



# Chemische analyse

**Ann Van Asbroeck**

**Voedings- en dieetkunde**

fase 1 Chemische analyse Z14165  
Chemische analyse Z61047



## Woord vooraf

In de cursus inleiding tot de chemische analyse komt heel wat rekenwerk aan bod. Je leert bijvoorbeeld hoe je uit een aantal (meet)gegevens een bepaalde grootte kan berekenen. Om het nog concreter te maken: uit de meetgegevens van een titratie kan je bijvoorbeeld het gehalte aan zuren in wijn bepalen, of het gehalte fosforzuur in cola.

Het analytisch onderzoek op voedingswaren is een belangrijke pijler in je opleiding. Deze cursus is dan ook geen eindpunt, maar een basis voor 2 vakken in de tweede fase van je opleiding: voedingswarenanalyse en labo voedingswarenanalyse.

Veel succes ermee!

Ann Van Asbroeck

# Inhoudsopgave

<b>Woord vooraf .....</b>	<b>3</b>
<b>Inhoudsopgave .....</b>	<b>4</b>
<b>Inleiding .....</b>	<b>5</b>
<b>1 Van atoommassa tot molmassa .....</b>	<b>6</b>
1.1 Leerobjectieven .....	6
1.2 Inleiding .....	6
1.3 Massa van atomen .....	6
1.4 Massa van moleculen .....	7
1.5 Mol en molmassa .....	8
1.5.1 Mol .....	8
1.5.2 Molmassa of molaire massa .....	9
1.5.3 Stofhoeveelheid .....	10
1.6 Opgaven .....	10
<b>2 Reactiestoechiometrie .....</b>	<b>12</b>
2.1 Leerobjectieven .....	12
2.2 Inleiding .....	12
2.3 De stoichiometrische verhouding .....	13
2.4 Van molverhoudingen naar massa's .....	13
2.5 Opbrengst van een reactie .....	15
2.6 Limiterend reagens .....	16
2.7 Opgaven .....	18
<b>Literatuurlijst .....</b>	<b>20</b>

---

## Inleiding

In de cursus Moleculen en Interacties kwamen beschrijvende aspecten van de materie en de bestanddelen van die materie aan bod. Ook de interacties tussen deeltjes en de gevolgen van die interacties werden daar behandeld.

In deze cursus "Chemische Analyse" bouw je de kennis op die nodig is om de achtergronden en de toepassingen in de cursus voedingswarenanalyse te begrijpen en om de analyses en de berekeningen uit te kunnen voeren. Deze cursus behandelt dan ook vooral kwantitatieve aspecten van de chemie.

In een eerste hoofdstuk behandelen we de massa en de molmassa van atomen en moleculen. Daarnaast definiëren we het begrip mol als eenheid van hoeveelheid stof. In het tweede hoofdstuk gebruiken we het begrip mol om te berekenen welke massa's met elkaar reageren en hoeveel reactieproduct er gevormd wordt. Je zal merken dat het begrip "mol" een sleutelrol speelt. Vaak gaan reacties door in oplossing en is het gehalte van de stoffen in de oplossing bepalend voor de hoeveelheid van de reactieproducten. In het derde hoofdstuk bestuderen we eerst de verschillende gehalte-uitdrukkingen om vervolgens hiermee stoichiometrische berekeningen uit te voeren. Het bepalen van het gehalte van een stof is het hoofdthema van de analytische chemie. De basis die we in deze cursus leggen is dus zeer belangrijk. In hoofdstuk 4 bekijken we de snelheid van de reactie en de factoren die de snelheid bepalen. Hoofdstukken 5 en 6 handelen over evenwichtsreacties waarin we zowel kwantitatieve als kwalitatieve aspecten bespreken. In de laatste hoofdstukken leer je over zuur-base-evenwichten. Je leert hoe je de pH kan berekenen van allerlei soorten oplossingen. In het laatste hoofdstuk komen analytische aspecten aan bod.

In de cursus gaan we vaak uit van cijfervoorbeelden om een goede link te leggen met de theorie. Na ieder hoofdstuk, en vaak ook al na een aantal paragrafen, zijn extra opgaven opgenomen om je kennis te testen. Naast de theorielessen zijn er ook oefensessies waarin nog andere oefeningen aan bod komen. Het maken van oefeningen heeft enkel nut als je eerst de theorie of de voorbeeldoefeningen bestudeerd hebt. In deze tekst zijn ook links opgenomen naar filmpjes op het internet: ze zijn van goede kwaliteit, in het Nederlands en speciaal voor jullie geselecteerd!

Je mag steeds gebruik maken van het periodiek systeem der elementen, van het Book of Data, de kaart met symbolen en eenheden en het formularium met de pH-formules. Het is dus belangrijk om al deze documenten te leren gebruiken.

Bij het begin van elk hoofdstuk wordt het doel van het hoofdstuk toegelicht en worden leerobjectieven genoteerd. Aan de hand van deze leerobjectieven, en van de competenties vermeld in de ECTS-fiches weet je precies wat er van jou verwacht wordt.

# 1 Van atoommassa tot molmassa

## 1.1 Leerobjectieven

Je kan de volgende begrippen omschrijven en verduidelijken met een voorbeeld (indien relevant): atoommassa-eenheid (ame, u), relatieve atoommassa, werkelijke atoommassa, relatieve molecuulmassa, werkelijke molecuulmassa, stofhoeveelheid, molmassa of molaire massa ( $M$ ), avogadroconstante ( $N_A$ ).

Je kan de wiskundige relatie leggen tussen de stofhoeveelheid ( $n$ ), de molaire massa ( $M$ ) en de massa ( $m$ ) en deze relatie gebruiken om het aantal mol (voor gegeven massa) of de massa van een stof (voor gegeven stofhoeveelheid) te berekenen.

Je kan de wiskundige relatie leggen tussen de stofhoeveelheid ( $n$ ), de avogadroconstante ( $N_A$ ) en het aantal deeltjes ( $N$ ) en je kan die relatie gebruiken in oefeningen.

## 1.2 Inleiding

In dit hoofdstuk leg je de link tussen het aantal deeltjes (atomen, moleculen, ionen) van een stof en de massa ervan. Chemici maken gebruik van een atoommassa-eenheid om de zeer kleine massa van atomen en moleculen met eenvoudige getallen weer te geven. Je leert ook het begrip stofhoeveelheid kennen, één van de belangrijkste begrippen die het rekenwerk in de chemie mogelijk maken.

## 1.3 Massa van atomen

Atomen bestaan uit een kern waarin protonen en neutronen zitten en elektronen die bewegen rond deze kern. Elk van die elementaire deeltjes heeft een eigen, zeer kleine massa. De massa van het atoom is bijgevolg ook zeer klein en ligt tussen  $10^{-24}$  en  $10^{-22}$  g. Pas sinds het begin van de twintigste eeuw was men in staat om de werkelijke massa van een individueel atoom te bepalen.

Omdat het niet zo gemakkelijk is om met dergelijke kleine getallen te werken in berekeningen worden atoommassa's meestal weergegeven als relatieve massa's. Dit zijn dan veelvoud van een gekozen atoommassa-eenheid (u of ame).

Een **atoommassa-eenheid** is  $1/12^{de}$  van de werkelijke massa van een atoom koolstof dat bestaat uit 6 protonen, 6 neutronen en 6 elektronen. De massa van dit C-atoom is  $1,9926 \cdot 10^{-23}$  g. De atoommassa-eenheid (u of ame) is dus:

$$1 \text{ u} = \frac{1,9926 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{12} = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

De massa van elk atoom kan uitgedrukt worden in atoommassa-eenheden. Je vergelijkt de werkelijke massa van het atoom dan met deze atoommassa-eenheid. De relatieve massa geeft aan hoeveel maal de massa van het atoom groter is dan de atoommassa-eenheid.

Voorbeeld: De werkelijke massa van één zuurstof 16-atoom is  $2,6560 \cdot 10^{-23} \text{g}$ . De relatieve atoommassa is:

$$m = \frac{2,6560 \cdot 10^{-23} \text{g}}{1,6605 \cdot 10^{-24} \text{g/u}} = 15,995 \text{ u}$$

Dit betekent dat de massa van het O-atoom 15,995 keer groter is dan de atoommassa-eenheid.

De relatieve atoommassa's vind je terug in het periodiek systeem der elementen. Deze massa's zijn gemiddelde atoommassa's, rekening houdend met het voorkomen in de natuur van de verschillende nucliden van dat element.

Men kan ook de massa van de elektronen, protonen en neutronen uitdrukken in de atoommassa-eenheid (tabel 1.1):

Tabel 1.1: elementaire deeltjes van een atoom met hun massa in g en in u

Deeltje	Symbool	Relatieve lading	Massa (g)	Massa (u)
Elektron	$e^-$	-1	$9,109 \cdot 10^{-28}$	0,00055
Proton	p	+1	$1,673 \cdot 10^{-24}$	1,0078
Neutron	n	0	$1,675 \cdot 10^{-24}$	1,0087

## 1.4 Massa van moleculen

Moleculen bestaan uit meerdere atomen. De massa van een molecule is dus gelijk aan de som van de massa's van deze atomen. Dit geldt zowel voor de werkelijke massa als voor de relatieve massa.

Voorbeeld: De werkelijke massa van een H-atoom is  $0,167 \cdot 10^{-23} \text{g}$ , deze van een O-atoom  $2,656 \cdot 10^{-23} \text{g}$ . De werkelijke massa van water ( $\text{H}_2\text{O}$ ) is dus:

$$2 \cdot 0,167 \cdot 10^{-23} \text{g} + 2,656 \cdot 10^{-23} \text{g} = 2,990 \cdot 10^{-23} \text{g}$$

De relatieve massa van een H-atoom is 1,01 u, deze van O is 15,99 u. De relatieve massa van water is dus:

$$2 \cdot 1,01 \text{ u} + 15,99 \text{ u} = 18,01 \text{ u}$$

## 1.5 Mol en molmassa

Zelfs een kleine hoeveelheid van een element bevat een zeer groot aantal atomen. Zo zijn er in 1 g waterstof ongeveer  $6 \cdot 10^{23}$  atomen waterstof. Om het tellen met dergelijke enorme aantallen te vereenvoudigen, werd een nieuwe eenheid ingevoerd. Deze eenheid is de **mol**, een van de belangrijkste eenheden in chemie.

### 1.5.1 Mol

De mol is de eenheid die in chemie gebruikt wordt om grote aantallen van atomen, ionen, moleculen enz. uit te drukken. Het woord komt uit het Latijn en betekent eigenlijk een massieve hoop.

*Een **mol** is het aantal atomen in juist 12 g koolstof-12.*

Hoewel 1 mol gedefinieerd wordt in termen van koolstofatomen, kan je het begrip op alle objecten toepassen. Je kan het vergelijken met het begrip "dozijn". Met een dozijn eieren bedoelt men 12 eieren, een dozijn protonen betekent 12 protonen.

De massa van één koolstof-12 atoom is exact 12 u en 1 u is gelijk aan  $1,6605 \cdot 10^{-24}$  g. Met deze gegevens kan je het exacte aantal atomen in 12 g koolstof-12 berekenen (berekening ter info):

$$\text{aantal } ^{12}\text{C} \text{- atomen} = 12 \text{ g } ^{12}\text{C} \cdot \frac{1 \text{ u}}{1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ } ^{12}\text{C}\text{-atoom}}{12 \text{ u}} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ } ^{12}\text{C} \text{- atomen}$$

Dit betekent dat 1 mol atomen (van om het even welk element)  $6,022 \cdot 10^{23}$  atomen van dat element is. Hetzelfde geldt voor één mol van gelijk welk deeltje (atomen, ionen, moleculen,...): één mol deeltjes wil altijd zeggen  $6,022 \cdot 10^{23}$  van deze deeltjes.

Je weet dat eenheden zoals gram en meter gebruikt worden om eigenschappen zoals massa en lengte uit te drukken. Welke eigenschap drukt de eenheid mol uit? De mol drukt de **stofhoeveelheid** (**n**) uit. Eén mol natrium is een hoeveelheid natrium die  $6,022 \cdot 10^{23}$  atomen Na bevat.

Het getal  **$6,022 \cdot 10^{23}$**  wordt de **avogadroconstante** ( **$N_A$** ) genoemd naar de negentiende-eeuwse Italiaanse wetenschapper Amedeo Avogadro (Figuur 1.1).



# HEY LADIES



## TAKE MY NUMBER

6,0221415  
x 10<sup>23</sup>

6,0221415  
x 10<sup>23</sup>

6,0221415  
x 10<sup>23</sup>

6,0221415  
x 10<sup>23</sup>

6,0221415  
x 10<sup>23</sup>

6,0221415  
x 10<sup>23</sup>

Figuur 1.1: het getal van Avogadro ludiek voorgesteld (Noot: Geraadpleegd op <http://www.chemieleerkracht.be>)

### 1.5.2 Molmassa of molaire massa

De **molmassa** of **molaire massa** (**M**) van een element is de massa van één mol atomen van dit element.

De molaire massa van koolstof is de massa van één mol koolstofatomen, en de molaire massa van uraanatomen is de massa per mol uraan-atomen. Het woord molair wordt gebruikt om iets per mol aan te duiden.

In deze cursus veronderstellen we dat alle monsters afkomstig zijn van natuurlijke materialen, en maken we gebruik van de relatieve atoommassa's zoals ze op het periodiek systeem gegeven zijn.

De molaire massa van natuurlijk chloor vind je door de gemiddelde massa van een chloor atoom te vermenigvuldigen met  $N_A$ .

$$M_{\text{Cl}} = m_{\text{Cl-atoom}} \cdot N_A$$

$$= 35,45 \text{ u} \cdot 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g} \cdot \text{u}^{-1} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 35,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

De waarde van de molaire massa in gram per mol is steeds numerisch gelijk aan de gemiddelde atoommassa in atoommassa-eenheden (u). Dit maakt het heel makkelijk om de omzetting te doen tussen molaire massa's en massa's van individuele atomen.

Als je in het periodiek systeem afleest dat de atoommassa van waterstof 1,008 u is weet je onmiddellijk dat de molaire massa van waterstof-atomen  $1,008 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  is.

De **molaire massa van een molecule** bereken je door de molmassa van de verschillende atomen in dit molecule op te tellen. De molmassa van  $\text{H}_2\text{SO}_4$  gelijk aan:

$$2 \cdot M(\text{O}) + M(\text{S}) + 4 \cdot M(\text{O}) = 2 \cdot 1,01 \text{ g/mol} + 32,06 \text{ g/mol} + 4 \cdot 15,999 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,08 \text{ g/mol} \quad (\text{je mag dit getal afronden op 2 decimalen})$$

### 1.5.3 Stofhoeveelheid

De molaire massa ( $M$ ) is een belangrijk begrip omdat het de relatie legt tussen een aantal deeltjes en de massa van deze deeltjes. Deze relatie tussen de stofhoeveelheid ( $n$ ) en de massa ( $m$ ) voor een element of molecuul X kan geschreven worden als:

$$n_X = \frac{m_X}{M_X} \quad \text{vergelijking 1.1}$$

Als bijvoorbeeld gevraagd is hoeveel mol atomen 15,0 g chloor bevat, dan vind je dit als volgt:

$$\begin{aligned} n_{\text{Cl}} &= \frac{m_{\text{Cl}}}{M_{\text{Cl}}} \\ &= \frac{15,0 \text{ g}}{35,45 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 0,423 \text{ mol} \end{aligned}$$

Met vergelijking 1.1 kan je ook makkelijk berekenen welke massa van een bepaald element moet afgewogen worden om een gegeven hoeveelheid (in mol) van dit element te hebben.

Voorbeeld: hoeveel gram NaCl moet je afwegen om 0,10 mol NaCl te hebben?

$$m_{\text{NaCl}} = n_{\text{NaCl}} \cdot M_{\text{NaCl}} = 0,10 \text{ mol} \cdot 58,44 \text{ g/mol} = 5,8 \text{ g}$$

Een tweede relatie die je veel zal gebruiken legt het verband tussen de stofhoeveelheid ( $n$ ) en het aantal deeltjes ( $N$ ):

$$n_X = \frac{N_X}{N_A} \quad \text{vergelijking 1.2}$$

Voorbeeld: bereken het aantal mol H<sub>2</sub>O in  $2,0 \cdot 10^{22}$  deeltjes H<sub>2</sub>O.

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{2,0 \cdot 10^{22}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 0,033 \text{ mol}$$

## 1.6 Opgaven

1. Bereken de werkelijke atoommassa van een atoom F waarvan de relatieve atoommassa 18,99 u bedraagt.
2. Bereken de relatieve atoommassa van een atoom Pb waarvan de werkelijke massa  $3,42 \cdot 10^{-22}$  g bedraagt.
3. Bereken de relatieve en de werkelijke molecuulmassa van CaO, K<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> en CH<sub>3</sub>COOH.
4. Hoeveel atomen zitten er in 2,5 mol Au?
5. Hoeveel atomen zitten er in 12,5 g Zn?

6. Hoeveel mol water stemt overeen met 100 g water? Hoeveel moleculen water zitten er in 100 g water?
7. Bereken de massa in gram en in u van  $3,15 \cdot 10^{23}$  atomen Cu.
8. Bereken de massa in gram en in u van  $1,67 \cdot 10^{24}$  moleculen glucose ( $C_6H_{12}O_6$ ).

## 2 Reactiostoechiometrie

### 2.1 Leerobjectieven

Je kan de begrippen reactievergelijking, reagens, reactieproduct, stoichiometrische coëfficiënt, stoichiometrische verhouding, theoretische opbrengst van een reactie, rendement, limiterend reagens, reagens in overmaat omschrijven en illustreren met een voorbeeld indien relevant.

Je kan de stoichiometrische verhouding schrijven voor componenten binnen een gegeven reactie.

Je kan stoichiometrische berekeningen uitvoeren aan de hand van eenvoudige gegevens zoals massa, volume, dichtheid van reagentia voor gegeven producten.

Je kan het limiterend reagens zoeken en hiermee de maximale hoeveelheid gevormde producten of de resterende hoeveelheid van een reagens in overmaat berekenen.

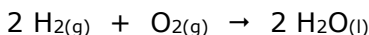
Je kan het rendement van een reactie berekenen.

### 2.2 Inleiding

In dit hoofdstuk leer je berekenen hoeveel reactieproduct gevormd kan worden uit een gegeven hoeveelheid reagentia. We definiëren hiervoor de begrippen stoichiometrische verhouding en limiterend reagens. Om dergelijke problemen op te lossen speelt het begrip mol van een stof een sleutelrol.

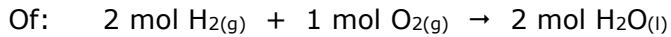
Uit een correct geschreven reactievergelijking haal je veel kwantitatieve informatie. Uit die reactievergelijking kan je afleiden hoeveel product er zal gevormd worden uit een gegeven hoeveelheid aan reagens, enz. Dergelijke berekeningen zijn nodig bij het ontwikkelen van een productie-eenheid, in het bepalen van de bruikbaarheid van een brandstof, voor het bepalen van een hoeveelheid reagens in een experiment en op tal van andere terreinen in de chemie.

De reactie tussen waterstof en zuurstof geeft water als reactieproduct. De reactievergelijking is:



Deze reactievergelijking geeft weer dat 2 H<sub>2</sub>-moleculen reageren met 1 O<sub>2</sub>-molecule en dat er 2 H<sub>2</sub>O-moleculen worden gevormd. Wanneer we deze aantallen vermenigvuldigen met de avogadroconstante kunnen we ook zeggen dat 2 mol H<sub>2</sub>-moleculen reageren met 1 mol O<sub>2</sub>-moleculen en dat 2 mol H<sub>2</sub>O-moleculen worden gevormd.





De stoechiometrische coëfficiënten van een reactievergelijking geven de molverhoudingen aan waarin de verbindingen met elkaar reageren of gevormd worden.

### 2.3 De stoechiometrische verhouding

Uit de bovenstaande reactievergelijking weet je dat er per 2 mol H<sub>2</sub>-moleculen 1 mol O<sub>2</sub>-moleculen reageren. Je kan dit wiskundig uitdrukken:

$$\frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{O}_2}} = \frac{2}{1}$$

Deze verhouding heet de **stoechiometrische verhouding**. Ze drukt uit hoeveel reagens en product in een reactie betrokken zijn. Deze molaantallen-verhouding is de verhouding van de stoechiometrische coëfficiënten zoals ze in de gegeven reactie voorkomen.

Stel dat je 2,50 mol H<sub>2</sub>-moleculen wil laten reageren met O<sub>2</sub>-moleculen. Je kan het molaantal O<sub>2</sub>-moleculen dat hiervoor nodig is berekenen vanuit de stoechiometrische verhouding:

$$\begin{aligned} n_{\text{O}_2} &= \frac{1}{2} \cdot n_{\text{H}_2} \\ &= \frac{1}{2} \cdot 2,50 \text{ mol} \\ &= 1,25 \text{ mol} \end{aligned}$$

Het aantal watermoleculen dat uit deze hoeveelheden gevormd wordt, vind je terug uit de stoechiometrische verhouding van H<sub>2</sub>O op H<sub>2</sub>:

$$\begin{aligned} n_{\text{H}_2\text{O}} &= \frac{1}{1} \cdot n_{\text{H}_2} \\ &= \frac{1}{1} \cdot 2,50 \text{ mol} \\ &= 2,50 \text{ mol} \end{aligned}$$

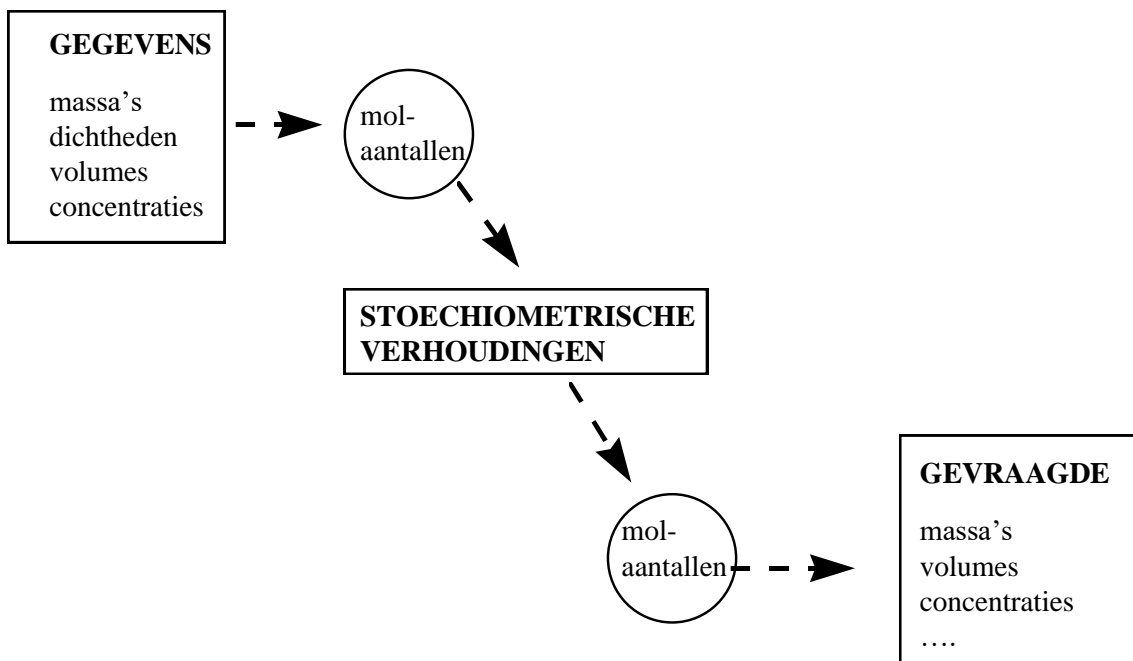
### 2.4 Van molverhoudingen naar massa's

In de praktijk zal je zelden over gegevens in molaantallen beschikken. Van vaste stoffen zullen de massa's gekend zijn. Voor vloeistoffen kan je via de dichtheid en het volume de massa berekenen ( $m = \rho \cdot V$ ). In stoechiometrische berekeningen moet je steeds via molaantallen rekenen. Via de stoechiometrische verhouding weet je immers in welke verhouding de stoffen met elkaar reageren. De relatie tussen molaantal en massa is in hoofdstuk 1 besproken:

$$n = \frac{m}{M}$$

vergelijking 2.1

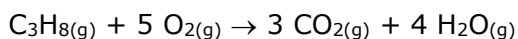
Hierin is  $n$  het molaantal,  $m$  de massa en  $M$  de molmassa van een bepaalde verbinding. In het onderstaande Figuur 2.1 is weergegeven hoe je steeds te werk gaat bij stoichiometrische berekeningen.



Figuur 2.1: te volgen werkwijze bij stoichiometrische berekeningen

### Voorbeeld

Bereken de massa koolstofdioxide die gevormd wordt wanneer 100 g propaan ( $C_3H_8$ ) verbrand wordt. De verbrandingsreactie is:



Eerst bereken je het aantal mol propaan. Hiervoor moet je de molmassa van deze verbinding berekenen uit de atoommassa's:

$$\begin{aligned} M_{C_3H_8} &= 3 \cdot M_C + 8 \cdot M_H \\ &= (3 \cdot 12,01 + 8 \cdot 1,01) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ &= 44,11 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

Uit de massa van propaan bereken je het aantal mol propaan:

$$\begin{aligned}n_{\text{C}_3\text{H}_8} &= \frac{m_{\text{C}_3\text{H}_8}}{M_{\text{C}_3\text{H}_8}} \\ &= \frac{100 \text{ g}}{44,11 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} \\ &= 2,27 \text{ mol}\end{aligned}$$

Via de stoichiometrische verhouding van koolstofdioxide op propaan kan je het aantal mol gevormde koolstofdioxide bepalen:

$$\begin{aligned}\frac{n_{\text{CO}_2}}{n_{\text{C}_3\text{H}_8}} &= \frac{3}{1} \\ n_{\text{CO}_2} &= \frac{3}{1} \cdot n_{\text{C}_3\text{H}_8} \\ &= 3 \cdot 2,27 \text{ mol} \\ &= 6,80 \text{ mol}\end{aligned}$$

De molmassa van koolstofdioxide bedraagt 44,01 g/mol. Uit het molaantal en de molmassa van CO<sub>2</sub> bereken je de massa van CO<sub>2</sub>:

$$m_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \cdot M_{\text{CO}_2} = 6,80 \text{ mol} \cdot 44,01 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 299 \text{ g}$$



### Downloaden

- Filmpje over de basis van stoichiometrische berekeningen (start met het maken van pannenkoeken): <https://www.youtube.com/watch?v=l2vepjC9Vho>
- Filmpje met voorbeelden van stoichiometrische berekeningen; in de 2<sup>e</sup> oefening maakt men gebruik van V<sub>m</sub> (molair volume van een gas): dit moet je niet kennen. <https://www.youtube.com/watch?v=ae5KvrYd8CM>

## 2.5 Opbrengst van een reactie

De **theoretische opbrengst** is de maximale hoeveelheid product dat, volgens de reactiestoechiometrie, kan bekomen worden uitgaande van een gegeven hoeveelheid reagens.

In het voorgaande voorbeeld is de theoretische opbrengst aan koolstofdioxide 299 g. Het is mogelijk dat omwille van nevenreacties, onvolledige reactie of verliezen in het productieproces de theoretische opbrengst niet bereikt wordt. In dat geval zegt men dat het rendement van de reactie lager is dan 100%.

Het **rendement** van een reactie is de verhouding van de werkelijke opbrengst op de theoretische opbrengst. Het rendement wordt meestal als een percentage uitgedrukt.

Voorbeeld: Stel dat in het voorbeeld slechts 250 g koolstofdioxide bekomen werd. Het rendement van deze omzetting is:

$$\begin{aligned} \text{rendement} &= \frac{\text{werkelijke opbrengst}}{\text{theoretische opbrengst}} \\ &= \frac{250 \text{ g}}{299 \text{ g}} = 0,836 = 83,6 \% \end{aligned}$$

Bij het berekenen van de verhouding moet eenzelfde eenheid voor de hoeveelheid gebruikt worden in de theoretische en de experimentele opbrengst. Dit kan een massa zijn, een molaantal,...

### Downloaden

Filmpje over rendement: <https://www.youtube.com/watch?v=BPJwbPQXspI>

## 2.6 Limiterend reagens

We starten met een voorbeeld uit de keuken om het begrip limiterend reagens te verduidelijken. Je wil een cake bakken en hebt volgens het recept 250 g bloem, 250 g suiker, 250 g boter en 4 eieren nodig. In de keukenkast vind je nog 1 kg bloem, 600 g suiker, 500 g boter en 12 eieren. Hoeveel cake zou je maximaal kunnen maken? Als je de beschikbare hoeveelheid deelt door de benodigde hoeveelheid dan zou je (Figuur 2.2):

- volgens de gegevens voor bloem 4 cakes,
- volgens de gegevens voor suiker 2 cakes,
- volgens de gegevens van boter 2 cakes,
- volgens het aantal eieren 3 cakes kunnen maken.

Je kan dus nooit meer dan 2 cakes maken. Dit aantal wordt bepaald door de hoeveelheid boter die dan juist op is. Van de andere ingrediënten is er overschot: 500 g bloem, 100 g suiker en 4 eieren. In dit voorbeeld is boter het bepalende of limiterende ingrediënt en van de andere ingrediënten is er een overmaat aanwezig.

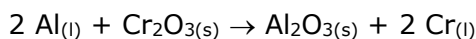


Figuur 2.2: keukenvoorbeeld om limiterend ingrediënt te bepalen

Het **limiterend reagens** in een bepaalde reactie is het reagens dat bepaalt hoe groot de maximale hoeveelheid product is die kan gevormd worden en dat volledig op is na de reactie. Het bepaalt de theoretische opbrengst van de reactie. De andere **reagentia** zijn **in overmaat** aanwezig. Van deze reagentia zal er dus overschot zijn na de reactie.



Voorbeeld: we bekijken de productie van chroom via de onderstaande reactie:



10,0 g chroom(III)oxide en 4,50 g aluminium worden samengevoegd en verwarmd. Hoeveel chroom wordt gevormd? Is één van beide reagentia in overmaat?

Om dit te weten moet je eerst via de molmassa's van aluminium en chroom(III)oxide de molaantallen van beide reagentia berekenen. De molmassa van aluminium is 26,98 g/mol en deze van  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  is 152,00 g/mol.

$$n_{\text{Al}} = \frac{m_{\text{Al}}}{M_{\text{Al}}} = \frac{4,50\text{g}}{26,98 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 0,166 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = \frac{m_{\text{Cr}_2\text{O}_3}}{M_{\text{Cr}_2\text{O}_3}} = \frac{10,0 \text{ g}}{152,00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 0,0658 \text{ mol}$$

Nu kijk je na of deze stoffen in stoichiometrische verhouding aanwezig zijn. De stoichiometrische verhouding van aluminium op chroom(III)oxide is 2 op 1. reactie.

$$\frac{n_{\text{Al}}}{n_{\text{Cr}_2\text{O}_3}} = \frac{2}{1}$$

De verhouding van de werkelijke molaantallen van aluminium op chroom(III)oxide is:

$$\frac{n_{\text{Al}}}{n_{\text{Cr}_2\text{O}_3}} = \frac{0,166}{0,0658} = 2,53$$

Deze verhouding is groter is dan 2/1. De hoeveelheid aluminium is groter dan nodig om het chroom(III)oxide volledig te laten weg reageren. Aluminium is in overmaat, chroom(III)oxide is het limiterend reagens en zal bepalen hoeveel chroom er kan gevormd worden.

Er bestaat ook een andere manier om het limiterend reagens te bepalen. De gegeven molaantallen van de reagentia deel je door de betreffende stoichiometrische coëfficiënt:

$$\text{Voor Al: } \frac{0,166}{2} = 0,0834 \quad (\text{dus delen door de stoichiometrische coëfficiënt van Al})$$

$$\text{Voor chroom(III)oxide: } \frac{0,0658}{1} = 0,0658 \quad (\text{dus delen door de stoichiometrische coëfficiënt van chroom(III)oxide})$$

Deze getallen zijn hulpgetallen om het limiterend reagens te bepalen. Ze hebben verder geen betekenis. Voor chroom(III)oxide is dit hulpgetal het kleinste. Dit betekent dat chroom(III)oxide het limiterend reagens is.

Met de stoichiometrische verhouding van chroom op chroom(III)oxide kan het aantal mol chroom dat gevormd wordt, berekend worden.

$$\frac{n_{\text{Cr}}}{n_{\text{Cr}_2\text{O}_3}} = \frac{2}{1}$$

$$n_{\text{Cr}} = \frac{2}{1} \cdot n_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = \frac{2}{1} \cdot 0,0658 \text{ mol} = 0,132 \text{ mol}$$

Met de molmassa van chroom (52,0 g/mol) vind je de massa gevormd chroom:

$$m_{\text{Cr}} = n_{\text{Cr}} \cdot M_{\text{Cr}} = 0,132 \text{ mol} \cdot 52,0 \text{ g/mol} = 6,86 \text{ g}$$

Uit de stoichiometrische verhouding van aluminium op chroom(III)oxide bepaal je hoeveel mol aluminium er weg reageert:

$$n_{\text{Al}} = 2 \cdot n_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 2 \cdot 0,0658 \text{ mol} = 0,132 \text{ mol}$$

Het aantal mol aluminium dat overblijft is:

$$\begin{aligned} n_{\text{Al}(\text{rest})} &= n_{\text{Al}(\text{gegeven})} - n_{\text{Al}(\text{weggereageerd})} \\ &= 0,166 \text{ mol} - 0,132 \text{ mol} = 0,034 \text{ mol} \end{aligned}$$

Dit komt overeen met de volgende massa aluminium:

$$\begin{aligned} m_{\text{Al}(\text{rest})} &= n_{\text{Al}(\text{rest})} \cdot M_{\text{Al}} \\ &= 0,034 \text{ mol} \cdot 26,98 \text{ g/mol} = 0,92 \text{ g} \end{aligned}$$

Indien er 100 % omzetting is, dan zal na de reactie het chroom(III)oxide volledig weg gereageerd zijn. Er is 6,86 g chroom gevormd en er rest nog 0,92 g aluminium overmaat.

## Downloaden

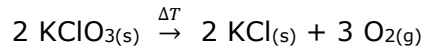
Filmpje over limiterend reagens: <https://www.youtube.com/watch?v=yitEnZtblvs>  
In de 2<sup>e</sup> oefening maakt men gebruik van  $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$  (moet je niet kennen).

## 2.7 Opgaven

- Hoeveel mol  $\text{H}_2$  is nodig om 5,0 mol  $\text{O}_2$  volledig om te zetten in water? De reactie is:  $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ .
- Ammoniak ( $\text{NH}_3$ ) verbrandt met zuurstof en er wordt stikstof en waterdamp gevormd. Bereken het aantal mol water dat kan gevormd worden uit 1,0 g  $\text{NH}_3$  en een overmaat zuurstof. De reactie is:  $4 \text{NH}_3 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{N}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
- Het oppervlak van aluminiummetaal corrodeert aan de lucht en er wordt zo een afschermend aluminiumoxidelaagje gevormd dat meer corrosie verhindert. Welke massa aluminiumoxide wordt gevormd als er 10,0 g aluminium corrodeert? De reactie is:  $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$

4. Een oplossing bevat 3,44 g  $\text{AgNO}_3$  en dit wordt gemengd met een oplossing waarin 4,22 g  $\text{K}_3\text{PO}_4$  zit. Hoeveel gram  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$  kan er maximaal neerslaan in het mengsel? De reactie is:  $3 \text{AgNO}_3 + \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3 \text{KNO}_3 + \text{Ag}_3\text{PO}_4$

5. Zuurstof wordt in labo-omstandigheden bereid door ontbinding van kaliumchloraat. De reactie is:



10,0 g  $\text{KClO}_{3(s)}$  ontbindt tijdens deze reactie.

- Hoeveel mol zuurstofgas ontstaat er dan?

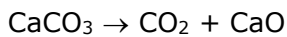
- Hoeveel moleculen  $\text{O}_{2(g)}$  zijn dat?

- Hoeveel gram KCl wordt er gevormd?

6. Hoeveel milliliter van een waterige  $\text{KMnO}_4$  oplossing die 15,8 g/L bevat is nodig om 7,50 g KI volledig om te zetten tot jood ( $\text{I}_2$ ) door onderstaande reactie?



7. Bij de verhitting van  $\text{CaCO}_3$  wordt  $\text{CO}_2$  en  $\text{CaO}$  gevormd. Als er gewerkt wordt met 30,7 g  $\text{CaCO}_3$  ontstaat er 11,7 g  $\text{CO}_2$ . De reactie is:



Bereken het rendement van de reactie.

## Literatuurlijst

Atkins, P.W. (1989). *General chemistry*. United States of America: Scientific American books, W.H. Freeman and company.

Fine, L.W., Beall, H., Stuehr, J. (2000). *Chemistry: for scientists and engineers*. United States of America: Saunders college publishing.

Harris, D.C. (2003). *Quantitative chemical analysis (6<sup>th</sup> ed)*. New York: W.H. Freeman and company.

Hill, J.W., Petrucci, R.H., McCreary, T.W., Perry, S.S. (2005). *General chemistry (4<sup>th</sup> ed)*. United States of America: Pearson Education International.

Jansen, J., Brandt, L. (1988). *Dieper inzicht in chemische evenwichten*. Antwerpen: Plantyn.

Jones, A., Clemmet, M., Highton, A., Golding, E. (1999). *Access to chemistry*. s.l.:The Royal Society of Chemistry.

Petrucci, R.H. (1982). *General chemistry: Principles and modern applications (3<sup>rd</sup> ed)*. New York: Macmillan Publishing Co., Inc.

Skoog, D.A., West, D.M., Holler, F.J. (1996). *Fundamentals of analytical chemistry*. Philadelphia: Saunders College publishing.

Viaene, L. (2006). *Algemene chemie*. Leuven: Lannoo campus.

Waldron, K. (2007). *The chemistry of everything*. United States of America: Pearson Education, Inc

