

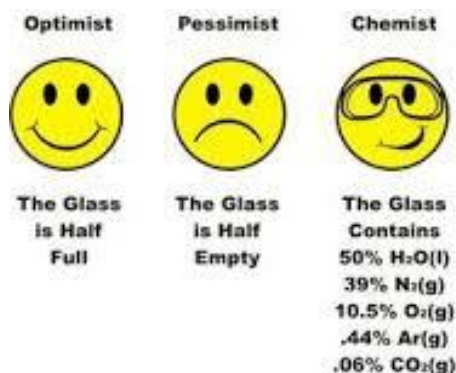
## Vorbereiding scheikunde 5 vwo

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 vwo3 en vwo4 stof en een aantal oefenopgaven die daarbij horen. Als je al die opgaven kunt maken ben je perfect voorbereid op vwo5. De laatste jaren is gebleken dat leerlingen die veel oefenen, ook al waren ze in 4 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 die stellen via

<https://scheikundehavovwo.nl> Daar staan ook meer oefenopgaven.

Als je de QR code scant of op de link klikt, bij een onderwerp kom je vanzelf bij het filmpje over dat onderwerp.



## Samenvatting 3 en 4 vwo scheikunde

### Stoffen, moleculen, atomen, ionen en bindingen

In de derde klas heb je geleerd dat stoffen bestaan uit moleculen. Een zuivere stof bestaat uit één stof en één soort moleculen. Zuivere stoffen hebben een smeltpunt en kookpunt, dit betekent dat de temperatuur niet verandert tijdens het koken of smelten. Mengsels bestaan uit meer dan één stof en dus meerdere soorten moleculen. Mengsels hebben een kooktraject en smelttraject, dit betekent dat de temperatuur wel verandert tijdens het koken en smelten. Moleculen bestaan uit atomen.


In de vierde klas zijn we hiermee verder gegaan en hebben we dit beeld wat verfijnd, er zijn drie groepen stoffen:

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



	<b>Moleculaire stoffen</b>	<b>Metalen</b>	<b>Zouten</b>
<b>bestaan uit</b>	alleen niet-metaalatomen	alleen metaalatomen	metaalatomen en niet-metaalatomen
<b>opgebouwd uit</b>	moleculen of losse atomen	positieve metaalionen bij elkaar gehouden door vrije elektronen	ionen
<b>Bindingen</b> 	-atoombinding, tussen atomen binnen een molecuul (sterk) vanderwaalsbinding, tussen moleculen, vrij zwak, sterker bij grotere moleculen  waterstofbruggen, tussen moleculen met -OH of -NH groep (vrij sterk)	metaalbinding (sterk)	ionbinding (sterk)
<b>stroomgeleiding</b>	niet	in vaste of vloeibare fase	in vloeibare fase of opgelost in water
<b>stroomgeleiding door:</b>	niet van toepassing	vrije elektronen	vrije ionen
<b>soort formule</b>	molecuulformule en structuurformule	symbool van het metaal	verhoudingsformule bv K <sub>2</sub> S.
<b>smeltpunt/kookpunt</b>	relatief laag	hoog	hoog
<b>oplosbaarheid</b>	wisselend (zie bij waterstofbruggen)	onoplosbaar	sommige zouten zijn oplosbaar in water, tabel 45A
<b>rooster (vaste stof)</b>	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.

## Atomen

Atomen zijn opgebouwd uit drie soorten deeltjes: protonen, neutronen en elektronen.

deeltje	plaats in atoom	lading	massa
<b>Proton</b>	kern	1 +	1 u
<b>Neutron</b>	kern	0	1 u
<b>Elektron</b>	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:  $0,755 \times 34,96885 + 0,245 \times 36,96590 = 35,45$ .

### **Moleculaire stoffen**

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

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

### **Ontleedbare stoffen**

Voor de naamgeving van de ontleedbare stoffen zijn de eerste zes Griekse telwoorden belangrijk (tabel 66 C):

- mono 1
- di 2
- tri 3
- tetra 4
- penta 5
- hexa 6

Als het tweede element O is eindigt de naam op oxide, SO<sub>2</sub> is bijvoorbeeld zwaveldioxide. Als het tweede element S is eindigt de naam op sulfide, H<sub>2</sub>S 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: Br<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, een ezelsbruggetje hiervoor is **B**renda **O**rganiseert **F**eest **I**n **H**et **N**ieuwe **C**lubhuis. 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), bijvoorbeeld kraken, zie onder.
- 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

Dit kun je het makkelijkst onthouden m.b.v. het periodiek systeem.

De streepjes in de structuurformules stellen atoombindingen voor, dit is eigenlijk 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. 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, dit gebeurt bij het kookpunt. Stoffen met grotere moleculen hebben een hoger kookpunt omdat het veel energie kost de vanderwaalsbindingen tussen de moleculen te verbreken. Ook waterstofbruggen hebben invloed op het kookpunt, zie onder.

### 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.

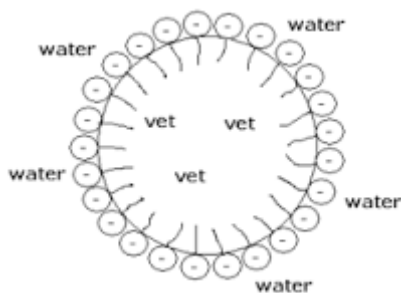
### Waterstofbruggen

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.

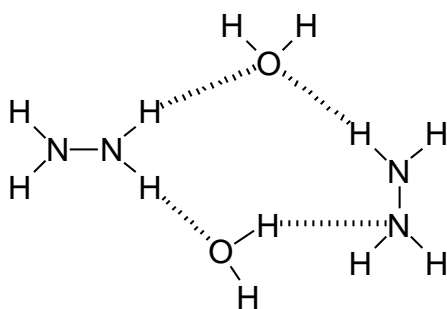


Zo'n waterstofbrug geven we met een gestippelde lijn aan. Moleculen met een –O-H groep een –N-H groep kunnen onderling waterstofbruggen. Stoffen die uit dit soort moleculen bestaan lossen goed in elkaar op. De H is steeds een beetje positief geladen. Let op: H-atomen die aan een C-atoom vast zitten doen nooit mee met waterstofbruggen. Een waterstofbrug is dus altijd tussen een O of N en een H die aan een O of N vast zit.

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



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

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 ionen van metaal-atomen en niet-metaal-atomen. De ammoniumzouten, bijvoorbeeld ammoniumchloride ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ), zijn een uitzondering hierop. Deze zouten bestaan alleen uit ionen van niet-metalen. 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 ( $\text{OH}^-$ ) en sulfide ( $\text{S}^{2-}$ ) kun je niet in binas vinden. Let op: sommige metaalionen kunnen verschillende ladingen hebben, zo heb je  $\text{Fe}^{2+}$  en  $\text{Fe}^{3+}$ . Of het in een zout om  $\text{Fe}^{2+}$  of  $\text{Fe}^{3+}$  gaat kun je in de naam zien aan het Romeinse cijfer II of III. In de naam van een zout komt altijd eerst de naam van het positieve ion, dan eventueel een Romeins cijfer en dan de naam van het negatieve ion.

Chloor is  $\text{Cl}_2$  en geen ion, chloride is  $\text{Cl}^-$  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 reactievergelijking weergeven:](#)

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

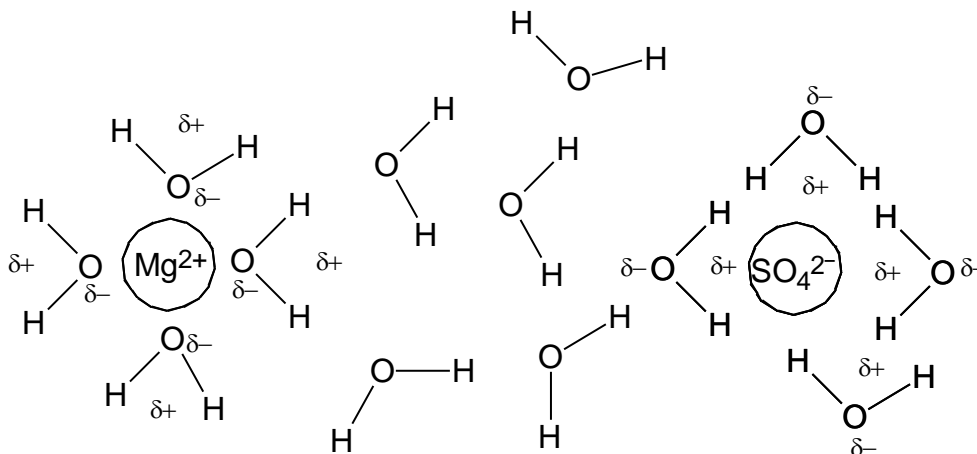
Er zijn drie oplossingen van zouten die je moet leren (zie tabel 66A):

- 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:



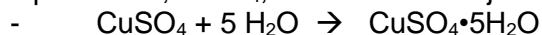
Sommige zouten hebben ook in het kristalrooster watermoleculen tussen de ionen zitten.

Zo'n wordt een **hydraat** genoemd. Een voorbeeld hiervan is blauw kopersulfaat:

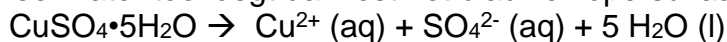
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . De systematische naam van blauw kopersulfaat is

koper(II)sulfaatpentaanhydraat. Penta is Grieks voor 5, dit wordt ook gebruikt in pentaan. Hier maak je gebruik van bij het aantonen van water. Wit

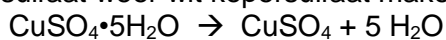
kopersulfaat,  $\text{CuSO}_4$ , wordt blauw als je water toevoegt:



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



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



Indampen van een zoutoplossing is eigenlijk het omgekeerde van een zout oplossen in water. De reactievergelijking van indampen is dus het omgekeerde van de reactievergelijking van het oplossen van dat zout. Het indampen van een keukenzout (natriumchloride) oplossing noteer je dus zo:  $\text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl} (\text{s})$

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

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

## Evenwichten en reactiesnelheid

### 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. In een energiediagram is het energieniveau van de geactiveerde toestand altijd het hoogste energieniveau. De activeringsenergie is het energieverschil tussen de geactiveerde toestand en het energieniveau van de beginstoffen. De katalysator verlaagt de activeringsenergie en verhoogt zo de reactiesnelheid.

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

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

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

Een endotherme reactie onttrekt warmte aan de omgeving die daardoor afkoelt. Een exotherme reactie zorgt voor opwarming van de omgeving.

### 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  $\text{SO}_3$  wordt gevormd, dus de reactie naar rechts. Rechts van de pijl staan namelijk 2 deeltjes ( $2 \text{SO}_3$ ) en links van de pijl drie deeltjes ( $2 \text{SO}_2$  en  $1 \text{O}_2$ ).

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  $\text{OH}^-$  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  $\text{OH}^-$  met zoutzuur, daardoor is het evenwicht verstoord. De reactie naar rechts is dan tijdelijk in het voordeel waardoor de concentratie loodionen groter wordt.

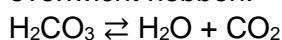


Een redenering zoals in de bovenstaande voorbeelden noemen we een evenwichtsbeschouwing.

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.

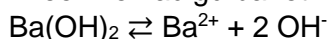
Voor een fabrikant kunnen hoge druk en temperatuur twee effecten hebben. Deze factoren versnellen de reactie, evenwichten stellen zich sneller in. Daarnaast kan het evenwicht verschuiven naar de gewenste of juist naar de ongewenste kant.

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  $\text{CO}_2$  wegvliegt.

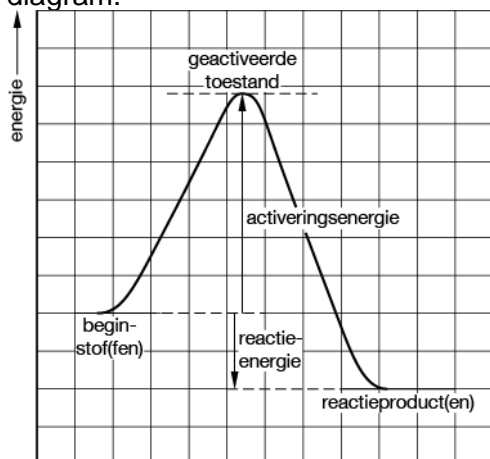
In een verzadigd barietwater (zie tabel 66A) heb je het volgende evenwicht:





Als je natriumfosfaatoplossing toevoegt loopt het evenwicht af naar rechts omdat  $\text{Ba}^{2+}$  dan in een neerslagreactie gaat reageren met  $\text{PO}_4^{3-}$  (er ontstaat vast bariumfosfaat).

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 ( $\Delta E < 0$ ). Zie het volgende diagram:



In het diagram kun je ook laten zien dat een katalysator de activeringsenergie verlaagt en er op die manier voor zorgt dat de reactie sneller verloopt. De katalysator zorgt ervoor dat het energieniveau van de geactiveerde toestand lager komt te liggen.

## Koolstofchemie

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

- cyclische verbindingen (bevatten een ring)
- aromatische verbindingen: bevatten een benzeenring
- onverzadigde verbindingen bevat  $\text{C}=\text{C}$  of een driedubbele koolstof-koolstofbinding
- alcoholen, bevatten  $-\text{OH}$  (onderverdeeld in primaire, secundaire en tertiaire alcoholen)
- carbonzuren,  $-\text{COOH}$  als de zuurgroep in de hoofdketen zit telt deze C mee voor de langste keten en wordt het achtervoegsel zuur, bijvoorbeeld hexaanzuur. Als de zuurgroep niet in de hoofdketen zit krijgt de hele  $\text{COOH}$  groep het achtervoegsel carbonzuur, bijvoorbeeld bij cyclohexaancarbonsuur.
- aminen,  $\text{C}-\text{NH}_2$
- aldehyden,  $\text{C}=\text{O}$  aan het eind van de keten (aan deze C zit niet ook nog een  $\text{O}-\text{H}$  want dan is het een zuur)
- ketonen  $\text{C}=\text{O}$  waarbij de C niet aan het eind van een keten zit.
- ethers kenmerk  $-\text{C}-\text{O}-\text{C}-$  De bekendste groep zijn de alkoxyalkanen, bijvoorbeeld 2-methoxypropaan.
  - esters, kenmerk  $\text{C}-\text{O}-\text{C}=\text{O}$   
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.

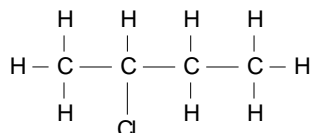


## triviale namen

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.

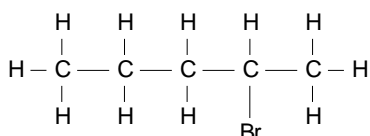


- kijk eerst naar het aantal C-atomen van de langste keten, dat zijn er 4, de stamnaam wordt dus butaan.

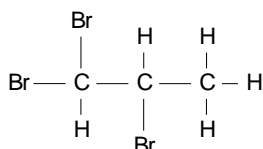
- kijk of er een karakteristieke groep is (een zijgroep die geen H-atoom is), dat is hier chloor, het wordt dus iets met chloorbutaan

- 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.



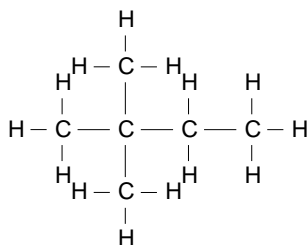
Is bijvoorbeeld 2-broompentaan.



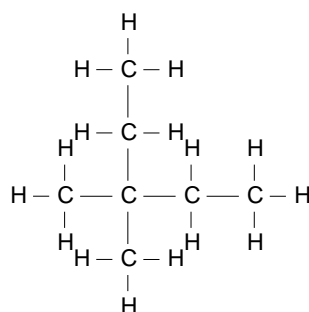
Heb je meerdere van dezelfde zijgroepen dan geef je dat aan met de Griekse telwoorden di,tri,tetra,penta,hexa etc (zie tabel 66C). Elke zijgroep krijgt zijn eigen nummer.

## 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

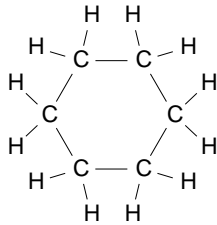


3,3-dimethylpentaan

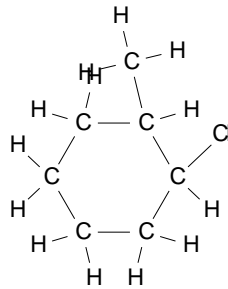
Een *homologe reeks* is een groep stoffen die dezelfde algemene formule hebben. De homologe reeks van de **alkanen** heeft als algemene formule:  $C_nH_{2n+2}$ . In alkanen zijn alleen enkele bindingen aanwezig, alkanen zijn verzadigd.

### Cycloalkanen

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



cyclopentaan



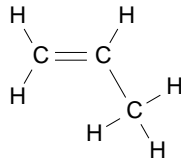
1-chloor-2-methylcyclopentaan

### Alkenen

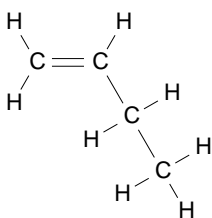
Alkenen zijn onverzadigde koolwaterstoffen met één dubbele binding,  $C=C$ . De algemene formule voor de alkenen is  $C_nH_{2n}$ .

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

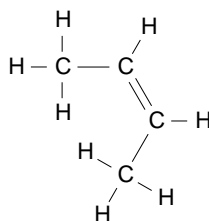
is propen



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:

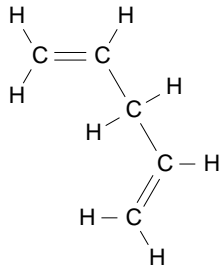


but-1-een



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 -diën).



pentaan-1,4-dieen

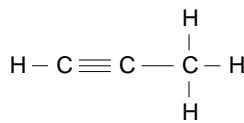
Alkenen en cycloalkanen zijn isomeren van elkaar.

### Alkynen

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



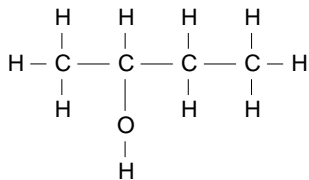
ethyn



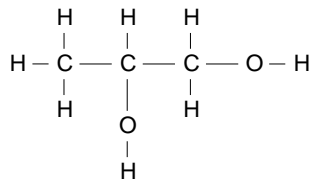
propyn

### 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

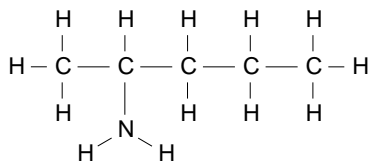


### alkaanzuren

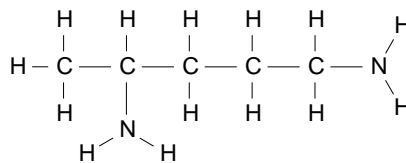
In een *alkaanzuur* is een H-atoom vervangen door een –COOH groep, een zuurgroep. In de naam van het alkaanzuur wordt de uitgang –zuur achter de stamnaam van de alkaanketen geplaatst.

### alkaanaminen

De karakteristieke groep van de alkaanamine is de amine-groep: –NH<sub>2</sub>.



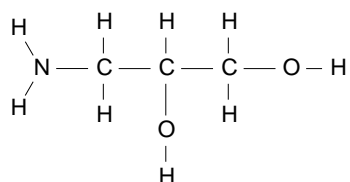
pentaan-2-amine



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.

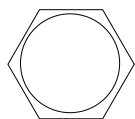


3-amino-propaan-1,2-diol

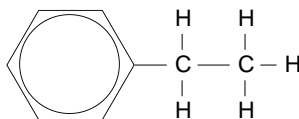
De voorvoegsels komen in alfabetische volgorde, hierbij tellen de Griekse telwoorden als di en tri niet mee. Het is dus 2,2-dibroom-3-chloorhexaan en niet 3-chloor-2,2-dibroomhexaan.

### Aromatische verbindingen

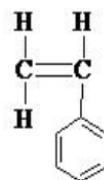
Aromatische koolwaterstoffen bevatten een benzeenring, benzeen is  $C_6H_6$ . Deze stoffen geuren meestal sterk. Het rondje in de benzeenring stelt drie dubbele bindingen voor, in de ring wisselen C-C en C=C bindingen elkaar dus af.



benzeen



ethylbenzeen



fenyletheen

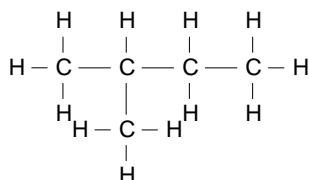
Let op de molecuulformules van aromatische verbindingen. Benzeen is  $C_6H_6$  maar als er bv een ethylgroep aan zit zitten er nog maar 5 H-atomen aan de benzeenring en aan de zesde plaats een  $C_2H_5$  groep. Dus wordt de molecuulformule  $C_8H_{10}$ .

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:

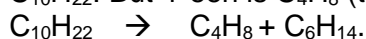


### Kraken

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  $C_nH_{2n+2}$  in, decaan is dus  $C_{10}H_{22}$ . But-1-een is  $C_4H_8$  (teken eventueel de structuurformule)



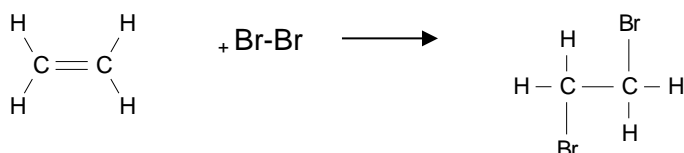
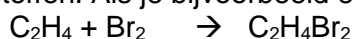
De andere stof die ontstaat is dus hexaan (of een isomeer van hexaan).

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.

### 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.

Voorbeeld: Welke stoffen ontstaan bij de additie van waterstofbromide aan but-1-een?

Hierbij ontstaat een mengsel van 1-broombutaan en 2-broombutaan. Teken het eventueel voor jezelf uit.

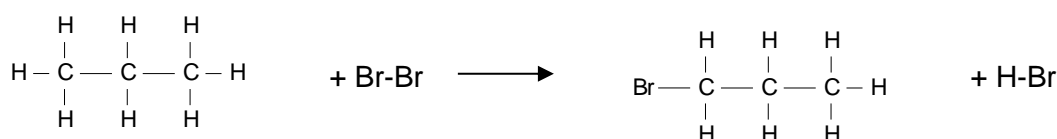
Het kenmerk van een additiereactie is dat een C=C groep verdwijnt en uit twee stoffen ontstaat 1 stof.

### Substitutiereactie

Substitute is Engels voor vervangen. Bij een substitutie reactie wordt een atoom (meestal een H-atoom) van een molecuul vervangen door een ander atoom (of groep atomen). Bij een substitutiereactie reageert een alkaan vaak 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 substitutiereactie tussen broom en propaan kan 1-broompropaan ontstaan.

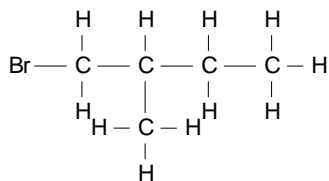
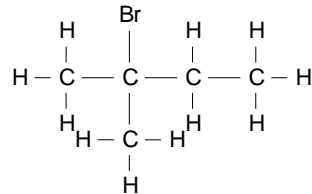
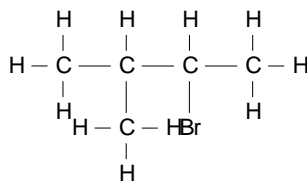
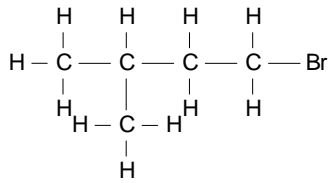




Let op: er kan ook 2-broompropaan ontstaan.

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

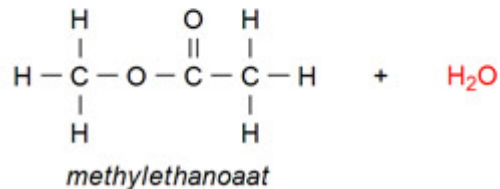
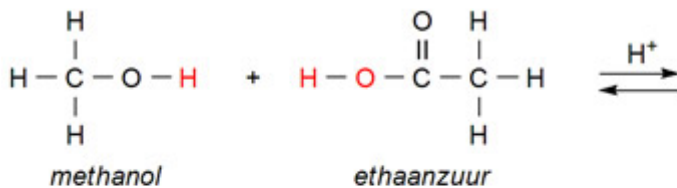
Uiteraard ontstaat waterstofbromide, daarnaast een mengsel van vier stoffen:



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

**Esters** (staat niet in de vierde klas boek van NOVA)

Bij een **verestering** reageren een alcohol en een carbonzuur tot water en een ester. Hiervoor wordt een sterk zuur gebruikt als katalysator. Het  $\text{H}^+$  (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) Staat niet in NOVA 4<sup>e</sup> klas boek.

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

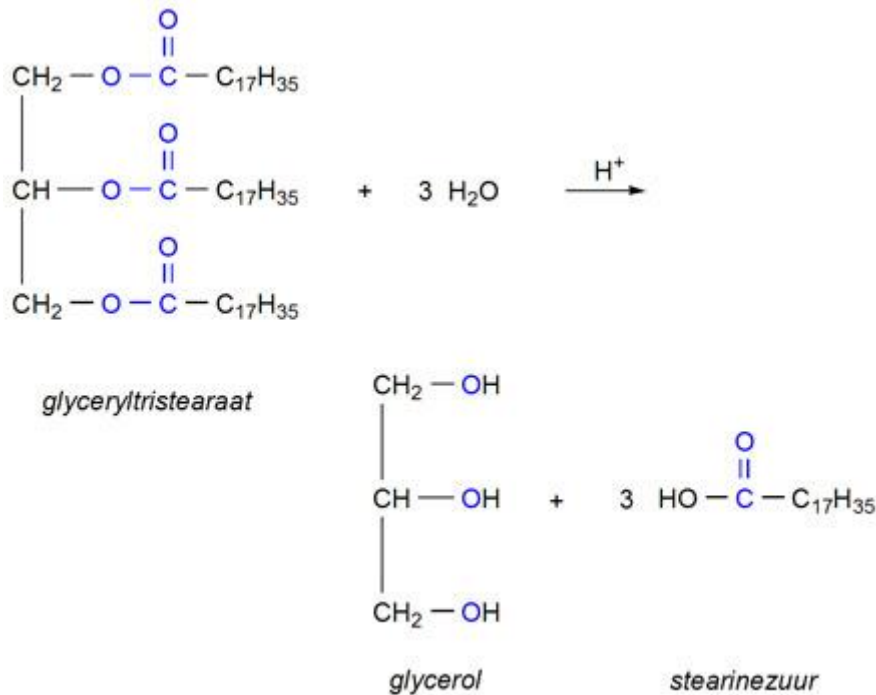
Oliën zijn vloeibaar bij kamertemperatuur en bevatten onverzadigde koolstof-koolstofbindingen.

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):



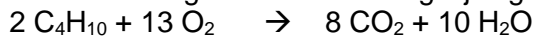


- vetharding: olie + waterstof wordt vet (additiereactie)
- verzeping: olie of vet reageert met OH<sup>-</sup> tot glycerol en vetzurrestionen.

### 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.

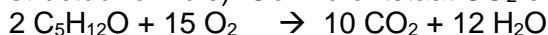
Voorbeeld 1: geef de reactievergelijking van de volledige verbranding van butaan.



Let erop dat je de reactievergelijking kloppend maakt, links en rechts van de pijl moeten evenveel C-tjes, H-tjes en O-tjes staan.

Voorbeeld 2: geef de reactievergelijking van de volledige verbranding van pentaan-2-ol.

De molecuulformule van pentaan-2-ol is C<sub>5</sub>H<sub>12</sub>O (teken voor jezelf de structuurformule). Ook nu ontstaat CO<sub>2</sub> en H<sub>2</sub>O (er bestaat geen oxide van zuurstof).



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 CO<sub>2</sub>. CO<sub>2</sub> 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 CO<sub>2</sub> vrij. Dit CO<sub>2</sub> is kort daarvoor door het suikerriet opgenomen uit de lucht. Netto komt er (in theorie tenminste) dus geen CO<sub>2</sub> 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.



Je moet altijd antwoord geven in het juiste aantal [significante](#) cijfers. Let er op dat nullen voor een ander getal geen significante cijfers zijn en nullen na een ander getal wel. 0,032 gram heeft dus 2 significante cijfers en 3200 mL heeft 4 significante cijfers. Bij vermenigvuldigen/delen geef je het antwoord in het kleinste aantal significante cijfers van de gegevens die je hebt gebruikt. Zie [het filmpje](#) voor uitgebreidere uitleg.

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  $\text{CO}_2$  heeft een massa van  $12,01 + 16,00 + 16,00 = 44,01$  u. 1 u is heel klein, daarom is het makkelijker om te rekenen met 1 mol van een stof dat met 1 molecuul van die stof. De massa van 1 mol  $\text{CO}_2$  moleculen is 44,01 g, deze massa noemen we de molaire massa.

De molaire massa's van veel gebruikte stoffen vind je in tabel 98. Als een stof niet in tabel 98 staat moet je zelf de molaire massa uitrekenen mbv tabel 99.

Voorbeeld: Bereken de molaire massa van magnesiumnitraat.

Magnesiumnitraat bestaat uit  $\text{Mg}^{2+}$  en  $\text{NO}_3^-$  ionen. De formule van dit zout is dus  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ . De molaire massa is dus  $24,31 + 2 \times (14,01 + 3 \times 16,00) = 148,33$  gram/mol.

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

De molecuulformule van deze stof is:  $\text{C}_9\text{H}_{11}\text{Cl}$  (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).

Voorbeeld 2: Bereken het massapercentage kristalwater in soda.

Volgens tabel 66A is soda natriumcarbonatdecahydraat,  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ .

De molaire massa hiervan is  $105,99 + 10 \times 18,015 = 286,14$  g/mol. De massa van het water hierin is  $10 \times 18,015 = 180,15$  g/mol. Het massapercentage kristalwater in soda is  $(180,15/286,14) \times 100\% = 62,96\%$ .

## 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

Dit kun je het makkelijkst via een verhoudingstabel doen. Je hebt steeds de molaire massa nodig.

Voorbeeld 1: hoeveel gram is 1,25 mol CO<sub>2</sub>?

<b>gram CO<sub>2</sub></b>	<b>44,010</b>	<b>55,0</b>
<b>mol CO<sub>2</sub></b>	<b>1</b>	<b>1,25</b>

1,25 mol CO<sub>2</sub> komt dus overeen met 55,0 gram CO<sub>2</sub>.

Let er bij rekenvragen op dat je het antwoord geeft in het juiste aantal significante cijfers.

Voorbeeld 2: hoeveel mol is 3,0 gram propaan?

Eerst moet je de molaire massa van propaan berekenen. Propaan is C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>, de molaire massa is  $3 \times 12,01 + 8 \times 1,008 = 44,09$  g/mol.

<b>gram C<sub>3</sub>H<sub>8</sub></b>	<b>44,09</b>	<b>3,0</b>
<b>mol C<sub>3</sub>H<sub>8</sub></b>	<b>1</b>	<b>0,068</b>

3,0 gram propaan komt dus overeen met 0,068 mol of  $6,8 \times 10^{-2}$  mol propaan. Omdat 3,0 twee significante cijfers heeft, geef je antwoord in twee significante cijfers.

## 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<sub>0</sub> (standaarddruk) geldt V<sub>m</sub>=22,4 dm<sup>3</sup>/mol (zie tabel 7), 1 mol gas neemt dus bij die omstandigheden een volume in van 22,4 liter. 1 dm<sup>3</sup>=1 liter. Deze condities noemen we de standaardomstandigheden.

Bij T=298 K en p=p<sub>0</sub> geldt V<sub>m</sub>=24,5 dm<sup>3</sup>/mol. Dit geldt alleen bij gassen!

Voorbeeld 1: Hoeveel mol zuurstof zit in 3,5 dm<sup>3</sup> zuurstof?

(standaardomstandigheden).

<b>dm<sup>3</sup> zuurstof</b>	<b>22,4</b>	<b>3,5</b>
<b>mol zuurstof</b>	<b>1</b>	<b>0,16</b>

3,5 dm<sup>3</sup> zuurstof komt dus overeen met 0,16 mol zuurstof.

Voorbeeld 2: Wat is het volume van 6,7 gram stikstof bij T=298 K en p=p<sub>0</sub>?

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<sub>2</sub> is  $2 \times 14,01 = 28,02$  g/mol.

<b>gram N<sub>2</sub></b>	<b>28,02</b>	<b>6,7</b>
<b>mol N<sub>2</sub></b>	<b>1</b>	<b>0,239</b>

6,7 gram N<sub>2</sub> komt dus overeen met 0,239 mol N<sub>2</sub>, met V<sub>m</sub> kun je dit omrekenen naar aantal liter N<sub>2</sub>.

<b>liter stikstof</b>	<b>24,5</b>	<b>5,9</b>
<b>mol stikstof</b>	<b>1</b>	<b>0,239</b>

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

Voorbeeld 3: Sjakie doet 1,0 gram methanol in een ballon. Deze ballon doet hij in een ruimte met een temperatuur van 353 K. De ballon blaast zichzelf op tot een volume van 905 mL. Bereken het molair volume bij deze omstandigheden.

Om het molair volume te bereken moet je het aantal mol methanol weten en het volume wat dit inneemt. Methanol is CH<sub>3</sub>OH, de molaire massa is 12,01+4x1,008+16,00 = 32,04 g/mol.

<b>gram methanol</b>	<b>32,04</b>	<b>1,0</b>
<b>mol methanol</b>	<b>1</b>	<b>0,031</b>

Er is dus 0,031 mol methanol, dit neemt een volume in van 905 mL=0,905 liter.

<b>liter methanol</b>	<b>0,905</b>	<b>29</b>
<b>mol methanol</b>	<b>0,031</b>	<b>1</b>

Het molair volume is hier dus 29 dm<sup>3</sup>/mol.

### Omreken 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<sup>3</sup> of dm<sup>3</sup>. 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 dm<sup>3</sup> aluminium? (T=293 K)

De dichtheid van aluminium staat in tabel 8: 2,7x10<sup>3</sup>kg/m<sup>3</sup>.

<b>gram aluminium</b>	<b>2,7x10<sup>6</sup></b>	<b>2,7x10<sup>3</sup></b>	<b>5,4x10<sup>3</sup></b>
<b>dm<sup>3</sup> aluminium</b>	<b>10<sup>3</sup></b>	<b>1</b>	<b>2,0</b>

2,0 dm<sup>3</sup> aluminium komt dus overeen met 5,4x10<sup>3</sup> gram aluminium. Let goed op de 10-machten in de tweede kolom.

Voorbeeld 2: hoeveel mL neemt 4,2 mg stikstof in? (T=273 K)

Ook hier zijn de eenheden weer vervelend. Bedenk dat 1 mL hetzelfde is als 1 cm<sup>3</sup>. In tabel 12 vind je als dichtheid voor stikstof: 1,25 kg/m<sup>3</sup>.

<b>milligram stikstof</b>	<b>1,25x10<sup>6</sup></b>	<b>1,25</b>	<b>4,2</b>
<b>mL stikstof</b>	<b>10<sup>6</sup></b>	<b>1</b>	<b>3,4</b>

Het volume van 4,2 mg stikstof is dus 3,4 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 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 0,80x10<sup>3</sup> kg/m<sup>3</sup> (tabel 11) = 0,80 g/mL

<b>gram ethanol</b>	<b>0,80x10<sup>6</sup></b>	<b>0,80</b>	<b>24</b>
<b>mL ethanol</b>	<b>10<sup>6</sup></b>	<b>1</b>	<b>30</b>

30 mL ethanol komt dus overeen met 24 gram ethanol.

Stap 2: van aantal gram naar aantal mol rekenen. De molecuulformule van ethanol is  $C_2H_6O$  (teken eventueel de structuurformule). De molaire massa is dus  $2 \times 12,01 + 6 \times 1,008 + 16,00 = 46,07$  g/mol.

<b>gram ethanol</b>	<b>46,07</b>	<b>24</b>
<b>mol ethanol</b>	<b>1</b>	<b>0,52</b>

30 mL ethanol komt dus overeen met 0,52 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 gram kaliumbromide wordt opgelost in 400 mL water. Bereken de molariteit van de oplossing die ontstaat. Eerst moeten we het aantal mol KBr berekenen. Volgens tabel 98 is de molaire massa van KBr 119,0 gram/mol.



<b>gram KBr</b>	<b>119,0</b>	<b>3,0</b>
<b>mol KBr</b>	<b>1</b>	<b>0,0252</b>

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

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

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

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

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

### Grenswaarde

Dit is de maximale hoeveelheid van een stof die in  $1 \text{ m}^3$  lucht aanwezig mag zijn, deze staat in tabel 97A. De eenheid is mg per  $\text{m}^3$ . Als er van een stof een hogere concentratie is dan de grenswaarde kan deze stof gevaar opleveren. Er bestaan grenswaarden voor 15 minuten en 8 uur, zie binas 97A. Hoe lager de grenswaarde is, hoe giftiger een stof is.

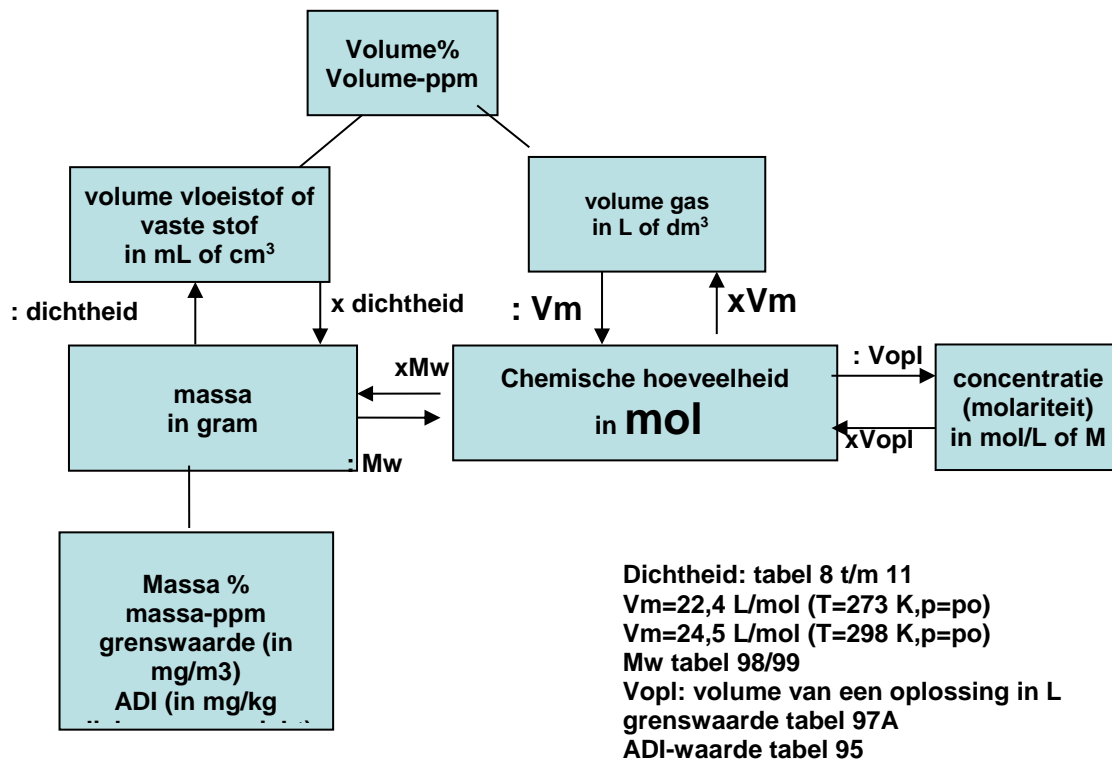
### ADI waarde

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



## Samenvatting omrekenstappen

Je kunt ook verhoudingstabellen gebruiken.



De dichtheid van vaste stoffen en vloeistoffen staat in binas in  $10^3 \text{ kg/m}^3$  dit is hetzelfde als  $\text{g/mL}$  of  $\text{g/cm}^3$ .

De dichtheid van gassen in binas geldt alleen bij  $0^\circ\text{C}$ . Bij gassen kun je betere rekenen met  $V_m$ .

dichtheid = massa/volume

aantal mol = aantal gram / molaire massa

aantal L = aantal mol x molair volume (1L = 1 dm<sup>3</sup>  
en 1 mL = 1 cm<sup>3</sup>)

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

Dichtheid gebruik je bij zuivere vloeistoffen,  
molariteit bij oplossingen.



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

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 dm<sup>3</sup> lucht is nodig voor de volledige verbranding van 2,456 gram propeen? Lucht bevat 21 % zuurstof. T=298 K, p=p<sub>o</sub>.

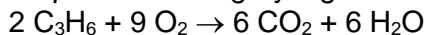
## Aanpak

Dit is een voorbeeld van [rekenen aan reacties](#), we gaan dus het 7 stappenschema gebruiken. Eerst berekenen we hoeveel dm<sup>3</sup> zuurstof nodig is, dat rekenen we later om naar dm<sup>3</sup> lucht.

De molecuulformule van propeen is C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>.

## 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 C<sub>3</sub>H<sub>6</sub> is 3x12,01+6 x 1,008= 42,08 gram/mol.

gram propeen	42,08	2,456
mol propeen	1	...

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

Stap 5 bereken het aantal mol van de gevraagde stof.

(9:2)x0,05838=0,2627 mol O<sub>2</sub>.

Stap 6 gevraagde stof in gevraagde eenheid.

Het molair volume van een gas bij T=298 K en p=p<sub>o</sub> is 24,5 dm<sup>3</sup>/mol.

liter zuurstof	24,5	...
mol zuurstof	1	0,2626

0,2627 mol komt overeen met 0,2626 molx24,5 dm<sup>3</sup>/mol = 6,43 dm<sup>3</sup> O<sub>2</sub>.

Omdat lucht uit 21 % zuurstof bestaat (volumeprocent) is er 6,43 x100/21 =31 dm<sup>3</sup> lucht nodig.

Stap 7 controle

Het antwoord was van tevoren moeilijk te schatten.

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



## Reagentia

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

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

## Scheidingsmethoden

Met een scheidingsmethode kun je een mengsel scheiden in zuivere stoffen. 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 ( $\text{CH}_3\text{OCH}_3$ ) 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
$\text{CH}_3\text{OH}$	$-2,39 \cdot 10^5$	2	$2 \times -2,39 \cdot 10^5 = -2,78 \cdot 10^5$	$+2,78 \cdot 10^5$
$\text{CH}_3\text{OCH}_3$	$-1,84 \cdot 10^5$	1	$-1,84 \cdot 10^5$	$-1,84 \cdot 10^5$
$\text{H}_2\text{O}$ (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  $-1,96 \cdot 10^6$  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.

## 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)

40A elementen, atoomnummers en ladingen

45A oplosbaarheid zouten in water

52A indicatoren

65B kleuren van stoffen

66A triviale namen

66B formules

66C+D naamgeving koolstofchemie

67G vetten

98 molaire massa's

99 periodieksysteem







- b. Bereken het massapercentage waterstof in pent-2-een.
- c. 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.
- d. Leg uit of pentaan-2-ol de enige stof is die kan ontstaan bij de reactie van vraag c.
- e. Leg uit of er evenveel of meer producten ontstaan als Sjakie pent-2-een en broomwater in het licht bij elkaar doet.

### Opgave 7

- a. In een ruimte is de concentratie formaldehyde ( $\text{H}_2\text{CO}$ )  $1,0 \times 10^{-6}$  mol/L. Bereken met behulp van binas 97A of de grenswaarde van formaldehyde is overschreden.
- b. Sjakie drinkt 100 mL van een drank waarin de concentratie fumaarzuur  $1,0 \times 10^{-2}$  mol/L is. De molecuulformule van fumaarzuur is  $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_4$ . Sjakie heeft een massa van 60 kg. Bereken of de ADI waarde van fumaarzuur wordt overschreden bij Sjakie.

### Opgave 8

- a Bereken hoeveel gram zuurstof reageert met 20 gram waterstof.
- b Bereken hoeveel gram chloorgas je kunt maken met de elektrolyse van 10 kg keukenzout.
- c Bereken hoeveel gram water je nodig hebt om met de elektrolyse van 10,0 liter zuurstof te maken.

### Opgave 9

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

### Opgave 10

Bereken hoeveel gram zilvercarbonaat je kunt maken met een overmaat zilvernitraatoplossing en 100 mL 0,10 M natriumcarbonaatoplossing. De reactie die plaatsvindt is:  $2 \text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-} (\text{aq}) \rightarrow \text{Ag}_2\text{CO}_3 (\text{s})$

### Opgave 11

Stikstofmonoxide reageert in een evenwichtsreactie met zuurstof tot stikstofdioxide.

- a. Geef de evenwichtsvoorwaarde. Alle stoffen zijn in de gasfase.
- b. Leg uit of er meer of minder stikstofdioxide wordt gevormd als je het volume kleiner maakt door de druk te verhogen.
- c. 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  $250 \text{ m}^3$  waarin 500 mL aceton ( $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ ) volledig is verbrand.  $T=298 \text{ K}$  en  $p=p_0$ .

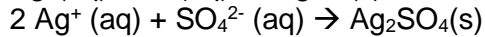
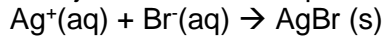
### Opgave 13

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

In binas staat de samenstelling van onvervuild zeewater. Via het register kun je vinden in welke tabel dit staat. Bereken hoeveel liter zilvernitraatoplossing van 0,15 M nodig is om alle bromide-ionen en sulfaat-ionen in 50 L zeewater neer te laten slaan.

Dit zijn de reacties die plaatsvinden:



### Opgave 15

400 milliliter broomwater van reageert volledig met 2,0 dm<sup>3</sup> van het gas cyclobuta-1,3-dieen (T=298 K, p=p<sub>0</sub>) Bereken hoeveel mL zuiver broom nodig is om 1,00 liter van dit broomwater te maken.

### Opgave 16

Als zwavelzuur (neem hiervoor als formule 2 H<sup>+</sup> + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>) en natriumsulfiet met elkaar reageren ontstaan onder andere water en zwaveldioxide.

**a** Bereken hoeveel mL 0,20 M zwavelzuur en hoeveel gram natriumsulfiettrihydraat nodig is om 4,0 L zwaveldioxide-gas te maken (T=298 K en p=p<sub>0</sub>).

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

### Opgave 17

- Bereken hoeveel cm<sup>3</sup> aluminium ontstaat bij de elektrolyse van 2,2 kg aluminiumsulfide (aluminium wordt na de elektrolyse afgekoeld tot T=293 K).
- 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.

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

### Opgave 18

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

- hoe heet dit type reactie?
- welke stoffen ontstaan in welke verhouding als je een flinke overmaat waterdamp gebruikt?
- Het kookpunt van propyn staat in tabel 42B. Bereken hoeveel L propyn je nodig hebt (T=298 K en p=p<sub>0</sub>) om 40 gram reactieproduct te maken.

### Opgave 19

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.

Hieronder kun je 4 examenvragen met antwoorden scannen om te oefenen:



## Antwoorden oefenopgaven 4vwo stof

### Opgave 1

**a** Het  $\text{N}_3^-$  -ion bevat  $3 \cdot 7 + 1 = 22$  elektronen. Elk stikstof-atoom bevat 7 elektronen (want het heeft atoomnummer 7 dus ook 7 protonen in elke kern). Het ion heeft een lading van  $1^-$ , er is dus 1 elektron extra.

**b** Au-197 heeft 79 protonen en  $197-79=118$  neutronen.

Pb-208 heeft 82 protonen en  $208-82=126$  neutronen.

aantal protonen:  $82 - 79 = 3$

aantal neutronen:  $126 - 118 = 8$

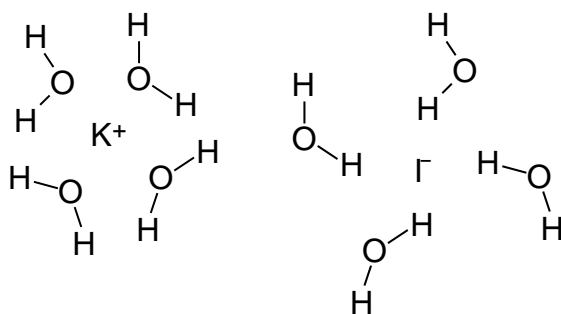
### Opgave 2

**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.

**c**  $\text{KI} \rightarrow \text{K}^+ + \text{I}^-$

**d**



In de kaliumjodide-oplossing komen  $\text{K}^+$  ionen en  $\text{I}^-$  ionen voor. De zuurstofkanten van de watermoleculen zijn een beetje negatief geladen en richten zich dus tot de  $\text{K}^+$  ionen. De waterstofkanten van de watermoleculen zijn een beetje positief geladen en richten zich dus naar de  $\text{I}^-$  ionen.

### Opgave 3

#### Aanpak

Er vindt een neerslagreactie plaats, hieraan moeten we rekenen. We gebruiken dus het 7 stappen schema. Eerst moeten we uitrekenen hoeveel mol er van elk ion aanwezig is voordat de reactie plaatsvindt. Waarschijnlijk is er een overmaat van één van de ionen die meedoen aan de neerslagreactie.

Natronloog is  $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ , een oplossing van ijzer(II)chloride is  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$ .

#### Uitwerking

*Stap 1 reactievergelijking*

$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$  Zie tabel 45A.

*Stap 2 wat is gegeven en wat wordt gevraagd?*

De hoeveelheid van alle ionen voor het begin van de reactie is gegeven, de hoeveelheid van alle ionen na afloop van de reactie wordt gevraagd. Als je de hoeveelheid van de ionen na afloop weet (in mol) kun je hiermee de concentraties van die ionen (in mol/L) berekenen.

*Stap 3 verhouding in mol tussen de gegeven en de gevraagde stof*

Dat is hier wat lastig te zeggen. Bij de reactie geldt  $\text{Fe}^{2+}:\text{OH}^-=1:2$ .

*Stap 4 bereken het aantal mol van de gegeven stof.*

Het is hier het handigst om met mmol te rekenen.

200 mL x 0,15 mmol/mL=30 mmol Na<sup>+</sup> en 30 mmol OH<sup>-</sup>  
 400 mL x 0,300 mmol/mL=120 mmol Fe<sup>2+</sup>, er is 2x 120 mmol=240 mmol Cl<sup>-</sup>. (want het is: Fe<sup>2+</sup> + 2 Cl<sup>-</sup>).  
**Stap 5 bereken het aantal mol van de gevraagde stof.**

Als alle OH<sup>-</sup> reageert is er 2x30 = 60 mmol Fe<sup>2+</sup>(aq) nodig.

Als alle Fe<sup>2+</sup> reageert is er 1/2x120 mmol=60 mmol OH<sup>-</sup> nodig.

Fe<sup>2+</sup> is dus in overmaat, alle OH<sup>-</sup> zal reageren met dus 60 mmol Fe<sup>2+</sup>.

Er blijft geen OH<sup>-</sup> en 120-60=60 mmol Fe<sup>2+</sup> over. De 30 mmol Na<sup>+</sup> en 240 mmol Cl<sup>-</sup> blijven ook over.

**Stap 6 gevraagde stof in gevraagde eenheid.**

Het eindvolume is 200 mL + 400 mL = 600 mL.

[Fe<sup>2+</sup>] = 60 mmol:600 mL=0,10 mmol/mL=0,10 M.

[Cl<sup>-</sup>] = 240 mmol :600 mL=0,40 M.

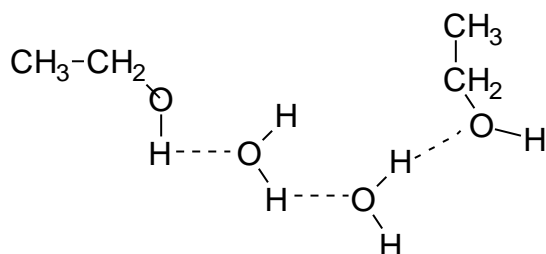
[Na<sup>+</sup>]= 30 mmol :600 mL=0,050 M.

**Stap 7 controle**

Het antwoord geef je in twee significante cijfers, de nullen aan het begin tellen niet mee als significante cijfers. We zijn de eenheid er niet vergeten bij te zetten.

#### Opgave 4

**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 (CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-) en kunnen daardoor (een beetje) mengen met apolair vet.

**c**  $C_2H_6O + 3 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$

**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 (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O) is 2x12,01+6x1,008+16,00 = 46,07 g mol<sup>-1</sup>; er zit dus 807,5 : 46,07 = 18 mol ethanol in een liter spiritus (gebruik eventueel een verhoudingstabel). Je mag het antwoord in twee significante cijfers geven, de dichtheid staat in tabel 11 in slechts 2 significante cijfers.

#### Opgave 5

##### 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<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. De formule van alcohol is C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O.

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

Het aantal mol wat je hebt uitgerekend is het aantal mol Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

Reken het aantal mol Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> om in aantal gram Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

##### 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 0,80·10<sup>3</sup> kg/m<sup>3</sup> (tabel 11)

gram alcohol	0,80x10 <sup>6</sup>	.....
liter alcohol	10 <sup>3</sup>	2,32x10 <sup>-3</sup>

2,32 mL alcohol heeft een massa van 0,80x10<sup>6</sup>x2,32 x10<sup>-3</sup>/10<sup>3</sup> = 1,9 gram.

De molaire massa van C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O is 2x12,01+6x1,008+16,00=46,07 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  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  is 159,7 g/mol (tabel 98).

gram $\text{Fe}_2\text{O}_3$	159,7	....
mol $\text{Fe}_2\text{O}_3$	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.

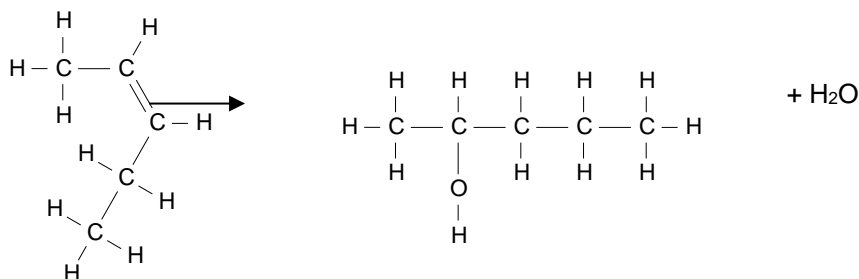
### Controle

De grootteorde van het antwoord klopt wel.

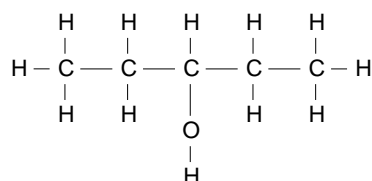
Je mag het antwoord slechts in twee significante cijfers geven omdat de dichtheid slechts in twee significante cijfers is gegeven. Vergeet de eenheid niet.

### Opgave 6

- Sjakkie 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  $\text{C}_5\text{H}_{10}$ . De massa van 1 molecuul pent-2-een is  $5 \times 12,01 + 10 \times 1,008 = 70,13 \text{ u}$ . De massa van de H-atomen in 1 molecuul pent-2-een is  $10 \times 1,008 = 10,08 \text{ u}$ . Het massapercentage waterstof is dus:  $(10,08/70,13) \times 100\% = 14,37\%$ .
- Hij kan dit doen met een additiereactie, hij moet water toevoegen.



- 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:



- 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 7

a De grenswaarde van formaldehyde is volgens tabel 97A  $0,15 \text{ mg/m}^3$ .

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

De molaire massa van  $\text{H}_2\text{CO}$  is  $2 \times 1,008 + 12,01 + 16,00 = 30,03 \text{ g/mol}$ .

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

De concentratie formaldehyde is dus  $30 \text{ mg/m}^3$ , dat is meer dan  $0,15 \text{ mg/m}^3$ . De grenswaarde is dus overschreden.

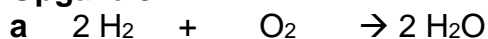
b Hij drinkt  $0,100 \text{ L} \times 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L} = 0,0010 \text{ mol}$  fumaarzuur.

De molaire massa van  $C_4H_6O_4$  is  $4 \times 12,01 + 6 \times 1,008 + 4 \times 16,00 = 118,09$  g/mol  
 $0,0010$  mol  $\times$   $118,09$  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 8



gegeven gevraagd  
 $2$  mol :  $1$  mol

stap 1  
 stap 2  
 stap 3

gram $H_2$	2,016	20
mol $H_2$	1	9,92

$9,92$  mol waterstof reageert met  $9,92/2 = 4,96$  mol zuurstof

stap 5

gram $O_2$	32,00	158,7
mol $O_2$	1	4,96

antwoord:  $1,6 \times 10^2$  gram zuurstof

stap 7

b In tabel 66A kun je vinden dat keukenzout hetzelfde is als natriumchloride.

stap 1 :  $2 NaCl \rightarrow 2 Na + Cl_2$

stap 2: gegeven gevraagd

stap 3:  $2$  mol :  $1$  mol

stap 4

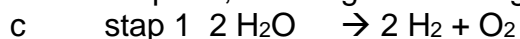
gram NaCl	58,44	$10 \times 10^3$
mol NaCl	1	17,1

Stap 5  $17,1$  mol NaCl reageert tot  $17,1/2 = 8,56$  mol  $Cl_2$

Stap 6

gram $Cl_2$	70,90	607
mol $Cl_2$	1	8,56

Stap 7  $6,1 \times 10^2$  gram chloorgas



Stap 2: gevraagd gegeven

Stap 3:  $2$  mol :  $1$  mol

Stap 4

gram $O_2$	1,43	14,3
liter $O_2$	1	10,0

gram $O_2$	32,00	14,3
mol $O_2$	1	0,447

Stap 5  $0,447$  mol zuurstof ontstaat uit  $2 \times 0,447 = 0,894$  mol water

Stap 6:

gram $H_2O$	18,02	16,1
mol $H_2O$	1	0,894

Stap 7: antwoord:  $16,1$  gram water.

### Opgave 9



Stap 2 gegeven gevraagd

Stap 3  $1$  mol :  $3$  mol

Stap 4 De molaire massa van  $C_3H_6O_2$  is  $3 \times 12,01 + 6 \times 1,008 + 2 \times 16,00 = 74,08$  g/mol  
 $3,0 \times 10^3$  g :  $74,08 = 40,5$  mol propaanzuur  
 Stap 5  $3 \times 40,5 = 121$  mol  $CO_2$   
 Stap 6  $121$  mol  $\times 44,010$  g/mol =  $5347$  gram  
 Stap 7 antwoord:  $5,3 \times 10^3$  gram koolstofdioxide

### Opgave 10

stap 1  $2 Ag^+ + CO_3^{2-} \rightarrow Ag_2CO_3$   
 Stap 2           geven gevraagd  
 Stap 3           1 mol : 1 mol  
 Stap 4

mol $CO_3^{2-}$	0,10	0,010	
L oplossing	1	0,100	

Stap 5  $0,010$  mol  $CO_3^{2-}$  reageert tot  $0,010$  mol  $Ag_2CO_3$

Stap 6

gram $Ag_2CO_3$	275,75	2,7575
mol $Ag_2CO_3$	1	0,010

Stap 7 antwoord: 2,6 gram zilvercarbonaat.

### Opgave 11

a.  $2 NO (g) + O_2 (g) \leftrightarrow 2 NO_2 (g)$

$$\text{dus } K = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2[O_2]}$$

- 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  
 $500 \text{ mL} \times 0,79 \text{ g/mL} = 395$  gram aceton  
 $395/58,08 = 6,80$  mol aceton  
 $3 \times 6,80 = 20,4$  mol  $CO_2$   
 $20,4 \times 24,5 = 500$  L =  $0,500$  m<sup>3</sup>  $CO_2$   
 Er was voor de verbranding  $(0,30/100) \times 250 = 0,075$  m<sup>3</sup>.  
 Na afloop van de verbranding is er dus  $0,500 + 0,075 = 0,575$  m<sup>3</sup>  $CO_2$ .  
 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.

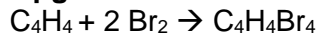
### Opgave 14

Er is  $50 \text{ L} \times 0,067 \text{ g/L} = 3,35$  g Br   Dat is  $3,35/79,90 = 0,0419$  mol Br



En  $50 \text{ L} \times 2,715 = 135,75 \text{ g SO}_4^{2-}$  Dat is  $135,75/96,06 = 1,413 \text{ mol SO}_4^{2-}$   
 $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr}$  dus hiervoor is  $0,0419 \text{ mol Ag}^+$  nodig  
 $2 \text{ Ag}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4$  dus hiervoor is  $2 \times 1,413 = 2,83 \text{ mol Ag}^+$  nodig.  
Totaal is er dus  $0,0419 + 2,83 = 2,87 \text{ mol Ag}^+$  nodig.  
Dus  $2,87 \text{ mol} : 0,15 \text{ mol/L} = 19 \text{ L zilvernitraatoplossing}$ .

### Opgave 15



(in het licht kan ook nog substitutie optreden en reageert 1 mol  $\text{C}_4\text{H}_4$  met maximaal 6 mol  $\text{Br}_2$ )

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

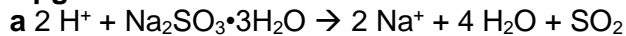
dus  $2 \times 0,0861 = 0,163 \text{ mol Br}_2$  is nodig

in 1,00 liter van het broomwater zit dus  $(1000/400) \times 0,163 = 0,408 \text{ mol Br}_2$ .

$$0,408 \times 159,8 = 65,2 \text{ gram Br}_2.$$

$$65,2 \text{ g} / 3,12 \text{ g mL}^{-1} = 21 \text{ mL Br}_2 \text{ (in het licht maximaal 63 mL)}$$

### Opgave 16



$$4,0 \text{ L} / 24,5 = 0,163 \text{ mol SO}_2$$

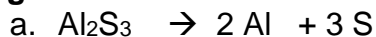
dus  $0,163 \text{ mol}$  zwavelzuur (dat per mol  $2 \text{ mol H}^+$  levert) is nodig.

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

$$0,163 \text{ mol} \times 180,1 = 29 \text{ gram Na}_2\text{SO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$$

**b** Dit is  $0,163 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$ , dus  $0,163 \times 142,04 = 23 \text{ gram}$ .

### Opgave 17



gegeven gevraagd

$$\text{er is } 2,2 \times 10^3 / (2 \times 26,98 + 3 \times 32,06) = 14,7 \text{ mol Al}_2\text{S}_3$$

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

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

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

**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  $1,5 \times 29,3 = 44 \text{ mol S}$ , als dat verbrandt ontstaat  $44 \text{ mol SO}_2$

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

### Opgave 18

**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  $250 \text{ K}$ , tabel 42B)

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

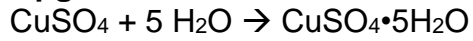


gevraagd gegeven

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

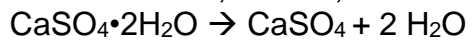
dus ook  $0,526 \text{ mol}$  propyn

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

**Opgave 19**

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

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.