

5. Chemisch rekenen

1. Atoommassa

De SI-eenheid van massa is het kilogram (kg).

De massa-eenheid die we voor atomen gebruiken is u (unit).

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} m_{12_6\text{C-nuclide}} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$m(\text{H}) = 1,0 \text{ u}$$

$$m(\text{O}) = 16,0 \text{ u}$$

$$m(\text{C}) = 12,0 \text{ u}$$

In de praktijk worden vooral relatieve atoommassa's gebruikt.

Zo is de relatieve atoommassa van koolstof:

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

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

Voorbeelden

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

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.

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.

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⁻	$M_r = 96,1$



	Al ₂ (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.

5. Mol

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 (2·10²¹) 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!

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 ¹²/₆C -atomen zijn in 12,0 gram ¹²/₆C -atomen.

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

Het aantal ¹²/₆C -atomen, aanwezig in één mol, kunnen we als volgt berekenen:

$$\frac{1}{12} \text{ massa van een } \frac{12}{6}\text{C -atoom: } 1,0 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Het aantal ¹²/₆C -atomen in 12,0 gram ¹²/₆C bedraagt dan:

$$\text{aantal } \frac{12}{6}\text{C-atomen in 12,0 g } \frac{12}{6}\text{C} = \frac{\text{massa 12,0 g } \frac{12}{6}\text{C-atomen}}{\text{massa 1 } \frac{12}{6}\text{C-atoom}} = \frac{12,0 \text{ g}}{\frac{1}{12} \times 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

1 mol is een hoeveelheid stof 6,0·10²³ deeltjes (atomen, moleculen, ionen, formule-eenheden) bevat.



Het getal 6,0·10²³ 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 × duizend × duizend × duizend × duizend × duizend × duizend × duizend.



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.

6. 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).

7. Stoffhoeveelheid

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.

Stoffhoeveelheid $n_{(x)}$ (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 grootte moet berekend worden:

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

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

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

