Mol als maat voor de hoeveelheid van stof

Zelfs kleine hoeveelheden materie bevatten een enorm aantal deeltjes. Zo bevat één gram water bijvoorbeeld $3{,}3 \times 10^{22}$ watermoleculen. Om deze enorm grote getallen te vermijden werd het begrip **mol** ingevoerd:

Eén **mol** van een stof is de hoeveelheid stof die $6{,}022 \times 10^{23}$ deeltjes van die stof bevat:

$$1 \text{ mol deeltjes} = 6{,}022 \times 10^{23} \text{ deeltjes}$$

Men noemt $6{,}022 \times 10^{23}$ het **getal van Avogadro**, en noteert het als N_A.
Als symbool voor het **aantal mol** van een stof wordt dikwijls de letter n gebruikt.

Uitweiding 1 (Het getal van Avogadro)**.** Sinds 2019 is het getal van Avogadro per definitie exact gelijk aan $6{,}022\,140\,76 \times 10^{23}$. Daarvoor was het per definitie het aantal deeltjes in 12 gram koolstof, isotoop ^{12}C, en de exacte waarde moest dus experimenteel bepaald worden. In deze cursus gebruiken we altijd de afgeronde waarde $6{,}022 \times 10^{23}$.

In principe is er een onderscheid tussen het *getal* van Avogadro (een natuurlijk getal), en de *constante* van Avogadro, die de verhouding aangeeft van het aantal deeltjes tot de hoeveelheid stof, uitgedrukt in mol^{-1}. Om in formules correct met eenheden te rekenen, is het inderdaad nuttig dat de constante N_A de eenheid 'per mol' heeft, dus

$$N_\text{A} \overset{\text{def}}{=} 6{,}022 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}.$$

Strikt genomen zitten er dus N_A *mol* deeltjes in elke hoeveelheid van één mol van een stof:

$$N_\text{A}\ \text{mol} = 6{,}022 \times 10^{23}\,\text{mol}^{-1}\ \text{mol} = 6{,}022 \times 10^{23} \in \mathbb{N}.$$

Een *aantal* is dus een getal, maar een *aantal mol* is een *hoeveelheid stof*. De constante van Avogadro N_A geeft de *verhouding* tussen het *aantal deeltjes* (dimensieloos, uitgedrukt als natuurlijk getal) en de hoeveelheid stof uitgedrukt in mol. De eenheid van N_A is dus 'per mol'.

$1\,\text{mol}$ natriumatomen bevat $6{,}022 \times 10^{23}$ atomen natrium (Na).
$1\,\text{mol}$ watermoleculen bevat $6{,}022 \times 10^{23}$ moleculen water (H_2O).
$1\,\text{mol}$ natriumionen bevat $6{,}022 \times 10^{23}$ ionen natrium (Na^+).

Je kan de term mol vergelijken met de termen paar of dozijn die in het dagelijks leven veel gebruikt worden:

1 paar deeltjes zijn 2 deeltjes	Bv: 1 paar schoenen zijn 2 schoenen
1 dozijn deeltjes zijn 12 deeltjes	Bv: 1 dozijn eieren zijn 12 eieren
1 mol deeltjes zijn $6{,}022 \times 10^{23}$ deeltjes	Bv: 1 mol eieren zijn $6{,}022 \times 10^{23}$ eieren

Het aantal deeltjes N kunnen we dus steeds berekenen aan de hand van het aantal mol materie n en het getal van Avogadro N_A.

$$N = n \cdot N_\text{A}$$

Om het aantal deeltjes, N, in een bepaalde hoeveelheid stof te vinden, vermenigvuldig je het aantal mol met het getal van Avogadro, N_A

$1{,}5\,\text{mol}$ watermoleculen bevat $1{,}5 \cdot 6{,}022 \times 10^{23} = 9{,}0 \times 10^{23}$ moleculen water.
$2{,}5\,\text{mol}$ watermoleculen bevat $2{,}5 \cdot 6{,}022 \times 10^{23} = 1{,}5 \times 10^{24}$ moleculen water.
$10\,\text{mol}$ watermoleculen bevat $10 \cdot 6{,}022 \times 10^{23} = 6{,}0 \times 10^{24}$ moleculen water.

CC BY-NC-SA 4.0

Mol als maat voor de hoeveelheid van stof

Hoewel de mol een praktische eenheid is om mee te rekenen in de chemie (zie het hoofdstuk stoichiometrie), is hij helemaal niet praktisch om mee te werken in het labo. Immers, neem maar eens $6{,}022 \times 10^{23}$ deeltjes van een stof... onbegonnen werk. Wel gemakkelijk is een hoeveelheid stof afwegen met een balans. De massa van een stof is een veel praktischer eenheid voor een hoeveelheid stof.

Om een hoeveelheid stof uitgedrukt in mol om te rekenen naar de massa van die stof volstaat het te weten hoeveel de massa van één mol van die stof is. Deze massa noemen we de **molaire massa** van de stof, dus de massa per mol stof, of dus ook de massa van één mol van die stof:

De **molaire massa** M_{A} (of soms ook $M(\mathrm{A})$) van een stof A (een atoom of een molecule) is de massa per mol stof.

De getalwaarde van M_{A} is gelijk aan de relatieve atoom- of molecuulmassa en draagt als eenheid $\mathrm{g/mol}$. De relatieve atoommassa van de elementen vind je in het PSE.

Als n mol van een stof een massa m heeft, en de molaire massa van die stof is M, dan geldt:

$$M = \frac{m}{n} \quad \text{(en dus ook } n = \frac{m}{M} \text{ en } m = n \cdot M\text{)}$$

Uitweiding 2 (Verband tussen molaire massa en relatieve atoom- of molecuulmassa)**.** Waarom is de getalwaarde van de molaire massa gelijk aan de relatieve atoom- of molecuulmassa? Dit is een gevolg van de manier waarop de mol en de atomaire massa-eenheid (zie atoommassa) zijn gedefinieerd. Laten we als voorbeeld de molaire massa van water berekenen, vertrekkende van de relatieve molecuulmassa van water.

De relatieve molecuulmassa van een molecule water is 18. Deze massa is relatief t.o.v. de atomaire massa-eenheid. De absolute molecuulmassa is dus de relatieve atoommassa vermenigvuldigd met de atomaire massa-eenheid:

$$m(\mathrm{H_2O}) = 18 \cdot 1{,}66 \times 10^{-24}\,\mathrm{g} = 2{,}99 \times 10^{-23}\,\mathrm{g}$$

Dit is de absolute massa van één molecule water. Om de massa van één mol water te berekenen moeten we vermenigvuldigen met het aantal moleculen water in één mol: de constante van Avogadro.

$$2{,}99 \times 10^{-23}\,\mathrm{g} \cdot 6{,}022 \times 10^{23}\,\mathrm{mol^{-1}} = 18\,\mathrm{g/mol}$$

We zien dat de getalwaarde van de molaire massa dezelfde is als de relatieve atoommassa. Dit is niet toevallig, maar is een gevolg van de getalwaarden die men voor de mol en de atomaire massa-eenheid heeft gekozen. Het product van de constante van Avogadro (aantal deeltjes per mol) en de atomaire massa-eenheid is 1:

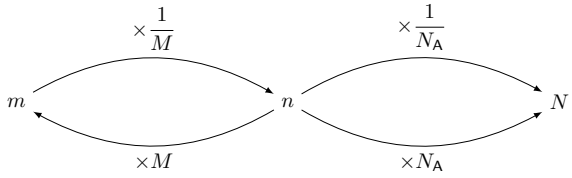
$$6{,}022 \times 10^{23}\,\mathrm{mol^{-1}} \cdot 1{,}66 \times 10^{-24}\,\mathrm{g} = 1{,}00\,\mathrm{g/mol}$$

Dit betekent dat de atomaire massa-eenheid dus ook gezien kan worden als een molaire massa van $1\,\mathrm{g/mol}$. Aangezien de atomaire massa-eenheid ongeveer de massa van één proton of één neutron is, volgt dat de molaire massa van één proton of neutron eveneens $1\,\mathrm{g/mol}$ is. Een molecule zoals water dat gemiddeld uit 10 protonen (8 in de kern van zuurstof, 2 in de waterstofkernen) en 8 neutronen (in de zuurstofkern) bestaat heeft dus een molaire massa van $18\,\mathrm{g/mol}$.

Het onderlinge verband tussen de massa van een stof, het aantal mol en het aantal deeltjes is samengevat in onderstaand schema.

CC BY-NC-SA 4.0

Mol als maat voor de hoeveelheid van stof



Oefening 1. $4{,}25\,\text{mol}$ NaCl bevat $\boxed{1{,}78\times10^{24}}$ $\boxed{2{,}48\times10^{24}}$ $\boxed{2{,}56\times10^{24}}$ $\boxed{2{,}71\times10^{24}}$ moleculen.

Oefening 2. $2{,}20\,\text{mol}$ CH_4 bevat $\boxed{1{,}32\times10^{24}}$ $\boxed{2{,}64\times10^{24}}$ $\boxed{3{,}96\times10^{24}}$ $\boxed{6{,}62\times10^{24}}$ atomen.

Oefening 3. De massa van $1{,}80\times10^{26}$ moleculen ozon O_3 is $\boxed{4{,}78\times10^{1}}$ $\boxed{1{,}44\times10^{2}}$ $\boxed{4{,}78\times10^{3}}$ $\boxed{1{,}44\times10^{4}}$ g.

Oefening 4. Bereken de molaire massa van H_2O als $A_{r,\text{H}} = 1{,}0\,\text{g/mol}$ en $A_{r,\text{O}} = 16{,}0\,\text{g/mol}$.

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = \ldots\ldots\ \text{g/mol}$$

Oefening 5. Bereken de molaire massa van CO_2 als $3\,\text{mol}$ CO_2 een massa van $132\,\text{g}$ heeft.

$$M_{\text{CO}_2} = \ldots\ldots\ \text{g/mol}$$

Oefening 6.

$22{,}0\,\text{g}$ propaan bevat $\ldots\ldots$ mol C_3H_8-moleculen.

$0{,}20\,\text{g}$ H_2SO_4 bevat $\ldots\ldots$ mmol atomen.

Oefening 7. Gegeven een hoeveelheid water die $1{,}00\times10^{25}$ atomen bevat.

1. Hoeveel mol watermoleculen bevat deze?

$\ldots\ldots$ mol.

2. Wat is de massa van deze hoeveelheid water?

$\ldots\ldots$ g.

CC BY-NC-SA 4.0