

Samenvatting examenstof scheikunde HAVO 2021

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 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 uit metaalatomen en niet-metaalatomen en zijn opgebouwd uit ionen.

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

	moleculaire stoffen	metalen	zouten
bestaan uit	alleen niet-metaalatomen	alleen metaalatomen	metaalatomen en niet-metaalatomen
opgebouwd uit	moleculen of losse atomen	positieve metaalionen bij elkaar gehouden door vrije elektronen	ionen
Bindingen 	*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)
stroomgeleiding	niet	in vaste of vloeibare fase	in vloeibare fase of opgelost in water
stroomgeleiding door:	niet van toepassing	vrije elektronen	vrije ionen
soort formule	molecuulformule en structuurformule	symbool van het metaal	verhoudingsformule bv K_2S .
smeltpunt/kookpunt	relatief laag	hoog	hoog
oplosbaarheid	wisselend (zie bij waterstofbruggen)	onoplosbaar	sommige zouten zijn oplosbaar in water, tabel 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 fase-overgangen, 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 alkali-metalen, 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)

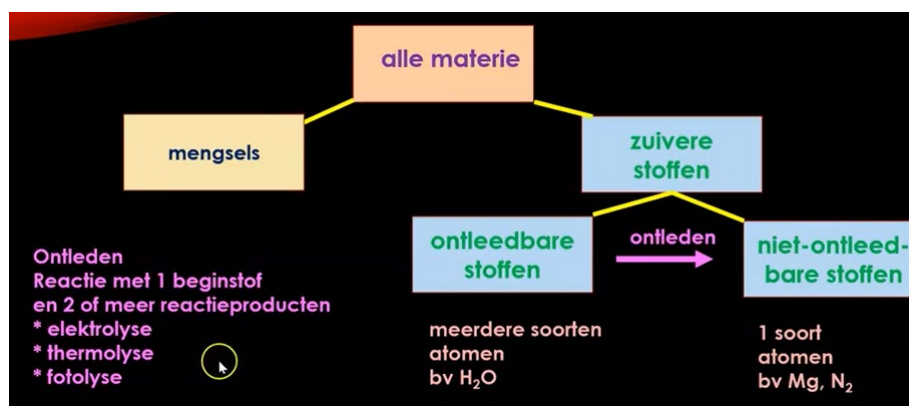
Ionen zijn geladen deeltjes. Het aantal protonen wordt ook bij ionen bepaald door het atoomnummer. Het aantal elektronen volgt uit de lading, als een ion 2^- is heeft het twee elektronen meer dan protonen. Als de ionlading 3^+ is heeft het drie elektronen minder dan protonen.

Let op sommige metaalionen kunnen verschillende ladingen hebben, zo heb je Fe^{2+} en Fe^{3+} . Of het in een zout om Fe^{2+} of 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. 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: Br₂, O₂, F₂, I₂, H₂, N₂, Cl₂, 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 metaalatomen en niet-metaalatomen. De ammoniumzouten, bijvoorbeeld ammoniumchloride, zijn een uitzondering hierop. Deze zouten bestaan alleen uit niet-metaalatomen. 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, Ca²⁺?

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, 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 nettolading 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 (OH^-) en sulfide (S^{2-}) kun je niet vinden in binas.

Positieve ionen:

1+ Na^+ (natriumion), K^+ (kaliumion), Ag^+ (zilverion), NH_4^+ (ammoniumion)

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

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

Let op sommige metaalionen kunnen verschillende ladingen hebben, zo heb je Fe^{2+} en Fe^{3+} . Of het in een zout om Fe^{2+} of 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. FeCl_3 is dus ijzer(III)chloride.

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

- 1- F^- (fluoride-ion), Cl^- (chloride-ion), Br^- (bromide-ion), I^- (jodide-ion), OH^- (hydroxide-ion), NO_3^- (nitraation), NO_2^- (nitrietion), HCO_3^- (waterstofcarbonaation), CH_3COO^- (ethanoaation of acetaation)
- 2- O^{2-} (oxide-ion), S^{2-} (sulfide-ion), CO_3^{2-} (carbonaation), SO_4^{2-} (sulfaation), SO_3^{2-} (sulfietion), SiO_3^{2-} (silicaation)
- 3- PO_4^{3-} (fosfaation)

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

Let op chloor is Cl_2 , heeft geen lading en is geen ion. Chloride is 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: AlBr_3
- * natriumoxide: Na_2O
- * ijzer(II)sulfaat: 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 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 SO_4^{2-} , er is dus een totale min lading van $2 \times 2^-$ is 4^- . Er moet dus in totaal ook 4^+ zijn. NH_4^+ heeft een positieve lading van 1^+ . Het moet dus wel 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 notatie als $\text{CaCl}_2(\text{aq})$ kan NOOIT, een oplossing van calciumchloride noteer je als: $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$.



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

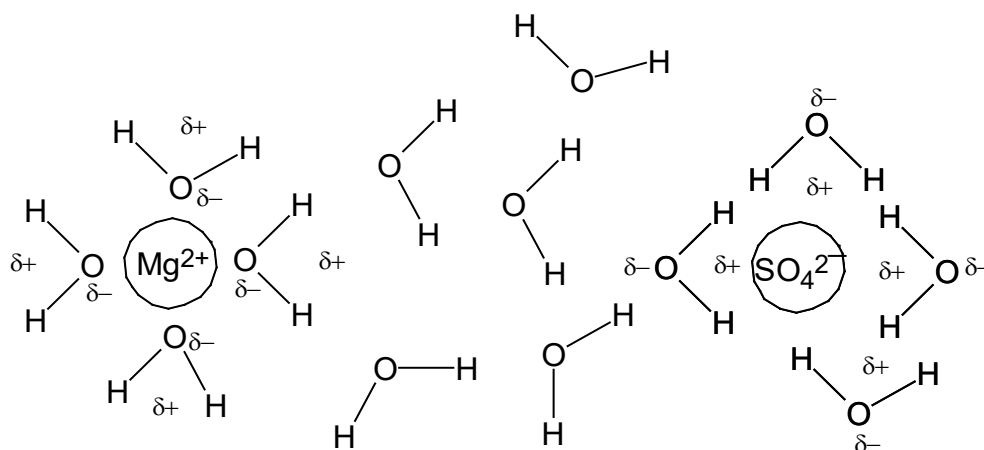
- natronloog: $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- kaliloog: $\text{K}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
- kalkwater: $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$

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.

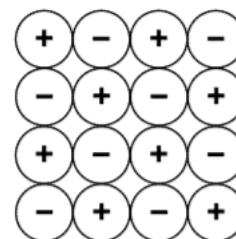
Of zouten op kunnen lossen in water kun je vinden in tabel 45A. De ionen worden gehydrateerd in oplossing, omgeven door watermoleculen. De zuurstofkant van een watermolecuul is een beetje negatief geladen en richt zich dus op de positieve ionen. De waterstofkant van watermoleculen is een beetje positief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

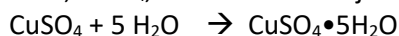


In een ionrooster van een zout zitten de positief en negatief geladen om en om, elk positief ion heeft links, rechts, onder, boven, voor en achter een negatief ion als buur.

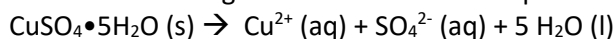


Sommige zouten hebben ook in het rooster watermoleculen tussen de ionen zitten.

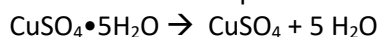
Zo'n zout wordt een hydraat genoemd. Een voorbeeld hiervan is blauw koper(II)sulfaat: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. De systematische naam van blauw kopersulfaat is koper(II)sulfaatpentahydraat. Penta is Grieks voor 5, dit wordt ook gebruikt in pentaan. Hier maak je gebruik van bij het aantonen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

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.

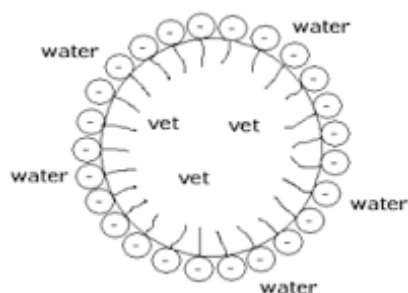
Waterstofbruggen

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 -O-H groep en/of een -N-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.

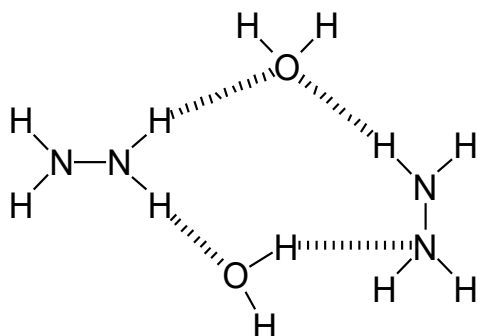
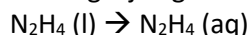
Een zeep bestaat uit moleculen met een kop die goed oplost in water (hydrofiel) en een staart die slecht oplost in water (hydrofoob). De staart kan vetdeeltjes binden, hierbij worden micellen gevormd:



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.

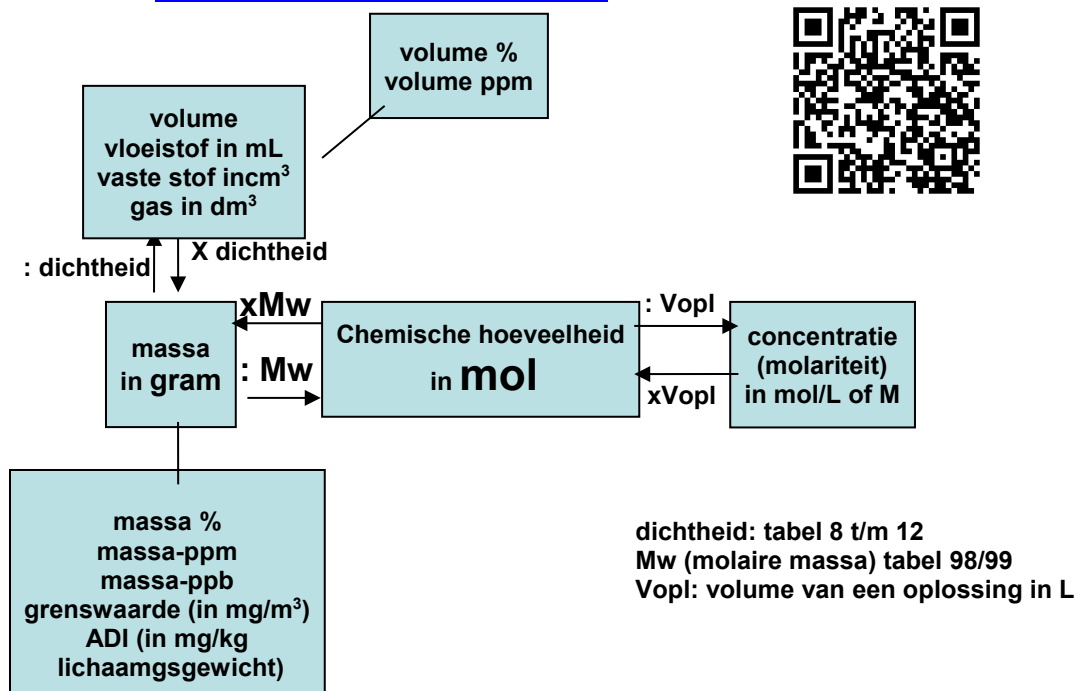
Voorbeeld: rangschik de volgende stoffen oplopend naar kookpunt: pentaan, propaan, propaan-1-ol

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 kg/m^3 dit is hetzelfde als g/mL of g/cm^3 .

De dichtheid van gasen staat in tabel 12 in kg/m^3 , dat is hetzelfde als g/dm^3 of 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.

$\text{molariteit} = \text{aantal mol} / \text{aantal L}$

eenheid $\text{mol/L} = \text{mmol/mL} = \text{M}$ (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^3 .

[ADI](#): aanvaardbare dagelijks inname van stoffen in eten in mg/kg lichaamsgewicht, tabel **95B2**.

volume procent: $\text{aantal mL stof} / \text{totaal aantal mL} \times 100 \%$

massa procent: $\text{aantal gram stof} / \text{totaal aantal gram} \times 100 \%$

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

$\text{g} = 1 \times 10^{-6} \text{ g}$ (zie binas tabel 2)

rendement = $(\text{werkelijke opbrengst} / \text{theoretisch maximale opbrengst}) \times 100\%$.

[pH](#) = $-\log [\text{H}^+]$ [] betekent concentratie in mol/L

$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$

$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$

$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$

$\text{pH} + \text{pOH} = 14,00$.



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 $2,3 \times 10^6$ %)?

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

Dit is het percentage van een bepaald element in een stof, het massapercentage koolstof van een stof is hoeveel gram van het element koolstof 100 gram van die stof bevat.

Voorbeeld: bereken het massapercentage koolstof in propaanzuur.

De molecuulformule van propaanzuur is: $C_3H_6O_2$ (teken eventueel voor jezelf de structuurformule).

De molaire massa van één molecuul propaanzuur is $3 \times 12,01 + 6 \times 1,008 + 2 \times 16,00 = 74,08$ u.

De massa van de C-atomen in één molecuul propaanzuur is $3 \times 12,01 = 36,03$ u.

Het massapercentage C is $(36,03/74,08) \times 100\% = 48,64\%$ (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 $\times 10^6$.

Massa-ppb = massa deel / massa geheel $\times 10^9$.

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

Reactiewarmte en vormingswarmte

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

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

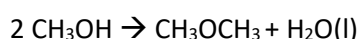
De *reactiewarmte* van een reactie bereken je met behulp van de reactievergelijking en de vormingswarmten van alle stoffen uit de reactievergelijking.

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 -),



Voorbeeld: Bereken de reactiewarmte van de reactie waarbij methoxymethaan (CH_3OCH_3) wordt gevormd uit methanol. Bereken de reactiewarmte in J/mol methoxymethaan. Er ontstaat ook water bij deze reactie ($T=298$ K).

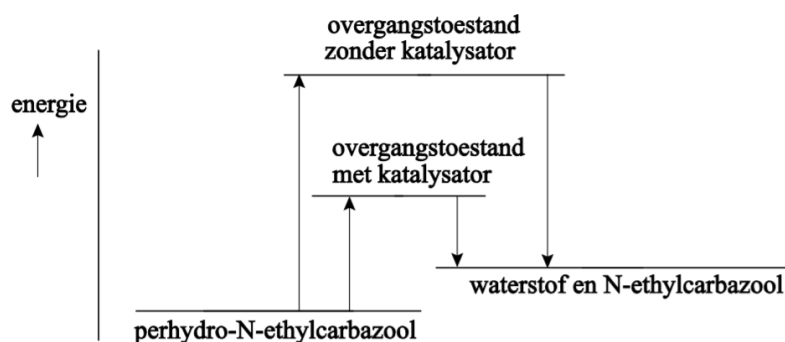


stof	vormingswarmte (J per mol)	aantal mol in vergelijking	warmte per aantal mol in reactievergelijking (J)	aangepaste warmte per aantal mol in reactievergelijking (J) + of - teken bij beginstoffen omdraaien
CH ₃ OH	-2,39·10 ⁵	2	2 × -2,39·10 ⁵ = -4,78·10 ⁵	+4,78·10 ⁵
CH ₃ OCH ₃	-1,84·10 ⁵	1	-1,84·10 ⁵	-1,84·10 ⁵
H ₂ O (l)	-2,86·10 ⁵	1	-2,86·10 ⁵	-2,86·10 ⁵
Reactiewarmte +0,080·10 ⁵ 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 K, dan is water een vloeistof. Als er in een opgave staat dat er waterdamp is, H₂O (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	gloeende 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.

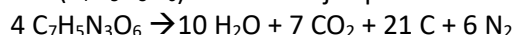


Ontledingsreacties zijn vrijwel altijd endotherme reacties, afhankelijk van de soort energie die wordt toegevoerd noemen we de reactie elektrolyse, thermolyse of fotolyse.

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 ($C_7H_5N_3O_6$) ontleeft 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 $\text{mol L}^{-1}\text{s}^{-1}$.

Zuren en basen

Een **zuur** is een deeltje dat H^+ af kan staan.

Een **base** is een deeltje dat H^+ op kan nemen.



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

Zoutzuur*	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
Zwavelzuur	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
Salpeterzuur	$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$
Koolzuur	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow (\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2)$
	Koolzuur is niet stabiel, het valt uit elkaar in H_2O en CO_2
Fosforzuur	H_3PO_4



Let goed op bij zwavelzuur: als je bijvoorbeeld 1,0 mol H_2SO_4 in 1,0 liter water oplost is de concentratie H^+ in de oplossing 2,0 mol/liter.

***Je noteert sterke zuren in opgesplitste vorm. Zoutzuur noteer je dus als: $\text{H}^+ + \text{Cl}^-$. 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^-	hydroxide
HCO_3^-	waterstofcarbonaat (dit kan ook als zuur reageren als je een sterke base toevoegt)
CO_3^{2-}	carbonaat
CH_3COO^-	ethanoaat (of acetaat)
O^{2-}	oxide
NH_3	ammoniak
$-\text{NH}_2$ groep	amino-groep, deze wordt een $-\text{NH}_3^+$ groep als hij H^+ opneemt.

HCO_3^- reageert als base als je een zuur erbij doet: $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

(het H_2CO_3 dat ontstaat valt uit elkaar in H_2O en CO_2)

HCO_3^- reageert als zuur als je een base erbij doet: $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_3^{2-}$

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.

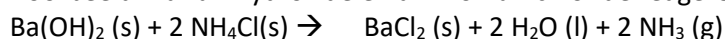
Indicatoren

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.

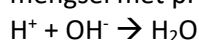
De OH^- (hydroxide) ionen in bariumhydroxide nemen H^+ op en reageren dus als base.

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



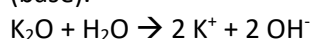
De base CO_3^{2-} neemt 2 H^+ op, er ontstaat H_2CO_3 dat uit elkaar valt in H_2O en CO_2 .

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.

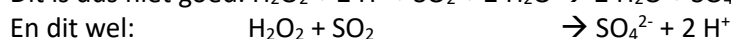
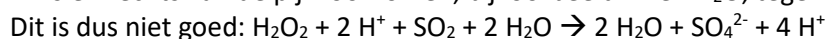
Reductor: deeltje dat elektronen afstaat.

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.

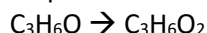


Soms staat een halfreactie niet in binas, maar moet je die [zelf opstellen](#). De stoffen staan dan al in de vraag gegeven. Je maakt de reactievergelijkingen kloppend. Als extra en laatste stap zorg je ervoor dat de lading links en rechts van de pijl gelijk is door het juiste aantal elektronen erbij 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.

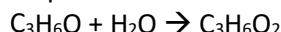


Voorbeeld propanal (C_3H_6O) wordt in oplossing omgezet in propaanzuur. In de halfreactie komt ook water en H^+ voor.

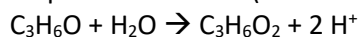
Stap 1 Noteer de formules van propanal en propaanzuur aan de juiste kant van de pijl:



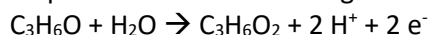
Stap 2 maak met H_2O de zuurstofbalans in orde.



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.



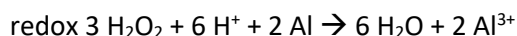
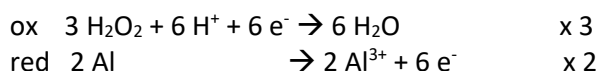
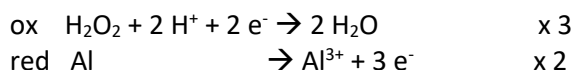
De formules van bekende stoffen bij redoxreacties zoals het permanganaat (MnO_4^-), het dichromaat ($Cr_2O_7^{2-}$) en waterstofperoxide (H_2O_2) kun je vinden in tabel 66B. Als een oplossing aangezuurd is kun je ook een halfreactie uit tabel 48 nemen met H^+ erin, dat kan niet als de oplossing neutraal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



Bij redoxreacties in oplossing doen Na^+ en K^+ nooit mee, dit zijn dus tributionen 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+} .

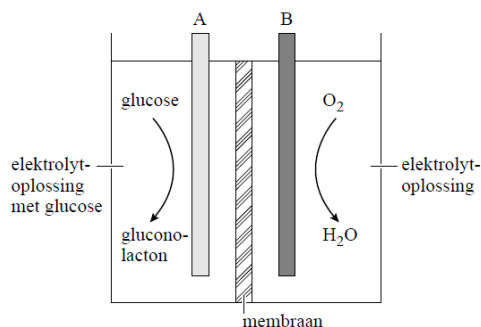
Voorbeeld: een aangezuurde waterstofperoxide-oplossing wordt gemengd met aluminium.



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 bekers zitten is er een zoutbrug nodig om een gesloten stroomkring te krijgen. In plaats van twee bekers 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 naar de positieve elektrode. De elektroden en verbindingsdraad zijn gemaakt van metalen, vrije elektronen zorgen voor stroomgeleiding. In de



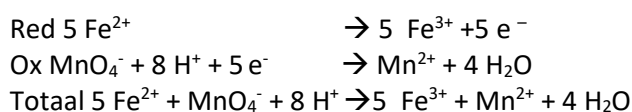
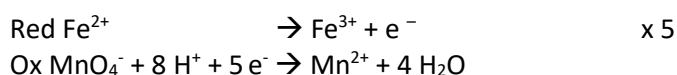
oplossing zorgen ionen voor stroomgeleiding.

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: Fe^{2+} , NO_3^- , H_2O , H^+ , K^+ , 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 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 $5 \text{ mol e}^- : 1 \text{ mol Mn}^{2+}$

Dus $0,12/5 = 0,024 \text{ mol Mn}^{2+}$ 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, Fe^{3+} wordt Fe^{2+} en was dus oxidator, I^- wordt 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 NH_4^+ een H^+ overdraagt aan OH^- .

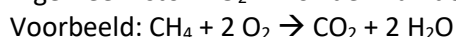
Verbranding

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



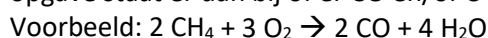
Bij metalen moet je kijken naar de lading van het metaalion om de formule van het metaaloxide te berekenen, natriumoxide is Na_2O , calciumoxide CaO en ijzer(III)oxide Fe_2O_3 . De lading van ionen vind je in tabel 40A.

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 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 $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$, 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.

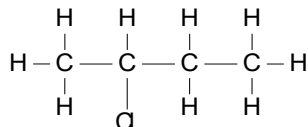


Zijgroepen

Methyl: $-\text{CH}_3$ en ethyl $-\text{CH}_2\text{CH}_3$. Een zijgroep zit aan de hoofdketen (langste keten) vast.

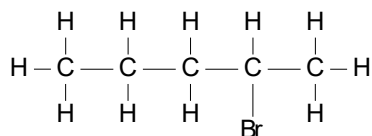
Systematische naamgeving

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.

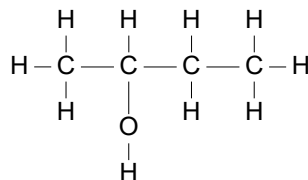
Let op: de karakteristieke groep moet een zo laag mogelijk nummer krijgen, je mag aan de linkerkant beginnen te tellen, maar soms moet je het rechter C-atoom nummer 1 noemen.



Is bijvoorbeeld 2-broompentaan.

Alkanolen

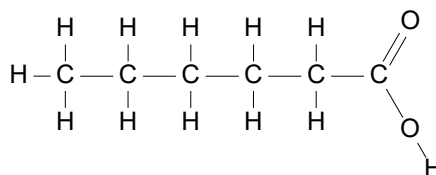
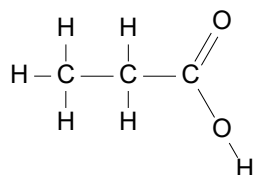
Alkanolen zijn alkanen waarbij 1 H-atoom door een OH –groep is vervangen. De OH-groep is een karakteristieke groep en krijgt het achtervoegsel –ol.



Deze stof heet butaan-2-ol.

Carbonzuren

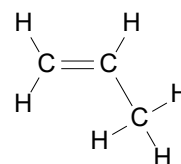
Carbonzuren zijn alkanen waarbij aan het uiteinde een $-\text{COOH}$ groep zit. Tel het aantal C-atomen, zoek de bijbehorende stamnaam en zet er zuur achter. Je moet wel alle C-atomen meetellen, ook die van de COOH -groep. Hier staan propaanzuur en hexaanzuur:



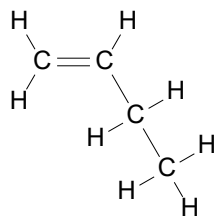
Alkenen

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

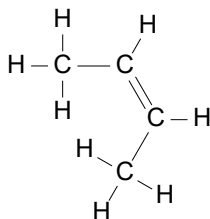
De naamgeving is hetzelfde als bij de alkanen, het eindigt nu alleen op –een ipv op –aan. De stof rechts heet propene.



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:



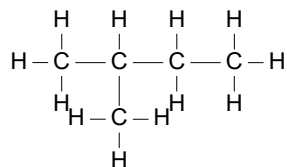
but-1-ene



but-2-ene

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:

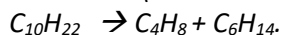


Kraken

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-ene en één ander molecuul. Geef de reactievergelijking.

Voor de formule van decaan vul je $n=10$ in de formule C_nH_{2n+2} in, decaan is dus $C_{10}H_{22}$. but-1-ene is C_4H_8 (teken eventueel de structuurformule)



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

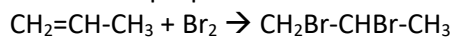
Omdat we warmte gebruiken als energie om deze endotherme reactie te laten plaats vinden is kraken een vorm van thermolyse.

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

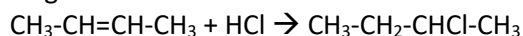
Bij een additiereactie verdwijnt een $C=C$ binding, deze binding klapt open. Stoffen die met $C=C$ kunnen reageren zijn Br_2 , I_2 , HBr , HCl , H_2 en H_2O

Voorbeeld: propene + broomwater



De gele kleur van het broomwater verdwijnt omdat de gele stof Br_2 weg reageert. Op deze manier kun je de aanwezigheid van onverzadigde koolwaterstoffen aantonen.

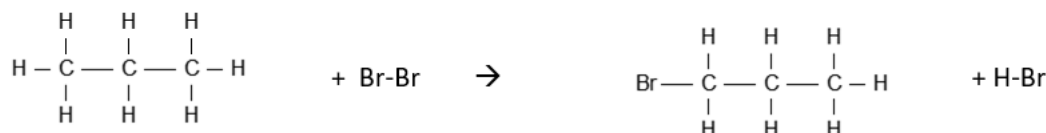
Nog een voorbeeld: but-2-ene + waterstofchloride



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

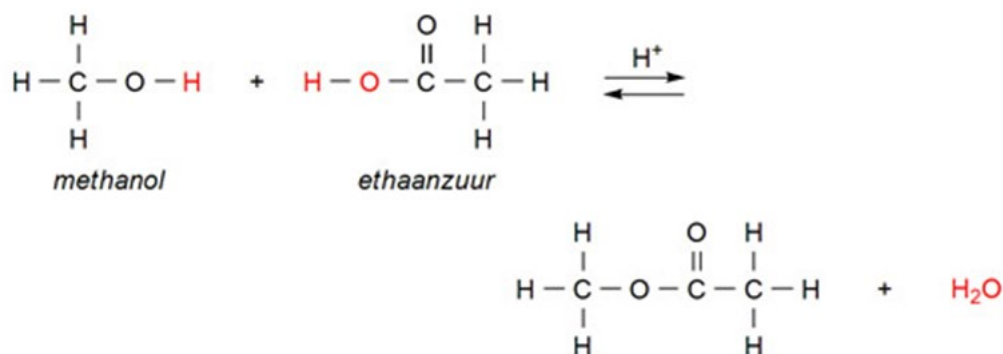
Hierbij reageert een alkaan met chloor of broom tot een broomalkaan en waterstofbromide of een chlooralkaan en waterstofchloride. Voor een substitutiereactie is licht nodig.



Let op: er kan ook 2-broompropana ontstaan.

Esters

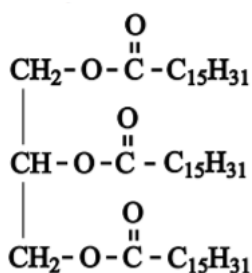
Een alcohol en een carbonzuur kunnen (in aanwezigheid van een geschikte katalysator) reageren tot een ester en water. Dit is een veresteringsreactie.



H⁺ 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 – C_nH_{2n+1}.

Dit vet is gemaakt van palmitinezuur. Palmitinezuur is een verzadigd vetzuur, C₁₅H₃₁ voldoet aan de formule C_nH_{2n+1}.



Vergisting

Uit glucose kan door vergisting alcohol ontstaan: C₆H₁₂O₆ → 2 C₂H₆O + 2 CO₂. Hiervan wordt gebruik gemaakt bij het brouwen van bier en het maken van bio-ethanol. Als je bio-ethanol verbrandt komt er CO₂ vrij, dit CO₂ is eerder door middel van fotosynthese door de plant opgenomen en omgezet in glucose. Zo ontstaat een koolstofkringloop.

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

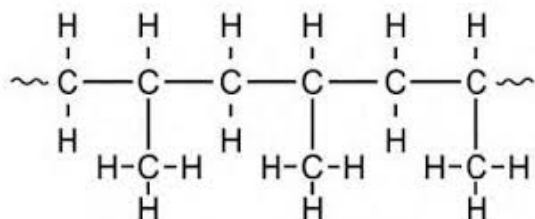
Andere gisten kunnen biogas (methaan) produceren. Bio-ethanol en biogas zijn voorbeelden van biobrandstoffen.

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.

Polypropreen is bijvoorbeeld:



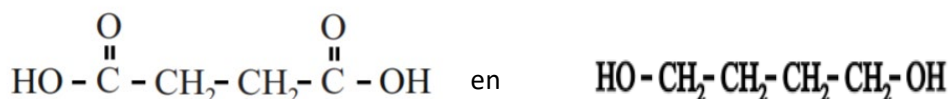
Bij **polycondensatie** ontstaat er naast het polymeer ook een klein molecuul, meestal is dit water. Polyesters zijn polycondensatiepolymeren. Bij het maken van een polyester reageren een zuurgroep en een alcoholgroep met elkaar.

Dat kan op twee manieren:

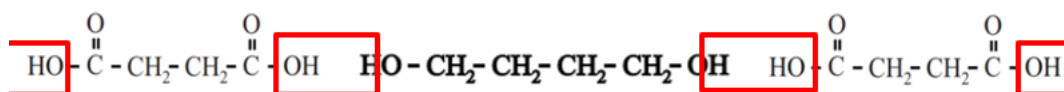
- Je hebt een monomeer dat zowel een zuurgroep als een alcoholgroep heeft
- Je hebt twee monomeren: een dizuur en een diol. Deze monomeren komen om en om te zitten in het polymeer.



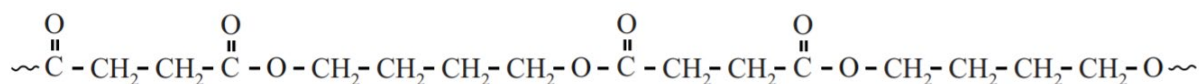
Voorbeeld: deze twee monomeren



reageren met elkaar:

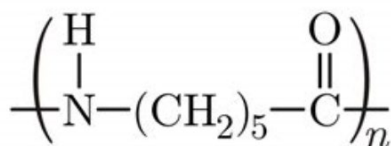


Hierbij ontstaat water en dit polymeer:

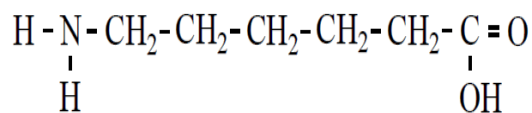


Een polymeer dat is opgebouwd uit twee verschillende monomeren noem je een copolymeer.

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



Nylon, een voorbeeld van een polyamide

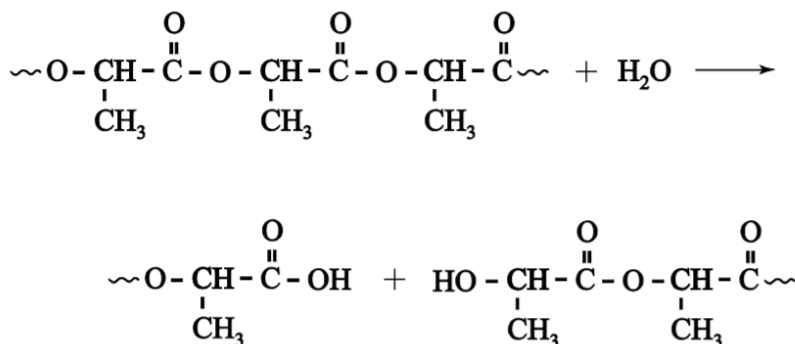


het monomeer van deze soort nylon.

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 smelten en dus ook recyclen. Spuitgieten is een gesmolten thermoplast in een mal(matrijs) spuiten. Bij extruderen smelt je het thermoplast ook, daarna pers je het door een spuitkop.

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 smelten. 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.

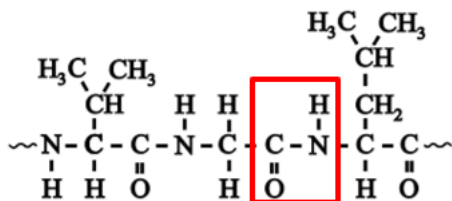
Composieten bestaan uit meerdere materialen, bijvoorbeeld kunststoffen waaraan vezels zijn toegevoegd om ze steviger te maken.

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 cysteïne-eenheden van een eiwit.

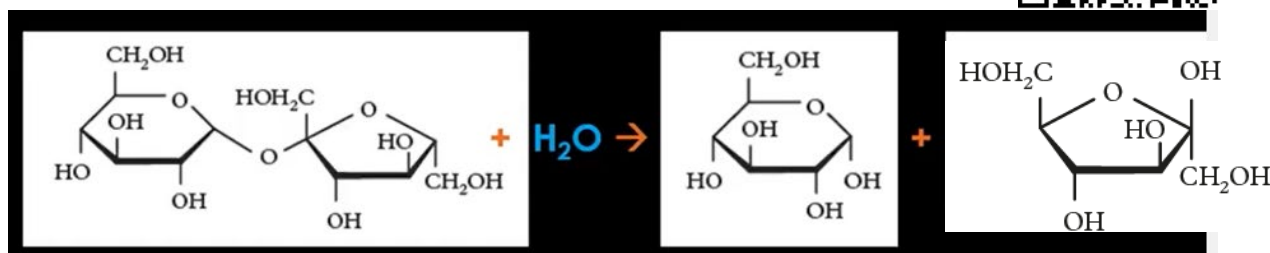
Aminozuren die een -NH_2 in de zijgroep hebben (bijvoorbeeld lysine) kunnen in zuur milieu een H^+ opnemen, dan wordt de -NH_2 groep een -NH_3^+ groep.

Aminozuren die een -COOH in de zijgroep hebben (bijvoorbeeld asparaginezuur) kunnen in basisch milieu een H^+ afstaan, de COOH groep wordt dan een -COO^- 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 $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$.

De hydrolyse van zetmeel in molecuulformules noteer je als: $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n + n \text{H}_2\text{O} \rightarrow n \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

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 atomeconomie en het rendement wel. Bij de E-factor heb je het rendement nodig om de werkelijke opbrengst te berekenen.

Bij de atomeconomie 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.

Broeikaseffect: de opwarming van de aarde door uitstoot van stoffen als CO₂ en CH₄ (methaan). Een brandstof met een grote C/H verhouding levert relatief meer CO₂ op bij de verbranding en versterkt het broeikaseffect dus meer. C₇H₁₆ levert naar verhouding bijvoorbeeld meer CO₂ op dan CH₄.

SO₂ en NO_x zorgen voor zure depositie. SO₂ ontstaat door zwavel dat in brandstoffen als diesel voorkomt. SO₂ kan omgezet worden in zwavelzuur. NO_x ontstaat doordat bij de hoge temperatuur in een motor stikstof en zuurstof uit de lucht met elkaar kan reageren, NO_x kan omgezet worden in salpeterzuur. Bij verbranding van fossiele brandstoffen kan ook smogvorming ontstaan door fijnstof, SO₂, NO_x, 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 gevarenzinnen, dit noem je ook wel het GHS systeem. Dit hoeft 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 gerecicleerd. 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.

[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](#)

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>.