Samenvatting H2 Scheikunde

Door: Immanuel Bendahan

Dit hoofdstuk van scheikunde gaat over Chemische reacties.

Hoofdstuk 2 Chemische reacties

[1 Ontledings- en synthesereacties 2](#_Toc500489376)

[Thermolyse 3](#_Toc500489377)

[Elektrolyse 3](#_Toc500489378)

[Fotolyse 4](#_Toc500489379)

[Ontleedbare en niet-ontleedbare stoffen 4](#_Toc500489380)

[Metalen 4](#_Toc500489381)

[Overige niet-ontleedbare stoffen 5](#_Toc500489382)

[Synthesereacties 5](#_Toc500489383)

[Begrippen van § 1 5](#_Toc500489384)

[Thermolyse 5](#_Toc500489385)

[Verkolen 5](#_Toc500489386)

[Organische stoffen 5](#_Toc500489387)

[Elektrolyse 5](#_Toc500489388)

[Aantoningsreactie 5](#_Toc500489389)

[Ontleedbare stoffen 5](#_Toc500489390)

[Niet-ontleedbare stoffen 5](#_Toc500489391)

[Verbindingen 5](#_Toc500489392)

[Elementen 5](#_Toc500489393)

[Metalen 5](#_Toc500489394)

[Roesten 5](#_Toc500489395)

[Corroderen 5](#_Toc500489396)

[Niet-metalen 5](#_Toc500489397)

[2 Moleculen en atomen 6](#_Toc500489398)

[Deeltjesmodel 6](#_Toc500489399)

[Het deeltjesmodel en de drie fasen 6](#_Toc500489400)

[Macro- en microniveau 6](#_Toc500489401)

[Het deeltjesmodel voor zuivere stoffen en mengsels 6](#_Toc500489402)

[Moleculen en reacties 6](#_Toc500489403)

[Atoomsoorten 7](#_Toc500489404)

[Molecuulformules 7](#_Toc500489405)

[Begrippen van § 2 7](#_Toc500489406)

[Deeltjesmodel 7](#_Toc500489407)

[Moleculen 7](#_Toc500489408)

[Macroniveau 7](#_Toc500489409)

[Microniveau 7](#_Toc500489410)

[Zuivere stof 7](#_Toc500489411)

[Mengsel 7](#_Toc500489412)

[Atomen 7](#_Toc500489413)

[Atoombindingen 7](#_Toc500489414)

[Symbool 7](#_Toc500489415)

[Molecuulformule 7](#_Toc500489416)

[Index 7](#_Toc500489417)

[Fase-aanduiding 7](#_Toc500489418)

[3 Verbrandingsreacties 7](#_Toc500489419)

[Aardgas verbranden 8](#_Toc500489420)

[Verbrandingsproducten 8](#_Toc500489421)

[Aantonen van verbrandingsproducten 8](#_Toc500489422)

[Voorbeelden van reagens 8](#_Toc500489423)

[Wit kopersulfaat 8](#_Toc500489424)

[Kalkwater 8](#_Toc500489425)

[Snelle en langzame verbrandingen 8](#_Toc500489426)

[Brand blussen 9](#_Toc500489427)

[Beschermen tegen brand 9](#_Toc500489428)

[Begrippen van § 3 10](#_Toc500489429)

[Verbranden 10](#_Toc500489430)

[Oxide 10](#_Toc500489431)

[Volledige verbranding 10](#_Toc500489432)

[Onvolledige verbranding 10](#_Toc500489433)

[Roet 10](#_Toc500489434)

[Reagens 10](#_Toc500489435)

[Wit kopersulfaat 10](#_Toc500489436)

[Kalkwater 10](#_Toc500489437)

[Snelle verbranding 10](#_Toc500489438)

[Ontbrandingstemperatuur 10](#_Toc500489439)

[Langzame verbranding 10](#_Toc500489440)

[Brand 10](#_Toc500489441)

[Vlamvertragers 10](#_Toc500489442)

[4 Reactievergelijkingen 10](#_Toc500489443)

[De naamgeving 10](#_Toc500489444)

[Reactievergelijking 11](#_Toc500489445)

[Begrippen van § 4 11](#_Toc500489446)

[Systematische naam 11](#_Toc500489447)

[Coëfficiënten 11](#_Toc500489448)

[Reactievergelijking 11](#_Toc500489449)

[Kloppende reactievergelijking 11](#_Toc500489450)

[Stappenplan 11](#_Toc500489451)

[Vereenvoudigen 11](#_Toc500489452)

# 1 Ontledings- en synthesereacties

Een ontledingsreactie is een chemische reactie waarbij uit één beginstof twee of meer reactieproducten ontstaan. Met ontledingsreacties kan je allerlei nuttige stoffen produceren, zoals metalen, brandstoffen en grondstoffen voor andere materialen.

Er zijn drie manieren waarop een ontledingsreactie kan plaatsvinden:

1. Thermolyse
2. Elektrolyse
3. Fotolyse

## Thermolyse

Bij **thermolyse** ontstaat door middel van warmte een ontledingsreactie. Dit wordt gedaan door geen zuurstof toe te voegen bij het verhitten. Omdat er geen zuurstof is, ontleedt het en blijft er een zwarte vaste stof over. Deze stof heet koolstof.

Stoffen die bij verhitting zonder zuurstof **verkolen** heten **organische stoffen**.

Bij thermolyse van organische stoffen ontstaan meestal ook gassen (*schroeilucht*) en rook (*walm*).

Het reactieschema van thermolyse:

Organische stoffen $→$ koolstof + water + rook + gassen



De zwarte rand aan het aangebrande brood is koolstof

(bron: <https://tinyurl.com/yd2nhpbc>)

## Elektrolyse

Bij **elektrolyse** ontstaat met behulp van elektrische energie een ontledingsreactie.

Als je water verhit wordt het waterdamp. Dit noemen we een fase-overgang. Je zou dus geen thermolyse kunnen gebruiken om het water te ontleden. Toch is water wel ontleedbaar.

Water ontleden is het makkelijkst met behulp van elektrische energie in de vorm van gelijkstroom. Dit noemen we **elektrolyse**.

Bij de elektrolyse van water ontstaan twee nieuwe stoffen waterstof en zuurstof in de vorm van een gas.

Reactieschema:

Water $→$ Waterstof + Zuurstof

Waterstof is het lichtste gas dat er bestaat, daardoor heeft het ook een kleinere dichtheid dan lucht. Het is ook erg brandbaar. Je kan de waterstof opvangen in een omgekeerd reageerbuisje. Als je bij de opening een lucifer houdt hoor je een blafgeluid, fluittoon of harde knal. Door deze knal wordt waterstof ook wel knalgas genoemd. Een manier waarop je de aanwezigheid van een stof aantoont heet een **aantoningsreactie**. De aantoningsreactie van waterstof is dat je een harde knal hoort als je er een vlammetje bijhoudt.

Maar er gebeurt nog veel meer als je waterstof aansteekt. Namelijk als je waterstof aansteekt reageert het met de zuurstof uit de lucht. Er ontstaat water, waardoor er energie vrijkomt hierdoor kan de waterstof als schone brandstof worden gebruikt (je hoort een knal).

Doordat er nu het omgekeerde gebeurt van de ontledingsreactie van water, ontstaat er water.

Water wordt dus gevormd door de verbranding van waterstof.

Reactieschema:

Waterstof + Zuurstof $→$ Water

Zuurstof is essentieel om stoffen te laten branden. In zuivere zuurstof gaan verbrandingen feller en sneller dan in lucht. Een gloeiende houtspaander gaat in zuivere zuurstof meteen heel fel gloeien en kan zelf gaan branden.

Met deze aantoningsreactie kun je laten zien dat er in een reageerbuis een hoog gehalte zuurstof aanwezig is.

## Fotolyse

Bij **fotolyse** worden stoffen ontleed door middel van licht.

Een waterstofperoxideoplossing is een oplossing die je bijvoorbeeld kunt gebruiken als spoelmiddel om je mond mee te ontsmetten of om je haar te blonderen. Als deze stof ontleed ontstaan water en zuurstof. Met gebruik van licht gaat deze reactie sneller.

Reactieschema van de ontleding van een waterstofperoxideoplossing:

Waterstofperoxide $→$ Water + Zuurstof

Er zijn meer stoffen die ontleden als ze te lang aan licht worden blootgesteld. Als ontleding door licht ongewenst is, moet je de stoffen in het donker bewaren.

## Ontleedbare en niet-ontleedbare stoffen

**Niet-ontleedbare** **stoffen** zijn stoffen die je niet verder kunt ontleden zoals, waterstof, zuurstof en koolstof. **Ontleedbare** **stoffen** kun je juist wel verder ontleden, water is een ontleedbare stof, die wordt ontleed in waterstof en zuurstof.

Er zijn ongeveer *honderdtwintig* niet-ontleedbare stoffen.

Ontleedbare stoffen worden ook wel **verbindingen** genoemd en niet-ontleedbare stoffen worden ook wel **elementen** genoemd.

## Metalen

Het grootste deel van de niet-ontleedbare is een metaal, ongeveer zeventig.

Alle **metalen**, behalve de edelmetalen kunnen reageren met zuurstof. In het geval van het metaal ijzer heet dit **roesten**, bij andere metalen heet dit **corroderen**.

Metalen hebben veel gemeenschappelijke kenmerken, zo geleiden ze warmte en elektrische stroom. En hebben ze een glanzend oppervlak (als ze gepolijst zijn). Metalen verschillen wel erg van elkaar in de rest van de stofeigenschappen.

## Overige niet-ontleedbare stoffen

De overige niet-ontleedbare stoffen, ook wel **niet-metalen** genoemd, vertonen weinig of geen gemeenschappelijke kenmerken.

## Synthesereacties

Een chemische reactie waarbij nieuwe stoffen en materialen worden gemaakt noemen we een **synthesereactie**. Bij een synthesereactie ontstaat een nuttige bruikbare stof. Met behulp van andere reacties kunnen voedingsstoffen, brandstoffen, medicijnen, kunststoffen en nog veel meer materialen worden gemaakt.

Een belangrijke synthesereactie is **fotosynthese** die plaatsvindt in groene planten met behulp van (zon)licht. Planten hebben koolstofdioxide en water nodig om te kunnen groeien, tijdens de groei worden door fotosynthesereacties glucose en zuurstof aangemaakt. Hierdoor is er voldoende zuurstof en voedsel op aarde.

Reactieschema fotosynthese:

Koolstofdioxide + water $→$ glucose + zuurstof

## Begrippen van § 1

Thermolyse: Ontledingsreactie door middel van warmte.

Verkolen: Stoffen die bij thermolyse niet ontleden maar helemaal zwart worden, meestal ontstaat er ook schroeilucht en walm.

Organische stoffen: Stoffen die verkolen.

Elektrolyse: Ontledingsreactie door middel van elektrische energie.

Aantoningsreactie: Een reactie waarmee je de aanwezigheid van een stof aantoont.

Ontleedbare stoffen: Stoffen die wel verder zijn te ontleden.

Niet-ontleedbare stoffen: Stoffen die niet verder zijn te ontleden.

Verbindingen: Hetzelfde als ontleedbare stoffen.

Elementen: Hetzelfde als niet-ontleedbare stoffen.

Metalen: Het grootste deel van de niet-ontleedbare stoffen is een metaal. Metalen hebben veel dezelfde kenmerken.

Roesten: Wanneer *ijzer* reageert met zuurstof (uit de lucht).

Corroderen: Wanneer een metaal (behalve *ijzer*) reageert met zuurstof.

Niet-metalen: Alle overige niet-ontleedbare stoffen.

**Synthesereactie**: Een chemische reactie waarbij onder invloed van licht een nuttige bruikbare stof ontstaat.

**Fotosynthese**: Een synthesereactie die plaatsvindt in een plant, waarbij glucose en zuurstof worden geproduceerd van koolstofdioxide en water.

# 2 Moleculen en atomen

Water kun je met elektrolyse ontleden in waterstof en zuurstof, Chemici schrijven dat in hun eigen vaktaal als volgt: H2O(l) kun je met elektrolyse ontleden in H2(g) en O2(g). Ze gebruiken een internationale symbolentaal om stoffen aan te duiden, zodat een reactie korter kan worden geschreven.

## Deeltjesmodel

Het **deeltjesmodel** is een zichtbare voorstelling van de deeltjes waaruit een stof is opgebouwd.

Het eenvoudigste deeltjesmodel ziet er als volgt uit:

* Elke stof is opgebouwd uit heel kleine deeltjes, **moleculen**.
* Elke stof heeft zijn eigen soort molecuul. Een watermolecuul is anders dan een alcoholmolecuul.
* Moleculen bewegen voortdurend en daardoor hebben ze een bepaalde hoeveelheid bewegingsenergie. Hoe hoger de temperatuur hoe hoger de bewegingssnelheid.
* Moleculen trekken elkaar aan.

## Het deeltjesmodel en de drie fasen

De toestand waarin een stof zich bevindt, wordt fase genoemd. Er zijn drie soorten fasen: vast, vloeibaar en gasvormig.

Als een stof vast is, is de aantrekkingskracht tussen de moleculen groter dan de bewegingsenergie, de moleculen staan stil en trillen een beetje.

Als een stof vloeibaar is, is de bewegingsenergie groot genoeg om de aantrekkingskracht te overwinnen, de moleculen gaan op korte afstand langs elkaar bewegen.

Als een stof gasvormig is, wordt de bewegingsenergie zo groot dat de aantrekkingskrachten helemaal worden overwonnen. De moleculen laten elkaar los en gaan op grote afstand van elkaar bewegen.

## Macro- en microniveau

Als je proven doet, schrijf je altijd je waarnemingen en resultaten op.

De beschrijving van wat je waarneemt heet (op) **macroniveau**.

Een beschrijving of verklaring met behulp van deeltjes heet (op) **microniveau**.

## Het deeltjesmodel voor zuivere stoffen en mengsels

Een **zuivere stof** bevat maar één soort molecuul. In een **mengsel** zitten verschillende soorten moleculen. Als je een mengsel scheidt in zuivere moleculen ben je op macroniveau bezig. Op microniveau ben je de moleculen aan het sorteren.

## Moleculen en reacties

Bij chemische reacties verdwijnen er stoffen en er ontstaan nieuwe stoffen.

Dit kun je niet met het deeltjesmodel verklaren, omdat er in dat model geen moleculen veranderen. Om reacties toch te kunnen begrijpen moet je dus met een nog verfijnder deeltjesmodel werken waarin moleculen uit nog kleinere deeltjes bestaan: **atomen**.

Tijdens een chemische reactie worden de **atoombindingen**, verbindingen tussen atomen in een molecuul, verbroken, waarna er nieuwe moleculen ontstaan. Er gaan dus geen moleculen verloren tijdens een chemische reactie.

## Atoomsoorten

Ontleedbare stoffen bestaan uit meerdere niet-ontleedbare stoffen.

Wanneer je ontleedbare stoffen ontleedt, krijg je uiteindelijk niet-ontleedbare stoffen. De moleculen hiervan bestaan maar uit één atoomsoort.

Er bestaan 118 verschillende niet-ontleedbare stoffen. Dat betekent dat er 118 verschillende atoomsoorten. Al deze atoomsoorten hebben hun eigen (unieke) **symbool**. Deze symbolen worden over de hele wereld gebruikt.

## Molecuulformules

Moleculen kun je weergeven met een **molecuulformule**. Zo’n formule geeft aan welke atomen en hoeveel daarvan in een molecuul zitten. Elke stof heeft zijn eigen (unieke) molecuulformule.

Een watermolecuul heeft twee waterstofatomen en één zuurstofatoom. De molecuulformule wordt dan H2O(l), met het cijfer 2 wordt aangegeven dat er twee waterstofatomen zijn in één watermolecuul, de 2 noemen we ook wel de **index**, de index 1 wordt niet genoteerd. De *L* achter de O wordt de **fase-aanduiding** genoemd, het geeft aan waarin de fase verkeerd, de fase-aanduidingen zijn gebaseerd op het Engels: ***s****olid* (vast), ***l****iquid* (vloeibaar), ***g****as* (gasvormig) en ***aq****ueos* (opgelost in water).

## Begrippen van § 2

Deeltjesmodel: Een zichtbare voorstelling van de deeltjes waaruit een stof is opgebouwd.

Moleculen: Heel kleine deeltjes waaruit een stof is opgebouwd.

Macroniveau: Beschrijving van wat je waarneemt.

Microniveau: Beschrijving of verklaring met behulp van deeltjes.

Zuivere stof: Een stof die maar uit één soort molecuul bestaat.

Mengsel: Een stof die uit verschillende soorten moleculen bestaat.

Atomen: Deeltjes waaruit moleculen bestaan.

Atoombindingen: De verbindingen tussen atomen.

Symbool: Teken, in dit geval voor de aanduiding van een atoom van een niet-ontleedbare stof, bijvoorbeeld: H = waterstof, O = zuurstof, Cl = Chloor.

Molecuulformule: Formule die aangeeft welke atomen en hoeveel daarvan in een molecuul zitten.

Index: De 2 uit de molecuulformule H2O(l), deze geeft aan dat er 2 waterstofatomen in één watermolecuul zitten.

Fase-aanduiding: De *L* in H2O(l), deze geeft de fase aan waarin het molecuul zich bevindt. ***S****olid* (vast), ***l****iquid* (vloeibaar), ***g****as* (gasvormig) en ***aq****ueos* (opgelost in water).

# 3 Verbrandingsreacties

Het lijkt vanzelfsprekend dat aardgas de energie levert om het thuis lekker warm te maken en met warm water te kunnen douchen. Maar zo vanzelfsprekend is dat niet. Er zijn verbrandingsreacties nodig om deze energie vrij te maken.

## Aardgas verbranden

**Verbranden** betekent dat een stof reageert met zuurstof.

Tijdens de verbranding van bijvoorbeeld aardgas, worden de atoombindingen in de methaanmoleculen verbroken, ook worden de verbindingen in de zuurstofmoleculen verbroken. De C- en H- atomen gaan tijden de reactie nieuwe atoombindingen maken met de O-atomen en vormen dan nieuwe moleculen.

Reactieschema verbranden van methaan:

Methaan(g) + zuurstof(g) $→$ koolstofdioxide(g) + water(l)

## Verbrandingsproducten

Bij een verbrandingsreactie verdwijnen de brandstof en zuurstof en ontstaan er verbrandingsproducten, deze verbrandingsproducten worden ook wel oxides genoemd. Een **oxide** is een verbinding die is opgebouwd uit zuurstofatomen en één ander atoom.

Bij een **volledige verbranding** is er genoeg zuurstof aanwezig om het verbrandingsproces goed te laten verlopen.

Bij een **onvolledige verbranding** is er niet genoeg zuurstof aanwezig waardoor het verbrandingsproces anders verloopt en er gevaarlijke verbrandingsproducten kunnen ontstaan. Zoals koolstofmono-oxide, CO(g), een reukloos, kleurloos, brandbaar en zeer giftig gas.

Je kan onvolledige verbranding herkennen omdat de vlam dan geel wordt, de vlam wordt geel omdat er bij de onvolledige verbranding van methaan, door het gebrek aan zuurstof, **roet** ontstaat. Deze roetdeeltjes gaan gloeien door de hitte van de vlam, en voilà de vlam is geel.

## Aantonen van verbrandingsproducten

Als je aardgas verbrandt, de warmte voelt en de vlammen ziet. Kun je de verbrandingsproducten niet zien of ruiken, maar je kunt ze wel aantonen, met een zogeheten **reagens**.

Een reagens is een stof waarmee je de aanwezigheid van een andere stof aantoont.

### Voorbeelden van reagens

Hier heb ik enkele voorbeelden van reagens.

####  Wit kopersulfaat

 **Wit kopersulfaat** kleurt blauw als het in contact komt met water(damp).

 Wit kopersulfaat is dus het reagens van water.

####  Kalkwater

 **Kalkwater** wordt troebel als het in contact komt met koolstofdioxide.

 Kalkwater is dus het reagens van koolstofdioxide.

## Snelle en langzame verbrandingen

Bij een verbranding denk je snel aan vuur, rook, hitte en as. Dit noemen we een **snelle verbranding**. Voor een snelle verbranding heb je drie dingen nodig:

1. Voldoende brandstof
2. Voldoende zuurstof
3. Hoog genoegen temperatuur
	1. Boven de ontbrandingstemperatuur

De laagste temperatuur waarop een stof gaat branden heet de **ontbrandingstempratuur**. Elke brandstof heeft zijn eigen ontbrandingstemperatuur.

Een **langzame verbrandingen** zijn bijvoorbeeld verbrandingen die in je lichaam plaats vinden, bijvoorbeeld die van glucose. De glucose wordt verbrand met een serie verbrandingen. Het verschil tussen langzame verbranding en snelle verbrandingen is dat bij langzame verbranding geen rook, vuur, as en brandlucht vrijkomt.



Foto uit het boek van de drie benodigdheden voor een snelle verbranding

## Brand blussen

Je spreekt pas van **brand** als, er bij een snelle verbranding zoveel warmte vrijkomt, dat door de warmte van de verbranding, de verbranding zelf aan de gang te houden is, hierdoor gaat de verbranding steeds sneller en sneller en loopt het uit de hand. Dit noemt men brand.

Als er brand is moet deze zo snel mogelijk worden geblust, dit kan op drie verschillende manieren:

1. De brandstof weghalen
2. De aanvoer van zuurstof onmogelijk maken
	1. Schuim, bijvoorbeeld bij een benzinebrand.
3. De brandende materialen afkoelen. Tot onder de ontbrandingstemperatuur.
	1. Water, bij vuur in een huis.

## Beschermen tegen brand

Omdat brand zoveel onherstelbare schade aan kan richten maar ook veel slachtoffers kan maken. Wordt er veel geïnvesteerd in het voorkomen of vertragen van branden.

Dit doet men door **vlamvertragers** te gebruiken, deze vertragen de brand of vermoeilijken het ontstaan van brand.

Door, de brandstof weg te halen, de aanvoer van zuurstof onmogelijk te maken, of om ervoor dat de ontbrandingstempratuur lastig(er) kan worden bereikt.

## Begrippen van § 3

Verbranden: Als een stof reageert met zuurstof.

Oxide: Een verbinding die is opgebouwd uit zuurstofatomen en één andere atoomsoort.

Volledige verbranding: Een verbranding waarbij genoeg zuurstof aanwezig is.

Onvolledige verbranding: Een verbranding waarbij niet genoeg zuurstof aanwezig is, hierdoor kunnen gevaarlijke stoffen ontstaan zoals, CO(g), een reukloos, kleurloos, brandbaar en zeer giftig gas.

Roet: Een verbrandingsproduct van onvolledige verbranding van methaan

Reagens: Een stof die met een andere stof reageert en daarmee aantoont dat die stof er is.

Wit kopersulfaat: Het reagens van water

Kalkwater: Het reagens van koolstofdioxide.

Snelle verbranding: Een verbranding met vuur, rook, hitte en as, waarbij brandstof, zuurstof en de ontbrandingstemperatuur essentieel zijn.

Ontbrandingstemperatuur: De temperatuur waarop een stof gaat ontbranden.

Langzame verbranding: Verbranding zonder vuur, rook, hitte en as, deze verbranding vindt meestal plaats met een serie reacties.

Brand: Wanneer een snelle verbranding uit de hand loopt

Vlamvertragers: Een stof, die verbranding voorkomt of langzamer laat verlopen.

# 4 Reactievergelijkingen

Je weet al dat tijdens een chemische reactie moleculen uit elkaar vallen doordat atoombindingen worden verbroken en dat uit de atomen nieuwe moleculen worden gevormd. Er gaan daarbij geen atomen verloren. Met formule taal kun je met molecuulformules een reactieschema omzetten in een reactievergelijking.

## De naamgeving

Om het mogelijk te maken dat wereldwijd iedereen begrijpt over welk molecuul je het hebt en waar dat uit bestaat, gebruik je de **systematische naam**. Bij de naamgeving van een molecuul door middel van het systematische naamstelsel, moet je je aan verschillende regels houden.

1. De tweede atoomsoort eindigt op –*ide*.
2. De eerste atoomsoort behoudt zijn eigen naam.
3. Er moet per atoomsoort worden aangegeven hoeveel atomen in die formule zitten met de Griekse naamtelling. (zie tabel)
	1. Een uitzondering op deze regel is het voorvoegsel mono- bij het eerste atoom
		1. Koolstofdioxide (CO2), er staat geen mono- voor koolstof

|  |  |
| --- | --- |
| Atoomsoort | Naam in ontleedbare stof |
| mono- | een |
| di- | twee |
| tri- | drie |
| tetra- | vier |
| penta- | vijf |
| hexa- | zes |
| hepta- | zeven |
| octa- | acht |

Tabel met Griekse naamtelling

Voorbeelden:

De systematische naam van P2H5(s):

*Di***fosfor***penta***oxide**.

De schuingedrukte delen zijn de **coëfficiënten** oftewel de cijfers die aangeven hoeveel er van een atoom aanwezig is per molecuul. Het coëfficiënt 1 wordt niet opgeschreven in de molecuulformule.

De dikgedrukte delen zijn de atomen, het onderstreepte deel is –ide en geeft het einde van het molecuul aan.

## Reactievergelijking

Een **reactievergelijking** is een vergelijking waarbij de beginproducten voor de pijl staan en de eindproducten na de pijl.

Een **kloppende reactievergelijking** is een reactievergelijking waarbij er evenveel moleculen voor als na de pijl staan.

Een reactievergelijking kan je kloppend maken met het **stappenplan**.

Hier het stappenplan voor het ontleden van water:

1. Beschrijven
	1. Je beschrijft op macroniveau dat je water kunt ontleden
2. Reactieschema opstellen
	1. Water(l) $→$ waterstof(g) + zuurstof(g)
3. Omzetten in molecuulformules
	1. H2O(l) $→$ H2(g) + O2(g)
4. Reactievergelijking kloppend maken
	1. 2H2O(l) $→$ 2H2(g) + O2(g)

Als het mogelijk is moet je altijd zoveel mogelijk proberen te **vereenvoudigen**.

Bijv. 4H2O(l) $→$ 4H2(g) + 2O2(g) 🡪 2H2O(l) $→$ 2H2(g) + O2(g)

Je hebt nu zo weinig mogelijk moleculen gebruikt.

## Begrippen van § 4

Systematische naam: De wereldwijd gebruikte naamgeving voor een molecuul.

Coëfficiënten: Bijvoorbeeld de 2 in H2O(l)

Reactievergelijking:

Kloppende reactievergelijking:

Stappenplan: Een vergelijking waarbij de beginproducten voor de pijl staan en de eindproducten na de pijl.

Vereenvoudigen: Zo min mogelijk moleculen gebruiken.