

3 Moleculaire stoffen

Inhoud

3.1 De bouw van stoffen

Experiment:

3.1 Elektrische geleiding

3.2 Binding in moleculen

3.3 Binding tussen moleculen

Experimenten:

3.2 Verwarmen van moleculaire stoffen

3.3 Bindingen in water

3.4 Polariteit en lading

3.4 Moleculaire stoffen mengen

Experimenten:

3.5 Jood in water, jood in wasbenzine

3.6 Oplossen of niet?

3.7 De ammoniakfontein

3.8 Mentos in cola

3.5 Rekenen aan gassen

Experimenten:

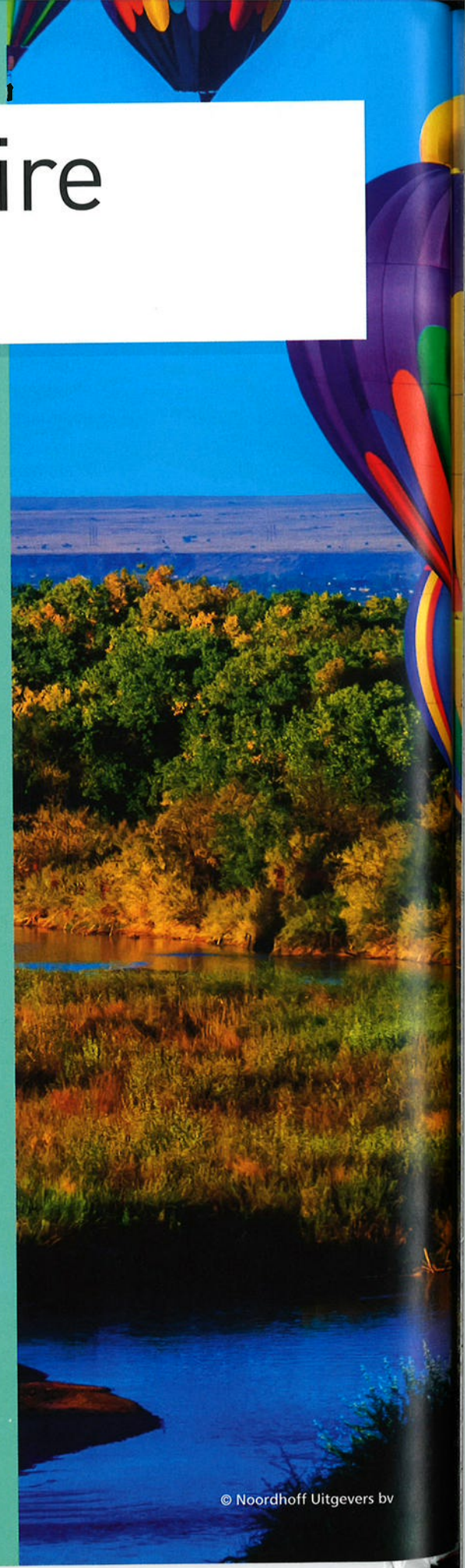
3.9 Moleculen in een volume gas

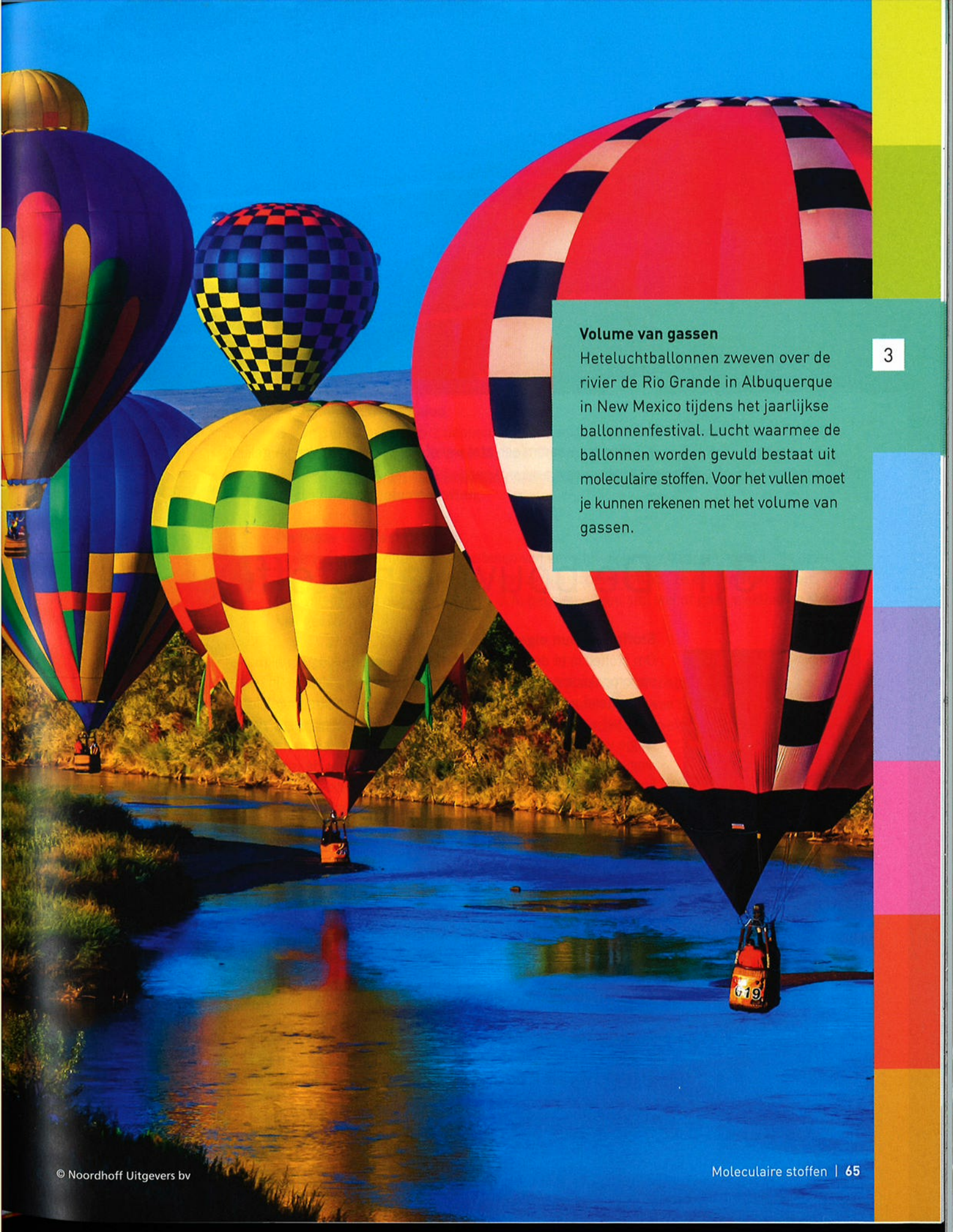
3.10 De dichtheid van alcohol bepalen

3.11 Koolstofdioxidegas in frisdrank

Afsluiting

Overzicht begrippen





Volume van gassen

Heteluchtballonnen zweven over de rivier de Rio Grande in Albuquerque in New Mexico tijdens het jaarlijkse ballonnenfestival. Lucht waarmee de ballonnen worden gevuld bestaat uit moleculaire stoffen. Voor het vullen moet je kunnen rekenen met het volume van gassen.

3

Schrikdraad

Schrikdraad wordt veel gebruikt om een weiland mee af te zetten. Om ervoor te zorgen dat je toch veilig het draad kunt verwijderen of verplaatsen zijn er isolatoren aangebracht. Die waren vroeger altijd van porselein, maar tegenwoordig ook vaak van kunststof.



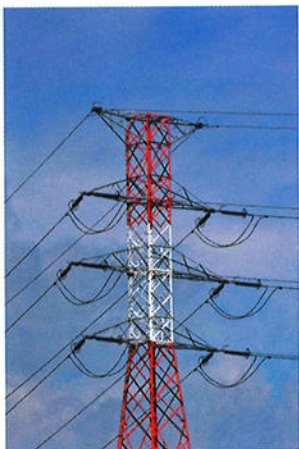
Je leert

- uitleggen waarom een stof wel of niet elektrische stroom geleidt.

3.1 De bouw van stoffen

Stoffen en hun eigenschappen

Om stoffen in te delen in groepen kun je bijvoorbeeld gebruikmaken van de stofeigenschap stroomgeleiding. Niet alle stoffen kunnen stroom geleiden. In elektriciteitskabels wordt koperdraad gebruikt omdat koper een zeer goede stroomgeleider is. Om te voorkomen dat je bij het aanraken van de draden een dodelijke schok krijgt, zit er om de koperdraad een laagje van de kunststof polyvinylchloride, pvc. Pvc is een heel goede isolator. Bij hoogspanningsdraden zorgt een aantal glazen isolatoren voor de isolatie tussen draad en mast, zie figuur 3.1. Deze stoffen geleiden de elektrische stroom niet. Waarom geleiden pvc en glas geen elektrische stroom en koper wel?



3.1 Hoogspanningskabels zijn niet met de mast verbonden, maar lopen via isolatoren om de mast heen.

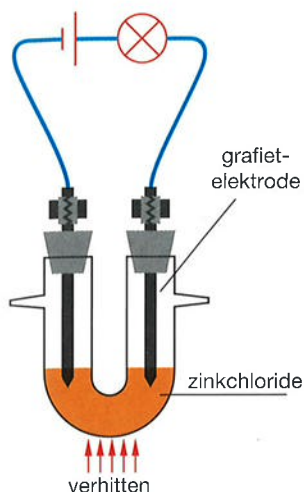
Stroomgeleiding

Stroomgeleiding is een stofeigenschap op macroniveau. Om stroomgeleiding te verklaren moet je naar de deeltjes van het microniveau kijken. Om de elektrische stroom te geleiden, moeten in een stof geladen deeltjes aanwezig zijn die vrij kunnen bewegen. Om de stroomgeleiding te meten, kun je een experiment uitvoeren met de opstelling in figuur 3.2. Enkele resultaten van dit experiment zijn opgenomen in tabel 3.3.

Met de resultaten van het experiment in de tabel kun je stoffen indelen in groepen. Er is dan een indeling in drie groepen mogelijk:

- 1 stoffen die zowel in de vaste als in de vloeibare fase stroom geleiden;
- 2 stoffen die alleen in de vloeibare fase elektrische stroom geleiden;
- 3 stoffen die niet in de vaste en ook niet in de vloeibare fase elektrische stroom geleiden.

● Experiment 3.1



3.2 Opstelling om stroomgeleiding te meten



3.4 Kristallen komen in veel vormen en kleuren voor.

stof	formule	geleiding van elektrische stroom in:	
		vaste fase	vloeibare fase
kaarsvet	$C_{18}H_{36}O_2$	–	–
tinchloride	$SnCl_2$	–	+
tin	Sn	+	+
paraffine	$C_{24}H_{50}$	–	–
jood	I_2	–	–
koper	Cu	+	+
keukenzout	NaCl	–	+
kamfer	$C_{10}H_{16}O$	–	–
kaliumnitraat	KNO_3	–	+
zink	Zn	+	+

3.3 Welke stoffen geleiden elektrische stroom?

De resultaten van tabel 3.3 zijn uitgewerkt in figuur 3.5. Als je in figuur 3.5 naar de formules van de stoffen kijkt, dan valt het volgende op:

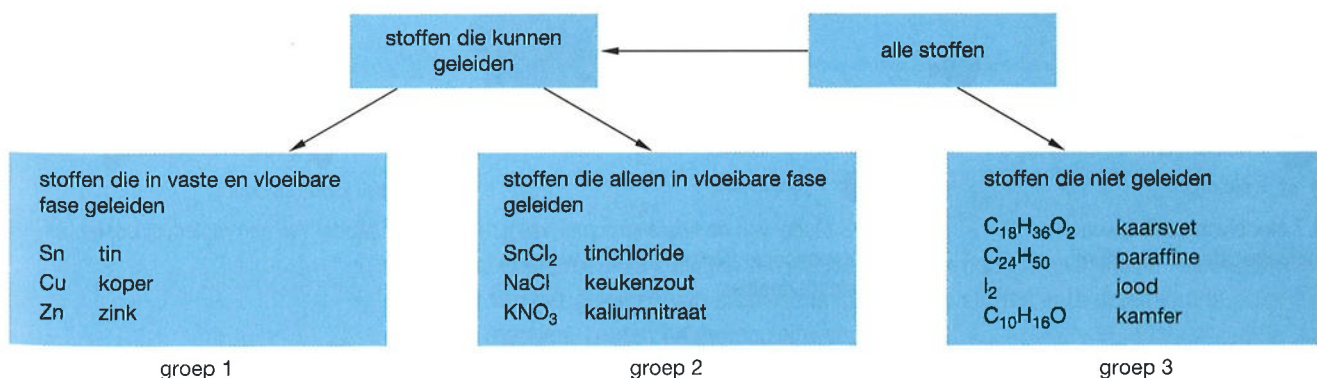
- 1 Alle stoffen uit groep 1 hebben formules waarin alleen metaalatomen voorkomen. Deze stoffen zijn de **metalen**.
- 2 Alle stoffen uit groep 2 hebben formules waarin een combinatie van een metaalatoom met atomen van een of meer niet-metalen voorkomen. Je noemt deze stoffen **zouten**.
- 3 Alle stoffen uit groep 3 hebben formules waarin alleen niet-metaalatomen voorkomen. Dit zijn de **moleculaire stoffen**.

De bouw van vaste stoffen

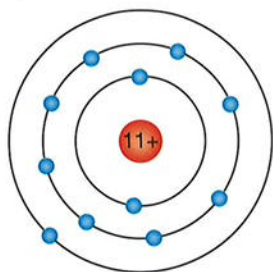
In de vaste fase zitten de bouwstenen van een stof dicht op elkaar gestapeld. Als deze bouwstenen in een regelmatig patroon zijn gestapeld, vormen ze een **kristalrooster**. De bouwstenen van een kristal (figuur 3.4) bepalen of een stof wel of geen elektrische stroom kan geleiden.

Metalen

Bij **metalen** zijn de metaalatomen gestapeld in een kristalrooster dat **metaalrooster** wordt genoemd. Metaalatomen hebben volgens het atoommodel van Bohr weinig elektronen in de buitenste schil. Door de grotere afstand van deze valentie-elektronen tot de kern is de



3.5 Een indeling van de stoffen uit tabel 3.3 op grond van geleiding



3.6 Natrium heeft één elektron in de buitenste schil.

aantrekkingskracht van de kern op de valentie-elektronen minder groot dan op de elektronen in de schillen dicht bij de kern, zie figuur 3.6. Daardoor kunnen de valentie-elektronen uit de schil treden. In het metaalrooster ontstaan dan positieve metaalionen, omringd door negatieve vrij bewegende elektronen.

De positieve metaalionen en de negatieve vrije elektronen trekken elkaar aan. De binding die zo ontstaat, noem je de **metaalbinding**, zie figuur 3.7. De meeste metalen hebben een hoog smeltpunt en de metaalbinding is meestal vrij sterk. Het metaal geleidt in de vaste fase de elektrische stroom, omdat de elektronen vrij door het rooster kunnen bewegen. De metaalionen zitten op vaste plaatsen. Als het metaal vloeibaar wordt, verliezen de metaalionen de vaste plaats in het rooster en zijn ze ook in staat om elektrische stroom te geleiden. Bij een vloeibaar metaal zorgen dus zowel de vrije elektronen als de metaalionen voor de geleiding.

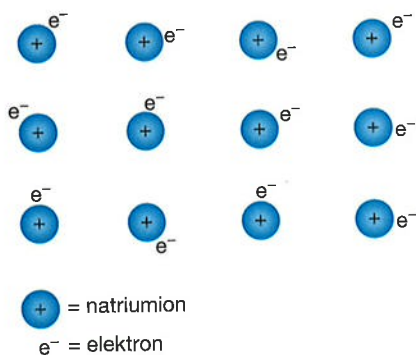
Zouten

Een **zout** geleidt in de vloeibare fase de elektrische stroom. Zouten zijn opgebouwd uit positieve en negatieve ionen. Deze positieve en negatieve ionen trekken elkaar aan en vormen zo de **ionbinding**. Het kristalrooster dat ontstaat, heet een **ionrooster**, zie figuur 3.8. Een zout geleidt geen elektrische stroom in de vaste fase omdat de ionen op een vaste plaats in het rooster zitten. In de vloeibare fase verliezen de ionen de vaste plaats in het rooster en kunnen zich vrij bewegen door het gesmolten zout. Dan treedt wel stroomgeleiding op.

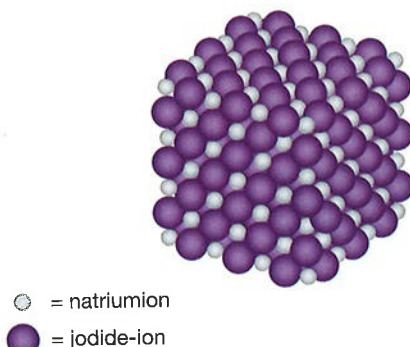
Moleculaire stoffen

Een **moleculaire stof** geleidt in de vaste en in de vloeibare fase geen elektrische stroom. Moleculaire stoffen zijn opgebouwd uit ongeladen moleculen en kunnen geen stroom geleiden. De moleculen in het kristalrooster van een moleculaire stof trekken elkaar aan en deze aantrekkingskracht, de vanderwaalskracht, vormt zo de **vanderwaalsbinding**. Het kristalrooster dat ontstaat heet een **molecuulrooster**, zie figuur 3.9.

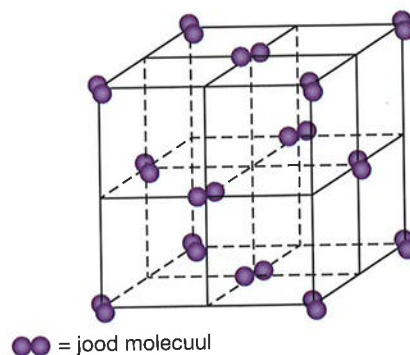
In een molecuulrooster zitten de moleculen tegen elkaar aan, maar omwille van de duidelijkheid is in het model in figuur 3.9 een grotere afstand tussen de moleculen getekend.



3.7 Modelvoorstelling van een metaalrooster van natrium



3.8 Model van de kristalstructuur van natriumjodide (NaI) op het niveau van de kleinste deeltjes



3.9 Model van een molecuulrooster

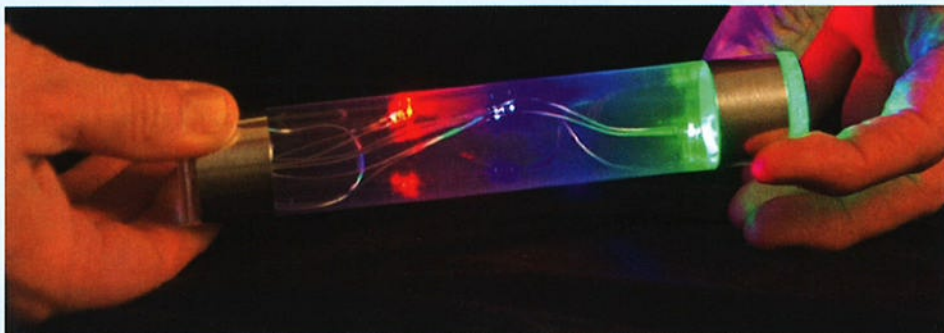
Ben jij een goede stroomgeleider?

Voor stroomgeleiding heb je een gesloten stroomkring nodig. Om te laten zien dat ook het menselijk lichaam stroom geleidt kun je een speciale 'energy stick' kopen. De stick bevat een kleine batterij, lichtjes en belletjes. De batterij is aan één pool met de lichtjes en de belletjes verbonden en daarna aan een metalen ring aan het uiteinde. De andere pool is met een metalen ring aan het andere uiteinde verbonden. De stroomkring is dus niet gesloten en er gebeurt niets.

Als je nu een kring maakt van drie leerlingen en leerling één pakt een van de metalen uiteinden van de energy stick vast en leerling drie pakt het andere uiteinde vast, gaan plotseling lichtjes in allerlei kleuren branden en de stick maakt geluid. Kennelijk is de stroomkring nu wel gesloten. Voor geleiding zijn vrij bewegende geladen deeltjes nodig. Het menselijk lichaam bestaat voor een groot deel uit vloeistoffen, bloed en lymfevocht. In die vloeistoffen zijn ionen aanwezig die kunnen zorgen voor stroomgeleiding. Ook in het dunne zweetlaagje dat op je handen zit zijn ionen aanwezig. Al die geladen deeltjes

zorgen ervoor dat de stroomkring wordt gesloten. De vloeistof die voor de geleiding zorgt, hier dus bloed, lymfe en zweet, noem je de elektrolyt.

Ook in de scheikunde wordt vaak gebruikgemaakt van elektrische stroom en geleiding. De tak van scheikunde die zich daar mee bezighoudt is de elektrochemie, deze bestudeert de relatie tussen elektrische en chemische processen. Een voorbeeld van een elektrochemisch proces is het verzilveren van een voorwerp. Het te verzilveren voorwerp is dan de ene elektrode en hangt in een oplossing met zilverionen (de elektrolyt). De andere elektrode steekt ook in de oplossing. De elektrische stroombron, die met de elektroden is verbonden, zorgt ervoor dat zilverionen naar het voorwerp toe gaan. Ze kunnen daar elektronen opnemen waardoor ze neutrale zilveratomen worden en zich hechten aan het voorwerp. Zo is het mogelijk allerlei voorwerpen te verzilveren. De dikte van de zilverlaag hangt af van de tijd dat je de stroom aan laat staan en van de hoeveelheid zilverionen in de elektrolyt.



3.10a De energy stick geeft licht en geluid.



3.10b Je eerste valentijnroos verzilverd bewaren?

● Opdracht C10

Samenvatting

- Om elektrische stroom te geleiden zijn geladen deeltjes nodig die vrij kunnen bewegen.
- Op grond van het geleiden van elektrische stroom zijn stoffen in te delen in drie groepen: metalen, zouten en moleculaire stoffen.
- Het kristalrooster van metalen heet metaalrooster. De binding tussen de positieve metaalionen en de negatieve vrije elektronen noem je de metaalbinding.
- Het kristalrooster van zouten heet ionrooster. De binding tussen de positieve en de negatieve ionen is de ionbinding.
- De meeste moleculaire stoffen hebben een molecuulrooster. De binding tussen de moleculen is de vanderwaalsbinding.

Opdrachten

A 1

Zowel een zout als een metaal bevat in de vaste fase geladen deeltjes.

- a Hoe komt het dat een zout in de vaste fase geen elektrische stroom geleidt, terwijl een metaal dat wel kan?
- b Hoe komt het dat een vloeibaar zout wel elektrische stroom geleidt?

Bij stroomgeleiding door een gesmolten zout treedt elektrolyse op.

- c Leg uit waarom dit bij stroomgeleiding door een metaal onmogelijk is.

B 2

Leg uit welke van de volgende stoffen elektrische stroom kunnen geleiden.

- a een stukje kalium (K)
- b een druppel kwik (Hg)
- c een brokje kaliumfluoride (KF)
- d een klontje suiker ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
- e een staafje zwavel (S_8)
- f een druppel kaarsvet ($C_{18}H_{36}O_2$)

B 3

- a Welke overeenkomst is er op microniveau in de bouw van een metaalrooster en die van een ionrooster?
- b Beschrijf ook een verschil.

B 4

Misschien heb je vorig jaar geleerd dat alle stoffen uit moleculen bestaan. Leg uit of dat klopt.

B 5

- a Geef een aluminiumatoom weer met het atoommodel van Bohr.
- b Hoeveel valentie-elektronen heeft het aluminiumatoom?

B 6

Als je een stuk ijzer met één uiteinde in een vlam houdt, wordt het andere uiteinde snel heet. Bij glas is dat veel minder het geval. Stoffen die elektrische stroom geleiden, zijn vaak ook goede warmtegeleiders. Bedenk een mogelijke verklaring voor het feit dat metalen meestal ook goed warmte geleiden.

B 7

Leg uit of gasvormige stoffen stroom kunnen geleiden.

B 8

In Dieverbrug, in Drenthe, kun je de monumentale kalkovens in figuur 3.11 nog zien. Ze vormen een rijksmonument en behoren tot ons industrieel erfgoed. In kalkovens werden schelpen, calciumcarbonaat ($CaCO_3$), uit de Waddenzee met turf vermengd en dan omgezet tot kalk (calciumoxide is CaO) ten behoeve van metselspecie.

- a Geef de reactievergelijking voor de ontleding van calciumcarbonaat in calciumoxide en nog een andere stof.

Calciumoxide kan met water reageren tot calciumhydroxide $Ca(OH)_2$. De reactie van calciumoxide met water is een exotherme reactie. Hiervan wordt gebruikgemaakt in militaire gevechtsrantsoenen. De warmte die bij de reactie vrijkomt, kan worden gebruikt om het rantsoen op te warmen.

- b Teken het energiediagram van de reactie van calciumoxide met water.

Calciumoxide is opgebouwd uit calciumionen en oxide-ionen.

- c Welke deeltjes trekken elkaar aan en welke deeltjes stoten elkaar af in het kristalrooster van calciumoxide?
- d Leg met het atoommodel van Bohr uit wat de lading van het calciumion is en wat de lading van het oxide-ion is. Gebruik Binas tabel 99.



3.11 Oude kalkovens

B 9

Een bekende moleculaire stof waar je tegenwoordig veel over leest, is waterstof H_2 (g). Waterstof kun je gebruiken als brandstof voor de auto. Waterstof wordt geproduceerd met elektrolyse.

- a Geef de vergelijking voor de elektrolyse van water.

Om de elektrolyse van water goed te laten verlopen moeten ionen in het water aanwezig zijn.

- b** Leg uit dat zuiver water niet door elektrolyse kan worden ontleed.
- c** Bereken hoeveel liter water je moet ontleden om 1,0 kg waterstof te produceren. Gebruik voor de dichtheid van water $1,00 \text{ kg dm}^{-3}$.

Met een volle gastank kun je ongeveer 600 km rijden. De prijs per km als je op benzine of diesel rijdt is ongeveer € 0,10. In een volle gastank past 5,6 kg waterstof. Een kg waterstof kost ongeveer € 10.

- d** Laat door een berekening zien dat je met rijden op waterstof ongeveer even duur uit bent.



3.12 De Mirai van Toyota, de eerste waterstofauto die in serie wordt geproduceerd

Bij verbranding van waterstof ontstaat waterdamp. Dat is net als CO_2 een broeikasgas.

- e** Leg uit dat het niet schadelijk voor het milieu is om waterstof als brandstof te gebruiken.

C 10

Lees de tekst in het kader 'Ben jij een goede stroomgeleider?' en beantwoord de volgende vragen.

- a** Zoek op internet drie ionsoorten op die in bloed voorkomen.

Als je een kring maakt van honderd leerlingen blijken de lichtjes en het geluid in de energy stick niet aan te gaan.

- b** Bedenk een reden waarom de stick dan niet meer werkt.
- c** Leg uit of de stick ook werkt als je heel droge handen hebt.

Je wilt een geliefd voorwerp verzilveren om het te bewaren. De oppervlakte van het voorwerp is $24,0 \text{ cm}^2$ en je wilt er een laagje zilver op aanbrengen van 0,500 mm.

- d** Bereken hoeveel cm^3 zilver je nodig hebt.
- e** Zoek in Binas tabel 8 de dichtheid van zilver op en bereken hoeveel gram zilver je nodig hebt.
- f** Bereken met het rekenschema uit het vorige hoofdstuk hoeveel mol zilver dit is.

Elk zilverion neemt één elektron op om een neutraal zilveratoom te worden.

- g** Bedenk hoeveel mol elektronen je dan nodig hebt om het aantal mol zilver te krijgen dat je nodig hebt voor het verzilveren.

Experiment

3.1 Elektrische geleiding

In dit experiment onderzoek je welke stoffen elektrische stroom geleiden.

- Volledige instructie Chemie Overal online

Je kunt nu

- aan de hand van de formule van een stof voorspellen of deze een metaal, zout of moleculaire stof is;
- uitleggen of een stof stroom geleidt;
- de bouw van een metaal beschrijven aan de hand van de begrippen metaalrooster, vrije elektronen en metaalbinding;
- de bouw van een zout beschrijven met de begrippen ion en ionbinding;
- de bouw van een moleculaire stof beschrijven met de begrippen molecuul en vanderwaalsbinding.

Grafeen

Grafeen is een superdun plaatje dat alleen uit koolstofatomen bestaat. Het is volgens wetenschappers een waar wondermateriaal. Het is dun, transparant, sterk én behoorlijk buigzaam. Onlangs is het eerste buigzame display gepresenteerd, vervaardigd uit grafeen. De buigzame telefoon lijkt hiermee dichterbij dan ooit.



Je leert

- van moleculaire stoffen de naam afleiden uit de molecuulformule en andersom;
- hoe een (polaire) atoombinding wordt gevormd;
- de begrippen elektronegativiteit en covalente binding kennen.

3.2 Binding in moleculen

IUPAC

Er bestaan miljoenen moleculaire stoffen en iedere 4,5 seconde wordt er een nieuw molecuul gemaakt. Dag en nacht, zeven dagen per week, week in week uit. Als je dit stukje hebt gelezen, zijn er al weer zeven nieuwe soorten moleculen bijgekomen. Eind 2011 waren er al 64 miljoen moleculen geregistreerd. En al die moleculen moeten een naam hebben (figuur 3.13). Door de International Union of Pure and Applied Chemistry, de IUPAC, zijn regels opgesteld voor de systematische naamgeving in de scheikunde. Hoe moet je de eenvoudige stoffen waar je mee werkt een naam geven?

Naamgeving van moleculaire stoffen

De toepassing van een paar regels van de naamgeving laten we zien bij moleculen die uit twee verschillende atoomsoorten bestaan. We nemen als voorbeeld de stof P_2O_5 . Het aantal atomen in het molecuul geef je aan met numerieke voorvoegsels uit Binas tabel 66C, zie ook tabel 3.14 op de pagina hierna.

Voorbeeld

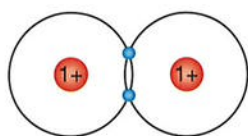
- 1 Het molecuul P_2O_5 heeft twee fosforatomen en je noemt dit difosfor.
- 2 Er zijn ook vijf zuurstofatomen. Als het molecuul is opgebouwd uit twee verschillende atomen eindigt de naam op -ide. Bij zuurstof zeg je pentaoxide. Een S-atoom heet dan sulfide en een Cl-atoom heet chloride.
- 3 De volledige naam van P_2O_5 wordt dan difosforpentaoxide.



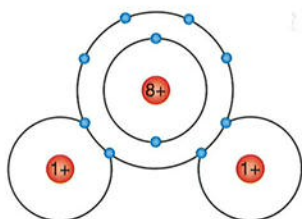
3.13 Diwaterstofmono-oxide is de systematische naam voor water.

index	voorvoegsel
1	mono
2	di
3	tri
4	tetra
5	penta
6	hexa
7	hepta
8	octa

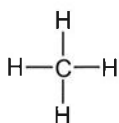
3.14 Numerieke voorvoegsels



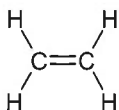
3.15 Model van een waterstofmolecuul



3.16 Modeltekening van een watermolecuul. Het zuurstofatoom deelt twee van de zes valentie-elektronen met waterstof.



a



b

3.17 De structuurformule van methaan (a) en etheen (b)

Heb je maar één atoom van de eerste atoomsoort in de formule, zoals in CO_2 , dan laat je het voorvoegsel *mono* weg. CO_2 is dus volgens de naamgeving monokoolstofdioxide, maar in de praktijk zeg je altijd koolstofdioxide.

Als er van de atoomsoort die niet vooraan staat in de formule maar één atoom aanwezig is, zoals in N_2O , dan moet je *mono* wel opschrijven. Het is distikstofmono-oxide, distikstofoxide mag niet.

Een paar voorbeelden:

NO : stikstofmono-oxide

NO_2 : stikstofdioxide

P_2O_3 : difosfortrioxide

SiCl_4 : siliciumtetrachloride

H_2S : diwaterstofsulfide

Atoombindingen

Als je de naam van een moleculaire stof kent, weet je nog niets over de bouw van het molecuul. Daarvoor moet je weten hoe de binding tussen de atomen in het molecuul tot stand komt. Je gebruikt hiervoor het atoommodel van Bohr en de octetregel uit hoofdstuk 2. Om aan de octetregel te voldoen kan een atoom elektronen delen met een ander atoom en zo de buitenste schil een stabiele edelgasconfiguratie geven.

H_2 is het eenvoudigste molecuul dat er bestaat. Het is opgebouwd uit de kleinste atoomsoort, waterstof, met atoomnummer één. Het waterstofatoom bestaat uit één proton en één elektron en heeft dus één valentie-elektron.

In waterstofgas, H_2 (g), 'deelt' het waterstofatoom een elektron met een ander waterstofatoom. Beide atomen bezitten door dit delen twee elektronen in de K-schil en ze hebben op dat moment de edelgasconfiguratie van helium. Het waterstofatoom kan maar één binding vormen, want het kan maar één elektron met een ander atoom delen. De twee gedeelde elektronen, het gemeenschappelijk elektronenpaar, houden de kernen bij elkaar. Dit noem je een **atoombinding** of **covalente binding**, zie figuur 3.15. De atoombinding is een zeer sterke binding, het kost veel energie om deze te verbreken.

In figuur 3.16 is een watermolecuul getekend met het atoommodel van Bohr. Het zuurstofatoom heeft zes valentie-elektronen. Om te voldoen aan de octetregel moeten er acht elektronen in de buitenste schil zitten en het zuurstofatoom zal twee elektronen moeten delen met andere atomen. In een watermolecuul vormt het zuurstofatoom atoombindingen met twee waterstofatomen. Het aantal elektronen dat een atoom beschikbaar heeft voor de atoombinding noem je de **covalentie** van een atoom. Om de covalentie te weten, bepaal je meestal het aantal elektronen dat er te weinig is ten opzichte van de dichtstbijzijnde edelgasconfiguratie. Dit aantal is af te leiden uit de plaats van het atoom in het periodiek systeem.

Structuurformules

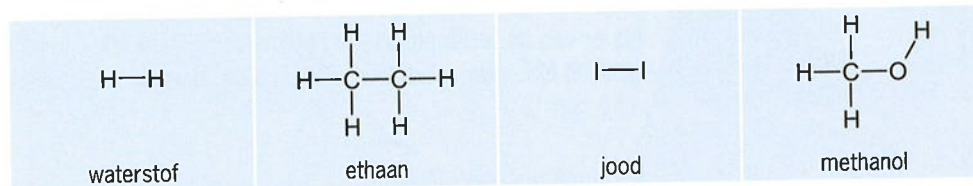
De bouw van een molecuul wordt meestal weergegeven met behulp van een **structuurformule**. In een structuurformule teken je alle atoombindingen. Je geeft ze aan met een streepje, zie figuur 3.17a. Als niet alle bindingsmogelijkheden van een atoom worden gebruikt, heeft dit tot gevolg dat er meer dan één binding tussen twee atomen optreedt, zie figuur 3.17b.

Veel moleculaire stoffen zijn koolstofverbindingen. Dit zijn stoffen die zijn opgebouwd uit een 'skelet' van koolstofatomen, waaraan bijvoorbeeld waterstof-, zuurstof- en/of stikstofatomen zijn gebonden.

In tabel 3.18 zijn van een aantal belangrijke atoomsoorten de covalenties weergegeven. In tabel 3.19 staan structuurformules getekend van een aantal bekende moleculaire stoffen.

symbool	covalentie
H, F, Cl, Br, I	1
O, S	2
N, P	3
C, Si	4

3.18 Covalenties van een aantal atoomsoorten



3.19 Structuurformules van een aantal bekende moleculaire stoffen

Polaire en apolaire atoombindingen

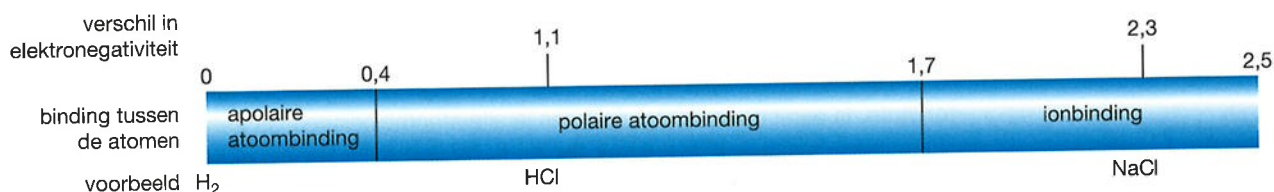
Het waterstofmolecuul heeft één atoombinding. Omdat beide waterstofatomen identiek zijn, bevinden de elektronen van het gemeenschappelijk elektronenpaar zich even dicht bij het ene als bij het andere waterstofatoom. Je noemt deze atoombinding **apolair**.

Een waterstofchloridemolecuul bestaat uit één waterstofatoom en één chlooratoom, zie figuur 3.20. Beide atomen hebben één extra elektron nodig om een buitenste schil te krijgen die voldoet aan de octetregel. Ze moeten één elektron delen om dat te bereiken. Het chlooratoom blijkt echter sterker aan het gemeenschappelijk elektronenpaar te trekken dan het waterstofatoom.

Het gevolg is dat de elektronen van de atoombinding zich meer bij het chlooratoom dan bij het waterstofatoom bevinden. Hierdoor krijgt het chlooratoom een kleine negatieve lading (δ^-), het waterstofatoom krijgt een kleine positieve lading (δ^+). De kleine lading die atomen op deze manier krijgen heet **partiële lading**. De atoombinding noemt je een **polaire atoombinding**.

Om te bepalen welke atoomsoort het sterkst aan de elektronen trekt, gebruik je de **elektronegativiteit**. De elektronegativiteit is een maat voor de kracht waarmee een atoom de elektronen van een atoombinding aantrekt. Het atoom met de hoogste elektronegativiteit trekt sterker aan de elektronen en wordt een beetje negatief geladen. Het andere atoom wordt een beetje positief geladen. In Binas tabel 40A staat van alle atoomsoorten de elektronegativiteit vermeld. De elektronegativiteit van een chlooratoom is bijvoorbeeld 3,2 en van een waterstofatoom 2,1. Het verschil (ΔEN) is 1,1.

Als het verschil in elektronegativiteit (ΔEN) van twee atomen tussen de 0,4 en 1,7 zit, is de atoombinding polair. Bij een verschil kleiner of gelijk aan 0,4 noemt je de atoombinding apolair, zie figuur 3.21. Als het verschil in elektronegativiteit boven de 1,7 is, spreek je niet meer van een atoom-, maar van een ionbinding. Voor natriumchloride, NaCl, is het verschil in elektronegativiteit 2,3. Chloor neemt dan een elektron op van natrium en krijgt een negatieve lading (1^-), natrium een positieve lading (1^+). Je hebt dan een ionrooster en dus een zout.



3.21 Het verschil in elektronegativiteit bepaalt het soort binding.

Het veelzijdig element koolstof

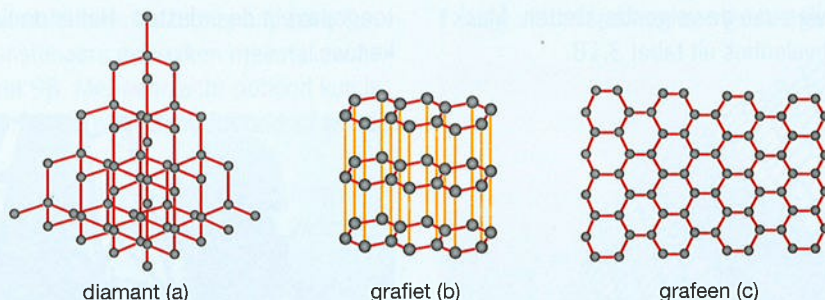
Diamant, grafiet en grafeen zijn heel verschillend en toch zijn ze alle drie opgebouwd uit koolstofatomen.

Diamanten ontstaan in de aardmantel op een diepte van 140 tot 300 km waar de temperatuur tussen de 900 en 1500 °C is en de druk 45 000 tot 60 000 atmosfeer is. Diamant is een van de hardste stoffen die er is en dat hangt nauw samen met de compacte kristalstructuur van de koolstofatomen, waar vier sterke covalente bindingen de C-atomen bijeenhouden, zie figuur 3.22a. Van de gevonden diamanten is 15% bruikbaar voor sieraden, het grootste gedeelte wordt gebruikt in de industrie.

Een andere kristalstructuur van koolstof is grafiet. In tegenstelling tot diamant is grafiet juist een heel zachte vaste stof. Grafiet bestaat uit laagjes koolstofatomen met een zeshoekige structuur, zie figuur 3.22b. In zo'n laagje heeft elk koolstofatoom drie sterke covalente bindingen. Omdat de koolstofatomen eigenlijk vier bindingen moeten hebben, blijft er bij elk koolstofatoom een elektron over. Dat elektron kan zich vrij bewegen en daarom kan

grafiet ook stroom geleiden. De koolstofatomen van een laagje hebben een vanderwaalsbinding met de atomen van een volgend laagje. Die binding is natuurlijk veel minder sterk dan de covalente bindingen binnen het laagje.

Grafeen is een laagje koolstofatomen uit grafiet, het is een velletje van maar één koolstofatoom dik en wordt wel 'nanokippengaas' genoemd, zie figuur 3.22c. Het is heel sterk door de sterke covalente bindingen. En het is een fantastisch goede geleider omdat de vrije elektronen gemakkelijk over het oppervlak kunnen bewegen. In de toekomst zou het silicium kunnen vervangen als basis voor computerchips. Onlangs verscheen een publicatie over een bijzondere toepassing van grafeen. Onderzoekers in China hebben een oplossing met nanodeeltjes grafeen op de bladeren van moerbeibomen gespoten. De zijderupsen die de bladeren eten produceren ineens twee keer zo sterke zijdedraden, die na een hittebehandeling ook nog stroom geleiden. Misschien draag je straks een zijden T-shirt dat als telefoon werkt.



3.22 Kristalstructuren van koolstof

● Opdracht B17

Samenvatting

- Bij de naamgeving van moleculen die uit twee verschillende atoomsoorten bestaan gebruik je een voorvoegsel om de index uit de molecuulformule weer te geven. Daarachter plaats je de naam van de atoomsoort. De naam van de stof eindigt op *-ide*.
- De atoombinding of covalente binding bevindt zich tussen de atomen in de moleculen en wordt gevormd door een gemeenschappelijk elektronenpaar. De covalentie van een atoom geeft het aantal atoombindingen aan dat een atoom kan vormen. Je kunt de covalentie van een atoomsoort afleiden uit de plaats in het periodiek systeem.
- In de structuurformule van een molecuul worden de atoombindingen weergegeven met een streepje. De atoombinding is een sterke binding.
- Een atoombinding is apolair als het verschil in elektronegativiteit $\leq 0,4$ is en polair als het verschil in elektronegativiteit tussen de 0,4 en 1,7 ligt. Als het verschil in elektronegativiteit groter is dan 1,7, spreek je van een ionbinding.

Opdrachten

A 11

Geef de naam van de volgende moleculaire stoffen. Raadpleeg indien nodig Binas tabel 66C.

- a CO
- b N_2O_4
- c PCl_3
- d P_2S_3
- e SF_6
- f Si_3P_4

A 12

- a Geef een stikstofatoom weer met het atoommodel van Bohr.
- b Hoeveel valentie-elektronen heeft een stikstofatoom?
- c Welke covalentie heeft het stikstofatoom en hoeveel atoombindingen kan een stikstofatoom vormen?
- d Teken de structuurformule van een stikstofmolecuul.

B 13

Teken de structuurformules van de volgende stoffen. Maak hierbij gebruik van de covalenties uit tabel 3.18.

- a ammoniak, NH_3
- b zuurstof, O_2
- c ethyn, C_2H_2
- d tetrachloormethaan, CCl_4
- e ethaan, C_2H_6

B 14

- a Teken twee verschillende structuurformules, beide met twee koolstofatomen, zes waterstofatomen en één zuurstofatoom.
- b Leg uit waarom de naam 'dikoolstofhexawaterstofmonoxide' niet voldoet.

B 15

- a Leg uit of de atoombinding tussen het chlooratoom en het fluoratoom in het molecuul ClF polair is.
- b Zo ja, welk atoom heeft dan een lading δ^- ?
- c Bereken het verschil in elektronegativiteit in een HF -molecuul.
- d Leg uit dat het molecuul HF een polaire atoombinding heeft en geen ionbinding.
- e Hoe zijn de partiële ladingen verdeeld?

B 16

Bekijk de vier stoffen hieronder.

- 1 NaF
- 2 HBr
- 3 CH_4
- 4 BaO

- a Leg uit welke van deze vier stoffen een moleculaire stof is en welke een zout.
- b Geef voor elke stof de naam van de bindingen tussen de deeltjes.
- c Bepaal het verschil in elektronegativiteit bij deze vier stoffen. Maak gebruik van Binas tabel 40A. Leg uit of er sprake is van een polaire atoombinding, een apolaire atoombinding of een ionbinding. Vergelijk je antwoord met je antwoord bij vraag b.

B 17

Lees de tekst in het kader 'Het veelzijdig element koolstof' en beantwoord de volgende vragen. Diamant wordt veel toegepast in de industrie. Het is de hardste stof die we kennen.



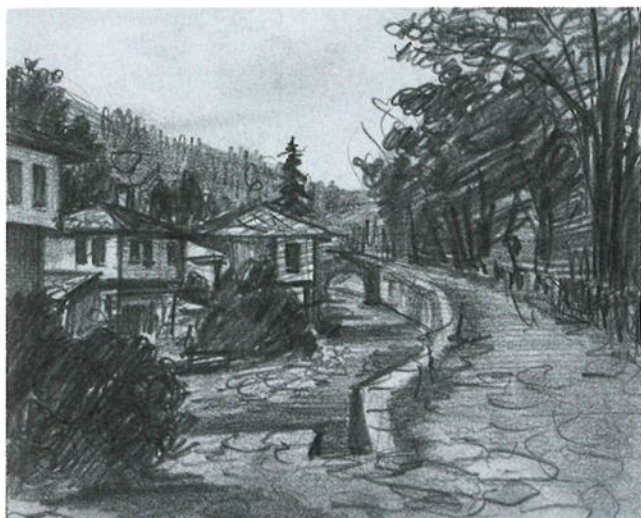
3.23 Boorkoppen die door harde gesteenten moeten boren zijn voorzien van diamanten.

- a Leg aan de hand van figuur 3.22a uit waardoor diamant een van de hardste stoffen is die we kennen.
- b Leg uit dat diamant geen elektrische stroom kan geleiden.

Kijk naar de kristalstructuur van grafiet in figuur 3.22b. Grafiet wordt gebruikt in elektrodes en kan stroom geleiden.

- c Leg uit hoe het mogelijk is dat grafiet stroom geleidt.

Een andere bekende toepassing van grafiet is het gebruik in potloden. De stift van een potlood is gemaakt van een mengsel van grafiet en klei en heeft een houten omhulsel. Het mengsel voor de stift wordt in een oven gebakken. Veel klei en weinig grafiet geeft een hard potlood, veel grafiet en weinig klei geeft een zacht potlood.



3.24

Een standaard kantoorpotlood is HB, de gulden middenweg tussen hard en zacht. Voor het iets nettere schrijfwerk wordt F aanbevolen. Kunstenaars gebruiken meestal zachtere potloden, tot en met 9B. Met een zacht potlood kun je goed schetsen (figuur 3.24). In een zacht potlood zit weinig klei en veel grafiet.

- d** Leg uit dat de verschillende laagjes C-atomen elkaar gemakkelijk los kunnen laten, waardoor grafiet geschikt is voor gebruik in potloden.

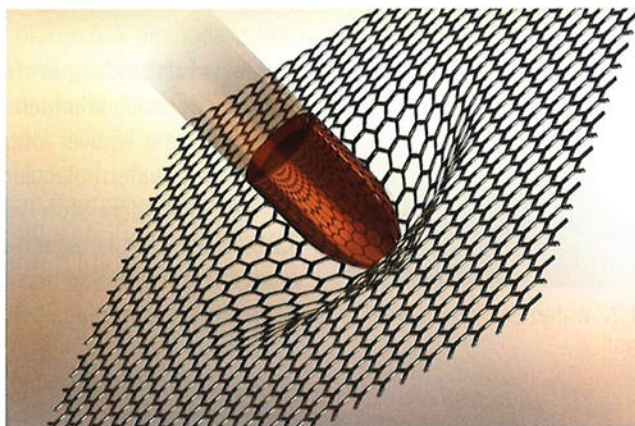


3.25 Politiehonden dragen ook kogelwerende vesten.

Tot nu toe worden kogelwerende vesten in het algemeen gemaakt van Kevlar, een sterke kunststof (figuur 3.25). Nu blijkt uit onderzoek dat grafeen uitermate geschikt is als kogelwerend materiaal. Het is twee keer zo effectief. Er zijn verschillende diktes getest, oplopend van tien tot honderd lagen grafeen. De resultaten zijn veelbelovend, ondanks dat het materiaal neiging heeft te scheuren op de plek waar een projectiel het grafeen raakt (figuur 3.26). Dit is waarschijnlijk op te lossen door grafeen te combineren met andere materialen.

Kijk naar de structuur van grafeen in figuur 3.22c.

- e** Leg uit waardoor grafeen heel sterk is.
f Leg uit dat grafeen een goede geleider is.



3.26 Een modelvoorstelling van een grafeenlaagje dat getroffen wordt door een kogel

Je kunt nu

- bij een gegeven molecuulformule de systematische naam van de stof geven;
- bij een gegeven systematische naam de molecuulformule van de stof geven;
- uitleggen hoe een atoombinding wordt gevormd;
- uitleggen wat de covalentie van een atoom is;
- met elektronegativiteit uitleggen of een atoombinding polair of apolair is.

Vanderwaalskrachten

Een gekko is een reptiel dat over het plafond kan lopen. Op de zolen van zijn poten heeft hij miljoenen microscopisch kleine haartjes, die zich met de zogenaamde vanderwaalskrachten aan iedere oppervlakte kunnen hechten.



Je leert

- wat een vanderwaalsbinding, een dipool-dipoolbinding en een waterstofbrug is;
- welke bindingen worden verbroken bij ontleden en verdampen van een stof.

3.3 Binding tussen moleculen



3.27 Water: een bijzondere stof!

Vanderwaalsbinding en faseovergang

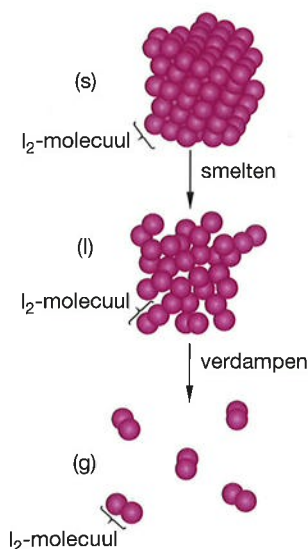
Zoals vanderwaalskrachten optreden tussen de haartjes op de poten van een gekko en het oppervlak waar hij over loopt, zo vind je vanderwaalskrachten ook tussen moleculen zoals bijvoorbeeld watermoleculen. Water is als je het vanuit de natuurwetenschappen bekijkt wel een heel bijzondere stof. Kijk bijvoorbeeld eens naar de vorm van de waterdruppels in figuur 3.27, of naar het kookpunt van water: 100 °C. Dit is een erg hoog kookpunt voor een stof waarvan de moleculen een massa hebben van maar 18,02 u. In deze paragraaf gebruiken we faseovergangen zoals het kookpunt om de bindingen tussen moleculen te bespreken.

Je kunt faseovergangen het beste begrijpen door uit te gaan van twee elkaar tegenwerkende effecten:

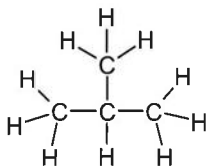
- 1 de aantrekkingskracht tussen de moleculen zorgt voor de **vanderwaalsbinding**;
- 2 een hogere temperatuur houdt in dat moleculen heftiger bewegen, de zogenaamde temperatuurbeweging.

● Experiment 3.2

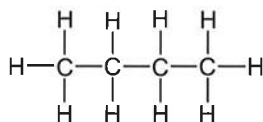
Als een stof smelt, kun je dat beschouwen als een 'voorlopige overwinning' van de temperatuurbeweging: de moleculen komen vrij uit het molecuulrooster, maar ze laten elkaar niet los. In de vloeistof bestaan nog vanderwaalsbindingen tussen de moleculen. Als een stof verdampt, is de overwinning van de temperatuurbeweging definitief: de moleculen laten elkaar los, de vanderwaalsbinding wordt verbroken. De stof verkeert nu in de gasfase, zie figuur 3.28.



3.28 Model van de fase-overgangen van jood. Bij normale druk gaat jood rechtstreeks over van de vaste fase naar de gasfase.



3.30a 2-methylpropaan, kookpunt 261 K



3.30b butaan, kookpunt 273 K



3.31 Knikkers hebben minder raakvlak dan lucifers.

Het smelt- en kookpunt van een moleculaire stof hangt samen met de sterkte van de vanderwaalsbinding. Als je kijkt naar tabel 3.29, dan zie je dat het kookpunt van de stoffen in de tabel van boven naar beneden toeneemt. De vanderwaalsbinding wordt dus sterker als de massa van de moleculen groter is.

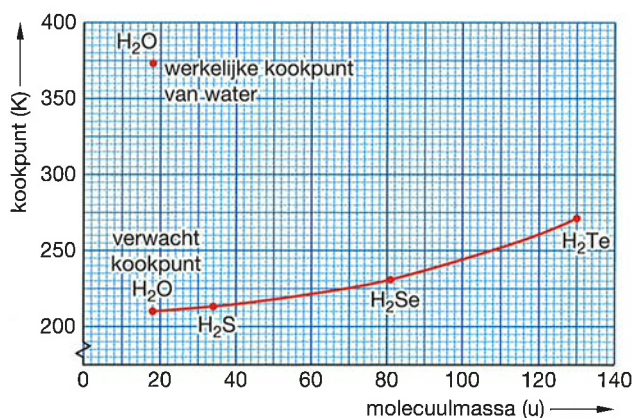
naam en molecuulformule	molecuulmassa (u)	kookpunt (K)
methaan, CH ₄	16,04	112
ethaan, C ₂ H ₆	30,07	185
propaan, C ₃ H ₈	44,09	231
butaan, C ₄ H ₁₀	58,12	273
pentaan, C ₅ H ₁₂	72,15	309
hexaan, C ₆ H ₁₄	86,17	342
heptaan, C ₇ H ₁₆	100,20	372
octaan, C ₈ H ₁₈	114,22	399

3.29 Gegevens van een aantal koolwaterstoffen

Kijk je naar het kookpunt van 2-methylpropaan en butaan in figuur 3.30, dan valt op dat het kookpunt van 2-methylpropaan lager is, ondanks de gelijke molecuulmassa. Het molecuul 2-methylpropaan heeft een rondere vorm, waardoor er minder contactoppervlak is tussen de moleculen en de vanderwaalsbinding zwakker wordt. Je kunt dit vergelijken met knikkers en lucifers. Als je knikkers in een bak doet, is er heel veel open ruimte en maar een klein stukje van de ene knikker zit tegen een andere knikker aan. Met lucifers kun je een hele bak vullen, waarbij er bijna geen ruimte tussen de lucifers zit (figuur 3.31).

Kookpunten en molecuulbouw

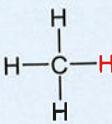
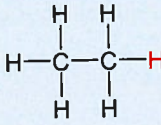
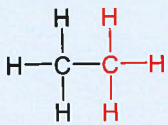
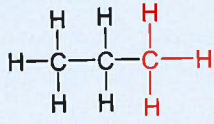
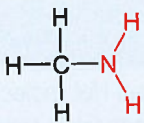
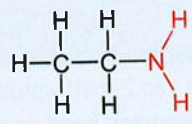
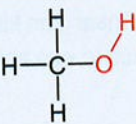
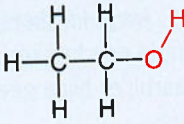
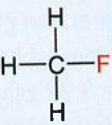
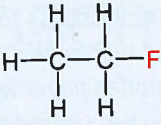
Als de molecuulmassa toeneemt, wordt de vanderwaalsbinding sterker. Dat er een grotere samenhang tussen de moleculen op microniveau is, blijkt op macroniveau doordat het kookpunt van stoffen hoger wordt. Er blijken ook uitzonderingen te zijn. In figuur 3.32 zijn de kookpunten van verbindingen van waterstof met atoomsoorten uit groep 16 uitgezet tegen de molecuulmassa. Bij toenemende molecuulmassa in de reeks H₂S, H₂Se en H₂Te stijgt het kookpunt.



3.32 Het kookpunt van water is veel hoger dan je op grond van de vanderwaalsbinding verwacht.

Uitgaande van de molecuulmassa zou je dan verwachten dat het kookpunt van water veel lager ligt dan 373 K. Het verwachte kookpunt zou ongeveer 210 K (−63 °C) zijn.

Er zijn meer uitzonderingen te vinden. In tabel 3.33 zijn van een aantal stoffen de structuurformules en de kookpunten weergegeven.

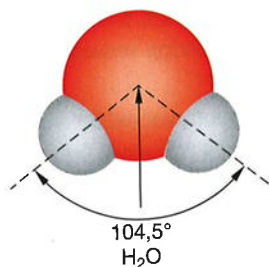
naam en structuurformule	molecuul-massa (u)	kookpunt (K)	naam en structuurformule	molecuul-massa (u)	kookpunt (K)
 methaan	16,04	112	 ethaan	30,07	185
 ethaan	30,07	185	 propaan	44,09	231
 methaanamine	31,06	267	 ethaanamine	45,09	290
 methanol	32,04	338	 ethanol	46,07	351
 fluormethaan	34,03	195	 fluorethaan	48,06	235

3.33 De bijdrage van een aantal atomen en atoomgroepen aan het kookpunt van een stof

Je kunt zien dat de bijdrage aan het kookpunt van een F-atoom en een CH_3 -groep vrijwel gelijk is. De aanwezigheid van een NH_2 -groep en in het bijzonder een OH-groep geeft een stof een veel hoger kookpunt dan je op grond van de molecuulmassa zou verwachten. De invloed van een OH-groep op het kookpunt van een stof blijkt eveneens nadrukkelijk uit de volgende voorbeelden.

- Zowel methanol als ethanol heeft één OH-groep. Het verschil is dat ethanol een extra CH_2 -groep heeft. Het verschil in kookpunt is slechts 13 K.
- Ethanol en propaan zijn ongeveer even zwaar. Het kookpunt van ethanol is echter veel hoger. Dit komt doordat ethanol wel een OH-groep heeft en propaan niet.

Wat de oorzaak van deze onverwachte kookpuntverhogingen is, bekijken we met behulp van het watermolecuul.

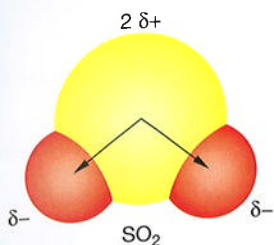


3.34 De bouw van een H_2O -molecuul

Water als polair molecuul

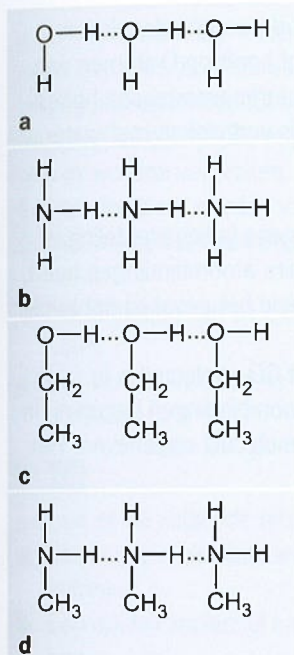
In een watermolecuul zijn twee polaire atoombindingen aanwezig doordat het O-atoom een grotere elektronegativiteit heeft dan de H-atomen.

Het H_2O -molecuul is geen lineair molecuul, de hoek tussen de H-atomen is namelijk geen 180° , maar $104,5^\circ$ (figuur 3.34). Het molecuul krijgt een positieve kant (de 'H-kant') en een negatieve kant (de 'O-kant'). Door deze ladingsverdeling in een molecuul trekken de positieve en de negatieve kanten van verschillende H_2O -moleculen elkaar aan.



3.35 De ladingsverdeling in het SO_2 -molecuul

- Experiment 3.3
- Experiment 3.4



3.36 Vereenvoudigde voorstelling van de vorming van waterstofbruggen in water (a), ammoniak (b), ethanol (c) en methaanamine (d)

Moleculen die een ladingsverdeling hebben, noem je **polair**. Het zijn **dipoolmoleculen**. De binding tussen verschillende dipoolmoleculen noem je de dipool-dipoolbinding. Deze **dipool-dipoolbinding** naast de vanderwaalsbinding kan een verklaring zijn voor het hogere kookpunt van water. Maar als je kijkt naar het SO_2 -molecuul in figuur 3.35, ook een niet-lineair molecuul met twee polaire atoombindingen, dan blijkt het kookpunt van de stof SO_2 niet veel hoger te liggen dan je op grond van de molecuulmassa zou verwachten. De dipool-dipoolbinding draagt wel bij aan de kookpuntverhoging, maar niet zo veel dat daarmee het hoge kookpunt van water te verklaren is.

Waterstofbruggen

Kookpunten van stoffen waarvan de moleculen een O-H- of een N-H-binding hebben, zijn onverwacht hoog. Bij deze moleculen is er sprake van een heel sterke dipool-dipoolbinding. De N- en O-atomen hebben een grote elektronegativiteit vergeleken met het H-atoom. Het H-atoom heeft maar één elektron en dit wordt in de atoombinding naar het O- of het N-atoom getrokken. Het positief geladen proton van het H-atoom kan nu heel dicht bij het δ^- geladen O- of N-atoom komen. De heel sterke dipool-dipoolbinding die ontstaat wordt een **waterstofbrug** genoemd.

Je geeft waterstofbruggen met een stippellijn weer, zoals is voorgedaan in figuur 3.36. Let er hierbij op dat je de binding tekent tussen de tegengesteld geladen atomen, dus van de H (δ^+) naar de O of N (δ^-).

De twee H-atomen van een watermolecuul kunnen ieder een waterstofbrug vormen. Dit, gecombineerd met de vanderwaalsbinding verklaart het hoge kookpunt van water.

Mesoniveau

In de scheikunde kijk je naar de eigenschappen van stoffen die je probeert te verklaren aan de hand van de bouwstenen van de stof. Je schakelt daarbij voortdurend tussen het macroniveau (de stof) en het microniveau (de bouwstenen van de stof). Eigenschappen van stoffen kun je niet altijd volledig verklaren vanuit het microniveau. Je moet dan ook kijken naar grotere structuren, naar de wijze waarop de deeltjes van het microniveau, de moleculen, atomen en ionen, onderling gegroepeerd zijn. Je noemt het niveau waarop je dan kijkt het mesoniveau, dat letterlijk tussenniveau betekent. Het zit tussen micro en macro in.

Het hoge kookpunt van water (macroniveau) kun je verklaren met de structuren van het microniveau, maar water heeft nog een bijzondere eigenschap. De vaste stof water, ijs, heeft een kleinere dichtheid dan de vloeistof. Dit is bij de meeste stoffen andersom. Het drijven van ijs op water kun je niet verklaren vanuit de deeltjes van het microniveau, je hebt nu ook de structuur van het mesoniveau nodig.

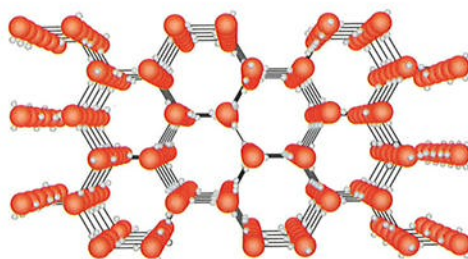


3.37 De dichtheid van ijs (s) is kleiner dan van water (l).



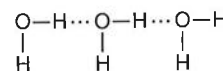
macroniveau

ijs drijft op water, de dichtheid is kleiner dan van water



mesoniveau

het kristalrooster van ijs met ruimtes door de ordening van de deeltjes van het microniveau

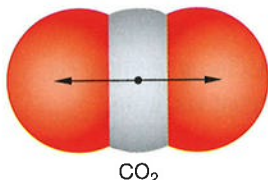


microniveau

watermoleculen met waterstofbruggen

3.38 Macroniveau, mesoniveau en microniveau van water

Waterstofbruggen spelen een belangrijke rol bij de stofeigenschappen van water. Als je op mesoniveau naar de structuur van ijs kijkt (figuur 3.38), zie je dat de watermoleculen in ijs zodanig gerangschikt zijn dat elk molecuul de H-atomen gericht heeft op O-atomen van andere moleculen. Zo ontstaat een patroon met zeshoekige structuren waartussen holtes zitten. Deze mesostructuur zorgt voor de kleinere dichtheid van ijs vergeleken met water.



3.39 Het CO₂-molecuul

Apolaire moleculen

Moleculen zonder polaire atoombindingen zijn altijd apolair, er is geen ladingsverdeling in het molecuul. Maar het is ook mogelijk dat een molecuul wel polaire atoombindingen heeft, maar dat deze niet leiden tot een polair molecuul. Dit is bijvoorbeeld het geval bij het koolstofdioxidemolecuul (figuur 3.39).

In dit molecuul is er sprake van twee polaire atoombindingen. Het CO₂-molecuul is in tegenstelling tot water een lineair molecuul en de twee polaire atoombindingen liggen nu in elkaars verlengde. Het dipoleffect wordt door de bouw van het molecuul opgeheven. Het gevolg is dat CO₂ een **apolair** molecuul is.

Samenvatting

- De vanderwaalsbinding is de binding tussen moleculen. Hoe groter de molecuulmassa van de moleculen van een stof, hoe sterker de vanderwaalsbinding is en hoe hoger het smelt- en kookpunt van de stof.
- Polaire atoombindingen in een molecuul kunnen leiden tot een partiële ladingsverdeling in het molecuul. Dit soort moleculen zijn dipoolmoleculen. De binding tussen deze moleculen heet de dipool-dipoolbinding. Deze binding treedt op naast de vanderwaalsbinding, maar is vaak sterker.
- Tussen moleculen met NH- en/of OH-groepen treedt behalve de vanderwaalsbinding, een extra binding op, die je de waterstofbrug noemt. De waterstofbrug is een redelijk sterke binding en zorgt voor een sterk verhoogd kookpunt.
- Moleculen die geen ladingsverdeling hebben, zijn apolair. Een apolair molecuul kan wel polaire atoombindingen hebben, maar het totale molecuul heeft door de bouw dan geen ladingsverdeling. Tussen deze moleculen is er alleen een vanderwaalsbinding.
- Voor het verklaren van eigenschappen van stoffen zijn ook vaak de structuren van het mesoniveau belangrijk.

Opdrachten

A 18

Als je een kaars brandt, komt er energie vrij in de vorm van licht en warmte. Veel kaarsen zijn gemaakt van paraffine. Deze stof is vast bij kamertemperatuur, maar wordt bij een beetje extra warmte vloeibaar. Als je het lontje van de kaars aansteekt, zorgt de warmte ervoor dat de paraffine die zich net onder het lontje bevindt vloeibaar wordt. De vloeibare paraffine gaat via de lont naar de vlam toe, waar hij door verdere verwarming verdampt en ontleedt. Vervolgens verloopt een verbrandingsreactie met de aanwezige zuurstof. Hierbij ontstaan koolstofdioxide en water.

Beschrijf bij elk van de volgende onderdelen welke bindingen er worden verbroken.

- 1 Het vloeibaar worden van de paraffine net onder de lont.
- 2 Het verdampen van de paraffine die bij de vlam in de lont komt.
- 3 Het ontleden van de paraffine die bij de vlam in de lont komt.
- 4 Het verbranden van de stoffen die bij het ontleden zijn ontstaan.

A 19

Leg uit of de volgende uitspraken juist zijn.

- a Een polair molecuul kan apolaire atoombindingen hebben.
- b Een apolair molecuul kan polaire atoombindingen hebben.
- c Een apolair molecuul moet polaire atoombindingen hebben.

A 20

Leg uit waarom een zwaveldioxidemolecuul een dipoolmolecuul is en een koolstofdioxidemolecuul niet.

A 21

Bekijk de onderstaande tabel.

naam stof	molecuulmassa (u)	kookpunt (K)
methaan	16,04	112
ethaan	30,07	185
propaan	44,09	231
methanol	32,04	338
fluormethaan	34,03	195

3.40

Fluormethaan en methanol zijn polair, de andere drie stoffen zijn apolair.

- a Teken van alle stoffen uit de tabel de structuurformule.
- b Verklaar waarom het kookpunt van de eerste drie stoffen oploopt.
- c Is de dipool-dipoolbinding tussen fluormethaanmoleculen sterk?
- d Verklaar waarom het kookpunt van methanol veel hoger is.

B 22

Leg uit of de volgende drie beweringen juist of niet juist zijn.

- I Hoe groter de massa van een molecuul is, hoe sterker de vanderwaalsbindingen tussen de moleculen van die moleculaire stof zijn.
- II De hoogte van het kookpunt van een moleculaire stof is afhankelijk van de sterkte van de atoombindingen in de moleculen van die stof.
- III De hoogte van de ontledingstemperatuur is afhankelijk van de sterkte van de atoombindingen in de moleculen van die stof.

B 23

Leg uit of je verwacht dat een gekko over het plafond kan lopen als hij natte pootjes heeft.

B 24

- a Zoek in Binas tabel 40A de molecuulformules, de smeltpunten en de kookpunten op van de halogenen fluor, chloor, broom en jood.
- b Bereken de molecuulmassa's van de moleculen van deze stoffen.
- c Maak een diagram waarin de smeltpunten van de halogenen (verticale as) staan uitgezet tegen hun molecuulmassa's (horizontale as).
- d Geef in hetzelfde diagram het verband weer tussen de kookpunten van de halogenen en hun molecuulmassa's.
- e Geef een verklaring voor het verloop van de lijnen die je bij vraag c en d hebt getekend.
- f Hoe kun je met behulp van het getekende diagram bepalen in welke fase elk van de halogenen zich bevindt bij kamertemperatuur (20 °C)?

B 25

Koolstofdissulfide is een stof waarvan de moleculen zijn opgebouwd uit koolstof- en zwavelatomen.

- a Leid met behulp van de covalenties de structuurformule van koolstofdissulfide af.

Koolstofdissulfide smelt bij 162 K en kookt bij 319 K.

- b In welke fase verkeert koolstofdissulfide bij kamertemperatuur (25 °C)?

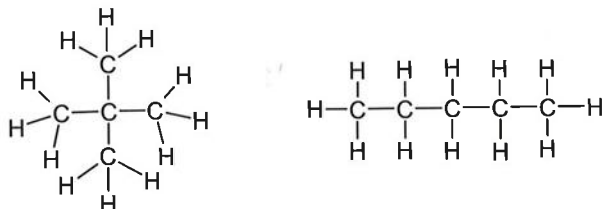
Koolstofdissulfide ontleedt bij een temperatuur die veel hoger is dan 319 K.

- c Leg uit waardoor de ontledingstemperatuur veel hoger is dan het kookpunt.

B 26

In figuur 3.41 zie je de structuurformules van twee stoffen: 2,2-dimethylpropan en pentaan.

- a Geef van beide stoffen de molecuulformule en bereken de molecuulmassa.



3.41 De structuurformules van (links) dimethylpropan en (rechts) pentaan

Als je alleen op de molecuulmassa's let, dan verwacht je dat de kookpunten van de twee stoffen gelijk zijn. Dit blijkt niet zo te zijn.

- b Zoek van beide stoffen het kookpunt op in je Binas en verklaar het verschil.

Pentaan verbrandt spontaan bij een temperatuur van 285 °C. De ontledingstemperatuur ligt veel hoger.

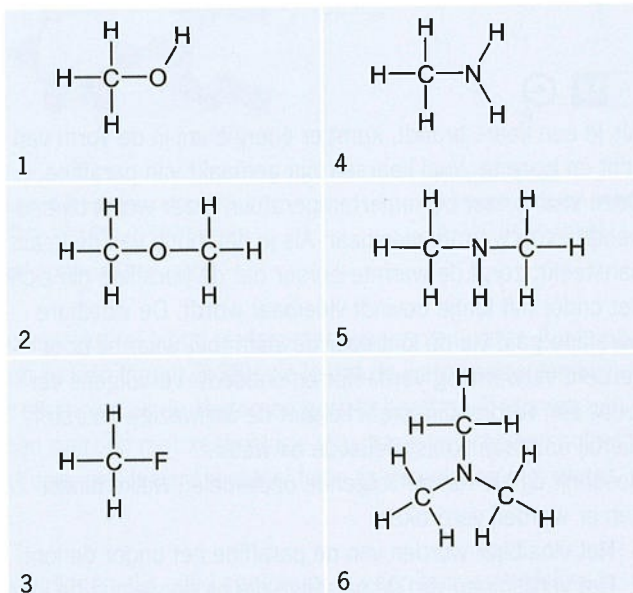
- c Welke bindingen worden verbroken bij het verbranden van pentaan?
d Probeer een verklaring te bedenken voor het feit dat pentaan bij een lagere temperatuur kan verbranden dan ontleden.

B 27

Leg uit waarom er bij moleculen met één polaire atoombinding altijd sprake is van een dipoolmolecuul.

B 28

Bekijk de onderstaande stoffen met de gegeven structuurformules.



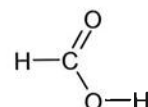
- a In welke van de zes stoffen treedt in de vloeibare fase waterstofbrugvorming op?
b Laat voor de stoffen in het antwoord bij vraag a zien hoe de vorming van die waterstofbruggen tot stand komt. Gebruik structuurformules. Teken steeds drie moleculen en geef de waterstofbruggen weer met stippellijntjes.

B 29

In figuur 3.36 zie je waterstofbruggen getekend tussen moleculen van steeds één stof. De vorming van waterstofbruggen tussen bijvoorbeeld ammoniakmoleculen (NH₃) en moleculen water is een verklaring voor het feit dat ammoniak zo goed oplost in water. Teken de waterstofbruggen tussen drie watermoleculen en drie ammoniakmoleculen in een oplossing van ammoniak in water. Gebruik in je tekening structuurformules.

B 30 ★

Niet alleen een O-atoom van een OH-groep, maar ook een O-atoom van een C=O-groep kan deelnemen aan de vorming van een waterstofbrug. Beide mogelijkheden doen zich voor in de stof methaanzuur. Deze stof heeft de volgende structuurformule:



De waterstofbrugvorming tussen moleculen methaanzuur is zo effectief dat de moleculen zelfs tijdens het verdampen van de vloeistof niet van elkaar loskomen.

Net boven het kookpunt bestaat methaanzuur vrijwel geheel uit 'dubbelmoleculen': twee door waterstofbruggen verbonden moleculen. Teken de structuurformule van zo'n dubbelmolecuul

B 31

Bij vrijwel alle stoffen daalt de dichtheid tijdens het smelten.

a Leg uit waarom dit zo is.

Wanneer ijs smelt, stijgt de dichtheid. Dit betekent dat de dichtheid van water bij 0 °C groter is dan die van ijs bij deze temperatuur (figuur 3.42).

b Probeer voor dit afwijkende gedrag van ijs een verklaring te vinden. Maak hierbij gebruik van figuur 3.38.

c Leg uit of je bij het antwoord van vraag b gebruikmaakt van het microniveau of het mesoniveau of beide.



3.42 Voor ijsberen is het van levensbelang dat ijs drijft op water. Ze moeten op het ijs jagen om aan voedsel te komen.

C 32

Van methaan kun je vier verschillende verbindingen met chloor afleiden. Alle vier zijn het giftige stoffen. Hiernaast zie je een overzichtje.

naam en formule	kookpunt	oplosbaarheid in water
chloormethaan, CH ₃ Cl	-24,2 °C	5,325 g L ⁻¹
dichloormethaan, CH ₂ Cl ₂	40 °C	17,5 g L ⁻¹
trichloormethaan, CHCl ₃	61,2 °C	slecht
tetrachloormethaan, CCl ₄	77 °C	slecht

a Zoek van elk van deze stoffen op waar ze voor worden/worden gebruikt.

b Leg voor elk van de stoffen uit welke bindingen er in en tussen de moleculen in de stof optreden.

c Verklaar de verschillen in oplosbaarheid in water met behulp van je antwoord bij b.

Tetrachloormethaan heet in de volksmond ook wel vlekkenwater.

d Leg uit dat dit een verkeerde benaming is.

Experimenten

3.2 Verwarmen van moleculaire stoffen

Je onderzoekt wat er gebeurt bij het verwarmen van de moleculaire stoffen kamfer en pvc.

3.3 Bindingen in water

Je ontwerpt een experiment waarbij je de bindingen tussen watermoleculen onderzoekt.

3.4 Polariteit en lading

In dit demonstratie-experiment zie je het effect van elektrostatische krachten tussen een vloeistof en een geladen buisje.

- Volledige instructie Chemie Overal online

Je kunt nu

- het verband uitleggen tussen de molecuulmassa en de sterkte van de vanderwaals-binding;
- het verband uitleggen tussen smelt- en kookpunt en de sterkte van de vanderwaals-binding;
- het verschil uitleggen tussen ontleden en verdampen;
- verklaren waarom kookpunten van bepaalde moleculaire stoffen sterk afwijken;
- uitleggen wat een dipool-dipoolbinding inhoudt;
- uitleggen wat waterstofbruggen zijn;
- aan de structuurformule van een stof herkennen of deze stof waterstofbruggen kan vormen.

Olie en water

Bij een olieramp komt olie in het water terecht. De moleculaire stof olie mengt niet met water en grote hoeveelheden spoelen aan op de kust. Om de milieuschade te herstellen kun je speciale moerasgrassen planten, die in bio-afbreekbare zakken zitten. De grond in de zakken bevat micro-organismen die olie opeten.



Je leert

- de relatie tussen micro- en macroniveau bij het oplossen van een stof;
- dat een verdelingsevenwicht ontstaat wanneer een stof zich kan verdelen over meerdere oplosmiddelen.

3.4 Moleculaire stoffen mengen

● Experiment 3.5



3.43 Olie tast de waterdichte vetlaag van de veren van vogels aan.

Oplossen

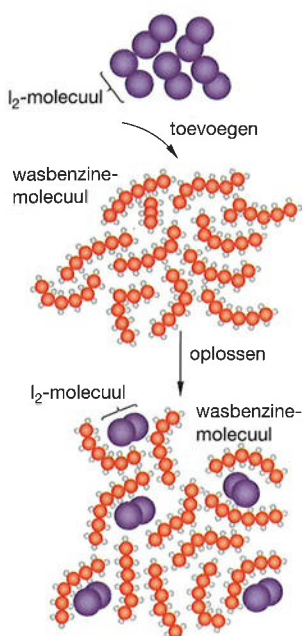
Zoals je hierboven zag, mengt olie niet met water. Olie lost wel op in wasbenzine. Er zijn ook stoffen die in meerdere oplosmiddelen oplossen. In experiment 3.5 zie je dat de stof jood zowel in wasbenzine als in water oplost. Maar er gaat meer jood in de wasbenzinelag zitten dan in de waterlaag. Om dit te begrijpen moet je eerst weten wat er op microniveau gebeurt als een stof oplost.

Voordat jood oplost in wasbenzine zitten er tussen de joodmoleculen vanderwaalsbindingen. Dit geldt ook voor wasbenzine. Als je de stoffen bij elkaar voegt, worden de vanderwaalsbindingen tussen de joodmoleculen verbroken, evenals de vanderwaalsbindingen tussen de moleculen in wasbenzine. Vervolgens vormen zich weer nieuwe vanderwaalsbindingen tussen de joodmoleculen en de moleculen van wasbenzine, zie figuur 3.44.

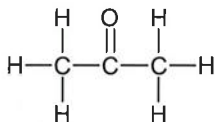
Als jood oplost in water, worden er tussen de watermoleculen niet alleen vanderwaalsbindingen verbroken, maar ook waterstofbruggen. Omdat jood geen waterstofbruggen kan vormen, zullen tussen de joodmoleculen en de watermoleculen alleen vanderwaalsbindingen kunnen ontstaan. De stof jood lost daardoor niet goed op in water.

De moleculen van de stof jood zijn apolair, net als wasbenzine, maar watermoleculen zijn polair. De stof alcohol lost goed op in water, want de moleculen van beide stoffen zijn polair en kunnen ook waterstofbruggen vormen. Deze worden in dit geval zowel verbroken als gevormd. Je kunt met behulp van de bouw van moleculen en de bindingen tussen moleculen op microniveau voorspellen hoe stoffen zich bij het mengen gedragen.

- Experiment 3.6
- Experiment 3.7
- Experiment 3.8



3.44 Modeltekening van het oplossen van jood in wasbenzine



3.45 De structuurformule van aceton

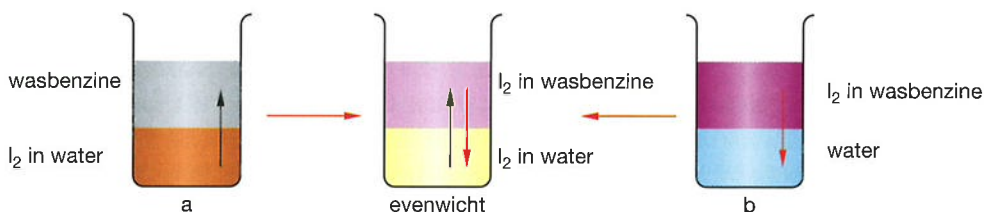
De eigenschappen van de stoffen op macroniveau kun je ook hier verklaren met behulp van de bouw van de moleculen op microniveau. Stoffen met polaire moleculen lossen goed op in oplosmiddelen met polaire moleculen.

Stoffen die goed oplossen in water noem je **hydrofiel** stoffen. **Hydrofobe stoffen** lossen juist niet goed op in water. De olie van de olieramp in het begin van de paragraaf is een hydrofobe stof. Sommige stoffen zijn zowel hydrofiel als hydrofoob. Een voorbeeld daarvan is aceton, zie figuur 3.45.

Aceton lost wel op in water, maar kan geen waterstofbruggen vormen, omdat het geen OH- of NH-groep heeft. Bepaalde groepen, waaronder de C=O-groep, kunnen wel 'meedoen' met waterstofbruggen. Groepen die dit kunnen noem je waterstofbrug ontvangende groepen. Ze vormen zelf geen waterstofbruggen, maar kunnen wel een waterstofbrug ontvangen van de OH- en NH-groepen. Aceton lost ook goed op in wasbenzine. Er worden bij het oplossen in wasbenzine namelijk geen waterstofbruggen tussen acetonmoleculen verbroken, alleen vanderwaalsbindingen.

Dynamisch evenwicht

Bij het oplossen van jood in experiment 3.5 gaat er meer jood in de wasbenzine laag zitten dan in de waterlaag. De stof verdeelt zich over de twee lagen.



3.46 Modeltekening van de verdeling van jood over een tweelagensysteem van wasbenzine en water. De twee begintoestanden a en b leiden tot hetzelfde evenwicht.

In beekerglas a van figuur 3.46 heb je een oplossing van I_2 in water en daar schenk je een laagje wasbenzine op. De snelheid waarmee I_2 van de waterlaag naar de wasbenzine laag gaat is in het begin groot. Naarmate er I_2 uit de waterlaag verdwijnt, neemt die transport-snelheid af. In de wasbenzine zit nog geen I_2 . De snelheid waarmee I_2 van de wasbenzine laag naar de waterlaag gaat is dan ook in het begin nul. Na verloop van tijd wordt die snelheid groter.

Op een bepaald tijdstip veranderen de concentraties I_2 niet meer. Je noemt deze situatie **evenwicht**. Er gaan nog wel I_2 -moleculen van de ene laag naar de andere, maar per tijds-eenheid gaat evenveel I_2 van de waterlaag naar de wasbenzine laag als omgekeerd. Een dergelijk evenwicht is een **dynamisch evenwicht**. Als je zoals in beekerglas b begint met een laag water en je schenkt daarop een oplossing van I_2 in wasbenzine, dan ontstaat er uiteindelijk hetzelfde evenwicht.

Het aantal moleculen dat per seconde verhuist van de ene naar de andere vloeistoflaag is afhankelijk van de concentratie. Er is afgeleid dat bij evenwicht de verhouding van de I_2 -concentraties in beide vloeistoffen altijd dezelfde waarde heeft. Als je de concentratie van de joodmoleculen opgelost in water, I_2 (aq), deelt door de concentratie joodmoleculen opgelost in wasbenzine, I_2 (wasbenzine), dan krijg je een constante waarde:

$$\frac{\text{concentratie } I_2 \text{ (aq)}}{\text{concentratie } I_2 \text{ (wasbenzine)}} = \text{constant}$$

In dit voorbeeld, waarbij het gaat om het zich verdelen van een stof over twee lagen, spreek je van een **verdelingsevenwicht**.

Bolletje of schijfje: hoe transporteer je medicijnen?

Er wordt veel onderzoek gedaan naar het transport van medicijnen in het lichaam. Vooral bij medicijnen tegen kanker zou het fijn zijn als je het medicijn zodanig kunt transporteren dat het zijn lading pas bij de tumor afgeeft, zodat gezond weefsel geen schade oploopt. Zo'n capsule kun je je voorstellen als een pakketje gevuld met geneesmiddel dat zich door het bloed verplaatst. Uit recent onderzoek aan de Radboud Universiteit in Nijmegen blijkt dat ook de vorm van de heel kleine capsules voor medicijnafgifte van belang is.

De stoffen waar de capsules van worden gevormd zijn polymeren, lange ketens van dezelfde moleculen die zijn gekoppeld. Voor de capsules gebruik je polymeren die uit blokken van twee verschillende moleculen bestaan, namelijk polaire moleculen en apolaire moleculen. Een deel van de ketens wordt daardoor hydrofiel en andere delen worden hydrofoob. Het mooie van de capsules is dat ze zich grotendeels spontaan vormen. Als je polymeren oplost in een bepaald oplosmiddel en je voegt daar water aan toe,

dan vouwen de hydrofobe delen van de polymeerketen zich naar binnen en de hydrofiële delen vouwen zich naar buiten. Daardoor ontstaat een bolletje dat aan de buitenkant hydrofiel is en aan de binnenkant hydrofoob (figuur 3.47a). Voor transport door het bloed is het van belang dat een capsule hydrofiel is, want anders lost hij niet op in het bloed, terwijl de binnenkant hydrofoob moet zijn omdat de meeste medicijnen hydrofoob zijn.

Zolang er minder water is dan oplosmiddel vormen zich bolletjes, maar als er meer water is ontstaan staafjes. Als het percentage water nog groter wordt, ontstaan schijfjes. De wand van de capsule is een membraan en doorlaatbaar, maar als er meer water is trekken de hydrofobe delen sterker naar elkaar toe en wordt het membraan ondoorlaatbaar. Inmiddels weten onderzoekers dat de vorm belangrijk is voor het transport. Schijfjes zijn misschien wel beter, de rode bloedcellen zijn ook schijfjes (figuur 3.47b). Die vorm hebben ze niet voor niets.

Bron: kennislink.nl



3.47a Polymeerbolletjes met medicijnafgifte



3.47b Rode bloedcellen

● Opdracht C37

Samenvatting

- Bij het oplossen van een stof worden de bindingen tussen de moleculen van deze stof verbroken. De moleculen vormen nieuwe bindingen met moleculen van het oplosmiddel.
- Hydrofobe stoffen lossen goed op in hydrofobe oplosmiddelen. Hydrofiële stoffen lossen goed op in hydrofiële oplosmiddelen.
- Als een stof zich kan verdelen over meerdere oplosmiddelen ontstaat uiteindelijk een verdelingsevenwicht. Een verdelingsevenwicht is een dynamisch evenwicht.

Opdrachten

A 33

Gebruik bij deze opdracht tabel 3.33 uit paragraaf 3.3.

- a** Teken met behulp van structuurformules wat er op moleculair niveau gebeurt als methaanamine oplost in water. Teken twee methaanaminemoleculen en drie watermoleculen.
- b** Voer de opdracht bij vraag a ook uit voor het oplossen van ethanol in water.

B 34

Een reageerbuis vul je voor een kwart met benzeen, C_6H_6 . Daarna voeg je evenveel water toe en vervolgens een schepje zwavelpoeder. Je schudt het mengsel flink en wacht dan een paar minuten. De dichtheid van vloeistoffen vind je in Binas tabel 11.

- a** Leg uit of benzeen een hydrofiele of een hydrofobe vloeistof is.
- b** Leg uit of zwavel zal oplossen in water of in benzeen.
- c** Beschrijf wat je na een paar minuten waarneemt in de reageerbuis.

B 35

In cola is CO_2 opgelost. Als de fles is gesloten ontstaat er na verloop van tijd een evenwicht tussen de CO_2 opgelost in de cola en de CO_2 opgelost in de lucht boven de cola.

- a** Wat kun je zeggen over de CO_2 -concentratie in de cola bij evenwicht?
- b** Geef de formule voor het evenwicht van de concentratie CO_2 in de cola en die in de lucht boven de cola.

B 36 

Aardolie is een mengsel van zeer veel verschillende koolwaterstoffen, waarvoor je de formule C_xH_y kunt gebruiken.

- a** Leg uit waarom aardolie niet mengt met water.

Om te voorkomen dat een aardolievlek intact blijft en op de kust aanspoelt, kun je proberen de olie met het zeewater te mengen.

- b** Welk voordeel kan zo'n mengsel hebben boven een vlek op het water?
- c** Op welke wijze kan het mengen van aardolie met water worden gerealiseerd?

C 37

Lees de tekst in het kader 'Bolletje of schijfje: hoe transporteer je medicijnen?' en beantwoord de volgende vragen.

- a** Leg uit waarom dit onderzoek naar medicijntransport belangrijk is.

Hieronder staat een schematische weergave van een klein deel van het polymeer. De rode delen zijn hydrofoob en de groene delen zijn de hydrofiele delen van het polymeer.

- b** Geef met een modeltekening aan hoe het polymeer zich vouwt tot een bolletje als er water aan de oplossing van het polymeer wordt toegevoegd.



3.48

- De eigenschappen van het polymeer veranderen door een verandering van de structuur, je bestudeert hier de relaties tussen de structuur en de eigenschappen van een stof.
- c** Leg uit of je denkt dat jouw model een model op microniveau is of op mesoniveau.
- d** Bedenk een reden waarom medicijnafgifte beter verloopt als de capsule een schijfje is dan wanneer de capsule een bolletje is.

Soms worden hydrofobe geneesmiddelen opgelost in olie en onderhuids geïnjecteerd. Je zou misschien verwachten dat een deel van het geneesmiddel onderhuids blijft zitten.

- e** Waarom zal uiteindelijk toch al het geneesmiddel in het bloed terechtkomen?

C 38

Rick voert een mengbaarheidsexperiment uit en vindt daarbij de volgende resultaten:

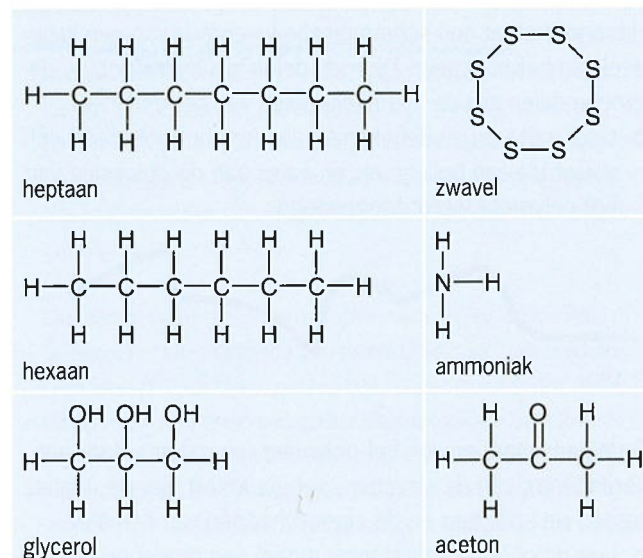
- Heptaan mengt niet met water.
- Zwavel lost op in heptaan.
- Hexaan lost niet op in vloeibare ammoniak.
- Glycerol mengt niet met hexaan.

In tabel 3.49 staan de structuurformules van de moleculen van de stoffen.

- a** Leg met behulp van deze structuurformules uit of de bijbehorende stoffen hydrofiel of hydrofoob zijn.
- b** Verklaar met je antwoord bij vraag a de resultaten van de proef van Rick.
- c** Leg uit of je verwacht dat hexaan in heptaan oplost.

Vervolgens voert Rick nog twee experimenten uit. Deze hebben als resultaat:

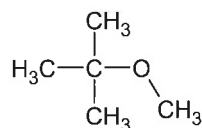
- Aceton mengt wel met hexaan.
 - Aceton mengt wel met water.
- d** Is een acetonmolecuul polair of apolair?
- e** Teken een watermolecuul en een acetonmolecuul en geef de waterstofbrug tussen beide moleculen met een stippellijntje weer.



3,49

C 39 MTBE ★

Vroeger werd tetra-ethyllood (TEL) aan benzine toegevoegd om te voorkomen dat het brandstofmengsel in de motor te vroeg ontbrandde. Omdat het giftige lood schadelijk bleek te zijn voor de katalysator en via de uitlaten van de auto's in het milieu terecht kwam, werd in 1988 overgeschakeld op loodvrije benzine. In plaats van TEL werd er MTBE aan de benzine toegevoegd. Hieronder staat de structuurformule van MTBE:



MTBE lost veel slechter op in water dan in benzine. Toch is gebleken dat in de omgeving van benzinestations in de Verenigde Staten MTBE in het grondwater terechtkomt en uiteindelijk ook in het drinkwater.

- a** Leg aan de hand van de structuurformule van MTBE uit dat deze stof slechter in water oplost dan in benzine.
- b** Leg uit hoe het mogelijk is dat er toch MTBE in drinkwater terechtkomt.

MTBE is een giftige stof, die bovendien een nare smaak geeft aan het drinkwater. Volgens een richtlijn van de Amerikaanse overheid mag de MTBE-concentratie in drinkwater niet hoger zijn dan $2,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$.

Bij de analyse van het water uit een drinkwaterreservoir met een inhoud van $5,0 \cdot 10^6 \text{ m}^3$ bleek daarin 150 kg MTBE aanwezig te zijn.

- c** Ga door middel van een berekening na of het drinkwater in dit reservoir voldoet aan de richtlijn van de Amerikaanse overheid.

Naar: CE havo 2013-II

Experimenten

3.5 Jood in water, jood in wasbenzine

In dit experiment bekijk je hoe een hoeveelheid jood zich over twee vloeistoffen verdeelt.

3.6 Oplossen of niet?

Met behulp van de structuurformules onderzoek je of een aantal stoffen hydrofiel of hydrofoob is.

3.7 De ammoniakfontein

Ammoniak lost zo snel op in water dat er een fontein kan ontstaan.

3.8 Mentos in cola

Als er een mentos in een fles cola wordt gedaan, blijft er niet veel cola over.

- Volledige instructie Chemie Overal online

Je kunt nu

- uitleggen waarom de stof jood beter in een wasbenzine laag oplost dan in een waterlaag;
- aan de hand van het polair of apolair zijn van moleculen bepalen of stoffen met deze moleculen wel of niet goed oplossen in een hydrofiel of hydrofoob oplosmiddel;
- uitleggen wat er gebeurt als een stof zich kan verdelen over meerdere oplosmiddelen.

Perslucht

Dankzij de beschikbaarheid van perslucht bij het duiken kun je de wereld onder water prima bestuderen. Om te weten hoelang je onder water kunt blijven moet je wel weten hoeveel liter zuurstof gas bij normale druk beschikbaar is.



Je leert

- dat het volume van een mol gas voor alle gassen gelijk is;
- rekenen met het molair volume.

3.5 Rekenen aan gassen

- Experiment 3.9
- Experiment 3.10



3.50 Hoeveel dm^3 CO_2 bevat een fles cola eigenlijk?

Het volume van een mol gas

De meeste gassen zijn moleculaire stoffen. Lucht bijvoorbeeld bestaat voornamelijk uit de moleculaire stoffen N_2 en O_2 . Als je gaat duiken neem je een fles samengeperste lucht mee. In cola is de moleculaire stof CO_2 opgelost. Die kan zich in een dichte fles verdelen over de luchtlag boven in de fles en de cola, er ontstaat dan een verdelingsevenwicht. Maar als je de fles openmaakt, zal uiteindelijk alle CO_2 uit de fles ontsnappen (figuur 3.50).

In een experiment worden drie ballonnen met hetzelfde volume gevuld met de gassen waterstof (ballon 1), zuurstof (ballon 2) en koolstofdioxide (ballon 3). Stel dat je elke ballon uit het experiment vult met $1,00 \text{ dm}^3$ gas. Als je nu tijdens het vullen ook de massa bepaalt van elk gas, vind je het volgende:

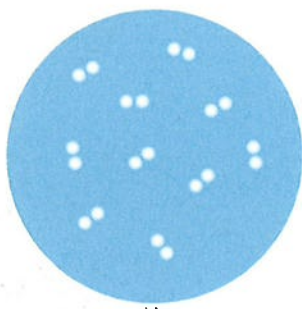
- $1,00 \text{ dm}^3$ waterstof heeft een massa van $0,0846 \text{ g}$;
- $1,00 \text{ dm}^3$ zuurstof heeft een massa van $1,344 \text{ g}$;
- $1,00 \text{ dm}^3$ koolstofdioxide heeft een massa van $1,85 \text{ g}$.

Je kunt nu uitrekenen hoeveel mol van elk gas in de ballonnen aanwezig is.

Ballon 1:

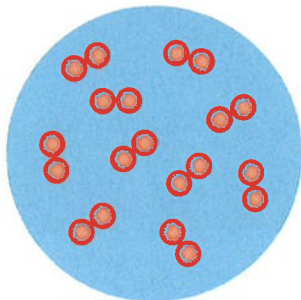
massa H_2 (g)	2,016	0,0846
hoeveelheid stof H_2 (mol)	1,00	x

$$x = \frac{0,0846 \text{ g} \times 1,00 \text{ mol}}{2,016 \text{ g}} = 0,0420 \text{ mol } \text{H}_2$$



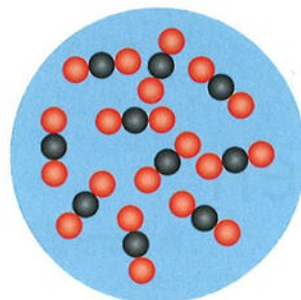
H₂

massa: $n \times 2,016$ g



O₂

massa: $n \times 32,00$ g



CO₂

massa: $n \times 44,01$ g

3.51 Verschillende gassen bij
gelijke temperatuur, volume
en druk

Ballon 2:

massa O ₂ (g)	32,00	1,344
hoeveelheid stof O ₂ (mol)	1,00	x

$$x = \frac{1,344 \text{ g} \times 1,00 \text{ mol}}{32,00 \text{ g}} = 0,04200 \text{ mol O}_2$$

Ballon 3:

massa CO ₂ (g)	44,01	1,85
hoeveelheid stof CO ₂ (mol)	1,00	x

$$x = \frac{1,85 \text{ g} \times 1,00 \text{ mol}}{44,01 \text{ g}} = 0,0420 \text{ mol CO}_2$$

Uit deze berekeningen blijkt dat in 1,00 dm³ van elk van de drie gassen evenveel mol aanwezig is. Een hoeveelheid stof van 0,0420 mol komt overeen met $0,0420 \times 6,02 \cdot 10^{23} = 2,53 \cdot 10^{22}$ moleculen. Je kunt ook zeggen dat in 1,00 dm³ van elk van de drie gassen evenveel moleculen aanwezig zijn. Dit is weergegeven in figuur 3.51.

Eenzelfde hoeveelheid moleculen van verschillende gassen neemt dus in de gasfase evenveel ruimte in. Omdat de moleculen dan een erg grote afstand tot elkaar hebben, heeft de grootte van het molecuul geen invloed meer op het aantal moleculen dat in een bepaalde volume past. Dit blijkt te gelden voor *alle* gassen en staat bekend als de **wet van Avogadro**.

Significante cijfers

Als je nog eens kijkt naar de berekening van het aantal mol H₂, O₂ en CO₂, dan valt je misschien op dat achter de 0,042 nog een 0 staat. Waarom doen we dat? In hoofdstuk 2 heb je geleerd hoe je moet afronden bij het optellen en aftrekken van getallen. In dit geval ben je aan het delen en vermenigvuldigen.

Ook hiervoor gelden regels, deze wijken af van de regels bij optellen en aftrekken. Je werkt bij vermenigvuldigen en delen met **significante cijfers**. Dit zijn alle cijfers die iets zeggen over de nauwkeurigheid van een **gemeten waarde**. In de verhoudingstabel voor de berekening van het aantal mol CO₂ zijn alle significante cijfers rood gemaakt. Je ziet dat een nul soms wel significant is en soms niet. Nullen waarmee een getal begint, zijn nooit significant. Het aantal mol gas (1,00) is in dit voorbeeld geen meetwaarde, er is exact één mol gas. De molaire massa is namelijk de massa in gram van één mol stof. Je mag hier eigenlijk een eindeloze hoeveelheid nullen achter denken.

Het eindantwoord van een vermenigvuldiging of deling heeft evenveel significante cijfers als de gemeten waarde met het kleinste aantal significante cijfers. In deze berekening is dat de massa van CO₂, die is namelijk 1,85 g. Dat is een gemeten waarde in drie cijfers. Daarom is de uitkomst van de berekening in drie cijfers 0,0420 mol en niet 0,042 mol. Voor O₂ is de uitkomst van de berekening in vier significante cijfers, namelijk 0,04200 mol.

● Experiment 3.11

Rekenen aan het volume van een mol gas

Bij het experiment met de ballonnen komt 1,00 dm³ gas overeen met 0,0420 mol. Je kunt dit natuurlijk ook omdraaien. Dan zie je hoe groot het volume is van één mol gas onder deze omstandigheden:

hoeveelheid gas (mol)	0,0420	1,00
volume (dm ³)	1,00	x

$$x = \frac{1,00 \text{ dm}^3 \times 1,00 \text{ mol}}{0,0420 \text{ mol}} = 23,8 \text{ mol dm}^3$$

1,00 mol gas heeft onder deze omstandigheden een volume van 23,8 dm³. Dit is het **molair volume (V_m)** van een gas. In het experiment is $V_m = 23,8 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$.

In een formule uitgedrukt: 1,00 mol gas $\triangleq (1,00 \times V_m) \text{ dm}^3$

Of omgekeerd: 1,00 dm³ gas $\triangleq \frac{1,00}{V_m} \text{ mol}$



3.52 Hoeveel mol gas zou er nodig zijn om deze ballon te vullen?

Het molair volume is afhankelijk van de temperatuur en van de druk. Zo neemt één mol gas bij 25 °C en 1 bar een volume in van 24,5 dm³. Neemt de temperatuur toe, dan wordt V_m groter omdat een gas uitzet bij verhoging van de temperatuur. Als je de druk verhoogt, wordt V_m kleiner omdat de moleculen dichter naar elkaar toe worden gedrukt. Meestal wordt het molair volume bepaald onder zogenaamde standaarddruk (p_0). Standaarddruk komt overeen met 1,013 bar (= $1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$).

In Binas tabel 7A staan twee waarden vermeld voor het molair volume, beide bepaald bij $p = p_0$.

De theorie over berekeningen die je tot nu toe in dit boek bent tegengekomen, vatten we samen in een rekenschema, zie figuur 3.53. Let op dat je bij het omrekenen van de massa naar het volume dus twee verschillende situaties hebt. Bij vaste stoffen en vloeistoffen gebruik je de dichtheid, bij gassen gebruik je meestal het molair volume. Hierna volgen twee rekenvoorbeelden met het molair volume.

Rekenvoorbeeld 1

Het volume van een mol gas is onder bepaalde omstandigheden 24,5 dm³ mol⁻¹.

a Hoeveel liter neemt 2,5 mol stikstofgas in?

b Hoeveel liter neemt 2,5 mol koolstofdioxidegas in?

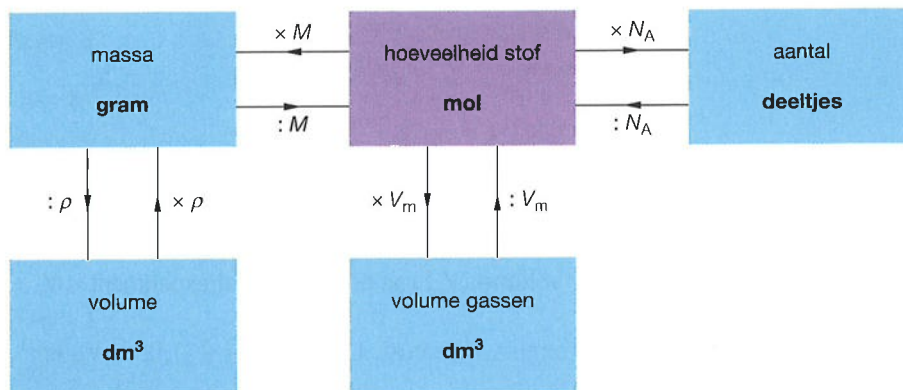
a Je moet van mol gas naar aantal liters, dus naar aantal dm³. Je moet vermenigvuldigen met V_m .

hoeveelheid gas (mol)	1,00	2,5
volume gas (dm ³)	24,5	x

$$x = \frac{24,5 \text{ dm}^3 \times 2,5 \text{ mol}}{1,00 \text{ mol}} = 61 \text{ dm}^3 = 61 \text{ L}$$

Het eindantwoord moet in twee significante cijfers omdat dit het kleinste aantal significante cijfers in de gemeten waarden is.

b Dit is ook 61 L. Het maakt niet uit welk gas je hebt, bij gelijke omstandigheden neemt ieder gas een gelijk volume in.



3.53 Rekenschema van mol naar gram, naar deeltjes en naar gasvolume



3.54 Het nieuwe koken met vloeibare stikstof. Je kunt zo een gerecht heel snel bevriezen, waardoor er een krokant laagje ontstaat.

Rekenvoorbeeld 2

Onder bepaalde omstandigheden is het molair volume van een gas $30,0 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$. Hoe groot is de massa van $10,0 \text{ dm}^3$ stikstof onder deze omstandigheden?

Voor deze berekening gebruik je het rekenschema en niet de verhoudingstabellen. Eerst moet je in het rekenschema van dm^3 gas naar mol gas, dus delen door V_m .

$$10,0 \text{ dm}^3 \triangleq \frac{10,0 \text{ dm}^3}{30,0 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}} = 0,3333 \text{ mol N}_2$$

Vervolgens moet je van mol naar gram, dus vermenigvuldigen met de molaire massa van stikstof. De molaire massa van $\text{N}_2 = 28,02 \text{ g mol}^{-1}$.

$$0,3333 \text{ mol N}_2 \triangleq 0,3333 \text{ mol} \times 28,02 \text{ g mol}^{-1} = 9,34 \text{ g N}_2$$

Afronden op het juiste aantal significante cijfers doe je altijd pas na alle delingen en vermenigvuldigingen. In dit geval rond je af op drie significante cijfers.

Samenvatting

- Bij constante temperatuur en druk bevatten gelijke volumes van verschillende gassen evenveel moleculen en dus evenveel mol gas.
- Bij vermenigvuldigen en delen heeft de uitkomst van de berekening evenveel significante cijfers als de gemeten waarde met het kleinste aantal significante cijfers.
- Nullen waarmee een getal begint zijn nooit significant.
- Het volume van één mol gas, het molair volume (V_m), is voor alle gassen hetzelfde, bij gelijke temperatuur en druk.

Opdrachten

A 40

Waarom is de dichtheid van zuurstof bij dezelfde temperatuur en druk groter dan de dichtheid van waterstof?

A 41

Alle volgende getallen stellen meetwaarden voor. Bereken elke opgave in het juiste aantal significante cijfers.

- a $0,06 \times 2,4 = \dots$
b $\frac{2 \cdot 10^8}{4,1 \cdot 10^3} = \dots$
c $\frac{9,8 \cdot 10^{-2} \times 1,03 \cdot 10^5}{6 \cdot 10^2} = \dots$

A 42

Het molair volume bij 298 K en $p = p_0$ is te vinden in Binas. Bereken hoeveel mol onder deze omstandigheden overeenkomt met:

- a 12,0 dm³ koolstofdioxide c 18,0 dm³ ozon (O₃)
b 4,0 dm³ lucht d 1,0 dm³ argon

B 43

Alle volgende getallen stellen meetwaarden voor. Bereken beide opgaven in het juiste aantal significante cijfers. Denk aan de regels bij optellen en aftrekken.

- a $\frac{6,45 \cdot 10^{-2} \times 3,17}{(25,3 + 1,25) \times 1,00 \cdot 10^{-3}} = \dots$
b $\frac{4,75 + 2,37}{(106,3 - 0,75) \times 5,34 \cdot 10^3} = \dots$

B 44

Het molair volume van een gas bij 20 °C en 1 bar is 24,0 dm³ mol⁻¹. Bereken onder deze omstandigheden met het rekenschema het volume van:

- a 2,0 mol methaan
b 0,30 mol knalgas (een mengsel van waterstof en zuurstof in de volumeverhouding 2 : 1)
c 0,060 mol waterstof
d 2,5 mol koolstofmono-oxide

B 45

Vijf gelijke ballonnen zijn elk met 1,00 dm³ van één van de volgende gasen gevuld.

- | | |
|-----------|-----------|
| 1 methaan | 4 propaan |
| 2 neon | 5 lucht |
| 3 helium | |

- a Bereken met het rekenschema de massa van de inhoud van elke ballon ($V_m = 22,2 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$).
b Leg uit wat er met elk van de vijf ballonnen zal gebeuren als je ze in de lucht loslaat.

B 46

- a Bereken de massa in gram van 1,00 L water bij 100 °C, als gegeven is dat de dichtheid van water bij deze temperatuur 0,958 g mL⁻¹ bedraagt.

Bij 100 °C en 1 bar is het molair volume 31,1 dm³ mol⁻¹.

- b Bereken hoeveel dm³ waterdamp ontstaat als 1,00 liter water wordt omgezet in waterdamp bij deze temperatuur en druk.

B 47

- a Zoek in Binas de dichtheid op van de vloeistoffen water en benzeen.
b Bereken voor beide vloeistoffen het volume in mL van 1,00 g stof.
c Bereken voor beide vloeistoffen het volume in mL van 1,00 mol stof. De molecuulformule van benzeen is C₆H₆.
d Wat is je conclusie uit de uitkomsten bij vraag c?

B 48

Sjaak heeft bij het destilleren van wijn 1,00 gram ethanol, C₂H₆O, verkregen. Tijdens de destillatie werd de temperatuur op 80 °C gehouden. Het molair volume is bij deze omstandigheden 29,5 dm³ mol⁻¹. Gebruik bij deze opgave het rekenschema.

- a Zoek de dichtheid van ethanol op in je Binas.
b Bereken hoeveel milliliter vloeibare ethanol Sjaak heeft verkregen na afkoelen.
c Bereken hoeveel milliliter ethanolgas er door de opstelling is gegaan.
d Bereken hoeveel ethanolmoleculen er in 1,00 gram ethanol zitten.
e Zitten er meer, minder of evenveel ethanolmoleculen in de bij vraag c berekende hoeveelheid gas?

B 49 Coca-cola

Coca-cola is wereldwijd de bekendste frisdrank. De drank is in 1886 door de apotheker Pemberton ontwikkeld tijdens de Amerikaanse drooglegging.

Een van de ingrediënten 'Merchandise 7x' is altijd geheim gebleven en volgens de legende alleen bij een kleine groep ingewijden bekend. Coca-cola werd oorspronkelijk verkocht in kruikjes, als dikke siroop die je zelf moest aanlengen met water. Nadat een barman op een gegeven moment het idee had om de siroop te mengen met koolzuurhoudend water is coca-cola ontstaan zoals we hem nu kennen. De coca-cola die wij drinken bevat gemiddeld 7 g CO₂ per liter.

- a** Bereken het volume van 7 g CO₂-gas bij 298 K en $p = 1$ bar. Gebruik Binas tabel 7A.

Als je een bekeerglas van 1 L met coca-cola hebt zonder CO₂ en je probeert het bij vraag a berekende volume CO₂ op te lossen, dan lukt dat niet.

- b** Leg uit met behulp van Binas tabel 44A waarom dat niet lukt.
c Wat moet je doen om alle berekende CO₂ op te lossen?

C 50 Duiken ★

Persluchtflessen die bij duiken worden gebruikt bevatten een hoeveelheid lucht die onder grote druk in de fles is geperst. In een persluchtfles van 12 L bevindt zich lucht onder een druk van 300 bar. De buitenlucht heeft maar een druk van 1,00 bar. Bij gelijkblijvende temperatuur heeft het product van druk $\times$ volume een constante waarde, $p \times V = \text{constant}$.

- a** Bereken hoeveel liter lucht van 1,00 bar is samengeperst in een fles van 12 L met een druk van 300 bar.

De hoeveelheid lucht die de mens inademt per keer is afhankelijk van conditie en lichaamsgewicht. Ga er hier van uit dat een duiker bij iedere inademing gemiddeld 800 mL lucht inademt met een frequentie van 16 keer per minuut.

- b** Bereken hoeveel uur je een persluchtfles kunt gebruiken voordat hij leeg is.

Lucht bestaat vrijwel geheel uit stikstof en zuurstof in een volumeverhouding van 4 : 1. Als je niet diep duikt, komt de lucht via de ademautomaat uit de fles met een druk van 1,00 bar. Het molair volume van lucht onder deze omstandigheden is 24,5 dm³ mol⁻¹. Gebruik het rekenschema bij je berekeningen.

- c** Bereken met behulp van je antwoord bij vraag a hoeveel gram zuurstof er in de persluchtfles zit.

Ook de zuurstofopname van de mens is weer afhankelijk van conditie en lichaamsgewicht. Stel dat bij de duiker gemiddeld 1200 mL zuivere zuurstof per minuut door de longen wordt opgenomen.

- d** Bereken hoeveel gram zuurstof er per minuut door de longen wordt opgenomen.
e Bereken hoelang je theoretisch met een persluchtfles zou kunnen doen.
f Geef een reden waarom dit antwoord niet klopt met je antwoord bij vraag b.

C 51

In een gasmeetspuit wordt precies 100,0 cm³ CO₂ (g) afgemeten. Bij de omstandigheden van deze proef heeft deze hoeveelheid CO₂ een massa van 0,176 g.

Bereken V_m bij deze omstandigheden.



3.55 Ook bij de brandweer is perslucht nodig.

Experimenten

3.9 Moleculen in een volume gas

Bevatten gelijke volumes van verschillende gassen evenveel moleculen?

3.10 De dichtheid van alcohol bepalen

Je bepaalt op verschillende manieren de dichtheid van alcohol.

3.11 Koolstofdioxidegas in frisdrank

Je bepaalt de hoeveelheid koolstofdioxidegas die zich in frisdrank bevindt.

- Volledige instructie Chemie Overal online

Je kunt nu

- uitleggen waarom een gelijke hoeveelheid aan moleculen in de gasfase bij dezelfde temperatuur en druk een gelijk volume inneemt;
- rekenen met het molair volume.

Afsluiting

Oefenopdrachten

1

a Geef voor elk van onderstaande stoffen aan of het een moleculaire stof, een zout of een metaal is.

- | | |
|------------------------------|-----------------------------|
| 1 zilver (Ag) | 5 zwavel (S_8) |
| 2 joodchloride (ICl) | 6 loodchloride ($PbCl_2$) |
| 3 natriumsulfide (Na_2S) | 7 water (H_2O) |
| 4 kalium (K) | 8 nikkel (Ni) |

b Geef aan welke stoffen elektrische stroom kunnen geleiden. Vermeld ook de fase waarin stroomgeleiding kan optreden.

2

De stof met formule $SOCl_2$ is een kleurloze vloeistof die smelt bij $-105\text{ }^\circ\text{C}$ en kookt bij $79\text{ }^\circ\text{C}$. Als je de stof mengt met water, treedt er een reactie op. Hierbij ontstaan zwaveldioxide (SO_2) en waterstofchloride (HCl).

a Waarom reken je $SOCl_2$ tot de moleculaire stoffen?

In $SOCl_2$ heeft zuurstof de covalentie 2 en beide chlooratomen hebben de covalentie 1. In $SOCl_2$ zijn het zuurstofatoom en de chlooratomen direct aan het zwavelatoom gebonden.

b Leid af dat zwavel in $SOCl_2$ niet de covalentie kan hebben die het meestal heeft, namelijk 2.

c Als $SOCl_2$ mengt met water, welke soort binding(en) wordt (worden) er dan verbroken?

d Stel de vergelijking op voor de reactie tussen $SOCl_2$ en H_2O . Lees daarvoor de informatie uit het begin van de opgave nog eens goed door.

3

Geheimzinnige vulkaanramp

Op 21 augustus 1986 kwamen in het dunbevolkte gebied rondom het Nyos-meer in Kameroen circa 1700 mensen om het leven. Mensen en dieren waren in hun slaap gedood. Het was een geheimzinnige ramp, omdat er geen gewonden of getuigen waren. Geologen kwamen er pas na een maand achter dat in die nacht zo'n 80 miljoen m^3 CO_2 uit de diepte van het vulkanische meer moet zijn opgestegen. De CO_2 -fontein moeten minstens tien meter hoog zijn geweest.

a Bereken de molecuulmassa van koolstofdioxide.

Stel dat lucht exact voor 20% uit zuurstof en 80% uit stikstof bestaat.

b Bereken de gemiddelde molecuulmassa van lucht.

c Leg uit of het mogelijk is dat 1,00 L CO_2 (g) evenveel moleculen bevat als 1,00 L lucht (g).

d Beredeneer welk gas de grootste dichtheid heeft, CO_2 of lucht.

e Leg uit wat de oorzaak van het overlijden van mens en dier is geweest.

Het Nyos-meer wordt niet alleen door regenwater gevoed, maar ook door bronnen onder in het meer. Deze bronnen brengen ook voortdurend CO_2 in het meer.

De CO_2 lekt waarschijnlijk weg uit het magma in de kraterbodem onder het meer. Het CO_2 hoopt zich onder in het 200 m diepe Nyos-meer op. Op een diepte van 200 m is het water veel kouder dan aan de oppervlakte.

f Geef twee redenen waarom het opgeloste CO_2 zich ophoopt op de bodem van het meer.



3.56 De ontgassing van het Nyos-meer. Bij het ontgassen ontstaan 20 m hoge fontein.

Waarschijnlijk is bij de ramp in 1986 het onderliggende water door een aardverschuiving naar boven gekomen, waarna de opgehoopte CO_2 in één keer is vrijgekomen. Inmiddels heeft men een soort 'schoorsteen' in het meer aangebracht, waardoor de CO_2 geleidelijk weglekt.

g Alleen een schoorsteen plaatsen is niet voldoende. Leg uit wat men nog meer moet doen om te zorgen dat het opgeloste CO_2 weglekt.

In die bewuste nacht steeg 80 miljoen m^3 CO_2 uit de diepte van het vulkanische meer op.

h Bereken hoeveel mol CO_2 dat is.

i Bereken hoeveel ton CO_2 is opgestegen.

4 Zonnecellen



3.57 Een bijzonder zonnecelproject, een boom met zonnebladeren

Voor de productie van zonnecellen en de productie van chips in de computerindustrie is zeer zuiver silicium nodig. Dit zuivere silicium wordt gemaakt door onzuiver silicium te laten reageren met chloorgas. Er ontstaat dan SiCl_4 . Dit SiCl_4 laat men daarna reageren met waterstofgas, waarbij zeer zuiver silicium en waterstofchloridegas ontstaan.

Bij de productie van SiCl_4 ontstaan in kleine hoeveelheden ook de stoffen Si_2Cl_6 en Si_3Cl_8 . De kookpunten van de drie verbindingen zijn in bovenstaande volgorde 57, 145 en 210 °C.

- Zijn de drie siliciumverbindingen moleculair of zijn ze opgebouwd uit ionen? Leg uit of dit klopt met de kookpunten.
- Geef de structuurformules en de namen van de drie siliciumverbindingen.
- Verklaar de verschillen in kookpunt.

Voor de productie van zeer zuiver silicium is alleen SiCl_4 bruikbaar.

d Hoe kan men SiCl_4 uit het mengsel verkrijgen?

5 Narcose



3.58 Kinderen krijgen van tevoren een oefensetje mee.

Ethoxyethaan, een stof die je gewoonlijk ether noemt, werd vroeger gebruikt als verdovingsmiddel bij medische ingrepen. Omdat ethoxyethaan goedkoop is en er geen dure apparatuur nodig is, gebruiken medici in ontwikkelingslanden het nog steeds. Een nadeel van ethoxyethaan is de vluchtigheid. De vloeistof verdampt gemakkelijk en vormt dan met lucht een explosief mengsel. De dichtheid van de ethoxyethaandamp is groter dan de dichtheid van lucht. De molecuulformule van ethoxyethaan is $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$.

- Bereken de molaire massa van ether.
- Zoek in Binas op bij welke temperatuur in °C ether kookt.
- Laat door berekening zien hoeveel mol 1,00 dm^3 etherdamp bevat (omgerekend naar $T = 273 \text{ K}$, $p = p_0$). Gebruik het rekenschema.
- Leg met behulp van de dichtheid uit wat het gebruik van ethoxyethaan extra gevaarlijk maakt.



6 In tabel 3.60 zie je de smelt- en kookpunten van een aantal stoffen.

- Geef de fase (s, l, g) van de vijf stoffen bij 25 °C.
- Bij welke van deze stoffen worden in de vloeibare fase waterstofbruggen gevormd? Teken voor elk van deze stoffen de structuurformules van drie moleculen, die door waterstofbruggen zijn verbonden.



3.59 Hydrazine wordt onder andere gebruikt als raketbrandstof.

c Hoe verklaar je dat het kookpunt van ethaanthiol *lager* is dan dat van ethaan-1,2-diol?

stof	structuurformule	stof	structuurformule
hydrazine smeltpunt 275 K kookpunt 387 K		ethaan-1,2-diol smeltpunt 260 K kookpunt 470 K	
dichloormethaan smeltpunt 178 K kookpunt 313 K		ethaanthiol smeltpunt 129 K kookpunt 310 K	
methanal (formaldehyde) smeltpunt 181 K kookpunt 254 K			

3.60



7 Stikstof

De binding tussen de twee stikstofatomen van een stikstofmolecuul is één van de sterkste bindingen in de natuur. Losse stikstofatomen zijn daardoor moeilijk te maken en verbindingen met stikstof, bijvoorbeeld in kunstmest, kunnen momenteel alleen bij hoge druk en hoge temperatuur en met behulp van katalysatoren worden geproduceerd. In de jaren zestig werd ontdekt dat bacteriën in de grond wel stikstof uit de lucht kunnen ontleden. Dertig jaar hebben chemici geprobeerd de vaardigheid van deze bacteriën in een laboratorium na te bootsen. Dat lijkt nu eindelijk te zijn gelukt.

Onderzoekers hebben met behulp van een molybdeenverbinding stikstofmoleculen bij normale temperatuur en druk gesplitst in losse stikstofatomen. Molybdeen is een metaal dat ook aanwezig is in het enzym dat bacteriën gebruiken om stikstof te ontleden.

De atomen in een molecuul N_2 zijn zeer sterk aan elkaar gebonden en dat hangt samen met de covalentie van N-atomen.

a Geef de covalentie van het stikstofatoom en leid daaruit af dat de atomen in een molecuul N_2 zeer sterk aan elkaar zijn gebonden.

In de tekst wordt gesproken over het 'ontleden' van stikstof. De term ontleden is in dit geval onjuist.

b Geef aan waarom deze term hier onjuist is.

Een bepaald soort kunstmest bevat ammoniumsulfaat. Om deze stof te maken wordt eerst ammoniak bereid uit stikstof en waterstof.

c Geef de reactievergelijking van deze ammoniakbereiding.

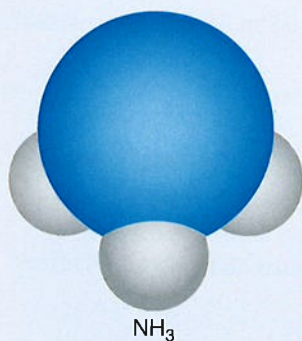
d Welke soort bindingen komen voor in ammoniakmoleculen?

e Hoe wordt de binding genoemd tussen de ammoniakmoleculen in vloeibaar ammoniak?

In figuur 3.61 is de ruimtelijke bouw van het ammoniakmolecuul weergegeven. De waterstofatomen steken naar onderen uit.

f Leg uit of de 'N-kant' een beetje positief of een beetje negatief is geladen.

g Leg uit waarom ammoniak heel goed oplost in water.



NH_3

3.61 De ruimtelijke bouw van het ammoniakmolecuul



8

Arseen aantonen

Voor 1840 was rattengif in de vorm van wit di-arseentrioxide een favoriet vergif omdat het smaakloos was, eenvoudig was toe te voegen aan levensmiddelen en bovenal niet aan te tonen was. Dat werd anders na 1840 door de invoering van de marshtest. Die test toont het arseen aan dat in het rattengif zit. Sindsdien gebruikt een forensisch instituut van de politie die test als bij een sterfgeval wordt vermoed dat er sprake is van vergiftiging met rattengif.

Bij de test ontstaat het gas AsH_3 dat, in een vlam gebracht, ontleedt. Het laat daarbij een zwartglanzende arseenspiegel achter op een glasplaatje.

a Geef de formule van di-arseentrioxide.

Het is soms moeilijk van elementen in het periodiek systeem vast te stellen of het een metaal of een niet-metaal is. Dit is ook het geval bij arseen. Zo kun je je afvragen of de vaste stof di-arseentrioxide zal geleiden of niet.

b Maakt het voor een voorspelling van de elektrische geleiding van di-arseentrioxide uit of arsenicum een metaal is of een niet-metaal? Leg je antwoord uit.

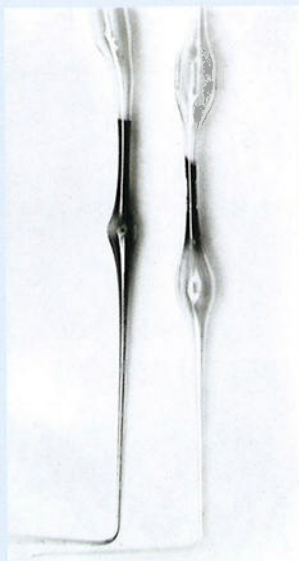
Arseentrihydride is een gas.

c Leg uit of je met dit gegeven kunt zeggen of arseen een metaal is of niet.

Niet iedere spiegelende stof is per definitie een metaal. Denk maar aan glas met een donkere achtergrond of de zon op een nat wegdek.

d Hoe kun je van de arseenspiegel experimenteel nagaan of deze een metaalspiegel is?

e Leg uit wat volgens het periodiek systeem de uitkomst zal zijn van dit experiment.



3.62 Twee voorbeelden van een arseenspiegel in een glazenbuisje

Keuzeopdrachten

Hieronder staat een korte beschrijving van drie keuzeopdrachten. Op de site staat meer informatie. In overleg met je docent kun je één of meer van deze keuzeopdrachten uitvoeren.

1

Metallurgie

Bij deze opdracht zoek je uit wat metallurgie is en denk je na over het kunststoftijdperk. Je krijgt ook inzicht in de milieueffecten van de productieprocessen.

2

Piepschuim

Hoe luchtig is piepschuim? Je voert een spectaculair experiment uit en bepaalt daarmee het volumepercentage lucht in verpakkingsmateriaal.

3

Duiksport

In de duiksport moet je ervoor zorgen dat je voldoende zuurstof bij je hebt. Meestal maak je gebruik van cilinders met samengeperste lucht. Deze opdracht gaat over de factoren die van invloed zijn op de tijd die je onder water kunt doorbrengen, de diepte die je kunt bereiken en de manier waarop je veilig weer aan de oppervlakte kunt komen.

Overzicht begrippen

Apolaire moleculen

Moleculen die geen polaire atoombindingen hebben, of waarin de aanwezige polaire atoombindingen elkaars effect opheffen.

Atoombinding

Bij moleculaire stoffen ontstaat een **atoombinding** of **covalente binding** als atomen elektronen met elkaar delen. Het aantal elektronen dat kan worden gedeeld heet de **covalentie** van een atoom. Een binding tussen atomen met een verschil in **elektronegativiteit** van $\leq 0,4$ is een **apolaire atoombinding**. Als het verschil in elektronegativiteit tussen 0,4 en 1,7 ligt, is er een **polaire atoombinding**. Bij een verschil in elektronegativiteit groter dan 1,7 heb je een ionbinding.

Hydrofiele stoffen

Stoffen die uit polaire moleculen bestaan en goed oplossen in water.

Hydrofobe stoffen

Stoffen die uit apolaire moleculen bestaan en niet goed oplossen in water.

Indeling van stoffen

- 1 **metalen**, met een **metaalrooster**. De binding tussen de atomen is een **metaalbinding**.
- 2 **zouten**, met een **ionrooster**. De binding tussen de bouwstenen is een **ionbinding**.
- 3 **moleculaire stoffen**, met een **molecuulrooster**. De binding tussen de moleculen is de **vanderwaalsbinding**.

Mesoniveau

Het mesoniveau omvat de structuren tussen het micro- en het macroniveau. Je gebruikt het mesoniveau om stoffeigenschappen te verklaren vanuit de manier waarop de deeltjes van het microniveau zijn geordend tot grotere structuren.

Molair volume (V_m)

Het volume dat 1,00 mol gas heeft onder bepaalde omstandigheden van temperatuur en druk.

Polaire moleculen

Moleculen die een ladingsverdeling hebben binnen het molecuul zijn **polair**. Het zijn **dipoolmoleculen**. De binding tussen verschillende dipoolmoleculen is de **dipool-dipoolbinding**. De heel sterke dipool-dipoolbinding die ontstaat als er een OH- of een NH-groep in een molecuul aanwezig is, heet een **waterstofbrug**.

Significante cijfers

Bij berekeningen met meetwaarden wordt de nauwkeurigheid van de einduitkomst gegeven in een bepaald aantal cijfers dat betekenis heeft. Dat aantal cijfers wordt bepaald door de meetwaarde met de minste cijfers.

Structuurformule

Modeltekening om de bouw van een molecuul weer te geven. De atomen worden weergegeven met hun symbool, de bindingen tussen de atomen met een streepje.

Verdelingsevenwicht

Een verdelingsevenwicht is een **dynamische evenwicht** waarbij een opgeloste stof zich verdeelt over twee oplosmiddelen. Bij evenwicht blijven de concentraties van de opgeloste stof in de beide oplosmiddelen constant. De transportsnelheden van een stof tussen de twee oplosmiddelen zijn bij dit evenwicht aan elkaar gelijk.

Wet van Avogadro

Gelijke volumina van verschillende gassen hebben bij dezelfde temperatuur en druk een gelijk aantal moleculen.