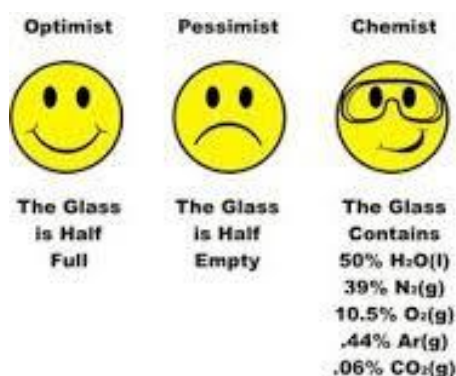


Vorbereiding scheikunde 6 vwo

Niet iedereen zal vrolijk worden van het idee om scheikunde te gaan doen in de zomervakantie. Toch kan het handig zijn als je, bijvoorbeeld in de laatste week van de vakantie, scheikunde gaat herhalen. Na een lange vakantie ben je waarschijnlijk veel vergeten. We gaan natuurlijk in de lessen ook wel wat herhalen. Om je goed voor te kunnen bereiden op volgend hebben we een samenvatting gemaakt van de vwo4 en vwo5 stof en een aantal oefenopgaven die daarbij horen. Als je al die opgaven kunt maken ben je goed voorbereid op vwo6. De laatste jaren is gebleken dat leerlingen die veel oefenen, ook al waren ze in 5 vwo niet zo goed in scheikunde, bij het examen een ruime voldoende haalden. Dat kun jij dus ook!

Mocht je nog ergens vragen over hebben, dan kun je een mailtje sturen via <https://scheikundehavovwo.nl> Daar vind je ook meer oefenopgaven en filmpjes. Als je de QR code scant bij een onderwerp kom je vanzelf bij het filmpje over dat onderwerp.



Samenvatting 4 en 5 vwo scheikunde

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 valentie-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, tabel 45A
rooster (vaste stof)	molecuulrooster of atoomrooster	metaalrooster	ionrooster

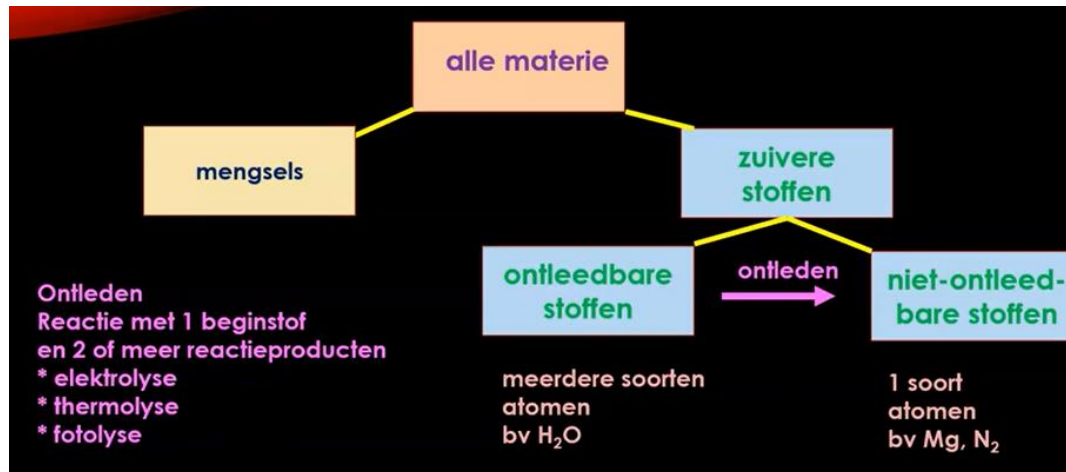
Bij welke groep een stof hoort kun je dus experimenteel bepalen door te kijken in welke fase een stof stroom geleidt.

[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



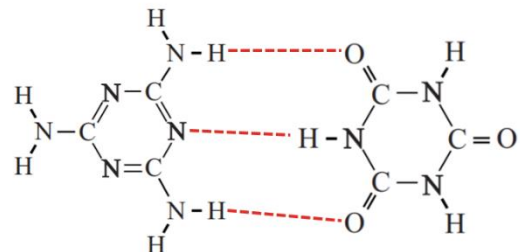
In tabel 40A van binas kun je van elk atoomsoort de **elektronegativiteit** vinden. Hoe groter de elektronegativiteit, hoe sterker een atoomsoort elektronen aantrekt. Als het verschil in elektronegativiteit tussen twee atomen aan beide kanten van een atoombinding groter is dan 0,4, dan is deze atoombinding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

Waterstofbruggen

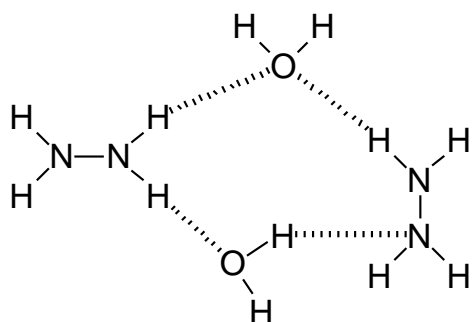
Watermoleculen kunnen onderling waterstofbruggen vormen. De O-H binding is een polaire binding, de O-atomen die een beetje negatief geladen zijn worden aangetrokken door H-atomen van andere moleculen. De H-atomen zijn een beetje positief geladen. Zo'n molecuul waarbij het ene deel een beetje positief 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.



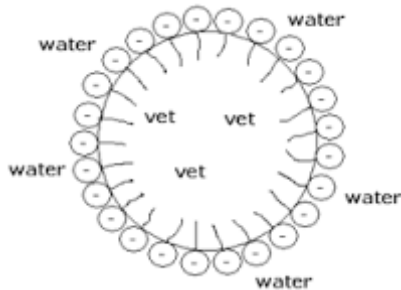
Voorbeeld: de raketbrandstof hydrazine, N_2H_4 is goed oplosbaar in water omdat de moleculen waterstofbruggen met elkaar kunnen vormen.



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:



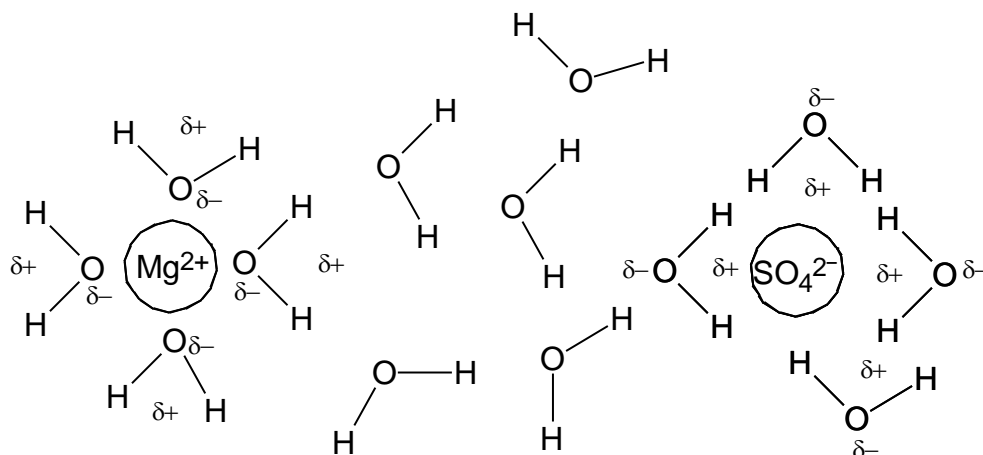
Het oplossen van ijzer(III)nitraat: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 (\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 3 \text{NO}_3^- (\text{aq})$

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: $\text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$

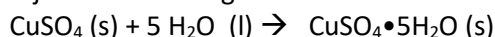
Of zouten op kunnen lossen in water kun je dus vinden in tabel 45A. De ionen worden gehydrateerd in oplossing, omgeven door watermoleculen. De bindingen tussen H en O in watermoleculen zijn polaire atoombindingen. De O-atomen trekken wat harder aan de elektronen die de binding tussen H en O vormen dan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

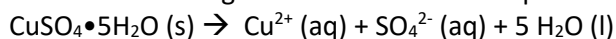


De bindingen die gevormd worden tussen een ion (bv Mg^{2+}) en een dipoolmolecuul (bv H_2O) zijn ion-dipoolbindingen. De magnesiumionen en sulfaationen zijn in deze oplossingen gehydrateerd.

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:



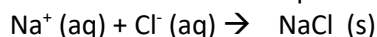
Als je veel water toevoegt dan lost het blauwe kopersulfaat op:



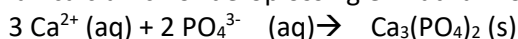
Kristalwater kun je verwijderen door te verhitten, zo kun je van blauw kopersulfaat weer wit kopersulfaat maken: $CuSO_4 \cdot 5H_2O (s) \rightarrow CuSO_4 (s) + 5 H_2O (l)$



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 metaalatomen 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 metaalatomen even groot zijn. De lagen metaalatomen 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.

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 een 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.



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

Evenwichtsvoorwaarde:

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

Evenwichtsvoorwaarde met partiële gasdrukbreuk : $K_p = p\text{SO}_3^2 / (p\text{SO}_2^2 p\text{O}_2)$

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

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 altijd tijdelijk in het voordeel als je de temperatuur verhoogt. Met tijdelijk wordt bedoeld: totdat een nieuw evenwicht zich heeft ingesteld.

Bij het verhogen van de druk/het verkleinen van het volume worden de concentraties van de stoffen groter.

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

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



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. Rechts van de pijl staan namelijk 2 deeltjes (2SO_3) en links van de pijl drie deeltjes (2SO_2 en 1O_2).

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. Dat kun je ook beredeneren aan de hand van de evenwichtsvoorwaarde.

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.

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

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.

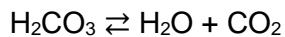


Een redenering zoals in de bovenstaande voorbeelden noemen we een evenwichtsbeschouwing.

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

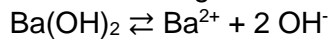
Voor een fabrikant kunnen hoge druk en temperatuur twee effecten hebben. Deze factoren versnellen de reactie, evenwichten stellen zich sneller in. Daarnaast kan het evenwicht verschuiven naar de gewenste of juist naar de ongewenste kant.

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-} (er ontstaat vast bariumfosfaat).

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.

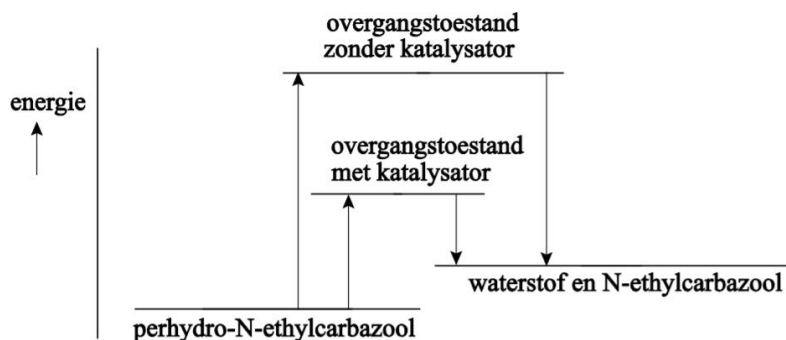
Een katalysator wordt niet verbruikt, hij reageert bijvoorbeeld in de eerste stap van een reactie en wordt in de tweede stap weer terug gevormd.

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 hoopt 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.



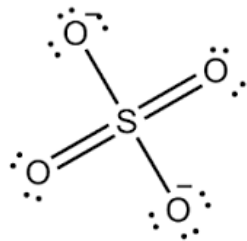
In het diagram kun je ook zien dat een katalysator de activeringsenergie verlaagt en er op die manier voor zorgt dat de reactie sneller verloopt. De katalysator heeft geen invloed op de netto hoeveelheid energie die nodig is of vrij komt bij een reactie.

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 valentie-elektronen 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

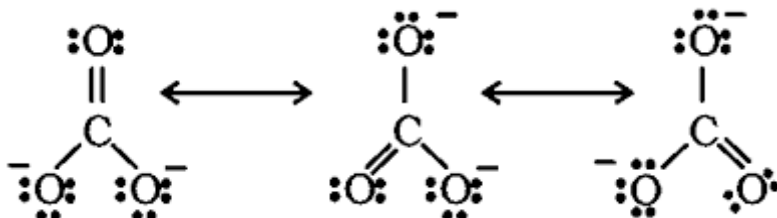
Teken de Lewisstructuur van CO_3^{2-} . Hierbij gebruiken we de bovenstaande stappen.

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

- cyclische verbindingen (bevatten een ring)
- aromatische verbindingen: bevatten een benzeenring
- onverzadigde verbindingen bevat C=C of een driedubbele koolstof-koolstofbinding
- alcoholen, bevatten -OH (onderverdeeld in primaire, secundaire en tertiaire alcoholen)
- carbonzuren, -COOH als de zuurgroep in de hoofdketen zit telt deze C mee oor 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 keen (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-methoxypropaan.
- 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 ---oaat, bv ethylpropanoaat is de ester gemaakt van ethanol en propaanzuur.

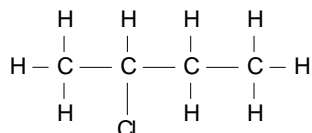


triviale namen

Voor sommige koolstofverbindingen gebruik je *triviale namen*. Dit zijn niet-systematische namen. Deze kun je vinden in tabel 66A van binas.

Systematische naamgeving

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

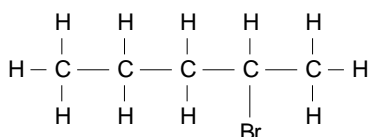


- kijk eerst naar het aantal C-atomen van de langste keten, dat zijn er 4, de stamnaam wordt dus butaan.

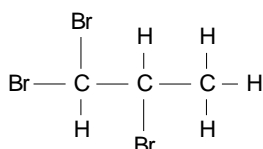
- kijk of er een karakteristieke groep is (een zijgroep die geen H-atoom is), dat is hier chloor, het wordt dus iets met chloorbutaan

- kijk daarna naar de plaats van de karakteristieke groep, dat is hier C-atoom nummer 2, de volledige naam is dus 2-chloorbutaan.

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



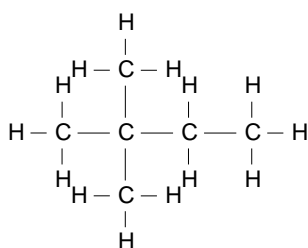
Is bijvoorbeeld 2-broompentaan.



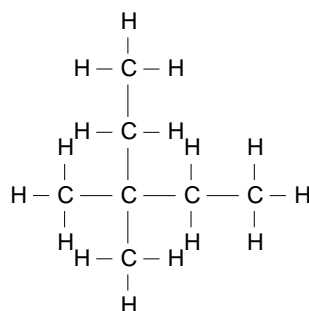
Heb je meerdere van dezelfde zijgroepen dan geef je dat aan met de Griekse telwoorden di,tri,tetra,penta,hexa etc (zie tabel 66C). Elke zijgroep krijgt zijn eigen nummer.

1,1,2-tribroompropaan

Als de C-atomen niet in één onvertakte keten liggen, noem je bijvoorbeeld een $-\text{CH}_3$ groep een zijketen, deze keten krijgt dan de naam methyl. Zo heb je ook ethyl ($-\text{CH}_2\text{CH}_3$), propyl, methylethyl etc. Kijk goed wat de langste keten is, deze is niet altijd horizontaal getekend.



2,2-dimethylbutaan



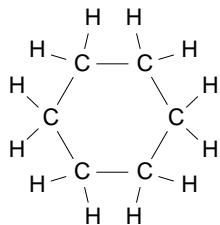
3,3-dimethylpentaan

Een *homologe reeks* is een groep stoffen die dezelfde algemene formule hebben.

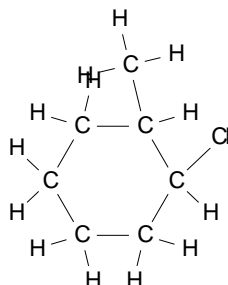
De homologe reeks van de **alkanen** heeft als algemene formule: C_nH_{2n+2} . In alkanen zijn alleen enkele bindingen aanwezig, alkanen zijn verzadigd.

Cycloalkanen

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



cyclopentaan



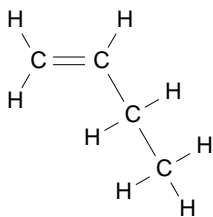
1-chloor-2-methylcyclopentaan

Alkenen

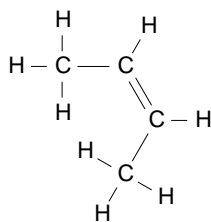
Alkenen zijn onverzadigde koolwaterstoffen met één dubbele binding, $C=C$. De algemene formule voor de alkenen is C_nH_{2n} .

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

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

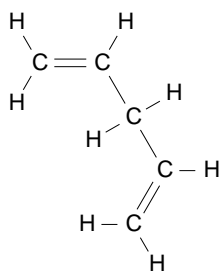


but-1-een



but-2-een

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 eindigt de naam op -dieen).

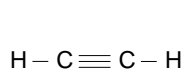


pentaaan-1,4-dieen

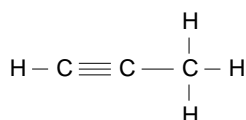
Alkenen en cycloalkanen zijn isomeren van elkaar.

Alkynen

Bij alkynen is er geen dubbele koolstof-koolstof binding maar een driedubbele koolstof-koolstof binding. Hun algemene formule is C_nH_{2n-2} .



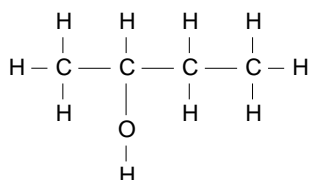
ethyn



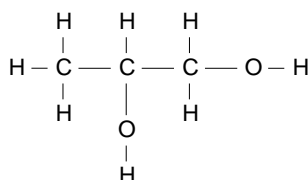
propyn

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.



butaan-2-ol



propaan-1,2-diol

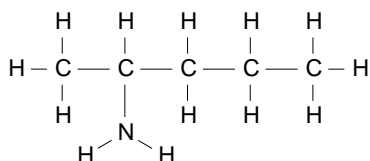


alkaanzuren

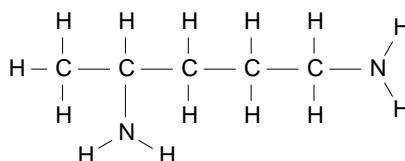
In een *alkaanzuur* is een H-atoom vervangen door een –COOH groep, een zuurgroep. In de naam van het alkaanzuur wordt de uitgang –zuur achter de stamnaam van de alkaanketen geplaatst.

alkaanaminen

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



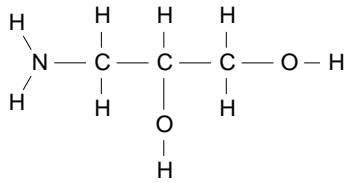
pentaan-2-amine



pentaan-1,4-diamine

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.

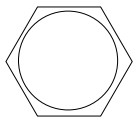


3-amino-propaan-1.2-diol

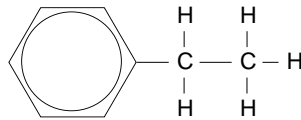
De voorvoegsels komen in alfabetische volgorde, hierbij tellen de Griekse telwoorden als di en tri niet mee. Het is dus 2,2-dibroom-3-chloorhexaan en niet 3-chloor-2,2-dibroomhexaan.

Aromatische verbindingen

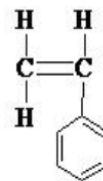
Aromatische koolwaterstoffen bevatten een benzeenring, benzeen is C_6H_6 . Deze stoffen geuren meestal sterk. Het rondje in de benzeenring stelt drie dubbele bindingen voor, in de ring wisselen C-C en C=C bindingen elkaar dus af.



benzeen



ethylbenzeen



fenyletheen

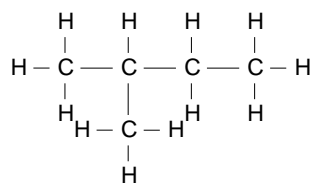
Let op de molecuulformules van aromatische verbindingen. Benzeen is C_6H_6 maar als een er bv een ethylgroep aan zit zitten er nog maar 5 H-atomen aan de benzeenring en aan de zesde plaats een C_2H_5 groep. Dus wordt de molecuulformule C_8H_{10} .

Een benzeenring die niet de hoofdketen is krijgt het voorvoegsel fenyl. Zo bestaat er bijvoorbeeld fenyletheen. Vaak wordt in de benzeenring een rondje getekend, soms worden ook drie dubbele en drie enkele bindingen getekend.

Stoffen zonder benzeenring heten alifatische verbindingen.

Isomeren

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

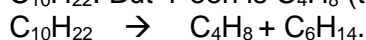


Kraken

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

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

Voor de formule van decaan vul je $n=10$ in de formule $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ in, decaan is dus $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$. But-1-een is C_4H_8 (teken eventueel de structuurformule)

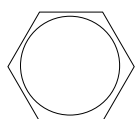


De andere stof die ontstaat is dus hexaan (of een isomeer van hexaan).

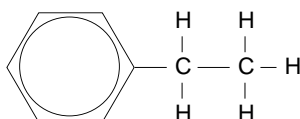
Behalve door kraken kun je benzine uit ruwe aardolie verkrijgen door gefractioneerde destillatie. Dit is een scheidingsmethode. Het mengsel ruwe aardolie wordt gescheiden in fracties. Fracties zijn hier mengsels van stoffen met kookpunten die dicht bij elkaar liggen. Als een stof twee karakteristieke groepen heeft, bijvoorbeeld een alcohol en een zuurgroep levert de belangrijkste groep (die staat het hoogste in tabel 66D) het achtervoegsel en leveren de andere groepen een voorvoegsel (zie weer tabel 66D). Tabel 66 C kan nog handig zijn voor de telwoorden.

Aromatische verbindingen

Aromatische koolwaterstoffen bevatten een benzeenring, benzeen is C_6H_6 . 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.



benzeen



ethylbenzeen

Let op de molecuulformules van aromatische verbindingen. Benzeen is C_6H_6 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 C_2H_5 groep. Dus wordt de molecuulformule C_8H_{10} .

Een benzeenring die niet de hoofdketen is krijgt het voorvoegsel fenyl. Zo bestaat er bijvoorbeeld 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 CH_4 molecuul. De structuur is dan een tetraëder. Ook het zuurstof-atoom in water heeft een 4-omringing (2 bindingen met

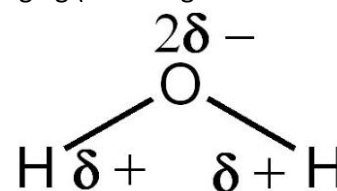
H-atomen en 2 niet-bindende elektronenparen), daarom is de hoek H-O-H in een watermolecuul (ongeveer) 109° .

Cyclopropan 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 cyclopropan 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. CO_2 is geen dipool en water wel. Dat komt door de symmetrie in CO_2 , het centrum van $\delta+$ en $\delta-$ valt samen en daarom is het geen dipool.



Isomeren

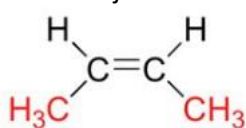
Isomeren zijn verschillende stoffen met dezelfde molecuulformule, ze hebben dus een verschillende structuurformule. Structuur-isomeren heb je in de vierde klas gehad, bv methoxyethaan en propaan-2-ol. Bij stereo-isomeren hebben alle atomen van de isomeren dezelfde buuratomen. Het verschil zit hem in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

cis-trans-isomerie, hiervoor zijn twee dingen nodig:

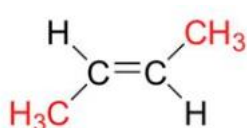
- een starre binding (C=C of een C-C in een ring)
- aan beide kanten van de starre binding zitten twee verschillende groepen.

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

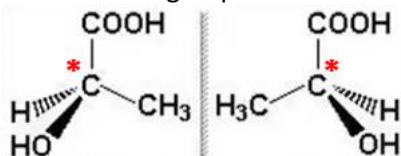


trans-but-2-een



optische isomerie/spiegelbeeldisomerie

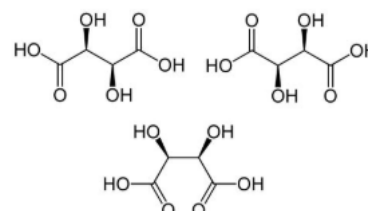
Voor optische isomerie is een asymmetrisch C-atoom nodig, dat wil zeggen een C-atoom met daaraan vier verschillende groepen. Een asymmetrisch C-atoom noteer je als C*. Optische isomeren hebben dezelfde stoffeigenschappen, alleen in het draaien van gepolariseerd licht en reacties met biologische moleculen 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 $2^{\text{de som van het aantal mogelijkheden}}$.

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.



Polymere

-additie-polymeren,

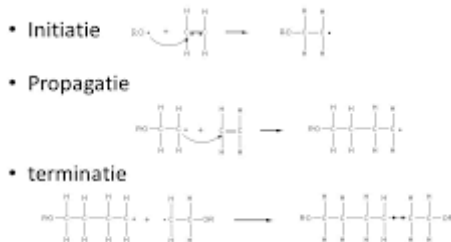
- 1,2 additie C=C in de monomeer en alleen C-C in de hoofdketen van de polymeer

- 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.



Additie polymerisatie



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 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. Bij een polyamide reageert een -NH₂ groep met een zuurgroep tot een amide-groep, deze groep heet ook peptide-binding.



Een copolymeer is 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.

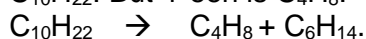
Weekmakers zijn kleine stoffen die worden toegevoegd aan polymeren. De weekmakermoleculen gaan tussen de polymeerketens zitten. De ketens binden zo minder sterk aan elkaar waardoor het polymeer flexibeler wordt.

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 1-buteen 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).

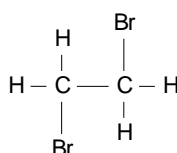
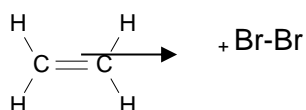
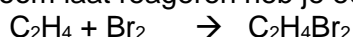
Behalve door kraken kun je benzine uit ruwe aardolie verkrijgen door gefractioneerde destillatie. Dit is een scheidingsmethode. Het mengsel ruwe aardolie wordt gescheiden in fracties. Fracties zijn hier mengsels van stoffen met kookpunten die dicht bij elkaar liggen. Nafta is een van de fracties van aardolie. De stoffen in nafta kun je via reformen omzetten in grondstoffen voor de chemische industrie.

Additiereactie

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

Bij deze reactie reageert een alkeen met 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.

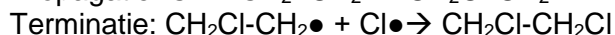
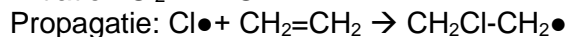
Een kenmerk van een additiereactie is dat een $C=C$ groep verdwijnt.

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

Radicaalmechanisme

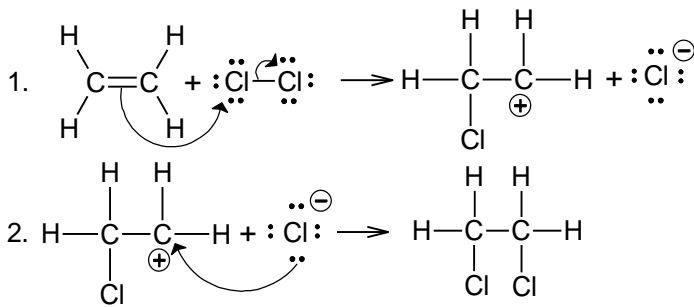
Een radicaal is een deeltje met een ongepaard elektron, dat geven we aan met een \bullet .

Radicalen zijn erg reactief.



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-dichloorbutaan 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 een alkaan met chloor of broom. Bij zo'n reactie ontstaat ook waterstofchloride of waterstofbromide.

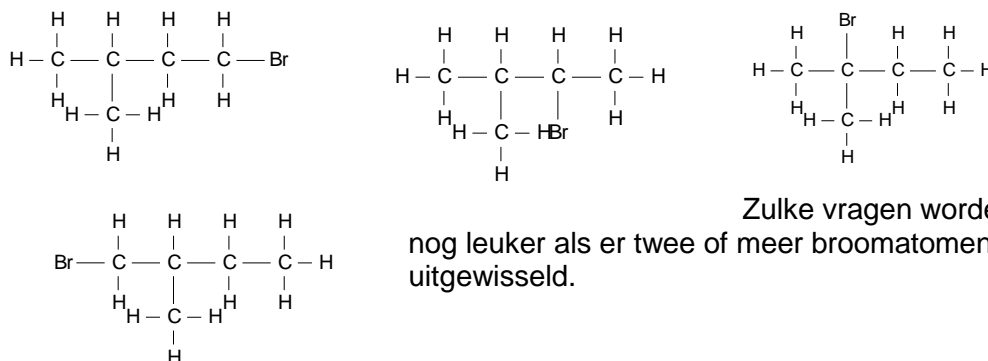
Voor substitutiereacties is licht nodig (het zijn endotherme reacties). Voorbeeld bij de additie van broom aan propaan kan 1-broompropaan ontstaan.



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?

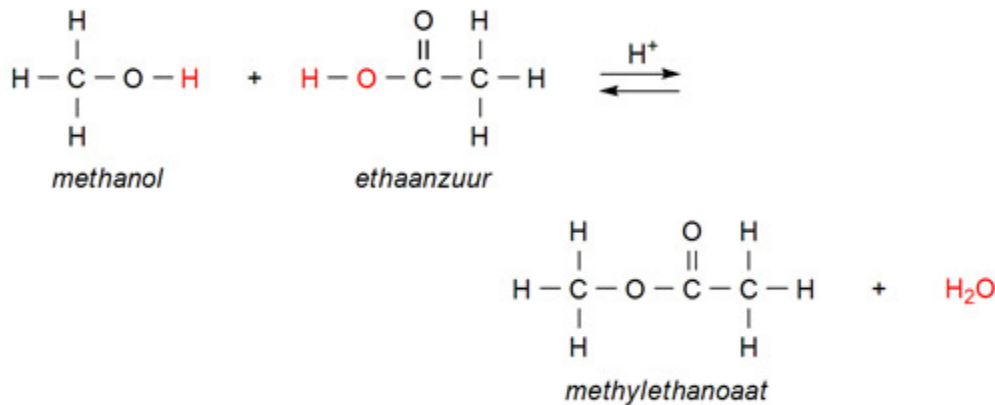
Uiteraard ontstaat waterstofbromide, daarnaast een mengsel van vier stoffen:



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. Het H^+ (de katalysator) staat dan ook

niet in de reactievergelijking. Soms wordt de formule van de katalysator boven de reactiepijl gezet. Dit is een evenwichtsreactie, de omgekeerde reactie heet hydrolyse.



Vetten en oliën (Tabel 67G1+2)

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

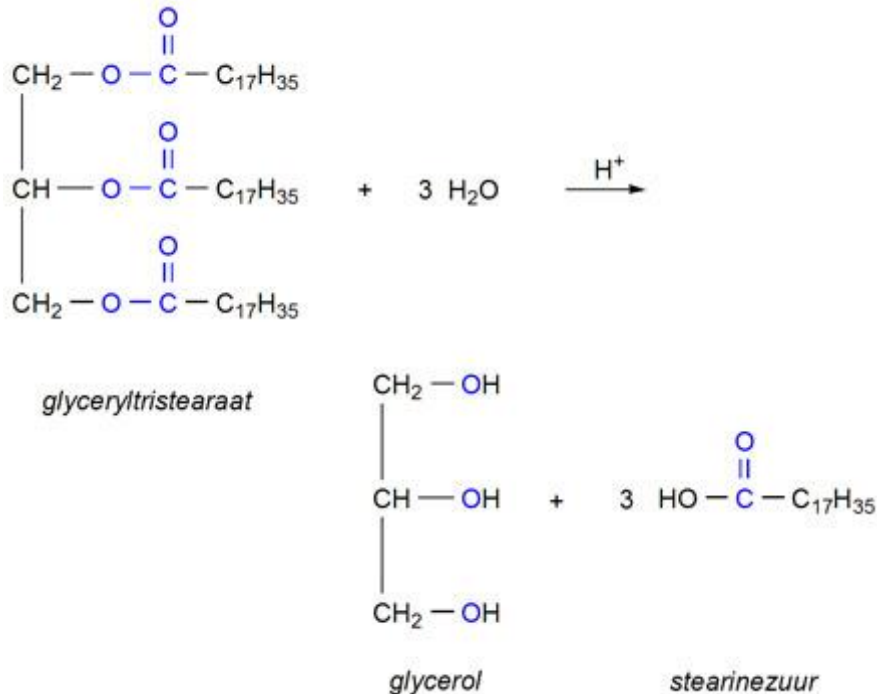
Oliën zijn vloeibaar bij kamertemperatuur en bevatten onverzadigde koolstof-koolstofbindingen. In natuurlijke vetzuren hebben de C=C bindingen de cis-configuratie.



Reacties van vetten/oliën:

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

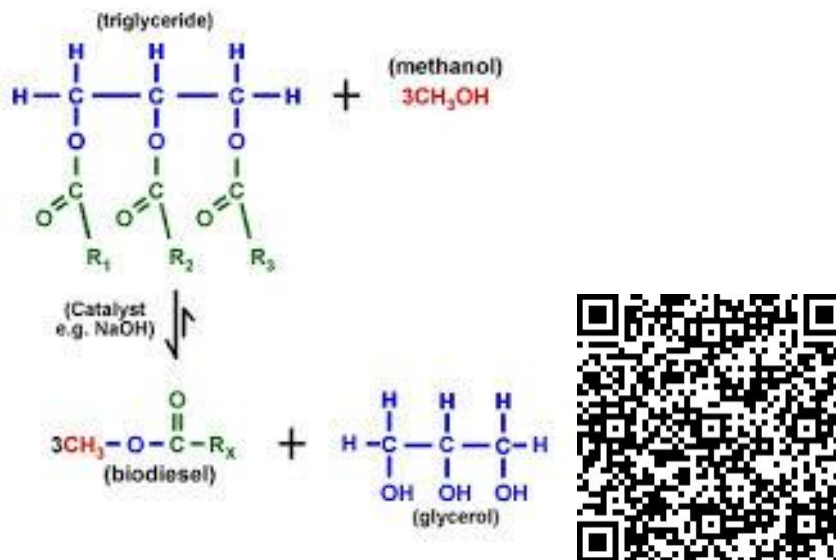
-hydrolyse: het omgekeerde van het vormen van een vet of olie (dit is een evenwichtsreactie er moeten dus evenwichtspijlen staan):



-vetharding: olie + waterstof wordt vet (additiereactie)

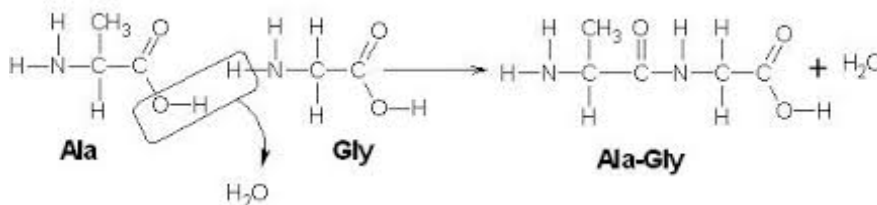
Sommige vetzuren (binas 67G2) kun je niet zelf maken en moet je dus via je voedsel binnen krijgen, dit zijn de essentiële vetzuren.

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.



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: 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.

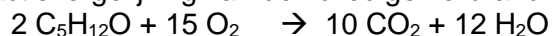
Als je een eiwit verhit of de pH flink verandert gaat de structuur van het eiwit kapot. Het eiwit denatureert en kan z'n functie dan niet meer uitoefenen.

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 katalytische werking van een enzym hangt dus af van z'n ruimtelijke bouw. Enzymen hebben een pH-optimum en een temperatuuroptimum. Eiwitten zijn grote moleculen, toch heb je het bij eiwitmoleculen over microniveau. Als de eiwitmoleculen bv spiervezels vormen heb je het over mesoniveau.

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 verloop 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 een van de veroorzakers van het broeikas-effect, de opwarming van de aarde. Om het broeikas-effect tegen te gaan kun je alternatieve brandstoffen gebruiken. Een voorbeeld hiervan is bio-ethanol dat gemaakt wordt uit suikerriet. Bij de verbranding van bio-ethanol komt ook CO₂ vrij. Dit CO₂ is kort daarvoor door het suikerriet via fotosynthese ($6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2$) opgenomen uit de lucht. Netto komt er dus (in theorie) geen CO₂ vrij bij het verbouwen van suikerriet en, na een aantal bewerkingen, het verbranden van bio-ethanol.

Chemisch rekenen

Een belangrijke grootheid 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 grootheid 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 CO₂ 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 CO₂ 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 mbv tabel 99. Laat de berekening van de molaire massa ook zien als die niet in binas tabel 98 staat.

Massapercentage

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

Voorbeeld: Bereken het massapercentage koolstof in 1-chloor-2-ethyl-4-methylbenzeen.

De molecuulformule van deze stof is: $C_9H_{11}Cl$ (teken voor jezelf de structuurformule).

De molaire massa van één molecuul 1-chloor-2-ethyl-4-methylbenzeen is $9 \times 12,01 + 11 \times 1,008 + 35,45 = 154,6$ u.

De massa van de C-atomen in één molecuul 1-chloor-2-ethyl-4-methylbenzeen is $9 \times 12,01 = 108,1$ u.

Het massapercentage C is $(108,1/154,6) \times 100\% = 69,91\%$ (4 significante cijfers, alle meetgegevens zijn in 4 significante cijfers gegeven).

ppm en ppb

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

Ppb betekent parts per billion (miljard)

Massa-ppb bereken je door $(\text{gram deel/gram geheel}) \times 10^9$.

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 $V_m=22,4$ dm³/mol (zie tabel 7), 1 mol gas neemt dus bij die omstandigheden een volume in van 22,4 liter. 1 dm³=1 liter. Deze condities noemen we de standaardomstandigheden.

Bij $T=298$ K en $p=p_0$ geldt $V_m=24,5$ dm³/mol. Dit geldt alleen bij gassen!

Voorbeeld: Wat is het volume van 6,7 gram stikstof bij $T=298$ K en

$p=p_0$?

Let op: je kunt hier niet gaan rekenen met de dichtheid, de dichtheid bij deze temperatuur kun je niet in binas vinden! Je moet twee rekenstappen zetten, eerst van gram naar aantal mol rekenen en dan van mol naar aantal liter rekenen.

De molaire massa van N_2 is $2 \times 14,01 = 28,02$ g/mol.

gram N_2	28,02	6,7
mol N_2	1	0,239

6,7 gram N_2 komt dus overeen met 0,239 mol N_2 , met V_m kun je dit omrekenen naar aantal liter N_2 .

liter stikstof	24,5	5,9
mol stikstof	1	0,239

Het antwoord op de vraag is dus 5,9 L stikstof.

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.

Voorbeeld 1: hoeveel gram is $2,0 \text{ dm}^3$ aluminium? ($T=293 \text{ K}$)

De dichtheid van aluminium staat in tabel 8: $2,7 \times 10^3 \text{ kg/m}^3$.

gram aluminium	$2,7 \times 10^6$	$2,7 \times 10^3$	$5,4 \times 10^3$
dm^3 aluminium	10^3	1	2,0

$2,0 \text{ dm}^3$ aluminium komt dus overeen met $5,4 \times 10^3$ gram aluminium. Let goed op de 10-machten in de tweede kolom.

Voorbeeld 2: hoeveel mL neemt $4,2 \text{ mg}$ stikstof in? ($T=273 \text{ K}$)

Ook hier zijn de eenheden weer vervelend. Bedenk dat 1 mL hetzelfde is als 1 cm^3 . In tabel 12 vind je als dichtheid voor stikstof: $1,25 \text{ kg/m}^3$.

milligram stikstof	$1,25 \times 10^6$	1,25	4,2
mL stikstof	10^6	1	3,4

Het volume van $4,2 \text{ mg}$ stikstof is dus $3,4 \text{ mL}$. Je zou dit ook met behulp van het molair volume kunnen berekenen.

Als je van volume naar aantal mol wilt rekenen, bijvoorbeeld hoeveel mol ethanol bevat 30 mL ethanol ($T=293 \text{ K}$), dan zul je twee rekenstappen moeten doen. Eerst bereken je de massa van het ethanol en vervolgens het aantal mol ethanol:

Stap 1: de dichtheid van ethanol is $0,80 \times 10^3 \text{ kg/m}^3$ (tabel 11)

gram ethanol	$0,80 \times 10^6$	0,80	24
mL ethanol	10^6	1	30

30 mL ethanol komt dus overeen met 24 gram ethanol.

Stap 2: van aantal gram naar aantal mol rekenen. De molecuulformule van ethanol is $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ (teken eventueel de structuurformule). De molaire massa is dus $2 \times 12,01 + 6 \times 1,008 + 16,00 = 46,07 \text{ g/mol}$.

gram ethanol	46,07	24
mol ethanol	1	0,52

30 mL ethanol komt dus overeen met $0,52 \text{ mol}$ ethanol.

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: $3,0 \text{ gram}$ 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 $119,0 \text{ gram/mol}$.

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

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

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 chlorideionen.

De molariteit van aluminiumchloride is 0,3 mol/0,600 liter = 0,5 M. Elke mol aluminiumchloride levert 3 mol chlorideionen (het is AlCl₃), 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

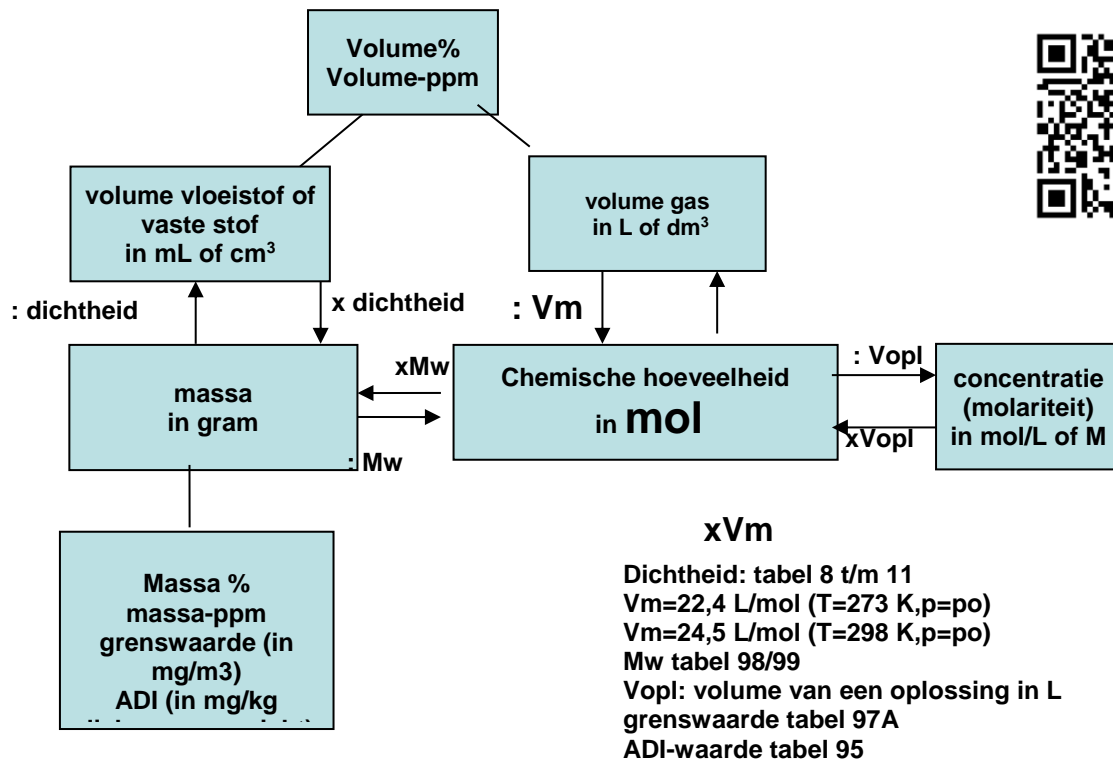
Dit is de maximale hoeveelheid van een stof die in 1 m³ lucht aanwezig mag zijn, deze staat in tabel 97A. De eenheid is mg per m³. Als er van een stof een hogere concentratie is dan de grenswaarde kan deze stof gevaar opleveren. Er bestaan grenswaarden voor 15 minuten en 8 uur, zie binas 97A. Hoe lager 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 10^3 kg/m^3 dit is hetzelfde als g/mL of g/cm^3 .

De dichtheid van gassen in binas geldt alleen bij 0°C . Bij gassen kun je beter rekenen met V_m .



dichtheid = massa/volume
 aantal mol = aantal gram / molaire massa
 aantal L = aantal mol x molair volume ($1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$ en $1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$)

molariteit = aantal mol / aantal L eenheid $\text{mol/L} = \text{mmol/mL} = M$ (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.

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

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

ppm: parts per million,

massa-ppm: aantal gram stof / totaal aantal gram x 10^6

volume-ppm: aantal mL stof / totaal aantal mL x 10^6

massa-ppb: aantal gram stof / totaal aantal gram x 10^9



volume-ppb: aantal mL stof/totaal aantal mL x 10^9

Rekenen aan reacties

Dit is een belangrijk 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.

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 grootteorde, 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 % zuurstof. T=298 K, p=p_o.

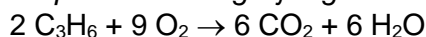
Aanpak

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 $3 \times 12,01 + 6 \times 1,008 = 42,08$ 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.

$(9:2) \times 0,05837 = 0,2627$ 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 $0,2627 \text{ mol} \times 24,5 \text{ dm}^3/\text{mol} = 6,43 \text{ dm}^3 \text{ O}_2$.

Omdat lucht uit 21 % zuurstof bestaat (volumeprocent) is er $6,43 \times 100/21 = 31 \text{ dm}^3$ 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, moet je het eindantwoord in twee significante cijfers geven.

We zijn de eenheid niet vergeten.



Reagentia

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

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

Scheidingsmethoden

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

Voorbeeld: Bereken de reactiewarmte van de reactie waarbij methoxymethaan (CH_3OCH_3) wordt gevormd uit methanol.

Bereken de reactiewarmte in J/mol methoxymethaan. Er ontstaat ook water bij deze reactie.



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_3OH	$-2,39 \cdot 10^5$	2	$2 \times -2,39 \cdot 10^5 = -2,78 \cdot 10^5$	$+2,78 \cdot 10^5$
CH_3OCH_3	$-1,84 \cdot 10^5$	1	$-1,84 \cdot 10^5$	$-1,84 \cdot 10^5$
H_2O (l)	$-2,86 \cdot 10^5$	1	$-2,86 \cdot 10^5$	$-2,86 \cdot 10^5$
Reactiewarmte				$-1,96 \cdot 10^6 \text{ J}$

Let er bij water op dat in binas de vormingswarmte van vloeibaar staat en die van waterdamp, zorg dat je de juiste kiest.

De reactiewarmte is $-1,96 \cdot 10^6 \text{ J/mol}$ methoxymethaan.

Als de vraag was hoeveel de reactie warmte is in J/mol methanol:

$-1,96 \cdot 10^6 \text{ J}/2 = -0,98 \cdot 10^6 \text{ J/mol}$ methanol, je hebt het namelijk berekend per 2 mol methanol. Omdat de reactiewarmte een negatief getal is, is de reactie exotherm.

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

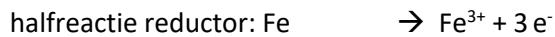
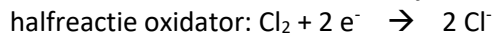


een sterke oxidator (bijvoorbeeld F_2) hoort een zwakke reductor (bijvoorbeeld F^-). Een redoxreactie kan alleen plaats vinden als links van de pijl een sterkere oxidator en reductor staan dan rechts van de pijl, de oxidator moet in tabel 48 dus links boven de reductor staan.

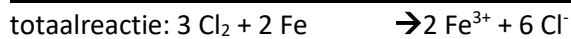
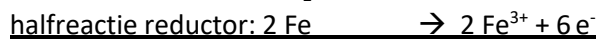
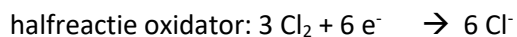
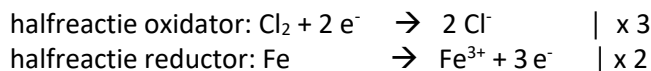
Metalen zijn reductoren, hoe onedeler een metaal is, hoe sterker dit metaal reageert als reductor. Voorbeeld: geef de vergelijking van de reactie tussen chloorgas en ijzer.



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 $-O-H$ 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 $-O-H$ aan zit heeft 2 C-atomen als buren) kan reageren als reductor en dus met een oxidator worden omgezet in een keton.

Een tertiair alcohol (de C waar $-O-H$ aan zit heeft 3 C-atomen als buren) 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](#)

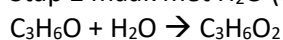
Dit zijn halfreacties die niet in binas staan, op toetsen en examens krijg je er dan meestal meer dan 1 punt voor.

Voorbeeld propanal wordt in oplossing omgezet in propaanzuur.

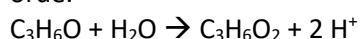
Stap 1 Noteer de formules van propanal en propaanzuur aan de juiste kant van de pijl:



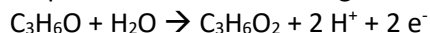
Stap 2 maak met H_2O (of als het er is OH^-) de zuurstofbalans in orde.



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



Stap 4 maak met e^- de 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 NO_2 ontstaat (zie tabel 48 voor de halfreactie). Als verdund salpeterzuur als oxidator reageert ontstaat NO .

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



Voorbeeld:

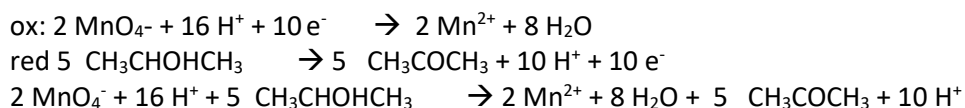
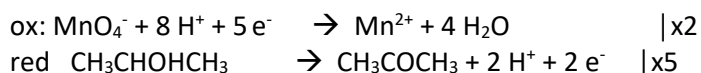
Durk gaat whisky maken. Door een foutje ontstaat er propaan-2-ol in plaats van ethanol. Durk gaat de concentratie propaan-2-ol in zelf gebrouwen whisky bepalen met behulp van een titratie met aangezuurd kaliumpermanganaat.

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.

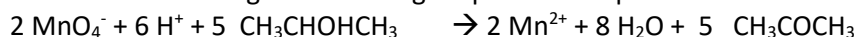
Je kunt vragen verwachten over de titratie, de reactie en de klapper is natuurlijk: bereken het aantal gram propaan-2-ol per 1,00 liter van Durks whisky.

De kleuromslag is van kleurloos naar paars (de kleur van MnO_4^-). Zodra er geen propaan-2-ol meer in de erlenmeyer is om het MnO_4^- om te zetten kleurt MnO_4^- 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 $5,31 \times 0,1014 = 0,538$ mmol MnO_4^- . Dit heeft gereageerd met $(5/2) \times 0,538 = 1,346$ 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 $25 \times 1,346$ mmol = 33,65 mmol propaan-2-ol.

In 1,00 liter whisky zit dus $100 \times 33,65$ 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 $3,37 \times 60,09 = 202$ 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.

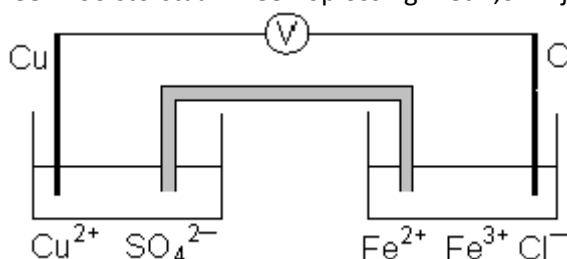
Als de concentraties van de betrokken stoffen 1,0 M zijn, gelden de standaardelektrodepotentialen die in tabel 48 staan. Het aantal volt dat de elektrochemische cel levert, is dan het verschil tussen de elektrodepotentialen die horen bij de halfreacties. Dit aantal volt, de bronspanning, is afhankelijk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



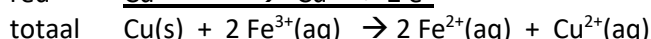
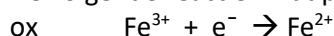
Voorbeeld

Sjake 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 $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ halfcel en de NO_3^{-} ionen naar de Cu^{2+}/Cu halfcel. Hierdoor blijft de totale lading in beide bekers 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

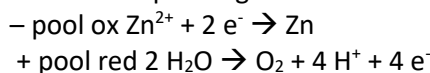
Elektrolyse is een gedwongen redoxreactie. Bij de positieve reageert de sterkste reductor (die staat e^- af aan de positieve elektrode). Bij de negatieve elektrode reageert de sterkste oxidator (die neemt het overschot aan e^- van de negatieve elektrode op). Omdat dit een gedwongen reactie is, hoeft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

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

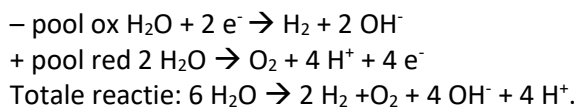
Elektrolyse is een manier om accu's weer op te laden. De reactie die dan plaats vindt is de omgekeerde reactie van de reactie die plaats vindt bij stroomlevering.



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:

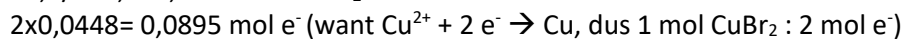


4OH^- reageert met 4H^+ tot $4 \text{H}_2\text{O}$, die je weer wegstreept tegen $4 \text{H}_2\text{O}$ voor de pijl. De reactie komt dus neer op: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$.

Stel je elektrolyseert 10,0 gram opgelost koper(II)bromide, waarbij de gemiddelde stroomsterkte 300 mA is. ($1 \text{ A} = 1 \text{ C/s}$). 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 $9,648 \times 10^4 \text{ C}$

$$10,0 / 223,4 = 0,0448 \text{ mol CuBr}_2$$



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

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

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: $\text{HNO}_3(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$ je mag dit ook noteren als $\text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

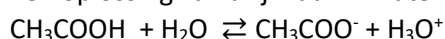
$\text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ De oplossing na de pijl noemen we zoutzuur.

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.

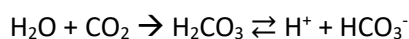
Een oplossing van azijnzuur in water is zuur want:



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

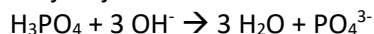
Let op: een oplossing van een sterk zuur in water met pH 3 is even zuur als een oplossing van een zwak zuur in water met pH 3.

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



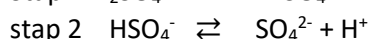
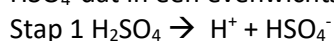
Fosforzuur (H_3PO_4) is een driewaardig zwak zuur. Als je het in water oplost staat een deel van H_3PO_4 1 H^+ af: $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$

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

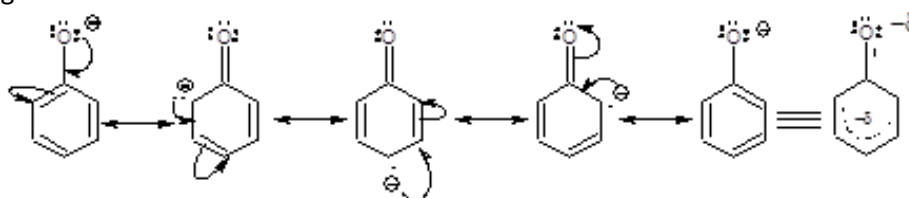


Sommige metaalionen, bijvoorbeeld Fe^{3+} kunnen als ze gehydrateerd zijn als zuur reageren, zie tabel 49. $\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{FeOH}(\text{H}_2\text{O})_5^{2+}$

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), $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ is ook een zwak zuur (zie binas 49). Als een H^+ van de $-\text{OH}$ -groep wordt afgesplitst ontstaat de geconjugeerde base $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$, 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.



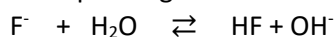
In tabel 45A staat bij K^+ en O^{2-} een r, kaliumoxide lost dus niet op in water, maar reageert met water:
 $K_2O (s) + H_2O (l) \rightarrow 2 K^+ + 2 OH^-$

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

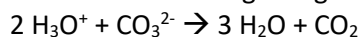
Hiervoor heb je altijd een zuur en een base nodig. Er is bij een zuur-base reactie protonen-overdracht (H^+ overdracht) van het zuur naar de base.

[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.

Correchter: 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.

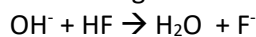
Een sterk zuur reageert met elke base. Een sterke base reageert met elk zuur.

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 natriumethanoaat:

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:

$pH = -\log[H_3O^+]$ 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 methanoationen bij $pH = 4,40$.



$$K_z = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]} = 1,8 \cdot 10^{-4}$$

$pH = 4,40$ dus $[H_3O^+] = 10^{-4,40} = 4,0 \cdot 10^{-5} M$ dit vul je in in bovenstaande vergelijking.

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

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



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 $K_w = [H^+][OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}$ 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 $pOH = -\log 0,10 = 1,00$.

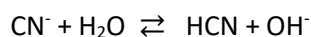
De pH van 0,10 M barietwater is 13,30. Want $pOH = -\log 0,20 = 0,70$.

Barietwater is $Ba^{2+} + 2 OH^-$. 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



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

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: $a = 1$, $b = 1,6 \cdot 10^{-5}$ en $c = -1,6 \cdot 10^{-6}$

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

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

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

$$H = 14,00 - 2,90 = 11,10.$$

[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 $pK_z - 1$ en $pK_z + 1$. Als de concentratie van het zwakke zuur gelijk is aan de concentratie van de geconjugeerde base geldt: $pH = pK_z$.

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

Analysetechnieken (komen bij NOVA in het boek van de 6^e klas)

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 apolair stoffen, omdat apolair 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) en 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 het hydrofobe polymeer.

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.



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 altijd 1+ is, dus is de m/z waarde hetzelfde als de massa van het brokstuk (in u). De grootste m/z -waarde hoort altijd bij de massa van het hele

molecuul.

isotopen: 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 grote intensiteit heeft als de piek met de grootste m/z . De hoogte van de piek zegt iets over de hoeveelheid van een stof/fragment van een stof.

Tabel 39D van binas kan hier handig zijn.

Binastabellen

7 alleen voor gassen, 22,4 L/mol ($T=273\text{ K}$ en $p=p_0$) en 24,5 L/mol ($T=298\text{ K}$ en $p=p_0$)

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

39D massaspectrometrie

40A elementen, atoomnummers en ladingen

45A oplosbaarheid zouten in water

48 redox

49 zuren en basen

51 evenwichtsconstanten

52A zuur-base indicatoren

57 vormingswarmte

65B kleuren van stoffen

66A triviale namen

66B formules

66C+D naamgeving koolstofchemie

67Fkoolhydraten

67G vetten

67H eiwitten

97A grenswaarden

98 molaire massa's

99 periodiek systeem



Oefenopgaven

Opgave 1

Deze opgave gaat over jood en kaliumjodide.

- Leg met begrippen op microniveau uit welke stof het makkelijkst verdampt: jood of kaliumjodide.
- Volgens tabel 45A is kaliumjodide goed oplosbaar in water. Jood is slecht oplosbaar in water. Geef hiervoor een verklaring op microniveau.
- Geef de reactievergelijking voor het oplossen van kaliumjodide in water. Gebruik hierbij ook toestandsaanduidingen.
- Teken hoe de ionen in een kaliumjodide-oplossing omringd zijn door watermoleculen. Noem ook de naam van de binding die ontstaat als je kaliumjodide oplost in water.

Opgave 2

In spiritus komen watermoleculen en ethanol moleculen voor.

- Leg uit of water en ethanol goed kunnen mengen. Licht je antwoord toe met een tekening. Spiritus kun je gebruiken als schoonmaakmiddel.
- Leg uit of ethanolmoleculen kunnen mengen met vet. Spiritus kun je ook gebruiken om de barbecue aan te steken.
- Geef de reactievergelijking van de volledige verbranding van ethanol. Om ervoor te zorgen dat kinderen spiritus niet zo makkelijk opdrinken is er een blauwe kleurstof aan toegevoegd. Deze kleurstof kun je verwijderen door norit aan spiritus toe te voegen, te schudden en vervolgens te filtreren. Het filtraat is ontkleurde spiritus.
- Welke scheidingsmethode wordt (naast filtreren) gebruikt om spiritus te ontkleuren? Op welke verschil in stoffeigenschap berust deze scheidingsmethode?
- Een bepaald soort spiritus bestaat voor 95 massa% uit ethanol. Bereken de molariteit van alcohol in deze spiritus. Gebruik tabel 11.

Opgave 3

Hoeveel gram ijzer(III)oxide bevat evenveel ijzer(III)oxide deeltjes als het aantal moleculen dat in 2,32 mL alcohol (ethanol) zit (293 K)?

Opgave 4

- Sjakie heeft een buisje met een vloeistof die of pentaan is of pent-2-een. Beschrijf een eenvoudig reageerbuisproefje waarmee hij kan bepalen welke stof in het buisje zit.
- Bereken het massapercentage waterstof in pent-2-een.
- Sjakie wil uit pent-2-een pentaan-2-ol maken. Geef aan welke stof hij hiervoor nodig heeft en geef de reactievergelijking van de reactie die optreedt.
- Leg uit of pentaan-2-ol de enige stof is die kan ontstaan bij de reactie van vraag c.
- Leg uit of er evenveel of meer producten ontstaan als Sjakie pent-2-een en broomwater in het licht bij elkaar doet.

Opgave 5

Geef de vergelijkingen van de volgende reacties:

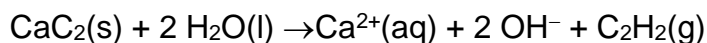
- De verbranding van aluminiumpoeder.
- Joodwater reageert met een natriumthiosulfaatoplossing.
- Joodwater reageert met cyclohexeen
- Natronloog reageert met zoutzuur
- Aluminiumpoeder reageert met zoutzuur

Opgave 6

Teken een Lewisstructuur van het nitraation en twee mesomere structuren.

Opgave 7

Vroeger gebruikte men carbidlampen. Deze lampen gaven licht doordat het gas ethyn, C_2H_2 , erin werd verbrand. Het ethyn ontstond in de lamp als men water op een stukje carbid liet druppelen. De volgende reactie vond dan plaats:



- Geef de reactievergelijking voor de volledige verbranding van ethyngas.
- Bereken de reactiewarmte voor de volledige verbranding van ethyn in J/mol ethyn.
- Teken een energiediagram voor de volledige verbranding van ethyngas en zet de reactiewarmte op de juiste plaats.

Opgave 8

- In een ruimte is de concentratie formaldehyde (zie binas 66A) $1,0 \times 10^{-6}$ mol/L. Bereken met behulp van binas 97A of de grenswaarde van formaldehyde is overschreden.
- Sjacie drinkt 100 mL van een drank waarin de concentratie fumaarzuur (zie binas 66A) $1,0 \times 10^{-2}$ mol/L is. Sjacie heeft een massa van 60 kg. Bereken of de ADI waarde van fumaarzuur wordt overschreden bij Sjacie.

Opgave 9

Bereken hoeveel gram koolstofdioxide ontstaat bij de volledige verbranding van 3,0 kg propaanzuur.

Opgave 10

Bereken de verhouding hoeveel procent van methaanzuur is omgezet in methanoaationen bij $pH=4,50$ en $T=298$ K.

Opgave 11

Stikstofmonoxide reageert in een evenwichtsreactie met zuurstof tot stikstofdioxide.

- Geef de evenwichtsvoorwaarde.
- Leg uit of er meer of minder stikstofdioxide wordt gevormd als je het volume kleiner maakt door de druk te verhogen.
- Leg aan de hand van tabel 51 van binas uit of de reactie waarbij stikstofdioxide wordt gevormd endotherm of exotherm is.

Opgave 12

In tabel 83C van binas staat de samenstelling van lucht. Bereken het volumepercentage koolstofdioxide in een lokaal van 250 m^3 waarin 500 mL aceton (C_3H_6O) volledig is verbrand. $T=298$ K en $p=p_0$.

Opgave 13

Cyclohexeen en chloorwater reageren met elkaar in molverhouding 1:2. Geef de systematische namen van alle stoffen die hierbij ontstaan. Je mag er vanuit gaan dat het water niet mee doet aan de reactie.

Opgave 14

400 milliter broomwater van reageert volledig met $2,0 \text{ dm}^3$ van het gas cyclobuta-1,3-dieen ($T=298 \text{ K}$, $p=p_0$) Bereken hoeveel mL zuiver broom nodig is om 1,00 liter van dit broomwater te maken.

Opgave 15

Als zwavelzuur en natriumsulfiet met elkaar reageren ontstaan onder andere water en zwaveldioxide.

a Leg uit of deze reactie een zuur-base reactie is.

b Bereken hoeveel mL 0,20 M zwavelzuur en hoeveel gram natriumsulfiettrihydraat nodig is om 4,0 L zwaveldioxide-gas te maken ($T=298 \text{ K}$ en $p=p_0$).

c Nadat alle zwaveldioxide is weggevoegen wordt de oplossing ingedampt. Bereken hoeveel gram vaste stof hierbij overblijft.

Opgave 16

a. Bereken hoeveel cm^3 aluminium ontstaat bij de elektrolyse van 2,2 kg aluminiumsulfide (het aluminium wordt afgekoeld tot $T=293 \text{ K}$).

b. Leg uit waarom je het aluminiumsulfide eerst moet smelten.

Het zwavel wat ontstaat wordt verbrand, de stoffen die hierbij ontstaan worden opgelost in 100 L water.

c. Bereken de molariteit van zwaveldioxide in de oplossing die ontstaat.

Opgave 17

Propyn en water kunnen met elkaar reageren. Hierbij ontstaat o.a. propaan-1,2-diol.

a. Hoe heet dit type reactie?

b. Welke stoffen ontstaan in welke verhouding als je een flinke overmaat waterdamp gebruikt?

c. Het kookpunt van propyn staat in tabel 42B. Bereken hoeveel L propyn je nodig hebt ($T=298 \text{ K}$ en $p=p_0$) om 40 gram reactieproduct te maken.

Opgave 18

Bij het verhitten van gips (zie tabel 66A) ontstaat waterdamp. Bereken hoeveel gram gips nodig is om van 5,0 gram blauw kopersulfaat te maken uit wit kopersulfaat.

Opgave 19

Geef steeds de vergelijking van de halfreactie.

a Glucose reageert in oplossing als reductor, hierbij wordt de aldehydegroep omgezet in een carbonzuur groep.

b ammoniakmoleculen worden omgezet in nitraationen

c in basisch milieu reageert butaan-2,3-diol tot butaan-2,3-dion

Opgave 20

a. Methylpropeenzuur kan veresteren met ethaan-1,2-diol en vervolgens een polymerisatiereactie aan gaan. Teken een stukje uit het midden van dit polymer bestaande uit drie monomeereenheden.

b. Teken een stukje uit het midden van polymethylbut-1,3-dieen bestaande uit drie monomeereenheden. Ga er vanuit dat er alleen 1,4-additie heeft opgetreden.

Opgave 21

Teken de structuurformule van het eiwitfragment ~Glu-Ser~

Opgave 22

Geef de reactievergelijking waarbij van het uiteinde van polymelkzuur via hydrolyse twee eenheden worden afgesplitst. Teken de laatste drie melkzuureenheden in het polymeer, gebruik eventueel binas 66A.

Opgave 23

Leg uit hoeveel stereo-isomeren er bestaan van:

- a linolzuur
- b 2,3-dihydroxybutaandizuur
- c het tripeptide Ala-Gly-Ser

Opgave 24

Biodiesel kun je maken via een omestering door glyceryltrilinolaat te laten reageren met methanol. Bij deze reactie ontstaat ook glycerol.

- a. Geef de vergelijking van deze reactie in molecuulformules.
- b. Leg op microniveau uit waarom glycerol en biodiesel makkelijk van elkaar te scheiden zijn.

Opgave 25

Bereken de pH van 0,20 M natriumfosfaatoplossing ($T=298\text{ K}$).

Opgave 26

Geef de vergelijkingen van de volgende reacties:

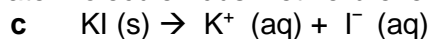
- a. Ammonia reageert met geconcentreerd salpeterzuur.
- b. Bariumcarbonaat reageert met een overmaat azijnzuur.
- c. Methaanzuur reageert met een overmaat natriumfosfaatoplossing
- d. Ijzer(III)oxide reageert met een overmaat verdund zwavelzuur
- e. Het aantonen van koolstofdioxide door dit te laten reageren met kalkwater.

Antwoorden oefenopgaven

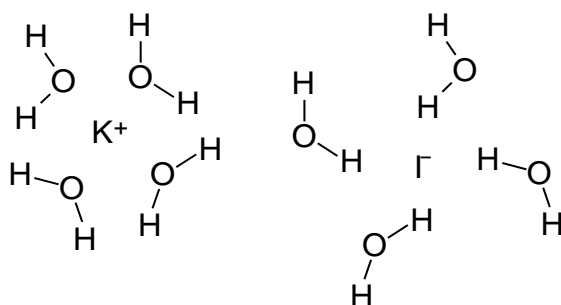
Opgave 1

a Kaliumjodide is een zout en is dus opgebouwd uit ionen. Jood is een moleculaire stof en is dus opgebouwd uit moleculen. De ionen in kaliumjodide worden bijeengehouden door sterke krachten, de ionbinding; de moleculen in jood worden bijeengehouden door de zwakke vanderwaalskrachten (molecuulbinding). Jood zal dus gemakkelijker verdampen dan kaliumjodide.

b De ionbinding tussen de ionen in kaliumjodide en de waterstofbruggen tussen de watermoleculen kunnen vervangen worden door ion-dipool bindingen (zie tekening bij d). De apolaire joodmoleculen kunnen met watermoleculen geen aan waterstofbruggen gelijkwaardige bindingen vormen. De joodmoleculen kunnen de waterstofbruggen tussen de watermoleculen dus niet verbreken.



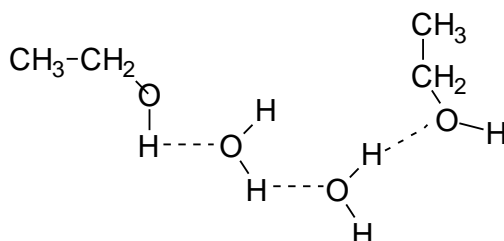
d



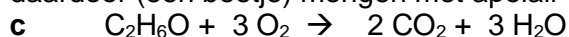
In de kaliumjodide-oplossing komen K^+ ionen en I^- ionen voor. De zuurstofkanten van de watermoleculen zijn een beetje negatief geladen en richten zich dus tot de K^+ ionen. De waterstofkanten van de watermoleculen zijn een beetje positief geladen en richten zich dus naar de I^- ionen. De binding tussen de watermoleculen en de ionen heeft een ion-dipoolbinding.

Opgave 2

a Ethanol en water kunnen goed mengen. Ethanolmoleculen bevatten OH-groepen en kunnen daarmee waterstofbruggen vormen met watermoleculen (de - - - lijnen zijn waterstofbruggen):



b Ethanolmoleculen bevatten ook een klein apolair deel ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-}$) en kunnen daardoor (een beetje) mengen met apolair vet.



d Deze scheidingsmethode heet *adsorptie* en berust op verschil in *adsorptievermogen/aanhechtingsvermogen*.

e 1 mL spiritus heeft een massa van 0,85 g (tabel 11), dus 1 liter spiritus weegt 850 g. Hiervan is 95% ethanol, dus er zit 807,5 g ethanol in een liter spiritus. De molmassa van ethanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) is $2 \times 12,01 + 6 \times 1,008 + 16,00 = 46,07 \text{ g mol}^{-1}$; er zit dus $807,5 : 46,07 = 18 \text{ mol}$ ethanol in een liter spiritus. De molariteit is dus 18 M (of 18 mol/L).

Opgave 3

Aanpak

Bedenk dat 1 mol ijzer(III)oxide evenveel ijzer(III)oxide deeltjes bevat als 1 mol alcohol alcoholmoleculen bevat. IJzer(III)oxide is een zout, daarom spreken we daarbij niet van moleculen.

De formule van ijzer(III)oxide is Fe_2O_3 . De formule van alcohol is $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

Bereken hoeveel mol alcohol overeen komt met 2,32 mL alcohol.

Het aantal mol wat je hebt uitgerekend is het aantal mol Fe_2O_3 .

Reken het aantal mol Fe_2O_3 om in aantal gram Fe_2O_3 .

Uitwerking

Je weet het volume van een vloeistof (alcohol) dit reken je eerst om naar gram en dan om naar mol (zie blokkenschema).

De dichtheid van alcohol bij 293 K is $0,80 \cdot 10^3 \text{ kg/m}^3$ (tabel 11)

gram alcohol	$0,80 \cdot 10^6$
liter alcohol	10^3	$2,32 \cdot 10^{-3}$

2,32 mL alcohol heeft een massa van $0,80 \cdot 10^6 \cdot 2,32 \cdot 10^{-3} / 10^3 = 1,9 \text{ gram}$.

De molaire massa van $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ is $2 \cdot 12,01 + 6 \cdot 1,008 + 16,00 = 46,07 \text{ gram/mol}$.

gram alcohol	46,07	1,9
mol alcohol	1

1,9 gram alcohol komt overeen met $1,9 \text{ g} : 46,07 \text{ g/mol} = 4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol alcohol}$ (reken door met het niet afgeronde antwoord van de eerste rekenstap).

Er is dus $4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol Fe}_2\text{O}_3$.

De molaire massa van Fe_2O_3 is $159,7 \text{ g/mol}$ (tabel 98).

gram Fe_2O_3	159,7
mol Fe_2O_3	1	$4,0 \cdot 10^{-2}$

Het eindantwoord is dus $4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \times 159,7 \text{ g/mol} = 6,4 \text{ gram ijzer(III)oxide}$.

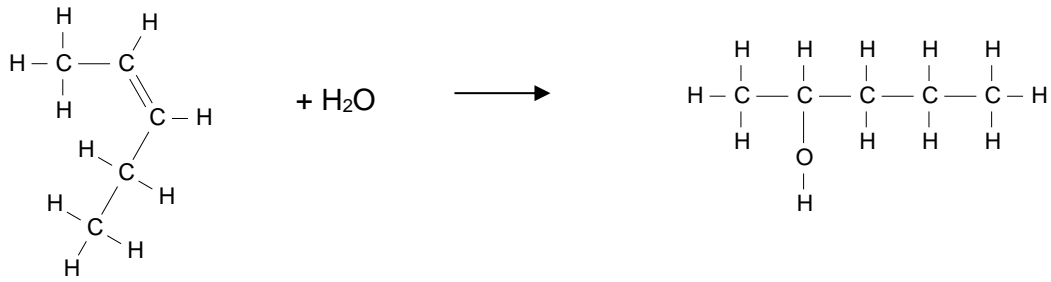
Controle

De grootteorde van het antwoord klopt wel.

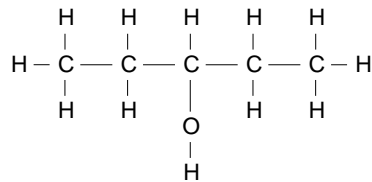
Je mag het antwoord slechts in twee significante cijfers geven omdat de dichtheid slechts in twee significante cijfers is gegeven. Vergeet de eenheid niet.

Opgave 4

- Sjakië kan broomwater toevoegen, dit is een gele oplossing. Als er pent-2-een in het buisje zit zal de gele kleur verdwijnen, als er pentaan in het buisje zit niet.
- De molecuulformule van pent-2-een is C_5H_{10} . De massa van 1 molecuul pent-2-een is $5 \cdot 12,01 + 10 \cdot 1,008 = 70,13 \text{ u}$. De massa van de H-atomen in 1 molecuul pent-2-een is $10 \cdot 1,008 = 10,08 \text{ u}$. Het massapercentage waterstof is dus: $(10,08 / 70,13) \cdot 100\% = 14,37\%$.
- Hij kan dit doen met een additiereactie, hij moet water toevoegen.

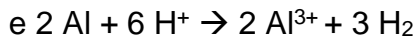
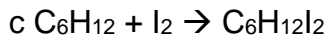
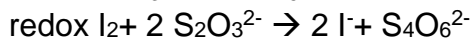
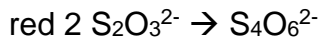
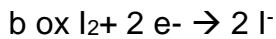
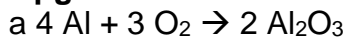


- d. Nee (anders zou zo'n vraag vast niet worden gesteld), het kan ook zo zijn dat de –O-H van water aan C-atoom 3 gaat en het H-atoom van water aan C-atoom 2 gaat, dan ontstaat pentaan-3-ol:

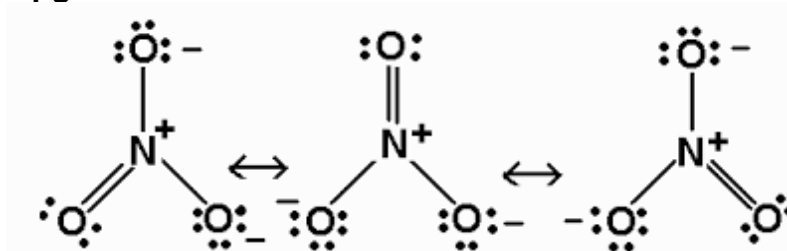


- e. Er ontstaan veel meer reactieproducten. Door additie van broom aan pent-2-een ontstaat 2,3-dibroompentaan. Verder kunnen er substitutiereacties plaatsvinden waarbij H-atomen door Br-atomen worden vervangen. Doorbij ontstaat een mengsel van broomalkanen en waterstofbromide.

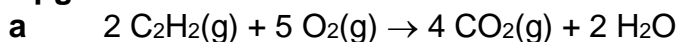
Opgave 5



Opgave 6



Opgave 7

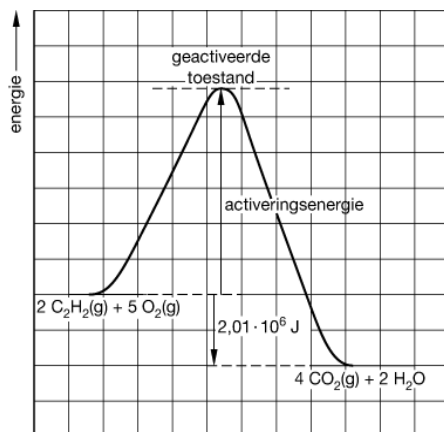


- b Zie onderstaande tabel.

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
C ₂ H ₂ (g)	+2,26·10 ⁵	2	2 × +2,26·10 ⁵ = +4,52·10 ⁵	-4,52·10 ⁵
O ₂ (g)	0	5	0	0
CO ₂ (g)	-3,935·10 ⁵	4	4 × -3,935 ·10 ⁵ = -1,574·10 ⁶	-1,574·10 ⁶
H ₂ O (l)	-2,86·10 ⁵	2	2 × -2,86 ·10 ⁵ = -5,72·10 ⁵	-5,72·10 ⁵
			-2,60·10 ⁶ J	Reactiewarmte

Per mol ethyn is de reactiewarmte dus $-2,60 \cdot 10^6 / 2 = -1,30 \cdot 10^6$ J/mol

c



Opgave 8

a De grenswaarde van formaldehyde is volgens tabel 97A 0,15 mg/m³.

$1,0 \times 10^{-6}$ mol/L = $1,0 \times 10^{-3}$ mol/m³.

De molaire massa van H₂CO is $2 \times 12,01 + 16,00 = 30,03$ g/mol.

$1,0 \times 10^{-3}$ mol × 30,03 g/mol = 0,030 g = 30 mg

De concentratie formaldehyde is dus 30 mg/m³, dat is meer dan 0,15 mg/m³. De grenswaarde is dus overschreden.

b Hij drinkt 0,100 L × $1,0 \times 10^{-2}$ mol/L = 0,0010 mol fumaarzuur.

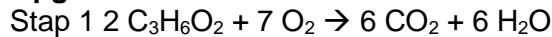
De molecuulformule van fumaarzuur (transbutendizuur) is C₄H₆O₄. De molaire massa van C₄H₆O₄ is $4 \times 12,01 + 6 \times 1,008 + 4 \times 16,00 = 118,09$ g/mol

$0,0010$ mol × 118,09 g/mol = 0,118 g = 118 mg.

118 mg / 60 kg lichaamsgewicht = 2,0 mg/kg lichaamsgewicht.

De ADI-waarde van fumaarzuur is volgens tabel 95B 6 mg/kg lichaamsgewicht. De ADI waarde is in dit geval dus niet overschreden.

Opgave 9



Stap 2 gegeven gevraagd

Stap 3 1 mol : 3 mol

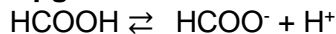
Stap 4 De molaire massa van $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ is $3 \times 12,01 + 6 \times 1,008 + 2 \times 16,00 = 74,08 \text{ g/mol}$
 $3,0 \times 10^3 \text{ g} : 74,08 = 40,5 \text{ mol propaanzuur}$

Stap 5 $3 \times 40,5 = 121 \text{ mol CO}_2$

Stap 6 $121 \text{ mol} \times 44,010 \text{ g/mol} = 5347 \text{ gram}$

Stap 7 antwoord: $5,3 \times 10^3 \text{ gram koolstofdioxide}$

Opgave 10



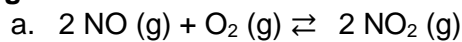
$$K_z = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}^+]}{[\text{HCOOH}]} = 1,8 \times 10^{-4}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-4,50} = 3,16 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = 1,8 \times 10^{-4} / (3,16 \times 10^{-5}) = 5,69$$

Dus $5,69 / 6,69 \times 100 \% = 85 \%$ is in de vorm van methanoaationen.

Opgave 11

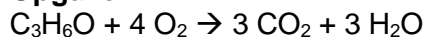


$$\text{dus } K = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{NO}]^2[\text{O}_2]}$$

b. Bij het verhogen van de druk/verkleinen van het volume verschuift het evenwicht naar de kant met de minste deeltjes, dus naar rechts. Er wordt dan dus meer stikstofdioxide gevormd.

c. Bij hogere temperatuur is volgens tabel 51 bij deze reactie K een kleiner getal. Bij het verhogen van de temperatuur ontstaat er dus minder van de stoffen boven de breukstreep, de reactie naar links is bij het verhogen van de temperatuur in het voordeel. Bij het verhogen van de temperatuur is de endotherme reactie altijd tijdelijk in het voordeel. De reactie naar links is dus endotherm en de reactie naar rechts (waarbij stikstofdioxide wordt gevormd) is dus exotherm.

Opgave 12



Gegeven gevraagd

$500 \text{ mL} \times 0,79 \text{ g/mL} = 395 \text{ gram aceton}$

$395 / 58,08 = 6,80 \text{ mol aceton}$

$3 \times 6,80 = 20,4 \text{ mol CO}_2$

$20,4 \times 24,5 = 500 \text{ L} = 0,500 \text{ m}^3 \text{ CO}_2$

Er was voor de verbranding $(0,30/100) \times 250 = 0,075 \text{ m}^3$.

Na afloop van de verbranding is er dus $0,500 + 0,075 = 0,575 \text{ m}^3 \text{ CO}_2$.

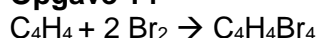
Dat is $(0,575/250) \times 100 \% = 0,23 \%$

Opgave 13

De eerste Cl_2 komt aan de cyclohexeen via een additie. De tweede Cl_2 reageert met 1,2-dichloorcyclohexaan via een substitutiereactie tot HCl en:

1,2,3-trichloorcyclohexaan 1,1,2-trichloorcyclohexaan en 1,2,4-trichloorcyclohexaan.

Opgave 14



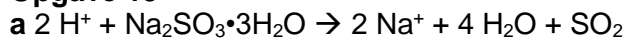
(in het licht kan ook nog substitutie optreden en reageert 1 mol C_4H_4 met maximaal 6 mol Br_2)

$2,0 \text{ dm}^3 / 24,5 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1} = 0,0861 \text{ mol C}_4\text{H}_4$

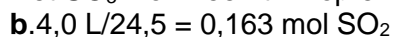
dus $2 \times 0,0861 = 0,163 \text{ mol Br}_2$ is nodig

in 1,00 liter van het broomwater zit dus $(1000/400) \times 0,163 = 0,408$ mol Br_2 .
 $0,408 \times 159,8 = 65,2$ gram Br_2 .
 $65,2 \text{ g} / 3,12 \text{ g mL}^{-1} = 21 \text{ mL Br}_2$ (in het licht maximaal 63 mL)

Opgave 15

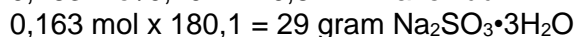


Het SO_3^{2-} ion neemt H^+ op en reageert dus als base. Dit is dus een zuur-base reactie.



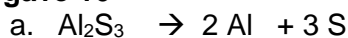
dus 0,163 mol zwavelzuur (dat per mol 2 mol H^+ levert) is nodig.

$0,163 \text{ mol} / 0,20 \text{ M} = 0,82 \text{ L}$ zwavelzuur.



c De natriumionen zullen dan een vast zout vormen met de sulfaationen uit zwavelzuur. Dit is 0,163 mol Na_2SO_4 , dus $0,163 \text{ mol} \times 142,04 \text{ g/mol} = 23$ gram natriumsulfaat.

Opgave 16



gegeven gevraagd

er is $2,2 \times 10^3 / (2 \times 26,98 + 3 \times 32,06) = 14,7$ mol Al_2S_3

er ontstaat $2 \times 14,7 = 29,3$ mol Al

dat komt overeen met $29,3 \times 26,98 = 791$ gram Al

dat is $791 / 2,70 = 2,9 \times 10^2 \text{ cm}^3$

b Aluminiumsulfide is een zout. Zouten zijn vast bij kamertemperatuur en geleiden in vaste vorm geen stroom. Vloeibare zouten geleiden wel stroom en stroomgeleiding is nodig bij elektrolyse.

c er ontstaat $1,5 \times 29,3 = 44$ mol S, als dat verbrandt ontstaat 44 mol SO_2

$[\text{SO}_2] = 44 \text{ mol} / 100 \text{ L} = 0,44 \text{ M}$

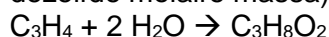
Opgave 17

a. Additiereactie (er klapt een driedubbele binding open)

b. propaan-1,1-diol: propaan-1,2-diol: propaan-2,2-diol molverhouding 1:2:1

c. propyn is een gas (kookpunt 250 K, tabel 42B)

alle reactieproducten hebben dezelfde molecuulformule (het zijn dus isomeren) dus ook dezelfde molaire massa)



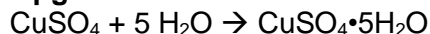
gevraagd gegeven

$40 / 76,09 = 0,526$ mol $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_2$

dus ook 0,526 mol propyn

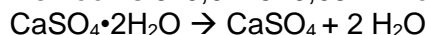
dat is $0,526 \times 24,5 = 13 \text{ L}$ propyn.

Opgave 18



$5,0 / (159,61 + 5 \times 18,015) = 0,0175$ mol

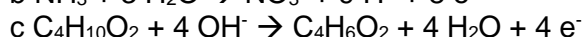
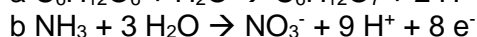
hiervoor is $5 \times 0,0175 = 0,0874$ mol water nodig.



0,0874 mol water ontstaat uit $0,0874 / 2 = 0,0437$ mol gips.

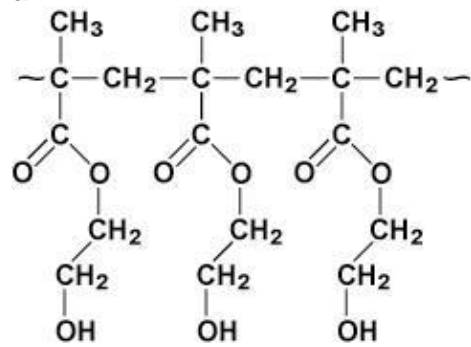
Dat komt overeen met $0,0437 \times (136,14 + 2 \times 18,015) = 7,5$ gram gips.

Opgave 19

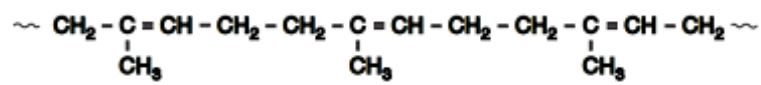


Opgave 20

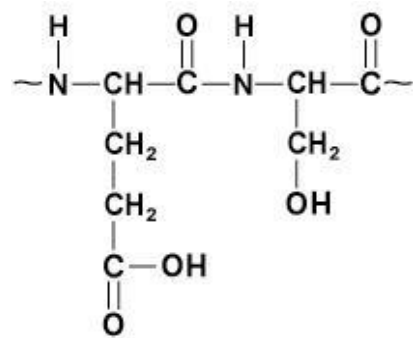
a



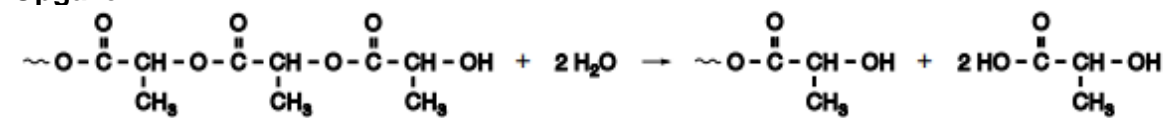
b



Opgave 21



Opgave 22



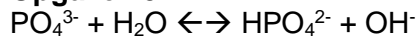
Opgave 23

- a. Linolzuur heeft 2 C=C bindingen waar cis-trans isomerie kan optreden en geen asymmetrisch C-atoom. Er zijn dus $2^2=4$ stereo-isomeren.
- b. C-atoom 2 en C-atoom 3 zijn asymmetrisch. Er is een inwendig spiegelvlak. Er zijn dus $2^2-1=3$ stereo-isomeren.
- c. Alle aminozuren behalve glycine hebben een asymmetrisch C-atoom. Dit tripeptide bevat dus twee asymmetrische C-atomen en dus $2^2=4$ stereo-isomeren.

Opgave 24

- a. $C_{57}H_{98}O_6 + 3 CH_3OH \rightarrow C_3H_8O_3 + 3 C_{19}H_{34}O_2$
- b. Glycerolmoleculen bevatten O-H groepen en zijn dus hydrofiel. Biodieselmoleculen bevatten geen O-H of N-H groepen en zijn dus hydrofoob. Deze twee stoffen zullen dus niet mengen, daarom kun je het mengsel laten bezinken en de bovenste laag afschenken.

Opgave 25



$$K_b = \frac{[HPO_4^{2-}][OH^-]}{[PO_4^{3-}]} = 2,1 \times 10^{-2}$$

Stel $[OH^-] = x$ dan geldt ook $[HPO_4^{2-}] = x$

$$\text{En } [PO_4^{3-}] = 0,20 - x$$

$$x^2 / (0,20 - x) = 0,021$$

$$x^2 = 0,021 (0,20 - x) = 0,0042 - 0,021x$$

$$x^2 + 0,021x - 0,0042 = 0$$

vul de abc-formule in met $a=1$, $b = 0,021$ en $c=-0,0042$

$$\Rightarrow x = [OH^-] = 0,055$$

$$pOH = -\log 0,055 = 1,26$$

$$pH = 14,00 - 1,26 = 12,74.$$

Opgave 26

- a. $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$
- b. $BaCO_3 + 2 CH_3COOH \rightarrow Ba^{2+} + H_2O + CO_2 + 2 CH_3COO^-$
- c. $HCOOH + PO_4^{3-} \rightarrow HCOO^- + HPO_4^{2-}$
- d. $Fe_2O_3 + 6 H^+ \rightarrow 2 Fe^{3+} + 3 H_2O$
- e. $Ca^{2+} + 2 OH^- + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$