

## Samenvatting scheikunde 4 havo

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 je examenjaar hebben we een samenvatting gemaakt van de havo3 en havo4 stof en een aantal oefenopgaven die daarbij horen. Als je al die opgaven kunt maken ben je perfect voorbereid op havo5. Havo5 wordt bij scheikunde een jaar van veel oefenen. De laatste jaren is gebleken dat leerlingen die veel oefenen, ook al waren ze in 4 havo 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 via <https://scheikundehavovwo.nl>. Daar vind je ook meer oefenopgaven. Via de QR codes/linkje kun je de uitlegfilmpjes bij de verschillende onderwerpen bekijken.

**S**chrijf mee met de filmpjes.

**C**heck je antwoorden in het laatste kwartier.

**H**aal informatie uit de tekst.

**E**lke (half)reactie moet kloppen, kijk ook naar de formules.

**I**n binas kun je heel veel vinden.

**K**ijk alles kritisch na en leer van je fouten.

**U**ren oefenen = minder racen tegen de klok.

**N**a elke rekenvraag: eenheid, significantie, kan het?

**D**us... trek altijd een conclusie.

**E**lk puntje is er 1

## Herhaling havo3 en havo4 stof 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-metaal-atomen	alleen metaal-atomen	metaal-atomen en niet-metaal-atomen
<b>opgebouwd uit</b>	moleculen of losse atomen	positieve metaal-ionen 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 -O-H of -N-H groep (vrij sterk)	metaalbinding (sterk)	ionbinding (sterk)
	<b>moleculaire stoffen</b>	<b>metalen</b>	<b>zouten</b>
<b>stroomgeleiding</b>	niet	in vaste of vloeibare fase	in vloeibare fase of opgelost in water
<b>stroomgeleiding door:</b>	niet van toepassing	vrije elektronen	vrije ionen
<b>soort formule</b>	molecuulformule en structuurformule	symbool van het metaal	verhoudingsformule bv $K_2S$ .
<b>smeltpunt/kookpunt</b>	relatief laag	hoog	hoog
<b>oplosbaarheid</b>	wisselend (zie bij waterstofbruggen)	onoplosbaar	sommige zouten zijn oplosbaar in water, tabel 45A

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

## Atomen

Atomen (en ionen) 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, dat komt omdat een atoom geen lading heeft.

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. Die varianten heten isotopen.

## 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 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**east **I**n **H**et **N**ieuwe **C**lubhuis. Kijk bij twijfel in binas 40A.

Als je een stof wilt ontleden is daarvoor energie meestal 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. Daarbij vormt elk atoomsoort een vast aantal bindingen, 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

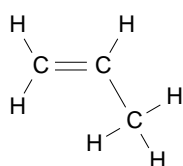
Een molecuulformule, bijvoorbeeld  $\text{H}_2\text{O}$  geeft aan welke atomen en hoeveel van deze atomen in een molecuul aanwezig zijn. Soms hebben twee stoffen dezelfde molecuulformule maar een verschillende structuurformule. Dit zijn dan twee verschillende stoffen, met verschillende stoffeigenschappen. Zulke stoffen noem je isomeren.

Voorbeeld 1: teken de structuurformule van koolstofdioxide.

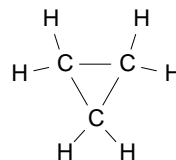
C heeft covalentie 4 en O heeft covalentie 2, de structuurformule moet dus zijn:  $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ .

Voorbeeld 2: teken de isomeren met molecuulformule  $\text{C}_3\text{H}_6$ .

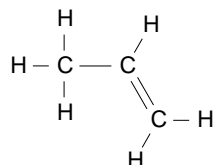
Let op: C heeft covalentie 4 en vormt dus altijd 4 bindingen, H heeft covalentie 1 en vormt dus altijd 1 binding. Er zijn twee isomeren:



en



Let op: je mag de moleculen draaien als je naast de twee hierboven ook:



tekent heb je het fout, deze structuur is dezelfde als de linkerstructuur hierboven.

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.

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

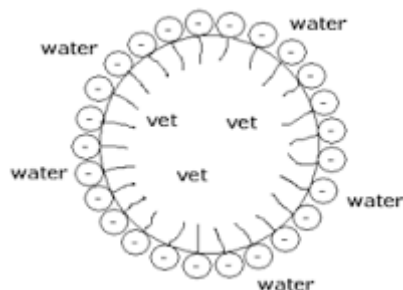
Watermoleculen kunnen onderling waterstofbruggen vormen, de O-atomen die een beetje negatief geladen zijn worden aangetrokken door H-atomen van andere moleculen. De H-atomen zijn een beetje positief geladen. De O-atomen zijn een beetje negatief omdat de O-H binding een polaire atoombinding is en zuurstof een grotere elektronegativiteit heeft dan waterstof.

Een waterstofbrug geven we met een gestippelde lijn aan. Moleculen met een -O-H groep en een -N-H groep kunnen onderling waterstofbruggen vormen. **Een H-atoom dat aan een C vast zit doet nooit mee met een waterstofbrug. Een waterstofbrug is altijd tussen een N en een H of tussen een O en een H. En de H moet dus aan een O of N zijn gebonden.**



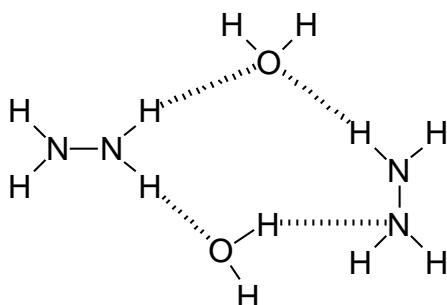
Stoffen die uit dit soort moleculen bestaan lossen goed in elkaar op. Moleculaire stoffen waarvan de moleculen geen waterstofbruggen kunnen vormen lossen slecht op in water maar lossen goed op in elkaar (soort zoekt soort). Hexaan lost dus slecht op in water maar lost wel goed op in pentaan.

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.



Micel

Voorbeeld: de raketbrandstof hydrazine,  $N_2H_4$ , is goed oplosbaar in water omdat de moleculen dankzij de  $-N-H$  en  $-O-H$  groepen waterstofbruggen met elkaar kunnen vormen.



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

Voorbeeld: rangschik de volgende stoffen oplopend naar kookpunt: pentaan, propaan en propaan-1-ol ( $CH_2OHCH_2CH_3$ )

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

Pentaan ( $C_5H_{12}$ ) bestaat uit grotere moleculen dan propaan ( $C_3H_8$ ), de vanderwaalsbindingen tussen de moleculen zullen dus sterker zijn en het kookpunt zal hoger zijn.

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

## Zouten

Zouten zijn opgebouwd uit ionen. Bijna alle zouten bestaan uit ionen van metaal-atomen en niet-metaal-atomen. De ammoniumzouten, bijvoorbeeld ammoniumchloride ( $NH_4Cl$ ), 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 deeltjes. Ze hebben een lading omdat het aantal protonen niet gelijk is aan het aantal elektronen. Positieve ionen hebben een of meer elektronen te weinig. Negatieve ionen hebben een of meer elektronen te veel.

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

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

Voorbeeld 2: hoeveel protonen en elektronen heeft het nitraation,  $NO_3^-$ ?

N heeft atoomnummer 7 dus 7 protonen en 7 elektronen.

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

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

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

De volgende ionen moet je kennen, een deel hiervan staat in tabel 66B. Hydroxide (OH<sup>-</sup>) en sulfide (S<sup>2-</sup>) kun je niet vinden in binas.

Positieve ionen:

- 1+ Na<sup>+</sup> (natriumion), K<sup>+</sup> (kaliumion), Ag<sup>+</sup> (zilverion), NH<sub>4</sub><sup>+</sup> (ammoniumion)
- 2+ Ba<sup>2+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, Cu<sup>2+</sup>, Fe<sup>2+</sup> (ijzer(II)ion), Mg<sup>2+</sup>, Pb<sup>2+</sup>, Zn<sup>2+</sup> en de meeste andere metaal ionen.
- 3+ Al<sup>3+</sup>, Fe<sup>3+</sup> (ijzer(III)ion)

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

Negatieve ionen:

- 1- F<sup>-</sup> (fluoride-ion), Cl<sup>-</sup> (chloride-ion), Br<sup>-</sup> (bromide-ion), I<sup>-</sup> (jodide-ion), OH<sup>-</sup> (hydroxide-ion), NO<sub>3</sub><sup>-</sup> (nitraation), NO<sub>2</sub><sup>-</sup> (nitrietion), HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> (waterstofcarbonaation), CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> (ethanoaation of acetaation)
- 2- O<sup>2-</sup> (oxide-ion), S<sup>2-</sup> (sulfide-ion), CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> (carbonaation), SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> (sulfaation), SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> (sulfietion), SiO<sub>3</sub><sup>2-</sup> (silicaation)
- 3- PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> (fosfaation)

De formules van de samengestelde ionen vind je in tabel 66B van binas, behalve hydroxide, OH<sup>-</sup>.

Als je de lading van een ion bent vergeten kan tabel 45A goede diensten bewijzen. Let op chloor is Cl<sub>2</sub>, heeft geen lading en is geen ion. Chloride, Cl<sup>-</sup>, is wel een ion.

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



Voorbeelden: aluminiumbromide: AlBr<sub>3</sub>  
natriumoxide: Na<sub>2</sub>O  
ijzer(II)sulfaat: FeSO<sub>4</sub>  
ijzer(III)sulfaat: Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> (haakjes zijn hier nodig anders staat er 1 keer S en 43 keer O ipv 2 keer SO<sub>4</sub>)

Voorbeeldvraag: Wat is de lading van het ijzerion in NH<sub>4</sub>Fe(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>?  
Het zout is neutraal, het is SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, er is dus een totale min lading van 2x2- is 4-.  
NH<sub>4</sub><sup>+</sup> heeft een positieve lading van 1+. Het moet dus wel Fe<sup>3+</sup> zijn.

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

Het oplossen van natriumchloride: NaCl → Na<sup>+</sup> + Cl<sup>-</sup>

Het oplossen van ijzer(III)nitraat: Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> → Fe<sup>3+</sup> + 3 NO<sub>3</sub><sup>-</sup>

Het oplossen van calciumchloride: CaCl<sub>2</sub> → Ca<sup>2+</sup> + 2 Cl<sup>-</sup>

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

De toestandsaanduidingen (s) (g) (l) en (aq) mag je weglaten, tenzij in de opgave staat dat je de fase-aanduidingen erbij moet zetten.

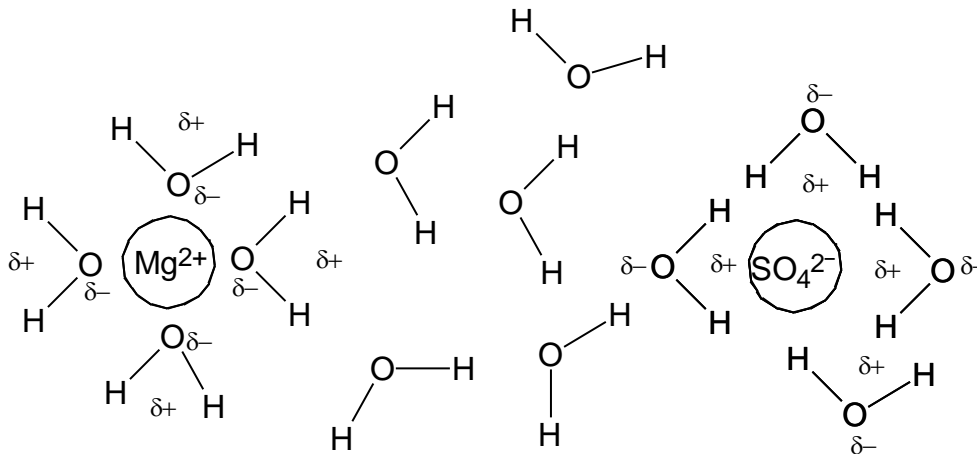
Er zijn drie oplossingen van zouten die je moet leren (zie tabel 66A):

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

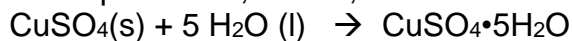


Of zouten op kunnen lossen in water kun je dus vinden in tabel 45A. De ionen worden gehydrateerd in oplossing, omgeven door watermoleculen. De bindingen tussen H en O in watermoleculen zijn polaire atoombindingen. De O-atomen trekken wat harder aan de elektronen die de binding tussen H en O vormen dan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

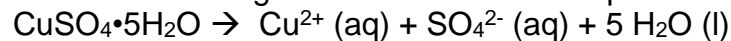
Een oplossing van magnesiumsulfaat in water ziet er dus zo uit:



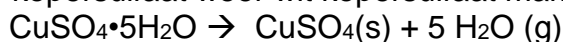
Sommige zouten hebben ook in het kristalrooster watermoleculen tussen de ionen zitten. Zo'n zout wordt een hydraat genoemd. Een voorbeeld hiervan is blauw kopersulfaat:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . De systematische naam van blauw kopersulfaat is koper(II)sulfaatpentahydraat. Penta is Grieks voor 5 (binas 66C), 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:  $\text{Na}^{+} + \text{Cl}^{-} \rightarrow \text{NaCl}$



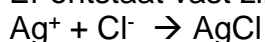


Als je twee oplossingen van zouten bij elkaar doet kan er een [neerslag](#) ontstaan, omdat het positieve ion van de ene zoutoplossing een slecht oplosbaar zout vormt met het negatieve ion van de andere zoutoplossing.

Voorbeeld : als je koper(II)chloride-oplossing en zilvernitraatoplossing bij elkaar doet ontstaat er een neerslag. Geef hiervoor de reactievergelijking.

In tabel 45A vind je dat dat zilverchloride slecht oplosbaar is.

Er ontstaat vast zilverchloride. De reactievergelijking is:



$\text{Cu}^{2+}$  en  $\text{NO}_3^-$  doen niet mee bij deze reactie en zijn dus tribune-ionen, tribune-ionen schrijf je niet in de reactievergelijking.

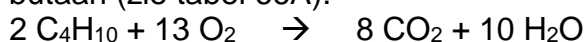


Kleuren van ionen en ionen die door water zijn gehydrateerd (zie boven) vind je in tabel 65B.

### 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.

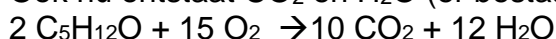
Voorbeeld 1: geef de reactievergelijking van de volledige verbranding van butaan (zie tabel 66A).



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 ( $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$ ).

Ook nu ontstaat  $\text{CO}_2$  en  $\text{H}_2\text{O}$  (er bestaat geen oxide van zuurstof).



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

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  $\text{CO}_2$ .  $\text{CO}_2$  is een van de veroorzakers van het broeikaseffect, de opwarming van de aarde. Om het broeikaseffect 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  $\text{CO}_2$  vrij. Dit  $\text{CO}_2$  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 minder  $\text{CO}_2$  vrij bij het verbouwen van suikerriet en, na een aantal bewerkingen, het verbranden van bio-ethanol.

## Chemisch rekenen

Een belangrijke grootte in de scheikunde is de chemische hoeveelheid, dit is een aantal deeltjes. De eenheid die hoort bij chemische hoeveelheid is de mol, net als de gram de eenheid is die bij de grootte massa hoort. 1 mol is  $6 \times 10^{23}$  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.



Denk bij rekenvragen altijd aan de [significantie](#). 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 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 dan 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  $24,31 + 2 \times (14,01 + 3 \times 16,00) = 148,3$  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: bereken het massapercentage koolstof in propaanzuur (:  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ ).

De molaire massa van één molecuul propaanzuur is

$$3 \times 12,01 + 6 \times 1,008 + 2 \times 16,00 = 74,08 \text{ u.}$$

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

Het massapercentage C is  $(36,03/74,08) \times 100\% = 48,64\%$  (4 significante cijfers, alle meetgegevens zijn in 4 significante cijfers gegeven!).

## 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  $\text{CO}_2$ ?



gram  $\text{CO}_2$

| 44,010

| 55,0

<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 3x12,01+8x1,008= 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 6,8x10<sup>-2</sup> mol propaan. Omdat 3,0 maar twee significante cijfers heeft mag je het antwoord in twee significante cijfers.

### Omreken van volume 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. Bij vaste stoffen in g/cm<sup>3</sup>, bij vloeistoffen in g/mL en bij gassen in g/L. 1,000 m<sup>3</sup>=1000 dm<sup>3</sup>=1000 L. 1000 mL = 1,000 L 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.

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.

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> = 0,80 g/mL (tabel 11)

<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.

Voorbeeld: bij een bepaalde verbranding is 2,4 mol zuurstof nodig, hoeveel liter zuurstof is dit? ( $T=273$  K)

We moeten twee stappen zetten, van mol naar gram en dan van gram naar volume (aantal liter).

Stap 1: de molaire massa van  $O_2$  is  $2 \times 16,00 = 32,00$  (zie tabel 99)

<b>gram <math>O_2</math></b>	<b>32,00</b>	<b>76,8</b>
<b>mol <math>O_2</math></b>	<b>1</b>	<b>2,4</b>

Er is dus 76,8 gram zuurstof nodig.

Stap 2: rekenen met de dichtheid, zie tabel 12:  $1,43 \text{ kg/m}^3$ .  $1 \text{ dm}^3 = 1$  liter.

<b>gram zuurstof</b>	<b><math>1,43 \times 10^3</math></b>	<b>1,43</b>	<b>76,8</b>
<b>L zuurstof</b>	<b><math>10^3</math></b>	<b>1</b>	<b>54</b>

Er is dus 54 L (2 significante cijfers) zuurstof nodig.

De dichtheid van zuurstof bij gassen is vermeld bij  $T=273$  K, dus  $0^\circ\text{C}$ . Omdat de dichtheid anders is bij andere temperaturen, mag je de dichtheid van gassen alleen gebruiken als  $T=273$  K of als de dichtheid in de opgave gegeven is.

### 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 119,00 gram/mol.

<b>gram KBr</b>	<b>119,00</b>	<b>3,0</b>
<b>mol KBr</b>	<b>1</b>	<b>0,0252</b>

Er is dus  $0,0252$  mol KBr in  $400 \text{ mL} = 0,400$  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 maximaal aanvaardbare concentratie van een stof in de lucht, deze staat in tabel 97A. De eenheid is mg per m<sup>3</sup>. Als er van een stof een hogere concentratie is dan de grenswaarde (ook wel TCG-waarde genoemd) 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.

### Stappenplan rekenen aan reacties

Stap 1: schrijf de reactievergelijking op

Stap 2: bedenk van welke stof een hoeveelheid is gegeven en van welke stof een hoeveelheid wordt gevraagd

Stap 3: schrijf de molverhouding op tussen de gegeven en gevraagde stof

Stap 4: reken de gegeven stof om naar mol

Stap 5: gebruik de antwoorden van stap 3 en stap 4 om het aantal mol van de gevraagde stof uit te rekenen.

Stap 6: rekenen het antwoord van stap 5 om naar de gevraagde eenheid

Stap 7: geef antwoord op de vraag, let erop of je antwoord realistisch is, of je de juiste eenheid hebt en of je het juiste aantal significante cijfers hebt.



Voorbeeld: hoeveel gram water ontstaat bij de volledige verbranding van 20 mL alcohol (ethanol)?

Stap 1:  $2 \text{ C}_2\text{H}_6\text{O} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ CO}_2 + 3 \text{ H}_2\text{O}$

Stap 2:  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  is gegeven en  $\text{H}_2\text{O}$  wordt gevraagd

Stap 3: 2 mol  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ : 3 mol  $\text{H}_2\text{O}$

Stap 4: de dichtheid van alcohol is volgens tabel 11  $0,80 \times 10^3 \text{ kg m}^{-3} = 0,80 \text{ g/mL}$

$20 \text{ mL} \times 0,80 \text{ g/mL} = 16 \text{ g alcohol}$

De molaire massa van  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  is volgens tabel 98  $46,069 \text{ g/mol}$

Dus is er  $16/46,069 = 0,347 \text{ mol alcohol}$

Stap 5 er ontstaat  $(3/2) \times 0,347 = 0,521 \text{ mol H}_2\text{O}$

Stap 6 de molaire massa van  $\text{H}_2\text{O}$  is volgens tabel 98  $18,015 \text{ g/mol}$

$0,521 \text{ mol} \times 18,015 \text{ g/mol} = 9,4 \text{ gram}$

Stap 7: er ontstaat  $9,4 \text{ gram water}$ .

Soms kun je ook [rekenen met massaverhoudingen](#).

### Ppm

Bij stoffen die in kleine hoeveelheden voorkomen wordt de eenheid ppm gebruikt.

Ppm staat voor parts per million, je kunt het een beetje vergelijken met procenten, bij procent is het per honderd en bij ppm is het per miljoen.

Massa-ppm = massa deel / massa geheel x  $10^6$

Volume-ppm = volume deel / volume geheel x  $10^6$ .

Je moet er wel opletten dat je dezelfde eenheden gebruikt, als de massa van het deel in mg is uitgedrukt, moet je de massa van het geheel bijvoorbeeld ook in mg uitdrukken.

### 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)



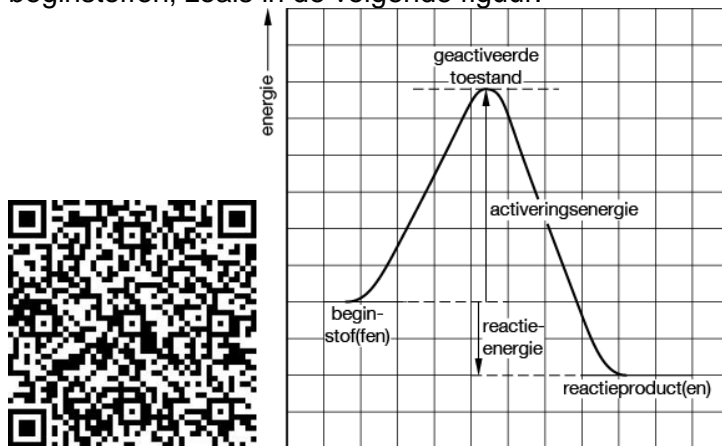
Behalve de katalysator kun je dit verklaren met het botsende deeltjesmodel, het aantal effectieve botsingen per seconde bepaalt de reactiesnelheid.

### Evenwichten

Veel reacties kunnen twee kanten op plaatsvinden, dat betekent dat de reactieproducten weer kunnen terug reageren tot de beginstoffen. Als beide reacties tegelijkertijd plaatsvinden en even snel gaan is er sprake van chemisch evenwicht. De hoeveelheden van de stoffen veranderen dan niet. Chemische evenwichten zijn dynamische evenwichten, er verdwijnen wel stoffen maar die worden met dezelfde snelheid weer terug gevormd. Bij een homogeen evenwicht zijn alle stoffen in dezelfde fase, bij een heterogeen evenwicht zijn de stoffen in verschillende fasen.

### Energiediagrammen

Bij een exotherme reactie ligt het energieniveau van de reactieproducten onder dat van de beginstoffen, zoals in de volgende figuur:



Een katalysator zorgt ervoor dat 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

### **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	gloeïende houtspaander	gaat fel gloeien
onverzadigde koolwaterstof	broomwater	wordt kleurloos

### Scheidingsmethoden

Met een scheidingsmethode kun je een mengsel scheiden in zuivere stoffen. Scheidingen zijn geen chemische reacties! Er ontstaan namelijk geen nieuwe stoffen bij. De volgende 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:** stof die na afkoelen is gecondenseerd bij destilleren, dit is de stof met het laagste kookpunt.

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

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

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

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

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



## 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.

## Koolwaterstoffen

*Koolstofverbindingen* zijn stoffen waarin de atoomsoort C aanwezig is.

*Koolwaterstoffen* zijn verbindingen die alleen bestaan uit C-atomen en H-atomen.

Koolwaterstofmoleculen kunnen *vertakt* of *onvertakt* zijn en *verzadigd* of *onverzadigd*. Onverzadigd betekent dat er een C=C (of driedubbele binding tussen 2 C-atomen) aanwezig is.



## **Homologe reeksen**

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

De homologe reeks van de *alkanen* heeft als algemene formule:  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ . In alkanen zijn alleen enkele bindingen aanwezig, alkanen zijn verzadigd.

De homologe reeks van de *alkenen* heeft als algemene formule  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ . In alkenen is een C=C binding aanwezig, alkenen zijn onverzadigd.



## Structuurformules en isomerie

*Isomerie* is het verschijnsel dat verschillende stoffen dezelfde molecuulformule hebben.

Isomeren zijn stoffen met dezelfde molecuulformule, maar met verschillende structuurformules. Het zijn verschillende stoffen.

## Systematische naamgeving

Om de naam van een alkaan of een alkeen af te leiden maak je gebruik van regels die horen bij de *systematische naamgeving*. Die staan in binas 66D.

### Karakteristieke groepen

Een *karakteristieke groep* is een atoom (geen C of H) of een groep atomen in een koolstofverbinding. De karakteristieke groep geeft de verbinding een speciale eigenschap. Je begint met het tellen van het aantal C-atomen in de langste keten en daarmee krijg je de stamnaam, zie binas 66D. Als je 5 C-atomen hebt en alleen enkele bindingen is de stamnaam bijvoorbeeld pentaan.



### Systematische naamgeving van halogeenalkanen

In een *halogeenalkaan* is een H-atoom vervangen door een halogeenatoom. Halogenen staan in groep 17 van het periodiek systeem: fluor, chloor, broom en jood. De naam van deze karakteristieke groep wordt vóór de stamnaam van de alkaanketen geplaatst. Bijvoorbeeld: 1-chloorpropaan.

### Systematische naamgeving van de 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.



### Systematische naamgeving van de alkanolen

In een *alkanol* is een H-atoom vervangen door een –OH-groep. In de naam van een alkanol wordt de uitgang –ol achter de stamnaam van de alkaanketen geplaatst.

### Systematische naamgeving van de alkaanamines

In een *alkaanamine* is een H-atoom vervangen door een NH<sub>2</sub>-groep. In de naam van een alkaanamine wordt de uitgang –amine achter de stamnaam van de alkaanketen geplaatst.

### Triviale namen

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

## Substitutiereacties

Een *substitutiereactie* is een reactie tussen een alkaan en bijvoorbeeld chloor of broom die alleen verloopt onder invloed van licht (uv-straling). In principe kan elk H-atoom in het alkaan vervangen worden door een halogeenatoom. Als broom reageert met een alkaan ontstaat als bijproduct waterstofbromide (HBr).



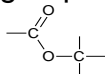
## Additiereacties

Een *additiereactie* is een reactie tussen een alkeen en een stof met kleine moleculen, bijvoorbeeld een halogeen. De dubbele binding in het alkeenmolecuul breekt open en beide halogeenatomen koppelen op de vrijgekomen bindingsplaatsen.

De aanwezigheid van een onverzadigde verbinding kun je aantonen met behulp van een *broomoplossing* (dit noem je ook wel *broomwater*, notatie:  $Br_2(aq)$ ). Het broomwater ontkleurt als je het toevoegt aan een stof met een C=C binding erin, het  $Br_2$  gaat dan via een additiereactie aan de C-atomen zitten. Bij een additiereactie wordt een C=C binding omgezet in een C-C binding en ontstaat 1 stof uit 2 stoffen.

## Esters (als je NOVA als boek hebt, komt dit in havo5)

Een *ester* is een koolstofverbinding die herkenbaar is aan de volgende karakteristieke groep:



De naam van een ester is gebaseerd op de grondstoffen waaruit deze gemaakt is: een *alcohol* en een *carbonzuur*.



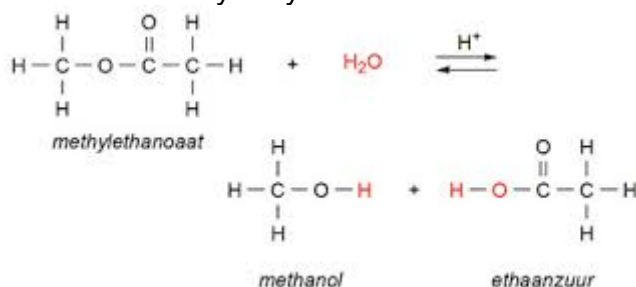
### Hoe maak je een ester?

Een *ester* wordt gemaakt uit een carbonzuur en een alcohol. Deze reactie verloopt in aanwezigheid van  $H^+$ -ionen als katalysator en behoort tot de condensatiereacties. Omdat een katalysator niet verbruikt wordt, komt de katalysator niet in de reactievergelijking.

### Hoe breek je een ester af?

Een ester kan *met water* reageren. De reactieproducten zijn een *zuur* en een *alcohol*. Deze reactie wordt gekatalyseerd door  $H^+$ -ionen. Zo'n reactie noem je een *hydrolyse*. Hydrolyse is dus het omgekeerde van verestering.

Voorbeeld: de hydrolyse van de ester van methanol en ethaanzuur:



De katalysator wordt niet verbruikt en komt dus niet in de reactievergelijking. Soms wordt de formule van de katalysator boven de reactiepijl gezet.

### Oliën en vetten: (als je NOVA als boek hebt, komt dit in havo5)

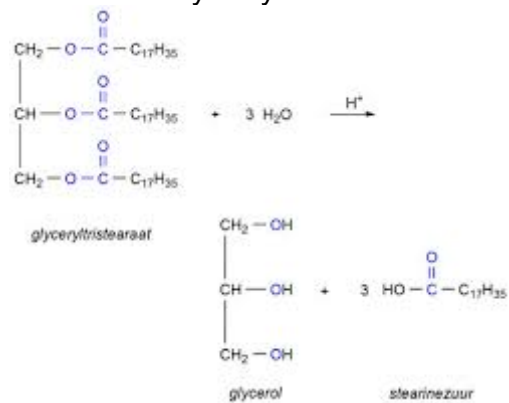
Een *vet* of *olie* is een tri-ester van glycerol (propaan-1,2,3-triol) en vetzuren. Zijn de vetzuren *verzadigd*, dan is de tri-ester een *vaste stof*, een *vet*. Zijn de vetzuren *onverzadigd* dan is de tri-ester een *vloeistof*, een *olie*.

Door langdurige verhitting in aanwezigheid van water worden vetten en oliën *gehydrolyseerd*. Bij hydrolyse wordt een olie of vet met water omgezet in glycerol en vetzuren.

Een olie kan met waterstof reageren tot een vet. Dit proces heet vetharding. Bij vetharding maak je gebruik van een additiereactie.

Gebruik tabel 67G van binas bij vragen over oliën en vetten.

Voorbeeld: hydrolyse van de tri-ester van glycerol en stearinezuur:



## Oefenopgaven

### Opgave 1

In lood(II)azide komen azide-ionen voor. De formule van het azide-ion is  $\text{N}_3^-$ .

- a Geef de formule van lood(II)azide.
- b Leidt uit de formule van het azide-ion af hoeveel elektronen een azide-ion in totaal bevat.

krantenartikel *goud maken van lood*

Eén ding is zeker: lood kan inderdaad in goud worden veranderd. Het oude idee van alchemisten dat het ene element in het andere kan worden omgezet is door de twintigste-eeuwse natuurkunde bevestigd. Door lood met versnelde deeltjes te bombarderen worden zeer kleine hoeveelheden goud verkregen plus een heleboel andere elementen.

De kern van een atoom Au-197 kan worden verkregen door een bepaald aantal protonen en een bepaald aantal neutronen uit de kern van een atoom Pb-208 te stoten.

- c Hoeveel protonen en neutronen zijn dat?  
Noteer je antwoord als volgt:      aantal protonen .....  
    aantal neutronen .....

### Opgave 2

Deze opgave gaat over jood en kaliumjodide.

- a Leg uit welke stof het makkelijkst verdampt: jood of kaliumjodide.
- b Volgens tabel 45A is kaliumjodide goed oplosbaar in water. Jood is slecht oplosbaar in water. Geef hiervoor een verklaring.
- c Geef de reactievergelijking voor het oplossen van kaliumjodide in water.
- d Teken hoe de ionen in een kaliumjodide-oplossing omringd zijn door watermoleculen.

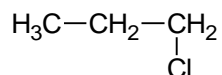
### Opgave 3

- a. Bereken hoeveel mmol natriumsulfaat overeenkomt met 2,3 gram natriumsulfaat.
- b. Bereken hoeveel mol methanol overeenkomt met 30 mL methanol ( $T=293\text{ K}$ )

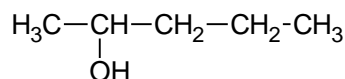
### Opgave 4

Geef bij elk van de volgende structuurformules de juiste naam.

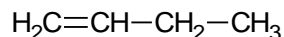
a



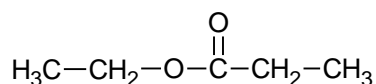
b



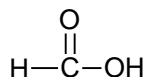
c



**d**



**e**



### Opgave 5

In spiritus komen watermoleculen en ethanol moleculen voor.

**a** Leg uit of water en ethanol goed kunnen mengen. Licht je antwoord toe met een tekening.

Spiritus kun je gebruiken als schoonmaakmiddel.

**b** Leg uit of ethanolmoleculen kunnen mengen met vet.

Spiritus kun je ook gebruiken om de barbecue aan te steken.

**c** Geef de reactievergelijking van de volledige verbranding van ethanol.

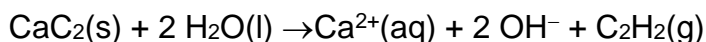
Om ervoor te zorgen dat kinderen spiritus niet zo makkelijk opdrinken is er een blauwe kleurstof aan toegevoegd. Deze kleurstof kun je verwijderen door norit aan spiritus toe te voegen, te schudden en vervolgens te filtreren. Het filtraat is ontkleurde spiritus,

**d** Welke scheidingsmethode wordt (naast filtreren) gebruikt om spiritus te ontkleuren? Op welke verschil in stofeigenschap berust deze scheidingsmethode?

**e** Een bepaald soort spiritus bestaat voor 95 massa% uit ethanol. Bereken hoeveel mol ethanol in 1,0 liter van deze spiritus voorkomt ( $T=293\text{ K}$ ). Gebruik tabel 11.

### Opgave 6

Vroeger gebruikte men carbidlampen. Deze lampen gaven licht doordat het gas ethyn,  $\text{C}_2\text{H}_2$ , erin werd verbrand. Het ethyn ontstond in de lamp als men water op een stukje carbid liet druppelen. De volgende reactie vond dan plaats:



**a** Geef de reactievergelijking voor de volledige verbranding van ethyngas.

**b** Bereken de reactiewarmte voor de volledige verbranding van ethyn in J/mol ethyn.

**c** Teken een energiediagram voor de volledige verbranding van ethyngas en zet de reactiewarmte op de juiste plaats.

### Opgave 7

Geef steeds de reactievergelijking in molecuulformules.

a. De volledige verbranding van butaan-2-ol.

b. Pentaan en broom reageren in een molverhouding van 1:1 in een substitutiereactie.

c. Hex-2-een reageert met broomwater.

### Opgave 8

Geef de structuurformules van elk van de volgende verbindingen.

- a but-1,3-dieen
- b 1,1-dichloorpropan
- c butaanzuur
- d de ester van methanol en ethaanzuur
- e de tri-ester van glycerol en oliezuur

### Opgave 9

- 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 10

Leg uit of de volgende stoffen isomeren van elkaar zijn.

- a. But-2-een en methylpropeen
- b. Hexaan en hex-1-een
- c. Pentaanzuur en de ester van methaanzuur en butaan-1-ol.

### Opgave 11

Sjakie heeft een bekersglas met daarin een oplossing van natriumsulfiet. Hier voegt hij een oplossing toe waarin  $\text{H}^+$  ionen voorkomen. Er vindt een reactie plaats waarbij water en zwaveldioxide ontstaan.

- a. Geef de vergelijking van deze reactie.
- b. Leg uit waarom tijdens deze reactie de massa van de inhoud van het bekersglas afneemt.
- c. Leg uit waarom hij beter niet naast het bekersglas kan gaan wachten tot de proef is afgelopen.

### Opgave 12

a Hoeveel protonen en elektronen heeft een oxide-ion?

b Hoeveel protonen en elektronen heeft een ammoniumion?

### Opgave 13

Teken een mengsel van methaanzuur en propaan-2-ol waarin je met stippellijnen drie waterstofbruggen aangeeft.

### Opgave 14

Bereken de concentratie zwaveldioxide in mol/L in een ruimte waar de 8 uren grenswaarde van is bereikt.

### Opgave 15

Een van de onderdelen van een wegwerpaansteker is een plastic vaatje met daarin een vloeibaar gemaakt gas. Het gas is brandbaar en kan worden aangestoken met een vonkje. Het vonkje ontstaat wanneer een ruw metaal wielje langs een zogenaamd vuursteentje gaat.

André en Robbert hebben de volgende onderzoeksvragen genoteerd over de wegwerpaansteker:

I Uit welke stof of stoffen bestaat het vloeibaar gemaakte gas?

II Uit welke stof of stoffen bestaat het vuursteentje?

III Hoeveel energie komt vrij wanneer je met de aansteker een vlammetje maakt om een kaars aan te steken?

Om achter de samenstelling van het vloeibaar gemaakte gas te komen, maken André en Robbert gebruik van internet. Op de site van een fabrikant vinden ze dat de vulling van wegwerpaanstekers meestal bestaat uit butaan. "Een mengsel van het I- en het N-type", staat er. Hiermee worden iso-butaan en normaal-butaan bedoeld, de twee isomeren met molecuulformule  $C_4H_{10}$ .

**a(2p)** Geef de structuurformules van de twee isomeren met molecuulformule  $C_4H_{10}$ .

Ze gaan op zoek naar informatie over de samenstelling van een vuursteentje.

André vindt dat vuursteentjes die vonken geven als je ze tegen elkaar slaat, voornamelijk uit silica bestaan. Hij vindt ook informatie over een aantal eigenschappen van silica. Volgens de informatie die Robbert vindt, bestaat een vuursteentje uit zogenoemd mischmetaal: een legering die voornamelijk bestaat uit de metalen cerium en lanthaan.

Na overleg over de informatie die ze hebben gevonden, willen ze gaan onderzoeken of een vuursteentje elektrische stroom geleidt. Ze bespreken dit idee met hun docent. Deze zegt: „Als je ervan uitgaat dat een vuursteentje óf van silica óf van mischmetaal is, dan is jullie onderzoek naar stroomgeleiding inderdaad geschikt om vast te stellen uit welke stof het vuursteentje bestaat.”

**b(2p)** Leg uit welke informatie over silica André kan hebben gevonden, waardoor onderzoek naar elektrische geleiding geschikt is om vast te stellen of een vuursteentje uit silica of mischmetaal bestaat.

Wanneer het vuursteentje wordt opgenomen in een stroomkring blijkt het de elektrische stroom niet te geleiden. Nu denken André en Robbert te weten uit welke stof een vuursteentje bestaat. Hun docent vindt echter dat ze het vuursteentje een bepaalde behandeling hadden moeten geven voordat ze hun onderzoek naar stroomgeleiding uitvoerden.

Robbert herinnert zich dat in de informatie over het mischmetaal ook was vermeld dat cerium en lanthaan allebei gemakkelijk reageren met zuurstof uit de lucht, waarbij cerium(IV)oxide en lanthaan(III)oxide ontstaan. Een stukje mischmetaal is daarom vrijwel altijd bedekt met een laagje van deze oxiden.

**c(3p)** Geef de reactievergelijking voor het ontstaan van lanthaan(III)oxide uit lanthaan en zuurstof.

**d(1p)** Geef aan wat André en Robbert met het vuursteentje hadden moeten doen voordat ze het geleidingsvermogen onderzochten.

Voor de beantwoording van de laatste deelvraag wegen André en Robbert een aansteker en maken er 40 keer een vlammetje mee. Daarna wegen ze de aansteker opnieuw. Deze blijkt 0,15 gram lichter te zijn geworden. Verder hebben ze gevonden dat  $2,9 \cdot 10^6$  joule aan energie vrijkomt bij de volledige verbranding van 1,0 mol  $C_4H_{10}$  (aanstekergas).

**e(3p)** Geef de reactievergelijking voor de volledige verbranding van  $C_4H_{10}$ .

**f(3p)** Bereken uit de resultaten van de bovenstaande proef hoeveel joule gemiddeld vrijkomt bij zo'n vlammetje. Neem daarbij aan dat 0,15 g  $C_4H_{10}$  volledig is verbrand.

In de discussie geven André en Robbert aan dat de hoeveelheid energie die ze

met hun gegevens hebben berekend, anders is dan de hoeveelheid energie die is vrijgekomen bij hun experiment. Dit leiden ze af uit de waarneming dat de vlammetjes geel van kleur waren.

**g(2p)** Beredeneer hoe uit deze waarneming kan worden afgeleid dat de hoeveelheid energie die vrijkomt bij zo'n vlammetje anders is dan de in vraag f berekende energie.

### Opgave 16

1 De kleuren van hortensia's zijn over het algemeen rood, roze en wit. De kleur  
2 van de bloemen hangt echter af van de bodem: de meeste roze soorten kunnen  
3 onder invloed van een aantal factoren verkleuren.  
4 In (zure) aluminiumhoudende grond zullen de bloemen van de hortensia blauw  
5 kleuren. De pH van de grond moet hiervoor lager zijn dan 5,1. In zure grond  
6 kan de hortensia wel aluminium opnemen, in basische grond lukt dat niet.  
7 Men kan eventueel aluminium toevoegen aan de grond. Er is bijvoorbeeld  
8 speciale 'Hortensia mest voor blauwe hortensia's' in de handel. Dit is een  
9 meststof met aluminiumsulfaat of met aluin ( $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ ). Echter, wanneer hortensia's  
10 kalkrijke grond staan, zullen zij ook met deze 'speciale' meststoffen niet of  
11 nauwelijks blauw worden. *naar: www.hovaria.com*

**a(2p)** Geef de vergelijking voor het oplossen van aluin in water.

**b(3p)** Bereken het massapercentage aluminium in aluin. Geef je antwoord in vier significante cijfers.

### Opgave 187

Bereken hoeveel mol overeenkomt met:

a 50 kg kaliumsulfaat

b 400 mg natriumfosfaat

c 20 gram koper(II)sulfaatpentahydraat (blauw kopersulfaat)

d 100 mL aceton. Dit is nagellakremover, een vloeistof met de formule  $C_3H_6O$ .

e  $2,0 \text{ m}^3$  stikstofgas ( $T=273 \text{ K}$ )

### Opgave 18

a Bereken het massapercentage waterstof in natriumwaterstofcarbonaat.

b Bereken het massapercentage ijzer in ijzer(III)chloride.

c bereken het massapercentage waterstof in ammoniak.

### Opgave 19

a Bereken hoeveel mL ethanol overeenkomt met 0,40 mol ethanol.

b Bereken hoeveel L  $4,00 \text{ mol}$  zuurstof is ( $T=273 \text{ K}$ )

### Opgave 20

**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 21

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



Tenslotte nog wat examenopgaven over de stof die jullie al gehad hebben, scan:



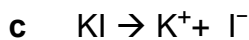
## Antwoorden oefenopgaven

### Opgave 1

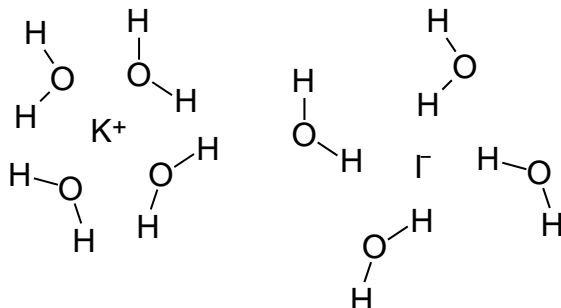
- a**  $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$  Het is  $\text{Pb}^{2+}$  en een zout is altijd elektrisch neutraal.
- b** Het  $\text{N}_3^-$  -ion bevat  $3 \cdot 7 + 1 = 22$  elektronen. Elk stikstof-atoom bevat 7 elektronen (want het heeft atoomnummer 7 dus ook 7 protonen in elke kern). Het ion heeft een lading van  $1^-$ , er is dus 1 elektron extra.
- c** 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 bijgehouden door de sterke krachten, de ionbinding; de moleculen in jood worden bijgehouden door de zwakke vanderwaalskrachten (molecuulbinding). Jood zal dus gemakkelijker verdampen dan kaliumjodide.
- b** De ionbinding tussen de ionen in kaliumjodide en de H-bruggen tussen de watermoleculen kunnen vervangen worden door ion-dipool bindingen (zie tekening bij d). De apolaire joodmoleculen kunnen met watermoleculen geen H-bruggen of ion-dipool bindingen vormen. De joodmoleculen kunnen de waterstofbruggen tussen de watermoleculen dus niet verbreken.



**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

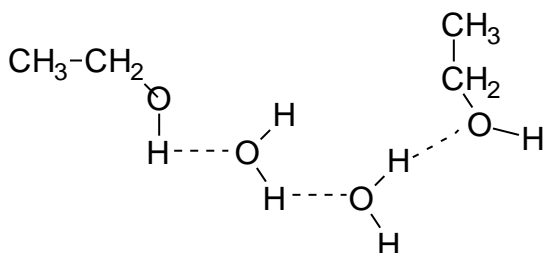
- a.** de molaire massa van  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  is  $2 \times 22,99 + 32,06 + 4 \times 16,00 = 142,0$  g/mol  
 $2,3 / 142,0 = 0,016$  mol = 16 mmol
- b.**  $30 \text{ mL} \times 0,79 \text{ g/mL} = 23,7$  gram methanol.  
De molaire massa van  $\text{CH}_3\text{OH}$  is  $12,01 + 16,00 + 4 \times 1,008 = 32,04$  g/mol  
 $23,7 / 32,04 = 0,74$  mol methanol

#### Opgave 4

- a 1-chloorpropaan
- b pentaan-2-ol
- c but-1-een
- d de ester van ethanol en propaanzuur
- e methaanzuur

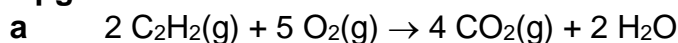
#### Opgave 5

a Ethanol en water kunnen goed mengen. Ethanolmoleculen bevatten OH-groepen en kunnen daarmee waterstofbruggen vormen met watermoleculen:



- b Ethanolmoleculen bevatten ook een apolair deel (CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-) en kunnen daarmee mengen met apolair vet.
- c  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{l}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- d Deze scheidingsmethode heet *adsorptie* en berust op verschil in aanhechtingsvermogen.
- e 1,0 mL spiritus heeft een massa van 0,85 g, 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  $2 \times 12,01 + 6 \times 1,008 + 16,00 = 46,07 \text{ g mol}^{-1}$ ; er zit dus  $807,5 : 46,07 = 18 \text{ mol}$  ethanol in een liter spiritus. Je mag het antwoord in twee significante cijfers geven, de dichtheid staat in tabel 11 in slechts 2 significante cijfers.

#### Opgave 6

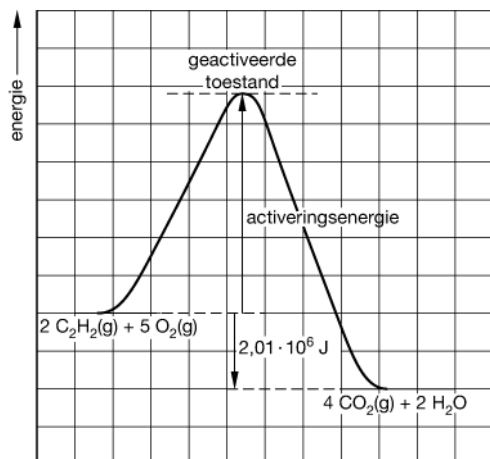


b

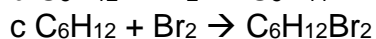
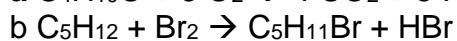
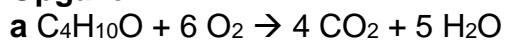
stof	vormingswarmte (J per mol)	aantal mol in vergelijking	warmte per aantal mol in reactievergelijking (J)	Juiste teken
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (g)	$+2,26 \cdot 10^5$	2	$2 \times +2,26 \cdot 10^5 = +4,52 \cdot 10^5$	$-4,52 \cdot 10^5$
O <sub>2</sub> (g)	0	5	0	0
CO <sub>2</sub> (g)	$-3,935 \cdot 10^5$	4	$4 \times -3,935 \cdot 10^5 = -1,574 \cdot 10^6$	$-1,574 \cdot 10^6$
H <sub>2</sub> O (l)	$-2,86 \cdot 10^5$	2	$2 \times -2,86 \cdot 10^5 = -5,72 \cdot 10^5$	$-5,72 \cdot 10^5$
reactiewarmte			$-2,60 \cdot 10^6 \text{ J}$	

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

c

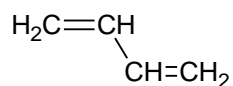


### Opgave 7

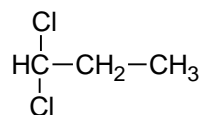


### Opgave 8

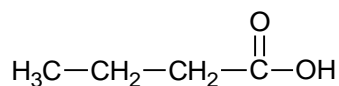
a



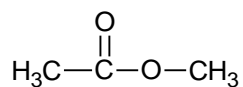
b



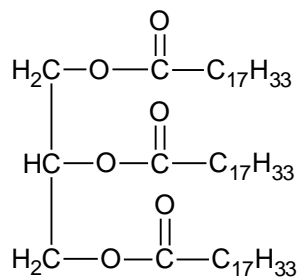
c



d



e



### Opgave 9

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  $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_4$  is  $4 \times 12,01 + 6 \times 1,008 + 4 \times 16,00 = 118,09 \text{ g/mol}$

$0,0010 \text{ mol} \times 118,09 \text{ g/mol} = 0,118 \text{ g} = 118 \text{ mg}$ .

$118 \text{ mg} / 60 \text{ kg}$  lichaamsgewicht  $= 2,0 \text{ mg/kg}$  lichaamsgewicht.

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

### Opgave 10

- But-2-een en methylpropeen hebben beiden molecuulformule  $\text{C}_4\text{H}_8$ , dus zijn het isomeren: stoffen met een verschillende structuurformule en dezelfde molecuulformule.
- De molecuulformule van hexaan is  $\text{C}_6\text{H}_{14}$  en de molecuulformule van hex-1-een is  $\text{C}_6\text{H}_{12}$ . Dit zijn geen isomeren want deze stoffen hebben een verschillende molecuulformule.
- Dit zijn wel isomeren want beide stoffen hebben dezelfde molecuulformule:  $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$ .

### Opgave 11

- $\text{SO}_3^{2-} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$

De natriumionen zijn tribune-ionen en komen dus niet in de reactievergelijking.

- Omdat het zwaveldioxidegas wegvliegt, wordt de massa van het bekeerglas met inhoud kleiner.
- Volgens tabel 97A is zwaveldioxide zeer giftig en gevaarlijk voor huid en ogen, ze kan er dus beter niet bij blijven staan.

### Opgave 11

- $\text{SO}_3^{2-} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$

- Omdat het zwaveldioxidegas wegvliegt, wordt de massa van het bekeerglas met inhoud kleiner.
- Volgens tabel 97A is zwaveldioxide zeer giftig en gevaarlijk voor huid en ogen, ze kan er dus beter niet bij blijven staan.

### Opgave 12

**a(1p)**  $\text{O}^{2-}$ , 8 protonen en 10 elektronen

**b(2p)**  $\text{NH}_4^+$   $7 + 4 \times 1 = 11$  protonen en  $11 - 1 = 10$  elektronen.

### Opgave 14

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

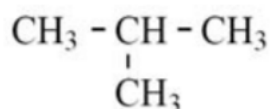
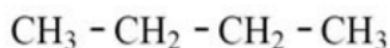
De molaire massa van  $\text{SO}_2$  is volgens tabel 98  $64,06 \text{ g/mol}$ .

$1,3 \times 10^{-6} \text{ g}$  komt overeen met  $1,3 \times 10^{-6} / 64,06 = 2,0 \times 10^{-8} \text{ mol}$

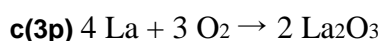
Dus is de concentratie  $2,0 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$  als de grenswaarde is bereikt.

## Opgave 15

a(2p)



b(2p) Informatie over silica: het geleidt de elektrische stroom niet.  
uitleg: mischmetaal is een mengsel van metalen en geleidt de elektrische stroom.



d(1p) Voorbeelden van juiste antwoorden zijn:

- (Het vuursteentje) schuren.
- (Het vuursteentje korte tijd) in een (verdund) zuur leggen.
- Het oxidelaagje verwijderen.

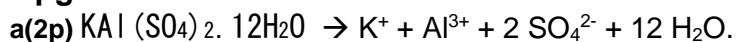


f(3p) Een juiste berekening leidt tot de uitkomst  $1,9 \cdot 10^2 \text{ J}$

- berekening van het aantal mol  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  dat is verbrand: 0,15 (g) delen door de massa van een mol  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  (58,12 g)
- berekening van het aantal joule dat vrijkomt bij de volledige verbranding van het berekende aantal mol  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ : het aantal mol  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  vermenigvuldigen met  $2,9 \cdot 10^6 \text{ (J mol}^{-1}\text{)}$
- omrekening naar het aantal joule dat vrijkomt bij één vlammetje: delen door 40

g(2p) Er vindt een onvolledige verbranding plaats. Dit blijkt uit de gele vlam. Bij de berekening is uitgegaan van volledige verbranding.

## Opgave 16



b(3p) De massa van een mol aluin is  $26,98 + 39,1 + 2 \times 32,06 + 8 \times 16,00 + 12 \times 18,02 = 474,4$  g. Het massapercentage aluminium is dan:  $26,98 / 474,4 \times 100 \% = 5,687 \%$

## Opgave 17

a

gram $\text{K}_2\text{SO}_4$	174,26	$50 \times 10^3$
mol $\text{K}_2\text{SO}_4$	1	287

Antwoord:  $2,9 \times 10^2$  mol

b

gram $\text{Na}_3\text{PO}_4$	163,94	0,400
mol $\text{Na}_3\text{PO}_4$	1	0,00236

Antwoord:  $2,36 \times 10^{-3}$  mol.

c.

gram $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	249,7	20
mol $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	1	0,080

Antwoord: 0,080 mol

d

gram aceton	0,79	79
mL aceton	1	100

De dichtheid van aceton vind je in tabel 11.

gram C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> O	58,08	79
mol C <sub>3</sub> H <sub>6</sub> O	1	1,36

Antwoord: 1,4 mol

e

gram stikstof	1,25x10 <sup>3</sup>	2,5x10 <sup>3</sup>
m <sup>3</sup> stikstof	1	2,0

De dichtheid van stikstof is kg per m<sup>3</sup> staat in tabel 12.

gram N <sub>2</sub>	28,02	2,5x10 <sup>3</sup>
mol N <sub>2</sub>	1	89

antwoord: 89 mol

### Opgave 18

a  $\frac{\text{massa H}}{\text{massa NaHCO}_3} \times 100\% = \frac{1,008}{84,007} \times 100\% = 1,200\%$

b  $\frac{\text{massa Fe}}{\text{massa FeCl}_3} \times 100\% = \frac{55,85}{162,20} \times 100\% = 34,43\%$

c  $\frac{\text{massa H}_3}{\text{massa NH}_3} \times 100\% = \frac{3 \times 1,008}{17,031} \times 100\% = 17,76\%$

### Opgave 19

a

gram C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	46,069	18,43
mol C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	1	0,40

gram alcohol	0,80	18,43
mL alcohol	1	23,0

antwoord: 23 mL

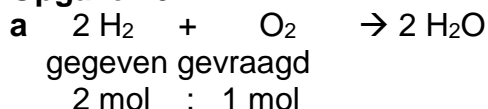
b

gram O <sub>2</sub>	32,00	128
mol O <sub>2</sub>	1	4,00

gram zuurstof	1,43	128
L zuurstof	1	89,5

antwoord: 89,5 L

### Opgave 20



stap 1  
 stap 2  
 stap 3

gram H <sub>2</sub>	2,016	20
mol H <sub>2</sub>	1	9,92

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

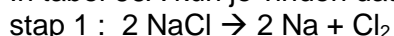
stap 5

gram O <sub>2</sub>	32,00	158,7
mol O <sub>2</sub>	1	4,96

antwoord: 1,6x10<sup>2</sup> gram zuurstof

stap 7

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



stap 2: gegeven gevraagd

stap 3: 2 mol : 1 mol

stap 4

gram NaCl	58,443	10x10 <sup>3</sup>
-----------	--------	--------------------

mol NaCl	1	17,1
----------	---	------

Stap 5 17,1 mol NaCl reageert tot  $17,1/2=8,56$  mol  $\text{Cl}_2$

Stap 6

gram $\text{Cl}_2$	70,90	607
mol $\text{Cl}_2$	1	8,56

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

c stap 1  $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$   
 Stap 2: gevraagd gegeven  
 Stap 3: 2 mol : 1 mol  
 Stap 4

gram $\text{O}_2$	1,43	14,3
liter $\text{O}_2$	1	10,0

gram $\text{O}_2$	32,00	14,3
mol $\text{O}_2$	1	0,447

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

Stap 6:

gram $\text{H}_2\text{O}$	18,015	16,1
mol $\text{H}_2\text{O}$	1	0,894

Stap 7: antwoord: 16,1 gram water.

### Opgave 21

Stap 1  $2 \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2 + 7 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

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  $3 \times 12,01 + 6 \times 1,008 + 2 \times 16,00 = 74,08$  g/mol

$3,0 \times 10^3$  g :  $74,08 = 40,5$  mol propaanzuur

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

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

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