

# samenvatting scheikunde havo



Examen HAVO  
**2022**

tijdvak 1  
maandag 23 mei  
13.30 - 16.30 uur



**scheikunde**



[www.scheikundehavovwo.nl](http://www.scheikundehavovwo.nl)

## Samenvatting examenstof scheikunde HAVO

In deze samenvatting staat alles heel kort omschreven. Als je de QR codes scant, of op de linkjes klikt, kom je bij een uitlegfilmpje van het betreffende onderwerp. Met alleen lezen en filmpjes kijken kom je er niet. [Hier](#) staan tien tips voor een goede voorbereiding op je examen. Oefen alles goed en kijk je antwoorden steeds kritisch na. Zie [scheikundehavovwo.nl](http://scheikundehavovwo.nl) voor oefenopgaven, antwoorden en meer uitleg. Veel oefenen loont altijd bij scheikunde, al moet je soms even geduld hebben voor je resultaat ziet. Nu even flink doorzetten en dan ga je straks vrolijk een hele lange zomervakantie in! [Hier staat de videosamenvatting.](#)




## Atomen en bindingen

Er zijn drie groepen stoffen:

1. moleculaire stoffen: bestaan uit niet-metaalatomen en zijn opgebouwd uit moleculen of losse atomen.
2. metalen: bestaan uit metaalatomen
3. zouten: bestaan aan metaalatomen en niet-metaalatomen en zijn opgebouwd uit ionen.

In de volgende tabel staan de belangrijkste verschillen tussen deze groepen:

	<b>moleculaire stoffen</b>	<b>metalen</b>	<b>zouten</b>
<b>bestaan uit</b>	alleen niet-metaalatomen	alleen metaalatomen	metaalatomen en niet-metaalatomen
<b>opgebouwd uit</b>	moleculen of losse atomen	positieve metaalionen bij elkaar gehouden door vrije elektronen	ionen
<b>Bindingen</b> 	*atoombinding, tussen atomen binnen een molecuul (sterk) *Vanderwaalsbinding, tussen moleculen, bij vaste stoffen en vloeistoffen *waterstofbrug, tussen moleculen met –OH of –NH groep (vrij sterk) in vaste stoffen en vloeistoffen	metaalbinding (sterk)	ionbinding (sterk)
<b>stroomgeleiding</b>	niet	in vaste of vloeibare fase	in vloeibare fase of opgelost in water
<b>stroomgeleiding door:</b>	niet van toepassing	vrije elektronen	vrije ionen
<b>soort formule</b>	molecuulformule en structuurformule	symbool van het metaal	verhoudingsformule bv $K_2S$ .
<b>smeltpunt/kookpunt</b>	relatief laag	hoog	hoog
<b>oplosbaarheid</b>	wisselend (zie bij waterstofbruggen)	onoplosbaar	sommige zouten zijn oplosbaar in water, binas 45A

rooster	molecuulrooster	metaalrooster	ionrooster
---------	-----------------	---------------	------------

Als je wilt onderzoeken of iets een moleculaire stof, metaal of zout is kun je kijken naar stroomgeleiding: metalen geleiden in vaste vorm wel stroom en zouten en moleculaire stoffen niet. Bij faseovergangen, oplossen en chemische reacties worden bindingen verbroken en/of nieuwe bindingen gevormd.

### Micro-, meso- en macroniveau

Je moet bij het examen vaak dingen uitleggen “met behulp van begrippen op microniveau”. Dat is het niveau van moleculen/metaalatomen/ionen en van de bindingen tussen deze deeltjes: metaalbinding, ionbinding, atoombinding, vanderwaalsbinding en waterstofbrug. Het mesoniveau wordt gevormd door een aantal deeltjes op microniveau: bijvoorbeeld een aantal moleculen van koolhydraten die door waterstofbruggen aan elkaar binden. Vezels bestaan uit meerdere moleculen en zijn een voorbeeld van mesostructuur. Het macroniveau is het niveau van stoffen en materialen.



Bij het verhitten van suiker zonder dat er (veel) lucht bij kan, komt waterdamp vrij en ontstaat koolstof (dat is macroschaal). De uitspraak dat in een molecuul suiker koolstof-, zuurstof- en waterstofatomen aanwezig zijn, is micro schaal.

### **Voorbeelden:**

Leg uit welke bindingen gevormd worden bij het condenseren van waterdamp.

*Water is een moleculaire stof. In de vloeibare fase zijn er vanderwaalsbindingen aanwezig tussen de moleculen, in de gasfase zijn er geen vanderwaalsbindingen. Water kan dankzij de –O-H groepen ook waterstofbruggen vormen. Waterstofbruggen komen niet voor in de gasfase en wel in de vloeibare fase. Bij het condenseren van waterdamp worden dus vanderwaalsbindingen en waterstofbruggen gevormd. Er zijn ook atoombindingen aanwezig (tussen H-O) maar die worden hier niet verbroken of gevormd.*

Leg uit welke bindingen verbroken worden bij het oplossen van vloeibaar 2-chloorbutaan in pentaan. *2-chloorbutaan is een moleculaire stof, de moleculen zitten aan elkaar gebonden met vanderwaalsbindingen. Bij het oplossen gaan de moleculen van 2-chloorbutaan uit elkaar en mengen zich met pentaanmoleculen. Hierbij worden dus vanderwaalsbindingen tussen 2-chloorbutaan moleculen onderling en tussen pentaanmoleculen onderling verbroken.*

Leg uit welke bindingen gevormd worden bij het verbranden van magnesiumpoeder.

*Bij het verbranden van magnesium ontstaat magnesiumoxide. Dit is een zout omdat dit het metaal Mg en het niet-metaal ) bevat. Er worden dus ionbindingen (tussen magnesiumionen en oxide-ionen) gevormd.*

Leg met behulp van begrippen op microniveau uit waarom een oplossing van natriumfluoride de stroom geleidt.

*In een oplossing van natriumfluoride komen natriumionen en fluoride-ionen voor. Deze ionen kunnen in de oplossing vrij bewegen en daardoor zorgen voor stroomgeleiding.*

[Hier kun je een bindingenquiz doen.](#)



## Atomen

Atomen zijn opgebouwd uit drie soorten deeltjes: [protonen, neutronen en elektronen](#).

deeltje	plaats in atoom	lading	Massa
proton	Kern	1 +	1 u
neutron	Kern	0	1 u
elektron	elektronenwolk	1 -	verwaarloosbaar

Elk atoomsoort heeft zijn eigen aantal protonen, dit aantal protonen noem je het atoomnummer. Het atoomnummer kun je vinden in tabel 40A en 99. In het periodiek zijn de elementen oplopend op atoomnummer gesorteerd. Elementen met vergelijkbare eigenschappen staan in het periodiek systeem onder elkaar. Drie groepen uit het periodiek systeem moet je kennen, groep 1 (behalve waterstof) zijn de alkalimetalen, groep 17 de halogenen en groep 18 de edelgassen.



In een atoom is het aantal elektronen gelijk aan het aantal protonen (bij een ion niet!!).

**massagetal=aantal protonen + aantal neutronen**

**bij atomen geldt: er zijn evenveel elektronen als protonen.**

De elektronenwolk is opgebouwd uit verschillende schillen. De eerste is de **K-schil**, daarin zitten maximaal 2 elektronen, daarna volgt de **L-schil** met daarin maximaal 8 elektronen. Het aantal elektronen in de buitenste schil bepaalt bijvoorbeeld het aantal bindingen dat een atoom kan maken.

**Ionen(zie tabel 40A en 66B)**

Ionen zijn geladen deeltjes. Het aantal protonen wordt ook bij ionen bepaald door het atoomnummer. Het aantal elektronen volgt uit de lading, als een ion 2- is heeft het twee elektronen meer dan protonen. Als de ionlading 3+ is heeft het drie elektronen minder dan protonen.

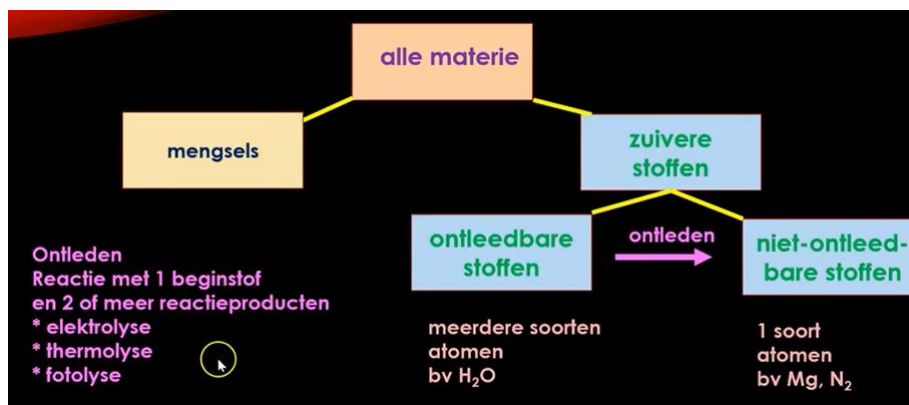
Let op sommige metaalionen kunnen verschillende ladingen hebben, zo heb je  $\text{Fe}^{2+}$  en  $\text{Fe}^{3+}$ . Of het in een zout om  $\text{Fe}^{2+}$  of  $\text{Fe}^{3+}$  gaat kun je in de naam zien aan het Romeinse cijfer II of III. In de naam van een zout komt altijd eerst de naam van het positieve ion, dan eventueel een Romeins cijfer en dan de naam van het negatieve ion.  $\text{FeCl}_3$  is dus ijzer(III)chloride. In een formule gebruik je nooit Romeinse cijfers.

## Moleculaire stoffen

[Moleculaire stoffen](#) bestaan uit alleen niet-metaal atomen en zijn opgebouwd uit moleculen of losse atomen.

Er zijn twee soorten moleculaire stoffen: ontleedbare stoffen en niet-ontleedbare stoffen. Ontleedbare stoffen bestaan uit twee of meer atoomsoorten, terwijl niet-ontleedbare stoffen uit slechts één soort atomen.





### Niet-ontleedbare stoffen

De meeste niet-ontleedbare stoffen hebben als formule het symbool van het element, bijvoorbeeld He (g), Al (s) en K (s). Er zijn 7 uitzonderingen, dit zijn elementen die **als niet-ontleedbare stof** met z'n tweetjes zijn: Br<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, een ezelsbruggetje hiervoor is **Britt Organiseert Feest In Het Nieuwe Clubhuis**. Dit staat ook in tabel 40A van binas.

Als je een stof wilt ontleden is daarvoor energie nodig, ontledingsreacties zijn endotherme reacties. Er zijn drie soorten ontledingsreacties, genoemd naar de vorm van energie die ervoor nodig is:

- elektrolyse (elektrische energie is nodig) bijvoorbeeld de elektrolyse van water:  
 $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$
- thermolyse (energie in de vorm van warmte is nodig), bijvoorbeeld kraken.
- fotolyse (energie in de vorm van licht is nodig), bijvoorbeeld de ontleding van zilverchloride op fotopapier:  $2 \text{AgCl} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Cl}_2$

Omdat energie geen stof is komt de (soort) energie niet in de reactievergelijking voor.

Van moleculaire stoffen kun je een structuurformule tekenen. Hierbij is het belangrijk dat elk atoomsoort altijd een vast aantal bindingen aangaat.

Covalentie 1 : H, F, Cl, Br, I

Covalentie 2: O, S, Se

Covalentie 3: N, P

Covalentie 4: C, Si

Soms hebben twee stoffen dezelfde molecuulformule maar een verschillende structuurformule (bijvoorbeeld propaan-1-ol en propaan-2-ol). Dit zijn dan twee verschillende stoffen. Zulke stoffen noem je isomeren.

De streepjes in de structuurformules stellen atoombindingen voor, dit is een gemeenschappelijk elektronenpaar wat de atomen aan elkaar bindt. De atoombinding is sterk, het verbreken van atoombindingen kost (veel) energie.

Tussen moleculen zijn er vanderwaalsbindingen. Hoe groter de moleculen, hoe sterker de vanderwaalsbindingen zijn. Het verbreken van bindingen tussen de moleculen gebeurt als je van de vloeibare fase naar de gasfase gaat, dus bij verdampen. Stoffen met grotere moleculen hebben een hoger kookpunt omdat het veel energie kost de vanderwaalsbindingen tussen de moleculen te verbreken. Ook waterstofbruggen hebben invloed op het kookpunt, zie verder op.

### Metalen

Metalen geleiden stroom in de vaste en vloeibare fase. Metalen bestaan uit alleen metaalatomen. In tabel 99 kun je zien welke atomen metaalatomen zijn. Metalen hebben bijna altijd een hoog smeltpunt (zie tabel 40A). Kwik is een uitzondering, dat is vloeibaar bij kamertemperatuur. Een legering is een mengsel van twee of meer metalen. In het metaalrooster van een legering zitten verschillende atoomsoorten van metalen door elkaar heen.

## Zouten

Zouten zijn opgebouwd uit ionen. Bijna alle zouten bestaan uit metaal-atomen en niet-metaal-atomen. De ammoniumzouten, bijvoorbeeld ammoniumchloride, zijn een uitzondering hierop. Deze zouten bestaan alleen uit niet-metaal-atomen. Net als alle andere zouten zijn ze natuurlijk wel opgebouwd uit ionen.

Ionen zijn geladen deeltjes. Ze hebben een lading omdat het aantal protonen niet gelijk is aan het aantal elektronen. Positieve ionen hebben een of meer elektronen te weinig. Negatieve ionen hebben een of meer elektronen te veel.

Voorbeeld 1: hoeveel protonen en elektronen heeft het calciumion,  $\text{Ca}^{2+}$ ?

Calcium heeft atoomnummer 20 en dus 20 protonen. De nettolading is  $2+$ , er zijn dus  $20 - 2 = 18$  elektronen.

Voorbeeld 2: hoeveel protonen en elektronen heeft het nitraation,  $\text{NO}_3^-$ ?

N heeft atoomnummer 7 dus 7 protonen en 7 elektronen.

O heeft atoomnummer 8 dus 8 protonen en 8 elektronen, 3 O-atomen hebben dus 24 protonen en 24 elektronen.

Totaal zijn er dus  $7 + 24 = 31$  protonen. De totale lading is  $1-$ , er is dus 1 elektron extra, er zijn dus 32 elektronen.

Bij dit soort vragen leid je dus uit de lading het aantal elektronen af, het aantal protonen verandert niet.

De volgende ionen moet je kennen, een deel hiervan staat in tabel 66B. Hydroxide ( $\text{OH}^-$ ) en sulfide ( $\text{S}^{2-}$ ) kun je niet vinden in binas.

Positieve ionen:

1+  $\text{Na}^+$  (natriumion),  $\text{K}^+$  (kaliumion),  $\text{Ag}^+$  (zilverion),  $\text{NH}_4^+$  (ammoniumion)

2+  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$  (ijzer(II)ion),  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$  en de meeste andere metaal ionen.

3+  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  (ijzer(III)ion)

Let op sommige metaalionen kunnen verschillende ladingen hebben, zo heb je  $\text{Fe}^{2+}$  en  $\text{Fe}^{3+}$ . Of het in een zout om  $\text{Fe}^{2+}$  of  $\text{Fe}^{3+}$  gaat kun je in de naam zien aan het Romeinse cijfer II of III. In de naam van een zout komt altijd eerst de naam van het positieve ion, dan eventueel een Romeins cijfer en dan de naam van het negatieve ion.  $\text{FeCl}_3$  is dus ijzer(III)chloride.

Negatieve ionen, zie ook binas 40A en 66B:

1-  $\text{F}^-$  (fluoride-ion),  $\text{Cl}^-$  (chloride-ion),  $\text{Br}^-$  (bromide-ion),  $\text{I}^-$  (jodide-ion),  $\text{OH}^-$  (hydroxide-ion),  $\text{NO}_3^-$  (nitraation),  $\text{NO}_2^-$  (nitrietion),  $\text{HCO}_3^-$  (waterstofcarbonaation),  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  (ethanoaation of acetaation)

2-  $\text{O}^{2-}$  (oxide-ion),  $\text{S}^{2-}$  (sulfide-ion),  $\text{CO}_3^{2-}$  (carbonaation),  $\text{SO}_4^{2-}$  (sulfaation),  $\text{SO}_3^{2-}$  (sulfietion),  $\text{SiO}_3^{2-}$  (silicaation)

3-  $\text{PO}_4^{3-}$  (fosfaation)

Als je de lading van een ion bent vergeten kan tabel 45A goede diensten bewijzen.

Let op chloor is  $\text{Cl}_2$ , heeft geen lading en is geen ion. Chloride is  $\text{Cl}^-$  en is wel een ion.

Een zout is altijd elektrisch neutraal, dat wil zeggen dat er evenveel positieve lading als negatieve lading aanwezig is.



- Voorbeelden:
- \* aluminiumbromide:  $\text{AlBr}_3$
  - \* natriumoxide:  $\text{Na}_2\text{O}$
  - \* ijzer(II)sulfaat:  $\text{FeSO}_4$
  - \* ijzer(III)sulfaat:  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  (haakjes zijn hier nodig anders staat er 1 keer S en 43 keer O ipv 2 keer  $\text{SO}_4$ )

Voorbeeldvraag: Wat is de lading van het ijzerion in  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ ?

Het zout is neutraal, het is  $\text{SO}_4^{2-}$ , er is dus een totale min lading van  $2 \times 2 = 4-$ . Er moet dus in totaal ook  $4+$  zijn.  $\text{NH}_4^+$  heeft een positieve lading van  $1+$ . Het moet dus wel  $\text{Fe}^{3+}$  zijn.

In tabel 45A kun je zien of een zout goed oplosbaar is, de g in deze tabel staat voor goed oplosbaar, de m voor matig oplosbaar en de s voor slecht oplosbaar. Als een zout in water oplost, valt het uit elkaar in losse ionen. In de oplossing komen dus vrije ionen voor, een oplossing van een zout kan dus stroom geleiden. Het [oplossen van een zout kun je in een reactievergelijking](#) weergeven:

Het oplossen van natriumchloride:  $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

Het oplossen van ijzer(III)nitraat:  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3 \text{NO}_3^-$

Het oplossen van calciumchloride:  $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$

Let op: een redox

als  $\text{CaCl}_2(\text{aq})$  kan NOOIT, een oplossing van calciumchloride noteer je  $(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$ .



als:  $\text{Ca}^{2+}$

Er zijn drie oplossingen van zouten die je moet leren (zie tabel 66A):

- natronloog:  $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- kaliloog:  $\text{K}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- kalkwater:  $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$

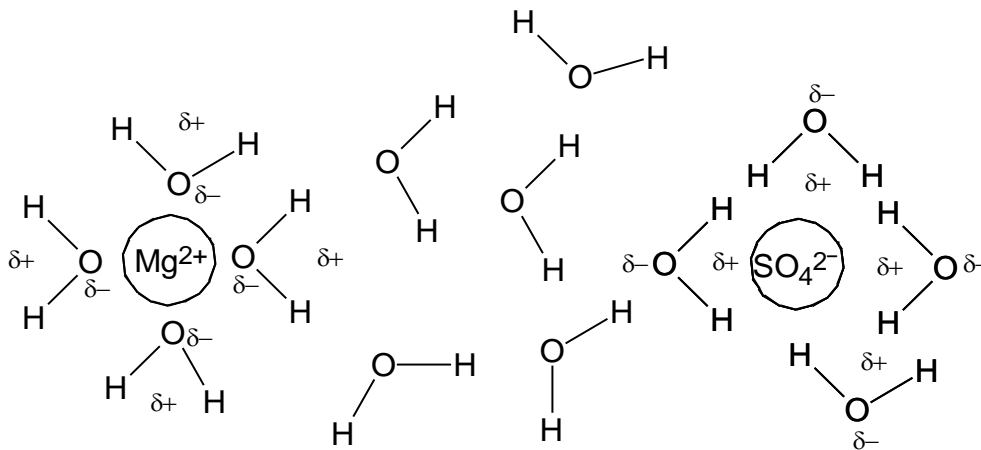
De bindingen tussen H en O in watermoleculen zijn [polaire atoombindingen](#). De O-atomen trekken wat harder aan de elektronen die de binding tussen H en O vormen dan de H-atomen. De O-atomen zijn een beetje negatief geladen en de H-atomen zijn een beetje positief geladen.

Of zouten op kunnen lossen in water kun je vinden in tabel 45A. De ionen worden gehydrateerd in oplossing, omgeven door watermoleculen. De zuurstofkant van een watermolecuul is een beetje negatief geladen en richt zich dus op de positieve ionen. De waterstofkant van watermoleculen is een beetje positief geladen en richt zich op de negatief geladen ionen.

Een N-H binding is ook een polaire atoombinding, de N is een beetje negatief geladen en de O een beetje positief.

Een oplossing van magnesiumsulfaat in water ziet er dus zo uit:

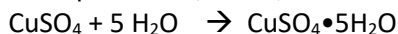




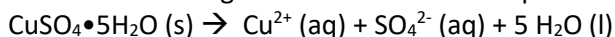
In een ionrooster van een zout zitten de positief en negatief geladen om en om, elk positief ion heeft links, rechts, onder, boven, voor en achter een negatief ion als buur.

Sommige zouten hebben ook in het rooster watermoleculen tussen de ionen zitten.

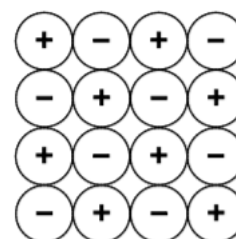
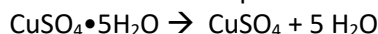
Zo'n zout wordt een [hydraat](#) genoemd. Een voorbeeld hiervan is blauw koper(II)sulfaat:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . De systematische naam van blauw kopersulfaat is koper(II)sulfaatpenta-hydraat. Penta is Grieks voor 5, dit wordt ook gebruikt in pentaan. Hier maak je gebruik van bij het aantonen van water. Wit kopersulfaat,  $\text{CuSO}_4$ , wordt blauw als je water toevoegt:



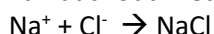
Als je veel water toevoegt dan lost het blauwe kopersulfaat op:



Kristalwater kun je verwijderen door te verhitten, zo kun je van blauw kopersulfaat weer wit kopersulfaat maken:



Indampen van een zoutoplossing is eigenlijk het omgekeerde van een zout oplossen in water. De reactievergelijking van indampen is dus het omgekeerde van de reactievergelijking van het oplossen van dat zout. Het indampen van een keukenzout (natriumchloride) oplossing noteer je dus zo:



Kleuren van ionen en ionen die door water zijn gehydrateerd (zie boven) vind je in tabel 65B.

De gevaren en risico's bij het gebruiken van stoffen kun je vinden in binas tabel 97A.

## Waterstofbruggen

Watermoleculen kunnen onderling [waterstofbruggen](#) vormen, de O-atomen die een beetje negatief geladen zijn worden aangetrokken door H-atomen van andere moleculen, de H-atomen zijn een beetje positief geladen. De O-atomen zijn een beetje negatief geladen omdat de kern van O harder aan de elektronen van de binding trekt dan de kern van H. Zo'n waterstofbrug geven we met een gestippelde lijn aan. Moleculen met een  $-\text{O}-\text{H}$  groep en/of een  $-\text{N}-\text{H}$  groep

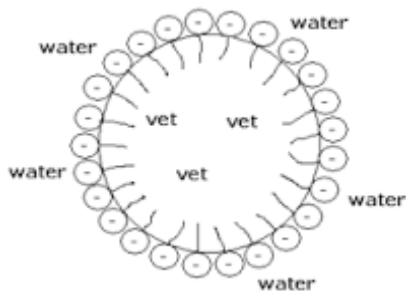




kunnen onderling waterstofbruggen vormen. Dat komt omdat de O-H binding een polaire atoombinding is, de O is een beetje negatief geladen en de H een beetje positief.

**Een H-atoom dat aan een C vast zit doet nooit mee met een waterstofbrug.** Stoffen die uit dit soort moleculen bestaan lossen goed in elkaar op. Moleculaire stoffen waarvan de moleculen geen waterstofbruggen kunnen vormen lossen slecht op in water maar lossen goed op in elkaar (soort zoekt soort). Dit zijn hydrofobe stoffen. Hexaan lost dus slecht op in water maar lost wel goed op in pentaan.

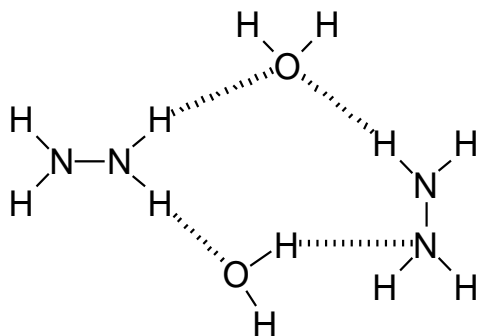
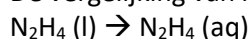
Een zeep bestaat uit moleculen met een kop die goed oplost in water (hydrofiel) en een staart die slecht oplost in water (hydrofoob). De staart kan vetdeeltjes binden, hierbij worden micellen gevormd:



Op deze manier kun je met water met zeep vetvlekken verwijderen.

Voorbeeld: de raketbrandstof hydrazine,  $N_2H_4$  is goed oplosbaar in water omdat de moleculen dankzij de  $-N-H$  en  $-O-H$  groepen waterstofbruggen met elkaar kunnen vormen. Als hydrazine oplost in water worden de waterstofbruggen en vanderwaalsbindingen tussen de hydrazine moleculen verbroken en er worden nieuwe vanderwaalsbindingen en waterstofbruggen gevormd tussen hydrazinemoleculen en watermoleculen.

De vergelijking van het oplossen van vloeibaar hydrazine in water is:



De waterstofbrug is een sterkere binding dan de vanderwaalsbinding. Water is een klein molecuul maar heeft toch een vrij hoog kookpunt, dit komt omdat bij het koken van een stof de bindingen tussen de moleculen verbroken moeten worden en het veel energie kost de sterke waterstofbruggen tussen de watermoleculen te verbreken.

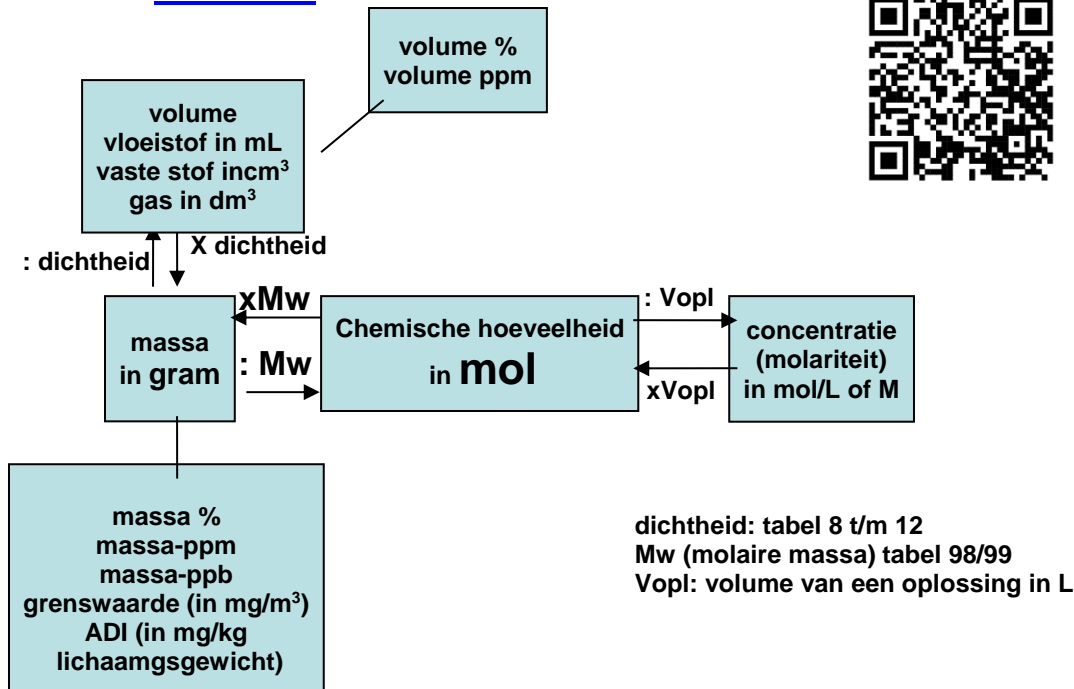
Voorbeeld: rangschik de volgende stoffen oplopend naar kookpunt: pentaan, propaan, propaan-1-ol

propaan-1-ol kan waterstofbruggen vormen omdat het een  $-OH$  groep heeft, propaan-1-ol heeft dus een hoger kookpunt dan propaan en pentaan.

Pentaan bestaat uit grotere moleculen dan propaan, de vanderwaalsbindingen tussen de moleculen zullen dus sterker zijn en het kookpunt zal hoger zijn.

De volgorde is dus van laag naar hoog: propaan, pentaan, propaan-1-ol.

## Overzicht chemisch rekenen



De dichtheid van vaste stoffen en vloeistoffen staat in binas (tabel 8 t/m 11) in  $10^3 \text{kg/m}^3$  dit is hetzelfde als  $\text{g/mL}$  of  $\text{g/cm}^3$ .  
De dichtheid van gassen staat in tabel 12 in  $\text{kg/m}^3$ , dat is hetzelfde als  $\text{g/dm}^3$  of  $\text{g/L}$ . Je gebruikt de dichtheid alleen bij zuivere stoffen en niet bij oplossingen. Bij oplossingen reken je met de [molariteit](#).

[dichtheid](#) = massa/volume  
[aantal mol](#) = aantal gram/molaire massa



Molariteit is de concentratie in mol/L en gebruik je bij oplossingen.  
molariteit = aantal mol/aantal L  
eenheid mol/L = mmol/mL = M (M is de afkorting van molair)



Vaak moet je rekenen aan reacties. Dat kan met de volgende stappen.

1. Geef de reactievergelijking.
2. Bereken het aantal mol van de stof waarvan je een hoeveelheid weet.
3. Bereken met de molverhouding uit de reactievergelijking het aantal mol van de gevraagde stof.
4. Reken het aantal mol gevraagde stof om naar de gevraagde eenheid.
5. Controleer je antwoord. Let op de juiste eenheid en juiste [significantie](#).

Oefen hier goed mee, zie de volgende filmpjes:



[Rekenen aan reacties](#) [voorbeelden](#) [meer voorbeelden](#) [voorbeelden met molariteit](#)

**Grenswaarde** (tabel 97A). Maximale concentratie van een stof die in de lucht aanwezig mag zijn, uitgedrukt in mg/m<sup>3</sup>.

**ADI**: aanvaardbare dagelijks inname van stoffen in eten in mg/kg lichaamsgewicht, tabel **95B2**.

volume procent: aantal mL stof/totaal aantal mL x 100 %

massa procent: aantal gram stof/totaal aantal gram x 100 %

LD-50 dosis van een stof (in µg per kg lichaamsgewicht) waarbij 50 % van de proefdieren overlijdt. 1

µg=1x10<sup>-6</sup> g (zie binas tabel 2)

rendement = (werkelijke opbrengst/ theoretisch maximale opbrengst) x 100%.

**pH=-log [H<sup>+</sup>]** [ ] betekent concentratie in mol/L

[H<sup>+</sup>] = 10<sup>-pH</sup>

pOH = -log[OH<sup>-</sup>]

[OH<sup>-</sup>] = 10<sup>-pOH</sup>

pH+pOH=14,00.



Controleer bij elke rekenvraag je antwoord:

- staat de juiste eenheid erbij (en werd er naar deze eenheid gevraagd)?
- klopt de significantie?
- zou dit antwoord kunnen kloppen of is het een onzin antwoord (bv een rendement van 2,3x10<sup>6</sup> %)?

### **Overmaat**

Als je twee stoffen met elkaar laat reageren, dan kan het zijn dat er te veel van een van de twee stoffen is. Deze stof is dan in overmaat. Met de molverhouding kun je berekenen hoeveel stof er kan reageren en hoeveel er van welke stof in overmaat aanwezig is. De molverhouding waarin de stoffen reageren heet ook wel de stoichiometrische verhouding. De stof die niet in overmaat is (dus in ondermaat is) bepaalt hoeveel er van het reactieproduct kan ontstaan.



### **Massapercentage, massa-ppm en massa-ppb**



Het massapercentage koolstof van een stof is bijvoorbeeld hoeveel gram van het element koolstof 100 gram van die stof bevat.

Voorbeeld: bereken het massapercentage koolstof in propaanzuur.

De molecuulformule van propaanzuur is: C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O<sub>2</sub> (teken eventueel voor jezelf de structuurformule).

De molaire massa van één molecuul propaanzuur is 3x12,01+6x1,008+2x16,00= 74,08 u.

De massa van de C-atomen in één molecuul propaanzuur is 3x12,01=36,03 u.

Het massapercentage C is (36,03/74,08)x100% = 48,64 % (4 **significante cijfers**, alle meetgegevens zijn in 4 significante cijfers gegeven!).



Bij stoffen die in kleine hoeveelheden voorkomen, gebruiken we massa-ppm. Ppm is een afkorting voor parts per million. Bij procent is het per honderd en bij ppm is het per miljoen. Ppb betekent parts per billion, billion is Engels voor miljard.

Massa-ppm = massa deel/ massa geheel x 10<sup>6</sup>.

Massa-ppb= massa deel / massa geheel x 10<sup>9</sup>.

Let er wel op dat de massa's steeds in dezelfde eenheid staan, bijvoorbeeld in gram.

### **Voorbeeldexamenopgaven over rekenen.**

## Reactiewarmte en vormingswarmte

De *vormingswarmte* van een verbinding is de hoeveelheid warmte die vrijkomt nodig is voor het vormen van één mol van de verbinding uit de elementen.

De *vormingswarmte van een element* (bijvoorbeeld zuurstof) is nul.

De *reactiewarmte* van een reactie bereken je met behulp van de reactievergelijking en de vormingswarmten van alle stoffen uit de reactievergelijking.

Gebruik tabel 57 (A en B) van binas bij opgaven over vormingswarmten.

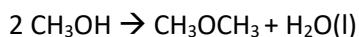
Bij de stoffen links van de pijl moet je het teken omdraaien (- wordt + en + wordt -),



bij, of



Voorbeeld: Bereken de reactiewarmte van de reactie waarbij methoxymethaan ( $\text{CH}_3\text{OCH}_3$ ) wordt gevormd uit methanol. Bereken de reactiewarmte in J/mol methoxymethaan. Er ontstaat ook water bij deze reactie ( $T=298\text{ K}$ ).

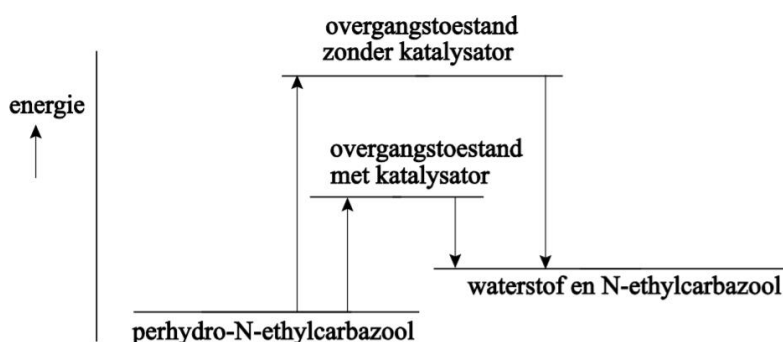


stof	vormingswarmte (J per mol)	aantal mol in vergelijking	warmte per aantal mol in reactievergelijking (J)	aangepaste warmte per aantal mol in reactievergelijking (J) + of - teken bij beginstoffen omdraaien
$\text{CH}_3\text{OH}$	$-2,39 \cdot 10^5$	2	$2 \times -2,39 \cdot 10^5 = -4,78 \cdot 10^5$	$+4,78 \cdot 10^5$
$\text{CH}_3\text{OCH}_3$	$-1,84 \cdot 10^5$	1	$-1,84 \cdot 10^5$	$-1,84 \cdot 10^5$
$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$-2,86 \cdot 10^5$	1	$-2,86 \cdot 10^5$	$-2,86 \cdot 10^5$
				Reactiewarmte $+0,080 \cdot 10^5\text{ J}$

De reactiewarmte is een positief getal, dus deze reactie is endotherm. Water staat als vloeistof en als waterdamp in tabel 57. In dit voorbeeld staat  $T=298\text{ K}$ , dan is water een vloeistof. Als er in een opgave staat dat er waterdamp is,  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ , dan gebruik je natuurlijk de vormingswarmte van waterdamp.

## Energiediagrammen

Bij een endotherme reactie ligt het energieniveau van de reactieproducten boven dat van de beginstof(fen), zoals in het volgende energiediagram:



Een katalysator zorgt ervoor dat het niveau van de geactiveerde toestand lager wordt, de activeringsenergie kleiner wordt en de reactie dus sneller verloopt. Bij een exotherme reactie ligt het energieniveau van de reactieproducten onder dat van de beginstoffen.

### Reagentia

Een reagens is een stof waarmee je een andere stof aan kunt tonen. Je ziet aan het reagens dat de andere stof aanwezig is doordat het reagens bijvoorbeeld van kleur verandert. De volgende reagentia moet je kennen:

Stof	Reagens	Waarneming
water	wit kopersulfaat	wordt blauw
koolstofdioxide	kalkwater	wordt troebel
zwaveldioxide	joodwater	wordt kleurloos
waterstof	vlam	“karakteristiek blafje”
zuurstof	gloeiende houtspaander	gaat fel gloeien
onverzadigde koolwaterstof	broomwater	wordt kleurloos

### Scheidingsmethoden

Met een [scheidingsmethode](#) kun je een mengsel scheiden in zuivere stoffen. Scheidingen zijn geen chemische reacties! Er ontstaan namelijk geen nieuwe stoffen bij. De volgende scheidingsmethoden moet je kennen:

methode	toepasbaar bij	berust op verschil in....
filtreren	suspensies	deeltjesgrootte
centrifugeren	suspensies en emulsies	dichtheid
extraheren (wassen)	mengsels van vaste stoffen	oplosbaarheid in het extractiemiddel (bv water)
destilleren	oplossingen	kookpunt
indampen	oplossingen	kookpunt
adsorberen	oplossingen	aanhechtingsvermogen aan adsorptiemiddel (bv norit)
chromatografie	mengsels van kleurstoffen	aanhechtingsvermogen aan papier of dunne laag en oplosbaarheid in de loopvloeistof.

Begrippen die horen bij de scheidingsmethoden:

**Chromatogram:** het resultaat van chromatografie, waarop je de vlekken ziet.

**Destillaat:** stof die na afkoelen is gecondenseerd bij destilleren, dit is de stof met het laagste kookpunt.

**Emulsie:** fijn verdeelde vloeistof in een andere vloeistof (is troebel).

**Filtraat:** dit is wat door het filter heen gaat bij filtreren

**Oplossing:** gas, vaste stof of vloeistof opgelost in een oplosmiddel (helder)

**Residu:** dit is wat in het filter achter blijft bij filtreren of extraheren en wat in de destillatiekolf achterblijft bij destilleren.

**Suspensie:** fijn verdeelde vaste stof in een vloeistof (is troebel).



## Ontleding

Scheiden is dus geen chemische reactie, ontleden wel.

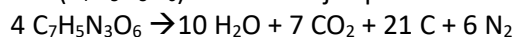


Ontledingsreacties zijn vrijwel altijd endotherme reacties, afhankelijk van de soort energie die wordt toegevoerd noemen we de reactie elektrolyse, thermolyse of fotolyse.

Uit één stof ontstaan twee of meer nieuwe stoffen. Een ontleding is iets anders dan een scheiding. Bij een scheiding wordt een mengsel gescheiden, hierbij ontstaan geen nieuwe stoffen. Een ontleding is dus wel een chemische reactie en een scheiding niet.

Voorbeeld:

TNT ( $C_7H_5N_3O_6$ ) ontleedt bij explosie in water, koolstofdioxide, koolstof en stikstof



## Reactiesnelheid

De snelheid van een reactie wordt beïnvloed door:

- de soorten stoffen die reageren
- de temperatuur
- de concentratie van de stoffen
- de verdelingsgraad (bij vaste stoffen)
- de aanwezigheid van een katalysator (enzym)



Behalve de katalysator kun je dit verklaren met het botsende deeltjesmodel, het aantal effectieve botsingen per seconde bepaalt de reactiesnelheid. Een katalysator versnelt een reactie door het niveau van de geactiveerde toestand te verlagen (zie energiediagram op blz 11). Hierdoor wordt de energie barrière/activeringsenergie (het verschil in energie tussen de beginstoffen en de geactiveerde toestand) kleiner.

Enzymen zijn eiwitten die als katalysator voor een bepaalde reactie werken. Een enzym werkt specifiek, dat betekent dat het maar één bepaalde reactie kan versnellen. Enzymen hebben een pH-optimum en een temperatuur-optimum. Dus bij een bepaalde pH en een bepaalde temperatuur werkt een enzym het beste.

De eenheid van reactiesnelheid is mol<sup>-1</sup>s<sup>-1</sup>.

## Zuren en basen



Een **zuur** is een deeltje dat H<sup>+</sup> af kan staan.

Een **base** is een deeltje dat H<sup>+</sup> op kan nemen.

Zuren vallen in water uit elkaar in ionen. Deze **zuren** moet je kennen:

Zoutzuur*	HCl → H <sup>+</sup> + Cl <sup>-</sup>
Zwavelzuur	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> → 2 H <sup>+</sup> + SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
Salpeterzuur	HNO <sub>3</sub> → H <sup>+</sup> + NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Koolzuur	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> (H <sub>2</sub> O + CO <sub>2</sub> )

Koolzuur is niet stabiel, het valt uit elkaar in H<sub>2</sub>O en CO<sub>2</sub>

Fosforzuur H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

Let goed op bij zwavelzuur: als je bijvoorbeeld 1,0 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> in 1,0 liter water oplost is de concentratie H<sup>+</sup> in de oplossing 2,0 mol/liter.



**\*Je noteert sterke zuren in opgesplitste vorm. Zoutzuur noteer je dus als: H<sup>+</sup> + Cl<sup>-</sup>. HCl is een gas en heet waterstofchloride, zoutzuur is de naam van een oplossing. Dit geldt ook voor geconcentreerd of verdund zwavelzuur en geconcentreerd of verdund salpeterzuur.**

De volgende **basen** moet je kennen:

OH <sup>-</sup>	hydroxide
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	waterstofcarbonaat (dit kan ook als zuur reageren als je een sterke base toevoegt)
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	carbonaat
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	ethanoaat (of acetaat)
O <sup>2-</sup>	oxide
NH <sub>3</sub>	ammoniak
-NH <sub>2</sub> groep	amino-groep, deze wordt een -NH <sub>3</sub> <sup>+</sup> groep als hij H <sup>+</sup> opneemt.

HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> reageert als base als je een zuur erbij doet: HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> + H<sup>+</sup> → H<sub>2</sub>O + CO<sub>2</sub>  
(het H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> dat ontstaat valt uit elkaar in H<sub>2</sub>O en CO<sub>2</sub>)

HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> reageert als zuur als je een base erbij doet: HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> + OH<sup>-</sup> → H<sub>2</sub>O + CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>

Een zure oplossing is een oplossing die  $H^+$  bevat, de pH is kleiner dan 7.

Een basische oplossing is een oplossing die  $OH^-$  bevat, de pH is groter dan 7.

Bij het verdunnen van een zure of basische oplossing gaat de pH richting 7, de concentratie van het zuur of de base wordt kleiner.

### pH berekenen

In zure oplossingen ( $pH < 7$ ) reken je met  $H^+$ :

**$pH = -\log [H^+]$**   $[H^+]$  is de concentratie  $H^+$  in mol/liter.

Voorbeeld 1: Sjakie lost 0,40 mol HCl op in 500 mL water. Bereken de pH.

HCl valt in water uit elkaar in  $H^+$  en  $Cl^-$ .

$[H^+] = 0,40 \text{ mol} / 0,500 \text{ liter} = 0,80 \text{ mol/liter}$ .

$pH = -\log [H^+] = -\log 0,80 = 0,10$ .



Voorbeeld 2: Bereken de concentratie waterstofionen in maagzuur van  $pH = 2,1$ .

$pH = -\log [H^+] = 2,1$

$[H^+] = 10^{-2,1} = 8 \times 10^{-3} \text{ mol/liter}$

gebruik inverse log op je rekenmachine, let op het minteken.

Bij pH (en pOH) waarden tellen alleen de cijfers achter de komma als significante cijfers. 2,1 heeft dus 1 significant cijfer, daarom geef je antwoord in 1 significant cijfer.

Voorbeeld 3: Bereken de pH van 20 mL 4,0 M salpeterzuur.

$[H^+] = 4,0 \text{ M}$ . Het gaat om de concentratie, het doet er niet toe dat er 100 mL van de oplossing is.

$pH = -\log 4,0 = -0,60$ .

De pH kan dus een negatief getal zijn.

In basische oplossingen ( $pH > 7$ ) reken je met  $OH^-$ :

Hierbij reken je eerst de pOH uit, daarmee kun je de pH berekenen.

**$pOH = -\log [OH^-]$**  (zie ook binas tabel 38A)

**$pH + pOH = 14,00$**

Voorbeeld 1: Bereken de pH van natronloog van 0,20 mol/liter.

Natronloog is een oplossing van natriumhydroxide in water (tabel 66A), dus  $Na^+ (aq) + OH^- (aq)$ . Dus  $[OH^-] = 0,20 \text{ mol/liter}$ .

$pOH = -\log 0,20 = 0,70$ .

$pH + pOH = 14,00$ . Dus  $pH = 14,00 - 0,70 = 13,30$ .

Voorbeeld 2: Bereken  $[OH^-]$  in een oplossing van  $pH = 11,0$ .

Het is een basische oplossing dus we gaan rekenen met de pOH.

$pOH = 14,00 - 11,0 = 3,0$ .

$pOH = -\log [OH^-]$  dus  $[OH^-] = 10^{-pOH}$ .

$[OH^-] = 10^{-3,0} = 1 \times 10^{-3} \text{ mol/liter}$ .

Let op: bij pOH-waarden is net als bij pH-waarden het aantal decimalen (cijfers achter de komma) het aantal significante cijfers.

### **Indicatoren**

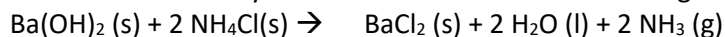
Om de pH van een oplossing te meten kun je een pH-meter gebruiken. Ook kun je universeelindicator, op pH-papier gebruiken. Je kunt ook een idee van de pH krijgen met indicatoren. Zie tabel 52A. Kijk bijvoorbeeld naar broomthymolblauw. Als de pH lager dan 6,0 is, is deze indicator geel. Is de pH hoger dan 7,6 dan is de indicator blauw. Als de pH tussen 6,0 en 7,6 in ligt ontstaat een mengkleur, hier is dat groen. Je kunt de pH ook meten met een pH-meter. Lakmoes is ook een bekende indicator, kijk in binas tabel 52A.



## Zuur-base reacties

Bij een zuur-base reactie reageert een zuur met een base. Het zuur staat  $H^+$  af aan de base.

Voorbeeld: Bariumhydroxide en ammoniumchloride reageren met elkaar volgens:



Leg uit welk deeltje als zuur reageert en welk deeltje als base reageert.

De  $NH_4^+$  (ammonium) ionen in ammoniumchloride staan  $H^+$  af en reageren dus als zuur.

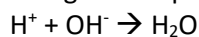
De  $OH^-$  (hydroxide) ionen in bariumhydroxide nemen  $H^+$  op en reageren dus als base.

Een bekende zuur-base reactie is die tussen calciumcarbonaat en een zuur:



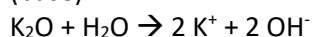
De base  $CO_3^{2-}$  neemt 2  $H^+$  op, er ontstaat  $H_2CO_3$  dat uit elkaar valt in  $H_2O$  en  $CO_2$ .

Een bekende zuur base reacties is de neutralisatiereactie. Als je bv natronloog en zoutzuur bij elkaar doet ontstaat water. Als je zoutzuur en natronloog in de juiste verhouding mengt, ontstaat een mengsel met  $pH=7$ . Gebruik je een overmaat zuur, dan blijft  $H^+$  over en is de  $pH < 7$ .



## Zuur-base reacties herkennen

Een zuur-base reactie kun je herkennen aan het feit dat er voor de pijl een deeltje (zuur) staat dat een  $H^+$  afgeeft aan een andere deeltje voor de pijl (base).



Dit is een zuur-base reactie omdat  $H_2O$  als zuur een  $H^+$  afstaat aan de base  $O^{2-}$ .  $O^{2-}$  (het oxide-ion) reageert dus als base omdat het  $H^+$  opneemt. Het gaat er dus niet om dat er een base ontstaat, het gaat erom dat er een deeltje is dat een  $H^+$  opneemt.

## Redox (binas tabel 48)

**Oxidator:** deeltje dat elektronen opneemt.

**Reductor:** deeltje dat elektronen afstaat.

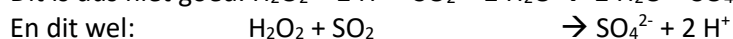
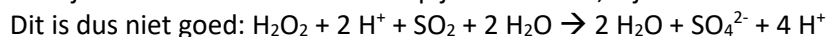


**Een redoxreactie** is een reactie waarbij elektronenoverdracht plaatsvindt van een reductor, die de elektronen afstaat naar een oxidator, die de elektronen opneemt.

In een halfreactie van een oxidator staan de elektronen links van de pijl.

In een halfreactie van een reductor staan de elektronen rechts van de pijl.

In een totale redoxreactie komen nooit elektronen voor. De oxidator neemt altijd evenveel elektronen op als de reductor afstaat. Let er bij het optellen van halfreacties op dat je deeltjes die links en rechts van de pijl voorkomen, bijvoorbeeld  $H^+$  en  $H_2O$ , tegen elkaar wegstreept.



Let er bij elke halfreactie en totale reactie op dat de totale lading links van de pijl gelijk is aan de totale lading rechts van de pijl.

De oxidator voor de pijl is altijd sterker dan de oxidator na de pijl. Ook de reductor voor de pijl is altijd sterker dan de reductor na de pijl. Een redoxreactie vindt alleen spontaan plaats als de halfreactie van de oxidator in tabel 48 boven de halfreactie van de reductor staat.

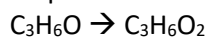
[Hier staat uitleg hoe je stoffen en oplossingen noteert.](#)

Soms staat een halfreactie niet in binas, maar moet je die [zelf opstellen](#). De stoffen staan dan al in de vraag gegeven. Je maakt de reactievergelijkingen kloppend. Als extra en laatste stap zorg je ervoor dat de lading links en rechts van de pijl gelijk is door het juiste aantal elektronen erbij te zetten. Let er wel op dat alle deeltjes in de halfreactievergelijking wel aanwezig moeten zijn,  $H^+$  is alleen aanwezig in zuur milieu. Een vergelijking met  $H^+$  voor de pijl kan dus niet plaatsvinden in neutraal of basisch milieu.

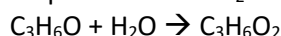


Voorbeeld propanal ( $C_3H_6O$ ) wordt in oplossing omgezet in propaanzuur. In de halfreactie komt ook water en  $H^+$  voor.

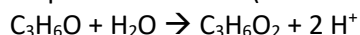
Stap 1 Noteer de formules van propanal en propaanzuur aan de juiste kant van de pijl:



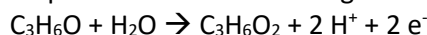
Stap 2 maak met  $H_2O$  de zuurstofbalans in orde.



Stap 3 maak met  $H^+$  (of in basisch milieu met  $OH^-$  of  $H_2O$ ) de waterstofbalans in orde.



Stap 4 Maak met  $e^-$  de lading aan beide kanten van de pijl gelijk.



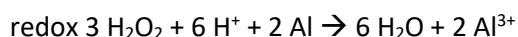
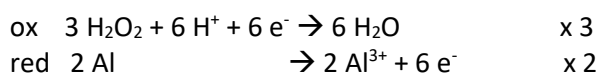
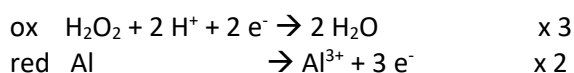
De formules van bekende stoffen bij redoxreacties zoals het permanganaat ( $MnO_4^-$ ), het dichromaat ( $Cr_2O_7^{2-}$ ) en waterstofperoxide ( $H_2O_2$ ) kun je vinden in tabel 66B. Als een oplossing aangezuurd is kun je ook een halfreactie uit tabel 48 nemen met  $H^+$  erin, dat kan niet als de oplossing neutraal of basisch is want dan is er geen  $H^+$ .



Bij redoxreacties in oplossing doen  $Na^+$  en  $K^+$  nooit mee, dit zijn dus tribunen- ionen en die komen niet in de reactievergelijking.

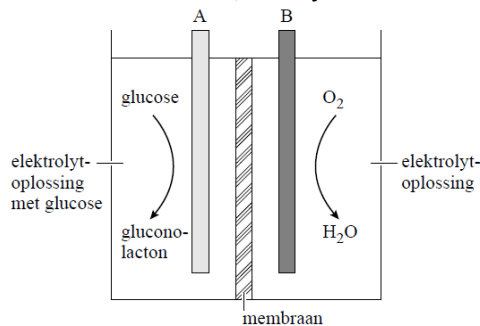
Let op ijzer,  $Fe^{2+}$  kan een oxidator zijn, dan wordt het  $Fe$ .  $Fe^{2+}$  kan ook een reductor zijn dan wordt het  $Fe^{3+}$ .

Voorbeeld: een aangezuurde waterstofperoxide-oplossing wordt gemengd met aluminium.



[Elektrochemische cel/batterij/brandstofcel](#)

Bij een elektrochemische cel hebben de oxidator en reductor niet rechtstreeks contact met elkaar, de elektronen gaan van de reductor naar de oxidator via de elektroden en een draad. De redoxreactie verloopt spontaan, er is geen spanningsbron nodig. De elektrochemische cel levert energie. De oxidator staat in tabel 48 boven de reductor. Als de oxidator en reductor in verschillende bekgelazen zitten is er een zoutbrug nodig om een gesloten stroomkring te krijgen. In plaats van twee bekgelazen en een zoutbrug kun je ook een bak met twee ruimten die door een membraan zijn gescheiden nemen. Soms kan de elektrode ook mee doen, bijvoorbeeld koper kan als reductor reageren aan de negatieve elektrode. Elektroden van koolstof en platina doen niet mee, dat zijn onaantastbare elektroden.



Bij de positieve elektrode reageert de oxidator, bij de negatieve elektrode reageert de reductor. De elektronen gaan door de draad van de negatieve elektrode naar de positieve elektrode. De elektroden en verbindingsdraad zijn gemaakt van metalen, vrije elektronen zorgen voor stroomgeleiding. In de



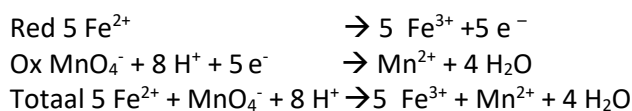
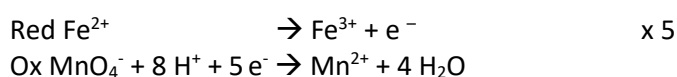
oplossing zorgen ionen voor stroomgeleiding.

Een batterij is een elektrochemische cel. Bij het opladen van een batterij vinden de omgekeerde halfreacties plaats vergeleken met de situatie waarin de batterij stroom levert. [Hier staan meer voorbeelden](#) van elektrochemische cellen.



Voorbeeld:

Je maakt een elektrochemische cel met aan de ene kant een ijzer(II)nitraatoplossing en aan de andere kant een aangezuurde kaliumpermanganaatoplossing. De elektroden zijn gemaakt van koolstof. Geef de halfreacties en totaalreactie. Aanwezige deeltjes:  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{MnO}_4^-$ , C.



De koolstofelektrode die in de aangezuurde kaliumpermanganaatoplossing staat is de positieve elektrode, omdat daar de oxidator reageert. De elektronen stromen van reductor naar oxidator, dus vanaf de elektrode in de ijzer(II)nitraatoplossing naar de elektrode in de aangezuurde kaliumpermanganaatoplossing.

Stel dat er  $2,0 \times 10^{-4}$  mol elektronen per seconde door deze elektrochemische cel gaat. Bereken dan hoeveel mol  $\text{Mn}^{2+}$  er na 10 minuten is ontstaan.

$$600 \text{ s} \times 2,0 \times 10^{-4} \text{ mol/s} = 0,12 \text{ mol elektronen}$$

In de halfreactie kun je zien dat de verhouding is 5 mol  $\text{e}^-$  : 1 mol  $\text{Mn}^{2+}$

Dus  $0,12/5=0,024$  mol  $\text{Mn}^{2+}$  is dan ontstaan.

## Brandstofcel

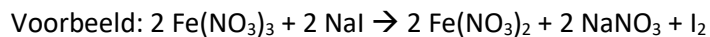
De brandstofcel is een elektrochemische cel waarbij in de ene halfcel zuurstof als oxidator reageert en in de andere halfcel een brandstof als reductor reageert. Dit is dus een verbrandingsreactie op afstand. Omdat de temperatuur lager is dan in een verbrandingsmotor worden er geen giftige stikstofoxiden gevormd. Waterstof en methanol worden hierbij vaak als brandstof gebruikt.



Edele metalen reageren niet met zuurstof en zijn zwakke reductoren. Onedele metalen reageren met zuurstof uit de lucht, dat noem je corrosie. Bij ijzer noem je corrosie roesten. Bij aluminium ontstaat dan aluminiumoxide, het oxidelaagje beschermt het aluminium dat er onder zit tegen verdere corrosie.

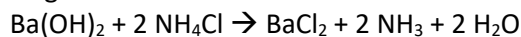


Je kunt [een reactie herkennen als redoxreactie](#) als er deeltjes zijn die van lading veranderen.



Dit is een redoxreactie,  $\text{Fe}^{3+}$  wordt  $\text{Fe}^{2+}$  en was dus oxidator,  $\text{I}^-$  wordt  $\text{I}_2$  en was dus reductor.

Nog een voorbeeld:



Dit is geen redoxreactie, er zijn geen deeltjes die van lading veranderen, het is een zuur base reactie omdat  $\text{NH}_4^+$  een  $\text{H}^+$  overdraagt aan  $\text{OH}^-$ .

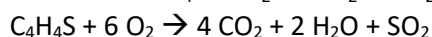
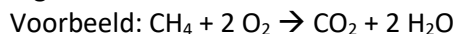
## Verbranding

Een verbranding is een reactie met zuurstof. De brandstof is de reductor en zuurstof is de oxidator. Hierbij ontstaan de oxiden van de elementen van de brandstof.

### Volledige verbranding

Bij volledige verbranding reageren de elementen met het maximale aantal zuurstofatomen: koolstof tot koolstofdioxide, waterstof tot water, enz.

Algemeen: stof +  $\text{O}_2 \rightarrow$  oxiden van de elementen



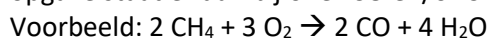
Bij metalen moet je kijken naar de lading van het metaalion om de formule van het metaaloxide te berekenen, natriumoxide is  $\text{Na}_2\text{O}$ , calciumoxide  $\text{CaO}$  en ijzer(III)oxide  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . De lading van ionen vind je in tabel 40A.

Verbrandingen zijn exotherme reacties, bij deze reacties komt netto energie vrij. Je moet er een beetje energie instoppen om het aan te steken (de ontbrandingstemperatuur te bereiken), maar er komt veel meer energie vrij dan je erin stopt.

In bijvoorbeeld vuurwerk kan een stof aanwezig zijn die zuurstofleverancier is, bijvoorbeeld  $\text{KNO}_3$ . De brandstof kan daarmee reageren in plaats van met zuurstofmoleculen uit de lucht.

### Onvolledige verbranding

Bij onvolledige verbranding is er niet genoeg zuurstof. Er ontstaat dan bijvoorbeeld koolstofmonoxide (kan je dood van gaan!) en roet (C, te herkennen aan zijn zwarte kleur). In de opgave staat er dan bij of er CO en/of C ontstaat.



## Koolstofchemie

[Koolstofchemie](#) houdt zich bezig met moleculaire stoffen met het element C.

### Alkanen

De algemene formule voor de alkanen is  $C_nH_{2n+2}$ , met  $n=1,2,3,4$  etc.

De eerste zes alkanen zijn belangrijk: methaan ( $CH_4$ ), ethaan ( $C_2H_6$ ), propaan ( $C_3H_8$ ), butaan  $C_4H_{10}$ , pentaan ( $C_5H_{12}$ ) en hexaan ( $C_6H_{14}$ ). Zie ook binas 66D.

Alkanen zijn onvertakte koolwaterstoffen. Alkanen zijn verzadigde koolwaterstoffen, dat wil zeggen dat het maximale aantal H-atomen is gebonden, er zijn dus geen dubbele bindingen aanwezig.

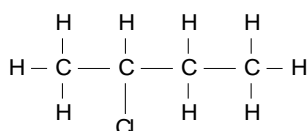


### Zijgroepen

Methyl:  $-CH_3$  en ethyl  $-CH_2CH_3$ . Een zijgroep zit aan de hoofdketen (langste keten) vast.

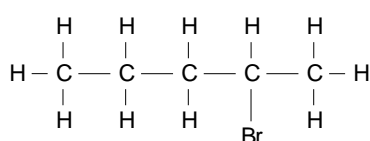
### Systematische naamgeving

Voor koolstofverbindingen worden vaak systematische namen gebruikt. Hoe bepaal je de naam van de stof met de volgende structuurformule?



- kijk eerst naar het aantal C-atomen, dat zijn er 4, de stamnaam wordt dus butaan (binas 66D).
- kijk of er een karakteristieke groep is (een zijgroep die geen H-atoom is), dat is hier chloor, het wordt dus iets met chloorbutaan
- kijk daarna naar de plaats van de karakteristieke groep, dat is hier C-atoom nummer 2, de volledige naam is dus 2-chloorbutaan.

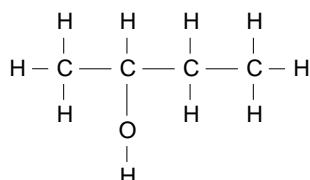
Let op: de karakteristieke groep moet een zo laag mogelijk nummer krijgen, je mag aan de linkerkant beginnen te tellen, maar soms moet je het rechter C-atoom nummer 1 noemen.



Is bijvoorbeeld 2-broompentaan.

### Alkanolen

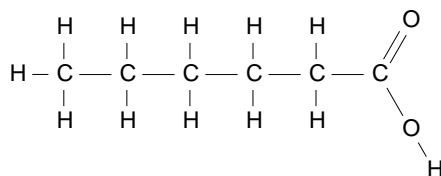
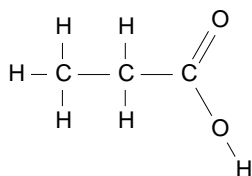
Alkanolen zijn alkanen waarbij 1 H-atoom door een OH-groep is vervangen. De OH-groep is een karakteristieke groep en krijgt het achtervoegsel -ol.



Deze stof heet butaan-2-ol.

### Carbonsuren

Carbonzuren zijn alkanen waarbij aan het uiteinde een  $-\text{COOH}$  groep zit. Tel het aantal C-atomen, zoek de bijbehorende stamnaam en zet er zuur achter. Je moet wel alle C-atomen meetellen, ook die van de  $\text{COOH}$ -groep. Hier staan propaanzuur en hexaanzuur:

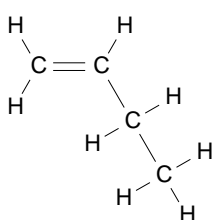
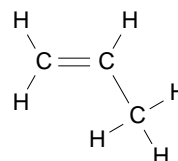


### Alkenen

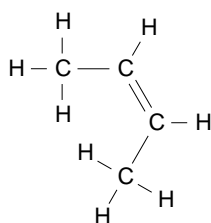
Alkenen zijn onverzadigde koolwaterstoffen met één dubbele binding,  $\text{C}=\text{C}$ . De algemene formule voor de alkenen is  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ .

De naamgeving is hetzelfde als bij de alkanen, het eindigt nu alleen op –een ipv op –aan. De stof rechts heet propene.

Bij grotere alkenen dan propene geef je met een nummer aan waar de dubbele binding zit, het nummer slaat dan op het C-atoom waar de dubbele binding begint:



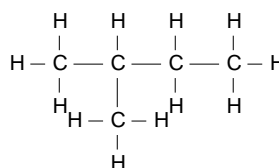
but-1-een



but-2-een

### Isomeren

Dit zijn twee verschillende stoffen met dezelfde molecuulformule, maar een verschillende structuurformule (zie boven). Pentaan is bijvoorbeeld een isomeer van de vertakte alkaan 2-methylbutaan:

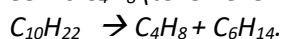


### Kraken

Dit is een ontledingsreactie waarbij grote alkaanmoleculen worden gesplitst in kleinere moleculen, hierbij ontstaan verzadigde en onverzadigde koolwaterstoffen. Dit wordt in de industrie toegepast om benzine uit aardolie te maken.

Voorbeeld: Decaan is een alkaan met 10 C-atomen. Dit wordt gekraakt tot but-1-een en één ander molecuul. Geef de reactievergelijking.

Voor de formule van decaan vul je  $n=10$  in de formule  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$  in, decaan is dus  $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ . but-1-een is  $\text{C}_4\text{H}_8$  (teken eventueel de structuurformule)



De andere stof die ontstaat is dus hexaan (of een isomeer van hexaan).

Omdat we warmte gebruiken als energie om deze endotherme reactie te laten plaats vinden is kraken een vorm van thermolyse.

Behalve door kraken kun je benzine uit ruwe aardolie verkrijgen door gefractioneerde destillatie. Dit is een scheidingsmethode. Het mengsel ruwe aardolie wordt gescheiden in fracties. Fracties zijn hier

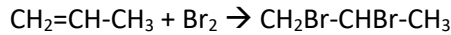
mengsels van stoffen met kookpunten die dicht bij elkaar liggen. Destillatie is geen chemische reactie, omdat er geen nieuwe stoffen ontstaan.

### Additiereactie

Bij een additiereactie verdwijnt een C=C binding, deze binding klapt open. Stoffen die met C=C kunnen reageren zijn Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, HBr, HCl, H<sub>2</sub> en H<sub>2</sub>O

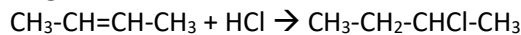


Voorbeeld: propen + broomwater



De gele kleur van het broomwater verdwijnt omdat de gele stof Br<sub>2</sub> weg reageert. Op deze manier kun je de aanwezigheid van onverzadigde koolwaterstoffen aantonen.

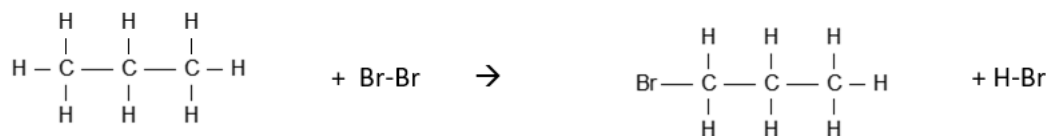
Nog een voorbeeld: but-2-een + waterstofchloride



Let op: soms kunnen er twee verschillende reactieproducten ontstaan: als but-1-een reageert met water ontstaan twee verschillende reactieproducten: butaan-1-ol en butaan-2-ol.

### Substitutiereactie

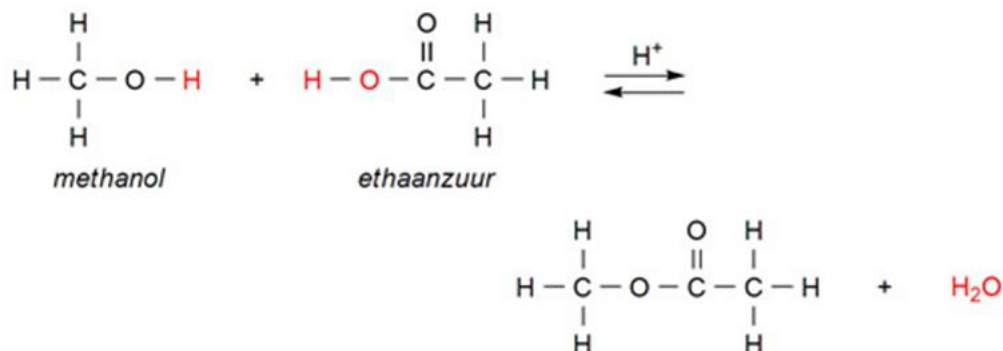
Hierbij reageert een alkaan met chloor of broom tot een broomalkaan en waterstofbromide of een chlooralkaan en waterstofchloride. Voor een substitutiereactie is licht nodig.



Let op: er kan ook 2-broompropaan ontstaan.

### Esters

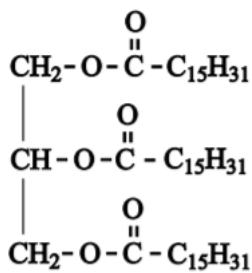
Een alcohol en een carbonzuur kunnen (in aanwezigheid van een geschikte katalysator) reageren tot een ester en water. Dit is een veresteringsreactie.



H<sup>+</sup> is hier een katalysator. Een katalysator wordt niet verbruikt en komt dus niet voor in de reactievergelijking. Soms wordt de formule van de katalysator boven de pijl te staan.

[Hydrolyse](#) is de omgekeerde reactie: een ester reageert met water tot een carbonzuur en een alcohol.

[Vetten en oliën](#) zijn een speciale soort esters. Hierbij reageert glycerol met drie vetzuren, daarbij ontstaat een stof met daarin drie esterbindingen. Dit staat omschreven in tabel 67G1 van binas. In tabel 67G2 van binas staan de



namen en structuurformules van de bekendste vetzuren. In een vet komen alleen verzadigde

vetzuren (zonder C=C) voor, in een olie komen

onverzadigde vetzuren (met C=C) voor. Meervoudig onverzadigd betekent dat

er minimaal 2 C=C bindingen in de vetzuurstaart voorkomen. De staart van een verzadigd vetzuur voldoet aan de formule  $-\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$ .

Dit vet is gemaakt van palmitinezuur. Palmitinezuur is een verzadigd vetzuur,  $\text{C}_{15}\text{H}_{31}$  voldoet aan de formule  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$ .

### Vergisting

Uit glucose kan door vergisting alcohol ontstaan:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 2 \text{CO}_2$ . Hiervan wordt gebruik gemaakt bij het brouwen van bier en het maken van bio-ethanol. Als je bio-ethanol verbrandt komt er  $\text{CO}_2$  vrij, dit  $\text{CO}_2$  is eerder door middel van fotosynthese door de plant opgenomen en omgezet in glucose. Zo ontstaat een koolstofkringloop.

De vergelijking van fotosynthese is  $6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2$

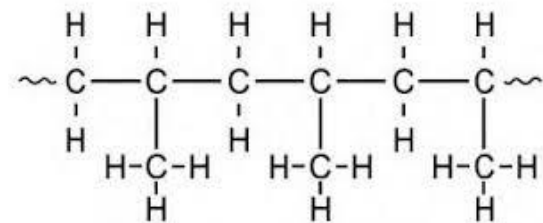
Andere gisten kunnen biogas (methaan) produceren. Bio-ethanol en biogas zijn voorbeelden van biobrandstoffen.

### Polymeren

Bij [polyadditie](#) reageren monomeren die een C=C binding hebben met elkaar. In de polymeer zijn de C=C bindingen omgezet in C-C bindingen, vandaar de naam polyadditie. Om deze reactie op gang te brengen zijn initiatormoleculen nodig. De reactie kan ook door Uv straling op gang gebracht worden.

Alleen de C-atomen waar de C=C tussen zat komen in de polymeerketen.

Polypropeen is bijvoorbeeld:



Bij [polycondensatie](#) ontstaat er naast het polymeer ook een klein molecuul, meestal is dit water. Polyesters zijn polycondensatiepolymeren. Bij het maken van een polyester reageren een zuurgroep en een alcoholgroep met elkaar.

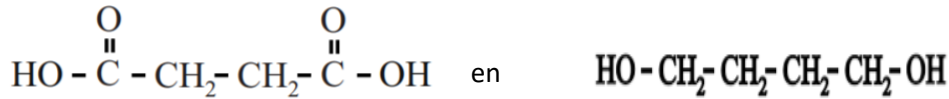
Dat kan op twee manieren:

- Je hebt een monomeer dat zowel een zuurgroep als een alcoholgroep heeft
- Je hebt twee monomeren: een dizuur en een diol. Deze monomeren komen om en om te zitten in het polymeer.

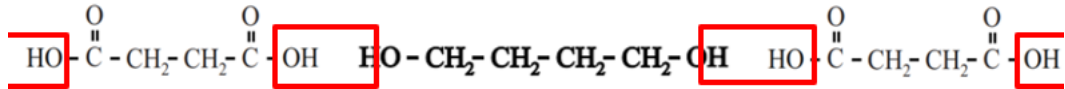


Voorbeeld: deze twee monomeren

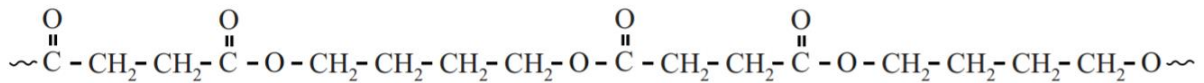




reageren met elkaar:

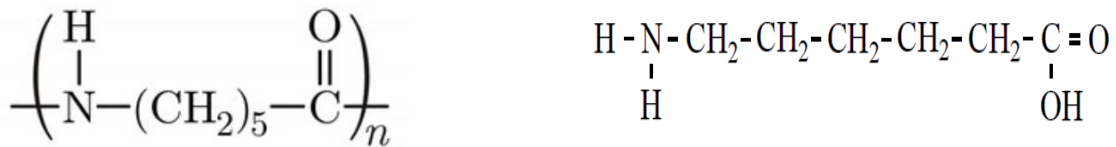


Hierbij ontstaat water en dit polymeer:



Een polymeer dat is opgebouwd uit twee verschillende monomeren noem je een copolymeer.

Bij de vorming van een polyamide reageert een zuurgroep met een aminogroep. Daarbij wordt een amide-binding (C=O-NH) gevormd. Deze binding komt ook voor in eiwitten en wordt ook wel een peptidebinding genoemd.



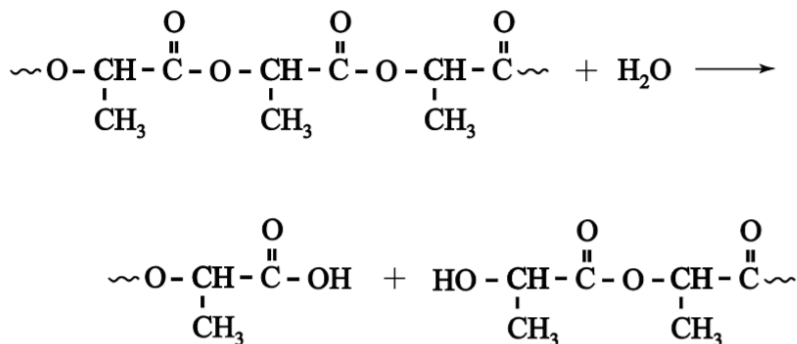
Nylon, een voorbeeld van een polyamide

het monomeer van deze soort nylon.

In deze notatie staat de repeterende eenheid tussen haakjes, het polymeer bestaat uit n monomeereenheden. Als je weet wat de gemiddelde massa van de polymeerketens is, kun je uitrekenen uit hoeveel monomeereenheden een gemiddelde keten bestaat, dus hoe groot n is. Het aantal monomeereenheden per keten heet de polymerisatiegraad.

Stel dat de gemiddelde massa van een keten van dit soort nylon  $2,4 \cdot 10^4$  u is. Een monomeereenheid ( $\text{C}_6\text{H}_{11}\text{NO}$ ) heeft een massa van  $6 \times 12,01 + 11 \times 1,008 + 14,01 + 16,00 = 113,16$  u. De polymerisatiegraad is dan  $2,4 \cdot 10^4 / 113,16 = 2,1 \cdot 10^2$ .

Door hydrolyse (reactie met water) kunnen polyesters en polyamiden weer in hun monomeren worden omgezet. Soms moet je tekenen hoe een esterbinding in een polyester verbreekt via hydrolyse:



Thermoplasten worden zacht als je ze verwarmt, voorwerpen die gemaakt zijn van thermoplasten kun je dus omsmelten en dus ook recyclen. Thermoharders blijven hard als je ze verwarmt. Dat komt omdat de polymeerketens aan elkaar gebonden zijn tot een netwerk. Een voorwerp dat gemaakt is van een thermoharder, kan je dus niet omsmelten. Bij het maken van een thermoharder moet je het polymeriseren dus laten plaatsvinden in een mal.

Daarnaast zijn er ook nog elastomeren. Rubber is daarvan het bekendste voorbeeld. Bij elastomeren zijn er ook dwarsverbindingen tussen de ketens, maar niet zo veel als bij thermoharders. Aan rubber wordt vaak zwavel toegevoegd om crosslinks te maken, dit heet vulkaniseren.

De dwarsverbindingen tussen polymeerketens kunnen verbroken worden door uv-stralen. Het gevolg hiervan is dat de kunststof bros wordt en dus minder stevig.

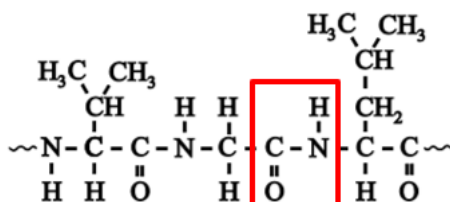
Composieten bestaan uit meerdere materialen, bijvoorbeeld kunststoffen waaraan vezels zijn toegevoegd om ze steviger te maken.

Vaak worden weekmakers toegevoegd aan kunststoffen. De weekmakermoleculen gaan tussen de polymeerketens van thermoplasten zitten, hierdoor wordt de kunststof soepeler.

Polymeren met daarin C=C bindingen zijn gevoelig voor UV licht en breken dus af in zonlicht.

### Natuurlijke polymeren: eiwitten en koolhydraten.

[Eiwitten](#) zijn opgebouwd uit aminozuren, zie binas 67H. Sommige aminozuren moet je via je voeding binnenkrijgen omdat je deze niet zelf kunt maken, dat zijn de essentiële aminozuren. In binas 67H1 kun je zien welke aminozuren essentieel zijn.



Dit is de structuurformule van ~Val-Gly- Leu~

De ~tekens geven aan dat er voor en na dit stukje nog meer aminozuureenheden komen in het eiwit.

Het stukje in de rechthoek is een peptidebinding.

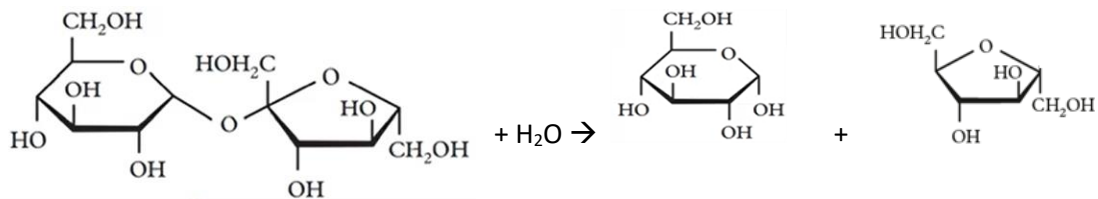
Eiwitten worden in je lichaam d.m.v. hydrolyse afgebroken tot aminozuren. Van aminozuren kunnen weer nieuwe eiwitten gevormd worden, aminozuren kunnen ook afgebroken worden tot o.a. ureum. Enzymen zijn eiwitten die een specifieke reactie versnellen. Voor de structuur van eiwitten zijn zwavelbruggen belangrijk. Dat is een atoombinding tussen zwavelatomen die afkomstig zijn van twee cysteine-eenheden van een eiwit.

Aminozuren die een -NH<sub>2</sub> in de zijgroep hebben (bijvoorbeeld lysine) kunnen in zuur milieu een H<sup>+</sup> opnemen, dan wordt de -NH<sub>2</sub> groep een -NH<sub>3</sub><sup>+</sup> groep.

Aminozuren die een -COOH in de zijgroep hebben (bijvoorbeeld asparaginezuur) kunnen in basisch milieu een H<sup>+</sup> afstaan, de COOH groep wordt dan een -COO<sup>-</sup> groep.

### [Koolhydraten](#)

Je hebt monosachariden (1 suikerring), disachariden (2 suikerringen) en polysachariden (veel suikerringen). Zie binas tabel 67F. Een binding tussen twee suikerringen kan verbroken worden door een reactie met water: hydrolyse. De vergelijking van de hydrolyse van sacharose is:



Het disacharide reageert hierbij tot de monosachariden glucose en fructose.

Polysachariden bestaan uit een heleboel aan elkaar gekoppelde monosachariden. Zetmeel en cellulose (celwanden van planten, katoen) zijn de bekendste polysachariden, zie binas 67F3.

Zetmeel kun je noteren als  $(C_6H_{10}O_5)_n$ .

De hydrolyse van zetmeel in molecuulformules noteer je als:  $(C_6H_{10}O_5)_n + n H_2O \rightarrow n C_6H_{12}O_6$

Koolhydraten hebben -OH groepen en kunnen daarom goed waterstofbruggen vormen met bijvoorbeeld water.

## Groene chemie



De formules in de [groene chemie](#) vind je in tabel 37H en 97F.

De volgende dingen kun je berekenen in de groene chemie:

[Atoomeconomie](#) = massa gewenste product / massa beginstoffen x 100 %.

[Rendement](#) = werkelijke opbrengst / theoretische opbrengst x 100 %

[E-factor](#) = 
$$\frac{\text{massa beginstoffen} - \text{massa werkelijke opbrengst van het product}}{\text{massa werkelijke opbrengst van het product}}$$



De E-factor is dus geen percentage, de atoomeconomie en het rendement wel. Bij de E-factor heb je het rendement nodig om de werkelijke opbrengst te berekenen.

Bij de atoomeconomie kijk je puur in theorie, je gebruikt de reactievergelijking en houdt geen rekening met het rendement van de reactie. Anders gezegd: je gaat uit van een rendement van 100%.

Cradle to cradle is een manier om producten te ontwerpen, het betekent letterlijk "van wieg tot wieg". Bij het ontwerpen wordt er al rekening mee gehouden hoe de verschillende onderdelen in de toekomst hergebruikt kunnen worden.

Broeikasewffect: de opwarming van de aarde door uitstoot van stoffen als CO<sub>2</sub> en CH<sub>4</sub> (methaan). Een brandstof met een grote C/H verhouding levert relatief meer CO<sub>2</sub> op bij de verbranding en versterkt het broeikasewffect dus meer. C<sub>7</sub>H<sub>16</sub> levert naar verhouding bijvoorbeeld meer CO<sub>2</sub> op dan CH<sub>4</sub>.

SO<sub>2</sub> en NO<sub>x</sub> zorgen voor zure depositie. SO<sub>2</sub> ontstaat door zwavel dat in brandstoffen als diesel voorkomt. SO<sub>2</sub> kan omgezet worden in zwavelzuur. NO<sub>x</sub> ontstaat doordat bij de hoge temperatuur in een motor stikstof en zuurstof uit de lucht met elkaar kan reageren, NO<sub>x</sub> kan omgezet worden in salpeterzuur. Bij verbranding van fossiele brandstoffen kan ook smogvorming ontstaan door fijnstof, SO<sub>2</sub>, NO<sub>x</sub>, C en CO.

Eutrofiëring is dat door een overmaat van voedingsstoffen (bijvoorbeeld uit kunstmest) bepaalde organismen, bijvoorbeeld algen, zo sterk groeien dat ze ander leven verdringen. De kwaliteit van het water wordt dan minder.

In binas tabel 97F staan de uitgangspunten van de groene chemie. Uitgangspunt 7 is bijvoorbeeld dat grondstoffen zo veel mogelijk hernieuwbaar moeten zijn. Daarom hebben plastics die gemaakt zijn met glucose als grondstof de voorkeur boven plastics die gemaakt zijn met aardolie als grondstof. Planten kunnen namelijk steeds opnieuw glucose maken via fotosynthese.

In tabel 97E van binas staan de gevarensinnen, dit noem je ook wel het GHS systeem. Dit hoef je niet uit je hoofd te kennen, maar kun je via het register in binas opzoeken.



### Industrie



In een [blokschema](#) wordt een industrieel proces schematisch weergegeven. Zie binas 38B. Via een warmtewisselaar kun je energie die vrijkomt bij een exotherm proces ergens anders in het proces gebruiken. Stoffen worden zoveel mogelijk gerecirculeerd. Let er op dat van alle beginstoffen een ingaande pijl het systeem in moet gaan en van alle reactieproducten een uitgaande pijl. Bij het tekenen van blokschema's moet je vaak heel precies lezen en daar moet je mee oefenen. Er zijn twee soorten processen:

- Continu proces: het product wordt voortdurend gemaakt, er is constante aanvoer van beginstoffen en afvoer van reactieproducten en afval. Dit is vooral handig als je van een stof grote hoeveelheden moet produceren (bulkchemie).
- Batch proces: er wordt steeds een portie van een stof gemaakt en daarna worden alle vaten etc weer schoongemaakt.

## Begrippenlijst scheikunde havo

Via de linkjes kom je op een filmpje waarin het begrip verder wordt uitgelegd. Scan de QR code voor de digitale versie waarbij je op de linkjes kunt klikken.



**actieve site** / actieve plaats de plek van een enzym waar een substraat bindt.

**activeringsenergie** verschil in energie tussen de geactiveerde toestand en het energieniveau van de beginstoffen, hoe groter de activeringsenergie, hoe langzamer een reactie verloopt.

**additie** reactie waarbij een C=C binding een C-C binding wordt en 2 stoffen reageren tot 1 stof.

**additiepolymeer** polymeer dat ontstaan is door dubbele bindingen die openklappen. Het monomeer is een alkeen, in het polymeer zitten geen C=C bindingen, de naam van het polymeer eindigt op -een.

**ADI-waarde** (binas 95/ScienceData 38.7) Aanvaardbare Dagelijkse Inname in mg per kg lichaamsgewicht

**adsorberen** aanhechten, **scheidingsmethode** die gebruikt maakt van een verschil in aanhechtingsvermogen

**aflopende reactie** reactie die geen evenwichtsreactie is, uiteindelijk worden alle beginstoffen die kunnen reageren omgezet

**aggregatietoestand** (fase) vast (s) vloeibaar (l) gas (g) of opgelost in water (aq)

**alkanen** (binas 66D/ScienceData 10.2c)  $C_nH_{2n+2}$  verzadigde koolwaterstoffen

**alkenen** (binas 66D/ScienceData 10.2c)  $C_nH_{2n}$  onverzadigde koolwaterstoffen, bevatten 1 C=C binding

**alkanol** alkaan waarbij 1 H vervangen is door een -OH groep.

**amine** (binas 66D/ScienceData 10.2c) koolstofverbinding met een  $-NH_2$  groep

**apolaire stof** hydrofobe stof, lost slecht op in water

**atomaire massa eenheid** eenheid die gebruikt wordt voor molecuulmassa, massa van een proton/neutron uitgedrukt in u

**atoombinding** (=covalente binding), binding tussen twee niet-metaal-atomen, ook aanwezig in de gasfase

**atoomeconomie** (binas 37H en 97F/ScienceData 1.7.7) de massa van het gewenste product/ massa van de beginstoffen x 100 %

**atoomrooster** (= covalent netwerk) stof waarin alle atomen met elkaar verbonden zijn met atoombinding, hierdoor is de stof heel stevig, bijvoorbeeld diamant (binas 67 E/ScienceData 11.1)

**base** deeltje dat  $H^+$  opneemt, bekende basen zijn  $NH_3$ ,  $OH^-$ ,  $O^{2-}$ ,  $CO_3^{2-}$  en  $HCO_3^-$ , zie verder binas 49/ScienceData 9.1c.

**batchproces** proces waarbij de reactor telkens na de reactie leeggehaald wordt

**bezinken** scheidingsmethode waarmee je door een verschil in dichtheid emulsies en suspensies kunt scheiden

**bijproduct** ongewenst product dat ontstaat door een nevenreactie, dat is een andere reactie dan de gewenste reactie

**biobrandstof** brandstof die gemaakt is van planten, de  $CO_2$  die vrij komt bij het verbranden is kort daarvoor door de plant opgenomen via fotosynthese

**biodegradeerbaar** stof die door micro-organismen afgebroken kan worden zoals bio-plastic

**biodiesel** biobrandstof die ontstaat door een reactie van een olie met methanol

**bioethanol** ethanol gemaakt door vergisting van suikers

**biogas** gas dat gemaakt wordt van planten, als je dit verbrandt komt er in theorie evenveel  $CO_2$  vrij als de planten via fotosynthese hebben opgenomen, het is dan  $CO_2$  neutraal.

**biogebaseerd** stof die gemaakt is van hernieuwbare grondstoffen zoals zetmeel of cellulose die door planten worden gemaakt.

**blokschema** (binas 38B) schema waarin een industrieel proces wordt weergegeven, de pijlen geven stofstromen aan en de blokken een reactor/scheiding/opslagen/verwarmen/afkoelen.

**brandstofcel** elektrochemische cel waarbij zuurstof als oxidator reageert en de brandstof als reductor

**broeikaseffect** gasen als CO<sub>2</sub> en CH<sub>4</sub> houden de warmte-uitstraling van de aarde tegen, waardoor deze opwarmt.

**carbonzuur** (binas 66D/ScienceData 10.2c) Zuur met daarin minimaal 1 -COOH groep. Bijvoorbeeld ethaanzuur CH<sub>3</sub>COOH.

**C/H verhouding** verhouding tussen de elementen C en H in een brandstof, hoe meer C er naar verhouding is, hoe meer CO<sub>2</sub> er wordt uitgestoten, dus hoe meer het broeikaseffect wordt versterkt.

**chromatografie** scheidingsmethode waarmee (kleur)stoffen worden gescheiden door een verschil in aanhechtingsvermogen en een verschil in oplosbaarheid in de loopvloeistof.

**condensatiereactie** reactie waarbij doordat OH groepen met OH of NH groepen reageren onder afsplitsing van water. Een verestering is een voorbeeld van een condensatiereactie.

**condensatiepolymeer** bij het vormen van een condensatiepolymeer ontstaat naast het polymeer ook een stof met kleine moleculen, meestal water. Polyesters en polyamiden zijn condensatiepolymeren.

**composiet** materiaal dat bestaat uit twee of meer bestanddelen, bijvoorbeeld gewapend beton.

**continu proces** proces in een fabriek waarbij de beginstoffen continu aangevoerd worden en de reactieproducten continu afgevoerd worden.

**copolymeer** polymeer dat gemaakt is van twee verschillende monomeren

**corrosie** aantasting van een metaal bijvoorbeeld door een reactie met zuurstof en water, corrosie bij ijzer heet roesten

**covalente binding** (=atoombinding) binding tussen twee atomen in een molecuul

**covalentie** het aantal bindingen dat een atoomsoort kan maken. Je gebruikt dit alleen bij niet-metalen. Waterstof en de halogenen hebben covalentie 1. Zuurstof, zwavel en selenium covalentie 2. Stikstof en fosfor covalentie 3 en koolstof covalentie 4.

**cradle-to-cradle** in het Nederlands: van wieg tot wieg, het betekent dat bij het ontwerpen van een product rekening gehouden wordt met hergebruik.

**crosslink** (dwarsverbinding) verbinding (met atoombindingen) tussen polymeerketens. Je krijgt dan een netwerk, zulke polymeren zijn thermoharders.

**destillaat** de stof die bij destillatie het laagste kookpunt heeft en na condenseren weer een vloeistof is geworden

**destilleren** scheidingsmethode waarbij je een oplossing scheidt door een verschil in kookpunt.

**dichtheid** (binas 8 t/m 12/ScienceData 1.9) massa van 1 m<sup>3</sup> van een bepaalde stof, in binas 8 t/m 11 is de eenheid voor vaste stoffen en vloeistoffen g/cm<sup>3</sup> of g/mL. De dichtheid van gasen in tabel 12 is in g/L en geldt alleen bij T=273 K. In ScienceData staat de dichtheid van gasen bij T=293 K in 1.9 e.

**dipool-dipool binding** aantrekkingskracht tussen dipoolmoleculen, de negatieve kant van het ene molecuul trekt de positieve kant van het andere molecuul aan.

**disacharide** (binas 67F2/ScienceData 13.1) koolhydraat dat bestaat uit 2 ringstructuren, bijvoorbeeld maltose

**edelgasen** elementen uit groep 18 van het periodiek systeem, edelgasen reageren vrijwel nergens mee

**E-factor** (zie binas 37H en 97F/Sciencedata 1.7.7 voor de formule) hoeveel kg afval er ontstaat per kilogram gewenst product

**eiwit** (binas 67H/ScienceData 13.7) stof die is opgebouwd uit aminozuren die via peptidebindingen aan elkaar gebonden zijn

**elektrochemische cel** redoxreactie waarbij elektronen niet rechtstreeks maar via een draad van reductor naar oxidator gaan, waardoor je stroom krijgt. Een elektrochemische cel levert energie, chemische energie wordt omgezet in elektrische energie.

**elektrode** staafje dat gebruikt wordt bij een elektrochemische cel, bij een elektrochemische cel reageert de oxidator bij de positieve elektrode.

**elektrolyse** ontledingsreactie waarbij elektrische energie wordt gebruikt

**elektrolyt** stof/oplossing die de stroom geleidt, dit is bijvoorbeeld nodig voor een gesloten stroomkring in een elektrochemische cel

**elektrovalentie** (binas 40A helemaal rechts/ScienceData 8.1) de lading van een ion

**elementkringloop** (binas 93F,G/ScienceData 34) kringloop van een element (bijvoorbeeld koolstof of stikstof) dat steeds wordt ingebouwd in andere moleculen/ionen.

**emulgator** stof die ervoor zorgt dat een hydrofobe en een hydrofiel stof toch kunnen mengen

**emulsie** mengsel van een hydrofobe en een hydrofiel vloeistof die slecht met elkaar mengen

**endotherm** Bij een endotherme reactie is voortdurend energie nodig, de reactiewarmte van een endotherme reactie is een positief getal.

**energiediagram** diagram waarin is het energie-effect van een reactie is af te lezen, het energieniveau van de beginstoffen, de geactiveerde toestand en de reactieproducten staan er in. Bij een endotherme reactie ligt het energieniveau van de reactieproducten boven dat van de beginstoffen. De geactiveerde toestand is altijd het hoogste energieniveau, een katalysator verlaagt het energieniveau van de geactiveerde toestand.

**energie effect** hoeveel warmte er nodig is/ontstaat bij een proces, bij een positief getal is het endotherm en bij een negatief getal exotherm

**enkelvoudig onverzadigd**: stof waar 1 x een C=C binding in voorkomt en verder alleen enkele bindingen tussen C-atomen.

**enzym** biologische katalysator, enzymen werken (stereo)specifiek, ze zetten maar 1 stof in 1 andere stof. Enzymen werken het beste bij hun pH optimum en temperatuur optimum.

**enzymsubstraat complex** enzym dat gebonden is aan de stof die reageert (het substraat), het substraat is dan gebonden aan de actieve site van het enzym.

**essentieel aminozuur** (binas 67H1 voetnoot 2/ScienceData 13.7a) aminozuren die mensen niet zelf kunnen aanmaken en die je dus via het voedsel binnen moet krijgen.

**ester** stof ontstaat bij de reactie tussen een alcohol en een carbonzuur, bevat -C-O-C=O . Bij de vorming

**eutrofiëring** door overbemesting bereiken meststoffen het grond- en oppervlaktewater waardoor bepaalde organismen(vaak algen) andere organismen verdringen

**evenwicht** Een evenwichtsreactie is een reactie waarbij de reacties naar links en rechts plaatsvinden. Als het evenwicht zich heeft ingesteld gaat de reactie naar links even snel als de reactie naar rechts, dat heet een dynamisch evenwicht.

**exotherm** bij een exotherm proces komt netto energie vrij, de reactiewarmte van een exotherme reactie is een negatief getal

**extraheren** scheidingsmethode waarbij je een mengsel van vaste stoffen scheidt dankzij een verschil in oplosbaarheid in het extractiemiddel, bijvoorbeeld thee zetten.

**fase-overgang** overgang van de ene fase naar de andere: smelten ( $s \rightarrow l$ ), stollen ( $l \rightarrow s$ ), rijpen ( $g \rightarrow s$ ), sublimeren ( $s \rightarrow g$ ), condenseren ( $g \rightarrow l$ ) en verdampen ( $l \rightarrow g$ ). Fase-overgangen zijn geen chemische reacties.

**filtraat** vloeistof die door het filter is gegaan bij filtratie

**fossiele brandstof** brandstof die gedurende miljoenen jaren ontstaan is uit resten van planten en dieren, bijvoorbeeld steenkool, aardolie en aardgas.

**fotolyse** [ontledingsreactie](#) waarbij licht energie levert

**fotosynthese** vindt plaats in planten:  $6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2$

**geactiveerde toestand** (ook wel overgangstoestand) hoogste energieniveau in een energiediagram, hoe groter het verschil tussen de beginstoffen en de geactiveerde toestand, hoe groter de activeringsenergie en hoe langzamer de reactie.

**gefractioneerde destillatie** destillatie waarbij geen zuivere stoffen ontstaan maar mengsel van stoffen met kookpunten die bij elkaar in de buurt liggen, ruwe aardolie wordt zo gescheiden in fracties.

**grenswaarde** (binas 97A/ScienceData 38) hoeveel er van een stof in de lucht aanwezig mag zijn in  $\text{mg}/\text{m}^3$ .

**halfreactie** (binas 48/ScienceData 9.1f) helft van een redoxreactie, in een halfreactie staan altijd elektronen. Bij een oxidator staan de elektronen links van de pijl en bij een reductor rechts van de pijl.

**halogenen** elementen uit groep 17 van het periodiek systeem:  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$  en  $\text{At}_2$

**hydraat** zie zouthydraat

**hydratatie** omringd door water, bijvoorbeeld een positief ion waarbij de beetje negatief geladen O-kanten van watermoleculen zich aan binden.

**hydrofiel** stof die goed oplost in water, bevat vaak -OH of NH.

**hydrofoob** bang voor water, apolaire stof die slecht oplost in water

**hydrolyse** reactie waarbij een stof met water reageert waarbij kleinere stoffen ontstaan, bv eiwit+water → aminozuren, ester + water → alcohol + carbonzuur, polysacharide + water → monosachariden.

**indampen** scheidingsmethode waarbij je een oplossing verwarmt en de stof(fen) met het laagste kookpunt laat verdampen

**indicator** bij zuur-base indicatoren hangt de kleur af van de pH (binas 52A/ScienceData 9.1c)

**ionbinding**: binding tussen een positief ion en een negatief ion in een vast of vloeibaar zout

**ion-dipoolbinding** aantrekkingskracht tussen een ion en een dipool, bijvoorbeeld de negatieve kant van een dipoolmolecuul (bv de O in H<sub>2</sub>O) wordt aangetrokken door een positief ion.

**ionrooster** rooster van een zout waarin de positieve ionen en negatieve ionen om en om gerangschikt zijn.

**isomeren** stoffen met dezelfde molecuulformule en een verschillende structuurformule, het zijn dus verschillende stoffen

**kenmerkende groep** (binas 66D/ScienceData 10.2b) groep die voorkomt in de naamgeving van een koolstofverbindingen, bijvoorbeeld een zuurgroep, alcoholgroep of aminegroep.

**katalysator** stof die een bepaalde reactie versnelt zonder verbruikt te worden, komt niet voor in de reactievergelijking. Een katalysator verlaagt de activeringsenergie.

**ketenlengte** (=polymerisatiegraad) het aantal monomeren dat in een polymeerketen aan elkaar gekoppeld is

**K, L- schil** Volgens het atoommodel komen elektronen voor in schillen, maximaal 2 elektronen in de K-schil, maximaal 8 in de L schil.

**koolhydraat** (binas 67F/ScienceData 13.1) stof die voldoet aan de formule C<sub>n</sub>(H<sub>2</sub>O)<sub>m</sub>, een koolhydraat bestaat uit 1 of meer "suikerringen". Glucose is een bekend monosacharide.

**koolstofkringloop** (binas 93F/Sciencedata 34.8) kringloop waarin je ziet in hoe het element koolstof in telkens andere stoffen/ionen terug komt. Een korte kringloop is dat CO<sub>2</sub> via fotosynthese glucose wordt, glucose wordt omgezet in alcohol en alcohol verbrandt waarbij weer CO<sub>2</sub> ontstaat.

**koolwaterstof** stof die alleen uit de elementen C en H bestaat

**kraken** reactie waarbij grotere koolwaterstoffen worden omgezet in kleinere koolwaterstoffen

**kristalwater** water dat gebonden zit in een kristalrooster van een zout, genoteerd als  $n\text{H}_2\text{O}$  waarbij je voor n een getal invult. Koper(II)sulfaatpentahydraat is bijvoorbeeld  $\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ .

**legering** mengsel van metalen

**lineaire structuur** polymeren die bestaan uit ketens die geen dwarsverbindingen met elkaar vormen hebben een lineaire structuur. Zulke polymeren zijn thermoplasten.

**loopvloeistof** vloeistof die gebruikt wordt bij chromatografie

**macroniveau** het niveau van stoffen

**massagetal**: de som van het aantal protonen en neutronen in een bepaald atoom

**meervoudig onverzadigd** stof waarin meerder C=C bindingen voorkomen, bijvoorbeeld linolzuur (zie binas 67G2/ScienceData 13.2)

**membraan** laagje dat alleen bepaalde deeltjes, bijvoorbeeld positieve ionen, door laat. Een membraan kan je gebruiken om twee halfcellen van elkaar te scheiden in een elektrochemische cel, zodat de oxidator en reductor niet rechtstreeks met elkaar in contact kunnen komen.

**mesoniveau** het niveau van groepen moleculen, bv vezels

**metaalbinding** binding tussen metaal-atomen in een vast of vloeibaar metaal (zie binas 99)

**methyl** zijgroep -CH<sub>3</sub> die aan een langere koolstofketen zit. Uitleg: [systematische naamgeving](#)

**microniveau** het niveau van moleculen, ionen, atomen en bindingen



**mobiele fase** de vloeistof bij papierchromatografie

**mol** eenheid van chemische hoeveelheid,  $6,02 \cdot 10^{23}$  deeltjes

**molaire massa** (binas 98/99) de massa van 1 mol van een bepaalde stof, eenheid g/mol

**molariteit** de concentratie van een stof in een oplossing in molair (M)  $1 \text{ M} = 1 \text{ mol/L}$

**moleculaire stof** stof die is opgebouwd uit molecuul, die bestaan alleen uit niet-metaal atomen (zie binas 99)

**molecuulbinding** (=vanderwaalsbinding) binding tussen moleculen in een moleculaire stof die in de vaste of vloeibare fase is.

**monomeer** beginstof waarmee je een polymeer kunt maken

**monomeereenheid** (=repeterende eenheid) stukje in het polymeer dat zich steeds herhaalt en afkomstig is van 1 monomeer.

**monosacharide** (binas 67F1/ScienceData 13.1) koolhydraat dat bestaat uit 1 ringstructuur, bijvoorbeeld glucose

**neerslagreactie** (binas 45A/Sciencedata 8.4d) reactie waarbij een vaste stof ontstaat als je oplossingen bij elkaar voegt

**netwerkstructuur** polymeer waarbij er dwarsverbindingen tussen de ketens zitten, je krijgt zo een netwerk, deze polymeren zijn thermoharders

**nevenreactie** andere reactie die optreedt naast de gewenste reactie, een nevenreactie levert bijproducten op

**NOx** mengsel van NO en NO<sub>2</sub> dat ontstaat in een verbrandingsmotor doordat stikstof en zuurstof met elkaar reageren. NOx zorgt voor verzuring en smogvorming.

**olie** (binas 67G/ScienceData 13.2) triglyceride van onverzadigde vetzuren

**ondermaat** een stof die helemaal reageert bij een reactie omdat er genoeg is van de andere beginstoffen.

**ontleding** reactie waarbij uit 1 beginstof meerdere reactieproducten ontstaan

**opladen** bij het opladen van een batterij keren de halfreacties die plaatsvinden bij stroomlevering om. Aan de positieve elektrode vindt dus de omgekeerde halfreactie plaats van de halfreactie van de oxidator (bij stroom leveren) plaats, dus daar reageert de reductor. [Hier](#) staat uitleg.

**oplosvergelijking** Bij [zouten](#) valt het zout uit elkaar ion ionen, bv  $\text{CaCl}_2 (\text{s}) \rightarrow \text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-} (\text{aq})$ . Bij moleculaire stoffen vallen de moleculen niet uit elkaar, bv  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} (\text{s}) \rightarrow \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} (\text{aq})$

**overmaat** als er te veel is van een van de beginstoffen om helemaal te reageren omdat er niet genoeg is van een van de andere beginstoffen

**oxidator** (binas 48/ScienceData 9.1f) deeltje dat een of meer elektronen opneemt

**peptide** eiwit, een dipeptide bestaat bijvoorbeeld uit 2 aminozuren

**peptidebinding** binding tussen twee aminozuren in een eiwit die is ontstaan uit de reactie tussen een COOH en een NH<sub>2</sub> groep, waarbij O=C-NH de peptidebinding wordt en ook water ontstaat.

**pH** zuurgraad [pH oplossing zwak zuur berekenen](#)

**pH-optimum** pH waarbij een enzym het beste werkt

**pOH**  $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^{-}]$  [OH<sup>-</sup>] is de concentratie OH<sup>-</sup> in mol/L zie binas 37F  $\text{pH} + \text{pOH} = 14,00$  bij T=298 K

**polaire atoombinding** atoombinding tussen twee atomen waarbij het ene atoom een beetje positief en het andere atoom een beetje negatief is geladen. Het verschil in elektronegativiteit (binas 40A/ScienceData 8.1) tussen de atomen waar de bindingen tussen zit is minimaal 0,5.

**polaire stof** stof waarvan de ene kant een beetje positief is geladen en de andere kant een beetje negatief. Bijvoorbeeld stoffen met een -OH of NH groep. Polaire stoffen lossen goed op in andere polaire stoffen zoals water.

**polyamide** polymeer dat ontstaan is door reacties tussen zuurgroepen en amine-groepen, in een polyamide komen peptidebindingen voor

**polyester** polymeer dat ester bindingen bevat, gemaakt van een stof die een alcohol en een zuurgroep bevat of van een diol en een dizuur

**polysacharide** (binas 67F3/ScienceData 13.1) polymeer gemaakt van monosachariden

**polymerisatiegraad** het aantal monomeren dat gemiddeld in een polymeerketen aan elkaar gekoppeld is

**ppb** parts per billion, je hebt massa-ppm en volume-ppm, massa-ppm bereken je door de massa van het geheel te delen door de massa van het geheel en dan keer  $10^9$  te doen.

**ppm** parts per million, je hebt massa-ppm en volume-ppm, massa-ppm bereken je door de massa van het geheel te delen door de massa van het geheel en dan keer  $10^6$  te doen.

**principes (uitgangspunten) van de groene chemie** (binas 97F/ScienceData 38.6) 12 punten die in binas97F staan en waar je op moet letten om een product te duurzaam mogelijk te maken

**proton** positief geladen kerndeeltje, het aantal protonen van een atoom of ion is gelijk aan het atoomnummer (binas 40A/ScienceData 8.1) van het atoomsoort.

**Q-factor** (binas 97F) getal dat aangeeft hoe vervuילend een stof is, water heeft een Q-factor van 0.

**reactiesnelheid** snelheid van een reactie uitgedrukt in  $\text{molL}^{-1}\text{s}^{-1}$

**reactiewarmte** hoeveelheid energie die vrij komt of nodig is voor een reactie in J/mol. Je moet erbij zetten om welke stof het dan gaat. Een negatief getal betekent een exotherme reactie en een positief getal een endotherme reactie. Met vormingswarmte kun je de reactiewarmte berekenen.

**reagens** stof waar je een andere stof mee aantoot, bv kalkwater voor koolstofdioxide en wit kopersulfaat voor water.

**recirculatie** het hergebruik van stoffen in een blokschema, let erop dat je niet dezelfde stof als bij een ingaande pijl en bij een uitgaande pijl uit het blokschema hebt staan

**recycling** een afvalproduct wordt tot grondstof verwerkt

**redoxreactie** (binas 48/ScienceData 9.1f) reactie waarbij een reductor een of meer elektronen af staat aan een oxidator. Je moet redoxreacties kunnen **herkennen**.

**reductor** (binas 48/ScienceData 9.1f) deeltje dat elektronen af staat

**rendement** (binas 37H/ScienceData 1.7.7) massa werkelijke opbrengst/massa theoretische opbrengst  $\times 100\%$

**repeterende eenheid** (monomeereenheid) stukje dat zich steeds herhaalt in een polymeer

**residu** wat bij filtreren achter blijft in het filter en bij destilleren in de destillatiekolf (de stof met het hoogste kookpunt)

**significante cijfers** cijfers die relevant zijn gezien de nauwkeurigheid van je meetinstrument, hierbij tellen nullen voor een ander cijfer niet mee en nullen op een eind van een getal wel. Bij pH en pOH waarden zijn alleen de getallen achter de komma (decimalen) als significante cijfers

**smog** mist die vervuילd is door luchtvervuiling, onder andere veroorzaakt door NO<sub>x</sub>, roet, koolstofmonoxide en onverbrande koolwaterstoffen

**rooster** manier waarop atomen ionen of moleculen gerangschikt zijn in een vaste stof

**stationaire fase** het papier bij papierchromatografie

**stikstofkringloop** (binas 93G/Sciencedata 34.5) overzicht hoe het element stikstof van de ene naar de andere stof/ion wordt omgezet

**stofstroom** lijn met een pijl in een blokschema die aangeeft hoe de stoffen door het systeem gaan

**stoichiometrische verhouding** molverhouding waarin stoffen reageren volgens de reactievergelijking

**stroomgeleiding** wordt bij metalen veroorzaakt door vrije elektronen en bij vloeibare en in water opgeloste zouten door vrije elektronen

**substitutie** reactie waarbij atomen of groepen atomen uitwisselen. Bijvoorbeeld ethaan en chloor reageren tot chloorethaan en waterstofchloride. Voor deze reactie is lucht nodig.

**substraat** stof die bindt aan een enzym en door een enzym wordt omgezet

**suspensie** mengsel van een vaste stof en een vloeistof die slecht met elkaar mengen

**temperatuuroptimum** temperatuur waarbij een enzym het beste werkt

**thermoharder** polymeer die een netwerkstructuur heeft een daardoor niet zacht wordt of vervormt bij verhitten.

**thermolyse** ontledingsreactie waarbij warmte de vorm van energie is die de reactie op gang houdt.

**thermoplast** polymeer dat bestaat uit ketens die niet onderling verbonden zijn, het heeft een lineaire structuur. Thermoplasten worden zacht als je ze verhit.

**triglyceride** (binas 67G1/ScienceData 13.2) ester gemaakt van glycerol en drie vetzuren

**triviale naam** (binas 66A/ScienceData 10.2a) niet officiële naam van een stof, bijvoorbeeld natronloog, de rationale naam daarvan is een oplossing van natriumhydroxide in water.

**Uv straling** straling waar C=C bindingen in een polymeer gevoelig voor zijn.

**vanderwaalsbinding** (=molecuulbinding) binding tussen moleculen in een moleculaire stof die in de vaste of vloeibare fase is.

**verbrandingswarmte** (binas 56/Sciencedata 8.7a) Hoeveel energie er vrij komt bij de verbranding van 1 mol van een stof, in de tabel staat het in  $10^5$  J/mol.

**verdelingsgraad** hoe fijn verdeeld een vaste stof is, ijzerpoeder heeft een grotere verdelingsgraad dan een spijker en reageert daarom sneller. Het wordt ook wel contactoppervlak genoemd. Je gebruikt dit begrip alleen bij vaste stoffen.

**vergisting** reactie waarbij dankzij een gist een suiker wordt omgezet in alcohol en koolstofdioxide

**verhoudingsformule** formule van een zout waarin met zo klein mogelijke getallen is aangegeven wat de verhouding tussen positieve en negatieve ionen is.

**vet** (binas 67G/ScienceData 13.2) triglyceride van verzadigde vetzuren

**vetzuur** (binas 67G2/ScienceData 13.2) carbonzuur met een lange staart

**volledige verbranding** verbranding waarbij genoeg zuurstof aanwezig is, het element koolstof wordt dan omgezet in  $\text{CO}_2$ .

**vormingswarmte** (binas 57/ScienceData 9.2) hoeveel energie vrij komt of nodig is voor de vorming van 1 mol van een stof uit niet-ontleedbare stoffen (elementen), in J/mol. Let op de  $10^5$  boven in de tabel.

**warmtewisselaar** in twee buizen vloeien twee vloeistoffen met verschillende temperaturen in tegenovergestelde richting. Zo kun je energie besparen in een fabriek waar gekoeld en verwarmd moet worden.

**waterstofbrug** in vaste en vloeibare stoffen waarvan de moleculen een -NH en/of -OH groep bevatten, aantrekkingskracht tussen de H van het ene molecuul met de O of N van een ander molecuul. Let op: de H moet aan een O of N vast zitten.

**weekmaker** stof die wordt toegevoegd aan plastic, zodat het plastic flexibeler wordt. De weekmaker gaat tussen de ketens zitten en maakt de vanderwaalsbindingen tussen de ketens zwakker.

**zoutbrug** U-vormige buis met daarin een gel waarin een zout is opgelost die zorgt voor een gesloten stroomkring bij een elektrochemische cel.

**Zouthydraat** Zout waar kristalwater aan de ionen is gebonden in het ionrooster, genoteerd als  $\bullet n\text{H}_2\text{O}$ . Natriumcarbonaatdecahydraat is bijvoorbeeld  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \bullet 10\text{H}_2\text{O}$ .

**zwavelbrug** binding tussen twee zwavelatomen (uit cysteine zijketens) in de tertiaire structuur van een eiwit.

**zure depositie** verzuring veroorzaakt door  $\text{SO}_2$  en  $\text{NO}_x$ , wordt vaak zure regen genoemd

**zuur** deeltje dat  $\text{H}^+$  af kan staan, sterke zuren staan in binas tabel 49/ScienceData 9.1c boven  $\text{H}_3\text{O}^+$  en zwakke daaronder. Een oplossing van een sterk zuur noteer je als  $\text{H}^+ + \dots$

**zuur base reactie** reactie waarbij een zuur een of meer  $\text{H}^+$  af staat aan een base, je moet deze reacties ook kunnen **herkennen**

**zwak zuur** (binas 49/ScienceData 9.1c) zuur dat in binas tabel 49 onder  $\text{H}_3\text{O}^+$  staat en boven  $\text{H}_2\text{O}$ , het vormt een evenwichtsreactie in water, waarbij het gedeeltelijk wordt omgezet in  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}^+$ .

**zwakke base** (binas 49/ScienceData 9.1c) base die in water slechts voor een klein deel  $\text{H}^+$  opneemt, het vormt een evenwichtsreactie met water, waarbij water wordt omgezet in  $\text{OH}^-$  Zwakke basen staan in tabel 49 boven  $\text{OH}^-$  en onder  $\text{H}_2\text{O}$ .

**Binastabellen** Gebruik ook het register

8-12 dichtheid (let op bij gassen is de dichtheid bij  $T=273\text{ K}$  gegeven)

37 formules pH en pOH

40A elementen, atoomnummers en ladingen

42 smeltpunten en kookpunten.

45A oplosbaarheid zouten in water

52A indicatoren

57 vormingswarmte

65B kleuren van stoffen

66A triviale namen

66B formules

66C+D naamgeving koolstofchemie

67F koolhydraten

67G vetten

67H eiwitten

95B ADI-waarde

97A grenswaarden

97F groene chemie

98 molaire massa's

99 periodiek systeem

Gebruik ook het register!

[Welk soort vragen kun je verwachten op het examen in 5 filmpjes:](#)



Kijk natuurlijk ook goed naar de examens van voorgaande jaren.



[Examen 2018-I](#)



[Examen 2018-II](#)



[Examen 2019-I + II](#)



[examens 2021](#)



En dan nog een [filmpje voor de laatste dag voor het examen:](#)

Vergeet niet om het laatste kwartier van het examen al je antwoorden nog eens rustig langs te lopen. Heel veel succes!!! Heb je nog vragen: <http://scheikundehavovwo.nl>.