



Over dit boek

Dit is een digitale kopie van een boek dat al generaties lang op bibliotheekplanken heeft gestaan, maar nu zorgvuldig is gescand door Google. Dat doen we omdat we alle boeken ter wereld online beschikbaar willen maken.

Dit boek is zo oud dat het auteursrecht erop is verlopen, zodat het boek nu deel uitmaakt van het publieke domein. Een boek dat tot het publieke domein behoort, is een boek dat nooit onder het auteursrecht is gevallen, of waarvan de wettelijke auteursrechttermijn is verlopen. Het kan per land verschillen of een boek tot het publieke domein behoort. Boeken in het publieke domein zijn een stem uit het verleden. Ze vormen een bron van geschiedenis, cultuur en kennis die anders moeilijk te verkrijgen zou zijn.

Aantekeningen, opmerkingen en andere kanttekeningen die in het origineel stonden, worden weergegeven in dit bestand, als herinnering aan de lange reis die het boek heeft gemaakt van uitgever naar bibliotheek, en uiteindelijk naar u.

Richtlijnen voor gebruik

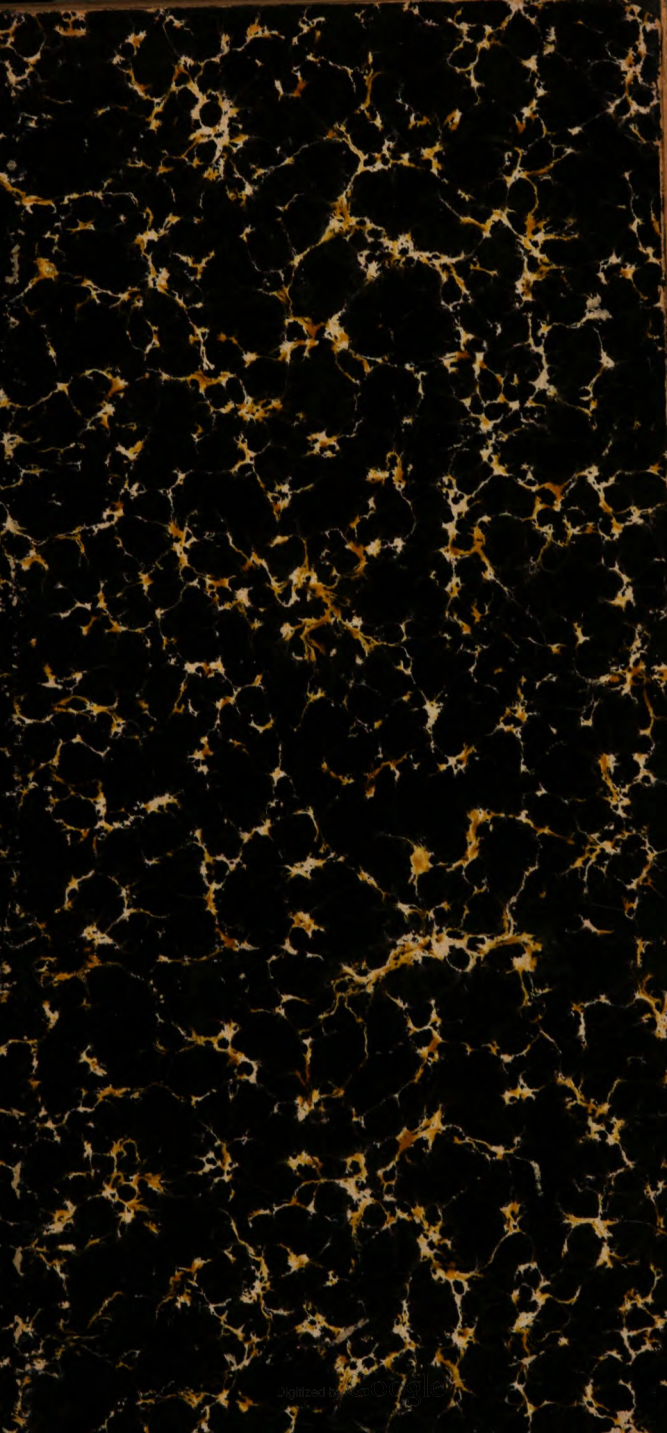
Google werkt samen met bibliotheken om materiaal uit het publieke domein te digitaliseren, zodat het voor iedereen beschikbaar wordt. Boeken uit het publieke domein behoren toe aan het publiek; wij bewaren ze alleen. Dit is echter een kostbaar proces. Om deze dienst te kunnen blijven leveren, hebben we maatregelen genomen om misbruik door commerciële partijen te voorkomen, zoals het plaatsen van technische beperkingen op automatisch zoeken.

Verder vragen we u het volgende:

- + *Gebruik de bestanden alleen voor niet-commerciële doeleinden* We hebben Zoeken naar boeken met Google ontworpen voor gebruik door individuen. We vragen u deze bestanden alleen te gebruiken voor persoonlijke en niet-commerciële doeleinden.
- + *Voer geen geautomatiseerde zoekopdrachten uit* Stuur geen geautomatiseerde zoekopdrachten naar het systeem van Google. Als u onderzoek doet naar computervertalingen, optische tekenherkenning of andere wetenschapsgebieden waarbij u toegang nodig heeft tot grote hoeveelheden tekst, kunt u contact met ons opnemen. We raden u aan hiervoor materiaal uit het publieke domein te gebruiken, en kunnen u misschien hiermee van dienst zijn.
- + *Laat de eigendomsverklaring staan* Het “watermerk” van Google dat u onder aan elk bestand ziet, dient om mensen informatie over het project te geven, en ze te helpen extra materiaal te vinden met Zoeken naar boeken met Google. Verwijder dit watermerk niet.
- + *Houd u aan de wet* Wat u ook doet, houd er rekening mee dat u er zelf verantwoordelijk voor bent dat alles wat u doet legaal is. U kunt er niet van uitgaan dat wanneer een werk beschikbaar lijkt te zijn voor het publieke domein in de Verenigde Staten, het ook publiek domein is voor gebruikers in andere landen. Of er nog auteursrecht op een boek rust, verschilt per land. We kunnen u niet vertellen wat u in uw geval met een bepaald boek mag doen. Neem niet zomaar aan dat u een boek overal ter wereld op allerlei manieren kunt gebruiken, wanneer het eenmaal in Zoeken naar boeken met Google staat. De wettelijke aansprakelijkheid voor auteursrechten is behoorlijk streng.

Informatie over Zoeken naar boeken met Google

Het doel van Google is om alle informatie wereldwijd toegankelijk en bruikbaar te maken. Zoeken naar boeken met Google helpt lezers boeken uit allerlei landen te ontdekken, en helpt auteurs en uitgevers om een nieuw leespubliek te bereiken. U kunt de volledige tekst van dit boek doorzoeken op het web via <http://books.google.com>



33
Cg.



BEKNOPT
LEERBOEK DER SCHEIKUNDE,

VOLGENS DE

NIEUWSTE BESCHOUWINGEN DER WETENSCHAP.

DOOR

H. E. ROSCOE,

Prof. in de Scheikunde aan het Owens College te Manchester.

VRIJ BEWERKT,

naar de 3^{de} Duitse Uitgave van CARL SCHORLEMMER,

DOOR

D^r. H. J. MENALDA VAN SCHOUWENBURG,

Directeur der H. Burgerschool te Amersfoort.

DERDE, OPNIEUW BEWERKTE DRUK.

DORDRECHT,
BLUSSÉ EN VAN BRAAM.

1873.

VOORBERICHT.

De derde druk van dit boek heeft den tweeden spoedig gevolgd, maar toch zal men bij een nauwkeurige vergelijking spoedig overtuigd worden, dat het „op nieuw bewerkte druk” niet ten onrechte op den titel vermeld staat.

Aan de correctie is veel zorg besteed, maar nietlegendaande zijn eenige drukfouten ingeslopen; men vindt deze aan het begin van het boek opgegeven. Mochten er nog enkele aan de aandacht ontsnapt wezen, dan zal de lezer wel zoo welwillend zijn die te verbeteren.

De Medical Times zegt van het leerboek van ROSCOE: „We unhesitatingly pronounce it the best of all our elementary treatises on Chemistry”, en dat dit tijdschrift niet alleen in zijn oordeel stond, bewijst het feit, dat in Engeland reeds meer dan dertig duizend exemplaren van dit leerboek verkocht zijn.

Moge het derde duizendtal in Nederland spoedig zijn weg vinden!

Dr. H. J. MENALDA VAN SCHOUWENBURG.

AMERSFOORT, Juli 1873.

I N H O U D.

	Bladz.
INLEIDING	1
<i>Lijst der elementen</i>	7
ZUURSTOF	10
WATERSTOF	17
Meten van Gassen	22
Diffusie van Gassen	24
<i>Oxyden van waterstof</i>	25
Water of Waterstofoxyde	25
Waterstofdioxyde	36
STIKSTOF	36
Dampkring	37
<i>Zuurstofverbindingen van Stikstof</i>	44
Atoomtheorie	45
Salpeterzuur of Hydronitrat	48
Zuren en Zouten	51
Stikstofpentyde	52
Stikstofmonoxyde	53
Stikstofdioxyde	55
Stikstoftrioxyde	55
<i>Verbindingen van Stikstof en Waterstof</i>	57
Ammoniak	57
KOOLSTOF	60
<i>Oxyden van Koolstof</i>	64
Koolstofdioxyde	64
Koolzuur	67

	Bladz.
Koolstofmonoxyde (kooloxyde)	69
<i>Verbindingen van Koolstof en Waterstof</i>	71
Methylwaterstof (moerasgas)	71
Acetylene	72
Aethylene (olievormend gas)	72
Lichtgas	73
Structuur der vlam	75
<i>Verbindingen van Koolstof en Stikstof</i>	79
Cyaanverbindingen	79
CHLOOR	80
<i>Verbindingen van Chloor en Waterstof</i>	83
Chloorwaterstof of Hydrochloride	83
Koningswater	86
<i>Oxyden en Oxyzuren van Chloor</i>	86
Chloormonoxyde	86
Onderchlorigzuur	87
Chloorzuur	87
Perchloorzuur of Overchloorzuur	88
<i>Verbindingen van Chloor en Stikstof</i>	89
<i>Verbindingen van Chloor en Koolstof</i>	90
BROOM	90
Broomwaterstof	90
<i>Oxyzuren van Bromium</i>	91
Onderbromigzuur	21
Broomzuur	91
JOOD	92
Joodwaterstof	93
<i>Oxyden en Oxyzuren van Jodium</i>	93
<i>Verbindingen van Jodium en Stikstof</i>	94
FLUOOR	94
Fluoorwaterstof	95
ZWAVEL	96
<i>Oxyden en Oxyzuren van Zwavel</i>	98
Zwaveldioxyde	99
Zwaveligzuur	100
Zwaveltrioxyde	101
Zwavelzuur	101
Onderzwaveligzuur	106
<i>Verbindingen van Zwavel met Waterstof</i>	107
Zwavelwaterstof (Hydrosulphide)	107
Waterstofdissulphide	110
Koolstofdissulphide (Zwavelkoolstof)	111
SELENIUM	112
TELLURIUM	112

	Bladz.
KIEZEL	113
Siliciumdioxyde (Kiezelaarde)	113
Siliciumchloride	115
Siliciumfluoride	116
BOOR	116
Boorzuur	117
PHOSPHORUS	118
Phosphortrioxyde	120
Phosphorigzuur	120
Phosphorpentoxyde	121
Orthophosphorzuur	121
Pyrophosphorzuur	122
Metaphosphorzuur	123
Onderphosphorigzuur	124
<i>Verbindingen van Phosphorus en Waterstof</i>	124
Phosphorwaterstof	124
<i>Verbindingen van Phosphorus en Chloor</i>	125
ARSENIK of ARSENICUM	126
<i>Oxyden van Arsenicum</i>	127
Arsenicumtrioxyde	127
Arsenigzuur	127
Arsenicumpentoxyde	128
Arsenikzuur :	128
<i>Verbindingen van Arsenicum en Waterstof</i>	129
Arsenikwaterstof	129
<i>Verbindingen van Arsenicum met Zwavel</i>	129
<i>Herkenningssteekenen van Arsenicum</i>	130
ATOOM en MOLECÛLE	131
VALENTIE DER ELEMENTEN	135
TEEKENSCHRIFT VAN KÉLULÉ	140

METALEN.

PHYSISCHE EIGENSCHAPPEN DER METALEN	142
SOORTELIJKE WARMTE EN ATOOMWARMTE	144
WIJZE VAN VOORKOMEN DER METALEN	146
SCHEIKUNDIGE EIGENSCHAPPEN DER METALEN	147
<i>Metaaloxiden</i>	148
<i>Zouten</i>	150
<i>Sulphiden</i>	152
VERDEELING DER METALEN	153
KRISTALLOGRAPHIE	155
ALKALIMETALEN	162
Kalium	162

	Bladz.
Natrium	169
Oplösbaarheid van zouten	175
Caesium en Rubidium	178
Lithium	178
Ammoniumverbindingen	179
METALEN DER ALKALISCHE AARDEN	181
Calcium	181
Strontium	187
Baryum	188
AARDMETALEN	190
Aluminium	190
Glas, Porcelein en Aardewerk	193
METALEN DER ZINKGROEP	196
Beryllium	196
Magnesium	196
Zink	198
Cadmium	201
Indium	201
Mangaan	202
IJzer	205
Kobalt	214
Nikkel	216
Chroom	217
Uranium	221
METALEN DER TINGROEP	221
Tin	221
Titanium	225
METALEN DER WOLFRAAMGROEP	225
Molybdaenium	225
Wolframium	226
METALEN DER ANTIMONIUMGROEP	226
Antimonium	226
Bismuth	230
Vanadium	231
METALEN DER LOODGROEP	231
Lood	231
Thallium	235
METALEN DER ZILVERGROEP	235
Koper	235
Kwik	241
Zilver	245
METALEN DER GOUDGROEP	250
Goud	250
Platina	252

Palladium	Bladz. 255
SPECTRAAL-ANALYSE	255

SCHEIKUNDE DER KOOLSTOFVERBINDINGEN.

INLEIDING	262
KOOLSTOFHOUDENDE RADICALEN	264
EMPIRISCHE EN RATIONEELE FORMULES	268
ISOMERIE	269
ANALYSE VAN ORGANISCHE STOFFEN	272
BEPALING VAN DE MOLECULAIR-FORMULE	277
BEPALING VAN DE DICHTHEID VAN DEN DAMP	279
KOOKPUNT EN GEFRACCTIONEERDE DESTILLATIE	280
CYAAANVERBINDINGEN	281
CARBONYLVERBINDINGEN	288
VETSTOFFEN	292
Verbindingen van univalente radicalen ..	292
<i>Primaire alcoholen</i>	292
<i>Vetzuren</i>	294
<i>Secundaire en tertiaire alcoholen</i>	298
Methylverbindingen	299
Formylverbindingen	303
Aethylverbindingen	305
Acetylverbindingen	314
Propylverbindingen	322
Butylverbindingen	323
Amylverbindingen	324
Verbindingen met zes tot tien atomen koolstof	325
Verbindingen met meer dan tien atomen koolstof	327
Verbindingen van de alcoholradicalen met de elementen der stikstofgroep	328
<i>Aminen</i>	328
<i>Phosphinen</i>	331
<i>Arsinen</i>	332
<i>Stibinen</i>	333
<i>Bismuthinen</i>	333
Verbindingen van de alcoholradicalen met Borium en Silicium	334
Metaalverbindingen van de alcoholradicalen	335
Verbindingen van de bivalente alcoholradicalen	336
<i>Melkzuurreeks</i>	341

	Bladz.
<i>Oxalzuurreeks</i>	344
<i>Urinezuur en daarmee verwante lichamen</i>	352
Verbindingen van de trivalente radicalen	
$C_n H_{2n-1}$	354
Verbindingen van de univalente radicalen	
$C_n H_{2n-1}$	359
Allylverbindingen	359
Koolwaterstoffen van de Acetyleenreeks	361
Verbindingen van quadrivalente radicalen	363
Verbindingen van sexvalente radicalen	363
KOOLHYDRATEN	364
<i>Suiker</i>	365
Gisting	369
<i>Gom</i>	372
<i>Anylum of Zetmeel</i>	373
<i>Cellulose of Celstof</i>	375
<i>Glucosiden</i>	376
AROMATISCHE VERBINDINGEN	378
Benzol	381
Phenol (carbolzuur)	382
Toluol en Cressol	385
Rosaniline	386
Benzylverbindingen	386
Salicylverbindingen	389
Kaneelgroep	392
Naphthalinegroep	393
Anthraceengroep	394
TERPENEN EN KAMFERS	396
Harsen en Balsems	399
Kautchouk en Guttapercha	400
ALKALOÏDEN	401
EIWITLICHAMEN	408
PHYSIOLOGISCHE CHEMIE	411
Beenderen	412
Bloed	412
Hersenen	413
Gal	413
Melk	414
Urine	415
DIEREN EN PLANTEN	415
Ademhaling en dierlijke warmte	416
Voeding der Plant	418
SYNTHESE VAN ORGANISCHE STOFFEN	419
ALPHABETISCH REGISTER	425

D R U K F O U T E N .

regel 9 v. b.	staat :	Plaats,	lees :	Plaatst.
„ 7 v. o.	„	vreeselijk,	lees :	vreeselijk.
„ 3 v. o.	„	monoklonisch,	lees :	monoklinisch.
„ 150, „ 18 v. b.	„	<i>suboxyden</i> of <i>superoxyden</i> ,	lees :	<i>superoxyden</i> of <i>suboxyden</i> .
„ 155, „ 22 v. b.	„	sulpiden,	lees :	sulphiden.
„ 160, „ 2 v. b.	„	scheven,	lees :	scheeven.
„ 188, „ 5 v. o.	„	whiteriet,	lees :	witheriet.
„ 229, „ 4 v. o.	„	antimononium,	lees :	antimonium.
„ 229, „ 3 v. o.	„	antimoniumstibiaat,	lees :	natriumstibiaat.
„ 288, „ 1 v. b.	„	ammoniumsulfaat,	lees :	-sulfaat.
„ 312, „ 14 v. o.	„	<i>Aethylhydrosulfaat</i> ,	lees :	<i>Aethylhydrosulfaat</i> .
„ 316, „ 10 v. b.	„	<i>Choral</i> ,	lees :	<i>Chloral</i> .
„ 316, „ 12 v. o.	„	<i>Choralhydraat</i> ,	lees :	<i>Chloralhydraat</i> .
„ 337, „ 7 v. o.	„	verward,	lees :	verwarmd.
„ 343, „ 14 v. b.	„	kristalliseeren, goed,	lees :	kristalliseeren goed,
„ 350, „ 1 v. b.	„	<i>Asparagine</i> ,	lees :	<i>Asparagine</i> .
„ 357, „ 25 v. o.	„	paarlemoerglas,	lees :	-glans.

!

v

;

I N L E I D I N G .

Wanneer twee of meer stoffen met elkander in aanraking komen, dan gebeurt het niet zelden, dat daaruit één of meer nieuwe lichamen met wezenlijk verschillende eigenschappen ontstaan; omgekeerd vormen zich onder bepaalde omstandigheden uit één lichaam dikwijls twee of meer andere, die zich door hun eigenschappen van het oorspronkelijke volkomen onderscheiden. Zulke verschijnselen noemt men *scheikundige verschijnselen*, en de tak der natuurwetenschap, die over dergelijke verschijnselen handelt, heet *Scheikunde* of *Chemie*.

Wanneer men ijzervijlsel en zwavel innig met elkander vermengt, dan verdwijnt zoowel de kleur van de zwavel als die van het ijzer. Men verkrijgt dan een grijsachtig groen poeder, waarin het bloote oog niets ongelijksoortigs ontdekken kan. Met behulp van een goed mikroskoop echter kan men daarin de afzonderlijke deeltjes zwavel en ijzer gemakkelijk van elkander onderkennen. Wij hebben hier een *mechanisch mengsel*, dat door *mechanische* middelen weder kan gescheiden worden, bijv. door er een magneet boven te houden of door het mengsel met water te schudden. De zwaardere ijzerdeeltjes bezinken eerder dan de lichtere zwaveldeeltjes.

Verhit men dit mengsel, zoodat de zwavel smelt, dan heeft er weldra verandering plaats: de massa wordt gloeiend, en na bekoeeling verkrijgt men een zwart lichaam, waarin men zelfs bij de sterkste vergrooing geen zwavel of ijzer meer kan ontdekken, en dat in eigenschappen geheel verschilt, zoowel van zwavel, als van ijzer.

Er heeft nu een *scheikundig verschijnsel* plaats gehad; ijzer en zwavel hebben zich vereenigd tot een *scheikundige verbinding*, die wij zwavelijzer of ijzersulphide noemen. Deze verbinding kan door mechanische middelen niet weder in haar bestanddeelen ontleed worden, maar door *scheikundige processen* kunnen wij daaruit weder zwavel en ijzer afscheiden.

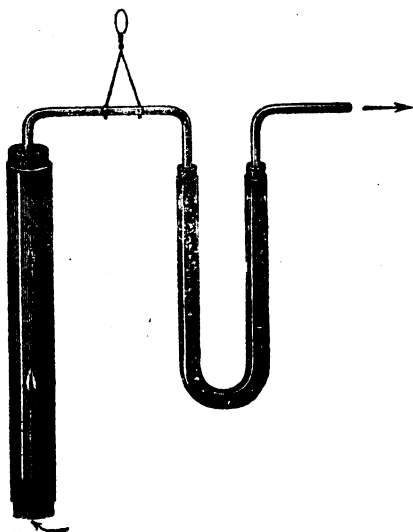
De oorzaak, waardoor scheikundige verbinding totstandkomt, noemt men *affiniteit* (verwantschap). Zwavel en ijzer bezitten dus verwantschap tot elkander. Zijn de omstandigheden gunstig, zoodat deze verwantschap tot uiting kan komen, dan heeft er verbinding plaats, en dan wordt uit die twee stoffen *één nieuw lichaam*.

Hoemeer affiniteit de stoffen tot elkander bezitten, hoemeer warmte er bij haar verbinding vrijwordt.

Een ander voorbeeld van een chemisch verschijnsel is het branden van een kaars. Ofschoon de kaars gaandeweg verdwijnt, gaat toch de stof, waaruit zij bestaat, niet verloren. Er ontstaan daarbij gasvormige producten, die voor het oog onwaarneembaar zijn, maar waarvan de aanwezigheid door andere middelen gemakkelijk kan aangetoond worden. Houdt men de brandende kaars gedurende een korten tijd in een droge flesch, dan neemt men waar, dat de wanden der flesch beslaan; giet men vervolgens een weinig helder kalkwater in de flesch en schudt men, dan wordt deze vloeistof melkachtig wit, terwijl zij in zuivere lucht helder blijft. Hierdoor is bewezen, dat zich bij het verbranden der kaars waterdamp vormt en een kleurloos gas, dat de eigenschap bezit om helder kalkwater troebel te maken.

Door een eenvoudige proef kan men bewijzen, dat er bij de verbranding geen stofverlies plaats heeft, maar dat de verbrandings-

Fig. 1.



producten daarentegen meer wegen dan de kaars. De bestanddeelen daarvan verbinden zich namelijk terwijl zij brandt met een bestanddeel der lucht (zuurstof).

Voor deze proef gebruikt men een glazen buis, welke ongeveer vier c. M. middellijn heeft en een lengte van 40 c. M. (fig. 1). Deze wordt van onderen gesloten met een kurk, welke op verschillende plaatsen doorboord is; in een van deze openingen bevestigt men de kaars. Door de kurk, welke de bovenste opening der glazen buis sluit, gaat een rechthoekig-gebogen glazen

buisje, dat verbonden is met een U-vormige buis, welke stukjes bijtende soda bevat, en waarvan het andere uiteinde met een kurk is gesloten, door welke weder een omgebogen glazen buisje is gestoken. De aldus ingerichte toestel wordt aan den eenen arm van een balans gehangen, aan wier andere einde zich een schaal bevindt, waarop gewichten gelegd worden totdat het evenwicht hersteld is. Vervolgens verbindt men de U-vormige buis door een kautchoukbuisje luchtdicht met de bovenste opening van een vat, dat met water gevuld en aan den bodem van een kraan voorzien is (*aspirator*). Opent men die kraan, dan vloeit het water uit het vat, terwijl de lucht, die het water moet vervangen, door de openingen van de onderste kurk intreedt, en een luchtstroom veroorzaakt, waardoor de verbranding der kaars onderhouden wordt. Voordat men de kraan opent steekt men de kaars aan en brengt ze snel weer in de buis. Nadat de kaars eenigen tijd gebrand heeft neemt men het kautchoukbuisje weg, zoodat de toestel weder vrij aan de balans hangt, en ziet dan, dat het gewicht van den toestel is toegenomen; de balans slaat namelijk door naar den kant waar de toestel hangt.

De bestanddeelen der kaars (koolstof en waterstof) hebben zich met de zuurstof der lucht verbonden, en de gevormde producten (koolstofdioxyde en water) zijn door de bijtende soda vastgelegd.

Vervangt men de glazen buis met bijtende soda door twee andere, waarvan de eerste leeg is en de andere gevuld met kalkwater, dan verdicht zich de waterdamp in de eerste buis, terwijl het koolstofdioxyde zich verbindt met de kalk tot een in water onoplosbare stof (die dezelfde samenstelling heeft als krijt), waardoor het kalkwater troebel wordt.

Verhit men gesmolten lood in aanraking met lucht, dan bedekt zich het metaal spoedig met een geel huidje. Neemt men dit weg, dan komt de schitterende oppervlakte van het lood weder te voorschijn, om weldra op nieuw plaats te maken voor een geel huidje. Door deze handelwijze voortzetten kan men al het lood in een geel poeder (loodoxyde) veranderen. Doet men deze proef met een afgewogen hoeveelheid lood, en weegt men later het verkregen gele poeder, dan blijkt het wederom dat het gewicht is toegenomen.

Verhit men een stuk soldeersel (een mengsel van tin en lood) in een aan beide uiteinden toegesmolten glazen buis, dan ziet men ook daar zich een geel huidje vormen. Weegt men deze buis na afkoeling op nieuw, dan bevindt men dat haar gewicht hetzelfde is als voor de proef. Breekt men er echter vervolgens het puntje af, dan bemerkt men dat in de buis lucht treedt, en dat zij zwaarder is geworden.

Doopt men de polen van een hoefmagneet, welke aan de eene arm van een balans is opgehangen, in ijzervijzel en maakt daarna evenwicht, dan ziet men de balans naar dien kant doorslaan als men

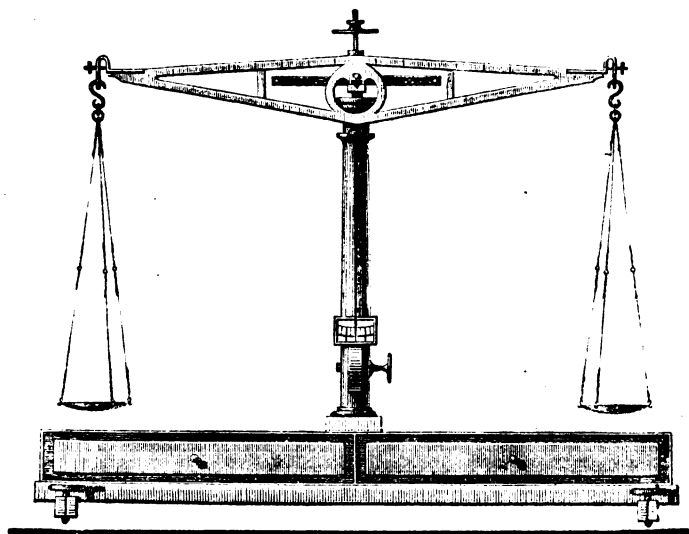
het ijzervijzel met een gewone gaslamp verhit heeft. Het fijne ijzervijzel verbindt zich n. l. onder die omstandigheden gemakkelijk met de zuurstof van de lucht (het roest).

Door nauwkeurige onderzoekingen omtrent alle bekende scheikundige verschijnsels is gebleken, dat daarbij nooit *verlies van stof* plaats heeft, dat stof evenmin kan vernietigd, als uit niets voortgebracht worden.

De juistheid van deze grondstelling der scheikunde werd langzamerhand bewezen. Men vond steeds, dat bij elk chemisch verschijnsel het gewicht van de lichamen, die op elkander werken, even groot bleef. Eerst sedert de invoering van de balans heeft de scheikunde zich tot wetenschap ontwikkeld.

In fig. 2 zien wij een balans afgebeeld, zooals die gewoonlijk door

Fig. 2.



de scheikundigen wordt gebruikt. De hefboom is van geel koper (messing) en in zijn midden voorzien van een driekant mes van hard staal, dat op een vlak, horizontaal plaatje agaast rust. Ook de uiteinden van den hefboom dragen harde stalen messen, waaraan de schalen door middel van stalen pannen zijn opgehangen. Door deze inrichting wordt de wrijving zeer gering, wat noodzakelijk is om de balans gevoelig te doen zijn. Om het afslijten der messen te voorkomen wanneer de balans niet gebruikt wordt, heeft men

een toestelletje aangebracht, waardoor men den hefboom kan oplichten, en dus het mes van de pan verwijderen; de balans kan dan niet schommelen. Als men weegt, moet men zorgen dat er geen luchttek is, daarom is de geheele balans in een glazen kast besloten, die haar tevens tegen stof en vochtigheid beschermt. De theorie van de balans wordt in de leerboeken over natuurkunde behandeld; de scheikundige heeft voor zijn proeven een zeer gevoelig instrument noodig. Bij een belasting van 100 gram moet een overwicht van 0,1 milligram nog een goed waarneembaren doorslag geven.

Bij wetenschappelijke onderzoeken gebruikt men steeds het decimale stelsel van maten en gewichten. De gewichtseenheid staat in een eenvoudige betrekking tot de lengte-eenheid (de meter); zij is namelijk het gewicht van 1 d. M³. water bij 4^o (1), dat is de temperatuur, waarbij water zijn grootste dichtheid heeft, en wordt *gram* genoemd.

Het gram of wichtje wordt in tiende, honderdste en duizendste deelen verdeeld; deze onderdeelen dragen de namen van decigram, centigram en milligram; 1000 gram = 1 kilogram of kilo is het gewicht van een d. M³. water bij 4^o.

In de geneeskunde gebruikte men vroeger het medicinale gewicht. Het m. pond heeft 12 m. oncen, 96 drachmen, 288 scrupels en 5760 greinen; 1 once heeft dus 8 drachmen, 1 drachme 3 scrupels en 1 scrupel 20 greinen. Om van het eene stelsel over te gaan tot het andere behoeft men slechts te weten, dat 1 kilogram gelijk is aan 32 med. oncen. Daaruit volgt 1 gram = 15,36 grein en 1 grein = 0,0651 gram.

Het doel van den scheikundige is om alle verschijnselen, waarbij verandering in de samenstelling der lichamen plaats heeft, nauwkeurig te onderzoeken, om te trachten de oorzaak van de scheikundige verschijnselen op te sporen en de wetten te leeren kennen, volgens welke zij plaats hebben. Tot dit doel stelt hij proeven in het werk, dat wil zeggen, doet hij vragen aan de natuur, door de stoffen bloot te stellen aan invloeden of ze samentebrenge onder omstandigheden, welke hij in zijn macht heeft en kan veranderen. De verschijnselen, die daarbij optreden, zijn de antwoorden waaruit hij zijn besluiten kan trekken. Uit de proeven, welke men tot dusverre gedaan heeft met alle lichamen, die onder ons bereik vallen, is gebleken, dat men deze tot twee groote afdeelingen kan brengen:

1. *Samengestelde stoffen of scheikundige verbindingen*, lichamen,

(1) Wanneer er van graden van den thermometer gesproken wordt, dan zijn dit altijd graden van de honderddeelige schaal van Celsius.

welke men in twee of meer van elkander en van het oorspronkelijk lichaam verschillende stoffen kan ontleden, en

2. *Enkelvoudige stoffen of elementen*; zulke stoffen, die wij met de ons ten dienste staande middelen niet in twee of meer andere kunnen scheiden.

Een verbinding bestaat dus uit twee of meer enkelvoudige stoffen, die zich scheikundig verbonden hebben. IJzer en zwavel zijn elementen; uit geen van beiden kan men daarvan verschillende stoffen verkrijgen. Worden beiden echter samen gemengd en daarna verhit, dan gaan zij een chemische verbinding aan en leveren een samengestelde stof, waaruit men de beide bestanddeelen later weder kan afscheiden.

Zoo is water een scheikundige verbinding van twee gasvormige elementen, zuurstof en waterstof. Keukenzout bestaat uit het element natrium, dat tot de metalen behoort, verbonden met het element chloor. Kalksteen, klei, suiker, vet zijn chemische verbindingen; terwijl kool, zwavel, phosphorus, ijzer, kwik, goud, enz. kunnen genoemd worden als voorbeelden uit de afdeeling der enkelvoudige stoffen of elementen.

De volgende proef is geschikt om ons te doen zien hoe een verbinding in haar elementen kan ontleed worden. In een reageerbuisje van moeilijk smeltbaar glas doet men een kleine hoeveelheid rood-kwikoxyde en verhit dit vervolgens sterk. Er heeft dan ontleding plaats; aan het bovenste, koude gedeelte van het buisje vormt zich een grijs aanslag (sublimaat), dat langzamerhand samenvloeit tot bolletjes, die als zilver blinken. Dit is kwik, het eene bestanddeel van het roode poeder. Het andere bestanddeel is zuurstof, een kleurloos gas, dat de lucht in het buisje vervangen heeft. De aanwezigheid daarvan kan men gemakkelijk aantoonen door een glimmenden zwavelstok in het buisje te houden; dezen ziet men namelijk dadelijk ontbranden. Door lange verhitting wordt het rood-kwikoxyde volkomen in kwik en zuurstof ontleed. Richt men de proef zoo in, dat men het gewicht van deze beide stoffen kan bepalen, dan blijkt het dat zij te zamen evenveel wegen als het gebruikte kwikoxyde.

Tegenwoordig zijn er 63 elementen bekend. Deze zijn onderling zeer verschillend; een groot aantal onder hen onderscheidt zich van de anderen doordat zij in hun eigenschappen veel overeenkomst vertoonen; van deze zijn er eenige reeds lang onder den naam van *metalen* bekend, bijv. goud, zilver, koper, lood, enz. Onder de andere elementen zijn er eenige gasvormig, andere vloeibaar en weer andere vast; door sommige eigenschappen onderscheiden zij zich echter van de metalen; men noemt deze *niet-metalen*, bijv. kool, zwavel, phosphorus.

De enkelvoudige stoffen worden daarom gewoonlijk verdeeld in

twee klassen, in *metalen* en *niet-metalen*. Deze verdeeling steunt echter op wankelende en onzekere kenmerken, ten gevolge waarvan eenige elementen door den een onder de metalen, door den ander onder de niet-metalen gerangschikt worden (¹). In den regel brengt men 15 elementen tot de niet-metalen en 48 tot de metalen.

Deze 63 enkelvoudige stoffen zijn het materiaal, waaruit het gebouw der scheikundige wetenschap is opgetrokken; alle stoffen, die tot nu toe aan een chemisch onderzoek werden onderworpen, bevatten er één of meer van.

In de volgende lijst vindt men de tot nu toe bekende enkelvoudige stoffen opgeteekend. Eerst worden de niet-metalen genoemd, daarna de metalen. Het ontbreken van het sterretje voor de namen der laatste beteekent dat zij zeldzaam zijn. De teekens en de getallen achter de namen worden later verklaard :

NAMEN DER ELEMENTEN.		Teekens.	Verbindingsgewichten.	Valentie.
1	Zuurstof <i>Oxygenium</i>	O	16	2
2	Waterstof <i>Hydrogenium</i>	H	1	1.
3	Stikstof <i>Nitrogenium, Azotum</i>	N, Az	14	3.
4	Koolstof <i>Carbonium</i>	C	12	4.
5	Chloor <i>Chlorium</i>	Cl	35,5	1.
6	Broom <i>Bromium</i>	Br	80	1.
7	Jood <i>Jodium</i>	J	127	1.
8	Fluoor <i>Fluorium</i>	Fl	19	1.
9	Zwavel <i>Sulphur</i>	S	32	2.
10	Selenium	Se	79,5	2.
11	Tellurium	Te	129	2.
12	Kiezel <i>Silicium</i>	Si	28	4.
13	Boor <i>Borium</i>	Bo	11	3.
14	Phosphor <i>Phosphorus</i>	P	31	3.
15	Arsenik <i>Arsenicum</i>	As	75	3.
16	*Potassium <i>Kalium</i>	K	39,1	1.
17	*Sodium <i>Natrium</i>	Na	23	1.
18	Cæsium	Cs	133	1.

(¹) Arsenicum bezit de physische eigenschappen der metalen (glans, groot soortelijk gewicht, goede geleidbaarheid voor warmte en electriciteit, enz.), maar niet de chemische (zie later). Ook antimonium wordt door sommige scheikundigen tot de niet-metalen gebracht.

NAMEN DER ELEMENTEN.		Teekens.	Verbindingsgewichten.	Valentie.
19	Rubidium	Rb	85,4	1.
20	Lithium	Li	7	1.
21	*Calcium	Ca	40	2.
22	Strontium	Sr	87,5	2.
23	Baryum	Ba	137	2.
24	*Aluminium	Al	27,4	2.
25	*Magnesium	Mg	24	2.
26	Cerium	Ce	92	2.
27	Lanthanium	La	92	2.
28	Didymum	Di	95	2.
29	Yttrium	Y	61,7	2.
30	Erbium	Er	112,6	2.
31	Beryllium	Be	9,3	2.
32	*Zink <i>Zincum</i>	Zn	65	2.
33	Cadmium	Cd	112	2.
34	Indium	In	75,6	2.
35	*Mangaan <i>Manganesium</i>	Mn	55	2.
36	*IJzer <i>Ferrum</i>	Fe	56	2.
37	*Kobalt <i>Cobaltum</i>	Co	59	2.
38	*Nikkel <i>Niccolum</i>	Ni	59	2.
39	*Chroom <i>Chromium</i>	Cr	52,2	2.
40	Uranium	U	120	2.
41	*Tin <i>Stannum</i>	Sn	118	4.
42	Titanium	Ti	50	4.
43	Zirkonium	Zr	89,6	4.
44	Thorium	Th	231,5	4.
45	Tantalium	Ta	182	5.
46	Niobium	Nb	94	5.
47	Molybdaenium	Mo	96	6.
48	Wolframium	W	184	6.
49	Vanadium	V	51,3	3.
50	*Antimonium <i>Stibium</i>	Sb	122	3.
51	*Bismuth <i>Bismuthum</i>	Bi	210	3.
52	*Lood <i>Plumbum</i>	Pb	207	2.
53	Thallium	Tl	204	1.
54	*Koper <i>Cuprum</i>	Cu	63,5	2.
55	*Kwik (kwikzilver) <i>Hydrargyrum</i>	Hg	200	2.
56	*Zilver <i>Argentum</i>	Ag	108	1.
57	*Goud <i>Aurum</i>	Au	197	3.
58	*Platina <i>Platinum</i>	Pt	197,5	4.

NAMEN DER ELEMENTEN.		Teekens.	Verbindingsgewichten.	Valentie.
59	Palladium	Pd	106,6	4.
60	Iridium	Ir	198	4.
61	Osmium	Os	199,2	4.
62	Rhodium	Rh	104,4	4.
63	Ruthenium	Ru	104,4	4.

Eenige der enkelvoudige stoffen komen in groote hoeveelheden voor en zijn algemeen verspreid; zuurstof bijv., is in den dampkring, in het water en in de vaste aardkorst in zulk een groote hoeveelheid voorhanden, dat haar gewicht ongeveer de helft van het gewicht onzer planeet bedraagt; terwijl andere elementen, zooals erbium en indium, slechts op weinig plaatsen en dan nog in zeer kleine hoeveelheden gevonden zijn.

De hoofdmassa der vaste aardkorst bestaat uit 8 elementen, zooals blijkt uit onderstaande tabel, waarin de procentische samenstelling van de kristallijne gesteenten is opgeteekend :

zuurstof	44,0 — 48,7	%
kiesel	22,8 — 36,2	„
aluminium	9,9 — 6,1	„
ijzer	9,9 — 2,4	„
calcium	6,6 — 0,9	„
magnesium	2,7 — 0,1	„
natrium	2,4 — 2,5	„
kalium	1,7 — 3,1	„

Hoogst waarschijnlijk zijn op onze planeet meer elementen aanwezig dan de 63 genoemde. Steeds worden er nieuwe en betere methoden van onderzoek gevonden, en door middel daarvan worden dikwijls nieuwe elementen ontdekt. Zoo heeft de methode van de *spectraal-analyse*, welke in de laatste jaren in de scheikunde is ingevoerd, in korten tijd vier nieuwe elementen aan onze lijst toegevoegd (caesium, rubidium, indium en thallium).

Ook is het zeer goed mogelijk, dat sommige stoffen, die wij elementen noemen, later door verbeterde hulpmiddelen zullen ontleed worden. Wij hebben voorbeelden in overvloed, dat stoffen, welke nog betrekkelijk korten tijd geleden voor elementen gehouden werden, bij nader onderzoek verbindingen bleken te zijn.

Onze kennis van de samenstelling der hemellichamen was tot voor korten tijd beperkt tot de uitkomsten van het onderzoek van

meteoorsteenen. In deze trof men geen andere elementen aan dan die op aarde reeds gevonden waren. Door de spectraal-analyse is het echter mogelijk geworden de aanwezigheid van veel onzer enkelvoudige stoffen ook in de zon en de vaste sterren aan te toonen, en dat met dezelfde nauwkeurigheid en zekerheid, waarmede wij het voorkomen daarvan in de stoffen op aarde kunnen bewijzen.

Wij beginnen met de behandeling der niet-metalen en van de verbindingen daarvan onderling, en zullen dit doen in dezelfde volgorde, waarin ze in de lijst der elementen zijn opgegeven.

1. ZUURSTOF OF OXYGENIUM.

○ = 16 gew. d. zuurstof. Dichtheid = 16.

Zuurstof is een kleurloos gas, zonder reuk of smaak. In vrijen toestand (maar gemengd met andere gassen) is zuurstof in de lucht aanwezig; zij neemt ongeveer $\frac{1}{5}$ van het volumen van den dampkring in. Met andere elementen verbonden vormt zij de helft van de vaste korst der aarde en $\frac{8}{9}$ van het water.

In 1774 werd de zuurstof ontdekt door den engelschen scheikundige PRIESTLEY, en het volgende jaar onafhankelijk daarvan door SCHEELE in Zweden.

LAVOISIER toonde het eerst aan, dat zuurstof een enkelvoudige stof is; hij leerde ons welke rol die stof bij het verbrandingsproces speelt, en verklaarde het daarbij plaatshebbend scheikundig verschijnsel, waardoor hij den grond legde voor de tegenwoordige scheikunde.

Uit de lucht kan men slechts langs omwegen zuurstof in zuiveren toestand verkrijgen. Om deze stof te bereiden trekt men partij van de eigenschap van eenige harer verbindingen om bij verhitting ontleed te worden en daarbij zuurstof te doen vrijworden.

Reeds vroeger merkten wij op, dat het rood-kwikoxyde door sterke verhitting gescheiden wordt in zuurstof en kwik, en op die wijze werd door PRIESTLEY het eerst zuurstof verkregen.

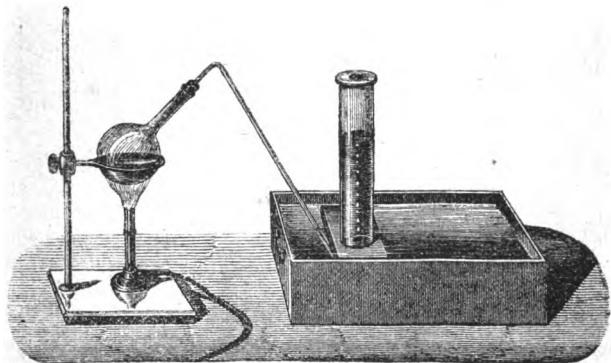
De verbinding, die men gewoonlijk voor de bereiding van zuurstof gebruikt, is *kaliumchloraat* (chloorzure potasch), welke stof ruim 39 procent zuurstof oplevert.

Men brengt het fijngemaakte zout in een glazen kolf ⁽¹⁾, in wier hals door middel van een kurk een buis bevestigd is, welke dient om

⁽¹⁾ Deze kolf moet goed schoon zijn, daar de aanwezigheid van strootjes, stukjes kurk, enz. gevaarlijke ontploffingen ten gevolge kan hebben.

het gas te geleiden. Het uiteinde van deze buis reikt onder de oppervlakte van het water in een gastrog (*pneumatischen bak*), zooals uit fig. 3 blijkt.

Fig. 3.



Bij verhitting smelt het zout, en vervolgens ontwikkelt zich onder opschuimen zuurstof, welk gas in bellen door het water ontwijkt en opgevangen wordt in flesschen of glazen cilinders, die vooraf met water gevuld zijn en waarvan de openingen zich onder de oppervlakte van het water in den pneumatischen bak bevinden, boven het buisje, dat het gas aanvoert. Wanneer men het zout langzamerhand verwarmt, bemerkt men, dat het weder vast wordt als er slechts een betrekkelijk kleine hoeveelheid zuurstof is vrij geworden. Er heeft zich dan een zout gevormd (*kaliumperchloraat*, waarover later nader), dat moeilijker smeltbaar is en eerst bij sterker verhitting ontleed wordt.

Vermengt men het kaliumchloraat met een weinig mangaan-dioxyde (bruinsteen) ⁽¹⁾, dan heeft de gasontwikkeling sneller en bij lager temperatuur plaats. Hetzelfde kan ook verkregen worden door koperoxyde of ijzeroxyde. Deze oxyden ondergaan hierbij geen waarneembare verandering; dat zij echter wel een rol spelen, zullen wij later zien.

Alle enkelvoudige stoffen, met uitzondering van fluorium, verbin-

(¹) Bruinsteen bevat niet zelden verbrandbare deeltjes, daarom is het voor deze proef wenschelijk die stof vooraf door uitgloeijing daarvan te zuiveren.

den zich met zuurstof. Deze verbindingen heeten *oxyden* ⁽¹⁾, en het daarbij plaatshebbend verschijnsel wordt *oxydatie* genoemd. Heeft de oxydatie van een lichaam snel plaats, dan treden er gewoonlijk vuur- en lichtverschijnselen bij op.

Alle brandbare lichamen verbranden in zuurstof met verhoogden glans, en de stoffen, welke in aanraking met de lucht (dat is verdunde zuurstof) slechts moeilijk verbranden, doen dit gemakkelijk in zuivere zuurstof. Een glimmende zwavelstok en een kaars, waarvan de pit nog even gloeit, ontvlammen in dit gas oogenblikkelijk; zwavel verbrandt daarin met een schoon blauw licht en phosphorus met zulk een verblindenden glans, dat onze oogen er pijnlijk door worden aangedaan.

Brengt men in de flesschen, waarin de bovengenoemde proeven hebben plaats gehad, een weinig water, en schudt men, dan lossen de gevormde oxyden daarin op. Deze oplossingen bezitten een zuren smaak en hebben de eigenschap om blauw lakmoespapier ⁽²⁾ rood te kleuren. Ten gevolge van deze eigenschap gaf LAVOISIER aan het element zuurstof den naam van *oxygenium*, dat is, zuurmakende stof. Niet alle oxyden hebben echter de bovengenoemde eigenschappen; sommigen bezitten een loogachtigen smaak (als zeepwater) en maken rood lakmoespapier blauw. De naam van zuurmakende stof is dus niet zeer juist gekozen. De oxyden, die niet oplosbaar zijn in water, bezitten geen smaak en oefenen geen werking uit op lakmoespapier.

Om de verbranding van ijzer in zuurstof te laten zien, bevestigt men aan het einde van een uitgegloeide en in een spiraal gebogen horologieveer een stukje zwam; dit zwam steekt men vervolgens aan en hangt het met de horologieveer snel in een flesch met zuurstof. Door de warmte, die bij de verbranding van het zwam vrijkomt, wordt het ijzer gloeiend, en verbindt het zich vervolgens onder vuurverschijnselen met de zuurstof. Het ijzeroxyde, dat bij de verbranding ontstaat, smelt ten gevolge van de vrijwordende warmte en valt naar beneden in droppels, die somtijds in den bodem van de flesch vast smelten; daarom is het wenschelijk een weinig water in de flesch te laten.

Voor de bereiding van zuurstof kan men nog van veel andere verbindingen gebruik maken. Heeft men groote hoeveelheden van dit

⁽¹⁾ Is er van een element meer dan één oxyde bekend (wat niet zelden het geval is), dan noemt men het oxyde, dat het minst zuurstof bevat, het eerste oxyde of *monoxyde*, en zoo vervolgens *dioxyde*, *trioxyde*, *tetroxyde*, *pentoxyde*, enz.

⁽²⁾ Lakmoes is een plantaardige kleurstof, wier blauwe kleur door zuren rood wordt gemaakt. Reepjes papier, welk in een oplossing van deze kleurstof gedoopt en daarna gedroogd zijn, noemt men *lakmoes-* of *reageerpapiertjes*.

gas noodig, dan bereidt men het dikwijls door het bekende mineraal *bruinsteen* (mangaandioxyde) in een ijzeren flesch aan sterke hitte bloot te stellen. In den hals van de flesch wordt dan een geweerloop luchtdicht bevestigd en daaraan een gasleidingbuis. Uit zuiver bruinsteen krijgt men op die wijze 12,2 procent zuurstof.

Andere methoden om zuurstof te maken zullen wij vermelden als de verbindingen behandeld worden, die men daarvoor gebruikt (baryumdioxyde, kaliumdichromaat, zwavelzuur, enz.). Men geeft zich in den laatsten tijd veel moeite om een goedkoope bereidingswijze voor zuurstof te vinden, daar dit gas voor verschillende doeleinden met voordeel zou kunnen gebruikt worden in plaats van lucht.

Brengt men groene plantedeelen, bijv. bladeren, in een flesch van wit glas, die met koolzuurhoudend water (bijv. selters-water) gevuld is, en stelt deze vervolgens bloot aan het zonlicht, dan ziet men weldra gasballetjes opstijgen, welke blijken te bestaan uit zuivere zuurstof. Deze zuurstof is hoofdzakelijk afkomstig van het koolstofdioxyde (een verbinding van koolstof met zuurstof), dat door de bladeren wordt opgenomen. De koolstof van deze verbinding wordt onder den invloed van het licht door de plantedeelen vastgelegd, terwijl de zuurstof grootendeels gasvormig ontwijkt. Dit verschijnsel heeft in de levende plant voortdurend plaats.

Het in de lucht aanwezige koolstofdioxyde is afkomstig van de verbranding van koolstofhoudende stoffen (hout, turf, steenkolen), van het ademhalingsproces der dieren, van verrottingsverschijnselen, enz. Bij het inademen treedt er lucht in de longen van het dier; het bloed neemt de zuurstof daaruit op en geeft daarentegen koolstofdioxyde af; de uitgeademde lucht moet dus koolstofdioxyde bevatten. De werking der zuurstof op het dierlijk organisme is een oxydatieproces (verbranding zonder vuurverschijnselen), zooals uit de volgende proef blijkt. Brengt men in een flesch, waarin een stuk houtskool of een koolstofhoudende zelfstandigheid, bijv. hout of vet, verbrand is, helder kalkwater en schudt men, dan wordt die vloeistof spoedig troebel, doordat het koolstofdioxyde zich met de kalk tot een in water onoplosbare verbinding (calciumcarbonaat of koolzure kalk) vereenigt. Hetzelfde verschijnsel nu treedt op wanneer men door middel van een glazen buis lucht uit de longen in kalkwater blaast. De zuurstof, die door het bloed wordt opgenomen, verbindt zich met een deel der koolstof van het lichaam.

Deze oxydatie is de bron van de dierlijke warmte; de temperatuur van het bloed van zoogdieren en vogels is, zooals wij weten, standvastig en hooger dan die der omgeving. Zoodra het bovengenoemde chemisch proces ophoudt, treedt de dood in, en de temperatuur van het lichaam daalt tot die der omgeving.

Rood-kwikoxyde wordt bij verhitting ontleed in zijn bestandde-

len, kwik en zuurstof; zulk een ontleding van een verbinding in haar elementen noemt men *analyse*. Gaat men daarbij uit van een bepaalde hoeveelheid, en zoekt men de verhouding in gewicht van de afzonderlijke bestanddeelen, dan heeft men een *quantitatieve analyse* gemaakt; bepaalt men alleen de hoedanigheid der bestanddeelen, dan noemt men de analyse *qualitatief*.

Het opbouwen van scheikundige verbindingen uit de bestanddeelen wordt *synthese* genoemd. Door synthese hebben wij reeds gevonden, dat ijzersulphide uit ijzer en zwavel bestaat.

Uit de bepaling van de quantitatieve samenstelling der scheikundige verbindingen is gebleken, dat elke verbinding *altijd* dezelfde samenstelling; heeft met andere woorden, dat de elementen, waaruit zij is opgebouwd, daarin altijd juist in dezelfde verhouding aanwezig zijn.

Rood-kwikoxyde bestaat uit :

zuurstof	16	gewichtsdeelen
kwik . .	200	„
	216.	

Uit 216 gewichtsdeelen rood-kwikoxyde nu, op welke wijze en door wien dit lichaam ook bereid is, krijgt men dus 16 gew. d. zuurstof en 200 gew. d. kwik.

Kaliumchloraat bevat drie enkelvoudige stoffen in de volgende verhouding :

kalium	39,1	gew. d.
chloor	35,5	„ „
zuurstof	48,0	„ „
	122,6	

Bij verhitting ontwijkt alle zuurstof. — 122,6 Gew. d. kaliumchloraat geven dus 48 gew. d. zuurstof; terwijl 76,6 gew. d. van een verbinding van chloor en kalium (kaliumchloride) in den vorm van een wit zout in de retort achterblijven. — Men kan dus gemakkelijk berekenen hoeveel kwikoxyde en hoeveel kaliumchloraat er noodig is om een bepaalde hoeveelheid zuurstof te maken, en, omgekeerd, hoeveel zuurstof uit een zekere hoeveelheid kwikoxyde of kaliumchloraat kan verkregen worden.

Om de samenstelling van een verbinding op een korte en gemakkelijke wijze uit te drukken, is er een soort van teekenschrift in de scheikunde ingevoerd. Ieder element wordt namelijk door een of twee letters (zijn scheikundig teeken) aangeduid; gewoonlijk kiest men daarvoor de eerste letter of letters van den wetenschappelijken naam. Zoo is het teeken voor zuurstof (*oxygenium*) O, voor chloor Cl, voor kwik (*hydrargyrum*) Hg.

Deze teekens duiden echter niet alleen den naam van het element aan, maar tevens een bepaalde hoeveelheid daarvan (zie de lijst der enkelvoudige stoffen). De getallen, die aldaar achter den naam van het element gedrukt staan, geven de gewichtsverhoudingen aan, waarin de elementen zich onderling verbinden, en worden daarom *verbindingsgewichten* genoemd. Zij dragen ook den naam van *equivalentgetallen*, om uit te drukken, dat die hoeveelheden der elementen dezelfde waarde in verbinding hebben en elkander dus in die verhouding in verbinding kunnen vervangen. Plaats men bijv. een stuk zink in een oplossing van een loodzout, dan wordt het lood door zink vervangen (*gesubstitueerd*). Voor elke 207 gew. deelen lood, die vrijworden, komen 65 gew. d. (één equivalent) zink in de plaats. — De naam van equivalentgetallen is echter minder juist, omdat niet alle elementen elkander in verbinding kunnen verplaatsen.

Cl	beteekent	dus	35,5	gew. d.	chloor,
K	„	„	39,1	„	„ kalium,
O	„	„	16,0	„	„ zuurstof,
Hg	„	„	200,0	„	„ kwik.

Door middel van deze scheikundige teekens wordt dus niet alleen de kwalitatieve, maar ook de kwantitatieve samenstelling der verbindingen uitgedrukt. HgO beteekent 216 gew. deelen rood-kwik-oxide, en doet ons tevens zien, dat zuurstof en kwik zich te zamen verbonden hebben in verhouding van 16 : 200.

Kaliumchloraat bestaat uit :

39,1	. .	gewichtsdeelen	kalium	= K,
35,5	. .	„	chloor	= Cl,
48,0	= 3 × 16	„	zuurstof	= O ₃ .

De formule van kaliumchloraat is derhalve K Cl O_3 , en duidt 122,6 gewichtsdeelen van deze verbinding aan.

Zuurstof is 16 maal zwaarder dan waterstof; neemt men dit laatste gas, aangezien het het lichtste is, als eenheid van dichtheid aan, dan is de betreffende dichtheid van zuurstof = 16; met andere woorden, de dichtheden van zuurstof en waterstof verhouden zich als 16 tot 1, dat is, als haar verbindingsgewichten. Neemt men lucht als eenheid van dichtheid aan, dan is de betreffende dichtheid (het soortelijk of specifiek gewicht) van zuurstof = 1,10563. Daar 1 d. M^3 lucht 1,2932 gram weëgt, bedraagt dus het gewicht van dezelfde hoeveelheid zuurstof $1,2932 \times 1,10563 = 1,4298$ gram.

De algemeene formule is $G = V \times S \times a$, waarin G beteekent het gewicht, V het volumen, S de betreffende dichtheid (soortelijk gewicht) en a het gewicht van de eenheid van volumen

(1 d. M³.) van de stof, waarvan men de dichtheid als eenheid heeft aangenomen. — 1 d. M³. waterstof weegt $0,0692 \times 1,2932 = 0,0895$ gram.

Tot dusverre heeft men zuurstof noch door sterke drukking, noch door afkoeling tot een vloeistof kunnen verdichten. Voor ons is zuurstof dus een *permanent* gas. Konden wij nog sterker afkoeling of drukking voortbrengen, dan zou waarschijnlijk ook zuurstof in den vloeibaren toestand overgaan.

Tegenwoordig kennen wij nog slechts eenige weinige permanente gassen; daarvan behooren er drie tot de elementen, n. l. zuurstof, waterstof en stikstof.

Ozon. Wanneer men langen tijd electrische vonken door droge zuurstof laat gaan, dan ondergaat dit element een merkwaardige verandering; het verkrijgt een eigenaardigen reuk en werkt krachtiger oxydeerend dan gewone zuurstof. Zulke gewijzigde zuurstof noemt men *actieve zuurstof* of *ozon*. Het is nog niet gelukt om zuiver ozon te bereiden. Tot dusverre kan men slechts een klein gedeelte der zuurstof in deze modificatie (allotropischen toestand) overbrengen. Hierbij is echter gebleken, dat bij de vorming van ozon een vermindering in volumen optreedt. Daar men de vermindering in volumen en tennaastenbij de hoeveelheid van het gevormde ozon bepalen kan, is het mogelijk de dichtheid van het ozon te vinden. Deze schijnt $1\frac{1}{2}$ maal grooter te zijn dan die van gewone zuurstof. 3 Volumina zuurstof vormen dus 2 vol. ozon. Behalve door electrische ontladingen ontstaan ook kleine hoeveelheden ozon bij sommige oxydatie-processen, bijv. als men een stuk phosphorus in een flesch hangt, waarin vochtige lucht aanwezig is. Ook de zuurstof, die men verkrijgt door ontleding van water met behulp van een sterken electrischen stroom, is gedeeltelijk geozoniseerd.

Behalve door zijn eigenaardigen reuk, kan men de aanwezigheid van ozon gemakkelijk aantoonen door zijn blekende werking op veel plantaardige kleurstoffen (bijv. indigo) en door den invloed, dien het uitoefent op kaliumjodide (joodkalium). Zuurstof verandert deze verbinding niet, ozon daarentegen oxydeert het kalium en stelt het jodium in vrijheid. De geringste hoeveelheid vrij jodium nu veroorzaakt in aanraking met stijfselpap een sterk blauwe kleuring. Daarom gebruikt men om ozon op te sporen reepjes filtreerpapier, die met een mengsel van stijfsel en kaliumjodide bestreken zijn. Bij aanwezigheid van zeer geringe hoeveelheden ozon kleurt dit papier zich licht rood of blauw, door grootere hoeveelheden wordt het donker blauw. — Bij deze proef moet men echter in het oog houden, dat er in de lucht ook andere stoffen aanwezig kunnen zijn, die deze kleuring veroorzaken.

Bij verhitting tot 200° wordt ozon weder in gewone zuurstof veranderd. Schudt men lucht, die ozon bevat, met terpentijnolie, dan lost het ozon in die vloeistof op.

Niet alleen bij de langzame oxydatie van phosphorus, maar ook bij die van verschillende andere stoffen heeft men kleine hoeveelheden ozon zien optreden, en het is zelfs niet onwaarschijnlijk, dat elke oxydatie wordt voorafgegaan door omzetting van de zuurstof in ozon. Alleen in die gevallen, waar het gevormde ozon niet terstond wordt vastgelegd, zal men echter deze stof kunnen aantoonen.

Terpentijnolie bezit het vermogen om de zuurstof te ozonisereen, maar het gevormde ozon blijft eenigen tijd in die vloeistof opgelost, voordat zij zich er mede verbindt. Vandaar dat terpentijnolie, die met lucht geschud is, zich tegenover plantekleurstoffen en joodkaliumstijfsel eveneens gedraagt als ozon.

2. WATERSTOF OF HYDROGENIUM.

$H = 1$ gew. d. waterstof. Dichtheid = 1.

Waterstof is een permanent gas, zonder reuk of smaak. Neemt men lucht als eenheid van dichtheid aan, dan is het soortelijk gewicht van waterstof = 0,0692. Waterstof is dus de lichtste van alle bekende stoffen; zij is 14,45 maal lichter dan lucht. 1 d. M³. waterstof weegt 0.0895 gram. (Zie bl. 16).

In vrijen toestand is waterstof in kleine hoeveelheden aanwezig in vulkanische gassen; het grootste gedeelte komt echter op aarde gebonden aan zuurstof, als water, voor. Aan die verbinding ontleent dit element dan ook zijn naam van *hydrogenium* of waterformer.

Door PARASELSUS werd dit element in de 16^{de} eeuw het eerst bereid, en in 1781 werden de eigenschappen daarvan door CAVENDISH nauwkeuriger onderzocht.

Om waterstof uit water te bereiden, trekt men partij van de eigenschap van eenige metalen, om ten gevolge van hun groote verwantschap tot zuurstof, de waterstof uit haar verbinding te verdrijven en daarvoor zelf in de plaats te gaan staan. Eenige metalen doen dit reeds bij de gewone temperatuur, andere eerst bij verhitting. Tot de eersten behooren kalium en natrium. Werpt men een stukje kalium op water, dan heeft er een hevige werking plaats; de waterstof ontwijkt gasvormig en ontvlamt ten gevolge van de groote warmte, die bij de verbinding van het kalium met de zuurstof

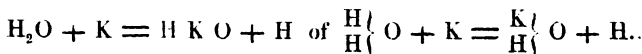
vrijwordt. Neemt men een stukje natrium in plaats van kalium, dan hebben dezelfde verschijnselen plaats, alleen met dit onderscheid, dat de waterstof niet ontvlamt, tenzij men zorgt dat het balletje op dezelfde plaats blijft, wat men gedaan kan krijgen door het op een stukje filtreerpapier te leggen. Bij deze proeven bemerkt men, dat de vlam der waterstof, wanneer zij door kalium ontwikkeld wordt, rood, en wanneer zij door natrium verkregen wordt, geel gekleurd is. Deze kleur komt niet toe aan de waterstofvlam, maar is afkomstig van de dampen der genoemde metalen, die in het gas aanwezig zijn.

Wil men de vrijwordende waterstof verzamelen, dan vult men een cilinderglas grootendeels met kwik en verder met water, sluit het vervolgens met een daarop geslepen glazen plaatje en plaatst het omgekeerd in een bak met kwik.

Laat men nu een stukje natrium door het kwik opstijgen, dan komt dit boven in het cilinderglas in aanraking met water, en doet het de waterstof vrijworden ⁽¹⁾.

Water bestaat uit 16 gew. deelen (1 equivalent) zuurstof en 2 gew. d. (2 equiv.) waterstof; de formule van water is dus H_2O en het verbindingsgewicht (equivalentgetal) = 18.

Door inwerking van kalium of natrium op water wordt de helft van de waterstof door het metaal in de verbinding vervangen. Dit blijkt uit de volgende scheikundige vergelijking:



Daaruit zien wij, dat wanneer water en kalium met elkander in aanraking gebracht worden, kaliunhydroxyde ⁽²⁾ (bijtende potasch) en waterstof ontstaan. Het gevormde hydroxyde lost in het water op; de aanwezigheid daarvan blijkt uit den eigenaardigen, loogachtigen smaak en het vettig gevoel ⁽³⁾ der oplossing, alsook door haar eigenschap om door zuren roodgekleurd lakmoes weder blauw en violenstroop groen te maken.

⁽¹⁾ Brengt men het stukje natrium in een omgekeerden cylinder, die gevuld is met water, dan gaat er licht een luchtbel mee naar boven, en dan heeft er niet zelden een gevaarlijke ontploffing plaats. Wil men deze proef zonder kwik doen, dan moet men natriumamalgama, (een mengsel van natrium en kwik) gebruiken in plaats van natrium. Ook in dat geval bestaat er geen gevaar voor ontploffing.

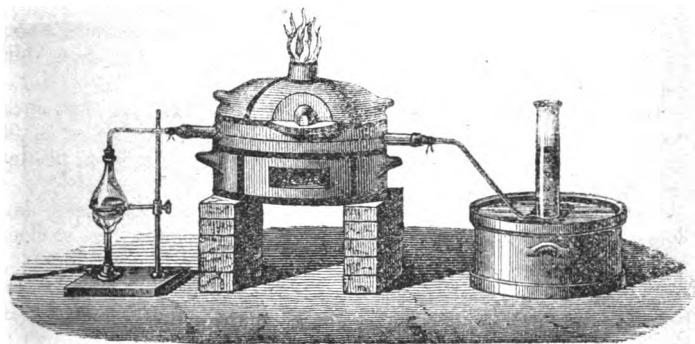
⁽²⁾ *Hydroxyden* noemt men de verbindingen van zuurstof met een metaal en met waterstof. *Kaliunhydroxyde* is een verkorting voor *kaliunhydrogeniumoxyde*.

⁽³⁾ Zeepwater en cigarenasch bezitten zulk een smaak. Het vettige gevoel wordt veroorzaakt doordat bijtende potasch de cellen der opperhuid doet opzwellen en zacht worden.

Andere metalen, zooals zink en ijzer, ontlede het water eerst bij de gloei-hitte.

Fig. 4 stelt den toestel voor, dien men gewoonlijk gebruikt om waterstof door de inwerking van waterdamp op rood-gloeïend ijzer of zink te bereiden.

Fig. 4.

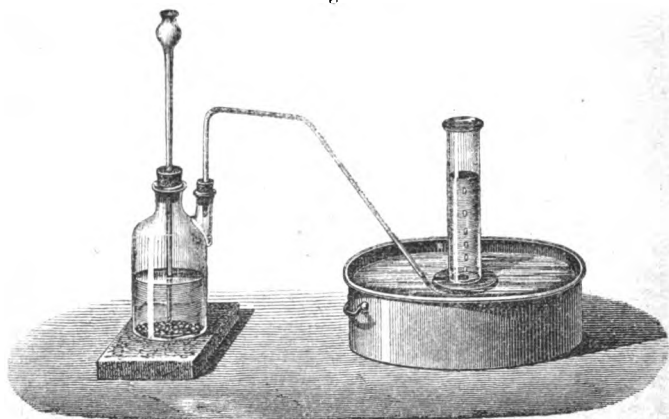


De ijzeren buis, waarvoor men een geweerloop kan gebruiken, is gevuld met ijzerdraaisel en wordt in een oven verhit. Aan het eene einde der buis wordt waterdamp ingeleid, die verkregen wordt door water in een kolfje te verhitten. Deze waterdamp wordt ontleed; het ijzer verbindt zich met de zuurstof, terwijl de waterstof vrijwordt en aan het andere uiteinde op de gewone wijze kan opgevangen worden.

Een gemakkelijker methode ter bereiding van waterstof, die men gewoonlijk volgt, berust op de eigenschap van sommige metalen om uit zuren, zooals zwavelzuur en zoutzuur, de waterstof in vrijheid te stellen. Brengt men in een Woufsche flesch (een flesch met twee of drie halsen), waaraan een gasleidingbuis verbonden is, gegranuleerd (gekorreld) zink, ⁽¹⁾ en giet men vervolgens door den trechter (fig. 5) een mengsel van 8 gew. d. water en 1 gew. d. zwavelzuur, dan ontwikkelt zich onder opbruising waterstof, welk gas kan opgevangen worden zooals vroeger beschreven werd. Voordat men het gas opvangt, moet men echter zorgen, dat *alle*

⁽¹⁾ Gebruikt men voor deze proef het gewone, onzuivere zink uit den handel, dan bezit de waterstof een onaangenaamen reuk (afkomstig van verbindingen van koolstof en waterstof). Vooral is dit het geval als men ijzer in plaats van zink gebruikt. Door het gas te leiden door een buis met stukjes houtskool of beenderkool kan men het van deze innengselen bevrijden.

Fig. 5.



lucht door de zich ontwikkelende waterstof uit den toestel verdreven is, aangezien het eerst ontwijkende gas, dat met lucht gemengd is, hevig explodeert wanneer er een vlam bij gebracht wordt, wat ernstige verwondingen kan ten gevolge hebben.

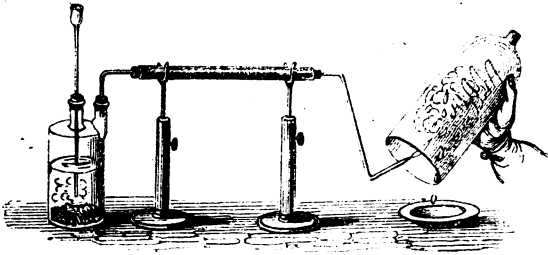
Van de zuiverheid van het gas kan men zich overtuigen door er een reageerbuisje mede te vullen, en hierin, terwijl de opening van het buisje naar beneden gehouden wordt, een brandend lichaam te brengen. Nog eenvoudiger is het het gas door zeepwater te leiden en de zeepbellen te onderzoeken. Zoolang de waterstof nog met lucht gemengd is heeft er een kleine ontploffing plaats; is alle lucht verdreven, dan brandt het gas rustig voort. (1)

Waterstof brandt met een blauwe vlam, die weinig licht geeft, maar een hooge temperatuur bezit. Bij de verbranding wordt de waterstof geoxydeerd tot water, zooals uit de volgende proef blijkt.

Laat men waterstof, (fig. 6) na ze vooraf gedroogd te hebben, (waarvoor de lange horizontale buis van onze teekening dient, welke met een wateraantrekkende (*hygroscopische*) stof gevuld is) door een nauwe opening ontsnappen, dan kan men, nadat alle lucht uit den toestel verdreven is, het gas aansteken; houdt men nu boven de vlam een droge glazen klok, dan ziet men het glas weldra beslaan, terwijl zich langzamerhand droppels vormen, welke langs den wand naar beneden vloeien en opgevangen kunnen worden. Het nader onderzoek leert ons dat deze uit zuiver water bestaan.

(1) Een constant-apparaat voor de ontwikkeling van waterstof vindt men beschreven in het hoofdstuk over platina.

Fig. 6.



Daar waterstof bijna 14,5 maal lichter is dan lucht, ontwijkt zij zeer snel uit een vat, waarvan de opening naar boven gekeerd is. Door er een ander vat boven te houden kan men het ontwijkende gas daarin opvangen.

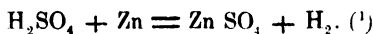
Plaatst men een niet te klein bekersglas omgekeerd op de schaal van een balans en brengt deze in evenwicht, dan zal, als men de lucht in het glas door waterstof vervangen heeft, het evenwicht verbroken zijn en de balans doorslaan naar den kant waar de gewichten staan.

Zeepbellen, die met waterstofgas gevuld zijn, stijgen snel naar boven. Nadert men deze met een vlam, dan verbrandt het daarin bevatte gas. Is de waterstof met lucht gemengd, dan hoort men tevens een knal.

Brengt men in een met waterstof gevulden cilinder, waarvan de opening naar beneden gekeerd is, een brandende kaars, dan ontvlamt het gas waar het met de lucht in aanraking komt; de kaars gaat daarentegen uit, aangezien de waterstof zich onder die omstandigheden niet met koolstof kan verbinden. Wanneer men de kaars echter uit den cilinder verwijdert, wordt zij door het brandende gas weder aangestoken.

Waterstof is zeer weinig oplosbaar in water; in 100 c. M³. water van de gewone temperatuur lossen nog geen 2 c. M³. van dit gas op. Het is het eenigste gas, dat de warmte vrij goed geleidt; in deze physische en ook in eenige chemische eigenschappen komt waterstof overeen met de metalen, zoodat men dat element weleens het gasvormige metaal noemt, evenals kwik het vloeibare is.

Verdampt men de vloeistof, die achterblijft in de Woulsche flesch, waarin men waterstof uit zink en verdund zwavelzuur bereid heeft, dan verkrijgt men kleurlooze kristallen van een zout, dat onder den naam van zinksulphaat of witte vitriool bekend is. Het zink neemt de plaats in van de waterstof van het zwavelzuur, en dit element wordt vrij, zooals uit de volgende vergelijking blijkt :



Zwavelzuur bestaat uit :

32	gew. deelen	zwavel	=	S,
64	„ „	zuurstof	=	O ₄ ,
2	„ „	waterstof	=	H ₂ ,
98	„ „	zwavelzuur	=	H ₂ SO ₄ .

Zinksulphaat bestaat uit :

32	gew. deelen	zwavel	=	S,
64	„ „	zuurstof	=	O ₄ ,
65	„ „	zink	=	Zn,
161	„ „	zinksulphaat	=	Zn SO ₄ .

65 gew. d. zink vervangen dus in 98 gew. d. zwavelzuur 2 gew. d. waterstof, die vrijkomen, terwijl 161 gew. d. zinksulphaat geboren worden.

Geconcentreerd zwavelzuur oefent op zink bijna geen werking uit. Zinksulphaat is namelijk daarin onoplosbaar. Men moet water toevoegen om het zout op te lossen, zoodat het zink een zuiver metallische oppervlakte behoudt.

METEN VAN GASSEN.

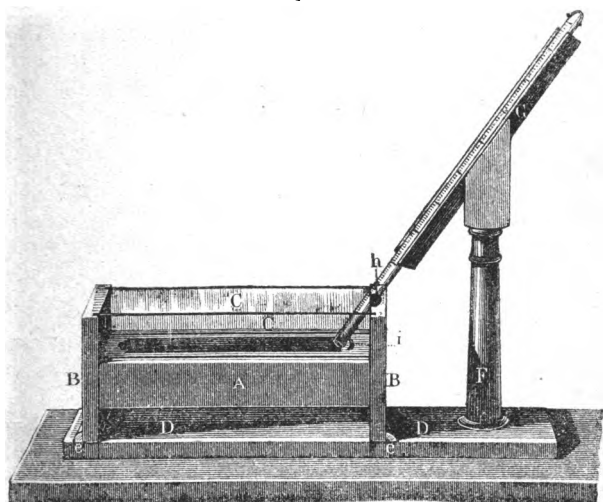
Wij hebben reeds gezien, dat men kan berekenen hoeveel zuurstof men uit een bepaalde hoeveelheid kwikoxyde of kaliumchloraat zal verkrijgen, of hoeveel waterstof door een zekere hoeveelheid zink uit zwavelzuur wordt vrijgemaakt, en omgekeerd, hoeveel van genoemde stoffen noodig zijn om een bepaalde gewichtshoeveelheid van die gassen te bereiden. Gassen worden echter zelden in gewicht bepaald, maar bijna altijd in maat (in *volumen*); vóór wij daarom overgaan tot de bespreking van de verbindingen van zuurstof en waterstof moeten wij leeren hoe deze bepaling geschiedt.

Onder de toestellen, die men gebruikt om gassen te meten en te onderzoeken, is de *eudiometer* de belangrijkste. Deze bestaat

(1) Een equivalent zink verplaatst in de verbinding 2 H, terwijl een equivalent kalium of natrium slechts één H vervangt; daarom noemt men zink *bivalent* en kalium en natrium *univalent* (zie de getallen op bl. 7 en 8, waar het woord *valentie* bovenstaat).

mit een lange glazen buis, die nauwkeurig verdeeld is (fig. 7) en aan haar eene einde is toegesmolten. In het gesloten einde der

Fig. 7.



buis zijn twee platinadraadjes zoodanig in het glas gesmolten, dat zij in de buis dicht bij elkander komen zonder elkander echter aan te raken, terwijl zij buiten de buis in oogjes zijn omgebogen. Deze draadjes dienen om, als dit noodig is, een electrischen vonk door het gas te laten gaan. Wanneer men dit instrument gebruikt, wordt de buis geheel met kwik gevuld, met een glazen plaatje of met den duim gesloten, omgedraaid en in een bak met kwik (den kwikbak, zie fig. 7) geplaatst. Het gas, dat men wil onderzoeken of meten, laat men door middel van een gasleidingbuis daarin opstijgen. Door aflezing van de schaal ziet men welk volumen dit inneemt.

Alle stoffen zetten zich bij verwarming uit. Het volumen van een gas neemt voor ieder graad Celsius $\frac{1}{273}$ toe. — 1 d. M^3 . zuurstof van 0° zal dus bij 1° $1 + \frac{1}{273} = 1,003665$ d. M^3 . innemen. Men is overeengekomen om het volumen van een gas altijd op te geven bij 0° . Hieruit volgt, dat men bij het meten van gassen altijd den thermometer moet waarnemen, en, als deze niet op 0° staat, berekenen welk volumen de afgelezen hoeveelheid gas bij 0° zou innemen.

Eveneens heeft men te letten op den stand van den barometer,

door welk instrument de drukking gemeten wordt, die door den dampkring wordt uitgeoefend op de oppervlakte der aarde. Deze is gemiddeld gelijk aan de drukking van een kolom kwik van 760 m. M. (normaal barometerstand), maar zij is voortdurend aan verandering onderworpen).

Gassen worden gemakkelijk samengeperst. Wordt de druk tweemaal grooter, dan wordt het volumen, dat een bepaalde hoeveelheid gas inneemt, tweemaal kleiner, en omgekeerd. (Wet van Boyle of van Mariotte).

Hoe men berekent welk volumen een zekere hoeveelheid gas, die bij een andere temperatuur en een andere drukking dan de normale gemeten is, bij 0° en 760 m. M. (normaal temperatuur en normaal druk) zou innemen, wordt in de natuurkunde geleerd.

Als wij het gewicht van 1 d. M³. van eenig gas opgeven, dan is daarbij altijd verondersteld, dat het volumen van het gas bij normaal druk en normaal temperatuur bepaald werd.

Diffusie van gassen.

Brengt men twee of meer gassen, welke zich niet scheikundig verbinden, met elkander in aanraking, dan vermengen zij zich in korten tijd volkomen. Leidt men bijv. koolstofdioxyde, dat 22 maal zwaarder is dan waterstof, op den bodem van een flesch, die met waterstof gevuld is, dan zal na eenigen tijd de vermenging van beide gassen hebben plaats gegrepen. Een zeker volumen uit het bovenste gedeelte der flesch zal dan evenveel koolstofdioxyde bevatten als een gelijk volumen aan den bodem van het vat. Men noemt dit verschijnsel de *diffusie* der gassen. Verschillende gassen diffundeeren met verschillende snelheid; zoo ontwijkt uit een vat met waterstof, waarvan de opening naar boven gekeerd is, 94,5 procent gas in denzelfden tijd als uit een dergelijk vat met koolstofdioxyde 47 procent ontsnapt.

De snelheid met welke een gas diffundeert hangt af van zijn dichtheid en volgt een bepaalde wet, die aldus luidt: *de snelheid van diffusie is omgekeerd evenredig met de vierkantswortel uit de dichtheid der gassen.*

Volgens deze wet ontwijken 4 deelen waterstof in denzelfden tijd als 1 deel zuurstof, omdat het eerste gas 16 maal lichter is dan het laatste.

De genoemde eigenschap der gassen is van het hoogste belang; zij toch is een der voornaamste oorzaken van de vernieuwing en zuivering der lucht in groote steden en gebouwen.

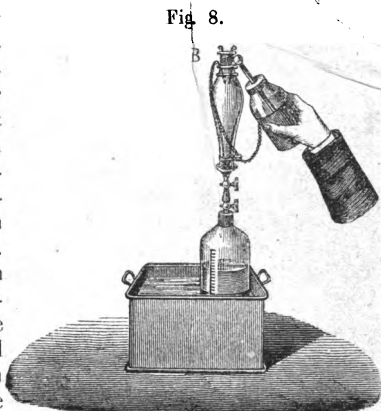
OXYDEN VAN WATERSTOF.

1. *Waterstofoxyde* of *water*, H_2O . Moleculairgewicht 18. Dichtheid van den damp 9.
2. *Waterstofdioxyde*, H_2O_2 . Moleculairgewicht 34.

Water of *waterstofmonoxyde*, H_2O , wordt gevormd door onmiddellijke verbinding der beide elementen wanneer waterstof in lucht of in zuurstof verbrandt (zie bl. 20).

De samenstelling van het water werd in 1781 door CAVENDISH ontdekt; hij toonde aan, dat 2 volumina waterstof zich met 1 volumen zuurstof tot water vereenigen door middel van den toestel, dien wij in fig. 8 vinden afgebeeld.

In de verdeelde glazen klok bracht hij 2 ruimtedeele waterstof en 1 ruimtedeel zuurstof en liet dit mengsel, door de kranen te openen, in het bovenste glazen vat opstijgen. Dit vat, dat dikke wanden bezat, was vooraf luchtledig gepompt, en werd toen de gassen er ingetreden waren gewogen. Door middel van twee in het glas gesmolten platinadraden liet hij een electrische vonk door het gasmengsel gaan; de gassen verbonden zich onder ontploffing en de wanden van het vat werden



beslagen. Door het vat nogmaals te wegen, toonde hij aan, dat het gewicht daarvan niet was veranderd. Werden de kranen vervolgens onder water geopend, dan vulde zich het vat geheel met vloeistof, wat bewijst, dat de gassen zich volkomen met elkander verbonden hadden.

Door deze proef was dus aangetoond, dat door vereeniging van 1 volumen zuurstof met 2 volumina waterstof een hoeveelheid water gevormd wordt, waarvan het gewicht gelijk is aan dat van de gebruikte gassen. Sedert dien tijd is de samenstelling van water dikwijls op verschillende andere wijzen bepaald, en steeds werd het resultaat van de proef van CAVENDISH bevestigd. De methode, die ons de samenstelling van het water het nauwkeurigst doet kennen, is met eene kleine wijziging dezelfde, welke CAVENDISH volgde. Wij gebruiken daarvoor tegenwoordig den eudiometer, dien wij reeds beschreven hebben. Nadat deze met kwik gevuld in den

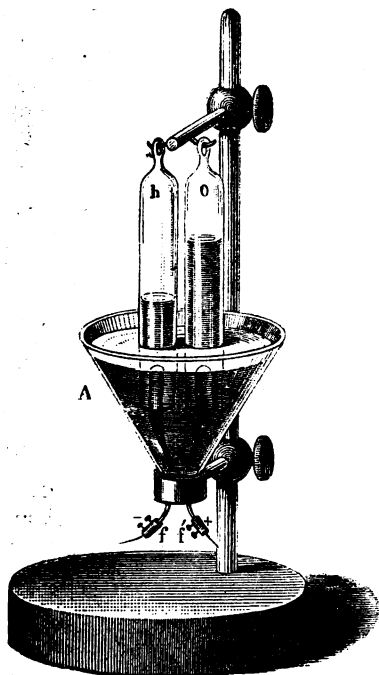
kwikbak geplaatst is, brengt men er zuivere waterstof in, en bepaalt het volumen daarvan onder dezelfde omgiving van de voorzorgen, die wij vermeld hebben. Stellen wij ons nu 100 vol. bedraagt. Daarna leidt men zuurstof in de bus, totdat zij aannemen 75 vol. De bus mag voor deze proef heerselukkig de helft met gas gevuld zijn, aangezien bij de verbranding der gassen veel warmte vrijwordt, waardoor de waterdamp, die ontstaat, sterk wordt uitgezet. Het ondereinde van de bus wordt nu tegen een kautchoukplaat, welke zich onder in der kwikbus bevindt, aangedrukt, en vervolgens laat men door middel van de platinadraden een electriche vonk door het gasmengel vliegen. De verbranding heeft zeer snel plaats. (1) Na bekoelinge worden de wanden der bus beslagen door het gevormde water, dat ongeveer $\frac{1}{200}$ deel der ruimte inneemt van die, welke de gassen voor hun verbinding innamen; het kwik stijgt daarom zoodra de bus van de kautchoukplaat wordt weggenomen in den eudiometer naar boven. Het volumen en de aard van het gas, dat is overgebleven, wordt daarna bepaald. Bij onze proef zal men 25 vol. zuivere zuurstof overhouden. 50 Volumina zuurstof hebben zich dus met 100 vol. waterstof vereenigd. Omgeeft men den eudiometer vervolgens met een glazen vat, waardoor stoom gevoerd wordt, dan gaat het gevormde water weder in damp over; men ziet het kwik in den eudiometer op nieuw dalen, en het blijkt dat de waterdamp juist 100 vol. inneemt. 2 Volumina waterdamp bevatten dus 2 volumina waterstof en 1 volumen zuurstof.

Hieruit volgt dat de dichtheid van waterdamp ten opzichte van waterstof $= \frac{16 + 2}{2} = 9$ is.

Leidt men een galvanischen stroom door water, dan wordt dit in zijn bestanddeelen ontleed. Op die wijze kan men de samenstelling van water langs analytischen weg duidelijk aantonen. Men kan tot dit doel den toestel gebruiken, die in fig. 9 is afgebeeld en *voltameter* genoemd wordt. Deze bestaat uit een glazen bakje, dat gevuld is met water, waarbij men een weinig zwavelzuur gevoegd heeft om het water tot een beteren geleider der electriciteit te maken. De bodem van het bakje bestaat uit een kurk van kautchouk, waardoor twee platina draadjes gestoken zijn, waaraan twee kleine plaatjes van hetzelfde metaal verbonden zijn. Boven ieder platina-plaatje zet men een met aangezuurd water gevuld glazen klokje, dat nauwkeurig is verdeeld; daarna brengt men de platinadraadjes in verbinding met een galvanische batterij. Zoodra dit geschied is, heeft er gasontwikkeling plaats, en wel zoodanig, dat aan het

(1) Vandaar dat er ontploffing plaats heeft, en dat de bus somtijds springt als deze niet van dik glas vervaardigd is.

Fig. 9.



plaatje, dat met het zink der batterij (negative pool, fig. 9 bij *f*) verbonden is, dubbel zooveel gas (waterstof) ontstaat, als aan het andere plaatje, dat met de kool verbonden is (positive pool, fig. 9 bij *f'*), en waar zuurstof vrijwordt. (1).

Laat men de ontleding van water door electriciteit plaats hebben in een flesch, die met een gasleidingsbuis voorzien is, dan kan men het mengsel der beide gassen opvangen. Dit ontploft zeer hevig zoodra het met een brandend lichaam in aanraking wordt gebracht, en wordt daarom *knalgas* genoemd. De eigenschappen van het knalgas kan men het best aantoonen door zeepbellen met dit gas te vullen; nadert men deze met een brandenden lucifer, dan geven zij een knal alsof er een pistool afging. Wil men de proef in een glazen vat doen, dan moet men voorzorgsmaat-

regelen nemen om verwonding te voorkomen, en vooral een zeer sterke flesch uitkiezen (zooals die, waarin het sodawater in den handel komt).

Daar zuurstof 16 maal zwaarder is dan waterstof, en de verhouding der volumina, waarin de beide gassen zich verbinden, als 1 tot 2 staat, zoo volgt daaruit, dat 16 gew. d. zuurstof zich met 2 gew. d. waterstof tot water vereenigen, en dat dus de formule van water H_2O is.

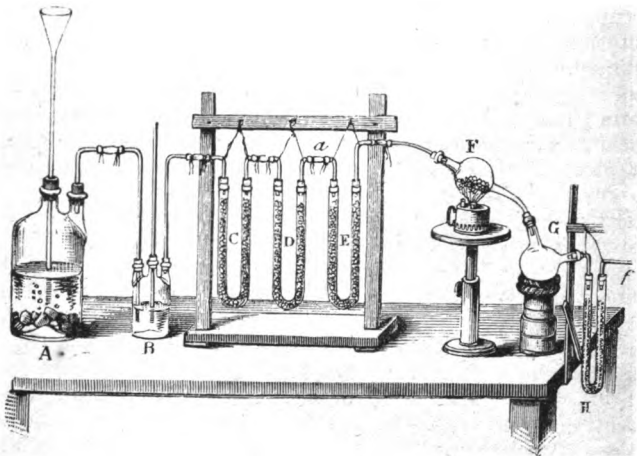
Deze verhouding kan ook onmiddellijk door gewichtsbepaling worden vastgesteld. Men maakt daarbij gebruik van de eigenschap van koperoxyde om door gloeing alléén geen zuurstof af te geven, maar om in aanraking met waterstof onder die omstandigheden tot metallisch koper gereduceerd te worden, terwijl de waterstof zich

(1) Wanneer men een krachtigen electrischen siroom gebruikt, dan bevat deze zuurstof ozon.

met de zuurstof van het koperoxyde tot water verbindt. Neemt men nu een bepaalde hoeveelheid van dit oxyde, verhit het, leidt er waterstof overheen en verzamelt het gevormde water, terwijl men dat, evenals het achterblijvende koper, vervolgens weegt, dan heeft men alle gegevens om de samenstelling van water in gewicht te berekenen.

De toestel, die voor deze bepaling in gewicht op den synthetischen weg dient, is afgebeeld in fig. 10. De waterstof, welke men in *A* uit

Fig. 10.



zink en zwavelzuur bereidt, wordt geleid door een reeks van U-vormige buizen, welke stoffen bevatten, waardoor ieder spoor van vreemde gassen en alle vochtigheid wordt teruggehouden (*C. D.*). Om zeker te zijn dat het gas volkomen droog is, heeft men de buis *E* aangebracht, welke een stof bevat, die begeerig waterdamp aantrekt. Deze buis wordt voor en na de proef gewogen, en alleen als het gewicht daarvan onveranderd gebleven is, weet men zeker dat het gas in het geheel geen vochtigheid meer bevatte. Het volkomen zuivere gas komt nu in den glazen bol *F* met verhit koperoxyde in aanraking, terwijl de waterdamp, die ontstaat, zich in den bol *G* als water verzamelt. Elk spoor waterdamp, dat zich in *G* niet verdicht, wordt teruggehouden in de buis *H*, die gevuld is met stukjes puimsteen, welke met sterk zwavelzuur bevochtigd zijn.

Ieder deel van den toestel wordt afzonderlijk voor en na de proef gewogen. Het verschil in gewicht van *F* geeft het gewicht aan van de zuurstof, die bevat is in het gevormde water, waarvan men

de hoeveelheid door de toename in gewicht van *G* en *H* bepaalt. Een reeks van met veel zorg in het werk gestelde proeven gaf tot uitkomst, dat 100 gewichtsdeelen water 88,88 gew. d. zuurstof en 11,12 gew. d. waterstof bevatten.

Ofschoon er bij de verbranding van waterstof in lucht slechts een geringe lichtontwikkeling optreedt, is toch de temperatuur van de waterstofvlam zeer hoog. Een vlam, die nog hooger temperatuur bezit, verkrijgt men wanneer de verbranding van waterstof plaats heeft in zuivere zuurstof.

In de zoogenaamde *knalgasvlam* trekt men van deze eigenschap partij. Beide gassen zijn afzonderlijk in groote zakken van kautchouk bevat en worden eerst gemengd op de plaats, waar de verbranding geschiedt. De temperatuur der daardoor verkregen vlam is zoo hoog, dat de moeilijkst smeltbare metalen, zelfs platina, daarin gemakkelijk smelten. IJzerdraad verbrandt in die vlam onder prachtige vuurverschijnselen, terwijl een daarin gehouden stuk krijt wit gloeiend wordt en dan een zeer sterk licht uitstraalt (DRUMMOND's kalklicht). (1)

Het water komt in de natuur in drie aggregatietoestanden voor: vast als ijs, vloeibaar als water en gasvormig als waterdamp.

Boven 0° kan ijs niet bestaan, ofschoon men onder bepaalde omstandigheden water onder 0° kan afkoelen zonder dat het bevroest. Wanneer water uit den vasten in den vloeibaren toestand overgaat, heeft er vermindering in volumen plaats, en wanneer water bevroest een plotselinge uitzetting. 1 Volumen water van 0° geeft 1,099 vol. ijs van dezelfde temperatuur. De bijna onweerstaanbare kracht, welke deze uitzetting uitoefent, vertoont zich des winters in het van elkander springen van rotsen, enz. Water dringt in iedere spleet en verwijdt deze bij het bevroeren; door herhaling van dit verschijnsel vallen groote rotsmassa's langzamerhand in kleine stukken uiteen. Holle kogels, welke geheel met water gevuld en met een juist passende schroef gesloten zijn, barsten wanneer zij aan een temperatuur onder 0° worden blootgesteld.

Wanneer water uit den vasten in den vloeibaren toestand overgaat, heeft er behalve de vermindering in volumen nog een merkwaardig verschijnsel plaats, namelijk het verdwijnen van warmte. Vermengt men 1 kilo water van 0° en 1 kilo water van 79°, dan krijgt men 2 kilo water van 39,5°, dat is, van de gemiddelde temperatuur; brengt men daarentegen 1 kilo ijs van 0° bij een kilo water van 79°, dan smelt het ijs, en verkrijgt men 2 kilo water van 0°. De warmte, welke in het warme water bevat was, is voor het gevoel vol-

(1) Tegenwoordig gebruikt men voor deze proef in den regel lichtgas in plaats van waterstofgas.

komen verdwenen; zij heeft gediend om het ijs te smelten, om het water uit den vasten in den vloeibaren toestand over te brengen. Om ijs van 0° in water van dezelfde temperatuur te veranderen, is dus een bepaalde hoeveelheid warmte noodig; deze warmte, die voldoende is om hetzelfde gewicht water van 0° tot 79° te verwarmen, wordt *latent* of gebonden. Men zegt daarom, de *latente warmte* van water is 79 warmte-eenheden. Onder 1 warmte-éénheid (*calorie*) verstaat men de hoeveelheid warmte, die noodig is om 1 kilo water van 0° tot 1° te verwarmen.

Wanneer water befrist wordt de gebonden warmte weer vrij. Stelt men water bloot aan een temperatuur onder 0° , dan blijft de temperatuur op 0° zoolang er nog vloeibaar water voorhanden is.

Dit verdwijnen van warmte bij het smelten en weder vrijworden bij het befristen heeft plaats bij alle stoffen, die uit den vasten in den vloeibaren of uit den vloeibaren in den vasten toestand overgaan. Men kan dit gemakkelijk door proeven aantoonen. Koelt men een warm verzadigde oplossing van glauberzout (natriumsulfaat) op een rustige plaats langzaam af, dan zet zich daaruit geen zout in vasten toestand af; door schudden echter wordt de oplossing plotseling vast, doordat het zout kristalliseert. De temperatuur stijgt daarbij aanmerkelijk. Men kan dit reeds waarnemen met de hand, maar beter door een thermometer, die in de oplossing gestoken is; men ziet dezen op het oogenblik, waarop het vast worden plaats heeft, plotseling rijzen. Op dezelfde wijze kan men water onder 0° afkoelen, zonder dat het befrist; bij schudding verandert dan echter de geheele massa plotseling in ijs, terwijl de temperatuur tot 0° klimt.

Wordt water van 0° tot $+4^{\circ}$ verwarmd, dan heeft er vermindering in volumen plaats, terwijl bij verwarming boven $+4^{\circ}$ het volumen weer toeneemt. Water heeft dus zijn maximum van dichtheid bij 4° , dat wil zeggen, een bepaald volumen water weegt bij 4° meer dan bij elke andere temperatuur. Doet men een bakje geheel vol met water van 4° , dan zal zoowel bij afkoeling als bij verwarming een gedeelte van het water uit het bakje vloeien.

Deze merkwaardige uitzondering, welke het water maakt op de wet der uitzetting, hoe gering zij ook zij, (1 vol. water van 0° wordt 1,00012 vol. bij 4°) oefent een hoogst belangrijken invloed uit op de huishouding der natuur. Zonder deze schijnbaar onbelangrijke eigenschap van het water zou een groot gedeelte van Europa een noordsch klimaat bezitten. Om zich duidelijk te maken hoe de stand van zaken zou zijn wanneer water zich normaal uitzette, kan men de volgende proef doen. In een cilinder met water, welks temperatuur boven 4° is, brengt men twee thermometers, den een nabij den bodem, den ander even onder de oppervlakte van het water, en zet den toestel op een plaats, waarvan de temperatuur onder het

vriespunt ligt. Neemt men nu de beide thermometers waar, dan ziet men dat in den beginne de bovenste een hooger temperatuur aanwijst dan de onderste, totdat zij beiden op 4° staan; van dit oogenblik af blijft de onderste steeds op 4° , terwijl de bovenste langzamerhand tot het vriespunt daalt. Wanneer het vat, dat wij gebruiken, niet te klein is, staat de onderste thermometer nog op 4° als de oppervlakte van het water reeds met een dikke ijskorst bedekt is.

Juist hetzelfde heeft plaats bij het bevroren van beeken en meren. De oppervlakte wordt namelijk door koude winden afgekoeld, de koudere laag is zwaarder en zinkt, terwijl warmer, lichter water aan de oppervlakte komt zoolang de temperatuur der geheele watermassa nog niet tot 4° gedaald is. Vanaf dat punt wordt daarentegen het water bij verdere afkoeling lichter, en behoudt zijn plaats aan de oppervlakte. De ijsvorming kan dus slechts dáár plaats hebben, terwijl de geheele massa water afgekoeld en in ijs zou veranderen worden wanneer de dichtheid van het water tot 0° aanhoudend toenam. Onze rivieren en meren zouden dan tot op den bodem bevroren; de zomerwarmte zou niet voldoende zijn om deze ijsmassa's te ontdoeien en het klimaat van Europa zou overeenkomen met dat van de poolstreken.

Water, dat zouten houdt opgelost, bevriest eerst onder 0° , en heeft zijn maximum van dichtheid bij een andere temperatuur dan 4° . Bij zeewater ligt dit punt onder 0° , maar de groote hoeveelheid water van den oceaan wordt nooit tot aan het vriespunt afgekoeld; evenmin vriezen de groote, diepe meren van Europa toe, omdat de temperatuur der geheele massa water nooit tot onder 0° daalt.

Bij een temperatuur boven 100° kan water onder normaal druk (zie bl. 24) slechts in den gasvorm, als waterdamp, bestaan. Verwarmt men water, dan begint het te koken zoodra de temperatuur tot 100° gestegen is. Het koken bestaat hierin, dat zich bellen waterdamp of stoom aan de verhitte plaatsen vormen, en deze door de vloeistof heen ontwijken; men ziet dit duidelijk wanneer men water in een kolfje boven een gaslamp verhit.

Wanneer water uit den vloeibaren in den gasvormigen toestand overgaat, wordt een belangrijke hoeveelheid warmte latent. Om één kilo water van 100° te veranderen in waterdamp van dezelfde temperatuur zijn 536 warmte-éenheden noodig. De temperatuur van den damp is volkomen dezelfde als die van kokend water; de toegevoerde warmte dient slechts om de vloeistof om te zetten in een gas.

Water en zelfs ijs gaan, wanneer zij aan de lucht zijn blootgesteld, langzamerhand over in waterdamp; de aldus gevormde damp oefent, evenals ieder ander gas, een zekere drukking uit; men noemt deze de *spankracht* of *tensie* van den waterdamp. Om deze span-

kracht te meten brengt men eenige druppels water boven de kwikkolom in den barometer. Het kwik gaat daardoor dalen, en het verschil in hoogte van het kwik in den barometer voor en na het inbrengen van het water geeft de spanning aan bij de gegeven temperatuur. Hoe hooger de temperatuur is, hoe grooter de tensie wordt; bij 100° is zij gelijk aan 760 m. M. Het kwik staat dan binnen en buiten de buis even hoog. Het kookpunt van een vloeistof is dus die temperatuur, waarbij de spanning van den damp gelijk is aan de drukking, welke op de oppervlakte wordt uitgeoefend. Hoe hooger wij ons boven de oppervlakte der zee begeven, hoe geringer de druk van de lucht wordt, en hoe lager het kookpunt gelegen is. In de hoogvlakte van Quito, die 2914 M. boven de oppervlakte der zee ligt, en waar de gemiddelde barometerstand 523 m. M. bedraagt, kookt het water bij $90,1^{\circ}$. Dat wil zeggen, de spankracht van waterdamp bij $90,1^{\circ}$ is gelijk aan de drukking, die een kwikkolom van 523 m. M. uitoefent. De thermometer kan dus dienen om de hoogte van bergen te meten. — Dat het kookpunt van den druk afhangt, ziet men wanneer men water in een kolfje laat koken en dit, zoodra de stoom alle lucht verdreven heeft, goed met een kurk sluit; neemt men daarop het kolfje van het vuur, dan houdt het koken op, maar dit begint weder wanneer men het kolfje in koud water houdt. De waterdamp, die het kolfje vult, wordt door de afkoeling tot water verdicht en daardoor wordt de druk verminderd.

Alle lichamen, welke in den dampvorm kunnen gebracht worden zonder ontleding te ondergaan, gedragen zich eveneens, maar daar de spanning van de dampen van verschillende stoffen niet dezelfde is, moeten ook de kookpunten van verschillende vloeistoffen onderscheiden zijn.

In de onderstaande tabel vindt men de grootte der spankracht van waterdamp bij verschillende temperaturen :

TEMPERATUUR.	SPANNING IN m. M. KWIK.	TEMPERATUUR.	SPANNING IN ATMOSPHEEREN. 1 Atm. = 760 mM.
— 20°	0,927	100°	1
— 10°	2,093	111,7°	1,5
0°	4,600	120,6°	2
+ 5°	6,534	127,8°	2,5
10°	9,165	133,9°	3
15°	12,699	144,0°	4
20°	17,391	159,2°	6
30°	31,548	170,8°	8
40°	54,906	180,3°	10
50°	91,982	213,0°	20
60°	148,791	—	—
70°	233,093	—	—
80°	354,280	—	—
90°	525,450	—	—
100°	760,000	—	—

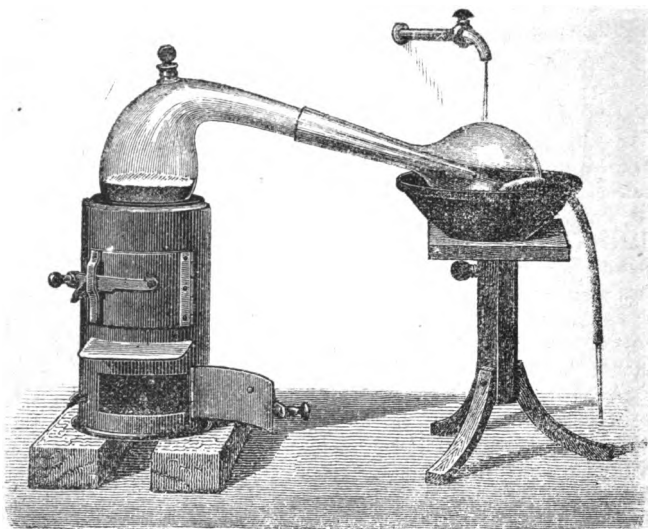
Bij het meten van gassen moet men er op letten of zij droog of vochtig zijn, en in het laatste geval de spanning, welke de waterdamp bij die temperatuur heeft, van den druk, waaronder het gas zich bevindt, aftrekken.

Water en ijs schijnen in kleine hoeveelheden kleurloos; in groote massa's echter vertoonen zij een blauwe kleur, welke men bij de Alpenmeren en de gletschers zeer goed kan waarnemen. De blauwe kleur van het water wordt dikwijls door daarin opgeloste of zwellende stoffen gewijzigd.

Zuiver water komt in de natuur niet voor. Rivier- en bronwater houden altijd meer of minder vaste stoffen opgelost, welke zij hebben opgenomen uit den bodem. Daar deze vaste stoffen echter niet vluchtig zijn, verkrijgt men zuiver water door *destillatie*, dat is, door het water in een retort in den dampvorm over te brengen en den damp in een kondgehouden ontvanger te verdichten. De toestel, dien de scheikundige gebruikt om in het klein te destilleeren, is afgebeeld in fig. 11. Het eerste gedeelte van het water, dat overkomt, vangt men afzonderlijk op, omdat dit somtijds vluchtige stoffen bevat. Is ongeveer $\frac{3}{4}$ van het water uit de retort verdampt, dan breekt men de bewerking af, daar anders licht kleine hoeveelheden van niet vluchtige bestanddeelen door spatten als anderszins met den waterdamp zouden meegevoerd worden.

Om groote hoeveelheden water te destilleeren gebruikt men ver-

Fig. 11.



tinde ketels, voorzien van een goed sluitenden helm met afvoerbuis. De afkoeling van den damp heeft dan plaats in een tinnen slang, die zich bevindt in een vat met koud water (koelvat).

Het zuiverste water, dat in de natuur voorkomt, is regenwater, maar ook dit bevat verontreinigingen.

De regendroppels vallen namelijk door de lucht en lossen op hun weg meer of minder gasvormige bestanddeelen daarvan op, in het bijzonder koolstofdioxyde. Bovendien voeren zij de stofjes, welke in den dampkring zweven, met zich mede. Ook vindt men in het water onzer regenbakken dikwijls sporen van lood, die er ingeraken door de looden goten en pijpen, waar het gewoonlijk doorstroomt. Het in de steden gevallen regenwater is natuurlijk minder zuiver dan dat, hetwelk in het open veld is opgevangen.

Al het zoete water, dat zich op onze aarde bevindt, is afkomstig van de zee; daaruit verdampst aanhoudend water, en de weder verdichte waterdamp valt in den vorm van regen en sneeuw naar beneden. Door de rivieren wordt het water weder naar de zee gevoerd, en deze voedt door een destillatieproces in het groot de bronnen.

Het volgende tafeltje geeft ons een overzicht van de hoeveelheden opgeloste stoffen, die gemiddeld bevat zijn in de verschillende soorten van water, welke aan de aardoppervlakte gevonden worden :

regenwater	50 m. G. per d. M ³ .
rivierwater (1)	200 „ „ „ „
wel- of putwater	1 G. „ „
zeewater	25—35 „ „ „

Water, waarin fijne deeltjes zweven, zuivert men daarvan door het te filtreeren door papier, zand, dierlijke kool, enz. of door er stoffen bij te voegen, die een geleichtig *praecipitaat* (neerslag) veroorzaken, waardoor de zwevende deeltjes mede naar beneden gevoerd worden. Op deze laatste wijze om water te zuiveren komen wij later terug. Vroeger gebruikte men daarvoor gewoonlijk aluin, tegenwoordig dikwijls ijzerchloride.

Een zeer groot aantal chemische verbindingen is in water oplosbaar, en daarom wordt deze vloeistof dagelijks door de scheikundigen als oplossingsmiddel aangewend. De meeste stoffen zijn meer oplosbaar in warm dan in koud water; de scheikundige trekt van deze eigenschap partij om stoffen in den kristalvorm te krijgen, n. l. door warm-verzadigde oplossingen langzaam te laten afkoelen. — Veel kristallen bevatten scheikundig gebonden water. Dit *kristalwater* ontwijkt bij verhitting, maar het kristal valt dan in poeder uiteen.

Ook de meeste gassen zijn meer of minder oplosbaar in water. De hoeveelheid, die door een bepaalde hoeveelheid water van eenig gas wordt opgenomen, hangt af van de temperatuur en van den druk. Hoe hoger de temperatuur is van het oplossingsmiddel, hoe kleiner de hoeveelheid gas, die daarin oplost. Bij verhoogde drukking kan echter van hetzelfde gas meer door dezelfde hoeveelheid water worden opgenomen. Het water, dat met de lucht in aanraking is, lost iets van de bestanddeelen daarvan op; vandaar dat de visschen, die voor hun adembaling zuurstof behoeven, in het water kunnen leven.

Een oplossing noemt men *verzadigd*, wanneer zij bij de gegeven temperatuur van *dezelfde* stof niet meer kan oplossen.

Verzadigt men een oplossing bij 50°, en laat men deze afkoelen tot 20°, dan zal in den regel een gedeelte van de opgeloste stof worden afgezet. De op die wijze bij 20° verkregen oplossing houdt echter meer vaste stoffen opgelost dan een verzadigde oplossing van dezelfde temperatuur, die niet eerst bij hooger warmtegraad was verzadigd. Zulk een oplossing, waarin meer van eenige stof in oplossing is dan bij de gegeven temperatuur van diezelfde stof onmiddellijk kan opgelost worden, noemt men *oververzadigd*.

(1) Het rivierwater bevat, vooral in zijn benedenloop, meer of minder gesuspenderde deeltjes, deels van organischen oorsprong, waardoor het zonder voorafgaande zuivering niet geschikt is voor drinkwater.

Waterstofdioxyde, H₂ O₂.

Bij veel oxydatieverschijnselen, die langzaam plaats hebben en waarbij water aanwezig is, treedt een kleine hoeveelheid van deze verbinding op. In grootere hoeveelheden ontstaat waterstofsperoxyde als sommige superoxyden in aanraking komen met water.

Leidt men bijv. koolstofdioxyde in water, waarin baryumdioxyde in fijn poeder zweeft (gesuspendeerd is), dan vormen zich baryumcarbonaat, dat in water onoplosbaar is, en waterstofdioxyde:



De aldus verkregen oplossing van waterstofdioxyde kan men door voorzichtig verdampen onder de klok van een luchtpomp concentreren, maar niet volkomen van water bevrijden. Men verkrijgt een dikke, kleurloze vloeistof, die reeds bij 20° langzaam in water en zuurstof ontleed wordt, terwijl bij sterker verhitting zuurstof onder opbruising ontwijkt. De oplossing van waterstofdioxyde is bestendiger naarmate zij meer verdund is.

Daar waterstofdioxyde zoo gemakkelijk zuurstof afgeeft, werkt het krachtig oxydeerend. Het grijpt de huid aan en bleekt organische kleurstoffen, evenals ozon, maar het maakt geen jodium uit joodkalium vrij. Een zeer opmerkenswaardige ontleding heeft er plaats wanneer waterstofdioxyde met ozon samenkomt; er vormt zich dan water en *gewone* zuurstof. Zilveroxyde wordt door waterstofdioxyde tot zilver gereduceerd, onder vorming van water en vrijwording van zuurstof. Dit laatste verschijnsel is schijnbaar in tegenspraak met het voorgaande, maar de verklaring zal later worden gegeven.

Gewone zuurstof verbindt zich niet onmiddellijk met water tot waterstofsperoxyde, en evenmin doet dit ozon. Men heeft daarom gemeend nog een anderen allotropischen toestand van zuurstof te moeten aannemen, welke men *antozon* genoemd heeft, maar het bestaan van die stof is niet voldoende bewezen.

3. STIKSTOF, NITROGENIUM OF AZOTUM.

N = 14 gew. d. stikstof. Dichtheid = 14.

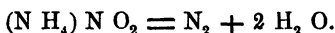
Stikstof is een kleurloos gas, zonder reuk of smaak, dat een soortelijk gewicht heeft van 0,972 en tot nu toe niet tot een vloeistof is kunnen verdicht worden. In vrijen toestand is stikstof aanwezig in de lucht, waarvan het bijna $\frac{1}{5}$ in volumen uitmaakt. In verbinding bevindt zich dit element in veel stoffen, die van het dieren- en plan-

teurlijk afkomstig zijn, en in sommige mineralen, zooals salpeter (*nitrum*), waaraan de naam *nitrogenium* of salpetervormer ontleend is.

Zuivere stikstof verkrijgt men door uit de lucht de zuurstof weg te nemen. Verbrandt men bijv. phosphorus in een klok, die met lucht gevuld en met den rand onder water geplaatst is, dan ziet men witte dampen van phosphorpenoxyde (phosphorzuuranhydride) ontstaan, die weldra in het water oplossen, terwijl de vloeistof in de klok opstijgt, en het $\frac{1}{5}$ gedeelte van de oorspronkelijk met lucht gevulde ruimte inneemt, dat vroeger door zuurstof werd ingenomen.

Leidt men lucht over koperkrullen, die in een porceleinen buis tot de gloeihitte gebracht zijn, dan vormt zich koperoxyde en zuivere stikstof.

Verder kan men stikstof verkrijgen door ontleding van eenige harer verbindingen. Ammoniumnitriet, $(N H_4) N O_2$ bijv. wordt door verhitting ontleed in water en stikstof :



In scheikundigen zin is stikstof een zeer traag element, dat wil zeggen, dat het zich slechts met zeer weinig stoffen ⁽¹⁾ onmiddellijk verbindt.

Stikstof is niet brandbaar en onderhoudt de verbranding ook niet. Een brandende kaars gaat terstond uit als zij in een ruimte gebracht wordt, die met stikstof gevuld is. De dieren hebben behoefte aan zuurstof en kunnen dus in een atmosfeer van stikstof niet leven, hoewel dit gas overigens geen nadeeligen invloed op het organisme uitoefent. De naam van *azotum* (niet geschikt om het leven te onderhouden), dien LAVOISIER aan deze stof gaf, is dus juist, maar zou even goed aan een groot aantal andere gassen kunnen gegeven worden.

DE DAMPKRING.

De dampkring, het gasvormige omhulsel van onzen aardbol, vormt de luchtzee in wier onderste lagen wij leven. De aanwezigheid daarvan bemerken wij alleen door het gevoel, door den weerstand, dien zij biedt wanneer wij ons snel bewegen. Lucht in beweging noemen wij wind.

De drukking, die de lucht op de oppervlakte der aarde uitoefent, wordt gemeten door den barometer. Aan de oppervlakte der zee is

⁽¹⁾ Eenige zeldzame elementen, bijv. titanium en borium verbinden zich echter bij hooge temperatuur onmiddellijk met stikstof.

deze gemiddeld gelijk aan een kwikkolom van 760 m. M. Een c. M³. kwik weegt 13,596 gram, bij gevolg is de druk der lucht op 1 c. M². = $13,596 \times 76 = 1033,3$ gram of 1,0333 kilo. Het menschelijk lichaam, dat gemiddeld een oppervlakte heeft van 1,5 M², ondervindt dus door den dampkring een drukking van 15499 kilo. Daar deze echter in elke richting, zoowel in- als uitwendig even sterk werkt, be merken wij ze niet. Door de hand op de opening van een luchtpomp te plaatsen en de lucht daaronder weg te pompen, kunnen wij den luchtdruk waarnemen.

Daar de lucht samendrukbaar is en gewicht bezit, moeten de onderste luchtlagen dichter zijn dan de hooger gelegene. Hoe verder men zich van de oppervlakte der aarde verwijderd, hoe ijler de lucht wordt en hoe geringer haar drukking. Op een hoogte van 10 K. M. moet de lucht zoo verdund zijn, dat men kan aannemen, dat zich daar de grens van den dampkring bevindt. Was de lucht overal even dicht, dan zou de hoogte der atmosfeer ongeveer 8000 M. bedragen.

1 d. M³. lucht weegt bij 0° en 760 m. M. barometerstand, 1,2932 gram, dus bijna 1,3 gram.

De dampkringslucht bestaat hoofdzakelijk uit stikstof en zuurstof. Ofschoon deze bestanddeelen daarin altijd in bijna onveranderlijke verhouding aanwezig zijn, kan men toch gemakkelijk aantoonen, dat zij samen slechts een mengsel en geen scheikundige verbinding vormen. Vermengt men namelijk kunstmatig bereide zuurstof en stikstof in dezelfde verhouding, waarin deze gassen zich in de lucht bevinden, dan gedraagt zich het mengsel volkomen als gewone dampkringslucht. De samenstelling der lucht is bovendien wel bijna altijd standvastig gevonden, maar er komen toch gevallen voor, waarin deze afwijkt van den regel.

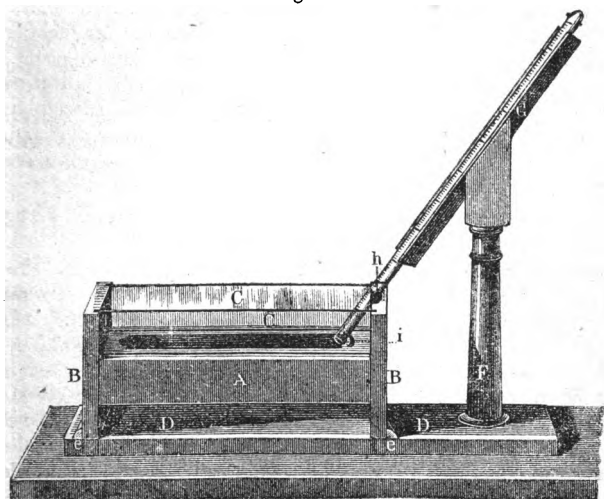
Het meest overtuigend bewijs is echter gelegen in het gedrag der lucht tegenover water. Deze vloeistof toch lost, wanneer zij met lucht in aanraking is, een kleine hoeveelheid daarvan op; het best wanneer men lucht en water samen in een flesch schudt. Door koken kan de opgeloste lucht gemakkelijk weder uit het water verdreven worden; vangt men het vrijwordende gas op, en bepaalt men de hoeveelheid der zuurstof en stikstof, die daarin bevat is, dan vindt men op 1 vol. zuurstof 1,87 vol. stikstof, terwijl in de dampkringslucht op 1 vol. zuurstof 4 vol. stikstof voorhanden zijn. Was de lucht een scheikundige verbinding, dan zou de in het water opgeloste lucht dezelfde samenstelling moeten hebben als de gewone lucht. In stede daarvan vond men, dat het water in verhouding meer zuurstof dan stikstof had opgenomen, terwijl wij weten dat het eerste gas meer oplosbaar is in water dan het laatste. De bestanddeelen der lucht hebben dus hun bijzondere eigenschappen behouden, en dit is een kenmerk van een mengsel. Wanneer twee stoffen

zich scheikundig verbonden hebben, dan is er één nieuw lichaam uit ontstaan.

Wij bezitten verschillende methoden om de hoeveelheid zuurstof en stikstof in de lucht te bepalen. De nauwkeurigste berust op het gebruik van den eudiometer (¹), met behulp waarvan men de verhouding van de beide gasen in volumén vindt.

De toestel, dien men hiervoor gebruikt, is dezelfde als dien wij aangewend hebben voor de synthese van water (fig. 12).

Fig. 12



In de met kwik gevulde eudiometerbuis brengt men zooveel lucht, dat deze ongeveer $\frac{1}{8}$ gedeelte van de ruimte der buis inneemt, en leest dan op de schaal nauwkeurig af hoe hoog de kwikkolom in de buis boven de oppervlakte van het kwik in den bak staat. Nadat men den stand van den barometer en de temperatuur heeft opgeteekend, brengt men zooveel zuivere waterstof in de buis, dat daarvan meer dan voldoende aanwezig is om zich met alle voorhanden zuurstof tot water te verbinden. Het volumen daarvan, alsook de luchtdruk en de warmtegraad, moet weder met zorg bepaald worden. Door dit mengsel laat men vervolgens een electri-

(¹) Eudiometer beteekent in onze taal deugdelijkheidsmeter; deze naam is afkomstig van den tijd toen men meende, dat de verhouding van zuurstof en stikstof op verschillende plaatsen der aarde zeer onderscheiden was, en dat eenige plaats voor de gezondheid van den mensch beter was, naarmate er aldaar meer zuurstof in de lucht voorkwam.

sche vonk gaan, terwijl men de voorzorgen in acht neemt, welke wij vroeger beschreven hebben. Nadat de ontploffing heeft plaats gehad, en de buis weer tot de temperatuur der omgeving is afgekoeld, bepaalt men het volumen van het gas, dat in de buis is overgebleven. Dit is nu kleiner dan vroeger, omdat alle aanwezige zuurstof zich met een gedeelte der waterstof tot water verbonden heeft. Het verschil in volumen voor en na de ontploffing is dus gelijk aan de hoeveelheid der gassen, die zich verbonden hebben.

Uit vroegere proeven nu weten wij, dat 1 vol. zuurstof zich met 2 vol. waterstof verbindt; het derde gedeelte van het verdwenen gas is derhalve de hoeveelheid zuurstof, die in de onderzochte lucht aanwezig was. Nemen wij bijvoorbeeld eens aan, dat wij 100 vol. lucht genomen hadden, dat wij daarbij 50 ruimtedeeelen waterstof gevoegd hadden, en dat er na de verbranding 87 ruimtedeeelen overgebleven waren, dan bedroeg de vermindering in volumen 63 ruimtedeeelen; het derde gedeelte daarvan is 21; in de 100 vol. der onderzochte lucht waren dus 21 vol. zuurstof en 79 vol. stikstof aanwezig.

Het water, dat bij de verbinding ontstaan is, hebben wij buiten rekening gelaten, omdat de ruimte, welke dit inneemt in vergelijking met die der gassen, waaruit het ontstond, zoo klein is, dat deze gerust kan verwaarloosd worden. Water toch is meer dan 600 maal zwaarder dan zuurstof en meer dan 10000 maal zwaarder dan waterstof.

Een groot aantal analyses, die volgens deze methode met de grootste zorg zijn uitgevoerd, hebben tot resultaat gegeven, dat de verhouding van stikstof en zuurstof in den dampkring op de meest verschillende plaatsen bijna volkomen gelijk is. Hetzij de lucht onder den aequator of boven de IJszee verzameld was, hetzij zij 7000 M. boven de oppervlakte der aarde of uit de diepste mijn was genomen, altijd vond men in 100 vol. lucht 20,9 tot 21 vol. zuurstof.

Uit de verhouding in volumen der beide gassen en hun soortelijke gewichten kan men gemakkelijk de samenstelling der lucht in gewicht berekenen. Men vindt dan in 100 gewichtsdeelen lucht 23,16 gewichtsdeelen zuurstof en 76,84 gewichtsdeelen stikstof.

Hetzelfde kan men echter ook door proefneming vinden, en daardoor heeft men de juistheid van de uitkomst der volumetrische analyse bevestigd. Tot dit doel wordt een groote glazen ballon, die van een kraan voorzien is, luchtledig gepompt en nauwkeurig gewogen; door een kautchoukslang verbindt men deze met een buis van moeilijk smeltbaar glas, welke met koperkrullen gevuld is en aan beide uiteinden door kranen kan worden afgesloten. Deze buis wordt eveneens nauwkeurig gewogen. Het andere einde der buis verbindt men met een reeks van U-vormige buizen, welke puim-

steen, dat met zwavelzuur bevochtigd is, en bijtende potasch bevatten. Deze dienen om het koolstofdioxyde en den waterdamp der lucht terug te houden. Wanneer de toestel zoover gereed is, wordt de buis in een oven tot de gloei-hitte gebracht, en daarna worden de kranen zoo wijd geopend, dat er langzaam een luchtstroom door den toestel strijkt. Deze gaat door de zuiveringsbuizen en komt vervolgens in aanraking met het gloeiende koper, dat zich oxydeert en alle zuurstof vastlegt, terwijl de ballon langzamerhand met zuivere stikstof gevuld wordt. Zoodra dit geschied is, draait men de kranen toe en weegt de verschillende deelen op nieuw. De toename in gewicht van den ballon geeft de hoeveelheid stikstof aan, en die van de buis het gewicht der zuurstof. Een groot aantal proeven, welke op deze wijze gedaan zijn, gaven gemiddeld in 100 gewichtsdeelen lucht 23 d. zuurstof en 77 d. stikstof.

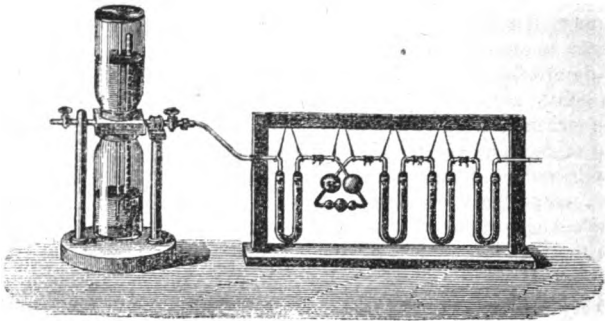
Behalve deze twee hoofdbestanddeelen bevat de lucht nog verscheiden andere gassen, die, niettegenstaande zij slechts in kleine hoeveelheden voorhanden zijn, een belangrijke rol in de huishouding der natuur spelen: zij zijn *koolstofdioxyde*, *waterdamp* en *ammoniak*.

De belangrijkheid van het koolstofdioxyde voor het leven der plant, hebben wij bij de zuurstof reeds vermeld; het is de bron, waaruit de plant de voor haar weefsel noodige koolstof put.

De hoeveelheid koolstofdioxyde in de atmosfeer is gering in vergelijking met de hoeveelheid stikstof en zuurstof; 10000 vol. lucht boven het land bevatten gemiddeld 4 vol., en evenveel lucht boven de zee 3 vol. koolstofdioxyde. Houdt men echter in het oog, dat de dampkring ruim 4 trillioen M^3 . lucht bevat, die 5,2 trillioen kilo wegen, en berekent men de totale hoeveelheid koolstofdioxyde, welke in den dampkring aanwezig is, dan vindt men meer dan 3000 biljoen kilogram. Om het gehalte aan koolstofdioxyde der lucht te bepalen, leidt men een nauwkeurig afgemeten hoeveelheid droge lucht, ongeveer 20 d. M^3 ., door vooraf gewogen buizen, welke bijtende potasch bevatten. Het koolstofdioxyde wordt daardoor volkomen teruggehouden, en de toename in gewicht van de buizen geeft de hoeveelheid koolstofdioxyde aan, die in de onderzochte hoeveelheid lucht aanwezig was.

De toestel, dien men voor dit onderzoek gebruikt, is afgebeeld in fig. 13. Aan de linkerhand is een aspirator (zuiger) geplaatst. Dit instrument bestaat uit twee vaten, waarvan het bovenste met water gevuld is en door een buis met het onderste gemeenschap heeft. Het water vloeit natuurlijk van het bovenste in het onderste vat, terwijl de lucht daaruit door de geopende kraan aan de linkerzijde ontwijkt. De lucht treedt daarentegen in het bovenste vat door de kraan aan de rechterhand, nadat zij vooraf de reeks van buizen met bijtende potasch (zie de afbeelding) doorloopen heeft.

Fig. 13.



De inhoud van beide vaten is even groot en nauwkeurig bepaald. Zoodra het onderste vat vol is draait men den toestel om zijn as en herhaalt dit tot er een voldoende hoeveelheid lucht door het apparaat gegaan is.

De twee buizen, die het verst van den aspirator verwijderd zijn, behoeven niet gewogen te worden; deze bevatten stukjes puimsteen, welke met zwavelzuur doortrokken zijn, en dienen om den waterdamp tegen te houden, die anders eveneens door de bijtende potasch zou opgenomen worden. De buizen, die het dichtst bij den aspirator zijn, bevatten eveneens zwavelzuur en dienen om den waterdamp, welke door de droge lucht uit de potaschoplossing wordt meegevoerd, te absorbeeren; deze moeten dus wel gewogen worden. Gebruikt men om het koolstofdioxyde vast te leggen in plaats van een oplossing van bijtende potasch een mengsel van gebluschte kalk en bijtende soda (natronkalk), dat in den vorm van korrels kan gebracht worden, dan zijn de laatste buizen met zwavelzuur niet noodig.

Het gehalte aan koolstofdioxyde der lucht wisselt zeer af naar gelang van plaatselijke omstandigheden; terwijl dit in het vrije veld 0,02 tot 0,05 procent bedraagt, kan het in besloten ruimten, waar veel menschen bij elkander zijn en waar veel gasvlammen branden, tot 0,3 procent stijgen.

In localen, waar het bederven der lucht alleen het gevolg is van het daarin aanwezig zijn van veel menschen (zooals in scholen, de meeste fabrieken, enz.), rekent men dat de lucht voor de gezondheid nadeelig wordt als het gehalte aan koolstofdioxyde gestegen is tot 0,1 procent; echter niet zoozeer vanwege dit bestanddeel zelf, als van de nevenproducten, die bij de ademhaling (zowel door de longen, als door de huid) optreden. Zijn in zulke localen andere bronnen van koolstofdioxyde, bijv. kunstlicht, aanwezig, dan kan het gehalte van dit gas meer dan 0,1 procent bedragen, zonder

dat het nadeelige gevolgen voor het leven daarin oplevert. Een te groot gehalte, bijv. 1 procent, koolstofdioxyde in overigens zuivere lucht, maakt echter de atmosfeer ook ongeschikt om het dierlijk leven te onderhouden.

De dampkringslucht bevat altijd waterdamp; de hoeveelheid daarvan is echter niet constant en hangt zoowel van de temperatuur als van de richting van den wind af. Bij vochtigen, warmen zuidwestewind is de lucht van het westelijk gedeelte van Europa, in het bijzonder in de nabijheid van de kusten, dikwijls met waterdamp verzadigd, terwijl in de droge steppen van Midden-Azie bij oostewind de hoeveelheid waterdamp in de lucht uiterst gering is. Hoe hooger de temperatuur is, hoe meer water de lucht kan oplossen. Wanneer met waterdamp verzadigde lucht afkoelt, dan vormen zich nevels of wolken. Komt rijkelijk met waterdamp bezwangerde lucht in hoogere, koudere streken van den dampkring of ontmoet deze een kouden luchtstroom, dan wordt een gedeelte van het gasvormig water verdicht en valt, wanneer de temperatuur boven 0° is als regen, bij lager temperatuur echter als sneeuw neer. Omtrent het ontstaan van hagel bestaan verschillende theoriën.

De hoeveelheid regen, welke op deze wijze gevormd wordt, kan zeer belangrijk zijn; 1 M³ lucht, die bij 25° met waterdamp verzadigd is, bevat 22,5 gram water; wanneer dus lucht tot 0° afkoelt wordt er 17,1 gram waterdamp gecondenseerd en valt als regen naar beneden. Gewoonlijk bedraagt de in de lucht aanwezige waterdamp 50 tot 70 procent van de hoeveelheid, die noodig is voor volkomen verzadiging. Is deze hoeveelheid grooter, dan is voor ons de lucht onaangenaam vochtig en zoel, is zij kleiner, daarentegen onbehagelijk droog.

In de nabijheid van de Roode-zee daalt, wanneer de heete en droge wind waait, die over de woestijn is gegaan, het gehalte aan vochtigheid dikwijls op $\frac{1}{15}$ van de hoeveelheid, die voor verzadiging noodig zou wezen.

De vorming van dauw berust op de afkoeling der aarde door uitstraling na het ondergaan der zon, waardoor de onderste luchtlagen zoo sterk worden afgekoeld, dat een gedeelte van den daarin aanwezigen waterdamp niet meer in oplossing kan blijven.

Om de vochtigheidstoestand van de lucht te bepalen bedient men zich van daartoe ingerichte instrumenten, die *hygrometers* genoemd worden.

Men onderscheidt twee soorten van hygrometers, physische en chemische. De eerste vindt men in de leerboeken over natuurkunde beschreven. De chemische hygrometer komt overeen met den toestel, die ons voor de bepaling van het gehalte aan koolstofdioxyde gediend heeft (fig. 13); de twee eerste buizen moeten dan voor en na de proef gewogen worden.

Van *ammoniak*, een verbinding van waterstof en stikstof, zijn slechts sporen in de lucht aanwezig (ongeveer 1 deel in 1,000,000 deelen lucht). Desniettegenstaande speelt dit bestanddeel een belangrijke rol voor de voeding der planten, daar het grootendeels de stikstof levert, die de plant noodig heeft, vooral voor de vorming van vrucht en zaad. Stikstof in vrijen toestand wordt door de plant hoogst waarschijnlijk niet als voedsel opgenomen.

Behalve de genoemde stoffen komen in de lucht nog andere bestanddeelen voor, die als meer of minder toevallige inmengselen moeten beschouwd worden. Onder deze zijn fijne deeltjes van organische stoffen zeer belangrijk, daar zij op den gezondheidstoestand van de plaats, waar zij optreden, een nadeeligen invloed uitoefenen. De onaangename reuk, dien men waarneemt als men uit de frissche lucht komt in vertrekken, waar veel menschen bijeen zijn, moet aan zulke stoffen worden toegeschreven. Zonder twijfel zijn het dergelijke stoffen, die moerassige streken zoo ongezond maken. Bovendien zijn in de lucht kiemen van levende wezens (lagere dieren en planten) aanwezig, en deze spelen in de tegenwoordige theorie omtrent epidemische ziekten en het ontstaan van gisting- en verrottingsverschijnselen een belangrijke rol. — Dat de lucht niet zoo zuiver is als men gewoonlijk meent, kan men het best waarnemen als men eenige zonnestralen in een overigens donker vertrek laat vallen. De zwevende stofjes weerkaatsen dan het licht en maken daardoor den lichtbundel zichtbaar. Laat men zulke lucht strijken door een buis met watten of door een lange gloeiende buis, dan wordt zij van deze stofjes bevrijd. Onze kennis omtrent dit onderwerp is echter nog hoogst onvolledig.

De buitenlucht bevat dikwijls kleine hoeveelheden ozon; de lucht in groote steden echter niet, aangezien dit gas aldaar door oxydatie van organische stoffen spoedig verbruikt wordt. Hoe dit ozon gevormd wordt, weten wij tot nu toe niet met zekerheid; waarschijnlijk ontstaat het door electriche ontladingen in den dampkring.

ZUURSTOFVERBINDINGEN VAN STIKSTOF.

Men kent vijf verbindingen van stikstof met zuurstof, namelijk ;

	Stikstof.	Zuurstof.
Stikstofmonoxyde	28 gew. d.	16 gew. d.
Stikstofdioxyde	28 „ „	32 „ „
Stikstoftrioxyde	28 „ „	48 „ „
Stikstoftetroxyde	28 „ „	64 „ „
Stikstofpentoxyde	28 „ „	80 „ „

Zooals men ziet verhouden de hoeveelheden zuurstof, welke met dezelfde hoeveelheid (28 gew. d.) stikstof verbonden zijn, zich als de getallen 1, 2, 3, 4, 5. Dit is een zeer goed voorbeeld van de tweede wet van chemische verbinding, n. l. van de *wet der verbinding in verhouding van de eenvoudige veelvouden der verbindingsgewichten*. Wij hebben geleerd, dat iedere scheikundige verbinding altijd de elementen, waaruit zij bestaat, in dezelfde gewichtsverhouding bevat. Dikwijls vereenigen zich echter twee elementen in meer dan één verhouding, maar in dat geval bestaat er altijd een eenvoudige verhouding tusschen de hoeveelheden van de eene stof, die zich met dezelfde hoeveelheid van een andere stof verbinden. Wij zeggen derhalve de elementen verbinden zich in rede van hun verbindingsgewichten of de eenvoudige veelvouden daarvan. Als eenheid voor deze verhoudingsgetallen heeft men het verbindingsgewicht (equivalentgetal) van waterstof aangenomen, omdat dit het kleinste is.

Op de bovengenoemde wet berust de *atoomtheorie* van DALTON. Deze geleerde stelde zich de vraag, waarom verbinden zich de elementen slechts in verhouding van hun verbindingsgewichten of de eenvoudige veelvouden daarvan, en niet in iedere willekeurige verhouding. Hij verklaarde deze vraag door de volgende hypothese, welke tegenwoordig in de wetenschap algemeen wordt aangenomen, en die door latere onderzoekingen verder ontwikkeld is. De lichamen zijn opgebouwd uit vormbestanddeelen (*moleculen*), evenals een muur uit steenen. Als vormbestanddeel van de lichamen is de molecule een *ondeelbaar* deeltje, maar evenals de steen is opgebouwd uit kleideeltjes, eveneens zijn de moleculen opgebouwd uit *atomen*, die op hun beurt als vormbestanddeelen van de moleculen ondeelbaar zijn.

Reeds de oude grieksche wijsgeeren namen aan, dat de stof niet tot in het oneindig deelbaar was, maar dat men, als de middelen het ons slechts toelieten, zou komen tot kleine deeltjes, die als vormbestanddeelen van de lichamen, niet vatbaar zouden zijn voor verdere deeling.

De waarneming helpt ons in dit geval niet; onze middelen van verdeeling zijn zeer onvolkomen. Het fijnste poeder, dat wij kunnen voortbrengen, blijkt onder het mikroskoop uit tamelijk groote stukken te bestaan.

De ervaring leert ons dus volstrekt niet, dat er geen grens aan de deelbaarheid zou zijn, zij laat ons vrij, en wij zullen het een of het andere aannemen, naarmate het een meer waarschijnlijk is dan het andere. Welnu, wanneer wij het bestaan van moleculen ontkennen, dan is het onmogelijk om een groot aantal belangrijke verschijnselen te verklaren, terwijl deze als van zelf uit de theorie van DALTON voortvloeien.

Met DALTON nemen wij dus aan, dat de lichamen zijn opgebouwd

uit moleculen, en dat de moleculen groepen van atomen zijn.

Een molecule is de kleinste hoeveelheid van een stof, welke in vrijen toestand kan bestaan, een atoom is de kleinste hoeveelheid van een stof, die in een scheikundige verbinding (in een molecule) kan voorkomen.

De moleculen van een enkelvoudige stof bestaan uit gelijksoortige, de moleculen van samengestelde stoffen uit ongelijksoortige atomen. Alle verschijnselen, waarbij verandering plaats heeft in de moleculen, noemen wij scheikundige verschijnselen, terwijl de veranderingen in toestand, welke de lichamen ondergaan zonder dat daarbij *andere* moleculen gevormd worden, tot het gebied der physica behooren.

De taak van den scheikundige is te onderzoeken: 1° uit welke atomen de moleculen der verschillende stoffen zijn opgebouwd, 2° in welke verhouding het aantal der verschillende atomen daarin tot elkander staat, en 3° de wijze, waarop de atomen onderling met elkander tot moleculen vereenigd zijn.

1 d. M^3 . zuurstof weegt 16 maal meer dan dezelfde hoeveelheid waterstof. Wanneer wij nu met AVOGADRO aannemen, dat in gelijke ruimten gas, bij dezelfde temperatuur en onder dezelfde drukking gemeten, evenveel moleculen aanwezig zijn, dan is 1 molecule zuurstof 16 maal zwaarder dan 1 molecule waterstof.

Vroeger nam men aan dat alle moleculen even zwaar zijn; er zouden dan in 1 d. M^3 . zuurstof 16 maal meer moleculen aanwezig moeten zijn dan in 1 d. M^3 . waterstof; dit is echter niet waarschijnlijk. Door de zoogenaamde wet van AVOGADRO kunnen wij verschillende verschijnselen (1) veel beter verklaren, dan door aan te nemen dat alle moleculen even zwaar zijn, terwijl geen enkel verschijnsel met deze wet in strijd is.

Zooals wij later zullen zien, bestaan de moleculen van de meeste enkelvoudige stoffen uit 2 atomen, zoodat het atoomgewicht van die stoffen de helft bedraagt van het moleculairgewicht.

Daar één atoom de kleinste hoeveelheid van een stof is, die in een scheikundige verbinding kan voorkomen, en daar waterstof de lichtste van alle bekende stoffen is, heeft men het atoomgewicht van waterstof = 1 gesteld.

Het atoomgewicht van zuurstof is dan 16, van stikstof 14, van zwavel 32, enz., met andere woorden, de verhouding der gewichten van verschillende atomen wordt uitgedrukt door de verbindingsgewichten der elementen.

Het teeken H beteekent dus ook 1 atoom waterstof, het teeken O

(1) Bijv. de wet van BOYLE of MARIOTTE, waarover wij reeds met een enkel woord gesproken hebben, en de wet van GAY-LUSSAC, over de uitzetting van gassen bij verwarming, die in de physica nader behandeld wordt.

1 atoom zuurstof, enz. De verbindingsgewichten worden daarom tegenwoordig veelal *atoomgewichten* genoemd.

Wanneer de atomen vrijkomen uit een scheikundige verbinding, dan vereenigen zij zich terstond tot moleculen. Doordat atomen van verschillende elementen zich met elkander vereenigen, ontstaan scheikundige verbindingen (samengestelde stoffen); vereenigen zich daarentegen gelijksoortige atomen, dan ontstaan er enkelvoudige stoffen (elementen).

Eén atoom van een element nu kan zich verbinden met 1, 2, 3, enz. atomen van een ander element, of 2 atomen van dezelfde stof kunnen met 1, 2, 3, enz. andere atomen samentreden, en daar, zooals wij gezien hebben, het betrekkelijk gewicht der atomen door het verbindings- of atoomgewicht wordt uitgedrukt, zoo volgt daaruit, dat chemische verbinding slechts in veelvouden daarvan kan plaats hebben.

Stikstofmonoxyde bestaat uit 1 atoom zuurstof verbonden met 2 atomen stikstof; voegt zich daarbij een tweede atoom zuurstof, dan ontstaat stikstofdioxyde, en door verder toetreden van atomen zuurstof worden achtereenvolgens stikstoftrioxyde, stikstoftetroxyde en stikstofpentoxyde geboren.

Het kleinste deeltje van een scheikundige verbinding bestaat dus uit een groep van twee of meer atomen, uit een *molecule*. De moleculen kunnen niet door mechanische middelen, alleen door scheikundige processen in atomen ontleed worden.

De molecule water bestaat uit 3 atomen, uit 2 atomen waterstof en 1 atoom zuurstof; de som van de atoomgewichten dezer elementen $2 + 16 = 18$ geeft ons het *moleculairgewicht* van water.

Stikstof wordt door zuurstof, noch bij de gewone, noch bij verhoogde temperatuur geoxydeerd; laat men echter langen tijd krachtige electriche vonken door droge lucht gaan, dan vereenigen zich de beide daarin aanwezige gassen, en ontstaan er roode dampen van stikstoftetroxyde. Is er tevens water aanwezig, dan verdwijnen de roode dampen, en het water krijgt een zuren smaak, welke afkomstig is van salpeterzuur. Stikstoftetroxyde ontstaat ook bij onweêr; vandaar dat er dikwijls zeer kleine hoeveelheden salpeterzuur in regenwater gevonden worden. Waarschijnlijk gaat de zuurstof in de bovengenoemde gevallen voordat zij zich met de stikstof verbindt in ozon over.

Daar salpeterzuur het uitgangspunt is voor de bereiding van de meeste stikstof-zuurstofverbindingen, zullen wij deze stof eerst bespreken.

Salpeterzuur of Hydronitrat, H N O₃.

Moleculairgewicht 63.

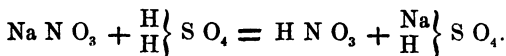
Wanneer stikstofhoudende-organische stoffen zich langzaam oxydeeren bij aanwezigheid van potasch, soda of kalk, dan vormen zich verbindingen, welke men salpeterzure zouten of *nitraten* genoemd heeft, en die zich van salpeterzuur (*acidum nitricum*) daardoor onderscheiden, dat zij in plaats van waterstof een metaal bevatten. Nitraten worden ook gevonden in het water uit de bovenste lagen van den bodem in groote steden, waar de bodem doortrokken is van rottende stoffen, of wanneer de bron zich in de nabijheid van veestallen of zinkputten bevindt. Aangezien de aanwezigheid daarvan wijst op in ontleding verkeerende organische stoffen is zulk water niet geschikt om gedronken te worden. Vooral is het gebruik daarvan bij het heerschen van epidemiën, zooals cholera, enz., gevaarlijk.

Tot de nitraten behoort ook de zogenaamde muursalpeter, welke men dikwijls op de muren in veestallen vindt, en die hoofdzakelijk uit calciumnitrat bestaat ⁽¹⁾.

Kaliumnitrat of potaschsalpeter, K N O₃, vindt men in verschillende landen, met name in Hongarije en Oost-Indie, in groote hoeveelheden als een mineraal, dat zijn ontstaan te danken heeft aan de ontleding van stikstofhoudende-organische stoffen in een bodem, die rijk is aan potasch. Bovendien worden groote hoeveelheden van dit zout kunstmatig verkregen in de zoogen. salpeterplantages, waarover later nader.

Natriumnitrat, Na N O₃, gewoonlijk chilisalpeter genoemd, komt in zeer dikke lagen voor in Peru.

Uit dit nitrat ⁽²⁾ bereidt men gewoonlijk het salpeterzuur, door het zout met zwavelzuur, H₂ S O₄, te verhitten. Hierbij treedt dubbele ontleding op, het natrium wisselt van plaats met de helft van de in het zwavelzuur aanwezige waterstof:



De verbindingen, welke ontstaan doordat in zwavelzuur (*acidum*

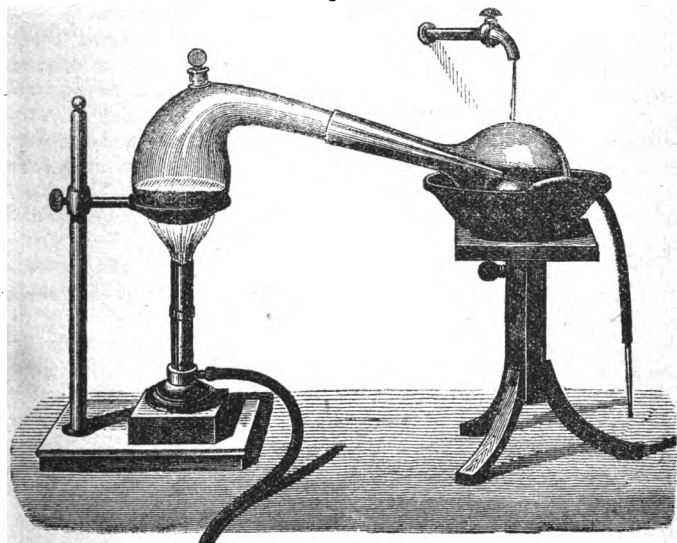
⁽¹⁾ Men moet deze muursalpeter niet verwarren met den kristallijnen nitslag, dien men dikwijls op nieuwe of vochtige muren vindt. Deze laatste stof is geen nitrat, maar bestaat grootendeels uit natriumcarbonaat en is afkomstig van onzuiverheden van de kalk.

⁽²⁾ Natriumnitrat is goedkooper dan kaliumnitrat, en bovendien verkrijgt men uit chilisalpeter meer salpeterzuur dan uit dezelfde hoeveelheid potaschsalpeter. Chilisalpeter is hygroscopisch en kan daarom niet dienen voor de bereiding van buskruit en vuurwerk.

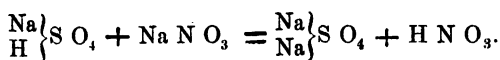
sulphuricum) de waterstof geheel of gedeeltelijk door een metaal vervangen wordt, heeten *sulphaten*. Uit natriumnitrat en zwavelzuur ontstaan dus salpeterzuur en natriumhydrosulphaat (*natriumhydrogenium-sulphaat*).

In het klein bereidt men salpeterzuur door gelijke gewichtsdeelen chilisalpeter en zwavelzuur in een getubuleerde retort (fig. 14)

Fig. 14.



te vermengen, en deze met een gas- of spiritus-lamp langzamerhand te verhitten. Het vrijwordend salpeterzuur gaat in damp over en wordt in een goed afgekoelden ontvanger verdicht, terwijl het niet vluchtige natriumhydrosulphaat in de retort achterblijft. In het groot maakt men deze verbinding door verhitting der genoemde stoffen in groote cilinders van gegoten ijzer. Men heeft dan slechts de helft van de bovengenoemde hoeveelheid zwavelzuur noodig, daar de ijzeren cilinders sterker verhit kunnen worden dan glazen retorten, en het natriumhydrosulphaat bij hooge temperatuur nogmaals waterstof uitwisselt tegen natrium :



Er ontstaan dus salpeterzuur en natriumsulphaat (dinatriumsulphaat).

Een gedeelte van het salpeterzuur wordt echter vanwege de hooge temperatuur, die bij deze bereidingswijze vereischt wordt, ontleed. Het overgedestilleerde zuur bezit ten gevolge daarvan een roodachtig-gele kleur en draagt in den handel den naam van rood-rookend-salpeterzuur.

Zuiver salpeterzuur is een kleurlooze, rookende vloeistof, welke bij 18° een soortelijk gewicht van 1.51 heeft. Gewoonlijk is het echter eenigszins geel gekleurd, omdat het zich langzaam ontleedt wanneer het aan het licht is blootgesteld. Zuurstof wordt daarbij vrij, en er vormen zich water en oxyden van stikstof, welke laatste het zuur geel kleuren. Sneller geschiedt deze ontleding bij koking, en dit is de oorzaak dat salpeterzuur geen constant kookpunt bezit. Het koken begint reeds bij 86°, maar het kookpunt stijgt aanhoudend, doordat er een waterhoudend zuur gevormd wordt, dat eerst bij een hooger temperatuur kookt.

Verdunt men geconcentreerd salpeterzuur met weinig water, en destilleert men dit mengsel, dan gaat eerst een sterker zuur over. Het kookpunt, dat in den beginne onder 100° ligt, stijgt langzamerhand, totdat het bij 120,5° constant wordt. Onderwerpt men daarentegen een zeer verdund zuur aan destillatie, dan gaat eerst een zwakker zuur over totdat het kookpunt weder op 120,5° gekomen is. Bij deze temperatuur kookt onder normaal druk een zuur, dat 68 proc. HNO_3 bevat en een soortelijk gewicht heeft van 1,414, zonder verandering te ondergaan.

Salpeterzuur bevat 76,1 proc. zuurstof; een deel daarvan geeft het gemakkelijk aan oxydeerbare lichamen af, en daarom is het een krachtig oxydatiemiddel; jood, zwavel, phosphor, koolstof en ook de andere niet-metalen, die bij de gewone temperatuur vaste lichamen zijn, worden bij koking met sterk salpeterzuur geoxydeerd, en wel bijna altijd tot het hoogste oxyde, dat van die stof bekend is. Brengt men koper of tin samen met salpeterzuur, dan vormen zich onder opbruisen roode dampen, die uit gasvormige oxyden van stikstof bestaan. De blauwe kleur der indigo-oplossing verdwijnt door toevoeging van salpeterzuur; de kleurstof wordt door oxydatie vernietigd. De blauwe kleur van lakmoes wordt door salpeterzuur niet vernietigd, maar slechts in rood veranderd. Van de genoemde reacties (herkenningsmiddelen) maakt men gebruik om de tegenwoordigheid van salpeterzuur aan te toonen. Het gevoeligste reagens op salpeterzuur is echter ferro-sulphaat (groene- of ijzervitriool). Om kleine hoeveelheden salpeterzuur op te sporen vermengt men de vloeistof, die onderzocht zal worden, met een gelijke hoeveelheid geconcentreerd zwavelzuur, laat het mengsel bekoelen en giet er vervolgens een oplossing van ijzervitriool op, zorgdragende dat de beide vloeistoffen zich niet met elkander vermengen. Bij aanwezigheid van salpeterzuur vormt zich dan aan de

scheidingsvlakte een bruine ring, die meer of minder donker gekleurd is, naarmate er meer of minder van het zuur aanwezig is. Dezelfde reactie vertoonen ook de nitraten (zouten van salpeterzuur). Het salpeterzuur, dat meer of minder stikstoftetroxyde bevat (en dus geel gekleurd is) werkt nog krachtiger oxydeerend dan het zuivere zuur.

In het salpeterzuur hebben wij het eerste voorbeeld uit de reeks der verbindingen, welke onder den naam van *zuren* bekend zijn. Deze verbindingen bezitten een zuren smaak en hebben de eigenschap om blauw lakmoespapier en violestroop rood te kleuren.

Alle zuren bevatten één of meer atomen waterstof, die door een metaal kunnen vervangen worden. Deze waterstof is of met een element (chloor, broom, jood, enz.) of met een groep van elementen verbonden; in het laatste geval bevat die groep bijna altijd zuurstof. Deze laatste zuren worden *oxyzuren* genoemd, terwijl de eerste den naam dragen van *waterstofzuren* (deze naam is echter minder juist, omdat *alle* zuren waterstof bevatten).

Alle oxyzuren kan men beschouwen als één of meer moleculen water, waarin een gedeelte der waterstof door een groep van atomen (een radicaal) vervangen is, of als verbindingen van een zuurvormend radicaal met een of meermalen het radicaal *hydroxyle*, O H, dat 1 atoom waterstof vervangt en dus univalent is (zie de noot op bl. 22); zoo kan salpeterzuur beschouwd worden als $\begin{matrix} \text{N} & \text{O}_2 \\ & \text{H} \end{matrix} \left\{ \text{O} \right.$, dat is, als een molecule water, waarin 1 atoom waterstof vervangen is door het zuurstofhoudend radicaal N O₂, of als N O₂; O H, dat is, als een verbinding van het radicaal N O₂ met het radicaal hydroxyle.

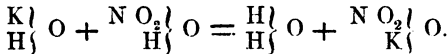
De waterstofzuren kunnen daarentegen afgeleid worden van een molecule waterstof, $\begin{matrix} \text{H} \\ \text{H} \end{matrix} \left\{ \right.$. Zoutzuur (chloorwaterstofzuur) bijv. heeft tot formule H Cl of $\begin{matrix} \text{H} \\ \text{Cl} \end{matrix} \left\{ \right.$, overeenkomende met een molecule waterstof, waarin de helft der waterstof door een atoom chloor is verplaatst.

Wordt de waterstof in een zuur vervangen door een metaal, dan verdwijnen de zure eigenschappen van het zuur (soms tijds geheel, soms tijds gedeeltelijk), en er ontstaat een *zout*.

Deze verplaatsing der waterstof kan op verschillende wijze geschieden. Wij hebben reeds vroeger gezien, dat er waterstof vrij wordt als zink op zwavelzuur inwerkt; het zink treedt dan in de plaats daarvan, en er ontstaat een zout, dat zinksulfaat genoemd wordt. Verder vormen zich zouten wanneer sommige oxyden of hydroxyden van de metalen (*basische oxyden*) met zuren samenkomen. Voegt men bijv. bij de vloeistof, die wij verkregen toen wij kalium op water lieten inwerken, en die, zooals reeds boven gezegd

werd, bijtende potasch of kaliumhydroxyde bevat, salpeterzuur, dan verdwijnt bij een zeker punt zoowel de zure smaak van het zuur, als de bijtende van de potasch; de oplossing is dan neutraal, zij werkt noch op blauw, noch op rood lakmoespapier.

Het kalium van de bijtende potasch en de waterstof van het salpeterzuur hebben van plaats verwisseld, en daardoor zijn het kaliumzout van salpeterzuur (kaliumnitraat of salpeter) en water geboren:



Verdampt men deze oplossing, dan verkrijgt men kristallen van salpeter.

Alleen de metalen leveren basische oxyden en hydroxyden op ⁽¹⁾; velen daarvan zijn oplosbaar in water.

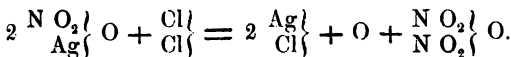
De in water goed oplosbare hydroxyden worden *alkaliën* genoemd; hun oplossingen hebben een eigenaardigen, loogachtigen smaak en de eigenschap om door zuren roodgemaakt lakmoes weder blauw en violeestroop groen te kleuren: zij *reageeren alkalisch*.

Alle zouten van salpeterzuur (de *nitraten*) zijn in water oplosbaar; veel daarvan worden, evenals het zuur zelf, zoowel in het laboratorium van den scheikundige, als in de nijverheid veelvuldig gebruikt. De belangrijkste nitraten zullen wij bij de metalen nader bespreken. Bij verhitting van brandbare lichamen (kool, zwavel, enz.) met nitraten verbranden deze stoffen snel en met gedruisch.

Stikstofpentoxyde of Salpeterzuuranhydride, N₂ O₅.

Moleculairgewicht 108.

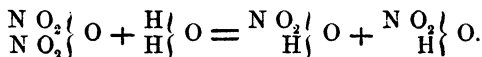
Deze verbinding ontstaat wanneer droog chloorgas over zilvernitraat, Ag N O₃, geleid wordt. Er vormen zich dan zilverchloride, zuurstof en stikstofpentoxyde, zooals uit onderstaande vergelijking blijkt:



Stikstofpentoxyde levert groote, kleurloze kristallen, die bij 30° smelten en bij 45° koken. Deze verbinding is zeer onbesten-

⁽¹⁾ Hierop grondt zich tegenwoordig de scheikundige verdeling van de elementen in metalen en niet-metalen. Arsenicum, dat in physische eigenschappen overeenkomt met de metalen, moet door den scheikundige tot de groep der niet-metalen gebracht worden, aangezien daarvan geen basisch-oxyde of hydroxyde bekend is.

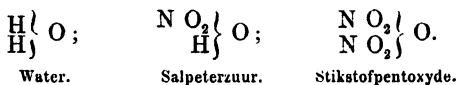
dig en explodeert wanneer zij bewaard wordt na eenigen tijd vanzelf. Met water verbindt zij zich tot salpeterzuur (hydronitrat):



Om die reden draagt stikstofpentoxyde ook den naam van salpeterzuuranhydride. Anhydriden of zuurvormende oxyden noemt men in 't algemeen die oxyden, welke zich verbinden met de elementen van water en dan een zuur opleveren.

Alle oxyden, die noch basische, noch zuurvormende oxyden zijn, noemt men *indifferent oxyden*.

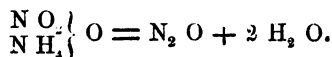
Stikstofpentoxyde kan men bovendien beschouwen als salpeterzuur, waarin ook het tweede atoom waterstof door het radicaal N O_2 verplaatst is:



Stikstofmonoxyde of Stikstofoxyde, $\text{N}_2 \text{O}$.

Moleculairgewicht 44. Dichtheid 22.

Gewoonlijk bereidt men dit gas door verhitting van ammoniumnitraat ⁽¹⁾, $\begin{array}{c} \text{N O}_2 \{ \\ \text{N H}_4 \} \end{array} \text{O}$, dat daarbij in stikstofmonoxyde en water ontleed wordt:



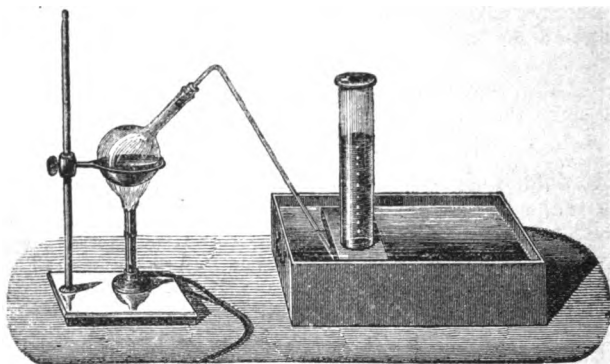
Stikstofmonoxyde is een kleur- en reukeloos gas, dat goed oplosbaar is in koud water, zoodat men het boven warm water of boven kwik moet opvangen. Van de vroeger behandelde gassen onderscheidt het zich doordat het tot een vloeistof kan verdicht worden, (bij 0° onder een drukking van 30 atmosfeeren of onder de gewone

⁽¹⁾ Ammonium is een radicaal, dat tot formule heeft N H_4 en dat in verbinding zeer veel overeenkomt met het metaal kalium. Evenals dit vervangt het de waterstof in de zuren en vormt dan zouten, die goed kristalliseeren.

Verhit men ammoniumnitraat boven 250°, dan heeft er een andere ontleding van dit zout plaats, waarbij gassen ontstaan, die bij inademing schadelijk werken.

drukking bij -88°). Ook kent men het in den vasten toestand (bij -115°).

Fig. 15.

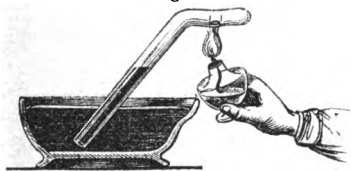


Laat men vloeibaar stikstofmonoxyde verdampen in een ruimte, waarin de lucht verdund is, dan daalt de temperatuur tot -140° . Dit is de laagste temperatuur die men tot dusverre heeft kunnen voortbrengen.

Houdt men een glimmenden zwavelstok in dit gas, dan ontvlamt deze evenals in zuurstof. Phosphorus verbrandt daarin met sterken glans. Een stukje zwavel, dat slechts even brandt, gaat er echter in uit, terwijl sterk brandende zwavel in stikstofmonoxyde levendig voortbrandt. Dit verschijnsel berust hierop, dat het gas bij verhitting in stikstof en zuurstof ontleed wordt, en het laatste gas de verbranding onderhoudt; een kleine zwavelvlam ontwikkelt geen warmte genoeg om de verbinding te ontleden. Bij inademing veroorzaakt stikstofmonoxyde een eigenaardig gevoel van dronkenschap, waarom het ook wel *vroolijkmakend gas* of *lachgas* genoemd wordt. Voor deze proef moet men zorgen dat het gas zeer zuiver is.

De samenstelling van stikstofmonoxyde kan men gemakkelijk vinden door analyse. Tot dit doel

Fig. 16



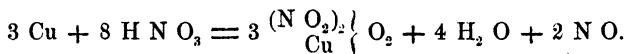
brengt men een bepaald volumen van deze verbinding in een omgebogen buis, die door kwik is afgesloten (fig. 16) en in wier boveinde zich een stuk kalium bevindt; daarop sluit men het open einde der buis met den duim en verhit het kalium met een lamp. Het kalium verbrandt dan tot kaliumdioxjde, terwijl zuivere stikstof achterblijft. Na be-

koeling ziet men, dat deze dezelfde ruimte inneemt als het oorspronkelijke gas. 2 Vol. stikstofoxydule bevatten dus 2 vol. stikstof, of met andere woorden, in 44 gew. d. der verbinding zijn $2 \times 14 = 28$ gew. stikstof bevat. De daarmede verbonden zuurstof bedraagt 16 gew. d. ; de formule van stikstofmonoxyde is dus $N_2 O$.

Stikstofdioxyde of Stikstofoxyde, N O.

Moleculairgewicht 30. Dichtheid 15

Stikstofdioxyde is een kleurloos gas, dat zich vormt bij inwerking van matig verdund salpeterzuur op veel metalen. Gewoonlijk bereidt men het door in een toestel, zooals wij voor de bereiding van waterstof gebruikt hebben, koperkrullen te brengen en salpeterzuur door de trechterbuis daarop te gieten. Hierbij vormen zich water, kopernitrat en stikstofdioxyde :



De meest kenmerkende eigenschap van dit gas is, dat het zoodra het met lucht of met zuurstof samenkomt, rood-bruine dampen vormt (¹). Tot dusver heeft men dit gas niet tot een vloeistof kunnen verdichten. In water is stikstofdioxyde weinig oplosbaar ; door een oplossing van ijzervitriool wordt het echter in groote hoeveelheid opgenomen. Deze oplossing wordt daardoor bruin gekleurd, ten gevolge van een eigenaardige verbinding, welke zich hierbij vormt, en die wij reeds hebben zien optreden bij de reactie op salpeterzuur met ijzervitriool. Door brandende lichamen wordt stikstofdioxyde ontleed onder vrijworden van stikstof, maar daarvoor is een hooger temperatuur noodig dan voor de ontleding van stikstofmonoxyde. Brandende phosphorus en wit-gloeiende houtskool verbranden in dit gas met sterken glans.

De analyse van deze verbinding kan op dezelfde wijze geschieden als wij beschreven hebben bij het stikstofmonoxyde. Deze heeft ons geleerd, dat 2 vol. stikstofdioxyde 1 vol. stikstof bevatten.

Het soortelijk gewicht van stikstofdioxyde is 1,038. 1 d. M³. van dit gas weegt dus 1,343 gram.

Stikstoftrioxyde of Salpeterigzuuranhydride, N₂ O₃.

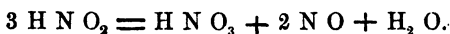
Moleculairgewicht 76. Dichtheid 38.

Vermengt men 4 vol. stikstofdioxyde met 1 vol. zuurstof, dan

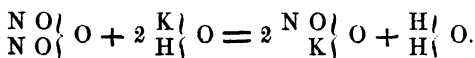
(¹) Door middel van stikstofdioxyde kan men dus gemakkelijk stikstofmonoxyde van zuurstof onderscheiden. Het eerste toch doet geen rood-bruine dampen optreden als het met $N O_2$ gemengd wordt.

ontstaat de bovengenoemde verbinding als een rood-bruin gas, dat door sterke afkoeling tot een blauwe vloeistof verdicht kan worden.

Lost men stikstoftrioxyde op in ijskoud water, dan verkrijgt men een blauwe vloeistof, welke men moet beschouwen als een oplossing van salpeterigzuur (*hydronitriet*), H N O_2 (¹). Deze verbinding bezit zeer weinig bestendigheid en wordt reeds bij zachte verwarming ontleed in salpeterzuur, stikstofdioxyde en water :



De zouten van dit zuur (de *nitrieten*) zijn daarentegen zeer bestendig. Kaliumnitriet kan men bereiden door verhitting van kaliumnitraat, dat onder die omstandigheden 1 atoom zuurstof afgeeft, of door stikstoftrioxyde in een oplossing van bijtende potasch te leiden :



Stikstoftrioxyde staat dus in dezelfde betrekking tot de *nitrieten*, als stikstofpentoxyde tot de *nitraten*.

Door de nitraten te smelten met lood of koper, of door de oplossingen daarvan te koken met fijn verdeeld zink, verkrijgt men nitrieten. De meeste nitrieten lossen goed op in water, maar lood- en zilvernitriet zijn slecht oplosbaar, wat niet het geval is met de nitraten van die metalen.

Stikstoftetroxyde of Stikstofsperoxyde, N O_2 .

Moleculairgewicht 46. Dichtheid 23.

De roode dampen, die ontstaan wanneer stikstofdioxyde met overvloed van lucht of met zuurstof gemengd wordt, bestaan uit deze verbinding. Zuiver verkrijgt men ze door verhitting van droog loodnitraat, dat daarbij in loodoxyde, zuurstof en stikstoftetroxyde ontleed wordt.

Leidt men stikstoftetroxyde in een goed afgekoeld vat, dan verdicht zich het gas tot een licht-gele vloeistof, die bij 22° kookt. De bruine kleur van den damp wordt donkerder, naarmate de temperatuur toeneemt. Bij sterke afkoeling wordt de vloeibare verbinding bijna kleurloos, en ten slotte gaat zij over in kleurlooze kristallen, die reeds bij — 9° smelten.

(¹) Dit verklaart het achtereenvolgens groen, blauw en eindelijk geheel kleurloos worden van rood-rookend salpeterzuur als het met water verdund wordt

Wanneer stikstoftetroxyde met water samenkomt, dan wordt het ontleed, òf in stikstofdioxyde en salpeterzuur, òf in stikstoftrioxyde en salpeterzuur; dit hangt af van de hoeveelheden en van de temperatuur. De damp van stikstoftetroxyde bezit om die reden in vochtigen toestand een zure reactie; daarom hield men vroeger deze verbinding voor een zuur, dat men den naam gaf van *ondersalpeterzuur*. Stikstoftetroxyde is echter een indifferent oxyde.

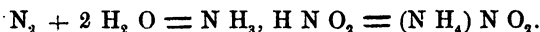
VERBINDINGEN VAN STIKSTOF EN WATERSTOF.

Ammoniak, $N H_3$.

Moleculairgewicht 17. Dichtheid 8,5.

Stikstof vormt met waterstof slechts één verbinding, n. l. ammoniak, $N H_3$. Deze stof kan echter niet door onmiddellijke vereeniging van de bestanddeelen verkregen worden.

Onder bepaalde omstandigheden verbindt stikstof zich met de elementen van water tot ammoniumnitriet, een verbinding, die ook ontstaat als ammoniak met salpeterigzuur samenkomt:



In kleine hoeveelheid vormt zich dit zout bij snelle verdamping van water. Wordt phosphorus in een flesch gebracht, die vochtige lucht bevat, dan vormt zich, zooals wij reeds vermeld hebben, ozon; daarbij treden nevels op, welke gedeeltelijk uit ammoniumnitriet bestaan.

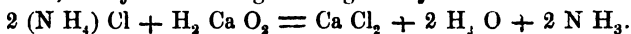
Brengt men salpeterzuur of een oplosbaar nitraat in een vloeistof, waarin waterstof zich ontwikkelt, dan verbindt zich een gedeelte van de vrijwordende waterstof met de zuurstof van het salpeterzuur tot water, en een ander deel met de stikstof tot ammoniak.

Ammoniak ontstaat verder wanneer stikstofhoudende-organische stoffen in ontleding overgaan, hetzij langzaam bij verrotting, hetzij sneller bij verhitting in gesloten vaten (droge-destillatie).

De verbinding van ammoniak, welke onder den naam van salmiak bekend is, werd in vroeger tijden uit gedroogde mest van kameelen in de woestijn van Lybië, in de nabijheid van de puinhoopen van den tempel van Jupiter-Ammon bereid, en onder den naam van *sal ammoniacum* (zout van Ammon) naar Europa gezonden. Hiervan zijn de namen ammoniak en ammonium afkomstig. — Ammoniumverbindingen zijn in groote hoeveelheid aanwezig in guano, maar de hoofdbron voor de ammoniumverbindingen is thans het waschwater (ammoniakwater), dat bij de bereiding van lichtgas als neven-

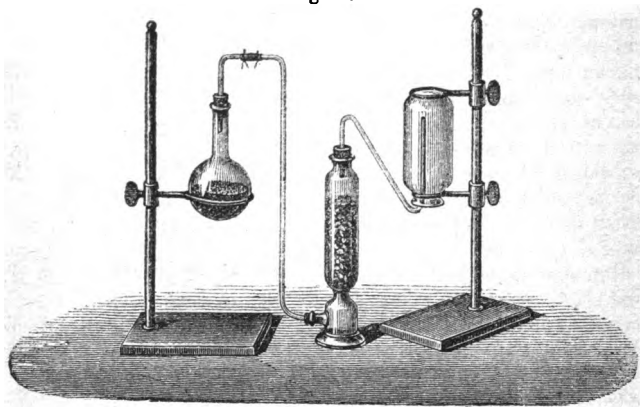
product verkregen wordt. Steenkolen bevatten ongeveer 2 procent stikstof; deze stikstof ontwijkt bij droge-distillatie grootendeels als ammoniak, welk gas in het waschwater wordt opgelost. Dit ammoniakwater wordt aan destillatie onderworpen (om het van teer te bevrijden), de dampen worden in zoutzuur geleid en de dus verkregen vloeistof ingedampt. Op die wijze verkrijgt men een zout, dat tot formule heeft $(\text{N H}_4) \text{Cl}$, dus ammoniumchloride ⁽¹⁾, en dat in den handel voorkomt onder den naam van salmiak.

Om ammoniakgas te maken, verhit men salmiak met gebluschte kalk, $\text{H}_2 \text{Ca O}_2$, in een kolf. Er vormen zich dan calciumchloride en water, terwijl ammoniak gasvormig ontwijkt :



Ammoniak is een kleurloos gas, dat een eigenaardigen, sterk prikkelenden reuk bezit, waardoor men in staat is de kleinste hoeveelheden daarvan te ontdekken. Het is lichter dan lucht en heeft tot soortelijk gewicht 0,59; men kan het dus opvangen in een flesch, waarvan de hals naar beneden gericht is (fig. 17). Wil men het

Fig. 17.



geheel vrij van lucht hebben, dan moet men het boven kwik verzamelen, daar ammoniak zeer goed oplosbaar is in water. 1 Gram water lost namelijk bij 0° onder normaal druk 0,877 gram of 1149 c. M³, en bij 20° 0,520 gram of 681,88 c. M³, van dit gas op. Om ammoniakgas te drogen leidt men het door een buis, die stukjes bijtende potasch of ongebluschte kalk bevat. Chloorcalcium kan tot dit doel niet dienen, daar ammoniak daardoor in groote hoe-

⁽¹⁾ De zouten van zoutzuur (*acidum hydrochloricum*), H Cl , heeten *chloriden*.

veelheid wordt geabsorbeerd; zwavelzuur natuurlijk nog veel minder.

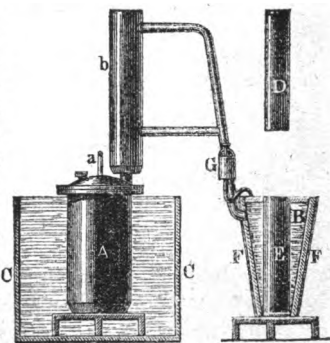
Vult men een buis met droog ammoniakgas, en brengt men deze met de opening onder water, dan dringt het water zoo snel in de buis alsof zij luchtledig ware. De oplossing van het gas in water is onder den naam van *geest van salmiak*, *vliegop* of *ammonia liquida* bekend en wordt in het groot bereid.

Onder een druk van 7 atmosfeeren en bij de gewone temperatuur verdicht zich het ammoniakgas tot een kleurlooze vloeistof, die bij $-38,5^{\circ}$ kookt, en bij -75° tot een op ijs gelijkende massa vast wordt.

Vloeibaar ammoniakgas wordt in de nijverheid toegepast om kunstmatig ijs te maken; deze toepassing steunt op de wet der latente warmte. Verdampst men namelijk een vloeistof snel zonder toevoer van warmte van buiten, dan heeft er sterke afkoeling plaats, omdat de warmte, die noodig is voor de vorming van damp, aan de vloeistof of aan haar omgeving onttrokken wordt. De daling in temperatuur is des te aanzienlijker, naarmate het kookpunt der vloeistof lager ligt, en de vloeistof sneller in damp overgaat.

De ijsmachine van CARRÉ (fig. 18) bestaat uit twee sterke, ijzeren vaten, die door een gebogen buis verbonden zijn. De cilinder *A* bevat een bij 0° verzadigde oplossing van ammoniak in water. Deze wordt langzamerhand verwarmd, terwijl men het vat *B* door koud water afkoelt. De ammoniak wordt door de warmte uit de oplossing verdreven en verdicht zich, zoodra de druk tot boven 7 atmosfeeren gestegen is, in de ruimte *F, F* van het vat *B*, dat dubbele wanden heeft. Is de meeste ammoniak uit de oplossing verdreven, dan brengt men den cilinder

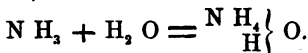
Fig. 18.



A in koud water, en de vloeistof, die moet bevrozen, in de binnenste ruimte van het vat *B*, in *E*. De vloeibare ammoniak vervliegt onder die omstandigheden zeer snel, omdat al het gevormde gas oogenblikkelijk door het water in *A* geabsorbeerd wordt, en er dus geen druk in het binnenste van den toestel bestaat. Hierdoor koelt het vat *B* zeer spoedig tot onder 0° af, en heeft de ijsvorming plaats.

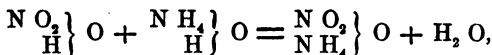
Ammoniak verbindt zich onmiddellijk met alle zuren en doet een reeks van verbindingen ontstaan, die men *ammoniumzouten* noemt, en die in hun reacties zeer veel overeenkomst vertoonen met de zouten der alkalimetalen (kalium en natrium). De oplossing van ammoniak in water heeft een sterk bijtenden smaak (bijtende ammo-

niak), evenals de hydroxyden der genoemde metalen; zij neutraliseert zuren en kleurt rood lakmoespapier blauw. De oplossing van ammoniak in water kan men beschouwen als een oplossing van ammoniumhydroxyde, $\left. \begin{matrix} \text{N} & \text{H}_4 \\ & \text{H} \end{matrix} \right\} \text{O}$. Deze verbinding komt overeen met kaliumhydroxyde, $\left. \begin{matrix} \text{K} \\ & \text{H} \end{matrix} \right\} \text{O}$; zij verschilt daarvan alleen doordat het element kalium vervangen is door het radicaal ammonium, N H_3 , (zie de noot op bl. 53).

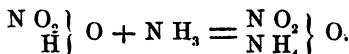


Bij verwarming van de vloeistof wordt echter het ammoniumhydroxyde weder ontleed in water en ammoniakgas. Om die reden noemde men ammonia liquida vroeger *vluchtig alkali*.

Ammoniumnitraat, $\left. \begin{matrix} \text{N} & \text{O}_2 \\ & \text{N} & \text{H}_4 \end{matrix} \right\} \text{O}$, dat wij voor de bereiding van stikstofmonoxyde gebruikt hebben, verkrijgt men door salpeterzuur met ammonia liquida te verzadigen (dat is, door er van die vloeistof zoolang bij te gieten tot de oplossing blauw lakmoespapier niet meer rood kleurt) en vervolgens in te dampen en te laten kristalliseeren :



of door ammoniakgas te leiden in salpeterzuur :



Ammoniakgas brandt in de lucht niet, maar kan in zuurstof worden aangestoken. Het verbrandt dan met een groen-gele vlam tot water en stikstof. Brengt men een gloeiende platina-spiraal dicht boven de oppervlakte van verwarmde, sterke ammonia, dan blijft deze voortgloeien, onder vorming van ammoniumnitraat, dat in den vorm van nevels optreedt. Leidt men ammoniakgas door een roodgloeiende buis, die met scherven van porcelein of met puimsteen gevuld is, dan wordt het ontleed in stikstof en waterstof. Dezelfde ontleding heeft plaats wanneer men sterke elektrische vonken langen tijd door het gas laat gaan; 2 vol. ammoniak geven dan 1 vol. stikstof en 3 vol. waterstof. De formule van ammoniak is dus N H_3 .

4. KOOLSTOF OF CARBONIUM.

$\text{C} = 12$ gew. d. koolstof.

Koolstof is een vast lichaam, dat bij de hoogste temperatuur,

welke wij kunnen voortbrengen, noch smelt, noch vluchtig is. In de natuur wordt koolstof in vrijen toestand gevonden in twee geheel verschillende vormen, als diamant en als graphiet (potlood). Met zuurstof verbonden komt dit element voor in den dampkring, als koolstofdioxyde (koolzuuranhydride). De zouten van koolzuur of *carbonaten* vormen dikwijls geheele bergen, bijv. calciumcarbonaat, dat als marmer, krijt, kalksteen, enz. voorkomt, en calcium-magnesiumcarbonaat, waaruit het gesteente bestaat, dat onder den naam van dolomiet bekend is.

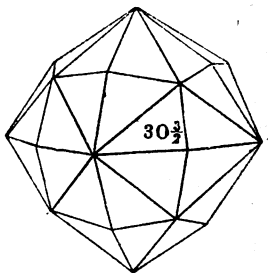
Koolstof is het belangrijkste en meest kenmerkende bestanddeel van de stoffen, waaruit het dierlijk en plantaardig lichaam is opgebouwd. Vroeger hebben wij reeds vermeld, dat de planten onder den invloed van het licht koolstofdioxyde uit de lucht opnemen en zuurstof weder afgeven, terwijl de dieren, die middellijk of onmiddellijk hun voedsel aan het plantenrijk ontleenen, zuurstof opnemen en koolstofdioxyde uitademden. De kringloop van de koolstof in de natuur berust dus op een desoxydatie- of reductieproces, dat in de plant plaats heeft, en vernieuwde oxydatie in het dierlijk lichaam.

Wordt eenige organische stof bij afsluiting der lucht aan een hooge temperatuur blootgesteld, dan blijft koolstof in den vorm van meer of minder poreuse kool achter.

Wij hebben hier het merkwaardig verschijnsel, dat hetzelfde element in drie verschillende toestanden optreedt, welke in hun uitwendig voorkomen en physische eigenschappen (zooals hardheid, kleur, soortelijk gewicht) de grootste verscheidenheid aanbieden, terwijl zij in scheikundige eigenschappen volkomen overeenkomen. Alle drie geven bij verbranding in zuurstof dezelfde verbinding, namelijk koolstofdioxyde, en 12 deelen diamant, graphiet of kool geven juist evenveel (44 deelen) koolstofdioxyde. Een overeenkomstig verschijnsel ontmoetten wij reeds bij zuurstof, die als gewone en als actieve zuurstof of ozon optreedt. Men duidt dit verschijnsel (dat bij meer elementen voorkomt) aan door de uitdrukking *allotropie*, en zegt, koolstof bestaat in drie allotropische toestanden.

Het diamant komt voor in kristallen, die tot het reguliere stelsel ⁽¹⁾ behooren en wier vormen van den octaëder kunnen afgeleid worden (fig. 19). In zuiveren toestand is diamant kleurloos, dikwijls is het echter meer of minder gekleurd. Men vindt diamanten in de aangespoelde gronden van

Fig. 19.



(1) Over kristalstelsels wordt gesproken in de inleiding op de metalen.

Oost-Indië, Borneo, Brazilië en in den laatsten tijd ook aan de Kaap. Het soortelijk gewicht van deze soort van koolstof bedraagt 3,3 tot 3,5. Diamant bezit een sterken glans, een groote hardheid en een zeer sterk lichtbrekend vermogen. Deze eigenschappen maken dit lichaam tot den kostbaarsten der edelgesteenten. Wegens zijn hardheid gebruikt men diamant om glas te snijden en op glas te schrijven.

Op welke wijze de diamanten in de natuur gevormd werden, weten wij niet. Alle pogingen, die men tot dusverre in het werk gesteld heeft om kunstmatige diamanten te maken zijn mislukt (¹). Verhit men diamant zeer sterk onder afsluiting der lucht, dan verandert hij in een zwarte, coaksachtige massa.

Graphiet, de tweede allotropische toestand van koolstof, is eveneens gekristalliseerd, maar in een vorm, welke van dien van den diamant geheel verschilt en tot een ander kristalstelsel (het hexagonale) behoort. Lichamen, die in twee verschillende kristalstelsels kristalliseeren, noemt men *dimorph*. De kristallen van graphiet bestaan uit dunne, zeszijdige, grauwe blaadjes; gewoonlijk vindt men het potlood echter als groote brokken. In belangrijke hoeveelheden komt dit mineraal voor in Siberië, verder in het noorden van Engeland, op Ceylon, enz. De stukken bezitten metaalglans en zijn zoo week, dat zij afgeven wanneer men er mede over papier strijkt. Graphiet heeft een soortelijk gewicht van 2,15—2,35. Dikwijls bevat het potlood aardachtige inmengselen; om het daarvan te zuiveren, behandelt men het met kaliumchloraat en zwavelzuur, waardoor een verbinding ontstaat, die bij verhitting onder opzwellend ontleed wordt. Uit het zuivere graphiet, dat men op die wijze verkrijgt als een licht, zeer los poeder, kan men door sterke drukking vaste platen maken, waaruit de potlooden gesneden worden. Ook gebruikt men graphiet om ijzeren voorwerpen glimmend te maken en tegen roesten te beschutten, alsmede om buskruit te glanzen.

Gesmolten ijzer kan een zekere hoeveelheid koolstof in zich opnemen; bij langzame bekoeling scheidt zich een gedeelte daarvan in den vorm van graphiet weder af.

De derde allotropische toestand van koolstof onderscheidt zich van de beide voorgaande, doordat zij niet gekristalliseerd, maar *amorph* is. Deze ontstaat, zooals wij reeds vermeld hebben, bij de droge-destillatie van organische stoffen. Hierbij ontwijken vluchtige koolstofverbindingen, terwijl het grootste gedeelte der koolstof, achterblijft, gemengd met de minerale- of aschbestanddeelen.

In bijna zuiveren toestand treffen wij deze soort van koolstof in den handel aan als zwartsel, welke stof verkregen wordt door on-

(¹) Zie echter het hoofdstuk over borium.

volkomen verbranding van stoffen, die zeer rijk zijn aan koolstof, zooals harsen, terpentijnolie, enz. Deze stoffen branden met een walmende vlam, omdat een gedeelte der koolstof niet geoxydeerd wordt, maar zich in fijn verdeelden toestand uit de vlam afscheidt en zich tegen koude lichamen als roet afzet. Zeer zuivere amorphe koolstof verkrijgt men door suiker langen tijd zonder toetreding van lucht te verhitten (suikerkool).

Houtskool is zeer poreus en drijft op water zoolang de poriën met lucht gevuld zijn. In den vorm van een fijn poeder zinkt zij echter. Op haar poreusheid berust het vermogen van kool om gassen en kleurstoffen vast te leggen. 1 Deel versch-uitgegloeide houtskool absorbeert 90 vol. ammoniakgas en 35 vol. koolstofdioxyde. Men gebruikt daarom houtskool om er water doorheen te filtreeren en als desinfecteermiddel. De gassen, die bij verrotting van organische stoffen ontstaan, worden door de houtskool vast gelegd en schijnen in haar poriën langzamerhand geoxydeerd, en dus onschadelijk gemaakt te worden. Van deze eigenschap hebben wij al gebruik gemaakt om waterstof van bijmengselen te bevrijden (zie bl. 19.) Ook gebruikt men tegenwoordig houtskoolpoeder voor de zoogenaamde *respiratoren*, toestellen, die voor mond en neus geplaatst worden als men ruimten moet betreden, die met schadelijke dampen gevuld zijn, bijv. een huis, waar brand is.

De kool, die men verkrijgt door beenderen aan droge-distillatie te onderwerpen, wordt beenderkool, beenzwart of ivoorzwart genoemd. Het ontkleurend en desinfectearend vermogen van deze koolsoort is nog grooter dan van houtskool; daarom gebruikt men ze in groote hoeveelheden in de suikerraffinaderijen en de destilleerderijen. Zelfs kleine hoeveelheden van lood- en arsenikverbindingen, die in oplossing zijn, worden door beenderkool teruggehouden. Beenderkool bevat 90 procent minerale bestanddeelen (hoofdzakelijk calciumphosphaat) (1).

Steenkolen, bruinkolen en turf zijn overblijfselen van een plantewereld, die te gronde is gegaan. Wanneer de bestanddeelen der plant in ontleding overgaan terwijl de vrije toetreding van lucht verhinderd is, dan verliezen deze hoofdzakelijk zuurstof en waterstof; hoe langer dit proces voortgaat, hoe rijker aan koolstof de organische overblijfselen worden. Tevens verliezen de plantedeelen onder die omstandigheden meer en meer hun organischen bouw, vooral wanneer zij sterk samengeperst worden door lagen van gesteenten, die er boven afgezet worden. De onderstaande tabel doet ons zien hoe hout langzamerhand in de verschillende fossile brandstoffen kan overgaan :

(1) Het calciumzout van phosphorzuur (*acidum phosphoricum*).

BRANDSTOFFEN.	Procentische samenstelling na aftrek der asch.		
	Koolstof.	Waterstof.	Zuurstof en stikstof.
Hout	52,65	5,25	42,10
Turf uit Ierland	60,02	5,88	34,10
Bruinkolen van Keulen	66,96	5,25	27,76
Aardachtige kolen van Dax	74,20	5,89	19,90
Cannelkolen van Wigan	85,81	5,85	8,34
Hartleykolen van Newcastle	88,42	5,61	5,97
Anthraciet van Wallis	94,05	3,38	2,57

Door verkoling van steenkolen verkrijgt men een dicht soort van kool, die men coaks genoemd heeft. Coaks heeft een soortelijk gewicht van 1,6 tot 2 en bezit veel waarde als brandstof, vooral wanneer men een hooge temperatuur behoeft. Door aanhoudende en hevige gloeiing wordt coaks hoe langer hoe dichter.

OXYDEN VAN KOOLSTOF.

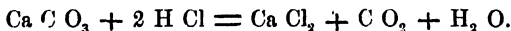
Koolstofmonoxyde, C O. Moleculairgewicht 28. Dichtheid 14.

Koolstofdioxyde, C O₂. Moleculairgewicht 44. Dichtheid 22.

Koolstofdioxyde (koolzuuranhydride), C O₂.

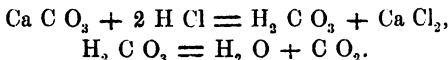
Wanneer koolstof of een koolstofhoudend lichaam bij voldoende toetreding van zuurstof of lucht verbrandt, dan vormt zich altijd koolstofdioxyde. Met zuurstof en stikstof gemengd vindt men dit gas in de lucht, en in water opgelost in veel minerale bronnen. In vulcanische streken, zooals in de oude kraters van den Eifel, in de Hondsgrot bij Napels, in het Doodendal op Java, komt koolstofdioxyde in groote hoeveelheden uit den bodem te voorschijn.

De gemakkelijkste wijze om zich zuiver koolstofdioxyde te verschaffen bestaat hierin, dat men stukken krijt of marmer (calciumcarbonaat) in een Woulsche flesch doet en deze overgiet met verdund zoutzuur (1). Er ontstaan dan calciumchloride en water, terwijl koolstofdioxyde gasvormig ontwijkt :



(1) Zoutzuur is in dit geval beter dan zwavelzuur, omdat het calciumzout van zwavelzuur (gips) moeilijk oplosbaar is en zich derhalve op het marmer neerslaat, tengevolge waarvan de werking spoedig ophoudt.

Eigenlijk vormt zich bij deze reactie eerst calciumchloride en koolzuur, $H_2 C O_3$, doordat calcium en waterstof van plaats verwisselen. Het vrijwordend koolzuur wordt echter terstond ontleed in zijn anhydride (koolstofdioxyde) en water, zooals met zwakke zuren dikwijls het geval is :



Koolstofdioxyde is een kleurloos en reukeloos gas, dat een zwak zuren, prikkelenden smaak bezit ; het is 22 maal zwaarder dan waterstof en dus ruim 1,5 maal zwaarder dan lucht. Ten gevolge van deze eigenschap kan men er een vat mede vullen door het gas op den bodem daarvan te leiden. De lichtere lucht wordt dan door het zwaardere koolstofdioxyde verdrongen. Ook kan het van het eene glas in het andere worden overgeschonken. Zeepbellen met $C O_2$ gevuld vallen naar beneden. In water is koolstofdioxyde vrij goed oplosbaar. Door staan aan de lucht en sneller nog door koking wordt het gas echter weder volkomen uit de oplossing verdreven. 1 Vol. water van 0° lost 1,797 vol. van het gas op, 1 vol. water van 20° slechts 0,901 vol. Deze verhouding in volumen is onafhankelijk van den druk, waaronder het gas zich bevindt. Daar echter het volumen van een gas evenredig toeneemt en vermindert met de drukking, waaraan het is blootgesteld, zoo volgt daaruit, dat het gewicht van de hoeveelheid koolstofdioxyde, welke bij dezelfde temperatuur door een zekere hoeveelheid water wordt geabsorbeerd, afhankelijk is van de drukking. Met andere woorden, wanneer 1 c. M³. water van de gemiddelde temperatuur, onder de gewone drukking van den dampkring, 1 c. M³. koolstofdioxyde oplost, dan zal dezelfde hoeveelheid water bij een druk van 2 atmospheeren ook 1 c. M³. van het gas opnemen ; in het eerste geval weegt echter 1 c. M³. koolstofdioxyde 1,977 m. G., in het tweede geval $2 \times 1,977 = 3,954$ m. G., enz. Hoe grooter dus de drukking is, die op het gas wordt uitgeoefend, hoe meer gewichtsdeelen koolstofdioxyde door dezelfde hoeveelheid water worden opgelost. Hiervan maakt men belangrijke toepassingen.

In het bronwater is altijd koolstofdioxyde opgelost ; dit geeft aan het water zijn frisschen smaak. In mousserende dranken, zooals sodawater, spuitwater, bier, champagne, enz., is dit gas in groote hoeveelheid aanwezig, daar deze vloeistoffen onder hooge drukking met koolstofdioxyde verzadigd zijn. Toestellen om kunstmatig mousserende dranken, spuitwater, enz. te bereiden, komen tegenwoordig in verschillende vormen in den handel.

Wanneer koolstofdioxyde aan groote drukking wordt blootgesteld of zeer sterk wordt afgekoeld, dan verdicht het gas zich tot een kleurlooze vloeistof, die bij — 76° kookt. De spanning van den

damp van vloeibaar koolstofdioxyde is bij 0° gelijk aan 35,5 en bij 30° gelijk aan 73,5 atmosfeeren

Koolstofdioxyde kan men tot een vloeistof verdichten door een groote hoeveelheid van het gas zich in een sterk, goed gesloten vat te laten ontwikkelen; evenals de ammoniak in de ijsmachine van CARRÉ verdicht zich het gas dan door zijn eigen drukking. Of door het gas met een perspomp in een sterken ijzeren cilinder te pompen, die van buiten door ijs wordt afgekoeld. Zoodra de hoeveelheid van het ingeperste gas 36 maal grooter is dan de inwendige ruimte van het vat, gaat het gas over in een vloeistof. Op die wijze kan men den geheelen cilinder met vloeibaar koolstofdioxyde vullen. Opent men daarop de kraan aan den bodem van den cilinder, dan loopt de vloeistof er uit; een gedeelte van het vloeibare koolstofdioxyde wordt dan echter terstond weder gasvormig, waardoor zoo veel warmte gebonden wordt, dat een ander gedeelte bevriest en als witte vlokken neerslaat. Laat men de vloeistof stroomen in een dunne, koperen buis, waarin kleine gaatjes zijn, dan kan men het vaste koolstofdioxyde verzamelen. In vasten toestand is koolstofdioxyde een zeer slechte warmtegeleider; daarom verdampt het slechts langzaam. Niettegenstaande het vaste koolstofdioxyde een temperatuur van — 78° bezit, kan men het zonder nadeel in de hand en zelfs in den mond nemen. Het gas, dat voortdurend ontstaat, vormt een laag, welke verhindert dat het koude lichaam in aanraking komt met de huid. Drukt men het echter tusschen de vingers, dan gevoelt men dezelfde pijn als wanneer men zich brandt, en er ontstaat een blaas, evenals door gloeiend ijzer. Vermengt men vast koolzuur met aether, en laat men dit mengsel onder de luchtpomp snel verdampen, dan daalt de temperatuur tot — 100°. Vloeibaar koolstofdioxyde wordt, als het in een toegesmolten glazen buis in dit mengsel gehouden wordt, vast en gelijkijkt dan op ijs.

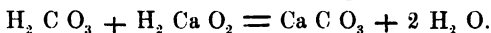
Brengt men een brandende kaars in koolstofdioxyde, dan gaat deze uit; hetzelfde heeft plaats met brandende zwavel en phosphorus. Sommige metalen echter, zooals kalium en magnesium, oxydeeren zich wanneer zij in een stroom van koolstofdioxyde verhit worden ten koste van de zuurstof van het gas, terwijl fijn verdeelde kool zich afscheidt. Koolstofdioxyde bezit geen vergiftige eigenschappen; in de maag gebracht werken koolzuurhoudende dranken meestal zelfs zeer gunstig. Een dier kan echter in een atmosfeer van koolstofdioxyde niet leven; reeds als er eenige procenten van dit gas in de lucht voorkomen, ondervindt het daarvan nadeelige gevolgen. Het bloed in de longen kan dan zijn koolstofdioxyde niet tegen zuurstof uitwisselen, en dit heeft verstikkingsverschijnselen ten gevolge.

Daar koolstofdioxyde zich bij de alcoholische gisting vormt, alsmede bij de verrotting van organische stoffen, verzamelt het zich

ten gevolge van zijn groot soortelijk gewicht in kelders, waar vloeistoffen (wijn, bier, enz.) gisten, en in oude welputten. Hierdoor worden dikwijls ongelukken veroorzaakt.

Koolstofdioxyde werd vroeger 'gewoonlijk koolzuur genoemd. Het staat in dezelfde betrekking tot een reeks van zouten, die den naam dragen van *carbonaten*, als stikstofpentoxyde (salpeterzuuranhydride) tot de nitraten. CO_2 is dus het anhydride van koolzuur.

In drogen toestand bezit het gas geen zure reactie, zijn oplossing in water echter kleurt blauw lakmoespapier wijn-rood; deze roode kleur verdwijnt weder als men het reageerpapier droogt. Het werkelijke koolzuur (*hydrocarbonaat*), H_2CO_3 , is in vrijen toestand niet bekend. De vloeistof, welke men verkrijgt, wanneer men koolstofdioxyde door water leidt, kan men beschouwen als een oplossing van dit zuur. Brengt men in deze oplossing een oplosbaar basisch metaaloxijde, dan ontstaat er een carbonaat; door toevoeging van kalkwater (een oplossing van calciumhydroxyde) bijv., wordt de vloeistof melkachtig troebel, doordat zich calciumcarbonaat (koolzure kalk) vormt, welke verbinding in water onoplosbaar is:

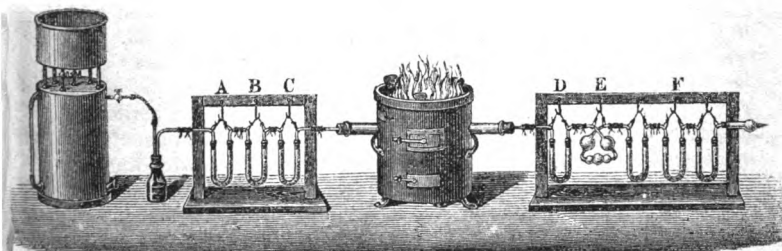


Van deze reactie maakt men dikwijls gebruik om de aanwezigheid van koolzuur aan te toonen.

De samenstelling van het koolstofdioxyde heeft men zeer nauwkeurig bepaald door een bekende hoeveelheid zuivere koolstof (diamant, graphiet of zwartsel) in een stroom zuivere zuurstof te verbranden, en het gewicht van het gevormde koolstofdioxyde te bepalen.

De toestel, dien men voor dit onderzoek gebruikt, is afgebeeld in fig. 20.

Fig. 20.



De koolstof brengt men in een schuitje van platina in het midden van de porceleinen buis, welke in den oven tot gloeiing verhit wordt. Het eene uiteinde van de buis staat in verbinding met een gashouder, die met zuurstof gevuld is, terwijl de daartusschen ge-

plaatste buizen, A, B en C, dienen om dit gas te zuiveren en te drogen. Het gevormde koolstofdioxyde wordt in de vooraf gewogen buizen D en E, die met een oplossing van bijtende potasch gevuld zijn, vastgelegd; de buizen F bevatten stukjes puimsteen, welke met zwavelzuur bevochtigd zijn, en dienen om den waterdamp terug te houden. Gebruikt men natronkalk, in plaats van de oplossing van bijtende soda, om het koolstofdioxyde te binden, dan kunnen deze laatste buizen achterwege blijven. Men laat de zuurstof langzaam door het apparaat stroomen tot alle koolstof verbrand is. De overvloedige zuurstof ontwijkt gasvormig, en de toename in gewicht van de buizen geeft nauwkeurig het gewicht aan van het gevormde koolstofdioxyde.

Zoowel diamant als graphiet laten bij verbranding gewoonlijk een kleine hoeveelheid asch achter, waarvan men het gewicht gemakkelijk kan bepalen door het platina schuitje voor en na de proef te wegen; het gewicht van deze asch moet natuurlijk van de hoeveelheid koolstof, welke men aan de proef onderwierp, afgetrokken worden. Ten einde te voorkomen dat een gedeelte der koolstof door onvolkomen verbranding als kooloxyde ontwijkt, wordt het voorste gedeelte der porceleinen buis met koperoxyde gevuld, waardoor kooloxyde tot koolstofdioxyde geoxydeerd wordt. Als resultaat van deze proeven vond men, dat 100 gew. d. koolstofdioxyde bestaan uit :

koolstof . . .	27,27	gew. d.
zuurstof . . .	72,73	„ „
	100,00	

Om uit deze getallen de scheikundige formule van de verbinding af te leiden, deelt men ze door de verbindingsgewichten der elementen :

$$\frac{27,27}{12} = 2,2725, \quad \frac{72,73}{16} = 4,5450.$$

Deze getallen verhouden zich juist als 1 tot 2, zoodat in de verbinding op ieder atoom koolstof 2 atomen zuurstof aanwezig zijn. De eenvoudigste formule voor koolstofdioxyde is dus $C O_2$. Daar het moleculairgewicht van koolstofdioxyde 44 is, moeten in 2 volumina van het gas 32 gew. d. of 2 vol. zuurstof bevat zijn. Dat dit zoo is, kan gemakkelijk door een proef bevestigd worden; verbrandt men namelijk koolstof in een overmaat van zuurstof, waarvan het volumen nauwkeurig bepaald is, dan vindt men nadat de temperatuur tot de oorspronkelijke is gedaald, dat het volumen hetzelfde gebleven is. Koolstofdioxyde bevat dus een even groot volumen zuurstof als het zelf inneemt.

Koolstofmonoxyde of Kooloxyde, C O.

Leidt men koolstofdioxyde over gloeiende koolstof, die in een porceleinen buis (fig. 21) bevat is, dan vormt zich kooloxyde :

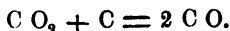
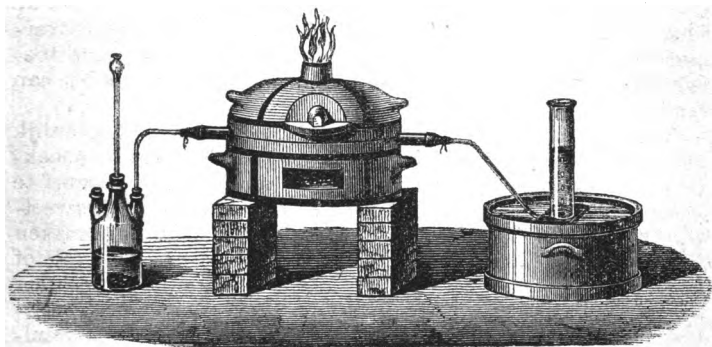


Fig. 21.



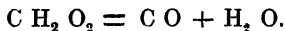
Van één volumen C O₂ verkrijgt men dus 2 vol. C O.

Hetzelfde gas ontstaat door gloeiing van een carbonaat (bijv. calciumcarbonaat) met kool.

Gemakkelijk verkrijgt men kooloxyde door verwarming van oxalzuur (zuringzuur), C₂ H₂ O₄, met geconcentreerd zwavelzuur. Er vormen zich dan water en gelijke volumina kooloxyde en koolstofdioxyde :



Uit dit gasmengsel kan men het koolstofdioxyde door een oplossing van bijtende potasch verwijderen; men houdt dan zuiver kooloxyde over. De werking van het zwavelzuur berust op de groote verwantschap van die stof tot water. Geconcentreerd zwavelzuur onttrekt niet alleen water aan veel lichamen, maar bewerkt ook dat zich water vormt, wanneer het in aanraking komt met stoffen, welke de elementen van water bevatten. Mierezuur wordt om dezelfde reden door zwavelzuur ontleed in kooloxyde en water :

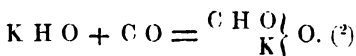


Kooloxyde is een indifferent oxyde (zie bl. 53) en een kleurloos, reukeloos, permanent gas, dat een soortelijk gewicht heeft van 0,969 en weinig oplosbaar is in water. Het is uiterst vergiftig en veroorzaakt reeds den dood wanneer het in kleine hoeveelheden

wordt ingeademd. De ongelukken, welke zoo dikwijls plaats hebben wanneer men bakken met gloeiende kolen gebruikt om een vertrek te verwarmen, of door het gedeeltelijk sluiten van de klep der kachelpijpen in slaapkamers, moeten op rekening van dit gas gesteld worden.

Kooloxyde is brandbaar; het verbrandt met een blauwe, weinig lichtgevende vlam tot koolstofdioxyde. De blauwe vlammetjes, welke men dikwijls in de kachel waarneemt wanneer groote hoeveelheden gloeiende kolen op elkander liggen, zijn brandend kooloxyde.

Verhit men kooloxyde met kaliumhydroxyde langen tijd in gesloten vaten, dan ontstaat een zout van mierzuur, dat den naam draagt van kaliumformaat (1):



Men kan dus kooloxyde uit mierzuur en omgekeerd mierzuur uit kooloxyde bereiden. Het mierzuur is een stof, welke in het dierlijk organisme gevormd wordt en ook in het plantrijk voorkomt (mieren, brandnetels, enz.); wij zien dus, dat wij in staat zijn om in het laboratorium stoffen op te bouwen, die naar men vroeger meende slechts onder den invloed van het leven (door de zogenaamde levenskracht) konden gevormd worden.

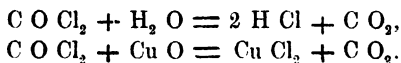
De samenstelling van kooloxyde kan bepaald worden door het gas in een eudiometer te verbranden. 2 Vol. kooloxyde vereischen 1 vol. zuurstof, en vormen 2 vol. van een gas, dat door bijtende potasch volkomen geabsorbeerd wordt en dus uit koolstofdioxyde bestaat. Het volumen van het kooloxyde is derhalve gelijk aan het volumen van het daaruit verkregen koolstofdioxyde, en het heeft voor de vorming daarvan $\frac{1}{2}$ vol. zuurstof nodig. Daar 1 vol. koolstofdioxyde 1 vol. zuurstof bevat, moet dus in 1 vol. kooloxyde $\frac{1}{2}$ vol. zuurstof aanwezig zijn. 28 Gew. d. of 2 vol. kooloxyde bestaan dus uit 16 gew. d. of 1 vol. zuurstof en 12 gew. d. koolstof. De formule van kooloxyde is derhalve C O.

Stelt men een mengsel van gelijke volumina kooloxyde en chloor aan het zonlicht bloot, dan verbinden deze beide gassen zich, zonder dat er contractie plaats heeft, tot een sterk riekend gas, dat tot formule heeft C O Cl₂ en gewoonlijk *phosgeengas* genoemd wordt, terwijl het overeenkomstig zijn samenstelling koolstofoxychloride moet genoemd worden. Door water wordt deze verbinding ont-

(1) Mierzuur = *Acidum formicum*.

(2) C H O is een radicaal, dat den naam draagt van *formyl* (zie later).

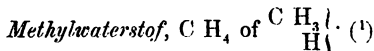
leed in koolstofdioxyde en zoutzuur. Brengt men het samen met een metaaloxijde, dan ontstaat een chloride en C O_2 :



VERBINDINGEN VAN KOOLSTOF EN WATERSTOF.

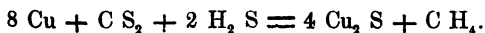
Koolstof vormt met waterstof een zeer groot aantal verbindingen, die deels gasvormig, deels vloeibaar en deels vaste lichamen zijn. Nog veel grooter is het aantal der verbindingen, welke uit koolstof, waterstof en zuurstof bestaan; bovendien zijn er veel, die behalve de genoemde elementen nog stikstof bevatten. Het aantal van de koolstofverbindingen is grooter dan dat van alle andere elementen te zamen. Veel van deze verbindingen worden door het dieren- en plantrijk voortgebracht en worden daarom veelal *organische* stoffen genoemd.

Wij zullen nu slechts eenige der eenvoudigste koolstofverbindingen bespreken; de overigen worden later (in de zoogenaamde organische scheikunde) behandeld.



Deze verbinding draagt nog verschillende andere namen. Men noemt ze *licht-koolwaterstof*, in tegenstelling van aethylene, $\text{C}_2 \text{ H}_4$, dat *zwaar-koolwaterstof* genoemd wordt, omdat het soortelijk gewicht van het eerste 0,5536 en van het laatste 0,9688 bedraagt. Methylwaterstof vindt men dikwijls in de steenkolengroeven en wordt daarom ook *mijngas* genoemd; het vormt zich bij de langzame ontleding van plantaardige stoffen onder afsluiting der lucht en ontwijkt uit den bodem van moerassen en stilstaande wateren; daaraan heeft het den naam van *moeragas* te danken.

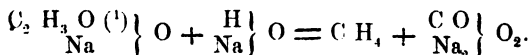
Door onmiddellijke vereeniging der elementen kunnen wij methylwaterstof niet bereiden. Deze verbinding ontstaat echter wanneer een mengsel van zwavelkoolstof en zwavelwaterstof over gloeiend koper geleid wordt :



Zuiver moeragas verkrijgt men door verhitting van natriumacetaat (het natriumzout van azijnzuur, *acidum aceticum*), $\text{Na C}_2 \text{ H}_3 \text{ O}_2$,

⁽¹⁾ C H_3 is een radicaal, dat *methyl* genoemd wordt.

met natriumhydroxyde (bijtende soda), waarbij natriumcarbonaat ontstaat :



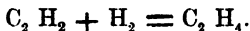
Moerasgas is een kleur- en reukeloos gas, dat met een blauwe, weinig lichtgevende vlam brandt. Met 10 vol. lucht of met 2 vol. zuurstof vormt het een mengsel, dat hevig ontploft wanneer het met een vlam in aanraking komt. De samenstelling van methylwaterstof kan door middel van den eudiometer bepaald worden. 1 Vol. van het gas heeft om te verbranden 2 vol. zuurstof noodig en vormt dan 1 vol. koolstofdioxyde. De helft der zuurstof wordt dus tot vorming van koolstofdioxyde, de overige tot vorming van water verbruikt. 2 Vol. methylwaterstof moeten alzoo bevatten 4 vol. of 4 gew. d. waterstof en 12 gew. d. koolstof. De formule van methylwaterstof is dus C H_4 .

Acetylene, C₂ H₂.

Dit gas ontstaat door onmiddellijke verbinding van koolstof met waterstof, wanneer men door middel van een krachtige galvanische batterij een vlamboog tusschen twee koolspitsen doet ontstaan in een vat, waarin waterstof geleid wordt.

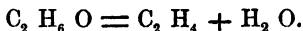
Verder treedt het op bij de droge-destillatie van organische stoffen en bij onvolkomen verbranding van veel koolstof- en waterstofhoudende lichamen.

Het is een kleurloos gas, dat met een sterk lichtgevende vlam verbrandt onder afscheiding van kool. Brandend acetylene bezit een eigenaardigen, onaangenaamen reuk, dien men bij roetgevende vlammen dikwijls waarneemt. Met waterstof verbindt acetylene zich onmiddellijk tot aethylene :



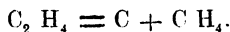
Aethylene of Olievormend gas, C₂ H₄.

Deze koolwaterstof ontstaat bij de droge-destillatie van veel organische stoffen en is een belangrijk bestanddeel van het lichtgas. Verhit men 1 deel alcohol met 5 of 6 deelen geconcentreerd zwavelzuur, dan onttrekt dit laatste aan den alcohol de elementen van water en ontstaat er zuiver aethylene :



(¹) $\text{C}_2 \text{H}_3 \text{O}$ is een radicaal, dat den naam van *acetyl* draagt.

Aethylene is een kleurloos gas, dat een aetherachtigen reuk bezit en zich bij -110° tot een kleurlooze vloeistof verdicht. Het brandt met een sterk lichtgevende vlam. Leidt men aethylene door een gloeiende buis, dan wordt het ontleed in methywaterstof en koolstof:



Een mengsel van 3 vol. zuurstof of 15 vol. lucht en 1 vol. zwaar-koolwaterstofgas ontploft hevig als men er een brandend lichaam bij brengt. Laat men deze verbranding in den eudiometer plaats hebben, dan verkrijgt men 2 vol. koolstofdioxyde. Het gas bevat dus op dezelfde hoeveelheid waterstof dubbel zooveel koolstof als moerasgas, en heeft dus tot formule $C_2 H_4$. Den naam van olieformend gas heeft het verkregen, omdat het zich met een gelijk volumen chloorgas tot een olieachtige vloeistof, aethyleenchloride, $C_2 H_4 Cl_2$, verbindt.

Lichtgas.

Het gas, dat men thans algemeen voor verlichting gebruikt, wordt gewoonlijk door droge-destillatie van steenkolen, zelden van hout, vet, enz. verkregen. De steenkolen worden in goed gesloten retorten van ijzer of van vuurvaste klei sterk verhit, waardoor een groot aantal vluchtige, deels gasvormige, deels vloeibare verbindingen ontstaan, terwijl onzuivere koolstof, coaks genaamd, in de retort achterblijft. De vluchtige zelfstandigheden zijn onzuiver lichtgas, teer, water en ammoniak. Steenkolenteer bestaat hoofdzakelijk uit een mengsel van verschillende koolwaterstoffen; het wordt tegenwoordig veel gebruikt tot het maken van benzol, aniline, alizarine, asphalt, machine-olie, enz. Het ammoniak is nu de hoofdbron van de ammoniumverbindingen van den handel. — Lichtgas is een mengsel van verschillende gasvormige stoffen, waarvan de belangrijkste zijn: olieformend gas, $C_2 H_4$, en aanverwante koolwaterstoffen, $C_3 H_6$, $C_4 H_8$, enz., die allen met lichtgevende vlam branden; verder een weinig acetylene en grootere hoeveelheden moerasgas, waterstof en kooloxyde. In het ongezuiverde lichtgas zijn bovendien aanwezig: koolstofdioxyde, zwavelwaterstof en zwavelkoolstof. Om deze laatste verbindingen, welke de deugdelijkheid van het lichtgas benadeelen, te verwijderen, worden de gassen voordat zij in den gashouder treden door een reeks van zuiveringstoestellen geleid. Deze bestaan uit een waterbak en uit twee of meer kisten, waarin versch gebluschte kalk op teenen horren is uitgespreid. De teer en het teerwater zijn reeds voor dien tijd verwijderd door het gas te laten strijken door een reeks van omgekeerd-U-vormige buizen, welke van buiten worden afgekoeld, en die van onderen in verband staan met

den teerput. In den waterbak wordt het ammoniakgas opgenomen en een gedeelte van de zwavelwaterstof en het koolstofdioxyde. Soms gebruikt men ook verdund zwavelzuur om het ammoniakgas vast te leggen. Het overige koolstofdioxyde en de zwavelwaterstof verliest het lichtgas in de kalkkisten. De samenstelling van het lichtgas verschilt aanmerkelijk met den aard der steenkolen, waaruit het gestookt is, en den graad van verhitting, waaraan deze zijn blootgesteld geweest, zooals blijkt uit de volgende tabel :

100 vol. lichtgas bevatten :	Gas uit Cannelkolen.	Gas uit gewone steenkolen.
Waterstof	25,82	47,60
Moerasgas	51,20	41,53
Zwaar-koolwaterstof, enz.	13,06	3,05
Kooloxyde	7,85	7,82
Stikstof, koolstofdioxyde, enz.	2,07	—
	100,00	100,00
Lichtkracht	34,4	13,0

Het beste lichtgas leveren de steenkolen, welke betrekkelijk rijk aan waterstof en arm aan zuurstof zijn (bakkolen).

De retorten worden rood-gloeiend gestookt; bij hooger temperatuur ondergaat het zwaar-koolwaterstofgas de bovengenoemde ontleding. De daarbij vrijkomende koolstof zet zich als een harde korst tegen de wanden der retorten af (kool van de Bunsensche elementen). Om het lichtgas zoo spoedig mogelijk aan den nadeeligen invloed van de heete wanden van de retorten te onttrekken, heeft men in de meeste gasfabrieken tegenwoordig een toestel (exhauster) aangebracht, waardoor het gas uit de retorten gepompt en naar de zuiveringstoestellen geperst wordt.

De waarde van het gas voor de verlichting (de lichtkracht) bepaalt men door het licht van een gasvlam te vergelijken met dat van een kaars. Om dit nauwkeurig te doen, heeft men toestellen uitgedacht, die *photometers* genoemd worden. Deze vindt men in de leerboeken over natuurkunde nader beschreven. In het bovengenoemde geval is een gasvlam, die 0,15 M³ gas per uur verbruikt, vergeleken met een spermaceti-kaars, die 120 gram van die stof in denzelfden tijd verteert. Zulk een vlam van gas uit cannelkolen geeft evenveel licht als 34,4, en van gas uit gewone steenkolen als 13 van genoemde kaarsen. Het lichtgevend vermogen van lichtgas hangt hoofdzakelijk af van zijn gehalte aan zwaar-koolwaterstoffen, in het bijzonder van aethylen.

Structuur der vlam.

Een vlam is een gas, dat door een daarin plaatshebbend scheikundig proces zoo sterk verhit wordt, dat het licht van zich geeft. Brandt waterstof in de lucht, dan ontstaat de waterstofvlam, doordat de waterstof- en de zuurstofdeeltjes door de warmte, welke bij verbinding van waterstof met zuurstof vrijkomt, tot gloeiing verhit worden. Op dezelfde wijze ontstaat een zuurstofvlam, wanneer men zuurstof uit eene nauwe opening in een met waterstof gevuld vat laat stroomen en vervolgens aansteekt. Dit noemt men de omgekeerde vlam. Lichtgas verbrandt men gewoonlijk in lucht, maar men kan ook lucht in lichtgas laten branden.

De temperatuur van verschillende vlammen is zeer onderscheiden. Deze hangt niet samen met het lichtgevend vermogen. De knalgasvlam, waarin platina smelt en ijzer als tondel verbrandt, is bij daglicht nauwelijks zichtbaar.

Een vlam geeft meer licht wanneer er vaste deeltjes in aanwezig zijn, welke tot de wit-gloeihitte gebracht worden, zooals blijkt uit het DRUMMOND's kalklicht, dat men verkrijgt door een stuk kalk in de knalgasvlam te houden. Phosphorus brandt met een sterk lichtgevende vlam, omdat het oxyde, dat daarbij gevormd wordt, een vast lichaam is. Zwavel daarentegen heeft een gasvormig oxyde, en de zwavelvlam geeft dientengevolge weinig licht. Blaast men zijn verdeeld roet in een waterstofvlam, dan wordt deze lichtend.

Aan een kaarsvlam kan men drie deelen onderscheiden: een inwendigen, donkeren kern, welke de pit omgeeft; deze bestaat uit lichtgas, dat zich vormt bij de ontleding van het was of de talk door de warmte, welke bij de verbranding in de buitenste laag vrijwordt. Deze donkere kern is omringd door een lichtgevend hulsel, waarin gloeiende koolstofdeeltjes aanwezig zijn, welke hun ontstaan te danken hebben aan de ontleding van zwaar-koolwaterstoffen. Van de aanwezigheid van deze vrije koolstof kan men zich gemakkelijk overtuigen door in de vlam een koud lichaam te houden, waartegen zich de koolstof als roet afzet. De lichtende kegel is op zijn beurt omgeven door een blauwachtige laag, waarin zuurstof in overmaat aanwezig is, en waar de koolstof tot koolstofdioxyde en de waterstof tot water verbrandt. Door een weinig boorzuur aan een platinadraad in de vlam te brengen, wordt deze laag groen gekleurd en daardoor beter zichtbaar. Brengt men een aan beide einden open buis in het midden van een kaarsvlam, dan stijgt het onverbrande gas daarin op en kan aan het andere einde worden aangestoken. Legt men een stukje straminpapier op een lampeglas, dat van onderen gesloten is met een kurk, waarin zich een opening bevindt, door welke lichtgas wordt aangevoerd, dan kan men het gas na eenige oogenblikken boven het papier aansteken. Het pa-

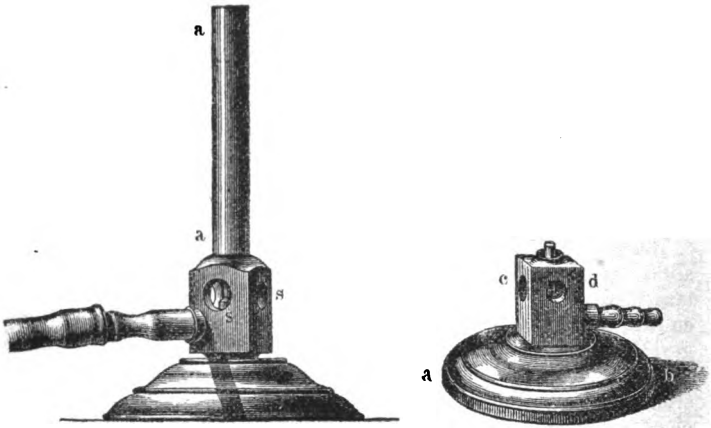
pier verbrandt dan terstond, maar in het midden van de vlam blijft een rond schijfje ongedeerd. Kruit en luciferskoppen zelfs ontbranden op die plaats niet.

Het lichtgevend vermogen van een brandend gas is sterker naarmate de dichtheid van het gas grooter is. Door de verbranding te laten plaats hebben in een ruimte, waar de lucht sterk samengedrukt is, kan men de vlam van een gas, dat onder de gewone omstandigheden weinig licht geeft (bijv. moerasgas), veel lichtender maken. Zelfs waterstof verbrandt onder die omstandigheden met een lichtgevende vlam.

Omgekeerd verliezen de lichtgevende vlammen in verdunde lucht (bijv. op hooge bergen) aan lichtsterkte.

Hetzelfde heeft plaats wanneer men de gassen voor of gedurende de verbranding met een minder dicht gas of met een gas, dat niet brandbaar is, vermengt. Men kan dit bij den *Bunsen'schen* brander (fig. 22), die tegenwoordig algemeen in de scheikundige

Fig. 22.



laboratoria is ingevoerd, gemakkelijk aantonen. Het lichtgas komt door een kleine opening aan den voet in de lamp en stijgt gemengd met lucht, die door de gaten van onderen intreedt, in de buis *a* naar boven. Aan het einde der buis *a* wordt dit mengsel aangestoken en verbrandt daar met eene vlam, welke geen licht, maar ook geen roet geeft. Houdt men de luchtgaten toe, dan verkrijgt men eene gewone licht- en roetgevende vlam. Door het aanbrengen van een ring, waarmede men de luchtgaten naar willekeur geheel of gedeeltelijk kan sluiten, is deze gaslamp in den laatsten tijd aanmerkelijk verbeterd.

Blaast men met een blaasbuis (fig. 23), een instrument, dat dikwijls bij scheikundige onderzoeken gebruikt wordt om in het klein lichamen te gloeien, te smelten, te oxydeeren of te reduceeren, in een kaars of in een lichtgevende gasvlam (¹), dan verkrijgt men de zoogenaamde blaasbuisvlam. Hieraan kan men twee deelen onderscheiden, een binnensten, blauwen kegel, waar onvolkomen verbranding plaats heeft, de *reductievlam*, en een geelachtig omhulsel, waar overvloed van zuurstof aanwezig is, de *oxydatievlam*.

Fig. 23.

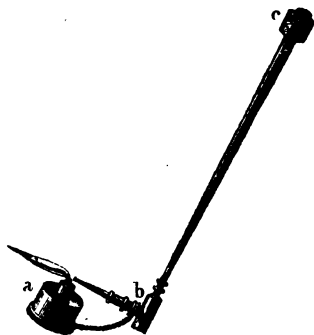
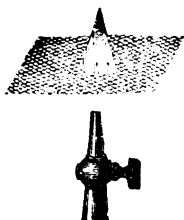


Fig. 24.



Een dergelijken toestel gebruikt men ook om glas te smelten; de luchtstroom wordt dan echter aangevoerd door een blaasbalg, die met den voet bewogen wordt (glasblazerstafel).

Blaast men lucht in een lichtgevende vlam, dan verliest deze niet alleen haar lichtgevend vermogen en de eigenschap om roet af te zetten tegen een koud lichaam, maar dan wordt zij tevens kleiner — en dus haar temperatuur hooger. In nog sterkere mate is dit het geval wanneer men in plaats van lucht zuurstof aanvoert.

Vermengt men het gas echter met waterstof, koolstofdioxyde of stikstof, dan verliest de vlam wel haar lichtend vermogen en haar eigenschap om roet af te zetten, maar zij wordt niet kleiner. Bij toevoer van waterstof zelfs grooter.

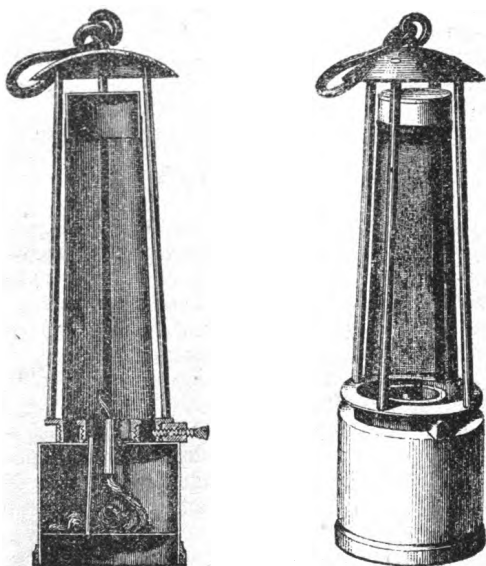
Ieder brandbaar gas of gasmengsel heeft een bepaalde temperatuur noodig om aangestoken te worden en voort te branden. Is een brandbare stof eens aangestoken, dan hangt het al of niet voortbranden daarvan af, of de hoeveelheid warmte, welke bij de verbran-

(¹) Men kan hiervoor de gewone BUNSEN'sche lamp gebruiken, hetzij door de gaten van onderen te sluiten, hetzij door er een buis in te plaatsen, die van onderen de lucht afsluit en van boven een schuin afgesneden, spleetvormige opening heeft.

ding vrijwordt, voldoende is om de in de nabijheid zich bevindende deeltjes te verhitten tot die temperatuur, waarbij hun affiniteit tot zuurstof tot uiting komt. Daarom kunnen brandbare lichamen worden uitgebluscht, als zij omgeven of in aanraking zijn met stoffen, welke daaraan snel en veel warmte onttrekken. Een kleine vlam kan men gemakkelijk uitblazen; en door er een koud metaal, bijv. een spiraal van koperdraad, in te houden, kan men ze zoo sterk afkoelen, dat zij uitgaat.

Houdt men boven de opening van een gasbrander een stuk koper-gaas, dat op een c. M². ongeveer 100 openingen heeft, en steekt men het daar door heen stroomende gas aan, dan kan men het gas een heel eind van de opening van den brander verwijderen, zonder dat de vlam het gas, dat zich onder het gaas bevindt, aansteekt (fig. 24). De metaaldraden voeren namelijk de warmte zoo snel weg, dat de temperatuur aan den onderkant van het gaas niet kan stijgen tot het punt, waarop het gas ontbrandt. Op dit beginsel berust de veiligheidslamp van DAVY. Deze bestaat uit een kleine olielamp, welke besloten is in een cilinder van koper-gaas (fig. 25).

Fig. 25.



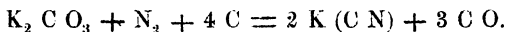
De lucht, die voor de verbranding noodig is, heeft door de openingen van het gaas vrijen toegang, maar de vlam kan niet naar buiten

slaan. Wanneer de bergwerker met zulk een lamp in een ruimte komt, welke met het ontplofbare gasmengsel van lucht en mijngas gevuld is, dan gaat de lamp uit zonder dat er ontploffing plaats heeft. Door COMBES is deze mijnwerkerslamp belangrijk verbeterd. Om de vlam maakte hij een cilinder van dik glas en daarbovenop plaatste hij den koker van kopergas. De lamp van COMBES geeft een veel helderder licht dan die van DAVY, en bezit bovendien het voordeel, dat zij ook tegen gevaar behoedt wanneer zij schuin wordt gehouden. Zelfs onder die omstandigheden toch komt het metaalgas niet in aanraking met de vlam; dit kan dus niet gloeiend worden en het gasmengsel ontsteken, wat bij de oorspronkelijke inrichting wel het geval was.

VERBINDINGEN VAN KOOLSTOF EN STIKSTOF.

Cyaanverbindingen.

Koolstof verbindt zich niet onmiddellijk met stikstof, zelfs niet bij de gloei-hitte. Wordt echter stikstof over een gloeiend mengsel van koolstof en kaliumcarbonaat geleid, dan ontwijkt kooloxyde en ontstaat er een verbinding van kalium, koolstof en stikstof, welke tot formule heeft $K(CN)$ en beschouwd moet worden als een verbinding van het metaal kalium met het radicaal *cyaan*, CN :



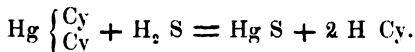
Kaliumcyaanide wordt in het groot bereid door stikstofhoudende organische stoffen, zooals haren, hoeven, afval van leder, enz. te gloeien met bijtende potasch. Dit zout vormt het uitgangspunt voor een reeks van belangrijke verbindingen, waarvan de meest bekende zijn: blauwzuur (*waterstofcyaanide* of cyaanwaterstofzuur, $H(CN)$), berlijnsch-blauw en bloedloozout. Deze stoffen bevatten allen de atoomgroep CN , welke daarin de rol van een element speelt, daar zij zich door een enkelvoudig lichaam laat verplaatsen, en ook de elementen, waarmede zij verbonden is, door andere vervangen kunnen worden. De naam cyaan is afkomstig van een grieksch woord, dat *blauw* beteekent; dikwijls duidt men dit radicaal aan door het teeken *Cy*, evenals *ammonium* door het teeken *Am*.

Verhit men in een retort kaliumcyaanide met verdund zwavelzuur, dan destilleert er verdund blauwzuur (pruisischzuur of *hydrocyaanide*, $H(Cy)$) over, terwijl kaliumsulphaat in de retort achterblijft:



Blauwzuur is een zeer zwak zuur, dat lakmoes nauwelijks rood kleurt.

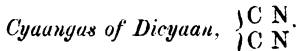
Voegt men bij het bovengenoemde destillaat kwikoxyde, dan wordt de waterstof van het blauwzuur door kwik vervangen, en verkrijgt men kwikcyanide, $\text{Hg} \begin{Bmatrix} \text{C N} \\ \text{C N} \end{Bmatrix}$, dat bij verdamping der oplossing in witte naalden kristalliseert. Leidt men over dit zout droog zwavelwaterstof, dan vormen zich kwiksulphide en watervrij blauwzuur :



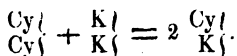
Het watervrije blauwzuur is een kleurlooze, zeer vluchtige vloeistof, welke sterk naar bittere-amandelen riekt, en die reeds bij 26,5° kookt.

Blauwzuur is een der sterkste vergiften ; het werkt niet alleen als gift wanneer het in de maag gebracht wordt, maar het inademen van een geringe hoeveelheid van den damp heeft reeds den dood ten gevolge. Dat men dus bij de bereiding van deze stof zeer voorzichtig moet zijn, zal niet behoeven gezegd te worden.

Zilvercyanide is onoplosbaar in water en in verdund salpeterzuur, maar oplosbaar in ammonia.



Kwikcyanide wordt bij verhitting ontleed in kwik en cyaan, een naar blauwzuur riekend, kleurloos gas, dat in water oplosbaar is en giftige eigenschappen bezit. Bij een druk van 4 atmosfeeren wordt dit gas tot een kleurlooze vloeistof verdicht. Wanneer het aangestoken is, verbrandt het met een purperkleurige vlam tot koolstofdioxyde en stikstof. Leidt men dit gas over kalium, dan ontstaat kaliumcyanide :



Het radicaal cyaan komt in verbinding veel overeen met de zogenaaarde hallogenen (chloor, broom en jood).

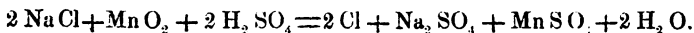
5. CHLOOR OF CHLORIUM.

Cl = 35,5 gew. d. Chloor. Dichtheid 35,5.

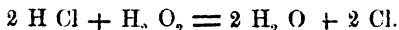
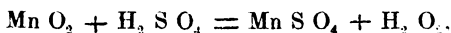
In de natuur komt dit element slechts in verbinding met metalen

voor. De belangrijkste van deze verbindingen is natriumchloride of keukenzout, Na Cl.

Verbit men dit zout met mangaandioxyde (bruinsteen) en zwavelzuur, dan verkrijgt men chloor, terwijl mangaansulphaat en natriumsulphaat achterblijven :



Eigenlijk hebben hier drie reactie's tegelijk plaats. Zoowel het natrium als het mangaan vervangt waterstof in het zwavelzuur, en de vrijwordende waterstof verbindt zich met de zuurstof van het mangaandioxyde; terwijl het waterstofdioxyde in aanraking met het gevormde chloorwaterstof water en chloor doet ontstaan :



Het chloor werd in 1774 door SCHEELE ontdekt. Het is een groenachtig-geel gas ⁽¹⁾, dat een eigenaardigen, verstikkenden reuk bezit. Bij inademing daarvan, zelfs van een kleine hoeveelheid, begint men te hoesten en gevoelt men een drukking op de borst; ademt men grooter hoeveelheden in, dan veroorzaakt dit gas ontsteking der slijmvliezen, bloedspuwing en soms zelfs den dood.

Chloor is 35,5 maal zwaarder dan waterstof en 2,45 maal zwaarder dan lucht. Wordt dit gas bij de gewone temperatuur aan een druk van 5 atmosfeeren blootgesteld, dan verdicht het zich tot een gele vloeistof, welke men tot dusverre niet in den vasten toestand heeft kunnen brengen. In water is chloor vrij goed oplosbaar; bij 15° neemt 1 vol. water 2,37 vol. van dit gas op. Wil men chloorgas opvangen, dan leidt men het op den bodem van een flesch, waaruit het ten gevolge van zijn groot soortelijk gewicht de lucht verdringt; ook kan men het opvangen boven warm water. Kwik is voor dit doel niet geschikt, omdat chloor zich daarmede (evenals met alle andere metalen) onmiddellijk verbindt.

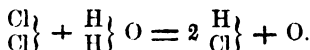
Brengt men onecht bladgoud (uiterst dunne plaatjes koper) in chloorgas, dan verbrandt dit tot koperchloride; strooit men er poeder van antimonium of van arsenicum in, dan veranderen deze metalen onder vuurverschijnselen in chloriden. Phosphorus ontvlamt daarin van zelf en verbrandt met eene groene vlam tot phosphor-trichloride.

Chloor bezit zeer veel verwantschap tot waterstof; vermengt men gelijke deelen van beide gassen, dan verkrijgt men *chloorknalgas*.

(1) Aan deze kleur heeft het zijn naam te danken.

In aanraking met een vlam of bij blootstelling aan het directe licht der zon of van brandend magnesium of brandende zwavel ontploft dit mengsel zeer hevig, onder vorming van zoutzuur (waterstof-chloride, H Cl); in het gewone daglicht (*diffuus licht*) heeft de verbinding gewoonlijk langzaam en rustig plaats.

Stelt men een oplossing van chloor in water (chloorwater) aan het zonlicht bloot, dan verdwijnt na eenigen tijd de gele kleur en den prikkelenden reuk dier vloeistof, doordat het chloor zich met de waterstof van het water verbindt en de zuurstof van het water vrijwordt :



Deze reactie heeft oogenblikkelijk plaats als er een stof aanwezig is, welke zich met de zuurstof van het water kan verbinden. *

Brengt men een brandende kaars in chloorgas, dan gaat die niet uit, maar brandt met een somber-roode, sterk roetgevende vlam voort. Het chloor verbindt zich dan met waterstof, terwijl koolstof vrijwordt. Hetzelfde heeft plaats wanneer men papier, dat met terpentijnolie (een verbinding van koolstof en waterstof) bevochtigd is, in een flesch met chloor werpt; het papier ontvlamt, en er vormt zich een dikke wolk van fijn verdeelde koolstof (roet).

De groote verwantschap van chloor tot waterstof is de oorzaak, dat kleurstoffen van organischen oorsprong bij aanwezigheid van water door chloor vernietigd worden. Brengt men een katoenen lapje, dat met meekrap of met indigo geverfd is, in droog chloorgas, dan blijft de kleur onveranderd; bij toevoeging van een weinig water echter verdwijnt deze zeer spoedig. Het chloor verbindt zich onder die omstandigheden met de waterstof van het water, en de vrijwordende zuurstof werkt blekend. De kleurstof wordt dus door oxydatie vernietigd. Het onderscheid tusschen het bleeken met chloor en de grasbleek bestaat hierin, dat in het laatste geval de zuurstof der lucht onder den invloed van het zonlicht langzaam op de kleurstof inwerkt, terwijl in het eerste geval de kleurstof veel sneller geoxydeerd wordt door de zuurstof, welke uit het water vrijwordt.

Wij hebben er reeds meer voorbeelden van ontmoet, dat de elementen zich scheikundig veel werkzamer betoonen op het oogenblik, waarop zij uit een verbinding vrijworden (*in statu nascendi*), dan wanneer zij reeds eenigen tijd in vrijen toestand verkeerden. Vrije waterstof reduceert salpeterzuur niet tot ammoniak, maar brengt men dit zuur in een vloeistof, waarin zich waterstof ontwikkelt, dan wordt het gedesoxydeerd, onder vorming van ammoniak en water. De oorzaak van dit verschijnsel is hierin gelegen, dat het kleinste deeltje van een element in vrijen toestand niet uit een enkel

atoom, maar uit een groep van atomen, uit een *molecule*, bestaat. De *molecule* van een *verbinding* is, zooals wij reeds vroeger gezegd hebben, opgebouwd uit twee of meer *ongelijksoortige* atomen, die van een *element* uit twee of meer *gelijksoortige* atomen. Chloor in vrijen toestand is dus $\left. \begin{matrix} \text{Cl} \\ \text{Cl} \end{matrix} \right\}$, waterstof $\left. \begin{matrix} \text{H} \\ \text{H} \end{matrix} \right\}$, zuurstof $\left. \begin{matrix} \text{O} \\ \text{O} \end{matrix} \right\}$. Wanneer een element uit een verbinding in vrijheid wordt gesteld, dan vereenigen zich onder de gewone omstandigheden de gelijksoortige atomen met elkander tot moleculen; zijn er echter stoffen aanwezig, waarop het vrijwordend element scheikundig kan inwerken, dan heeft de vereeniging van de gelijksoortige atomen tot moleculen *niet* plaats. De aanwezige stoffen worden dan zeer krachtig aangegrepen, aangezien de scheikundige aantrekkingskracht van het vrije atoom in het spel is, terwijl onder de gewone omstandigheden de moleculen eerst moeten ontleed worden in atomen voordat er scheikundige werking kan plaats hebben.

Voorbeelden van de krachtige werking van stoffen *in statu nascendi* zullen wij nog vele ontmoeten.

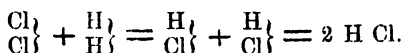
Dezelfde werking als op organische kleurstoffen oefent chloor uit op riek- en smetstoffen van organischen oorsprong; chloor wordt daarom ook dikwijls gebruikt om stinkende en schadelijke gassen te vernietigen en om ruimten, waar menschen of dieren aan besmettelijke ziekten gestorven zijn, te ontsmetten.

VERBINDINGEN VAN CHLOOR EN WATERSTOF.

Chloorwaterstof of Hydrochloride, H Cl.

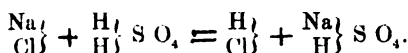
Moleculairgewicht 36.5. Dichtheid 18,25.

Chloor en waterstof vormen te zamen slechts één verbinding. Een mengsel van gelijke volumina van deze beide gassen kan op een donkere plaats bewaard worden zonder verandering te ondergaan; bij verstrooid daglicht komt de verbinding langzaam tot stand, bij sterk licht daarentegen, vooral in het directe zonlicht, onder explosie. Het volumen van het gasmengsel blijft daarbij onveranderd; 1 molecule waterstof en 1 molecule chloor geven 2 moleculen chloorwaterstof:



Gewoonlijk maakt men chloorwaterstof door inwerking van zwa-

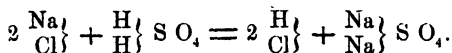
velzuur op natriumchloride (keukenzout); het natrium vervangt 1 atoom waterstof in het zwavelzuur, en er vormen zich natriumhydrosulphaat en waterstofchloride :



Chloorwaterstofzuur is een kleurloos gas, dat 1.269 maal zwaarder is dan lucht. In aanraking met vochtige lucht geeft dit gas nevels, daar het zich met waterdamp vereenigt; het smaakt sterk zuur en maakt blauw-lakmoespapier rood. In water is hydrochloride zeer goed oplosbaar; vangt men het gas op boven kwik, en laat men een paar druppels water in de buis opstijgen, dan ziet men het kwik spoedig tot boven in de buis rijzen.

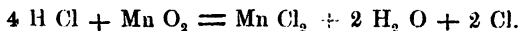
1 Vol. water neemt bij 15° 454 vol. van dit gas op en vormt een sterk zure oplossing, die onder den naam van *zoutzuur* bekend is. Zoutzuur is een rookende vloeistof, welke een soortelijk gewicht heeft van 1,21 en 42 procent (in gewicht) H Cl bevat. Verhit men sterk zoutzuur, dan ontwijkt er in den beginne chloorwaterstofgas, vervolgens destilleert er verdund zoutzuur. Het kookpunt stijgt langzamerhand tot 110°, bij welke temperatuur het constant wordt en er een zuur destilleert, dat 20,22 proc. chloorwaterstof bevat. Zoutzuur, dat zwakker is dan het genoemde, verliest bij koking water totdat het de samenstelling bezit, die wij boven vermeld hebben, en destilleert dan onveranderd over. Bij verminderde drukking wordt een zuur verkregen, dat een constant kookpunt heeft bij een lager temperatuur; bij vermeerderde drukking destilleert een zuur, dat een hooger kookpunt heeft en waarvan de samenstelling wisselt met het kookpunt. Voor ieder bepaalde temperatuur is die echter standvastig.

Als nevenproduct wordt zoutzuur in verbazend groote hoeveelheden verkregen bij de soda-fabrieken; in de omstreken van Manchester alleen worden wekelijks over de 1000 tonnen (1 ton = 1016 kilo) zoutzuur gemaakt. Een mengsel van keukenzout en zwavelzuur wordt tot dit doel verhit in een bijzonder soort van ovens, die wij later zullen beschrijven :



Het ruwe zoutzuur van den handel is zeer onzuiver; het is geel gekleurd en bevat ijzer- en arsenikverbindingen, zwavelzuur, enz.

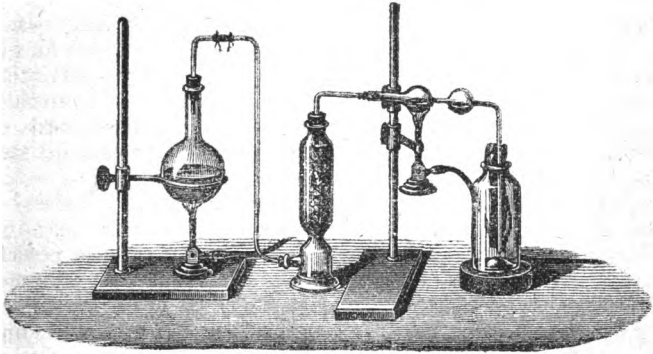
Brengt men zoutzuur met mangaandioxyde (bruinsteen) te zamen, dan vormen zich water, mangaanchloride en chloor :



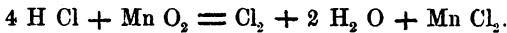
Van deze methode maakt men dikwijls gebruik om chloor te bereiden.

Het gasvormige chloorwaterstof oefent in de koude geen werking uit op mangaandioxyde, bij verhitting wordt echter chloor vrij. De toestel, afgebeeld in fig. 26, is geschikt om ons deze ontleding te

Fig. 26.



toon. Leidt men droog chloorwaterstofgas over het mangaandioxyde, dat in den eersten bol bevat is, dan heeft er geen inwerking plaats wanneer dit niet verwarmd wordt, en het rood-lakmoespapier, dat zich in de daarachter geplaatste flesch bevindt, ondergaat geen verandering; verwarmt men echter het bruinsteen, dan vormt zich water, dat zich in den tweeden bol verzamelt, en de flesch wordt gevuld met chloorgas, dat het papier ontkleurt:



Leidt men een galvanischen stroom, waarvan de polen uit kool bestaan (metalen zouden aangetast worden) door zoutzuur, dan wordt dit in chloor en waterstof ontleed; gebruikt men voor deze proef denzelfden toestel (voltmeter), die ons voor de ontleding van water gediend heeft, dan ziet men dat de genoemde gassen in gelijke volumina optreden.

Vult men in het donker een glazen buis met een mengsel van gelijke deelen chloor en waterstof, en brengt men het open einde der buis in een oplossing van kaliumjodide (joodkalium), dan stijgt die vloeistof in de buis op en vult haar juist tot op de helft; het chloor verbindt zich onder die omstandigheden met het kalium tot kaliumchloride, het daardoor vrijgeworden jodium blijft in de vloeistof opgelost, en het overblijvende gas bestaat uit zuivere waterstof.

Leidt men het gasmengsel, dat bij de ontleding van zoutzuur door den galvanischen stroom verkregen wordt, door een sterke

glazen buis, die aan beide einden in een fijne punt is uitgetrokken, zoolang tot alle lucht volkomen daaruit verjaagd is, smelt men vervolgens de beide uiteinden toe, en stelt daarna deze buis aan het zonlicht of aan magnesiumlicht bloot, dan verbinden zich de gassen onder explosie. Brengt men vervolgens het eene einde der buis onder water en breekt daarna de punt er af, dan dringt de vloeistof met even groote kracht in de buis, alsof zij luchtledig ware; een bevijs dat de beide gassen zich volkomen vereenigd hebben.

Koningswater.

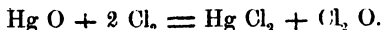
Eenige metalen, bijv. goud en platina, en sommige metaalverbindingen (bijv. eenige sulphiden), die noch door zoutzuur, noch door salpeterzuur aangetast worden, lossen gemakkelijk op in een mengsel van deze beide zuren, vooral bij verwarming. De werking van dit mengsel van zoutzuur en salpeterzuur, dat onder den naam van koningswater (omdat het goud, den koning der metalen, oplost) dikwijls gebruikt wordt, berust hierop, dat het salpeterzuur de waterstof van het zoutzuur oxydeert en chloor in vrijheid stelt, dat zich met de metalen onmiddellijk verbindt en de zwavelverbindingen ontleedt. Het salpeterzuur wordt daarbij gereduceerd tot stikstofoxyde, dat zich met een gedeelte van het chloor verbindt tot N O Cl , stikstofoxychloride, welke verbinding gasvormig ontwijkt.

OXYDEN EN OXYZUREN VAN CHLOOR.

Chloormonoxyde of Onderchlorigzuuranhydride, $\text{Cl}_2 \text{ O}$.

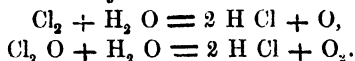
Moleculairgewicht 87.

Chloor gaat met vrije zuurstof geen verbinding aan, maar leidt men chloorgas over kwikoxyde, dan ontstaan kwikchloride en chloormonoxyde :

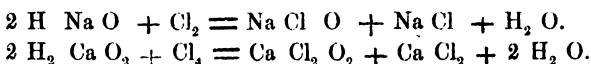


Chloormonoxyde is een geel gas, dat naar chloor riekt. Het is 2,977 maal zwaarder dan lucht en verdicht zich bij sterke afkoeling tot een rood-bruine vloeistof, die, evenals het gas zelf, zeer gemakkelijk, en dikwijls onder hevige ontploffing, in zuurstof en chloor ontleed wordt. In water is deze verbinding zeer goed oplosbaar. De geel gekleurde oplossing werkt krachtig oxydeerend en vernie-

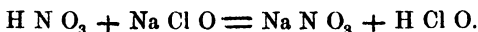
tigt organische kleurstoffen nog sneller dan chloor, daar zij tweemaal meer zuurstof doet vrijworden :



Leidt men chloor in een koude, verdunde oplossing van bijtende soda, dan ontstaat er een mengsel van keukenzout (Na Cl) en van een verbinding, die tot formule heeft Na Cl O en den naam draagt van *natriumhypochloriet* ⁽¹⁾ (onderchlorigzure soda). Neemt men in plaats van bijtende soda gebluschte kalk, dan verkrijgt men de zogenoemde chloorkalk, een mengsel van calciumhypochloriet, calciumchloride en water :

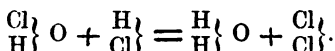


Voegt men bij een oplossing van een *hypochloriet* verdund salpeterzuur en destilleert vervolgens, dan verkrijgt men een oplossing van chloormonoxyde in water, die als een oplossing van hydrohypochloriet of onderchlorigzuur, H Cl O, kan beschouwd worden :



Chloormonoxyde staat dus in dezelfde betrekking tot de hypochlorieten als koolstofdioxyde tot de carbonaten.

Zoutzuur ontleedt onderchlorigzuur onder vrijwording van chloor :



Om die reden kan men geen zoutzuur (en evenmin zwavelzuur, dat uit calciumchloride zoutzuur doet ontstaan) gebruiken om uit chloorkalk onderchlorigzuur vrij te maken.

Een mengsel van zoutzuur en kaliumchloraat wordt echter dikwijls gebruikt om chloor krachtig op andere stoffen te laten inwerken.

Ook trekt men van de genoemde reactie partij bij de aanwending van chloorkalk als bleekmiddel. Het doek wordt namelijk eerst in een oplossing van chloorkalk en daarna in verdund zoutzuur of zwavelzuur gedompeld; het vrijwordende chloor komt op die wijze in innige aanraking met de vezels en werkt daarom snel en krachtig.

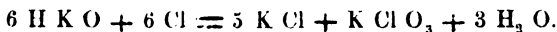
Chloorzuur, H Cl O₃.

Moleculairgewicht 84,5.

Door chloor in een warme, geconcentreerde oplossing van bijtende

⁽¹⁾ Onderchlorigzuur = *acidum hypochlorosum*.

potasch te leiden verkrijgt men een oplossing van kaliumchloraat en kaliumchloride :



Kaliumchloraat (chloorzure potasch) is in koud water weinig oplosbaar ; het kristalliseert dus bij bekoeling van de oplossing grotendeels uit en kan door omkristalliseering gemakkelijk van het goed oplosbare kaliumchloride gescheiden worden. Gewoonlijk gebruikt men voor de bereiding van kaliumchloraat een mengsel van bijtende potasch en gebluschte kalk ; er ontstaan dan kaliumchloraat en calciumchloride, welke stoffen nog gemakkelijker door kristallisatie kunnen gescheiden worden.

Voegt men bij een oplossing van kaliumchloraat kiezelfluorwaterstof, $\text{H}_2 \text{ Si Fl}_6$, dan vormt zich kiezelfluorkalium, dat in water onoplosbaar is, en een oplossing van chloorzuur (*hydrochloraat*) :



Door verdamping in een luchtledige ruimte kan deze oplossing geconcentreerd worden ; men verkrijgt dan het chloorzuur als een siroopdikke vloeistof, die reeds bij 40° ontleed wordt en zeer krachtig oxydeerend werkt. Papier ontvlamt wanneer het met die vloeistof in aanraking komt ; hetzelfde doen zwavel en phosphorus.

De samenstelling van deze verbinding wordt gevonden door de bepaling van de hoeveelheid zuurstof, welke kaliumchloraat bij verhitting verliest, alsmede van de hoeveelheden chloor en kalium, die in het terugblijvende kaliumchloride bevat zijn. De analyse geeft tot formule voor kaliumchloraat K Cl O_3 ; die van het waterstofzout (het chloorzuur) is dus : H Cl O_3 .

Het met het chloorzuur overeenkomend oxyde (chloorzuuranhydride), $\left. \begin{array}{l} \text{Cl O}_3 \\ \text{Cl O}_2 \end{array} \right\} \text{O}$, is niet bekend.

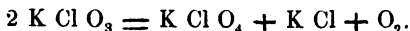
Bovendien bestaan nog *chloortrioxjde*, $\text{Cl}_2 \text{ O}_3$ en *chloortetroxjde*, $\text{Cl}_2 \text{ O}_4$. Het eerste is een zuurvormend oxyde (anhydride). De zouten van het *chlorigzuur*, H Cl O_2 , worden *chlorieten* genoemd. Chloortetroxjde is een donker-geel gas, dat door water ontleed wordt in chlorigzuur en chloorzuur ; chloortetroxjde gedraagt zich dus evenals stikstoftetroxjde.

Perchloorzuur of Overchloorzuur, H Cl O_4 .

Moleculairgewicht 100,5.

Wanneer men kaliumchloraat verhit, dan smelt dit zout en geeft

zuurstof af; na eenigen tijd wordt echter de massa vast en bestaat dan uit een mengsel van kaliumchloride en kaliumperchloraat :



Bij sterker verhitting wordt ook het perchloraat ontleed in zuurstof en kaliumchloride. Men kan het kaliumperchloraat gemakkelijk van het kaliumchloride scheiden, omdat het eerstgenoemde zout in koud water zeer weinig oplosbaar is, terwijl kaliumchloride daarin goed oplost.

Om uit kaliumperchloraat overchloorzuur te maken, destilleert men 1 deel van dit zout met 4 deelen zwavelzuur. Men verkrijgt dan het zuur als een vloeistof, welke in zuiveren toestand kleurloos, maar die gewoonlijk geel gekleurd is. Het perchloorzuur rookt sterk wanneer het aan de lucht is blootgesteld; op organische stoffen werkt het krachtig oxydeerend, hout en papier doet het ontvlammen. Wordt het op houtskool gedruppeld, dan explodeert het, en komt het met de huid in aanraking, dan veroorzaakt het gevaarlijke wonden. Bij verwarming, en eveneens wanneer het eenigen tijd bewaard wordt, ontleedt zich dit zuur onder explosie.

De zuren van het chloor vormen een reeks, waarin ieder term zich van den voorgaanden onderscheidt door het bezit van 1 atoom zuurstof meer :

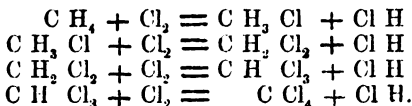
H Cl	chloorwaterstofzuur,
H Cl O	onderchlorigzuur,
H Cl O ₂	chlorigzuur,
H Cl O ₃	chloorzuur,
H Cl O ₄	overchloorzuur.

VERBINDINGEN VAN CHLOOR EN STIKSTOF.

Leidt men chloor in een oplossing van ammoniak, dan wordt stikstof vrij; is er echter chloor in overvloed voorhanden, dan scheiden zich zware, olieachtige druppels af, die, wanneer zij met een vast lichaam (bijv. met een glazen staafje) maar even worden aangeraakt, met een vreesselijk geweld explodeeren; men moet dus bij de behandeling, zelfs van de kleinste hoeveelheid dezer stof zeer voorzichtig zijn. De bovengenoemde verbinding wordt *chloorstikstof* genoemd; zij bevat echter behalve deze twee elementen hoogstwaarschijnlijk ook waterstof; de juiste samenstelling heeft men wegens de gemakkelijke ontleedbaarheid en de gevaarlijkheid van het lichaam nog niet kunnen bepalen.

VERBINDINGEN VAN CHLOOR EN KOOLSTOF.

Chloor gaat noch bij de gewone temperatuur, noch bij verhitting onmiddellijk een verbinding aan met koolstof; men kan echter in verschillende koolwaterstoffen de waterstof atoom voor atoom door chloor verplaatsen. Laat men bijv. chloor op moerasgas (methylwaterstof) inwerken, dan hebben de volgende reactie's plaats:



Ten slotte ontstaat dus chloorkoolstof (koolstoftetrachloride). Deze verbindingen zullen wij later meer uitvoerig behandelen.

6. BROMIUM OF BROOM.

Br = 80 gew. d. bromium. Dichtheid van den damp = 80.

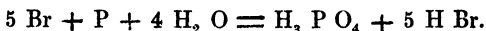
Bromium, dat in zijn chemische eigenschappen zeer veel overeenkomt met chloor, werd in 1826 door BALARD het eerst bereid, en wel uit zeewater, waarin kleine hoeveelheden natrium- en magnesiumbromide voorkomen. Dezelfde broomverbindingen werden ook gevonden in eenige zoutbronnen en in het water van de Doodezee. Wordt zeewater verdampt, dan zet zich eerst keukenzout af, terwijl de gemakkelijk oplosbare bromiden achterblijven in de moederloog. Verhit men deze met bruinsteen en zwavelzuur, dan wordt het bromium vrij als een rood-bruine damp, welke zich bij afkoeling tot een donkerrood-bruine vloeistof verdicht, die bij 63° kookt en bij — 22° vast wordt. Bromium is zeer vluchtig; zijn soortelijk gewicht bedraagt bij 4° 2,966. Het riekt zeer onaangenaam (vandaar zijn naam, die *stank* beteekent), zijn damp doet de oogen en de slijmvliezen sterk aan. — 30 d. water lossen bij de gewone temperatuur 1 d. broom op; deze oplossing werkt oxydeerend en bleekend, maar zwakker dan chloorwater. In aether is bromium zeer goed oplosbaar. Schudt men een oplossing van broom in water met die vloeistof, dan lost al het broom daarin op, en kleurt de aether zich bruin.

Broomwaterstof of Waterstofbromide, H Br.

Moleculairgewicht 81. Dichtheid 40,5.

Waterstof verbindt zich met bromium niet onmiddellijk onder

den invloed van het zonlicht, maar wel bij verwarming. Gewoonlijk bereidt men broomwaterstof door broom en phosphorus met water samen te brengen. Onder hevige inwerking vormen zich dan phosphorzuur en waterstofbromide :

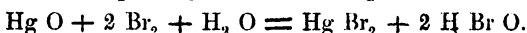


Broomwaterstof is een kleurloos gas, dat aan de lucht dampen vormt en zeer veel overeenkomt met waterstofchloride ; bij -75° wordt het tot een vloeistof verdicht. De geconcentreerde oplossing van dit gas in water is een rookende, sterk zure en bijtende vloeistof. Door chloor wordt broomwaterstof ontleed, onder vorming van chloorwaterstof en vrijwording van bromium.

OXYZUREN VAN BROMIUM.

Onderbromigzuur, H Br O .

Door droog bromium met kwikoxyde samen te brengen vormt zich niet, zooals wij bij het chloor gezien hebben, een oxyde van dit element, maar er ontstaat kwikbromide en vrije zuurstof. Brengt men echter kwikoxyde in een oplossing van broom in water, dan verkrijgt men een oplossing van onderbromigzuur :



Deze wordt bij verwarming ontleed in broom en zuurstof en werkt op organische lichamen, evenals onderchlorigzuur, oxydeerend en bleekend. Met gebluschte kalk geeft bromium een mengsel van calciumbromide en calciumhypobromiet, dat overeenkomt met chloorkalk.

Broomzuur, H Br O_3 .

Door broom op te lossen in potaschloog krijgt men een mengsel van kaliumbromide en kaliumbromaat. Voegt men bromium bij een oplossing van kaliumchloraat, dan wordt het chloor door broom vervangen. Chloor verdrijft dus het broom uit de waterstofverbinding, terwijl het omgekeerde plaats heeft bij de oxyzuren.

Broomzuur wordt op dezelfde wijze bereid als chloorzuur en komt veel daarmede overeen.

Perbroomzuur, H Br O_4 , ontstaat door inwerking van bromium op overchlorzuur.

Tegenover ammoniak en koolwaterstoffen gedraagt zich het bromium evenals het chlorium.

7. JODIUM OF JOOD.

J = 127 gew. d. jodium. Dichtheid van den damp = 127.

Jodium vindt men in de natuur met metalen verbonden in het zeewater, in sommige bronnen en in eenige zeldzame mineralen. Voor de bereiding van dit element gebruikt men de asch van zeeplanten (algen), welke onder den naam van *kelp* bekend is. Deze wordt met water uitgeloozd, en de oplossing wordt verdampt; de moeilijk oplosbare sulphaten en chloriden zetten zich het eerst af, en het oplosbare magnesiunjodide en natriumjodide blijven in de moederloog, welke bij verwarming met bruinsteen en zwavelzuur jodium oplevert.

Het jodium werd in 1812 door COURTOIS ontdekt; het is een vast lichaam, dat metaalglans bezit en in den vorm van grauwe naalden en plaatjes kristalliseert. Bij 17° heeft het een soortelijk gewicht van 4,95; het smelt bij 114° en gaat boven de 200° in een violetten damp over, die 8,76 maal zwaarder is dan lucht. Jodium vervliegt wanneer het aan de lucht is blootgesteld reeds bij de gewone temperatuur; de damp heeft een eigenaardigen reuk, welke eenigzins aan dien van chloor herinnert. In water is jood slechts weinig oplosbaar. Deze oplossing bleekt organische kleurstoffen niet, in het algemeen is de werking van jodium minder krachtig dan die van chloor en broom. In een oplossing van kaliumjodide en in alcohol lost jodium op met een bruine, in chloroform en zwavelkoolstof met een schoon violette kleur.

Met zetmeel (stijfsel) vormt jodium een eigenaardige, donker blauwe verbinding. Deze reactie is zoo gevoelig, dat men er de kleinste sporen jodium door kan aantonen. Voegt men bij een zeer verdunde oplossing van kaliumjodide in water dunne stijfselpap, dan neemt men geen verandering in kleur waar; doet men er echter een paar druppels chloorwater bij, dan wordt de vloeistof terstond blauw door het vrijgeworden jodium. Bij toevoeging van overvloed van chloor verdwijnt de kleur weer; er ontstaat dan een verbinding van chloor met jood, die het zetmeel niet kleurt. Verwarmt men de blauwe vloeistof, dan wordt de kleur zwakker, om eindelijk geheel te verdwijnen; bij bekoeling komt zij echter terug, althans wanneer men niet te lang verhit heeft.

Ook salpeterzuur, dat stikstoftetroxyde bevat (rood-rookend-salpeterzuur), maakt jodium vrij uit zijn verbindingen. Een weinig

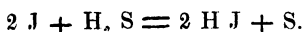
te veel salpeterzuur verhindert het optreden van de blauwe verbinding met stijfsel niet.

Jodium is een sterk vergift; het wordt evenals eenige van zijn verbindingen veelvuldig in de geneeskunde gebruikt.

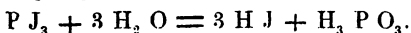
Joodwaterstof, H J.

Jodium heeft veel minder verwantschap tot waterstof dan chloor en bromium.

Leidt men zwavelwaterstof, $H_2 S$, in water, waarin jodium gesuspendeerd is, dan verkrijgt men een oplossing van joodwaterstof, onder afscheiding van zwavel :

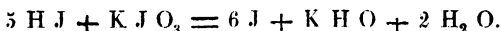


Joodwaterstof kan men ook bereiden door inwerking van water op phosphortrijodide, welke verbinding daardoor ontleed wordt in joodwaterstof en phosphorigzuur :



Joodwaterstof is een kleurloos gas, dat goed oplosbaar is in water en dat zich door drukking laat verdichten tot een vloeistof. Een oplossing, die 57 procent waterstofjodide bevat, kookt bij 127° zonder ontleed te worden; zij reageert sterk zuur en wordt bij toetreding van lucht langzamerhand ontleed onder afscheiding van jodium. Sneller heeft deze ontleding plaats door oxydeerende lichamen, bijv. door salpeterzuur.

Joodwaterstof vormt geen blauwgekleurde verbinding met stijfsel. Voegt men bij kaliumjodide (joodkalium) verdund zwavelzuur, dan ontstaat er kaliumsulphaat en waterstofjodide. Stijfselwater mag in deze oplossing geen verandering teweegbrengen. Bevat het kaliumjodide echter vrij jodium of een weinig kaliumjodaat, $K J O_3$, dan treedt er ook zonder toevoeging van chloorwater of salpeterzuur blauwe verkleuring op :



Oxyden en oxyzuren van jodium.

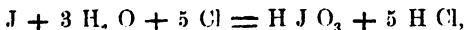
Jodium lost op in potaschloog; deze oplossing heeft echter geen bleekende eigenschappen, zooals chloorkalk, omdat jodium geen verbinding vormt, die overeenkomt met onderchlorigzuur. Bij de genoemde reactie ontstaat een jodaat en een jodide :



Brengt men jodium in een warme oplossing van kaliumchloraat, en voegt men vervolgens eenige druppels salpeterzuur toe, dau

heeft er een sterke ontwikkeling van chloor plaats. Bij bekoeling zet zich uit die vloeistof kaliumjodaat af, dat in water moeilijk oplosbaar is.

Joodzuur ontstaat door inwerking van chloor op jodium en water:



alsmede bij oxydatie van jodium door warm salpeterzuur. Het is een vast lichaam, dat in witte tafels kristalliseert en bij 170° in joodpentoxyde, $J_2 O_5$, (joodzuuranhydride) en water ontleed wordt.

Groote overeenkomst met joodzuur heeft *perjoodzuur* (overjoodzuur), $H J O_4$, dat bij verhitting in water en joodheptoxyde, $J_2 O_7$, wordt ontleed.

Verbindingen van jodium en stikstof.

De drie atomen waterstof in ammoniak kunnen geheel of gedeeltelijk door jodium vervangen worden. Deze verbindingen zijn zwarte poeders, welke de eigenschap bezitten om hevig te explodieren wanneer men ze in drogen toestand met een vast lichaam aanraakt. Men verkrijgt ze door inwerking van ammonia liquida op jodium. Om zuiver joodstikstof, $N J_3$, te bereiden, voegt men bij een verzadigde oplossing van jodium in alcohol de driedubbele hoeveelheid van een geconcentreerde ammoniakoplossing. Hierbij heeft de volgende reactie plaats:



8. FLUORIUM OF FLUOOR.

Fl = 19 gew. d. fluorium.

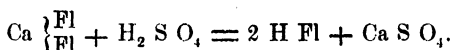
Fluorium komt met metalen verbonden in verschillende mineralen voor. De belangrijkste daarvan zijn vloeispaat of calciumfluoride, $Ca Fl_2$, dat in den dobbelsteenvorm kristalliseert en vooral zeer schoon gevonden wordt in Derbyshire in Engeland, en kryoliet, (natrium-aluminiumfluoride, $\begin{matrix} Al_2 \\ Na_6 \end{matrix} \{ Fl_{12} \}$), dat in groote hoeveelheden in Groenland voorkomt. Fluoorverbindingen vindt men ook in kleine hoeveelheden in het dieren- en plantenrijk, bijv. in het email der tanden.

In vrijen toestand is dit element nog weinig bekend, het schijnt echter gasvormig te zijn. De moeilijkheid om het af te

zonderen bestaat hierin, dat het tot de meeste elementen zeer veel verwantschap heeft; in het bijzonder bezit het groote neiging om zich met waterstof te vereenigen en daarom kan het niet op dezelfde wijze als chloor in vrijen toestand verkregen worden.

Fluorwaterstof, H Fl.

Verhit met fijn poeder van calciumfluoride (vloeispaat) met geconcentreerd zwavelzuur, dan ontwikkelt zich een kleurloos gas (fluorwaterstofgas), terwijl calciumsulphaat achterblijft :



Deze bewerking moet geschieden in een retort van lood of van platina, daar glazen vaten worden aangetast.

De gasvormige verbinding verdicht zich door sterke afkoeling tot een kleurlooze, zeer vluchtige vloeistof, welke in de hoogste mate bijtend is en op de huid pijnlijke wonden en zweren veroorzaakt. Dezelfde werking oefent de damp uit, zoodat men bij de behandeling van dit lichaam zeer voorzichtig moet zijn. Fluorwaterstof is zeer goed oplosbaar in water en verbindt zich daarmede onder vrijwording van warmte; de sterk zure oplossing, die gewoonlijk *fluorwaterstofzuur* genoemd wordt, bewaart men het best in flesschen van guttapercha. De belangrijkste eigenschap van deze verbinding is haar werking op glas; dit wordt door fluorwaterstof aangetast ten gevolge van de neiging van het fluor om zich met kiezel (een hoofdbestanddeel van het glas) tot een gasvormige verbinding (kiezelfluoride, Si Fl₄) te vereenigen. Men gebruikt daarom zoowel het gasvormig zuur als de oplossing in water om glas te etsen. De glasplaat wordt met een dun laagje was, of beter met een mengsel van mastik, asphalt en een weinig terpentijn, bedekt; op de plaatsen, die geëtsd moeten worden, neemt men dit vernis met een stalen punt weg. Het zoo toebereide glas wordt in een looden toestel aan de inwerking van het zuur blootgesteld. Met benzol of terpentijn kan men later het overige vernis verwijderen.

Op dezelfde wijze kan men fluorverbindingen gemakkelijk aantoonen; men verhit ze namelijk in een platinakroes met zwavelzuur en laat de dampen inwerken op een glasplaat, die men heeft bedekt met een laagje vernis, waarin eenige letters gegraveerd zijn.

De vier elementen, die wij in de voorgaande bladzijden hebben behandeld, (chlorium, bromium, jodium en fluorium) vormen een natuurlijke groep, waarvan de leden in hun scheikundige eigen-

schappen zeer veel overeenkomen. Van alle andere elementen onderscheiden zij zich doordat zij met waterstof gasvormige verbindingen vormen, die sterke zuren zijn en wier moleculen uit 1 atoom van het element en 1 atoom waterstof bestaan. Hoe grooter de verwantschap tot waterstof is, hoe kleiner de affiniteit tot zuurstof. Oxyden en oxyzuren van fluorium konden tot dusver niet bereid worden; die van chloor worden door broom en jood ontleed, terwijl omgekeerd chloor deze elementen uit hun waterstofverbindingen verdrijft.

De physische eigenschappen van deze enkelvoudige stoffen veranderen met de atoomgewichten; hoe grooter het atoomgewicht is, hoe hooger het kookpunt en het smeltpunt ligt; is het soortelijk gewicht grooter dan is de kleur donkerder. Bij de gewone temperatuur is chloor een gas, broom een vloeistof, jood een vast lichaam. Het vloeibare chloor is een gele, doorzichtige vloeistof met een soortelijk gewicht van 1,33; broom is slechts in dunne lagen doorschijnend en heeft een soortelijk gewicht van 2,97, terwijl gesmolten jodium ondoorzichtig is en een soortelijk gewicht bezit van 4,95.

Het atoomgewicht (en bij gevolg ook de dichtheid van den damp) van broom is ongeveer het gemiddelde van dat van chloor en dat van jood: $\frac{35,5 + 127}{2} = 81,25$ (in plaats van 80), en in al zijn eigenschappen staat broom tusschen chloor en jood in.

9. SULPHUR OF ZWAVEL.

S = 32 gew. d. zwavel. Dichtheid van den damp = 32.

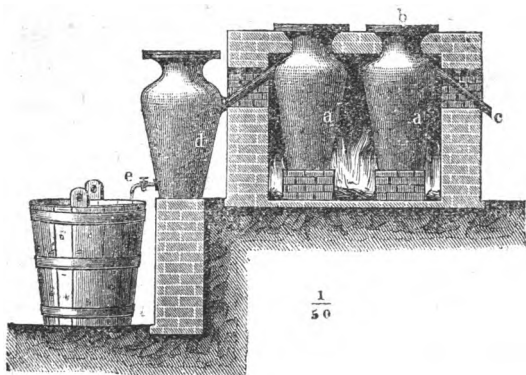
Zwavel is reeds sedert de oudste tijden bekend. In vrijen toestand wordt deze stof gevonden in de nabijheid van nog werkzame en van uitgedoofde vulcanen, in Europa vooral op Sicilië en IJsland. In verbinding met metalen levert zwavel veel belangrijke ertsen, bijv. loodglans, Pb S, zinkblende, Zn S, ijzerkies of pyriet, Fe S₂, koperkies, Cu Fe S₂, enz.

Met zuurstof en metalen verenigd vormt zwavel een klasse van zouten, die *zwavelzure zouten* of *sulphaten* genoemd worden. Van deze komen er eenige dikwijls als mineralen voor, bijv. gips of calciumsulphaat, Ca S O₄ + 2 H₂ O, zwaarspaat of baryumsulphaat, Ba S O₄, glauberzout of natriumsulphaat, Na₂ S O₄ + 10 H₂ O, enz.

De in de natuur voorkomende zwavel is gewoonlijk met andere minerale stoffen gemengd. Om ze daarvan te zuiveren, verhit men

de zwavel in aarden vaten (fig. 27) totdat zij begint te koken en verdicht den damp in dergelijke potten, welke buiten den oven geplaatst zijn.

Fig. 27.

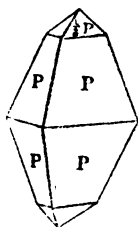


De ruwe zwavel, welke men op deze wijze verkrijgt, wordt gewoonlijk nog aan een tweede zuiveringsproces onderworpen (geraffineerd). Zij wordt uit ketels van gegoten ijzer gedestilleerd, terwijl de damp geleid wordt in een groote gemetselde kamer, waar deze zich door de snelle afkoeling, welke in die groote ruimte plaats heeft, in den beginne als een fijn kristallijn poeder (bloem van zwavel) tegen de wanden afzet. De wanden der kamer worden langzamerhand warm, en dan verzamelt zich op den bodem vloeibare zwavel, die in houten vormen gegoten en als *pijpszwavel* in den handel gebracht wordt. De bloem van zwavel bevat gewoonlijk zwavel-dioxyde, door lang wasschen met water kan zij daarvan bevrijd worden (gewasschen bloem van zwavel). Het waschwater houdt zwaveligzuur opgelost en maakt daarom blauw lakmoes rood. Gewasschen zwavelbloem gebruikt men in de geneeskunde en in de vuurwerkmakerij.

De natuurlijke zwavel is geel, broos, meer of minder doorschijnend en komt dikwijls voor in goed gevormde kristallen, die tot het rhombische stelsel behooren (fig. 28); zij heeft een soortelijk gewicht van 2,07, en gaat bij 115° in een barnsteen-gele vloeistof over.

Laat men gesmolten zwavel langzaam bekoelen, dan vormen zich bij het vastworden lange, prismatische kristallen, welke tot het monoklonische stelsel behooren; deze zijn buigzaam en hebben een soortelijk gewicht van 1,98. Zwavel is dus *dimorph*. Zeer schoon

Fig. 28.



kan men deze kristallen verkrijgen door gesmolten zwavel te laten afkoelen tot zij aan de oppervlakte is vast geworden, het gevormde laagje door te stooten en de nog vloeibare zwavel uit te gieten; den wand van den kroes vindt men dan met duizende, zeer fijne naaldvormige kristallen bedekt. Deze vorm van zwavel is echter niet bestendig; na eenige dagen worden de kristallen ondoorschijnend en broos; zij bestaan dan uit een aaneenschakeling van kleine rhombische kristalletjes. Hetzelfde heeft oogenblikkelijk plaats als men versch bereide monoklinische zwavel met een hard voorwerp krast. Verhit men gesmolten zwavel, dan wordt de vloeistof, die eerst geel en dun was, langzamerhand donkerder en dikker. Bij 230° vormt zij een rood-bruine massa, welke zoo taai is, dat men ze nauwelijks uit het vat kan gieten; boven 250° wordt de zwavel weder dunner, giet men ze dan in een groote hoeveelheid koud water, zoodat zij snel afkoelt, dan verkrijgt men een bruine, weke, veerkrachtige zelfstandigheid (amorphe zwavel), die een soortelijk gewicht heeft van 1,96. Deze verandert na korten tijd, soms in eenige uren, weder in de gewone, brooze, gele zwavel. Bij 100° heeft deze verandering plotseling plaats, en hierbij wordt zooveel warmte vrij, dat de temperatuur tot dicht bij het smeltpunt stijgt. Zwavel kookt bij 490° en gaat dan over in een rood-bruinen damp.

Zwavel is onoplosbaar in water, weinig oplosbaar in alcohol, maar goed oplosbaar in zwavelkoolstof en in terpentijnolie. Uit deze oplossingen zet zij zich bij langzame verdamping van het oplossingsmiddel in goed gevormde kristallen af, welke denzelfden vorm bezitten als de kristallen, welke in de natuur gevonden worden. De amorphe zwavel is, ook nadat zij vast geworden is, in zwavelkoolstof onoplosbaar. Bloem van zwavel is een mengsel van zulke onoplosbare en rhombische zwavel; zij is daarom slechts gedeeltelijk oplosbaar in zwavelkoolstof.

De zwavel, die verkregen is uit zwavelmetalen, en in het bijzonder die uit pyriet, bevat gewoonlijk zwavelarsenik, $As_2 S_6$; door ammonia kan men dit bestanddeel daaruit oplossen. De vulkanische zwavel daarentegen is altijd arsenikvrij.

Verhit men zwavel aan de lucht of in zuurstof, dan ontvlamt zij en verbrandt met een blauwe vlam tot zwaveldioxyde, een gas, dat een eigenaardigen, verstikkenden reuk bezit. Kookt men zwavel met salpeterzuur of met koningswater, dan vormt zich zwavelzuur. Ook verbindt zwavel zich onmiddellijk met de elementen der chloorgroep, met koolstof en met veel andere enkelvoudige stoffen. Eenige metalen verbranden in zwaveldamp evenals in zuurstofgas, en gaan daarbij over in *sulphiden*.

Oxyden en Oxyzuren van zwavel.

Van zwavel bestaan twee oxyden: zwaveldioxyde, $S O_2$, en

zwaveltrioxyde, $S O_3$. Beide zijn anhydriden (zuurvormende oxyden), zij vereenigen zich met een molecule water, waardoor $H_2 S O_3$, *waterstofsulphiet* of zwaveligzuur, en $H_2 S O_4$, *waterstofsulphaat* of zwavelzuur ontstaan. Bovendien kent men van zwavel vijf andere oxyzen, waarvan de oxyden niet bekend zijn. De laatste zuren zijn weinig belangrijk en in vrijen toestand zeer onbestendig; wordt echter de waterstof daarin door metalen vervangen, dan leveren zij goed gevormde zouten. De samenstelling van de oxyzen van zwavel is de volgende:

zwaveligzuur	$H_2 S O_3$,
zwavelzuur	$H_2 S O_4$,
onderzwaveligzuur . .	$H_2 S_2 O_3$,
dithionzuur ⁽¹⁾	$H_2 S_2 O_6$,
trithionzuur	$H_2 S_3 O_6$,
tetrathionzuur	$H_2 S_4 O_6$,
pentathionzuur	$H_2 S_5 O_6$.

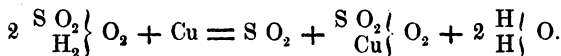
Deze zuren leveren een goed voorbeeld op van de wet der verbinding in de eenvoudige veelvoudigen der verbindingsgewichten.

Zwavedioxyde of Zwaveligzuuranhydride, $S O_2$.

Moleculairgewicht 64. Dichtheid 32.

Zwavedioxyde is een kleurloos gas, dat den verstikkenden reuk van brandende zwavel bezit en 2,21 maal zwaarder is dan lucht. 1 Vol. water neemt bij 10° 51,38 vol., bij 20° 36,22 vol. van dit gas op. Bij -10° verdicht zwavedioxyde zich tot een kleurlooze vloeistof, welke bij -76° vast wordt.

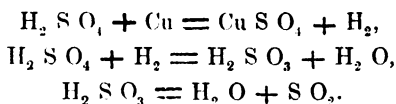
In plaats van door verbranding van zwavel, maakt men zwavedioxyde in het klein gewoonlijk door verhitting van koperdraaisel met geconcentreerd zwavelzuur:



Ook hierbij hebben eigenlijk verschillende reactie's achtereenvolgens plaats. Het atoom koper vervangt de 2 atomen waterstof in ééne molecule zwavelzuur en de vrijwordende waterstof onttrekt aan de tweede molecule zwavelzuur een atoom zuurstof. Het zwaveligzuur, $H_2 S O_3$, dat daardoor ontstaat, wordt bij de hooge tem-

⁽¹⁾ De naam der laatste vier zuren is afgeleid van de grieksche benaming van zwavel.

peratuur terstond ontleed in zwaveldioxyde (zwaveligzuuranhydride) en water :



Ten slotte ontstaan dus kopersulphaat (blauwe-vitriool), water en zwaveldioxyde, zooals boven is opgegeven.

Men vangt het gas op, evenals koolstofdioxyde, door het op den bodem van een flesch te leiden, of boven kwik. Om het in den vorm van vloeistof te verkrijgen, leidt men het, na gewasschen te zijn, door een spiraalvormig gewonden buis, welke met een mengsel van ijs en zout is omgeven. Het verdichte gas verzamelt zich in een kolfje, dat met hetzelfde koudmakende mengsel omgeven is. Heeft men een voldoende hoeveelheid vloeistof verkregen, dan smelt men den hals van het kolfje toe. Op die wijze kan men het vloeibare zwaveldioxyde voor latere proeven bewaren. Voordat men het buisje opent, moet men het echter in een koudmakend mengsel plaatsen, anders gaat het vloeibare zwaveldioxyde plotseling in den gasvorm over.

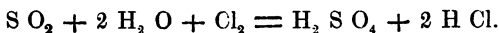
Wordt vloeibaar zwaveldioxyde aan de lucht blootgesteld, dan verdampt het zeer snel; daarbij wordt zooveel warmte latent, dat kwik vast wordt als men dit in een reageerbuisje doet, dat omgeven is met watten, waarop vloeibaar zwaveldioxyde gegoten wordt.

Bij de verbranding van zwavel tot zwaveldioxyde in overmaat van zuurstof, verandert het volumen van het gas niet. Van 2 vol. zuurstof verkrijgt men dus 2 vol. zwaveldioxyde.

Zwaveldioxyde bleekt veel organische kleurstoffen, bijv. die van verschillende bloemen. In het groot wendt men het aan om wol en zijde te bleeken, welke stoffen niet tegen de werking van chloor bestand zijn. Bevochtigt men vlekken, welke door gekleurde vruchten, zooals boschbessen, kersen, enz., in linnengoed gekomen zijn, en houdt men deze vervolgens boven brandende zwavel, dan verdwijnen zij; na eenigen tijd komen zij echter weder te voorschijn wanneer men de gebleekte kleurstof niet uit het goed gewasschen heeft.

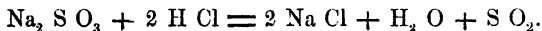
Stelt men rozebladeren bloot aan de inwerking van zwaveldioxyde, dan verliezen zij hun kleur, maar door bevochtiging met zwavelzuur krijgen zij deze terug. Het schijnt dus dat zoodanige kleurstoffen zich met het zwaveligzuur tot een kleurlooze verbinding vereenigen, welke weder ontleed worden als het zwaveligzuur wordt uitgedreven. Plantesappen, welke gemakkelijk gisten, bijv. bessensap, bewaart men in flesschen, die vooraf gevuld zijn met zwaveldioxyde. Ook gebruikt men zwaveldioxyde of zouten van zwaveligzuur om in door

chloor gebleekte stoffen (katoen, papier, enz.) het overtollige chloor, dat op den duur ontledend op het goed zou inwerken, te verwijderen (antichloor):



De oplossing van zwaveldioxyde in water smaakt zuur en maakt blauw lakmoes rood; zij kan beschouwd worden als een oplossing van zwaveligzuur (*hydrosulphiet*), $\text{H}_2 \text{S O}_3$. Dit zuur kan niet in vrijen toestand verkregen worden, daar de oplossing bij verdamping in water en zwaveldioxyde ontleed wordt. Koelt men de oplossing echter af tot -5° , dan vormen zich kristallen, welke tot formule hebben: $\text{H}_2 \text{S O}_3 + 14 \text{H}_2 \text{O}$.

Vervangt men de waterstof van het zwaveligzuur door metalen, dan ontstaat een reeks van zouten, die *sulphieten* genoemd worden. Evenals de carbonaten worden deze door sterke zuren ontleed:



Zwaveltrioxyde of Zwavelzuuranhydride, S O_3 .

Moleculairgewicht 80. Dichtheid 40.

Leidt men een mengsel van zwaveldioxyde en zuurstof over gloeiend platinaspons (fijn verdeeld platina), dan verbinden deze gassen zich tot zwaveltrioxyde of zwavelzuuranhydride. Gemakkelijker verkrijgt men deze verbinding door het zoogenaamde rookend- of nordhäuser-zwavelzuur in een retort zacht te verhitten en de dampen op te vangen in een goed gedroogden ontvanger, die met een koudmakend mengsel omgeven is.

Zwaveltrioxyde vormt witte, glinsterende kristallen, welke bij 20° smelten en bij 46° koken. Zij oefenen geen werking uit op blauw lakmoespapier en laten zich kneden als was, zonder de huid aan te tasten. Leidt men den damp van zwaveltrioxyde door een roodgloeiende buis, dan wordt die ontleed in 2 vol. zwaveldioxyde en 1 vol. zuurstof. Zwaveltrioxyde bezit een buitengewoon groote verwantschap tot water en verbindt zich daarmee tot zwavelzuur, $\text{H}_2 \text{S O}_4$, onder vrijwording van veel warmte. Werpt men een kristal van zwaveltrioxyde in water, dan hoort men een sissend geluid, alsof men gloeiend ijzer in water dompelt.

Zwavelzuur of Dihydrosulphaat, $\text{H}_2 \text{S O}_4$.

Moleculairgewicht 98.

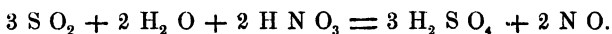
Zwavelzuur is het belangrijkste van alle zuren; in de nijverheid wordt het veelvuldig aangewend, en voor den scheikundige is het

het middel om bijna alle andere zuren te bereiden, zooals wij reeds bij het salpeterzuur, het zoutzuur, enz. gezien hebben. Zwavelzuur wordt zoo veelvuldig en in zulke groote hoeveelheden gebruikt, dat alleen in één fabrieksdistrict van Engeland (Zuidlancashire) wekelijks meer dan 3,000,000 k. G. van dit zuur geproduceerd worden.

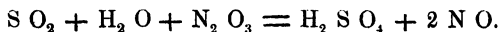
Het zwavelzuur is reeds lang bekend; vroeger werd het in Duitschland, vooral in Nordhâusen, gemaakt door verhitting van ge-roosterd ijzervitriool (ijzersulphaat). Hierdoor verkrijgt men een olieachtige vloeistof (¹), die onder den naam van rookend- of nordhâuser-zwavelzuur bekend is, en die ook tegenwoordig nog in de ververij tot oplossing van indigo gebruikt wordt (saksisch-blauw-ververij).

Ijzervitriool (²) heeft tot formule $\text{Fe S O}_4 + 7 \text{H}_2 \text{O}$; bij ver-hitting verliest dit zout 6 moleculen kristalwater; het zevende ont-wijkt eerst bij een temperatuur, waarbij het zout ontleed wordt. In den beginne ontwijkt veel zwaveldioxyde en verdund zwavelzuur, later destilleert het rookende zuur, terwijl ijzersesquioxyde ($\text{Fe}_2 \text{O}_3$, doodekop) achterblijft.

De methode, welke tegenwoordig in het groot voor de fabriekatie van zwavelzuur gevolgd wordt, berust op de eigenschap van de op-losing van zwaveldioxyde in water om onder opname van zuurstof in zwavelzuur over te gaan. Dit geschiedt langzaam wanneer de oplossing aan de lucht is blootgesteld, sneller wanneer een verbind-ing aanwezig is, die gemakkelijk zuurstof afgeeft. Zulke verbind-ingen zijn salpeterzuur, stikstoftetroxyde en stikstoftrioxyde; deze stoffen worden daarbij tot stikstofdioxyde gereduceerd:



Het gevormde stikstofdioxyde verbindt zich echter terstond weder met zuurstof, waardoor stikstoftrioxyde of stikstoftetroxyde ont-staat, al naardat er meer of minder zuurstof aanwezig is; beide oxyden geven bij aanwezigheid van water en zwaveldioxyde op nieuw zwavelzuur en stikstofdioxyde:



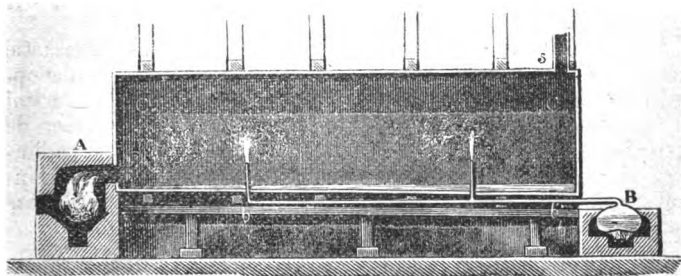
(¹) De formule van nordhâuser-zwavelzuur is $\text{H}_2 \text{S}_2 \text{O}_5$; bij zachte ver-warming wordt deze verbinding echter ontleed in $\text{H}_2 \text{S O}_4$ en S O_3 . Van-daar dat men nordhâuser-zwavelzuur vroeger beschouwde als een oplossing van S O_3 in $\text{H}_2 \text{S O}_4$.

(²) Eenige sulphaten worden *vitriolen* genoemd; zoo onderscheidt men blauwe- of kopervitriool, groene- of ijzervitriool en witte- of zinkvitriool. Dezen naam hebben zij te danken aan hun goed gevormde, doorzichtige kristallen, welke veel gelijken op glaasjes (vitriola). Zwavelzuur is om dezelfde reden in het dagelijksch leven bekend onder den naam van *vitrioololie*.

Stikstofdioxyde speelt dus de rol van een zuurstofdrager, en de oxydatie, welke onder den invloed van de zuurstof der lucht slechts langzaam geschiedt, heeft bij aanwezigheid van deze verbinding snel plaats. Volgens de theorie is een oneindig kleine hoeveelheid salpeterzuur voldoende om een onbegrensde hoeveelheid zwaveldioxyde, water en zuurstof in zwavelzuur om te zetten.

Om volgens de bovengenoemde reactie's zwavelzuur fabriekmatig te bereiden, wordt zwavel in een luchtstroom verbrandt, of koper- of ijzerkies bij toetreding van lucht in een oven verhit, waardoor de metalen geoxydeerd en zwaveldioxyde gevormd wordt. Het zwaveldioxyde komt vervolgens met lucht gemengd in groote kamers (waarvan er één in fig. 29 is afgebeeld), die van binnen met lood bekleed zijn, en waarin uit een ketel (B) stoom wordt geblazen. (1)

Fig. 29.



Het salpeterzuur brengt men in de kamers door een mengsel van zwavelzuur en salpeter boven de brandende zwavel te verhitten en de dampen met het zwaveldioxyde te laten intreden, of door op den bodem der kamers vlakke, met salpeterzuur gevulde pannen te plaatsen. De kamer, welke het verst verwijderd is van den oven, waar de zwavel verbrand wordt, staat in verbinding met een hoogen schoorsteen, waardoor men de noodige luchttekort verkrijgt. Daar hierdoor met de stikstof tevens een deel der gasvormige oxyden van stikstof zou ontsnappen, leidt men in sommige fabrieken de ontwijkende gassen eerst door een hoogen, looden cilinder, die stukken coaks bevat, welke met zwavelzuur bevochtigd zijn. Het zwa-

(1) Wanneer in de kamers te weinig waterdamp aanwezig is, dan vormt zich een eigenaardige, kristallijne verbinding: $S O_2 \begin{cases} N O \\ O H \end{cases}$, welke door water in zwavelzuur, salpeterzuur en stikstofdioxyde ontleed wordt.

velzuur absorbeert het grootste gedeelte van de stikstof-zuurstofverbindingen en wordt met deze in de kamers teruggebracht. Op den bodem der kamers verzamelt zich verdund zwavelzuur, het zoogenaamde *kamerzuur*, dat een soortelijk gewicht heeft van 1,6. Dit wordt in looden pannen verhit, waardoor waterdamp ontwijkt, tot dat het soortelijk gewicht tot 1,72 gestegen is. In dien toestand kan het zuur reeds voor verschillende doeleinden gebruikt worden. Om het verder te concentreeren moet de verhitting voortgezet worden in retorten van glas of van platina, daar sterk zwavelzuur het lood aantast, en het smeltpunt van lood niet veel hooger ligt dan het kookpunt van het geconcentreerde zwavelzuur. Er distilleert nu verdund zwavelzuur over, dat in de looden pannen teruggebracht wordt. Zoodra de vloeistof in de retort een soortelijk gewicht van 1,8 bereikt heeft, houdt men op met verhitten. Het zoo verkregen product wordt onder den naam van *engelsch-zwavelzuur* in den handel gebracht; het is niet volkomen zuiver, maar bevat nog water, gewoonlijk loodsulfaat, oxyden van stikstof en niet zelden sporen van arsenik. Ten gevolge van organische stoffen, zooals strootjes, enz., die er licht invallen en door geconcentreerd zwavelzuur verkoold worden, is de vitrioololie van den handel dikwijls meer of minder bruin gekleurd. Destilleert men dit zwavelzuur op nieuw, dan verkrijgt men een zuiverder zuur, dat echter nog arsenik en stikstof-zuurstofverbindingen kan bevatten. In den beginne gaat er verdund zuur over; is het kookpunt tot 338° gestegen dan destilleert geconcentreerd zwavelzuur. Dit heeft bij 0° een soortelijk gewicht van 1,854; het is nog niet geheel watervrij, maar bevat 98,5 procent H_2SO_4 . Koelt men dit sterk af, dan verkrijgt men kleurlooze kristallen, die uit de zuivere verbinding H_2SO_4 bestaan.

Bij het koken stoot zwavelzuur zeer sterk, tengevolge waarvan glazen retorten licht breken; men kan dit verminderen door stukjes platina in de vloeistof te leggen of door de retort aan de zijwanden, in plaats van vanonderen, te verhitten.

Het volkomen watervrije zwavelzuur kan niet gedestilleerd worden zonder ontleding te ondergaan; bij verhitting ontwijkt eerst een kleine hoeveelheid zwaveltrioxyde, en vervolgens destilleert bij 338° een zuur, dat weder 98,5 procent H_2SO_4 bevat.

Geconcentreerd zwavelzuur heeft veel affiniteit tot water en trekt daarom zeer spoedig waterdamp uit de lucht aan; het wordt om die reden dikwijls gebruikt om gassen te drogen en vloeistoffen bij een lage temperatuur te verdampen. Tot dit laatste doel bezigt men *exsiccators*, luchtdicht gesloten glazen klokken, waarin een bakje met zwavelzuur geplaatst is.

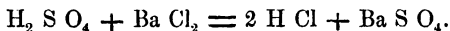
Bij het vermengen van zwavelzuur en water wordt veel warmte vrij; om die reden moet men het zwavelzuur in een dunnen straal

en bij tusschenpoozen in het water gieten (¹). Voegt men het zwavelzuur te snel toe of giet men het water bij het zwavelzuur, dan heeft de verbinding onder zeer hevige verschijnselen plaats, zoodat de vaten, waarin de vermenging plaats heeft, dikwijls springen. Eén molecule zwavelzuur vereenigt zich met één molecule water tot de verbinding $H_2 S O_4 + H_2 O$, die bij $+ 7^\circ$ in den vorm van rhombische kristallen vast wordt. (²) Vermengt men 1 d. M^3 . zwavelzuur met 1 d. M^3 . water, dan bevindt men, dat het volumen van het mengsel (na afkoeling) minder bedraagt dan 2 d. M^3 . Hieruit volgt, dat in verdund zwavelzuur het gehalte aan zwavelzuur niet onmiddellijk uit het soortelijk gewicht kan worden bepaald.

Op de groote verwantschap, welke geconcentreerd zwavelzuur tot water bezit, berust zijn vermogen om aan organische stoffen de elementen van water te onttrekken. Wij hebben hiervan reeds voorbeelden gezien bij de bereiding van kooloxyde uit oxalzuur en mierzuur, en van aethylene uit alcohol; om dezelfde reden worden hout en suiker door geconcentreerd zwavelzuur verkoold.

Leidt men den damp van zwavelzuur over roodgloeiende baksteen, dan wordt die ontleed in zwaveldioxyde, zuurstof en water. Van deze ontleding trekt men somtijds partij om zuurstof op een goedkoope wijze in het groot te bereiden; het verkregen gasmengsel wordt dan door water geleid, dat het zwaveldioxyde oplost, terwijl zuivere zuurstof ontwijkt. De oplossing van het zwaveligzuur kan men in de zwavelzuurfabriek weder in zwavelzuur veranderen.

Zwavelzuur is een *tweebasisch* zuur, dat wil zeggen, het bevat twee atomen waterstof, die door een metaal kunnen vervangen worden. Onder de zouten van zwavelzuur of *sulphaten* zijn barymsulphaat en loodsulphaat gekenmerkt door hun onoplosbaarheid in water en in verdunde zuren. Men gebruikt daarom in water oplosbare baryum- en loodzouten om de aanwezigheid van een sulphaat of van vrij zwavelzuur in een vloeistof aan te toonen. Giet men bijv. in zeer verdund zwavelzuur eenige druppels van een oplossing van baryumchloride, dan ontstaat oogenblikkelijk een witte troebeling, aangezien door dubbele ontleding waterstofchloride en onoplosbaar baryumsulphaat gevormd worden:



Wil men de aanwezigheid van vrij zwavelzuur aantonen in een

(¹) Bij vermenging van het zwavelzuur van den handel met water, wordt de vloeistof troebel, omdat loodsulphaat wel oplosbaar is in sterk, maar niet in verdund zwavelzuur.

(²) Deze kristallen vindt men dikwijls gedurende den winter in de flesschen met eenigszins verdund zwavelzuur. — Sommige scheikundigen beschouwen dit hydraat als een zelfstandig zuur (zuurmodificatie) en geven het de formule: $H_4 S O_5$.

oplossing, waarin sulphaten aanwezig zijn, dan kan men van deze reactie geen gebruik maken; men voegt dan een weinig suiker bij de oplossing en verdampt ze totdat zij bijna droog is. Is er vrij zwavelzuur aanwezig, dan zal dit onder die omstandigheden de suiker verkolen en een zwarte vlek doen ontstaan.

Bij de gewone temperatuur worden de sulphaten door geen ander zuur ontleed, bij de gloei-hitte slechts door phosphorzuur, kiezelzuur en boorzuur. Bij verhitting in een stroom van waterstofgas of bij gloeiing met kool worden zij echter gemakkelijk gereduceerd tot sulphiden. Hetzelfde heeft ook plaats door rottende organische stoffen. Daar bijna alle sulphiden door zuren worden ontleed (onder ontwikkeling van zwavelwaterstof) is dit de gewone weg om uit sulphaten andere zouten te bereiden (zie het hoofdstuk over baryum) en tevens een middel om aan te toonen, dat men met een sulphaat te doen heeft als dit onoplosbaar is in water.

Onderzwaveligzuur of Hydrohyposulphiet, H₂ S₂ O₃.

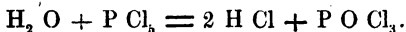
Kookt men een oplossing van natriumsulphiet, Na₂ S O₃, met bloem van zwavel, of leidt men zwaveldioxyde in een oplossing van natriumsulphide, dan verkrijgt men natriumhyposulphiet (onderzwaveligzure soda), een zout, dat in de photographie gebruikt wordt om de beelden te fixeeren, daar het de eigenschap bezit om de zilververbindingen, die geen werking van het licht ondergaan hebben, op te lossen. Ook wordt het gebruikt als antichloor.

Voegt men bij de oplossing van dit zout een sterk zuur, dan wordt onderzwaveligzuur vrij, welke verbinding echter zeer spoedig ontleed wordt in zwavel (die als fijn poeder zich afscheidt) en in zwaveligzuur:

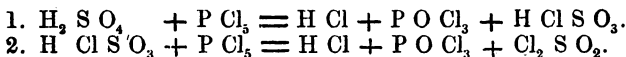


Zwaveldioxyde verbindt zich niet alleen onmiddellijk met zuurstof, maar ook met chloor; daardoor ontstaat de verbinding S O₂ Cl₂. Evenals zwaveltrioxyde zich met een molecule water vereenigt tot zwavelzuur, verbindt het zich met een molecule chloorwaterstof tot S O₃ H Cl. Deze verbindingen zijn daarom van belang, omdat zij ook uit zwavelzuur ontstaan op een wijze, die een gelijksoortig gevolg heeft voor veel stoffen, welke men evenals de zuren kan beschouwen als water, waarin 1 atoom waterstof door een groep van atomen (een radicaal) verplaatst is. Brijgt men namelijk water met een verbinding van chloor en phosphorus, phosphor-

pentachloride, $P Cl_5$, samen, dan ontstaan waterstofchloride en phosphoroxychloride :

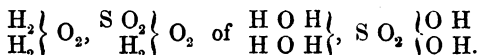


Laat men phosphorpentachloride op geconcentreerd zwavelzuur inwerken, dan hebben de volgende reactie's plaats :

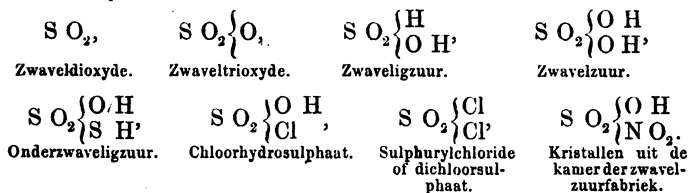


Het zwavelzuur verliest dus tweemaal 1 atoom waterstof en 1 atoom zuurstof, en daarvoor treedt chloor in de plaats ; met andere woorden de atoomgroep $H O$ (het radicaal *hydroxyle*) wordt door chloor vervangen.

Wij kunnen zwavelzuur beschouwen als 2 moleculen water, waarin 2 atomen waterstof door de groep $S O_2$ verplaatst zijn, en dit op de twee volgende wijzen voorstellen :



Volgens de laatste schrijfwijze (die dikwijls de voorkeur verdient om reactie's duidelijk voor te stellen) kunnen wij de van het zwaveldioxyde en zwaveltrioxyde afgeleide verbindingen gemakkelijk tot een goed overzicht bij elkander voegen :



VERBINDINGEN VAN ZWAVEL MET WATERSTOF.

Zwavelwaterstof of Hydrosulphide, $H_2 S$.

Waterstofdissulphide of Hydrodisulphide, $H_2 S_2$.

1. *Zwavelwaterstof of Hydrosulphide*, $H_2 S$.

Moleculairgewicht 34. Dichtheid 17.

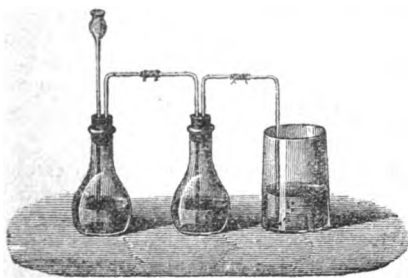
Zwavel verbindt zich niet onmiddellijk met waterstof ; men kan echter in veel metaalsulphiden het metaal door waterstof vervangen.

Brengt men bijv. bij ijzersulphide verdund zwavelzuur, dan verkrijgt men ijzersulphaat en zwavelwaterstof: (1)



Om dit gas te maken kan men den toestel gebruiken, die in fig. 30 is afgebeeld; het tweede kolfje dient voor waschflesch.

Fig. 30.



Zwavelwaterstof is een kleurloos gas, dat zeer sterk en onaangenaam riekt naar bedorven eieren. Als het aangestoken is, verbrandt het met een blauwe vlam tot zwaveldioxyde en water. Is de toetreding der lucht niet voldoende, dan heeft er ontleding plaats; de waterstof oxydeert zich tot water en de zwavel zet zich als een fijn poeder tegen

den wand der klok af. Zwavelwaterstof is een giftig gas, en werkt zelfs in kleine hoeveelheden en met veel lucht gemengd schadelijk op de gezondheid. In water is het tamelijk goed oplosbaar; 1 vol. water lost bij 0° 4,37 vol. en bij 15° 3,23 vol. van dit gas op. Deze oplossing maakt blauw-lakmoespapier wijnrood en bezit den eigenaardigen reuk en smaak van zwavelwaterstof. Bij koking verliest zij langzamerhand al het opgeloste gas; bewaart men ze in aanraking met lucht, dan wordt zij troebel en verliest haar reuk, doordat de waterstof tot water geoxydeerd en de zwavel vrij wordt.

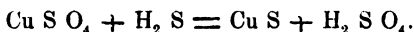
Zwavelwaterstof bevindt zich in de natuur in vulcanische gassen en opgelost in water, in de zoogenaamde zwavelbronnen (Aken, Bentheim, enz.); het ontstaat bij de rotting van zwavelhoudende organische stoffen, zooals eiwit, en door desoxydatie van sulphaten, ten gevolge van de aanwezigheid van in omzetting verkeerende plantaardige en dierlijke lichamen (grachten te Amsterdam).

De samenstelling van deze verbinding wordt gevonden door een stukje bladtin (stanniol) in een bekend volumen van het gas te verhitten; er vormt zich dan tinsulphide, terwijl de vrijwordende waterstof dezelfde ruimte inneemt als het oorspronkelijke gas. 2 Vol. of 34 gew. deelen zwavelwaterstof bestaan dus uit 2 vol. of 2 gew. deelen waterstof en 1 vol. of 32 gew. deelen zwaveldamp.

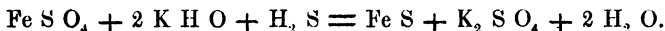
(1) Het kunstmatig bereide zwavelijzer bevat meestal vrij ijzer, zoodat er bij deze reactie ook waterstof ontstaat. Heeft men zuiver $\text{H}_2 \text{ S}$ noodig, dan kookt men zwavelantimonium met zoutzuur. — Men kan het gas drogen door chloorcalcium, niet door zwavelzuur, omdat het daardoor ontleed wordt.

Brengt men in het gas een platinadraad, welke door een electrischen stroom tot gloeiing verhit is, dan wordt het ontleed in zwavel en waterstof; ook op die wijze kan men de samenstelling van zwavelwaterstof bepalen.

Zwavelwaterstof is een belangrijk herkenning- en scheidingsmiddel voor metalen. Ten opzichte van de oplosbaarheid van hun sulphiden kan men de metalen tot verschillende groepen brengen. Leidt men zwavelwaterstof in een oplossing van een koperzout, waarbij eenige druppels zoutzuur gevoegd zijn, dan ontstaat een zwarte neerslag van kopersulphide:



Leidt men zwavelwaterstof in een oplossing van een ijzerzout (*ferrozout*), dan heeft er geen verandering plaats. Ijzersulphide kan namelijk in tegenwoordigheid van een zuur niet bestaan, zooals wij reeds bij de bereiding van zwavelwaterstof gezien hebben; voegt men echter een oplossing van een alkali (bijtende potasch of ammonia) toe, waardoor het vrije zuur geneutraliseerd wordt, dan scheidt zich ijzersulphide af:



Evenals koper gedragen zich tegenover zwavelwaterstof eenige andere metalen; hun sulphiden worden door verdunde zuren niet ontleed. Een tweede groep van metalen levert, evenals ijzer, sulphiden, die onoplosbaar zijn in water, maar welke door zuren ontleed worden, terwijl een derde groep sulphiden vormt, welke oplosbaar zijn in water. In de oplossingen van deze laatste metalen brengt zwavelwaterstof dus geen praecipitaat te weeg, ook niet als er een alkali wordt toegevoegd.

Veel der onoplosbare sulphiden zijn gekenmerkt door bijzondere kleuren, en daarom kan zwavelwaterstof niet alleen als een scheidingsmiddel voor deze drie groepen, maar ook dikwijls als een herkenningmiddel voor de afzonderlijke metalen dienen. De volgende tabel, waarin de meest voorkomende metalen zijn opgenomen, zal dit duidelijk maken:

1 ^{ste} GROEP.	2 ^{de} GROEP. (1)	3 ^{de} GROEP.
Metalen, waarvan de sulphiden oplosbaar zijn in water en in verdunde zuren.	Metalen, waarvan de sulphiden onoplosbaar zijn in water, maar oplosbaar in verdunde zuren.	Metalen, waarvan de sulphiden onoplosbaar zijn in water en in verdunde zuren.
Kalium.	Zink . . - wit.	Koper . . . - zwartbruin.
Natrium.	IJzer . . - zwart.	Lood - zwart.
Baryum.	Mangaan - vleeschkleurig.	Bismuth . . - zwartbruin.
Strontium.	Kobalt . - zwart.	Cadmium . . - geel.
Calcium.	Nikkel . - zwartbruin.	Kwik - zwart.
Magnesium.		Zilver - zwart.
		Stibium . . . - oranje.
		Arsenicum (2) - geel.
		Tin - lichtgeel.
		Goud - zwartbruin.
		Platina . . . - zwartbruin.

De meeste metalen ontleiden zwavelwaterstof bij de gewone of bij verhoogde temperatuur. Vandaar dat dit gas niet boven kwik kan worden opgevangen, en dat zilveren voorwerpen aanslaan in een atmosfeer, waar $H_2 S$ in voorkomt. — Papiertjes, welke doortrokken zijn met een loodzout, worden dikwijls gebruikt om de aanwezigheid van zwavelwaterstof aan te toonen. Is er veel van dit gas aanwezig dan worden zij zwart, is er slechts weinig, dan worden zij bruin.

Waterstofdysulphide, $H_2 S_2$.

Giet men een oplossing van calciumdisulphide, $Ca S_2$, druppelsgewijze in verdund zoutzuur, dan scheidt zich waterstofdysulphide als een zware olieachtige vloeistof af :



Deze verbinding (welke overigens weinig belangrijk is) komt in veel eigenschappen overeen met waterstofdioxyde. Zij bezit een eigen-

(1) Aluminium en chroom vormen op den natten weg geen sulphiden.

(2) Arsenicum is hier onder de metalen opgenoemd, hoewel het in de tabel tot de niet-metalen gebracht wordt; zie daaromtrent het hoofdstuk over arsenicum.

De sulphiden van de 5 laatstgenoemde metalen zijn oplosbaar in zwavelammonium.

aardigen, prikkelenden reuk en bleekt organische kleurstoffen. Bij verwarming wordt zij ontleed in zwavelwaterstof en zwavel.

Koolstofdysulphide of Zwavelkoolstof, C S₂.

Moleculairgewicht 76. Dichtheid van den damp 38.

Wanneer men zwaveldamp leidt over gloeiende koolstof, dan vormt zich een vluchtige verbinding, C S₂, welke zich bij afkoeling verdicht tot een zware, kleurlooze vloeistof, die onoplosbaar is in water en zeer onaangenaam reikt. Zwavelkoolstof kookt bij 43,3° en heeft een soortelijk gewicht van 1,272. Een mengsel van lucht en damp van zwavelkoolstof ontvlamt reeds bij 149° en verbrandt tot koolstofdioxyde en zwaveldioxyde. Zwavelkoolstof is een uitnemend oplossingsmiddel voor harsen, vette oliën, kautchouk, phosphorus, zwavel, enz., en wordt daarom in de nijverheid veel gebruikt. Zoowel wegens haar vluchtigheid en gemakkelijk ontbrandbaarheid, als wegens haar vergiftige eigenschappen moet men met deze stof zeer voorzichtig omgaan.

De zwavelkoolstof van den handel is een gele, zeer stinkende vloeistof, die men door herhaalde destillatie over kwikchloride en door ze lang in aanraking te laten met metallisch kwik zuivert. — De vlam van zwavelkoolstof is zeer rijk aan chemisch werkzame stralen.

Een mengsel van damp van zwavelkoolstof en stikstofdioxyde geeft een zeer sterk wit licht.

De verbindingen van zwavel met waterstof en van zwavel met koolstof hebben groote overeenkomst met de oxyden van deze elementen, niet alleen wat de samenstelling betreft :

Water H₂ O — Waterstofsulphide . . H₂ S,
 Waterstofdioxyde . H₂ O₂ — Waterstofdysulphide . H₂ S₂,
 Koolstofdioxyde . . C O₂ — Koolstofdysulphide . . C S₂,

maar ook wat aangaat haar scheikundig gedrag. Hetzelfde geldt voor veel andere oxyden en sulphiden.

Zwavel verbindt zich onmiddellijk met de elementen van de chloorgroep. Leidt men chloorgas over gesmolten zwavel, dan vormen zich de volgende verbindingen : S₂ Cl₂ en S Cl₂, die beide olieachtige, vluchtige vloeistoffen zijn, welke door water ontleed worden, onder vorming van zoutzuur en onderzwaveligzuur. De eerstgenoemde verbinding is een goed oplossingsmiddel voor zwavel en wordt bij het vulcaniseeren van kautchouk en guttapercha gebruikt.

10. SELENIUM.

Se = 79,5 gew. d. selenium. Dichtheid van den damp 79,5.

Selenium is een zeldzaam element, dat zoowel in vrijen toestand als in zijn verbindingen groote overeenkomst vertoont met zwavel. Het werd in 1847 ontdekt door BERZELIUS, die aan dit element den naam van selenium (de maan) gaf. Het komt in de natuur voor in vrijen toestand, gemengd met zwavel (¹), en verbonden met metalen, vooral als loodselenide, Pb Se_2 . Bij verbranding van selenium ontstaat *seleniumdioxide*, Se O_2 , dat een zeer onaangenaamen reuk bezit, welke herinnert aan rottende kool.

11. TELLURIUM.

Te = 129 gew. d. tellurium. Dichtheid van den damp 129.

Dit element vindt men zoowel in vrijen toestand, als met metalen (goud, zilver, lood, enz.) verbonden, vooral in Zevenbergen. Het is zilverwit en smelt bij ongeveer 500° . Verhit men het in aanraking met de lucht, dan verbrandt het met een blauw-groene vlam tot telluriumdioxide, Te O_2 , een wit, kristallijn lichaam, dat in water oplost en daarbij overgaat in tellurigzuur, $\text{H}_2 \text{Te O}_3$, waarvan een reeks van zouten bestaat, die *tellurieten* genoemd worden. Smelt men tellurium of een telluriet met salpeter, dan ontstaat kaliumtelluraat, $\text{K}_2 \text{Te O}_4$.

Telluriumwaterstof, $\text{H}_2 \text{Te}$, is een kleurloos gas, dat door inwerking van zuren op ijzertelluride ontstaat; het riekt naar zwavelwaterstof en gedraagt zich tegenover metaalzouten evenals die verbinding.

Zuurstof, zwavel, selenium-en tellurium vormen een natuurlijke groep van elementen, welke gekenmerkt is doordat 1 atoom van ieder dezer stoffen zich met 2 atomen waterstof vereenigt, waardoor de verbindingen $\text{H}_2 \text{O}$, $\text{H}_2 \text{S}$, $\text{H}_2 \text{Se}$ en $\text{H}_2 \text{Te}$ gevormd worden.

De drie laatstgenoemde elementen vertoonen in hun physische eigenschappen dezelfde verschillen als chloor, broom en jood (zie bl. 96). Het gemiddelde van de atoomgewichten van zwavel en tellurium is bijna gelijk aan het atoomgewicht van selenium, welk

(¹) De zwavel bezit dan een oranje tint.

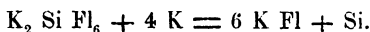
element in zijn physische eigenschappen, zooals soortelijk gewicht, smelt- en kookpunt, het midden houdt tusschen de beide anderen.

12. SILICIUM OF KIEZEL.

Si = 28 gew. d. kiezel.

Met uitzondering van zuurstof is dit het element, dat op aarde het meest voorkomt. Men vindt kiezel echter niet in vrijen toestand, maar altijd verbonden met zuurstof als kiezelaarde (siliciumdioxyde) Si O_2 , dat in zuiveren toestand optreedt, als bergkristal, kwarts en vuursteen, of als zouten van kiezelzuur (*silicaten*), die het hoofdbestanddeel van veel rotsoorten, vooral van de kristallijne gesteenten uitmaken.

Om zuiver silicium te bereiden verhit men kaliumsiliciumfluoride, $\text{K}_2 \text{Si Fl}_6$, met natrium of kalium :



Hierbij heeft een sterke inwerking plaats. Na bekoeling brengt men de massa in water; het kaliumfluoride lost dan op, terwijl silicium als een bruin poeder achterblijft. Bij verhitting onder toetreding van lucht verbrandt dit tot siliciumdioxyde. Voegt men bij de bovengenoemde stoffen zink, dan lost het vrijwordend silicium in het gesmolten metaal op, en zet zich bij bekoeling af in den vorm van kristallen, welke men door behandeling met verdund zwavelzuur gemakkelijk van het zink kan scheiden.

Gekristalliseerd kiezel vormt glinsterende staal-grauwe kristallen, die glas krassen en een soortelijk gewicht hebben van 2,49. Deze kristallen zijn zelfs in zuurstof onverbrandbaar. Bij een temperatuur, welke tusschen het smeltpunt van gietijzer en staal ligt, smelt silicium.

Siliciumdioxjde of Kiezelaarde, Si O₂.

Moleculairgewicht 60.

Kiezelaarde is in de natuur zeer verspreid; als mineraal is het bekend onder den naam van *kwarts*, dat in hexagonale kristallen optreedt en in verschillende variëteiten voorkomt (bergkristal, chalcidon, agaat, vuursteen, ⁽¹⁾ enz.). Kiezeldioxyde vormt verder het

(¹) De vuursteen en zijn hun meer of minder donkere kleur verschuldigd aan organische stoffen; vandaar dat zij bij gloeiing kleurloos worden.

Dompelt men een gloeienden vuursteen in koud water, dan wordt hij zeer broos, zoodat hij gemakkelijk gestampt kan worden.

hoofdbestanddeel van den zandsteen, van het zand, enz. De gekristalliseerde kiezelarde heeft tot soortelijk gewicht 2,6; zij is onoplosbaar in water, in potasch- en sodaloog en in alle zuren, met uitzondering van fluorwaterstofzuur. In de knalgasvlam smelt kiezelarde tot een doorzichtige, glasachtige massa. Vermengt men fijn poeder van kwarts of wit zand met viermaal zijn gewicht natriumcarbonaat, en stelt dit mengsel bloot aan zeer sterke hitte, dan ontstaat er (onder ontwikkeling van koolstofdioxide) een glasachtige massa van natriumsilicaten, die oplosbaar is in kokend water (*waterglass*). Voegt men bij een verdunde oplossing van waterglasszoutzuur, dan wordt *kiezelzuur* of *hydrosilicaat*, $H_4 Si O_4$, vrij, dat zich gedeeltelijk als een geleachtige massa afscheidt en gedeeltelijk in het water blijft opgelost (¹).

Brengt men deze oplossing van kiezelzuur in een ondiep houten vat, waarvan de bodem uit perkamentpapier bestaat, en laat men dezen toestel op een groote hoeveelheid water drijven, dan gaan het natriumchloride en het overvloedige zoutzuur langzamerhand in het buitenste water over, terwijl een heldere oplossing van zuiver kiezelzuur achterblijft.

Deze wijze van scheiding noemt men *dialyse*; zij berust op de eigenschap van perkamentpapier om alle kristallijne verbindingen (*kristalloïden*), die in een oplossing aanwezig zijn, door te laten, en daarentegen alle amorphe, geleachtige lichamen (*colloïden*), zooals gom, lijm, enz. terug te houden.

De oplossing van kiezelzuur kan men door indamping concentreren totdat zij 14 proc. kiezelzuur bevat; na eenigen tijd gaat deze echter over in een doorzichtig gelei. Verwarmt men dit geleachtig kiezelzuur op een waterbad, dan verkrijgt men ten slotte een wit poeder, dat den colloïdaaltoestand geheel verloren heeft en door bevochtiging met water dezen ook niet terug krijgt. Dit witte poeder is een der vele kiezelzuur-modificatiën en heeft tot formule $H_2 Si O_3$. — In water en in zuren is het amorphe kiezelzuur bijna volkomen onoplosbaar, maar door het te koken met potasch- of sodaloog verkrijgt men een oplossing van kalium- of natriumsilicaten. (²) Door gloeiing gaat het over in $Si O_2$, dat in de knalgasvlam smelt en dan een amorph, doorzichtig glas vormt, dat zich van het in de natuur voorkomend $Si O_2$ onderscheidt door geringer dichtheid en een kleiner soortelijk gewicht (2,2).

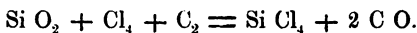
(¹) Wanneer de oplossing zeer verdund is, blijft het kiezelzuur geheel in oplossing.

(²) Deze eigenschap bezit ook het *opaal* en de zoogenaamde *infusoriën-arde*. Opaal is amorph kiezelzuur, waaruit men bij gloeiing water verkrijgt. Infusoriënarde bestaat uit pantsers van lager georganiseerde wezens; op sommige plaatsen vindt men daarvan dikke lagen (*bergmeel*).

Siliciumwaterstof, Si H_4 , vormt zich wanneer kiezel magnesium met zoutzuur behandeld wordt. Het is een kleurloos gas, dat aan de lucht vanzelf ontvlamt en met een witte vlam tot water en siliciumdioxyde verbrandt; deze laatste stof vormt daarbij ringvormige nevels.

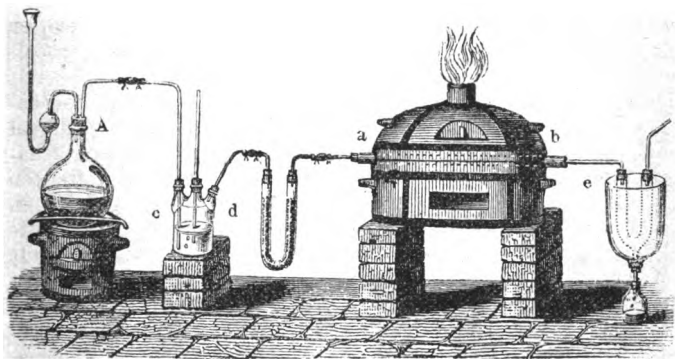
Siliciumchloride, Si Cl_4 .

Deze verbinding ontstaat wanneer silicium in chloorgas verhit wordt; men bereidt haar gewoonlijk door droog chloorgas over een gloeiend mengsel van fijn verdeeld kiezel dioxyde en houtskool te leiden. Chloor alleen kan siliciumdioxyde niet ontleden, maar bij aanwezigheid van koolstof vormt zich siliciumchloride en kooloxyde:

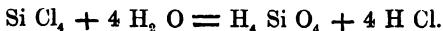


De toestel, die in fig. 31 is afgebeeld, dient voor deze bereiding; het chloorgas, dat in de kolf A ontstaat, wordt door zwavelzuur

Fig. 31.

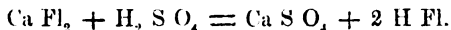


gevoerd om gedroogd te worden, en komt dan in de porceleinen huis (*a b*), welke in den oven tot de rood-gloeihitte gebracht is, in aanraking met het mengsel van kiezelaarde en kool. Kiezelchloride is vluchtig en wordt in de koudgehouden U-vormige buis (*e*) verdicht tot een kleurlooze vloeistof, die bij 59° kookt en een soortelijk gewicht heeft van 1,52. Door water wordt deze verbinding ontleed in kiezelzuur en waterstofchloride:

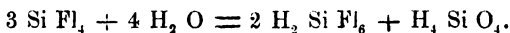


Siliciumfluoride, Si Fl₄.

Dit gas vormt zich wanneer waterstoffluoride met siliciumdioxyde of een silicaat te zamen komt; deze reactie is de oorzaak, dat glas geëst wordt door fluorwaterstof (zie bl. 95). Om siliciumfluoride te bereiden verhit men gelijke gewichtsdeelen fijn poeder van vloeispaat en wit zand met 8 gew. d. geconcentreerd zwavelzuur; er vormt zich daarbij fluorwaterstof, dat vervolgens op de kiezelaarde inwerkt:



Het gevormde water wordt door het overvloedige zwavelzuur teruggchouden, en het siliciumfluoride ontwijkt als een kleurloos gas, dat noch brandbaar is, noch de verbranding onderhoudt en door sterke afkoeling of door sterke drukking tot een vloeistof verdicht kan worden. Men moet dit gas boven kwik opvangen, daar het door water oogenblikkelijk, onder afscheiding van geleichtig kiezelzuur, veranderd wordt in een eigenaardige verbinding, welke den naam draagt van *kiezelfluorwaterstofzuur* en tot formule heeft H₂ Si Fl₆.



De oplossing van deze verbinding in water reageert sterk zuur. Bij indamping wordt zij ontleed, waarbij fluorwaterstofgas en siliciumfluoride ontwijken.

Kiezelfluorkalium en kiezelfluorbaryum zijn zeer weinig oplosbaar in water, (1) terwijl het natrium-; het calcium- en het strontiumzout goed oplosbaar zijn. Hierop berust de aanwending van dit zuur bij de bereiding van chloorzuur (bl. 88) en bij de scheiding van baryum-, calcium- en strontiumverbindingen (zie later).

13. BORIUM OF BOOR.

B = 11 gew. d. borium.

Borium komt in de natuur slechts voor als boorzuur en als natriumboraat of borax. Verhit men boortrioxyde, B₂ O₃, met natrium, dan verkrijgt men zuiver borium als een amorph, groenachtig-bruin poeder. Dit lost op in gesmolten aluminium en scheidt

(1) Kiezelfluorbaryum is vooral zeer slecht oplosbaar in een mengsel van water en alcohol (spiritus).

zich bij bekoeling daaruit af in bijna kleurlooze, octaëdrische kristallen, welke diamantglans bezitten en zoo hard zijn, dat zij robijn krassen (*diamant de bore*). In eenige van deze kristallen vond men koolstof, die daarin in den vorm van diamant moet aanwezig geweest zijn. Op die wijze kan dus koolstof kunstmatig in dien allotropischen toestand verkregen worden.

Boor verbrandt bij sterke verhitting in zuurstof tot boriumtrioxyde, en in chloor tot boriumtrichloride. Het is een der weinige elementen, welke zich onmiddellijk met stikstof verbinden; bij de rood-gloeihitte absorbeert het dit gas onder vuurverschijnselen.

Boriumzuur of Boorzuur, $H_3 B O_3$.

Deze verbinding komt in vrijen toestand voor in vulcanische streken, op het eiland Volcano, in Californië, maar vooral in Toscane, waar uit oude vulcanische spleten voortdurend stroomen van gassen en waterdamp te voorschijn komen, welke *suffioni* genoemd worden en kleine hoeveelheden boorzuur bevatten, dat zich in de door den gecondenseerden waterdamp gevormde poelen verdicht. Deze oplossing wordt tegenwoordig ingedampt in vlakke schalen, welke door de heete dampen verwarmd worden totdat het boorzuur begint te kristalliseeren. Uit Toscane worden jaarlijks ongeveer 2,000,000 k. G. van dit ruwe zuur in den handel gebracht.

Natriumboraat vindt men in Tibet en in Californië, en wordt onder den naam van *tinkal* naar Europa gevoerd. Dit zout kwam vroeger in groote hoeveelheid te Amsterdam aan, en werd van daar, na door omkristallisering gezuiverd te zijn, onder den naam van *borax* in den handel gebracht. Om zuiver boorzuur te bereiden, voegt men bij een warm verzadigde oplossing van natriumboraat overmaat van zoutzuur of zwavelzuur. Bij bekoeling scheidt zich dan gekristalliseerd boorzuur af als kleurlooze blaadjes, die vettig op het gevoel zijn. Boorzuur is weinig oplosbaar in koud, meer in warm water. Het lost goed op in alcohol; deze oplossing brandt met een fraai groene vlam.

Bij verhitting verliest het boorzuur water; bij de rood-gloeihitte smelt het en vormt dan een glasachtige massa, die uit boriumtrioxyde (boorzuuranhydride), $B_2 O_3$, bestaat.

Behalve aan de groene kleur, welke boorzuur aan de vlam geeft, kan het herkend worden doordat het curcumapapier ⁽¹⁾ bruin, en lakmoespapier wijn-rood kleurt. De eigenschap om curcumapapier bruin te kleuren bezitten ook de alkaliën; door zuren wordt dan echter de gele kleur hersteld, terwijl het door boorzuur bruin ge-

(1) Curcuma is een gele kleurstof uit den wortel van de Curcumaplant.

kleurde papier ook na toevoeging van een zuur zijn bruine kleur behoudt.

. 14. PHOSPHORUS.

P = 31 gew. d. phosphorus. Dichtheid van den damp 62.

Phosphorus komt niet in vrijen toestand in de natuur voor, maar hoofdzakelijk als calciumphosphaat (phosphorzure kalk); als mineraal in apatiet en phosphoriet, in de planten vooral in de zaden. In het dierenrijk vormt deze verbinding het hoofdbestanddeel van de asch der beenderen. Kleine hoeveelheden calciumphosphaat zijn aanwezig in de oudste kristallijne gesteenten; door verweering daarvan ontstaat een vruchtbare bodem, waaruit de planten dit bestanddeel opnemen. Door middel van de planten komt het in het dierlijk organisme.

In 1669 werd phosphorus toevallig ontdekt door BRANDT in Hamburg, die dit element bereidde uit urine, waarin altijd phosphaten aanwezig zijn, terwijl SCHEELE in 1769 deze stof uit de beenderen afzonderde en haar eigenschappen nader onderzocht.

Om phosphorus te bereiden vermengt men 3 deelen beenaarde (wit gebrande beenderen) met 2 deelen zwavelzuur en 15—20 deelen water. Er vormt zich dan onoplosbaar calciumsulphaat (gips) en een oplossing van calciumhydrophosphaat (zure phosphorzure kalk), die na eenigen tijd helder kan worden afgegoten. Men verdampt deze oplossing vervolgens tot siroop-dikte, vermengt ze innig met poeder van houtskool, droogt deze massa en verhit ze daarna in aarden retorten, waarvan de hals zich onder water bevindt. De helft van den phosphorus wordt bij deze bewerking vrij en gaat over in damp, die zich in het water verdicht, terwijl kooloxyde ontwijkt en calciumphosphaat in de retort achterblijft. (1) De aldus verkregen ruwe phosphorus wordt vervolgens gezuiverd door ze onder water te smelten en de gesmolten massa door leder te persen (om kooldeeltjes, enz. te verwijderen), en eindelijk in den vorm van pijpen in den handel gebracht. Het grootste gedeelte van het phosphorus, dat men bereidt, wordt gebruikt in de luciferfabrieken.

Versch bereid phosphorus is een licht-geel, halfdoorzichtig, lichaam, dat bij de gewone temperatuur zoo week als was, in de koude echter broos is. Phosphorus heeft een soortelijk gewicht van 1,83; bij 44° gaat het in een kleurlooze vloeistof over, die bij 290° kookt.

(1) Door bij de smeltende massa zand te voegen wordt ook dit phosphaat ontleed.

Een stuk phosphorus, dat aan de lucht is blootgesteld, doet witte nevels ontstaan, welke een eigenaardigen, knoflookachtigen reuk bezitten en in het donker lichten; aan deze eigenschap heeft dit element zijn naam van phosphorus of lichtdrager te danken. Dit lichten van phosphorus heeft *ook* plaats in een atmosfeer, die geen zuurstof bevat, bijv. in waterstof; opmerkelijk is het, dat de aanwezigheid van kleine hoeveelheden van sommige stoffen, bijv. lichtgas, alcohol, aether, enz., de phosphoroscentie verhindert, en dat deze ook niet optreedt in zuivere zuurstof bij de gewone drukking en bij de gewone temperatuur; wel in verdunde zuurstof of bij een temperatuur boven 25° .

Wordt phosphorus in aanraking met de lucht even boven zijn smeltpunt verhit, dan ontvlamt het en verbrandt met een schitterend witte vlam tot phosphoruspentoxyde, $P_2 O_5$. Deze ontbranding heeft reeds plaats bij zachte wrijving en zelfs door de warmte van de hand, zoodat men met deze stof zeer voorzichtig moet omgaan en ze onder water moet doorsnijden. Wegens zijn gemakkelijke oxydeerbaarheid bewaart men phosphorus onder water, in welke vloeistof het onoplosbaar is. In benzol en petroleum is phosphorus een weinig oplosbaar, veel meer echter in zwavelkoolstof, uit welke oplossing dit lichaam bij langzame verdamping in kristallen kan verkregen worden. Ook deze oplossingen lichten als zij in het duister met lucht worden geschud.

Verhit men gewoon phosphorus gedurende eenige uren tot 240° in een atmosfeer, die er geen scheikundige werking op uitoefent, bijv. in koolstofdioxyde of in waterstof, dan ondergaat dit lichaam een merkwaardige verandering; het gaat dan over in een donker-roode, ondoorzichtige massa, welke juist evenveel weegt als de gebruikte gele phosphorus. Men noemt deze allotropische toestand van phosphorus *roode* of *amorphe phosphorus*. De roode phosphorus is onoplosbaar in zwavelkoolstof, hij oxydeert zich bij de gewone temperatuur in aanraking met de lucht niet, begint eerst bij 200° te lichten en verbrandt eerst bij 260° ; bij welke temperatuur hij weder in gewonen phosphorus overgaat. Het soortelijk gewicht van rooden phosphorus is 2,14, dat van den gewonen 1,83.

Doet men amorphen phosphorus met lood in een glazen buisje en smelt dit buisje toe, dan lost bij sterke verhitting de phosphorus in het gesmolten lood op en scheidt zich bij bekoeling daaruit weder af in donkere kristallen, die metaalglans bezitten. Deze kristallen hebben een soortelijk gewicht van 2,34.

Lost men een weinig phosphorus op in zwavelkoolstof, en giet men deze oplossing over filtreerpapier, dan blijft na verdamping de phosphorus in uiterst fijn verdeelden toestand achter; in dien toestand oxydeert de phosphorus zich zoo snel, dat de daarbij vrijwordende warmte voldoende is om hem te doen ontbranden. Licha-

men, welke reeds bij de gewone temperatuur vuur vatten, noemt men *pyrophoren* (vuurdragers); in fijn verdeelden toestand is phosphorus dus een pyrophoor.

De gele phosphorus is zeer vergiftig, daarom gebruikt men dikwils een deeg van meel of vet en fijn verdeelden phosphorus om ratten en muizen te vergiftigen. Ook luciferskoppen kunnen hiervoor dienen; deze bestaan uit een mengsel van phosphorus, oxydeerende stoffen (kaliumchloraat, menie, bruinsteen, salpeter, enz.) en zand, dat door gom- of lijnwater wordt verbonden. De houtjes worden, nadat zij met zwavel of stearine zijn voorzien, in deze pap gedompeld en daarna bij een zachte warmte gedroogd. — 100 luciferskoppen bevatten 12 tot 60 m. G. phosphorus.

De roode phosphorus is volstrekt niet vergiftig. Ook deze ontbrandt wanneer hij met zuurstofafgeevende stoffen gemengd, over een ruw oppervlak gestreken wordt; deze stof kan dus ook tot vervaardiging van lucifers dienen (onschadelijke lucifers).

Op veel metaalzouten (in 't bijzonder zilver- en goudzouten) werkt phosphorus reduceerend. Door salpeterzuur wordt phosphorus, vooral bij verwarming, krachtig geoxydeerd.

Met chloor, broom en jood verbindt phosphorus zich onmiddellijk onder sterke warmte-ontwikkeling, soms zelfs met explosie.

Van phosphorus zijn drie oxyden bekend: phosphoroxyde, een roode stof, die altijd bij onvolledige verbranding van phosphorus (vooral als deze onder water plaats heeft) ontstaat, maar waarvan de samenstelling nog niet met juistheid bekend is; phosphortrioxyde of phosphorigzuuranhydride, $P_2 O_3$, en phosphorpentoxyde of phosphorzuuranhydride, $P_2 O_5$.

Phosphortrioxyde, $P_2 O_3$, en *Phosphorigzuur*, $H_3 P O_3$.

Verwarmt men drogen phosphorus bij beperkte toetreding van lucht, dan verbrandt hij met een zwak groenachtig licht tot phosphortrioxyde, een wit, amorph poeder, dat zich zeer gemakkelijk met water verbindt tot phosphorigzuur of hydrophosphiet, $H_3 P O_3$. Dit zuur vormt zich ook wanneer phosphorus in vochtige lucht zich langzaam oxydeert (het is daarom altijd aanwezig in het water, waaronder men phosphorus bewaart), en wanneer men phosphortrichloride in aanraking brengt met water:



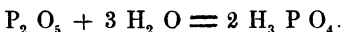
Wordt deze oplossing verdampt, dan ontwijkt het zoutzuur.

Phosphorpenoxyde of Phosphorzuuranhydride, P₂ O₅,

Dit oxyde, dat ontstaat wanneer phosphorus in overmaat van zuurstof of lucht verbrandt, is een wit, amorph poeder, dat bij verhitting, zonder vooraf te smelten, in damp overgaat en in een reageerbuisje kan gesublimeerd worden. Om het te bereiden verbrandt men stukjes phosphorus in een klein schaalje, dat in het midden van een grooten, met droge lucht gevulden ballon opgehangen is, en voert door middel van een blaasbalg nieuwe, droge lucht aan. Het zich vormende phosphorpenoxyde zweeft eenigen tijd als sneeuwvlokken in den ballon rond en verzamelt zich vervolgens op den bodem als een droog, wit poeder, dat gemakkelijk uit den ballon geschud kan worden. Het is een zeer *hygroscopische* stof, dat wil zeggen, het trekt zeer begeerig waterdamp uit de lucht aan, en gaat daardoor over in phosphorzuur, H₃ P O₄. Om die reden wordt phosphoruspenoxyde dikwijls gebruikt om gassen te drogen. Bij verwarming onttrekt phosphorpenoxyde zelfs water aan zwavelzuur, dat daardoor overgaat in S O₃.

Orthophosphorzuur of Trihydrophosphaat, H₃ P O₄.

Brengt men phosphoruspenoxyde in water, dan hoort men een sissend geluid, terwijl veel warmte vrijwordt. Kookt men deze oplossing, dan ontstaat het bovengenoemde phosphorzuur, dat, door indamping tot siroopdikte en sterke afkoeling, kan verkregen worden in den vorm van zeer hygroscopische kristallen :



Dezelfde verbinding verkrijgt men door phosphorus met salpeterzuur te verwarmen. De phosphorus lost daarbij langzamerhand op onder ontwikkeling van roode dampen, die uit oxyden van stikstof bestaan. Kookt men deze oplossing, dan ontwijkt het overvloedige salpeterzuur, en blijft er een kleurlooze oplossing van phosphorzuur in de retort. Het calciumzout van dit zuur, Ca₃ $\left\{ \begin{array}{l} P O_4 \\ P O_4 \end{array} \right.$, dat in beenaarde en in verschillende mineralen voorkomt, is de hoofdbron voor alle verbindingen van phosphorus. (1) Behandelt men dit met zwavelzuur, dampt men de verkregen oplossing in en herhaalt deze bewerkingen eenige malen, dan wordt het calcium langzamerhand geheel als gips afgescheiden, en verkrijgt men een oplossing van phosphorzuur. Voegt men bij deze oplossing zoo-

(1) Een mengsel van beenaarde of van gemalen beenderen met zwavelzuur wordt tegenwoordig onder den naam van *superphosphaat* in den handel gebracht en als meststof gebruikt.

veel natriumcarbonaat, dat zij lakmoespapier niet meer blauw kleurt, dan zetten zich na indamping groote prismatische kristallen af, die

tot formule hebben : $\left. \begin{array}{c} \text{H} \\ \text{Na} \end{array} \right\} \text{P O}_4 + 12 \text{H}_2 \text{O}$. Dit zout wordt hy-

drodinatriumphosphaat genoemd en komt in den handel voor onder den naam van phosphorzure soda. Voegt men bij een oplossing daarvan bijtende soda, dan verkrijgt men bij verdamping kleine naaldvormige kristallen van normaal-natriumphosphaat (trinatriumphosphaat), $\text{Na}_3 \text{P O}_4 + 12 \text{H}_2 \text{O}$, terwijl bij toevoeging van phosphorzuur dihydronatriumphosphaat (zure phosphorzure soda),

$\left. \begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H} \\ \text{Na} \end{array} \right\} \text{P O}_4 + 12 \text{H}_2 \text{O}$, ontstaat.

Men kan in het gewone phosphorzuur dus één of meer atomen waterstof door natrium vervangen, waardoor men de volgende reeks van phosphaten verkrijgt :

trihydrophosphaat	$\text{H}_3 \text{P O}_4$,
dihydro-natriumphosphaat	$\text{H}_2 \text{Na P O}_4$,
hydro-dinatriumphosphaat	$\text{H Na}_2 \text{P O}_4$,
trinatriumphosphaat	$\text{Na}_3 \text{P O}_4$.

Ook kan men de drie atomen waterstof door verschillende metalen vervangen ; het zoogenaamde phosphorzout, dat bij onderzoekin-

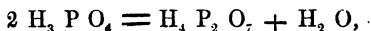
gen met de blaasbuis dikwijls gebruikt wordt, is bijv. $\left. \begin{array}{c} \text{H} \\ \text{N H}_4 \\ \text{Na} \end{array} \right\} \text{P O}_4$

of hydro-ammonium-natriumphosphaat.

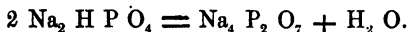
Het orthophosphorzuur en de zouten daarvan zijn gekenmerkt door een geel praecipitaat van trizilverphosphaat, $\text{Ag}_3 \text{P O}_4$, dat ontstaat wanneer men bij een oplossing daarvan zilvernitraat voegt. Met ammoniak, ammoniumchloride en magnesiumsulfaat geven zij een witten kristallijnen neerslag van ammonium-magnesiumphosphaat, $(\text{N H}_4) \text{Mg P O}_4 + 6 \text{H}_2 \text{O}$. De kleinste hoeveelheden van een phosphaat kunnen echter worden aangetoond door de oplossing met salpeterzuur en ammoniummolybdaenaat te verwarmen. Hierdoor ontstaat n. l. een geel praecipitaat van phosphormolybdaenzuur.

Pyrophosphorzuur of Hydrophosphaat, $\text{H}_4 \text{P}_2 \text{O}_7$.

Wordt het orthophosphorzuur langen tijd tot 210° verhit, dan verandert het onder verlies van water in een kristallijne massa van pyrophosphorzuur (zie bl. 140) :



terwijl door gloeiing van het gewone natriumphosphaat, natrium-pyrophosphaat wordt verkregen :

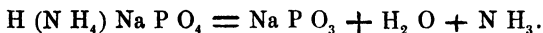


De oplossing van pyrophosphorzuur in water gaat na korten tijd weder over in het gewone phosphorzuur. De zouten van pyrophosphorzuur zijn bestendig en kunnen zonder verandering te ondergaan omgekristalliseerd worden. Met zilvernitraat geven de pyrophosphaten een *witten* neerslag van zilverpyrophosphaat, $\text{Ag}_4 \text{P}_2 \text{O}_7$.

Het pyrophosphorzuur is *vierbasisch*; de vier atomen waterstof kunnen geheel of gedeeltelijk door verschillende metalen vervangen worden; het zoogenaamde zure-natriumpyrophosphaat bijv. heeft tot formule: $\text{Na}_2 \text{H}_2 \text{P}_2 \text{O}_7$. — Vroeger noemde men het pyrophosphorzuur tweebasisch- of *b*-phosphorzuur; terwijl het gewone phosphorzuur (orthophosphorzuur) driebasisch of *c*-phosphorzuur en het metaphosphorzuur éénbasisch of *a*-phosphorzuur genoemd werd.

Metaphosphorzuur of Hydrometaphosphaat, H P O₃.

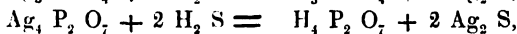
Verdampt men een oplossing van phosphorzuur en gloeit het achterblijvende, dan verkrijgt men een glasachtige massa van metaphosphorzuur. Dit zuur lost gemakkelijk op in water en gaat in oplossing spoedig weer over in orthophosphorzuur. De metaphosphaten daarentegen zijn bestendig. Natriummetaphosphaat wordt verkregen door phosphorzout te gloeien :



De oplossingen der metaphosphaten geven met calcium- en zilverzouten *witte, geleiachtige* praecipitaten (¹); hierdoor onderscheiden zij zich van de twee voorgaande soorten van phosphaten, waarin onder die omstandigheden *korrelige* neerslagen ontstaan. Een oplossing van eiwit wordt door ortho- en pyrophosphorzuur niet veranderd, door metaphosphorzuur wordt zij echter gecoaguleerd (gestremd).

Van het phosphorzuur zijn dus drie modificatie's bekend, die in samenstelling en eigenschappen scherp van elkander onderscheiden zijn. Ieder vormt een bijzondere klasse van zouten, onder welke de zilverzouten kenschetsend zijn; suspendeert men deze in water en leidt er vervolgens zwavelwaterstof door, dan ontstaan zilver-sulphide en een oplossing van het een of het andere phosphorzuur :

(¹) Ook in een zure oplossing van een metaphosphaat en in vrij metaphosphorzuur ontstaat door zilvernitraat een neerslag; dit is niet het geval met ortho- en pyrophosphorzuur.



Onderphosphorigzuur of Hydrohypophosphiet, H₃ P O₂.

Kookt men kalkmelk of een geconcentreerde oplossing van baryumhydroxyde met phosphorus, dan verkrijgt men een oplossing van calcium- of baryumhypophosphiet, terwijl phosphorwaterstofgas ontwijkt. Voegt men bij het baryumzout zwavelzuur, dan ontstaat onoplosbaar baryumsulphaat en een oplossing van onderphosphorigzuur, H₃ P O₂, die door verdamping boven een waterbad een sterk zure, siroopachtige vloeistof oplevert. Bij verhitting wordt het onderphosphorigzuur ontleed in phosphorzuur en phosphorwaterstof. Zoowel de hypophosphieten als het onderphosphorigzuur werken reduceerend.

Calcium- en natriumhypophosphiet worden in de geneeskunde gebruikt. Bij blootstelling aan de lucht worden de oplossingen van deze zouten geoxydeerd.

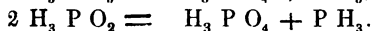
VERBINDINGEN VAN PHOSPHORUS EN WATERSTOF.

Phosphorus vormt met waterstof drie verbindingen: P H₃, een gas, P₂ H₄, een vloeistof en P₄ H₂, een vast lichaam.

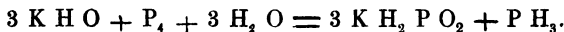
Phosphorwaterstof, P H₃.

Moleculairgewicht 34. Dichtheid 17.

Deze verbinding, die in samenstelling overeenkomt met ammoniak, verkrijgt men zuiver door verhitting van phosphorigzuur of onderphosphorigzuur:



Het is een kleurloos gas, dat naar rottende visch reikt. Gewoonlijk bereidt men het door phosphorcalcium ⁽¹⁾ in aanraking te brengen met warm water of met een zuur, of door phosphorus met potaschloog te koken; in het laatste geval ontstaat tevens kaliumhypophosphiet:



⁽¹⁾ Deze verbinding wordt bereid door stukjes kalk in phosphordamp te gloeien.

Ieder bel van het op die wijze verkregen gas ontvlamt zoodra zij met de lucht in aanraking komt en verbrandt tot phosphorzuur, dat in den vorm van regelmatige ringen opstijgt. Deze zelfontvlambaarheid bezit het zuivere, uit phosphorigzuur bereide gas niet; zij wordt veroorzaakt door een kleine hoeveelheid van de vloeibare verbinding, $P_2 H_4$, welke zich tot een kleurlooze, vanzelf ontvlambare vloeistof verdicht, wanneer het gas geleid wordt door een buis, die met een koudmakend mengsel omgeven is. De vloeibare phosphorwaterstof is oplosbaar in alcohol en terpentijnolie, zoodat men het gas kan zuiveren door het te leiden door een buis, welke een van die vloeistoffen bevat. Bewaart men het onzuivere gas eenigen tijd in een klok, dan verliest het zijn vermogen om aan de lucht vanzelf te ontvlammen. De vloeibare verbinding is namelijk zeer onbestendig en verandert onder den invloed van het licht spoedig in de vaste phosphorwaterstofverbinding, $P_4 H_2$, die, evenals de eerste, de eigenschap om vanzelf te ontvlammen mist. Het vaste phosphorwaterstof zet zich daarbij als een geel bruin beslag tegen den wand der klok af.

IJzer en zink zijn somtijds phosphorhoudend; behandelt men deze metalen met verdund zwavelzuur, dan bevat de vrijwordende waterstof in dat geval phosphorwaterstofgas. Zulke verontreinigde waterstof bezit de eigenschap om in een oplossing van koper-, kwik-, zilver- en goudzouten een praecipitaat te veroorzaken van het metaal als zoodanig of als een phosphorverbinding daarvan.

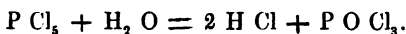
Ook bij verrotting van dierlijke stoffen, die phosphaten bevatten, ontstaat het onaangenaam riekende phosphorwaterstofgas. — Dit is echter niet de oorzaak van het lichten van rottende stoffen.

VERBINDINGEN VAN PHOSPHORUS EN CHLOOR.

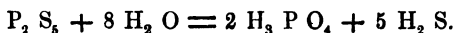
Phosphortrichloride, $P Cl_3$. Leidt men chloor in een retort, waarin zich stukjes phosphorus bevinden, dan begint de phosphorus te branden, en verbindt deze zich met het chloor tot phosphortrichloride, een kleurlooze vloeistof, die een soortelijk gewicht bezit van 1,45 en bij 73,8 kookt. Deze verbinding zinkt in water en wordt in aanraking daarmede langzamerhand ontleed in chloorwaterstof en phosphorigzuur.

Phosphorpentachloride, $P Cl_5$, ontstaat wanneer phosphorus in een overmaat van chloor verbrandt, of wanneer men chloor in phosphortrichloride leidt. Deze verbinding is een geelachtig-wit, kristallijn lichaam, dat door overvloed van water ontleed wordt in chloorwaterstof en phosphorzuur; door weinig water daarentegen

ontstaat daaruit *phosphorochloride*, $P O Cl_3$, een kleurlooze vloeistof, die bij 110° kookt :



Overeenkomstige verbindingen van phosphorus met broom en jood zijn bekend. — Met zwavel verbindt phosphorus zich in meerdere verhoudingen; *phosphortrisulphide*, $P_2 S_3$, en *phosphorpentasulphide*, $P_2 S_5$, komen in samenstelling overeen met de oxyden van phosphorus; beiden worden door water ontleed onder ontwikkeling van zwavelwaterstof :



15. ARSENICUM OF ARSENIK.

As = 75 gew. d. arsenik. Dichtheid van den damp 150.

Arsenicum vertoont in zijn scheikundige eigenschappen zeer veel overeenkomst met phosphorus; door zijn physische eigenschappen, zooals soortelijk gewicht, glans, enz., sluit het zich echter bij de metalen aan. Men kan arsenicum daarom beschouwen als het verbindingslid tusschen de twee afdeelingen, waarin wij de elementen verdeeld hebben. In sommige opzichten komt het overeen met phosphorus en stikstof, in andere met antimonium en bismuth.

Arsenicum komt in de natuur in gedegen toestand voor, meer echter verbonden met ijzer, nikkell, kobalt en zwavel, in veel mineralen en in kleine hoeveelheden in sommige minerale wateren. (1)

Men verkrijgt het uit zijn ertsen door deze bij toetreding van lucht te roosten. Het arsenicum wordt daardoor geoxydeerd tot arseniktrioxyde, dat vluchtig is en in gemetselde kanalen opgevangen wordt. Om uit dit oxyde het arsenicum af te scheiden vermengt men het met houtskool en natriumcarbonaat, en verhit men dit mengsel in een gesloten kroes, waarvan het bovenste gedeelte koud gehouden wordt. Het arsenik sublimeert in licht-grijze, metaalglans bezittende rhomboëders, die zich aan de lucht spoedig met een laagje oxyde bedekken en een soortelijk gewicht van 5,7 tot 5,9 bezitten. Bij verhitting tot de donker-rood gloeihitte onder afsluiting der lucht, gaat arsenicum, zonder eerst te smelten, over in een kleurloozen damp, die een eigenaardigen, knoflookachtigen reuk bezit. Wordt arsenik aan de lucht verhit, dan verbrandt het met

(1) Wij herinneren aan pyriet (zie bl. 98), welk mineraal tegenwoordig veel gebruikt wordt in de zwavelzuurfabriek.

een blauwe vlam tot arseniktrioxyde, As_2O_3 ; in chloorgas ontvlamt het vanzelf; er vormt zich dan arseniktrichloride, AsCl_3 .

OXYDEN VAN ARSENICUM.

Arsenicumtrioxyde of Arsenigzuuranhydride, As_2O_3 .

Moleculairgewicht 198. Dichtheid van den damp 198.

Deze verbinding, die onder den naam van arsenigzuur, witte arsenik of ook wel kortweg van arsenik of rottekruid bekend is, wordt in het groot bereid door roosting van arsenikkies, FeSAs ; zij vormt een wit, kristallijn poeder, dat door sublimatie overgaat in een doorzichtige, glasachtige massa. Dit amorphe arseniktrioxyde wordt langzamerhand ondoorschijnend en krijgt een porcelein-witte kleur, doordat het weder kristallijn wordt.

In warm zoutzuur is arseniktrioxyde zeer goed oplosbaar; bij bekoeling zet het zich uit die oplossing af in kleurlooze, glinsterende kristallen, die tot het reguliere stelsel behooren. Soms komt arseniktrioxyde echter voor in rhombische prisma's, overeenkomende in vorm met die van antimoontrioxyde; arseniktrioxyde is dus dimorph. Zijn soortelijk gewicht bedraagt 3,6; bij 220° vervluchtigt het zonder te smelten en vormt dan een kleurlozen damp, waarvan de dichtheid 198 bedraagt.

Arseniktrioxyde is in water weinig oplosbaar; laat men het lang met water koken, dan gaat het over in de amorphe modificatie, die veel beter oplosbaar is; de oplossing heeft een metaalachtigen smaak, reageert zwak zuur en kan beschouwd worden als een oplossing van *arsenigzuur* of *hydroarseniet*, H_3AsO_3 , welk zuur in samenstelling overeenkomt met phosphorigzuur.

Arsenigzuur is driebasisch; de arsenieten der alkalimetalen zijn oplosbaar in water en kunnen gemakkelijk door oplossing van arseniktrioxyde in potasch of sodaloog verkregen worden. De arsenieten der andere metalen zijn onoplosbaar in water. Voegt men bij een oplossing van kaliumarseniet zilvernitraat, dan ontstaat er een gele neerslag van zilverarseniet, Ag_3AsO_3 . Natriumarseniet wordt in de katoendrukkerij gebruikt; het Scheele's of Schweinfürter groen, dat als verfstof veelvuldig wordt aangewend, is een koperhoudend arseniet. Men verkrijgt deze verbinding door een oplossing van arsenigzuur te vermengen met een oplossing van kopersulphaat en een weinig verdunde ammonia toe te voegen.

Zoowel zilver- als koperarseniet is gemakkelijk oplosbaar in zuren en in ammonia.

Het arseniktrioxyde en de zouten van arsenigzuur, die in water

oplosbaar zijn, behooren tot de hevigste vergiften; als tegengift dient magnesia (magnesiumoxyde) of versch bereid ijzerhydroxyde (ferridhydroxyde), welke stoffen onoplosbare arsenieten vormen, en daardoor verhinderen, dat het gift door het bloed wordt opgenomen.

In oplossing werken arsenigzuur en de arsenieten krachtig reducerend. Hiervan trekt men dikwijls partij. Voegt men bijv. bij een oplossing van natriumarseniet stijfswater en vervolgens dropsgewijze een oplossing van jodium, dan verschijnt de blauwe kleur (zie onder jodium) niet voordat al het natriumarseniet veranderd is in arsenaat.

Arsenicumpentoxyde, $\text{As}_2 \text{O}_5$, en *Arsenikzuur of Arseenzuur*,
(*Trihydroarsenaat*), $\text{H}_3 \text{AsO}_4$.

Verwarmt men arseniktrioxyde met salpeterzuur, dan ontwijkt stikstoftrioxyde en ontstaat er een oplossing van arsenikzuur, waaruit zich na indamping kristallen van dit zuur afzetten. Verhit men deze eenigen tijd tot 270° , dan ontwijkt water, en blijft er wit, amorph arsenikpentoxyde achter, dat bij sterker verhitting in arseniktrioxyde en zuurstof ontleed wordt.

Het arseenzuur is een sterk driebasisch zuur, dat een reeks van zouten (*arsenaten*) vormt, die, wat samenstelling en kristalvorm betreft, geheel overeenkomen met de zouten van het orthophosphorzuur :

trinatriumarsenaat	$\text{Na}_3 \text{AsO}_4$,
hydro-dinatriumarsenaat . . .	$\text{H Na}_2 \text{AsO}_4$,
dihydro-natriumarsenaat . . .	$\text{H}_2 \text{NaAsO}_4$.

De in water oplosbare arsenaten geven, evenals de fosphaten, bij toevoeging van ammonia, ammoniumchloride en magnesiumsulphaat, een kristallijn praecipitaat van ammonium-magnesiumarsenaat, $(\text{NH}_4) \text{MgAsO}_4 + 6 \text{H}_2 \text{O}$. Met zilvernitraat verkrijgt men een rood-bruinen neerslag van zilverarsenaat, $\text{Ag}_3 \text{AsO}_4$, welke verbinding zoowel in verdunde zuren als in ammonia oplosbaar is.

Het arseenzuur is giftig, maar in mindere mate dan het arsenigzuur. De verbindingen van arsenicum, die zouden overeenkomen met pyro- en metaphosphaten, zijn niet bekend. Door voorzichtig verwarmen van $\text{H Na}_2 \text{AsO}_4$ en $\text{H}_2 \text{NaAsO}_4$ verkrijgt men wel zouten van de samenstelling $\text{Na}_4 \text{As}_2 \text{O}_7$ en NaAsO_3 , maar deze gaan zoodra zij in aanraking komen met water weder over in de oorspronkelijke verbindingen.

VERBINDINGEN VAN ARSENICUM EN WATERSTOF.

Arsenikwaterstof, As H₃.

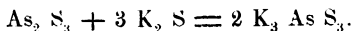
Moleculairgewicht 78. Dichtheid 39.

Deze verbinding verkrijgt men, gemengd met waterstof, door behandeling van een oplosbare arsenikverbinding met zink en verdund zwavelzuur. Arsenikwaterstof is een kleurloos gas, dat een zeer onaangename, knoflookachtigen reuk bezit en een der hevigste vergiften is. De inademing van eenige weinige bellen van dit gas heeft den ontdekker (GEHLEN) het leven gekost. Bij — 40° verdicht arsenikwaterstof zich tot een kleurlooze vloeistof. In de lucht verbrandt dit gas met een blauwachtige vlam tot arseniktrioxyde en water. Houdt men een koud porceleinen lichaam in de vlam, dan zet zich daarop arsenicum af in den vorm van vlekken, die metaalglans bezitten. Leidt men het gas door een glazen buisje, dat men in het midden sterk verhit, dan wordt het ontleed in waterstof en arsenicum, welke laatste stof het buisje inwendig met een schitterenden spiegel bekleedt. In een oplossing van zilvernitraat doet het een zwart praecipitaat ontstaan van fijn verdeeld metallisch zilver.

Arsenicum verbindt zich onmiddellijk met de elementen der chloorgroep. Arseniktrichloride is een kleurlooze vloeistof, die bij 132° kookt en door water in chloorwaterstof en arsenigzuur ontleed wordt.

VERBINDINGEN VAN ARSENICUM MET ZWAVEL.

Met zwavel vormt arsenicum drie verbindingen. Arsenicumdisulphide of *realgar*, As₂ S₂, vindt men als mineraal in fraaie, *roode* kristallen; het trisulphide, As₂ S₃, komt eveneens als mineraal voor, in *gele* kristallen, en wordt *auripigment* genoemd. Als een geel poeder verkrijgt men de laatstgenoemde verbinding door zwavelwaterstof te leiden in een oplossing van arseniktrioxyde, *waarbij een paar druppels van een sterk zuur gevoegd zijn*. Het arsenicumtrisulphide verbindt zich met de sulphiden der alkalimetalen; deze verbindingen, die *sulphoarsenieten* genoemd worden, kan men beschouwen als arsenieten, waarin de zuurstof door zwavel vervangen is :

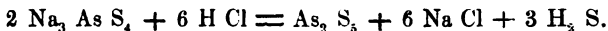


Een *sulphoarsenaat* verkrijgt men door zwavelwaterstof in een oplossing van natrium- of kaliumarsenaat te leiden :



Alle zoogenaamde *sulphozouten* zijn oplosbaar in water.

Voegt men bij de oplossing van een sulpho-arsenaat een zuur, dan praecipiteert arsenicumpentasulphide, $\text{As}_2 \text{S}_5$, als een geel poeder :



HERKENNINGSTEEKENEN VAN ARSENICUM.

De verbindingen van arsenicum, vooral de oplosbare, zijn hoogst vergiftig, maar zij bezitten gelukkig tevens zulke eigenaardige en in het oogvallende eigenschappen, dat de aanwezigheid daarvan, zelfs als er slechts sporen voorhanden zijn, gemakkelijk kan worden aangetoond. Uit zijn oplossingen wordt arsenik door zwavelwaterstof als een geel sulphide gepraecipiteerd; droogt men dit en verhit het vervolgens in een aan het eene einde toegesmolten glazenbuisje met een mengsel van kaliumcyanide en natriumcarbonaat, dan wordt arsenicum vrij, dat zich aan de koudere deelen van de buis afzet in den vorm van een ring. Bij verhitting vervluchtigt het arsenik en oxydeert zich bij aanwezigheid van lucht tot arseniktrioxyde, dat als kleine, octaëdrische kristallen kan verdicht worden. Kookt men deze kristallen met een groote hoeveelheid water, dan lossen zij op; deze oplossing geeft met een neutrale oplossing van een koperzout een helder-groenen neerslag van koperarseniet, en met een zilverzout een helder-geel praecipitaat, dat uit zilverarseniet bestaat. Brengt men een arsenikhoudende vloeistof met zink en verdund zwavelzuur in een kleine gasontwikkelingsflesch, dan wordt arsenikwaterstof gevormd; steekt men dit gas aan en houdt een klein porceleinen schaalpje in de vlam, dan slaat zich daarop arsenicum neer als een donkere, glinsterende vlek. Deze arsenikvlekken zijn gemakkelijk oplosbaar in natriumhypochloriet. Salpeterzuur verandert de vlekken van arsenicum in arseenzuur; neutraliseert men de zoo verkregen oplossing nauwkeurig met ammonia en voegt men daarop zilvernitraat toe, dan ontstaat er een steenrood praecipitaat van zilverarsenaat. Kookt men een arsenikhoudende vloeistof, na er een weinig zoutzuur bijgevoegd te hebben, met een blank plaatje koper, dan slaat arsenicum daarop neer als een grijs laagje, dat bij verhitting vervluchtigt en bij aanwezigheid van lucht overgaat in arseniktrioxyde; welke laatste stof nu weder op de vroeger beschre-

ven wijze kan onderkend worden. Door middel van deze en dergelijke reactie's is men instaat de aanwezigheid, zelfs van onweegbare hoeveelheden arsenicum met de grootste zekerheid aan te toonen. — Het is daarom noodzakelijk alle reagentia, die gebruikt worden, (vooral het zink en het zwavelzuur) vooraf met zorg op arsenikverbindingen te onderzoeken.

ATOOM EN MOLECULE.

Uit het voorgaande is ons gebleken, dat alle scheikundige werkingen plaats hebben volgens eenvoudige wetten. De eerste wet leerde ons, dat de elementen zich verbinden in verhouding van hun verbindingsgewichten of de eenvoudige veelvouden daarvan. Om dit feit te verklaren namen wij aan, dat de stof uit zeer kleine deeltjes bestaat, die als vormbestanddeelen der moleculen ook door scheikundige middelen niet deelbaar zijn en *atomen* genoemd worden. Van deze atomen moeten dan evenveel soorten bestaan als er verschillende elementen zijn. De moleculen der elementen of eenvoudige stoffen zijn opgebouwd uit gelijksoortige atomen. Doordat zich twee of meer ongelijksoortige atomen tot een geheel vereenigen ontstaan de scheikundige verbindingen (de samengestelde stoffen). Het kleinste deeltje van een verbinding bestaat dus uit een groep van atomen; deze groep kan wel door scheikundige, maar niet door mechanische middelen gedeeld worden; zij draagt den naam van *molecule*.

Ook het kleinste deeltje van een element in vrijen toestand is niet een afzonderlijk atoom; maar eveneens een mechanisch ondeelbare atoomgroep, een molecule. Hierdoor wordt op een eenvoudige wijze verklaard waarom de elementen op het oogenblik, waarop zij uit een verbinding vrij komen (*in statu nascendi*), veel gemakkelijker verbindingen aangaan en zich scheikundig veel werkzamer betoonen, dan waanneer zij reeds in vrijen toestand verkeerden.

Bij chemische reactie's werken in den regel moleculen op elkander in. Het scheikundig verschijnsel berust op het van plaats verwisselen van de verschillende atomen in deze groepen; voordat dus een atoom een nieuwe verbinding kan aangaan, moet eerst de kracht overwonnen worden, door welke het met de overige atomen der molecule verbonden is. Wordt een element uit een verbinding vrij, dan vereenigen zich de vrijwordende gelijksoortige atomen tot moleculen, en het element treedt op in vrijen toestand, tenzij er stoffen aanwezig zijn, waarop het scheikundig kan inwerken. Zijn er zulke stoffen voorhanden, dan komen daarmede *vrije* atomen in aanraking, die hun geheele scheikundige aantrekkingskracht (affiniteit) ontwikkelen, welke in de molecule gedeeltelijk gebonden is.

De moleculen, waaruit de elementen bestaan, nemen in den gasvorm dezelfde ruimte in als de moleculen, waaruit een samengestelde stof is opgebouwd, n. l. de ruimte van 2 gewichtsdeelen waterstof = 2 volumina.

In gelijke volumina van verschillende gassen, zoowel van enkelvoudige als van samengestelde, is bij gevolg een even groot aantal moleculen aanwezig. Hieruit laat het zich verklaren, waarom alle lichamen in den gasvormigen toestand bij verwarming evenveel uitzetten en bij drukking evenveel worden samengeperst. (Wetten van MARIOTTE of BOYLE en van GAY-LUSSAC).

Om het moleculairgewicht te vinden van een lichaam, dat zonder ontleding te ondergaan vluchtig is, behoeft men dus slechts te bepalen hoeveel maal zwaarder de damp daarvan is dan waterstof, en dit getal met 2 te vermenigvuldigen.

Het moleculairgewicht van water, H_2O , is 18, de dichtheid van waterdamp = $\frac{18}{2} = 9$; het moleculairgewicht van zoutzuur, HCl ,

is 36,5 de dichtheid van zoutzuurgas = $\frac{36,5}{2} = 18,25$, enz. — Het

teeken H_2O voor water drukt dus niet alleen uit, dat water een verbinding is van 2 gew. d. waterstof en 16 gew. d. zuurstof, maar ook, dat 2 vol. waterstof zich verbonden hebben met 1 vol. zuurstof, en dat daardoor 2 vol. waterdamp ontstaan zijn. Het teeken NH_3 voor ammoniak geeft aan, dat 1 vol. stikstof zich heeft verbonden met 3 vol. waterstof tot 2 vol. ammoniak. — Wij hebben vroeger gezien, dat 28 gew. d. stikstof zich met 32 gew. d. zuurstof tot stikstofdioxyde verbinden; men vond echter voor de dichtheid van stikstofdioxyde 15, bijgevolg is het moleculairgewicht 30, en bestaat deze verbinding uit 14 gew. d. stikstof en 16 gew. d. zuurstof of uit 1 vol. van elk der elementen; de formule van stikstofdioxyde is dus NO en niet N_2O_2 .

Wanneer zich ongelijke volumina van verschillende elementen verbinden, dan heeft daarbij altijd contractie plaats, dat wil zeggen, dan is het volumen der verbinding kleiner dan het volumen van het gasmengsel, waaruit zij ontstond; de verhouding tusschen deze volumina is echter altijd zeer eenvoudig. Zijn de volumina van de zich verbindende gasvormige stoffen even groot, dan heeft er in den regel geen contractie plaats:

1 vol. waterstof verbindt zich met 1 vol. chloor tot 2 vol. zoutzuurgas, 1 vol. stikstof verbindt zich met 1 vol. zuurstof tot 2 vol. stikstofdioxyde, maar 2 vol. waterstof verbinden zich met 1 vol. zuurstof tot 2 vol. waterdamp.

	Dichtheid van gassen en dampen.	Moleculairgewicht.	Atoomgewicht.
Waterstof	1	2	1
Chloor	35,5	71	35,5
Phosphorus	62	124	31
Arsenicum	150	300	75
Kwik	100	200	200

Deelt men de moleculairgewichten door de atoomgewichten, dan vindt men het aantal der in de molecule aanwezige atomen. De moleculen van chloor, van waterstof en van de meeste overige elementen, die in gasvormigen toestand bekend zijn, bestaan uit 2 atomen. Phosphorus en arsenicum echter hebben 4 atomen in één molecule :

$$\frac{124}{31} = 4 \text{ en } \frac{300}{75} = 4.$$

Van kwik en eenige andere vluchtige metalen is het atoomgewicht gelijk aan het gewicht der molecule ; de molecule kwik bestaat dus uit 1 atoom. (1)

Onder *atoom* verstaan wij de kleinste hoeveelheid van een enkelvoudige stof, die in een scheikundige verbinding aanwezig kan zijn, en onder *molecule*, de kleinste hoeveelheid van een lichaam (element of samengestelde stof), die in vrijen toestand optreedt en aan scheikundige werkingen deelneemt. Chemische verschijnselen moeten dus voorgesteld worden door vergelijkingen met moleculair-formules, als men een volkomen beeld van de daarbij plaats hebbende veranderingen wil geven ; ter wille van de eenvoudigheid bedient men zich echter dikwijls van de kortere atoom-vergelijkingen. Zoo beteekent bijv. de volgende vergelijking :



dat kaliumchloraat bij verhitting in kaliumchloride en in zuurstof

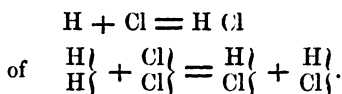
(1) Om bij onze vergelijking te blijven van de muur, welke opgebouwd is uit steenen (zie bl. 45), zouden wij kwik moeten beschouwen als een muur, die eenvoudig bestaat uit kleideeltjes, welke niet vooraf tot steenen zijn samengevoegd.

ontleed wordt. Wij weten echter, dat bij dit proces twee tijdperken moeten onderscheiden worden (zie bl. 11):

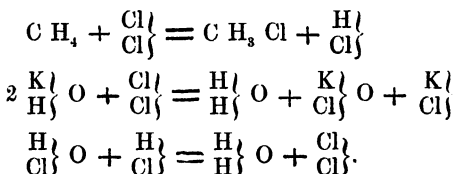
1. $2 \text{ K Cl O}_3 = \text{K Cl} + \text{K Cl O}_4 + \text{O}_2.$
2. $\text{K Cl O}_4 = \text{K Cl} + 2 \text{ O}_2.$

2 moleculen kaliumchloraat geven dus bij verhitting eerst 1 molecule kaliumchloride, 1 molecule zuurstof en 1 molecule kaliumperchloraat, terwijl bij verdere verhitting de laatstgenoemde stof ontleed wordt in 1 molecule kaliumchloride en 2 moleculen zuurstof.

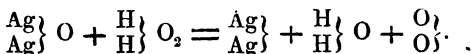
Chloor verbindt zich onmiddellijk met waterstof tot waterstofchloride; dit verschijnsel kan men door de twee volgende vergelijkingen voorstellen:



De eerste vergelijking leert ons, dat 1 vol. waterstof zich met 1 vol. chloor tot 2 vol. chloorwaterstof vereenigt; uit de tweede echter zien wij bovendien, dat daarbij dubbele ontleding plaats heeft, dat chloor met waterstof van plaats verwisselt, en dat dus uit 1 molecule waterstof en 1 molecule chloor 2 moleculen chloorwaterstof ontstaan. Het daarbij plaats hebbend verschijnsel komt overeen met die, welke door de volgende vergelijkingen worden voorgesteld:

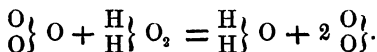


Wij kunnen nu ook verklaren waarom zuurstof vrijwordt, wanneer zilveroxyde en waterstofdioxyde met elkander in aanraking komen: (zie bl. 36).



Zilver bezit slechts weinig verwantschap tot zuurstof; bij verhitting wordt zilveroxyde ontleed in zilver en zuurstof. Hetzelfde gebeurt nu wanneer zilveroxyde met waterstofdioxyde in aanraking komt, omdat die verbinding ook gemakkelijk een atoom zuurstof afgeeft, en de beide atomen zuurstof zich tot een molecule kunnen vereenigen. Hetzelfde proces heeft plaats wanneer waterstofdioxyde

met ozon te zamen wordt gebracht. De molecule ozon bevat 3 atomen zuurstof, van welke een atoom zeer gemakkelijk wordt afgegeven; dit laatste vereenigt zich tot een molecule met het slechts los gebonden atoom zuurstof van het waterstofdioxyde. Uit ozon en waterstofdioxyde ontstaan dus water en gewone zuurstof:



VALENTIE DER ELEMENTEN.

Wij hebben reeds vroeger opgemerkt, dat de elementen, die wij tot dusverre behandelden, naar hun scheikundige eigenschappen tot verschillende groepen kunnen gebracht worden. De overeenkomst tusschen de verschillende leden dezer groepen valt bijzonder in het oog wanneer men hun verbindingen met waterstof vergelijkt:

Waterstof.	Chloorwater- stof.	Broomwater- stof.	Joodwater- stof.	Fluoorwater- stof.
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \} \\ \text{H} \end{array} \cdot$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \} \\ \text{Cl} \end{array} \cdot$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \} \\ \text{Br} \end{array} \cdot$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \} \\ \text{J} \end{array} \cdot$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \} \\ \text{Fl} \end{array} \cdot$
Water.	Zwavelwater- stof.	Seleenwater- stof.	Telluurwater- stof.	
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \} \\ \text{H} \end{array} \text{O} \cdot$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \} \\ \text{H} \end{array} \text{S} \cdot$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \} \\ \text{H} \end{array} \text{Se} \cdot$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \} \\ \text{H} \end{array} \text{Te} \cdot$	
Ammoniak.	Phosphorwater- stof.	Arsenikwater- stof.		
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \} \\ \text{H} \\ \} \\ \text{H} \end{array} \text{N} \cdot$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \} \\ \text{H} \\ \} \\ \text{H} \end{array} \text{P} \cdot$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \} \\ \text{H} \\ \} \\ \text{H} \end{array} \text{As} \cdot$		
Moerasgas.	Kiezelwater- stof.			
$\begin{array}{c} \text{H} \\ \} \\ \text{H} \\ \} \\ \text{H} \\ \} \\ \text{H} \end{array} \text{C} \cdot$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \} \\ \text{H} \\ \} \\ \text{H} \\ \} \\ \text{H} \end{array} \text{Si} \cdot$			

De molecule van de verbindingen, welke tot de eerste groep behooren, bevat 1 atoom waterstof verbonden met één atoom van een element; in de tweede groep is ieder element met 2 atomen waterstof tot één molecule vereenigd, terwijl de elementen der derde groep 3 atomen waterstof, en die der vierde groep 4 atomen waterstof behoeven om een verzadigde molecule te vormen.

Dezelfde betrekkelijke verhouding treffen wij aan wanneer de bovengenoemde enkelvoudige stoffen zich met chloor of met een ander element der eerste groep verbinden :

Chloormonoxyde.



Onderchlorigzuur.



Onderbromigzuur.



Phosphortrichloride.



Arseniktrichloride.



Arseniktrijodide.



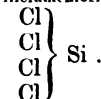
Chloorkoolstof.



Methylchloride.



Siliciumchloride.



Borium verbindt zich niet met waterstof ; wanneer zulk een verbinding bestond, zou zij uit 1 atoom boor en 3 atomen waterstof

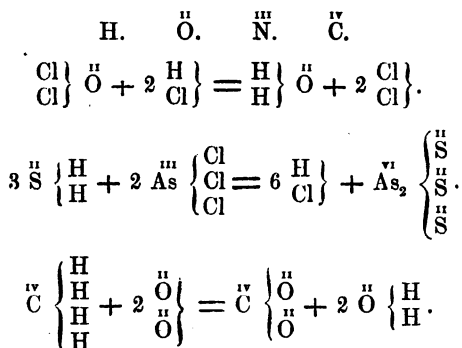
bestaan, daar boriumchloride tot formule heeft : $\left. \begin{array}{c} \text{Cl} \\ \text{Cl} \\ \text{Cl} \end{array} \right\} \text{Bo} .$

Uit dit oogpunt nu kunnen wij de elementen tot groepen verenigen. Van die, welke tot de eerste groep behooren, verbindt zich 1 atoom met 1 atoom waterstof; deze atomen bezitten dus slechts één verbindingseenheid en worden daarom *univalent* genoemd. De leden der tweede groep zijn *bivalent*; hun atomen bezitten twee verbindingseenheden en vereischen dus om verzadigd te worden 2 atomen van een univalent element (waterstof, chloor, enz.). Het borium en de elementen der stikstofgroep zijn *trivalent*, terwijl koolstof en kiezel *quadrivalente* elementen zijn ⁽¹⁾. Men duidt dit verschil in scheikundige waarde der atomen aan door het woord *valentie* of *atomiciteit*; de univalente elementen worden daarom ook wel éénatomig genoemd, de bivalente tweeatomig, enz.

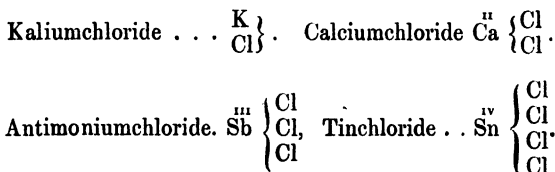
De atomen der elementen, die tot dezelfde groep behooren, bezitten dezelfde valentie; zij kunnen daarom elkander in verbinding vervangen. — 1 Atoom van een bivalent element aequivaleert met 2 atomen van een univalent, en 1 atoom van een trivalent met 3 atomen van een univalent; 2 atomen van een trivalent element kunnen 3 atomen van een bivalent in verbinding verplaatsen. De valentie der multivalente elementen en radicalen duidt men dikwijls

⁽¹⁾ Zie de laatste reeks van getallen achter de namen der elementen op bladz. 7.

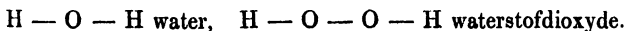
aan door boven de scheikundige teekens romeinsche cijfers te plaatsen ; de univalente krijgen geen cijfer, bijv. :



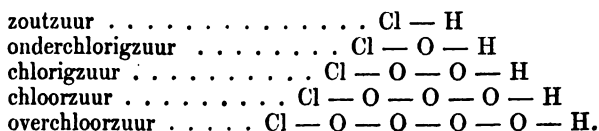
Bij de metalen treffen wij dezelfde verschillen in waarde van de atomen aan ; men onderscheidt ze dan ook evenals de niet-metalen in uni- en multivalente, zooals uit de volgende voorbeelden blijkt :



De univalente elementen vormen onderling slechts weinige en zeer eenvoudige verbindingen ; treden echter multivalente elementen in verbinding, dan kan de reeks van verbindingen, die 2 of 3 elementen met elkander vormen, talrijk zijn. Chloor en waterstof vormen slechts één verbinding, zuurstof en waterstof daarentegen twee. In chloorwaterstof is de verbindingseenheid van het chloor door die van de waterstof verzadigd. Vereenigt zich echter 1 atoom waterstof met 1 atoom zuurstof, dan blijft in het laatste nog één verbindingseenheid vrij ; deze kan zich ook met waterstof verbinden, en dan verkrijgt men een verzadigde molecule, n. l. water, H₂ O. Verbindt zich echter met de nog onverzadigde verbindingseenheid van het atoom zuurstof, in plaats van 1 atoom waterstof, 1 atoom zuurstof, dan is er weder één vrije verbindingseenheid voorhanden ; deze moet door waterstof verzadigd worden om een gesloten molecule (waterstofdioxyde) te geven :

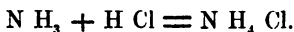


Op dezelfde wijze ontstaan de zuren van chloor :

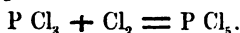


In sommige verbindingen gedragen zich de elementen van de stikstofgroep als *quinquevalent*; deze vormen namelijk niet alleen verbindingen met 3, maar ook met 5 atomen van de univalente elementen.

Ammoniak en waterstofchloride vereenigen zich bijv. onmiddellijk tot ammoniumchloride :



Phosphortrichloride neemt een molecule chloor op en gaat daardoor over in phosphorpentachloride :



Deze verbindingen bestaan echter alleen in den vasten of in den vloeibaren toestand; bij verhitting worden zij ontleed in de twee moleculen, waaruit zij ontstonden. Bij eenige dezer verbindingen kan men gemakkelijk aantonen, dat deze ontleding plaats heeft. Zilverchloride, Ag Cl , vereenigt zich in de koude met ammoniak tot de verbinding $(\text{N H}_3 \text{ Ag}) \text{ Cl}$; bij verwarming wordt deze echter weder ontleed in gasvormig ammoniak en vast zilverchloride. Andere dergelijke verbindingen schijnen in damp over te gaan zonder ontleed te worden, of, zooals men gewoonlijk zegt, zonder dat er *dissociatie* plaats heeft. Men kan echter bewijzen, dat ook in dat geval de damp een mengsel is en uit moleculen van twee verschillende gassen bestaat; de damp van phosphorpentachloride bijv. is een mengsel van chloor en phosphortrichloride. De dichtheden van den damp dezer stoffen volgen daarom ook niet de gewone wetten; de damp van ammoniumchloride bijv. zou, wanneer hij uit gelijksoortige moleculen bestond, tot dichtheid moeten hebben 26,7; deze bedraagt echter slechts de helft van dit getal. 4 Volumina bevatten 1 molecule (2 vol.) waterstofchloride en 1 molecule (2 vol.) ammoniak; het gewicht van 1 vol. is dus $\frac{36,5 + 17}{4} = 13,35$, zooals door de proef gevonden werd.

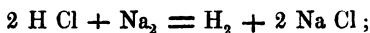
Vroeger merkten wij reeds op, dat men in veel verbindingen *radicalen* kan aannemen, atoomgroepen, die zich bij verschillende reactie's als elementen gedragen. Deze radicalen bestaan uit 2 of meer atomen van multivalente elementen, waarvan de verbindings-eenheden zich onderling niet volkomen verzadigd hebben. Zoo tref-

fen wij in het salpeterzuur en in de nitraten de groep $N O_2$ aan; dit radicaal is univalent. Het atoom stikstof bezit 3 verbindings-eenheden, 2 daarvan zijn verzadigd door 1 atoom van het bivalente element zuurstof, het derde door één der verbindingseenheden van het tweede atoom zuurstof, bij gevolg is er nog één verbindingseenheid van het tweede atoom zuurstof vrij; de groep $N O_2$ kan daarom de plaats innemen van een univalent element. Salpeterzuur kunnen wij beschouwen als water, waarin 1 atoom waterstof door het radicaal $N O_2$ vervangen is :

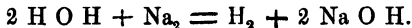


Alle oxyzuren kan men op dezelfde wijze opvatten, en eveneens de hydroxyden; daarin komt de groep $O H$ voor, d. i. water minus 1 atoom waterstof. $O H$ moet men daarom ook beschouwen als een radicaal; men heeft het den naam van *hydroxyle* gegeven (zie bl. 51).

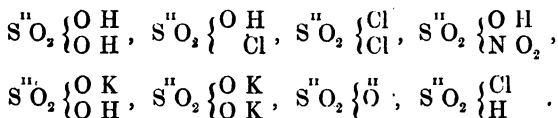
Waterstofchloride en natrium geven waterstof en natriumchloride :



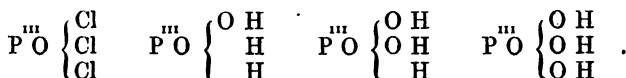
eveneens geven water en natrium waterstof en natriumhydroxyde :



In het zwavelzuur en in de sulphaten is de groep $S O_2$ aanwezig; deze is een bivalent radicaal, omdat zij nog 2 vrije verbindings-eenheden bezit. Door verbinding met elementen of radicalen vormt zij de volgende stoffen :

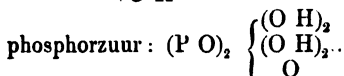
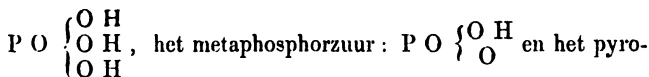


In de zuren van phosphorus en de daarvan afgeleide verbindingen komt de trivalente groep $P O$ voor; 1 atoom phosphorus en 1 atoom zuurstof hebben zich door middel van één verbindingseenheid tot dat radicaal verbonden; er zijn dus nog twee verbindings-eenheden van het atoom phosphorus en één van het atoom zuurstof vrij :



De *zuurmodificatie's*, waarover wij bij het zwavelzuur en phos-

phorzuur hebben gesproken, ontstaan doordat zuurstof door hydroxyle of hydroxyle door zuurstof vervangen wordt (O door 2 O H of 2 O H door O). Het gewone phosphorzuur (orthophosphorzuur) heeft tot formule :




De formule van het gewone of engelsche zwavelzuur is : $S O_2 \begin{cases} O H \\ O H \end{cases}$, die van het nordhäuser-zwavelzuur : $(S O_2)_3 \begin{cases} (O H)_2 \\ O \end{cases}$
 $= H_2 S_2 O_7$ (zie bl. 102).


Van veel andere zuren zijn dergelijke modificatie's niet in vrijen toestand bekend, maar dikwijls komen er zouten van voor, bijv. : $(N H_4)_4 C_3 O_8$ (de zoogen. koolzure ammonia), $Na_2 B_4 O_7$ (borax), enz.

Het teekenschrift, dat door KEKULÉ werd ingevoerd, is zeer geschikt om ons een goede voorstelling te geven van de wijze, waarop de atomen tot een molecule vereenigd zijn. Een atoom van een univalent element of radicaal wordt aangeduid door een cirkeltje met een puntje er in, \odot , wanneer de verbindingseenheid niet verzadigd is, en door een cirkeltje met een streepje er in, \ominus , wanneer deze met een verbindingseenheid van een ander atoom vereenigd is. Een atoom van een bivalente stof wordt voorgesteld door een ellips met twee puntjes of twee streepjes, $\odot \odot$ of $\ominus \ominus$, naardat de verbindingseenheden al of niet verzadigd zijn. Is slechts één der verbindingseenheden verzadigd, terwijl de andere vrij is, dan geeft men dit te kennen door één streepje en één puntje in de ellips te plaatsen, $\odot \ominus$. Een atoom van een trivalente stof wordt evenzoo voorgesteld door een ellips met 3 puntjes of streepjes, $\odot \odot \odot$, $\ominus \ominus \ominus$, enz.

Hebben wij een atoom van een bivalente stof, bijv. zuurstof, in vrijen toestand, dan zullen wij dit voorstellen door het teeken $\odot \odot$, dat aanduidt, dat er twee vrije verbindingseenheden aanwezig zijn. Wordt nu ieder der vrije verbindingseenheden door een atoom van een univalente stof, bijv. door waterstof, verzadigd, dan zal de molecule der verbinding (water) den volgenden vorm verkrijgen : $\odot \ominus \odot$. Verbindt zich het atoom van het bivalente element door


één van zijne verbindingseenheden met een ander atoom van hetzelfde of van een ander bivalent element, dan verkrijgt de molecule dezen vorm :  ; wij zien daaruit, dat er in dat geval nog

2 vrije verbindingseenheden zijn overgebleven. De volgende figuur :

 is het beeld van een verbinding van 3 bivalente

atomen met nog 2 vrije verbindingseenheden. Worden van een

quadivalent atoom (bijv. koolstof) 2 verbindingseenheden door een atoom van een bivalente stof en 1 verbindingseenheid door een


univalent atoom verzadigd, , dan is er nog één verbindingseenheid over. Verbindt zich daarmede een atoom van een

univalente stof, dan is de molecule gesloten.

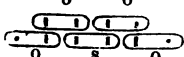
Door deze teekens kunnen wij de moleculen van alle samengestelde lichamen voorstellen. Zwavelzuur heeft tot formule : $H_2 SO_4$;

zwavel en zuurstof zijn bivalente elementen, waterstof daarentegen is univalent ; met één atoom zwavel kunnen zich dus 2 moleculen

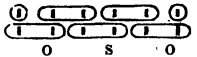
zuurstof, ieder met één verbindingseenheid, vereenigen ; wij ver-

krijgen dan de volgende figuur :  . Daaruit zien wij,

dat er nog twee vrije verbindingseenheden aanwezig zijn, waarmede zich weder op dezelfde wijze 2 atomen zuurstof kunnen vereenigen :

 . Worden eindelijk de twee vrije verbindingseen-

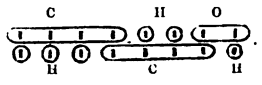
heden dezer molecule door twee atomen waterstof verzadigd, dan is de molecule gesloten. Voor de molecule zwavelzuur, $H_2 SO_4$,

hebben wij dus den volgenden vorm verkregen :  .

In de scheikunde der koolstofverbindingen zullen wij meermalen van deze wijze van voorstelling gebruik maken. Blokjes met bo-

venstaande figuren zijn zeer geschikt om zich een goede voorstel-

ling van den bouw der verschillende moleculen te vormen. Als voorbeeld geven wij nog het beeld van de molecule alcohol, $C_2 H_6 O$:



M E T A L E N.

X De klasse der metalen is veel talrijker dan die der niet-metalen ; van de eerste kennen wij er tegenwoordig 48, van de laatste slechts 15. Veel metalen zijn echter zeer zeldzaam, zoodat hun eigenschappen, evenals die van hun verbindingen, nog weinig onderzocht zijn. Alleen de belangrijkste en meest voorkomende zullen in de volgende bladzijden uitvoeriger behandeld worden.

Behalve kwik zijn alle metalen bij de gewone temperatuur vaste lichamen ; zij bezitten een eigenaardigen glans, dien men *metaalglans* noemt ; zij geleiden de warmte en de electriciteit beter dan de niet-metalen, en vertoonen over het algemeen in hun eigenschappen veel meer overeenstemming dan laatstgenoemden. Het onderscheid tusschen de beide klassen uit een scheikundig oogpunt berust, zooals wij reeds vroeger hebben opgemerkt, op de eigenschappen der oxyden. Van de niet-metalen zijn slechts zuurvormende (anhydriden) en indifferente oxyden bekend, terwijl ieder metaal ook één of twee basische oxyden oplevert.

PHYSISCHE EIGENSCHAPPEN VAN DE METALEN.

De metalen zijn ondoorzichtig ; slechts in uiterst dunne lagen laten sommigen eenig licht door. Goud bijv. kan men in zulke dunne blaadjes pletten, dat deze, wanneer zij tegen het licht gehouden worden, een groen schijnsel doorlaten.

Den eigenaardigen glans vertoonen de metalen slechts wanneer zij uit samenhangende deeltjes bestaan ; het best wanneer zij een gepolijste oppervlakte bezitten. In fijn verdeelden toestand zijn de metalen zwarte poeders. In kleur komen de metalen veel met elkander overeen ; deze wisselt tusschen het zuiver wit van het zil-

ver en het blauwachtig-grijs van het lood ; koper is rood, goud, strontium en calcium hebben een gele kleur.

Soortelijk gewicht. De volgende tabel, waarin het soortelijk gewicht van de belangrijkste metalen is opgeteekend, doet ons zien, dat dit bij de metalen zeer veel verschilt :

iridium	21,8	ijzer	7,8
platina	21,5	tin	7,3
goud	19,3	zink	7,1
kwik	13,596	antimonium	6,7
thallium	11,9	arsenicum	5,9
palladium	11,8	chromium	5,9
lood	11,3	aluminium	2,56
zilver	10,5	strontium	2,54
bismuth	9,8	magnesium	1,75
koper	8,9	calcium	1,58
nikkel	8,8	rubidium	1,52
cadmium	8,6	natrium	0,972
kobalt	8,5	kalium	0,865
mangaan	8,0	lithium	0,593.

De metalen, waarvan het soortelijk gewicht minder bedraagt dan 5, worden *lichte metalen*, de overige *zware metalen* genoemd ; de lichte metalen hebben in het algemeen meer verwantschap tot zuurstof dan de zware.

Smeltbaarheid. Bijna alle metalen kunnen wij door verhitting in den vloeibaren toestand brengen ; eenigen smelten eerst bij de hoogste temperatuur, die wij kunnen voortbrengen ; platina bijv. smelt alleen in de knalgasvlam ; anderen zijn gemakkelijk smeltbaar. In de onderstaande tabel vindt men de smeltpunten van verschillende metalen ; de hooge temperaturen zijn bij benadering aangegeven :

kwik	— 40°	aluminium	900°
kalium	+ 35°	zilver	1000°
natrium	90°	koper	1090°
tin	235°	wit-gietijzer	1050°
bismuth	270°	grauw-gietijzer	1200°
cadmium	315°	staal	1300°—1400°
lood	334°	smeedijzer	1500°—1600°
zink	423°	goud	1200°
antimonium	425°	platina	2000°

Eenige metalen kunnen door verhitting gemakkelijk in den dampvorm gebracht worden ; kwik kookt bij 350° ; kalium, natrium, magnesium en zink destilleeren bij de rood-gloeihitte. Zelfs de moeilijk smeltbare metalen, zooals koper en goud, zijn niet geheel

vuurbestendig; kleine hoeveelheden daarvan verdampen wanneer deze metalen in den smeltoven zeer sterk verhit worden. De meeste metalen kunnen gehamerd en geplet worden; zij laten zich tot dunne platen en tot fijn draad verwerken, omdat zij bij een zekere weekheid een groote vastheid bezitten. Zoo kan men bijv. goud, dat het meest smeedbare metaal is, in blaadjes verkrijgen, die slechts een dikte van $\frac{1}{10000}$ m. M. hebben; andere metalen daarentegen bezitten deze eigenschappen slechts in geringe mate. Antimonium en bismuth zijn zoo broos, dat men ze gemakkelijk tot een fijn poeder kan stampen. Zink is bij de gewone en bij hooge temperatuur zeer broos; even boven de 100° is het echter goed pletbaar. — Het gebruik, dat men in de nijverheid van de metalen maakt, berust hoofdzakelijk op hun vastheid.

X

Soortelijke warmte en Atoom-warmte.

Wanneer gelijke gewichtsdeelen van verschillende stoffen een even groot aantal graden verwarmd worden, dan nemen deze ongelijke hoeveelheden warmte op. Zoo is er 31 maal meer warmte noodig om eene bepaalde hoeveelheid water tot een zekere temperatuur te verhitten, dan om hetzelfde gewicht platina een even groote temperatuursverhooging te doen ondergaan. Met dezelfde hoeveelheid warmte kan men dus 31 kilo platina even hoog verhitten als 1 kilo water. De *soortelijke warmte* van platina is dus $\frac{1}{31} = 0,032$, wanneer men die van water als éénheid aanneemt. De soortelijke warmte van hetzelfde lichaam is verschillend, naardat dit vast, vloeibaar of gasvormig is.

De soortelijke warmte der metalen in vasten toestand is omgekeerd evenredig met het atoomgewicht (¹), met andere woorden, het product van de soortelijke warmte en het atoomgewicht der metalen is een constant getal. Dit getal heeft men de *atoom-warmte* genoemd; men kan dus ook zeggen *alle metalen bezitten dezelfde atoom-warmte*:

(¹) Deze wet werd in 1819 door *Dulong* en *Petit* uitgesproken, en later door de nauwkeurige onderzoekingen over soortelijke warmte van *Regnault* bevestigd.

	Soortelijke warmte.		Atoomgewicht.		Atoomwarmte.
kalium	0,1695	×	39,1	≡	6,62
natrium	0,2934	×	23	≡	6,75
lithium	0,9408	×	7	≡	6,58
magnesium	0,2500	×	24	≡	6,00
aluminium	0,2143	×	27,4	≡	5,88
kobalt	0,1073	×	59	≡	6,33
nikkel	0,1075	×	59	≡	6,34
mangaan	0,1217	×	55	≡	6,56
ijzer	0,1138	×	56	≡	6,38
zink	0,0955	×	65	≡	6,20
cadmium	0,0567	×	112	≡	6,36
lood	0,0314	×	207	≡	6,50
koper	0,0952	×	63,5	≡	6,04
kwik	0,0319	×	200	≡	6,38
zilver	0,0570	×	108	≡	6,15
goud	0,0324	×	197	≡	6,38
platina	0,0324	×	197,5	≡	6,40
tin	0,0562	×	118	≡	6,63
bismuth	0,0308	×	210	≡	6,46
antimonium	0,0508	×	122	≡	6,20

Deze getallen komen wel niet geheel overeen, maar zij verschillen toch weinig; de oorzaak van dit verschil moet op rekening gesteld worden van de groote moeilijkheden, welke men bij de bepaling van soortelijke warmte ontmoet.

In de soortelijke warmte hebben wij dus een middel om het atoomgewicht van de metalen te controleeren, of om in twijfelachtige gevallen dit te bepalen. Het voor eenige jaren ontdekte element thallium bijv. bezit in zijn physische, en gedeeltelijk ook in zijn scheikundige eigenschappen, groote overeenkomst met lood; door andere chemische eigenschappen echter sluit het zich meer aan bij de alkali-metalen, vooral bij kalium. Was nu het thallium, evenals kalium, univalent, dan zou zijn atoomgewicht 204 zijn; was het echter bivalent, evenals lood, dan moest dit het dubbele bedragen. Men vond nu voor de soortelijke warmte van thallium 0,033; deelt men door dit getal de atoom-warmte van de metalen, die gemiddeld 6,4 bedraagt, dan vindt men 194, welk getal veel meer met 204 dan met het dubbele daarvan overeenkomt.

Dezelfde atoom-warmte als de metalen hebben ook de volgende niet-metalen:

stikstof, chloor, bromium, jodium, selenium, tellurium en arsenicum.

Stikstof en chloor zijn wel is waar in vasten toestand niet bekend, maar men kan de atoom-warmte ook bepalen uit de moleculair-

warmte van de vaste verbindingen der elementen, *daar de elementen in vrijen toestand dezelfde atoom-warmte bezitten als in hun verbindingen*. De molecuair-warmte der verbinding is dus gelijk aan de som van de daarin aanwezige atoom-warmte, zooals uit de volgende voorbeelden blijkt :

	Soortelijke warmte.	Molecuair- gewicht.	
zilverchloride, Ag Cl	0,089	× 143,5	= 2 × 6,4
natriumchloride, Na Cl	0,219	× 58,5	= 2 × 6,4
kaliumbromide, K Br	0,107	× 119,1	= 2 × 6,4
tinchloride, Sn Cl ₂	0,102	× 189	= 3 × 6,4
kwikjodide, Hg J ₂	0,0423	× 454	= 3 × 6,4
kaliumplatinchloride, K ₂ Pt Cl ₆ . . .	0,118	× 488,6	= 9 × 6,4.

De atoom-warmte der overige enkelvoudige stoffen is kleiner dan 6,4. Zij bedraagt voor zwavel en phosphorus 5,4, voor fluor 5, voor zuurstof 4, voor kiezel 3,8, voor boor 2,7, voor waterstof 2,3 en voor koolstof 1,8. Ook hier is de soortelijke warmte van de elementen, die men niet in vasten toestand kent, berekend volgens de bovengenoemde wet :

	Soortel. warmte.	Molecuair- gewicht.	Molecuair- warmte.
Kwikoxyde.			
Hg O . . .	0,048	× 216	= 10,4 = 6,4 + 4
Ijs.			
H ₂ O . . .	0,478	× 18	= 8,6 = 4 + 2 × 2,3
Arsenicumtrioxyde.			
As ₂ O ₃ . .	0,125	× 198	= 24,8 = 2 × 6,4 + 3 × 4
Calciumcarbonaat.			
Ca C O ₃ . .	0,202	× 100	= 20,2 = 6,4 + 1,8 + 3 × 4
Kaliumsulphaat.			
K ₂ S O ₄ . .	0,196	× 174,2	= 34,2 = 2 × 6,4 + 5,4 + 4 × 4
Chloorkoolstof.			
C ₂ Cl ₆ . . .	0,177	× 237	= 42,0 = 2 × 1,8 + 6 × 6,4.

WIJZE VAN VOORKOMEN DER METALEN.

Slechts weinig metalen komen in de natuur in vrijen toestand (gedegen) voor; gewoonlijk vindt men ze met zuurstof, zwavel, chloor en andere niet-metalen verbonden in de aardkorst verspreid. Eenige metaalverbindingen zijn tot nu toe slechts op een of twee plaatsen gevonden; andere daarentegen zijn zeer menigvuldig en komen in groote massa's voor. Zooals uit de tabel op bladz. 9 blijkt, bestaan de kristallijne gesteenten, welke de hoofdmassa der vaste aardkorst vormen, uit verbindingen van aluminium, ijzer, calcium, magnesium en natrium met kiezel en zuurstof. Uit deze silicaten worden de metalen echter niet afgescheiden; men gebruikt daarvoor andere verbindingen, die wel is waar in kleinere hoeveel-

heden voorkomen, maar waaruit de metalen gemakkelijker kunnen verkregen worden. Zulke verbindingen noemt men *ertsen*. De zware metalen en hun ertsen vindt men hoofdzakelijk tusschen de oudere kristallijne en sedimentaire gesteenten in aderen en gangen, dat zijn scheuren of spleten in de steenmassa, welke met erts gevuld zijn. Ook in jongere geologische formatie's komen sommige ertsen in groote hoeveelheden voor. Deze hebben zich daarin waarschijnlijk uit een oplossing afgezet.

Het voorkomen en de verspreiding der ertsen wordt in de delfstof- en aardkunde (mineralogie en geologie) uitvoerig behandeld; de taak van den bergwerker is de plaatsen op te sporen, waar de ertsen aanwezig zijn, en ze daaruit te voorschijn te brengen.

De afscheiding der metalen uit de ertsen berust hoofdzakelijk op scheikundige processen; de uitvoerige beschrijving daarvan behoort tot het gebied der metallurgie. Gewoonlijk worden de metalen eerst in den vorm van oxyden gebracht, wat meestal door gloeiing van de ertsen bij toetreding van lucht (roosting) bereikt wordt; de oxyden worden daarna door kool gereduceerd.

SCHEIKUNDIGE EIGENSCHAPPEN DER METALEN.

Legeeringen. De meeste metalen vereenigen zich in gesmolten toestand, en vormen dan verbindingen in onbepaalde verhoudingen, welke echter meer het karakter van mengsels bezitten. Zijn in een legering de bestanddeelen in verhouding van de atoom-gewichten aanwezig, dan kan deze dikwijls in den vorm van kristallen verkregen worden. — Veel legeringen worden in de nijverheid gebruikt, omdat deze betere eigenschappen hebben dan de afzonderlijke metalen. Goud en zilver bijv. zijn in zuiveren toestand te week voor munt; het geld zou veel te snel afslijten; door toevoeging van een weinig koper echter, verkrijgt men een legering, die een voldoende hardheid bezit. Koper is te week en te taai om het op de draaibank te bewerken; wordt het met de helft zink gemengd, dan verkrijgt men het harde messing (geel koper), dat goed verwerkt kan worden. Kanonmetaal is een taaie legering van 9 d. koper en 1 d. tin; nog harder is de klok-spijs, die uit 2 d. tin en 8 d. koper bestaat. Hoe meer tin zulk een legering bevat, hoe lichter de kleur is; spiegel-metaal bestaat uit 1 d. tin en 2 d. koper, en bezit een bijna witte kleur. Dit kan zeer schoon gepolijst worden, en wordt om die reden gebruikt voor spiegels in telescopen.

Het smeltpunt van een legering is gewoonlijk lager dan het smeltpunt der metalen, waaruit zij bestaat; zoo zijn de smeltpunten van :

lood	334°
tin	235°
bismuth.	270°
cadmium	315°

terwijl een legering van 2 d. bismuth, 1 d. tin en 1 d. lood reeds bij 95° smelt, en een dergelijke, die uit 8 d. lood, 15 d. bismuth, 4. d. tin en 3 d. cadmium bestaat, reeds bij 60° week wordt en bij 65° volkomen vloeibaar is.

De verbindingen van kwik met andere metalen worden *amalgama's* genoemd; het smeltpunt daarvan ligt altijd hooger dan dat van het kwikzilver.

In zijn scheikundige eigenschappen komt waterstof zeer veel overeen met de metalen; men kan dit element daarom het *gasvormig metaal* noemen, evenals kwik het vloeibare is. Sommige metalen bezitten ook het vermogen om groote hoeveelheden waterstofgas te absorbeeren. Dit is bijv. in hooge mate het geval met palladium, dat onder bepaalde omstandigheden 982 vol. waterstof opneemt, waardoor een werkelijke legering van palladium met hydrogenium ontstaat. Deze legering heeft volkomen dezelfde kleur en denzelfden glans als het zuivere palladium, maar zij bezit minder vastheid; zij geleidt electriciteit en warmte goed en vertoont magnetische eigenschappen.

De dichtheid van de genoemde legering is kleiner dan die van het zuivere metaal, daar het volumen daarvan bij de opname van waterstof toeneemt. Uit het soortelijk gewicht van de legering heeft men berekend, dat waterstof in vasten toestand een dichtheid moet bezitten van 0,733.

Ook platina en ijzer hebben het vermogen om waterstof te absorbeeren, maar in geringer mate dan palladium. Het meteorijzer van Lenarto bevat zijn drievoudig volumen waterstof.

X *Metaaloxiden.* De invloed, dien zuurstof uitoefent op de verschillende metalen, is zeer onderscheiden. Eenige metalen verbinden zich met dat element zoo gemakkelijk, dat zij volkomen afgesloten van de lucht moeten bewaard worden; andere weerstaan den invloed der zuurstof bij de gewone temperatuur meer of minder goed, maar oxydeeren zich bij hooge temperatuur zeer spoedig. Wanneer zij vluchtig zijn, verbranden zij onder die omstandigheden met vlam, bijv. magnesium en zink. Nog andere metalen, zooals goud en platina, worden ook bij de hoogste temperatuur niet door zuurstof aangetast; de oxyden dezer metalen kunnen slechts langs een omweg verkregen worden.

Men verdeelt de metaaloxiden in drie klassen:

1. *Basische-oxyden* of *bases*. Deze kunnen beschouwd worden

als water, waarin of alle waterstof, of een gedeelte door een metaal vervangen is; in het laatste geval noemt men de verbindingen *hydroxyden*. Door inwerking van kalium op water wordt waterstof

vrij, en ontstaat kaliumhydroxyde, $\left. \begin{matrix} K \\ H \end{matrix} \right\} O$. In deze verbinding kan nogmaals waterstof door kalium vervangen worden; men verkrijgt dan kaliumoxyde, $\left. \begin{matrix} K \\ K \end{matrix} \right\} O$. — Eén atoom van een bivalent metaal ver-

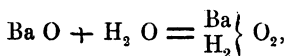
vangt de 2 atomen waterstof van het water; zoo is de formule van calciumoxyde $Ca O$, die van zinkoxyde $Zn O$. De hydroxyden van die metalen worden afgeleid van twee moleculen water, waarin het

metaal 2 atomen waterstof vervangt, bijv. calciumhydroxyde $\left. \begin{matrix} Ca \\ H_2 \end{matrix} \right\} O_2$.

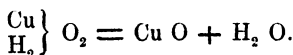
In de zoogenaamde *sesquioxyden* zijn twee atomen van een metaal aanwezig, verbonden met 3 atomen zuurstof; zij komen dus overeen met 3 moleculen water, waarin de 6 atomen waterstof door twee atomen van het metaal vervangen zijn, bijv. aluinaarde (aluminiumoxyde), $(Al_2) O_3$, ijzersesquioxyde, $(Fe_2) O_3$. De hydroxyden daarvan worden afgeleid van 6 moleculen water, waarin de helft van de waterstof door een sexvalente atoomgroep verplaatst is, bijv.

aluminiumhydroxyde, $\left. \begin{matrix} Al_2 \\ H_6 \end{matrix} \right\} O_6$. Ook kan men de basische-hydroxyden beschouwen als verbindingen van de metalen met het radicaal hydroxyle.

Sommige basische oxyden verbinden zich onmiddellijk met water tot een hydroxyde:



en het zoo verkregen baryumhydroxyde kan zelfs door de sterkste hitte niet weder in water en oxyde ontleed worden; hetzelfde is het geval met kalium- en natriumhydroxyde (bijtende potasch en bijtende soda). Andere hydroxyden ⁽¹⁾ daarentegen worden reeds bij een niet zeer hooge temperatuur ontleed, bijv. koperhydroxyde:

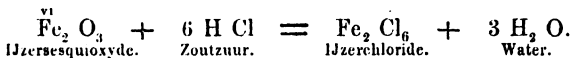
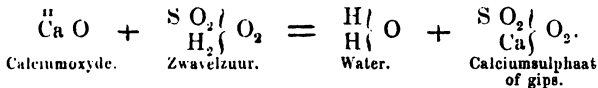
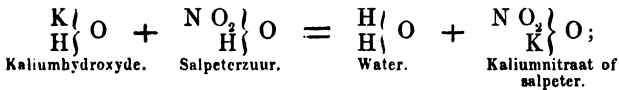


De in water oplosbare hydroxyden bezitten, zooals wij reeds vroeger hebben opgemerkt, een alkalische reactie, zij kleuren roodlakmospapier blauw.

De meest kenmerkende eigenschap der basische oxyden en hy-

⁽¹⁾ In 't algemeen die basische hydroxyden, welke geen sterk basische eigenschappen bezitten.

droxyden echter is deze, dat er dubbele ontleding plaats heeft wanneer zij met zuren samenkomen; de waterstof van het zuur wisselt dan van plaats met het metaal van het oxyde:

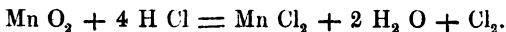


Indifferente-oxyden. Tot deze afdeeling brengt men alle oxyden, welke noch de eigenschappen bezitten van de basische, noch die van de zuurvormende oxyden.

Zoowel van de metalen als van de niet-metalen zijn er indifferente oxyden bekend. Op lakinoes oefenen zij geen werking uit.

Wanneer van het element ook één of meer basische oxyden bestaan, dan noemt men de indifferente *suboxyden* of *superoxyden*, naargelang zij meer of minder zuurstof bevatten dan de basische oxyden.

De *superoxyden* bevatten meer zuurstof dan de basische oxyden; zij kunnen beschouwd worden als waterstofdioxyde, waarin de waterstof door een metaal vervangen is. Evenals waterstofdioxyde geven zij gemakkelijk een gedeelte van hun zuurstof af; zij oefenen om die reden een oxydeerende werking uit. Komen zij met zoutzuur in aanraking, dan ontstaat er waterstofdioxyde, of er ontwikkelt zich chloor, bijv.:



Zuurstofzuren (oxyzuren) maken er zuurstof uit vrij:



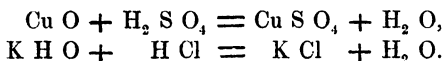
3. *Zuurvormende-oxyden* (anhydriden). Deze hebben wij bij de niet-metalen reeds voldoende leeren kennen. — Ook veel metalen verbinden zich met zuurstof en waterstof tot zuren. Eenige daarvan zijn bestendige verbindingen, andere daarentegen zijn slechts in hun zouten bekend. Veel *metaalzuren* worden in vrijen toestand gemakkelijk ontleed in water en het oxyde (*anhydride*), evenals koolzuur, kiezelzuur, enz.

ZOUTEN. Wordt de waterstof in een zuur door een metaal vervangen, dan ontstaat er een zout. Dit kan op verschillende wijzen geschieden:

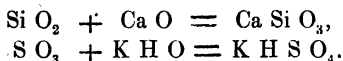
1. Door onmiddellijke vervanging van de waterstof van het zuur door een metaal :



2. Wanneer een zuur met een basisch oxyde of een hydroxyde samenkomt :



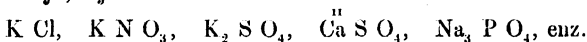
3. Een zuurvormend-oxyde (anhydride) kan zich onmiddellijk met een basisch oxyde of hydroxyde verbinden tot een zout, evenals een zuur ontstaat uit water en een anhydride :



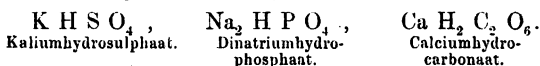
Bij de beschrijving van de afzonderlijke verbindingen zullen wij nog eenige andere methoden leeren kennen.

De zouten worden verdeeld in :

1. *Normale zouten.* Deze kan men zich denken ontstaan te zijn doordat alle waterstofatomen van een zuur door een metaal vervangen zijn, bijv. :

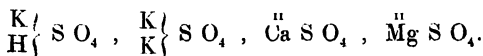


2. *Zure zouten.* Deze bevatten nog waterstof, welke door een metaal kan vervangen worden, bijv. :



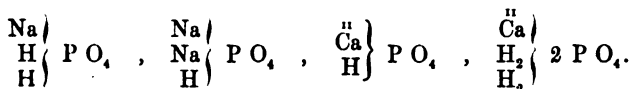
De zure zouten hebben dikwijls een zuren smaak en maken veelal blauw lakmoespapier rood, maar dit hangt af van den aard van het zuur en van dien van het metaal. Een zuur zout van een zwak zuur kan zelfs een alkalische reactie bezitten, wanneer het daarin bevatte metaal een sterk alkalisch hydroxyde vormt. Ook de normale zouten gedragen zich tegenover lakmoes zeer verschillend; alleen dan reageeren zij neutraal, als het zuur en het hydroxyde van het metaal ongeveer even sterk zijn.

De tweebasische zuren ⁽¹⁾ geven in den regel met univalente metalen één zuur en één normaal zout, met bivalente metalen alleen een normaalzout :



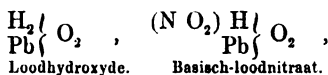
⁽¹⁾ Zoo noemt men de zuren, welke 2 atomen waterstof bevatten, die door een metaal kunnen vervangen worden.

Meerbasische zuren vormen, naarmate zij zich met uni- of multi-valente metalen verbinden, verschillende reeksen van zure zouten :

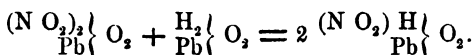


Basische zouten. Ook hierin komt nog waterstof voor, maar deze kan niet door een metaal, maar door een radicaal van een zuur (N O_2 , S O_2 , enz.) of door een element van de chloorgroep vervangen worden.

De basische zouten kan men beschouwen als basische hydroxyden, waarin slechts een gedeelte van de waterstof door een radicaal van een zuur is vervangen, bijv. :



of als een verbinding van een normaal zout met een basisch hydroxyde :



SULPHIDEN. Van alle metalen kennen wij verbindingen met zwavel. Veel sulphiden komen als mineralen voor; deze zijn dikwijls belangrijke ertsen. Een gedeelte van de sulphiden komt overeen met de basische oxyden en de hydroxyden; deze kunnen beschouwd worden als zwavelwaterstof, $\text{H}_2 \text{S}$, waarin de waterstof, geheel of gedeeltelijk, door metalen vervangen is. Andere sulphiden hebben een samenstelling, welke overeenkomt met die der anhydriden; deze gaan met de basische sulphiden verbindingen aan, welke men *sulphozouten* noemt. (¹)

Natriumsulphide $\begin{array}{c} \text{Na} \} \\ \text{Na} \} \end{array} \text{S}$ — Natriumoxyde $\begin{array}{c} \text{Na} \} \\ \text{Na} \} \end{array} \text{O}$.

Antimoniumpentasulphide $\text{Sb}_2 \text{S}_5$ — Phosphoruspentoxyde $\text{P}_2 \text{O}_5$.

Natriumsulphostibiaat $\text{Na}_3 \text{Sb S}_4$ — Natriumphosphaat . . $\text{Na}_3 \text{PO}_4$.

De sulphiden der metalen zijn gedeeltelijk in water oplosbaar, gedeeltelijk onoplosbaar. De laatste kunnen weer tot verschillende groepen gebracht worden; eenige worden door zoutzuur ontleed, onder ontwikkeling van zwavelwaterstof, andere worden door dat zuur niet aangetast; van deze zijn sommigen oplosbaar in alkalische vloeistoffen of in de sulphiden der alkalimetalen, anderen niet.

(¹) Alle sulphozouten zijn oplosbaar in water.

Van dit verschil in oplosbaarheid trekt men in de analytische scheikunde partij om de verschillende metalen van elkander te scheiden (zie bl. 110).

De seleniden en de telluriden komen veel overeen met de sulphiden.

De verbindingen van de metalen met stikstof, phosphorus, boor, kiezel, koolstof en waterstof zijn over het algemeen niet belangrijk. Eenige daarvan zullen bij de metalen nader besproken worden.

VERDEELING DER METALEN.

Men kan de metalen tot verschillende groepen brengen, waarvan de leden onderling in hun scheikundig gedrag en in hun physische eigenschappen groote overeenkomst vertoonen.

1^{ste} Groep. *Alkalimetalen*: kalium, natrium, caesium, rubidium, lithium. — De metalen, welke tot deze afdeeling behoren, zijn univalent. Bij de gewone temperatuur zijn zij week, en bij een betrekkelijk lage temperatuur smelten zij; bij sterke verhitting gaan zij in damp over. De alkalimetalen bezitten groote verwantschap tot zuurstof; zij ontleden water reeds bij de gewone temperatuur en vormen hydroxyden, die zeer goed oplosbaar zijn in water. Deze hydroxyden worden *alkaliën* genoemd en zijn de sterkste bases. De normale carbonaten en de sulphiden der alkalimetalen zijn in water oplosbaar. De oxyden van kalium en natrium worden bij zeer hooge temperatuur door kool gereduceerd.

2^{de} Groep. *Aard-alkalimetalen*: calcium, strontium, baryum. — Bivalente metalen, welke reeds bij de gewone temperatuur zich met zuurstof verbinden en water ontleden. Zij vormen sterk basische oxyden (*alkalische-aarden*) en hydroxyden, die echter veel minder oplosbaar zijn in water dan de alkaliën. De normale carbonaten van deze metalen zijn in water onoplosbaar. De oxyden worden ook bij de hoogste temperatuur, noch door koolstof, noch door waterstof gereduceerd. De sulphiden zijn oplosbaar in water.

3^{de} Groep. *Aardmetalen*: aluminium, yttrium, erbium, cerium, lanthanum, didymum. — Met uitzondering van aluminium zijn deze metalen en hun verbindingen nog weinig onderzocht, daar zij zeer zeldzaam zijn. De oxyden der aardmetalen zijn onoplosbaar

in water en worden *aarden* genoemd; zij kunnen noch door koolstof, noch door waterstof gereduceerd worden. Aluminium ontleedt water bij hooge temperatuur; op den natten weg vormt het geen zwavelverbinding.

4^{de} Groep. *Ziikgroep*: magnesium, zink, cadmium, indium, beryllium. — Bivalente metalen, die bij hooge temperatuur vluchtig zijn en bij verhitting aan de lucht met vlam verbranden; zij ontleden water bij hooge temperatuur en vormen maar één oxyde en één sulphide. Magnesiumsulphide is oplosbaar in water; zinksulphide is onoplosbaar in water, maar oplosbaar in verdunde, sterke zuren; cadmiumsulphide is noch in water, noch in verdunde zuren oplosbaar.

5^{de} Groep. *Ijzergroep*: mangaan, ijzer, kobalt, nikkel, chromium, uranium. — Deze ontleden eveneens water bij hooge temperatuur; zij zijn niet vluchtig en vormen meer dan één oxyde en sulphide. De monoxyden van deze metalen zijn sterke bases; daarin, alsook in de zouten, treden deze metalen op met twee verbindingseenheden. In de sesquioxyden, welke zwakke bases zijn, en in de daarvan afgeleide verbindingen zijn twee atomen van het metaal aanwezig, die zich als sexvalente groepen gedragen. De sulphiden zijn onoplosbaar in water, maar oplosbaar in verdunde zuren.

6^{de} Groep. *Tingroep*: tin, titanium, zirkonium, thorium, tantalium, niobium. — De vier eerstgenoemde metalen zijn quadri-valent en sluiten zich bij silicium aan; evenals dat element vormen zij vluchtige tetrachloriden. Tantalium en niobium zijn zeer zeldzaam; zij zijn quinquevalent; hun verbindingen komen echter overeen met die der andere metalen van deze groep. Tinsulphide is onoplosbaar in water en in verdunde zuren; het gedraagt zich als een sulphozuur, en verbindt zich dus met een sulphobasis, bijv. ammoniumsulphide, tot een in water oplosbaar sulphozout.

7^{de} Groep. *Wolfraamgroep*: molybdaenium, wolframium. — Sexvalente metalen, welke vluchtige chloriden vormen. De trioxyden zijn anhydriden van zuren en leveren eigenaardige zouten. De metalen dezer groep zijn zeldzaam.

8^{ste} Groep. *Antimoniumgroep*: antimonium, bismuth, vanadium. — Deze elementen vormen den overgang van de niet-metalen tot de metalen. Zij zijn trivalent; hun verbindingen komen overeen met die van phosphorus en arsenik. Antimoniumsulphide lost op in zwavelammonium; bismuthsulphide niet.

9^{de} Groep. *Loodgroep*: lood, thallium. — Zware metalen, die

in hun verbindingen groote overeenkomst vertoonen met die der twee eerste groepen; zij onderscheiden zich daarvan hoofdzakelijk door de onoplosbaarheid van hun sulphiden en oxyden. Thallium is univalent, lood bivalent.

10^{de} Groep. *Zilvergroep*: koper, kwik, zilver. — Deze metalen ontleden water onder geen omstandigheid; koper oxydeert zich wanneer het bij hooge temperatuur in aanraking is met vrije zuurstof. Ook kwik oxydeert zich onder die omstandigheden, maar het gevormde oxyde wordt door sterker verhitting weder ontleed. Zilver verbindt zich in het geheel niet met vrije zuurstof. Salpeterzuur en geconcentreerd zwavelzuur tasten deze metalen aan. Zij leveren allen twee basische-oxyden. Zilver is univalent, de beide anderen zijn bivalent. De sulphiden zijn onoplosbaar in water en in verdunde zuren; ook verbinden zij zich niet met sulphobases.

11^{de} Groep. *Goudgroep*: goud, platina, palladium, rhodium, ruthenium, iridium, osmium. — Goud en platina zijn niet oplosbaar in salpeterzuur; zij worden slechts door koningswater en door chloor aangetast. De oxyden van de metalen dezer groep worden bij verhitting ontleed in metaal en zuurstof. Men noemt ze *edele* metalen, en brengt daartoe ook zilver en kwikzilver, wier oxyden eveneens door warmte gereduceerd worden. De sulphiden van goud en platina zijn oplosbaar in geel-zwavelammonium. Goud is trivalent, platina quadrivalent.

De overige metalen dezer groep komen in de natuur steeds met platina te zamen voor; zij worden daarom de *platina-metalen* genoemd.

X

 KRISTALLOGRAPHIE.

Veel lichamen, zoowel elementen als verbindingen, nemen, wanneer zij uit den vloeibaren of gasvormigen toestand in den vasten overgaan, een regelmatige, door platte vlakken begrensde gedaante aan; met andere woorden, zij *kristalliseeren*. Kristallen kunnen op verschillende wijzen ontstaan; lost men een stof, bijv. salpeter, op in water, en laat men deze oplossing langzaam verdampen, dan zet zich het zout in kristallen af. Behalve door oplossing kan men veel lichamen in den vloeibaren toestand brengen door verwarming; zwavel bijv. smelt, wanneer zij tot 115° verhit wordt; bij bekoeling heeft dikwijls kristallisatie plaats. Is een stof bij hooge temperatuur vluchtig zonder vooraf vloeibaar te worden, zooals jodium en arseniktrioxyde, dan neemt zij den kristalvorm aan wanneer men

den damp door afkoeling verdicht. — Veel mineralen worden dikwijls in goed gevormde kristallen gevonden. Omtrent de wijze van ontstaan daarvan is nog weinig met zekerheid bekend; in elk geval hebben zij een langen tijd voor hun vorming noodig gehad, want hoe langzamer een kristal ontstaat, hoe grooter het wordt en hoe meer volkomen het gevormd is. Behalve de regelmatige begrenzing vertoonen de kristallen nog andere eigenaardigheden; zij laten zich in bepaalde richtingen gemakkelijker verdeelen, dan in andere (*splijtbaarheid* of *klietbaarheid*). De meeste kristallen geleiden het licht en de warmte in verschillende richtingen niet even goed en zijn dubbel-brekend. Kalkspaat vertoont deze laatste eigenschap het best; ziet men door een kristal van dit mineraal, dan neemt men de voorwerpen dubbel waar.

De levenlooze lichamen, welke niet kristallijn zijn, zooals glas, gom, lijn, enz., noemt men *amorph*; deze zijn niet splijtbaar, bezitten veelal een schelpachtige breuk en zijn enkel-brekend. Ook de hoofdbestanddeelen van het dierlijk- en plantaardig lichaam zijn niet gekristalliseerd; deze bezitten een bijzonderen bouw, dien men de *georganiseerde* noemt.

In den regel bezit ieder stof een bepaalden vorm, waarin zij kristalliseert; de kristalvorm is daarom een herkenningmiddel voor de lichamen. Wanneer kristallen ontstaan, bijv. door langzame verdamping van een oplossing, dan heeft het kleinste zichtbare deeltje, dat zich uit de oplossing afscheidt, nauwkeurig denzelfden vorm als de groote kristallen; blijft zulk een klein kristalletje in de verdampende vloeistof, dan neemt het eenvoudig in grootte toe, zonder daarbij van gedaante te veranderen.

Alle kristallen worden begrensd door *platte vlakken*; de snijlijnen van twee vlakken noemt men *kanten*, en de snijpunten van drie of meer vlakken *hoeken*. Het aantal en de vorm, alsook de standhoek der vlakken, en het aantal en de soort van hoeken zijn bij de verschillende kristallen zeer onderscheiden, zoodat er duizende vormen van kristallen bekend zijn. Deze kunnen echter allen op een eenvoudige wijze tot klassen of stelsels gebracht worden, wanneer men de verschillende richtingen in hun vorm onderling vergelijkt. Tot dit doel neemt men in ieder kristal *assen* aan, dat zijn denkbeeldige lijnen, die zoodanig door het middelpunt van het kristal gaan, dat de vlakken ten opzichte van deze assen symmetrisch gelezen zijn.

1. *Regelmatige of reguliere stelsel*. De kristallen van dit stelsel zijn in drie loodrecht op elkander staande richtingen volkomen gelijk gevormd; men treft daarom drie, even groote, loodrecht op elkander staande assen daarin aan. De voornaamste enkelvoudige vormen, die hiertoe behooren, zijn: de cubus of hexaëder (zesvlak)

fig. 32, de octaëder (achtvlak), fig. 33, de rhombendodecaëder (twaalfvlak), fig. 34 en de tetraëder (viervlak), fig. 35. Van de meest bekende stoffen kristalliseeren in dit stelsel : diamant, loodglans, zwavelkies, keukenzout, aluin en granaat.

Fig. 32.

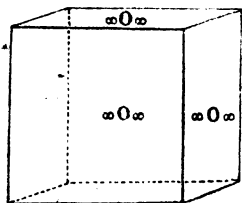


Fig. 33.

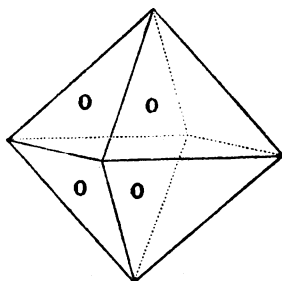


Fig. 34.

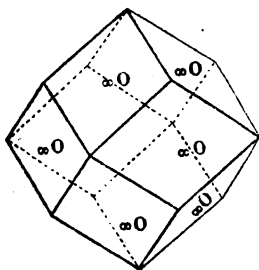
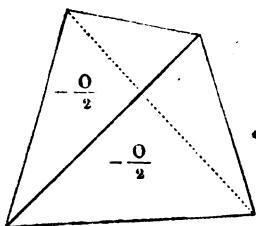


Fig. 35.



2. *Quadratische stelsel.* Drie loodrecht op elkander staande assen, waarvan er twee (de nevenassen) even lang zijn, terwijl de derde (de hoofdas) langer of korter is dan de beide andere. De eenvoudigste vorm van dit stelsel is de quadratische-pyramide, waarvan men twee soorten onderscheidt : de quadratische-pyramide van de eerste orde, fig. 36, waar de nevenassen in de hoeken eindigen, en de quadratische-pyramide van de tweede orde, fig. 37, bij welke de uiteinden der nevenassen in het midden der zijkanten gelegen zijn. Eveneens onderscheidt men quadratische-prisma's van de eerste orde, fig. 38, en quadratische prisma's van de tweede orde, fig. 39. In dit stelsel kristalliseeren : tinsteen, koperkies en bloedloozout.

3, *Héxagonale stelsel* ⁽¹⁾. In dit stelsel worden vier assen aangenomen; de nevenassen zijn evenlang en snijden elkander onder een hoek van 60° ; de hoofdas is langer of korter en staat loodrecht op het vlak, dat men door de nevenassen kan brengen. De meest

Fig. 36.

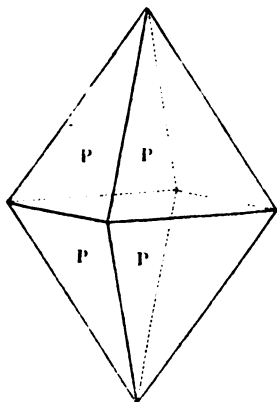


Fig. 37.

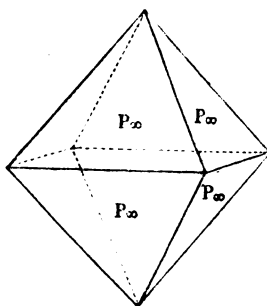


Fig. 38.

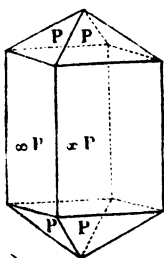
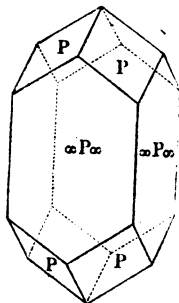


Fig. 39.



⁽¹⁾ Het *hexagonale* of *rhomboëdrische* stelsel wordt dikwijls het 6^{de} stelsel genoemd; het *rhombische* stelsel wordt dan het 3^{de}, enz. — De letters en teekens in de figuren zijn door NAUMANN ingevoerd, zij worden in de leerboeken voor *mineralogie* verklaard. (Zie o. a. *Handleiding bij het onderwijs in de mineralogie*, vrij bewerkt naar Dr. SCHORN'S *Leitfaden der Mineralogie*, door Dr. H. J. MENALDA VAN SCHOUWENBURG Arnhem, Heuvelink, 1870).

voorkomende vormen van dit stelsel zijn : de hexagonale-pyramide, fig. 40, het hexagonale-prisma, fig. 41, en de rhomboëder.

Ecnige van de belangrijkste stoffen, welke in dit stelsel kristalliseeren, zijn : graphiet, ijs (waarvan de hexagonale kristalvorm in de sneeuwvlokken duidelijk te zien is), kwarts, korund, kalkspaat, ijzer-spaat, natriumnitrat (chilisalpeter) en smaragd.

4. *Rhombische stelsel.* Drie loodrecht op elkander staande, ongelijke assen. Als hoofdvormen hebben wij in dit stelsel de rhom-

Fig. 40.

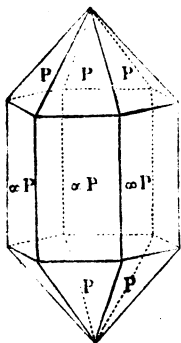
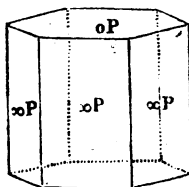


Fig. 41.



bische-pyramide, fig. 42 en 43, en het rhombische-prisma, fig. 44. Hiertoe behooren de gedegen en de uit zwavelkoolstof gekristalliseerde zwavel, kaliumnitrat (gewoon salpeter), arragoniet, zinkvitriool, topaas en zwaarspaat.

Fig. 42.

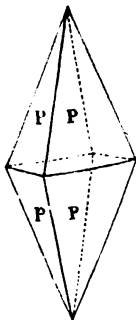
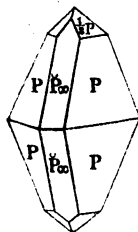


Fig. 43.



5. *Monoklinische stelsel.* Dit is gekenmerkt door 3 ongelijke assen, waarvan twee elkander onder een scheven hoek snijden, en de derde loodrecht staat op het vlak, dat door de twee andere gebracht kan worden. De eenvoudigste vorm, die hiertoe behoort, is de monoklinische-pyramide, fig. 45. Zeer veel stoffen kristalliseeren in dit stelsel, bijv.: de zwavel, die door smelten in kristallen verkregen wordt, natriumcarbonaat (soda), borax, kaliumchloraat, het gewone natriumphosfaat ($\text{Na}_2 \text{H P O}_4 + 12 \text{H}_2 \text{O}$), natriumsulfaat (glauberzout), gips, ijzervitriool, veldspaat en rietsuiker.

Fig. 44.

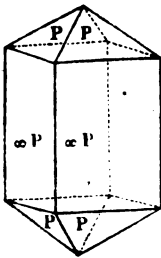
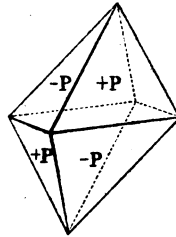


Fig. 45.



6. *Triklinische stelsel.* De drie assen zijn van ongelijke lengte en vormen geen rechte hoeken met elkander. De vormen van dit stelsel zijn over het algemeen zeer ingewikkeld; zij worden afgeleid van de triklinische-pyramide en van het triklinische-prisma, fig. 46. Den gewonen kristalvorm van kopervitriool vertoont ons fig. 47; van andere bekende stoffen kristalliseeren in dit stelsel: kaliumdichromaat, albiet (soda-veldspaat), boorzuur, enz.

Fig. 46.

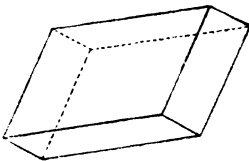
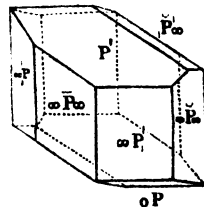


Fig. 47.



Alle kristalvormen laten zich tot een van deze zes stelsels brengen; de groote menigvuldigheid is daarvan het gevolg, dat er in een en hetzelfde kristal vlakken kunnen optreden, die aan verschillende enkelvoudige vormen van hetzelfde stelsel toekomen, zoodat het uit

een combinatie van meer dan een enkelvoudigen vorm bestaat, bijv. de cubo-octaëder.

De kristallen, die tot hetzelfde stelsel behooren, hebben dikwijls een zeer verschillend uitwendig voorkomen, terwijl kristallen, die tot verschillende stelsels behooren, oppervlakkig veel op elkander kunnen gelijken. Door nauwkeurig meten van de hoeken echter, kan de ligging en de onderlinge betrekking der assen gevonden, en daardoor ook bij de meest onvolkomen en eenzijdig gevormde kristallen bepaald worden, tot welk stelsel zij behooren en van welke eenvoudige vormen zij zijn afgeleid.

Eenige stoffen kristalliseeren in twee verschillende stelsels. Deze noemt men *dimorph*. Behalve het onderscheid in kristalvorm, vertoonen deze steeds andere verschillen in physische eigenschappen, zooals kleur, hardheid, soortelijk gewicht, enz. Voorbeelden van dimorphe stoffen zijn koolstof, zwavel, calciumcarbonaat, enz. Veel verbindingen, die een overeenkomstige scheikundige samenstelling bezitten, komen overeen in kristalvorm; men noemt zulke lichamen *isomorph*. Natriumchloride, Na Cl , natriumjodide, Na J , en natriumbromide, Na Br , bijv. kristalliseeren in den cubusvorm, terwijl natriumphosphaat, $\text{Na}_2 \text{H P O}_4 + 12 \text{H}_2 \text{O}$, en natriumarsenaat, $\text{Na}_2 \text{H As O}_4 + 12 \text{H}_2 \text{O}$, denzelfden vorm van monoklinische kristallen bezitten.

ALKALIMETALEN.

Kalium.	Rubidium.
Natrium.	Lithium.
Caesium.	(Ammonium).

KALIUM OF POTASSIUM.

K = 39,1 gew. d. kalium.

Kalium werd in 1807 door DAVY ontdekt; hij verkreeg dit metaal door kaliumhydroxyde (bijtende potasch) aan de werking van een krachtigen galvanischen stroom bloot te stellen. Voor 1807 hield men de alkaliën en de alkalische aarden voor elementen.

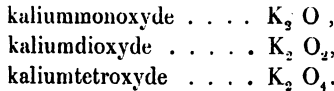
Tegenwoordig bereidt men kalium door een innig mengsel van kaliumcarbonaat en kool (zooals men dat verkrijgt door wijnsteen buiten toetreding der lucht te verhitten) in een ijzeren retort zeer sterk te gloeien, waardoor kooloxyde en metallisch kalium ontstaan. Het kalium is bij hooge temperatuur vluchtig en destilleert dus over; men verdicht het in vaten, die met steenolie (een zuurstofvrije stof) gevuld zijn. Aan deze bereidingswijze zijn echter veel moeilijkheden verbonden. Vooreerst moet men de toetreding van lucht volkomen verhinderen, omdat kaliumdamp ontvlamt zoodra het daarmede in aanraking komt; vervolgens moet elk spoor van vochtigheid vermeden worden, daar kalium water ontleedt en zich met de zuurstof daarvan verbindt, onder vrijwording van waterstof. Bovendien vormt zich daarbij een zwarte, zeer gemakkelijk explodeerende stof, een verbinding van kalium met kooloxyde, die dikwijls de buizen verstopt en daardoor reeds veel ongelukken veroorzaakt heeft. Om het kalium van die zwarte verbinding te bevrijden, smelt men het onder steenolie en perst het vervolgens door een linnendoek, of men destilleert het nogmaals.

Kalium is een zilver-wit, glinsterend metaal, dat bij de gewone temperatuur weeker dan was, maar bij 0° broos is. Het smelt bij 62,5°, en gaat reeds beneden de rood-gloeihitte over in een groenachtig-blauwen damp. Bij blootstelling aan de lucht verliest het zeer spoedig zijn metaalglans, omdat het zich terstond met zuurstof verbindt en langzamerhand geheel in een wit oxyde verandert. Kalium drijft op water, en het ontleedt dit onder vorming van kaliumhydroxyde, KHO , en waterstof; hierbij wordt zooveel warmte vrij, dat de waterstof ontvlamt. De violette kleur van de op die wijze verkregen waterstofvlam wordt veroorzaakt door kaliumdampen, welke daarin aanwezig zijn. Met chloor, zwavel en veel andere

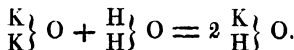
niet-metalen verbindt kalium zich eveneens onmiddellijk, onder ontwikkeling van licht en warmte.

De kaliumverbindingen, die in de natuur tamelijk veelvuldig voorkomen, zijn hoofdzakelijk afkomstig van veldspaat en dergelijke silicaten, welke het hoofdbestanddeel zijn van de kristallijne gesteenten, die gemiddeld 2 tot 3 percent van dit metaal bevatten. Voor de bereiding van kaliumverbindingen worden deze mineralen echter niet gebruikt, omdat men geen eenvoudige en goedkope methode kent om kalium daaruit af te scheiden. Men maakt ze gewoonlijk uit de asch van landplanten, die rijk is aan kaliumverbindingen, vooral aan kaliumcarbonaat. De planten nemen de kaliumzouten op uit den bodem, welke door verweering van de kristallijne gesteenten ontstaan is. Door de asch met water uit te trekken en de oplossing in te dampen, verkrijgt men de ruwe potasch van den handel, waaruit men de andere kaliumverbindingen bereidt. Sommige planten zijn bijzonder rijk aan kaliumverbindingen (potaschplanten); daartoe behooren: de tabak, de wijstok, de zuring, de beetwortel, enz. Kaliumnitraat (salpeter) vindt men op sommige plaatsen aan de oppervlakte van den bodem. Kaliumchloride komt voor in het steenzout en in het zeewater. In de bovenste lagen van de steenzoutbeddingen van Stassfurth bevat het steenzout zeer veel kaliumchloride. Men is begonnen ook daaruit kaliumverbindingen te bereiden.

Oxyden van kalium. Kalium levert met zuurstof de volgende verbindingen:



De beide laatste verbindingen ontstaan wanneer kalium zich bij verhoogde temperatuur oxydeert. Kaliummonoxyde verkrijgt men door oxydatie van het metaal bij de gewone temperatuur in volkomen droge lucht. Dit is een wit poeder, dat bij de rood-gloeihitte smelt, en bij bekoeling in een licht-grijze, brooze massa overgaat. Door zeer sterke verhitting kan het vervluchtigd worden; met water verbindt het zich onder vrijwording van veel warmte tot kaliumhydroxyde, dezelfde stof, welke ontstaat door de werking van water op kalium:



Kaliumhydroxyde of bijtende potasch. K H O . Deze stof bereidt

men door 1 deel kaliumcarbonaat in 12 deelen water op te lossen, en deze oplossing met 1 deel gebluschte kalk, (calciumhydroxyde) te koken. Er ontstaat dan onoplosbaar calciumcarbonaat en een oplossing van bijtende potasch. De helder afgegoten vloeistof (die met zuren niet meer mag opbruisen) wordt in een zilveren schaal (¹) tot droog toe verdampt, daarna gesmolten en in metalen vormen gegoten. De zoo verkregen pijpjes van potasch zijn bekend onder den naam van *bijtende steen* (*lapis causticus*).

Het vaste kaliumhydroxyde is een witte, kristallijne stof, die bij zeer hooge temperatuur vervluchtigt, zonder ontleed te worden. In water is het zeer goed oplosbaar; wanneer het aan de lucht wordt blootgesteld trekt het zeer begeerig waterdamp aan en verandert, onder opname van koolstofdioxyde, in kaliumcarbonaat. De oplossing, die *potaschloog* genoemd wordt, reageert sterk alkalisch, heeft een scherp bijtenden snaak, en tast de huid aan. Kaliumhydroxyde wordt in de chirurgie als bijtmiddel aangewend; ook in verschillende fabrieken (zeepziederij, enz.) en in de scheikundige laboratoria wordt deze stof veelvuldig gebruikt.

Kaliumnitraat of salpeter, KNO_3 . Dit zout komt, zooals reeds vermeld werd, in de natuur voor, en wordt in belangrijke hoeveelheden uit Oost-Indië naar Europa gevoerd. Kunstmatig bereidt men het door stikstofhoudende organische stoffen met houtasch en kalk te vermengen, en dit mengsel aan de inwerking der lucht bloot te stellen. Onder den invloed van sterke bases oxydeert zich de stikstof der organische stof langzamerhand, en ontstaan er nitraten. Het natuurlijk salpeter heeft aan een overeenkomstig scheikundig proces zijn ontstaan te danken.

Het ruwe salpeter, zoowel het Indische, als dat van de zoogenaamde salpeter-plantages, zuivert men door het met warm water uit te loogen en bij de oplossing kaliumcarbonaat te voegen, waardoor de calcium- en magnesiumzouten, die er altijd in aanwezig zijn, verwijderd worden. Door verdamping wordt de oplossing vervolgens geconcentreerd, en bij bekoeling zet zich daaruit salpeter af in groote kristallen, die tot het rhombische stelsel behooren en geen kristalwater bevatten. 1 Deel salpeter lost op in ongeveer 4 deelen water van de gewone temperatuur, en in 1 deel kokend water. Volkomen zuiver salpeter verkrijgt men door het handelszout nogmaals in kokend water op te lossen en de oplossing, terwijl deze afkoelt, te schudden; door deze handelwijze (gestoorde kristallisatie) verkrijgt men fijne kristallen (salpetermeel), die zui-

(¹) Porcelein, glas en ook platina worden door gesmolten kalium- en natriumhydroxyde aangetast. In het groot smelt men deze stoffen in vaten van blank geschuurd ijzer.

verder zijn dan de groote, omdat de laatste steeds holten bevatten, welke met moederloog gevuld zijn.

Salpeter bestaat voor bijna de helft van zijn gewicht uit zuurstof; bij verhitting verliest het een gedeelte daarvan; gemakkelijker bij aanwezigheid van kool en andere oxydeerbare lichamen. Dit zout wordt daarom dikwijls gebruikt als oxydatiemiddel.

Buskruit is een innig mengsel van salpeter, houtskool en zwavel. De ontleding, die bij de verbranding van dit lichaam plaats heeft, is in hoofdzaak de volgende: de zuurstof van het salpeter verbindt zich met de koolstof tot kooloxyde en koolstofdioxyde, de stikstof wordt vrij, terwijl de zwavel zich met zuurstof en met kalium verbindt. Het buskruit kan zonder toetreding van lucht verbranden, omdat de noodige zuurstof daarin aanwezig is; de hevig exploderende werking wordt veroorzaakt door de plotselinge gasontwikkeling, welke bij de snelle verbranding plaats heeft, terwijl het volumen der gassen door de warmte, die bij de verbranding vrijwordt, nog aanmerkelijk toeneemt. De meeste soorten van buskruit bevatten ongeveer 2 moleculen salpeter op 1 atoom zwavel en 3 atomen koolstof. Deze verhouding is bij ervaring de beste bevonden. De bij de verbranding plaats hebbende ontleding kan niet door een eenvoudige vergelijking worden uitgedrukt; zij is veel ingewikkelder dan de bovenvermelde, welke slechts het hoofdproces aangeeft.

Hetgeen bij verbranding van buskruit achterblijft, bestaat hoofdzakelijk uit kaliumsulphaat, kaliumcarbonaat, kaliumhyposulphiet, kaliumsulfide, enz.; de gassen, die bij de verbranding ontstaan, zijn, behalve stikstof, koolstofdioxyde en kooloxyde, waterstof en zwavelwaterstof.

Om de samenstelling van buskruit te leeren kennen behandelt men een afgewogen hoeveelheid van die stof met kokend water, waarin het salpeter oplost; uit hetgeen overblijft wordt, na gedroogd en gewogen te zijn, door middel van zwavelkoolstof de zwavel verwijderd en in gewicht bepaald; de koolstof blijft nu alleen over en kan na droging gewogen worden.

In de volgende tabel vindt men de samenstelling van eenige soorten van buskruit, welke door de militairen in verschillende landen gebruikt worden:

B U S K R U I T .	Pruisen.	Engeland en Oostenrijk.	Frankrijk.	China.
salpeter	75	75	75	75,7
kool	13,5	15	12,5	14,4
zwavel	11,5	10	12,5	9,9
	100	100	100	100

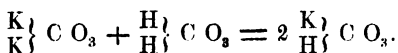
Kaliumcarbonaat, $K_2 C O_3$. Dit zout, dat onder den naam van *potasch* bekend is, wordt in het groot in Rusland en in Amerika bereid. Houtasch wordt met water uitgeloozd, de oplossing wordt tot droog verdampt, en de zoo verkregen zoutmassa brengt men als ruwe potasch in den handel. Deze bevat nog andere zouten, vooral kaliumchloride en kaliumsulphaat, bovendien kiezelaarde; men bereidt daaruit de gezuiverde potasch door het ruwe product met weinig water te behandelen, of door het aan vochtige lucht bloot te stellen, waardoor men, ten gevolge van de gemakkelijke oplosbaarheid van het kaliumcarbonaat, een vrij zuivere oplossing van dit zout verkrijgt, terwijl de inmengselen grootendeels achterblijven. Door indamping van de heldere oplossing verkrijgt men dan een zuiverder soort van potasch, maar geen zuiver kaliumcarbonaat.

De landplanten bevatten kaliumzouten van organische zuren; vooral de bladeren en twijgjes zijn rijk aan deze zouten. De stammen en groote takken bevatten in evenredigheid minder kaliumverbindingen. Bij de verbranding worden de organische zuren ontleed, en ontstaat er kaliumcarbonaat.

Belangrijke hoeveelheden potasch worden in den laatsten tijd verkregen als nevenproduct van de beetwortel-suikerfabricatie.

Om zuiver kaliumcarbonaat te verkrijgen verkoolt men zuiveren wijnsteen (een zuur kaliumzout van wijnsteen zuur, dat zich gedurende de gisting in de wijnvaten afzet). De zwarte massa trekt men vervolgens met water uit, en de gefiltreerde oplossing wordt tot droog toe verdampt.

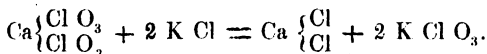
Zuiver kaliumcarbonaat is een wit, kristallijn poeder, dat zeer gemakkelijk oplost in water, en dat vervloeit ⁽¹⁾ wanneer het met vochtige lucht in aanraking is. De oplossing van dit zout bezit een bijtende smaak, en reageert sterk alkalisch. Deze absorbeert koolstofdioxyde in groote hoeveelheid, en bij verdamping van die vloeistof verkrijgt men kristallen van kaliumhydrocarbonaat, $\left. \begin{matrix} K \\ H \end{matrix} \right\} C O_3$, welke vrij goed oplosbaar zijn in water en neutraal reageeren. Het boven genoemde zout, dat gewoonlijk dubbelkoolzure potasch genoemd wordt, ontstaat volgens onderstaande vergelijking:



Kaliumchloride, $K Cl$. De wijze, waarop men dit zout verkrijgt, werd reeds vroeger vermeld; het kristalliseert in den cubusvorm, evenals keukenzout, en wordt dikwijls gebruikt voor de bereiding van andere kaliumzouten.

(1) Hierdoor kan men gemakkelijk kaliumcarbonaat van natriumcarbonaat onderscheiden. Natriumcarbonaat is volstrekt niet hygroscoopisch.

Kaliumchloraat, $K Cl O_3$. Deze verbinding, welke wij reeds bij het chloorzuur beschreven hebben, wordt in het groot verkregen door kalkmelk onder verwarming met chloor te verzadigen, en het gevormde calciumchloraat door kaliumchloride te ontleden :

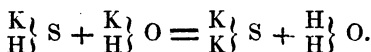


Bij bekoeling zet zich het moeilijk oplosbare kaliumchloraat af in tafelvormige kristallen, die tot het monoklinische stelsel behooren. Wanneer brandbare lichamen met kaliumchloraat gemengd worden, heeft er bij verwarming nog heviger ontploffing plaats dan bij toevoeging van salpeter. Een mengsel van kaliumchloraat en zwavel geeft een sterken knal wanneer men er met een hamer op slaat; terwijl een mengsel van suiker en van dit zout ontviamt, zoodra men er een druppel geconcentreerd zwavelzuur bijvoegt. In de vuurwerkmakerij wordt veel kaliumchloraat gebruikt; verder wordt het aangewend bij het maken van lucifers en in de katoendrukkerij, voor de bereiding van zuurstof, enz.

Kaliumjodide, $K J$, kan men bereiden door oplossing van jodium in potaschloog, en gloeiing met kool van hetgeen bij verdamping achterblijft. Dit zout is zeer goed oplosbaar in water, en kristalliseert uit deze oplossing in den dobbelsteenvorm; het is dus isomorph met kaliumchloride. In het groot maakt men het door ijzervijssel, jood en water te schudden, en de oplossing van het gevormde ijzerjodide door kaliumcarbonaat te ontleden. Kaliumjodide wordt veel gebruikt in de photographie en in de geneeskunde.

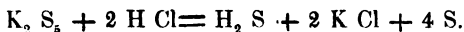
Kaliumbromide, $K Br$, komt veel overeen met kaliumjodide en wordt op overeenkomstige wijze bereid.

Verbindingen van kalium met zwavel. Met zwavel verbindt kalium zich in meer dan één verhouding; de best bekende verbindingen zijn: $K_2 S$, $K_2 S_2$, $K_2 S_3$ en $K_2 S_5$ (¹). Kaliummonosulphide, $K_2 S$, verkrijgt men door gloeiing van kaliumsulphaat met kool. Door zwavelwaterstof in potaschloog te leiden totdat de vloeistof van dit gas niet meer opneemt, ontstaat kaliumhydrosulphide, $\left\{ \begin{array}{l} K \\ H \end{array} \right\} S$, een verbinding, die in gele kristallen kan verkregen worden en door bijtende potasch in kaliummonosulphide en water ontleed wordt :



(¹) In den regel zijn van elk metaal evenveel sulphiden bekend als er oxyden van bestaan; K , Na , Ba en Ca maken echter op dezen regel een uitzondering, daar zij meer sulphiden dan oxyden leveren.

Beide verbindingen ontwikkelen, wanneer er een zuur bijgevoegd wordt, zwavelwaterstof; hetzelfde doen ook de andere sulphiden, onder vrijwording van zwavel, die zich daarbij als een fijn, wit poeder (*zwavelmelk*) afscheidt :



De hoogere sulphiden (de persulphiden) van kalium worden verkregen door kaliummonosulphide met zwavel samen te smelten.

Kaliumsulphaat, $K_2 S O_4$, is een bestanddeel der plantenasch, in het bijzonder van die der zeeplanten. Dit zout is vrij moeilijk oplosbaar in water, en vormt harde, rhombische kristallen. Kaliumhydrosulphaat, $\left. \begin{matrix} K \\ H \end{matrix} \right\} S O_4$, (zure zwavelzure potasch) wordt als nevenproduct verkregen bij de bereiding van salpeterzuur; om het te bereiden voegt men bij een oplossing van het normale zout zwavelzuur en laat kristalliseeren.

Kaliumhydrosulphaat is veel beter oplosbaar dan kaliumsulphaat; bij smelting wordt dit zout ontleed, en daarom wordt het dikwijls gebruikt om zwavelzuur in de gloeihitte op andere stoffen te laten inwerken. Veel silicaten worden als men ze in fijn verdeelden toestand met kaliumsulphaat samensmelt, omgezet in sulphaten, onder afscheiding van $Si O_2$.

Kenteekenen van de kaliumverbindingen. Het beste onderkeningsmiddel voor deze verbindingen is, wanneer er geen natriumverbindingen aanwezig zijn, de violette kleur, die zij aan de niet lichtgevende gasvlam mededeelen. Het spectrum van de kaliumvlam (zie het hoofdstuk over spectraal-analyse en de daarbij behorende plaat) bestaat uit twee heldere strepen, de eene in het roode, de andere in het violette gedeelte van het spectrum.

Bijna alle kaliumzouten zijn in water oplosbaar. Kaliumcarbonaat vervloeit aan de lucht, natriumcarbonaat doet dit niet; eenige kaliumzouten zijn echter weinig oplosbaar in water, en van deze trekt men partij om de verbindingen van dit metaal op te sporen en van andere stoffen te scheiden. Voegt men bij een niet al te verdunde oplossing van een kaliumzout overchloorzuur of een oplosbaar perchloraat, dan vormt zich een kristallijn praecipitaat van kaliumperchloraat. Bij toevoeging van overmaat van wijnsteen zuur ontstaat onder die omstandigheden wijnsteen, een zout, dat moeilijk oplosbaar is en zich als een kristallijn poeder afzet (het overeenkomstige natriumzout is goed oplosbaar).

Ook kalium-platinchloride, $K_2 Pt Cl_6$, is zeer weinig oplosbaar in water. Men verkrijgt deze verbinding door platinchloride bij een oplossing van een kaliumzout te voegen, in den vorm van een

geel, kristallijn praecipitaat. Is de oplossing zeer verdund, dan ontstaat dit praecipitaat eerst na eenigen tijd; toevoeging van alcohol bevordert de afscheiding, omdat de verbinding daarin geheel onoplosbaar is. Dezelfde verbinding van natrium is goed oplosbaar. Ammonium-platinchloride komt echter veel overeen met het kaliumzout.

NATRIUM OF SODIUM.

Na = 23 gew. d. natrium.

Dit metaal werd door DAVY terstond na de afscheiding van kalium ontdekt. Hij bereidde het door ontleding van bijtende soda door middel van den galvanischen stroom. In het groot wordt het tegenwoordig, evenals kalium, door reductie van natriumcarbonaat met kool verkregen. Daar hierbij geen explodeerende verbinding gevormd wordt, is de bereiding veel gemakkelijker en minder gevaarlijk, en het metaal veel goedkooper.

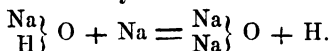
Natrium is een zilver-wit metaal, dat bij de gewone temperatuur week is; het heeft tot soortelijk gewicht 0,97, smelt bij 95,6° en gaat bij een temperatuur, die dicht bij de rood-gloeihitte ligt, in een kleurlozen damp over.

Aan de lucht oxydeert het zich spoedig; op water drijft het, en ontleedt dit onder vorming van bijtende soda, terwijl waterstof vrij wordt. De ontleding van water door natrium is niet zoo hevig als die door kalium; de waterstof ontvlamt alleen wanneer het water warm is, of wanneer men zorgt dat het bolletje natrium op dezelfde plaats blijft. Men kan dit gedaan krijgen door het metaal op een stukje filtreerpapier te leggen of door het water met stijfselpap te vermengen. De waterstofvlam is dan geel gekleurd, tengevolge van daarin aanwezige natriumdampen.

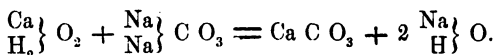
Natrium wordt veel gebruikt om andere metalen, vooral magnesium en aluminium, uit hun verbindingen in vrijheid te stellen, en in de laboratoria als een krachtig reductiemiddel. De natriumverbindingen zijn in de natuur zeer algemeen verspreid; door middel van de spectraal-analyse kan men de aanwezigheid daarvan in ieder stofje aantonen. Natrium is een hoofdbestanddeel van veel kristallijne gesteenten. Met chloor verbonden vormt dit metaal het keukenzout, dat in belangrijke hoeveelheid in het zeewater en in de beddingen van steenzout voorkomt.

Oxyden van natrium. Wanneer natrium bij de gewone temperatuur aan volkomen droge lucht wordt blootgesteld, dan verandert het in een wit poeder, dat uit *natriummonoxyde*, Na_2O , bestaat. Dit komt veel overeen met kaliummonoxyde en verbindt zich met

water tot natriumhydroxyde, Na H O . Natriumhydroxyde kan door verhitting niet weder in water en natriumoxyde ontleed worden; verhit men het echter met natrium, dan wordt waterstof vrij, en ontstaat er natriummonoxyde:



In het groot bereidt men natriumhydroxyde op dezelfde wijze als kaliumhydroxyde, door een oplossing van natriumcarbonaat (¹) met gebluschte kalk te koken:



Door verdamping der oplossing (sodaloog) en smelting van hetgeen achterblijft, verkrijgt men de bijtende soda als een witte, kristallijne massa, die uit de lucht spoedig water en koolstofdioxyde opneemt. Zij smelt onder de rood-gloeihitte en is nog vuurbestendiger dan bijtende potasch, waarmede zij overigens veel overeenkomt. De bijtende soda wordt hoofdzakelijk in de zeepziederijen gebruikt.

Ook *natriumdioxyde*, $\text{Na}_2 \text{O}_2$, is bekend.

Natriumchloride, Na Cl . Keukenzout is de belangrijkste verbinding van het natrium en dient voor de bereiding van bijna alle andere. In de natuur is het zeer verbreid; men vindt het, in meer of minder zuiveren staat, als steenzout in dikke lagen in Duitschland, Gallicië, Engeland, Spanje, enz. Op andere plaatsen komen uit den bodem bronnen te voorschijn, die rijk zijn aan chloornatrium. Het zeewater bevat ongeveer 3 procent natriumchloride en 1 procent andere zouten, zooals blijkt uit de volgende analyse van de zoutmassa, welke bij verdamping van het water uit de Noordzee achterblijft:

natriumchloride	78,49
kaliumchloride	1,03
magnesiumchloride	9,42
calciumsulphaat	4,44
magnesiumsulphaat	6,41
magnesiumbromide	0,17
calciumcarbonaat	0,04
	100,00

(¹) Deze oplossing mag niet al te geconcentreerd zijn, want dan heeft de ontleding niet plaats. Verwarmt men calciumcarbonaat met sterke sodaloog, dan verkrijgt men natriumcarbonaat en calciumhydroxyde. — De bovengenoemde reactie berust op het feit, dat zich in oplossing zooveel mogelijk onoplosbare verbindingen vormen.

Bovendien is er geen bodem en geen water aan de oppervlakte der aarde, waarin niet meer of minder keukenzout aanwezig is, evenals in elke plantaardige en dierlijke stof. Voor de verkrijging van keukenzout komen echter alleen het steenzout, de zoutbronnen en het zeewater in aanmerking. Het steenzout is somtijds zoo zuiver, dat het onmiddellijk als zout gebruikt kan worden; andere soorten echter, bijv. het engelsch-klipzout, zijn minder zuiver en rood of bruin gekleurd; deze moeten vooraf geraffineerd, dat is opgelost, gefiltreerd en op nieuw gekristalliseerd worden. Voor de oplossing daarvan gebruikt men bij ons te lande in den regel zeewater.

Sommige zoutbronnen zijn zoo rijk aan zout, dat zij onmiddellijk boven het vuur kunnen verdampt worden; dit is echter niet het geval met het zeewater, en daarom moet de oplossing geconcentreerd worden voordat men ze door kunstwarmte verder verdamppt. Het middel, waarvan men tot dit doel gebruik maakt, hangt af van plaatselijke omstandigheden. In warme landen, waar het zelden regent, legt men op de kust *zoutvijvers* aan, ondiepe bassins, waarvan men het eerste bij hoogen waterstand, door opening van een sluisdeur, kan laten vol loopen. Het water stroomt van den eenen vijver in den anderen en verdampt op die wijze snel. In de noordelijke streken daarentegen laat men het zeewater herhaaldelijk bevrozen, neemt het gevormde ijs (dat uit bijna zuiver water bestaat) weg, en krijgt op die wijze een sterke pekkel. Op tuschengelegen breedten (vroeger ook in ons land bij Katwijk) maakt men gebruik van de *gradeermachine*, een hooge muur van opeengestapelde takkenbosschen door latwerk samengehouden, welke van onderen breder is dan van boven. Deze muur is van onderen omgeven door een bak, en van boven voorzien van een goot met kleine gaatjes, waarin het zeewater kan opgepompt worden. Het doel van dezen toestel is wederom het water over een groote oppervlakte te verspreiden, en daardoor de verdamping te bevorderen.

De op een der bovengenoemde methoden verkregen pekkel heeft reeds een groot gedeelte van de moeilijk oplosbare zouten, zooals calciumsulphaat en calciumcarbonaat, afgezet, en is tevens veel rijker aan keukenzout geworden. Zij wordt nu verder boven vuur in pannen verdampt.

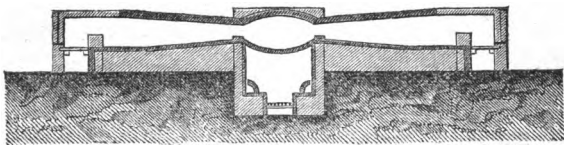
Het keukenzout is in koud water bijna even goed oplosbaar als in warm water (1 d. keukenzout in 2,8 d. water); bij verdere verdamping van de oplossing zal zich het natriumchloride dus het eerst afzetten, terwijl de magnesiumverbindingen, die veel meer oplosbaar zijn in kokend dan in koud water, in oplossing blijven. Heeft de kristalvorming plaats onder sterke beweging der vloeistof door het koken, dan verkrijgt men het zoogenaamde fijne zout; is de oppervlakte in rust, dan ontstaat het grove zout, dat uit vier-

zijdige holle pyramides bestaat, welke uit dobbelsteenvormige kristalletjes zijn opgebouwd. Het geraffineerde zout van den handel is niet geheel zuiver, omdat tusschen de kristalletjes een weinig van de moederloog is opgesloten, welke maakt dat het zout aan de lucht vervloeit en bij verwarming decrepiteert (¹). De toepassing, die het natriumchloride vindt, is genoegzaam bekend. Zijn bederfwerend (antiseptisch) vermogen is het grootendeels daaraan verschuldigd, dat het de stoffen, die er mede bedeed zijn, zooals vleesch, enz., ongeschikt maakt voor de ontwikkeling van lager georganiseerde wezens, waarvan de kiemen in de lucht aanwezig zijn. Wordt keukenzout sterk verhit, dan smelt het, en vervluchtigt het vervolgens voor een niet onaanzienlijk gedeelte.

Zuiver chloornatrium verkrijgt men door een oplossing van natriumcarbonaat met zoutzuur te verzadigen en daarna in te dampen.

Natriumcarbonaat, Na_2CO_3 . Dit zout wordt zeer in het groot bereid, en in groote hoeveelheden in de glasfabrieken, de zeepziederijen, de bleekerijen, enz. verbruikt. Vroeger verkreeg men dit zout uit de asch van zeeplanten, evenals thans nog de potasch uit de asch der landplanten; tegenwoordig echter bereidt men het grootendeels volgens de methode van LEBLANC (²) uit keukenzout, dat door een reeks van chemische processen in natriumcarbonaat wordt omgezet. Het natriumchloride wordt eerst met zwavelzuur in een oven verhit, waardoor het in natriumsulphaat of glauberzout wordt veranderd. Fig. 48 vertoont ons een doorsnede, en fig. 49 de bui-

Fig. 48.

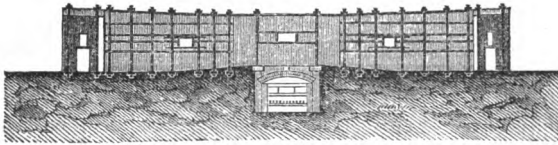


tenzijde van een oven, zooals die in de grootste fabrieken van Engeland gebruikt wordt. In het midden boven den vuurhaard bevindt zich een groote, overdekte ijzeren pan, en aan iederc zijde daarvan is een roost-oven geplaatst. Men brengt het keukenzout in de pan, voegt er de noodige hoeveelheid zwavelzuur bij en verhit het meng-

(¹) De vloeistofdeeltjes, die tusschen de kristalletjes zijn opgesloten, gaan onder die omstandigheden over in stoom, welke zich ten slotte met geweld een uitweg baant.

(²) Deze methode is in het laatst der voorgaande eeuw door LEBLANC, een fransch ingenieur, uitgevonden.

Fig. 49.



sel. Het zoutzuur, dat hierbij gevormd wordt, ontwijkt met de gassen, die bij de verbranding ontstaan, in een gemetseld kanaal, dat deze naar groote cilinders voert, welke gevuld zijn met coaks of gebakken steen, waarover voortdurend water stroomt. Het zoutzuurgas wordt daardoor opgenomen, terwijl de rook en de gassen door een hoogen schoorsteen ontwijken. Zoodra de massa in de pan vast wordt, brengt men ze in de roost-ovens, waar de vlam doorheen gaat, en waar de verdere ontleding plaats heeft. Het sulphaat wordt vervolgens met haken uit de roost-ovens gehaald, met zijn eigen gewicht aan kalksteen en drie vierde gedeelte daarvan aan steenkool gemengd en in den soda-oven (fig. 50 en 51) verhit.

Fig. 50.

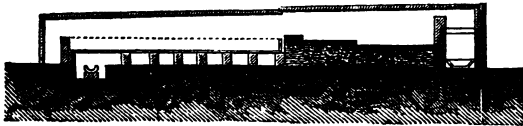
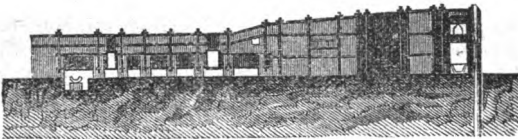


Fig. 51.



De donkere gesmolten massa, welke men op die wijze verkrijgt, wordt *ruwe soda* genoemd.

De scheikundige omzettingen, welke in den soda-oven plaats hebben, zijn de volgende: in de eerste plaats wordt het natriumsulphaat door de koolstof tot natriumsulphide gereduceerd:



terwijl verder, door verhitting van natriumsulphide met overmaat van calciumcarbonaat, natriumcarbonaat gevormd wordt benevens

een verbinding van calcium met zuurstof en zwavel (calciumoxy-sulphide), die onoplosbaar is in water :



De ruwe soda wordt uitgeloozd en de oplossing door de warme lucht uit den oven, die over de looden pannen gevoerd wordt, verdampt. Wanneer de oplossing een zekeren graad van concentratie verkregen heeft, begint het natriumcarbonaat zich in kristallen af te zetten; deze worden terstond uit de pan geschept, gedroogd en nogmaals in den oven verhit. De op die wijze verkregen water-vrije soda komt in den handel voor onder den naam van *gecalcineerde soda*. Deze bevat, naarmate zij meer of minder zuiver is, 82 tot 95 procent $\text{Na}_2\text{C O}_3$, een weinig bijtende soda en eenige procenten natriumsulphide, glauberzout en keukenzout. In Groot-brittannie wordt jaarlijks meer dan 200,000 ton (1 ton = 1016 kilo) keukenzout in de sodafabrieken gebruikt, en daaruit wordt ongeveer evenveel gecalcineerde soda verkregen.

Lost men gecalcineerde soda op in warm water, dan verkrijgt men bij bekoeling groote, doorschijnende kristallen, die tot formule hebben: $\text{Na}_2\text{C O}_3 + 10 \text{H}_2\text{O}$, en die onder den naam van *gekristalliseerde soda* of droogwater bekend zijn.

Ook in de natuur komt natriumcarbonaat voor, aan de oppervlakte van den bodem in Hongarije en in de soda-meren van Egypte.

Natriumhydrocarbonaat, $\begin{matrix} \text{Na} \\ | \\ \text{H} \end{matrix} \text{C O}_3$, wordt in het groot verkregen door koolstofdioxyde te leiden over gekristalliseerde soda, die gedeeltelijk van haar kristalwater beroofd is. Het is een wit, kristallijn poeder, dat bij verhitting in natriumcarbonaat, water en koolstofdioxyde ontleed wordt. Onder den naam van *dubbelkoolzure soda* wordt dit zout veelvuldig in de geneeskunde en voor de bereiding van mousseerende dranken gebruikt. Natriumhydrocarbonaat reageert neutraal, terwijl het normale zout sterk alkalisch reageert.

Natriumnitraat, Na N O_3 . Dit zout komt in Peru in zeer aanzienlijke hoeveelheden voor en wordt van daar, onder den naam van *chili-salpeter* of *soda-salpeter*, naar Europa gevoerd. Het wordt gebruikt als meststof en voor de bereiding van salpeterzuur en gewoon salpeter. — Om uit natriumnitraat kaliumnitraat te verkrijgen, vermengt men een geconcentreerde warme oplossing van het eerstgenoemde zout met een warm verzadigde oplossing van kaliumchloride. Bij bekoeling kristalliseert dan kaliumnitraat, terwijl keukenzout in oplossing blijft.

Natriumnitrat is *hygroscopisch*, kaliumnitrat niet. Voor de bereiding van buskruit kan chili-salpeter dus niet dienen.

Natriumsulfaat, Na_2SO_4 , komt in den handel voor onder den naam van *glauberzout*, in grooten doorzichtigen kristallen, $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 10\text{H}_2\text{O}$, die aan de lucht *verweeren* (1), dat wil zeggen, een gedeelte van hun kristalwater verliezen en daardoor tot een wit poeder uiteenvallen. Dit zout komt in veel minerale wateren; in het zeewater en in zoutbronnen in oplossing voor. Het gekristalliseerde zout wordt als geneesmiddel aangewend en tevens voor koudmakende mengsels gebruikt. Overgiet men fijn gestooten glauberzout met iets meer dan de helft van zijn gewicht zoutzuur, dan daalt de thermometer daarin 25 tot 30°. — Het waterrijke natriumsulfaat, zooals het in de sodafabriek verkregen wordt; gebruikt men in de glasfabriek.

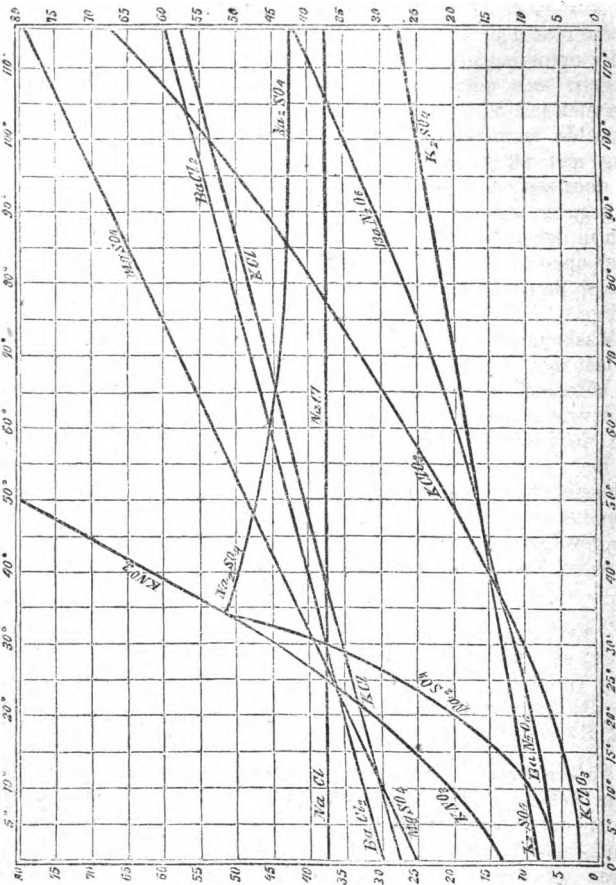
Opmerkelijk is het, dat de oplosbaarheid van glauberzout van 0° tot 33° regelmatig toeneemt; maar vanaf die temperatuur tot aan het kookpunt weder afneemt, terwijl in den regel de oplosbaarheid van een zout klimt met de temperatuur van het oplossingsmiddel. Waarschijnlijk verliest het glauberzout bij 33° zijn kristalwater, zoodat niet meer $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 10\text{H}_2\text{O}$, maar Na_2SO_4 in oplossing aanwezig is (2).

Om op een aanschouwelijke wijze de oplosbaarheid van verschillende zouten in water van verschillende temperaturen voor te stellen, maakt men gebruik van de *graphische methode*. Men plaatst tot dit doel twee lijnen loodrecht op elkander en trekt op willekeurige, maar altijd even grooten afstanden lijnen, welke evenwijdig loopen met de twee eerste. De verticale lijnen worden de lijnen der temperaturen, de horizontale die der hoeveelheden genoemd. Heeft men nu de oplosbaarheid van een zout bij eenige verschillende temperaturen bepaald, dan teekent men dit op de lijnen aan en verbindt vervolgens deze punten door strepen. De volgende afbeelding zal ons dit duidelijk maken:

(1) Ook de kristallen van natriumcarbonaat verweeren aan de oppervlakte.

(2) Uit een oplossing van natriumsulfaat kristalliseert bij alle temperaturen onder 33° een zout met 10 H_2O ; boven 33° kristalliseert een waterrijke zout. — De hoeveelheid kristalwater, die een zout bevat, is dikwijls verschillend naar gelang van de temperatuur der oplossing, waaruit het gekristalliseerd is. Zoo kristalliseert natriumcarbonaat bij — 20° met 15 H_2O en bij de gewone temperatuur met 10 H_2O ; terwijl bij verwarming uit een geconcentreerde oplossing zich een zout met slechts één molecule kristalwater afzet.

Oplosbaarheid van eenige zouten in 100 deelen water.



Wij lezen daarin onmiddellijk af, dat in honderd deelen water van 40° 62 deelen KNO_3 oplosbaar zijn, en dat in evenveel water van dezelfde temperatuur slechts 15 deelen K_2SO_4 en bijna evenveel $BaCO_3$ kunnen opgelost worden. De lijn, die de oplosbaarheid van Na_2SO_4 voorstelt, zien wij tot 33° sterk rijzen en vandaar weer langzaam naar beneden gaan (de verklaring van dit verschijnsel hebben wij reeds gegeven).

De lijn, welke met $NaCl$ gemerkt is, loopt in de teekening horizontaal; dit is niet volkomen juist, daar keukenzout in kokend wa-

ter iets meer oplosbaar is dan in koud; wij maken echter geen groote fout door aan te nemen dat de lijn horizontaal is.

De oplossing van glauberzout levert ons een goed voorbeeld van hetgeen men noemt een *oververzadigde oplossing*. Op twee wijzen kan men (zie bl. 35) een verzadigde oplossing van een zout bij een bepaalde temperatuur verkrijgen: 1°. door overvloed van het zout lang met water van den bepaalden warmtegraad te schudden, en 2°. door een oplossing, die bij hooger temperatuur verzadigd is, tot de gegeven temperatuur te laten afkoelen. In het laatste geval zet zich in den regel een gedeelte van het zout af, maar er blijft toch meer opgelost, dan het geval zou zijn wanneer de oplossing bereid was op de eerst beschreven wijze; daarom noemt men haar *oververzadigd*.

Maakt men een bij 33° verzadigde oplossing van natriumsulphaat, en laat men deze in een geheel gevulde en goed gesloten flesch rustig afkoelen, dan blijft al het zout in oplossing, niettegenstaande de oplossing zeer sterk oververzadigd is. Dikwijls is echter het openen van de flesch, de aanraking van de vloeistof met een glazen staafje of het inwerpen van een kristalletje van het zout voldoende om de oplossing op eenmaal te doen kristalliseeren. Plaatst men een thermometer in de vloeistof, dan rijst deze bij de snelle kristalschieting, ten gevolge van de warmte, die vrij wordt bij den overgang van een vloeistof in den vasten toestand, aanmerkelijk.

Verhit men natriumhydrosulphaat Na H S O_4 , dan ontwijkt er water, en houdt men een zout over, dat tot formule heeft $\text{Na}_2 \text{S}_2 \text{O}_7$. Deze verbinding kan men beschouwen als het natriumzout van het Nordhäuser-zwavelzuur: bij sterke verhitting wordt het ontleed in $\text{Na}_2 \text{S O}_4$ en S O_3 .

Natriumboraat. Er zijn verschillende natriumzouten van boorzuur bekend. Het belangrijkste daarvan is de *borax*, die vroeger onder den naam van *tinkal* uit Tibet, waar ze als mineraal voorkomt, naar Europa gevoerd werd. Tegenwoordig bereidt men borax uit boorzuur en soda; het kristalliseert in waterhoudende kristallen, die tot formule hebben $\text{Na}_2 \text{B}_4 \text{O}_7 + 10 \text{H}_2 \text{O}$ (zie bl. 140). Deze kristallen smelten bij verhitting onder sterke opzwellen en geven in de gloeihitte een glasachtige massa van gesmolten borax, $\text{Na}_2 \text{B}_4 \text{O}_7$, die bij proeven voor de blaasbuis, bij het soldeeren van metalen en als vloeimiddel bij het uitsmelten van ertsen gebruikt wordt, daar het zout, evenals boortrioxjde, het vermogen bezit om in gesmolten toestand metaaloxjden op te lossen.

Natriumsilicaat. Door samensmelting van kiezelaarde (zand of poeder van vuursteen) met overvloed van soda verkrijgt men een

glasachtige massa, die bij koking in water oplost. Deze oplossing wordt onder den naam van *waterglass* gebruikt om hout, katoen, enz. onbrandbaar te maken en tegen den invloed van het weer te beschutten. Tevens kan zij dienen om porcelein en glas te lijmen.

Kenteekenen van de natriumverbindingen. Alle natriumzouten zijn goed oplosbaar in water, behalve dat van antimoonzuur (zie later); dit is zeer weinig oplosbaar. Het kaliumzout van hetzelfde zuur lost vrij goed op in water. De aanwezigheid van een natriumverbinding toont men het best aan door de stof te brengen in een kleurlooze gasvlam, die daardoor zeer sterk geel wordt gekleurd; het spectrum daarvan bestaat uit één heldere, gele streep (zie de plaat).

De overige reactie's op natriumverbindingen zijn negatief (zie bl. 168).

CAESIUM EN RUBIDIUM.

Deze twee metalen, welke door middel van de spectraal-analyse in 1860 door BUNSEN en KIRCHHOFF ontdekt werden, komen in al hun verbindingen zooveel met die van kalium overeen, dat men ze vroeger daarvan in het geheel niet onderkend heeft. Zij zijn in de natuur tamelijk verbreid, maar altijd in zeer geringe hoeveelheden aanwezig. Het eerst werden zij in de moederloog van de Dürkheimer zoutbron gevonden; later echter vond men ze in veel andere bronnen, in verschillende mineralen, in de asch van planten, enz. Hun verbindingen komen altijd met kaliumverbindingen te zamen voor. Om ze daarvan te scheiden, bereidt men de dubbelzouten van platinchloride. Kookt men deze met water, dan lost het kaliumzout bijna alleen op, zoodat men na herhaalde uitkoking de caesium- en rubidiumzouten zuiver overhoudt. Door den galvanischen stroom kan men de gesmolten chloriden ontleden en de metalen afzonderen. Het carbonaat van caesium is oplosbaar in alcohol, dat van rubidium niet.

LITHIUM.

Li = 7 gew. d. lithium.

Lithiumverbindingen zijn algemeen verspreid, maar treden altijd in zeer geringe hoeveelheden op, gewoonlijk te zamen met die der andere alkalimetalen. Eenige silicaten, met name sommige soorten van mica (glimmer), bevatten lithium in eenigszins grooter hoeveelheden. Ook in minerale wateren heeft men lithiumverbindingen gevonden; een bron in Cornwallis is bijzonder rijk daaraan.

Door electrolyse van lithiumchloride verkrijgt men het metaal, dat zilver-wit is, bij 180° smelt en een soortelijk gewicht van 0,59 bezit; het is dus het lichtste van alle metalen. Daar het carbonaat en het phosphaat van lithium moeilijk oplosbaar zijn, vormt lithium den overgang tusschen de metalen der alkaliën en die der alkalische aarden. Alle lithiumverbindingen kleuren de vlam prachtig karmozijnrood; het spectrum daarvan bestaat uit een heldere, roode streep (zie de plaat).

AMMONIUMVERBINDINGEN.

Ammoniak, $N H_3$, verbindt zich onmiddellijk met alle zuren, en vormt een reeks van zouten, welke zeer veel overeenkomen met de overeenkomstige kaliumverbindingen. In deze zouten neemt men, zooals reeds vroeger werd opgemerkt, het radicaal $N H_4$ (*ammonium*) aan. Dit speelt de rol van een univalent radicaal en kan in verbinding de metalen vervangen, zooals uit de volgende voorbeelden blijkt:

kaliumchloride	$K Cl$	— ammoniumchloride	$(N H_4) Cl$,
kaliumsulphaat	$K \left\{ S O_4 \right.$	— ammoniumsulphaat	$\left. \begin{matrix} N H_4 \\ N H_4 \end{matrix} \right\} S O_4$,
kaliumhydrosulphide .	$K \left\{ S \right.$	— ammoniumhydro-	$\left. \begin{matrix} N H_4 \\ H \end{matrix} \right\} S$.
	$H \left\{ S \right.$	sulphide	

Brengt men natriumamalgama in een oplossing van ammoniumchloride, dan ontstaat natriumchloride en ammoniumamalgama, een lichte, poreuse massa, die metaalglans bezit en op water drijft. Na eenigen tijd wordt dit amalgama weder ontleed in kwik, waterstof en ammoniak. De beide laatste stoffen treden hierbij op juist in de verhouding, waarin zij $N H_4$ zouden vormen.

Ammoniumchloride of salmiak, $(N H_4) Cl$. Dit zout wordt tegenwoordig in het groot bereid door het ammoniakwater der gasfabrieken met zoutzuur te verzadigen, en hetgeen na verdamping achterblijft te sublimeren, om het van teerachtige stoffen te bevrijden. De gesublimeerde salmiak vormt een dradige, taaie massa, die moeilijk kan fijn gestampt worden. Uit zijn oplossing in water kristalliseert dit zout in kleine, slecht gevormde kristallen, welke tot het reguliere stelsel behooren. Bij verhitting gaat het in damp over, zonder vooraf te smelten. (1)

(1) Bij deze bewerking wordt het zout geheel of gedeeltelijk ontleed $N H_3$ en $H Cl$, maar bij bekoeling verbinden deze stoffen zich terstond weder.

Behalve als grondstof voor de bereiding van andere ammoniumverbindingen, wordt het aangewend in de ververij, bij het soldeeren en vertinnen, in de geneeskunde, enz.

Ammoniumcarbonaat. Verhit men salmiak met krijt, dan sublimeert een zout, dat uit een doorschijnende, kristallijne massa bestaat, en in den handel voorkomt onder den naam van koolzure ammonia. Het heeft tot formule: $(\text{N H}_4)_4 \text{C}_3 \text{O}_8 = (\text{N H}_4)_4 \left\{ \text{C O}_3 \right\}_3$ (zie bl. 140). Dit zout riekt naar ammoniak, is zeer vluchtig en verandert, wanneer het aan de lucht wordt blootgesteld langzamerhand in ammoniumhydrocarbonaat, $\text{N H}_4 \left\{ \text{C O}_3 \right\}$, dat isomorph is met het overeenkomstige kaliumzout en dikwijls in guano voorkomt.

Het normale ammoniumcarbonaat, $(\text{N H}_4)_2 \text{C O}_3$, is een zeer onbestendige verbinding, die gemakkelijk ontleed wordt, onder vrijwording van ammoniak. Gewoonlijk gebruikt men daarom bij analyse, in plaats van die verbinding, een mengsel van koolzure ammonia en ammonia.

Ammoniumsulphaat, $(\text{N H}_4)_2 \text{S O}_4$, wordt tegenwoordig in het groot bereid uit het waschwater der gasfabriek. Men gebruikt dit zout voor de bereiding van ammoniumaluin (zie later) en als meststof. ⁽¹⁾

Het normale *ammoniumphosphaat*, $(\text{N H}_4)_3 \text{P O}_4$, ontstaat wanneer men phosphorzuur met een geconcentreerde oplossing van ammoniak verzadigt. Bij verwarming wordt dit zout ontleed in ammoniak en $(\text{N H}_4)_2 \text{H P O}_4$, *diammonium-hydrophosphaat*, dat in lange, monoklinische kristallen kan verkregen worden. Na koking van een oplossing van die verbinding kristalliseert bij bekoeling $(\text{N H}_4) \text{H}_2 \text{P O}_4$, *ammonium-dihydrophosphaat*.

Bij gloeiing geven al deze zouten metaphosphorzuur.

Ammonium-natrium-hydrophosphaat, $(\text{N H}_4) \text{Na H P O}_4$, dat gewoonlijk *phosphorzout* genoemd wordt, gebruikt men dikwijls bij onderzoekingen met de blaasbuis, daar het bij gloeiing overgaat in glasachtig natriummetaphosphaat. Deze verbinding lost bij samensmelting veel metaaloxiden op, en verkrijgt daardoor verschillende kleuren, naargelang van het metaaloxjde (door kobalt blauw, door koper groen, door ijzer bruin, door nikkel donkergeel, door mangaan amethyst-rood, enz.).

⁽¹⁾ Een weinig van dit zout vindt men dikwijls als een wit beslag aan de binnenzijde van de lampeglasten op lichtgas.

Over *ammoniumnitraat*, $(N \cdot H_4) N O_3$, hebben wij reeds vroeger gesproken.

Ammoniumsulphide of zwavelammonium, $(N H_4)_2 S$. Brengt men droog zwavelwaterstofgas bij — 18° samen met overmaat van ammoniakgas, dan zet zich deze verbinding in kleurlooze kristallen af. Bij de gewone temperatuur verliest zij ammoniak, en gaat daardoor over in *ammoniumhydrosulphide*, $\begin{matrix} N H_4 \\ H \end{matrix} S$. Eene oplossing in water van deze laatste verbinding wordt in de scheikundige laboratoria veelvuldig als reagens en als scheidingsmiddel gebruikt. Men bereidt deze door ammonia liquida met zwavelwaterstof te verzadigen. De oorspronkelijk kleurlooze oplossing, die zeer onaangenaam naar zwavelwaterstof en naar ammoniak riekt, kleurt zich bij toetreding van lucht langzamerhand geel, doordien zij gedeeltelijk ontleed wordt, en de zich afscheidende zwavel een hooger sulphide doet ontstaan (*geel-zwavelammonium*).

Kenteekenen van de ammoniumverbindingen. Alle ammoniumverbindingen zijn vluchtig als het zuur, dat zij bevatten, vluchtig is; anders worden zij bij verhitting ontleed, onder vrijwording van $N H_3$. Voegt men bij een ammoniumzout sodaloog of kalkmelk, dan wordt $N H_3$ vrij, dat kenbaar is aan zijn reuk, aan zijn werking op vochtig rood-lakmoespapier en aan de nevels, die het geeft als men er een staafje met verdund zoutzuur of sterk azijnzuur boven houdt. In de overige reactie's komen de ammoniumverbindingen zeer veel overeen met de kaliumverbindingen, zoodat men altijd door gloeiing de eerste moet verwijderen, voordat men op de laatste kan onderzoeken, tenzij men gebruik maakt van de vlamreactie of van de spectraalanalyse.

METALEN DER ALKALISCHE AARDEN.

Calcium.
Strontium.
Baryum.

CALCIUM.

Ca = 40 gew. d. calcium.

Calcium is een zeer belangrijk bestanddeel der vaste aardkorst; het komt voor als silicaat in de ondsta kristallijne gesteenten en

vormt als carbonaat (kalksteen, marmer, krijt) en als sulphaat (gips) dikke lagen in de latere formatie's. Calcium verkrijgt men door electrolyse van het gesmolten chloride, of door verhitting van het jodide met natrium, als een licht-geel metaal, dat een soortelijk gewicht heeft van 1,58. (1) Aan de lucht oxydeert het zich spoedig, zoodat het evenals kalium en natrium onder petroleum bewaard moet worden.

Van calcium is maar één oxyde bekend :

Calciumoxyde of ongebluschte kalk, Ca O . Deze stof verkrijgt men in zuiveren toestand door gloeiing van zuiver calciumcarbonaat, bijv. wit marmer. In het groot bereidt men ze door branden van gewonen kalksteen of schelpen in de zoogenaamde kalkovens.

Hoe geringer de samenhang der deeltjes van den kalksteen is, hoe gemakkelijker deze bij verhitting in Ca O en C O_2 ontleed wordt ; krijt dus veel gemakkelijker dan marmer of kalkspaat.

In een atmosfeer van koolstofdioxyde wordt calciumcarbonaat echter zelfs bij de wit-gloeihitte niet ontleed ; bij het branden is er dus een lucht- of gasstroom noodig, waardoor het koolstofdioxyde aanhoudend wordt weggevoerd ; daarom worden de kalksteenen bij voorkeur aan de onmiddellijke inwerking van een goed trekkend vuur blootgesteld.

De kalkovens, welke ingericht zijn om aanhoudend door te werken, zijn van boven wijder dan van onderen, daar de massa, naarmate zij in den oven zakt (door de verbranding van de steenkool of de turf en door de vermindering in volumen, die de kalksteen bij de branding ondergaat) steeds in omvang afneemt. Van onderen wordt de gaar-gebrande kalk weggehaald, en van boven wordt de oven in dezelfde mate weder aangevuld met stukken kalksteen en brandstof. — Op die wijze bereidt men o. a. de Luiksche steen- of kluitkalk, die bij ons veel gebruikt wordt.

De ovens, waarin bij ons de schelpen gebrand worden, hebben den vorm van een afgeknotten kegel, en moeten na elke branding geleidigd en op nieuw geladen worden.

Kalk is een brooze, witte, onsmeltbare stof, die zich met water verbindt onder vrijwording van veel warmte, en daardoor overgaat in een wit poeder, dat uit *calciumhydroxyde*, $\text{Ca H}_2 \text{O}_2$, of *gebluschte*

(1) Calcium-, baryum-, strontium- en magnesiumoxyde worden zelfs bij de hoogste temperatuur, die wij kunnen voortbrengen, niet door koolstof gereduceerd. Dat dit bij kalium- en natriumoxyde wel geschiedt, hoewel die metalen meer verwantschap tot zuurstof bezitten dan de alkalimetalen, moet worden toegeschreven aan de vluchtigheid van kalium en natrium, daar zich bij hooge temperatuur zooveel mogelijk vluchtige stoffen vormen.

kalk bestaat. 1 Deel calciumhydroxyde lost op in 730 deelen koud en in 1300 deelen kokend water. Deze oplossing, die men *kalkwater* noemt, reageert alkalisch. Goede kalk neemt bij het blusschen veel in volumen toe, en geeft een vet deeg als zij met water wordt aangemengd (vette kalk).

De kalksteen, welke eenige procenten magnesiumcarbonaat bevat, geeft *magere kalk*.

De gebluschte kalk wordt door gloeiing weder ontleed in kalk en water; zij trekt zeer begeerig koolstofdioxyde uit de lucht aan. Op deze eigenschap berust gedeeltelijk het vastworden van den mortel. Daar deze ook zand bevat, ontstaat *op den langen duur* tevens calciumsilicaat, dat de vastheid van den mortel verhoogt; vandaar dat oud metselwerk zoo moeilijk is af te breken. Het vastworden van de luchtmortel (een mengsel van calciumhydroxyde, scherp zand en water) berust echter meer op physische dan op scheikundige werking. De kracht van *adhaesie* speelt hierbij een groote rol. Om goed metselwerk te verkrijgen mag de mortellaag tusschen de steenen niet te dik zijn. — *Hydraulische mortel of cement*, de specie, die gebruikt wordt voor metselwerk, dat weerstand moet bieden aan den invloed van water, verkrijgt men door zacht branden van kleien kiezelhoudenden kalksteen (kustcement), of door gewone luchtmortel (die echter in dat geval wat minder zand bevat) te vermengen met de zoogen. *Dordtsche tras*, fijn poeder van tuf- of duifsteen; dit gesteente heeft zijn ontstaan te danken aan vulcanische asch en wordt bij ons vooral van Andernach aan den Rijn aangevoerd en te Dordrecht (vroeger vooral) gemalen. Wanneer cement met water in aanraking komt, dan vormt zich spoedig een steenharde massa van calciumsilicaat, die tegen verdere inwerking van water bestand is. Het hardworden der watermortels berust dus meer op scheikundige werking.

Kalk wordt dikwijls gebruikt om den bodem te verbeteren; in zware kleibodems worden daardoor de silicaten ontleed en de kaliumverbindingen vrijgemaakt, welke dan door de planten kunnen worden opgenomen. Buitendien werkt kalk ontledend op organische stoffen, en veroorzaakt dus een snellere verrotting van wortels en andere overblijfselen van planten, welke dikwijls in groote hoeveelheden in den bodem aanwezig zijn.

Calciumcarbonaat (koolzure kalk), Ca C O_3 , vormt geheele bergketens en treedt in verschillende vormen, als kalksteen, marmor, krijt, enz., op; met magnesiumcarbonaat verbonden noemt men het *dolomiet*. Veel van deze dikke lagen van calciumcarbonaat, bijv. het krijt, bestaan uit overblijfselen van kleine zeedieren. Het anorganisch bestanddeel der eierschalen en der schelpen, evenals van de koraaldieren, die in den Stillen-Oceaan geheele groepen van eilan-

den opgebouwd hebben, is hoofdzakelijk calciumcarbonaat. In rhomboëders gekristalliseerd vormt calciumcarbonaat de *kalkspaat* (fig. 52), terwijl *arragoniet* bestaat uit rhombische kristallen van deze verbinding (fig. 53). Calciumcarbonaat is dus dimorph.

Fig. 52.

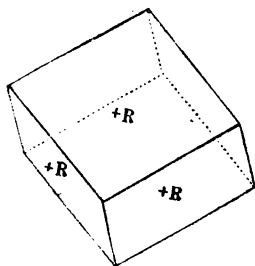
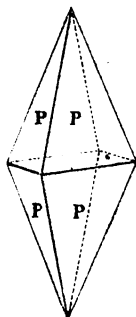


Fig. 53.



In zuiver water is calciumcarbonaat zoo goed als onoplosbaar, in koolzuurhoudend water lost het echter op ⁽¹⁾. Het water, dat uit een kalkhoudenden bodem verkregen wordt, bevat altijd calciumcarbonaat in dien vorm. Wordt zulk water aan de lucht blootgesteld, dan ontwijkt er koolstofdioxyde, en slaat er koolzure kalk neer. Hierop berust de vorming van *druipsteen*, dien men in veel hollen aantreft. Hetzelfde proces heeft plaats bij koking van het water, waarbij zich het carbonaat (vooral wanneer het met gips gemengd is) als harde, kristallijne korsten tegen de wanden van het vat afzet, en den zoogenaamden *ketelsteen* vormt. Om het optreden van ketelsteen, die voor stoomketels hoogst nadeelig en zelfs gevaarlijk is, te verhinderen, heeft men verschillende middelen voorgeslagen. Bevat het water veel calciumhydrocarbonaat en weinig gips, dan doet men het best om een vijver te graven, en het water daarin eenigen tijd aan de lucht bloot te stellen, voordat het in den ketel komt. Soms voegt men salmiak bij het water, waardoor oplosbaar calciumchloride en vluchtig ammoniumcarbonaat ontstaan; de dampen van het laatste zout werken echter nadeelig op de cilinders en de zuigers van de stoommachine. Water, dat kalkzouten houdt opgelost, wordt *hard* water genoemd; dit is niet geschikt om mede te wasschen, daar het met zeep geen schuim geeft, aangezien zich

⁽¹⁾ Er vormt zich dan *calciumhydrocarbonaat*, $(\text{C O})_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{O}_4 \\ \text{Ca H}_2 \end{array} \right.$, dat in water oplosbaar is.

onder die omstandigheden onoplosbare kalkzeep vormt. Bevat het water alleen calciumcarbonaat, dan kan het door koken of door toevoeging van een weinig kalkmelk of bijtende soda *zacht* gemaakt worden.

Calciumsulphaat, CaSO_4 , komt voor als mineraal, dat *anhydriet* genoemd wordt; met water verbonden vormt het het *gips*, $\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$, dat dikwijls in monoklinische kristallen, als *maria glas*, en kristallijn als *albast* optreedt.

1 Deel gips lost op in 400 d. water. In de meeste bronwateren is het aanwezig. Gipshoudend water kan door koken niet zacht gemaakt worden, daar het gips daardoor niet neerslaat; men noemt zulk water daarom *permanent hard*. Voegt men er echter een weinig natriumcarbonaat bij, dan ontstaan onoplosbaar calciumcarbonaat en natriumsulphaat.

Door zachte verhitting (bij 120° — 130°) verliest het gips zijn water. Het gebrande gips verbindt zich echter gemakkelijk weder met 2 moleculen water, en wordt dan na korten tijd hard; van deze eigenschap trekt men partij om afdrukken, beelden, enz. van gips te maken. Deze voorwerpen mogen niet aan regen worden blootgesteld (daar gips niet geheel onoplosbaar is in water), tenzij zij met een beschuttende laag bedekt zijn. Ten einde deze te verkrijgen worden zij met spermaceti (een vetsoort uit den kop van den potvisch) of met witte zeep ingesmeerd, ten gevolge waarvan een laag onoplosbare kalkzeep aan de oppervlakte ontstaat. Ook waterglas kan voor dit doel gebruikt worden.

Sterk met gips bedeelde wateren zijn niet alleen voor de meeste takken van industrie, maar ook voor drinkwater af te keuren.

Komt gips in aanraking met ammoniumcarbonaat (een van de verrottingsproducten van stikstofhoudende organische stoffen), dan vormt zich ammoniumsulphaat en calciumcarbonaat. Op deze reactie berust hoofdzakelijk de goede uitwerking van gips als meststof. Het ammoniumsulphaat is namelijk veel minder vluchtig dan het ammoniumcarbonaat, zoodat op die wijze de voor de plantenvoeding zoo belangrijke ammoniumverbindingen in den bodem teruggehouden worden, terwijl zij anders grootendeels vervluchtigen.

Ook de kalk uit de zuiveringskisten van de gasfabriek kan als meststof gebruikt worden. Deze moet echter vooraf langen tijd aan de lucht blootgesteld en dikwijls omgezet worden, ten einde het zwavelcalcium (calciumsulphide) gelegenheid te geven zich tot calciumsulphaat te oxydeeren. Calciumsulphide is vergift voor de planten; versche gaskalk wordt daarom ook gebruikt om de grasjes, die zich vertoonen in straten, waar weinig passage is, te doodden.

Door gloeiing met kool of door in aanraking te zijn met rottende organische stoffen, wordt gips gereduceerd tot calciumsulphide.

Calciumsulphide wordt gemakkelijk door koolstofdioxyde ontleed en is dus een bron voor ontwikkeling van zwavelwaterstof (grachten van Amsterdam, enz.).

Calciumchloride, Ca Cl_2 , bereidt men door oplossing van krijt of marmer in zoutzuur. Wordt deze oplossing tot siroop-dikte ingedampd, dan zetten zich bij bekoeling groote, naaldvormige kristallen af van de formule $\text{Ca Cl}_2 + 6 \text{H}_2 \text{O}$, die spoedig waterdamp uit de lucht aantrekken en vervloeien. Bij verhitting veranderen zij onder verlies van water in een poreuse massa, $\text{Ca Cl}_2 + 2 \text{H}_2 \text{O}$, die zeer *hygroscopisch* is, en dikwijls wordt gebruikt om gassen en vloeistoffen te drogen. Verhit men deze stof sterker, dan ontwijkt al het water; de massa smelt en wordt bij bekoeling kristallijn vast (gesmolten chloorcalcium).

Calciumchloride is oplosbaar in alcohol, baryumchloride niet.

Chloorkalk is een mengsel van calciumchloride, calciumhypochloriet en water; meestal bevat zij ook meer of minder calciumoxyde, -hydroxyde en -carbonaat. De bereiding van deze stof werd reeds vroeger vermeld (zie bl. 87). Verhit men een oplossing van chloorkalk met een kleine hoeveelheid kobaltoxyde, dan heeft er een aanhoudende ontwikkeling van zuurstof plaats, terwijl al het calciumhypochloriet in calciumchloride wordt veranderd. Op die wijze kan men gemakkelijk zuurstof bereiden. Dezelfde werking oefenen ook andere oxyden uit, zooals die van ijzer, mangaan, koper, enz.; zij berust daarop, dat zich eerst onder opname van zuurstof hoogere oxyden der metalen vormen, welke echter zeer onbestendig zijn en spoedig ontleed worden in zuurstof en het lagere oxyde, dat nu wederom zuurstof aan het hypochloriet onttrekt. De oxyden dienen dus in zekeren zin als zuurstofdragers. Waarschijnlijk berust hun werking bij de bereiding van zuurstof uit kaliumchloraat (zie bl. 11) op dezelfde oorzaak.

Calciumfluoride of vloeispaat, Ca Fl_2 , komt als mineraal voor in groote, dobbelsteenvormige, dikwijls schoon gekleurde kristallen, en wordt gevonden in Saksen, Boheme, in den Hartz, in Engeland, enz. Behalve voor de bereiding van fluorwaterstof, H Fl , dient het als vloeimiddel bij smeltingsprocessen, daar het gemakkelijk smelt.

De *phosphaten* van calcium werden reeds in het hoofdstuk over phosphorus besproken. Een bekend, zeer fraai gekristalliseerd mineraal is *apatiet*, (calciumphosphaat, waarin een gedeelte der zuurstof door fluorium is vervangen); ongekristalliseerd vindt men deze verbinding in belangrijke hoeveelheden als *phosphoriet* in Spanje. Dit mineraal wordt daar, evenals andere in de natuur voorkomende

phosphaten, voor meststof gebruikt, ten einde den bodem het voor de planten noodzakelijk phosphorzuur te verschaffen.

De beenaarde bestaat hoofdzakelijk uit normaal-calciumphosphaat. Behandelt men deze stof met zoutzuur, dan vormt zich calciumchloride en oplosbaar calciumhydrophosphaat (zure-phosphorzure kalk). Men kan daarom op die wijze aan de beenderen de beenaarde onttrekken en houdt dan de lijmgevende stof (het organisch weefsel) over. Beenderen, die lang in de aarde gelegen hebben, zijn broos en poreus; deze bevatten weinig of geen lijmgevende stof (gelei) meer.

De vluchtige calciumverbindingen kleuren de vlam geel-rood. Het spectrum daarvan bestaat uit oranje en groene strepen (zie de plaat).

STRONTIUM.

Sr = 87,5 gew. d. strontium.

Dit element is niet zeer verspreid en komt hoofdzakelijk voor als carbonaat (*strontianiet*) en als sulphaat (*coelestien*). Het zee water en het water van eenige bronnen bevat eveneens zeer kleine hoeveelheden strontiumverbindingen.

Het metaal kan door electrolyse van het gesmolten chloride verkregen worden; het is geelachtig wit, heeft een soortelijk gewicht van 2,54, en komt in eigenschappen zeer veel overeen met calcium.

Strontiumoxyde of strontiaan, Sr O, verkrijgt men door gloeiing van strontiumnitraat; het verbindt zich met water tot strontiumhydroxyde, Sr H₂ O₂, dat, evenals de gebluschte kalk, door gloeiing zijn water weder verliest. In warm water is het tamelijk goed oplosbaar, daaruit kristalliseert bij bekoeling Sr H₂ O₂ + 8 H₂ O.

Voor de bereiding van strontiumzouten gebruikt men het strontianiet. — Door dit op te lossen in salpeterzuur verkrijgt men *strontiumnitraat*, Sr (N O₃)₂, dat in de vuurwerkmakerij veelvuldig gebruikt wordt; de vluchtige strontiumverbindingen hebben namelijk de eigenschap om de vlam schoon karmijn-rood te kleuren. (1) Het spectrum daarvan is gekenmerkt door één oranje, eenige roode en één blauwe streep (zie de plaat).

(1) Rood-bengaalsch vuur wordt gemaakt door voorzichtige vermenging van 40 d. watervrij strontiumnitraat, 5 d. kaliumchloraat, 4 d. antimoniumtrisulphide (*spiesglans*) en 13 d. gewassen bloem van zwavel.

Ba = 137 gew. d. baryum.

Baryum wordt, evenals strontium, in de natuur gevonden als sulphaat of *zwaarspaat* en als carbonaat of *witheriet*. Het metaal is nog weinig bekend; men verkrijgt het als een onsmeltbaar poeder op dezelfde wijze als de vroeger genoemde metalen van deze groep, waarmede het ook in eigenschappen overeenkomt.

Baryummonoxyde of *baryt*, $Ba O$, wordt op overeenkomstige wijze als strontiaan, door gloeiing van baryumnitrat, verkregen als een poreuse, grijze massa, die zich met water onder vrijwording van veel warmte verbindt. Baryumhydroxyde, $Ba H_2 O_2$, is een wit poeder, dat bij gloeihitte smelt zonder water te verliezen. Het lost in kokend water vrij goed op en kristalliseert uit deze oplossing in groote, waterhoudende kristallen, $Ba H_2 O_2 + 8 H_2 O$. Deze oplossing reageert alkalisch (barytwater).

Baryumdioxyde of *baryumsuperoxyde*, $Ba O_2$. Verhit men baryt in een stroom zuurstof tot 300° — 400° , dan neemt het 1 atoom zuurstof op, en gaat daardoor over in baryumdioxyde. Bij sterker verhitting wordt deze verbinding echter weder ontleed in zuurstof en baryt. Men heeft getracht om van deze eigenschap van het baryumoxyde partij te trekken, ten einde zuurstof in het groot uit de lucht af te scheiden. Door namelijk zoodra het dioxyde ontleed is de temperatuur spoedig te verlagen en lucht over het oxyde te leiden, kan men dit weder in dioxyde veranderen, en vervolgens op nieuw door gloeiing ontleden. De proeven, welke men in het werk gesteld heeft, hebben echter niet het gewenschte resultaat opgeleverd, daar bij veelvuldige herhaling van deze ontleding de vorming van het dioxyde van lieverlede langzamer en meer onvolkomen plaats had.

Baryumdioxyde bezit geen basische eigenschappen; met zuren ontwikkelt het zuurstof of vormt het waterstofdioxyde. Brengt men baryumsuperoxyde in koud zwavelzuur, dan verkrijgt men sterk geozoniseerde zuurstof.

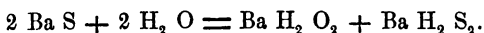
Baryumchloride, $Ba Cl_2$, is het belangrijkste baryumzout; dit wordt verkregen door whiteriet in zoutzuur op te lossen, en de oplossing te laten kristalliseeren. De kristallen bevatten water en hebben tot formule $Ba Cl_2 + 2 H_2 O$. In de laboratoria wordt een oplossing van dit zout veelvuldig gebruikt als herkenningmiddel voor zwavelzuur en sulphaten. Baryumchloride is goed oplos-

baar in water, maar slecht oplosbaar in zuren. Dit moet men bij de reactie op zwavelzuur niet uit het oog verliezen.

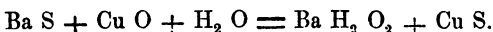
Baryumsulphaat, $Ba S O_4$, dat als mineraal den naam van *zwaarspaat* draagt, heeft een zeer groot soortelijk gewicht, namelijk 4,5 (vandaar zijn naam), en is een der meest onoplosbare zouten. Het wordt terstond als een wit poeder gepraecipiteerd wanneer men zwavelzuur of een oplosbaar sulphaat bij een oplossing van een baryumzout voegt. Deze neerslag, die onoplosbaar is in water en ook in *verdunde zuren*, wordt in het groot bereid en als verfstof onder den naam van *permanent-wit* gebruikt. Fijn poeder van zwaarspaat dient om andere stoffen, vooral loodwit, te vervalschen.

Baryumnitrat, $Ba (N O_3)_2$, kristalliscert in regelmatige octaëders en wordt voor hetzelfde doel gebruikt als het chloride.

Baryumsulphide, $Ba S$, verkrijgt men door zwaarspaat innig met kool te vermengen en vervolgens te gloeien; het best door balletjes van poeder van zwaarspaat, meel en olie sterk te verhitten. De verbinding lost op in water, maar wordt daarbij ontleed in baryumhydroxyde en baryumhydrosulphide :



Kookt men barymsulphide met koper- of zinkoxyde en water, dan verkrijgt men een oplossing van baryumhydroxyde, terwijl onoplosbaar koper- of zinksulphide achterblijft :



Door zuren verkrijgt men uit baryumsulphide, onder ontwikkeling van zwavelwaterstof, zouten van baryum, welke men dikwijls uit deze verbinding bereidt, in plaats van uit het zeldzame witheriet.

De baryumzouten gelijken zeer veel op die van het strontium; zij onderscheiden zich daarvan door hun gedrag tegenover kiezelzuur, dat met de oplossingen van baryumzouten een (vooral in alcohol) onoplosbaren neerslag van kiezelzuurbaryum geeft, terwijl de strontium- en calciumzouten daardoor niet gepraecipiteerd worden. De vluchtige verbindingen van baryum kleuren de vlam groen; het spectrum bestaat uit verscheiden strepen, waarvan vooral de groene kenmerkend zijn (zie de plaat).

De calcium-, baryum- en strontiumverbindingen worden noch door zwavelwaterstof, noch door zwavelammonium gepraecipiteerd. Voegt men echter bij een oplossing daarvan ammoniumcarbonaat (ammonia en koolzure ammonia, zie bl. 180), dan ontstaat een witte

neerslag, die gemakkelijk oplost in verdund zoutzuur. Baryumsulphaat is minder oplosbaar dan strontiumsulphaat, en het laatste minder dan calciumsulphaat (met de carbonaten is juist het omgekeerde het geval); voegt men dus bij een gedeelte der oplossing in zoutzuur van het bovengenoemde praecipitaat gipswater, dan zal er terstond een neerslag ontstaan als er een baryumverbinding, en na eenigen tijd als er een strontiumverbinding aanwezig is. Ontstaat er na toevoeging van gipsoplossing ook na eenigen tijd *geen* neerslag, dan zijn er geen baryum- of strontiumverbindingen aanwezig, en mag men besluiten, dat het oorspronkelijk praecipitaat uit calciumcarbonaat bestond. Om zich daarvan te overtuigen, verzadigt men de overige oplossing in zoutzuur met ammonia en voegt vervolgens ammoniumoxalaat (het ammoniumzout van zuringzuur, *acidum oxalicum*) toe, waardoor onoplosbaar calciumoxalaat gevormd wordt. Voegt men bij de oplossing van een mengsel van strontium- en calciumchloride een geconcentreerde oplossing van ammoniumsulphaat en kookt eenige oogenblikken, dan wordt strontiumsulphaat gepraecipiteerd, terwijl de calciumverbinding in oplossing blijft.

Het gemakkelijkst herkent men de baryum-, strontium- en calciumverbindingen van en nevens elkander met behulp van den spectraaltoestel.

AARDMETALEN.

ALUMINIUM.

Al = 27.4 gew. d. aluminium.

Aluminium is een hoofdbestanddeel van de kristallijne gesteenten, alsmede van den leisteen, de klei, de leem, de mergel, enz. Men verkrijgt het metaal door verhitting van aluminiumchloride met natrium (¹). Aluminium is zilver-wit, kan goed gepolijst worden en is zeer smeedbaar. Men bereidt het in het groot en gebruikt het wegens zijn lichtheid (soortelijk gewicht = 2,56) en zijn schoonen glans, dien het ook aan de lucht behoudt, voor sieraden, physische instrumenten, enz. Voor andere zaken is het nog te duur.

Aluminiumoxyde of *aluinaarde*, Al_2O_3 , is het eenigst bekende oxyde van aluminium. Het komt in de natuur gekristalliseerd voor als *korund*, een zeer hard mineraal, dat een soortelijk gewicht heeft

(¹) Aluminium werd in 1827 het eerst bereid door WÖHLER.

van 3,9; de gekleurde variëteiten van korund dragen den naam van *saphier* (blauw) en *robijn* (rood). Onzuiver korund (*amaril*) wordt veel als slijp- en polijstmiddel gebruikt.

Voegt men ammoniak bij een oplossing van een aluminiumzout, dan krijgt men een witten, geleiachtigen neerslag van aluminiumhydroxyde, $\left. \begin{matrix} \text{Al}_2 \\ \text{H}_6 \end{matrix} \right\} \text{O}_6$, welke verbinding door sterke verhitting ontleed wordt in aluinaarde (een wit poeder) en water.

Zuivere aluinaarde smelt slechts in de knalgasvlam. Na gesmolten te zijn wordt zij door zuren in het geheel niet, als amorph poeder slechts langzaam aangetast; het hydroxyde daarentegen lost gemakkelijk op, zoowel in verdunde zuren als in potasch- en sodaloog. Aluminiumhydroxyde gedraagt zich namelijk tegenover sterk basische oxyden als een zuur, en vormt zouten, die *aluminaten* genoemd worden.

Aluinaarde is een zwakke basis; de oplossingen van de zouten van aluminium reageeren zuur en bezitten een zoetachtigen en samentrekkenden smaak. Deze worden in de ververij en katoendrukkerij veelvuldig als bijtmiddel aangewend, daar aluinaarde het vermogen bezit met veel organische kleurstoffen onoplosbare verbindingen (lakverven) te vormen, die zich door wasschen niet laten verwijderen, wanneer zij in de poriën van het goed zijn vastgelegd.

Aluminiumchloride, $\text{Al}_2 \text{Cl}_6$, verkrijgt men door verhitting van een mengsel van kool en aluinaarde in een stroom van chloorgas, als een witte, vluchtige, kristallijne massa, die aan de lucht spoedig vochtig wordt.

Door verhitting van deze verbinding met natrium ontstaan natriumchloride en aluminium.

Om te verhinderen, dat het aluminiumchloride vochtig wordt, in welken toestand het voor de bereiding van aluminium niet bruikbaar is, smelt men het dadelijk samen met natriumchloride, waardoor een dubbelverbinding ontstaat, die niet hygroscopisch is. Beter nog is het bij het bovengenoemde mengsel terstond keukenzout te voegen.

Een oplossing van aluminiumchloride kan men gemakkelijk verkrijgen door aluminiumhydroxyde op te lossen in zoutzuur; bij verdamping wordt deze echter ontleed, waarbij zoutzuur gasvormig ontwijkt (*dissociatie*).

Aluminium-natriumfluoride, $\text{Al}_2 \text{Na}_6 \text{Fl}_{12}$, komt onder den naam van *kryolieth* in groote hoeveelheden in Groenland als mineraal voor, en kan in plaats van het chloride voor de bereiding van aluminium gebruikt worden.

Aluminiumsulphaat, $\text{Al}_2 (\text{S O}_4)_3$, wordt tegenwoordig in het groot

gemaakt door verhitting van zuivere klei (kaoline) met geconcentreerd zwavelzuur. Dit zout wordt in plaats van aluin in de ververij gebruikt; het in den handel voorkomende aluminiumsulphaat bevat dikwijls kiezelaarde en andere uit de klei afkomstige innengselen. Met kaliumsulphaat en ammoniumsulphaat vormt het dubbel-zouten, die onder den naam van *alunen* bekend zijn. Deze zijn de eenige zouten van aluminium, welke goed kristalliseeren, en die dus gemakkelijk zuiver kunnen verkregen worden; het verschil in oplosbaarheid van deze zouten in warm en in koud water is zeer groot.

Kaliumaluin, $\text{Al}_2\text{K}_2\left\{ 4 \text{S O}_4 + 24 \text{H}_2 \text{O} \right.$ kristalliseert in groote reguliere octaëders. In Duitschland wordt dit zout hoofdzakelijk gemaakt uit *aluinlei*, een leiachtige kleisteen, die steenkolen of bruinkolen en ijzerkies, Fe S_2 , bevat. Door roosting wordt de laatste verbinding geoxydeerd, en doet, wanneer zij bij aanwezigheid van water aan de lucht is blootgesteld, zwavelzuur vrijworden, dat het aluminiumsilicaat ontleedt. Door uitloogen van de massa verkrijgt men een geconcentreerde oplossing van aluminiumsulphaat; voegt men daarbij een oplossing van een kaliumzout, dan ontstaat terstond een fijn, kristallijn praecipitaat van aluin (aluinmeel), dat door afwassen met koud water en omkristalliseeren gezuiverd kan worden. In de nabijheid van Rome vindt men den *aluinsteen*, een mineraal, dat men kan beschouwen als een verbinding van kaliumaluin met aluminiumhydroxyde; na zacht gegloeid en met water uitgeloogd te zijn, levert dit de zoogenaamde *kubische* of *roomsche* aluin, welke zeer zuiver is. In plaats van kaliumaluin gebruikt men tegenwoordig veel *ammoniumaluin*, $\left(\text{N H}_4 \right)_2 \left\{ \text{Al}_2 \left(4 \text{S O}_4 + 24 \text{H}_2 \text{O} \right) \right.$ die in het groot bereid wordt door geroosterde, koolhoudende leien met verdund zwavelzuur te verwarmen, en vervolgens in de oplossing van het op die wijze verkregen product den damp van het ammoniakwater der gasfabrieken te leiden. Bij verhitting wordt ammoniumaluin ontleed, bij zeer sterke verhitting houdt men aluin-aarde, $\text{Al}_2 \text{O}_3$, over.

Men kent een reeks van zouten, die denzelfden kristalvorm en een overeenkomstige samenstelling bezitten als de aluin, maar die, in plaats van aluminium, de isomorphe metalen ijzer, chroom of mangaan bevatten; ook aan deze verbindingen heeft men den naam van *alunen* gegeven. — Zijn er verschillende soorten van aluin in dezelfde oplossing aanwezig, dan verkrijgt men kristallen, welke uit een mengsel daarvan bestaan, zoodat zij door kristallisatie niet van elkander kunnen gescheiden worden.

De verschillende soorten van klei zijn meer of minder zuivere, waterhoudende *aluminiumsilicaten*, die door verweering van veldspaat en dergelijke mineralen ontstaan zijn. De formule van veld-

spaat is $\text{Al}_2 \text{K}_2 \text{Si}_6 \text{O}_{16}$; bij verweering van dit mineraal vormen zich oplosbare kaliumzouten, die door water worden weggespoeld, terwijl klei achterblijft. De zuiverste klei is de porceleinaarde of kaoline, $\text{Al}_2 \text{Si}_2 \text{O}_7 + \text{H}_2 \text{O}$; deze is vrij van ijzer en van organische stoffen, welke in de gewone klei nooit ontbreken. Met veldspaat overeenkomende dubbel-silicaten van aluminium en de alkaliën aardmetalen treden zeer dikwijls op als schoon gekristalliseerde mineralen, bijv. granaat, idokraas, glimmer, enz. Eenige in de natuur voorkomende silicaten, zoo als stilbiet, analciem en natroliet, bevatten water en worden zeolithen genoemd.

De oplosbare aluminiumzouten zijn gekenmerkt doordat zij met ammonia een neerslag geven, welke in overmaat van het praecipiteermiddel *niet* oplosbaar is (zooals zinkhydroxyde), wel echter in soda of potaschloog. Uit deze oplossing wordt het aluminiumhydroxyde door koking *niet* gepraecipiteerd (zooals chroomhydroxyde, wel door toevoeging van salmiak. Verhit men een aluminiumverbinding, na deze met een oplossing van een kobaltzout bevochtigd te hebben, op kool voor de blaasbuis, dan kleurt zij zich fraai blauw. Op den natten weg vormt aluminium geen sulphide. De oplossing van een aluminiumzout wordt dus door zwavelwaterstof niet gepraecipiteerd, terwijl zwavelammonium daarin een neerslag van aluminiumhydroxyde teweeg brengt.

Glas, porcelein en aardewerk.

De silicaten der alkaliën zijn doorzichtig, maar oplosbaar in water; die der aard-alkaliën zijn onoplosbaar, maar deze worden kristallijn bij bekoeling en door zuren ontleed. Een mengsel van beide soorten echter wordt noch door water, noch door zuren aangetast en is amorph. Zulk een mengsel wordt *glas* genoemd.

De verschillende soorten van glas, welke in den handel voorkomen, hebben niet dezelfde scheikundige samenstelling, en bezitten dien ten gevolge verschillende eigenschappen. Men onderscheidt:

1. *Sodaglas*, dat uit natrium- en calciumsilicaat bestaat, en voor vensterglas, flesschen, scheikundige toestellen, enz. wordt gebruikt.

2. *Potaschglas* of *Boheemsch-glas*, dat kalium bevat in plaats van natrium; dit is moeilijker smeltbaar dan het voorgaande, en wordt verwerkt tot luxe-artikelen en tot chemische apparaten, die gloeihitte moeten verdragen, bijv. verbrandingsbuizen.

3. *Loodglas* of *Flintglas* bevat kalium- en loodsilicaten; het bezit een groot soortelijk-gewicht, is gemakkelijk smeltbaar en sterk lichtbrekend; men maakt er optische glazen en voorwerpen van

weelde (kristal) van; in Engeland bestaat het glaswerk voor huishoudelijk gebruik in den regel uit dit mengsel.

4. *Gevoon groen glas* is een onzuiver mengsel van silicaten van natrium, calcium, aluminium, ijzer, enz.; het wordt gebruikt voor voorwerpen, bij welke het noch op fijnheid, noch op kleur van het glas aankomt, bijv. wijnflesschen, enz.

Het maken der fijneren soorten van glas vereischt zoowel een zorgvuldige keuze van de grondstoffen, als nauwlettendheid bij de bereiding; gewoonlijk voegt men bij het mengsel een vierde of de helft van zijn gewicht glasscherven van dezelfde soort.

De voorwerpen van glas moeten zeer langzaam in bijzonder daartoe ingerichte ovens worden afgekoeld. Snel afgekoeld glas is zeer broos (*glastranen*); de oorzaak daarvan is, dat de afzonderlijke deeltjes zich bij de spoedige afkoeling onregelmatig samentrekken en in een zekere spanning blijven verkeerden.

In de volgende tabel vindt men de samenstelling van verschillende mengsels, waaruit de onderscheiden soorten van glas bereid worden:

Vensterglas.

Witzand	100 d.
Kalk	36 „
Gecalceineerde soda	24 „
Glauberzout	12 „
Arseniktrioxyde	$\frac{1}{3}$ „
Glasscherven	100 „

Spiegelglas.

Zuiver zand	100 d.
Kalk	5 „
Gecalceineerde soda	35 „
Arseniktrioxyde	$\frac{1}{3}$ „
Glasscherven	100 „

Boheemsch-glas.

Zuiver zand	100 d.
Gezuiverde potasch	36 „
Krijt	8 „
Bruinsteen	$\frac{3}{4}$ „
Glasscherven	40 „

Flintglas.

Zuiver zand	100 d.
Menie	20 „
Gezuiverde potasch	40 „
Salpeter	2 „
Glasscherven	50—100 „

Gekleurde glazen verkrijgt men door kleine hoeveelheden metaal-oxyden in gesmolten glas op te lossen. Zoo heeft het groene vensterglas zijn kleur te danken aan ijzeroxydule (*ferro-oxyde*), terwijl de oxyden van mangaan het glas violet kleuren.

Om zuiver wit glas te verkrijgen, voegt men een weinig bruinsteen bij de glasmasa. Het is namelijk zeer moeilijk om geheel ijzervrije materialen te krijgen, en het glas zou groenachtig gekleurd zijn, wanneer deze tint niet door het complementaire violet, dat door den bruinsteen verkregen wordt, werd opgeheven. Met hetzelfde doel voegt men arseniktrioxyde toe, dat het ijzeroxydule hooger

oxydeert en daardoor de groene kleur in een licht-gele tint verandert.

Onechte edelgesteenten maakt men uit licht smeltbaar, sterk glinsterend en lichtbrekend loodglas; kobaltoxyde kleurt dit blauw als saphier, ijzeroxyde geel als topaas, koperoxydule (cupro-oxyde) robijn-rood, chromoxyde smaragd-groen, enz.

Porcelein en aardewerk bestaan uit gebrande klei; zij zijn dus een meer of minder zuiver aluminiumsilicaat. Veelal worden deze voorwerpen met een glazuur, dat is een bij hooge temperatuur smeltbaar glas, overdekt, om ze waterdicht en sterker te maken. Voor de fijnere soorten van porcelein gebruikt men de zuiverste, witte kaoline, waaronder men poeder van veldspaat en dikwijls ook wit krijt en fijn wit zand mengt. De gebrande voorwerpen worden met een glazuur van veldspaat bedekt, door ze in water te dompelen, waarin fijn poeder van dit mineraal gesuspendeerd is; de poreuse massa zuigt het vocht op en bedekt zich met een laagje van het poeder, dat na droging, door op nieuw te branden, verglaasd wordt. Porcelainen vaten worden bij scheikundige proeven dikwijls gebruikt, omdat hun glazuur door de meeste stoffen niet wordt aangetast, terwijl glas, vooral wanneer de oppervlakte niet volkomen glad is, niet geheel onoplosbaar is in water van hooge temperatuur, en door sterke loogen wordt aangetast.

Het keulsche aardewerk, dat uit minder zuivere klei, bij lager temperatuur dan porcelein gebrand wordt, bedekt men met een glazuur door in den oven keukenzout te werpen. Dit verdamp bij die hooge temperatuur en wordt in aanraking met klei en waterdamp ontleed; er vormt zich zoutzuur en een smeltbaar natrium-aluminiumsilicaat, dat de oppervlakte van het aardewerk met een dunne laag bedekt. Voor de gewone soorten van aardewerk gebruikt men als glazuur een gemakkelijk smeltbaar loodglas, veelal met kleurstoffen gemengd. Wanneer het glazuur te veel lood bevat, dan kunnen dergelijke aarden pannen en potten schadelijk worden voor de gezondheid als zij gebruikt worden voor de bereiding van spijzen, die zuren bevatten of waar opzettelijk zuren bijgevoegd worden. Men kan dit onderzoeken door er eenigen tijd azijn in te verwarmen; deze mag daarna door zwavelwaterstof niet bruin gekleurd worden. Het zoogenaamde *emailglas*, dat melkachtig wit is, wordt verkregen door tinoxyde of beenaarde onder de glasmassa te mengen; men gebruikt dit bijv. voor de wijzerplaten van klokken en horologies.

Het echte blauwe porcelein wordt onder het glazuur met kobaltoxyde beschilderd; dit oxyde is namelijk zoo weinig vluchtig, dat het de temperatuur van den porcelein-oven kan verdragen; hetzelfde is niet het geval met de andere metaaloxiden, die daarom later met

een gemakkelijk smeltbare glasmassa op de voorwerpen worden gebracht.

De blauwe kleurstof, welke bekend is onder den naam van *ultramarijn*, bereidt men door een mengsel van kaoline, gecalcineerde soda, zwavel en houtskool te verhitten. Men verkrijgt dan een groene massa, die door verhitting aan de lucht blauw wordt. Verdunde zuren ontleden deze kleurstof onder ontwikkeling van zwavelwaterstof en afscheiding van zwavel en kiezelzuur. Dezelfde verbinding vindt men in de natuur als een zeldzaam mineraal, dat den naam van lazursteen draagt.

De overige aardmetalen komen slechts in enkele zeldzame mineralen voor en zijn niet belangrijk.

METALEN DER ZINGROEP.

Beryllium.
Magnesium.
Zink.

Cadmium.
Indium.

BERYLLIUM.

Dit metaal komt slechts in eenige mineralen voor, met name in het mineraal *beryl*, $\text{Al}_2 \text{Be}_3 \text{Si}_6 \text{O}_{18}$. — Een varieteit daarvan is het *smaragd*, een edelgesteente, dat zijn fraai groene kleur te danken heeft aan een kleine hoeveelheid chroomoxyde. — De zouten van beryllium zijn gekenmerkt door een zoetachtigen smaak.

MAGNESIUM.

Mg = 24 gew. d. magnesium.

Magnesium is een bestanddeel van veel silicaten en andere mineralen (¹). Het in lagen voorkomende dolomiet (bitterspaat) bestaat uit calcium- en magnesiumcarbonaat. Het zeewater en eenige

(¹) *Talk*, *speksteen* en *meerschuijn* zijn waterhoudende magnesiumsilicaten. Het eerst genoemde mineraal is vettig op het gevoel, omdat het zoo zacht is; daarom dragen de magnesiumverbindingen ook den naam van *talkverbindingen*.

minerale wateren (de zogenaamde bitterwateren) bevatten het sulphaat en het chloride van dit metaal in oplossing. *Carnalliet*, dat in de Stassfurtsche zoutmijnen voorkomt, is een verbinding van magnesium- en kaliumchloride. — Magnesium wordt bereid door verhitting van magnesiumchloride met natrium; het is zilver-wit, taai, heeft tot soortelijk gewicht 1,74 en smelt bij de donker rood-gloei-hitte. Bij de wit-gloei-hitte kookt het, zoodat het gemakkelijk kan gedestilleerd worden. In de warmte laat het zich tot draad trekken; ook kan het evenals messing in vormen gegoten worden. Wanneer magnesium aan de lucht verhit wordt, verbrandt het met een verblindend wit licht tot magnesiumoxyde, $Mg O$. Het magnesium-licht kan in de photographie in plaats van zonlicht gebruikt worden, omdat het rijk is aan chemisch-werkzame stralen. Met behulp daarvan heeft men photographiën van het inwendige der pyramiden, van grotten, mijnwerken, enz. verkregen. Ook het mengsel van chloor en waterstof komt onder den invloed van magnesium-licht tot verbinding.

In droge lucht blijft magnesium onveranderd; koud water tast het slechts langzaam aan. Bij verwarming ontleedt magnesium water, waarbij waterstof vrijwordt; in zoutzuur en zwavelzuur verplaatst dit metaal gemakkelijk de waterstof.

Magnesiumoxyde of *magnesia* (talkaarde), $Mg O$, is een wit, amorph, onsmeltbaar poeder, dat men door verhitting van het carbonaat verkrijgt, en dat onder den naam van *gebrande magnesia* als geneesmiddel gebruikt wordt. Het is zeer weinig oplosbaar in water; de oplossing reageert zwak alkalisch.

Voegt men bij de oplossing van een magnesiumzout potaschloog, dan ontstaat een witte neerslag van magnesiumhydroxyde, $Mg H_2 O_2$, welke verbinding bij verhitting water verliest en overgaat in $Mg O$.

Magnesiumchloride, $Mg Cl_2$, verkrijgt men door oplossing van het oxyde of van het carbonaat in zoutzuur. Bij verdamping der oplossing heeft er ontleding plaats, er ontwijkt zoutzuur en in de oplossing drijven vlokken van magnesiumhydroxyde. Voegt men echter salmiak bij de oplossing, dan verkrijgt men een dubbelzout, dat zonder ontleding tot droog verdampt kan worden; bij verhitting tot de gloei-hitte van hetgeen overblijft ontwijken salmiakdampen, terwijl magnesiumchloride achterblijft, als een gesmolten massa, die zeer begeerig waterdamp uit de lucht aantrekt.

Magnesiumsulphaat kristalliseert in waterhoudende, rhombische kristallen, die tot formule hebben: $Mg S O_4 + 7 H_2 O$, en die onder den naam van *bitter-* of *engelsch-zout* bekend zijn. Dit zout komt in verschillende minerale wateren (de zogenaamde bitterwa-

teren) voor, en wordt in het groot bereid door oplossing van dolomiet of magnesiet in verdund zwavelzuur. Met de sulphaten der alkalimetalen vormt het oplosbare dubbelzouten.

Magnesiumcarbonaat, $Mg\ C\ O_3$, komt voor als magnesiet, dat isomorph is met kalkspaat. De koolzure magnesia (*magnesia alba*), die als geneesmiddel in den handel komt, is magnesiumhydrocarbonaat (basisch koolzure magnesia); men verkrijgt deze door vermenging van een warme oplossing van bitterzout met natriumcarbonaat, waarbij koolstofdioxyde ontwijkt. Lost men basisch koolzure magnesia op in koolzuurhoudend water, en laat men deze oplossing eenigen tijd aan de lucht staan, dan zetten zich daaruit kristallen af van normaal magnesiumcarbonaat.

De magnesiumzouten komen in veel opzichten overeen met die der aardalkalimetalen; zij onderscheiden zich daarvan door de oplosbaarheid van het sulphaat in water, en van het carbonaat in ammoniumchloride. Voegt men bij een magnesiumzout salmiak, dinatriumhydrophosphaat en ammonia, dan verkrijgt men een kristallijn praecipitaat van *magnesium-ammoniumphosphaat* $Mg\ (N\ H_4)\ P\ O_4 + 6\ H_2\ O$. Deze verbinding is een der moeilijkst oplosbare zouten van magnesium. Bij de quantitative analyse trekt men daarvan partij.

Voegt men ammonia bij een oplossing van een magnesiumzout, dan wordt een gedeelte van het magnesium als hydroxyde gepraecipiteerd, terwijl zich een ammoniumzout vormt, dat met het overige magnesiumzout een dubbelverbinding aangaat, die door ammonia niet ontleed wordt. Wanneer men bij de oorspronkelijke oplossing dus eerst salmiak voegt en daarna ammonia, dan ontstaat er in het geheel geen neerslag, ook niet bij toevoeging van ammoniumcarbonaat.

ZINK OF ZINCUM.

Zn = 65 gew. d. zink.

Dit metaal vindt men in de natuur als sulphide (zinkblende), als carbonaat (kalamijnsteen) en als oxyde (rood-zinkerts). Uit deze ertsen kan het metaal gemakkelijk worden afgescheiden; zij worden n. l. door roosting in aanraking met de lucht veranderd in zinkoxyde, dat door verhitting met kool tot metaal gereduceerd wordt (¹).

(¹) Het zink van den handel bevat gewoonlijk een weinig arsenicum; men kan het hiervan bevrijden door het herhaalde malen met zwavel en natriumcarbonaat om te smelten. Het arsenicum gaat dan over in een sulphozout.

Door zijn gemakkelijke reduceerbaarheid onderscheidt het zink zich van het magnesium, waarmede het overigens veel overeenkomt. De reductie van het geroosterde erts heeft plaats in retorten; hierbij ontwijkt kooloxyde, terwijl het metaal in damp overgaat en in afgekoelde ontvangers verdicht wordt.

Zink heeft een blauwachtig-witte kleur en een kristallijne breuk. Bij de gewone temperatuur is het broos, bij ongeveer 130° is het echter smeedbaar, en laat het zich hameren en walsen; boven de 200° wordt het weer broos en kan dan in een vijzel tot fijn poeder gestampt worden. Het soortelijk-gewicht van zink is ongeveer 7; het metaal smelt bij 428° en gaat bij de rood-gloeihitte in damp over. Deze damp verbrandt, als zij met lucht in aanraking komt, met een helder lichtgevende, groenachtige vlam tot zinkoxyde. Door droge en ook door vochtige lucht wordt zink bij de gewone temperatuur weinig aangetast, maar slechts aan de oppervlakte geoxydeerd; daarom wordt het dikwijls gebruikt in den vorm van platen of voor gietwerk; verder dient zink om ijzerblik door een beschuttend bekleedsel te omgeven (*gegalvaniseerd ijzer*). Ook is zink een bestanddeel van veel belangrijke legeringen, zooals messing (geel koper), nieuw-zilver, enz. In verdunde sterke zuren verplaatst zink gemakkelijk de waterstof. De zinkzouten zijn bijna allen oplosbaar, zij bezitten een zeer onaangename smaak en vergiftige (sterk braakwekkende) eigenschappen.

Zinkoxyde, $Zn O$, is het eenigste bekende oxyde van dit metaal. Men verkrijgt het door verbranding van zink in de lucht als een wit amorph poeder, dat bij verhitting geelachtig wordt, maar bij bekoeling zijn oorspronkelijke kleur terug krijgt. Uit de oplossing van een zinkzout praecipiteeren de bijtende alkaliën *zinkhydroxyde*, $Zn H_2 O_2$, als een wit poeder, dat door verhitting in water en zinkoxyde ontleed wordt.

Zinkoxyde wordt tegenwoordig in groote hoeveelheden bereid en onder den naam van *zinkwit* als verfstof gebruikt. Daar het niet (zooals loodwit) door zwavelwaterstof geel of bruin gekleurd wordt (zinksulphide heeft een witte kleur), is het voor scheikundige werkplaatsen, enz. bijzonder aan te bevelen.

Zinksulphaat, $Zn S O_4 + 7 H_2 O$, is isomorph met engelsch-zout en onder den naam van *zink-* of *witte-vitriool* bekend. Het handelszout wordt gewoonlijk verkregen door roosting van zinkblende en verdere oxydatie door de zuurstof der lucht; door omkristallisering kan het gemakkelijk zuiver verkregen worden (¹).

(¹) Ferrosulphaat, dat niet zelden in zinkvitriool voorkomt, moet vooraf door een kleine hoeveelheid salpeterzuur of natriumhypochloriet (Eau de Javelle) in een ferridverbinding worden omgezet en daarna door $Zn O$ gepraecipiteerd worden.

Met de sulphaten der alkalimetalen vormt zinksulphaat een reeks van dubbelzouten, evenals magnesiumsulphaat.

Zinkcarbonaat, $ZnCO_3$, komt als een der belangrijkste zinkertsen onder den naam van kalamijnsteen voor. Praecipiteert men een oplossing van een zinkzout met een oplossing van natriumcarbonaat, dan verkrijgt men een witten neerslag, die uit basisch zinkcarbonaat (zinkhydrocarbonaat) bestaat, terwijl koolstofdioxyde ontwijkt.

Zinkchloride, $ZnCl_2$, vormt zich bij verbranding van zink in chloorgas, als een witte massa, die bij de rood-gloeihitte vluchtig is, in water zeer gemakkelijk oplost en aan de lucht vervloeit. Dezelfde verbinding verkrijgt men door zink in zoutzuur op te lossen en deze oplossing in te dampen.

Zinksulphide, ZnS , vindt men gekristalliseerd als een mineraal, dat *zinkblende* genoemd wordt, en dat gewoonlijk een donkere kleur bezit, die veroorzaakt wordt door inmengselen, zooals ijzeroxyde, enz.; zuiver zinksulphide is wit. Men verkrijgt dit door bij een oplossing van een zinkzout zwavelammonium te voegen, als een wit praecipitaat, dat onoplosbaar is in azijnzuur, maar dat in mineraalzuren gemakkelijk oplost, onder ontwikkeling van zwavelwaterstof. Van deze eigenschap van zinksulphide maakt men gebruik om de aanwezigheid van zink aan te toonen. De zouten van dit metaal zijn verder gekenmerkt doordat het hydroxyde, dat door een alkali daaruit gepraecipiteerd wordt, oplosbaar is in overmaat van het praecipiteermiddel (ook in ammonia).

Salmiak of een ander ammoniumzout verhindert het gepraecipiteerd worden van een zinkoplossing door ammonia. Bevat de vloeistof veel vrij zuur, dan ontstaat dus door ammonia geen praecipitaat.

Verhit men een zinkverbinding, na ze met een kobaltoplossing bevochtigd te hebben, op houtskool voor de blaasbuis, dan krijgt zij een schoon groene kleur.

Door zwavelwaterstof ontstaat in een neutraal of alkalisch reageerende zinkoplossing een wit praecipitaat, dat gemakkelijk oplosbaar is in verdund zoutzuur of zwavelzuur, maar niet in azijnzuur. Maakt men de oplossing dus vooraf zuur door toevoeging van zoutzuur, dan brengt zwavelwaterstof daarin geen neerslag te weeg.

CADMIUM.

Cd = 112 gew. d. cadmium.

Cadmium vergezelt in de natuur steeds het zink; het is in de meeste zinkertsen in kleine hoeveelheid aanwezig. Bij de bereiding van zink destilleert het cadmium het eerst over (daar het vluchtiger is), zoodat het gemakkelijk kan afgezonderd worden. Cadmium is een wit, smeedbaar metaal, dat een soortelijk gewicht bezit van 8,6 en bij 315° smelt. Wordt cadmium aan de lucht verhit, dan verbrandt het met een schitterende vlam tot een bruin oxyde, Cd O.

De cadmiumzouten hebben groote overeenkomst met die van het zink, maar kunnen daarvan gemakkelijk onderkend worden door het schoon gele cadmiumsulphide, dat ontstaat als men zwavelwaterstof leidt in de oplossing van een cadmiumzout; dit sulphide is onoplosbaar in verdunde zuren.

Cadmiumamalgama wordt gebruikt om holle kiezen te plombeeren; wanneer het pas bereid is, is het week en kneedbaar, maar na eenigen tijd wordt het hard. Cadmiumjodide gebruikt men in de photographie; het sulphide is een fraaie, gele verfstof.

INDIUM.

In = 75,6 gew. d. indium.

Dit metaal komt in zeer kleine hoeveelheden voor in de zinkblende van het Eertsgebergte en van den Hartz. Zijn verbindingen kleuren de blaasbuis-vlam blauw (van daar zijn naam), en zijn spectrum vertoont een schoone, donker-blauwe streep. Indium is eerst onlangs door de spectraal-analyse ontdekt; het is een wit, smeedbaar metaal, dat op cadmium gelijkt. De zouten van indium zijn kleurloos, het sulphide is donker-geel.

METALEN DER IJZERGROEP.

Mangaan.	Nikkel.
IJzer.	Chroom.
Kobalt.	Uranium.

MANGAAN OF MANGANESIUM.

Mn = 55 gew. d. mangaan.

Mangaan komt bijna uitsluitend voor in verbinding met zuurstof. Verhit men een van zijn oxyden met kool tot een zeer hooge temperatuur, dan verkrijgt men het metaal, dat in zuiveren toestand roodachtig-wit en broos is, en zoo hard, dat het glas krast. In aanraking met de lucht oxydeert mangaan zich spoedig; het ontleedt water reeds bij de gewone temperatuur, waarom men het, evenals de metalen der alkaliën, onder steenolie moet bewaren.

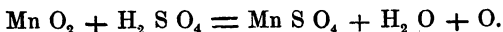
Mangaan is zwak magnetisch en verbindt zich, evenals ijzer, met koolstof en kiezel; op zich zelf vindt dit metaal geen toepassing, maar een legering van mangaan en ijzer wordt tegenwoordig in het groot gemaakt en voor bereiding van staal gebruikt.

Van mangaan met zuurstof zijn verscheiden verbindingen bekend :

Mangaanmonoxyde, *mangano-oxyde* of *mangaanoxydule*, $Mn O$, is een groen poeder, dat men verkrijgt door gloeiing van het carbonaat onder afsluiting der lucht, of door verhitting van een hooger oxyde in een stroom waterstofgas; uit de lucht neemt dit, vooral bij verhitting, spoedig zuurstof op. Mangaanmonoxyde is een sterke basis en vormt een reeks van zouten, die gewoonlijk een bleek-roode kleur bezitten.

Uit de oplossingen van deze zouten slaan de alkaliën wit *mangaan-hydroxyde*, $Mn H_2 O_2$, neer, dat aan de lucht zich, onder opname van zuurstof, spoedig bruin kleurt.

Manganosulphaat kristalliseert in rozeroode kristallen, die tot formule hebben $Mn S O_4 + 5 H_2 O$. Men maakt dit zout gewoonlijk door bruinsteen (mangaandioxyde) met zwavelzuur te verwarmen, waarbij zuurstof ontwijkt :



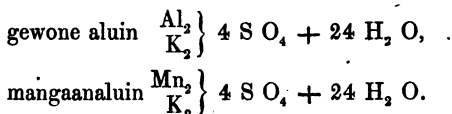
Bruinsteen bevat altijd ijzerverbindingen. Om de oplossing van het mangaansulphaat daarvan te bevrijden, kookt men de vloeistof met een paar droppels salpeterzuur (om de ferroverbindingen om te zetten in ferridverbindingen) en praecipiteert vervolgens een gedeelte der oplossing met bijtende soda. Het mengsel van manganoen ferridhydroxyde, dat men hierdoor verkrijgt, wordt uitgewaschen en vervolgens weder in de vloeistof gebracht. Bij zachte verwarming praecipiteert nu al het ijzer als ferridhydroxyde, terwijl het manganohydroxyde oplost. Na filtratie kan dus de vloeistof

worden ingedampt, en verkrijgt men kristallen van zuiver mangano-sulphaat.

Manganochloride of mangaanchloruur, $Mn Cl_2$, verkrijgt men door indamping en zuivering (zie boven) van de oplossing, welke men bij de bereiding van chloor uit bruinsteen en zoutzuur overhoudt, als licht rood gekleurde, hygroscopische kristallen.

Manganocarbonaat, $Mn C O_3$, vindt men als mineraal, dat den naam van *bruinspaat* draagt en isomorph is met kalkspaat. Praecipiteert men de oplossing van een mangaanzout met een carbonaat der alkalimetalen, dan verkrijgt men een witten neerslag, die uit basisch manganocarbonaat bestaat. Zwavelammonium slaat uit de oplossing van een mangaanzout vleeschkleurig *manganosulphide*, $Mn S$, neer, dat in zuren, ook in *azijnzuur*, oplosbaar is.

Mangaansesquioxyde of manganidoxyde, $Mn_2 O_3$, is een zwart poeder, dat men verkrijgt door gloeiing van het een of ander mangaanoxyde in zuurstof, en dat ook als mineraal, onder den naam van *brauniet*, voorkomt. Mangaansesquioxyde is een zwakke basis en vormt een reeks van zouten (*mangaanidzouten*), die zeer gemakkelijk ontleed worden. Mangaanaluin komt in samenstelling overeen en is isomorph met de gewone aluin :



Wordt mangaanoxyde in plaats van in zuurstof, in lucht verhit, dan vormt zich een bruin-rood poeder, dat tot formule heeft : $Mn_3 O_4 = Mn O + Mn_2 O_3$, (mangaanoxydule-oxyde); in gekristalliseerden toestand komt dit oxyde in de natuur voor, en draagt den naam van *hausmanniet*.

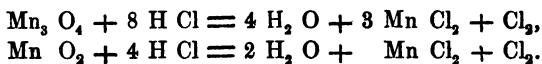
Mangaandioxyde, $Mn O_2$, is de belangrijkste van de in de natuur voorkomende mangaanverbindingen, en wordt door de mineralogen *pyrolusiet* of *echt-bruinsteen* genoemd.

Door gloeiing wordt pyrolusiet ontleed in zuurstof en mangaanoxyde :



De in den handel voorkomende bruinsteen, die voor de bereiding van chloor, in de glasfabriek, enz. gebruikt wordt, is een mengsel van verschillende mangaanoxyden. Hoe meer pyrolusiet de bruin-

steen bevat, hoe beter hij is, zooals duidelijk blijkt uit onderstaande vergelijkingen :



Mangaanzuur en *overmangaanzuur*. Gloeit men een mangaan-oxide met bijtende potasch bij toetreding van lucht of na er kaliumchloraat of salpeter bijgevoegd te hebben, dan verkrijgt men een groen-blauwe massa, die bij toevoeging van een weinig water een donker-groene oplossing geeft, waaruit zich bij verdamping kristallen van *kaliummanganaat*, $\text{K}_2 \text{Mn O}_4$, afzetten, welke isomorph zijn met die van kaliumsulfaat en kaliumchromaat. — Mangaanzuur is in vrijen toestand niet bekend; voegt men bij de oplossing van kaliummanganaat een zuur, dan wordt de vloeistof purperrood. Hetzelfde heeft plaats wanneer men de groene oplossing sterk met water verdunt. Kaliummanganaat werd om die reden vroeger *chamaeleon minerale* genoemd. De roode oplossing bevat kaliumpermanganaat :



Kaliumpermanganaat, K Mn O_4 , kristalliseert in donker-roode, glinsterende kristallen, welke isomorph zijn met kaliumperchloraat. Vermengt men dit zout met sterk afgekoeld zwavelzuur, dan verkrijgt men een donker-groene, zware vloeistof, die uit *mangaanheptoxide*, $\text{Mn}_2 \text{O}_7$, bestaat. Deze verbinding wordt door warmte spoedig ontleed, onder vrijwording van zuurstof. De op die wijze verkregen zuurstof bevat veel ozon; men kan zich dus gemakkelijk ozonhoudende lucht verschaffen door kaliumpermanganaat met zwavelzuur in een flesch te mengen.

De manganaten en permanganaten geven een deel van hun zuurstof gemakkelijk af aan licht oxydeerbare lichamen; daarom worden zij in de laboratoria dikwijls gebruikt tot vernietiging van organische stoffen, die in ontleding verkeerden, en als oxydatiemiddel in 't algemeen. Ook voor huishoudelijk gebruik, bijv. voor het zuiveren van sponzen, enz., is een oplossing van kaliumpermanganaat zeer aan te bevelen. Bij filtrering door papier en in aanraking met kautchouk wordt deze oplossing reeds gedeeltelijk ontleed.

De aanwezigheid van een mangaanverbinding kan men het best aantoonen door de stof, die men onderzoekt, met bijtende potasch en salpeter te smelten; bij aanwezigheid van de kleinste hoeveelheid mangaan wordt de gesmolten massa groen.

Mangaansulphide is vleeschkleurig en zeer gemakkelijk oplosbaar in verdunde zuren, zelfs in azijnzuur. Door toevoeging van bijtende soda of potasch bij een oplossing van een mangaanzout ontstaat een

wit praecipitaat van mangaanhydroxyde, dat spoedig bruin wordt en niet oplosbaar is in overmaat van het praecipiteermiddel.

De boraxparel wordt bij samensmelting* met een spoor van een mangaanverbinding violet.

IJZER OF FERRUM.

Fe = 56 gew. d. ijzer.

Van alle metalen is ijzer het belangrijkste. Op aarde wordt dit element echter slechts zelden in gedegen toestand gevonden; het metallisch ijzer, dat in de natuur voorkomt, is afkomstig van meteorsteenen, die van tijd tot tijd op onze planeet vallen.

Aan de afscheiding van het ijzer uit zijn ertsen zijn groote moeilijkheden verbonden, en het verwondert ons daarom niet, dat de steen- en brons-periode zijn voorafgegaan aan den tijd, waarin ijzeren werktuigen gebruikt werden.

In de nijverheid onderscheidt men drie soorten van ijzer; deze zijn zoowel door hun eigenschappen als door hun scheikundige samenstelling onderscheiden. *Smeed-* of *staafijzer* is bijna zuiver ijzer en bevat slechts een geringe hoeveelheid koolstof; *gietijzer* is een verbinding van ijzer met afwisselende hoeveelheden koolstof en kiezel, terwijl *staal* minder koolstof bevat dan gietijzer, maar meer dan staafijzer.

Zuiver ijzer verkrijgt men door verhitting van zuiver ijzeroxyde in een stroom waterstofgas. Wordt hierbij de temperatuur niet boven de zwak rood-gloeihitte gebracht, dan begint het ijzerpoeder zoodra het met de lucht in aanraking komt te gloeien, en verbrandt het terstond weder tot oxyde (*pyrophorisch ijzer*). In samenhangende massa's kan men zuiver ijzer verkrijgen door waterstof over verhit stikstofijzer, Fe₃N, te leiden, waarbij ammoniak ontwijkt, of door het zuiverste smeedijzer, bijv. klavierdraad, met ijzeroxyde in een gesloten kroes aan zeer hooge temperatuur bloot te stellen. Zuiver ijzer heeft een soortelijk gewicht van 7,8 en eene lichte, bijna zilver-witte kleur; het is week en tevens zeer vast, zoodat een draad van 2 m. M. dikte eerst bij een belasting van 250 kilo breekt. Het zuivere metaal kristalliseert in hexaëders (cubi). — Wordt goed smeedijzer in alle richtingen gelijkmatig gehamerd, dan verkrijgt het een korrelig-kristallijnen breuk; plet men het echter tot staven, dan wordt het dradig, en heeft het een hakige breukvlakte; hoe volkomener de dradige structuur van het smeedijzer is, hoe taaier en dus hoe beter het is voor technische doeleinden. Door lang aanhoudende trillingen wordt echter het taaie, vezelige ijzer weder

broos en kristallijn; het plotseling breken van de assen van spoorwagens en van bruggen heeft zijn grond in deze verandering.

Zuiver ijzer en smeedijzer smelten eerst bij een temperatuur, die boven de 1500° ligt; maar voordat zij smelten worden zij week, en laten zich dan gemakkelijk onder den hamer bewerken en wellen, dat wil zeggen, dat twee stukken ijzer, die een zuiver metallische oppervlakte hebben, zich tot een stuk aan elkander laten smeden.

Het ijzer wordt sterk aangetrokken door den magneet; bij de gloei-hitte verliest het die eigenschap, maar bij bekoeling krijgt het die terug. In aanraking met of in de nabijheid van een magneet wordt ijzer zelf een magneet; het zuivere metaal verliest deze eigenschap zoodra de magneet verwijderd wordt, staal blijft echter magnetisch en kan door strijken met een magneet in een krachtigen, blijvenden magneet veranderd worden. Onder de verbindingen van ijzer munten magneetijzersteen en magneetkies uit door sterk magnetische eigenschappen.

In compacte massa oxydeert ijzer zich bij de gewone temperatuur in volkomen droge lucht niet; het behoudt onder die omstandigheden zijn metaalglans. Eveneens blijft dit metaal onveranderd in zuiver water; bevat het water koolzuur, en is het aan de lucht blootgesteld, dan heeft er spoedig oxydatie plaats. In aanraking met vochtige lucht bedekt ijzer zich spoedig met een laag roest. Wordt het aan de lucht verhit, dan vormt zich een laagje van een zwart oxyde, zoogenaamd hamerslag; dezelfde verbinding ontstaat wanneer ijzer in zuurstof verbrandt, en wanneer over het gloeiende metaal een stroom waterdamp geleid wordt. Het water wordt daarbij ontleed, onder vrijwording van waterstof.

Van ijzer zijn twee basische oxyden bekend. Van het monoxyde of ferro-oxyde, Fe O , wordt een reeks van zouten afgeleid, die wit of groen gekleurd zijn, en waarin het ijzer als bivalent (¹) element optreedt; in het sesquioxyde of ferridoxyde, $\text{Fe}_2 \text{O}_3$, en de daarvan afgeleide zouten, die een bruine of gele kleur hebben, zijn 2 atomen ijzer bevat, die 6 atomen waterstof verplaatsen. De verbindingen, welke een bivalent ijzer-atoom bevatten, noemt men *ferroverbindingen*, en die, waarin 2 atomen ijzer met zes verbindingseenheden optreden, *ferridverbindingen*.

Het zwarte ijzeroxyde kan men beschouwen als een verbinding der beide oxyden, $\text{Fe O} + \text{Fe}_2 \text{O}_3 = \text{Fe}_3 \text{O}_4$; dit vormt met zuren

(¹) Volgens anderen is ijzer (evenals aluminium, mangaan, chroom, enz.) een quadrivalent element; in de ferroverbindingen zijn dan nog twee onverzadigde verbindingseenheden aanwezig, ten gevolge waarvan deze zich zoo gemakkelijk hooger oxydeeren. De groep Fe_2 is dan natuurlijk sexvalent, daar de atomen ijzer ieder door één verbindingseenheid met elkander verbonden zijn.

geen eigen zouten, maar een mengsel van ferro- en ferridverbindingen.

1. FERROVERBINDINGEN.

Ferro-oxyde, Fe O , dat ook wel *ijzeroxydule* genoemd wordt, is in zuiveren toestand weinig bekend, daar het zeer begeerig zuurstof opneemt en zich hooger oxydeert. Brengt men een alkali in de oplossing van een ferrozout, dan verkrijgt men een witten neerslag van ferrohydroxyde, $\text{Fe H}_2 \text{O}_2$. Dit kan men echter alleen dan zuiver bekomen, wanneer de zuurstof volkomen wordt buitengesloten; aan de lucht kleurt het praecipitaat zich spoedig, eerst groen en daarna zwart; ten slotte gaat het geheel over in bruin ferridhydroxyde.

Het ferro-oxyde kleurt glas groen en is oorzaak dat de gewone wijnflesschen die kleur bezitten.

Ferrosulphaat vormt licht-groene, monoklinische, waterhoudende kristallen, $\text{Fe S O}_4 + 7 \text{H}_2 \text{O}$; het is het belangrijkste ijzerzout, en wordt onder den naam van *groene- of ijzervitriool* in groote hoeveelheden gebruikt voor de bereiding van inkt en in de ververij tot het verkrijgen van zwarte en violette kleuren.

Men bereidt dit zout door oplossing van oud ijzer in verdund zwavelzuur:



of door langzame oxydatie aan de lucht van geroost ijzerkies (Fe S_2) (¹). Dit mineraal verliest wanneer het geroost wordt de helft van zijn zwavel, terwijl het gevormde ferrosulphide (Fe S) bij aanwezigheid van water zuurstof uit de lucht opneemt, en daardoor overgaat in ijzervitriool, dat men door uitloogen der massa en indampen der oplossing gemakkelijk in kristallen kan verkrijgen. Bij verhitting verliest ijzervitriool 6 moleculen water en verandert daardoor in een wit poeder, $\text{Fe S O}_4 + \text{H}_2 \text{O}$. Evenals alle ferrozouten neemt deze verbinding (vooral in oplossing) spoedig zuurstof uit de lucht op, en gaat daardoor over in een ferridverbinding. Men bewaart het ferrosulphaat daarom in de laboratoria gewoonlijk onder alcohol, waarin het zeer weinig oplosbaar is.

Om het handelszout, dat altijd meer of minder geoxydeerd is, te zuiveren, lost men het op in water en kookt de troebele, geel gekleurde oplossing met ijzerpoeder en een paar druppels verdund

(¹) Als nevenproduct verkrijgt men het bij de bereiding van aluin uit aluinlei (zie bl. 192). De naam van koperrood voor ijzervitriool is een verbastering van het fransche woord *couperose*.

zwavelzuur ; de waterstof, die daardoor vrijwordt, reduceert de aanwezige ferridverbinding tot ferrozout, waardoor de oplossing helder en tevens licht-groen wordt. Wil men het zout volkomen vrij van ferridverbinding hebben, dan moet men het onder alcohol laten kristalliseeren.

Een dubbelzout, dat tot formule heeft : $\text{Fe} \left(\text{N H}_4 \right)_2 \left\{ 2 \text{S O}_4 \right.$, verkrijgt men in goedgevormde, groene kristallen, wanneer men equivalente hoeveelheden ammonium- en ferrosulphaat oplost in kokend water, en deze oplossing langzaam laat afkoelen. Aangezien dit dubbelzout veel minder onderhevig is aan oxydatie, gebruikt men het tegenwoordig veelal bij de titreermethode in plaats van ijzervitriool.

Ferrochloride of *ijzerchloruur*, Fe Cl_2 , verkrijgt men door droog chloorwaterstof over verhitte ijzerkrullen te leiden, als een witte, vluchtige massa. Wordt deze in een stroom van ammoniakgas zwak gegloeid, dan ontwijkt salmiak, waterstof en stikstof, terwijl een brooze, glinsterende massa van *stikstofijzer*, $\text{Fe}_2 \text{N}$, achterblijft. Lost men ijzer in zoutzuur op, en verdampt men deze oplossing, dan verkrijgt men groene, hygroscopische kristallen van waterhoudend ferrochloride, $\text{Fe Cl}_2 + 4 \text{H}_2 \text{O}$.

Ferrocarbonaat, Fe C O_3 , vindt men onder den naam van *spaat-ijzersteen*, als een belangrijk ijzererts, dat isomorph is met kalkspaat, en dat gewoonlijk bestaat uit een mengsel van de isomorphe carbonaten van ijzer, magnesium, mangaan en calcium. Met klei gemengd komt het in groote hoeveelheden voor in de steenkolenformatie, vooral in Engeland, waar het onder den naam van *black-band* als ijzererts gebruikt wordt.

Ferrocarbonaat is oplosbaar in koolzuurhoudend water en komt in dien vorm voor in eenige minerale wateren, de zoogenaamde *staalwateren*.

Ferrosulphide of *enkelvoudig-zwavelijzer*, Fe S , verkrijgt men door verhitting van ijzer met zwavel, als een zwarte, poreuse massa, die bij hooge temperatuur smelt en bij bekoeling vast wordt als een kristallijne massa, welke metaalglans bezit. Deze verbinding gebruikt men in de scheikundige laboratoria dikwijls om zwavelwaterstof te maken. (1) In verbinding met water verkrijgt men het ferrosulphide door een ijzerzout met zwavelammonium te praecipiteeren,

(1) Het ferrosulphide van den handel bevat dikwijls metallisch ijzer; vandaar dat men bij behandeling met zwavelzuur daaruit gewoonlijk een mengsel van waterstof en zwavelwaterstof verkrijgt. Zuiver $\text{H}_2 \text{S}$ bereidt men door verwarming van zwavelantimonium met zoutzuur.

als een zwartpoeder, dat in verdunde mineraalzuren gemakkelijk oplosbaar is, en in aanraking met de lucht spoedig overgaat in ferrosulphaat.

Dubbel-zwavelijzer, Fe S_2 , komt in de natuur zeer veel voor. Deze verbinding is dimorph; als *ijzerkies* of *pyriet* kristalliseert zij in goud-gele hexaëders, terwijl de kristallen van *markasiet*, *waterkies* of *straalkies* tot het rhombische stelsel behooren. IJzerkies wordt in groote hoeveelheden gebruikt voor de bereiding van zwavelzuur. Markasiet verbindt zich gemakkelijk met zuurstof wanneer het in aanraking is met lucht en water, en is daarom zeer geschikt voor de bereiding van ijzervitriool.

2. FERRIDVERBINDINGEN.

Het *ferridoxyde* of *ijzersesquioxyde*, $\text{Fe}_2 \text{O}_3$, komt in de natuur voor als een mineraal, dat *rood-ijzersteen* genoemd wordt, en een der belangrijkste ijzerertsen is. Men vindt het dikwijls in donkere kristallen, die metaalglans bezitten en *ijzerglans* genoemd worden. In den vorm van poeder heeft het eene roode kleur; het sesquioxyde, dat kunstmatig door gloeiing van ijzervitriool verkregen is, gebruikt men als roode verfstof, en als polijstmiddel voor metalen en voor glas onder den naam van doodekop.

Voegt men bij een oplossing van een ferridzout ammonia of bijtende potasch, dan ontstaat een volumineuse, bruine neerslag van

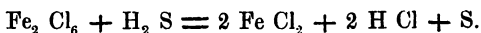
ferridhydroxyde (ijzeroxydehydraat), $\left. \begin{matrix} \text{Fe}_2 \\ \text{H}_6 \end{matrix} \right\} \text{O}_6$, die onoplosbaar is in overmaat van het praecipiteermiddel.

Bruinijzersteen, een hooggeschat ijzererts, heeft tot samenstelling: $\left. \begin{matrix} \text{Fe}_4 \\ \text{H}_6 \end{matrix} \right\} \text{O}_9$; een dergelijke verbinding is het ijzerroest. Al deze hydroxyden verliezen bij verhitting water, en gaan daardoor over in ijzersesquioxyde (*ferridoxyde*).

Ferridchloride of *ijzerchloride*, $\text{Fe}_2 \text{Cl}_6$, vormt in watervrijen toestand glinsterende, bruin-roode kristalblaadjes, die men kan verkrijgen door verhitting van ijzer in droog chloorgas; aan de lucht vervloeit deze verbinding en geeft dan een bruine oplossing. Door chloorgas in een oplossing van ferrochloride te leiden, krijgt men terstond een oplossing van deze verbinding; ferroverbindingen toch worden door oxydeerende stof, zooals chloor, salpeterzuur, (1)

(1) Voegt men salpeterzuur bij de oplossing van een ferrozout, dan wordt de vloeistof zeer donker gekleurd, ten gevolge van het stikstofoxyde, dat hierbij gevormd wordt (zie bl. 50 en 55); bij koking wordt de vloeistof geel.

enz., gemakkelijk in ferridverbindingen overgebracht; door desoxydeerende stoffen worden zij echter weder tot ferroverbindingen gereduceerd. Leidt men zwavelwaterstof in een oplossing van ijzerchloride, dan wordt de vloeistof van geel groen en tevens troebel door de zich afscheidende zwavel:



De ferrozouten hebben in waterhoudenden toestand een groene kleur en geven een groenachtige of kleurlooze oplossing; watervrij zijn zij wit. In hun oplossingen ontstaat door alkaliën een wit praecipitaat, dat aan de lucht eerst groen en daarna bruin wordt; geel-bloedloogzout brengt daarin een witten of licht-blauwen neerslag te weeg, die wanneer hij met de lucht in aanraking is, onder opname van zuurstof, donker-blauw wordt. De bruine of gele ferridzouten worden door geel-bloedloogzout terstond donker-blauw gepraecipiteerd (berlijnsch-blauw), terwijl de alkaliën uit hun oplossingen rood-bruin ferridhydroxyde neerslaan. Door rood-bloedloogzout ontstaan in de oplossingen van ferrozouten blauwe praecipitaten, terwijl door die stof in een oplossing van een ferridverbinding geen praecipitaat, maar een donker-bruine verkleuring wordt te weeg gebracht.

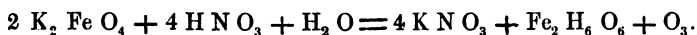
Het gevoeligste reagens op ferridverbindingen is echter kaliumsulphocyaan (K Cy S); door toevoeging van dit zout wordt zelfs een zeer verdunde oplossing van een ferridverbinding bloed-rood gekleurd. Looizuur doet in de oplossingen van de ferridverbindingen een zwart praecipitaat ontstaan, dat aangemengd met gom en water als inkt gebruikt wordt.

Schudt men een oplossing van een ferridverbinding met baryumcarbonaat, dan wordt ferridhydroxyde gepraecipiteerd. Van deze reactie maakt men dikwijls gebruik om uit een oplossing van een zink- of mangaanzout de aanwezige ferridverbinding te verwijderen.

Het *zwarte- of magnetisch-ijzeroxyde*, $\text{Fe}_3 \text{O}_4$, komt in de natuur voor in regelmatige octaëders en wordt in de mineralogie *magneet-ijzersteen* genoemd. In Zweden en Noorwegen, waar het in groote hoeveelheden gevonden wordt, bereidt men er het voortreffelijke zweedsch-ijzer uit.

Voegt men een alkali bij een mengsel van een ferro- en een ferridzout, dan verkrijgt men het bovengenoemde oxyde in verbinding met water in den vorm van een zwarten neerslag. Het overeenkomstige sulphide, $\text{Fe}_3 \text{S}_4$, is eveneens magnetisch en draagt als mineraal den naam van *magneetkies*.

IJzerzuur. Het kaliumzout van deze verbinding, $K_2 Fe O_4$, verkrijgt men door verhitting van ijzeroxyde met salpeter, als een donker roode massa, die in water met een roode kleur oplost. Het ijzerzuur kan men daaruit echter niet afzonderen; voegt men bij een oplossing van kaliumferraat een zuur, dan scheidt zich n. l. ferridhydroxyde af, terwijl zuurstof ontwijkt:

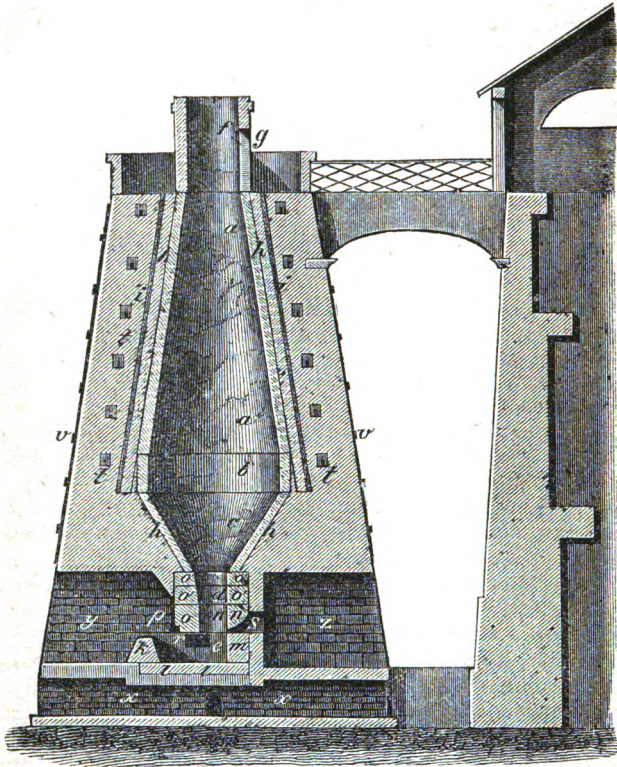


METALLURGIE VAN HET IJZER.

De oudste methode om het ijzer uit zijn ertsen af te zonderen bestond daarin, dat men een mengsel van het erts en houtskool of steenkool in een windoven verhitte, en de poreuse massa's van smeedijzer, die daardoor verkregen werden, uithamerde. Deze kon echter alleen op kleine schaal en bij ertsen, die zeer rijk aan metaal zijn, gevolgd worden; zij is dan ook reeds sedert lang door een andere, minder eenvoudige methode vervangen, welke het voordeel heeft, dat zij voor alle soorten van erts geschikt is. Men maakt namelijk eerst gietijzer, en onttrekt daaraan vervolgens kiezel en koolstof, waardoor het in smeedijzer veranderd wordt. De ertsen worden eerst geroost (spaatijzersteen en bruinijzersteen veranderen daardoor in ijzersesquioxyde), vervolgens worden zij met houtskool, steenkool of coaks en een toevoegsel (toeslag) gemengd en daarna in den hoogoven gebracht. Het toevoegsel dient om met het ganggesteente een slak te vormen, en verschilt met den aard van het ganggesteente van het erts; bestaat dit uit zand of klei, dan voegt men kalksteen toe, is dit kalk, dan mengt men zand of klei onder het erts.

De hoogoven (fig. 54) heeft inwendig een ruimte, die den vorm bezit van een dubbelen kegel, en is opgebouwd uit vuurvasten gebakken steen en uit zandsteen; gewoonlijk is deze 10 tot 15 M. hoog en heeft op zijn breedste gedeelte een doorsnede van 4 tot 6 M. De oven is van onderen gesloten; de lucht, die voor de verbranding noodig is, wordt door middel van een blaastoestel aangevoerd. Het mengsel van erts, kool en toeslag wordt door de bovenste opening (de gicht) in den oven geworpen, en deze wordt zoodra de brandende massa daalt weder aangevuld. Het onderste gedeelte van den oven wordt de *haard* genoemd; daarin verzamelen zich het gesmolten metaal en de slakken; het eerste laat men van tijd tot tijd door een bijzondere opening daaruit wegløopen in vormen van zand, terwijl de lichtere, daarop drijvende slakken, wanneer zich eens een zekere hoeveelheid daarvan verzameld heeft, van zelf aanhoudend

Fig. 54.



over den rand van den haard wegvloeien. Een hoogoven kan dus jaren achtereen onafgebroken in werking blijven.

De eerste scheikundige verandering, die het gerooste erts (het onzuivere ijzeroxyde) in den hoogoven ondergaat, bestaat daarin, dat het tot een poreuse massa van metallisch ijzer gereduceerd wordt door het kooloxyde, dat gevormd wordt in de onderliggende lagen, waar koolstofdioxyde strijkt over gloeiende kolen. ⁽¹⁾ De temperatuur in dit deel van den oven is echter niet hoog genoeg om het ijzer te doen smelten. De massa daalt vervolgens en komt in de heetere deelen van den oven, waar een tweede chemische verande-

⁽¹⁾ Ook de cyaanverbindingen, die in den hoogoven gevormd worden, schijnen bij de reductie van het ijzer een belangrijke rol te spelen.

ring plaats heeft. Het ijzer verandert daar namelijk door opname van koolstof in gietijzer, dat veel gemakkelijker smelt dan zuiver ijzer, terwijl uit het ganggesteente en het toevoegsel een slak van calcium- en aluminiumsilicaat gevormd wordt, die het gesmolten metaal omhult en tegen de oxydeerende werking van de lucht beschut. In het heetste gedeelte van den oven wordt door het gesmolten metaal uit de slakken een weinig kiezel gereduceerd, welke stof zich met het ijzer verbindt.

Gietijzer is geen bepaalde verbinding van ijzer met koolstof en kiezel. De hoeveelheid dezer laatste stoffen hangt af van de omstandigheden, waaraan het ijzer is blootgesteld, en oefent een grooten invloed uit op de eigenschappen van het metaal. *Spiegelijzer* is zeer hard en broos, heeft een zilver-witte kleur en een kristallijne breuk. Van alle soorten van ijzer bevat dit de grootste hoeveelheid scheikundig gebonden koolstof; de samenstelling daarvan komt, wanneer men het kleine kiezelgehalte buiten rekening laat, ongeveer overeen met formule $Fe_4 C$. Het gewone *wit-gietijzer* bevat iets minder koolstof, is een weinig weeker en heeft een korrelige breuk. Het *grauw-gietijzer* bevat, behalve chemisch gebonden koolstof, ook vrije koolstof in den vorm van kleine plaatjes graphiet, die de grauwe kleur veroorzaken, en die bij de oplossing van het metaal in verdund zwavelzuur achterblijven. Dit ijzer is weeker dan de beide eerste soorten en minder broos; men gebruikt het tot het gieten van voorwerpen, terwijl de witte soorten voor het maken van smeedijzer en staal dienen. Het meeste gietijzer bevat bovendien kleine hoeveelheden zwavel en phosphorus, die echter als verontreinigingen moeten beschouwd worden.

Om gietijzer in *smeed-* of *staafijzer* te veranderen, onttrekt men daaraan het grootste gedeelte van de koolstof en van het kiezel, door het gesmolten metaal in een open haard (*frisschen*) of in een vlamoven (*puddlen*) bloot te stellen aan een luchtstroom. De gesmolten massa, die zich daarbij weldra met een laagje oxyde bedekt, wordt aanhoudend met ijzeren staven ongeroerd, waardoor zij steeds minder vloeibaar wordt en zich ten slotte tot samenhangende klompen laat vereenigen. Gedurende dit proces oxydeert zich de koolstof ten koste van de zuurstof van het gevormde ijzeroxyde, en ontwijkt als kooloxyde. Het kiezel gaat in kiezelaarde over, dat zich met het ijzeroxyde tot een slak vereenigt, terwijl ook de zwavel en de phosphorus grootendeels geoxydeerd worden; uit gietijzer, dat veel zwavel bevat, kan men echter op die wijze geen goed smeedijzer verkrijgen. De klompen ijzer worden met tangen uit den oven gehaald en verder onder den hamer of onder walsen tot platen of staven verwerkt.

Staal staat, wat zijn koolstofgehalte betreft, tusschen het smeedijzer en het gietijzer in; men bereidt het door kleine stukken best

smeedijzer met houtskoolpoeder langen tijd (8 à 10 dagen) in gesloten vaten aan de rood-gloeihitte bloot te stellen. Onder die omstandigheden verbindt zich het ijzer met koolstof, en gaat daardoor over in het zoogenaamde *cementstaal*. Daar de buitenste lagen van dit staal rijker aan koolstof zijn dan de binnenste, wordt het om de massa meer gelijkmatig te maken herhaalde malen omgesmeed of in kroezen van potlood gesmolten (*gietstaal*).

Tegenwoordig maakt men het gietstaal onmiddellijk uit gietijzer, volgens een methode, die door *Bessemer* is aangegeven. Men smelt het gietijzer in groote, retortvormige vaten, die uit vuurvaste klei en smeedijzer gemaakt zijn, en blaast vervolgens van onderen een stroom lucht door het gesmolten metaal; ten gevolge daarvan worden de koolstof en het kiezel volkomen geoxydeerd, en vormt zich smeedijzer, dat men in staal verandert door er zooveel spiegelijzer bij te voegen als noodig is om de juiste hoeveelheid koolstof te leveren. Op die wijze kan men 6000 kilogram gietijzer in 20 minuten in staal veranderen. In den laatsten tijd wordt zeer veel *Bessemer-staal* gemaakt; men gebruikt het voor assen van spoorwagens, voor banden om raderen, voor platen, voor stoomketels, enz. Het verdient ver de voorkeur boven smeedijzer, zoodat de oude ijzerindustrie door deze methode waarschijnlijk een geheele verandering zal ondergaan

Staal bevat 1—2 procent koolstof; het heeft geen vezelige structuur, zooals smeedijzer, maar is fijn-korrelig; het is gemakkelijker smeltbaar, laat zich beter polijsten en onder den hamer bewerken en is minder aan roesten onderhevig dan staafijzer. Koelt men gloeiend staal, door het in koud water te dompelen, schielijk af, dan wordt het broos en tevens zoo hard, dat het glas krast; door verwarming en langzame bekoeling wordt het weder week en buigzaam, en wel des te meer, naarmate het hooger verhit was, zoodat men het naar willekeur een zekeren graad van hardheid of buigzaamheid kan geven.

Bij deze bewerking wordt het staal aan de oppervlakte meer of minder geoxydeerd, ten gevolge waarvan het verschillende kleuren aanneemt. Bij ongeveer 223° is het geel, bij 260° roodachtig en bij 300° blauw.

KOBALT OF COBALTUM.

Co = 59 gew. d. kobalt.

Kobalt is een roodachtig wit metaal, dat even moeilijk smelt als ijzer, en evenals dat metaal, maar minder sterk, door den magneet wordt aangetrokken. In de natuur komt kobalt niet gedegen voor,

maar het kan verkregen worden door gloeiing van kobaltoxalaat, als een zwart poeder, dat bij een zeer hooge temperatuur smelt en dan een hard, staal-grauw metaal oplevert, dat goed gehamerd en gepolijst kan worden, en dat een soortelijk gewicht bezit van 8,5. De voornaamste ertsen van kobalt zijn: *spijskobalt*, kobalt verbonden met arsenik, en *glanskobalt*, een verbinding van kobalt met arsenik en zwavel. In zoutzuur en in verdund zwavelzuur lost kobalt langzaam op onder ontwikkeling van waterstof.

De kobaltverbindingen zijn gekenmerkt door schoone kleuren; zij worden daarom als verfstoffen gebruikt. Het prachtig blauwe kobaltglas werd vroeger in het groot bereid en als fijn poeder, onder den naam van *blauwsel*, in den handel gebracht; tegenwoordig gebruikt men in plaats daarvan veelal ultramarijn.

Door behandeling met verdund zwavelzuur kan men blauwsel en ultramarijn gemakkelijk van elkander onderscheiden; de laatstgenoemde stof verliest namelijk daardoor zijne fraaie kleur, terwijl het kobaltglas onveranderd blijft.

Kobalt verbindt zich in verschillende verhoudingen met zuurstof; het *monoxyde* of *kobaltoxyde*, Co O , is een sterke basis en vormt een reeks van zouten, die in waterhoudenden staat donker-rozerood, watervrij echter blauw gekleurd zijn. Uit hun oplossing praecipiteert bijtende potasch rozerood *kobalthydroxyde*, $\text{Co H}_2 \text{O}_2$, dat bij verhitting onder afsluiting der lucht in water en bruin monoxyde ontleed wordt.

Kobaltchloride of *kobaltchloruur*, Co Cl_2 , wordt verkregen door oplossing van het metaal of van het oxyde in zoutzuur; de oplossing geeft bij verdamping roode kristallen, die tot formule hebben: $\text{Co Cl}_2 + 6 \text{H}_2 \text{O}$; bij hooge temperatuur zet zich een watervrij zout af in den vorm van blauwe kristallen.

Kobaltnitraat, $\text{Co (N O}_3)_2$, en *kobaltsulphaat*, Co S O_4 , zijn eveneens in water gemakkelijk oplosbare zouten; het laatste kristalliseert met 7 moleculen water en is isomorph met bitterzout.

Voegt men bij de oplossing van een kobaltzout zwavelammonium, dan ontstaat een zwarte neerslag van *kobaltsulphide*, Co S , welke verbinding door verdunde zuren bij de gewone temperatuur niet ontleed wordt. In een zure oplossing van een kobaltzout brengt zwavelwaterstof echter geen praecipitaat te weeg.

Door gloeiing aan de lucht gaat kobaltmonoxyde, onder opname van zuurstof, over in $\text{Co}_3 \text{O}_4$, een verbinding, die overeenkomt met het magnetisch-ijzeroxyde.

Kobaltsesquioxyde, $\text{Co}_2 \text{O}_3$, verkrijgt men als een zwart praecipitaat, door een oplossing van een kobaltzout met een oplossing van chloor-

kalk te vermengen. Dit oxyde bezit geen basische eigenschappen; het is oplosbaar in zoutzuur onder ontwikkeling van chloor, en gaat daarbij over in kobaltchloride, Co Cl_2 .

Kobaltverbindingen kan men gemakkelijk herkennen, doordat zeer kleine hoeveelheden daarvan glas sterk blauw kleuren, wanneer zij daarmee worden samengesmolten. Dezelfde kleur deelen zij mede aan den borax-parel.

NIKKEL OF NICCOLUM.

Ni = 59 gew. d. nikkel.

Nikkel vindt men verbonden met arsenik als *kopernikkel*, en met arsenik en zwavel als *nikkelglans* en eenige andere mineralen. Tevens komt dit metaal, evenals kobalt, steeds voor in het meteorijzer. Men verkrijgt het nikkel door reductie van zijn oxyde met kool; het wordt in het groot bereid voor de fabricatie van nieuw-zilver, een legering van nikkel, zink en koper, die een zilver-witte kleur bezit. ⁽¹⁾

Nikkel is een wit, vast, smeedbaar metaal, dat een soortelijk gewicht heeft van 8,8; het smelt bij iets lager temperatuur dan ijzer en is vrij sterk magnetisch. In den handel komt het gewoonlijk voor in den vorm van dobbelsteentjes. Het nikkeloxyde wordt namelijk gemengd met water en meel, tot een vast deeg samengekneet, in stukjes gesneden en vervolgens met koolpoeder in kroesen hevig gegloeid. Bij die hooge temperatuur wordt het meel verkoold, en deze kool reduceert het metaal.

De oxyden van nikkel komen overeen met die van kobalt.

Nikkelmonoxyde, Ni O , verkrijgt men door verhitting van nikkelnitraat of -carbonaat; ook kan men het bereiden door nikkelhydroxyde, $\text{Ni H}_2 \text{O}_2$ (een groen poeder, dat ontstaat door toevoeging van potaschloog bij de oplossing van een nikkelzout) onder afsluiting der lucht te gloeien.

Nikkelsulphaat, $\text{Ni S O}_4 + 7 \text{H}_2 \text{O}$, vormt groene kristallen, die isomorph zijn met kobaltsulphaat. Het verbindt zich, evenals dat zout en de sulphaten der metalen van de magnesiumgroep, met de sulphaten der alkalimetalen tot goed kristalliseerende dubbelzouten, die 6 moleculen kristalwater bevatten. $\text{Ni Cl}_2 + 6 \text{H}_2 \text{O}$, nikkelchloride, kristalliseert eveneens in groene kristallen.

⁽¹⁾ Een alliage van nikkel en koper, *billon* genaamd, wordt in België gebruikt voor pasmunt.

Nikkelnitraat $\text{Ni}(\text{N O}_3)_2 + 6 \text{H}_2 \text{O}$, is een smaragd groen zout, dat goed kristalliseert en gemakkelijk oplosbaar is in water.

Nikkelsesquioxyde, $\text{Ni}_2 \text{O}_3$, en *nikkelsulphide*; Ni S , komen in eigenschappen overeen met de overeenkomstige kobaltverbindingen, en worden evenals deze verkregen. Een kenmerkend onderscheid tusschen kobalt en nikkel levert de kleur van de borax-parel; terwijl de kobaltverbindingen deze blauw kleuren, deelen de nikkelverbindingen daaraan eene roode kleur mede. In waterhoudenden toestand zijn de nikkelzouten fraai groen. Ammoniak kleurt de nikkeloplossingen blauw, evenals de koperzouten. In watervrijen toestand zijn zij geel gekleurd. Kaliumnitriet brengt in oplossingen van kobaltzouten bij toevoeging van een weinig azijnzuur na eenigen tijd een geel praecipitaat te weeg, in die van nikkelzouten niet.

CHROOM OF CHROMIUM.

Cr = 52,2 gew. d. chroom.

De verbindingen van dit metaal zijn niet zeer verspreid en komen nergens in groote hoeveelheden voor; het belangrijkste erts van chroom is *chroomijzersteen*, $\text{Cr}_2 \text{Fe O}_4$, een verbinding, die isomorph is met magneetijzersteen en gevonden wordt in Amerika, in Noorwegen en op de Shetlands-eilanden; zeldzamer komt het *rood-looderts*, Pb Cr O_4 , voor.

Alle verbindingen van chromium bezitten een schoone kleur, en daarom worden er vele als verfstoffen gebruikt; ook de naam van het element is afgeleid van de grieksche benaming voor het woord kleur.

Het metaal verkrijgt men door verhitting van chromidchloride met natrium of zink, als een kristallijn poeder, dat zoo moeilijk smeltbaar is, dat het nauwelijks in de knalgasvlam kan gesmolten worden. Met zuurstof verbindt het zich in verschillende verhoudingen. De twee oxyden, die het minst zuurstof bevatten, het monoxyde, Cr O , en het sesquioxyde, $\text{Cr}_2 \text{O}_3$, zijn bases. Zij komen overeen met de oxyden van ijzer, en vereenigen zich, evenals deze, met elkander tot een verbinding $\text{Cr}_3 \text{O}_4 = \text{Cr O} + \text{Cr}_2 \text{O}_3$, die analoog is met het magnetisch-ijzeroxyde. Het chromiumtrioxyde, Cr O_3 , verbindt zich met water tot een sterk zure vloeistof.

1. Chromoverbindingen.

Deze verbindingen, welke in samenstelling overeenkomen met de

ferroverbindingen, zijn weinig bekend, daar zij zeer snel zuurstof opnemen en daardoor veranderen in chromidverbindingen.

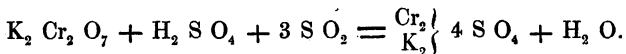
Chromochloride, Cr Cl_2 , verkrijgt men door waterstof te leiden over verhit chromidchloride, als een wit zout, dat in water met een blauwe kleur oplost. Uit deze oplossing slaat potaschloog bruin chromohydroxyde, $\text{Cr H}_2 \text{O}_2$ neer; het oxyde zelf, Cr O , is nog niet bereid.

2. Chromidverbindingen.

Uit de oplossing van een chromidzout praecipiteert ammonia groen chromidhydroxyde, $\text{Cr}_2 \text{H}_6 \text{O}_6$, dat bij verhitting, onder verlies van water, overgaat in chromidoxyde, $\text{Cr}_2 \text{O}_3$. Het is een groen poeder, dat dient om glas groen te kleuren en bij het schilderen op porcelein; ook de smaragd is zijn schoone, groene kleur aan dit oxyde verschuldigd. Het best bereidt men deze kleurstof door kaliumdichromaat met boriumtrioxyde te gloeien, en de massa met water uit te trekken; er blijft dan een fraai groen poeder achter, dat onder den naam van *Guignet's-groen* gebruikt wordt in plaats van het vergiftige Schweinfurter-groen.

De chromidzouten bezitten een groene of een violette kleur. Lost men chromidhydroxyde op in zoutzuur, dan ontstaat een donker-groene oplossing, die niet kristalliseert, maar bij verdamping een in water gemakkelijk oplosbare massa achterlaat van waterhoudend chloride, $\text{Cr}_2 \text{Cl}_6$. Leidt men chloorgas over een tot gloeiing verhit mengsel van houtskool en chroomsesquioxyde, dan verkrijgt men een sublumaat van chromidchloride, dat uit prachtig violette kristalblaadjes bestaat, die als zij zuiver zijn in kokend water slechts langzaam oplossen, maar gemakkelijk, wanneer er een spoor chromochloride aanwezig is.

Chroomaluin (chromid-kaliumsulphaat) $\left. \begin{matrix} \text{Cr}_2 \\ \text{K}_2 \end{matrix} \right\} 4 \text{S O}_4 + 24 \text{H}_2 \text{O}$, vormt donker-violette kristallen, die men kan verkrijgen door in een oplossing van kaliumdichromaat, waarbij men langzamerhand zwavelzuur gevoegd heeft, zwaveldioxyde te leiden:

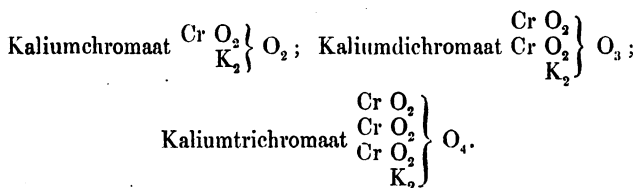


Verwarmt men een oplossing van chroomaluin boven 70° , dan neemt zij een groene kleur aan, en kristalliseert zij niet meer.

3. Chroomzuur.

Smelt men een chromidverbinding met salpeter en kaliumcarbonaat, dan wordt zij geoxydeerd, en de gesmolten gele massa bevat

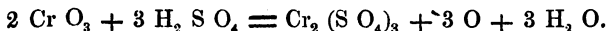
kaliumchromaat, $K_2 Cr O_4$. Op deze wijze wordt de chroomijzersteen verwerkt, om daaruit andere chroomverbindingen te verkrijgen. Het gele kaliumchromaat is isomorph met kaliumsulphaat en kaliummanganaat. Voegt men bij een oplossing daarvan zoo veel zwavelzuur als noodig is om de helft van het kalium te binden, dan verkrijgt men een donker-gele oplossing, waaruit zich bij verdamping groote oranjekristallen van *kaliumdichromaat*, $K_2 Cr_2 O_7$, afzetten. Deze verbinding wordt in het groot bereid en komt in den handel voor onder den naam van roode- of dubbel-chroomzure potasch; zij dient voor de bereiding van verschillende kleurstoffen en andere chroompraeparaten. Voegt men bij een oplossing van dit zout chroomtrioxyde, dan verkrijgt men bij verdamping kristallen van kaliumtrichromaat, $K_2 Cr_3 O_{10}$, voegt men er daarentegen bijtende potasch bij, dan ontstaat weder het gele kaliumchromaat. De constitutie van deze chromaten wordt door de volgende formules duidelijker:



Wanneer men bij een geconcentreerde oplossing van kaliumchromaat overvloed van zwavelzuur giet, dan zet zich bij bekoeling *chromotrioxjde*, $Cr O_3$, in robijn-roode naalden af. Dit oxyde is zeer goed oplosbaar in water, en vervloeit aan de lucht; de oplossing heeft een sterk zure reactie en bevat *chromozuur*, $H_2 Cr O_4$, welke verbinding slechts in oplossing bekend is. Bij verdamping ontwijkt er water en blijft chromotrioxjde achter. Stoffen, die zich gaarne met zuurstof verbinden, reduceeren deze verbinding zeer spoedig tot chromsesquioxjde; druppelt men bijv. alcohol op eenige kristallen van chromotrioxjde, dan ontvlamt deze, en ontstaat er groen chromsesquioxjde. Kookt men een oplossing van chromotrioxjde of van kaliumdichromaat met zoutzuur, dan vormt zich, onder ontwikkeling van chloor, chromchloride:



Verhit men chromotrioxjde met zwavelzuur, dan ontwijkt zuurstof:

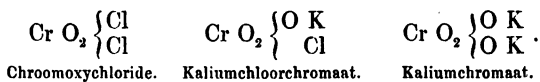


Door bij een oplossing van een chromaat een oplosbaar loodzout te voegen, verkrijgt men een fraai gelen neerslag van loodchromaat.

Pb Cr O₄, die onder den naam van *chromaatgeel* als verfstof gebruikt wordt. Schudt men chromaatgeel met een oplossing van bijtende potasch of soda, dan neemt het een oranje en daarna een roode kleur aan (chromaatrood). Deze verfstoffen zijn sterke vergiften. — In zilverzouten ontstaat door de chromaten een donkerrood praecipitaat, daar zilverchromaat, Ag₂ Cr O₄, onoplosbaar is; in baryumzouten (niet in strontiumzouten) veroorzaken zij een lichtgeelen neerslag, die uit baryumchromaat Ba Cr O₄, bestaat.

Chroomoxychloride, Cr O₂ Cl₂. Deze verbinding verkrijgt men door destillatie van kaliumdichromaat met keukenzout en zwavelzuur, als een donker-roode, rookende vloeistof, welke een soortelijk gewicht heeft van 1,92, terwijl de dampdichtheid van deze verbinding 77,7 bedraagt. Chroomoxychloride kookt bij 116°,8 en wordt door water ontleed in chloorwaterstof en chroomtrioxyde.

Lost men kaliumdichromaat op in warm zoutzuur, dan zetten zich bij bekoeling groote, oranje kristallen af van *kaliumchloorchromaat*, K Cl Cr O₃, welke verbinding in het midden staat tusschen kaliumchromaat en chroomoxychloride :



Vermengt men een oplossing van chroomzuur met waterstofsperoxyde en schudt vervolgens met aether, dan wordt de aether blauw gekleurd, waarschijnlijk ten gevolge van een hoogere oxydatietrap van het chromium. — Dit is een zeer gevoelige reactie op waterstofsperoxyde.

De chroomverbindingen kan men herkennen doordat zij na smelting met salpeter en potasch een gele zoutmassa opleveren, in de oplossing waarvan loodzouten een geel, en zilverzouten een rood praecipitaat teweegbrengen, terwijl de gele kleur der vloeistof door reduceerende stoffen (alcohol, suiker, enz.) groen wordt. Chromidoxyde kleurt de borax-parel smaragd-groen. Op den natten weg vormt chroom geen zwavelverbinding. Leidt men zwavelwaterstof in de oplossing van een chromaat, dan heeft er reductie plaats, onder afscheiding van zwavel. Zwavelammonium praecipiteert, evenals ammonia, chroomhydroxyde uit een oplossing van een chromidverbinding. Dit chromidhydroxyde is oplosbaar in soda, maar wordt bij aanhoudend koken weder uit die vloeistof afgescheiden. Baryumcarbonaat slaat reeds in de koude chromidhydroxyde uit een oplossing van een chromidverbinding neer.

URANIUM.

U = 120 gew. d. uranium.

Uranium behoort tot de zeldzaam voorkomende stoffen; men vindt het in de natuur hoofdzakelijk in twee mineralen: *uraanpekerts*, U_3O_4 , en *uraniet*. Het metaal is staal-grauw en heeft een soortelijk gewicht van 18,4; bij de gewone temperatuur verbindt het zich niet met droge zuurstof, bij hooge temperatuur verbrandt het met een schitterende vlam. Het vormt twee oxyden: *uraniummonoxyde*, UO , en *uraniumsesquioxyde*, U_2O_3 , die beide basische eigenschappen bezitten. De zouten van het monoxyde hebben een groene kleur. De van het sesquioxyde afgeleide verbindingen zijn geel; hierin doet potaschloog een neerslag ontstaan, die tot formule heeft $K_2U_4O_7$. Het sesquioxyde gedraagt zich dus ook als het anhydride van een zwak zuur. Het uraniummonoxyde kleurt het glas zwart, en wordt bij het schilderen op porcelein gebruikt. Het sesquioxyde levert het bekende uraanglas, dat een groenachtig-gele kleur bezit. Ook in de photographie vinden eenige verbindingen van uranium toepassing.

 METALEN DER TINGROEP.

Tin.	Thorium.
Titanium.	Tantalium.
Zirconium.	Niobium.

 TIN OF STANNUM.

Sn = 118 gew. d. tin.

Niettegenstaande dit metaal in gedegen toestand niet voorkomt, en zijn ertsen slechts op weinig plaatsen gevonden worden, is het tin toch reeds zeer lang bekend. De Phoeniciërs en Romeinen verkregen het tinerts, den *tinsteen*, SnO_2 , reeds uit de mijnen in het granietgebergte van Cornwallis⁽¹⁾; hetzelfde mineraal wordt in onze Oost-Indische bezittingen gevonden in den vorm van gruis (*zeeptin*) te midden van aangespoelde gronden. Om uit den tin-

(¹) Harde, min of meer donker gekleurde kristallen, die een sterken glans bezitten.

steen het metaal af te zonderen, wordt het erts fijn gemaakt, daarna met water gewasschen, om het lichtere ganggesteente (tinerts heeft een soortelijk gewicht van 6,99) weg te spoelen, en eindelijk in een vlamoven door anthraciet of houtskool en een weinig kalk gesmolten; het gereduceerde metaal en de slakken, die uit calciumsilicaat bestaan, verzamelen zich op den bodem van den oven. Het zoo verkregen metaal is gewoonlijk niet zuiver, maar bevat nog andere metalen, en moet daarom geraffineerd worden. Tot dit doel wordt het tin langzaam tot smelting verhit; het gemakkelijk smeltbare, zuivere tin vloeit weg, terwijl een moeilijk smeltbare legering achterblijft. Het Engelsche tin bevat meestal sporen van arsenik, koper en andere metalen; het Banca-tin is daarentegen bijna scheikundig zuiver. De reductie van het *zeptin* met kool is een eenvoudige bewerking.

De kleur van het tin komt overeen met die van het zilver; het is een week en pletbaar metaal, dat gemakkelijk in zeer dunne bladen (bladtin) kan verkregen worden, het bezit echter weinig vastheid; een draad van 2 m. M. doorsnede breekt reeds bij een belasting van 16 kilo. Het soortelijk gewicht van tin bedraagt 7,3; zijn smeltpunt is 235°; zelfs bij zeer hooge temperatuur vervluchtigt het niet merkbaar. Een stang zuiver tin geeft, wanneer zij heen en weer gebogen wordt, een eigenaardig knarsend geluid (het schreeuwen van het tin), dat veroorzaakt wordt door den kristallijnen structuur van het tin. Wordt van een plaat blik (vertind ijzerblik) het bovenste laagje tin door koningswater weggenomen, dan verkrijgt het om dezelfde reden een gebleemde oppervlakte.

Bij de gewone temperatuur wordt tin, noch in droge, noch in vochtige lucht, merkbaar geoxydeerd; bij sterke verhitting verbrandt tin echter tot een wit poeder, dat *tinasch* genoemd wordt, en tot formule heeft Sn O_2 (tindioxyde). — Tinasch is een uitstekend poetsmiddel.

In zoutzuur lost tin op, onder vrijwording van waterstof en vorming van tindichloride (*stannochloride*); door salpeterzuur wordt het krachtig aangetast en tot metatinzuur, een wit, in water onoplosbaar poeder, geoxydeerd.

Tinmonoxyde, *tinoxydule* of *stanno-oxyde* Sn O . De hydroxyden der alkali-metalen praecipiteeren uit een oplossing van tindichloride tinhydroxyde, $\text{Sn H}_2 \text{O}_2$, als een wit poeder; verhit men dit hydroxyde in een atmosfeer van koolstofdioxyde, dan ontwijkt water, terwijl zwart monoxyde achterblijft, dat echter in aanraking met de lucht spoedig overgaat in tindioxyde (*stannidioxyde*).

Tindichloride, *stannochloride* of *tinchloruur*, Sn Cl_2 , wordt in het groot bereid door oplossing van tin in zoutzuur; het vormt naald-

vormige kristallen, die tot formule hebben: $\text{Sn Cl}_2 + 2 \text{H}_2 \text{O}$. Deze verbinding wordt onder den naam van *tinzout* als bijtmiddel in de ververij gebruikt.

Zoowel in vasten als in opgelosten toestand neemt het stannochloride zuurstof uit de lucht op, waardoor onoplosbaar tinoxychloride geboren wordt. Vandaar dat het handelszout nooit geheel in water oplost, en dat men bij de oplossing van stannochloride gewoonlijk tinpoeder voegt. Stannochloride werkt krachtig reduceerend; voegt men een weinig van een oplossing van dit zout bij een mercuridverbinding, dan gaat deze daardoor over in een mercurioverbinding, terwijl bij overmaat van stannochloride metallisch kwik in fijn verdeelden toestand wordt afgescheiden. Cupridchloride wordt er door gereduceerd tot cuprochloride.

Tindioxyde of *stannidoxjde*, Sn O_2 , komt in de natuur voor als *tinsteen* en wordt kunstmatig verkregen door tin in aanraking met de lucht sterk te verhitten.

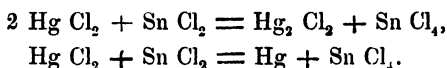
Oxydeert men tin door salpeterzuur, dan ontstaat er een wit, in zuren onoplosbaar poeder, dat tot formule heeft: $\text{H}_2 \text{Sn O}_3$; een hydroxyde van dezelfde samenstelling verkrijgt men als een witte neerslag, wanneer ammonia bij een oplossing van tintetrachloride (*stannidchloride*) gevoegd wordt; dit is echter in zuren gemakkelijk oplosbaar, zoodat deze verbinding in twee verschillende toestanden optreedt. Beide gedragen zich als zuren en geven twee reeksen van zouten. Het hydroxyde, dat onder den invloed van salpeterzuur ontstaat, en dat onoplosbaar is in zuren, noemt men *metatinzuur*, het in zuren oplosbare *tinzuur*. *Natriumstannaat* maakt men gewoonlijk door tinsteen met chili-salpeter te smelten, of door tin (afval van blik, enz.) met bijtende soda en natriumnitrat te verhitten; dit zout draagt in den handel den naam van *prepareerzout* en dient als bijtmiddel in de katoendrukkerij. Door verdampen der oplossing kan het in groote, doorzichtige kristallen verkregen worden, die tot formule hebben: $\text{Na}_2 \text{Sn O}_3 + 3 \text{H}_2 \text{O}$.

Tintetrachloride of *stannidchloride*, Sn Cl_4 , vormt zich wanneer tin in chloorgas verhit wordt; het is een kleurlooze vloeistof, die bij 120° kookt. Met een kleine hoeveelheid water vereenigt stannidchloride zich tot een kristallijn hydraat, dat in meer water oplost. Men gebruikt dit zout in de ververij onder den naam van *tincompositie*, en bereidt het in het groot door tin in koningswater op te lossen. Met salniak vormt stannidchloride een dubbelzout, dat tot formule heeft: $\text{Sn (N H}_4)_2 \text{Cl}_6$, en dat eveneens als bijtmiddel gebruikt wordt, onder den naam van *pinkzout*.

Tin vormt met zwavel twee verbindingen, die overeenkomen met de oxyden. *Tinmonosulphide*, Sn S , verkrijgt men door zwavelwa-

terstof in een oplossing van tindichloride te leiden, als een bruin praecipitaat; het disulphide, Sn S_2 , is een gele neerslag, die op dezelfde wijze uit tintetrachloride verkregen wordt. Op den drogen weg bereidt men tindisulphide door sublimatie van een mengsel van tinamalgama met bloem van zwavel en salmiak; men verkrijgt dan goud-gele, kristallijne schubbetjes, welke bekend zijn onder den naam van *mussiefgoud*, en gebruikt worden om te bronzen.

Tinverbindingen zijn door de volgende reactie's gekenmerkt: bij verhitting op kool in de reductievlam geven zij een pletbare metaalkorrel van metallisch tin, die in zoutzuur oplosbaar is. In deze oplossing brengt sublumaat (*mercuridchloride*) een wit praecipitaat te weeg, dat bij verwarming zwart wordt, en dan uit fijn verdeeld kwik bestaat:



Goudchloride, Au Cl_3 , doet in een verdunde oplossing van tindichloride een purper-rooden neerslag ontstaan (*purper van Cassius*), die gebruikt wordt bij het schilderen op porcelein, en die glas prachtig rood kleurt. De zwavelverbindingen van tin zijn onoplosbaar in water en in verdunde zuren, maar oplosbaar in geel-zwavelammonium.

Daar het tin goed bestand is tegen de inwerking van de zuurstof der lucht, wordt het gebruikt om koper- en ijzerblik te vertinnen.

De platen, die vertind zullen worden, schuurt men eerst met een oplossing van zink in zoutzuur (soldeerwater) of met verdund salpeterzuur goed blank, verhit ze vervolgens tot het smeltpunt van tin en doopt ze daarna in het gesmolten metaal, dat met een laagje vet bedekt is. Spelden, spijkers en dergelijke zaken worden op den natten weg vertind. Men maakt een oplossing van 1 d. tinzout, 1 d. wijnsteen, 2 d. aluin en 2 d. keukenzout, brengt deze aan de kook, werpt er vervolgens de voorwerpen en daarna een stuk tin in.

Tin is een bestanddeel van veel belangrijke legeringen, bijv. van brons, klokkemetaal (22—25% tin), kanonmetaal (9—10% tin), brittaniametaal (90 d. tin en 10 d. antimonium), enz. Ook veel voorwerpen voor huishoudelijk gebruik worden uit tin vervaardigd; dit tin bevat echter altijd meer of minder lood, daar een mengsel van die metalen de vormen bij het gieten beter vult dan zuiver tin; voor de bereiding van sommige spijzen mogen daarom tinnen gereedschappen niet gebruikt worden, vooral niet als het loodgehalte belangrijk is.

TITANIUM OF TITAAN.

Ti = 50 gew. d. titanium.

Titanium is een zeldzaam voorkomend element, dat in zijn chemische eigenschappen veel overeenkomt met tin, en als *rutiel* of *titaandioxyde*, $Ti O_2$, in graniet gevonden wordt.

Het metaal, dat slechts in den vorm van een grauw poeder bekend is, bezit de bijzondere eigenschap om zich bij hooge temperatuur onmiddellijk met stikstof te verbinden. In de hoofovens vindt men somtijds koper-roode, kubische kristallen, die lang voor metallisch titanium gehouden zijn, maar die tot formule hebben: $Ti Cy_2 + 3 Ti_3 N_2$.

Tin en titaan zijn quadrivalente elementen en vormen met kiezel een natuurlijke groep, waartoe waarschijnlijk ook *zirconium* en *thorium* behooren.

Tantalium en *niobium* zijn zeer zeldzame elementen, waarvan de verbindingen nog weinig onderzocht zijn; zij onderscheiden zich van de andere metalen dezer groep doordat zij quinquivalent zijn.

METALEN DER WOLFRAAMGROEP.

Molybdaenium. Wolframium.

MOLYBDAENIUM OF MOLYBDEEN.

Mo = 96 gew. d. molybdaenium.

Molybdaenium komt hoofdzakelijk voor als *molybdeenglans*, $Mo S_2$, een mineraal, dat veel op potlood lijkt. Wordt dit in aanraking met de lucht verhit, dan vormt zich zwaveldioxyde en *molybdeentrioxyle*, $Mo O_3$, een wit poeder, dat zich met ammonia verbindt tot *ammoniummolybdaenaat*, $(N H_4)_6 Mo_7 O_{24}$, waarvan een oplossing in salpeterzuur gebruikt wordt om phosphorzuur op te sporen en af te scheiden, zooals wij reeds vroeger vermeld hebben.

WOLFRAMIUM OF WOLFRAAM.

W = 184 gew. d. wolframium.

Dit metaal is niet zoo zeldzaam als het voorgaande; het komt hoofdzakelijk voor in de mineralen *wolfraamerts*, Fe W O_4 , en *scheeliet* of *tungsteen*, Ca W O_4 . Het metaal wolframium is tot nu toe alleen bereid in den vorm van een grauw poeder, dat een soortelijk gewicht heeft van 17,4. Een kleine hoeveelheid wolfraam geeft aan staal een groote hardheid en andere hooggeschatte eigenschappen.

Wolframium levert twee oxyden, *wolfraamdioxyde* en *wolframtrioxyde*. Het laatste is een geel poeder, dat in water en in zuren onoplosbaar is; men verkrijgt het door scheeliet (calciumwolframaat) door salpeterzuur te ontleden. Het natriumzout draagt in den handel den naam van wolfraamzure soda en wordt gebruikt om lichte weefsels en kleederen moeilijk brandbaar te maken. Men mengt het tot dit doeleinde onder de stijfsel, die voor het stijven van het goed gebruikt wordt. De aldus behandelde stoffen branden niet met vlam, maar verkolen slechts. Andere zouten van wolfraamzuur dienen als verfstoffen (het nikkelzout is licht-groen, het chroomzout donker-groen, het kobaltzout violet).

 METALEN DER ANTIMONIUMGROEP.

Antimonium.

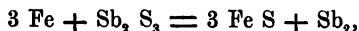
Bismuth.

Vanadium.

 ANTIMONIUM OF STIBIUM.

Sb = 122 gew. d. antimonium.

Antimonium wordt in de natuur in gedegen toestand gevonden; meer echter komt het voor verbonden met zwavel, als *antimoonglans* of *grauw-spiesglans*, $\text{Sb}_2 \text{S}_3$, dat in den handel onder den naam van *antimonium crudum* (ruw-antimonium) bekend is. Uit dit erts verkrijgt men het metaal door het met de helft van zijn gewicht ijzer te verhitten:



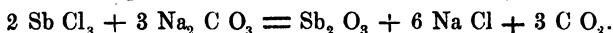
of door het erts te roosten en het gevormde oxyde vervolgens met kool te reduceeren. Antimonium is een blinkend, blauwachtig-wit metaal, dat in rhomboëders kristalliseert en dus isomorph is met arsenicum; het is zeer broos en kan in een vijzel gemakkelijk tot

fijn poeder gestampt worden. Antimonium smelt bij 450° , is bij de wit-gloeihitte vluchtig, en kan in een atmosfeer van waterstof gedestilleerd worden. Bij de gewone temperatuur oxydeert het zich niet door de zuurstof der lucht; in gesmolten toestand neemt het zuurstof op, en bij sterke verhitting verbrandt het met vlam, waarbij een witte damp van antimoniumtrioxyde, Sb_2O_3 , ontstaat. Verdund zoutzuur en zwavelzuur tasten het metaal niet aan; door salpeterzuur wordt het geoxydeerd, maar niet opgelost, tenzij in uiterst fijn verdeelden toestand, zooals het door zink uit zijn verbindingen wordt neergeslagen; in koningswater is het gemakkelijk oplosbaar.

Ouder de legeringen van antimonium is het alliage, waaruit de boekdrukletters bestaan, de belangrijkste; dit bevat 13—20 deelen stibium en 77—80 deelen lood.

De oxyden van antimonium komen in samenstelling overeen met die van arsenik; bovendien bestaat er nog een derde oxyde, Sb_2O_4 , dat beschouwd kan worden als een verbinding van de beide andere: $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{Sb}_2\text{O}_5 = 2\text{Sb}_2\text{O}_4$.

Antimoniumtrioxyde, Sb_2O_3 , bereidt men het best door bij het trichloride een oplossing van natriumcarbonaat te voegen:



Het is een wit kristallijn poeder, dat gemakkelijk oplost in een oplossing van wijnsteen (*kaliumhydrotartraat*); bij verdamping verkrijgt men daaruit kristallen van *braakwijnsteen*,

$2 \left(\begin{array}{c} \text{Sb O} \\ \text{K} \end{array} \right) \text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6 + \text{H}_2\text{O}$ ⁽¹⁾. Ook in zoutzuur is het trioxyde oplosbaar; verdunt men de oplossing van het gevormde trichloride met water, dan wordt zij melkachtig troebel, doordat er onoplosbaar antimoniumoxychloride, SbOCl , (het zoogen. *Algarothpoeder*) ontstaat:



Antimoniumtrioxyde vormt naaldvormige, rhombische kristallen, die isomorph zijn met een kristalvorm van arseniktrioxyde, welke zelden voorkomt; het kan echter ook verkregen worden in regelmatige octaëders, den vorm, waarin arseniktrioxyde gewoonlijk kristalliseert; beide oxyden zijn dus isodimorph. ⁽²⁾

(1) SbO is een univalent radicaal, dat den naam van *antimonyl* ontvangen heeft, maar dat in vrijen toestand niet bekend is. Braakwijnsteen zou men dus *antimonyl-kaliumtartraat* kunnen noemen, en het antimoniumoxychloride *antimonylchloride*, $(\text{SbO})\text{Cl}$.

(2) Door sommige scheikundigen wordt daarom antimonium tot de niet-metalen gebragt, evenals arsenicum, te meer, omdat antimonium zich ook verbindt met waterstof.

Antimoniumpentoxyde, $Sb_2 O_5$, is een licht-geel poeder, dat bij gloeiing zuurstof verliest en overgaat in het oxyde $Sb_2 O_4$. Evenals arsenicumpentoxyde vormt het een reeks van zouten, waaruit salpeterzuur antimoonzuur, $H Sb O_3$, vrij maakt.

Voegt men bij antimoniumpentachloride water, dan verkrijgt men een witten neerslag, die tot formule heeft $H_4 Sb_2 O_7$, en die *meta-antimoonzuur* genoemd wordt; de zure zouten van dit zuur veranderen gemakkelijk weder in die van het gewone antimoonzuur. Het zure natriummetastibiaat, $Na_2 H_2 Sb_2 O_7 + 6 H_2 O$, is zeer weinig oplosbaar in water; men verkrijgt daarom een kristallijn praecipitaat, wanneer verscheidene zuren bereid zuur-kaliummetastibiaat bij een oplossing van een natriumzout gevoegd wordt.

Schudt men poeder van stibium in een flesch, die met chloorgas gevuld is, dan verbinden zich beide elementen onder vuurverschijnselen.

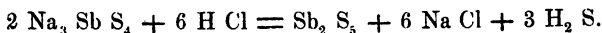
Antimoniumtrichloride, $Sb Cl_3$, verkrijgt men, als een weeke, boterachtige massa, wanneer droog chloorgas op overvloed van antimonium inwerkt, of wanneer antimoontrisulphide (*antimonium crudum*) in warm zoutzuur wordt opgelost; in het laatste geval onder vrijwording van zwavelwaterstof. Onderwerpt men deze oplossing aan destillatie, dan gaat eerst het overvloedige zuur over, en later destilleert antimoniumtrichloride, dat zich tot eene witte, kristallijne massa (*antimoonboter*) verdicht. In zeer weinig water of in zoutzuur lost deze verbinding onveranderd op, maar bij toevoeging van veel water wordt zij troebel.

Antimoniumpentachloride, $Sb Cl_5$, is een rookende vloeistof, die ontstaat wanneer overvloed van chloor op het metaal of op het trichloride inwerkt. Bij verhitting wordt dit chloride ontleed in chloorgas en antimoniumtrichloride; bij bekoeling verbinden deze stoffen zich echter weder tot $Sb Cl_5$. Door water wordt antimoonpentachloride ontleed.

Antimoniumtrisulphide, $Sb_2 S_3$, verkrijgt men, als een oranjekeurig, amorph poeder, door zwavelwaterstof in een zure oplossing van het trioxyde te leiden. Gekristalliseerd vindt men deze verbinding als *grauwspiesglans*, in stralige, donker-grauwe massa's, die metaalglans bezitten. Antimoniumsulphide is gemakkelijk oplosbaar in zwavelammonium en in andere oplosbare metaalsulphiden.

Antimoniumpentasulphide, $Sb_2 S_5$, is een fraai oranje-rood poeder, dat, onder den naam van *goudzwavel*, als geneesmiddel veelvuldig gebruikt wordt. Om het te maken, kookt men het trisulphide met zwavel en sodaloog; uit deze oplossing zetten zich bij bekoeling

groote, gele kristallen af van natriumsulphostibiaat, $\text{Na}_3 \text{Sb S}_4 + 9 \text{H}_2 \text{O}$, (*Schlipfesche zout*), die door zoutzuur, onder ontwikkeling van zwavelwaterstof, in goudzwavel en chloornatrium ontleed worden :



Antimoonwaterstof, Sb H_3 , verkrijgt men, evenals arsenikwaterstof, door een legering van zink en antimonium aan de inwerking van zoutzuur bloot te stellen. Het is een kleurloos gas, dat met een blauwachtige vlam verbrandt tot water en antimoontrioxyde.

Bij de rood-gloeihitte wordt het ontleed in waterstof en in antimonium, dat zich, evenals arsenik, als een donkere metaalspiegel afzet, wanneer men het gas door een gloeiende buis leidt. Voegt men een oplossing van antimonium bij zink en verdund zwavelzuur dan ontwijkt het antimonium als antimoonwaterstof, en kan dus op dezelfde wijze als het arsenik worden aangetoond. Daar de verbindingen van deze beide metalen sterke vergiften zijn en in hun reactie's zeer veel overeenkomen, is het voor gerechtelijk scheikundige onderzoekingen zeer belangrijk ze gemakkelijk te kunnen aantoonen en onderkennen. Voor geoefende scheikundigen levert dit geen bezwaar op; door een nauwkeurige analyse kan men, ook wanneer van een dezer metalen slechts sporen in een lijk of in spijzen voorhanden zijn, deze met volkomen zekerheid aantoonen. — Eenige der onderscheidingskenmerken van stibium en arsenicum zijn de volgende: in de eerste plaats verschillen de vlekken van beide metalen in uiterlijk voorkomen, zoodat het mogelijk is ze op het oog te onderscheiden, wanneer men ze dikwijls onderling vergeleken heeft; de ring van antimonium zet zich in de buis zoowel voor als achter de vlam af; die van het arsenik alleen achter de vlam. Antimoonwaterstof is n. l. gemakkelijker ontleedbaar door warmte dan arsenikwaterstof. De vlekken, die men verkrijgt door een koud voorwerp, bijvoorbeeld een porceleinen plaatje, in de vlam van arsenik- en antimoonwaterstof te houden, verschillen in oxydeerbaarheid; bevochtigt men ze met natriumhypochloriet (bleekwater), dan worden de arsenikvlekken tērstond geoxydeerd en opgelost, terwijl de vlekken van antimonium in het geheel niet, of althans eerst na lange inwerking van het bleekwater verdwijnen. Eenigzins verdund salpeterzuur oxydeert beide soort van vlekken; verdampst men het overvloedige zuur, en voegt men vervolgens een druppel zilvernitraat en een weinig zeer verdunde ammonia toe, dan vertoont zich op de arsenikvlek de steen-roode kleur van het zilverarsenaat, terwijl het antimoonzuur onverandert blijft. Smelt men antimonium met natriumnitraat, dan ontstaat het zeer moeilijk oplosbare antimoniumstibiaat, terwijl arsenicum onder die omstandigheden het gemakkelijk oplosbare natriumarsenaat doet geboren worden.

BISMUTH OF BISMUTHUM.

Bi = 210 gew. d. bismuth.

Bismuth wordt in gedegen toestand gevonden; meer echter met zwavel verbonden, als *bismuthglans*, $\text{Bi}_2 \text{S}_3$, waaruit men het metaal, op dezelfde wijze als het antimonium, gemakkelijk kan afscheiden. Bismuth kristalliseert in groote rhomboëders, bezit een soortelijk gewicht van 8,9 en vertoont een roodachtig-witte kleur. Het smelt bij 264° , en is vluchtig bij de wit-gloeihitte; in droge lucht wordt het bij de gewone temperatuur niet geoxydeerd, bij de gloeihitte verbrandt het echter met eene blauwe vlam tot bismuthtrioxyde, $\text{Bi}_2 \text{O}_3$. Met chloorgas verbindt zich poeder van dit metaal onder vuurverschijnselen tot bismuthtrichloride, BiCl_3 . In warm salpeterzuur lost bismuth gemakkelijk op.

Het metaal dient hoofdzakelijk voor de bereiding van licht smeltbare metaalmengsels, bijv. :

Newton's metaal, 8 d. bismuth, 5 d. lood en 3 d. tin; smeltpunt $94\frac{1}{2}^\circ$,
Rose's metaal, 2 d. bismuth, 1 d. lood en 1 d. tin; smeltpunt $93\frac{3}{4}^\circ$,
Wood's metaal, 4 d. bismuth, 2 d. lood, 1 d. tin en 1 d. cadmium;
 smeltpunt $65\frac{1}{2}^\circ$.

Bismuthtrioxyde, $\text{Bi}_2 \text{O}_3$, is een geel poeder, dat men kan verkrijgen door gloeiing van bismuthnitraat.

Bismuthnitraat vormt doorzichtige kristallen, $\text{Bi} \begin{Bmatrix} \text{N O}_3 \\ \text{N O}_3 \\ \text{N O}_3 \end{Bmatrix} + 5 \text{H}_2 \text{O}$,

die oplosbaar zijn in salpeterzuur, maar door water ontleed worden

in salpeterzuur en een basisch zout, $\text{Bi} \begin{Bmatrix} \text{N O}_3 \\ \text{H O} \\ \text{H O} \end{Bmatrix}$, een onoplosbaar wit,

kristallijn poeder, dat in de geneeskunde gebruikt wordt onder den naam van *magisterium bismuthi*. ⁽¹⁾ Een dergelijke ontleding ondergaan alle oplosbare bismuthzouten; door het chloride met water te mengen verkrijgt men vrij zoutzuur en bismuthoxychloride, BiOCl , een schitterend wit poeder, dat weleens voor blanketsel wordt aangewend, maar daarvoor weinig geschikt is, aangezien het door zwavelwaterstof zwart wordt.

De troebeling, die water veroorzaakt in een oplossing van bismuth in sterk zoutzuur of salpeterzuur, wordt als reactie op dit me-

⁽¹⁾ Er bestaan verschillende basische nitraten van bismuth (of, zooals men ze ook wel noemt, bismuthzouten van salpeterzuurmodificatie's); van de hoeveelheid water hangt het af welk zout er geboren wordt.

taal gebruikt; van antimonium, dat zich ten opzichte van water eveneens gedraagt, onderscheidt het zich doordat bismuthsulphide in zwavelammonium niet oplosbaar is. Verhit men een verbinding van bismuth op kool voor de blaasbuis, dan verkrijgt men een brooze metaalkorrel.

VANADIUM.

V = 51,3 gew. d. vanadium.

Vanadium komt slechts in eenige zeldzame mineralen voor en in kleine hoeveelheden in sommige ijzerertsen. Het metaal verkrijgt men door zijn chloorverbinding in een stroom waterstof tot de witgloei-hitte te verhitten. Met zuurstof vormt vanadium vijf verbindingen, waarvan de vier eerste bases zijn; vanadiumpentoxyde, V_2O_5 , verbindt zich met bases, en geeft een reeks van gekleurde zouten, die isomorph zijn met de overeenkomstige fosphaten.

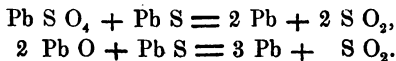
METALEN DER LOODGROEP.

Lood. Thallium.

LOOD OF PLUMBUM.

Pb = 207 gew. d. lood.

Het belangrijkste erts van dit metaal (dat in de natuur niet in gedegen toestand voorkomt) is *loodglans*, PbS . Om uit dit mineraal het metaal af te zonderen, wordt het in een vlamoven geroost; wanneer er silicaten aanwezig zijn, voegt men kalk toe, ten einde gemakkelijk smeltbare slakken te verkrijgen. De zwavel en het lood worden onder die omstandigheden beide geoxydeerd; er ontstaan zwaveldioxyde, loodoxyde en loodsulphaat. Na eenigen tijd wordt het vuur versterkt, en worden de openingen van den oven gesloten om verdere toetreding van lucht te verhinderen. De producten, die bij het roosten ontstaan zijn, werken nu ontledend in op het nog voorhanden loodsulphide, ten gevolge waarvan metallisch lood ontstaat:



Bijna alle soorten van loodglans bevatten een kleine hoeveelheid zilver, dat in het lood overgaat en eerst later daaruit wordt afgezonderd.

Lood is een blauwachtig-wit metaal, dat een soortelijk gewicht heeft van 11,3; het is buigzaam en zoo week, dat het afgeeft op papier en met den nagel kan gekrast worden; het laat zich gemakkelijk tot platen pletten en in draad trekken, maar het bezit weinig vastheid; een draad van 2 m. M. dikte breekt reeds bij een belasting van 2 kilo. Het smeltpunt van lood ligt bij 334° ; bij hooger temperatuur is het vluchtig, maar toch niet in die mate, dat het gedestilleerd kan worden. In droge lucht behoudt het metaal zijn glans, maar in vochtige lucht wordt het spoedig met een dun laagje van een suboxyde bedekt. De aanwezigheid van zwakke zuren bevordert de oxydatie van het lood. In zuiver water, dat geen lucht houdt opgelost, blijft lood onveranderd, maar bij vrije toetreding van lucht ontstaat er loodhydroxyde, dat een weinig oplosbaar is in water. Deze inwerking van lucht en water op lood is zeer belangrijk, omdat men dikwijls looden buizen voor waterleidingen gebruikt, en alle oplosbare loodverbindingen sterke vergiften zijn. Ook zeer geringe hoeveelheden van loodverbindingen hebben, wanneer zij langen tijd achtereen in het lichaam gebracht worden, een zeer schadelijke uitwerking. De zouten, die in het water in oplossing voorkomen, zijn van invloed op de inwerking van het water op lood; de aanwezigheid van nitraten en chloriden maakt dat het metaal sterker wordt aangetast, terwijl de sulphaten en carbonaten, welke in het rivier- en bronwater bijna nooit ontbreken, een dunne laag van loodsulphaat en loodcarbonaat in de buizen doen ontstaan, die ze tegen verdere inwerking beschut. Welwater (hard water) kan dus veilig voor drinkwater en voor de bereiding van spijzen gebruikt worden, ook wanneer het met lood in aanraking is geweest; maar dit is niet het geval met regenwater. Om lood in drinkwater aan te toonen, voegt men bij een niet te kleine hoeveelheid daarvan een weinig zoutzuur, en leidt er vervolgens langen tijd zwavelwaterstof door. Wanneer er ook maar een spoor lood aanwezig is, krijgt de vloeistof door het gevormde loodsulphide een bruine tint, welke men het best kan waarnemen door het water in een hoog cilinderglas te schenken en dit op wit papier te plaatsen.

Lood verbindt zich in meer dan één verhouding met zuurstof; van deze oxyden zijn de volgende de belangrijkste:

Loodoxyde, $Pb O$, een geel poeder, dat zich vormt, wanneer het gesmolten metaal aan de lucht is blootgesteld. — Bij de rood-gloeihitte smelt dit oxyde, en bij bekoeling vormt het roodachtig-gele plaatjes, die *loodglit* genoemd worden. In potaschloog lost loodoxyde bij verwarming op; bij bekoeling kristalliscert het daaruit in

geelachtig-roode, rhombische prisma's. Met kiezelzuur vormt loodoxyde gemakkelijk smeltbare silicateu, en daarom wordt het gebruikt tot het maken van glas (kristal) en van glazuur. Smelt men loodoxyde in hessische kroezen, dan worden deze zoo sterk aangestast, dat er niet zelden een gat in smelt.

In de oplossingen van een loodzout doet ammonia een witten neerslag ontstaan van *loodhydroxyde*, $\text{Pb H}_2 \text{O}_2$, welke verbinding in zuiver water een weinig oplosbaar is en daaraan een alkalische reactie geeft. Bij verhitting wordt loodhydroxyde ontleed in water en loodoxyde.

Verhit men het amorphe, gele loodoxyde in aanraking met de lucht langen tijd tot dicht bij het smeltpunt, dan neemt het zuurstof op, en verandert daardoor in *menie*, een rood poeder, dat als verfstof en in de glasfabrieken gebruikt wordt. Menie kan men beschouwen als een verbinding van loodoxyde met looddioxyde; deze verbinding bezit echter niet altijd dezelfde samenstelling, maar komt ongeveer overeen met de formule $2 \text{Pb O} + \text{Pb O}_2$. Behandelt men menie met verdund salpeterzuur, dan ontstaat oplosbaar loodnitraat, terwijl een bruin poeder, *looddioxyde*, Pb O_2 , achterblijft, dat bij verhitting in loodoxyde en zuurstof ontleed wordt, en bij verwarming met zoutzuur chloor ontwikkelt.

De meeste loodzouten zijn kleurloos; die, welke in water oplosbaar zijn, bezitten een zoetachtigen, samentrekkenden smaak, en zijn zeer vergiftig. — De belangrijkste loodzouten zijn :

Loodnitraat, $\text{Pb} \begin{Bmatrix} \text{N O}_3 \\ \text{N O}_3 \end{Bmatrix}$, dat verkregen wordt door loodglit in verdund salpeterzuur op te lossen. Dit zout kristalliseert in ondoorzichtige, reguliere octaëders, en lost op in 8 d. koud water. In salpeterzuur is loodnitraat bijna niet oplosbaar. Bij verhitting wordt het ontleed in loodoxyde, stikstoftetroxyde en zuurstof.

Loodacetaat of loodsuiker. Dit zout zullen wij bij het azijnzuur nader bespreken; het is goed oplosbaar in water, en wordt in het groot bereid.

Bijna alle andere loodzouten zijn in water weinig, of in het geheel niet oplosbaar.

Loodcarbonaat, Pb C O_3 , vindt men als een mineraal, dat den naam van *wit-looderts* draagt.

Voegt men bij een oplossing van loodnitraat natriumcarbonaat, dan ontstaat een wit praecipitaat van basisch-loodcarbonaat. Een dergelijke verbinding is het *loodwit*, de bekende witte verfstof, die verkregen wordt door koolstofdioxyde te leiden door loodazijn (basisch-loodacetaat) of volgens een oude, eigenaardige methode, welke de *Hollandsche methode* genoemd wordt. Deze bestaat hierin, dat

men opgerolde platen lood zet in aarden potten, die een weinig azijn bevatten. Eenige honderden van dus gevulde potten worden op een laag paardemest geplaatst en losjes met planken bedekt, waarover weder mest wordt uitgespreid; hierop zet men weder een rij potten, en zoo gaat men voort tot het geheele gebouw gevuld is. Na eenige weken zijn de looden platen geheel of althans grootendeels in loodwit veranderd. Onder den invloed van zuurstof en de dampen van het azijnzuur verandert het lood eerst in basisch-loodacetaat, dat door het koolstofdioxyde, dat bij de rotting van de mest ontstaat, wordt omgezet in loodwit. Het azijnzuur, dat daardoor weder vrij gekomen is, tast het voorhandenzijnde lood op nieuw aan, zoodat de vorming van loodwit voortgaat totdat al het lood is verdwenen. De samenstelling van het loodwit is niet altijd dezelfde, maar komt gewoonlijk ten naastebij overeen met de formule: $2 \text{Pb C O}_3 + \text{Pb H}_2 \text{O}_2$. — Het in den handel voorkomende loodwit is dikwijls vervalscht met zwaarspaat, krijt, enz. (Hoe men dit onderzoekt kan men gemakkelijk afleiden uit de eigenschappen van die stoffen).

Loodsulphaat, Pb S O_4 , draagt als mineraal den naam van *loodvitriool*, en komt voor in kleine, witte kristallen. Deze verbinding is in water (vooral in alcohol) onoplosbaar; zij wordt verkregen, als een wit praecipitaat, door zwavelzuur bij een oplossing van een loodzout te voegen.

Loodchloride, Pb Cl_2 , verkrijgt men als een kristallijne neerslag, wanneer oplosbare chloriden bij een niet te verdunde oplossing van een loodzout gevoegd worden; het lost op in 30 deelen kokend water en zet zich daaruit bij bekoeling als witte naalden af. Bij sterke verhitting smelt loodchloride en wordt bij bekoeling vast in den vorm van een hoornachtige massa. Het mineraal, dat den naam van *hoornlood* draagt, is een verbinding van loodchloride en loodcarbonaat.

Loodjodide, Pb J_2 , scheidt zich als goud-gele kristallen af, wanneer warm verzadigde oplossingen van kaliumjodide en loodnitraat met elkander vermengd worden.

Loodsulphide, Pb S , komt in de natuur voor als *loodglans*, in den vorm van cubi of van octaëders, die metaalglans bezitten. Dezelfde verbinding ontstaat bij samensmelting van lood met zwavel, en, als een zwart praecipitaat, door zwavelwaterstof in een loodoplossing te leiden.

Loodchromaat, Pb Cr O_4 , komt als verfstof in den handel voor

onder den naam van *chromaatgeel*. *Chromaatrood* is een basisch loodchromaat (zie bl. 220).

De meeste loodzouten zijn isomorph met de overeenkomstige verbindingen der metalen van de tweede groep, vooral met die van baryum, waarmede lood ook de onoplosbaarheid van het sulphaat gemeen heeft. Loodverbindingen herkent men daaraan, dat zwavelwaterstof in haar oplossingen een zwart praecipitaat doet ontstaan, dat in verdund salpeterzuur oplosbaar is; verder aan het onoplosbare, witte sulphaat, het in koud water bijna onoplosbare chloride en het gele chromaat en jodide. Verhit men loodverbindingen op kool voor de blaasbuis, dan geven zij een weeke, smeedbare metaalkorrel.

THALLIUM.

Tl = 204 gew. d. thallium.

Dit metaal werd in 1861 door CROOKES ontdekt door middel van de spectraal-analyse; hij vond het in het stof, dat zich bij het roosten van zwavelkies in de zwavelzuurfabriek afzet. In kleine hoeveelheden is het in eenige soorten van zwavelkies en zinkblende aanwezig, vooral in die van Rammelsberg in het Hartzgebergte; ook werd het gevonden in het water van de Nauheimer-zoutbron.

Thallium gelijkt veel op lood; ook komt het in eenige zijner verbindingen (het sulphide-, chloride- en jodide van thallium zijn onoplosbaar) met dit metaal overeen; in andere opzichten sluit thallium zich aan bij de alkalimetalen.

Het spectrum van thallium bestaat uit één helder groene streep.

METALEN DER ZILVERGROEP.

Koper. Zilver. Kwik.

KOPER OF CUPRUM.

Cu = 63.5 gew. d. koper.

Dit metaal is reeds sedert de oudste tijden bekend. Het komt gedegen voor en kan uit zijn ertsen gemakkelijk afgezonderd worden. Gedegen koper vindt men in het noorden van Amerika en in Siberië; dikwijls is dit gekristalliseerd in hexaëders en andere vormen, welke tot het reguliere stelsel behooren. De belangrijke ko-

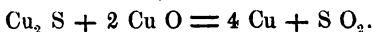
perertsen zijn *koperkies*, $\text{Cu}_2 \text{S}$, $\text{Fe}_2 \text{S}_3$, *koperglans*, $\text{Cu}_2 \text{S}$, *malachiet*, Cu C O_3 , $\text{Cu H}_2 \text{O}_2$, en *rood-kopererts*, $\text{Cu}_2 \text{O}$.

Zuiver koper verkrijgt men door verhitting van koperoxyde in een stroom waterstofgas, of door ontleding van een oplossing van een koperzout door middel van den galvanischen stroom (galvano-plastisch koper).

Ook het zoogenaamde cement-koper is zeer zuiver. Dit bereidt men door stukken ijzer te plaatsen in de vloeistof, welke verkregen wordt door geroost koperkies aan de lucht te laten liggen.

Uit het carbonaat of oxyde kan men het metaal in het groot verkrijgen door eenvoudige reductie met kool in een schachtoven, terwijl er naar den aard van het ganggesteente verschillende toevoegselen bij gedaan worden, ten einde gemakkelijk smeltbare slakken te verkrijgen.

Zwavelhoudende ertsen, zooals koperkies, die het meest voorkomen, vorderen een veel omslachtiger behandeling. Deze worden eerst geroost, om het kopersulphide gedeeltelijk in oxyde te veranderen, en daarna, onder toevoeging van zand of slakken, in een oven gesmolten. Het koperoxyde en het ijzersulphide wisselen van bestanddeelen, zoodat er kopersulphide en ijzeroxyde ontstaan; het laatste gaat in de slakken over, terwijl het gesmolten onzuivere kopersulphide (kopersteen) zich op den bodem van den oven verzamelt. De kopersteen wordt op nieuw geroost, waardoor een gedeelte der zwavel verbrandt, en vervolgens bij toetreding van lucht gesmolten; uit het mengsel van kopersulphide en koperoxyde ontstaan dan zwaveldioxyde en koper:



Het zoo verkregen metaal bevat echter nog koperoxyde; om dit te verwijderen, roert men in het vloeibare koper met een stok van groen hout, waardoor zich koolwaterstoffen ontwikkelen, die reducerend werken.


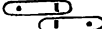
Koper bezit een eigenaardige, roode kleur; het is zeer hamerbaar en vast; een draad van 2 m. M. dikte draagt een gewicht van 140 kilo. Het soortelijk gewicht van koper is 8,93; bij de roodgloei-hitte smelt het, en bij de wit-gloei-hitte is het een weinig vluchtig, zoodat een vlam van waterstof, die met koper in aanraking komt, een groene kleur vertoont.

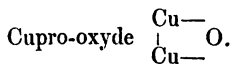
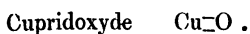
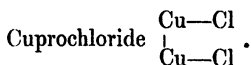
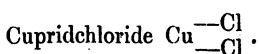
Koper is een der beste geleiders voor warmte en electriciteit. In aanraking met vochtige lucht bedekt het zich langzamerhand met een groen laagje van basisch-kopercarbonaat (edel-groenspaan) ⁽¹⁾;

⁽¹⁾ Niet alleen zuren, maar ook vet, suiker en keukenzout bespoedigen de vorming van deze verbinding. Oplossingen van zulke stoffen kunnen in den regel zonder nadeel in koperen vaten worden gekookt, maar men mag ze er niet in laten staan.

in droge lucht blijft het bij de gewone temperatuur onveranderd; bij de gloei-hitte wordt het echter met een laag oxyde (koperhamerslag) bedekt. Waterdamp wordt door gloeiend koper niet ontleed; in zoutzuur lost het fijn verdeelde metaal bij verwarming op, onder ontwikkeling van waterstof. Bij verhitting van koper met geconcentreerd zwavelzuur ontstaan kopersulphaat en zwaveldioxyde. Het gemakkelijkst wordt koper opgelost door salpeterzuur, waarbij stikstofdioxyde vrij wordt.

Koper is een hoofdbestanddeel van verschillende belangrijke legeringen. Het gewone *messing* (geel-koper) bestaat uit 2 deelen koper en 1 deel zink; dit is harder dan koper en kan gemakkelijker verwerkt worden. Gewoonlijk voegt men er nog 1 of 2 procent lood bij; het lood maakt dat de legering beter op de draaibank kan bewerkt worden, hoewel het de smeedbaarheid daarvan vermindert. Voor *messing-blik* (dunne platen *messing*) gebruikt men een legering, die rijker aan zink is dan de bovengenoemde, terwijl het zoogenaamde muntmetaal, dat ook dient voor het koperen van schepen, 60 procent koper bevat. Het moderne brons bestaat uit koper, zink en tin; het antieke brons uit koper en tin. Het metaal, waaruit het geschut gegoten wordt, de klokspijs en het spiegelmetaal zijn legeringen van koper en tin in verschillende verhoudingen. Deze hebben de eigenschap om bij langzame afkoeling hard en broos te worden; dompelt men ze echter in gloeienden toestand in koud water, dan zijn zij week en smeedbaar. Bij staal heeft juist het omgekeerde plaats.

Koper is bivalent en vormt twee reeksen van verbindingen, welke zich van die der voorgaande metalen onderscheiden doordat in de eene reeks, de *cupridverbindingen*, 1 atoom koper aanwezig is, en in de tweede, de *cuproverbindingen*, 2 atomen koper als een bivalente groep optreden. In de laatste moeten dus twee der vier verbindingseenheden zich onderling verzadigd hebben; volgens het teekenschrift van KÉKULÉ kunnen wij dus Cu voorstellen door het teeken , en Cu₂ door . De constitutie der beide reeksen van verbindingen blijkt uit de volgende voorbeelden :



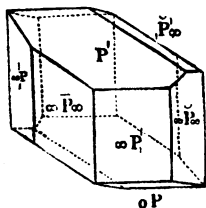
CUPRIDVERBINDINGEN.

Cupridoxyde of *koperoxyde*, Cu O , wordt door oxydatie van koper bij gloeiing, of door verhitting van kopernitraat verkregen als een zwart poeder, dat bij hooge temperatuur aan oxydeerbare stoffen gemakkelijk zuurstof afgeeft, en dus voor de analyse van koolstofhoudende verbindingen (elementair-analyse) in de scheikundige laboratoria dikwijls gebruikt wordt.

Potasschloog praecipiteert uit de oplossingen van een cupridzout licht-blauw cupridhydroxyde, $\text{Cu H}_2 \text{O}_2$, dat door verwarming gemakkelijk ontleed wordt in koperoxyde en water. Om die reden neemt de vloeistof een zwarte kleur aan wanneer zij gekookt wordt.

Kopersulphaat of *cupridsulphaat*, $\text{Cu S O}_4 + 5 \text{H}_2 \text{O}$, vormt

Fig. 55.



grootte, blauwe, triklinischè kristallen (fig. 55), die onder den naam van *kopervitriool* of *blauwevitriool* bekend zijn, en in het groot gemaakt worden door oplossing van koperhamerslag in zwavelzuur, of door oxydatie van kopersulphide. Dit zout verliest bij verhitting zijn kristalwater, en gaat daardoor over in een wit poeder, dat bij sterker verhitting ontleed wordt in zwaveldioxyde, zuurstof en koperoxyde. Kopersulphaat wordt veelvuldig gebruikt, voor

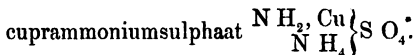
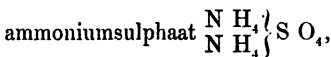
galvanoplastiek, in de ververij, in de katoendrukkerij, voor de bereiding van Schweinfurter-groen en andere koperhoudende kleurstoffen, enz.

Het kopervitriool van den handel is gewoonlijk ijzerhoudend. Om daaruit het zuivere zout te verkrijgen, kookt men de oplossing met een paar druppels salpeterzuur (om de ferroverbinding in een ferridverbinding om te zetten), digereert ze vervolgens met versch bereid cupridhydroxyde, en filtreert. Bij langzame afkoeling zetten zich uit de dus verkregen oplossing fraaie kristallen van zuiver cupridsulphaat af.

Koper-, ijzer- en zinkvitriool kristalliseeren samen in elke verhouding. Uit een gemengde oplossing van koper- en ijzersulphaat verkrijgt men kristallen, die beide zouten bevatten, en die den kristalvorm en de hoeveelheid kristalwater (5 of 7 $\text{H}_2 \text{O}$) bezitten van het zout, dat de overhand heeft. Ook met kalium- en ammoniumsulphaat vormt kopervitriool goed kristalliseerende dubbelzouten met 6 moleculen kristalwater.

Voegt men bij een oplossing van kopervitriool overmaat van ammonia, dan verkrijgt men een prachtig donker-blauw gekleurde vloeistof, waaruit zich door toevoeging van alcohol donker-blauwe kristallen afzetten. Deze kan men beschouwen als ammoniumsul-

phaat, waarin 2 atomen waterstof door 1 atoom van het bivalente element koper vervangen zijn :



Overeenkomstige, donker-blauw gekleurde verbindingen geven alle cupridzouten bij toevoeging van overmaat van ammonia.

Kopernitraat of cupridnitraat, $\text{Cu} \left\{ \begin{array}{l} \text{N O}_3 \\ \text{N O}_3 \end{array} \right\} + 6 \text{H}_2 \text{O}$, is een fraai blauw zout, dat in groote prisma's kristalliseert en in water zeer gemakkelijk oplosbaar is. Men verkrijgt het door oplossing van koper of van koperoxyde in salpeterzuur. Bij verhitting wordt het gemakkelijk ontleed, waarbij koperoxyde achterblijft. Op die wijze maakt men gewoonlijk het koperoxyde voor de elementair-analyse (zie bl. 238).

Koperchloride of cupridchloride, Cu Cl_2 , vormt zich wanneer koper in chloorgas verhit wordt, als een geelachtige massa, die in water met een groene kleur oplost; dezelfde oplossing verkrijgt men door koperoxyde op te lossen in zoutzuur. Bij verdamping zetten zich hieruit grōene, naaldvormige kristallen af, die tot formule hebben: $\text{Cu Cl}_2 + 2 \text{H}_2 \text{O}$. Dit zout is zoowel in water als in wijngeest gemakkelijk oplosbaar; de alcoholische oplossing brandt met een fraai groene vlam. Basisch-koperchloride (*friesch-groen*) bereidt men door koperen platen, die met salmiakoplossing bestreken zijn, aan de lucht te laten staan.

Kopercarbonaat. Het normale carbonaat van koper is onbekend; voegt men bij een koperoplossing kaliumcarbonaat, dan praecipiteert er een groen, basisch zout, $\text{Cu C O}_3, \text{Cu H}_2 \text{O}_2$. Dezelfde verbinding komt in de natuur voor als een fraai groen mineraal, dat *mala-chiet* genoemd wordt. *Koperlazuur*, $2 \text{Cu C O}_3, \text{Cu H}_2 \text{O}_2$, is een ander basisch kopercarbonaat, dat als een fraai blauw mineraal gevonden wordt.

Het kunstmatig verkregen basisch-kopercarbonaat wordt als verfstof gebruikt onder den naam van *bremer-groen*.

Uit *koperarseniet* bestaat de schoone, groene kleurstof, welke onder den naam van *scheele's groen* bekend is, en die verkregen wordt door oplossing van kopervitriool met natriumarseniet neer te slaan. Deze is zeer vergiftig. Nog in hooger mate is dit het geval met

het *schweinfurter-groen*, welke verfstof bereid wordt door een oplossing van arsenigzuur in water te koken met groenspaan (basisch-koperacetaat), onder toevoeging van een weinig azijnzuur. Deze kleurstoffen worden door middel van een bindmiddel op de stoffen bevestigd; vandaar dat zij er langzamerhand afstuiven.

Kopersulphide of *cupridsulphide*, Cu S , verkrijgt men als een zwart praecipitaat, wanneer zwavelwaterstof door een oplossing van een cupridzout geleid wordt. In zwavelammonium is dit praecipitaat niet geheel onoplosbaar, wel echter in zwavelnatrium.

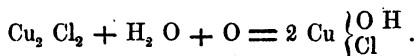
CUPROVERBINDINGEN.

Cupro-oxyde of *koperoxydule*, $\text{Cu}_2 \text{O}$, komt als mineraal voor in roode, reguliere kristallen, onder den naam van *rood-kopererts*. Kunstmatig verkrijgt men het door verhitting van koperoxyde met kopervijssel, of door bij een oplossing van kopervitriool druivesuiker en overmaat van potaschloog te voegen; bij koking wordt in het laatste geval het cupro-oxyde als een fraai rood poeder gepraecipiteerd, terwijl de suiker zich oxydeert. Laat men de reductie bij de gewone temperatuur plaats hebben, dan ontstaat er een gele neerslag van *cuprohydroxyde*, $\text{Cu}_2 \text{H}_2 \text{O}_2$. Koperoxydule kleurt glas robijnrood. — Koperen voorwerpen zijn gewoonlijk met een dun laagje cupro-oxyde bedekt; eerst als men dit met verdund salpeterzuur verwijderd heeft, komt de ware kleur (goudkleur) van het koper te voorschijn.

De zouten, die van het koperoxydule worden afgeleid, zijn kleurloos, maar worden wanneer zij met de lucht in aanraking zijn, spoedig groen of blauw, onder opname van zuurstof. Behandelt men cupro-oxyde met zwavelzuur, dan verkrijgt men cupridsulphaat en metallisch koper.

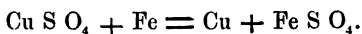
Cuprochloride (koperchloruur), $\text{Cu}_2 \text{Cl}_2$. Verwarmt men een oplossing van koperchloride met een weinig zoutzuur en koper, dan verkrijgt men een bruine vloeistof, waaruit door toevoeging van water wit koperchloruur wordt neergeslagen.

Cuprochloride is in water onoplosbaar, maar lost in zoutzuur op; deze oplossing bezit de eigenschap om kooloxyde te absorbeeren. Wanneer koperchloruur aan de lucht wordt blootgesteld, dan kleurt het zich, vooral als het vochtig is, spoedig groen, doordat zich basisch-koperchloride vormt:



De koperzouten zijn sterke vergiften. Men herkent ze: 1°. aan

het zwarte sulphide, dat onoplosbaar is in zoutzuur, maar oplosbaar in verdund salpeterzuur; 2°. aan het blauwe hydroxyde, dat bij verwarming zwart wordt; 3°. aan de donker-blauwe kleur, die ontstaat door toevoeging van ammonia bij een oplossing van een koperzout; 4°. door het bruine praecipitaat, dat geel-bloedloogzout in een oplossing van een koperzout doet ontstaan, en 5°. daaraan, dat blank ijzer zich met een rood laagje van metallisch koper bedekt, wanneer het in een koperoplossing gehouden wordt:



Hangt men het staafje ijzer, waarop zich het koper heeft afgezet, in een buisje, waarin zich eenige droppels ammonia bevinden, dan vertoont zich na eenigen tijd een blauwe druppel (een oplossing van Cu O in ammonia) aan het staafje.

KWIKZILVER, KWIK OF HYDRARGYRUM (*Mercurius*).

Hg = 200 gew. d. kwik. Dichtheid van den damp 100.

Het kwik komt voor in gedegen toestand; meer echter, verbonden met zwavel, als *cinnaber* (vermilloen), o. a. in Spanje, Illyrie, Californie, Peru, enz. Uit dit erts verkrijgt men het metaal door roosting (waarbij de zwavel verbrandt, terwijl de kwikdampen in aardenbuizen verdicht worden) of door verhitting met kalk of met ijzerhamerslag. Het metaal wordt vervolgens mechanisch gezuiverd door het te persen door grof linnen of door zeemleer. Het kwik van den handel bevat gewoonlijk kleine hoeveelheden zink, lood, koper, enz., welke verontreinigingen veroorzaken dat het kwik, zooals men gewoonlijk zegt, met een staart loopt, dat is, dat kleine droppeltjes van dit metaal, wanneer men ze over glas of over een porceleinen plaat beweegt, een langwerpige gedaante aannemen. Ten einde deze metalen te verwijderen, giet men een weinig salpeterzuur op het kwik, en laat het onder herhaald omschudden eenige dagen daarmede in aanraking. Vervolgens neemt men de oplossing (welke nu behalve een weinig mercuronitrat, de nitraten van alle in het kwik aanwezige metalen, die gemakkelijker oxydeerbaar zijn, bevat) weg, wascht het kwik met water, droogt het en laat het ten slotte loopen door een peperhuisje van filtreerpapier, dat van onderen een nauwe opening heeft en gevuld is met tabak.

Zeer zuiver kwik verkrijgt men door een volkomen zuiver kwikzout (bij voorkeur sublumaat) met water en ijzer te koken.

Kwik is het eenige metaal, dat bij de gewone temperatuur vloeibaar is; het is zilver-wit en heeft bij 0° een soortelijk gewicht van

13,596. Bij -40° wordt het vast, en kristalliseert het in het reguliere stelsel; het vaste kwikzilver is pletbaar en heeft een soortelijk gewicht van 14,4. Bij 350° kookt kwik, maar reeds bij de gewone temperatuur gaat het langzaam in den dampvorm over; deze damp is kleurloos, 6,976 maal zwaarder dan lucht en 100 maal zwaarder dan waterstof; de molecule kwik bestaat dus slechts uit één atoom. (Zie bl. 133).

Zuiver kwik blijft zoowel in droge, als in vochtige lucht onveranderd; bij verhitting boven 300° verbindt dit metaal zich echter met zuurstof, en gaat daardoor langzamerhand over in een rood poeder. Met chloor, broom, jood en zwavel verbindt het zich onmiddellijk; door zoutzuur wordt het niet aangetast. Water ontleedt het onder geen omstandigheid. — Verhit men kwik met sterk zwavelzuur, dan ontwijkt zwaveldioxyde, en verkrijgt men een oplossing van mercuridsulphaat. In salpeterzuur lost kwik gemakkelijk op.

Kwik wordt gebruikt om zilver en goud uit hun ertsen af te zonderen, verder bij het vergulden, bij chemische en physische proeven, enz. — Door glas met tin-amalgama (¹) te bedekken verkrijgt men spiegels. Veel verbindingen van kwik zijn hooggeschatte geneesmiddelen; de meeste zijn, evenals het metaal zelf, hevige vergiften.

Kwik is een bivalent element, dat twee reeksen van verbindingen vormt, welke overeenkomen met die van koper.

MERCURIDVERBINDINGEN.

Kwikoxyde of mercuridoxyde, Hg O, verkrijgt men door voorzichtige verhitting van kwiknitraat, of door kwik langen tijd in aanraking met de lucht tot 300° te verhitten, als een kristallijn, rood poeder. Potaschloog praecipiteert uit de oplossing van een mercuridzout hetzelfde oxyde als een geel, amorph poeder.

Bij sterke verhitting wordt kwikoxyde ontleed in kwik en zuurstof, zooals wij reeds vroeger vermeld hebben. In zoutzuur en in salpeterzuur is het gemakkelijk oplosbaar. In de geneeskunde wordt kwikoxyde gebruikt onder den naam van *roode praecipitaat*.

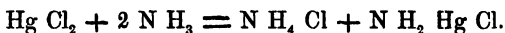
Mercuridnitraat, Hg $\left\{ \begin{matrix} \text{N O}_3 \\ \text{N O}_3 \end{matrix} \right.$, vormt zich wanneer kwik met overmaat van salpeterzuur verwarmd wordt, of als men het roode oxyde

(¹) De legeringen van kwik dragen den naam van *amalgama's*.

in salpeterzuur oplost. Dit zout kristalliseert slecht en wordt bij toevoeging van veel water ontleed.

Mercuridchloride of sublimaas, Hg Cl_2 , bereidt men gewoonlijk door verhitting van een innig mengsel van keukenzout en kwiksulphaat, Hg S O_4 ; het zout sublimeert dan als een stralig-kristallijne massa. Dezelfde verbinding ontstaat wanneer kwik in chloorgas verhit wordt, en wanneer kwikoxyde wordt opgelost in zoutzuur. Sublimaas is een der hevigste vergiften; *in water is het goed oplosbaar*, en uit een warm verzadigde oplossing kristalliseert het bij bekoeling in lange, rhombische kristallen. Sublimaas smelt bij 265° en gaat bij 295° in damp over.

Ammonia doet in een oplossing van dit zout een witten neerslag ontstaan, welke in de geneeskunde bekend is onder den naam van *witte-precipitaat*:



Men kan deze verbinding dus beschouwen als ammoniumchloride, waarin 2 atomen waterstof door één atoom van het bivalente element kwik vervangen zijn; daarom wordt zij kwikammoniumchloride genoemd.

Mercuridsulphaat, Hg S O_4 , is een wit zout, dat moeilijk oplost in water, en dat verkregen wordt door verwarming van kwik met sterk zwavelzuur.

Mercuridjodide, Hg J_2 , ontstaat, als een scharlaken-rood precipitaat, wanneer kaliumjodide gevoegd wordt bij een oplossing van een mercuridzout. Deze verbinding is oplosbaar in kaliumjodide en in alcohol; bij verhitting sublimeert zij en gaat daarbij over in gele kristallen, die echter door de geringste wrijving weder rood worden.

Mercuridsulphide, Hg S , komt in de natuur voor als *cinnaber* of *natuurlijk-vermilloen* en wordt in het groot bereid door sublimatie van een mengsel van zwavel en kwik; op die wijze verkrijgt men een prachtig rood poeder, dat den naam van *vermilloen* draagt en een hoog geschatte verfstof is. — Zwavelwaterstof precipiteert uit de oplossing van een mercuridzout zwart, amorph mercuridsulphide, dat onoplosbaar is in verdund salpeterzuur en in ammoniumsulphide, maar oplosbaar in koningswater. Door sublimatie onder afsluiting der lucht wordt het rood en kristallijn, terwijl het bij verhitting onder toetreding van lucht zich oxydeert, waarbij zwavel-dioxyde vrij wordt.

MERCUROVERBINDINGEN.

De belangrijkste van deze verbindingen is *mercurochloride*, *calo-*

mel of *mercurius dulcis*, $\text{Hg}_2 \text{Cl}_2$. Men verkrijgt deze door 4 d. sublimaat met 3 d. kwik zorgvuldig te vermengen, en het mengsel in een glazen kolf te sublimeren, als een stralig-kristallijne massa. Deze wordt fijn gewreven en goed uitgewassen met water, om sporen van sublimaat, die gewoonlijk aanwezig zijn, te verwijderen. Volkomen zuiver verkrijgt men calomel door de dampen van deze verbinding zich te laten condenseeren in een ballon, waarin stoom geleid wordt; het zoo bereide zout noemt men *calomel à la vapeur*. Mercuriochloride is onoplosbaar in water; door potaschloog wordt het zwart gekleurd, (vandaar de naam calomel, die mooi-zwart beteekent); er ontstaan dan kaliumchloride en *mercurio-oxyde* (*kwik-oxydule*) $\text{Hg}_2 \text{O}$:



Bij blootstelling aan het licht of door verwarming tot 100° wordt het kwikoxydule ontleed in metallisch kwik en kwikoxyde; het moet daarom in een zwart fleschje bewaard worden.

Mercuronittraat, $\text{Hg}_2 \begin{matrix} \text{N O}_3 \\ \text{N O}_3 \end{matrix}$, ontstaat wanneer verdund salpeterzuur bij de gewone temperatuur op een *overmaat van kwik* inwerkt.

Het kristalliseert in kleurlooze kristallen, die door veel water ontleed worden in een basisch en een zuur zout; vandaar dat men gewoonlijk eenig metallisch kwik bij de oplossing van dit zout voegt. Behalve voor de bereiding van andere kwikverbindingen (rood-kwik-oxyde, enz.) wordt het gebruikt door de hoedemakers. Zoutzuur, of een oplosbaar chloride brengt in de oplossing van dit zout een wit praecipitaat van calomel teweeg.

De kwikverbindingen herkent men aan de volgende reactie's: door verhitting met natriumcarbonaat in een glazen buisje ontstaat metallisch kwik, dat in schitterende bolletjes sublimeert; door toevoeging van een kleine hoeveelheid zwavelwaterstof bij een mercuridzout verkrijgt men een witten neerslag (een verbinding van kwik-sulphide, Hg S , met het nog onontlede zout); bij toevoeging van meer zwavelwaterstof wordt dit praecipitaat geel, vervolgens oranje en eindelijk zwart. Dit verschil in kleur van het praecipitaat, naarmate er meer of minder zwavelwaterstof wordt toegevoegd, is kenmerkend voor de mercuridverbindingen. In de oplossingen van mercuriozouten ontstaat door zwavelwaterstof terstond een zwart praecipitaat van $\text{Hg}_2 \text{S}$. De sulphiden van kwik zijn onoplosbaar in zwavelammonium en in salpeterzuur; door koningswater worden zij echter ontleed. Brengt men blank koper in een oplossing van kwik, dan slaat zich daarop fijn verdeeld kwikzilver als een grauwe laagje neer, dat door er op te wrijven metaalglans verkrijgt.

In de oplossing van een mercuroverbinding brengt sodaloog een zwart, zoutzuur een wit praecipitaat teweeg; in de oplossing van een mercuridverbinding ontstaat door sodaloog een gele en door kaliumjodide een fraai scharlaken-roode neerslag. Het witte praecipitaat, dat door zoutzuur in de oplossing van een mercurozout ontstaat, is onoplosbaar in ammonia; overgiet men het met die vloeistof, dan wordt het zwart.

ZILVER OF ARGENTUM.

Ag = 108 gew. d. zilver.

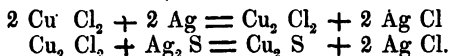
Dit metaal is reeds sedert de oudste tijden bekend; het komt gedeegen voor, maar ook verbonden met zwavel, als *zilverglans*, Ag_2S , en met zwavel, arsenik en antimonium, als: *roodgeldigerts*, *fahlerts*, enz., verder als *hoornzilver*, AgCl , *broomzilver*, AgBr , enz. Bovendien bevatten bijna alle soorten van loodglans kleine hoeveelheden zilver, die in het daaruit afgescheiden lood overgaan en met voordeel daaruit kunnen afgezonderd worden, zelfs wanneer het lood maar $\frac{1}{20}$ procent zilver bevat. Een legering van lood en zilver heeft een lager smeltpunt dan zuiver lood, en bij bekoeling van het gesmolten metaal scheidt zich daarom reeds zuiver lood kristallijn af, wanneer de legering nog vloeibaar is; neemt men dit lood weg, en behandelt men de overblijvende legering nog eenige malen op dezelfde wijze, dan wordt zij eindelijk rijk genoeg aan zilver om *afgedreven* te worden. Deze bewerking berust daarop, dat het lood bij verhitting aan de lucht geoxydeerd wordt, terwijl het zilver hierbij geen verandering ondergaat. De legering wordt daarom in een vlamoven, waarvan de bodem uit een poreuse massa (been- of houtasch) vervaardigd is, gesmolten en blootgesteld aan de inwerking van lucht, die door een blaastoestel wordt aangevoerd. Het gesmolten loodoxyde (loodglit), dat hierdoor ontstaat, loopt gedeeltelijk door een opening in den wand van den haard weg en dringt gedeeltelijk in den poreusen bodem; tegen het einde der bewerking, wanneer er nog maar eene kleine hoeveelheid lood aanwezig is, vertoont het dunne laagje loodoxyde, dat het gesmolten metaal bedekt, afwisselend de verschillende kleuren van den regenboog en scheurt eindelijk, waardoor de schitterende oppervlakte van het zilver plotseling te voorschijn treedt; men noemt dit het *blikken* van het zilver; het is het teeken dat de bewerking is afgeloopen. Deze methode is afkomstig van PATTISSON.

Ook kan het zilver uit het lood verkregen worden door dit samen te smelten met 5% zink, het gesmolten metaal eenige malen om te roeren en daarna zoolang te laten staan, dat het zink zich aan de

oppervlakte heeft afgezet. Deze methode berust hierop, dat zink geen legering met lood vormt, maar daarentegen al het aanwezige zilver in zich opneemt. Door destillatie of door behandeling met zoutzuur kan het zilver vervolgens van het zink gescheiden worden.

De zilverertsen, die in Europa vooral in het Hartz- en Ertsgebergte voorkomen, bevatten koper; hieruit verkrijgt men het zilver doordat men door roosten en smelten een kopersteen maakt, welke uit zilver-, koper- en ijzersulphide bestaat, dezen door sterke verhitting bij toetreding van lucht in een vlamoven oxydeert, en de gerooste massa, welke, behalve ijzer- en koperoxyde, zilversulphaat bevat, met water behandelt, en eindelijk uit deze oplossing het zilver door koper afscheidt.

Vroeger volgde men, vooral in Freiberg, in plaats van het genoemde extractieproces, de *amalgamatie-methode*. De ertsen worden met keukenzout gemengd en geroost, waardoor zilverchloride ontstaat, en vervolgens met water en oud ijzer gebracht in vaten, die geruimen tijd om hun as gedraaid worden. Het ijzer ontleedt het zilverchloride, en er ontstaan ijzerchloride en metallisch zilver in den vorm van een fijn, zwart poeder, dat men door middel van kwik uit de massa kan verwijderen; het amalgame wordt vervolgens in destilleertoestellen verhit, waardoor het kwik overgaat en het zilver achterblijft. In Amerika, waar zilverertsen in belangrijke hoeveelheden voorkomen (vooral in Mexico, Peru en Chili) volgt men een andere wijze van amalgameeren (de koude methode). Wegens de armoede aan brandstof van die landen wordt het roosten achterwege gelaten; de fijn gemalen ertsen worden met water aangemengd tot een dunnen brij, waarbij men keukenzout voegt, dat door muilieren, welke men langen tijd door de massa heen laat loopen, goed met het erts gemengd wordt. Daarna doet men er geroost koperkies, het zoogenaamd *magistraal*, bij (waarvan de werking op zijn gehalte aan kopervitriool berust), laat dit door de muilezels weder goed onder de massa werken, en voegt langzamerhand kwik toe. Uit het kopersulphaat en het keukenzout ontstaan cupridchloride, Cu Cl_2 , en natriumsulphaat; het eerste werkt op het aanwezige metallisch zilver in, zoodat er zilverchloride en cuprochloride, $\text{Cu}_2 \text{Cl}_2$ gevormd worden, terwijl het cuprochloride het zilversulphide aantast en eveneens in zilverchloride verandert:



Een gedeelte van het kwik onttrekt vervolgens chloor aan het zilverchloride, en het vrijgeworden zilver lost in het overige kwik op. Eindelijk wordt de geheele massa in water verdeeld, het zware amalgame van de lichtere steenmassa door slibben gescheiden, en het amalgame door destillatie in kwik en zilver ontleed.

Zilver is een zuiver-wit metaal, dat een sterken glans bezit, dien het zelfs in gesmolten toestand noch in droge, noch in vochtige lucht verliest. — Gesmolten zilver bezit de eigenschap om zuurstof te absorbeeren; smelt men zilver in een atmosfeer van zuivere zuurstof, dan neemt het 22 maal zijn volumen van dat gas op. Bij het vastworden komt de zuurstof weder vrij en slingert dikwijls het nog vloeibare gedeelte van het metaal uit den kroes; de aanwezigheid van een kleine hoeveelheid van een ander metaal ontnemt aan het zilver deze eigenschap volkomen.

Bij een zeer hooge temperatuur is zilver vluchtig; door middel van de knalgas-vlam kan het gedestilleerd worden; zijn damp heeft een licht-blauwe kleur. Zilver is de beste geleider voor warmte en electriciteit, en dit metaal is tevens zoo pletbaar, dat men uit één gram zilver een draad van 2600 M. kan vervaardigen. Met zwavel verbindt het zich zeer gemakkelijk; zilveren voorwerpen slaan daarom aan in een ruimte, waar zwavelwaterstof aanwezig is. Door chloor wordt het reeds bij de gewone temperatuur aangetast; tegenover geconcentreerd zwavelzuur gedraagt het zich bij verwarming evenals koper; in sterk salpeterzuur lost het gemakkelijk op, onder ontwikkeling van stikstofdioxyde.

Legeeringen van zilver. Zuiver zilver is te week voor munten en sieraden; een klein gehalte aan koper verhoogt zijn hardheid aanmerkelijk, zonder zijn fraaie, witte kleur veel te benadeelen. Om echter aan de voorwerpen geheel het aanzien en den glans van zuiver zilver te geven, worden zij sterk verhit, waardoor het koper aan de oppervlakte zich oxydeert, en vervolgens terstond in verdund salpeterzuur of zwavelzuur gedoopt, waarin het gevormde koperoxyde oplost. Na het *wit-koken* is het zilver mat geworden, daar de zilverdeeltjes eenigermate van elkander gescheiden zijn, maar door polijsten kan men het gemakkelijk weder glanzig maken.

De legeeringen, waaruit de munten en andere voorwerpen gemaakt worden, moeten volgens de wet een bepaald gehalte aan zilver bevatten, dat echter in de verschillende landen niet hetzelfde is. In Nederland is het gehalte van het groote zilvergeld (ƒ 2.50 tot en met ƒ 0.50) $\frac{945}{1000}$, dat van het kleine zilvergeld (de pasmunt) $\frac{640}{1000}$. Daar men echter moeilijk door rechtstreeks samensmelten van zilver en koper een legering van een juist gehalte kan verkrijgen, staat de wet een afwijking (*remedie*) toe van $\frac{2}{1000}$ van het gehalte. Voor zilveren voorwerpen zijn bij ons te lande twee gehalten voorgeschreven, die door verschillende keuren (de groote en de kleine keur) worden gewaarborgd; het zilver met de groote keur moet $\frac{934}{1000}$, dat met de kleine keur $\frac{833}{1000}$ zilver bevatten, terwijl een remedie van $\frac{5}{1000}$ is ver-

oorloofd. De Pruisische thaler, de Oostenrijksche gulden en het Fransche zilvergeld bevatten ongeveer 10 procent koper; het Engelsche daarentegen slechts 7,5 procent.

Zilver verbindt zich in drie verhoudingen met zuurstof:

Het *zilversuboxyde* of *zilveroxydule*, Ag_2O , is een zwart poeder, dat zeer gemakkelijk in zilver en zuurstof ontleed wordt. *Zilveroxyde*, Ag_2O , is een sterke basis; men verkrijgt dit oxyde door bij een oplossing van zilvernitraat potaschloog te voegen, als een bruin praecipitaat, dat een weinig in water oplosbaar is. Deze oplossing bezit een alkalische reactie. Door ozon wordt zilver gemakkelijk geoxydeerd, waarbij zwart *zilverdioxyde*, Ag_2O_2 , ontstaat. Deze verbinding vormt zich o. a. als men een oplossing van zilvernitraat door een sterken galvanischen stroom ontleedt, terwijl de positieve pool uit een zilveren staafje bestaat (zilver-voltameter).

Zilvernitraat, $AgNO_3$, kan men verkrijgen door oplossing van zuiver zilver in tamelijk geconcentreerd salpeterzuur en uitdamping der oplossing als doorzichtige, tafelvormige kristallen van het rhombische stelsel. Deze zijn oplosbaar in hun eigen gewicht koud en in de helft van hun gewicht kokend water; ook lossen zij op in wijngeest (1 d. in 4 d.). Bij verhitting smelt het zout; het kan dan in pijpjes worden gegoten, die onder den naam van helsen steen (*lapis infernalis*) bekend zijn. Gewoonlijk bereidt men het zilvernitraat uit koperhoudend zilver. Men lost dit op in salpeterzuur, verdunt de oplossing en voegt er vervolgens zoutzuur bij. Hierdoor wordt chloorzilver (zilverchloride) gepraecipiteerd, terwijl kopernitrat in oplossing blijft. Het chloorzilver wordt vervolgens gereduceerd (bijv. door het, na gesmolten te zijn, in aanraking te brengen met zink en een weinig verdund zwavelzuur) en daarna weder opgelost in salpeterzuur.

Verdamp men de oplossing van koper- en zilvernitraat tot droog toe, en verhit men ze vervolgens voorzichtig totdat de groenachtig blauwe kleur vervangen is door een zwarte, dan verkrijgt men uit deze massa door behandeling met water een oplossing van zuiver zilvernitraat, daar al het kopernitrat ontleed is en als koperoxyde achterblijft.

Onder den invloed van het zonlicht, vooral wanneer het met organische stoffen in aanraking is, wordt zilvernitraat zwart, doordat het gedeeltelijk ontleed wordt. Om dezelfde reden veroorzaakt dit zout zwarte vlekken op de huid wanneer men het in de hand neemt; wegens deze eigenschap wordt het gebruikt om linnen te merken en het haar te kleuren.

Zilverchloride, Ag Cl, komt als mineraal voor onder den naam van *hoornzilver*; als een wit, vlokkig praecipitaat verkrijgt men het door bij een oplossing van zilver zoutzuur, keukenzout of een ander oplosbaar chloride te voegen. Wanneer zilverchloride aan het licht is blootgesteld neemt het een violette kleur aan, die bij verdere inwerking van het licht steeds donkerder wordt. Deze ontleding, waarbij een weinig chloor vrij wordt, heeft veel sneller plaats bij aanwezigheid van organische stoffen, en hierop berust de aanwending van deze verbinding in de photographie. Zilverchloride wordt gemakkelijk tot zilver gereduceerd als het in aanraking is met zink en verdund zwavelzuur; het smelt bij 260° en gaat bij bekoeling over in een vaste, hoornachtige massa; bij hooger temperatuur is het vluchtig. In water en verdund salpeterzuur is het volkomen onoplosbaar; in geconcentreerd zoutzuur en in een sterke oplossing van keukenzout lost het echter in vrij groote hoeveelheid op. Zeer gemakkelijk wordt het opgelost door ammonia en eveneens door een oplossing van natriumhyposulphiet. Om die reden gebruikt men in de photographie de laatstgenoemde vloeistof om de beelden te fixeeren; het chloorzilver, dat niet door het licht veranderd werd, wordt daardoor opgelost, en het beeld dus tegen verdere inwerking van het licht beschermt.

Sommige organische stoffen, bijv. aldehyde, aetherische oliën, enz. slaan uit een oplossing van een zilverzout in ammonia het zilver als een samenhangende laag neer. Op die wijze worden de zilverspiegels gemaakt.

Zilverbromide, Ag Br, vindt men eveneens als mineraal in Amerika. Als een licht-gelen neerslag, die in bijna alle eigenschappen met zilverchloride overeenkomt, verkrijgt men deze verbinding door een oplosbaar bromide te voegen bij een zilveroplossing; in ammonia is zilverbromide niet zoo goed oplosbaar als zilverchloride.

Zilverjodide, Ag J, is een geel poeder, dat in ammonia bijna onoplosbaar is, maar door natriumhyposulphiet gemakkelijk wordt opgelost; ook deze verbinding komt als mineraal voor.

Het zilverbromide en -jodide worden evenals het chloride in de photographie gebruikt.

Zilverfluoride, Ag Fl, is oplosbaar in water.

Zilver sulphide, Ag₂ S, komt in de natuur voor als *zilverglans*. Door zwavelwaterstof in de oplossing van een zilverzout te leiden, verkrijgt men het als een zwart poeder, dat oplosbaar is in kokend salpeterzuur, maar niet in ammoniumsulphide.

De aanwezigheid van zilver in een oplossing kan gemakkelijk

worden aangetoond; zoutzuur brengt daarin een wit, vlokking praecipitaat te weeg, dat in salpeterzuur onoplosbaar is, maar in ammonia gemakkelijk oplost. Brengt men in een zilveroplossing zink, ijzer, koper of kwik, dan slaat het zilver neer. Bij verhitting voor de blaasbuis op kool geven de zilververbindingen witte, pletbare, moeilijk smeltbare metaalkorrels.

Om te bepalen hoeveel zilver een legering bevat, kan men twee wegen inslaan:

1°. Essai op den drogen weg (*kapelproef*). Een afgewogen hoeveelheid van de legering wordt met eenige malen zijn gewicht aan zuiver lood in een daartoe ingerichte oven (moffeloven) verhit in een kroesje (kapel), dat vervaardigd is uit een mengsel van beensarde en asch, en dus zeer poreus is. Het lood en het koper worden door de lucht, die vrij kan toetreden, geoxydeerd, en de gevormde oxyden dringen in den wand van het kroesje, terwijl het zilver in zuiveren toestand achter blijft.

2°. Essai op den natten weg (*titreermethode*). Een bekende hoeveelheid van de legering wordt opgelost in salpeterzuur, en bij deze oplossing voegt men langzamerhand zooveel van een oplossing van keukenzout van een bekende sterkte als noodig is om al het zilver als chloorzilver te praecipiteeren. De oplossing van het keukenzout is bevat in een nauwkeurig verdeelde glazen buis (*buret*), welke van onderen voorzien is van een kraan (drukkraan). Door de vloeistof flink te schudden zet het chloorzilver zich spoedig af, zoodat het vocht helder wordt, en men gemakkelijk kan zien of er door toevoeging van meer natriumchloride nog een praecipitaat ontstaat of niet. — Uit de hoeveelheid keukenzout, die noodig is geweest om het zilver neer te slaan, kan men gemakkelijk de hoeveelheid van het aanwezige zilver berekenen.

De laatstgenoemde methode wordt tegenwoordig algemeen gevolgd.

METALEN DER GOUDGROEP.

Goud, Platina en de Platina-metalen.

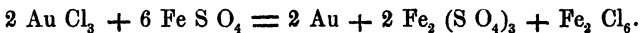
GOUD OF AURUM.

Au = 197 gew. d. goud.

Goud komt bijna uitsluitend in gedegen toestand voor, hoofdzakelijk

kelijk als aderen in de oudste in lagen liggende en in de kristal-
lijne gesteenten, alsmede in het gruis, dat door verweering daaruit
ontstaan is; het is in de natuur zeer verbreid, maar komt slechts op
sommige plaatsen in grootere hoeveelheden voor. In Zevenbergen
vindt men het met tellurium verbonden, als een zeldzaam erts; bo-
vendien bevat het ijzerkies bijna altijd een kleine hoeveelheid goud,
dat men voor de ontdekking van de goudvelden van Californie en
Australie daaruit afzonderde. Uit goudhoudend zand verkrijgt
men het metaal door wasschen; het zand wordt met water geslibd,
waardoor de lichtere zandkorrels worden weggespoeld, terwijl het
zware goud zich op den bodem van het vat verzamelt. Goudhou-
dende gesteenten stampt men fijn, het verkregen poeder wordt ver-
volgens geslibd, en wat daarbij overblijft wordt uitgetrokken met
kwik, waarin het goud oplost. Uit het amalgama kan het kwik
door destillatie verwijderd worden.

Goud is een fraai geel metaal, dat een sterken glans bezit en
bijna zoo week is als lood. Zijn soortelijk gewicht is 19,3; bij de
sterk wit-gloeihitte smelt het, en bij zeer hooge temperatuur is het
vluchtig. Goud is het pletbaarste van alle metalen en kan in
uiterst fijn draad getrokken worden; zeer dunne plaatjes goud laten
een schoon groen licht door. — Ook bij de hoogste temperatuur
verbindt goud zich niet onmiddellijk met zuurstof, en in een ruimte,
waar zwavelwaterstof aanwezig is, behoudt het zijn glans. Zwavel-
zuur, zoutzuur en salpeterzuur oefenen er geen werking op uit; door
seleniumzuur wordt het aangetast; in koningswater en in vloeistof-
fen, waarin chloor uit een verbinding vrij wordt, is het gemakkelijk
oplosbaar. Volkomen zuiver goud verkrijgt men door het goud van
den handel in koningswater op te lossen, en bij deze oplossing ijzer-
vitriool te voegen, waardoor het goud als een bruin poeder gepre-
cipiteerd wordt:



Zuiver goud is te week om verwerkt te worden; men legeert het
daarom met zilver of koper, waardoor het in hardheid en smelt-
baarheid wint, maar in pletbaarheid verliest. In ons land mogen
volgens de wet slechts legeringen van vierderlei gehalte verwerkt
worden, namelijk van $\frac{563}{1000}$, $\frac{730}{1000}$, $\frac{813}{1000}$ en $\frac{896}{1000}$, met een remedie van
 $\frac{2}{1000}$, die door verschillende keuren worden gewaarborgd. De Hol-
landsche ducaten zijn zeer rijk aan goud, zij bevatten $\frac{983}{1000}$; de gou-
den munten in Frankrijk en Pruisen bevatten ongeveer 10 procent
koper. Om aan de voorwerpen een zuivere goudkleur te geven,
wordt het koper uit de bovenste lagen verwijderd; dit geschiedt
door de voorwerpen te gloeien bij toetreding van lucht en ze daarna

in verdund salpeterzuur te doopen, waarin het gevormde koperoxyde oplost; ook wordt tot dit doel door de goudsmeden een mengsel gebruikt van 2 d. salpeter, 1 d. keukenzout, 1 d. aluin en een weinig zoutzuur.

Onder de verbindingen van goud is de belangrijkste :

Goudtrichloride, Au Cl_3 , dat men als een bruine, hygroscopische massa verkrijgt, wanneer men de oplossing van goud in koningswater tot droog verdampt. Het verbindt zich met veel chloriden tot kristalliseerbare dubbelzouten, bijv. Au Cl_3 , H Cl en Au Cl_3 , $\text{Na Cl} + \text{H}_2 \text{O}$. Verhit men goudtrichloride tot het smeltpunt van tin, dan ontwijken er 2 atomen chloor, en blijft er een witte, in water onoplosbare massa van *goudmonochloride*, Au Cl , achter. Deze verandert, wanneer zij met potaschloog overgoten wordt, in een violet poeder van *goudmonoxyde*, $\text{Au}_2 \text{O}$, welk oxyde geen zouten vormt. Voegt men bij een oplossing van goudtrichloride magnesiumoxyde, dan verkrijgt men na verwarming een bruin praecipitaat, waaruit salpeterzuur de magnesia oplost, terwijl *goudtrioxyde*, $\text{Au}_2 \text{O}_3$, achterblijft. Goudtrioxyde wordt bij zachte verhitting ontleed in goud en zuurstof; dezelfde ontleding ondergaat het langzamerhand als het aan het licht is blootgesteld.

Goudtrioxyde gedraagt zich als een zuurvormend-oxyde (anhydride); het vormt zouten, die *auraten* genoemd worden. *Kalium-auraat*, K Au O_2 , kan in kristallen verkregen worden. Voegt men bij een oplossing van goudtrichloride overmaat van ammonia, dan ontstaat er een geel-bruine neerslag van *knalgoud*, waarvan de samenstelling nog niet goed bekend is. Bij zachte verhitting of door een slag met den hamer explodeert deze verbinding zeer hevig.

Om goud in een oplossing aan te toonen, voegt men er een oplossing van ijzervitriool bij, waardoor het goud gepraecipiteerd wordt als een fijn poeder, dat voor de blaasbuis tot een gele metaalkorrel smelt. Een andere reactie is de vorming van het *goudpurper van Cassius*; een neerslag, die ontstaat wanneer men bij een goudoplossing een mengsel van de beide chloriden van tin voegt; de neerslag, die zich uit zeer verdunde oplossingen afzet, bezit een schoone purperkleur; in geconcentreerde oplossingen ontstaat daarentegen een bruin praecipitaat.

PLATINA OF PLATINUM.

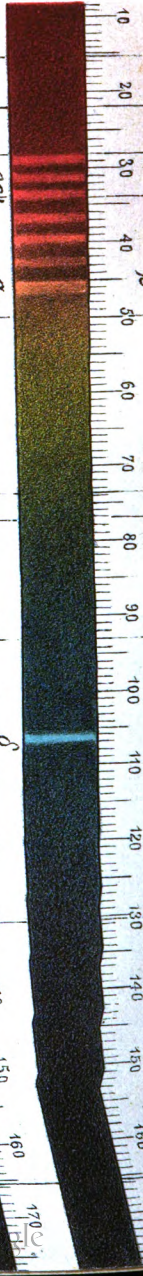
Pt = 197,4 gew. d. platina.

Platina is een tamelijk zeldzaam metaal, dat in gedegen toestand

Li



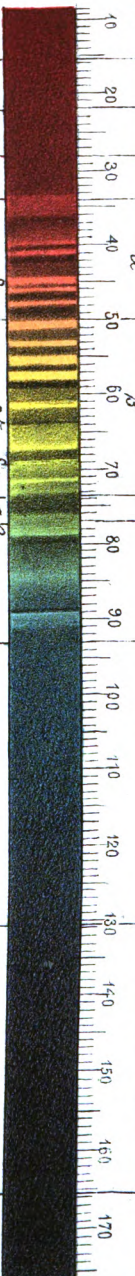
Na



Ca



Ba



H



Al

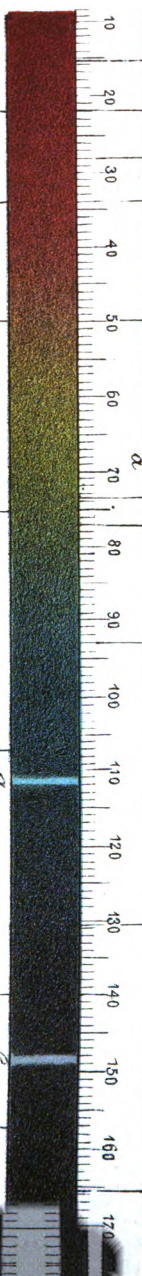
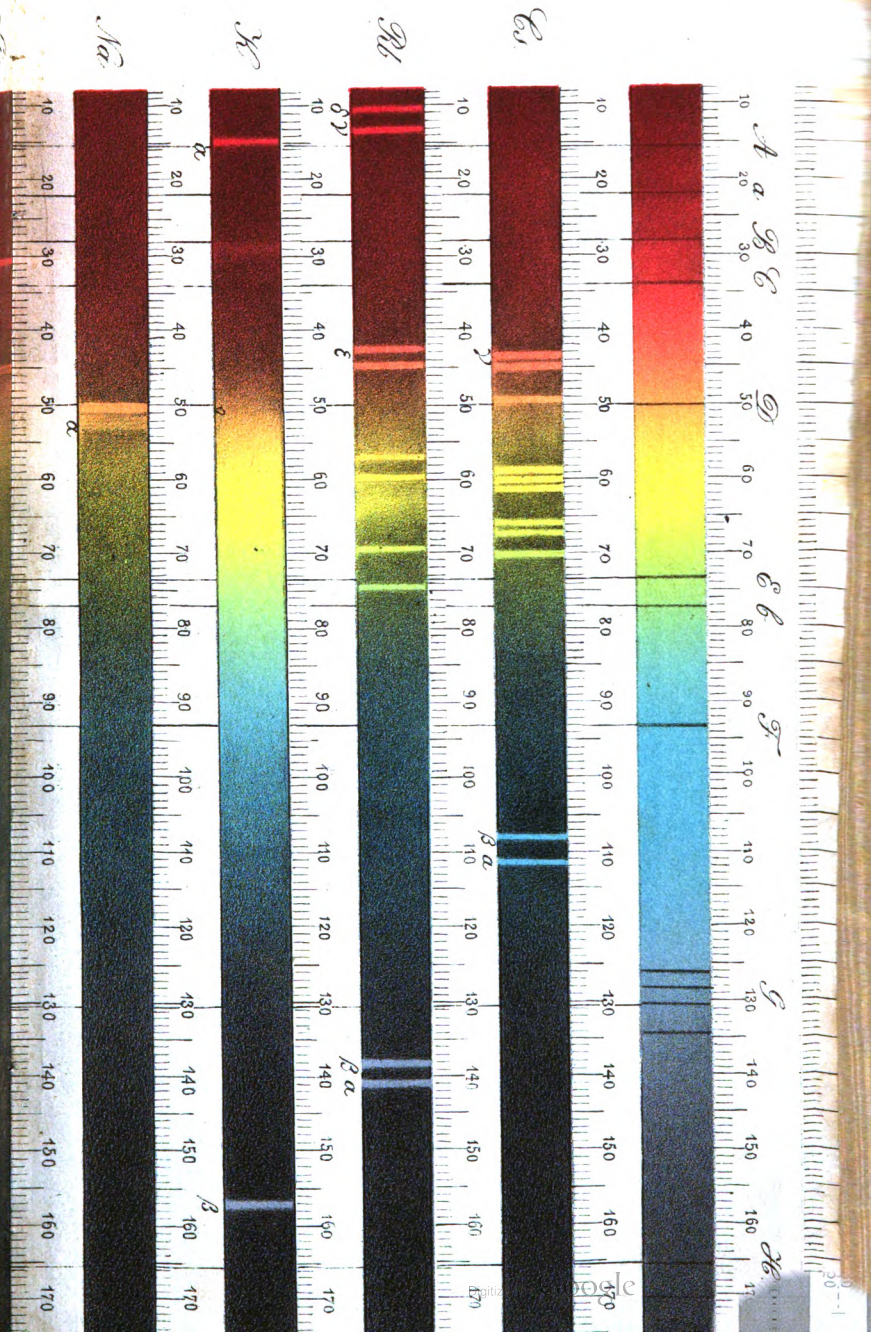


Fig. 1.

Fig. 2.



in vorm
ed met i
alen (pal
spelde g
agen li
rijlijk c
zen.

Vroeger
a bij de
a amme
we glo
assa ve
perst e
terit, w
ander

Tege
taalga
van pl
van be
opgez
roork
konin

Pl
smel
op u
eige
toe
in
sta
al
m
o
s
o
l

in den vorm van kleine korreltjes gevonden wordt, gewoonlijk gelegeerd met ijzer en kleine hoeveelheden der zoogenaamde platina-metalen (palladium, rhodium, iridium, osmium, ruthenium), in aangespoelde gronden in Rusland, Brazilië, Borneo, enz. In de oudste in lagen liggende gesteenten, waaruit de genoemde lagen waarschijnlijk ontstaan zijn, heeft men het tot dusverre niet aange troffen.

Vroeger behandelde men deze ertsen met koningswater, en voegde men bij de daardoor verkregen oplossing salmiak; de gele neerslag van ammonium-platinumchloride, $(\text{NH}_4)_2 \text{Pt Cl}_6$, werd vervolgens door gloeiing ontleed, waardoor men het metaal als een poreuse massa verkrijgt. Dit zoogenaamde *platinaspons* werd sterk samengeperst en vervolgens in gloeienden toestand onder den hamer bewerkt, waardoor de afzonderlijke deeltjes, evenals het ijzer, aan elkander geweld worden, en het metaal dicht en smeedbaar wordt.

Tegenwoordig smelt men het platina-erts door middel van de knalgasvlam in een kroes van kalk; hierdoor ontstaat een legering van platina met rhodium en iridium, terwijl de andere bijmengselen van het erts vervluchtigen of door den wand van de kroes worden opgezogen. Deze legering verdient in verschillende opzichten de voorkeur boven zuiver platina; zij is harder en wordt zelfs door koningswater weinig aangetast.

Platina heeft een tin-witte kleur, verandert aan de lucht niet en smelt slechts in de knalgasvlam. Zuren oefenen er geen werking op uit; alleen in koningswater is het oplosbaar. Wegens genoemde eigenschappen gebruikt men dit metaal dikwijls voor scheikundige toestellen, schalen, kroezen, enz. Men kan er echter geen stoffen in behandelen, die chloor ontwikkelen, omdat vrij chloor, vooral *in statu nascendi*, platina aantast; de hydroxyden en de nitraten der alkalimetalen, veel metalen (vooral lood) en metaalsulphiden, alsmede gemakkelijk reduceerbare oxyden, zouten der metalen van organische zuren en phosphaten bij aanwezigheid van organische stoffen mogen niet in platina kroezen gesmolten of gegloeid worden; tevens moet men zich wachten de kroezen onmiddellijk in een kolenvuur te plaatsen, omdat zich dan, door inwerking der asch, kiezelplatina vormt, dat het metaal broos maakt.

Platina bezit de eigenschap om gassen aan zijn oppervlakte te verdichten, vooral wanneer het metaal fijn verdeeld is ⁽¹⁾; brengt men platinaspons in knalgas, dan wordt dit spoedig gloeiend, en doet het gasmengsel ontbranden; gebruikt men platina-kleikogels

⁽¹⁾ Zeer fijn verdeeld platina kan men bereiden door platina met zink samen te smelten en uit deze legering het zink door verdund zwavelzuur op te lossen, of door een oplossing van platinachloride met suiker en natriumcarbonaat te verwarmen.

(een mengsel van pijpaaarde en fijn verdeeld platina), dan heeft de verbinding der gassen langzaam en zonder ontploffing plaats. De *Doebereiner lamp*, een instrument, dat voor de uitvinding der lucifers veel gebruikt werd, bestaat uit een cilindervormig vat, dat voor de helft gevuld is met verdund zwavelzuur, en waarin een klok hangt, die voorzien is van een kraan; in de klok is een stuk zink opgehangen, dat in aanraking met het verdunde zwavelzuur waterstof doet vrij worden, welke deze vloeistof uit de klok in den cilinder perst; zoodra het zink niet meer in aanraking is met het zuur houdt de gasontwikkeling op. Wordt nu de kraan geopend, dan ontsnapt de waterstof door een fijne opening en blaast tegen een platinasponsje, dat in een koperen busje op het deksel van den cilinder bevestigd is; dit wordt te gevolge van de absorbatie van het gas gloeiend en doet de waterstof ontvlammen. De *Doebereiner lamp* is in onbruik geraakt, maar een dergelijken toestel in het groot, zonder platinasponsje, vindt men tegenwoordig in bijna elk scheikundig laboratorium als constant apparaat voor waterstof.

Platinatetrachloride, Pt Cl_4 , is de belangrijkste verbinding van dit metaal; alle andere verbindingen worden er uit bereid. De oplossing van platina in koningswater heeft een geelachtig-roode kleur; verdampst men deze oplossing, dan verkrijgt men kristallen, die tot formule hebben $\text{H}_2 \text{Pt Cl}_6$, en die bij verwarming, onder verlies van zoutzuur, overgaan in bruin, hygroskopisch platinatetrachloride. Deze verbinding vormt met de chloriden der alkalimetalen dubbelzouten, waarvan die van kalium, rubidium, caesium en ammonium zeer moeilijk oplosbaar zijn en in watervrije hexaëders kristalliseeren. Het natriumdubbelzout is daarentegen goed oplosbaar in water en wijngeest, en vormt groote, gele kristallen van de formule $\text{Na}_2 \text{Pt Cl}_6 + 6 \text{H}_2 \text{O}$.

Wanneer platinatetrachloride wordt blootgesteld aan een temperatuur van 200° , dan geeft het de helft van zijn chloor af en verandert in *platinadichloride*, Pt Cl_2 , een groen poeder, dat in water onoplosbaar is.

Platina vormt twee oxyden, die in samenstelling met de chloriden overeenkomen:

Platinamonoxyde, Pt O , en *platinadioxyde*, Pt O_2 ; deze zijn moeilijk in zuiveren toestand te verkrijgen en worden gemakkelijk in zuurstof en platina ontleed; beide zijn bases, waarvan de zouten nog weinig onderzocht zijn.

Door inwerking van ammoniak op platinadichloride heeft men verbindingen verkregen, die platina, waterstof en stikstof bevatten, en die zich, evenals ammoniak, met zuren vereenigen tot zouten, welke goed kristalliseeren. Deze *platinabases* kunnen beschouwd

worden als ammoniumverbindingen, waarin de waterstof gedeeltelijk door platina vervangen is.

PALLADIUM.

Pd = 106,6 gew. d. palladium.

Behalve in de platina-ertsen, komt dit metaal voor in een gouderts van Brazilië, waaruit het tegenwoordig veelal wordt afgescheiden. De kleur van palladium is een weinig donkerder dan die van platina. Door salpeterzuur, koningswater en ook door warm zwavelzuur wordt het aangetast. Opmerkenswaardig is het vermogen van palladium om waterstof te absorbeeren; bij 100° neemt het meer dan 600 vol. van dit gas op, dat bij verhitting in het luchtledige echter weder vrijwordt. Ontleedt men een oplossing van dit metaal door den galvanischen stroom, dan verkrijgt men een alliage van palladium en waterstof, dat op 1 vol. van het metaal 982 vol. waterstof bevat, als glinsterende plaatjes. Gebruikt men voor de negatieve pool bij de ontleding van water een staafje palladium, dan verbindt zich de vrijwordende waterstof met dat metaal, ten gevolge waarvan het staafje langer wordt. De waterstof, die bij verhitting uit dit alliage vrij wordt, vertoont sterk reduceerende eigenschappen.

Houdt men een plaatje palladium in een spiritusvlam, dan vormt zich een verbinding van palladium met kool, die bij verbranding fijn verdeeld palladium achterlaat.

In de oplossingen van palladium doet kaliumjodide een zwart praecipitaat ontstaan van palladiumjodide, Pd J; men gebruikt daarom palladiumzouten om jodium in hoeveelheid te bepalen; het chloride en bromide van palladium zijn in water oplosbaar.

De overige metalen van deze groep, die het platina in de natuur gewoonlijk vergezellen, blijven bij de behandeling van de ertsen met koningswater achter; zij zijn weinig belangrijk en worden daarom niet nader besproken.

SPECTRAAL-ANALYSE.

Reeds meermalen hebben wij in de voorgaande bladzijden verwezen naar de bovengenoemde analytische methode, die voor eenige jaren door BUNSEN en KIRCHHOFF in de wetenschap is ingevoerd. De spectraal-analyse munt boven alle tot dusverre gebruikte methoden uit door eenvoudigheid en zekerheid, en is dus een belangrijk hulpmiddel bij scheikundige onderzoekingen. Sedert langen tijd was het bekend, dat sommige stoffen, bijv. de zouten der alka-

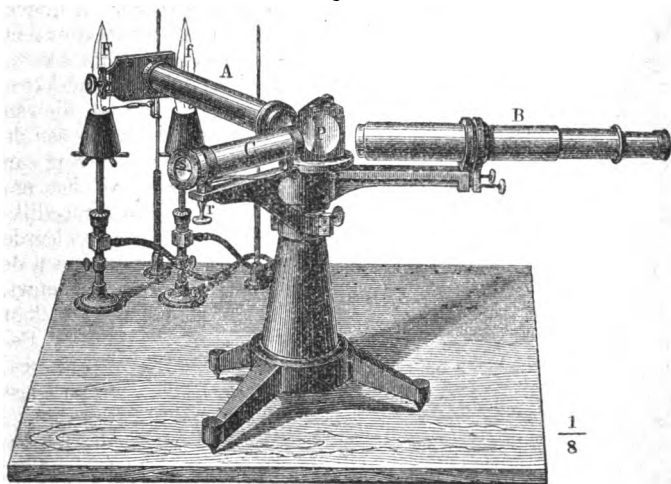
liën en aardalkaliën, aan een niet-lichtgevende vlam een eigenaardige kleur mededeelen, waardoor men de aanwezigheid van die stoffen kan aantoonen; dit is echter alleen dan het geval, wanneer er niet te gelijker tijd meer dan één stof aanwezig is, die de vlam kleurt, aangezien de kleuren zich anders vermengen of elkander bedekken. De verbindingen van kalium bijv. kleuren de vlam violet, die van natrium geel; een mengsel van beide zouten geeft echter aan de vlam ook een gele kleur, zelfs wanneer er betrekkelijk weinig van de natriumverbinding aanwezig is, omdat de kleuring van het natrium veel intensiever is dan die van het kalium. Deze moeilijkheden, welke men reeds gedeeltelijk door het gebruik van gekleurde glazen had trachten op te heffen, vallen geheel weg wanneer men de vlam, in plaats van met het bloote oog, door een prisma beschouwt. Zooals bekend is worden de verschillend gekleurde lichtstralen door een prisma niet evenveel van hun weg afgeleid (gebroken). Beschouwt men zuiver wit licht, bijv. een kaarsvlam, door een prisma, dan ziet men een reeks van verschillend gekleurde strepen naast elkander. Zulk een veelkleurigen band noemt men een *spectrum*; men onderscheidt daarin zeven hoofdkleuren, de zoogenaamde kleuren van den regenboog: rood, oranje, geel, groen, blauw, indigo, violet. (Zie de bovenste afbeelding op de plaat).

Laat men daarentegen het licht van een der bovengenoemde gekleurde vlammen door een nauwe spleet op het prisma vallen, dan ziet men dat het spectrum daarvan zeer veel van dat van het witte licht verschilt; in plaats van een onafgebroken gekleurden band, neemt men dan slechts eenige weinige, op zich zelf staande, heldere strepen waar. Het spectrum der natriumvlam (n^o. 5) bestaat slechts uit één breede, gele streep, terwijl dat van de violette kaliumvlam twee strepen vertoont, waarvan de eene in het uiterste rood, de andere in het violet, gelegen is (n^o. 4). Ieder element geeft een spectrum, dat bestaat uit één of meer lichte strepen, waarvan de ligging onveranderlijk is, en welke alleen door die stof en door geen andere worden voortgebracht. Wanneer kalium en natriumverbindingen tegelijk in een vlam aanwezig zijn, dan vertoont het spectrum de strepen van de beide metalen; de strepen van het kalium zijn dan even duidelijk waar te nemen alsof er geen natrium aanwezig was; hetzelfde is het geval wanneer er verbindingen van nog andere metalen in de vlam gebracht worden.

Het instrument, dat men voor deze proeven gebruikt, draagt den naam van *spectroskoop* (fig. 56).

Dit bestaat uit een prisma van flintglas (P), dat op een ijzeren voetstuk bevestigd is; uit een buis A, die aan haar uiteinde, dat naar de lichtbron gekeerd wordt, gesloten is met een plaat, waarin zich een spleet bevindt, door welke de lichtstralen kunnen intreden en op het prisma vallen; uit een kijker B, waardoor men het spec-

Fig. 56.



trum beschouwt, en uit een buis *C*, die voorzien is van een gephotographeerde afbeelding van een millimeterschaal (*S*), waarvan het beeld te gelijker tijd door den kijker *B* wordt waargenomen, en die dient om de plaats van de strepen te bepalen. Door middel van een bijzondere inrichting kan men de spectra van twee verschillende vlammen te gelijk waarnemen en dus onderling vergelijken.

De voordeelen van deze nieuwe methode van scheikundige analyse zijn niet alleen gelegen in haar eenvoudigheid en gemakkelijheid, maar tevens in haar buitengewone gevoeligheid; het groote belang van de spectraal-analyse voor de wetenschap blijkt uit het feit, dat sedert haar invoering, in 1859, door haar reeds vier nieuwe elementen aan de lijst der vroeger bekende zijn toegevoegd.

De spectraal-plaat, welke men in dit boek vindt, vertoont de spectra der alkali- en aardalkalimetalen, zooals men ze in den spectroscop waarneemt. N^o. 1 stelt het zonnenspectrum voor, n^o. 2 het spectrum van caesium, n^o. 3 dat van rubidium, n^o. 4 dat van kalium. De beide eerstgenoemde alkalimetalen werden door BUNSEN het eerst gevonden in het water van de Dürkheimer-zoutbron, maar zijn later in veel minerale-wateren en in verschillende mineralen, zooals glimmer en andere silicaten, aangetoond. In de asch van planten, bijv. in die van beetwortels, koffie, tabak, wijndruiven, enz., is rubidium, maar geen caesium aanwezig. Beide elementen komen in de natuur zeer algemeen voor, maar nooit anders dan in uiterst kleine hoeveelheden; in hun eigenschappen komen zij zoo-

veel met kalium overeen, dat zij daarmede vroeger altijd verwisseld werden. De natriumverbindingen vertoonen in den spectroscop een scherp begrensde, zeer schitterende, gele streep (n^o. 5). Deze reactie is de gevoeligste, die in de scheikunde bekend is; men kan daardoor de aanwezigheid van $\frac{1}{3000000}$ van een milligram chloornatrium aantoonen. De natriumverbindingen zijn bovendien zoo algemeen verspreid, dat de kenmerkende gele streep bijna altijd in het spectrum te vinden is; dit kan ons niet verwonderen wanneer wij bedenken, dat twee derde van de oppervlakte der aarde met zout water bedekt is, en dat sporen van natriumchloride bij de verdamping in de lucht gebracht, en door den wind meegevoerd worden. Het lithiumspectrum (n^o. 6) is gekenmerkt door een prachtige, roode streep, waardoor men uiterst kleine hoeveelheden van dit metaal met zekerheid kan aantoonen. Vroeger was lithium slechts in vier tamelijk zeldzame mineralen gevonden; de spectraal-analyse heeft ons geleerd, dat dit element zeer veel voorkomt, dat het aanwezig is in het zee-water, in het water van bijna alle rivieren en bronnen, in veel mineralen, bijv. in sommige soorten van veldspaat, in meteorsteenen, in tabak en andere planten, in melk en in het bloed van den mensch.

De spectra der aardalkalimetalen zijn niet zoo eenvoudig als die der alkaliën; vooral dat van baryum (n^o. 9) is vrij samengesteld; die der twee laatst ontdekte metalen, thallium en indium, daarentegen zijn zeer eenvoudig. Het spectrum van thallium (n^o. 10) bestaat uit één heldere, groene streep, die aan geen andere bekende stof eigen is; de waarneming van deze streep leidde tot de ontdekking van dit metaal; op dezelfde wijze werd het laatst ontdekte element, het indium, gevonden, daar twee, tot dusverre onbekende blauwe strepen (n^o. 10) zich in den spectroscop vertoonden bij een onderzoek van zinkblende van Freiberg.

Een blik op de spectraal-plaat doet ons zien, dat geen der strepen van het eene element met die van een ander samenvallen. Wanneer verschillende stoffen te gelijk aanwezig zijn, dan zouden dus de strepen van ieder der elementen nevens elkander kunnen waargenomen worden; gewoonlijk ziet men echter al die strepen niet tegelijk, omdat de eene verbinding vluchtiger is dan de andere; de strepen van de minder vluchtige stof treden meestal eerst duidelijk op wanneer de andere reeds verdwijnen. Verbindingen, die zeer weinig vluchtig zijn, bijv. de silicaten, smelt men, voordat men ze in de vlam brengt, met gips samen.

Niet alleen de elementen, welke de eigenschap hebben om de vlam te kleuren, geven kenmerkende spectra, maar ieder element, onverschillig of het tot de metalen of tot de niet-metalen behoort, geeft, wanneer het verhit wordt tot een temperatuur, waarbij zijn damp gloeiend wordt, een spectrum, dat uit bepaalde strepen bestaat.

De meeste metalen vereischen daarvoor echter een veel hooger temperatuur dan die van de gewone gasvlam ; om die voort te brengen laat men electriche vonken overgaan tusschen twee punten, die bestaan uit het metaal, waarvan men het spectrum wil onderzoeken ; een kleine hoeveelheid van het metaal gaat daardoor in damp over en wordt zoo sterk verhit, dat het licht uitstraalt. Op die wijze kunnen alle metalen, zelfs ijzer, platina, zilver en goud door de eigenaardige, heldere strepen, waaruit hun spectrum bestaat, onderkend worden ; sommige metalen geven echter een zeer samengesteld spectrum, zoodat deze methode van onderzoek voor de zware metalen niet zoo eenvoudig is als voor die der alkaliën en aard-alkaliën.

De spectra der permanente gassen verkrijgt men eveneens door daarin electriche vonken te laten overspringen, waardoor zij zeer sterk verhit worden. Laat men de vonken overgaan in een atmosfeer van waterstof, dan verkrijgt men een spectrum, dat bestaat uit een helder roode, een groene en een blauwe streep ; in stikstof heeft de vonk een violette kleur en geeft zij een spectrum, dat uit een groot aantal strepen bestaat, waarvan de violette door helderheid uitmunten.

Laat men het witte licht der zon op de spleet van den spectroscop vallen, en beschouwt men het spectrum daarvan nauwkeurig, dan vindt men, dat dit zoowel van dat der elementen, als van dat der kaarsvlam verschilt, dat het bestaat uit een veelkleurigen band, waarin een groot aantal fijne, *donkere* strepen aanwezig zijn. Deze strepen zijn op een onregelmatige wijze door de verschillende kleuren verspreid ; niet allen zijn even donker en even scherp begrensd, maar altijd treden zij op dezelfde wijze en op dezelfde plaats in het zonnenspectrum op. Zij werden het eerst door FRAUNHOFER nauwkeurig onderzocht en door letters aangeduid, en worden daarom gewoonlijk de *Fraunhofer'sche strepen* genoemd ; de belangrijkste daarvan zijn op de spectraal-plaat (n^o. 1) afgebeeld. In de spectra van het licht der maan en der planeten (gereflecteerd zonlicht) zijn volkomen dezelfde donkere strepen aanwezig, maar in de spectra van het licht der vaste sterren vond FRAUNHOFER andere donkere strepen dan in het zonnenspectrum ; bovendien ontdekte hij, dat de heldere, gele natriumstreep zich juist op dezelfde plaats bevindt als de donkere streep D in het zonnenspectrum.

Door zijn onderzoekingen heeft KIRCHHOFF de waarschijnlijke oorzaak van deze overeenstemming in plaats van de genoemde strepen, en in het algemeen van de aanwezigheid van de donkere strepen in het spectrum der zon gevonden. Een in gloeienden toestand verkeerend vast of vloeibaar lichaam, bijv. het Drummond's kalk-

licht, een kaarsvlam (waarin vaste kooldeeltjes aanwezig zijn) of een witgloeiend gesmolten metaal, geeft een gekleurd spectrum, waarin geen donkere strepen voorkomen; een gloeiend gas daarentegen geeft een spectrum, dat uit op zichzelfstaande lichte strepen bestaat; brengt men nu achter het gloeiende gas een sterke lichtbron, die een onafgebroken spectrum geeft, dan neemt men in den spectroscop op de plaats, waar de heldere strepen zich bevonden, donkere strepen waar. In het spectrum der natriumvlam bijv. is een zeer kenmerkende, helder gele streep aanwezig, maar zoodra men door deze vlam Drummond's kalklicht op het prisma laat vallen, verkrijgt men een gekleurd spectrum, waarin zich op de plaats van de lichte, gele streep een donkere streep vertoont. Volgens de theorie van KIRCHHOFF absorbeert de gekleurde vlam alle lichtstralen, welke dezelfde breekbaarheid bezitten als die, welke zij zelf uitzendt; daarom moet dus op die plaats in het spectrum een donkere streep optreden. Op dezelfde wijze kan men het spectrum van ieder gloeiend gas omkeeren, d. w. z. zijn lichte strepen in donkere veranderen.

Vergelijkt men nu met een goed spectraalapparaat de lichte strepen van zekere metalen met de donkere van de zon, dan vindt men, dat iedere streep van die metalen, zoowel in ligging als in breedte en intensiteit, volkomen overeenstemt met een der donkere zonnestrepen. Het spectrum van ijzer bestaat uit een groot aantal strepen, waarvan er ongeveer tachtig nauwkeurig onderzocht zijn; richt men het apparaat nu zoodanig in, dat men door den kijker het spectrum der zon en dat van ijzer te gelijk waarneemt, dan ziet men dat alle lichte strepen van het ijzer de voortzetting zijn van de donkere strepen van het zonnespectrum. Het optreden van de strepen van FRAUNHOFER in het spectrum der zon laat zich dus eenvoudig verklaren; zij ontstaan doordat sommige stoffen in gloeienden toestand in de atmosfeer der zon aanwezig zijn, waardoor wit licht, dat door het vaste of vloeibare, wit-gloeiende lichaam der zon wordt uitgestraald, heendringt. De gloeiende gassen van de atmosfeer der zon absorbeeren alle lichtstralen, die zij zelf uitzenden, en het gekleurde zonnespectrum vertoont daarom donkere strepen of schaduwen.

Toen men eenmaal de aanwezigheid van één element in de atmosfeer der zon had aangetoond, ging men natuurlijk de spectra der andere metalen met het zonnespectrum vergelijken, en op die wijze heeft men tegenwoordig met zekerheid het voorkomen van Fe, Na, Mg, Ca, Cr, Ni, Ba, Cu, Zn, Sr, Cd, Co, Mn, Al, Ti en H in de atmosfeer der zon aangewezen.

Op dezelfde wijze kan men de scheikundige samenstelling van den dampkring der vaste-sterren onderzoeken; de moeilijkheden, die men bij deze experimenten ontmoet, zijn echter veel grooter,

zoodat de resultaten, die men tot dusverre verkreeg nog onvolkomen en gedeeltelijk niet geheel zeker zijn. De donkere strepen in de spectra der vaste sterren verschillen zoowel van die der zon als van elkander, zoodat wij mogen besluiten, dat de scheikundige samenstelling van den dampkring der verschillende vaste sterren niet dezelfde is. Slechts eenige der helderste vaste sterren zijn nauwkeuriger onderzocht; in het spectrum van Aldebaran (in het sterrebeeld van den Stier) vond men de strepen H, Na, Mg, Ca, Fe, Te, Sb, Bi en Hg; in dat van Sirius heeft men daarentegen tot dusverre alleen H, Na en Mg met zekerheid aangetoond.

De spectra der nevelvlekken, die niet in sterren kunnen opgelost worden, bestaan uit lichte strepen; eveneens die van de kernen der kometen; deze bestaan dus hoogst waarschijnlijk uit gloeiende gassen.

Eerst sedert 1859 is de spectraal-analyse in de wetenschap ingevoerd; wanneer wij bedenken welke resultaten daardoor reeds verkregen zijn, dan mogen wij van deze methode van scheikundig onderzoek veel verwachten.

SCHEIKUNDE DER KOOLSTOFVĒRBINDINGEN.

(*Organische Chemie.*)

INLEIDING.

De scheikunde der koolstofverbindingen wordt ook wel *organische chemie* genoemd, omdat alle stoffen, die afkomstig zijn van het planten- en dierenrijk, koolstof bevatten, en deze de voornaamste bron zijn voor de bereiding van de andere koolstofverbindingen.

In een leerboek behandelt men de koolstofverbindingen afzonderlijk, en eerst nadat de metalen zijn besproken, omdat het aantal daarvan buitengewoon groot, en de samenstelling dikwijls veel ingewikkelder is, dan die van de stoffen, welke tot het delfstoffelijk rijk behooren; de eigenlijke plaats van de koolstofverbindingen in een handboek der scheikunde zou zijn aan het einde van het hoofdstuk over koolstof.

Vroeger nam men aan, dat het ontstaan van organische verbindingen plaats had volgens andere wetten dan die, welke bij de vorming van anorganische stoffen heerschen.

Inderdaad onderscheiden sommige organische zelfstandigheden zich van alle andere verbindingen door haar bouw (*structuur*); men noemt deze *georganiseerd*.

De eenvoudige *cel*, de kiem der levende wezens, vertoont reeds deze georganiseerde structuur; zij ontstaat, voor zoover bekend is, slechts onder den invloed van een levend wezen, hetzij plant of dier (¹), en kan niet kunstmatig uit de elementen worden opgebouwd;

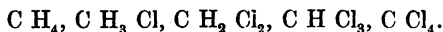
(¹) In den laatsten tijd wordt dit betwijfeld.

gekristalliseerde en vloeibare organische verbindingen daarentegen, zijn reeds in zulk een groot aantal in het laboratorium door synthese bereid, dat er geen twijfel bestaat of deze zullen eenmaal allen kunstmatig verkregen kunnen worden.

De koolstofverbindingen vertoonen veel eigenaardigheden; in de eerste plaats is het aantal daarvan verbazend groot, grooter dan dat van de verbindingen van alle andere elementen te zamen, en dit aantal wordt dagelijks door nieuw ontdekte stoffen vermeerderd; verder bevatten de meeste, en wel allen, die in de natuur voorkomen, behalve koolstof, in den regel slechts één of meer van de volgende elementen: waterstof, zuurstof en stikstof; bovendien is het aantal der atomen, welke in één molecule aanwezig zijn, dikwijls zeer groot; een molecule suiker bevat 45 en een molecule stearine 173 atomen.

De oorzaak van dit verschijnsel is hierin gelegen, dat de koolstofatomen de eigenschap om zich met zich zelf te verbinden in een veel hooger graad bezitten, dan die van eenig ander element, en dat deze daardoor groepen vormen, welke zich als een scheikundig geheel (*radicalen*) gedragen.

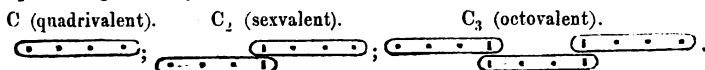
Koolstof is quadrivalent; de eenvoudigste verbinding van dit element is het moerasgas, $C H_4$. — De vier atomen waterstof, welke daarin voorkomen, kunnen door andere elementen of radicalen vervangen worden; treedt bijv. in de plaats van de waterstof het element chloor, dan verkrijgt men de volgende substitutieproducten:



De vier verbindingseenheden van het atoom koolstof kunnen echter ook door bivalente elementen verzadigd worden, zooals in koolstofdioxyde, $C O_2$, en in zwavelkoolstof, $C S_2$, of door één trivalent en één univalent, zooals in blauwzuur, $C N H$, enz.

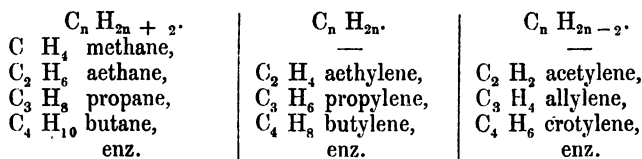
Wanneer twee atomen koolstof zich met elkander verbinden, dan is het eenvoudigste geval, dat kan optreden, dat één verbindingseenheid van het eene atoom één verbindingseenheid van het tweede atoom verzadigt, en een groep vormt, die uit 2 atomen bestaat, waarin nog 6 verbindingseenheden vrij zijn. Worden deze vrije verbindingseenheden door waterstof verzadigd, dan ontstaat de koolwaterstof $C_2 H_6$, waarvan weder een reeks van verbindingen kan afgeleid worden, die allen de sexvalente groep C_2 bevatten. Ver-eenigen zich op dezelfde wijze 3 atomen koolstof, dan verzadigen zich onderling minstens 4 van de 12 verbindingseenheden, die aanwezig zijn; worden daarin de overige door waterstof verzadigd, dan verkrijgt men de verbinding $C_3 H_8$.

Door het teekenschrift van KEKULE (zie bl. 140) kunnen wij dit op de volgende wijzen voorstellen :

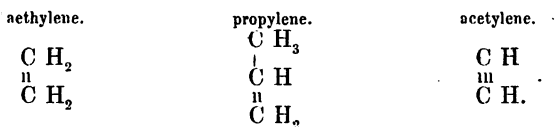


Verbinden zich op dezelfde wijze 4 atomen koolstof onderling, dan blijven er 10 verbindingseenheden vrij, en verkrijgt men de koolwaterstof C₄ H₁₀, enz. — Zooals men ziet, onderscheidt zich ieder van deze koolwaterstoffen van de voorgaande, doordat zij C H₂ meer bevat, en inderdaad kan men, wanneer men met den ondersten term begint, door toevoeging van C H₂ deze *homologe* reeks synthetisch opbouwen. Daar men er in geslaagd is den laagsten term uit zijn elementen kunstmatig samen te stellen, is men in staat in het laboratorium organische stoffen, die rijk zijn aan koolstof, te bereiden.

Met de bovengenoemde reeks van koolwaterstoffen, die tot algemeene formule hebben C_n H_{2n + 2}, loopen andere reeksen, welke minder waterstof bevatten, parallel. Door uittreding van 2 atomen waterstof ontstaat de reeks C_n H_{2n}, en door uittreding van nogmaals 2 atomen waterstof de reeks C_n H_{2n - 2} :



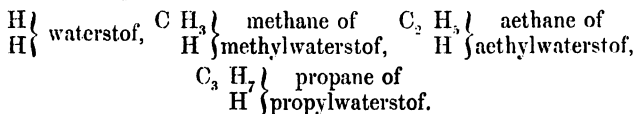
In de twee laatste groepen moeten de koolstofatomen met meer dan één verbindingseenheid onderling verbonden zijn :



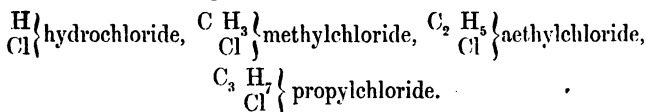
KOOLSTOFHOUDENDE RADICALEN.

In iedere koolwaterstof kunnen één of meer atomen waterstof door andere elementen of radicalen gesubstitueerd worden, en ieder van deze producten vormt het uitgangspunt voor een reeks van verbindingen, die allen hetzelfde aantal koolstofatomen bevatten. Als

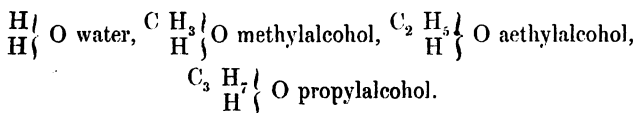
eenvoudigste geval hebben wij hier, dat slechts één atoom waterstof vervangen wordt; al de op die wijze verkregen verbindingen bevatten dezelfde atoomgroep, een radicaal, dat één atoom waterstof minder bevat dan de oorspronkelijke koolwaterstof, welke men dus kan beschouwen als de waterstofverbinding van het samengestelde radicaal, of als een molecule waterstof, waarin één der atomen door een univalente groep gesubstitueerd is, bijv. :



Treedt chloor in de plaats van de waterstof, dan verkrijgt men :

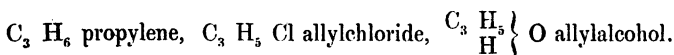


In plaats van chloor kan ook de univalente groep H O (hydroxyle) de waterstof vervangen; men verkrijgt dan een reeks van belangrijke verbindingen, die *alcoholen* genoemd worden, en die men ook kan beschouwen als water, waarin de helft der waterstof vervangen is door een koolstofhoudend radicaal :



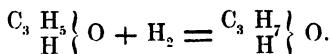
Doordat andere elementen of univalente radicalen in de plaats treden van het tweede atoom waterstof, verkrijgt met een groote reeks van verbindingen, die zekere eigenschappen gemeen hebben, omdat zij allen hetzelfde radicaal bevatten.

Ook van de koolwaterstoffen van de twee andere, zoo evengenoemde reeksen kunnen overeenkomstige verbindingen worden afgeleid :

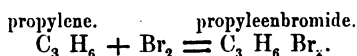
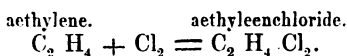


Alle verbindingen, waarin de koolstofatomen onderling met meer dan één verbindingseenheid vereenigd zijn, hebben de eigenschap gemeen, dat zij gemakkelijk overgaan in verbindingen, waarin de koolstofatomen met minder verbindingseenheden verbonden zijn. Acetylene bijv. verbindt zich met waterstof tot aethylene, en dit gaat, door nogmaals waterstof op te nemen, over in aethane (aethyl-

waterstof). Eveneens gaat allylalcohol door opname van waterstof over in propylalcohol :

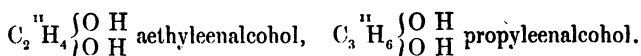


Nog gemakkelijker dan met waterstof verbinden deze stoffen zich met de elementen der chloorgroep :

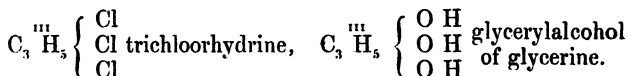


In de op die wijze verkregen verbindingen kan men chloor, broom, enz. door andere elementen of radicalen substitueeren.

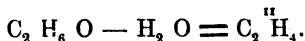
De koolwaterstoffen van de aethyleenreeks onderscheiden zich van de vroeger genoemde, doordat zij zich gedragen als bivalente radicalen ; zij verbinden zich met twee atomen chloor, broom, enz., en de daarvan afgeleide alcoholen bevatten tweemaal het radicaal hydroxyle :



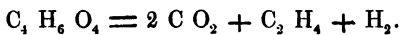
In andere organische verbindingen moet men tri- en multivalente radicalen aannemen ; glyceryle, $C_3 \begin{matrix} H_5 \\ H \end{matrix}$, bevat 3 atomen waterstof minder dan propylwaterstof, en is dus een *trivalent* radicaal, dat o. a. in de volgende verbindingen aanwezig is :



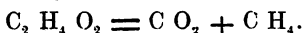
De koolstofhoudende radicalen zijn, evenmin als de anorganische radicalen, onveranderlijke groepen van atomen ; zij kunnen veelvuldige veranderingen ondergaan. Dikwijls wordt daarbij de koolstofgroep niet aangetast, maar ontstaat er uit een univalent radicaal een bivalent of een multivalent ; zoo gaat aethylalcohol, een verbinding van het univalente radicaal aethyl, door onttrekking van de elementen van water over in het bivalente aethylene :



In andere gevallen gaat de ontleding verder, en heeft er splitsing plaats van de koolstofgroep zelve. Zoo wordt bijv. barnsteenzuur door electrolyse ontleed in koolstofdioxyde, aethylene en waterstof :



Verhit men een zout van azijnzuur met een alkali, dan vormt zich koolstofdioxyde en methylwaterstof :



Omgekeerd kunnen er door vereeniging van twee koolstofhoudende radicalen lichamen ontstaan, die zich gedragen als verbindingen van een enkel radicaal. Men kan bijv. in moerasgas 1 atoom waterstof door de univalente groep methyl vervangen, en op die wijze aethylwaterstof verkrijgen ; substitueert men hierin weder waterstof door aethyl, dan ontstaat butylwaterstof, $C_4 H_{10}$, enz.

Het chloor van het methylchloride kan door cyaan, $C N$, vervangen worden, maar de dus verkregen verbinding $\left. \begin{matrix} C H_3 \\ C N^3 \end{matrix} \right\}$, gedraagt zich niet meer als een methylverbinding ; de 2 atomen koolstof hebben zich met elkander vereenigd, zooals zij dat zijn in de aethylverbindingen ; daarom kan men dit lichaam ook gemakkelijk in andere aethylverbindingen omzetten. Op die wijze is het mogelijk uit verbindingen, welke slechts één atoom koolstof in de molecule bevatten, lichamen, die rijker aan koolstof zijn, kunstmatig op te bouwen.

Alle lichamen, waarin de koolstofatomen slechts door één verbindingseenheid met elkander verbonden zijn, vormen een groote groep, waaraan men den naam van *vetstoffen* gegeven heeft, omdat de zogenoemde vetzuren (die men verkrijgt bij de verzeeping van de meeste dierlijke en plantaardige vetten) de het eerst bekende homologe reeks van deze groep vormen. Een kenmerk van de tot deze groep behoorende stoffen is, dat daarin scheikundige veranderingen plaats hebben door *substitutie*, met andere woorden, dat sommige atomen of radicalen daaruit treden, en hun plaats door andere wordt ingenomen.

Een tweede groep omvat de stoffen, welke armer aan waterstof zijn dan de bovengenoemde; en die daarvan afgeleid kunnen worden, zooals wij reeds gezien hebben. Deze bezitten de bijzondere eigenschap om zich onmiddellijk met waterstof, chloor, enz. te verbinden, en dus door *additie* over te gaan in verbindingen, welke tot de eerste groep behooren. — Vanwege deze eigenschap worden deze stoffen ook wel *onverzadigde verbindingen* genoemd.

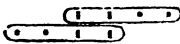
Er is echter ook een groot aantal koolstofverbindingen, die betrekkelijk veel rijker aan koolstof zijn dan de vetstoffen, maar welke toch met die lichamen daarin overeenstemmen, dat zij bij voorkeur substitutieproducten vormen.

Tot deze groep behoort bijv. benzol, $C_6 H_6$, in welke verbinding 18 van de 24 verbindingseenheden der koolstofatomen zich onderling verzadigd hebben, terwijl de 6 overige verbonden zijn met waterstof.

De volgende figuren zijn geschikt om ons te doen zien, hoe men

zich de vereeniging van de atomen koolstof op de bovengenoemde wijze kan voorstellen :

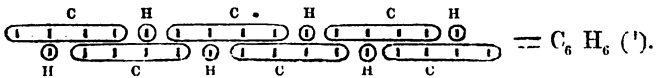
C_2 met 4 vrije verbindings-eenheden.



C_3 met 4 vrije verbindings-eenheden.



In benzol kunnen wij ons de koolstofatomen zoodanig verbonden denken, dat ieder atoom met het atoom, dat aan zijn eene kant ligt met één, en met het atoom, dat aan zijn andere kant ligt, met twee verbindings-eenheden verbonden is; de 6 overblijvende verbindings-eenheden zijn door waterstof verzadigd :



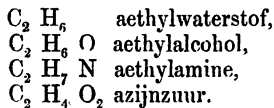
De organische stoffen, waarin de atomen koolstof geheel of gedeeltelijk verbonden zijn, zooals wij dat voor benzol hebben opgegeven, dragen den naam van de *aromatische verbindingen*.

Alle koolwaterstoffen bevatten een even aantal atomen waterstof; dit is een gevolg van de quadrivalentie der koolstof.

Hieruit volgt dat de som van de atomen van uni- en trivalente elementen, die bevat zijn in de molecule van een koolstofverbinding, eveneens een even getal moet wezen.

EMPIRISCHE EN RATIONEELE FORMULES.

De formule, waardoor men een verbinding voorstelt, drukt de grootte van haar molecule uit. Dit geschiedt op de eenvoudigste wijze door de teekens der atomen naast elkander te schrijven, en het aantal dier atomen door cijfers aan te geven, bijv.

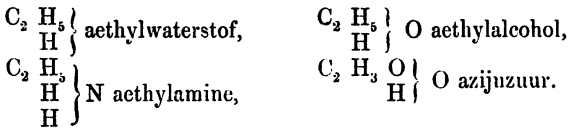


Zulke formules noemt men *empirische formules*. Daar echter het aantal der koolstofverbindingen zoo uitermate groot is, en er bovendien zooveel gevallen van *isomerie* voorkomen (verbindingen, die wel dezelfde scheikundige samenstelling, maar zeer verschillende physische en chemische eigenschappen hebben), is het noodzakelijk

(1) Om te doen zien, dat de verbindings-eenheid van het laatste atoom koolstof verbonden is met de verbindings-eenheid van het eerste atoom koolstof, zou men de figuur in een kring moeten teekenen.

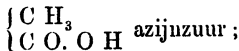
om behalve de empirische nog andere formules, *rationeele formules*, te gebruiken. Deze dienen om een voorstelling te geven van de scheikundige natuur van het lichaam, en om de betrekking aan te geven, waarin die verbinding tot andere lichamen staat.

De bovengenoemde verbindingen kan men bijv. door de volgende rationeele formules voorstellen :



Wij zien daaruit, dat de drie eerste verbindingen de groep $\text{C}_2 \text{H}_5$ (*aethyl*) gemeen hebben, dat dit radicaal univalent is, dat alcohol kan beschouwd worden als water, waarin de helft van de waterstof door aethyl vervangen is, dat de constitutie van aethylamine overeenkomt met die van ammoniak, enz. De formule van azijzuur geeft aan, dat deze stof daarin van alcohol verschilt, dat 2 atomen waterstof door één atoom zuurstof vervangen zijn, dat het een éénbasisch zuur is, enz.

Maar ook deze formules drukken niet altijd alle betrekkingen, waarin het lichaam tot andere staat, uit, en daarom is men dikwijls genoodzaakt ze nog nader te ontleden. Om aan te toonen hoe de verschillende elementen en atoomgroepen met ieder atoom koolstof verbonden zijn, moet men de atomen koolstof in afzonderlijke groepen splitsen. De formule van azijzuur wordt dan :



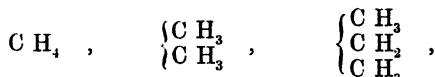
deze doet ons zien, dat het azijzuur twee atomen koolstof bevat, die met elkander vereenigd zijn (wat door de accolade wordt aangeduid), dat het eene atoom met 3 atomen waterstof, en het andere met 1 atoom zuurstof (bivalent) en met een atoom van het univalente radicaal hydroxyle, O H , verbonden is. — In het vervolg zullen wij nu eens empirische, en dan eens verschillende rationeele formules gebruiken; wat de laatste betreft, moet men wel in het oog houden, dat wij daarmede niet willen zeggen, dat de atomen in werkelijkheid op die wijze met elkander tot een molecule verbonden zijn (zekerheid daaromtrent ontbreekt ons), maar dat zij slechts dienen om een duidelijk beeld te geven van het scheikundig gedrag der stoffen.

ISOMERIE.

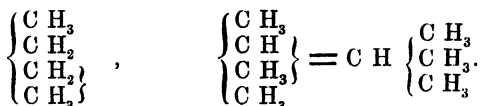
De koolstofverbindingen, die wel dezelfde procentische samenstel-

ling hebben, maar in scheikundige en physische eigenschappen verschillen, noemt men *isomeer*. De isomerie van dergelijke lichamen kan het gevolg zijn van verschillende oorzaken :

1. *Isomerie in engeren zin*. Alle stoffen, die hiertoe behooren, bevatten een even groot aantal atomen koolstof. Bij de koolwaterstoffen van de reeks $C_n H_{2n+2}$ kan de isomerie slechts daarin zijn grond hebben, dat de koolstofatomen op verschillende wijze onderling vereenigd zijn; van de drie eerste termen van deze reeks bestaan geen isomere verbindingen :

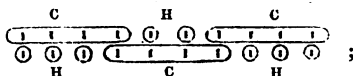


De vierde term $C_4 H_{10}$ kan van den derden worden afgeleid, doordat in den laatsten 1 atoom waterstof door de groep $C H_3$ vervangen wordt; deze substitutie nu kan plaats hebben, of aan een van de atomen koolstof, die aan het einde der keten gelegen zijn, of aan het middelste koolstofatoom; op die wijze verkrijgt men de volgende isomere verbindingen :

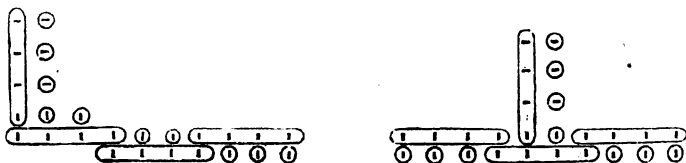


Nog beter blijkt dit, wanneer wij deze formules volgens het teekenschrift van KÉKULÉ schrijven.

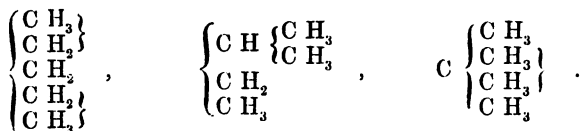
Den derden term, $C_3 H_8$, kunnen wij door het volgende beeld voorstellen :



de isomere verbindingen $C_4 H_{10}$, krijgen dan de volgende vormen :



Van den daarop volgenden term, $C_5 H_{12}$, zijn de drie volgende isomere verbindingen mogelijk :



Zonder moeite zal men deze in het teekenschrift van KEKULÉ kunnen overbrengen.

Bij de hoogere termen dezer reeks stijgt het aantal van de isomere verbindingen, die mogelijk zijn, zeer snel.

Van de koolwaterstoffen kunnen de andere verbindingen uit de groep der vetstoffen worden afgeleid, doordat één of meer atomen waterstof door andere elementen of door atoomgroepen vervangen zijn; al naar dat nu deze substitutie aan de verschillende koolstofatomen plaats heeft, ontstaan er een aantal isomere stoffen, waarvan eenige der eenvoudigste door de volgende formules worden voorgesteld:

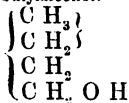
Propyljodide.



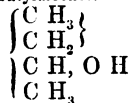
Isopropyljodide.



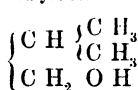
Normale butylalcohol.



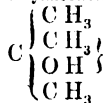
Secundaire butylalcohol.



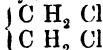
Bij gisting ontstaande butylalcohol.



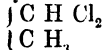
Tertiaire butylalcohol.



Aethyleenchloride.



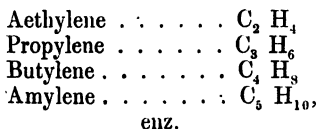
Aethyldeenchloride.



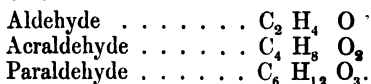
Bij onverzadigde verbindingen wordt het aantal der isomere stoffen, welke kunnen bestaan, nog grooter, omdat de waterstofatomen op verschillende plaatsen kunnen ontbreken.

De isomeriën van de aromatische stoffen berusten op dezelfde oorzaken als die der vetstoffen.

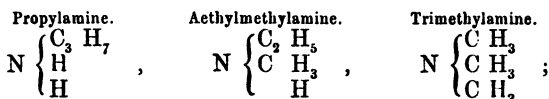
2. *Polymerie.* Verbindingen, die dezelfde procentische samenstelling, maar verschillende moleculairgewichten bezitten, noemt men *polymeer*; zoo kent men een reeks van homologe koolwaterstoffen, welke op ieder atoom koolstof 2 atomen waterstof bevatten:



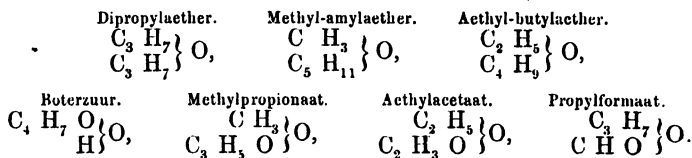
Eveneens zijn polymeer :



3. *Metamerie*. Andere lichamen, die dezelfde procentische samenstelling hebben, noemt men *metameer*; deze hebben dezelfde empirische, maar andere rationeele formules; zij bevatten verschillende radicalen, die onderling door multivalentc elementen verbonden zijn, zooals uit de volgende voorbeelden blijkt :



deze hebben allen tot empirische formule : $\text{C}_3 \text{H}_9 \text{N}$.



ANALYSE VAN ORGANISCHE STOFFEN.

Wanneer men een mengsel van verschillende organische stoffen heeft, dan moet men trachten deze stoffen van elkander te scheiden zonder de samenstelling dier stoffen te veranderen; heeft men echter een bepaald lichaam, of heeft men op bovengenoemde wijze de verschillende stoffen in zuiveren staat uit het mengsel afgescheiden, dan doet zich de vraag voor, uit welke elementen dat lichaam is opgebouwd, en in welke verhouding die elementen daarin voorkomen; dit laatste onderzoek noemt men de *elementair-analyse*.

Een mengsel van organische stoffen te scheiden is dikwijls hoogst moeilijk, somtijds onmogelijk. Heeft men een mengsel van vluchtige en niet vluchtige stoffen, dan scheidt men deze door destillatie; zijn alle stoffen vluchtig, maar de eene bij een lager temperatuur dan de andere, dan maakt men gebruik van de gefractioneerde destillatie, dat wil zeggen, dan vangt men elk der stoffen, die bij een bepaalde temperatuur overgaan, afzonderlijk op, en herhaalt deze bewerking eenige malen. Moet men een mengsel van vaste, niet vluchtige stoffen scheiden, dan tracht men dit te doen door verschillende oplossingsmiddelen, die geen scheikundige werking uitoefenen, bijv. water, alcohol, aether, houtgeest, zwavelkoolstof, benzol, chloroform, enz. — Dikwijls is een gedeelte van de aan-

wezige stoffen oplosbaar in een der genoemde oplossingsmiddelen, terwijl andere niet oplossen; behandelt men vervolgens de verschillende gedeelten weder met andere oplossingsmiddelen, en herhaalt men deze bewerkingen eenige malen, dan slaagt men er gewoonlijk in om eenige lichamen in zuiveren toestand af te zonderen. De eigenschap om te kristalliseeren, die veel lichamen bezitten, komt bij deze wijze van scheiding dikwijls zeer te stade. — Wanneer het mengsel zuur reageert, dan voegt men basische oxyden toe, en omgekeerd een zuur, wanneer het alkalisch is, ten einde zouten te verkrijgen en deze door kristallisatie af te zonderen.

Bepaalde voorschriften voor ieder bijzonder geval kan men niet geven; dikwijls moet de scheikundige zich zelf den weg banen.

Elementaire-analyse.

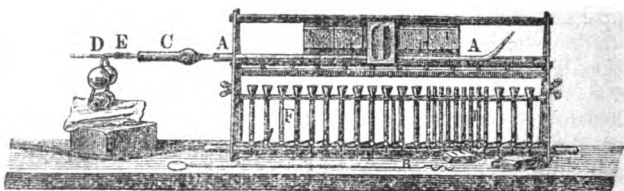
Om te kunnen bepalen in welke verhouding de elementen, waaruit een organische stof bestaat, aanwezig zijn, moet men vooraf onderzoeken of men met een stikstofvrij of met een stikstofhoudend lichaam te doen heeft, aangezien in het laatste geval ook bij de bepaling van het waterstof- en koolstofgehalte eenige voorzorgen moeten in acht genomen worden. Men overtuigt zich daarvan door een weinig van de organische stof met bijtende potasch te verhitten, daar de stikstof onder die omstandigheden als ammoniak ontwijkt.

Alle organische stoffen bevatten koolstof en zijn brandbaar; wanneer er genoeg zuurstof aanwezig is, dan verbrandt de koolstof tot koolstofdioxyde en de waterstof tot water; dit is in den regel het geval, wanneer een koolstofhoudend lichaam met een overmaat van gloeiend koperoxyde in aanraking is (¹), en hierop berust de methode, welke men volgt om de hoeveelheid koolstof en waterstof, die in een organische stof aanwezig is, te bepalen.

Voor deze verbrandings-analyse gebruikt men buizen van moeilijk smeltbaar glas, die 50—60 c. M. lang zijn en een middellijn van ongeveer 15 m. M. hebben; deze buizen zijn aan het eene uiteinde open en aan het andere toegesmolten, en gewoonlijk in een fijne punt uitgetrokken. Is de stof, welke men onderzoekt, een vast lichaam, dan vult men eerst een vierde gedeelte der buis met volkomen droog, versch uitgegloeid koperoxyde, voegt er vervolgens een nauwkeurig afgewogen hoeveelheid van de stof (ongeveer 0,3 gram) bij, en mengt deze zoo goed mogelijk met het oxyde door middel van een koperdraad, die aan haar uiteinde in den vorm van een kurketrekker gebogen is (fig. 57, B); de buis wordt daarna met koperoxyde aangevuld en door middel van een goed sluitende kurk,

(¹) Wanneer de stof moeilijk brandbaar is, dan gebruikt men loodchromaat, in plaats van koperoxyde.

Fig. 57.



die met bladtin bedekt is, met het buisje C verbonden. Dit buisje bevat korrels van watervrij calciumchloride, welke stof al het water, dat bij de verbranding der organische stof gevormd wordt, vast legt, terwijl zij het koolstofdioxyde laat doorgaan. Dit laatste gas vangt men op in het bolapparaat van LIEBIG ⁽¹⁾ (D), dat geconcentreerde potaschloog bevat, en dat met het chloorcalciumbuisje luchtdicht verbonden is. Beide apparaten worden vooraf nauwkeurig gewogen.

De verbrandingsbuis H wordt nu in een langen oven gebracht en door houtskool of gas verhit. Men begint met het voorste gedeelte der buis, en eerst als het koperoxyde daar gloeit, verwarmt men langzamerhand het gedeelte van de buis, waar het mengsel van de organische stof en het koperoxyde zich bevindt. Het vuur wordt zoodanig geregeld, dat de gasbellen niet te snel door de aan de buis verbonden toestellen strijken, ten einde aan de daarin bevatte stoffen gelegenheid te geven om al den waterdamp en al het koolstofdioxyde te absorbeeren. Dat de verbranding afgelopen is, bemerkt men doordat er geen gasbellen meer in het bolapparaat treden, en de potaschloog begint terug te stijgen. Men breekt dan de punt van de verbrandingsbuis af en zuigt door een buisje, dat men aan het bolapparaat bevestigt, lucht door den toestel, om den waterdamp en het koolstofdioxyde, dat nog in de verbrandingsbuis aanwezig is, in de buizen C en D te brengen. Heeft men achter in de buis een mengsel van goed gedroogd kaliumchloraat en koperoxyde gebracht, dan zal men door dit ten slotte te verhitten hetzelfde verkrijgen, wat men nu door het afbreken van de punt en het zuigen van lucht door den toestel bereikt heeft; tevens zal daardoor het gereduceerde koper weder geoxydeerd en alle deeltjes, die mogelijkwijze aan de ontleding ontsnapt zijn, verbrand worden.

(¹) In plaats van het bolapparaat van LIEBIG kan men om het koolstofdioxyde vast te leggen, een U-vormige buis met natronkalk-korrels gebruiken; deze verdient in veel opzichten de voorkeur. Men heeft dan echter nog een toestelletje noodig om de snelheid van de gasontwikkeling na te gaan; hiervoor kan men een U-vormige buis met stukjes glas en een weinig zwavelzuur gebruiken. Het chloorcalcium-buisje kan vervangen worden door een U-vormige buis met zwavelzuur.

Als de proef is afgelopen worden de chloorcalciumbuis en het bolapparaat weder gewogen, om de gewichtshoeveelheden van het gevormde water en koolstofdioxyde te leeren kennen, waaruit men gemakkelijk kan berekenen hoeveel koolstof en waterstof de stof bevatte.

Vloeistoffen weegt men af in toegesmolten glazen bolletjes, en brengt deze, na de punt er afgebroken te hebben, in de buis, die reeds gedeeltelijk met koperoxyde gevuld is; men vult daarna de buis geheel met koperoxyde, en laat de verbranding op de boven beschreven wijze plaats hebben.

Bevat de organische stof stikstof, dan brengt men in het voorste gedeelte der buis (welke daarom in dit geval langer moet zijn) koperkrullen, die gedurende de geheele bewerking gloeiend worden gehouden. Deze dienen om de oxyden van stikstof, welke bij de verbranding ontstaan, en die door de potaschloog zouden geabsorbeerd worden, te ontleiden.

Het zuurstofgehalte wordt gewoonlijk uit het verlies bepaald; men telt het procentisch gehalte aan waterstof en koolstof te zamen, en brengt hetgeen er aan honderd ontbreekt in rekening als zuurstof. Deze methode maakt dat de proef op de som ontbreekt, en dat iedere fout ten laste der zuurstof komt; men heeft daarom getracht een middel te vinden om ook het zuurstofgehalte direct te bepalen. Verschillende methodes zijn voorgeslagen, maar allen zijn omslachtig; de resultaten, welke volgens de methode van VON BAUMHAUER ⁽¹⁾ verkregen werden, zijn zeer voldoende. Deze berust op de bepaling van de hoeveelheid zuurstof, welke door het koperoxyde geleverd werd voor de volkomen verbranding der organische stof; trekt men deze af van de hoeveelheid zuurstof, die in de gevonden hoeveelheden koolstofdioxyde en water bevat is, dan vindt men de hoeveelheid zuurstof, welke in de organische stof aanwezig was, en door deze voor de verbranding geleverd werd. Zal men echter op die wijze de zuurstof kunnen bepalen, dan moet voor het begin der proef de lucht in de buis volkomen door stikstof vervangen worden.

Stikstofbepaling. Het gehalte aan stikstof van een organische stof moet door een afzonderlijke proef bepaald worden; de eenvoudigste methode is die van WILL en VARRENTAPP. Men gloeit een afgewogen hoeveelheid van de stof met natronkalk (een innig mengsel van bijtende soda en bijtende kalk) in een korte glazen buis, welke aan een kant is toegesmolten, en vangt de ammoniak, die daarbij gevormd wordt, op in een boltoestel, dat verdund zoutzuur

⁽¹⁾ Een uitvoerige beschrijving van deze methode vindt men in het *Zeitschrift für analytische Chemie* van FRESSENIUS; 5^{de} jaargang, bl. 141.

bevat. Na afloop van de gloeiing (wanneer er geen gas meer ontwijkt) bepaalt men de hoeveelheid van het gevormde ammoniumchloride door er platinachloride bij te voegen, en het gewicht te bepalen van het onoplosbare platina-dubbelzout, dat daardoor ontstaat. 100 Gewichtsdeelen van deze verbinding bevatten 6,27 d. stikstof. Is de sterkte en de hoeveelheid van zoutzuur in het bolapparaat bekend, dan kan men de hoeveelheid van de gevormde ammoniak bepalen door te onderzoeken hoeveel vrij zuur er na de proef is overgebleven.

In veel kunstmatig bereide organische verbindingen is de stikstof aanwezig in den vorm van oxyden; in die gevallen is de bovenbeschreven methode van stikstofbepaling onbruikbaar, daar de oxyden van stikstof niet geheel in ammoniak worden omgezet als zij met alkaliën gegloeid worden. — Om in dergelijke verbindingen het stikstofgehalte te bepalen, volgt men de methode van DUMAS, die in alle gevallen kan worden aangewend. Men verhit de organische stof met koperoxyde of met rood kwikoxyde in een lange buis, na daaruit vooraf de lucht volkomen door koolstofdioxyde vervangen te hebben. Tot dit doel brengt men achter in de buis een zekere hoeveelheid kopercarbonaat of natriumhydrocarbonaat, en begint, wanneer de buis verder gevuld en in den oven gebracht is, dit gedeelte te verhitten. Wanneer de lucht volkomen uit den toestel verdreven is (waarvan men zich gemakkelijk kan overtuigen door te onderzoeken of het ontwijkende gas geheel door sodaloog wordt geabsorbeerd), wordt de organische stof verhit, en het zich ontwikkelende gas, dat nu uit koolstofdioxyde en zuivere stikstof bestaat, in een verdeelde glazen klok boven kwik opgevangen. In het voorste gedeelte van de verbrandingsbuis bevinden zich om boven vermelde reden koperkrullen. Als de verbranding is afgelopen, verhit men op nieuw het achterste gedeelte der buis, om ook de daarin nog aanwezige stikstof in de verdeelde klok over te brengen, vervolgens laat men het koolstofdioxyde uit het gasmengsel door potaschloog absorbeeren, leest ten slotte het volumen van de stikstof af, en berekent daaruit haar gewicht.

Verbindingen, die *chloor* (*broom* of *jood*) bevatten, worden in een glazen buis met calciumhydroxyde gegloeid, waardoor calciumchloride ontstaat. Den inhoud der buis lost men in verdund salpeterzuur op, praecipiteert daaruit met zilvernitraat het chloor als zilverschloride, en bepaalt daarvan, na het uitgewasschen en gedroogd te hebben, het gewicht.

Bevat een organische stof *zwavel* of *phosphorus*, dan verhit men een afgewogen hoeveelheid met een mengsel van salpeter en soda, en bepaalt vervolgens de hoeveelheid van het gevormde zwavelzuur of phosphorzuur volgens de bekende methoden.

BEPALING VAN DE MOLECULAIRFORMULE.

Om de resultaten der verschillende analyses beter te kunnen vergelijken, berekent men hoeveel van ieder der bestanddeelen in 100 gewichtsdeelen van de stof voorkomen. Bij de analyse van 0,395 gram azijnzuur bijv. vond men: 0,580 gram koolstofdioxyde en 0,235 gram water; 0,580 gram koolstofdioxyde bevat 0,158 gram koolstof, en 0,235 gram water 0,0261 gram waterstof; in 100 gram azijnzuur vond men dus 40 gram koolstof, 6,6 gram waterstof en $100 - 46,6 = 53,4$ gram zuurstof; de procentische samenstelling van azijnzuur is bij gevolg:

koolstof	40,0
waterstof	6,6
zuurstof	53,4
	100,0.

Deelt men deze getallen door de atoomgewichten van ieder der elementen, dan vindt men in welke verhouding het aantal atomen der verschillende elementen in het azijnzuur bevat is:

$$\frac{40}{12} = 3,3 \quad \frac{6,6}{1} = 6,6 \quad \frac{53,4}{16} = 3,3.$$

Azijnzuur bevat dus een even groot aantal atomen koolstof als zuurstof, en tweemaal zooveel atomen waterstof; de eenvoudigste formule voor deze verbinding is dus: $C H_2 O$.

Of deze formule of een veelvoud daarvan de molecuulairformule van het azijnzuur is, leeren de resultaten van de analyse ons niet. Om dit uit te maken moet men andere hulpmiddelen te baat nemen, n. l. het scheikundig gedrag van het lichaam. Heeft men, zooals in dit geval, met een zuur te doen, dan moet men in de eerste plaats uitmaken of dit één- of meerbasisch is. Azijnzuur is éénbasisch; het vormt maar één reeks van zouten; men behoeft derhalve slechts te onderzoeken hoeveel van eenig metaal in een watervrij zout van azijnzuur bevat is, om zijn molecuulairgewicht te vinden. De zilverzouten zijn daartoe het meest geschikt, daar deze gemakkelijk zuiver te krijgen zijn en gewoonlijk geen kristalwater bevatten.

Door 100 deelen zilveracetaat ⁽¹⁾ te gloeien verkrijgt men 64,68 deelen zuiver zilver; het molecuulairgewicht van dit zout is dus:

$$\frac{100 \times 108}{64,68} = 167,$$

(1) Azijnzuur = acidum aceticum.

en daar dit azijnzuur is, waarin 1 atoom waterstof door 1 atoom zilver werd vervangen, is het moleculairgewicht van het zuur :

$$167 - 108 + 1 = 60 ;$$

waaruit volgt, dat de moleculairformule van het azijnzuur is $C_2 H_4 O_2$:

$$\begin{array}{r} C_2 = 24 \text{ gew. d. koolstof} \\ H_4 = 4 \text{ ,, ,, waterstof} \\ O_2 = 32 \text{ ,, ,, zuurstof} \\ \hline C_2 H_4 O_2 = 60 \text{ ,, ,, azijnzuur.} \end{array}$$

Veel organische stoffen gedragen zich evenals ammoniak ; zij verbinden zich onmiddellijk met zuren en vormen platina-dubbelzouten. Door in deze zouten de hoeveelheid van het chloorwaterstofzuur of van het platina te bepalen, kan men eveneens gemakkelijk het moleculairgewicht van de verbinding vinden.

De meeste organische verbindingen zijn echter noch zuren, noch bases, en daarom is het dikwijls niet gemakkelijk om het moleculairgewicht vast te stellen, vooral wanneer de stof niet vluchtig is en geen bepaalde verbindingen aangaat ; in dat geval kan ons alleen een nauwkeurige studie van de ontledingsproducten van het lichaam tot het doel brengen. De grootte van de molecule der stoffen, welke zonder ontleding vluchtig zijn, kan daarentegen op een zeer eenvoudige wijze gevonden worden ; men behoeft slechts de dichtheid van den damp der verbinding te bepalen, met andere woorden, te onderzoeken, hoeveel maal zwaarder de damp van het lichaam is dan waterstof, daar het moleculairgewicht van alle organische verbindingen in gasvorm dezelfde ruimte inneemt als 2 gewichtsdeelen waterstof.

Voor de dichtheid van den damp van azijnzuur vond men 30,07 ; de molecule azijnzuur weegt dus $30,07 \times 2 = 60,14$, welk getal vrij goed overeenstemt met dat, hetwelk wij uit de scheikundige beschouwingen hebben afgeleid.

De elementair-analyse gaf als eenvoudigste formule voor acetal : $C_3 H_7 O$; deze bevat een oneven aantal atomen waterstof ; de juiste formule moet dus een veelvoud daarvan zijn. Nu werd voor de dichtheid van den damp van acetal 59,8 gevonden, en dus voor het moleculairgewicht $= 2 \times 59,8 = 119,6$. De formule $C_6 H_{14} O_2$ geeft als moleculairgewicht 118, een getal, dat nauwkeurig genoeg overeenstemt met dat der andere proef, daar bij zulke onderzoekingen kleine fouten niet te vermijden zijn ; maar aangezien die fouten altijd binnen zekere grenzen liggen, doen zij geen afbreuk aan de waarde van deze methode.

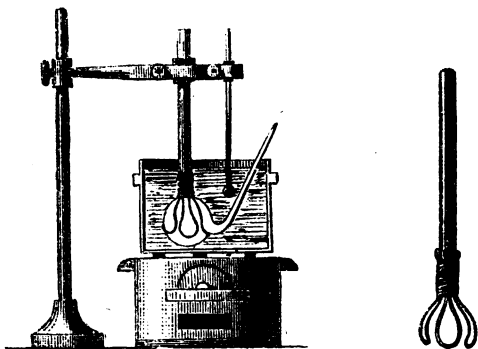
BEPALING VAN DE DICHTHEID VAN DEN DAMP.

De dichtheid van den damp van een lichaam kan men volgens twee verschillende methoden bepalen; men zoekt het *gewicht* van een bepaald volumen van den damp, of men neemt waar hoe groot het *volumen* is, dat door een bekend gewicht van den damp wordt ingenomen.

Voor de eerste methode gebruikt men lichte, glazen ballons, waarvan de inhoud 200—300 c. M³. bedraagt, en waarvan de hals in een fijne punt is uitgetrokken.

De ballon wordt met droge lucht gevuld en daarna gewogen, terwijl de temperatuur wordt waargenomen en opgeteekend; vervolgens brengt men er een kleine hoeveelheid (5 tot 10 gram) van de stof in, van wier damp men de dichtheid wil bepalen, plaatst den ballon in een olie- of paraffinebad (fig. 58), en verhit dit totdat de temperatuur minstens 30° boven het kookpunt der vloeistof gestegen is. De damp van de kokende vloeistof verdrijft de lucht volkomen uit den ballon, en zoodra er geen damp meer uit de opening ontwijkt, smelt men de punt met de blaasbuis toe, neemt den ballon uit het bad, reinigt hem en weegt hem na bekoeling.

Fig. 58.



De temperatuur van het bad op het oogenblik, waarop de punt van den ballon werd toegesmolten moet nauwkeurig worden afgelezen. Om den inhoud van den ballon te vinden brengt men, na bekoeling, zijn punt onder kwik en breekt deze vervolgens af; het kwik stijgt dan in het luchtledige vat en vult het geheel. Vervolgens giet men het kwik in een verdeelde glazen buis en bepaalt het

volumen daarvan. Uit de getallen, die men bij deze proef gevonden heeft, kan de dichtheid van den damp op de volgende wijze berekend worden. Nemen wij aan, dat wij de koolwaterstof $C_6 H_{14}$ onderzocht hebben, en dat wij de volgende getallen vonden :

Gewicht van den ballon gevuld met droge lucht bij $15,5^\circ = 22,449$ G.

” ” ” ” ” ” damp ” $110^\circ = 23,720$ „.

Inhoud van den ballon 178 c. M^3 .

1 c. M^3 . lucht bij 0° weegt 0,001293 G.; 178 c. M^3 . bij $15,5^\circ$

wegen dus $\frac{0,001293 \times 178 \times 273}{288,5} = 0,218$ G.

Het gewicht van den luchtledigen ballon bedroeg alzoo :

$23,449 - 0,218 = 23,231$ G.,

en dus het gewicht van den damp, die bij 110° den ballon vulde :

$23,720 - 23,231 = 0,489$ G.

1 c. M^3 . waterstof bij 0° weegt 0,0000895 G. en 178 c. M^3 . van

110° wegen dus $\frac{0,0000895 \times 178 \times 273}{383} = 0,01135$ G. Waaruit

volgt, dat de dichtheid van den damp $\frac{0,489}{0,01135} = 43,08$ bedraagt,

en dat het moleculairgewicht der stof is $43,08 \times 2 = 86,16$. Door berekening uit de formule $C_6 H_{14}$ vindt men daarvoor 86.

Bij zeer nauwkeurige bepalingen is het noodig den barometerstand waar te nemen; daar deze echter in den tijd, dien het onderzoek vereischt, gewoonlijk niet, of althans zeer weinig, verandert, heeft men daarop in den regel bij de bepaling van de dichtheid van den damp niet te letten; de resultaten zijn nauwkeurig genoeg om daaruit het moleculairgewicht te vinden.

De tweede methode zullen wij slechts kort vermelden. Een kleine, zorgvuldig afgewogene hoeveelheid der stof wordt in een hooge en nauwe verdeelde glazen klok, welke met kwik gevuld is, door verhitting in damp veranderd, en het volumen daarvan afgelezen. De berekening komt overeen met die van de eudiometrische analyses (zie bl. 23).

KOOKPUNT EN GEFRACIONEERDE DESTILLATIE.

Iedere scheikundige verbinding, die vluchtig is zonder ontleding te ondergaan, kookt onder denzelfden druk altijd bij dezelfde temperatuur. Bij de organische stoffen bestaat er in veel gevallen een zekere betrekking tusschen het kookpunt en de samenstelling, vooral bij verbindingen, die een overeenkomstige constitutie bezitten. Zoo vindt men bijv. bij de volgende koolwaterstoffen een stijging

van 28 tot 29° in het kookpunt voor iedere $C H_2$, die het lichaam meer bevat :

		Kookpunt.	Vershil.
$C_6 H_6$	benzol	82°	— 29°
$C_7 H_8$	toluol	111°	— 28°
$C_8 H_{10}$	xylol	139°	— 29°
$C_9 H_{12}$	cumol	168°	

In de volgende reeks bedraagt het verschil 31° :

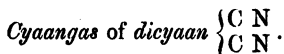
		Kookpunt.	Vershil.
$C_5 H_{12}$	50°	— 31°
$C_6 H_{14}$	61°	— 31°
$C_7 H_{16}$	92°	— 31°
$C_8 H_{18}$	123°	

Wanneer men een mengsel van dergelijke stoffen heeft, wat dikwijls voorkomt, dan kan men de verschillende stoffen daaruit door *gefractioneerde destillatie* afzonderen. Men destilleert het mengsel uit een kolf *A*, waarop een boltoestel geplaatst is, die een thermometer bevat (fig. 59, *c*, zie vo'gende b'adz.); de damp ontwijkt door de buis *a*, en wordt door den *LIEBIG*'schen afkoeler (*C*) verdicht. Gedurende de destillatie stijgt het kookpunt aanhoudend; men vangt het gedeelte, dat tusschen zekere grenzen van temperatuur, bijv. van 5 tot 5°, overgaat, afzonderlijk op; hetgeen overgedestilleerd is onderwerpt men op nieuw aan een gefractioneerde destillatie, verzamelt datgene, dat bij een bepaalde temperatuur overdestilleert, weder afzonderlijk, en herhaalt deze bewerking zoo dikwijls, totdat men zuivere stoffen met een constant kookpunt verkregen heeft.

CYAANVERBINDINGEN.

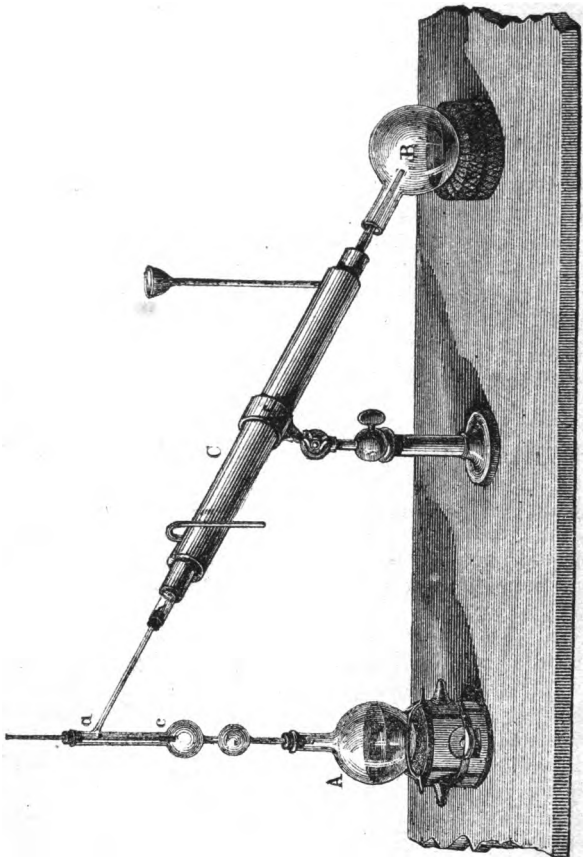
Cyaan, $C N$, is een der eenvoudigste koolstofhoudende radicalen; het is univalent, daar 3 verbindingseenheden van het quadrivalente koolstofatoom verzadigd zijn door de drie verbindingseenheden van het atoom stikstof.

De wijze van ontstaan van de cyaanverbindingen werd reeds vroeger vermeld, zie bl. 79, waar ook eenige van de eenvoudigste verbindingen beschreven werden.



Dit gas verkrijgt men door verhitting van de cyaniden van kwik,

Fig. 59.



zilver of goud, en is in kleine hoeveelheden aanwezig in de gassen van den hoogoven. Bovendien vormt het zich bij verhitting van ammoniumoxalaat en van oxamide (zie later). Omgekeerd gaat een oplossing van cyaangas, onder opname van water, weder over in ammoniumoxalaat. Cyaan is een kleurloos gas, dat giftig is en naar blauwzuur reikt; het verbrandt met een purperkleurige vlam tot koolstofdioxyde en stikstof. Kalium verbrandt in cyaangas tot kaliumcyanide; leidt men het gas in potaschloog, dan vormen zich kaliumcyanide en kaliumcyanaat.

Cyaanwaterstof of blauwzuur, H (C N).

De bereidingswijze en de eigenschappen van dit zuur hebben wij reeds vroeger beschreven. Synthetisch verkrijgt men het door elektrische vonken te laten gaan door een mengsel van stikstof en acetylene. — Het geconcentreerde, zuivere blauwzuur is een zeer onbestendige verbinding; bij aanwezigheid van potaschloog gaat deze over in mierzuur, terwijl ammoniak ontwijkt.

De kleinste hoeveelheden blauwzuur kan men aantoonen door bij de vloeistof eenige druppels te voegen van een oplossing, die een ferro- en een ferridzout bevat (het best is een oplossing van ijzer-vitriool, die gedeeltelijk geoxydeerd is), vervolgens een weinig soda-loog en ten slotte een overmaat van zoutzuur; is er blauwzuur in de vloeistof voorhanden, dan neemt zij een donker-blauwe kleur aan, en zet zich na eenigen tijd een eveneens gekleurde neerslag (berlijnsch-blauw) af. Verdampt men verdund blauwzuur, waarbij men eenige druppels ammonium-hydrosulphide gevoegd heeft, voorzichtig tot droog⁽¹⁾, en doet er vervolgens een druppel van een oplossing van ferridchloride bij, dan neemt de vloeistof een bloedroode kleur aan.

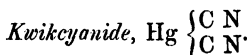
De *enkelvoudige-metaalcyaniden* verkrijgt men door inwerking van waterhoudend blauwzuur op de oxyden of hydroxyden der metalen; bovendien kent men nog een groot aantal *dubbel-cyaniden*, dat zij cyaniden, welke twee verschillende metalen bevatten.

Kaliumcyanide, K (C N).

Dit zout ontstaat, wanneer kalium in cyaangas of in den damp van blauwzuur verhit wordt, en wanneer men blauwzuur bij potaschloog voegt. Zuiver verkrijgt men het door dampen van blauwzuur te leiden in een alcoholische oplossing van kaliumhydroxyde, waarbij het zout zich in den vorm van cubische kristallen afzet, of door gloeiing van bloedloogzout en uittrekking met warmen alcohol van hetgeen daarbij achterblijft. In het groot bereidt men cyaan-kalium door geel-bloedloogzout (kaliumferrocyanide) met potasch te smelten, waarbij het ijzer door kalium vervangen wordt. Kaliumcyanide is een wit zout, dat zeer goed oplost in water, en isomorph is met kaliumchloride. Bij verhitting smelt het zonder ontleed te worden; verhit men het echter bij toetreding van lucht, dan neemt de gesmolten massa zuurstof op, en gaat daardoor over in kalium-

⁽¹⁾ Dit mag slechts in de buitenlucht of in een goed trekkende zuurkast geschieden, evenals alle proeven met blauwzuur.

cyanaat, $K(CN)O$ ('). Zelfs de zwakste zuren zijn instaat kaliumcyanide te ontleden; dit geschiedt reeds door het koolzuur, dat in de lucht aanwezig is. Ten gevolge daarvan riekt het zout altijd naar blauwzuur, en is het even *vergiftig* als het zuur zelf. — Kaliumcyanide wordt dikwijls in de photographie gebruikt om het zilverschloride, dat niet door het licht aangedaan is, op te lossen. In zilverschloriden veroorzaakt de oplossing van kaliumcyanide een witten, vlokken neerslag van zilverschloride, die gemakkelijk oplost in een overvloed van het praecipiteermiddel; er ontstaat dan kaliumzilverschloride, $KAg(CN)_2$, dat oplosbaar is. Deze oplossing gebruikt men voor de galvanische verzilvering, terwijl het oplosbare kaliumgoudcyanide, $KAu(CN)_4$, voor vergulding wordt aangewend. Ook natrium- en ammoniumcyanide zijn goed oplosbare en zeer giftige zouten.



Dit is een wit zout, dat in naalden kristalliseert, en verkregen wordt door rood-kwikoxyde op te lossen in verdund blauwzuur, of door koking van 8 d. berlijnsch-blauw (zie later) en 1 d. kwikoxyde met water. Bij verhitting wordt het ontleed in kwik en cyaangas, terwijl een bruine stof achterblijft, die koolstof en stikstof bevat in dezelfde verhouding, waarin deze elementen in cyaan voorkomen; men noemt deze laatste stof *paracyaan*.

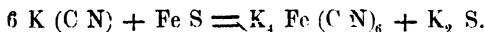
Alle andere enkelvoudige cyaniden van de zware metalen zijn in water onoplosbaar, maar deze lossen op in de cyaniden der alkali-metalen, uit welke oplossingen zich bij verdamping dubbelcyaniden in den vorm van kristallen afzetten. Eenvoudigheidshalve duidt men in deze verbindingen het radicaal cyaan aan door het teeken Cy. — Onder deze dubbelcyaniden zijn die van kalium en ijzer de belangrijkste; het ijzer is daarin op een andere wijze aanwezig dan in de gewone ijzerzouten; het wordt namelijk door de gewone reagentia, zoals ammonia, zwavelammonium, enz., daaruit niet neergeslagen. Overeenkomstige verbindingen geven ook kobalt en eenige andere metalen. Men neemt daarin metaalhoudende radicalen aan.



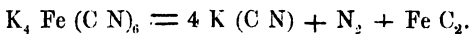
Deze verbinding wordt in het groot bereid door stikstofhoudende stoffen (haren, hoeven, gedroogd bloed, enz.) sterk te verhitten met

(') Kaliumcyanide wordt daarom dikwijls gebruikt als reductiemiddel op den drogen weg.

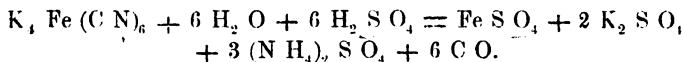
bijtende potasch en ijzervijzel, zonder toetreding van lucht. De gesmolten massa wordt met water uitgeloozd en de oplossing daarna verdampt totdat zij begint te kristalliseeren. Het kaliumcarbonaat wordt door de kool van de organische stoffen gereduceerd tot kalium, dat zich met het te gelijktijd gevormde cyaan verbindt. Het ijzer legt de zwavel, welke de dierlijke stoffen steeds bevatten, vast, en eerst bij het uitloogen van de massa vormt zich het bloedloozzout :



In den handel komt het bloedloozzout voor als groote, gele, quadratische kristallen, die 3 moleculen water bevatten; opmerkenswaardig is het, dat dit zout niet vergiftig is. Bij verhitting tot de gloei-hitte wordt het ontleed in stikstof, kaliumcyanide en een verbinding van ijzer met koolstof :



Verwarmt men bloedloozzout met verdund zwavelzuur, dan ontwijkt blauwzuur; geconcentreerd zwavelzuur doet onder die omstandigheden zuiver kooloxyde ontstaan :



In een oplossing van een ferrozout doet geel-bloedloozzout een wit praecipitaat ontstaan, dat aan de lucht spoedig blauw wordt; in een oplossing van ferridzout brengt het een blauwen neerslag te weeg, doordat zich *ferrid-kaliumferrocyanide*, $\left. \begin{matrix} \text{Fe}_2 \\ \text{K}_2 \end{matrix} \right\} \text{Cfy}_2$, ⁽¹⁾ vormt,

dat in zoutoplossingen onoplosbaar is, maar in zuiver water met een donker-blauwe kleur oplost. Voegt men bij deze oplossing een ferrozout, dan ontstaat het in water onoplosbare *berlijnsch-blauw*,

$\left. \begin{matrix} \text{Fe}_2 \\ \text{Fe} \end{matrix} \right\} \text{Cfy}_2$, dat in het groot bereid wordt door een oplossing van geel-bloedloozzout neer te slaan met ijzervitriool, die eenigen tijd aan de lucht gelegen heeft, het praecipitaat te wasschen met chloorwater en daarna met zoutzuur uit te trekken.

Een oplossing van berlijnsch-blauw in zuringzuur wordt gebruikt als blauwe inkt.

In koperzouten brengt geel-bloedloozzout een chocolade-bruinen neerslag van *koperferrocyanide*, $\text{Cu}_2 (\text{Fe Cy}_6)$, te weeg (*van Dijk's bruin*).

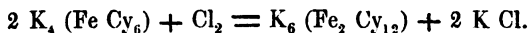
(1) $\text{Cfy} = \text{Fe Cy}_6 = \text{ferrocyaan (quadrivalent radicaal)}$.

Hydroferrocyanide of ferrocyaanwaterstofzuur, H₃ Fe Cy₆.

Door zoutzuur bij een geconcentreerde oplossing van geel-bloedloozout te voegen, scheidt zich deze verbinding af, als een wit praecipitaat, dat in aanraking met de lucht spoedig blauw wordt. Uit een oplossing in alcohol kan dit zuur in groote kristallen verkregen worden. Het is een vierbasisch zuur, dat carbonaten en acetaten ontleedt.

Kaliumferridcyanide of rood-bloedloozout, K₆(Fe₂Cy₁₂) = K₆Cfdy. (1)

Voert men zoolang chloor door een oplossing van geel-bloedloozout, dat de vloeistof ferridzouten niet meer blauw praecipiteert, dan heeft men een oplossing van bovengenoemde verbinding verkregen, die men van het kaliumchloride, dat tevens ontstaan is, door kristallisatie kan scheiden.



Kaliumferridcyanide vormt zuilvormige kristallen, die een donker-roode kleur bezitten, aan welke kleur het zout zijn naam te danken heeft. Brengt men kaliumamalgama in een oplossing van dit zout, dan vormt zich weder kaliumferrocyanide. Rood-bloedloozout doet in oplossingen van ferridzouten geen neerslag ontstaan, maar kleurt de oplossing donker-bruin. Met ferrozouten geeft het een blauw praecipitaat (berlijnsch-blauw).

Ferridcyaanwaterstofzuur, H₆(Fe₂Cy₁₂) = H₆Cfdy, ontstaat op overeenkomstige wijze als ferrocyaanwaterstof, en kan verkregen worden in bruine, hygroskopische kristallen.

Platinacyanide, Pt Cy₂, is belangrijk wegens zijn fraaie dubbelzouten. Door oplossing van platinadichloride in een oplossing van kaliumcyanide verkrijgt men lange, geelachtige naalden, die tot formule hebben $K_2 Pt Cy_4 + 3 H_2 O$ en een blauwen weerschijn bezitten. *Magnesium-platinacyanide, Mg Pt Cy₄ + 7 H₂ O*, kristalliseert in prachtig roode kristallen, die op sommige vlakken een groenen, op andere een blauwen weerschijn vertoonen.

Door inwerking van salpeterzuur op ferrocyanide, of van salpeterigzuur op ferridcyanide, ontstaat een reeks van eigenaardige verbindingen, die men *nitroprussidverbindingen* (2) genoemd heeft.

(1) Cfdy = Fe₂ Cy₁₂ = ferrideyaan (sexvalent radicaal).

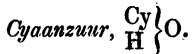
(2) Cyaanwaterstofzuur wordt ook wel pruisisch-zuur (*acidum prussicum*) genoemd; van daar de naam van nitroprussidverbindingen.

Natriumnitroprusside, $\text{Na}_3 \text{Fe Cy}_3 \text{N O} + 2 \text{H}_2 \text{O}$.

Dit zout bereidt men door 1 d. geel-bloedloogzout, 2 d. salpeterzuur en 2 d. water te verwarmen op een waterbad totdat een proefje ferrozouten niet meer blauw kleurt. Vervolgens laat men bekoelen, giet de vloeistof af van de salpeterkristallen, die zich intusschen hebben afgezet, verzadigt deze met soda en laat na filtratie kristalliseeren. Daar bij verwarming van bloedloogzout met salpeterzuur zich blauwzuur ontwikkelt, moet men voorzichtig zijn. Natriumnitroprusside kristalliseert in roode, rhombische kristallen; het geeft, evenals alle oplosbare nitroprussidverbindingen, met de in water oplosbare metaalsulphiden een prachtig purperkleurige vloeistof, welke echter niet bestendig is. Door middel van dit zout kan men de kleinste hoeveelheden van een oplosbaar sulphide (niet zwavelwaterstof) aantonen.

Cyaanchloride, $(\text{C N}) \text{Cl}$.

Wanneer men chloor leidt in een oplossing van kwikcyanide of in blauwzuur, dan verkrijgt men het vloeibare cyaanchloride, $(\text{C N}) \text{Cl}$, een kleurlooze, zeer vluchtige vloeistof, die in zuiveren toestand kan bewaard worden zonder verandering te ondergaan, maar die, wanneer zij onzuiver is, weldra overgaat in *vast cyaanchloride*, $(\text{C N})_3 \text{Cl}_3$.



De *cyanaten* (zouten van het cyaanzuur) ontstaan zeer gemakkelijk door oxydatie van de cyaniden; uit deze zouten kan men het cyaanzuur echter niet door een sterker zuur afscheiden, daar dit op het oogenblik, waarop het vrij wordt, onder opname van water ontleed wordt in koolstofdioxyde en ammoniak, of overgaat in een polymere verbinding. Een dezer polymere verbindingen, het *cyaanuurzuur*, $\text{H}_3 \text{Cy}_3 \text{O}_3$, dat men verkrijgt door inwerking van water op vast cyaanchloride, gaat bij verhitting over in drie moleculen cyaanzuur. Verdicht men den damp daarvan door een koudmakend mengsel, dan verkrijgt men het cyaanzuur als een kleurlooze, prikkelende vloeistof, die, zoodra zij uit het koudmakend mengsel wordt weggenomen, verandert in een witte, porseleinachtige massa, een polymere modificatie van het cyaanzuur, die *cyaanmelide* genoemd wordt.

Onder de cyanaten is *ammoniumcyaanaat* het belangrijkste; dit zout ontstaat, wanneer de dampen van cyaanzuur met ammoniakgas samen komen, of wanneer men bij een oplossing van kaliumcyaanaat

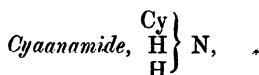
ammoniumsulfaat voegt; het is een vaste, witte zelfstandigheid, die bij verhitting overgaat in het isomere carbamide (ureum), $\text{C O (N H}_2)_2$. De oplossing van het zout ondergaat deze verandering bij de gewone temperatuur langzamerhand, bij koking oogenblikkelijk.



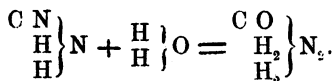
Het kaliumzout van dit zuur, dat in dezelfde verhouding tot cyaanuur staat als zwavelwaterstof tot water, verkrijgt men door kaliumferrocyanide samen te smelten met zwavel, en de massa na bekoeling met warmen alcohol uit te trekken. *Kaliumsulphocyaanaat*, $\left. \begin{array}{l} \text{Cy} \\ \text{K} \end{array} \right\} \text{S}$, (rhodaankalium) kristalliseert in kleurlooze prisma's, die gemakkelijk oplosbaar zijn in water. Brengt men een oplosbaar sulphocyaanaat samen met een ferridzout, dan kleurt zich de vloeistof donker-bloedrood, doordat er ferridsulphocyaanaat ontstaat.

Het *mercuridzout*, $\left. \begin{array}{l} \text{Cy}_2 \\ \text{Hg} \end{array} \right\} \text{S}_2$, is een wit onoplosbaar poeder, dat bij verhitting verbrandt en daarbij zeer sterk opzwellt, zoodat er een zeer volumineuse massa (de zoogenaamde slangen van Pharao) achterblijft.

Zuiver *sulphocyaanzuur* verkrijgt men het best door bovengenoemd zout door zwavelwaterstof te ontledeu; het is een kleurlooze vloeistof, die riekt naar azijnzuur.



verkrijgt men door dampen van cyaanuur te leiden in een oplossing van ammoniak in aether. Bij verdamping ontstaan kleurlooze kristallen, die oplosbaar zijn in water. Voegt men bij deze oplossing een weinig salpeterzuur, dan neemt het cyaanamide water op, en gaat daardoor over in carbamide (ureum):



CARBONYLVERBINDINGEN.

Het radicaal *carbonyl*, C O , is bivalent, en is in vrijen toestand

bekend onder den naam van kooloxyde. Van dit radicaal kunnen de volgende verbindingen worden afgeleid :

carbonylchloride, $(C O) Cl_2$, *carbonyloxyde* (koolstofdioxyde) $(C O) O$,

kaliumcarbonaat, $C O \begin{Bmatrix} O & K \\ O & K \end{Bmatrix}$, *hydrocarbonaat*, $C O \begin{Bmatrix} O & H \\ O & H \end{Bmatrix}$,

carbamide, $C O \begin{Bmatrix} N & H_2 \\ N & H_2 \end{Bmatrix}$, *carbonylsulphide*, $(C O) S$, enz.

In de sulphocarbonylverbindingen neemt men het bivalente radicaal *sulphocarbonyl*, $C S$, aan, dat in vrijen toestand niet bekend is.

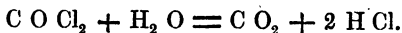
Verschillende van de tot deze groep behoorende verbindingen zijn reeds in het hoofdstuk over koolstof besproken.

Carbonyl, $(C O)$.

Kooloxyde verbindt zich onmiddellijk met chloor tot carbonylchloride, $(C O) Cl_2$, met zwaveldamp tot carbonylsulphide, $(C O) S$, en met kaliumhydroxyde tot kaliumformaat, $C O \begin{Bmatrix} H \\ K \end{Bmatrix} O$.

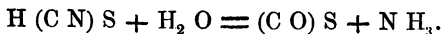
Carbonylchloride (phosgeengas), $(C O) Cl_2$,

ontstaat wanneer droog chloorgas en droog kooloxyde onder den invloed van het zonlicht samenkomen. Bij de gewone temperatuur is het een kleurloos gas, dat bij afkoeling overgaat in een vloeistof, welke bij $+ 8^\circ$ kookt. Carbonylchloride heeft een zeer onaangenaamen, verstikkenden reuk; door water wordt het spoedig ontleed in koolstofdioxyde en zoutzuur :

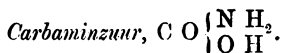


Carbonylsulphide, $(C O) S$,

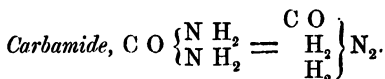
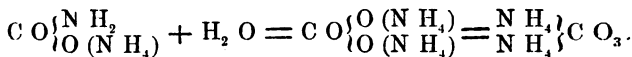
ontstaat wanneer men een mengsel van kooloxyde en zwaveldamp door een zwak gloeiende porceleinen buis laat strijken. Het best bereidt men deze verbinding door inwerking van koud, matig verdund zwavelzuur op kaliumsulphocynaat; het daarbij vrijwordende sulphocyaanzuur wordt, onder opname van water, ontleed in carbonylsulphide en ammoniak :



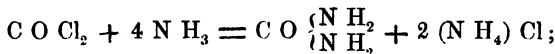
Het is een kleurloos gas, met een harsachtige reuk, die tevens aan zwavelwaterstof herinnert. Door potaschloog wordt het opgenomen, onder vorming van kaliumsulphide en kaliumcarbonaat.



Deze verbinding is in vrijen toestand niet bekend. Het ammoniumzout daarvan ontstaat, wanneer droog koolstofdioxyde samenkomt met droog ammoniakgas; door water wordt dit omgezet in ammoniumcarbonaat :



Deze verbinding kan men op verschillende wijze bereiden; door droog ammoniakgas te laten inwerken op carbonylchloride :

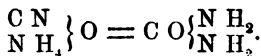


door verhitting van ammoniumcarbonaat in een gesloten vat tot 140°, waarbij water vrij wordt; door koking van een oplossing van ammoniumcyanaat (zie bl. 288), enz.

Deze verbinding is reeds lang bekend onder den naam van ureum (pissstof), daar zij aanwezig is in de urine van zoogdieren, vogels en kruipende dieren; vooral in die van de eerstgenoemden.

Om ureum af te zonderen uit urine, moet men deze vloeistof concetreeren; dit kan geschieden door verdamping boven vuur, maar beter door de urine herhaalde malen te laten bevriezen, en het gevormde ijs weg te nemen. Bij de vloeistof, welke men op de een of de andere wijze verkregen heeft, en die de consistentie van een dunne stroop moet hebben, voegt men sterk salpeterzuur, waardoor zich een verbinding vormt, die weinig oplosbaar is in salpeterzuur, maar die in warm water vrij goed oplost. Deze oplossing filtreert men door dierlijke kool (om de kleurstoffen der urine te verwijderen), voegt bij het filtraat baryumcarbonaat, verdampt tot droog en trekt uit het overblijvende met kouden alcohol het ureum uit.

Gemakkelijker echter is de kunstmatige bereiding (1) van ureum uit ammoniumcyanaat, welk zout, zooals wij reeds vermeld hebben, bij koking van zijn oplossing terstond in ureum wordt omgezet :



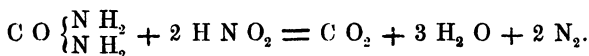
(1) De kunstmatige bereiding van ureum werd in 1828 ontdekt door Wöhler. — Ureum was de eerste organische stof, die in het laboratorium van den scheikundige werd opgebouwd.

Men smelt gedroogd bloedloogzout samen met potasch en voegt bij de gesmolten massa nu en dan een weinig menie, waardoor kaliumcyanaat ontstaat, dat men in water oplost. Bij deze oplossing voegt men ammoniumsulphaat en verdampt ze vervolgens tot droog. Hetgeen hierbij achterblijft bestaat uit kaliumsulphaat en ureum, welke laatste stof men met alcohol daaruit kan oplossen.

Ureum kristalliseert in lange, naaldvormige, gestreepte kristallen, die gemakkelijk oplosbaar zijn in water en een koelen, zoutachtigen smaak bezitten, evenals salpeter. De oplossing van ureum oefent geen werking uit op lakmoespapier, maar met zuren vereenigt deze stof zich, evenals ammoniak, tot goed kristalliseerbare zouten. De verbinding van ureum met oxalzuur is weinig oplosbaar in water.

Ook met sommige metaaloxiden en metaalzouten vormt ureum verbindingen. Mercuridnitraat bijv. doet in een oplossing van ureum een wit praecipitaat ontstaan, dat tot formule heeft: $\text{Hg}(\text{N O}_3)_2, 2 \text{C O}(\text{N H}_2)_2(\text{Hg O})_3$. Van deze verbinding trekt men partij om de hoeveelheid ureum in urine te bepalen.

Verhit men ureum met water tot 100°, dan gaat het, onder opname van de elementen van water, over in ammoniumcarbonaat; verhit men ureum zonder water, dan verandert het in cyanuurzuur. Door salpeterigzuur wordt ureum ontleed volgens onderstaande vergelijking:



In het organisme ontstaat ureum door oxydatie van de stikstofhoudende bestanddeelen van het lichaam; het wordt uit het bloed verwijderd door de nieren. De hoeveelheid van het afgescheiden ureum is een maat voor de stofwisseling, welke in de stikstofhoudende weefsels plaats heeft.



Evenals koolstofdioxyde zich met metaaloxiden verbindt tot carbonaten, vereenigt zich koolstofdysulphide (zwavelkoolstof) met de metaalsulphiden tot *sulphocarbonaten*. Brengt men bijv. zwavelkoolstof in een oplossing van natriumsulphide, dan ontstaat natriumsulphocarbonaat. Voegt men daarbij zoutzuur, dan scheidt zich sulphocarboniumzuur af als een zware, bruine olie, die een eigenaardigen reuk bezit.



Deze verbinding verkrijgt men door ammoniumsulphocyanaat tot

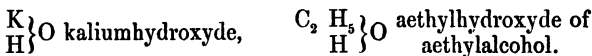
170° te verhitten. Zij kristalliseert in lange, kleurlooze naalden en verbindt zich evenals ureum met zuren. Het nitraat kristalliseert zeer goed.

VETSTOFFEN.

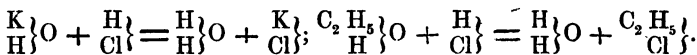
VERBINDINGEN VAN UNIVALENTE RADICALEN.

1. *Primaire alcoholen.*

De verbindingen, die tot deze groep behooren, worden afgeleid van de verzadigde koolwaterstoffen $C_n H_{2n+2}$, doordat 1 atoom waterstof in een der groepen $C H_3$ door andere univalente elementen of atoomgroepen vervangen wordt; zij zijn dus vergelijkbaar met de verbindingen der univalente elementen, zooals waterstof en kalium. Wijgeest of aethylalcohol, $C_2 H_6 O$, kan men bijv. beschouwen als water, waarin 1 atoom waterstof door het radicaal *aethyl*, $C_2 H_5$, vervangen is, evenals kaliumhydroxyde (bijtende potasch) als water, waarin 1 atoom kalium de plaats van 1 atoom waterstof heeft ingenomen :

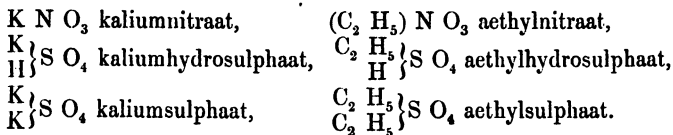


Door inwerking van zoutzuur op bijtende potasch ontstaan kaliumchloride en water, en op dezelfde wijze worden door inwerking van zoutzuur op alcohol, aethylchloride, $C_2 H_5 Cl$, en water gevormd :

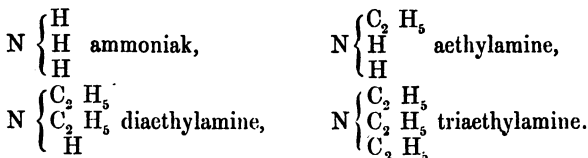


Deze overeenkomst blijkt verder daaruit, dat wij in alcohol de waterstof van het hydroxyle door aethyl kunnen vervangen, en dan *aethylaether*, $\left. \begin{array}{l} C_2 H_5 \\ C_2 H_5 \end{array} \right\} O$, verkrijgen, evenals uit kaliumhydroxyde, door substitutie van de waterstof door kalium, kaliumoxyde, $\left. \begin{array}{l} K \\ K \end{array} \right\} O$, gevormd wordt.

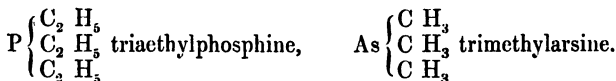
Bovendien kennen wij aethylverbindingen, die in samenstelling overeenkomen met de kaliumzouten :



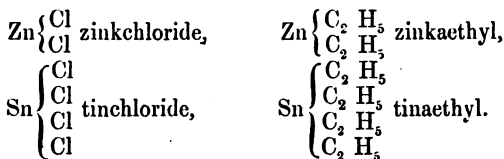
Volkomen op dezelfde wijze gedragen zich alle univalente alcoholradicalen. — Door één of meer atomen waterstof in ammoniak, $N H_3$, te substitueeren, levert ieder een reeks van samengestelde ammonia's of *aminen* :



Evenals in ammoniak, kunnen ook in de analoge verbindingen, phosphorwaterstof en arsenikwaterstof, dergelijke substitutie's plaats hebben :



Ook met de metalen gaan de alcoholradicalen verbindingen aan ; deze komen overeen met de metaalchloriden, waarin het chloor door een koolstofhoudend radicaal vervangen is, bijv. :



Men heeft aan deze univalente radicalen den naam van *alcoholradicalen* gegeven, omdat de alcoholen het uitgangspunt zijn voor de bereiding van de meeste hunner verbindingen ; in de volgende tabel zijn de tot dusverre bekende alcoholen met hun formules, kook- en smeltpunten opgegeven :

Primaire alcoholen van de reeks $C_n H_{2n+2} O$.

Namen.	Formules.	Kookpunten.
Methylalcohol	$C H_4 O$	66°
Aethylalcohol	$C_2 H_6 O$	78,4
Propylalcohol	$C_3 H_8 O$	97
Butylalcohol	$C_4 H_{10} O$	115

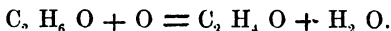
Namen.	Formules.	Kookpunten.
Amylalcohol	$C_5 H_{12} O$	132°
Hexylalcohol	$C_6 H_{14} O$	150
Heptylalcohol	$C_7 H_{16} O$	170
Octylalcohol	$C_8 H_{18} O$	190
Nonylalcohol	$C_9 H_{20} O$	202
Decatylalcohol	$C_{10} H_{22} O$	212
		Smeltpunten.
Cetylalcohol	$C_{16} H_{34} O$	50°
Cerylalcohol	$C_{27} H_{56} O$	79
Myricylalcohol	$C_{30} H_{62} O$	85.

De acht eerste termen van deze reeks heeft men uit de daarbij behorende koolwaterstoffen bereid; aethylalcohol, enz. tot heptylalcohol toe, vormen zich bovendien bij de gisting van suikerhoudende vloeistoffen; de drie laatste termen zijn vaste lichamen, welke men uit verschillende soorten van vet en was heeft afgezonderd.

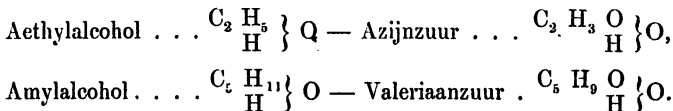
2. Vetzuren.

In zeer nauwe betrekking tot de alcoholen staat een reeks van één-basische zuren, aan welke men den naam van *vetzuren* gegeven heeft, omdat veel stoffen, die daartoe behooren, uit de dierlijke en plant-aardige vetten kunnen verkregen worden.

Onder den invloed van oxydeerende stoffen verliest ieder primaire alcohol eerst 2 atomen waterstof, en gaat daardoor over in een verbinding, die men *aldehyde* noemt, bijv. :



Uit aethylalcohol ontstaat acetaldehyde. Behandelt men een oplossing van acetaldehyde in water met natriumamalgama, dan neemt zij weder 2 atomen waterstof op, en gaat daardoor weer over in den oorspronkelijken alcohol; gemakkelijker dan met waterstof, verbinden aldehyden zich met 1 atoom zuurstof, waardoor het bij den alcohol behorende *vetzuur* ontstaat, bijv. :



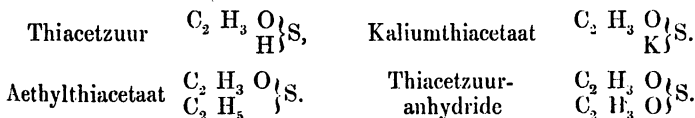
De vetzuren kunnen dus van de alcoholen worden afgeleid door daarin 2 atomen waterstof door 1 atoom zuurstof te vervangen. — Ieder vetzuur is het uitgangspunt voor een groote groep van verbindingen, die hetzelfde zuurstofhoudend radicaal bevatten, hetwelk zich van dat van den overeenkomstigen alcohol onderscheidt

doordat het in de plaats van 2 atomen waterstof 1 atoom zuurstof bevat; zoo zijn azijnzuur en de stoffen, die daarvan worden afgeleid, verbindingen van het radicaal *acetyl*, $C_2 H_3 O$.

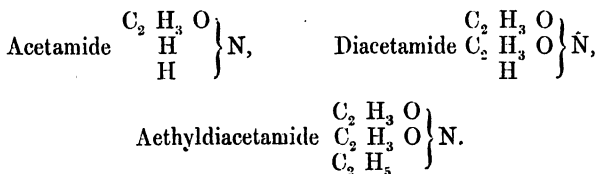
Wordt het hydroxyle van een zuur door chloor vervangen, dan ontstaat een chloride van het zuurvormend radicaal, bijv. acetylchloride, $C_2 H_3 O \left\{ \begin{array}{l} O \\ Cl \end{array} \right.$.

De waterstof van het hydroxyle kan niet alleen door metalen, maar ook door alcoholradicalen vervangen worden, waardoor men de *aethers* der vetzuren verkrijgt, bijv. *aethylacetaat* (azijuaether), $C_2 H_3 O \left\{ \begin{array}{l} O \\ C_2 H_5 \end{array} \right. O$; verder door de zuurvormende radicalen zelf, bijv. acetylacetaat (*azijnzuuranhydride*) $C_2 H_3 O \left\{ \begin{array}{l} O \\ C_2 H_3 O \end{array} \right. O$.

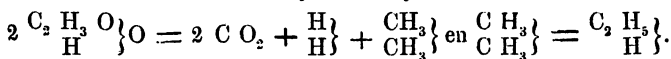
De zuurstof van het hydroxyle kan door zwavel vervangen worden; uit azijnzuur ontstaat op die wijze *thiacetzuur*, waarvan wederom een groot aantal zwavelhoudende verbindingen kan afgeleid worden:



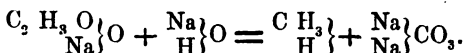
De univalente zuurvormende radicalen leveren verder, door de plaats van waterstof in ammoniak in te nemen, een reeks van samengestelde ammonia's, die men *amiden* noemt:



Door verschillende invloeden worden de zuren dezer reeks zoodanig ontleed, dat 1 atoom koolstof uittreedt; leidt men bijv. een galvanischen stroom door een geconcentreerde oplossing van kaliumacetaat, dan wordt het azijnzuur ontleed in koolstofdioxyde en methyl; het laatste verbindt zich op het oogenblik, dat het vrij wordt, met een tweede molecule methyl tot aethylwaterstof:

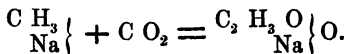


Verhit men een zout van azijnzuur met een alkali, dan ontstaat er een carbonaat en methylwaterstof (moerasgas):

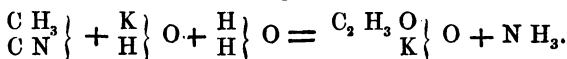


Omgekeerd kan ieder vetzuur bereid worden uit een verbinding van een alcoholradicaal, dat 1 atoom koolstof minder bevat.

Natriummethyl en koolstofdioxyde verbinden zich onmiddellijk tot natriumacetaat :



Vervangt men in methyljodide het jood door cyaan, dan verkrijgt men acetronitrile (methylcyanide), dat door verhitting met potaschloog ammoniak en kaliumacetaat geeft :



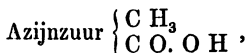
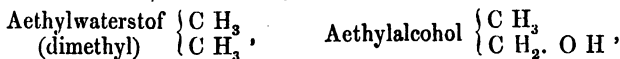
Wil men deze ontleding en verschillende wijzen van vorming van het azijnzuur door een formule teruggeven, dan moet die uitdrukken, dat in de molecule azijnzuur het radicaal methyl aanwezig is. De formule $\text{C}_2 \text{H}_3 \text{O} \left\{ \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{H} \end{array} \right\}$, welke wij vroeger aan het azijnzuur

gaven, drukt slechts uit, dat in veel reactie's het radicaal acetyl de rol van een univalent radicaal speelt, en dat men azijnzuur kan beschouwen als water, waarin waterstof door acetyl gesubstitueerd is; om ook de overige reactie's van dit zuur door de formule aan te duiden, moet deze verder ontleed worden in : $\text{C} \text{H}_3, \text{C} \left\{ \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{H} \end{array} \right\} \text{O}$. De al-

gemeene formule voor de vetzuren wordt dan : $\text{C}_n \text{H}_{n+1}, \text{C} \left\{ \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{H} \end{array} \right\} \text{O}$.

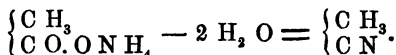
Deze drukt uit, dat men de vetzuren kan beschouwen als verbindingen van alcoholradicalen met de univalente groep $\text{C} \left\{ \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{H} \end{array} \right\} \text{O}$ of $\text{C} \text{O} \cdot \text{O} \text{H}$,

waarin van de vier verbindingseenheden der koolstof er twee door zuurstof verzadigd zijn en één door hydroxyle, terwijl er nog één vrij is. Aan de groep $\text{C} \left\{ \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{H} \end{array} \right\} \text{O}$ heeft men den naam van *carboxyle* gegeven; zij is in alle organische zuren aanwezig, en ontstaat door oxydatie van methyl, $\text{C} \text{H}_3$, zooals uit de volgende voorbeelden blijkt :

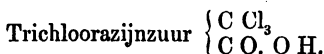
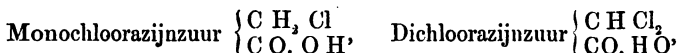


en bovendien uit de groep cyaan, $\text{C} \text{N}$, zooals wij reeds boven gezien hebben. Omgekeerd kan men de groep *carboxyle* weder gemakke-

lijk in cyaan veranderen, n. l. door aan het ammoniumzout van een vetzuur 2 moleculen water te onttrekken. Verhit men bijv. ammoniumacetaat met phosphoruspentoxyde, dan verkrijgt men acetonitrile (methylcyanide):



De waterstof van de alcoholradicalen, die in de zuren aanwezig zijn, kan gesubstitueerd worden door univalente elementen of radicalen; wanneer bijv. chloor op azijnzuur inwerkt, verkrijgt men deze chloorhoudende zuren:



Bovendien kan men uit azijnzuur al de hoogere termen van de reeks synthetisch bereiden; men behoeft daartoe slechts een atoom waterstof van het methyl door de verschillende alcoholradicalen te vervangen. Tot dit doel behandelt men de aethers der vetzuren met natrium, waardoor waterstof uit de verbinding treedt en door natrium vervangen wordt. Laat men vervolgens op de op die wijze verkregen verbinding het jodide van een alcoholradicaal inwerken, dan ontstaat natriumjodide, en neemt het alcoholradicaal de plaats in van het metaal.

In de volgende tabel vindt men de best bekende vetzuren:

Eénbasische zuren van de reeks $C_n H_{2n} O_2$.

				Kookpunt.		Smeltpunt.
Mierezuur	C	H ₂	O ₂	100 ^o + 1 ^o
Azijnzuur	C ₂	H ₄	O ₂	118 + 17
Propionzuur	C ₃	H ₆	O ₂	140 onder — 20
Boterzuur	C ₄	H ₈	O ₂	162 —
Valeriaanzuur	C ₅	H ₁₀	O ₂	175 —
Capronzuur	C ₆	H ₁₂	O ₂	199 + 5
Oenanthylzuur	C ₇	H ₁₄	O ₂	219 —
Caprylzuur	C ₈	H ₁₆	O ₂	236 + 14
Pelargoniumzuur	C ₉	H ₁₈	O ₂	260 + 18
Caprinezuur	C ₁₀	H ₂₀	O ₂ 30
Laurinezuur	C ₁₂	H ₂₄	O ₂ 43,6
Myristinezuur	C ₁₄	H ₂₈	O ₂ 53,8
Palmitinezuur	C ₁₆	H ₃₂	O ₂ 62
Margarinezuur	C ₁₇	H ₃₄	O ₂ —
Stearinezuur	C ₁₈	H ₃₆	O ₂ 69,2

13*

		Smeltpunt.
Arachinezuur . . .	$C_{20} H_{40} O_2$	75
Behenzuur	$C_{22} H_{44} O_2$	76
Hyaenazuur	$C_{25} H_{50} O_2$	77
Cerotinezuur . . .	$C_{27} H_{54} O_2$	78
Melissinezuur . . .	$C_{30} H_{60} O_2$	80.

3. *Secundaire en tertiaire alcoholen.*

In de primaire alcoholen is de groep O H (hydroxyle) verbonden met een koolstofatoom, dat aan het einde van de keten gelegen is (zie bl. 270); er bestaan echter nog andere klassen van alcoholen (secundaire en tertiaire alcoholen). Bij de secundaire alcoholen is het radicaal hydroxyle verbonden met een koolstofatoom, dat zich in het midden van de keten, dus tusschen twee andere koolstofatomen, bevindt. De eerste term van de reeks der secundaire alcoholen moet dus 3 atomen koolstof bevatten.

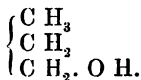
De primaire en secundaire alcoholen, die een gelijk aantal koolstofatomen bevatten, zijn isomeer, maar zij verschillen in eigenschappen en in ontledingsproducten (vooral in oxydatieproducten).

De *primaire* alcoholen bevatten de groep $C H_2. O H$; zij gaan bij oxydatie, door verandering van de groep $C H_2. O H$ in $C H O$ (uittrekking van 2 atomen H), eerst over in aldehyden (zie bl. 294) en dan, door verdere oxydatie der groep $C H O$ tot $C O. O H$ (carboxyle), in zuren met een even groot aantal koolstofatomen als de oorspronkelijke alcohol bevatte.

De *secundaire* alcoholen bevatten de groep $C H. O H$. Bij oxydatie gaan zij, door verandering van de genoemde groep in $C O$, eerst over in *acetonen* (ketonen), terwijl zij zich bij verdere oxydatie splitsen, en zuren opleveren, die minder koolstofatomen bevatten dan de alcoholen, waaruit zij ontstonden.

Om de benoeming der isomere alcoholen gemakkelijk te maken, heeft men aan methylalcohol, $C H_3. H O$, den naam van *carbinol* gegeven, en daarvan de namen der overige alcoholen afgeleid. De alcohol, die door substitutie van H door $C H_3$ (zie bl. 270) uit methylalcohol ontstaat, wordt dan *methylcarbinol* genoemd, enz.

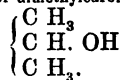
Primaire-propylalcohol.



Propylaldehyde.

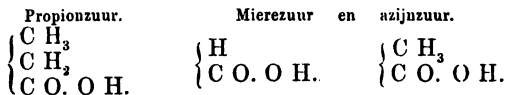


Secundaire-propylalcohol
of dimethylcarbinol.

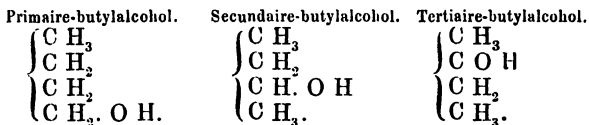


Dimethylketon (aceton).

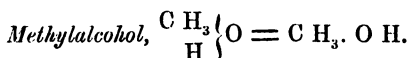




In de *tertiaire* alcoholen is het radicaal hydroxyle verbonden met een atoom koolstof, dat geplaatst is tusschen drie andere koolstofatomen. Zij bevatten de groep C O H. De eerste term van deze reeks bevat 4 atomen koolstof, en heet *tertiaire-butylalcohol* of *trimethylcarbinol*. — Bij oxydatie gaan de tertiaire-alcoholen, zonder vooraf aldehyden of ketonen gevormd te hebben, over in zuren met minder koolstofatomen.



De secundaire en tertiaire alcoholen zullen wij niet uitvoerig behandelen.

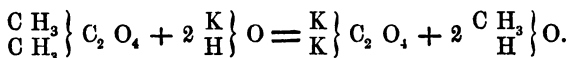
METHYLVERBINDINGEN.


Deze verbinding ontstaat bij de droge-destillatie van hout, en wordt daarom ook wel *houtgeest* genoemd; in verbinding met salicylzuur is zij aanwezig in de aetherische olie van *Gaultheria procumbens*. Kunstmatig kan men methylalcohol verkrijgen uit moerasgas, en daar deze koolwaterstof uit haar elementen kan opgebouwd worden, is het mogelijk houtgeest synthetisch te bereiden.

Voor de bereiding van zuiveren methylalcohol gebruikt men de waterachtige destillatieproducten van hout, die ongeveer 1 procent van deze stof bevatten. Men destilleert deze herhaalde malen over kalk (om azijnzuur en andere stoffen, die er in voorkomen, te verwijderen) en bereidt uit het zoo verkregen product, dat nog verscheiden andere stoffen bevat, en daarom *ruwe houtgeest* genoemd wordt, methyloxalaat, $\left. \begin{array}{l} \text{C H}_3 \\ \text{C H}_3 \end{array} \right\} \text{C}_2 \text{O}_4$ (1), welke verbinding door omkristalli-

(1) Om deze verbinding te bereiden, vermengt men houtgeest langzaam met een gelijk volumen sterk zwavelzuur, voegt bij de zoo verkregen bruine vloeistof 2 gew. d. kaliumhydro-oxalaat, en destilleert

seering gezuiverd kan worden, en door verwarming met bijtende potasch ontleed wordt in kaliumoxalaat en methylalcohol :



Door het destillaat nogmaals over gebrande kalk overtehalen, verliest het zijn water, zoodat men dan zuiveren methylalcohol verkrijgt, als een kleurlooze vloeistof, die bij 66° kookt, bij 0° een soortelijk gewicht heeft van 0,8 en met een weinig lichtgevende vlam brandt. De reuk van methylalcohol komt veel overeen met dien van aethylalcohol. Methylalcohol laat zich in iedere verhouding met water vermengen, lost harsen en aetherische oliën op, en kan in plaats van den gewonen alcohol als verwarmings- en oplosmidsel gebruikt worden; zijn smaak is echter zeer onaangenaam, en daarom kan hij niet als bestanddeel van geestrijke dranken worden aangewend, hoewel zijn invloed op het dierlijke organisme dezelfde schijnt te zijn als die van aethylalcohol. Men gebruikt tegenwoordig methylalcohol om den gewonen alcohol ondrinkbaar te maken, wanneer deze voor industriele doeleinden vrij van belasting wordt ingevoerd; juist door de overeenstemming in eigenschappen en het gering verschil in kookpunt van deze beide alcoholen is hij voor dit doel zeer geschikt; op eenvoudige wijze kan de methylalcohol niet weder uit het mengsel verwijderd worden.

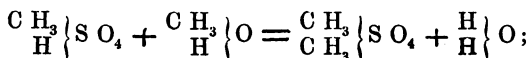
Met calciumchloride vormt methylalcohol een verbinding, $\text{Ca Cl}_2 + 4 \text{C H}_4 \text{O}$, die zelfs bij 100° niet ontleed wordt. Hiervan trekt men ook wel partij om den ruwen houtgeest te zuiveren. Bij destillatie van deze verbinding met water gaat dan waterhoudende methylalcohol over, die vervolgens over kalk gedestilleerd wordt.

Natrium lost onder ontwikkeling van waterstof op in methylalcohol, en vormt natriummethoxyde (*natriummethylaat*), $\left. \begin{array}{c} \text{C H}_3 \\ \text{Na} \end{array} \right\} \text{O}$.

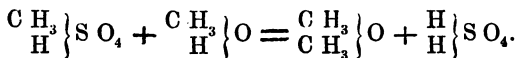
Kalium oefent dezelfde werking uit. Door oxydeerende stoffen wordt methylalcohol omgezet in mierzuur, en door destillatie met chloorkalk levert hij chloroform, C H Cl_3 .

Bijzonder belangrijk is de inwerking van geconcentreerd zwavelzuur op methylalcohol; beide vloeistoffen vermengen zich onder sterke warmte-ontwikkeling, en als eerste product ontstaat *methylhydrosulphaat* of *methylzwavelzuur*, $\left. \begin{array}{c} \text{C H}_3 \\ \text{H} \end{array} \right\} \text{S O}_4$; verwarmt men deze verbinding met een tweede molecule methylalcohol, dan heeft er nog eens substitutie van waterstof door methyl plaats. Hierbij kunnen zich echter twee gevallen voordoen, naarmate er in het mengsel al of niet overmaat van zwavelzuur aanwezig is; in het eerste geval ontstaat *dimethylsulphaat* (zwavelzure methylaether), $\left. \begin{array}{c} \text{C H}_3 \\ \text{C H}_3 \end{array} \right\} \text{S O}_4$.

een kleurlooze, olieachtige vloeistof, die naar knoflook riekt :

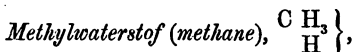


in het tweede geval vormt zich *methylaether*, $\begin{array}{c} \text{C H}_3 \\ \left. \vphantom{\text{C H}_3} \right\} \text{O}$, en zwavelzuur :



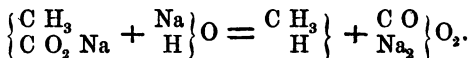
Methylhydrosulphaat (methylzwavelzuur) vormt witte, zeer hygroscopische kristallen ; het gedraagt zich als een éénbasisch zuur, dat een reeks van goed kristalliseerbare zouten levert. Men bereidt deze verbinding door methylalcohol met zijn achtevoudig gewicht zwavelzuur te destilleeren.

Methylaether is een kleurloos gas, dat aangenaam riekt en bij -21° overgaat in een kleurlooze vloeistof. Deze verbinding ontstaat, wanneer men methylalcohol met zijn viervoudig volumen sterk zwavelzuur vermengt en daarna destilleert.



vormt zich, zooals wij reeds vroeger hebben vermeld, wanneer organische stoffen onder afsluiting van lucht langzaam ontleed worden ; het is daarom aanwezig in de steenkolenmijnen (mijngas) en in de gasbellen, welke zich aan de oppervlakte van stilstaand water vertoonen, wanneer men met een stok in den bodem roert (moerasgas).

Men bereidt het gewoonlijk door verhitting van 2 d. natrium-acetaat, $\text{Na C}_2 \text{H}_3 \text{O}_2$, met 2 d. bijtende soda en 3 d. gebluschte kalk ; waarbij zich methylwaterstof en natriumcarbonaat vormen :

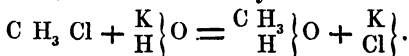


Methylwaterstof treedt bijna altijd op bij de droge-destillatie van organische stoffen, en is een hoofdbestanddeel van het lichtgas. Uit zijn elementen kan men het opbouwen door een mengsel van zwavelwaterstofgas en damp van zwavelkoolstof over gloeiend koper te leiden. Het is een kleur- en reukeloos gas, dat met een weinig lichtgevende vlam brandt ; met lucht gemengd geeft het een hevig explodeerend mengsel ; hierdoor zijn in de mijnen, vooral toen de veiligheidslamp van DAVY nog niet was ingevoerd, veel ongelukken veroorzaakt. — Tegen den invloed van oxydeerende stoffen is methane goed bestand ; door geconcentreerd salpeterzuur wordt het

zels niet aangetast; door inwerking van chloor ontstaan onder den invloed van verstrooid daglicht substitutieproducten, van welke methylchloride, $C H_3 Cl$, chloroform, $C H Cl_3$, en koolstoftetrachloride, $C Cl_4$, de belangrijkste zijn; in het zonlicht heeft de inwerking van chloor plaats onder explosie en afscheiding van koolstof.

Methylchloride, $C H_3 Cl$,

is het hoofdproduct van de stoffen, die men verkrijgt, wanneer gelijke volumina moerasgas en chloor op elkander inwerken. Gewoonlijk bereidt men deze verbinding door verhitting van een mengsel van houtgeest, zwavelzuur en keuzenzout. Methylchloride is een kleurloos, aangenaam riekend gas, dat zich bij -26° tot een kleurlooze vloeistof verdicht, en met een schoon groene vlam brandt. Verhit men het langen tijd met potaschloog in een toegesmolten glazen buis tot 100° , dan ontstaan methylalcohol en kaliumchloride:



Methylbromide en *methyljodide* zijn kleurlooze vloeistoffen, welke men door inwerking van broom of jood en phosphorus op houtgeest verkrijgt. Wanneer methyljodide aan het licht is blootgesteld, dan wordt het langzamerhand bruin, evenals de meeste jodiden van de alcoholradicalen, terwijl jodium vrij wordt.

Chloroform, $C H Cl_3$,

is een van de hoofdproducten, die ontstaan bij de inwerking van chloor op moerasgas. Wil men deze vloeistof in het groot bereiden, dan destilleert men methyl- of aethylalcohol met een oplossing van chloorkalk (1 d. alcohol, 30 d. water en 8 d. chloorkalk). Het destillaat schudt men met een zeer verdunde sodaoplossing en destilleert het vervolgens nog eens over geconcentreerd zwavelzuur. Chloroform is een kleurlooze, zeer beweeglijke vloeistof, die bij 0° een soortelijk gewicht heeft van 1,5 en bij 62° kookt. Chloroform is niet brandbaar en laat zich niet vermengen met water. Wanneer men den damp van dit lichaam eenigen tijd inademt, ondervindt men een tijdelijke gevoel- en bewusteloosheid; daarom wordt chloroform dikwijls bij chirurgische operatie's gebruikt; te lange inademing heeft echter den dood ten gevolge.

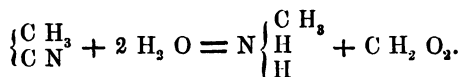
Koolstoftetrachloride, $C Cl_4$,

is het eindproduct van de inwerking van chloor op moerasgas. Het is een zware, kleurlooze vloeistof, die bij 77° kookt. In aanraking

met water en natriumamalgama wordt daarin het chloor weder atoom voor atoom tegen waterstof uitgewisseld, zoodat men op die wijze (*door substitutie in omgekeerden zin*) ten slotte weder methylwaterstof verkrijgt. — Men bereidt deze verbinding gewoonlijk door chloor in het zonlicht te laten inwerken op chloroform.



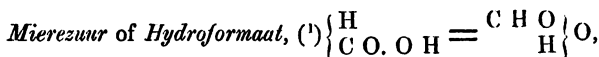
Wanneer men methyljodide langen tijd verhit met zilbercyanide, dan verkrijgt men een kleurlooze vloeistof, die bij 55° kookt en gekenmerkt is door een sterken, zeer onaangenaamen reuk. Deze draagt den naam van *methylcyanide* en wordt door zuren gemakkelijk ontleed, onder vorming van methylamine en mierzuur :



FORMYLVERBINDINGEN.



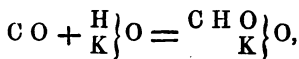
Dit is een kleurloos gas, dat een prikkelenden reuk bezit en de oogen en de neus sterk aandoet. Het ontstaat, wanneer een mengsel van dampen van methylalcohol en lucht over een gloeiende platinaspiraal geleid worden. Evenals de meeste aldehyden bezit het groote neiging om over te gaan in een polymere verbinding. Door opname van zuurstof gaat methylaldehyde over in :



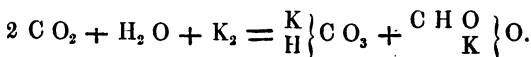
dat in vrijen toestand in de micren, in verschillende soorten van rupsen, in de brandnetels en in dennennaalden voorkomt. Dit zuur ontstaat, behalve onder de genoemde omstandigheden, bij de oxydatie van verschillende andere stoffen, bijv. suiker, zetmeel, enz. Synthetisch kan men het kaliumzout van mierzuur bereiden door

(1) Mierzuur = *acidum formicum*. Het radicaal C H O draagt den naam van *formyl*.

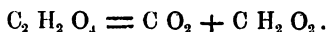
kooloxyde met potaschloog langen tijd in een gesloten vat tot 100° te verhitten :



of door koolstofdioxyde en waterdamp met kalium samen te brengen :



Verdund mierzuur verkrijgt men door oxalzuur (zuringzuur) met glycerine tot 90° te verhitten. Het oxalzuur wordt daarbij ontleed in koolstofdioxyde en mierzuur, welke laatste stof, met water gemengd, overdestilleert :



De glycerine neemt geen deel aan de werking, en dient slechts tot geleiding der warmte, in plaats daarvan kan men ook zand gebruiken.

Uit het verdunde zuur verkrijgt men het zuivere, geconcentreerde zuur door het loodzout te bereiden, dit goed te drogen en vervolgens door zwavelwaterstof te ontleden. Het is een waterheldere vloeistof, welke prikkelend reikt, sterk zuur smaakt en op de huid blaren veroorzaakt; zij kookt bij 100° en gaat bij + 1° over in een witte, kristallijne massa. Door verwarming met sterk zwavelzuur wordt mierzuur ontleed in water en kooloxyde; door oxydeerende middelen gaat het over in koolstofdioxyde en water. Verhit men kwiknitraat met een oplossing van een zout van mierzuur, dan heeft er reductie plaats, ten gevolge waarvan het metaal als een grijs poeder neerslaat, en koolstofdioxyde onder opbruisen ontwijkt.

Verwarmt men een oplossing van zilvernitraat met mierzuur en een droppel ammonia in een buisje, dan ontstaat er een zilver-spiegel.

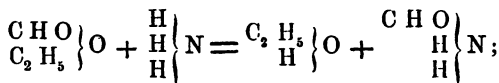
De zouten van mierzuur worden *formaten* genoemd; zij zijn allen in water oplosbaar en kunnen in kristallen verkregen worden. Door snelle verhitting van *ammoniumformaat* verkrijgt men blauwzuur en water :



Omgekeerd gaat blauwzuur, onder opname van water, gemakkelijk over in mierzuur.

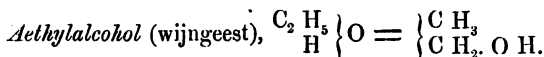
Het anhydride van mierzuur en het chloride zijn nog niet bekend.

Formylamide, $\left. \begin{array}{c} \text{C H O} \\ \text{H} \\ \text{H} \end{array} \right\} \text{N}$, ontstaat door verhitting van aethylformaat met droog ammoniakgas :



het is een kleurlooze vloeistof, die bij 194° kookt, maar die men slechts in het luchtledig zonder ontleding kan destilleeren.

AETHYLVERBINDINGEN.



Aethylalcohol, welke verbinding men dikwijls eenvoudig alcohol noemt, wordt in het groot bereid, en is in veel opzichten een zeer belangrijke vloeistof; zij vormt het uitgangspunt voor de bereiding van de aethylverbindingen, welke zeer uitvoerig en nauwkeurig onderzocht zijn.

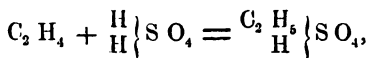
Aethylalcohol ontstaat onder bepaalde omstandigheden bij de gisting van suikerhoudende vloeistoffen; bij aanwezigheid van gist (een georganiseerd wezen) wordt het grootste gedeelte van de suiker omgezet in alcohol en koolstofdioxyde; bovendien vormen zich daarbij kleine hoeveelheden van andere stoffen, die wij later nader zullen bespreken (barnsteenzuur, glycerine, enz.).

Geestrijke dranken verkrijgt men in het groot door gisting van druivensap, aftreksel van mout, enz.; door destillatie bereidt men daaruit waterhoudenden wijngeest of spiritus, dien men herhaalde malen rectificeert (aan destillatie onderwerpt), waarbij het gedeelte, dat het eerst overgaat, afzonderlijk wordt opgevangen. Het destillaat bestaat uit sterkeren spiritus, omdat deze een lager kookpunt heeft dan water. Door destillatie alléén kan alcohol echter niet volkomen van water bevrijd worden; de sterkste wijngeest, dien men op die wijze verkrijgen kan, bevat nog 10 procent water. Wenscht men watervrijen of *absoluten* alcohol te bereiden, dan moet men gebruik maken van stoffen, welke groote neiging bezitten om zich met water te verbinden; de meest geschikte stof daartoe is versch gebrande kalk, welke men in kleine stukjes in den spiritus werpt; laat men dit mengsel een paar dagen staan, en destilleert men de afgeschonken vloeistof vervolgens over nieuwe kalk, dan verkrijgt men watervrijen alcohol. Het gedeelte, dat het eerste overkomt,

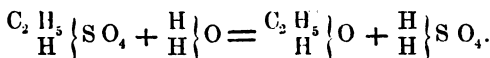
vangt men afzonderlijk op, omdat dit dikwijls vluchtige nevenproducten bevat.

Om te onderzoeken of alcohol waarlijk watervrij (*absoluut*) is, voegt men bij een proefje daarvan kopersulphaat, dat van zijn kristalwater bevrijd is. Bij aanwezigheid van de geringste hoeveelheid water wordt dit witte poeder na eenigen tijd blauw gekleurd.

Aethylalcohol kan ook uit zijn elementen worden opgebouwd. Door onmiddellijke verbinding van koolstof en waterstof ontstaat acetylene, $C_2 H_2$, (zie bl. 72), welk gas zich met meer waterstof tot aethylen, $C_2 H_4$ verbindt. Aethyleengas wordt door sterk zwavelzuur geabsorbeerd, waardoor zich aethylhydrosulphaat (aethylzwavelzuur) vormt :



welke verbinding door koking met water ontleed wordt in alcohol en zwavelzuur :



Zuivere aethylalcohol is een kleurlooze, zeer beweeglijke vloeistof, die aangenaam riekt en brandend smaakt. Ziju soortelijk gewicht is bij $0^\circ = 0,80625$, bij $15,5^\circ = 0,7936$; onder normaal druk kookt hij bij $78,4^\circ$. Door de sterkste afkoeling, die wij kunnen voortbrengen, wordt hij niet vast, maar alleen moeilijk vloeibaar; hij verbrandt met een blauwachtige, zeer weinig lichtgevende vlam, trekt zeer begeerig water aan, en laat zich daarmee in elke verhouding mengen, waarbij warmte vrij wordt, en vermindering van volumen (contractie) plaats heeft. Deze laatste verschijnselen toont men het best aan door een nauwe glazen buis, welke aan haar eene uiteinde is toegesmolten, voor de helft met water te vullen, en daarop vervolgens voorzichtig absoluten alcohol te gieten, totdat de buis geheel gevuld is. De beide vloeistoffen vermengen zich onder die omstandigheden niet; keert men echter de buis om, na ze met den vinger of met een kurkje gesloten te hebben, dan heeft de vermenging spoedig plaats, en neemt men waar, dat de buis niet meer geheel door de vloeistof gevuld wordt, niettegenstaande de uitzetting der vloeistof, ten gevolge van de warmte, welke bij de verbinding vrij wordt. De hoeveelheid der contractie hangt af van de hoeveelheden alcohol en water, die men vermengt, (1) zoodat het niet moge-

(1) De sterkste samentrekking heeft plaats als men 1 mol. alcohol en 3 mol. water vermengt. De contractie bedraagt dan 3.775 %.

lijk is het soortelijk gewicht van het mengsel door berekening te vinden, en omgekeerd uit het gevonden soortelijke gewicht onmiddellijk het procentisch gehalte der vloeistof aan alcohol af te leiden. Om die reden heeft men proefondervindelijk tabellen ⁽¹⁾ gemaakt, waarin men het gehalte aan alcohol van een mengsel van die vloeistof en water kan aflezen, wanneer het soortelijk gewicht en de temperatuur van de vloeistof bekend zijn.

Harsen, vluchtige oliën en veel andere stoffen, die in water onoplosbaar zijn, lossen in alcohol op; ook veel zouten en gassen zijn in die vloeistof oplosbaar. — Uit een warm verzadigde oplossing van calciumchloride in alcohol zettten zich bij bekoeling kristallen af van de volgende samenstelling: $\text{Ca Cl}_2 + 4 \text{C}_2 \text{H}_6 \text{O}$.

Het alcoholgehalte van geestrijke vochten is zeer verschillend: de absolute alcohol van den handel bevat 98—99 procent alcohol, spiritus (spiritus vini) 55—92, wijngeest (spiritus om te branden) 60—70, rum 50—60, brandewijn 30—40; de zware wijnen (Madeira en Port) bevatten 17, de lichte Fransche en Duitsche wijnen 7—3 procent alcohol; de sterke Engelsche bieren hebben een gehalte van 6—8 proc., de lichtere biersoorten echter slechts van \pm 4 procent.

Om het gehalte aan alcohol van dergelijke dranken te bepalen, brengt men ze in een retort, en destilleert ongeveer de helft af; hierdoor is het geheele alcoholgehalte in het destillaat overgegaan; bij dit destillaat voegt men vervolgens zooveel water, dat men het oorspronkelijk volumen terug heeft gekregen, en bepaalt nu het soortelijk gewicht van die vloeistof.

Leidt men den damp van alcohol door rood-gloeiende buizen, dan heeft er ontleding plaats, en ontstaan er verschillende verbindingen, o. a. waterstof, moerasgas, aethylen, benzol, naphthaline, enz.

Door oxydeerende stoffen wordt alcohol eerst in aldehyde (alcoholdehydogenatus), en vervolgens in azijnzuur veranderd.

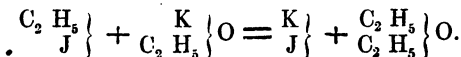
De alkalimetalen lossen in alcohol op, onder ontwikkeling van waterstof en vorming van een zoogenaamd aethylaat, bijv. kaliumaethylaat, $\text{C}_2 \text{H}_5 \left\{ \begin{array}{l} \text{K} \\ \text{O} \end{array} \right.$ (kaliumaethyloxyde).

Voegt men bij een alcoholhoudende vloeistof kaliumhydroxyde en jodium, dan scheidt zich *jodoform*, C H J_3 , als een gele neerslag af. Van deze reactie maakt men gebruik om de aanwezigheid van kleine hoeveelheden alcohol op te sporen.

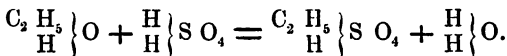
⁽¹⁾ Deze en veel andere tabellen vindt men o. a. in het boekje van Dr. R. HOFFMANN: *Sammlung aller wichtigen Tabellen, Zahlen und Formeln für Chemiker*. — Verlag von JULIUS SPRINGER, Berlin.

Aethyloxyde of Di-aethylaether, $\left. \begin{matrix} C_2 & H_5 \\ & \} \end{matrix} \right\} O$.

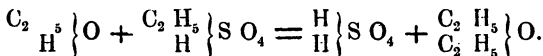
Deze verbinding, die gewoonlijk eenvoudig *aether*, of ook wel, maar ten onrechte, zwavelaether (*aether sulphuricus*) genoemd wordt, kan op zeer veel verschillende wijzen verkregen worden. Een der eenvoudigste reactie's is die, welke plaats heeft, als men aethyljodide laat inwerken op kaliumaethyloxyde, waarbij het aethyl van het joodaethyl van plaats verwisselt met het kalium :



In het groot bereidt men aether door verwarming van een mengsel van alcohol en zwavelzuur (1) tot 140°, waarbij twee reactie's plaats hebben. Eerst vormen zich *aethylhydrosulphaat* (aethylzwavelzuur) en water :



Het aethylhydrosulphaat werkt bij 140° op een tweede molecule alcohol in, waarbij waterstof tegen aethyl wordt uitgewisseld, en aether en zwavelzuur ontstaan :



Het bij de eerste reactie gevormde water en de aether destilleeren over, terwijl het zwavelzuur in de retort achterblijft. Laat men dus aanhoudend zooveel alcohol in de retort vloeien als er aether en water vervluchtigt, dan heeft de inwerking onafgebroken plaats; met een kleine hoeveelheid zwavelzuur kan op die wijze een groote hoeveelheid alcohol in aether veranderd worden. Men moet echter zorg dragen, dat de temperatuur van het mengsel niet veel boven 140° rijst; bij hooger temperatuur toch vormt zich, zooals wij reeds vroeger gezien hebben, aethylene in plaats van aether. In den tubus van de retort wordt daarom een kurk geplaatst, waarin een thermometer luchtdicht is bevestigd, alsmede een lange trechter, waardoor men den alcohol laat toevloeien.

Met behulp van een hevel kan men den aether van het mede overgedestilleerde water verwijderen; vervolgens schudt men den aether met water, om dezen van kleine hoeveelheden alcohol, die hij in den regel bevat, te zuiveren, en destilleert hem vervolgens over verschgebrande kalk.

(1) 100 gew. d. zwavelzuur, 20 gew. d. water en 50 gew. d. absoluten alcohol.

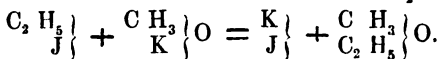
Aethylaether is een kleurlooze, zeer beweeglijke en sterk lichtbrekende vloeistof, die een eigenaardigen, doordringenden reuk en een brandenden smaak bezit. Hij kookt bij 34,5 heeft een soortelijk gewicht van 0,736 bij 0°, en brandt met een lichtgevende vlam. Met water kan aether niet gemengd worden, hoewel hij daarin een weinig oplosbaar is; met alcohol daarentegen vermengt hij zich in elke willekeurige verhouding. — Een mengsel van aether en alcohol is als geneesmiddel onder den naam van HOFFMANN'S *druppels* bekend. — De damp van aether is 37 maal zwaarder dan waterstof en kan, evenals koolstofdioxyde, van het eene vat in het andere worden overgeschonken; deze damp ontvlamt zeer licht, en vormt met lucht een hevig explodeerend mengsel; daar aether wegens zijn laag kookpunt zeer gemakkelijk vervluchtigt, moet men, vooral wanneer men groote hoeveelheden van deze vloeistof gebruikt, zeer omzichtig te werk gaan en geen brandende lichamen in de nabijheid brengen.

Aether lost kleine hoeveelheden zwavel en phosphorus op; jodium, bromium, eenige chloriden, oliën, vetten en verschillende harsen zijn goed oplosbaar in deze vloeistof.

Oxydeerende stoffen tasten aether gemakkelijk aan, en doen daaruit dezelfde producten ontstaan als uit alcohol.

Bij verhitting tot 150°—180° met water en een weinig zwavelzuur gaat aether weder over in alcohol.

Gemengde aethers of aethers, die twee verschillende radicalen bevatten, ontstaan wanneer men de kalium- of natriumverbinding van een alcohol met de joodverbinding van een ander alcoholradicaal samenbrengt; zoo verkrijgt men uit aethyljodide en kaliummethyl-oxyde (kaliummethylaat) den methyl-aethylaether, $\left. \begin{matrix} \text{C} & \text{H}_3 \\ \text{C}_2 & \text{H}_5 \end{matrix} \right\} \text{O}$:



Dezelfde verbinding wordt gevormd, wanneer methylhydrosulphaat (methylzwavelzuur) verhit wordt met aethylalcohol.

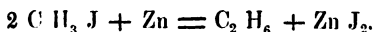
De gewone en de gemengde aethers, welke tot dusverre nader onderzocht zijn, vindt men in de onderstaande tabel :

			Kookpunt.
Di-methylaether	$\text{C}_2 \text{H}_6 \text{O} =$	$\left. \begin{matrix} \text{C} & \text{H}_3 \\ \text{C} & \text{H}_3 \end{matrix} \right\} \text{O}$. . . — 21°
Methyl-aethylaether . .	$\text{C}_3 \text{H}_8 \text{O} =$	$\left. \begin{matrix} \text{C} & \text{H}_3 \\ \text{C}_2 & \text{H}_5 \end{matrix} \right\} \text{O}$. . . + 12
Di-aethylaether (aether)	$\text{C}_4 \text{H}_{10} \text{O} =$	$\left. \begin{matrix} \text{C}_2 & \text{H}_5 \\ \text{C}_2 & \text{H}_5 \end{matrix} \right\} \text{O}$. . . 34,5
Di-propylaether	$\text{C}_6 \text{H}_{14} \text{O} =$	$\left. \begin{matrix} \text{C}_3 & \text{H}_7 \\ \text{C}_3 & \text{H}_7 \end{matrix} \right\} \text{O}$. . . 85

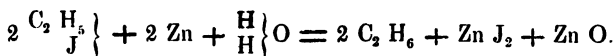
	Kookpunt.
Methyl-amylaether . . . C ₆ H ₁₄ O = $\left. \begin{matrix} C & H_3 \\ C_5 & H_{11} \end{matrix} \right\} O$. . .	92
Aethyl-butylaether . . . C ₆ H ₁₄ O = $\left. \begin{matrix} C_2 & H_5 \\ C_4 & H_9 \end{matrix} \right\} O$. . .	80
Aethyl-amylaether . . . C ₇ H ₁₆ O = $\left. \begin{matrix} C_2 & H_5 \\ C_5 & H_{11} \end{matrix} \right\} O$. . .	112
Di-butylaether C ₈ H ₁₈ O = $\left. \begin{matrix} C_4 & H_9 \\ C_4 & H_9 \end{matrix} \right\} O$. . .	104
Aethyl-hexylaether . . . C ₈ H ₁₈ O = $\left. \begin{matrix} C_2 & H_5 \\ C_6 & H_{13} \end{matrix} \right\} O$. . .	132
Di-amylaether C ₁₀ H ₂₂ O = $\left. \begin{matrix} C_5 & H_{11} \\ C_5 & H_{11} \end{matrix} \right\} O$. . .	170.



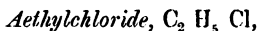
Deze koolwaterstof vormt zich bij verhitting van methyljodide met zink tot 150°:



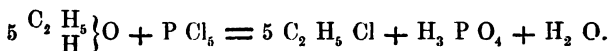
Uit aethyljodide verkrijgt men ze, door deze stof met zink en water in toegesmolten glazen buizen tot 150° te verhitten:



Het is een kleurloos gas, dat men nog niet tot een vloeistof heeft kunnen verdichten. Wanneer aethane met zijn eigen volumen chloor gemengd aan het verstrooide daglicht wordt blootgesteld, dan ontstaat als hoofdproduct aethylchloride, C₂ H₅ Cl. Door een overmaat van chloor worden verdere substitutieproducten gevormd, van welke het laatste trichloorkoolstof, C₂ Cl₆, is.



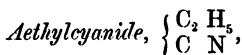
kan men, behalve uit aethylwaterstof, verkrijgen door alcohol met zoutzuurgas te verzadigen en daarna te verwarmen, of door alcohol in de koude op phosphorpentachloride te laten inwerken:



Aethylchloride is een kleurloos gas, dat zich in een koudmakend mengsel verdicht tot een beweeglijke vloeistof, die bij 12,5° kookt en met een schoon groene vlam verbrandt. — Deze groene vlam is eigen aan alle chloorsubstituten.

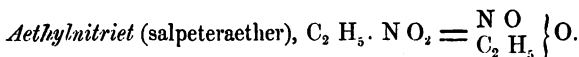
Aethylbromide, $C_2 H_5 Br$, en *Aethyljodide*, $C_2 H_5 J$,

bereidt men door alcohol met phosphorus en bromium of jodium samen te brengen. Aethyljodide is een kleurlooze, zware vloeistof, die bij 72° kookt en bij 0° een soortelijk gewicht heeft van 1,940; wanneer het aan het licht is blootgesteld wordt het bruin, ten gevolge van het vrijworden van jodium. Aethyljodide wordt dikwijls gebruikt om andere aethylverbindingen te bereiden, omdat het jodium daarin gemakkelijk door andere elementen of radicalen kan gesubstitueerd worden.

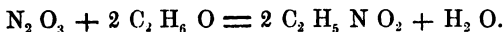


wordt op overeenkomstige wijze uit aethylverbindingen verkregen als methylocyanide uit methylverbindingen; het kookt bij 79° en riekt zeer onaangenaam. Door zuren wordt het ontleed in aethylamine en mierzuur.

Het isomere *propionitrile*, dat bij 98° kookt en in zuiveren toestand aangenaam riekt, verkrijgt men bij destillatie van kaliumaethylsulphaat met kaliumcyanide. Dit verbindt zich met waterstof tot *propylamine*, $C_3 H_7 \left\{ \begin{array}{l} N \\ H_2 \end{array} \right.$, en levert bij verhitting met bijtende potasch *kaliumpropionaat* (het kaliumzout van propionzuur).



Deze verbinding ontstaat, benevens verschillende andere oxydatieproducten, wanneer men alcohol met salpeterzuur te zamen brengt, of wanneer men stikstoftrioxyde in alcohol leidt:



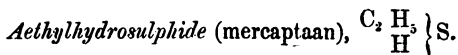
Gewoonlijk bereidt men deze verbinding door kaliumnitriet met een mengsel van alcohol en zwavelzuur samen te brengen.

Aethylnitriet kookt bij 18° en riekt aangenaam naar appelen. Een alcoholische oplossing van deze verbinding vormt de *spiritus nitri dulcis* der apotheken.

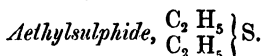


Om deze verbinding uit alcohol en salpeterzuur te bereiden, moet men beide verbindingen in volkomen zuiveren toestand en onder sterke afkoeling vermengen. Bevat het salpeterzuur salpeterigzuur,

dan ontstaat slechts aethylnitriet, voegt men er echter een lichaam bij, dat het salpeterigzuur ontleedt, bijv. ureum, dan verkrijgt men aethylnitrat, als een kleurlooze, aangenaam riekende vloeistof, die bij 86° kookt.



Dit lichaam, dat ook wel zwavelalcohol genoemd wordt, daar men het kan beschouwen als alcohol, waarin de zuurstof door zwavel vervangen is, verkrijgt men door verhitting van aethylchloride met kaliumhydrosulphide, als een kleurlooze vloeistof, die bij 36° kookt, en, evenals alle vluchtige organische zwavelverbindingen, een hoogst onaangenaam reuk naar knoflook bezit. Mercaptaan verwisselt zijn waterstof zeer gemakkelijk tegen metalen (vooral kwik), en vormt dan zoutachtige verbindingen, die *mercaptiden* genoemd worden; de kwikzilververbinding kan verkregen worden in witte, glinsterende kristallen, die onoplosbaar zijn in water, maar oplosbaar in alcohol.



Deze verbinding staat in dezelfde betrekking tot de voorgaande als aether tot alcohol; men verkrijgt ze door aethylchloride samen te brengen met een alcoholische oplossing van kaliumsulphide. Het is een kleurlooze, zeer onaangenaam riekende vloeistof, die bij 91° kookt.



Zooals wij reeds vroeger vermeld hebben, verkrijgt men deze verbinding, die vroeger zwavelwijnzuur genoemd werd, door alcohol met gec. zwavelzuur te vermengen, of door aethylene op te lossen in zwavelzuur. Men kan het aethylzwavelzuur gemakkelijk scheiden van het overvloedige zwavelzuur door de zure vloeistof met water te verdunnen en met baryumcarbonaat te neutraliseeren; het onoplosbare baryumsulphaat scheidt zich dan af, en de oplossing bevat baryumaethylsulphaat. Hieruit verkrijgt men de bovengenoemde verbinding door toevoeging van juist zooveel zwavelzuur als noodig is om al het baryum als sulphaat te praecipiteeren, en de oplossing vervolgens in een luchtledige ruimte in te dampen. Aethylhydrosulphaat is een siroopdikke vloeistof, die zich gedraagt als een éénbasisch zuur. De zouten van dit zuur kristalliseeren gemakkelijk,

en zijn allen in water oplosbaar; daar zij gemakkelijk dubbele ontleding ondergaan, maakt men er dikwijls gebruik van om andere aethylverbindingen te bereiden.

Di-aethylsulphaat (zwavelzure aethylaether), $\left. \begin{matrix} C_2 H_5 \\ C_2 H_5 \end{matrix} \right\} S O_4$:

verkrijgt men door den damp van zwaveltrioxyde (zwavelzuuranhydride) in koud gehouden aether te leiden; de vorming komt dus geheel overeen met het ontstaan van zwavelzuur, $\left. \begin{matrix} H \\ H \end{matrix} \right\} S O_4$, uit zwaveltrioxyde en water. Het is een naar pepermunt riekende vloeistof, welke niet kan gedestilleerd worden, en die in aanraking met water wordt ontleed in aethylzwavelzuur en alcohol.

Aethylphosphaten.

In het driebasisch phosphorzuur kunnen de drie atomen waterstof achtereenvolgens, evenals door univalente metalen, door aethyl vervangen worden; men verkrijgt op die wijze de volgende verbindingen:

$\left. \begin{matrix} C_2 H_5 \\ H_2 \end{matrix} \right\} P O_4$ aethyl-dihydrophosphaat,

$\left. \begin{matrix} C_2 H_5 \\ C_2 H_5 \\ H \end{matrix} \right\} P O_4$ diaethyl-hydrophosphaat,

$\left. \begin{matrix} C_2 H_5 \\ C_2 H_5 \\ C_2 H_5 \end{matrix} \right\} P O_4$ tri-aethylphosphaat.

Tri-aethylphosphaat ontstaat bij inwerking van phosphoruspentoxyde op een mengsel van absoluten alcohol en aether. Het is een kleurloze vloeistof, die bij 215° kookt en door water langzamerhand ontleed wordt.

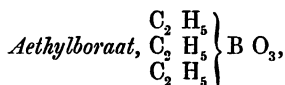
Aethyl-dihydrophosphaat gedraagt zich als een tweebasisch, diaethyl-hydrophosphaat als een éénbasisch zuur.

Aethylcarbonaten.

Het tweebasisch koolzuur vormt twee aethylverbindingen. Leidt men koolstofdioxyde in een oplossing van kaliumaethylaet (kaliumaethyloxyde, zie bl. 307) in alcohol, dan praecipiteert er een wit zout, *kalium-aethylcarbonaat*, $\left. \begin{matrix} C_2 H_5 \\ K \end{matrix} \right\} C O_3$. Het aethylhydrocarbo-

naat (aethylkoolzuur) is in vrijen toestand niet bekend, omdat het zoo gemakkelijk ontleed wordt in alcohol en koolstofdioxyde.

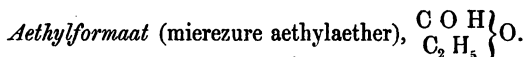
Het *di-aethylcarbonaat*, $\left. \begin{matrix} C_2 H_5 \\ C_2 H_5 \end{matrix} \right\} C O_3$, vormt zich bij de inwerking van zilvercarbonaat op aethyljodide; het is een vloeistof, die bij 126° kookt en een aetherachtigen reuk bezit.



is een kleurlooze vloeistof, welke met een schoon groene vlam brandt; men verkrijgt deze door boriumtrichloride met watervrijen alcohol samen te brengen.

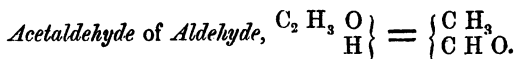
Aethylsilicaten.

Kiezelzuur vormt verschillende aethylverbindingen, die door inwerking van siliciumchloride op alcohol ontstaan. De verbinding, die overeenkomt met het normale kiezelzuur, $H_4 Si O_4$, is een kleurlooze, vluchtige vloeistof, welke tot formule heeft $(C_2 H_5)_4 Si O_4$. Wanneer zij wordt aangestoken, verbrandt zij tot siliciumdioxyde, onder verspreiding van een dichten, witten damp.



Deze verbinding ontstaat, wanneer men natriumformaat met wijngeest en zwavelzuur destilleert. Het best bereidt men ze door verwarming van alcohol, oxalzuur en glycerine; onder die omstandigheden toch ontstaat, zooals wij reeds vermeld hebben, mierzuur, dat op het oogenblik, dat het vrij wordt, in aanraking komt met alcohol, tengevolge waarvan de bovengenoemde aether en water gevormd worden. Aethylformaat is een kleurlooze vloeistof, die bij 55° kookt en een aangename reuk (naar perziken) bezit. Tegenwoordig gebruikt men deze verbinding voor kunstmatige bereiding van rum en arak.

ACETYLVERBINDINGEN.



Om aethylalcohol door oxydatie in aldehyde te veranderen, destilleert men die vloeistof met bruinsteen en verdund zwavelzuur,

totdat het destillaat blauw lakmoespapier rood maakt. Hetgeen overgekomen is schudt men eenigen tijd met chloorcalcium en onderwerpt het opnieuw aan destillatie. Vermengt men het zoo verkregen acetaldehyde met zijn dubbel volumen aether, en leidt er vervolgens ammoniak in, dan verkrijgt men kristallen van aldehyde-ammoniak, die bij destillatie met zwavelzuur zuiver aldehyde opleveren.

Acetaldehyde is een kleurlooze vloeistof, welke een zeer prikkelenden reuk bezit, die de longen sterk aandoet; het kookt bij 21° , en heeft bij 0° een soortelijk gewicht van 0,801; met water, alcohol en aether vermengt het zich in elke verhouding. Uit de oplossing van een zilverzout, die met ammoniak alkalisch gemaakt is, reduceert aldehyde het metaal, dat zich daarbij als een glinsterende spiegel tegen den wand van het buisje afzet:

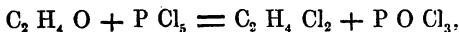


Komt aldehyde in aanraking met verdund zoutzuur en natrium-amalgama, dan gaat het, onder opname van waterstof, weder over in alcohol; in aanraking met de lucht neemt aldehyde zuurstof op, en verandert daardoor langzamerhand in azijnzuur; spoedig geschiedt dit onder den invloed van oxydeerende stoffen.

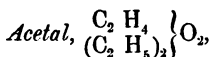
Aldehyde bezit de eigenschap om gemakkelijk over te gaan in polymere verbindingen, bijv.: *paraldehyde*, $\text{C}_6 \text{H}_{12} \text{O}_3$, een kleurlooze vloeistof, die bij 124° kookt, en *metaldehyde*, waarvan de moleculaire formule nog niet met juistheid bekend is, dat in kleurlooze naalden kristalliseert en bij verhitting tot 115° in een gesloten vat weder overgaat in gewoon aldehyde.

Met ammoniak verbindt aldehyde zich tot een witte, kristallijne verbinding, $\text{C}_2 \text{H}_7 \text{N O} = \text{C H}_3 \cdot \text{C H} \left\{ \begin{array}{l} \text{O H} \\ \text{N H}_2 \end{array} \right.$, die onoplosbaar is in aether, en *aldehydammoniak* genoemd wordt. Verder vormt aldehyde kristallijne verbindingen met de zure sulphieten der alkalimetalen. Schudt men aldehyde met een oplossing van natriumhydrosulphiet, dan gaat alles over in een kristalbrij. Evenals acetaldehyde gedragen zich in dit opzicht alle andere aldehyden.

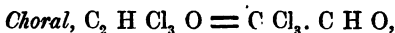
In veel reactie's gedraagt acetaldehyde zich als het oxyde van een bivalent radicaal, $\text{C}_2 \text{H}_4$, dat men *aethylidene* genoemd heeft. Door inwerking van phosphorpentoxyde op aldehyde bijv. ontstaat aethyldeenchloride, $\text{C}_2 \text{H}_4 \text{Cl}_2$:



een vloeistof, die bij 80° kookt en in samenstelling overeenkomt met aethylchloride, waarin 1 atoom waterstof door chloor gesubstitueerd is.

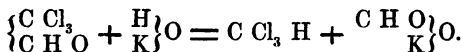


vormt zich, te gelijk met aldehyde, bij de oxydatie van alcohol door bruinsteen en zwavelzuur. Het is een aangenaam riekende vloeistof, welke bij 104° kookt, en die gewoonlijk bereid wordt door verhitting van een mengsel van aldehyde en alcohol tot 100°. Een overeenkomstige verbinding, *dimethyl-acetal*, $\left. \begin{array}{l} \text{C}_2 \text{ H}_4 \\ (\text{C} \text{ H}_3)_2 \end{array} \right\} \text{O}_2$, is in den ruwen houtgeest aanwezig.



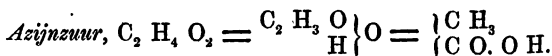
kan beschouwd worden als het aldehyde van trichloorazijnzuur, en wordt bereid door langen tijd chloor te leiden in absoluten alcohol. Hierbij ontstaat het zoogen. *chloralhydraat*, $\text{C}_2 \text{ H Cl}_3 \text{ O} \cdot \text{H}_2 \text{ O}$, dat witte kristallen vormt, welke door zwavelzuur ontleed worden in water en chloral. Deze laatstgenoemde verbinding is een kleurloze vloeistof, die bij 99° kookt en een sterk prikkelenden reuk bezit. Evenals acetaldehyde reduceert zij ammoniakale zilveroplossingen, en vormt zij kristallijne verbindingen met de zure sulphieten der alkalimetalen. Door salpeterzuur wordt chloral geoxydeerd tot trichloorazijnzuur, $\text{C}_2 \text{ Cl}_3 \text{ H O}_2$.

Door alkaliën wordt chloral ontleed in chloroform en een formaat :



Van deze reactie trekt men partij om in het groot chloroform te maken. Men leidt chloor tot verzadiging toe in alcohol, en destilleert het product met sodaloog.

Choralhydraat, $\text{C}_2 \text{ H Cl}_3 \text{ O} \cdot \text{H}_2 \text{ O}$, is een belangrijk geneesmiddel; het werkt pijnstillend en verwekt een rustigen slaap. Zijn werking berust hierop, dat het, evenals chloral, door het alkalisch reageerende bloed langzamerhand wordt omgezet in chloroform. Chloralhydraat lost gemakkelijk op in water; het smelt bij 46° en kookt bij 97°.



Verdund azijnzuur of *azijn* is reeds sedert langen tijd bekend. Onze azijn bevat zelden meer dan 5 procent azijnzuur; deze heeft een aangenaam, verfrisschenden smaak, werkt oplossend op de eiwitlichamen en verhoogt daardoor de malschheid van verschillende

voedingstoffen. — De verschillende wijzen, waarop het azijnzuur zich vormt, zijn reeds uitvoerig besproken. In het groot maakt men het of door oxydatie van alcohol, of door droge-destillatie van hout (houtazijn). Zuivere alcohol, oxydeert zich niet van zelf door de zuurstof der lucht, ook niet wanneer hij met water verdund is; voegt men bij deze vloeistof echter fijn verdeeld platina (platinzwart), dan verandert zij eerst in aldehyde en daarna in azijnzuur. Hetzelfde proces grijpt plaats wanneer er stikstofhoudende stoffen in de vloeistof aanwezig zijn; wijn en bier, die dergelijke lichamen bevatten, worden daarom zuur wanneer zij aan de lucht zijn blootgesteld. Bij deze azijngisting treedt een schimmelplantje (*Mycoderma aceti*) op, dat *azijnmoer* genoemd wordt; door bemiddeling daarvan wordt de zuurstof der lucht op den alcohol overgebracht; neemt men dit weg of brengt men het onder de vloeistof, dan houdt de azijnvorming tijdelijk op. De azijnmoer speelt dus bij de azijnbereiding dezelfde rol als het stikstofdioxyde bij de zwavelzuurfabrikatie.

In den handel komen verschillende soorten van azijn voor, die verschillende namen dragen naar gelang van de stoffen, waaruit en de methode, waarop zij bereid zijn. Wijnazijn wordt gemaakt uit wijn of uit een aftreksel van rozijnen, bierazijn uit bier; deze vloeistoffen worden, na met een weinig azijn gemengd te zijn, langen tijd bij een temperatuur van 24 tot 27° in groote vaten aan de lucht blootgesteld. Om de azijnvorming, welke op die wijze zeer langzaam plaats heeft, te bespoedigen, voerde BOERHAAVE de tweelingskuip in. Bij deze methode gebruikt men twee vaten, welke rozijnstelen bevatten; het eene vat wordt geheel, het andere half gevuld met de vloeistof, die moet verzuren, en elke twee of drie dagen wordt het eene vat uit het andere aangevuld. De meeste azijn wordt tegenwoordig bereid uit een mengsel van alcohol en water, volgens de „snelmethode”; men laat de genoemde vloeistof namelijk herhaalde malen langzaam vloeien over krullen van beukenhout, die in azijn gedrenkt zijn. De vaten, welke hiervoor gebruikt worden, zijn zeer groot, en hebben, behalve den eigenlijken bodem, twee looze bodems met gaatjes, een nabij den ondersten bodem en een dicht bij den bovenrand van het vat, zoodat de vloeistof in druppels op de krullen valt; daar het vocht hierdoor een groote oppervlakte aanbiedt, heeft de oxydatie zeer snel plaats. Wijn en bier kan men op deze wijze niet verzuren, omdat door de snelle oxydatie de temperatuur te hoog wordt, waardoor de vluchtige stoffen, die de geurige bestanddeelen van deze vloeistoffen vormen, zouden verloren gaan.

Zuiver azijnzuur (¹) verkrijgt men door destillatie van watervrij

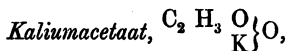
(¹) Niet zelden is de azijn van den handel met zwavelzuur vervalscht; om dit te onderzoeken verdampt men een weinig azijn met suiker op een horo-

natriumacetaat met nordhäuser zwavelzuur. Het is een kleurlooze vloeistof, die bij 118° kookt, en die bij 0° vast wordt in den vorm van witte, bladerige kristallen, welke bij 17° smelten; om die reden noemt men het geconcentreerde azijnzuur *ijsazijn*. Azijnzuur riekt prikkelend zuur en tast de huid aan; met water vermengt het zich in alle verhoudingen. Houtazijn verkrijgt men door het vocht, dat bij de drogë-distillatie van hout ontstaat, met soda te neutraliseeren, en de vloeistof daarna tot droog te verdampen en zacht te gloeien; door deze laatste bewerking wordt het grootste gedeelte van de teerachtige producten vernietigd; het zout wordt vervolgens omgekristalliseerd en door zwavelzuur ontleed. De zoo verkregen vloeistof komt in den handel voor onder den naam van houtazijn; zij bevat ongeveer 40 procent azijnzuur. Voor huishoudelijk gebruik is deze vloeistof niet geschikt, daar zij, ook bij behoorlijke verdunning, een wrangen, onaangenamen smaak bezit.

De zouten van het azijnzuur (*acidum aceticum*) worden *acetaten* genoemd; deze zijn bijna allen oplosbaar in water, en de meesten kristalliseeren goed.

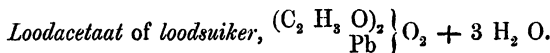


De oplossing van dit zout in water wordt als geneesmiddel gebruikt onder den naam van *spiritus mindereri*; door verhitting wordt het zout ontleed in water en acetamide.



is een sterk hygroscopisch zout, dat bij 300° smelt; bij bekoeling gaat deze vloeistof over in een bladerig-kristallijne massa.

Het natriumzout kristalliseert in groote, waterhoudende kristallen, $\left. \begin{array}{c} \text{C}_2 \text{ H}_3 \text{ O} \\ \text{Na} \end{array} \right\} \text{O} + 3 \text{ H}_2 \text{ O}$. Aluminiumacetaat en ijzeracetaat worden in de ververij als bijtmiddelen gebruikt.



Dit is een der belangrijkste loodzouten en werd reeds vroeger besproken. Basische loodzouten van azijnzuur ontstaan door oplossing

logieglass. Is er zwavelzuur voorhanden, dan zal er een zwarte vlek ontstaan door de verkoling van de suiker. Sulphaten komen natuurlijk in azijn voor, daar deze in alle natuurlijke wateren gevonden worden; de reactie met baryumchloride is, dus in dit geval niet bruikbaar.

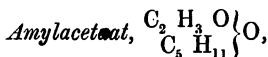
van loodoxyde in een oplossing van loodsuiker; de zoo verkregen vloeistof draagt den naam van *loodazijn*.

Spaansch-groen is een mengsel van verschillende basische koperzouten van azijnzuur, dat bereid wordt door koperen platen bloot te stellen aan de inwerking van lucht en dampen van azijnzuur. Het normale zout (het zoogenaamde gedestilleerd-groenspaan) verkrijgt men door oplossing van spaansch-groen in azijnzuur, als donker-groene kristallen, die tot formule hebben: $(C_2 H_3 O)_2 \left\{ \begin{matrix} O \\ Cu \end{matrix} \right\} O_2 + H_2 O$; dit zout vormt met koperarseniet een prachtig groen dubbelzout, dat in water niet oplosbaar is, en onder den naam van *schweinfurter-groen* als verfstof gebruikt wordt. Men bereidt dit door een oplossing van arsenigzuur te koken met spaansch-groen, onder toevoeging van een weinig azijnzuur. Niet zelden heeft deze kleurstof aanleiding gegeven tot vergiftiging.

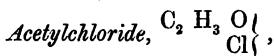
De azijnzure zouten zijn gemakkelijk te herkennen, doordat zij den eigenaardigen reuk van azijnzuur verspreiden wanneer zij met zwavelzuur verwarmd worden; voegt men bij dit mengsel alcohol, dan ontstaat azijnaether, die eveneens aan zijn reuk herkenbaar is. Worden de droge acetaten der alkali-metalen verhit met arsenicumtrioxyde, dan ontstaat het zeer onaangenaam riekende kakodyle (zie later).



Men bereidt deze verbinding door destillatie van een acetaat met een mengsel van zwavelzuur en alcohol ⁽¹⁾. Het is een kleurlooze vloeistof, die bij 74° kookt, en een zeer aangenaamen, verfrisschenden reuk bezit. Kleine hoeveelheden azijnaether worden dikwijls gebruikt om den geur van mindere soorten van wijn en van azijn te verbeteren.

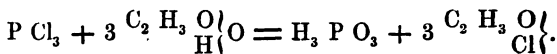


wordt op dezelfde wijze uit amylalcohol verkregen; deze verbinding kookt bij 140°, riekt aangenaam naar bergamotperen, en wordt daarom in de parfumerie en door banketbakkers gebruikt.



ontstaat, wanneer phosphortrichloride inwerkt op azijnzuur:

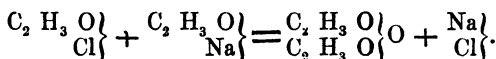
⁽¹⁾ 10 D. watervrij natriumacetaat met een mengsel van 15 d. zwavelzuur en 6 d. alcohol.



Het is een kleurlooze vloeistof, die bij 55° kookt, prikkelend riekt en aan de lucht sterk rookt. Door water wordt deze verbinding ontleed in azijnzuur en zoutzuur. Eveneens gedragen zich acetyljodide en -bromide.

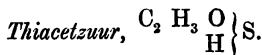


Deze verbinding verkrijgt men door acetylchloride te laten inwerken op een watervrij zout van azijnzuur :

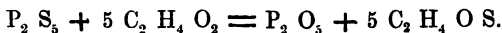


Azijnzuuranhydride is een kleurlooze vloeistof, die prikkelend riekt en bij 138° kookt; met water vermengt zij zich niet, maar zinkt daarin naar den bodem; in aanraking met die vloeistof wordt zij langzamerhand omgezet in azijnzuur; bij koking heeft dit snel plaats. Door acetylacetaat onder sterke afkoeling samen te brengen met baryumdioxyde vormt zich *acetylperoxyde*, $\begin{matrix} C_2 H_3 O \\ C_2 H_3 O \end{matrix} \left. \vphantom{\begin{matrix} C_2 H_3 O \\ C_2 H_3 O \end{matrix}} \right\} O_2$, een dikke, olieachtige vloeistof, die evenals waterstofdioxyde oxydeerend werkt en bij verhitting onder sterke ontploffing ontleed wordt.

Wanneer men chloor laat inwerken op kokend azijnzuur, wordt de waterstof van het methyl door chloor vervangen, en verkrijgt men, naar gelang van den duur der inwerking *monochloorazijnzuur*, $\begin{matrix} C_2 H_3 Cl O \\ H \end{matrix} \left. \vphantom{\begin{matrix} C_2 H_3 Cl O \\ H \end{matrix}} \right\} O$, een vast kristallijn lichaam, dat bij 62° smelt en bij 186° kookt, *dichloorazijnzuur* of *trichloorazijnzuur*; ook de beide laatste stoffen kristalliseeren. Van deze drie verbindingen zijn, evenals van azijnzuur, zouten, aethers, amidon, enz. bekend. Komen zij in aanraking met een vloeistof, waarin zich waterstof ontwikkelt, dan gaan zij weder in azijnzuur over. Ook broom- en joods substituten van azijnzuur zijn bekend.

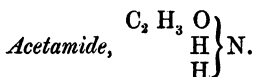


Deze verbinding staat in dezelfde betrekking tot azijnzuur als mercaptaan tot alcohol; men bereidt ze door inwerking van phosphorpentasulphide op azijnzuur :

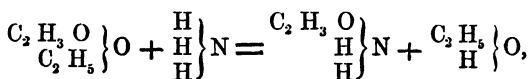


Thiacetzuur is een kleurlooze vloeistof, die zich in aanraking met

de lucht geel kleurt; zij riekt zeer onaangenaam, naar zwavelwaterstof en azijnzuur, en kookt bij 93°.

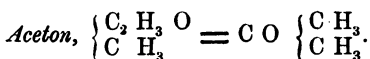


verkrijgt men door aethylacetaat te verhitten met ammoniak :

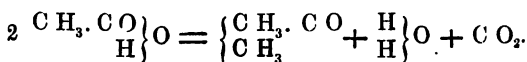


of door ammoniumacetaat te onderwerpen aan droge-destillatie, waardoor dit lichaam ontleed wordt in water en acetamide.

Acetamide is een witte, kristallijne zelfstandigheid, die bij 78° smelt en bij 222° kookt. Met zuren verbindt het zich, evenals ammoniak, tot zoutachtige verbindingen; men kan echter ook 1 atoom waterstof daarin door een metaal vervangen, zoodat het zich tevens als een zwak zuur gedraagt. Door verhitting met phosphorpentoxyde verliest het een molecule water, en gaat daardoor over in acetonitrile, C₂ H₃ N. Ook *di-* en *tri-acetamide* zijn bekend.



Het keton van azijnzuur vormt zich, wanneer zouten van azijnzuur aan droge-destillatie worden onderworpen, of wanneer dampen van azijnzuur door een rood-gloeiende buis geleid worden :



Het is aanwezig in den ruwen wijngeest, en kan synthetisch op verschillende wijzen bereid worden.

Aceton is een kleurlooze vloeistof, die aetherachtig riekt en bij 56° kookt. Met natriumhydrosulphiet vereenigt het zich, evenals aldehyde, tot een kristallijne verbinding. Het brandt met een blauwe, weinig lichtgevende vlam en lost veel harsen en andere stoffen op, die onoplosbaar zijn in water, waarom het gebruikt wordt voor de bereiding van vernissen. Voegt men bij een oplossing van aceton in water natrium-amalgama, dan neemt het 2 atomen waterstof op, en gaat over in secundairen-propylalcohol.

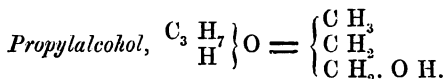
Zooals wij reeds vermeld hebben (zie bl. 298) ontstaan de *aldehy-*

den bij onvolkomen oxydatie van de primaire-, en de ketonen van de secundaire-alcoholen. De laatste reeks van verbindingen kan men ook bereiden door droge-distillatie van de zouten der vetzuren.

De aldehyden kan men beschouwen als de waterstofverbindingen van de radicalen der vetzuren; zij hebben dan tot algemeene formule: $\left. \begin{array}{l} C_n H_{2n-1} O \\ H \end{array} \right\}$.

De ketonen staan in nauwe betrekking tot de aldehyden; zij bestaan uit twee univalente koolwaterstoffen, welke door het bivalente carbonyl (C O) verbonden zijn, en kunnen beschouwd worden als aldehyden, waarin het atoom waterstof gesubstitueerd is door het alcoholradicaal, dat een atoom koolstof minder bevat dan het radicaal van het vetzuur. De algemeene formule van de ketonen wordt dan: $\left. \begin{array}{l} C_n H_{2n-1} O \\ C_{n-1} H_{2n-1} \end{array} \right\}$.

PROPYLVERBINDINGEN.



is in kleine hoeveelheden aanwezig in de foeselolie (een nevenproduct van de alcoholische gisting), die men bij de verwerking van groote hoeveelheden moutwijn kan afzonderen, aangezien het kookpunt van foeselolie hooger is dan dat van aethylalcohol.

De propylalcohol onderscheidt zich van den aethylalcohol door zijn hooger kookpunt (96°), en doordat hij niet in elke verhouding met water kan vermengd worden. Alcohol, die foeselolie bevat, wordt bij vermenging met water troebel. De propylverbindingen, welke tot dusverre bereid zijn, vertoonen groote overeenkomst met de verbindingen van aethyl.

Bij oxydatie levert propylalcohol: *propionzuur*, $\left. \begin{array}{l} C_3 H_5 O \\ H \end{array} \right\} O$
 $= \left\{ \begin{array}{l} C^2 H^5 \\ C O_2 H \end{array} \right.$ Gewoonlijk bereidt men dit zuur uit propionitrile,

welke verbinding men verkrijgt door destillatie van een mengsel van kaliumaethylsulphaat en kaliumcyanide (zie bl. 311), en die door koking met potaschloog ontleed wordt in ammoniak en propionzuur.

Propionzuur komt zeer veel overeen met azijnzuur; het kan in elke verhouding met water vermengd worden, maar wordt door calciumchloride uit deze oplossing afgescheiden. Het drijft dan als

een olieachtige laag boven op de vloeistof, en aan deze eigenschap heeft het zijn naam van propionzuur of eerste vetzuur te danken.

BUTYLVERBINDINGEN.

Wanneer men aethyljodide met zink in gesloten vaten tot 150° verhit, dan vormen zich zinkjodide en de koolwaterstof $C_4 H_{10}$, welke vanwege deze bereidingswijze *diaethyl* genoemd wordt. Het diaethyl of de normale *butylwaterstof*, is een kleurloos gas, dat zich bij 0° tot een kleurlooze vloeistof verdicht, die een soortelijk gewicht heeft van 0,6, en dus de lichtste van alle bekende vloeistoffen is. Dezelfde koolwaterstof is aanwezig in het vluchtigste gedeelte van de Amerikaansche petroleum en in de destillatieproducten van steenkolen. — Onder den invloed van het licht wordt $C_4 H_{10}$ door chloor aangetast, en levert dan als eerste substitutieproduct *butylchloride*, $C_4 H_9 Cl$, waaruit men butylalcohol en andere butylverbindingen kan bereiden. — In grootere hoeveelheden verkrijgt men *butylalcohol*, $C_4 H_9 \left\{ \begin{array}{l} O \\ H \end{array} \right\}$, door een mengsel van calciumbutyraat en calciumformaat te destilleeren, en het aldehyde in aanraking te brengen met natriumamalgama en verdund zwavelzuur. Butylalcohol kookt bij 115°, en levert bij oxydatie *butylaldehyde* en *boterzuur*, $\left\{ \begin{array}{l} C_3 H_7 \\ C O . O H \end{array} \right\}$ = $C_4 H_7 \left\{ \begin{array}{l} O \\ H \end{array} \right\} O$; hetzelfde zuur is, benevens capron-, capryl- en caprinezuur, aanwezig in de boter, en is bovendien gevonden in de vruchten van den Johannisbroodboom (*Ceratonia Siliqua*) en van de Tamarinde (*Tamarindus indica*) en in het zweet; in groote hoeveelheden ontstaat het, wanneer men een oplossing van rietsuiker met melk, rottende kaas en krijt gedurende langen tijd aan een temperatuur van 30° blootstelt (zie later).

Boterzuur is een kleurlooze vloeistof, die naar ransige boter riekt, en bij 160° kookt; de *butyraten* zijn meest allen oplosbaar in water.

Aethylbutyraat (boterzure aether), $C_4 H_7 \left\{ \begin{array}{l} O \\ C_2 H_5 \end{array} \right\} O$, bezit een aangename geur van fruit, en wordt gebruikt bij de kunstmatige bereiding van rum.

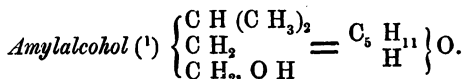
In de foeselolie, die men verkrijgt bij de gisting van het sap van beetwortelen, komt een andere soort van butylalcohol voor, die tot formule heeft $\left\{ \begin{array}{l} C H (C H_3)_2 \\ C H_2 . O H \end{array} \right\}$; deze riekt naar foeselolie, kookt bij 109°, en vertoont in zijn scheikundig gedrag veel overeenkomst met

aethylalcohol. Bij oxydatie levert deze butylalcohol *isoboterzuur*, $\left\{ \begin{array}{l} \text{C H (C H}_3\text{)}_2 \\ \text{C O. O H} \end{array} \right.$, dat bij 153° kookt, en veel overeenkomt met het gewone boterzuur, maar niet zoo onaangenaam riekt.

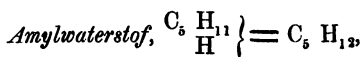
De secundaire en tertiaire butylalcohol behandelen wij niet nader.

AMYLVERBINDINGEN.

Zooals wij in het hoofdstuk over isomerie gezien hebben, kunnen er drie isomere koolwaterstoffen van de formule $\text{C}_5 \text{H}_{12}$ bestaan; van deze is er tot dusverre slechts één bekend, waarvan de constitutie wordt uitgedrukt door de formule $\left\{ \begin{array}{l} \text{C H (C H}_3\text{)}_2 \\ \text{C H}_2 \\ \text{C H}_3 \end{array} \right.$. Het uitgangspunt voor de bereiding van de verbindingen, die van deze koolwaterstof worden afgeleid, is:



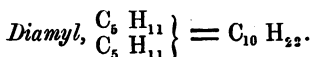
Deze verbinding vormt het hoofdbestanddeel der foeselolie van den brandewijn, die uit aardappelen bereid is; zij is een kleurlooze vloeistof, die onaangenaam riekt, in water slechts weinig oplosbaar is en bij 132° kookt; bij — 20° gaat zij over in een kristallijne massa. Natrium en kalium lossen er onder ontwikkeling van waterstof in op, terwijl zich natrium- of kalium-amylxyde vormt. Met zwavelzuur verbindt amyralcohol zich tot amylydrosulphaat of *amylyzwavelzuur*, $\left. \begin{array}{l} \text{C}_5 \text{H}_{11} \\ \text{H} \end{array} \right\} \text{S O}_4$; destilleert men deze verbinding onder toevoeging van amyralcohol, dan verkrijgt men *diamylaether*, $\left. \begin{array}{l} \text{C}_5 \text{H}_{11} \\ \text{C}_5 \text{H}_{11} \end{array} \right\} \text{O}$, een vloeistof, die bij 176° kookt.



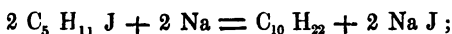
is een vluchtige, naar aether riekende vloeistof, die bij 34° kookt; zij vormt zich wanneer amylyjodide met zink en verdund zoutzuur te

(¹) Van dezen alcohol zijn drie modificatie's bekend, die in chemische opzichten volkomen overeenkomen, maar in physische eigenschappen verschillen. De eene draait het vlak van polarisatie naar rechts, de tweede naar links en de derde is werkeloos.

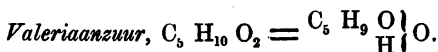
zamen komt, en is in de Amerikaansche petroleum en in de destillatieproducten van steenkolen aanwezig. Door inwerking van chloor krijgt men daaruit: *amylchloride*, $C_5 H_{11} Cl$, welke verbinding men ook kan verkrijgen uit den amyralcohol, op dezelfde wijze als aethylchloride uit aethylalcohol. De bereidingswijze van amylobromide en -jodide komt geheel overeen met die van de overeenkomstige verbindingen van aethyl.



Deze koolwaterstof ontstaat door inwerking van natrium op amylijodide:



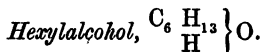
het is een kleurlooze vloeistof, die bij 158° kookt, en door chloor gemakkelijk wordt omgezet in *decatylchloride*, $C_{10} H_{21} Cl$; substitueert men daarin het chloor door hydroxyle, dan verkrijgt men den *decatylalcohol*, als een kleurlooze, olieachtige vloeistof, die aangenaam riekt, naar de bloemen van het peperboompje (*Daphne odorata*).



Dit zuur komt voor in sommige plantedeelen, bijv. in den valerianawortel; om het te bereiden oxydeert men amyralcohol met kaliumdichromaat en verdund zwavelzuur. Het is een olieachtige vloeistof, die vrij goed oplost in water, en sterk naar rottende kaas riekt.

Het *amylovaleraat* of de valerianazure amyloaether, $C_5 H_9 \left. \begin{array}{l} O \\ C_5 H_{11} \end{array} \right\} O$, is een zeer aangenaam riekende aether, dien men gebruikt om den geur van appelen aan suikerwerk te geven. — Amylacetaat is bekend onder den naam van peerolie; het riekt naar bergamotperen.

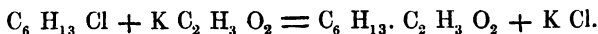
VERBINDINGEN MET ZES TOT TIEN ATOMEN KOOLSTOF.



Deze alcohol is ook in kleine hoeveelheid aanwezig in de foeselolie van den brandewijn. De hoofdbron voor de bereiding van hexylverbindingen is de *hexylwaterstof*; die in tamelijk groote hoe-

veelheid in het vluchtigste gedeelte van de petroleum uit Pensylvanie voorkomt. Deze petroleum is in hoofdzaak een mengsel van de homologe koolwaterstoffen dezer reeks; tot dusverre heeft men er vijftien (van aethylwaterstof, $C_2 H_6$, af tot pentadecatylwaterstof, $C_{15} H_{32}$), in aangetoond. De eerste termen dezer reeks, tot aan butylwaterstof, $C_4 H_{10}$, zijn in vrijen toestand gasvormig; zij lossen gemakkelijk op in de andere, waarvan het koolstofgehalte grooter is; het kookpunt rijst regelmatig met het koolstofgehalte. Die, welke het rijkst aan koolstof zijn, heeft men tot dusverre niet in zuiveren toestand afgezonderd; uit een mengsel van deze bestaat *paraffine*, een vaste, witte, kristallijne stof, die in de producten van droge-distillatie van steenkolen en bitumineuse leien, en ook in eenige soorten van petroleum (Canada) gevonden is. Al deze koolwaterstoffen zijn gekenmerkt, doordat zij door oxydeerende stoffen, bijv. sterk salpeterzuur, en ook door zwavelzuur bij de gewone temperatuur niet worden aangetast, zoodat men ze gemakkelijk van andere lichamen, die in genoemde stoffen aanwezig zijn, door behandeling met sterke zuren kan bevrijden.

Hexylwaterstof verkrijgt men uit de steenolie van Pensylvanie, door deze herhaalde malen aan gefractioneerde destillatie te onderwerpen; zij is een waterheldere, lichte, beweeglijke vloeistof, die bij 68° kookt en zwak naar aether riekt. Chloor geeft als eerste substitutieproduct *hexylchloride*, $C_6 H_{13} Cl$; verhit men deze stof in toegesmolten buizen met azijnzuur en kaliumacetaat, dan verkrijgt men *hexylacetaat* (azijnzure hexylaether), een vloeistof, die naar bergamotperen riekt:



Deze verbinding gaat bij koking met potaschloog over in kaliumacetaat en hexylalcohol:



Hexylalcohol kookt bij 150° en komt in eigenschappen veel overeen met amylalcohol.

Op dezelfde wijze heeft men uit *heptylwaterstof*, $C_7 H_{16}$, *heptyl-alcohol* en andere heptylverbindingen bereid. Heptylwaterstof kookt bij 100° .

Octylacetaat is aanwezig in de aetherische olie van de beereklaauw (een plant, die tot de famielje der Schermdragende behoort). Het is een kleurlooze, naar sinaasappels riekende vloeistof, die bij 207° kookt. De *octylalcohol*, $C_8 H_{17} \left. \begin{array}{l} \\ H \end{array} \right\} O$, welke men daaruit door destillatie met bijtende potasch kan afzonderen, heeft een sterk aromatische reuk en kookt bij 191° . — Een isomere verbinding (secundaire

octylalcohol of methyl-hexylcarbino!) verkrijgt men door verhitting van ricinusolie met bijtende potasch, als een aangenaam riekende vloeistof, die bij 181° kookt.

Van de vetzuren, welke tot deze groep behooren, komen capron-, capryl- en caprinezuur in boter, in kokosnootolie en in andere vetten voor. De zoogenaamde *oenanthaether*, een vloeistof, die bij de destillatie van wijn verkregen wordt, en aan den wijn zijn eigenaardigen reuk verschaft, is een mengsel van verschillende soorten van aethers, hoofdzakelijk van aethylverbindingen van capryl- en caprinezuur.

Oenanthylzuur, $C_7 H_{14} O_2$, ontstaat bij de oxydatie van heptyl-alcohol, van ricinusolie en van andere vetten.

Pelargoniumzuur, $C_9 H_{18} O_2$, is aanwezig in de vluchtige olie van de bladeren der rozegeanium (*Pelargoneum roseum*).

VERBINDINGEN MET MEER DAN TIEN ATOMEN KOOLSTOF.

Cetylalcohol, $C_{16} H_{34} O$,

kan men bereiden uit spermaceti (het vet uit den kop van den potvisch), dat grootendeels bestaat uit den zoogenaamden palmitinezuren cetylaether. Chineesch was is de cerotinezure aether van den *cerylalcohol*, $C_{27} H_{56} O$, en het was der bijen bestaat uit palmitinezuren aether van *myricylalcohol*, $C_{30} H_{62} O$. — Uit deze aethers worden de alcoholen door koking met potaschloog verkregen. Alle drie zijn vaste, kristallijne lichamen, die zich in hun reactie's gedragen als de gewone alcohol.

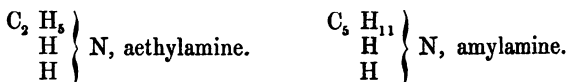
De vetzuren met meer dan 10 atomen koolstof zijn bij de gewone temperatuur vaste lichamen, die bij destillatie gedeeltelijk ontleed worden. *Laurinezuur*, $C_{12} H_{24} O_2$, komt voor in de vette olie der laurierbessen, *myristinezuur*, $C_{14} H_{28} O_2$, in de nootmuskaatboter. *Palmitinezuur*, $C_{16} H_{32} O_2$, en *stearinezuur*, $C_{18} H_{36} O_2$, zijn in de natuur zeer verspreid, zij zijn hoofdbestanddeelen van de meeste vaste vetten. De gewone stearinekaarsen bestaan uit een mengsel van deze beide zuren. Uit alcohol kristalliseeren zij in fraaie kristalblaadjes, die paarlemoerglans bezitten. Palmitinezuur smelt bij 62°, stearinezuur bij 69,2°. Margarinezuur komt waarschijnlijk in de natuur niet voor; wat men vroeger zoo noemde, is een mengsel van palmitine- en stearinezuur. Kunstmatig kan men echter dit zuur bereiden.

VERBINDINGEN VAN DE ALCOHOLRADICALEN MET DE ELEMENTEN
VAN DE STIKSTOFGROEP (N, P, As, Sb, Bi).

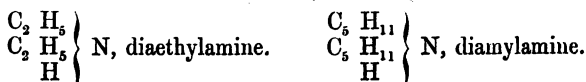
Aminen.

Wanneer de waterstof in ammoniak door alcoholradicalen vervan-
gen wordt, dan verkrijgt men, zooals reeds vroeger vermeld is,
aminen of zoogen. stikstofhoudende bases. Men verdeelt deze in :

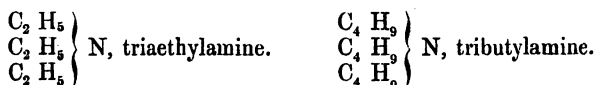
- 1.) *Primaire aminen* of *amidbases*, wanneer slechts één atoom wa-
terstof van ammoniak door een alcoholradicaal vervangen
is, bijv. :



- 2.) *Secundaire aminen* of *imidbases* wanneer twee atomen water-
stof van ammoniak door alcoholradicalen vervangen zijn, bijv. :

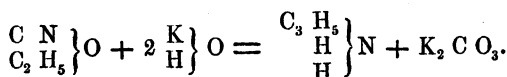


- 3.) *Tertiaire aminen* of *nitrilbases*, ammoniak, waarin alle water-
stof door alcoholradicalen vervangen is, bijv. :



Al deze verbindingen zijn zonder ontleding vluchtig; zij rieken
naar ammoniak, bezitten een alkalische reactie, en verbinden zich
onmiddellijk met zuren tot zouten. De vorming van deze ver-
bindingen kan op verschillende wijzen plaats hebben :

1. Door verwarming der aethers van cyaanzuur, $\left. \begin{array}{c} \text{C} \text{N} \\ \text{H} \end{array} \right\} \text{O}$, met
bijtende potasch verkrijgt men een amine en een carbonaat,
bijv. :

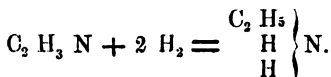


Aethylcyaanaat.

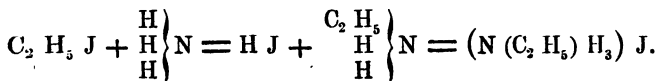
Aethylamine.

Kaliumcarbonaat.

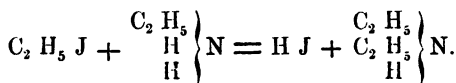
2. De nitrilen der vetzuren verbinden zich met waterstof in
statu nascendi. Uit acetonitrile ontstaat op die wijze aethyl-
amine :



3. De jodiden der alcoholradicalen geven, wanneer zij met ammoniak verhit worden, joodwaterstof en een amine, welke beide stoffen zich terstond tot een zout verbinden :



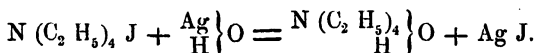
Verhit men aethylamine weder met aethyljodide, dan wordt een tweede atoom waterstof door aethyl vervangen, en verkrijgt men diaethylamine :



Behandelt men diaethylamine weder op dezelfde wijze, dan ontstaat triaethylamine. Evenals ammoniak zich onmiddellijk met joodwaterstof vereenigt tot ammoniumjodide, zoo verbindt zich triaethylamine met aethyljodide tot *tetraethyl-ammoniumjodide*, $(\text{C}_2 \text{H}_5)_4 \text{N J}$.

Het verloop van deze reactie's is echter niet zoo eenvoudig als wij hier hebben aangegeven ; er vormen zich behalve de primaire-aminen nog andere verbindingen.

De joodwaterstofzure verbindingen der aminen worden door bijtende potasch ontleed, en de aminen worden vrij ; op tetraethyl-ammoniumjodide en de analoge verbindingen oefent potaschloog geen werking uit ; deze worden echter ontleed door vochtig zilveroxyde, en er ontstaat dan een hydroxyde :



Deze hydroxyden zijn niet zonder ontleding vluchtig ; zij lossen gemakkelijk op in water, en vormen dan sterk alkalische, bijtende vloeistoffen, die zich tegenover metaalzouten gedragen als bijtende potasch ; evenals laatstgenoemde stof vormen zij goed kristalliseerende zouten.

Gemengde aminen verkrijgt men door de jodiden van verschillende radicalen op een primair-amine te laten inwerken.

Alle aminen geven met platinchloride kristallijne dubbelzouten,

terwijl de zwavelzure zouten zich verbinden met aluminiumsulfaat tot aluinen, die isomorph zijn met de gewone aluin.

In de volgende tabel zijn de belangrijkste van deze aminen, benevens de formules en kookpunten daarvan, opgeteekend :

Primaire-aminen of amidbases.

		Kookpunt.
Methylamine	$\begin{matrix} \text{C} & \text{H}_3 \\ & \text{H} \\ & \text{H} \end{matrix} \left. \vphantom{\begin{matrix} \text{C} & \text{H}_3 \\ & \text{H} \\ & \text{H} \end{matrix}} \right\} \text{N}$	onder 0°
Aethylamine	$\begin{matrix} \text{C}_2 & \text{H}_5 \\ & \text{H} \\ & \text{H} \end{matrix} \left. \vphantom{\begin{matrix} \text{C}_2 & \text{H}_5 \\ & \text{H} \\ & \text{H} \end{matrix}} \right\} \text{N}$ 18,7°
Propylamine	$\begin{matrix} \text{C}_3 & \text{H}_7 \\ & \text{H} \\ & \text{H} \end{matrix} \left. \vphantom{\begin{matrix} \text{C}_3 & \text{H}_7 \\ & \text{H} \\ & \text{H} \end{matrix}} \right\} \text{N}$ 49,7°
Butylamine	$\begin{matrix} \text{C}_4 & \text{H}_9 \\ & \text{H} \\ & \text{H} \end{matrix} \left. \vphantom{\begin{matrix} \text{C}_4 & \text{H}_9 \\ & \text{H} \\ & \text{H} \end{matrix}} \right\} \text{N}$ 69°
Amylamine	$\begin{matrix} \text{C}_5 & \text{H}_{11} \\ & \text{H} \\ & \text{H} \end{matrix} \left. \vphantom{\begin{matrix} \text{C}_5 & \text{H}_{11} \\ & \text{H} \\ & \text{H} \end{matrix}} \right\} \text{N}$ 94°
Hexylamine	$\begin{matrix} \text{C}_6 & \text{H}_{13} \\ & \text{H} \\ & \text{H} \end{matrix} \left. \vphantom{\begin{matrix} \text{C}_6 & \text{H}_{13} \\ & \text{H} \\ & \text{H} \end{matrix}} \right\} \text{N}$ 126°
Heptylamine	$\begin{matrix} \text{C}_7 & \text{H}_{15} \\ & \text{H} \\ & \text{H} \end{matrix} \left. \vphantom{\begin{matrix} \text{C}_7 & \text{H}_{15} \\ & \text{H} \\ & \text{H} \end{matrix}} \right\} \text{N}$ 146°
Octylamine	$\begin{matrix} \text{C}_8 & \text{H}_{17} \\ & \text{H} \\ & \text{H} \end{matrix} \left. \vphantom{\begin{matrix} \text{C}_8 & \text{H}_{17} \\ & \text{H} \\ & \text{H} \end{matrix}} \right\} \text{N}$ 170°

Secundaire-aminen of imidbases.

		Kookpunt.
Dimethylamine	$\begin{matrix} \text{C} & \text{H}_3 \\ \text{C} & \text{H}_3 \\ & \text{H} \end{matrix} \left. \vphantom{\begin{matrix} \text{C} & \text{H}_3 \\ \text{C} & \text{H}_3 \\ & \text{H} \end{matrix}} \right\} \text{N}$ 8,5°

		Kookpunt.
Methyl-aethylamine	$\left. \begin{array}{l} \text{C} \text{ H}_3 \\ \text{C}_2 \text{ H}_5 \\ \text{H} \end{array} \right\} \text{N}$ —
Diaethylamine	$\left. \begin{array}{l} \text{C}_2 \text{ H}_5 \\ \text{C}_2 \text{ H}_5 \\ \text{H} \end{array} \right\} \text{N}$ 57,5°
Diamylamine	$\left. \begin{array}{l} \text{C}_5 \text{ H}_{11} \\ \text{C}_5 \text{ H}_{11} \\ \text{H} \end{array} \right\} \text{N}$ 170°

Tertiaire-aminen of nitrilbases.

		Kookpunt.
Trimethylamine	$\left. \begin{array}{l} \text{C} \text{ H}_3 \\ \text{C} \text{ H}_3 \\ \text{C} \text{ H}_3 \end{array} \right\} \text{N}$ 4,5°
Triethylamine	$\left. \begin{array}{l} \text{C}_2 \text{ H}_5 \\ \text{C}_2 \text{ H}_5 \\ \text{C}_2 \text{ H}_5 \end{array} \right\} \text{N}$ 91°
Diaethyl-amylamine	$\left. \begin{array}{l} \text{C}_2 \text{ H}_5 \\ \text{C}_2 \text{ H}_5 \\ \text{C}_5 \text{ H}_{11} \end{array} \right\} \text{N}$ 154°
Triamylamine	$\left. \begin{array}{l} \text{C}_5 \text{ H}_{11} \\ \text{C}_5 \text{ H}_{11} \\ \text{C}_5 \text{ H}_{11} \end{array} \right\} \text{N}$ 257°
Methyl-aethyl-amylamine	$\left. \begin{array}{l} \text{C} \text{ H}_3 \\ \text{C}_2 \text{ H}_5 \\ \text{C}_5 \text{ H}_{11} \end{array} \right\} \text{N}$ 135°

Wanneer men deze verbindingen onderling vergelijkt, dan ziet men, dat meerdere daarvan dezelfde procentische samenstelling hebben; zoo is $\text{C}_3 \text{H}_9 \text{N}$ de empirische formule voor trimethylamine, aethylmethylamine en propylamine. Men kan echter de constitutie van zulk een stof vinden door ze zoo lang met aethyljodide of een ander alcoholjodide te behandelen, dat de vluchtige ammoniakverbinding in de niet vluchtige ammoniumverbinding veranderd is; Door de elementair-analyse vindt men dan hoeveel atomen waterstof door het alcoholradicaal zijn vervangen geworden.

Phosphinen.

De constitutie van deze verbindingen komt overeen met die van

de aminen; evenals deze van ammoniak worden afgeleid, komen gene van phosphorwaterstof. Men kent tot dusverre slechts tertiaire-phosphinen en phosphoniumverbindingen.



Deze verbinding wordt verkregen door zinkaethyl met phosphor-trichloride samen te brengen; het is een kleurlooze vloeistof, die bij 127,5° kookt, en in verdunnen toestand naar hyacinten reikt. Zij verbindt zich onmiddellijk met zuurstof, dikwijls onder vuur-verschijnselen, en met zwavel en chloor, waardoor zij zich onderscheidt van de aminen. Met zuren verbindt triäthylphosphine zich, evenals ammoniak, tot zouten, die echter moeilijk in kristallen zijn te verkrijgen.

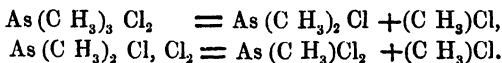
Met aethyljodide vereenigt zich triäthylphosphine tot *tetraethyl-phosphoniumjodide* $\text{P}(\text{C}_2 \text{ H}_5)_4 \text{J}$, een wit, kristallijn zout, waaruit door vochtig zilveroxyde het sterk bijtende en alkalisch reagerende *tetraethyl-phosphoniumhydroxyde* wordt afgescheiden.

Arsinen.

De verbindingen van arsenicum met de alcoholradicalen gedragen zich in sommige opzichten verschillend van de voorgaande; men kan ze afleiden van arsenicumtrichloride, waarin het chloor geheel of gedeeltelijk door alcoholradicalen vervangen is, bijv.:

As Cl	Cl	Cl	arsenicumtrichloride.
As C H_3	Cl	Cl	arsenicum-monomethyldichloride.
As C H_3	C H_3	Cl	arsenicum-dimethylchloride.
As C H_3	C H_3	C H_3	trimethylarsine.

Evenals in arsenicumtrichloride het chloor door andere elementen vervangen kan worden, kan dit ook in de twee andere chloriden plaats hebben; zij gedragen zich als de chloriden van arsenikhoudende radicalen. Arsenicumdimethyl is univalent en arsenicum-monomethyl bivalent. De genoemde verbindingen vereenigen zich onmiddellijk met een molecule chloor, evenals phosphor-trichloride zich daarmede verbindt tot phosphorpentachloride; evenals die stof worden deze verbindingen bij verhitting weder ontleed, waarbij echter methylchloride uittreedt:



Trimethylarsine, $\text{As}(\text{C H}_3)_3$, is een kleurlooze vloeistof, die bij 120° kookt. Men verkrijgt deze verbinding door verhitting van methyljodide met een legering van arsenicum en natrium. Trimethylarsine verbindt zich met methyljodide tot *tetramethyl-arsonium-jodide*, $(\text{As}(\text{C H}_3)_4) \text{J}$, waaruit men gemakkelijk het sterk alkalische hydroxyde, $\text{As}(\text{C H}_3)_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{H} \end{array} \right\}$, kan afscheiden.

Trimethylarsine verbindt zich evenals triaethylphosphine onmiddellijk met chloor en zuurstof.

Arsenicum-dimethylverbindingen.

De wijze van ontstaan van arsenicum-dimethylchloride is boven reeds vermeld; verhit men deze verbinding met tin, dan verkrijgt men het vrije radicaal *arsenicumdimehyl* of *kakodyl*, $\text{As}(\text{C H}_3)_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{As}(\text{C H}_3)_2 \\ \text{As}(\text{C H}_3)_2 \end{array} \right\}$, als een vloeistof, die bij 170° kookt, en die terstond ontvlamt, wanneer zij met de lucht in aanraking komt. Destilleert men kaliumacetaat met arseniktrioxyde, dan verkrijgt men een vloeistof, die *alkarsine* genoemd wordt, en die hoofdzakelijk uit kakodyloxyde bestaat, maar ook vrij kakodyl bevat, om welke reden zij van zelf ontvlamt. Alkarsine bezit, evenals al de hiertoe behoorende vluchtige verbindingen, een zeer sterken, hoogst onaangename reuk, en is uiterst vergiftig; door middel van bovengenoemde reactie kan men dus de kleinste hoeveelheden arsenicumtrioxyde aantonen.

Door langzame oxydatie gaat alkarsine over in *kakodylzuur*, $\text{As}(\text{C H}_3)_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{H} \end{array} \right\} \text{O}$, dat groote kristallen vormt, reukeloos is en niet vergiftig; kakodylzuur is oplosbaar in water, en levert kristalliseerbare zouten.

Stibinen.

Deze komen veel overeen met de arsinen. Wanneer men aethyljodide met een legering van stibium en kalium destilleert, dan ver-

krijgt men *triaethylstibine*, $\left. \begin{array}{l} \text{C}_2 \text{ H}_5 \\ \text{C}_2 \text{ H}_5 \\ \text{C}_2 \text{ H}_5 \end{array} \right\} \text{Sb}$, een kleurlooze vloeistof, die bij $185,5^\circ$ kookt, en die, wanneer zij met de lucht in aanraking komt, van zelf ontvlamt. Triaethylstibine verbindt zich onmiddellijk met zuurstof, zwavel en chloor.

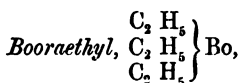
Bismuthinen.

Triaethylbismuthine, $(\text{C}_2 \text{ H}_5)_3 \text{Bi}$, ontstaat wanneer joodaethyl op

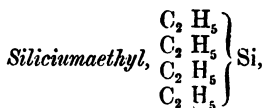
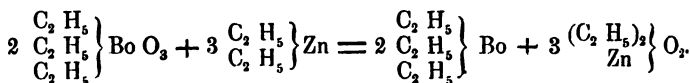
een legering van bismuth en kalium inwerkt. Het is een gele vloeistof, die bij verbitting onder explosie ontleed wordt, en die van zelf ontvlamt, wanneer zij met de lucht in aanraking komt.

VERBINDINGEN VAN DE ALCOHOLRADICALEN MET BORIUM EN SILICIUM.

Van deze verbindingen zijn alleen de aethylverbindingen nader onderzocht.



is een kleurlooze vloeistof, welke bij 95° kookt en een prikkelenden reuk bezit, die de oogen doet tranen; zij ontvlamt, wanneer zij met de lucht in aanraking komt en verbrandt met een fraaie, groene vlam. Om dit lichaam te bereiden, vermengt men aethylboraat met zinkaethyl, waardoor booraethyl en zinkaethyloxyde ontstaan :



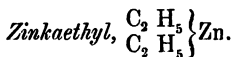
wordt verkregen door inwerking van zinkaethyl op siliciumchloride. Het is een kleurlooze vloeistof, die door salpeterzuur niet wordt aangetast en bij 150° kookt. Wanneer chloor op siliciumaethyl inwerkt, dan heeft er ontwikkeling van zoutzuur plaats, en als eerste substitutieproduct verkrijgt men $\text{Si C}_4 \text{ H}_{19} \text{ Cl}$, een vloeistof, die bij 185° kookt, en die zich gedraagt als het chloride van een ééatomig radicaal; verhit men ze namelijk met kaliumacetaat, dan ontstaat een aether van azijnzuur, die bij koking met een oplossing van bijtende potasch overgaat in een stof, die de eigenschappen van een alcohol bezit, en *silicononylalcohol* genoemd wordt. Men beschouwt om die reden het siliciumaethyl als nonylwaterstof, $\text{C}_9 \text{ H}_{20}$, waarin 1 atoom koolstof door 1 atoom silicium (dat ook quadrivalent is) vervangen is :

		Kookpunt.
Nonylwaterstof	$C_9 H_{20}$	137°
Nonylchloride	$C_9 H_{19} Cl$	196°
Nonylacetaat	$C_9 H_{19} O$ }	210°
	$C_2 H_3 O$ }	
Nonylalcohol	$C_9 H_{19} H$ }	—
Siliciumaethyl of silicononylwaterstof . .	$Si C_8 H_{20}$	150°
Silicononylchloride	$Si C_8 H_{19} Cl$	185°
Silicononylacetaat	$Si C_8 H_{19} O$ }	211°
	$C_2 H_3 O$ }	
Silicononylalcohol	$Si C_8 H_{19} H$ }	190°.

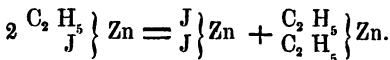
Deze laatste verbinding is een kleurlooze, naar kamfer riekende vloeistof.

Wanneer men er in slaagt moleculen te vormen, waarin atomen silicium met elkander verbonden zijn, dan zullen deze verbindingen waarschijnlijk in veel opzichten overeenkomen met de organische stoffen.

METAALVERBINDINGEN VAN DE ALCOHOLRADICALEN.



Deze belangrijke verbinding, die wij reeds meermalen genoemd hebben, ontstaat wanneer zink met joodaethyl verhit wordt; er vormt zich dan eerst een niet vluchtige, kristallijne verbinding, $C_2 H_5 \left\{ \begin{matrix} J \\ J \end{matrix} \right\} Zn$, die bij sterker verhitting ontleed wordt in zinkjodide en zinkaethyl:

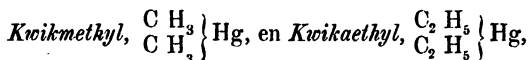


Zinkaethyl is een kleurlooze vloeistof, die bij 118° kookt, in aanraking met de lucht ontvlamt, en met een sterk lichtgevende vlam verbrandt, waarbij zich witte wolken van zinkoxyde vormen. Wanneer de zuurstof zeer langzaam toetreedt, dan ontstaat er een wit, vast lichaam, dat *zinkaethylaat*, (zink-aethyloxyde), $\left(C_2 H_5 \right)_2 \left\{ \begin{matrix} Zn \\ O_2 \end{matrix} \right\}$, genoemd wordt. Door water wordt zinkaethyl spoedig ontleed, onder afscheiding van zinkhydroxyde, en vrijwording van aethylwa-

terstof. Wegens zijn gemakkelijke ontleedbaarheid wordt zinkaethyl dikwijls gebruikt om andere aethylverbindingen te bereiden.

Zinkmethyl en zinkamyl hebben veel overeenkomst met zink-aethyl.

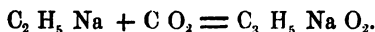
Van de verbindingen der alcoholradicalen met de overige metalen komen die van aluminium, lood en tin in eigenschappen met de zinkverbindingen overeen.



zijn kleurlooze, zware, vluchtige vloeistoffen, die uiterst giftig zijn, maar niet van zelf ontvlammen, wanneer zij met de lucht in aanraking komen.



Natrium ontleedt zinkaethyl gemakkelijk; een gedeelte van het zink scheidt zich daarbij af, en men verkrijgt een kristallijne verbinding van natriumaethyl en zinkaethyl; tot dusverre is het nog niet gelukt zuiver natriumaethyl daaruit af te scheiden. Met koolstofdioxide verbindt zich deze stof onmiddellijk tot natriumpropionaat:



Kaliumaethyl ontstaat op dezelfde wijze, en is eveneens slechts in verbinding met zinkaethyl bekend. De methylverbindingen van de alkali-metalen komen overeen met de aethylverbindingen.

VERBINDINGEN VAN DE BIVALENTE ALCOHOLRADICALEN.

Zooals wij reeds vroeger hebben opgemerkt, zijn de koolwaterstoffen van de algemeene formule $\text{C}_n \text{H}_{2n}$ onverzadigde verbindingen; zij bevatten nog twee vrije verbindingseenheden der koolstof, en daarom vereenigen zij zich onmiddellijk met 2 atomen chloor, broom, enz., als ook met een molecule van een zuur, en gaan daardoor over in verzadigde verbindingen.

De eerste term van deze reeks, *methylene*, C H_2 , is in vrijen toestand niet bekend, maar eenige van zijn verbindingen, bijv. methyleenjodide, $\text{C H}_2 \text{J}_2$, heeft men bereid.



Aethylene, zwaarkoolwaterstof of olievormend gas (1) is reeds in

(1) Dezen naam ontving het van zijn ontdekkers, eenige Nederlandsche scheikundigen, omdat zij ontdekten, dat dit gas zich met chloor verbindt, en daarbij overgaat in een olieachtige vloeistof (*liqueur des Hollandais*).

het hoofdstuk over koolstof beschreven; zooals wij gezien hebben vormt het zich bij droge-destillatie van steenkolen en van veel andere organische stoffen. Het best kan men het bereiden uit ethylalcohol; men vermengt dezen met zijn viervoudig gewicht zwavel, en voegt zooveel zand toe als noodig is om een dikken brij te vormen (waardoor verhinderd wordt, dat de vloeistof overloopt); bij verhitting verliest alcohol de elementen van water, terwijl aethylenegasvormig ontwijkt, en op de gewone wijze boven water kan opgevangen worden. Het verbrandt met een sterk lichtgevend vlam, en verbindt zich onmiddellijk met de elementen van de chloorgroep en met de waterstofverbindingen daarvan; in het laatste geval ontstaat aethylchloride, -bromide of -jodide. Door geconcentreerd zwavelzuur wordt aethylenegas geabsorbeerd, waarbij zich aethylhydrosulfaat (aethylzwavelzuur), $C_2 H_5 \left\{ \begin{array}{l} S \\ H \end{array} \right. O_4$, vormt.

Aethyleendichloride, $(C_2 H_4) Cl_2$.

Wanneer men aethylenegas met chloor vermengt, dan vereenigen zich beide gassen onder den invloed van het zonlicht tot een olieachtige kleurlooze vloeistof, aethyleendichloride, welke bij 82,5° kookt. In water is deze verbinding onoplosbaar, maar in alcohol en aether lost zij gemakkelijk op.

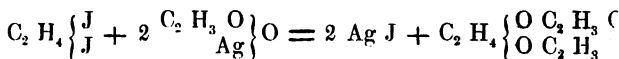
Door inwerking van overmaat van chloor op aethyleendichloride ontstaan substitutieproducten, waarvan de laatste term *trichloorkoolstof*, $C_2 Cl_6$, is; dezelfde verbinding, welke men door inwerking van chloor op aethylchloride verkrijgt.

Wordt aethyleendichloride verwarmd met een oplossing van potasch in alcohol, dan treedt er zoutzuur uit, en ontstaat er eerst *vinylchloride*, $C_2 H_3 Cl$, dat door verdere inwerking van bijtende potasch nogmaals zoutzuur verliest, en daardoor overgaat in *acetylene*, $C_2 H_2$.

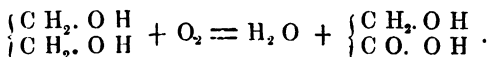
Aethyleendibromide, $C_2 H_4 Br_2$, ontstaat door onmiddellijke vereeniging van aethylenegas met bromium, en komt in eigenschappen overeen met aethyleendichloride. Moeilijker vereenigt zich aethylenegas met jodium. Om *aethyleendijodide*, $C_2 H_4 J_2$, te bereiden, moet men het gas over verward jodium leiden, of de inwerking in het directe zonlicht laten plaats hebben. Het jodide is een vast lichaam, dat in witte naalden kristalliseert.

Aethyleenalcohol of aethylglycol, $C_2 H_4 \left\{ \begin{array}{l} OH \\ OH \end{array} \right. = C_2 H_4 \left\{ \begin{array}{l} H_4 \\ H_2 \end{array} \right. O_2$.

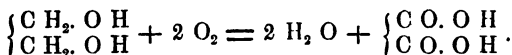
Zilveracetaat werkt op aethyleenjodide krachtig in, onder vorming van aethyleenacetaat:



Kookt men dezen aether met een oplossing van baryumhydroxyde, dan ontstaat *aethyleenalcohol* (glycol), een looze, eenigzins taaie vloeistof, die een zoeten smaak heeft; zich in alle verhoudingen met water en alcohol vermengt; heeft zij een soortelijk gewicht van 1,125, en bij 197,5° kookt. Aethyleenalcohol verbindt zich gemakkelijk met zuurstof; brengt men deze verbinding in aanraking met water en platinazwart, dan ontstaat *glycolzuur*, $C_2 H_4 O_3$:

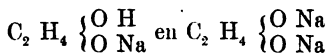


Dezelfde verbinding ontstaat, wanneer verdund salpeterzuur bij de gewone temperatuur op aethyleenalcohol inwerkt; bij verwarming wordt onder die omstandigheden *oxalzuur*, $C_2 H_2 O_4$, gevormd :

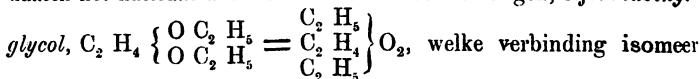


Zooals men ziet, komen deze reactie's volkomen overeen met de vorming van azijnzuur uit den gewonen alcohol; maar terwijl het univalente aethyl maar één eenbasisch zuur levert, geeft de bivalente aethyleenalcohol een éénbasisch en een tweebasisch zuur. — Ook het aldehyde van oxalzuur, *glyoxal*, $C_2 H_2 O_2$, is bekend; het ontstaat uit aethyleenalcohol door uittreding van 4 atomen waterstof.

Natrium vervangt in aethyleenalcohol gemakkelijk de waterstof van het hydroxyle, waardoor de verbindingen :



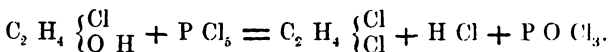
verkregen worden. Door inwerking van een alcoholjodide wordt daarin het natrium door een alcoholradicaal vervangen, bijv. *diaethyl-*



is met acetal.

Door verhitting van aethyleenalcohol met zoutzuur wordt één hydroxyle door chloor vervangen, en verkrijgt men *aethyleenchloorhydrine*, $C_2 H_4 \left\{ \begin{array}{l} Cl \\ O H \end{array} \right.$, welke verbinding ook ontstaat door onmiddellijke vereeniging van aethylene met onderchlorigzuur. Door deze

stof met phosphorpentachloride te verhitten, verkrijgt men aethyleendichloride :



Het blijkt dus, dat de aethyleenalcool zich in veel opzichten evenals de aethylalcool gedraagt; hij onderscheidt zich echter daarvan, doordat hij, als verbinding van een bivalent radicaal, twee chloriden, twee aethers van hetzelfde zuur, enz. vormt. Zoo kennen wij twee acetaten :

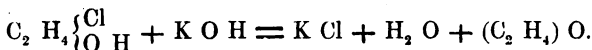


en twee aethylsubstituten :

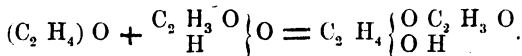


Aethyleenoxyde, (C₂ H₄) O.

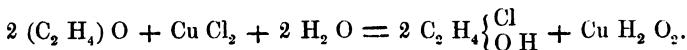
Door bijtende potasch kan men aan aethyleenchloorhydrine de elementen van zoutzuur onttrekken, en daardoor ontstaat de bovengenoemde verbinding :



Het is een kleurlooze vloeistof, die bij 13,5° kookt, en die zich in elke verhouding met water laat vermengen. Aethyleenoxyde reageert alkalisch, en verbindt zich onmiddellijk met zuren tot een glycol-aether, bijv. :



Uit de oplossing van veel metaalzouten wordt door aethyleenoxyde het hydroxyde van het metaal gepraecipiteerd, bijv. :



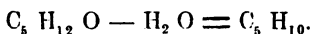
Ook met ammoniak en de aminen verbindt het zich, en vormt dan een reeks van verbindingen, die allen sterk basische eigenschappen bezitten.

Aethyleenoxyde is isomeer met acetaldehyde, en geeft, evenals dat lichaam, door verbinding met water aethylalcool.

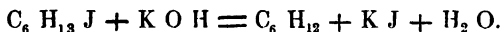
De verbindingen van aethylene met de elementen der stikstofgroep zijn zeer talrijk; het bivalente aethylene vervangt 2 atomen waterstof in twee moleculen ammoniak, en levert op die wijze primaire, secundaire en tertiaire diaminen en ammoniumverbindingen, welke volkomen overeenkomen met die van het aethyl. Ook kent men phosphinen en arsinen van aethylene.

De overige koolwaterstoffen van de reeks $C_n H_{2n}$ ontstaan op dezelfde wijze als aethylene :

- 1°. Uit de univalente alcoholen, wanneer daaraan (door inwerking van zwavelzuur of zinkchloride) de elementen van water onttrokken worden; zoo ontstaat uit amyralcohol *amylyene* :



- 2°. Uit de univalente chloriden, jodiden, enz., door uittreding van chloorwaterstof, joodwaterstof, enz.; bijv. uit hexyljodide *hexylene* :



- 3°. Bij de droge-distillatie van veel organische stoffen; zij vormen daarom een hoofdbestanddeel van de steenkole- en houtteer.

Al deze koolwaterstoffen vereenigen zich, evenals aethylene, onmiddellijk met de elementen van de chloorgroep; ieder vormt een glycol of bivalenten alcohol. Ook verbinden zij zich onmiddellijk met de waterstofzuren.

De beste bekende koolwaterstoffen, welke tot deze reeks behooren, zijn de volgende :

			Kookpunt.
Aethylene	$C_2 H_4$	—
Propylene	$C_3 H_6$	—
Butylene	$C_4 H_8$	+ 3°
Amylyene	$C_5 H_{10}$	35°
Hexylene	$C_6 H_{12}$	69°
Heptylene	$C_7 H_{14}$	95°
Octylene	$C_8 H_{16}$	125°
Decatylene	$C_{10} H_{20}$	160°
Cetene	$C_{16} H_{32}$	275°
Cerotene	$C_{27} H_{54}$	
Melene	$C_{30} H_{60}$	

De alcoholen met bivalente radicalen vertoonen, wat hun kookpunt betreft, een merkwaardige uitzondering op alle andere homologe reeksen; bij de vier eerste termen toch daalt het kookpunt, niettegenstaande het koolstofgehalte toeneemt.

De onderstaande glycollen heeft men bereid:

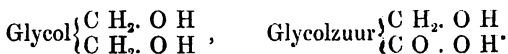
		Kookpunt.
Aethyleenalcohol	$C_2 H_6 O_2$	197,5°
Propyleenalcohol	$C_3 H_8 O_2$	188°
Butyleenalcohol	$C_4 H_{10} O_2$	183°
Amyleenalcohol	$C_5 H_{12} O_2$	177°
Hexyleenalcohol	$C_6 H_{14} O_2$	207°
Octyleenalcohol	$C_8 H_{18} O_2$	237°

MELKZUURREEKS.

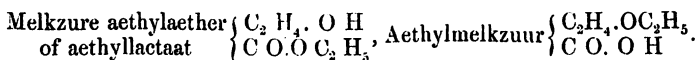
Algemeene formule: $C_n H_{2n} O_3$.

<i>Glycolzuur</i>	$C_2 H_4 O_3$
<i>Melkzuur</i>	$C_3 H_6 O_3$
<i>Butylactinezuur</i>	$C_4 H_8 O_3$
<i>Valerolactinezuur</i>	$C_5 H_{10} O_3$
<i>Leucinezuur</i>	$C_6 H_{12} O_3$

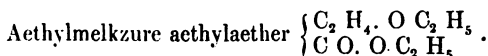
Evenals uit de univalente alcoholen door oxydatie de vetzuren ontstaan, verkrijgt men uit de bivalente glycollen, wanneer daarin 1 atoom zuurstof de plaats van 2 atomen waterstof inneemt, een reeks van éénbasische zuren, die den naam van *melkzuurreeks* ontvangen heeft, omdat van de verbindingen, die daartoe behooren, het melkzuur het best onderzocht is. Evenals de glycollen bevatten deze zuren de groep O H tweemaal:



Uit deze samenstelling is het verklaarbaar, dat de zuren dezer reeks zich half als een alcohol en half als een zuur gedragen. Men kan bijv. in melkzuur de waterstof van het carboxyle, C O. O H, door een alcoholradicaal vervangen, en verkrijgt dan een neutrale aether van melkzuur; maar ook de waterstof van het hydroxyle kan door een alcoholradicaal gesubstitueerd worden, en dan ontstaat een aetherachtige verbinding, die een even sterk zuur is als het melkzuur zelf:

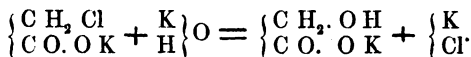


Hebben de beide substitutie's te gelijk plaats, dan ontstaat:



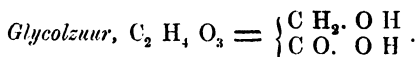
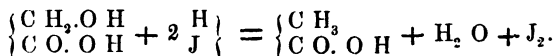
De zuren van deze reeks staan in nauwe betrekking tot de vetzuren, en men kan de termen van de beide reeksen gemakkelijk in elkander omzetten.

Kookt men bijv. het kaliumzout van monochloorazijnzuur met potasch, dan verkrijgt men het kaliumzout van glycolzuur:



Het chloor verwisselt hierbij van plaats met het hydroxyle.

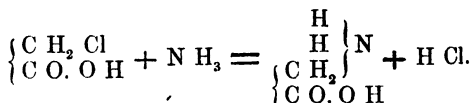
Door verwarming van glycolzuur met geconcentreerd joodwaterstofzuur ontstaat daarentegen azijnzuur:



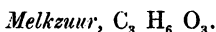
De verschillende wijzen, waarop dit zuur ontstaat, hebben wij reeds bij aethyleenalcohol vermeld; het is een kristallijne, hygroscopische stof, die in water, alcohol en aether gemakkelijk oplosbaar is, en bij 179° smelt. Het calciumzout van dit zuur is in koud water weinig oplosbaar.



Deze verbinding, die wegens haar zoeten smaak ook *lymsuiker* genoemd wordt, verkrijgt men door lijm met verdund zwavelzuur te koken, of door monochloorazijnzuur met ammoniak te verhitten:



Glyocol vormt groote kristallen, die goed oplosbaar zijn in water, maar weinig in alcohol. De oplossing in water, reageert neutraal. Glyocol gedraagt zich als een zwak zuur, maar verbindt zich ook met zuren.



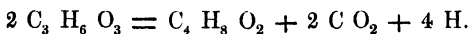
Melkzuur is aanwezig in zure melk, in zuurkool en in het maag-

sap; men bereidt het gewoonlijk door een suikeroplossing met krijt en rottende kaas gedurende 8 dagen aan een temperatuur van 15—20° bloot te stellen. Ook kan men dit zuur verkrijgen door oxydatie van propylglycol (propyleenalcohol), door koking van monochloorpropionzuur met alkaliën, en door een mengsel van aldehyde, blauwzuur en zoutzuur gedurende eenige dagen te laten staan.

Zuiver melkzuur is een kleurlooze, olieachtige vloeistof, die een soortelijk gewicht heeft van 1,215; zij kan niet zonder ontleding gedestilleerd worden, maar gaat bij verhitting, onder verlies van water, over in *lactide*, $C_3 H_4 O_2$, (melkzuuranhydride) en *dilactylzuur*, $C_6 H_{10} O_5$, terwijl een ander gedeelte ontleed wordt in kooloxyde, aldehyde en water. Door verhitting met joodwaterstofzuur wordt melkzuur gereduceerd tot propionzuur.

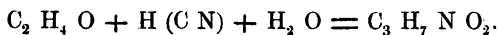
De zouten van melkzuur of *lactaten* kristalliseeren, goed en zijn meest allen oplosbaar in water. Het belangrijkste zout van melkzuur is *zinklactaat*, dat in kleine, glinsterende naalden kristalliseert en tot formule heeft: $C_3 H_5 O_3 \left\{ \begin{array}{l} C_3 H_5 O_3 \\ C_3 H_5 O_3 \end{array} \right\} Zn + H_2 O$. Door zwavelwaterstof in de oplossing van dit zout te leiden, wordt al het zink als zinksulphide neergeslagen, en verkrijgt men een oplossing van zuiver melkzuur, die men door indampen kan concentreeren.

Door eenigen tijd in aanraking te zijn met rottende kaas bij een temperatuur van 30—35° gaan de zouten van melkzuur over in zouten van boterzuur:

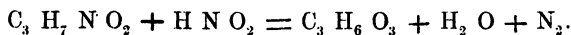


Alanine, $\left\{ \begin{array}{l} H \\ H \\ C_2 H_4 \\ C O. O H \end{array} \right\} N$, ontstaat uit chloorpropionzuur door inwer-

king van ammoniak, of door koking van aldehydammoniak met blauwzuur:

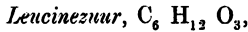
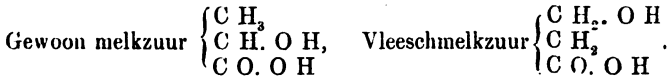


Alanine komt veel overeen met glyocol; door salpeterigzuur ondergaat het dezelfde ontleding als de andere amiden; hierbij ontstaat melkzuur, terwijl de stikstof ontwijkt:



Paramelkzuur (vleeschmelkzuur). In de spieren der zoogdieren is een zuur aanwezig, dat zeer veel overeenkomt met melkzuur en daarmee isomeer is. Beide soorten van melkzuur onderscheiden zich echter door de oplosbaarheid en den kristalvorm van hun zouten. Vleeschmelkzuur kan men kunstmatig bereiden uit aethyleen-

verbindingen, terwijl het gewone melkzuur wordt afgeleid van aldehyde. De rationeele formules voor beide zuren zijn dus :



bereidt men op dezelfde wijze uit leucine als melkzuur uit alanine. *Leucine*, $\text{C}_6 \text{ H}_{13} \text{ N O}_2$, dat men kan beschouwen als het amide van capronzuur, en dus tot rationeele formule heeft : $\text{C}_6 \text{ H}_{11} (\text{N H}_2) \text{ O}_2$, kristalliseert in kleine, vette plaatjes ; men vindt het in de hersenen, in de longen, in de lever, in rottende kaas (vandaar de oude naam van kaasoxyde), enz. ; bij sommige ziekten treedt het in groote hoeveelheid op. Bovendien ontstaat leucine bij ontleding van veel dierlijke stikstofhoudende stoffen, zooals eiwit, lijn, enz.

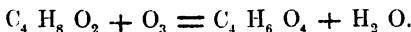
De overige zuren van deze reeks gaan wij met stilzwijgen voorbij.

OXALZUURREEKS.

Algemeene formule : $\text{C}_n \text{ H}_{2n-2} \text{ O}_4$.

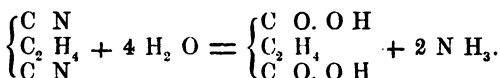
<i>Oxalzuur</i> (zuringzuur)	C_2	H_2	O_4
<i>Malonzuur</i>	C_3	H_4	O_4
<i>Barnsteenzuur</i>	C_4	H_6	O_4
<i>Brandig-wijnsteenzuur</i>	C_5	H_8	O_4
<i>Adipinezuur</i>	C_6	H_{10}	O_4
<i>Pimelinezuur</i>	C_7	H_{12}	O_4
<i>Suberinezuur</i> (kurkzuur)	C_8	H_{14}	O_4
<i>Azelainezuur</i> (lepargylzuur)	C_9	H_{16}	O_4
<i>Sebacinezuur</i>	C_{10}	H_{18}	O_4
<i>Brassylzuur</i>	C_{11}	H_{20}	O_4
<i>Roccellazuur</i>	C_{17}	H_{32}	O_4

Deze zuren bevatten tweemaal de groep carboxyle, en zijn daarom *tweebasisch* ; zij ontstaan bij de oxydatie der vetzuren. Kookt men bijv. boterzuur met salpeterzuur, dan verkrijgt men barnsteenzuur :

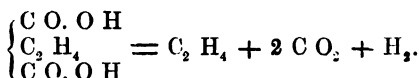


Met uitzondering van oxalzuur, kunnen alle zuren van deze reeks beschouwd worden als verbindingen van koolwaterstoffen uit de aethyleenreeks met 2 carboxyle ; hieraan beantwoorden de verschillende wijzen van ontstaan en de ontledingsproducten dezer licha-

men volkomen. — Evenals de vetzuren uit de cyaniden der alcohol-radicalen ontstaan, doordat cyaan zich in carboxyle verandert (zie bladz. 296), worden deze tweebasische zuren uit de cyaniden der bivalente radicalen gevormd. Verhit men bijv. aethyleencyanide met potaschloog, dan ontstaat barnsteenzuur, $C_4 H_6 O_4$:

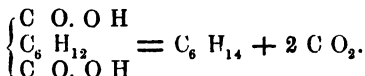


Ontleedt men het kaliumzout van barnsteenzuur door een galvanischen stroom, dan verkrijgt men aethylene, koolstofdioxyde en waterstof :

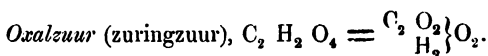


Door verhitting met baryumhydroxyde worden deze zuren ontleed in koolstofdioxyde en een koolwaterstof van de reeks $C_n H_{2n+2}$.

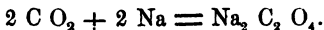
Suberinezuur bijv. geeft onder die omstandigheden hexylwaterstof, $C_6 H_{14}$:



Daar in deze zuren de groep carboxyle tweemaal voorkomt, kunnen zij niet minder dan 2 atomen koolstof bevatten ; de eerste term, het oxalzuur, is dus *dicarboxyle*, $\left\{ \begin{array}{l} C \quad O. \quad O \quad H \\ C \quad O. \quad O \quad H \end{array} \right.$



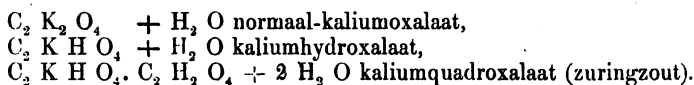
Dit zuur komt in veel planten (zuring, rhabarber, sommige korstmossen, enz.) voor, gewoonlijk als een calciumzout daarvan. Synthetisch verkrijgt men het door inwerking van koolstofdioxyde op natrium bij een temperatuur van 350° :



Verder vormt het zich bij de oxydatie van veel lichamen. Zuiver zuringzuur verkrijgt men het best door verhitting van rietsuiker met salpeterzuur ; vroeger werd het op die wijze in het groot bereid, tegenwoordig maakt men het veelal door verhitting van houtzaagsel met bijtende potasch. Uit het ruwe kaliumoxalaat, dat hierdoor ontstaat, bereidt men vervolgens het onoplosbare calciumoxalaat, en ontleedt dit door zwavelzuur, waardoor men gips en een

oplossing van oxalzuur verkrijgt; uit deze oplossing zet zich na indamping het zuur af in waterhoudende, monoklinische kristallen, $C_2 H_2 O_4 + 2 H_2 O$. Verhit men deze kristallen tot 100° , of brengt men ze in een luchtledige ruimte boven zwavelzuur, dan gaan zij door verlies van hun kristalwater over in een wit poeder. Verhit men oxalzuur tot 160° , dan sublimeert een klein gedeelte, terwijl het overige ontleed wordt in koolstofdioxyde, kooloxyde en mierzuur. Door verwarming met zwavelzuur wordt het ontleed in water en gelijke volumina kooloxyde en koolstofdioxyde (zie bl. 69). De zure en normale zouten der alkalimetalen van dit zuur zijn in water oplosbaar en kristalliseeren goed; de oxalaten der andere metalen zijn meest allen oplosbaar in water, maar lossen dikwijls op in mineraalzuren, in oxalzuur en zouten van oxalzuur, waarmede zij dubbelzouten vormen. Hierop berust het wegmaken van inktvlakken met zuringzout.

De volgende kaliumzouten van oxalzuur zijn bekend:



Het normale zout is goed oplosbaar in water, de zure zouten moeilijk.

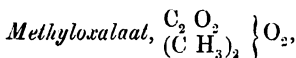
Ammoniumoxalaat, $(C_2 O_2) (N H_4)_2 \} O_2 + H_2 O$, vormt harde, in koud water moeilijk oplosbare kristallen; het wordt in de analytische chemie gebruikt.

Calciumoxalaat, $(C_2 O_2) Ca \} O_2$, komt in den vorm van quadratische zuilen, die 3 mol. $H_2 O$ bevatten, voor in de cellen van verschillende planten (rhabarberwortel, enz.) en is het hoofdbestanddeel van sommige blaassteenen. In water en in azijnzuur is calciumoxalaat onoplosbaar, maar het lost in zoutzuur en salpeterzuur gemakkelijk op.

Ferro-oxalaat, $(C_2 O_2) Fe \} O_2$, ontstaan als een *geel* praecipitaat, wanneer men oplossingen van ijzervitriool en oxalzuur met elkander vermengt. Bij verhitting in een stroom waterstof ontwijkt koolstofdioxyde, en blijft pyrophorisch ijzer achter.

Ferrid-oxalaat, $(C_2 O_2)_3 Fe_2 \} O_6$, bezit een *groene* kleur, en wordt verkregen door oplossing van ferridhydroxyde in oxalzuur.

Zilver- en *mercuridoxalaat* zijn onoplosbaar en explodeeren hevig bij verhitting, en wanneer men er op slaat.



verkrijgt men door ruwen houtgeest met zwavelzuur en kaliumhydroxalaat te destilleeren. Deze aether vormt groote, tafelvormige kristallen, die bij 51° smelten en bij 162° koken. Bij verwarming met water wordt deze verbinding ontleed in oxalzuur en methylalcohol. Van deze eigenschap trekt men partij om zuiveren methylalcohol uit ruwen houtgeest te bereiden.

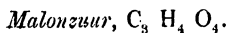
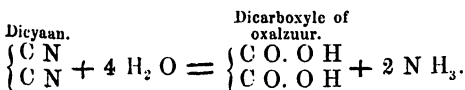
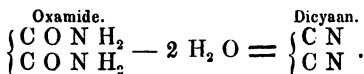
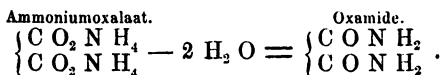
Op dezelfde wijze verkrijgt men uit wijgeest *aethyloxalaat*, $\left. \begin{array}{l} \text{C}_2 \text{ O}_2 \\ (\text{C}_2 \text{ H}_5)_2 \end{array} \right\} \text{O}_2$, een vloeistof, die bij 186° kookt; hierbij vormt zich

tevens *aethylhydroxalaat*, $\left. \begin{array}{l} \text{C}_2 \text{ O}_2 \\ \text{C}_2 \text{ H}_5 \\ \text{H} \end{array} \right\} \text{O}_2$, een niet zeer bestendige verbinding, die zich gedraagt als een éénbasisch zuur, waarvan een reeks van zouten bestaan, die ook weinig bestendigheid bezitten.

Amiden van oxalzuur.

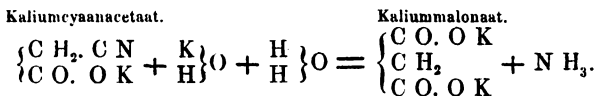
Wanneer men normaal-ammoniumoxalaat verhit, dan verliest die verbinding 2 moleculen water, en gaat daardoor over in *oxamide*, $\left. \begin{array}{l} \text{C}_2 \text{ O}_2 \\ \text{H}_2 \\ \text{H}_2 \end{array} \right\} \text{N}_2$, een wit poeder, dat onoplosbaar is in water. Door ver-

hitting met phosphorpenoxyde verliest dit nogmaals 2 moleculen water, waardoor cyaangas ontstaat, dat door opname van water weder gemakkelijk in oxalzuur overgaat, daar het radicaal cyaan, zooals wij reeds vroeger (zie bl. 296) hebben aangetoond, dan in carboxyle verandert :

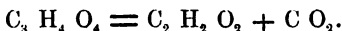


Verhit men den aethylaether van monochloorazijnzuur met ka-

liumcyanide, dan verkrijgt men aethylcyanaat, terwijl het kaliumzout van cyaanazijnzuur bij koking met potaschloog kaliummalonaat en ammoniak geeft :

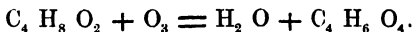


Verder ontstaat malonzuur door voorzichtige oxydatie van appelzuur met salpeterzuur. Het vormt groote kristallen, die gemakkelijk in water en alcohol oplossen. Bij hooge temperatuur wordt malonzuur ontleed in koolstofdioxyde en azijnzuur :



*Barnsteen*zuur, $\text{C}_4 \text{H}_6 \text{O}_4$.

Dit zuur is aanwezig in barnsteen, in eenige harsen, in alsen en in kleine hoeveelheden in het dierlijke organisme; het ontstaat bij de alcoholische gisting van suiker en bij de oxydatie van verschillende vetten, vooral van boterzuur, met salpeterzuur :



Barnsteenzuur bereidt men gewoonlijk door verhitting van barnsteen in een ijzeren retort en zuivering van het destillaat (van de barnsteenolie, die mede overgegaan is), door het tusschen filtreerpapier te persen en vervolgens met salpeterzuur te behandelen. Door omkristallisatie van het achterblijvende verkrijgt men dan het zuivere zuur.

Barnsteenzuur kristalliseert in doorschijnende, zuilvormige kristallen; deze smelten bij 180° en beginnen bij 235° te koken, waarbij de damp in barnsteenzuuranhydride, $\text{C}_4 \text{H}_4 \text{O}_3$, en water ontleed wordt. — De normale aethers van barnsteenzuur komen overeen met die van oxalzuur. Met broom geeft barnsteenzuur twee substituten: mono- en di-broombarnsteenzuur, $\text{C}_4 \text{H}_4 \text{Br}_2 \text{O}_4$.

Ook vormt het verschillende amiden; *succinamide*, $\left. \begin{array}{l} \text{C}_4 \text{H}_4 \text{O}_3 \\ \text{H}_2 \\ \text{H}_2 \end{array} \right\} \text{N}_2$,

ontstaat door inwerking van ammoniak op den aethylaether van barnsteenzuur; het is een vaste stof, die in witte naalden kristalliseert, en die bij verhitting ontleed wordt in ammoniak en *succinimide*, $\left. \begin{array}{l} \text{C}_4 \text{H}_4 \text{O}_2 \\ \text{H} \end{array} \right\} \text{N}$.

*Isobarnsteen*zuur verkrijgt men door koking van chloorpropionzuur met alkaliën; dit zuur is isomeer met barnsteenzuur, het smelt

echter reeds bij 130°, en gedraagt zich ook in andere opzichten verschillend.

Brandig-wijnsteen-zuur, $C_5 H_8 O_4$, bereidt men door droge-distillatie van wijnsteen-zuur en verdamping van het destillaat tot zich kristallen beginnen af te zetten.

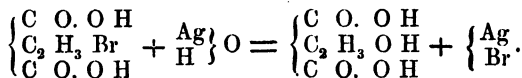
De overige zuren, die tot de reeks $C_n H_{2n-2} O_4$ behooren, zijn allen vaste, goed kristalliseerende stoffen, die bij de oxydatie van verschillende vetten door salpeter-zuur ontstaan. *Suberine- of kurk-zuur*, $C_8 H_{14} O_4$, vormt zich bovendien, wanneer kurk met salpeter-zuur wordt gekookt, en het *sebazine-zuur*, $C_{10} H_{18} O_4$, wordt verkregen wanneer men ricinusolie met bijtende potasch verhit. *Roccellazuur*, $C_{17} H_{32} O_4$, is bevat in de *Roccella tinctoria*, een korstmos, die voor de bereiding van lakmoes wordt aangewend. In hun scheikundig gedrag komen deze zuren veel overeen met het barnsteen-zuur.

Nauw verwant met barnsteen-zuur zijn twee zuren, die in het plantenrijk zeer veel voorkomen, n. l. appel-zuur en wijnsteen-zuur.

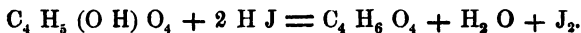
Appel-zuur, $C_4 H_6 O_5$.

Dit zuur is aanwezig in de meeste zure vruchten; gemakkelijk bereidt men het uit onrijpe appelen of lijsterbessen, door het sap daarvan met loodsuiker neer te slaan, en het loodzout, na uitwasching, door zwavelwaterstof te ontleden. Appel-zuur vormt witte, naaldvormige kristallen, die gemakkelijk in water oplossen en een aangenaam zuren smaak bezitten.

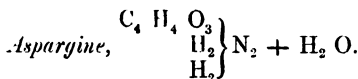
Door koking van een oplossing van monobroombarnsteen-zuur met zilveroxyde ontstaat appel-zuur, daar het broom dan door hydroxyle vervangen wordt:



Verhit men daarentegen appel-zuur met joodwaterstof, dan verandert het in barnsteen-zuur:

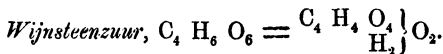


Appel-zuur staat dus in dezelfde betrekking tot barnsteen-zuur, als melk-zuur tot propion-zuur. Bij verhitting tot 180° geeft appel-zuur een molecule water af, en gaat daardoor over in twee isomere zuren van de formule $C_4 H_4 O_4$, *fumaria-zuur*, en *maleïne-zuur*; het eerstgenoemde komt in het sap van verschillende planten voor, bijv. in dat van de duivekervel (*Fumaria officinalis*). Door deze zuren in aanraking te brengen met waterstof in *statu nascendi* gaan zij weer over in barnsteen-zuur.

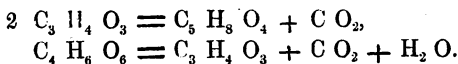


Deze amidverbinding van het appelzuur vindt men in de aspergies, in den althaeawortel, in het zoethout en in de kiemen van veel planten; uit het uitgeperste sap dezer planten kristalliseert het bij bekoeling in groote, kleurlooze kristallen, die in koud water weinig oplosbaar zijn en verkoelend smaken.

Leidt men salpeterigzuur in een oplossing van asparagine, dan ontstaat appelzuur, terwijl stikstof ontwijkt.



Wijnsteen zuur (1) komt in zeer veel planten voor; men vindt het of in vrijen toestand, of als zuur kaliumzout (wijnsteen) in de druiven, in tamarinde en in de meeste andere zure vruchten. Het zuur bereidt men uit *wijnsteen*, $\left. \begin{array}{l} \text{C}_4 \text{ H}_4 \text{ O}_4 \\ \text{H. K} \end{array} \right\} \text{O}_2$, een zuur zout, dat zich in onzuiveren toestand afzet in de vaten, waarin het druivensap gist, daar het in spiritus minder oplosbaar is dan in water. Men lost dit zout op in kokend water en voegt er krijt bij, waardoor de helft van het wijnsteen zuur als calciumtartraat neerslaat; het normale kaliumtartraat, dat nu nog in oplossing is, wordt door toevoeging van een oplossing van calciumchloride ook in calciumtartraat omgezet en vervolgens door zwavelzuur ontleed. Wijnsteen zuur kristalliseert in groote, monoklinische kristallen, die zeer goed oplosbaar zijn in water en bij 180° smelten; bij sterker verhitting verliezen zij water, waarbij tevens ontleding plaats heeft, wat men aan den eigenaardigen reuk naar gebrande suiker kan waarnemen. Onder de ontledingsproducten bevinden zich, behalve andere lichamen, *brandig-wijnsteen zuur* (pyro-wijnsteen zuur), $\text{C}_5 \text{ H}_8 \text{ O}_4$, en *brandig-druive zuur*, $\text{C}_3 \text{ H}_4 \text{ O}_3$:

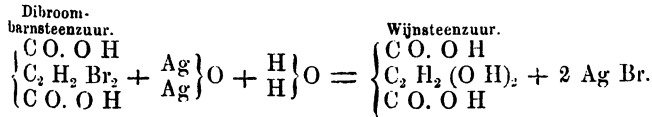


Pyro-wijnsteen zuur behoort tot de oxalzuur-reeks. Brandig-druive zuur is een onverzadigde verbinding, die zich onmiddellijk met waterstof vereenigt, en daardoor overgaat in melkzuur, $\text{C}_3 \text{ H}_6 \text{ O}_3$.

Door behandeling met oxydeerende stoffen wordt wijnsteen zuur ontleed in koolstofdioxyde, mierzuur en azijnzuur; bij smelting met bijtende potasch gaat het over in azijnzuur en zuringzuur,

(1) Wijnsteen zuur = *acidum tartaricum*,

Verhit men wijnsteenzuur gedurende langen tijd met joodwaterstofzuur, dan verandert het eerst in appelzuur, en daarna in barnsteenzuur; omgekeerd verkrijgt men wijnsteenzuur, wanneer men een oplossing van dibroombarnsteenzuur met zilveroxyde kookt, waarbij het broom door hydroxyle vervangen wordt:



De belangrijkste zouten van dit zuur zijn:

Kaliumtartraat, $\left\{ \begin{array}{l} \text{K} \\ \text{K} \end{array} \right\} \text{C}_4 \text{ H}_4 \text{ O}_6$, dat in water zeer goed oplosbaar is.

Kaliumhydrotartraat (wijnsteen), $\left\{ \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{K} \end{array} \right\} \text{C}_4 \text{ H}_4 \text{ O}_6$, dat in koud water zeer weinig oplosbaar is; ook het overeenkomstige ammoniumzout is moeilijk oplosbaar, terwijl daarentegen het natriumzout zeer goed oplost. Wijnsteenzuur wordt om die reden gebruikt als reagens op kaliumverbindingen.

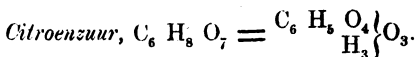
Kalium-natriumtartraat (seignette-zout), $\left\{ \begin{array}{l} \text{Na} \\ \text{K} \end{array} \right\} \text{C}_4 \text{ H}_4 \text{ O}_6 + 4 \text{ H}_2 \text{ O}$, dat men bereidt door wijnsteen in sodaloog op te lossen; het kristalliseert in groote, rhombische prisma's.

Antimonyl-kaliumtartraat of *braakwijnsteen* (zie bl. 227), $2 \left(\left\{ \begin{array}{l} \text{Sb O} \\ \text{K} \end{array} \right\} \text{C}_4 \text{ H}_4 \text{ O}_6 \right) + \text{H}_2 \text{ O}$. Dit zout, dat in de geneeskunde veel gebruikt wordt, bereidt men door een oplossing van wijnsteen met antimoniumtrioxyde te koken, waardoor 1 atoom waterstof in den wijnsteen door de univalente groep Sb O vervangen wordt; dit zout kristalliseert in rhombische octaëders.

Wijnsteenzuur komt voor in verschillende modificatie's, die zich door hun physische eigenschappen, vooral door hun verhouding ten opzichte van het licht onderscheiden. Het gewone wijnsteenzuur doet namelijk het vlak van polarisatie *rechts* draaien, en wordt daarom *rechtsdraaiend-wijnsteenzuur* genoemd; behalve dit zuur komt in sommige soorten van wijnsteen nog een ander zuur voor, dat geen werking uitoefent op den gepolariseerden lichtstraal, en *druivezuur* genoemd wordt. Verzadigt men dit druivezuur voor de helft met ammonia en voor de andere helft met sodaloog, en laat het mengsel van deze beide vloeistoffen kristalliseeren, dan verkrijgt men tweeërlei soort van kristallen, die dezelfde formule, $\left\{ \begin{array}{l} \text{N H}_4 \\ \text{Na} \end{array} \right\} \text{C}_4 \text{ H}_4 \text{ O}_6$, heb-

ben, en die isomorph zijn met seignette-zout; zij onderscheiden zich echter van elkander, doordat bij de eene zekere kleine vlakken alleen op de rechter, bij de andere alleen op de linker zijde voorkomen, zoodat het eene kristal het spiegelbeeld is van het andere. Wanneer men deze kristallen uitzoekt, en uit beide soorten het zuur afscheidt, dan verkrijgt men uit de eene soort rechtsdraaiend wijnsteen-zuur, terwijl de andere soort een zuur levert, dat met het genoemde overigens volkomen overeenstemt, maar het vlak van polarisatie *links* doet draaien, en daarom *linksdraaiend-wijnsteen-zuur* genoemd wordt.

Voegt men de beide soorten van zuur bij elkander, en brengt men de oplossing tot kristallisatie, dan kristalliseert weer het optisch onwerkzame druivezuur, dat dus een verbinding van beide is. Het uit dibroombarnesteen-zuur verkregen wijnsteen-zuur is eveneens onwerkzaam, maar laat zich niet als het druivezuur in twee optisch werkzame soorten splitsen.



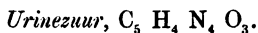
Dit driebasisch zuur komt voor in het sap van citroenen en van veel andere zure vruchten; het kristalliseert in doorschijnende, rhombische prismas.

Bij verhitting smelt het, en gaat, onder verlies van water, over in *aconietzuur*, $C_6 H_6 O_6$, dat ook in verschillende planten, vooral in verschillende soorten van het geslacht *aconitum* en *equisetum*, voorkomt.

Citroenzuur vormt, als driebasisch zuur, drie reeksen van zouten en drie reeksen van aethers. Wordt 1 atoom waterstof door een alcoholradicaal vervangen, dan ontstaat een tweebasisch zuur, worden twee atomen verplaatst, dan verkrijgt men een éénbasisch zuur.

De *citraten* ⁽¹⁾ der alkalimetalen zijn in water oplosbaar; calciumcitraat is in koud water vrij goed oplosbaar, in kokend water bijna niet; verzadigt men dus een oplossing van citroenzuur met kalkwater, dan blijft de oplossing bij de gewone temperatuur helder, maar wordt bij koking troebel. De neerslag, die bij verwarming ontstaat, lost bij bekoeling grootendeels weder op. De citraten der zware metalen zijn in water onoplosbaar.

URINEZUUR EN DAARMEDE VERWANTE LICHAMEN.

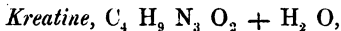


Dit zuur vindt men in kleine hoeveelheden in de urine van zoog-

(1) Citroenzuur = acidum citricum.

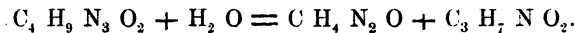
dieren, in groote hoeveelheid is het in veel blaassteen en in de excrementa van vogels en slangen aanwezig. De beste stof voor de bereiding van dit zuur is guano; men kookt deze met sodaloog of een oplossing van borax, en praecipiteert uit de oplossing het urinezuur door zoutzuur. Het is een wit, kristallijn poeder, dat in water slechts zeer weinig oplosbaar is. Urinezuur is tweebasisch; al zijn zouten zijn moeilijk oplosbaar; het meest oplosbaar is de lithiumverbinding. Door behandeling met oxydeerende stoffen levert urinezuur een groote reeks van belangrijke ontledingsproducten, die grootendeels uit samengestelde ureum's bestaan. Door koud salpeterzuur wordt het ontleed in ureum en *alloxan*, $C_4 H_2 N_2 O_4$, welk laatste stof door verdere oxydatie overgaat in koolstofdioxide en *parabanzuur*, $C_3 H_2 N_2 O_3$.

Verdampt men urinezuur voorzichtig met salpeterzuur tot droog, dan blijft er een roodachtig gekleurde stof achter, die door bevochtiging met ammoniak prachtig purperrood wordt. Deze verbinding is het ammoniumzout van het *purpurzuur*, en wordt voor kleurstof (*murexide*) in het groot bereid. Murexide vormt groene kristallen, die metaalglans bezitten, en tot formule hebben: $C_8 H_4 (N H_4) N_5 O_6$; met water geven zij een prachtig purpurkleurige oplossing, die door toevoeging van potaschloog fraai blauw wordt.

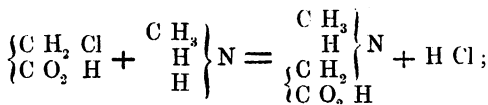


is in kleine hoeveelheid aanwezig in de spieren der gewervelde dieren en in kleine hoeveelheden in de hersenen. Om het te bereiden trekt men gelakt vleesch met koud water uit, kookt de oplossing, om de eiwitstoffen te verwijderen, voegt er vervolgens barytwater bij (om het phosphorzuur neer te slaan) en dampst de oplossing daarna in. Op dezelfde wijze kan men het verkrijgen uit het vleeschextract van den handel, waarvan het een hoofdbestanddeel is.

Kreatine is in water tamelijk goed oplosbaar, en vormt kleurlooze kristallen. Het verbindt zich met zuren, en wordt door koking met barytwater ontleed in ureum en *sarkosine*:



Sarkosine kan ook kunstmatig worden verkregen, n. l. door inwerking van methylamine op monochloorazijnzuur:



men kan het dus beschouwen als glyocol, waarin 1 atoom waterstof door methyl vervangen is (zie bl. 342).

Kreatinine, $C_4 H_7 N_3 O$.

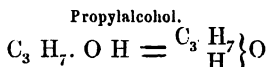
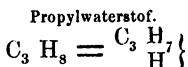
Deze verbinding ontstaat door koking van kreatine met verdunde zuren, onder uittreding van water, en is bovendien in urine aanwezig. Zij kristalliseert in kleurlooze zuilen, en is tamelijk goed oplosbaar in water; deze oplossing reageert sterk alkalisch. Met zuren verbindt kreatinine zich tot goed kristalliseerbare zouten.

 VERBINDINGEN VAN DE TRIVALENTE RADICALEN
 $C_n H_{2n-1}$

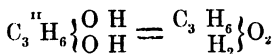
Van de alcoholen, die tot deze reeks behooren, is nog alleen de *glyceryl alcohol* (propyl-glycerine). $C_3 H_5$ $\left. \begin{array}{l} O H \\ O H \\ O H \end{array} \right\}$, nader onderzocht.

Uit de formule blijkt reeds, dat het aantal verbindingen, dat van een trivalenten alcohol kan worden afgeleid, veel grooter is dan van de uni- en bivalente alcoholen.

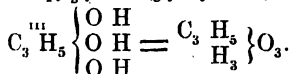
De betrekking, die er bestaat tusschen de uni-, bi- en trivalente alcoholen, is zeer eenvoudig, zooals uit het volgende overzicht blijkt :



Propylglycol (propyleenalcohol).



Propylglycerine (glyceryl alcohol).



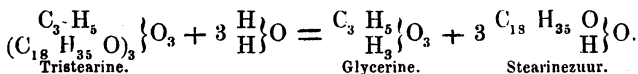
Volgens de eerste schrijfwijze kunnen wij propylalcohol beschouwen als propylwaterstof, waarin 1 atoom waterstof door hydroxyle vervangen is; propylglycol als propylwaterstof, waarin 2 atomen waterstof door 2 hydroxyle verplaatst zijn; terwijl propylglycerine van propylwaterstof wordt afgeleid door vervanging van 3 H door 3 O H. Bij de behandeling van de alcoholen met univalente elementen hebben wij reeds opgemerkt, dat deze verbindingen konden beschouwd worden als een molecule water, waarin 1 atoom waterstof door een univalent alcoholradicaal vervangen is; evenzoo kunnen wij de glycolen beschouwen als 2 moleculen water, waarin H_2 door een bivalent radicaal verplaatst is, en de glycerine als 3 moleculen water, waarin H_3 door het trivalente glycerine gesubstitueerd is. Evenals in de univalente alcoholen de waterstof van het hydroxyle door een

element of radicaal, hetzij van een alcohol, hetzij van een zuur, vervangen kan worden, kan hetzelfde plaats hebben in de glycollen en in de glycerine; daar in deze laatste verbindingen meer atomen waterstof voorkomen, is het aantal verbindingen, dat men er van af kan leiden, veel grooter; te meer omdat niet alle atomen waterstof tegelijkertijd of door dezelfde radicalen behoeven vervangen te worden.

Propyl-glycerine, (glycerylalcohol of glycerine), $C_3 H_5 \begin{cases} O H \\ O H. \\ O H \end{cases}$

De meeste vetten en oliën zijn mengsels van verschillende aethers van dezen alcohol. Zoo is bijv. *stearine*, dat het hoofdbestanddeel uitmaakt van het schapevet, *glyceryltristearaat* of *tristearine*, m. a. w. glycerine, waarin de 3 atomen waterstof van het hydroxyle door het radicaal van stearinezuur (een der vetzuren) vervangen is.

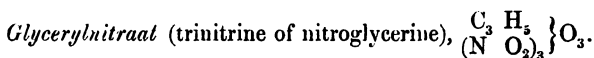
In kleine hoeveelheden ontstaat glycerine bij de alcoholische gisting, en daarom is deze stof in wijn aanwezig. In groote hoeveelheid verkrijgt men het a's nevenproduct bij de *verzeeping* van vetten. De vetten worden een geruimen tijd met potasch of sodaloog gekookt, en evenals aethylacetaat door inwerking van alkaliën aethylalcohol en een acetaat geeft, zoo ontstaan uit de vetten glycerylalcohol en vetzure zouten der alkali-metalen of *zeepen*. Men scheidt de gevormde zeep van de oplossing van glycerine in water door toevoeging van keukenzout, daar zeep in pekkel onoplosbaar is. In zuiveren toestand verkrijgt men glycerine door koking van olijfolie en andere vetten met loodoxyde en water; er vormen zich dan onoplosbare loodzeep (diapalm of loodpleister) en een oplossing van glycerine, die men in het opgeloste lood door zwavelwaterstof bevrijdt (¹). Door verdamping wordt de oplossing vervolgens geconcentreerd. Een andere methode om de glyceriden in vetzuren en glycerine te scheiden, bestaat in het behandelen van de vetten met stoom van hooge temperatuur; deze wijze van ontleding, die bij de bereiding van stearinezuur in het groot gevolgd wordt, levert zeer zuivere glycerine. Het vet neemt onder die omstandigheden water op, en wordt daardoor ontleed in vetzuur en glycerylalcohol:



Zuivere glycerine is een dikke, kleurloze vloeistof, die een soortelijk gewicht heeft van 1,28; zij bezit een aangenaam zoeten smaak (vandaar de naam van oliezoet), en is in water en alcohol

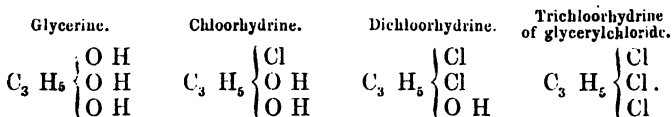
(¹) Op die wijze werd in 1779 door SCHEELE het eerst glycerine bereid.

oplosbaar. Met waterdamp destilleert glycerine over zonder ontleed te worden; hetzelfde heeft plaats in een ruimte, waar de lucht verdund is; wordt glycerine onder den gewonen druk verhit, dan heeft er ontleding plaats, ten gevolge waarvan een prikkelende, onaangename reuk ontstaat, dien wij ook waarnemen, wanneer een vetkaars wordt uitgeblazen (*acroleïne*). Tegenwoordig gebruikt men veelal een mengsel van glycerine en water om de gashouders te vullen, daar dit niet bevriest; ook in de geneeskunde (winterhanden), bij de bereiding van kunstwijn, voor toiletzeepen en haarolie wordt glycerine gebruikt. Vermengt men klei met glycerine, dan blijft deze plastisch. Dierlijke blaas, die met glycerine bevochtigd is, wordt niet droog.



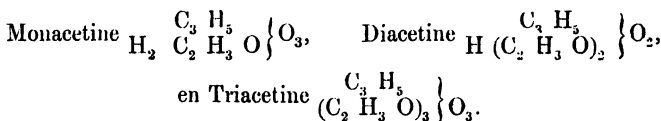
Dezen aether verkrijgt men door inwerking van koud, geconcentreerd salpeterzuur op glycerine. Nitroglycerine is een licht-gele olie, die bij verhitting of door een stoot onder hevige ontploffing ontleed wordt; in den laatsten tijd bereidt men deze verbinding in het groot, en gebruikt ze om rotsen en mijnen te doen springen. Het is een zeer gevaarlijke stof.

Glycerine vormt drie chloriden, die *chloorhydrinen* genoemd worden; men verkrijgt deze door verhitting van glycerine met zoutzuur, of door inwerking van phosphorchloride op glycerine:



Glycerylaethers van de vetzuren (glyceriden).

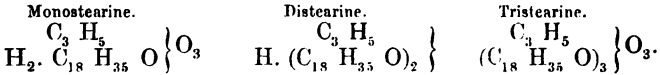
Door langdurige inwerking bij 100° van geconcentreerd azijnzuur of glycerine verkrijgt men drie aethers:



Deze verbindingen zijn dikke, olieachtige vloeistoffen, welke bij hooge temperatuur in damp overgaan, zonder ontleed te worden.

Triacetine wordt gevonden in de olie der zaden van de kardinaalsmuts (*Eoonymus europaeus*).

De dierlijke en plantaardige vetten bestaan grootendeels uit mengsels van glycerylaethers van palmitinezuur, stearinezuur en oliezuur; de drie atomen waterstof van glycerine zijn door de radicalen der zuren vervangen. Door verhitting van de zuren met glycerine kan men de aethers van de genoemde zuren verkrijgen, welke met die van het azijnzuur overeenkomen, bijv. :



Tristearine vormt het hoofdbestanddeel van het harde vet van de koe en van het schaap; men kan het daaruit verkrijgen door het vet meermalen met aether te behandelen, en hetgeen overblijft sterk uit te persen, waardoor de vetten, die een lager smeltpunt hebben, zooals tripalmitine, verwijderd worden. *Tristearine* kristalliseert in plaatjes, die bij 66,°5 smelten. *Tripalmitine* verkrijgt men uit olijfolie, door deze sterk af te koelen, en hetgeen daarbij uitkristalliseert van het vloeibare trioleïne door uitpersing te bevrijden. Het kristalliseert uit alcohol in plaatjes, die paarlemoerglas bezitten. *Trilaurine* is aanwezig in de cocosolie. Volkomen zuivere vetzuren aethers kan men echter uit de vetten zeer moeilijk afscheiden; gemakkelijker verkrijgt men ze door de vetzuren met watervrije glycerine gedurende langen tijd in toegesmolten buizen tot 150" te verhitten. Stearine kristalliseert in witte, glinsterende blaadjes; het is onoplosbaar in water, en weinig oplosbaar in kouden alcohol en aether, maar bij verwarming lost het gemakkelijk op in aether. De vaste vetten bevatten hoofdzakelijk palmitine- en stearinezuur, de vloeibare bovendien *oliezuur*, $\text{C}_{18} \text{H}_{34} \text{O}_2$, een zuur, dat 2 atomen waterstof minder bevat dan stearinezuur. Zuivere vetten zijn kleurloos, smakeloos en reukeloos, en oefenen geen werking uit op lakmoes; wanneer zij aan de lucht zijn blootgesteld, worden zij, vooral als zij niet volkomen zuiver zijn, rans; er heeft daarbij een begin van ontleding plaats, het vet bezit dan den reuk van het vetzuur, dat vrij gekomen is, en reageert zuur. De palmolie, die bij ons wordt ingevoerd, bestaat dikwijls voor drie vierde uit vrij vetzuur.

De vetten zijn niet vluchtig; wanneer men ze verhit worden zij ontleed, en verspreiden daarbij een sterken, zeer onaangename reuk (acroleïne, een ontledingsproduct van glycerine). De zoogenaamde drogende oliën, zooals lijnolie, hennepolie, papaverolie, enz. nemen in aanraking met de lucht zuurstof op, en gaan daardoor over in een harsachtige stof; deze eigenschap is vooral eigen aan de zoogenaamde gekookte lijnolie, die men verkrijgt door de gewone lijn-

olie te verhitten tot een temperatuur, waarbij de ontleding aanvangt, veelal onder toevoeging van stoffen, welke zuurstof kunnen afgeven, zooals loodglid, bruinsteen, enz. (1); door dit proces worden de eiwitachtige of slijmachtige stoffen, die in de olie aanwezig zijn, ontleed. De drogende oliën bevatten zuren, welke niet tot de reeks der vetzuren behooren, bijv. *lijnoliezuur*, dat tot formule heeft $C_{16} H_{28} O_2$.

De niet-drogende oliën worden bij blootstelling aan de lucht wel langzamerhand dikker, maar gaan nooit in een harsachtige stof over; zij blijven vetachtig. Hiertoe behooren de raapolie, de olijfolie, de amandelolie, enz. Door behandeling met salpeterigzuur of door vermenging met rood-rookend salpeterzuur gaan zij over in een vaste stof (elaïdine), welke eigenschap niet toekomt aan de drogende oliën, noch aan de oliezuren, die daaruit kunnen afgescheiden worden.

Onder *zeep* verstaat men in het dagelijksch leven de zouten der vetzuren, welke oplosbaar zijn in water, derhalve de natrium- en de kaliumverbindingen; de eerste vormen harde, de tweede weke zeepen. De calcium- en de loodzouten der vetzuren zijn in water onoplosbaar. Het loodzout van oliezuur is oplosbaar in aether, de loodzouten van palmitinezuur, stearinezuur, enz. niet. Van deze eigenschap maakt men dikwijls gebruik om de vetzuren van oliezuur te bevrijden.

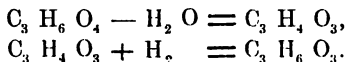
Veel spoediger dan door koking van het vet met een oplossing van kaliumhydroxyde in water, heeft de verzeeping plaats, wanneer men het vet (bijv. ricinusolie) en de potasch ieder afzonderlijk in alcohol oplost, en het mengsel vervolgens verwarmt; eveneens worden ook aethylacetaat en andere aethers veel gemakkelijker ontleed door een oplossing van potasch in alcohol, dan in water. De zeep van den handel, ook de harde zeep, bevat gewoonlijk zeer veel water, soms 50 procent. De zoogenaamde groene zeep werd vroeger bereid uit hennipolie, en had daaraan haar groene kleur te danken; tegenwoordig wordt zij meestal uit traansoorten gemaakt en kunstmatig gekleurd; zij is een kaliumzout vermengd met glycerine en andere stoffen. Veel zeep wordt tegenwoordig gemaakt door de vetzuren, die in de stearinezuurfabrieken door warme persing uit het stearinezuur verwijderd worden, met een oplossing van bijtende soda te koken.

Glycerinezuur, $C_3 H_6 O_4$.

Dit éénbasisch zuur verkrijgt men uit glycerine door deze stof met verdund salpeterzuur te oxydeeren; het is een dikke, sterk zure, stroopachtige vloeistof, die uit glycerine ontstaat door substitutie

(1) Ook mangaanboraat wordt tot dit doel dikwijls aangewend.

van 2 atomen waterstof door 1 atoom zuurstof. — Bij verhitting gaat glycerinezuur, onder verlies van water, over in brandig-druive-zuur, $C_3 H_4 O_3$, dat zich onmiddellijk met waterstof verbindt, en dan melkzuur vormt :



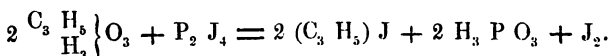
VERBINDINGEN VAN DE UNIVALENTE RADICALEN
 $C_n H_{2n-1}$.

De trivalente radicalen kunnen ook als univalente in verbinding optreden. Onder deze zijn die, welke het radicaal $C_3 H_5$ (*allyl*) bevatten, het best onderzocht.

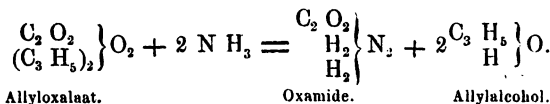
ALLYLVERBINDINGEN.

Allyljodide, $(C_3 H_5)J$.

Verhit men glycerine met joodphosphorus, dan heeft er een sterke inwerking plaats, en destilleert allyljodide over :

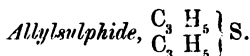


Allyljodide is een kleurlooze, zware vloeistof, die naar mosterd riekt, en waaruit men door inwerking van zilverzouten gemakkelijk de aethers van verschillende zuren kan bereiden; uit deze laatste verkrijgt men door behandeling met potasch den *allylalcohol*, $\begin{matrix} C_3 H_5 \\ H \end{matrix} \left. \vphantom{\begin{matrix} C_3 H_5 \\ H \end{matrix}} \right\} O$. — Deze verbinding kan men ook bereiden door inwerking van droog ammoniakgas op allyloxalaat, waarbij tevens oxamide ontstaat :



Allylalcohol is een kleurlooze vloeistof, die een scherp reuk bezit. — Natrium kan de waterstof in allylalcohol substitueeren; laat

men op het zoo verkregen *natrium-allyloxyde* allyljodide inwerken, dan vormt zich *allylaether*, $\left. \begin{matrix} C_3 & H_5 \\ C_3 & H_5 \end{matrix} \right\} O$.



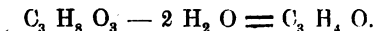
Deze verbinding vormt het hoofdbestanddeel van de olie, welke men door destillatie uit knoflook verkrijgt; zij kookt bij 140°. Allylsulphide kan men ook kunstmatig bereiden, door allyljodide op een oplossing van kaliumsulphide in alcohol te laten inwerken.



Deze verbinding verkrijgt men door allyljodide en zilver-sulphocyanaat bij elkander te brengen. Zij kookt bij 148°, riekt scherp, doet de oogen tranen en veroorzaakt blaren op de huid. Een isomere verbinding is de *mostaardolie*, welke men verkrijgt door destillatie van het van vette olie bevrijde zwarte-mosterdzaad met water.



Acroleïne is het aldehyde van allylalcohol, en ontstaat daaruit, wanneer er door oxydeerende stoffen 2 atomen waterstof aan onttrokken worden; dezelfde verbinding treedt op, wanneer glycerine de elementen van water verliest (door verhitting met phosphorus-pentoxyde of kaliumhydrosulphaat):



Zij veroorzaakt den zeer onaangenaamen reuk, welke de oogen sterk aandoet, welke bij verhitting van vetten en glycerine steeds optreedt. Acroleïne is een kleurlooze vloeistof, die bij 52,4° kookt. Door oxydeerende stoffen verandert zij spoedig in *acrylzuur*, $\left. \begin{matrix} C_3 & H_3 & O \\ & & H \end{matrix} \right\} O$, welk zuur veel overeenkomt met azijnzuur, en zich gemakkelijk met waterstof verbindt tot propionzuur.

Acrylzuur is de eerste term van een reeks van éénbasische zuren, waarvan de alcoholen, behalve allylalcohol, nog niet werden bereid. De tot dusverre bekende zuren van deze reeks zijn:

Acrylzuur	C_3	H_4	O_2
Crotonzuur	C_4	H_6	O_2
Angelicazuur	C_5	H_8	O_2
Brandig-terebinzuur	C_6	H_{10}	O_2
Hypogaeazuur	C_{16}	H_{30}	O_2
Oliezuur	C_{18}	H_{34}	O_2
Erucazuur.	C_{22}	H_{42}	O_2

De zuren onderscheiden zich van de vetzuren door dat zij 2 atomen waterstof minder bevatten.

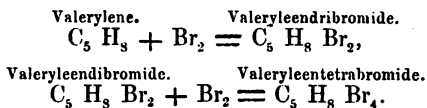
Crotonzuur vindt men in de olie uit de zaden van een Oost-Indischen heester (*Croton Tiglicum*), die in de geneeskunde als een hevig purgeermiddel gebruikt wordt. *Angelicazuur* komt voor in den angelicawortel. De olie der roomsche-kamillen (*Anthemis nobilis*) bevat het aldehyde van angelicazuur, $C_5 H_6 O$. *Oliezuur* (elaïnzuur) vindt men, zooals wij reeds gezegd hebben, in veel vloeibare vetten, vooral in amandelolie, olijfolie en reuzel; door salpeterigzuur wordt het in een vaste, isomere verbinding, *elaïdinezuur*, omgezet. *Erucazuur* is in de raapolie aanwezig.

Met genoemde zuren komen in eigenschappen overeen: *lijnoliezuur*, $C_{16} H_{28} O_2$, dat in de drogende oliën aanwezig is, en *ricinusoliezuur*, $C_{18} H_{34} O_3$, dat uit de olie van de zaden van *Ricinus* verkregen wordt.

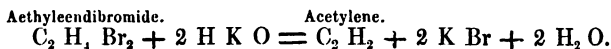
KOOLWATERSTOFFEN VAN DE ACETYLEENREEKS.

			Kookpunt.
Acetylene	C_2	H_2	—
Allylene	C_3	H_4	—
Crotonylene	C_4	H_6	18°
Valerylene	C_5	H_8	45°
Hexoylene	C_6	H_{10}	80°
Oenanthylidene	C_7	H_{12}	107°
Caprylidene	C_8	H_{14}	133°
Rutylene	C_{10}	H_{18}	150°
Benylene	C_{15}	H_{28}	225°

Deze koolwaterstoffen staan in dezelfde betrekking tot de alcoholen van de allylreeks, als die der aethyleenreeks tot de gewone alcoholen. Vier verbindingseenheden der koolstof zijn daarin niet door waterstof verzadigd, en daarom verbinden zij zich onmiddellijk met de elementen der chloorgroep; eerst nemen zij 2 atomen daarvan op, en geven dan bivalente chloriden of bromiden, die zich op hun beurt met 2 atomen der genoemde elementen kunnen vereenigen, en daardoor overgaan in verzadigde verbindingen, bijv. :



De genoemde koolwaterstoffen worden op eenvoudige wijze verkregen uit de verbindingen, die tot de aethyleenreeks behooren; behandelt men namelijk de bromiden of de jodiden van de laatste met een geconcentreerde oplossing van potasch in alcohol, dan treedt er broomwaterstof uit, en verkrijgt men een koolwaterstof, die tot de acetyleenreeks behoort, bijv. :



Acetylene, C₂ H₂.

Dit is de eenigste verbinding van koolstof en waterstof, welke door onmiddellijke vereeniging der beide elementen ontstaat (zie bl. 72). Acetylene treedt op bij de onvolkomen verbranding van organische stoffen; bovendien wordt het gevormd als de damp van alcohol of aether door een gloeiende buis strijkt; in het gewone lichtgas is er altijd een weinig van voorhanden.

Acetylene is een kleurloos gas, dat een eigenaardigen, doordringenden reuk bezit, en met een sterk lichtgevende vlam verbrandt, onder afscheiding van koolstof.

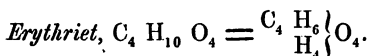
Leidt men acetylene over gesmolten kalium, dan ontwijkt er waterstof, in wier plaats het metaal treedt, en ontstaan er twee verbindingen, die tot formule hebben: C₂ H K en C₂ K₂. Beide lichamen zijn zwarte poeders, die door water ontleed worden in acetylene en bijtende potasch.

●
Allylene, C₃ H₄.

Dit gas verkrijgt men door verhitting van propyleendribromide met een oplossing van potasch in alcohol; het bewerkt, evenals acetylene, in de oplossingen van koper- en zilverzouten in ammonia praecipitaten, welke gemakkelijk onder explosie ontleed worden.

De overige koolwaterstoffen, die tot deze reeks behooren, zijn sterk riekende vloeistoffen, welke zich met 2 atomen broom tot vloeibare, en met 4 atomen van dat element tot vaste verbindingen vereenigen; metaalverbindingen daarvan zijn niet bekend.

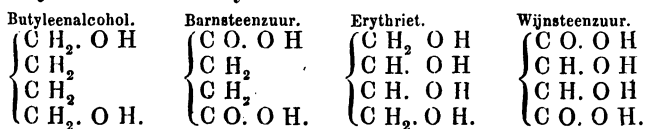
VERBINDINGEN VAN QUADRIVALENTE RADICALEN.



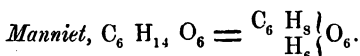
Dit is de eenige tot dusverre bekende alcohol van een quadrivalent radicaal. Erythriet is aanwezig in eenige soorten van korstmossen en wieren; het kristalliseert in groote, quadratische prisma's, is gemakkelijk oplosbaar in water, en bezit een zoeten smaak.

Lost men het op in koud, geconcentreerd salpeterzuur, dan verkrijgt men den salpeterzuren aether van dezen alcohol, $(C_4 H_6 (N O_2)_4) O_4$, die groote, witte kristallen vormt, welke door een slag met den hamer sterk explodeeren.

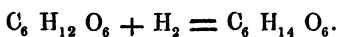
Een zuur, dat van erythriet afgeleid kan worden, is nog niet gevonden. Volgens zijn formule staat erythriet in dezelfde betrekking tot wijnsteenzuur als butyleenalcohol tot barnsteenzuur:



VERBINDINGEN VAN SEXVALENTE RADICALEN.



Manniet is de alcohol van het sexvalente radicaal $C_6 H_8$; deze verbinding is aanwezig in verschillende planten, met name in onderscheiden soorten van het geslacht esch (*Fraxinus*); maakt men insnijdingen in den bast van deze boomen, dan vloeit er een vocht uit, dat, na indamping, onder den naam van *manna* in den handel wordt gebragt. Uit manna bereidt men zuivere manniet door die stof met alcohol uit te trekken, en de oplossing te laten kristalliseeren; men verkrijgt dan fijne, witte, glinsterende kristalletjes, welke een zoeten smaak bezitten en in water en wijngeest oplosbaar zijn. Kunstmatig kan manniet verkregen worden uit sommige soorten van suiker, door n. l. een oplossing daarvan in aanraking te brengen met natriumamalgama:



Omgekeerd kan men door oxydatie aan manniet 2 atomen water-

stof onttrekken, en het daardoor veranderen in suiker (*mannitose*, $C_6 H_{12} O_6$), die in gisting kan overgaan; dezelfde verandering ondergaat manniet onder den invloed van sommige fermenten.

Door platinazwart wordt een oplossing van manniet geoxydeerd tot *mannietzuur*, $C_6 H_{12} O_7$.

Mannietnitraat (salpeterzure mannietæther), $(C_6 H_8 (N O_2)_6) O_6$.

Brengt men manniet samen met een mengsel van gec. zwavelzuur en salpeterzuur, dan verkrijgt men bovengenoemde verbinding, die ook wel *nitromanniet* genoemd wordt. Zij bestaat uit kleine glinsterende naalden, welke in water onoplosbaar, maar in alcohol en æther oplosbaar zijn. Bij verhitting wordt nitromanniet ontleed onder zwakke explosie, terwijl er een hevige ontploffing plaats heeft, wanneer men er met den hamer op slaat.

Manniet vormt ook samengestelde æthers met de vetzuren, bijv. *mannietstearaat*, $(C_{18} H_{35} O)_6$, een vetachtige, vaste stof.

KOOLHYDRATEN.

Onder dezen naam heeft men een groep van verbindingen samengevoegd, die uit koolstof, waterstof en zuurstof bestaan, en waarin de beide laatste elementen in dezelfde verhouding aanwezig zijn als in water; zij hebben dus tot algemeene formule: $C_x H_{2n} O_n$. De stoffen, welke tot deze groep behooren, zijn in het plantenrijk zeer verbreid, en vormen een belangrijk bestanddeel van de voedingsstoffen voor menschen en dieren.

Van de constitutie dezer lichamen is nog weinig bekend, de meesten vertoonen in hun scheikundig gedrag veel overeenkomst met multivalente alcoholen. Men verdeelt de koolhydraten in 3 groepen:

1ste Groep.	2de Groep.	3de Groep.
$C_{12} H_{22} O_{11}$	$C_6 H_{12} O_6$	$C_6 H_{10} O_5$.
+ Rietsuiker of saccharose.	+ Druivesuiker of dextrose.	Zetmeel of amyllum.
+ Melksuiker of lactose.	— Vruchtesuiker of levulose.	+ Glycogeen.
+ { Melitose.	— Galactose.	+ Dextrine.
+ { Melezitose.		Gom.
+ { Mycose.		— Inuline.
		Cellulose.
		Tunicine.

De meeste van deze verbindingen oefenen een bijzonderen invloed uit op het gepolariseerde licht, waarvan men partij trekt om ze van elkander te onderkennen. Evenals wijnsteen zuur en eenige andere stoffen, bezitten zij de eigenschap om het vlak van polarisatie rechts of links te draaien; druivesuiker bijv. is rechts-draaiend en vruchtesuiker links-draaiend. De stoffen, welke het vlak van polarisatie rechts draaien, zijn aangeduid door het teeken +, en die het links draaien door het teeken —.

SUIKER.

Rietsuiker (saccharose), $C_{12} H_{22} O_{11}$.

Rietsuiker komt voor in veel plantedeelen, vooral in het suikerriet, in de beetwortels, in den suiker-ahorn en in het sap van veel palmen; in kleine hoeveelheden in honig en in veel vruchten.

Het suikerriet bevat ongeveer 90 procent sap, met 18 tot 22 procent suiker; door het uitpersen tusschen gecanneleerde walsen wordt echter maar ongeveer $\frac{2}{3}$ van het sap uit het riet verkregen. Het uitgeperste riet, de bagasse, gebruikt men als brandstof. De suikerhoudende vloeistof wordt zoo spoedig mogelijk onder toevoeging van een kleine hoeveelheid kalkmelk tot 60° verhit, ten einde de zwak zure reactie van het versche sap te neutraliseeren, en de eiwitlichamen te verwijderen, die de rietsuiker in niet kristalliseerbare suiker zouden omzetten. Vervolgens wordt het suikersap aan de kook gebracht en het schuim, dat zich aan zijn oppervlakte vertoont, afgeschept; de heldere vloeistof wordt verder in koperen pannen verdampt, door linnen gefiltreerd, tot de dikte van siroop gebracht, en daarna in houten vaten afgekoeld, waarin de suiker zich als kleine, bruin gekleurde kristalletjes afzet. Deze ruwe (bruine) suiker wordt gewoonlijk naar Europa gevoerd, en daar geraffineerd. Uit de moederloog verkrijgt men door verdere concentratie op nieuw kristallen; ten slotte blijft een dikke, bruine siroop (*melasse*) over, welke nog veel rietsuiker bevat, maar die niet meer kristalliseert. Om de suiker te raffineeren, lost men ze op in weinig water, kookt het troebele, bruine vocht daarop met eiwit (waarvoor men gewoonlijk bloed gebruikt, dat van fibrine bevrijd is), en filtreert daarna door dierlijke kool. Het heldere, kleurloze vocht, dat men op die wijze verkregen heeft, wordt nu in zoogenaamde vacuumpannen zoover verdampt, dat de vloeistof bij bekoeling stolt. Door de lucht in de pannen, waarin de verdamping plaats heeft door middel van een luchtpomp te verdunnen, kookt het sap bij een lager temperatuur dan bij den gewonen luchtdruk, en daardoor wordt er minder riet-

suiker in onkristalliseerbare suiker omgezet, en het aanbranden, en daardoor bruin worden van het vocht, voorkomen.

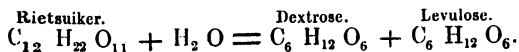
De geconcentreerde oplossing brengt men in vormen van gebakken steen, welke den vorm hebben van een suikerbrood, en laat ze daarin kristalliseeren. Op die wijze verkrijgt men de broodsuiker (melis), welke ten slotte, om de eenigzins geel gekleurde vloeistof, die zich tusschen de kristalletjes bevindt, te verwijderen, gedekt, dat is met een laag natte klei van boven bedekt wordt. De kandij-suiker bereidt men door een minder geconcentreerde oplossing langzaam te laten kristalliseeren in houten vaten, waarin draden gespannen zijn; daardoor verkrijgt men groote, monoklinische prisma's, die lichtverschijnselen vertoonen, wanneer zij op een donkere plaats worden doorgebroken. Van de 18—22 kilo suiker, die in 100 kilo riet aanwezig is, krijgt men 6—7 kilo witte suiker.

De fabricatie van suiker uit beetwortels komt in hoofdzaak met die uit suikerriet overeen; de beetwortels bevatten slechts 8—10 procent suiker, maar daarvan gaat bij de bewerking veel minder verloren dan bij rietsuiker. Een groot gehalte aan zouten in de beetwortels is voor den suikerfabrikant zeer nadeelig, omdat keuzenzout een verbinding met suiker aangaat, die niet kristalliseert; de beetwortels mogen daarom niet op versch bemest land verbouwd worden.

Het soortelijk gewicht van rietsuiker bedraagt 1,606; zij lost op in $\frac{1}{3}$ van haar gewicht koud water, en in elke verhouding in kokend water; in verdunden alcohol is zij moeilijk oplosbaar, in absoluten alcohol en in aether onoplosbaar. Bij 160° gaat rietsuiker over in een kleurloze vloeistof, die bij bekoeling een glasachtige, amorphe massa (*gerstesuiker*) vormt, welke na eenigen tijd weder kristallijn en ondoorzichtig wordt. Bij sterker verhitting ontwijkt er water, en blijft er een bruin gekleurde stof (*caramel*) over, die een bitteren smaak heeft. Door salpeterzuur wordt rietsuiker gemakkelijk geoxydeerd; naar gelang van den duur der inwerking en de concentratie van het zuur, gaat zij daardoor over in *suikerzuur*, $C_6 H_{10} O_5$, of in zuringzuur, $C_2 H_2 O_4$. Geconcentreerd zwavelzuur verkoolt suiker spoedig onder ontwikkeling van zwaveldioxyde. Behandelt men suiker met een mengsel van de beide genoemde zuren in de koude, dan verkrijgt men een aetherachtige verbinding van salpeterzuur, $C_{12} H_{18} (N O_2)_4 O_{11}$, die, evenals nitromanniet, gemakkelijk explodeert.

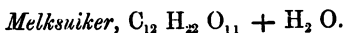
Uit de oplossingen van de zouten der edele metalen reduceert rietsuiker bij verwarming de metalen; uit een alkalische oplossing van een koperzout praecipiteert zij bij de kookhitte (niet bij de gewone temperatuur) cupro-oxyde, $Cu_2 O$, als een rood poeder. Rietsuiker gaat niet onmiddellijk in gisting over, brengt men echter gist in een oplossing van deze suikersoort, dan wordt zij, onder opname

van water, ontleed in gelijke deelen druivesuiker en vruchtesuiker, welke beide kunnen gisten :



Dezelfde verandering ondergaat de rietsuiker door koking met verdund zwavelzuur (*geïnvorteerde suiker*).

Rietsuiker verbindt zich met metaaloxiden tot eigenaardige verbindingen, bijv. *suikeralkal*, $\text{C}_{12} \text{H}_{22} \text{O}_{11} \cdot \text{Ca O}$, die oplosbaar is in water; andere oxiden, bijv. loodoxyde, verbinden zich met suiker onder uittreding van water, zoodat het metaal een gedeelte der waterstof vervangt, $\text{C}_{12} \text{H}_{18} \text{Pb}_2 \text{O}_{11}$. Al deze verbindingen worden door koolstofdioxyde ontleed.



Deze suikersoort komt alleen voor in de melk van zoogdieren; men verkrijgt ze door verdamping van wei, dat is de vloeistof, die overblijft wanneer de boter en de kaasstof uit de melk verwijderd zijn. Zij vormt harde, rhombische kristallen, die 1 molecule kristalwater bevatten, dat bij 140° ontwijkt. Melksuiker lost op in 6 deelen koud en in 2 deelen kokend water; zij smaakt slechts weinig zoet, en geeft, wanneer men ze in den mond neemt, den indruk van zand. Door gist gaat zij niet onmiddellijk in gisting over; heeft men er zeer veel gist bijgevoegd, dan begint dit proces eerst na geruimen tijd. Door rottende kaas gaat een oplossing van deze suiker in melkzuur-gisting over; behalve melkzuur ontstaat onder die omstandigheden echter ook altijd een weinig alcohol en manniet.

Verhit men melksuiker met verdunde zuren, dan verandert zij, onder opname van water, in *galactose*, een stof, welke overeenkomt met druivesuiker, en die onmiddellijk in gisting kan overgaan; door oxydatie met salpeterzuur levert galactose *slimzuur*, $\text{C}_6 \text{H}_{10} \text{O}_8$.

Een alkalische oplossing van een koperzout wordt door melksuiker reeds bij de gewone temperatuur gereduceerd, onder afscheiding van cupro-oxyde. — Door oxydatie met salpeterzuur ontstaan uit melksuiker slimzuur, suikerzuur, wijsteenzuur en zuringzuur.

Melitose vindt men in een soort van manna, die in Van-Diemensland uit verschillende soorten van *Eucalyptus* verkregen wordt.

Melezitose of lorkensuiker komt voor in een stof, die op manna gelijkt en afkomstig is van *Pinus Larix* (lorkenboom).

Mycose is in het moederkoorn voorhanden. Moederkoorn is een ziekelijke ontaarding van het vruchtbeginsel der rogge; het is een donker-violet lichaam, dat buiten de kafblaadjes uitsteekt en inwen-

dig doorregen is met de zwamvlokken van een kernzwam, de *Claiiceps purpurea*; deze korrels worden in de geneeskunde gebruikt.

Druivesuiker of Dextrose, $C_6 H_{12} O_6$.

Druivesuiker is in de meeste zoete vruchten en in honig aanwezig, vergezeld van vruchtesuiker (levulose) en een weinig rietsuiker; verder is zij in zeer kleine hoeveelheden een normaal bestanddeel van alle dierlijke vloeistoffen, zooals bloed, eieren, urine, enz. In groote hoeveelheid (soms zelfs tot $\frac{1}{2}$ K. per dag) vindt men ze in de urine van lijdens aan *diabetes* (suikerziekte).

Druivesuiker bestaat uit een korrelig-kristallijne massa of uit kleine naaldvormige kristallen, die tot formule hebben: $C_6 H_{12} O_6 + H_2 O$; zij lost op in haar eigen gewicht water, en smaakt minder zoet dan rietsuiker. Uit een alkalische oplossing van kopersulphaat praecipiteert zij bij de gewone temperatuur langzaam, bij verhitting terstond rood cupro-oxyde. Van deze eigenschap trekt men partij om de hoeveelheid suiker, die in een oplossing voorkomt, te bepalen. Het zoogenaamde *suikerproefvocht* van FEHLING bestaat uit een oplossing van kopersulphaat, waarbij seignette-zout en een overmaat van soda gevoegd is; van deze vloeistof voegt men, nadat men vooraf de sterkte er van bepaald heeft, zoolang bij de suikeroplossing, tot het niet meer ontleed wordt. — Uit zilverzouten slaat dextrose metallisch zilver neer; wanneer de oplossing door toevoeging van ammoniak alkalisch gemaakt is, dan zet zich het zilver daarbij als een spiegel tegen den wand van het glas af.

Dextrose kan men kunstmatig uit andere koolhydraten bereiden; rietsuiker wordt door verdunde zuren in een mengsel van gelijke deelen dextrose en levulose veranderd; door koking van zetmeel met verdund zwavelzuur ontstaat dextrose; dezelfde verandering ondergaat zetmeel door behandeling met een aftreksel van mout (gekiemde gerst).

Komt dextrose gemengd met levulose voor, zooals in honig, dan kan men ze daaruit afscheiden door het mengsel uit te persen, en de korrelige massa, die achterblijft, uit alcohol om te kristalliseeren.

Salpeterzuur oxydeert druivesuiker tot suikerzuur en zuringzuur.

Levulose, $C_6 H_{12} O_6$.

De linksdraaiende vruchtesuiker is niet kristalliseerbaar en vormt een kleurlooze stroop, die in water en alcohol gemakkelijker oplost dan druivesuiker; het koperproefvocht reduceert zij evenals de laatstgenoemde suikersoort. Levulose kan men het best bereiden uit rietsuiker, die door zuren is omgezet; voegt men bij de oplossing daar-

van gebluschte kalk, en perst de brij sterk uit, om de vloeibare kalkverbinding der dextrose te verwijderen, dan verkrijgt men een vaste massa, welke bestaat uit de kalkverbinding van levulose; deze ontleeft men door zuringzuur, scheidt het calciumoxalaat door filtreeren af, en concentreert de vloeistof door indamping.

De beide zuren *slijmzuur* en *suikerzuur*, welke men door oxydatie der verschillende soorten van suiker met salpeterzuur verkrijgt, zijn isomeer en hebben tot formule: $C_6 H_{10} O_5$; men kan ze beschouwen als oxydatieproducten van den sexvalenten alcohol manniet. Door waterstof in *statu nascendi* gaat de door zuren veranderde rietsuiker in manniet over; zij staat dus in dezelfde betrekking tot dezen alcohol als aldehyde tot den gewonen alcohol:

Alcohol $C_2 H_6 O$, aldehyde $C_2 H_4 O$, azijnzuur $C_2 H_4 O_2$.
Manniet $C_6 H_{14} O_6$, suiker $C_6 H_{12} O_6$, mannietzuur $C_6 H_{12} O_7$.

GISTING.

Onder gistingsverschijnselen verstaat men een eigenaardig soort van ontledingen, die geheel verschillen van de gewone scheikundige veranderingen. Veel organische stoffen kunnen gisten, dat wil zeggen, een bepaalde ontleding ondergaan, zonder dat een andere stof aan deze omzetting onmiddellijk deelneemt; er moeten daarbij echter zekere, eveneens in ontleding verkeerende, stikstofhoudende stoffen (eiwitlichamen) aanwezig zijn. Zulke stoffen noemt men *fermenten*. De producten, welke bij de gisting ontstaan, hangen niet alleen af van de stof, die gist, maar ook van het ferment. Bovendien vereischt ieder soort van gisting een bepaalde temperatuur; onder 0° en boven 100° treden er nooit gistingsverschijnselen op. Men heeft lang gemeend, dat de gisting in het leven werd geroepen door de ontleding der fermenten, maar nieuwe, met zorg in het werk gestelde onderzoekingen van PASTEUR en anderen hebben geleerd, dat gisting alleen dan plaats heeft, wanneer er bepaalde georganiseerde wezens aanwezig zijn; dat het gistings-proces berust op de ontwikkeling van mikroskopisch kleine planten en dieren, en dat ieder species daarvan een bijzondere soort van gisting doet ontstaan. — Opdat georganiseerde wezens zich in een vloeistof kunnen ontwikkelen, is voor alles noodig, dat de stoffen, die zij voor hun voeding behoeven, daarin aanwezig zijn; evenals de hoogere planten, hebben ook deze zeer kleine georganiseerde wezens voor hun ontwikkeling koolzuur, ammoniak en bepaalde zouten, vooral phosphaten, noodig; deze voedingstoffen

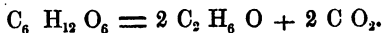
worden hun door de voorhanden zijnde eiwitlichamen geleverd. Eiwitlichamen zijn echter niet geheel onmisbaar, men kan ze door zuiver anorganische stoffen, ammoniumzouten en phosphaten, vervangen.

In veel gevallen treedt er gisting op, zonder dat een ferment bij de vloeistof gevoegd is; het uitgeperste druivesap bijv. geraakt van zelf in gisting; bier, wijn, melk, urine worden zuur of ontleden zich, wanneer zij eenigen tijd in aanraking met de lucht bewaard worden. Maar ook in die gevallen treden er altijd georganiseerde wezens op, en zij zijn dus ware gistingsverschijnselen. In de lucht zijn namelijk steeds een groote massa kiemen en sporen van levende wezens aanwezig, die zich ontwikkelen, wanneer zij in een vloeistof vallen, welke de stoffen, die zij voor hun ontwikkeling behoeven, bevat. Draagt men zorg de kiemen, die zich meestal reeds in een vloeistof bevinden, te vernietigen, door de vloeistof bijv. tot 100° te verhitten, en sluit men de stoffen vervolgens volkomen van de lucht af (bewaring van levensmiddelen volgens de methode van APPERT), dan gaan zij niet in gisting over; hetzelfde heeft plaats, wanneer men alleen lucht laat toetreden, die door een gloeiende platina buis gegaan is (waardoor de kiemen vernietigd worden), of die eenvoudig door watten gefiltreerd is (waardoor de kiemen worden teruggehouden). Op die wijze kunnen stoffen, welke anders gemakkelijk door gisting ontleed worden, langen tijd bewaard worden zonder de minste verandering te ondergaan.

De werking van de zoogenaamde *antiseptische* middelen (keukenzout, salpeter, kwik-, koper- en arsenikverbindingen, zwaveligzuur, kamfer, creosoot, alcohol, enz.) waarvan men in het dagelijksch leven veelvuldig gebruik maakt om stoffen, die anders gemakkelijk ontleed worden, tegen bederf te bewaren, berust daarop, dat zij die stoffen ongeschikt maken voor de ontwikkeling van de kiemen van georganiseerde wezens.

Alcoholische gisting.

Het ferment voor deze soort van gisting is een klein, uit afzonderlijke, ronde cellen bestaand zwammetje (*Mycoderma cerevisiae*), dat zich door knopvorming voortplant. In verdunde oplossingen van de suikersoorten, die tot formule hebben $C_6 H_{12} O_6$, veroorzaakt dit plantje een regelmatig voortgaande ontleding der suiker in alcohol en koolstofdioxyde :



Ongeveer 6 procent van de suiker wordt echter onder die omstandigheden op een andere wijze ontleed; uit een gedeelte vormt zich gemiddeld 2,5 procent glycerine en 6,6—0,7 procent barnsteen-

zuur; een ander gedeelte wordt door de gistplant als voedsel verbruikt, en in cellulose en vetten (1,2—1,5 procent) veranderd.

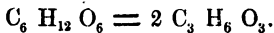
De alcoholische gisting heeft het snelst plaats bij een temperatuur van 25° tot 30°; onder 5° houdt zij geheel op.

Bevat de suikeroplossing tevens een weinig eiwitstoffen of ammoniumzouten en phosphaten, dan is een zeer kleine hoeveelheid gist voldoende om een onbepaalde hoeveelheid suiker te ontleden; zijn genoemde stoffen echter afwezig, dan houdt de gisting na eenigen tijd op, omdat het gistzwammetje zich dan niet kan voortplanten.

Voegt men gedurende de gisting suiker toe, dan houdt het proces op, wanneer zich in de vloeistof een aanzienlijke hoeveelheid alcohol gevormd heeft, omdat alcohol zelf *antiseptisch* werkt.

Melkzuur-gisting.

Ook het ferment van deze soort van gisting is een plantje; door de aanwezigheid daarvan wordt de suiker in melkzuur veranderd:



Deze ontleding heeft gemakkelijk plaats, maar houdt terstond op als de vloeistof zuur wordt, wat geschiedt door het zich vormende melkzuur. Om het proces te doen voortgaan, voegt men daarom krijt bij de vloeistof, waardoor het melkzuur wordt gebonden. De gunstigste temperatuur voor de melkzuurgisting is 30—35°.

Boterzuur-gisting.

Laat men de vloeistof, die men bij de melkzuur-gisting verkregen heeft, langen tijd bij een temperatuur van 36° staan, dan gaat de ontleding voort; er ontwikkelt zich dan waterstof, terwijl tevens het melkzuur in boterzuur wordt omgezet. Deze verandering wordt veroorzaakt door een georganiseerd wezen, dat men tot de *infusoriën* gebracht heeft; het bezit de merkwaardige eigenschap om te kunnen leven in een atmosfeer van waterstof, en zich onder die omstandigheden voort te planten, terwijl het door vrije zuurstof gedood wordt.

Slijm-gisting.

Bij deze soort van gisting, die ook door een plantaardig ferment wordt veroorzaakt, wordt de suiker in manniet en in een bijzondere soort van gom veranderd. De slijm-gisting treedt nooit op bij een temperatuur onder 35°.

GOM.

Alle soorten van gom zijn omgekristalliseerd; zij zijn in water, ook in koud water, goed oplosbaar, en geven dan een dik, kleverig vocht; in wijngeest lossen zij daarentegen niet op (onderscheidingskenmerk van suiker). In zuiveren toestand zijn zij kleurloos en smakeloos; door koking met verdund zwavelzuur gaan zij over in suiker.

Dextrine, $C_6 H_{10} O_5$.

Wanneer zetmeel tot 160° verhit wordt, dan gaat het over in een gomachtige stof, welke gemakkelijk oplost in water, en die dextrine, kunstgom of leicome genoemd wordt. Bevochtigt men het amyllum vooraf met een weinig verdund salpeterzuur of zoutzuur, dan heeft deze verandering reeds bij 110° plaats. Voegt men bij warme stijfelpap een aftreksel van mout, en verwarmt men eenigen tijd tot $60-70^\circ$, dan wordt de massa dun vloeibaar, doordat het zetmeel verandert in een mengsel van dextrine en dextrose.

Dextrine is een kleurloos of licht-geel gekleurd poeder, dat gemakkelijk oplosbaar is in water, maar onoplosbaar in spiritus; door koking met verdund zwavelzuur gaat het, onder opname van water, over in dextrose (druivesuiker).

Dextrine wordt in het groot bereid, en in plaats van arabische gom gebruikt. Zijn naam ontleent het aan den invloed, dien zijn oplossing uitoefent op het gepolariseerde licht.

Arabische gom.

De arabische gom is afkomstig van verschillende soorten van *Acacia's*; bij verbranding laat zij ongeveer 3 procent asch achter, die hoofdzakelijk uit calcium- en kaliumcarbonaat bestaat. Men beschouwt daarom de arabische gom als een verbinding van *arabine* (gomzuur), $C_6 H_{10} O_5$, met de genoemde metalen. Arabine verkrijgt men als een amorph, wit poeder, door bij een oplossing van arabische gom zoutzuur en vervolgens alcohol te voegen. Door basisch loodacetaat ontstaat in een gomoplossing een wit praecipitaat.

Kersegom komt in eigenschappen overeen met de voorgaande gomsoort, zij is echter maar gedeltelijk oplosbaar in water.

Traganthgom, die afkomstig is van verschillende soorten van *Astragalus*, is in koud water onoplosbaar, maar zwelt in warm water op, en vormt dan een dik slijm.

Inuline.

Deze stof is in de wortels van veel planten aanwezig; zij vormt den overgang tusschen gom en zetmeel; in koud water is inuline weinig oplosbaar, het zwelt daarin slechts op; in kokend water lost

het gemakkelijk op; door koking met verdunde zuren gaat het over in levulose (vruchtesuiker).

Glycogeen of dierlijk zetmeel.

Dit is een wit, amorph poeder, dat in de lever gevonden wordt; het is in koud water moeilijk oplosbaar, en wordt door verdunde zuren in dextrose omgezet. De formule van dit lichaam is dezelfde als die van gom en zetmeel; in alcohol is het onoplosbaar.

AMYLUM OF ZETMEEL, $C_6 H_{10} O_5$.

Deze stof, die in het plantenrijk zeer veel voorkomt, vormt een wit poeder, dat onder het mikroskoop blijkt te bestaan uit kleine, ronde of ovale korreltjes, welke een georganiseerde structuur bezitten. De grootte en de vorm dezer korreltjes is bij de verschillende soorten van zetmeel zeer onderscheiden. Zoo is bijv. de middellijn van de zetmeelkorrels uit :

aardappelen .	0,185 m. m. M. ⁽¹⁾	maïs	0,030 m. m. M.
sago	0,070 „ „ „	gierst	0,010 „ „ „
tarwe	0,050 „ „ „	beetwortels . . .	0,004 „ „ „

De zetmeelkorrels uit de aardappelen (aardappelmeel) zijn onder

het mikroskoop goed herkenbaar aan hun peervormige gedaante, aan de donkere stip, welke zich op het smalste uiteinde bevindt, en aan de kringvormige strepen, die men aan de oppervlakte waarneemt; deze strepen zijn het gevolg van meer en minder dichte lagen, welke afwisselend tegen elkander aanliggen (fig. 61).

De zetmeelkorrels der tarwe (stijfsel) zijn veel kleiner dan die van den aardappel (onder het mikroskoop vertoonen zij zich als ronde of ovale, lensvormige

Fig. 61.

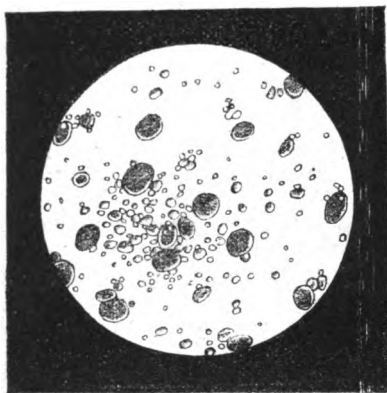


Aardappel-zetmeel.

⁽¹⁾ m. m. M. = milli-millimeter = $\frac{1}{1000}$ van een streep, de gewone maat voor mikroskopische voorwerpen.

lichaampjes) (fig. 62). De zetmeelkorrels

Fig. 62.



Tarwe-zetmeel.

der andere graansorten komen in vorm zeer veel met het tarwe-zetmeel overeen, zoodat zij door mikroskopisch onderzoek daarvan moeilijk te onderscheiden zijn. — Het amyllum uit maïs kenmerkt zich door zijn hoekige gedaante, terwijl de korrels uit de peulvruchten (erwten en boonen) een langwerpige gedaante hebben, en op een hunner zijden een soort van spleet vertoonen, waardoor zij gemakkelijk van andere kunnen onderkend worden.

Zetmeel is in koud water, (1) in alcohol en in aether onoplosbaar; verhit men het echter met water tot 70—75°, dan zwellen de korrels sterk op, waardoor zich een dikke, slijmerige massa vormt, die men stijfselpap noemt. Door lang koken met een groote hoeveelheid water worden de afzonderlijke deeltjes zoo fijn verdeeld, dat zij door filtreerpapier heengaan; zet men het koken voort, dan lossen, vooral bij verhoogden druk, de korrels geheel op, zoodat de vloeistof helder wordt. Uit deze oplossing praecipiteert alcohol een wit, amorph poeder, dat in water oplosbaar is. Wordt amyllum tot 160° verhit, dan gaat het over in dextrine.

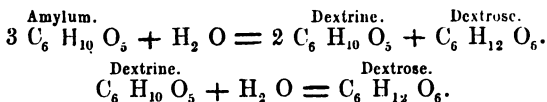
Met jodium vormt amyllum een donkerblauw gekleurde verbinding; kookt men deze stof met water, dan verdwijnt de blauwe kleur, maar bij bekoeling komt deze weder te voorschijn.

Deze reactie is kenmerkend voor zetmeel. Dextrine en de overige stoffen, die isomeer zijn met amyllum, worden door jodium niet blauw gekleurd.

Voegt men bij stijfselpap een aftreksel van mout, en verwarmt men dit mengsel tot 70°, dan wordt de vloeistof dun; het mout bevat een stikstofhoudende stof, die *diastase* genoemd wordt; onder den

(1) Men heeft beweerd, dat amyllum niet geheel onoplosbaar zou zijn in koud water, maar dat dit alleen het geval was met de buitenste lagen der korrels, zoodat men door amyllum met zand fijn te wrijven een gedeelte kon oplossen. PAIJEN heeft echter aangetoond, dat er in dat geval fijne deeltjes zetmeel door de poriën van het filtrum gingen.

invloed daarvan gaat het zetmeel, onder opname van water, over in dextrine en dextrose; door langer inwerking van diastase gaat ook de dextrine langzamerhand over in dextrose:



Verdund zwavelzuur oefent dezelfde werking uit als diastase. Geconcentreerd koud zwavelzuur lost amyllum bij de gewone temperatuur op, en vormt een aetherachtige verbinding. Ook door zeer geconcentreerd salpeterzuur wordt zetmeel zonder ontwikkeling van gassen opgelost; voegt men bij deze oplossing water, dan praecipiteert er een wit poeder, *xyloïdine*, $\text{C}_6 \text{ H}_9 (\text{N O}_2)_3 \text{ O}_5$, dat bij verhitting zwak, en door een slag met den hamer sterk explodeert. De moleculair-formule van amyllum is niet met zekerheid bekend; mogelijk is zij een veelvoud van de bovengenoemde.

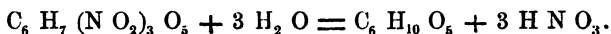
CELLULOSE OF CELSTOF, $\text{C}_6 \text{ H}_{10} \text{ O}_5$.

Uit cellulose bestaat de wand der plantecel; men verkrijgt deze stof het best zuiver uit watten of uit de vezels van het vlas; de stoffen, die de cellulose verontreinigen, kan men door behandeling met verschillende oplossingsmiddelen, waardoor de celstof niet wordt aangetast, bijv. verdunde potaschloog, verdunde zuren, aether, alcohol, enz. verwijderen. Zuivere cellulose is wit, en vertoont de structuur van het planteweefsel, waaruit zij bereid is. — Het eenige oplossingsmiddel voor cellulose is een oplossing van koperoxyde in ammonia; zuren praecipiteeren daaruit de celstof als witte vlokken, die geen georganiseerden bouw meer bezitten.

Geconcentreerd zwavelzuur verandert cellulose eerst in een in water onoplosbare stof, die door jodium blauw gekleurd wordt (¹); bij langer inwerking ontstaat een lichaam, dat zeer veel overeenkomt met dextrine. Kookt men de zure oplossing langen tijd met water, dan ontstaat er suiker, die in gisting kan overgaan. Dompelt men ongelijmd papier (dat uit bijna zuivere cellulose bestaat) in zwavelzuur, hetwelk met de helft van zijn gewicht water verdund is, en spoelt men het daarna terstond uit, dan verkrijgt men het zoogenaamde *perkametpapier*, dat in plaats van perkament en dierlijke blaas kan gebruikt worden, en bij de dialyse wordt aangewend.

(¹) Dezelfde verandering veroorzaakt ook een geconcentreerde oplossing van zinkchloride.

Schietkatoen, pyroxyline of nitrocellulose. Doopt men katoen of papier in geconcentreerd salpeterzuur of in een mengsel van salpeterzuur en zwavelzuur, dan blijven die stoffen uiterlijk onveranderd; na het uitwasschen en drogen blijkt echter, dat zich een verbinding gevormd heeft, die zeer gemakkelijk ontvlamt. Een gedeelte der waterstof van de cellulose is door de univalente groep N O_2 vervangen. De eigenschappen van het product hangen af van de bereidingswijze; hoe geconcentreerder het salpeterzuur is, dat wordt aangewend, hoe meer waterstof er door N O_2 vervangen wordt. De pyroxyline, die men verkrijgt, wanneer men geen geconcentreerd salpeterzuur gebruikt, of wanneer men er veel zwavelzuur bijgevoegd heeft, is oplosbaar in een mengsel van alcohol en aether; deze oplossing wordt *collodion* genoemd. Wanneer collodion verdampt, blijft de pyroxyline als een doorschijnend vliesje achter; daarom wordt het in de photographie gebruikt om glazen platen te bedekken met een doorschijnend vlies, dat zilverzouten kan opnemen, en in de chirurgie om open wonden van de lucht af te sluiten. Het schietkatoen, dat in aether onoplosbaar is, explodeert zeer hevig, en heeft tot samenstelling $\text{C}_6 \text{H}_7 (\text{N O}_2)_3 \text{O}_5$. Door behandeling met een oplossing van ferrochloride wordt zoowel deze, als de oplosbare pyroxyline, weder in gewone cellulose veranderd:



Het vrijwordend salpeterzuur zet het ferrozout om in een ferridverbinding, terwijl stikstofoxyde ontwijkt.

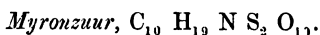
Men heeft voorgeslagen om het buskruit door schietkatoen te vervangen, maar dit kan in de meeste gevallen niet geschieden, hoewel schietkatoen door de volgende eigenschappen boven buskruit uitmunt; bij gelijke gewichtshoeveelheden heeft schietkatoen een sterker explodeerend vermogen dan buskruit; schietkatoen laat bij verbranding geen vaste stof achter, daar het in koolstofdioxyde, water en stikstof ontleed wordt, zoodat de loop der vuurwapenen schoon blijft, wat bij buskruit het geval niet is; wordt schietkatoen vochtig, dan ontvlamt het niet, maar door drogen verkrijgt het zijn explodeerend vermogen geheel terug. Daartegenover staat, dat schietkatoen veel sneller verbrandt dan buskruit, zoodat er meer gevaar bestaat voor het springen van den geweerloop.

Tunicine is een stof, die veel overeenkomt met cellulose; men vindt ze in den mantel der *Ascidien* (zakpijpen), welke dieren tot de huidzakdieren (*Tunicata*) behooren.

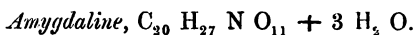
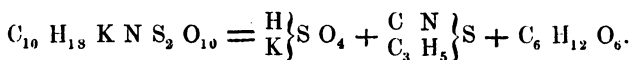
GLUCOSIDEN.

In het plantenrijk vindt men een groot aantal verbindingen, welke

door inwerking van zuren, alkaliën of fermenten, gewoonlijk onder opname van water, ontleed worden in suiker en andere stoffen; deze verbindingen noemt men *glucosiden*; men kan ze beschouwen als een soort van samengestelde aethers van glucose. Veel der bitter smakende stoffen en kleurstoffen behooren tot deze groep. Wij zullen van deze verbindingen slechts eenige der belangrijkste bespreken.



De aetherische mostaardolie (allylsulphocynaat) is in de zaden der zwarte mostaard eigenlijk niet aanwezig, maar zij ontstaat door een soort van gisting uit het kaliumzout van een eigenaardig zuur, het *myronzuur*, dat daarin voorkomt. Overgiet men poeder van mostaardzaad met water, dan wordt dit zout, onder den invloed van een in dat zaad tevens voorkomend ferment, ontleed in kaliumhydro-sulphaat, mostaardolie en glucose:

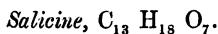


Deze stof is aanwezig in de bittere amandelen; men kan ze daaruit verkrijgen door de amandelen met alcohol uit te trekken, en de oplossing door aether te praecipiteeren; men verkrijgt dan kleine, witte kristalletjes, die in water oplosbaar zijn. Door verdunde zuren, of door in aanraking te zijn met water en *emulsine* (een eiwitstof, die zoowel in zoete als in bittere amandelen aanwezig is) wordt amygdaline ontleed in blauwzuur, bittere-amandelolie en suiker:



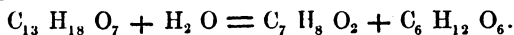
Door deze reactie worden tevens de vergiftige eigenschappen der bittere amandelen verklaard.

Amygdaline komt nog in verschillende andere stoffen voor, bijv. in de bladeren en de bessen van de laurierkers, in de pitten van kersen, abrikozen, persiken, enz., in de bloemen en in de bast van den sleedoorn, enz.



Dit glucoside komt voor in de bast der wilgen (*Salix*) en der populieren, en werd ook gevonden in het bevergeil (*castoreum*). Het bestaat uit witte, glinsterende, kristallijne plaatjes, die in water en alcohol oplosbaar, maar in aether onoplosbaar zijn. Salicine

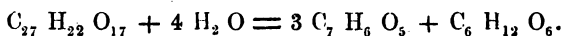
heeft een zeer bitteren smaak; door bepaalde fermenten, bijv. de emulsine uit de amandelen, gaat het over in suiker en *saligenine*, $C_7 H_8 O_2$:



Saligenine is oplosbaar in aether en kristalliseert in het rhombische stelsel.

Tannine of looizuur, $C_{27} H_{22} O_{17}$.

In het plantenrijk vindt men een aantal verbindingen, die zwak zuur reageren, sterk samentrekkend smaken en met ijzerchloride groene of blauwe neerslagen geven; zij praecipiteeren lijm en eiwitlichamen uit hun oplossingen en veranderen de dierlijke huid in leder. Aan deze stoffen heeft men den naam van *looizuren* gegeven. Onder deze is het looizuur van de galnoten (*tannine*) het best onderzocht. Men bereidt dit door poeder van galnoten met waterhoudenden aether uit te trekken. Wanneer deze oplossing bij een lage temperatuur verdampt wordt, verkrijgt men een amorph, geel poeder, dat in alcohol en water gemakkelijk oplost, maar in zuiveren aether onoplosbaar is. Laat men een oplossing van looizuur aan de lucht staan, of kookt men ze met verdund zwavelzuur, dan vormt zich *galluszuur*, $C_7 H_6 O_5$, en suiker:



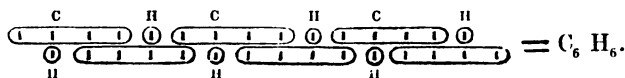
Zowel het looizuur als het galluszuur nemen gemakkelijk zuurstof uit de lucht op, vooral wanneer er sterke bases aanwezig zijn, en gaan daardoor over in donker gekleurde verbindingen; dit verklaart het gaandeweg donkerder worden van verschillende houtsoorten, met name van het mahonijhout. Door verhitting van galluszuur ontstaat koolstofdioxyde en *pyrogalluszuur*, $C_6 H_6 O_3$, dat in de photographie gebruikt wordt. Met potasch gemengd, bezit dit zuur in hooge mate het vermogen om zuurstof op te nemen; daarom wordt het dikwijls bij de analyse van gassen gebruikt.

Behalve de genoemde stoffen brengt men nog tot de glucosiden: *Solanine*, $C_{43} H_{71} N O_{16}$, welke verbinding voorkomt in de uitloopers der aardappelen, *aesculine*, $C_{21} H_{24} O_{13}$, een stof, die voorkomt in de bast van de gewone kastanje, *phloridzine*, $C_{21} H_{24} O_{19}$, in de bast van appel-, peere- en kerseboomen, *quercitrine*, $C_{33} H_{30} O_{17}$, een stof, die gebruikt wordt om geel te verven, enz.

AROMATISCHE VERBINDINGEN.

Onder den naam van aromatische verbindingen heeft men een

groep van lichamen vereenigd, die zich van de voorgaande onderscheiden, doordat zij betrekkelijk rijker aan koolstof zijn en minstens 6 atomen van dat element bevatten. De koolstofatomen zijn in de aromatische stoffen inniger, dat is met meer dan één verbindingseenheid te zamen verbonden. — De eenvoudigste verbinding van deze groep is *benzol*, $C_6 H_6$, een verzadigde koolwaterstof, waarin van de 24 verbindingseenheden der koolstof 18 onderling zijn verzadigd, terwijl de 6 overige met waterstof verbonden zijn; de constitutie van deze verbinding kan door het volgende beeld worden voorgesteld (zie bl. 268):



Alle verbindingen van de aromatische groep kunnen op een eenvoudige wijze van benzol worden afgeleid, n. l. door daarin de waterstof gedeeltelijk of geheel door univalente elementen of radicalen te vervangen. Zij bezitten dus allen een gemeenschappelijke koolstofkern, die uit 6 atomen bestaat; ieder atoom koolstof bezit één vrije, niet door de koolstofatomen der kern verzadigde verbindingseenheid. Zooals uit ons beeld blijkt, is ieder atoom koolstof met een koolstofatoom door één, en met een ander door twee verbindingseenheden vereenigd. Worden nu de 6 vrije verbindingseenheden door waterstof verzadigd, dan heeft men *benzol*; wordt daarin voor 1 atoom waterstof 1 atoom chloor gesubstitueerd, dan verkrijgt men *chloorbenzol*, een verbinding, die door groote bestendigheid uitmunt, en waarin het chloor niet zoo gemakkelijk door univalente radicalen kan vervangen worden als in de chloriden der alcoholradicalen,

Eveneens gedragen zich de broom- en joods substituten. Treedt er in de plaats van de waterstof hydroxyle, dan verkrijgt men een verbinding, die overeenkomt met alcoholen, en *phenol* genoemd wordt; deze onderscheidt zich van de overige alcoholen door hetzelfde kenmerk als chloorbenzol van de andere chloriden, namelijk daardoor, dat de groep $O H$ daarin vaster gebonden is dan in de andere alcoholen.

De waterstof van benzol wordt zeer gemakkelijk vervangen door $N O_2$, het radicaal van salpeterzuur; hierdoor ontstaan *nitroverbindingen van benzol*, welke zich door reductie gemakkelijk laten veranderen in *amidoderivaten*, die de univalente groep $N H_2$ bevatten.

De belangrijkste verbindingen, welke van benzol kunnen afgeleid worden, zijn de volgende :

Benzol	$C_6 H_6$
Monochloorbenzol	$C_6 H_5 Cl$
Phenol	$C_6 H_5 O H$
Nitrobenzol	$C_6 H_5 N O_2$
Amidobenzol of aniline	$C_6 H_5 N H_2$

Eenige van de genoemde radicalen kunnen echter ook gelijktijdig meer atomen waterstof in benzol vervangen, en daardoor wordt het aantal der aromatische verbindingen met 6 atomen koolstof zeer groot.

Wanneer de atomen waterstof in benzol gesubstitueerd worden door koolstofhoudende radicalen, dan verkrijgt men de aan koolstof rijkere verbindingen dezer groep. Wij kennen bijv. koolwaterstoffen, die een homologe reeks vormen met benzol, van welke ieder 1 atoom koolstof en 2 atomen waterstof meer bevat dan de voorgaande term; deze kunnen wij beschouwen als benzol, waarin 1, 2 of 3 atomen waterstof door methyl, $C H_3$, vervangen zijn :

		Kookpunt.
Benzol	$C_6 H_6$	82°
Toluol of methylbenzol. . .	$C_7 H_8 = C_6 H_5 \cdot C H_3$	111°
Xylol of dimethylbenzol . .	$C_8 H_{10} = C_6 H_4 \left\{ \begin{array}{l} C H_3 \\ C H_3 \end{array} \right.$	139°
Cumol of trimethylbenzol .	$C_9 H_{12} = C_6 H_3 \left\{ \begin{array}{l} C H_3 \\ C H_3 \\ C H_3 \end{array} \right.$	168°

In deze verbindingen kan de overige waterstof van het benzol, evenals in benzol zelf, nog door elementen of radicalen vervangen worden, en de substitutie-producten, welke op die wijze ontstaan, gedragen zich evenals de bovengenoemde; maar ook in methyl kan zulk een substitutie plaats hebben, en hierdoor worden verbindingen verkregen, welke in haar scheikundige eigenschappen overeenkomen met de verbindingen van methyl en van de andere alcoholradicalen.

Van toluol kunnen bijv. de twee volgende isomere reeksen worden afgeleid :

Toluol, $C_6 H_5 \cdot C H_3$.

Monochloortoluol $C_6 H_4 Cl \cdot C H_3$	Benzylchloride $C_6 H_5 \cdot C H_2 Cl$
Cressol $C_6 H_4 O H \cdot C H_3$	Benzylalcohol $C_6 H_5 \cdot \left. \begin{array}{l} C H_2 \\ H \end{array} \right\} O$
Nitrotoluol . . . $C_6 H_4 N O_2 \cdot C H_3$	—
Amidotoluol . . $C_6 H_4 N H_2 \cdot C H_3$	Benzylamine $C_6 H_5 \cdot \left. \begin{array}{l} C H \\ H \\ H \end{array} \right\} N$

Door oxydatie verkrijgt men uit benzylalcohol *benzoylaldehyde* of bittere-amandelolie $C_6 H_5 \cdot C O H$, en *benzoëzuur*, $C_6 H_5 \cdot C O O H$. Di- en trimethylbenzol geven dergelijke isomere reeksen.

In plaats van methyl kunnen echter ook alle andere bekende univalente alcoholradicalen voor waterstof in benzol gesubstitueerd worden, en daar in deze eveneens de genoemde substitutie's kunnen plaats hebben, zal men gemakkelijk inzien, dat het aantal der aromatische verbindingen niet alleen buitengewoon groot is, maar dat daaronder ook een bijna onbegrensde hoeveelheid isomere stoffen zullen voorkomen. Wij geven daarvan de volgende voorbeelden :

Xylol of dimethylbenzol, $C_6 H_4 \left\{ \begin{array}{l} C H_3 \\ C H_3 \end{array} \right.$, is isomeer met
aethylbenzol $C_6 H_5 \cdot C_2 H_5$.

Cumol of trimethylbenzol, $C_6 H_3 \left\{ \begin{array}{l} C H_3 \\ C H_3 \\ C H_3 \end{array} \right.$, is isomeer met

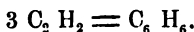
aethyltoluol, $C_6 H_4 \left\{ \begin{array}{l} C_2 H_5 \\ C H_3 \end{array} \right.$, en met propylbenzol, $C_6 H_5 \cdot C_3 H_7$.

Daar al deze koolwaterstoffen in haar scheikundig gedrag zeer veel overeenkomen, is het van groot belang ze met zekerheid van elkander te kunnen onderkennen; dit is niet moeilijk, daar door behandeling met oxydeerende stoffen, zooals verdund salpeterzuur, chroomzuur, enz., ieder der in benzol gesubstitueerde alcoholradicalen overgaat in carboxyle, $C O O H$. Op die wijze geven toluol of methylbenzol, $C_6 H_5 \cdot C H_3$, aethylbenzol, $C_6 H_5 \cdot C_2 H_5$, en amylbenzol, $C_6 H_5 \cdot C_5 H_{11}$, allen hetzelfde zuur, namelijk benzoëzuur, $C_6 H_5 \cdot C O O H$; terwijl het met aethylbenzol isomere xylol of dimethylbenzol, $C_6 H_4 (C H_3)_2$, als eerste oxydatieproduct het éénbasische toluylzuur $C_6 H_4 \left\{ \begin{array}{l} C O O H \\ C H_3 \end{array} \right.$, geeft, dat door verdere oxydatie overgaat in het tweebasische terephtalzuur, $C_6 H_4 (C O O H)_2$; hetzelfde zuur ontstaat uit aethyltoluol, $C_6 H_4 \left\{ \begin{array}{l} C_2 H_5 \\ C H_3 \end{array} \right.$, en uit diaethylbenzol, $C_6 H_4 \left\{ \begin{array}{l} C_2 H_5 \\ C_2 H_5 \end{array} \right.$. — De koolstof, die door deze oxydatie uit de koolwaterstoffen wordt afgescheiden, wordt daarbij tot koolstofdioxyde of tot azijnzuur geoxydeerd.

Benzol of Benzine, $C_6 H_6$.

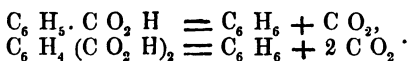
Benzol kan uit zijn elementen worden opgebouwd. Verhit men namelijk acetylene, $C_2 H_2$, dat, zooals bekend is, door onmiddellijke vereeniging van koolstof en waterstof ontstaat, tot een temperatuur,

die even onder de rood-gloeihitte ligt, dan gaat het over in een polymere modificatie, en als hoofdproduct ontstaat *trincetylene* of benzol:



Benzol ontstaat verder bij de droge-destillatie van veel organische stoffen, en is in tamelijk groote hoeveelheid aanwezig in de lichte-steenkolenteerolie, waaruit het bijna uitsluitend wordt afgezonderd; ook in eenige soorten van petroleum heeft men kleine hoeveelheden benzol aangetroffen.

Zuiver benzol kan men gemakkelijk bereiden door destillatie van benzoëzuur of terephthalzuur met kalk (op dezelfde wijze als moerasgas uit azijnzuur, zie bl. 72):

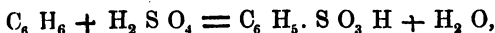


Benzol is een kleurlooze, zeer beweeglijke, sterk lichtbrekende vloeistof, die een eigenaardigen, aetherachtigen reuk bezit; het kookt bij 82°, en gaat bij 4,5° in een witte kristallijne massa over. Leidt men chloor door benzol, dan vormen zich additieproducten, en men verkrijgt achtereenvolgens: $\text{C}_6 \text{ H}_6 \text{ Cl}_2$, $\text{C}_6 \text{ H}_6 \text{ Cl}_4$ en $\text{C}_6 \text{ H}_6 \text{ Cl}_6$; lost men echter eerst een weinig jodium in het benzol op, dan werkt het chloor substitueerend, en het eene atoom waterstof na het andere wordt door chloor vervangen, zoodat men ten slotte $\text{C}_6 \text{ Cl}_6$ verkrijgt.

Wordt benzol langzaam in afgekoeld geconcentreerd salpeterzuur gegoten, dan ontstaat *nitrobenzol* $\text{C}_6 \text{ H}_5 (\text{N O}_2)$.

Nitrobenzol is een geel gekleurde vloeistof, die naar bittere amandelen riekt, en daarom in de parfumerie, onder den naam van *essence de mirbane*, gebruikt wordt. Door reduceerende middelen (bijv. tin en verdund zoutzuur of ijzervijlsel en azijnzuur) wordt het in aniline (amidobenzol), $\text{C}_6 \text{ H}_5 (\text{N H}_2)$, veranderd. — Verwarmt men benzol met een mengsel van salpeterzuur en zwavelzuur, dan vormt zich *dinitrobenzol*, $\text{C}_6 \text{ H}_4 (\text{N O}_2)_2$, een witte zelfstandigheid, die in naalden kristalliseert.

Door inwerking van gec. zwavelzuur op benzol vormt zich *benzolsulphozuur*, $\text{C}_6 \text{ H}_5 \cdot \text{S O}_3 \text{ H}$:

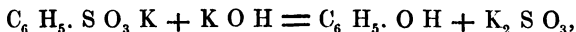


dat in kleine witte kristallen kristalliseert, die zeer bestendig zijn.

Phenol, Phenylalcohol of Carbolzuur, $\text{C}_6 \text{ H}_5 \cdot \text{O H}$.

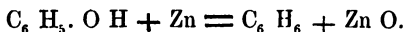
Deze verbinding kristalliseert in lange, witte naalden; zij komt

voor in de zware-steenkolenteerolie. Uit benzol verkrijgt men deze stof door het kaliumzout van benzolsulphozuur (zie boven) met bijtende potasch te smelten :



waarbij phenol en kaliumsulphiet ontstaan.

Phenol smelt bij 42°, en kookt bij 184°. Het heeft een eigenaardigen, doordringenden reuk, en een brandenden, bijtenden sijnak; het bezit geen zure reactie, maar gaat toch met metaal-oxyden zoutachtige verbindingen aan. Daarom wordt het ook *carbolzuur* genoemd. Leidt men den damp van phenol over verhit poeder van zink, dan ontstaat benzol :



Phenol wordt in vrijen toestand of met kalk verbonden gebruikt als desinfecteermiddel, daar het in hooge mate de eigenschap bezit om ontleding en bederf van organische stoffen tegen te gaan; het komt in den handel veelal voor onder den naam van *kreosoot*.

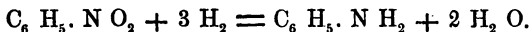
Het echte kreosoot wordt later besproken.

Trinitrophenol of Picrinezuur, $C_6 H_2 (N O_2)_3. O H$.

Geconcentreerd salpeterzuur tast phenol hevig aan, en substituëert, naar gelang van den duur der inwerking, één, twee of meer atomen waterstof door $N O_2$. De trinitroverbinding is onder den naam van *picrinezuur* bekend; dit zuur vormt gele kristallen, die oplosbaar zijn in water, en een sterk bitteren smaak bezitten. De zouten van dit zuur explodeeren bij verhitting sterk. — Behalve phenol geven nog veel andere stoffen, die tot de aromatische groep behooren, of daarmede verwant zijn, als eindproduct bij de inwerking van salpeterzuur picrinezuur. Dit zuur kleurt zijde en wol geel, en wordt daarom in de ververij gebruikt; soms wordt het aangewend om de hop in het bier te vervangen (*WELTER's bitter*).

Amidobenzol of Aniline, $C_6 H_5. N H_2$,

Nitrobenzol wordt door waterstof in *statu nascendi* gemakkelijk veranderd in aniline :

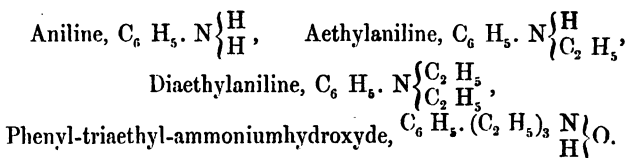


Om deze reductie in het klein te doen plaats hebben, brengt men nitrobenzol met tin en zoutzuur te zamen, en verwarmt daarna zacht; men verkrijgt dan een heldere oplossing, waaruit zich door toevoe-

ging van een alkali aniline als olieachtige droppels afscheidt. In het groot bereidt men aniline door nitrobenzol met ijzervijzel en aijnzuur te destilleeren. Aniline is ook aanwezig in de producten van droge-destillatie der steenkolen.

Aniline is een kleurlooze vloeistof, die eigenaardig riekt, bij 0° een soortelijk gewicht bezit van 1,036, en bij 182° kookt; in aanraking met de lucht kleurt aniline zich bruin en verharst ten slotte. In water is aniline slechts weinig oplosbaar, in alcohol en aether lost het echter gemakkelijk op. Aniline reageert niet alkalisch, maar verbindt zich evenals ammoniak met zuren, en vormt een reeks van zouten, die zeer goed kristalliseeren.

De waterstof van de groep $N H_2$ kan door alcoholradicalen vervangen worden; aniline toch verbindt zich niet alleen, evenals ammoniak, met zuren, maar ook met de jodiden van de alcoholradicalen. De verbinding met aethyljodide wordt door bijtende potasch ontleed; er ontstaat daarbij een amide, dat met aniline overeenkomt, *aethylaniline*, $C_6 H_5 \cdot N \begin{matrix} H \\ | \\ C_2 H_5 \end{matrix}$. Op dezelfde wijze kan ook het tweede atoom waterstof door een alcoholradicaal vervangen worden; de zoo gevormde verbinding vereenigt zich weder met het jodide van een alcoholradicaal, en doet een ammoniumjodide ontstaan, dat door vochtig zilveroxyde ontleed wordt, waardoor een sterk bijtende en niet vluchtige basis geboren wordt, die overeenkomt met het vroeger beschouwde tetraethyl-ammoniumhydroxyde:



Aniline komt in scheikundige eigenschappen veel overeen met de aminen, en wordt daarom ook *phenylamine* genoemd, dat is ammoniak, waarin 1 atoom waterstof door het univalente radicaal *phenyl*, $C_6 H_5$, vervangen is.

Aniline wordt in het groot gemaakt ter bereiding van de *aniline-kleurstoffen*, die tegenwoordig in de katoendrukkerij en in de zijden wolververij zeer veel gebruikt worden.

Voegt men bij een oplossing van aniline in water een verdunde oplossing van chloorkalk, dan wordt de vloeistof prachtig purper gekleurd, welke kleur echter na eenigen tijd in vuil rood overgaat. Door middel van deze reactie kunnen de kleinste hoeveelheden aniline aangetoond worden.

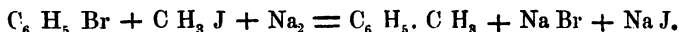
Brengt men aniline samen met zwavelzuur en kaliumdichromaat,

dan ontstaat een schoone, donker-blauwe kleur, welke evenwel spoedig weder verdwijnt. De blauw-violette kleurstof, die zich bij deze reactie vormt, wordt in het groot bereid, en draagt in den handel den naam van *aniline-purper* (mauve); zij bevat een stikstofhoudende stof, die *mauveïne* genoemd wordt, en die tot formule heeft: $C_{27} H_{24} N_4$; de constitutie van deze verbinding is tot nog toe niet nader onderzocht, evenmin als de betrekking, waarin zij tot aniline staat. Men verkrijgt deze kleurstof door vermenging van koude, verdunde oplossingen van kaliumdichromaat en anilinsulphaat, of door koking van een oplossing van anilinsulphaat met koperchloride. In beide gevallen ontstaat een zwarte neerslag, die een mengsel is van verschillende stoffen en maar weinig aniline-purper bevat; de neerslag wordt gedroogd, en de kleurstof daarna met alcohol uitgetrokken. De andere aniline-kleurstoffen worden later behandeld.

Door reductie van dinitrobenzol verkrijgt men diamidobenzol, $C_6 H_4 (N H_2)_2$, een amine, waarvan, evenals van aniline, een groot aantal verbindingen kunnen afgeleid worden (de *diazoverbindingen*).

Toluol (methylbenzol), $C_6 H_5 \cdot C H_3$.

Een mengsel van monobroombenzol en methyljodide wordt door natrium hevig aangetast; daarbij ontstaat methylbenzol (toluol):



Toluol komt benevens benzol voor in de steenkolenteer, en is ook aanwezig in de producten van droge-destillatie van hout, harsen en andere stoffen. Het is een vloeistof, welke veel overeenkomt met benzol, die bij 111° kookt, en bij -20° nog niet vast wordt. Door oxydeerende invloeden gaat toluol over in benzoëzuur (zie bl. 381).

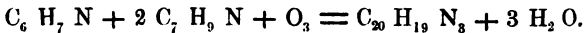
Toluïdine, $C_6 H_4 \cdot N H_2 \cdot C H_3$, is amidotoluol, en ontstaat door reductie van nitrotoluol; deze verbinding, en ook haar zouten, kristalliseeren goed. Toluïdine smelt bij $40,5^\circ$, en kookt bij 198° .

Cressol, $C_6 H_4 \cdot O H \cdot C H_3$.

Deze stof, die veel overeenkomt met toluol, komt ook voor in de zware steenkolenteerolie en tevens in het *echt kreosoot*, dat verkregen wordt uit de houtteer. Uit dit kreosoot heeft men twee verbindingen afgescheiden: *guajacol*, $C_7 H_8 O_2$, en *kreosol*, $C_8 H_{10} O_2$, welke stoffen ook optreden bij de droge-destillatie van guajakhars. Het in den handel voorkomende kreosoot (carbolzuur) is een mengsel van phenol en cressol. Phenol kleurt de ferridverbindingen sterk violet; een stukje dennehout, dat met zoutzuur bevochtigd is, wordt door phenol prachtig blauw gekleurd, wanneer het aan het zonlicht is blootgesteld; het echte kreosoot bezit deze eigenschap niet.

Rosaniline, $C_{20} H_{19} N_3$.

De zouten van deze stof komen in den handel voor onder den naam van *aniline-rood* of *fuchsine*. Deze prachtig roode kleurstof verkrijgt men door verhitting van een mengsel van aniline en toluïne met arsenicum-pentoxyde of gemakkelijk reduceerbare metaalverbindingen :

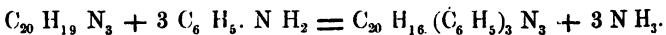


Bij opvallend licht vertoonen de zouten van rosaniline een groene kleur, die metaalglans bezit, bij doorvallend licht zijn zij rood; in alcohol lossen zij met een prachtig roode kleur op. Voegt men bij deze oplossing potaschloog of ammonia, dan verdwijnt de kleur; het vrije rosaniline is namelijk een kleurloos lichaam, alleen zijn zouten zijn gekleurd, en daarom komt de kleur bij toevoeging van een zuur terug.

Door behandeling met reduceerende stoffen neemt rosaniline 2 atomen waterstof op, en gaat daardoor over in *leukaniline*, $C_{20} H_{21} N_3$, een stof, die kleurlooze zouten geeft, en die door oxydatie weer gemakkelijk overgaat in rosaniline.

In rosaniline kan men 3 atomen waterstof door alcoholradicalen vervangen. De zouten van die verbindingen hebben een zeer schoone blauw-violette kleur en worden in de ververij gebruikt, vooral het *triaethylrosaniline*, $C_{20} H_{16} (C_2 H_5)_3 N_3$, dat den naam van HOFMANN's *violet* draagt.

Door verhitting van rosaniline met aniline verkrijgt men *aniline-blauw*, of rosaniline, waarin 3 atomen waterstof door phenyl, $C_6 H_5$, gesubstitueerd zijn :

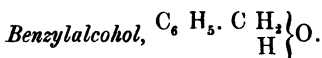


Verhit men rosaniline met alcoholjodiden, dan verkrijgt men aniline-groen en -violet.

BENZYLVERBINDINGEN.

Wanneer chloor in de koude op toluol inwerkt, dan ontstaat *chloortoluol*, $C_6 H_4 Cl C H_3$, doordat het chloor een gedeelte der waterstof, die nog van benzol is overgebleven, vervangt; leidt men echter chloor in kokend toluol, dan substitueert het chloor de waterstof van het methyl, en ontstaat er *benzylchloride*, $C_6 H_5 C H_2 Cl$, een vloeistof, die bij 176° kookt. — Uit benzylchloride kan men de andere benzylverbindingen bereiden; verhit men het bijv. met

ammoniak, dan verkrijgt men *benzylamine*, $C_6 H_5 \cdot C \begin{matrix} H_2 \\ H \\ H \end{matrix} \} N$, dat een sterke admidbasis is. Door verhitting van benzylchloride met azijnzuur en kaliumacetaat ontstaat *benzylacetaat*, $C_6 H_5 \cdot C \begin{matrix} H_2 \\ H \\ H \end{matrix} \} O$.



Dit is een olieachtige, kleurlooze vloeistof, die bij 207° kookt; men bereidt deze verbinding het best door bittere-amandelolie (het aldehyde van deze reeks) met natriumamalgama en water te behandelen.

Benzoylaldehyde (bittere-amandelolie), $C_6 H_5 \cdot C O H$.

Door oxydatie gaat benzylalcohol over in *benzoylaldehyde*, dezelfde stof, die door ontleding van amygdaline verkregen wordt. Bittere-amandelolie bereidt men gewoonlijk door destillatie met water van bittere-amandelen, waaruit de vette olie door uitpersing verwijderd is. Zij is een kleurlooze, sterk riekende vloeistof, die bij 180° kookt; de in den handel voorkomende bittere-amandelolie bevat dikwijls blauwzuur (bl. 377), en is dan vergiftig.

Door met de lucht in aanraking te zijn, of door behandeling met oxydeerende stoffen, gaat benzoylaldehyde over in benzoëzuur.

Benzoëzuur, $C_6 H_5 \cdot C O_2 H$.

Dit zuur is aanwezig in verschillende harsen, vooral in de benzoëhars, en in de urine van grasetende dieren. Het ontstaat bij de oxydatie van benzylalcohol, van bittere-amandelolie en van alle koolwaterstoffen, die van benzol worden afgeleid en een alcoholradicaal bevatten (zie bl. 381).

Synthetisch verkrijgt men benzoëzuur uit benzol, wanneer men bij monojoodbenzol natrium voegt en er te gelijker tijd koolstofdi-oxyde inleidt:



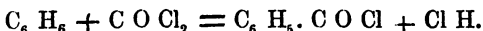
Uit benzoëhars verkrijgt men het zuur door sublimatie; men brengt poeder van deze hars in een ijzeren pot, spant daarover filtreerpapier, en plaatst daar boven een papieren kap. Bij zachte verhitting gaat het zuur in damp over, welke damp door het filtreerpapier heengaat, en zich in de kap als fraaie kristallen afzet; de

olieachtige producten, die tevens optreden, worden door het filtreerpapier teruggehouden.

Zuiver benzoëzuur is reukeloos, maar het op de bovengenoemde wijze bereide zuur riekt altijd meer of minder naar vanielje; deze reuk is afkomstig van een vluchtige stof, welke in de hars aanwezig is. Uit een oplossing in water kristalliseert benzoëzuur in groote, glinsterende plaatjes, die bij 121° smelten en bij 250° koken. De zouten van benzoëzuur (*benzoaten*) zijn meestal oplosbaar, en kristalliseeren goed; ferridchloride brengt in de oplossingen daarvan een geelachtig-bruin praecipitaat van *ferridbenzoaat* te weeg. Door chloor en zwavelzuur wordt benzoëzuur niet aangetast; sterk salpeterzuur verandert het in *nitrobenzoëzuur*, $C_6 H_4 (N O_2) C O_2 H$, dat onder den invloed van reduceerende stoffen overgaat in *amido-benzoëzuur*, $C_6 H_4 (N H_2) C O_2 H$.

Benzoylchloride, $C_6 H_5 \cdot C O Cl$.

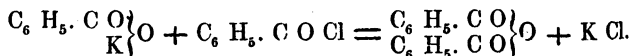
Dit is een kleurlooze vloeistof, die men verkrijgt door inwerking van phosphorpentachloride op benzoëzuur, of door verhitting van benzol met carbonylchloride:



Door water wordt deze verbinding op dezelfde wijze ontleed als alle chloriden van de zuurvormende radicalen; het gaat daardoor over in zoutzuur en benzoëzuur.

Benzoëzuuranhydride, $\left. \begin{array}{l} C_6 H_5 \cdot C O \\ C_6 H_5 \cdot C O \end{array} \right\} O$.

Deze verbinding vormt zich, wanneer benzoylchloride inwerkt op kaliumbenzoaat:



Het is een vast lichaam, dat bij 24° smelt en bij 310° kookt.

Hippuurzuur, $C_9 H_9 N O_3$.

Dit zuur is aanwezig in de urine der plantetende dieren; men bereidt het gewoonlijk uit de urine van paarden, waaraan het zuur zijn naam te danken heeft. Het vormt zuilvormige kristallen, die in kokend water en in alcohol oplossen, maar in koud water weinig oplosbaar zijn. Verhit men hippuurzuur met zuren of met alkaliën, dan wordt het ontleed in benzoëzuur en glyocol (lijmsuiker). Omgekeerd kan men hippuurzuur kunstmatig bereiden, door verhitting van glyocolzink met benzoylchloride. Hippuurzuur kan

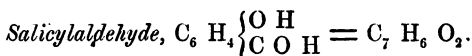
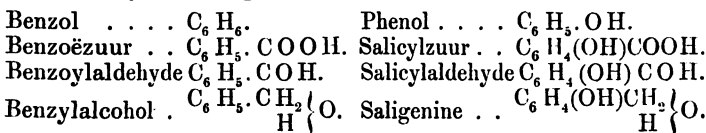
men dus beschouwen als glyocol, waarin 1 atoom waterstof door het univalente radicaal benzoyl, $C_6 H_5 \cdot C O$, vervangen is :



Wanneer men benzoëzuur inneemt, dan vindt men het in de urine als hippuurzuur terug.

SALICYLVERBINDINGEN.

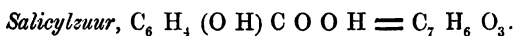
De verbindingen, die tot deze groep behooren, sluiten zich nauw aan bij de benzyl- en benzoylverbindingen; zij zijn daarvan onderscheiden, doordat zij in het gesubstitueerde benzol, in plaats van 1 atoom waterstof, de groep $O H$ bevatten; zij kunnen dus op dezelfde wijze van phenol (carbolzuur), $C_6 H_5 \cdot O H$, worden afgeleid, als de benzylverbindingen van benzol :



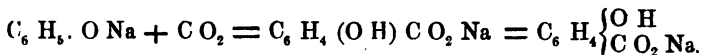
De aetherische olie uit de bloemen van *Spiraea ulmaria* en van andere soorten van *Spiraea* bestaat grootendeels uit deze verbinding; zij vormt zich bij de oxydatie van salicine, of eigenlijk van saligenine, $C_7 H_8 O_2$, die door inwerking van zuren uit salicine ontstaat (zie bl. 378).

Salicylaldehyde verbindt zich onmiddellijk met waterstof tot saligenine. Saligenine moet dus beschouwd worden als de alcohol van deze reeks.

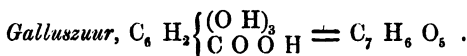
Door oxydatie gaat salicylaldehyde over in salicylzuur, $C_7 H_6 O_3$.



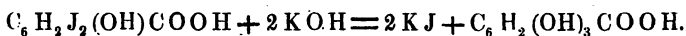
Dit zuur is, evenals zijn aldehyde, in verschillende soorten van *Spiraea* aanwezig, en ontstaat door oxydatie van salicylaldehyde, saligenine en salicinine. Synthetisch verkrijgt men het door bij phenol natrium te voegen en er tevens koolstofdioxyde in te leiden :



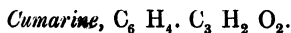
Salicylzuur kristalliseert in groote vierzijdige zuilen, die bij verhitting ontleed worden in koolstofdioxyde en phenol. Het is een éénbasisch zuur, daar het de groep carboxyle maar eenmaal bevat; evenals melkzuur, gedraagt het zich gedeeltelijk als een zuur en gedeeltelijk als een alcohol; de waterstof van het hydroxyle kan, evenals in phenol, door een metaal vervangen worden. — De aetherische olie van *Gaultheria procumbens* bestaat uit den methylaether van dit zuur, en heeft tot formule: $C_6 H_4 \left\{ \begin{array}{l} O H \\ C O_2 C H_3 \end{array} \right.$



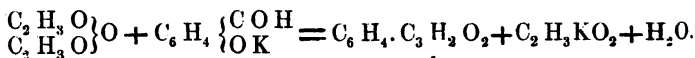
De vorming van dit zuur uit tannine (looizuur) werd reeds vroeger (zie bl. 378) vermeld; het ontstaat verder bij verhitting van di-joodsalicylzuur met potasch:



Men kan het dus beschouwen als salicylzuur, waarin 2 atomen waterstof door hydroxyle vervangen zijn; bij verhitting wordt het ontleed in koolstofdioxyde en *pyrogalluszuur* of *trihydroxybenzol*, $C_6 H_3 (O H)_3$.



Deze verbinding is aanwezig in het Lieve-vrouwen-bedstroo (*Asperula odorata*), de tonkaboonen (de zaden van *Dipteryx odorata*) en verscheiden andere welriekende planten, en kan door alcohol daaruit verkregen worden. Kunstmatig bereidt men cumarine door inwerking van azijnzuuranhydride op de kaliumverbinding van salicylaldehyde:

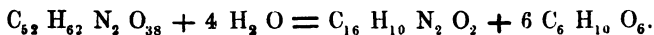


De koolwaterstoffen *xylol* en *cumol* zijn ook in de steenkolentcer aanwezig; synthetisch verkrijgt men ze op dezelfde wijze als toluol. De daarvan afgeleide stoffen komen zeer veel overeen met die van benzol en toluol.

Indigo.

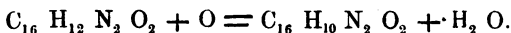
Deze belangrijke verfstof bereidt men uit verschillende planten, welke in Oost-Indie, Afrika en Zuid-Amerika inheemsch zijn, en die aldaar den algemeenen naam van *Indigofera* ontvaugen hebben, alsmede uit *Isatis tinctoria* (Weede), *Polygonum tinctorium* en *Nerium tinctorium*.

De blauwe kleurstof is in deze planten niet aanwezig, maar vornt zich uit een glucoside, dat daarin bevat is, en dat men *indican* (1) genoemd heeft, een bruine, bittere, stroopachtige stof. — Onder den invloed van een ferment, of wanneer het met een verdund zuur gekookt wordt, gaat indican over in indigo blauw en een suikerachtige stof :



De in bloei staande planten worden afgesneden, met water overgoten en vervolgens gedurende een dag aan zich zelf overgelaten. Daarna wordt de gele vloeistof afgegoteu en door slaan met houten schoppen zooveel mogelijk met de lucht in aanraking gebracht, waarbij zich de indigo als een blauw poeder afzet.

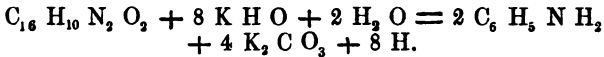
De indigo van den handel is een mengsel van verschillende stoffen (indigo-lijm, indigo-bruin, indigo-rood, enz.). Het kleurend bestanddeel daarvan is de *indigotine* of het *indigo-blauw*, $C_{16} H_{10} N_2 O_2$, dat men verkrijgt door sublimatie van de indigo uit den handel, als kleine kristalletjes, die koperglans bezitten. Indigotine is onoplosbaar in water, alcohol, aether, verdunde zuren en alkaliën; de oplossing in nordhäuser-zwavelzuur geeft bij verdunning met water een prachtig blauwe vloeistof. Bij aanwezigheid van reduceerende stoffen lost indigo op in alkalische vloeistoffen; deze oplossing is kleurloos en bevat *indigo-wit*, $C_{16} H_{12} N_2 O_2$. Men trekt van deze eigenschap van indigo partij in de ververij bij de bereiding van de indigo-kuip. In een gesloten vat vermengt men 1 deel indigo, 2 deelen ijzervitriool (ferrosulphaat) en 3 deelen gebluschte kalk met 200 deelen water, en laat dit mengsel eenigen tijd staan. Het doek, dat men wil verven, wordt in deze oplossing gedoopt en daarna aan de lucht blootgesteld, waardoor het zich *echt* (2) blauw kleurt, omdat het indigo-wit door oxydatie overgaat in indigo-blauw, dat op de vezels van het weefsel wordt neergeslagen :



(1) Een met indican overeenkomende stof komt somtijds voor in de urine van den mensch; voegt men bij zulke urine zwavelzuur, dan wordt zij blauw.

(2) Men noemt een kleur *echt*, wanneer zij goed tegen den invloed van lucht, licht en water bestand is. *Onecht* blauw verft men met de oplossing van indigo in zwavelzuur (Saksisch-blauw).

Bij destillatie met bijtende potasch ontstaan uit indigo aniline kaliumcarbonaat en waterstof:



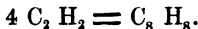
Door behandeling met niet al te krachtig oxydeerende stoffen gaat indigoblauw over in *isatine*, $\text{C}_{16} \text{H}_{10} \text{N}_2 \text{O}_4$, een stof, die in groote, gele naalden kristalliseert en bij destillatie met bijtende potasch aniline geeft.

Wordt indigotine behandeld met tin en zoutzuur, dan gaat het eerst over in indigo-wit en bij verdere reductie in een gele verbinding, die door verhitting met fijn poeder van zink en water wordt omgezet in *indol*, $\text{C}_{16} \text{H}_{14} \text{N}_2$. Indol kristalliseert uit warm water in groote, kleurlooze, bladachtige kristallen, die bij 52° smelten en een eigenaardigen, onaangenaamen reuk bezitten.

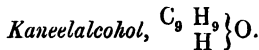
KANEELGROEP.

Styrol of Cinnamol, $\text{C}_8 \text{H}_8$.

Deze koolwaterstof is aanwezig in de vloeibare storax, een balsam, welke afkomstig is van de *Styrax officinalis*, een plant, die in Arabië te huis behoort; door destillatie met water verkrijgt men daaruit het styrol. Styrol ontstaat verder, benevens benzol, wanneer men acetylene aan hooge temperatuur blootstelt:



Het is een kleurlooze, sterk lichtbrekende vloeistof, die naar benzol riekt en bij 146° kookt. Door een oplossing van chroomzuur wordt styrol geoxydeerd tot benzoëzuur.

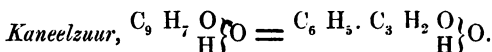


De vloeibare storax en de perubalsam bevatten een kristallijne stof, *styracine*, $\left. \begin{array}{l} \text{C}_9 \text{H}_9 \\ \text{C}_9 \text{H}_7 \text{O} \end{array} \right\} \text{O}$, die de kaneelzure aether van dezen alcohol is. Door koking met sterke potaschloog wordt deze aether ontleed, en verkrijgt men den kaneelalcohol. Deze bestaat uit witte naalden, die een zijdeachtigen glans bezitten, bij 33° smelten en bij 250° koken. Kaneelalcohol riekt aangenaam naar hyacinthen.

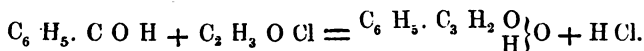
Door oxydeerende stoffen gaat deze alcohol over in kaneelaldehyde en kaneelzuur.

Kaneelaldehyde, $C_9 H_8 O$.

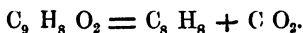
Deze verbinding vormt het hoofbestanddeel van de kaneelolie; in zuiveren toestand is zij een kleurlooze olie, die sterk naar kaneel riekt. In aanraking met de lucht neemt kaneelolie zuurstof op, en gaat daardoor over in kaneelzuur; oxydeerende stoffen veranderen haar in bittere-amandelolie en benzoëzuur.



Dit zuur, dat veel overeenkomt met benzoëzuur, is aanwezig in de vloeibare storax, in perubalsem en in sommige soorten van benzoëhars. Behalve op de bovengenoemde wijze, ontstaat het door verhitting van bittere-amandelolie met acetylchloride:



Kaneelzuur kristalliseert in kleurlooze zuilen, die bij zachte verwarming sublimeeren en bij verhitting met baryumhydroxyde ontleed worden in styrol en koolstofdioxyde:



NAPHTALINEGROEP.

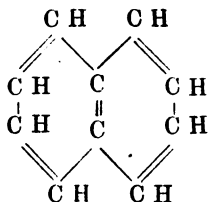
Naphtaline, $C_{10} H_8$.

Deze koolwaterstof is een hoofbestanddeel der zware steenkoolteerolie en vormt zich in groote hoeveelheid, wanneer men dampen van benzol en dergelijke stoffen door roodgloeiende buizen leidt; ook verbindingen, die betrekkelijk arm aan koolstof zijn, zooals alcohol en azijnzuur, geven onder die omstandigheden een weinig naphtaline.

Naphtaline vormt groote, witte kristallen, die bij $79,2^\circ$ smelten, en bij 218° koken; bij een betrekkelijk lage temperatuur gaat deze stof echter reeds in damp over; daarom wordt het met het lichtgas medegevoerd, en zet het zich in vernauwingen der buizen, in gaskranen, enz. af, waardoor verstoppingen kunnen ontstaan.

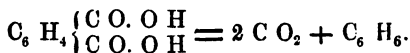
Naphtaline bezit een eigenaardigen reuk en een brandenden smaak; het is onoplosbaar in water en kouden alcohol, maar goed in warmen alcohol en in aether. Het verbrandt met een sterk licht- en roetgevend vlam.

De koolstofatomen zijn in naphthaline waarschijnlijk op dezelfde wijze met elkander verbonden als in benzol (zie bl. 379):



De 8 atomen waterstof kunnen achtereenvolgens door chloor vervangen worden. Naphthaline kan zich echter ook, evenals benzol, onmiddellijk met 2 of 4 atomen chloor verbinden; deze vereeniging heeft echter lang niet met dezelfde kracht plaats als bij de onverzadigde verbindingen. Zoowel van naphthalinedichloride, $C_{10}H_8Cl_2$, als van naphthalinetetrachloride, $C_{10}H_8Cl_4$, kunnen eveneens een reeks van substitutieproducten verkregen worden, zoodat het aantal verbindingen, dat van naphthaline kan worden afgeleid, zeer groot is.

Door inwerking van geconcentreerd salpeterzuur ontstaan uit naphthaline nitrosubstituten en het tweebasische *phtalzuur*, $C_8H_6O_4$, dat, evenals het isomere *terephthalzuur*, door destillatie met kalk in benzol en koolstofdioxyde ontleed wordt:

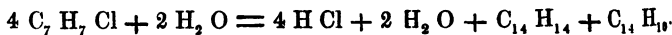


Ook uit naphthaline bereidt men tegenwoordig fraaie kleurstoffen (naphthaline-geel of binitronaphтол en naphthaline-of magdala-rood).

ANTHRACEENGROEP.

Anthracene, $C_{14}H_{10}$.

Deze verbinding is aanwezig in dat gedeelte der steenkoolteer, dat eerst bij de hoogste temperatuur kookt. Kunstmatig verkrijgt men het, benevens de koolwaterstof $C_{14}H_{14}$, wanneer men benzylchloride met water in gesloten vaten tot 190° verhit:



Anthracene kristalliseert uit een oplossing in benzol in kleine, witte, glinsterende plaatjes, die bij 213° smelten en bij 300° koken. In volkomen zuiveren toestand vertoonen deze kristallen een prachtige fluorescentie. Door chloor en broom wordt anthracene, onder

vorming van substitutieproducten, aangetast; door inwerking van salpeterzuur ontstaan nitroproducten.

Evenals veel andere koolwaterstoffen verbindt anthracene zich met picrinezuur; deze verbinding, die in schoon scharlaken-roode kristallen kan verkregen worden, vormt zich, wanneer men anthracene en picrinezuur oplost in warm benzol, en deze oplossing laat bekoelen. — Bij oxydatie gaat anthracene over in *antrachinon*, $C_{14}H_8O_2$.

Alizarine of Dioxy-antrachinon, $C_{14}H_8O_4$.

In de wortels der meekrap (*Rubia tinctorum*) is een glucoside, *ruberithrinzuur* of *rubiaan*, aanwezig, dat door koking met zuren of alkaliën, en door een gistingsproces, dat in de wortels plaats heeft, wanneer zij in vochtigen toestand bewaard worden, ontleed wordt in *alizarine* en suiker. Ook kunstmatig kan alizarine bereid worden uit anthracene (zie het laatste hoofdstuk).

Alizarine kristalliseert in lange rood-gele naalden, die in water moeilijk oplosbaar zijn, maar in alcohol en aether met een gele kleur oplossen. Met metaaloxiden gaat alizarine verbindingen aan; die der alkaliën geven met water een purperkleurige oplossing. Met aluinaarde en tinoxide vormt alizarine onoplosbare, schoon rood gekleurde verbindingen (lakken); de verbinding met ijzeroxyde is violet of zwart. In de katoendrukkerij worden oplossingen van ijzeroxyde gebruikt als bijtmiddel; men drukt daarmede het verlangde patroon op het doek, brengt het daarna in de verfkuij, die poeder van meekrapwortel en water bevat, en kookt vervolgens; de alizarine komt dan langzamerhand in oplossing, en slaat op de plaatsen, waar het bijtmiddel zich bevindt, in verbinding met ijzeroxyde neer.

Tegenwoordig brengt men een product in den handel, *garancine* genaamd, dat verkregen wordt door behandeling van meekrap met zwavelzuur.

Wol, die met olie en aluin als bijtmiddelen behandeld is, verkrijgt door alizarine een schoon roode kleur, welke men *turksch-rood* noemt.

Warm verdund salpeterzuur oxydeert alizarine tot oxalzuur en phtalzuur; bij verhitting met fijn verdeeld zink wordt zij gereduceerd tot anthracene.

Behalve alizarine bevat de meekrap nog een andere kleurstof, *purpurine*, $C_{14}H_8O_5$, die eveneens rood is. Door verhitting met fijn poeder van zink worden beide kleurstoffen tot anthracene gereduceerd.

Chrysophanzuur is isomeer met alizarine; dit zuur is aanwezig in de rhabarber, sennebladeren, enz.; ook hieruit kan men door reductie anthracene verkrijgen.

TERPENEN EN KAMFERS.

Onder *aetherische* of *vluchtige oliën* verstaat men de verbindingen, welke men verkrijgt door riekende planten of plantedeelen met water aan destillatie te onderwerpen. De meesten zijn mengsels van zuurstofhoudende (zuren, aldehyden, aethers, enz.) en zuurstofvrije stoffen. De koolwaterstoffen, welke in de aetherische oliën voorkomen, noemt men *terpenen*; deze bezitten allen dezelfde procentische samenstelling, en hun formule is een veelvoud van $C_5 H_8$. De meesten hebben tot formule $C_{10} H_{16}$; deze bezitten in hun physische en chemische eigenschappen de grootste overeenkomst; bij velen is het eenigste verschil gelegen in hun reuk en in de werking, die zij uitoefenen op het gepolariseerde licht. Veel terpenen zijn nog niet nauwkeurig onderzocht.

De *kamfers*, die op overeenkomstige wijze als de aetherische oliën uit plantedeelen worden verkregen, zijn zuurstofhoudende, vaste lichamen.

Onderstaande formules doen ons zien in welke betrekking de stoffen, die tot deze groep behooren, tot elkander en tot aanverwante verbindingen staan:

Diamylene. $C_{10} H_{20}$.	Camphene. $C_{10} H_{18}$.	Terebentene. $C_{10} H_{16}$.	Cymol. $C_{10} H_{14}$.
Mentheen-kamfer. $C_{10} H_{20} O$.	Borneo-kamfer. $C_{10} H_{18} O$.	Laurier-kamfer. $C_{10} H_{16} O$.	Thymol. $C_{10} H_{14} O$.
	Campholzuur. $C_{10} H_{18} O_2$.	Camphinezuur. $C_{10} H_{16} O_2$.	
		Kamferzuur. $C_{10} H_{16} O_4$.	

Terpentijnolie, $C_{10} H_{16}$.

Alle planten, die tot de famielje der kegeldragende gewassen (*Conifeeren*) behooren, zijn rijk aan harsen en vluchtige koolwaterstoffen. Het harsachtige vocht, dat uit deze boomen vloeit, is een mengsel van beide, een *balsem*, en wordt *terpentijn* genoemd; door destillatie kan de koolwaterstof, de *terpentijnolie*, van de hars (*colophonium*) gescheiden worden. De terpentijnolie van den handel is een mengsel van verschillende isomere koolwaterstoffen; de *gerone terpentijnolie* is afkomstig van *Pinus sylvestris*, *P. nigra* en *P. Abies*; de *venetiaansche-terpentijn* wordt verkregen van *Pinus Larix*.

De Engelsche terpentijnolie, die uit Amerikaanse terpentijn (afkomstig van *Pinus australis*) verkregen wordt, en de Fransche terpentijnolie (afkomstig van *P. maritima*) zijn nader onderzocht. De laatste bevat *terebentene*, een koolwaterstof, die bij 161° kookt, en die links-draaiend is. De koolwaterstof der Amerikaanse terpentijnolie wordt *austraterebentene* genoemd; deze kookt ook bij

161°, maar draait het vlak van polarisatie rechts. Verhit men deze koolwaterstoffen met zwavelzuur of andere zuren, dan verkrijgt men isomere verbindingen, die deels optisch werkzaam, deels optisch onwerkzaam zijn; bovendien ontstaan onder die omstandigheden polymere verbindingen. De verschillende terpenen verbinden zich met 1 of 2 moleculen chloorwaterstof tot zoogenoemde *chloorhydraten*, die vast of vloeibaar zijn, en die in hun optisch gedrag hetzelfde verschil vertoonen als de oorspronkelijke koolwaterstoffen.

Terpentijnkamfer, $C_{10} H_{16} H Cl$, verkrijgt men door zoutzuurgas te leiden door versch gedestilleerde terpentijnolie. Hierbij wordt warmte vrij, en bij bekoeling zetten zich kristallen af, die men door ze tusschen filtreerpapier te drukken en daarna om te kristalliseeren uit warmen alcohol kan zuiveren. Men verkrijgt dan witte naalden, die naar kamfer rieken (waaraan deze stof haar naam te danken heeft), die bij 150° smelten en bij 170° koken. In water is terpentijnkamfer onoplosbaar.

Brengt men terpentijnolie samen met spiritus en salpeterzuur, dan zetten zich na eenigen tijd kristallen af van *terpine* of *terpentijnoliehydraat*, $C_{10} H_{20} O_2 + H_2 O$, die bij verhitting hun kristalwater verliezen, en daardoor overgaan in eene witte, kristallijne massa. Dezelfde verbinding ontstaat als terpentijnolie langen tijd in aanraking is met water, vooral als het mengsel is blootgesteld aan het zonlicht. *Terpine* is smaak- en reukeloos.

In aanraking met de lucht neemt terpentijnolie zuurstof op, en gaat daardoor over in een harsachtige stof; bovendien ontstaan daarbij mierzuur, azijnzuur en koolstofdioxyde. Door salpeterzuur wordt terpentijnolie sterk aangetast; door inwerking van verdund salpeterzuur ontstaan verschillende vetzuren (azijnzuur, boterzuur, enz.); is het salpeterzuur zeer geconcentreerd, dan heeft er ontbranding plaats.

Terpentijnolie brandt met een sterk roetgevende vlam; een mengsel van 4 d. alcohol en 1 d. terpentijnolie werd echter vroeger onder den naam van camphine in bijzonder daarvoor ingerichte lampen gebrand. Dit geeft een helder licht en geen roet.

Verschillende stoffen, die in water en alcohol niet of weinig oplosbaar zijn, zooals zwavel, phosphorus, vetten, harsen, enz., zijn goed oplosbaar in terpentijnolie.

Bijna alle *aetherische oliën*, zooals citroenolie, bergamotolie, lavendelolie, komijnolie, enz, bevatten koolwaterstoffen, die isomeer zijn met terpentijnolie. In water zijn de aetherische oliën weinig oplosbaar, maar daaraan deelen zij toch haar bijzondere reuk mede (aromatische wateren); in alcohol en aether, alsmede in vette oliën lossen zij gemakkelijk op. Zij komen bijna uitsluitend in het plantenrijk voor; gewoonlijk bereidt men ze door de gekneusde plante-

deelen, welke de oliën bevatten (zaden, wortels, bladeren, enz.), met water te destilleeren, slechts zelden door uitpersing, daar zij meestal slechts in kleine hoeveelheden voorkomen. Het melkachtige destillaat scheidt zich na eenigen tijd in twee lagen, van welke de onderste uit een zeer verdunde oplossing der olie in water, en de bovenste uit de aetherische olie bestaat. Gewoonlijk is dé op die wijze verkregen vluchtige olie een mengsel van verschillende organische stoffen; onderwerpt men ze aan destillatie, dan gaat eerst een koolwaterstof over, en later, bij verhooging van temperatuur, tevens een zuurstofhoudende verbinding. Door de aetherische oliën aan een lage temperatuur bloot te stellen, scheidt zich daaruit dikwijls een vaste, kristallijne stof af, die men *stearopt* noemt, terwijl het vloeibaar blijvende gedeelte *elaeopt* genoemd wordt.

Eau de Cologne is een oplossing van verschillende aetherische oliën in alcohol. Bij vermenging met water wordt deze vloeistof troebel.

Vermengd met suiker (*elaeosacharaten*) worden verschillende aetherische oliën als geneesmiddelen aangewend; ook de oplossingen daarvan in water worden onder den naam van aromatische wateren als zoodanig gebruikt (pepermuntwater, fenkelwater, enz.).

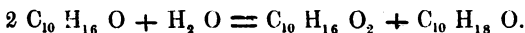
Likeuren zijn oplossingen van suiker en aetherische oliën in spiritus.

De duurderc aetherische oliën worden somtijds met goedkoopere (terpentijn-, anijs-, fenkelolie) vermengd. Het best ontdekt men zulk een vervalsching door een paar druppels van de olie tusschen de handen te wrijven, en nu en dan den geur daarvan waar te nemen. Aangezien niet alle aetherische oliën even vluchtig zijn, zal de reuk, wanneer andere oliën zijn toegevoegd, gedurende de verdamping veranderen. Ook eau de cologne wordt gewoonlijk op die wijze gekleurd. Bij de vervaardiging van dat reukwater komt alles aan op de juiste keuze van de soort en de hoeveelheid der verschillende oliën; deze moeten te zamen slechts een enkelen geur vormen, die bij verdamping van de vloeistof dezelfde blijft.

KAMFERS.

De gewone of *Chineesche kamfer*, $C_{10}H_{16}O$, is afkomstig van *Laurus Camphora*, welke plant in China en Japan inheemsch is; deze bestaat uit een witte, doorschijnende, kristallijne massa, welke bij 175° smelt en bij 204° kookt, maar bij de gewone temperatuur reeds aanmerkelijk verdampt. In alcohol is kamfer goed oplosbaar; deze oplossing draait het vlak van polarisatie naar rechts. Kamfer drijft op water en draait, wanneer zij in kleine stukjes daarop geworpen wordt, aanhoudend in de rondte. Een weinig vet beneemt aan kamfer deze laatste eigenschap.

Verhit men kamfer met een oplossing van potasch in alcohol tot 200°, dan wordt zij ontleed in *camphinezuur*, $C_{10} H_{16} O_2$, en *borneokamfer*, $C_{10} H_{18} O$:



De borneokamfer is ook in het plantenrijk aanwezig; men verkrijgt ze uit de *Dryobalanops Camphora*, een boom, die op Borneo en Sumatra groeit. Deze soort van kamfer riekt naar pepermunt en vormt kleine kristallen; zij gedraagt zich in veel opzichten als een univalente alcohol; met zuren vormt zij bijv. aetherachtige verbindingen

Door verhitting met natronkalk ontstaat uit de gewone kamfer *campholzuur*, $C_{10} H_{18} O_2$; door salpeterzuur wordt zij tot *kamferzuur*, $C_{10} O_{16} O_4$, geoxydeerd.

Evenals van terpentijnolie, bestaan er ook van kamfer verschillende isomere modificatie's, die zich door haar optische werking onderscheiden; bij oxydatie geven zij kamferzuren, die dezelfde kenmerken vertoonen. Kunstmatig verkrijgt men kamfer door verhitting van salie- of valerianolie met salpeterzuur.

HARSEN EN BALSEMS.

De meeste vluchtige oliën gaan door opname van zuurstof over in meer of minder vaste verbindingen, die men *harsen*, of, wanneer zij nog met aetherische oliën gemengd zijn, *balsems* noemt.

Deze stoffen staan niet in een eenvoudige betrekking tot de koolwaterstof, waaruit zij ontstaan zijn, omdat bij de oxydatie een gedeelte der koolstof, in den vorm van koolstofdioxyde of van vluchtige zuren, uit de verbinding treedt. Nog weinig harsen en balsems zijn nauwkeurig onderzocht; het best bekend is *colophonium* (vioolhars), dat overblijft bij de destillatie van verschillende soorten van terpentijn. Deze hars bestaat hoofdzakelijk uit *sylovinzuur* $C_{28} H_{30} O_2$; welke stof uit alcohol in witte, glinsterende naalden kristalliseert, en met de alkalimetalen oplosbare zouten (harszeepen) geeft, terwijl de overige zouten van dit zuur onoplosbaar in water zijn.

Barnsteen is een fossiele hars, die men aan de kusten van de Oostzee vindt; deze bevat vrij barnsteenzuur, $C_4 H_6 O_4$, een in alcohol oplosbare hars, en barnsteen-bitumen, dat onoplosbaar is in alle oplossingsmiddelen.

Om hun geur hoog geschatte balsems zijn mecca-, tolu- en perubalsem. Olibanum wordt gebruikt als wierook, en is afkomstig van Coramandel. Copal, mastik, dammarhars, sandarach, enz. worden gebruikt voor bereiding van vernissen.

Veel harsen zijn mengsels van harsen en gom (gomharsen); deze zijn slechts gedeeltelijk oplosbaar in alcohol; met water geven zij

een soort van *emulsie* (evenals de vette oliën, wanneer zij met gomwater worden samengewreven); de meest bekende van deze gomharsen is de guttegom, die als gele kleurstof in de geneeskunde gebruikt wordt. Ook *asa foetida* (duivelsdrek) is een gomhars.

KAUTCHOUK EN GUTTAPERCHA (*Gelak pertsja*).

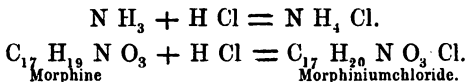
Deze twee stoffen zijn koolhydraten, welke dezelfde samenstelling hebben als terpentijnolie, maar wier scheikundige eigenschappen nog weinig onderzocht zijn.

De kautchouk of kaoetschoek is het gedroogde melksap van verschillende tropische planten (*Ficus elastica*, *Jatropha elastica*, *Siphonia cahuca*, enz.); in zuiveren toestand is het wit en doorschijnend. In water, verdunde zuren en alkaliën is kautchouk onoplosbaar, in terpentijn en zwavelkoolstof zwelt het eerst op, en gaat daarna in oplossing over. Deze oplossing wordt gebruikt om andere voorwerpen met een voor water ondoordringbare laag te bedekken. Kautchouk wordt tot verschillende doeleinden aangewend: voor waterdichte stoffen, voor elastische buizen, enz.; voor den scheikundige is het een zeer belangrijke stof. Haar goede eigenschappen worden zeer verhoogd door het zoogenaamde *vulkaniseeren*; deze bewerking bestaat daarin, dat men het kautchouk innig met zwavel vermengt en daarna verwarmt. Het gevulkaniseerde kautchouk bevat 2—3 procent zwavel; het is veel veerkrachtiger en biedt nog meer weerstand aan den invloed van zure dampen en oplossingsmiddelen, dan het ongevulkaniseerde. Ongevulkaniseerd kautchouk smelt bij verwarming, maar blijft ook na bekoeling zeer langen tijd week en kleverig, vooral in het binnenste, van de lucht afgesloten gedeelte, zoodat twee versch afgesneden vlakken door drukking weder tot één stuk kunnen vereenigd worden. Gevulkaniseerd kautchouk wordt bij verwarming niet kleverig. De witte soorten bevatten gewoonlijk zink of loodwit, zoodat zij voor sommige doeleinden, vooral als mondstukken voor zuigflesschen niet gebruikt mogen worden. Door vereeniging met meer zwavel ontstaat een harde, hoornachtige massa, die *eboniet* of *vulkaniem* genoemd wordt, en die men in plaats van hoorn, tot kammen, schijven van electriseermachines en dergelijke voorwerpen verwerkt.

Guttapercha is eveneens een gedroogd melksap, dat afkomstig is van een boom, die in Oost-Indie veel voorkomt, de *Isonandra Gutta*. Bij de gewone temperatuur is guttapercha hard en hoornachtig, maar bij verwarming wordt het week en kneedbaar; het laat zich dan in elken vorm persen. Zuiver guttapercha is wit en lost gemakkelijk op in chloroform en in zwavelkoolstof.

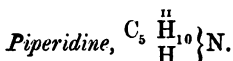
ALKALOÏDEN.

Met dezen naam bestempelt men een aantal stikstofhoudende verbindingen, welke in verschillende planten voorkomen, en die in scheikundige eigenschappen zeer veel overeenkomen met de aminen. Eenige alkaloiden bevatten behalve stikstof, alleen koolstof en waterstof; deze zijn vluchtig. De zuurstofhoudende alkaloiden hebben gewoonlijk een groot moleculairgewicht en verbinden zich, evenals ammoniak, onmiddellijk met zuren :

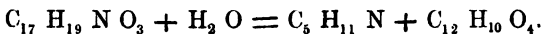


De chloorwaterstofzure verbindingen van de alkaloiden vormen kristallijne dubbelzouten met platinumchloride, evenals ammoniak en de aminen. Tot dusverre kan men de alkaloiden niet kunstmatig bereiden, en de verhouding, waarin zij tot andere stoffen staan, is nog weinig bekend. Veel alkaloiden, zooals strychnine en nicotine, behooren tot de hevigste vergiften, andere, zooals chinine en morphine, zijn heilzame geneesmiddelen. Bijna alle alkaloiden zijn weinig oplosbaar in water, maar goed oplosbaar in alcohol, kleuren rood lakmoes blauw en bezitten een bitteren smaak.

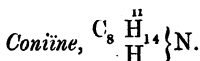
1. ZUURSTOFVRIJE ALKALOÏDEN.



Verschillende soorten van peper bevatten een vast, zuurstofhoudend alkaloid, *piperine*, $\text{C}_{17} \text{H}_{19} \text{N O}_3$, dat, door koking met een oplossing van potasch in alcohol, ontleed wordt in *piperidine* en *piperinezuur*, $\text{C}_{12} \text{H}_{10} \text{O}_4$:



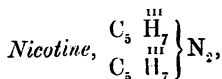
Piperidine is een kleurlooze vloeistof, die bij 106° kookt, en naar peper en ammoniak reikt; zij bevat 1 atoom waterstof, dat door een alcoholradicaal kan vervangen worden; het zoo verkregen amine verbindt zich met de alcoholjodiden tot een ammoniumverbinding.



Dit alkaloid vindt men in de waterscheerling (*Conium maculatum*), vooral in de zaden van die plant. Het is een kleurlooze, olieachtige vloeistof, welke bij 212° kookt, en sterk onaangenaam reikt. Door oxydeerende stoffen wordt coniine veranderd in boterzuur.

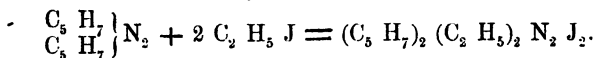
Coniïne kan men beschouwen als ammoniak, waarin 2 atomen waterstof door het bivalente radicaal $C_8 H_{14}$ vervangen zijn. Deze koolwaterstof (welke den naam van *conylene* ontvangen heeft) kent men in vrijen toestand; zij komt veel overeen met de koolwaterstoffen van de acetyleenreeks, en verbindt zich, evenals deze, onmiddellijk met broom. De waterstof in coniïne kan gemakkelijk door alcoholradicalen vervangen worden; in de zaden van de waterscheerling is gewoonlijk, behalve coniïne, ook *methylconiïne*, $\left. \begin{matrix} C_8 H_{14} \\ C H_3 \end{matrix} \right\} N$, aanwezig. Bovendien vindt men in dezelfde plant een ander alkaloid, *conydrine*, $\left. \begin{matrix} C_8 H_{16} O \\ H \end{matrix} \right\} N$, dat door verhitting met phosphor-pentoxyd ontleed wordt in coniïne en water.

Coniïne is een zeer sterk vergift; door salpeterzuur wordt het schoon bloed-rood, door zwavelzuur eerst purper-rood, later olijfgroen gekleurd.



Nicotine komt voor in alle soorten van tabak; de hoeveelheid wisselt echter van 2 tot 8 procent. Havanna-tabak bevat gewoonlijk nog minder dan 2 procent. Nicotine is een kleurlooze olie, die zeer sterk naar tabak riekt, en bij 240° kookt, waarbij zij gedeeltelijk ontleed wordt; in een stroom waterstof kan zij gestedilleerd worden zonder ontleding te ondergaan. Nicotine is gemakkelijk oplosbaar in water, alcohol en aether, en behoort tot de hevigste vergiften; wanneer kleine hoeveelheden van die stof in het bloed gebracht worden, veroorzaken zij stuiptrekkingen en later verlamming.

Nicotine bevat geen waterstof, die gesubstitueerd kan worden; het verbindt zich met aethyljodide tot *aethyl-nicotinumjodide*:



Nicotine is dus een tertiair amine of nitrilbasis.

Door vochtig zilveroxyde wordt het bovengenoemde jodide ontleed, waardoor men aethyl-nicotinumhydroxyde verkrijgt, waarvan de oplossing sterk bijtend en alkalisch is.

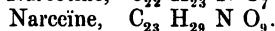
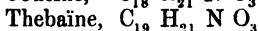
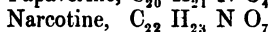
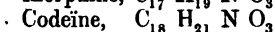
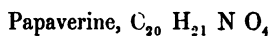
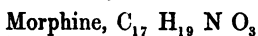
2. ZUURSTOFHOUDENDE ALKALOÏDEN.

Alkaloiden van Opium.

Opium is het gedroogde melksap van de zaaddozen van den *Papaver somniferum*. Het wordt in het groot in Klein-Azië, Turkije,

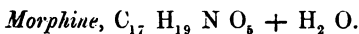
en Indië bereid. Het beste opium komt van Smyrna; dit bevat 10—15 procent morphine.

In opium zijn minstens zes verschillende alkaloiden aanwezig, van welke morphine en narcotine in de grootste hoeveelheden voorkomen; deze zijn:

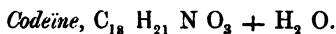


Bovendien bevat opium een neutrale verbinding *meconine*, $C_{10} H_{10} O_4$, een zuur, *meconiumzuur*, $C_7 H_4 O_7$, waarmede de alkaloiden verbonden zijn, en nog veel andere stoffen. Uit de samenstelling van de genoemde alkaloiden blijkt, dat zij nauw met elkander verwant zijn; tot dusverre is het echter niet gelukt ze in elkander om te zetten.

Opium is een hoog geschat geneesmiddel; in kleine hoeveelheden werkt het kalmeerend en pijnstillend, hoewel het den pols- en den harts slag versnelt; in groote hoeveelheden werkt het als narcotisch vergift, en veroorzaakt het bedwelming en volkomen verslapping van elke willekeurige beweging, waarop bewusteloosheid en eindelijk de dood volgt. Het sterkst onder de alkaloiden, welke opium bevat, schijnt thebaine te werken; daarop volgen papaverine, narcotine, codeïne en morphine.



Om morphine te bereiden, wordt fijn gesneden opium herhaalde malen met water uitgetrokken, en het meconiumzuur door calciumchloride uit de oplossing gepraecipiteerd; bij indamping zetten zich uit de gefiltreerde vloeistof kristallen af van morphiniumchloride (zoutzure morphine), die men door ammonia ontleedt. — Morphine kristalliseert in kleine, rhombische prisma's, en smaakt sterk bitter; in alcohol is het gemakkelijk oplosbaar, in aether niet; 1 deel morphine lost op in 1000 deelen koud en in 400 deelen kokend water. — Morphine bevat geen waterstof, die door een alcoholradicaal kan vervangen worden. De zouten van dit alkaloid zijn bijna allen in water oplosbaar en kristalliseerbaar; het acetaat wordt in de geneeskunde het meest gebruikt. Kleine hoeveelheden morphine kan men aantoonen door bij de oplossing ferridchloride te voegen, waardoor een donker-blaauwe vloeistof ontstaat.



Dit alkaloid bevindt zich in de moederloog van morphine, omdat het meer oplosbaar is in water dan het laatstgenoemde. Codeïne kristalliseert in groote, waterhoudende kristallen; zijn oplossing reageert sterk alkalisch.

Thebaine, $C_{19} H_{21} N O_3$,

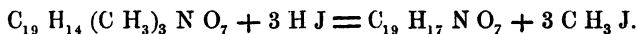
is slechts in zeer kleine hoeveelheid in opium aanwezig, het is een hevig vergift, dat zelfs in zeer kleine hoeveelheden verstijving van het geheele lichaam veroorzaakt.

Popaverine, $C_{20} H_{21} N O_4$,

reageert slechts zwak alkalisch; het onderscheidt zich van de andere alkaloiden van opium, doordat het door sterk zwavelzuur blauw gekleurd wordt.

Narcotine, $C_{22} H_{23} N O_7$.

Narcotine blijft in de opium bij de behandeling met water achter, en kan uit het overblijvende door zoutzuur uitgetrokken worden. Het is onoplosbaar in water, en moeilijk oplosbaar in alcohol; in aether lost het echter gemakkelijk op. Bij verhitting met potasch geeft het ammoniak, methylamine en trimethylamine. Kookt men het met joodwaterstofzuur, dan ontstaan een nieuwe basis, *normarcotine*, $C_{19} H_{17} N O_7$, en 3 moleculen methyljodide. Narcotine bevat dus driemaal de groep $C H_3$:



Lost men eene kleine hoeveelheid narcotine op in gec. zwavelzuur, en voegt men dan eenige droppels sterk zwavelzuur, dat een weinig salpeterzuur bevat, en een paar droppels water toe, dan wordt de vloeistof intensief rood; door deze reactie kunnen sporen van narcotine worden aangetoond.

ALKALOÏDEN VAN DE STRYCHNOS-SOORTEN.

De kraanoogen, braaknoten of zaden van *Strychnos Nux vomica* en de Ignatiusboonen, de zaden van *Strychnos Ignatius*, bevatten twee uiterst giftige alkaloiden: *strychnine* en *brucine*.

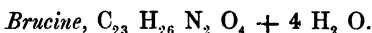
Strychnine, $C_{21} H_{22} N_2 O_2$.

Dit alkaloid vormt kleine, rhombische kristallen, smaakt uiterst bitter, en is weinig oplosbaar in water. Het werkt hoofdzakelijk op het ruggemerg, en veroorzaakt hevige stuiptrekkingen; in zeer geringe hoeveelheden wordt het als geneesmiddel inwendig gegeven. De zouten kristalliseeren en zijn in water oplosbaar; ook deze smaken zeer onaangenaam bitter.

Strychnine is vooral aanwezig in de Ignatiusboonen, die ongeveer

1½ procent bevatten. — De kleinste hoeveelheden strychnine kunnen aangetoond worden door de intensief purpur gekleurde oplossing, welke men verkrijgt, wanneer men dit alkaloïde met zwavelzuur en kaliumdichromaat behandelt; deze kleur wordt na eenigen tijd rood en vervolgens geel.

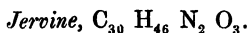
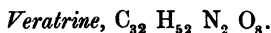
Met de jodiden der alcoholradicalen verbindt zich strychnine tot een ammoniumjodide.



Brucine komt benevens strychnine voor in de kraanoogen, en alleen in de valsche Angusturabast (de bast van *Strychnos Nuxvomica*). Brucine lost in alcohol en water gemakkelijker op dan strychnine, en is minder vergiftig. Door salpeterzuur wordt het intensief rood gekleurd; deze reactie is zoo gevoelig, dat de kleinste hoeveelheden salpeterzuur door brucine zeer goed kunnen aange-toond worden.

In curare, het pijlgift van de Indianen, dat uit het melksap van strychnos-soorten bereid wordt, is een bijzonder alkaloïde, *curarine*, $C_{10} H_5 N$, bevat; dit vormt witte kristallen, en smaakt zeer bitter. Wanneer men een oplossing van 1 milligram van dit vergift onder de huid van een konijn brengt, dan sterft het dier bijna oogenblikkelijk.

ALKALOÏDEN VAN DE VERATRUM-SOORTEN.



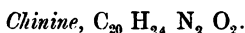
Veratrine komt voor in de zaden van *Veratrum Sabadilla* en in den wortel van *Veratrum album*. Jervine komt alleen in *V. album* voor.

Veratrine kristalliseert in prisma's, die wanneer zij aan de lucht zijn blootgesteld, ondoorzichtig worden, bij 115° smelten, en daarbij overgaan in een harsachtige massa. Veratrine is een sterk vergift, en veroorzaakt, als een kleine hoeveelheid als stof of in oplossing in de neus gebracht wordt, hevige niezen. In alcohol en aether is het goed oplosbaar, in water bijna onoplosbaar. Brengt men het in sterk zwavelzuur, dan verkrijgt men een gele oplossing, die langzamerhand bloed-rood wordt.

Jervine vormt kleurlooze prisma's, die oplosbaar zijn in alcohol. De zouten van dit alkaloïde zijn in water veel moeilijker oplosbaar dan die van veratrine.

ALKALOÏDEN VAN DE KINASOORTEN.

De bast der kinaboomen (verschillende soorten van het geslacht *Cinchona*), die in Zuid-Amerika, aan den voet van de Andes, inheemsch zijn, maar later ook naar Oost-Indie zijn overgebracht, bevatten twee alkaloiden, *chinine* en *cinchonine*; van beide bestaan isomere modificatie's, die reeds in de bast bij het drogen schijnen gevormd te worden. De koningskina (bast van *China regia*) bevat de meeste chinine (2—3 % chinine en 0,2—0,3 % cinchonine), terwijl de bast van *China Huanuko* zeer rijk is aan cinchonine (2,2 % cinchonine en 0,05 % chinine). De genoemde alkaloiden zijn in de kina met een bijzonder zuur, *chinazuur*, $C_7 H_{12} O_6$, verbonden.



De verbinding van zwavelzuur met chinine (chiniumsulphaat) bereidt men in het groot, daar deze veelvuldig als geneesmiddel wordt aangewend, vooral tegen de koorts. Uit de oplossing van dit zout slaan de alkaliën *chinine* neer, als een wit, kristallijn poeder, dat in 300 deelen koud water en in 2 deelen alcohol oplosbaar is, en dat ook tamelijk goed oplost in aether.

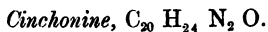
Deze oplossing bezit een zeer bitteren smaak, en draait het vlak van polarisatie links; voegt men er chloorwater bij en vervolgens een overvloed van ammonia, dan neemt zij een groene kleur aan; doet men er in plaats van ammonia, poeder van geel-bloedloozout bij, dan ontstaat een donker-rood gekleurde vloeistof.

Chinine bevat geen waterstof, die gesubstitueerd kan worden, en verbindt zich dus met de alcoholjodiden tot ammoniumverbindingen.

Het sulphaat is weinig oplosbaar in water, maar lost gemakkelijk op in verdund zwavelzuur; deze oplossing fluoresceert zeer sterk.

Chinidine en *chinicine*. De eerste van deze twee met chinine isomere verbindingen blijft in de moederloog bij de bereiding van chiniumsulphaat achter; het komt in veel eigenschappen met chinine overeen, en werkt ook koortsverdrijvend, maar het draait het vlak van polarisatie rechts.

Chinicine ontstaat bij verhitting uit chinine; het is een half vloeibare, harsachtige stof, die zwak rechts-draaiend werkt.



Dit alkaloid, dat altijd met chinine te zamen voorkomt, kan van het laatste gemakkelijk gescheiden worden, daar het in alcohol zeer weinig oplost (1 deel heeft daartoe 30 deelen warmen alcohol noodig), en in aether bijna geheel onoplosbaar is. Het kristalliseert

in kleurlooze naalden; de oplossing draait het vlak van polarisatie rechts. Cinchonine oefent een veel zwakker werking uit tegen koorts dan chinine, en wordt daarom ook in de geneeskunde minder gebruikt.

Door het bij de gewone temperatuur met broom samen te brengen, ontstaat *broomcinchonine*, $C_{20}H_{23}BrN_2O$, welke verbinding door behandeling met bijtende potasch overgaat in *oxycinchonine*, $C_{20}H_{24}N_2O_2$, dat isomeer is met chinine, maar daarvan in eigenschappen aanmerkelijk verschilt.

De zouten van cinchonine komen veel overeen met die van chinine, maar zijn in water en alcohol gemakkelijker oplosbaar. Cinchonine geeft met chloorwater en ammonia geen groen gekleurde vloeistof, zooals chinine, maar een lichtgeel praecipitaat.

Cinchonidine en *cinchonine*. Deze beide alkaloiden zijn isomeer met cinchonine. De eerste is, benevens chinidine, bevat in de harsachtige massa (chinoïdine), die achterblijft bij de bereiding van chinine en cinchonine; zij draait het vlak van polarisatie links, terwijl cinchonine (welke stof men verkrijgt door verhitting tot $120-130^\circ$ van cinchoniumsulphaat) zwak rechtsdraaiend werkt.

ATROPINE, $C_{17}H_{23}NO_3$.

Dit alkaloid komt voor in alle deelen van de Wolfkers (*Atropa Belladonna*) en van de Doornappel (*Datura Stramonium*). Gewoonlijk bereidt men het uit het sap van de bloeiende belladonnaplant; men verwarmt dit tot $80^\circ-90^\circ$, voegt bijtende potasch toe, en schudt vervolgens met chloroform, waarin de atropine oplost. Men verkrijgt dan bij verdamping der oplossing fijne, witte prisma's, die zeer onaangenaam bitter smaken en zeer vergiftig zijn. Zelfs zeer kleine hoeveelheden atropine veroorzaken, wanneer zij in het oog gebracht worden, een sterke verwijding der pupil. In de geneeskunde gebruikt men gewoonlijk de verbinding van atropine met zwavelzuur (*atropiniumsulphaat*), die goed oplosbaar is in water en in fijne naalden kristalliseert.

THEOBROMINE EN CAFFEÏNE.

Theobromine, $C_7H_8N_4O_2$.

Deze stof is in de cacao's (de zaden van *Theobroma Cacao*) aanwezig: het is een wit, kristallijn poeder, dat zich gedraagt als een zwakke basis, maar waarvan de zouten reeds door water ontleed worden. Theobromine is oplosbaar in ammonia; voegt men bij deze oplossing zilvernitraat, dan ontstaat een neerslag van *theobromin-zilver*, $C_7H_7AgN_4O_2$, welke stof bij verhitting met joodmethylzilverjodide en methyl-theobromine of caffeïne oplevert.

Caffeïne of Methyl-theobromine, $C_7 H_7 (C H_3) N_4 O_2 + H_2 O$.

Dit alkaloïde vindt men in de bladeren en in de zaden van den koffiestruik (*Coffea arabica*), in thee (*Thea chinensis*), in Paraguay-thee (*Ilex paraguayensis*) in guarana (een stof, die op cacao gelijk, en die in Zuid-Amerika uit de vruchten van *Paulinia sorbilis* bereid wordt). In deze laatste stof is 5 procent, in koffie slechts 1 procent, in thee ongeveer 2 procent caffeïne aanwezig. Caffeïne vormt lange, kleurlooze naalden, en levert goed kristalliseerbare zouten, die echter door water gedeeltelijk ontleed worden. Lost men een spoor caffeïne op in chloorwater, en verdampt men de kleurlooze oplossing, dan blijft er een bruin-roode vlek over, die in ammonia met een violet-roode kleur oplost.

Caffeïne en theobromine staan in nauwe betrekking tot urinezuur en kreatinine. Urinezuur geeft bij oxydatie parabanzuur, $\left. \begin{array}{c} C_2 O_2 \\ C O \end{array} \right\} N_2$,

kreatinine methylparabanzuur, $\left. \begin{array}{c} C_2 O_2 \\ C O \\ H. C H_3 \end{array} \right\} N_2$, en caffeïne dimethylpa-

rabanzuur, $\left. \begin{array}{c} C_2 O_2 \\ C O \\ (C H_3)_2 \end{array} \right\} N_2$.

Een groot aantal andere alkaloïden, welke minder belangrijk, en waarvan sommigen nog weinig onderzocht zijn, gaan wij met stilzwijgen voorbij.

EIWITLICHAMEN.

Onder den naam van eiwitlichamen of proteïnestoffen ⁽¹⁾ verstaat men een groote groep van stikstofhoudende verbindingen, waaruit het dierlijk lichaam grootendeels bestaat, en die ook in het plantenrijk, vooral in de zaden, niet ontbreken. De constitutie van deze stoffen ligt nog geheel in het duister, omdat zij groote moeilijkheden voor het onderzoek aanbieden; zij kristalliseeren niet, zijn niet vluchtig, gaan slechts moeilijk verbindingen in bepaalde verhoudingen aan, en worden spoedig ontleed, wanneer zij met de lucht in aanraking zijn. Allen bevatten koolstof, waterstof, zuurstof, stikstof en zwavel, eenigen bovendien phosphorus en ijzer. Wat haar

(1) De naam van proteïnestoffen is afkomstig van *proteïne*, een radicaal, dat men vroeger in deze stoffen aannam.

eigenschappen en samenstelling betreft, komen zij veel met elkander overeen; bijna allen treden in twee toestanden op, in een in water oplosbaren, en in een in die vloeistof onoplosbaren vorm. Tot dusverre is men niet instaat zelfs een empirische formule voor de eiwitstoffen op te geven; in het volgende lijstje vindt men de procentische samenstelling van eenige der belangrijkste van deze verbindingen:

	Albumine.	Fibrine.	Caseïne.
Koolstof	53,5	52,7	53,8
Waterstof	7,0	6,9	7,2
Stikstof	15,5	15,4	15,6
Zuurstof	22,0	23,5	22,5
Zwavel	1,6	1,2	0,9
Phosphorus	0,4	0,3	0,0
	100,0	100,0	100,0.

Door verdamping bij een lage temperatuur (onder 50°) van de in water oplosbare eiwitstoffen, verkrijgt men een gomachtige massa, die wel in water, maar niet in alcohol en aether oplost. Deze oplossing wordt door alcohol, minerale zuren, looizuur en door veel metaalzouten (bijv. die van lood, koper en kwik) gepraecipiteerd. In den in water onoplosbaren (gecoaguleerden) toestand zijn de eiwitlichamen witte, reuk- en smakelooze stoffen, welke bij zachte verwarming in verdunde potaschloog oplossen, en uit die oplossing door zuren meer of minder veranderd weder worden afgescheiden (proteïne). Ook in geconcentreerd azijnzuur en in phosphorzuur zijn de proteïnestoffen oplosbaar; in deze oplossingen ontstaat door toevoeging van ferro- of ferridcyaanalkalium een praecipitaat. Bij zachte verwarming met sterk zoutzuur geven de eiwitstoffen een gele oplossing, die bij toetreding van lucht blauw-violet wordt. Door de zure vloeistof, welke men verkrijgt door 1 deel kwik in 1 deel sterk salpeterzuur op te lossen, en deze oplossing vervolgens met het dubbele volumen water te verdunnen (*Millon's reagens*), worden de eiwitstoffen wittef rood gekleurd. Geconcentreerd salpeterzuur kleurt ze geel; door toevoeging van ammonia gaat deze kleur over in oranje. Overgiet men een eiwitstof voorzichtig met suikerwater en sterk zwavelzuur, dan wordt zij aanvankelijk rood en daarna, vooral als de lucht vrij kan toetreden, donker-violet.

Men kan de eiwitlichamen tot drie hoofdgroepen brengen:

- 1°. *Albumine of eiwitstoffen in nauwere beteekenis.* Deze zijn bij de gewone temperatuur vloeibaar, maar gaan bij eene temperatuur tusschen 60° en 70° over in den gecoalugeerden (onoplosbaren) toestand.

- 2°. *Fibrine- of Vezelstoffen.* Deze zijn vloeibaar, wanneer zij zich in het organisme bevinden, maar gaan, als zij daaruit verwijderd zijn, over in een onoplosbare wijziging.
- 3°. *Caseïne- of Kaasstoffen.* Deze verbindingen worden bij verhitting slechts onvolkomen, doch door fermenten (in het bijzonder door leb, het slijmvlies van de maag van kalveren) volkomen gecoaguleerd.

Albumine.

Het zuiverst vindt men deze stof in het wit der eieren; verder komt ze voor in de meeste dierlijke en plantaardige vloeistoffen, vooral in het bloed. Om eiwit te zuiveren, verdunt men het met water, en praecipiteert de gefiltreerde oplossing met loodacetaat; de neerslag wordt vervolgens uitgewaschen, in water verdeeld en door koolstofdioxyde ontleed. Het filtraat wordt met zwavelwaterstof van lood bevrijd, gefiltreerd en bij een lage temperatuur verdampt. Men verkrijgt dan een doorschijnende, op gom gelijkende massa, die in water, waarbij een spoor potasch gevoegd is, gemakkelijk oplost. — Verhit men eiwit tot 65°, dan coaguleert het, en verandert daardoor in een vaste, ondoorzichtige massa, die onoplosbaar is in water, maar door verdunde alkaliën wordt opgelost. Is de oplossing zeer verdund, dan ligt de temperatuur, waarbij de albumine coaguleert, hooger. — Bij den overgang van den oplosbaren in den onoplosbaren toestand sluit het eiwit de deeltjes, die in een vloeistof zweven, in; daarom wordt het gebruikt tot het klaren van wijn, suikersap en andere vloeistoffen.

De albumine uit bloed wijkt in samenstelling eenigszins af van die uit eieren; het koolstof- en zwavelgehalte is iets kleiner, het zuurstofgehalte daarentegen iets grooter gevonden.

Fibrine (vezelstof).

Fibrine bevindt zich in het bloed in oplossing, maar stolt zoodra het bloed het lichaam verlaten heeft; zuiver verkrijgt men deze stof door geronnen bloed (de bloedkoek) zoolang met water uit te wasschen, dat het zijn roode kleur verloren heeft, of door versch bloed, terwijl het bekoelt, te kloppen, en de draden, die aan de roerstaaf blijven hangen, met water uit te wasschen. Fibrine is kleurloos en smakeloos, zij is onoplosbaar in water, en vormt na droging, evenals albumine, een hoornachtige massa.

De spiervezels bestaan uit een stof, die veel met gestolde fibrine overeenkomt, maar toch in eenige eigenschappen daarvan afwijkt.

Ook de fibrine van het aderlijk bloed schijnt van die van het slagaderlijk bloed te verschillen.

Caseïne.

Caseïne is aanwezig in de melk, en wordt door zuren daaruit in gecoaguleerden toestand neergeslagen. In zuiver water is deze eiwitstof onoplosbaar; in een verdunde oplossing van alkaliën lost zij gemakkelijk op. Van eiwit onderscheidt zij zich, doordat zij bij verwarming niet stolt. Voegt men bij melk een paar droppels zoutzuur of een stukje leb, dan scheidt zich caseïne af als een vlok-kige massa, die de boterbolletjes insluit, zoodat men een heldere oplossing, de zoogenaamde wei, overhoudt; daarin zijn nog een weinig albumine, melksuiker en de zouten der melk (grootendeels phosphaten) aanwezig.

De eiwitstoffen van het plantenrijk komen zeer veel overeen met die van het dierenrijk.

Kleefstof (gluten) verkrijgt men het best door tarwemeel in een doek onder water te kneden; het zetmeel gaat door den doek, en er blijft een grauwe, taaie massa achter; deze bestaat uit twee verschillende stoffen, die *plantelijm* en *plantefibrine* genoemd worden. Plantelijm is oplosbaar in alcohol, plantefibrine niet.

Plante-albumine is aanwezig in de meeste plantesappen, waaruit het zich door koking in vlokken afzet.

Legumine (plantekaasstof) komt vooral voor in de zaden der peulvruchten. Deze stof is in water oplosbaar; de oplossing wordt niet gecoaguleerd door koking, maar wel door toevoeging van een zuur.

Gelatine (lijm) en *Chondrine*.

Deze twee stoffen komen niet als zoodanig in het dierlijk lichaam voor; men verkrijgt ze door verschillende weefsels langen tijd met water te koken. De gelatine wordt vooral uit beenderen, peesweefsel, de zwemblaas van visschen, enz. verkregen; de chondrine, die zeer veel met lijm overeenkomt, uit kraakbeen. Beide stoffen zijn in kokend water oplosbaar; bij bekoeling stolt deze oplossing tot een gelei. Wat haar samenstelling betreft, komen zij met de eiwitlichamen overeen. Met looistoffen vormen zij onoplosbare verbindingen. Overeenkomstige verbindingen ontstaan, wanneer men looistoffen laat inwerken op verschillende zelfstandigheden, waaruit men door koking met water lijm verkrijgt; deze verbindingen zijn niet onderhevig aan rotting; daarop berust de leerlooierij.

Een belangrijke tak van de scheikunde is de *physiologische chemie*, tot wier gebied het onderzoek naar de scheikundige processen, welke in het levend organisme plaats hebben, behoort.

Onze kennis op dit gebied is helaas nog zeer beperkt ; van veel stoffen, welke in het dierlijk lichaam voorkomen, kennen wij nauwelijks de samenstelling, terwijl haar chemische constitutie nog geheel in het duister ligt ; in veel gevallen weten wij nog zoo goed als niets van de scheikundige verschijnselen, welke in de verschillende organen van het dierlijk en plantaardig lichaam plaats hebben.

De *beenderen* der dieren bestaan grootendeels uit normaal-calciumphosfaat en lijmgevende stof.

Door beenderen met verdund zoutzuur te behandelen, wordt het phosfaat opgelost, terwijl de organische stof den vorm van het been behoudt, en als een doorschijnende, elastische massa achterblijft. Verhit men beenderen zonder voldoende toetreding van lucht, dan verkrijgt men de zoogenaamde dierlijke kool (beenzwart); bij verbranding ontstaat een witte, brooze massa, de asch der beenderen, die beenaarde genoemd wordt.

De hoeveelheid van ieder der bestanddeelen is in verschillende beenderen niet dezelfde ; gemiddeld bevatten zij :

lijmgevend weefsel	33	procent.
calciumphosfaat	57	„
calciumcarbonaat	8	„
calciumfluoride	1	„
magnesiumphosfaat	1	„
	<u>100.</u>	

Bloed vertoont zich onder het mikroskoop als een kleurlooze vloeistof, waarin een groot aantal kleine, ronde of langwerpige, rood gekleurde lichaampjes, (*bloedlichaampjes*) drijven. De grootte en de vorm dezer lichaampjes wisselt bij de verschillende dieren ; bij den mensch hebben zij een middellijn van 0,0075 m. M., bij den kikvorsch zijn zij vier maal grooter. Wanneer de fibrine coaguleert, dan sluit deze de bloedlichaampjes in ; de bijna kleurlooze vloeistof, die overblijft, noemt men bloedwei (serum).

Het bloed van gezonde menschen heeft gemiddeld een soortelijk gewicht van 1,055 en de volgende samenstelling :

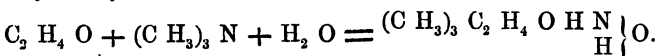
Bloedkoek	{	fibrine	0,30	} 13,0 proc.
		bloedlichaampjes	12,70	
Bloedwei	{	albumine	7,00	} 87,0 „
		vet	0,06	
		zouten	0,94	
		water	<u>79,00</u>	
			<u>100,00.</u>	

De bloedlichaampjes zijn hun roode kleur verschuldigd aan een stof, die *haematine* genoemd wordt; deze verbinding bevat, behalve koolstof, waterstof, zuurstof en stikstof, 7 procent ijzer. Door verdund zwavelzuur kan het ijzer er uitgetrokken worden zonder dat de kleur verandert. In water zwellen de bloedlichaampjes op en barsten eindelijk, waarbij de kleurstof zich in opgelosten staat met het vocht vermengt. Voegt men bij bloed een verzadigde oplossing van glauberzout, en filtreert men het daarna door papier, dan blijven de bloedlichaampjes op het filtrum achter, en kunnen met een oplossing van glauberzout uitgewassen worden. Vermengt men bloed, dat van fibrine bevrijd is, met zijn gelijk volumen water, en voegt er vervolgens $\frac{1}{2}$ vol. alcohol bij, terwijl de temperatuur op 0° gehouden wordt, dan verkrijgt men na eenigen tijd kristalletjes, die een roode kleur bezitten, en die moeilijk oplosbaar zijn in koud water; men noemt deze *haemato-globuline-kristallen*, naar de eiwitstof, die in de bloedlichaampjes aanwezig is.

Door middel van het bloed ontvangen de verschillende weefsels niet alleen de stoffen, welke voor hun opbouw noodzakelijk zijn, maar door het bloed worden ook de stoffen, die niet meer geschikt zijn om het lichaam op te bouwen, weggevoerd; het bloed moet daarom aanhoudend gezuiverd worden; dit geschiedt door de nieren, door de longen en door de huid. — Het slagaderlijk bloed, dat in de longen met zuurstof verzadigd is, bevat in 100 vol. 14,5 vol. stikstof, 62,3 koolstofdioxyde en 23,2 zuurstof. In het aderlijk bloed, waarin de oxydatieproducten van de weefsels aanwezig zijn, heeft men 13,1 vol. stikstof, 71,6 koolstofdioxyde en 15,3 zuurstof gevonden. Slagaderlijk bloed is licht-rood, aderlijk bloed donker-rood gekleurd; ook buiten het lichaam kan men het bloed, door er zuurstof of lucht door te voeren, licht-rood (slagaderlijk), en door er koolstofdioxyde in te leiden, donker-rood (aderlijk) maken.

De *hersenen* en andere centraaldeelen van het zenuwstelsel bevatten een stof, die *protagon* genoemd wordt, en waarvan phosphorus een wezenlijk bestanddeel is.

Protagon kristalliseert in mikroskopische naalden, en wordt zeer gemakkelijk ontleed. Tot de ontledingsproducten van protagon behooren: glycerine, phosphorzuur, verschillende vetzuren en een stikstofhoudende stof, die den naam draagt van *neurine*, welke verbinding ook kunstmatig kan worden verkregen, n. l. door inwerking van een geconcentreerde oplossing van trimethylamine op aethyleenoxyde:



Gal is een vloeibaar secretieproduct van de lever, dat in de galblaas wordt verzameld, en vervolgens in den twaalfvingerigen darm

wordt uitgestort; zij bestaat hoofdzakelijk uit de natriumzouten van twee stikstofhoudende zuren, die *glycocholzuur*, $C_{26} H_{43} N O_6$, en *taurocholzuur*, $C_{36} H_{45} N S O_7$, genoemd worden. Kookt men taurocholzuur met alkaliën, dan wordt het ontleed in *cholalzuur*, $C_{24} H_{40} O_5$, en *taurine*, $C_2 H_7 N S O_3$.

Taurine, welke stof ook in den inhoud van de darmen, in de longen, in de nieren en in andere organen gevonden wordt, is het amide van *isaethionzuur*, $C_2 H_4 \left\{ \begin{array}{l} O \\ S \\ O_3 \end{array} \right. \begin{array}{l} H \\ H \end{array}$, een verbinding, die door inwerking van zwaveltrioxyde op aethylene ontstaat. Kunstmatig verkrijgt men taurine door verhitting van ammoniumisaethionaat.

De rationeele formule van taurine is dus: $C_2 H_4 \left\{ \begin{array}{l} N \\ S \\ O_3 \end{array} \right. \begin{array}{l} H_2 \\ H \end{array}$.

Bovendien bevat de gal kleurstoffen, waaraan zij haar groene kleur te danken heeft. Door verwarming met salpeterzuur worden deze blauw en vervolgens violet; van deze reactie maakt men gebruik om de aanwezigheid van gal aan te toonen.

Cholesterine, $C_{26} \begin{array}{l} H_{43} \\ H \end{array} \left\{ \begin{array}{l} O \\ H \end{array} \right.$, is een univalente alcohol, die volgens zijn formule in de reeks van den kaneelalcohol te huis behoort; deze stof komt voor in de gal, in het geel der eieren, in de hersenen en in andere deelen van het lichaam; ook is zij in het plantenrijk, bijv. in de erwten, gevonden.

Maagsap is een heldere vloeistof, die onophoudelijk door het slijmvlies van de maag wordt afgescheiden. Zij heeft een eigenaardigen reuk, bezit een zuren, zoutachtigen smaak, en reageert zuur. Het maagsap bevat verschillende zouten, melkzuur, zoutzuur en een bijzondere stof, *pepsine*, die de oplossing en de vertering van de eiwitlichamen bewerkt.

Zuiver pepsine is een geelachtig, in water zeer gemakkelijk oplosbaar poeder. Voegt men bij een oplossing van pepsine een weinig zuur, dan kan men in die vloeistof belangrijke hoeveelheden vleesch, eiwit, enz. oplossen.

Melk. De samenstelling van dit belangrijk secretieproduct wisselt aanmerkelijk bij de verschillende dieren en zelfs bij verschillende individuën van dezelfde soort; ook het voedsel, dat het dier gebruikt, oefent een grooten invloed uit op de deugdelijkheid van de melk. De melk van iedere diersoort bevat alle stoffen, welke noodig zijn om het jong van dat dier op te bouwen.

Alle soorten van melk bevatten caseïne, een stof, die bijna dezelfde samenstelling heeft als vleesch, verder vet (boter), melksuiker en zouten, vooral chloriden van de alkalimetalen en calciumphosphaat, dat voor de vorming van verschillende weefsels, met name van de

beenderen, onmisbaar is. De boter is in de melk in kleine bolletjes aanwezig; daar deze soortelijk lichter zijn dan de vloeistof, komen zij, wanneer de melk rustig staat, langzamerhand aan de oppervlakte (room).

De gemiddelde samenstelling van verschillende soorten van melk is de volgende :

	vrouw.	koe.	geit.	ezelin.	teef.
Water	88,6	87,4	82,0	90,5	66,3
Boter	2,6	4,0	4,5	1,4	14,8
Melksuiker en oplosbare zouten	4,9	5,0	4,5	6,4	2,9
Caseïne en onoplosbare zouten	3,9	3,6	9,0	1,7	16,0
	<u>100,0</u>	<u>100,0</u>	<u>100,0</u>	<u>100,0</u>	<u>100,0</u>

Het soortelijk gewicht der melk wisselt tusschen 1,030 en 1,036.

Urine. Door deze vloeistof, welke door de nieren wordt afgezonderd, wordt het grootste gedeelte van de stikstofhoudende bestanddeelen van de verbruikte weefsels in den vorm van ureum en urinezuur uit het organisme verwijderd. De urine van een gezond mensch bevat gemiddeld in 100 deelen :

Ureum	1,4
Urinezuur	0,1
Kleurstof, slijm, enz. . .	1,5
Zouten	1,3
Water	95,7
	<u>100,0</u>

DIEREN EN PLANTEN.

Het verschil tusschen het leven van de dieren en van de planten bestaat in het algemeen daarin, dat het dier zich voedt met organische stoffen, dat het zuurstof opneemt en koolstofdioxyde en andere oxydatieproducten doet ontstaan, terwijl de plant leeft van anorganisch voedsel (hoofdzakelijk koolstofdioxyde, water en ammoniak), organische stof opbouwt, en zuurstof doet vrij worden. De scheidkundige verrichtingen van het dier berusten op oxydatie, en die van de plant op reductie. Het voedsel, dat de plant opneemt, dient

hoofdzakelijk om haar massa te vermeerderen, terwijl het voedsel van het dier, wanneer dit eenmaal volwassen is, aangewend wordt om de weefsels, welke door de levensverrichtingen verbruikt zijn, weder op te bouwen. Het arbeidsvermogen, dat het dier bezit, heeft het te danken aan de langzame oxydatie, welke de stoffen, waaruit zijn lichaam bestaat, ondergaan; terwijl de plant het vermogen om haar voedsel te organiseeren onmiddellijk aan de zon ontleent.

Ademhaling en dierlijke warmte. De hoogere dieren nemen zuurstof uit de lucht op door middel van longen, of zuurstof uit het water door middel van kieuwen. Het bloed komt niet in onmiddellijke aanraking met de zuurstof, het is daarvan gescheiden door een dun vlies, dat een groote oppervlakte aanbiedt. De gassen dringen door dit vlies heen, zoowel door diffusie als doordat zij opgelost worden. Op dezelfde wijze, waarop het bloed de zuurstof opneemt, geeft het ook de gasvormige oxydatieproducten, die het bevat, weder aan de lucht af; daardoor wordt het geschikt om op nieuw zuurstof op te nemen.

Bij elke ademhaling van den mensch treden er 350—700 c. M³. gas uit de longen; deze worden daardoor echter niet geheel ledig, daar haar inhoud veel grooter is. Het aantal ademhalingen in de minuut bedraagt ongeveer vijftien; de uitgeademde lucht bevat 3—6 procent koolstofdioxyde; deze is niet geschikt om de verbranding van een kaars te onderhouden. Gedurende den slaap wordt er minder koolstofdioxyde door de longen uit het lichaam verwijderd dan in wakenden toestand, en bij sterke beweging meer dan wanneer het lichaam rust. Daarentegen neemt het lichaam des nachts meer zuurstof op dan gedurende den dag; het schijnt, dat deze dan wordt opgezameld, om verbruikt te worden wanneer zij noodig is. Een duidelijk beeld van deze gaswisseling geven de volgende cijfers, die tevens aantoonen, dat ook de hoeveelheden water en ureum, welke uit het lichaam worden afgescheiden, niet altijd even groot zijn. Deze proeven werden genomen met een jongen, krachtigen arbeider:

R u s t d a g.

	Er werden afgescheiden: (in grammen).			Opgenomen:
	Koolstofdioxyde.	Water.	Ureum.	Zuurstof.
Gedurende den dag, van 's morgens 6 uur tot 's avonds 6 uur . . .	532,9	344	21,7	234,6
Gedurende den nacht, van 6 uur 's avonds tot 6 uur 's morgens.	378,6	483,6	15,5	474,3
W e r k d a g.				
Gedurende den dag . .	884,6	1094,8	20,1	294,8
Gedurende den nacht .	399,6	947,3	16,9	659,7

Een volwassen mensch brengt gemiddeld per uur 20 c. M³. koolstofdioxyde (gemeten bij 0° en 760 m. M) in de lucht, of bijna 39 gram, waarin 10.6 gram koolstof bevat is. Door deze oxydatie wordt de eigenwarmte onderhouden; of hiertoe andere chemische processen meewerken, is moeilijk uit te maken, daar de scheikundige veranderingen, welke in het lichaam plaats hebben, van een zeer samengestelden aard, en nog weinig onderzocht zijn. In ieder geval wordt verreweg het grootste gedeelte van de dierlijke warmte door oxydatie van koolstof voortgebracht, want de vogels, wier eigenwarmte nog hooger is dan die van de zoogdieren, scheiden in verhouding 1½ maal meer koolstofdioxyde af dan de laatste. — De bewoners van de poolstreken gebruiken, zooals bekend is, zeer groote hoeveelheden vet; deze stof dient om de eigenwarmte van het lichaam, dat door de groote koude veel sterker uitstraalt, te onderhouden.

Wanneer een dier honger lijdt, nemen de hoeveelheden koolstofdioxyde en ureum spoedig af; een man, die lang vastte, scheidde maar een derde gedeelte van de hoeveelheid koolstofdioxyde af, welke hij bij het gebruik van goed voedsel produceerde; bij een hond, wien 10 dagen geen eten gegeven werd, verminderde de hoeveelheid koolstofdioxyde eveneens tot op een derde, terwijl in de urine van het dier slechts $\frac{1}{22}$ van het normale gewicht aan ureum gevonden werd.

Koolstofdioxyde en waterdamp zijn niet de eenigste gasvormig

eindproducten van de stofwisseling; onder bepaalde omstandigheden treden ook kleine hoeveelheden waterstof en moerasgas op.

De kennis van de processen, die wij hier met een enkel woord besproken hebben, is nog geheel in haar kindschheid; meer nauwkeurige onderzoekingen zijn noodig, om ons in staat te stellen de in het organisme plaats hebbende stofwisseling op den voet te volgen, en om ons een heldere voorstelling te geven van hetgeen door het lichaam wordt opgenomen en afgescheiden.

Voeding der plant. De planten bezitten het vermogen om anorganische stof in organische (zetmeel, cellulose, eiwitlichamen, enz.) om te zetten, en om haar organen daaruit op te bouwen. Om koolzuur en water, welke behalve ammoniak de voornaamste stoffen zijn, waaruit de bestanddeelen der plant worden opgebouwd, te ontleden, is arbeidsvermogen noodig; dit arbeidsvermogen ontvangt de plant van de zon. Slechts in het licht kan de plant groeien, zonder zonnestralen bezitten de bladeren niet het vermogen om het koolstofdioxyde der lucht te ontleden. Bij verbranding en bij verrotting verbindt zich de koolstof der plant weder met zuurstof tot koolstofdioxyde, en daarbij komt weder evenveel arbeidsvermogen, onder den vorm van warmte, vrij, als er vroeger verbruikt werd om de plant op te bouwen. Het licht en de warmte, die de steenkolen ons bij haar verbranding verschaffen, zijn niets anders dan licht en warmte van de zon, welke duizende jaren in den bodem waren vastgelegd, en die bij de verbranding weder vrij worden; daar nu het bestaan van het dierenrijk afhankelijk is van het plantenrijk kan men menschen en dieren met recht de kinderen der zon noemen.

Behalve organische verbindingen, bevat de plant ook altijd minerale bestanddeelen, die bij de verbranding als asch achterblijven.

De koolstof, welke in de organische stoffen der plant aanwezig is, neemt zij hoofdzakelijk door middel van de bladeren uit de lucht op; de stikstof, de waterstof en de zuurstof worden deels door de lucht, deels door den bodem geleverd; de aschbestanddeelen verkrijgt de plant door den wortel uit den bodem. Door welke scheidkundige processen in de plant uit koolstofdioxyde, water en ammoniak, cellulose, zetmeel, suiker, eiwitstoffen, enz. worden opgebouwd, weten wij tot dusverre evenmin als de reden, waarom de scheerling het vergiftige coniïne, en de op denzelfden bodem groeiende tarweplant het voedzame zetmeel en de kleefstof voortbrengt.

Eenige in het wild groeiende planten komen zeer algemeen voor, en ontwikkelen zich op iederen bodem, andere zijn daarentegen tot bepaalde plaatsen beperkt. De reden van dit verschijnsel is daarin gelegen, dat de eerste voor haar goede ontwikkeling slechts zulke minerale bestanddeelen noodig hebben, die overal in den bodem

aanwezig zijn, terwijl de laatste voor haar groei bepaalde stoffen in groote hoeveelheid vereischen. De flora van de kalkbodems heeft daarom een ander karakter dan die van de zandgronden. Sommige planten groeien alleen aan de kust van de zee, of op die plaatsen, waar veel keuzenzout in den bodem voorkomt; andere planten vindt men daarentegen slechts, waar veel potaschzouten in den bodem aanwezig zijn.

De bodem, waarvan jaarlijks geoogst wordt, zal natuurlijk armer aan voor de plant onontbeerlijke zouten worden, en dit zal, wat een bepaalde stof betreft, zooveel te meer het geval zijn, wanneer eenige jaren achter elkander dezelfde soort van planten op denzelfden akker verbouwd wordt; daarom moet de grond bemest worden. Hierdoor verkrijgt hij niet alleen de minerale bestanddeelen terug, maar tevens stikstofhoudende stoffen, die bij haar ontleding ammoniak leveren, waardoor de vruchtbaarheid van den bodem zeer verhoogd wordt.

De scheikunde heeft in den laatsten tijd een belangrijken invloed uitgeoefend op den landbouw; wij kunnen echter daarover hier niet uitweiden, maar moeten den lezer verwijzen naar de werken over landbouw-scheikunde.

SYNTHESE VAN ORGANISCHE STOFFEN.

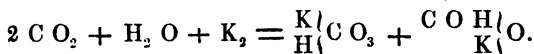
Langen tijd heeft men gemeend, dat de elementen in de georganiseerde lichamen door andere krachten beheerscht werden, dan in de niet levende voorwerpen, omdat iedere poging om organische verbindingen kunstmatig op te bouwen mislukte. Eerst in 1828 ontdekte WÖHLER, dat bij verdamping van een oplossing van ammoniumcyanaat in water ureum ontstaat.

Daar men nu ammoniumcyanaat gemakkelijk uit zijn elementen kan opbouwen, was daardoor voor het eerst een verbinding, die zich in het dierlijk organisme vormt, kunstmatig bereid, en de scheidsmuur, welke men tusschen de organische en de anorganische verbindingen had opgericht, gevallen. Sedert dien tijd heeft men, vooral nadat men de bijzondere natuur van de koolstof en van haar verbindingen nader leerde kennen, veel stoffen, die in het georganiseerde rijk ontstaan, kunstmatig opgebouwd. Dagelijks worden er nieuwe organische stoffen door synthese verkregen.

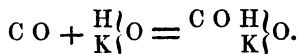
In de voorgaande bladzijden hebben wij reeds eenige voorbeelden van synthese van organische stoffen vermeld, wij willen deze nu nog eens in verband met elkander beschouwen:

Mierezuur, dat men in de mieren, in verschillende soorten van rupsen, in de brandnetels en in andere planten vindt, kan op ver-

schillende wijzen worden bereid. Brengt men kalium in aanraking met vochtig koolstofdioxyde, dan verkrijgt men kaliumhydrocarboonaat en het kaliumzout van mierzuur :

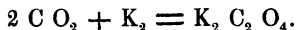


Hetzelfde zout ontstaat, wanneer kooloxyde langen tijd met sterke potaschloog verhit wordt :

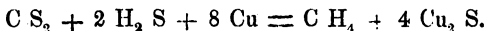


Uit het kaliumzout kan men door minerale zuren het mierzuur gemakkelijk afscheiden.

Leidt men koolstofdioxyde over verhit kalium, dan verkrijgt men het kaliumzout van *oxalzuur*, een verbinding, die in het dieren- en plantenrijk zeer algemeen voorkomt :



Wordt een mengsel van dampen van koolstofdysulphide en van zwavelwaterstof over gloeiend koper geleid, dan vormt zich moerasgas (methylwaterstof) :



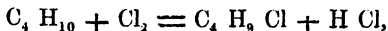
Door inwerking van chloor op moerasgas ontstaat methylchloride, waaruit men gemakkelijk andere methylverbindingen kan bereiden. Door methylalcohol met oxydeerende stoffen samen te brengen, gaat die verbinding over in mierzuur. — Door verhitting van methyljodide met zink verkrijgt men aethylwaterstof :



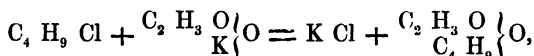
Als men op overeenkomstige wijze een atoom waterstof in deze verbinding door methyl substitueert, dan verkrijgt men propylwaterstof; vervangt men de waterstof door aethyl, dan ontstaat butylwaterstof. Op deze wijze kan men dus de geheele reeks van de verzadigde koolwaterstoffen $\text{ C}_n \text{ H}_{2n+2}$ door synthese bereiden; ieder van deze koolwaterstoffen nu vormt het uitgangspunt voor een groot aantal uni- en multivalente verbindingen, waarvan er veel, bijv. de vetzuren, in het dieren- en plantenrijk aanwezig zijn. — Boterzuur bijv. verkrijgt men door eerst aethyljodide met zink te verhitten :



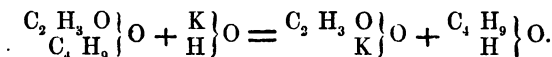
de op die wijze verkregen butylwaterstof door inwerking van chloor in butylchloride te veranderen :



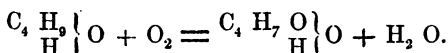
en vervolgens butylchloride te verhitten met kaliumacetaat :



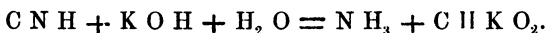
waardoor butylacetaat ontstaat, dat door koking met potaschloog butylalcohol oplevert :



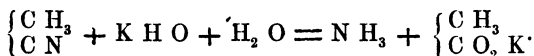
Door oxydatie van dezen alcohol eindelijk ontstaat boterzuur :



Wordt cyaanwaterstof met potaschloog verhit, dan verkrijgt men een zout van mierzuur :

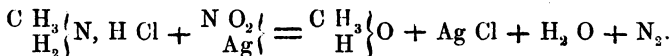


Substitueert men in methylalcohol de groep O H door cyaan, dan ontstaat acetonitrile, dat door koking met potaschloog kaliumacetaat oplevert :



Door middel van deze reactie kan men uit iederen alcohol een zuur met een hooger koolstofgehalte verkrijgen.

De nitrilen verbinden zich verder met waterstof tot admidbases (aminen). Uit blauwzuur verkrijgt men methylamine. Wordt de chloorwaterstofverbinding van deze stof met een oplossing van zilvernietriet gekookt, dan ontstaat methylalcohol :



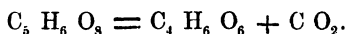
Uit methylalcohol kan men vervolgens acetonitrile maken, dat zich met waterstof tot aethylamine verbindt. Zoals wij boven hebben aangegeven, verkrijgt men uit deze verbinding aethylalcohol, en daaruit propionitrile, dat men in propylamine kan omzetten, enz.

Uitgaande van azijnzuur kan men de geheele reeks van de vetzuren kunstmatig bereiden, door in het methyl van het azijnzuur waterstof door natrium, en vervolgens het natrium door alcoholradicalen te vervangen.

Door inwerking van de chloriden van de vetzuren op de zinkverbindingen der alcoholradicalen, verkrijgt men de acetonen, die zich

met waterstof tot secundaire alcoholen verbinden. Substituueert men daarin het hydroxyle door jood, en behandelt men het zoo verkregen jodide met zink en zoutzuur, dan verkrijgt men verzadigde koolwaterstoffen; daaruit nu kan men verder, zooals wij vroeger reeds hebben aangegeven, een zeer groote reeks van verbindingen verkrijgen, waarvan er ook veel in het organisme ontstaan.

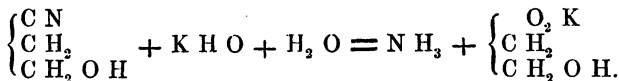
Bij inwerking van waterstof *in statu nascendi* op aethyloxalaat heeft er een zeer ingewikkelde reactie plaats, waarbij onder anderen een zuur, *desoxalzuur*, ontstaat, dat tot formule heeft $C_5 H_6 O_3$, en dat bij verhitting met verdund zwavelzuur in koolstofdioxyde en druivezuur gesplitst wordt:



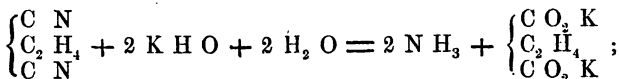
Bij de zeer hooge temperatuur, welke door het electrisch licht verkregen wordt, verbinden zich koolstof en waterstof tot acetylene, $C_2 H_2$, dat zich verder met waterstof vereenigt tot aethylene, $C_2 H_4$.

Wordt hieruit chloorhydrine, $C_2 H_4 \left\{ \begin{array}{l} Cl \\ O \end{array} \right. H$, bereid, en dit met ka-

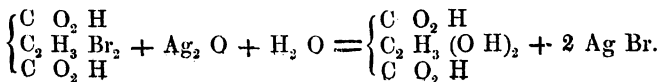
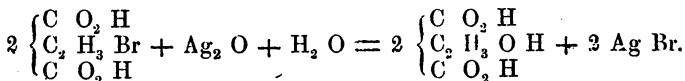
liumcyanide verhit, dan verkrijgt men cyaanhydrine, $C_2 H_4 \left\{ \begin{array}{l} C N \\ O \end{array} \right. H$, welke verbinding bij koking met potaschloog een zout van vleeschmelkzuur oplevert, welk zuur in de spieren en in het maagsap aanwezig is:



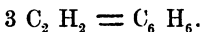
In aethyleendichloride kan men het chloor door cyaan vervangen; het zoo bereide cyanide geeft bij koking met potaschloog een zout van barnsteenzuur:



door inwerking van broom op barnsteenzuur vormen zich mono- en dibroombarnsteenzuur; waarvan, bij verhitting met zilveroxyde, het eerste appelzuur en het tweede wijnsteenzuur geeft:



Wanneer men acetylene langen tijd verhit tot een temperatuur, die dicht bij de rood-gloeihitte ligt, dan verandert het grootendeels in benzol :

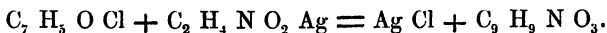


Daar nu alle aromatische stoffen de benzolgroep bevatten, en zich uit deze koolwaterstof laten bereiden door substitutie van waterstof door andere elementen of radicalen, kan men ook veel der in de natuur voorkomende aromatische verbindingen in het laboratorium bereiden. Broombenzol geeft bijv., wanneer het met natrium en koolstofdioxyde behandeld wordt, een zout van benzoëzuur :



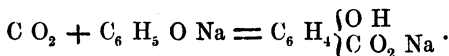
Onder den invloed van waterstof verandert benzoëzuur in zijn aldehyde, de bittere-amandelolie.

Door verhitting van een metaalverbinding van glyocol met benzoylchloride wordt hippuurzuur verkregen, dat in de urine der plantetende dieren voorkomt :

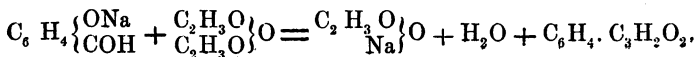


Zoals wij vermeld hebben, kan men uit benzol gemakkelijk phenol bereiden.

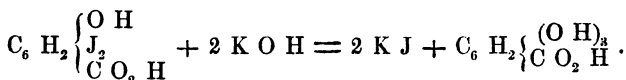
Phenol nu geeft bij behandeling met natrium en koolstofdioxyde salicylzuur :



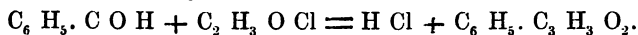
Salicylzuur is aanwezig in de bloemen van *Spiraea ulmaria*, en de methylaether van dit zuur in de welriekende olie van *Gaulltheria procumbens*. Door waterstof *in statu nascendi* wordt salicylzuur omgezet in salicylaldehyde, $\text{C}_6 \text{ H}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{O H} \\ \text{C O H} \end{array} \right.$, een aangenaam riekende vloeistof, die als aetherische olie in verschillende soorten van *Spiraea* en andere planten voorkomt. De natriumverbinding van dit aldehyde geeft bij verhitting met azijnzuuranhydride cumarine, de welriekende stof van het lieve-vrouwen-bedstroo (*Asperula odorata*) en van de tonkaboonen :



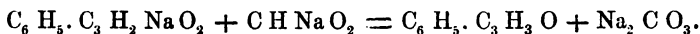
Door verhitting van di-joodsalicylzuur met bijtende potasch verkrijgt men galluszuur, $\text{C}_7 \text{ H}_6 \text{ O}_5$, dat in de galnoten gevonden wordt :



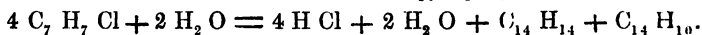
Het kaneelzuur, $\text{C}_9 \text{H}_8 \text{O}_2$, dat in storax, in perubalsem en in verschillende soorten van benzoëhars gevonden wordt, verkrijgt men kunstmatig door acetylchloride te verhitten met bittere-amandelolie :



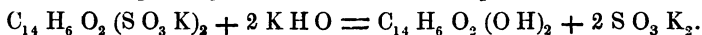
Het aldehyde van dit zuur is de welriekende kaneelolie ; deze kan uit kaneelzuur gemakkelijk verkregen worden, door een zout van dit zuur met een zout van mierzuur te verhitten :



Behandelt men een mengsel van broombenzol en methyljodide met natrium, dan ontstaat *toluol*, $\text{C}_6 \text{H}_5 \cdot \text{C H}_3$; laat men op kokend toluol chloor inwerken, dan vormt zich benzylchloride, dat bij verhitting met water tot 190° *anthracene*, $\text{C}_{14} \text{H}_{10}$, geeft :



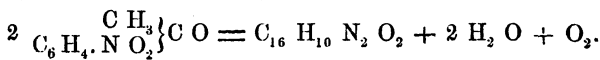
Door oxydatie gaat anthracene over in anthrachinon, $\text{C}_{14} \text{H}_8 \text{O}_2$, welke stof bij verhitting met zwavelzuur anthrachinondisulphozuur oplevert. Smelt men dit zuur met bijtende potasch, dan ontstaat *alizarine*, de prachtige kleurstof van de meekrap :



De hier gegeven voorbeelden, welke men nog met veel zou kunnen vermeerderen, toonen voldoende aan, dat men thans reeds een groot aantal verbindingen, welke onder den invloed van het leven in het dierlijk- en plantaardig lichaam gevormd worden, in het laboratorium kan bereiden.

Weldra zal men waarschijnlijk nog veel meer stoffen kunstmatig leeren opbouwen. De scheikundige constitutie van *indigo* heeft men reeds zoover leeren kunnen, dat men er onlangs ingeslaagd is ook deze kleurstof synthetisch te bereiden. Destilleert men n. l. een mengsel van calciumbenzoaat en -acetaat, dan verkrijgt men *methylphenylketon*,

$\text{C}_6 \text{H}_5 \left\{ \begin{array}{l} \text{C H}_3 \\ \text{C O} \end{array} \right.$, dat door behandeling met geconcentreerd salpeterzuur overgaat in zijne nitroverbinding, $\text{C}_6 \text{H}_4 \cdot \text{N O}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C H}_3 \\ \text{C O} \end{array} \right.$, welke, bij verhitting met fijn verdeeld zink en kalk, water en zuurstof afgeeft, en *indigo-blauw* oplevert :



ALPHABETISCH REGISTER.

A.		Bladz.			Bladz.
Aard-alkalimetalen	153,	181	Aluminium		190
Aardewerk		195	Aluminiumverbindingen		192
Aardmetalen	153,	190	Amaril		191
Acetal		316	Amidbases		330
Acetaldehyde		314	Amiden		295
Acetamide		321	Amidobenzol		383
Acetaten		318	Aminen	293,	328
Aceton		321	Ammoniak		57
Acetyleenreeks		361	Ammonia liquida		59
Acetylene	72,	362	Ammonium		53
Acetylverbindingen		314	Ammoniumverbindingen		179
Acroleïne		360	Amorph		62
Acrylzuur		360	Amygdaline		377
Ademhaling		416	Amylum		373
Aesculine		378	Amylverbindingen		324
Aethane		310	Analyse		14
Aether		308	Angelicazuur		361
Aetherische oliën		396	Anhydriden		150
Aethyleenverbindingen		337	Anhydriet		185
Aethylene	72,	336	Aniline		383
Aethylidene		315	Anilinekleurstoffen		385
Aethylverbindingen		305	Anthracene		394
Alanine		343	Antimonium		226
Albumine		410	Antimoniumgroep		154
Alcohol		305	Antimoniumverbindingen		227
Alcoholen		292	Antiseptische middelen		370
Aldehydammoniak		315	Antozon		36
Alizarine		395	Apatiet		186
Alkaloïden		407	Appelzuur		349
Allotropie		61	Aromatische verbindingen		378
Allylverbindingen		359	Arragoniet		184
Aluin		192	Arsenicum		126
Aluinaarde		191	Arsenikverbindingen		127
Aluinsteen		192	Arsinen		332
			Asparagine		350

Atomiciteit	Blads.				
Atoomgewichten		136			
Atoomtheorie	46,	131			
Atoomwarmte		144			
Atropine		407			
Auraten		252			
Auripigment		129			
Austraterebentene		396			
Azotum		36			
Azijnsuur		316			
B.					
Balans		4			
Balsems		396			
Barnstecnzuur		348			
Baryt		188			
Baryum		188			
Baryumverbindingen		189			
Basische oxyden		148			
Beenderen		412			
Benzoëzuur		387			
Benzoëzuuranhydride		388			
Benzol		381			
Benzoylaldehyde		387			
Benzoylchloride		388			
Benzylverbindingen		386			
Berlijnsch-blauw		285			
Beryllium		196			
Bessemer-staal		214			
Bismuth		230			
Bismuthinen		333			
Bittere-amandelolie		387			
Bitterzout		197			
Blaasbuis		77			
Blauwsel		215			
Blauwzuur	79,	283			
Bloed		412			
Booraethyl		334			
Boorzuur		117			
Borium		116			
Borneokamfer		399			
Boterzuur		323			
Braakwijnsteen	227,	351			
Brandstoffen		64			
Bromium		90			
Brucine		405			
Bruinijzersteen		209			
Bruinsteen		203			
Bunsensche brander		76			
Buskruit		165			
Butylverbindingen		323			
C.					
Caesium				Blads.	178
Cadmium					201
Caffeine					408
Calcium					181
Calciumverbindingen					182
Calomel					243
Campholzuur					399
Caramel					366
Carbamide					290
Carbaminzuur					290
Carbolzuur					382
Carbonaten					67
Carbonylverbindingen					288
Carboxyle					296
Caseïne					411
Cellulose					375
Cement					183
Cementstaal					214
Cerylalcohol					327
Chamaeleon					204
Chinicine					406
Chinidine					406
Chinine					406
Chinoidine					407
Chloor					80
Chloorhydrinen					356
Chloorkalk	87,				186
Chloorkoolstof					90
Chloormonoxyde					86
Chloorstikstof					89
Chloortoluol					385
Chloortetroxyde					88
Chloortrioxyde					88
Chloorwaterstof					83
Chloorzuur					87
Chloral					316
Chloralhydraat					316
Chlorigzuur					88
Chloroform					302
Cholalzuur					414
Cholesterine					414
Choline					414
Chondrine					411
Chromaatgeel					220
Chromidverbindingen					218
Chromoverbindingen					217
Chroom					217
Chroomaluin					218
Chroomoxychloride					220
Chroomijzersteen					217

	Bladz.		Bladz.
Chroomzuur	218	E.	
Chrysophanzuur	395	Eau de Cologne	398
Cinchonicine	406	Eboniet	400
Cinchonidine	407	Eiwitlichamen	408
Cinchonine	407	Elaidine	358
Cinnaber	243	Elementair-analyse	273
Cinnamol	392	Elementen	6
Citroenzuur	352	Eleosacharaten	398
Coaks	64	Email	195
Cobaltum	214	Empirische formules	268
Codeïne	403	Engelsch-zout	197
Coelestien	187	Equivalentgetallen	15
Colophonium	400	Erucazuur	361
Coniïne	401	Erythriet	363
Conydrine	402	Essence de Mirbane	382
Conylene	402	Eudiometer	39
Cressol	385		
Crotonzuur	361	F.	
Cumarine	390	Fahlerts	245
Cumol	390	Fermenten	369
Cupridverbindingen	234	Ferridverbindingen	209
Cuproverbindingen	240	Ferroverbindingen	206
Cyaan	79, 270	Fibrine	410
Cyaanamide	288	Fluorium	94
Cyaanchloride	287	Formaten	304
Cyaanwaterstofzuur	79, 283	Formylverbindingen	303
Cyaanzuur	287	Fuchsine	386
D.		G.	
Dampdichtheid	279	Gal	413
Dampkring	37	Galluszuur	390
Destillatie	34	Garancine	395
Dextrine	372	Geel-bloedloozout	284
Dextrose	368	Geest van salmiak	39
Diamant	61	Gefractioneerde destillatie	280
Diastase	374	Gegalvaniseerd ijzer	199
Diazoverbindingen	385	Gelatine	411
Dicarboxyle	345	Gietstaal	214
Dicyaan	79, 281	Gietijzer	213
Dierlijke warmte	416	Gips	185
Diffusie	24	Gisting	369
Dimorph	62	Glanskobalt	215
Dissociatie	138	Glas	193
Doebereiner-lamp	254	Glauberzout	175
Dolomiet	183	Glazuur	194
Doodekop	209	Glucosiden	376
Druipsteen	184	Gluten	411
Druivezuur	351	Glyceriden	356
Drummond's kalklicht	75	Glycerine	355

Glycerinezuur	Bladz.		K.	
Glycerylalcohol	358			
Glycocholzuur	355			Bladz.
Glycogeen	414	Kalamijnsteen		200
Glyocol	373	Kalium		162
Glycol	342	Kaliumaluin		192
Glycolzuur	337	Kaliumverbindingen		163
Gom	342	Kalk		183
Goud	372	Kalkspaat		184
Goudgroepe	250	Kamfer		398
Goudverbindingen	155	Kaneelgroep		392
Gradeermachine	252	Kaoline		192
Graphiet	171	Kautchouk		400
Grauw-spicsglans	62	Ketelsteen		185
Guajacol	226	Ketonen		322
Guttapercha	226	Keukenzout		170
	385	Kiezel		113
	400	Kiezelfluorwaterstof		116
		Kleefstof		411
H.		Klei		192
		Kobalt		214
Haematine	413	Koningswater		86
Harsen	399	Koolhydraten		364
Hausmanniet	203	Koolstof		60
Heptylverbindingen	326	Koolstofdioxyde		64
Hexylverbindingen	325	Koolstofdissulphide		111
Hippuurzuur	388	Koolstofhoudende radicalen		264
Hoogoven	212	Koolstofmonoxyde		69
Hoornzilver	249	Koolstoftetrachloride		302
Houtgeest	292	Koolzuur		67
Hygrometer	43	Koper		235
Hydroxyden	149	Koperglans		236
		Koperkies		236
I.		Kopernikkel		216
		Korund		190
Imidbases	328	Kreatine		353
Indifferente oxyden	33, 1 0	Kreatinine		354
Indigo	391	Kreosol		385
Indium	201	Kreosoot		383
Indol	392	Kristallographie		155
Inuline	372	Kristalwater		35
Isaethionzuur	414	Kryolieth		191
Isatine	392	Kurkzuur		349
Isoboterzuur	324	Kwik		241
Isomerie	269	Kwikaethyl		336
Isomorph	161	Kwikcyanide		284
		Kwikmethyl		336
J.			L.	
Jervine	405	Lactaten		343
Jodium	92	Lakmoespapier		12
Joodverbindingen	93	Lamp van Doebereiner		254

	Bladz.
Lapis infernalis	248
Latente warmte	30
Laurinezuur	327
Leb	410
Legeeringen	147
Legumine	411
Leucine	344
Leucinezuur	344
Leukaniline	386
Levulose	368
Lichtgas	73
Likeuren	398
Lithium	178
Lood	231
Lcodazijn	319
Loodgroep	154
Loodverbindingen	232
Looizuur	378
Lijm	411
Lijnoliezuur	358

M.

Maagsap	414
Magneetijzersteen	210
Magnesium	196
Magnesiumverbindingen	197
Magnetisch-ijzeroxyde	210
Malachiet	239
Malonzuur	347
Mangaan	202
Mangaanverbindingen	202
Mannietzuur	364
Manniet	363
Markasiet	209
Meconine	403
Meconiumzuur	403
Melezitose	367
Melitose	367
Melk	414
Melksuiker	367
Melkzuur	342
Menie	233
Mercaptaan	312
Mercuridverbindingen	242
Mercuroverbindingen	243
Messing	237
Metaaloxiden	148
Metalen	142
Metallurgie van ijzer	211
Metamerie	272

	Bladz.
Metaphosphorzuur	123
Metatinzuur	223
Meten van gassen	22
Methyltheobromine	408
Methylverbindingen	299
Methylwaterstof	71
Mierezuur	303
Moederkoorn	367
Moeragas	71
Moleculairformule	277
Moleculairgewicht	47
Moleculen	45
Molybdaenium	225
Morphine	403
Mortel	183
Murexide	353
Muursalpeter	48
Mycose	367
Mijngas	71
Myricylalcohol	327
Myristinezuur	327
Myronzuur	377

N.

Namen der elementen	7
Naphtaline	393
Narcotine	404
Natrium	169
Natriumaethyl	336
Natriumverbindingen	170
Newton's metaal	230
Nicotine	402
Nikkel	216
Niobium	225
Nitrieten	56
Nitrilbases	328
Nitrobenzol	382
Nitrocellulose	376
Nitroglycerine	356
Nitroprussidverbindingen	287
Nitrum	37
Nornarcotine	404

O.

Octylverbindingen	326
Oenanthaether	327
Oenanthylzuur	327
Olievormend gas	72
Oliezuur	357
Ondeelbare deeltjes	45

	Bladz.		Bladz.
Onderbromigzuur	91	Potasch	163
Onderchlorigzuur	86	Potassium	162
Onderphosphorigzuur	124	Prepareerzout	223
Onderzwaveligzuur	106	Propionzuur	322
Onverzadigde verbindingen	267	Propylverbindingen	322
Opium	402	Protagon	413
Oplosbaarheid	175	Proteïnestoffen	408
Organische chemie	263	Purper van Cassius	224
Orthophosphorzuur	121	Purpurine	295
Overbroomzuur	91	Purpurzuur	353
Overchlorozuur	88	Pyrogalluszuur	378, 390
Overjoodzuur	94	Pyrolusiet	203
Overmangaanzuur	204	Pyrophoren	120
Oververzadigde oplossing	175	Pyrophorisch ijzer	205
Oxalaten	346	Pyrophosphorzuur	122
Oxalzuur	345	Pyroxyline	376
Oxamide	347		
Oxycinchonine	407	Q.	
Oxyzuren	51	Quercitrine	378
Ozon	16		
P.		R.	
Palladium	255	Radicalen	138
Palmitinezuur	327	Rationeele formules	268
Papaverine	404	Realgar	129
Parabanzuur	353	Reageerpapier	12
Paraffine	326	Reductievlam	77
Paramelkzuur	343	Rietsuiker	366
Pelargoniumzuur	327	Ricinusoliezuur	361
Pepsine	414	Robijn	191
Perchlorzuur	88	Rocellazuur	349
Phenol	382	Rood-bloedloogzout	286
Phenylamine	384	Rood-geldigerts	245
Phloridzine	378	Rood-kopererts	236
Phosphinen	331	Rood-looderts	217
Phosphorigzuur	124	Rosanine	386
Phosphoriet	186	Rose's metaal	230
Phosphorus	118	Rubidium	178
Phosphorzuur	121	Rutiel	225
Photometers	74		
Physiologische chemie	411	S.	
Picrinezuur	383	Salammoniak	57
Piperidine	401	Salicine	377
Piperine	401	Saligenine	378
Piperinezuur	401	Salicylverbindingen	389
Pinkzout	223	Salicylzuur	389
Platina	252	Salmiak	57
Platinaspons	253	Salpeter	164
Platinaverbindingen	254	Salpeterigzuur	56
Polymerie	271	Salpeterzuur	48
Porcelein	195		

	Bladz.		Bladz.
Salpeterzuuranhydride	52	Sulphur	96
Samengestelde stoffen	5	Sylvinzuur	400
'aphier	191	Synthese van organische stoffen	419
Sarkosine	353		
Scheikundige teekens	14	T.	
Scheikundige verbindingen	5	Tannine	378
Schietkatoen	376	Tantalium	225
Schweinfurtergroen	319	Tartraten	351
Sebacinezuur	344	Taurine	414
Secundaire alcoholen	298	Teekenschrift van Kekulé	140
Selenium	112	Tellurium	112
Silicium	113	Teobromine	407
Siliciumaethyl	334	Terebentene	396
Siliciumverbindingen	113	Terpenen	396
Silicononylalcohol	335	Terpentijnkamfer	397
Slijmzuur	369	Terpentijnolie	396
Smaragd	196	Terpine	397
Smeedijzer	213	Tertiaire alcoholen	298
Soda	173	Thallium	235
Sodium	169	Thebaine	404
Solanine	378	Thiacetzuur	320
Soortelijke warmte	144	Thorium	225
Spectraal-analyse	255	Tin	221
Spectroscoop	256	Tingroep	154
Spiegelijzer	213	Tinverbindingen	222
Spiritus Mindereri	318	Titaan	225
Spijskobalt	215	Toluidine	385
Staafijzer	213	Toluol	385
Staal	214	Tras	183
Stannidverbindingen	223	Trinitrine	356
Stannoverbindingen	222	Turksch-rood	395
Stearine	357		
Stearinezuur	327	U.	
Stibinen	333	Ultramarijn	196
Stibium	226	Uraanpekerts	221
Stikstof	36	Uraniet	221
Stikstofbepaling	275	Uranium	221
Straalkies	209	Ureum	290
Strontium	187	Urine	415
Structuur der vlam	75	Urinezuur	352
Strychnine	404		
Styrol	392	V.	
Suberinezuur	349	Valentie	135
Sublimaat	243	Valeriaanzuur	325
Succinamide	348	Vanadium	231
Suiker	365	Veiligheidslamp	78
Suikerproefvocht	368	Veldspaat	193
Suikerzuur	369	Veratrine	405
Sulphaten	102	Vermilloen	243
Sulphiden	152		
Sulphocarboniumzuur	291		
Sulphocyaanzuur	288		

	Bladz.		Bladz.
Verweeren	175	IJzer	205
Vetstoffen	292	IJzergroep	154
Vetzuren	294	IJzerverbindingen	207
Vliegop	59		
Vloeispaat	186	Z.	
Voeding der plant.	418	Zeep	355
Voltameter	27	Zeeptin	351
Vroolijkmakend gas	54	Zeewater	351
Vulkaniet	400	Zeolithen	351
W.		Zetmeel	351
Water	25, 185	Zilver	351
Waterglas	178	Zilvergroep	178
Waterkies	209	Zilververbindingen.	209
Waterstof	17	Zink	198
Waterstofdioxyde	36	Zinkaethyl	335
Waterstofdysulphide	107	Zinkgroep	154
Waterstofoxyde	25	Zinkverbindingen	199
Waterstofzuren	51	Zirconium	225
Welter's-bitter	383	Zouten	151
Wet van Avogadro	46	Zoutzuur	83
Wetheriet	188	Zoutvijvers	173
Wolframgroep	154	Zuringzuur	345
Wolframium	226	Zuurmodificatie's	139
Wood's metaal	230	Zuurvormende oxyden	150
Woulfscbe flesch	20	Zwaarspaat	188
Wijnsteenzuur	350	Zwavel	96
X.		Zwavelammonium	181
Xyloïdine	375	Zwaveldioxyde	99
Xylol	391	Zwaveligzuur	99
Y.		Zwavelkoolstof	111
IJsmachine van Carré	59	Zwavelmelk	168
		Zwaveltrioxyde	101
		Zwavelureum	291
		Zwavelwaterstof	107
		Zwavelijzer	209
		Zwavelzuur	101

2



