

Samenvatting hoofdstuk 3

Om een chemische reactie te kunnen uitvoeren heb je één of meer stoffen nodig. We noemen ze uitgangsstoffen (beginstoffen). De stoffen die ontstaan bij een chemische reactie noemen we reactieproducten. Bij een chemische reactie verdwijnt tenminste één stof en ontstaat tenminste één nieuwe stof.

De pijl (\rightarrow) tussen de uitgangsstoffen en reactieproducten noemen we de reactiepijl. De pijl geeft de scheiding aan van de stof(fen) voor de reactie en de stof(fen) na de reactie. In een reactieschema worden de namen van uitgangsstoffen en reactieproducten weergegeven. In een reactieschema zet je bij iedere stof de fase waarin de stof verkeert. Voorbeeld: natriumchloride (s) \rightarrow natrium (s) + chloor (g).

Naast de chemische reacties zijn er ook fysische reacties. Bij fysische reacties ontstaan of verdwijnen geen nieuwe stoffen. Je kunt dan bijvoorbeeld denken aan het smelten van ijs.

Er zijn twee soorten chemische reacties:

a) De ontledingsreactie

Er zijn verschillende manieren om een stof te ontleden:

- ✓ door middel van warmte, we spreken dan van thermolyse
- ✓ door middel van licht, we spreken dan van fotolyse
- ✓ door middel van elektriciteit, we spreken dan van elektrolyse

Bij een ontledingsreactie staat er maar één stof voor de pijl, er is maar één uitgangsstof. Na de pijl staan twee of meer reactieproducten.

b) De vormingsreactie

Bij de vormingsreactie wordt een nieuwe stof gevormd uit elementen.

Bij de ontleding van water ontstaat er zuurstof bij de + pool en waterstof bij de – pool. Er is energie nodig om water te ontleden. In dit geval wordt elektrolyse toegepast. Het water is aangezuurd omdat zuiver water geen elektrische stroom geleidt.

Waterstof en zuurstof ontstaan in een volumeverhouding 2 : 1. Waterstof toon je aan door het op te vangen en met een lucifer aan te steken. Je hoort dan een specifieke knal.

Zuurstof kun je aantonen door het op te vangen en er een gloeiende houtspaander bij te houden. Deze zal gaan branden in aanwezigheid van zuurstof.

Als je met formules werkt zijn er vaak twee soorten getallen; de index en de coëfficiënt. Als je opschrijft $7 \text{ H}_2\text{O}$, bedoel je daarmee 7 watermoleculen. Hierbij is 7 de coëfficiënt en 2 is de index. Met de index wordt het aantal atomen in een molecuul of het aantal ionen in een verhoudingsformule aangegeven. Soms bevat een formule haakjes, bijvoorbeeld $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Dat betekent dat je twee NO_3 groepen hebt. In totaal heb je dan $1 \times \text{Ca}$, $2 \times \text{N}$ en $6 \times \text{O}$.

Wet van Proust: in een verbinding is de verhouding van de atoomsoorten/ionen constant.

Wet van Dalton: sommige atoomsoorten kunnen zich in verschillende verhoudingen binden met een ander atoomsoort. Deze verhoudingen zijn altijd kleine gehele getallen.

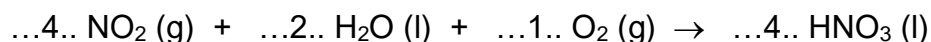
Wet van Lavoisier: het aantal atomen/ionen van ieder soort wordt door een reactie niet gewijzigd. De massa is dus voor en na een reactie(pijl) gelijk.

| naam stof | formule | fase | naam stof | formule | fase |
|------------------|-----------------------------------------------|------|-------------------|--------------------------------|------|
| ammoniak | NH ₃ | g | methaan | CH ₄ | g |
| broom | Br ₂ | l | natriumhydroxide | NaOH | s |
| butaan | C ₄ H ₁₀ | l | propaan | C ₃ H ₈ | g |
| chloor | Cl ₂ | g | salpeterzuur | HNO ₃ | l |
| ethaan | C ₂ H ₆ | g | stikstof | N ₂ | g |
| ethanol | C ₂ H ₅ OH | l | waterstof | H ₂ | g |
| fluor | F ₂ | g | waterstofchloride | HCl | g |
| glucose | C ₆ H ₁₂ O ₆ | s | waterstofperoxide | H ₂ O ₂ | l |
| jood | I ₂ | s | zuurstof | O ₂ | g |
| koolstofdioxide | CO ₂ | g | zwaveldioxide | SO ₂ | g |
| koolstofmonoxide | CO | g | zwavelzuur | H ₂ SO ₄ | l |

Tabel 1. Formules van enkele stoffen en fase bij kamertemperatuur.

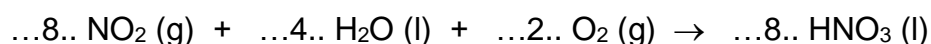
Het aantal moleculen kan voor en na de reactie ongelijk zijn. Het aantal atomen is voor en na de reactie altijd gelijk. Dat is de wet van Lavoisier. Met andere woorden: het aantal atomen links in de reactie is gelijk aan het aantal atomen rechts (dus na de pijl) in de reactie. De atomen worden op een andere manier gerangschikt. Een reactievergelijking is altijd kloppend, is deze niet kloppend, dan moet je deze nog kloppend maken. Je moet daarbij de juiste coëfficiënten plaatsen voor de formules.

Voorbeeld:



Bij deze reactie staan voor de pijl vier stikstofdioxidemoleculen (4 NO₂). Dat betekent dat je 4 stikstofatomen hebt en 4 x 2 = 8 zuurstofatomen. Verder staan er twee watermoleculen voor de pijl. Dat betekent dat je 2 x 2 = 4 waterstofatomen hebt en 2 zuurstofatomen. Daarnaast staat er nog een zuurstofmolecuul (2 x O) voor de pijl. Na de pijl zie je 4 moleculen salpeterzuur (4 HNO₃). Je hebt dan eveneens 4 waterstofatomen, 4 stikstofatomen en 12 zuurstofatomen (in totaal).

Als je kloppend maakt, mag je 1 als coëfficiënt weglaten. Een coëfficiënt mag nooit een breuk zijn. Verder zijn in een reactievergelijking de coëfficiënten altijd zo laag mogelijk. Als je nog kunt delen zonder dat er breuken ontstaan, moet je dat doen. In het voorbeeld hieronder kun je alle coëfficiënten nog door twee delen:

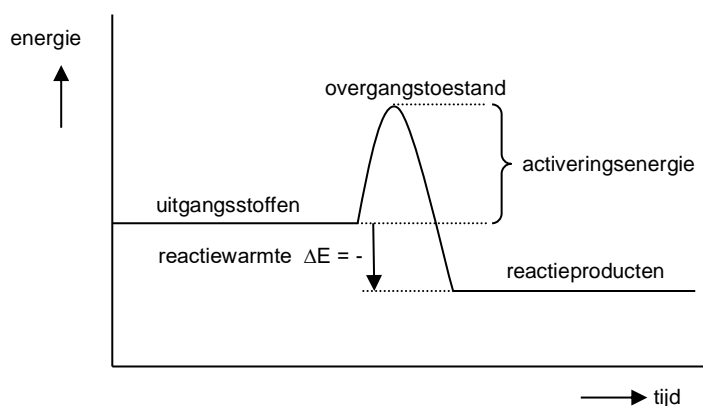


Uiteindelijk krijg je dan de kloppende reactievergelijking zoals eerder in de samenvatting is vermeld.

Natrium wordt onder olie bewaard omdat het niet in contact mag komen met water(damp). Natrium reageert met water en bij deze reactie komt zeer veel energie vrij. Mogelijk treedt er een explosie op.

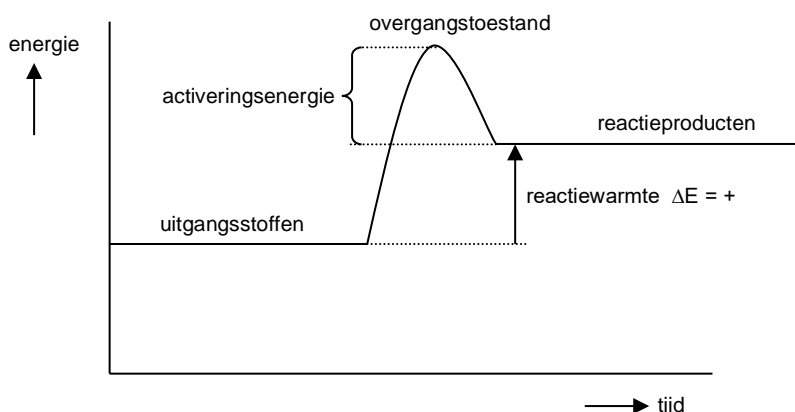
Edele metalen reageren niet met water (of een zuur). Voorbeelden zijn zilver, goud en platina. Halfedele metalen reageren niet met water maar wel met salpeterzuur of zwavelzuur. Er ontstaat daarbij geen waterstof. Voorbeelden zijn koper en kwik. De onedele metalen reageren met water. Daarbij ontstaat waterstof. Voorbeelden van onedele metalen zijn natrium, kalium en francium.

Een reactie waarbij energie vrijkomt noem je een exotherme reactie. In een energiediagram kun je een exotherm proces weergeven.



Figuur 1. Energiediagram van een exotherm proces.

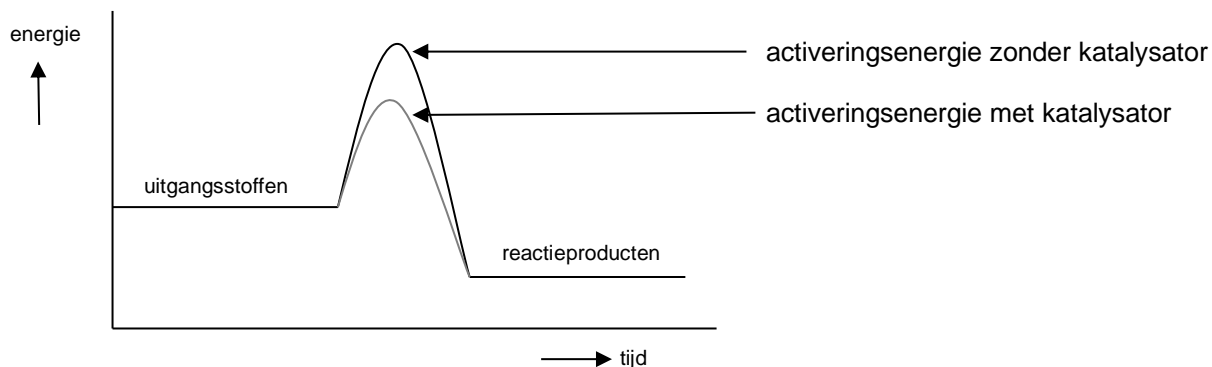
Een reactie waarbij energie nodig is noem je een endotherme reactie. In een energiediagram kun je een endotherm proces weergeven.



Figuur 2. Energiediagram van een endotherm proces.

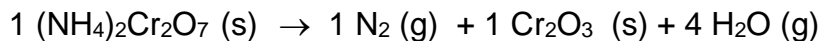
Bij een endotherm proces is de reactiewarmte negatief. Er wordt energie aan de omgeving onttrokken. De reactieproducten hebben een hoger energie-niveau dan de uitgangsstoffen.

Een katalysator is een stof die de activeringsenergie kan verlagen. Een katalysator wordt gebruikt maar niet verbruikt. Voor een reactie zijn dus kleine hoeveelheden katalysator nodig. Een katalysator is specifiek voor een bepaalde reactie.



Figuur 3. Een energiediagram waarin de invloed van de katalysator is weergegeven.

Er bestaan chemische reacties waarbij in een zeer korte tijd veel energie en/of gas vrijkomt. Dit noemen we explosies. Een explosie komt tot stand als stoffen in de juiste verhouding met elkaar reageren en er met name veel gas ontstaat. Hieronder zie je de reactievergelijking van de ontleding van ammoniumdichromaat ((NH₄)₂Cr₂O₇) door middel van thermolyse. Je ziet dat uit 1 deeltje ammoniumdichromaat er meerdere deeltjes ontstaan en je ziet dat er gassen ontstaan. Dit is een voorbeeld van een explosie. Er is een grote volumetoename in een korte tijd.



Een damp is een gasvormige toestand van een stof. Als vuistregel kun je van een gas spreken als het kookpunt van de stof lager ligt dan 0 °C en bij een damp ligt het kookpunt van de stof hoger dan 0 °C. Je spreekt dus over waterdamp in plaats van 'watergas'. Bij chloor spreek je wel over chloorgas.

De reactiesnelheid is afhankelijk van de volgende factoren:

- # de soort stof
- # de concentratie van de stof
- # de temperatuur
- # de verdelingsgraad
- # de aanwezigheid van een katalysator

Een reactie kan verlopen als aan twee voorwaarden wordt voldaan:

I de deeltjes moeten op de juiste manier tegen elkaar botsen om nieuwe bindingen te vormen.

II de botsende deeltjes moeten samen voldoende energie hebben.

Als aan voorwaarde I en II wordt voldaan spreken we van een effectieve botsing.