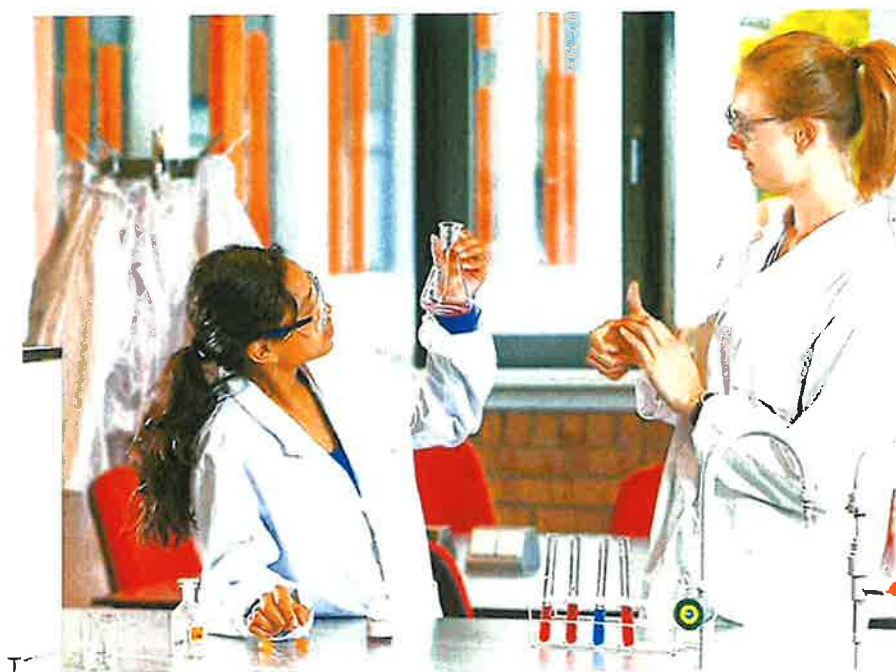




Verdieping Plantkunde Toegepaste biologie en scheikunde van Teelt en Handel

mba **zone**

haalt je beste binnenste buiten.



BLOK 1 SCHEIKUNDE

Stoffen en hun eigenschappen

► Het is je misschien weleens opgevallen dat er achter op een tankauto altijd een oranje bord zit met allerlei vreemde symbolen. Door dat bord weet de brandweer bij een ongeluk wat er in de tankauto zit. Hoe kun je aan het bord zien of de stof gevaarlijk is of niet?

Stoffen

Een stof is iets wat massa heeft. Alles om je heen bestaat uit stoffen. Lucht bijvoorbeeld bestaat voor het grootste deel uit de stoffen zuurstof en stikstof. Je bestaat zelf ook uit stoffen. Je haren bijvoorbeeld zijn gemaakt van eiwitten en er zit heel veel van de stof water in je lichaam.



1.8 Zijn alle eigenschappen die je voor deze kaarsen kunt geven ook stoffeigenschappen?

Stoffeigenschappen

Een **stoffeigenschap** is een eigenschap die bij een stof hoort. Voorbeelden van stoffeigenschappen zijn: kleur, smaak, oplosbaarheid, brandbaarheid en fase bij kamertemperatuur. Als je maar genoeg eigenschappen van een stof kent, dan weet je met welke stof je hebt te maken.

Een witte, vaste stof die zoet smaakt en oplosbaar is in water zou weleens de stof suiker kunnen zijn.

Alle stoffen verschillen in één of meer eigenschappen. Er zijn geen twee verschillende stoffen bekend met precies dezelfde combinatie van stoffeigenschappen.

Elke stof heeft een unieke combinatie van stoffeigenschappen.

Stofconstanten

De temperaturen waarbij een stof van fase verandert, noemen we het smeltpunt en het kookpunt van de stof. Smeltpunt en kookpunt zijn stoffeigenschappen, maar wel bijzondere eigenschappen. We noemen het smeltpunt en kookpunt van een stof ook wel **stofconstanten**.

Een stofconstante is een stoffeigenschap die je met een getal kunt aangeven, gevolgd door een eenheid.

Een voorbeeld van een stofconstante: het kookpunt van water is 100 °C (100 is het getal en °C is de eenheid).

Een andere stofconstante die je al kent is de **dichtheid** van een stof. De dichtheid van een stof is de massa van 1 m³ van die stof. Je kunt ook zeggen:

$$\text{dichtheid} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

Als eenheid kun je kg/m³ of g/cm³ gebruiken.

Veilig omgaan met stoffen

Sommige stoffeigenschappen maken dat een stof gevaarlijk is. Je moet goed weten hoe je met een gevaarlijke stof om moet gaan. Net als waarschuwingsborden in het verkeer kennen we ook 'waarschuwingsborden' voor gevaarlijke stoffen. In figuur 1.9a zie je de meest

voorkomende **gevarentekens** of **pictogrammen**.

Het is belangrijk dat over de hele wereld fabrikanten dezelfde symbolen en gevaaraanduidingen gebruiken. Daarom veranderen binnenkort niet alleen de pictogrammen, maar ook de andere informatie op etiketten van chemische middelen. In 2015 is een nieuw systeem verplicht voor alle producten en fabrikanten. Dit systeem heet Globally Harmonised System en het wordt afgekort met GHS. In figuur 1.9b zie je een aantal van de nieuwe pictogrammen. Ten opzichte van de oude pictogrammen zijn ze wat uitgebreider. In de oude pictogrammen is er bijvoorbeeld maar één pictogram voor de giftigheid van een stof. Bij de nieuwe pictogrammen bestaat er niet alleen een pictogram voor giftige stoffen, maar ook een ander pictogram voor wat minder giftige, maar wel schadelijke stoffen.

Behalve pictogrammen worden er ook waarschuwingssinnen voor bijzondere gevaren ('risk') gebruikt, de zogenaamde **R-zinnen**. Verder bestaan er ook nog veiligheidsaanbevelingen ('safety'), de zogenaamde **S-zinnen**.

Of een stof gevaarlijk is en waar het gevaar uit bestaat, kun je terugvinden in boeken zoals 'Veilig practicum' of in 'Chemiekaarten'. Daar kun je ook de R-zinnen en S-zinnen vinden. Je kunt ze ook op internet vinden. 'Veilig practicum' is een boek waarin voor allerlei stoffen, die je op de middelbare school bij het practicum gebruikt, is aangegeven wat de gevaren zijn en hoe je op een veilige manier met die stof kunt werken. Ook lees je in dit boek wat je moet doen als er iets fout gaat. Op elke school is minstens één exemplaar van dit naslagwerk aanwezig. Het boek 'Chemiekaarten' is

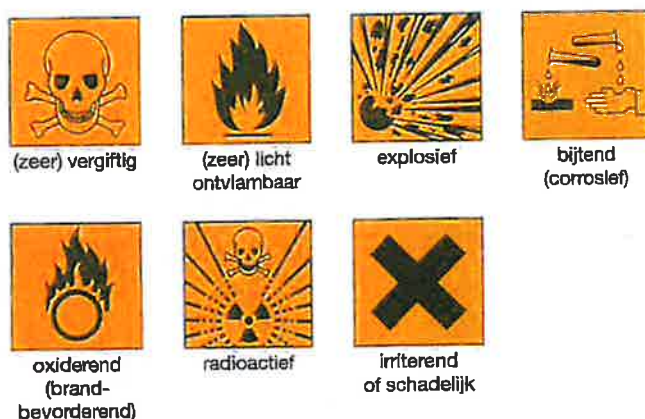
de grote broer van 'Veilig practicum'. Hierin staat van alle bekende stoffen die in laboratorium en industrie worden gebruikt, beschreven hoe je ermee moet werken. Een voorbeeld van een chemiekaart zie je afgebeeld in figuur 1.10.

Op de chemiekaart in figuur 1.10 kun je niet alleen de fysische eigenschappen van ethanol (= alcohol) terugvinden, maar ook gegevens over de giftigheid, brandbaarheid, enzovoort. Je ziet hoe je ongelukken bij het werken met de stof kunt voorkomen en ook wat je in geval van een noodsituatie moet doen.

Materialen

Er zijn stoffen die je goed kunt gebruiken om er iets van te maken. De stof ijzer bijvoorbeeld wordt gebruikt om bruggen van te maken. Van de stof plastic kun je emmers en borden maken. Stoffen waar je iets van kunt maken, noemen we ook wel **materialen**. Materialen kun je onderverdelen in vier groepen:

- **metalen**;
- **natuurlijke polymeren**, zoals cellulose, zetmeel, eiwit, rubber, enzovoort;
- **synthetische polymeren**, zoals plastics, kunstrubber, enzovoort;
- **composieten**. Een composiet is een mengsel van twee of meer materialen door elkaar.



1.9a De op dit moment meest voorkomende gevarentekens



1.9b De nieuwe pictogrammen die vanaf 2015 worden gebruikt

1.2 De bouwstenen van stoffen

► **Aardolie is een mengsel van meer dan honderdduizend verschillende stoffen. Elk van deze stoffen heeft zijn eigen unieke combinatie van stoffeigenschappen. Dat komt doordat elke stof bestaat uit zijn eigen soort moleculen.**

In aardolie zitten dus meer dan honderdduizend verschillende soorten moleculen. Maar er bestaan veel meer stoffen dan die in aardolie voorkomen. Hoeveel verschillende soorten moleculen bestaan er dan? Hoe kun je uitleggen dat er zoveel verschillende soorten moleculen bestaan?

Zuivere stoffen en mengsels

In het dagelijks leven is een zuivere stof iets anders dan in de scheikunde. In het dagelijks leven noemen we sinaasappelsap (figuur 1.11) zuiver als het uit sinaasappelen is geperst. Er is niets aan toegevoegd, geen extra vitaminen of water! Scheikundig gezien is dat sinaasappelsap helemaal geen zuivere stof. Het bevat water en vruchtsuiker en vitamine C en nog veel meer stoffen.

In de scheikunde is een **zuivere stof** één stof. Als er twee of meer stoffen door elkaar zijn gemengd, spreken we in de scheikunde van een **mengsel**.

Moleculen

Door het vele onderzoek dat de afgelopen eeuwen is uitgevoerd, weten we dat stoffen uit heel kleine

deeltjes bestaan. Bij de meeste stoffen zijn deze deeltjes **moleculen**. Een zuivere stof bestaat uit allemaal dezelfde deeltjes. De stof water bijvoorbeeld bestaat uit alleen maar watermoleculen.

Sinaasappelsap is geen zuivere stof, maar bevat een groot aantal verschillende stoffen. Het bestaat dus niet uit 'sinaasappelsapmoleculen', maar uit een mengsel van veel verschillende soorten moleculen. Elke stof uit sinaasappelsap heeft zijn eigen molecuulsoort.

Een zuivere stof is één stof en bestaat uit dezelfde moleculen.

Er bestaan tientallen miljoenen verschillende stoffen, dus ook tientallen miljoenen soorten moleculen.

In de scheikunde werken we vaak met modellen. Omdat moleculen te klein zijn om ze te kunnen zien, maken we er een tekening van of we bouwen een driedimensionaal model van plastic. Ook kunnen we een 3D-model op de computer tekenen. Zo proberen we ons een voorstelling te maken van een molecuul. Hierdoor kunnen we de eigenschappen van de stof, die uit die moleculen bestaat, beter begrijpen en soms verklaren. In figuur 1.12 zie je een **molecuultekening** van een watermolecuul.



1.11 Sinaasappelsap zonder toevoegingen



1.12 Tekening van een watermolecuul

Hoe klein zijn moleculen?

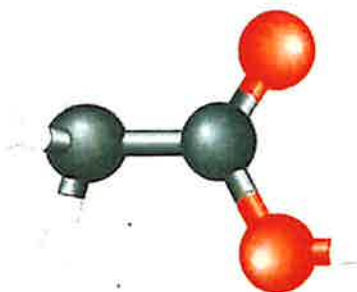
Moleculen zijn ontzettend klein. Kleiner dan je je kunt voorstellen. Stel dat je de moleculen van een suikerklontje zou kunnen veranderen in zandkorrels. Dan zou je met dat zand heel Nederland kunnen bedekken met een laag van 12 m. Dat is even hoog als een flat van vier verdiepingen.

Atomen

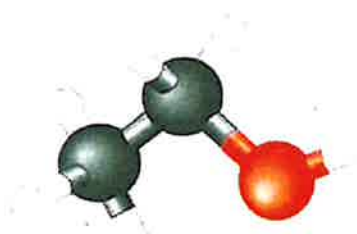
Moleculen bestaan uit **atomen**. Dat is bedacht door Dalton rond 1805. Hij stelde elk atoom voor als een bolletje. Atomen van verschillende soort zijn verschillend van grootte en massa. In zijn tijd waren er nog maar enkele atoomsoorten bekend. Tegenwoordig zijn dat er ongeveer 110.

Twee of meer atomen vormen samen een molecuul. De atomen kunnen van dezelfde soort zijn, maar ook van verschillende soorten.

In figuur 1.13 zie je tekeningen van twee verschillende moleculen, een alcoholmolecuul en een azijnzuurmolecuul. In beide moleculen zitten dezelfde soorten atomen, namelijk koolstofatomen (zwart), zuurstofatomen (rood) en waterstofatomen (wit). Maar de aantallen atomen van elke soort zijn verschillend. Een alcoholmolecuul ziet er dus anders uit dan een azijnzuurmolecuul. De stof alcohol heeft daarom heel andere eigenschappen dan de stof azijnzuur.



1.13a Een azijnzuurmolecuul



1.13b Een alcoholmolecuul

Nieuwe elementen in het heelal?

Het licht van een ster kun je opvangen en splitsen in verschillende kleuren. Een scheikundige kan daarmee vaststellen uit welke atoomsoorten de ster bestaat. Al die atoomsoorten kennen we ook op aarde. Er komen in het heelal dus geen nieuwe atoomsoorten voor.

Met de 26 letters van ons alfabet kun je heel veel combinaties maken. Maar niet elke combinatie is een woord dat betekenis heeft (figuur 1.14).

Je kunt met 110 verschillende atoomsoorten oneindig veel combinaties bedenken. In principe zou je dus oneindig veel verschillende moleculen kunnen maken. Als je dat zou doen, merk je dat veel van die moleculen meteen uit elkaar vallen. Die moleculen kunnen dus niet bestaan. Scheikundigen kunnen vaak voorspellen welke combinaties van atomen wel en welke niet kunnen bestaan.

In paragraaf 1.7 leer je meer over de bouw van atomen en moleculen.

Er bestaan ongeveer 110 verschillende soorten atomen. Twee of meer atomen samen vormen een molecuul. Een molecuul kan bestaan uit atomen van één soort, maar ook uit atomen van verschillende soorten.



1.14 Niet elke combinatie van letters levert een goed Nederlands woord op.

1.3 Fasen, faseveranderingen en scheiden van mengsels

► Een mengsel van verschillend gekleurde M&M's kun je scheiden door de M&M's te sorteren op kleur. Een mengsel van stoffen bestaat uit verschillende soorten moleculen. Als je een mengsel gaat scheiden, ben je bezig met het sorteren van de moleculen. Soort bij soort.

Fasen

IJs, water en waterdamp bestaan alle drie uit watermoleculen. Toch ziet ijs er anders uit dan water, zie figuur 1.17. Hoe kan dat? Het antwoord is dat we hier hebben te maken met verschillende fasen van de stof water.

Een stof kan in drie **fasen** voorkomen: de vaste, de vloeibare en de gasvormige fase. Elke stof heeft zijn eigen smeltpunt en kookpunt. De fase van een stof wordt bepaald door de temperatuur van de stof (en de druk).

Een stof is vast bij een temperatuur die lager is dan het smeltpunt.

Een stof is vloeibaar bij een temperatuur die tussen het smeltpunt en het kookpunt in ligt.

Een stof is gasvormig bij een temperatuur die hoger is dan het kookpunt.



1.17 Water in de vaste en de vloeibare fase

Als voorbeeld nemen we de stof alcohol.

Wat is de fase van alcohol bij 0 °C?

Het kookpunt van alcohol is +78 °C en het smeltpunt is -114 °C. Deze gegevens staan uitgezet op een temperatuurlijn in figuur 1.18. Je ziet in die figuur dat alcohol bij 0 °C vloeibaar is.

Toestandsaanduidingen

De fase waarin een stof voorkomt, kun je aangeven door middel van een letter tussen haakjes.

- Als een stof vast is, schrijf je er **(s)** achter. De s is afgeleid van solidum of solid.
- Bevindt een stof zich in de vloeibare fase, dan geef je dat aan met **(l)**. De letter l komt van liquidum of liquid.
- Als een stof gasvormig is, geef je dat aan met **(g)**. De letter g komt van gas.

De letters s, l en g noemen we **toestandsaanduidingen**.

Temperatuur

We geven een temperatuur soms aan in °C. Maar meestal gebruiken we de eenheid **kelvin**, weergegeven met het symbool K. Je kunt de temperatuur in °C omrekenen in kelvin.

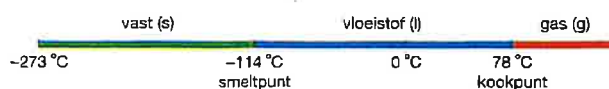
De temperatuur in °C + 273 is de temperatuur in kelvin.

De temperatuur in kelvin – 273 is de temperatuur in °C.

Omrekenen van temperaturen

20 °C is $20 + 273 = 293$ K

300 K is $300 - 273 = 27$ °C



1.18 Een temperatuurlijn

Leven op planeten?

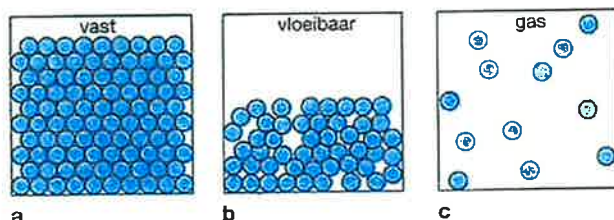
Misschien wel, maar niet in ons zonnestelsel. Op aarde is de temperatuur gemiddeld $20\text{ }^{\circ}\text{C}$. Dan is water vloeibaar, lucht een gas en ijzer vast. Maar op Venus is het gemiddeld $450\text{ }^{\circ}\text{C}$. Vloeibaar water bestaat daar niet. Lood en zink zijn dan vloeibaar. En op Saturnus is het $-180\text{ }^{\circ}\text{C}$. Daar is aardgas vloeibaar.

Fasen en moleculen

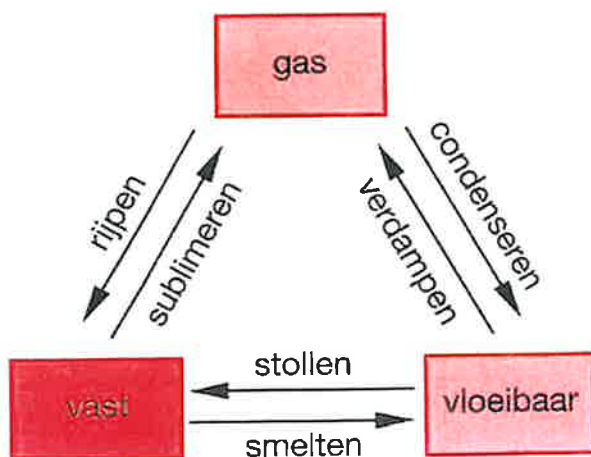
In de vorige paragraaf heb je geleerd dat de bouwstenen van een stof moleculen heten. In figuur 1.19 zijn de moleculen getekend van een stof die zich in de vaste, de vloeibare en de gasvormige fase bevindt. Je ziet dat de moleculen in elke fase precies hetzelfde zijn. Het verschil zit hem in de plaats van de moleculen en de onderlinge afstand tussen de moleculen. De fase van een stof wordt dus bepaald door:

- de afstand tussen de moleculen;
- de plaats van de moleculen.

In elke fase zijn de moleculen precies hetzelfde.



1.19 De drie fasen. (a) De moleculen trillen op een vaste plaats; de afstand tussen de moleculen is klein. (b) De moleculen bewegen langs elkaar; de afstand tussen de moleculen is klein. (c) De moleculen bewegen met grote snelheid langs elkaar; de afstand tussen de moleculen is groot.



1.20 De fasedriehoek

Faseveranderingen

Als je water verwarmt, wordt het waterdamp. Als je water afkoelt, wordt het ijs. Maar daarbij blijven de watermoleculen precies hetzelfde. Kijk nog maar eens naar figuur 1.19. Elke stof kun je veranderen van de ene fase in de andere door de stof te verwarmen of af te koelen.

In de **fasedriehoek** in figuur 1.20 zie je dat elke **faseverandering** zijn eigen naam heeft. Het is belangrijk dat je de namen van de faseveranderingen goed kent.

Vanderwaalskrachten

De temperatuur waarbij een stof smelt of verdampt, hangt samen met de sterkte van de aantrekkingskrachten tussen de moleculen. Deze aantrekkingskrachten noemen we **vanderwaalskrachten**. De sterkte van de vanderwaalskrachten hangt af van de massa van de moleculen. Hoe zwaarder de moleculen, des te sterker zijn de vanderwaalskrachten.

In het tabelletje in figuur 1.22 kun je dit goed zien. Hier vind je moleculen van een aantal eenvoudige zuivere stoffen die uit aardolie gehaald kunnen worden. Als de moleculen zwaarder worden, neemt de onderlinge aantrekkingskracht tussen de moleculen toe en wordt het kookpunt van de stof hoger.

In figuur 1.22 valt nog iets op: de vorm van moleculen blijkt ook een rol te spelen bij de sterkte van de vanderwaalskrachten. Er staan aan de rechterkant drie verschillende stoffen die elk bestaan uit vijf koolstofa-



1.21 In het vriesvak van een koelkast ontstaat ijs uit waterdamp. Deze faseverandering heet rijpen.

Scheiden van een mengsel

Een mengsel kun je weer uit elkaar halen. Na afloop heb je dan de zuivere stoffen in handen waaruit het mengsel was samengesteld. Dit noem je het **scheiden** van een mengsel. Hierbij veranderen de stoffen niet en ook de stoffeigenschappen blijven gelijk. De moleculen veranderen dus ook niet. Bij het scheiden van een mengsel ben je bezig met het **sorteren** van de moleculen, zie figuur 1.25.

De stoffen waaruit een mengsel bestaat, verschillen in een aantal stoffeigenschappen. Van deze verschillen maak je gebruik als je een mengsel gaat scheiden. Je gaat nu drie scheidingsmethoden leren: extraheren, filtreren en indampen. Daarbij maak je gebruik van de practicumhulpmiddelen die in figuur 1.26 zijn afgebeeld.

Extraheren

Zand uit Zandvoort bevat veel zout en zand uit Apeldoorn niet. Zout is oplosbaar in water en zand niet. Van dit **verschil in oplosbaarheid** maken we gebruik om het zout uit het mengsel van zand en zout te halen. Door water toe te voegen aan het zand, zal het zout oplossen en het zand niet. Deze scheidingsmethode heet **extraheren**. Het gebruikte oplosmiddel, in dit geval water, heet een **extractiemiddel**.



1.25 Op een markt is de diverse koopwaar ook gesorteerd, maar laat je geen knollen voor citroenen verkopen!



1 trechter



2 bekerglas



3 erlenmeyer



4 indampschaaftje



5 driehoek



1.26 Nog enkele practicumhulpmiddelen

2.1 Atoomsoorten, elementen en verbindingen

► Goud wordt veel gebruikt om sieraden van te maken, bijvoorbeeld armbanden. Maar omdat goud een zacht metaal is, komen er snel krassen op een armband. IJzer is een veel harder metaal. Waarom maakt een edelsmid daar dan geen sieraden van?

Symbolen van atoomsoorten

In paragraaf 1.4 heb je geleerd dat er circa 110 soorten atomen bestaan en dat je daarmee tientallen miljoenen verschillende moleculen kunt maken.

Om de atoomsoorten van elkaar te onderscheiden, heeft elke **atoomsoort** een eigen naam en een eigen **symbool**. Dit symbool is soms de eerste letter van de Nederlandse naam, soms de eerste letter van de Latijnse naam. Als er kans is op een misverstand, dan worden er twee letters gebruikt. In dat geval is de eerste letter een hoofdletter en de tweede een kleine letter.

atoomsoorten			
metalen		niet-metalen	
naam	symbool	naam	symbool
aluminium	Al	argon	Ar
barium	Ba	broom	Br
calcium	Ca	chloor	Cl
chroom	Cr	fluor	F
goud (aurum)	Au	fosfor (phosphorus)	P
kalium	K	helium	He
kobalt	Co	jood (iodum)	I
koper (cuprum)	Cu	koolstof (carboneum)	C
kwik (hydrargyrum)	Hg	neon	Ne
lood (plumbum)	Pb	silicium	Si
magnesium	Mg	stikstof (nitrogenium)	N
mangaan	Mn	waterstof (hydrogenium)	H
natrium	Na	zuurstof (oxygenium)	O
nikkel	Ni	zwavel (sulfur)	S
platina	Pt		
radium	Ra		
tin (stannum)	Sn		
titaan	Ti		
uraan	U		
wolfraam	W		
ijzer (ferrum)	Fe		
zilver (argentum)	Ag		
zink	Zn		

1.31 Namen en symbolen van een aantal atoomsoorten

Leer van elk van de atoomsoorten die in figuur 1.31 staan de Nederlandse naam en het symbool goed uit je hoofd. De Latijnse naam hoeft je niet te kennen, maar die maakt soms duidelijk waar het symbool vandaan komt.

Onthoud ook of een atoomsoort bij de *metalen* of de *niet-metalen* hoort. Waarom deze onderverdeling van belang is, komt later nog aan de orde.

Het periodiek systeem

De symbolen van alle atoomsoorten staan gerangschikt in een overzicht dat we het **periodiek systeem** noemen. In figuur 1.33 staat een afbeelding van het periodiek systeem. Je kunt hierin ook zien waar de symbolen van de metalen en waar de symbolen van de niet-metalen staan. De verticale kolommen in het periodiek systeem noemen we **groepen**. De horizontale rijen in het periodiek systeem heten **perioden**. Achter in dit boek vind je ook een afbeelding van het periodiek systeem.

Atoomsoorten die in het periodiek systeem in dezelfde groep staan, dus onder elkaar, lijken in eigenschappen sterk op elkaar.



1.32 Een kratermeer op Oost-Java. De gele stof zwavel is duidelijk zichtbaar.

Elementen en verbindingen

De moleculen van de meeste stoffen bestaan uit meer dan één atoomsoort. Kijk nog maar eens naar de molecuultekeningen in de vorige paragrafen: je ziet bolletjes van verschillende kleur en grootte. Deze stoffen heten **verbindingen** of ontleedbare stoffen. Er bestaan tientallen miljoenen verbindingen.

De moleculen van een stof kunnen ook uit dezelfde atomen bestaan. Deze stoffen heten **elementen** of niet-ontleedbare stoffen. Hiervan zijn er maar circa 110 bekend.

In de natuur komen maar enkele elementen voor; bijvoorbeeld de stof zwavel (zie figuur 1.32) of de stoffen goud, koolstof, stikstof en zuurstof.

De meeste stoffen die je in de natuur kunt vinden, zijn verbindingen. Bijvoorbeeld de stof aluminiumoxide die in bauxiet zit of de stof cellulose die in planten voorkomt.

Elementen zijn stoffen waarvan de bouwstenen bestaan uit één atoomsoort.

Verbindingen zijn stoffen waarvan de bouwstenen bestaan uit twee of meer verschillende atoomsoorten.

De geschiedenis van het periodiek systeem

Na de theorievorming rond 1805 door Dalton is er nog veel meer onderzoek naar atoomsoorten gedaan. Sommige atoomsoorten komen in de natuur voor, andere kunnen alleen in speciale laboratoria worden gemaakt.

Humphry Davy ontdekte in 1807 dat je met behulp van elektriciteit verbindingen kunt ontleden. Hierbij ontstonden elementen. Elke atoomsoort uit een verbinding leverde een ander element op. Hierdoor werden er rond die tijd ineens veel elementen ontdekt. Vanzelfsprekend begonnen geleerden te zoeken naar overeenkomsten in eigenschappen van verschillende elementen.

Triaden

De eerste wetenschapper die succes had met het onderzoek naar die overeenkomsten van eigenschappen van elementen was Johann Dobereiner. Hij zag in 1829 een verband tussen de eigenschappen van chloor, broom en jood. Een groepje van drie elementen, die je in figuur 1.34 onder elkaar ziet staan, noemde Dobereiner een triade. Vervolgens vond Dobereiner nog enkele groepen elementen die op elkaar leken.

Dobereiners werk werd oorspronkelijk beschouwd als een verzameling toevalligheden. We weten nu dat het een belangrijke eerste stap was in de ontwikkeling van het periodiek systeem.

Groep	1	2	3	58/71 80/103	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	Groep
Periode	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	Periode
1	1 H																		2 He	1
2	3 Li	4 Be												5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	2
3	11 Na	12 Mg												13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	3
4	19 K	20 Ca	21 Sc		22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	4
5	37 Rb	38 Sr	39 Y		40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	5
6	55 Cs	56 Ba	57 La	58/71 Ce-Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	6
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	90/103 Th-Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt										7

104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	119
104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	119

Metalen
 Niet-metalen

1.33 Het periodiek systeem

10

Octaven

John Newlands had rond 1866 het idee dat elementen konden worden gerangschikt in groepen van acht (zogenaamde octaven) en naar toenemende atoom-massa. Hij werd uitgelachen toen hij zijn ontdekking toelichtte. Ruim twintig jaar later kreeg hij alsnog een medaille omdat hij met zijn idee toch wel heel dicht bij het in 1869 door de Russische scheikundige Mendele-jev voorgestelde periodiek systeem kwam.

Metalen en niet-metalen

De meest gebruikelijke indeling van de elementen is die in metalen en niet-metalen. Beide groepen worden hierna kort besproken.

Metalen

Algemene kenmerken van metalen

Een metaal is een stof waar maar één atoomsoort in voorkomt. Het is dus een element. Aangezien er ruim 70 atoomsoorten tot de metalen gerekend worden, bestaan er ook ruim 70 elementen die we metalen noemen. Een aantal daarvan ken je al wel, zoals goud, zilver, ijzer, koper, lood, tin en zink. Metalen hebben een aantal gemeenschappelijke kenmerken.

chloor	calcium	lithium	zwavel
broom	strontium	natrium	seleen
jood	barium	kalium	telluur

1.34 De triaden van Dobereiner

Indeling	voorbeeld	toepassing	opmerkingen
edele metalen	zilver, platina en goud	geschikt materiaal voor siervoorwerpen	platina is schaars, dus heel duur
halfedele metalen	koper en kwik	koper: elektriciteitsdraden en waterleidingbuizen kwik (vroeger veel) gebruikt in thermometers	goud is het meest duurzaam kwik is het enige metaal dat bij kamertemperatuur vloeibaar is, let op: kwikdamp is buitengewoon giftig
onedele metalen	ijzer, zink en lood	zink wordt gebruikt als dakbedekking ijzer wordt gebruikt voor bruggen of hekken	ijzer roest; zink en lood worden dof
zeer onedele metalen	natrium, kalium, calcium en barium	lood wordt gebruikt als dakbedekking natrium wordt toegepast in natriumlampen (autosnelwegverlichting)	zo onedel dat ze zelfs reageren met vochtige lucht; deze metalen worden ondergedompeld in paraffineolie bewaard

1.35

Alle metalen:

- hebben een glimmend oppervlak;
- geleiden warmte en elektrische stroom;
- kunnen vervormd worden, vooral als ze heet zijn;
- kunnen in gesmolten toestand worden gemengd met andere metalen.

Edelheid van metalen

Corrosiegevoeligheid is een materiaaleigenschap die bij metalen belangrijk kan zijn. Corrosie is een ingewikkeld proces waarbij metalen reageren met stoffen uit de omgeving, zoals water en zuurstof. Dit proces wordt soms ook roesten genoemd. Van goud is bekend dat het niet roest, ijzer roest betrekkelijk snel. Niet elk metaal vertoont dus hetzelfde gedrag. Op grond van hun corrosiegevoeligheid onderscheiden we: **edele metalen**, **halfedele metalen**, **onedele metalen** en **zeer onedele metalen**, zie figuur 1.35.

Bij (zeer) onedele metalen is van een glimmend oppervlak meestal niet veel te merken. Maar dat komt door dat de buitenkant van het metaal is bedekt met een oxidelaagje. Dat ontstaat als het metaal aan vochtige lucht wordt blootgesteld. Als je dit oxidelaagje weghaalt, komt het glimmende metaal weer tevoorschijn.

Zuiver goud

Zuiver goud is heel zacht en in het gebruik is dat lastig. Daarom gebruik je goud meestal als mengsel. Het goudgehalte geef je aan met karaat. 24 karaat is zuiver goud. Een ring van 18 karaat bestaat dan voor drievierde deel uit zuiver goud.

Lichte en zware metalen

Je kunt metalen ook op een heel andere manier onderverdelen. Je let dan niet op de verschillen in edelheid, maar op de verschillen in dichtheid. Metalen met een kleine dichtheid noemen we **lichte metalen**. Een goed voorbeeld daarvan is natrium, dat zou zelfs op water kunnen blijven drijven! Lichte metalen zoals magnesium en aluminium worden op ruime schaal toegepast in de luchtvaart. Titaan (figuur 1.36) is een metaal dat een kleine dichtheid combineert met een tamelijk hoog smeltpunt. Dat maakt het tot een geschikt materiaal voor de supersonische luchtvaart en de ruimtevaart.

Zware metalen hebben een grote dichtheid. Verreweg de meeste metalen horen bij deze groep. Verbindingen waarin de atomen van een aantal zware metalen voorkomen, zijn heel erg giftig. Het betreft hier onder andere verbindingen waarin de atoomsoorten cadmium, kwik, thallium en lood voorkomen. Verontreiniging van de bodem en van het grondwater met deze giftige verbindingen vormt in veel gebieden een groot milieuprobleem. De oorzaak van deze verontreiniging is vaak de niet erg verantwoorde manier waarop men in het verleden in de chemische industrie met reactieafval omging. Maar ook de manier waarop wij met ons afval omgaan, speelt een rol, zie kenniskaart 4 achter in dit boek.

Legeringen

Hoe zuiverder een metaal is, des te gemakkelijker kan het worden vervormd. Soms lukt dat zelfs al bij kamertemperatuur. Om een metaal wat stugger te maken, wordt het soms opzettelijk 'verontreinigd' met een ander metaal. Er ontstaat dan een **legering**.

Een legering is een afgekoeld mengsel van samengesmolten metalen.



1.36 Racefietsen worden soms van het superlichte metaal titaan gemaakt.

Legeringen ontstaan door het mengen van gesmolten metalen. Het gestolde metaalmengsel, de legering, heeft vaak heel andere eigenschappen dan de afzonderlijke metalen. Zo kan staal 'roestvrij' worden gemaakt door het te legeren met nikkel of chroom. 'Roestvrij' is niet zo'n goede naam: roestvast komt dichterbij de waarheid. Ook het smeltpunt van een legering wijkt vaak sterk af van dat van de afzonderlijke metalen. Een legering met een heel erg laag smeltpunt is het materiaal dat wordt toegepast in sprinklerinstallaties, zie figuur 1.37. Dat zijn automatische brandblusinstallaties die beginnen te sproeien zodra ergens in het afsluitmechanisme een onderdeel wegsmelt. Dit onderdeel noemt men een smeltzekering. Het is gemaakt van een legering van bismut, cadmium, zink en tin, die een smeltpunt heeft van circa 68 °C. In figuur 1.38 vind je gegevens over een aantal veelgebruikte legeringen.

Niet-metalen

Een niet-metaal is een stof waar maar één atoomsoort in voorkomt. Het is dus een element. Aangezien er ongeveer twintig atoomsoorten niet tot de metalen behoren, bestaan er ook ongeveer twintig stoffen die we niet-metalen noemen. In figuur 1.39 volgen de belangrijkste niet-metalen.



1.37 Een sprinklerinstallatie

legering	samenstellende metalen
messing	koper en zink
brons	koper en tin
soldeer	tin en lood
zilveramalgaam*	zilver en kwik
duraluminium	aluminium en koper
roestvast staal	ijzer en chroom (of nikkel)

* een legering waarin kwik voorkomt heet een amalgaam

1.38 Enkele legeringen en hun samenstelling

2.2 Bouw van atomen en bindingen tussen atomen

► **Waarom smelt kaarsvet bij een veel lagere temperatuur dan keukenzout? Hoe komt het dat voor elektrische bedrading duur koper wordt gebruikt en geen plastic?**

De bouw van een atoom

Het **atoommodel** dat we tot nu toe hebben gebruikt, is voorgesteld door **Dalton**. Hij stelde een atoom voor als een massief bolletje. De afmetingen van de verschillende soorten atomen varieerden. Dat kwam tot uiting in de modeltekeningen die hij maakte van de verschillende atoomsoorten. Tegenwoordig worden atoomsoorten met een bepaalde kleur weergegeven (figuur 1.41).

Om te kunnen verklaren dat atomen samen een molecuul kunnen vormen, was het atoommodel van Dalton niet gedetailleerd genoeg. **Rutherford** bedacht een nieuw model voor een atoom. Hij stelde voor dat een atoom niet massief is, maar bestaat uit drie soorten nog kleinere deeltjes: protonen, elektronen en neutronen. Met deze aanname kon hij onder andere verklaren dat atomen zich met elkaar verbinden tot een molecuul.

atoommodel	naam atoomsoort	massa u	diameter nanometer
	waterstof	1,008	0,06
	koolstof	12,01	0,15
	stikstof	14,01	0,14
	zuurstof	16,00	0,13
	zwavel	32,06	0,21
	chloor	35,45	0,20

1.41

Het **atoommodel van Rutherford** geven we hieronder kort weer.

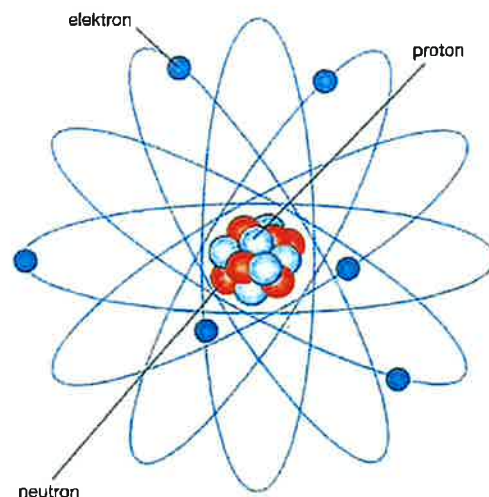
- Een atoom bestaat uit een kern en een elektronenwolk.
- De kern bestaat uit twee soorten deeltjes: positief geladen protonen en ongeladen neutronen. De massa van een proton is gelijk aan die van een neutron.
- De elektronenwolk bestaat uit negatief geladen deeltjes: elektronen. De massa van een elektron is zo klein dat je die kunt verwaarlozen.
- De lading van een proton is even groot als de lading van een elektron, maar tegengesteld.
- Een atoom bevat evenveel protonen als elektronen en is dus elektrisch neutraal.

In figuur 1.42 vind je een tekening van een atoom volgens Rutherford.

Een atoom heeft altijd evenveel elektronen in de elektronenwolk als protonen in de kern en is dus elektrisch neutraal. Doordat de positieve kern en de negatieve elektronenwolk elkaar aantrekken is een atoom stabiel: het valt niet gemakkelijk uit elkaar.

Verschillen tussen atoomsoorten

Een koolstofatoom heeft heel andere eigenschappen dan een zuurstofatoom. Toch bestaan beide atomen uit dezelfde deeltjes. Hoe kun je dan verklaren dat ze



1.42 Atoommodel volgens Rutherford

zo verschillend zijn? Dat kan door aan te nemen dat ze verschillen in aantallen protonen en dus ook in aantallen elektronen.

Elke atoomsoort heeft zijn eigen aantal protonen. Een koolstofatoom bevat zes protonen en een zuurstofatoom acht. Het aantal protonen in de kern bepaalt dus met welke atoomsoort je hebt te maken.

Het aantal protonen van elke atoomsoort wordt gegeven door het **atoomnummer**. De atoomnummers van de atoomsoorten kun je achter in dit boek vinden.

In het periodiek systeem zijn de atoomsoorten gerangschikt naar toenemend aantal protonen. Op plaats nummer één staat de atoomsoort H. H-atomen bevatten één proton. Op plaats nummer zes staat de atoomsoort C met zes protonen en op plaats nummer acht staat de atoomsoort O met acht protonen.

E Het periodiek systeem

Je weet al dat atoomsoorten die in dezelfde groep van het periodiek systeem staan in eigenschappen op elkaar lijken.

In het periodiek systeem staan atoomsoorten en geen stoffen. Atoomsoorten uit één groep hebben een verzamelnaam. Diezelfde naam wordt gegeven aan de stoffen die uit deze atoomsoorten zijn opgebouwd.

- De atoomsoorten uit groep 1 heten **alkalimetalen**. De elementen die bestaan uit deze atoomsoorten reageren allemaal heftig met water.
- De atoomsoorten uit groep 2 heten **aardalkalimetalen**.
- De atoomsoorten uit groep 17 heten **halogenen**. Halogeen betekent 'zoutvormer'. De elementen die bestaan uit deze atoomsoorten reageren gemakkelijk met metalen. De verbindingen die dan ontstaan heten zouten.
- De atoomsoorten uit groep 18 heten **edelgassen**. De elementen die bestaan uit deze atoomsoorten reageren niet gemakkelijk met andere stoffen. Zie ook figuur 1.39.

Bindingen tussen atomen

Volgens het atoommodel van Rutherford is een atoom elektrisch neutraal en vrij stabiel. Toch kunnen atomen zich aan elkaar vasthechten, waardoor een molecuul ontstaat. Om dat te kunnen begrijpen moeten we aan nemen dat er aan de buitenkant van een atoom iets gebeurt waardoor het voor een atoom aantrekkelijk wordt een binding aan te gaan met een ander atoom.

- *Covalente binding of atoombinding*

Bij de vorming van een molecuul ontstaan bindingen tussen atomen doordat elektronen worden 'gedeeld' door de atomen. We noemen deze bindingen atoombindingen of covalente bindingen. We geven die bindingen in een molecuultekening aan door middel van een streepje.

Niet alle atoomsoorten vormen evenveel van deze bindingen. De atoomsoort H bijvoorbeeld kan maar één binding vormen en de atoomsoort C vier. Het aantal bindingen dat een atoomsoort kan vormen is specifiek voor die atoomsoort. Het aantal bindingen dat een atoom kan vormen, noemen we ook wel de **covalentie** van een atoom. De covalentie komt overeen met het aantal streepjes dat in een molecuultekening rondom een atoom is getekend. Zie figuur 1.43 voor een overzicht van de belangrijkste covalenties en controleer de covalenties van koolstof en waterstof eens in figuur 1.22.

– Ionbinding

Atomen kunnen soms elektronen opnemen of afstaan. Het aantal protonen verandert daarbij niet. Het aantal elektronen dat een atoom kan opnemen of afstaan, hangt af van de atoomsoort en heet de **valentie** van de atoomsoort. De deeltjes die daardoor ontstaan heten ionen. Een ion heeft een positieve lading als het atoom elektronen heeft afgestaan en een negatieve lading als het atoom elektronen heeft opgenomen. Ionen vormen de bouwstenen van een groep stoffen die we zouten noemen. De binding tussen de positieve en negatieve ionen in een zout noemen we **ionbinding**.

– Metaalbinding

De bouwstenen van metalen zijn positieve metaalionen die regelmatig zijn gerangschikt. Daar tussendoor bewegen de elektronen die door de metaalatomen zijn afgestaan toen ze veranderden in metaalionen. De binding tussen de positieve metaalionen en de vrije elektronen heet **metaalbinding**.

covalentie 1	covalentie 2	covalentie 3	covalentie 4
waterstof = H	zuurstof = O	stikstof = N	koolstof = C
fluor = F	zwavel = S	fosfor = P	
chloor = Cl			
broom = Br			
jood = I			

1.43 Overzicht van de belangrijkste covalenties

3.1 Van reactieschema naar reactievergelijking

► Kijk eens naar figuur 3.24. De toren in figuur 3.24a is even zwaar als de twee torens die in figuur 3.24b zijn afgebeeld. Hoe komt dat?

Verklaring van de wet van Lavoisier

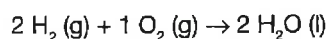
Je hebt geleerd dat de totale massa van de beginstoffen gelijk is aan de totale massa van de reactieproducten. Bij een chemische reactie komt er geen materie bij en er verdwijnt geen materie. Je kunt dit verklaren door aan te nemen dat er bij een reactie geen atomen verdwijnen of ontstaan.

Kijk maar eens naar figuur 3.25. Op de ene schaal liggen twee waterstofmoleculen en één zuurstofmolecuul. In totaal zijn dat vier waterstofatomen en twee zuurstofatomen.

Op de andere schaal liggen twee watermoleculen. In totaal ook vier waterstofatomen en twee zuurstofatomen. De balans is in evenwicht. Dat is logisch,

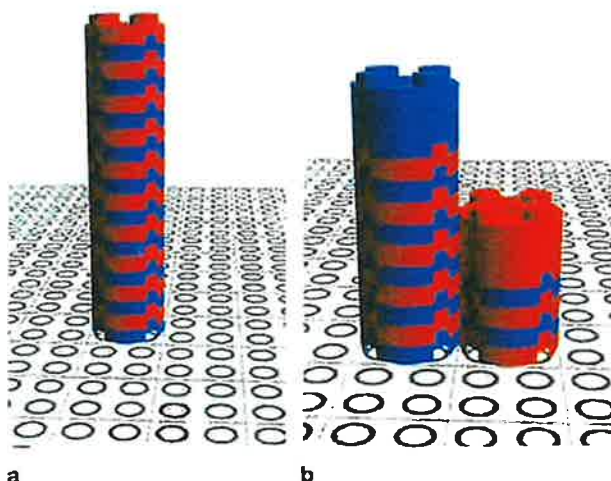
want aan de linkerkant liggen evenveel waterstof- en zuurstofatomen als aan de rechterkant. Dat betekent dat steeds twee waterstofmoleculen en één zuurstofmolecuul tegelijk reageren. Daarbij ontstaan altijd twee watermoleculen.

Dat kun je als volgt weergeven:

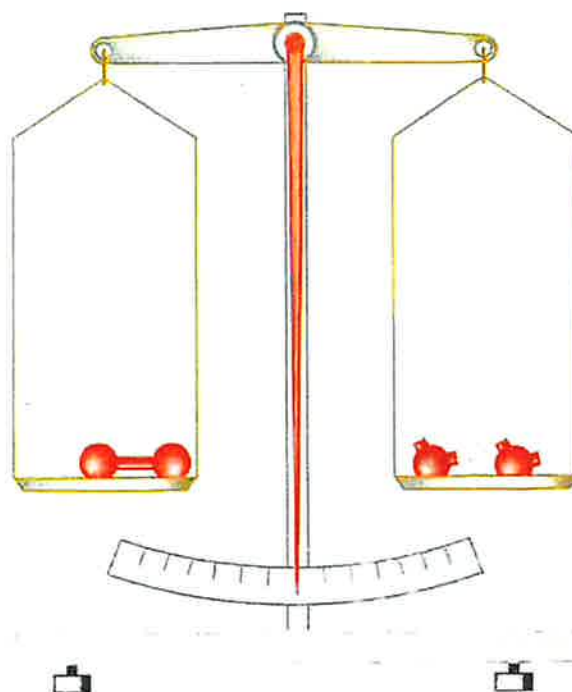


Deze weergave van een chemische reactie noem je een **reactievergelijking**.

De beginstoffen bevatten evenveel atomen van elke soort als de reactieproducten. Dat betekent dat er vóór en achter de pijl van een reactieschema evenveel atomen van elke soort moeten staan. Zo'n reactieschema heet een reactievergelijking.



3.24



3.25 De balans is in evenwicht. De massa van alle atomen vóór de reactie is gelijk aan de massa van alle atomen na de reactie.

15

Reactievergelijkingen

Als je van de beginstoffen en de reactieproducten de **formules** kent, kun je in plaats van een reactieschema een reactievergelijking opstellen.

In de volgende voorbeelden leer je hoe je dit moet doen.

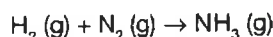
De vorming van ammoniak

De stof ammoniak, NH_3 , is belangrijk als grondstof voor kunstmest, zie figuur 3.26. Ammoniak ontstaat door een reactie van waterstofgas, H_2 , met stikstofgas, N_2 . Hoe stel je de reactievergelijking voor deze reactie op?

Eerst stel je het reactieschema op:

waterstof (g) + stikstof (g) $\rightarrow$ ammoniak (g)

Dan vervang je elke stofnaam door de bijbehorende molecuulformule, zie ook figuur 3.27.



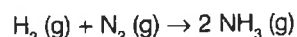
Als je goed kijkt naar wat hier staat, zie je dat vóór de pijl twee atomen waterstof staan, maar achter de pijl drie. Van de stikstof zie je voor de pijl twee atomen staan en achter de pijl maar één. Dat klopt dus niet met de wet van Lavoisier! Dit mag je dus nog geen reactievergelijking noemen. Je moet de vergelijking nog *kloppend* maken.



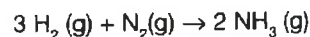
3.26 Als je rondloopt op een kippenfokkerij ruik je ammoniak. Die stof komt vrij uit dierlijke mest, zoals kippenmest.

Om de reactievergelijking kloppend te maken, zet je vóór de molecuulformules coëfficiënten. Daarmee maak je de aantallen atomen van elke soort vóór en achter de pijl aan elkaar gelijk. Denk erom: je mag de formules zélf niet veranderen! Kom dus nooit aan de indexen!

Als je begint met de atoomsoort stikstof, dan zie je vóór de pijl twee atomen staan. Om achter de pijl ook twee atomen stikstof te krijgen, moet je het getal 2 vóór de formule van ammoniak zetten:



Door het getal 2 vóór de formule van ammoniak staan er achter de pijl nu zes atomen waterstof. Dus moet je vóór de pijl het getal 3 voor de formule van waterstof zetten. Dan staan er ook links van de pijl zes waterstofatomen, zie ook figuur 3.28.



Als controle tel je nog een keer de aantallen atomen. Van elke atoomsoort staan er evenveel atomen vóór als achter de pijl. De beginstoffen bestaan uit zes H-atomen en twee N-atomen. Het reactieproduct bestaat ook uit zes H-atomen en twee N-atomen. Er zijn dus geen atomen bijgekomen of verdwenen.



3.27 Modelvoorstelling van de vorming van ammoniak



3.28 Verbeterde modelvoorstelling waarin de aantallen atomen kloppen

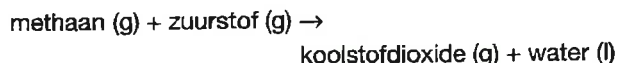
Let op!

Soms komt er als coëfficiënt een breuk in de vergelijking voor. Dat mag best even als een kladje. Je mag nooit een breuk laten staan in je uiteindelijke reactievergelijking. De kleinste hoeveelheid van een stof is een heel molecuul. Halve moleculen kennen we niet. Om dit probleem op te lossen, moet je *alle* coëfficiënten in de reactievergelijking met twee vermenigvuldigen. Bij andere breuken dan een half, vermenigvuldig je de coëfficiënten met een ander getal, zodat er ook hele getallen uitkomen.

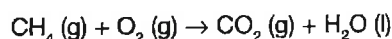
De verbranding van aardgas

Aardgas (figuur 3.29) bestaat voor het grootste deel (86%) uit methaan (CH_4). Voor elke verbranding, dus ook voor die van methaan, is zuurstof (O_2) nodig. De reactieproducten zijn koolstofdioxide (CO_2) en water (H_2O). Hoe luidt de reactievergelijking voor deze reactie?

Eerst stel je het reactieschema op:



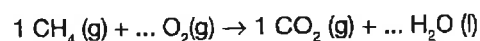
Dan vervang je elke stofnaam door de bijbehorende molecuulformule, zie ook figuur 3.30.



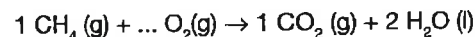
Als je goed kijkt wat hier staat, zie je dat er vóór de pijl vier atomen waterstof staan en achter de pijl maar

twee. Vóór de pijl staat één C-atoom en achter de pijl ook. Vóór de pijl staan twee O-atomen en achter de pijl drie. Dat klopt dus niet met de wet van Lavoisier! Dit mag je dus nog geen reactievergelijking noemen. Je moet de vergelijking nog kloppend maken.

Om ervoor te zorgen dat de reactievergelijking gaat kloppen, mag je vóór de molecuulformules weer coëfficiënten zetten. Maar met welke atoomsoort moet je dan beginnen? Daar is een regel voor. Je begint met de atoomsoort die in twee molecuulsoorten voorkomt. Dat zijn hier de atoomsoorten C en H. Je ziet in de reactievergelijking dat de atoomsoort zuurstof in drie molecuulsoorten voorkomt (O_2 , CO_2 en H_2O). Daar begin je dan niet mee. Die bewaar je voor het laatst. Stel dat je begint met de atoomsoort koolstof, dan moet je vóór de formule van methaan het getal 1 zetten en vóór de formule van koolstofdioxide ook:



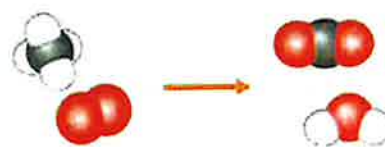
Vóór de pijl staan er nu vier H-atomen en achter de pijl maar twee. Dan moet je achter de pijl het getal 2 vóór de formule van water zetten om ook hier het aantal H-atomen op vier te krijgen.



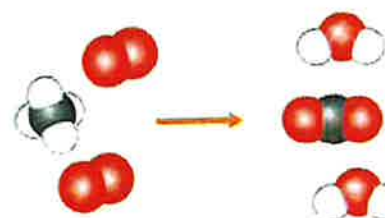
Ten slotte moet je ervoor zorgen dat het aantal atomen zuurstof in orde komt. Achter de pijl staan twee atomen zuurstof in koolstofdioxide en twee atomen zuurstof in water. In totaal staan er dus vier atomen zuurstof. Vóór de pijl moeten ook vier atomen zuurstof komen te staan. Dat kan door het getal 2 voor de formule van zuurstof te zetten, zie ook figuur 3.31.



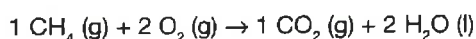
3.29 Beroemd in Azerbeidzjan zijn de natuurlijke vlammen, afkomstig van aardgas dat uit de bodem opwelt.



3.30 Modelvoorstelling voor de verbranding van methaan



3.31 Verbeterde modelvoorstelling waarin de aantallen atomen kloppen



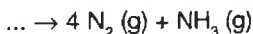
Je kunt nu de aantallen atomen natellen en je zult zien dat er van elke atoomsoort evenveel atomen vóór als achter de pijl staan. De beginstoffen bestaan uit één koolstofatoom, vier waterstofatomen en vier zuurstofatomen en de reactieproducten bestaan uit dezelfde hoeveelheden van deze atomen.

Bij het kloppend maken moet je ervoor zorgen dat je altijd begint met een atoomsoort die maar in twee molecuulsoorten voorkomt. Een atoomsoort die in drie of meer molecuulsoorten voorkomt, bewaar je bij het kloppend maken voor het laatst.

Opdrachten

B 27

Een molecuul waterstofazide bestaat uit één waterstofatoom en een aantal stikstofatomen. De gedeeltelijke vergelijking voor de ontleding van waterstofazide is:



Uit deze gegevens kun je de formule van een molecuul waterstofazide afleiden. Geef de formule van een molecuul waterstofazide.

B 28

In het tekstkader rechtsboven staat een gedeelte uit de uitgave 'De auto met katalysator' van het ministerie van Volksgezondheid. Lees deze tekst aandachtig door. Geef vervolgens de vergelijking van de reactie tussen koolstofmono-oxide en stikstofdioxide.

► Site

Reactievergelijkingen opstellen

Hier kun je veel oefeningen doen om reactievergelijkingen op te stellen en kloppend te maken.

Test jezelf

Controleer of je de stof van deze paragraaf begrijpt en kunt toepassen.

Hoe werkt zo'n katalysator?

De werking van een autokatalysator is moeilijk in een paar woorden uit te leggen. Het komt erop neer dat de verbrandingsgassen van de automotor een nabehandeling ondergaan. Hierdoor worden schadelijke gassen omgezet in onschadelijke gassen. Een van de reacties die in de katalysator optreedt, is die tussen koolstofmono-oxide en stikstofdioxide, NO_2 . Beide schadelijke gassen worden omgezet in de onschadelijke gassen koolstofdioxide en stikstof.

B 29

Lees de kadertekst over de vermindering van uitstoot van stikstofoxiden en beantwoord de volgende vragen.

- Geef de namen van de reactieproducten die samen met de stikstofoxiden uit de schoorsteen komen bij de volledige verbranding van aardgas.
- Geef de vergelijking van de reactie van stikstofmono-oxide, $\text{NO} (\text{g})$, met ammoniak, NH_3 .

Uitstoot van stikstofoxiden kan aanzienlijk worden verminderd

In veel elektriciteitscentrales wordt aardgas verbrand. De zuurstof die hiervoor nodig is, komt uit de lucht. In de verbrandingsketels kan ook stikstof uit de lucht met zuurstof reageren. Bij deze reactie ontstaan stikstofoxiden. Die komen terecht in de afvalgassen en via de schoorsteen in de lucht. Stikstofoxiden zijn schadelijk voor het milieu. Om de uitstoot van stikstofoxiden te verminderen, kan men ammoniak toevoegen aan de afvalgassen. De stikstofoxiden worden dan omgezet in water en stikstof.

C 30

Betonmortel bestaat uit een mengsel van zand, grind, cement en water. Nadat het is uitgegoten, wordt het mengsel na enige tijd hard en is er beton ontstaan. Lees op de volgende pagina de kadertekst over zelfreparerend beton en beantwoord de volgende vragen.

- Welk van de onderstaande twee uitspraken is juist?
 - Het hard worden van betonmortel is een chemische reactie.
 - Betonmortel is een suspensie.
- Geen van beide uitspraken is juist.
- Alleen uitspraak 1 is juist.
- Alleen uitspraak 2 is juist.
- Zowel uitspraak 1 als uitspraak 2 is juist.

108

4.1 Inleiding op plantenvoeding

Planten hebben vijftien elementen per se nodig om te kunnen overleven, functioneren en produceren. Drie daarvan nemen ze op uit de lucht of water. De rest moeten ze via de bemesting binnen krijgen. In de glastuinbouw gaat op dit vlak nog zeer regelmatig iets mis. Een goed begrip van de rol van de elementen in de plant, kan foutjes voorkomen.

Hoofd- en sporenelementen

Van de bijna negentig elementen die in de natuur voorkomen, heeft de plant er vijftien nodig om te kunnen overleven, groeien en voortplanten. Een element wordt essentieel genoemd als het voldoet aan drie criteria:

1. Zonder dit element kan de plant vegetatieve of generatieve processen niet doorlopen of afmaken.
2. Het element is niet door een ander te vervangen.
3. Het element oefent zijn invloed direct uit op groei of stofwisseling.

De vijftien essentiële elementen zijn te verdelen in drie groepen:

- Zes hoofdelementen of macro-nutriënten:
- Zes sporenelementen of micro-nutriënten
- Drie elementen die de plant uit lucht of water opneemt

Voedingselement	Functie
Op te nemen door de wortels uit bodem of bemesting	
N Stikstof	stofwisseling en vele andere processen in de plant bevordert de groei
P Fosfor	Wortelvorming en energie (ATP)
K Kalium	Bloei en vruchtvorming
Mg Magnesium	Goede werking van het enzym in de plant dat eiwitten aanmaakt.
Ca Calcium	Stevigheid van een plant
S Zwavel	Eiwitten en bladgroen
Fe IJzer	Bladgroen
Mn Mangaan	Enzym dat ademhaling regelt
Cu Koper	Algemene hormoonhuishouding
B Borium	Celdeling
Zn Zink	Groeihormoon auxine
Mo Molybdeen	Opname van stikstof
Drie elementen die de plant uit lucht of water opneemt	
C Koolstof	Basis van alle organische stof
H Waterstof	Bouwstof van suikers
O Zuurstof	Nodig voor verbranding

Planten geven zelf aan door middel van verkleuring aan welk element deze een gebrek hebben.

Sommige elementen kunnen vrij door een plant bewegen, dat noemen we mobiele elementen. Als een plant daar gebrek aan heeft zie je dat in de oude bladeren. De jonge bladeren "zuigen" deze elementen uit het oude blad.

In deze figuur zie je de verkleuringen ook wel Gebreksverschijnselen genoemd.

