

## 7. Chemische reacties

### 1. Definitie

Bij een chemische reactie verdwijnen één of meer stoffen en ontstaan één of meer nieuwe stoffen. De stoffen die verdwijnen noemen we de **uitgangsstoffen** of **reagentia**. Ze worden links van de reactiepijl geschreven. De stoffen die ontstaan noemen we de **reactieproducten**: ze worden rechts van de reactiepijl geschreven.

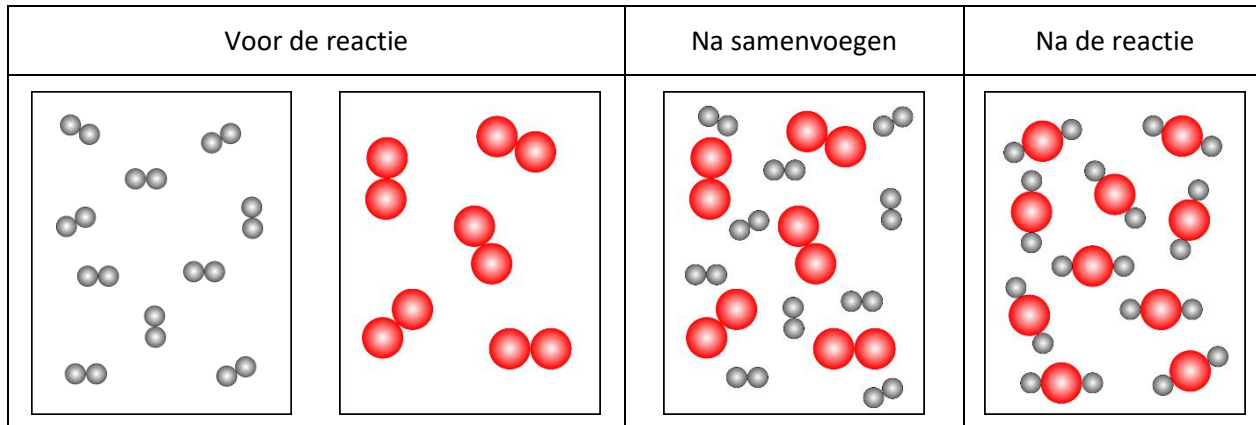
Volgens de wet van Lavoisier blijft tijdens een chemische reactie de totale massa constant (massa van de uitgangsstoffen = massa van de reactieproducten). Bovendien blijven van alle betrokken elementen de atomen behouden. Een chemische reactie is dus niets anders dan een herschikking van atomen, waardoor nieuwe combinaties en dus nieuwe stoffen ontstaan. Er verdwijnen geen atomen, er komen er ook geen bij (massabehoud). Ze zijn na de reactie gewoon onderling anders gebonden dan voor de reactie.

**uitgangsstoffen (reagentia) → reactieproducten**

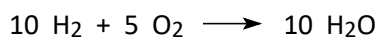
### 2. Reactievergelijking

Bekijken we de synthese van water: een mengsel van diwaterstof en dizuurstof ontploft bij ontsteking met een knal: *knalgas*. Laten we veronderstellen dat we 10 moleculen diwaterstof en 5 moleculen dizuurstof samenvoegen. **Diwaterstof** bestaat uit moleculen die opgebouwd zijn uit twee H-atomen. **Dizuurstof** bestaat uit moleculen die opgebouwd zijn uit twee O-atomen. Al die moleculen bewegen wanordelijk door elkaar (gassen!) en zullen dus ook met elkaar botsen. Bij botsingen tussen diwaterstof- en dizuurstofmoleculen kunnen nieuwe moleculen ontstaan: water.

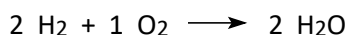
Onderstaand schema geeft het verloop van de reactie weer.



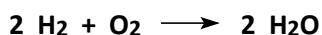
We kunnen het bovenstaande verloop dus als volgt kort weergeven:



In de reactievergelijking stellen we echter enkel voor volgens welke (kleinste) **verhouding** de moleculen reageren:



De voorgetallen in een reactievergelijking noemt men **coëfficiënten**. Omdat de coëfficiënt 1 niet geschreven wordt, wordt dit uiteindelijk:



Een reactievergelijking is goed geschreven als:

- de formule van elke stof correct geschreven is (H<sub>2</sub>O is de juiste formule van water, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> is de formule van een andere stof en dus foutief, HO<sub>2</sub> bestaat niet),
- in beide leden van de reactievergelijking (linkerlid en rechterlid) evenveel atomen van elke soort voorkomen (massabehoud).

Linkerlid		Rechterlid	
H	O	H	O
2 H <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	2 H <sub>2</sub> O	
4	2	4	2

Een reactievergelijking is goed geschreven als de formule van elke stof correct geschreven is en als in beide leden van de reactievergelijking evenveel atomen van elke soort voorkomen.

### 3. Stoichiometrie

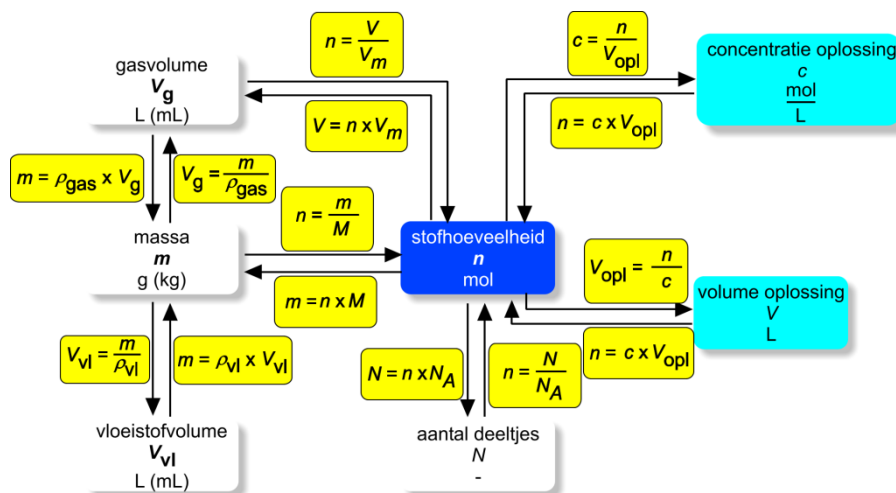
Als stoffen met elkaar reageren ontstaan er nieuwe stoffen. Uit de reactievergelijking kunnen we niet enkel afleiden welke stoffen er reageren en welke stoffen er ontstaan, maar ook de hoeveelheden die reageren en ontstaan.



deeltjes = atomen, moleculen, ionen, formule-eenheden

$N_A$  = getal van Avogadro =  $6,02 \cdot 10^{23}$

Bij het uitvoeren van stoichiometrische berekeningen werken we dus nooit met massa's, maar altijd met stofhoeveelheden. Indien nodig zetten we eerst de massa om in een stofhoeveelheid, voeren dan de stoichiometrische berekeningen uit en zetten, indien nodig, achteraf de stofhoeveelheden terug om in massa's. Enkel voor gassen kunnen de stofhoeveelheden rechtstreeks omgezet worden in volumes.



## 4. Verbranding

Ijzermetaal beschouwen we niet als een brandbare stof, in tegenstelling tot houtskool bijvoorbeeld. Toch kan ijzermetaal branden, indien het fijn verdeeld wordt.

Houtskool ontbrandt niet spontaan. Opdat ze zou branden moet de temperatuur verhoogd worden. Elke brandbare stof heeft haar specifieke ontbrandingstemperatuur.

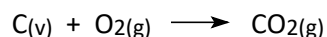
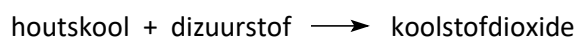
**Bij een verbranding reageert de brandbare stof met dizuurstof, aanwezig in de lucht.**

**Bij elke verbrandingsreactie komt warmte vrij.**

### 3.1 Verbranding van enkelvoudige stoffen

Bij de verbranding van houtskool reageert koolstof met dizuurstof. Daarbij ontstaat koolstofdioxide.

Die reactie kunnen we als volgt voorstellen:



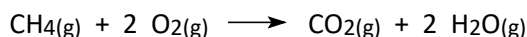
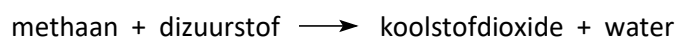
**Bij de verbranding van een enkelvoudige stof ontstaat een oxide. Dit is een verbinding van een element met zuurstof.**

### 3.2 Verbranding van samengestelde stoffen

Tegenwoordig is aardgas een veel gebruikte brandstof. Aardgas is een mengsel met methaan (CH<sub>4</sub>) als hoofdbestanddeel.

Bij de verbranding van methaan ontstaan koolstofdioxide en water.

De reactie kunnen we als volgt voorstellen:



**Bij de verbranding van een samengestelde stof ontstaan er meerdere oxiden. Elk element uit de samengestelde stof (behalve het element zuurstof) wordt gebonden met zuurstof. Er ontstaan meerdere oxiden.**

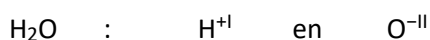
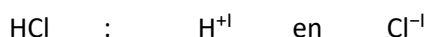
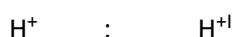
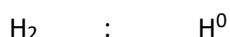
## 5. Oxidatiegetal

Het oxidatiegetal OG van een element in een deeltje is een algebraïsch getal, meestal voorgesteld met een Romeins cijfer, dat aangeeft hoeveel elektronen het element heeft afgegeven (+) of opgenomen (-), volledig of gedeeltelijk.

Het oxidatiegetal is de lading die het atoom zou krijgen indien de elektronenverschuiving volledig zou zijn.

Anders gezegd:

Het oxidatiegetal is het getal dat weergeeft over hoeveel elektronen een atoom meer (negatief oxidatiegetal) of minder (positief oxidatiegetal) beschikt dan in de ongebonden toestand.



## 6. Bepalen van het oxidatiegetal

Uit de lewisstructuur van een deeltje kunnen de oxidatiegetallen van de verschillende atomen in het deeltje afgeleid worden. Dit kan echter ook op een meer eenvoudige manier door gebruik te maken van de volgende regels.

	Oxidatiegetal	
Monoatomische ionen	= lading $\text{Cu}^{2+}$ : +II	
Som van de oxidatiegetallen	= totale lading van het deeltje $\text{H}_2\text{O}$ : $\text{H}^{+I}$ , $\text{O}^{-II}$ : $2x(+I) + 1x(-II) = 0$ $\text{ClO}_4^-$ : $\text{Cl}^{+VII}$ , $\text{O}^{-II}$ : $1x(+VII) + 4x(-II) = -1$	
In enkelvoudige stoffen	oxidatiegetal = 0 $\text{Na}$ , $\text{Cl}_2$ , $\text{P}_4$ , $\text{O}_2$	
In verbindingen	$\text{F}$ : -I	
	$\text{H}$ : +I	Metaalhydriden zoals $\text{CaH}_2$ : -I
	$\text{O}$ : -II	Peroxiden zoals $\text{H}_2\text{O}_2$ : -I
		Superoxiden zoals $\text{NaO}_2$ : -I/2
	$\text{OF}_2$ : +II	

## 7. Redoxreacties

Een redoxreactie kan altijd opgedeeld worden in twee halfreacties: een oxidatiereactie en een reductiereactie.

Hierbij wordt het reagens dat de elektronen opneemt **oxidans/oxidator** genoemd en het reagens dat de elektronen afgeeft **reductans/reductor**.

**Bij een oxidatiereactie stijgt het oxidatiegetal.**

**Bij een reductiereactie daalt het oxidatiegetal.**

## 8. Redoxreacties in zuur milieu

Voorbeeld

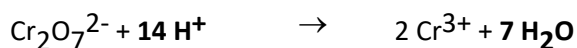
$\text{K}_2\text{Cr}^{+VI}_2\text{O}_7(\text{aq})$  met  $\text{HCl}^{-I}(\text{aq})$  (zuur midden) geeft:  $\text{Cr}^{+III}\text{Cl}_3$ ,  $\text{Cl}^0_2$  en  $\text{KCl}$ .

1 Schrijf de essentiële begin- en eindproducten van elke deelreactie op (eventueel rekening houdend met elektrolytische dissociatie in waterige oplossing). Balanceer de atomen die veranderen van oxidatiegetal.



2 Balanceer de O- en H-atomen in elke reactie.

Redoxreacties in zuur midden
Waar O tekort is: voeg evenveel $\text{H}_2\text{O}$ toe
Waar H tekort is: voeg evenveel $\text{H}^+$ toe



3 Balanceer de ladingen: waar negatieve ladingen tekort zijn, voeg evenveel elektronen toe / waar negatieve ladingen teveel zijn, trek evenveel elektronen af.



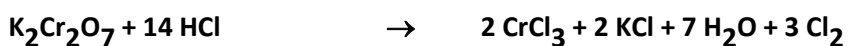
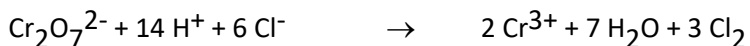
4 Vermenigvuldig elke deelreactie zodanig dat het totaal aantal uitgewisselde elektronen in elke deelreactie gelijk wordt.



5 Sommeer beide deelreacties tot de totaalreactie en vereenvoudig desnoods de voorgetallen/reactievergelijking.



6 Voor de volledige molecuulvergelijking voeg je in het linker- en het rechterlid hetzelfde aantal ionen toe.

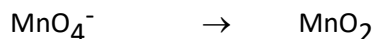


## 9. Redoxreacties in basisch milieu

Voorbeeld

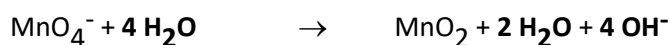
$\text{KMn}^{+\text{VII}}\text{O}_4(\text{aq})$  met  $\text{N}^{-\text{II}}_2\text{H}_4(\text{aq})$  in basisch milieu geeft  $\text{Mn}^{+\text{IV}}\text{O}_2$  en  $\text{N}^0_2$

1 Schrijf de essentiële begin- en eindproducten van elke deelreactie op (eventueel rekening houdend met elektrolytische dissociatie in waterige oplossing). Balanceer de atomen die veranderen van oxidatiegetal.

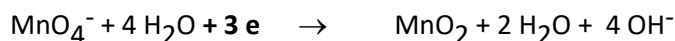


2 Balanceer de O- en H-atomen in elke reactie.

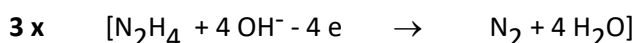
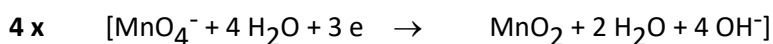
Redoxreacties in basisch milieu
Waar O tekort is: voeg evenveel $\text{H}_2\text{O}$ toe
Waar H tekort is: voeg evenveel $\text{H}_2\text{O}$ toe en aan de andere kant evenveel $\text{OH}^-$ toe.



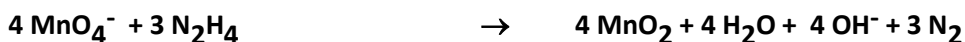
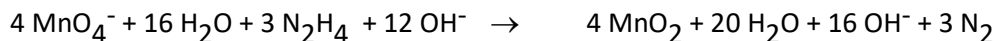
3 Balanceer de ladingen: waar negatieve ladingen tekort zijn, voeg evenveel elektronen toe / waar negatieve ladingen teveel zijn, trek evenveel elektronen af.



4 Vermenigvuldig elke deelreactie zodanig dat het totaal aantal uitgewisselde elektronen in elke deelreactie gelijk wordt.



5 Sommeer beide deelreacties tot de totaalreactie en vereenvoudig desnoods de voorgetallen/reactievergelijking.



6 Voor de volledige molecuulvergelijking voeg je in het linker- en het rechterlid hetzelfde aantal ionen toe.

