

samenvatting scheikunde

VWO

Examen VWO

2022

tijdvak 1
maandag 16 mei
13.30 - 16.30 uur

scheikunde



www.scheikundehavovwo.nl

Inhoud

Samenvatting examenstof scheikunde vwo.....	3
Stoffen, moleculen, atomen, ionen en bindingen	3
Moleculaire stoffen	5
Zouten.....	7
Evenwichten	9
Lewisstructuur.....	12
Koolstofchemie	13
Reactiemechanisme	17
Chemisch rekenen	26
Redox	31
Zuren en basen	36
Groene chemie.....	40
Begrippenlijst	43
Binastabellen	55

Samenvatting examenstof scheikunde vwo

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. Oefen alles goed en kijk je antwoorden steeds kritisch na. Zie scheikundehavovwo.nl voor oefenopgaven, antwoorden en meer uitleg. [Klik hier voor een videosamenvatting.](#)



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](#) staan 10 tips voor een goede voorbereiding op je (school)examen.

Atomen

We beginnen met atomen. Op het periodiek systeem staan zo'n 118 atoomsoorten. 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.

De massa van een atoom wordt bepaald door het aantal protonen en het aantal neutronen, de som hiervan noem je het massagetal van een atoom. De gemiddelde atoommassa van alle atomen vind je in tabel 99. Dit zijn vaak geen ronde getallen omdat er van de meeste atomen varianten met een verschillend aantal neutronen voorkomen. Zulke varianten noem je **isotopen**. Van chloor komen (zie tabel 25) in de natuur twee isotopen voor: Cl-35 (17 protonen en 18 neutronen) en Cl-37 (17 protonen en 20 neutronen). Het verschil zit dus in het aantal neutronen. Isotopen hebben (behalve de atoommassa) precies dezelfde eigenschappen. De gemiddelde atoommassa van chloor vind je in tabel 99, dit kun je narekenen m.b.v. tabel 25: $0,755 \times 34,96885 + 0,245 \times 36,96590 = 35,45$.

Elektronen zijn verdeeld over schillen, de eerste schil is de K-schil, daarin zitten maximaal 2 elektronen. De tweede schil is de L-schil, daarin zitten maximaal 8 elektronen. De derde schil is de M-schil, daarin zitten maximaal 18 elektronen. Het aantal elektronen in de buitenste schil is het aantal valentie-elektronen. Linksonder een element in tabel 99 vind je het aantal valantie-elektronen. Bij zuurstof staat daar 2,6; O heeft 6 valentie-elektronen.

[Stoffen, moleculen, atomen, ionen en bindingen](#)

In derde klas leerde je dat een zuivere stof bestaat uit één stof en één soort moleculen. Mengsels bestaan uit meer dan één stof en dus meerdere soorten moleculen. In de vierde klas bleek dat zouten niet uit moleculen bestaan maar uit ionen. Metalen bestaan uit metaalatomen. Zuivere stoffen hebben een smeltpunt en kookpunt, dit betekent dat de temperatuur niet verandert tijdens het koken of smelten. Mengsels hebben een kooktraject en smelttraject, dit betekent dat de temperatuur wel verandert tijdens het koken en smelten.




Er zijn dus drie groepen stoffen:

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

Metalen en zouten bestaan dus niet uit moleculen.

In de volgende tabel staan de belangrijkste verschillen tussen de drie 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, vrij zwak, sterker bij grotere moleculen waterstofbruggen, tussen moleculen met -OH of -NH groep (vrij sterk)	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, binas 45A
rooster (vaste stof)	molecuulrooster of atoomrooster	metaalrooster	ionrooster

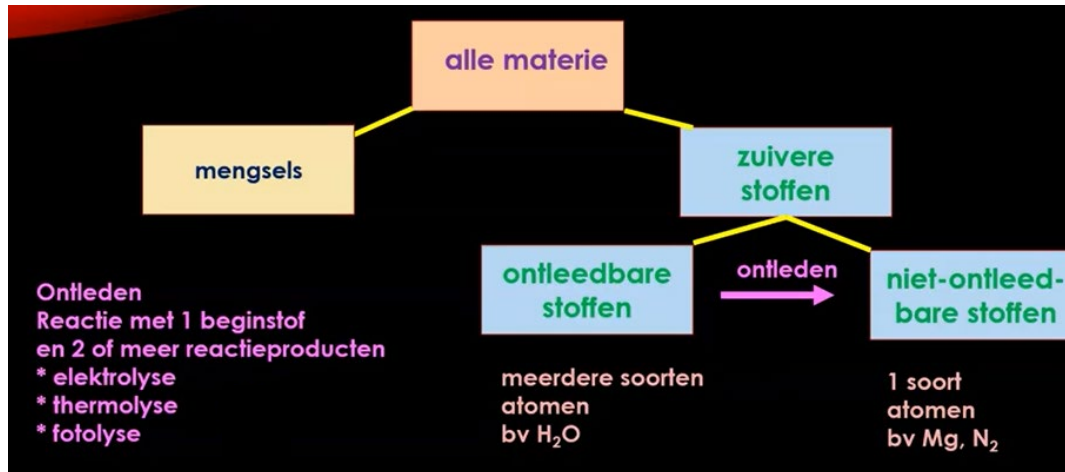
Bij welke groep een stof hoort kun je dus experimenteel bepalen door te kijken in welke fase een stof stroom geleidt.

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



Moleculaire stoffen

Moleculaire stoffen bestaan uit alleen niet-metaal atomen en zijn opgebouwd uit moleculen. 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 bestaan.



Ontleedbare stoffen

Voor de naamgeving van de ontleedbare stoffen worden Griekse telwoorden gebruikt, zie binas 66C. Als het tweede element O is eindigt de naam op oxide, SO₂ is bijvoorbeeld zwaveldioxide. Als het tweede element S is eindigt de naam op sulfide, H₂S is bijvoorbeeld diwaterstofsulfide.

Niet-ontleedbare stoffen

De meeste niet-ontleedbare stoffen hebben als formule de afkorting 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**. Kijk bij twijfel in binas 40A.

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

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

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

Covalentie 2: O, S, Se

Covalentie 3: N, P

Covalentie 4: C, Si

De streepjes in de structuurformules stellen atoombindingen voor, dit is een gemeenschappelijk elektronenpaar wat de kernen aan elkaar bindt. De atoombinding is sterk, het verbreken van atoombindingen kost (veel) energie. Hieruit volgt dat ontledingsreacties endotherme reacties zijn. Atoombindingen worden alleen verbroken bij chemische reacties, niet bij een fase-overgang of het oplossen van een stof.

Tussen moleculen zijn er molecuulbindingen die meestal vanderwaalsbindingen worden genoemd. Hiermee kun je bijvoorbeeld op [microniveau](#) het kookpunt van een stof voorspellen. 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. Stoffen met grotere moleculen hebben een hoger kookpunt omdat het veel energie kost om de vanderwaalsbindingen tussen de moleculen te verbreken. Bij het verdampen van een moleculaire stof worden dus vanderwaalsbindingen verbroken. Ook waterstofbruggen hebben invloed op het kookpunt, zie verder op.

Polaire atoombinding



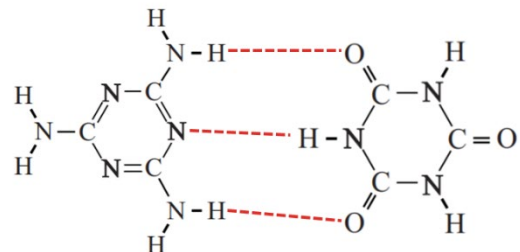
In tabel 40A van binas kun je van elk atoomsoort de **elektronegativiteit** vinden. Hoe groter de elektronegativiteit, hoe sterker een atoomsoort elektronen aantrekt. Als het verschil in elektronegativiteit tussen twee atomen aan beide kanten van een atoombinding groter is dan 0,4, dan is deze atoombinding een polaire atoombinding. Het atoom met de grootste elektronegativiteit krijgt dan een kleine negatieve lading en het andere atoom een kleine positieve lading.

Waterstofbruggen

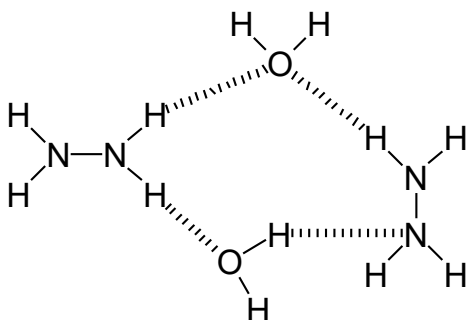
Watermoleculen kunnen onderling waterstofbruggen vormen. De O-H binding is een polaire binding, de O-atomen die een beetje negatief geladen zijn worden aangetrokken door H-atomen van andere moleculen. De H-atomen zijn een beetje positief geladen. Zo'n molecuul waarbij het ene deel een beetje positief geladen is het andere deel een beetje negatief geladen noem je een dipoolmolecuul. In een dipoolmolecuul komen altijd polaire atoombindingen voor. Stoffen die bestaan uit dipoolmoleculen noem je polaire stoffen.



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. Stoffen die uit dit soort moleculen bestaan lossen goed in elkaar op. De H is steeds een beetje positief geladen. Let op: H-atomen die aan een C-atoom vast zitten doen nooit mee met waterstofbruggen. Een waterstofbrug is dus altijd tussen een O of N en een H die aan een andere O of N vast zit. Een O of N die aan een C gebonden is, kan ook waterstofbruggen vormen met een H die aan een O of N vast zit.



Voorbeeld: de raketbrandstof hydrazine, N_2H_4 is goed oplosbaar in water omdat de moleculen waterstofbruggen met elkaar kunnen vormen.

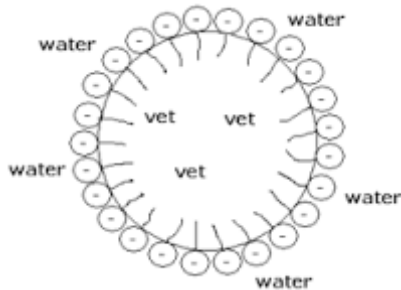


De waterstofbrug is een vrij sterke binding. Water is een klein molecuul maar heeft toch een vrij hoog kookpunt, dit komt omdat bij het koken van een stof de bindingen tussen de moleculen verbroken moeten worden en het veel energie kost de sterke waterstofbruggen tussen de watermoleculen te verbreken.

Moleculaire stoffen waarvan de moleculen geen waterstofbruggen kunnen vormen lossen slecht op in

water maar lossen goed op in elkaar (soort zoekt soort). 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.

Waterstofbruggen zorgen voor oppervlaktespanning, hierdoor kan een punaise bijvoorbeeld op water drijven. Stoffen die de waterstofbruggen aan de oppervlakte verbreken en dus de oppervlaktespanning verlagen noemen we detergentia. Zeep is een detergent.

Zouten

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

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



Ionen kun je vinden in tabel 40 A en 66B. Hydroxide (OH^-) en sulfide (S^{2-}) kun je niet in binas vinden. 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. IJzer(III)oxide is dus de naam van Fe_2O_3 . $\text{Fe}(\text{OH})_2$ is ijzer(II)hydroxide. Chloor is Cl_2 en geen ion, chloride is Cl^- en wel een ion.

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 vergelijking weergeven:



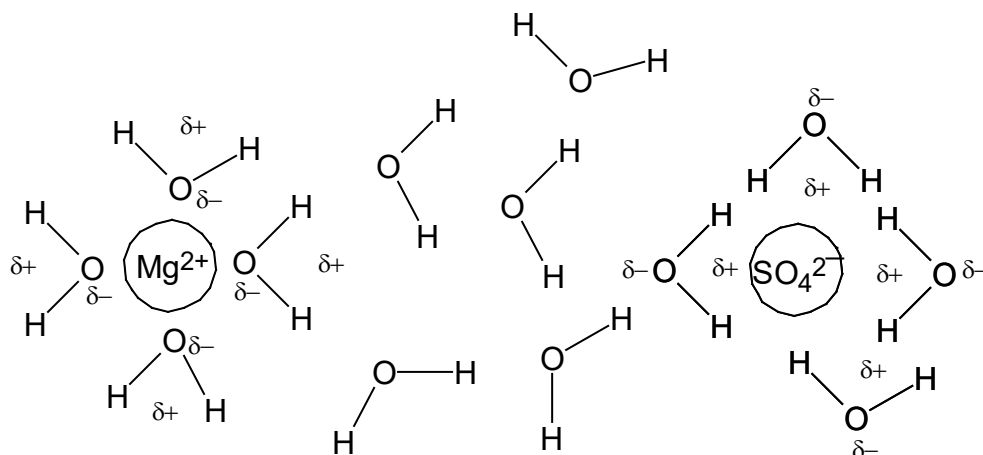
Het oplossen van ijzer(III)nitraat: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 (\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{NO}_3^- (\text{aq})$

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

- natronloog: $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$ (dus geen NaOH omdat het een oplossing is!)
- kaliloog: $\text{K}^+ + \text{OH}^-$
- kalkwater: $\text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$

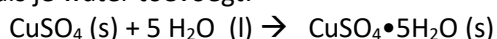
Of zouten op kunnen lossen in water kun je dus vinden in tabel 45A. De ionen worden gehydrateerd in oplossing, omgeven door watermoleculen. De bindingen tussen H en O in watermoleculen zijn polaire atoombindingen. De O-atomen trekken wat harder aan de elektronen die de binding tussen H en O vormen dan de H-atomen. De O-atomen zijn een beetje negatief geladen en de H-atomen zijn een beetje positief geladen.

Een oplossing van magnesiumsulfaat in water:

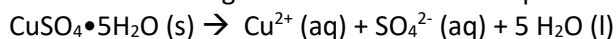


De bindingen die gevormd worden tussen een ion (bv Mg^{2+}) en een dipoolmolecuul (bv H_2O) zijn ion-dipoolbindingen. De magnesiumionen en sulfaationen zijn in deze oplossingen gehydrateerd.

Sommige zouten hebben ook in het kristalrooster watermoleculen tussen de ionen zitten. Zo'n zout wordt een [hydraat](#) genoemd. Een voorbeeld hiervan is blauw kopersulfaat: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. De systematische naam van blauw kopersulfaat is koper(II)sulfaatpentahydraat. Penta is Grieks voor 5 (binas 66C), 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:



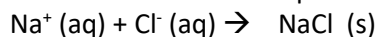
Als je veel water toevoegt dan lost het blauwe kopersulfaat op:



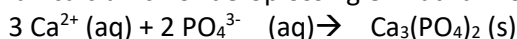
Kristalwater kun je verwijderen door te verhitten, zo kun je van blauw kopersulfaat weer wit kopersulfaat maken: $CuSO_4 \cdot 5H_2O (s) \rightarrow CuSO_4 (s) + 5 H_2O (l)$



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 keuzenzout (natriumchloride) oplossing noteer je dus zo:



Als je twee oplossingen van zouten bij elkaar doet kan er een neerslag ontstaan. Bij het samenvoegen van calciumchloride-oplossing en natriumfosfaatoplossing krijg je bijvoorbeeld:



Kleuren van stoffen, ionen en ionen die door water zijn gehydrateerd, vind je in tabel 65B.

Metalen

Metalen bestaan uit metaalatonen die niet aan elkaar zitten in moleculen. Metalen geleiden stroom. Dat kun je op microniveau verklaren doordat de valentie-elektronen vrij kunnen bewegen. De metaalrestionen (de metaaltomen zonder de valentie-elektronen) zijn positief geladen en worden bij

elkaar gehouden door de negatief geladen elektronen. Deze binding heet de metaalbinding en is sterk. Metalen smelten pas bij hoge temperatuur.

Groepen metaal-atomen vormen kleine kristallen met een metaalrooster, dit is het mesoniveau. Deze kristallen kunnen verschuiven ten opzichte van elkaar en daardoor is een metaal vervormbaar.

Bij een legering zitten er meerdere atoomsoorten door elkaar, er zijn dan twee of meer metalen in vloeibare vorm met elkaar gemengd. Bij een legering zitten er "fouten" in het metaalrooster omdat niet alle metaal-atomen even groot zijn. De lagen metaal-atomen schuiven dan minder makkelijk over elkaar. Legeringen zijn hierdoor meestal harder en minder buigzaam dan zuivere metalen. Legeringen die erg hard zijn, kun je vaak moeilijk vervormen. Dat betekent dat het materiaal barst als je er bijvoorbeeld met een hamer op slaat.

Keramische materialen

Dit zijn harde vaste stoffen met een hoog smeltpunt zoals diamant. Diamant heeft een atoomrooster van koolstofatomen. De atomen zijn via covalente bindingen aan elkaar gebonden. Je krijgt zo een netwerk en een materiaal dat erg hard is.

Er zijn ook keramische materialen met een ionrooster. De ionen kunnen daarin niet bewegen en er is geen stroomgeleiding. Als er roosterfouten in het ionrooster zitten, kunnen er gaten in het ionrooster ontstaan en kun je een vast zout krijgen dat de stroom geleidt.

Composieten

Composieten bestaan uit verschillende materialen. Deze materialen zijn op mesoniveau met elkaar gemengd. Een composiet kan uit laagjes bestaan, of korrels of vezels die met elkaar zijn gemengd. Je kunt hierdoor hele stevige materialen maken.

Evenwichten



[Evenwichtsreacties](#) leiden tot dynamische evenwichten. De reactie naar links gaat even snel als de reactie naar rechts, waardoor de hoeveelheden van de stoffen netto niet veranderen. De beide reacties hebben dus niet een reactiesnelheid van 0 mol/s. Er worden wel steeds nieuwe moleculen gevormd

Je kunt een evenwicht aflopend maken door een stof weg te nemen, bv een gas weg laten vliegen. Dan is één van beide reacties niet meer mogelijk en wordt het evenwicht dus een aflopende reactie.

In de concentratiebreuk komen alleen gassen en opgeloste stoffen voor, dus geen vaste stoffen en vloeistoffen. De getallen die in de reactievergelijking voor de stoffen staan komen als machten terug. Stoffen rechts van de evenwichtspijlen staan bovenaan in de breuk (de teller).

De evenwichtsvoorwaarde: concentratiebreuk = K, K is een constante die alleen van de temperatuur afhangt. Als de concentratiebreuk gelijk is aan het getal K dan is er dus evenwicht. [Hieraan kun je rekenen](#), zie ook binas tabel 51.



Voorbeeld: $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3 (\text{g})$

Evenwichtsvoorwaarde:
$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]}$$

Dit is een voorbeeld van een homogeen evenwicht, de stoffen zijn allemaal in dezelfde fase, hier de gasfase.

Slecht oplosbare zouten vormen een evenwicht met de verzadigde oplossing.

voorbeeld $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightleftharpoons 3 \text{Ca}^{2+} + 2 \text{PO}_4^{3-}$

Evenwichtsvoorwaarde: $K = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$

Het vaste zout calciumfosfaat komt dus niet voor in de evenwichtsvoorwaarde.

Dit is een voorbeeld van een heterogeen evenwicht, de stoffen zijn in verschillende fasen, de vaste fase en de opgeloste fase.

Een verdelingsevenwicht is een evenwicht waarbij een stof zich verdeelt over twee oplosmiddelen die met elkaar niet goed kunnen mengen. Bijvoorbeeld jood verdeelt zich over water en wasbenzine.



Het verstoren van een evenwicht.

Bij het verhogen van de temperatuur verandert K. De endotherme reactie is tijdelijk in het voordeel als je de temperatuur verhoogt. Met tijdelijk wordt bedoeld: totdat een nieuw evenwicht zich heeft ingesteld. Een hogere temperatuur zorgt ook voor een kortere insteltijd van een evenwicht.



Bij het verhogen van de druk (met gelijke temperatuur)/het verkleinen van het volume worden de concentraties van de stoffen groter.

Voorbeeld: $K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}$

Als de concentraties groter worden, wordt de noemer meer groter dan de teller. Om de concentratiebreuk weer gelijk aan K te laten worden moet de reactie naar rechts dan tijdelijk in het voordeel zijn. Je kunt het ook zo beredeneren: bij het verhogen van de druk verschuift het evenwicht naar de kant met de minste deeltjes, dat is in dit voorbeeld de reactie waarbij SO_3 wordt gevormd, dus de reactie naar rechts.

Bij verdunnen/het vergroten van het volume geldt natuurlijk het omgekeerde.

Als je een stof toevoegt aan een evenwicht, is de reactie waarbij deze stof weg reageert tijdelijk in het voordeel.

Voorbeeld: $\text{Pb}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2 \text{OH}^-$

Als je wat loodnitraat toevoegt, is de reactie naar links tijdelijk in het voordeel waardoor de concentratie OH^- kleiner wordt.

Als je een stof toevoegt waarmee een stof in het evenwicht weg reageert, is de reactie waarbij de stof die weg reageert wordt gevormd tijdelijk in het voordeel.

We kijken naar hetzelfde evenwicht als net: $\text{Pb}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2 \text{OH}^-$

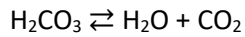
Als je zoutzuur toevoegt, reageert OH^- met zoutzuur. Daardoor is het evenwicht verstoord. De reactie naar rechts is dan tijdelijk in het voordeel, waardoor de concentratie loodionen groter wordt.

Een redenering zoals in de bovenstaande voorbeelden noemen de examenmakers een evenwichtsbeschouwing.

Het gebruik van een katalysator versnelt de reactie naar links evenveel als de reactie naar rechts. Het evenwicht stelt zich dus wel sneller in, maar de katalysator heeft geen invloed op de hoeveelheden van de stoffen als het evenwicht is bereikt.

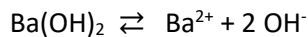
Voor een fabrikant kunnen hoge druk en temperatuur twee effecten hebben. Deze factoren versnellen de reactie, evenwichten stellen zich sneller in. Daarnaast kan het evenwicht verschuiven naar de gewenste of juist naar de ongewenste kant.

Je kunt een evenwicht aflopend maken door een stof uit een evenwichtsmengsel weg te laten vliegen of weg te laten reageren. In een afgesloten ruimte kun je het volgende evenwicht hebben:



In een open ruimte loopt dit evenwicht af naar rechts omdat het CO_2 wegvliegt.

In een verzadigd barietwater (zie tabel 66A) heb je het volgende evenwicht:



Als je natriumfosfaatoplossing toevoegt loopt het evenwicht af naar rechts omdat Ba^{2+} dan in een neerslagreactie gaat reageren met PO_4^{3-} .

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.

Bij een endotherme reactie is het energie-effect een positief getal en bij een exotherme reactie een negatief getal.

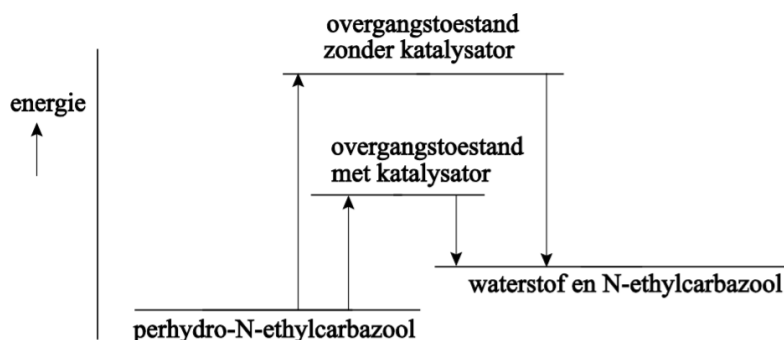
Een katalysator wordt niet verbruikt, hij reageert bijvoorbeeld in de eerste stap van een reactie en wordt in de tweede stap weer terug gevormd.

Een enzym is een biologische katalysator. Een enzym werkt specifiek, het bindt maar één (stereo-isomeer van) een substraat en katalyseert maar één reactie.

Als een reactie in twee stappen plaatsvindt, bepaalt de langzaamste stap de snelheid van de totale reactie. Als de eerste stap de langzaamste is hoort het product van stap 1 zich niet op, dat gebeurt wel als de tweede stap de langzaamste stap is.

Een endotherme reactie onttrekt warmte aan de omgeving die daardoor afkoelt. Je hoeft niet altijd actief te verwarmen bij een endotherme reactie. Een exotherme reactie zorgt voor opwarming van de omgeving.

Van reacties kun je een [energiediagram](#) tekenen. Bij een endotherme reactie ligt het energieniveau van de reactieproducten boven dat van de beginstoffen ($\Delta E > 0$). Bij een exotherme reactie ligt het niveau van de reactieproducten lager ($\Delta E < 0$). Het volgende energiediagram hoort bij een endotherme reactie.



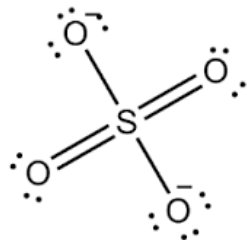
In het diagram kun je ook zien dat een katalysator de activeringsenergie verlaagt en er op die manier voor zorgt dat de reactie sneller verloopt. De katalysator heeft geen invloed op de netto hoeveelheid energie die nodig is of vrij komt bij een reactie.

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 endotherme reactie ligt het energieniveau van de reactieproducten boven dat van de beginstoffen.

Lewisstructuur

In de [Lewisstructuur](#) teken je bindende elektronenparen en de andere valentie-elektronen. Gebruik de octetregel: de niet-metalen uit het periodiek systeem (behalve waterstof en helium) hebben 8 elektronen om zich heen in vier paren. Dit heet de edelgasconfiguratie. Elektronenparen kunnen bindingen zijn of niet-bindende elektronenparen.

Valentie-elektronen: dit is het aantal elektronen in de buitenste schil. De eigenschappen van een atoom worden grotendeels bepaald door het aantal valentie-elektronen. In binas 99 kun je linksonder een element aflezen hoeveel



valentie-elektronen het heeft. Bij stikstof staat daar 2,5 Dat betekent 5 elektronen in de buitenste schil en dus 5 valentie-elektronen.

Formele lading: als het atoom teveel valentieelektronen heeft krijgt het een negatieve lading. Als het atoom in een Lewis structuur te weinig valentie-elektronen om zich heen heeft, krijgt het een positieve lading.

P, N en S kunnen meer dan 4 paren elektronen om zich heen hebben, dan spreek je van een uitgebreid octet.

Zwavel heeft hierboven een uitgebreid octet.



Met deze regels kun je de Lewisstructuur van een stof tekenen.

1. Tel de valentie-elektronen van alle atomen bij elkaar op.
2. Als de lading negatief is, tel dan de lading erbij op, als de lading positief is, trek dan de lading er vanaf.
3. Deel dit aantal elektronen door 2. Nu weet je hoeveel paren je moet tekenen.
4. Zet de bindende en niet bindende paren in de structuurformule, zorg ervoor dat elk atoom voldoet aan de octetregel (behalve H of als erbij staat dat een atoom niet aan de octetregel voldoet.). De octetregel betekent dat er 4 paren om een atoom zitten, dat kunnen bindingen zijn of niet-bindende paren.
5. Zet bij elk atoom de formele lading. Als een atoom niet het juiste aantal binding vormt, heeft het een lading. Als stikstof bijvoorbeeld 4 bindingen vormt, dan heeft het 4 in plaats van 5 valentie-elektronen. Omdat het een elektron te weinig heeft, is de formele lading van N dan 1+. Bij het tellen van de elektronen om een atoom tellen bindingen voor 1 en niet-bindende paren voor 2.



Voorbeeld

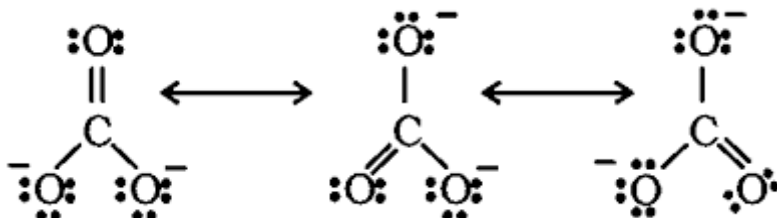
Teken de Lewisstructuur van CO_3^{2-} . Hierbij gebruiken we de bovenstaande stappen.

1. C heeft 4 valentie elektronen en O 6.

CO_3 heeft dus $4+3 \times 6 = 22$ valentie-elektronen.

2. Omdat de lading 2- is, zijn er 2 elektronen meer.
3. Je hebt dus 24 elektronen in 12 paren die je moet tekenen.

4. C en O moeten 4 paren elektronen om zich heen hebben, de octetregel. Je hebt dan 1 dubbele binding nodig.
5. Een O met drie niet bindende paren en 1 binding heeft $3 \times 2 + 1 = 7$ elektronen om zich heen. Dat is 1 meer dan de 6 valentie-elektronen die O heeft, dus hebben die O-atomen een – lading. De O met de dubbele binding heeft 2 paren en 2 bindingen, dus $2 \times 2 + 2 \times 1 = 6$ elektronen voor zichzelf, dus geen lading. De C heeft gewoon 4 bindingen en geen lading.



Bij het carbonaation treedt mesomerie op. Er zijn dan verschillende grensstructuren. Hoe meer grensstructuren er zijn, hoe stabielere een stof is. De “werkelijke” structuur is een soort gemiddelde van de grensstructuren, je zou kunnen zeggen dat alle drie de O-atomen een lading van $\frac{2}{3}^-$ hebben.

De partiële lading (δ^+ of δ^-) is de kleine (<1) lading die atomen in een polaire atoombinding kunnen hebben, zo zijn de waterstofatomen in een watermolecuul een klein beetje positief geladen. De partiële lading zetten we meestal niet bij een Lewis structuur.

Koolstofchemie

Groepen [koolstofverbindingen](#), zie ook binas 66D

- alkanen, onverzadigd, C_nH_{2n+2}
- alkenen, bevat een C=C binding, C_nH_{2n}
- alkynen, bevat $C \equiv C$, C_nH_{2n-2}
- cyclische verbindingen (bevatten een ring)
- aromatische verbindingen: bevatten een benzeenring
- alifatische verbindingen: bevatten geen benzeenring
- onverzadigde verbindingen bevat C=C of een driedubbele koolstof-koolstofbinding
- alcoholen, bevatten -OH (onderverdeeld in primaire, secundaire en tertiaire alcoholen)
- carboxylen, -COOH als de zuurgroep in de hoofdketen zit telt deze C mee voor de langste keten en wordt het achtervoegsel zuur, bijvoorbeeld hexaanzuur. Als de zuurgroep niet in de hoofdketen zit krijgt de hele COOH groep het achtervoegsel carbonzuur, bijvoorbeeld bij cyclohexaancarbonsuur.
- aminen, C-NH₂
- aldehyden, C=O aan het eind van de keten (aan deze C zit niet ook nog een O-H want dan is het een zuur)
- ketonen C=O waarbij de C niet aan het eind van een keten zit.
- ethers kenmerk -C-O-C- De bekendste groep zijn de alkoxyalkanen, bijvoorbeeld 2-methoxypropan.
- [esters](#), kenmerk C-O-C=O

esters maak je van een alcohol en een carbonzuur. De rest van het alcohol wordt in de naam als zijgroep gezien, als je bv ethanol als alcohol hebt wordt het ethyl. In de naam komt dan ethyl voor de naam van de rest van het zuur. De rest van het zuur heet dan -oat, bv ethylpropanoaat is de ester gemaakt van ethanol en propaanzuur.



Alkanen

Dit zijn onverzadigde koolwaterstoffen, er zijn alleen enkele bindingen. In tabel 66D kun je namen van de eerste 6 alkanen vinden en in tabel 66C de rest. De algemene formule is C_nH_{2n+2} .

Systematische naamgeving

Voor koolstofverbindingen worden vaak systematische namen gebruikt. Heb je meerdere van dezelfde zijgroepen dan geef je dat aan met de Griekse telwoorden di,tri,tetra,penta,hexa etc (zie tabel 66C). Elke zijgroep krijgt zijn eigen nummer.

Als de C-atomen niet in één onvertakte keten liggen noem je bijvoorbeeld een $-CH_3$ groep een zijketen, deze keten krijgt dan de naam methyl. Zo heb je ook ethyl ($-CH_2CH_3$), propyl, methylethyl etc). Kijk goed wat de langste keten is, deze is niet altijd horizontaal getekend.



Cycloalkanen

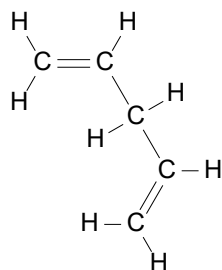
Bij de cycloalkanen vormt de koolstof keten een rondje (of vierkantje etc).

Alkenen

Alkenen zijn onverzadigde koolwaterstoffen met één dubbele binding, $C=C$. 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 $-aan$.

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. Er zijn ook alkaandiënen en alkaantriënen. Let op de plaats van di in de naam, het woordje di staat voor waar er twee van zijn de dubbele binding dus dieen).



pent-1,4-dieen

Alkynen

Bij alkynen is er geen dubbele koolstof-koolstof binding maar een drievoudige koolstof-koolstof, $C\equiv C$, binding. Hun algemene formule is C_nH_{2n-2} .

Alkanolen

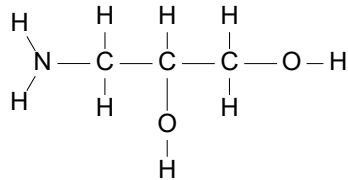
Alkanolen zijn alkanen waarbij 1 H-atoom door een OH-groep is vervangen. De O-H-groep is een karakteristieke groep en krijgt het achtervoegsel $-ol$.

Alkaanaminen

De karakteristieke groep van de alkaanamine is de amine-groep: $-NH_2$.

Meerdere karakteristieke groepen

Een molecuul kan natuurlijk meerdere karakteristieke groepen hebben, maar nooit meer dan één achtervoegsel. In tabel 66D vind je een lijst met karakteristieke groepen, de karakteristieke groep die het hoogst in die lijst staat mag het achtervoegsel leveren, de andere groepen moeten genoegen nemen met een voorvoegsel.

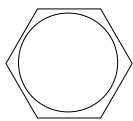


3-amino-propaan-1,2-diol

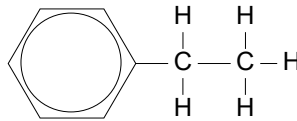
De -NH₂ groep krijgt het voorvoegsel amine omdat de alcoholen boven de aminen staan in binas 66D. De voorvoegsels komen in alfabetische volgorde, hierbij tellen de Griekse telwoorden als di en tri niet mee. Het is dus 2,2-dibroom-3-chloorhexaan en niet 3-chloor-2,2-dibroomhexaan.

Aromatische verbindingen

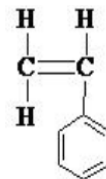
Aromatische koolwaterstoffen bevatten een benzeenring, benzeen is C₆H₆. Deze stoffen geuren meestal sterk. Het rondje in de benzeenring stelt drie dubbele bindingen voor, in de ring wisselen C-C en C=C bindingen elkaar dus af. Soms worden drie dubbele bindingen getekend en soms een rondje in de zeshoek.



benzeen



ethylbenzeen



fenyletheen

Let op de molecuulformules van aromatische verbindingen. Benzeen is C₆H₆ maar als een er bv een ethylgroep aan zit zitten er nog maar 5 H-atomen aan de benzeenring en aan de zesde plaats een C₂H₅ groep. Dus wordt de molecuulformule C₈H₁₀.

Een benzeenring die niet de hoofdketen is, krijgt het voorvoegsel fenyl. Bijvoorbeeld bij fenyletheen.

Bindingshoeken



VSEPR (Valentie-Schil-Elektronen-Paar-Repulsie)-theorie:

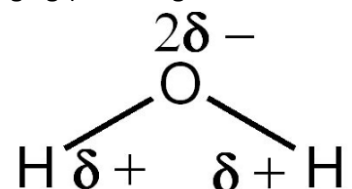
Als een atoom 4 enkele bindingen/niet-bindende elektronenparen om zich heen heeft, maken deze 4 bindingen/elektronenparen hoeken van 109° met elkaar. Dat geldt bijvoorbeeld voor de hoeken in een CH₄ molecuul. De structuur is dan een tetraëder. Ook het zuurstofatoom in water heeft een 4-omringing (2 bindingen met

H-atomen en 2 niet-bindende elektronenparen), daarom is de hoek H-O-H in een watermolecuul (ongeveer) 109°.

Cyclopropaan is bijvoorbeeld niet zo stabiel/vrij reactief. De C-atomen hebben 4 enkele bindingen om zich heen. In een driehoek zijn de hoeken 60°. Dat is veel minder dan 109° en daarom is cyclopropaan niet zo stabiel.

Als een atoom een dubbele binding en 2 enkele bindingen/niet-bindende elektronenparen om zich heen heeft, zijn de bindingshoeken 120°. Etheen is een voorbeeld van zo'n stof. Etheen is een "plat" molecuul, alle atomen liggen in hetzelfde vlak.

Als een atoom een drievoudige binding en een enkele binding/niet-bindend elektronenpaar heeft, is de bindingshoek 180°. Ethyn is een voorbeeld van zo'n stof. Als een atoom twee dubbele bindingen vormt, bijvoorbeeld koolstofdioxide, is de bindingshoek ook 180°.



Hiermee en met de elektronegativiteit kun je voorspellen of een molecuul een dipoolmolecuul is. CO₂ is geen dipool en water wel. Dat komt door de symmetrie in CO₂, het centrum van δ+ en δ- valt samen en daarom is het geen dipool.



Isomeren

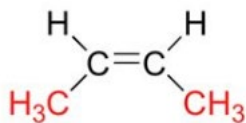
Isomeren zijn verschillende stoffen met dezelfde molecuulformule, ze hebben dus een verschillende structuurformule. Structuur-isomeren heb je in de vierde klas gehad, bv methoxyethaan en propaan-2-ol. Bij stereo-isomeren hebben alle atomen van de isomeren dezelfde buuratomen. Het verschil zit hem in de ruimtelijke structuur. Er zijn twee soorten stereo-isomeren: [cis-trans isomeren](#) en optische isomeren.

[cis-trans-isomerie](#), hiervoor zijn twee dingen nodig:

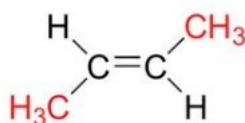
- een starre binding (C=C of een C-C in een ring)
- aan beide kanten van de starre binding zitten twee verschillende groepen.

Als dezelfde groepen aan dezelfde kant (onder of boven) van de dubbele binding zitten heb je de cis-configuratie, als dezelfde groepen tegenover elkaar zitten heb je de trans-configuratie.

Propeen heeft dus geen cis-trans isomeren omdat aan een kant van de C=C twee dezelfde groepen zitten (2 H-atomen). 1-chloorpropen heeft wel cis-trans isomerie net als bijvoorbeeld but-2-een.



cis-but-2-een

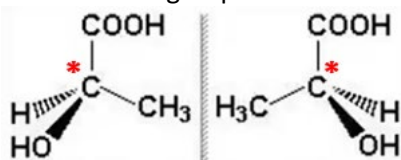


trans-but-2-een



[optische isomerie/spiegelbeeldisomerie](#)

Voor optische isomerie is een asymmetrisch C-atoom nodig, dat wil zeggen een C-atoom met daaraan vier verschillende groepen. Een asymmetrisch C-atoom noteer je als C*. Optische isomeren hebben dezelfde stoffeigenschaften, alleen in het draaien van gepolariseerd licht en reacties met biologische moleculen zoals enzymen verschillen optische isomeren. Ook andere atomen dan C met vier verschillende groepen erom heen zijn asymmetrisch als er vier verschillende groepen omheen zitten.



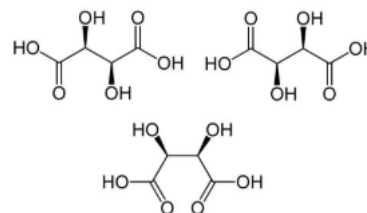
In deze notatie worden de groepen die naar voren uit het vlak steken (-OH in dit voorbeeld) met een dikke lijn getekend. De groepen die naar achteren steken (-H in het voorbeeld) worden met een stippellijn getekend. De andere twee groepen liggen in het vlak.



Als je wilt weten hoeveel stereo-isomeren een stof heeft tel je het aantal asymmetrische C-atomen en het aantal mogelijkheden voor cis-trans isomeren. Het aantal stereo-isomeren is dan:

$\frac{2^{\text{de som van het aantal mogelijkheden}}}{2}$

Op het moment dat er een spiegelvlak is, is er een stereo-isomeer minder. 2,3-dihydroxybutaandizuur heeft twee asymmetrische C-atomen, er zouden dan $2^2=4$ stereo-isomeren zijn. Omdat er een inwendig spiegelvlak is, zijn er $4-1=3$ stereo-isomeren.



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 C_nH_{2n+2} in, decaan is dus $C_{10}H_{22}$. But-1-een is C_4H_8 .



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

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.

Nafta is een van de fracties van aardolie. De stoffen in nafta kun je via reformen omzetten in grondstoffen voor de chemische industrie.

Reactiemechanisme

In een [reactiemechanisme](#) geven we de verschillende stappen aan waarin een reactie plaatsvindt. De langzaamste stap bepaalt de reactiesnelheid en noemen we de snelheidsbepalende stap. Met kromme pijlen wordt vaak aangegeven hoe elektronen zich verplaatsen. De eenheid van reactiesnelheid in een oplossing of gasmengsel is $\text{molL}^{-1}\text{s}^{-1}$.



De reactiesnelheid kun je ook beschrijven met een [reactiesnelheidsvergelijking](#).

$$s = k[\text{beginstoffen}]$$

s is de reactiesnelheid en k is de reactiesnelheidsconstante. In de reactiesnelheidsvergelijking komen de concentraties van beginstoffen die betrokken zijn bij de snelheidsbepalende stap voor.

Als je bijvoorbeeld $s = k[P][Q]$ hebt, komt voor de pijl in de snelheidsbepalende stap een molecuul P en een molecuul Q voor.

Als je $s = k[P][Q]^2$ hebt, komen voor de pijl in de snelheidsbepalende stap een molecuul P en twee moleculen Q voor.

Uit onderzoek naar reactiesnelheid kun je op deze manier informatie krijgen over het mechanisme van een reactie. In deze filmpjes staan voorbeelden van reactiemechanismen:

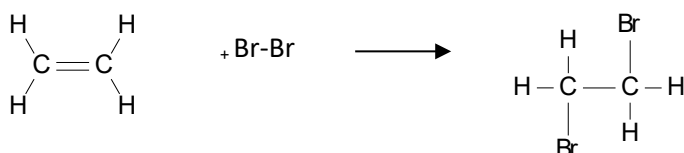
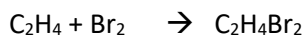


[S_N1 en S_N2](#) [vorming \(poly\)ester](#) [additie](#) [substitutie](#) [overzicht en eliminatie](#)

Additiereactie

Dit wordt is afgeleid van het Engelse addition dat optelling betekent.

Bij deze reactie reageert een alkeen met bijvoorbeeld chloor, broom, jood, waterstofchloride, waterstofbromide, waterstofjodide, waterstof of water. De dubbele C=C binding klapt open. De molecuulformule van het reactieproduct is de som van de molecuulformules van de beginstoffen. Als je bijvoorbeeld etheen met broom laat reageren heb je een additiereactie:



Bij deze reactie verdwijnt broom wat een gele kleur heeft. Als je broomwater toevoegt aan een onverzadigde koolwaterstof zal de gele kleur van het broomwater verdwijnen, het ontkleurt. Op deze manier kun je de aanwezigheid van onverzadigde koolwaterstoffen aantonen.

Als je waterstof addeert aan etheen ontstaat ethaan. Als je water addeert aan etheen ontstaat ethanol.

Bij de additie van waterstofbromide (HBr) aan but-1-een ontstaat een mengsel van 1-broombutaan en 2-broombutaan.

Een kenmerk van een additiereactie is dat een C=C groep verdwijnt.

Er zijn twee manieren waarop we ons voorstellen dat een additiereactie kan verlopen:

Radicaalmechanisme

Een radicaal is een deeltje met een ongepaard elektron, dat geven we aan met een \bullet . Radicalen zijn erg reactief. Het mechanisme gaat in drie stappen:

Initiatie: $\text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Cl}\bullet$

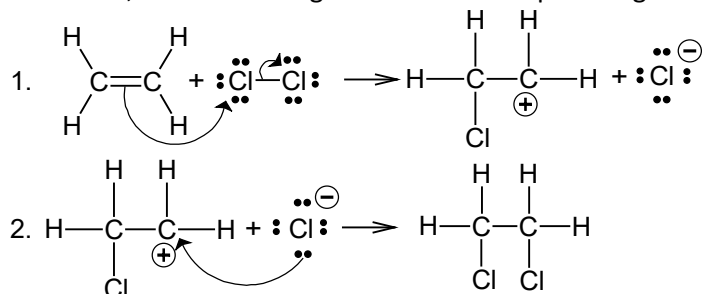
Propagatie: $\text{Cl}\bullet + \text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\bullet$

Terminatie: $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\bullet + \text{Cl}\bullet \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\text{Cl}$



Ionair mechanisme

In een ionair mechanisme komen geladen deeltjes voor. Een positief geladen deeltje is elektrofiel, omdat het aangetrokken wordt door negatief geladen elektronen. Een negatief geladen deeltje is nucleofiel, het wordt aangetrokken door de positief geladen kern van een atoom.



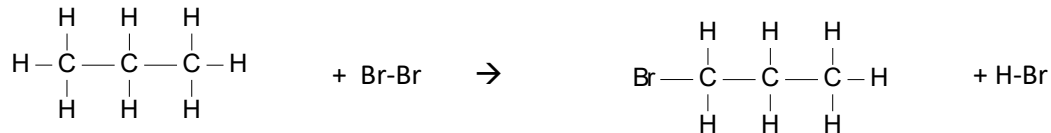
Als je wilt onderzoeken welke van deze twee mechanismen de juiste is, kun je kijken of er 1,4-dichlorobutaan wordt gevormd. Dit kan ontstaan uit twee deeltjes $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}_2\bullet$ en dat kan alleen via het radicaalmechanisme.

Substitutiereactie

Substitute is Engels voor vervangen. Bij een substitutie reactie wordt een H-atoom van een molecuul vervangen door een ander atoom (of groep atomen). Bij een substitutiereactie reageert bijvoorbeeld een alkaan met chloor of broom. Bij zo'n reactie ontstaat ook waterstofchloride of waterstofbromide.

Voor substitutiereacties is licht nodig (het zijn endotherme reacties).

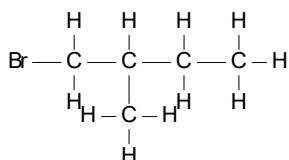
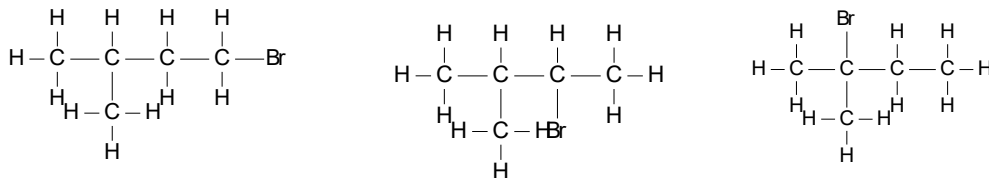
Bij de substitutiereactie tussen broom en propaan kan 1-broompropaan ontstaan.



Let op: er kan ook 2-broompropaan ontstaan.

Voorbeeld: Sjakie mengt methylbutaan en broomwater, hij kiest de condities dat er alleen reactieproducten ontstaan met één broomatoom. Welke reactieproducten zullen er ontstaan zijn?

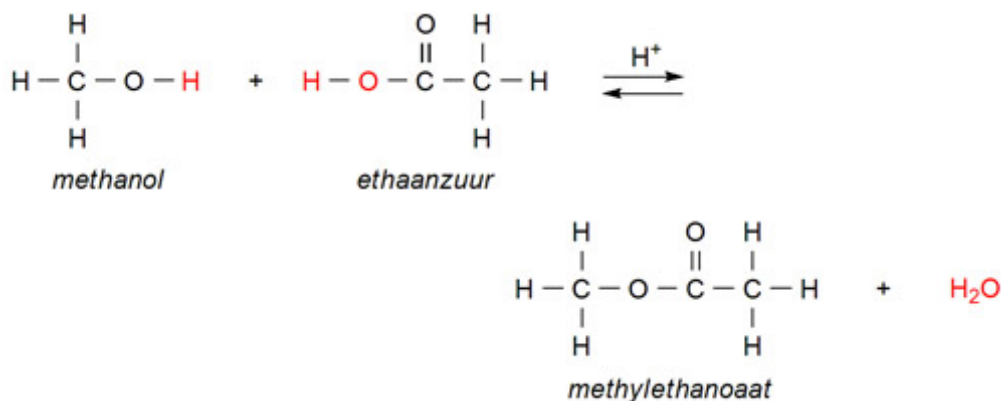
Uiteraard ontstaat waterstofbromide, daarnaast een mengsel van vier stoffen:



Zulke vragen worden natuurlijk nog leuker als er twee of meer broomatoemen hebben uitgewisseld.



Bij een **verestering** reageren een alcohol en een carbonzuur tot water en een ester. Hiervoor wordt een sterk zuur gebruikt als katalysator. H^+ (de katalysator) staat dan ook niet in de reactievergelijking (maar wordt soms wel boven de reactiepijl gezet). Soms wordt de formule van de katalysator boven de reactiepijl gezet. Verestering is een evenwichtsreactie, de omgekeerde reactie heet hydrolyse.

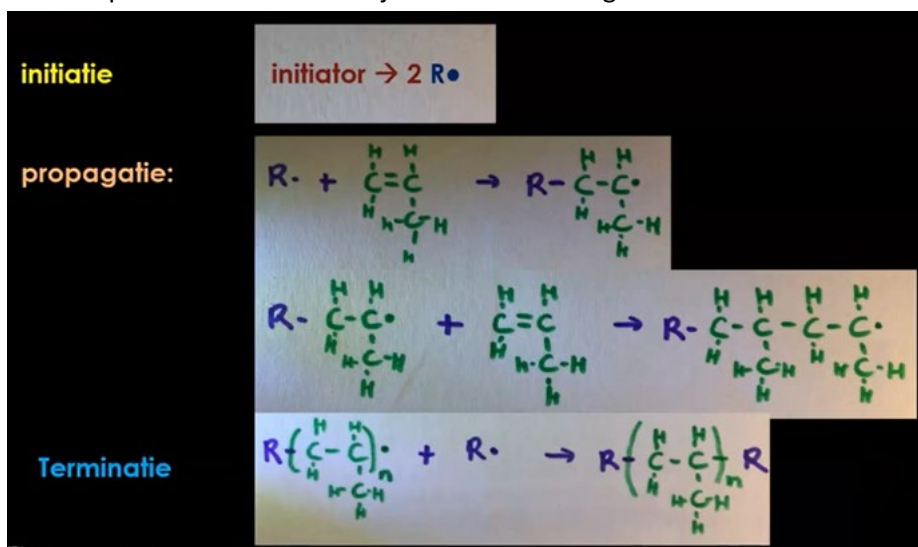


Polymeren

Additie-polymeren

- 1,2 additie C=C in de monomeer en alleen C-C in de hoofdketen van de polymeer
- 1,4 additie, C=C-C=C in de monomeer een C-C=C-C in de polymeer

Er zijn drie stappen bij additiepolymerisatie: initiatie, propagatie en terminatie. Bij de initiatie ontstaan radicalen. Bij de propagatie reageert een radicaal met een molecuul tot een nieuw radicaal, deze stap herhaalt zich vaak. Bij de terminatie reageren twee radicalen met elkaar.



Hoe meer van de initiator je toevoegt, hoe meer ketens er tegelijkertijd gevormd worden en hoe korter de ketens gemiddeld worden. Hoe langer de ketens, hoe groter de polymerisatiegraad. De ketens binden elkaar dan sterker dankzij sterkere vanderwaalsbindingen, waardoor het polymeer minder flexibel is dan een polymeer met een lagere polymerisatiegraad.

Condensatiepolymeren

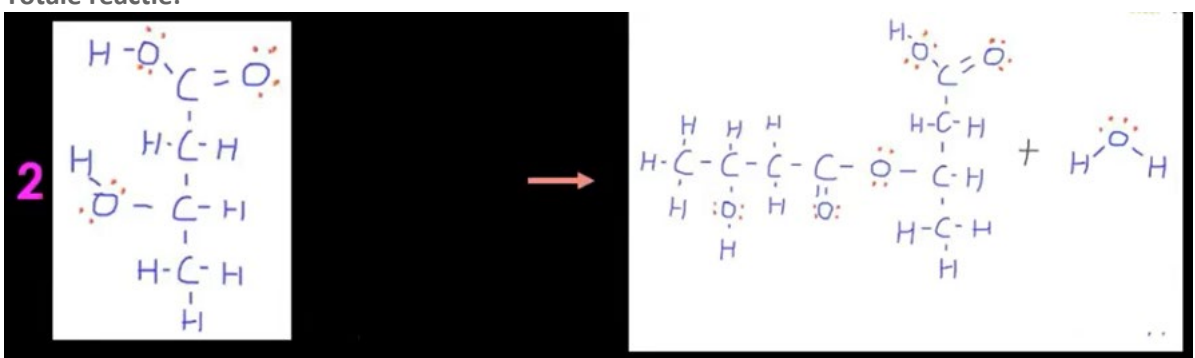
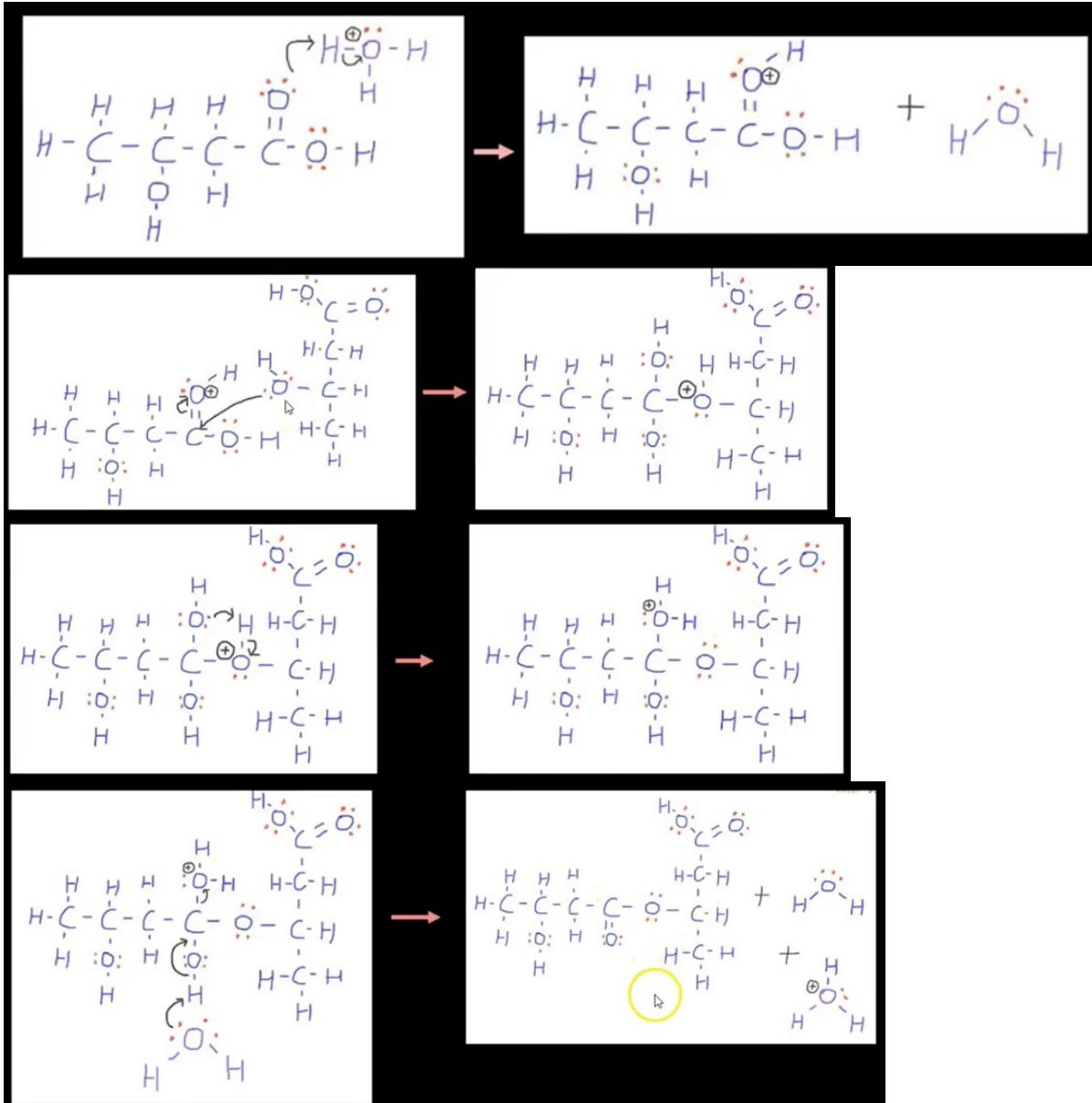
Er wordt bij de polymerisatie naast de polymeer ook een andere stof gevormd, vaak is dit water. Voorbeelden zijn de polyesters en de polyamiden.



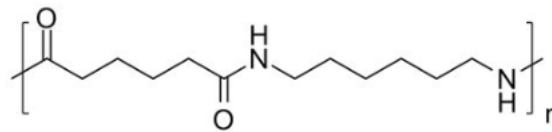
Het 3-hydroxybutaanzuur kan een polyester ontstaan. Het mechanisme staat op de volgende bladzijde. Een sterk zuur wordt als katalysator gebruikt. H_3O^+ is nodig in de eerste stap

en wordt in de laatste stap weer terug gevormd. De pijlen geven hierbij aan hoe de elektronen zich verplaatsen.

Als je kijkt in stap 2 dan is de O met \ominus erbij nucleofiel. De O is een beetje negatief geladen en wordt aangetrokken door positieve lading. De C van de C=O binding is een beetje positief geladen en wordt elektrofiel. Een vrij elektronen paar van de nucleofiel O gaat een binding vormen met deze C. Een stap in het vormen van een polyester kan volgens het volgende [mechanisme](#) gaan:



Bij een polyamide reageert een -NH_2 groep met een zuurgroep tot een amide-groep, deze groep heet ook peptide-binding omdat deze binding ook in eiwitten voorkomt. Dit is een polyamide dat is gemaakt van hexaandizuur en hexaan-1,6-diamine:



Dit is een voorbeeld van een copolymeer, een polymeer dat gemaakt is van verschillende monomeren

Thermoplasten worden zacht als je ze verhit, ze bestaan uit losse ketens, er zijn geen dwarsverbindingen tussen de ketens.

Thermoharders worden niet zacht als je ze verhit, dit zijn netwerkpolymeren omdat er dwarsverbindingen gevormd zijn tussen de ketens. Deze dwarsverbindingen heten ook wel crosslinks. Crosslinks kunnen bijvoorbeeld ontstaan bij monomeren met drie of meer reactieve groepen.

Polymeren zijn gevoelig voor Uv-straling, vooral polymeren met dubbele bindingen. De Uv-straling zorgt voor het verbreken van bindingen en de vorming van radicalen. Zo worden de polymeerketens korter en het polymeer minder stevig. Polymeren worden stabiel als je een UV-stabilisator toevoegt. Thermoharders zijn veel minder gevoelig voor Uv-straling dan thermoplasten.

Weekmakers zijn kleine stoffen die worden toegevoegd aan polymeren. De weekmakermoleculen gaan tussen de polymeerketens zitten. De ketens binden zo minder sterk aan elkaar waardoor het polymeer flexibeler wordt. Weekmaker worden bij thermoplasten toegepast, niet bij thermoharders.

Polymeren met om en om C-C en C=C bindingen, zoals polyethyn, kunnen stroom geleiden. Een systeem met om en om enkele en dubbele bindingen heet een geconjugeerd, de elektronen kunnen dan overspringen, vandaar de stroomgeleiding. Als je een oxidator als jood toevoegt, staat het polymeer elektronen af, het polymeer dat overblijft geleidt de stroom beter. Polymeren met dubbele bindingen erin zijn gevoelig voor Uv-straling.



[Biochemie](#)

[Vetten en oliën](#) (Tabel 67G1+2)

Vetten zijn vast bij kamertemperatuur en bevatten alleen verzadigde koolstof-koolstofbindingen.

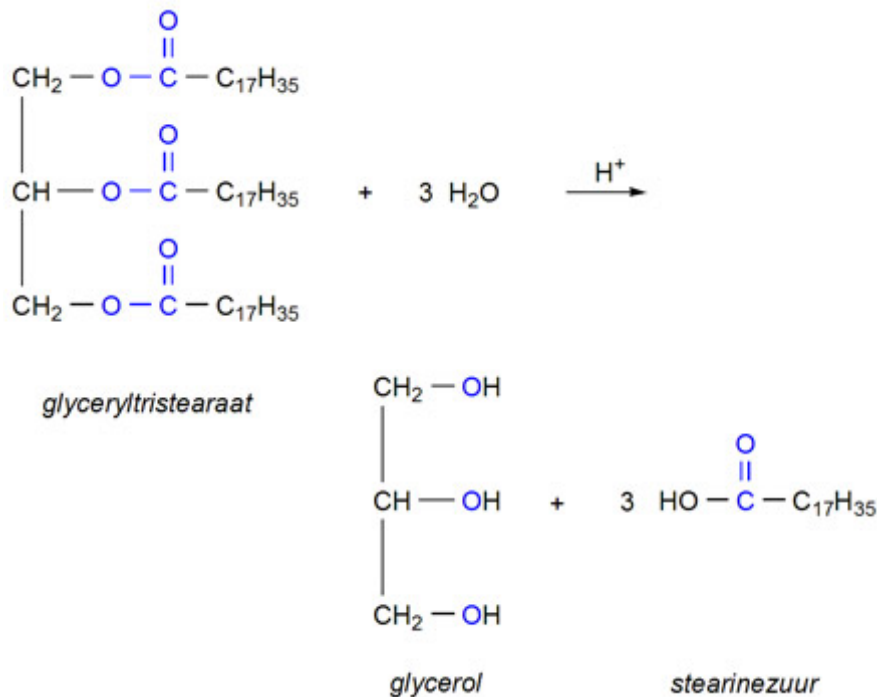
Oliën zijn vloeibaar bij kamertemperatuur en bevatten onverzadigde koolstof-koolstofbindingen. In natuurlijke vetzuren hebben de C=C bindingen de cis-configuratie.



Reacties van vetten/oliën:

-vorming vetten: glycerol met 3 vetzuren wordt een vet of olie en drie moleculen water.

-hydrolyse: het omgekeerde van het vormen van een vet of olie (dit is een evenwichtsreactie er moeten dus evenwichtspijlen staan):



-vetharding: olie+ waterstof wordt vet (additiereactie)

Sommige vetzuren (binas 67G2) kun je niet zelf maken en moet je dus via je voedsel binnen krijgen, dit zijn de essentiële vetzuren.



Uit vetten/oliën kun je via een [omestering biodiesel](#) maken. Hierbij reageert een vet of olie met methanol tot glycerol en methylesters van vetzuren. Biodiesel bestaat uit methylesters van vetzuren.

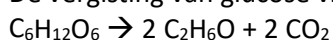
Fosfolipiden zijn ook esters van glycerol en vetzuren, twee OH-groepen van glycerol zijn veresterd met een vetzuur en de derde OH-groep is veresterd met een fosfaatgroep. Het celmembraan bestaat uit een dubbele laag fosfolipiden (binas 67G3). De twee vetzuurstaarten zijn hydrofoob en zitten aan de binnenkant, de fosfaatgroep is hydrofiel. In het membraan zitten eiwitten die het transport door het membraan regelen. Bij actief transport is hiervoor ATP (binas 67L) nodig. Bij de omzetting van ATP in ADP (en fosforzuur) komt namelijk energie vrij.

Koolhydraten (C_n(H₂O)_m)

Van glucose bestaat een lineaire vorm (zie tabel 66A) en een ringvorm (zie tabel 67F1). Van glucose bestaan veel stereo-isomeren dankzij de asymmetrische C-atomen. De stand van de -OH -groepen (onder of boven het vlak van de ring) is van belang voor de reacties tussen verschillende suikerringen. Eén zo'n suiker heet een monosacharide, zo heb je ook disachariden (tabel 67F2) en polysachariden (tabel 67F3). Via hydrolyse kun je polysachariden omzetten in monosachariden. Glycogeen is een sterk vertakte polymeer van glucose. Glucose wordt in de vorm van glycogeen opgeslagen in je lichaam.



De vergisting van glucose vindt plaats in zuurstofarm milieu:



Door het vergisten van biomassa kun je op deze manier bio-ethanol maken, zo kun je ook biogas maken. Dit is methaangas dat door vergisting ontstaat uit plantenresten.

Omdat suikers alcoholgroepen en aldehydegroepen hebben kunnen ze reageren als reductor.

Glucose ontstaat uit de fotosynthese: $6 \text{ CO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{ O}_2$. Fotosynthese zorgt dus ook voor het binden van CO_2 en het ontstaan van zuurstof.

DNA en RNA (binas 71 C)

DNA is dubbelstrengs en bestaat uit vier nucleotiden, A,C,G en T. Het suiker in DNA is deoxyribose. Een A zit altijd tegenover een T en een G altijd tegenover een C dankzij waterstofbruggen. DNA heeft een coderende streng (met genetische informatie) en een matrijsstreng (die wordt gebruikt bij het vormen van mRNA, dat heet transcriptie). RNA is enkelstrengs. Het suiker in RNA is ribose, in RNA komt U voor in plaats van T.

In de ribosomen wordt met de informatie op het mRNA een eiwit gemaakt, dit proces heet translatie. Op het mRNA coderen steeds drie basen voor een aminozuur, zo'n groepje van drie basen heet een codon. Het tRNA brengt een aminozuur naar het ribosoom.

De T komt alleen voor bij DNA en wordt vervangen door U bij RNA.

Een verandering op DNA-niveau heet een mutatie, stoffen die dit veroorzaken zijn mutageen. Als het DNA verandert veranderen alle eiwitten. mRNA wordt afgebroken en opnieuw gevormd, een mutatie op mRNA-niveau heeft minder gevolgen.

Voorbeeld:

Coderend DNA ATGTTCCAG

Matrijs DNA TACAAGGC

mRNA AUGUCCAG

AUG codeert voor methionine, UUC voor fenylalanine en CAG voor glutamine.

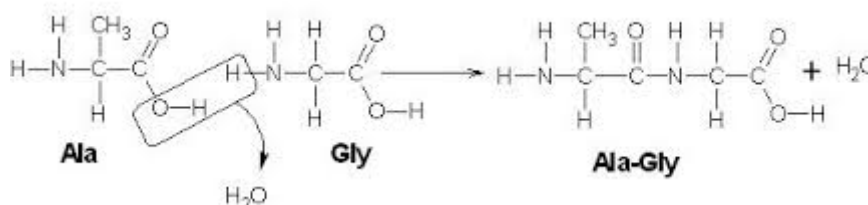
Zie tabel 71G voor de genetische code.



Eiwitten



Eiwitten zijn opgebouwd uit aminozuren en bevatten naast de elementen C, H en O, ook N en soms S. Let op de kringeltjes aan het begin en aan het eind als je een stuk uit het midden van een eiwit tekent. Meestal teken je een paar aminozuren die onderdeel zijn van een groot eiwit. De aminozuren zitten aan elkaar met een peptidebinding: NH-C=O . Zie tabel 67H.



Primaire structuur: aminozuurvolgorde

Secundaire structuur (binas 67H2): stukjes eiwitketen die dankzij waterstofbruggen tussen N-H en C=O van verschillende peptidebindingen zijn gevouwen tot α -helix of β -sheet.

Tertiaire structuur: de driedimensionale structuur van het eiwit, hier spelen ook bindingen tussen de zijketens van aminozuren een rol: waterstofbruggen, zwavelbruggen (tussen cysteïnes), hydrofobe interacties en ionbindingen.

Kwartenaire structuur: soms bestaat een eiwit uit bijvoorbeeld vier eiwitketens, dus eigenlijk uit vier eiwitten. De binding tussen deze vier eiwitketens is de kwartenaire structuur.

In tabel 67H1 kun je zien welke aminozuren essentieel zijn, dit zijn aminozuren die mensen niet zelf kunnen maken maar via hun voeding binnen moeten krijgen. In die tabel staat ook welke aminozuren, zuur, basisch etc zijn.

Alle aminozuren behalve glycine hebben een asymmetrisch C-atoom, van elk aminozuur komt maar één van beide optische isomeren voor in de natuur.

Enzymen (bio-katalysatoren) zijn eiwitten. Enzymen werken specifiek. Ze kunnen maar één reactie katalyseren en maar één (stereo-isomeer van) een stof binden in hun actieve site en omzetten. De binding van het substraat en dus de katalytische werking van een enzym hangt af van z'n ruimtelijke bouw. Enzymen hebben een pH-optimum en een temperatuuroptimum. Een enzym heeft vaak een co-enzym nodig.

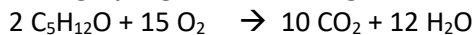


Als je een eiwit verhit of de pH flink verandert gaat de structuur van het eiwit kapot. Het eiwit denatureert en kan z'n functie dan niet meer uitoefenen. Eiwitten zijn grote moleculen, toch heb je het bij eiwitmoleculen over [microniveau](#). Het microniveau is het niveau van moleculen. Als de eiwitmoleculen bv spiervezels vormen heb je het over [mesoniveau](#). Het mesoniveau is het

niveau van groepen moleculen. Het macroniveau is het stof niveau; bijvoorbeeld als je zegt: het eiwit wordt wit als je een ei bakt.

Verbranding

Bij een verbrandingsreactie reageert een brandstof met zuurstof. De reactieproducten zijn de oxiden van de elementen waaruit de brandstof is opgebouwd. Bij de verbranding van een koolwaterstof ontstaat het oxide van koolstof, koolstofdioxide (bij een volledige verbranding, bij onvolledige verbranding ontstaat het giftige koolstofmonoxide en roet, C), en het oxide van waterstof, water. De reactievergelijking van de volledige verbranding van pentaan-2-ol is:



Verbrandingen zijn exotherme reacties, bij deze reacties komt energie vrij.

Fossiele brandstoffen zijn in de loop van honderden miljoenen jaren ontstaan uit de resten van planten en dieren. De bekendste drie zijn steenkool (voornamelijk C) en de koolwaterstoffen aardolie en aardgas. Bij de verbranding van fossiele brandstoffen ontstaat CO₂. CO₂ is als CH₄ een van de veroorzakers van het broeikas effect, de opwarming van de aarde. Een brandstof met een grote C/H verhouding levert relatief meer CO₂ bij de verbranding en versterkt het broeikas effect dus meer. C₇H₁₆ levert naar verhouding bijvoorbeeld meer CO₂ op dan CH₄.



net
op

Om het broeikas effect tegen te gaan kun je alternatieve brandstoffen gebruiken. Een voorbeeld hiervan is bio-ethanol dat gemaakt wordt uit suikerriet. Bioethanol wordt gemaakt door de vergisting van suiker (C₆H₁₂O₆ → 2 C₂H₆O + 2 CO₂.) Bij de verbranding van bio-ethanol komt ook CO₂ vrij. Dit CO₂ is kort daarvoor door het suikerriet via fotosynthese opgenomen uit de lucht. Netto komt er (in theorie) dus geen CO₂ vrij bij het verbouwen van suikerriet en, na een aantal bewerkingen, het verbranden van bio-ethanol. Datzelfde geldt voor biodiesel, dat wordt via een omestering gemaakt uit een olie en methanol. [Biodiesel](#) bestaat uit methylesters van vetzuren.



In een kolenvergasser wordt steenkool eerst omgezet in synthesegas: een mengsel van CO en H₂. Dit is efficiënter dan een traditionele kolencentrale, zie binas 38B3.

Bij verbranding van fossiele brandstoffen kan ook smogvorming ontstaan door fijnstof, SO₂, NO_x, C en CO. SO₂ en NO_x (NO en NO₂) 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.

Chemisch rekenen

Een belangrijke grootte in de scheikunde is de chemische hoeveelheid, dit is een aantal deeltjes. De eenheid die hoort bij chemische hoeveelheid is de mol, net als de gram de eenheid is die bij de grootte massa hoort. 1 mol is $6,02 \times 10^{23}$ deeltjes. 1 mol zuurstofmoleculen bestaat dus uit evenveel moleculen als 1 mol dynamietmoleculen. Voor het rekenen aan reacties is het belangrijk dat je volume, massa en chemische hoeveelheid goed in elkaar om kunt rekenen.



De massa van een atoom wordt bepaald door het aantal protonen en het aantal neutronen, aangezien de massa van elektronen verwaarloosbaar klein is. In tabel 99 vind je de gemiddelde massa van de atomen, uitgedrukt in u. Die u is de atomaire massa-eenheid, dit is de massa van 1 proton of neutron. Een molecuul CO_2 heeft een massa van $12,01 + 16,00 + 16,00 = 44,01$ u. 1 u is heel klein, daarom is het makkelijker om te rekenen met 1 mol van een stof dat met 1 molecuul van die stof. De massa van 1 mol CO_2 moleculen is 44,01 g, deze massa noemen we de molaire massa. De molaire massa's van veel gebruikte stoffen vind je in tabel 98. Als een stof niet in tabel 98 staat, moet je zelf de molaire massa uitrekenen m.b.v. tabel 99, schrijf dan de berekening van de molaire massa ook op.

ppm

Als concentraties heel laag zijn wordt vaak gerekend met massa-ppm (of volume-ppm). Dat is net zoets als procent, alleen bij procent is het per honderd en bij ppm per miljoen. Ppm staat voor parts per million. Dit bereken je zo: $(\text{deel/geheel}) \times 10^6$. Bij deel en geheel moet je wel dezelfde eenheid gebruiken, bijvoorbeeld gram als je het massa-ppm berekent.



Omrekenen van gram naar mol en andersom

Aantal mol = aantal gram/molaire massa

Omrekenen van het volume van een gas naar aantal mol



Een mol van een gas heeft bij een bepaalde temperatuur en druk hetzelfde volume, dit hangt niet af van de stof.

Bij $T=273$ en $p=p_0$ (standaarddruk) geldt $V_m=22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$ (zie tabel 7), 1 mol gas neemt dus bij die omstandigheden een volume in van 22,4 liter. $1 \text{ dm}^3=1$ liter. Deze condities noemen we de standaardomstandigheden.

Bij $T=298 \text{ K}$ en $p=p_0$ geldt: $V_m=24,5 \text{ dm}^3/\text{mol}$.

Omrekenen van volume van een vloeistof of vaste stof naar massa en andersom

Ook hier kun je het makkelijkst rekenen met een verhoudingstabel. Nu gebruik je niet de molaire massa maar de [dichtheid](#) van een stof. De dichtheid is de massa van een stof per cm^3 of dm^3 . Je vindt dichtheden in tabel 8 t/m 12. Let erop dat je in de goede tabel kijkt. Bij het rekenen met dichtheid maak je makkelijk fouten met de eenheden. Let hier dus op. Als je even naar je antwoord kijkt valt het vaak wel op als je een factor 1000 verkeerd zit.



Molariteit

De molariteit van een stof is de concentratie van die stof uitgedrukt in mol/liter, mol/liter wordt ook wel molair genoemd, afgekort M.

In een formule: molariteit is aantal mol stof/aantal liter. Het aantal liter is het volume van de oplossing.

Voorbeeld 1: 3,0 gram kaliumbromide wordt opgelost in 400 mL water. Bereken de molariteit van de oplossing die ontstaat.

Eerst moeten we het aantal mol KBr berekenen. Volgens tabel 98 is de molaire massa van KBr 119,0 gram/mol.

gram KBr	119,0	3,0
mol KBr	1	0,0252

Er is dus 0,0252 mol KBr in 400 mL=0,400 liter water. De molariteit is dus $0,0252/0,400=0,063$ M.

KBr valt in water uiteen in K^+ ionen en Br^- ionen. Als je 1 deeltje KBr in water op zou lossen krijg je 1 K^+ ion en 1 Br^- ion. Als je 1 mol KBr in water oplost krijg je 1 mol K^+ ionen en 1 mol Br^- ionen. In de oplossing van het voorbeeld is de concentratie van K^+ , dit noteer je als $[K^+]$ dus 0,063 M. En ook $[Br^-] = 0,063$ M.

Voorbeeld 2: Sjakie lost 0,3 mol aluminiumchloride op in 600 mL water. Bereken de molariteit van de chloride-ionen.

De molariteit van aluminiumchloride is $0,3 \text{ mol}/0,600 \text{ liter} = 0,5$ M. Elke mol aluminiumchloride levert 3 mol chloride-ionen (het is $AlCl_3$), dus $[Cl^-]=1,5$ M, met de juiste significantie 2 M.

Mol/liter is hetzelfde als mmol/mL, soms is het makkelijker om te rekenen met mmol.

Grenswaarde

Dit is de maximaal aanvaardbare concentratie van een stof, deze staat in tabel 97A. De eenheid is mg per m^3 . Als er van een stof een hogere concentratie is dan de grenswaarde, kan deze stof gevaar opleveren. Er bestaan grenswaarden voor 15 minuten en 8 uur, zie binas 97A. Hoe lager de grenswaarde is, hoe giftiger een stof is.

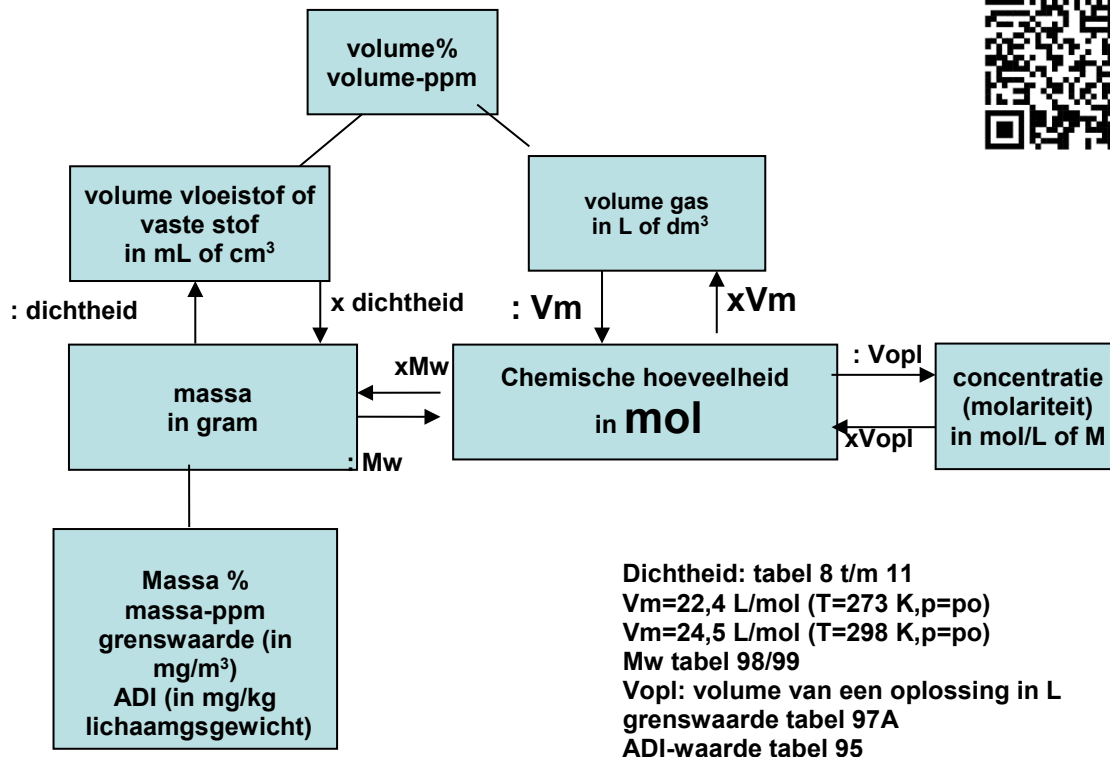
ADI waarde

Voor sommige stoffen die in voedsel zitten kun je in tabel 95B de ADI waarde vinden. ADI staat voor Aanvaardbare Dagelijkse Inname. De eenheid is mg/kg, mg van de stof die je op eet en kg van degene die het opeet. Een kleine hoeveelheid kan voor een klein kind gevaarlijk zijn, maar voor een volwassene onder de ADI waarde zitten.



Samenvatting omrekenstappen

Je kunt ook verhoudingstabellen gebruiken.



De dichtheid van vaste stoffen en vloeistoffen staat in binas in 10³kg/m³ dit is hetzelfde als g/mL of g/cm³.

De dichtheid van gassen in binas (in kg/m³ = g/L) geldt alleen bij 0°C. Bij gassen kun je betere rekenen met V_m.

dichtheid = massa/volume

aantal mol=aantal gram/molaire massa

aantal L = aantal mol x molair volume (1L=1 dm³ en 1 mL=1 cm³)

molariteit=aantal mol/aantal L eenheid mol/L=mmol/mL=M (M is de afkorting van molair)

Dichtheid gebruik je bij zuivere vloeistoffen, molariteit bij oplossingen.

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

volumeprocent: aantal mL stof/totaal aantal mL x 100 %

massaprocent: aantal gram stof/totaal aantal gram x 100 %

ppm: parts per million, wordt meestal gebruikt bij kleine gehalten (in plaats van %)

massa-ppm: aantal gram stof/totaal aantal gram x 10⁶

volumeprocent-ppm: aantal mL stof/totaal aantal mL x 10⁶

ppb parts per billion, dus massa-ppb is aantal gram stof/totaal aantal gram x 10⁹ dit kun je ook uitdrukken in µg/kg.



[Voorbeeldrekenopgaven uit examens](#)

Rekenen aan reacties

Dit is het belangrijkste onderwerp, hiervoor kun je alle bovengenoemde omrekeningen nodig hebben. Hiervoor gebruik je het 7 stappen plan:

Stap 1: schrijf de reactievergelijking op

Stap 2: welke stof is gegeven en welke stof wordt gevraagd

Stap 3 schrijf de molverhouding op tussen de gegeven en de gevraagde stof, dit is de verhouding van de coëfficiënten in de reactievergelijking. Deze molverhouding heet de stoichiometrische verhouding.

Stap 4: reken de gegeven stof om in aantal mol

Stap 5: gebruik de molverhouding van stap 3 om het aantal mol van de gevraagde stof te berekenen.

Stap 6: reken het aantal mol van de gevraagde stof om in de gevraagde eenheid,

Stap 7: controleer je antwoord, klopt de grootte-orde, ben je de eenheid niet vergeten, klopt het aantal significante cijfers?



Hoeveel dm³ lucht is nodig voor de volledige verbranding van 2,456 gram propeen?

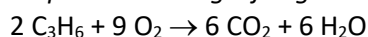
Lucht bevat 21 volume % zuurstof. T=298 K, p=p_o.

Aanpak

Dit is een voorbeeld van rekenen aan reacties, we gaan dus het 7 stappenschema gebruiken. Eerst berekenen we hoeveel dm³ zuurstof nodig is, dat rekenen we later om naar dm³ lucht. De molecuulformule van propeen is C₃H₆.

Uitwerking

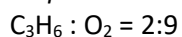
Stap 1 reactievergelijking



Stap 2 wat is gegeven en wat is gevraagd?

Propeen is gegeven en zuurstof wordt gevraagd. Als we de hoeveelheid zuurstof hebben berekend moeten we dit nog omrekenen naar de hoeveelheid lucht.

Stap 3 verhouding in mol tussen gegeven en gevraagde stof



Stap 4 bereken het aantal mol van de gegeven stof.

De molaire massa van C₃H₆ is 3x12,01+6 x 1,008= 42,08 gram/mol.

2,456 gram propeen komt overeen met 2,456:42,08=0,05837 mol propeen.

Stap 5 bereken het aantal mol van de gevraagde stof.

(9:2)x0,05838=0,2627 mol O₂.

Stap 6 gevraagde stof in gevraagde eenheid.

Het molair volume van een gas bij T=298 K en p=p_o is 24,5 dm³/mol.

0,2627 mol komt overeen met 0,2626 molx24,5 dm³/mol = 6,43 dm³ O₂.

Omdat lucht uit 21 % zuurstof bestaat (volumepercent) is er 6,43 x100/21 =31 dm³ lucht nodig.

Stap 7 controle

Het antwoord was van tevoren moeilijk te schatten.

Omdat het percentage zuurstof in lucht in twee significante cijfers is gegeven, mag je het eindantwoord slechts in twee significante cijfers geven. We zijn de eenheid niet vergeten.

Oefen hier goed mee, zie de volgende filmpjes:



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

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
jood	zetmeel	wordt blauw

Scheidingsmethoden

Met een scheidingsmethode kun je een mengsel scheiden in zuivere stoffen. Scheiden van stoffen is uiteraard iets anders dan een chemische reactie. De volgende scheidingsmethoden moet je kennen:

methode	toepasbaar bij	berust op verschil in...
filtreren	suspensies	deeltjesgrootte
centrifugeren	suspensies en emulsies	dichtheid
extraheren	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 (bij gaschromatografie het materiaal in de kolom) en oplosbaarheid in de loopvloeistof.

Begrippen die horen bij de scheidingsmethoden:

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

Destillaat: de stof die bij destilleren het laagste kookpunt heeft en is gecondenseerd in de koeler.

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 (is 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).



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.

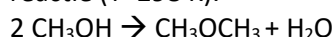
De *vormingswarmte van een element* (bijvoorbeeld zuurstof) is nul.

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

Gebruik tabel 57 van binas bij opgaven over vormingswarmten.

De verbrandingswarmte is hoeveel J er vrij komt bij de volledige verbranding van een ,ol van een stof. Zie binas tabel 56.

Voorbeeld: Bereken de reactiewarmte van de reactie waarbij methoxymethaan 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 dus +0,080·10⁵ J/mol methoxymethaan. Omdat de reactiewarmte een positief getal is, is deze reactie 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.

Met de formule $Q=mc\Delta T$ kun je berekenen hoeveel energie nodig is om een bepaalde hoeveelheid stof een aantal graden warmer te maken. Hierbij is m de massa in kg en c de soortelijke warmte (in $\text{Jkg}^{-1}\text{K}^{-1}$, zie binas 8-12).

Energie kun je uitdrukken in J en in kWh. $1 \text{ kWh}=3,6 \times 10^6 \text{ J}$.

Redox

Een **redoxreactie** is een reactie waarbij een **reductor** (=een deeltje dat elektronen afstaat) elektronen overdraagt aan een **oxidator** (=deeltje dat elektronen opneemt).



Bij het opstellen van een vergelijking van een redoxreactie maak je vaak gebruik van twee halfreacties, de halfreactie van de oxidator en de halfreactie van de reductor. In tabel 48 staan veel bekende oxidatoren en reductoren. De sterkste oxidator staat bovenaan en de sterkste reductor staat onderaan in de tabel. Bij een sterke oxidator (bijvoorbeeld F₂) hoort een zwakke reductor (bijvoorbeeld F⁻).

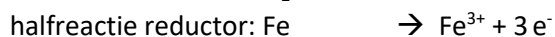
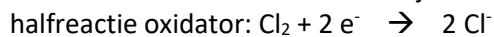
Een redoxreactie kan alleen plaats vinden als links van de pijl een sterkere oxidator en reductor staan dan rechts van de pijl, de oxidator moet in tabel 48 dus links boven de reductor staan.

Metalen zijn reductoren, hoe onedeler een metaal is, hoe sterker dit metaal reageert als reductor.

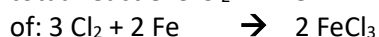
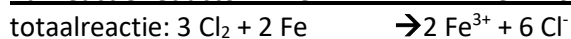
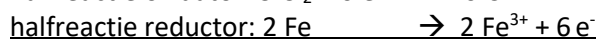
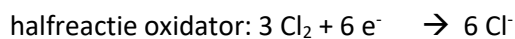
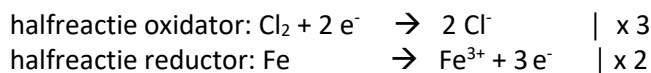
Voorbeeld: geef de vergelijking van de reactie tussen chloorgas en ijzer. [Let goed op de notatie](#). Het metaal ijzer is Fe en heeft dus geen lading, in (een oplossing van) ijzer(III)chloride is het Fe^{3+} . Chloor is Cl_2 en chloride is Cl^- .



Chloor is zo'n sterke oxidator dat ijzer eerst Fe^{2+} wordt en vervolgens Fe^{3+} .



Je moet ervoor zorgen dat in de totaalreactie (de som van beide halfreacties) geen elektronen voorkomen. De reductor staat evenveel elektronen af als de oxidator opneemt.



[Een redoxreactie kun je herkennen](#) aan deeltjes die voor de pijl een andere lading hebben dan na de pijl. Let er op dat metalen (zoals ijzer) geen lading hebben. In een zout (metaal+niet-metaal) hebben metaalionen een positieve lading. Moleculaire stoffen (bv chloor, Cl_2 , en broom, Br_2) hebben geen lading, ionen van niet-metalen hebben bijna altijd een negatieve lading (bv chloride, Cl^- en bromide Br^-).

Verbrandingen zijn redoxreacties, zuurstof is de oxidator en de brandstof de reductor.



[Alcoholen als reductor](#)

Een primair alcohol (de C waar $-\text{O}-\text{H}$ aan zit heeft maximaal 1 C-atoom als buur) kan reageren als reductor en dus met een oxidator worden omgezet in een aldehyde.



Een secundair alcohol (de C waar $-\text{O}-\text{H}$ aan zit heeft 2 C-atomen als burenen) kan reageren als reductor en dus met een oxidator worden omgezet in een keton.

Een tertiair alcohol (de C waar $-\text{O}-\text{H}$ aan zit heeft 3 C-atomen als burenen) kan niet reageren als reductor. (Dan zou er een C-atoom met vijf bindingen gevormd worden en dat kan niet.)

Een aldehyde kan nog een keer als reductor reageren en wordt dan omgezet in een carbonzuur.

[Zelf opstellen van een halfreactie](#)

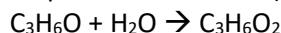
Dit zijn halfreacties die niet in binas staan, op toetsen en examens krijg je er dan meestal meer dan 1 punt voor.

Voorbeeld propanal wordt in oplossing omgezet in propaanzuur.

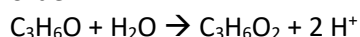
Stap 1 Noteer de formules van propanal en propaanzuur aan de juiste kant van de pijl:



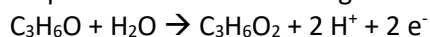
Stap 2 maak met H₂O (of als het er is OH⁻) de zuurstofbalans in orde.



Stap 3 maak met H⁺ (of in basisch milieu met OH⁻ of H₂O) de waterstofbalans in orde.



Stap 4 maak met e⁻ de ladingbalans in orde



Net als bij elke reactievergelijking moet de totale lading links van de pijl gelijk zijn aan de totale lading rechts van de pijl.

In het examenprogramma staat dat je uit je hoofd moet weten dat geconcentreerd salpeterzuur als oxidator reageert waarbij NO₂ ontstaat (zie tabel 48 voor de halfreactie). Als verdund salpeterzuur als oxidator reageert ontstaat NO.

Redoxreacties lenen zich uitstekend voor [sometjes over titraties](#).



Voorbeeld:

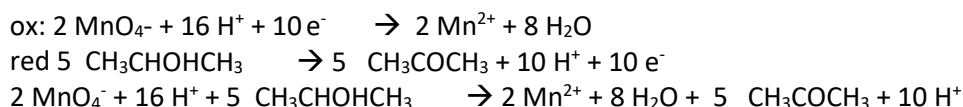
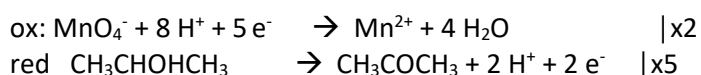
Durk gaat whisky maken. Door een foutje ontstaat er propaan-2-ol in plaats van ethanol. Durk gaat de concentratie propaan-2-ol in zelf gebrouwen whisky bepalen met behulp van een titratie met aangezuurd kaliumpermanganaat.

Hij pipetteert 10,00 mL van zijn whisky, doet dit in een maatkolf van 250,0 mL en vult met water aan tot 250,0 mL. Van deze verdunde whisky pipetteert hij 10,00 mL in een erlenmeyer. Hij voegt 5 mL geconcentreerd zwavelzuur. In de buret doet hij 0,1014 M kaliumpermanganaat. Hiervan blijkt 5,31 mL nodig te zijn.

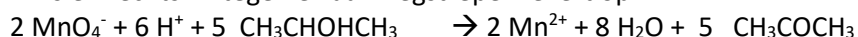
Je kunt vragen verwachten over de titratie, de reactie en de klapper is natuurlijk: bereken het aantal gram propaan-2-ol per 1,00 liter van Durks whisky.

De kleuromslag is van kleurloos naar paars (de kleur van MnO₄⁻). Zodra er geen propaan-2-ol meer in de erlenmeyer is om het MnO₄⁻ om te zetten kleurt MnO₄⁻ de oplossing paars.

De zwavelzuur is een overmaat en de 5 mL hoeft je dus niet zo nauwkeurig af te passen.



links en rechts H⁺ tegen elkaar wegstrepen levert op:



toelichting: propaan-2-ol is een secundaire alcohol en reageert tot propanon.

Durk heeft 5,31 mL 0,1014 mmol/mL kaliumpermanganaat toegevoegd. Dit komt overeen met 5,31x0,1014=0,538 mmol MnO₄⁻. Dit heeft gereageerd met (5/2)x0,538=1,346 mmol propaan-2-ol. Dit zat in 10,00 mL verdunde whisky.

De whisky is 25 x verdund. In 10,00 mL onverdunde whisky zit dus 25x1,346 mmol=33,65 mmol propaan-2-ol.

In 1,00 liter whisky zit dus 100x33,65 mmol=3365 mmol=3,37 mol propaan-2-ol.

De molaire massa van propaan-2-ol is 60,09 g/mol. In 1,00 liter "whisky" zit dus 3,37 x 60,09=202 gram propaan-2-ol.

Elektrochemische cel



Bij een elektrochemische cel vindt een redoxreactie op afstand plaats. De reductor en de oxidator kunnen niet rechtstreeks met elkaar reageren. De elektronen verplaatsen zich via een draad. Een zoutbrug of membraan is nodig voor een gesloten stroomkring. Door het membraan of de zoutbrug bewegen ionen. De compartimenten van een

elektrochemische cel moeten ook de stroom geleiden. Hiervoor is vaak een elektrolyt nodig, een opgelost zout of zuur.

De elektrode waarbij de oxidator reageert is de positieve elektrode (want de oxidator neemt elektronen op van deze elektrode). De reductor reageert bij de negatieve elektrode. Door de stroomdraad gaan elektronen van de negatieve pool (de reductor) naar de positieve pool (de oxidator). Dit levert energie op. Een batterij is een voorbeeld van een elektrochemische cel. Je hebt alleen een elektrochemische cel als in tabel 48 de oxidator linksboven de reductor staat.

Sommige elektroden zoals koolstof en platina zijn een onaantastbare elektroden, deze doet niet mee aan de reactie. Aantastbare elektroden zoals Cu kunnen wel mee doen aan de reactie.

Als de concentraties van de betrokken stoffen 1,0 M zijn, gelden de standaardelektrodenpotentialen die in tabel 48 staan. Het aantal volt dat de elektrochemische cel levert, is dan het verschil tussen de elektrodepotentialen die horen bij de halfreacties. Dit aantal volt, de bronspanning, is afhankelijk van de temperatuur. [Hier staan meer voorbeelden](#) van elektrochemische cellen.

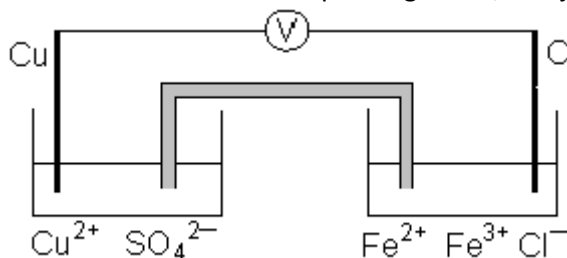
De Nobelprijs voor de scheikunde ging in 2019 naar de [lithiumbatterij](#).



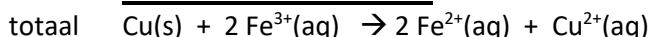
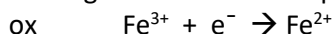
Voorbeeld

Sjakie maakt een elektrochemische cel, opgebouwd uit de volgende halfcellen:

- een koperdraad in een oplossing met 1,0 M koper(II)sulfaat;
- een koolstofstaaf in een oplossing met 1,0 M ijzer(II)chloride en 1,0 M ijzer(III)chloride.



De volgende reactie vindt plaats:



De $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ halfcel neemt elektronen op, is oxidator en dus is de koolstofstaaf de positieve elektrode. De Cu^{2+}/Cu halfcel staat elektronen af en dus is de koperdraad de negatieve elektrode. Koper(II)sulfaat en ijzer(II) en ijzer(III)chloride fungeren ook als elektrolyt.

Als de concentraties van de betrokken stoffen 1,0 mol per liter zijn (en $T=298 \text{ K}$), zijn de potentialen van de halfcellen zijn de standaard elektrodepotentialen. De voltmeter geeft dan aan:

$$V = V_{\text{pos}} - V_{\text{neg}} = 0,77 \text{ V} - 0,34 \text{ V} = \mathbf{0,43 \text{ V}}$$

Deze 0,43 V noemen we de bronspanning van deze elektrochemische cel.

Als in de zoutbrug kaliumnitraat zit. Gaan de K^+ ionen naar de Fe^{3+}/Fe^{2+} halfcel en de NO_3^- ionen naar de Cu^{2+}/Cu halfcel. Hierdoor blijft de totale lading in beide bekeerglazen altijd nul.

Edele metalen hebben een grote standaardelektrodepotentiaal. Edele metalen zijn dus slechte reductoren en worden daardoor niet zo snel aangetast. Het aantasten van metalen heet corrosie, bij ijzer noemen we dat ook wel roesten. Op aluminium komt door corrosie een dun laagje aluminiumoxide. Dit vormt een beschermende laag omdat zuurstof niet door aluminiumoxide heen kan.

Een bekende elektrochemische cel is de loodaccu. Een accu is oplaadbaar. Dan gebruik je een andere spanningsbron die meer spanning levert dan de bronspanning. De reacties lopen dan de andere kant op. Bedenk goed hoe je de spanningsbron op de elektroden aansluit.

Een [brandstofcel](#) is een elektrochemische cel waarbij in de ene halfcel zuurstof als oxidator reageert en in de andere halfcel een brandstof als reductor reageert. Waterstof en methanol worden hierbij vaak als brandstof gebruikt.



[Elektrolyse](#)

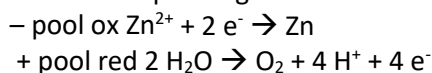


Elektrolyse is een gedwongen redoxreactie. Bij de positieve reageert de sterkste reductor (die staat e^- af aan de positieve elektrode). Bij de negatieve elektrode reageert de sterkste oxidator (die neemt het overschot aan e^- van de negatieve elektrode op). Omdat dit een gedwongen reactie is, hoeft de oxidator in tabel 48 niet boven de reductor te staan.

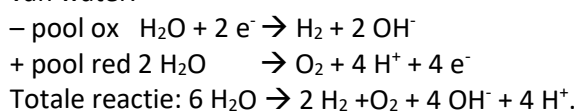
Platina en koolstof zijn niet-aantastbare elektroden en reageren dus nooit mee.

Elektrolyse is een manier om accu's weer op te laden. De reactie die dan plaats vindt is de omgekeerde reactie van de reactie die plaats vindt bij stroomlevering.

Geef de halfreacties aan de positieve en aan de negatieve elektrode Bij de elektrolyse van een zinknitraatoplossing met koolstofelektroden treden de volgende halfreacties op:



Als je een oplossing van kaliumsulfaat elektrolyseert met koolstofelektroden, krijg je de elektrolyse van water:



4 OH^- reageert met 4 H^+ tot 4 H_2O , die je weer wegstreept tegen 4 H_2O voor de pijl. De reactie komt dus neer op: $2 H_2O \rightarrow 2 H_2 + O_2$.

Stel je elektrolyseert 10,0 gram opgelost koper(II)bromide, waarbij de gemiddelde stroomsterkte 300 mA is. (1 A = 1 C/s). Bereken met behulp van tabel 7 na hoeveel minuten al het koper(II)bromide is omgezet.

In tabel 7 staat de constante van Faraday: 1 mol e^- heeft een lading van $9,648 \times 10^4$ C

$$10,0 / 223,4 = 0,0448 \text{ mol } CuBr_2$$

$$2 \times 0,0448 = 0,0895 \text{ mol } e^- \text{ (want } Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu, \text{ dus } 1 \text{ mol } CuBr_2 : 2 \text{ mol } e^-)$$

$$9,648 \times 10^4 \text{ C/mol} \times 0,0895 \text{ mol} = 8,64 \times 10^3 \text{ C.}$$

$$8,64 \times 10^3 / 0,300 = 2,88 \times 10^4 \text{ s} = 480 \text{ minuten.}$$

[Voorbeeldexamenopgaven redox](#)



Zuren en basen

Zuur: deeltje dat H^+ af kan staan. **Base:** deeltje dat H^+ op kan nemen.



Zuren

Zure oplossingen bevatten H_3O^+ (ook genoteerd als H^+) ionen. Het H_3O^+ ion heet het oxoniumion.

Sterke zuren: oa zoutzuur (HCl), salpeterzuur (HNO_3) en zwavelzuur (H_2SO_4) zie tabel 49.

Sterke zuren zijn in water volledig geïoniseerd. Dus als je een sterk zuur oplost in water krijg je de volgende reactievergelijkingen:

Salpeterzuur: $HNO_3(l) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + NO_3^-(aq)$ je mag dit ook noteren als $H^+ + NO_3^-$

HCl (g) $\rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$ De oplossing na de pijl noemen we zoutzuur.

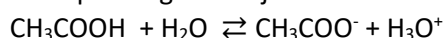
Een oplossing van een zuur in water geleidt de stroom. Dit kun je op micro-niveau verklaren doordat de H^+ ionen en de ionen van de geconjugeerde base vrij in de oplossing kunnen bewegen. De geconjugeerde base is het deeltje dat ontstaat als een zuur H^+ heeft afgestaan.

Zwakke zuren: de meeste zuren, alle zuren onder H_3O^+ in tabel 49.

Zwakke zuren zijn in water slechts gedeeltelijk geïoniseerd. Door een zwak zuur in water op te lossen staat een gedeelte van het zwakke zuur een H^+ af aan water.

Daarbij ontstaat H_3O^+ wat de oplossing zuur maakt. Zwakke zuren reageren met water in een evenwichtsreactie.

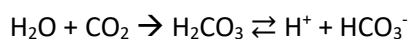
Een oplossing van azijnzuur in water is zuur want:



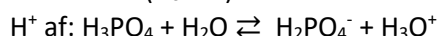
CH_3COO^- is de geconjugeerde base van het zuur CH_3COOH .

Let op: een oplossing van een sterk zuur in water met pH 3 is even zuur als een oplossing van een zwak zuur in water met pH 3.

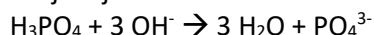
Koolzuur is een zwakzuur dat ontstaat als CO_2 in water oplost.



Fosforzuur (H_3PO_4) is een driewaardig zwak zuur. Als je het in water oplost staat een deel van H_3PO_4 1

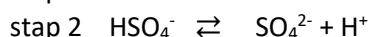
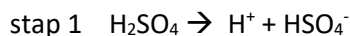


Als je bijvoorbeeld een overmaat natronloog toevoegt, staat het 3 H^+ af:



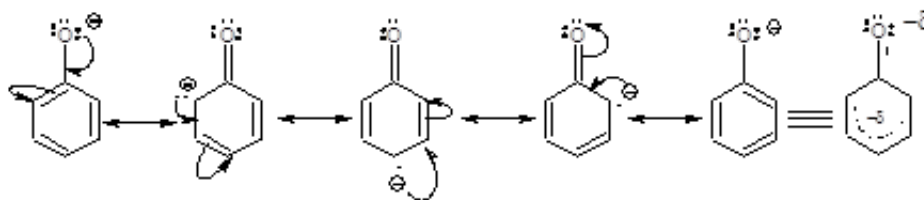
Sommige metaalionen, bijvoorbeeld Fe^{3+} kunnen als ze gehydrateerd zijn als zuur reageren, zie tabel 49. $Fe(H_2O)_6^{3+} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + FeOH(H_2O)_5^{2+}$

Zwavelzuur is een speciaal geval. H_2SO_4 staat als sterk zuur 1 H^+ af. Daarbij ontstaat het zwakke zuur HSO_4^- dat in een evenwichtsreactie nog een H^+ af kan staan.



Phenol (benzenol), C_6H_5OH is ook een zwak zuur (zie binas 49). Als een H^+ van de $-OH$ -groep wordt afgesplitst ontstaat de geconjugeerde base $C_6H_5O^-$, een negatief ion dat stabiel is door de vele grensstructuren:





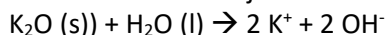
Basen

Basische oplossing bevatten OH^- ionen.

Sterke basen: bv natronloog, $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Let op Na^+ is altijd tribune-ion en komt niet in de reactievergelijking als natronloog reageert.

In tabel 45A staat bij K^+ en O^{2-} een r, kaliumoxide lost dus niet op in water, maar reageert met water:

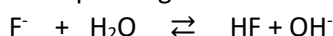


Omdat K_2O voor de pijl vast is komt kalium hier wel in de reactievergelijking.

Deze reactie is een zuur-base reactie omdat H_2O een H^+ afstaat aan O^{2-} , H_2O reageert dus als zuur en O^{2-} als base.

Zwakke basen: als je die in water oplost, ontstaan er OH^- ionen in een evenwichtsreactie.

Een oplossing van natriumfluoride in water is basisch want:



Bekende basen zijn: OH^- , O^{2-} , NH_3 , HCO_3^- en CO_3^{2-} .

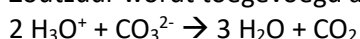
Reacties tussen zuren en basen

Hiervoor heb je altijd een zuur en een base nodig. Er is bij een zuur-base reactie protonen-overdracht (H^+ overdracht) van het zuur naar de base.

[In tabel 49 kun je zien of een zuur-base reactie kan verlopen.](#) Simpel gezegd kan een zuur-base reactie plaats vinden als het zuur in tabel 49 linksboven de base staat. Correcter: een zuur-base reactie kan plaatsvinden als het geconjugeerde zuur en de geconjugeerde base die ontstaan zwakker zijn dan het zuur en de base waarmee begonnen is.

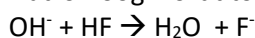
Een sterk zuur reageert met elke base. Een sterke base reageert met elk zuur.

Zoutzuur wordt toegevoegd aan een natriumcarbonaatoplossing.



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

Natronloog wordt toegevoegd aan een oplossing van waterstoffluoride.



HCN wordt toegevoegd aan een oplossing van natriummethanoaat:

Geen reactie, dan zou er een zuur ontstaan dat sterker is dan het zuur waarmee je begon. Hierboven heb je kunnen zien dat de omgekeerde reactie wel plaatsvindt.

Je gebruikt alleen evenwichtspijlen bij een reactie van een zwak zuur met water of een zwakke base met water.

Je herkent een zuur-base reactie aan H^+ overdracht, een zuur staat H^+ af aan een base.



Rekenen aan zuren:

$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ H_3O^+ mag je ook noteren als H^+ .

Bij een sterk zuur is het makkelijk.

De pH van 0,10 M zoutzuur is $-\log 0,10 = 1,00$.

Bij pH-waarden is het aantal decimalen het aantal significante cijfers.



Bij een zwak zuur ga je [rekenen met de zuurconstante K_z](#) (zie binas tabel 49).

Voorbeeld: [bereken de verhouding](#) tussen methaanzuur en methanoaationen bij pH =4,40.



$$K_z = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = 1,8 \cdot 10^{-4}$$

pH =4,40 dus $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,40} = 4,0 \cdot 10^{-5}$ M dit vul je in in bovenstaande vergelijking.

$$\frac{[\text{HCOO}^-] \times 4,0 \cdot 10^{-5}}{[\text{HCOOH}]} = 1,8 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{Dus: } \frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = 4,5.$$

Soms is de vraag hoeveel procent van HCOOH heeft een H⁺ afgestaan, dat is dan hier $4,5/5,5 \times 100\% = 82\%$. Want er is 4,5 mol HCOO⁻ en 1,0 mol HCOOH, dus 5,5 mol in totaal en HCOO⁻ is HCOOH dat een H⁺ heeft afgestaan.

Rekenen aan basen

pOH = -log[OH⁻] Bij 298 K geldt: pH + pOH =14,00.

Dit komt omdat $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$ bij T=298 K. Zie tabel 50 voor andere temperaturen. De pK_w is de som van de pH en de pOH bij een bepaalde temperatuur.

De pH van 0,10 M natronloog is 13,00. Want pOH = - log 0,10=1,00.

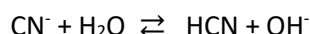
De pH van 0,10 M barietwater is 13,30. Want pOH = - log 0,20=0,70.

Barietwater is Ba²⁺ + 2 OH⁻. Dus 0,10 M barietwater bevat 0,20 M OH⁻.

Bij rekenen aan zwakke basen [reken je met de baseconstante](#).

Voorbeeld: bereken de pH van een 0,10 M natriumcyanide (NaCN) oplossing (T=298 K)

CN⁻ is een zwakke base



$$K_b = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

Stel [OH⁻] = x dan geldt [HCN] = x en [CN⁻] = 0,10-x.

$$\text{Dus } x^2 / (0,10-x) = 1,6 \cdot 10^{-5}$$

$$x^2 = 1,6 \cdot 10^{-5} (0,10-x)$$

$$x^2 = 1,6 \cdot 10^{-6} - 1,6 \cdot 10^{-5} x$$

$$x^2 + 1,6 \cdot 10^{-5} x - 1,6 \cdot 10^{-6} = 0$$

vul de abc-formule in met: a=1, b = 1,6•10⁻⁵ en c = - 1,6•10⁻⁶

$$\Leftrightarrow x = 1,26 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{Dus } [\text{OH}^-] = 1,26 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log 1,26 \cdot 10^{-3} = 2,90$$

$$\text{H} = 14,00 - 2,90 = 11,10.$$

[Hier staan meer voorbeelden](#) van rekenen met zwakke basen.

Indicatoren

Zie tabel 52A. Hiermee kun je bijvoorbeeld kijken of een oplossing zuur of basisch is. Deze indicatoren kun je ook gebruiken bij zuur-base titraties.

Amfolyten

Amfolyten zijn deeltjes die zowel als zuur, als als base kunnen reageren.

Voorbeelden: HC_2O_4^- , HCO_3^- , HPO_4^{2-} en H_2PO_4^-

Een oplossing van een amfolyt in water is zuur als $K_z > K_b$, bijvoorbeeld HC_2O_4^-

Een oplossing van een amfolyt in water is basisch als $K_b > K_z$, bijvoorbeeld HPO_4^{2-}

Voeg je een zuur toe aan een amfolyt, dan reageert het amfolyt als base. Een amfolyt reageert als zuur als je een base toevoegt.

Aminozuren zijn amfolyten omdat NH_2 een basische groep is en COOH een zure groep is.

Bij lage pH heeft een aminozuur een positieve lading omdat de NH_2 groep dan is omgezet in een NH_3^+ groep.

Bij hoge pH heeft een aminozuur een negatieve lading omdat de COOH -groep dan is omgezet in een COO^- groep.

In eiwitten geldt dit ook voor de NH_2 en COOH groepen in de zijtakken van de aminozuren.

Aminozuren komen ook voor als dubbelionen (zwitterionen), dan heeft het aminozuur een NH_3^+ groep en een COO^- groep.

Buffers

Een buffer is een mengsel dat een zwak zuur en de geconjugeerde base van dit zwakke zuur bevat, allebei in redelijke hoeveelheden. De verhouding [zwak zuur]: [geconjugeerde base] ligt tussen 1:10 en 10:1. De pH van een buffer verandert vrijwel niet bij toevoegen van een zuur of base of bij verdunnen.

Met een zwak zuur en zijn geconjugeerde base kun je een buffer maken van een pH tussen $\text{pK}_z - 1$ en $\text{pK}_z + 1$. Als de concentratie van het zwakke zuur gelijk is aan de concentratie van de geconjugeerde base geldt: $\text{pH} = \text{pK}_z$.

Bekende buffers zijn de buffers in bloed, speeksel en in oceanen.

[Hier staat een voorbeeld van rekenen aan buffers.](#)



Examenopgaven zuren en basen

Analysetechnieken

Chromatografie

Bij papierchromatografie/ dunnelaag chromatografie heb je een stationaire fase (het papier) en een mobiele fase (de loopvloeistof). Als bv de stationaire fase polairder is dan de mobiele fase zullen polaire stoffen minder hoog op het chromatogram komen als apolairere stoffen, omdat apolairere stoffen beter oplossen in de loopvloeistof en polaire stoffen beter binden aan het papier. In dit geval heeft een polairdere stof een kleinere R_f -waarde en een grotere K_v -waarde.

R_f waarde = afstand die een vlek heeft afgelegd / afstand die de loopvloeistof heeft afgelegd.

K_v = "concentratie" van een stof in de stationaire fase / concentratie van de stof in de mobiele fase.

Gaschromatografie



Zoals de naam al zegt moet je het mengsel eerst verwarmen zodat alle stoffen van het mengsel een gas zijn geworden. De mobiele fase is hier een dragergas (meestal een inert gas als stikstof, een inert gas bindt niet aan de stoffen die je wilt onderzoeken). De stationaire fase is een kolom, bijvoorbeeld een kolom die hydrofobe stoffen bindt. De retentietijd is de tijd die een stof nodig heeft om door de kolom te gaan. Butaan zal langer doen over een tochtje langs een hydrofobe



kolom dan methanol. Dat komt omdat butaan een hydrofobe stof is en dus goed bindt aan een hydrofobe stof.

De oppervlakte onder een piek in het chromatogram is een maat voor de hoeveelheid van een stof in een mengsel. Gaschromatografie is dus ook een kwantitatieve methode, je kunt er ook hoeveelheden mee meten.

[Massaspectrometrie](#)

Dit wordt gebruikt om stoffen aan te tonen, niet om hoeveelheden van stoffen aan te tonen.

Moleculen worden beschoten met elektronen, hierbij komen extra elektronen vrij en ontstaan positieve ionen. Die positieve ionen kunnen uit elkaar vallen in o.a. positief geladen fragmenten. Van deze fragmenten wordt de massa gedetecteerd mbv een massaspectrometer. Je meet eigenlijk: de m/z waarde, de massa gedeeld door de lading we gaan er vanuit dat de lading 1+ is, tenzij in de opgave wat anders staat. Met $z=1+$ is de m/z waarde hetzelfde als de massa van het brokstuk (in u). Omdat elk deeltje apart gedetecteerd wordt, is de m/z waarde altijd een heel getal. De grootste m/z-waarde hoort altijd bij de massa van het hele molecuul.



Van de meeste elementen komt een van de isotopen verreweg het meeste voor. Uitzonderingen hierop zijn chloor (ca 75 % Cl-35 en 25 % Cl-37) en broom (ca 50 % Br-79 en ca 50 % Br-81). Een piek van een fragment uit met een chlooratoom erin bestaat dus uit 2 pieken, met een m/z verschil van 2, waarbij de piek met de kleinste m/z een drie keer zo hoge piek heeft als de piek met de grootste m/z. De hoogte van de piek, de intensiteit, zegt iets over de hoeveelheid van een stof/fragment van een stof. Tabel 39D van binas is hier handig.



[Voorbeeldexamenopgaven analysetechnieken](#)

Groene chemie



De volgende dingen kun je berekenen in de [groene chemie](#), zie binas 37H:
[Atomeconomie](#) = 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.

De uitgangspunten in de groene chemie vind je in tabel 97F. 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 via fotosynthese steeds opnieuw glucose maken.



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.

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.

Werkplanvragen in VWO examens

Er bestaan verschillende soorten werkplan vragen.

1. Een onderzoek beschrijven om het effect van een factor ergens op te onderzoeken.

Voorbeeld: Leg uit hoe je kunt onderzoeken bij welke golflengte van licht de substitutiereactie tussen pentaan en chloorwater sneller gaat: 500 nm of 600 nm.

- doe twee proeven, doe in twee reageerbuisen evenveel pentaan.
- zet de ene reageerbuis voor een lichtbron met een golflengte van 500 nm.
- zet de andere reageerbuis voor een even sterke lichtbron met een golflengte van 600 nm.
- voeg aan beide reageerbuisen evenveel chloorwater toe van dezelfde molariteit.
- meet bij beide buizen hoeveel chloor over is na bv 5 minuten.

2. Vragen over het gebruik van een analysetechniek

Voorbeeld: Beschrijf een experiment waarmee je met behulp van gaschromatografie na kunt gaan hoeveel propaanzuur er wordt gevormd als je een fles wijn twee weken zonder kurk erop bewaart.

- maak drie chromatogrammen:
 - * 1 van wijn uit een ongeopende fles,
 - * 2 van wijn uit een fles van dezelfde wijn die twee weken zonder kurk erop is bewaard
 - * 3 hetzelfde als 2 maar nu voeg je een bekende hoeveelheid propaanzuur toe.
- kijk bij welke retentietijd de piek ligt die van grootte (oppervlakte onder de piek) verandert tussen proef 2 en proef 3.

- bepaal het oppervlak onder de piek bij deze retentietijd in alle drie de chromatogrammen
- bereken nu hoeveel piekoppervlak overeenkomt met een 1 mg propaanzuur en bereken nu hoeveel propaanzuur er bij is gekomen is in chromatogram 2 ten opzichte van chromatogram 1.

3. Vragen hoe je een stof uit een mengsel kunt halen.

Dingen die hierbij vaak terugkomen:

Slecht oplosbare zouten waarvan het negatieve ion een base is (bv: calciumfosfaat, calciumoxide, magnesiumhydroxide, calciumsulfaat, calciumsulfide en calciumcarbonaat) kun je in oplossing brengen door een overmaat van een sterk zuur toe te voegen.

Je moet vaak filtreren.

Primaire alcoholen, secundaire alcoholen en aldehyden kunnen reageren als reductor met een sterke oxidator.

Een mengsel van metalen kun je scheiden door een oxidator toe te voegen die sterk genoeg is om met een van beide metalen (die dan reductor zijn) te reageren.

Evenwichten kun je aflopend maken door een stof uit het evenwichtsmengsel aflopen te laten reageren met een andere stof (bv de hydrolyse van een vet is een evenwichtsreactie maar wordt een aflopende reactie als je natronloog toevoegt omdat de vetzuren dan aflopend reageren met OH⁻).

4. Vragen die op leesvaardigheid, creativiteit of het toevallig inzien berusten. Hier kun je niet echt op trainen.

Begrippenlijst

Via de linkjes kom je op een filmpje waarin het begrip verder wordt uitgelegd.

actief transport transport door het celmembran waarvoor energie (ATP) nodig is, omdat een stof van een lage naar een hoge concentratie moet worden getransporteerd.

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. Uitleg: [mechanisme](#)

1,2-additie de beginstof heeft 1 C=C, dat wordt een C-C, aan de 1^e en de 2^e C komt een nieuw atoom/groep atomen te zitten.

1,4-additie de beginstof heeft C=C-C-C, dat wordt C-C=C-C, aan de 1^e en de 4^e C komt een nieuw atoom/groep atomen te zitten.

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) 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)

aldehyde (binas 66D) stof met een C=O aan het eind van de keten, aan de C zit een H en een andere C gebonden

alifatische verbinding koolstofverbinding zonder benzeenring erin

alkanen (binas 66D) C_nH_{2n+2} verzadigde koolwaterstoffen

alkenen (binas 66D) C_nH_{2n} onverzadigde koolwaterstoffen, bevatten 1 C=C binding

alkynen (binas 66D) C_nH_{2n-2} , onverzadigde koolwaterstoffen die 1 $C\equiv C$ binding bevatten

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

alkoxyalkanen bevatten C-O-C, $CH_3OCH_2CH_3$ is bijvoorbeeld methoxyethaan

allotropie (binas 67E) een element heeft meerdere verschijningsvormen zoals grafiet en diamant bij koolstof

amfolyt deeltje dat als zuur en als base kan reageren, bijvoorbeeld een aminozuur of HCO_3^-

amine (binas 66D) koolstofverbinding met een -NH₂ groep

apolaire stof hydrofobe stof, lost slecht op in water

aromatische verbinding koolstofverbinding met minimaal 1 benzeenring erin.

asymmetrisch C-atoom C-atoom met vier verschillende groepen, zorgt voor spiegelbeeldisomeren, notatie C*

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) 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)

base deeltje dat H^+ opneemt, bekende basen zijn NH_3 , OH^- , O^{2-} , CO_3^{2-} en HCO_3^- , zie verder binas 49

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 omestering 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 gassen als CO_2 en CH_4 houden de warmte-uitstraling van de aarde tegen, waardoor deze opwarmt.

buffer mengsel waarvan de pH vrijwel niet verandert bij verdunnen of het toevoegen van een zuur of base. Een buffer bevat een zwak zuur en zijn geconjugeerde base.

carbonzuur (binas 66D) Zuur met daarin minimaal 1 $-COOH$ groep. Bijvoorbeeld ethaanzuur CH_3COOH .

cis trans isomeren stereo-isomeren die een starre binding hebben met aan weerszijden van de starre binding twee verschillende groepen.

C/H verhouding verhouding tussen de elementen C en H in een brandstof, hoe meer C er naar verhouding is, hoe meer CO_2 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.

coderende streng (binas 71 E) DNA streng die de genetische code bevat, mRNA heeft dezelfde base-volgorde als coderend DNA, alleen is de T op DNA in mRNA een U.

codon (binas 71G) die basen op mRNA die coderen voor een aminozuur

concentratiebreuk onderdeel van de evenwichtsvoorwaarde, de concentraties van de stoffen na de pijl staan rechts en die van voor de pijl links. Alleen stoffen met de fase (aq) of (g) komen in de evenwichtsvoorwaarde en de coëfficiënten zie je terug als machten.

condensatiereactie reactie waarbij doordat OH groepen met OH of NH groepen reageren onder afsplitsing van water

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

constante van Faraday (binas tabel 7) $96485 C/mol$ hiermee kun je rekenen als je bijvoorbeeld de stroomsterkte (in A, $1 A = 1 C/s$) en de tijd weet en moet berekenen hoeveel van een stof reageert/ontstaat bij elektrolyse.

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.

cycloalkanen koolstofverbinding met een ring erin en geen dubbele bindingen, C_nH_{2n} dus het zijn isomeren van alkenen

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) massa van 1 m^3 van een bepaalde stof, in binas 8 t/m 11 is de eenheid voor vaste stoffen en vloeistoffen g/cm^3 of g/mL . De dichtheid van gassen in tabel 12 is in g/L en geldt alleen bij $T=273\text{ K}$.

dipool (binas 55) molecuul waarvan de ene kant een beetje positief is geladen en de andere kant een beetje negatief

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) koolhydraat dat bestaat uit 2 ringstructuren, bijvoorbeeld maltose

DNA (binas 71C) DNA is dubbelstrengs, een coderende streng en een matrijsstreng, A zit altijd tegenover T en C altijd tegenover G, in binas 71C staat de structuurformule.

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

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

eiwit (binas 67H) 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 en elektrolyse, bij een elektrochemische cel reageert de oxidator bij de positieve elektrode. Bij elektrolyse reageert de sterkste reductor bij de positieve elektrode.

elektrofiel deeltje dat aangetrokken wordt door negatieve lading en zelf dus (gedeeltelijk) positief is geladen

elektrolyse gedwongen redoxreactie aan de + pool reageert de sterkste reductor en aan de – pool de sterkste oxidator

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

elektronegativiteit (binas 40A) getal dat aangeeft hoe sterk een atoomsoort elektronen aantrekt, hoe groter het getal, hoe sterker het atoomsoort elektronen aantrekt.

elektrovalentie (binas 40A helemaal rechts) de lading van een ion

elementkringloop (binas 93F,G) kringloop van een element 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 (stereo-isomeer van) een 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) 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

ether zie alkoxyalkanen, bevatten C-O-C

eutrofiëring door overbesteding 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.

evenwichtsvoorwaarde $K =$ concentratiebreuk, waarbij K de evenwichtsconstante is Uitleg: [rekenen aan evenwichten](#)

evenwichtsconstante (binas 51) K, als de concentratiebreuk gelijk is aan deze constante, is het evenwicht ingesteld

evenwicht verstoren Als je een stof aan een evenwicht toevoegt of onttrekt of het volume, de druk of de temperatuur verandert, verstoort je een evenwicht. De reactie die de verstoring tegen gaat is tijdelijk in het voordeel. Bij het verhogen van de temperatuur is de endotherme reactie tijdelijk in het voordeel.

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

formele lading lading die een atoom heeft in een [Lewisstructuur](#), als een atoom een elektron meer om zich heen heeft dan het aantal valentie-elektronen van dat atoomsoort, is de formele lading bijvoorbeeld 1-.

fosfolipide (binas 67G3) bouwsteen van het celmembraan, het bestaat uit een hydrofiele kop met daarin een fosfaatgroep en hydrofobe staarten

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: $6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2$

gaschromatografie analysetechniek waarbij je gassen analyseert door ze over een kolom te leiden. De tijd die een gas er over doet is de retentietijd en daarmee kun je kijken welk gas er in een mengsel zit. De oppervlakte onder de piek is een maat voor de hoeveelheid stof.

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.

geconjugeerd systeem afwisselend C=C en C-C binding, dit kan bij polymeren als polyethyn zorgen voor stroomgeleiding

geconjugeerde base base die hoort bij een zwak zuur, deeltje dat ontstaat als dat zwakke zuur een H^+ heeft afgestaan [verhouding \[zwak zuur\]:\[geconjugeerde base\] berekenen](#)

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.

grensstructuur (= mesomere structuur) Lewisstructuur die een van de mogelijke Lewisstructuren van een stof is, de "werkelijke" structuur is een gemiddelde van de grensstructuren

grenswaarde (binas 97A) hoeveel er van een stof in de lucht aanwezig mag zijn in mg/m^3 .

halfreactie (binas 48) 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: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 en 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 \rightarrow aminozuren, ester + water \rightarrow alcohol + carbonzuur, polysacharide + water \rightarrow 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)

initiatie eerste stap van een radicaalmechanisme waarbij een molecuul reageert tot twee radicalen

insteltijd evenwicht tijd die het duurt vanaf het moment van het bij elkaar voegen van de stoffen tot de concentraties van de stoffen niet meer veranderen en het evenwicht zich dus heeft ingesteld.

inwendig spiegelvlak als een molecuul met twee asymmetrische C-atomen symmetrisch is (bijvoorbeeld 2,3-dibroombutaan), heb je een inwendig spiegelvlak, dan zijn er 3 in plaats van 4 stereo-isomeren.

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 H₂O) 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

karakteristieke groep (binas 66D) groep die voorkomt in de naamgeving van een koolstofverbindingen, bijvoorbeeld een zuurgroep, alcoholgroep of aminegroep. In binas 66D staat een overzicht. De karakteristieke groep die daar het hoogste staat, bepaalt het achtervoegsel. De andere karakteristieke groepen krijgen een voorvoegsel.

katalysator stof die een bepaalde reactie versnelt zonder verbruikt te worden, komt niet voor in de reactievergelijking

Kb (binas 49) evenwichtsconstante van het evenwicht waarbij een zwakke base oplost in water **Kb berekenen** hoe kleiner Kb, hoe zwakker de base

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

keton (binas 66D) stof met een C=O waarbij de C aan 2 andere C atomen is gebonden

K, L, M schil Volgens het atoommodel komen elektronen voor in schillen, maximaal 2 elektronen in de K-schil, maximaal 8 in de L schil en ook maximaal 18 in de M-schil.

koolhydraat (binas 67F) stof die voldoet aan de formule C_n(H₂O)_m, een koolhydraat bestaat uit 1 of meer "suikerringen". Glucose is een bekend monosacharide.

koolstofkringloop (binas 93F) kringloop waarin je ziet in hoe het element koolstof in telkens andere stoffen/ionen terug komt. Een korte kringloop is dat CO₂ via fotosynthese glucose wordt, glucose wordt omgezet in alcohol en alcohol verbrandt waarbij weer CO₂ ontstaat.

koolwaterstof stof die alleen uit de elementen C en H bestaat

kraken reactie waarbij grotere koolwaterstoffen worden omgezet in kleiner koolwaterstoffen

kristalwater water dat gebonden zit in een kristalrooster van een zout, genoteerd als •nH₂O waarbij je voor n een getal invult. Koper(II)sulfaatpentahydraat is bijvoorbeeld CuSO₄•nH₂O.

Kw (binas 50A) watersconstante Kw=[H₃O⁺][OH⁻] en pKw = -log[Kw]=pH + pOH

Kz (binas 49) Evenwichtsconstante van de reactie waarbij een zwak zuur in een evenwichtsreactie reageert tot H₃O⁺/H⁺ en zijn geconjugeerde base. Uitleg: **Kz berekenen**

legering mengsel van metalen

Lewisstructuur structuur waarin alle valentie-elektronen zijn aangeven, ook de niet bindende paren. Als een atoom een formele lading heeft staat die erbij.

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

massaspectrometrie (binas 39D) analysetechniek waarbij moleculen beschoten worden met elektronen, daarna ontstaan fragmentionen. De massa van deze fragmentionen wordt bepaald, het resultaat is een massaspectrum. Aan de hand van een massaspectrum kun je achterhalen welke stof je hebt onderzocht.

matrijsstreng (binas 71 E) niet coderende streng in DNA

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

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.

mesomere grensstructuur zie grensstructuur

mesoniveau het niveau van groepen moleculen, bv vezels

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

methyl zijgroep $-CH_3$ die aan een langere koolstofketen zit. Uitleg: [systematische naamgeving](#)

microniveau het niveau van moleculen, ionen, atomen en bindingen

mobiele fase de vloeistof bij papierchromatografie en het gas bij gaschromatografie

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

molare 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) $1 \text{ M} = 1 \text{ mol/L}$

molair volume (binas tabel 7) het aantal L dat 1,00 mol van een gas inneemt bij een bepaalde druk en temperatuur. $T=273 \text{ K}$ en $p=p_0$ $V_m=22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$ en bij $T=298 \text{ K}$ en $p=p_0$ $V_m= 24,5 \text{ dm}^3/\text{mol}$.

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) koolhydraat dat bestaat uit 1 ringstructuur, bijvoorbeeld glucose

m-RNA (binas 71 E) stukje RNA met de code voor een eiwit, de code wordt afgelezen in het ribosoom

neerslagreactie (binas 45A) 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 nebenreactie levert bijproducten op

NO_x mengsel van NO en NO₂ dat ontstaat in een verbrandingsmotor doordat stikstof en zuurstof met elkaar reageren. NO_x zorgt voor verzuring en smogvorming.

nucleofiel deeltje dat aangetrokken wordt door positieve lading en zelf (gedeeltelijk) negatief is geladen.

octetregel in het algemeen hebben niet-metalen (behalve waterstof) in een Lewisstructuur 4 paren valentie elektronen om zich heen. Sommige atoomsoorten (bijvoorbeeld N, P en S) kunnen een uitgebreid octet hebben en meer valentie-elektronen om zich heen hebben.

olie (binas 67G) triglyceride van onverzadigde vetzuren

omestering (biodiesel maken) een ester reageert met een alcohol tot een ander alcohol en een andere ester

omringingsgetal zie VSEPR

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 $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} (\text{s}) \rightarrow \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} (\text{aq})$

optische isomeren (spiegelbeeldisomeren) stoffen met een asymmetrisch C-atoom. Twee spiegelbeeldisomeren hebben dezelfde stof eigenschappen behalve dat de ene optische isomeer wel kan binden aan een enzym en zijn spiegelbeeld, de andere optische isomeer, niet.

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) deeltje dat een of meer elektronen opneemt

passief transport (diffusie) transport door een celmembran waar geen energie voor nodig omdat de deeltjes in de richting van de laagste concentratie bewegen.

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 NH₂ 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⁻] is de concentratie OH⁻ 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) 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 [mechanisme](#)

polysacharide (binas 67F3) 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.

primaire structuur van een eiwit (binas 67H) aminozuurvolgorde

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

propagatie tweede stap in het radicaalmechanisme waarbij een radicaal en een molecuul reageren tot een ander radicaal en een ander molecuul

proton (binas 40A) positief geladen kerndeeltje, het aantal protonen van een atoom of ion is gelijk aan het atoomnummer 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 $\text{molL}^{-1}\text{s}^{-1}$

reactiesnelheidsvergelijking Hiermee kun je de reactiesnelheid berekenen. Voorbeeld: $s=k[A][B]^2$ als in de snelheidsbepalende stap 1 deeltje A met 2 deeltjes B reageert.

reactiemechanisme in verschillende stappen geef je aan hoe een reactie plaats vindt, met pijlen wordt getekend hoe elektronen zich verplaatsen. Vaak worden Lewisstructuren gebruikt. Voorbeeld: [verestering](#)

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) reactie waarbij een reductor een of meer elektronen af staat aan een oxidator. Je moet redoxreacties kunnen [herkennen](#).

reductor (binas 48) deeltje dat elektronen af staat

rendement (binas 37H) massa werkelijke opbrengst/massa theoretische opbrengst x 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)

retentietijd tijd die een stof erover doet om door een gaschromatograaf te gaan, de retentietijd zegt iets over welke stof je hebt

RNA (binas 71C) enkelstrengs, er bestaan verschillende vormen zoals mRNA en tRNA

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) significante cijfers

smog mist die vervuילd is door luchtvervuiling, onder andere veroorzaakt door NO_x, roet, koolstofmonoxide en onverbrande koolwaterstoffen

spectrofotometrie analysemethode waarmee via absorptie van licht van een bepaalde golflengte kwantitatief, dus de hoeveelheid van, een stof/deeltje wordt bepaald

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

secundaire structuur van een eiwit (binas 67H) stukjes van de peptideketen die α -helix en β -plaat vormen via waterstofbruggen tussen NH en C=O van verschillende peptidebindingen

S_N1 en S_N2 (binas 54) nucleofiele substitutiereactie die in 1 of 2 stappen plaats kan vinden

snelheidsbepalende stap de langzaamste stap in een reactiemechanisme, deze stap bepaalt de snelheid van de totale reactie

spiegelbeeldisomeren (=optische isomeren) stoffen met een asymmetrisch C-atoom. Twee spiegelbeeldisomeren hebben dezelfde stof eigenschappen behalve dat de ene optische isomeer wel kan binden aan een enzym en zijn spiegelbeeld, de andere optische isomeer, niet.

standaardelektrodepotentiaal (binas 48) getal dat aangeeft hoe sterk een oxidator is, dit is bepaald door een elektrochemische cel te maken met alle stoffen in een concentratie van 1,0 M. De ene halfcel is H^+/H_2 en de andere halfcel de halfreactie waarvan je de standaardelektrodepotentiaal wil weten.

stationaire fase het papier bij papierchromatografie en de kolom bij gaschromatografie

stereo-isomeren: spiegelbeeldisomeren (=optisch isomeren) en cis-trans isomeren

stikstofkringloop (binas 93G) 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.
Uitleg: [mechanisme](#)

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

terminatie laatste stap van een radicaalmechanisme waarbij twee radicalen reageren tot een (polymeer)molecuul

tertiaire structuur van een eiwit (binas 67H2) driedimensionale structuur van een eiwit die bepaalt hoe een eiwit werkt en ontstaat door interacties tussen de zijketens van aminozuren.

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.

transcriptie (binas 71 E) de informatie op DNA wordt omgezet in informatie op mRNA

translatie (binas 71 E) bij translatie wordt de informatie op mRNA vertaald naar een eiwit, het eiwit wordt gemaakt in een ribosoom

triglyceride (binas 67G1) ester gemaakt van glycerol en drie vetzuren

triviale naam (binas 66A) 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 en die een molecuul kan omzetten in radicalen.

valentie elektron (binas 99) elektronen in de buitenste schil van een atoom. Het aantal valentie-elektronen kun je opzoeken in binas 99, het staat daar rechts onderaan bij een atoomsoort

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

verbrandingswarmte (binas 56) 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

vergiftiging reactie waarbij dankzij een gist een suiker wordt 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) triglyceride van verzadigde vetzuren

vetzuur (binas 67G2) carbonzuur met een lange staart

volledige verbranding verbranding waarbij genoeg zuurstof aanwezig is, het element koolstof wordt dan omgezet in CO_2 .

vrij elektronenpaar elektronenpaar dat bestaat uit valentie elektronen en geen binding vormt, zo'n paar teken je in een Lewisstructuur.

VSEPR valentieschil elektronenpaar repulsie theorie. Het gaat hierbij om het aantal bindingen/niet-bindende elektronenparen die om een atoom heen zitten. Hierbij telt een dubbele of drievoudige binding als 1. Bij een 4-omringing, bijvoorbeeld methaan of water (niet-bindende paren tellen ook mee) heb je hoeken van 109° , bij een 3-omringing, bijvoorbeeld bij etheen heb je hoeken van 120° . Bij een 2-omringing (bijvoorbeeld ethyn en koolstofdioxide) zijn de hoeken 180° .

vormingswarmte (binas 57) 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 SO_2 en NO_x , wordt vaak zure regen genoemd
zuur deeltje dat H^+ af kan staan, sterke zuren staan in binas tabel 49 boven H_3O^+ en zwakke daaronder. Een oplossing van een sterk zuur noteer je als $\text{H}^+/\text{H}_3\text{O}^+$ + ...

zuur base reactie reactie waarbij een zuur een of meer H^+ af staat aan een base, je moet deze reacties ook kunnen [herkennen](#)

zwak zuur (binas 49) zuur dat in binas tabel 49 onder H_3O^+ staat en boven H_2O , het vormt een evenwichtsreactie in water, waarbij het gedeeltelijk wordt omgezet in $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}^+$.

zwakke base (binas 49) base die in water slechts voor een klein deel H^+ opneemt, het vormt een evenwichtsreactie met water, waarbij water wordt omgezet in OH^- . Zwakke basen staan in tabel 49 boven OH^- en onder H_2O . Uitleg: [pH van de oplossing van een zwakke base berekenen](#)

Hoe worden de vragen over de verschillende onderwerpen meestal op het examen gesteld:



Formules

massa-ppm =(massa gevraagde stof/totale massa) $\times 10^6$.

$K_z = \frac{[Z^-][H_3O^+]}{[HZ]}$

$pK_z = -\log K_z$

$K_b = \frac{[HB][OH^-]}{[B^-]}$

$K_b = 10^{-pK_b}$

aantal L gas = $V_m \times$ aantal mol gas

E-factor = (massa beginstoffen - massa werkelijke opbrengst) / massa werkelijke opbrengst

atoomeconomie = massa gewenst reactie product / massa beginstoffen $\times 100\%$.

rendement = praktische opbrengst / theoretische opbrengst $\times 100\%$

Binastabellen [deel 1](#) [en deel 2](#) Gebruik ook het register.

7 alleen voor gassen, 22,4 L/mol (T=273 K en p=p_o) en 24,5 L/mol (T=298 K en p=p_o)

8-12 dichtheid (let op bij gassen is de dichtheid bij T=273 K gegeven)

37 formules

38B symbolen in blokschema's

39D massaspectrometrie

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

71E transcriptie en translatie.

71G genetische code

95 ADI waarden

97A grenswaarden

97F groene chemie

98 molaire massa's

99 periodiek systeem



Vragen waar geen witregel tussen staat zijn gekoppelde vragen. Het antwoord op de eerste vraag heb je dan nodig voor de tweede vraag. De eerste vraag wijst je dus in de goede richting.

Gebruik het laatste kwartier van het examen om alle opgaven en jouw antwoorden door te lezen. Controleer of je steeds een uitleg, beredenering, afleiding of berekening hebt gegeven. Kijk of je alle H-atomen hebt getekend in structuurformules. Controleer de eenheden en significantie en kijk of je inderdaad antwoord hebt gegeven op de vraag. Als in de vraag staat "leg met gegevens uit de tekst uit" dan moet je ook naar regels van de genoemde tekst verwijzen.



Als laatste het **allerbelangrijkste**: OEFEN VEEL OP EXAMENNIVEAU, KIJK JE ANTWOORDEN KRITISCH NA EN VERGEET NIET OM GOED TE LEZEN!!!!!!!!!!!!

[examen 2018-I-II](#)



[examen 2019-I+II](#)



[examens 2021](#)



Kijk op scheikundehavovwo.nl voor meer uitleg en de filmpjes van de andere examens!

Schrijf mee met de filmpjes.
Check je antwoorden in het laatste kwartier.
Haal informatie uit de tekst.
Elke (half)reactie moet kloppen, kijk ook naar de formules.
In binas kun je heel veel vinden.
Kijk alles kritisch na en leer van je fouten.
Uren oefenen = minder racen tegen de klok.
Na elke rekenvraag: eenheid, significantie, kan het?
Dus... trek altijd een conclusie.
Elk puntje is er 1



[Filmpje voor de laatste dag voor het scheikunde examen](#)