KU LEUVEN

Groep Wetenschap & Technologie

Zelfstudietraject Chemie

# Introductieweek Basiswetenschappen: Chemie

(Versie 2026/02/20H.42)

# Inhoudsopgave


1 Inleiding 1.1

1.1 Intro . . . 1.2

1.2 Praktische richtlijnen . . . 1.3

2 Atoomstructuur 2.1

2.1 Atomen en hun samenstelling . . . 2.2

2.2 Atoomnummer en massagetal . . . 2.4

2.3 Atoommassa . . . 2.7

2.4 Isotopen en gemiddelde relatieve atoommassa . . . 2.9

3 Samenstelling van de materie 3.1

3.1 Stoffen en mengsels . . . 3.2

3.2 Mol als maat voor de hoeveelheid van stof . . . 3.4

3.3 Oplossingen en concentraties . . . 3.7

3.4 Fractionele concentraties . . . 3.10

3.5 Rekenen met concentratiegrootheden . . . 3.13

3.6 Verdunnen en mengen van oplossingen . . . 3.18

3.7 Gassen en de ideale gaswet . . . 3.23

4 Stoichiometrie 4.1

4.1 De chemische reactie . . . 4.2

4.2 Stoichiometrische coëfficiënten bepalen . . . 4.5

4.3 Stoichiometrie . . . 4.8

5 Appendix 5.1

5.1 Periodiek systeem van de elementen . . . 5.2

KU LEUVEN

Groep Wetenschap & Technologie

Zelfstudietraject Chemie

# Module 1
# Inleiding

(Versie 2026/02/20H.42)

# 1.1 Intro

Deze online cursus vormt het cursusmateriaal voor de chemie-sessies van de introductieweek basiswetenschappen voor toekomstige studenten kinesitherapie en LO.

De leerstofinhouden zijn geselecteerd met het oog op opfrissen van enkele basisconcepten uit de chemie: atoomstructuur en een aantal veelgebruikte begrippen daaromtrent, het begrip mol, rekenen met concentratiegrootheden en stoichiometrische berekeningen.

Een goed begrip van deze concepten bij aanvang van het academiejaar zal je helpen vlot te starten met de lessen chemie in het eerste semester.

Voor de sommige studenten is dit een opfrissing van leerstof die ze al hebben gezien. Er is geprobeerd om bij de invoering van begrippen en concepten voldoende rekening te houden met studenten waarvoor de leerstof volledig nieuw is. Het online leerplatform is ook uitermate geschikt voor zelfstudie.

Leg bij het doornemen van deze cursus de nadruk op het zelf maken van de oefeningen, enkel het kennen van de theorie of het begrijpen van de uitwerkingen van de oefeningen is niet voldoende.

Deze cursusnota's zijn beschikbaar in meerdere vormen:

(a) als **online applicatie**, met interactieve antwoordmogelijkheden, met feedback en/of hints

(b) als **PDF**, die je ofwel op je computer kan lezen, ofwel kan printen.

Als je de PDF op de computer leest, werken de interne links naar oefeningen, definities... In een geprinte versie verdwijnt een deel van die functionaliteit.

Je kan zowel elk afzonderlijk onderdeel als de volledig cursus als PDF bestand downloaden. Er zijn telkens twee versies, een 'handout' versie met de opgaven van de oefeningen, maar zonder de antwoorden, en een 'standaard' versie die van de meeste oefeningen ook antwoorden en zelfs uitgewerkte oplossingen bevat.

Aangezien deze online cursus nog voortdurend wordt aangevuld en bijgewerkt, is alle feedback steeds welkom op zomercursus@set.kuleuven.be !

CC BY-NC-SA 4.0

# 1.2 Praktische richtlijnen

Deze online versie van de cursus maakt gebruik van Ximera, een open source platform om cursussen en oefeningen te publiceren.

- Links op de pagina vind je een inhoudstafel. Je huidige pagina is daarin oranje gekleurd. De titels van de hoofdstukken zijn donkerblauw, en door er op te klikken kan je dat hoofdstuk in de inhoudstafel inklappen en terug uitklappen.
- Als er recente **wijzigingen** zijn, verschijnt rechts bovenaan automatisch een knipperende oranje **update** dat er een nieuwere versie beschikbaar is. Je kiest best steeds om de meest recente versie te gebruiken. In een aantal gevallen kunnen jouw oplossingen van oefeningen worden gereset door het herladen van de pagina na de update.
- Via 'Settings' bovenaan elke pagina kan je de oefeningen van die pagina resetten, zodat je ze eventueel opnieuw kan maken.
- Chemie kan je pas écht begrijpen als je de theorie toepast in oefeningen. Deze cursus bevat een aantal interactieve oefeningen, waar je meestal feedback krijgt over je oplossing. In vele gevallen kan je de oplossing ook onmiddellijk tonen. **Maak de oefeningen eerst zelf op papier en controleer daarna je oplossing!** Het is duidelijk dat het tonen en begrijpen van een oplossing niet hetzelfde is als het zoeken en vinden van een oplossing. Je moet de oefeningen op een vlotte manier zelf kunnen maken.
- Op figuren kan je klikken om deze groter te maken.
- Voor het ingeven van numerische antwoorden moet je een punt gebruiken in plaats van een komma. Dus 1.5 in plaats van 1,5.

Hieronder geven we enkele voorbeelden van de verschillende interactieve mogelijkheden waarmee de online versie van de cursus jouw kennis zal testen.

**Oefening 1.2.1.**

**1.** Vaak zal je je antwoord zelf moeten ingeven. Je klikt op het blauwe vraagteken om je antwoord te laten controleren. Als je antwoord fout is, wordt het blauwe vraagteken een rood kruisje. Als het antwoord juist is, verdwijnt het invulvakje en wordt een correct standaardantwoord in het blauw getoond.

Bereken volgende sommen: $1+1=\ldots\ldots$ en $1+2=\ldots\ldots$.

**2.** Soms kan je je antwoord zelf ingeven, maar is er ook een extra knop met een blauwe sleutel die de oplossing *toont*. Dat is nuttig als je moeite hebt om het juiste antwoord te vinden, of als je moeite hebt om het juiste antwoord in te tikken.

Bereken volgende sommen: $1+1=\ldots\ldots$ en $999+2=\ldots\ldots$

**3.** Soms is het antwoord te ingewikkeld om het volledig zelf te typen, en voorzien we geen invulveld, maar enkel een knop 'Toon uitwerking'. Het heeft pas zin om hier op te klikken als je de oefening eerst zelf gemaakt hebt.

Geef alle cijfers van $\pi$ tot '99' voorkomt.

**4.** Soms geven we meerkeuzevragen.

- $1+1=2$ | Juist | Fout |
- $1+1=$

  (A) 2

CC BY-NC-SA 4.0

## 1.2 Praktische richtlijnen

(B) 3

(C) beide vorige antwoorden

(D) geen van bovenstaande antwoorden

**5.** Bij een aantal oefeningen zijn knoppen voorzien voor hints, en /of voor een volledige, stap voor stap uitwerking.

Als $x = 1$ en $y = x$, dan is $y = \ldots\ldots$

Uitzonderlijk kan iets als fout worden beschouwd, terwijl het eigenlijk toch correct is. De auteurs kunnen zich hebben vergist, of de computer begrijpt toch één of andere geldige variant niet. Dergelijke gevallen kan je steeds melden (per mail, via de optie onder 'Help' bovenaan elke pagina).

CC BY-NC-SA 4.0

KU LEUVEN

Groep Wetenschap & Technologie

Zelfstudietraject Chemie

# Module 2
# Atoomstructuur

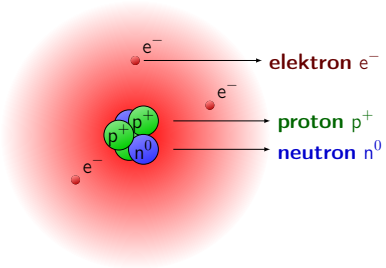
(Versie 2026/02/20H.42)

# 2.1 Atomen en hun samenstelling

Atomen zijn hoofdrolspelers in de chemie. Het zijn erg kleine deeltjes waaruit alle materie is opgebouwd. Zuurstof, aluminium, chloor, goud en zilver zijn stoffen die uit slechts één soort atomen zijn opgebouwd, maar water, zout en methaangas zijn stoffen die niet uit één soort atomen maar uit *combinaties van atomen* bestaan. Er zijn meer dan 100 **atoom*soorten*** of **(chemische) elementen** bekend, die elk een naam hebben, bijvoorbeeld zuurstof, calcium of uranium. De naam kan eeuwenoud zijn zoals ijzer of goud, maar bijvoorbeeld ook een eerbetoon aan een bekend wetenschapper (curium, naar Marie Curie), een geografische locatie (californium, polonium), een eigenschap van het atoom (chloor betekent 'groen gas'), ... Elk element heeft ook een **symbool**: steeds een afkorting van de Latijnse of Griekse naam tot een hoofdletter, eventueel gevolgd door een kleine letter.

| Element | Symbool | |
|---|---|---|
| Zuurstof | O | van het Latijn **o**xygenium |
| Waterstof | H | van het Latijn **h**ydrogenium |
| Helium | He | van het Grieks $\eta\lambda\iota o\zeta$ (**he**lios, zon) |

Hoewel het woord *atoom* is afgeleid uit het Griekse a-tomos of on-deelbaar, weten we ondertussen dat alle atomen zelf zijn opgebouwd uit drie types **subatomaire deeltjes**, namelijk **neutronen, protonen en elektronen**. De neutronen en protonen bevinden zich in de **kern** en de elektronen bewegen rond deze kern in een ruimte die we de **elektronenwolk** noemen.




**Figuur 1** – Schematisch overzicht van de opbouw van een atoom

Een atoom heeft een **massa**, die bijna volledig in de kern zit, en is **elektrisch neutraal**. De protonen hebben een **positieve lading** en de elektronen een **negatieve lading**. De absolute waarde van de lading van een proton en een elektron is gelijk aan $+1{,}6 \times 10^{-19}\,\mathrm{C}$. Omdat een atoom elektrisch neutraal is, is **het aantal protonen gelijk aan het aantal elektronen**.

neutronen zijn niet geladen en hebben een zeer kleine massa gelijk aan $1{,}675 \times 10^{-27}\,\mathrm{kg}$.
protonen zijn éénwaardig positief geladen, en zijn iets lichter dan neutronen: $1{,}673 \times 10^{-27}\,\mathrm{kg}$.
elektronen zijn éénwaardig negatief geladen. Ze hebben een massa die ongeveer 2000 maal kleiner is dan de massa van een proton of een neutron, en die dus meestal verwaarloosd wordt.

| elementair deeltje | symbool | plaats in het atoom | elektrische lading | | massa | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | absoluut | relatief | absoluut | relatief |
| proton | $p^+$ | kern | $+1{,}6 \times 10^{-19}\,\mathrm{C}$ | $+1$ | $1{,}673 \times 10^{-27}\,\mathrm{kg}$ | 1 |
| neutron | $n^0$ | kern | $0\,\mathrm{C}$ | 0 | $1{,}675 \times 10^{-27}\,\mathrm{kg}$ | 1 |
| elektron | $e^-$ | wolk | $-1{,}6 \times 10^{-19}\,\mathrm{C}$ | $-1$ | $9{,}109 \times 10^{-31}\,\mathrm{kg}$ | 0 |

**Tabel 1** – Samenvatting van de eigenschappen van de 3 subatomaire deeltjes: proton, neutron en elektron.

CC BY-NC-SA 4.0

## 2.1 Atomen en hun samenstelling

Van de belangrijkste atomen kan je hun symbool en naam in onderstaande tabel terugvinden. Als je chemie studeert zal je vooral deze atomen zeer vaak tegenkomen.

| Symbool | Element | Symbool | Element |
|---|---|---|---|
| H | waterstof | Cl | chloor |
| He | helium | Ar | argon |
| Li | lithium | K | kalium |
| B | boor | Ca | calcium |
| C | koolstof | Cr | chroom |
| N | stikstof | Mn | mangaan |
| O | zuurstof | Fe | ijzer |
| F | fluor | Cu | koper |
| Ne | neon | Zn | zink |
| Na | natrium | Br | broom |
| Mg | magnesium | Kr | krypton |
| Al | aluminium | Ag | zilver |
| P | fosfor | Sn | tin |
| S | zwavel | I | jood |

CC BY-NC-SA 4.0

## 2.2 Atoomnummer en massagetal

Het *aantal* neutronen, elektronen en protonen zijn erg belangrijke kenmerken van een atoom. Deze aantallen worden meestal weergegeven via het atoomnummer $Z$ en het massagetal $A$:

Het **atoomnummer** $Z$ van een atoom is gelijk aan het *aantal protonen* in de kern.

Het **massagetal** $A$ van een atoom is het *aantal protonen plus het aantal neutronen* in de kern.

Een element X met atoomnummer $Z$ en massagetal $A$ wordt schematisch weergegeven als

$${}^{A}_{Z}\mathrm{X} \quad \text{of ook} \quad {}^{A}\mathrm{X}$$

Helium heeft 2 protonen en 2 neutronen, en dus atoomnummer $Z = 2$ en massagetal $A = 4$. De schematische voorstelling wordt dan: ${}^{4}_{2}\mathrm{He}$.

Het aantal neutronen is dus het verschil $A - Z$. Omdat een atoom elektrisch neutraal is, is het aantal protonen gelijk aan het aantal elektronen, en het atoomnummer $Z$ is dan ook gelijk aan het aantal elektronen. Er komen echter ook deeltjes voor waarvoor het aantal protonen *niet gelijk* is aan het aantal elektronen, en die dus *wel* elektrisch geladen zijn. We zullen dergelijke deeltjes verder ionen noemen. Een **kation** $\mathrm{X}^{n+}$ is *positief* geladen omdat het minder elektronen dan protonen bevat. Een **anion** $\mathrm{X}^{n-}$ is een *negatief* geladen deeltje omdat het meer elektronen dan protonen bevat.

Het **periodiek systeem** ordent de elementen volgens toenemend atoomnummer $Z$. Waterstof heeft atoomnummer $Z = 1$, helium atoomnummer $Z = 2$ en lithium atoomnummer $Z = 3$, ....

| Schematisch | Element | Z | A | Symbool | $p^+$ | $e^-$ | $n^0$ | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| ${}^{4}_{2}\mathrm{He}$ | helium | 2 | 4 | He | 2 | 2 | 2 | ( 2= 4-2) |
| ${}^{9}_{4}\mathrm{Be}$ | beryllium | 4 | 9 | Be | 4 | 4 | 5 | ( 5= 9-4) |
| ${}^{55}_{25}\mathrm{Mn}$ | mangaan | 25 | 55 | Mn | 25 | 25 | 30 | (30= 55-25) |
| ${}^{20}_{9}\mathrm{F}^{-}$ | fluor | 9 | 20 | F | 9 | 10 | 11 | (11= 20-9) |

**Oefening 2.2.1.** Omdat zuurstof (O) 8 protonen heeft, is het | massagetal | atoomnummer | 8. Uit het periodiek systeem kan je aflezen dat magnesium (Mg) atoomnummer ..... heeft, en dus ..... | protonen | neutronen | deeltjes | in de kern.

**Oefening 2.2.2.**

| | | | |
|---|---|---|---|
| $^{23}\mathrm{Na}$ | $^{16}\mathrm{O}^{2-}$ | $^{19}\mathrm{F}$ | is een deeltje met 10 elektronen. |
| $^{23}\mathrm{Na}$ | $^{16}\mathrm{O}^{2-}$ | $^{19}\mathrm{F}$ | is een deeltje met 10 neutronen. |
| $^{20}\mathrm{Ne}$ | $^{16}\mathrm{O}^{2-}$ | $^{19}\mathrm{F}$ | is een deeltje met 10 protonen. |

**Oefening 2.2.3.** Vul aan.

CC BY-NC-SA 4.0

## 2.2 Atoomnummer en massagetal

| Schematisch | Element | Z | A | Symbool | $p^+$ | $e^-$ | $n^0$ |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| $^{32}_{16}S$ | ..... | ..... | ..... | S | ..... | ..... | ..... |
| $^{15}_{7}N$ | ..... | ..... | ..... | N | ..... | ..... | ..... |
| $^{52}_{24}Cr$ | ..... | ..... | ..... | Cr | ..... | ..... | ..... |
| $^{137}_{56}Ba^{2+}$ | ..... | ..... | ..... | Ba | ..... | ..... | ..... |

CC BY-NC-SA 4.0

## 2.2.A Oefeningen atoomnummer en massagetal

**Oefening 2.2.4.** Krypton-84 ($^{84}\mathrm{Kr}$) heeft massagetal 84 en bestaat dus uit ..... protonen, ..... elektronen en ..... neutronen.

**Oefening 2.2.5.** Een atoom bevat 17 protonen, 17 elektronen en 18 neutronen. Dit atoom is:

(A) Argon, omdat het 18 neutronen bevat

(B) Chloor, omdat het 17 protonen bevat

(C) Broom, omdat de som van de protonen en neutronen gelijk is aan 35

(D) Seleen, omdat de som van het aantal protonen en elektronen gelijk is aan 34

**Oefening 2.2.6.** Een atoom X dat is opgebouwd uit 10 neutronen, 8 protonen en 8 elektronen schrijf je symbolisch als $\boxed{{}^{8}_{18}\mathrm{X}}$ $\boxed{{}^{18}_{8}\mathrm{X}}$ $\boxed{{}^{16}_{8}\mathrm{X}}$ $\boxed{{}^{8}_{16}\mathrm{X}}$

CC BY-NC-SA 4.0

## 2.3 Atoommassa

Een atoom heeft een massa, namelijk de som van de massa van alle protonen, alle neutronen en alle elektronen van het atoom. Omdat de massa van een elektron ongeveer 2000 keer kleiner is dan de massa van een proton of een neutron, kan de massa van het elektron in de berekening van de atoommassa verwaarloosd worden. De totale massa noemt met **de absolute atoommassa** van het atoom X, genoteerd als $m = m(X)$ en uitgedrukt in kilogram. Omdat die massa heel erg klein is, gebruikt men meestal de **relatieve atoommassa** $m_r(X)$, die de massa van X vergelijkt met een **referentiemassa** die de **atomaire massa-eenheid** $u$ genoemd wordt.

De **absolute atoommassa** $m(X)$ is de massa van het atoom $X$.

De **atomaire massa-eenheid** $u$ is 1/12 van $m(^{12}_{6}\mathrm{C})$, de absolute massa van koolstof-12.
Er geldt $u = 1{,}66 \times 10^{-27}\,\mathrm{kg}$.

De **relatieve atoommassa** $m_\mathrm{r}(X)$ is een onbenoemd getal dat uitdrukt hoeveel keer de absolute atoommassa $m(X)$ groter is dan de atomaire massa-eenheid $u$.

Dus:

$$m(X) = m_\mathrm{r}(X) \cdot u \quad \text{of ook} \quad m_\mathrm{r}(X) = \frac{m(X)}{u} = \frac{m(X)\ \mathrm{kg}}{1{,}66 \times 10^{-27}\,\mathrm{kg}}$$

De absolute en relatieve atoommassa kan je makkelijk bepalen als je atoomnummer en massagetal kent.

**Voorbeeld 2.3.1.** Absolute en relatieve atoommassa van $^{7}_{3}\mathrm{Li}$.

Het atoomnummer en het massagetal lees je af uit de schrijfwijze $^{7}_{3}\mathrm{Li}$:

$Z = 3$ dus lithium heeft 3 protonen en 3 elektronen

$A = 7$ dus lithium heeft $7 - 3 = 4$ neutronen.

De absolute atoommassa $m(^{7}_{3}\mathrm{Li})$ is dus

$$\begin{aligned} m(^{7}_{3}\mathrm{Li}) &= (3 \cdot m_{\text{proton}}) + (4 \cdot m_{\text{neutron}}) + (3 \cdot m_{\text{elektron}}) \\ &= \left(3 \cdot 1{,}673 \times 10^{-27}\,\mathrm{kg}\right) + \left(4 \cdot 1{,}675 \times 10^{-27}\,\mathrm{kg}\right) + \left(3 \cdot 9{,}109 \times 10^{-31}\,\mathrm{kg}\right) \\ &= \left(5{,}019 \times 10^{-27}\,\mathrm{kg}\right) + \left(6{,}700 \times 10^{-27}\,\mathrm{kg}\right) + \underbrace{\left(2{,}733 \times 10^{-30}\,\mathrm{kg}\right)}_{\text{verwaarloosbaar}} \\ &= 11{,}719 \times 10^{-27}\,\mathrm{kg} \end{aligned}$$

en de relatieve atoommassa $m_\mathrm{r}(^{7}_{3}\mathrm{Li})$ is dan

$$m_\mathrm{r}(^{7}_{3}\mathrm{Li}) = \frac{m(^{7}_{3}\mathrm{Li})}{u} = \frac{11{,}719 \times 10^{-27}\,\mathrm{kg}}{1{,}66 \times 10^{-27}\,\mathrm{kg}} = 7{,}06$$

Merk op dat de relatieve atoommassa 7,06 ongeveer gelijk is aan het massagetal 7 van het atoom. Er is een klein verschil omdat de massa van een proton niet *precies* gelijk is aan die van een neutron, en beiden bovendien een beetje verschillen van $u$.

**Oefening 2.3.1.** Als je weet dat voor $^{10}\mathrm{B}$ de relatieve atoommassa $m_r(^{10}\mathrm{B})$ =10,06, dan is de absolute massa van het atoom $^{10}\mathrm{B}$, met vier beduidende cijfers, gelijk aan ... (Duid *alle* correcte antwoorden aan!)

CC BY-NC-SA 4.0

## 2.3 Atoommassa

[A] $10{,}06$

[B] $10{,}06 \times u$

[C] $10{,}06 \times 10^{-27}\,\mathrm{kg}$

[D] $1{,}670 \times 10^{-26}\,\mathrm{kg}$

[E] geen van de bovenstaande

**Oefening 2.3.2.** Bereken op basis van de definities voor ${}^{14}_{6}\mathrm{C}$ tot op 3 beduidende cijfers nauwkeurig dat de absolute atoommassa $m({}^{14}_{6}\mathrm{C}) =$ $\boxed{2{,}34 \times 10^{-26}}$ $\boxed{14 \times 10^{-26}\,\mathrm{g}}$ $\boxed{14 \times 10^{-26}\,\mathrm{kg}}$ $\boxed{2{,}34 \times 10^{-26}\,\mathrm{g}}$ $\boxed{2{,}34 \times 10^{-26}\,\mathrm{kg}}$ en de relatieve atoommassa $m_\mathrm{r}({}^{14}_{6}\mathrm{C}) =$ $\boxed{2{,}34}$ $\boxed{6{,}0}$ $\boxed{12{,}01}$ $\boxed{14{,}1}$.

Merk op dat men de relatieve atoommassa dikwijls niet exact berekent, maar voor individuele deeltjes het massagetal (= de som van het aantal protonen en neutronen) als een voldoende nauwkeurige benadering gebruikt.

CC BY-NC-SA 4.0

## 2.4 Isotopen en gemiddelde relatieve atoommassa

De natuur blijkt wat ingewikkelder dan wat voorgaande bespreking van atoomnummer en massagetal suggereert. Inderdaad, er bestaan *varianten van atomen* die precies evenveel protonen en elektronen hebben, maar een verschillend aantal neutronen. Dergelijke varianten, met hetzelfde atoomnummer maar een ander massagetal (en dus een andere massa) noemt men **isotopen**.

Als je bijvoorbeeld zou kunnen inzoomen op een blokje Li -metaal totdat de afzonderlijke atomen Li zichtbaar worden, dan zou je behalve heel veel atomen $^{7}_{3}\mathrm{Li}$ met $7-3=4$ neutronen, ook regelmatig atomen $^{6}_{3}\mathrm{Li}$ vinden, dus versies van Li met $6-3=3$ neutronen, dus één neutron minder. Men noemt $^{7}_{3}\mathrm{Li}$ en $^{6}_{3}\mathrm{Li}$ twee **isotopen** van lithium. Bij lithium zijn ongeveer $92{,}5\,\%$ van de atomen $^{7}_{3}\mathrm{Li}$, en de overblijvende $7{,}5\,\%$ zijn $^{6}_{3}\mathrm{Li}$. Voor elk element liggen deze verhoudingen vast, en de **isotopenabundantie** geeft de procentuele verdeling ervan weer. Ze zijn echter wel voor elk element anders.

**Isotopen** zijn varianten van een element die evenveel protonen en evenveel elektronen bevatten als dat element, maar een verschillend aantal neutronen. Anders gezegd:

**Isotopen** zijn varianten van een element met hetzelfde atoomnummer, maar een ander massagetal.

De **isotopenabundantie** van een element is het procentueel natuurlijk voorkomen van de verschillende isotopen van dit element.

Van cerium ($Z=58$) komen vier isotopen voor, met volgende isotopenabundantie:

$$^{136}\mathrm{Ce}: 0{,}19\,\% \qquad ^{138}\mathrm{Ce}: 0{,}25\,\% \qquad ^{140}\mathrm{Ce}: 88{,}48\,\% \qquad ^{142}\mathrm{Ce}: 11{,}08\,\%$$

De meeste cerium atomen in de natuur zijn dus $^{140}\mathrm{Ce}$ atomen.

Verschillende isotopen van hetzelfde element hebben *evenveel elektronen*. Omdat de *chemische* eigenschappen van een atoom vooral bepaald worden door het aantal elektronen, hebben isotopen dezelfde chemische eigenschappen, maar ze kunnen wel verschillende *fysische* eigenschappen hebben.

Omdat isotopen een **verschillend massagetal** hebben, zijn ook hun absolute zowel als relatieve atoommassa's verschillend. Het is belangrijk de relatieve atoommassa te kennen van een element *rekening houdend met het feit dat dat element voorkomt als een mengsel van isotopen*. Dat leidt tot het begrip ***gemiddelde* relatieve atoommassa**:

De ***gemiddelde* relatieve atoommassa** $A_{\mathrm{r}}(\mathrm{X})$ van een element X is de gewogen som van de relatieve atoommassa's van de verschillende isotopen van dit element, gewogen volgens het procentueel voorkomen van deze isotopen.

**Voorbeeld 2.4.1.** Berekening van de gemiddelde relatieve atoommassa van Li .

Lithium komt voor onder de vorm van twee isotopen, namelijk $^{6}\mathrm{Li}$ met $m_{\mathrm{r}}(^{6}\mathrm{Li})=6{,}05$ en $^{7}\mathrm{Li}$ met $m_{\mathrm{r}}(^{7}\mathrm{Li})=7{,}06$, en met isotopenabundanties $7{,}5\,\%$ voor $^{6}\mathrm{Li}$ en $92{,}5\,\%$ voor $^{7}\mathrm{Li}$.

De *gemiddelde relatieve atoommassa* $A_{\mathrm{r}}(\mathrm{Li})$ is dus

$$\begin{aligned} A_{\mathrm{r}}(\mathrm{Li}) &= m_{\mathrm{r}}(^{6}\mathrm{Li}) \cdot (\text{percentage } ^{6}\mathrm{Li}) \;+\; m_{\mathrm{r}}(^{7}\mathrm{Li}) \cdot (\text{percentage } ^{7}\mathrm{Li}) \\ &= 6{,}05 \cdot 7{,}5\,\% \;+\; 7{,}06 \cdot 92{,}5\,\% \\ &= 6{,}05 \cdot 0{,}075 \;+\; 7{,}06 \cdot 0{,}925 = 6{,}98 \end{aligned}$$

Het periodiek systeem vermeldt voor elk element de *gemiddelde* relatieve atoommassa $A_{\mathrm{r}}(X)$.
Merk op: het woord 'gemiddeld' valt soms weg en men gebruikt het begrip *relatieve atoommassa* dan zowel voor de (gemiddelde) relatieve atoommassa $A_{\mathrm{r}}(X)$ als voor de (echte) relatieve atoommassa $m_{\mathrm{r}}(X)$. In de praktijk werkt men bijna altijd met $A_{\mathrm{r}}$.

CC BY-NC-SA 4.0

## 2.4 Isotopen en gemiddelde relatieve atoommassa

**Oefening 2.4.1.** Bepaal de gemiddelde relatieve atoommassa van de volgende elementen. Je mag de massa van elk isotoop benaderen als het massagetal.

**1.** Boor komt voor als twee isotopen, namelijk $^{10}\mathrm{B}$ en $^{11}\mathrm{B}$, waarbij de isotopenabundantie voor het lichtste isotoop $20,0\%$ is.
De gemiddelde relatieve atoommassa van boor $A_r(\mathrm{B})$ is dus .....

**2.** Magnesium komt voor als drie isotopen, namelijk $^{24}\mathrm{Mg}$ met een abundantie van 79,0%, $^{25}\mathrm{Mg}$ met een abundantie van 10,0%, en $^{26}\mathrm{Mg}$ met een abundantie van 11,0%.
De gemiddelde relatieve atoommassa van magnesium $A_r(\mathrm{Mg})$ is dus .....

**Oefening 2.4.2.** In de natuur treft men chloor aan als twee isotopen, namelijk $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ en $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$. Bepaal het procentuele voorkomen van beide isotopen, als de gemiddelde relatieve atoommassa $A_r(\mathrm{Cl}) = 35{,}5$ gegeven is.

(A) $35\%$ $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ en $65\%$ $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$

(B) $75\%$ $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ en $25\%$ $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$

(C) $25\%$ $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ en $75\%$ $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$

(D) $37\%$ $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ en $63\%$ $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$

**Oefening 2.4.3.** Een element $\mathrm{X}$ heeft een gemiddelde relatieve atoommassa $9,5$ en bestaat uit 2 isotopen waarbij één van beide isotopen voor 25% voorkomt en massagetal (of relatieve atoommassa) heeft gelijk aan $8,0$. Het massagetal van het andere isotoop is dan gelijk aan .....

CC BY-NC-SA 4.0

## 2.4.A Oefeningen isotopen

**Oefening 2.4.4.** Zilver (Ag) komt voor onder de vorm van 2 isotopen : $^{107}\mathrm{Ag}$ en $^{109}\mathrm{Ag}$. Bereken de isotopenabundantie van Ag tot op 1% nauwkeurigheid als je weet dat de gemiddelde relatieve atoommassa van zilver $A_r(Ag) = 107,87$ is en de relatieve atoommasssa's van de isotopen:

$$m_r(^{107}\mathrm{Ag}): \quad 106{,}91$$
$$m_r(^{109}\mathrm{Ag}): \quad 108{,}90$$

In een volume zilver vinden we ..... % $^{107}\mathrm{Ag}$ en ..... % $^{109}\mathrm{Ag}$.

**Oefening 2.4.5.** Chloor komt voor onder de vorm van twee isotopen met respectievelijk $m_r = 35$ en $m_r = 37$. De gemiddelde relatieve atoommassa van chloor bedraagt 35,5. Stel dat je één chlooratoom kan isoleren. Hoeveel kans is er dat de relatieve atoommassa van dat chlooratoom 35,5 is ?

(A) $0\,\%$

(B) Tussen $1\,\%$ en $49\,\%$

(C) $50\,\%$

(D) Tussen $51\,\%$ en $99\,\%$

**Oefening 2.4.6.** Koper $(Z = 29)$ met relatieve atoommassa $A_r = 63,5$ komt hoofdzakelijk voor onder vorm van de twee stabiele isotopen: $^{65}_{29}\mathrm{Cu}$ en $^{63}_{29}\mathrm{Cu}$. Welke van de onderstaande stellingen is juist?

(A) De absolute massa voor beide isotopen van $\mathrm{Cu} = 63,5 \cdot 1,67 \times 10^{-27}$ kg.

(B) De absolute massa van 1 atoom $\mathrm{Cu} = \dfrac{63+65}{2} \cdot 1,67 \times 10^{-27}$ kg.

(C) De absolute massa van 1 atoom $^{65}_{29}\mathrm{Cu} = 65 \cdot 1,67 \times 10^{-27}$ kg.

(D) Geen enkele stelling klopt

CC BY-NC-SA 4.0

KU LEUVEN

Groep Wetenschap & Technologie

Zelfstudietraject Chemie

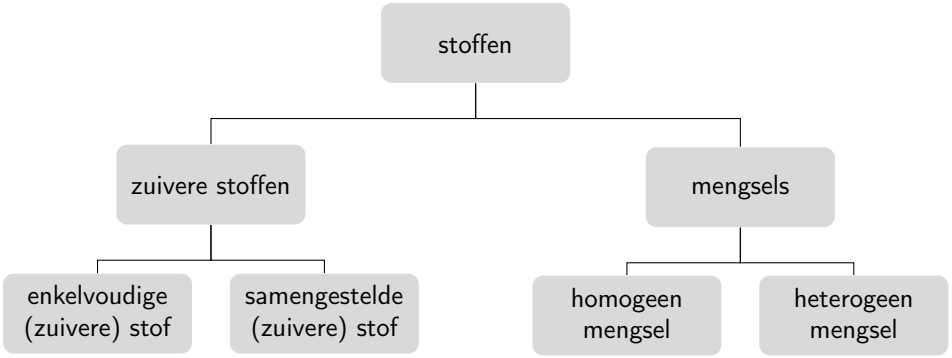
# Module 3

# Samenstelling van de materie

(Versie 2026/02/20H.42)

# 3.1 Stoffen en mengsels

Je kijkt nu naar een blad papier of een scherm, en je ziet dus ook inkt of glas en plastic. Er is allicht een stoel en een bureau, en mogelijk is er ergens een plant of zie je buiten de regen. Alles wat je rondom je ziet, alles wat tastbaar is en wat een zekere ruimte inneemt, behoort tot de **materie**, tot de verschillende stoffen rondom ons.
Stoffen kunnen we indelen in **zuivere stoffen** en **mengsels**. Zuivere stoffen bestaan uit één soort atomen of moleculen, bijvoorbeeld goud ($\mathrm{Au}$), diamant (bestaat uit $\mathrm{C}$), water ($\mathrm{H_2O}$) of tafelzout ($\mathrm{NaCl}$). Een mengsel is een combinatie van zuivere stoffen, dat door fysische scheidingsmethoden kan worden gescheiden in zijn samenstellende zuivere stoffen. Voorbeelden van mengsels zijn suiker opgelost in water, mayonaise en beton.




Een **zuivere stof** bestaat uit slechts één chemische verbinding of één chemisch element.
De zuivere stoffen worden verdeeld in

- **enkelvoudige zuivere stoffen** die bestaan uit één soort chemisch *element* (bv. $\mathrm{H_2}$ of $\mathrm{Au}$).
- **samengestelde zuivere stoffen**, die bestaan uit één chemische *verbinding* die minstens twee verschillende chemische elementen bevat (bv. $\mathrm{H_2O}$ of $\mathrm{NaCl}$).

Een **mengsel** is een stof die bestaat uit meerdere zuivere stoffen.
De mengsels worden verdeeld in

- **homogene mengsels** die in elk punt dezelfde fysische en chemische eigenschappen hebben.
- **heterogene mengsels** waarbij verschillende punten binnen het mengsel verschillende fysische en chemische eigenschappen hebben.

Samengestelde zuivere stoffen kunnen *chemisch* ontleed worden in enkelvoudige zuivere stoffen. Zo kan je bijvoorbeeld $\mathrm{H_2O}$ ontleden in waterstofgas ($\mathrm{H_2}$) en zuurstofgas ($\mathrm{O_2}$).

De waarden van fysische grootheden zoals smeltpunt, kookpunt, dichtheid, oplosbaarheid... zijn constant en karakteristiek in een zuivere stof, maar zijn bij een mengsel afhankelijk van de concrete samenstelling van het mengsel.

Homogene mengsels kan je indelen in oplossingen, legeringen en gasmengsels. In wat volgt zullen we oplossingen en gasmengsels uitgebreid bespreken.

In heterogene mengsels kan je de verschillende componenten van het mengsel nog onderscheiden. We noemen dit de fasen van het mengsel. Bijvoorbeeld in een mengsel van water en olie drijft de olielaag op het water. De olielaag en het water zijn dan de twee fasen van het mengsel.

Voorbeelden van homogene mengsels:

- Een onverzadigde oplossing van $\mathrm{NaCl}$ in $\mathrm{H_2O}$.
- Lucht: een mengsel van $78\,\%$ $\mathrm{N_2}$, $21\,\%$ $\mathrm{O_2}$ en kleine hoeveelheden van verschillende andere gassen.

CC BY-NC-SA 4.0

## 3.1 Stoffen en mengsels

- Messing is een homogeen mengsel van twee metalen: koper en zink. Zo'n homogeen mengsel van metalen noemen we een **legering**.

Voorbeelden van heterogene mengsels:

- Een mengsel van vast $AgCl$ (zilverchloride) in $H_2O$.
- Rook: een mengsel van vaste roetdeeltjes gesuspendeerd in lucht.
- Melk: een emulsie van vetdruppels in water. Melk lijkt een homogeen mengsel, maar onder een microscoop kan je de afzonderlijk vetdruppeltjes zien.

**Oefening 3.1.1.** Zijn volgende stoffen enkelvoudige of samengestelde zuivere stoffen?

| | | |
|---|---|---|
| $O_2$ | enkelvoudig | samengesteld |
| $NaCl$ | enkelvoudig | samengesteld |
| $H_2SO_4$ | enkelvoudig | samengesteld |
| $Fe$ | enkelvoudig | samengesteld |
| $H_2O$ | enkelvoudig | samengesteld |
| $P_4$ | enkelvoudig | samengesteld |

**Oefening 3.1.2.**

1. Brons is een | homogeen mengsel | heterogeen mengsel |
2. Vinaigrette is een | homogeen mengsel | heterogeen mengsel |
3. Slagroom is een | homogeen mengsel | heterogeen mengsel |
4. Gin is een | homogeen mengsel | heterogeen mengsel |

CC BY-NC-SA 4.0

## 3.2 Mol als maat voor de hoeveelheid van stof

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

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

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

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

$1\,\text{mol}$ natriumatomen bevat $6{,}022 \times 10^{23}$ atomen natrium ($\text{Na}$).
$1\,\text{mol}$ watermoleculen bevat $6{,}022 \times 10^{23}$ moleculen water ($\text{H}_2\text{O}$).
$1\,\text{mol}$ natriumionen bevat $6{,}022 \times 10^{23}$ ionen natrium ($\text{Na}^+$).

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

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

Het aantal deeltjes $N$ kunnen we dus steeds berekenen aan de hand van het aantal mol materie $n$ en het getal van Avogadro $N_\text{A}$.

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

Om het aantal deeltjes, $N$, in een bepaalde hoeveelheid stof te vinden, vermenigvuldig je het aantal mol met het getal van Avogadro, $N_\text{A}$

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

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

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

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

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

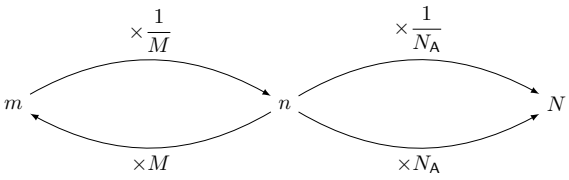
Als $n$ mol van een stof een massa $m$ heeft, en de molaire massa van die stof is $M$, dan geldt:

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

CC BY-NC-SA 4.0

## 3.2 Mol als maat voor de hoeveelheid van stof

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




**Oefening 3.2.1.** $4{,}25\,\text{mol}$ $\text{NaCl}$ bevat $\boxed{1{,}78\times10^{24}}$ $\boxed{2{,}48\times10^{24}}$ $\boxed{2{,}56\times10^{24}}$ $\boxed{2{,}71\times10^{24}}$ moleculen.

**Oefening 3.2.2.** $2{,}20\,\text{mol}$ $\text{CH}_4$ bevat $\boxed{1{,}32\times10^{24}}$ $\boxed{2{,}64\times10^{24}}$ $\boxed{3{,}96\times10^{24}}$ $\boxed{6{,}62\times10^{24}}$ atomen.

**Oefening 3.2.3.** De massa van $1{,}80\times10^{26}$ moleculen ozon $\text{O}_3$ is $\boxed{4{,}78\times10^{1}}$ $\boxed{1{,}44\times10^{2}}$ $\boxed{4{,}78\times10^{3}}$ $\boxed{1{,}44\times10^{4}}$ g.

**Oefening 3.2.4.** Bereken de molaire massa van $\text{H}_2\text{O}$ als $A_{r,\text{H}} = 1{,}0\,\text{g/mol}$ en $A_{r,\text{O}} = 16{,}0\,\text{g/mol}$.

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

**Oefening 3.2.5.** Bereken de molaire massa van $\text{CO}_2$ als $3\,\text{mol}$ $\text{CO}_2$ een massa van $132\,\text{g}$ heeft.

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

**Oefening 3.2.6.**

$22{,}0\,\text{g}$ propaan bevat $\ldots\ldots$ mol $\text{C}_3\text{H}_8$-moleculen.

$0{,}20\,\text{g}$ $\text{H}_2\text{SO}_4$ bevat $\ldots\ldots$ mmol atomen.

**Oefening 3.2.7.** Gegeven een hoeveelheid water die $1{,}00\times10^{25}$ atomen bevat.

**1.** Hoeveel mol watermoleculen bevat deze?

$\ldots\ldots$ mol.

**2.** Wat is de massa van deze hoeveelheid water?

$\ldots\ldots$ g.

CC BY-NC-SA 4.0

## 3.2.A Oefeningen mol

**Oefening 3.2.8.** In $17{,}4\,\mathrm{g}$ mangaandioxide zijn $\boxed{0{,}6 \times 10^{23}}$ $\boxed{1{,}2 \times 10^{23}}$ $\boxed{2{,}4 \times 10^{23}}$ $\boxed{3{,}6 \times 10^{23}}$ zuurstofatomen aanwezig.

**Oefening 3.2.9.** Welke van de volgende massahoeveelheden bevat het meeste atomen?

(A) 10g $\mathrm{H_2O}$ (water)

(B) 10g $\mathrm{H_2SO_4}$ (zwavelzuur)

(C) 10g $\mathrm{O_2}$ (diwaterstof)

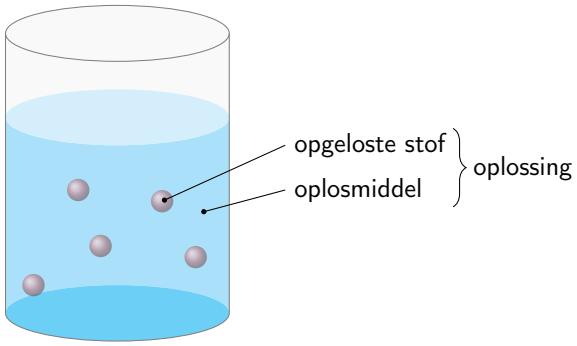
(D) 10g $\mathrm{C_2H_6}$ (ethaan)

CC BY-NC-SA 4.0

## 3.3 Oplossingen en concentraties

Een **oplossing** is een homogeen mengsel van meerdere stoffen waarbij we volgende componenten onderscheiden:

- het **oplosmiddel**: doorgaans de meest voorkomende stof, meestal is dit een vloeistof.
- de **opgeloste stof(fen)**: doorgaans in veel kleinere hoeveelheid aanwezig dan het oplosmiddel. De opgeloste stof kan een vaste stof, vloeistof of gas zijn.




We gebruiken verder dikwijls de afkorting *opl* voor de oplossing, en de letter $A$ voor de opgeloste stof.

> $\mathrm{NaCl}$ in water is een oplossing van de opgeloste stof $\mathrm{NaCl}$ en oplosmiddel water.

De hoeveelheid opgeloste stof wordt dikwijls uitgedrukt als een **concentratie**: de hoeveelheid opgeloste stof per (volume-)eenheid oplosmiddel.

In het algemeen is een **concentratie** van stof $\mathrm{A}$ in een oplossing *opl* de hoeveelheid $\mathrm{A}$ per eenheid volume *opl*:

$$\text{concentratie} = \frac{\text{hoeveelheid opgeloste stof}}{\text{volume van de oplossing}} = \frac{\text{hoeveelheid A}}{\text{volume } opl}$$

Je kan de hoeveelheid opgeloste stof echter uitdrukken als een aantal mol, of als een massa of als een volume. Dat geeft telkens een andere, concrete variant van een concentratie.

De **molaire concentratie**, ook **molariteit**, $c$ is het aantal *mol* opgeloste stof $\mathrm{A}$ per volume oplossing:

$$c = \frac{n_{\mathrm{A}}}{V_{\mathrm{opl}}}$$

In plaats van $c$ of $c_A$ gebruikt men ook $[\mathrm{A}]$ om de molaire concentratie van stof $\mathrm{A}$ aan te geven. De molaire concentratie wordt uitgedrukt in $\mathrm{mol/L}$. Deze eenheid noemt men ook een **molair** met als symbool $\mathrm{M}$, dus $1\,\mathrm{M} = 1\,\mathrm{mol/L}$.

De **massaconcentratie** $c_m$ is de *massa* van de opgeloste stof $\mathrm{A}$ per volume oplossing:

$$c_m = \frac{m_{\mathrm{A}}}{V_{\mathrm{opl}}}$$

Een massaconcentratie wordt doorgaans uitgedrukt in $\mathrm{g/L}$.

CC BY-NC-SA 4.0

### 3.3 Oplossingen en concentraties

(a) Een oplossing van $16\,\mathrm{g}$ suiker in $2\,\mathrm{L}$ water heeft massaconcentratie suiker $c_m = \dfrac{16\,\mathrm{g}}{2\,\mathrm{L}} = 8\,\mathrm{g/L}$.

(b) En $5\,\mathrm{mol\ NaCl}$ in $10\,\mathrm{L}$ oplossing heeft molaire concentratie $c = [\mathrm{NaCl}] = \dfrac{5\,\mathrm{mol}}{10\,\mathrm{L}} = 0{,}5\,\mathrm{mol/L}$.

(c) Eén molair $\mathrm{MgSO_4}$ (magnesiumsulfaat) of $1\,\mathrm{M\ MgSO_4}$ is een oplossing met een molaire concentratie $\mathrm{MgSO_4}$ van $1\,\mathrm{mol/L}$.

Je kan de massaconcentratie van deze oplossing berekenen. De massa van een mol $\mathrm{MgSO_4}$, dus de molaire massa, bedraagt $120{,}37\,\mathrm{g}$. Een 1 molair $\mathrm{MgSO_4}$ oplossing heeft dus een *massa*concentratie aan $\mathrm{MgSO_4}$ van $120{,}37\,\mathrm{g/L}$.

**Opmerking 3.3.1.** De massa*concentratie* van een *oplossing* verschilt van de massa*dichtheid* van een *stof*:

de **massaconcentratie** $c_m$ van **een stof A in een oplossing** is de verhouding van de massa van A ($m_\mathsf{A}$) en het volume van de oplossing ($V_\mathsf{opl}$):

$$c_m = \frac{m_\mathsf{A}}{V_\mathsf{opl}}$$

de **massadichtheid** $\rho_\mathsf{A}$ van **een stof A** is de verhouding van de massa van A ($m_\mathsf{A}$) en het volume ingenomen door A ($V_\mathsf{A}$):

$$\rho_\mathsf{A} = \frac{m_\mathsf{A}}{V_\mathsf{A}}$$

*Let op*: De massadichtheid van een stof wordt vaak uitgedrukt in $\mathrm{g/mL}$ en heeft dus gelijkaardige eenheden als de massaconcentratie. Uit de eenheden kan je dus niet afleiden of je te maken hebt met een massa*concentratie* of massa*dichtheid*.

Een **oplossing** heeft naast een **concentratie** ook een **massadichtheid**. De massadichtheid $\rho_\mathsf{opl}$ van een oplossing is de verhouding van de massa van de oplossing ($m_\mathsf{opl}$) en het volume ingenomen door de oplossing ($V_\mathsf{opl}$):

$$\rho_\mathsf{opl} = \frac{m_\mathsf{opl}}{V_\mathsf{opl}}$$

(a) Zuiver water heeft een dichtheid van $1{,}00\,\mathrm{g/mL}$ bij kamertemperatuur. Dit betekent dat $1{,}00\,\mathrm{g}$ $\mathrm{H_2O}$ een volume inneemt van $1\,\mathrm{mL}$.

(b) Een geconcentreerde oplossing van waterstofchloride ($\mathrm{HCl}$) heeft

- een massaconcentratie $c_m = 0{,}444\,\mathrm{g/ml}$. Er is dus $0{,}444\,\mathrm{g\ HCl}$ aanwezig in $1\,\mathrm{mL}$ van de oplossing.
- een massadichtheid $\rho_\mathsf{opl} = 1{,}2\,\mathrm{g/ml}$. Dit wil zeggen dat $1\,\mathrm{mL}$ van de totale oplossing een massa heeft van $1{,}2\,\mathrm{g}$.

**Oefening 3.3.1.** Vul aan:

**1.** $1{,}50\,\mathrm{L}$ van een mengsel bevat $172\,\mathrm{g\ C_5H_{10}O}$.
De massaconcentratie aan $\mathrm{C_5H_{10}O}$ is ..... $\mathrm{g/L}$.
De molaire concentratie aan $\mathrm{C_5H_{10}O}$ is ..... $\mathrm{mol/L}$.

CC BY-NC-SA 4.0

### 3.3 Oplossingen en concentraties

**2.** $2{,}25\,\mathrm{L}$ van een HCl-oplossing bevat $3{,}65\,\mathrm{mol}$ van dit zuur.
De massaconcentratie van deze oplossing is ..... $\mathrm{g/L}$.
De molaire concentratie van deze oplossing is ..... $\mathrm{mol/L}$.

CC BY-NC-SA 4.0

## 3.4 Fractionele concentraties

De 'gewone' concentratie geeft de hoeveelheid opgeloste stof per *volume* oplossing weer, maar de hoeveelheid oplossing kan bijvoorbeeld ook uitgedrukt worden als massa of aantal mol. Daarom worden ook verschillende **fractionele concentraties** gedefinieerd die de fractie (of het deel) van de opgeloste stof weergeven in de oplossing

$$\text{fractionele concentratie} = \frac{\text{hoeveelheid opgeloste stof}}{\text{hoeveelheid oplossing}}$$

Zowel de hoeveelheid opgeloste stof als de hoeveelheid oplossing kan op verschillende manieren worden uitgedrukt: in massa, volume of mol, en dat leidt tot volgende *fractionele* concentraties. Traditioneel drukt men de fractionele concentraties met massa en volume uit als een percentage en die met mol als een echte 'fractie', dus als een verhouding met waarde tussen 0 en 1.

Het **massaprocent** $m_{\%\mathrm{A}}$ is de *massa* $m_\mathrm{A}$ van stof $\mathrm{A}$ gedeeld door de totale *massa* $m_\mathrm{tot}$ van het mengsel, als percentage:

$$m\%_\mathrm{A} = \frac{m_\mathrm{A}}{m_\mathrm{tot}} \cdot 100\,\%$$

Het **volumeprocent** $V_{\%\mathrm{A}}$ is het *volume* $V_\mathrm{A}$ van stof $\mathrm{A}$ gedeeld door het totale *volume* $V_\mathrm{tot}$ van het mengsel:

$$V\%_\mathrm{A} = \frac{V_\mathrm{A}}{V_\mathrm{tot}} \cdot 100\,\%$$

Het **massavolumeprocent** $m/V\%_\mathrm{A}$ is de *massa* $m_\mathrm{A}$ van stof $\mathrm{A}$ gedeeld door het *volume* $V_\mathrm{tot}$ van het mengsel:

$$m/V\%_\mathrm{A} = \frac{m_\mathrm{A}}{V_\mathrm{tot}} \cdot 100\,\%$$

Massa en volume **moeten** hierbij uitgedrukt zijn in **gram en milliliter**, of in eenheden die hiermee op eenzelfde veelvoud na overeenkomen, zoals $\mathrm{kg}$ en $\mathrm{L}$.

Zowel massaprocent, volumeprocent en massavolumepercent hebben een waarde tussen $0\,\%$ en $100\,\%$ en zijn dimensieloos.

(a) Een waterige oplossing met een massaprocent van $98\,\%$ $\mathrm{H_2SO_4}$ (zwavelzuur) bevat per $100\,\mathrm{g}$ oplossing $98\,\mathrm{g}$ $\mathrm{H_2SO_4}$.

(b) $100\,\mathrm{mL}$ van een waterige oplossing die $5\,\mathrm{mL}$ ethanol ($\mathrm{C_2H_5OH}$) bevat, heeft een volumeprocent van $5\,\%$ ethanol in water.

(c) Een oplossing van $8\,\mathrm{g}$ suiker per liter heeft een massavolumeprocent van $\frac{8\,\mathrm{g}}{1000\,\mathrm{mL}} \cdot 100 = 0{,}8\,\%$.

De fractionele concentraties zijn hier in procent (%) gedefinieerd, maar kunnen ook in promille (‰), parts per million (ppm) of parts per billion (ppb) weergegeven worden.

De promille, de ppm en de ppb zijn per definitie het aantal delen opgeloste stof respectievelijk per duizend ($10^{-3}$), per miljoen ($10^{-6}$) en per miljard ($10^{-9}$) delen oplossing. Deze delen kunnen uitgedrukt worden in massadelen, in volumedelen of zelfs in massa- per volumedelen. Promille, ppm en ppb zijn per definitie dimensieloos.

(a) Ethyleenglycol is dodelijk vanaf een dosis van $400\,\mathrm{mg}$ per $\mathrm{kg}$ lichaamsgewicht of nog, vanaf $0{,}4$ promille of $400\,\mathrm{ppm}$.

(b) Het alcoholgehalte in ons bloed bepalen we via de hoeveelheid gram alcohol per liter bloed. In

CC BY-NC-SA 4.0

### 3.4 Fractionele concentraties

België mag een bestuurder op de openbare weg niet meer dan $0{,}5$ promille ($m/V^0/_{00}$) alcohol in het bloed bezitten. Deze waarde stemt overeen met een maximale hoeveelheid van $0{,}5\,\mathrm{g}$ alcohol per liter bloed.

(c) Als leidingwater een loodgehalte heeft van $15\,\mathrm{ppb}$ betekent dit dat 1 liter leidingwater $15\,\mu\mathrm{g}$ Pb bevat.

Naast de bovenstaande fractionele concentraties die ook veel in het dagelijks leven worden gebruikt, maakt men in de chemie ook veel gebruik van de molfractie.

De **molfractie** $X_\mathrm{A}$ is het aantal *mol* $n_\mathrm{A}$ van stof A gedeeld door totaal aantal *mol* $n_\mathrm{tot}$ mengsel:

$$X_\mathrm{A} = \frac{n_\mathrm{A}}{n_\mathrm{tot}}$$

De molfractie heeft steeds een getalwaarde tussen 0 en 1 en is dimensieloos.
De som van alle molfracties van een mengsel is steeds gelijk aan 1.

Voor een oplossing van $5\,\mathrm{g}$ chloormethaan ($\mathrm{CH_3Cl}$) in $500\,\mathrm{g}$ benzeen ($\mathrm{C_6H_6}$) vind je als volgt de molfracties:

$$n(\mathrm{CH_3Cl}) = \frac{m(\mathrm{CH_3Cl})}{M(\mathrm{CH_3Cl})} = \frac{5\,\mathrm{g}}{50{,}48\,\mathrm{g/mol}} = 0{,}10\,\mathrm{mol} \qquad n(\mathrm{C_6H_6}) = \frac{m(\mathrm{C_6H_6})}{M(\mathrm{C_6H_6})} = \frac{500\,\mathrm{g}}{78{,}11\,\mathrm{g/mol}} = 6{,}40\,\mathrm{mol}$$

$$X_{\mathrm{CH_3Cl}} = \frac{n_{\mathrm{CH_3Cl}}}{n_\mathrm{tot}} = \frac{0{,}10\,\mathrm{mol}}{0{,}10\,\mathrm{mol} + 6{,}40\,\mathrm{mol}} = 0{,}015 \qquad X_{\mathrm{C_6H_6}} = \frac{n_{\mathrm{C_6H_6}}}{n_\mathrm{tot}} = \frac{6{,}40\,\mathrm{mol}}{0{,}10\,\mathrm{mol} + 6{,}40\,\mathrm{mol}} = 0{,}985$$

Merk op dat inderdaad $X_{\mathrm{C_6H_6}} + X_{\mathrm{CH_3Cl}} = 0{,}015 + 0{,}985 = 1$

Volgende tabel vat de verschillende concentratiegrootheden samen:

| concentratiegrootheid | symbool | | definitie | eenheden | bereik |
|---|---|---|---|---|---|
| molaire *concentratie* | $c$ | $=$ | $\frac{n_\mathrm{A}}{V_\mathrm{opl}}$ | $\mathrm{mol/L}$ | $c > 0$ |
| massa*concentratie* | $c_m$ | $=$ | $\frac{m_\mathrm{A}}{V_\mathrm{opl}}$ | $\mathrm{g/L}$ | $c_m > 0$ |
| **fractionele concentraties:** | | | | | |
| massa*procent* | $m\%$ | $=$ | $\frac{m_\mathrm{A}}{m_\mathrm{tot}} \cdot 100\,\%$ | dimensieloos | $0 \leqslant m \leqslant 100$ |
| volume*procent* | $V\%$ | $=$ | $\frac{V_\mathrm{A}}{V_\mathrm{tot}} \cdot 100\,\%$ | dimensieloos | $0 \leqslant V \leqslant 100$ |
| massavolume*procent* | $m/V\%$ | $=$ | $\frac{m_\mathrm{A}}{V_\mathrm{tot}} \cdot 100\,\%$ | dimensieloos | $0 \leqslant m/V \leqslant 100$ |
| mol*fractie* | $X$ | $=$ | $\frac{n_\mathrm{A}}{n_\mathrm{tot}}$ | dimensieloos | $0 \leqslant X \leqslant 1$ |

**Tabel 2** – Overzicht van de verschillende concentratiegrootheden.

CC BY-NC-SA 4.0

### 3.4 Fractionele concentraties

waarbij

| | | | |
|---|---|---|---|
| $n_A$ | aantal mol van de stof A | $n_{tot}$ | het totaal aantal mol van het mengsel |
| $m_A$ | de massa van de stof A | $m_{tot}$ | de totale massa van het mengsel |
| $V_A$ | het volume van de stof A | $V_{tot}$ | het totaal volume van het mengsel |

**Oefening 3.4.1.** Bepaal de gevraagde concentratiegrootheden voor een mengsel van $48\,\mathrm{mL}$ aceton $C_3H_6O$en $52\,\mathrm{mL}$ water.
De dichtheid van aceton is $784\,\mathrm{g/L}$, die van water is $1000\,\mathrm{g/L}$.

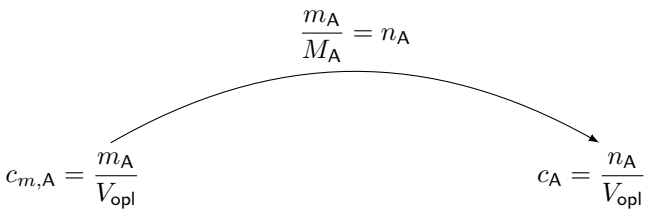
Het massaprocent aceton: ..... %
Het massaprocent water: ..... %
Het volumeprocent aceton:..... %
Het volumeprocent water:..... %
Het massavolumeprocent aceton: ..... %
Het massavolumeprocent water: ..... %
De molfractie aceton: .....
De molfractie water:.....

CC BY-NC-SA 4.0

## 3.5 Rekenen met concentratiegrootheden

In de chemie werkt men bij voorkeur met molaire concentraties. Als een oplossing met een andere concentratiegrootheid gegeven is, reken je die meestal om naar een molaire concentratie. Hoe doe je dat?

Om een **massaconcentratie** om te rekenen naar molaire concentratie kan je ofwel delen door de molaire massa, ofwel de massa opgeloste stof omrekenen naar aantal mol:




**Voorbeeld 3.5.1.** Een blikje cola van 33 cl bevat ongeveer 28 gram suiker, en de massaconcentratie suiker bedraagt dus:

$$c_{m,\text{suiker}} = \frac{m_{\text{suiker}}}{V_{\text{opl}}} = \frac{28\,\text{g}}{0{,}33\,\text{L}} = 85\,\text{g/L}$$

De molaire concentratie is gedefinieerd op basis van het aantal mol, en dat kan je berekenen uit het verband $M = \frac{m}{n}$ tussen molaire massa $M$, aantal mol $n$ en massa $m$. Je hebt dus de molaire massa van suiker ($C_{12}H_{22}O_{11}$) nodig:

$$M_{\text{suiker}} = 12 \cdot 12\,\text{g/mol} + 22 \cdot 1\,\text{g/mol} + 11 \cdot 16\,\text{g/mol} = 342\,\text{g/mol}$$

en bijgevolg is het aantal mol

$$n_{\text{suiker}} = \frac{m_{\text{suiker}}}{M_{\text{suiker}}} = \frac{28\,\text{g}}{342\,\text{g/mol}} = 0{,}082\,\text{mol}$$

en de molaire concentratie van suiker in cola is dus

$$c_{\text{suiker}} = \frac{n_{\text{suiker}}}{V_{\text{opl}}} = \frac{0{,}082\,\text{mol}}{0{,}33\,\text{L}} = 0{,}25\,\text{mol/L}.$$

Alternatief kan je de massaconcentratie ook delen door de molaire massa van de opgeloste stof om de molaire concentratie te bekomen, immers:

$$\frac{c_{m,A}}{M_A} = \frac{\frac{m_A}{V_{opl}}}{\frac{m_A}{n_A}} = \frac{m_A}{V_{opl}} \cdot \frac{n_A}{m_A} = \frac{n_A}{V_{opl}} = c_A$$

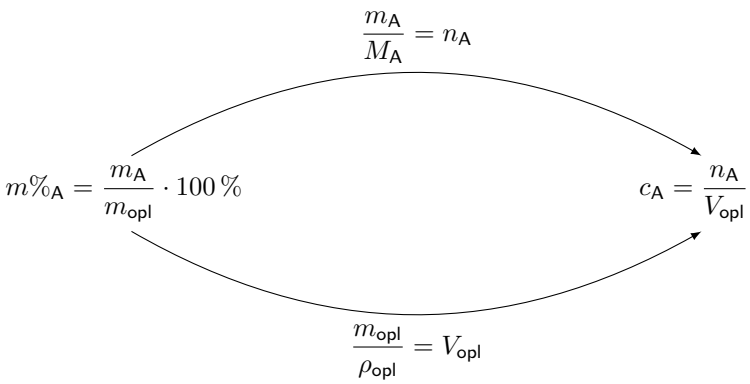
Invullen en uitrekenen geeft eveneens de juiste uitkomst:

$$\frac{c_{m,\text{suiker}}}{M_{\text{suiker}}} = \frac{85\,\text{g/L}}{342\,\text{g/mol}} = 0{,}25\,\text{mol/L} = c_{\text{suiker}}$$

Om een **massaprocent** om te rekenen naar molaire concentratie moet je enerzijds de massa opgeloste stof omzetten naar een aantal mol opgeloste stof. Anderzijds moet je de massa van de oplossing omzetten naar een volume van de oplossing, waarvoor je de massadichtheid van de oplossing nodig hebt.

CC BY-NC-SA 4.0

## 3.5 Rekenen met concentratiegrootheden




**Voorbeeld 3.5.2.** Bij een experiment in het labo heb je een $65\,\mathrm{m}\%$ salpeterzuur-oplossing nodig. Je wil graag weten hoeveel de molaire concentratie bedraagt. De massadichtheid van de salpeterzuur-oplossing bedraagt $1{,}39\,\mathrm{g/mL}$.

Een $65\,\mathrm{m}\%$ oplossing salpeterzuur, dus een oplossing met een massaprocent van 65% salpeterzuur is een oplossing die per 100 g oplossing 65 g salpeterzuur bevat, want dan is

$$\frac{m_{HNO_3}}{m_{opl}} \cdot 100\% = \frac{65\,\mathrm{g}}{100\,\mathrm{g}} \cdot 100\ \% = 65\,\%$$

Je moet twee berekeningen maken:

(a) de massa salpeterzuur omrekenen naar mol, met behulp van de molaire massa van salpeterzuur.

$$n_{HNO_3} = \frac{m_{HNO_3}}{M_{HNO_3}} = \frac{65\,\mathrm{g}}{1 \cdot 1\,\mathrm{g/mol} + 1 \cdot 14\,\mathrm{g/mol} + 3 \cdot 16\,\mathrm{g/mol}} = \frac{65\,\mathrm{g}}{63\,\mathrm{g/mol}} = 1{,}03\,\mathrm{mol}$$

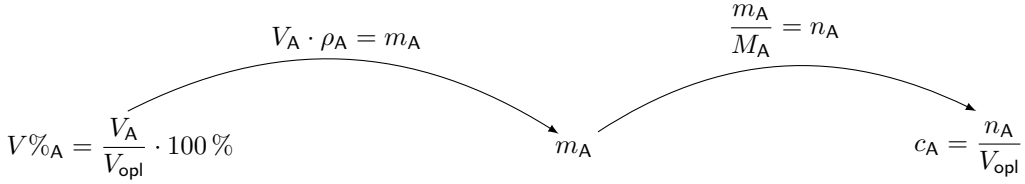
(b) de massa oplossing omrekenen naar volume, met behulp van de massadichtheid van de oplossing.

$$V_{opl} = \frac{m_{opl}}{\rho_{opl}} = \frac{100\,\mathrm{g}}{1{,}39\,\mathrm{g/mL}} = 71{,}9\,\mathrm{mL} = 0{,}0719\,\mathrm{L}$$

Tot slot kan je nu de molaire concentratie uitrekenen:

$$c_{HNO_3} = \frac{n_{HNO_3}}{V_{opl}} = \frac{1{,}03\,\mathrm{mol}}{0{,}0719\,\mathrm{L}} = 14{,}3\,\mathrm{mol/L}$$

Om een **volumeprocent** om te rekenen naar molaire concentratie moet je het volume van de opgeloste stof omrekenen naar een aantal mol opgeloste stof. Dit is niet mogelijk in één keer, maar je kan wel het volume van de opgeloste stof omrekenen naar een massa opgeloste stof met behulp van de massadichtheid van de opgeloste stof. Daarna zet je de massa om naar een aantal mol door te delen met de molaire massa.




**Voorbeeld 3.5.3.** Azijn is een $8\,\mathrm{V}\%$ oplossing van azijnzuur ($CH_3COOH$) in water. Wat is de molaire concentratie van azijn? De massadichtheid van azijnzuur is $1{,}05\,\mathrm{g/ml}$.

CC BY-NC-SA 4.0

## 3.5 Rekenen met concentratiegrootheden

Een $8\,\mathrm{V\%}$ azijnzuuroplossing kan je interpreteren als

$$\frac{V_{\text{azijnzuur}}}{V_{\text{opl}}} \cdot 100\,\% = \frac{8\,\text{mL azijnzuur}}{100\,\text{mL oplossing}} \cdot 100\,\% = 8\,\mathrm{V\%}$$

Je moet het volume azijnzuur omzetten naar aantal mol azijnzuur. Bereken eerst hoeveel gram $8\,\mathrm{mL}$ azijnzuur is:

$$m_{\text{azijnzuur}} = \rho_{\text{azijnuur}} \cdot V_{\text{azijnzuur}} = 1{,}05\,\mathrm{g/ml} \cdot 8\,\mathrm{mL} = 8{,}4\,\mathrm{g}$$

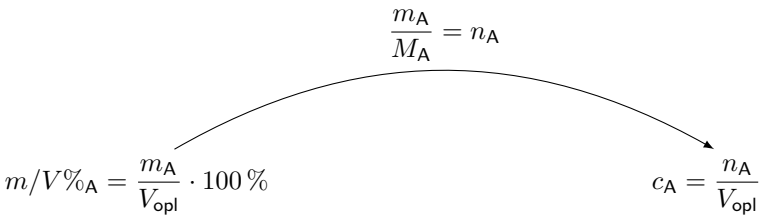
Zet vervolgens de massa azijnzuur om naar een aantal mol:

$$n_{\text{azijnzuur}} = \frac{m_{\text{azijnzuur}}}{M_{\text{azijnzuur}}} = \frac{8{,}4\,\mathrm{g}}{2 \cdot 12\,\mathrm{g/mol} + 4 \cdot 1\,\mathrm{g/mol} + 2 \cdot 16\,\mathrm{g/mol}} = 0{,}14\,\mathrm{mol}$$

Tot slot bereken je de molaire concentratie:

$$c_{\text{azijnzuur}} = \frac{n_{\text{azijnzuur}}}{V_{\text{opl}}} = \frac{0{,}14\,\mathrm{mol}}{0{,}1\,\mathrm{L}} = 1{,}4\,\mathrm{mol/L}$$

Om een **massavolumeprocent** om te rekenen naar molaire concentratie volstaat het de massa opgeloste stof om te zetten in een aantal mol opgeloste stof.




**Voorbeeld 3.5.4.** Soda ($\mathrm{Na_2CO_3}$, natriumcarbonaat) kan je o.a. gebruiken om te poetsen. Wat is de molaire concentratie van een $10\,\mathrm{m/V\%}$ soda-oplossing?

Een oplossing met $10\,\mathrm{m/V\%}$ natriumcarbonaat bestaat uit $10\,\mathrm{g}$ soda per $100\,\mathrm{mL}$ oplossing, want

$$\frac{m_{\text{soda}}}{V_{opl}} \cdot 100\,\% = \frac{10\,\mathrm{g}}{100\,\mathrm{mL}} \cdot 100\,\% = 10\,\%$$

De $10\,\mathrm{g}$ $\mathrm{Na_2CO_3}$ komt overeen met $0{,}094\,\mathrm{mol}$, want

$$n_{\text{soda}} = \frac{m_{\text{soda}}}{M_{\text{soda}}} = \frac{10\,\mathrm{g}}{2 \cdot 23\,\mathrm{g/mol} + 1 \cdot 12\,\mathrm{g/mol} + 3 \cdot 16\,\mathrm{g/mol}} = 0{,}094\,\mathrm{mol}$$

en de molaire concentratie is dus

$$c_{\text{soda}} = \frac{0{,}094\,\mathrm{mol}}{0{,}1\,\mathrm{L}} = 0{,}94\,\mathrm{mol/L}$$

CC BY-NC-SA 4.0

## 3.5.A Oefeningen concentratiegrootheden

**Oefening 3.5.1.** Bereken de massa magnesiumnitraat $\mathrm{Mg(NO_3)_2}$ nodig om $1{,}20\,\mathrm{L}$ van een oplossing met een molaire concentratie van $0.090$ mol/L te bereiden?

De oplossing dient ..... gram magnesiumnitraat te bevatten.

**Oefening 3.5.2.** Welke massa en hoeveel mol $\mathrm{(NH_4)_2SO_4}$ moet men afwegen om $150\,\mathrm{mL}$ van een oplossing met een massaconcentratie van $1{,}0\,\mathrm{g/L}$ te bereiden?

Men heeft ..... $\mathrm{g}$ $\mathrm{(NH_4)_2SO_4}$ nodig.
$150\,\mathrm{mL}$ van deze oplossing bevat ..... $\mathrm{mol}$ $\mathrm{(NH_4)_2SO_4}$

**Oefening 3.5.3.** Vul aan:

**1.** $3{,}33\,\mathrm{L}$ van een KI-oplossing heeft een massaconcentratie van $22{,}5\,\mathrm{g/L}$.
De oplossing bevat ..... $\mathrm{mol}$ van de opgeloste stof.
De oplossing bevat ..... $\mathrm{g}$ van de opgeloste stof.
De molaire concentratie van deze oplossing is ..... $\mathrm{mol/L}$.

**2.** $0{,}450\,\mathrm{L}$ van een $\mathrm{MgSO_4}$-oplossing heeft een molaire concentratie van $0{,}75\,\mathrm{mol/L}$.
De massaconcentratie van deze oplossing is ..... $\mathrm{g/L}$.
De oplossing bevat ..... $\mathrm{mol}$ van de opgeloste stof.
De oplossing bevat ..... $\mathrm{g}$ van de opgeloste stof.

**Oefening 3.5.4.** Het alcoholgehalte van dranken wordt uitgedrukt in volumeprocent ($\mathrm{V\%}$).

Op een feestje worden volgende alcoholische dranken geserveerd:

- Pilsbier ($250\,\mathrm{mL}$) met een alcoholgehalte van $5{,}2\,\mathrm{V\%}$.
- Rode wijn ($100\,\mathrm{mL}$) met een alcoholgehalte van $12\,\mathrm{V\%}$.
- Porto ($6\,\mathrm{cL}$) met een alcoholgehalte van $15\,\mathrm{V\%}$.
- Whisky ($3\,\mathrm{cL}$) met een alcoholgehalte van $40\,\mathrm{V\%}$.

Twee personen gaan naar het feestje. Persoon A drinkt 2 pilsbiertjes en een glas porto, terwijl persoon B 3 whisky's drinkt. Welke uitspraak is juist?

(A) Van de bovenstaande consumpties bevat een glas whisky ($3\,\mathrm{cL}$) het hoogste volume alcohol.

(B) Persoon A heeft een groter volume alcohol gedronken dan persoon B.

(C) Van bovenstaande consumpties bevat een glas rode wijn ($100\,\mathrm{mL}$) het laagste volume alcohol.

(D) Een glas rode wijn ($100\,\mathrm{mL}$) bevat eenzelfde volume alcohol als een glas whisky ($3\,\mathrm{cL}$).

**Oefening 3.5.5.** Welke uitspraak is **fout**?

(A) De massadichtheid kan uitgedrukt worden in de eenheden $\mathrm{g/L}$.

(B) Massaprocent is dimensieloos

(C) De massadichtheid van een oplossing kan berekend worden als de massa van de opgeloste stof en het volume van de oplossing gekend zijn

CC BY-NC-SA 4.0

### 3.5.A Oefeningen concentratiegrootheden

(D) Massa-volumeprocent is dimensieloos

**Oefening 3.5.6.** Stel dat je beschikt over een waterige oplossing die $28{,}0\,\mathrm{g}\ \mathrm{Na_2SO_4}$ per liter oplossing bevat. Bijkomende gegevens waarover je beschikt zijn:

- de molaire massa van $\mathrm{NaSO_4}$ bedraagt $126\,\mathrm{g/mol}$
- de molaire massa van $\mathrm{H_2O}$ bedraagt $18\,\mathrm{g/mol}$
- de massadichtheid van zuiver water bedraagt $1{,}00\,\mathrm{g/mL}$

Welke van de volgende concentratie-grootheden kan je berekenen met deze gegevens?

(A) zowel de molaire concentratie als de massaconcentratie aan $\mathrm{Na_2SO_4}$

(B) zowel de molaire concentratie aan $\mathrm{Na_2SO_4}$ als de massadichtheid van de oplossing

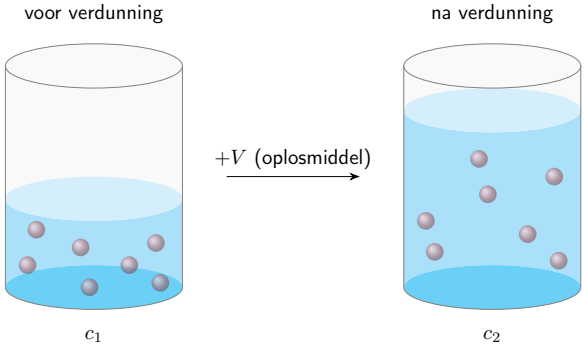
(C) zowel de molaire concentratie als de massaconcentratie aan $\mathrm{Na_2SO_4}$ als het massaprocentueel gehalte aan $\mathrm{Na_2SO_4}$

(D) zowel de massaconcentratie als het massaprocentueel gehalte aan $\mathrm{Na_2SO_4}$

CC BY-NC-SA 4.0

## 3.6 Verdunnen en mengen van oplossingen

Door aan een oplossing een extra hoeveelheid oplosmiddel toe te voegen **verdun** je deze oplossing, en bekom je een nieuwe oplossing met een andere concentratie. Na verdunning is het *volume van de oplossing* toegenomen terwijl de *hoeveelheid opgeloste stof* dezelfde is gebleven.




De concentratie *daalt* dus bij verdunning, want

$$\text{concentratie} = \frac{\text{hoeveelheid opgeloste stof}}{\text{hoeveelheid oplossing}}.$$

Omdat de hoeveelheid opgeloste stof voor verdunnen (situatie 1) en na verdunnen (situatie 2) constant blijft, verandert het aantal mol niet:

$$n_1 = n_2$$

Uit de definitie $c = \frac{n}{V}$ van molaire massaconcentratie volgt dat $n = c \cdot V$.Na vervangen van $n_1$ en $n_2$ bekomen we

$$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$$

Hieruit leiden we de nieuwe concentratie $c_2$ af

$$\boxed{c_2 = c_1 \cdot \frac{V_1}{V_2}}$$

De concentratie verandert bijgevolg volgens de volumeverhouding $\frac{V_1}{V_2}$.

Volgende voorbeelden illustreren enkele verdunningsberekeningen.

**Voorbeeld 3.6.1.** Je voegt aan $10\,\text{mL}$ van een $0{,}35\,\text{mol/L}$ NaOH-oplossing water toe tot het volume $60\,\text{mL}$ bedraagt. Wat is de molaire concentratie van de uiteindelijke oplossing?

**Uitwerking:**

$$c_2 = c_1 \cdot \frac{V_1}{V_2} = 0{,}35\,\text{mol/L} \cdot \frac{0{,}010\,\text{L}}{0{,}060\,\text{L}} = 0{,}058\,\text{mol/L}$$

De concentratie van de verdunde NaOH-oplossing bedraagt $0{,}058\,\text{mol/L}$.

**Voorbeeld 3.6.2.** Je beschikt over een oplossing oxaalzuur van $0{,}023\,\text{mol/L}$ en moet deze verdunnen tot $0{,}01\,\text{mol/L}$. Het eindvolume moet $250\,\text{mL}$ bedragen. Bereken het volume van de oorspronkelijke oxaalzuuroplossing dat hiervoor nodig is.

**Uitwerking:** We moeten uitrekenen welk volume $V_1$ van de oorspronkelijke oplossing oxaalzuur nodig is om, na toevoegen van water, tot een volume van $V_2 = 250\,\text{mL} = 0{,}25\,\text{L}$ te komen met de beoogde

### 3.6 Verdunnen en mengen van oplossingen

eindconcentratie van $0{,}01\,\mathrm{mol/L}$.

$$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$$
$$V_1 = \frac{c_2 \cdot V_2}{c_1}$$

Invullen en uitrekenen geeft dan

$$V_1 = \frac{c_2 \cdot V_2}{c_1} = \frac{0{,}01\,\mathrm{mol/L} \cdot 0{,}25\,\mathrm{L}}{0{,}023\,\mathrm{mol/L}} = 0{,}109\,\mathrm{L} = 109\,\mathrm{mL}$$

Je moet $109\,\mathrm{mL}$ van de oorspronkelijke oplossing nemen en aanlengen met water tot $250\,\mathrm{mL}$ om een oplossing met oxaalzuur met een concentratie van $0{,}01\,\mathrm{mol/L}$ te bereiden.

Bij het mengen van oplossingen verandert de concentratie van de opgeloste stoffen. Een voorbeeld om dit te illustreren:

**Voorbeeld 3.6.3.** De volgende drie oplossingen worden samengevoegd:

$$\begin{aligned} 100\,\mathrm{mL} \quad &\text{met} \quad [\mathrm{NO_3}^-] = 0{,}45\,\mathrm{mol/L} \\ 200\,\mathrm{mL} \quad &\text{met} \quad [\mathrm{NO_3}^-] = 0{,}25\,\mathrm{mol/L} \\ 50\,\mathrm{mL} \quad &\text{met} \quad [\mathrm{NO_3}^-] = 0{,}10\,\mathrm{mol/L} \end{aligned}$$

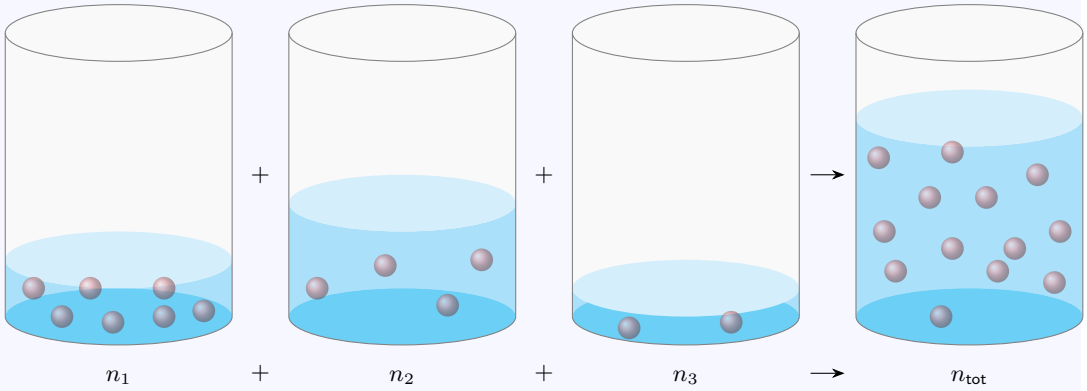
Wat is de molaire concentratie van nitraationen in het bekomen mengsel?

**Uitwerking:** Wanneer we de oplossingen samenvoegen, moeten we rekening houden met twee aspecten:

(a) Het volume van de finale oplossing zal de som zijn van de volumes van elk van de beginoplossingen.

$$V_{\text{eind}} = V_1 + V_2 + V_3 = 100\,\mathrm{mL} + 200\,\mathrm{mL} + 50\,\mathrm{mL} = 350\,\mathrm{mL}$$

(b) Elke oplossing wordt als het ware verdund in de twee andere oplossingen. We moeten het totaal aantal mol nitraat uitrekenen dat in de finale oplossing aanwezig zal zijn door de molhoeveelheden nitraat van de drie beginoplossingen op te tellen.




De molhoeveelheden nitraat in de drie oorspronkelijke oplossingen zijn gemakkelijk te berekenen.

- Voor de eerste oplossing:

$$n_1 = c_1 \cdot V_1 = 0{,}45\,\mathrm{mol/L} \cdot 0{,}1\,\mathrm{L} = 0{,}045\,\mathrm{mol}$$

- Voor de tweede oplossing:

$$n_2 = c_2 \cdot V_2 = 0{,}25\,\mathrm{mol/L} \cdot 0{,}2\,\mathrm{L} = 0{,}050\,\mathrm{mol}$$

CC BY-NC-SA 4.0

### 3.6 Verdunnen en mengen van oplossingen

- Voor de derde oplossing:

$$n_3 = c_3 \cdot V_3 = 0{,}10\,\text{mol/L} \cdot 0{,}05\,\text{L} = 0{,}005\,\text{mol}$$

Het totaal aantal mol nitraat is $n_{\text{eind}} = n_1 + n_2 + n_3 = 0{,}045\,\text{mol} + 0{,}050\,\text{mol} + 0{,}005\,\text{mol} = 0{,}10\,\text{mol}$.

De molaire concentratie nitraat in de finale oplossing is dan

$$c_{\text{eind}} = \frac{n_{\text{eind}}}{V_{\text{eind}}} = \frac{0{,}10\,\text{mol}}{0{,}350\,\text{L}} = 0{,}29\,\text{mol/L}$$

De molaire concentratie nitraat in de finale oplossing bedraagt $0{,}29\,\text{mol/L}$.

CC BY-NC-SA 4.0

## 3.6.A Oefeningen verdunnen

**Oefening 3.6.1.** Indien men $50{,}0\,\mathrm{mL}$ van een $3{,}5\,\mathrm{mol/L}$ zwavelzuuroplossing ($H_2SO_4$) wenst te verdunnen tot een $2{,}0\,\mathrm{mol/L}$ oplossing, hoe groot wordt dan het volume van de verdunde oplossing?

Het volume na verdunning zal ..... mL zijn.

**Oefening 3.6.2.** Welke van de volgende stellingen over een $0{,}20\,\mathrm{mol/L}$ oplossing van natriumchloride in water is **fout**?

(A) Als $10\,\mathrm{mL}$ van de oplossing genomen wordt, is de molaire concentratie van dit deel nog steeds $0{,}20$ mol per liter.

(B) Als $20\,\mathrm{mL}$ van de $0{,}20\,\mathrm{mol/L}$ oplossing gemengd wordt met $60\,\mathrm{mL}$ van de $0{,}20\,\mathrm{mol/L}$ oplossing, bedraagt de molaire concentratie van het mengsel nog steeds $0{,}20$ mol per liter.

(C) Als de oplossing verdund wordt door het toevoegen van zuiver water, kan de molaire concentratie nooit gelijk blijven aan $0{,}20$ mol per liter.

(D) Als aan $1$ liter van de oplossing 1 liter water toegevoegd wordt, bevat dat mengsel $0{,}10$ mol natriumchloride.

**Oefening 3.6.3.** $0{,}15\,\mathrm{mol\ NaOH}$ wordt opgelost in $20\,\mathrm{mL}$ water en de oplossing wordt aangelengd met zuiver water tot $100\,\mathrm{mL}$. $10\,\mathrm{mL}$ van de aangelengde oplossing wordt verdund tot $250\,\mathrm{mL}$. Wat is de molaire concentratie van deze laatste oplossing?

(A) $0{,}060\,\mathrm{mol/L}$

(B) $0{,}012\,\mathrm{mol/L}$

(C) $0{,}30\,\mathrm{mol/L}$

(D) $0{,}375\,\mathrm{mol/L}$

**Oefening 3.6.4.** Ammoniumsulfaat ($(NH_4)_2SO_4$) wordt opgelost in water en de oplossing wordt aangelengd tot $100\,\mathrm{mL}$. $20\,\mathrm{mL}$ van deze oplossing wordt aangelengd met zuiver water tot $500\,\mathrm{mL}$. De concentratie ammoniumsulfaat in de laatste oplossing is $0{,}010\,\mathrm{mol/L}$. Hoeveel gram ammoniumsulfaat werd opgelost?

(A) $0{,}132\,\mathrm{g}$

(B) $0{,}660\,\mathrm{g}$

(C) $2{,}64\,\mathrm{g}$

(D) $3{,}30\,\mathrm{g}$

**Oefening 3.6.5.** Je beschikt over een fles met $1{,}0\,\mathrm{L}$ van een $1{,}2\,\mathrm{mol/L}$ zwavelzuuroplossing ($H_2SO_4$). Hieruit wil je $1500\,\mathrm{mL}$ van een $0{,}75\,\mathrm{mol/L}$ oplossing bereiden. Per ongeluk stoot je de fles zwavelzuuroplossing om en een hoeveelheid $x$ van de 1,2 molaire oplossing gaat verloren, waardoor je met de overgebleven hoeveelheid zwavelzuuroplossing nog maximum $900\,\mathrm{mL}$ van de gewenste oplossing kan bereiden. Hoeveel bedraagt $x$?

(A) $x = 260\,\mathrm{mL}$

CC BY-NC-SA 4.0

### 3.6.A Oefeningen verdunnen

(B) $x = 440\,\mathrm{mL}$

(C) $x = 610\,\mathrm{mL}$

(D) Er zijn te weinig gegevens om dit volume te berekenen

CC BY-NC-SA 4.0

## 3.7 Gassen en de ideale gaswet

Vele stoffen komen voor in gasvorm. In tegenstelling tot vaste stoffen en vloeistoffen zijn gassen samendrukbaar: hun volume verandert als de omgevingsdruk verandert. Ook de temperatuur van het gas heeft een invloed op de druk en het volume van een gas, net zoals het aantal aanwezige gasmoleculen. Het wiskundige verband tussen deze grootheden wordt gegeven door de **ideale gaswet**:

In een ideaal gas met
druk $p$ (in $\mathrm{Pa}$)
volume $V$ (in $\mathrm{m}^3$)
temperatuur $T$ (in $\mathrm{K}$)
hoeveelheid moleculen $n$ (in $\mathrm{mol}$)

geldt **de ideale gaswet** $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ met $R = 8{,}31\ \dfrac{\mathrm{J}}{\mathrm{K\,mol}}$ de **gasconstante**.

Met de druk in atmosfeer $(\mathrm{atm})$ en het volume in liter $(\mathrm{L})$, is de gasconstante $R = 0{,}0821\ \dfrac{\mathrm{L\,atm}}{\mathrm{K\,mol}}$.

De ideale gaswet geldt in principe alleen voor een geïdealiseerd gas. Dit is een gas waarin de gasdeeltjes punten zonder enig volume zijn en elkaar niet aantrekken of afstoten. In werkelijkheid hebben gasdeeltjes natuurlijk wel een zeker volume en zullen ze wel met elkaar interageren. Desondanks is de ideale gaswet een uitstekende benadering om het gedrag van gassen te beschreven onder de meeste omstandigheden.

**Voorbeeld 3.7.1.** Bepaling van de molaire massa $M$ van een gas : $10\,\mathrm{g}$ van een onbekend diatomisch gas neemt bij $T = 273\,\mathrm{K}$ en $p = 1\,\mathrm{atm}$ een volume in van 7 liter. Bepaal de molaire massa van dit gas. Om welk gas gaat het?

**Uitwerking:** Uit $n = \dfrac{m}{M}$ en $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ volgt dat $M = \dfrac{m}{n}$ en $n = \dfrac{p \cdot V}{R \cdot T}$, en dus

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot V} = \frac{10\,\mathrm{g} \cdot 0{,}082\ \frac{\mathrm{L\,atm}}{\mathrm{mol\,K}} \cdot 273\,\mathrm{K}}{1\,\mathrm{atm} \cdot 7\,\mathrm{L}} = 31{,}98\,\mathrm{g/mol}$$

De molaire massa van het gas is dus ongeveer $32\,\mathrm{g/mol}$, en uit het PSE volgt dan dat het om $\mathrm{O_2}$-gas gaat.

**Voorbeeld 3.7.2.** Berekening van de massadichtheid $\rho$ van een gas:

Bepaal de massadichtheid van $\mathrm{CH_4}$-gas (methaangas) bij $T = 273\,\mathrm{K}$ en $p = 1\,\mathrm{atm}$.

**Uitwerking:** Uit $n = \dfrac{m}{M}$ en $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ en $\rho = \dfrac{m}{V}$ volgt dat:

$$\rho = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1\,\mathrm{atm} \cdot 16\,\mathrm{g/mol}}{0{,}082\ \frac{\mathrm{L\,atm}}{\mathrm{mol\,K}} \cdot 273\,\mathrm{K}} = 0{,}71\,\mathrm{g/L} = 7{,}1 \times 10^{-4}\,\mathrm{g/mL}$$

In een gasmengsel oefent elk gas zijn eigen druk uit, en heeft elk aanwezig gas een eigen **partiële druk**:

De **partiële druk** $p_\mathrm{A}$ van een gas $A$ in een gasmengsel is de druk die het gas $A$ zou uitoefenen indien het alleen in hetzelfde volume als het gasmengsel aanwezig zou zijn.

Dit is best een eigenaardige eigenschap van gassen: de druk van een gas in een gasmengsel wordt niet beïnvloed door de andere gassen in het mengsel, maar wordt louter bepaald door het volume van de container, de temperatuur en het aantal gasmoleculen van dat gas.

John Dalton toonde aan dat bij een constante temperatuur de totale druk van een gasmengsel gelijk is aan de som van de partiële drukken van alle aanwezige gassen. Deze (voor de hand liggende) eigenschap kennen we als de **Wet van Dalton**.

CC BY-NC-SA 4.0

## 3.7 Gassen en de ideale gaswet

Bij constante temperatuur is de totale druk van een gasmengsel gelijk aan de som van de partiële drukken:

$$p_{\text{tot}} = p_{\text{A}} + p_{\text{B}} + \ldots + p_{\text{Z}} \qquad \text{(Wet van Dalton)}$$

CC BY-NC-SA 4.0

## 3.7.A Oefeningen gasfase

**Oefening 3.7.1.** Bereken de gevraagde massa's.

**1.** Wat is de massa van $82{,}0\,\mathrm{L}$ stikstofgas bij $T = 273\,\mathrm{K}$ en $p = 1\,\mathrm{atm}$?

(A) $1{,}00\,\mathrm{g}$

(B) $51{,}0\,\mathrm{g}$

(C) $82{,}0\,\mathrm{g}$

(D) $102\,\mathrm{g}$

**2.** Wat is de massa $CO_2$ in een band met een inwendig volume van $5{,}0\,\mathrm{L}$ en een inwendige druk van $3{,}5 \times 10^5\,\mathrm{Pa}$ bij $25\,^\circ\mathrm{C}$ als die volledig met dit gas gevuld is?

(A) $12\,\mathrm{g}$

(B) $31\,\mathrm{g}$

(C) $38\,\mathrm{g}$

(D) $54\,\mathrm{g}$

**Oefening 3.7.2.** Een bepaalde hoeveelheid van een gas neemt een volume in van $0{,}963\,\mathrm{L}$ bij $22\,^\circ\mathrm{C}$ en $0{,}968\,\mathrm{atm}$. In de veronderstelling dat dit gas $O_2$ is, hoe groot is het volume van dit gas bij $0\,^\circ\mathrm{C}$ en $1{,}00 \times 10^5\,\mathrm{Pa}$?

$V(O_2) = \ldots\ldots L$

**Oefening 3.7.3.** Om de inhoud te kennen van een gascilinder, welke een gevaarlijk gif bevat, wordt een kwalitatieve analyse verricht van het gas. Een speciaal daartoe uitgeruste ballon van $1{,}0\,\mathrm{L}$ wordt, na eerst te zijn leeggepompt, gevuld met $10{,}0\,\mathrm{g}$ van dit gas. De druk op de ballon bedraagt dan $4{,}80 \times 10^5\,\mathrm{Pa}$ bij een temperatuur van $27\,^\circ\mathrm{C}$. Bepaal de molaire massa van dit gas.

Het gas heeft een molaire massa van $\ldots\ldots\,\mathrm{g/mol}$.

**Oefening 3.7.4.** Bij welke van de volgende wijzigingen van de toestand zal de massadichtheid van een gas toenemen?

(A) Verwarmen bij constante druk

(B) Verwarmen bij constant volume

(C) Samendrukken bij constante temperatuur

(D) De massadichtheid van een gas verandert nooit.

**Oefening 3.7.5.** Een ballon is gevuld met $0{,}5\,\mathrm{L}$ $N_2$-gas, bij een druk van $1{,}5\,\mathrm{atm}$ en een temperatuur van $10\,^\circ\mathrm{C}$. Als de druk constant blijft, bij welke temperatuur zal het volume van de ballon verdubbeld zijn?

(A) $5\,^\circ\mathrm{C}$

(B) $20\,^\circ\mathrm{C}$

CC BY-NC-SA 4.0

### 3.7.A Oefeningen gasfase

(C) $293\,^{\circ}\mathrm{C}$

(D) $566\,^{\circ}\mathrm{C}$

**Oefening 3.7.6.** Een vat met een volume van $5\,\mathrm{L}$ bevat, bij $27\,^{\circ}\mathrm{C}$ en een druk van $1013\,\mathrm{hPa}$, $8{,}9\,\mathrm{g}$ van een gasvormige zuivere stof. Welk gas is dit?

(A) dichloor $\mathrm{Cl_2}$

(B) koolstofdioxide $\mathrm{CO_2}$

(C) waterstofsulfide $\mathrm{H_2S}$

(D) ammoniak $\mathrm{NH_3}$

CC BY-NC-SA 4.0

KU LEUVEN

Groep Wetenschap & Technologie

Zelfstudietraject Chemie

# Module 4
# Stoichiometrie

(Versie 2026/02/20H.42)

# 4.1 De chemische reactie

Een **chemische reactie** is een proces waarbij stoffen worden omgezet tot andere stoffen.
De oorspronkelijke stoffen noemen we de **beginproducten** of **reagentia**, en die worden omgezet tot **eindproducten** of **reactieproducten**.

Een chemische reactie wordt beschreven door een **reactievergelijking** met in het linkerlid de beginproducten die door een pijl gescheiden zijn van het rechterlid met de eindproducten:

$$\text{reagentia} \longrightarrow \text{reactieproducten}$$

Twee moleculen diwaterstof reageren met één molecule dizuurstof tot twee watermoleculen:

$$\begin{array}{ccccc} \text{diwaterstof} & + & \text{dizuurstof} & \longrightarrow & \text{water} \\ 2\,H_2 & + & O_2 & \longrightarrow & 2\,H_2O \end{array}$$

Er zijn verschillende *types* chemische reacties, bijvoorbeeld naargelang de bindingen die verbroken of gevormd worden en of er elektronen of andere deeltjes worden overgedragen. Er kunnen zich producten vormen van een bepaalde soort, reacties kunnen al dan niet in evenwicht zijn, enzovoort.

Onder andere volgende belangrijke reactietypes worden onderscheiden:

- **neerslagreactie:** kan plaatsvinden na het samenvoegen van twee goed oplosbare stoffen in water die vervolgens in ionen splitsen. Bepaalde combinaties van een negatief geladen ion en een positief geladen ion leveren een slecht oplosbaar zout op. Dit slecht oplosbare zout wordt een vaste stof die we neerslag noemen. In de reactievergelijking wordt dit voorgesteld met een pijltje naar beneden achter de chemische formule van de stof die neerslaat. We bespreken de neerslagreacties in deze cursus niet verder.

$$\begin{aligned} NaCl\,(aq) + AgNO_3\,(aq) &\longrightarrow NaNO_3\,(aq) + AgCl\,(\downarrow) \\ Na_2CO_3\,(aq) + Ca(NO_3)_2\,(aq) &\longrightarrow 2\,NaNO_3\,(aq) + CaCO_3(\downarrow) \end{aligned}$$

- **zuur-basereactie:** (ook **neutralisatiereactie**) is een reactie tussen een zuur en een base waarbij een proton wordt overgedragen van het zuur naar de base. Hierbij ontstaan een zout en water:

$$\underset{\text{zuur}}{HCl} + \underset{\text{base}}{KOH} \longrightarrow \underset{\text{zout}}{KCl} + \underset{\text{water}}{H_2O}$$

- **redoxreactie (of oxidoreductiereactie):** is een reactie waarbij elektronen uitgewisseld worden tussen de reagentia. We zullen ze makkelijk herkennen omdat dit de enige reacties zijn waarbij het oxidatiegetal verandert van enkele elementen.

$$\begin{aligned} 4\,Fe + 3\,O_2 &\longrightarrow 2\,Fe_2O_3 \\ H_2S + Cl_2 &\longrightarrow S + 2\,HCl \end{aligned}$$

### 4.1.1 Wet van behoud van massa

Bij een chemische reactie worden bestaande bindingen in moleculen verbroken, waardoor losse atomen ontstaan die in andere combinaties nieuwe moleculen vormen met andere eigenschappen. Omdat er geen atomen verdwijnen of bijkomen moet het aantal atomen van elke soort vóór de reactie gelijk zijn aan het aantal atomen van elke soort na de reactie. Dat is de betekenis van volgende algemene regel of wet:

CC BY-NC-SA 4.0

## 4.1 De chemische reactie

De **wet van behoud van massa** (of de **wet van Lavoisier**) wordt geformuleerd als:

de totale massa van alle stoffen vóór reactie is gelijk aan de totale massa van alle stoffen na reactie.

of ook: de totale massa blijft behouden tijdens een chemische reactie.

of: in een reactievergelijking is per element het aantal atomen links en rechts gelijk.

of: in een reactie(vergelijking) moet de **atoombalans** in evenwicht zijn.

De massa blijft behouden:

| $\mathrm{Mg}$ | $+$ | $\mathrm{S}$ | $\longrightarrow$ | $\mathrm{MgS}$ |
|---|---|---|---|---|
| $24{,}3\,\mathrm{g}$ | | $32{,}0\,\mathrm{g}$ | | $56{,}3\,\mathrm{g}$ |

Om aan de eis van massabehoud te voldoen is het meestal nodig om in de reactievergelijking aan de chemische formules voorgetallen of **stoichiometrische coëfficiënten** toe te voegen. Omdat fracties van moleculen niet bestaan moeten deze coëfficiënten **gehele getallen** zijn. Voor de eenvoud neemt men de kleinst mogelijke gehele getallen. De coëfficiënt 1 wordt niet vermeld.

In de meeste reacties kan de atoombalans vlot in evenwicht worden gebracht door **eenvoudig redeneren**. Soms werkt de algebraïsche methode van Bottomley, maar soms zijn ook andere technieken nodig.

- In een hypothetische reactie $\mathrm{H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O}$ zou een $\mathrm{O}$ atoom verdwijnen, en dat kan niet. Dit is eenvoudig op te lossen door voor $\mathrm{H_2}$ en $\mathrm{H_2O}$ de coëfficiënt 2 te noteren. In de reactie $\mathrm{2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O}$ klopt de atoombalans wel: zowel links als rechts zijn er vier $\mathrm{H}$ atomen en twee $\mathrm{O}$ atomen.
- Bij $\mathrm{N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3}$ is de atoombalans niet in evenwicht, maar bij $\mathrm{N_2 + 3\,H_2 \longrightarrow 2\,NH_3}$ wel (namelijk $2 \times \mathrm{N}$ en $6 \times \mathrm{H}$).

Elke reactievergelijking heeft zowel een kwalitatieve als een kwantitatieve betekenis:

**kwalitatief** zegt een reactievergelijking **welke** verbindingen de reagentia zijn en welke de reactieproducten. Dit kwalitatief aspect vind je terug in de chemische formules.

**kwantitatief** drukt een reactievergelijking een verband uit tussen de **hoeveelheden** van de reagentia die worden omgezet en de hoeveelheden van de reactieproducten die worden gevormd. Deze kwantitatieve informatie vind je in de stoichiometrische coëfficiënten.

In de vergelijking $\mathrm{4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3}$ geven de molecuulformules $\mathrm{Al}, \mathrm{O_2}$ en $\mathrm{Al_2O_3}$ de kwalitatieve informatie over de reactie, en de coëfficiënten $4, 3$ en $2$ de bijhorende kwantitatieve informatie.

Een reactievergelijking zegt *in welke verhoudingen* moleculen met elkaar reageren. Door de kleine massa's ($10^{-27}\,\mathrm{kg}$) is het onmogelijk om enkele atomen of moleculen af te wegen om deze te laten reageren volgens de aantallen weergegeven in de reactievergelijking. In de praktijk gebruikt men een meetbaar veelvoud van het aantal deeltjes. Door (alle coëfficiënten van) de reactievergelijking te vermenigvuldigen met het getal van Avogadro ($N_\mathrm{A} = 6{,}022 \times 10^{23}$) kan je de reactievergelijking ook **molair** interpreteren: ze drukt dan uit hoeveel mol van de reagentia met elkaar reageren tot hoeveel mol van de reactieproducten.

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Je kan | $4\ \mathrm{Al}$ | $+$ | $3\ \mathrm{O_2}$ | | $\longrightarrow$ | $2\ \mathrm{Al_2O_3}$ |
| lezen als | 4 moleculen $\mathrm{Al}$ | $+$ | 3 moleculen $\mathrm{O_2}$ | | $\longrightarrow$ | 2 moleculen $\mathrm{Al_2O_3}$ |
| maar ook als | $4 \times N_\mathrm{A}$ moleculen $\mathrm{Al}$ | $+$ | $3 \times N_\mathrm{A}$ moleculen $\mathrm{O_2}$ | | $\longrightarrow$ | $2 \times N_\mathrm{A}$ moleculen $\mathrm{Al_2O_3}$ |
| en dus als | 4 mol $\mathrm{Al}$ | $+$ | 3 mol $\mathrm{O_2}$ | | $\longrightarrow$ | 2 mol $\mathrm{Al_2O_3}$ |

CC BY-NC-SA 4.0

## 4.1 De chemische reactie

**Oefening 4.1.1.**

**1.** Als $12\,\mathrm{g}$ $\mathrm{CH_4}$ verbrandt tot $33\,\mathrm{g}$ $\mathrm{CO_2}$ en $27\,\mathrm{g}$ $\mathrm{H_2O}$ volgens de reactie

$$\mathrm{CH_4(g)} \;+\; 2\,\mathrm{O_2(g)} \longrightarrow \mathrm{CO_2(g)} + 2\,\mathrm{H_2O\,(vl)}$$

dan was hiervoor ..... g $\mathrm{O_2}$ nodig.

**2.** Als $169{,}9\,\mathrm{g}$ $\mathrm{AgNO_3}$ reageert met $58{,}4\,\mathrm{g}$ $\mathrm{NaCl}$ volgens de reactie

$$\mathrm{AgNO_3(aq)} \;+\; \mathrm{NaCl(aq)} \longrightarrow \mathrm{AgCl\,(\downarrow)} + \mathrm{NaNO_3(aq)}$$

waarbij er $143{,}3\,\mathrm{g}$ $\mathrm{AgCl}$ neerslaat, dan werd dus ook ..... g $\mathrm{NaNO_3}$ gevormd.

CC BY-NC-SA 4.0

## 4.2 Stoichiometrische coëfficiënten bepalen

In veel gevallen kan je via **eenvoudig redeneren** de coëfficiënten bepalen bij een reactievergelijking. Bij complexe vergelijkingen kan je een stelsel opstellen en oplossen (de zogenaamde **methode van Bottomley**). Beide methodes worden uitgelegd met een voorbeeld.

**Stappenplan** Atoombalans opstellen via **eenvoudig redeneren**.

Om voor een reactie als $\mathrm{C_3H_8 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O}$ *alle* atoomsoorten in balans te brengen,

1. kies je (indien mogelijk) een atoomsoort die zowel links als rechts maar in één molecuulformule voorkomt. Als er meerdere dergelijke atoomsoorten zijn, kies je die met *de hoogste index*.

   In het voorbeeld kies je dus eerst voor waterstof $\mathrm{H}$, want in het linkerlid komt dit element enkel voor in de verbinding $\mathrm{C_3H_8}$ en in het rechterlid enkel in $\mathrm{H_2O}$.

2. kies je coëfficiënten zodat de balans *voor deze atoomsoort* klopt.

   Om links en rechts evenveel $\mathrm{H}$-atomen te hebben, plaats je bij $\mathrm{H_2O}$ de coëfficiënt 4:

   $\mathrm{H}$-balans: $\mathrm{C_3H_8} + \mathrm{O_2} \longrightarrow \mathrm{CO_2} + 4\,\mathrm{H_2O}$ $(1 \times 8 = 8 = 4 \times 2$ $\mathrm{H}$-atomen$)$

3. bepaal je vervolgens de coëfficiënten voor de andere molecuulformules:

   $\mathrm{C}$-balans: $\mathrm{C_3H_8} + \mathrm{O_2} \longrightarrow 3\,\mathrm{CO_2} + 4\,\mathrm{H_2O}$ $(1 \times 3 = 3 = 3 \times 1$ $\mathrm{C}$-atomen$)$

   $\mathrm{O}$-balans: $\mathrm{C_3H_8} + 5\,\mathrm{O_2} \longrightarrow 3\,\mathrm{CO_2} + 4\,\mathrm{H_2O}$ $(3 \times 2 + 4 \times 1 = 10 = 5 \times 2$ $\mathrm{O}$-atomen$)$

De correcte reactievergelijking is dus $\mathrm{C_3H_8} + 5\,\mathrm{O_2} \longrightarrow 3\,\mathrm{CO_2} + 4\,\mathrm{H_2O}$

Een coëfficiënt moet steeds een geheel getal zijn. Als niet-gehele coëfficiënten voorkomen dan vermenigvuldig je alle coëfficiënten met eenzelfde getal zodat de kleinst mogelijke gehele getallen overblijven.

De reactievergelijking $\mathrm{Na} + \frac{1}{2}\,\mathrm{Cl_2} \longrightarrow \mathrm{NaCl}$ wordt gewoonlijk niet geschreven wegens de breuk $\frac{1}{2}$. Je werkt de breuk weg door alle coëfficiënten met 2 te vermenigvuldigen: $2\,\mathrm{Na} + \mathrm{Cl_2} \longrightarrow 2\,\mathrm{NaCl}$.

Bij complexere reacties kan je ook met een stelsel van vergelijkingen werken. Deze methode noemt men ook de **methode van Bottomley** en we leggen ze uit samen met een voorbeeld.

**Stappenplan** Methode van **Bottomley**.

Om een reactie als $\mathrm{P_4 + I_2 + H_2O \longrightarrow H_3PO_3 + HI}$ balanceren,

1. schrijf je de gezochte coëfficiënten als onbekenden $a, b, c, \ldots$

$$a\,\mathrm{P_4} + b\,\mathrm{I_2} + c\,\mathrm{H_2O} \longrightarrow d\,\mathrm{H_3PO_3} + e\,\mathrm{HI}$$

2. schrijf je voor elk atoomsoort de atoombalans als een algebraïsche vergelijking:

$$\begin{aligned} \text{P-balans:} \quad & 4a = d \\ \text{H-balans:} \quad & 2c = 3d + e \\ \text{I-balans:} \quad & 2b = e \\ \text{O-balans:} \quad & c = 3d \end{aligned}$$

3. los je dit stelsel in de onbekenden $a, b, c, \ldots$ op.

   In dit geval is het handig om de onbekende met het grootste voorgetal gelijk aan 1 te stellen, dus hier is dat $a = 1$, en dan de andere onbekenden te berekenen.

CC BY-NC-SA 4.0

## 4.2 Stoichiometrische coëfficiënten bepalen

Uit de P-balans volgt dat $d = 4$, dan volgt uit de O-balans dat $c = 12$, en dus volgt uit de H-balans dat $e = 24 - 12 = 12$ en tenslotte dat $b = 6$.

De correcte reactievergelijking is bijgevolg $\mathrm{P_4} + 6\,\mathrm{I_2} + 12\,\mathrm{H_2O} \longrightarrow 4\,\mathrm{H_3PO_3} + 12\,\mathrm{HI}$.

De methode van Bottomley werkt enkel als er voldoende vergelijkingen zijn die een unieke oplossing hebben voor de verschillende onbekenden (de coëfficiënten). Dus mag het aantal coëfficiënten ten hoogste één meer zijn dan het aantal verschillende atomen.

**Oefening 4.2.1.** Vul de correcte coëfficiënten aan om onderstaande reacties te balanceren. Bij deze eenvoudige voorbeelden lukt dat via eenvoudig redeneren.

**1.** ..... $\mathrm{Mg}$ + ..... $\mathrm{O_2}$ $\longrightarrow$ ..... $\mathrm{MgO}$

**2.** ..... $\mathrm{H_2SO_4}$ + ..... $\mathrm{NaOH}$ $\longrightarrow$ ..... $\mathrm{Na_2SO_4}$ + ..... $\mathrm{H_2O}$

**3.** ..... $\mathrm{H_2S}$ + ..... $\mathrm{O_2}$ $\longrightarrow$ ..... $\mathrm{H_2O}$ + ..... $\mathrm{SO_2}$

**4.** ..... $\mathrm{NH_3}$ + ..... $\mathrm{O_2}$ $\longrightarrow$ ..... $\mathrm{NO}$ + ..... $\mathrm{H_2O}$

CC BY-NC-SA 4.0

## 4.2.A Oefeningen atoombalans

Wanneer in onderstaande oefeningen een reactievergelijking gegeven wordt, controleer dan steeds eerst de stoichiometrische coëfficiënten.

**Oefening 4.2.2.** Zoek de juiste coëfficiënten voor de volgende reacties:

1. ..... $P_4O_{10}$ + ..... $H_2O$ $\longrightarrow$ ..... $H_3PO_4$
2. ..... $C_7H_6O_2$ + ..... $O_2$ $\longrightarrow$ ..... $CO_2$ + ..... $H_2O$
3. ..... $HClO_4$ + ..... $P_4O_{10}$ $\longrightarrow$ ..... $H_3PO_4$ + ..... $Cl_2O_7$
4. ..... $NH_3$ + ..... $O_2$ $\longrightarrow$ ..... $NO$ + ..... $H_2O$
5. ..... $C_3H_5N_3O_9$ $\longrightarrow$ ..... $CO_2$ + ..... $N_2$ + ..... $O_2$ + ..... $H_2O$
6. ..... $Na_2CO_3$ + ..... $C$ + ..... $N_2$ $\longrightarrow$ ..... $NaCN$ + ..... $CO_2$
7. ..... $BF_3$ + ..... $NaBH_4$ $\longrightarrow$ ..... $NaBF_4$ + ..... $B_2H_6$

CC BY-NC-SA 4.0

# 4.3 Stoichiometrie

In industriële processen en in laboratoria is het belangrijk te weten welke hoeveelheden reagentia op elkaar inwerken en welke hoeveelheid aan reactieproduct hierbij wordt verkregen, zonder dat er tekorten of overschotten zijn.

**Stoichiometrische berekeningen** zijn berekeningen van de hoeveelheden weggereageerde reagentia of gevormde reactieproducten.

Een **stoichiometrisch mengsel** is een mengsel van reagentia in de juiste verhouding voor een volledige omzetting van alle reagentia.

Als van één van de reagentia meer aanwezig is dan nodig voor een volledige omzetting dan is dat reagens in **overmaat** en blijft er na de reactie een deel van die stof over. Het andere reagens is dan het **beperkend reagens** en reageert volledig weg.

In stoichiometrische berekeningen worden op basis van gegeven hoeveelheden reagentia en/of reactieproducten de hoeveelheden van andere reagerende stoffen berekend. De hoeveelheden kunnen gegeven of gevraagd zijn als massa, volume, concentratie of mol, en de berekeningen gebeuren op basis van de stoichiometrische coëfficiënten van de reactievergelijking die het verband weergeven tussen het *aantal mol* van de reagentia en de reactieproducten.

Stoichiometrische berekeningen herleiden dus de hoeveelheden naar mol, en gebruiken dan het **verband** dat de stoichiometrische coëfficiënten van de reactievergelijking leggen tussen het **aantal mol** van de **reagentia** en de **reactieproducten**:

**Stappenplan**

1. Stel een volledig correcte chemische **reactievergelijking** op.

   Je bepaalt dus de coëfficiënten (en interpreteert die in mol, 'theoretische molhoeveelheden').

2. Herleid de gegeven hoeveelheden naar **molhoeveelheden**.

   Dus: massa's, volumes, concentraties,... reken je om naar mol.

3. Ga na of één van de reagentia in **overmaat** aanwezig is.

   We kunnen het beperkend reagens bepalen door het aantal mol van een reagens te delen door de stoichiometrische coëfficiënt. De stof met de laagste waarde is het beperkend reagens.

   De hoeveelheid van de gevraagde stof moet berekend worden aan de hand van het beperkend reagens.

4. Bepaal de hoeveelheid van de gevraagde stoffen **in mol** door met behulp van de stoichiometrische coëfficiënten uit de reactievergelijking een verband te leggen met het aantal mol van de gegeven stoffen.

5. Herleid de berekende molhoeveelheden naar de **gevraagde hoeveelheden**.

**Voorbeeld 4.3.1.**

Distikstof en diwaterstof reageren met elkaar tot ammoniak. Bereken de massa ammoniak die gevormd kan worden wanneer $50\,\mathrm{g}$ diwaterstof volledig wegreageert.

**Uitwerking:**

Volg het stappenplan:

1. Stel de reactievergelijking op :

CC BY-NC-SA 4.0

## 4.3 Stoichiometrie

$$\begin{array}{lcccl} \mathrm{N_2} & + & 3\ \mathrm{H_2} & \longrightarrow & 2\ \mathrm{NH_3} \\ 1\,\mathrm{mol} & & 3\,\mathrm{mol} & & 2\,\mathrm{mol} \quad (= \text{theoretische molhoeveelheden}) \end{array}$$

2. Herleid de gegevens naar molhoeveelheden

   Er is gegeven dat $m(\mathrm{H_2}) = 50\,\mathrm{g}$. Herinner je dat $M = \frac{m}{n}$, en dus $n = \frac{m}{M}$. In dit geval levert dat

   $$n(\mathrm{H_2}) = \frac{m(\mathrm{H_2})}{M(\mathrm{H_2})} = \frac{50\,\mathrm{g}}{2\ \mathrm{g/mol}} = 25\,\mathrm{mol}$$

3. Controleer mogelijke overmaat: hier is de hoeveelheid van slechts één reagens gegeven, er is dus geen reagens in overmaat.
4. Bepaal de gevraagde hoeveelheden in mol.

   Uit de stoichiometrische coëfficiënten vind je de volgende verhouding:

   $$\begin{array}{lcccl} \mathrm{N_2} & + & 3\ \mathrm{H_2} & \longrightarrow & 2\ \mathrm{NH_3} \\ 1\ \mathrm{mol} & & 3\ \mathrm{mol} & & 2\ \mathrm{mol} \end{array}$$

   $$\frac{n_{\mathrm{NH_3}}}{n_{\mathrm{H_2}}} = \frac{2}{3}$$

   Hieruit leid je de volgende molhoeveelheden af:

   $$\begin{aligned} \frac{n_{\mathrm{NH_3}}}{n_{\mathrm{H_2}}} &= \frac{2}{3} \\ n_{\mathrm{NH_3}} &= \frac{2}{3} \cdot n_{\mathrm{H_2}} \\ &= \frac{2}{3} \cdot 25\,\mathrm{mol} \\ &= 16{,}67\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

5. Herleid de molhoeveelheden naar gevraagde grootheden.

   Er was gevraagd naar de massa ammoniak ($m(\mathrm{NH_3})$). Opnieuw volgt uit $M = \frac{m}{n}$ dat

   $$m(\mathrm{NH_3}) = M(\mathrm{NH_3}) \cdot n(\mathrm{NH_3}) = 17\,\mathrm{g/mol} \cdot 16{,}67\,\mathrm{mol} = 283\,\mathrm{g}$$

   Het antwoord is dus $283\,\mathrm{g}$.

**Voorbeeld 4.3.2.**

Er wordt $5{,}3\,\mathrm{g}$ zink toegevoegd aan $0{,}5\,\mathrm{L}$ van een $0{,}2\,\mathrm{mol/L}$ HCl-oplossing. Bereken de molaire concentratie van de gevormde $\mathrm{ZnCl_2}$-oplossing aan het einde van de reactie.

**Uitwerking:**

1. De reactievergelijking:

   $$\begin{array}{lcccccl} \mathrm{Zn} & + & 2\ \mathrm{HCl} & \longrightarrow & \mathrm{ZnCl_2} & + & \mathrm{H_2} \\ 1\,\mathrm{mol} & & 2\,\mathrm{mol} & & 1\,\mathrm{mol} & & 1\,\mathrm{mol} \quad (= \text{theoretisch}) \end{array}$$

2. Herleiden van de gegevens naar molhoeveelheden.

   Er is gegeven dat:

   $$\begin{aligned} m_{\mathrm{Zn}} &= 5{,}3\,\mathrm{g} \\ V &= 0{,}5\,\mathrm{L} \\ M_{\mathrm{HCl}} &= 0{,}2\,\mathrm{mol/L} \end{aligned}$$

CC BY-NC-SA 4.0

## 4.3 Stoichiometrie

Het aantal mol $\mathrm{Zn}$ bereken je met de formule $M = \frac{m}{n}$ (en dus $n = \frac{m}{M}$):

$$n(\mathrm{Zn}) = \frac{m(\mathrm{Zn})}{M(\mathrm{Zn})} = \frac{5{,}3\,\mathrm{g}}{65{,}4\ \mathrm{g/mol}} = 0{,}081\,\mathrm{mol}$$

Het aantal mol $\mathrm{HCl}$ volgt uit de formule $c = \frac{n}{V}$ (en dus $n = c \cdot V$):

$$n_{\mathrm{HCl}} = c_{\mathrm{HCl}} \cdot V = 0{,}2\,\mathrm{mol/L} \cdot 0{,}5\,\mathrm{L} = 0{,}1\,\mathrm{mol}$$

3. Overmaat controleren.

   Om het beperkend reagens te bepalen kunnen we voor elk reagens het aantal mol delen door de stoichiometrische coëfficiënt. De stof met de laagste waarde is het beperkend reagens. In dit voorbeeld vinden we dan:

$$\begin{aligned} \mathrm{Zn}: &= \frac{0{,}081}{1} = 0{,}081 \\ \mathrm{HCl}: &= \frac{0{,}1}{2} = 0{,}05 \end{aligned}$$

   Het laagste resultaat vinden we voor $\mathrm{HCl}$. Dit is het beperkend reagens. Het andere reagens, zink, is in overmaat aanwezig.

4. Afleiden van de gevraagde hoeveelheden in mol.
   Gebruik de hoeveelheid mol van het beperkend reagens $\mathrm{HCl}$ om het verband te leggen naar de gevormde hoeveelheid $\mathrm{ZnCl_2}$.

$$\begin{array}{ccccccc} \mathrm{Zn} & + & 2\ \mathrm{HCl} & \longrightarrow & \mathrm{ZnCl_2} & + & \mathrm{H_2} \\ 1\ \mathrm{mol} & & 2\ \mathrm{mol} & & 1\ \mathrm{mol} & & 1\ \mathrm{mol} \end{array}$$

$$\frac{n_{\mathrm{ZnCl_2}}}{n_{\mathrm{HCl}}} = \frac{1}{2}$$

   Hieruit kan je de gevraagde molhoeveelheden bepalen:

$$\begin{aligned} \frac{n_{\mathrm{ZnCl_2}}}{n_{\mathrm{HCl}}} &= \frac{1}{2} \\ n_{\mathrm{ZnCl_2}} &= \frac{1}{2} \cdot n_{\mathrm{HCl}} \\ &= \frac{1}{2} \cdot 0{,}1\,\mathrm{mol} \\ &= 0{,}05\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

   We kunnen deze berekeningen vaak samengevat noteren in een simpel schema:

| | $\mathrm{Zn}$ | $+$ | $2\,\mathrm{HCl}$ | $\longrightarrow$ | $\mathrm{ZnCl_2}$ | $+$ | $\mathrm{H_2}$ |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| vóór | $0{,}081\,\mathrm{mol}$ | | $0{,}1\,\mathrm{mol}$ | | | | |
| reactie | $-0{,}05\,\mathrm{mol}$ | | $-2 \times 0{,}05\,\mathrm{mol}$ | | $+0{,}05\,\mathrm{mol}$ | | $+0{,}05\,\mathrm{mol}$ |
| na | $0{,}031\,\mathrm{mol}$ | | $0\,\mathrm{mol}$ | | $0{,}05\,\mathrm{mol}$ | | $0{,}05\,\mathrm{mol}$ |

5. Herleiden van molhoeveelheden naar gevraagde grootheden.
   De molaire concentratie $c_{\mathrm{ZnCl_2}}$ van de $\mathrm{ZnCl_2}$-oplossing wordt gevraagd, en opnieuw met de formule $c = \frac{n}{V}$ bereken je dat

$$c_{\mathrm{ZnCl_2}} = \frac{n_{\mathrm{ZnCl_2}}}{V} = \frac{0{,}05\,\mathrm{mol}}{0{,}5\,\mathrm{L}} = 0{,}1\,\mathrm{mol/L}$$

   Het antwoord is dus $0{,}1\,\mathrm{mol/L}$.

CC BY-NC-SA 4.0

## 4.3.A Oefeningen chemische reactie en stoichiometrie

Wanneer in onderstaande oefeningen een reactievergelijking gegeven wordt, controleer dan steeds eerst de stoichiometrische coëfficiënten.

**Oefening 4.3.1.** Zoek de juiste coëfficiënten voor de volgende reacties:

1. ..... $P_4O_{10}$ + ..... $H_2O$ $\longrightarrow$ ..... $H_3PO_4$
2. ..... $C_7H_6O_2$ + ..... $O_2$ $\longrightarrow$ ..... $CO_2$ + ..... $H_2O$
3. ..... $HClO_4$ + ..... $P_4O_{10}$ $\longrightarrow$ ..... $H_3PO_4$ + ..... $Cl_2O_7$
4. ..... $NH_3$ + ..... $O_2$ $\longrightarrow$ ..... $NO$ + ..... $H_2O$
5. ..... $C_3H_5N_3O_9$ $\longrightarrow$ ..... $CO_2$ + ..... $N_2$ + ..... $O_2$ + ..... $H_2O$
6. ..... $Na_2CO_3$ + ..... $C$ + ..... $N_2$ $\longrightarrow$ ..... $NaCN$ + ..... $CO_2$
7. ..... $BF_3$ + ..... $NaBH_4$ $\longrightarrow$ ..... $NaBF_4$ + ..... $B_2H_6$

**Oefening 4.3.2.** Hoeveel **millimol** permanganaat-ionen reageren met $0{,}042\,\mathrm{mol}\ I^-$-ionen in onderstaande reactie?

$$2\,MnO_4^- + 16\,H^+ + 10\,I^- \longrightarrow 2\,Mn^{2+} + 5\,I_2 + 8\,H_2O$$

Er reageert ..... mmol permanganaat.

**Oefening 4.3.3.** Ammoniak wordt bereid volgens onderstaande reactie:

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \longrightarrow 2\,NH_{3(g)}$$

1. Hoeveel mol $NH_3$ kan er gevormd worden met $2{,}00\,\mathrm{mol}\ H_2$ ?

Er kan ..... mol $NH_3$ gevormd worden.

2. Bereken de massa ammoniak die er gevormd kan worden met $50{,}0\,\mathrm{g}\ H_2$.

Er zal ..... gram ammoniak gevormd worden.

**Oefening 4.3.4.** Bij de verbranding van fosfor (P) ontstaat er $56{,}8$ gram difosforpentaoxide ($P_2O_5$).

1. Vul de correcte coëfficiënten in deze reactievergelijking in.

..... P + .....$O_2$ $\longrightarrow$ ..... $P_2O_5$

2. Hoeveel liter zuurstofgas wordt hiervoor verbruikt bij $0\,^\circ\mathrm{C}$ en $1{,}00 \times 10^5\,\mathrm{Pa}$?

Er wordt ..... liter zuurstofgas verbruikt.

**Oefening 4.3.5.** Bij een temperatuur van $273\,\mathrm{K}$ en een druk van $1{,}0\,\mathrm{atm}$ atmosfeer wil men $0{,}50\,\mathrm{L}$ dizuurstofgas bereiden door ontleding van kwik(II)oxide. Hoeveel gram kwik(II)oxide is hiervoor nodig? De reactie is

$$HgO \longrightarrow Hg + O_2$$

Er is ..... gram kwikoxide nodig.

CC BY-NC-SA 4.0

### 4.3.A Oefeningen chemische reactie en stoichiometrie

**Oefening 4.3.6.** De airbag vinden we vandaag de dag in nagenoeg alle auto's terug en moet, tijdens een botsing, de kans op lichamelijke letsels van de inzittenden, tot een minimum herleiden. Wanneer een auto botst, wordt de airbag gevuld met $N_2$-gas dat ontstaat uit de ontbinding van $NaN_3$ (natriumazide) volgens de reactie:

$$2\,NaN_{3(s)} \longrightarrow 2\,Na_{(s)} + 3\,N_{2(g)}$$

Om de bestuurder van een voertuig voldoende efficiënt te beschermen moet de airbag in een fractie van een seconde een volume bezitten van minimum 35 liter. Hoeveel gram $NaN_3$ moet er dan minstens aanwezig zijn om een volume van $35{,}0\,L$ $N_2$-gas te verzekeren bij een temperatuur van $20\,°C$ en een druk van 1 atmosfeer?

Er moet minstens ..... gram aanwezig zijn.

**Oefening 4.3.7.** Het gehalte aan ureum ($(H_2N)_2CO$) in urine kan bepaald worden op basis van onderstaande reactievergelijking.

$$(H_2N)_2CO + \ldots\ldots\, BrO^- + 2\,OH^- \longrightarrow \ldots\ldots\, N_2 + {CO_3}^{2-} + 3\,H_2O + 3\,Br^-$$

Bij $0\,°C$ en een druk van $1{,}0\,atm$ komt uit een dagelijkse urineafscheiding van $1500\,mL$ een hoeveelheid van $10$ liter $N_2$ vrij.
Hieruit kunnen we afleiden dat urine ..... mol/L ureum bevat.

**Oefening 4.3.8.** Men voegt een overmaat zwavelzuur toe aan $100\,g$ natriumsulfiet. Bereken hoeveel liter zwaveldioxide ontstaat, als gegeven is dat bij de reactie-omstandigheden de dichtheid van zwaveldioxide $2{,}90\,g/L$ is. De reactie is

$$H_2SO_4 + Na_2SO_3 \longrightarrow SO_2 + H_2O + Na_2SO_4$$

Er ontstaat ..... liter zwaveldioxide.

**Oefening 4.3.9.** Chloorgas kan bereid worden door reactie van waterstofchloride met bruinsteen:

$$4\,HCl + MnO_2 \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\,H_2O$$

Hoeveel liter chloorgas kan men op die manier bij $22{,}0\,°C$ en $1{,}00 \times 10^5\,Pa$ bereiden uit $250\,g$ bruinsteenerts dat slechts $90\%$ $MnO_2$ bevat?

Er wordt ..... L chloorgas gevormd onder deze omstandigheden.

**Oefening 4.3.10.** Men laat $50{,}0\,g$ onzuiver zink reageren met een overmaat verdunde $HCl$-oplossing. Hierbij ontstaat $15{,}2\,L$ $H_2$-gas bij een druk van $1\,atm$ en $22\,°C$. Bereken het zuiverheidsgehalte (in $m_{\%}$) van het stuk zink (in de veronderstelling dat de onzuiverheden niet reageren met $HCl$). De reactie is

$$Zn + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

Het zuiverheidsgehalte is ..... %.

**Oefening 4.3.11.** $AlCl_3$ wordt gesynthetiseerd volgens onderstaande reactie:

$$Al_2O_{3(s)} + C_{(s)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow AlCl_{3(s)} + CO_{(g)}$$

Wat is in deze reactie het beperkend reagens indien vertrokken wordt van $142\,g$ $Cl_2$, $102\,g$ $Al_2O_3$ en $48\,g$ C?

CC BY-NC-SA 4.0

### 4.3.A Oefeningen chemische reactie en stoichiometrie

(A) $Al_2O_3$

(B) $C$

(C) $Cl_2$

(D) $AlCl_3$

(E) $CO$

**Oefening 4.3.12.** Men laat $100{,}0$ gram diwaterstof reageren met $100{,}0$ gram dizuurstof in een volledig aflopende reactie ter vorming van water.

**1.** Schrijf de reactievergelijking die bij deze reactie hoort.

..... $H_2$ + ..... $O_2$ $\longrightarrow$ ..... $H_2O$

**2.** Tijdens deze reactie reageert er ..... gram zuurstofgas weg.

**3.** Tijdens deze reactie kan maximaal ..... gram water gevormd worden.

**Oefening 4.3.13.** Veronderstel volgende reactie:

$$CaCO_3 + HCl \longrightarrow H_2O + CO_2 + CaCl_2$$

**1.** Hoeveel gram $CO_2$-gas ontstaat er bij de reactie van $175{,}0\,\mathrm{g}$ $CaCO_3$ met $109{,}5\,\mathrm{g}$ $HCl$ bij $273\,\mathrm{K}$ en een druk van $1{,}0\,\mathrm{atm}$?

Er ontstaat ..... gram koolstofdioxide.

**2.** Met hoeveel liter $CO_2$ komt dit overeen?

Dit komt overeen met ..... liter koolstofdioxide-gas.

**3.** Tijdens deze reactie is het reagens in overmaat is

| $CaCO_3$ | $HCl$ | $H_2O$ | $CO_2$ | $CaCl_2$ |
|---|---|---|---|---|

Hiervan blijft er ..... gram over na de reactie.

**Oefening 4.3.14.** Men laat $6\,\mathrm{mol}$ aluminiummetaal reageren met $9\,\mathrm{mol}$ $O_2$-gas volgens de reactie

$$Al + O_2 \longrightarrow Al_2O_3$$

Duid alle correcte stellingen over deze reactie aan.

[A] er ontstaat juist 3 mol $Al_2O_3$

[B] er blijft juist 3 mol $O_2$ over na reactie

[C] $144\,\mathrm{g}$ $O_2$ blijft over na reactie

[D] er moet 3 mol $Al$ extra toegevoegd worden om de totale hoeveelheid $O_2$ volledig te laten wegreageren.

**Oefening 4.3.15.** De reagentia $A_2$ en $B_2$ reageren tot het reactieproduct $AB_2$. Welke van de volgende mengsels van reagentia is een stoichiometrisch mengsel?

CC BY-NC-SA 4.0

### 4.3.A Oefeningen chemische reactie en stoichiometrie

(A) 0,10 mol $A_2$ en 0,10 mol $B_2$

(B) 0,20 mol $A_2$ en 0,10 mol $B_2$

(C) 0,10 mol $A_2$ en 0,20 mol $B_2$

(D) 0,20 mol $A_2$ en 0,20 mol $B_2$

CC BY-NC-SA 4.0

KU LEUVEN

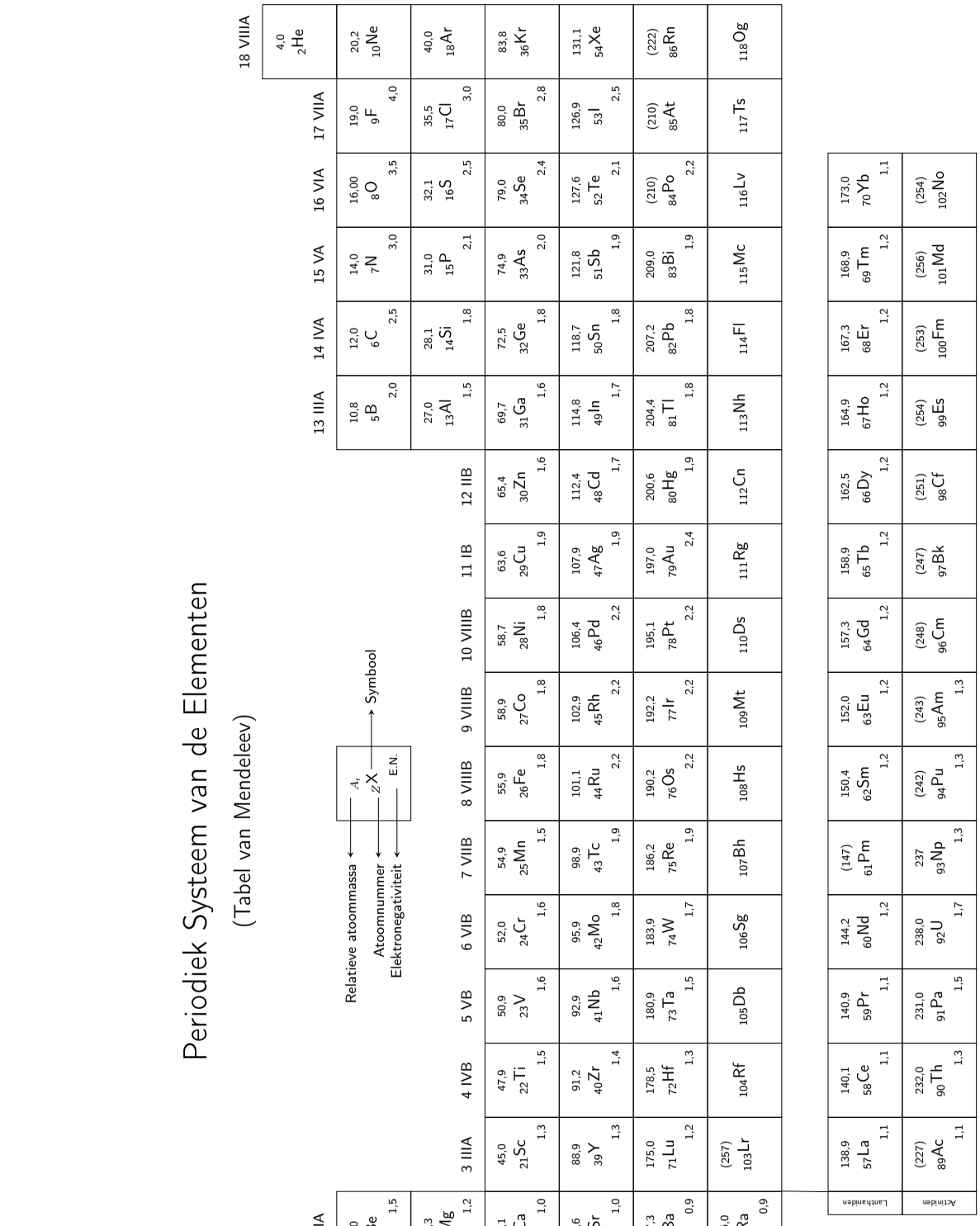
Groep Wetenschap & Technologie

Zelfstudietraject Chemie

# Module 5
# Appendix

(Versie 2026/02/20H.42)

## 5.1 Periodiek systeem van de elementen




CC BY-NC-SA 4.0
KU Leuven (2026/02/20H.42)