

# Algemene en anorganische chemie

## Hoofdstukken 1 t.e.m. 4

als basistekst voor de vakantiecursus Chemie aan de faculteit  
Bio-ingenieurswetenschappen

Prof. dr. Rik Van Deun

Inleidende hoofdstukken van de cursus voor 1<sup>ste</sup> Bachelor Bio-  
ingenieurswetenschappen  
Academiejaar 2022–2023

Illustraties & Vormgeving  
Leo Bergmans



## Deel 1 Structuur

### Hoofdstuk 1 - Inleiding

1.1	Chemie .....	1.1
1.2	Materie .....	1.2
1.2.1	Definitie.....	1.2
1.2.2	Classificatie.....	1.3
1.2.3	Energie .....	1.5
1.3	Grootheden en eenheden.....	1.5

### Hoofdstuk 2 - Atoomtheorie

2.1	Fundamentele chemische wetten.....	2.1
2.1.1	Wet van behoud van massa .....	2.1
2.1.2	Wet van de constante samenstelling .....	2.1
2.1.3	Wet van de eenvoudige verhoudingen .....	2.1
2.2	Atoomtheorie van Dalton.....	2.2
2.3	Het nucleaire atoommodel.....	2.3
2.3.1	Het elektron.....	2.3
2.3.2	Het nucleaire atoom .....	2.3
2.3.3	Atoomsymbolen .....	2.5
2.4	Het periodiek systeem.....	2.5
2.5	Isotopen .....	2.8
2.6	Atoommassa-eenheid.....	2.10

### Hoofdstuk 3 - Verbindingen

3.1	Moleculen en ionen.....	3.1
3.1.1	Covalente binding .....	3.1
3.1.2	Ionbinding.....	3.2
3.2	Nomenclatuur .....	3.4
3.3	Molecuulmassa - formulemassa.....	3.15
3.4	De mol .....	3.16
3.5	Procentuele samenstelling van een verbinding.....	3.17
3.6	Oefeningen.....	3.18
3.7	Antwoorden.....	3.27

**Hoofdstuk 4 - Chemische reacties**

4.1	Chemische vergelijkingen .....	4.1
4.2	Water als oplosmiddel.....	4.3
4.3	Elektrolyten .....	4.4
4.3.1	Sterke elektrolyten.....	4.5
4.3.2	Zwakke elektrolyten.....	4.6
4.3.3	Niet-elektrolyten .....	4.8
4.4	Samenstelling van oplossingen.....	4.8
4.4.1	Stofhoeveelheidsconcentratie - Molaire concentratie.....	4.8
4.4.2	Molale concentratie.....	4.9
4.4.3	Molfractie.....	4.9
4.5	Types chemische reacties.....	4.10
4.5.1	Combinatiereacties.....	4.10
4.5.1.1	Combinatie van twee elementen.....	4.10
4.5.1.2	Combinatie van een element met een verbinding.....	4.11
4.5.1.3	Combinatie van een verbinding met een verbinding.....	4.11
4.5.2	Ontledingsreacties.....	4.12
4.5.2.1	Thermische ontleding.....	4.12
4.5.2.2	Elektrolytische ontleding (Elektrolyse).....	4.12
4.5.3	Enkelvoudige uitwisselingsreacties.....	4.12
4.5.4	Metathesereacties (dubbele uitwisseling).....	4.13
4.5.4.1	Vorming van een weinig oplosbaar zout.....	4.13
4.5.4.2	Vorming van een gas.....	4.14
4.5.4.3	Vorming van een zwak elektrolyt.....	4.14
4.6	Redoxreacties.....	4.15
4.6.1	Oxidatiegetallen.....	4.16
4.6.2	Oxidatiegetalmethod.....	4.19
4.6.3	Ion-elektronmethode.....	4.20
4.7	Stoichiometrische berekeningen.....	4.21
4.8	Titraties .....	4.23
4.9	Oefeningen.....	4.24
4.10	Antwoorden.....	4.40

Deze bundel bevat integraal de eerste 4 hoofdstukken van de cursus 'Algemene en anorganische chemie: structuur', gedoceerd aan de 1ba-studenten bio-ingenieurswetenschappen. Vele basisconcepten in deze tekst worden uitgelegd tijdens de driedaagse vakantiecursus chemie.

- Voor studenten die de opleiding bachelor in de bio-ingenieurswetenschappen willen starten is het belangrijk om de oefeningen opgenomen in deze cursustekst vlot zelfstandig te kunnen uitwerken. Prof. Van Deun zal bepaalde concepten in deze eerste inleidende hoofdstukken nog kort doceren tijdens zijn lessen, maar zeker niet alles en vaak aan een relatief hoog tempo. Er wordt namelijk een zekere voorkennis chemie verwacht vanaf academiejaar 2022-2023.
- Voor studenten die de opleiding bachelor in de biowetenschappen willen starten worden alle concepten opgenomen in deze cursustekst evenwel uitvoerig behandeld tijdens de lessen van prof. Vermeir, verantwoordelijke lesgever voor de vakken Algemene chemie in 1ba biowetenschappen.



## 1.1 Chemie

Chemie of scheikunde is de studie van de materie en zijn eigenschappen, van de veranderingen die materie kan ondergaan en van de energiebijdragen die met deze veranderingen gepaard gaan.

Chemie heeft een rijk verleden en vloeit als natuurwetenschap voort uit drie tradities: alchemie, geneeskunst en technologie.

Alhoewel de alchemie eerder een occulte praktijk was die tot in de 16<sup>de</sup> eeuw het Westerse denken over materie beïnvloedde, vond zij een aantal chemische technieken uit zoals destillatie, percolatie, extractie ... Ook kenden de alchemisten reeds een aantal minerale zuren als zoutzuur, zwavelzuur en salpeterzuur. Zeer belangrijk is dat de alchemisten de methodiek van observatie en experiment invoerden.



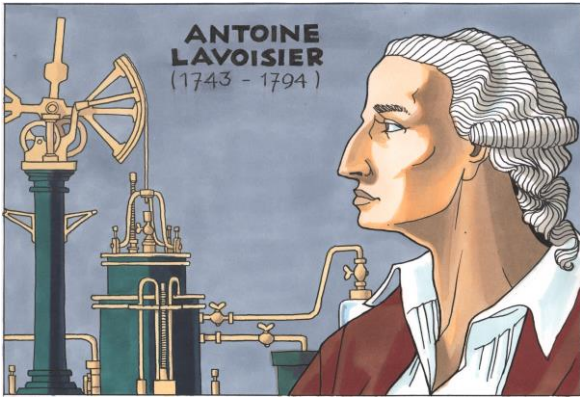
Geneeskunst in de Middeleeuwen was veelal een bijpraktijk van de alchemisten. Alhoewel sommige van hun producten schadelijk waren voor de mens, legden de toenmalige geneesheren een band tussen geneeskunde en chemie die nog altijd bestaat.

Maar de eerste chemische activiteiten van de mens zijn terug te voeren naar metallurgie (bronstijdperk, ijertijdperk). Pottenbakkerij, afzondering van kleurstoffen en het zuiveren van edele metalen (goud, zilver) behoren eveneens tot de vroegste menselijke toepassingen van de chemie. De chemie verwierf pas in het midden van de 18<sup>de</sup> eeuw de status van exacte wetenschappelijke discipline door het werk van o.a. Lavoisier en Priestley waarbij de methodiek van observatie, hypothese, experiment en theorie werd ingevoerd.



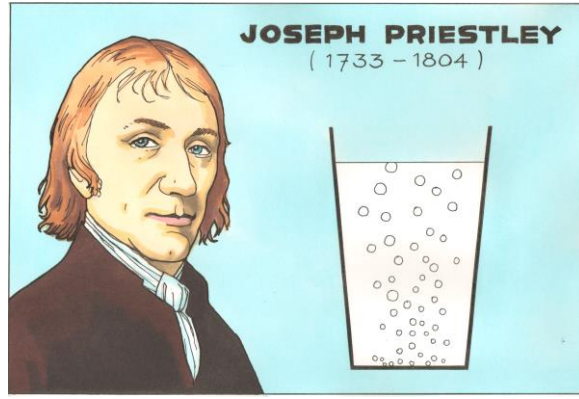
Vanaf het begin van de 19<sup>de</sup> eeuw heeft de chemie zich enorm ontwikkeld en is haar impact op de menselijke samenleving zeer groot. Meerdere specialisaties werden noodzakelijk: fysische chemie, anorganische chemie, organische chemie, analytische chemie, polymeerchemie, biochemie. De recentste ontwikkelingen kunnen op een algemeen begrijpbare wijze gevolgd worden via populariserende tijdschriften (EOS, Natuur en Techniek, ...) of tv-programma's.

1



Frankrijk

Lavoisier wordt vaak beschouwd als de vader van de moderne scheikunde. Hij ontkracht de flogiston- theorie door aan te tonen dat bij verbranding geen 'flogiston' verdwijnt maar zuurstof wordt opgenomen. Hij ontdekt dat water geen element is, zoals men in die dagen meende, maar bestaat uit oxygène (zuurstof) en hydrogène (letterlijk water vormend, in het Nederlands waterstof). Hij ontwikkelt de chemische naamgeving waarvan de essentie nu nog geldt. Wordt onthoofd tijdens de Franse revolutie wegens zijn werk voor het Ancien Régime.



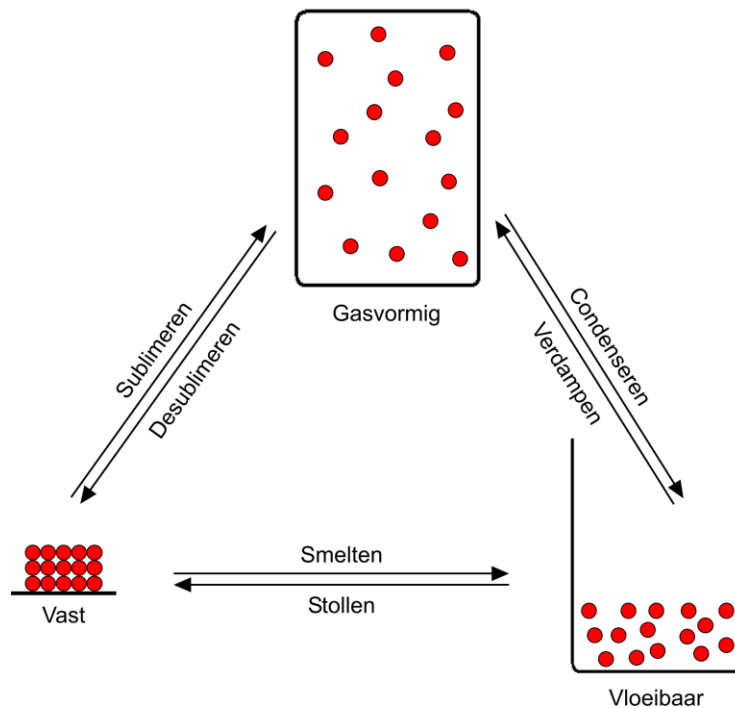
Engeland

Hij isoleert en beschrijft de eigenschappen van koolstofdioxide, koolstofmonoxide, zwaveldioxide, waterstofchloride en zuurstofgas, waardoor hij Lavoisier helpt om de flogistontheorie omver te werpen. In het laboratorium slaagt hij in de synthese van distikstofmonoxide (lachgas). Hij bestudeert de fotosynthese en ontdekt dat grafiet de stroom geleidt. Hij is de eerste om spuitwater te fabriceren.

## 1.2 Materie

### 1.2.1 Definitie

Materie is alles wat in de kosmos massa en volume heeft. Materie kan voorkomen in drie fysische toestanden: vast (v), vloeibaar (vl) of gasvormig (g). De chemische opbouw van de materie wordt bij verandering van fysische toestand niet gewijzigd (Figuur 1.1).



Figuur 1.1 – Aggregatietoestanden

Materie wordt onderzocht aan de hand van zijn eigenschappen. Er wordt een onderscheid gemaakt tussen fysische en chemische eigenschappen.



Een **fysische eigenschap** kan vastgesteld worden waarbij de chemische samenstelling van de stof niet verandert, zoals smeltpunt, kookpunt, kleur, elektrische geleidbaarheid, dichtheid, oplosbaarheid, viscositeit, brekingsindex, ...

Een **chemische eigenschap** beschrijft een chemische verandering waarbij de stof interageert met of omgezet wordt in andere stoffen: ontvlambaarheid, corrosiegevoeligheid, ...

1

Een chemische verandering wordt een **chemische reactie** genoemd. Hierbij wordt een stof (eventueel samen met andere stoffen) omgezet in een of meerdere andere stoffen met een andere chemische samenstelling en andere fysische eigenschappen.

Vb. water  $\xrightarrow{\text{elektrische stroom}}$  waterstofgas + zuurstofgas

Een **zuivere stof** heeft een welbepaalde unieke set aan fysische en chemische eigenschappen.

Vb. koper



Fysische eigenschappen: roodbruine metaalglans, goed pletbaar en rekbaar, goede geleider van warmte en elektrische stroom, smeltpunt (1083 °C), kookpunt (2570 °C).

Chemische eigenschappen: vormt traag een groen kopercarbonaat in vochtige lucht, reageert met salpeterzuur en zwavelzuur, vormt donkerblauwe oplossingen met een oplossing van ammoniak in water.



Eigenschappen kunnen ingedeeld worden in **extensieve** en **intensieve eigenschappen**. Een extensieve eigenschap is afhankelijk van de hoeveelheid materie (vb. massa, volume). Een intensieve eigenschap is onafhankelijk van de hoeveelheid materie (vb. kleur, kookpunt, smeltpunt, ... , chemische eigenschappen). Stoffen kunnen gekarakteriseerd worden aan de hand van hun intensieve eigenschappen.

## 1.2.2 Classificatie

Gewoonlijk komt materie voor als een **mengsel** (van verschillende componenten): lucht (bevat dizuurstof, distikstof, waterdamp, ...), zeewater (bevat water, anorganische zouten, zand). Mengsels hebben een variabele samenstelling. Er zijn twee soorten mengsels: **heterogene** en **homogene mengsels**. Heterogene mengsels hebben een of meerdere zichtbare fasegrenzen tussen de componenten, vb. stukken rots, baksteen, huisvuil. In sommige gevallen zijn de fasegrenzen slechts onder een microscoop te zien, vb. bij bloed. Homogene mengsels hebben geen zichtbare fasegrenzen omdat de componenten gemengd zijn onder hun kleinste individuele vorm : atomen, ionen, molecules.

Lucht is een homogeen mengsel van verschillende gassen. Een homogeen mengsel dat in zijn geheel een vloeistof is, wordt veelal een **oplossing** genoemd, vb. een suikeroplossing (suiker opgelost in water). Waterige oplossingen zijn zeer belangrijk in de chemie en in de biochemie.

Zowel heterogene als homogene mengsels zijn samengesteld uit **zuivere stoffen**. Het is onmogelijk visueel uit te maken of een stuk homogene materie een homogeen mengsel dan wel een zuivere stof is. Zuivere stoffen worden uit homogene of heterogene mengsels afgezonderd met behulp van fysische scheidingstechnieken (filtratie, extractie, destillatie, kristallisatie, chromatografie). De zuivere stoffen die men aldus bekomt, hebben een vaste chemische samenstelling en welbepaalde vaste eigenschappen.

Sommige zuivere stoffen kunnen onder bepaalde omstandigheden, vb. onder invloed van elektrische stroom of door verwarming, verder ontleed worden in andere zuivere stoffen.

# 1. Inleiding

## Voorbeelden

1



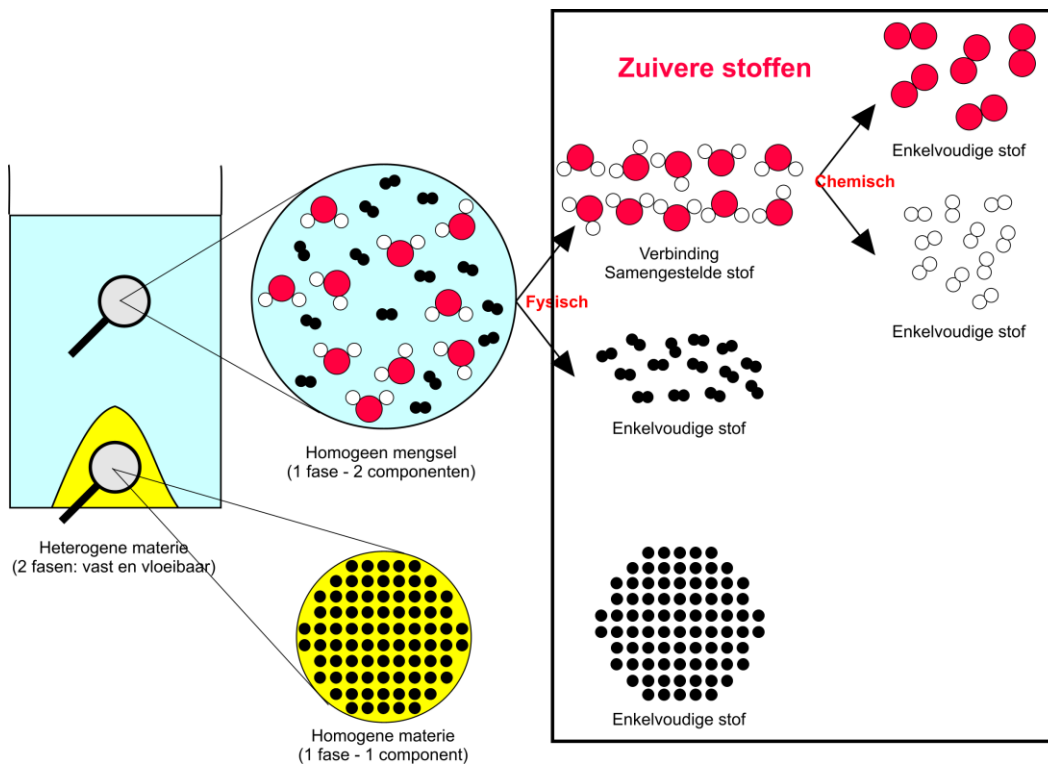
Water en keukenzout worden bijgevolg **verbindingen** genoemd.

Zuivere stoffen die uiteindelijk niet verder kunnen ontleed worden in meer eenvoudige zuivere stoffen via chemische reacties of elektriciteit worden **elementaire stoffen** genoemd.

Vb. IJzer, koper, kwik, calcium, dizuurstof, diwaterstof, helium, ...

Op dit ogenblik zijn 117 elementen gekend.

De classificatie van de materie is schematisch weergegeven in Figuur 1.2.



Figuur 1.2 – Classificatie van de materie

### 1.2.3 Energie

Chemische reacties gaan gewoonlijk gepaard met veranderingen in energie. De totale energie aanwezig in een chemisch systeem is een som van potentiële en kinetische energie. De temperatuur van het systeem is een maat voor zijn kinetische energie. De potentiële energie van een chemisch systeem wordt bepaald door de onderlinge positie van en de interacties tussen de samenstellende deeltjes van de materie in het systeem. Wanneer bij een chemische omzetting de potentiële energie van de producten lager is dan van de uitgangsstof(fen), wordt het verschil omgezet in kinetische energie, die gebruikt kan worden om arbeid te verrichten.

**1**

Voor elke chemische omzetting gelden de wet van behoud van massa en de wet van behoud van energie : "Rien ne se perd, rien ne se crée" (Lavoisier) !

### 1.3 Grootheden en eenheden

Eigenschappen van materie kunnen slechts beoordeeld worden als ze kwantitatief worden uitgedrukt via een meting. Hiervoor wordt het SI-systeem gebruikt. Zie hoofdstuk 1 van de Praktische Oefeningen voor het gebruik van dit eenhedenstelsel.

**1**

## 2.1 Fundamentele chemische wetten

Deze wetten werden afgeleid uit nauwkeurig bestudeerde chemische experimenten, voornamelijk reacties van elementen met zuurstof, op het einde van de 18<sup>de</sup> eeuw, begin van de 19<sup>de</sup> eeuw.

### 2.1.1 Wet van behoud van massa (Lavoisier)

In een gesloten systeem blijft de totale massa behouden, ongeacht de scheikundige reacties die plaatsgrijpen.

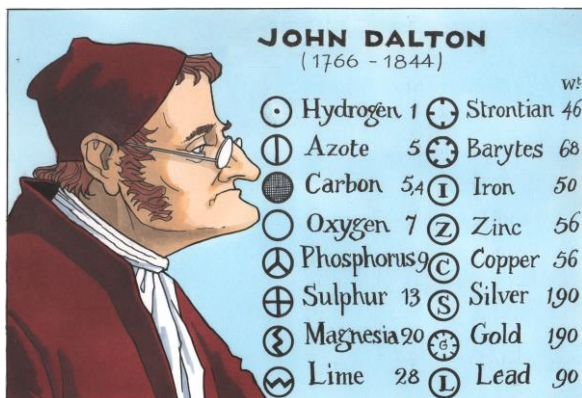
### 2.1.2 Wet van de constante samenstelling (Proust)

Een zuivere verbinding bevat steeds exact dezelfde elementen in exact dezelfde massa-verhouding, ongeacht zijn oorsprong.

Vb. Calciumcarbonaat wordt aangetroffen in vele vormen in de natuur: marmer, koraal, krijt. Steeds bevatten 100 g calciumcarbonaat 40 g calcium, 12 g koolstof en 48 g zuurstof.

### 2.1.3 Wet van de meervoudige verhoudingen (Dalton)

In feite een wet voorspeld door Dalton vanuit zijn atoomtheorie zelf.

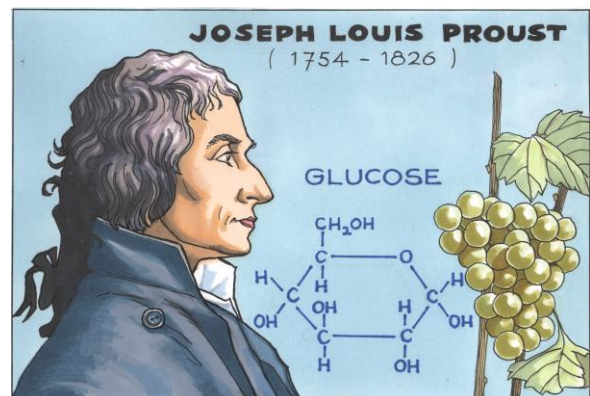


Engeland

Presenteert in 1803 een atoomtheorie, waarin o.a. gesteld wordt:

- alle materie is samengesteld uit kleine ondeelbare partikeltes
- iedere atoomsoort heeft een karakteristieke massa
- bij chemische reacties behouden de atomen hun identiteit.

Hij publiceert het eerste wetenschappelijke artikel over kleurenblindheid waaraan hij zelf leed en dat daarom ook daltonisme genoemd wordt.



Frankrijk

Hij wordt bekend door glucose af te zonderen uit druivensap. Proust is een van de pioniers van de chemische analyse langs natte weg. "De wet van Proust" of de "wet van de constante samenstelling" zegt dat wanneer twee of meer stoffen met elkaar reageren dat steeds in een vaste massaverhouding gebeurt.

Wanneer twee elementen, A en B, met elkaar reageren en meerdere verschillende verbindingen kunnen vormen, dan kunnen de verhoudingen van de massa's van het tweede element die reageren met een zelfde massa van het eerste element, herleid worden tot kleine gehele getallen.

Vb. Stikstof kan met zuurstof drie verschillende verbindingen vormen, die we voorlopig met I, II en III aanduiden.





















2

	Massa stikstof die reageert met 1 g zuurstof	Verhoudingen		
Verbinding I	1,750 g	$\frac{\text{I}}{\text{II}} = \frac{1,750 \text{ g}}{0,875 \text{ g}} = 2$		$\frac{\text{I}}{\text{III}} = \frac{1,750 \text{ g}}{0,4375 \text{ g}} = 4$
Verbinding II	0,875 g		$\frac{\text{II}}{\text{III}} = \frac{0,875 \text{ g}}{0,4375 \text{ g}} = 2$	
Verbinding III	0,4375 g			

## 2.2 Atoomtheorie van Dalton

In 1808 stelde Dalton een atoomtheorie voor onder de vorm van postulaten om de vorige chemische wetten te verklaren:

1. Elementen zijn opgebouwd uit zeer kleine, ondeelbare en niet vernietigbare deeltjes: atomen.
2. De atomen van een bepaald element zijn identiek in massa en in andere eigenschappen, en verschillend van de atomen van andere elementen.
3. Verbindingen zijn het resultaat van een combinatie van twee of meerdere verschillende atoomsoorten in een vaste en constante verhouding.
4. Een chemische reactie is louter een reorganisatie van atomen: een verandering in onderlinge combinatie. Atomen zelf veranderen niet bij een chemische reactie.

ELEMENTS					
	Hydrogen	1		Strontian	46
	Azote	5		Barytes	68
	Carbon	5 <sub>A</sub>		Iron	50
	Oxygen	7		Zinc	56
	Phosphorus	9		Copper	56
	Sulphur	13		Lead	90
	Magnesia	20		Silver	190
	Lime	24		Gold	190
	Soda	28		Platina	190
	Potash	42		Mercury	167

Massa was dus een fundamentele atomeigenschap en veel onderzoek werd in de eerste helft van de 19<sup>de</sup> eeuw uitgevoerd om de **atoommassa** van de atomen van een element te bepalen.

Figuur 2.1 - De tabel van chemische elementen, door John Dalton gecompileerd in de vroege 19<sup>de</sup> eeuw.

Aangezien de individuele atomen zo enorm klein zijn, kon alleen de atoommassa van een element bepaald worden relatief t.o.v. de atoommassa van een ander element.

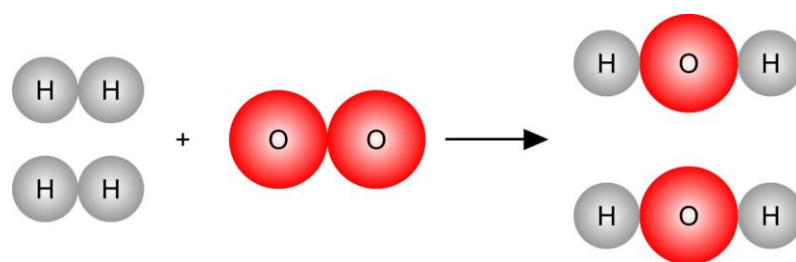
### Voorbeeld

Water kan ontleed worden in de elementen zuurstof (O) en waterstof (H). De massa zuurstof die men bekomt is steeds 8x groter dan de massa waterstof. Als dus de formule voor water HO is - wat men oorspronkelijk dacht - dan is de massa van 1 O-atoom 8 x zwaarder dan de massa van 1 H-atoom, of de **atoommassa** ( $A_r$ ) van O is 8 op een schaal met de atoommassa van H als eenheid.

Anderzijds stelde men vast dat 2 volumes waterstofgas (bij constante  $P$  en  $T$ ) reageerden met 1 volume zuurstofgas met vorming van 2 volumes waterdamp. Door gebruik te maken van de **hypothese van Avogadro** - namelijk bij constante temperatuur en druk bevatten gelijke volumina van verschillende gassen eenzelfde aantal deeltjes - werd dit resultaat geïnterpreteerd als: 2 moleculen waterstof combineren met 1 molecule zuurstof met vorming van 2 moleculen water. Aangezien atomen ondeelbaar zijn, moest dit verklaard worden door aan te nemen dat waterstofgas en zuurstofgas

samengesteld waren uit twee-atomige deeltjes of moleculen:  $H_2$  en  $O_2$ , en dat de formule voor water niet HO maar  $H_2O$  was.

De reactie kon dan voorgesteld worden als:



Dit betekende dat de massa van 1 O-atoom 16x zwaarder was dan de massa van 1 H-atoom.

2

Aan de hand van analoge experimenten kon men de atoommassa van andere elementen bepalen waarbij de massa van 1 H-atoom als eenheid werd gebruikt.

## 2.3 Het nucleaire atoommodel

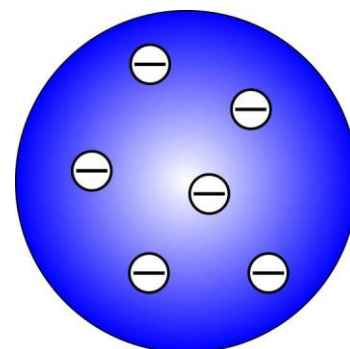
Op het einde van de 19<sup>de</sup> eeuw werd door experimenten duidelijk dat een atoom geen solide deeltje was, maar zelf was opgebouwd uit nog kleinere deeltjes.

### 2.3.1 Het elektron

Via experimenten met kathodestraalbuizen werd vastgesteld dat negatief geladen deeltjes - **elektronen** genoemd - konden losgeslagen worden uit atomen van verschillende elementen. Het elektron werd dus beschouwd als een elementair deeltje aanwezig in alle atomen. Aangezien het atoom in zijn geheel elektrisch neutraal is, moest het atoom eveneens een positieve lading bevatten.

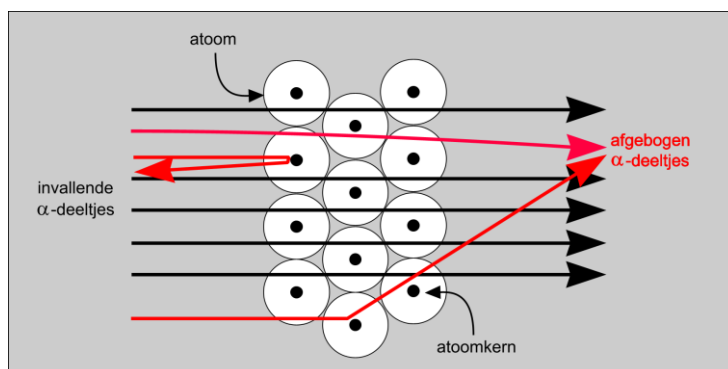
Volgens Thomson (1903) bestond een atoom dan uit een sferisch homogene diffuse wolk van positieve materie waarin de negatieve elektronen lukraak waren ingebed (zie Figuur 2.2): een plumpudding-model.

Via andere experimenten kon de lading en de massa van een individueel elektron worden bepaald (zie Tabel 2.1). De massa van het elektron is minder dan 1/1000 van de massa van een waterstofatoom.



Figuur 2.2 - Plumpudding atoommodel van Thomson

### 2.3.2 Het nucleaire atoom

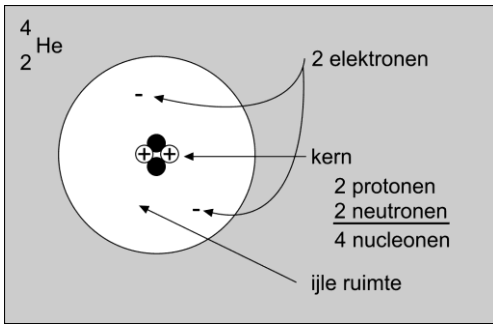


Figuur 2.3 - Experiment van Rutherford

Via experimenten met radioactiviteit ( $\alpha$ -straling) (zie Figuur 2.3) kon Rutherford (1911) aantonen dat alle positieve materie moest samengebald zitten in een **kern** met hoge dichtheid.

De elektronen bevinden zich buiten de kern en bewegen zeer snel omheen de kern in een ijle ruimte die relatief zeer groot is t.o.v. de atoomkern (zie Figuur 2.4). Verder kon worden vastgesteld dat de kern opgebouwd was uit **protonen** en **neutronen**. Beide elementaire deeltjes hebben nagenoeg

2



dezelfde massa. Het proton heeft een positieve lading die, op het teken na, gelijk is aan de lading van het elektron. Het neutron is ongeladen.

De eigenschappen van de subatomaire deeltjes zijn gegeven in Tabel 2.1.

Figuur 2.4 - Het nucleaire atoommodel: een positief geladen kern omgeven door een ijle wolk met negatief geladen elektronen.

Deeltje	Massa		Lading	
	in kilogram	in u*	in C	eenheidslading
Elektron	$9,1094 \cdot 10^{-31}$	0,00054859	$-1,6022 \cdot 10^{-19}$	-1
Proton	$1,6726 \cdot 10^{-27}$	1,007276	$+1,6022 \cdot 10^{-19}$	+1
Neutron	$1,6749 \cdot 10^{-27}$	1,008665	0	0

Tabel 2.1 – Massa en lading van de subatomaire deeltjes  
 \*  $1 \text{ u} = 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

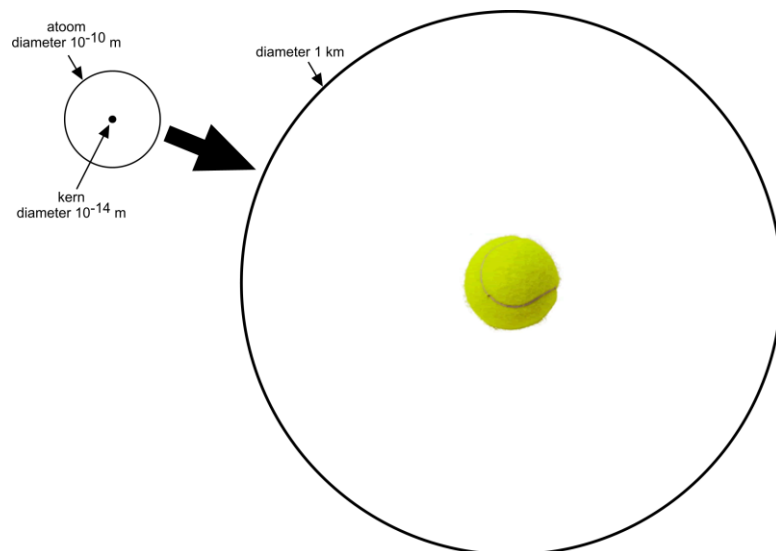
Opvallend zijn:

1. de kleine afmeting van de atoomkern t.o.v. de globale afmeting van het atoom (zie Figuur 2.5)

2. de extreem hoge dichtheid van de kern.

Nagenoeg de volledige massa van het atoom zit geconcentreerd in de kleine atoomkern. De rest van het volume is een ijle elektronenwolk.

Het verschil in chemische eigenschappen van de verschillende atoomsoorten vloeit voort uit het aantal en de schikking van de elektronen in de elektronenwolk. Wanneer atomen immers onderling combineren, grijpt het contact plaats via de elektronenwolk.



Figuur 2.5 - De kleine afmeting van de atoomkern t.o.v. de globale afmeting van het atoom



### 2.3.3 Atoomsymbolen

Samengevat bevat elk neutraal individueel atoom - ook **nuclide** genoemd - een welbepaald aantal protonen in de kern en een zelfde aantal elektronen rond de kern. Daarnaast bevat de kern eveneens een welbepaald aantal ongeladen neutronen.

Met symbolen wordt een nuclide als volgt voorgesteld:

${}^A_ZX$	X	elementsymbool (1 of 2 karakters)
	Z	atoomgetal = het aantal protonen = het aantal elektronen
	A	atoommassagetal = som van aantal protonen en neutronen

Voorbeeld

${}^{12}_6\text{C}$	Z = 6	6 protonen, 6 elektronen
	A - Z = 6	6 neutronen

Het elementsymbool C voor koolstof is gekoppeld aan de waarde van Z.

Aangezien het chemisch gedrag bepaald wordt door het aantal elektronen, wordt het chemisch gedrag dus vastgelegd door Z en dus door het elementsymbool. Het elementsymbool is dus een chemisch symbool.

Voorbeelden

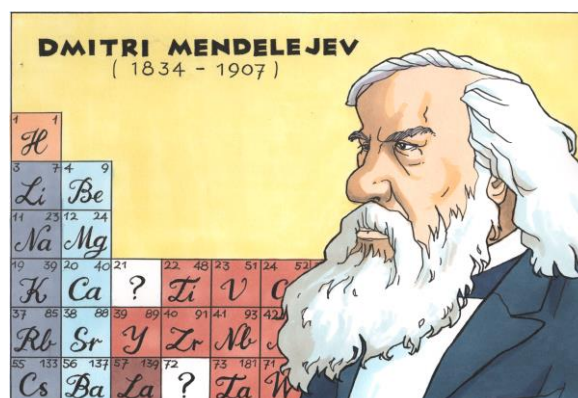
${}^{23}_{11}\text{Na}$	${}^1_1\text{H}$	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{14}_7\text{N}$	${}^{63}_{29}\text{Cu}$	${}^{40}_{18}\text{Ar}$
-------------------------	------------------	---------------------	---------------------	-------------------------	-------------------------

Veelal wordt het chemisch symbool alleen gebruikt zonder toevoeging van Z of A.

## 2.4 Het Periodiek Systeem

De 118 elementen die tot nu toe gekend zijn, kunnen volgens atoommassa gerangschikt worden, maar zodanig dat elementen die vergelijkbare chemische eigenschappen vertonen in een zelfde kolom vallen. Deze ordening wordt het **Periodiek Systeem** van de elementen (PS) genoemd en werd voor het eerst door Mendeleev (1871) opgesteld met de toen gekende elementen. Toen bleek tevens dat bepaalde posities open moesten blijven, hetgeen wees op ontbrekende elementen. Deze konden dan meer gericht opgespoord worden op basis van voorspelbare chemische eigenschappen.

De moderne versie van het PS is gegeven in Figuur 2.6. De tabel heeft één hokje per element waarin het elementsymbool, het atoomnummer en de atoommassa van het element staan. Het geheel vormt een rooster. Alle elementen uit eenzelfde kolom vormen een **groep** en vertonen gelijkaardige chemische eigenschappen. De elementen uit eenzelfde horizontale rij vormen een **periode**. Elke periode heeft een nummer vanaf 1 tot 7. Elke groep



Rusland

*Doet als student in Parijs onderzoek naar de dichtheid van gassen en werkt in Heidelberg, samen met Robert Kirchhoff, aan de ontwikkeling van de spectroscopie. In 1863 wordt hij in Sint-Petersburg professor in de chemie. Later wordt hij directeur van het Bureau voor Maten en Gewichten. Hij is vooral bekend als de grondlegger van het periodiek systeem van de elementen waarmee hij o.a. eigenschappen van nog niet bekende elementen voorspelt.*

heeft een nummer vanaf I tot VIII en een letter a of b.

Voorbeelden

2

H	element uit de 1 <sup>ste</sup> periode
S	element uit de 3 <sup>de</sup> periode
Li	I <sub>a</sub> -element
Cu	I <sub>b</sub> -element

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
	Ia	IIa											IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	0	
1	H																		He
2	Li	Be											B	C	N	O	F		Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl		Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br		Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I		Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At		Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts		Og

6	Lanthaniden	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
7	Actiniden	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Figuur 2.6 - Het Periodiek Systeem (PS) van de elementen

De laatste jaren verkiest men de groepen te nummeren vanaf 1 (groep H, Li tot Fr) tot 18 (groep He tot Rn).

In de oude notatie worden de a-groepenelementen de **hoofdgroepenelementen** genoemd, terwijl de b-groepenelementen de **transitie-** of **overgangselementen** genoemd worden. Daarnaast zijn er nog de **lanthaniden** en de **actiniden**. Zij worden de **binnenste transitie-elementen** genoemd en moeten ingepast worden tussen respectievelijk La en Hf en tussen Ac en Rf. Zij worden gewoonlijk apart onderaan de tabel geplaatst.

De eerste periode bestaat slechts uit de elementen H en He. Het hokje voor H komt boven het hokje voor Li, terwijl het hokje voor He - omwille van zijn chemische eigenschappen - boven het hokje van Ne komt. Periode 7 is nu ook volledig.

Sinds 2016 gaf IUPAC aan alle elementen t.e.m. #118 een definitieve naam.

Sommige groepen krijgen een eigen naam.

Soms wordt een groep ook aangeduid met het bovenste element.

Groep Ia: alkalimetalen  
Groep IIa: aardalkalimetalen  
Groep VIIa: halogenen  
Groep 0: edelgassen

Naast deze classificatie kunnen alle elementen ook gegroepeerd worden volgens bepaalde algemene kenmerken in drie groepen, schematisch gegeven in Figuur 2.7.

Groep IV<sub>a</sub>: koolstofgroep (C tot Pb)

2

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	Ia	IIa											IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	0
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
6				Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
7				Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

Figuur 2.7 - Het PS ingedeeld in metalen, niet-metalen en metalloïden

Links en in het midden staan de **metalen**. Bij kamertemperatuur zijn het glanzende vaste stoffen (uitgezonderd kwik, Hg, dat vloeibaar is). Zij geleiden warmte en elektriciteit goed. Zij zijn rekbaar tot draden en pletbaar. Bovenaan rechts staan de **niet-metalen**. Het zijn meestal gassen of broze vaste stoffen bij kamertemperatuur. Dibroom (Br<sub>2</sub>) is de enige vloeistof. Zij geleiden warmte en elektriciteit moeilijk.

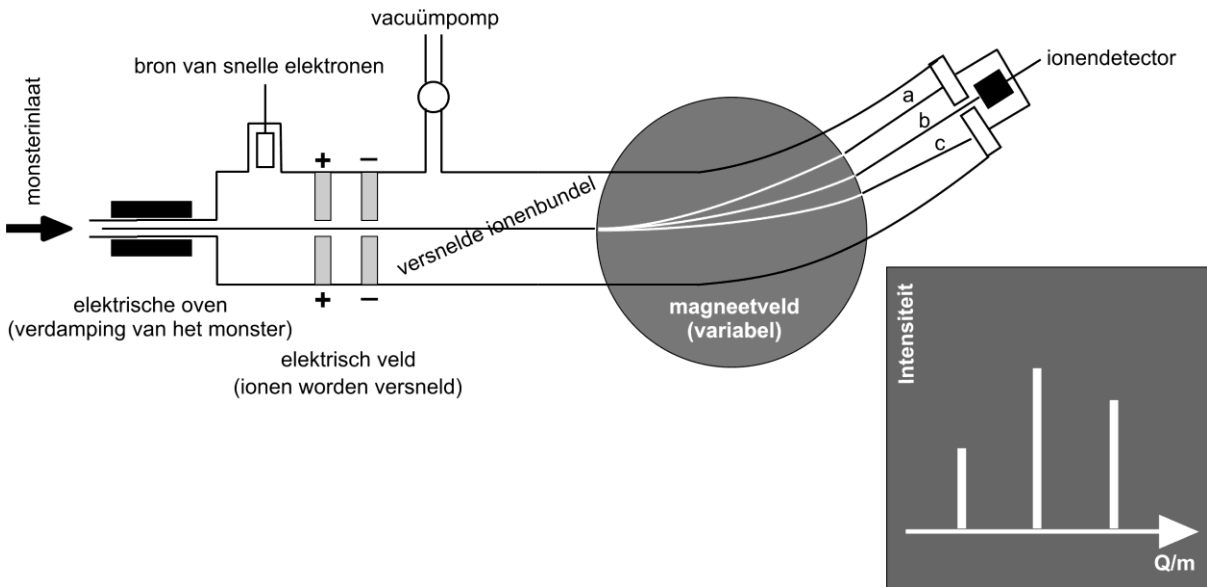
Tussen de metalen en de niet-metalen staan in trapvorm de grenselementen: de **metalloïden** (B, Si, Ge, As, Sb, Te). Zij vertonen eigenschappen van beide groepen. Zij zijn zeer belangrijk voor de moderne elektronica.

## 2.5 Isotopen

Sedert het begin van de 20<sup>ste</sup> eeuw werden meer geavanceerde instrumenten ontwikkeld voor het onderzoek van de materie: o.a. de massaspectrometer waarvan in Figuur 2.8 een schematische voorstelling is gegeven.



2



Figuur 2.8 - Schematische voorstelling van een massaspectrometer

Via een inlaat wordt een kleine hoeveelheid materie (element of verbindingen) in de massaspectrometer gebracht, verdampt en gebombardeerd met elektronen met hoge energie. Daardoor verliezen de atomen 1 (gewoonlijk) of meerdere elektronen en worden ze omgezet in positieve atomen (ionen). Een aangelegd elektrisch veld versnelt de ionen naar een magnetisch veld toe. Aangezien een versnellend ion een eigen magnetisch veld voortbrengt, treedt er interactie op met het aangelegde magneetveld en wordt het pad van de ionen afgebogen. De afbuigingsgraad is recht evenredig met de verhouding lading op massa ( $\frac{e}{m}$ ). Voor een groep ionen met dezelfde lading het kleinst voor de zwaarste ionen. Buiten het magneetveld gekomen, treffen de ionen, die nu onderling gescheiden zijn volgens massa, een detector. Door de sterkte van het aangelegde elektrisch veld of magneetveld te variëren, kunnen de verschillende ionenbundels met verschillende waarde voor  $\frac{e}{m}$ , één voor één de detector treffen. Met de waarden voor het magnetisch en het elektrisch veld kan telkens de waarde van  $\frac{e}{m}$  berekend worden. De intensiteit van het detectiesignaal is recht evenredig met het aantal ionen dat de detector treft.

## Voorbeeld

Stel dat Ne-atomen geïoniseerd worden tot  $\text{Ne}^+$ -ionen.

Versnelling in een elektrisch veld  $V$  geeft de ionen kinetische energie  $E_k$

$$E_k = \frac{mv^2}{2} = eV \quad (2.1)$$

met  $e$  de lading van de  $\text{Ne}^+$ -ionen.

In een magneetveld  $B$  worden deze ionen circulair afgebogen met straal  $r$ .

$$r = \frac{mv}{Be} \quad (2.2)$$

Hoe groter  $r$ , hoe kleiner de afbuiging.

Combinatie van (2.1) en (2.2) levert:

$$r = \sqrt{\frac{2mV}{eB^2}} \quad \text{of} \quad \frac{e}{m} = \frac{2V}{r^2 B^2} \quad (2.3)$$

Aangezien de detector op een vaste plaats staat - dus welbepaalde  $r$  - moeten  $V$  of  $B$  gevarieerd worden om elke ionenbundel met zijn  $\frac{e}{m}$ -waarde de detector te laten treffen.

In het geval van Ne stelt men met  $e = 1$  drie signalen vast met een %-intensiteitsverhouding van 90,92 : 0,257 : 8,82. Niet alle Ne-atomen hebben dus dezelfde massa zoals door Dalton werd gepostuleerd. Aangezien het chemisch gedrag van alle Ne-atomen identiek is, moet het massaverschil te wijten zijn aan een verschillend aantal neutronen in de atoomkern.

Nuclides van hetzelfde element met dezelfde chemische eigenschappen maar met verschillende massa worden **isotopen** genoemd.

Voorbeelden

Ne	C	Cl
$^{20}_{10}\text{Ne}$ (10 p, 10 n)	$^{12}_6\text{C}$ (6 p, 6 n)	$^{35}_{17}\text{Cl}$ (17 p, 18 n)
$^{21}_{10}\text{Ne}$ (10 p, 11 n)	$^{13}_6\text{C}$ (6 p, 7 n)	$^{37}_{17}\text{Cl}$ (17 p, 20 n)
$^{22}_{10}\text{Ne}$ (10 p, 12 n)	$^{14}_6\text{C}$ (6 p, 8 n)	

## 2.6 Atoommassa-eenheid

In de 19<sup>de</sup> eeuw werden relatieve atoommassa's berekend op basis van de massaverhoudingen waarin elementen met elkaar combineerden (zie § 2.2 - pag. 2.2), waarbij de atoommassa van H als referentie werd genomen. Sedert 1961 werd internationaal  $^{12}\text{C}$  als standaard aangenomen en werd aan de  $^{12}\text{C}$ -nuclide exact de massa van 12 atoommassa-eenheden toegekend. De massa van alle andere nucliden werd relatief t.o.v. deze standaard bepaald.

2

De atoommassa-eenheid (soms amu of ame of D van Dalton) wordt als u geschreven. Met een massaspectrometer en koolstof als monster kan de absolute waarde van u bepaald worden:  $1 \text{ u} = \frac{m_{^{12}\text{C}}}{12} = 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

De **atoommassa's** van alle andere nucliden kunnen eveneens met de massaspectrometer bepaald worden, na kalibrering van het toestel met  $^{12}\text{C}$ .

Voorbeelden

Nuclide	$m$ (in u)
$^{13}_6\text{C}$	13,003355
$^{35}_{17}\text{Cl}$	34,969
$^{37}_{17}\text{Cl}$	36,966
$^{28}_{14}\text{Si}$	27,97693

De getalwaarde van de atoommassa van een nuclide is meestal een weinig kleiner dan het atoommassagetal  $A$ . Dit komt door een omzetting van massa in energie wanneer  $Z$  protonen,  $Z$  elektronen en  $(A-Z)$  neutronen samengesmeed worden tot het nuclide (zie later).

De atoommassa van een element is het gewogen gemiddelde van de in de natuur voorkomende isotopen van dat element.

Element	Nucliden	$m$ (in u)	% voorkomen
Koolstof	$^{12}_6\text{C}$	12,0000	98,89
	$^{13}_6\text{C}$	13,0034	1,11
$m_{\text{C}} = 0,9889 \cdot 12,000 \text{ u} + 0,01111 \cdot 13,0034 \text{ u} = 12,01 \text{ u}$			
Chloor	$^{35}_{17}\text{Cl}$	34,969	75,77
	$^{37}_{17}\text{Cl}$	36,966	24,23
$m_{\text{Cl}} = 0,7577 \cdot 34,969 \text{ u} + 0,2423 \cdot 36,966 \text{ u} = 35,453 \text{ u}$			

2

De waarden voor de  $A_r$  van de elementen staan bij elk element in het PS.<sup>1,2</sup>

6
<b>C</b>
12,011

<sup>1</sup> Een C-atoom met  $m = 12,01 \text{ u}$  bestaat NIET! Aangezien de isotopensamenstelling van elk element in de natuur echter constant is, kunnen we chemisch werken alsof koolstof zou bestaan uit 1 type atomen met een atoommassa van 12,01 u.

<sup>2</sup> Scheikundigen en ook andere wetenschapslui gebruiken soms als synoniem voor "atoommassa" de term "atoomgewicht". Daarenboven laten ze de numerieke waarde onbenoemd. Vb. atoomgewicht van koolstof is 12,01. Alhoewel dit vanuit fysisch standpunt niet correct is (massa  $\neq$  gewicht), wordt het toch nog vaak gebruikt, ondanks internationale adviezen om de term "atoomgewicht" te bannen.

**2**



### 3.1 Moleculen en ionen

Vanuit chemisch standpunt gezien is de meest interessante eigenschap van het atoom zijn vermogen om met andere atomen te combineren met vorming van **verbindingen**. In de natuur komen alleen de edelgassen (He - Rn) voor als mono-atomisch.

De elektrostatische krachten die atomen samenhouden in verbindingen worden **chemische bindingen** genoemd. Hierin spelen de elektronen aan de buitenrand van de elektronenwolk een belangrijke rol. Zij worden de **valentie-elektronen** genoemd.

3

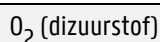
Er zijn twee soorten chemische binding: de covalente binding en de ionbinding.

#### 3.1.1 Covalente binding

Een covalente binding tussen twee atomen ontstaat door de aanwezigheid van één of meer gemeenschappelijke elektronenparen tussen die twee atomen.

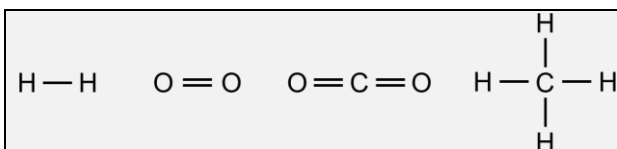
De groep atomen die onderling verbonden is via covalente bindingen wordt een **molecule** genoemd. Moleculen kunnen op verschillende manieren worden afgebeeld.

1. Via een **chemische formule**: opeenvolging van de elementsymbolen met het aantal van elk element als subscript rechts van het symbool



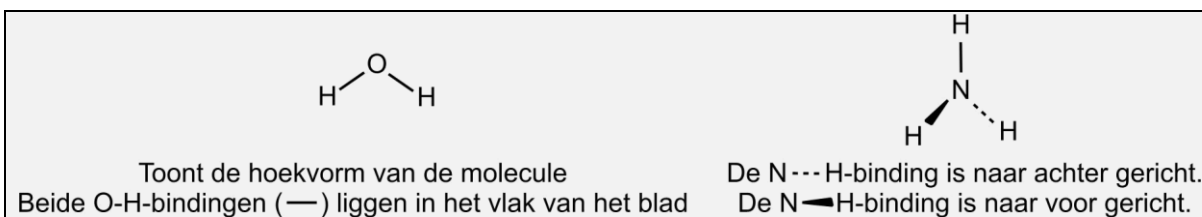
De chemische formule toont onmiddellijk de stoichiometrie van de verbinding: het kwantitatief verband tussen de atomen in de molecule.

2. Via een **structuurformule** waarbij de individuele covalente bindingen als streepjes zijn weergegeven

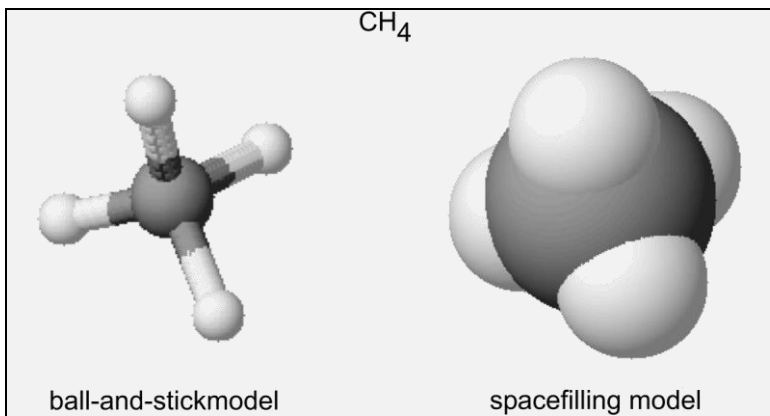


In  $\text{O}_2$  en  $\text{CO}_2$  komen dus dubbele covalente bindingen voor.

Wil men de vorm van een molecule aanduiden, dan kan de structuurformule aangepast worden.



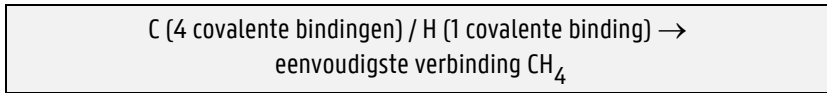
3. via een **ball-and-stickmodel** of een **space-fillingmodel** indien men de onderlinge oriëntatie en de onderlinge grootte van de atomen wil benadrukken.



**3**

Deze modellen tonen duidelijk dat elke molecule een individuele eenheid vormt.

Covalente bindingen worden - vooral - gevormd tussen niet-metalen onderling. Het aantal covalente bindingen dat een niet-metaal kan aangaan met H, kan uit de positie van het element in het PS t.o.v. het volgend edelgas worden afgeleid (zie Figuur 3.1). Waterstof als niet-metaal bindt steeds met 1 covalente binding.

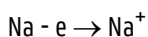


Binaire verbindingen zoals H2O, NH3, HF, H2S, ... voldoen aan deze regel.

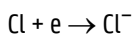
### 3.1.2 Ionbinding

De ionbinding is het gevolg van de elektrostatistische attractie tussen **positieve** en **negatieve ionen**. Een ion ontstaat wanneer een neutraal atoom elektronen verliest of extra elektronen opneemt.

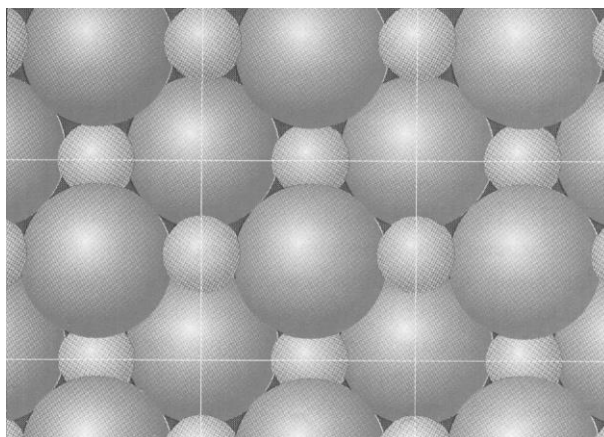
In NaCl, het gewone keukenzout, is een ionbinding actief. Het Na-atoom (11 p in de kern, 11 e in de elektronenwolk) verliest 1 elektron en wordt een positief ion (een **kation**):  $\text{Na}^+$



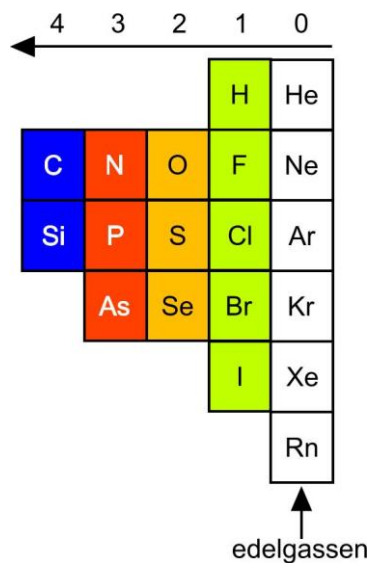
Het Cl-atoom (17 p in de kern, 17 e in de elektronenwolk) neemt dit elektron op en wordt een negatief ion (een **anion**):  $\text{Cl}^-$



Tussen beide ionen ontstaat nu een ionbinding. Wanneer dit proces gebeurt met een zeer groot aantal atomen dan ontstaat een **ionverbinding** met een driedimensionale aggregatie van alternerend  $\text{Na}^+$ - en  $\text{Cl}^-$ -ionen: een NaCl-kristal waarin de elektrostatistische attractie tussen de  $\text{Na}^+$ -ionen en de  $\text{Cl}^-$ -ionen domineert op de elektrostatistische repulsies tussen de  $\text{Na}^+$ -ionen onderling en de  $\text{Cl}^-$ -ionen onderling. Ionverbindingen worden ook **zouten** genoemd. Figuur 3.2 geeft de schikking van de  $\text{Na}^+$ - en  $\text{Cl}^-$ -ionen in een NaCl-kristal. Ionverbindingen

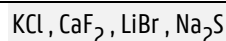


Figuur 3.2 - Schikking van  $\text{Na}^+$ - en  $\text{Cl}^-$ -ionen in een kristal



Figuur 3.1 - Relatie tussen het aantal H-atomen dat een niet-metaal via covalente binding kan binden en zijn positie in het PS

worden gevormd tussen kationen van metalen en anionen van niet-metalen.



Het aantal elektronen dat een atoom kan opnemen of afstaan kan - in algemene regel - afgeleid worden uit de positie van het element in het PS t.o.v. het meest nabije edelgas. Figuur 3.3 toont de relatie tussen de gevormde mono-atomige ionen en het naburige edelgas voor een aantal hoofdgroepenelementen. Gewoonlijk wordt het ion gevormd dat evenveel elektronen heeft als het meest nabije edelgas.

K (19 p, 19 e)

Meest nabije edelgas is Ar (18 p, 18 e)

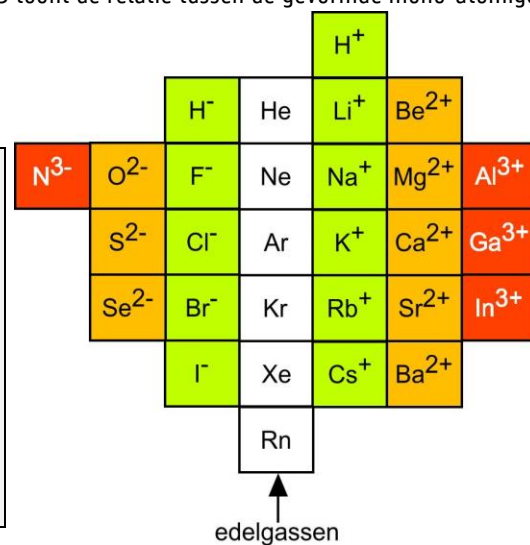
Dus K verliest 1 e en wordt  $\text{K}^+$  (19 p, 18 e)

O (8 p, 8 e)

Meest nabije edelgas is Ne (10 p, 10 e)

Dus O neemt 2 e op en wordt  $\text{O}^{2-}$  (8 p, 10 e)

Een ionverbinding tussen  $\text{K}^+$  en  $\text{O}^{2-}$  heeft als stoichiometrie  $\text{K}_2\text{O}$ , aangezien het geheel elektrisch neutraal is.



3

Voor de kationen die gevormd worden uit de transitie-metalen gaat deze methode niet op. Voorlopig moet er gewerkt worden met de gegevens in Tabel 3.1. Merk op dat sommige metalen meerdere ionen kunnen vormen (vb. Cu, Fe).

Figuur 3.3 - Relatie tussen de lading van mono-atomige ionen en de positie van het meest nabije edelgas in het PS. De transitie-metalen tellen hier niet mee.

1+	$\text{Cu}^+, \text{Ag}^+, \text{Au}^+, \text{Hg}_2^{2+}$
2+	$\text{Mn}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Cd}^{2+}, \text{Hg}^{2+}$
3+	$\text{Fe}^{3+}, \text{Co}^{3+}, \text{Ru}^{3+}, \text{Au}^{3+}, \text{La}^{3+}$

Tabel 3.1 - Voorkomende kationen van de meest gebruikte transitie-metalen

$\text{Hg}_2^{2+}$  is een dimeervorm van  $\text{Hg}^+$ . Daarnaast zijn er nog de ionen  $\text{Tl}^+$ ,  $\text{Pb}^{2+}$  en  $\text{Bi}^{3+}$ .

In vele ionverbindingen komen ook polyatomische ionen voor. Dit zijn combinaties van twee of meer atomen die covalent aan elkaar gebonden zijn, maar in hun geheel een lading dragen.

Carbonaation	$\text{CO}_3^{2-}$
Nitraation	$\text{NO}_3^-$
Sulfaation	$\text{SO}_4^{2-}$
Fosfaation	$\text{PO}_4^{3-}$
Ammoniumion	$\text{NH}_4^+$

De ionaire verbindingen met deze polyatomische ionen ontstaan dan op dezelfde manier door elektrostatistische attractie tussen kation en anion in een 3D-kristal.



Er is een ionbinding tussen  $\text{NH}_4^+$  en  $\text{NO}_3^-$

Binnen elk polyatomisch ion zijn de atomen echter covalent gebonden

### 3.2 Nomenclatuur van de anorganische stoffen

3

De anorganische reagentia kunnen beschreven worden met een **systematische naam** die gebaseerd is op de samenstelling. In vele gevallen kan deze naam worden afgekort tot een **gebruikelijke naam**. Daarnaast zijn bepaalde, veel gebruikte en algemeen aanvaarde **triviale namen** voor sommige bestanddelen nog toegestaan.

Naar de Nederlandse bewerking van  
*IUPAC Nomenclature of Inorganic Chemistry*  
*Second Edition, Definitive Rules 1970, IUPAC 1971*  
Koninklijke Nederlandse Chemische Vereniging 1983  
en *Nomenclature of Inorganic Chemistry - IUPAC*  
*Recommendations 2005 (2005)*

In geval van keuze wordt aanbevolen de eenvoudigste naam te gebruiken. In oudere literatuur treft men soms een **verouderde benaming** aan die echter wordt afgeraden.

#### 1. Binaire (covalente) verbindingen

Voor binaire verbindingen noemt men de naam van de elementen na elkaar.

De naam van het meest elektropositieve element blijft onveranderd en wordt eerst genoemd. Het andere element volgt met de Latijnse stam eindigend op de uitgang **-ide**. Het aantal voorkomende elementen wordt door een Grieks telwoord aangeduid.

Multiplicatieve voorvoegsels <sup>1</sup>					
1	mono <sup>2</sup>	5	penta	9	nona
2	di	6	hexa	10	deca
3	tri	7	hepta	11	undeca
4	tetra	8	octa	12	dodeca
					poly

#### Voorbeelden

Formule	Aanbevolen naam
$\text{CS}_2$	koolstofdissulfide
$\text{CCL}_4$	tetrachloormethaan
$\text{SCL}_4$	zwaveltetrachloride
$\text{AlH}_3$	aluminium(tri)hydride

<sup>1</sup> De voorvoegsels kunnen worden weggelaten als daardoor geen misverstand rijst.

<sup>2</sup> Het voorvoegsel mono voor het eerstgenoemde element wordt bijna altijd weggelaten.

$N_2O$	distikstof(mon)oxide
$NO_2$	stikstofdioxide
$N_2O_4$	distikstoftetraoxide

Sommige verbindingen hebben een **triviale naam**:

$H_2O$ : water (Latijn: aqua), systematische naam: diwaterstofmonoxide

$NH_3$ : ammoniak (Latijn: ammine), systematische naam: triwaterstofnitride.

3

## 2 Atoomionen

Schrijfwijze: de positieve of negatieve lading van het ion wordt aangeduid door een cijfer rechts boven het symbool van het element gevolgd door het teken + of -:  $Na^+$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Cl^-$ ,  $S^{2-}$ .

### Positieve atoomionen

Benaming: voor **positieve atoomionen** voegt men de uitgang ion bij de naam van het element. **Indien nodig** wordt het oxidatiegetal weergegeven tussen haakjes in Romeinse cijfers.

$Na^+$	natriumion
$Fe^{2+}$	ijzer(II)-ion
$Fe^{3+}$	ijzer(III)-ion

Het  ${}_1H^+$  -ion noemt men het proton.

### Negatieve atoomionen

Voor de **negatieve atoomionen** gebruikt men de stam van de Latijnse naam van het element, gevolgd door de uitgang ide-ion.

3

$\text{Cl}^-$	chloride-ion	$\text{N}^{3-}$	nitride-ion
$\text{O}^{2-}$	oxide-ion	$\text{H}^-$	hydride-ion
$\text{S}^{2-}$	sulfide-ion	$\text{C}^{4-}$	carbide-ion ( $\text{C}_2^{2-}$ : carbide- of acetylide-ion)

#### Opmerking

Soms ontmoet men nog voor positieve ionen van elementen die in verschillende oxidatietoestanden kunnen voorkomen de Latijnse naam van het element eindigend op de uitgangen o of i respectievelijk voor het ion met het lagere en het hogere oxidatiegetal. **Deze verouderde methode wordt evenwel afgeraden.**

	correct	verouderd
$\text{Fe}^{2+}$	ijzer(II)-ion	ferro-ion
$\text{Fe}^{3+}$	ijzer(III)-ion	ferri-ion
$\text{Hg}_2^{2+}$	dikwik(I)-ion	mercuro-ion
$\text{Hg}^{2+}$	kwik(II)-ion	mercuri-ion

### 3 Radicalen en meeratomige kationen

Sommige neutrale radicalen hebben speciale namen eindigend op **-yl**. De naam van het radicaal wordt eventueel ook voor het overeenkomstige kation gebruikt.

Radicaal		Kation	
HO	hydroxyl		
CO	carbonyl		
NO	nitrosyl	$\text{NO}^+$	nitrosyl-kation
$\text{NO}_2$	nitryl	$\text{NO}_2^+$	nitryl-kation

Sommige belangrijke meeratomige kationen dragen bijzondere namen, zoals deze die ontstaan door additie van het proton ( $\text{H}^+$ ) aan neutrale moleculen: de **oniumionen**.

$\text{NH}_4^+$	ammonium-ion	$\text{H}_3\text{O}^+$	oxonium-ion
$\text{PH}_4^+$	fosfonium-ion	$\text{H}_2\text{F}^+$	fluoronium-ion

#### 4 Meeratomige anionen

De volgende meeratomige anionen hebben namen die eindigen op **-ide**:

$\text{OH}^-$	hydroxide-ion	$\text{HS}^-$	waterstofsulfide-ion
$\text{CN}^-$	cyanide-ion	$\text{I}_3^-$	trijodide-ion
$\text{O}_2^{2-}$	peroxide-ion	$\text{N}_3^-$	azide-ion
$\text{O}_2^-$	superoxide-ion	$\text{S}^{2-}$	sulfide-ion

3

Andere meeratomige (complexe) anionen kunnen beschouwd worden als zijnde afkomstig van zuurstofzuren en nemen een bijzondere plaats in. (Zie Hoofdstuk 10)

Voor deze ionen wordt de naam afgeleid door toevoeging van de uitgang **-aat** aan de Latijnse stam van het centrale element. Het oxidatiegetal van het centrale atoom wordt aangegeven door tussen haakjes geplaatste Romeinse cijfers achter de uitgang -aat.

Deze systematische benaming mag men strikt toepassen, doch, indien geen verwarring mogelijk is, gebruikt men steeds de verkorte gebruikelijke naamgeving:

Anion	Gebruikelijke naam	Systematische naam
$\text{SO}_4^{2-}$	sulfaation	tetraoxosulfaat(VI)-ion
$\text{SnO}_3^{2-}$	stannaat(IV)-ion	trioxostannaat(IV)-ion
$\text{SnO}_2^{2-}$	stannaat(II)-ion	dioxostannaat(II)-ion

Indien het zuurrestanion nog zure waterstofatomen bevat plaatst men het woord waterstof voor de naam. De vroeger gebruikte voorzetsels bi of hydrogenium worden afgeraden.

Anion	Aanbevolen	Verouderd
$\text{HSO}_4^-$	waterstofsulfaation	
$\text{HCO}_3^-$	waterstofcarbonaation	bicarbonaation
$\text{HPO}_4^{2-}$	monowaterstoffosfaation	
$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	diwaterstoffosfaation	

In sommige anionen, afkomstig van de **courante oxozuren** vermeld in een tabel verderop wordt het aantal zuurstofatomen (of het oxidatiegetal van het centraal element) op een triviale manier aangegeven door de uitgangen **-aat** of **-iet** en door de voorvoegsels **per-** en **hypo-**. In alle andere gevallen evenwel wordt de uitgang **-iet**, voor de aanduiding van het anion met het centrale element in de lagere oxidatietoestand, afgeraden:

Anion	Aanbevolen	Verouderd
$\text{SnO}_2^{2-}$	stannaat(II)-ion	stannietion
$\text{PbO}_2^{2-}$	plumbaat(II)-ion	plumbietion

3

## 5 Zuren

### Hydrozuren

Zuren die geen zuurstof bevatten (**binaire zuren** of **hydrozuren**) geven in de regel aanleiding tot enerzijds  $\text{H}^+$  en anderzijds **-ide**-ionen en worden als dusdanig genoemd. **Elke andere vroegere naamgeving wordt afgeraden.**

Zuur	Aanbevolen	Af te raden
HCl	waterstofchloride <sup>3</sup>	chloorwaterstof(zuur)
$\text{H}_2\text{S}$	waterstofsulfide	zwavelwaterstof(zuur)
HCN	waterstofcyanide	cyaanwaterstof(zuur)
$\text{HN}_3$	waterstofazide	

### Oxozuren

De meeste **oxozuren** en hun anionen hebben sterk ingeburgerde triviale namen. Indien een element twee oxozuren vormt met verschillend oxidatiegetal, dan gebruikt men het tussenvoegsel **-ig-** voor het zuur met de laagste oxidatiegraad, en de uitgang **-iet** voor het corresponderend anion (zie hoger).

Indien méér dan twee oxozuren mogelijk zijn dan gebruikt men de voorvoegsels **per-** en **hypo-** om het zuur met de hoogste, respectievelijk laagste oxidatiegraad van het kenmerkend element aan te duiden. Vanzelfsprekend kan men deze oxozuren waarvan de ingeburgerde verkorte anionnaam eindigt op **-aat** of **-iet** op dezelfde manier als de hydrozuren behandelen:  $\text{HNO}_3$ : waterstofnitraat;  $\text{HNO}_2$ : waterstofnitriet;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ : waterstofsulfaat... enz.

De gebruikelijke namen worden echter gevormd door toevoeging van **-zuur** of **-igzuur** zoals vermeld in volgende tabel.

<sup>3</sup> Alleen de waterige oplossingen van HCl worden zoutzuur genoemd!



## Triviale namen van enkele oxozuren en hun zouten

Zuur	Naam	Anion	Naam
HClO <sub>4</sub>	perchlorzuur <sup>4</sup>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	perchloraation <sup>7</sup>
HClO <sub>3</sub>	chloorzuur <sup>7</sup>	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	chloraation <sup>7</sup>
HClO <sub>2</sub>	chloorigzuur <sup>7</sup>	ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	chlorietion <sup>7</sup>
HClO	hypochloorigzuur <sup>7</sup>	ClO <sup>-</sup>	hypochlorietion <sup>7</sup>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	zwavelzuur	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	sulfaation
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	zwaveligzuur	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	sulfietion
HNO <sub>3</sub>	salpeterzuur	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Nitraation
HNO <sub>2</sub>	salpeterigzuur	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	nitrietion
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	fosforzuur <sup>8</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	fosfaation <sup>8</sup>
H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	arseenzuur	AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Arsenaation
H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	arsenigzuur	AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	Arsenietion
HMnO <sub>4</sub>	permangaanzuur	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Permanganaation
H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub>	mangaanzuur	MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Manganaation
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	boorzuur <sup>5</sup>	BO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	boraation <sup>5</sup>
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	koolzuur	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Carbonaation
HOCN	cyaanzuur	OCN <sup>-</sup>	Cyanaation

3

<sup>4</sup> Analoge benamingen gelden voor de overeenstemmende verbindingen van broom en jood.

<sup>5</sup> Om elk misverstand te vermijden met de aanverwante polyzuren (zie verder) beveelt men aan de namen inclusief ortho of mono te gebruiken.

### Polyzuren

Sommige zuren (en hun zouten of anionen) kan men opvatten als zijnde opgebouwd door condensatie van de overeenkomstige monozuren met verlies van water: **polyzuren**.

Deze krijgen de naam van het monozuur, doch voorafgegaan door een Grieks multiplicatief voorvoegsel dat de condensatiegraad aangeeft. De naam van het overeenkomstig anion wordt gevolgd door zijn lading.

3

Zuur	Naam	Anion	Naam
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	zwavelzuur	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Sulfaation
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	dizwavelzuur	S <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	disulfaat(2-)-ion
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	zwaveligzuur	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Sulfietion
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	dizwaveligzuur	S <sub>2</sub> O <sub>5</sub> <sup>2-</sup>	disulfiet(2-)-ion
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	chromzuur	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Chromaation
H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	dichroomzuur	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	dichromaat(2-)-ion
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	fosforzuur	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Fosfaation
H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> (pyrofosforzuur)	difosforzuur	P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>4-</sup>	difosfaat(4-)-ion

### Thiozuren

Andere zuren (en hun anionen) kan men opvatten als zijnde afgeleid van een oxozuur waarvan één of meerdere zuurstofatomen vervangen zijn door zwavel. Zulke zuren noemt men **thiozuren**.

Zuur	Naam	Anion	Naam
HSCN	thiocyaanzuur	SCN <sup>-</sup>	Thiocyanaation
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	thiozwavelzuur	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Thiosulfaation
H <sub>3</sub> AsS <sub>4</sub>	tetrathioarseenzuur	AsS <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Tetrathioarsenaation
H <sub>3</sub> SbS <sub>4</sub>	tetrathioantimoon (V) zuur	SbS <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	tetrathioantimonaat(V)-ion
H <sub>2</sub> SnS <sub>3</sub>	trithiotinzuur	SnS <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	trithiostannaat(IV)-ion

## 6 Basen

Men bekomt de naam van **basen** door de naam van het metallisch element te laten volgen door het woord **hydroxide**:

NaOH	natriumhydroxide
Ca(OH) <sub>2</sub>	calciumhydroxide
Al(OH) <sub>3</sub>	aluminiumhydroxide

3

## 7 Zoutoxiden

Voor metaaloxiden of basevormende oxiden laat men de naam van het atoomion volgen door de oxidatietoestand tussen haakjes en de uitgang **-oxide**, ofwel kan men hetzelfde systeem toepassen als voor niet-metaaloxiden of covalente verbindingen.

Oxide	Namen	
MnO <sub>2</sub>	mangaan (IV) oxide	mangaandioxide
Cu <sub>2</sub> O	koper (I) oxide	dikopermonoxide
CuO	koper (II) oxide	
FeO	ijzer (II) oxide	
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	ijzer (III) oxide	dijzertrioxide
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	ijzer (II) di-ijzer (III) oxide (dubbeloxide)	tri-ijzertetraoxide

## 8 Zouten

De naamvorming van **normale** en **waterstofzouten** gebeurt volgens de regels voor ionverbindingen.

Zout	Aanbevolen	Oud
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	natriumsulfaat	
CaCO <sub>3</sub>	calciumcarbonaat	
Ca(HCO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	calciumwaterstofcarbonaat	calciumbicarbonaat
KHSO <sub>4</sub>	kaliumwaterstofsulfaat	kaliumbisulfaat

De verhouding der bestanddelen wordt desnoods aangegeven met de multiplicatieve voorvoegsels: mono(1), di(2), tri(3) enz. (zie hoger).

**Wanneer echter verwarring mogelijk is plaatst men het bestanddeel tussen haakjes en gebruikt men de voorvoegsels: -bis(2), -tris(3), -tetrakis(4), enz.**

### 3. Verbindingen

Dit is o.m. het geval voor sommige -aat-ionen en enkele -ide-ionen.

bv.	$S_2O_7^{2-}$ : disulfaat	≠	bis(sulfaat): $(SO_4)_2^{4-}$
	$P_2O_7^{4-}$ : difosfaat	≠	bis(fosfaat): $(PO_4)_2^{6-}$
	$S_2^{2-}$ : disulfide	≠	bis(sulfide): $S_2^{4-}$
	$I_3^-$ : trijodide	≠	tris(jodide): $I_3^{3-}$

#### Voorbeelden

3

$Na_3PO_4$	natriumfosfaat <sup>6</sup>
$Na_2HPO_4$	natriumwaterstoffosfaat <sup>7</sup>
$NaH_2PO_4$	natriumdiwaterstoffosfaat <sup>8</sup>
$Ca(H_2PO_4)_2$	calciumdiwaterstoffosfaat <sup>11</sup>
$Ca_3(PO_4)_2$	calciumfosfaat <sup>9</sup>

Indien kationen en anionen in meerdere verhoudingen zouten kunnen vormen dan kan men dit aangeven volgens twee notaties:

1. ofwel duidt men het oxidatiegetal aan met Romeinse cijfers tussen haakjes (notatie van **Stock**),
2. ofwel duidt men de lading van het ion aan met Arabische cijfers tussen haakjes (notatie van **Ewens-Bassett**).

Zout	Stock	Ewens-Bassett
$FeCl_2$	ijzer (II) chloride	ijzer (2+) chloride
$FeCl_3$	ijzer (III) chloride	ijzer (3+) chloride
$FeSO_4$	ijzer (II) sulfaat	ijzer (2+) sulfaat
$Fe_2(SO_4)_3$	ijzer (III) sulfaat	ijzer (3+) sulfaat
$Hg_2Cl_2$	dikwik (I) chloride	dikwik (1+) chloride
$HgCl_2$	kwik (II) chloride	kwik (2+) chloride

<sup>6</sup> Zouten tot stand gekomen door het vervangen van drie waterstofatomen noemt men soms **tertiare zouten**: tertiair calciumfosfaat.

<sup>7</sup> Zouten tot stand gekomen door het vervangen van twee waterstofatomen noemt men soms **secundaire zouten**: secundair natriumfosfaat.

<sup>8</sup> Zouten tot stand gekomen door het vervangen van slechts één waterstofatoom van het zuur door een metaal noemt men soms **primaire zouten**: primair natriumfosfaat, primair calciumfosfaat.

### Dubbelzouten

In dubbelzouten noemt men eerst de kationen, dan de anionen, telkens in alfabetische volgorde met uitzondering van waterstof. Het woord waterstof wordt steeds als laatste onder de kationen gerangschikt. De rangschikking kan in formules en in namen verschillend zijn. Hydrataat water wordt het laatst genoemd.

De aanduiding van het aantal ionen met Griekse telwoorden of het Stock-getal mag weggelaten worden als er geen verwarring mogelijk is.

$\text{KMgF}_3$	kaliummagnesiumfluoride
$\text{KNaCO}_3$	kaliumnatriumcarbonaat
$\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	ammoniummagnesiumfosfaat-hexahydrataat
$\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$	calciumfluoridetrifosfaat
$\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$	koper(II)carbonaatdihydroxide <sup>9</sup>

3

### Opmerking

Het anion van een zout is steeds de zuurrest van het overeenkomstige zuur. In  $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$  is  $\text{ClO}_4^-$  het anion en is afgeleid van het zuur  $\text{HClO}_4$ .

**⚠ Niet alle** waterstofatomen in een verbinding reageren zuur. Dit zal soms vereisen dat je de structuurformule van de verbinding kent en de reactiviteit van de functionele groep. In de weergave van de formule worden daarom de afsplitsbare H-ionen meestal vooraan vermeld.

Zuur	Zuurrestionen		
$\text{H}_3\text{PO}_4$  fosforzuur OG van P = +V	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$  diwaterstoffosfaat	$\text{HPO}_4^{2-}$  waterstoffosfaat	$\text{PO}_4^{3-}$  fosfaat

<sup>9</sup> Voor dergelijke basische zouten plaatste men vroeger het woord basisch vooraf (bvb. basisch kopercarbonaat).

**3**

$\text{H}_2\text{PHO}_3$  fosforigzuur OG van P = +III	$\text{HPHO}_3^-$  waterstoffosfietion	$\text{PHO}_3^{2-}$  fosfietion
$\text{HPH}_2\text{O}_2$  hypofosforigzuur OG van P = +I	$\text{PH}_2\text{O}_2^-$  hypofosfietion	
$\text{HCOOH} / \text{HCHO}_2$  methaanzuur (mierenzuur)	$\text{HCOO}^-$  methanoaat ion (formiaat ion)	
$\text{CH}_3\text{COOH} / \text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  ethaanzuur (azijnzuur) <sup>10</sup>	$\text{CH}_3\text{COO}^-$  ethanoaat ion (acetaat ion)	

<sup>10</sup> Azijnzuur wordt vaak weergegeven als HOAc (of als HAC). Het acetaat ion wordt dan als OAc<sup>-</sup> (of Ac<sup>-</sup>) weergegeven. Niet te verwarren met het element Actinium (Ac).

**Opmerking**

Vele anorganische reagentia dragen empirische of handelsnamen die, mits zonder wetenschappelijke implicaties, alleen toegestaan zijn in populaire en industriële literatuur.

esprit de sel*	HCl	ongebluste kalk	CaO
zoutzuur	HCl	gebluste kalk	Ca(OH) <sub>2</sub>
bruinsteen	MnO <sub>2</sub>	kalk	CaCO <sub>3</sub>
chilisalpeter	NaNO <sub>3</sub>	maagzout (bakpoeder)	NaHCO <sub>3</sub>
Engels zout*	MgSO <sub>4</sub> ·7H <sub>2</sub> O	soda	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
hamerslag*	Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	bijtende soda	NaOH
potas	K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	vitriool*	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>

\*ter informatie, niet te kennen

**3****3.3 Molecuulmassa - formulemassa**

Voor covalente verbindingen met de molecule als bouweenheid is de molecuulmassa gelijk aan de som van de atoommassa's van de samenstellende atomen in de molecule.

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2m_{\text{H}} + m_{\text{O}} = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 15,999 \text{ u} = 18,015 \text{ u}$$

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2A_{\text{H}} + A_{\text{O}} = 2 \cdot 1,008 + 15,999 = 18,015$$

$$m_{\text{NH}_3} = m_{\text{N}} + 3m_{\text{H}} = 14,007 \text{ u} + 3 \cdot 1,008 \text{ u} = 17,031 \text{ u}$$

$$M_{\text{NH}_3} = A_{\text{N}} + 3A_{\text{H}} = 14,007 + 3 \cdot 1,008 = 17,031$$

Van stabiele moleculen kan de molecuulmassa experimenteel met behulp van een massaspectrometer op dezelfde manier bepaald worden als de atoommassa's. Deze methode is bijzonder geschikt voor identificatie van nieuwe of onbekende covalente verbindingen (farmaceutica, drugonderzoek, hormonenonderzoek, e.d.).

Voor ionverbindingen is er geen bouweenheid maar wel een formule-eenheid die zich oneindig herhaalt.

NaCl-kristal bevat Na<sup>+</sup>- en Cl<sup>-</sup>-ionen in een 1/1-verhouding

CaF<sub>2</sub>-kristal bevat Ca<sup>2+</sup>- en F<sup>-</sup>-ionen in een 1/2-verhouding

Bijgevolg spreekt men van de formule-eenheid NaCl of CaF<sub>2</sub>.

De formulemassa van de formule-eenheid is dan de som van de atoommassa's van de samenstellende ionen van de formule-eenheid.

### 3. Verbindingen

$$m_{\text{NaCl}} = m_{\text{Na}^+} + m_{\text{Cl}^-} = 22,99 \text{ u} + 35,45 \text{ u} = 58,44 \text{ u}$$

$$M_{\text{NaCl}} = A_{r_{\text{Na}^+}} + A_{r_{\text{Cl}^-}} = 22,99 + 35,45 = 58,44$$

$$m_{\text{CaF}_2} = m_{\text{Ca}^{2+}} + 2m_{\text{F}^-} = 40,08 \text{ u} + 2 \cdot 18,99 \text{ u} = 78,06 \text{ u}$$

$$M_{\text{CaF}_2} = A_{r_{\text{Ca}^{2+}}} + 2A_{r_{\text{F}^-}} = 40,08 + 2 \cdot 18,99 = 78,06$$

$$m_{\text{Na}_3\text{PO}_4} = 3m_{\text{Na}^+} + m_{\text{PO}_4^{3-}} = 3m_{\text{Na}^+} + (m_{\text{P}} + 4m_{\text{O}}) = 3 \cdot 22,99 \text{ u} + (30,97 \text{ u} + 4 \cdot 15,999 \text{ u}) = 163,94 \text{ u}$$

$$M_{\text{Na}_3\text{PO}_4} = 3A_{r_{\text{Na}^+}} + M_{r_{\text{PO}_4^{3-}}} = 3A_{r_{\text{Na}^+}} + (A_{\text{P}} + 4A_{\text{O}}) = 3 \cdot 22,99 + (30,97 + 4 \cdot 15,999) = 163,94$$

3

Opgelet

Molecuulmassa's en formulemassa's worden berekend met de atoommassa's: de gewogen gemiddelden van de nuclidemassa's van de verschillende isotopen van de beschouwde elementen.

### 3.4 De mol

Aangezien atomen, ionen en moleculen zo enorm klein zijn, bevatten macroscopische hoeveelheden stof altijd een enorm aantal atomen, ionen of moleculen. Daarom werd een praktisch bruikbare chemische eenheid voor **stofhoeveelheid** gedefinieerd: de **mol**.

1 mol is gelijk aan het aantal koolstofatomen in exact 12,0000 g zuiver  $^{12}\text{C}$ . Dit aantal is gelijk aan  $6,022137 \times 10^{23}$  en wordt het getal van Avogadro genoemd ( $N_A$ ).

Deze definitie geldt voor gelijk welk type deeltje.

$$1 \text{ mol H}_2\text{O-moleculen} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ H}_2\text{O-moleculen}$$

$$1 \text{ mol Na}^+\text{-ionen} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Na}^+\text{-ionen}$$

$$1 \text{ mol elektronen} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ elektronen}$$

Aangezien eveneens per definitie de nuclidemassa van nuclide  $^{12}\text{C}$  exact 12 u is, is de massa van exact 1 mol van een zuivere stof uitgedrukt in gram, steeds gelijk aan de getalwaarde van zijn atoommassa, molecuulmassa of formulemassa uitgedrukt in u. Deze massa wordt de **molaire massa**  $M$  van deze zuivere stof genoemd.

Bestanddeel	Absolute massa	Relatieve massa	Molaire massa
$^{12}\text{C}$	$m = 12,000 \text{ u}$	$A_r = 12,000$	$M = 12,000 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
C	$m = 12,01 \text{ u}$	$A_r = 12,01$	$M = 12,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
$\text{O}_2$	$m = 32,00 \text{ u}$	$M_r = 32,00$	$M = 32,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
NaCl	$m = 58,44 \text{ u}$	$M_r = 58,44$	$M = 58,44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$



Met deze definitie wordt het tellen van zeer grote aantallen herleid tot het - praktisch meer geschikte - wegen van massa's.

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

De getalwaarde van  $N_A$  werd pas in het begin van de 20<sup>ste</sup> eeuw door o.a. Einstein berekend uit experimenten met colloïdale oplossingen. De getalwaarde van  $N_A$  kan nu nauwkeuriger experimenteel bepaald worden uit kristalgrafische gegevens van bepaalde kristallen.

3

$$N_A \text{ (getal van Avogadro)} = 6,022 \cdot 10^{23}$$

$$N_A \text{ (constante van Avogadro)} = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$$

### 3.5 Procentuele samenstelling van een verbinding

De procentuele samenstelling van een verbinding geeft de massa's van elk element in 100 g van een verbinding. Het is een karakteristiek gegeven voor elke zuivere verbinding en wordt gebruikt als identificatiemiddel.

#### Voorbeeld

$\text{NH}_4\text{NO}_3$  is een belangrijke meststof.

Uit de chemische formule volgt: 1 mol  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  bevat 2 mol N atomen, 4 mol H atomen en 3 mol O atomen. De massa's van deze elementen in 1 mol  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  zijn dan:

$$(2 \text{ mol N}) \cdot \left( 14,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) = 28,02 \text{ g N}$$

$$(4 \text{ mol H}) \cdot \left( 1,008 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) = 4,032 \text{ g H}$$

$$(3 \text{ mol O}) \cdot \left( 16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) = 48,00 \text{ g O}$$

---


$$\text{Massa van 1 mol } \text{NH}_4\text{NO}_3 = 80,05 \text{ g}$$

De procentuele samenstelling is dan:

$$\text{N: } \frac{28,02 \text{ g}}{80,05 \text{ g}} \cdot 100 \text{ massa\%} = 35,00 \text{ massa\%}$$

$$\text{H: } \frac{4,032 \text{ g}}{80,05 \text{ g}} \cdot 100 \text{ massa\%} = 5,04 \text{ massa\%}$$

$$\text{O: } \frac{48,00 \text{ g}}{80,05 \text{ g}} \cdot 100 \text{ massa\%} = 59,96 \text{ massa\%}$$

Omgekeerd kan uit de procentuele samenstelling van een verbinding zijn chemische formule worden afgeleid.

Voorbeeld

0,6509 g van een product X dat alleen de elementen C en H bevat, wordt verbrand in een zuurstofatmosfeer. De reactieproducten zijn CO<sub>2</sub> en H<sub>2</sub>O die apart opgevangen worden en gewogen. Men vindt 2,200 g CO<sub>2</sub> en 0,450 g H<sub>2</sub>O.

Er ontstaat 2,200 g CO<sub>2</sub>

$$3 \text{ Dit is } n_{\text{CO}_2} = \frac{2,200 \text{ g}}{44,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0500 \text{ mol}$$

Hierin zit 0,0500 mol C

$$\text{Dit is } 0,0500 \text{ mol} \cdot 12,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,600 \text{ g C}$$

Procentuele samenstelling van X

$$\frac{0,600 \text{ g}}{0,6509 \text{ g}} \cdot 100 \text{ massa\%} = 92,2 \text{ massa\% C}$$

Er ontstaat 0,450 g H<sub>2</sub>O

$$\text{Dit is } n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,450 \text{ g}}{18,016 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0250 \text{ mol}$$

Hierin zit  $2 \cdot 0,0250 \text{ mol} = 0,0500 \text{ mol H}$

$$\text{Dit is } 0,0500 \text{ mol} \cdot 1,008 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,050 \text{ g H}$$

$$\frac{0,050 \text{ g}}{0,6509 \text{ g}} \cdot 100 \text{ massa\%} = 7,7 \text{ massa\% H}$$

Met deze procentuele samenstelling kan de chemische formule worden afgeleid.

100 g X bevat 92,2 g C en 7,7 g H.

$$92,2 \text{ g C} = \frac{92,2 \text{ g}}{12,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7,7 \text{ mol C}$$

$$7,7 \text{ g H} = \frac{7,7 \text{ g}}{1,008 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7,6 \text{ mol H}$$

Dus de atoomverhouding van de elementen C en H in product X is 1 op 1. De chemische formule is bijgevolg CH.

Deze formule wordt de **empirische formule** of de **minimale formule** genoemd, omdat de werkelijke formule evengoed C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>, C<sub>3</sub>H<sub>3</sub>, ... kan zijn, zolang de molverhouding van C en H maar 1 op 1 is.

Om de werkelijke chemische formule te kennen, moet via een andere weg de molaire massa van X bepaald worden. Voor vele producten kan dit opnieuw via de massaspectrometer. Voor 1 molecule X vond men als  $M_X = 78,108$  of

$M_X = 78,108 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ . De molaire massa van de  $M_{\text{CH}} = 12,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 1,008 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 13,018 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ . Dit betekent dat de CH-entiteit zesmaal begrepen is in de moleculaire eenheid: de chemische formule van X is C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>.

### 3.6 Oefeningen

#### Basisoefeningen

##### 3.1

Wat is het meest waarschijnlijke ion dat de volgende elementen kunnen vormen:

Na, Sr, Ba, I, Al, S, B, Cs, Se

**3.2**

Beschouw volgende twee ionen: I =  $^{23}\text{Na}^+$  en II =  $^{19}\text{F}^-$ . Welk van onderstaande beweringen is juist?

- a) Beide ionen hebben een verschillend aantal protonen en evenveel elektronen.
- b) Beide ionen hebben evenveel protonen maar een verschillend aantal neutronen.
- c) Beide ionen hebben evenveel elektronen en evenveel protonen.
- d) Beide ionen hebben een verschillend aantal protonen, elektronen en neutronen.

**3****3.3**

Het ion  $^{14}\text{N}^{3-}$  heeft:

- a) 7 protonen, 7 neutronen, 4 elektronen
- b) 7 protonen, 7 neutronen, 12 elektronen
- c) 7 protonen, 7 neutronen, 10 elektronen
- d) 7 protonen, 7 neutronen, 14 elektronen

**3.4**

Het ion  $^{57}\text{Fe}^{3+}$  heeft:

- a) 26 protonen, 31 neutronen, 23 elektronen
- b) 57 protonen, 54 neutronen, 23 elektronen
- c) 26 protonen, 57 neutronen, 23 elektronen
- d) 57 protonen, 26 neutronen, 54 elektronen

**3.5**

Het ion  $^{57}\text{Fe}^{2+}$  heeft:

- a) 26 protonen, 57 neutronen, 23 elektronen
- b) 57 protonen, 54 neutronen, 23 elektronen
- c) 26 protonen, 31 neutronen, 24 elektronen
- d) 57 protonen, 26 neutronen, 54 elektronen

#### 3.6

Gegeven de formule  $XCl_2$ . X is een ion met een massagetal 89 en 36 elektronen. Wat is het symbool en hoeveel neutronen bevat het ion X?

- a) Sr, 53 neutronen
- b) Se, 55 neutronen
- c) Rb, 52 neutronen
- d) Sr, 51 neutronen

**3**

#### 3.7

Gegeven de formule  $XBr_2$ . X is een ion met een massagetal 132 en met 54 elektronen. Wat is het symbool en hoeveel neutronen bevat het ion X?

- a) Ba, 76 neutronen
- b) Te, 78 neutronen
- c) Ba, 78 neutronen
- d) Cs, 77 neutronen

#### 3.8

Geef de naam van de volgende verbindingen: raadpleeg de practicumnota's.

$KClO_4$ ,  $Al_2(SO_4)_3$ ,  $NaNO_2$ ,  $KMnO_4$ ,  $TiO_2$ ,  $NiS$ ,  $H_3PO_4$ ,  $NaHSO_4$ ,  $PtCl_4$ ,  $FePO_4$ .

#### 3.9

Geef de chemische formule van de volgende verbindingen:

zwaveldifluoride, chroom(III)carbonaat, tin(II)fluoride, stikstofdioxide, ammoniumsulfaat, koolstoftetrafluoride, waterstofsulfide.

#### 3.10

In een airbag wordt een groot volume stikstofgas aangemaakt via de ontleding van natriumazide. Wat is de correcte chemische formule voor natriumazide?

#### 3.11

Geef de chemische formule van de volgende verbindingen:

Bariumfosfaat, natriumnitride, chroom(VI)oxide, koper(I)sulfide, koper(I)oxide, kwik(II)carbonaat, calciumfosfaat, ammoniumion.

**3.12**

Geef de naam van de volgende verbindingen/ionen:

$\text{Hg}_2\text{I}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{I}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{ClO}^-$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{AuCl}_3$ .

**3.13**

Wat is **NIET** de juiste naam voor de gegeven formule?

- a)  $\text{Li}_2\text{O}$  lithiumoxide
- b)  $\text{BaCl}_2$  bariumdichloride
- c)  $\text{FePO}_4$  ijzer(III)fosfaat
- d)  $\text{Mg}_3\text{N}_2$  magnesiumnitride

**3.14**

Wat is **NIET** de juiste naam voor de gegeven formule?

- a)  $\text{Hg}_2\text{SO}_4$  kwik(I)sulfaat
- b)  $\text{HBrO}_3$  waterstofbromiet
- c)  $\text{SnS}$  tin(II)sulfide
- d)  $\text{BaCrO}_4$  bariumchromaat

**3.15**

Wat is **NIET** de juiste naam voor de gegeven formule?

- a)  $\text{Co}_3(\text{PO}_4)_2$  kobalt(II)fosfaat
- b)  $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$  tin(II)sulfaat
- c)  $\text{CS}_2$  koolstofdissulfide
- d)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  chroom(III)oxide

**3.16**

Wat is **NIET** de juiste naam voor de gegeven formule?

- a)  $\text{BaCrO}_4$  bariumchromaat
- b)  $\text{Sn}_3(\text{PO}_4)_4$  tin(IV)fosfaat
- c)  $\text{N}_2\text{O}$  stikstof(I)oxide
- d)  $\text{PbO}_2$  loodperoxide

**3.17**

Wat is **NIET** de juiste formule voor de gegeven naam?

- a) Natriumsulfide  $\text{NaS}$
- b) Ijzer(II)oxide  $\text{FeO}$
- c) Calciumcarbonaat  $\text{CaCO}_3$
- 3** d) Kaliumfosfaat  $\text{K}_3\text{PO}_4$

**3.18**

Wat is **NIET** de juiste formule voor de gegeven naam?

- a) chloorzuur  $\text{HClO}_3$
- b) koper(II)chloride  $\text{CuCl}_2$
- c) kaliumchloraat  $\text{KClO}_2$
- d) calciumhypochloriet  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$

**3.19**

Welke formule is **NIET** correct?

- a)  $\text{AlCl}_2$
- b)  $\text{CaO}$
- c)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- d)  $\text{NaF}$

**3.20**

Welke formule is **NIET** correct?

- a)  $\text{KS}$
- b)  $\text{CaSO}_4$
- c)  $\text{CsF}$
- d)  $\text{NaI}$

**3.21**

Welke formule is **NIET** correct?

- a)  $\text{CaSO}_3$
- b)  $\text{CsF}$
- c)  $\text{NaI}$
- d)  $\text{NaS}$

**3****3.22**

Een container bevat 56,6 g ammoniak. Hoeveel moleculen van deze stof bevat de container?

**3.23**

Bereken het aantal mol ijzeratomen in 14,2 g ijzer.

**3.24**

Bereken het aantal ijzeratomen in 14,2 g ijzer.

**3.25**

Ijzer is belangrijk voor de transport van zuurstof door de rode bloedcellen van de longen naar de verschillende organen in het lichaam. Het bloed van een volwassene bevat ongeveer  $2,60 \cdot 10^{15}$  rode bloedcellen en ongeveer 2,90 g ijzer. Hoeveel ijzeratomen zijn er in elke bloedcel aanwezig?

**3.26**

$18,0 \text{ cm}^3$  water bevat 1,0 mol watermoleculen (de dichtheid van water is  $1,00 \text{ g cm}^{-3}$ ) Gedurende 24 uur verdampt er  $0,9 \text{ cm}^3$  water. Als de verdampingssnelheid constant is, hoeveel moleculen water verdampen er per seconde?

**3.27**

Wat is de massa (in gram) van één molecule fosforpentachloride ( $\text{PCl}_5$ )?

**3.28**

Hoeveel moleculen ammoniak zijn er aanwezig in 4,0 g ammoniak?

**3.29**

Hoeveel atomen waterstof zijn er in 4,0 g ammoniak?

**3.30**

Bereken de molaire massa van een verbinding, waarvan één molecule een massa heeft van  $5,34 \cdot 10^{-23} \text{ g}$ .

**3.31**

Eén molecule van een chemische verbinding heeft een massa van  $3,46 \cdot 10^{-22}$  g. Wat is de molaire massa van deze verbinding?

**3.32**

Bereken de massa van  $4,50 \cdot 10^{20}$  moleculen styreen (molmassa is  $104,1 \text{ g mol}^{-1}$ ).

**3**

**3.33**

De molaire massa van dibroommethaan ( $\text{CH}_2\text{Br}_2$ ), een insecticide, is  $173,8 \text{ g mol}^{-1}$ . Hoeveel koolstofatomen zijn er in 1,738 g dibroommethaan?

**3.34**

De molaire massa van dibroommethaan ( $\text{CH}_2\text{Br}_2$ ), een insecticide, is  $173,8 \text{ g mol}^{-1}$ . Hoeveel broomatomen zijn er in 1,738 g dibroommethaan?

**3.35**

Hoeveel atomen broom komen er voor in één mol goud(III)bromide?

**3.36**

Gegeven:  $9,03 \cdot 10^{20}$  moleculen van  $\text{XeF}_x$  wegen 0,311 g. Bereken x.

**3.37**

Stel dat het element tennessine (Ts) gesynthetiseerd wordt. Gebruik de gegevens uit de tabel om de atoommassa te bepalen die in het periodiek systeem zal vermeld staan.

$^{284}\text{Ts}$	$A_r = 283,4$	34,60%
$^{285}\text{Ts}$	$A_r = 284,7$	21,20%
$^{288}\text{Ts}$	$A_r = 287,8$	44,20%

**3.38**

Vul aan.

- a) 100 moleculen water bevatten ... mol water.
- b) 100 g water bevat ... mol zuurstofatomen.
- c) 500,0 g Fe bevat ... Fe atomen.
- d) 150,0 g  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  bevat... mol Fe-ionen.
- e) 2,6 mg NaCl bevat... kationen.



**3.39**

Rangschik de volgende verbindingen volgens toenemend massapercentage P:

$\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ,  $(\text{NPOCl}_2)_3$ .

**3.40**

De eerste verbindingen met een edelgas werden in 1964 gesynthetiseerd:  $\text{XeF}_2$ ,  $\text{XeF}_4$  en  $\text{XeF}_6$ . Bereken de procentuele samenstelling van de drie verbindingen.

**3****3.41**

Bij welke verbinding is het m% aan N het grootst:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$  of  $\text{HCN}$ ?

**3.42**

Bij welke verbinding is het m% aan O het grootst:  $\text{Li}_2\text{O}_2$ ,  $\text{ClO}_2$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  of  $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ ?

**3.43**

Hoeveel bedraagt het m% aan zwavel in  $\text{SO}_2$ ?

**3.44**

Hoeveel bedraagt het m% aan zuurstof in zwavelzuur?

**3.45**

Hoeveel bedraagt het m% aan stikstof in calciumnitraat?

**3.46**

Bij de verbranding van een monster steenkool van 4,012 g ontstaat er in het laboratorium 51 mg  $\text{SO}_2$ . Wat is het massapercentage zwavel in de onderzochte steenkool?

**3.47**

De brutoformule van cortisone bevat 21 atomen koolstof (naast andere atomen). Het m% aan C in cortisone is 69,92%. Bereken de molaire massa van cortisone.

**3.48**

Een mengsel van  $\text{NaCl}$  en  $\text{NaNO}_3$  bevat 31,7 m% aan Na. Uit hoeveel %  $\text{NaCl}$  bestaat het mengsel?

**3.49**

In de verbinding  $\text{X}_2\text{Y}$  bestaat voor 60 m% aan X. Bereken het m% aan Y in de verbinding  $\text{X}_2\text{Y}_2$ .

**3.50**

TNT bevat C, N, O en H. De molmassa van TNT ligt tussen  $210 \text{ g mol}^{-1}$  en  $245 \text{ g mol}^{-1}$  en bestaat voor 37,02 m% C; 18,49 m% N en 42,27 m% O. Wat is de juiste brutoformule voor TNT?

#### 3.51

Cafeïne bestaat uit C, H, O en N. De molaire massa van cafeïne ligt  $190 \text{ g mol}^{-1}$  en  $200 \text{ g mol}^{-1}$  en bestaat voor 28,84 m% N, 49,48 m% C en 5,15 m% H. Wat is de juiste brutoformule van cafeïne?

#### 3.52

Foliumzuur is in ons lichaam onder andere betrokken bij de synthese van rode bloedcellen. Dit vitamine bestaat voor 51,7% uit C, 4,3 % H, 22,2 % N en 21,8 % O. De molaire massa van foliumzuur bedraagt ongeveer  $441 \text{ g mol}^{-1}$ . Wat is de brutoformule van dit vitamine?

### 3

#### 3.53

Een wit poeder wordt geanalyseerd. Daaruit blijkt dat dit poeder 43,63% fosfor en 56,36% zuurstof bevat. De molaire massa van de stof bedraagt  $283,88 \text{ g mol}^{-1}$ . Wat is de molecuulformule van deze stof?

#### 3.54

Vitamine C bestaat uit C, H en O. Vitamine C bestaat voor 40,9 m% C en 4,58 m% H en haar molaire massa is ongeveer  $180 \text{ g mol}^{-1}$ . Wat is de juiste brutoformule voor vitamine C?

#### 3.55

Een koolwaterstof bestaat voor 81,7 m% uit C. Wat is de juiste minimale formule van het koolwaterstof?

#### 3.56

Het m% aan ijzer in een ijzeroxide is 77,7. Wat is de juiste brutoformule van het oxide?

#### 3.57

Het m% aan lood is 89,63. Wat is de juiste brutoformule van het oxide?

#### 3.58

Een verbinding bestaat voor 63,3 % (m%) uit Xe en voor 36,7 % (m%) uit F. Wat is de juiste brutoformule van deze verbinding?

#### 3.59

Adipinezuur bevat 49,32% C, 43,84 % O en 6,85 % H (massaprocenten). Bepaal de empirische formule van deze verbinding.

#### 3.60

Narceïne is een verdovend product in opium. Het kristalliseert in een hydraat dat 10,80 massa% water bevat. Als de molaire massa van narceïnehydraat  $499,5 \text{ g/mol}$  bedraagt, bepaal dan x in de formule van het hydraat, narceïne. $\cdot$ H<sub>2</sub>O

#### 3.61

De elementaire analyse van een zenuwgas met relatieve molecuulmassa 184,1 levert de volgende samenstelling: C=39,10% H=7,67% O=26,11% P=16,82% F=10,32% Wat is de empirische formule?

**3.62**

Na een reactie 0,610 g van een element M met 0,200 g zuurstofgas ontstaat  $M_2O_5$ . Wat is de atoommassa van dit element?

**3.63**

De drug LSD heeft als chemische formule  $C_{20}H_{25}N_5O$ . De analyse van een verdacht drugmonster geeft 49,47 % C, 5,19 % H en 28,87 % N. De rest is O. Kloppen deze gegevens voor LSD?

**3.64**

0,1246 g van een verbinding die alleen Cr en Cl bevat, wordt opgelost in water. Alle  $Cl^-$ -ionen worden als AgCl neergeslagen. 0,3383 g AgCl wordt bekomen. Bereken de empirische formule van deze verbinding.

**3****3.65**

5,982 mg van een verbinding die alleen C, H en O bevat, wordt verbrand en levert 18,490 mg  $CO_2$  en 6,232 mg  $H_2O$ . De moleculaire massa van het product bedraagt 399. Geef de moleculaire formule van deze verbinding.

**Gevorderd niveau****3.66**

Bereken de werkelijke formule van een bestanddeel, waarvan experimenteel bepaald is:

$M = 206,3$  g/mol en de volgende samenstelling: op 100 g: 75,5 g C, 8,80 g H en 15,50 g O.

**3.67**

Tu Jing Pi is ook bekend als Golden Larch Bark. Het scherpe, warm en toxische kruid wordt gebruikt in de Traditionele Chinese geneeskunde als anticonceptiemiddel, antischimmel-middel en om levertumoren te behandelen. Het verdrijft ook wormen en parasieten, verlicht jeuk enz. Eén van haar actieve bestanddelen is pseudolaric zuur A bestaande uit de elementen C, H en O. 1,000 g van dit kruid geeft bij verbranding 2,492 g  $CO_2$  en 0,6495 g  $H_2O$ .

a) Bepaal de minimale formule pseudolaric zuur A.

b) Bepaal de brutoformule van pseudolaric zuur A als de molaire massa van pseudolaric zuur A 388,46 g/mol is.

**3.7 Antwoorden****3.1**

$Na^+$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $Ba^{2+}$ ,  $I^-$ ,  $Al^{3+}$ ,  $S^{2-}$ ,  $B^{3+}$ ,  $Cs^+$ ,  $Se^{2-}$

**3.2**

a

**3.3**

c

3.4

a

3.5

c

3.6

**3** d

3.7

a

3.8

kaliumperchloraat, aluminiumsulfaat, natriumnitriet, kaliumpermanganaat, titaandioxide, nikkelsulfide, fosforzuur, natriumwaterstofsulfaat, platinatetrachloride, ijzer(III)fosfaat

3.9

$\text{SF}_2$ ,  $\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$ ,  $\text{SnF}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CF}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$

3.10

$\text{NaN}_3$

3.11

$\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Na}_3\text{N}$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Cu}_2\text{S}$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{HgCO}_3$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{NH}_4^+$

3.12

kwik(I)-jodide, distikstofoxide, trijodide-ion, sulfaation, hypochloriet-ion, trizuurstof, bariumoxide, goud(III)chloride

3.13

b

3.14

b

3.15

b

3.16

d

3.28

**3.17**

5 = a;

**3.18**

c

**3.19**

a

**3.20**

a

**3.21**

d

**3.22** $2,00 \cdot 10^{24}$  moleculen**3.23**

0,254 mol

**3.24** $1,53 \cdot 10^{23}$ **3.25** $1,2 \cdot 10^9$ **3.26** $3,5 \cdot 10^{17}$ **3.27** $3,46 \cdot 10^{-22}$  g**3.28** $1,4 \cdot 10^{23}$ **3.29** $4,2 \cdot 10^{23}$ **3**

**3.30**

32,1 g mol<sup>-1</sup>

**3.31**

208,3 g mol<sup>-1</sup>

**3.32**

**3** 7,78·10<sup>-2</sup>g

**3.33**

6,022·10<sup>21</sup>

**3.34**

1,204·10<sup>22</sup>

**3.35**

1,81·10<sup>24</sup>

**3.36**

X= 4

**3.37**

285,6

**3.38**

a) 1,66·10<sup>-22</sup>

b) 5,56 mol

c) 5,39·10<sup>24</sup>

d) 1,88 mol

e) 2,68·10<sup>19</sup>

**3.39**

a) Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> (18,9 massa-%)

b) (NPCl<sub>2</sub>)<sub>3</sub> (26,7 massa-%)

c) P<sub>4</sub>O<sub>10</sub> (43,6 massa-%)

d) PH<sub>3</sub> (91,1 massa-%)

3.30

**3.40**

XeF<sub>2</sub>: 77,5 massa-% Xe

XeF<sub>4</sub>: 63,3 massa-% Xe

XeF<sub>6</sub>: 53,5 massa-% Xe

**3.41**

NH<sub>3</sub>

**3.42**

Li<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

**3.43**

50%

**3.44**

65,3%

**3.45**

17,1%

**3.46**

0,64%

**3.47**

360,4 g/mol

**3.48**

38%

**3.49**

57%

**3.50**

C<sub>7</sub>H<sub>5</sub>N<sub>3</sub>O<sub>6</sub>

**3.51**

C<sub>8</sub>H<sub>10</sub>N<sub>4</sub>O<sub>2</sub>

**3.52**

C<sub>19</sub>H<sub>19</sub>N<sub>7</sub>O<sub>6</sub>

**3.53**



**3.54**



**3.55**



**3.56**



**3.57**



**3.58**



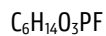
**3.59**



**3.60**



**3.61**



**3.62**

122

**3.63**

Nee, de experimentele minimale formule is  $C_4H_5N_2O$  en is deze van cafeïne.

**3.64**



**3.65**



**3.66**

Minimale formule = werkelijke formule =  $C_{13}H_{18}O_2$

3.32



3.67

Minimale formule =  $C_{11}H_{14}O_3$

Werkelijke formule =  $C_{22}H_{28}O_6$

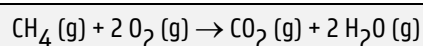
3

**3**

### 4.1 Chemische vergelijkingen

Een chemische verandering houdt een reorganisatie in van de atomen in 1 of meerdere stoffen.

Wanneer bijvoorbeeld methaangas ( $\text{CH}_4$ ) reageert met de zuurstof ( $\text{O}_2$ ) in de lucht, worden koolstofdioxide ( $\text{CO}_2$ ) en water ( $\text{H}_2\text{O}$ ) gevormd. Dit proces wordt voorgesteld door een *chemische vergelijking* of *reactievergelijking*:

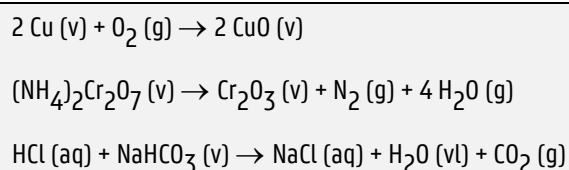


Hierin staan de **uitgangsubstanten** of **reagentia** links en de **reactieproducten** rechts van een **reactiepijl**. Een dubbele reactiepijl  $\rightleftharpoons$  duidt een gedeeltelijke omzetting aan, een reactiepijl naar links  $\leftarrow$  dat de reactie niet (of nauwelijks) doorgaat.

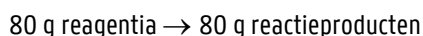
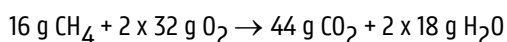
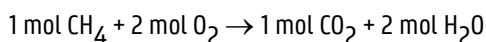
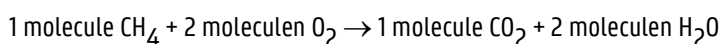
Gewoonlijk wordt naast elke component tussen ronde haken zijn fysische toestand onder de reactieomstandigheden aangeduid: (g) voor gasvormig, (vl) voor vloeistof, (v) voor vaste toestand, (aq) voor de component opgelost in water (aqua). Vaak ziet men ook de Engelstalige afkortingen (l) en (s) voor respectievelijk 'liquid' en 'solid'.

Bij reacties worden chemische bindingen gebroken en nieuwe bindingen gevormd. De reactievergelijking zegt evenwel niets over de manier waarop dit gebeurt noch waarom dit gebeurt.

Aangezien atomen noch geschapen, noch vernietigd kunnen worden, moeten rechts én links van de reactiepijl evenveel atomen van elk optredend element voorkomen. Daardoor moet voor elke component in de reactievergelijking een **coëfficiënt** of **voorgetal  $\nu$**  (Griekse 'nu') staan, die aangeeft hoeveel eenheden van deze component (moleculen of formules) in de reactie moeten betrokken zijn opdat de reactievergelijking voor elk element in balans zou zijn. Een voorgetal  $\nu = 1$  wordt niet expliciet genoteerd.



Een chemische vergelijking zoals hierboven draagt volgende informatie met zich:

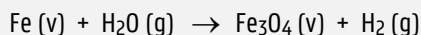


Deze informatie geeft de **stoichiometrie** van de reactievergelijking en vormt de basis voor stoichiometrische berekeningen (zie verder § 4.7 Stoichiometrische berekeningen).

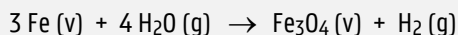
**Balanceren van chemische vergelijkingen**

Bij de meeste reactievergelijkingen is het eenvoudig om op zicht tot een set voorgetallen te komen die de behoud van massa voor elk element garandeert.

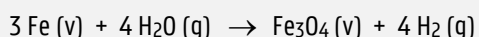
Voorbeeld



We brengen eerst ijzer en zuurstof in balans:



En nadien waterstof:



**4**

Tips:

- Controleer achteraf steeds dat elk element links en rechts van de reactiepijl evenveel voorkomt.
- In geval dat er ionen in de reactievergelijking staan, ga steeds na dat de totale lading links en rechts identiek is.
- Bij voorkeur kies je de kleinst mogelijke set aan gehele getallen (al ziet men af en toe ook breuken als voorgetal).

Daarnaast kan men ook het behoud van aantal atomen en het behoud van lading als voorwaarden gebruiken om via een stelsel de coëfficiënten te vinden. Deze methode is voornamelijk handig wanneer de reactie te complex is om op zicht te balanceren.

Voorbeeld

De explosie van een mengsel van sucrose en een nitraat



$$\begin{array}{l} \text{Atoombalans C} \\ \text{Atoombalans H} \\ \text{Atoombalans O} \\ \text{Atoombalans N} \\ \text{Ladingbalans} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} 12 v_a = v_c + v_f \\ 22 v_a = 2 v_e \\ 11 v_a + 3 v_b = v_c + v_e + 3 v_f \\ v_b = 2 v_d \\ v_b = 2 v_f \end{array} \right. \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} v_b = 6 v_a \\ v_c = 9 v_a \\ v_d = 3 v_a \\ v_e = 11 v_a \\ v_f = 3 v_a \end{array} \right.$$

Kiezen we  $v_a = 1$  dan vinden we:



Om meer informatie te krijgen over het aantal uitgewisselde elektronen in een redoxreactie, zijn er eigen methodes om dit type chemische vergelijkingen in balans te brengen. Hierop wordt ingegaan in § 4.6 Redoxreacties.

## 4.2 Water als oplosmiddel

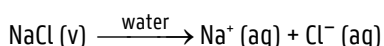
Heel veel chemische reacties vinden plaats in waterige omgeving. Water is een van de belangrijkste stoffen op aarde, en dient in vloeibare vorm als oplosmiddel voor enorm veel andere stoffen. Wanneer bijvoorbeeld keukenzout (NaCl) in water gestrooid wordt, "verdwijnt" het in het water: NaCl lost op in water. Wat gebeurt er bij dit oplosproces in water?

Vloeibaar water bestaat uit een verzameling  $H_2O$  moleculen. Elke  $H_2O$ -molecule heeft een V-vorm met een  $H-O-H$  hoek van gemiddeld  $105^\circ$ .

Elke H-O-binding is een covalente binding met 1 elektronenpaar. Het zuurstofatoom trekt evenwel sterker het elektronenpaar aan dan het waterstofatoom - de reden hiervoor wordt later uiteengezet - zodat het elektronenpaar zich dichters bij O ophoudt dan bij H. Het O-atoom krijgt hierdoor een lichte overmaat aan negatieve lading, terwijl de beide H-atomen lichtjes positief worden. Elke  $H_2O$ -molecule in zijn

geheel is echter neutraal. De ladingsverdeling in de  $H_2O$ -molecule wordt in **Fout! Verwijzingsbron niet gevonden.** aangeduid met  $2\delta^-$  op O en  $\delta^+$  op elke H. Wegens deze ongelijke ladingsverdeling heeft water dus twee **polaire H-O-bindingen** en door de V-vorm is de molecule in zijn geheel **polair**. De polariteit van de watermolecule geeft aan water het vermogen om stoffen op te lossen. NaCl is een ionverbinding (een zout) en bestaat dus uit een 3-dimensionele verzameling van afwisselend  $Na^+$ -ionen en  $Cl^-$ -ionen volgens een vast roosterpatroon (zie Figuur 4.1).

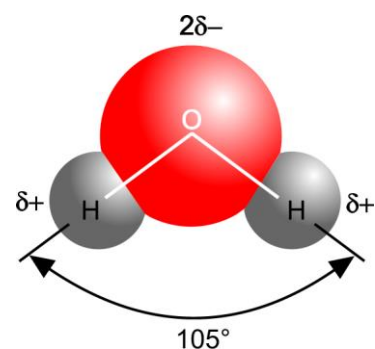
Komt het NaCl-kristal in contact met water, dan worden de watermoleculen via hun partieel positieve kant aangetrokken door de negatief geladen  $Cl^-$ -ionen, terwijl zij via hun partieel negatieve kant aangetrokken worden door de positief geladen  $Na^+$ -ionen. Door hun thermische beweging botsen de watermoleculen tegen het NaCl-kristal en "wrikken" de ionen los, waarbij de losgestagen ionen onmiddellijk door watermoleculen worden omringd. Dit proces heet **hydratatie**. Op deze manier worden de sterke bindingskrachten die oorspronkelijk aanwezig waren tussen de kationen en de anionen in het kristal vervangen door sterke water-ion-interacties. Let wel, elk ion - kation of anion - gaat afzonderlijk zijn weg in de waterige oplossing! Het oplossingsproces is schematisch voorgesteld in Figuur 4.2. Het kan ook met een chemische vergelijking worden uitgedrukt.



De aanduiding (aq) duidt op de waterige oplossingsfase én de hydratatie van de individuele ionen door een onbepaald aantal watermoleculen.

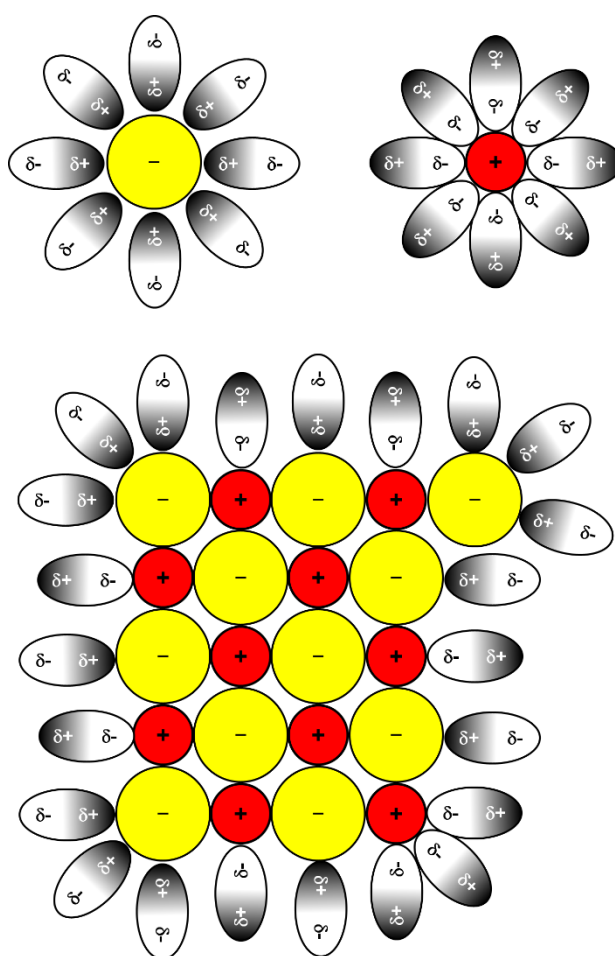
De oplosbaarheid van ionverbindingen in water varieert sterk.

NaCl	zeer goed oplosbaar
AgCl	zeer weinig oplosbaar



Figuur 4.1- De polaire watermolecule

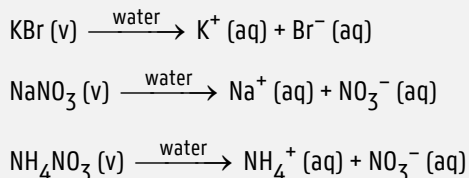
4



Figuur 4.2 - Het oplosproces. Polaire watermoleculen interageren met de positieve en de negatieve ionen.

De oplosbaarheid van een ionverbinding in water wordt bepaald door de verhouding tussen de affiniteit die de ionen voor elkaar hebben in het kristalrooster en de affiniteit van de ionen voor de watermoleculen. Deze verhouding verschilt van zout tot zout. Het oplosproces blijft echter hetzelfde.

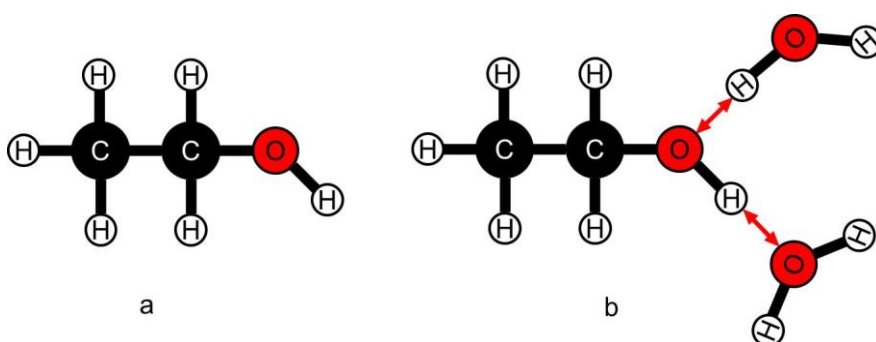
In de chemische formule van ionverbindingen moeten de afzonderlijke ionen correct herkend worden voor het juist weergeven van het oplosingsproces.



4

De ionen  $\text{NO}_3^-$  en  $\text{NH}_4^+$  zijn polyatomisch, waarin de atomen zelf covalent gebonden zijn. Deze bindingen worden tijdens het oplosingsproces niet gebroken!

Water lost ook veel stoffen op die niet ionair zijn. Ethanol ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ) lost zeer goed op in water; het is in feite in alle verhoudingen mengbaar met water. Dit komt omdat de covalente verbinding ethanol eveneens een polaire O-H-groep bevat zoals water, die dan ook een interactie met watermoleculen kan aangaan (zie Figuur 4.3).



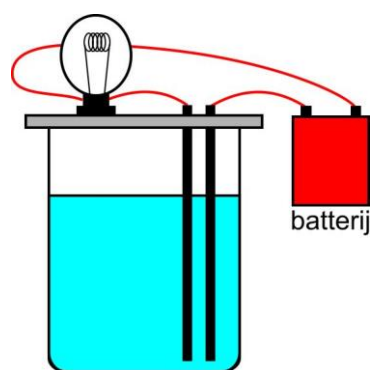
Figuur 4.3 - (a) De molecule ethanol,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , bevat de polaire OH-groep zoals water. (b) Interactie tussen ethanol en water.

Andere verbindingen lossen niet op in water. Dit komt omdat ze niet-ionair en geen polaire delen in de molecuulstructuur bezitten, vb. vet, benzine. Hierdoor is er geen hydratatie mogelijk. De regel dat polaire en ionaire stoffen goed oplossen in het polaire water wordt soms uitgedrukt als "like dissolves like". Het oplossen en oplosbaarheid zal later meer in detail aan bod komen.

### 4.3 Elektrolyten

Een mogelijke eigenschap van een oplossing is het vermogen om elektrische stroom te geleiden: **elektrische geleidbaarheid**. Deze karakteristiek kan gedemonstreerd worden met een opstelling zoals in Figuur 4.4. Als de oplossing de elektrische stroom geleidt, dan brandt de lamp. Stoffen die opgelost in water de stroom zeer goed geleiden - sterk licht - worden **sterke elektrolyten** genoemd. Stoffen die opgelost in water de stroom moeilijk geleiden - zwak licht - worden **zwakke elektrolyten** genoemd. Stoffen die opgelost in water de stroom niet geleiden - geen licht - worden **niet-elektrolyten** genoemd.

De elektrische geleidbaarheid van waterige oplossingen waarin zouten, zoals NaCl, in opgelost zijn, werd door Arrhenius toegeschreven aan de aanwezigheid van geladen deeltjes in oplossing: **ionen**. Naarmate een stof bij het oplossen meer ionen produceert, zal de oplossing beter elektrisch geleidend zijn.



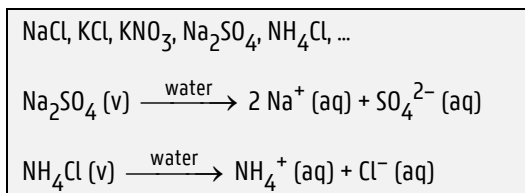
Figuur 4.4 - Opstelling voor het demonstreren van de elektrische geleidbaarheid van waterige oplossingen: de lichtsterkte varieert met de elektrische geleidbaarheid van de oplossing.

### 4.3.1 Sterke elektrolyten

Volgende soorten verbindingen kunnen ingedeeld worden bij de sterke elektrolyten :

#### 1. Goed oplosbare zouten

Zij ondergaan volledige dissociatie in ionen bij het oplossen in water.



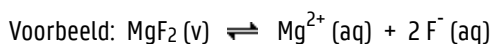
Goed oplosbare zouten (> 10 g/L)	Weinig oplosbare zouten (< 1 g/L)
Alle nitraten ( $\text{NO}_3^-$ )	Alle hydroxiden ( $\text{OH}^-$ ), uitgezonderd $\text{NH}_4^+$ , groep 1, $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ en $\text{Ba}^{2+}$
Alle acetaten ( $\text{OAc}^-$ )	Alle carbonaten ( $\text{CO}_3^{2-}$ ), uitgezonderd de $\text{NH}_4^+$ , groep 1
Alle chloraten ( $\text{ClO}_3^-$ )	Alle sulfieten ( $\text{SO}_3^{2-}$ ), uitgezonderd de $\text{NH}_4^+$ , groep 1
Alle sulfaten ( $\text{SO}_4^{2-}$ ), uitgezonderd $\text{Ag}^+$ , $\text{Pb}^{2+}$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ , $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$	Alle fosfaten ( $\text{PO}_4^{3-}$ ), uitgezonderd de $\text{NH}_4^+$ , groep 1
Alle fluoriden ( $\text{F}^-$ ), uitgezonderd groep 2, $\text{Pb}^{2+}$	Alle chromaten ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ), uitgezonderd de $\text{NH}_4^+$ , groep 1
Alle chloriden ( $\text{Cl}^-$ ), uitgezonderd $\text{Ag}^+$ , $\text{Pb}^{2+}$ , $\text{Hg}_2^{2+}$	Alle sulfiden ( $\text{S}^{2-}$ ), uitgezonderd $\text{NH}_4^+$ , groep 1 en 2
Alle bromiden ( $\text{Br}^-$ ), uitgezonderd $\text{Ag}^+$ , $\text{Pb}^{2+}$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ , $\text{Hg}^{2+}$	Maar de zure fosfaten, carbonaten en sulfiden zijn wel oplosbaar (vb. $\text{CaHPO}_4$ , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ).
Alle jodiden ( $\text{I}^-$ ), uitgezonderd $\text{AgI}$ , $\text{Pb}^{2+}$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ , $\text{Hg}^{2+}$	

Tabel 4.1 - Overzicht van oplosbare en onoplosbare zouten

De oplosbaarheid van niet vermelde zouten moet in referentiewerken worden nagekeken.

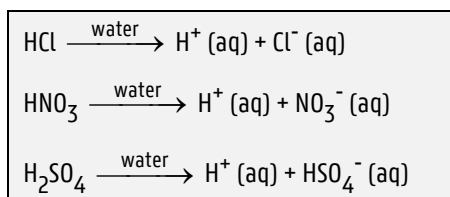
Goed oplosbare zouten (bv  $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$ ) zijn in waterig milieu volledig gedissocieerd, en worden in chemische reactievergelijkingen als dusdanig genoteerd ( $2 \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$ ). Meestal, echter, wordt het goed oplosbare zout korthedshalve toch ongedissocieerd neergeschreven (bv  $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4(\text{aq})$ ), hoewel in werkelijkheid als ionen in oplossing, nog steeds te onderscheiden van slecht oplosbare zouten door de aanduiding "aq".

Een slecht oplosbaar zout (bv.  $\text{MgF}_2$ ) zal in water als vaste stof op de bodem blijven liggen en wordt daarom steeds genoteerd als met aanduiding "v" (bv.  $\text{MgF}_2(\text{v})$ ). Let wel: ook van een slecht onoplosbaar zout is er steeds een (soms uiterst) gering gedeelte dat toch oplost in water. Dit gedeelte is dan volledig gedissocieerd in kationen en anionen!



## 4. Chemische reacties

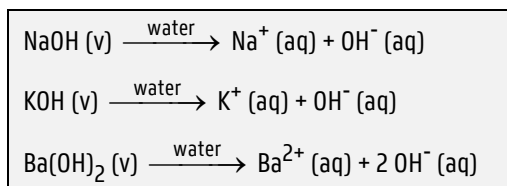
### 2. Bepaalde zuren



Volgens Arrhenius is een zuur een stof die in water  $\text{H}^+$ -ionen produceert. HCl, HBr, HI,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ , en  $\text{H}_2\text{SO}_4$ <sup>1</sup> gedragen zich als sterke elektrolyten en worden **sterke zuren** genoemd.

### 3. Bepaalde basen

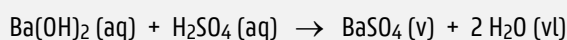
4



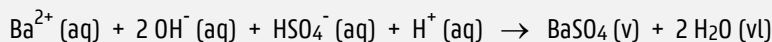
Volgens Arrhenius is een stof een **base** als ze in water  $\text{OH}^-$ -ionen afsplitst. Hydroxiden van groep 1 + Ba, Ca, Sr dissociëren volledig met vorming van  $\text{OH}^-$ -ionen en worden daarom **sterke basen** genoemd. Andere basen zijn zwak en meestal slecht oplosbaar.

Analoog met de goed oplosbare zouten, worden sterke zuren en basen in reactievergelijkingen meestal ongedissocieerd genoteerd, hoewel deze in werkelijkheid volledig in ionen zijn gesplitst.

#### Voorbeeld



dient eigenlijk gelezen te worden als:

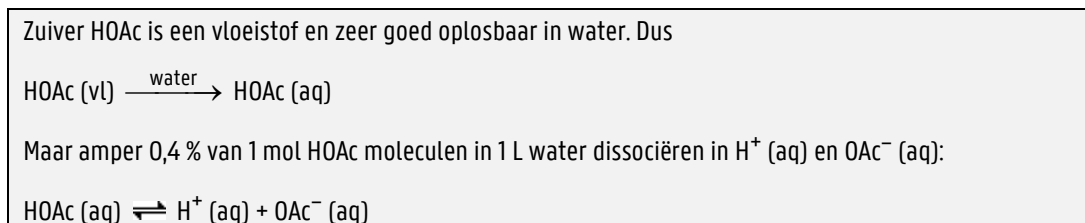


### 4.3.2 Zwakke elektrolyten

Zwakke elektrolyten produceren bij oplossen in water slechts zeer weinig ionen.

#### 1. Bepaalde zuren

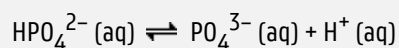
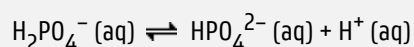
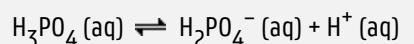
Azijnzuur ( $\text{HOAc}$ ), HCN,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , de meeste organische zuren ioniseren slechts zeer beperkt in water met vorming van  $\text{H}^+$ -ionen en zuurrestanionen. Ze worden **zwakke zuren** genoemd.



<sup>1</sup> Alhoewel zwavelzuur twee protonen in de formule heeft, gebeurt vindt volledige ionisatie slechts met het eerste plaats. In de tweede dissociatiestap draagt zwavelzuur zich als een zwak elektrolyt.

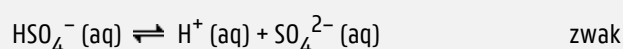
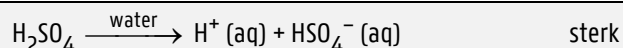


Voor de zwakke zuren die meerdere  $H^+$ -ionen kunnen afsplitsen, gebeurt de ionisatie in stappen, waarbij bij elke stap de ionisatie zeer gering is.



Hetzelfde gebeurt met  $H_2CO_3$ .

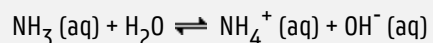
Het anion  $HSO_4^-$  dat ontstond uit de sterke ionisatie van  $H_2SO_4$  is op zijn beurt een zwak zuur. De ionisatie van  $H_2SO_4$  bij oplossen in water wordt dus als volgt weergegeven:



4

## 2. Bepaalde basen

Bepaalde stoffen reageren met water waarbij  $OH^-$ -ionen worden geproduceerd. Meestal is deze productie gering. Daarom worden deze stoffen **zwakke basen** genoemd. Het best gekende voorbeeld is ammoniak ( $NH_3$ ).

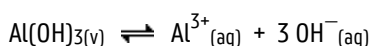


Het grootste aantal  $NH_3$ -moleculen is als dusdanig opgelost in water. Een beperkt aantal is omgezet in  $NH_4^+$ -ionen en  $OH^-$ -ionen. Dit veroorzaakt de beperkte elektrolytische geleidbaarheid. De vorming van de  $OH^-$ -ionen geeft de basische eigenschap aan de oplossing.

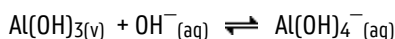
## 3. Amfotere hydroxiden

Bepaalde hydroxiden zijn weinig oplosbare verbindingen die echter in oplossing kunnen gebracht worden door toevoegen van zowel sterk zuur als sterke base.

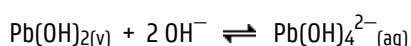
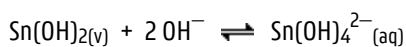
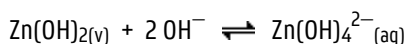
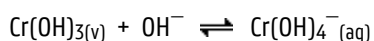
Voorbeeld



- toevoegen van sterk zuur ( $H^+$ ): er treedt neutralisatie op zodat het evenwicht naar rechts verschuift.  $Al(OH)_3$  gaat in oplossing. **Alle hydroxiden gaan in oplossing door toevoeging van sterk zuur.**
- toevoegen van sterke base ( $OH^-$ ): **Enkel bij de amfotere hydroxiden treedt complexvorming op waardoor de hydroxiden ook in oplossing gaan in alkalisch milieu.**



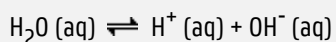
Andere voorbeelden:



Andere weinig oplosbare hydroxiden zijn niet amfoeteer en lossen bijgevolg niet op in sterk alkalisch midden:  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Co}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ , ...

### 4.3.3 Niet-elektrolyten

Niet-elektrolyten zijn stoffen die opgelost in water geen ionen produceren. Wanneer bijvoorbeeld ethanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) in water wordt opgelost, verspreiden alle moleculen ethanol zich in het water, maar worden niet gesplitst aangezien de atomen in  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  via covalente bindingen verbonden zijn. Een ander gekend voorbeeld is suiker (sucrose,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ), dat zeer goed oplosbaar is in water. Maar een suiker- of ethanoloplossing geleidt de elektrische stroom niet. Water zelf kan ingedeeld worden bij de zwakke elektrolyten. Het is echter een zeer zwak elektrolyt. In zuiver water zijn enorm weinig  $\text{H}^+$  ionen en  $\text{OH}^-$ -ionen aanwezig.



4

## 4.4 Samenstelling van oplossingen

Een **oplossing** bestaat uit 1 of meerdere **opgeloste stoffen** (v, vl of g) en een **oplosmiddel**. Het oplosmiddel is de stof die in een oplossing in de grootste hoeveelheid aanwezig is.

De samenstelling van een oplossing kan op verschillende manieren kwantitatief uitgedrukt worden via de **concentratie** van de oplossing.

**Concentratie: hoeveelheid bestanddeel in een gegeven hoeveelheid oplosmiddel of oplossing.**

De meest gebruikte concentratie-uitdrukkingen in de chemie steunen op de mol als eenheid voor hoeveelheid: molariteit, molaliteit en molfractie.

### 4.4.1 Stoffhoeveelheidsconcentratie - Molaire concentratie

Stoffhoeveelheidsconcentratie  $c$  (molaire concentratie, molar concentration)

$$c = \frac{n}{V} = \frac{n_{\text{opgeloste stof}}}{V_{\text{oplossing}}}$$

Eenheid:  $\frac{\text{mol}}{\text{L}}$  (vaak afgekort als M van molair; soms uitgedrukt in  $\frac{\text{mmol}}{\text{mL}}$  : zelfde getalwaarde)

10,00 g KCl wordt opgelost in water en de oplossing wordt aangelengd tot  $1 \text{ dm}^3$ .

$$M_{\text{KCl}} = 74,55 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_{\text{KCl}} = \frac{10,00 \text{ g}}{74,55 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,134 \text{ mol}$$

$$c_{\text{KCl}} = \frac{0,134 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 0,134 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,134 \text{ M}$$

Aangezien het volume van een oplossing verandert met de temperatuur, is de molariteit temperatuurafhankelijk.

## 4.4.2 Molale concentratie

Molale concentratie  $m$  (molaliteit, molality)

$$m = \frac{n}{m_{\text{oplosmiddel}}} = \frac{n_{\text{opgeloste stof}}}{m_{\text{oplosmiddel}}}$$

$$\text{Eenheid: } \frac{\text{mol}}{\text{kg}} \text{ (m van molaal)}$$

14,4 g  $\text{NaHCO}_3$  wordt afgewogen en opgelost in 500 g water.

$$M_{\text{NaHCO}_3} = 84 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_{\text{NaHCO}_3} = \frac{14,4 \text{ g}}{84 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,17 \text{ mol}$$

$$m_{\text{NaHCO}_3} = \frac{0,17 \text{ mol}}{0,500 \text{ kg}} = 0,34 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 0,34 \text{ m}$$

Deze concentratie-uitdrukking is temperatuuronafhankelijk.

Bij oplossingen of mengsels waarbij geen van de componenten in overmaat aanwezig is, gebruikt men molfracties (mengsels van gassen, van vloeistoffen).

## 4.4.3 Molfractie

Molfractie  $x$ 

$$x_A = \frac{n_A}{n_{\text{totaal}}}$$

Eenheid: onbenoemd

Molfractie is dimensieloos en temperatuuronafhankelijk.

80 g heptaan ( $\text{C}_7\text{H}_{16}$ ) en 137 g octaan ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ) worden samen gemengd. Bereken de molfractie van elke component.

$M_{\text{heptaan}} = 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	$M_{\text{octaan}} = 114 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
$n_{\text{heptaan}} = \frac{80 \text{ g}}{100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,80 \text{ mol}$	$n_{\text{octaan}} = \frac{137 \text{ g}}{114 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,20 \text{ mol}$
$n_{\text{totaal}} = 0,80 \text{ mol} + 1,20 \text{ mol} = 2,00 \text{ mol}$	
$x_{\text{heptaan}} = \frac{0,80 \text{ mol}}{2,00 \text{ mol}} = 0,40$	$x_{\text{octaan}} = \frac{1,20 \text{ mol}}{2,00 \text{ mol}} = 0,60$

De som van de molfracties van alle componenten is steeds gelijk aan 1.

In de praktijk worden vele oplossingen bereid door verdunning van een geconcentreerde oplossing met oplosmiddel. De concentratie van de verdunde oplossing wordt het gemakkelijkst berekend, indien met molaire concentraties gewerkt wordt.

$$c = \frac{n}{V} = \frac{n_{\text{opgeloste stof}}}{V_{\text{oplossing}}} \rightarrow n_{\text{opgeloste stof}} = c \cdot V_{\text{oplossing}}$$

Wanneer dus een volume  $V_1$  met molaire concentratie  $c_1$  verdund wordt met oplosmiddel tot een eindvolume  $V_2$ , dan is de hoeveelheid opgeloste stof gelijk aan  $V_1 \cdot c_1$ . Deze hoeveelheid komt nu in  $V_2$  als eindvolume. Dus de molariteit  $c_2$  van de verdunde oplossing wordt dan  $V_1 \cdot c_1 / V_2$ .

In algemene vorm:

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

#### Probleem 4.1

4

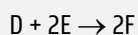
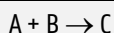
#### Probleem 4.2

### 4.5 Types chemische reacties

In alle chemische reacties veranderen atomen of ionen hun combinatiewijze met andere atomen of ionen. Zonder in te gaan op chemische binding en reactiemechanisme kunnen de reacties ingedeeld worden in drie types: **combinatiereacties**, **ontledingsreacties** en **uitwisselingsreacties**. Voorbeelden zullen uitgevoerd worden tijdens de praktische oefeningen.

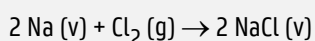
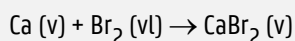
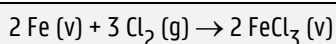
#### 4.5.1 Combinatiereacties

In combinatiereacties combineren 2 of meerdere stoffen tot 1 reactieproduct. In de meeste gevallen is ook het totaal aantal mol reagentia groter dan het totaal aantal mol reactieproducten.

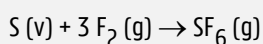
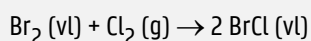
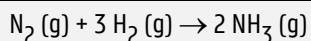


##### 4.5.1.1 Combinatie van 2 elementen

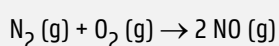
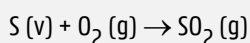
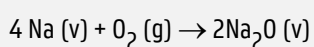
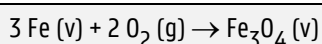
1. Metaal + niet-metaal  $\rightarrow$  ionverbinding (zout)



2. Niet-metaal + niet-metaal  $\rightarrow$  covalente verbinding



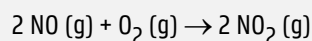
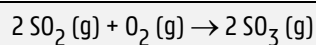
3. Nagenoeg elk element +  $\text{O}_2 \rightarrow$  oxide (verbrandingsreactie)



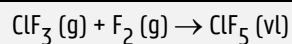
**4.5.1.2 Combinatie van een element met een verbinding**

Deze combinaties gaan slechts voor een beperkt aantal verbindingen door.

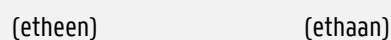
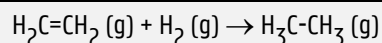
1. Sommige niet-metaaloxides +  $O_2 \rightarrow$  hogere oxides



2. Sommige niet-metaalhalides + halogenen  $\rightarrow$  hogere halogenen



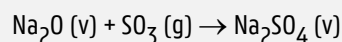
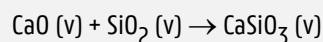
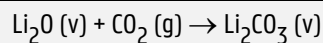
3. Onverzadigd koolwaterstof + ( $H_2, Cl_2, \dots$ )  $\rightarrow$  verzadigde koolstofverbinding



4

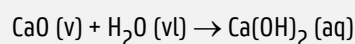
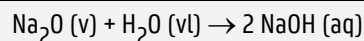
**4.5.1.3 Combinatie van een verbinding met een verbinding**

1. Metaaloxide + niet-metaaloxide  $\rightarrow$  ionverbinding met een polyatomisch oxo-anion (zout)



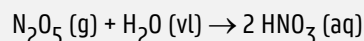
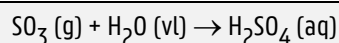
2. Metaaloxide + water  $\rightarrow$  **hydroxide**

Hierin komt het hydroxide-anion voor :  $OH^-$

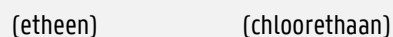
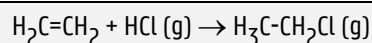


3. Niet-metaaloxide + water  $\rightarrow$  **oxozuur**

Hierin komt het waterstofion voor :  $H^+$ , evenals een polyatomisch oxo-anion.



4. Onverzadigde koolstofverbinding + HCl of  $H_2O$  en andere ...  $\rightarrow$  verzadigde koolstofverbinding

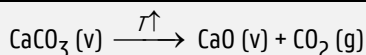


## 4.5.2 Ontledingsreacties

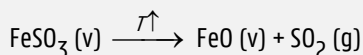
Een ontledingsreactie is in feite het omgekeerde van een combinatiereactie: een uitgangspunt wordt opgesplitst in 2 of meerdere reactieproducten. Het uitgangspunt is gewoonlijk een verbinding, terwijl de reactieproducten elementen of kleinere verbindingen zijn ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ , ...). Een ontleding gebeurt dikwijls wanneer een verbinding energie absorbeert: warmte-energie door opwarming, elektrische energie door elektrische stroom.

## 4.5.2.1 Thermische ontleding

1. Ionverbinding met oxo-anionen  $\rightarrow$  metaaloxide + niet-metaaloxide

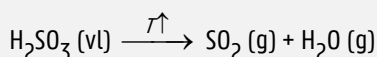
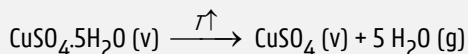
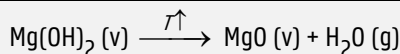


Reactie voor de industriële productie van CaO voor cement, glas en staalproductie.

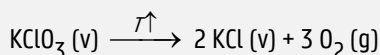
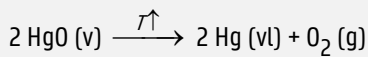


4

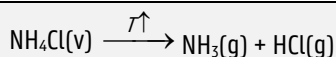
2. Hydroxiden, hydraten en sommige oxozuren  $\rightarrow$  ... + water



3. Vele metaaloxiden, chloraten en perchloraten ontbinden met vrijstelling van zuurstof (soms explosief).

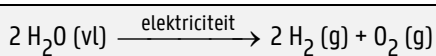


4. Ammoniumzouten ontbinden met vrijstelling van  $\text{NH}_3(\text{g})$  of andere N-verbindingen.



## 4.5.2.2 Elektrolytische ontleding (elektrolyse)

1. Elektrolyse van water



2. Elektrolyse van gesmolten ionverbindingen

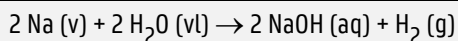


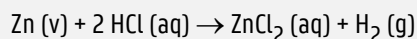
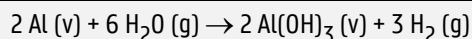
Vele elementen (metalen en niet-metalen) worden op deze manier industrieel bereid.

## 4.5.3 Enkelvoudige uitwisselingsreacties

Bij een uitwisselingsreactie wordt een atoom of een ion in een verbinding omgewisseld voor een ander atoom of ion. Veelal is het aantal reagentia gelijk aan het aantal reactieproducten.

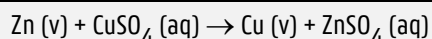
1. Metaal vervangt H in water of in een zuur



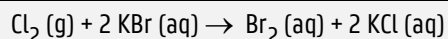


Edele metalen zijn hier niet reactief (Au, Ag)

2. Metaal vervangt een metaalion in waterige oplossing



3. Een halogeen vervangt een halogenide in waterige oplossing



#### 4.5.4 Metathesereacties (dubbele uitwisseling)

Een wateroplosbare ionverbinding dissocieert in water tot afzonderlijke gehydrateerde ionen (zie § 4.3). Wanneer twee oplossingen met elk een opgeloste ionverbinding worden gemengd, dan zal er slechts reactie optreden als bepaalde ionen uit de oplossing worden verwijderd onder de vorm van een reactieproduct.

Oplossing 1 bevat  $\text{CaCl}_2$ , een oplosbaar zout (zie Tabel 4.1) :  $\text{Ca}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{Cl}^- \text{ (aq)}$

Oplossing 2 bevat  $\text{KNO}_3$ , een oplosbaar zout (zie Tabel 4.1) :  $\text{K}^+ \text{ (aq)} + \text{NO}_3^- \text{ (aq)}$

Wanneer oplossing 1 en oplossing 2 gemengd worden, komen de vier ionsoorten samen, maar grijpt er geen reactie plaats, aangezien elke kation-anion-combinatie volgens Tabel 4.1 in water oplosbaar is:  $\text{CaCl}_2$  en  $\text{KNO}_3$  uiteraard, maar ook  $\text{KCl}$  en  $\text{Ca(NO}_3)_2$ . Buiten mengen gebeurt er in feite niets.

Reactie of dubbele uitwisseling kan wel gebeuren als een reactieproduct (1) ofwel een weinig oplosbaar zout is, (2) ofwel gas is, (3) ofwel een zwak elektrolyt is.

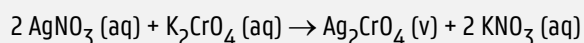
##### 4.5.4.1 Vorming van een weinig oplosbaar zout

Oplossing 1 bevat  $\text{AgNO}_3$  :  $\text{Ag}^+ \text{ (aq)} + \text{NO}_3^- \text{ (aq)}$

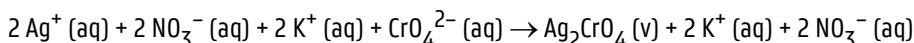
Oplossing 2 bevat  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  :  $2 \text{K}^+ \text{ (aq)} + \text{CrO}_4^{2-} \text{ (aq)}$

Bij menging van deze 2 oplossingen, ontstaat een knalrood neerslag. Er is dus reactie. De twee nieuwe kation-anion-combinaties na mengen zijn  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  en  $\text{KNO}_3$ .

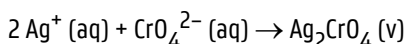
Volgens Tabel 4.1 is  $\text{KNO}_3$  zeer goed oplosbaar; dus het rode neerslag is  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4 \text{ (v)}$ . Deze dubbele uitwisseling kan met een **globale reactievergelijking** worden weergegeven:



Meer gedetailleerd is de weergave met een **totale ionenreactie**, die de volledige dissociatie in ionen van de sterke elektrolyten aangeeft.



Vóór en na de reactiepijl komen ongewijzigd  $\text{K}^+ \text{ (aq)}$  en  $\text{NO}_3^- \text{ (aq)}$  ionen voor. Bij weglaten van deze ionen houden we de **netto-ionenreactie** over, die aangeeft wat er feitelijk aan reactie gebeurt.

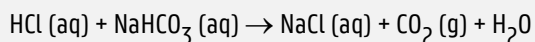
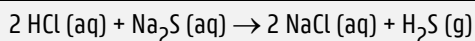


Bij een metathesereactie moet er dus nagekeken worden of een kation-anion-combinatie weinig oplosbaar is.

#### Probleem 4.3

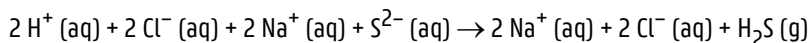
## 4.5.4.2 Vorming van een gas

De meeste gassen hebben slechts een beperkte oplosbaarheid in water en ontsnappen dus onder de vorm van gasbellen uit de oplossing.



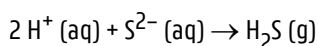
De gassen  $\text{H}_2\text{S}$  en  $\text{CO}_2$  verlaten de oplossing en vormen zo de drijvende kracht voor de reactie.

Dat geeft in totale ionenvorm:

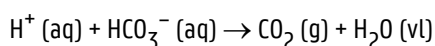


4

Of onder de vorm van een netto-ionenreactie:



Analoog:



Gas	Netto-ionenreactie
$\text{CO}_2$	$\text{CO}_3^{2-} \text{ (aq)} + 2 \text{H}^+ \text{ (aq)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (vl)}$
	$\text{HCO}_3^- \text{ (aq)} + \text{H}^+ \text{ (aq)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (vl)}$
$\text{SO}_2$	$\text{SO}_3^{2-} \text{ (aq)} + 2 \text{H}^+ \text{ (aq)} \rightarrow \text{SO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (vl)}$
$\text{NH}_3$	$\text{NH}_4^+ \text{ (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)} \rightarrow \text{NH}_3 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (vl)}$
$\text{H}_2\text{S}$	$\text{S}^{2-} \text{ (aq)} + 2 \text{H}^+ \text{ (aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{S (g)}$

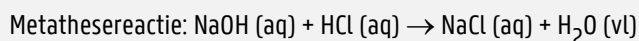
Tabel 4.2 - Vorming van gassen in metathesereacties

## 4.5.4.3 Vorming van een zwak elektrolyt

De vorming van een zwak elektrolyt, zoals  $\text{H}_2\text{O}$  en zwakke zuren, vormt eveneens de drijvende kracht voor een metathesereactie.

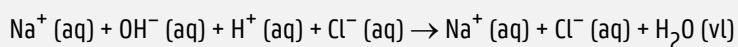
Oplossing 1 bevat  $\text{NaOH}$  (sterk elektrolyt)

Oplossing 2 bevat  $\text{HCl}$  (sterk elektrolyt)

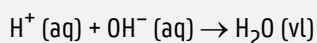


$\text{H}_2\text{O}$  is volgens § 4.3 Elektrolyten.2 een zwak elektrolyt, dus zeer weinig gedissocieerd in ionen.

Totale ionenreactie:



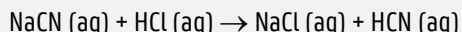
Netto-ionenreactie:





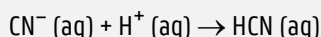
Dit is de netto-ionenreactie voor de neutralisatie van een zuur met een base.

**Zuur + Base → Zout + water**

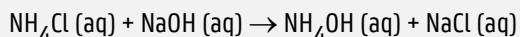


NaCN, HCl en NaCl zijn sterke elektrolyten; HCN is volgens § 4.4.2 een zwak zuur: een zwak elektrolyt.

Netto-ionenreactie:



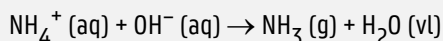
M.a.w. het sterk zuur  $\text{H}^+$  (aq) verdrijft een zwak zuur (HCN) uit zijn zouten (NaCN).



$\text{NH}_4\text{OH}$  moet in feite geschreven worden als  $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ .

$\text{NH}_4\text{Cl}$ , NaOH en NaCl zijn sterke elektrolyten;  $\text{H}_2\text{O}$  is een zwak elektrolyt en  $\text{NH}_3$  is een gas.

Netto-ionenreactie:



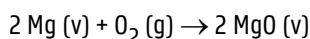
M.a.w. de sterke base  $\text{OH}^-$  verdrijft de zwakke base ( $\text{NH}_3$ ) uit zijn zouten ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ).

Al deze metathesereacties in water zullen later kwantitatief behandeld worden.

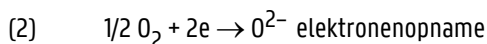
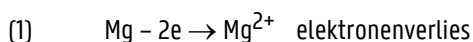
#### 4.6 Redoxreacties

**In redoxreacties of oxidatie-reductiereacties worden elektronen van één reagens naar een ander reagens getransfereerd. Er wordt dus in feite elektrische lading getransfereerd.**

Zeer veel chemische processen zijn redoxreacties: de vorming van verbindingen uitgaande van de elementen, alle verbrandingsreacties, reacties in batterijen, de productie van biochemische energie. In een flashlight gebeurt de volgende reactie:

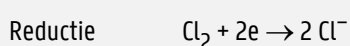
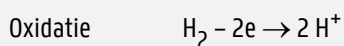
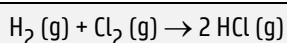


Hierbij gebeurt er een overdracht van 2 elektronen per Mg-atoom naar  $\text{O}_2$ . Deze overdracht kan met 2 deelreacties worden voorgesteld.

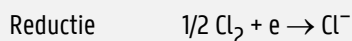
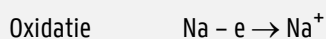
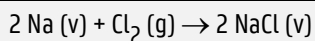


**De deelreactie met elektronenverlies wordt de oxidatie genoemd; de deelreactie met elektronenopname wordt de reductie genoemd.**

$\text{Mg}^{2+}$  en  $\text{O}^{2-}$  vormen dan samen de ionverbinding MgO (v). Let wel, de oxidatiedeelreactie en de reductiedeelreactie gebeuren gelijktijdig.



#### 4. Chemische reacties



Het reagens dat de elektronen opneemt wordt het oxidans / de oxidator genoemd: het maakt de oxidatie-deelreactie mogelijk.

De oxidantia in vorige voorbeelden zijn  $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  en  $\text{Cl}_2$ .

Het reagens dat de elektronen afgeeft wordt het reductans / de reductor genoemd: het maakt de reductie-deelreactie mogelijk.

4

De reductantia in de vorige voorbeelden zijn : Mg,  $\text{H}_2$  en Na.

Het oxidans wordt zelf gereduceerd , het reductans wordt zelf geoxideerd.

#### 4.6.1 Oxidatiegetallen

Het oxidatiegetal van een atoom in een verbinding is een fictief ladingsgetal afgeleid uit de manier waarop de elektronenparen in de covalente bindingen met dit atoom worden gedeeld met de andere atomen.

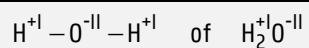
Drie principes zijn van toepassing:

1. Het elektronenpaar van een covalente binding tussen 2 atomen, vb. A-B, wordt door beide atomen aangetrokken.
2. De mate waarop een element het bindingselektronenpaar naar zich toe trekt, wordt kwantitatief uitgedrukt met de elektronegativiteit ( $\chi$ ). Dit concept zal later verklaard worden.  
 $\chi$ -volgorde is  $\text{F} > \text{O} > \text{N} \cong \text{Cl} > \text{H}$
3. Voor de berekening van het oxidatiegetal wordt het bindingselektronenpaar tussen 2 atomen volledig toegekend aan het atoom met de grootste  $\chi$ . Hierdoor wint dit atoom een lading 1-. Het andere atoom krijgt hierdoor een lading 1+.

Water  $\text{H}_2\text{O}$  of H-O-H

Er zijn 2 covalente O-H bindingen in water waarin O het meest elektronegatief is. Dus:  $\text{OG}_\text{O} = -\text{II}$ ,  $\text{OG}_\text{H} = +\text{I}$ .

Om het onderscheid met een lading duidelijk te houden, nemen wij de conventie aan het oxidatiegetal met teken in Romeinse cijfers boven het atoom weer te geven. In sommige leerboeken gebruikt men hiervoor Arabische cijfers.



Op basis van deze principes kunnen een stel regels afgeleid worden om oxidatiegetallen te bepalen.

1 Het oxidatiegetal van een atoom in een enkelvoudige stof is nul.

Elk atoom in Na (v),  $\text{O}_2$  (g),  $\text{O}_3$  (g), Hg (vl) heeft oxidatiegetal = 0.

De atomen zijn identiek en hebben dus dezelfde  $\chi$ .

2 Het oxidatiegetal van een atoom in een mono-atomisch ion is dezelfde als de lading van het ion.

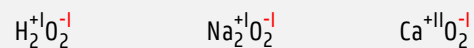
$\text{OG}_{\text{Na}}$  in  $\text{Na}^+$  is +I,  $\text{OG}_{\text{Cl}}$  in  $\text{Cl}^-$  is -I

3	OG <sub>0</sub> = -II in zijn covalente en ionverbindingen met andere elementen.
---	--

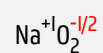
OG<sub>0</sub> in H<sub>2</sub>O, SO<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, ... = -II

OG<sub>0</sub> in MgO, Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>, ... = -II

Uitzondering: OG<sub>0</sub> in peroxiden = -I.



Uitzondering: OG<sub>0</sub> in superoxiden = -1/2.



Uitzondering: OG<sub>0</sub> in OF<sub>2</sub> = +II.



4	In covalente verbindingen met niet-metalen is OG <sub>H</sub> = + I.
---	--

H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, HCl, CH<sub>4</sub>: OG<sub>H</sub> = + I

Uitzondering: OG<sub>0</sub> in metaalhydriden = -I.

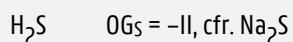
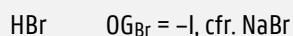


5	In covalente binaire verbindingen (verbindingen opgebouwd uit 2 elementen) krijgt het element met de grootste $\chi$ een negatief oxidatiegetal dat gelijk is aan zijn lading in binaire ionverbindingen.
---	---

Covalente binaire verbinding  $\text{NF}_3$

$$\chi(\text{F}) > \chi(\text{N})$$

In ionverbindingen is F steeds  $\text{F}^-$ . Bijgevolg oxidatiegetal F in  $\text{NF}_3$  is  $-1$ .



4

6	De som van de oxidatiegetallen is nul bij een neutrale verbinding, is gelijk aan de lading bij een polyatomisch ion.
---	--



$\text{OG}_{\text{H}} = +1$  volgens regel 4

$\text{OG}_{\text{N}} + 3 \text{OG}_{\text{H}} = 0$

Dus:  $\text{OG}_{\text{N}} = -3$



$\text{OG}_{\text{O}} = -2$  volgens regel 3

$\text{OG}_{\text{S}} + 4 \text{OG}_{\text{O}} = -2$

Dus:  $\text{OG}_{\text{S}} = +6$ .

Deze regel wordt dus toegepast om ontbrekende oxidatiegetallen te berekenen.

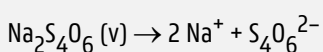
Tabel 4.3 - Regels voor het toewijzen van oxidatiegetallen

#### Toepassing 4.4

##### Opmerkingen

##### 1. Het voorkomen van niet-gehele oxidatiegetallen

$\text{OG}_{\text{S}}$  in  $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$  (natriumtetrathionaat)



$$4 \text{OG}_{\text{S}} + 6 \text{OG}_{\text{O}} = -2$$

$$\text{OG}_{\text{S}} = (-2 + 12)/4 = +2,5$$

Dit moet geïnterpreteerd worden als volgt: in het  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ -ion zijn niet alle S-atomen chemisch identiek. De waarde  $+2,5$  is dan louter een gemiddelde waarde, die echter wel bruikbaar is voor verdere berekeningen.

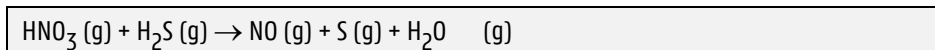
2. Een atoom van een bepaald element kan meerdere oxidatiegetallen bezitten naargelang de verbinding waarin het atoom voorkomt.

$\text{NH}_3$	$\text{OG}_\text{N} = -\text{III}$
$\text{N}_2$	$\text{OG}_\text{N} = 0$
$\text{NO}$	$\text{OG}_\text{N} = +\text{II}$
$\text{NO}_2$	$\text{OG}_\text{N} = +\text{IV}$
$\text{NO}_3^-$	$\text{OG}_\text{N} = +\text{V}$

#### 4.6.2 Oxidatiegetalmethode

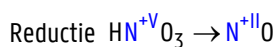
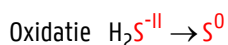
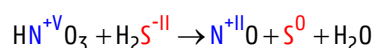
Deze methode om de reactiecoëfficiënten (voorgetallen) te vinden van de componenten in een redoxvergelijking wordt gebruikt voor reacties die niet in waterig midden verlopen.

4



Het in balans brengen verloopt in drie stappen.

1. Bepalen van de oxidatiegetallen om oxidatie en reductie te kunnen toewijzen. De oxidatiegetallen van de atomen die niet veranderen zijn niet opgeschreven.



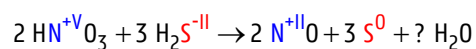
2. Invullen van de voorgetallen, zodanig dat de totale toename van de oxidatiegetallen in de reductie precies gecompenseerd wordt door de totale afname van de oxidatiegetallen in de oxidatie. Zorg er wel eerst voor dat van de atomen waarvan het OG verandert, er in het linker- en rechterlid evenveel zijn.

N        verlaging van +V  $\rightarrow$  +II : -3

S        verhoging van -II  $\rightarrow$  0 : +2

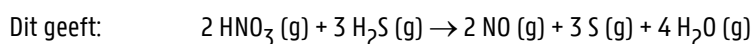
Kleinste gemeen veelvoud van 2 en 3 is 6.

Dus:



3. De balans vervolledigen voor de resterende reactiecomponenten, hier  $\text{H}_2\text{O}$ .

Links hebben we 8 H, dus ook rechts moeten we 8 H hebben, of 4  $\text{H}_2\text{O}$ .

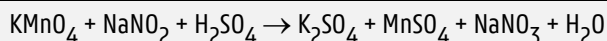


Rechts en links van de reactiepijl staan er nu evenveel atomen van elk aanwezig element:

8 H, 2 N, 6 O en 3 S.

## 4.6.3 Ion-elektronmethode

Deze methode steunt op het uit elkaar halen van de globale redoxreactie in twee deelreacties. De methode is zeer handig voor redoxreacties in waterig milieu. Er moet rekening gehouden worden met de dissociatie in ionen volgens § 4.4.



De uitwerking verloopt in stappen.

- Schrijf de twee deelreacties op in netto-ionvorm (zie § 4.3 Elektrolyten en **Fout! Verwijzingsbron niet gevonden.**). Balanceer de atomen die veranderen van oxidatiegetal.
- Balanceer de O- en H-atomen in elke reactie.

## Redoxreacties in zuur midden

## Redoxreacties in basisch midden

4

Waar O tekort is: voeg evenveel H<sub>2</sub>O toe.

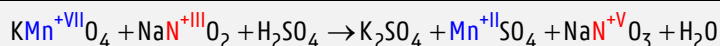
Waar O tekort is: voeg evenveel H<sub>2</sub>O toe

Waar H tekort is: voeg evenveel H<sup>+</sup> toe.

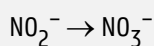
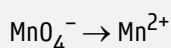
Waar H tekort is: voeg evenveel H<sub>2</sub>O toe  
en aan de andere kant evenveel OH<sup>-</sup> toe.

- Balanceer de ladingen: waar negatieve ladingen tekort zijn, voeg evenveel elektronen toe. Controleer steeds dat één halfreactie elektronen vrijstelt (oxidatie) en de andere elektronen verbruikt (reductie). Aan de hand van de oxidatiegetallen kan je het aantal elektronen controleren.
- Vermenigvuldig elke deelreactie zodanig dat het totaal aantal uitgewisselde elektronen in elke deelreactie gelijk wordt.
- Sommeer beide deelreacties tot de totaalreactie en vereenvoudig desnoods de voorgetallen.
- Voeg eerder weggelaten ionen toe om opnieuw te komen tot een globale redoxvergelijking.

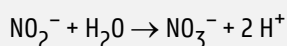
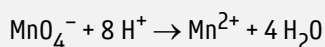
Controleer nadien of alle atomen en de elektrische lading in balans zijn.



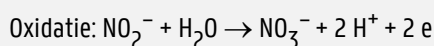
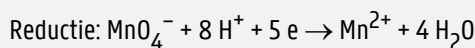
1.



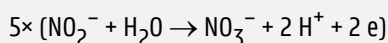
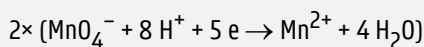
2.



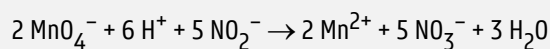
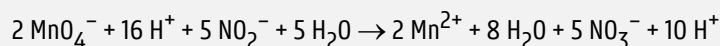
3.



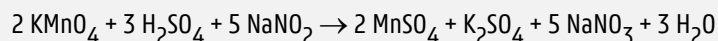
4.



5.



6.



Andere voorbeelden, ook voor alkalisch midden, zijn te vinden in de nota's voor de praktische oefeningen.

#### 4.7 Stoichiometrische berekeningen

Stoichiometrische berekeningen gebeuren op basis van de informatie die de reactievergelijking verstrekt.

Voor een algemene reactie  $A + B \rightarrow C$  wordt men in de praktijk geconfronteerd met de vraag: "Als ik beschik over a gram van stof A, hoeveel gram van B moet ik dan nemen om alles om te zetten in product C? Hoeveel gram C zal ik bekomen?" Aangezien de basis steeds de reactie-vergelijking is met haar interpretatiemogelijkheden uiteengezet in § 4.1 Chemische vergelijkingen, moeten steeds massa's of concentraties omgerekend worden in molhoeveelheden en omgekeerd. In stoichiometrische berekeningen staat de molhoeveelheid centraal. De werkwijze wordt uiteengezet aan de hand van voorbeelden.

##### Probleem 4.5

##### Probleem 4.6

In veel situaties worden reagentia gemengd in een molverhouding die niet overeenstemt met de molverhouding volgens de reactievergelijking. In dit geval zal één van de uitgangsubstanties volledig weggereageren terwijl er nog een rest zal zijn van het reagens in overmaat.

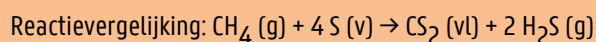
De hoeveelheid reactieproduct zal uiteraard bepaald worden door het reagens in ondermaat.

Dit reagens noemt men het **beperkend reagens**.

##### Probleem 4.7

Methaan is de hoofdcomponent van moerasgas. Wanneer methaan verwarmd wordt in aanwezigheid van zwavel dan wordt er koolstofdисульфide en waterstofsulfide bekomen. Bereken de theoretische opbrengst aan koolstofdисульфide wanneer 120,0 g methaan verwarmd wordt met eenzelfde massa zwavel.

Oplissing



Omzetting massa naar molhoeveelheid:

$$n_{\text{CH}_4} = \frac{m_{\text{CH}_4}}{M_{\text{CH}_4}} = \frac{120,0 \text{g}}{16,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7,48 \text{mol} ; n_{\text{S}} = \frac{m_{\text{S}}}{M_{\text{S}}} = \frac{120,0 \text{g}}{32,06 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 3,74 \text{mol}$$

In een stoichiometrische tabel wordt per stof de molhoeveelheid genoteerd vóór de reactie, alsook de verandering door de reactie en de hoeveelheid wanneer deze is afgelopen. Merk op dat de voorgetallen van de reactievergelijking terugkomen in de tweede rij. S (v) treedt hier op als beperkend reagens: zodra alle zwavel is weggereageerd kan de reactie niet verder doorgaan.

(mol)	CH <sub>4</sub>	S	CS <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> S
Begin	7,48	3,74	0	0
Δ	-0,935	-4 × 0,935	+0,935	+2 × 0,935
Eind	6,545	0	0,935	1,87

De gevraagde opbrengst aan CS<sub>2</sub> kan dan berekend worden:

$$m_{\text{CS}_2} = n_{\text{CS}_2} \cdot M_{\text{CS}_2} = 0,935 \text{ mol} \cdot 76,14 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 71,19 \text{ g}$$

**4** In alle voorgaande voorbeelden werd er vanuit gegaan dat de reacties voor 100 % doorgingen. Meestal is dat niet het geval ten gevolge van nevenreacties waardoor nevenproducten ontstaan. Daarom wordt voor een chemische reactie ook het **rendement** of de **opbrengst** -meestal procentueel- vermeld of bepaald. Hierbij geldt:

$$\text{Rendement (in \%)} = \frac{\text{actuele opbrengst}}{\text{theoretische opbrengst}} \cdot 100$$

De theoretische opbrengst wordt berekend volgens de reactievergelijking.

#### Probleem 4.8

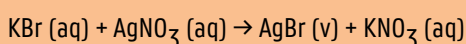
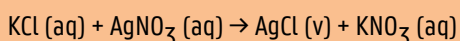
Sommige stoichiometrische berekeningen vereisen meer denkwerk !

#### Probleem 4.9

Een vast mengsel bevat KCl en KBr. 0,3622 g van dit mengsel wordt opgelost in water. Een overmaat AgNO<sub>3</sub> (aq) wordt toegevoegd. 0,5989 g neerslag wordt bekomen. Bereken de samenstelling van het mengsel (in gram en in %).

Oplossing

Reactievergelijkingen:



De beginhoeveelheden zijn onbekend. In de stoichiometrische tabel vindt men nu een rij extra, gezien er twee reacties plaatsvinden:

(mol)	KCl	KBr	AgNO <sub>3</sub>	AgCl	AgBr	KNO <sub>3</sub>
Begin	x	y	[overmaat]	0	0	0
Δ <sub>1</sub>	-x		-x	+x		+x
Δ <sub>2</sub>		-y	-y		+y	+y
Eind	0	0	(>0)	x	y	x + y

De massa van het startmengsel is gegeven waaruit:

$$x \cdot M_{\text{KCl}} + y \cdot M_{\text{KBr}} = 0,3622 \text{ g}$$



Uit de massa neerslag op het eind van de reactie weten we dat:

$$x \cdot M_{\text{AgCl}} + y \cdot M_{\text{AgBr}} = 0,5989\text{g}$$

Uit de combinatie van beide vergelijkingen volgt dat

$$x = 1,06 \cdot 10^{-3} \text{ mol en } y = 2,38 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

wat overeenkomt met 79,0 mg KCl (21,8 %) en 283,2 mg KBr (78,2 %).

#### 4.8 Titraties

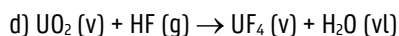
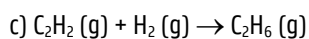
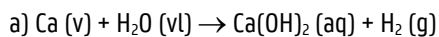
Een **titratie** is een analytische techniek waarbij de hoeveelheid of de concentratie van een component in een mengsel of een oplossing wordt bepaald aan de hand van een stoichiometrische reactie met een geschikt reagens. Titraties kunnen steunen op metathesereacties of op redoxreacties. Het principe en tal van voorbeelden zijn gegeven in de practicumnota's.

## 4.9 Oefeningen

## Basisoefeningen

## 4.1

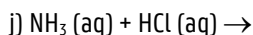
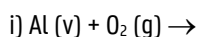
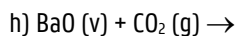
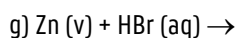
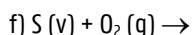
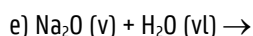
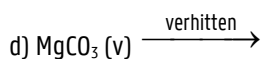
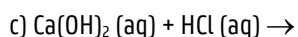
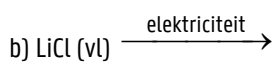
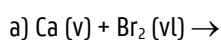
Bepaal de voorgetallen van de componenten in de volgende reactievergelijkingen. Duid het type reactie aan : combinatie, ontleding of uitwisseling.



## 4

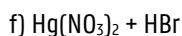
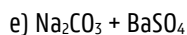
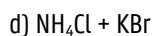
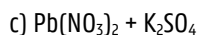
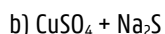
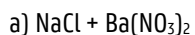
## 4.2

Voorspel het (de) reactieproduct(en) en schrijf de reactievergelijking met voorgetallen voor:



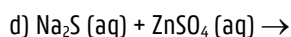
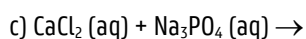
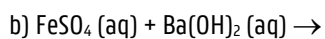
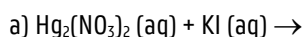
## 4.3

Welke koppels van vaste producten geven bij oplossen in voldoende water geen neerslag ?



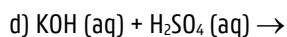
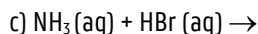
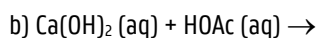
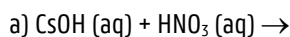
## 4.4

Vervolledig de volgende neerslagreacties en schrijf de globale, de totale ionen- en de netto-ionen vorm op.



**4.5**

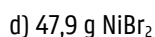
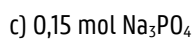
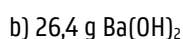
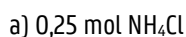
Vervolledig de volgende neutralisatiereacties en schrijf de globale, de totale ionen- en de netto-ionen vorm op.



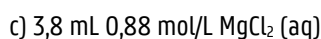
HOAc : azijnzuur (zwak zuur)

**4.6**

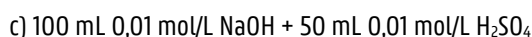
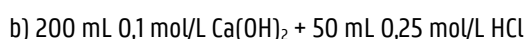
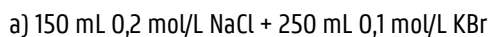
Wat is het totaal aantal mol ionen dat aanwezig is wanneer de volgende stoffen volledig in water worden opgelost ?

**4.7**

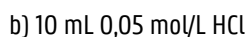
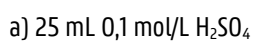
Hoeveel mol ionen zijn in de volgende oplossingen aanwezig ?

**4.8**

Bereken de concentratie aan elk ion na mengen van de volgende oplossingen.

**4.9**

Hoeveel mL 0,1 mol/L  $\text{NaOH}$  is er nodig om volgende oplossingen precies te neutraliseren ?

**4.10**

17,98 mL 0,109 mol/L  $\text{KOH}$  is nodig om 50,00 mL  $\text{HOAc}$  precies te neutraliseren. Bereken de molaire concentratie van de oorspronkelijke  $\text{HOAc}$ -oplossing.

**4.11**

100 g heptaan ( $\text{C}_7\text{H}_{16}$ ), 150 g octaan ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ ) en 125 g nonaan ( $\text{C}_9\text{H}_{20}$ ) worden gemengd.

Bereken de molfractie van elke component.

**4.12**

Wat is de molariteit van een oplossing die 16,0 g  $\text{CH}_3\text{OH}$  bevat per 200 ml oplossing?

**4.13**

Bereken de molariteit van een zwavelzuuroplossing die 27,0 massa%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  bevat en een dichtheid heeft van 1,198 g/mL.

**4.14**

Een oplossing van ethanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) heeft een concentratie van 7 m%. Bereken de molaire concentratie van deze oplossing.

**4.15**

Men voegt 40,0 mL van een NaCl oplossing met een concentratie van 4,00 mol/L bij 20,0 mL  $\text{CaCl}_2$  oplossing met een concentratie van 5,00 mol/L. Bereken de concentratie aan chloride-ionen.

**4.16**

Hoeveel mL van een 2,48 mol/L NaOH oplossing heb je nodig om 31,52 g NaOH te hebben?

**4**

**4.17**

Hoeveel mol  $\text{Fe}^{3+}$ -ionen zitten in een oplossing die gemaakt werd door oplossen van 399,9 g  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  in 1 liter?

**4.18**

Je mengt 260 mL van een  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  -oplossing (1,20 mol/L) met 300 mL van een KI-oplossing (1,90 mol/L). Het lood(II)jodide slaat neer. Welk van volgende beweringen is niet juist?

- a) De uiteindelijke concentratie aan kaliumionen is 1,02 mol/L
- b) De uiteindelijke concentratie aan  $\text{Pb}^{2+}$ -ionen is 0,0482 mol/L
- c) Er wordt 131 g lood(II)jodide gevormd.
- d) De uiteindelijke concentratie aan nitraationen is 0,56 mol/L

**4.19**

230 mL van een waterige oplossing van NaCl met concentratie 0,295 mol/L wordt door een student per ongeluk gedurende een nacht achtergelaten op een verwarmingsplaat. De volgende morgen is de concentratie van de oplossing gestegen tot 0,392 mol/L. Hoe groot is het resterend volume?

**4.20**

Hoeveel mL van een geconcentreerde  $\text{H}_2\text{SO}_4$  oplossing (dichtheid is 1,15 g/mL en 95m%) heb je nodig om 250 mL oplossing te maken met een concentratie van 0,20 mol/L?

**4.21**

Als 5 g NaOH wordt opgelost in 425 mL water, wat is de molaire concentratie?

**4.22**

Hoeveel gram  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  heb je nodig om 400 mL 0,25 mol/L oplossing te bereiden?

**4.23**

Hoeveel gram  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  heb je nodig om 500 mL 0,40 mol/L oplossing te bereiden?

**4.24**

Hoeveel gram  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  heb je nodig om 2,00 L 0,15 mol/L oplossing te bereiden?

**4.25**

Door borrelen van  $\text{NH}_3$ -gas door water wordt een oplossing bekomen met een dichtheid van 0,93 g/mL en 18,6 m%  $\text{NH}_3$ . Wat is de massa  $\text{NH}_3$  per mL oplossing?

**4.26**

Hoeveel gram NaCl heb je nodig om 175 mL van een 0,5 mol/L NaCl-oplossing te maken?

4.26

**4.27**

Hoeveel gram  $\text{CaCl}_2$  heb je nodig om 2,850 L van een 1,56 mol/L oplossing te maken?

**4.28**

Jenever bevat 45 m% alcohol. 1 uur na het drinken van één glas (100 mL = 100 g) bevat het bloed 1 duizendste gram alcohol per  $\text{cm}^3$ . Hoeveel alcohol is nog niet in het bloed opgenomen als het totaal bloedvolume 6 L is?

**4.29**

Welke massa NaCl is aanwezig in 250 mL zoutoplossing met massadichtheid 1,10 g/mL die 5,40 m% NaCl bevat?

**4.30**

Wat is de molaliteit van een oplossing die 20,0 g kristalsuiker ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) bevat, opgelost in 125 mL water?

**4.31**

De molaliteit van een oplossing van ethanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) in water is 1,54m. Hoeveel gram ethanol werd opgelost in 2,5 kg water?

**4.32**

Bereken de molaliteit van een zwavelzuuroplossing die 27,0 m%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  bevat en een dichtheid heeft van 1,198 g/mL.

**4.33**

Een oplossing van ethanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) heeft een concentratie van 7m%. Bereken de molaliteit van deze oplossing.

**4.34**

Hoeveel moleculen sucrose ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ), opgelost in 450,0 g water, zijn er nodig om een 1,58m oplossing te bereiden?

**4.35**

Wat is het massapercent aan ethanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) in een 1,5m oplossing?

**4.36**

Wat is de molfractie van kristalsuiker van een oplossing die 20,0 g kristalsuiker ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) bevat, opgelost in 125 g water?

**4.37**

Wat is de molfractie van water in een oplossing die 36,0 g water en 46,0 g glycerol ( $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ ) bevat?

**4.38**

Een oplossing glucose heeft een molaire concentratie van 0,131 mol/L en een dichtheid van 1,1 g/mL. Wat is de molfractie aan glucose in deze oplossing? De molaire massa van glucose bedraagt 180 g/mol.

**4.39**

Een oplossing van ethanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) heeft een concentratie van 7m%. Bereken de molfractie van ethanol in deze oplossing (het oplosmiddel is water).

**4.40**

Gegeven: 750 mL van een waterige oplossing bevat 14,38 mg  $\text{Cu}^{2+}$ . Wat is de concentratie in ppm?

**4.41**

Een laborant heeft 100 mL 20m%  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -oplossing nodig met een dichtheid van 1,14 g/mL. Hoeveel mL van een geconcentreerde oplossing met een dichtheid van 1,84 g/mL die 98m%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  bevat, moet worden aangelengd door de laborant?

4.42

Men lost 51,24 g  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  op in 1,20 L water. Hoeveel mL moet men van deze oplossing verdunnen met water om 1,00 L oplossing met een concentratie van 0,100 mol/L  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  te bereiden?

4.43

Welk volume van 12,0 mol/L HCl oplossing is er nodig voor het maken van 16,0 L 0,250 mol/L HCl?

4.44

Tot welk volume moet men 1 mL van 0,50 mol/L  $\text{BaCl}_2$  oplossing verdunnen omdat de concentratie aan  $\text{Ba}^{2+}$  20 mg/mL zou zijn?

4.45

Voor geconcentreerd  $\text{H}_3\text{PO}_4$  is gegeven  $m\%(\text{H}_3\text{PO}_4) = 85\%$ , dichtheid = 1,689 g/mL. Hoeveel mL is er nodig voor het maken van 1 L oplossing met een concentratie van 2,5 mol/L?

4

4.46

Bereken de molaire concentratie na verdunning van een oplossing van  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  van 3,49 L met een concentratie van 0,535 mol/L tot 6,44 L.

4.47

Uit een vat gevuld met 5L geconcentreerde NaOH-oplossing ( $m\% = 33\%$ , dichtheid van de oplossing = 1,33 g/mL) moet je 100 mL van een 1 mol/L oplossing bereiden. Hoeveel mL van deze geconcentreerde oplossing heb je dan nodig?

4.48

Welk volume verdund  $\text{HNO}_3$  (dichtheid = 1,11 g/mL en  $m\% \text{HNO}_3 = 19\%$ ) bevat 10,0 g  $\text{HNO}_3$ -oplossing?

4.49

Een student heeft een oplossing  $\text{NaHCO}_3$  met een concentratie van 0,10 mol/L nodig maar hij heeft slechts 0,35 g  $\text{NaHCO}_3$ . Hoeveel mL oplossing kan hij bereiden?

4.50

Hoeveel water moet men bij 20,0 mL  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (met een concentratie van 9,50 mol/L) voegen om een oplossing met een concentratie van 0,480 mol/L te krijgen?

4.51

Bereken de molaire concentratie en de molfractie van een 1,00 molale acetonoplossing ( $\text{CH}_3\text{OCH}_3$ ) waarbij het oplosmiddel ethanol ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) is. De dichtheid van aceton is 0,788 g/cm<sup>3</sup> en deze van ethanol 0,789 g/cm<sup>3</sup>.

4.52

Een oplossing met antivries bestaat voor 40 m% uit ethyleenglycol ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$ ). De dichtheid van de oplossing is: 1,05 g/cm<sup>3</sup>.

Bereken:

- De molaire concentratie van de oplossing
- De molaliteit van de oplossing
- De molfractie aan ethyleenglycol.

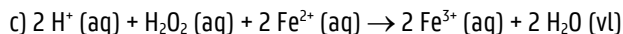
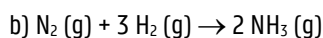
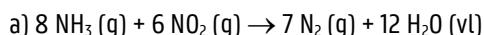
4.53

Een oplossing van 400 mL bevat 5,75 g zilversulfaat. Hoeveel natriumchloride is nodig om het zilversulfaat volledig neer te slaan tot zilverchloride? Hoeveel gram neerslag wordt er gevormd?

4.28

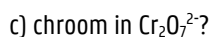
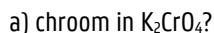
## 4.54

Identificeer oxidans en reductans in de volgende redoxvergelijkingen:



## 4.55

Wat is het oxidatiegetal van:



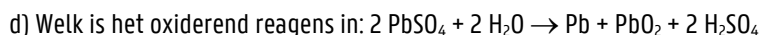
## 4.56

In welk van volgende verbindingen met N heeft N het meest positieve oxidatiegetal:  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}_2$  of  $\text{HNO}_3$ ?

## 4.57

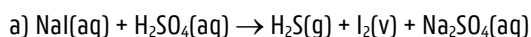
Bepaal het oxidatiegetal van zuurstof in  $\text{KO}_2$ .

## 4.58

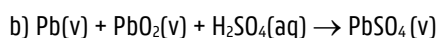


## 4.59

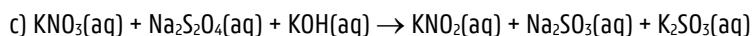
Balanceer volgende redoxvergelijkingen:



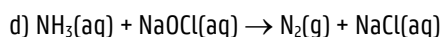
Zuur milieu



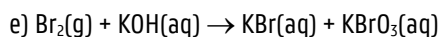
Zuur milieu



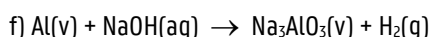
Basisch milieu



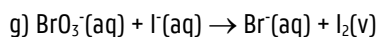
Basisch milieu



Basisch milieu



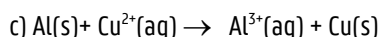
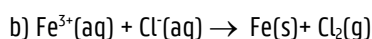
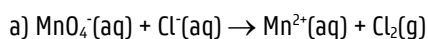
Basisch milieu

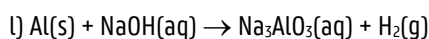
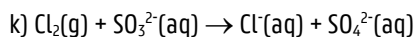
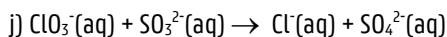
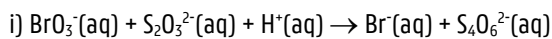
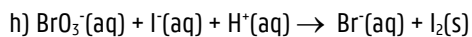
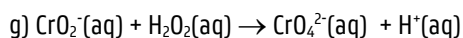
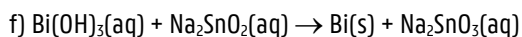
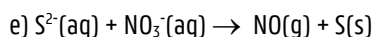


Zuur milieu

## 4.60

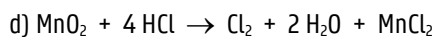
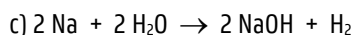
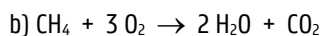
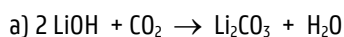
Balanceer volgende redoxvergelijkingen:





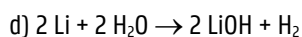
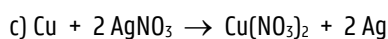
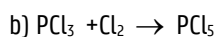
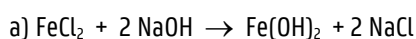
**4** 4.61

Welk van onderstaande reacties is **GEEN** redoxreactie?



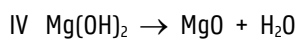
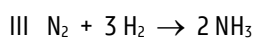
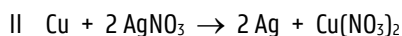
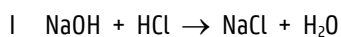
**4.62**

Welk van onderstaande reacties is **GEEN** redoxreactie?



**4.63**

Welk van onderstaande reacties zijn redoxreacties?



a) I en II

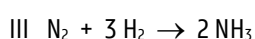
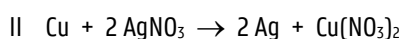
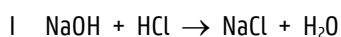
b) I en IV

c) II en III

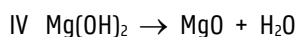
d) II en IV

**4.64**

Welk van onderstaande reacties zijn **GEEN** redoxreacties?



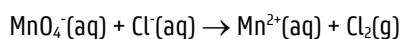




- a) I en II
- b) I en IV
- c) II en III
- d) II en IV

**4.65**

Als de redoxreactie in evenwicht is dan staan er (ion-elektronmethode in zuur midden):



- a) rechts 8 watermoleculen
- b) links 8 watermoleculen
- c) links 4 watermoleculen
- d) rechts 4 watermoleculen

**4.66**

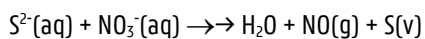
Als de redoxreactie in evenwicht is dan staan er (ion-elektronmethode in zuur midden):



- a) links 2 watermoleculen
- B) rechts 2 watermoleculen
- c) links 3 watermoleculen
- d) rechts 3 watermoleculen

**4.67**

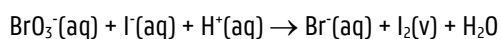
Als de redoxreactie in evenwicht is dan staan er (ion-elektronmethode in zuur midden):



- a) rechts 2 watermoleculen
- b) links 4 watermoleculen
- c) links 2 watermoleculen
- d) rechts 4 watermoleculen

**4.68**

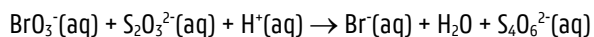
Als de redoxreactie in evenwicht is dan staan er (ion-elektronmethode in zuur midden):



- a) rechts 2 watermoleculen
- b) rechts 3 watermoleculen
- c) links 3 watermoleculen
- d) links 2 watermoleculen

**4.69**

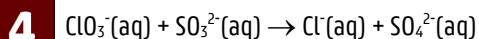
Als de redoxreactie in evenwicht is dan staan er (ion-elektronmethode in zuur midden):



- a) rechts 3 watermoleculen
- b) rechts 2 watermoleculen
- c) links 3 watermoleculen
- d) links 2 watermoleculen

**4.70**

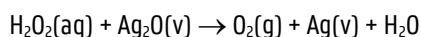
Als de redoxreactie in evenwicht is dan staan er (ion-elektronmethode in zuur midden):



- a) geen watermoleculen links noch rechts
- b) rechts 2 watermoleculen
- c) links 3 watermoleculen
- d) links 2 watermoleculen

**4.71**

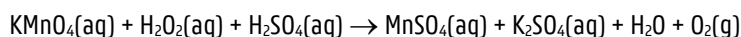
Als de redoxreactie in evenwicht is dan staan er (ion-elektronmethode in zuur midden):



- a) rechts 3 watermoleculen
- b) links 3 watermoleculen
- c) rechts 1 watermolecule
- d) links 1 watermoleculen

**4.72**

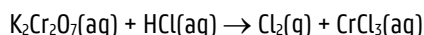
Als de redoxreactie in evenwicht is dan staan er (ion-elektronmethode in zuur midden):



- a) rechts 6 watermoleculen
- b) links 8 watermoleculen
- c) links 6 watermoleculen
- d) rechts 8 watermoleculen

**4.73**

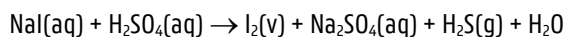
Als de redoxreactie in evenwicht is dan staan er (ion-elektronmethode in zuur midden):



- a) rechts 7 watermoleculen
- b) rechts 5 watermoleculen
- c) links 7 watermoleculen
- d) links 5 watermoleculen

**4.74**

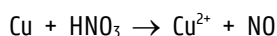
Als de redoxreactie in evenwicht is dan staan er (ion-elektronmethode in zuur midden):



- a) rechts 4 watermoleculen
- b) rechts 3 watermoleculen
- c) links 4 watermoleculen
- d) links 3 watermoleculen

**4.75**

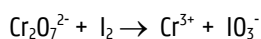
Als de redoxreactie in evenwicht is dan staan er (ion-elektronmethode in zuur midden):



- a) rechts 2 watermoleculen
- b) links 4 watermoleculen
- c) rechts 4 watermoleculen
- d) links 2 watermoleculen

**4.76**

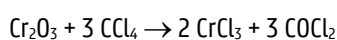
Als de redoxreactie in evenwicht is dan staan er (ion-elektronmethode in zuur midden):



- a) rechts 10 watermoleculen
- b) rechts 17 watermoleculen
- c) links 10 watermoleculen
- d) links 12 watermoleculen

**4.77**

Men laat 5,00 g  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  met 12,0 g  $\text{CCl}_4$  reageren volgens de reactie:



Wat is het limiterend reagens? Wat is de massa van het reagens dat in overmaat werd toegevoegd, nadat de reactie volledig is doorgegaan?

**4.78**

Methaan reageert met zuurstof tot koolstofdioxide en water. Als 30 g methaan en 64 g zuurstofgas worden gemengd en de reactie is afgelopen, hoeveel gram water zal er gevormd worden?

**4.79**

Bij de verbranding van methaan tot koolstofdioxide en water, hoeveel g koolstofdioxide kan er gevormd worden als 10 g methaan gemengd wordt met 20 g zuurstof?

**4.80**

$\text{CH}_4$  reageert met  $\text{O}_2$  tot vorming van  $\text{CO}_2$  en water. Als 30 g  $\text{CH}_4$  en 64 g  $\text{O}_2$  gemengd worden en de reactie is afgelopen hoeveel gram reagens blijft er over?

**4.81**

Hoeveel gram water wordt er verkregen uit 10 g diwaterstof en 10 g dizuurstof?

4.82

Om ammoniumsulfaat te bereiden in de nijverheid wordt ammoniakgas door zwavelzuur geleid. Hoeveel kg ammoniak reageert met 500 kg zwavelzuur?

4.83

Als 12g CH<sub>4</sub> en 24g O<sub>2</sub> reageren tot CO<sub>2</sub> en water, hoeveel gram CO<sub>2</sub> zal gevormd worden?

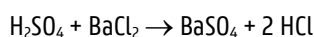
4.84

Welke massa Fe(OH)<sub>3</sub> slaat neer als je 10 mL van een 0.2 mol.L<sup>-1</sup> oplossing Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> mengt met 10 mL van een 3 mol.L<sup>-1</sup> KOH oplossing?

4.85

Hoeveel van een 1 mol.L<sup>-1</sup> zwavelzuur oplossing is nodig om al de Ba<sup>2+</sup> ionen uit een 40 mL 0.25 mol. L<sup>-1</sup> BaCl<sub>2</sub> oplossing neer te slaan?

4



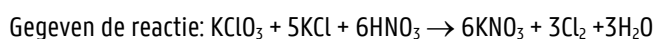
4.86

Men brengt 50,0 mL 2,00 mol/L lood(II)nitraat bij 50,0 mL 2,00 mol/L natriumchloride Hoeveel gram lood(II)chloride wordt er gevormd?

4.87

Men laat al het chloride van een 0,791 g metaalchloride neerslaan als zilverchloride. Hiervoor werd er 70,90 mL 0,2010 mol/L AgNO<sub>3</sub> verbruikt Wat is de hoeveelheid, in m%, aan chloride in het metaal?

4.88



Hoeveel gram KClO<sub>3</sub> is nodig om 10g Cl<sub>2</sub> te bekomen?

4.89

Een organische verbinding, tert-butylmethylether (C<sub>5</sub>H<sub>12</sub>O), wordt aan dieselbrandstof toegevoegd voor een betere verbranding. Hoeveel dizuurstof is er nodig om 1,0 mol van deze verbinding volledig te verbranden?

4.90

Hoeveel gram zink is er nodig om te reageren met 50 g zuiver zwavelzuur? Hoeveel gram H<sub>2</sub> wordt hierbij gevormd?

4.91

Welk volume van een 0.2 mol.L<sup>-1</sup> NaOH oplossing is er nodig om 50 mL 0.1 mol.L<sup>-1</sup> H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> oplossing te neutraliseren?

4.92

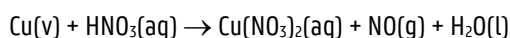
Voor het neutraliseren van 0,350 g zuur (HX) heeft men 25,4 mL 0,140 mol/L NaOH nodig. Wat is de molaire massa van het zuur HX?

4.93

Welke volume 0,350 mol/L KOH is er nodig om 24,0 mL 0,650 mol/L H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> volledig te neutraliseren?

4.94

Gegeven de volgende reactie :

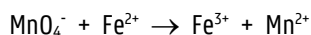


6,3 g Cu laat men met 100 mL 1,0 mol/L HNO<sub>3</sub> reageren. Wat is het limiterend reagens? Welke massa van het andere reagens blijft over na reactie?

4.34

**4.95**

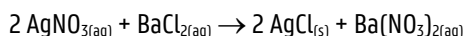
Een 50 mL oplossing bevat  $\text{Fe}^{2+}$ . Om al het  $\text{Fe}^{2+}$  in een zuur midden om te zetten is er 36,43 mL 0,025 mol/L  $\text{KMnO}_4$  nodig. Wat is de concentratie aan  $\text{Fe}^{2+}$  in de oplossing?

**4.96**

Hoeveel mL 0,150 mol/L  $\text{KMnO}_4$ -oplossing is er nodig bij de reactie van 75,0 mL 0,150 mol/L  $\text{H}_2\text{O}_2$ ?

$$\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{O}_2$$
**4.97**

5,95 g  $\text{AgNO}_3$  reageert met  $\text{BaCl}_2$



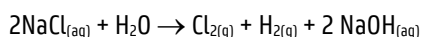
Bereken het rendement van de reactie als men 4,00 g  $\text{AgCl}$  bekomt.

**4.98**

In de reactie:  $\text{PCl}_5 \rightarrow \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$ , wordt 104,3g  $\text{PCl}_5$  verbruikt en wordt er 30g  $\text{Cl}_2$  gevormd. Wat is de procentuele opbrengst van  $\text{Cl}_2$  in deze reactie?

**4.99**

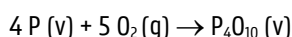
De elektrolyse van een  $\text{NaCl}$ -oplossing



Wat is het rendement van de reactie als men na het oplossen van 10,0 g  $\text{NaCl}$  in water 3,85 g  $\text{Cl}_2$  bekomt?

**4.100**

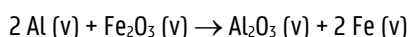
De witte kleur bij vuurwerk wordt geproduceerd door de vorming van  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  volgens de reactie:



Hoeveel mol  $\text{O}_2$  is er nodig om te reageren met 0,221 mol P? Hoeveel mol  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  kan er bereid worden met 0,250 mol  $\text{O}_2$ ?

**4.101**

Indien fijnverdeeld Al en Fe(III) oxide reageren met vrijstelling van veel warmte, wordt er thermiet gevormd volgens de volgende reactie:



In een bepaald experiment worden 4,20 mol Al met 1,75 mol  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  gemengd. Hoeveel gram Fe kan er theoretisch bekomen worden ?

**4.102**

Een oplossing met 18,0 g  $\text{AgNO}_3$  wordt gemengd met een oplossing die 32,4 g  $\text{FeCl}_3$  bevat.

a) Geef de reactie.

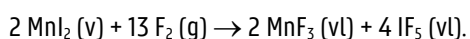
b) Wat is het beperkend reagens ?

c) Hoeveel mol  $\text{AgCl}$  kan men hier maximaal bekomen ?

d) Hoeveel gram van het reagens in overmaat blijft er achter in de oplossing na reactie?

**4.103**

$\text{MnF}_3$  wordt gebruikt in de synthese van fluorhoudende verbindingen. Het wordt bereid volgens:



Wat is het minimum aantal gram  $\text{MnI}_2$  en  $\text{F}_2$  dat moet aangewend worden om 100 g  $\text{MnF}_3$  te bereiden indien de opbrengst aan  $\text{MnF}_3$  slechts 75% bedraagt?

#### 4.104

Vast  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  wordt gevormd als waterige oplossingen van  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  en  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  worden gemengd. Schrijf de netto-ionenreactie op. Hoeveel mL 0,328 mol/L  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  kunnen exact reageren met 48,4 mL 0,212 mol/L  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ?

#### 4.105

Gemorst  $\text{H}_2\text{SO}_4$  op een labotafel wordt veilig geneutraliseerd door het te bestrooien met vast  $\text{NaHCO}_3$  en te roeren met een glazen staaf. Stel dat 50 mL 6,0 mol/L  $\text{H}_2\text{SO}_4$  gemorst werd, zal 30 g  $\text{NaHCO}_3$  voldoende zijn voor de neutralisatie? Hoeveel gram  $\text{NaHCO}_3$  zal extra nodig zijn?

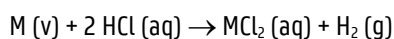
#### 4.106

**4** 24,15 mL 0,1160 mol/L HCl wordt gemengd met 18,60 mL 0,1312 mol/L NaOH.

- Schrijf de globale reactie.
- Welk reagens is beperkend?
- Stel dat er bij menging geen volumecontractie of -expansie gebeurt, wat is dan de concentratie aan overblijvend reagens in de eindoplossing?

#### 4.107

Mg, Ca of Zn reageren alle drie met HCl volgens:



Het zout  $\text{MCl}_2$  is een sterk elektrolyt.

Een stukje van één van deze metalen reageert volledig weg met 55,8 mL 1,24 mol/L HCl. Na droogdampen van de oplossing, houdt men 4,72 g  $\text{MCl}_2$  (v) over. Welk metaal werd opgelost?

#### 4.108

In zuur milieu reageren dichromaationen ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ) met  $\text{Cr}^{2+}$  met vorming van  $\text{Cr}^{3+}$ . 40,00 mL 0,20 M  $\text{Cr}^{2+}$  wordt gemengd met 60,0 mL 0,020 M  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  waarin ook 1,0 M  $\text{HNO}_3$  aanwezig is. Schrijf de gebalanceerde netto-ionenreactie uit. Bereken de concentratie van alle ionen na de reactie. Maak de ladingsbalans op van alle aan de reactie deelnemende ionen.

#### 4.109

Het alcoholgehalte in bloed (ethanol  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ) kan bepaald worden door titratie in zuur milieu met kaliumdichromaat, waarbij  $\text{CO}_2$  en  $\text{Cr}^{3+}$  worden gevormd. Schrijf de reactie (gebruik de ion-elektronmethode). Wat is het alcoholgehalte in bloed (uitgedrukt in m%) als 9,76 mL van een 0,004788 mol/L kaliumdichromaat-oplossing nodig is voor de titratie van 9,002 g van een bloedmonster.

#### 4.110

Men brengt een overmaat ijzer in een beker die 250 mL van een HCl-oplossing bevat. Deze zoutzuuroplossing heeft een concentratie van 33,0% (massaprocent) en een massadichtheid van 1,17 kg/L. Bereken het massaverlies t.g.v. het ontsnappende waterstofgas. Hoeveel ijzer zal er in reactie treden en wat zal het uiteindelijke massaprocent van het gevormde  $\text{FeCl}_2$ -oplossing zijn?

#### 4.111

Voor de reactie  $\text{PI}_3(\text{v}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{vl}) \rightarrow 3 \text{HI}(\text{g}) + \text{H}_3\text{PO}_3(\text{vl})$  Hoeveel g HI kan maximaal bereid worden uitgaande van 5,00 g  $\text{PI}_3(\text{v})$ ?

**4.112**

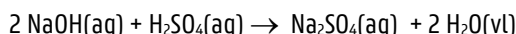
Hoeveel gram  $\text{SF}_4(\text{g})$  kan bereid worden uit 6,00 g  $\text{SCL}_2(\text{g})$  en 3,50 g  $\text{NaF}(\text{v})$ ?

**4.113**

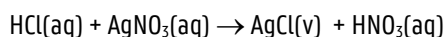
Hoeveel gram KOH is nodig om 2,000 L 1,60 M KOH te maken? Hoeveel ml van deze oplossing is nodig om, na aanlengen met water, 250 mL 0,800 M KOH-oplossing te maken?

**4.114**

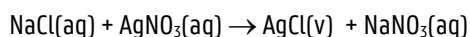
Hoeveel ml 0,250 mol L NaOH-oplossing reageert met 20,0 mL 0,350 M  $\text{H}_2\text{SO}_4$  volgens de reactie

**4.115**

Hoe groot is de stofhoeveelheidsconcentratie van een HCl-oplossing als 25,00 mL daarvan 43,01 mL 0,150 mol L  $\text{AgNO}_3$ -oplossing vereist voor volledige reactie volgens:

**4.116**

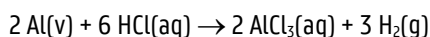
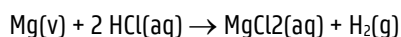
2,50 g van een mengsel bestaande uit  $\text{NaCl}(\text{v})$  en  $\text{NaNO}_3(\text{v})$  wordt in water opgelost. Deze oplossing vereist 30,00 mL 0,600 mol L  $\text{AgNO}_3$ -oplossing voor volledige reactie volgens:



Hoeveel m% van het oorspronkelijke mengsel bestaat uit NaCl?

**4.117**

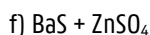
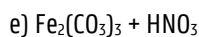
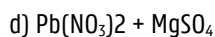
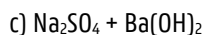
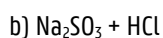
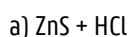
Bij toevoegen van een overmaat HCl aan 32,4 g van een legering van Mg en Al ontstaat 1,66 mol  $\text{H}_2(\text{g})$ :



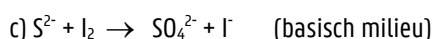
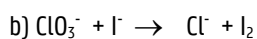
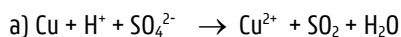
Hoeveel m% Mg bevat deze legering?

**4.118**

Schrijf de volledige reactievergelijkingen en de essentiële ionaire vergelijkingen voor:

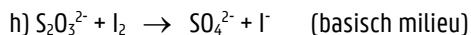
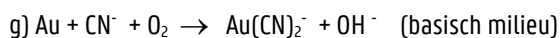
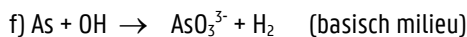
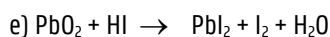
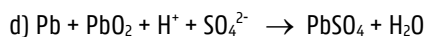
**4.119**

Breng volgende redoxreacties via de deelreacties in evenwicht:



#### 4. Chemische reacties

---



#### 4.120

Een monster bevat een ijzer(2+)zout. 1,00 g van dat monster wordt opgelost in 30,0 mL water en getitreerd met 0,0200 mol/L  $\text{KMnO}_4$ -oplossing. Tijdens de titratie wordt  $\text{Fe}^{2+}$  geoxideerd tot  $\text{Fe}^{3+}$ , terwijl het permanganaat gereduceerd wordt tot  $\text{Mn}^{2+}$ . Het SP bevindt zich bij 35,8 mL.

4

a) Schrijf de deelreacties en de totaalreactie. b) Hoeveel m% Fe bevat dat monster?

#### 4.121

$\text{I}_2$  reageert met thiosulfaat ( $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ) met vorming van  $\text{I}^-$  en tetrathionaat  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$

a) Schrijf de deelreacties en de totaalreactie

b) Hoeveel g  $\text{I}_2$  is nodig om te reageren met 25,00 mL 0,0500 mol/L  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ -oplossing?

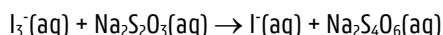
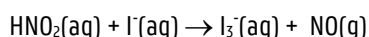
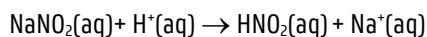
#### 4.122

1,24 g onzuiver  $\text{BaO}_2$  (bariumperoxide) wordt opgelost in zuur midden ( $\text{H}^+$ ) waarbij  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$  geproduceerd wordt. Dit laatste wordt getitreerd met een 0,0650 mol/L  $\text{KMnO}_4$ -oplossing, waarbij  $\text{MnO}_4^-$  gereduceerd wordt tot  $\text{Mn}^{2+}$  en  $\text{H}_2\text{O}_2$  geoxideerd wordt tot  $\text{O}_2(\text{g})$ . Het SP ligt bij 33,3 mL. Hoeveel m%  $\text{BaO}_2$  bevat het monster?

#### Gevorderd niveau

#### 4.123

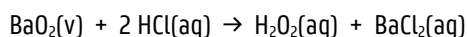
Natriumnitriet wordt vaak gebruikt als conserveermiddel in vleesbereidingen. Het bepalen van de hoeveelheid nitriet in een staal van 100 g gebeurt op de volgende manier. Door toevoegen van een zuur ontstaat salpeterigzuur. Dit zuur laat men reageren met een overmaat jodide-ionen. Het gevormde  $\text{I}_3^-$  wordt daarna getitreerd met een natriumthiosulfaatoplossing van 0,01 mol/L in aanwezigheid van zetmeel als indicator. Volgende reacties vinden plaats:



Balanceer beide redoxreacties. Het stoichiometrisch punt wordt bereikt bij toevoeging van 16,0 mL thiosulfaatoplossing. Bereken het massapercentage natriumnitriet in het staal.

#### 4.124

Waterstofperoxide wordt onder andere gebruikt als ontsmettingsmiddel of als bleekmiddel. Het kan bereid worden via volgende reactie:



Er reageert 1,50 g  $\text{BaO}_2$  met 30 mL HCl. De HCl-oplossing bevat 0,0272 g HCl per mL. Hoeveel mL  $\text{H}_2\text{O}_2$  wordt er gevormd als je weet dat de dichtheid van  $\text{H}_2\text{O}_2$  1,4 g/mL is?

#### 4.125

Zeewater bevat ongeveer  $1,08 \cdot 10^3$  massa-massa-ppm  $\text{Na}^+$  en 270 massa-massa-ppm  $\text{SO}_4^{2-}$ .

Bereken de molaire concentratie (mol/L) van  $\text{Na}^+$  en  $\text{SO}_4^{2-}$  van het zeewater als de dichtheid van zeewater 1,02 g/mL bedraagt.



**4.126**

Een mengsel bevat  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{CuCl}_2$  en  $\text{FeCl}_3$ . Van dit mengsel wordt 1 g opgelost in water waaraan een overmaat  $\text{AgNO}_3$  wordt toegevoegd. Door reactie ontstaat 1,7809 g neerslag. Een apart monster van 1 g van dit mengsel laat men reageren met een reducerend reagens waarbij alle metaalionen in het mengsel reduceren tot de elementaire toestand. De totale massa van de zuivere metalen bedraagt 0,4684 g. Bereken de m% samenstelling van het uitgangsmengsel.

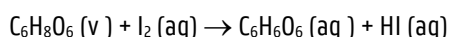
**4.127**

Een oplossing van 250 mL dat 5,74 g zilversulfaat bevat wordt gemengd met een oplossing van 150 mL dat 3,37 g natriumacetaat bevat. Tijdens het mengen ontstaat er een neerslag in de oplossing, namelijk 4,37 g zilveracetaat. Welke componenten blijven in oplossing en in welke concentratie?

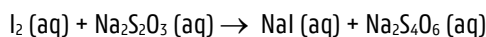
**4.128**

Ascorbinezuur ( $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ ) is Europees geclassificeerd als E300 en wordt frequent gebruikt als bewaarmiddel door zijn eigenschappen als anti-oxidant. Ascorbinezuur is niets anders dan vitamine C! Niets alles dat een E-nummer heeft is dus giftig of kankerverwekkend! De naam zelf verwijst naar het feit dat het scheurbuik geneest, een veel voorkomende ziekte bij zeevaarders in het koloniaal tijdperk. De hoeveelheid ascorbinezuur in commerciële producten zoals fruitsappen en vitaminetabletten wordt regelmatig gecontroleerd volgens volgende (ongebalanceerde) reacties

a) Het ascorbinezuur reageert aflopend met een overmaat jodium (53,2 mL; 0,1030 mol/L  $\text{I}_2$ )



b) Het niet-gereageerde jodium wordt bepaald via titratie met natriumthiosulfaat (27,54 mL; 0,1153 mol/L  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ )



Hoeveel gram ascorbinezuur is aanwezig in het geanalyseerde product?

**4.129**

Bij 50 mL van een mengsel  $\text{H}_2\text{S}$  (g) en  $\text{CS}_2$  (g) voegt men 165 mL zuurstofgas. Hierdoor worden  $\text{H}_2\text{S}$  (g) en  $\text{CS}_2$  (g) volledig geoxideerd tot  $\text{SO}_2$ (g),  $\text{CO}_2$ (g) en waterdamp. Na wegnemen van het gevormde water (door een droogmiddel) en van de andere gassen (door een sterke base) blijft nog 45 mL  $\text{O}_2$ (g) over. Alle gasvolumina worden gemeten bij dezelfde druk en temperatuur (1 bar, 298 K). Bereken de procentuele samenstelling (in mol%) van het oorspronkelijk gasmengsel

Uitbreiding: Maak dezelfde oefening zonder dat je kennis hebt van de druk en temperatuur.

**4.130**

Zink wordt gebruikt in de galvanisering van ijzer, waardoor ijzer resistent wordt gemaakt aan roest. Een bedrijf wil voor een staal van gegalvaniseerd ijzer bepalen hoeveel zink er is afgezet.

De analysemethode bestaat volgende stappen:

a) Beide metalen worden geoxideerd tot tweewaardige kationen.

b)  $\text{NH}_4\text{OH}$  wordt toegevoegd, waarna de neerslag wordt verzameld en gewogen: 12,34 g.

c) De neerslag wordt behandeld met  $\text{NaOH}$

d) De overblijvende neerslag wordt in oplossing gebracht met zwavelzuur

e) Deze oplossing wordt getitreerd met  $\text{KMnO}_4$  (0,400 M). Het volume verbruikte kaliumpermanganaat oplossing bedraagt 27,05 mL.

Wat is de m-m% Zn afgezet op het Fe?

Tip: zie oefening 4.120

**4.131**

Magnetotactische bacteriën bevatten magnetosomen, membraanrijke structuren die deze bacteriën gebruiken om zich te oriënteren langs de magnetische veldlijnen van de aarde. In magnetosomen wordt ondermeer het mineraal greigiet

aangetroffen, een mengsel van ijzer(II)sulfide en ijzer(III)sulfide. Een geoloog wenst de exacte samenstelling van het mineraal greigiet aangetroffen in een kalklaag in het zuiden van Engeland uit het Krijt te bepalen.

Voor de bepaling van de exacte samenstelling van het greigiet neemt de geoloog een staal greigiet en brengt dit in oplossing. Het aanwezige zwavel wordt verwijderd. De oplossing van Fe(II) en Fe(III) wordt behandeld met natriumhydroxide, waarna de bekomen neerslag wordt gefiltreerd en gewassen. De neerslag wordt opgelost in 10,00 mL zwavelzuur (2,000 mmol/L). Het resterende zwavelzuur wordt getitreerd met natriumhydroxide (1,000 mmol/L) met fenolftaleïne als indicator.

Gegeven:  $m(\text{greigiet}) = 0,955 \text{ mg}$  en  $V(\text{NaOH}) = 14,15 \text{ mL}$

Wat is de verhouding van het aantal mol Fe(II) ten opzichte van Fe(III) in het mineraal greigiet?

#### 4.10 Antwoorden

##### 4.1

4

- a)  $\text{Ca}(\text{v}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{vl}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$       enkelvoudige uitwisseling  
 b)  $2 \text{NaNO}_3(\text{v}) \rightarrow 2 \text{NaNO}_2(\text{v}) + \text{O}_2(\text{g})$       ontleding  
 c)  $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$       combinatie verbinding + element  
 d)  $\text{UO}_2(\text{v}) + 4 \text{HF}(\text{g}) \rightarrow \text{UF}_4(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{vl})$       dubbele uitwisseling (metathese)

##### 4.2

- a)  $\text{Ca}(\text{v}) + \text{Br}_2(\text{vl}) \rightarrow \text{CaBr}_2(\text{v})$   
 b)  $2 \text{LiCl}(\text{vl}) \xrightarrow{\text{elektriciteit}} 2 \text{Li}(\text{vl}) + \text{Cl}_2(\text{g})$   
 c)  $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) + 2 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}$   
 d)  $\text{MgCO}_3(\text{v}) \xrightarrow{\text{verhitten}} \text{MgO}(\text{v}) + \text{CO}_2(\text{g})$   
 e)  $\text{Na}_2\text{O}(\text{v}) + \text{H}_2\text{O}(\text{vl}) \rightarrow 2 \text{NaOH}(\text{aq})$   
 f)  $\text{S}(\text{v}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g})$   
 $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$   
 g)  $\text{Zn}(\text{v}) + 2 \text{HBr}(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnBr}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$   
 enkelvoudige uitwisseling  
 h)  $\text{BaO}(\text{v}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{BaCO}_3(\text{v})$   
 i)  $4 \text{Al}(\text{v}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3(\text{v})$   
 j)  $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq})$

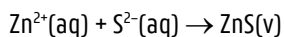
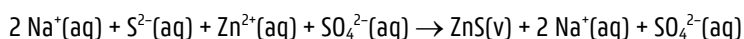
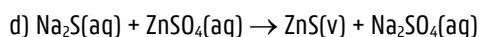
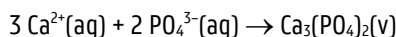
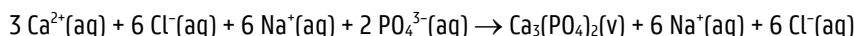
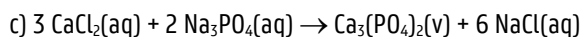
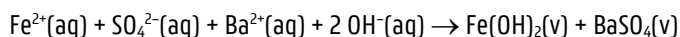
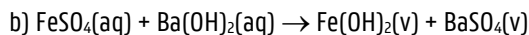
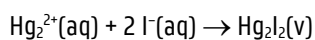
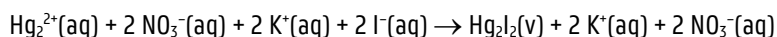
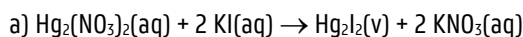
##### 4.3

geen neerslag: a en d

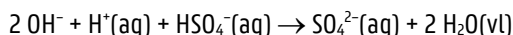
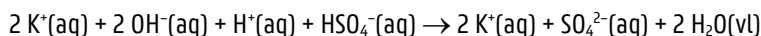
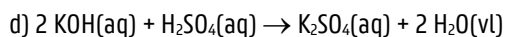
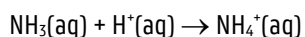
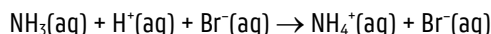
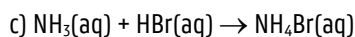
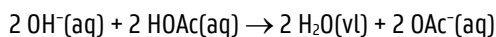
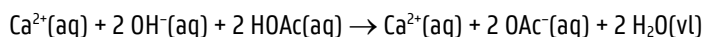
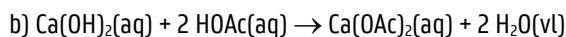
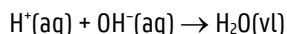
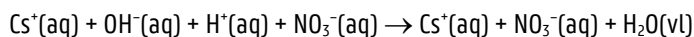
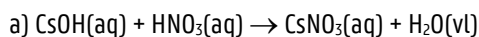
neerslag:

- b:  $\text{CuS}(\text{v})$   
 c:  $\text{PbSO}_4(\text{v})$   
 e:  $\text{BaSO}_4(\text{v})$   
 f:  $\text{HgBr}_2(\text{v})$

## 4.4



## 4.5



## 4.6

a) 0,50 mol

b) 0,462 mol

c) 0,60 mol

d) 0,658 mol

## 4.7

a) 0,3038 mol  $\text{Al}^{3+}$ ; 0,9114 mol  $\text{NO}_3^-$

b) 0,025 mol  $\text{SO}_4^{2-}$ ; 0,050 mol  $\text{Na}^+$

c) 3,34 mmol  $\text{Mg}^{2+}$ ; 6,68 mmol  $\text{Cl}^-$

## 4.8

a)  $[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = 0,075 \text{ mol/L}$ ;  $[\text{K}^+] = [\text{Br}^-] = 0,0625 \text{ mol/L}$

#### 4. Chemische reacties

---

b) eerst neutralisatie,  $[Ca^{2+}] = 0,08 \text{ mol/L}$  ;  $[Cl^-] = 0,05 \text{ mol/L}$  ;  $[OH^-] = 0,11 \text{ mol/L}$

c) eerst neutralisatie,  $[Na^+] = 0,0067 \text{ mol/L}$  ;  $[SO_4^{2-}] = 0,0033 \text{ mol/L}$

#### 4.9

a) 50 mL

b) 5 mL

c) 96 mL

#### 4.10

0,039 mol/L HOAc

#### 4.11

**4** heptaan (0,304) ; octaan (0,399) ; nonaan (0,297)

#### 4.12

2,5 mol/L

#### 4.13

3,3 mol/L

#### 4.14

1,52 mol/L

#### 4.15

6,00 mol/L

#### 4.16

318 mL

#### 4.17

2 mol  $Fe^{3+}$

#### 4.18

d

#### 4.19

173 mL

#### 4.20

4,49 mL

#### 4.21

0,29 mol/L

#### 4.22

13,2 g

#### 4.23

24 g

#### 4.24

96,7 g

#### 4.42

**4.25**

0,173 g

**4.26**

5,11 g

**4.27**

493 g

**4.28**

39

**4.29**

14,9 g

**4.30**

0,47 mol/kg

**4.31**

177,1 g

**4.32**

3,77 mol/kg

**4.33**

1,63 mol/kg

**4.34** $4,28 \cdot 10^{25}$  moleculen**4.35**

6,5m%

**4.36**

0,0083

**4.37**

0,8

**4.38**

0,0022

**4.39**

0,0286

**4.40**

19,2 ppm

**4.41**

12,7 mL

**4.42**

400 mL

4.43

333 mL

4.44

3,43 mL

4.45

171 mL

4.46

0,290 mol/L

4.47

**4** 9,10 mL

4.48

47,4 mL

4.49

42 mL

4.50

376 mL

4.51

molaire concentratie = 0,746 mol/L en molfractie aceton = 0,044 of 4,4%

4.52

$c_{\text{glycol}} = 6,77 \text{ mol/L}$ ;  $x_{\text{glycol}} = 0,162$ ;  $m_{\text{glycol}} = 10,75 \text{ mol/kg}$

4.53

- Er is 2,15 g NaCl nodig om al het  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  neer te slaan.

- Er wordt 5,27 g AgCl neerslag gevormd.

4.54

a) ox :  $\text{NO}_2$  ; red :  $\text{NH}_3$

b) ox :  $\text{N}_2$  ; red.  $\text{H}_2$

c) ox :  $\text{H}_2\text{O}_2$  ; red.  $\text{Fe}^{2+}$

4.55

a) +VI

b) +V

c) +VI

d) +V

4.56

$\text{HNO}_3$

4.57

-1/2

4.44

**4.58**

- a) Zn  
 b) I  
 c) Mn  
 d) PbSO<sub>4</sub>  
 e) 10 e<sup>-</sup>

**4.59**

- a)  $8 \text{NaI}(\text{aq}) + 5 \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{g}) + 4 \text{I}_2(\text{v}) + 4 \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{vl})$   
 b)  $\text{Pb}(\text{v}) + \text{PbO}_2(\text{v}) + 2 \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{PbSO}_4(\text{v}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{vl})$   
 c)  $\text{KNO}_3(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4(\text{aq}) + 2 \text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{KNO}_2(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{SO}_3(\text{aq}) + \text{K}_2\text{SO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{vl})$   
 d)  $2 \text{NH}_3(\text{aq}) + 3 \text{NaOCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{NaCl}(\text{aq}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{vl})$   
 e)  $3 \text{Br}_2(\text{g}) + 6 \text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow 5 \text{KBr}(\text{aq}) + \text{KBrO}_3(\text{aq}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{vl})$   
 f)  $2 \text{Al}(\text{v}) + 6 \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Na}_3\text{AlO}_3(\text{v}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$   
 g)  $\text{BrO}_3^-(\text{aq}) + 6 \text{I}^-(\text{aq}) + 6 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Br}^-(\text{aq}) + 3 \text{I}_2(\text{v}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{vl})$

**4.60**

- a)  $2 \text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 10 \text{Cl}^-(\text{aq}) + 16 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 5 \text{Cl}_2(\text{g}) + 8 \text{H}_2\text{O}(\text{vl})$   
 b)  $2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 6 \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Fe}(\text{s}) + 3 \text{Cl}_2(\text{g})$   
 c)  $2 \text{Al}(\text{s}) + 3 \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cu}(\text{s})$   
 d)  $3 \text{As}(\text{s}) + 5 \text{NO}_3^-(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{vl}) \rightarrow 3 \text{AsO}_4^{3-}(\text{aq}) + 5 \text{NO}(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq})$   
 e)  $3 \text{S}^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{NO}_3^-(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{NO}(\text{g}) + 3 \text{S}(\text{s}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{vl})$   
 f)  $2 \text{Bi}(\text{OH})_3(\text{aq}) + 3 \text{Na}_2\text{SnO}_2(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Bi}(\text{s}) + 3 \text{Na}_2\text{SnO}_3(\text{aq}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{vl})$   
 g)  $2 \text{CrO}_2^-(\text{aq}) + 3 \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{vl})$   
 h)  $\text{BrO}_3^-(\text{aq}) + 6 \text{I}^-(\text{aq}) + 6 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Br}^-(\text{aq}) + 3 \text{I}_2(\text{s}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{vl})$   
 i)  $\text{BrO}_3^-(\text{aq}) + 6 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) + 6 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Br}^-(\text{aq}) + 3 \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{vl})$   
 j)  $\text{ClO}_3^-(\text{aq}) + 3 \text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}^-(\text{aq}) + 3 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$   
 k)  $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{vl}) \rightarrow 2 \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq})$   
 l)  $2 \text{Al}(\text{s}) + 6 \text{NaOH}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Na}_3\text{AlO}_3(\text{aq}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$

**4.61**

a

**4.62**

a

**4.63**

c

**4.64**

b

4.65

a

4.66

a

4.67

d

4.68

b

4.69

**4**

a

4.70

a

4.71

c

4.72

d

4.73

a

4.74

a

4.75

c

4.76

b

4.77

het limiterend reagens is  $\text{CCl}_4$ , er blijft 1,06 g  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  over

4.78

36 g

4.79

13,8 g

4.80

14 g

4.81

11,25 g

4.82

173,5 kg

4.46



**4.83**

16,5 g

**4.84**

0,21 g

**4.85**

10 mL

**4.86**

13,9 g

**4.87**

63,9%

**4.88**

5,76 g

**4.89**

7,5 mol

**4.90**

33,3 g zink en 1,02 g waterstofgas

**4.91**

50 mL

**4.92**

98,4 g/mol

**4.93**

133,7 mL

**4.94** $\text{HNO}_3$  is het limiterend reagens, er blijft 0,062 mol Cu over**4.95** $9,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ **4.96**

30,0 mL

**4.97**

79,7%

**4.98**

84,6%

**4.99**

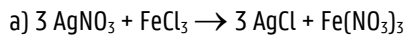
63,5%

**4.100**0,276 mol  $\text{O}_2$  ; 0,050 mol  $\text{P}_4\text{O}_{10}$

**4.101**

195,46 g Fe(v)

**4.102**



b)  $\text{AgNO}_3$

c) 0,106 mol  $\text{AgCl}$

d) 26,76 g  $\text{FeCl}_3$

**4.103**

367,6 g  $\text{MnI}_2$ ; 294,23 g  $\text{F}_2$

**4**

**4.104**

20,86 mL

**4.105**

Neen, 20,4 g extra

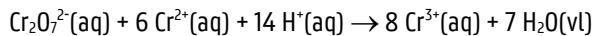
**4.106**

c) 0,0084 mol/L  $\text{HCl}$

**4.107**

Zn

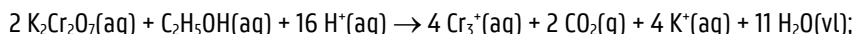
**4.108**



$[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = 0 \text{ M}$ ,  $[\text{H}^+] = 0,432 \text{ M}$ ,  $[\text{Cr}^{2+}] = 8 \times 10^{-3} \text{ M}$ ,  $[\text{Cr}^{3+}] = 0,096 \text{ M}$

73,6 mmol positieve lading voor en na de reactie.

**4.109**



0,012m% alcohol

**4.110**

massaverlies t.g.v.  $\text{H}_2 = 2,65 \text{ g}$ ; 73,9 g Fe treedt in reactie; 46,1 m%  $\text{FeCl}_2$  wordt gevormd

**4.111**

4,66 g <https://users.ugent.be/~lbergman/04/0402.pdf>

**4.112**

2,10 g <https://users.ugent.be/~lbergman/04/0403.pdf>

**4.113**

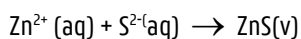
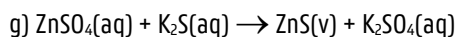
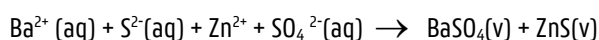
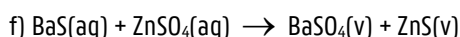
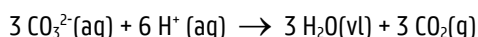
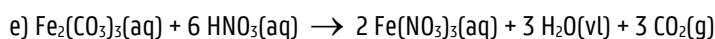
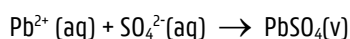
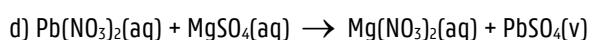
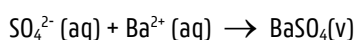
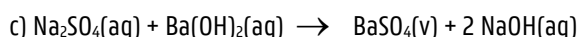
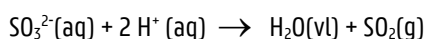
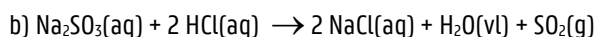
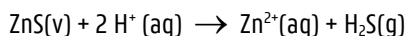
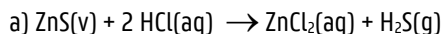
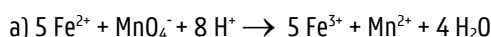
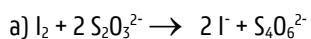
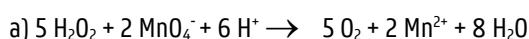
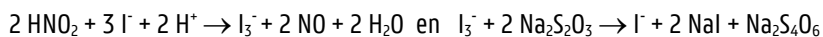
179,5 g; 125 mL <https://users.ugent.be/~lbergman/04/0406.pdf>

**4.114**

56 mL <https://users.ugent.be/~lbergman/04/0407.pdf>

**4.115**

0,258 mol/L <https://users.ugent.be/~lbergman/04/0408.pdf>

**4.116**42,1 m% <https://users.ugent.be/~lbergman/04/0409.pdf>**4.117**30,2 m% <https://users.ugent.be/~lbergman/04/0410.pdf>**4.118****4.119**<https://users.ugent.be/~lbergman/04/0412.pdf>**4.120**b) 20m% <https://users.ugent.be/~lbergman/04/0416.pdf>**4.121**b) 0,1586 g <https://users.ugent.be/~lbergman/04/0417.pdf>**4.122**b) 73,9 m% <https://users.ugent.be/~lbergman/04/0418.pdf>**4.123**0,011 m%  $\text{NaNO}_2$

**4.124**

0,22 mL  $\text{H}_2\text{O}_2$

**4.125**

$c(\text{Na}^+) = 0,048 \text{ mol/L}$ ;  $c(\text{SO}_4^{2-}) = 0,00287 \text{ mol/L}$

**4.126**

$m\% \text{AgNO}_3 = 24,99\%$ ,  $m\% \text{CuCl}_2 = 40,07\%$ ,  $m\% \text{FeCl}_3 = 34,94\%$  (kan door afronding klein verschil geven)

**4.127**

Er blijven 3 verbindingen in oplossing na het mengen, namelijk:  $0,013 \text{ mol/L Ag}_2\text{SO}_4$ ;  $0,037 \text{ mol/L NaOAc}$ ;  $0,033 \text{ mol/L Na}_2\text{SO}_4$ .  
Ionen aanwezig in de oplossing:  $0,026 \text{ mol/L Ag}^+$ ;  $0,103 \text{ mol/L Na}^+$ ;  $0,046 \text{ mol/L SO}_4^{2-}$ ;  $0,037 \text{ mol/L OAc}^-$ .

**4**

**4.128**

685,5 mg

**4.129**

40 %  $\text{H}_2\text{S}$  en 60 %  $\text{CS}_2$

**4.130**

4,92 g Zn per 3,02 g Fe

**4.131**

$\text{Fe(II)} = 3,2 \text{ } \mu\text{mol}$  en  $\text{Fe(III)} = 6,5 \text{ } \mu\text{mol}$