Scheikunde H3 + rekenen met mol

# Paragraaf 1

* **Reactiesnelheid** = de hoeveelheid stof die in een bepaalde tijd verdwijnt of ontstaat.

*Endotherme reacties (er is energie nodig)*

* Reacties waar energie voor nodig is
* Kan in de vorm van elektrolyse, thermolyse en fotolyse

*Exotherme reacties (er komt energie vrij)*

* Reacties waar energie vrijkomt
* Kan in de vorm van warmte, licht, elektriciteit en geluid
* Tijdens een exotherme reactie worden de stoffen steeds heter en gaan daardoor ook steeds sneller reageren
* Hebben in het begin wel energie nodig om op gang te komen

*Manieren om reactiesnelheid te verhogen:*

* Temperatuur verhogen
* Contactoppervlak vergroten
* Concentraties van de reagerende stoffen verhogen
* Toevoegen van een katalysator

Bij reacties met 2 of meer beginstoffen is het belangrijk dat de stoffen goed met elkaar in contact komen. Door een groot contactoppervlak zal de reactie sneller verlopen.

Bij grotere concentraties is er een grotere kans dat de deeltjes van de reagerende stoffen tegen elkaar botsen en met elkaar reageren. Daardoor neemt de snelheid van een reactie ook toe. Bijv. lucht = 21 volume% zuurstof. In zuivere zuurstof zitten van dezelfde ruimte meer zuurstofmoleculen 🡺 de concentratie zuurstof is groter dan in lucht.

Bij hogere concentraties verlopen reacties sneller 🡺 als in zuivere stof meer moleculen zitten dan in een mengsel.

* **Katalysator** = stoffen die sneller met elkaar reageren als er een bepaalde andere stof aanwezig is (wordt bij een reactie niet verbruikt, hij raakt niet op)

# Paragraaf 2

Bij een **chemische reactie** verdwijnen stoffen en ontstaan andere stoffen.

*Moleculen beginstoffen* 🡺 verdwijnen. Hieruit ontstaan andere moleculen (moleculen van reactieproducten).

Bij een chemische reactie verdwijnen geen atomen er ontstaan ook geen nieuwe: bij een chemische reactie hergroeperen de atomen zich tot nieuwe moleculen.

Je kunt een chemische reactie beschrijven met een reactieschema. Hierin noteer je de namen van stoffen. Reactieschema voor de **ontleding** van water:

* Water 🡪 waterstof + zuurstof

Je kunt ook de formules gebruiken in een reactieschema.

|  |  |
| --- | --- |
| Ontleedbare stoffen (verbindingen) | Niet-ontleedbare stoffen (elementen) |
| water | H2O(l) | zuurstof | O2(g) |
| koolstofmono-oxide | CO(g) | waterstof | H2(g) |
| koolstofdioxide | CO2(g) | stikstof | N2(g) |
| zwaveldioxide | SO2(g) | ozon | O3(g) |
| stikstofmono-oxide | NO(g) | fluor | F2(g) |
| stikstofdioxide | NO2(g) | chloor | Cl2(g) |
| druivensuiker | C6H12O6(s) | broom | Br2(l) |
| (tafel)suiker | C12H22O11(s) | jood | I2(s) |

|  |  |
| --- | --- |
| Telwoord | Betekenis |
| Mono | 1 |
| Di | 2 |
| Tri | 3 |
| Tetra | 4 |
| Penta | 5 |
| Hexa | 6 |
| Hepta | 7 |
| Octa | 8 |

*Molecuulformules opstellen:*

1. Kijk wat de symbolen zijn die bij de namen van de elementen horen.
2. Kijk welke Griekse telwoorden erin staan en benoem ze.
3. Zet dit in de goede volgorde en je hebt een molecuulformule.

|  |  |
| --- | --- |
| Enkelvoudige stof | In gebonden vorm |
| Zuurstof | Oxide |
| Zwavel | Sulfide |
| Chloor | Chloride |
| Jood  | Jodide |
| Broom | Bromide |
| Fluor | Fluoride |
| Waterstof | Hydride |

|  |  |
| --- | --- |
| Formule | Naam stof |
| SO3(g) | zwaveltrioxide |
| P2O3(s) | difosfortrioxide |
| CS2(l) | koolstofdisulfide |
| H2O2(l) | diwaterstofdioxide |
| SiO2(s) | siliciumdioxide |
| HI(g) | waterstofjodide |

Een **coëfficiënt** geeft het aantal moleculen aan. Je zet ze voor de formule. Vb.: 2 moleculen methaan wordt 2 CH4.

Reactieschema met formules voor de ontleding van water: H2O 🡪 H2 + O2

De **reactievergelijking** hierboven klopt niet, dus moet je hem ‘kloppend maken’. Als je links van de pijl een 2 voor H2O noteert, krijg je: 2 H2O 🡪 H2 + O2

Nu klopt het aantal O-atomen, maar om hem kloppend te maken moet het aantal H-atomen nog veranderd worden: 2 H2O 🡪 2 H2­ + O2

# Paragraaf 3

* **Wet van massabehoud** = tijdens een chemische reactie gaan er geen stoffen verloren.
	+ Aluminiumoxide 🡺 aluminium + zuurstof
	+ 2 Al2O3(s) 🡺 4 Al(s) + 3 O2(g)
	+ 17 g 🡺 9 g + 8 g
* Als stoffen met elkaar reageren, blijkt dat altijd in een vaste **massaverhouding** te gebeuren:
	+ Magnesium + zuurstof 🡺 magnesiumoxide
	+ 2 Mg(s) + O2(g) 🡺 2 MgO(s)
	+ 3 g + 2 g 🡺 5 g
		- Hier is de verhouding 3:2, de verhouding blijft altijd hetzelfde.

Massa% = massadeel/massageheel \* 100%

Als je stoffen niet in de goede massaverhouding bij elkaar doet, blijft na de reactie 1 van de beginstoffen over. Dit overschot noem je **overmaat**.

Het is van belang om de juiste massaverhouding te weten. Vooral bij grote bedrijven, want als je een overschot hebt kost dat het bedrijf erg veel.

# Paragraaf 4

* **Explosieven** (springstoffen) = ontplofbare vaste- of vloeibare stoffen, die in een korte tijd een reactie ondergaan waarbij gasvormige reactieproducten ontstaan die een veel groter volume innemen dan de oorspronkelijke stof. Waarneming: steekvlam/vuurbol en een harde knal.

Explosieven zelf bevatten weinig energie, maar door de omstandigheden waarbij dit tot ontploffing wordt gebracht, wordt het versterkt.

*Kenmerken:*

* De hoeveelheid energie die vrijkomt per kilo materiaal
* De snelheid van de voortplanting van het reactiefront
* De hoeveelheid energie die moet die moet worden toegevoerd om de explosie te laten beginnen
* **Detonatie** = wanneer het reactiefront sneller is dan het geluid. Hoe groter de detonatiesnelheid en hoe groter de vrijkomende energie, hoe groter de **brisantie** (verbrijzelende effect) van de springstof.
* **Dynamiet** = een explosief dat is gebaseerd op de explosieve kracht van nitroglycerine en is uitgevonden in 1866 door de Zweed Alfred Nobel. Dynamiet is waterbestendig en is gevaarlijk bij een temperatuur hoger dan 35 oC.
	+ **Nitroglycerine** = een zeer krachtig explosief, dat bij bereiding en vervoer makkelijk explodeert.
* **TNT** = een explosieve stof die veel wordt gebruikt vanwege een grote explosieve kracht, brisantie en een grote schokbestendigheid.

Zuiver TNT bestaat uit lichtgeelbruin gekleurde kristallen, het is goed oplosbaar in veel organische oplosmiddelen (zoals ether, aceton en alcohol), maar slecht in water. Je kunt TNT als een component van een mengsel van explosieven gebruiken en op zichzelf. Bij de ontleding TNT ontstaan er veel gassen en ook zwarte rook, dit komt doordat er een tekort aan zuurstof is en er roetvorming is.

* **Semtex** = een plastisch explosief materiaal dat wordt gebruikt om gebouwen op te blazen en voor militaire doeleinden.

Semtex is berucht, omdat het ook door terroristen was gebruikt om een vliegtuig neer te halen. Het is zo sterk dat 250 gram al genoeg is om een vliegtuig kapot te maken. De explosieve stof is Semtex in **PETN**.

# Rekenen met mol

Bij de grootheid **massa** hoort de eenheid **kilogram** (kg). In de chemie werken we vaker met **gram** (g).

Let op: voor de eenheid van **volume** worden twee eenheden door elkaar gebruikt. Officieel is het de **kubieke meter** (m3), maar heel vaak wordt ook de **liter** (L) gebruikt. Dat geeft nog wel eens wat verwarring bij het omrekenen. Volg de volgende regels bij het omrekenen:

|  |  |
| --- | --- |
| 1 m3 = 1000 dm3 | 1 dm3 = 1 L |
| 1 dm3 = 1000 cm3 | 1 L = 1000 mL |
|   | 1 cm3 = 1 mL |

Zoals je weet wordt de dichtheid van een stof berekend door de massa te delen door het volume. **Dichtheid = massa / volume**.

De dichtheid wordt vaak gegeven in de eenheid **kilogram** **per** **kubieke** **meter** (kg/m3). Het is vaak noodzakelijk om de dichtheid om te rekenen naar een andere eenheid zoals **gram per liter** (g/L ).

De massa's van atomen en van moleculen zijn uiterst klein. Omdat de getallen zo klein zijn, worden de massa's van atomen en moleculen uitgedrukt in een speciale eenheid, de **atomaire massa** (u). **1 u komt overeen met 1,66 x 10-27 kg.**

De atoommassa's kun je vinden in het **periodiek systeem**, van elk atoom staat de atoommassa (in u) onder het symbool. Een **molecuulmassa** kun je dan berekenen door de atoommassa's van de atomen in het molecuul op te tellen.

Voorbeeld:

* Bereken de molecuulmassa van water (H2O) in u en in g.
* De atoommassa van H = 1,008 u; van O = 16,00 u
* De molecuulmassa van H2O is 2xH + 1xO dus 2 x 1,008 + 1 x 16,00 = 18,008 u
* 1 u = 1,66 x 10-27 kg,
* dus 1 molecuul water heeft een massa van 18,008 x 1,66 x 10-27 kg =
* 2,99 x 10-26 kg ofwel 2,99 x 10-23 g

De massa van atomen en moleculen in gram is zo klein dat het niet handig is om daarmee te rekenen. Daarom werken we in deze module met een andere basisgrootheid: de **chemische hoeveelheid** (symbool n). De bijbehorende eenheid is de **mol**.

De massa van 1 mol stof komt overeen met de molecuulmassa van diezelfde stof. We noemen de massa van 1 mol stof de **molaire massa**. De molaire massa (**g/mol**) en **molecuulmassa** (u) van een stof heeft dezelfde waarde, alleen de eenheid is anders.

Een **chemische portie** bestaat uit een heleboel deeltjes (atomen of moleculen). Een portie deeltjes levert steeds een verschillende massa op.

Als je redeneert vanuit deeltjes bevatten die porties evenveel deeltjes. Het verschil in massa per atoom heeft tot gevolg dat de porties van 2 elementen qua massa verschillen.

Na veel verschillende benamingen is internationaal een naam en een definitie bedacht voor onze portie: mol.

* Een mol koper (met formule Cu) heeft een massa van 63,55 gram.
* Een mol koolstof (met formule C) heeft een massa van 12,01 gram.
* Een mol zuurstofgas (met formule O2 ) heeft een massa van 32,00 gram maar geen 16,00. Immers het molecuul zuurstof bevat 2 atomen O.

Voorbeeld 1: Hoeveel gram is 5,55 mol water?

* De molaire massa van water is 18,02 g/mol.
* 5,55 mol water heeft dan een massa van 5,55 mol x 18,02 g/mol = 100 g water.

Tip: vermeld bij je berekening alle eenheden, dat verkleint de kans op fouten.

Voorbeeld 2: Hoeveel mol is 21 gram natriumchloride?

* De molaire massa van NaCl is 58,44 g/mol.
* 21 g NaCl komt dan overeen met 21 g / 58,44 g/mol = 0,36 mol natriumchloride.

Met behulp van atoommassa's kun je uitrekenen hoe groot het massapercentage van een atoom in een molecuul is. **Massa% = massa gevraagde stof / massa totale stof x 100%.**

Voorbeeld: Bereken het massapercentage van het element waterstof in water.

* De formule van water is H2O, de molecuulmassa van water is 18,02 u. De atoommassa van waterstof is 1,008 u.
* Het massapercentage van waterstof in water is dan 2x1,008 / 18,02 x 100% = 11,19%

Molecuul:

* Een molecuul is het kleinste deeltje van een stof;
* Moleculen van dezelfde stof zijn identiek;
* Moleculen van verschillende stoffen zijn verschillend.

Atoom:

* Moleculen zijn opgebouwd uit atomen;
* Atomen zijn onvernietigbaar;
* Atomen van een element zijn identiek;
* Atomen van verschillende elementen zijn verschillend.

**1 mol stof → constante van Avogadro = 6,02 x 1023 deeltjes/mol**

Voorbeeld

* Een druppel water van 0,05 mL heeft een massa van 0,05 g. De molaire massa van water is 18,02 g/mol.
* De chemische hoeveelheid van water is dan 0,05 g / 18,02 g/mol = 0,00277 mol. Volgens de constante van Avogadro bestaat 1 mol uit 6,02 x 1023 deeltjes.
* 0,00277 mol water bestaat dan uit 0,00277 x 6,02 x 1023 = 1,67 x 1021 moleculen water

*Reactievergelijkingen en mol:*

Bij chemische reacties worden atomen behouden: dit betekent dat je niets kwijt kunt raken van een element en evenmin iets erbij kunt krijgen. Daarom vinden chemici dat de reactie tussen waterstof en chloorgas niet helemaal goed weergegeven wordt door H2 + Cl2 🡺 HCl

Chemici zeggen dat deze beschrijving "niet klopt”.

Ze willen H2 + Cl2 🡺 2 HCl

Chemici noemen deze beschrijving niet voor niets een reactie**vergelijking**: links en rechts, voor en achter de pijl moet 'gelijk' zijn.

Met gelijk zijn bedoelen ze dat er wat betreft elementen niets zoek raakt, niets zomaar opduikt. Met behulp van de reactievergelijkingen kun je op twee manieren uitleggen dat de elementen behouden blijven. De reactievergelijking vertelt je in welke verhouding chemische hoeveelheden (mol) van de beginstoffen reageren en hoeveelheden (mol) van de reactieproducten ontstaan. Als de vergelijking klopt is het aantal mol van elk element voor en achter de pijl gelijk. Elk element heeft zijn eigen atoomsoort. Als elementen behouden zijn, moeten van elk element de atomen uit de moleculen van de beginstoffen terugkomen in de moleculen van de eindstoffen. Uit de reactievergelijking kun je aflezen hoe dat gebeurt, waar elk atoom terechtkomt.