

H o f d s t u k 1: C h e m i s c h e r e k e n e n

Leerplan 2014-007

Decr. nr.	LEERPLANDOELSTELLINGEN - De leerlingen kunnen	LEERINHOUDEN
C3	41 uit de procentuele samenstelling de formule van een verbinding afleiden.	Procentuele samenstelling
W4	42 de massaconcentratie, molconcentratie, massa-volume-procent, massaprocent en volumepercent van een oplossing berekenen.	De samenstelling van een oplossing Verdunningen
C3	43 uitgaande van een gegeven reactievergelijking de massa's, stofhoeveelheden, concentraties van uitgangsstoffen en reactieproducten berekenen, bij stoichiometrische hoeveelheden en bij overmaat van één der uitgangsstoffen.	Kwantitatief aspect van de reactievergelijking
C3	44 uitgaande van een gegeven reactievergelijking de gasvolumes (bij normomstandigheden en bij andere omstandigheden) van uitgangsstoffen en reactieproducten berekenen, bij stoichiometrische hoeveelheden en bij overmaat van één der uitgangsstoffen.	Kwalitatief aspect van een reactievergelijking met gassen
SET 29, 30, 31 W 1-5	45 de procentuele samenstelling van een verbinding experimenteel bepalen.	Leerlingenpracticum

1.	Herhaling van enkele belangrijke begrippen	2
2.	Procentuele samenstelling van een stof	6
3.	Enkele andere concentratiegrootheden	9
4.	Oefeningenreeks 1: Opgaven over mol	11
5.	Oefeningenreeks 2: Mol vraagstukken	12
6.	Oefeningenreeks 3: STECHIOMETRIE	13
7.	Oefeningenreeks 4: Concentratieberekeningen.....	14
8.	Oefeningenreeks 5: stechiometrie	15
9.	Diagnostische toets	16
10.	Oefeningenreeks 6: denkoefeningen	17
11.	Taak: Chemische rekenen	19

1. Herhaling van enkele belangrijke begrippen

De leerstof 'rekenen met mol' en 'concentraties' kwam normaal uitgebreid aan bod in de loop van de tweede graad. In de volgende pagina's worden kort de begrippen herhaald en gekend zouden moeten zijn. Deze leerstof vormt de basis, en is belangrijk, voor de hoofdstukken 'Chemisch Evenwicht', 'Thermochemie' en 'Zuurtegraad'.

Op het einde van dit hoofdstuk bevinden zich alle oefeningen die op het einde van de tweede graad opgelost moeten kunnen worden. Deze kunnen vrijblijvend gemaakt en ter controle worden ingediend.

Nuclide

Een element is een *atoomsoort*. Atomen van eenzelfde element worden gekenmerkt door hun **atoomnummer (Z)**, dat overeenkomt met het aantal protonen. Het atoomnummer wordt vaak als subscript geschreven voor het element (${}_Z\text{X}$). Het aantal neutronen kan verschillen. Een nuclide is een atoom met een welbepaald aantal protonen en neutronen, en bijgevolg een andere (nuclide)massa. Deze massa (de nuclidemassa) wordt vaak als superscript voor het element geschreven (${}^A\text{X}$).

Nuclidenmassa

Alle lichamen zijn onderworpen aan de zwaartekracht. Dit is een gevolg van het feit dat ze een bepaalde massa bezitten. Mits materie is opgebouwd uit atomen, bezitten de atomen ook een welbepaalde massa. De nuclidenmassa is eenvoudigweg de massa van een nuclide. Massa's worden normaalgezien uitgedrukt in kg of g, maar omdat nucliden zo weinig wegen is het werken met bijzonder kleine getallen niet erg handig. Een nieuwe eenheid van massa werd daarom gekozen, namelijk 1 unit = 1 μ ('mu').

$$1 \mu = 1/12 \text{ van het } {}^{12}\text{C}\text{-nuclide} = 1.66 \times 10^{-24}\text{g}$$

Vb. nuclidenmassa van ${}^1\text{H} = 1 \mu$; ${}^{12}\text{C} = 12 \mu$

Gezien de massa van zowel een proton als een neutron de eenheid 1 μ benadert, kan men uit de nuclidemassa en het atoomnummer het aantal protonen en neutronen bepalen. Vb. het ${}^{12}\text{C}$ -atoom bevat 6 protonen en 6 neutronen.

Atoommassa

Omdat er per element vaak verschillende nucliden bestaan (met verschillend aantal neutronen) met elk een verschillende nuclidenmassa, wordt op het periodiek systeem bij elk element een gemiddelde van de verschillende nuclidenmassa's gegeven, rekening houdend met het procentueel voorkomen in de natuur. Dit is de atoommassa.

${}^{35}\text{Cl}$ nuclidenmassa: 35 μ (voorkomen 75%)

${}^{37}\text{Cl}$ nuclidenmassa: 37 μ (voorkomen 25%)

atoommassa A van het element chloor = $35 \mu \cdot 0.75 + 37 \mu \cdot 0.25 = 35.5 \mu$

We onderscheiden de **relatieve atoommassa (A_r)** en de **absolute atoommassa (A)**. De relatieve atoommassa is een onbenoemd getal, die aangeeft hoeveel keer een atoom zwaarder is dan de eenheid van massa.

Vb: Cl: 35.5; O: 16

De absolute atoommassa geeft de werkelijke massa weer, en wordt uitgedrukt in μ of g.

$$\text{Vb: Cl: } 35.5 \mu \text{ of } 35.5 \times 1.66 \times 10^{-24} \text{ g} = 5.89 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Relatieve en absolute molecuulmassa / formulemassa (M_r en M_a)

Omdat moleculen zijn opgebouwd uit atomen kunnen we de molecuulmassa berekenen op basis van de atoommassa's. De molecuulmassa is dus gelijk aan de som van de atoommassa's van alle atomen in een molecule.

Het begrip **formulemassa** wordt toegepast voor ionverbindingen. De massa van een ion verschilt nauwelijks van de nuclidenmassa (en de atoommassa), omdat de massa van een elektron verwaarloosbaar is ($1/1840 \mu$). De formulemassa wordt op een gelijkaardige manier berekend als de molecuulmassa.

Zowel van molecuulmassa als formulemassa kennen we een relatieve en absolute vorm. De relatieve is een onbenoemd getal, de absolute bekomen we door de relatieve te vermenigvuldigen met μ .

$$\text{Vb. } M_r \text{ H}_2\text{SO}_4 : 2 \times 1 + 1 \times 32 + 4 \times 16 = 98$$

$$M_r \text{ CaCl}_2 : 1 \times 40,1 + 2 \times 35.5 = 111.1$$

Mol en molaire massa

Gezien atomen en moleculen zo klein zijn, zijn zelfs in uiterst kleine hoeveelheden van een stof enorme aantallen atomen en moleculen aanwezig. Omdat het werken met enorm grote getallen werkt men in de chemie met een mol als eenheid van hoeveelheid. Eén mol van een stof staat voor 6.02×10^{23} deeltjes (dit reusachtig groot getal wordt het **getal van Avogadro N_A** genoemd). De massa van één mol van een stof is de **molaire massa**. De molaire massa kan bekomen worden door de relatieve moleculemassa te nemen, en deze als eenheid gram/mol te geven.

$$\text{Vb. H}_2\text{SO}_4 \quad \text{molaire massa} = 98 \text{ g/mol ;}$$

$$\text{H}_2\text{O} \quad \text{molaire massa} = 18 \text{ g/mol}$$

Molair volume van een gas

Tenzij anders vermeld, wordt het volume steeds gegeven bij **normale omstandigheden, zijnde 0°C en 1000 hPa** . Het molair volume kan berekend worden op basis van de **algemene gaswet** $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ (p =druk in Pascal, V =volume in m^3 ; n =aantal mol; R =gasconstante; T =absolute temperatuur). De waarde van de algemene gasconstante bedraagt $8,31 \text{ J}/(\text{K} \cdot \text{mol})$.

Voor alle gassen vinden we hetzelfde volume per mol: dit is het **molair volume (V_m) = 22.7 L/mol**

Belangrijk: in vrijwel elk hand-/studieboek – hetzij voor scholen, hetzij voor hoger onderwijs, zowel in Nederlandstalige als Engelstalige – vindt men als standaardvoorwaarden 0°C en 1013 hPa (1 atm) terug. Voor thermodynamische grootheden gebruikt men evenwel 25°C . Wanneer men echter de I.U.P.A.C – site raadpleegt (leggen uniformiteitsregels vast), stelt men vast dat al sinds 1990 (dat is inmiddels al meer dan 25 jaar !), de standaarddruk niet meer 1013 hPa , maar wel 1000 hPa , 1000 mbar of 1 bar is: <http://www.iupac.org/goldbook/S05921.pdf> of <https://goldbook.iupac.org/html/S/S06036.html> . Dit heeft wel degelijk gevolgen: het molair volume van een gas is bijgevolg ook niet $22,4 \text{ L}$!

Het molair volume van een gas wordt berekend door middel van de formule $pV = nRT$:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1 \cdot R \cdot 273 \text{ K}}{1000 \text{ hPa}} = 22,71108 \text{ L}$$

Dit kan ook uitgerekend worden met de formule:

$$p_x V_x = n R_x \Rightarrow \frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1013 \text{ hPa} \cdot 22,4 \text{ L}}{273 \text{ K}} = \frac{1000 \text{ hPa} \cdot V_2}{273 \text{ K}}$$
$$V_2 = \frac{1013 \text{ hPa} \cdot 22,4 \text{ L}}{1000 \text{ hPa}}$$

Concentratie

De concentratie van een oplossing geeft de hoeveelheid opgeloste stof weer in een bepaald volume. De concentratie van ene oplossing kunnen we op verschillende manieren uitdrukken.

De **massaconcentratie** geeft het aantal gram van een stof weer opgelost in een bepaald volume (meestal 100mL) van de oplossing. Vaak wordt de massaconcentratie uitgedrukt in %

Massaconcentratie in g = massa van opgeloste stof in gram / volume van de oplossing in liter

Bv. 4g / 100 ml = 40g/l

Massaconcentratie in % = massa van de opgeloste stof * 100 / volume oplossing in milliliter

Bv. 4 g * 100 / 100 ml = 4 % - oplossing.

(Merk op: 100 ml oplossing is niet hetzelfde als 100 ml water, want ook de opgeloste stof beïnvloedt het volume. Voor sterk verdunde oplossingen kan men echter de volumetoename/afname verwaarlozen).

In de chemie worden stofhoeveelden meestal uitgedrukt in mol. Concentraties worden dan ook heel vaak weergegeven in mol per liter (**molconcentratie, molair of M**).

Bv. 4g NaOH / 100 ml = 40 g / 1000 ml = 40 g / l = 1 mol / l (molaire massa NaOH=40g/mol) = 1 M (1 molair)

Welke oplossing heeft de grootste concentratie: 2 liter van oplossing A met 0.1 mol/l of ½ liter van oplossing B met 0.1 mol/l ?

Er bestaan nog andere concentraties, later komen we daar op terug.

Uitgewerkte oefening

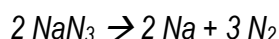
Een airbag moet inzittenden bij een botsing beschermen, door te verhinderen dat deze met grote kracht tegen het dashboard worden geslagen.

Hoe werkt een airbag ?

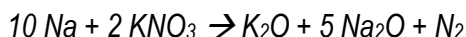
Een airbag bestaat uit een opblaasbare nylonzak, een elektronische sensor en een gasgenerator. De gasgenerator bevat natriumazide NaN_3 en als bijproducten kaliumnitraat en zand.

Bij een botsing met een snelheid van meer dan 15km/h doet de elektronische sensor een hefboom kantelen die fungeert als schakelaar. Er wordt een impuls in een microchip opgewekt, waardoor de chip een vonk teweegbrengt in een mengsel van natriumnitraat en boor. Door een kleine explosie ontstaat booroxide

(B₂O₃) en natriumnitriet. De energie die hierbij vrijkomt, is voldoende om de ontleding van natriumazide in de gasgenerator te veroorzaken.

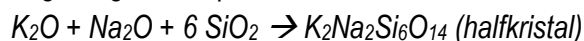


Binnen 3 hondersten van een seconde wordt 60 l stikstof gevormd, die de nylonzak opblaast. Distikstof is niet brandbaar en niet giftig: daarom is het uitstekend geschikt om de nylonzak op te blazen. Natrium reageert heftig met water en kan hierbij ontbranden. Om dit te verhinderen zijn twee bijproducten aanwezig, namelijk kaliumnitraat en siliciumoxide.



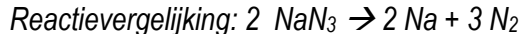
De airbag wordt nog strakker opgevuld (de eerste vulling is niet volledig), maar om te voorkomen dat het slachtoffer na het ongeval zou stikken zijn in de naden microscopische gaatjes, zodat het ongevaarlijke stikstofgas langzaam kan ontsnappen.

De gevormde metaaloxiden kunnen echter nog reageren met water tot bijtende hydroxiden. Het aanwezig zand reageert echter tot een verglazing van de producten



Natriumazide is extreem giftig: bij opname in het bloed werkt het sterk bloeddruk verlagend. Zelf na ontleding blijven sporen over: bij ontmanteling moet de mecanicien dan ook altijd een masker en handschoenen dragen.

Hoeveel natriumazide is nodig om bij ontleding 60l distikstof vrij te stellen ?



Aantal mol stikstofgas ?

$$60 \text{ l} / 22.7 \text{ l/mol} = 2.64 \text{ mol}$$

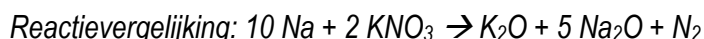
Aantal mol natriumazide ?

$$= 2/3 \text{ van het aantal mol stikstofgas} = 1.76 \text{ mol}$$

Aantal gram natriumazide

$$= \text{aantal mol} \times \text{molaire massa} = 1.76 \text{ mol} \times 65 \text{ g/mol} = 114.5 \text{ g NaN}_3$$

Bereken het extra volume distikstof dat ontwikkeld wordt door reactie van natriummetaal met het kaliumnitraat



Omdat uitgegaan wordt van het Na-metaal dat gevormd werd in de vorige reactie, moeten we eerste weten hoeveel Na gevormd werd.

Aantal mol Na

$$= 2/3 \text{ aantal mol N}_2 = 1.76 \text{ mol Na}$$

$$1) \text{ Aantal mol } N_2 \\ = 1/10 \text{ aantal mol Na} = 0.176 \text{ mol } N_2$$

$$2) \text{ Aantal liter } N_2 \\ = 0.176 \text{ mol} * 22.41/\text{mol} = 4l$$

2. Procentuele samenstelling van een stof

In sommige gevallen is het belangrijk om de samenstelling van een stof te kennen in termen van de massa van zijn samenstellende elementen. Dit kan bekomen worden door de massa van alle elementen in 1 mol van een stof te vergelijken met de molaire massa van de stof.

vb. ethanol C_2H_5OH

C:	2 mol x 12,01g	=24,02g	→52,144%
H:	6 mol x 1,008g	=6,04g	→13,19%
O:	1 mol x 15,99g	=15,99g	→34,72%
		=46,05g	

De omgekeerde weg wordt gebruikt om de formule van een ongekende verbinding te vinden. Een bepaalde hoeveelheid van een stof wordt ontbonden in zijn elementen of door reactie met O_2 geoxideerd tot CO_2 , H_2O , N_2 of andere verbindingen. Deze verbindingen worden verzameld en gewogen. Op basis van deze gegevens wordt de procentuele samenstelling van de stof bepaald. De procentuele samenstelling van de stof wordt vervolgens gebruikt om de kleinst mogelijke indexen te bepalen, wat de **empirische formule** oplevert. Gebruik makend van de molaire massa en de empirische formule, kunnen de werkelijke indexen van de (en de) **molecuulformule** worden bepaald.

Voorbeeld 1

Een wit poeder wordt geanalyseerd. Daaruit blijkt dat het poeder 43,64% P en 56,36% O bevat. De molaire massa van de stof bedraagt 283,88g. Bepaal de empirische en molecuulformule.

Op basis van een de percentages van elk element, wordt uitgerekend hoeveel gram en mol er aanwezig is in een bepaalde hoeveelheid van de stof (vb. 100g). Elk getal wordt daarna gedeeld door het kleinste uit de reeks bekomen getallen. De resultaten dienen eventueel met een geheel getal te worden vermenigvuldigd, om kommagetallen weg te werken. Dit zijn de kleinst mogelijke indexen, en hiermee kan de empirische formule worden gevormd.

$$P: \frac{43,46g}{30,97g / mol} = 1,409 \quad 1,409/1,409=1$$

$$O: \frac{56,36g}{15,99g / mol} = 3,523 \quad 3,523/1,409=2,5$$

Om de kommagetallen weg te werken vermenigvuldigen we met 2. De formule wordt dan P_2O_5 . De molaire massa van deze empirische stof bedraagt 141,94g. Vermits de molaire massa van de werkelijke stof 283,88g/mol bedraagt, moet de exacte formule P_4O_{10} zijn.

Voorbeeld 2

Cafeïne, een stimulerende stof aanwezig in koffie, thee, chocolade en sommige medicijnen, bevat 49,48% C, 5,15% H, 28,87% N en 16,49% O. De molaire massa bedraagt 194,2 g/mol. Bepaal de formule van cafeïne.

Oplossing:

$$\begin{array}{l} \text{C:} \quad \frac{49,48 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 4,12 \rightarrow 4 \\ \text{H:} \quad \frac{5,15 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 5,15 \rightarrow 5 \\ \text{N:} \quad \frac{28,87 \text{ g}}{14 \text{ g/mol}} = 2,06 \rightarrow 2 \\ \text{O:} \quad \frac{16,49 \text{ g}}{15,99 \text{ g/mol}} = 1,03 \rightarrow 1 \end{array}$$

- empirische formule $\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}$
- molaire massa van deze empirische formule is: 97g/mol
- de werkelijke formule is $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$

Voorbeeld 3

Een stof bestaat uit C, H, N en O. Verbranding van 0.157g van de stof levert 0.213g CO_2 en 0.0310g H_2O op. In een ander experiment wordt 0.103g van deze stof ontleed en bekomt men 0.0230g NH_3 en een bepaalde hoeveelheid water. Bepaal de empirische formule van deze stof.

Oplossingsstrategie:

- bepaal %C, %H en %N
- bepaal daaruit %O
- eenmaal % gekend, bepaal de empirische formule

1) % C

Het is belangrijk dat je inziet dat alle C in CO_2 afkomstig is van de oorspronkelijke stof.

Je kan op verschillende manieren gaan berekenen hoeveel C er aanwezig is.

De eenvoudigste manier is als volgt: de molaire massa van $\text{CO}_2 = 44\text{g/mol}$. In 1 mol CO_2 is 12g C aanwezig. Dit betekent dat het relatieve aandeel van C in $\text{CO}_2 = 12/44$.

\Rightarrow In 0.213g CO_2 is er dus $0.213\text{g} \cdot 12 / 44 = 0.058\text{g}$ C aanwezig.

Dit is $0.058\text{g} / 0.157\text{g} \cdot 100 = 37\%$.

2) % H

Alle H in water is afkomstig van de stof (door verbranden voeg je enkel O toe). We gaan op een gelijkaardige manier te werk. De molaire massa van water is 18g/mol. Per mol water is 2g H aanwezig, dus het relatieve aandeel van H in $\text{H}_2\text{O} = 2/18$.

In 0.0310g H_2O is dus $0.0310 \cdot 2 / 18\text{g} = 0.00334\text{g}$ H aanwezig.

Dit is $0.00334\text{g} / 0.157\text{g} \cdot 100 = 2.193\%$

3) %N

Ook hier gaan we op dezelfde manier te werk.

Het aandeel van N in $\text{NH}_3 = 14\text{g} / 17\text{g}$.

In 0.0230g NH_3 is dus $0.0230 \cdot 14 / 17\text{g} = 0.0189\text{g}$ N aanwezig.

Dit is $0.0189\text{g} / 0.103\text{g} \cdot 100 = 18.39\%$

4) %O
 $= 100 - 18,39 - 2.193 - 37 = 42,41\%$

element	Aantal g per 100g stof	massa / molaire massa	kleinste getal uit kolom	kleinste geheel veelvoud
<u>C</u>	37	3.083	2.34	7
<u>H</u>	2.193	2.194	1.67	5
<u>N</u>	18.39	1,313	1	3
<u>O</u>	42.41	2.65	2.01	6

De empirische formule van de stof bedraagt aldus $C_7H_5N_3O_6$.

Voorbeeld 4

De leraar chemie maakt een wit poeder waarvan hij hoopt dat het cocaïne is. Het witte poeder wordt in een labo ontleed. Verbranding van 50.86mg van het witte poeder levert 150mg CO_2 en 46.05mg H_2O op. Analyse van N brengt aan het licht dat de stof 9.39% N bevat. De formule van cocaïne is $C_{17}H_{21}NO_4$.

Is de geproduceerde stof cocaïne ?

De oplossing is vrij eenvoudig. Bekijken we de formule van cocaïne ($C_{17}H_{21}NO_4$) – dan rijst al gauw het vermoeden dat daar zeer weinig N in aanwezig is. Het procentueel gehalte aan N in cocaïne is $14 / (17 \cdot 12 + 21 \cdot 1 + 1 \cdot 14 + 4 \cdot 16) = 4.6\%$

Het wit poeder is dus geen cocaïne.

Voorbeeld 5

Een stof bevat C,H en O. Verbranding van 10.68mg van deze stof levert 16.01mg CO_2 en 4.37mg H_2O op. De molaire massa bedraagt 176.1g. Wat is de empirische en moleculeformule van deze stof ?

Oplossingsstrategie: bepaal %C, bepaal %H uit gegevens, haal daaruit het % O en stel de formule op.

- 1) %C
 $12g/44g \cdot 16.01 \text{ mg} = 4.366 \text{ mg C in } 10.68 \text{ g stof. Dit komt overeen met } 40.88 \%$
- 2) %H
 $2g/18g \cdot 4.37 \text{ mg} = 0.48555 \text{ g in } 10.68 \text{ g stof. Dit komt overeen met } 4.546 \%$
- 3) %O
 $10.68 - 4.855 - 4.366 = 5.828 \text{ g. Dit is } 54.57\%.$

<u>Element</u>	<u>% of g/100g</u>	<u>Aantal mol in 100g</u>		
C	40.88	3.4	1	3
H	4.546	4.546	1.33	4
O	54.57	3.4	1	3

De empirische formule bedraagt $(C_3H_4O_3)_n$. De molaire massa van $C_3H_4O_3$ bedraagt 88g/mol.

De werkelijke formule van de onderzochte stof is dus $C_6H_8O_6$.

3. Enkele andere concentratiegrootheden

Naast de **molariteit** (het aantal mol opgeloste stof *per liter oplossing*) kan de concentratie van een stof nog op een aantal andere manieren worden weergegeven.

De **massaconcentratie** geeft het aantal gram in 100g oplossing weer. Voor verdunde oplossingen komt 100g van de oplossing overeen met 100ml.

De **molaliteit** geeft het aantal mol van een opgeloste stof weer per kilogram oplosmiddel.

De **molfractie** geeft de verhouding weer van het aantal mol van de opgeloste stof, op het totaal aantal mol (opgeloste stof + oplosmiddel).

De uitdrukkingen **ppt**, **ppm** en **ppb**, respectievelijk parts per thousand, parts per million en parts per billion zijn minder gebruikte uitdrukkingen. Let vooral op dat in het (Amerikaanse) Engels 'billion' staat voor één miljard (10^9). Ze kennen vooral hun toepassing in de toxicologie.

Beide kunnen ze gebruikt worden om massaverhoudingen weer te geven (subscript m) of volumeverhoudingen (subscript v). Voor gassen en oplossingen worden ze vaak uitgedrukt in het aantal mg/l of μ/m^3

$$ppt_m = \text{massa} / \text{totale massa} * 10^3 \quad ppt_v = \text{volume} / \text{totale volume} * 10^3$$

$$ppm_m = \text{massa} / \text{totale massa} * 10^6 \quad ppm_v = \text{volume} / \text{totale volume} * 10^6$$

$$ppb_m = \text{massa} / \text{totale massa} * 10^9 \quad ppb_v = \text{volume} / \text{totale volume} * 10^9$$

Voorbeelden met uitgewerkte oplossing

- 1) Een oplossing glucose heeft een molariteit van 0.131 mol/L en een dichtheid van 1.1 g/mL. Bereken de molfractie en de molaliteit van deze oplossing.

molaire massa glucose = 180 g/mol

dichtheid is 1100 g/L

aantal gram glucose per liter oplossing = $0.131 \text{ mol/L} * 180 \text{ g/mol} = 23,58 \text{ g/L}$ glucose

dus in 1L oplossing is 23,58g glucose aanwezig en $1100 \text{ g} - 23,58 \text{ g} = 1076,42 \text{ g H}_2\text{O}$

aantal mol water = $1076,42 \text{ g} / (18 \text{ g/mol}) = 59,80 \text{ mol H}_2\text{O}$

molfractie = $0.131 / (0.131 + 59.80) = 0.0022$

- 2) Een oplossing van ethanol heeft een concentratie van 7 massaprocent. Bereken de molariteit, molaliteit en molfractie van deze oplossing.

7g ethanol / 100mL oplossing \rightarrow 7g ethanol per 93g H₂O

aantal mol ethanol = $7 \text{ g} / (46 \text{ g/mol}) = 0.152 \text{ mol}$

aantal mol water = $93 \text{ g} / (18 \text{ g/mol}) = 5.17 \text{ mol}$

molfractie = $0.152 / (0.152 + 5.17) = 0.0286$

molaliteit = $0.152 \text{ mol} / 93 \text{ g H}_2\text{O} \rightarrow 1.63 \text{ mol/kg}$

molariteit = $0.152 \text{ mol} / 100 \text{ mL} = 1,52 \text{ mol/L}$

- 3) In 100mL water is 75µg Pb²⁺-ionen aanwezig. Bereken de ppm_m.

$$75 \cdot 10^{-6} \text{g} / 100 \text{g} = 0.75 \cdot 10^{-6}$$
$$\text{Ppm}_m = 0.75 \cdot 10^{-6} \cdot 10^6 = 0.75$$

- 4) In 10L van een gasmengsel is 10⁻⁶ mol CO aanwezig. Bereken de concentratie in µg/m³.

molaire massa 28g/mol
in 1m³=in 1000L = 10⁻⁴mol aanwezig
de massa daarvan = 10⁻⁴ mol * 28g/mol = 0.0028g/m³=2800 µg/m³.

- 5) Bereken de molfractie, molconcentratie en molaliteit van een salpeterzuuroplossing met een 25% massaconcentratie waarvan de dichtheid 1,4g/mL bedraagt.

1 liter oplossing weegt 1400g.
Een liter oplossing bevat 1400g*0.25=350g salpeterzuur
Aantal mol salpeterzuur per liter dus 350g/(63g/mol)=5.56 mol
Molariteit = 5.56mol/L

Molaliteit
1 liter oplossing bevat 1050g water.
Aantal mol aanwezig in 1000g water = 5.56mol/1050*1000=5.29mol/kg water

Molfractie
1 liter water = 1000g
aantal mol = 1000g / (18g/mol)=55.555555mol
5.29 mol / (5.29mol+55.5mol) = 0.08697

- 6) Sarin is een dodelijk gas met een formule C₄H₁₀FO₂P. De LD50-waarde bedraagt 0.064 ppm. Zet deze waarde om in µg/m³.

molaire massa = 140g/mol
0.064ppm=0.064*10⁻⁶ m³/m³ = 0.064*10⁻³L/m³

$$\text{aantal mol} = 0.064 \cdot 10^{-3} \text{L} / (22.7 \text{L/mol}) = 2.819 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$$

aantal g=2.819*10⁻⁶ mol *140g/mol=0.000395g
aantal µg=395 µg
oplossing 395 µg/m³

- 7) Botulisme-toxine heeft als formule van $\text{C}_{6760}\text{H}_{10447}\text{N}_{1743}\text{O}_{2010}\text{S}_{32}$.
Het heeft een LD50 waarde van 30picogram per kg. Zet deze waarde om in ppm_m.
Voor de mensen die hun eenheden absoluut niet kennen, 1 picogram = 10⁻¹²gram.

$$30 \cdot 10^{-12} \text{g/kg}$$
$$= 30 \cdot 10^{-15} \text{kg/kg}$$
$$= 30 \cdot 10^{-9} \text{ppm}$$

4. Oefeningenreeks 1: Opgaven over mol

- Bereken de massa van één atoom koper. (10,5 10⁻²⁶ kg)
- 0.400 mol diwaterstofsulfide bevat (13.6 g)
 - hoeveel mol waterstof en hoeveel mol zwavel ? (0.800 mol H, 0.400 mol S)
 - hoeveel g waterstof en hoeveel g zwavel ? (0,808g H; 12,8 g S)
 - hoeveel moleculen diwaterstofsulfide (2.41 10²³ moleculen)
 - hoeveel atomen waterstof en hoeveel atomen zwavel ? (4.82 10²³atomen H;2.41 10²³ atomen S)
- Een plantenvirus, bekeken met een elektronenmicroscop, blijkt te bestaan uit cilindervormige deeltjes met een diameter van 150 10⁻¹⁰ m en een lengte van 300 10⁻⁹ m. De dichtheid van het virus bedraagt 1.25 g/cm³. Hoe groot is de molekuulmassa van het virus ? (één cilindervormig deeltje = één macromolecule) (3.99 . 10⁵)
- Door diffractie van X-stralen in natriumchloride-kristallen stelt men vast dat de eenheidscel van dit zout een kubus is waarvan de ribbe een lengte heeft van 5.64 10⁻¹⁰m. De dichtheid van natriumchloride bedraagt 2.17 g/cm³. Hoeveel formule-eenheden natriumchloride komen voor in één eenheidscel ? (4)
- Hoeveel moleculen water zitten er in 1.00 l water ? (3.35 10²⁵)
- Hoeveel calciumionen komen voor in 20,0 g calciumfosfaat ? (1.17 10²³)
- Welk volume neemt 50.0g ammoniakgas in bij 25,0 °C en 1000mbar ? (72.9l)
- Hoeveel mol koolstofdioxidegas bevat 20.0l van dit gas bij 20.0°C en 101400 Pa? (0.835 mol)
- Bereken de dichtheid van zuurstofgas bij 20°C en 1013 mbar. (1.33 g/l)
- Bereken de massa van 3.00 l diwaterstofsulfide bij 25.0°C en 102000 Pa. (4.20 g)
- Welk volume nemen 5.22 10²⁶ moleculen stikstofgas in bij normale omstandigheden ? Wat is de massa ervan ? (19.4 m³; 24.3 kg)
- Bereken de dichtheid van koolstofdioxidegas bij normale omstandigheden. Bereken eveneens de relatieve dichtheid ervan ten opzichte van lucht (dichtheid lucht = 1.29g/l in normale omstandigheden). Is het gas lichter of zwaarder dan lucht ? (1.96 g/l; 1.52)
- Bereken de molekuulmassa van een gas als de relatieve dichtheid ervan ten opzichte van lucht 2.45 is (dichtheid lucht= 1.29 g/l bij normale omstandigheden) (71)
- Bereken de procentuele samenstelling van ammoniumwaterstoffosfaat. (21.2% N; 6.89% H; 23.5 % P; 48.5% O)
- Een zout heeft volgende procentuele samenstelling: K: 26.6 %; Cr: 35.4%; O: 38.0%
Bereken de verhoudingsformule van dit zout. (K₂Cr₂O₇)
- Een koolwaterstof heeft volgende procentuele samenstelling C:85.6%; H: 14.4%. zijn molekuulmassa bedraagt 40 +-4.
Bepaalde molecuulformule van deze verbinding. (C₃H₆)

17. Een saccharide heeft de volgende procentuele samenstelling C: 40%; H: 6.71; O: 53.3%. Zijn molecuulmassa bedraagt 185 +-5. Bepaal de molecuulformule van deze suiker. ($C_6H_{12}O_6$)
18. De procentuele samenstelling van ethanol bedraagt: 52.2 % C; 13.0 % en 34.8 % O. De relatieve dichtheid van alcohol damp ten opzichte van lucht is 1.59. Bepaal de molecuulformule van ethanol (dichtheid lucht = 1.29 g/l in normale omstandigheden) (C_2H_6O)

5. Oefeningenreeks 2: Mol vraagstukken

- Door reductie van ijzer(III)oxide met koolstofmonoxide in een hoogoven ontstaat er ijzermetaal en koolstofdioxide. Hoeveel m³ CO is er nodig om 1 ton ijzer(III)oxide te reduceren? Hoeveel kilogram cokes (C) heeft men daarvoor nodig? (420m³; 225kg)
- Bij de bereiding van zinkmetaal zal men eerst zinksulfide roosten: d.i. een reactie tussen zinksulfide (ZnS) en zuurstofgas. Daarbij ontstaat er zinkoxide en zwaveldioxide). Bereken hoeveel gram ZnO en hoeveel liter zwaveldioxide (gemeten bij normale omstandigheden) men kan bekomen per kg ZnS. (835g; 230 L)
- Men bereidt 48mL waterstofgas en 24ml zuurstofgas door elektrolyse van water. De dichtheid van water bedraagt 1g/cm³. Bereken hoeveel volume water bij de elektrolyse verdwijnt. (19,3mm³)
- Een zilveren muntstuk weegt 3,07g. Men laat het volledig reageren met salpeterzuur: er ontstaat een oplossing van zilvernitraat. Door toevoeging van voldoende natriumchloride slaat al het zilver als zilverchloride neer. De massa van het neerslag bedraagt 3,72g. Hoeveel % zilver (aantal g per 100g) bevat het muntstuk? (91,2%)
- Bereken de massaverhouding van de elementen in volgende stoffen:

CaO	(2.51)
PbCl ₂	(2.92)
SO ₂	(1.00)
SO ₃	(0.669)
- Bij verdamping van 1 liter zeewater kristalliseren volgende zouten: 25.0g NaCl, 4.0g MgCl₂, 3.0g Na₂SO₄, 1.0g CaCl₂, 0.7g KCl en 0.4g MgSO₄. Bereken hoeveel gram van volgende ionen in 1 L zeewater opgelost zijn:

- Na ⁺	(10.8)
- Cl ⁻	(19.1g)
- Mg ²⁺	(1.1g)
- SO ₄ ²⁻	(2.3g)
- Men laat 5.00g calciumcarbonaat reageren met een geconcentreerde waterstofchloride-oplossing die 438g HCl bevat per liter:

$$CaCO_3 + 2 HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$
 - hoeveel ml HCl-oplossing heeft men hiervoor nodig? (8.33mL)
 - hoeveel gram Ca²⁺ ionen bevat de bekomen oplossing? (2.00g)
 - men laat de oplossing reageren met 5.00g AgNO₃: er ontstaat een neerslag van AgCl. Hoeveel gram Cl⁻ ionen blijven er in de oplossing over? (2.51g)

6. Oefeningenreeks 3: STECHIOMETRIE

1. Hoeveel ml water moet men aan elektrolyse onderwerpen om 200ml waterstofgas te bekomen bij 20.0 °C en 1013mbar ? ([0.149ml](#))
2. Hoeveel l waterstofgas bij 25°C en 1010mbar bekomt men door reactie van 20.0 ml 90.0 massaprocent zwavelzuuroplossing ($\rho=1.81\text{kg/l}$) met een overmaat zink ? ([8.15l](#))
3. Door volledige ontbinding van 200ml zuurstofwater (oplossing van waterstofperoxide; H_2O_2) bekomt men 1.00l zuurstofgas bij 20.0°C en 1020mbar. Hoeveel bedraagt de molariteit van het zuurstofwater ? ([0.419M](#))
4.
 - a) bereken de molariteit van de waterstofchloride-oplossing bekomen door het oplossen in 2.00l water van het waterstofchloridegas verkregen door reactie van 20.0l chloorgas (gemeten bij 20°C en 101500Pa) met voldoende waterstofgas. (veronderstel dat het volume van de waterstofchloride-oplossing eveneens 2.00l bedraagt). ([0.835M](#))
 - b) Hoeveel ml van een 2.00M natriumhydroxide-oplossing heeft men nodig om 20.0ml van deze waterstofchloride-oplossing te neutraliseren ([8.35ml](#))
5. Men laat 2.00g natrium reageren met 100ml vloeibaar water.
 - a) bereken de concentratie in massaprocent van de bekomen natriumhydroxide-oplossing (3.41%)
 - b) hoeveel ml salpeterzuuroplossing (68massaprocent; $\rho=1.40\text{ g/ml}$) is er nodig om de bekomen basische oplossing te neutraliseren ? (5.76ml)
 - c) Hoeveel g koperoxide kan met het vrijgemaakte waterstofgas worden gereduceerd ? (3.46g)
6. 50cm³ van een zilvernitraatoplossing is nodig om al de chloride-ionen neer te slaan aanwezig in 47cm³ 0.300M calciumchloride-oplossing. Bereken de molariteit van de zilvernitraatoplossing en het aantal g zilver aanwezig in 250cm³ van de zilvernitraatoplossing ([0.564M](#); 15.2g)
7. Hoeveel ml 2.00M waterstofchloride-oplossing is er nodig om 25.0g aluminium volledig te laten wegereageren ? Hoeveel ml 28 massa% natriumhydroxide ($\rho =1.31$) is er nodig om al de gevormde aluminiumionen neer te slaan ? ([1390 ml](#); [303ml](#))
8. 1.60g onzuiver koperdichloride wordt in water opgelost. Door totale elektrolyse bekomt men hieruit 0.345g koper. Bereken het procent koperdichloride in het oorspronkelijk mengsel, veronderstellend dat de onzuiverheden geen koper bevatten (45.8%)

7. Oefeningenreeks 4: Concentratieberekeningen

1. Een 96 massaprocent zwavelzuuroplossing heeft een molariteit = 18.0. Bereken de relatieve dichtheid van deze oplossing t.o.v. water. (1.84)
2. Je hebt 500g keukenzoutoplossing nodig, die 20.0 massaprocent natriumchloride moet bevatten. Hoeveel g vast natriumchloride en hoeveel gram water ga je samenvoegen ? (100g NaCl en 400g H₂O)
3. Hoeveel g kaliumnitraat moet afgewogen worden om 50.0 ml oplossing te bereiden die 60.0 mg kaliumionen per ml bevat ? (7.75g KNO₃)
4. In een maatkolf van 250ml wordt 73.5g gehydrateerd aluminumsulfaat (Al₂(SO₄)₃·18H₂O) gebracht. Voldoende water wordt toegevoegd om het zout op te lossen. Nadien wordt de oplossing aangelengd met water tot aan de maatstreep. Hoeveel mg aluminiumionen bevat deze oplossing per cm³ ? (23.8 mg Al³⁺)
5. Hoe zou je 250g bariumchloride-oplossing bereiden, die 6.00 massaprocent bariumchloride bevat, vertrekkend van gehydrateerd bariumchloride (BaCl₂·2H₂O) en zuiver water ? (17.6g BaCl₂·2H₂O in 232 g H₂O)
6. Bereken het aantal g zuiver waterstofchloride aanwezig in 15.0 ml geconcentreerd zoutzuur (ρ=1.19g/cm³; 37.2 massaprocent waterstofchloride). (6.64g HCl)
7. Welk volume geconcentreerd zwavelzuur (ρ=1.84g/cm³, 98 massaprocent zwavelzuur) bevat 60.0g zuiver zwavelzuur ? (33.3 ml geconcentreerd H₂SO₄).
8. Hoeveel g bariumchloride is nodig om 250ml oplossing te maken met dezelfde concentratie aan chloride ionen als in een keukenzoutoplossing waarvan 100ml 3.78g natriumchloride bevat ? (16.8g BaCl₂)
9. Bereken de molariteit in volgende oplossingen
 - a) 7.88g salpeterzuur in 1l oplossing (0.125M)
 - b) 42.3g bariumhydroxide per 0.5l oplossing (0.495M)
 - c) 171g aluminiumsulfaat per 2l oplossing (0.250M)
 - d) 2.90g aceton in 1.5l oplossing (CH₃COCH₃) (0.0333M)
10. Hoeveel ml geconcentreerd zoutzuur (ρ=1.19g/ml; 38 massaprocent waterstofchloride) moet je afmeten om 15.0 l van een 0.0200 M waterstofchloride oplossing te maken ? (24.3 ml)
11. Bereken de molariteit van een aluminumsulfaatoplossing die 20.0g van dit zout per 1l oplossing bevat. Bereken tevens de molariteit van de sulfaationen in deze oplossing (0.0585M; 0.176M)
12. Welke molariteit heeft een waterstofchloride-oplossing, bekomen door toevoeging van 50.0ml water aan 70.0ml van een 0.500M waterstofchloride-oplossing ? (0.292M)
13. Hoeveel water moet men bij 75.0 ml 0.500M natriumchlorideoplossing voegen om een 0.300M natriumchloride-oplossing te bekomen ? (50.0ml)
14. Welke molariteit heeft de oplossing, bekomen door menging van 250ml 0.100M zwavelzuur met 150ml 0.20M zwavelzuur ? (0.138M)

15. Hoeveel maal moet men een 0.500M bariumchloride-oplossing verdunnen opdat de concentratie van de chloride-ionen in de oplossing 20.0mg/cm³ zou bedragen ? (1.78)
16. Welk volume verdund salpeterzuur ($\rho=1.11\text{g/ml}$; 19.0 massaprocent) kan bereid worden door 50cm³ geconcentreerd salpeterzuur ($\rho=1.42$; 69.8 massaprocent) te verdunnen met water ? Wat is de molariteit van het verdunde zuur ? (235cm³; 3.35M)

8. Oefeningenreeks 5: stochiometrie

1. Hoeveel g KOH moet je oplossen in $\frac{3}{4}$ liter water om een oplossing van 2M te verkrijgen ?
2. Hoeveel mol per liter bevat een oplossing van 4.9g H₂SO₄ in 250 ml water ?
3. Hoeveel g Ca(OH)₂ moet je oplossen in 35l water om dezelfde molaire concentratie te hebben als een oplossing van 3.65 g HCl in 25l water ?
4. Een oplossing bevat 1.66g KI in 400ml oplossing. Hiervan wordt 20ml genomen, en verder aangelengd tot 500ml. Wat is de molariteit van de oplossing en hoeveel eenheden KI bevat ze ?
5. Hoeveel ml 0.1M AgNO₃-oplossing reageert juist met 50ml van een 0.2M NaCl – oplossing ?
6. Van een AgNO₃-oplossing reageert er precies 40 ml met 20ml van een NaCl oplossing. Bereken de concentratie van de NaCl-oplossing.
7. Aan 20ml van een Na₂SO₄-oplossing voegt men een overmaat BaCl₂-oplossing toe. De verkregen neerslag van BaSO₄ weegt 0.69g. Bereken de molariteit van de Na₂SO₄-oplossing.
8. Hoeveel ml van een 0.5M BaCl₂-oplossing zijn er nodig om alle sulfaationen neer te slaan als BaSO₄, uit 30ml van een oplossing die 85g Na₂SO₄ per liter bevat ?
9. Men voegt een overmaat aan Na₂SO₄-oplossing toe aan een BaCl₂-oplossing. Schrijf de neerslagvergelijking. Bereken hoeveel ml van 0.3M Na₂SO₄ er nodig is om te reageren met 20ml van een 0.4M BaCl₂-oplossing. Hoeveel gram BaSO₄ is er neergeslagen ? [oplossing](#)
10. 20g van een CuSO₄-oplossing (dichtheid 1.05g/ml) wordt behandeld met H₂S waarbij er 6.0g CuS neerslaat. Wat was de molariteit van de oorspronkelijke kopersulfaatoplossing ?
11. Bereken hoeveel kilogram koolstofdioxide vrijkomt bij de volledige verbranding van 1 ton C₁₁H₂₄.
12. Men laat 20g zink reageren met voldoende zoutzuur. Welk volume neemt het gevormde gas in?
13. Hoeveel kg ammoniak kan men bereiden door reactie van 250 liter distikstof en 750 liter waterstofgas ?
14. Bereken de molconcentratie van 4g NaOH opgelost in een halve liter water.
15. Hoeveel gram moet men oplossen om 250 ml NaCl 2 M te verkrijgen ?
16. Hoeveel ml NaOH 2 mol/l heeft men nodig om door reactie met 10 ml aluminiumchloride (5g/100ml) alles om te zetten in een neerslag van aluminiumhydroxide ?
17. Om vergiftigd water loodvrij te maken kan men de loodionen neerslaan. Hoeveel g loodcarbonaat kan men neerslaan door reactie tussen 10 ml natriumcarbonaat (0.2 mol/l) en 10ml loodnitraat (0.5 mol/l). Hoeveel gram loodionen blijven er na de reactie over in de oplossing ?

9. Diagnostische toets

Geef aan of de onderstaande beweringen goed of fout zijn.

1. Als 1,00 mol $\text{AlCl}_3(\text{s})$ wordt opgelost in water, ontstaan 1,00 mol $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$ en 3,00 mol $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$.
2. Om een oplossing te maken waarin $[\text{Cl}^{-}(\text{aq})] = 0,50 \text{ mol L}^{-1}$, moet je 1,00 mol $\text{NaCl}(\text{s})$ oplossen tot 1,0 liter oplossing.
3. Een oplossing die 2 g zout per liter bevat, heeft dezelfde concentratie als een oplossing die 2 kg zout per m³ bevat.
4. Aan 200 mL waarin 2,0 g zout is opgelost, wordt 100 mL water toegevoegd. De concentratie wordt dan $6,7 \text{ g L}^{-1}$.
5. Gegeven: bekeerglas A bevat 600 mL oplossing waarin 20 g zout is opgelost en bekeerglas B bevat 400 mL oplossing waarin 30 g zout is opgelost.

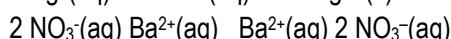
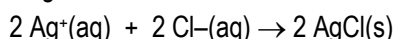
Als de inhoud van bekeerglas B in bekeerglas A wordt geschonken, wordt de concentratie zout in bekeerglas A kleiner.

6. Als je een grotere molariteit van een oplossing nodig hebt, moet je meer oplossing gebruiken.
7. In 34 mL 2,5 M natronloog is $(34 \times 10^{-3} \times 2,5 =) 85 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}$ opgelost.
8. Gegeven: Op het etiket van een fles is te lezen: 0,10 M. De naam van de oplossing is verdwenen.
 - a Je weet toch hoeveel mol stof is opgelost per liter.
 - b Je weet toch hoeveel gram stof is opgelost per liter.
9. Gegeven: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$

De coëfficiënten in deze reactievergelijking geven aan:

- a de verhouding in mol
- b de verhouding in gram

10. Gegeven:



De verhouding in mol waarin deze stoffen met elkaar reageren is 2 : 2 (= 1 : 1).

11. Gegeven: $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

De molaire massa's van $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, $\text{H}_2(\text{g})$ en $\text{O}_2(\text{g})$ zijn respectievelijk 18,0; 2,0 en $32,0 \text{ g mol}^{-1}$.

Als we 9,0 g water ontleden, ontstaat onder andere 8,0 g zuurstof.

12. In 50 mL 0,25 M kopersulfaatoplossing is 12,5 mmol kopersulfaat opgelost.
13. Gegeven: natriumfosfaat en magnesium- chloride reageren met elkaar in de verhouding in mol van 2 : 3.

Als we 100 mL 1,1 M natriumfosfaatoplossing en 100 mL 1,6 M magnesiumchloride- oplossing bij elkaar voegen, is een overmaat magnesiumchloride gebruikt.
14. Om de molariteit van zoutzuur te bepalen voegen we natronloog met een bekende molariteit toe.

Als resultaat van een proef blijkt 9,74 mL natronloog (0,0977 M) te reageren met 8,76 mL zoutzuur. Hieruit kun je afleiden dat de molariteit van het zoutzuur groter is dan van het gebruikte natronloog.

10. Oefeningenreeks 6: denkoefeningen

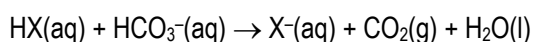
Hoofdpijntabletten

In de handel zijn hoofdpijntabletten te krijgen die, als je ze in water brengt, onder gasontwikkeling een heldere oplossing geven.

Het ontwijkende gas maakt kalkwater troebel en is dus koolstofdioxide. Zo'n bruistablet bevat onder meer acetylsalicylzuur (aspirine) en natriumwaterstofcarbonaat. We schrijven aspirine als HX.

Paulien krijgt als practicumopdracht het aspirinegehalte van zo'n bruistablet te bepalen. Zij gaat daarbij als volgt te werk. In een erlenmeyer brengt zij een beetje water. Op de erlenmeyer plaatst zij een stop waardoor een slangetje zit. Het andere einde van het slangetje brengt zij in een met water gevulde maatcilinder, die omgekeerd in een groot bekersglas met water staat. Vervolgens doet zij de bruistablet in de erlenmeyer en vangt het koolstofdioxidegas op.

De vergelijking van de reactie die tijdens de proef optreedt, is de volgende:



a Geef een tekening van de opstelling waarmee Paulien de proef uitvoert.

b Leg uit dat Paulien met behulp van deze proef het aspirinegehalte van een bruistablet kan bepalen.

c Waarom is het verstandig eerst water in de erlenmeyer te doen en daarna de bruistablet en niet omgekeerd?

Als geen koolstofdioxidegas meer ontwijkt, doet Paulien voor de zekerheid nog een scheepje $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ in de erlenmeyer.

d Leg uit waarom Paulien dit doet.

Paulien voert de proef uit en vindt de volgende resultaten:

– de massa van een bruistablet is 0,750 gram;

– er ontwijkt 0,125 g koolstofdioxide.

De formule van aspirine heeft zij opgezocht in een tabellenboek: $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$.

e Bereken hoeveel gram aspirine in de tablet aanwezig is.

f Bereken het massapercentage aspirine in de bruistablet. Hierbij heb je het antwoord van e nodig. Heb je dat niet, neem dan aan dat dit $2,0 \times 10^{-1}$ gram is. Dit is niet het goede antwoord.

Blikrecycling

Conservenblikken zijn van staal gemaakt en voorzien van een dun laagje tin. Hierdoor bestaat 1% van de massa uit tin. Om het staal van gebruikte conservenblikken te kunnen recirculeren, moet het tin worden verwijderd. Dit kan door een overmaat chloorgas over het blik te leiden. Hierbij ontstaat de vloeistof tin(IV)chloride.

a Geef de reactievergelijking die bij dit proces hoort.

b Laat door berekening zien hoeveel kg chloor minstens nodig is om 1000 kg blik te onttinnen.

Bauxiet

Bauxiet bestaat voor 65 massaprocent uit aluminiumoxide. Door aluminiumoxide te elektrolyseren, wordt aluminium gemaakt.

Bereken hoeveel kg bauxiet nodig is voor het maken van 1,0 kg aluminium.

Reacties in oplossingen

Johan schenkt 100 mL 0,130 M kaliumjodide-oplossing bij 75 mL 0,738 M loodnitraatoplossing.

Bereken hoeveel gram loodjodide maximaal kan neerslaan.

In een kolf bevindt zich 500 mL van een natriumsulfide-oplossing. De molariteit van de oplossing is $1,20 \text{ mol L}^{-1}$. Van deze oplossing schenken we 10,0 mL in een maatcilinder.

a Bereken de concentratie van de natriumionen in de kolf.

- b Bereken hoeveel gram natriumsulfide in de kolf is opgelost om de gevraagde 500 mL oplossing te krijgen.
- c Hoe groot is de molariteit van de natriumsulfide-oplossing in de maatcilinder?
- d Bereken hoeveel mmol sulfide-ionen zich in de maatcilinder bevinden.

Carla wil 1,39 gram loodchloride bereiden. Ze heeft de beschikking over een 0,100 M loodnitraatoplossing en een 0,100 M natriumchloride-oplossing.

- a Geef de vergelijking van de reactie die optreedt, als beide oplossingen bij elkaar worden gevoegd.
- b Bereken hoeveel mL zij van elk van beide oplossingen bij elkaar moet voegen om zonder verspilling van grondstoffen de gewenste hoeveelheid loodchloride te krijgen.

Kristalwater

Inge wil de hoeveelheid kristalwater in kristalsoda, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ te weten komen. Ze doet dus een proef om de waarde van n te bepalen.

Ze neemt daartoe 5,00 gram van dit zout en lost dat op in 100 mL water. Ze voegt hieraan een overmaat van een calciumchloride-oplossing toe. Het neerslag filtreert ze, droogt het en bepaalt de massa hiervan. Ze vindt dat het 2,00 gram weegt.

- a Geef de vergelijking van de reactie van de soda-oplossing met de calciumchloride-oplossing.
- b Bereken hoeveel mol Na_2CO_3 bij het begin van dit experiment aanwezig was.
- c Bepaal de waarde van n in de formule van kristalsoda.

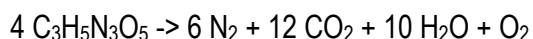
Formulebepaling

Marianne bepaalt experimenteel in welke verhouding in mol ijzer reageert met zuurstof. Ze verhit daartoe 2,00 g ijzerwol met een overmaat zuurstof en bepaalt de massa van het ijzeroxide dat daarbij ontstaat. De massa hiervan bedraagt 2,57 g.

- a Bereken in welke massaverhouding ijzer en zuurstof hebben gereageerd.
- b Reken deze massaverhouding om in een verhouding in mol.
- c Ga met behulp van een reactievergelijking na of hier ijzer(II)oxide of ijzer(III)oxide is gevormd.

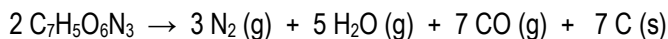
11. Taak: Chemische rekenen

1. Hoeveel gram calciumchloride hebben we nodig om 50ml van een 1.2 M oplossing te maken ?
2. 5 ml van een zwavelzuuroplossing wordt bij een oplossing met BaCl₂ gevoegd. Er ontstaat een neerslag van 4.08g bariumsulfaat. Bereken de molariteit van de zwavelzuuroplossing.
3. Hoeveel ml geconcentreerd zoutzuur ($\rho=1.19\text{g/ml}$; 38 massaprocent waterstofchloride) moet je afmeten om 15.0 l van een 0.0200 F waterstofchloride oplossing te maken ?
4. Nitroglycerine is een basisbestanddeel van dynamiet. Bij ontploffing ontleedt ze volgens volgende vergelijking in gassen:



In een vrolijke bui laten we 750 kg nitroglycerine ontploffen. Wat is het totale volume dat de gassen zullen innemen wetende dat de temperatuur door de ontploffing stijgt tot 1200°C.

5. Hoeveel ml van een 0.5 M bariumchloride oplossing zijn nodig om alle sulfaationen neer te slaan als bariumsulfaat, uit 30ml van een oplossing die 85g natriumsulfaat per liter bevat ?
6. Om vergiftigd water loodvrij te maken kan men de loodionen neerslaan. Hoeveel gram loodcarbonaat kan men neerslaan door reactie tussen 10ml natriumcarbonaat (0.2mol/L) en 10ml loodnitraat (0.5mol/l). Hoeveel gram loodionen blijven er over na de reactie in de oplossing ?
7. De chemische vergelijking van de ontploffing van TNT (trinitrotolueen) is als volgt:



Hoeveel liter gas ontstaat bij explosie van 100g TNT ?