

Moleculaire stoffen

3.1 De bouw van stoffen

A 1

- a** Een stof geleidt stroom als geladen deeltjes vrij kunnen bewegen. In een vast zout hebben de ionen geen bewegingsvrijheid. In een vast metaal hebben de positieve ionen weliswaar geen bewegingsvrijheid, maar de vrije elektronen wel. Zij zorgen dan ook voor het ladingstransport, waardoor een metaal in de vaste fase wel elektrische stroom geleidt en een zout niet.
- b** In een vloeibaar zout verliezen de ionen de vaste plaats in het rooster en kunnen ze bewegen. Hierdoor zijn er nu wel geladen deeltjes die vrij kunnen bewegen. Er is dus ook geleiding van elektrische stroom.
- c** Elektrolyse is een ontledingsreactie (met elektrische stroom). Een metaal is een element (bestaat maar uit één atoomsoort) en is daarom niet te ontleden.

B 2

Zie de zes stoffen in de tabel.

formule	groep	geleiding van elektrische stroom in:	
		vaste fase	vloeibare fase
K	metalen	+	+
Hg	metalen	+	+
KF	zouten	–	+
$C_{12}H_{22}O_{11}$	moleculaire stoffen	–	–
S_8	moleculaire stoffen	–	–
$C_{18}H_{36}O_2$	moleculaire stoffen	–	–

B 3

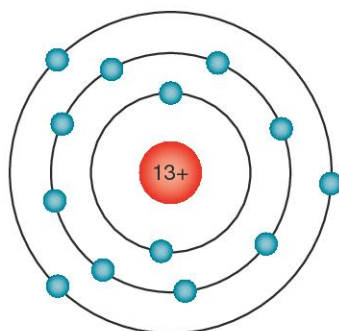
- a** In beide is sprake van regelmatig gerangschikte positieve ionen.
- b** In een metaalrooster bevinden zich negatief geladen vrije elektronen, in een ionrooster bevinden zich regelmatig gerangschikte negatieve ionen.

B 4

Nee, dit klopt niet. Alleen moleculaire stoffen bestaan uit moleculen. Metalen bestaan uit positieve metaal ionen omringd door negatieve elektronen en zouten bestaan uit positieve en negatieve ionen.

B 5

- a** Zie figuur 3.1.
- b** Er zijn drie valentie-elektronen, er bevinden zich namelijk drie elektronen in de buitenste schil.



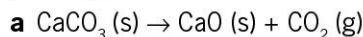
3.1

B 6

Bij verhitting gaan de vrije elektronen sneller bewegen. Deze toename in energie wordt overgedragen op naburige elektronen, waardoor ook op andere plaatsen in het metaal de temperatuur toeneemt. Glas bevat geen vrije elektronen, een metaal wel.

B 7

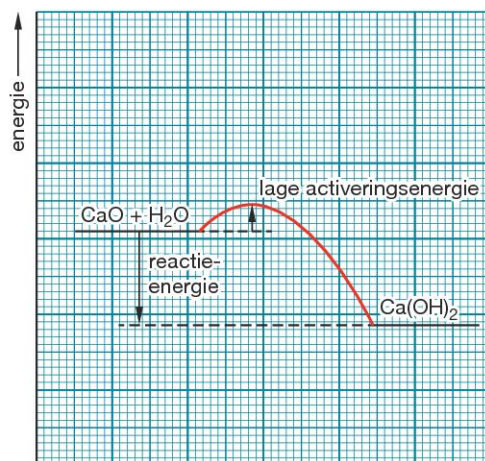
Nee, gasvormige stoffen kunnen geen stroom geleiden. De afstand tussen de deeltjes waaruit de stof bestaat is in de gasvormige fase te groot om de elektrische stroom door te kunnen geven.

B 8

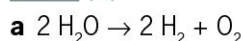
b Zie figuur 3.2. De activeringsenergie is laag, want de maaltijd moet je gemakkelijk kunnen opwarmen.

c De calciumionen onderling stoten elkaar af, de oxide-ionen onderling ook. De calciumionen en de oxide-ionen trekken elkaar aan.

d Volgens het atoommodel van Bohr is de elektronenverdeling voor een calciumatoom 2, 8, 8, 2. Er zijn twee elektronen in de buitenste schil. Het calciumion zal een lading 2+ hebben. De elektronenverdeling van het zuurstofatoom is 2, 6. Het atoom heeft nog twee elektronen in de buitenste schil nodig. De lading van het oxide-ion is 2-.



3.2

B 9

b Water is een moleculaire stof en kan daarom geen stroom geleiden.

c

	H_2O	H_2
massa (u)	18,0	2,0
massa (kg)	x	1,0

$$x = \frac{1,0 \text{ kg} \times 18,0 \text{ u}}{2,0 \text{ u}} = 9,0 \text{ kg water}$$

De dichtheid van water is $1,00 \text{ kg dm}^{-3}$, je hebt dus $9,0 \text{ dm}^{-3} = 9,0 \text{ L}$ water nodig.

d 5,6 kg waterstof kost € 56,-.

	600	1,0
afstand (km)		
prijs brandstof (€)	56	x

$$x = \frac{1,0 \text{ km} \times 56 \text{ euro}}{600 \text{ km}} = € 0,093. \text{ Je bent met waterstof ongeveer even duur uit.}$$

e De hoeveelheid waterdamp in de lucht is afhankelijk van temperatuur en druk: een teveel aan waterdamp zal condenseren. Bovendien is de waterstof die je als brandstof gebruikt gemaakt uit water dat je aan het milieu onttrekt. Netto komt er dus niet meer waterdamp.

C 10

- a** Natrium (Na^+), kalium (K^+), calcium (Ca^{2+}), fosfaat (PO_4^{3-}), bicarbonaat (HCO_3^-) en chloor (Cl^-)
- b** De afstand tussen de polen is dan te groot: de weerstand wordt te groot.
- c** Er is vocht nodig om ionen te kunnen laten bewegen. Met droge handen komt er geen stroomgeleiding.
- d** Er is $24,0 \text{ cm}^2 \times 0,0500 \text{ cm} = 1,20 \text{ cm}^3$ zilver nodig.
- e** De dichtheid van zilver is $10,50 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3} = 10,50 \text{ kg dm}^{-3} = 10,50 \text{ g cm}^{-3}$.
Je hebt $1,20 \text{ cm}^3 \times 10,50 \text{ g cm}^{-3} = 12,6 \text{ g}$ zilver nodig.
- f** De molaire massa van zilver is $107,9 \text{ g mol}^{-1}$.

$$12,6 \text{ g zilver} \triangleq \frac{12,6 \text{ g}}{107,9 \text{ g mol}^{-1}} = 0,117 \text{ mol zilver}$$

- g** Omdat er voor elk zilverion één elektron nodig is, heb je ook $0,117 \text{ mol}$ elektronen nodig.

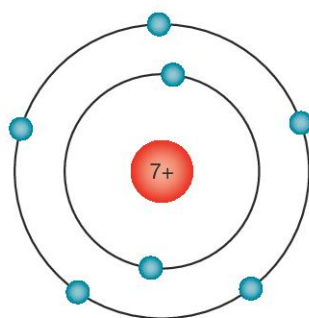
3.2 Binding in moleculen

A 11

- a** koolstofmono-oxide
- b** distikstoftetra-oxide
- c** fosfortrichloride
- d** difosfortrisulfide
- e** zwavelhexafluoride
- f** trisiliciumtetrafosfide

A 12

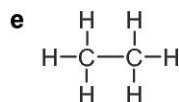
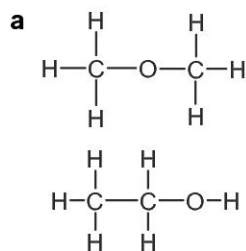
- a** Zie figuur 3.3.
- b** 5
- c** Stikstof heeft een covalentie van 3. Als stikstof drie elektronen deelt met andere atomen, dan voldoet het atoom aan de octetregel. Het stikstofatoom zal dus drie atoombindingen vormen.
- d** $\text{N} \equiv \text{N}$



3.3

A 13

- a** $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{N}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$
- b** $\text{O}=\text{O}$
- c** $\text{HC} \equiv \text{CH}$
- d** $\begin{array}{c} \text{Cl} \\ | \\ \text{Cl}-\text{C}-\text{Cl} \\ | \\ \text{Cl} \end{array}$

**B 14**

- b** Je kunt meerdere structuurformules tekenen bij de molecuulformule C_2H_6O . Dit houdt in dat er ook meerdere stoffen zijn met deze molecuulformule. Voor iedere stof is een andere naam nodig, dus is hier een andere naamgeving nodig. Voor een deel ken je deze naamgeving van vorig jaar. Je gaat hier in hoofdstuk 6 mee verder.

B 15

- a** $\Delta EN_{F-Cl} = 4,0 - 3,2 = 0,8$. Op grond van dit verschil in elektronegativiteit kun je stellen dat de F-Cl-atoombinding een polaire atoombinding is.
- b** Het fluoratoom heeft de lading δ^- omdat de elektronegativiteit van fluor groter is.
- c** $\Delta EN_{F-H} = 4,0 - 2,1 = 1,9$
- d** Op grond van het verschil in elektronegativiteit zou de binding in HF een ionbinding moeten zijn, maar omdat HF geen zout is, heb je hier te maken met een sterke polaire atoombinding.
- e** Het fluoratoom heeft de lading δ^- , het waterstofatoom is δ^+ .

B 16

- a** HBr en CH_4 zijn moleculair omdat de formules van de stoffen enkel bestaan uit niet-metaalatomen. NaF en BaO zijn zouten omdat de formules van de stoffen bestaan uit de combinatie van een metaal met een niet-metaalatom.
- b** NaF: ionbinding
HBr: atoombinding
 CH_4 : atoombinding
BaO: ionbinding
- c** NaF: $\Delta EN_{F-Na} = 4,0 - 0,9 = 3,1$, dus er is sprake van een ionbinding.
HBr: $\Delta EN_{Br-H} = 3,0 - 2,1 = 0,9$, dus er is sprake van een polaire atoombinding.
 CH_4 : $\Delta EN_{C-H} = 2,5 - 2,1 = 0,4$, dus er is sprake van een apolaire atoombinding.
BaO: $\Delta EN_{O-Ba} = 3,5 - 0,9 = 2,6$, dus er is sprake van een ionbinding.

B 17

- a** De kristalstructuur is heel compact doordat de C-atomen worden bijgehouden door vier sterke covalente bindingen in een tetraëderstructuur.
- b** In diamant komen geen geladen deeltjes voor die kunnen bewegen.
- c** Grafiet bestaat uit laagjes koolstofatomen met een zeshoekige structuur. 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.
- d** 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. Hierdoor kunnen die laagjes elkaar loslaten en bij wrijving over bijvoorbeeld papier een spoor nalaten.

- e Het is heel sterk door de sterke covalente bindingen.
- f Grafeen is een fantastisch goede geleider omdat er steeds maar drie covalente bindingen zijn en de vrije elektronen door de losse velletjes gemakkelijk over het oppervlak kunnen bewegen.

3.3 Binding tussen moleculen

A 18 

- 1 De vanderwaalsbindingen worden verbroken (en weer opnieuw gevormd).
- 2 De vanderwaalsbindingen worden verbroken.
- 3 De atoombindingen worden verbroken.
- 4 De atoombindingen worden verbroken (en er worden nieuwe atoombindingen gevormd).

A 19

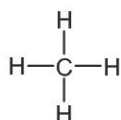
- I Juist. Een polair molecuul heeft een ladingsverdeling in het molecuul. Er moeten één of meerdere polaire atoombindingen aanwezig zijn om deze ladingsverdeling te krijgen. Maar er kunnen daarnaast ook apolaire bindingen in het molecuul voorkomen.
- II Juist. Als het effect van de polaire atoombindingen door de bouw van het molecuul wordt opgeheven, ontstaan er geen positieve en negatieve kant aan het molecuul. Het molecuul is dan apolair.
- III Onjuist. Een apolair molecuul kan ook polaire atoombindingen hebben.

A 20 

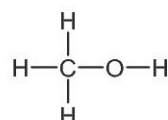
Het zwaveldioxidemolecuul heeft twee polaire atoombindingen en is niet lineair. Daardoor ontstaat er een ladingsverdeling in het molecuul en is dit molecuul een dipoolmolecuul. In het koolstofdioxidemolecuul zijn ook twee polaire atoombindingen, maar dit molecuul is lineair en dan wordt het effect van de polaire atoombindingen opgeheven door de bouw van het molecuul.

A 21

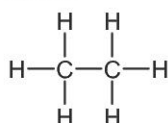
a methaan



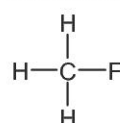
methanol



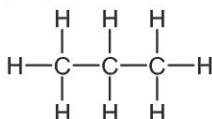
ethaan



fluormethaan



propaan



- b De molecuulmassa van de stoffen wordt steeds hoger, de vanderwaalsbinding wordt steeds sterker, dus is er een hoger kookpunt.
- c Nee, als je kijkt naar het kookpunt van fluormethaan, dan ligt dit tussen die van propaan en ethaan in. De molecuulmassa van chloormethaan ligt ook tussen de molecuulmassa's van deze twee stoffen in. Het effect van de dipool-dipoolbinding is dus erg klein.
- d Bij methanol is er sprake van een hele sterke dipool-dipoolbinding, namelijk de waterstofbrug. Deze waterstofbrug moet worden verbroken om de stof methanol te laten koken. Daarom is het kookpunt erg hoog.

B 22

- I Dit is juist. Door een hogere molecuulmassa wordt de vanderwaalsbinding sterker.
- II Dit is niet juist. De hoogte van het kookpunt is afhankelijk van de bindingen tussen moleculen. Atoombindingen bevinden zich in moleculen. Bij het koken blijven de moleculen zelf intact.
- III Dit is juist. Bij ontleden verbreek je de bindingen in moleculen. Hoe sterker de atoombindingen zijn, hoe meer energie (in de vorm van warmte) je nodig hebt om deze te verbreken.

B 23

Als de gekko water aan zijn pootjes heeft zullen de watermoleculen elkaar goed vasthouden, maar geen vanderwaalsbindingen aangaan met de haartjes op de poten van de gekko (en het oppervlak): de gekko valt naar beneden.

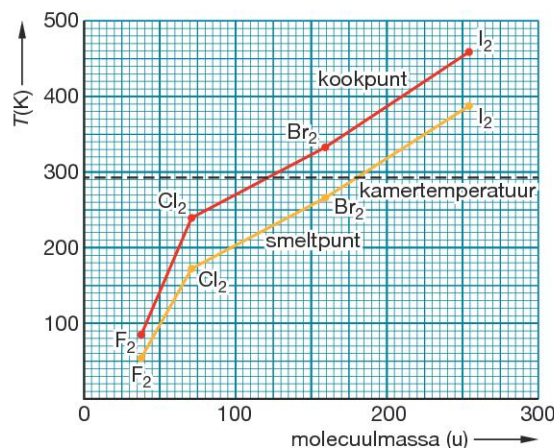
B 24

a,b

stof	smeltpunt (K)	kookpunt (K)	molecuulmassa (u)
F ₂	54	85	38,00
Cl ₂	172	239	70,90
Br ₂	266	332	159,80
I ₂	387	458	253,8

c,d Zie figuur 3.4.

- e Hoe groter de molecuulmassa van een stof, des te sterker is ook de vanderwaalsbinding. Bij sterkere vanderwaalsbindingen zullen het smeltpunt en het kookpunt ook hoger liggen. Gaande van F₂ naar I₂ neemt de molecuulmassa toe. Ook de smelt- en kookpunten komen dan steeds hoger te liggen.
- f Trek een horizontale lijn bij $T = \text{kamertemperatuur}$ (293 K). Kijk nu of het kookpunt van de stof boven of onder die lijn ligt. Is het kookpunt van een stof lager dan kamertemperatuur, dan is die stof bij kamertemperatuur gasvormig. Bij fluor en chloor is dat het geval. Broom is een vloeistof bij kamertemperatuur en jood is een vaste stof.



3.4

B 25

- a De formule van koolstofdисульфide is: CS₂. Eén molecuul koolstofdисульфide bestaat dus uit één C-atoom en twee S-atomen. De covalentie van C is 4 en S heeft een covalentie van 2. Daarom is de structuurformule S=C=S.
- b Kamertemperatuur is 25 °C = 298 K. Deze temperatuur ligt tussen het smeltpunt en het kookpunt in, zodat de stof bij 298 K wel is gesmolten, maar nog niet is verdampt. Conclusie: de stof is bij 298 K vloeibaar.
- c Bij het kookpunt worden de vanderwaalsbindingen verbroken. Bij het ontleden worden atoombindingen verbroken. Atoombindingen zijn (gemiddeld) veel sterker dan de vanderwaalsbindingen, dus zal de temperatuur waarbij de stof begint te ontleden ook veel hoger zijn dan het kookpunt.

B 26

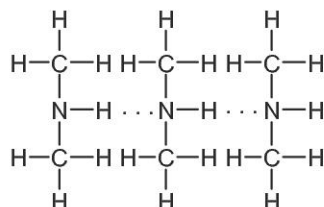
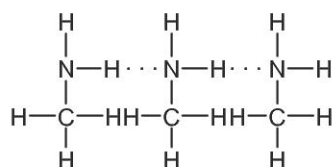
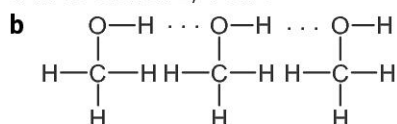
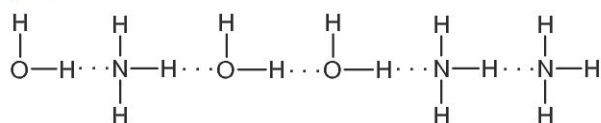
- a** De molecuulformule van allebei de stoffen is C_5H_{12} . De molecuulmassa is 72,15 g.
- b** Het kookpunt van dimethylpropan is 283 K, het kookpunt van pentaan is 309 K.
Moleculen van de stof dimethylpropan hebben een rondere vorm. Hierdoor is er minder contactoppervlak tussen de moleculen mogelijk. Het gevolg is dat de vanderwaalsbinding zwakker is. Daarom is het kookpunt lager.
- c** De atoombindingen
- d** Bij het verbranden worden atoombindingen verbroken, maar er worden ook weer nieuwe atoombindingen gevormd. Het kost energie om de atoombindingen te verbreken, maar er komt ook weer energie vrij bij het vormen van nieuwe atoombindingen.
Bij ontleden worden atoombindingen verbroken, maar geen nieuwe atoombindingen gevormd. Dat kost dus veel meer energie. Verbranden zal dus bij een lagere temperatuur kunnen verlopen dan ontleden.

B 27

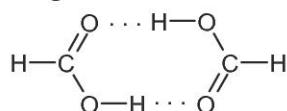
Als er maar één polaire atoombinding in een molecuul aanwezig is kan het effect van deze binding niet door de bouw van het molecuul worden opgeheven zoals bij CO_2 .

B 28

- a** In de stoffen 1, 4 en 5

**B 29****B 30** ★

De O-H-groep kan een waterstofbrug geven en de C=O-groep kan een waterstofbrug ontvangen.

**B 31**

- a** De ruimte tussen moleculen van een bepaalde stof is in de vaste fase meestal kleiner dan in de vloeibare fase. Het aantal moleculen dat zich in een bepaald volume bevindt, is daardoor in de vaste fase hoger dan in de vloeibare fase. Dus is de dichtheid in de vaste fase hoger. Dichtheid is immers massa per volume.

- b** In ijs vormen de watermoleculen waterstofbruggen met steeds twee andere watermoleculen. Hierbij ontstaat een structuur met zeshoeken waar ruimte tussen zit. De ruimte tussen de watermoleculen in ijs is groter dan de ruimte tussen de moleculen water in vloeibaar water. Het aantal moleculen dat zich in een bepaald volume bevindt, is in ijs daardoor lager dan in water. Ijs heeft daardoor een lagere dichtheid dan water.
- c** Je gebruikt bij je antwoord zowel het microniveau als het mesoniveau. Het vormen van waterstofbruggen is het microniveau, voor het verklaren van de kleinere dichtheid van ijs heb je de structuur van het mesoniveau nodig.

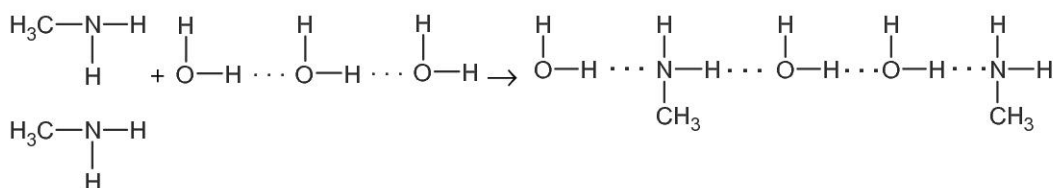
C 32

- a**
- Chloormethaan wordt veel gebruikt als koudemiddel (freon 40). Vanwege de giftigheid wordt het tegenwoordig niet meer in consumentenproducten toegepast.
 - Dichloormethaan wordt gebruikt als verfabijsmiddel en ontvettingsmiddel en als oplosmiddel in de industrie.
 - Trichloormethaan, chloroform wordt gebruikt als oplosmiddel en voor de fabricage van chloorfluorkoolwaterstoffen (cfk's).
 - Tetrachloormethaan of tetra werd veel gebruikt als apolair oplosmiddel in de chemie voor bijvoorbeeld vetten, zwavel en jood.
- b** In de moleculen treden covalente bindingen op. De bindingen tussen C en H zijn apolair, de bindingen tussen C en Cl zijn polair. Tussen de moleculen treden vanderwaalsbindingen op, die voor een belangrijk deel de hoogte van de kookpunten verklaren. Daarnaast zijn sommige moleculen dipoolmoleculen.
- c** De moleculen van trichloormethaan en tetrachloormethaan zijn niet polair genoeg om met water te kunnen mengen.
Chloormethaan en dichloormethaan bestaan uit dipoolmoleculen, waardoor de oplosbaarheid in water iets beter is.
- d** In tetrachloormethaan komt geen water voor. Het is een apolaire zuivere stof.

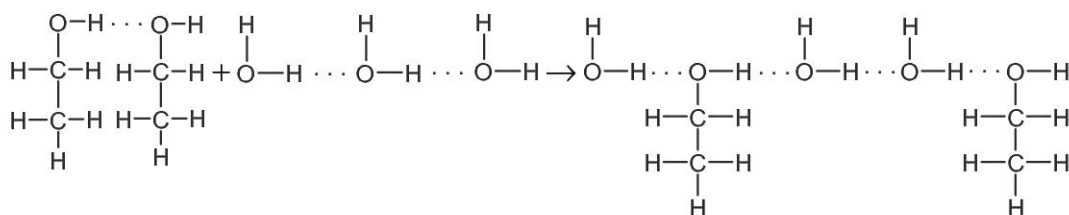
3.4 Moleculaire stoffen mengen

A 33

- a** In het gas methaanamine zitten de moleculen ver uit elkaar, er zijn geen waterstofbruggen tussen de moleculen aanwezig.
In vloeibaar water zitten de watermoleculen dichtbij elkaar, verbonden met waterstofbruggen. Als methaanaminegas oplost in water, dan vormen de methaanaminemoleculen waterstofbruggen met de watermoleculen. De waterstofbruggen tussen watermoleculen worden dan verbroken, vervolgens worden er nieuwe gevormd.



- b** In vloeibaar ethanol zitten de ethanolmoleculen dichtbij elkaar, verbonden met waterstofbruggen. Als ethanol oplost in water, dan worden de waterstofbruggen tussen de ethanolmoleculen en de waterstofbruggen tussen de watermoleculen verbroken. Vervolgens worden er nieuwe gevormd.



A 34

- a** De molecuulformule van benzeen is C_6H_6 , er komen alleen C-C- en C-H-bindingen in benzeen voor. Dat zijn apolaire bindingen, dus is benzeen een hydrofobe stof.
- b** Zwavel heeft alleen zwavelmoleculen en heeft dan geen polaire bindingen. Het is een hydrofobe stof en zal oplossen in benzeen.
- c** Benzeen is een hydrofobe vloeistof met een dichtheid kleiner dan die van water. Er vormen zich twee lagen, met water als onderste. De hydrofobe gele zwavel is opgelost in de benzeenlaag.

B 35

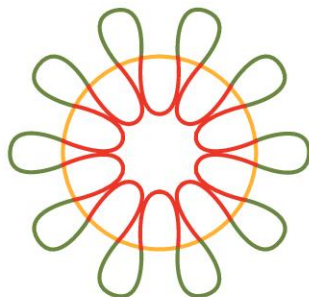
- a** Als er evenwicht is gaat er evenveel CO_2 van de cola naar de luchtlaag als er van de luchtlaag naar de cola gaat. De CO_2 -concentratie in de cola blijft constant.
- b**
$$\frac{\text{concentratie } CO_2 \text{ (cola)}}{\text{concentratie } CO_2 \text{ (lucht)}} = \text{constant}$$

B 36

- a** Aardolie is een mengsel van apolaire koolwaterstofmoleculen die geen waterstofbruggen kunnen vormen, dus aardolie mengt niet met water.
- b** Een mengsel kan zinken, waardoor de olie niet op de kust aanspoelt.
- c** Door een emulgator toe te voegen

C 37

- a** Om de hoeveelheid benodigd medicijn te bepalen en zeker te weten dat het medicijn op de juiste plek aankomt is het nodig te begrijpen hoe het transport van het medicijn plaatsvindt.
- b** De tekening moet bestaan uit een bolletje gevormd door de rode stukjes in het midden, de groene delen moeten aan de buitenkant zijn getekend. Zie figuur 3.5.

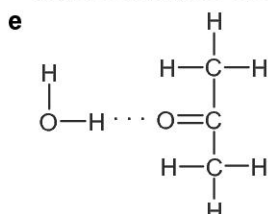


3.5

- c** Het polymeermolecuul is een heel groot molecuul waarin een groot aantal verschillende kleine moleculen aan elkaar zijn gekoppeld. Door interactie met oplosmiddelen ontstaat een andere structuur. Je bekijkt de stof dus in een groter systeem van polymeermoleculen met moleculen van oplosmiddelen. Het model is dan een model op mesoniveau.
- d** Bij een schijfje is het oppervlak waarmee contact kan worden gemaakt groter.
- e** Er stelt zich een dynamisch evenwicht in. Het geneesmiddel zal zich verdelen over de olie (apolair) in het lichaamsvocht (polair). Het deel van het geneesmiddel dat oplost in het lichaamsvocht wordt steeds afgevoerd naar de rest van het lichaam via het bloed. Het gevolg is dat er steeds weinig tot geen geneesmiddel in het lichaamsvocht aanwezig is. Dit zal worden aangevuld vanuit de olielaag. Het geneesmiddel uit de olielaag zal dus langzaam oplossen in het lichaamsvocht.

C 38

- a,b** Heptaan is een koolwaterstof. Alle atoombindingen zijn apolair, dus heptaan is een hydrofobe stof. Dit verklaart ook waarom heptaan niet in water oplost. Zwavel heeft enkel apolaire atoombindingen, dus zwavel is een hydrofobe stof. Daarom lost het wel op in heptaan, dat ook hydrofoob is. Hexaan bestaat uit verbindingen van koolstof en waterstofatomen. De atoombindingen zijn apolair, hexaan is dus een hydrofobe stof. Daarom lost het niet op in het hydrofiele ammoniak. Glycerol is een polair molecuul. Hij kan waterstofbruggen vormen. Hexaan is een hydrofobe stof. Daarom lost glycerol niet op in hexaan.
- c** Beide stoffen zijn hydrofoob, dus je verwacht dat hexaan in heptaan oplost.
- d** Aceton lijkt wel zowel een polair als een apolair molecuul te zijn. Het lost op in het hydrofobe hexaan en in water. De binding tussen het C- en het O-atoom in aceton is een polaire atoombinding ($\Delta EN = 1,0$). De bindingen tussen de C- en de H-atomen zijn apolair ($\Delta EN = 0,4$). Het molecuul heeft dus een polair en een apolair deel. Acetonmoleculen kunnen geen waterstofbruggen vormen. Deze hoeven dan ook niet te worden verbroken tijdens het oplossen in hexaan. Acetonmoleculen kunnen wel waterstofbruggen ontvangen van bijvoorbeeld watermoleculen. Het verbreken van de waterstofbruggen tussen de watermoleculen wordt dus gecompenseerd.

**C 39** ★

- a** In moleculen MTBE komen geen $-OH$ - en/of $-NH$ -groepen voor die waterstofbruggen kunnen vormen. Daardoor is MTBE een hydrofobe stof en zal het slecht oplossen in water en goed oplossen in de hydrofobe benzene.
- b** Elke stof die in een hydrofiel en een hydrofoob oplosmiddel kan oplossen (ook al is dat maar een klein beetje) verdeelt zich volgens een vaste verhouding over beide vloeistoffen. Er treedt een verdelingsevenwicht op, waardoor ook in water een kleine hoeveelheid MTBE voor zal komen.
- c** In het reservoir zit $150 \cdot 10^3$ g MTBE. De molaire massa van MTBE is: $5 \times 12,01 + 12 \times 1,008 + 1 \times 16,00 = 88,15 \text{ g mol}^{-1}$.

$$150 \cdot 10^3 \text{ g MTBE} \triangleq \frac{1,50 \cdot 10^5 \text{ g}}{88,15 \text{ g mol}^{-1}} = 1,7 \cdot 10^3 \text{ mol MTBE in het reservoir.}$$

In het reservoir bevindt zich $5,0 \cdot 10^6 \text{ m}^3 = 5,0 \cdot 10^9 \text{ L}$.

$$\text{Per liter bevat het reservoir dus } \frac{1,7 \cdot 10^3 \text{ mol}}{5,0 \cdot 10^9 \text{ L}} = 3,4 \cdot 10^{-7} \text{ mol MTBE.}$$

De norm van $2,0 \cdot 10^{-7}$ mol MTBE per liter is dus overschreden.

3.5 Rekenen aan gassen

A 40 ●

1 dm^3 zuurstof bevat evenveel moleculen als 1 dm^3 waterstof. Aangezien een zuurstofmolecuul een grotere massa heeft dan een waterstofmolecuul, zal 1 dm^3 zuurstof ook een grotere massa hebben. Hieruit volgt dat de dichtheid van zuurstof groter is dan die van waterstof.

A 41

a $0,06 \times 2,4 = 0,144 \rightarrow 0,1$

b $\frac{2 \cdot 10^8}{4,1 \cdot 10^3} = 4,878 \cdot 10^4 \rightarrow 5 \cdot 10^4$

c $\frac{9,8 \cdot 10^{-2} \times 1,03 \cdot 10^5}{6 \cdot 10^2} = 1,6823 \cdot 10^1 \rightarrow 2 \cdot 10^1$

Let op! Je mag geen 20 opschrijven, je hebt maar één significant cijfer.

A 42**a**

hoeveelheid gas (dm ³)	24,5	12,0
hoeveelheid gas (mol)	1,00	x

$$x = \frac{12,0 \text{ dm}^3 \times 1,00 \text{ mol}}{24,5 \text{ dm}^3} = 4,90 \cdot 10^{-1} \text{ mol CO}_2$$

b

hoeveelheid gas (dm ³)	24,5	4,0
hoeveelheid gas (mol)	1,00	x

$$x = \frac{4,0 \text{ dm}^3 \times 1,00 \text{ mol}}{24,5 \text{ dm}^3} = 0,16 \text{ mol lucht } (= 1,6 \cdot 10^{-1} \text{ mol})$$

c

hoeveelheid gas (dm ³)	24,5	18,0
hoeveelheid gas (mol)	1,00	x

$$x = \frac{18,0 \text{ dm}^3 \times 1,00 \text{ mol}}{24,5 \text{ dm}^3} = 0,735 \text{ mol O}_3 (= 7,35 \cdot 10^{-1} \text{ mol})$$

d

hoeveelheid gas (dm ³)	24,5	1,0
hoeveelheid gas (mol)	1,00	x

$$x = \frac{1,0 \text{ dm}^3 \times 1,00 \text{ mol}}{24,5 \text{ dm}^3} = 4,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol Ar}$$

B 43

a Let op: $25,3 + 1,25 = 26,55$. De laatste 5 in dit getal is niet significant volgens de optel/afbrekregel uit hoofdstuk 2. Het aantal significante cijfers van deze optelling is dus drie.

$$\frac{6,45 \cdot 10^{-2} \times 3,17}{(25,3 + 1,25) \times 1,00 \cdot 10^{-3}} = 7,96. \text{ De uitkomst is in drie significante cijfers, want alle}$$

meetwaarden zijn uiteindelijk in drie cijfers.

b De uitkomst van $106,3 - 0,75 = 105,55$. Daarvan is 105,5 significant en dat zijn vier cijfers. De overige meetwaarden hebben drie significante cijfers, dus de uitkomst moet in drie cijfers.

$$\frac{4,75 + 2,37}{(106,3 - 0,75) \times 5,34 \cdot 10^3} = 1,26 \cdot 10^{-5}$$

B 44

Het molair volume is voor alle onderdelen van deze opdracht $24,0 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$. Om in het rekenschema van mol gas naar het volume van het gas te gaan, moet je vermenigvuldigen met het molair volume.

a $2,0 \text{ mol methaan} \triangleq 2,0 \text{ mol} \times 24,0 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1} = 48 \text{ dm}^3 \text{ metaan } (= 4,8 \cdot 10^1 \text{ dm}^3)$

b $0,30 \text{ mol knalgas} \triangleq 0,30 \text{ mol} \times 24,0 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1} = 7,2 \text{ dm}^3 \text{ knalgas}$

$$\text{c } 0,060 \text{ mol H}_2 \triangleq 0,060 \text{ mol} \times 24,0 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1} = 1,4 \text{ dm}^3 \text{ H}_2$$

$$\text{d } 2,5 \text{ mol koolstofmono-oxide} \triangleq 2,5 \text{ mol} \times 24,0 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1} = 6,0 \cdot 10^1 \text{ dm}^3 \text{ CO}$$

B 45

Gebruik het rekenschema in figuur 3.53 van je boek. Bij deze opgave is het volume van het gas steeds $1,00 \text{ dm}^3$, het molair volume $V_m = 22,2 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$. Je gaat voor elke berekening van het volume van het gas naar het aantal mol gas, dat is delen door V_m en daarna naar de massa van het gas door te vermenigvuldigen met de molaire massa van het gas.

$$\text{a } 1 \quad 1,00 \text{ dm}^3 \text{ CH}_4 \triangleq \frac{1,00 \text{ dm}^3}{22,2 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}} = 0,045 \text{ 05 mol CH}_4$$

De molaire massa van $\text{CH}_4 = 16,04 \text{ g mol}^{-1}$.

$$0,045 \text{ 05 mol CH}_4 \triangleq 0,045 \text{ 05 mol} \times 16,04 \text{ g mol}^{-1} = 0,723 \text{ g CH}_4.$$

2 Volgens de wet van Avogadro bevatten gelijke volumes van gassen hetzelfde aantal mol gas. Onder deze omstandigheden bevat $1,00 \text{ dm}^3$ neon ook $0,045 \text{ 05 mol}$ neon. De molaire massa van $\text{Ne} = 20,18 \text{ g mol}^{-1}$.

$$0,045 \text{ 05 mol neon} \triangleq 0,045 \text{ 05 mol} \times 20,18 \text{ g mol}^{-1} = 0,909 \text{ g Ne}$$

3 Het aantal mol gas is weer $0,045 \text{ 05 mol}$ helium.

De molaire massa van $\text{He} = 4,003 \text{ g mol}^{-1}$.

$$0,045 \text{ 05 mol He} \triangleq 0,045 \text{ 05 mol} \times 4,003 \text{ g mol}^{-1} = 0,180 \text{ g He}$$

4 Het aantal mol gas is weer $0,045 \text{ 05 mol}$ propaan.

De molaire massa van propaan = $44,09 \text{ g mol}^{-1}$.

$$0,045 \text{ 05 mol propaan} \triangleq 0,045 \text{ 05 mol} \times 44,09 \text{ g mol}^{-1} = 1,99 \text{ g C}_3\text{H}_8$$

5 Bereken eerst de 'gemiddelde molaire massa van lucht'. Stel dat lucht voor 21 volumeprocent uit O_2 ($M = 2 \times 16,00 \text{ g mol}^{-1}$) bestaat en voor de rest, 79 volumeprocent uit N_2 ($M = 2 \times 14,01 \text{ g mol}^{-1}$).

$$\text{Gemiddelde molaire massa van lucht} = 0,21 \times 32,00 \text{ g mol}^{-1} +$$

$$0,79 \times 28,02 \text{ g mol}^{-1} = 29 \text{ g mol}^{-1}.$$

Het aantal mol lucht is weer $0,045 \text{ 05 mol}$ lucht.

$$0,045 \text{ 05 mol lucht} \triangleq 0,045 \text{ 05 mol} \times 29 \text{ g mol}^{-1} = 1,3 \text{ g lucht}$$

b Bij de beantwoording van deze vraag gaan we ervan uit dat p en T binnen en buiten de ballonnen hetzelfde zijn. De ballonnen 1, 2 en 3 zullen stijgen in lucht, omdat de dichtheid van de gassen waarmee ze zijn gevuld, kleiner is dan de dichtheid van lucht. Ballon 4 zal dalen, omdat de dichtheid van propaan groter is dan die van lucht. Ballon 5 zal ook dalen hoewel de dichtheid van het gas binnen de ballon gelijk is aan die buiten de ballon. De massa van de ballon geeft hier de doorslag.

B 46

a Gegeven: dichtheid = $0,958 \text{ g mL}^{-1}$.

volume (L)	$1,00 \cdot 10^{-3}$	1,00
massa (g)	0,958	x

$$x = \frac{0,958 \text{ g} \times 1,00 \text{ L}}{1,00 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 958 \text{ g. } 1,00 \text{ L water heeft een massa van } 958 \text{ g.}$$

b De molaire massa van water = $18,02 \text{ g mol}^{-1}$.

hoeveelheid stof (mol)	1,00	x
massa (g)	18,02	958

$$x = \frac{958 \text{ g} \times 1,00 \text{ mol}}{18,02 \text{ g}} = 53,16 \text{ mol H}_2\text{O}$$

hoeveelheid gas (mol)	1,00	53,16
volume gas (dm^3)	31,1	x

$$x = \frac{31,1 \text{ dm}^3 \times 53,16 \text{ mol}}{1,00 \text{ mol}} = 1,65 \cdot 10^3 \text{ dm}^3 \text{ H}_2\text{O (g)}$$

B 47

a $\rho_{\text{water}}(293 \text{ K}) = 0,998 \text{ g mL}^{-1}$, $\rho_{\text{benzeen}}(293 \text{ K}) = 0,88 \text{ g mL}^{-1}$

b

massa (g)	0,998	1,00
volume (mL)	1,00	x

$$x = \frac{1,00 \text{ g} \times 1,00 \text{ mL}}{0,998 \text{ g}} = 1,00 \text{ mL H}_2\text{O}$$

massa (g)	0,88	1,00
volume (mL)	1,00	x

$$x = \frac{1,00 \text{ g} \times 1,00 \text{ mL}}{0,88 \text{ g}} = 1,1 \text{ mL C}_6\text{H}_6$$

c De molaire massa van $\text{H}_2\text{O} = 18,02 \text{ g mol}^{-1}$.

massa (g)	0,998	18,02
volume (mL)	1,00	x

$$x = \frac{18,02 \text{ g} \times 1,00 \text{ mL}}{0,998 \text{ g}} = 18,1 \text{ mL H}_2\text{O}$$

De molaire massa van $\text{C}_6\text{H}_6 = 78,11 \text{ g mol}^{-1}$.

massa (g)	0,88	78,11
volume (mL)	1,00	x

$$x = \frac{78,11 \text{ g} \times 1,00 \text{ mL}}{0,88 \text{ g}} = 89 \text{ mL C}_6\text{H}_6$$

d Conclusie: voor vloeistoffen is het volume van één mol stof verschillend. Dit geldt ook voor vaste stoffen.**B 48**

a $\rho_{\text{ethanol}}(293 \text{ K}) = 0,80 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$

b $\rho_{\text{ethanol}}(293 \text{ K}) = 0,80 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3} = 0,80 \cdot 10^3 \text{ g L}^{-1} = 0,80 \text{ g mL}^{-1}$

$$1,00 \text{ g ethanol} \triangleq \frac{1,00 \text{ g}}{0,80 \text{ g mL}^{-1}} = 1,3 \text{ mL}$$

c De molaire massa van $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} = 46,07 \text{ g mol}^{-1}$.

$$1,00 \text{ g ethanol} \triangleq \frac{1,00 \text{ g}}{46,07 \text{ g mol}^{-1}} = 2,171 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$2,171 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \triangleq 2,171 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \times 29,5 \text{ dm}^3 = 0,640 \text{ dm}^3 = 6,40 \cdot 10^2 \text{ mL}$$

d In 1,00 gram ethanol zit $2,171 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ ethanolmoleculen (zie c).

$$2,171 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \triangleq 2,171 \cdot 10^{-2} \times 6,02 \cdot 10^{23} = 1,31 \cdot 10^{22} \text{ ethanolmoleculen}$$

e Het aantal moleculen moet gelijk blijven. Wat er verandert bij het verdampen en condenseren is de fase, niet de moleculen zelf. Er zitten dus evenveel ethanolmoleculen in de bij c berekende hoeveelheid gas.**B 49****a** In Binasc tabel 7 vind je het molair volume bij 298 K, dit is $24,5 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$.Eerst 7 g CO_2 omrekenen naar mol en dan naar volume.De molaire massa van $\text{CO}_2 = 44,01 \text{ g mol}^{-1}$.

$$7 \text{ g CO}_2 \triangleq \frac{7 \text{ g}}{44,01 \text{ g mol}^{-1}} = 0,1591 \text{ mol CO}_2$$

$$0,1591 \text{ mol} \triangleq 0,1591 \text{ mol} \times 24,5 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1} = 4 \text{ dm}^3$$

- b** In Binas tabel 44 staat dat de oplosbaarheid van CO_2 bij 298 K 0,0335 mol per L is. Je moet 0,1591 mol oplossen, dat lukt dus niet.
- c** Je moet de benodigde CO_2 onder druk in de fles brengen.

C 50 ★

- a** Als $p \times V = \text{constant}$ moet blijven, dan moet $12 \text{ L} \times 300 \text{ bar}$ gelijk zijn aan

$$V_{\text{lucht}} \times 1,00 \text{ bar. In de fles is } \frac{12 \text{ L} \times 300 \text{ bar}}{1,00 \text{ bar}} = 3,6 \cdot 10^3 \text{ L lucht samengeperst.}$$

- b** Je ademt 16 keer 800 mL lucht per minuut.
Dat is $16 \times 800 = 12\,800 \text{ mL} = 12,8 \text{ L}$ per minuut.

$$\text{Je kunt } \frac{3,6 \cdot 10^3 \text{ L}}{12,8 \text{ L min}^{-1}} = 281 \text{ min} = \frac{281}{60} = 4,7 \text{ uur doen met een persluchtfles.}$$

- c** In de fles zit $3,6 \cdot 10^3 \text{ L}$ lucht, daarvan is $1/5$ deel zuurstof. Dit is $\frac{3,6 \cdot 10^3}{5} = 7,2 \cdot 10^2 \text{ L}$ zuurstof.

$$V_m = 24,5 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}. \\ 7,2 \cdot 10^2 \text{ dm}^3 \text{ zuurstof} \triangleq \frac{7,2 \cdot 10^2 \text{ dm}^3}{24,5 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}} = 29,388 \text{ mol O}_2.$$

$$\text{De molaire massa van O}_2 = 32,00 \text{ g mol}^{-1}.$$

$$29,388 \text{ mol O}_2 \triangleq 29,388 \text{ mol} \times 32,00 \text{ g mol}^{-1} = 9,4 \cdot 10^2 \text{ g O}_2$$

- d** Ingeademd $1200 \text{ mL} = 1,200 \text{ dm}^3$ zuurstof per minuut, $V_m = 24,5 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$.

$$1,200 \text{ dm}^3 \text{ O}_2 \triangleq \frac{1,200 \text{ dm}^3}{24,5 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}} = 4,898 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}_2$$

$$4,898 \cdot 10^{-2} \text{ mol O}_2 \triangleq 4,898 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \times 32,00 \text{ g mol}^{-1} = 1,57 \text{ g O}_2$$

- e** De fles bevat $9,4 \cdot 10^2 \text{ g}$ zuurstof, de longen nemen per minuut $1,57 \text{ g}$ zuurstof op.

$$\text{Theoretisch zou je dus } \frac{9,4 \cdot 10^2}{1,57} = 599 \text{ minuten} = 10 \text{ uur met een persluchtfles moeten doen.}$$

- f** De longen nemen maar een gedeelte van de ingeademde zuurstof op, een deel wordt weer uitgeademd.

C 51

$100,0 \text{ cm}^3 \text{ CO}_2$ heeft een massa van 0,176 g, dan heeft $1,000 \text{ dm}^3$ een massa van 1,76 gram CO_2 .

Je wilt het volume van één mol gas weten en daarvoor bereken je eerst hoeveel mol je hebt:

massa CO_2 (g)	44,01	1,76
hoeveelheid CO_2 (mol)	1,00	x

$$x = \frac{1,76 \text{ g} \times 1,00 \text{ mol}}{44,01 \text{ g}} = 0,039\,99 \text{ mol CO}_2. \text{ Dit neemt een volume van } 1,000 \text{ dm}^3 \text{ in:}$$

hoeveelheid gas (mol)	0,039 99	1,00
volume gas (dm^3)	1,00	x

$$x = \frac{1,00 \text{ mol} \times 1,00 \text{ L}}{0,039\,99 \text{ mol}} = 25,0 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2. V_m \text{ is dus bij deze omstandigheden } 25,0 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}.$$

Afsluiting

1 

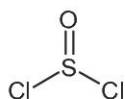
a,b

- 1 Ag is een metaal, het kan zowel in vaste als in vloeibare fase stroom geleiden.
- 2 ICl is een moleculaire stof, in geen enkele fase kan deze stof stroom geleiden.
- 3 Na₂S is een zout. In vaste toestand is er geen stroomgeleiding, in gesmolten toestand wel.
- 4 K is een metaal, het kan zowel in vaste als in vloeibare fase stroom geleiden.
- 5 S₈ is een moleculaire stof, in geen enkele fase is er stroomgeleiding.
- 6 PbCl₂ is een zout. In vaste toestand is er geen stroomgeleiding, in gesmolten toestand wel.
- 7 H₂O is een moleculaire stof, in geen enkele fase is er stroomgeleiding.
- 8 Ni is een metaal, het kan zowel in de vaste als in de vloeibare fase stroom geleiden.

formule	soort stof	elektrische geleiding	
		in vaste fase	in vloeibare fase
Ag	metaal	+	+
ICl	moleculaire stof	–	–
Na ₂ S	zout	–	+
K	metaal	+	+
S ₈	moleculaire stof	–	–
PbCl ₂	zout	–	+
H ₂ O	moleculaire stof	–	–
Ni	metaal	+	+

2

- a** In de formule SOCl₂ komen alleen symbolen voor van niet-metaalatomen.
- b** Als er één atoom zuurstof (met een covalentie van 2) en twee atomen chloor (beide met covalentie 1) zijn gebonden aan een zwavelatoom, dan moet zwavel wel de covalentie 4 hebben. Zie de structuurformule van SOCl₂.



- c** Bij deze chemische reactie ontstaan nieuwe stoffen. Zowel de bindingen *tussen* de SOCl₂- en de H₂O-moleculen als de bindingen *in* de SOCl₂- en de H₂O-moleculen worden verbroken. Er worden natuurlijk ook weer nieuwe atoombindingen gevormd.
- d** SOCl₂ + H₂O → SO₂ + 2 HCl

3

- a** De molecuulmassa van CO₂ is 12,01 + 2 × 16,00 = 44,01 u.
- b** De molecuulmassa van zuurstof is 32,00 u en de molecuulmassa van stikstof is 28,02 u. Het gewogen gemiddelde is dan 0,20 × 32,00 u + 0,80 × 28,02 u = 29 u.
- c** De moleculen bewegen zich in een gas op grote afstand van elkaar. CO₂-, N₂- en O₂-moleculen zijn kleine moleculen, dus waarschijnlijk zitten er per liter evenveel moleculen in een liter CO₂ als in een liter lucht.
- d** De dichtheid is de massa per volume-eenheid. In gelijke volumes bevinden zich evenveel moleculen, dus de dichtheid van het gas met de grootste molecuulmassa, hier CO₂, is het grootst.

- e** Bij het vrijkomen van 80 miljoen $\text{m}^3 \text{CO}_2$ is het gas over de kraterwand langs de hellingen naar beneden gezakt en omdat het zwaarder is dan lucht is het dicht bij de grond gebleven. Hierdoor zijn mensen en dieren gestikt.
- f** Het gas wordt door de druk van het water samengeperst en heeft dan een grotere dichtheid dan water, dus blijft het op de bodem van het meer. Bij lage temperatuur kan er meer gas oplossen in het water.
- g** Om ervoor te zorgen dat het CO_2 naar boven komt, moet je het voorzichtig oppompen.
- h** Er is 80 miljoen $\text{m}^3 \text{CO}_2$ ontsnapt. Dat is: $8,0 \cdot 10^7 \times 10^3 \text{ dm}^3 = 8,0 \cdot 10^{10} \text{ dm}^3$.
 1,00 mol gas bij $T = 298 \text{ K}$ en $p = p_0$ heeft een volume van: $24,5 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$.

volume CO_2 (dm^3)	24,5	$8,0 \cdot 10^{10}$
hoeveelheid CO_2 (mol)	1,00	x

$$x = \frac{8,0 \cdot 10^{10} \text{ dm}^3 \times 1,00 \text{ mol}}{24,5 \text{ dm}^3} = 3,3 \cdot 10^9 \text{ mol CO}_2$$

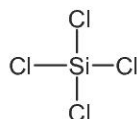
- i** Bereken hoeveel ton CO_2 is opgestegen.

hoeveelheid CO_2 (mol)	1,00	$3,3 \cdot 10^9$
massa CO_2 (g)	44,01	x

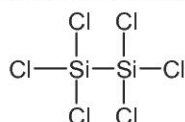
$$x = \frac{44,01 \text{ g} \times 3,3 \cdot 10^9 \text{ mol}}{1,00 \text{ mol}} = 1,44 \cdot 10^{11} \text{ g CO}_2 = 1,4 \cdot 10^8 \text{ kg} = 1,4 \cdot 10^5 \text{ ton CO}_2$$

4

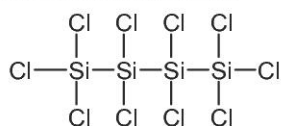
- a** De elementen silicium en chloor zijn allebei niet-metalen. Een verbinding van deze twee atoomsoorten wordt dus altijd een moleculaire stof. Dat klopt ook met de betrekkelijk lage kookpunten.
- b** siliciumtetrachloride



disiliciumhexachloride



trisiliciumoctachloride



Als je een telwoord zoekt dat je niet hebt hoeven leren (groter dan acht), kun je dat opzoeken in Binas tabel 66C.

- c** Als de molecuulmassa groter wordt, dan wordt de vanderwaalsbinding sterker en daarmee het kookpunt hoger.
- d** Het kookpunt van SiCl_4 is veel lager dan het kookpunt van de andere verbindingen. Het kan dus via destillatie worden verkregen.

5

- a** De molaire massa van ethoxyethaan = $(4 \times 12,01) + (10 \times 1,008) + 1 \times 16,00 = 74,12 \text{ g mol}^{-1}$.
- b** $308 \text{ K} = 35 \text{ }^\circ\text{C}$ (Binas tabel 42B)

c In Binas tabel 7 zie je dat bij $T = 273 \text{ K}$ en $p = p_0$: $V_m = 22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$.

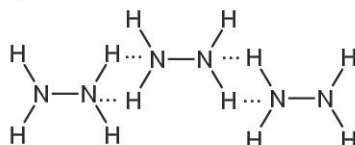
$$1,00 \text{ dm}^3 \text{ ether} \triangleq \frac{1,00 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}} = 4,46 \cdot 10^{-2} \text{ mol ether}$$

d Ethoxyethaan vormt een explosief mengsel met lucht en omdat de dichtheid van de damp groter is dan die van lucht, blijft het mengsel op de grond hangen. Het richt dan bij ontploffen heel veel schade aan.

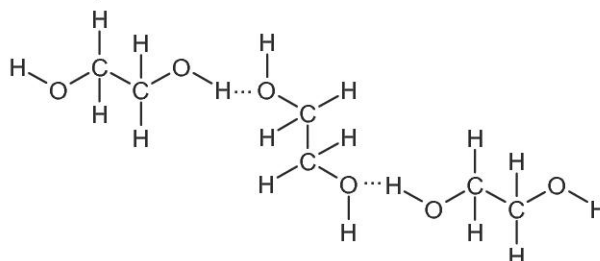
6 ★

a methanal is (g), de andere stoffen zijn (l)

b hydrazine



ethaan-1,2-diol



c In ethaan-1,2-diol komen waterstofbruggen voor, in ethaanthiol niet. Hierdoor worden de bindingen tussen de moleculen in ethaanthiol gemakkelijk verbroken: er is een lager smelt- en kookpunt.

7 ⊙

a De covalentie van stikstof is 3, dat betekent dat in een molecuul N_2 er tussen de N-atomen een driedubbele binding is, een zeer sterke binding.

b De term ontleden wordt gebruikt voor deeltjes die uit twee of meer verschillende atomen zijn opgebouwd. Het stikstofmolecuul bestaat uit twee dezelfde atomen.

c $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$

d Atoombindingen, het is een moleculaire stof.

e Dat is de vanderwaalsbinding.

f De 'N-kant' is een beetje negatief geladen omdat het N-atoom een hogere elektronegativiteit heeft dan de H-atomen. De elektronen bevinden zich dus dicht bij het N-atoom dan bij de H-atomen.

g Ammoniak is een polair molecuul. Het is in staat om waterstofbruggen te vormen met water. Daarom is het goed oplosbaar in water.

8 ★

a $\text{As}_2\text{O}_3 (\text{s})$

b Nee, in beide gevallen zal $\text{As}_2\text{O}_3 (\text{s})$ niet geleiden. Als As een metaal is, is $\text{As}_2\text{O}_3 (\text{s})$ een zout. Een vast zout geleidt niet. Als As een niet-metaal is, is As_2O_3 een moleculaire stof en die geleidt de elektrische stroom ook niet.

c Ja, als As een metaal zou zijn, dan was AsH_3 een vaste stof bij kamertemperatuur en dat is niet zo. Dus As is een niet-metaal en AsH_3 een moleculaire stof.

d Je moet vaststellen of de arseenspiegel de elektrische stroom geleidt.

e De arseenspiegel geleidt de stroom niet, want As staat bij de niet-metalen.