

Hoofdstuk 4

Kwantitatieve aspecten

4.1 Deeltjesmassa

4.1.1 Atoommassa

De SI-eenheid van massa is het kilogram (kg). De massa van een H-atoom is gelijk aan $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg.

$$m(\text{H}) = 0,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,001\,66\text{ kg.}$$

Deze massa werd als eerste atoommassa-eenheid (a.m.e) gekozen, symbool u. (Later werd een andere atoommassa-eenheid gekozen: zie later.)

$$m(\text{H}) = 1\text{ u}$$

In de praktijk worden vooral relatieve atoommassa's gebruikt.

Voorbeeld

De relatieve atoommassa van koolstof is:

$$A_r(\text{C}) = 12,0\text{ u} / 1\text{ u} = 12,0$$

Voor berekeningen ronden we de atoommassa's altijd eerst af tot op 1 decimaal.

Voorbeelden

Atoomsoort	Absolute massa m (u)	Relatieve atoommassa A_r (-)
H	1,0	1,0
O	16,0	16,0
S	32,1	32,1

4.1.2 Molecuulmassa

Moleculen zijn opgebouwd uit twee of meer gelijke of verschillende atomen.

Uiteraard is de massa van die moleculen gemakkelijk te berekenen uit de massa's van de samenstellende atomen. Het volstaat de massa's van alle atomen, die in de molecule aanwezig zijn, samen te tellen.

Voorbeelden

	H ₂	O ₂	O ₃	H ₂ O	H ₂ SO ₄
Berekening	$2 \times 1,0$	$2 \times 16,0$	$3 \times 16,0$	$2 \times 1,0 + 16,0$	$2 \times 1,0 + 32,1 + 4 \times 16,0$
Relatieve molecuulmassa M_r	2,0	32,0	48,0	18,0	98,1

De molecuulmassa wordt berekend door de atoommassa's van alle atomen, die in de molecule aanwezig zijn, samen te tellen.



#1

Geef een correcte naam en bereken de relatieve molecuulmassa (M_r) van volgende moleculen.



	Molecule	Naam	M_r
A	HCl		
B	HNO ₃		
C	S ₈		
D	H ₃ PO ₄		
E	SO ₂		
F	H ₂ CO ₃		
G	P ₄		
H	P ₂ O ₅		
I	C ₆ H ₁₂ O ₆		

4.1.3 Ionmassa

Ionen zijn positief of negatief geladen atomen of atoomgroepen. De lading is het gevolg van het afgeven (positief) of opnemen (negatief) van één of meer elektronen.

Vermits de massa van de elektronen te verwaarlozen is, hebben ionen praktisch dezelfde massa als de ongeladen atomen of atoomgroepen.

Voorbeelden

Atoom / atoomgroep	Relatieve massa
Al	$A_r = 27,0$
SO ₃	$M_r = 80,1$



	Al ³⁺	SO ₃ ²⁻
Relatieve ionmassa	$A_r = 27,0$	$M_r = 80,1$

De ionmassa is gelijk aan de som van de atoommassa's van de betrokken atomen.



#2

Geef de naam en bereken relatieve ionmassa A_r of M_r van volgende ionen.



	Ion	Naam	A_r of M_r
A	Fe^{2+}		 =
B	NO_3^-		 =
C	NH_4^+		 =
D	PO_4^{3-}		 =
E	S^{2-}		 =

4.1.4 Formulemassa

Ionverbindingen zijn opgebouwd uit positieve en negatieve ionen, die in een ionrooster zitten. Hoeveel positieve en negatieve ionen er in het ionrooster zitten, kunnen we niet zeggen. Dat hangt af van de grootte van het rooster, dus van de grootte van het kristal. We weten echter wel dat er tussen het aantal positieve en negatieve ionen een eenvoudige verhouding bestaat die weergegeven wordt in de verhoudingsformule van de ionverbinding.

De **formule-eenheid** geeft de samenstelling weer van de kleinste eenheid waaruit het ionrooster is opgebouwd. De massa van deze formule-eenheid noemen we de **formulemassa** van de ionverbinding. Ze kan berekend worden door de massa's van alle ionen die in de formule-eenheid voorkomen, op te tellen.

Voorbeeld

	Relatieve ionmassa
Al^{3+}	$A_r = 27,0$
SO_4^{2-}	$M_r = 96,1$
↓	
	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
Relatieve formulemassa M_r	$2 \times 27,0 + 3 \times 96,1 = 342,3$

De formulemassa wordt berekend door de ionmassa's van alle ionen, die in de formule-eenheid voorkomen, op te tellen.



#3

Geef een correcte naam en bereken de relatieve formulemassa M_r van volgende ionverbindingen.



	Formule-eenheid	Naam	M_r
A	BaBr ₂		
B	ZnSO ₄		
C	NaCl		
D	Al ₂ O ₃		

4.2. Stofhoeveelheid

Atomen, moleculen en ionen zijn enorm kleine deeltjes.



Leggen we 125 000 000 waterstofatomen op een rijtje, mooi tegen elkaar, dan is dat rijtje amper een centimeter lang.

Hoe weinig we van een stof ook nemen, toch hebben we altijd een fantastisch groot aantal deeltjes (atomen, moleculen, ionen).

In één druppel water zijn 2 000 000 000 000 000 000 000 ($2 \cdot 10^{21}$) watermoleculen aanwezig.

Het tellen van die moleculen is onbegonnen werk. In de veronderstelling dat je begint te tellen bij je geboorte, dat je per seconde 10 moleculen telt (een hels tempo), dat je doorgaat tot je honderd jaar wordt (en nog steeds in staat om te tellen!), dan nog heb je maar een kleine fractie van die moleculen kunnen tellen. Als heel de wereldbevolking (ongeveer 7 miljard mensen) je meehelpt, 100 jaar lang, dan is er nog maar één tiende van het telwerk gebeurd!



4.2.1 Mol

Als we een chemische reactie uitvoeren, dan voegen we dus steeds een zeer groot aantal deeltjes samen. Om dit aantal deeltjes uit te drukken heeft men de **mol** ingevoerd.

De mol is de hoeveelheid stof van een systeem dat evenveel deeltjes bevat als er waterstofatomen zijn in 1 gram waterstof (H). (Ook deze afspraak zal later nog gewijzigd worden.)

De deeltjes kunnen onder andere atomen, moleculen, ionen of formule-eenheden zijn.



1 mol is een hoeveelheid stof $6,0 \cdot 10^{23}$ deeltjes (atomen, moleculen, ionen, formule-eenheden) bevat.

Het getal $6,0 \cdot 10^{23}$ wordt het **getal van Avogadro** genoemd, naar de Italiaanse scheikundige die voor het eerst het onderscheid tussen atomen en moleculen maakte. Om duidelijk te maken hoe onvoorstelbaar groot dit getal is, schrijven we het voluit:

602 000 000 000 000 000 000 000

of $602 \times \text{duizend} \times \text{duizend} \times \text{duizend} \times \text{duizend} \times \text{duizend} \times \text{duizend} \times \text{duizend}$.



Afb. 4.1 – Gelijke hoeveelheden, namelijk 1 mol, van verschillende stoffen. In wijzerzin: 55,9 g ijzermetaal (nagels), 18,0 g water, 180,0 g suiker, 159,6 g kopersulfaat, 200,6 g kwikmetaal, 63,6 g kopermetaal en, in het midden, 32,1 g zwavelbloem.

4.2.2 Molaire massa

De molaire massa (M) is de massa (in gram) per mol deeltjes. Eenheid: g/mol.

Voorbeelden

	A_r of M_r	Hoeveelheid	Aantal deeltjes	Massa
H	1,0	1 mol H	$= 6,0 \cdot 10^{23}$ H-atomen	$= 1,0$ g H
H ₂	2,0	1 mol H ₂	$= 6,0 \cdot 10^{23}$ H ₂ -moleculen	$= 2,0$ g H ₂
H ₂ O	18,0	1 mol H ₂ O	$= 6,0 \cdot 10^{23}$ H ₂ O-moleculen	$= 18,0$ g H ₂ O
Cu	63,5	1 mol Cu	$= 6,0 \cdot 10^{23}$ Cu-atomen	$= 63,5$ g Cu
H ₂ SO ₄	98,1	1 mol H ₂ SO ₄	$= 6,0 \cdot 10^{23}$ H ₂ SO ₄ -moleculen	$= 98,1$ g H ₂ SO ₄

Voor deze stoffen kunnen we dus noteren:

	M
H	1,0 g/mol
H ₂	2,0 g/mol
H ₂ O	18,0 g/mol
Cu	63,5 g/mol
H ₂ SO ₄	98,1 g/mol

De molaire massa (M) van een stof is de massa van 1 mol ($6,0 \cdot 10^{23}$) deeltjes (atomen, moleculen, ionen, formule-eenheden). Gebruikelijke eenheid: g/mol
 De getalwaarde is gelijk aan de relatieve massa van de overeenstemmende deeltjes (atoommassa, molecuulmassa, ionmassa, formulemassa).

4.2.3 Stofhoeveelheid

Een hoeveelheid stof kan je op verschillende manieren uitdrukken. Ook in het dagelijkse leven.

Massa van de stof $m_{(x)}$ (Eenheden: g , kg , mg)

63,5 g Cu

196,2 g H₂SO₄

9,0 g H₂O

De massa kan in verschillende eenheden uitgedrukt worden (mg ,g ,kg , ton, ...). In de chemie wordt een massa vaak uitgedrukt in gram. De massa kan gemeten worden met een balans. Analytische balansen kunnen een massa bepalen met een nauwkeurigheid van 1 mg, of zelfs van 0,1 mg.

Stofhoeveelheid $n_{(x)}$ (Eenheid: mol)

1 mol Cu

2 mol H₂SO₄

0,5 mol H₂O

Bij chemische reacties reageren de deeltjes volgens bepaalde verhoudingen met elkaar. Met de mol beschikken we over een eenheid, die met een welbepaald aantal deeltjes overeenstemt. Het speelt daarbij helemaal geen rol of die deeltjes groot zijn of klein, een grote of een kleine massa hebben.

De hoeveelheid van een stof $n_{(x)}$ kan niet rechtstreeks gemeten worden: ze moet worden berekend. Daarvoor gebruiken we volgende formule:

$$n_{(x)} = \frac{m_{(x)}}{M_{(x)}}$$

Aantal deeltjes van een stof $N_{(x)}$ (onbenoemd)

$6,0 \cdot 10^{23}$ atomen Cu

$1,2 \cdot 10^{24}$ moleculen H₂SO₄

$3,0 \cdot 10^{23}$ moleculen H₂O

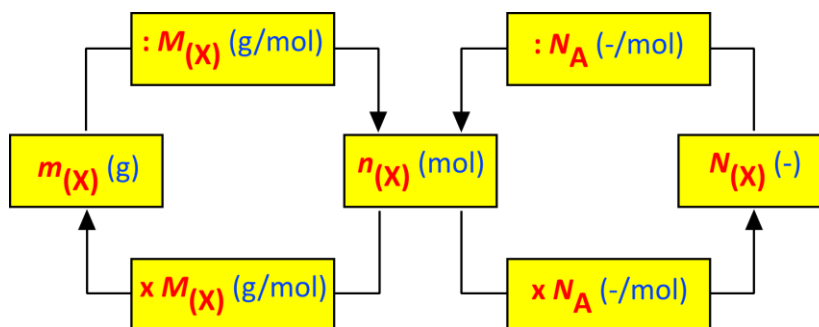
Vaak is het nuttig te weten hoeveel deeltjes in een bepaalde hoeveelheid stof aanwezig zijn. Dit aantal wordt voorgesteld met $N_{(x)}$.

Ook deze grootheid moet berekend worden:

$$N_{(x)} = n_{(x)} \cdot N_A$$

N_A = constante van Avogadro = $6,0 \cdot 10^{23}$ /mol

Het omrekenen van gram naar mol en naar het aantal deeltjes is uiteraard zeer belangrijk.





#4

Hoeveel is de massa (in g) van:

- A 1 mol HCl
- B 0,5 mol H_2SO_4
- E 0,79 mol H_2O



.....
.....
.....



#5

Met hoeveel mol stemmen volgende hoeveelheden overeen?

- A 5,0 g H_2O
- B 10,0 g HNO_3
- C 40,5 g H_2SO_4



.....
.....
.....



#6

Hoeveel moleculen zijn er aanwezig in volgende hoeveelheden?

- A 1,58 kg P_2O_5
- B 12,15 g H_2SO_4
- C 1,00 L H_2O
- D 2,45 mol HNO_3



.....
.....
.....
.....

4.3. Gehalte van een oplossing

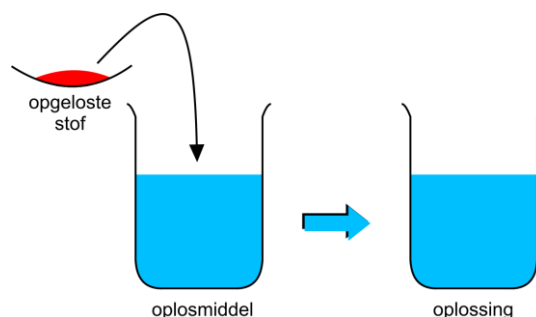
4.3.1 Concentratie

Een oplossing is een homogeen mengsel van een **opgeloste stof** (vaste stof, vloeistof, gas) en een vloeistof (**oplosmiddel**).

Voor een oplossing zijn twee vragen belangrijk.

1. Hoeveel stof lossen we op?
2. Hoeveel oplosmiddel gebruiken we?

Volgende voorbeelden illustreren het belang van beide grootheden.

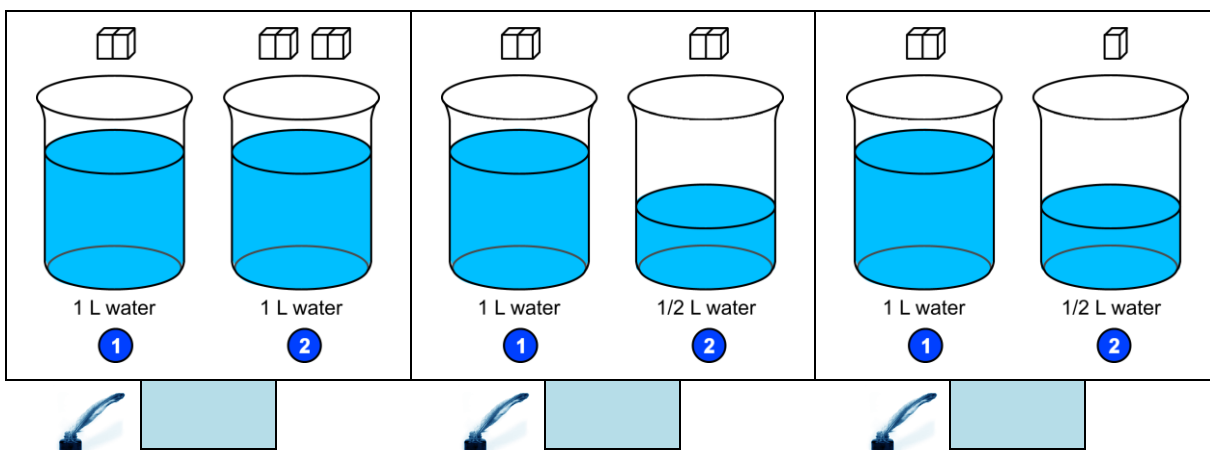


Figuur 4.1 – Een oplossing is een homogeen mengsel van een opgeloste stof en een vloeistof.



#7

Door suiker op te lossen in water, krijgen we een oplossing met een zoete smaak (suikerwater). Welke van volgende oplossingen smaakt het zoetst?



De samenstelling van een oplossing kan op verschillende manieren beschreven worden. In alle gevallen wordt er iets gezegd over de hoeveelheid opgeloste stof en over de hoeveelheid oplossing. De grootheid die de samenstelling van een oplossing weergeeft noemen we de **concentratie** c van de oplossing.

Als we in bovenstaand voorbeeld de hoeveelheid opgeloste stof uitdrukken in klontjes en de hoeveelheid oplossing in liter, dan krijgen we volgende waarden:

$c = 1 \frac{\text{klontje}}{\text{L}}$	$c = 2 \frac{\text{klontjes}}{\text{L}}$	$c = 1 \frac{\text{klontje}}{\text{L}}$	$c = \frac{1 \text{ klontje}}{\frac{1}{2} \text{ L}}$ $= 2 \frac{\text{klontjes}}{\text{L}}$	$c = 1 \frac{\text{klontje}}{\text{L}}$	$c = \frac{\frac{1}{2} \text{ klontje}}{\frac{1}{2} \text{ L}}$ $= 1 \frac{\text{klontje}}{\text{L}}$
---	--	---	---	---	--

Uiteraard drukken we in de chemie een hoeveelheid niet uit in klontjes, maar wel in **gram** (**massaconcentratie**) of in **mol** (**stofhoeveelheidconcentratie**).

Massaconcentratie (ρ^*)

$$\text{massaconcentratie} = \frac{\text{massa van de opgeloste stof (g)}}{\text{volume van de oplossing (L)}}$$

$$\rho^* = \frac{m}{V}$$

Omdat ook voor de dichtheid het symbool ρ gebruikt wordt, gebruiken we voor massaconcentratie het symbool ρ^* .

Voorbeeld



In een **maatkolf** van 100 mL doen we 4,00 g natriumhydroxide (NaOH = opgeloste stof). We voegen er water (= oplosmiddel) bij tot aan de ijkstreep. Op die manier krijgen we 100 mL NaOH-oplossing.

Een maatkolf is een kolf met een platte bodem en een lange hals, gewoonlijk uit glas, met een bepaalde inhoud. De meest gebruikte maatkolven hebben een volume van 100 mL, 250 mL of 500 mL. In de hals is een ijkstreep aangebracht. Als de maatkolf tot aan die ijkstreep gevuld wordt, bevat de kolf de aangegeven hoeveelheid vloeistof of oplossing. Uiteraard speelt de temperatuur waarbij dit alles

Afb. 4.2 – Maatkolf

gebeurt een rol, zij het miniem (verandering van het volume door uitzetten of krimpen).

Bij het maken van oplossingen met een bepaalde concentratie wordt eerst de gepaste hoeveelheid opgeloste stof in de maatkolf gebracht. Dan wordt een beetje oplosmiddel toegevoegd. Door schudden lossen we de stof op. Nadien wordt oplosmiddel bijgevoegd tot aan de ijkstreep. Daarbij moet de onderkant van de vloeistofmeniscus de ijkstreep raken.



De massaconcentratie van deze oplossing is:

$$\rho^* = \frac{4,00 \text{ g}}{100 \text{ mL}} = \frac{4,00 \text{ g}}{0,100 \text{ L}} = 40,0 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Stofhoeveelheidconcentratie (c)

(stofhoeveelheid)concentratie = $\frac{\text{hoeveelheid opgeloste stof (mol)}}{\text{volume van de oplossing (L)}}$	$c = \frac{n}{V}$
--	-------------------------------------

Tussen beide soorten concentraties bestaat een eenvoudig verband, zoals blijkt uit onderstaande redenering:

$$c = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m}{M}}{V} = \frac{m}{V \cdot M} = \frac{\frac{m}{V}}{M} = \frac{\rho^*}{M}$$

of

$$\rho^* = \frac{m}{V} = \frac{n \cdot M}{V} = \frac{n}{V} \cdot M = c \cdot M$$

$c = \frac{\rho^*}{M}$ stofhoeveelheidconcentratie ($\frac{\text{mol}}{\text{L}}$) = $\frac{\text{massaconcentratie} (\frac{\text{g}}{\text{L}})}{\text{molaire massa} (\frac{\text{g}}{\text{mol}})}$	$\rho^* = c \times M$ massaconcentratie ($\frac{\text{g}}{\text{L}}$) = stofhoeveelheidconcentratie ($\frac{\text{mol}}{\text{L}}$) · molaire massa ($\frac{\text{g}}{\text{mol}}$)
---	---

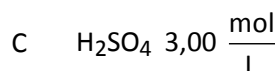
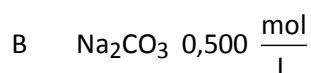
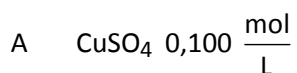
De stofhoeveelheidconcentratie van bovenstaande oplossing berekenen we als volgt:

$$c = \frac{\rho^*}{M} = \frac{40,0 \frac{\text{g}}{\text{L}}}{40,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,00 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$



#8

Bereken de massaconcentraties van volgende oplossingen.



.....
.....
.....



#9

Bereken de (stofhoeveelheid)concentraties van volgende oplossingen.



- A KI 16,60 g / 100 mL
- B NaNO_3 17,00 g / 250 mL
- C H_2SO_4 1,76 kg / L

.....
.....
.....



#10

Hoeveel opgeloste stof is er aanwezig in volgende oplossingen? Druk de massa uit in gram en de hoeveelheid in mol.



- A 3,00 L NaCl 2,00 $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$
- B 600 mL KBr 0,400 $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$
- C 288 mL CaCl_2 0,024 g/L

.....	
.....	
.....	

4.3.2 Procentuele samenstelling

Soms wordt het gehalte van een oplossing procentueel uitgedrukt. Afhankelijk van de aard van de opgeloste stof gebruikt men (lichtjes) verschillende procentuele aanduidingen.

Oplossing van een vaste stof in een vloeistof

massa-volume-%

Een 5 % oplossing van glucose in water bevat 5 g glucose per 100 mL oplossing.



Afb. 4.3 -
Glucoseoplossing

Oplossing van een vloeistof in een vloeistof

volume-%

Pilsbier is een 5 % oplossing van alcohol in water (5 °). Dit betekent dat pils 5 mL alcohol per 100 mL bier bevat.



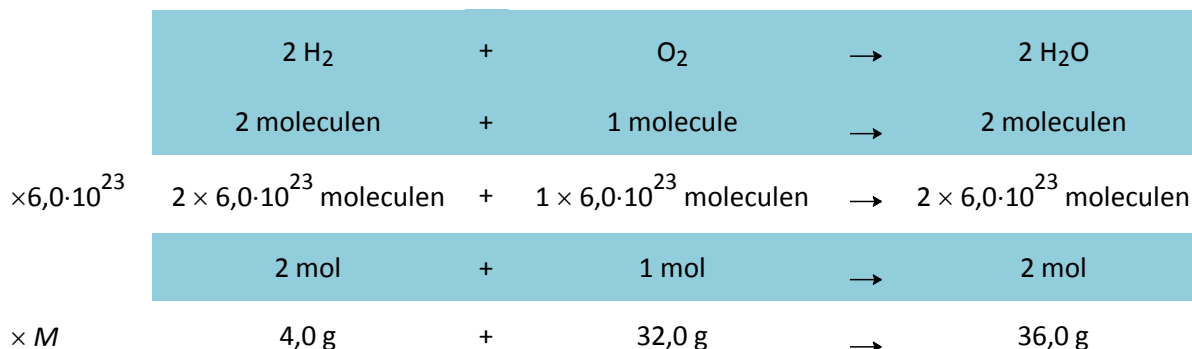
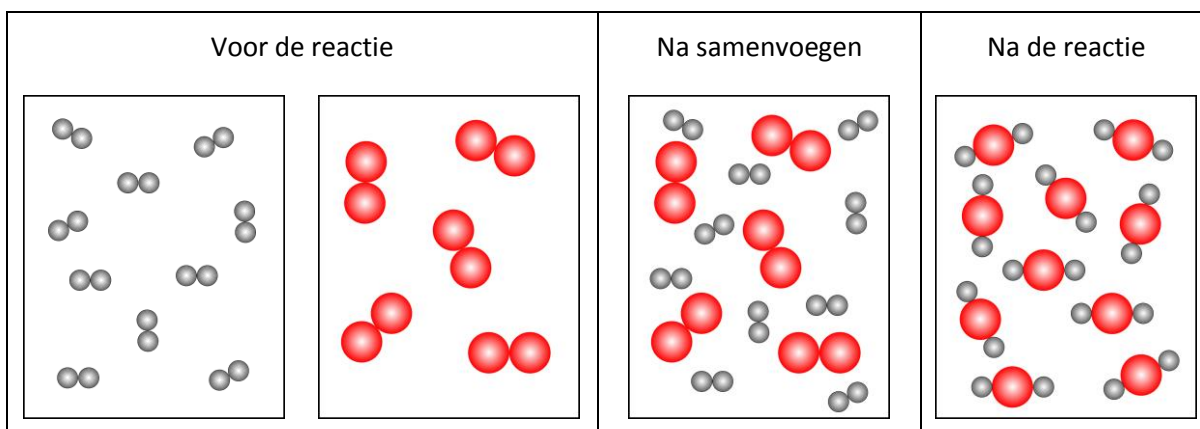
Afb. 4.4 – Pils

4.4 Stoichiometrische berekeningen

Dankzij de grootheden stofhoeveelheid (eenheid: mol) en molaire massa (eenheid: g/mol) kunnen we stoichiometrische berekeningen uitvoeren. Dit betekent dat we een antwoord kunnen geven op vragen als:

- Hoeveel reactieproduct ontstaat als een bepaalde hoeveelheid uitgangsstof reageert?
- Hoeveel uitgangsstof moeten we gebruiken om een bepaalde hoeveelheid reactieproduct te verkrijgen?
- Hoeveel van een reagens moeten we toevoegen bij een bepaalde hoeveelheid van een ander reagens, om dit volledig te laten reageren?

Bekijken we even het verloop van de reactie tussen diwaterstof en dizuurstof, waarbij water ontstaat. Laten we veronderstellen dat we 10 moleculen diwaterstof en 5 moleculen dizuurstof samenvoegen. Diwaterstof bestaat uit moleculen die opgebouwd zijn uit twee H-atomen. Dizuurstof bestaat uit moleculen die opgebouwd zijn uit twee O-atomen. Al die moleculen bewegen wanordelijk door elkaar (gassen!) en zullen dus ook met elkaar botsen. Bij botsingen tussen diwaterstof- en dizuurstofmoleculen, kunnen nieuwe moleculen ontstaan: watermoleculen.



De coëfficiënten in een reactievergelijking geven niet enkel aan hoeveel moleculen er reageren en ontstaan, maar ook hoeveel mol er reageert en ontstaat. En daaruit kunnen we berekenen hoeveel gram er reageert en ontstaat.



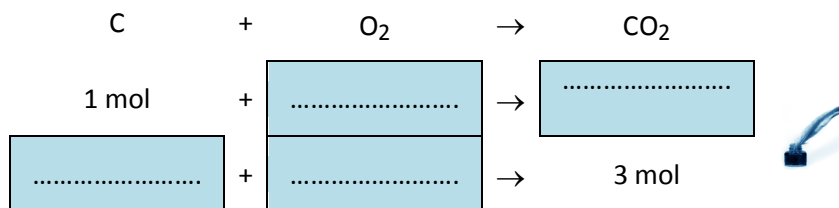
1 mol stof bevat $6,0 \cdot 10^{23}$ deeltjes, met een massa die overeenstemt met A_r of M_r (in gram).



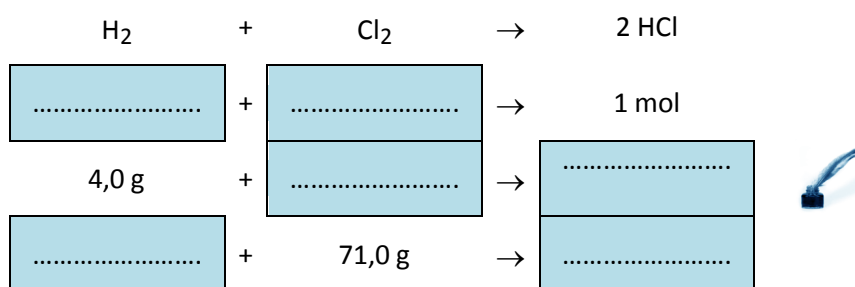
#11

Vul bij de onderstaande reactievergelijkingen, waar een massa of een hoeveelheid van een stof gegeven is, de ontbrekende gegevens in (in dezelfde eenheid als de gegeven massa of hoeveelheid):

A

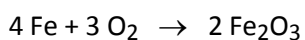


B



#12

Beschouw volgende reactie:



- A Hoeveel gram ijzer(3+)oxide ontstaat als er 5,00 gram ijzer reageert?
- B Hoeveel gram dizuurstof reageert met 20,0 gram ijzermetaal?
- C Hoeveel gram ijzermetaal moeten we laten reageren om 8,12 g ijzer(3+)oxide te bekomen?
- D Hoeveel gram dizuurstof is nodig om 20,0 gram ijzer(3+)oxide te verkrijgen?



.....
.....
.....
.....