

De concentratie

De concentratie van een stof uitdrukken in molariteit (mol/liter) is maar één van de vele manieren waarop we een concentratie uitdrukken.

Molariteit is wel de meest gebruikte uitdrukking van concentratie in de scheikunde omdat dit in belangrijke mate de berekeningen vereenvoudigt.

Andere uitdrukkingen van concentratie zijn:

Aantal g opgeloste stof per 100 g oplossing noemt men **massaprocent (m%)**

Aantal ml opgeloste stof per 100 ml oplossing noemt men **volumeprocent (V%)**

Aantal g opgeloste stof per 100 ml oplossing noemt men **procent (%)**

Aantal g opgeloste stof per 1000 ml oplossing noemt men **promille (o/oo)**

Aantal deeltjes per miljoen (= parts per million) noemt men **ppm**

Aantal deeltjes per miljard (= parts per billion) noemt men **ppb**

Men kan ook de massa per volume-eenheid weergeven bv. gram/liter, gram/cm³,...

Dit wordt de **dichtheid** van een oplossing genoemd.

De mol: onmisbaar hulpmiddel voor de chemicus

Een scheikundige werkt op moleculair niveau. Hij houdt zich bezig met reacties tussen minuscule kleine deeltjes die je zelfs met een gewone microscoop onmogelijk kunt waarnemen. In het laboratorium ziet hij echter maar al te goed waar hij mee bezig is. Hij gooit (milli)grammen en (milli)liters van bepaalde stoffen bij elkaar in zijn bekersglazen, maatkolven en ander glaswerk.

Maar hoe weet hij nou hoeveel van die stoffen hij bij elkaar moet gooien? Hoeveel gram of liter van een stof komt overeen met hoeveel moleculen? Daarvoor beschikt hij over een heel handig hulpmiddel: de mol. Geen chemicus kan zonder.

Het molecuul op de weegschaal

Het gewicht van atomen wordt uitgedrukt in zogenoemde "atomaire massa-eenheden", waarvoor de afkorting "u" wordt gebruikt. Eén waterstofatoom weegt bijvoorbeeld ongeveer 1 u, terwijl een zuurstofatoom zo'n 16 u op de weegschaal legt.

Logischerwijs weegt een watermolecuul (H₂O) dus circa 18 u.

Simpel gezegd slaat de mol een brug tussen de atomaire massa-eenheid en de gram. Een mol water weegt dus ongeveer 18 gram. Op die manier kun je atoom- en molecuulmassa's "vertalen" in hoeveelheden die zichtbaar en weegbaar zijn.

Het getal van Avogadro

Een mol is officieel gedefinieerd als het aantal deeltjes dat je van een bepaalde isotoop van koolstof (C-12) nodig hebt om een massa te krijgen van precies 12 gram.

Dat aantal blijkt $6,02214 \times 10^{23}$ te zijn, oftewel: een ruime zes met 23 nullen er achter. Het is een getal dat zo groot is dat je er eigenlijk nauwelijks iets bij voor kunt stellen.

Dit enorme getal staat bekend als het getal van Avogadro. Dat is een verwijzing naar de 19de-eeuwse Italiaanse wetenschapper Amedeo Avogadro, wiens theorieën de grondslag legden voor de mol.

De mol in de praktijk

Stel dat je een stof A hebt met een molecuulmassa van 20 u en een stof B waarvan elk molecuul 40 u weegt. En dat je weet dat één molecuul A met twee moleculen van B kan reageren tot één molecuul van stof C. Dan weet je dankzij de mol precies hoeveel je van A en B af moet wegen als je in het lab wat C wilt maken.

Je hebt voor de reactie immers twee keer zoveel B- als A-moleculen nodig en één molecuul B is ook nog eens twee keer zo zwaar als één molecuul A. Op elke gram A heb je dus vier gram B nodig. De mol zorgt er dus voor dat je precies weet wat je doet en je als chemicus dus niet zomaar op de gok wat bij elkaar hoeft te gooien.

Lekker makkelijk, zul je zeggen. Maar wat als één van de stoffen die ik wil gebruiken nou een gas is? Hoe leg ik wat zuurstof op mijn weegschaal? Dat is gelukkig niet nodig. Eén mol gas neemt bij dezelfde druk en temperatuur namelijk altijd hetzelfde volume in, om welk gas het ook gaat. Bij nul graden Celsius en één atmosfeer is dit 22,4 liter. Op die manier kun je gasvolumes en molen in elkaar omrekenen.