hoofdstuk I. Scheikundige verbinding.

§ 1. Overeenkomst tusschen de verkalking der metalen en de verbranding	6
1. De verkalking der metalen.	6
2. Omstandigheden, die daarop invloed hebben.	8
3. Bij de verkalking neemt het metaal iets uit de lucht op.	11
4. Verkalking en verbranding zijn verschijnselen van gelijken aard.	13
§ 2. Oorzaak der verbranding.	16
1. Bij de verbranding wordt zuurstof door de brandende stof opgenomen.	16
2. Oxydatie in zuurstof.	17
3. Scheikundige verbinding.	20
4. Verbrandingstemperatuur.	21
§ 3. Verschijnselen, die met de verbranding gepaard gaan (vlam).	22
§ 4. Langzame verbranding.	23
§ 5. Oxyden.	25
1. Oxyden van metalen.	25
2. Oxyden van niet-metalen.	26
3. Overzicht van de eigenschappen der oxyden.	31
§ 6. Sulfiden.	31
1. Sulfiden van metalen.	31
2. Sulfiden van niet-metalen.	33
§ 7. Chloor en chloriden.	35
1. Eigenschappen van chloor.	35
2. Chloriden van metalen.	37
3. Chloriden van niet-metalen.	38
§ 8. Oxyden, sulfiden en chloriden.	39

Hoofdstuk II. Scheikundige ontleding. Elementen.

§ 9. Ontleding door warmte. Affiniteit.	42
1. Ontleding door warmte.	42
2. Affiniteit.	42
§ 10. Ontleding door affiniteit. Substitutie.	43
1. Ontleding door waterstof.	43
2. Ontleding door koolstof.	45
3. Toepassingen.	46