

Septembercursus Chemie



Samenstelling cursus:
prof. dr. E. VAN HOOF

Bewerking cursus:
ing. E. GOIGNARD
prof. ir. L. THOMASSEN

Inhoudsopgave

1	Basisbegrippen van de Algemene Chemie	5
1.1	Elementen	5
1.1.1	Verschil tussen elementen en verbindingen	5
1.1.2	Namen en symbolen van elementen	5
1.2	Atoom en molecule	6
1.2.1	Het atoom	6
1.2.2	De molecule	7
1.2.3	Proton, neutron en elektron	8
1.2.4	Atoommassa en molecuulmassa	10
1.3	De mol	11
1.3.1	Definitie	11
1.3.2	De molmassa	12
1.3.3	Het aantal mol	12
1.3.4	Het getal van Avogadro	13
1.3.5	Het molair gasvolume	14
1.4	Gassen en gasmengsels	15
1.4.1	Kenmerken van gassen	15
1.4.2	De ideale gaswet	15
1.4.3	De dichtheid van gassen	16
1.4.4	De samenstelling van lucht	17
1.4.5	Gasmengsels zijn homogeen	17
1.4.6	De wet van Dalton	18
1.4.7	De molfractie van een gas in een gasmengsel	19
1.5	Mengsels in water en oplossingen	19

1.5.1	Mengsels versus verbindingen	19
1.5.2	Homogene versus heterogene mengsels	20
1.5.3	Oplossing versus suspensie	20
1.5.4	Kenmerken van oplossingen	20
1.5.5	Concentratiegrootheden	22
1.5.6	Verdunnen van oplossingen	25
1.5.7	Voorbeeld	26
1.6	Chemische reacties	27
1.6.1	Definitie	27
1.6.2	Massabehoud	29
1.6.3	Enkele reactietypes	30
1.6.4	Toepassing: Bepalen van de minimumformule	32
1.6.5	Berekening van de minimumformule	32
1.7	Stoichiometrische berekeningen	34
1.7.1	Betekenis en belang	34
1.7.2	Kwantitatieve informatie uit reactievergelijkingen	35
1.7.3	Procedure voor stoichiometrische berekeningen	36
1.7.4	Limiterend reagens en overmaat	37
1.7.5	Het rendement van een reactie	40
1.8	Oefeningen	41
1.8.1	Niveau 1	41
1.8.2	Niveau 2	43

Hoofdstuk 1

Basisbegrippen van de Algemene Chemie

1.1 Elementen

1.1.1 Verschil tussen elementen en verbindingen

In de afgelopen eeuwen zijn scheikundigen er in geslaagd duizenden 'stoffen' af te zonderen uit de aardkorst, de oceanen of de atmosfeer.

Al deze stoffen kunnen verder worden onderverdeeld in twee groepen:

- Kwik is een grijs vloeibaar metaal, dat in kwikthermometers wordt gebruikt. Kwik is een voorbeeld van een stof die niet meer verder kan worden opgesplitst in andere stoffen, die andere eigenschappen zouden hebben dan kwik zelf. Een dergelijke 'ondeelbare' stof noemen we een element.
- Water is een voorbeeld van een stof die, mits gebruik van de juiste methode, wel deelbaar is: water kan verder worden gesplitst tot twee elementen, namelijk waterstof en zuurstof. Een dergelijke stof die wel deelbaar is, noemen we een verbinding.

1.1.2 Namen en symbolen van elementen

Op dit ogenblik zijn er **118 elementen** bekend. De eerste 92 van deze elementen zijn **natuurlijke** elementen, wat betekent dat ze worden aangetroffen in de aardkorst, de oceanen of de atmosfeer. De andere elementen werden **kunstmatig** gemaakt: in een kernreactor of cyclotron worden de atoomkernen van andere elementen beschoten met geladen kleine deeltjes, en hierdoor worden nieuwe elementen gemaakt.

Al deze elementen hebben een **naam** gekregen:

1. Sommige elementen worden genoemd naar een **land of een streek**: het land van herkomst van de ontdekker, het land waar de onderzoeksinstelling gelegen is. Voorbeelden zijn Gallium (Ga), Francium (Fr), Armericium (Am), Californium (Ca),...
2. Sommige elementen krijgen een naam als ereloot aan **belangrijke wetenschappers** zoals Einsteinium (Es), Nobelium (No), Mendelevium (Md), ...
3. Sommige elementen krijgen een naam op basis van typische **eigenschappen**, bijvoorbeeld element nummer 24 wordt chroom genoemd, omdat de verbindingen van dit element gekleurd zijn (van het Griekse chroma voor kleur).

In de scheikunde gebruikt men voor de elementen echter niet alleen een naam, maar ook een **symbool**. Deze symbolen zijn verkorte schrijfwijzen voor de elementen. Ze worden bovendien ook gebruikt om de samenstelling van verbindingen zoals water te geven.

Om een scheikundecursus te kunnen volgen is het onontbeerlijk dat men de symbolen en de namen van de (belangrijkste) elementen kent .

Bij sommige elementen is het ook handig de Latijnse naam van het element te kennen, omdat de herkomst van het symbool dan duidelijker wordt gemaakt.

1.2 Atoom en molecule

1.2.1 Het atoom

Het is de verdienste geweest van John Dalton om voor het eerst de zogenaamde **atoomtheorie** te formuleren.



John Dalton werd in 1766 in Engeland geboren. Al in 1781 vertrok hij naar Kendal, waar hij les gaf in wiskunde, en natuurwetenschappen studeerde. Van 1793 tot 1799 had hij een aanstelling aan het New College in Manchester. In 1803 publiceerde hij zijn atoomtheorie.

Dalton was kleurenblind, en in 1794 publiceerde hij een wetenschappelijk artikel over kleurenblindheid. Deze afwijking wordt sindsdien ook daltonisme genoemd.

Hij overleed in Manchester in 1844.

De atoomtheorie van Dalton omvat de volgende postulaten:

1. Een hoeveelheid van een element moet in feite worden beschouwd als een verzameling van een enorm aantal kleine en lichte deeltjes. Een dergelijk klein deeltje wordt een **atoom** genoemd.
2. Alle atomen van eenzelfde element zijn identiek, en hebben dezelfde eigenschappen. Alle atomen van eenzelfde element gedragen zich dus ook chemisch op dezelfde manier.
3. Atomen van verschillende elementen hebben ook verschillende eigenschappen.
4. Door middel van gewone chemische reacties kan een atoom van een element nooit worden omgezet in een atoom van een ander element.

Een hoeveelheid van een element is dus te beschouwen als een verzameling van atomen.

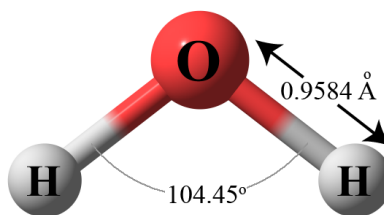
Toch komen er in de natuur niet zoveel zuivere elementen voor. De enige zijn de zogenaamde **edelgassen** : He, Ne, Ar, Kr, Xe en Rn. Daarnaast kunnen er door scheikundige processen echter ook zuivere elementen worden gewonnen uit materialen die in de natuur voorkomen: ijzer uit ijzererts, chloorgas uit keukenzout, ...

1.2.2 De molecule

Met uitzondering van de edelgassen komen de meeste elementen niet in zuivere vorm in de natuur voor. De meeste elementen hebben zich met elkaar verbonden tot **verbindingen** of **moleculen**.

Een molecule is in feite het kleinste deeltje van een verbinding, dat nog alle eigenschappen van deze verbinding bezit. Zo heeft een watermolecule (H_2O) nog alle chemische eigenschappen van water. Wanneer men water echter verder splitst (in H_2 en O_2), dan ontstaan elementen met andere eigenschappen.

Figuur 1.1 toont de structuur van een watermolecule.



Figuur 1.1: Een watermolecule

1.2.3 Proton, neutron en elektron

Eigenschappen van elementaire deeltjes

Het woord atoom komt van het Grieks, en betekent in feite: ondeelbaar. Vroeger werd immers van het principe uitgegaan dat atomen de allerkleinste materiedeeltjes zijn, die niet meer verder kunnen worden gesplitst.

Ondertussen weten we beter. Atomen zijn zelf verder opgebouwd uit zogenaamde **elementaire deeltjes**. De drie belangrijkste elementaire deeltjes zijn: het **proton**, het **neutron** en het **elektron**.

In tabel 1.1 geven we voor elk van deze drie deeltjes de massa in gram, en de lading in Coulomb.

Tabel 1.1: Massa en lading van elementaire deeltjes

Deeltje	lading	massa
proton	$1,59 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g}$
elektron	$-1,59 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$9,11 \cdot 10^{-28} \text{ g}$
neutron	0	$1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

Uit tabel 1.1 blijkt:

1. Dat een proton en een neutron vrijwel dezelfde massa bezitten:
 $m_n = 1,0013655 \times m_p$
2. Dat een elektron beduidend lichter is dan een proton en een neutron: $m_e = m_p/1836$
3. Dat een proton en een elektron geladen deeltjes zijn. Beide deeltjes hebben bovendien dezelfde lading, maar met een tegengesteld teken.
4. Dat een neutron elektrisch neutraal is.

De atoomkern

Uit onderzoek is bovendien nog een ander kenmerk van atomen duidelijk geworden: atomen hebben een kern!

Voor deze **atoomkern** gelden de volgende kenmerken:

- alle protonen en neutronen van een atoom bevinden zich in de atoomkern. Uit de gegevens van Tabel 1.1 weten we dat de massa van elektronen veel kleiner is dan die van protonen en neutronen. Hieruit volgt dus dat het overgrote deel van de massa van een atoom geconcentreerd zit in de atoomkern.

- atoomkernen zijn veel kleiner dan atomen. De verhouding van de straal van een atoom tot de straal van een atoomkern verschilt van het ene atoom tot het andere, maar gemiddeld kunnen we stellen dat een atoomkern 10 000 keer kleiner is dan een atoom. Indien we daarbij rekening houden met het feit dat deze kleine atoomkernen vrijwel alle massa van het atoom bevatten, dan volgt daaruit dat atoomkernen een enorme dichtheid hebben.

Protonen en neutronen bevinden zich dus in de atoomkern en de elektronen bewegen zich rondom de kern in de rest van het atoom. Gezien de kleine afmetingen van de atoomkern bevat het atoom dus vooral veel lege ruimte.

Aantal protonen en elektronen in atomen

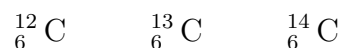
Voor het atoom hebben de eigenschappen van protonen en elektronen een aantal belangrijke gevolgen:

- ieder atoom is elektrisch **neutraal**, omdat het aantal protonen en het aantal elektronen gelijk is aan elkaar. Zo heeft een zuurstofatoom: 8 protonen en 8 elektronen.
- ieder element wordt gekenmerkt door een bepaald aantal protonen en elektronen. Dit aantal, dat dus typisch is voor een atoomsoort, noemen we het **ranggetal Z**, of ook wel het **atoomnummer**:
 $Z(\text{O}) = 8$.

Isotopen

Elementen worden gekenmerkt door hun aantal protonen in de atoomkern, dat gelijk is aan het aantal elektronen buiten de kern. Dit aantal, dat we het **ranggetal** hebben genoemd, is dus kenmerkend voor een bepaalde atoomsoort: alle koolstofatomen bijvoorbeeld hebben zes protonen in hun atoomkern. Het aantal neutronen in de atoomkern echter is minder kenmerkend voor een atoomsoort. Zo hebben de meeste koolstofatomen zes neutronen in hun atoomkern, maar er zijn ook koolstofatomen met zeven, of zelfs acht neutronen in de kern.

Atomen van een bepaald element die een verschillend aantal neutronen hebben in de kern, worden **isotopen** genoemd. Het feit dat isotopen van eenzelfde element een verschillend aantal neutronen bezitten in de atoomkern, heeft voor gevolg dat de massa van de isotopen eveneens verschillend is. Zo heeft een koolstofatoom met 6 protonen en 6 neutronen een massa 12, terwijl het koolstofatoom met 6 protonen en 7 neutronen een massa 13 heeft. De massa van de isotoop wordt dus verkregen door de som van het aantal protonen en neutronen. Isotopen worden genoteerd door aan het symbool links onderaan het ranggetal te noteren, en links bovenaan de massa. Voor de drie koolstofisotopen noteren we dus:



Gevolgen voor de atoommassa De atoommassa van elementen die meerdere isotopen bezitten is een **gemiddelde atoommassa**. Deze gemiddelde atoommassa kan gemakkelijk worden berekend uit de massa van ieder afzonderlijk isotoop, rekening houdend met het percentage waarin ieder isotoop in het mengsel voorkomt. Berekenen we als voorbeeld de gemiddelde atoommassa van chloor, dat bestaat uit een mengsel van twee isotopen: chloor-35, dat voor 75,77 % voorkomt, en chloor-37, dat voor 24,23 % voorkomt. De gemiddelde atoommassa van chloor, zoals men die ook in de tabellen kan terugvinden, bedraagt dan:

$$Ar(Cl) = (34,9689 \text{ ame} \times 0,7577) + (36,9659 \text{ ame} \times 0,2423) = 35,45 \text{ ame}$$

Stabiele en onstabiele isotopen In het periodiek systeem der elementen zijn op dit moment 110 elementen opgenomen. Indien men voor ieder element de verschillende isotopen die er van voorkomen in aanmerking neemt, dan zijn er ongeveer 2200 **nucleïden**: een welbepaalde atoomkern, met een bepaald aantal protonen en een bepaald aantal neutronen, wordt immers ook een nucleïde genoemd. Van deze 2200 nucleïden zijn er slechts 279 stabiel! Dit betekent dat alle andere kernen spontaan ontbinden of vervallen tot andere kernen, waarbij andere deeltjes worden vrijgesteld. We wijzen er voor de duidelijkheid op dat deze deeltjes worden uitgestraald door de kern van het atoom! Om deze reden wordt dit soort reacties **kernreacties** genoemd. Een ontbinding van een atoomkern wordt **radioactief verval** genoemd.

1.2.4 Atoommassa en molecuulmassa

Absolute massa's

Er is reeds gewezen op het feit dat atomen zeer kleine en zeer lichte deeltjes zijn. Het lichtste van alle atomen, namelijk het waterstofatoom, heeft een diameter van ongeveer 10^{-8} cm! En zo'n waterstofatoom weegt ook bijzonder weinig. De massa van een waterstofatoom is gelijk aan:

$$m(H - \text{atoom}) = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Er zullen dus heel wat waterstofatomen nodig zijn om aan 1 gram te geraken! Aangezien moleculen zijn samengesteld uit meerdere atomen, zijn ook moleculen zeer licht. Zo weegt een watermolecule ongeveer 30×10^{-24} g.

Relatieve atoommassa

Bij heel wat praktische problemen in de scheikunde is het nodig dat de massa van een molecule wordt berekend. Het is daarbij duidelijk dat het rekenen met dit soort kleine getallen, met hun negatieve exponenten, niet erg gemakkelijk is.

Om die reden heeft men, naast de werkelijke of **absolute massa** van atomen en moleculen (uitgedrukt in gram), ook de relatieve massa van atomen en moleculen ingevoerd. Men gaat hierbij als volgt te werk:

1. Men definieert eerder kunstmatig een zogenaamde **atoommassa-eenheid** of **ame**. Als ame werd gekozen voor het twaalfde deel van de massa van een koolstofatoom. Hieruit volgt:

$$1 \text{ ame} = 1,66056 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

2. De massa's van atomen worden nu **relatief** uitgedrukt ten opzichte van de massa van deze eenheid. Op die manier bekomen we de **relatieve atoommassa** A_r van het atoom. Deze relatieve atoommassa geeft dus aan hoeveel keer een atoom zwaarder is dan de atoommassa-eenheid.

Voorbeeld De absolute massa van een zuurstofatoom is: $26,567 \cdot 10^{-24} \text{ g}$
De relatieve atoommassa van een zuurstofatoom is dan:

$$A_r(O) = \frac{26,567 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1,66056 \cdot 10^{-24} \text{ g/ame}} = 15,999 \text{ ame}$$

Op analoge manier kan men ook voor andere elementen de relatieve atoommassa berekenen uit de absolute massa. Voor alle elementen kan de waarde van de relatieve atoommassa worden afgelezen in tabellen of op het periodiek systeem der elementen.

Relatieve molecuulmassa

Nu de relatieve atoommassa's van alle elementen bekend zijn, kan men ook de massa van moleculen relatief ten opzichte van de atoommassa-eenheid uitdrukken. Op die manier bekomen we de **relatieve molecuulmassa** M_r van de molecule. Een relatieve molecuulmassa kan zeer eenvoudig worden berekend uit de atoommassa's van de atomen waaruit de molecule is samengesteld.

Voorbeeld Een molecule water bevat twee waterstofatomen en één zuurstofatoom. De relatieve molecuulmassa is dus:

$$M_r(H_2O) = 2 \times A_r(H) + 1 \times A_r(O) = 2 \times 1,01 + 1 \times 15,999 = 18,02 \text{ ame}$$

1.3 De mol

1.3.1 Definitie

Eén van de meest gebruikte begrippen in de scheikunde is het begrip **mol**.

1 mol van een product is een bepaalde hoeveelheid van dat product, waarbij de massa van deze hoeveelheid in gram numeriek gelijk is aan de molecuulmassa van dat product

Voorbeeld

We hebben al uitgerekend dat de relatieve molecuulmassa van water gelijk is aan 18,02 ame. Welnu: 1 mol water komt dan overeen met 18,02 gram water. 1 mol is dus in feite een alternatieve manier om een hoeveelheid aan te geven: in plaats van de hoeveelheid van een product uit te drukken in gram, drukken we deze hoeveelheid uit in mol.

1.3.2 De molmassa

De massa van één mol wordt de **molmassa** genoemd, en daarvoor gebruiken we het symbool M . Voor bijvoorbeeld water noteren we dus:

$$M(H_2O) = 18,02 \text{ g/mol}$$

Hopelijk is het essentiële verschil tussen de molecuulmassa en de molmassa duidelijk. De molecuulmassa is de *relatieve massa* van één molecule, die wordt uitgedrukt in ame. De molmassa is de *absolute massa* van één mol van een product, die wordt uitgedrukt in gram per mol.

1.3.3 Het aantal mol

Wanneer men de molecuulmassa van een verbinding kent, dan kent men ook dadelijk de molmassa. Men kan dan voor eender welke hoeveelheid van dat product berekenen, **hoeveel mol** ermee overeenstemt.

Voorbeeld

Hoeveel mol is 8,8 g natriumhydroxide (NaOH)?

We berekenen eerst de molecuulmassa:

$$M_r(NaOH) = (22,99 + 15,999 + 1,01) = 40,00 \text{ ame}$$

Hieruit volgt voor de molmassa:

$$M(NaOH) = 40,00 \text{ g/mol}$$

Een hoeveelheid van 8,8 g komt dus overeen met:

$$\frac{8,8 \text{ g}}{40,00 \text{ g/mol}} = 0,22 \text{ mol}$$

Bij de berekening van het aantal mol maken we dus gebruik van de volgende formule: het aantal mol n wordt bekomen door het aantal gram m te delen door de molmassa M :

$$n(\text{mol}) = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}}$$

Door het schrijven van de eenheden, wordt dit verband onmiddellijk duidelijk.

1.3.4 Het getal van Avogadro



Amadeo Avogadro (voluit: Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro di Quaregna e Cerreto) werd in 1776 in Turijn geboren.

Op de leeftijd van twintig jaar studeerde hij af in kerkrecht (!). Pas daarna begon hij zich te wijden aan de studie van wiskunde en natuurkunde. Hij werd vooral bekend door het getal van Avogadro. Hij overleed in Turijn in 1856.

Avogadro berekende het aantal moleculen in één mol van een product. Hij deed dat op de volgende eenvoudige manier.

Om het aantal identieke deeltjes N in een verzameling te kennen, volstaat het de absolute massa van de ganse verzameling te delen door de absolute massa van één deeltje.

Het aantal moleculen N in één mol is dus gelijk aan:

$$N = \frac{\text{absolute massa van één mol}}{\text{absolute massa van één molecule}}$$

De absolute massa van één mol is de molmassa M . De absolute massa van één molecule is gelijk aan de relatieve molecuulmassa M_r , vermenigvuldigd met de waarde van de ame.

$$N = \frac{M \text{ g/mol}}{M_r \times \text{ame g/molecule}}$$

Vermits M_r en M numeriek gelijk zijn aan elkaar (bij water bijvoorbeeld is zowel M_r als M gelijk aan 18), bekomen we:

$$N = \frac{1}{\text{ame}} \text{ moleculen/mol}$$

Hieruit volgen twee belangrijke conclusies:

- aangezien de ame een constant getal is, zal het aantal moleculen per mol identiek zijn voor eender welk product:

1 mol van eender welk product bevat evenveel moleculen

- de waarde van N wordt bekomen door de waarde van de ame in te vullen:

$$N = \frac{1}{1,66056 \cdot 10^{-24}} = 6,022140857 \cdot 10^{23} \approx 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moleculen/mol}$$

Dit getal is het zogenaamde getal van Avogadro, tegenwoordig ook de constante van Avogadro genoemd. Met behulp van dit getal kan men vanzelfsprekend voor eender welke hoeveelheid van een product berekenen hoeveel moleculen er in voorkomen.

Voorbeeld

Berekenen we het aantal moleculen water in een glas water van 200 ml. De dichtheid van water: $\rho_{H_2O} = 1,00 \text{ g/ml}$ bij $T=20,0 \text{ }^\circ\text{C}$:

$$M_r(H_2O) = 18,02 \text{ ame} \quad M(H_2O) = 18,02 \text{ g/mol}$$

1 mol water weegt dus 18,02 gram. 200 gram water komt dan overeen met:

$$\frac{200 \text{ g}}{18,02 \text{ g/mol}} = 11,1 \text{ mol}$$

Het aantal moleculen in deze 200 gram is dan gelijk aan:

$$11,1 \text{ mol} \times 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moleculen/mol} = 6,69 \times 10^{24} \text{ moleculen}$$

1.3.5 Het molair gasvolume

Avogadro kon nog een tweede getal afleiden, maar dat is uitsluitend geldig voor gassen! Avogadro kon voor gassen het volgende aantonen:

1 mol van eender welk gas bij $0 \text{ }^\circ\text{C}$ (273 K) en 760 mm Hg neemt een volume in van 22,4 liter.

Onthoud: $760 \text{ mm Hg} = 1 \text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

Dit volume wordt het **molair gasvolume** V_m genoemd.

Dit getal mag natuurlijk niet worden toegepast op vloeistoffen of vaste stoffen! Als men van 1 mol vloeibaar water beweert dat het een volume heeft van 22,4 liter, dan maakt men immers een enorme fout. 1 mol vloeibaar water weegt 18,02 gram, en gezien de dichtheid van water $1,0 \text{ g/cm}^3$ bedraagt bij $20 \text{ }^\circ\text{C}$, heeft 1 mol vloeibaar water dus een volume van 18 cm^3 !

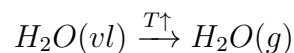
1.4 Gassen en gasmengsels

1.4.1 Kenmerken van gassen

In de vorige paragrafen hebben we kennis gemaakt met een aantal zuivere stoffen die onder normale omstandigheden van druk en temperatuur gasvormig zijn:

- sommige gassen bestaan uit atomen: de edelgassen He, Ne, Ar, Xe en Kr;
- sommige gassen bestaan uit diatomische moleculen: N₂, O₂ en H₂;
- sommige gassen bezitten moleculen die meerdere soorten atomen bevatten, zoals de oxiden (NO, NO₂, CO, CO₂, SO₂, ...).

Andere moleculen zoals water kennen we vooral als vloeistof, of als vaste stof (ijs). Door opwarmen kan water echter ook in de gasvorm worden omgezet. In dat geval spreken we van **damp** : water (vloeibaar) kan **verdampen** tot waterdamp.



Het kenmerkende gedrag van gassen is een gevolg van het feit dat elke molecule zo goed als volledig los is van een andere: er zijn geen aantrekkingskrachten tussen de moleculen meer, en elke molecule gedraagt zich min of meer alsof er geen andere moleculen zijn.

Dit feit heeft twee gevolgen:

- door hun grote bewegingsvrijheid verspreiden gasmoleculen zich volledig in het vat waarin ze zich bevinden;
- slechts een klein gedeelte van het volume wordt effectief ingenomen door moleculen. In de lucht die we inademen bijvoorbeeld nemen de gasmoleculen slechts 0,1 % van het volume in: al de rest is lege ruimte.

1.4.2 De ideale gaswet

Voor gassen geldt de algemene gaswet:

$$PV = nRT$$

Hierin is:

P de druk die door het gas wordt uitgeoefend, als gevolg van botsingen tegen de wanden van het vat. De druk kan worden aangegeven in:

- **mm Hg**, waarbij de normale atmosferedruk 760 mm Hg bedraagt;
- **Pascal (Pa)**, en dit is de SI-eenheid. De normale atmosferedruk van 760 mm Hg komt overeen met 101300 Pa. 1,000 mm Hg komt dus overeen met 133,3 Pa.
- **atmosfeer**, een oudere eenheid; 1,00 atm komt overeen met 760 mm Hg
- **bar**, die nog veelvuldig in de industrie wordt gebruikt. 1,000 atmosfeer komt overeen met 1013 mbar of 1,013 bar. 1,000 bar is dus gelijk aan $1,000 \cdot 10^5$ Pa.

V het volume in m^3

n het aantal mol

R de **gasconstante**, die een waarde heeft van 8,314 J/molK.

T de absolute temperatuur van het gas, uitgedrukt in Kelvin. Het aantal Kelvin wordt verkregen door bij het aantal graden celsius het getal 273 op te tellen:

$$\text{aantal } K = \text{aantal } ^\circ C + 273$$

1.4.3 De dichtheid van gassen

Door de algemene gaswet op een andere manier te noteren, bekomen we:

$$\frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

Door beide kanten van deze vergelijking te vermenigvuldigen met de molmassa M, bekomen we:

$$\frac{nM}{V} = \rho = \frac{PM}{RT}$$

De linkerkant van deze vergelijking is niets anders dan de dichtheid, uitgedrukt in gram per m^3 , zoals blijkt uit de controle van de eenheden:

$$\frac{\text{mol} \times \text{gram/mol}}{\text{m}^3} = \text{g/m}^3$$

Tabel 1.2: De samenstelling van droge lucht op zeeniveau

Gas	volumeprocent in lucht	Gas	volumeprocent in lucht
N ₂	78,08	CH ₄	2×10^{-4}
O ₂	20,95	Kr	$1,14 \times 10^{-4}$
Ar	0,934	H ₂	5×10^{-5}
CO ₂	0,330	N ₂ O	5×10^{-5}
Ne	$1,82 \times 10^{-3}$	Xe	$8,7 \times 10^{-6}$
He	$5,24 \times 10^{-4}$		

1.4.4 De samenstelling van lucht

Lucht is een mengsel van gassen. Lucht bestaat hoofdzakelijk uit twee zuivere stoffen: **zuurstofgas** (O₂) voor ongeveer 21 v%, en **stikstofgas** (N₂) voor ongeveer 79 v%.

Voor de duidelijkheid wijzen we hier nog even op het onderscheid tussen zuivere stoffen en mengsels.

- **zuivere stoffen** bevatten slechts één soort moleculen of atomen;
- **mengsels** bevatten twee of meer verschillende soorten moleculen.

Nauwkeuriger onderzoek heeft uitgewezen dat lucht nog andere gassen bevat dan alleen stikstofgas en zuurstofgas. In de tabel 1.2 geven we de samenstelling van droge lucht op zeeniveau.

Uit tabel 1.2 blijkt dat lucht, naast stikstof- en zuurstofgas, ook nog enkele edelgassen bevat (Ar, Ne, Kr, Xe, He), distikstofoxide (N₂O), koolstofdioxide (CO₂), methaangas (CH₄) en waterstofgas (H₂).

1.4.5 Gasmengsels zijn homogeen

Uit het feit dat gasmoleculen min of meer los van elkaar bewegen, volgt dat verschillende gassen ook in verschillende verhoudingen met elkaar mengbaar zijn, ook al zijn de gassen totaal verschillend. Mengsels van gassen zijn dus altijd **homogeen**: door twee producten in de gasfase bij elkaar te brengen, ontstaat een mengsel dat maar één fase heeft, namelijk de gasfase. Ditzelfde geldt vanzelfsprekend niet noodzakelijk voor vloeistoffen. Als men tafelolie in een glas met water giet, dan blijkt dat de olie en het water te verschillend zijn, en zich niet men-

gen. In dit geval ontstaan er dus twee fasen, en een dergelijke situatie noemen we **heterogeen**.

1.4.6 De wet van Dalton

Veronderstel dat we een mengsel maken met n verschillende gassen: gas 1, gas 2, ... gas n . De hoeveelheden van elk van deze gassen hoeven uiteraard niet dezelfde te zijn. We veronderstellen dat er n_1 mol aanwezig is van gas 1, n_2 mol van gas 2, ... n_n mol van gas n .

Het totaal aantal mol van alle gassen samen wordt dan gegeven door:

$$n_{tot} = \sum_{i=1}^n n_i = n_1 + n_2 + \cdots + n_n$$

Elk afzonderlijk gas zou, indien het alleen aanwezig was in hetzelfde vat, en bij dezelfde temperatuur, een bepaalde druk uitoefenen. Deze druk van elk afzonderlijk gas van een gasmengsel noemen we de **partieeldruk** van dat gas, en deze partieeldruk stellen we voor met het symbool P_x (g).

Gas 1 heeft een partieeldruk P_1 (g), gas 2 een partieeldruk P_2 (g), gas n een partieeldruk P_n (g). Op ieder afzonderlijk gas kan de algemene gaswet worden toegepast:

$$P_1 \text{ (g)} = n_1 \frac{RT}{V} \quad P_2 \text{ (g)} = n_2 \frac{RT}{V} \quad P_n \text{ (g)} = n_n \frac{RT}{V}$$

Optellen van al deze partieeldrukken geeft:

$$\sum_{i=1}^n P_i(g) = P_1(g) + P_2(g) + \cdots + P_n(g)$$

Hieruit volgt:

$$\sum_{i=1}^n P_i(g) = (n_1 + n_2 + \cdots + n_n) \times \frac{RT}{V} = n_{tot} \times \frac{RT}{V}$$

Anderzijds kan de algemene gaswet ook toegepast worden op het volledige gasmengsel :

$$P_{tot} = n_{tot} \times \frac{RT}{V}$$

Uit de laatste twee vergelijkingen volgt dadelijk:

$$P_{tot} = \sum_{i=1}^n P_i$$

Dit feit werd voor het eerst geobserveerd door Dalton, en kan als volgt worden samengevat:

In een gasmengsel is de totaaldruk gelijk aan de som van de partieeldrukken.

1.4.7 De molfractie van een gas in een gasmengsel

Een van de mogelijkheden om de samenstelling van een gasmengsel aan te geven, is het gebruik van de **molfractie**. De molfractie γ van een gas in een gasmengsel is de verhouding van het aantal mol van dat bepaalde gas, op het totale aantal mol van alle gassen samen. Voor de molfractie van gas i in het gasmengsel geldt dus:

$$\gamma_i(g) = \frac{n_i}{n_{tot}}$$

In deze definitie van de molfractie kunnen we nu de waarde van het aantal mol van het gas, en de waarde van het totale aantal mol, vervangen door de uitdrukking in de gaswet: $n = PV/RT$. Hieruit volgt:

$$\gamma_i(g) = \frac{P_i(g)V/RT}{P_{tot}(g)V/RT}$$

Vereenvoudigen van deze uitdrukking geeft:

$$\gamma_i(g) = \frac{P_i(g)}{P_{tot}(g)}$$

Deze vergelijking kan uiteindelijk ook worden geschreven als:

$$P_i(g) = \gamma_i(g) \times P_{tot}(g)$$

Hieruit kunnen we dus besluiten:

In een gasmengsel is de partiële druk van ieder gas gelijk aan het product van de molfractie van dat gas en de totaal druk van het gasmengsel.

1.5 Mengsels in water en oplossingen

1.5.1 Mengsels versus verbindingen

De meeste vormen van materie rondom ons zijn geen zuivere stoffen, maar mengsels. Een **mengsel** is een combinatie van twee of meer stoffen, waarin elke stof zijn eigen identiteit behoudt.

Het maken van een mengsel is een **fysisch proces**. Door bijvoorbeeld water en alcohol bij elkaar te gieten, ontstaat een mengsel. In dit mengsel zijn de water- en alcoholmoleculen onveranderd aanwezig. De stoffen waarmee het mengsel wordt gevormd, behouden hun identiteit in dit geval dus wel.

De stoffen waarmee een mengsel wordt gevormd, kunnen zich zowel in de vaste, de vloeibare als de gasvormige fase bevinden. Zo is lucht een gasmengsel, en cognac een vloeibaar mengsel.

1.5.2 Homogene versus heterogene mengsels

In sommige mengsels kan men de afzonderlijke stoffen nog zeer gemakkelijk herkennen, omdat ze in een aparte fase voorkomen. Als men bijvoorbeeld een schep zand in een emmer water brengt, ziet men beide producten nog duidelijk apart. Een dergelijk mengsel wordt een **heterogeen mengsel** genoemd.

Bij andere mengsels kan men geen onderscheid meer maken tussen de verschillende stoffen. Een dergelijk mengsel, dat slechts één fase bezit, noemen we een **homogeen mengsel**. Vloeibare homogene mengsels worden meestal **oplossingen** genoemd, en daar wordt ook in de scheikunde zeer veel gebruik van gemaakt.

1.5.3 Oplossing versus suspensie

Het begrip vloeibaar homogeen mengsel is dus synoniem met het begrip oplossing. Om van een oplossing te kunnen spreken, moet er in feite aan twee voorwaarden worden voldaan:

- de samenstellende deeltjes moeten zeer klein zijn, meer bepaald van moleculaire grootte (maximum 5 nm in diameter);
- de samenstellende deeltjes moeten gelijkmatig verdeeld zijn over de ganse oplossing, en dus geen neiging hebben om zich te bundelen tot grotere gehelelen.

Dit is meteen het essentiële verschil tussen een oplossing en een **suspensie**. In een suspensie is namelijk aan minstens één van deze twee voorwaarden niet voldaan. Een bekend voorbeeld van een niet-vloeibare suspensie is mist: dit is een suspensie van water in lucht. Vele duizenden watermoleculen hebben zich daarbij gegroepeerd tot kleine druppeltjes, die voldoende groot zijn om door het oog te worden opgemerkt.

1.5.4 Kenmerken van oplossingen

Samenstellende componenten van oplossingen

Aangezien oplossingen homogene mengsels zijn, betekent dit dat er minstens twee stoffen in het mengsel voorkomen:

- de stof waarin het andere product oplost, is het **oplosmiddel of solvent** ;
- het product dat oplost in het oplosmiddel is de **opgeloste stof** .

Bij de meeste mengsels is het relatief eenvoudig om uit te maken welk product de opgeloste stof is, en welk het oplosmiddel. We gebruiken daarvoor de volgende twee regels in volgorde:

Tabel 1.3: Concentratie en dichtheid van oplossingen

Naam	aantal mol/liter	m%	dichtheid (g/cm ³) bij 20 °C
zwavelzuur	18	96	1,84
	3,0	25	1,18
salpeterzuur	16	72	1,42
	6,0	32	1,19
waterstofchloride	12	36	1,18
	6,0	20	1,10
ammoniak	15	28	0,90
	6,0	11	0,96

- het product dat bij het maken van het mengsel niet van fase verandert, is het oplosmiddel. Als men bijvoorbeeld een klontje suiker (vast) oplost in een glas water (vloeibaar), dan blijft de oplossing vloeibaar. Water verandert niet van fase, en is dus het oplosmiddel.
- als alle producten dezelfde fase bezitten, dan is het product dat in de grootste hoeveelheid voorkomt, het oplosmiddel.

Verdunde versus geconcentreerde oplossingen

Het spreekt voor zich dat niet alle oplossingen even geconcentreerd zijn: bepaalde oplossingen bevatten meer opgeloste stof dan andere. De meest typische voorbeelden daarvan vinden we bij de alcoholische dranken: pilsbier bevat 4 tot 5 % (v) alcohol; wijn ongeveer 12 % (v); likeuren ongeveer 20 % (v), en sterke drank ongeveer 40 % (v).

Een oplossing die een eerder kleine hoeveelheid opgeloste stof bevat, wordt vaak een **verdunde oplossing** genoemd. Een oplossing die een eerder grote hoeveelheid opgeloste stof bevat, noemt men een **geconcentreerde oplossing**. Vanzelfsprekend zijn dit eerder vage termen, die niets zeggen over de precieze hoeveelheid opgeloste stof.

In tabel 1.3 geven we een overzicht van enkele belangrijke chemicaliën, zowel geconcentreerde als verdunde, met hun concentratie en dichtheid.

1.5.5 Concentratiegrootheden

De eigenschappen van oplossingen hangen voor een groot deel af van de relatieve hoeveelheden van opgeloste stof en oplosmiddel.

Voor veel toepassingen is het dan ook noodzakelijk dat de samenstelling van een oplossing zeer precies wordt omschreven: er is een **kwantitatieve aanduiding** van de samenstelling van een oplossing nodig. Met behulp van **concentratiegrootheden** kan er worden aangegeven hoeveel opgeloste stof er zich precies in een hoeveelheid oplossing of oplosmiddel bevindt.

Naargelang het geval worden er verschillende concentratiegrootheden gebruikt.

We geven hierna een overzicht van de verschillende mogelijkheden. We maken daarbij onderscheid tussen drie gevallen, naargelang de eenheid waarin de hoeveelheid opgeloste stof wordt uitgedrukt: in gram, in ml of in mol.

De hoeveelheid opgeloste stof in gram

De gramfractie De gramfractie is een weinig gebruikte grootte, die het aantal gram geeft van een bepaalde component van een mengsel, op het totaal aantal gram. Als men bijvoorbeeld een heterogeen mengsel maakt van 10 g ijzervijlsel en 20 g zwavelpoeder, dan bedraagt de gramfractie aan ijzer:

$$\frac{10 \text{ g}}{10 \text{ g} + 20 \text{ g}} = 0,33$$

De gramfractie heeft vanzelfsprekend geen eenheid.

Het massaprocent Het massaprocent, waarvoor we het symbool % (m) zullen gebruiken, geeft het **aantal gram opgeloste stof op 100 g oplossing**. We beklemtonen het feit dat het hier wel degelijk gaat om het aantal gram opgeloste stof op 100 g oplossing, en niet op 100 g oplosmiddel!

Men kan zich dit als volgt voorstellen. Op een balans weegt men in een beker m_i gram vaste stof af. Vervolgens giet men, nog steeds op de balans, in deze beker oplosmiddel bij, tot een massa van precies 100 g. Dit betekent dus dat men $(100 - m_i)$ gram oplosmiddel heeft toegevoegd.

De definitie van massaprocent kan ook worden weergegeven onder de vorm van een vergelijking:

$$\%m = \frac{m_i \text{ (g)}}{m_{\text{oplossing}} \text{ (g)}} \times 100$$

Voor een aantal oplossingen van veel gebruikte chemicaliën, werd het massaprocent al gegeven in de voorlaatste kolom van tabel 1.3.

Het massavolumeprocent Het massavolumeprocent % (m/v) geeft het **aantal gram opgeloste stof op 100 ml (cm³) oplossing**. Het is één van de meest

gebruikte eenheden in de scheikunde. Onder de vorm van een vergelijking wordt dit:

$$\%m/v = \frac{m_i (g)}{V_{oplossing} (ml)} \times 100$$

Men kan zich de achtergrond van deze concentratiegrootte als volgt voorstellen. Men weegt op een balans een aantal gram product af, en dit product brengt men over in een **maatkolf** van 100 ml. Vervolgens voegt men in deze maatkolf oplosmiddel toe, tot precies aan de maatstreep. De oplossing heeft nu een volume van precies 100 ml. Om het massavolumepercent te berekenen uit het massaprocent, of omgekeerd, heeft men uiteraard ook de dichtheid van de oplossing nodig.

Het aantal promille Voor oplossingen die relatief weinig geconcentreerd zijn, kan men in plaats van het massavolumepercent ook gebruik maken van het aantal promille: dit is het **aantal gram opgeloste stof op 1 liter oplossing**. Onder de vorm van een vergelijking wordt dit:

$$\text{‰} = \frac{m_i (g)}{V_{oplossing} (ml)} \times 1000$$

Het aantal ppm en ppb Voor nog minder geconcentreerde oplossingen maakt men vaak gebruik van het aantal ppm, wat een afkorting is voor **parts per million**. Toegepast op oplossingen betekent het aantal ppm: het **aantal gram opgeloste stof per 1000 kg oplossing**. Het aantal ppm kan daarnaast ook worden aangegeven als het aantal mg opgeloste stof per kg oplossing, en bij waterige oplossingen bij benadering dus ook als het aantal mg opgeloste stof per liter oplossing.

$$ppm = \frac{m_i (g)}{m_{oplossing} (g)} \cdot 10^6$$

Voor zeer verdunde oplossingen wordt ook gebruik gemaakt van het aantal ppb, dit is het aantal **parts per billion** (miljard):

$$ppb = \frac{m_i (g)}{m_{oplossing} (g)} \cdot 10^9$$

De hoeveelheid opgeloste stof in ml

Volumepercent Voor oplossingen van vloeibare opgeloste stoffen wordt vaak gebruik gemaakt van het volumepercent % (v): dit is het aantal ml opgeloste stof per 100 ml oplossing.

$$\%(v) = \frac{V_i (ml)}{V_{oplossing} (ml)} \times 100$$

De achtergrond van deze grootheid kan men zich als volgt voorstellen. Met behulp van een pipet meet men nauwkeurig een hoeveelheid vloeistof af, en die brengt men in een maatkolf van 100 ml. Vervolgens voegt men zuiver oplosmiddel toe, tot precies aan de maatstreep.

Om uit het volumepercent van een oplossing het aantal massaprocent te berekenen, heeft men zowel de dichtheid van de oplossing als die van de zuivere opgeloste stof nodig.

De hoeveelheid opgeloste stof in mol

De molfractie Een grootheid die vaak wordt gebruikt, zowel bij oplossingen als bij gasmengsels, is de molfractie γ . De molfractie geeft de verhouding van het aantal mol van een component, tot het totaal aantal mol van alle componenten in de oplossing:

$$\gamma_i = \frac{n_i}{n_{tot}}$$

Uit de molfractie van een gas in een gasmengsel kan men gemakkelijk het aantal ppm gas afleiden. We wijzen er hierbij op dat het aantal ppm gas in een gasmengsel op een andere manier wordt gedefinieerd dan bij een oplossing, zoals blijkt uit het volgende voorbeeld.

De molfractie van CO₂ in de atmosfeer bedraagt 0,00033. Er is dus 0,00033 mol CO₂ op 1 mol lucht. Op 10⁶ mol lucht is er dan: (0,00033 x 10⁶) = 330 mol. De atmosfeer bevat dus 330 ppm CO₂.

De molaliteit De molaliteit geeft het **aantal mol opgeloste stof per kg oplosmiddel**. In tegenstelling tot de vorige concentratiegrootheden gaat het hier wel degelijk om het aantal mol opgeloste stof per kg oplosmiddel, en niet per kg oplossing! Als symbool voor molaliteit wordt vaak een schuin gedrukte letter *m* gebruikt.

$$molaliteit = m = \frac{n_i \text{ (mol)}}{m_{solvent} \text{ (g)}} \times 1000$$

De molaire concentratie. De molaire concentratie *c* is één van de meest gebruikte grootheden om de samenstelling van oplossingen aan te duiden. De molaire concentratie geeft het **aantal mol opgeloste stof per liter oplossing**. Er zijn dus twee essentiële verschillen met de molaliteit!

$$c = \frac{n_i \text{ (mol)}}{V_{oplossing} \text{ (ml)}} \times 1000$$

Vroeger gebruikte men in plaats van de term molaire concentratie ook de term **molariteit**. Omwille van mogelijke verwarring met het begrip molaliteit adviseert

de **IUPAC-commissie** (International Union of Pure and Applied Chemistry) om de term molariteit niet meer te gebruiken.

Een oplossing die 1 mol NaOH per liter oplossing bevat, heeft dus een molaire concentratie van: $c = 1 \text{ mol/liter}$. Voor een bepaalde chemische stof A wordt vaak de schrijfwijze [A] toegepast om de concentratie van A aan te duiden. De eenheid mol/liter wordt echter vaak afgekort met de letter 'M': $c(\text{NaOH}) = [\text{NaOH}] = 1 \text{ M}$. In spreektaal wordt dit: de molaire concentratie van natriumhydroxide is gelijk aan 1 **molair**.

1.5.6 Verdunnen van oplossingen

Een veel gebruikte methode om oplossingen met een bepaalde concentratie te bereiden is de volgende:

- er wordt uitgegaan van een beschikbare oplossing met een hogere concentratie;
- er wordt een correcte hoeveelheid zuiver oplosmiddel toegevoegd. Omdat de concentratie opgeloste stof hierdoor daalt, noemen we deze laatste bewerking het **verdunnen** van de oplossing (letterlijk: 'dunner' = minder geconcentreerd maken).

Wanneer men aan een bepaalde hoeveelheid oplossing een extra hoeveelheid oplosmiddel toevoegt, dan verandert het totaal aantal mol (of het totaal aantal gram) opgeloste stof uiteraard niet: alle opgeloste stof is nog steeds in de oplossing aanwezig.

Nu geldt voor de molaire concentratie van een oplossing:

$$c = \frac{n_i \text{ (mol)}}{V_{\text{oplossing}} \text{ (ml)}} \times 1000 = \frac{n_i \text{ (mol)}}{V_{\text{oplossing}} \text{ (l)}}$$

Het aantal mol is dus gelijk aan de concentratie, vermenigvuldigd met het volume van de oplossing in liter:

$$n_i \text{ (mol)} = c \text{ (mol/l)} \times V_{\text{oplossing}} \text{ (l)}$$

Aangezien het aantal mol vóór en na de verdunning gelijk is, kunnen we dus stellen dat:

$$c_B \times V_B = c_E \times V_E$$

B : begin, vóór het verdunnen

E : einde, na het verdunnen

c : molaire concentratie (mol/l)

V : volume oplossing (in liter of ml)

1.5.7 Voorbeeld

Opdracht

Een laborant maakt een oplossing door 10,0 ml diëthylether ($\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$; $\rho = 0,7134 \text{ g/cm}^3$ bij 20°C) aan te lengen met ethanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) tot precies 100 ml. De oplossing heeft een dichtheid van $0,780 \text{ g/cm}^3$ bij 20°C .

- Bereken de concentratiegrootheden:
 - het massaprocent
 - het massavolumeprocent
 - het volumeprocent
 - de molfractie van diëthylether
 - de molaliteit
 - de molaire concentratie
- Deze oplossing wordt bij 200 ml van een tweede oplossing van 15 % (v) diëthylether in ethanol gegoten, en er wordt nog 200 ml zuiver ethanol aan toegevoegd. Bereken de molaire concentratie van de nieuwe oplossing.

Oplossing

- Omzetten van de gegevens in gram en mol
 - Diëthylether
 10,0 ml diëthylether ($\rho = 0,7134 \text{ g/cm}^3$) in de oplossing weegt 7,13 g
 De molmassa van diëthylether is 74,14 g/mol
 $7,13 \text{ g}$ komt overeen met $(7,13 \text{ g} / 74,14 \text{ g/mol}) = 0,0962 \text{ mol}$
 - Ethanol
 100 ml oplossing $\rho = 0,780 \text{ g/cm}^3$ weegt 78,0 g
 Aantal gram ethanol: $78,0 \text{ g} - 7,13 \text{ g} = 70,9 \text{ g}$
 De molmassa van ethanol is 46,08 g/mol
 Het aantal mol ethanol is $(70,9 \text{ g} / 46,08 \text{ g/mol}) = 1,54 \text{ mol}$.
- Berekenen van de concentratiegrootheden
 - Massaprocent = aantal gram op 100 g oplossing
 Op 78,0 g oplossing is er 7,13 g diëthylether
 Op 100 g oplossing is er $(7,13 \text{ g} \times 100 \text{ g}) / 78,0 \text{ g} = 9,14 \text{ g}$
 Dus % (m) = $9,14 \text{ g} / 100 \text{ g}$ of 9,14 % (m).
 - Massavolumeprocent = aantal gram op 100 ml oplossing
 Er is 7,13 g diëthylether op 100 ml oplossing.
 Dus % (m/v) = $7,13 \text{ g} / 100 \text{ ml}$ of 7,13 % (m/v).
 - Volumeprocent = aantal ml per 100 ml oplossing
 Er is 10,0 ml diëthylether op 100 ml oplossing.
 Dus % (v) = $10,0 \text{ ml} / 100 \text{ ml}$ of 10,0 % (v).

- (d) Molfractie = aantal mol diëthylether op het totaal aantal mol
Er is 0,0962 mol diëthylether en 1,54 mol ethanol

$$\gamma = \frac{0,0962 \text{ mol}}{1,54 \text{ mol} + 0,0962 \text{ mol}} = 0,0588$$

- (e) Molaliteit = aantal mol per kg solvent
Op 70,9 g ethanol is er 0,0962 mol diëthylether
Op 1000 g ethanol is er dus $(0,0962 \text{ mol} \times 1000 \text{ g}) / 70,9 \text{ g} = 1,36 \text{ mol}$
Dus de molaliteit bedraagt 1,36 mol/kg
- (f) Molaire concentratie = aantal mol per liter oplossing
Er is 0,0962 mol op 100 ml
Er is dus 0,962 mol op 1 liter oplossing.
Dus de molaire concentratie is $0,962 \text{ mol/l} = 0,962 \text{ M}$

3. Verdunnen 100 ml van de 1^e oplossing: 0,0962 mol op 100 ml oplossing
200 ml van de 2^e oplossing met $\%(v) = 15$
Er is 15 ml diëthylether op 100 ml oplossing
Er is dus 30 ml diëthylether op 200 ml oplossing
Er is dus $30 \text{ ml} \times 0,7134 \text{ g/ml} = 21 \text{ g}$ diëthylether op 200 ml oplossing
Er is dus $21 \text{ g} / 74,14 \text{ g/mol} = 0,28 \text{ mol}$ diëthylether op 200 ml oplossing

Samenvoegen:

$0,0962 \text{ mol} + 0,28 \text{ mol} = 0,38 \text{ mol}$ op $100 + 200 + 200 = 500 \text{ ml}$
Op 1 liter is er dus $0,38 \text{ mol} \times 2 = 0,76 \text{ mol}$
Dus de molaire concentratie $= 0,76 \text{ mol/l} = 0,76 \text{ M}$

1.6 Chemische reacties

Moleculen kunnen **reageren** met andere moleculen, en daarbij ondergaan ze een **chemische verandering**: na de reactie zijn er andere moleculen gevormd. Met een moet het essentiële verschil tussen fysische en chemische eigenschappen van moleculen duidelijk zijn: als moleculen bijvoorbeeld smelten, dan veranderen ze niet in samenstelling, maar als ze reageren, veranderen ze wel!

1.6.1 Definitie

Een chemische reactie, of kortweg reactie, is een proces waarbij één of meer stoffen verdwijnen en gelijktijdig één of meer nieuwe stoffen ontstaan. Chemische reacties volgen steeds een aantal wetmatigheden:

- Er gaat geen massa verloren noch wordt er extra massa gevormd: **Wet van behoud van massa** of **wet van Lavoisier**.

- Stoffen reageren altijd in een vaste massaverhouding: **wet van Proust**.
- Bij een reactie komt er energie vrij of wordt er energie verbruikt.

De vorming van nieuwe stof(fen) is aan te tonen door de stoffeigenschappen van de stoffen voor en na de reactie met elkaar te vergelijken.



Antoine Laurent Lavoisier werd in Parijs geboren in 1743. Hij volgde een studie in de scheikunde, botanica, astronomie en wiskunde aan de universiteit Mazarin van 1754 tot 1761. Hij wordt beschouwd als de grondlegger van de moderne scheikunde: hij was het die het belang van het scheikundige experiment beklemtoonde.

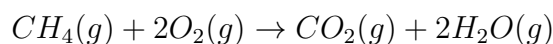
Hij volgde ook een rechtenstudie, en daardoor kreeg hij toen hij 26 jaar oud was, werk als agent bij Ferme Général, een bedrijfje dat belastingen inde. Als een van de 28 voor-
aanstaande belastinginners van het Ancien Régime werd Lavoisier gezien als een vijand van de revolutie, en in 1794 werd hij op 50-jarige leeftijd onder de guillotine ter dood gebracht.

Reactievergelijking

Chemische reactie op moleculair niveau Bij een reactie zou je je kunnen voorstellen dat de moleculen van de beginstoffen uiteen vallen in losse atomen en dat uit deze atomen nieuwe, andere moleculen worden gevormd. Een chemische reactie is in feite een hergroepering van atomen. De atomen die een molecule vormen, veranderen bij een chemische reactie niet, ze zijn onvergankelijk. Moleculen zijn wél vergankelijk: ze worden afgebroken en uit de bouwstenen, de atomen, ontstaan nieuwe moleculen. Als we chemische reacties moleculair willen beschrijven, doen we dat met een reactievergelijking waarin de stoffen met hun brutoformule of structuurformule voorkomen.

De stoffen vóór de reactie noemen we de beginproducten, uitgangsstoffen, reagentia of reactanten. De stoffen na de reactie heten de reactieproducten. Bij meer dan één reagens of reactieproduct schrijven we een '+' tussen de stoffen. De reactie zelf, het proces, geven we aan met een pijl, de reactiepijl: Aangezien het reactieschema een macroscopische beschrijving is van een reactie, schrijven we achter de stoffen meestal de fase van de stoffen.

Voor het verbranden van aardgas kunnen we schrijven:



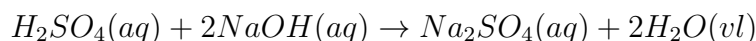
Onthoud: **Een verbrandingsreactie is steeds een reactie met zuurstofgas.**

Voor de duidelijkheid wijzen we nog even op de betekenis van de symbolen die tussen haakjes worden vermeld na de formules van de producten:

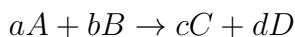
(g): product in gasvorm (vl): product in vloeibare vorm

(aq): product in waterige oplossing (aqua) (v): product in vaste vorm

Een ander voorbeeld is de reactie van natriumhydroxide met verdund zwavelzuur:



Om theoretische principes van een reactie uit te leggen, zullen we nu en dan ook gebruik maken van een algemene voorstelling van een reactievergelijking. We noemen de beginproducten dan A en B, en de eindproducten C en D. Een algemene reactievergelijking wordt dan:



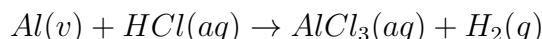
In deze vergelijking duiden de getallen (a, b, c en d in de algemene vergelijking) die vóór de formules vermeld worden op het aantal moleculen van een bepaalde soort dat in de reactie betrokken is. Deze getallen worden de **voorgetallen** genoemd.

1.6.2 Massabehoud

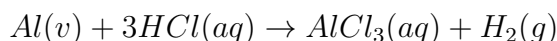
De wet van behoud van massa houdt in dat er geen materie in het niets kan verdwijnen of uit het niets kan ontstaan. In de scheikunde betekent de wet dat de totale massa van de stoffen voor de reactie gelijk moet zijn aan de totale massa van de stoffen na de reactie (de uitgangsstoffen worden uitsluitend als gevolg van hergroepering van de atomen omgezet in andere stoffen). De wet is genoemd naar de Franse geleerde Lavoisier, omdat deze voor het eerst ook gasen opving en woog en zodoende deze wet ontdekte.

Bij het schrijven van reactievergelijkingen mag vanzelfsprekend de wet van behoud van massa niet worden vergeten! Dit betekent dat het aantal atomen van elke soort links en rechts van de reactievergelijking hetzelfde moet zijn. Een reactievergelijking zal dus altijd voor ieder element 'in balans' moeten worden gebracht, door de juiste voorgetallen te bepalen. Voor de meeste reactievergelijkingen kan dit 'op het zicht' gebeuren. Alleen bij redoxreacties moet er een speciale procedure worden gevolgd om de voorgetallen te bepalen.

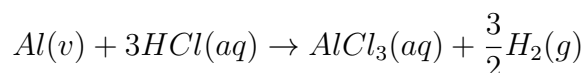
Bekijken we het volgende voorbeeld van een reactievergelijking, waarin de voorgetallen nog niet zijn ingevuld:



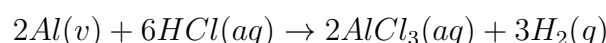
Aan de rechterkant staan er drie chlooratomen, en aan de linkerkant slechts één. Het aantal chlooratomen kunnen we links en rechts gelijk maken, door bij HCl het voorgetal 3 te noteren.



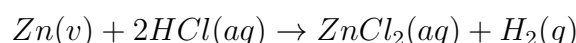
Het aantal aluminiumatomen is links en rechts gelijk, maar het aantal waterstofatomen niet: links staan er drie, en rechts twee. Door bij waterstofgas het voorgetal $3/2$ toe te voegen, wordt dit aantal aan elkaar gelijk:



Aangezien er geen halve moleculen bestaan, vermenigvuldigen we nu alle voorgetallen met de factor 2. Op die manier bekomen we de definitieve reactievergelijking, waarin er voor alle elementen links en rechts evenveel atomen staan:



Uit bovenstaand voorbeeld wordt bij elke reactiepartner ook vermeld in welke aggregatietoestand deze aan de reactie deelneemt. In de volgende reactievergelijking is het duidelijk dat een waterige oplossing van waterstofchloride op zinkpoeder wordt gegoten, en dat beiden reageren tot enerzijds diwaterstof, dat als gas ontsnapt, en anderzijds zinkchloride, dat in oplossing blijft.



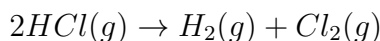
1.6.3 Enkele reactietypes

Ontledingsreacties

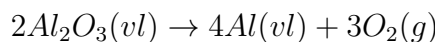
Een ontledingsreactie is een reactie waarbij één verbinding uiteen valt in twee of meer verschillende elementen (niet-ontleedbare stoffen) en/of verbindingen. Veel ontledingsreacties zijn endotherm (verbruiken energie). Is warmte de toegevoerde energie, dan is het een thermolyse. Is de toegevoerde energie elektriciteit, dan is het een elektrolyse.

Voorbeelden van ontledingsreacties zijn:

- de ontleding van waterstofchloride:

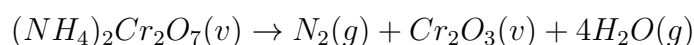


- de ontleding van gesmolten aluminiumoxide:



Voorbeelden van een ontleding waarbij op zijn minst één van de producten een verbinding is:

- de ontleding van ammoniumdichromaat bij 180°C :



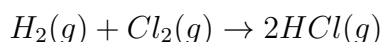
- de ontleding van calciumcarbonaat (krijt of kalksteen)



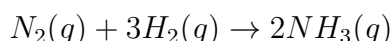
Vormingsreacties

Een vormingsreactie is een reactie waarbij uit twee of meer elementen één verbinding ontstaat. Voorbeelden zijn:

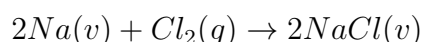
- de vorming van waterstofchloride:



- de vorming van ammoniak:



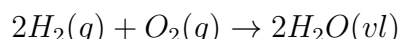
- de vorming van keukenzout (NaCl) uit dichloor (Cl₂) en vast natrium (Na):



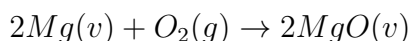
Verbrandingsreacties

Vormingsreacties waarbij zuurstof is betrokken, rekenen we ook wel tot de verbrandingsreacties. Bij een verbranding ontstaan uitsluitend oxiden als verbrandingsproducten. Een oxide is een verbinding van twee elementen, waarvan één zuurstof is. Voorbeelden zijn:

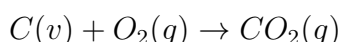
- de vorming van water door de verbranding van waterstof



- de vorming van magnesiumoxide (MgO) door de verbranding van magnesium

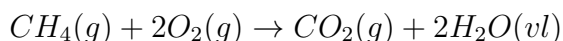


- bij optimale (volledige) verbranding van koolstof is er maar één verbrandingsproduct, namelijk koolstofdioxide:

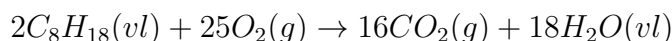


Koolwaterstoffen (stoffen die minstens één koolstof-waterstofverbinding bevatten) en andere **organische stoffen** zijn in het algemeen goed brandbaar. Alle koolwaterstoffen verbranden tot koolstofdioxide en water. Dezelfde reactieproducten ontstaan, wanneer een molecule behalve uit C- en H- ook nog uit O-atomen bestaat. Voorbeelden:

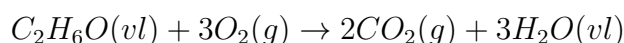
- de optimale verbranding van methaan (hoofdbestanddeel van aardgas), CH₄, levert twee reactieproducten, koolstofdioxide en water(damp):



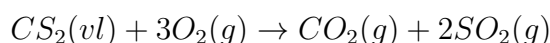
- de verbranding van octaan (benzine):



- de verbranding van ethanol (alcohol):



- de verbranding van koolstofdисульфide:

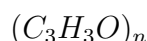


1.6.4 Toepassing: Bepalen van de minimumformule

Definitie van het begrip minimumformule

Een **brutoformule**, zoals H_2SO_4 , maakt de **absolute** samenstelling van een molecule duidelijk: een dergelijke molecule zwavelzuur bevat twee waterstofatomen, een zwavelatoom, en vier zuurstofatomen.

Een **minimumformule** echter geeft minder informatie: een minimumformule geeft de **relatieve** samenstelling van een molecule. Nemen we als voorbeeld de molecule hydrochinon, waarvan de brutoformule $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_2$ bedraagt. Voor de minimumformule van hydrochinon kunnen we dan noteren:

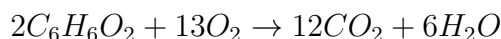


Deze minimumformule geeft aan dat er in een molecule hydrochinon voor elke drie koolstofatomen ook drie waterstofatomen zijn, en één zuurstofatoom. In de minimumformule is n algemeen een geheel getal ($n = 1, 2, 3 \dots$). In het geval van hydrochinon is n gelijk aan 2.

Experimentele bepaling van de minimumformule

De minimumformule van een product kan langs experimentele weg worden bepaald. Daartoe wordt het product verbrand en worden de massa's van het gevormde koolstofdioxide en water gemeten.

Bij de verbranding van hydrochinon vindt de volgende reactie plaats:



1.6.5 Berekening van de minimumformule

We illustreren de werkwijze voor de berekening aan de hand van een voorbeeld: we bepalen de minimumformule van Vitamine C, dat alleen koolstof, waterstof en zuurstof bevat.

Men brengt 2,00 mg vitamine C in de oven, en verbrandt het. Uit analyse van de verbrandingsgassen blijkt dat er 3,00 mg koolstofdioxidegas is ontstaan, en 0,816 mg waterdamp. Uit deze gegevens kunnen we in enkele stappen de minimumformule afleiden.

Stap 1: Berekenen van het aantal mg C en H

Voor koolstofdioxide geldt : $M_r(\text{CO}_2) = 12,01 + 2 \times 15,999 = 44,01 \text{ ame}$

Hieruit volgt:

op 44,01 mg CO_2 is er 12,01 mg C

op 3,00 mg CO_2 is er $\frac{12,01 \text{ ame} \times 3,00 \text{ mg}}{44,01 \text{ ame}} = 0,819 \text{ mg C}$

Voor water geldt : $M_r(H_2O) = 2 \times 1,01 \text{ ame} + 15,999 \text{ ame} = 18,02 \text{ ame}$

Hieruit volgt:

op 18,02 mg H_2O is er 2,02 mg H

op 0,816 mg H_2O is er $\frac{2,02 \text{ ame} \times 0,816 \text{ mg}}{18,02 \text{ ame}} = 0,0915 \text{ mg H}$

Stap 2: Berekenen van het aantal mg O

Gezien de wet van behoud van massa moet al deze koolstof en al deze waterstof oorspronkelijk aanwezig geweest zijn in de 2,00 mg vitamine C die verbrand werd. Deze 2,00 mg vitamine C bevat dus:

0,819 mg C 0,0915 mg H $(2,00 - 0,819 - 0,0915) \text{ mg} = 1,09 \text{ mg O}$

Stap 3: Berekenen van het aantal mol C, H en O

Door de hoeveelheden voor elk van deze elementen te delen door de atoommassa van het element, krijgen we het aantal mol van elk van deze elementen:

2,00 mg vitamine C bevat:

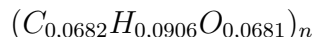
$$\frac{0,819 \text{ mg}}{12,01 \text{ mg/mmol}} = 0,0682 \text{ mmol C}$$

$$\frac{0,0913 \text{ mg}}{1,01 \text{ mg/mmol}} = 0,0906 \text{ mmol H}$$

$$\frac{1,09 \text{ mg}}{15,999 \text{ mg/mmol}} = 0,0681 \text{ mmol O}$$

Stap 4: Bepalen van de minimumformule

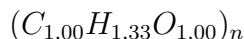
Deze cijfers geven de relatieve hoeveelheden van de drie elementen in vitamine C. Voor de minimumformule van vitamine C kunnen we dus nu al noteren:



In deze formule moeten we de cijfers nu nog herleiden tot gehele getallen.

Dit kan het eenvoudigst gebeuren door twee opeenvolgende stappen:

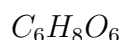
- We delen alle getallen door het kleinste van de drie, in dit geval door 0,0681. Hierdoor krijgen we:



- We vermenigvuldigen alle cijfers met een geheel getal (1, 2, 3, ...), zodanig dat we na afronding uitsluitend gehele getallen verkrijgen. In dit geval vermenigvuldigen we alle cijfers met 3, en dit levert ons de uiteindelijke minimumformule:



Om de volledige brutoformule te kennen zouden we ook de waarde moeten kennen van de molecuulmassa, zodat we de waarde van n ondubbelzinnig kunnen vastleggen. Voor Vitamine C blijkt de molecuulmassa 176,13 ame te bedragen. Hieruit volgt dat de brutoformule van Vitamine C gelijk is aan:



Massaprocentuele samenstelling

Uit het aantal mg van de drie elementen (zie stap 1 en 2) kan ook de massaprocentuele (in de industrie spreekt men nog van gewichtsprocentuele) samenstelling van de verbinding worden afgeleid:

$$\%C = \frac{0,818 \text{ mg}}{2,00 \text{ mg}} \times 100 = 40,9 \%C$$

$$\%H = \frac{0,0915 \text{ mg}}{2,00 \text{ mg}} \times 100 = 4,57 \%H$$

$$\%O = \frac{1,09 \text{ mg}}{2,00 \text{ mg}} \times 100 = 54,5 \%O$$

Dezelfde massaprocentuele samenstelling kan ook worden bepaald door uit te gaan van de brutoformule. Op die manier worden dezelfde percentages bekomen. Er zijn wel kleine afwijkingen voor het laatste cijfer na de komma, doordat in deze laatste methode meer beduidende cijfers gebruikt mogen worden.

Voor Vitamine C ($C_6H_8O_6$) bekomen we bijvoorbeeld:

$$\begin{aligned} M_r &= (6 \times 12,01 \text{ ame}) + (8 \times 1,01 \text{ ame}) + (6 \times 15,999 \text{ ame}) \\ &= 176,13 \text{ ame} \end{aligned}$$

$$\%C = \frac{6 \times 12,01 \text{ ame}}{176,13 \text{ ame}} \times 100 = 40,91 \%C$$

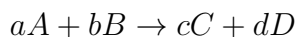
$$\%H = \frac{8 \times 1,01 \text{ ame}}{176,13 \text{ ame}} \times 100 = 4,59 \%H$$

$$\%O = \frac{6 \times 15,999 \text{ ame}}{176,13 \text{ ame}} \times 100 = 54,502 \%O$$

1.7 Stoichiometrische berekeningen

1.7.1 Betekenis en belang

De stoichiometrie, ook wel de stochiometrie genoemd, is in feite de studie van de kwantitatieve verhoudingen bij chemische reacties. De stoichiometrie houdt zich in feite bezig met de volgende vragen, voor een chemische reactie:



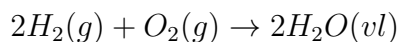
- Als men de reactie start met een welbepaalde hoeveelheid van de beginproducten A en B, hoeveel eindproduct kan er dan maximaal ontstaan?
- Stel dat men 100 g van product C nodig heeft, hoeveel gram A en B moet men dan met elkaar laten reageren om met deze reactie de gewenste hoeveelheid van product C te verkrijgen?

1.7.2 Kwantitatieve informatie uit reactievergelijkingen

Chemische reacties spelen zich in feite af op twee niveaus:

- het microniveau, dit is het niveau van de reagerende moleculen;
- het macroniveau, dit is het niveau van diegene die de reactie uitvoert.

Met behulp van het begrip mol is het mogelijk om vlot van het micro- naar het macroniveau over te gaan, en omgekeerd. Bekijken we de volgende reactievergelijking:

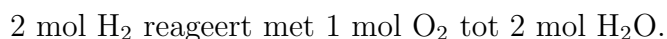


De voorgetallen in deze reactievergelijking leren ons dat twee moleculen diwaterstof reageren met één molecule dizuurstof, waarbij er twee moleculen water ontstaan. De voorgetallen geven dus informatie op microschaal: het aantal moleculen van elk product dat werkelijk reageert met elkaar. Uit deze voorgetallen kunnen we echter ook gemakkelijk informatie op macroschaal afleiden. Als twee moleculen waterstof reageren met één molecule zuurstof tot twee moleculen water, dan zullen vier moleculen waterstof reageren met twee moleculen zuurstof tot vier moleculen water, enzovoort.

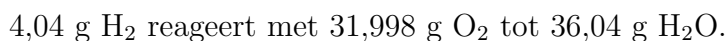
De voorgetallen in de reactievergelijking mogen dus ook met een bepaald getal worden vermenigvuldigd. En dus mogen we deze voorgetallen ook vermenigvuldigen met het getal van Avogadro. We kunnen deze reactievergelijking dus ook lezen als:

$$2 \times (6,02 \cdot 10^{23}) \text{ H}_2 \text{ moleculen reageren met } (6,02 \cdot 10^{23}) \text{ O}_2 \text{ moleculen tot } 2 \times (6,02 \cdot 10^{23}) \text{ H}_2\text{O moleculen.}$$

En dus kunnen we de reactievergelijking eveneens lezen als:



En hiermee hebben we meteen ook informatie op macroschaal. Door het aantal mol te vermenigvuldigen met de molmassa, bekomen we immers ook het aantal gram dat reageert. De reactievergelijking kan dus ook worden gelezen als:



1.7.3 Procedure voor stoichiometrische berekeningen

Bij het uitvoeren van stoichiometrische berekeningen volgt men altijd ongeveer dezelfde procedure. Het volgende voorbeeld kan deze procedure verduidelijken. We moeten daarbij rekening houden met de volgende twee belangrijke feiten:

- Om stoichiometrische berekeningen uit te voeren, moet men vlot het aantal mol van een product kunnen berekenen, hetzij uit het aantal gram, hetzij uit het aantal ml (de dichtheid moet dan gegeven zijn), hetzij uit de molaire concentratie in een oplossing;
- Om stoichiometrische berekeningen uit te voeren moet men vlot kunnen werken met de verschillende concentratiegrootheden;
- Om berekeningen in verband met een reactie te kunnen uitvoeren moet men de namen van de producten kunnen omzetten in de correcte formules.

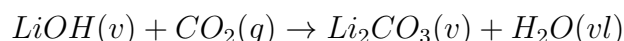
Bekijken we eens het volgende probleem. In ruimtevaartuigen gebruikt men vast lithiumhydroxide om het koolstofdioxide op te vangen dat door de astronauten wordt uitgeademd. Het lithiumhydroxide reageert namelijk met het koolstofdioxide, met vorming van vast lithiumcarbonaat en vloeibaar water. Hoeveel gram koolstofdioxide kan er worden opgevangen door 1,00 gram lithiumhydroxide?

Bij het oplossen van een dergelijk probleem kan best een procedure in een aantal opeenvolgende stappen worden gevolgd.

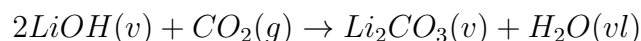
1. **Omzetten van de namen van de betrokken producten naar de formules:**

lithiumhydroxide:	LiOH	lithiumcarbonaat:	Li ₂ CO ₃
koolstofdioxide:	CO ₂	water:	H ₂ O

2. **Het schrijven van de reactievergelijking:**



3. **Het aanpassen van de voorgetallen:**



4. **Het berekenen van de nodige molecuulmassa's:**

LiOH: $M_r = 6,94 + 15,999 + 1,01 = 23,95$ ame

CO₂: $M_r = 12,01 + (2 \times 15,999) = 44,01$ ame

5. Het omrekenen van de gegeven hoeveelheden naar mol:

1,00 gram LiOH correspondeert met: $1,00 \text{ g} / 23,95 \text{ g/mol} = 0,0418 \text{ mol}$

6. De reactievergelijking op macroschaal

Volgens de reactievergelijking reageert 2 mol lithiumhydroxide met één mol koolstofdioxide. Dit betekent dat 0,0418 mol lithiumhydroxide reageert met 0,0209 mol koolstofdioxide.

7. Berekenen van het gevraagde:

Door 1,00 g lithiumhydroxide kan er dus 0,0209 mol koolstofdioxide opgenomen worden. Voor het aantal gram koolstofdioxide geldt dus:

$$0,0209 \text{ mol} \times 44,01 \text{ g/mol} = 0,920 \text{ g CO}_2.$$

1.7.4 Limiterend reagens en overmaat

De voorgetallen in een reactievergelijking leren ons in welke verhouding de moleculen met elkaar reageren. Zo reageert, in de reactie van waterstof met zuurstof, 4,04 gram waterstof met 31,998 gram zuurstof, tot 36,04 gram water.

Deze producten hoeven echter niet noodzakelijk ook in deze verhouding aanwezig te zijn! In de meeste gevallen is het inderdaad zo dat er van één van de twee producten meer aanwezig is dan er in feite kan reageren. Zo zouden we een mengsel kunnen maken van 4,04 gram waterstof en 40,0 gram zuurstof. In dit mengsel zal nog steeds 4,04 gram waterstof reageren met 31,998 gram zuurstof tot 36,04 gram water. Op het moment dat alle waterstof weg gereageerd is, stopt de reactie, en blijft er 8,0 gram zuurstof ongereageerd over.

Het product dat tijdens de reactie volledig opgebruikt wordt, en dat dus bepaalt hoeveel eindproduct er juist kan gevormd worden, is het **limiterend reagens**. Dit betekent letterlijk: het beperkend reagens, omdat het de hoeveelheid eindproduct beperkt.

Het product dat tijdens de reactie niet volledig wordt opgebruikt is **in overmaat** aanwezig. Zo werd er in bovenstaand voorbeeld voor de reactie van zuurstof met waterstof, 8,0 gram zuurstof in overmaat toegevoegd.

Het is zeker niet uitzonderlijk dat één van de twee beginproducten in overmaat wordt toegevoegd! Integendeel, het gebruik van een overmaat is eerder regel dan uitzondering!

Bij het uitvoeren van de procedure voor de berekening, zal hiermee uiteraard rekening moeten worden gehouden.

Voorbeeld 1

Een laborant heeft in het laboratorium waterstofgas nodig. Zij maakt dit waterstofgas zelf, door een zwavelzuuroplossing op zink te gieten. Er gebeurt reactie

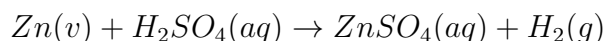
tot zinksulfaat, dat in oplossing blijft, en waterstofgas. Bij 10,0 gram zinkpoeder giet zij 100 ml van een 2,0 M zwavelzuuroplossing. Hoeveel cm^3 waterstofgas van 25 °C bij 76 cm Hg kan er maximaal ontstaan?

Om dit probleem op te lossen, passen we opnieuw de verschillende stappen van de oplossingsprocedure toe.

1. Omzetten van de namen van de betrokken producten naar de formules:

zink:	Zn	zinksulfaat:	ZnSO_4
zwavelzuur:	H_2SO_4	waterstofgas:	H_2

2. Het schrijven van de reactievergelijking:



3. Het aanpassen van de voorgetallen:

Er hoeven hier geen verdere correcties te gebeuren.

4. Het berekenen van de nodige molecuulmassa's:

Zn:	$A_r = 65,38$ ame
H_2SO_4 :	$M_r = (2 \times 1,01) + 32,06 + (4 \times 15,999) = 98,08$ ame
H_2 :	$M_r = 2,02$ ame

5. Het omrekenen van de gegeven hoeveelheden naar mol:

- 10 gram zink correspondeert met $10,0/65,38 = 0,153$ mol zink
- Er is 100 ml zwavelzuuroplossing, met een molaire concentratie van 2,0 M. Dit betekent dus dat 1000 ml van deze oplossing 2,0 mol zwavelzuur bevat. Op 100 ml oplossing is er uiteraard tien keer minder zwavelzuur, dus 0,20 mol zwavelzuur.

6. De reactievergelijking op macroschaal:

Volgens de reactievergelijking reageert 1 mol zink met 1 mol zwavelzuur. 0,153 mol zink kan dus reageren met 0,153 mol zwavelzuur, tot 0,153 mol zinksulfaat en 0,153 mol waterstofgas. Bij deze reactie is zink dus het limiterend reagens. Er werd een overmaat van $(0,20 - 0,153)$ mol = 0,05 mol zwavelzuur toegevoegd.

7. Berekenen van het gevraagde:

Met de gegeven hoeveelheden ontstaat er bij de reactie dus 0,153 mol waterstofgas, dit is 0,309 gram. Er werd echter gevraagd hoeveel cm^3 waterstofgas

er ontstaat bij 25 °C en 76 cm Hg. Dit kan bepaald worden door middel van de algemene gaswet. Daarbij moeten wel alle grootheden in SI-eenheden worden uitgedrukt!

$$PV = nRT \quad \text{met: } T = 298 \text{ K}$$

$$P = 101300 \text{ Pa}$$

$$n = 0,153 \text{ mol}$$

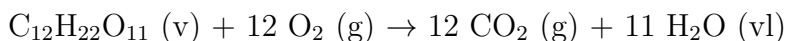
$$R = 8,314 \text{ J/mol.K}$$

Uitrekenen leert dat het volume gelijk is aan: $V = 374 \cdot 10^1 \text{ cm}^3$.

Voorbeeld 2

Opdracht Een gemiddeld persoon verbruikt ongeveer 2 liter water per dag, maar scheidt ongeveer 2,4 liter af. Deze extra hoeveelheid water is afkomstig van de afbraak van voedingsstoffen. Zo levert de verbranding van suiker ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) met zuurstof, naast koolstofdioxidegas ook vloeibaar water op. Hoeveel gram water wordt er geproduceerd door iemand die een klontje suiker van 5,00 g opeet?

Oplossing Voor de verbranding van suiker geldt:



Voor de molmassa van suiker geldt:

$$M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = (12 \times 12,01) + (22 \times 1,01) + (11 \times 15,999) = 342,33 \text{ g/mol}$$

5,00 gram suiker correspondeert dus met: $5,00/342,33 = 0,0146 \text{ mol}$.

1 mol suiker reageert tot 11 mol water, dus reageert 0,0146 mol suiker tot $(11 \times 0,0146) = 0,161 \text{ mol}$ water. Vermits de molmassa van water gelijk is aan 18,02 g/mol, betekent dit:

$$0,161 \times 18,02 = 2,90 \text{ g water}$$

1.7.5 Het rendement van een reactie

In de voorgaande voorbeelden en opdrachten zijn we er altijd van uitgegaan dat de hoeveelheid eindproduct die zich bij een reactie maximaal kan vormen, ook daadwerkelijk ontstaat. De werkelijkheid is echter veel minder ideaal. In realiteit is de opbrengst aan eindproduct vrijwel altijd kleiner dan de maximaal te verwachten hoeveelheid. Er zijn hiervoor verschillende redenen mogelijk:

- Vaak gebeurt er voor een gedeelte ook een ongewenste nevenreactie, waardoor een zekere hoeveelheid van een ander en niet gewenst eindproduct ontstaat;
- Bij het afwerken van de reactie en de zuivering van het eindproduct zijn er verliezen.
- Bij de reactie ontstaat een evenwichtsmengsel, wat betekent dat niet alle beginproduct in eindproduct wordt omgezet.

De opbrengst aan eindproduct is dus in praktijk altijd kleiner dan de opbrengst die theoretisch zou kunnen verwacht worden. Deze opbrengst wordt kwantitatief uitgedrukt met behulp van het **rendement** van de reactie.

Voor het rendement geldt:

$$\text{rendement} = \frac{\text{praktisch verkregen hoeveelheid}}{\text{theoretisch te verkrijgen hoeveelheid}} \times 100$$

Het heeft geen belang in welke eenheid de verkregen hoeveelheden precies worden uitgedrukt (in gram, ml, mol, ...) op voorwaarde dat er in teller en noemer dezelfde eenheid wordt gebruikt.

We hebben in het voorgaande voorbeeld voor de reactie van zink en zwavelzuur berekend dat er maximaal 374.10 cm^3 waterstofgas kan ontstaan.

Stel dat iemand deze reactie uitvoert met de opgegeven hoeveelheden, en een hoeveelheid waterstofgas produceert die gelijk is aan 3244 cm^3 . De reactie is dan uitgevoerd met het volgende rendement:

$$\text{rendement} = \frac{3244 \text{ cm}^3}{374.10 \text{ cm}^3} \times 100 = 86,7\%$$

Het spreekt vanzelf dat men, zeker in de industrie, meestal streeft naar een zo hoog mogelijk rendement bij de uitvoering van een reactie.

1.8 Oefeningen

1.8.1 Niveau 1

1. Gallium (Ga) bestaat voor 60,0 % uit een isotoop met massa 69,0 en voor 40,0 % uit een isotoop met massa 71,0. Bereken de gemiddelde atoommassa van gallium.
2. Een NaOH oplossing bevat 40 g NaOH per liter oplossing. Hoeveel mol NaOH zit er dan in 250 ml van deze oplossing?
3. Hoeveel wegen $12,04 \cdot 10^{23}$ ijzeratomen?
4. Men maakt 100 ml van een oplossing van salpeterzuur (HNO_3) in water. De oplossing heeft een concentratie van 650 g salpeterzuur per liter oplossing, en een dichtheid van $1,38 \text{ g/cm}^3$. Bereken het aantal mol salpeterzuur dat in de 100 ml oplossing aanwezig is.
5. Een grote gastank is zo ingericht dat de druk er constant blijft op 2,2 atm. Op een koude decemberdag (-15°C) neemt het gas een volume in van 9500 liter. Welk volume neemt dezelfde hoeveelheid gas in op een warme dag in juli (33°C)?
6. 0,835 g van een product wordt in de gasvorm gebracht. Bij 34°C en 400 mm Hg neemt dit gas een volume in van 800 ml. Wat is de relatieve molecuulmassa van dit gas?
7. Een vat van 5000 cm^3 bevat bij 27°C : 0,1000 mol N_2 ; 0,0500 mol O_2 en 0,0100 mol CO_2 . Bereken (in Pa) de partiële druk van elk gas, en de totale druk van het volledige gasmengsel.
8. Bereken de massaprocentuele samenstelling van de volgende verbindingen :

(a) CO_2 (b) Pb_3O_4
9. Men lost 6,9 g NaHCO_3 op in 100 g water. Wat is het massaprocent van deze oplossing?
10. Bij 500 g benzeen (C_6H_6) giet men 500 g toluen (C_7H_8). Wat is de molfractie van benzeen?
11. Men lost 2,88 g NaI op in 200 ml water. De dichtheid van water bedraagt $1,0 \text{ g/ml}$. Wat is de molaliteit van deze oplossing?
12. 250 ml van een $1,60 \text{ M}$ Na_2CO_3 oplossing heeft een dichtheid van $1,144 \text{ g/cm}^3$. Hoeveel massaprocent Na_2CO_3 bevat deze oplossing?

13. Iemand heeft in het lab 500 ml van een 0,100 M zwavelzuuroplossing nodig, maar er is alleen een fles met 3,00 M zwavelzuuroplossing ter beschikking. Hoe moet de gewenste oplossing gemaakt worden?
14. Een laborant heeft 500 ml van een 1,5 M salpeterzuuroplossing (HNO_3) nodig, maar er staat alleen geconcentreerd salpeterzuur (16 M) ter beschikking. Hoe moet deze oplossing gemaakt worden?
15. Door verbranden van 900 mg van een verbinding die alleen C, H en O bevat, ontstaat 1320 mg CO_2 en 540 mg H_2O . Bepaal de minimumformule.
16. Progesteron heeft als massaprocentuele samenstelling: 9,5 % H; 10,2 % O en 80,3 % C. Bepaal de minimumformule van progesteron.
17. Een laborant laat 10 gram zink reageren met 100 ml van een 2,0 M waterstofchloride (HCl) oplossing. Er gebeurt reactie tot zinkchloride (ZnCl_2), dat in oplossing blijft, en waterstofgas. Hoeveel liter waterstofgas van 25 °C bij 76 cm Hg kan er maximaal ontstaan?
18. Een laborant laat 12,4 g vast ammoniumchloride NH_4Cl reageren met een overmaat natriumhydroxide (NaOH) in water. Na de reactie isoleert ze praktisch 4,36 dm³ ammoniakgas (NH_3) onder normaalomstandigheden (760 mm Hg, 0 °C). Bereken het rendement van de reactie.
19. Industrieel worden aardappelen geschild door ze gedurende een korte tijd in een bad met een NaOH-oplossing in water te leggen. Nadien worden de aardappelen terug uit het bad gehaald, en wordt de schil er af gespoten. Deze techniek functioneert alleen goed als de NaOH-oplossing een molaire concentratie heeft tussen 3 M en 6 M. De NaOH-oplossing wordt daarom geregeld gecontroleerd, om na te gaan of de molaire concentratie nog voldoende is. Bij één van deze controles liet men een staal van 20 ml van de NaOH-oplossing in het bad reageren met een zwavelzuuroplossing (H_2SO_4), tot natriumsulfaat (Na_2SO_4) in oplossing en water. Er bleek 45,7 ml van een 0,50 M zwavelzuuroplossing nodig om alle NaOH te laten weg reageren. Wat is de molaire concentratie van het staal dat men genomen had?
20. In 300 ml van een zwavelzuuroplossing, die 100 g zwavelzuur (H_2SO_4) per liter oplossing bevat, brengt men 8,50 g zuiver ammoniakgas (NH_3). Er gebeurt reactie tot ammoniumsulfaat ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$), dat opgelost blijft. Aan deze oplossing druppelt men een oplossing toe van een metaalzout van salpeterzuur ($\text{M}(\text{NO}_3)_2$). (het ion van het metaal is tweewaardig positief). Er is 65,34 g van dit metaalzout nodig om te reageren met het aanwezige ammoniumsulfaat, tot ammoniumnitraat (NH_4NO_3) en het metaalzout van zwavelzuur (MSO_4). Bereken de atoommassa van het metaal.

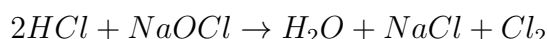
Oplossingen niveau 1

- | | |
|--|--|
| 1. 69,8 ame | 11. 0,096 mol/kg |
| 2. 0,25 mol | 12. 14,8 m% |
| 3. 112 g | 13. 16,7 ml zwavelzuuroplossing aanlengen tot 500 ml |
| 4. Er is 1,03 mol salpeterzuur aanwezig | 14. 47 ml oplossing aanlengen tot 500 ml |
| 5. $11 \cdot 10^3$ liter of 11 m^3 | 15. $(\text{CH}_2\text{O})_n$ |
| 6. 50 ame | 16. $(\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{NO}_2)_n$ |
| 7. $P_{\text{tot}} = 79,8 \text{ kPa}$, $P_{\text{N}_2} = 49,9 \text{ kPa}$,
$P_{\text{O}_2} = 24,9 \text{ kPa}$, $P_{\text{CO}_2} = 4,99 \text{ kPa}$ | 17. 2,4 liter |
| 8. (a) 27,292 % C, 72,708 % O | 18. 84,8 % |
| (b) 90,6656 % Pb, 9,3344 % O | 19. 2,3 M |
| 9. % (m) = 6,5 | 20. 137 ame |
| 10. 0,541 | |

1.8.2 Niveau 2

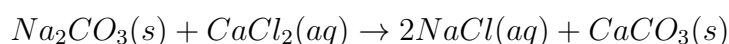
- 2,650 g van een gas neemt 428 cm^3 in bij 742,3 mmHg en $24,3^\circ\text{C}$. Uit de analyse van deze verbinding blijkt dat deze bestaat uit 15,5 m% koolstof, 23,0 m% chloor en 61,5 m% fluor. Bepaal de minimumformule en de brutoformule van de verbinding.
- Het v% van ethanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) in Kriek-bier bedraagt 4,30. Bereken de molaire concentratie aan ethanol in Kriek-bier als je weet dat de dichtheid van zuiver ethanol $0,789 \text{ g/cm}^3$ bedraagt.
- Hoeveel liter glycerol ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$) met een dichtheid van $1,26 \text{ g/cm}^3$, moet er toegevoegd worden per kg water om een oplossing te maken met een molfractie aan glycerol gelijk aan 0,0815.
- Schrijf de correcte reactie voor de volledige verbranding van malonzuur met een massasamenstelling: 34,62% C, 3,88% H en 61,50% O.
- Een cilinder van 25,0 liter bevat 128 g distikstofgas bij 12°C . Welke massa distikstofgas moet er uitgelaten worden om de druk te verlagen tot 1,65 atm.

6. Een waterige oplossing van waterstoffluoride heeft een gehalte aan HF van 30,0 m% en een dichtheid van 1,101 g/cm³.
- (a) Wat is de molaliteit aan HF in deze oplossing?
- (b) Wat is de molaire concentratie aan HF in deze oplossing?
7. Er wordt water verdampt uit 85,0 ml van een oplossing met een concentratie van 0,512 mol/l MgSO₄ tot er een volume rest van 61,5 ml. Wat is de molaire concentratie van de resterende oplossing?
8. In het waterleidingnet werd een chloroformgehalte (CHCl₃) gemeten van 1,00 ppb. De dichtheid van water bij 10°C (gemiddelde watertemperatuur van het waterleidingnet) bedraagt 0,99965 g/cm³. Hoeveel moleculen CHCl₃ zijn aanwezig in 1 glas (= 250 ml) van dit water?
9. Om chloorgas te maken kan je HCl laten reageren met NaOCl volgens onderstaande reactie:



Om de reactie te starten voegen we 2 oplossingen samen: 500ml NaOCl-oplossing met een concentratie van 1,24 mol/l en 84,4 ml HCl-oplossing waarvan we weten dat het m% 36,0 bedraagt en de dichtheid 1,18 g/cm³.

- (a) Welke stof is het limiterend reagens?
- (b) Bereken hoeveel mol dichloorgas gevormd wordt.
- (c) Bereken de eindconcentratie van de stof in overmaat.
10. 8,61 g van een verbinding die chroom en chloor bevat wordt afgewogen. Het chloor in de afgewogen hoeveelheid verbinding wordt omgezet in AgCl. Hierbij bekomt men 20,08 g AgCl. Bereken de minimumformule van het chroomchloride Cr_xCl_y.
11. Welk volume (in ml) van een 37,0 m% HCl-oplossing ($\rho = 1,19$ kg/l) moet met water verdund worden tot 500 ml om een 5,02 % (m/v) HCl-oplossing te bekomen.
12. Men wil het gehalte natriumcarbonaat Na₂CO₃ bepalen in een staal. Hiertoe laat men 1,22 g staal reageren met een overmaat CaCl₂. Er ontstaat 1,04 g calciumcarbonaat CaCO₃. Bereken het m% Na₂CO₃ in het staal.



13. Acetylene-snijbranders bereiken temperaturen tot 2000 °C door de verbranding van acetylene-gas C₂H₂ met zuurstofgas.

- (a) Schrijf de gebalanceerde reactievergelijking
- (b) 175 g acetyleen (C_2H_2) wordt verbrand in aanwezigheid van 175 g zuurstofgas. Bereken het rendement van de reactie wanneer 52,5 l koolstofdioxide met een dichtheid van $1,80 \text{ kg/m}^3$ wordt gevormd.

Oplossingen niveau 2

- | | |
|---|--|
| 1. $(C_2ClF_5)_n$; C_2ClF_5 | 9. (a) limiterend reagens: HCl |
| 2. 0,736 M | (b) 0,494 mol Cl_2 |
| 3. 0,360 l | (c) 0,217 mol/l NaOCl |
| 4. $C_3H_4O_4 + 2O_2 \rightarrow 3CO_2 + 2H_2O$ | 10. $(CrCl_2)_n$ |
| 5. 79 g | 11. 57,0 ml |
| 6. (a) 21 mol/kg | 12. 90,4 m% |
| (b) 16,5 M | |
| 7. 0,708 M | 13. (a) $2 C_2H_2 + 5 O_2 \rightarrow 4 CO_2 + 2 H_2O$ |
| 8. $1,26 \cdot 10^{15}$ | (b) 49,0 % |