

Stoffen en reacties

3.1 Een indeling van stoffen

A 1 

De stof moet bestaan uit geladen deeltjes.

De geladen deeltjes moeten vrij kunnen bewegen.

A 2

Moleculaire stoffen, zouten en metalen

A 3

Zink is een metaal, geleidt in de vaste en de vloeibare fase. Natriumchloride is een zout en geleidt alleen in de vloeibare fase. Kamfer is een moleculaire stof en geleidt nooit stroom.

B 4

Bij schrikdraad krijg je een schok als je de draad aanraakt. Bij een elektriciteitsnoer zorgt het pvc ervoor dat je geen schok krijgt. Pvc geleidt dus geen stroom. Het is een moleculaire stof.

A 5

a In de formules van moleculaire stoffen staan uitsluitend symbolen van niet-metalen.

b In de formules van zouten worden symbolen van een metaal en een niet-metaal gecombineerd.

c In de formules van metalen staat uitsluitend een symbool van een metaal.

B 6

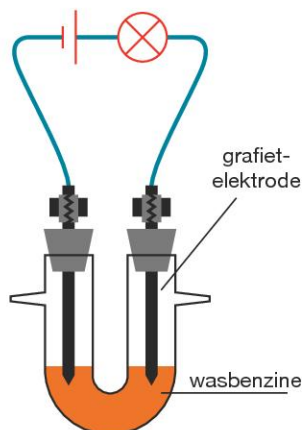
a In de formule van een verbinding komen verschillende soorten atomen voor, in de formule van een element komen uitsluitend atomen van dezelfde soort voor.

b Moleculaire stoffen kunnen ook elementen zijn: H_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , P_4 , S_8 , enzovoort.

B 7

a Als het lampje in de stroomkring van de opstelling in figuur 3.1 gaat branden, geleidt de stof stroom, anders niet.

b Barry ziet dat de led niet gaat branden, want C_8H_{18} is een moleculaire stof.



3.1

B 8

- a** natrium (Na^+), chloride (Cl^-), kalium (K^+) en calcium (Ca^{2+}) leveren een bijdrage aan de stroomgeleiding, het zijn geladen deeltjes.
- b** Er is vocht nodig om ionen te kunnen laten bewegen. Met droge handen komt er geen stroomgeleiding.
- c** 2 uur en 45 minuten komt overeen met 2,75 uur, dus 2,75 liter zweet.
De sporter raakt dan $2,75 \times 300 \text{ mg}$ kaliumionen kwijt. Dat is $2,75 \times 300 \times 10^{-3} \text{ g} = 8,25 \cdot 10^{-1} \text{ g}$ kalium.

De molaire massa van kalium is $39,10 \text{ g mol}^{-1}$. Er is dus $\frac{8,25 \cdot 10^{-1}}{39,10} = 2,11 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ kaliumatomen verdwenen.

B 9**a,b**

naam	formule	soort stof	stroomgeleiding	
			(s)	(l)
waterstofperoxide	H_2O_2	moleculaire stof	nee	nee
magnesiumchloride	MgCl_2	zout	nee	ja
oliezuur	$\text{C}_{18}\text{H}_{34}\text{O}_2$	moleculaire stof	nee	nee
zink	Zn	metaal	ja	ja
zilverjodide	AgI	zout	nee	ja
natrium	Na	metaal	ja	ja

In de formule van een moleculaire stof komen alleen symbolen van niet-metalen voor. In formules van zouten worden symbolen van een metaal en een niet-metaal gecombineerd. In formules van metalen staat uitsluitend een symbool van een metaal.

3.2 Metalen en zouten

A 10

- a** Metalen geleiden stroom in de vaste fase door de vrije elektronen en in de vloeibare fase door de vrij bewegende metaalionen én de vrije elektronen.
- b** Zouten geleiden de stroom alleen in vloeibare fase. Als het zout smelt, komen de ionen los uit het ionrooster en kunnen dan vrij bewegen. De ionen zorgen dan voor de geleiding.

B 11

- a** De elektronen in de buitenste schil van het metaalatom kunnen loskomen uit het atoom waardoor een positief geladen metaalion ontstaat. De vrij bewegende elektronen en de positieve metaalionen trekken elkaar sterk aan. Deze aantrekkingskracht is de metaalbinding.
- b** Een ionrooster is opgebouwd uit positieve en negatieve ionen. Deze ionen trekken elkaar sterk aan en vormen zo de ionbinding.

B 12

De ionbinding in zouten is heel sterk. Daardoor is er meer energie nodig om die bindingen te verbreken en hebben zouten hoge smeltpunten.

B 13

De sterkte van de ionbinding hangt samen met het soort ionen in het zout. Kennelijk is de ionbinding tussen ijzerionen en chloride-ionen minder sterk dan de ionbinding tussen ijzerionen en zuurstofionen. Er is dus minder energie nodig om FeCl_2 te smelten dan om FeO te smelten.

A 14

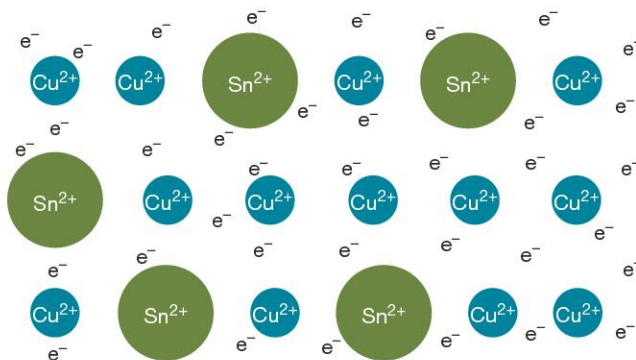
In een metaal kunnen de positieve ionen vrij gemakkelijk ten opzichte van elkaar verschuiven, de elektronen trekken de ionen nog even sterk aan: het metaal zal niet breken. In een zout kunnen de ionen niet goed langs elkaar schuiven: de ionen met gelijke lading stoten elkaar af en het zout breekt.

B 15

- a** Een legering is een afgekoeld mengsel van samengesmolten metalen.
- b** Het gehalte aan koolstof in staal is vrij laag, de samenstelling van koolstofstaal is 99% Fe en 0,8% C. De samenstelling van gietijzer is 94% Fe, 2,5% Si en 2 tot 4% C. Het gehalte koolstof is veel hoger dan bij staal.
- c** De verstoring van het metaalrooster is bij gietijzer van een andere aard dan bij staal. Aantal en soort van de ingebouwde atomen verschillen en daarmee verschillen de eigenschappen van de legering.

B 16

Doordat in brons op diverse plaatsen in het rooster Sn^{2+} -ionen zitten die veel groter zijn dan Cu^{2+} -ionen kunnen de lagen niet meer langs elkaar schuiven en is het materiaal harder geworden. Zie figuur 3.2.



3.2

C 17

In messing zit volgens Binas tabel 9 maximaal 45 massa-% zink.
 100 kg messing bevat 45 kg zink.
 Je hebt 12,3 kg messing.
 Zet deze gegevens in een verhoudingstabel.

massa zink (kg)	45	x
massa messing (kg)	100	12,3

Door gebruik te maken van kruisproducten vind je:

$$x = \frac{12,3 \times 45}{100} = 5,5 \text{ kg zink}$$

In 12,3 kg messing zit 5,5 kg zink.

A 18

Bij de vorming van ionen verandert de elektronenverdeling dusdanig dat het ion een elektronenverdeling krijgt die lijkt op die van het in het periodiek systeem dichtstbij staande edelgas.

B 19

Volgens Bohr heeft natrium een elektronenverdeling van 2,8,1. Natrium geeft een elektron af en krijgt een elektronenverdeling van 2,8 (neon). Fluor heeft volgens Bohr een elektronenverdeling van 2,7. Door het opnemen van een elektron van natrium wordt de elektronenverdeling 2,8 (neon). De ontstane Na^+ -ionen en F^- -ionen vormen door de ionbinding het zout natriumfluoride.

B 20

- a** 1 $2 \text{ Na (s)} + \text{Cl}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ NaCl (s)}$
 2 $\text{Mg (s)} + \text{Br}_2 \text{ (l)} \rightarrow \text{MgBr}_2 \text{ (s)}$
 3 $\text{Fe (s)} + \text{S (s)} \rightarrow \text{FeS (s)}$

- b** 1 Elk Na-atoom staat een elektron af. Hierbij ontstaat dezelfde elektronenverdeling als bij neon. Elk atoom chloor neemt een elektron op en krijgt dan dezelfde elektronenverdeling als argon.
 2 Elk Mg-atoom staat twee elektronen af. Hierbij ontstaat dezelfde elektronenverdeling als bij neon. Elk broomatoom neemt een elektron op en krijgt daarmee dezelfde elektronenverdeling als krypton.
 3 Elk Fe-atoom staat twee elektronen af. Hierdoor ontstaat geen edelgasconfiguratie. Elk zwavelatoom neemt twee elektronen op en lijkt daarmee op argon.
- c** Als pyriet een metaal zou zijn moet het in vaste toestand stroom kunnen geleiden. Dat gebeurt niet: het is een zout.

B 21 ★

- a** Hoe groter de lading, des te groter de aantrekkingskracht of de afstotende kracht. Mg^{2+} -ionen en O^{2-} -ionen trekken elkaar dus sterker aan dan Na^+ -ionen en Cl^- -ionen.
- b** Het smeltpunt van $\text{MgO} = 3098 \text{ K}$. Het smeltpunt van $\text{NaCl} = 1074 \text{ K}$.
 De aantrekkingskracht tussen de ionen in MgO is groter dan die tussen de ionen in NaCl . De ionbinding in MgO is daardoor sterker dan die in NaCl . Het smeltpunt van MgO is dus hoger dan dat van NaCl .

C 22

- a** Lithiumbromide is een zout omdat in de formule een symbool van een metaal (lithium) en een symbool van een niet-metaal (broom) voorkomt. Tetrabroommethaan is een moleculaire stof omdat in de formule alleen symbolen van niet-metalen (koolstof en broom) voorkomen.
- b** Lithiumbromide zal in vaste toestand geen stroom geleiden, maar in gesmolten toestand wel. Tetrabroommethaan is een moleculaire stof en zal nooit stroom geleiden.
- c** Lithiumatomen staan elk een elektron aan broomatoomen af. De lithiumatomen gaan zo over in positief geladen ionen. De Br-atomen nemen elk één elektron op en gaan daarbij over in negatief geladen bromide-ionen. Tussen de tegengesteld geladen ionen ontstaat een ionbinding. Er vormt zich een ionrooster.
- d** Lithiumbromide bestaat uit positieve en negatieve ionen. Tetrabroommethaan bestaat uit ongeladen moleculen.

C 23

- a** Ze moesten de rotsen vermalen en mengen met water. Als je dat aanbrengt op de rotswand verdampt het water en blijft de okerkleur over.
- b** Water heeft geen lading. Er zijn twee ijzerionen met een lading van $3+$, dat is totaal $6+$. Er zijn drie zuurstofionen met een totale lading van $6-$ om het geheel neutraal te maken. Dus het zuurstofion heeft een lading van $2-$.
- c** Als de verf snel breekt moet je niet in dikke lagen schilderen, maar een aantal dunne lagen op elkaar aanbrengen. Elke laag moet eerst droog zijn voor je de volgende aanbrengt.
- d** 10 Na^+ -ionen hebben een lading van $10+$. 6 Al^{3+} -ionen hebben een lading van $18+$, 6 Si^{4+} -ionen hebben een lading van $24+$. De totale positieve lading is $52+$. Er zijn 24 O^{2-} -ionen met een lading van $48-$, dus moeten er 2 S^{2-} -ionen zijn om de formule neutraal te maken.

3.3 Moleculaire stoffen

A 24

Moleculaire stoffen zijn opgebouwd uit ongeladen moleculen en kunnen dus in geen enkele fase stroom geleiden.

A 25 ○

mono, di, tri en tetra

B 26

- a** (mono)koolstofmono-oxide
- b** (mono)zwaveldioxide
- c** (mono)koolstofdioxide
- d** (mono)zwaveltrioxide
- e** difosfortrioxide
- f** distikstoftetraoxide

B 27

- a** H_2O
- b** PCl_3
- c** H_2O_2
- d** N_2O_4
- e** SiCl_4

A 28

- a** De elektronen die zorgen voor de binding met een ander atoom heten bindingselektronen.
- b** Twee atomen leveren elk een elektron aan een gemeenschappelijk elektronenpaar. De zo ontstane binding heet een atoombinding.

B 29

- a** H_2O : twee bindingen
 NH_3 : drie bindingen
 CH_4 : vier bindingen
 Cl_2 : 1 binding
- b** H_2O : het H-atoom deelt een e^- met O en lijkt dan op He, het O-atoom deelt 2 e^- met 2 H-atomen en lijkt dan op Ne.
 NH_3 : het H-atoom deelt een e^- met N en lijkt dan op He, het N-atoom deelt 3 e^- met 3 H-atomen en lijkt dan op Ne.
 CH_4 : het H-atoom deelt een e^- met C en lijkt dan op He, het C-atoom deelt 4 e^- met 4 H-atomen en lijkt dan op Ne.
 Cl_2 : het Cl-atoom deelt een e^- met een ander Cl-atoom en lijkt dan op Ar.

B 30

Er wordt geen gemeenschappelijk elektronenpaar gevormd, maar een elektron (of meer) springt over van het metaalatoom naar het niet-metaal atoom. Er ontstaan ionen en die vormen een ionbinding, dus er bestaat geen atoombinding.

C 31

Atoombindingen worden alleen verbroken bij een chemische reactie, niet bij een faseverandering. Bij het koken van water blijven de moleculen intact, bij het ontleden van water worden de atoombindingen verbroken.

A 32

De covalentie van een atoomsoort van een niet-metaal komt overeen met het aantal elektronen dat een atoom nodig heeft om de elektronenverdeling van een edelgas te krijgen. De covalentie geeft dus ook het aantal bindingen aan dat een atoom kan vormen.

B 33

- a** 1 Br staat in groep 17 en heeft daarom covalentie 1.
2 As staat in groep 15 en heeft daarom covalentie 3.
3 H staat in groep 1 en heeft daarom covalentie 1.
4 Si staat in groep 14 en heeft daarom covalentie 4.
5 Se staat in groep 16 en heeft daarom covalentie 2.
- b** 1 Br lijkt op Kr.
2 As lijkt op Kr.
3 H lijkt op He.

- 4 Si lijkt op Ar.
5 Se lijkt op Kr.

C 34

Natrium is een metaal en staat bij een chemische reactie een elektron af. Er wordt geen atoombinding gevormd.

A 35

Een structuurformule geeft aan welke atomen in een molecuul van de stof aanwezig zijn en hoe ze met elkaar verbonden zijn.

A 36

H_2 , C_2H_6 , CH_4O , C_2H_4 en N_2

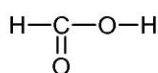
B 37

Aan een Se-atoom zitten twee bindingsstreepjes. De covalentie van de atoomsoort seleen is dus 2. Se staat in groep 16 van het periodiek systeem. Daaruit kun je ook afleiden dat de covalentie 2 is.

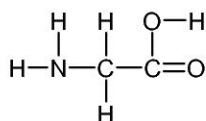
Aan een As-atoom zitten drie bindingsstreepjes. De covalentie van de atoomsoort arseen is dus 3.

As staat in groep 15 van het periodiek systeem. Daaruit kun je ook afleiden dat de covalentie 3 is.

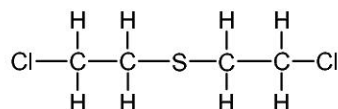
B 38



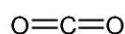
methaanzuur



aminoethaanzuur

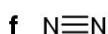
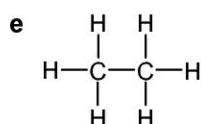
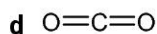
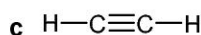
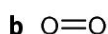
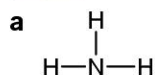


mosterdgas



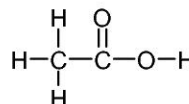
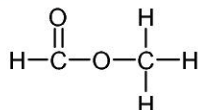
koolstofdioxide

B 39



C 40

Een C-atoom heeft vier elektronen in zijn buitenste schil en heeft er nog vier nodig om de elektronenverdeling van een edelgas te krijgen. Een H-atoom heeft één elektron in zijn buitenste schil en heeft er nog één nodig om de elektronenverdeling van een edelgas te krijgen. Het C-atoom deelt vier elektronen met vier H-atomen. Daardoor ontstaan vier atoombindingen tussen één C-atoom en vier H-atomen. De formule is dus CH_4 en niet CH_5 .

C 41 ★**C 42**

- a** Water behoort tot de moleculaire stoffen.
b Alleen covalente bindingen komen in een watermolecuul voor.
c Zuurstof heeft 2 elektronen in de K-schil en 6 in de L-schil, dus de elektronenverdeling is 2,6. Zie Binas tabel 99.
d Kunstsneeuw kristallen hebben een grote kern en kleine punten. Als die punten slijten, blijft er een compacte kern als bolletje over en dat slijt veel minder.
e Een hectare is een oppervlakte van 10 000 m². Het volume van een sneeuwlaag van 30 cm = 0,30 m is 10 000 × 0,30 = 3000 m³. Daarvoor is 760 000 L water nodig, dus per m³ sneeuw is $\frac{760\,000}{3000} = 253$ L water nodig.
f Met 40 miljard L water = 40 · 10⁹ L water kun je $\frac{40 \cdot 10^9}{253} = 1,6 \cdot 10^8$ m³ sneeuw maken.
g De totale kosten zijn dan 1,6 · 10⁸ × 3,00 euro = 4,8 · 10² miljoen euro.
h Het zout laat de sneeuw smelten, maar daarvoor is warmte nodig. De onderliggende sneeuw koelt af en een deel van het naar beneden sijpelende smeltwater bevroert opnieuw, waardoor de sneeuwlaag verhardt.

3.4 Rekenen aan reacties

C 43

- a** De molverhouding is de verhouding waarin hoeveelheden beginstoffen (in mol) met elkaar reageren en hoeveelheden reactieproducten (in mol) ontstaan.
b Stoichiometrische verhouding
c De molverhouding kun je aflezen uit een reactievergelijking. De molverhouding komt overeen met de coëfficiënten uit de reactievergelijking.

B 44

- a, b** 1 In 1 molecuul H₂O₂ komen 2 atomen O voor.
 De molverhouding H₂O₂ : O = 1 : 2.
 Eén mol H₂O₂ bevat dus twee mol O-atomen.
 2 In 1 molecuul O₂ komen 2 atomen O voor.
 De molverhouding O₂ : O = 1 : 2.
 Eén mol O₂ bevat dus twee mol O-atomen.
 3 In 1 molecuul O₃ komen 3 atomen O voor.
 De molverhouding O₃ : O = 1 : 3.
 Eén mol O₃ bevat dus drie mol O-atomen.
 4 In 1 molecuul C₂H₆O komt 1 atoom O voor.
 De molverhouding C₂H₆O : O = 1 : 1.
 Eén mol C₂H₆O bevat dus één mol O-atomen.

C 45

- a** 1,00 u = 1,66 · 10⁻²⁴ g
 Je hebt 16,04 u CH₄ = 16,04 × 1,66 · 10⁻²⁴ = 2,66 · 10⁻²³ g CH₄.
b M (molaire massa) van CuO = 63,55 + 16,00 = 79,55 g mol⁻¹.
 Je hebt 5,282 · 10⁻²² g CuO, zet deze gegevens in een verhoudingstabel.

$$\frac{5,282 \cdot 10^{-22}}{79,55} = 6,640 \cdot 10^{-24} \text{ mol CuO}$$

Je kunt ook gebruikmaken van een verhoudingstabel:

hoeveelheid CuO (mol)	1,000	x
massa CuO (gram)	79,55	$5,282 \cdot 10^{-22}$

Door gebruik te maken van kruisproducten vind je:

$$\frac{5,282 \cdot 10^{-22} \times 1,000}{79,55} = 6,640 \cdot 10^{-24} \text{ mol CuO}$$

A 46

Je volgt altijd het volgende stappenplan:

Stap 1: stel de reactievergelijking op.

Stap 2: reken de massa of het volume van de gegeven stof om naar het aantal mol.

Stap 3: leid de molverhouding af.

Stap 4: bereken het aantal mol gevraagde stof.

Stap 5: reken het aantal mol stof om naar de gevraagde eenheid.

B 47

Gebruik bij deze opgave het rekenschema. Je kunt natuurlijk zelf een verhoudingstabel gebruiken als je dat prettiger vindt.

a M (molaire massa) van CuO = $63,55 + 16,00 = 79,55 \text{ g mol}^{-1}$

Je hebt 2,0 g CuO, dit komt overeen met:

$$\frac{2,0}{79,55} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol CuO}$$

b Molaire massa van $\text{O}_2 = 2 \times 16,00 = 32,00 \text{ g mol}^{-1}$

Je hebt 2,25 mg $\text{O}_2 = 2,25 \cdot 10^{-3} \text{ g O}_2$, dit komt overeen met:

$$\frac{2,25 \cdot 10^{-3}}{32,00} = 7,03 \cdot 10^{-5} \text{ mol O}_2$$

c Molaire massa van $\text{O}_3 = 3 \times 16,00 = 48,00 \text{ g mol}^{-1}$

Je hebt 15,8 g O_3 , dit komt overeen met:

$$\frac{15,8}{48,00} = 0,329 \text{ mol O}_3$$

d Molaire massa van $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} = (2 \times 12,01) + (6 \times 1,008) + 16,00 = 46,07 \text{ g mol}^{-1}$

Je hebt 2,155 kg $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} = 2,155 \cdot 10^3 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}$, dit komt overeen met:

$$\frac{2,155 \cdot 10^3}{46,07} = 46,78 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}$$

B 48

Gebruik ook hier het rekenschema.

a Molaire massa van Cu = $63,55 \text{ g mol}^{-1}$

Je hebt 0,025 mol, dit komt overeen met $63,55 \times 0,025 = 1,6 \text{ g Cu}$.

b Molaire massa $\text{C}_2\text{H}_6 = (2 \times 12,01) + (6 \times 1,008) = 30,07 \text{ g mol}^{-1}$

Je hebt 1,237 mol C_2H_6 , dit komt overeen met $30,07 \times 1,237 = 37,20 \text{ g C}_2\text{H}_6$.

c Molaire massa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = (6 \times 12,01) + (12 \times 1,008) + (6 \times 16,00) = 180,2 \text{ g mol}^{-1}$

Je hebt 3,00 mol $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, dit komt overeen met $180,2 \times 3,00 = 540 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

d Molaire massa $\text{NH}_3 = (1 \times 14,01) + (3 \times 1,008) = 17,03 \text{ g mol}^{-1}$

Je hebt 1,05 mol NH_3 , dit komt overeen met $17,03 \times 1,05 = 17,9 \text{ g NH}_3$.

B 49

a De molaire massa van $\text{CaCO}_3 = 40,08 + 12,01 + (3 \times 16,00) = 100,09 \text{ g mol}^{-1}$.

Je hebt 1,00 kg = $1,00 \cdot 10^3 \text{ g CaCO}_3$.

$$\text{Er is } \frac{1,00 \cdot 10^3}{100,09} = 9,99 \text{ mol CaCO}_3.$$

- b** Molverhouding $\text{CaCO}_3 : \text{Na}_2\text{CO}_3 = 1 : 1$ (Zie de reactievergelijking.)
c Er ontstaat ook 9,99 mol Na_2CO_3 .
d Molaire massa $\text{Na}_2\text{CO}_3 = (2 \times 22,99) + 12,01 + (3 \times 16,00) = 105,99 \text{ g mol}^{-1}$
 Je hebt 9,99 mol Na_2CO_3 .
 Dit komt overeen met $105,99 \times 9,99 = 1,06 \cdot 10^3 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 = 1,06 \text{ kg Na}_2\text{CO}_3$.

B 50

- a** De molaire massa van H_3PO_4 is: $97,99 \text{ g mol}^{-1}$. Je wilt 25,0 g H_3PO_4 maken. Dit komt overeen met $\frac{25,0}{97,99} = 0,255 \text{ mol H}_3\text{PO}_4$.
b De molverhouding $\text{P}_2\text{O}_5 : \text{H}_3\text{PO}_4 = 1 : 2$.
c Je moet oplossen $0,255 : 2 = 0,128 \text{ mol P}_2\text{O}_5$.
d De molaire massa van P_2O_5 is $141,94 \text{ g mol}^{-1}$.
 Je moet dus $0,128 \times 141,94 = 18,1 \text{ gram P}_2\text{O}_5$ oplossen.

B 51

- a** $\text{N}_2\text{H}_4 (\text{l}) + 2 \text{H}_2\text{O}_2 (\text{l}) \rightarrow 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{N}_2 (\text{g})$
b De molaire massa van $\text{N}_2\text{H}_4 = (2 \times 14,01) + (4 \times 1,008) = 32,05 \text{ g mol}^{-1}$.
 Je hebt 1,00 kg = $1,00 \cdot 10^3 \text{ g N}_2\text{H}_4$, dit komt overeen met:

$$\frac{1,00 \cdot 10^3}{32,05} = 3,12 \cdot 10^1 \text{ mol N}_2\text{H}_4$$

c Molverhouding $\text{N}_2\text{O}_4 : \text{H}_2\text{O}_2 = 1 : 2$ (Zie de reactievergelijking in vraag a.)
d Je hebt $3,12 \cdot 10^1 \times 2 = 6,24 \cdot 10^1 \text{ mol H}_2\text{O}_2$ nodig.
e De molaire massa van $\text{H}_2\text{O}_2 = (2 \times 1,008) + (2 \times 16,00) = 34,02 \text{ g mol}^{-1}$.
 Je hebt $6,24 \cdot 10^1 \text{ mol H}_2\text{O}_2$, dit komt overeen met $34,02 \times 6,24 \cdot 10^1 = 2,12 \cdot 10^3 \text{ g H}_2\text{O}_2 = 2,12 \text{ kg H}_2\text{O}_2$.

C 52

- Stap 1: de reactievergelijking heb je al.
 Stap 2: de molaire massa van $\text{HCl} = 1,008 + 35,45 = 36,46 \text{ g mol}^{-1}$.
 Je hebt 10,0 g HCl , dit komt overeen met $\frac{10,0}{36,46} = 0,274 \text{ mol HCl}$.
 Stap 3: molverhouding $\text{H}_2 : \text{HCl} = 1 : 2$ (Zie de reactievergelijking in de opgave.)
 Stap 4: je hebt nodig: $0,274 : 2 = 0,137 \text{ mol H}_2$.
 Stap 5: de molaire massa van $\text{H}_2 = 2 \times 1,008 = 2,016 \text{ g mol}^{-1}$.
 Je hebt $0,137 \text{ mol H}_2$, dit komt overeen met $2,016 \times 0,137 = 2,76 \cdot 10^{-1} \text{ g H}_2$.
 Om 10,0 g HCl te maken heb je $2,76 \cdot 10^{-1} \text{ g H}_2$ nodig.

C 53

- a** De molaire massa van $\text{SO}_3 = 32,06 + (3 \times 16,00) = 80,06 \text{ g mol}^{-1}$.
 Je hebt 45 g SO_3 , dat komt overeen met $\frac{45}{80,06} = 0,562 \text{ mol SO}_3$.
b De molaire massa van $\text{H}_2\text{O} = (2 \times 1,008) + 16,00 = 18,02 \text{ g mol}^{-1}$.
 Je hebt 20 g H_2O , dat komt overeen met $\frac{20}{18,02} = 1,11 \text{ mol H}_2\text{O}$.
c Molverhouding $\text{SO}_3 : \text{H}_2\text{O} = 1 : 1$ (Zie de reactievergelijking.)
d Er is 0,562 mol SO_3 en 1,11 mol H_2O aanwezig.
 De molverhouding is $1 : 1$, dus H_2O is in overmaat aanwezig en SO_3 reageert op.
e SO_3 gaat op. Dat is dus de stof waarmee je verder rekent, 0,562 mol SO_3 .
f De molverhouding $\text{SO}_3 : \text{H}_2\text{SO}_4 = 1 : 1$ (Zie de coëfficiënten in de reactievergelijking.)
 Er kan dus ook 0,562 mol H_2SO_4 ontstaan. De molaire massa van $\text{H}_2\text{SO}_4 = (2 \times 1,008) + 32,06 + (4 \times 16,00) = 98,08 \text{ g mol}^{-1}$.
 Er ontstaat $98,08 \times 0,562 = 55 \text{ g H}_2\text{SO}_4$.

C 54 ★

c Volgens het atoommodel van Bohr is de elektronenverdeling voor een calciumatoom 2,8,8,2. Calcium staat in groep 2 van het periodiek systeem, het calciumion zal een 2+ lading hebben. De elektronenverdeling van het zuurstofatoom is 2,6. Zuurstof staat in groep 16 van het periodiek systeem en zal dus een lading van 2– hebben. De elektronenverdeling van Ca^{2+} is hetzelfde als van argon en de elektronenverdeling van O^{2-} is hetzelfde als van neon.

d Stap 1: de reactievergelijking staat bij a.

Stap 2: de molaire massa van $\text{CaO} = 56,08 \text{ g mol}^{-1}$.

Je wilt 1,25 kg CaO maken. Dit is $1,25 \cdot 10^3$ gram en komt overeen met:

$$\frac{1,25 \cdot 10^3}{56,08} = 22,29 \text{ mol CaO}$$

Stap 3: de molverhouding $\text{CaCO}_3 : \text{CaO} = 1 : 1$.

Stap 4: je hebt dus 22,29 mol CaCO_3 nodig.

Stap 5: de molaire massa van CaCO_3 is $100,09 \text{ g mol}^{-1}$.

Er is dus $22,29 \times 100,09 = 2,23 \cdot 10^3 \text{ g} = 2,23 \text{ kg}$ schelpen nodig.

Afsluiting

1

MgBr_2 is een zout. In de formule zie je het symbool van een metaal en een niet-metaal. De magnesiumatomen hebben elk twee elektronen aan de broomatomen afgegeven. Daardoor zijn Mg^{2+} -ionen en Br^- -ionen ontstaan. Die trekken elkaar aan waardoor een ionbinding tot stand komt.

Br_2 is een moleculaire stof. In de formule zie je alleen symbolen van niet-metalen. De Br-atomen hebben elk een bindingselektron bijgedragen aan de atoombinding (covalentie 1).

2

a De stoffen 2, 3, 6 en 7 zijn moleculaire stoffen omdat in de moleculen van die stoffen alleen niet-metaal-atomen voorkomen.

Stof 1 is een metaal: deze wordt weergegeven met alleen een symbool van een metaal. De stoffen 4, 5 en 8 zijn zouten: ze worden weergegeven met het symbool van een metaal en een niet-metaal.

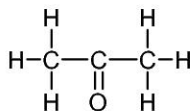
- b**
- 2 monojoodtrichloride
 - 3 diwaterstofselenide
 - 6 distikstoftrioxide
 - 7 diwaterstofdioxide (waterstofperoxide)

3

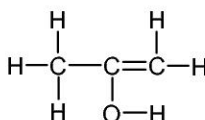
a In een acetonmolecuul komen alleen atomen van niet-metalen voor.

b De covalentie van C is 4, die van O is 2 en van H is de covalentie 1.

c



De andere formule die ontstaat als de dubbele binding zich verplaatst is:



4

a In de formules van de chroomoxiden staan symbolen van een metaal en een niet-metaal. Alle chroomoxiden zijn zouten en geen moleculaire stoffen. Je mag de regels voor de naamgeving van moleculaire stoffen dus niet gebruiken.

b $2 \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3 \text{Si} + 3 \text{CaO} \rightarrow 4 \text{Cr} + 3 \text{CaSiO}_3$

c Stap 1: voor de reactievergelijking zie b.

Stap 2: de molaire massa van Cr_2O_3 is $(2 \times 52,00) + (3 \times 16,00) = 152,00 \text{ g mol}^{-1}$.

25,0 kg Cr_2O_3 is $25,0 \cdot 10^3$ gram. Dit komt overeen met $\frac{25,0 \cdot 10^3}{152,00} = 164,5 \text{ mol Cr}_2\text{O}_3$.

Stap 3: de molverhouding $\text{Cr}_2\text{O}_3 : \text{Si} = 2 : 3$.

Stap 4: er is $\frac{164,5}{2} \times 3 = 246,8 \text{ mol Si}$ nodig.

Stap 5: de molaire massa van Si is $28,09 \text{ g mol}^{-1}$. Je moet dus gebruiken:

$28,09 \times 246,8 = 6,93 \cdot 10^3 \text{ gram Si} = 6,93 \text{ kg Si}$

- d** De molverhouding Si: $\text{CaSiO}_3 = 3 : 3 = 1 : 1$.
 246,8 mol Si (zie c) komt overeen met 246,8 mol CaSiO_3 .

5

- a** zink
b $2 \text{ Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ CuO}$
c De molecuulmassa van $\text{CuO} = 63,55 + 16,00 = 79,55 \text{ u}$.
 In 79,55 u CuO zit 63,55 u Cu.

$$\text{Het massapercentage Cu is } \frac{63,55}{79,55} \times 100\% = 79,89\%.$$

De molecuulmassa van $\text{Cu}_2\text{O} = 2 \times 63,55 + 16,00 = 143,1 \text{ u}$.
 In 143,1 u Cu_2O zit $2 \times 63,55 = 127,1 \text{ u Cu}$.

$$\text{Het massapercentage Cu is } \frac{127,1}{143,1} \times 100\% = 88,82\%.$$

6

- a** $4 \text{ CuO (s)} + \text{CH}_4 \text{ (g)} \rightarrow 4 \text{ Cu (s)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} + 2 \text{ H}_2\text{O (l)}$
b Stap 1: zie a.
 Stap 2: er is 2,00 g CuO . De molaire massa van CuO is $79,55 \text{ g mol}^{-1}$.

$$2,00 \text{ g CuO} \triangleq \frac{2,00}{79,55} = 0,02514 \text{ mol CuO}$$

Stap 3: de molverhouding $\text{CuO} : \text{Cu} = 4 : 4 = 1 : 1$.

Stap 4: er ontstaat dus 0,02514 mol Cu.

Stap 5: de molaire massa van Cu is $63,55 \text{ g mol}^{-1}$.

$$0,02514 \text{ mol Cu} \triangleq 0,02514 \times 63,55 = 1,60 \text{ g Cu}$$

- c** Het aardgas gaat verbranden:
 $\text{CH}_4 \text{ (g)} + 2 \text{ O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + 2 \text{ H}_2\text{O (l)}$

7

- a** De molaire massa van suiker is $342,30 \text{ g mol}^{-1}$.

$$1,00 \text{ kg suiker komt overeen met } 1,00 \cdot 10^3 \text{ gram. Dat is } \frac{1,00 \cdot 10^3}{342,30} = 2,92 \text{ mol suiker.}$$

- b** In 1 molecuul suiker zitten 12 atomen koolstof. 1 mol moleculen komt overeen met $6,02 \cdot 10^{23}$ moleculen. Dat geeft $6,02 \cdot 10^{23} \times 12 \times 2,92 = 2,11 \cdot 10^{25}$ koolstofatomen.

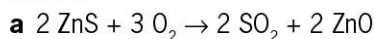
- c** Je kunt $\frac{1,00 \cdot 10^3}{3,5} = 286$ suikerklontjes maken.

- d** Je moet $\frac{286}{9} = 32$ blikjes cola drinken.

8

- a** Er is $48,0 \text{ cm}^2 \times 0,0500 \text{ cm} = 2,40 \text{ cm}^3$ zilver nodig.
b 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 $2,40 \times 10,50 = 25,2 \text{ g}$ zilver nodig.
c De molaire massa van zilver is $107,9 \text{ g mol}^{-1}$.

$$25,2 \text{ g zilver} \triangleq \frac{25,2}{107,9} = 0,234 \text{ mol zilver}$$

9 ★

b Stap 1: zie a.

Stap 2: de molaire massa van ZnS = 65,38 + 32,06 = 97,44 g mol⁻¹.

Er is 1,50 ton ZnS = 1,50 · 10⁶ gram ZnS. Dat komt overeen met $\frac{1,50 \cdot 10^6}{97,44} = 1,54 \cdot 10^4$ mol ZnS.

Stap 3: de molverhouding ZnS : SO₂ = 1 : 1.

Stap 4: er ontstaat dus ook 1,54 · 10⁴ mol SO₂.

Stap 5: de molaire massa van SO₂ = 32,06 + (2 × 16,00) = 64,06 g mol⁻¹.

Er ontstaat 1,54 · 10⁴ × 64,06 = 9,86 · 10⁵ g = 9,86 · 10⁻¹ ton SO₂.

c Stap 1 en 2: zie a en b.

Stap 3: de molverhouding ZnS : O₂ = 2 : 3.

Stap 4: voor 1,54 · 10⁴ mol ZnS is $\frac{1,54 \cdot 10^4}{2} \times 3 = 2,31 \cdot 10^4$ mol O₂ nodig.

Stap 5: dat is: 2,31 · 10⁴ × 32,00 = 7,392 · 10⁵ g O₂ = 7,39 · 10² kg O₂.

e De dichtheid van zuurstofgas is 1,43 kg m⁻³.

$$7,39 \cdot 10^2 \text{ kg O}_2 \triangleq \frac{7,39 \cdot 10^2}{1,43} = 517 \text{ m}^3 \text{ O}_2$$

10 ★

a De koolstof uit de koekkrumels kan met zuurstof uit de lucht reageren tot koolstofdioxide.

b Het grafiet heeft een smeltpunt van 3923 K. De temperatuur van de oven is veel lager, dus kan de koolstof uit grafiet niet verdampen.

c De covalentie van koolstof is 4. In figuur 3.42 zijn per koolstofatoom drie elektronen bij de getekende atoombindingen betrokken. Elk koolstofatoom heeft dus nog één elektron dat beschikbaar is voor stroomgeleiding.

d In 220 gram koekjes zit $\frac{45}{100} \times 220 = 99$ g koolstof.

Het oppervlak van dertig voetbalvelden = 30 × 110 × 70 = 2,31 · 10⁵ m².

Het aantal gram koolstof per m² is dan $\frac{99}{2,31 \cdot 10^5} = 4,3 \cdot 10^{-4}$ g m⁻².

e Er is 4,3 · 10⁻⁴ g koolstof per m², dit is 4,3 · 10⁻⁴ × 10⁻³ = 4,3 · 10⁻⁷ kg koolstof per m². De dikte van de grafeenlaag vind je door het aantal kg koolstof te delen door de dichtheid, dus:

$$\frac{4,3 \cdot 10^{-7}}{2,5 \cdot 10^3} = 1,7 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

11

a In gemalen koffie zit 1,2 massa-% cafeïne.

In 250 g gemalen koffie zit $\frac{1,2}{100} \times 250 = 3,0$ g cafeïne.

b In 100 g gemalen koffie zit 1,2 g cafeïne.

In 10 g gemalen koffie zit 0,12 g cafeïne. Er wordt 20% van de cafeïne geëxtraheerd.

1,0% van 0,12 = 0,0012 g cafeïne, 20% van 0,12 = 20 × 0,0012 = 0,024 g cafeïne

In een kop koffie is dus 0,024 g cafeïne opgelost.

c De molaire massa van cafeïne:

(8 × 12,01) + (10 × 1,008) + (4 × 14,01) + (2 × 16,00) = 194,2 g mol⁻¹.

In een kop koffie zit 0,024 g cafeïne, dat is $\frac{0,024}{194,2} = 1,2 \cdot 10^{-4}$ mol cafeïne.