

Oefenbundel keuzewerktijd scheikunde (KwV scheikunde)

HAVO4 / VWO4

editie augustus 2007

gemaakt voor gebruik op het Marnix College Ede

MARNIX  COLLEGE

INHOUDSOPGAVE

| | |
|---|-----------|
| HOE WERK JE MET DEZE BUNDEL? | 5 |
| HOOFDSTUK 1: REACTIEVERGELIJKINGEN | 7 |
| 1.1 <i>Reactievergelijkingen kloppend maken</i> | 7 |
| 1.2 <i>Coëfficiënten die geen gehele getallen zijn</i> | 10 |
| 1.3 <i>Reactievergelijkingen opstellen</i> | 11 |
| HOOFDSTUK 2: ATOOMBOUW EN IONEN | 15 |
| 2.1 <i>Atoombouw</i> | 15 |
| 2.2 <i>Isotopen</i> | 16 |
| 2.3 <i>Ionen</i> | 17 |
| 2.3 <i>Samengestelde ionen</i> | 19 |
| HOOFDSTUK 3: ZOUTEN EN ZOUTOPLOSSINGEN | 21 |
| 3.1 <i>Soorten stoffen, zouten en zoutformules</i> | 21 |
| 3.2 <i>Enkele belangrijke opmerkingen over zouten en zoutformules</i> | 23 |
| 3.3 <i>Zouten in water: oplossen en indampen</i> | 26 |
| HOOFDSTUK 4: SCHEIDINGSMETHODEN | 29 |
| 4.1 <i>Mengsels</i> | 29 |
| 4.2 <i>Scheiden is geen reactie</i> | 31 |
| 4.3 <i>Manieren om mengsels te scheiden</i> | 32 |
| HOOFDSTUK 5: AARDOLIE | 33 |
| 5.1 <i>Samenstelling aardolie</i> | 33 |
| 5.2 <i>Het scheiden van het mengsel aardolie: gefractioneerde destillatie</i> | 34 |
| 5.3 <i>Reacties met stoffen uit aardolie: kraken</i> | 36 |
| HOOFDSTUK 6: ATOOMBINDING EN STRUCTUURFORMULES | 39 |
| 6.1 <i>Bindingen: algemeen</i> | 39 |
| 6.2 <i>Atoombinding, covalentie en structuurformules</i> | 41 |
| HOOFDSTUK 7: KOOLSTOFVERBINDINGEN I: ALKANEN EN CYCLO-ALKANEN | 43 |
| 7.1 <i>Afbakening van en belang van koolstofverbindingen</i> | 43 |
| 7.2 <i>Alkanen</i> | 44 |
| 7.3 <i>Naamgeving van koolstofverbindingen</i> | 47 |
| 7.4 <i>Isomeren</i> | 49 |
| 7.5 <i>Reacties van alkanen</i> | 50 |
| * 7.6 <i>Cycloalkanen</i> | 51 |
| HOOFDSTUK 8: KOOLSTOFVERBINDINGEN II: ALKENEN, ALKYNEN EN AROMATEN | 52 |
| 8.1 <i>Verzadigde en onverzadigde verbindingen</i> | 52 |
| 8.2 <i>Alkenen</i> | 53 |
| 8.3 <i>Reacties van alkenen</i> | 55 |
| * 8.4 <i>Alkynen en reacties van alkynen</i> | 57 |
| * 8.5 <i>Aromatische koolstofverbindingen</i> | 58 |
| HOOFDSTUK 9: EEN COMBINATIE-OPGAVE | 61 |
| HOOFDSTUK 10: NEERSLAGREACTIES VAN ZOUTEN | 63 |
| 10.1 <i>Een herhaling</i> | 63 |
| 10.2 <i>Neerslagreacties</i> | 64 |
| 10.3 <i>Toepassingen van neerslagreacties</i> | 66 |

| | |
|---|------------|
| HOOFDSTUK 11: REKENEN MET MASSA'S | 67 |
| 11.1 Atoombouw: een herhaling..... | 67 |
| 11.2 Atoommassa, ionmassa en molecuulmassa | 69 |
| 11.3 Rekenen met een gegeven massaverhouding | 70 |
| 11.4 Zelf massaverhoudingen vaststellen | 73 |
| HOOFDSTUK 12: REKENEN MET DICHTHEID | 75 |
| 12.1 Dichtheid en volume | 75 |
| 12.2 Rekenen met volume | 76 |
| 12.3 Rekenen met dichtheid..... | 78 |
| HOOFDSTUK 13: REKENEN MET MOL | 81 |
| 13.1 De eenheid mol en de molaire massa | 81 |
| 13.2 De eenheid mol bij metalen en zouten | 84 |
| 13.3 Mol en massa..... | 85 |
| HOOFDSTUK 14: COMBINATIE-OPGAVEN REKENEN I: DICHTHEID EN MOL | 87 |
| HOOFDSTUK 15: BINDINGEN | 91 |
| 15.1 Bindingen “in” of “tussen”..... | 91 |
| 15.2a “Bindingen” voor het HAVO..... | 92 |
| * 15.2b “Bindingen” voor het VWO..... | 95 |
| 15.3a Oefenopgaven voor HAVO bij Pulsar-Chemie hoofdstuk 6..... | 100 |
| * 15.3b Oefenopgaven voor VWO bij Pulsar-Chemie hoofdstuk 6..... | 103 |
| * HOOFDSTUK 16: GASDRUK EN REKENEN AAN GASSEN | 104 |
| 16.1 Algemene definitie van druk | 104 |
| 16.2 Gasdruk en drie gaswetten | 104 |
| 16.3 De algemene gaswet..... | 106 |
| 16.4 Het molair gasvolume..... | 107 |
| 16.5 Standaardtemperatuur en -druk | 107 |
| 16.6 Ideaal en niet-ideaal gedrag..... | 108 |
| 16.7 Opgaven..... | 108 |
| HOOFDSTUK 17: REKENEN IN MOLVERHOUDINGEN | 109 |
| 17.1 Rekenen aan reacties: een terugblik én een alternatief..... | 109 |
| 17.2 De molverhouding bij reacties..... | 109 |
| 17.3 Rekenen met massa's via de molverhouding | 111 |
| * 17.4 Rekenen met concentraties | 113 |
| * 17.5 Combinatie-opgaven rekenwerk voor VWO | 115 |
| OPLOSSINGEN VAN DE OPGAVEN | 117 |

Hoe werk je met deze bundel?

Deze bundel bevat uitleg en opgaven over de 4^e-klasstof bij het vak scheikunde. Omdat de 4^e-klasstof voor het HAVO en VWO behoorlijk vergelijkbaar is, is deze bundel bruikbaar voor zowel HAVO4- als VWO4-leerlingen.

Je kunt op verschillende manieren met deze bundel werken:

alleen opgaven maken

Aan het eind van elke paragraaf zijn opgaven opgenomen. Je zou de opgaven moeten kunnen maken zónder de uitleg in deze bundel te bestuderen. Het bestuderen van Pulsar-Chemie kan in principe genoeg zijn om de opgaven te kunnen maken.

Elke paragraaf begint op een nieuwe pagina; op deze manier beogen we, dat je snel kunt doorbladeren naar de opgaven die achteraan elke paragraaf staan.

uitleg bestuderen én opgaven maken

Als je moeite hebt met bepaalde stukken stof uit de Pulsar-Chemieboeken, dan zou het kunnen helpen om de uitleg in deze bundel te bestuderen. De uitleg sluit goed aan op Pulsar-Chemie, maar is misschien net zó anders opgeschreven dat dit je beter aanstaat.

Na het bestuderen van de uitleg kun je dan de oefenopgaven uit de bundel maken. Neem niet te snel genoegen met de uitleg, maar test jezelf grondig uit door middel van de opgaven.

over de opgaven

De opgaven zijn bedoeld als oefening. Er komen zowel “vingeroefeningen” voor als wat meer repetitie-achtige en examen-achtige opgaven. Je kunt naar eigen behoefte oefenen. Alles van voor tot achter afmaken is niet altijd nodig: heb je het gevoel van beheersing te pakken, ga dan niet al te lang door. Voel je je nog onzeker, dan is er vaak voldoende oefenmateriaal om jezelf te trainen.

De uitleg in deze bundel lijkt uitgebreid en dat is voor sommige onderwerpen ook zo. Toch dekt deze bundel niet alle stof uit de Pulsar-Chemieboeken. Het zijn díe boeken en de stof in de normale lessen, die je moet kennen/beheersen. Deze bundel is alleen een aanvulling en dus geen vervanging!

opmerkingen

- er wordt uitgegaan van het gebruik van de methode Pulsar-Chemie;
- tekstdelen en opgaven met een * zijn alleen voor VWO4 bestemd.

Achterin de bundel staan de opgaven uitgewerkt, vaak met tips voor de aanpak of een toelichting erbij.

Succes met scheikunde in klas 4!

Namens de sectie scheikunde,

G.H.F. Hurenkamp

gebruikte literatuur en bronnen:

- syllabus cursus Aardolie, Ossenkoppele, G., vakgroep scheikunde, faculteit Educatieve Opleidingen, Hogeschool van Utrecht
- Inleiding in de Bio-organische Chemie, Engbersen, J.F.J. en De Groot, A.E., 1995
- www.wikipedia.nl (een enkele afbeelding)
- Chemie Overal 4V, Reiding, J. *et al.*, uitgeverij EPN, 1992
- Binas-informatieboek, NVON, uitgeverij Wolters-Noordhoff, 5^e editie, 2004
- Pulsar-Chemie VWO bovenbouw, scheikunde 1 deel 1, Pieren *et al.*, uitgeverij Wolters-Noordhoff, 2003
- diverse eindexamens

Beknopte verwijzingstabel tussen Pulsar-Chemie en deze oefenbundel

| Hoofdstuk uit deze bundel | Pulsar-Chemie HAVO | Pulsar-Chemie VWO |
|--|-----------------------------------|-----------------------------------|
| Hoofdstuk 1: reactievergelijkingen | (3 ^e klas) | (3 ^e klas) |
| Hoofdstuk 2: atoombouw en ionen | § 1.1 t/m 1.4 | § 1.1 t/m 1.4 |
| Hoofdstuk 3: zouten en zoutoplossingen | § 1.4 en § 1.5 | § 1.4 en § 1.5 |
| Hoofdstuk 4: scheidingsmethoden | (3 ^e klas) | (3 ^e klas) |
| Hoofdstuk 5: aardolie | hoofdstuk 2 m.u.v. § 2.4 | hoofdstuk 2 m.u.v. § 2.4 |
| Hoofdstuk 6: atoombinding en structuurformules | § 2.4 | § 2.4 |
| Hoofdstuk 7: koolstofverbindingen I | § 3.1 en § 3.2 | § 3.1 en § 3.2 |
| Hoofdstuk 8: koolstofverbindingen II | § 3.3 en § 3.4 | § 3.3 t/m § 3.6 |
| Hoofdstuk 9: een combinatie-opgave | al het voorgaande | al het voorgaande |
| Hoofdstuk 10: neerslagreacties van zouten | Hoofdstuk 4 | Hoofdstuk 4 |
| Hoofdstuk 11: rekenen met massa's | 3 ^e -klasstof en § 5.4 | 3 ^e -klasstof en § 5.5 |
| Hoofdstuk 12: rekenen met dichtheid | § 5.5 | § 7.1 |
| Hoofdstuk 13: rekenen met mol | § 5.6 | § 5.6 |
| Hoofdstuk 14: combinatie-opgaven rekenen I | hoofdstuk 5 | hoofdstuk 5 en § 7.1 |
| Hoofdstuk 15: bindingen | § 6.2 en § 6.3 | § 6.2 t/m § 6.5 |
| Hoofdstuk 16: gasdruk en rekenen aan gassen | – | § 5.7 en § 7.7 |
| Hoofdstuk 17: rekenen in molverhoudingen | § 8.1 | Hoofdstuk 7 |

Hoofdstuk 1: Reactievergelijkingen

1.1 Reactievergelijkingen kloppend maken

In klas 3 heb je kennis gemaakt met reacties. Een reactie (of languit “chemische reactie”) is een gebeurtenis, waarbij één of meer stoffen verdwijnen en één of meer nieuwe stoffen ontstaan. Een reactie kun je weergeven met een reactieschema in woorden, bijvoorbeeld:

methaan (gas) + zuurstof (gas) → koolstofdioxide (gas) + water (vloeibaar)

Later in klas 3 leerde je, dat elke stof zijn eigen moleculen heeft. Een molecuul bestaat uit atomen. Bij een reactie verdwijnen de stoffen vóór de pijl, dus hun moleculen kunnen ook niet blijven bestaan. De stoffen na de pijl ontstaan, dus van die nieuwe stoffen moeten moleculen worden opgebouwd. **De nieuwe moleculen worden gemaakt met dezelfde atomen, waar de oude moleculen van waren gemaakt.**

Dus: de moleculen veranderen (verdwijnen en ontstaan), maar de atomen blijven altijd bestaan¹.

Omdat de nieuwe moleculen worden gemaakt van de atomen uit de oude moleculen, moet je voor en na de reactie precies evenveel van elke atoomsoort hebben. Je moet dus gaan vergelijken hoeveel atomen van elke soort je vóór en ná de reactie hebt. Zo’n vergelijking voer je uit door middel van een reactievergelijking.

Neem als voorbeeld de bovenstaande reactie (de reactie tussen methaan en zuurstof):

Je hebt moleculen methaan ofwel CH₄ en moleculen zuurstof ofwel O₂ vóór de reactie. Die moleculen verdwijnen (worden afgebroken) en van de resten worden nieuwe moleculen gemaakt, namelijk moleculen koolstofdioxide ofwel moleculen CO₂ en watermoleculen ofwel moleculen H₂O.

In een schema:

methaan (gas) + zuurstof (gas) → koolstofdioxide (gas) + water (vloeibaar)

CH₄ (g) + O₂(g) → CO₂(g) + H₂O(ℓ)

Je ziet al snel, dat je met één molecuul CH₄ en één molecuul O₂ niet uitkomt. Je hebt na de reactie nog twee H-atomen over (van de 4 H’s uit CH₄ komen er maar 2 in H₂O terecht). En ook het aantal O-atomen voor en na de pijl is niet gelijk.

Misschien is het verleidelijk om H₂O na de pijl te veranderen in H₄O. Dan heb je immers precies alle H-atomen uit het CH₄-molecuul gebruikt. Maar... je zou dan een andere stof hebben gemaakt dan water! En dat is niet zo: er ontstaat echt de drinkbare stof water, die uit moleculen H₂O bestaat en niet uit moleculen H₄O. Je mag dus nooit doen alsof er andere stoffen ontstaan en dus ook nooit de kleine getallen in een formule veranderen.

(die kleine getallen heten overigens de “index”, meervoud: “indices”)

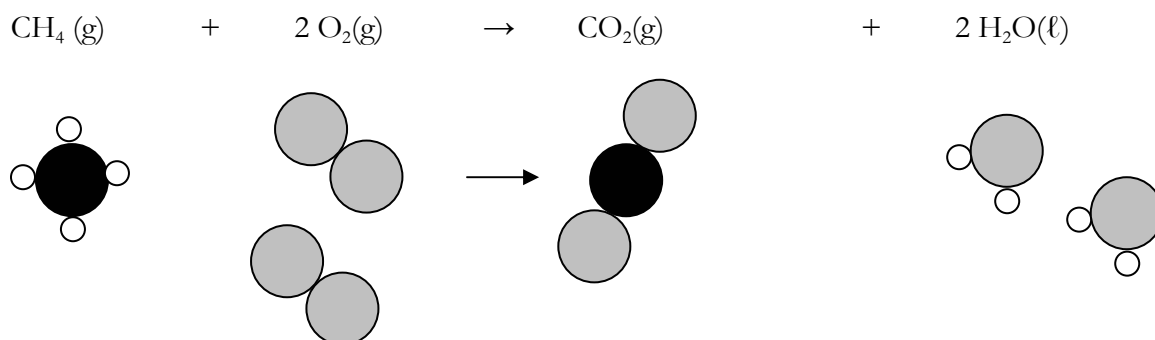
¹ Atomen kunnen door bepaalde oorzaken of soms spontaan wel in andere atomen veranderen, maar a) de oorzaken daarvoor moeten heel extreem zijn, bijvoorbeeld een extreem hoge temperatuur, of b) atomen die spontaan in andere atomen veranderen, bekijken we eigenlijk bij scheikunde zelden. Veranderingen van het ene atoom in het andere atoom worden bij natuurkunde behandeld (kernreacties, radio-activiteit).

Wat wél mag, is het aantal moleculen veranderen. Dat doe je door het getal vóór een molecuulformule te veranderen (dat getal noemen we de “coëfficiënt”). De 4 H-atomen uit CH_4 worden dus kennelijk gebruikt om twee moleculen water te maken: $2 \text{H}_2\text{O}$.

Waarom mag dit dan wél? Simpel: al zou er maar een druppel water ontstaan, één druppel water bestaat al uit miljarden maal miljarden watermoleculen. Er ontstaan er dus echt heus wel twee (zelfs véél meer dan dat!). Je verzint er dus echt niet zomaar moleculen water bij. Het zijn alleen wel altijd juist die specifieke moleculen H_2O en geen moleculen HO of H_3O of H_4O of H_2O_2 of weet-ik-veel-wat.

Op dezelfde manier moet je proberen uit te puzzelen, hoe je het aantal C-atomen voor en na de pijl hetzelfde kunt maken, en ook het aantal O-atomen moet je gelijkmaken.

In dit geval is het eindresultaat:



Het getal 1 laten we altijd weg. CO_2 na de pijl betekent dus één molecuul CO_2 , maar we schrijven dat niet als 1CO_2 .

Tel het aantal atomen van elke atoomsoort maar na:

- links één C-atoom en rechts één C-atoom (zwarte bolletjes)
- links vier H-atomen en rechts vier H-atomen (..... bolletjes)
- links ... O-atomen en rechts ... O-atomen (..... bolletjes)

(ga zelf na of je het juiste aantal kunt tellen. Zo niet: vraag je docent)

Je zou de reactie ook zó kunnen opschrijven:



Dit mag echter niet. De afspraak is namelijk, dat je de kleinste gehele getallen voor de formules zet:

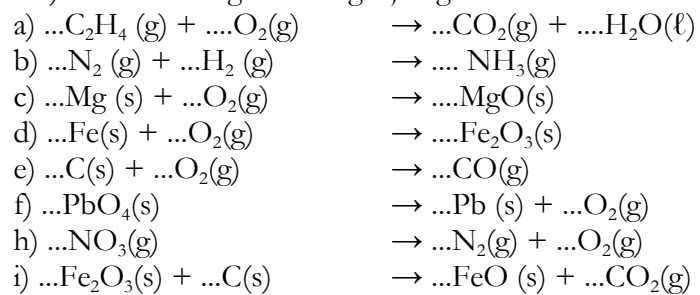
- de *kleinste* getallen, want dat houdt het wel zo simpel;
- *gehele* getallen, want “halve moleculen bestaan niet”.

Samenvatting:

- bij een reactievergelijking vergelijk je het aantal atomen voor en na de reactie: dat moet gelijk worden voor elke atoomsoort;
- je mag indices (de kleine getallen in de formules) nooit veranderen, want dat verander je de stoffen;
- je mag coëfficiënten (getallen vóór de formules) wél aanpassen; zoek uiteindelijk naar de kleinste gehele getallen
- controleer altijd aan het einde nog even, of het voor elke atoomsoort klopt.

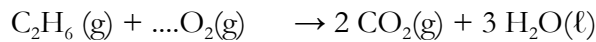
Opgave:

1.1) Neem de volgende vergelijkingen over en maak daarna kloppend:



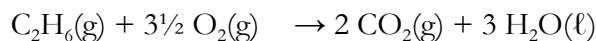
1.2 Coëfficiënten die geen gehele getallen zijn

Soms kun je een reactie kloppend maken door een coëfficiënt in te vullen, die geen geheel getal is. Een voorbeeld is deze reactievergelijking:

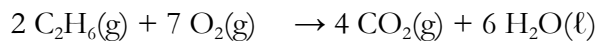


die je kloppend kunt maken door voor de O_2 het getal $3\frac{1}{2}$ te zetten. Met $3\frac{1}{2}$ moleculen O_2 heb je immers 7 O-atomen voor de pijl en je hebt er ook 7 achter de pijl.

De afspraak was, dat de coëfficiënten gehele getallen moesten zijn. Dat kun je simpel oplossen door de hele handel (dus **alle** coëfficiënten) met 2 te vermenigvuldigen:



wordt (alles $\times 2$):



Voer zelf de nacontrole uit: zijn alle H's, alle C's en alle O's kloppend?

Omdat je één niet-geheel getal op deze manier simpel kunt wegwerken, geven we nog één tip: als er een atoomsoort staat, die "in zijn eentje staat", maak die dan als laatste kloppend.

In het bovenstaande geval kun je dus het beste de O's (staat "alleen" in de stof O_2) als laatste kloppend maken en dan uiteindelijk alles naar gehele getallen omwerken.

Opgaven:

1.2) Maak de reactievergelijking $\dots\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + \dots\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \dots\text{CO}_2(\text{g}) + \dots\text{H}_2\text{O}(\ell)$ kloppend

a) eerst met de O's, dan met de H's, als laatste met de C's ;

b) eerst met de C's, dan met de H's, als laatste met de O's .

c) wat ging het eenvoudigst, a) of b) ?

1.3) Maak de volgende reactievergelijkingen kloppend:

a) $\dots\text{C}_6\text{H}_{14}(\ell) + \dots\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \dots\text{CO}_2(\text{g}) + \dots\text{H}_2\text{O}(\ell)$

b) $\dots\text{NO}(\text{g}) + \dots\text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow \dots\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \dots\text{N}_2(\text{g})$

1.3 Reactievergelijkingen opstellen

Als je een reactievergelijking kloppend wil maken, moet je eerst wél weten welke stoffen er in de reactie meedoen en welke formules daarbij horen. Er zijn naar schatting 6 tot 20 miljoen stoffen en alle molecuulformules daarvan kun je onmogelijk kennen. Een aantal heb je in klas 3 wél uit je hoofd moeten leren. **Die formules stonden in het 3^e-klasboek en staan ook achterin het 4^e-klasboek in een zogenaamd compendium.** Gedurende de tweede fase zul je daar een paar stoffen/molecuulformules bijleren, die je vanaf dat moment ook standaard moet kennen.

Van stoffen die je niet standaard hoeft te kennen, worden de molecuulformules gegeven in de opgaven.

Let op: als je de molecuulformules niet goed opschrijft, kan het kloppend maken ook weleens helemaal verkeerd gaan (of een stuk moeilijker zijn dan eigenlijk de bedoeling is). Zorg er dus voor, dat je die te kennen stoffen/formules ook echt kent!

Hoe stel je een reactievergelijking uit een verhaaltje op?

1. Stel een reactieschema in woorden op. Lees daarbij de opgave goed!
2. Schrijf onder de stofnamen de juiste molecuulformules, inclusief de toestandsaanduidingen (s), (l), (g) of (aq).
3. Maak de vergelijking kloppend.

Voorbeeld 1:

Bij de reactie tussen chroom en chloor ontstaat chroomchloride ($\text{CrCl}_3(\text{s})$). Geef de reactievergelijking.

- chroom is een element (niet-ontleedbare stof) en het is een metaal. De formule van de stof chroom is dus Cr(s).

- chloor is ook een niet-ontleedbare stof en het is een gas. Bovendien is chloor een uitzondering, "omdat er een tweetje bijmoet"². De formule van de stof chloor is dus $\text{Cl}_2(\text{g})$.

- chroomchloride is gegeven: $\text{CrCl}_3(\text{s})$

stap 1: chroom (vast) + chloor (gas) → chroomchloride (vast)

stap 2: Cr(s) + $\text{Cl}_2(\text{g})$ → $\text{CrCl}_3(\text{s})$

stap 3: 2 Cr(s) + 3 $\text{Cl}_2(\text{g})$ → 2 $\text{CrCl}_3(\text{s})$

Na verloop van tijd zul je stap 1 waarschijnlijk overslaan en dat mag ook, maar bij twijfel mag je die stap natuurlijk altijd opschrijven. Hetzelfde geldt voor stap 2.

Denk er altijd aan, dat een reactievergelijking **kloppend** moet worden gemaakt! Stop dus niet na stap 2!

² Dit geldt voor zeven niet-ontleedbare stoffen en je kunt deze onthouden door het zinnetje Herman Broods Ean Club Is Niet Oké. Dus: H₂ en Br₂ en F₂ en Cl₂ en I₂ en N₂ en O₂ krijgen een 2-tje, maar bijvoorbeeld de niet-ontleedbare stof calcium (Ca) weer niet. H₂O krijgt géén tweetje bij de O, want dat is een ontleedbare stof (heeft een molecuul met meerdere atoomsoorten, of simpelweg: "het O-tje staat niet helemaal alleen").

Voorbeeld 2:

Bij de ontleding van octaan ($C_8H_{18}(\ell)$) ontstaan butaan en etheen ($C_2H_4(g)$). Geef de reactievergelijking.

- het is een ontleding, dus vóór de pijl staat slechts één stof (dat was dus een stille hint!).
- butaan is zo'n stof, waar je de formule van hebt moeten leren in klas 3. Die formule is $C_4H_{10}(g)$.

stap 1: octaan (vloeibaar) \rightarrow butaan (gas) + etheen (gas)

stap 2: $C_8H_{18}(\ell)$ \rightarrow $C_4H_{10}(g)$ + $C_2H_4(g)$

stap 3: $C_8H_{18}(\ell)$ \rightarrow $C_4H_{10}(g)$ + 2 $C_2H_4(g)$

Hints voor verbrandingsreacties:

Je komt regelmatig verbrandingsreacties tegen. Denk er daarbij aan het volgende:

- je hebt – behalve de brandstof – altijd de stof $O_2(g)$ voor de pijl nodig. Niet vergeten, dus!
- de reactieproducten van een volledige verbranding zijn altijd oxiden: je kunt aan de formule van de brandstof zien, welke oxiden dat moeten zijn.
- bij een onvolledige verbranding ontstaan afwijkende producten. Wanneer een koolwaterstof onvolledig wordt verbrand, ontstaat water (het oxide van H) en daarnaast koolstof (roet, kolen) en/of koolstofmonoxide.

Opgaven:

1.4) Geef het reactieschema in woorden van de volgende reacties:

- de ontleding van het gas mercaptaan in koolstof, waterstof en (vast) zwavel;
- de volledige verbranding van ammoniak;
- de vorming van distikstoftrioxide (g) uit de niet-ontleedbare stoffen;
- de vorming van koolstofdisulfide (ℓ) uit de niet-ontleedbare stoffen.

1.5) Geef de reactievergelijkingen van de volgende reacties:

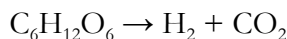
- zie 1.4a (mercaptaan = $C_2H_6S(g)$);
- zie 1.4b;
- zie 1.4c;
- zie 1.4d;
- de vorming van vast zilverchloride en water uit zoutzuur ($HCl(aq)$) en zilveroxide ($Ag_2O(s)$);
- de ontleding van $H_2O_2(aq)$ in water en zuurstofgas;
- de volledige verbranding van LPG (stof in LPG: pentaan, $C_5H_{10}(g)$);
- de onvolledige verbranding van methaan, waarbij roet en geen CO ontstaat;
- de onvolledige verbranding van methaan, waarbij CO en geen roet ontstaat;
- de volledige verbranding van het vet glyceryltriolaat ($C_{57}H_{104}O_6(s)$);
- de fotosynthese van glucose ($C_6H_{12}O_6(aq)$) en zuurstof uit water en koolstofdioxide;
- het maken van carbid ($CaC_2(s)$) uit cokes (koolstof) en vast calciumoxide; er ontstaat ook koolstofdioxide.

1.6) Lees het volgende tekstfragment:

Platinakatalysator maakt waterstof uit opgelost glucose

1 Tot nu toe zijn het fossiele brandstoffen als aardgas die de basis vormen voor de
2 synthese van waterstof, maar Amerikaanse scheikundigen hebben een methode
3 ontwikkeld om met behulp van platina als katalysator waterstof te maken uit
4 biomassa. De reactie vindt plaats in vloeibaar water bij een betrekkelijk lage
5 temperatuur van rond de 250 graden Celsius en een druk van maximaal
6 54 atmosfeer.
7 James Dumesic en zijn collega's van de universiteit van Wisconsin extraheerden
8 glucose uit plantenmateriaal en leidden dat naar een katalysator in de vorm van
9 platinadeeltjes op een keramische drager. Aan het oppervlak daarvan worden de
10 glucosemoleculen afgebroken en omgezet in waterstof en koolzuurgas. Een klein
11 deel van deze gassen reageert door tot methaan en water. De onderzoekers
12 verwachten dat het proces even goed werkt met bio-afval zoals houtpulp, stro en
13 plantenvezels. Waterstof dat zo gewonnen wordt, kan men gebruiken voor een
14 elektromotor die is aangesloten op een brandstofcel.

Een leerling wil de reactievergelijking opschrijven van de reactie die beschreven wordt in de regels 9 en 10 van het tekstfragment. Hij begint met het opschrijven van de juiste formules van glucose, waterstof en „koolzuurgas” (koolstofdioxide):



Hij komt nu tot de conclusie dat glucose niet de enige beginstof kan zijn bij een reactie waarbij waterstof en koolstofdioxide de enige reactieproducten zijn.

- Leg uit dat glucose niet de enige beginstof kan zijn bij deze reactie.
- Geef de reactievergelijking van de vervolgreactie zoals beschreven in regel 11.

1.7) Bij het aansteken van een lucifer reageert kaliumchloraat ($\text{KClO}_3(\text{s})$) met zwavel tot vast kaliumchloride en zwaveldioxidegas.

- Geef hiervan de reactievergelijking.

Zwavel kan in plaats van in moleculen $\text{S}(\text{s})$ ook voorkomen als moleculen $\text{S}_8(\text{s})$.

- Geef de reactievergelijking van de reactie, wanneer het zwavel als $\text{S}_8(\text{s})$ voorkomt.

Hoofdstuk 2: Atoombouw en ionen

2.1 Atoombouw

In de 3^e klas heb je bij natuurkunde al geleerd, hoe een atoom er van binnen uitziet. Bij scheikunde wordt dit aan het begin van de 4^e klas nog eens behandeld. De bijbehorende stof is te vinden aan het begin van hoofdstuk 1. We volstaan daarom met een rijtje van de belangrijkste begrippen én met waarschuwing voor de meestgemaakte fouten.

Begrippen atoombouw:

- proton
- neutron
- elektron
- atoommassa
- atomaire massa-eenheid (a.m.u. of u)
- atoomnummer
- massagetal
- isotoop

Veelgemaakte fouten:

- door elkaar halen van atoommassa en massagetal
- vergeten eenheid u achter een atoommassa te zetten (of juist ten onrechte de eenheid u achter het massagetal zetten)

Opdrachten:

2.1) Neem de begrippen uit de bovenstaande lijst over en schrijf er telkens achter, wát het begrip precies betekent.

2.2) Leg uit waarom de twee aangegeven (veelgemaakte) fouten eigenlijk fout zijn.

2.2 Isotopen

Uit allerlei onderzoeken aan het begin van de 20^e eeuw bleek, dat er van eenzelfde atoomsoort verschillende atoomvarianten konden bestaan. Het verschil zat 'm in het aantal neutronen: voor atomen van dezelfde soort (dus met hetzelfde atoomnummer en dus ook hetzelfde aantal protonen) was het aantal neutronen verschillend. Die verschillende varianten worden sinds 1913 isotopen genoemd¹.

Isotopen van een atoomsoort hebben hetzelfde aantal protonen, maar verschillende aantallen neutronen in hun atoomkern.

Doordat het aantal neutronen in de kern tussen de verschillende isotopen verschilt, hebben isotopen van dezelfde atoomsoort dus ook verschillende massagetalen (= aantal protonen + neutronen). Het massagetal geef je bij het atoomsymbool aan, achter het symbool óf linksboven het symbool: C-13 of ¹³C. In Binastabel 25 vind je van elke atoomsoort de verschillende isotopen.

*** berekening gemiddelde atoommassa**

Als voorbeeld nemen we de atoomsoort Broom (Br).

In Binas worden vijf verschillende isotopen van Br vermeld: Br-79, Br-80, Br-81, Br-82 en Br-87. Twee van deze isotopen komen voor in de natuur. De andere zijn (kennelijk) ooit kunstmatig gemaakt. Aan de percentages waarmee de isotopen voorkomen (zie Binas) kun je al zien, dat alleen Br-79 en Br-81 in de natuur voorkomen, voor respectievelijk 50,5% en 49,5% (de som van die twee getallen is 100%).

Een atoom Br-79 heeft een massagetal 79 en een atoommassa van 78,91834 u.

Een atoom Br-81 heeft een massagetal 81 en een atoommassa van 80,91629 u.

Als je moleculen met broomatomen hebt, zijn 50,5% van die broomatomen dus Br-79 en 49,5% is Br-81. Je kunt uitrekenen hoeveel een Br-atoom gemiddeld genomen weegt. Omdat moleculen erg klein zijn en je dus altijd enorme aantallen moleculen en atomen hebt, komt dat gemiddelde dus heel mooi overeen met de werkelijkheid².

Neem 1000 Br-atomen. Daarvan zullen er statistisch gezien 505 van de soort Br-79 zijn en 495 maal zul je Br-81 aantreffen. De gemiddelde massa van die 1000 Br-atomen is:

$$m_{\text{gem}} = \frac{m_{\text{totaal}}}{\text{aantal atomen}} = \frac{505 \cdot 78,91834 \text{ u} + 495 \cdot 80,91629 \text{ u}}{1000} = 79,90 \text{ u}$$

Het is deze waarde, die je voor "de" atoommassa van broom zult aantreffen.

(Je kunt ook eenvoudig aantonen, dat $m_{\text{gem}} = 0,505 \cdot 78,91834 \text{ u} + 0,495 \cdot 80,91629 \text{ u} = 79,90 \text{ u}$. Je werkt dan met fracties/kansen in plaats van percentages; een fractie/kans heeft de waarde $0 \leq \text{fractie/kans} \leq 1$).

Opgave:

* 2.3) Bereken met behulp van Binastabel 25 de (gemiddelde) atoommassa van chloor.

¹ Soddy, F., Chem. News **107**, 97 (1913)

² Wiskundig gezegd: de verwachtingswaarde van de atoommassa komt overeen met het gewogen gemiddelde van de atoommassa's van de afzonderlijke isotopen.

2.3 Ionen

Een ion is een deeltje met een elektrische lading. Meestal is een ion een atoom met een elektrische lading, maar later zullen we ook wat ingewikkelder ionen tegenkomen.

Een normaal atoom heeft evenveel protonen als elektronen. Eén proton is even positief geladen als een elektron negatief geladen is. Gevolg: een normaal atoom is elektrisch neutraal. Er zitten wel geladen onderdelen in (protonen en elektronen), maar de totale positieve lading weegt precies op tegen de totale negatieve lading.

Je kunt een atoom op twee manieren een lading geven:

- door het aantal protonen te veranderen;
- of
- door het aantal elektronen te veranderen.

Protonen zitten in de atoomkern (binnenin het atoom). Het is daarom niet eenvoudig om er zomaar protonen aan toe te voegen of er protonen uit te halen. Het kán wel, maar dan weer alleen in gevallen die we bij scheikunde niet tegenkomen (maar wel bij natuurkunde, zie de eerste voetnoot van hoofdstuk 1 van deze oefenbundel). Elektronen bevinden zich aan de buitenkant van een atoom en daar is veel gemakkelijker iets mee “uit te spoken”.

In de scheikunde ontstaan ionen alleen maar, doordat er (een) elektron(en) aan een atoom wordt/worden toegevoegd of doordat er (een) elektron(en) van een atoom wordt/worden verwijderd.

- als er (een) elektron(en) aan een atoom worden toegevoegd, is er meer negatieve lading dan positieve lading in een atoom (elektronenoverschot). Er is dan een negatief ion ontstaan;
- als er (een) elektron(en) van een atoom worden verwijderd, is er meer positieve lading dan negatieve lading in een atoom (elektronentekort). Er is dan een positief ion ontstaan.

In het vervolg hebben we het alleen maar over een “atoom”, wanneer we een neutraal atoom bedoelen. Als we een geladen atoom bedoelen, dan gebruiken we de term “ion”.

Er is een verschil tussen een natriumatoom (Na, lading = neutraal) en het natriumion (Na^+ , lading is $1+$). Je moet een natriumion dus ook echt een natriumion noemen en geen “natrium”. Het verschil is groot, zoals met enig logisch nadenken is in te zien:

- de stof natrium (met neutrale natriumatomen) reageert zeer heftig en onder vuurverschijnselen met water (3^e klas, eind hoofdstuk 1, natrium in aquarium met water);
- een natriumion mengt zich geruisloos met water en dit geeft geen heftige reactie of iets dergelijks.

Het opeten van een stukje natrium is zeer gevaarlijk (je mond bevat speeksel, dus water!), maar het opeten van een beetje van een stof met daarin natriumionen is meestal niet schadelijk. Het bekendste voorbeeld is de stof natriumchloride, die uit natriumionen en uit chloride-ionen bestaat. Natriumchloride staat beter bekend als keukenzout en is dus goed eetbaar.

Zet dus altijd “ion” bij de naam van een ion. Dat voorkomt verwarring!

De lading van een los ion moet je altijd in de ionformule vermelden (rechtsbovenaan). Niet vergeten! Bedenk opnieuw: Na is iets anders (en gedraagt zich ook anders) dan Na^+ .

Veelgemaakte fouten (die worden afgestraft):

- vergeten van “ion” in de naam van een ion. Natrium (de stof natrium, een metaal, bestaande uit natriumatomen) is *niet* hetzelfde als het natriumion;
- denk aan de juiste ionnamen. Het chlooratoom (formule: Cl) is een neutraal atoom, maar het daarvan afgeleide ion met de formule Cl^- heet het chloride-ion (en *niet* het chloor-ion);
- vergeten van de ionlading in de ionformule. Het natriumion heeft de formule Na^+ en *niet* de formule Na.

Opdrachten:

2.4) Geef aan hoeveel protonen en hoeveel elektronen de volgende deeltjes bevatten:

- a) Cu
- b) Cu^{2+}
- c) F^-
- d) Al^{3+}
- e) Ca
- f) P
- g) H^+

2.5) Geef aan welke deeltjes uit opdracht 2.3 atomen zijn en welke ionen zijn.

2.6) Geef de namen van de deeltjes uit opgave 2.3. (2.3g hoeft niet).

2.7) Een bepaald loodion is gemaakt van Pb-208.

- a) Geef de formule van het loodion (zie § 1.3 of § 1.4 van je Pulsar-Chemie-boek).
- b) Hoeveel protonen, elektronen en neutronen bevat dit loodion?

2.8) Zie 2.7, maar dan voor een chloride-ion gemaakt van Cl-37.

2.9) Zie 2.7, maar dan voor een oxide-ion gemaakt van ^{15}O .

2.10) Een bepaald isotoop kan worden weergegeven met het symbool ${}^A_Z\text{X}$.

- a) Welk symbool hoort op de plaats van de X te staan? Raadpleeg je scheikundeboek of desnoods je natuurkundeboek of internet als je deze notatie niet kent of herkent.

Het uraniumion heeft 86 elektronen.

- b) Geef de ionformule van dit uraniumion.

2.3 Samengestelde ionen

Wanneer een groepje atomen samen een tekort of een overschot aan elektronen heeft, spreken we van een samengesteld ion. De ionen die je voorheen bent tegengekomen (één atoom met een lading) noemen we enkelvoudige ionen.

Een samengesteld ion heeft **gezamenlijk (!!!)** een lading, die opnieuw rechts bovenaan de formule wordt weergegeven. Enkele voorbeelden:

- het sulfaation SO_4^{2-} : een pakketje bestaande uit één S-atoom en vier O-atomen. Het totale pakketje atomen heeft twee elektronen extra (dus de totale lading is 2-)
- het dichromaation $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$: dit ion bestaat uit twee Cr-atomen en zeven O-atomen. De totale lading van dit ion is 2-.

Alle enkelvoudige en samengestelde ionen die je moet kennen, vind je in je boek in § 1.4. Dit is absolute basiskennis voor de rest van je scheikundige schoolloopbaan, dus goed leren!

Opdrachten:

2.11) Geef aan hoeveel protonen en hoeveel elektronen de volgende deeltjes bevatten:

- N_2O_4
- NO_3^-
- SO_2
- $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
- het fosfaation
- waterstofcarbonaat

2.12) Geef aan welke deeltjes uit opdracht 2.11 moleculen zijn en welke ionen zijn.

2.13) Herstel de fout in opgave 2.11 (er zijn geen fouten in de indices).

Hoofdstuk 3: Zouten en zoutoplossingen

3.1 Soorten stoffen, zouten en zoutformules

In hoofdstuk 1 van Pulsar-Chemie heb je gezien (demoproef of leerlingproef), dat er drie soorten stoffen zijn:

| aggregatietoestand | categorie I | categorie II | categorie III |
|--------------------|---------------------|---------------------|----------------|
| vast | geleidt geen stroom | geleidt geen stroom | geleidt stroom |
| vloeibaar | geleidt geen stroom | geleidt stroom | geleidt stroom |

Bij elektrische stroom – zo leert de natuurkunde ons – bewegen er geladen deeltjes. Er zijn dus twee voorwaarden voor elektrische geleiding:

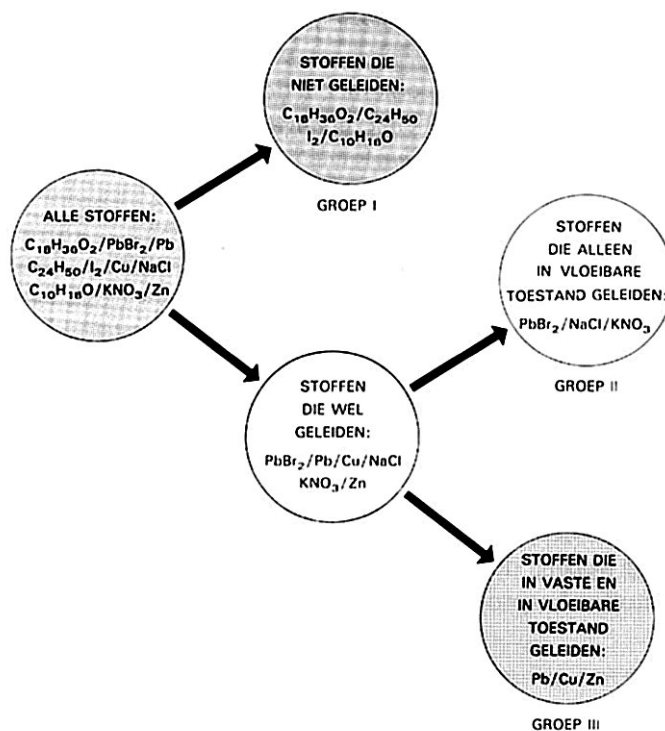
- er zijn geladen deeltjes in een stof aanwezig
- deze geladen deeltjes kunnen vrij bewegen

Als je een stof smelt, gaan de moleculen dicht langs elkaar bewegen (zie Pulsar-Chemie, 3^e klas, § 6.1). Maar een molecuul is niet geladen, dus stoffen van categorie III en van categorie II (die in vloeibare toestand wél stroom geleiden) bestaan dus niet uit moleculen (!!!).

**Niet elke stof bestaat dus uit moleculen, zoals we in klas 3
(voor de eenvoud) wél beweerden.**

Alleen de stoffen uit categorie I bestaan uit moleculen. Dit noemen we dan ook de moleculaire stoffen. Voorbeelden daarvan zijn water (H_2O), koolstofdioxide (CO_2) en glucose ($C_6H_{12}O_6$).

Wat zijn nu wél de kleinste deeltjes van de stoffen uit categorie II en categorie III? Daarvoor moeten we “iets nieuws verzinnen”. Dit hoofdstuk gaat over de stoffen uit categorie II: de zouten. Over categorie III (de metalen) komen we later te spreken.



Stoffen uit categorie II en hun kleinste deeltjes

Er zijn zoals gezegd twee voorwaarden voor elektrische geleiding:

- er zijn geladen deeltjes in een stof aanwezig
- deze kunnen vrij bewegen

In een vaste stof kunnen de kleinste deeltjes van een stof niet vrij bewegen, maar in een vloeistof wel (zie boek 3^e klas, § 6.1). De stoffen die binnen categorie II vallen, bestaan dus uit geladen deeltjes, die bij smelten langs elkaar kunnen bewegen. Zo'n geladen deeltje noemden we een ion (zie ook hoofdstuk 2 van de oefenbundel).

Zoals je weet, trekt positieve lading negatieve lading aan en andersom. Het is dan ook logisch te veronderstellen, dat een positief ion of een negatief ion niet in zijn eentje (geïsoleerd) voorkomt. En inderdaad: je kunt pas een stof uit ionen opbouwen, als je positieve ionen en negatieve ionen combineert. Een stof die bestaat uit positieve en negatieve ionen noemen we een zout.

Omdat er veel soorten ionen bestaan, bestaan er ook veel combinaties en zijn er dus vele zouten. “Zout” uit de keuken is maar één van de vele stoffen, die onder de categorie “zouten” vallen.

Een zout is altijd elektrisch neutraal. De lading van de positieve ionen wordt opgeheven door de lading van de negatieve ionen. Daarmee moet je rekening houden, als je de formules van een zout wil opstellen.

Voorbeeld 1:

Het zout koperoxide bestaat uit koperionen en oxide-ionen, ofwel uit Cu^{2+} en O^{2-} . Voor elk koperion heb je één oxide-ion nodig (éénmaal +2 en éénmaal –2 heffen elkaar precies op).

De formule van het zout koperoxide is dan ook $\text{Cu}^{2+}\text{O}^{2-}$ of ook wel CuO .

Voorbeeld 2:

Het zout bariumchloride bestaat uit bariumionen en chloride-ionen, ofwel uit Ba^{2+} en Cl^- . Voor elk bariumion heb je twee chloride-ionen nodig (éénmaal +2 en tweemaal –1 heffen elkaar precies op).

De formule van het zout bariumchloride is dan ook $\text{Ba}^{2+}\text{Cl}_2^-$ of ook wel BaCl_2 .

Als je de ionladingen niet kent, is het dus onmogelijk om zoutformules op te stellen. Zorg er dus voor, dat je de ionen, ionformules en ionladingen goed kent!

Opgave

3.1) Geef formules van de volgende zouten, inclusief toestandsaanduidingen:

- a) natriumbromide
- b) kaliumoxide
- c) zilver sulfide
- d) magnesiumfluoride
- e) aluminiumchloride
- f) calciumoxide

3.2 Enkele belangrijke opmerkingen over zouten en zoutformules

Wil je de meestgemaakte fouten en misverstanden wat betreft zouten vermijden, lees dan de onderstaande opmerkingen aandachtig door.

1. een zout bestaat niet uit moleculen. Je mag de formule van een zout dan ook nooit een molecuulformule noemen.
In het grijze kader hieronder wordt het verschil uitgelegd.

Het verschil tussen een zout en een moleculaire stof

Vaak denken mensen, dat zouten ook uit moleculen bestaan, bijvoorbeeld uit natriumchloridemoleculen. Dat is onjuist, hoewel het een begrijpelijk misverstand is. Een verschil is, dat moleculen afzonderlijk te herkennen zijn. Een watermolecuul bestaat uit één O-atoom en twee H-atomen. Een naastgelegen watermolecuul (met twee H's en één O) vormt een afzonderlijk herkenbaar "voorwerp". Dat zie je goed bij het smelten van een stof: een watermolecuul blijft – ook in gesmolten water – bestaan uit drie atomen. Dat betekent, dat de binding tussen moleculen kennelijk zwakker is dan de binding in moleculen. Kennelijk kunnen watermoleculen elkaar bij 0 °C al niet meer stevig vasthouden, maar de atomen binnenin één molecuul zitten dan nog wél stevig aan elkaar vast.

Bij een zout zit dat anders. Neem bijvoorbeeld het zout natriumchloride. Het is niet mogelijk om één "molecuul" natriumchloride aan te wijzen. Het natriumion links van een chloride-ion hoort even weinig bij dat chloride-ion als het natriumion bóven hetzelfde chloride-ion. Ze zitten ook allemaal even sterk aan elkaar vast. Bij het smelten van een zout gaan alle ionen los langs elkaar bewegen: het is dus niet zo, dat één natriumion in een gesmolten zout aan één bepaald chloride-ion vast blijft zitten. Voor VWO4: bekijk ook *i-puls* 24.

2. De formule van een zout geeft aan, in welke verhouding de positieve en negatieve ionen aanwezig zijn. We noemen een zoutformule dan ook wel een verhoudingsformule.
3. In een verhoudingsformule wordt gekozen voor de kleinste gehele getallen. De formule van bariumchloride is dus niet Ba_2Cl_4 of $\text{Ba}_{3240}\text{Cl}_{6880}$ maar gewoon BaCl_2 .
4. In een verhoudingsformule staat het positieve ion altijd voorop.
5. De **naam** van een zout wordt bepaald door de ionen, die erin zitten. Omdat elke scheikundige (en elke scheikundeleerling) de bekendste ionen kent (zie § 1.3 en § 1.4 uit Pulsar-Chemie), hoef je de aantallen van de ionen er in de naam niet bij te zetten. Dat blijkt namelijk wel uit de ionladingen. Denk wél aan de juiste index in de verhoudingsformules.
Dus:
 - de naam van BaCl_2 is bariumchloride en *niet* bariumdichloride. Je weet zelf wel uit de naam bariumchloride, dat je Ba^{2+} en Cl^- moet combineren en dan kom je vanzelf op BaCl_2 uit;
 - de naam van Al_2O_3 is aluminiumoxide en *niet* di-aluminiumtrioxide.enzovoort.

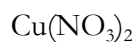
Bij moleculaire stoffen moet je wél mono, di, tri, etc gebruiken. Je moet dus kunnen herkennen aan een formule of een stof een moleculaire stof is of een zout. Dat lijkt lastiger dan het is: meestal gaat dat op termijn vanzelf goed, omdat je na het leren van de

ionen vanzelf herkent, of een stof uit ionen bestaat of niet. Bovendien: de meeste zouten bestaan uit een metaal en een niet-metaal. Denk er alleen even aan, dat ook het ammoniumion (NH_4^+) een ion is, hoewel het niet uit metaalatomen bestaat. Ook de stof NH_4Cl (ammoniumchloride) is dus een zout.

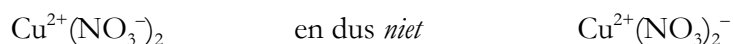
6. In een verhoudingsformule mag je de ionladingen weglaten. Je mag ze ook blijven opschrijven. Zowel $\text{Ba}^{2+}\text{Cl}_2$ alsook BaCl_2 rekenen we goed. Wanneer ionen los voorkomen (we zullen zien dat dit in bepaalde omstandigheden kan), moet je wél altijd de ionlading erbij zetten.

Bij punt 7 komen we hier nog even op terug.

7. Wanneer er samengestelde ionen in het spel zijn, kan er verwarring optreden. Neem bijvoorbeeld het zout kopernitrat. Daarvoor moet je per Cu^{2+} tweemaal een NO_3^- gebruiken. Als je dit opschrijft als CuNO_3 , dan ontstaat er verwarring (er lijkt nu 32 keer een O-atoom te staan). Je bedoelt natuurlijk, dat het NO_3^- -ion (het gehele pakketje NO_3^-) twee keer voorkomt. Om onduidelijkheid te vermijden, moet je haken om het NO_3^- -ion zetten:



Wil je graag in een zoutformule de ladingen blijven noteren (zoals Pulsar-Chemie ook doet), let dan goed op wat er binnen en buiten de haken komt:



(let op de plaats van het minteken van het nitraation !!!)

Voordeel van ladingen in verhoudingsformules noteren: je went jezelf aan om ladingen bij ionen te zetten en doet het ook nooit fout bij losse ionen (waar de ladingen verplicht bijmoeten)

Nadeel van ladingen in verhoudingsformules noteren: je kúnt fouten maken in het zetten van haakjes (die moeten om de ladingen heen, maar dat wordt dus nog weleens fout gedaan).

Enkele voorbeelden van zoutformules met samengestelde ionen:

NH_4Cl geen haakjes om NH_4 nodig, want er ontstaat geen verwarring met slechts één NH_4^+ -ion. Plaats hier dan ook geen haakjes, want dat is overbodig en dus fout.

BaCl_2 geen haakjes om Cl nodig, want er ontstaat geen verwarring door rare getallen, ook al heb je twee Cl^- -ionen. Plaats hier dan ook geen haakjes, want dat is overbodig en dus fout.

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ wél haakjes om NH_4 nodig, want het NH_4^+ -ion komt twee keer voor. NH_2SO_4 is natuurlijk niet juist.
Geen haakjes om SO_4 nodig, want het SO_4^{2-} -ion komt maar één keer voor. Hier dus ook geen haakjes zetten.

$\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ vergelijk met het foute $\text{CaCH}_3\text{COO}_2$. Je hebt echt één Ca^{2+} en twee keer het gehele ethanoaat nodig. Dus twee keer CH_3COO^- in zijn geheel: $(\text{CH}_3\text{COO})_2$.

Hoewel Pulsar-Chemie (evenals andere schoolboeken) vaak de ionladingen in verhoudingsformules noteert, is dit in de chemische beroepspraktijk (wetenschap, industrie, etc) niet gebruikelijk. Daar laat men in zoutformules de ionladingen doorgaans weg. Bij losse ionen – het zij nogmaals herhaald – staan wél altijd de ionladingen.

Opgaven:

3.2) Geef verhoudingsformules van de volgende zouten, inclusief toestandsaanduiding:

- koperhydroxide
- natriumnitraat
- aluminiumsulfaat
- ijzer(II)fosfaat
- ijzer(III)fosfaat
- ammoniumsulfide
- chrom(III)silicaat
- bariumnitriet
- kaliumsulfiet
- zilverchloride
- loodethanoaat
- magnesiumbromide
- calciumjodide
- kwiksulfide
- zilverhydroxide
- ammoniumnitraat

3.3) Geef de namen van de volgende stoffen:

- CO_2
- NaOH
- PCl_3
- HgI_2
- K_2S
- K_2SO_4
- Al_2S_3
- N_2O_4
- Cr_2O_3 (zie 3.2g)

3.4) De volgende zouten bevatten een voor jou onbekend ion. Geef de ionformule van dat onbekende ion.

- het permangenaation in kaliumpermanganaat, KMnO_4
- het chromaation in natriumchromaat, Na_2CrO_4
- het disulfide-ion in ijzer(II)disulfide, FeS_2
- het methanoaation in ijzer(III)methanoaat, $\text{Fe}(\text{HCOO})_3$

3.5)

voor HAVO4: maak de *i-puls*-opdrachten 41, 49 en 55 uit hoofdstuk 1.

voor VWO4: maak *i-puls*-opdracht 50 uit hoofdstuk 1.

3.3 Zouten in water: oplossen en indampen

Alle voorgaande “ellende” en regeltjes hebben misschien voor je gevoel weinig nut gehad. Toch is het handig om goed te hebben getraind in § 3.1 en § 3.2 van deze oefenbundel. Je gaat er plezier van hebben, wanneer we iets met zouten gaan uithalen: we gaan ze in water doen.

Sommige zouten lossen goed in water op. Je ziet dat, doordat je (misschien na een beetje roeren) een heldere vloeistof krijgt wanneer je een zout in water brengt.

Andere zouten lossen maar matig op in water. En er zijn ook zouten, waarvan maar een heel klein beetje oplost in water. Je ziet dan al snel dat er een troebel mengsel (een suspensie) ontstaat. Ook met behulp van geleidbaarheidsmetingen kun je zien, of een zout goed oplost in water. Bij goed oplosbare zouten stijgt de elektrische geleidbaarheid van de oplossing, terwijl dat bij slecht oplosbare zouten niet het geval is.

| |
|--|
| Bij het oplossen van zouten vallen de zouten uiteen in losse ionen. |
|--|

Dit wordt tijdens de normale (niet-KVV-) lessen scheikunde gedemonstreerd en je kunt het ook in plaatjes in het boek zien, of (beter!) met een *i-puls*-opdracht uit hoofdstuk 1 van Pulsar-Chemie (HAVO4-boek: opgave 62, VWO4-boek: opgave 69).

Je kunt in Binastabel 45A opzoeken, welke zouten goed, matig of slecht oplossen. Let op: “slecht oplossen” is niet hetzelfde als “niet oplossen”! Er lost bij “slecht oplossen” alleen heel weinig zout op en er zijn dan dus heel weinig losse ionen in het water aanwezig. Maar die losse ionen *zijn* er wel.

In een eerder stadium hebben we gezegd, dat ionen niet los kunnen voorkomen. Dat geldt niet in water: als een zout oplost in water, dan komen de ionen wél los voor. Tussen de losse ionen zitten dan watermoleculen. De ionen móeten ook wel los voorkomen, anders zou een zoutoplossing geen elektrische stroom kunnen geleiden (zie § 3.1/p. 20 van deze oefenbundel).

Het oplossen van een zout kun je weergeven in een vergelijking. Enkele voorbeelden staan hieronder:

- 1) $\text{NaCl (s)} \rightarrow \text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)}$
- 2) $\text{Na}_2\text{S (s)} \rightarrow 2 \text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{S}^{2-} \text{ (aq)}$
- 3) $\text{CuSO}_4 \text{ (s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+} \text{ (aq)} + \text{SO}_4^{2-} \text{ (aq)}$
- 4) $\text{CaBr}_2 \text{ (s)} \rightarrow \text{Ca}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{Br}^- \text{ (aq)}$

let op de volgende zaken:

- bij losse ionen (dus ionen in oplossing, dus met (aq)) moet je de ionlading erbij zetten!
- elk ion in het vaste zout komt apart in oplossing terecht.
- het water reageert niet mee. Er verdwijnt immers niets van de stof water, als je er iets in oplost. De formule H_2O hoort dan ook niet thuis in een oplosvergelijking. *Het is in een oplosvergelijking wel toegestaan om “ H_2O ” of “water” bóven de pijl te zetten, maar dit is zeker niet verplicht.*

Het nut van het kennen van de ionformules

Om te weten welke ionformule na de pijl horen (losse ionen), moet je goed de ionformules kennen. Vandaar de nadruk op het leren van die formules.

Het nut van het opstellen van verhoudingsformules in § 3.2

Om te weten welke formule voor de pijl hoort, moet je goed een verhoudingsformule kunnen opstellen. Vandaar de nadruk op het opstellen van juiste verhoudingsformules. Bovendien heb je bij het opstellen van die formules weer kennis van de ionformules nodig (de ionladingen bepalen de ionverhoudingen!). Die ionformules moet je echt dromend kunnen beheersen: daar heb je al snel een hoop profijt van.

Bij het indampen van een zoutoplossing gebeurt het omgekeerde van oplossen: het water wordt tussen de ionen uitgewerkt (verdamping) en de ionen vormen een vaste stof (het zout). Ook hiervan kun je een reactievergelijking opstellen, waarin opnieuw niet de formule H₂O voor of na de pijl mag voorkomen. Het water verdampt (fase-overgang!) maar wordt niet in een andere stof omgezet.

Hint bij indampen:

- zet eerst de losse ionen vóór de pijl en de juiste verhoudingsformule (let weer op de ionladingen!) achter de pijl;
- ga daarna zonodig voor de pijl het aantal losse ionen kloppend maken.

Opgaven:

3.6) Bekijk uit hoofdstuk 1 *i-puls* 62 (HAVO4-boek) of *i-puls* 69 (VWO4-boek).

3.7) Hieronder staan drie vergelijkingen van het oplossen van een zout. Haal de verkeerde eruit en verbeter de vergelijking:

- A) $\text{CaCl}_2 (\text{s}) \rightarrow \text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + \text{Cl}_2^- (\text{aq})$
B) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 (\text{s}) \rightarrow \text{Mg}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{NO}_3^- (\text{aq})$
C) $\text{Ba}(\text{OH})_2 (\text{s}) \rightarrow \text{Ba}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$

3.8) Geef de oplosvergelijkingen voor de volgende (goed oplosbare) zouten:

- kaliumnitraat
- natriumsulfaat
- koperethanoaat
- natriumsilicaat
- ijzer(II)chloride
- aluminiumjodide
- zinkbromide
- ammoniumsulfiet

3.9) Geef de indampvergelijkingen van de volgende zoutoplossingen in water (hint: Binastabel “triviale namen”):

- kaliloog
- een oplossing van natriumfluoride
- een oplossing van bariumchloride
- een oplossing van aluminiumsulfaat
- kalkwater
- * f) barietwater

Hoofdstuk 4: Scheidingsmethoden

4.1 Mengsels

In klas 3 hebben we een hoofdstuk besteed aan het scheiden van mengsels. Een mengsel zou je kunnen omschrijven als een verzameling van meerdere stoffen door elkaar. Het tegenovergestelde van een mengsel is een zuivere stof, ofwel één stof.

We zijn allerlei soorten mengsels tegengekomen.

oplossing

Een mengsel van een vloeistof (het oplosmiddel) en een andere stof (of stoffen). Je kunt vaste stoffen oplossen (suiker in water, zout in water, etc), maar je kunt ook een vloeistof in een andere vloeistof oplossen (alcohol in water) of een gas oplossen in een vloeistof.

Voorbeelden van oplossingen van een gas in een vloeistof:

- zuurstof ($O_2(g)$) opgelost in water zodat de vissen zuurstof kunnen krijgen
- het gas ammoniak ($NH_3(g)$) kun je in water oplossen. Een oplossing van ammoniak in water noemen we ammonia (dus zonder de k)

In de scheikundelessen (en daarbuiten) kom je meestal de stof water als oplosmiddel tegen. Je kunt natuurlijk ook een andere vloeistof als oplosmiddel gebruiken. Neem bijvoorbeeld jodiumtinctuur (ontsmettingsmiddel bij wondjes): dat is een oplossing van de stof jood ($I_2(s)$) in het oplosmiddel alcohol.

Een belangrijke eigenschap van een oplossing is, dat deze helder is. Met helder bedoelen we transparant: je kunt er doorheen kijken. *Helder is niet hetzelfde als kleurloos!* Neem bijvoorbeeld een beetje aanmaaklimonade (aangelengd met water): dat is helder, je kunt er doorheen kijken, maar het kan wel een kleur hebben (rood, groen, geel, etc).

Soms kun je niet door een oplossing van een donkere stof heen kijken (neem bijvoorbeeld koffie), maar zijn alle stoffen toch echt opgelost. Je kunt dit controleren door het mengsel te verdunnen.

In een oplossing zijn de moleculen van de opgeloste stof allemaal los van elkaar geraakt. Elk molecuul is nog wel heel ("zichzelf") gebleven, maar de moleculen zijn van elkaar verwijderd geraakt. Tussen de moleculen van de opgeloste stof zitten moleculen van het oplosmiddel.

suspensie

Wanneer een vaste stof niet in water oplost, maar als fijne korreltjes verdeeld is door het water heen, dan noemen we dat mengsel een suspensie. Bij een suspensie heb je dus een vaste stof fijn verdeeld in een vloeistof. Een suspensie is troebel, je kunt er niet doorheen kijken, want je kijkt als het ware tegen die korreltjes op.

De stoffen in een suspensie (vaste stof en vloeistof) zijn niet volledig mengbaar met elkaar (anders zou je wel een oplossing hebben gekregen).

Een suspensie kan (na korte of langere tijd) bezinken: de korreltjes zakken dan naar de bodem, omdat de dichtheid van de vaste stof groter is dan die van de vloeistof.

emulsie

Wanneer twee vloeistoffen niet volledig mengbaar zijn, krijg je bij het mengen een emulsie. Een bekend voorbeeld van een emulsie is een mengsel van water en olie (dat zijn beide vloeistoffen). De olie lost niet op in het water (of andersom, als je weinig water en veel olie hebt). In plaats

daarvan krijg je kleine druppeltjes van de ene vloeistof in de andere vloeistof. Dat noemen we een emulsie: een fijn verdeelde vloeistof in een andere vloeistof.

Een emulsie scheidt zichzelf na korte of langere tijd. Je krijgt dan twee lagen. De vloeistof met de hoogste dichtheid wordt de onderste laag; de vloeistof met de laagste dichtheid drijft bovenop.

Als je een emulsie langere tijd “fijn verdeeld” wil houden, dan kun je daar een hulpstof voor gebruiken. Zo’n hulpstof noemen we een emulgator.

legering

Een legering of alliage is een mengsel van metalen. Bij een legering zijn de metalen volledig door elkaar gemengd. Een blokje koper tegen een blokje zink noemen we dus geen legering. Alleen als het koper en het zink volledig door elkaar zitten, is sprake van een legering. Om dit voor elkaar te krijgen, moet je de metalen smelten, ze vervolgens door elkaar mengen (bijv. roeren) en het mengsel tot slot weer af laten koelen.

Bekende legeringen zijn:

- brons (koper en tin)
- messing (koper en zink)
- soldeer (lood en tin)
- amalgaam (kwik met een ander metaal: er zijn dus verschillende amalgamen)

Staal is een mengsel van ijzer met kleine hoeveelheden andere stoffen. Dat kunnen metalen zijn (bijvoorbeeld chroom), maar in staal zit meestal ook koolstof. Omdat koolstof geen metaal is, zou je staal eigenlijk geen legering mogen noemen. Toch wordt staal wel vaak in één adem met de bekende legeringen genoemd.

schuim

Wanneer een gas fijn verdeeld is door een vloeistof, dan noemen we dat een schuim. Bij bier is het gas koolstofdioxide en de vloeistof is de rest van het bier (water met alcohol en allerlei andere ingrediënten). Bij de branding van de zee is het gas in het schuim gewoon lucht en de vloeistof is zeewater (en dat is op zijn beurt weer een mengsel van water en allerlei andere stoffen).

nevel

Wanneer een vloeistof fijn verdeeld is in een gas, dan noemen we zo’n mengsel een nevel. Je hebt dan dus kleine zwevende druppeltjes in een gas. Het bekendste voorbeeld van een nevel is mist (water in het gasvormige mengsel lucht).

rook

Een mengsel van een fijn verdeelde vaste stof in een gas wordt rook genoemd.

Het bekendste voorbeeld van rook zie je bij verbrandingen, waarbij niet voldoende zuurstof betrokken is (zogenaamde onvolledige verbrandingen). Er kan bij het onvolledig verbranden van stoffen met koolstofatomen als reactieproduct vaste koolstof in heel fijne vorm ontstaan (roet). De vaste koolstofdeeltjes stijgen op en geeft grijze of zwarte rook.

Wanneer de roet zich nog in de vlam bevindt en daardoor heet is, zie je de gloeiende koolstofdeeltjes als een gele vlam. De gele kleur van een vlam komt dus door het gloeien van hete deeltjes.

4.2 Scheiden is geen reactie

Er kunnen veel redenen zijn om uit een mengsel één van de bestanddelen (één zuivere stof) te willen halen. Wanneer je uit zeewater (met veel zout erin opgelost) graag drinkwater (zoet water) wil maken, zul je het water in zeewater willen scheiden van de andere (opgeloste) stoffen. Ook bij het maken van voedingsmiddelen en medicijnen is het belangrijk om mengsels te kunnen scheiden. Je wil niet dat ongewenste stoffen (smaakbedervers of zelfs gevaarlijke en giftige stoffen) achterblijven in het voedsel of de medicatie.

Bij scheiden bewerk je een mengsel, totdat je één of meer stoffen in zuivere vorm hebt verkregen. De stoffen veranderen niet in andere stoffen, maar je sorteert de stoffen alleen maar.

Als voorbeeld nemen we zout water: dat is de stof keukenzout (NaCl) opgelost in de stof water. Als je dat verwarmt, verdampt het water (koken). Het water wordt geen andere stof, maar het neemt alleen een andere toestand aan (fase-overgang, $(\ell) \rightarrow (g)$). Het keukenzout blijft na afloop als vaste stof achter. Ook de stof keukenzout is dezelfde stof gebleven.

| |
|---|
| Bij scheiden ontstaan geen nieuwe stoffen. Scheiden is dus geen reactie. |
|---|

Opgave:

- 4.1) Geef aan of de onderstaande gebeurtenissen reacties of scheidingen zijn.
- a) het verkleuren van vlees in een braadpan
 - b) het trekken van thee
 - c) het droogkoken van rijst
 - d) het aanbranden van drooggekookte rijst
 - e) het caramelliseren van suiker
 - f) het drogen van kleding in een centrifuge

4.3 Manieren om mengsels te scheiden

In klas 3 heb je de volgende manieren leren kennen om mengsels te scheiden:

- 1) indampen
- 2) filtreren
- 3) centrifugeren
- 4) bezinken (en afschenken)
- 5) destilleren
- 6) extraheren
- 7) adsorberen (let op de **d**, het is dus *niet* absorberen)
- 8) chromatografie

Deze manieren noemen we scheidingsmethoden.

Bij het ene mengsel is de ene methode geschikt, voor het andere mengsel weer een andere methode. Vaak moet je verschillende methoden na elkaar gebruiken om het gewenste resultaat te bereiken.

Wanneer gebruik je nou welke methode? In het algemeen moet je kijken, wélk verschil tussen de verschillende stoffen je kunt uitbuiten om de stoffen van elkaar te verwijderen.

Enkele voorbeelden:

- bij het indampen van zout water maak je gebruik van het verschil in kookpunt tussen water (100 °C) en keuzout (1465 °C).
- bij het filtreren van een suspensie maak je gebruik van het verschil in deeltjesgrootte. De deeltjes water (watermoleculen) zijn veel kleiner dan de korreltjes van de vaste stof in de suspensie. Neem je een filter met de juiste poriëgrootte (gaatjes van de juiste grootte), dan gaan de watermoleculen door de gaatjes in het filter, maar de korreltjes vaste stof niet.

Opgaven:

4.2) Van welke verschillen in stoffeigenschappen maak je gebruik bij de andere scheidingsmethoden in het bovenstaande rijtje?

4.3) Welke scheidingsmethode (of ~methoden) moet je toepassen om de volgende scheidingen uit te voeren?

- a) verhogen van het alcoholgehalte van wijn;
- b) het winnen van (zoet) drinkwater uit zeewater;
- c) het zetten van koffie uit warm water en gemalen koffiebonen;
- d) het ontkleuren ("raffineren") van suiker met behulp van kalkpoeder;
- e) het maken van oploskoffie (= wateroplosbare aanmaakpoeder voor koffie) uit gemalen koffiebonen;

4.4) a) Vindt bij opgave 4.3c eigenlijk wel een scheiding plaats? Zo ja, welke stoffen worden er dan gescheiden?

b) Idem voor opgave 4.3d.

Hoofdstuk 5: Aardolie

5.1 Samenstelling aardolie

Aardolie is sinds de industriële revolutie een zeer belangrijke natuurlijke bron. Samen met steenkool (kolen, koolstof, C(s)) en aardgas (belangrijkste bestanddeel: methaan, CH₄(g)) is aardolie één van de drie fossiele brandstoffen. Aardolie is een mengsel van zeer veel stoffen en veel van deze stoffen hebben een diverse toepassing in de wereld van technologie, industrie en consumentisme. Stoffen uit aardolie worden natuurlijk veel als brandstof en dus als energiebron gebruikt, maar ook zijn deze stoffen van belang als grondstof voor de chemische industrie (direct gebruik als bijvoorbeeld smeerolie en in kaarsen, maar ook als grondstoffen voor kunststoffen/plastics).

De samenstelling van aardolie hangt af van de vindplaats (Midden-Oosten, Sahara, Zuid-Amerika, USA, Noordzee, Rusland, etc etc). Toch kunnen we in het algemeen vaststellen, dat de meeste stoffen in aardolie in de categorie der koolwaterstoffen vallen. Een koolwaterstof is een stof waarvan de moleculen uitsluitend C-atomen en H-atomen bevatten. Voorbeelden van koolwaterstoffen zijn butaan (C₄H₁₀), hexaan (C₆H₁₄), benzeen (C₆H₆) en octaan (C₈H₁₈). In aardolie zijn koolwaterstoffen aan te treffen met één tot wel dertig C-atomen per molecuul. Andere stoffen in aardolie zijn zwavel (tot soms wel 3% van de aardolie) en kleine gehalten het metaal vanadium.

Wanneer een koolwaterstof een molecuulformule heeft, die voldoet aan de algemene formule C_nH_{2n+2} worden deze koolwaterstoffen alkanen genoemd. Alkanen zijn stoffen met allerlei belangrijke toepassingen.

Daarnaast zijn de alkanen nog voor iets anders van belang: de alkanen zijn het uitgangspunt voor het geven van namen aan koolwaterstoffen en allerlei andere koolstofverbindingen. Letterlijk betekent de term koolstofverbinding: een verbinding (ontleedbare stof) met C-atomen in het molecuul. Niet alleen de koolwaterstoffen in het belangrijke aardolie, maar ook aardgas én zeer veel stoffen in het menselijk lichaam zijn koolstofverbindingen (denk bijvoorbeeld aan de koolstofverbinding glucose ofwel C₆H₁₂O₆). Het is voor de scheikunde dus van belang om namen aan deze belangrijke stoffen te kunnen geven. De naamgeving (met een officieel woord de nomenclatuur) van koolstofverbindingen gaat uit van de alkanen.

Opgaven:

5.1) Ga na of de volgende stoffen koolwaterstoffen zijn:

- a) propeen (C₃H₆)
- b) butagas (butaan)
- c) alcohol (C₂H₆O)
- d) aspirine (C₉H₈O₄)
- e) mosterdgas (C₄H₈Cl₂S)
- f) methaan
- g) benzeen

5.2) Ga na of de stoffen van de vorige opgave alkanen zijn.

5.2 Het scheiden van het mengsel aardolie: gefractioneerde destillatie

Om de stoffen uit aardolie te kunnen gebruiken, moeten ze wel worden geïsoleerd. De aardolie moet dus worden gescheiden. Omdat aardolie min of meer vloeibaar is, liggen filtratie en centrifugeren niet voor de hand. Koolwaterstoffen hebben vaak heel vergelijkbare oplosbaarheden (ze mengen allemaal nauwelijks tot niet met water), dus extraheren is ook niet echt een geschikte scheidingsmethode. Een verschil tussen de vele verschillende koolwaterstoffen in aardolie is hun kookpunt. Daarom kan worden gekozen voor indampen of destilleren.

Dé scheidingsmethode voor het scheiden van aardolie is destillatie. Men maakt gebruik van destillatietorens (van tientallen meters hoog). Het principe van de aardoliedestillatie is als volgt:

- de ruwe aardolie wordt onderin een destillatietoren gebracht en sterk verhit;
- de meeste stoffen in het mengsel verdampen ($(\ell) \rightarrow (g)$) en deze hete dampen stijgen op;
- hoe hoger je in de toren komt, des te koeler is de toren. De dampen koelen dus af;
- stoffen met een hoog kookpunt (hoge kooktemperatuur) komen alweer vrij snel onder hun kookpunt. Deze stoffen condenseren ($(g) \rightarrow (\ell)$) dus vrij laag in de toren alweer;
- stoffen met een laag kookpunt condenseren pas, wanneer ze sterk zijn afgekoeld. Dit gebeurt dus pas hoog in de toren;
- stoffen met een héél laag kookpunt (dus stoffen die bij 20°C, kamertemperatuur, al gasvormig zijn) worden als gas bovenaan de toren apart afgescheiden.

Op deze manier ontstaan op elke hoogte vloeistoffen. Deze stromen naar aftappunten en worden afgetapt. De vloeistof of een bepaalde hoogte is een mengsel. In dit mengsel zitten stoffen met ongeveer dezelfde kookpunten. Zo'n vloeistofmengsel noemt men een aardoliefractie. Een aardoliefractie heeft geen kookpunt (het is immers een mengsel!), maar een kooktraject: de kookpunten van de verschillende stoffen in de fractie liggen tussen bepaalde grenzen.

De destillatie van aardolie noemt men gefractioneerde destillatie.

Enkele bekende aardoliefracties met hun kooktrajecten (in °C) en samenstelling (in aantal C-atomen per molecuul) zijn:

| | | |
|--|-------------------|-------------------|
| - gas (LPG, <i>liquid patrol gas</i>) | $T_k < 20$ | $C_1 - C_4$ |
| - lichte benzine | $20 < T_k < 100$ | $C_5 - C_6$ |
| - nafta | $100 < T_k < 150$ | $C_6 - C_{12}$ |
| - kerosine | $150 < T_k < 250$ | $C_9 - C_{16}$ |
| - gasolie | $250 < T_k < 370$ | $C_{15} - C_{25}$ |
| - residu | $370 < T_k$ | C_{25} en hoger |

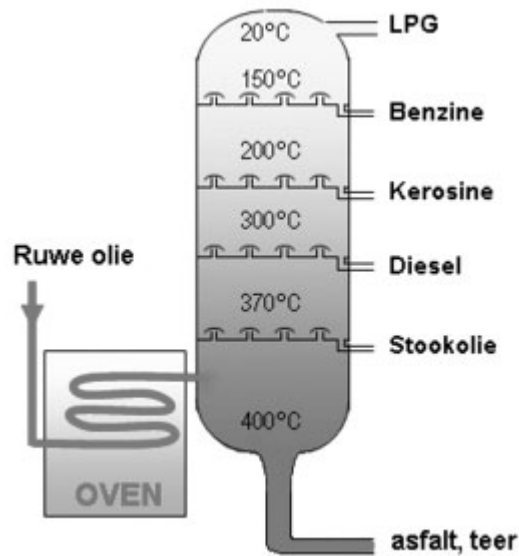
In verschillende boeken kun je verschillende grenzen (T_k en/of aantal C-atomen) voor de fracties tegenkomen, maar de algehele trend is overal wel vergelijkbaar.

Na afloop van gefractioneerde destillatie worden mengsels en géén zuivere stoffen verkregen.

Bedenk: na de destillatie van aardolie zijn geen nieuwe stoffen verkregen. Het is immers een scheiding van een mengsel.

Wanneer een verdere zuivering van een aardoliefractie noodzakelijk is, zal opnieuw een scheidingsmethode moeten worden ingezet. Opnieuw is dan destillatie de belangrijkste kandidaat-methode.

Een plaatje van een destillatietoren staat hieronder weergegeven:



Opgaven:

5.3) Indampen en destilleren zijn beide scheidingsmethoden, waar wordt gescheiden op basis van een verschil in kookpunten. Waarom kiest men voor de scheiding van aardolie voor destillatie en niet voor indampen?

5.4) Een destillatietoren heeft de volgende eigenschappen:

- temperatuur onderin de toren: 400 °C
- hoogte van de toren: 38 meter
- temperatuurverloop in de toren: per meter een temperatuurdaling van 10 °C
- eerste fractie wordt op 5 meter hoogte afgetapt, daarna aftappen om de 5 meter

Een mengsel van propaan ($T_k = -42$ °C), butaan ($T_k = 0$ °C), hexaan ($T_k = 68$ °C), heptaan ($T_k = 98$ °C) en hexadecaan ($T_k = 280$ °C) wordt onderin de toren gebracht.

- Hoe hoog is de temperatuur bovenaan de toren?
- Geef voor elke stof aan, op welke hoogte de stof condenseert.
- Geef voor elke stof aan, op welke hoogte de stof wordt afgetapt.
- Wat is het verband tussen het kookpunt van een stof en de hoogte die deze stof bereikt?

5.3 Reacties met stoffen uit aardolie: kraken

De behoefte aan bepaalde stoffen uit aardolie is tegenwoordig groter dan de gewonnen hoeveelheden van die stoffen. Het bekendste voorbeeld hiervan is benzine (benzine bestaat grofweg uit koolwaterstofmoleculen met 8 C-atomen). Uit aardolie komen eenvoudigweg te weinig van deze stoffen om aan de behoefte te voorzien. Een ander voorbeeld is de behoefte aan onverzadigde verbindingen zoals etheen (C_2H_4) en propen (C_3H_6). Onverzadigde verbindingen kunnen dienstdoen als grondstof voor kunststoffen, terwijl verzadigde verbindingen (zoals alle alkanen zijn) niet zomaar bruikbaar zijn voor de productie van kunststoffen.

Er zijn manieren om extra hoeveelheden van deze gewenste stoffen te maken. Hiervoor worden andere stoffen uit aardolie genomen (uit andere aardoliefracties) en deze worden door reacties omgezet in de gewenste stoffen. De belangrijkste vormen van deze reacties zijn kraken en reformeren. Op reformeren gaan we verder niet in, maar kraken wordt wél behandeld.

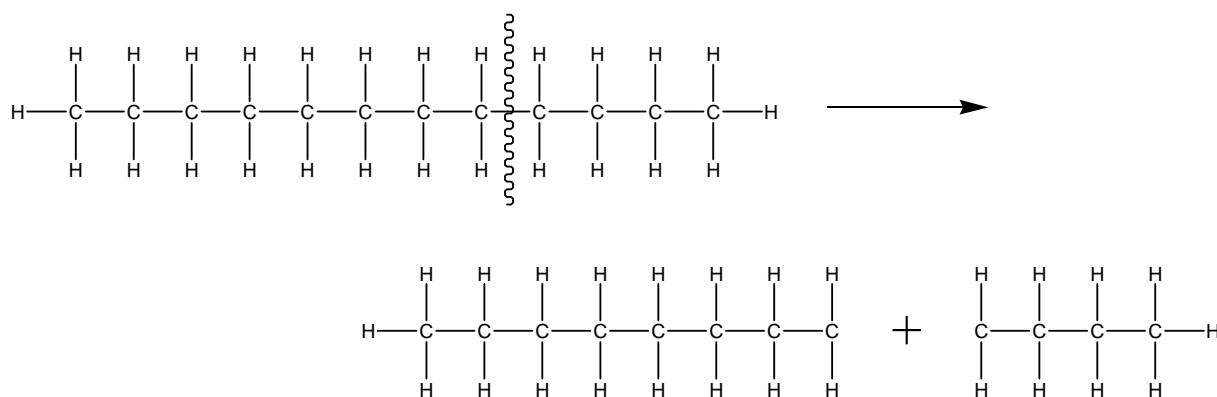
Een kraakreactie is een reactie, waarbij een groot/lang molecuul als het ware doormidden wordt geknipt. Je kunt de term kraken dus vrij letterlijk nemen: er worden moleculen kapotgesloopt. Het resultaat is het ontstaan van enkele kleinere moleculen uit één groot molecuul. Omdat er nieuwe moleculen ontstaan, ontstaan dus nieuwe stoffen. Kraken is – in tegenstelling tot destilleren – wél een reactie.

Moleculen moeten – zie § 2.4 van Pulsar-Chemie – voldoen aan bepaalde “bouwregels”. Een C-atoom heeft altijd vier atoombindingen met andere atomen. Een H-atoom heeft maar één atoombinding met een ander atoom. Elke atoomsoort heeft zijn eigen covalentie, dat wil zeggen: zijn eigen aantal atoombindingen met andere atomen.

Bij het maken van nieuwe moleculen tijdens het kraken moet je daarmee wél rekening houden.

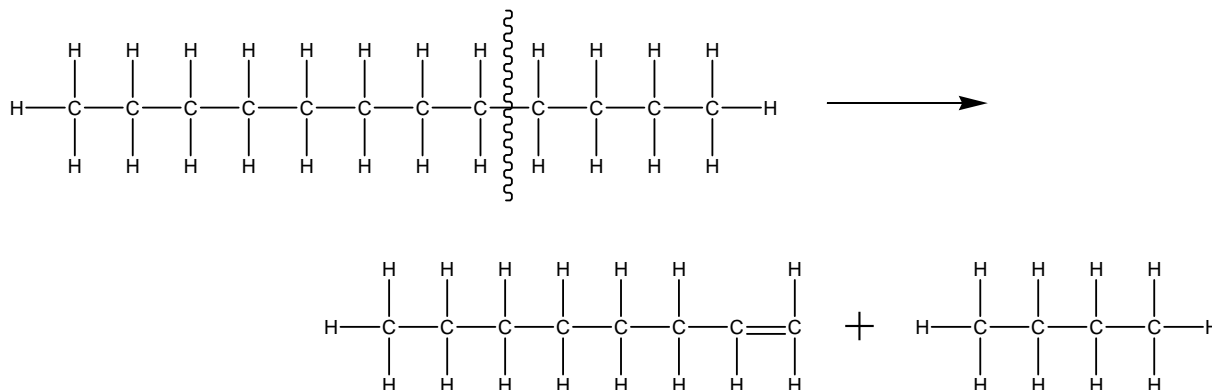
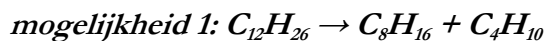
voorbeeld van een simpele kraakreactie

We gaan een molecuul dodecaan ($C_{12}H_{26}$) kraken:

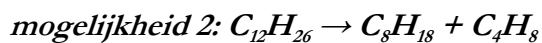


De “brokstukken” rechts van de pijl zijn geen bestaande moleculen. Er zit in elk brokstuk een C-atoom met slechts drie bindingen (streepjes) aan zich en dat moeten er volgens de covalentieregels vier zijn. Bovendien is er nog iets niet helemaal in orde: het streepje (dus het paartje van twee elektronen) dat eerst tussen de brokstukken zat, is ineens na de pijl niet meer getekend. Maar die elektronen moeten er natuurlijk wel nog steeds zijn.

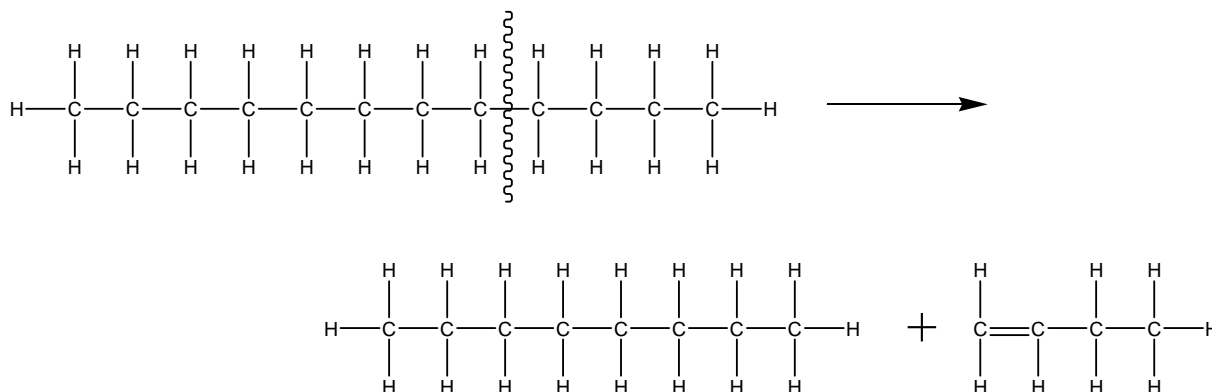
Er zijn verschillende mogelijkheden om deze problemen op te lossen. We geven er twee:



de moleculen na de pijl voldoen aan de covalentieregels (elke C is vier bindingen aangegaan en elke H één). Bovendien zijn er evenveel bindende elektronenparen als vóór de pijl.



Deze mogelijkheid ligt na mogelijkheid 1 wel erg voor de hand: het andere nieuwe molecuul krijgt een (dubbele) C=C-binding:



De twee mogelijkheden hebben iets gemeen: het resultaat van de kraakreactie is, dat er altijd een molecuul met een C=C-binding ontstaat. Dit is ook precies de bedoeling: een stof met C=C of C≡C in het molecuul is een onverzadigde verbinding en juist die moleculen zijn bruikbaar als grondstof voor plastics.

Opgaven:

5.5) Stelling: kraken is een ontledingsreactie.

Ben je het eens met deze stelling? Leg je antwoord uit.

5.6) De volgende kraakreacties hebben allemaal de volgende kenmerken:

- uit één molecuul ontstaan twee moleculen
- alle moleculen zijn “onvertakt” (geen zijtakken)
- moleculen met een dubbele binding hebben deze aan het uiteinde van het molecuul

Geef reactievergelijkingen in molecuulformules én in structuurformules.

- a) nonaan (C_9H_{20}) \rightarrow butaan + ...
- b) undecaan ($C_{11}H_{24}$) \rightarrow buteen (heeft één $C=C$) + ...
- c) dodecaan ($C_{12}H_{26}$) \rightarrow propaan + ...

5.7) We kraken een molecuul heptadecaan ($C_{17}H_{36}$). Daarbij ontstaat een molecuul heptaan (alkaan met 7 C-atomen) en ontstaan twee andere moleculen van dezelfde stof.

- a) Geef de reactievergelijking in molecuulformules.
- b) Teken één mogelijke structuurformule van dat andere molecuul.

Hoofdstuk 6: Atoombinding en structuurformules

6.1 Bindingen: algemeen

Om te weten hoe je nieuwe stoffen en dus nieuwe moleculen kunt maken, moeten we wel weten hoe stoffen en moleculen van binnen in elkaar zitten. Eerst moeten we wel even iets duidelijk stellen: we hebben het hier over moleculen en dus over moleculaire stoffen (zie § 3.1 van deze bundel). We hebben het dus niet over zouten en metalen, want die stoffen bestaan niet uit moleculen.

binding tussen moleculen

Heel veel moleculen samen vormen een stof. Neem een waterdruppel: die is opgebouwd uit talloze watermoleculen. Water is (bij een normale temperatuur van zeg 20 °C) een vloeibare stof. Dat betekent, dat de moleculen dicht bij elkaar zitten en dicht langs elkaar kunnen bewegen. De moleculen blijven dicht bij elkaar door toedoen van een kracht tussen de moleculen. Die kracht noemen we de molecuulkracht of VanderWaalskracht. We spreken ook vaak over molecuulbinding of VanderWaalsbinding. Deze binding bevindt zich **tussen** moleculen.

Voor de sterkte van de VanderWaalsbinding geldt als vuistregel: hoe groter/hoe zwaarder de moleculen zijn, des te sterker zijn de VanderWaalsbindingen.

binding binnenin moleculen

Moleculen zijn opgebouwd uit atomen, zoals je uit klas 3 waarschijnlijk wel weet. Die atomen zitten aan elkaar vast door middel van atoombindingen. Als je een stof wil laten reageren (omzetten in een andere, nieuwe stof), dan zul je de moleculen van de beginstof(fen) moeten kapotmaken en zul je van de resten hiervan nieuwe moleculen (die van de reactieproducten) moeten maken. Bij een reactie moeten dus atoombindingen worden verbroken.

Atoombindingen zijn bindingen binnenin moleculen. **Het zijn dus andere bindingen dan VanderWaalsbindingen en je mag atoombindingen en VanderWaalsbindingen nooit door elkaar halen.**

Om meer te begrijpen van reacties (en reacties bewust te kunnen beïnvloeden) is het handig om te weten, hoe die atoombindingen tot stand komen.

binding of verbinding?

Bij scheikunde praten we vaak over binding(en) en ook vaak over verbinding(en). Die woorden lijken hetzelfde te betekenen, maar hebben in de scheikunde een heel andere betekenis:

- *binding* is “dat iets aan elkaar vastzit”. Bij een atoombinding zitten atomen aan elkaar vast, bij de VanderWaalsbinding zitten moleculen aan elkaar vast
- *verbinding* is een ander woord voor ontleedbare stof. Een ontleedbare stof is een stof die je kunt ontleden. Ontleden (een ontledingsreactie) is een reactie waarbij 1 stof wordt omgezet in twee of meer nieuwe stoffen (“ontleden is $1 \rightarrow \text{meer}$ ”). Een ontleedbare stof herken je aan zijn formule: in de formule van een ontleedbare stof tref je altijd meerdere atoomsoorten aan. Het tegenovergestelde van een verbinding/ontleedbare stof is een element¹ (ofwel een niet-ontleedbare stof).

¹ Het woord *element* betekent in de scheikunde zelfs twee dingen: 1) niet-ontleedbare stof en 2) atoomsoort. Je kunt dus zeggen: “In mijn hand houd ik het element koolstof” (je hebt dan een zichtbare hoeveelheid van de stof koolstof in je hand; eerstgenoemde betekenis van het woord element). Je kunt ook zeggen: “In een molecuul water treffen we het element waterstof aan.” (je bedoelt dan de atoomsoort waterstof in een H₂O-molecuul; laatstgenoemde betekenis van het woord element)

Opgaven:

6.1) Welke bindingen worden verbroken of gevormd bij de volgende gebeurtenissen?

- a) het koken van alcohol
- b) het kraken van een octaanmolecuul (zie § 5.3 uit deze bundel)
- c) het condenseren van een aardoliefractie tijdens gefractioneerde destillatie
- d) de thermolyse van suiker tot koolstofmonoxide en water

6.2) Welke bindingen vind je in de volgende stoffen?

- a) een druppel broom
- b) waterstofgas
- c) de vaste stof I_2
- d) het edelgas argon

6.3) Water kookt bij 100 °C en thermolyseert bij temperaturen boven 2500 °C.

- a) Welke bindingen worden verbroken bij het koken van water?
- b) Welke bindingen worden verbroken bij de thermolyse van water?
- c) Welke bindingen zijn sterker: atoombindingen of VanderWaalsbindingen? Leg je antwoord uit.

6.4) Men lost nagellak op in aceton.

Welke bindingen worden dan verbroken: bindingen in acetonmoleculen, bindingen tussen acetonmoleculen, of beide?

6.2 Atoombinding, covalentie en structuurformules

Het zou wat onzinnig zijn om § 2.4 uit Pulsar-Chemie te gaan herhalen. In deze paragraaf staat uitgebreid uitgelegd hoe een atoombinding tot stand komt en wat de bijbehorende begrippen betekenen.

Ga voor jezelf na of je de volgende begrippen kent en begrijpt:

- atoombinding
- gemeenschappelijk elektronenpaar
- bindend elektronenpaar
- covalente binding
- covalentie
- structuurformule

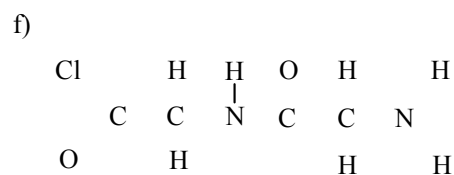
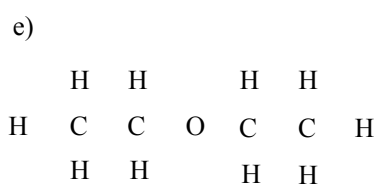
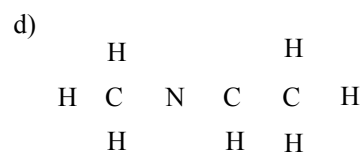
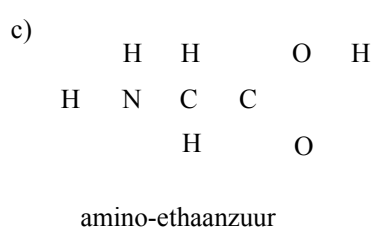
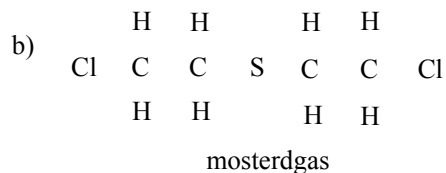
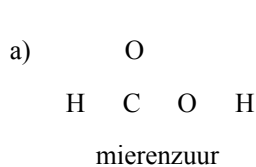
We volstaan hier daarom met uitsluitend extra oefenopdrachten.

Opdrachten:

6.5) Teken de structuurformules van onderstaande stoffen:

- ethyn (C_2H_2)
- koolstoftetrachloride
- koolstofdioxide
- fosfortrichloride
- diwaterstofselenide (selenium = Se)
- waterstofperoxide (H_2O_2)
- ethaan (C_2H_6)
- propaan (C_3H_8)

6.6) Neem de volgende onvolledige structuurformules over en maak ze compleet:



ether (oud narcosemiddel)

6.7) Teken twee verschillende structuurformules die beide bestaan uit twee C-atomen, zes H-atomen en één O-atoom.

6.8) Teken twee verschillende structuurformules die beide bestaan uit drie C-atomen, zes H-atomen en één O-atoom.

6.9) In een molecuul SOCl_2 hebben O en Cl hun normale covalentie, maar S heeft een andere covalentie dan je normaal zou verwachten.

Laat met een structuurformule zien, welke covalentie S in dit molecuul heeft.

Hoofdstuk 7: Koolstofverbindingen I: alkanen en cyclo-alkanen

7.1 Afbakening van en belang van koolstofverbindingen

In hoofdstuk 5 van deze bundel zijn we al tegengekomen, wat we met de term koolstofverbinding bedoelen: verbindingen (ontleedbare stoffen) waarin de atoomsoort koolstof voorkomt. Koolstofverbindingen vind je in organismen (mensen, dieren en planten). Ook vind je ze in de fossiele brandstoffen aardolie en aardgas. Dat laatste is niet zo gek, omdat aardolie en aardgas zijn ontstaan uit resten van organismen. Zowel stoffen uit organismen als de fossiele brandstoffen zijn overduidelijk belangrijke stoffen en het kan geen kwaad om zoveel mogelijk over deze stoffen te weten. Daarom is er een apart deel van de scheikunde, dat over koolstofverbindingen gaat.

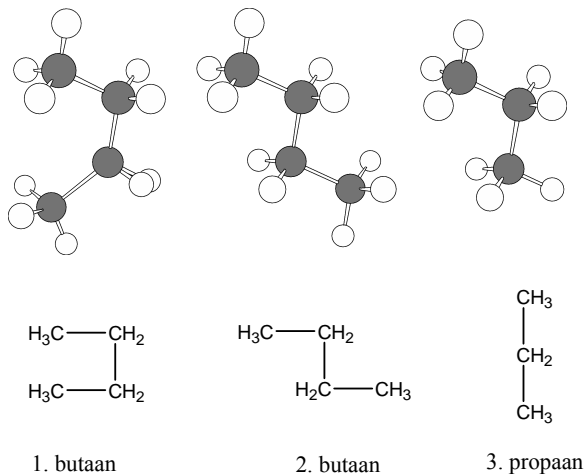
Omdat je koolstofverbindingen in het verleden gelijk kon stellen aan stoffen uit organismen, worden het ook wel organische stoffen of organische verbindingen genoemd. We spreken dan vanuit de historie ook vaak over organische chemie.

De term organische chemie is echter niet meer helemaal correct. Sinds ongeveer 1900 is men in staat om op kunstmatige wijze koolstofverbindingen te maken ("synthetiseren"). Deze zogenaamde synthetische stoffen zijn dan wel koolstofverbindingen, maar kun je eigenlijk geen organische stoffen meer noemen. Vandaar dat de term organische chemie heden ten dage is vervangen door de term koolstofchemie. Toch kom je de term organische chemie nog regelmatig tegen, ook voor de chemie van synthetische koolstofverbindingen.

Zo'n regelmatige reeks wordt een homologe reeks genoemd. In dit geval is dat de homologe reeks der alkanen.

ruimtelijke structuur (3D) versus structuurformules (2D)

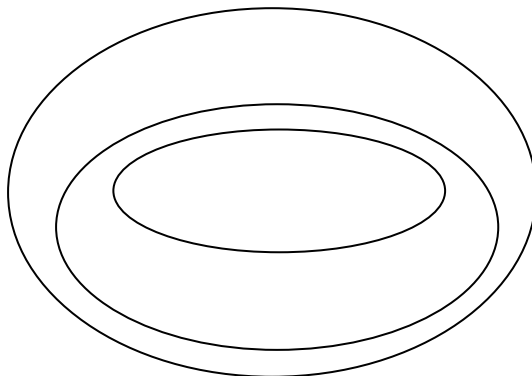
Structuurformules op papier zijn altijd tweedimensionaal. Moleculen hebben – net als voorwerpen in het dagelijks leven – natuurlijk drie dimensies. Men heeft kunnen vaststellen hoe een alkaan er ruimtelijk uitziet. Enkele voorbeelden:



Structuur 1 en 2 zijn dezelfde moleculen, alleen ze zijn anders getekend. Wanneer je hetzelfde molecuul anders tekent, dan kan dat komen doordat je er van een andere kant tegenaan kijkt, maar ook kan het molecuul in een andere stand ("conformatie") staan (als gevolg van de warmtebeweging van moleculen). Toch is het daarmee niet een ander molecuul geworden. Je mag de structuurformule van butaan dus tekenen zoals bij 1. maar ook zoals bij 2. En natuurlijk kan het ook gewoon als volledig recht molecuul ($\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$). Dat laatste is misschien nog wel het meest overzichtelijk.

Opgaven:

7.1) In het onderstaande schema kun je aan elke ellips (“rondje”) een categorie geven: koolwaterstoffen, alkanen, koolstofverbindingen. Neem het schema over (ruim tekenen!) en vul deze drie categorieën in.



7.2) Vul in het schema van de vorige opgave de namen van de onderstaande stoffen in. Kies daarbij voor de nauwkeurigste indeling.

- a) koolstofdioxide
- b) benzeen (C_6H_6)
- c) tafelsuiker ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
- d) pentaan (C_5H_{12})
- e) etheen (C_2H_4)
- f) mercaptaan (C_2H_6S)
- g) cyclohexaan (C_6H_{12})
- h) nonaan (C_9H_{20})

7.3 Naamgeving van koolstofverbindingen

Om wereldwijd dezelfde scheikundige taal te spreken, zijn afspraken gemaakt over het geven van namen aan koolstofverbindingen. Deze afspraken zijn gemaakt door de wereldwijde scheikundevereniging IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) en is vastgelegd in diverse boeken.

Zoals al eerder gezegd in deze bundel (§ 5.1 en § 7.2) gaat men bij het geven van namen aan koolstofverbindingen uit van de alkanen. De procedure is ook beschreven in hoofdstuk 3 van Pulsar-Chemie en gaat als volgt:

1. zoek de langste niet-onderbroken keten van C-atomen. Deze zogenaamde hoofdketen bepaalt de stamnaam van het molecuul:
 - 1 C-atoom in hoofdketen stamnaam: methaan
 - 2 C-atomen in hoofdketen stamnaam: ethaan
 - 3 C-atomen in hoofdketen stamnaam: propaanetcetera. Zie voor de stamnamen van de alkanen desnoods Binas (5^e editie: tabel 66D)
2. kijk welke zijgroepen ofwel substituenten er aan de hoofdketen zitten. Een substituent is alles behalve een H-atoom. Wanneer de substituent andere atomen dan C- en H-atomen bevat, dan noemen we zo'n substituent een karakteristieke groep. Zijn er meer van dezelfde substituenten aanwezig? Gebruik dan voorvoegsels als di-, tri-, tetra-, etc

Bekende substituenten:

| | | |
|---|--------|---|
| -CH ₃ -groep | methyl | (zijgroep afgeleid van CH ₄ , dus van methaan) |
| -CH ₂ CH ₃ -groep | ethyl | (zijgroep afgeleid van ethaan) (<i>alleen VWO</i>) |

zie ook Pulsar-Chemie, hoofdstuk 3

Bekende karakteristieke groepen zijn de halogeenatomen:

| | |
|------------------------|---|
| -F en -Cl en -Br en -I | fluor, chloor, broom, jood |
| | (<i>geen fluoride, chloride, bromide en jodide!!</i>) |

Later gaan we (veel) meer karakteristieke groepen leren kennen.

3. nummer de C-atomen in de hoofdketen

* Voor het VWO: kies bij de nummering van de hoofdketen (vorige punt) voor de laagste nummering. Dit betekent dat de som van de plaatsnummers van de zijgroepen zo laag mogelijk moet zijn.

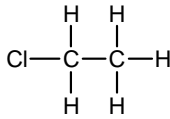
4. zet de zijgroepen mét hun plaatsnummer vóór de stamnaam. Als een nummering niet nodig is, hoeft je het plaatsnummer niet te noteren (maar het mag wel).

* Voor het VWO: de zijgroepen moeten op alfabetische volgorde worden genoteerd. Daarbij tellen de numerieke voorvoegsels (di-, tri-, etc) niet mee.

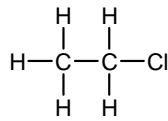
Opgaven:

7.3) Geef de namen van de volgende stoffen.

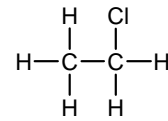
a)



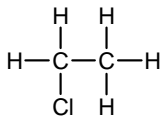
b)



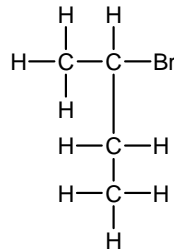
c)



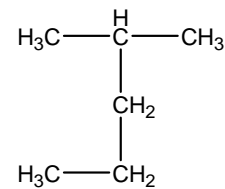
d)



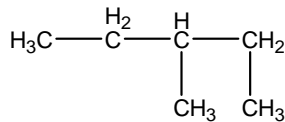
e)



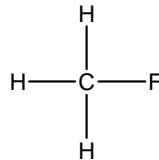
f)



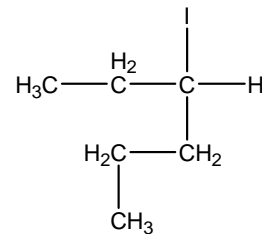
g)



h)

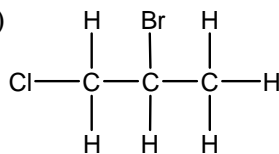


i)

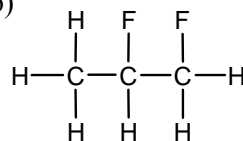


* 7.4) Geef de namen van de volgende stoffen.

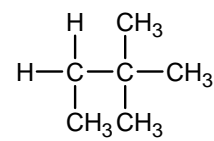
a)



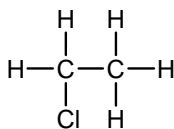
b)



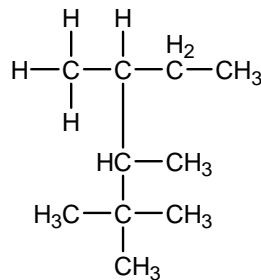
c)



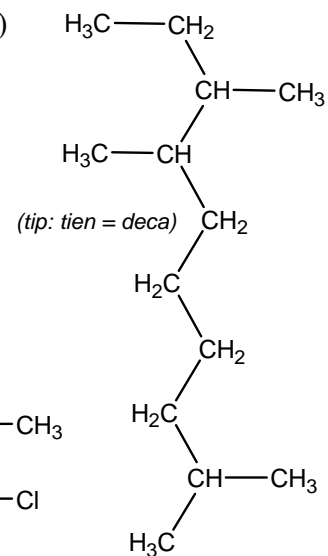
d)



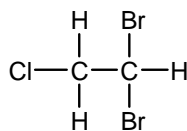
e)



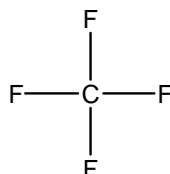
f)



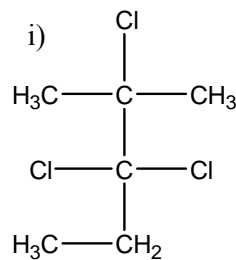
g)



h)



i)



7.5) Heet de stof C_4H_{10} altijd butaan? Leg uit met behulp van structuurformules.

7.4 Isomeren

Al in de vorige paragraaf heb je kunnen zien, dat één en dezelfde molecuulformule soms kan coderen voor verschillende structuurformules. Een molecuul met een andere structuurformule is ook daadwerkelijk een andere stof met andere stoffeigenschappen (smeltpunt, kookpunt, dichtheid, etc).

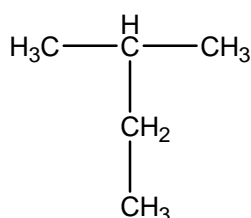
Verschillende stoffen met dezelfde molecuulformule noemen we isomeren van elkaar.

Isomeren hebben dezelfde molecuulformule, maar verschillende structuurformules. Het zijn dan ook verschillende stoffen.

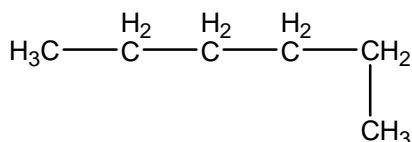
Opgaven:

7.6) Geef aan of de volgende structuren a) dezelfde stoffen voorstellen, b) isomeren van elkaar zijn of c) noch dezelfde stof, noch isomeer aan elkaar zijn.

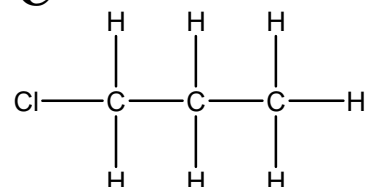
A



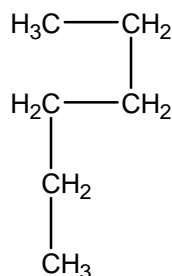
B



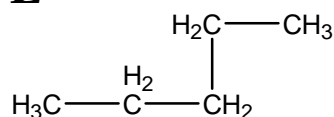
C



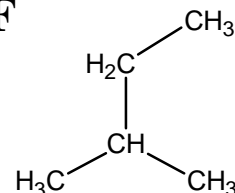
D



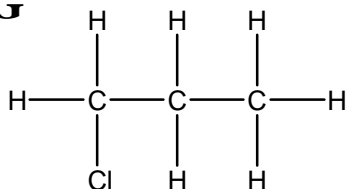
E



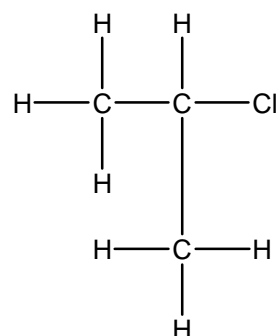
F



G



H



7.7) Teken alle isomeren van C_5H_{12}

7.5 Reacties van alkanen

verbrandingsreacties en kraken

Met alkanen kun je verschillende reacties uitvoeren. Een bekende reactie van alkanen is hun verbranding. Alkanen die uit aardolie worden gewonnen (zie § 5.2 van deze bundel) worden dikwijls ingezet als brandstof. Omdat alkanen koolwaterstoffen zijn, is het eenvoudig om af te leiden wat de verbrandingsproducten van de verbranding van alkanen zijn (zie ook de hints aan het eind van § 1.3 van deze bundel).

Een andere bekende reactie van alkanen is kraken. Zie hiervoor § 5.3 van deze bundel.

*** substitutiereacties**

Alkanen kunnen ook deelnemen aan een ander soort reactie. In een dergelijke reactie wordt een H-atoom van een alkaan vervangen door een ander atoom (of een andere zijgroep). Omdat dit een vervangingsreactie is, noemen we dit een substitutiereactie (substitutie = vervanging).

Kenmerken van substitutiereacties:

- meestal worden substitutiereacties uitgevoerd tussen een alkaan en een halogeenmolecuul, te weten de moleculen Cl_2 , Br_2 en I_2 (zie voetnoot¹);
- substitutiereacties kunnen alleen in het licht worden uitgevoerd. Er is namelijk licht nodig om het halogeenmolecuul te splitsen in losse atomen;
- van elk halogeenmolecuul kan slechts één atoom aan het alkaan worden gebonden. Het andere halogeenatoom vormt met het overgebleven H-atoom een molecuul HF, HCl, HBr of HI ;
- als je een alkaanmolecuul met twee halogeenatomen wil maken, dan heb je voor elk alkaanmolecuul twee moleculen F_2 , Cl_2 , Br_2 of I_2 nodig.

Opgaven:

7.8) Geef reactievergelijkingen van de volgende reacties:

- a) de volledige verbranding van ethaan
- b) idem voor butaan
- c) idem voor pentaan
- d) idem voor octaan (een C_8 -molecuul)
- e) het kraken van decaan (een C_{10} -molecuul) tot C_4H_8 en één ander molecuul. Gebruik hierbij structuurformules.
- f) het kraken van tetradecaan (een C_{14} -molecuul) tot hexaan en twee moleculen van één andere stof. Gebruik hierbij structuurformules.

* 7.9) Geef in structuurformules de reactievergelijkingen van de volgende substitutiereacties:

- a) de vorming van chloormethaan uit methaan
- b) de vorming van chloorethaan uit ethaan
- c) de reactie tussen ethaan en broom (geen stoffen in overmaat)
- d) de reactie tussen ethaan en tweemaal zoveel broom
- e) de reactie tussen ethaan en driemaal zoveel broom

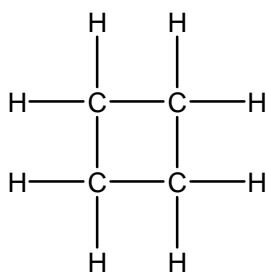
* 7.10) Welke koolstofverbindingen kunnen ontstaan bij de reactie tussen pentaan en broom (geen stoffen in overmaat)? Geef de structuurformules en de namen van die stoffen.

¹ Het halogeenmolecuul F_2 ontbreekt in dit rijtje. F_2 is een heel reactief molecuul. Een gecontroleerde substitutiereactie is daarom met F_2 niet mogelijk.

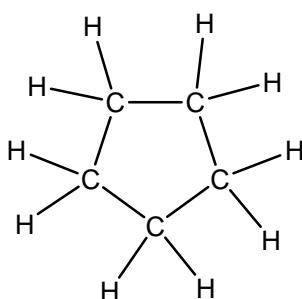
* 7.6 Cycloalkanen

Als een koolstofketen kop-staartkoppeling vertoont, ontstaan ringvormige moleculen. Van alkanen zijn op deze manier de cycloalkanen af te leiden. Voor de naam van het corresponderende alkaan wordt het voorvoegsel *cyclo-* geplaatst.

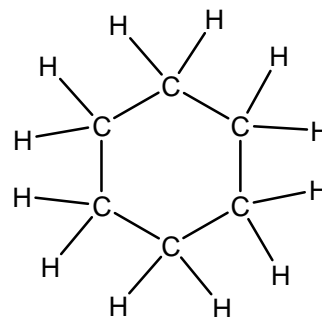
Enkele voorbeelden van cyclo-alkanen staan hieronder getekend.



cyclobutaan
 C_4H_8



cyclopentaan
 C_5H_{10}

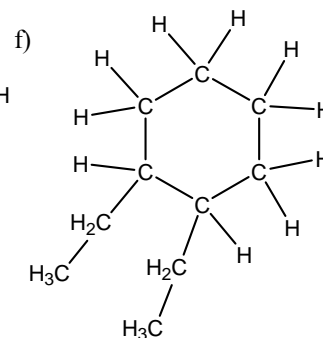
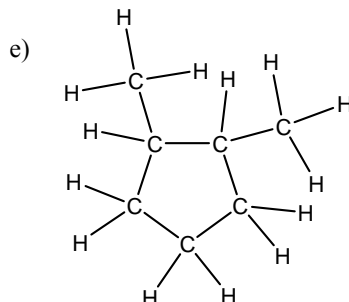
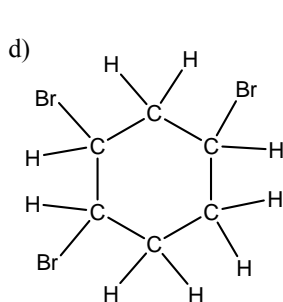
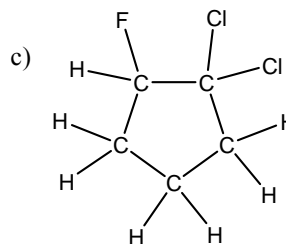
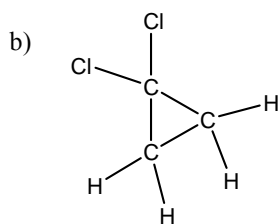
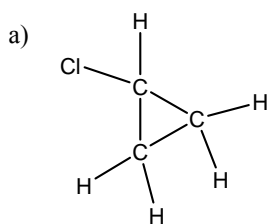


cyclohexaan
 C_6H_{12}

Ook aan cycloalkanen kunnen substituenten worden geplaatst. Bij meerdere substituenten moeten de C-atomen in de ring van plaatsnummers worden voorzien. De nummering begint bij een C-atoom met een substituent; ook hier moet de laagste nummering (zie § 7.3 van deze bundel) worden nagestreefd.

Opgaven:

- * 7.11) Geef de algemene formule voor de cycloalkanen.
- * 7.12) Wat is het kleinste cycloalkaan? Leg uit.
- * 7.13) Geef de namen van de volgende verbindingen.

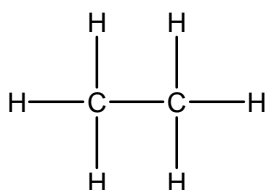


Hoofdstuk 8: Koolstofverbindingen II: alkenen, alkyne en aromaten

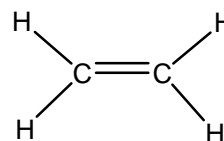
8.1 Verzadigde en onverzadigde verbindingen

In het dagelijks spreekgebruik hoor je het vaak: “Ik ben verzadigd”. Iemand die dit zegt, geeft daarmee aan dat er niets meer bij kan (meestal gaat het dan over eten of drinken). Het tegenovergestelde komt ook voor: “Ik ben onverzadigbaar!” is een kreet, die aangeeft dat er “almaar meer bij kan”.

In de scheikunde komen de termen verzadigd en onverzadigd ook voor. Het betreft dan de moleculen van een stof. Neem de volgende stoffen:



stof A



stof B

Aan de C-atomen van stof A kunnen geen extra atomen meer worden gebonden. Het molecuul “zit helemaal vol” (in dit geval met H-atomen). Stof A noemen we daarom een verzadigde verbinding. Het tegenovergestelde zie je bij stof B. Aan de C-atomen van stof B zouden nog extra atomen gebonden kunnen worden. Stof B is een onverzadigde verbinding.

Een onverzadigde verbinding herken je aan meervoudige (dubbele, drievoudige) atoombindingen. Aan een onverzadigde verbinding zou je nog extra atomen kunnen binden.

Aan een verzadigde verbinding kun je geen atomen meer toevoegen.

De term verzadigd en onverzadigd kom je vaak tegen bij vetten: verzadigde vetten hebben geen C=C of C≡C in hun molecuul. Bij onverzadigde vetten is minimaal één meervoudige C-C-binding aanwezig (C=C of C≡C).

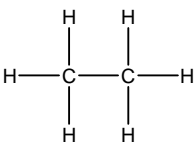
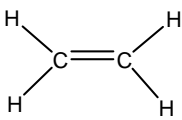
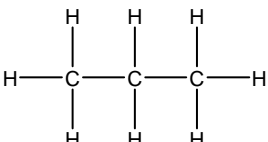
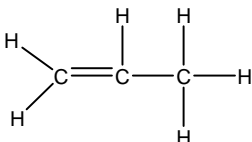
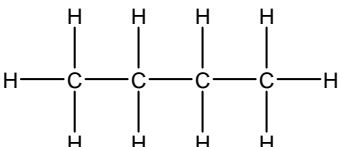
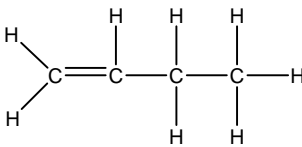
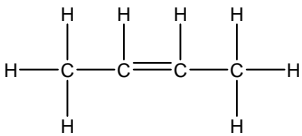
Opgave:

8.1) Ga na of de volgende koolstofverbindingen verzadigd of onverzadigd zijn.

- C_3H_8
- cyclobutaan
- $H-C\equiv C-H$
- $H_3C-CH_2-O-CH_2-CH_3$

8.2 Alkenen

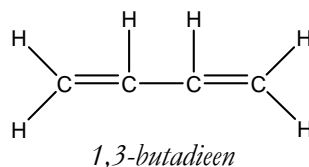
Alkenen kun je omschrijven als “alkanen met een dubbele binding”. Enkele alkanen en daarmee corresponderende alkenen staan in onderstaande tabel:

| structuurformule | naam | structuurformule | naam |
|--|---------|---|--|
|  | ethaan |  | etheen |
|  | propaan |  | propeen (1-propeen mag ook, maar het plaatsnummer is niet noodzakelijk) |
|  | butaan |   | 1-buteen 2-buteen |

Naamgeving van alkenen:

- in plaats van op *-aan* eindigt de naam op *-een*
- denk aan het plaatsnummer van de dubbele binding. Ook hier geldt: laagste nummering kiezen. Een C=C tussen C₁ en C₂ geef je het plaatsnummer 1

Wanneer er meer dubbele bindingen aanwezig zijn, eindigt de naam op *-diene*.

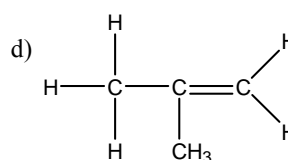
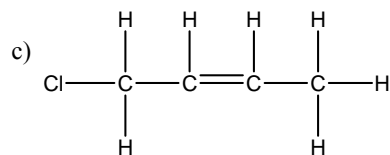
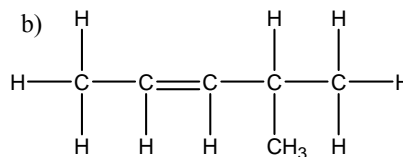
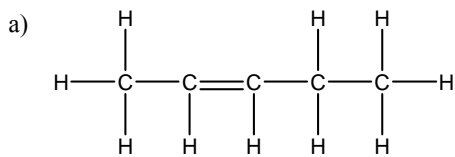


De algemene formule van de alkenen luidt C_nH_{2n}. Als je een enkele C–C vervangt door een dubbele binding (dus C=C) dan kost dat twee H-atomen.

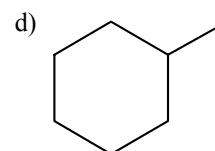
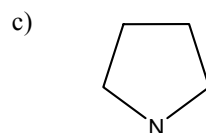
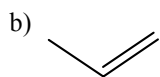
Elke volgende C=C kost ook weer 2 H-atomen. Een alkadiene heeft dus de algemene formule C_nH_{2n-2}, een alkatriene C_nH_{2n-4}, enzovoort.

Opgaven:

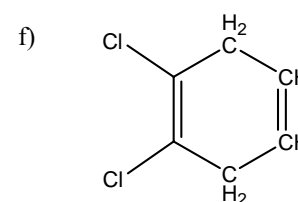
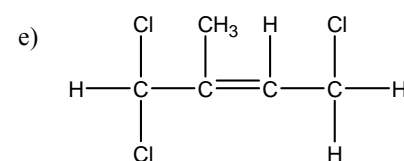
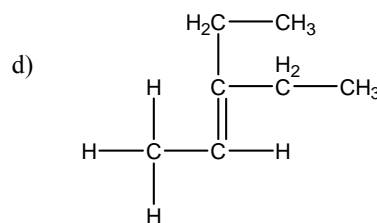
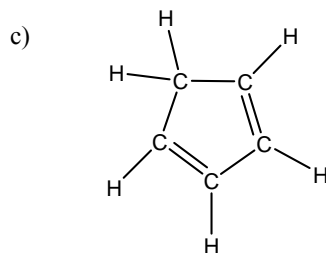
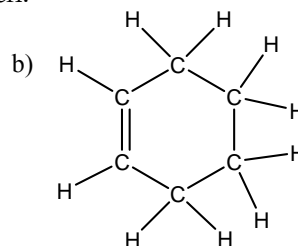
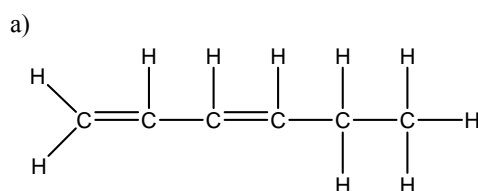
8.2) Geef de namen van de volgende verbindingen.



8.3) De volgende structuurformules van koolstofverbindingen zijn schematische voorstellingen. Geef de bijbehorende molecuulformules.



* 8.4) Geef de namen van de volgende verbindingen.



* 8.5) Teken de structuurformules van alle isomeren van C₅H₁₀.

8.3 Reacties van alkenen

verbrandingsreacties

Ook alkenen zijn meestal goede brandstoffen. Verbrandingsreacties van alkenen verlopen op dezelfde manier als verbrandingen van alkanen (zie § 7.5 van deze bundel).

de additiereactie

Zoals al is aangegeven in § 8.1 van deze bundel, kunnen aan onverzadigde verbindingen nog atomen worden toegevoegd. Het toevoegen van atomen aan een molecuul levert een nieuw molecuul (dus een nieuwe stof) op en dit is dus een reactie. Zo'n toevoegingsreactie noemen we een additiereactie (Lat.: *addere*, Eng.: *to add* = toevoegen).

Kenmerken van een additiereactie:

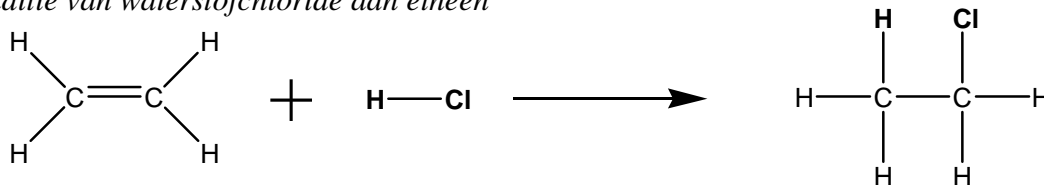
- twee moleculen → één molecuul
- onverzadigd molecuul + ander molecuul → verzadigd molecuul
- de dubbele binding verdwijnt

De rol van “ander molecuul” kan door veel moleculen worden vervuld:

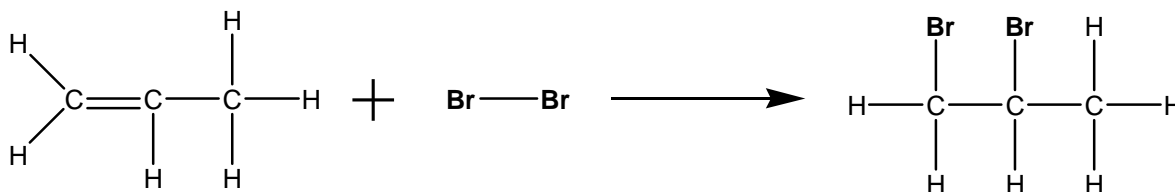
- de halogeenmoleculen Cl₂, Br₂ en I₂ (zie voetnoot¹)
- de zgn. waterstofhalogeniden HCl, HBr, HI
- waterstof, H₂
- water (H₂O) – het molecuul H₂O splitst hierbij in H en OH.

Enkele voorbeelden van additiereacties in structuurformules staan hieronder.

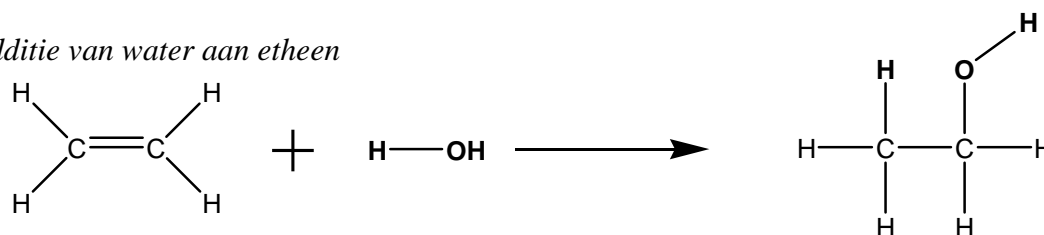
additie van waterstofchloride aan etheen



additie van broom aan propene



additie van water aan etheen



¹ F₂ is erg reactief en kan niet op gecontroleerde wijze worden geaddeerd aan een alkeen.

Opgaven:

8.6) Geef de reactievergelijking in molecuulformules van de volgende reacties.

- a) de volledige verbranding van 1-buteen
- b) de volledige verbranding van etheen
- c) de additie van broom aan 2-buteen
- d) de additie van water aan propene
- e) de additie van waterstof aan 1-penteen
- f) de additie van waterstofchloride aan etheen

8.7) Geef reactievergelijkingen in structuurformules van de volgende reacties.

- a) de additie van waterstof aan 1-buteen
- b) de additie van een grote overmaat chloor aan 1,3-butadieen
- c) de additie van broom aan 3-hexeen

8.8) a) Hoeveel verschillende stoffen ontstaan er bij de additie van waterstofbromide aan propene? Leg uit met een reactievergelijking in structuurformules

b) Geef de namen van de reactieproducten van deze reactie.

c) Als we broom adderen aan propene, hoeveel verbindingen ontstaan dan? Leg uit.

d) Als we waterstofchloride adderen aan 2-buteen, hoeveel reactieproducten kunnen dan ontstaan? Leg uit.

* 8.4 Alkynen en reacties van alkynen

Naast de alkenen en de cyclo-alkenen zijn er nog andere onverzadigde koolstofverbindingen mogelijk, namelijk verbindingen met een drievoudige binding ($C\equiv C$) in het molecuul. Dit zijn de zogenaamde alkynen. Het eenvoudigste alkyn is ethyn, ofwel $H-C\equiv C-H$. In de naam van een alkyn zie je het achtervoegsel *-yn* in plaats van *-aan*. Denk ook hier aan het plaatsnummer van de drievoudige binding.

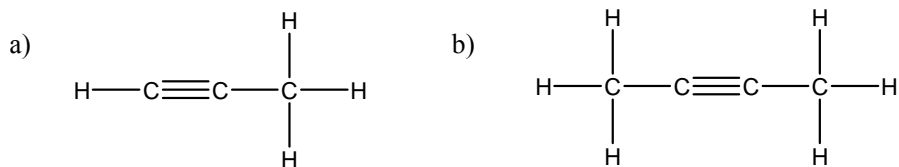
De alkynen hebben de algemene formule C_nH_{2n-2} . Waar een $C=C$ ten koste ging van twee H-atomen, verlies je (vergeleken met een alkaan) zelfs vier H-atomen als je een $C-C$ verandert in $C\equiv C$.

reacties van alkynen

Alkynen zijn ook brandbare stoffen. Daarnaast kunnen ze – als gevolg van hun onverzadigdheid – ook deelnemen aan additiereacties, net zoals alkenen.

Opgaven:

* 8.9) Geef de naam van de volgende verbindingen.



* 8.10) We adderen broom aan ethyn. Er zijn geen stoffen in overmaat aanwezig. Geef hiervan de reactievergelijking in structuurformules.

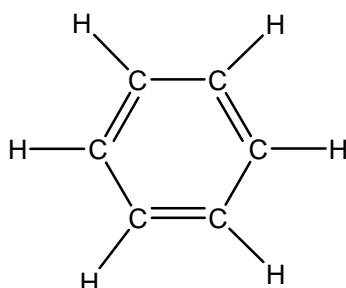
* 8.11) Geef de structuurformules van alle isomeren van C_4H_6 .

* 8.5 Aromatische koolstofverbindingen

De stof benzeen is een cyclisch koolwaterstof met de molecuulformule C_6H_6 . De stof heeft bijzondere eigenschappen ten opzichte van de stoffen cyclohexaan (C_6H_{14}) en cyclohexeen (C_6H_{12}):

- benzeen heeft een opvallende en herkenbare geur (“aroma”). Om die reden werd benzeen in het verleden een aromatische (geurende) verbinding genoemd;
- al lijkt de formule C_6H_6 te duiden op een sterk onverzadigde verbinding, het blijkt niet mogelijk om additiereacties uit te voeren met benzeen;
- een $C=C$ -binding heeft normaal gesproken een kortere lengte (0,135 nanometer²) dan een $C-C$ -binding (0,154 nanometer). In benzeen zijn alle bindingen tussen C-atomen evenlang, namelijk 0,140 nanometer.

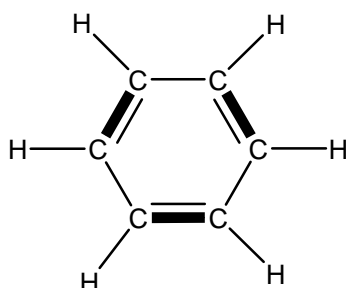
Men heeft jarenlang gezocht naar de structuurformule van benzeen en kwam op de volgende structuurformule uit:



Deze structuurformule kan niet helemaal correct zijn. Het bovenstaande molecuul (1,3,5-cyclohexatrien) zou wél moeten kunnen deelnemen aan een additiereactie. Bovendien zou je een verschil moeten kunnen meten tussen de lengtes van een $C=C$ -binding en van een $C-C$ -binding.

Allerlei onderzoeken hebben de volgende theorie opgeleverd:

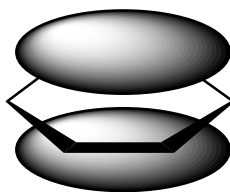
Aan elk C-atoom in de ring is één H-atoom gebonden. Elk C-atoom is met een enkele binding aan een buur-C-atoom gebonden. Er zijn dan drie elektronenparen over (in elke “dubbele binding” één), ofwel zes elektronen (de drie dikgedrukte elektronenparen).



Deze zes elektronen hebben zich boven en onder de gehele koolstofring verdeeld. Ze horen niet meer bij één atoom, maar zijn *gedelokaliseerd*. Wanneer elektronen zich over een groter gebied in een molecuul uitspreiden, dan noemen we dat verschijnsel mesomerie (in oude teksten kom je soms nog de niet-correcte term *resonantie* tegen).

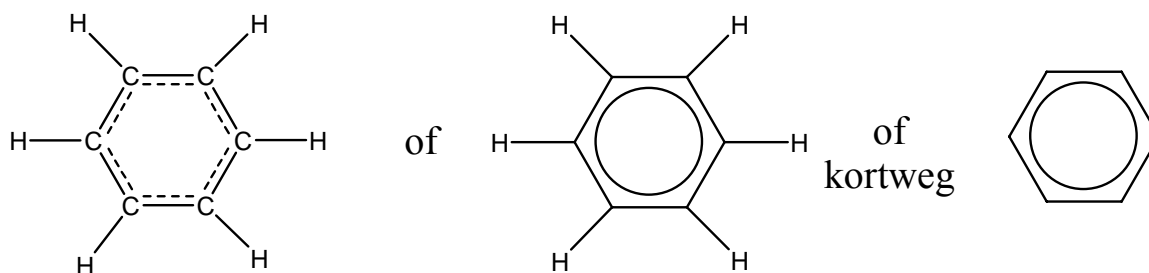
² een nanometer (nm) is een miljardste meter, ofwel 10^{-9} m, ofwel een miljoenste millimeter

Ruimtelijk ziet dat er als volgt uit:



een elektronenwolk met 6 elektronen; de ene wolk bevindt zich boven én onder de koolstofring

Het resultaat voor de benzeenstructuur kun je als volgt tekenen:



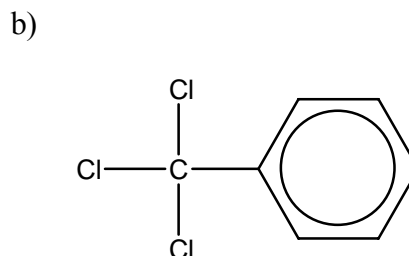
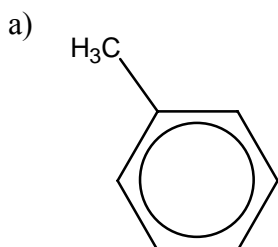
(de binding tussen de C's zit tussen een enkele en een dubbele binding in)

Enkele opmerkingen:

- alle koolwaterstoffen die een benzeenstructuur bevatten, noemen we aromatische verbindingen;
- verbindingen zonder benzeenstructuur noemen we alifatische verbindingen;
- als een benzeenring als zijgroep aanwezig is, gebruikt men het voorvoegsel *fenyl-* (of soms *benzenyl-*). Gebruik niet het voorvoegsel *benzyl-*, want dat betekent iets anders! Een benzeengroep moet je als zijgroep beschouwen, als in een zijketen van een benzeenring een karakteristieke groep aanwezig is. Die zijketen wordt dan dus de hoofdketen;
- bedenk altijd, dat een C-atoom in een benzeenring maar één bindingsplaats over heeft (voor een H-atoom of een andere atoombinding).

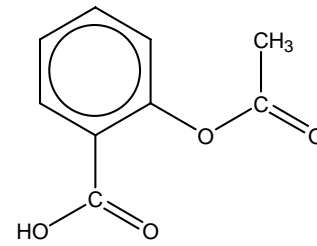
Opgaven:

* 8.12) Geef namen van de volgende aromatische verbindingen



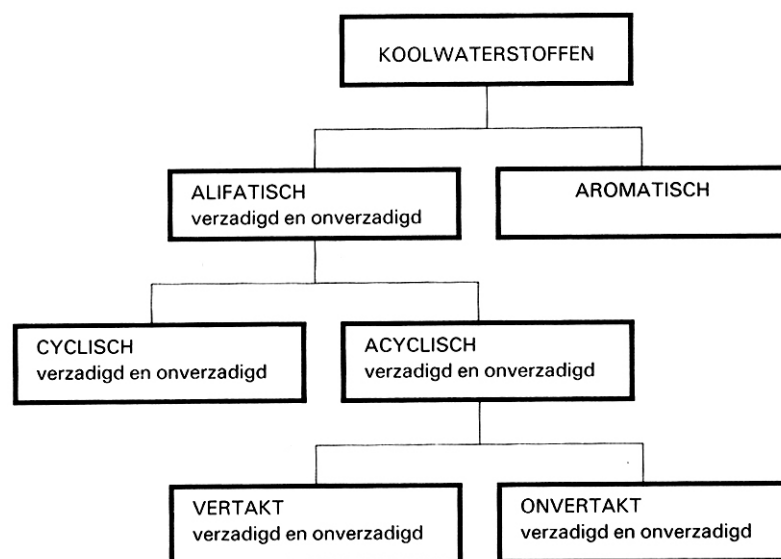
* 8.13) Geef de molecuulformules van de volgende aromatische verbindingen.

- a) opgave a) van de vorige opgave
- b) opgave b) van de vorige opgave
- c) aspirine (zie rechts)



aspirine

* 8.14) Schrijf voor elke term in onderstaand schema op, wat de betekenis is.



Hoofdstuk 9: Een combinatie-opgave

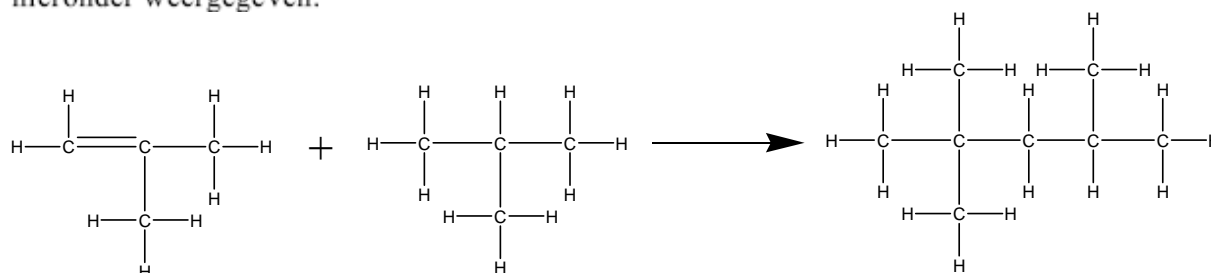
Ontzwaveling van benzine

Aardolie bestaat uit een groot aantal stoffen. Deze stoffen worden door destillatie gescheiden in een aantal fracties. De fractie met een kooktraject van 70 °C tot 180 °C bestaat voor het grootste deel uit koolwaterstoffen waarvan de moleculen zes tot tien koolstofatomen bevatten. Uit deze fractie wordt brandstof voor benzineauto's gemaakt. De vraag naar deze brandstof is zo groot, dat verschillende processen zijn ontwikkeld om stoffen uit andere fracties om te zetten in stoffen die geschikt zijn als autobrandstof. In één van deze processen worden grote moleculen omgezet in kleinere moleculen.

OPGAVE 9.1)

Geef de naam van het proces in de aardolie-industrie waarbij grote moleculen worden omgezet in kleinere moleculen.

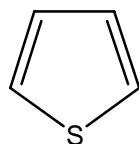
Bij dit proces ontstaan ook moleculen met minder dan zes koolstofatomen. Deze kleinere moleculen kunnen in een volgend proces gebruikt worden om moleculen van een gewenste grootte te maken. Daarbij reageren alkenen met alkanen. Een voorbeeld van zo'n reactie is hieronder weergegeven:



OPGAVE 9.2)

Is deze reactie een additiereactie? Geef een verklaring voor je antwoord.

In de fractie die gebruikt wordt als autobenzine komen altijd zwavelverbindingen voor. Bij de verbranding van benzine ontstaat daardoor het schadelijke zwaveldioxide. De zwavelverbinding die voornamelijk in autobenzine voorkomt, is thiofeen (kookpunt 84 °C). De structuurformule van thiofeen wordt meestal als volgt weergegeven:



In deze structuurformule zijn de koolstofatomen, de waterstofatomen en de bindingen tussen koolstofatomen en waterstofatomen niet getekend.

OPGAVE 9.3)

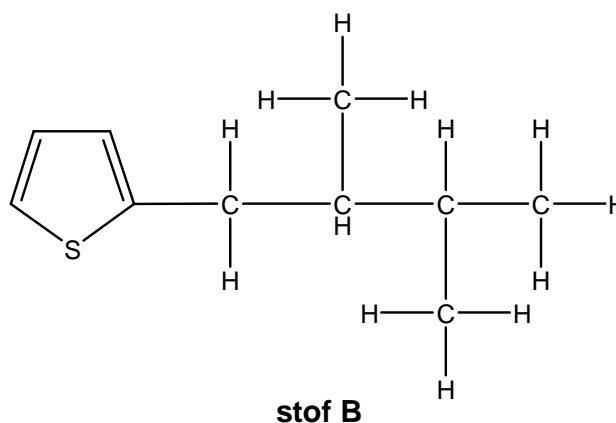
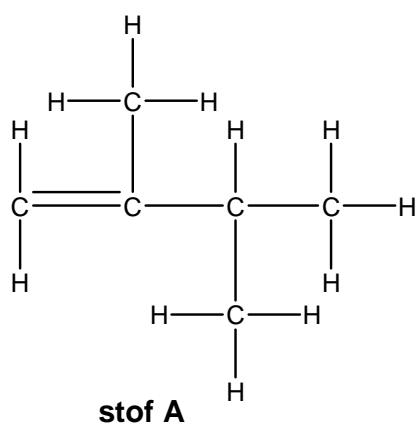
Geef de molecuulformule van thiofeen.

OPGAVE 9.4)

Geef de vergelijking van de volledige verbranding van thiofeen. Gebruik daarbij molecuulformules.

In verschillende landen worden de normen voor het zwavelgehalte in autobenzine aangescherpt. In 2000 bevatten de meeste benzinesoorten nog enkele honderden ppm zwavel (1 ppm zwavel = 1 mg zwavel per kg benzine). In 2005 zal in de landen van de Europese Unie het zwavelgehalte van benzine lager dan 50 ppm moeten zijn.

Een nieuw ontwikkeld proces om het zwavelgehalte sterk te verminderen is OATS (Olefinic Alkylation of Thiophenic Sulfur). Onder bepaalde omstandigheden kan thiofeen reageren met alkenen die in de benzinefractie aanwezig zijn. Bij deze reactie van thiofeen met stof A ontstaat onder andere stof B:



OPGAVE 9.5)

Geef de naam van stof A.

Het kookpunt van stof B is hoger dan 180 °C. Daardoor kan stof B gemakkelijk worden verwijderd uit het mengsel.

OPGAVE 9.6)

Noem het type binding dat bij het kookpunt wordt verbroken.

OPGAVE 9.7)

Geef de naam van de scheidingsmethode die wordt gebruikt om stof B uit het mengsel te verwijderen.

Hoofdstuk 10: Neerslagreacties van zouten

10.1 Een herhaling

In hoofdstuk 1 van Pulsar-Chemie en in hoofdstuk 3 van deze bundel heb je kennism gemaakt met zouten. Een zout is een stof, die is opgebouwd uit ionen. Sommige zouten kun je oplossen in water. Bij het oplossen van een zout gaan de ionen van elkaar af en komen ze als losse ionen in het water voor. Niet elk zout is op te lossen in water. We onderscheiden al eerder goed oplosbare, matig oplosbare en slecht oplosbare zouten. In Binas (tabel 45A) kun je voor elk zout opzoeken, hoe goed een zout in water kan oplossen.

Bij het indampen van een zoutoplossing worden de watermoleculen door verdamping uit het mengsel gedwongen. De ionen vormen met elkaar dan weer een vast zout.

Opgaven:

10.1) Geef de oplosvergelijkingen (in water) van de volgende zouten:

- | | |
|---------------------|------------------------------|
| a) bariumchloride | f) kaliumfosfaat |
| b) ammoniumnitraat | g) ijzer(III)sulfaat |
| c) magnesiumsulfaat | h) kaliumjodide |
| d) kaliumhydroxide | i) calciumwaterstofcarbonaat |
| e) bariumhydroxide | j) aluminiumnitriet |

10.2) Bij de vorige vraag ontstaan oplossingen. Welke van deze oplossingen hebben een triviale naam? Geef deze triviale namen.

10.3) Geef de indampvergelijkingen van de volgende zoutoplossingen.

- | | |
|-------------------|-------------------|
| a) kaliumchloride | d) ammoniumjodide |
| b) natriumsulfiet | e) zinknitraat |
| c) bariumnitraat | f) kaliumfosfaat |

10.2 Neerslagreacties

Niet alle zouten lossen goed op in water. Wanneer je zo'n zout hebt, zal het oplossen niet (of beter gezegd: slecht, dus maar voor een heel klein deel) verlopen. Kennelijk kunnen bepaalde combinaties van ionen niet apart in water voorkomen. Het water is dan niet in staat om die ionen van elkaar los te weken: de ionen zijn dan zo "hecht", dat ze liever bij elkaar in een vaste stof (een vast zoutrooster) zitten.

Als je zoutoplossingen bij elkaar voegt, kan het dus ook gebeuren dat je een nieuwe combinatie van ionen krijgt die liever met elkaar een vaste stof vormen, dan dat ze als losse ionen in de nieuwe oplossing blijven bestaan. Er treedt dan een reactie op tussen ionen en het resultaat is een vast zout. Eigenlijk krijg je dan een suspensie. Dat vaste zout zakt naar de bodem ("slaat neer"). Om die reden noemen we het ontstaan van een vast zout door een reactie tussen ionen een neerslagreactie. Het vaste zout noemen we het neerslag (ook als het nog niet naar de bodem is gezakt).

Het opstellen van neerslagvergelijkingen staat uitgebreid in hoofdstuk 4 van Pulsar-Chemie beschreven. We gaan dat hier niet allemaal herhalen. Wel waarschuwen we je voor een paar valkuilen:

1. je kunt in Binastabel 45A zien of er een neerslag kan ontstaan. Als er een *g* staat, lost die combinatie van ionen goed op. Er ontstaat dan dus juist geen neerslag. Bij een *m* ontstaat wel een neerslag (tenzij de concentraties heel laag zijn) en bij een *s* ontstaat ook een neerslag.

Vaak lezen mensen de tabel verkeerd. Ze denken dat er bij een *g* goed en gemakkelijk een neerslagreactie kan optreden. Dat is dus juist niet zo! **Bedenk dat tabel 45A een oplosbaarheidstabel is en geen neerslagtabel.** Twijfel je? Kijk dan onderaan de tabel nog eens naar de betekenis van de letters.

2. er kan pas een neerslag ontstaan, wanneer ionen eerst apart zitten (zijn opgelost). Als je uit bent op een bepaalde neerslagreactie (bijvoorbeeld om een bepaald nieuw zout te maken), zorg er dan voor dat de ionen eerst opgelost zijn. Dan pas hebben ze de gelegenheid om deel te nemen aan een nieuwe combinatie.

als je eenmaal weet welke ionen met elkaar gaan reageren tot een neerslag, moet je wel de juiste verhoudingsformule van het vaste zout kunnen opstellen. Daarvoor moet je de ionladingen van de betrokken ionen goed kennen. Zie hoofdstuk 3 van deze bundel voor uitgebreide oefeningen over het opstellen van verhoudingsformules van vaste zouten.

3. denk aan het kloppend maken van de vergelijking: de losse (opgeloste) ionen staan vóór de pijl en daar moet je zonnodig wel de juiste getallen (coëfficiënten) voor zetten.

4. bij losse ionen moet verplicht de ionlading worden genoteerd. In verhoudingsformules van zouten mag dat, maar is het niet verplicht. Zie opnieuw hoofdstuk 3.

Opgave:

10.4) Ga na of er een reactie optreedt bij het samenvoegen van de volgende zoutoplossingen. Zo ja, geef dan de neerslagvergelijking.

- a) oplossingen van natriumbromide en zinknitraat
- b) oplossingen van calciumchloride en natriumcarbonaat
- c) oplossingen van bariumhydroxide en kopersulfaat
- d) oplossingen van aluminiumfluoride en calciumjodide
- e) oplossingen van zilvernitraat en zinkfluoride
- f) oplossingen van kaliumfosfaat en loodethanoaat
- g) oplossingen van ijzer(III)sulfaat en ammoniumfluoride
- h) oplossingen van bariumbromide en natriumsulfide
- i) oplossingen van magnesiumchloride en kaliumcarbonaat
- j) oplossingen van loodethanoaat en calciumnitraat
- k) oplossingen van koperfluoride en natriumfosfaat
- l) oplossingen van ijzer(III)chloride en magnesiumethanoaat
- m) oplossingen van kwik(II)chloride en zinkjodide
- n) oplossingen van ijzer(II)sulfaat en koperfluoride
- o) oplossingen van bariumhydroxide en ijzer(III)bromide
- p) oplossingen van natriumsulfaat en loodnitraat
- q) oplossingen van kaliumnitraat en magnesiumchloride
- r) oplossingen van ammoniumsulfaat en aluminiumbromide
- s) oplossingen van zilverethanoaat (helder) en ammoniumfluoride
- t) oplossingen van koperchloride en ammoniumsulfiet
- u) oplossingen van kaliumchloride en zinkbromide
- v) oplossingen van ijzer(II)sulfaat en calciumchloride
- w) oplossingen van aluminiumjodide en aluminiumchloride
- x) oplossingen van kwik(I)nitraat en kopersulfaat
- y) oplossingen van bariumjodide en kwik(II)chloride
- z) oplossingen van ijzer(III)ethanoaat en natriumfosfaat

10.3 Toepassingen van neerslagreacties

Je kunt neerslagreacties gebruiken voor verschillende toepassingen. In Pulsar-Chemie worden daar soms hele paragrafen aan besteed, maar het idee is steeds hetzelfde. Je moet slim zoutoplossingen bij elkaar brengen en zo een van tevoren bedachte neerslagreactie uitvoeren. Soms moet je daarna nog filtreren en het filtraat indampen.

Enkele voorbeelden van toepassingen:

het maken van een zout

Je komt hiervan twee varianten tegen:

- het maken van een slecht oplosbaar zout. Methode: het te maken zout als neerslag maken en daarna affiltreren. Zorg ervoor dat de andere twee ionen wél met elkaar kunnen oplossen. Anders krijg je een mengsel van vaste stoffen.
- het maken van een goed oplosbaar zout. Dit kan niet door een directe neerslagvergelijking, want het zout zal niet neerslaan (goed oplosbare combinatie). Als de andere ionen nou wel neerslaan, dan kun je filtreren en het filtraat indampen.

het aantonen van een ionsoort in een oplossing

Wil je weten of een bepaald speciaal ion in een oplossing aanwezig is? Probeer één of meer neerslagreacties uit, totdat je zeker weet of een ion er wel is of juist niet.

het verwijderen van een ionsoort uit een oplossing

Bevat een oplossing (teveel van) een ongewenst of giftig ion? Sla het ion neer door toevoeging van een andere (slim gekozen) zoutoplossing en filtreer daarna af.

De reactievergelijkingen zijn steeds hetzelfde als altijd: oplosvergelijkingen, neerslagvergelijkingen, indampvergelijkingen.

Opgaven:

Je hebt een kast met de volgende vaste zouten: aluminiumchloride, bariumsulfaat, bariumjodide, loodnitraat, magnesiumbromide, magnesiumsulfaat, natriumcarbonaat, natriumfluoride, natriumfosfaat, natriumnitraat, ijzer(II)chloride, ijzer(II)carbonaat, ijzer(III)chloride, zinkfosfaat. Ook heb je gedestilleerd water en allerlei glaswerk in overvloed.

10.5) Geef in genummerde stappen aan, hoe je de vaste stof ijzer(II)fosfaat kunt maken. Geef van alle handelingen waar mogelijk de vergelijkingen.

10.6) Geef in genummerde stappen aan, hoe je de vaste stof aluminiumnitraat kunt maken. Geef van alle handelingen waar mogelijk de vergelijkingen.

10.7) Geef in genummerde stappen aan, hoe je de vaste stof bariumnitraat kunt maken. Geef van alle handelingen waar mogelijk de vergelijkingen.

10.8) Je moet aantonen of een oplossing aluminiumionen of calciumionen bevat. Geef een werkplan voor dit onderzoek. Alle beschikbaarheden staan boven opgave 10.5.

10.9) Je moet aantonen of een monster afvalwater bromide-ionen of sulfaationen bevat. Geef een werkplan voor dit onderzoek. Alle beschikbaarheden staan boven opgave 10.5.

Hoofdstuk 11: Rekenen met massa's

11.1 Atoombouw: een herhaling

We gaan even het onderdeel atoombouw herhalen. Dat doen we door middel van enkele (eindexamen)opgaven. Soms heb je ook stof uit Pulsar-Chemie § 5.1 nodig.

■ Element 115

tekst-
fragment 1

Levensteken van superzware kernen

Russische en Amerikaanse onderzoekers denken het bestaan aangetoond te hebben van twee nog onbekende superzware kunstmatige elementen met de atoomnummers 113 en 115. Met een cyclotron in het Russische kernfysicacentrum JINR schoten Joeri Oganessian en zijn collega's kernen van calcium met massagetal 48 op americium (Am) met massagetal 243. Tijdens een maand intensief kernenschieten deden ze welgeteld drie keer een waarneming die wees op het ontstaan van kernen van het (nieuwe) element 115 met 173 neutronen in de kern. De gevormde kernen vielen al na enkele tientallen microseconden uit elkaar onder uitzending van een alfadeeltje (heliumkern). Daarbij ontstond steeds een kern van een ander nieuw element: element 113. Element 113 bleef maar liefst 1,2 seconde stabiel alvorens verder te vervallen.

naar: de Volkskrant

Uit tekstfragment 1 kan worden afgeleid dat bij de beschreven vorming van kernen van het element 115 geen protonen maar wel neutronen vrijkomen.

- 2p 1 Leid af dat een kern van het gebruikte calcium en een kern van het gebruikte americium samen 115 protonen bevatten.
- 2p 2 Leid af hoeveel neutronen vrijkomen bij de beschreven vorming van één atoomkern van element 115.

1p 3 Geef de lading van een alfadeeltje (heliumkern).
(HAVO 2006-II)

■ Zink

In zink hebben niet alle zinkatomen hetzelfde massagetal. Het meest voorkomende massagetal bij zinkatomen is 64.

- 3p 1 Uit hoeveel protonen, elektronen en neutronen bestaat een zinkatoom met massagetal 64? Noteer je antwoord als volgt:
aantal protonen: ...
aantal elektronen: ...
aantal neutronen: ...

Zink wordt bereid uit zinkerts. Zinkerts bestaat voornamelijk uit zinksulfide (ZnS). Om hieruit zink te maken, laat men het zinksulfide eerst met zuurstof reageren. Bij deze reactie worden zinkoxide (ZnO) en zwaveldioxide gevormd.

2p 2 Geef de vergelijking van de reactie van zinksulfide met zuurstof.
(HAVO 2004-II)

■ Superzwaar

In 1999 meldden onderzoekers uit Berkeley de ontdekking van de elementen 116 en 118. Hieronder is een tekst uit een krant over dit onderwerp opgenomen.

tekst 1

Superzware elementen 116 en 118 gemaakt in Berkeley

In het Californische Lawrence Livermore National Laboratory in Berkeley zijn de superzware elementen 116 en 118 ontdekt. Ze werden gemaakt door een plaat lood (Pb-208) te beschieten met een bundel kryptonkernen (Kr-86). Het resultaat was dat na fusie van beide middelzware kernen en het wegvliegen van een neutron, element 118 ontstond. Binnen een milliseconde viel het uiteen in element 116 en een alfa-deeltje (een alfa-deeltje bestaat uit twee protonen en twee neutronen).

naar: NRC Handelsblad

2p **1** Bereken het aantal neutronen in de kern van een atoom Kr-86.

Met de gegevens uit tekst 1 is het mogelijk het massagetal van de ontstane kern van een atoom van element 118 te berekenen.

2p **2** Bereken het massagetal van de ontstane kern van een atoom van element 118.

1p **3** Welke lading heeft een alfa-deeltje?

Element 118 staat nog niet in het Periodiek Systeem van Binas-tabel 104. Toch is het mogelijk dit element in deze tabel in te passen.

1p **4** Geef het nummer van de groep in het Periodiek Systeem waartoe element 118 behoort.

(HAVO 2003-II)

11.2 Atoommassa, ionmassa en molecuulmassa

atoommassa

In hoofdstuk 1 van Pulsar-Chemie en aan het begin van deze bundel is het begrip atoommassa besproken. De atoommassa geeft aan “hoe zwaar het atoom is”. Een massa heeft natuurlijk een eenheid. Om met een beetje normale getallen te werken, heeft de atoommassa de eenheid u (in plaats van g of kg). $1 \text{ u} \approx 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$.

In Binas kun je opzoeken, wat de massa van elk atoom is (tabel 99). Omdat een H-atoom ongeveer 1 u weegt, spreekt men ook weleens van de relatieve atoommassa (dus de atoommassa ten opzichte van iets anders, namelijk een H-atoom). Toch is de massa van een H-atoom niet exact 1 u. Dit komt (onder andere) doordat er van H verschillende isotopen zijn (zie hoofdstuk 1 van deze bundel). In Binastabel 99 vind je voor de atoommassa van H een waarde van 1,008 u.

Kortom: wil je een atoommassa weten? Gewoon Binas raadplegen.

ionmassa

Een ion bestaat uit een atoom, of uit een groepje atomen. Het verschil met een (elektrisch neutraal) atoom is, dat er wat elektronen minder zijn (positief ion) of juist wat extra elektronen. Dat maakt voor de lading wel uit, maar voor de massa niet. De massa van een elektron is ongeveer 1800 keer zo klein als van een proton of neutron. Dat is bijna hetzelfde als een persoon van 70 kilogram, die een i-pod nano (van 40 gram) bij zich heeft. Met of zonder die i-pod gaat 'ie echt niet harder of zachter fietsen...

Kortom: elektronen tellen voor de massa van een atoom echt nauwelijks (zeg maar gewoon: niet) mee. Kortom: een ion weegt eigenlijk evenveel (beter: “heeft eigenlijk een evengrote massa”) als een gewoon (neutraal) atoom. En bij een samengesteld ion is het ook simpel: gewoon alle atoommassa's bij elkaar optellen en klaar is Kees! Doe bij de ionmassa niet moeilijk over de elektronen. Vergeet bij de ionmassa de eenheid (u) niet.

molecuulmassa

Ook dit is kinderlijk eenvoudig. Een fiets weegt evenveel als de som van al zijn onderdelen: het frame, het stuur, het zadel en de twee wielen. Dat geldt ook voor een molecuul. De molecuulmassa is gewoon de som van alle massa's van de atomen in het molecuul. Dus voor water, H_2O : $(2 \times \text{atoommassa H}) + (1 \times \text{atoommassa O}) = 2 \times 1,008 \text{ u} + 1 \times 16,00 = 18,016 \text{ u}$. Vergeet ook bij de molecuulmassa de eenheid (u) niet.

Opgaven:

11.1) Geef of bereken de massa van de volgende deeltjes.

- een kaliumatoom
- een kaliumion
- een nitraation
- een silicaation
- een molecuul waterstof
- een molecuul sacharose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)
- drie moleculen ozon (O_3)
- een molecuul difosforpentoxide
- het Hg_2^{2+} -ion
- een broommolecuul

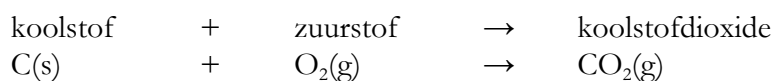
11.2) Bereken de molecuulmassa van water in gram.

11.3 Rekenen met een gegeven massaverhouding

In een reactie reageren stoffen met elkaar. Het is wel zo handig om niet teveel van de ene of andere stof te gebruiken. Er blijft dan immers na de reactie een beginstof en dat is zonde van de inkoop. In de industrie is dat zelfs van groot belang voor de kostenbeheersing.

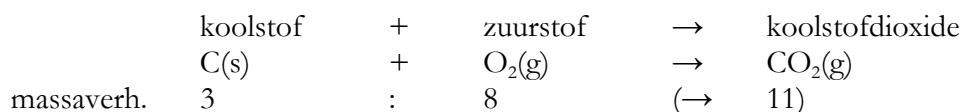
Met behulp van de massaverhouding van een reactie kun je berekenen, hoeveel van de ene stof met hoeveel van de andere stof reageert. Omdat het een **massaverhouding** is, zegt dat iets over de massa van de ene stof t.o.v. de massa van de andere stof. Er zijn ook andere verhoudingen mogelijk (zoals de molecuulverhouding of de volumeverhouding), maar daar gaan we nog niet erg veel op in. We hebben het voorlopig alleen over **massa's**.

Neem een voorbeeld uit klas 3:



Men heeft uit onderzoek gevonden, dat de massaverhouding koolstof : zuurstof ofwel C(s) : O₂(g) gelijk is aan 3 : 8 ("drie staat tot acht"). Let op de volgorde van de getallen: het eerste getal (3) hoort bij de eerste stof (koolstof) en het tweede getal (8) bij de tweede stof (zuurstof).

Dus:



Een massaverhouding heeft geen eenheden nodig. Of je nu 3 g koolstof met 8 g zuurstof laat reageren, of alles duizend keer zo groot doet, dat maakt niet uit. Ga maar na: 3000 g koolstof met 8000 g zuurstof is gewoon 3 kg koolstof met 8 kg zuurstof.

Als je bij een massaverhouding voor beide getallen bij het rekenen maar dezelfde eenheid gebruikt. Dat mag g (gram) zijn, maar ook kilogram (kg) of ton (een ton is 1000 kg) of u.

Je kunt bij een reactie vaak ook andere massaverhoudingen opschrijven. De massa van het koolstofdioxide in bovenstaande reactie is eenvoudig te achterhalen (totale massa voor reactie = totale massa na reactie, volgens de wet van massabehoud (Lavoisier)).

De massaverhouding koolstof : koolstofdioxide is 3 : 11.

De massaverhouding zuurstof : koolstofdioxide is 8 : 11

De massaverhouding koolstof : zuurstof : koolstofdioxide is 3 : 8 : 11. *Blijf op de volgorde letten!*

Als je een massaverhouding kent, kun je via kruislings vermenigvuldigen een onbekende massa berekenen.

voorbeeldopgave:

Bereken hoeveel kg zuurstof reageert met 7 g koolstof.

| | | | | | |
|-------------------------|----------|---|--------------------|----|---------------------|
| <i>reactieschema</i> | koolstof | + | zuurstof | → | koolstofdioxide |
| <i>(reactiegl.)</i> | C(s) | + | O ₂ (g) | → | CO ₂ (g) |
| <i>massaverh.</i> | 3 | : | 8 | (→ | 11) |
| <i>gegeven/gevraagd</i> | 7 kg | | ?? | | |

$$?? = \frac{7 \times 8}{3} = 18,7 \text{ kg zuurstof}$$

Je moet de eenheid (hier is dat “kg”) altijd achter je antwoord zetten. Sterk advies: zet er ook de stof achter (hier “zuurstof”).

Als je van een stof teveel hebt, dan spreken we van een overmaat van een stof. We zeggen ook: “De ene stof is in overmaat (aanwezig).” De andere stof is dan in ondermaat (aanwezig).

Zoals vaak het geval is: de “zwakste schakel” bepaalt het eindresultaat. De stof in **ondermaat** bepaalt wanneer de reactie is afgelopen. Het is dus altijd handig om te bepalen welke stof in **ondermaat** aanwezig is en dáármee te rekenen.

voorbeeldopgave:

Er is 4 g koolstof en 8 g zuurstof aanwezig.

- Welke stof is in overmaat? Hoe groot is die overmaat?
- Hoeveel koolstofdioxide kan er maximaal ontstaan?

- Via de massaverhouding kun je berekenen (en ook wel snel op het oog zien), dat er koolstof over zal blijven. 3 g koolstof reageert met 8 g zuurstof. De stof koolstof is dus in overmaat. De overmaat is $4 \text{ g} - 3 \text{ g} = 1 \text{ g koolstof}$. (*let weer op: eenheid en stof erachter zetten*)

Je ziet dat er op zich minder koolstof is dan zuurstof (4 gram is minder dan 8 gram). Kijk voor overmaat/ondermaat dus niet alleen naar de kale getallen, maar haal de massaverhouding erbij!

- ga uit van de stof in ondermaat, dus zuurstof. Er is 8 gram zuurstof en dat reageert met 3 gram koolstof. Er kan (wet van massabehoud) dus maximaal 11 g koolstofdioxide ontstaan.

Het is altijd raadzaam om bij berekeningen aan reacties de reactievergelijking op te schrijven.

Opgaven:

11.3) Wat is de massaverhouding zuurstof : koolstof bij de bovenstaande reactie?

11.4) IJzer en zwavel reageren met elkaar in de massaverhouding Fe(s) : S(s) is 7 : 4.

a) Hoeveel kg zwavel reageert met 90 kg ijzer?

We hebben 350 gram zwavel en 630 gram ijzer.

b) Welke stof is in overmaat? Hoe groot is die overmaat?

c) Hoeveel ijzersulfide kan maximaal ontstaan?

11.5) Water wordt ontleed tot zuurstof en waterstof in de massaverhouding zuurstof : waterstof = 8 : 1.

a) Geef het reactieschema in woorden.

b) Wat is de massaverhouding water : waterstof?

c) Hoeveel zuurstof kan worden gemaakt uit 75 mL (= 75 g) water?

d) In welke molecuulverhouding ontstaan zuurstof en waterstof?

11.6) calcium en chloor reageren in de massaverhouding Ca(s) : Cl₂(g) = 4 : 7

Men maakt 45 kg calciumchloride.

a) Hoeveel calcium is daarvoor gebruikt?

Men heeft 77 g calcium en 145 g chloor.

b) Bereken hoeveel calciumchloride daarvan kan worden gemaakt.

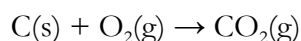
11.4 Zélf massaverhoudingen vaststellen

In klas 3 en in de vorige paragraaf heb je berekeningen uitgevoerd met gegeven massaverhoudingen. Het is natuurlijk ook geen doen om van alle talloze bestaande reacties de massaverhouding te kennen.

Toch is het redelijk eenvoudig om zélf de massaverhouding van een reactie vast te stellen. Dat kan met behulp van de kloppende reactievergelijking en met molecuulmassa's.

Neem als voorbeeld opnieuw de reactie tussen koolstof en zuurstof uit de vorige paragraaf.

De kloppende (!) reactievergelijking van die reactie luidt:



In woorden betekent dat: één atoom C reageert met één molecuul tot één molecuul CO₂. In het echt zullen dat miljarden en miljarden van al die atomen en moleculen zijn, maar het idee is dat de molecuulverhouding 1 : 1 is.

Omdat je van elk van de reagerende partijen de massa kunt berekenen (zie twee paragrafen terug), kun je ook een massaverhouding vaststellen.

- één C-atoom heeft een massa van 12,01 u
- één molecuul O₂ heeft een massa van 32,00 u (let op: 2×O, dus 2×16,00 u).

Dit levert het volgende schema op:

| | | | | | |
|----------------------------|----------|---|--------------------|---|-------------------------------|
| <i>reactieschema</i> | koolstof | + | zuurstof | → | koolstofdioxide |
| <i>reactievergelijking</i> | C(s) | + | O ₂ (g) | → | CO ₂ (g) |
| <i>massa's</i> | 12,01 u | + | 32,00 u | → | |
| (tweemaal zoveel) | 24,02 u | + | 64,00 u | → | |
| (driemaal zoveel) | 36,03 u | + | 96,00 u | → | |
| : | : | | : | | |
| : | : | | : | | |
| : | : | | : | | |
| (in gram) | 12,01 g | + | 32,00 g | → | |
| (in kg) | 12,01 kg | + | 32,00 kg | → | |
| <i>massaverhouding</i> | 12,01 | : | 32,00 | | <i>(geen eenheden meer!!)</i> |

In de kleinste gehele getallen (deel alles door 4) komt dat neer op een massaverhouding koolstof: zuurstof = 3 : 8. Dat gebruikten we in de vorige paragraaf ook.

Opgaven:

11.7) De massaverhouding ijzer : zwavel in hun onderlinge reactie tot FeS(s) is 7 : 4.
Laat dit zien door middel van een reactievergelijking en molecuulmassa's.

11.8) Bij de ontleding van water ontstaan waterstof en zuurstof in de verhouding 1 : 8.
Laat dit zien door middel van een reactievergelijking en molecuulmassa's.

11.9) Het zout calciumchloride ontstaat uit calcium en chloor; deze stoffen reageren in de massaverhouding calcium : chloor = 4 : 7.
Leid deze massaverhouding af met behulp van de reactievergelijking.

11.10) Benzine (eigenlijk een mengsel) kun je weergeven met $C_8H_{18}(\ell)$. Het wordt volledig verbrand.

- Geef de reactievergelijking van deze volledige verbranding.
- Bereken hoeveel koolstofdioxide kan ontstaan uit 1,00 kg benzine.

11.11) Hoeveel chloor kun je maken uit de ontleding van 125 g chroom(III)chloride?

* 11.12) Alle landplanten op de wereld leggen koolstof vast. Daarmee wordt bedoeld, dat ze CO_2 uit de lucht vastleggen in glucose ($C_6H_{12}O_6$). Hierbij wordt ook H_2O verbruikt en er ontstaat naast glucose ook zuurstofgas. Dit proces heet de fotosynthese.

- Geef van deze reactie de reactievergelijking.

Men schat dat alle landplanten per jaar 120 Gigaton (giga = miljard) koolstof vastleggen.

- Hoeveel gigaton koolstof*dioxide* is dat eigenlijk?
- Hoeveel glucose ontstaat daarbij?

Hoofdstuk 12: Rekenen met dichtheid

12.1 Dichtheid en volume

Het grapje is al zo oud als de weg naar Rome: “Wat is zwaarder: een kilo lood of een kilo veren?” Afgezien van de fout (je moet **kilogram** zeggen – we hebben het immers niet over *kilometer* of *kilojoule*) is het antwoord natuurlijk simpel: een kilogram van de ene stof is evenzwaar als een kilogram van de andere stof. Het verschil is wel, dat een kilogram lood (een blokje) een kleinere omvang heeft dan een kilogram veren (een hele zak vol). Officieel geven we de omvang, ofwel de ruimte die iets inneemt, een andere naam: we noemen dat het volume van een voorwerp of van een stof.

Om stoffen eerlijk te kunnen vergelijken, bestaat het begrip dichtheid. De dichtheid van een stof is de massa die bij een afgesproken volume hoort. We zeggen ook wel: massa per volume-eenheid. Hoe groot je die volume-eenheid (dat afgesproken volume) kiest, is aan jezelf. Toch komen we regelmatig de volgende afgesproken volumina (= het meervoud van volume) tegen:

- 1 cm³ ofwel 1 mL
- 1 dm³ ofwel 1 L
- 1 m³ ofwel 1000 L

Je ziet al: er zijn meer standaardvolumes. Bovendien drukken we volume ook nog eens uit in twee verschillende stelsels: óf a) in kubieke meter (m³) en alle bijbehorende maten, óf b) in liter (L) en alle bijbehorende maten. Heel officieel⁹ is de eenheid van volume kubieke meter. In de scheikunde werken we vaak met liters en milliliters. Je raadt het al: je moet vaak volumes met verschillende eenheden in elkaar omrekenen. Dit is geen favoriet onderwerp van de meeste leerlingen en sommigen hebben er moeite mee. Gelukkig kan iedereen het eigenlijk goed leren. Het recept daarvoor: oefenen, oefenen en oefenen.

Als je dat omrekenen van volumina (en trouwens ook van massa's) goed beheerst, is het rekenen met dichtheden eigenlijk niet zo vreselijk moeilijk.

⁹ volgens het SI-stelsel, het *Système International d' Unités*: dit is het geheel van wereldwijde afspraken over eenheden

12.2 Rekenen met volume

Je komt bij scheikunde twee verschillende eenhedenstelsels voor het volume tegen:

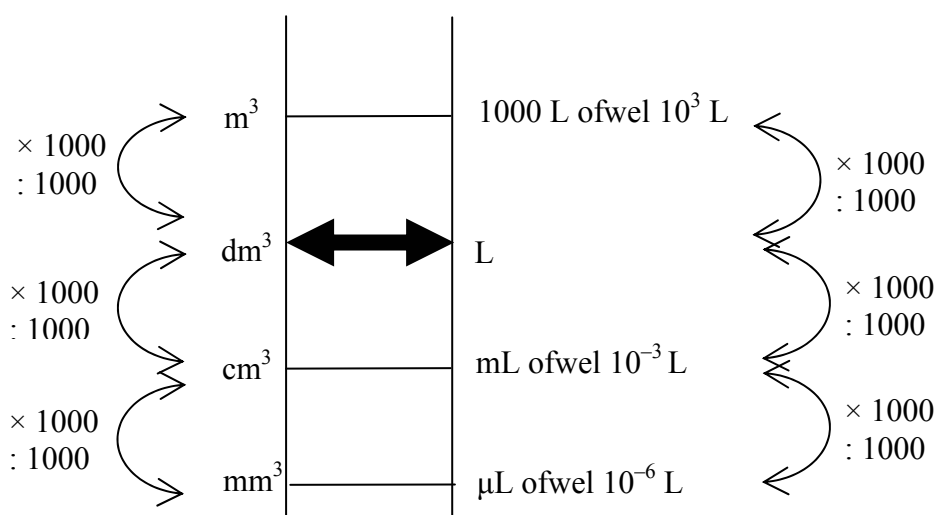
- m^3 (en alle bijbehorende eenheden)
- L (en alle bijbehorende eenheden)

In Binastabel 2 vind je voorvoegsels en de bijbehorende omrekenfactoren, zoals milli- (duizendste), micro- (miljoenste), mega- (miljoen) en giga- (miljard).

Om te schakelen tussen de “kubieke eenheden” (m^3 , dm^3 , etc) en de “liters” kun je het beste de volgende oversteekroute gebruiken:

1 dm^3 is gelijk aan 1 L

Moet je iets omrekenen van m^3 naar mL? Tip: ga dan eerst van m^3 naar dm^3 , steek dan over naar L en ga vervolgens van L naar mL.



Bedenk altijd goed, of je moet delen door 1000 of juist maal 1000 moet doen. Tip: probeer je iets voor te stellen bij een getal. Voorbeeld: 1 cm^3 (ofwel 1 bij 1 bij 1 cm) is ongeveer een dobbelsteen. Is dat nou 1000 dm^3 (dus duizend literpakken melk) of juist éénduizendste (0,001) van een literpak melk?

Opgaven:

12.1) Reken de volgende volumes om naar L.

- | | | |
|------------|---------------------|------------------------|
| a) 7,2 mL | e) 0,34 mL | i) 0,96 μL |
| b) 188 mL | f) 12 μL | j) 41333 μL |
| c) 2334 mL | g) 973 mL | k) 563,7 mL |
| d) 27 mL | h) 55378 mL | l) 3,78 mL |

12.2) Noteer alle antwoorden van de vorige opgave in de wetenschappelijke notatie (dus met machten van 10). Neem daarbij telkens ook de eenheid over!

12.3) Reken de volgende volumes om naar dm^3 .

a) $4,2 \text{ cm}^3$

e) $92,1 \text{ cm}^3$

i) 88453 mm^3

b) $16,3 \text{ m}^3$

f) $0,17 \text{ mm}^3$

j) $0,022 \text{ m}^3$

c) $1,77 \text{ mm}^3$

g) $0,378 \text{ m}^3$

k) $9,7 \text{ m}^3$

d) 275 cm^3

h) 2307 cm^3

l) $0,76 \text{ cm}^3$

12.4) Noteer alle antwoorden van de vorige opgave in de wetenschappelijke notatie (dus met machten van 10). Neem daarbij telkens ook de eenheid over!

12.5) **Neem** het onderstaande **geheel over** en maak de volgende omrekeningen. Geef je antwoord telkens eerst “gewoon” en daarna in de wetenschappelijke notatie.

a) $76 \text{ mL} = \dots \text{ dm}^3 = \dots \text{ dm}^3$

n) $2,45 \cdot 10^2 \text{ L} = \dots \text{ m}^3 = \dots \text{ m}^3$

b) $32,3 \text{ m}^3 = \dots \text{ L} = \dots \text{ L}$

o) $32,3 \text{ dm}^3 = \dots \text{ mL} = \dots \text{ mL}$

c) $277 \mu\text{L} = \dots \text{ L} = \dots \text{ L}$

p) $3,90 \cdot 10^3 \text{ dm}^3 = \dots \text{ L} = \dots \text{ L}$

d) $33 \text{ cm}^3 = \dots \text{ L} = \dots \text{ L}$

q) $0,26 \text{ dm}^3 = \dots \text{ mL} = \dots \text{ mL}$

e) $77 \text{ mL} = \dots \text{ m}^3 = \dots \text{ m}^3$

r) $77 \text{ mL} = \dots \mu\text{L} = \dots \mu\text{L}$

f) $1,374 \text{ L} = \dots \text{ mL} = \dots \text{ mL}$

s) $3,18 \cdot 10^{-3} \text{ L} = \dots \text{ mL} = \dots \text{ mL}$

g) $0,0245 \text{ m}^3 = \dots \text{ dm}^3 = \dots \text{ dm}^3$

t) $0,045 \text{ dm}^3 = \dots \text{ m}^3 = \dots \text{ m}^3$

h) $8,33 \cdot 10^2 \text{ mL} = \dots \text{ dm}^3 = \dots \text{ dm}^3$

u) $6,3 \cdot 10^8 \text{ mL} = \dots \text{ dm}^3 = \dots \text{ dm}^3$

i) $3,2 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = \dots \text{ L} = \dots \text{ L}$

v) $3,2 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = \dots \text{ mL} = \dots \text{ mL}$

j) $4,9 \text{ mL} = \dots \text{ m}^3 = \dots \text{ m}^3$

w) $9,1 \text{ mL} = \dots \text{ dm}^3 = \dots \text{ dm}^3$

k) $7,1 \cdot 10^{-3} \text{ L} = \dots \text{ mL} = \dots \text{ mL}$

x) $7,1 \cdot 10^7 \text{ L} = \dots \text{ m}^3 = \dots \text{ m}^3$

l) $3,2 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 = \dots \text{ mL} = \dots \text{ mL}$

y) $4,52 \cdot 10^{-4} \text{ dm}^3 = \dots \text{ mL} = \dots \text{ mL}$

m) $76 \text{ mL} = \dots \text{ dm}^3 = \dots \text{ dm}^3$

z) $6,2 \mu\text{L} = \dots \text{ m}^3 = \dots \text{ m}^3$

12.3 Rekenen met dichtheid

De definitie van dichtheid is “massa per eenheid van volume”. In plaats van zo’n zinnetje is het handiger om een formule op te stellen. Hierin staat ρ (= “rho” en géén P!) voor de dichtheid:

$$\text{dichtheid} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} \quad \text{ofwel} \quad \rho = \frac{m}{V}$$

De eenheid van de dichtheid hangt natuurlijk helemaal af van de gebruikte eenheden voor de massa en het volume. Enkele veel voorkomende combinaties zijn:

- | | |
|--|--|
| - (de officiële afspraak:) massa in kg en volume in m ³ | dichtheid in kg/m ³ ofwel kg m ⁻³ |
| - massa in kg en volume in L | dichtheid in kg/L ofwel kg L ⁻¹ |
| - massa in 10 ³ kg en volume in m ³ | dichtheid in 10 ³ kg/m ³ of 10 ³ kg m ⁻³ |
| - massa in g en volume in mL | dichtheid in g/mL ofwel g mL ⁻¹ |

Als je een dichtheid gegeven krijgt (of in Binas opzoekt), kijk dan goed naar de eenheid bij die dichtheid. Die eenheid zegt namelijk ook iets over de eenheid van de massa of van het volume, dat je eruit kunt berekenen.

rekenmanieren

Vaak moet je uit twee gegevens een derde getal berekenen. Je krijgt de massa en het volume en je moet de dichtheid berekenen. Of: je krijgt het volume en de dichtheid en je moet de massa berekenen.

Je kunt op verschillende manieren te werk gaan. Kies de manier die je het beste past.

met een verhaaltje

Spreek het maar eens hardop uit: “Een dichtheid van 1,3 gram per mL betekent dat één mL van de stof 1,3 gram weegt. 250 mL is 250 keer zoveel, dus dat weegt ook 250 keer zoveel. De massa van 250 mL van deze stof is dus 250 keer 1,3 gram, dus 325 gram.

met formules

De wondere wereld der algebra! Je werkt de formule voor de dichtheid om tot de vorm die je wil: de onbekende aan één kant en alle bekenden aan de andere kant.

$$\rho = \frac{m}{V} \quad V = \frac{m}{\rho} \quad m = \rho \cdot V$$

De eenheid van je uitkomst hangt af van de eenheden die je voor de bekenden hebt gekozen. Let daarbij goed op de eenheid van de dichtheid! als je $m = \rho \cdot V$ gebruikt, dan moet je de eenheid van ρ en van V op elkaar afstemmen. De som $m = 6 \text{ kg dm}^{-3} \times 3 \text{ cm}^3$ levert problemen op! Reken V om naar dm³ óf reken ρ om naar kg cm⁻³ en ga dán rekenen.

met een verhoudingstabel

De massa en het volume zijn recht evenredig met elkaar. Daarom kun je een verhoudingstabel gebruiken als je met dichtheden rekent. Let op de eenheden.

Opgaven:

12.6) Geef de dichtheden (Binastabellen 10 t/m 12) van de volgende stoffen in de eenheden van Binas zelf.

- | | |
|---------------|--------------------|
| a) gips | e) methaan |
| b) porselein | f) lucht |
| c) zwavelzuur | g) zuurstof |
| d) methanol | h) koolstofdioxide |

12.7) Leg uit waarom een heliumballon opstijgt, maar een CO₂-ballon naar de grond valt.

12.8) Reken de volgende dichtheden uit de Binastabellen 10 t/m 12 om. Geef je antwoord in de wetenschappelijke notatie.

- de dichtheid van asbest naar kg dm^{-3}
- de dichtheid van suiker naar g dm^{-3}
- de dichtheid van alcohol (ethanol) naar kg L^{-1}
- de dichtheid van lucht naar g mL^{-1}
- de dichtheid van aardgas (Gronings) naar g m^{-3}

12.9) Bereken de volgende gegevens. Gebruik Binas.

- de massa (in kg) van 200 cm^3 graniet
- de massa (in g) van 200 mL olijfolie
- de massa (in mg) van 1,76 μL water
- het volume (in L) van 300 g petroleum
- het volume (in dm^3) van 20 kg keukenzout
- het volume (in L) van 60 ton benzine
- de massa (in g) van de lucht in een klaslokaal van 3 bij 7 bij 8 meter
- de massa (in kg) van kwik in een volle wijnfles van 0,77 L

Eén mol vrachtauto's wegen ook meer dan één mol zandkorrels en nemen ook veel meer ruimte in. Maar het aantal vrachtauto's in een mol is exact evengroot als het aantal zandkorrels in een mol zand.

Waarom zo'n raar getal voor het aantal moleculen (atomen, ionen, kortweg "dingen") in een mol? Dit heeft te maken met het afmeten van een mol. Je kunt een molecuul in zijn eentje moeilijk op een weegschaal leggen. Een watermolecuul weegt 18,016 u (ofwel volgens opgave 11.2) uit deze bundel $2,99 \cdot 10^{-23}$ gram). Zo'n kleine hoeveelheid is niet echt werkbaar – geen weegschaal kan dat afwegen. Laten we nou eens kijken hoeveel 1 mol watermoleculen samen weegt.

| | | | |
|---|----------------------|------------------------------|---------------------|
| 1 molecuul H ₂ O | heeft een massa van | 18,016 u | |
| 2 moleculen H ₂ O | hebben een massa van | 36,032 u | |
| 10 moleculen H ₂ O | hebben een massa van | 180,16 u | |
| 1 dozijn H ₂ O 's | heeft een massa van | 216,192 u | (dozijn = 12 stuks) |
| 1 gros H ₂ O 's | heeft een massa van | 2594,304 u | (gros = 144 stuks) |
| : | : | : | |
| : | : | : | |
| : | : | : | |
| 6,02214 · 10 ²³ H ₂ O's | hebben een massa van | 10849487424000000000000000 u | |
| 1 mol water | heeft een massa van | 10849487424000000000000000 u | |

Dat is weer een vreselijk groot getal. Laten we dit maar eens omrekenen naar gram (met $1 \text{ u} \equiv 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ g}$).

| | | |
|-------------|---------------------|---------|
| 1 mol water | heeft een massa van | 18,01 g |
|-------------|---------------------|---------|

De massa van een molecuul (uitgedrukt in u) heeft dezelfde getalswaarde als de massa van een mol van diezelfde moleculen (uitgedrukt in gram).

Het "molgetal" (getal van Avogadro) is zó gekozen, dat je vanuit de molecuulmassa (in u) direct de massa van een mol te pakken hebt. Het is dus een niet zo mooi rond getal, maar wél heel bewust gekozen.

dus:

- molecuulmassa C₁₂H₂₂O₁₁ is 342 u, dan heeft een mol C₁₂H₂₂O₁₁ een massa van 342 g
 - molecuulmassa S = 32,06 u, dus een mol S heeft een massa van 32,06 g
- etc.

De massa van een mol stof noemen we de molaire massa. De eenheid van molaire massa is g mol⁻¹ ("gram per mol").

Je moet altijd vermelden, over welke stof je het hebt! Dat is net als bij rekenen met massa's (hoofdstuk 11): een eenheid én de stof bij een getal zetten!

Opgaven:

- 13.1) a) Hoeveel moleculen glucose zitten in 1 mol glucose?
b) Idem voor $\frac{1}{2}$ mol glucose.
c) Idem voor 3 mol glucose.
d) Idem voor 3 mol zwaveldioxide.
d) Idem voor 0,11 mol zwaveldioxide.
e) Idem voor 1,57 mol zwaveldioxide.

- 13.2) Wat heeft een grotere massa:
a) 1 mol water of 2 mol water?
b) 0,3 mol zwavel of 0,15 mol zwavel?
c) 0,7 mol butaan of 0,9 mol butaan?
d) 1 mol water of 1 mol waterstofperoxide (H_2O_2)?
e) 0,45 mol chloor of 0,45 mol stikstofdioxide?

- 13.3) Bereken de molaire massa's van de volgende stoffen. Noteer **telkens** de eenheid!

- | | |
|--|--|
| a) distikstoftetraoxide | n) glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) |
| b) koolstofmonoxide | o) lachgas (distikstofmonoxide) |
| c) ammoniak | p) waterstof |
| d) ethaan | q) waterstofperoxide (H_2O_2) |
| e) aceton ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$) | r) zuurstof |
| f) aspirine ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$) | s) koolstofdioxide |
| g) fosfortrichloride | t) alcohol (ethanol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) |
| h) diwaterstofselenide (seleen = Se) | u) salpeterzuur (HNO_3) |
| i) fosforzuur (H_3PO_4) | v) ethaanzuur (CH_3COOH) |
| j) zwaveltrioxide | w) methaan |
| k) zwavelzuur (H_2SO_4) | x) XTC ($\text{C}_{11}\text{H}_{15}\text{NO}_2$) |
| l) prednison (medicijn) ($\text{C}_{21}\text{H}_{26}\text{O}_5$) | y) taxol (kankermedicijn) ($\text{C}_{47}\text{H}_{51}\text{NO}_{14}$) |
| m) cafeïne ($\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$) | z) testosteron (hormoon) ($\text{C}_{19}\text{H}_{28}\text{O}_2$) |

- 13.4) Hebben isomeren dezelfde molaire massa? Leg uit.

13.2 De eenheid mol bij metalen en zouten

Een moleculaire stof bestaat uit moleculen (zie hoofdstuk 3 van deze bundel). Die kun je herkennen als aparte “dingen” en zo is het heel duidelijk wat je jezelf moet voorstellen bij een mol van een moleculaire stof.

Bij metalen en zouten zit dat wat anders. We moeten even afspreken wat we verstaan onder een mol van een metaal en een mol van een zout.

metalen

Metalen bestaan uit metaalatomen.

Een mol van een metaal bevat volgens afspraak een mol van de betreffende metaalatomen.

Voorbeelden voor het berekenen van de molaire massa:

- de atoommassa van het metaalatom natrium is 22,99 u. De molaire massa van de stof natrium is dus $22,99 \text{ g mol}^{-1}$
 - de atoommassa van een ijzeratoom is 55,85 u. De molaire massa van de stof ijzer (Fe(s)) is dus $55,85 \text{ g mol}^{-1}$
- etc.

Dit geldt ook voor andere niet-ontleedbare stoffen, die uit atomen bestaan, zoals C(s) of S(s).

- de molaire massa van C(s) is $12,01 \text{ g mol}^{-1}$
 - de molaire massa van S(s) is $32,06 \text{ g mol}^{-1}$
- etc.

zouten

Zouten bestaan niet uit moleculen (zie grijze kader in § 3.2 van deze bundel). De kleinste deeltjes van zouten zijn ionen. Elk zout heeft echter een verschillend aantal ionen: NaCl “bestaat uit” twee ionen (Na^+ en Cl^-), maar bariumchloride (BaCl_2) uit drie ionen (één keer Ba^{2+} en twee keer Cl^-). Dat is dus lastig: simpelweg ionen tellen is niet helemaal eerlijk.

Voor zouten geldt de volgende afspraak: één mol van een zout bevat één mol “eenheden” van het zout. Met de term “eenheid” wordt hier dan gewoon de verhoudingsformule van het zout bedoeld.

Voorbeelden voor het berekenen van de molaire massa van zouten:

- de molaire massa van NaCl is $1 \times 22,99 + 1 \times 35,45 = 58,44 \text{ g mol}^{-1}$
 - de molaire massa van BaCl_2 is $1 \times 137,3 + 2 \times 35,45 = 208,2 \text{ g mol}^{-1}$
 - de molaire massa van FeSO_4 is $1 \times 55,85 + 1 \times 32,06 + 4 \times 16,00 = 151,91 \text{ g mol}^{-1}$
 - de molaire massa van $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ is $3 \times 40,08 + 2 \times 30,97 + 8 \times 16,00 = 310,18 \text{ g mol}^{-1}$
- etc

Opgave:

13.5) Bereken de molaire massa's van de volgende stoffen. Noteer **telkens** de eenheid.

- | | | |
|--------------------------|---------------------|-----------------------|
| a) silicium | e) aluminiumsulfide | i) calciumhydroxide |
| b) zilverchloride | f) calciumchloride | j) natriumsulfaat |
| c) loodbromide | g) koper | k) ijzer(II)ethanoaat |
| d) ozon (O_3) | h) stikstoftrioxide | l) kwik(II)nitraat |

13.3 Mol en massa

In de scheikunde *rekenen* we vaak met stofhoeveelheden in de eenheid mol. Er is echter geen “molmeter”. Om tijdens proeven stofhoeveelheden af te meten, moeten we dus *meten* met massa's in g of in kg.

Het omrekenen van aantal mol in aantal g of kg en andersom is daarom van groot belang. Daarbij is het steeds van belang om de molaire massa te kennen. Net als bij het rekenen met volumes is dit voor sommigen een lastig onderwerp. Toch geldt ook hier: iedereen kan het, mits er voldoende wordt geoefend.

Ook hier kan het rekenen op verschillende manieren.

met een verhaaltje

Spreek het maar eens hardop uit: “Een molaire massa van 44,01 gram per mol betekent dat één mol van de stof 44,01 gram weegt. 3,1 mol is 3,1 keer zoveel, dus dat weegt ook 3,1 keer zoveel. De massa van 3,1 mol van deze stof is dus 3,1 keer 44,01 gram, dus 136,43 gram.

met formules

De wondere wereld der algebra! Je werkt de formule voor de dichtheid om tot de vorm die je wil: de onbekende aan één kant en alle bekenden aan de andere kant. Hierbij staat n voor de chemische hoeveelheid van een stof (in mol) en M voor de molaire massa in g mol^{-1} .

$$\text{molaire massa} = \frac{\text{massa}}{\text{aantal mol}} \quad \text{ofwel} \quad M = \frac{m}{n}, \quad \text{dus} \quad n = \frac{m}{M} \quad \text{en} \quad m = n \cdot M$$

Let ook hier op de eenheden. Meestal gebruikt men gram en (uiteraard) mol, dus ook een molaire massa in g mol^{-1} .

met een verhoudingstabel

De massa en het aantal mol zijn recht evenredig met elkaar. Daarom kun je ook een verhoudingstabel gebruiken.

Opgaven:

13.6) Bereken de massa in g van de volgende hoeveelheden stoffen:

- | | |
|--|---|
| a) 9,1 mol water | n) 7,9 millimol koolstofdioxide |
| b) 0,6 mol koper | o) 4,22 μmol zwaveldioxide |
| c) 2,2 mol boor (B) | p) 33,2 mol ijzer(III)hydroxide |
| d) 0,113 mol glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) | q) 0,97 mol kwik |
| e) 4,3 mol waterstofchloride | r) 0,034 mol diwaterstofsulfide |
| f) 0,75 mol ammoniak | s) 1,92 mol zinksulfaat |
| g) $3,1 \cdot 10^{-2}$ mol kaliumfluoride | t) 0,56 mol natriumchloride |
| h) 6,3 kilomol koperchloride | u) $3,63 \cdot 10^{-3}$ mol calciumcarbonaat |
| i) 3,1 mol ammoniumnitraat | v) $1,25 \cdot 10^1$ mol methaan |
| j) $6 \cdot 10^{-5}$ mol propaan | w) $9,15 \cdot 10^{-3}$ mol zilver sulfide |
| k) 19 mol hydrazine (N_2H_4) | x) $4,3 \cdot 10^2$ mol koolstofdifluoride |
| l) 0,45 mol aluminiumsulfiet | y) 1,1 mol water |
| m) $2,2 \cdot 10^{-3}$ mol magnesium | z) 0,029 mol oxaalzuur ($\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$) |

13.7) Bereken het aantal mol van de volgende hoeveelheden stoffen:

- | | |
|----------------------------------|---|
| a) 40 g water | h) 1,00 kg calciumchloride |
| b) 250 g zilverfluoride | i) 1,00 kg calciumcarbonaat |
| c) 2,7 g waterstof | j) 2 μ g cadmium |
| d) 17,9 g koolstofdioxide | k) 0,33 mg vitamine C ($C_6H_8O_6$) |
| e) 2,3 kg natriumbromide | l) 0,33 mg vitamine A ($C_{20}H_{30}O$) |
| f) 1,3 g ammoniak | m) 1,00 g ijzer |
| g) $2,5 \cdot 10^{-2}$ mg butaan | |

13.8) Reken om:

- van de massa naar het aantal mol
of

- van het aantal mol naar de massa in g:

- | | |
|--|---|
| a) 30 g water | f) 20 mmol ammoniak |
| b) 0,92 mol water | g) 0,77 mol koperfosfaat |
| c) 0,10 mol goud | h) $6,3 \cdot 10^{-1}$ g kaliumnitriet |
| d) 500 mg paracetamol ($C_8H_9NO_2$) | i) 0,11 mol zilver |
| e) 10 kg keukenzout | j) $3,297 \cdot 10^{-3}$ mol cocaïne ($C_{17}H_{21}NO_4$) |

Hoofdstuk 14: Combinatie-opgaven rekenen I: dichtheid en mol

Bij deze een aantal opgaven waarin rekenen met dichtheid en/of mol een rol speelt. Er kan ook andere kennis worden verlangd, die voorafgaand aan dit hoofdstuk in deze bundel is behandeld.

LET OP: Vanaf dit moment wordt bij de beantwoording rekening gehouden met significante cijfers. Zie hoofdstuk 5 uit Pulsar-Chemie voor de bijbehorende regels.

Opgaven:

14.1) Bij 298 K (25 °C) en normale druk neemt 1 mol stikstofgas een volume in van 24,5 L.

Bereken de dichtheid van stikstof in kg m^{-3} bij deze omstandigheden.

14.2) Gegeven zijn de volgende gassen: helium, ethaan en koolstofdioxide.

Bereken met behulp van de dichtheden uit Binas hoeveel mol er in 1 liter van elk gas zit.

14.3) “Tetra” is de triviale naam van de vloeistof tetrachloormethaan. Het is bekend als “vlekkenwater” (hoewel het dus niet de stof water bevat).

Bereken hoeveel mol tetra er in 250 mL zuivere tetra zit.

14.4) Penicilline is een stof die tegen infecties werkt. De formule van penicilline is $\text{C}_{16}\text{H}_{18}\text{N}_2\text{O}_4\text{S}$. De stof is voldoende werkzaam als er $1,20 \cdot 10^{-4}$ μmol penicilline per gram lichaamsvocht aanwezig is.

a) Bereken hoeveel mg penicilline dit per gram lichaamsvocht is.

Een volwassen mens heeft 11,0 L lichaamsvocht. De dichtheid van lichaamsvocht is $1,1 \text{ g cm}^{-3}$.

b) Bereken hoeveel mg penicilline er in totaal in een volwassen mens aanwezig moet zijn.

14.5) De pijnstiller *Diclofenac* bevat als werkzame stof $\text{C}_{14}\text{H}_{11}\text{Cl}_2\text{NO}_2$. Een bepaalde *Diclofenac*-pil bevat 75,0 mg van de werkzame stof. De totale pil heeft een massa van 5,00 gram.

a) Bereken hoeveel mol van die stof in de pil zit.

Voor onderzoek lost men een dergelijke pil op in 100 mL water. Het eindvolume is 102,3 mL.

b) Bereken de dichtheid van de ontstane oplossing.

14.6)

Verdelgingsmiddel

Op de website van een chemisch bedrijf staat de volgende informatie over het insectenverdelgingsmiddel 'Celphos'.

tekst-
fragment 1

CELPHOS

- 1 Celphos is een ontsmettingsmiddel dat bestaat uit aluminiumfosfide,
- 2 ammoniumzouten en speciale bindmiddelen zoals paraffinewas.
- 3 Door reactie van aluminiumfosfide met waterdamp uit de lucht vallen, afhankelijk
- 4 van temperatuur en vochtigheid, Celphostabletten binnen 0,5 tot 4 uur uiteen.
- 5 Hierbij ontstaan fosfinegas en aluminiumhydroxide. Fosfinegas (PH_3) is een
- 6 uitstekend insectenverdelgingsmiddel. Het is vluchtig, verspreidt zich snel in alle
- 7 richtingen en dringt gemakkelijk door verpakkingsmiddelen zoals papier en karton.

De werkzame stof in Celphos is het aluminiumfosfide (AlP). Deze stof bestaat uit Al^{3+} ionen en P^{3-} ionen.

- 2p 1 Geef het aantal protonen en het aantal elektronen in een P^{3-} ion.

Noteer je antwoord als volgt:

aantal protonen: ...

aantal elektronen: ...

- 3p 2 Geef de vergelijking van de reactie die optreedt als Celphostabletten aan vochtige lucht worden blootgesteld.

Uit tekstfragment 1 (de regels 3 en 4) valt op te maken dat de tijd van het uiteenvallen van Celphostabletten onder andere afhankelijk is van de temperatuur.

- 2p 3 Duurt, bij gelijke vochtigheid, het uiteenvallen van de Celphostabletten bij 25 °C langer of korter dan bij 10 °C? Geef een verklaring voor je antwoord.

tabel 1

| CELPHOS | |
|-------------------------------------|---|
| Fysische en chemische eigenschappen | |
| Samenstelling: aluminiumfosfide | 56 massaprocent |
| overige stoffen | 44 massaprocent |
| Vorm | grote tabletten (3,0 g) of kleine tabletten (0,6 g) |
| In contact met water(damp) | komt $\frac{1}{3}$ van de massa van Celphos aan fosfinegas vrij |
| Kleur | grijs |
| Geur | ruikt als knoflook |

In tabel 1 staat dat de massa van het fosfinegas (PH_3) dat ontstaat, eenderde deel bedraagt van de massa van de gebruikte hoeveelheid Celphos.

- 3p 4 Laat dit met behulp van een berekening zien, uitgaande van een Celphostablet van 3,0 gram. Gebruik bij je berekening onder andere nog een gegeven uit tabel 1 en neem bij de berekening aan dat één mol fosfinegas ontstaat per mol aluminiumfosfide.

Tijdens het ontsmetten van een graanschuur met behulp van Celphostabletten werd in een aanliggende woning de concentratie van fosfinegas gemeten. Deze was $3,5 \cdot 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$. De MAC-waarde van fosfine is $0,4 \text{ mg m}^{-3}$.

3p **5** Ga met behulp van een berekening na of de MAC-waarde is overschreden.
(HAVO 2003-I)

14.7) Als we 1,00 L water mengen met 655 g bariumhydroxide, ontstaat een oplossing met een volume van 1,13 L.

a) Bereken de dichtheid van deze oplossing.

b) Bereken hoeveel mol bariumhydroxide 1,00 L van de oplossing bevat.

Hoofdstuk 15: bindingen

15.1 Bindingen “in” of “tussen”

We hebben in § 3.1 van deze bundel gezien dat een stof in één van drie categorieën valt:

- I) moleculaire stoffen
- II) zouten
- III) metalen

In al deze stoffen komen “bindingen” voor. Dat zijn de volgende bindingen:

I) in moleculaire stoffen:

- a) *tussen* moleculen VanderWaalsbindingen
- b) *binnenin* moleculen: atoombinding(en)

II) in zouten:

- a) *tussen* ionen: ionbinding
- b) *binnenin* ionen: atoombinding (alleen bij samengestelde ionen, niet in enkelvoudige ionen)

III) in metalen:

tussen metaalatomen: de metaalbinding

De bindingen *tussen* de deeltjes van een stof worden verbroken bij fase-overgangen, mengen, etc. Er vindt dan geen reactie plaats. De identiteit van elke bouwsteen (molecuul, ion, metaalatom) blijft gelijk.

Wanneer bindingen *in* de bouwstenen van een stof worden verbroken, wordt de identiteit van de bouwstenen anders. Je krijgt dan nieuwe bouwstenen (moleculen, etc). We spreken dan wél van een reactie.

Opgaven:

15.1) Welke bindingen zijn aanwezig in de volgende stoffen?

- | | |
|---|-------------------------|
| a) een druppel tetra (CCl_4) | d) vloeibaar kwik |
| b) een korrel NaCl | e) een druppel broom |
| c) krijtpoeder (CaCO_3) | f) vast ammoniumnitraat |

15.2) Welke bindingen worden verbroken of gevormd bij de volgende gebeurtenissen?

- a) het verdampen van kwik
- b) het ontleden van het zout $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (s) (demoproef “vulkaantje”) in chromoxide-poeder, waterdamp en stikstofgas
- c) het condenseren van water

15.2a "Bindingen" voor het HAVO

Voor VWO-leerlingen: ga naar § 15.2b

We hebben duidelijk onderscheid gemaakt tussen bindingen *tussen* moleculen en *binnenin* moleculen. Toch hebben die wel het één en ander met elkaar te maken.

In deze paragraaf kijken we naar bindingen in moleculaire stoffen, zowel tussen moleculen als binnenin moleculen. We laten de metalen en zouten dus links liggen.

de polaire atoombinding

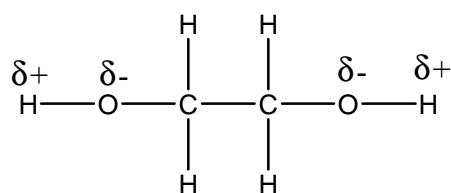
Een binding binnenin een molecuul is een atoombinding. Een atoombinding heeft in sommige gevallen een + kant (+ pool) en een – kant (– pool). Dat komt doordat sommige atomen wat harder aan het bindend elektronenpaar trekken dan andere atomen. De + pool is niet *helemaal* 1+ geladen, maar slechts een beetje +. Anders zou het wel een ion geworden zijn, maar dat is dus niet zo. "Een beetje +" noemen we $\delta+$. De – pool heeft de lading $\delta-$.

Als een atoombinding zo'n $\delta+$ en $\delta-$ pool heeft, dan noemen we dat een polaire atoombinding.

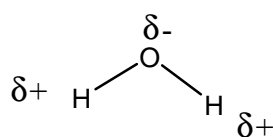
Bekende polaire atoombindingen zijn: O–H en N–H

Een bekende apolaire atoombinding is C–H .

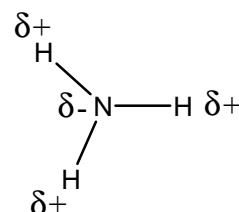
Voorbeelden van moleculen met polaire atoombindingen:



glycol ("antivries")



water



ammoniak

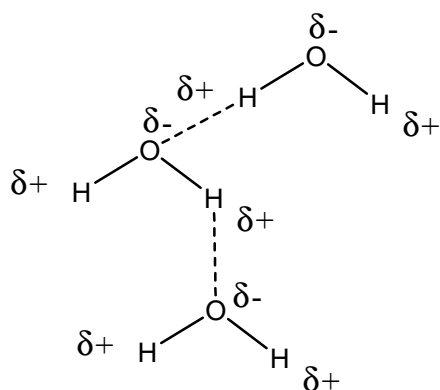
bindingen tussen moleculen: soms een extra kracht

Tussen moleculen heb je **altijd** een aantrekkingskracht: de VanderWaalskracht. Daarvoor geldt: hoe groter (hoe zwaarder) het molecuul, des te sterker is de VanderWaalskracht.

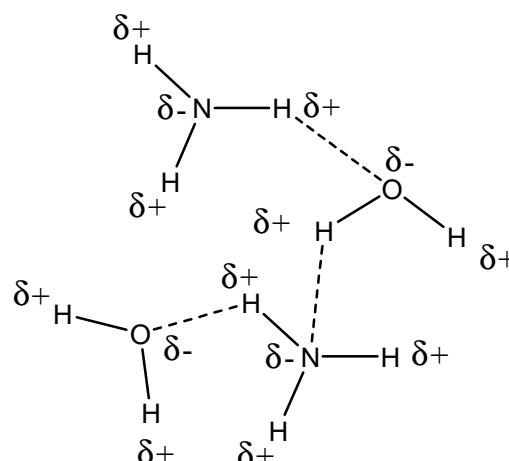
Wanneer twee moleculen een polaire atoombinding hebben, kan de $\delta+$ pool van het ene molecuul de $\delta-$ pool van een ander molecuul aantrekken. In sommige gevallen is dat een heel sterke kracht, namelijk als de twee moleculen elk een NH-groep of een OH-groep hebben.

Als twee moleculen elk een NH-groep of een OH-groep hebben, dat is er een sterke extra aantrekkingskracht tussen de moleculen. Die extra binding tussen de moleculen heet een waterstofbrug of H-brug.

Je kunt de H-bruggen in een tekening duidelijk maken:

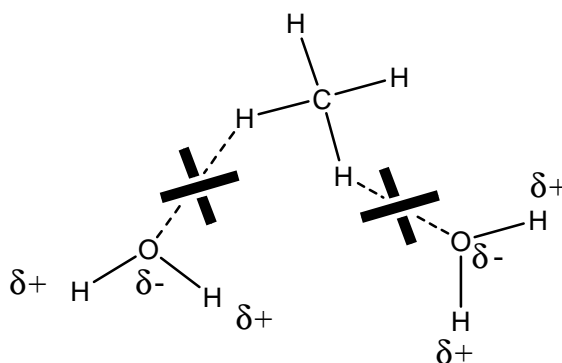


H-bruggen - - - - - in water



*H-bruggen - - - - - in een mengsel
van H₂O en NH₃*

Zónder OH- of NH-groep kunnen er géén H-bruggen ontstaan.



*geen H-bruggen tussen H₂O en CH₄, want
CH₄ bezit geen OH- of NH-groep*

H-bruggen maken de binding tussen moleculen veel sterker dan alleen maar met VanderWaalskrachten. Daardoor hebben stoffen met NH- of OH-groepen in hun molecuul hogere smeltpunten en kookpunten dan stoffen met evengrote moleculen, die deze groepen niet bezitten.

Opgaven:

15.3) Methaan heeft een kookpunt van $-161\text{ }^{\circ}\text{C}$ en ammoniak van $-33\text{ }^{\circ}\text{C}$.

- Vergelijk de VanderWaalskrachten in zuivere ammoniak en zuiver methaan.
- Verklaar het grote verschil in kookpunt.

15.4) We verdampen een hoeveelheid water en evenveel van de vloeistof ether ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$).

Bij welke stof kost het de meeste energie, voordat de stof geheel is verdampt? Leg uit.

15.5) We willen water en een beetje pentaan ($C_5H_{12}(l)$) mengen.

- Welke bindingen moet je in het water verbreken om ruimte te maken voor de ethaanmoleculen?
- Welke bindingen moet je in het ethaan verbreken om ze over het water te verdelen?
- Welke bindingen worden er gevormd tussen de watermoleculen en de ethaanmoleculen.
- Leg aan de hand van opgave a) t/m c) uit, waarom water en pentaan niet met elkaar mengen.
- Leg aan de hand van bindingen uit, waarom water en methanol (CH_3OH) beter mengen dan water en 1-hexanol ($CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-OH$).

15.6) Welke bindingen tussen moleculen zijn aanwezig in de volgende gevallen?

- in de zuivere stof methanol
- in de zuivere stof ethaanzuur
- in de zuivere stof fosfortrichloride
- in de zuivere stof waterstofchloride
- tussen moleculen ammoniak en etheen
- tussen moleculen ammoniak en moleculen methanol

15.7) Zet de volgende stoffen in volgorde van kookpunt. Leg je antwoord uit.
butaan – 1-butanol – pentaan – ethaan

* 15.2b “Bindingen” voor het VWO

We hebben duidelijk onderscheid gemaakt tussen bindingen *tussen* moleculen en *binnenin* moleculen. Toch hebben die wel het één en ander met elkaar te maken.

In deze paragraaf kijken we naar bindingen in moleculaire stoffen, zowel tussen moleculen als binnenin moleculen. We laten de metalen en zouten dus links liggen.

de polaire atoombinding

Wanneer twee atomen via een atoombinding met elkaar verbonden zijn, trekt elk van deze twee atomen aan het bindende elektronenpaar (of de elektronenparen, wanneer er meervoudige atoombindingen in het spel zijn). De mate waarin een atoom aan elektronen trekt, wordt de elektronegativiteit (EN) genoemd. De elektronegativiteit is een eigenschap van een atoomsoort en is te vinden in Binas.

Twee verbonden atomen met verschillende elektronegativiteiten trekken dus in verschillende mate aan het bindend elektronenpaar. Het gevolg is, dat de elektronen in het bindend elektronenpaar (gemiddeld in de tijd) wat vaker bij het ene atoom dan bij het andere atoom zitten. Dit atoom wordt daardoor een beetje negatief geladen en dit geven we aan met δ^- (“delta-min”). Een lading δ^- ligt tussen 0 (neutraal) en -1 in. Het atoom is dus niet volledig negatief geladen; het zou dan immers een ion geworden zijn en dat is niet het geval. Het andere atoom krijgt vanzelfsprekend een lading δ^+ .

Een dergelijke atoombinding noemen we een polaire atoombinding.

atoombinding of ionbinding?

Wanneer twee dezelfde atomen een atoombinding hebben gevormd, is er geen verschil in elektronegativiteit. Er is dan ook geen polaire atoombinding en we noemen zo'n atoombinding een apolaire atoombinding. Voorbeelden vind je in bijvoorbeeld I_2 (I-I) en O_2 (O=O).

Als het verschil in elektronegativiteit (ΔEN) erg groot is, zal het bindend elektronenpaar zich praktisch altijd bij één van de twee atomen bevinden. Eigenlijk is het minst elektronegatieve atoom dan één elektron kwijtgeraakt en heeft het meest elektronegatieve atoom er een elektron bijgekregen. Er zijn dan twee *ionen* ontstaan en er is dan geen sprake meer van een atoombinding, maar van een ionbinding. De polaire atoombinding is eigenlijk een tussensituatie tussen de apolaire atoombinding en de ionbinding.

Soms is het verschil tussen de elektronegativiteit van de twee atomen niet erg groot. Ook al is de atoombinding dan eigenlijk een beetje polair, toch noemen we dat in de praktijk een apolaire atoombinding. Het is lastig om de grens aan te geven tussen een apolaire en een polaire atoombinding. Soms worden daarvoor de volgende (grove) vuistregels gebruikt:

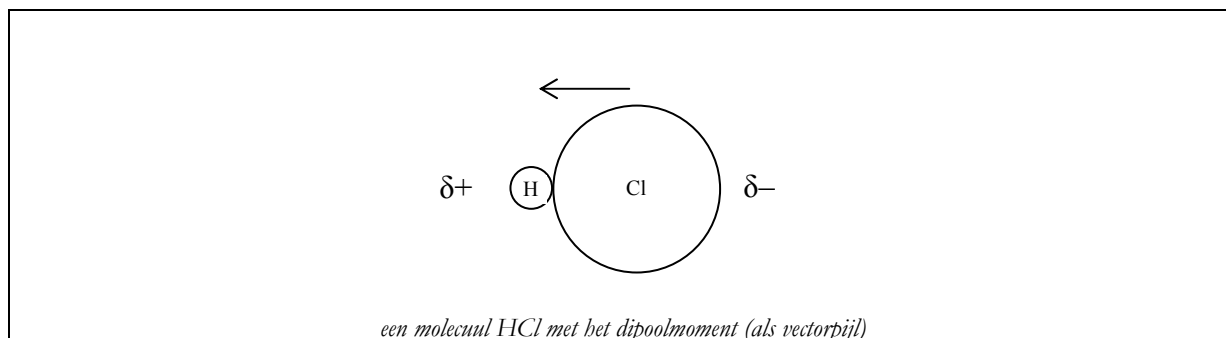
- apolaire atoombinding wanneer $\Delta EN < 0,4$
- polaire atoombinding wanneer $0,4 < \Delta EN < 1,7$
- ionbinding wanneer $\Delta EN > 1,7$

In elk geval moet je van een paar bekende atoombindingen weten, of ze polair danwel apolair zijn:

- een OH-binding is polair (O is δ^- en H is δ^+)
- een NH-binding is polair (N is δ^- en H is δ^+)
- een CH-binding is apolair
- een CO-binding (C-O of C=O) is polair (O is dan meestal δ^- en C meestal δ^+)

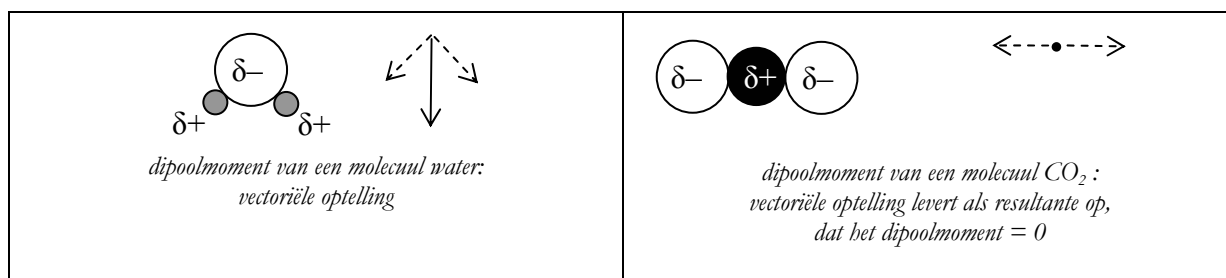
het dipoolmoment

Een polaire atoombinding heeft een zogenaamd *dipoolmoment*. Het dipoolmoment μ van een atoombinding is het product van de verschoven lading q (in Coulomb, C) en de afstand l (in meter, m) waarover de lading is verschoven.



Wanneer een molecuul *meerdere* polaire atoombindingen bezit, spelen al deze polaire atoombindingen een rol in de totale ladingsverschuiving in het molecuul. Daarom kan van een molecuul het totale dipoolmoment worden gevonden, door de dipoolmomenten van alle polaire atoombindingen vectorieel op te tellen.

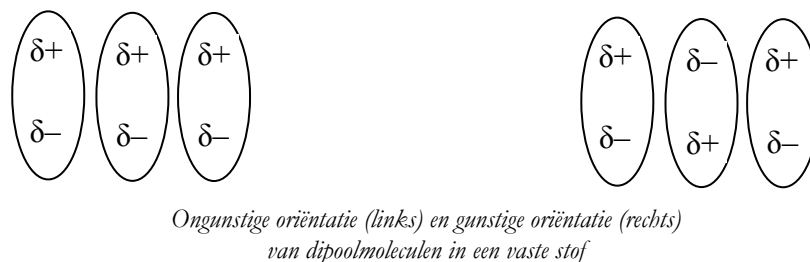
Let dus op: de ruimtelijke bouw van een molecuul bepaalt dus, hoe groot het totale dipoolmoment van het molecuul is en wat de richting ervan is.



Wanneer een molecuul als geheel een dipoolmoment heeft, noemen we dit een *polair molecuul*, een *dipoolmolecuul* of kortweg een *dipool*.

interacties tussen dipoolmoleculen

Dipoolmoleculen zullen zich zodanig oriënteren, dat er een maximale aantrekkingskracht wordt bereikt. Dat is hieronder voor een vaste stof (moleculen op een vaste plek) getekend.



Een gunstige oriëntatie is die, waarbij positieve en negatieve lading elkaar kunnen aantrekken en gelijksoortige ladingen elkaar zo min mogelijk afstoten. Voor dipoolmoleculen in een vloeistof geldt natuurlijk hetzelfde.

een bijzondere kracht tussen speciale dipoolmoleculen: waterstofbruggen

Wanneer een polaire atoombinding een atoom waterstof bevat, blijkt een bijzondere, zeer sterke dipool-dipoolinteractie op te kunnen treden. Deze bijzondere aantrekkingskracht gaan we nauwkeurig bekijken.

Als de kracht tussen twee gedeeltelijk geladen atomen (δ^+ en δ^-) groot is, dan zijn de ladingen groot en/of de afstand tussen de ladingen is klein. Kennelijk is dit het geval bij een waterstofatoom met de lading δ^+ . Dit is niet verwonderlijk: een waterstofatoom is het kleinste atoom dat bestaat, dus een δ^- geladen atoom kan dichtbij het atoom komen (we doen net alsof ladingen puntladingen zijn, die we in de atoomkern lokaliseren). Omdat het waterstofatoom zo klein is, is de lading δ^+ ook redelijk goed op één plek gelokaliseerd. Ook dit draagt bij aan de sterke aantrekkingskracht tussen een δ^+ geladen H-atoom en een ander, δ^- geladen atoom. De ladingen δ^+ en δ^- moeten wel groot genoeg zijn, om die aantrekkingskracht ook groot te maken.

de δ^+ kant van de zaak

Wanneer een H-atoom vastzit aan een N-atoom, een O-atoom of een F-atoom, dán is de δ^+ lading behoorlijk groot (kijk maar eens naar de verschillen in elektronegativiteit, die dan optreden).

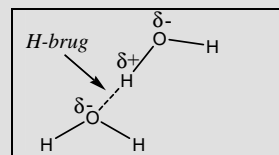
de δ^- kant van de zaak

Welk δ^- geladen atoom is nou voldoende δ^- om een sterke binding met dat H-atoom te hebben? Dat zijn atomen met een voldoende hoge elektronegativiteit. Opnieuw zijn dat een N-atoom, een O-atoom of een F-atoom, die δ^- geladen zijn.

De binding tussen de H^{δ^+} en het δ^- atoom noemen we een **waterstofbrug** of een **H-brug**.

We onderscheiden de H-brugdonor (deze bevat het H^{δ^+}):

- een -OH-groep (in een alcohol, in water, etcetera)
- een -NH-groep (kan ook -NH₂ zijn)
- HF



en een H-brugacceptor:

- een O-atoom met de lading δ^- (kan bijvoorbeeld ook in een -OH-groep zijn)
- een N-atoom met de lading δ^- (kan bijvoorbeeld ook in een -NH₂-groep zijn)
- een F-atoom (kan bijvoorbeeld ook in HF zitten)

Het boek (Pulsar-Chemie VWO) doet net alsof **beide moleculen** een -OH of -NH moeten bevatten voor de vorming van een H-brug. Dit is **onjuist**. De juiste voorwaarden staan in het grijze kader hierboven.

Opgaven:

* 15.8) Zoek in Binas de elektronegativiteiten op van de volgende atoomsoorten:

- a) stikstof;
- b) waterstof;
- c) koolstof;
- d) zuurstof.

* 15.9) In § 15.2b staan de volgende vuistregels:

- apolaire atoombinding wanneer $\Delta EN < 0,4$
- polaire atoombinding wanneer $0,4 < \Delta EN < 1,7$
- ionbinding wanneer $\Delta EN > 1,7$

In elk geval moet je van een paar bekende atoombindingen weten, of ze polair danwel apolair zijn:

- een OH-binding is polair (O is δ^- en H is δ^+)
- een NH-binding is polair (N is δ^- en H is δ^+)
- een CH-binding is apolair
- een CO-binding (C–O of C=O) is polair (O is dan meestal δ^- en C meestal δ^+)

Kloppen de bovenstaande vuistregels voor ΔEN met de regels in het grijze kader?

* 15.10) Welke krachten kunnen tussen de moleculen in de volgende zuivere stoffen optreden? Gebruik zonodig de Binastabel met dipoolmomenten.

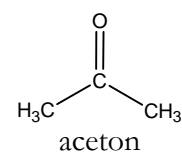
- a) octaan (octa = 8)
- b) ethaan
- c) waterstofchloride
- d) tetrachloormethaan
- e) ammoniak (NH_3)
- f) ethoxyethaan (triviale naam: ether) ($\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$)

* 15.11) Leg uit waarom het kookpunt van octaan hoger ligt dan het kookpunt van ethaan.

* 15.12) Leg uit waarom water (molecuulmassa 18,0 u) bij kamertemperatuur een vloeistof is en methaan (molecuulmassa 16,0 u ofwel praktisch gelijk) bij diezelfde temperatuur een gas is.

* 15.13) Ga na of tussen de volgende moleculen H-bruggen kunnen worden gevormd:

- a) Twee watermoleculen
- b) Een watermolecuul en een ammoniakmolecuul
- c) Een watermolecuul en een zuurstofmolecuul (O_2)
- d) Een watermolecuul en een molecuul aceton (zie rechts)
- e) Twee moleculen aceton
- f) Twee moleculen propaan



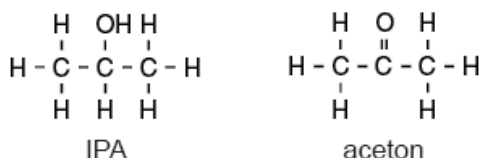
- * 15.14) We willen water en een beetje pentaan ($C_5H_{12}(l)$) mengen.
- Welke bindingen moet je in het water verbreken om ruimte te maken voor de ethaanmoleculen?
 - Welke bindingen moet je in het ethaan verbreken om ze over het water te verdelen?
 - Welke bindingen worden er gevormd tussen de watermoleculen en de ethaanmoleculen.
 - Leg aan de hand van opgave a) t/m c) uit, waarom water en pentaan niet met elkaar mengen.
 - Leg aan de hand van bindingen uit, waarom water en methanol (CH_3OH) beter mengen dan water en 1-hexanol ($CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-OH$).
- * 15.15) Zet de volgende stoffen in volgorde van kookpunt. Leg je antwoord uit.
butaan – butanol – pentaan – ethaan

15.3a Oefenopgaven voor HAVO bij Pulsar-Chemie hoofdstuk 6

Voor VWO-leerlingen: ga naar § 15.3b

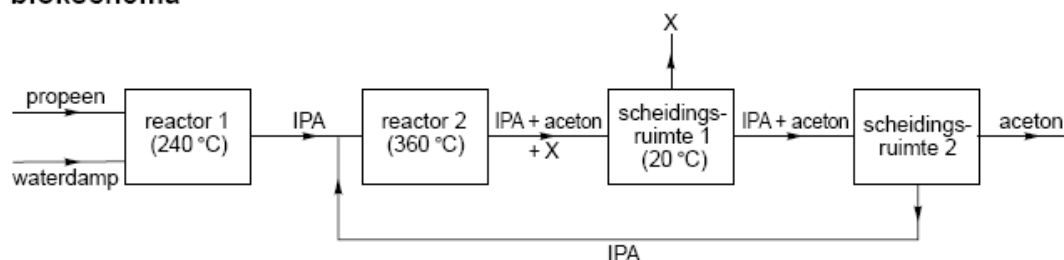
ACETON

Bij de bereiding van aceton zet men propaan eerst om tot een stof die wordt aangeduid als IPA. Daarna wordt IPA omgezet tot aceton. Hieronder zijn de structuurformules van IPA en van aceton gegeven:



Dit productieproces van aceton kan met het volgende blokschema worden weergegeven.

blokschema



Het mengsel van IPA en aceton dat uit scheidingsruimte 1 komt, wordt in scheidingsruimte 2 door destillatie gescheiden. Deze destillatie is mogelijk doordat de kookpunten van IPA en aceton voldoende verschillen. Dit verschil wordt voornamelijk veroorzaakt door een verschil tussen de molecuulstructuren.

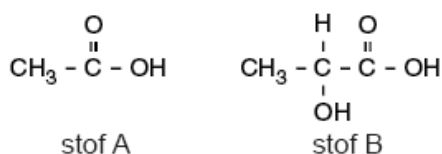
- 3p **14** Leg uit, aan de hand van een verschil tussen de structuurformules van IPA en aceton, welke van deze stoffen het distillaat is bij de scheiding in scheidingsruimte 2.

(HAVO CSE 2007-I)

LACTULOSE

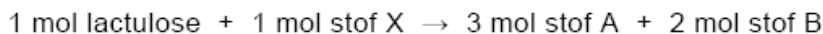
Bij 10% van de blanke West-Europeanen tot 90% van de Aziaten blijkt het enzym lactase niet of onvoldoende in de dunne darm aanwezig te zijn. Ten gevolge daarvan veroorzaakt voeding die lactose bevat bij deze mensen darmklachten.

Bij de bereiding van kaas uit melk komt lactose (bijna) niet in de kaas terecht: lactose is bij de kaasbereiding een bijproduct. Een van de nuttige producten die uit lactose wordt gemaakt, is lactulose. Lactulose is net als lactose een disacharide met de molecuulformule $C_{12}H_{22}O_{11}$. Het wordt als middel gegeven bij verstopping van de dikke darm. Lactulose wordt niet afgebroken in de mond, in de maag of in de dunne darm. In de dikke darm wordt lactulose door darmbacteriën omgezet tot de stoffen met de volgende structuurformules:



- 2p **25** Geef de systematische naam van stof A.

De vergelijking van de omzetting van lactulose onder invloed van darmbacteriën kan schematisch (in woorden) met de volgende vergelijking worden weergegeven:



- 2p **26** Wat is de formule van stof X? Laat zien hoe je aan je antwoord komt.

De werking van lactulose als middel tegen verstopping van de dikke darm berust volgens een voorlichtingsfolder op het vasthouden van water door de stoffen A en B. Dit komt door de vorming van waterstofbruggen. Door het vasthouden van water neemt het volume van de darminhoud toe en wordt de ontlasting zachter. Op de uitwerkbijlage is een structuurformule van stof B gegeven.

- 2p **27** Laat op de uitwerkbijlage aan de hand van een tekening zien hoe twee watermoleculen door middel van waterstofbruggen gebonden kunnen zijn aan een molecuul van stof B. Teken de watermoleculen in structuurformule en geef met \cdots de waterstofbruggen weer.

opmerking: teken zelf één molecuul B (structuurformule) en beantwoord dan de vraag

(HAVO CSE 2007-II)

■ Zoet

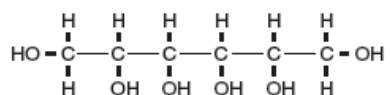
Een veel gebruikte natuurlijke zoetstof is sacharose (suiker). Het gebruik van sacharose heeft een aantal nadelen: het is de belangrijkste oorzaak van cariës (tandbederf) en bij de verbranding in het lichaam komt veel energie vrij.

- 3p **28** □ Geef de reactievergelijking voor de volledige verbranding van sacharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$).

Men is op zoek gegaan naar zoetstoffen die bovengenoemde nadelen niet bezitten.

Sorbitol is zo'n zoetstof die veel minder schadelijk is voor het gebit. Sorbitol wordt onder andere toegevoegd aan kauwgom die "goed is voor je tanden".

De structuurformule van sorbitol is hieronder getekend:



Sorbitol lost goed op in water.

- 2p **29** □ Leg uit hoe het komt dat sorbitol goed oplost in water. Vermeld in je uitleg het gegeven uit de structuurformule dat je hebt gebruikt om tot je antwoord te komen.

(HAVO CSE 2004-I)

* Hoofdstuk 16: gasdruk en rekenen aan gassen

16.1 Algemene definitie van druk

Wanneer een olifant over het strand loopt, zullen zijn poten niet wegzakken in het zand. Een dame op naaldhakken kan er op hetzelfde strand op rekenen dat haar hakken wel in het zand zullen wegzakken. Toch is de olifant veel zwaarder dan de dame. Hoe kan dit?

Bij de olifant wordt de zwaartekracht verdeeld over een groot oppervlak, namelijk het oppervlak van de onderkant van zijn vier poten. Een dame op naaldhakken oefent minder kracht op het zand uit, maar die kracht wordt op een heel klein oppervlak uitgeoefend (de onderkant van haar twee naaldhakken). Kennelijk is het niet zozeer de kracht die bepaalt of je in het zand wegzakt, maar speelt ook het oppervlak een rol.

Het bovenstaande voorbeeld laat zien, dat het begrip druk van belang kan zijn. De druk is de kracht die per eenheid van oppervlakte wordt uitgeoefend, of eenvoudiger gezegd het aantal Newton per vierkante meter.

In formulevorm kun je dit schrijven als

$$p = \frac{F}{A} \quad [\text{Pa}] \text{ of } \left[\frac{\text{N}}{\text{m}^2} \right]$$

met p de druk, F de kracht en A het oppervlak. De eenheid van druk is Pascal (Pa), hetgeen overeenkomt met Newton per vierkante meter. Soms wordt voor de druk ook het symbool P (dus als hoofdletter) gebruikt.

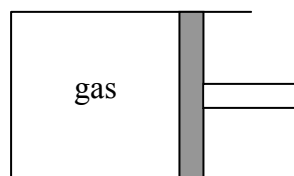
De kracht die de olifant uitoefent op het zand is misschien wel groter, maar de dame op naaldhakken oefent een grotere druk op het zand uit.

16.2 Gasdruk en drie gaswetten

Vanaf de 17^e eeuw zijn diverse natuurkundigen geïnteresseerd geweest in het gedrag van gasvormige stoffen. Omdat de druk een belangrijke eigenschap van een gas is, zijn er vele experimenten uitgevoerd die te maken hebben met gasdruk.

de wet van Boyle

Neem als voorbeeld een afgesloten ruimte met een gas erin. Het gas kan niet uit de ruimte ontsnappen. Met behulp van een zuiger kunnen we de binnenruimte (het volume) wijzigen.



Wanneer het volume wordt vergroot, kan worden gemeten dat de druk kleiner wordt. Wordt het volume verkleind, dan neemt de gasdruk juist toe.

Robert Boyle ontdekte uit dergelijke experimenten een wet voor het verband tussen gasdruk en volume. Het product “druk maal volume” van een gas is constant bij een constante temperatuur.

$$pV = \text{constant}$$

met V het gasvolume.

Deze wet staat bekend als de wet van Boyle.

de wet van Gay-Lussac

Wanneer de temperatuur van het gas wordt verhoogd en de zuiger wordt op zijn plaats gehouden, dan zal de gasdruk toenemen. Kennelijk is er een verband tussen de temperatuur van een gas en de druk van een gas. Dit verband staat bekend als de wet van Gay-Lussac:

$$\frac{p}{T} = \text{constant}$$

met T de absolute temperatuur in K.

Deze wet geldt alleen, wanneer het volume van het gas constant blijft.

Deze wet is omstreeks dezelfde tijd ook door een andere natuurkundige (Charles) ontdekt; Charles schreef de wet alleen via een andere formule op. Men spreekt dan van de wet van Charles. De wet van Gay-Lussac is echter de meest bekende vorm van de wet.

de wet van Avogadro en de eenheid mol

Een derde belangrijke gaswet is een wet, die is vernoemd naar (en dus niet ontdekt door!) de italiaan Avogadro. Deze wet houdt in, dat twee gelijke volumes van verschillende gassen hetzelfde aantal gasmoleculen bevat, als de druk en de temperatuur maar gelijk zijn.

In formulevorm luidt de wet van Avogadro:

$$\frac{V}{N} = \text{constant}$$

waarin N het aantal moleculen is.

Omdat het aantal moleculen in een gas enorm groot is, heeft men in de natuur- en scheikunde afgesproken een andere maat voor het aantal moleculen te gebruiken. Men gebruikt daarvoor de eenheid mol (zie ook hoofdstuk 13 van deze bundel).

Het aantal moleculen (in de eenheid mol) noemen we officieel hoeveelheid stof, maar men spreekt ook wel over chemische hoeveelheid. Het symbool voor hoeveelheid stof is n (dus als kleine letter). Het aantal moleculen geven we dus aan met N en het aantal mol geven we aan met n .

De wet van Avogadro kun je dus ook schrijven als

$$\frac{V}{n} = \text{constant}$$

de gaswetten op een rijtje

- de wet van Boyle: $pV = \text{constant}$

- de wet van Gay-Lussac: $\frac{P}{T} = \text{constant}$

- de wet van Avogadro: $\frac{V}{n} = \text{constant}$

Het maakt niet uit wélk gas je bekijkt: de wetten van Boyle, Gay-Lussac en Avogadro gelden voor elke gasvormige stof.

Je hoeft deze drie aparte gaswetten niet te kennen voor scheikunde-repetities.

16.3 De algemene gaswet

De drie bovenstaande gaswetten kunnen worden gecombineerd tot één algemene wet, die voor alle gasvormige stoffen geldt:

$$\frac{pV}{nT} = \text{constant}$$

De constante waarde in deze formule geven we aan met R en noemen we de algemene gasconstante.

We schrijven de voorgaande formule in een andere, meer bekende vorm:

$$pV = nRT$$

Deze wet wordt de algemene gaswet of de ideale gaswet genoemd. **Deze wet moet je bij scheikunde wél kennen.**

Enkele belangrijke opmerkingen over de algemene gaswet:

1) let goed op de grootheden en met name de eenheden, die je gebruikt:

- p is de druk in Pa (ofwel N/m^2)

- V is het volume in m^3

- n is de hoeveelheid stof in mol

- R is de algemene gasconstante: $8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ (te vinden in Binastabel 7)

- T is de absolute temperatuur in K ;

2) in de scheikunde worden volumina vaak in liters (L) of dm^3 uitgedrukt. Reken dit eerst om naar m^3 voordat je de algemene gaswet invult. $1 \text{ m}^3 \equiv 1000 \text{ dm}^3$ ofwel $1 \text{ dm}^3 \equiv 0,001 \text{ m}^3$;

3) deze wet geldt voor gassen en dus niet voor vloeistoffen of vaste stoffen.

16.4 Het molair gasvolume

De wet van Avogadro stelt, dat (bij een bepaalde temperatuur en druk) één mol van een gas altijd hetzelfde volume inneemt. Hiervoor is niet van belang wélk gas het is. Het volume van één mol gas wordt het molair gasvolume genoemd. Het molair gasvolume hangt wél af van de temperatuur en de druk. Dit kun je eenvoudig zien aan de hand van de algemene gaswet:

$$pV = nRT$$

schrijven we anders als

$$\frac{V}{n} = \frac{RT}{p} \quad \left[\frac{\text{m}^3}{\text{mol}} \right]$$

ofwel

$$V_m = \frac{RT}{p} \quad \left[\frac{\text{m}^3}{\text{mol}} \right]$$

met V_m het molair gasvolume (het gasvolume per mol gas). Aan de eenheid “kubieke meter per mol” kun je al zien, dat het molair gasvolume de ruimte (in kubieke meter) is, die wordt ingenomen door één mol gas.

Je ziet aan de formule voor V_m dat het vergroten van T de waarde van V_m groter maakt. Dat is ook wel logisch: als een mol gas warmer wordt, zet het gas uit en wordt het volume van die mol gas dus groter. Het vergroten van p maakt de waarde van V_m kleiner (ga zelf na in de formule!). Ook dat is logisch, omdat een gas een grotere gasdruk heeft wanneer het gasvolume kleiner is.

In Binas staan voor een aantal situaties de molaire gasvolumes al getabelleerd (uitgerekend en al). Je kunt echter altijd zelf het molair gasvolume bij een gegeven druk en temperatuur uitrekenen met behulp van de algemene gaswet.

16.5 Standaardtemperatuur en -druk

In de scheikunde werkt men vaak met een standaardtemperatuur en druk. Dit kort men ook wel af met STP (*standard temperature and pressure*). Wereldwijd is afgesproken dat daarvoor geldt $T = 0\text{ °C}$ (ofwel 273,15 K) en $p = 100.000\text{ Pa}$. Toch komen naast STP vaak andere standaarden voor, zoals bijvoorbeeld:

- SATP (*standard atmospheric temperature and pressure*):

$$T = 25\text{ °C (ofwel 298,15 K) en } p = 100.000\text{ Pa}$$

- $T = 25\text{ °C (ofwel 298,15 K) en } p = 1\text{ atm (= 101.325 Pa)}$

Een druk van 1 atmosfeer (1 atm) ofwel 101.325 Pa wordt ook wel de *standaarddruk* (symbool: p_0) genoemd.

Vanwege deze verwarrende definities is het dus zaak om in elke situatie of bij elke V_m -tabel te kijken, wélke temperatuur en druk staan vermeld.

16.6 Ideaal en niet-ideaal gedrag

In de praktijk komen kleine afwijkingen voor van de ideale gaswet. Dat komt omdat gassen zich niet altijd ideaal gedragen. Met name bij hoge druk worden deze kleine afwijkingen zichtbaar. Afwijkingen van ideaal gedrag worden *niet-ideaal gedrag* genoemd. Er zijn formules om deze afwijkingen te kunnen verrekenen (de bekendste is de VanderWaalsvergelijking voor gassen), maar dit valt buiten het bestek van de middelbare school.

Soms wordt in tabellen (ook in Binas) het onderscheid gemaakt tussen een “ideaal gas” en “gas” of “gasvormige stof” (die gedragen zich dan dus niet-ideaal).

Checklist

- weten wat druk is
- de algemene gaswet $pV = nRT$ kennen en kunnen toepassen
- het molair gasvolume kennen en kunnen toepassen
- weten wat standaardomstandigheden zijn, STP en SATP kennen

16.7 Opgaven

- 16.1) Bereken de druk van 2,3 mol O_2 -gas bij $T = 298 \text{ K}$ en $V = 20 \text{ m}^3$.
- 16.2) Bereken de druk van 0,82 mol CO_2 (g) bij $T = 30 \text{ }^\circ\text{C}$ en $V = 20,3 \text{ L}$.
- 16.3) Een hoeveelheid gas bij p_0 van 10,00 L wordt bij gelijkblijvende temperatuur samengeperst, zodat de nieuwe druk 300,0 kPa is.
Bereken het nieuwe volume van het gas.
- 16.4) Bereken het molair gasvolume van een ideaal gas bij 298 K en $p = p_0$.
- 16.5) Bereken het molair gasvolume van een ideaal gas bij 273,15 K en 100 kPa.
- 16.6) Hoeveel mol gas bevat $50 \text{ dm}^3 SO_2$ (g)? Ga uit van ideaal gedrag en van STP.

Hoofdstuk 17: Rekenen in molverhoudingen

17.1 Rekenen aan reacties: een terugblik én een alternatief

In hoofdstuk 11 hebben we gerekend aan reacties. Het achterliggende idee was vaak, dat je bij een reactie exact de juiste hoeveelheden van alle stoffen bij elkaar wil voegen. Als je van een stof teveel hebt (een overmaat) hebt, dan kan dat overschot toch niet reageren: dat is zonde van de inkoopkosten.

De aanpak in hoofdstuk 11 (preciezer: in § 11.4) was ongeveer als volgt:

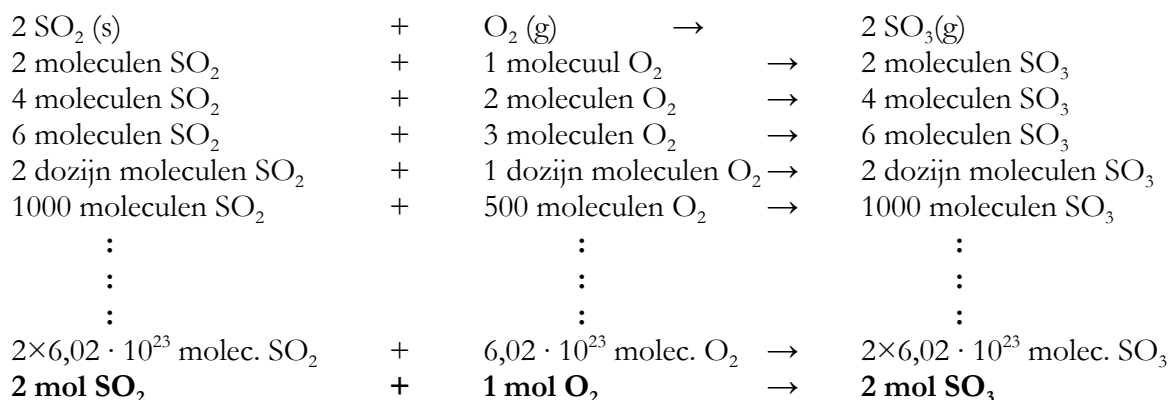
- stel een (kloppende) reactievergelijking op
- bereken de massa's in u vóór en na de pijl
- hierdoor heb je een massaverhouding verkregen. Die massaverhouding kun je ook toepassen bij hoeveelheden in gram, kilogram, ton, etcetera.
- met de massaverhouding kun je de benodigde hoeveelheden van elke stof berekenen.

We gaan het nu op een andere manier aanpakken. Die manier komt uiteindelijk wel overeen met wat we in hoofdstuk 11 hebben gedaan. We benaderen het alleen op een andere manier. In plaats van telkens alle hoeveelheden naar de massa om te rekenen (dus naar g, kg, etc), gaan we steeds de hoeveelheden in mol berekenen.

De mol is het centrale begrip in het chemisch rekenen.

17.2 De molverhouding bij reacties

We nemen als voorbeeld de volgende reactie:



De coëfficiënten in de reactievergelijking geven aan in welke aantalsverhouding de moleculen bij een reactie reageren.

De coëfficiënten geven dus ook aan, in welke molverhouding de stoffen bij een reactie reageren.

Je hoeft dus niet per se alle molecuulmassa's te berekenen om een reactieverhouding te kennen. Je kunt gewoon naar de reactievergelijking kijken!

Natuurlijk heb je nu nog géén massa's berekend. Maar dat kan altijd later nog. En dan kun je mooi kiezen, van welke stoffen je de massa wil berekenen. Met het aantal mol van een stof kun je redelijk eenvoudig de massa van die stof berekenen (zie § 13.3 van deze bundel).

Net als bij een massaverhouding moet je bij een molverhouding wel duidelijk maken, welk getal bij welke stof hoort. Dat kun je simpel doen door de molverhoudingen onder een reactievergelijking te zetten. Je mag natuurlijk ook de ouderwetse vorm met puntjes gebruiken, bijvoorbeeld "bij deze reactie is de molverhouding waterstof : zuurstof gelijk aan 2 : 1".

Tip: ga je rekenen aan een reactie? Stel altijd de kloppende vergelijking op!

Opgaven:

17.1) Geef de molverhoudingen van de volgende reacties:

- De productie van ammoniak uit waterstof en stikstof.
- De ontleding van chroom(III)chloride in chroom en chloor.
- De verbranding van (de brandstof!) koolstofmonoxide.
- De additie van waterstof aan etheen.

17.2) Je kent uit klas 3 de wet van massabehoud: de totale massa van alle stoffen voor de reactie is evengroot als de totale massa ná de reactie.

Bestaat er ook een wet van molbehoud? Leg uit.

17.3) Bereken hoeveel mol van de gevraagde stof verdwijnt of ontstaat bij de volgende reacties. Stel daarbij telkens eerst de reactievergelijking op.

- Hoeveel mol zuurstof verdwijnt er bij de volledige verbranding van 3 mol methaan?
- Hoeveel mol water verdwijnt er bij de productie van 20 mol 2,3-butaandiol uit 1,3-butadien?
- Hoeveel mol Cl^- (aq) ontstaat er bij het oplossen van 0,8 mol bariumchloride?
- Hoeveel mol PO_4^{3-} (aq) verdwijnt er bij het neerslaan van 0,15 mol calciumfosfaat?
- Hoeveel mol nitraationen ontstaat er bij het oplossen van 1,2 mol kaliumnitraat?

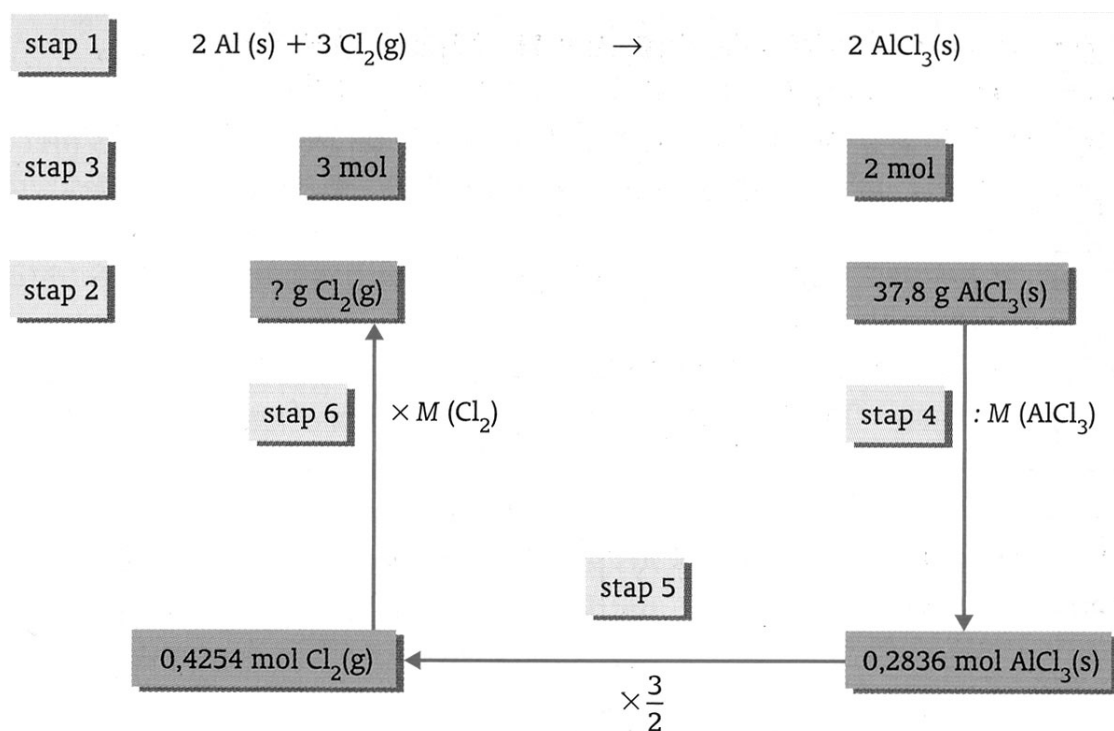
17.3 Rekenen met massa's via de molverhouding

In § 11.3 en § 11.4 van deze bundel heb je gerekend aan reacties en steeds de massa's van stoffen berekend. Dat gaan we nu ook doen, maar we gaan het via het aantal mol en de molverhouding doen.

Een voorbeeld staat in het VWO-boek van Pulsar-Chemie: bron 21 en 22 van hoofdstuk 7. Omdat dit voorbeeld niet in het HAVO-boek staat, wordt het hier verkort weergegeven:

stappenplan

1. stel de reactievergelijking op
2. kijk wat er gegeven wordt (hoeveel van welke stof) en wat er wordt gevraagd
3. leid uit de reactievergelijking de molverhouding tussen de gegeven en de gevraagde stof af
4. reken de hoeveelheid gegeven stof om naar mol
5. bereken uit de molverhouding en het aantal mol van de gegeven stof, hoeveel mol er van de gevraagde stof reageert
6. reken het aantal mol van de gevraagde stof om naar de gevraagde eenheid
7. controleer je antwoord: *juiste eenheid? Juiste significantie? Eenheid en stof achter je antwoord gezet?*



Opgaven:

17.4) Natriumcarbonaat wordt gebruikt bij de productie van glas. De stof ontstaat bij de reactie tussen vast calciumcarbonaat en vast natriumchloride. Er ontstaat ook vast calciumchloride.

- Bereken hoeveel ton natriumchloride reageert met 1,00 ton calciumcarbonaat.
- Hoeveel ton natriumcarbonaat wordt er dan gevormd?

17.5) In een raket wordt de brandstof hydrazine (N_2H_4) gebruikt. Dit reageert met H_2O_2 tot stikstof en water.

In een bepaalde raket kan 4500 kg hydrazine. Hoeveel kg waterstofperoxide moet deze raket minimaal meenemen om de hydrazine volledig te laten verbranden?

17.6) Chloorgas kan worden gemaakt door een oplossing van natriumchloride onder spanning te zetten. Daarbij ontstaat naast chloorgas ook waterstofgas en opgeloste hydroxide-ionen.

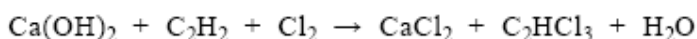
- Stel de reactievergelijking van deze reactie op.
De oplossing van natriumchloride kun je maken door vast keukenzout in water op te lossen.
- Geef van dit oplossen de reactievergelijking.
- Bereken hoeveel gram vast natriumchloride minimaal moet worden opgelost is om 50 g chloorgas te maken.

TRI

De stof tri is een schoonmaakmiddel dat veel in stomerijen wordt gebruikt.

De formule van tri is C_2HCl_3 .

Het totale productieproces van tri kan in één reactievergelijking worden weergegeven. Hieronder zijn alle formules in de vergelijking gegeven, maar de coëfficiënten zijn weggelaten:



- 2p **37** Geef de reactievergelijking van het totale productieproces van tri. Neem daartoe de bovenstaande vergelijking over en vul daarin de juiste coëfficiënten in.
- 3p **38** Bereken hoeveel kg calciumhydroxide minimaal nodig is voor de productie van 1,0 kg tri volgens dit productieproces.

(HAVO CSE 2006-I)

* 17.4 Rekenen met concentraties

Bij mengsels is het vaak van belang om aan te kunnen geven, hoeveel er van elke stof in een mengsel zit. Een medicijn werkt niet als er te weinig van de werkzame stof aanwezig is, of een stof is juist schadelijk/giftig bóven een bepaald gehalte.

Er zijn allerlei manieren om een gehalte van een stof weer te geven:

- massapercentage, massapromillage of massa-ppm
- volumepercentage, volumepromillage of volume-ppm
- concentratie

We werken in de scheikunde vaak met één bepaald type mengsel, namelijk met oplossingen. Bij oplossingen geeft men de concentratie (de “sterkte”) van de oplossing vaak weer in het aantal mol opgeloste stof per liter oplossing.

(Let op: dit is iets ánders dan aantal mol stof per liter oplosmiddel! Zie opgave 14.7 uit deze bundel.).

In een formule (c = concentratie, n = aantal mol en V = volume van de oplossing):

$$c = \frac{n}{V}$$

Wanneer we de concentratie weergeven in mol opgeloste stof per liter oplossing, dan noemen we die concentratie ook wel de molariteit. De eenheid van de molariteit is dus automatisch mol L^{-1} . Ook wordt wel de aanduiding “molair” (symbool M) gebruikt. Dus: de eenheid M = mol L^{-1} .

Om aan te geven dat we de molariteit van een stof weergeven, zetten we de formule van de stof tussen vierkante haken.

voorbeeld

wanneer je 0,5 mol NH_3 oplost in water en dat aanvult tot 1,00 L, dan noteren we de concentratie NH_3 als volgt:

$$[\text{NH}_3] = 0,5 \text{ mol L}^{-1} \quad \text{of} \quad [\text{NH}_3] = 0,5 \text{ M}$$

Opgaven:

- * 17.7) a) Hoeveel mol glucose bevat 1,5 L van een 0,7 M glucose-oplossing?
b) Idem voor methanol in 325 mL van een oplossing met $[\text{CH}_3\text{OH}] = 0,25 \text{ M}$

* 17.8) Je moet in alle onderstaande gevallen een oplossing maken met een concentratie van 0,35 M. Hoeveel mol moet je telkens oplossen om de aangegeven oplossingen te verkrijgen?

- 500 mL oplossing
- 1,20 L oplossing
- 150 mL oplossing
- 50 mL oplossing

* 17.9) Hoeveel gram van de aangegeven stoffen moet je oplossen, om telkens een concentratie van 0,65 M te verkrijgen? Het eindvolume van de oplossing is telkens aangegeven.

- a) 125 mL van een ethanoloplossing
- b) 180 mL van een glucose-oplossing
- c) 2,3 L van een xylitoloplossing (xylitol = $C_5H_{12}O_5$)
- d) 75 mL van een oplossing van H_3PO_4 (fosforzuur)

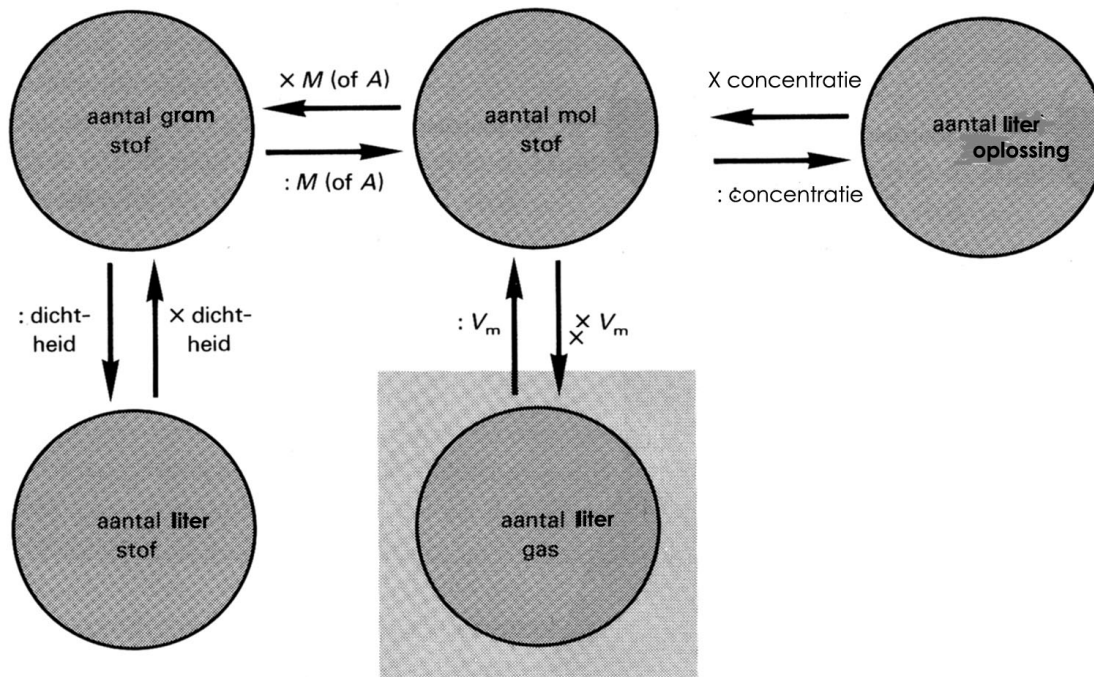
* 17.10) Bereken de aangegeven concentraties in de volgende oplossingen.

- a) $[NaCl]$, $[Na^+]$ en $[Cl^-]$ in een 0,32 M NaCl-oplossing
- b) $[BaCl_2]$, $[Ba^{2+}]$ en $[Cl^-]$ in een 0,85 M bariumchloride-oplossing
- c) $[Fe(NO)_3]$, $[Fe^{2+}]$, $[Fe^{3+}]$ en $[NO_3^-]$ in een 1,23 M $Fe(NO)_3$ -oplossing
- d) $[K^+]$ en $[PO_4^{3-}]$ in een $8,0 \cdot 10^{-2}$ M kaliumfosfaatoplossing

* 17.5 Combinatie-opgaven rekenwerk voor VWO

Hieronder volgen opgaven die allerlei rekenwerk combineren. Misschien is het onderstaande schema een handig hulpmiddel.

Probeer niet het schema uit je hoofd te leren. Je moet het erin slijpen, door gewoon veel te oefenen.



De omrekening van en naar het vierkante grijze kader geldt alleen voor gassen.

* 17.11) We voegen bij elkaar:

- 20 mL 0,20 M ijzer(III)chloride-oplossing
- 25 mL 0,10 M natriumfosfaat-oplossing

- Geef de vergelijking van de reactie die optreedt.
- Bereken hoeveel g neerslag er wordt gevormd.
- Bereken de concentraties van alle ionen, die na de reactie nog in oplossing aanwezig zijn. Je mag aannemen, dat het vaste zout volledig onoplosbaar is.

* 17.12) In 1937 explodeerde het luchtschip (de Zeppelin) "De Hindenburg" tijdens een landing. Het luchtschip had een inhoud van $2,0 \cdot 10^8$ L. Het was gevuld met waterstof bij een druk van 0,90 bar (1 bar = exact 10^5 Pa) en een temperatuur van 20 °C.

- Hoeveel kg waterstof was nodig om het schip te vullen?
- Hoeveel kg zuurstof werd bij de verbranding aan de atmosfeer onttrokken?

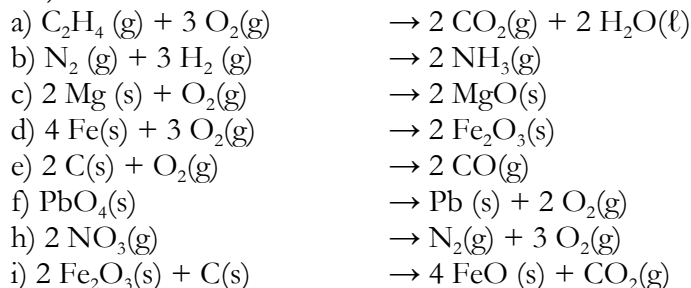
* 17.13) Voor een chemische reactie is 4,60 L zuurstofgas nodig. Er is geen zuurstofcilinder beschikbaar. Daarom wordt een oplossing van waterstofperoxide (H_2O_2) in water ontleed tot de stoffen water en zuurstof. Deze oplossing bevat 27,7 massa-% H_2O_2 en de dichtheid bedraagt $1,10 \text{ kg L}^{-1}$.

- Bereken $[\text{H}_2\text{O}_2]$ in deze oplossing.
- Bereken hoeveel mL H_2O_2 -oplossing minimaal moet worden genomen om de benodigde hoeveelheid zuurstof bij 20 °C en 1 bar (= exact 10^5 Pa) te maken.

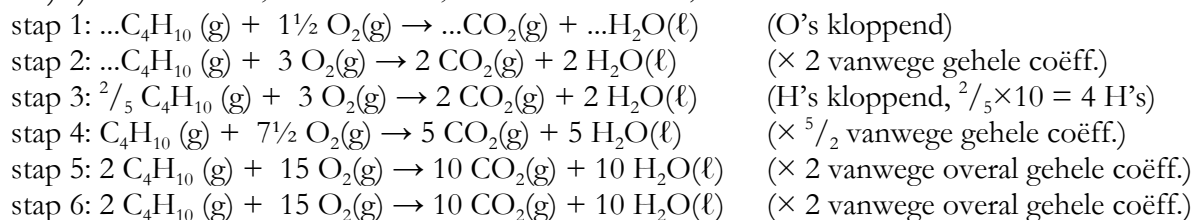
oplossingen van de opgaven

hoofdstuk 1

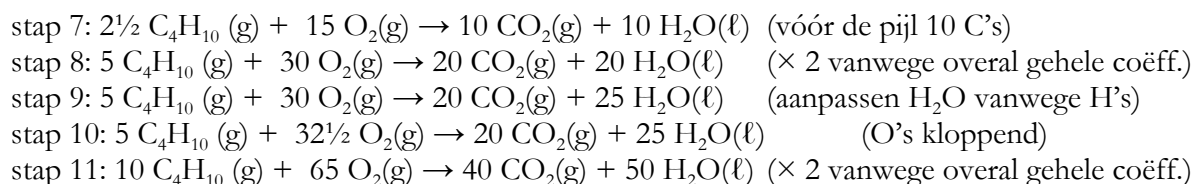
1.1)



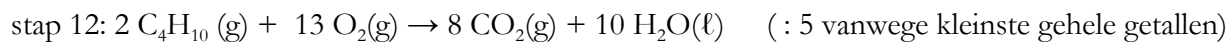
1.2) a) eerst met de O's, dan met de H's, als laatste met de C's ;



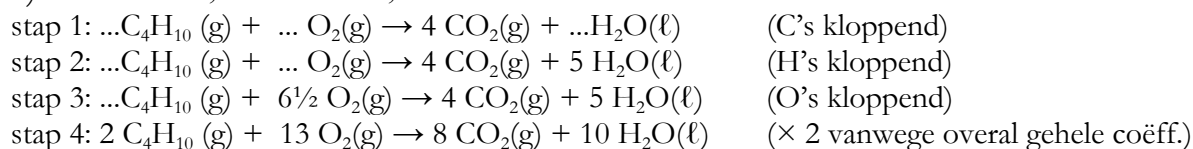
nu moet je de C's aanpassen, maar daarmee pas je opnieuw de H's aan óf de O's. Is niet handig, maar het kan wel... ik kies lukraak maar eens voor het aanpassen van de H's (dus aanpassen van coëfficiënt van C_4H_{10} vóór de pijl)



De vergelijking klopt, maar kan met kleinere gehele getallen, dus dan moeten we wel doen.



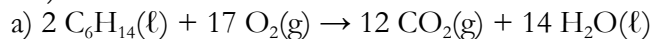
b) eerst met de C's, dan met de H's, als laatste met de O's .



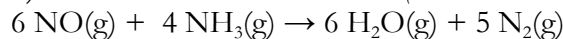
Kloppend, én met hetzelfde eindresultaat als uiteindelijk na opgave a) .

c) Waarschijnlijk ging b) het gemakkelijkst. Opmerking: bij a) moest je bij stap 10 uiteindelijk ook de O's nog een keer kloppend maken, nadat je de C's (stap 6) en de H's (stap 3 en stap 9) kloppend had gemaakt. De vuistregel "alleenstaande atoomsoorten als laatste kloppend maken" komt dus inderdaad uit.

1.3)



b) *hint: doe de N-atomen als laatste (alleenstaande atoomsoort, want $\text{N}_2(\text{g})$ achter de pijl)*



1.4)

a) mercaptaan (gas) \rightarrow koolstof (vast) + waterstof (gas) + zwavel (vast)

b) ammoniak (gas) + zuurstof (gas) \rightarrow stikstofdioxide (gas) + water (gas/vloeibaar)

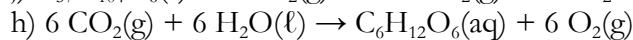
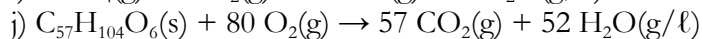
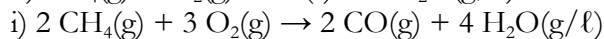
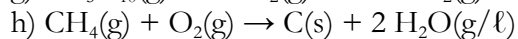
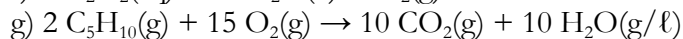
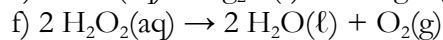
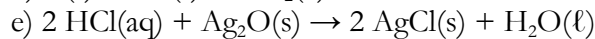
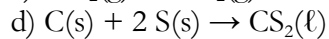
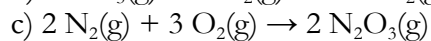
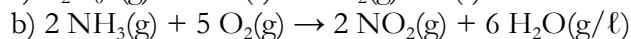
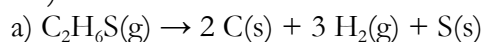
toelichting: ammoniak = NH_3 , dus bij verbranding ontstaan de oxiden van N (ofwel NO_2 ofwel stikstofdioxide) en van H (ofwel H_2O ofwel water)

c) stikstof (gas) + zuurstof (gas) \rightarrow distikstoftrioxide (gas);

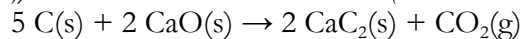
d) koolstof (vast) + zwavel (vast) \rightarrow koolstofdisulfide (vloeibaar).

het achtervoegsel "-sulfide" duidt op een zwavelverbinding

1.5)

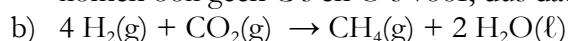


j) *hint: doe de C-atomen als laatste (alleenstaande atoomsoort, want C(s) voor de pijl)*

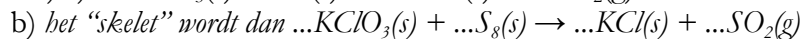
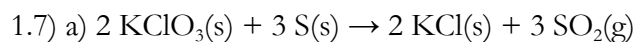


1.6)

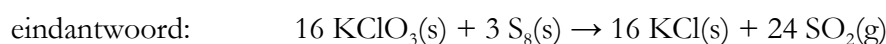
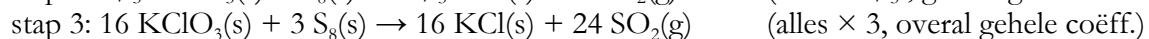
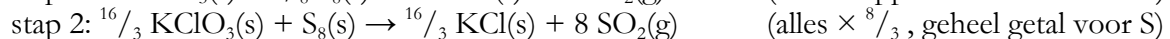
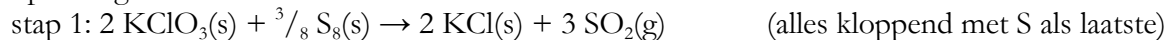
a) in glucose is de atoomverhouding C : O gelijk aan 1 : 1. In CO_2 is die 1 : 2. Je zult daarom vóór de pijl altijd extra O's vóór de pijl nodig hebben t.o.v. de C's. (In de stof H_2 na de pijl komen ook geen C's en O's voor, dus dat verandert de conclusie uit de vorige zin niet)



welke atoomsoort heb je het laatst kloppend gemaakt? De H's? Waarom?



oplossing:



hoofdstuk 2

2.2) het massagetal is een *aantal*. Het wordt bepaald door het aantal protonen en neutronen te *tellen*. Het massagetal is dan ook altijd een geheel getal. De atoommassa is een meetwaarde. Het wordt bepaald door te *meten* (“wegen”, ook al is de meettechniek eigenlijk niet wegen). De atoommassa is (bijna altijd) géén geheel getal, ook al zit het soms wél dichtbij een geheel getal.

Voorbeelden:

- het massagetal van een “normaal” waterstofatoom is 1 (1 proton + 0 neutronen) en de gemiddelde atoommassa van waterstof is 1,0079 u (*denk aan het u-tje!*)
- het massagetal van het meestvoorkomend O-atoom (de meestvoorkomende isotoop) is 16 (8 protonen + 8 neutronen) en de atoommassa van O is 15,9994 u. Bij deze atoommassa is ook meegenomen, dat er een paar andere isotopen van O bestaan. Men spreekt officieel van een gemiddelde atoommassa. Máár: zélfs het ene isotoop ^{16}O heeft geen massa van exact 16,00000000... u. Zie Binastabel 25: die isotoop weegt 15,99492 u.

$$2.3) m_{\text{gem}} = 0,755 \cdot 34,96885 \text{ u} + 0,245 \cdot 36,96590 \text{ u} \approx 35,45 \text{ u} \text{ (klopt ongeveer met Binastabel 99)}$$

- 2.4) a) Cu : 29 p en 29 e b) Cu^{2+} : 29 p en 27 e c) F^- : 9 p en 10 e
d) Al^{3+} : 13 p en 10 e e) Ca : 20 p en 20 e f) P : 15 p en 15 e
g) H^+ : 1 p en 0 (geen) e

2.5) atomen: a), e) en f) ionen: b), c), d) en g) .

2.6) a) koperatoom; b) koperion; c) fluoride-ion; d) aluminiumion; e) calciumatoom; f) fosforatoom; g) *hoefde niet (waterstofion)*

2.7) a) Pb^{2+}

b) atoomnummer Pb is 82, dus per definitie 82 protonen. Lading is 2+, dus komt twee elektronen tekort, dus 80 elektronen. Massagetal (= p + n) is 208, dus (208 – 82 =) 126 neutronen.

2.8) 17 p, 18 e, 20 n

2.9) 8 p, 10 e, 7 n

2.10) a) linksonder staat atoomnummer, linksboven het massagetal. Dus atoomnummer 6, dus op de plaats van de X hoort C te staan.

b) Uranium (U) heeft atoomnummer 92, dus 92 protonen. Met 86 elektronen komt het neutrale U-atoom dus 6 elektronen tekort. De lading is dus 6+. Ionformule van het uraniumion is U^{6+} .

2.11) a) N_2O_4 : $(2 \times 7) + (4 \times 8) = 46$ protonen. Neutraal molecuul, dus ook 46 elektronen.

b) NO_3^- : $(1 \times 7) + (3 \times 8) = 31$ protonen. Het geheel heeft de lading – (ofwel 1–), dus één extra elektron, dus 32 elektronen.

c) SO_2 : vergelijk met a) : $(1 \times 16) + (2 \times 8) = 32$ protonen en ook 32 elektronen

d) $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$: $(2 \times 16) + (3 \times 8) = 56$ protonen. Het gehele ion heeft de lading 2–, dus twee extra elektronen, dus 58 elektronen.

e) fosfaat = PO_4^{3-} , dus $(1 \times 15) + (4 \times 8) = 47$ protonen. En dus $47 + 3 = 50$ elektronen.

f) waterstofcarbonaat = HCO_3^- , dus $(1 \times 1) + (1 \times 6) + (3 \times 8) = 31$ protonen en dus 32 elektronen.

2.12) moleculen: a) en c) ionen: b), d), e) en f)

2.13) de fout zit in opgave 2.11f): je moet zeggen “het waterstofcarbonaation”

hoofdstuk 3

- 3.1) a) natriumbromide: NaBr(s) of $\text{Na}^+\text{Br}^-(\text{s})$
 b) kaliumoxide: $\text{K}_2\text{O(s)}$ of $\text{K}^+\text{O}^{2-}(\text{s})$
 c) zilver sulfide: $\text{Ag}_2\text{S(s)}$ of $\text{Ag}^+\text{S}^{2-}(\text{s})$
 d) magnesiumfluoride: $\text{MgF}_2(\text{s})$ of $\text{Mg}^{2+}\text{F}^-(\text{s})$
 e) aluminiumchloride: $\text{AlCl}_3(\text{s})$ of $\text{Al}^{3+}\text{Cl}^-(\text{s})$
 f) calciumoxide: CaO(s) of $\text{Ca}^{2+}\text{O}^{2-}(\text{s})$

- 3.2) a) koperhydroxide $\text{Cu(OH)}_2(\text{s})$ of $\text{Cu}^{2+}(\text{OH})_2^-(\text{s})$ fout is: $\text{Cu}^{2+}(\text{OH})_2^-(\text{s})$
 b) natriumnitriet $\text{NaNO}_2(\text{s})$ of $\text{Na}^+\text{NO}_2^-(\text{s})$ fout is (bijv.): $\text{Na}(\text{NO}_2)(\text{s})$
 c) aluminiumsulfaat $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})$ of $\text{Al}^{3+}_2(\text{SO}_4^{2-})_3(\text{s})$ fout is: $\text{Al}^{3+}_2(\text{SO}_4)^{2-}_3(\text{s})$
 d) ijzer(II)fosfaat $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$ of $\text{Fe}^{2+}_3(\text{PO}_4^{3-})_2(\text{s})$ fout is: $\text{Fe}^{2+}_3(\text{PO}_4)^{3-}_2(\text{s})$
 e) ijzer(III)fosfaat $\text{FePO}_4(\text{s})$ of $\text{Fe}^{3+}\text{PO}_4^{3-}(\text{s})$
 f) ammoniumsulfide $(\text{NH}_4)_2\text{S(s)}$ of $(\text{NH}_4^+)_2\text{S}^{2-}(\text{s})$ fout is: $(\text{NH}_4^+)_2\text{S}^{2-}(\text{s})$
 g) chroom(III)silicaat $\text{Cr}_2(\text{SiO}_3)_3(\text{s})$ of $\text{Cr}^{3+}_2(\text{SiO}_3^{2-})_3(\text{s})$ fout is: $\text{Cr}^{3+}_2(\text{SiO}_3)^{2-}_3(\text{s})$
opmerking: het chroom(III)-ion heeft, blijktend uit de naam, de lading 3+ (“III”)
 h) bariumnitriet $\text{Ba(NO}_2)_2(\text{s})$ of $\text{Ba}^{2+}(\text{NO}_2^-)_2(\text{s})$ fout is: $\text{Ba}^{2+}(\text{NO}_2)^-_2(\text{s})$
 i) kaliumsulfiet $\text{K}_2\text{SO}_3(\text{s})$ of $\text{K}^+_2\text{SO}_3^{2-}(\text{s})$ fout is (bijv.): $(\text{K}^+)_2\text{SO}_3^{2-}(\text{s})$
 j) zilverchloride AgCl(s) of $\text{Ag}^+\text{Cl}^-(\text{s})$
 k) loodethanoaat $\text{Pb(CH}_3\text{COO)}_2(\text{s})$ of $\text{Pb}^{2+}(\text{CH}_3\text{COO}^-)_2(\text{s})$ (fout is:)
 l) magnesiumbromide $\text{MgBr}_2(\text{s})$ of $\text{Mg}^{2+}\text{Br}^-(\text{s})$
 m) calciumjodide $\text{CaI}_2(\text{s})$ of $\text{Ca}^{2+}\text{I}^-(\text{s})$
 n) kwiksulfide Hg(s) of $\text{Hg}^{2+}\text{S}^{2-}(\text{s})$
 o) zilverhydroxide AgOH(s) of $\text{Ag}^+\text{OH}^-(\text{s})$ fout is: $\text{Ag}(\text{OH})(\text{s})$ of $\text{Ag}^+(\text{OH}^-)(\text{s})$
 p) ammoniumnitriet $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s})$ of $\text{NH}_4^+\text{NO}_3^-(\text{s})$ fout is: $(\text{NH}_4^+)(\text{NO}_3^-)(\text{s})$

- 3.3) a) CO_2 koolstofdioxide (geen zout, dus dioxide)
 b) NaOH natriumhydroxide (een zout, herken de ionen Na^+ en OH^-)
 c) PCl_3 fosfortrichloride (geen zout, dus trichloride)
 d) HgI_2 kwikjodide (een zout, dus geen di-jodide)
 e) K_2S kaliumsulfide (een zout, dus geen dikalium~)
 f) K_2SO_4 kaliumsulfaat (een zout, dus geen dikalium~)
 g) Al_2S_3 aluminiumsulfide (een zout, dus geen di en tri erin)
 h) N_2O_4 distikstoftetra-oxide (geen zout)
 i) Cr_2O_3 (zie 3.2g) chroom(III)oxide (een zout, zie ook verwijzing naar Cr^{3+} , 3.2g)

3.4) a) dit zout bestaat (zie de naam) uit kaliumionen (K^+) en permanganaationen. In totaal moet het zout elektrisch neutraal zijn. Dus: permanganaation heeft lading $1-$ en de formule is MnO_4^-

b) natriumionen en chromaationen. Twee natriumionen hebben samen de lading $2+$. Er is één chromaation (geen haakjes o.i.d.), dus de lading $2-$ hoort bij één ion, dus formule is CrO_4^{2-}

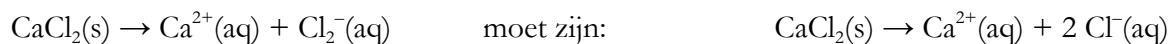
c) dit zout bevat ijzer(II)ionen (Fe^{2+}) en zoiets als het disulfide-ion. Opnieuw geldt: geen haakjes o.i.d., dus kennelijk één ion die voor de lading van één Fe^{2+} moet compenseren. Je ziet aan de naam van het ion al wel, dat er twee zwavelatomen inzitten. De ionformule is dus S_2^{2-} .

opmerking: bij zouten gebruik je di, tri, etc nooit voor het aantal ionen. Er is hier dus geen sprake van twee keer het S^{2-} -ion (sulfide-ion). Dat zou ook raar zijn, want dan heb je met één Fe^{2+} -ion ook geen geldige zoutformule.

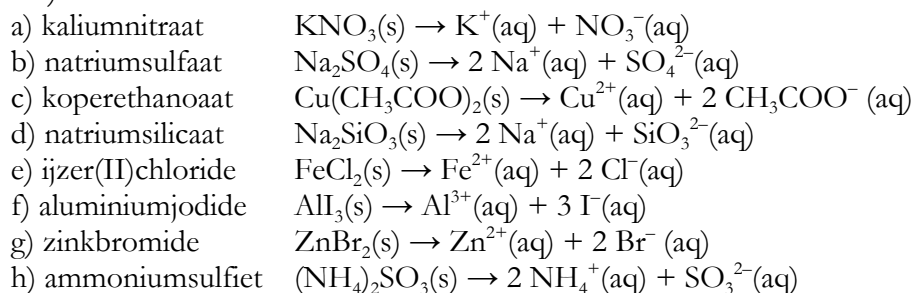
d) totale negatieve lading is $2-$. Er zijn twee ionen (haakjes), dus de ionformule is $HCOO^-$.

3.7)

oplosvergelijking A) is fout



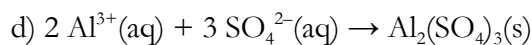
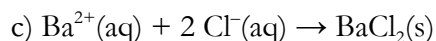
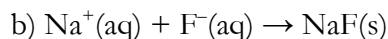
3.8)



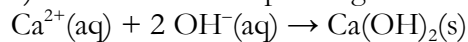
3.9)

a) kaliloog = een oplossing van kaliumhydroxide in water.

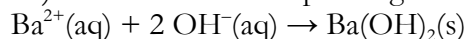
in woorden: kaliumionen (opgelost) + hydroxide-ionen (opgelost) \rightarrow kaliumhydroxide (vast)
vergelijking: $K^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow KOH(s)$



e) kalkwater = een oplossing van calciumhydroxide in water



* f) barietwater = een oplossing van bariumhydroxide in water



hoofdstuk 4

4.1) Geef aan of de onderstaande gebeurtenissen reacties of scheidingen zijn.

- a) (nieuwe stoffen op het vlees, dus) reactie
- b) scheiding
- c) scheiding (indampen)
- d) reactie
- e) reactie
- f) scheiding (water wordt gescheiden van de rest van het mengsel)

4.2) indampen: verschil in kookpunt

filtreren: verschil in deeltjesgrootte

centrifugeren: verschil in dichtheid

bezinken: verschil in dichtheid

destilleren: verschil in kookpunt

extraheren: verschil in oplosbaarheid

adsorberen: verschil in aanhechtingsvermogen (moleculen van de te scheiden stof, bijv. de kleurstof, hechten beter aan het adsorptiemiddel (het poeder) dan oplosmiddelmoleculen (bijv. watermoleculen))

chromatografie: verschil in oplosbaarheid én verschil in aanhechtingsvermogen

4.3) a) destilleren. (*Indampen is fout, omdat de alcohol juist het eerst verdampt. Je wil dus juist de verdampte stof (rijker aan alcohol) opvangen en condenseren. Bij indampen zou je dat kwijt zijn.*)

- b) destilleren (zie de opmerking bij a)
- c) extraheren en filtreren
- d) (oplossen in water), adsorberen, filtreren, indampen
- e) zie c), maar daarna ook nog indampen.

4.4) a) Je scheidt stoffen die gemengd zijn in de koffiebonen. De wateroplosbare stoffen worden gescheiden van de niet in water oplosbare stoffen. Je moet wel weer iets mengen (met een oplosmiddel) om die scheiding voor elkaar te krijgen.

b) Je scheidt de kleurstof in de ruwe bruine suiker (een mengsel) van de echte, zuivere stof suiker. Ook hier betaal je daar “een prijs voor”, namelijk het mengen met een vloeistof én met een adsorptiemiddel. Je krijgt na filtreren twee mengsels: a) vloeistof met opgeloste suiker en b) adsorptiepoeder met daaraan de kleurstof. Mengsel b) zul je niet willen scheiden, want je bent uit op de zuivere stof suiker uit mengsel a). Dát mengsel moet je weer scheiden door een andere scheidingsstap.

hoofdstuk 5

5.1) Ga na of de volgende stoffen koolwaterstoffen zijn:

- a) ja b) ja c) nee (want bevat ook O-atomen, dus niet uitsluitend C- en H-atomen)
- d) nee e) nee f) ja g) ja

5.2) alkanen: b) en f) alle andere stoffen zijn geen alkanen

5.3) Je wil de snel verdampende stoffen niet verliezen, maar die wil je ook behouden. Je moet dus niet alleen verwarmen (zoals bij indampen), maar ook de stoffen opvangen en weer condenseren.

5.4) a) $400\text{ }^{\circ}\text{C} - (38\text{ meter} \times 10\text{ }^{\circ}\text{C}) = \underline{20\text{ }^{\circ}\text{C}}$

b) - propaan en butaan condenseren niet, maar blijven bovenaan de toren gasvormig;

- hexaan condenseert op 33,20 m hoogte

- heptaan condenseert op 30,20 m hoogte

- hexadecaan condenseert op 12,00 meter hoogte

c) - propaan en butaan worden als gassen afgetapt op 38 m hoogte (=bovenaan)

- hexaan wordt op 30 m hoogte afgetapt (we gaan ervan uit, dat de vloeistof niet verdampt als die iets naar beneden stroomt; zit tegen het iets koelere metaal aan)

- heptaan wordt op 30 m hoogte afgetapt (idem)

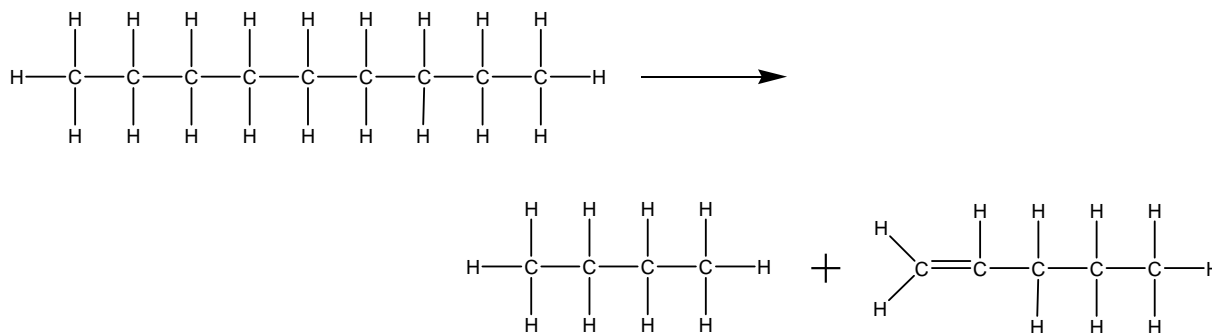
- hexadecaan wordt op 10 m hoogte afgetapt

d) Des te lager het kookpunt, des te hoger in de toren wordt de stof afgetapt

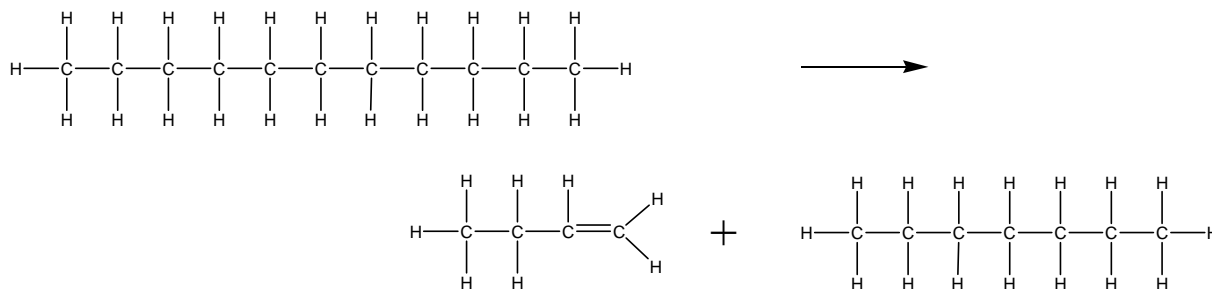
5.5) Eens. Ontleden is reactie van het type $1\text{ stof} \rightarrow 2\text{ of meer stoffen}$. Dat is bij kraken ook zo.

5.6)

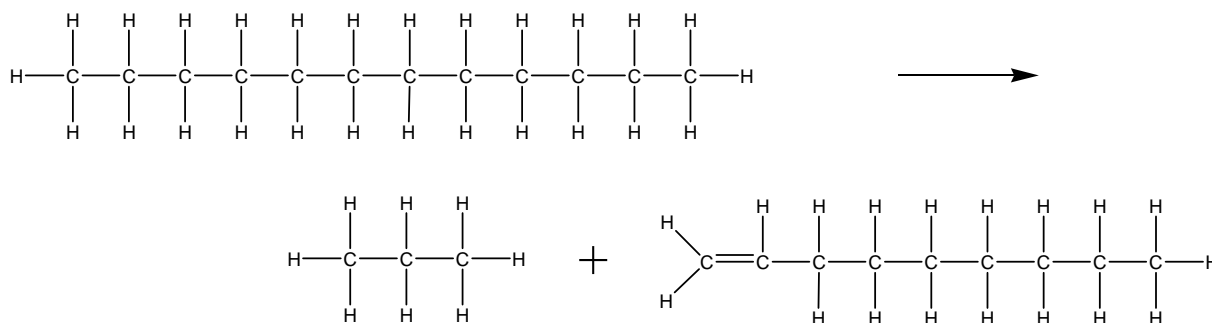
a) $\text{C}_9\text{H}_{20} \rightarrow \text{C}_4\text{H}_{10} + \text{C}_5\text{H}_{10}$



b) $\text{C}_{11}\text{H}_{24} \rightarrow \text{C}_4\text{H}_8 + \text{C}_7\text{H}_{16}$

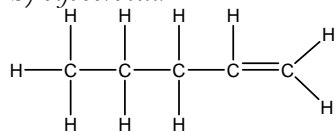


c) $\text{C}_{12}\text{H}_{26} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8 + \text{C}_9\text{H}_{18}$



5.7) a) $C_{17}H_{36} \rightarrow C_7H_{16} + 2 C_5H_{10}$ (let op het kloppend maken ($\underline{2} C_5H_{10}$))

b) *bijvoorbeeld*



hoofdstuk 6

6.1) Welke bindingen worden verbroken of gevormd bij de volgende gebeurtenissen?

- de VanderWaalsbindingen tussen de alcoholmoleculen worden verbroken (er worden geen atoombindingen verbroken!)
- de atoombindingen binnenin het octaanmolecuul
- er worden VanderWaalsbindingen tussen de moleculen gevormd
- de atoombindingen binnenin de suikermoleculen worden verbroken

6.2) a) let op: broom = Br_2 . Tussen de Br_2 -moleculen (vloeibaar!) zitten VanderWaalsbindingen. Binnenin de Br_2 -moleculen zitten atoombindingen.

b) waterstofgas = H_2 (g). Het is een gas, dus de moleculen zitten ver van elkaar, dus er zijn geen VanderWaalsbindingen tussen de moleculen. Wel zit er binnenin elk H_2 -molecuul een atoombinding.

c) *tussen* de moleculen I_2 : VanderWaalsbindingen; *in* elk molecuul I_2 : een atoombinding

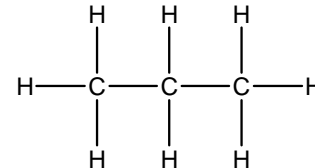
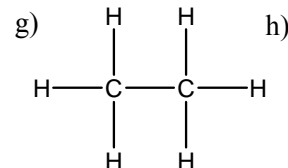
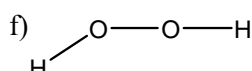
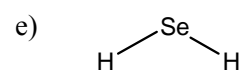
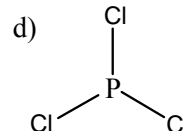
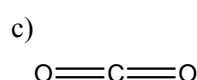
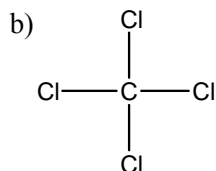
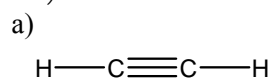
d) argon = Ar (g). Geen VanderWaalsbindingen, want een gas (zie opgave b). Ook geen atoombindingen, want het gas argon bestaat uit losse atomen en er zitten dus geen atomen aan elkaar vast.

6.3) Water kookt bij $100\text{ }^\circ\text{C}$ en thermolyseert bij temperaturen boven $2500\text{ }^\circ\text{C}$.

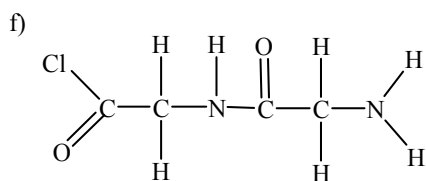
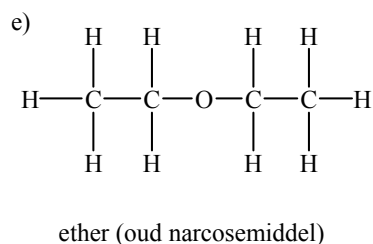
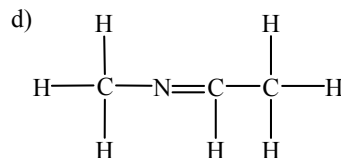
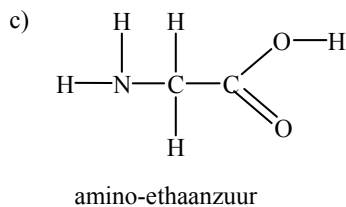
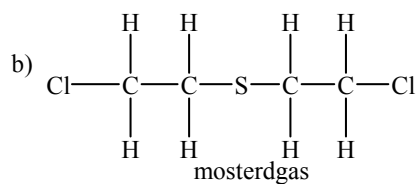
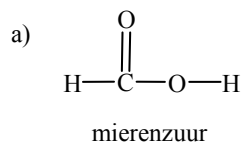
- VanderWaalsbindingen worden verbroken. De atoombindingen blijven bij koken intact!
- Reactie, dus molecuul wordt afgebroken, dus atoombindingen worden verbroken.
- Het kost kennelijk meer warmte (nl. een hogere benodigde temperatuur) om moleculen kapot te maken dan om moleculen van elkaar te verwijderen. VanderWaalsbindingen zijn dus kennelijk zwakker dan atoombindingen.

6.4) De stof aceton wordt gemengd met een andere stof, maar de stof aceton blijft wél gewoon bestaan. De atoombindingen (bindingen in de moleculen) worden dus niet verbroken. Wel moeten de moleculen uit nagellak kris-kras door de acetonmoleculen terecht komen. De acetonmoleculen maken dus “ruimte”. De bindingen tussen de acetonmoleculen worden wél verbroken.

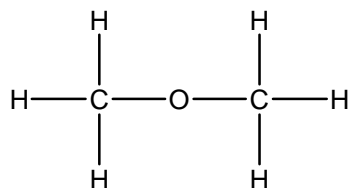
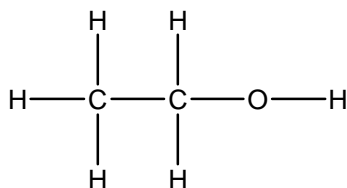
6.5)



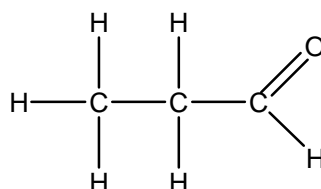
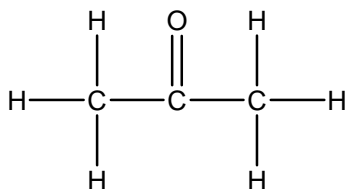
6.6)



6.7)

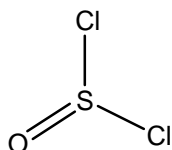


6.8)



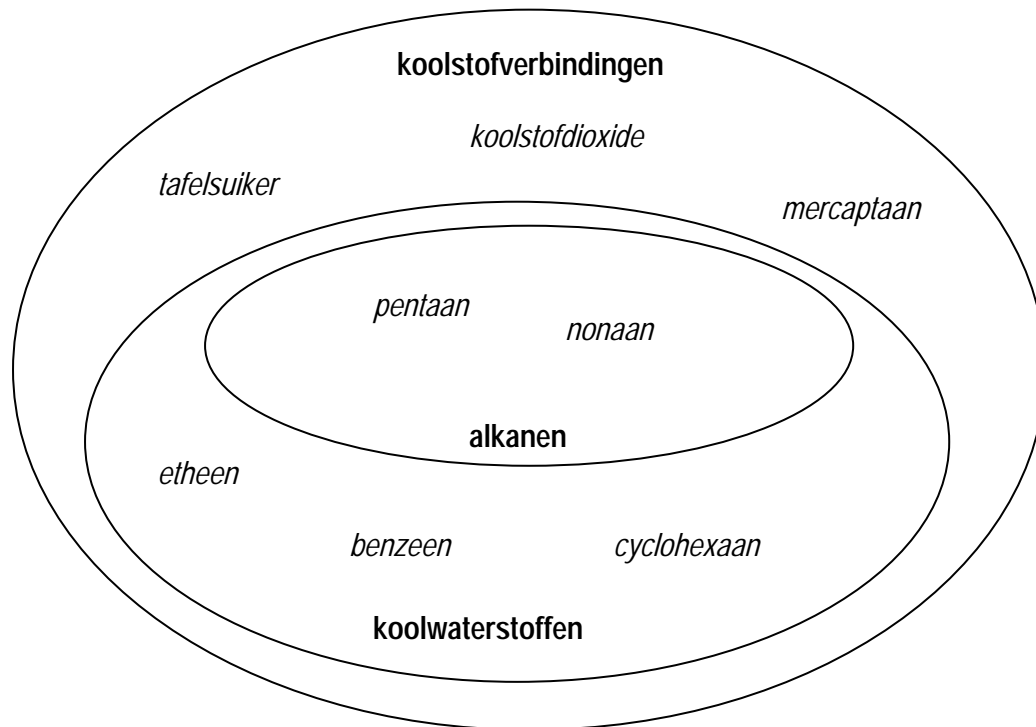
6.9) Het O-atoom en de twee Cl-atomen kunnen nooit zijn gebonden als Cl-O-Cl, want dan is er geen ruimte meer voor het S-atoom (gegeven in opgave: O en Cl hebben hun normale covalentie). Het S-atoom moet dus het centrale atoom zijn. Cl-O-S-Cl zou niet mogen, want gegeven is, dat S een andere covalentie dan normaal moet hebben (normaal voor S is covalentie 2).

Oplossing: S met covalentie 4:



hoofdstuk 7

7.1) en 7.2)



7.3) Geef de namen van de volgende stoffen.

- a) t/m d) is viermaal hetzelfde molecuul. Naam: chloorethaan. Ook mag: 1-chloorethaan.
e) 2-broombutaan f) 2-methylpentaan g) 2-methylpentaan (= f) !
h) fluormethaan i) 3-joodhexaan

7.4)

- a) 2-broom-1-chloorethaan (alfabetisch, broom vóór chloor)

fout is: bromide of jodide !!

- b) 1,2-difluorpropan

- c) 2,2-dimethylbutaan (let op, langste keten heeft vier C's)

- d) chloorethaan of 1-chloorethaan (plaatsnummer niet verplicht, want er is maar één variant van chloorethaan)

- e) 2,2,3,4-tetramethylhexaan (3,3,4,5-... is fout: je moet de laagste nummering hebben)

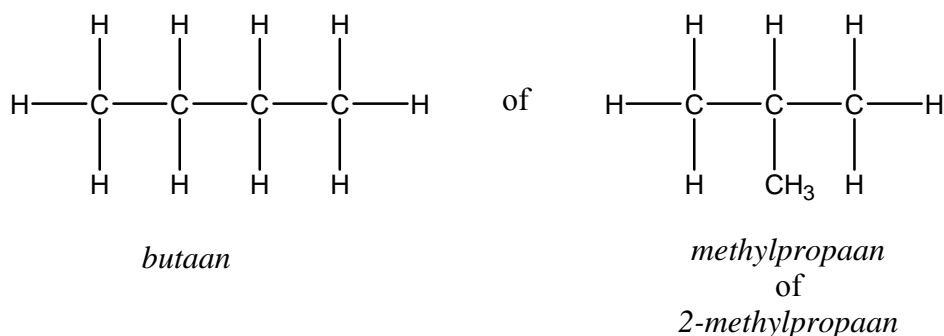
- f) 3,4,9-trimethyldecaan (2,7,8-... is fout, want laagste nummering betekent laagste som van plaatsnummers en $3+4+9=16$ en $2+7+8=17$).

- g) 1,1-dibroom-2-chloorethaan (broom vóór chloor, want di, tri,... telt niet mee voor alfabetische volgorde. Let ook weer op laagste som plaatsnummers)

- h) tetrafluormethaan (plaatsnummers zijn hier overbodig)

- i) 2,3,3-trichloor-2-methylpentaan (trichloor voor methyl, zie bij g), bovendien laagste nummering)

7.5) C_4H_{10} kan verschillende structuurformules hebben:

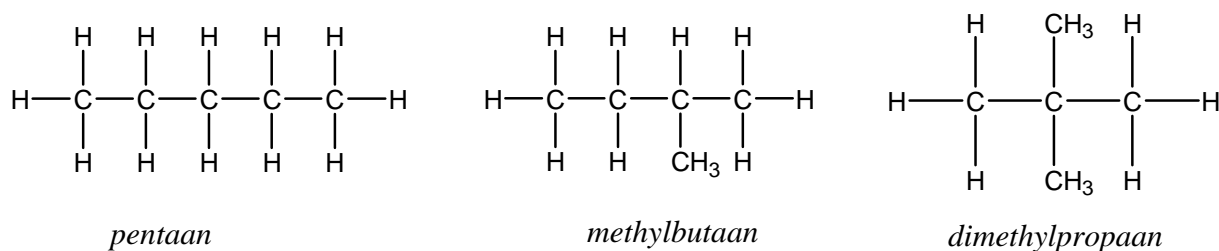


C_4H_{10} heet dus niet altijd butaan.

(De hoofdketen bepaalt de stamnaam en *niet* het totale aantal C-atomen.)

- 7.6) - C en G zijn dezelfde moleculen (1-chloorpropan), dus zijn geen isomeren van elkaar
 - H (2-chloorpropan) is een isomeer van C/G
 - B en D en E zijn dezelfde moleculen (pentaan), dus zijn geen isomeren van elkaar
 - A en F zijn dezelfde moleculen (methylbutaan), dus zijn geen isomeren van elkaar
 - A/F (methylbutaan) is een isomeer van B/D/E (pentaan) (beide C_5H_{12})

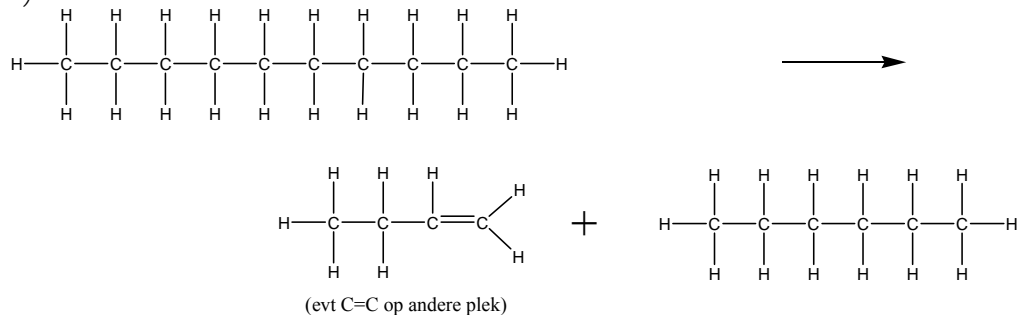
7.7) C_5H_{12} heeft drie isomeren: pentaan, methylbutaan en dimethylpropan



7.8) Geef reactievergelijkingen van de volgende reacties:

- a) $2 C_2H_6(g) + 7 O_2(g) \rightarrow 4 CO_2(g) + 6 H_2O(g/\ell)$
 b) $2 C_4H_{10}(g) + 13 O_2(g) \rightarrow 8 CO_2(g) + 10 H_2O(g/\ell)$
 c) $C_5H_{12}(g) + 8 O_2(g) \rightarrow 5 CO_2(g) + 6 H_2O(g/\ell)$
 d) $2 C_8H_{18}(g) + 25 O_2(g) \rightarrow 16 CO_2(g) + 18 H_2O(g/\ell)$

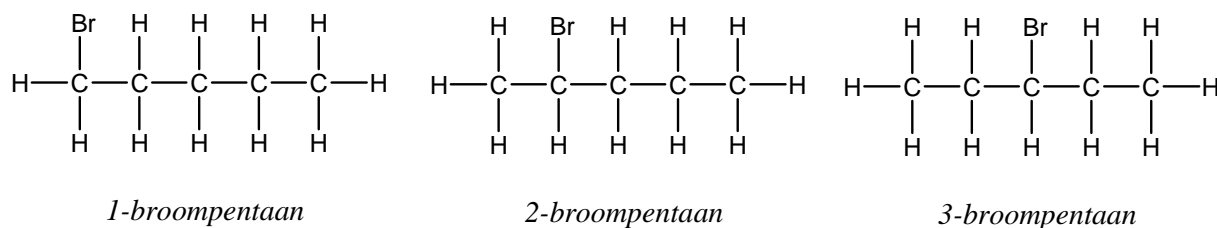
e)



7.10) Er wordt maar één Br-atoom aan het pentaan gezet. Dat kan op 5 C-atomen, maar bij het 4^e en 5^e C-atoom krijg je respectievelijk 2-broompentaan en 1-broompentaan.

Er is geen overmaat Br₂, dus geen dibroompentanen, tribroompentanen, etc.

Dus er kunnen drie isomeren ontstaan (naast HBr, maar dat is geen koolstofverbinding):



7.11) Algemene formule cycloalkanen: C_nH_{2n}

7.12) Het kleinste cycloalkaan is cyclopropan (3 C's). Met twee (of één) C-atomen kun je immers geen kringetje maken.

7.13) a) chloorcyclopropan (plaatsnummer 1 is overbodig, maar mag er op zich wel bij)

b) 1,1-dichloorcyclopropan (hier wél plaatsnummers nodig)

c) 1,1-dichloor-2-fluorcyclopentaan (laagste som plaatsnummers i.p.v. 1, 2 en 2. Denk ook aan dichloor vóór fluor; di, tri, etc telt niet mee bij alfabetische volgorde).

d) 1,2,4-tribroomcyclohexaan

e) 1,2-dimethylcyclopentaan

f) 1,2-diethylcyclohexaan

hoofdstuk 8

8.1) Ga na of de volgende koolstofverbindingen verzadigd of onverzadigd zijn.

a) verzadigd (is alkaan, want voldoet aan C_nH_{2n+2})

b) verzadigd

c) onverzadigd

d) verzadigd

8.2) a) 2-penteen

b) 4-methyl-2-penteen

c) 1-chloor-2-buteen

d) methylpropeen (plaatsnummers CH₃ én C=C overbodig)

8.3) algemeen: H's en C-H-bindingen zijn niet getekend en streepjes zijn C-C-bindingen.

a) C₄H₆

b) C₃H₆

c) C₄H₉N (ook nog een H aan de N!)

d) C₇H₁₃ (methylgroep!)

8.4) a) 1,3-hexadien

b) cyclohexeen

c) 1,3-cyclopentadien

d) 3-ethyl-2-penteen

e) 1,1,4-trichloor-2-methyl-2-buteen (laagste som plaatsnummers substituenten)

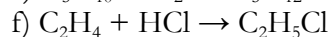
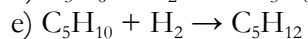
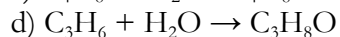
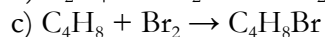
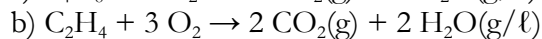
f) 1,2-dichloor-1,4-cyclohexadien

8.5) C_5H_{10} : alkenen, maar ook cycloalkanen!!! Totaal 11 isomeren:

alkenen: 1-penteen, 2-penteen, 3-penteen, 2-methyl-1-buteen, 3-methyl-1-buteen,
2-methyl-2-buteen, dimethylpropeen

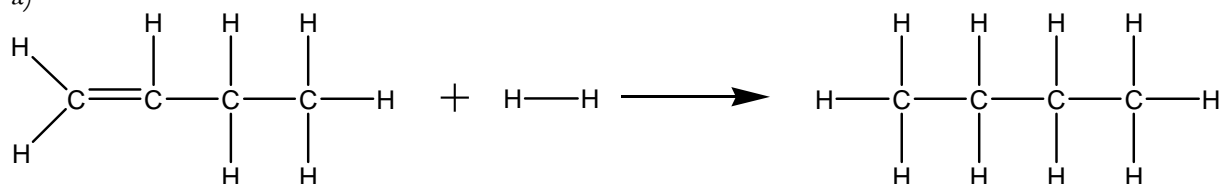
cycloalkanen: cyclopentaan, methylcyclobutaan, 1,1-dimethylcyclopropan, 1,2-cyclopropan

8.6) Geef de reactievergelijking in molecuulformules van de volgende reacties.

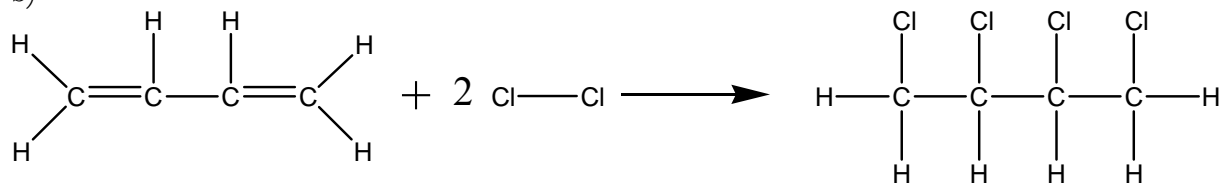


8.7)

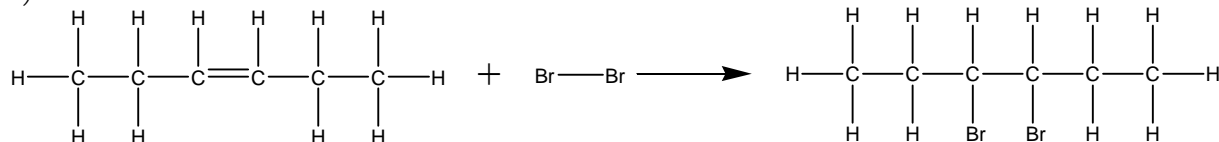
a)



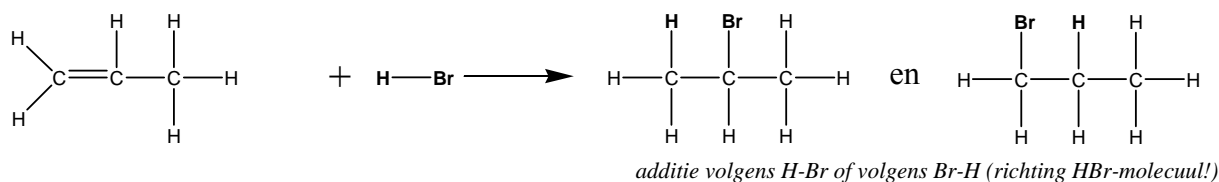
b)



c)



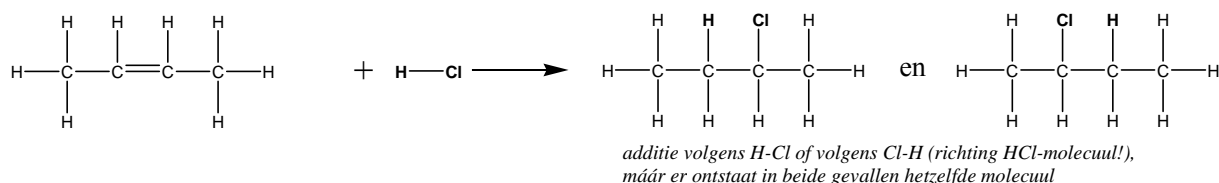
8.8) a) Er kunnen twee verschillende stoffen ontstaan, afhankelijk van de manier waarop H-Br aan het molecuul propen wordt gekoppeld:



b) 1-broompropan en 2-broompropan

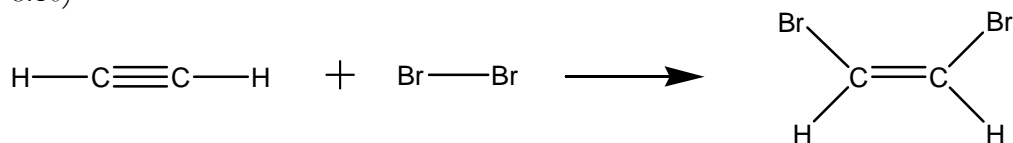
c) Er ontstaat maar één product, namelijk 1,2-dibroompropan. Er is geen verschil, ook al draai je het Br_2 -molecuul "om".

d) Er ontstaat één product, namelijk 2-chloorbutaan:



8.9) a) propyn b) 2-butyn

8.10)



8.11) C_4H_6 heeft 7 isomeren

alkynen: 1-butyn, 2-butyn (*waarom geen vertakte moleculen?*)

cyclo-alkenen: cyclobutaan, 1-methylcyclopropaan, 3-methylcyclopropaan (*waarom geen 2-methylcyclopropaan?*)

alkadienen: 1,2-butadien, 1,3-butadien (*waarom geen dimethylpropadien?*)

8.12) a) methylbenzeen

b) trichloorfenylmethaan (karakteristieke groep aan zijgroep, dus zijgroep wordt hoofdketen en benzeenring is een zijgroep; trichloor vóór fenyl)

8.13) a) C_7H_8

b) $\text{C}_7\text{H}_5\text{Cl}_3$

c) $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$

8.14)

koolwaterstof: stof met uitsluitend C- en H-atomen in het molecuul

aromatisch: stof met benzeenring in het molecuul

alifatisch: stof waarvan het molecuul geen benzeenring bevat

cyclisch: stof met ringvormige C-keten

acyclisch: stof zonder ringvormige C-keten

verzadigd: stof zonder meervoudige bindingen ($\text{C}=\text{C}$, $\text{C}\equiv\text{C}$) in het molecuul

onverzadigd: stof met minstens één meervoudige binding ($\text{C}=\text{C}$, $\text{C}\equiv\text{C}$) in het molecuul

vertakt: molecuul met een vertakt koolstofskelet

onvertakt: molecuul zonder zijtakken in het koolstofskelet

hoofdstuk 9

(afkomstig uit HAVO-eindexamen scheikunde: HAVO CSE sk 2003-II)

9.1) kraken

9.2)

- uit twee moleculen ontstaat één molecuul
- dus ja, het is een additiereactie

of

- bij de reactie verdwijnt een dubbele binding
- dus ja, het is een additiereactie

9.3) C_4H_4S

9.4) $C_4H_4S + 6 O_2 \rightarrow 4 CO_2 + 2 H_2O + SO_2$

9.5) 2,3-dimethyl-1-buteen

9.6) VanderWaalsbinding *of* molecuulbinding

9.7) destilleren *of* indampen

hoofdstuk 10

Opgaven:

10.1) Geef de oplosvergelijkingen (in water) van de volgende zouten:

- | | |
|--|--|
| a) $BaCl_2(s) \rightarrow Ba^{2+}(aq) + 2 Cl^{-}(aq)$ | f) $K_3PO_4(s) \rightarrow 3 K^{+}(aq) + PO_4^{3-}(aq)$ |
| b) $NH_4NO_3(s) \rightarrow NH_4^{+}(aq) + NO_3^{-}(aq)$ | g) $Fe_2(SO_4)_3(s) \rightarrow 2 Fe^{3+}(aq) + 3 SO_4^{2-}(aq)$ |
| c) $MgSO_4(s) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$ | h) $KI(s) \rightarrow K^{+}(aq) + I^{-}(aq)$ |
| d) $KOH(s) \rightarrow K^{+}(aq) + OH^{-}(aq)$ | i) $Ca(HCO_3)_2(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + HCO_3^{-}(aq)$ |
| e) $Ba(OH)_2(s) \rightarrow Ba^{2+}(aq) + 2 OH^{-}(aq)$ | j) $Al(NO_2)_3(s) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3 NO_2^{-}(aq)$ |

10.2)

- d) $K^{+}(aq) + OH^{-}(aq)$ heet kaliloog
e) $Ba^{2+}(aq) + 2 OH^{-}(aq)$ heet barietwater (alleen voor VWO)

10.3) Geef de indampvergelijkingen van de volgende zoutoplossingen.

- | | |
|---|---|
| a) $K^{+}(aq) + Cl^{-}(aq) \rightarrow KCl(s)$ | d) $NH_4^{+}(aq) + I^{-}(aq) \rightarrow NH_4I(s)$ |
| b) $2 Na^{+}(aq) + SO_3^{2-}(aq) \rightarrow Na_2SO_3(s)$ | e) $Zn^{2+}(aq) + 2 NO_3^{-}(aq) \rightarrow Zn(NO_3)_2(s)$ |
| c) $Ba^{2+}(aq) + 2 NO_3^{-}(aq) \rightarrow Ba(NO_3)_2(s)$ | f) $3 K^{+}(aq) + PO_4^{3-}(aq) \rightarrow K_3PO_4(s)$ |

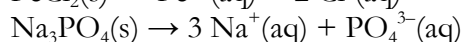
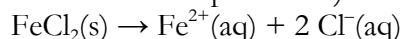
10.4) Ga na of er een reactie optreedt bij het samenvoegen van de volgende zoutoplossingen. Zo ja, geef dan de neerslagvergelijking.

- a) geen reactie
b) $Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightarrow CaCO_3(s)$
c) twee reacties! $Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s)$ én $Cu^{2+}(aq) + 2 OH^{-}(aq) \rightarrow Cu(OH)_2(s)$
d) $Ca^{2+}(aq) + 2 I^{-}(aq) \rightarrow CaI_2(s)$
e) geen reactie
f) $3 Pb^{2+}(aq) + 2 PO_4^{3-}(aq) \rightarrow Pb_3(PO_4)_2(s)$
g) $Fe^{3+}(aq) + 3 F^{-}(aq) \rightarrow FeF_3(s)$
h) $Ba^{2+}(aq) + S^{2-}(aq) \rightarrow BaS(s)$
i) $Mg^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightarrow MgCO_3(s)$
j) geen reactie
k) $3 Cu^{2+}(aq) + 2 PO_4^{3-}(aq) \rightarrow Cu_3(PO_4)_2(s)$
l) geen reactie
m) $Hg^{2+}(aq) + 2 I^{-}(aq) \rightarrow HgI_2(s)$
n) $Fe^{2+}(aq) + 2 I^{-}(aq) \rightarrow FeI_2(s)$
o) $Fe^{3+}(aq) + 3 OH^{-}(aq) \rightarrow Fe(OH)_3(s)$
p) $Pb^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow PbSO_4(s)$
q) geen reactie

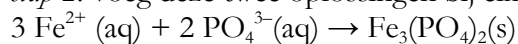
- r) geen reactie
s) geen reactie
t) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{CuSO}_3(\text{s})$
u) geen reactie
v) $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{CaSO}_4(\text{s})$
w) geen reactie
x) $2 \text{Hg}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Hg}_2\text{SO}_4(\text{s})$ of $\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Hg}_2\text{SO}_4(\text{s})$
y) $\text{Hg}_2^{2+}(\text{aq}) + 2\text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Hg}_2\text{I}_2(\text{s})$
z) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{PO}_4^{3-}(\text{aq}) \rightarrow \text{FePO}_4(\text{s})$

10.5)

stap 1: Je moet eerst zoutoplossingen maken. Los ijzer(II)chloride op in water en los natriumfosfaat op in water. (noot: ijzer(II)carbonaat en zinkfosfaat zijn verkeerde keuzes, want die lossen niet op in water)

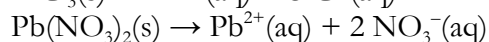
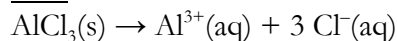


stap 2: voeg deze twee oplossingen bij elkaar. Er zal ijzer(II)fosfaat neerslaan.

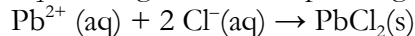


10.6)

stap 1: Je moet eerst zoutoplossingen maken. Los aluminiumchloride op in water en los loodnitraat op in water. (noot: je moet de chloride-ionen neerslaan en daarom kiezen we voor loodnitraat. Natriumnitraat is dus een onjuiste keuze)

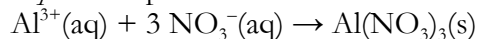


stap 2: voeg deze twee oplossingen bij elkaar. Er zal loodchloride neerslaan.



stap 3: filtreer de suspensie. Het residu is $\text{PbCl}_2(\text{s})$ en het filtraat bevat $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$ en $\text{NO}_3^-(\text{aq})$

stap 4: damp het filtraat in. Het resultaat is het gewenste vaste aluminiumnitraat.

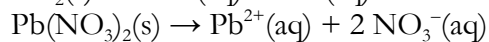
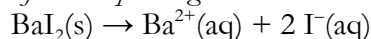


10.7) *stap 1:* Je moet eerst zoutoplossingen maken. Los bariumjodide op in water en los loodnitraat op in water.

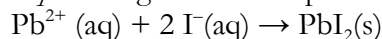
(noten:

- je moet de jodide-ionen neerslaan en daarom kiezen we voor loodnitraat. Natriumnitraat is dus een onjuiste keuze)

- je moet oplossingen maken. Bariumsulfaat lost slecht op in water en is dus een onjuiste keuze)

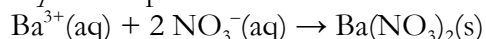


stap 2: voeg deze twee oplossingen bij elkaar. Er zal loodjodide neerslaan.



stap 3: filtreer de suspensie. Het residu is $\text{PbI}_2(\text{s})$ en het filtraat bevat $\text{Ba}^{2+}(\text{aq})$ en $\text{NO}_3^-(\text{aq})$

stap 4: damp het filtraat in. Het resultaat is het gewenste vaste bariumnitraat.



10.8) Je moet aantonen of een oplossing aluminiumionen of calciumionen bevat. Geef een werkplan voor dit onderzoek. Alle beschikbaarheden staan boven opgave 10.5.

Probeer maar een neerslagvergelijking op te stellen. Het verschil tussen Al^{3+} en Ca^{2+} kun je in Binastabel 45A vinden. Al^{3+} lost goed op met F^- , maar Ca^{2+} niet. We kunnen ook een oplossing maken met fluoride-ionen, dus dat wordt de testoplossing.

stap 1: los natriumfluoride op in water: $\text{NaF(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$

stap 2: voeg de oplossing van stap 1 toe aan je monsteroplossing. Neerslag (troebel)? Dan zat er Ca^{2+} in de oplossing. Geen neerslag? Dan zal er Al^{3+} in hebben gezeten.

Neerslagreactie: $\text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{F}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{CaF}_2(\text{s})$

10.9) Zoek weer het verschil tussen bromide-ionen en sulfaat-ionen. Alle ionen Na^+ tot en met Cu^{2+} gedragen zich naar Br^- toe hetzelfde als naar SO_4^{2-} toe (ze lossen er namelijk goed mee op). Een duidelijk verschil heb je met $\text{Ba}^{2+}(\text{aq})$ (neerslag met sulfaationen, maar niet met bromide-ionen). Kunnen we een oplossing met bariumionen maken? Ja, dat kan: los maar bariumjodide op.

stap 1: oplossen bariumjodide in water: $\text{BaI}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq})$

stap 2: voeg de oplossing van stap 1 toe aan het monster van het afvalwater. Neerslag? Dan zaten er sulfaationen in. Geen neerslag? Dan zaten er bromide-ionen in.

Neerslagreactie: $\text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s})$

hoofdstuk 11

Element 115

Maximumscore 2

- 1 Calcium heeft atoomnummer 20 en americium heeft atoomnummer 95. Dus samen hebben ze 115 protonen.

- calcium heeft atoomnummer 20 en americium heeft atoomnummer 95
- conclusie

1
1

Maximumscore 2

- 2 Een juist antwoord kan als volgt geformuleerd zijn:
Het aantal neutronen in een kern van het gebruikte calcium is 28 en van het gebruikte americium 148. Samen zijn dat 176 neutronen. Element 115 bevat 173 neutronen. Dus komen er drie neutronen vrij.

- juiste aantal neutronen in de kernen van het gebruikte calcium en americium
- de som van het aantal neutronen in een calcium- en een americiumkern verminderen met het aantal neutronen in de kern van element 115 (173)

1
1

Opmerking

Wanneer een onjuist antwoord op vraag 2 het consequente gevolg is van een fout in het antwoord op vraag 1, dit antwoord op vraag 2 goed rekenen.

Maximumscore 1

- 3 2+

Zink

Maximumscore 3

- 1 aantal protonen: 30
aantal elektronen: 30
aantal neutronen: 34

- aantal protonen: 30 1
- aantal elektronen = aantal protonen 1
- aantal neutronen: massagetal – aantal protonen 1

Maximumscore 2

- 2 $2 \text{ ZnS} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ ZnO} + 2 \text{ SO}_2$

- alleen ZnS en O₂ voor de pijl en alleen ZnO en SO₂ na de pijl 1
- juiste coëfficiënten 1

Superzwaar

Maximumscore 2

- 1 Een juiste berekening leidt tot de uitkomst 50 (neutronen).

- opzoeken van het atoomnummer van krypton (36) 1
- berekening van het aantal neutronen: 86 verminderd met het atoomnummer 1

Maximumscore 2

- 2 Een juiste berekening leidt tot de uitkomst 293.

- (de twee kernen fuseren, dus) de massagetalen van de twee kernen bij elkaar optellen 1
- (er gaat een neutron weg, dus) van de som van de massagetalen 1 aftrekken 1

Maximumscore 1

- 3 2+

Maximumscore 1

- 4 (groep) 18

11.1)

- a) K 39,10 u
 b) K⁺ 39,10 u
 c) NO₃⁻ 1×14,01 u + 3×16,00 u = 62,01 u
 d) SiO₃²⁻ 1×28,09 u + 3×16,00 u = 76,09 u
 e) H₂ 2×1,008 u = 2,016 u (let op: twee-atomig molecuul!)
 f) C₁₂H₂₂O₁₁ 12×12,01 u + 22×1,008 u + 11×16,00 u = 342,296 u
 g) 3 O₃ drie keer (3×16,00 u) = drie keer 48,00 u = 144,00 u
 h) P₂O₅ 2×30,97 u + 5×16,00 u = 141,94 u
 i) het Hg₂²⁺-ion 2×200,6 u = 401,2 u
 j) Br₂ 2×79,90 u = 159,80 u (let op: twee-atomig molecuul!)

11.2) De molecuulmassa van water in u is 2×1,008 u + 1×16,00 u = 18,016 u.

Gegeven in de tekst (of in tabel 7 van Binas): 1 u ≈ 1,66 · 10⁻²⁴ g. Met bijvoorbeeld een verhoudingstabel bereken je dan:

$$\text{massa watermolecuul} = 18,016 \times 1,66 \cdot 10^{-24} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

11.3) *let op: omgedraaid!*

massaverhouding zuurstof : koolstof is 8 : 3

11.4) IJzer en zwavel reageren met elkaar in de massaverhouding Fe(s) : S(s) is 7 : 4.

a) $(90 : 7) \times 4 = 51,4$ kg zwavel

b)

I) met 350 gram zwavel reageert $(350 : 4) \times 7 = 612,5$ g ijzer (en we hebben meer)

II) met 630 gram ijzer reageert $(630 : 7) \times 4 = 360$ g zwavel (maar we hebben minder!!)

conclusie: ijzer is in overmaat. De overmaat ijzer is $630 \text{ g} - 612,5 \text{ g} = 17,5 \text{ g}$

c) Hoeveel ijzersulfide kan maximaal ontstaan?

Er reageert 612,5 g ijzer met 350 g zwavel. Er kan dus (optellen) 962,5 g ijzersulfide ontstaan.
(denk weer aan eenheid + de stof erachter)

11.5) a) water (vloeibaar) \rightarrow zuurstof (gas) + waterstof (gas)

b) *stel dat er 8 g zuurstof en 1 g waterstof ontstaat, dan komt dat uit 9 g water*

massaverhouding water : waterstof is 9 : 1

c)

| | | | | | |
|----------------------------|------------------------------|---------------|------------------------|---|--------------------------|
| <i>reactieschema</i> | water | \rightarrow | zuurstof | + | waterstof |
| <i>reactievergelijking</i> | $2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$ | \rightarrow | $\text{O}_2(\text{g})$ | + | $2 \text{H}_2(\text{g})$ |
| <i>massaverhouding</i> | 9 | \rightarrow | 8 | : | 1 |
| <i>gegeven/ gevraagd</i> | 75 g | \rightarrow | ?? | | |

?? = $(75 \text{ g} \times 8) : 9 = \underline{66,7 \text{ g zuurstof}}$ (denk aan eenheid + stof erachter)

d) de molecuulverhouding zuurstof : waterstof is 1 : 2

(*één molecuul zuurstof ontstaat samen met 2 moleculen waterstof; zie de reactievergelijking*)

11.6)

a)

| | | | | | |
|----------------------------|---------|---|-------------------------|-----------------|---------------------------|
| <i>reactieschema</i> | calcium | + | chloor | \rightarrow | calciumchloride |
| <i>reactievergelijking</i> | Ca(s) | + | $\text{Cl}_2(\text{g})$ | \rightarrow | $\text{CaCl}_2(\text{s})$ |
| <i>massaverhouding</i> | 4 | : | 7 | (\rightarrow | 11) |
| <i>gegeven/ gevraagd</i> | ?? | | | \rightarrow | 45 kg |

hoeveelheid calcium is $(45 \text{ kg} \times 4) : 11 = \underline{16,36 \text{ kg calcium}}$ (denk aan eenheid + stof erachter)

b) *eerst kijken of er sprake is van overmaat/ ondermaat!*

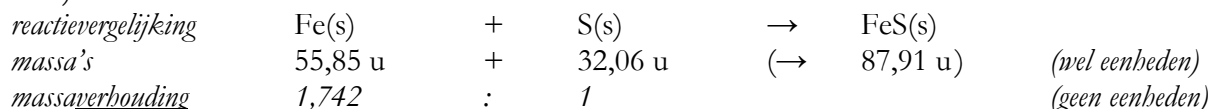
I) 77 g calcium reageert met 134,75 g chloor (en we hebben méér chloor)

II) 145 g chloor reageert met 82,85 g calcium (maar we hebben slechts 77 g calcium)

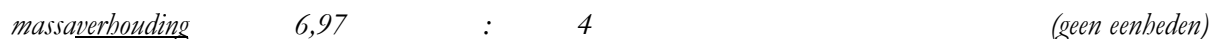
De stof in ondermaat is calcium. Die bepaalt dus hoeveel er kan ontstaan.

Er kan dus $77 \text{ g} + 134,75 \text{ g} = \underline{211,5 \text{ g calciumchloride}}$ ontstaan (denk aan eenheid + stof erachter)
(er blijft dus wat chloor over)

11.7)

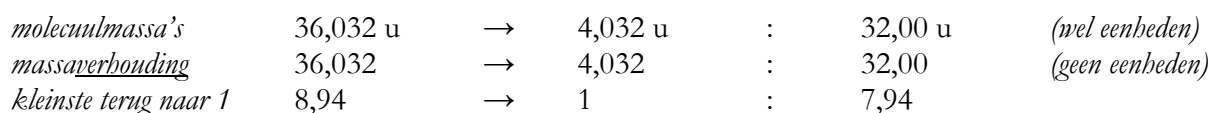
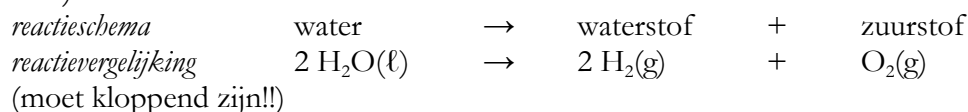


maak van S(s) eens 4, dan wordt Fe $1,742 \times 4 = 6,97$



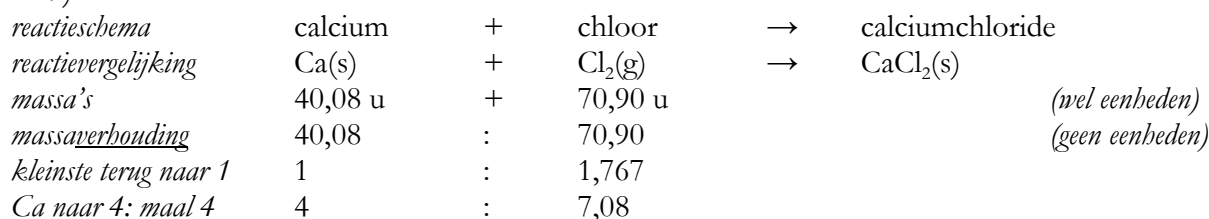
En dat is ongeveer 7 : 4, zoals in de vraag stond.

11.8)



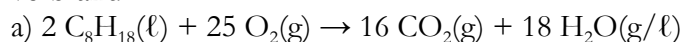
Massaverhouding waterstof : zuurstof = 7,94 : 1 en dat is ongeveer 8 : 1 en dat was ook gevraagd.

11.9)



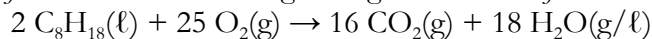
En dat is ongeveer 4 : 7, zoals in de vraag stond.

11.10) Benzine (eigenlijk een mengsel) kun je weergeven met $\text{C}_8\text{H}_{18}(\ell)$. Het wordt volledig verbrand.



b)

je hebt de massaverhoudingen nodig, maar die kun je uit de reactievergelijking afleiden



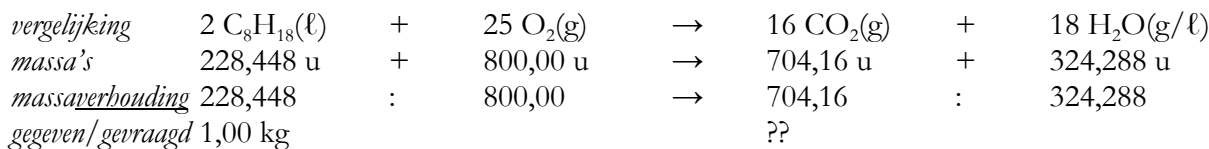
$2 \text{C}_8\text{H}_{18}$ weegt twee keer (8 C's + 18 H's) = 228,448 u

25O_2 weegt $25 \times (2 \text{O's}) = 800,00 \text{ u}$

16CO_2 weegt $16 \times (1 \text{C} + 2 \text{O's}) = 704,16 \text{ u}$

$18 \text{H}_2\text{O}$ weegt $18 \times (2 \text{H's} + 1 \text{O}) = 324,288 \text{ u}$

dus



$$?? = (1,00 \text{ kg} \times 704,16) : 228,448 = \underline{3,08 \text{ kg koolstofdioxide}} \quad (\text{eenheid} + \text{stof erbij!})$$

11.11) Hoeveel chloor kun je maken uit de ontleding van 125 g chroom(III)chloride?

| | | | | | | |
|-------------------------|--------------------|---------------|----------------|---|------------------|-----------------|
| <i>vergelijking</i> | 2 CrCl_3 | \rightarrow | 2 Cr | + | 3 Cl_2 | |
| <i>massa's</i> | 316,7 u | \rightarrow | 104,00 u | + | 212,7 u | |
| <i>massaverhouding</i> | 316,7 | \rightarrow | 104,00 | + | 212,7 | (geen eenheden) |
| <i>gegeven/gevraagd</i> | 125 g | \rightarrow | | | ?? | |

$$?? = (125 \text{ g} \times 212,7) : 316,7 = \underline{83,95 \text{ g chloor}} \quad (\text{eenheid} + \text{stof erbij!})$$

11.12) a) $6 \text{ CO}_2(\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{aq}) + 6 \text{ O}_2(\text{g})$

b) de verhouding koolstof : koolstofdioxide is 12,01 : 44,01

(stel maar eens de reactievergelijking op van de vorming van CO_2 uit C en O_2)

van 120 Gigaton C(s) kun je dus 439,7 Gigaton koolstofdioxide maken.

In 439,7 Gigaton koolstofdioxide zit dus 120 Gigaton aan koolstofatomen.

c) 6 CO_2 heeft een massa van $6 \times 44,01 \text{ u} = 264,06 \text{ u}$

$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ heeft een massa van $6 \times \text{C} + 12 \times \text{H} + 6 \times \text{O} = 180,156 \text{ u}$

De massaverhouding koolstofdioxide : glucose is dus 264,06 : 180,156 (zonder eenheden).

Uit 439,7 Gigaton CO_2 ontstaat dus 300,0 Gigaton glucose.

(kan ook direct vanuit de massaverhouding tussen 6 C's : 1 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, dus 72,06 : 180,156)

hoofdstuk 12

12.1) en 12.2)

- | | | |
|--------------------------------------|---|---|
| a) 0,0072 L of $7,2 \cdot 10^{-3}$ L | e) 0,00034 L of $3,4 \cdot 10^{-4}$ L | i) 0,00000096 L of $9,6 \cdot 10^{-7}$ L |
| b) 0,188 L of $1,88 \cdot 10^{-1}$ L | f) 0,0000012 L of $1,2 \cdot 10^{-6}$ L | j) 0,041333 L of $4,1333 \cdot 10^{-2}$ L |
| c) 2,334 L (of $2,334 \cdot 10^0$ L) | g) 0,973 L of $9,73 \cdot 10^{-1}$ L | k) 0,5637 L of $5,637 \cdot 10^{-1}$ L |
| d) 0,027 L of $2,7 \cdot 10^{-2}$ L | h) 55,378 L of $5,5378 \cdot 10^1$ L | l) 0,00378 L of $3,78 \cdot 10^{-3}$ L |

12.3) en 12.4)

- | | |
|---|---|
| a) $0,0042 \text{ dm}^3$ of $4,2 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3$ | g) 378 dm^3 of $3,78 \cdot 10^2 \text{ dm}^3$ |
| b) 16300 dm^3 of $1,63 \cdot 10^4 \text{ dm}^3$ | h) $2,307 \text{ dm}^3$ (of $2,307 \cdot 10^0 \text{ dm}^3$) |
| c) $0,00000177 \text{ dm}^3$ of $1,77 \cdot 10^{-6} \text{ dm}^3$ | i) $0,088453 \text{ dm}^3$ of $8,8453 \cdot 10^{-2} \text{ dm}^3$ |
| d) $0,275 \text{ dm}^3$ of $2,75 \cdot 10^{-1} \text{ dm}^3$ | j) 22 dm^3 of $2,2 \cdot 10^1 \text{ dm}^3$ |
| e) $0,0921 \text{ dm}^3$ of $9,21 \cdot 10^{-2} \text{ dm}^3$ | k) 9700 dm^3 of $9,7 \cdot 10^3 \text{ dm}^3$ |
| f) $0,00000017 \text{ dm}^3$ of $1,7 \cdot 10^{-7} \text{ dm}^3$ | l) $0,00076 \text{ dm}^3$ of $7,6 \cdot 10^{-4} \text{ dm}^3$ |

opmerking: antwoorden met een macht 10^0 (=1) worden gewoon zonder 10-macht geschreven.

12.5)

- | | |
|--|---|
| a) $76 \text{ mL} = 0,076 \text{ dm}^3 = 7,6 \cdot 10^{-2} \text{ dm}^3$ | n) $2,45 \cdot 10^2 \text{ L} = 0,245 \text{ m}^3 = 2,45 \cdot 10^{-1} \text{ m}^3$ |
| b) $32,3 \text{ m}^3 = 32300 \text{ L} = 3,23 \cdot 10^4 \text{ L}$ | o) $32,3 \text{ dm}^3 = 32300 \text{ mL} = 3,23 \cdot 10^{-1} \text{ mL}$ |
| c) $277 \text{ }\mu\text{L} = 0,000277 \text{ L} = 2,77 \cdot 10^{-4} \text{ L}$ | p) $3,90 \cdot 10^3 \text{ dm}^3 = 3900 \text{ L} = 3,90 \cdot 10^3 \text{ L}$ |
| d) $33 \text{ cm}^3 = 0,033 \text{ L} = 3,3 \cdot 10^{-2} \text{ L}$ | q) $0,26 \text{ dm}^3 = 260 \text{ mL} = 2,6 \cdot 10^2 \text{ mL}$ |
| e) $77 \text{ mL} = 0,000077 \text{ m}^3 = 7,7 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3$ | r) $77 \text{ mL} = 77000 \text{ }\mu\text{L} = 7,7 \cdot 10^4 \text{ }\mu\text{L}$ |
| f) $1,374 \text{ L} = 1374 \text{ mL} = 1,374 \cdot 10^3 \text{ mL}$ | s) $3,18 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 3,18 \text{ mL} (= 3,18 \cdot 10^0 \text{ mL})$ |
| g) $0,0245 \text{ m}^3 = 24,5 \text{ dm}^3 = 2,45 \cdot 10^1 \text{ dm}^3$ | t) $0,045 \text{ dm}^3 = 0,000045 \text{ m}^3 = 4,5 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3$ |
| h) $8,33 \cdot 10^2 \text{ mL} = 0,833 \text{ dm}^3 = 8,33 \cdot 10^{-1} \text{ dm}^3$ | u) $6,3 \cdot 10^8 \text{ mL} = 630000 \text{ dm}^3 = 6,3 \cdot 10^5 \text{ dm}^3$ |
| i) $3,2 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 3,2 \text{ L} (= 3,2 \cdot 10^0 \text{ L})$ | v) $3,2 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 = 3200 \text{ mL} = 3,2 \cdot 10^3 \text{ mL}$ |
| j) $4,9 \text{ mL} = 0,0000049 \text{ m}^3 = 4,9 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$ | w) $9,1 \text{ mL} = 0,0091 \text{ dm}^3 = 9,1 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3$ |
| k) $7,1 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 7,1 \text{ mL} (= 7,1 \cdot 10^0 \text{ mL})$ | x) $7,1 \cdot 10^7 \text{ L} = 71000 \text{ m}^3 = 7,1 \cdot 10^4 \text{ m}^3$ |
| l) $3,2 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 = 3,2 \text{ mL} (= 3,2 \cdot 10^0 \text{ mL})$ | y) $4,52 \cdot 10^{-4} \text{ dm}^3 = 0,452 \text{ mL} = 4,52 \cdot 10^{-1} \text{ mL}$ |
| m) $76 \text{ mL} = 0,076 \text{ dm}^3 = 7,6 \cdot 10^{-2} \text{ dm}^3$ | z) $6,2 \text{ }\mu\text{L} = 0,000000062 \text{ m}^3 = 6,2 \cdot 10^{-9} \text{ m}^3$ |

opmerking: antwoorden met een macht 10^0 (=1) worden gewoon zonder 10-macht geschreven.

12.6) Geef de dichtheden (Binastabellen 10 t/m 12) van de volgende stoffen in de eenheden van Binas zelf.

- | | |
|--|------------------------------|
| a) $2,32 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$ (<i>zie kolomkop bovenaan!</i>) | e) $0,72 \text{ kg m}^{-3}$ |
| b) $2,4 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$ | f) $1,293 \text{ kg m}^{-3}$ |
| c) $1,84 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$ | g) $1,43 \text{ kg m}^{-3}$ |
| d) $0,79 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$ | h) $1,986 \text{ kg m}^{-3}$ |

12.7) De dichtheid van helium is lager dan de dichtheid van lucht: heliumgas stijgt op. De dichtheid van CO_2 is groter dan die van lucht. CO_2 -gas zakt dus naar beneden.

12.8) Reken de volgende dichtheden uit de Binastabellen 10 t/m 12 om. Geef je antwoord in de wetenschappelijke notatie.

- a) Binas: $0,58 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$. Dat is $0,58 \text{ kg dm}^{-3}$ of beter: $5,8 \cdot 10^{-1} \text{ kg dm}^{-3}$
 b) Binas: $1,58 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$. Dat is $1,58 \cdot 10^6 \text{ g m}^{-3}$ en dus $1,58 \cdot 10^3 \text{ g dm}^{-3}$
 c) Binas: $0,80 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$. Dat is $0,80 \text{ kg dm}^{-3}$ en dus $0,80 \text{ kg L}^{-1}$. Beter: $8,0 \cdot 10^{-1} \text{ kg L}^{-1}$
 d) Binas: $1,293 \text{ kg m}^{-3}$. Dat is $1,293 \cdot 10^3 \text{ g m}^{-3}$ en dus $1,293 \cdot 10^{-3} \text{ g mL}^{-1}$
 e) Binas: $0,833 \text{ kg m}^{-3}$. Dat is $0,833 \cdot 10^3 \text{ g m}^{-3}$. Beter: $8,33 \cdot 10^2 \text{ g m}^{-3}$

12.9) a) 0,54 kg graniet

b) 184 g olijfolie

c) 1,756 mg water

d) 0,3797 L petroleum

e) 9216,6 dm^3 keukenzout

f) (*een ton is 1000 kg*) 83.333 L benzine

g) volume = $3 \text{ m} \times 7 \text{ m} \times 8 \text{ m} = 168 \text{ m}^3$

217,224 kg, dus 217.224 g lucht

h) *kwik is een vloeistof! Dus: Binastabel 11 (evt. tabel 8 kan ook)* 10,395 kg kwik

hoofdstuk 13

- 13.1) a) $6,02214 \cdot 10^{23}$ moleculen
 b) $3,01107 \cdot 10^{23}$ (een half keer zoveel moleculen, ofwel twee keer zo weinig moleculen)
 c) $1,806642 \cdot 10^{24}$ moleculen (driemaal zoveel moleculen)
 d) evenveel als bij c). Een mol is een mol. Wat voor dingen/moleculen daarin zitten, dat maakt niet uit.
 d) $6,62 \cdot 10^{22}$ SO₂-moleculen
 e) $9,455 \cdot 10^{23}$ SO₂-moleculen

- 13.2) a) 2 mol water heeft de grotere massa. 2 mol is meer moleculen dan 1 mol. Dus heeft ook een grotere massa.
 b) 0,3 mol zwavel heeft de grotere massa
 c) 0,9 mol butaan heeft de grotere massa
 d) evenveel mol, maar één H₂O₂-molecuul weegt meer dan een H₂O. Dus: H₂O₂ het hoogst.
 e) evenveel mol, máár: chloor = Cl₂ (let op het 2-tje!) . Een molecuul Cl₂ heeft een hogere (molecuul)massa dan een molecuul NO₂. Dus 1 mol Cl₂ heeft ook een hogere massa dan 1 mol NO₂. En dus geldt ook: 0,45 mol Cl₂ heeft een hogere massa dan 0,45 mol NO₂.

13.3) (molaire massa's)

| | | | |
|---|----------------------------|---|----------------------------|
| a) N ₂ O ₄ | 92,02 g mol ⁻¹ | n) C ₆ H ₁₂ O ₆ | 180,16 g mol ⁻¹ |
| b) CO | 28,01 g mol ⁻¹ | o) N ₂ O | 44,01 g mol ⁻¹ |
| c) NH ₃ | 17,03 g mol ⁻¹ | p) H ₂ (let op: H ₂) | 2,016 g mol ⁻¹ |
| d) C ₂ H ₆ | 30,07 g mol ⁻¹ | q) H ₂ O ₂ | 34,02 g mol ⁻¹ |
| e) C ₃ H ₆ O | 58,08 g mol ⁻¹ | r) O ₂ (weer opletten!) | 32,00 g mol ⁻¹ |
| f) C ₉ H ₈ O ₄ | 180,15 g mol ⁻¹ | s) CO ₂ | 44,01 g mol ⁻¹ |
| g) PCl ₃ | 137,3 g mol ⁻¹ | t) C ₂ H ₆ O | 46,07 g mol ⁻¹ |
| h) H ₂ Se | 80,98 g mol ⁻¹ | u) HNO ₃ | 63,01 g mol ⁻¹ |
| i) H ₃ PO ₄ | 98,00 g mol ⁻¹ | v) CH ₃ COOH | 60,05 g mol ⁻¹ |
| j) SO ₃ | 80,06 g mol ⁻¹ | w) CH ₄ | 16,04 g mol ⁻¹ |
| k) H ₂ SO ₄ | 98,08 g mol ⁻¹ | x) C ₁₁ H ₁₅ NO ₂ | 193,24 g mol ⁻¹ |
| l) C ₂₁ H ₂₆ O ₅ | 358,42 g mol ⁻¹ | y) C ₄₇ H ₅₁ NO ₁₄ | 853,89 g mol ⁻¹ |
| m) C ₈ H ₁₀ N ₄ O ₂ | 194,20 g mol ⁻¹ | z) C ₁₉ H ₂₈ O ₂ | 288,41 g mol ⁻¹ |

13.4) Isomeren hebben dezelfde molecuulformule. Dus ook dezelfde molecuulmassa. Dus ook dezelfde molaire massa. Ja dus.

13.5) (molaire massa's)

| | | | |
|-----------------------------------|----------------------------|---|----------------------------|
| a) Si | 8,09 g mol ⁻¹ | g) Cu | 63,55 g mol ⁻¹ |
| b) AgCl | 143,3 g mol ⁻¹ | h) NO ₃ | 62,01 g mol ⁻¹ |
| c) PbBr ₂ | 367,00 g mol ⁻¹ | i) Ca(OH) ₂ | 74,10 g mol ⁻¹ |
| d) O ₃ | 48,00 g mol ⁻¹ | j) Na ₂ SO ₄ | 142,0 g mol ⁻¹ |
| e) Al ₂ S ₃ | 150,14 g mol ⁻¹ | k) Fe(CH ₃ COO) ₂ | 117,92 g mol ⁻¹ |
| f) CaCl ₂ | 111,0 g mol ⁻¹ | l) Hg(NO ₃) ₂ | 324,6 g mol ⁻¹ |

13.6) (massa in gram berekenen)

- | | |
|---|---|
| a) 163,98 g H ₂ O | n) 0,348 g CO ₂ |
| b) 38,13 g Cu | o) 2,70 · 10 ⁻⁴ g SO ₂ |
| c) 23,78 g B | p) 3,55 · 10 ³ g Fe(OH) ₃ |
| d) 20,358 g C ₆ H ₁₂ O ₆ | q) 194,6 g Hg |
| e) 157 g HCl | r) 1,16 g H ₂ S |
| f) 12,77 g NH ₃ | s) 309,9 g ZnSO ₄ |
| g) 1,80 g KF | t) 32,73 g NaCl |
| h) 846720 g CuCl ₂ | u) 0,363 g CaCO ₃ |
| i) 248,1 g NH ₄ NO ₃ | v) 200,5 g CH ₄ |
| j) 2,65 · 10 ⁻³ g C ₃ H ₈ | w) 2,27 g Ag ₂ S |
| k) 609,0 g N ₂ H ₄ | x) 3,27 · 10 ⁴ g CS ₂ |
| l) 132,36 g Al ₂ (SO ₃) ₃ | y) 19,82 g H ₂ O |
| m) 5,35 · 10 ⁻² g Mg | z) 2,611 g C ₂ H ₂ O ₄ |

13.7) (hoeveelheid in mol berekenen)

- | | |
|--|---|
| a) 2,20 mol H ₂ O | h) 9,01 mol CaCl ₂ |
| b) 1,97 mol AgF | i) 9,99 mol CaCO ₃ |
| c) 1,34 mol H ₂ | j) 1,78 · 10 ⁻⁸ mol Cd |
| d) 0,407 mol CO ₂ | k) 1,87 · 10 ⁻⁶ mol C ₆ H ₈ O ₆ |
| e) 22,35 mol NaBr | l) 1,15 · 10 ⁻⁶ mol C ₂₀ H ₃₀ O |
| f) 0,076 mol NH ₃ | m) 1,79 · 10 ⁻² mol Fe |
| g) 5,67 · 10 ⁻⁷ mol C ₃ H ₈ | |

13.8) (omrekeningen g → mol én mol → g)

- | | |
|--|--|
| a) 1,66 mol H ₂ O | f) 0,34 g NH ₃ |
| b) 16,58 mol H ₂ O | g) 293 g Cu ₃ (PO ₄) ₂ |
| c) 19,7 g Au | h) 7,4 · 10 ⁻³ mol KNO ₂ |
| d) 3,31 · 10 ⁻³ mol C ₈ H ₉ NO ₂ | i) 11,9 g Ag |
| e) 171,1 mol NaCl | j) 1,000 g cocaïne C ₁₇ H ₂₁ NO ₄ |

hoofdstuk 14

14.1) Gevraagd is de dichtheid, dus (massa/volume). Gegeven is het volume en het aantal mol daarin.

Tactiek: aantal mol → massa en daarna (massa/volume).

1 mol stikstof = 1 mol N₂ met molaire massa 28,02 g mol⁻¹. Dit heeft dus een massa van 28,02 g.

Dichtheid = (28,02 g / 24,5 L) = 1,14 g L⁻¹. Gevraagd is echter: kg m⁻³.

Omrekenen:

stap 1) 1,14 g = 1,14 · 10⁻³ kg, dus dichtheid is 1,14 · 10⁻³ kg L⁻¹

stap 2) in één m³ gaat 1000 keer zoveel als in één L. Dus ook duizend keer zoveel kg.

Eindantwoord: de dichtheid is 1,14 kg m⁻³ (3 significanten vanwege 24,5 L)

14.2) He (molaire massa 4,003 g mol⁻¹) heeft een dichtheid van 0,178 kg m⁻³. Dat rekenen we om naar liters (gevraagd) en naar grammen (want van gram naar mol is eenvoudig).

0,178 kg m⁻³ = 0,178 · 10⁻³ kg L⁻¹ = 0,178 g L⁻¹

In 1 L helium zit dus 0,178 g He. Dat is (0,178 g / 4,003 g mol⁻¹) = 4,45 · 10⁻² mol He (3 sign.)

Volgens exact dezelfde lijn volgt (opnieuw eindantwoorden in 3 sign.)

ethaan (C_2H_6) \rightarrow 1,36 g L^{-1} , dus in één L zit $(1,36 \text{ g} / 30,068 \text{ g mol}^{-1}) = \underline{4,52 \cdot 10^{-2} \text{ mol } C_2H_6}$

$CO_2 \rightarrow$ in één L zit $(1,986 \text{ g} / 44,01 \text{ g mol}^{-1}) = \underline{4,52 \cdot 10^{-2} \text{ mol } CO_2}$

opmerking: je ziet dat er 1 L van elk gas ongeveer evenveel mol van het gas zit. Dit is geen toeval. Voor VWO: zie Pulsar-Chemie § 5.7 en § 7.7.

14.3)

Tactiek: volume \rightarrow massa en daarna massa \rightarrow aantal mol

stap 1): dichtheid nodig. $m = \rho \cdot V$. We hebben V in mL en ρ uit Binastabel is $1,59 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$. We moeten dus de dichtheid aanpassen op het volume of andersom... Ik ga de dichtheid aanpassen:

$$1,59 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3} = 1,59 \text{ kg L}^{-1} = 1,59 \cdot 10^{-3} \text{ kg mL}^{-1}$$

Daarmee krijg je $m = \rho \cdot V = 1,59 \cdot 10^{-3} \text{ kg mL}^{-1} \times 250 \text{ mL} = 0,3975 \text{ kg tetra}$ (eenheid + stofnaam!)

stap 2): van massa naar mol. Dat doen we meestal in grammen. Je hebt dan ook de molaire massa van CCl_4 nodig. Die is $153,81 \text{ g mol}^{-1}$ (2 decimalen)

$0,3975 \text{ kg} = 397,5 \text{ g}$. Dat is $(397,5 \text{ g} / 153,81 \text{ g mol}^{-1}) = \underline{2,58 \text{ mol } CCl_4}$ (3 sign. vanwege ρ)

14.4)

a) mol \rightarrow gram \rightarrow mg. Nodig is dus de molaire massa. Die is $334,38 \text{ g mol}^{-1}$ (2 decimalen)

$$1,20 \cdot 10^{-4} \mu\text{mol} = 1,20 \cdot 10^{-10} \text{ mol}$$

en dat komt overeen met $1,20 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \times 334,38 \text{ g mol}^{-1} = 4,01 \cdot 10^{-8} \text{ g penicilline}$.

Gevraagd was antwoord in mg, dus $\underline{4,01 \cdot 10^{-5} \text{ mg penicilline}}$ (3 sign.)

b) Bij a) is het aantal mg penicilline per gram lichaamsvocht (dus in één gram lichaamsvocht) berekend. Een mens heeft echter meer lichaamsvocht, namelijk 11,0 L (en dat is heus wel meer dan 1 gram). Omrekenen 11,0 L lichaamsvocht naar aantal gram lichaamsvocht: via de dichtheid en die is $1,1 \text{ g cm}^{-3}$.

$$\text{Ik reken } 11,0 \text{ L eerst om naar } \text{cm}^3: \quad 11,0 \text{ L} = 11,0 \text{ dm}^3 = 11,0 \cdot 10^3 \text{ cm}^3$$

$$\text{Dan: } m = \rho \cdot V = 1,1 \text{ g cm}^{-3} \times 11,0 \cdot 10^3 \text{ cm}^3 = 12,1 \cdot 10^3 \text{ gram lichaamsvocht} \text{ (eenheid + stof!)}$$

Elke gram bevat $4,01 \cdot 10^{-5} \text{ mg penicilline}$.

Dat is in het totale lichaamsvocht dus $4,01 \cdot 10^{-5} \times 12,1 \cdot 10^3 = \underline{0,485 \text{ mg penicilline}}$ (3 sign)

14.5) De pijnstillert *Diclofenac* bevat als werkzame stof $C_{14}H_{11}Cl_2NO_2$. Een bepaalde *Diclofenac*-pil bevat 75,0 mg van de werkzame stof. De totale pil heeft een massa van 5,00 gram.

a) $75,0 \text{ mg} = 7,50 \cdot 10^{-2} \text{ g}$. Molaire massa is $296,14 \text{ g mol}^{-1}$ (2 decimalen).

Dus dat is $(7,50 \cdot 10^{-2} \text{ g} / 296,14 \text{ g mol}^{-1}) = \underline{2,53 \cdot 10^{-4} \text{ mol } C_{14}H_{11}Cl_2NO_2}$ (eenb. + stof!)

Voor onderzoek lost men een dergelijke pil op in 100 mL water. Het eindvolume is 102,3 mL.

b) dichtheid = (massa/volume). Volume is bekend, namelijk 102,3 mL. De massa is een ander verhaal: dat is de massa van het water + de massa van de pil. Die laatste is 5,00 g. Maar hoeveel weegt 100 mL water?

Dichtheid water (Binastabel 11) is $0,998 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$. Omrekenen naar g mL^{-1} : $0,998 \text{ g mL}^{-1}$. Dan geldt $m = \rho \cdot V = 0,998 \text{ g mL}^{-1} \times 100 \text{ mL} = 99,8 \text{ g water}$.

Totale massa is $5,00 \text{ g} + 99,8 \text{ g} = 104,8 \text{ g}$ (één decimaal, dus niet 104,80 g!!)

Dichtheid van de oplossing is $(104,8 \text{ g} / 102,3 \text{ mL}) = \underline{1,02 \text{ g mL}^{-1}}$ (3 sign. vanwege de dichtheid van water)

14.6)

Verdelgingsmiddel

Maximumscore 2

- 1 aantal protonen: 15
aantal elektronen: 18

- aantal protonen: 15 1
- aantal elektronen: aantal protonen vermeerderd met 3 1

Maximumscore 3

- 2 $\text{AlP} + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PH}_3 + \text{Al}(\text{OH})_3$

- alleen AlP en H₂O voor de pijl 1
- alleen PH₃ en Al(OH)₃ na de pijl 1
- juiste coëfficiënten 1

Maximumscore 2

- 3 Bij 25 °C gaat de reactie sneller / vallen de tabletten sneller uiteen / bewegen de deeltjes sneller (dan bij 10 °C). Bij 25 °C duurt het uiteenvallen dus korter.

- bij 25 °C gaat de reactie sneller / vallen de tabletten sneller uiteen / bewegen de deeltjes sneller (dan bij 10 °C) 1
- conclusie 1

Maximumscore 3

- 4 De uitkomst van een juiste berekening laat zien dat 0,99 g fosfine ontstaat uit een Celphostablet van 3,0 g (en dat is ongeveer eenderde deel).

- berekening van het aantal gram aluminiumfosfide per Celphostablet: 3,0 (g) vermenigvuldigen met 56 en delen door 10² 1
- berekening van het aantal mol aluminiumfosfide: aantal gram aluminiumfosfide delen door de massa van een mol aluminiumfosfide (57,95 g) 1
- berekening van het aantal gram fosfine: aantal mol fosfine (= aantal mol aluminiumfosfide) vermenigvuldigen met de massa van een mol fosfine (33,99 g) (en conclusie) 1

Opmerking

Het aantal significante cijfers in de uitkomst bij deze vraag niet beoordelen.

Maximumscore 3

- 5 Een juiste berekening leidt tot de uitkomst dat er 1,2 mg PH₃ per m³ in de woning aanwezig is of dat [PH₃] in de woning maximaal 1,2·10⁻⁸ mol dm⁻³ mag zijn. De MAC-waarde is dus overschreden.

- berekening van het aantal gram PH₃ per dm³: 3,5·10⁻⁸ (mol) vermenigvuldigen met de massa van een mol PH₃ (33,99 g) 1
- berekening van het aantal mg PH₃ per m³: aantal gram PH₃ per dm³ vermenigvuldigen met 10⁶ 1
- vergelijking met MAC-waarde en conclusie 1

of

- berekening van het aantal gram PH₃ dat maximaal per dm³ aanwezig mag zijn: 0,4 (mg) delen door 10⁶ 1
- berekening van de [PH₃] die maximaal aanwezig mag zijn: aantal gram PH₃ per dm³ delen door de massa van een mol PH₃ (33,99 g) 1
- vergelijking van de berekende [PH₃] met de gemeten [PH₃] en conclusie 1

Opmerking

Wanneer bij vraag 4 een onjuiste massa van een mol PH₃ is gebruikt en bij vraag 5 dezelfde onjuiste massa is gebruikt, hiervoor bij vraag 5 niet opnieuw een punt aftrekken.

(opmerking: opgave 3 is in klas 4 eigenlijk niet behandeld, maar is met enig chemisch inzicht uit klas 3 ook wel te maken)

14.7) Als we 1,00 L water mengen met 655 g bariumhydroxide, ontstaat een oplossing met een volume van 1,13 L.

a) Deze lijkt op 15.4b

1,00 L water heeft een massa van 998 g ($m = \rho \cdot V$). Totale massa is 998 g + 655 g = 1653 g
Eindvolume is 1,13 L. Dichtheid = (massa / volume), dus $1,46 \cdot 10^3 \text{ g L}^{-1}$ of 1,46 kg L⁻¹ (3 sign.)

b) BaCl₂ heeft molaire massa van 208,2 g mol⁻¹.

655 g is dus $(655 \text{ g} / 208,2 \text{ g mol}^{-1}) = 3,146 \text{ mol BaCl}_2$ (nog onafgerond)

Dat zit echter niet in 1,00 L oplossing, maar in 1,13 L oplossing. Je had weliswaar 1,00 L water, maar de oplossing heeft een wat groter volume.

In 1,00 L oplossing zit dus $(3,146 \text{ mol} / 1,13 \text{ L}) = \underline{2,78 \text{ mol BaCl}_2}$ (3 sign.)

hoofdstuk 15

15.1) Welke bindingen zijn aanwezig in de volgende stoffen?

a) -VanderWaalsbindingen tussen de moleculen CCl₄

- atoombindingen binnenin de moleculen CCl₄

b) ionbindingen tussen de ionen Na⁺ en Cl⁻

c) -ionbindingen tussen de ionen Ca²⁺ en CO₃²⁻

- atoombindingen binnenin het CO₃²⁻-ion (om de C- en O-atomen bij elkaar te houden)

d) metaalbinding tussen de Hg-atomen

e) - VanderWaalsbindingen tussen de Br₂-moleculen

- atoombindingen in elk Br₂-molecuul (let op: Br₂)

f) - ionbindingen tussen de ionen NH₄⁺ en NO₃⁻

- atoombindingen binnenin het NH₄⁺-ion en binnenin het NO₃⁻-ion

15.2) a) de metaalbindingen tussen de Hg-atomen worden verbroken

b) (NH₄)₂Cr₂O₇ (s) verdwijnt, dus de ionbindingen tussen de ionen NH₄⁺ en Cr₂O₇²⁻ wordt verbroken. Bovendien worden de atoombindingen binnenin de NH₄⁺-ionen verbroken en ook de atoombindingen binnenin de Cr₂O₇²⁻-ionen

Er ontstaat chromoxide-poeder, dus Cr₂O₃. Er worden ionbindingen gevormd tussen de chromionen en de oxide-ionen. Ook ontstaat waterdamp, dus er ontstaan atoombindingen in watermoleculen (geen VDW-bindingen, want het is waterdamp). Stikstofgas is N₂(g), dus ook hier ontstaan atoombindingen binnenin de N₂-atomen

c) er worden VanderWaalsbindingen tussen de watermoleculen gevormd.

15.3) Methaan heeft een kookpunt van -161 °C en ammoniak van -33 °C.

a) Dit zijn ongeveer even grote moleculen. De VanderWaalskrachten tussen CH₄-moleculen zullen ongeveer even groot zijn als de VDW-krachten tussen NH₃-moleculen.

b) Bij NH₃ is er een extra aantrekkingskracht tussen de moleculen, namelijk waterstofbruggen. het kost daarom meer energie om de moleculen van elkaar te verwijderen (en koken = moleculen verwijderen zich van elkaar). Daarom kookt NH₃ bij een hogere temperatuur dan CH₄.

15.4) Moleculen ether CH₃-CH₂-O-CH₂-CH₃ hebben geen -OH of NH-groepen. Deze moleculen kunnen met elkaar geen waterstofbruggen vormen.

Moleculen water (H₂O, ook te zien als H-OH) kunnen met elkaar wel waterstofbruggen vormen. Ook al is de VDW-kracht tussen moleculen ether wat groter dan tussen moleculen water (grootte van het molecuul), de VDW-kracht is een zwakke kracht. Waterstofbruggen zijn veel sterkere krachten. Daarom kost het verdampen van water meer energie dan het verdampen van evenveel ether.

15.5) a) VDW-bindingen tussen watermoleculen en waterstofbruggen tussen watermoleculen.
b) VDW-bindingen tussen moleculen pentaan.
c) Wél VDW-bindingen, maar geen waterstofbruggen.
d) De energie die het kost om de bindingen van opgave a) en b) te verbreken, wordt niet gecompenseerd door de gevormde bindingen bij c).
e) Water en methanol (CH_3OH) kunnen waterstofbruggen vormen en mengen goed. Water en 1-hexanol ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$) kunnen ook waterstofbruggen vormen, maar “de staart” van het hexanolmolecuul kan niet meedoen aan waterstofbruggen. Om die staart in water te steken, moeten er veel H-bruggen in het water worden verbroken en dat wordt niet goedge maakt door nieuwe H-bruggen. Daarom mengt methanol beter met water dan 1-hexanol.

15.6) Welke bindingen tussen moleculen zijn aanwezig in de volgende gevallen?

- a) VDW-bindingen en waterstofbruggen
- b) VDW-bindingen en waterstofbruggen
- c) VDW-bindingen
- d) VDW-bindingen
- e) alleen VDW-bindingen, geen waterstofbruggen
- f) VDW-bindingen en waterstofbruggen (NH_3 heeft NH-groepen en CH_3OH een OH-groep)

15.7) 1-butanolmoleculen kunnen met elkaar H-bruggen vormen en heeft daarom het hoogste kookpunt. De andere stoffen hebben moleculen, die geen H-bruggen kunnen vormen. Daar moet je dus alleen de VDW-bindingen vergelijken. Kijk dan naar de grootte van het molecuul. Waterstofbruggen zijn veel sterker dan VDW-krachten, dus pentaan heeft een lager kookpunt dan butanol.

Volgorde: (laagste kookpunt) ethaan – butaan – pentaan – 1-butanol (hoogste kookpunt)

* 15.8 a) EN (N) = 3,1 b) EN (H) = 2,1 c) EN (C) = 2,4 d) EN (O) = 3,5

* 15.9) $\Delta\text{EN (O-H)} = 1,4$ en O-H-binding is volgens grijze kader polair, dus klopt
 $\Delta\text{EN (N-H)} = 1,0$ en N-H-binding is volgens grijze kader polair, dus klopt
 $\Delta\text{EN (C-H)} = 0,3$ en C-H-binding is volgens grijze kader apolair, dus klopt
 $\Delta\text{EN (C-O)} = 1,1$ en CO-binding is volgens grijze kader polair, dus klopt

* 15.10) octaan: VDW-krachten

- b) ethaan: VDW-krachten
- c) waterstofchloride: VDW-krachten en dipool-dipoolinteracties
- d) tetrachloormethaan: VDW-krachten (dipoolmoment = 0, zie Binastabel 55B)
- e) ammoniak: VDW-krachten en H-bruggen
- f) ether: VDW-krachten en dipool-dipoolinteracties ($\mu = 3,8 \text{ C m}$, zie Binastabel 55B)

* 15.11) De VDW-krachten tussen octaanmoleculen zijn sterker dan de VDW-krachten tussen ethaanmoleculen, omdat octaanmoleculen groter zijn dan ethaanmoleculen. Verder zijn er geen intermoleculaire krachten in het spel. Octaanmoleculen trekken elkaar dus sterker aan dan ethaanmoleculen. Je hebt dus een hogere temperatuur nodig om octaanmoleculen van elkaar af te kunnen krijgen. Octaan heeft dus een hoger kookpunt.

* 15.12) De moleculen H_2O en CH_4 zijn ongeveer even groot (en even zwaar), dus de VDW-bindingen tussen H_2O -moleculen zijn ongeveer even groot als tussen CH_4 -moleculen. H_2O -moleculen kunnen echter ook H-bruggen met elkaar vormen en CH_4 -moleculen kunnen dat niet. De totale aantrekkingskracht tussen H_2O -moleculen is dus groter dan tussen CH_4 -moleculen en

het kookpunt van water ligt dus hoger dan het kookpunt van methaan. Bij kamertemperatuur is het kookpunt van water nog niet bereikt, terwijl het kookpunt van methaan dan allang bereikt is en methaan dus bij kamertemperatuur een gas is.

* 15.13) a) ja b) ja c) nee d) ja e) nee f) nee

* 15.14) *zie de uitwerking van opgave 15.5 van deze bundel*

* 15.15) *zie de uitwerking van opgave 15.7 van deze bundel*

opgave ACETON

14 maximumscore 3

Voorbeelden van juiste antwoorden zijn:

- (De moleculen van) IPA bevat(ten) een OH groep (en de moleculen van aceton niet) / IPA vormt H-bruggen (en aceton niet). Het kookpunt van IPA is (dus) hoger dan het kookpunt van aceton. Dus is (IPA het residu en) aceton het destillaat.
- (De moleculen van) aceton bevat(ten) geen OH groep (en de moleculen van IPA wel) / aceton vormt geen H-bruggen (en IPA wel). Het kookpunt van aceton is (dus) lager dan het kookpunt van IPA. Dus aceton is het destillaat.
- (de moleculen van) IPA bevat(ten) een OH groep / IPA vormt H-bruggen / (de moleculen van) aceton bevat(ten) geen OH groep / aceton vormt geen H-bruggen 1
- het kookpunt van IPA is hoger (dan het kookpunt van aceton) 1
- de stof met het laagste kookpunt is het destillaat; (dus aceton) 1

Indien een antwoord is gegeven als: „IPA heeft grotere moleculen / (per molecuul) twee H atomen meer / een grotere molecuulmassa (dan aceton). Dus IPA heeft een hoger kookpunt en aceton is het destillaat.” 2

Indien een antwoord is gegeven als: „Aceton heeft een dubbele binding tussen een C atoom en een O atoom. Daardoor heeft aceton een hoger kookpunt en dus is IPA het destillaat.” 1

Indien een antwoord is gegeven als: „Het kookpunt van aceton is lager dan het kookpunt van IPA. Dus aceton is het destillaat.”, waarbij eventueel de getalswaarden van de kookpunten zijn vermeld 1

Indien een antwoord is gegeven als: „Aceton wordt afgevoerd en IPA wordt teruggeleid. Dus aceton is het destillaat.” 0

opgave LACTULOSE

25 maximumscore 2

ethaanzuur

- ethaan als stamnaam
- zuur als achtervoegsel

Indien het antwoord „azijnzuur” is gegeven

26 maximumscore 2

Een juiste afleiding, bijvoorbeeld het opstellen van een reactievergelijking, leidt tot de formule H_2O .

- gebruik, eventueel impliciet, van de formules $C_{12}H_{22}O_{11}$, $C_2H_4O_2$ en $C_3H_6O_3$
- het aantal H atomen en O atomen in de formule van X juist

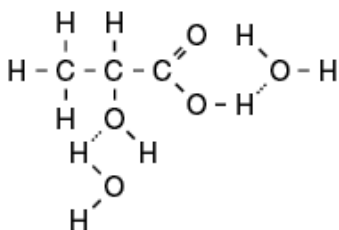
Indien een onjuiste formule van X het consequente gevolg is van een onjuiste molecuulformule van stof A en/of stof B

Opmerking

Wanneer in een overigens juist antwoord de structuurformule van stof A en/of van stof B is gebruikt, dit goed rekenen.

27 maximumscore 2

Een juist antwoord kan als volgt zijn weergegeven:



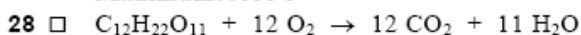
- een eerste watermolecuul op de juiste manier aan stof B gebonden
- een tweede watermolecuul op de juiste manier aan stof B gebonden

Indien in een overigens juist antwoord de volgende structuurformule voor water is gebruikt:



Opmerking

Wanneer een waterstofbrug is getekend tussen het H atoom van een watermolecuul en de O van $C=O$, dit goed rekenen.

Zoet**Maximumscore 3**

- $C_{12}H_{22}O_{11}$ en O_2 voor de pijl
- CO_2 en H_2O na de pijl
- juiste coëfficiënten

1
1
1

Maximumscore 2

- 29 □ Sorbitol(moleculen) bevat(ten) (veel) OH groepen die waterstofbruggen (met watermoleculen) kunnen vormen.

- sorbitol(moleculen) bevat(ten) (veel) OH groepen
- er worden (daardoor) waterstofbruggen gevormd (met watermoleculen)

1
1

Opmerking

Een antwoord als: „Door de OH groepen is sorbitol hydrofiel / polair.” goed rekenen.

* 15.16) Hieronder staan in een tabel de smelt- en kookpunten van een drietal verbindingen.

| stof | smeltpunt | kookpunt |
|------------------|-----------|----------|
| | °C | °C |
| NH ₃ | -77,8 | -34,5 |
| AsH ₃ | -116,3 | -87,8 |
| AsF ₃ | -6 | 63 |

a) NH₃ kan waterstofbruggen vormen, en dat kan AsH₃ niet. Het kost dus meer energie om moleculen NH₃ van elkaar te verwijderen (en koken = zich van elkaar verwijderende moleculen) dan voor het verwijderen van AsH₃.

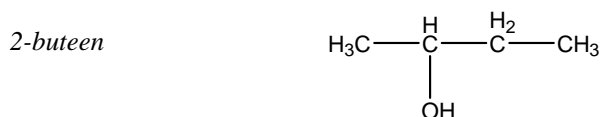
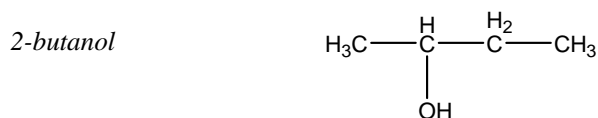
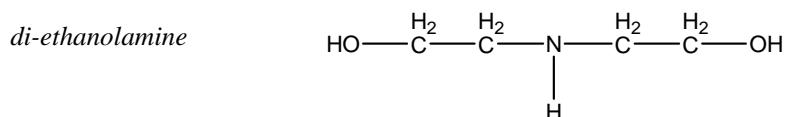
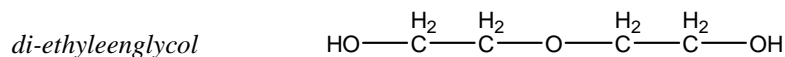
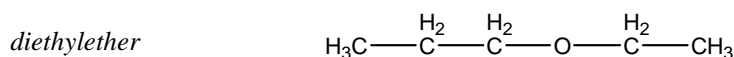
b) AsF₃ is een niet veel groter molecuul dan AsH₃. Het verschil zit dus niet in de (toch al relatief onbelangrijke) VDW-krachten. As heeft een elektronegativiteit van 2,2 en H van 2,1. Een As–H-atoombinding is dus praktisch volledig apolair. Voor As–F is ΔEN 1,9. Dat is een sterk polaire atoombinding (als het al geen ionbinding is tussen As³⁺ en F⁻, maar we gaan toch maar even uit van moleculen AsF₃). Moleculen AsF₃ hebben een sterk dipoolkarakter en dus houden AsF₃-moleculen elkaar sterker vast en is het moeilijker deze stof te laten verdampen dan bij AsH₃.

c) atoombindingen tussen atomen As en Br.

* 15.17) Een goede emulgator heeft een kop die met de ene stof mengt en een staart die met de andere stof mengt. Methanol heeft een zeer kleine koolstofstaart en mengt dan ook volledig met water (en slecht met olie). Decaan heeft geen hydrofiele kop, dus dat werkt ook niet als emulgator. 1-decanol heeft een C₁₀-staart die met de olie mengt en een hydrofiele kop (OH-groep) die zich graag in het water begeeft. 1-decanol is de enige geschikte en dus de beste emulgator.

* 15.18) Deze zeepionen laten zich goed vergelijken (dezelfde kop, hetzelfde soort staart), dus alleen de lengte van de koolstofstaart maakt het verschil. Hoe langer de koolstofstaart, des te slechter mengt het ion zich met water. Het zeepion met de langste staart zal dus het minst graag als losse ionen in water zitten en zal dus het snelst (bij de laagste concentratie) micellen vormen. Het steeraation zal de laagste CMC hebben.

* 15.19) Hieronder staan de namen en de structuurformules van vijf stoffen.



a) (*laagste kookpunt*) 2-buteen – diethylether – 2-butanol – di-ethyleenglycol – di-ethanolamine
 2-buteen: geen polaire atoombindingen, dus geen dipool-dipoolinteracties.
 di-ethylether: geen onderlinge H-brugvorming, maar wel dipoolmolecuul
 2-butanol: één H-brug per molecuul
 di-ethyleenglycol: twee H-bruggen per molecuul (en polair C–O–C-fragment)
 di-ethanolamine: drie H-bruggen per molecuul (tweemaal OH en éénmaal NH)

b) 2-butanol heeft een hydrofiel aspect (OH-groep, dus H-brugvorming), maar ook een koolstofstaart van een zekere lengte (een beetje een tussenmaatje: staart niet heel lang, maar ook niet heel kort). Omdat 2-butanol een hydrofiel, maar ook een hydrofoob aspect heeft, zal deze stof enigszins met hydrofielen, maar ook enigszins met hydrofobe stoffen mengen.

hoofdstuk 16

16.1) $2,8 \cdot 10^2$ Pa (dit is een heel lage druk, bijna 1000 keer zo klein als atmosferische druk!)

16.2) $T = 30$ °C betekent $T = 303$ K en $V = 20,3$ L betekent $V = 0,0203$ m³.
 antwoord: $1,01765 \cdot 10^5$ Pa (moet overigens in twee significanten, dus $1,0 \cdot 10^5$ Pa)

16.3) *Gebruik de wet van Boyle, dan hoef je de temperatuur niet te weten.*
 antwoord: 3,378 L (4 sign.)

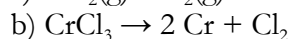
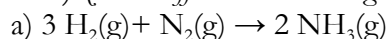
16.4) $0,0245$ m³ mol⁻¹ ofwel $24,5$ dm³ mol⁻¹ ofwel $24,5$ L mol⁻¹ (3 sign.)
controleer maar eens in Binastabel 7!

16.5) $0,0227$ m³ mol⁻¹ ofwel $22,7$ dm³ mol⁻¹ ofwel $22,7$ L mol⁻¹ (3 sign.)
controleer maar eens in Binastabel 7!

16.6) *STP* betekent $273,15$ K en 100.000 Pa antwoord: 2,2 mol (2 sign.)

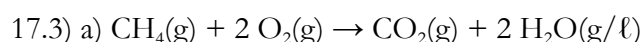
hoofdstuk 17

17.1) *zie de coëfficiënten in de volgende vergelijkingen*



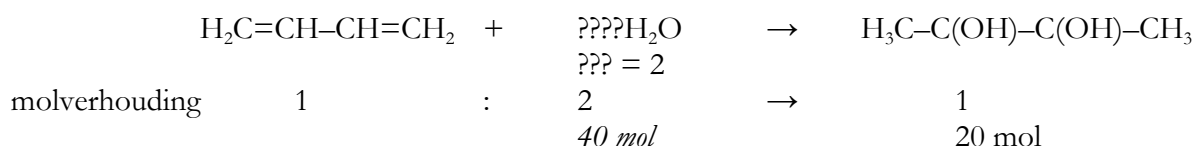
17.2) Nee. Het totaal aantal mol voor de pijl hoeft niet gelijk te zijn aan het totaal aantal mol na de pijl. Er is geen “wet van molbehoud” voor reacties.

Vergelijking: als je fietsen maakt uit losse frames en wielen, dan begin je met drie dingen (twee wielen en een frame) en je eindigt met één ding (de fiets). Het aantal voorwerpen wordt hier dus minder. Uiteraard is de massa van de fiets wel evengroot als de totale massa van de losse wielen en het frame.

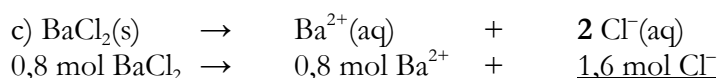


met 1 mol CH_4 reageert dus 2 mol O_2 . Met 3 mol CH_4 reageert dus 6 mol O_2 .

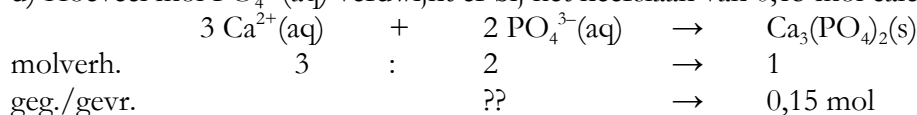
b) *(gebruik eventueel structuurformules)*



Er verdwijnt hier dus 40 mol water

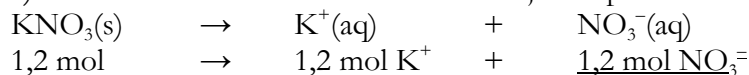


d) Hoeveel mol $\text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$ verdwijnt er bij het neerslaan van 0,15 mol calciumfosfaat?

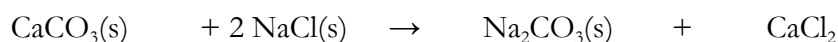


?? = 0,30 mol PO_4^{3-}

e) Hoeveel mol nitraationen ontstaat er bij het oplossen van 1,2 mol kaliumnitraat?



17.4) a) stel een reactievergelijking op:



$1,00 \text{ ton CaCO}_3 = 1,00 \cdot 10^3 \text{ kg CaCO}_3 = 1,00 \cdot 10^6 \text{ g CaCO}_3$

Molaire massa $\text{CaCO}_3 = 100,1 \text{ g mol}^{-1}$,

dus $1,00 \text{ ton CaCO}_3$ is $(1,00 \cdot 10^6 \text{ g} / 100,1 \text{ g mol}^{-1}) = 9,99 \cdot 10^3 \text{ mol CaCO}_3$

Er reageert twee keer zoveel mol NaCl met de CaCO_3 , ofwel $19,98 \cdot 10^3 \text{ mol NaCl}$.

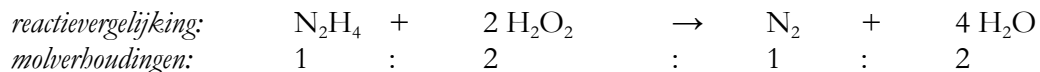
Molaire massa $\text{NaCl} = 58,44 \text{ g mol}^{-1}$, dus dat is $19,98 \cdot 10^3 \times 58,44 = 1,17 \cdot 10^6 \text{ g NaCl}$

ofwel $1,17 \cdot 10^3$ kg NaCl ofwel 1,17 ton NaCl (3 sign.)

b) Er wordt evenveel mol Na_2CO_3 gevormd als dat er CaCO_3 verdwijnt (molverhouding 1 : 1). Dus er ontstaat ook $9,99 \cdot 10^3$ mol Na_2CO_3 . Molaire massa $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 106,0 \text{ g mol}^{-1}$.
Daarmee volgt als eindantwoord 1,06 ton natriumcarbonaat (3 sign.)

17.5) In een raket wordt de brandstof hydrazine (N_2H_4) gebruikt. Dit reageert met H_2O_2 tot stikstof en water.

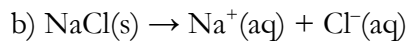
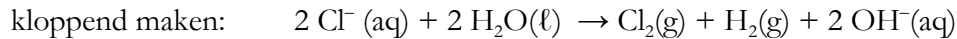
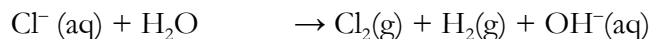
In een bepaalde raket kan 4500 kg hydrazine. Hoeveel kg waterstofperoxide moet deze raket minimaal meenemen om de hydrazine volledig te laten verbranden?



$4500 \text{ kg N}_2\text{H}_4 = 4,500 \cdot 10^6 \text{ g N}_2\text{H}_4$. Met molaire massa $= 32,05 \text{ g mol}^{-1}$ (2 decimalen) is dat dus $1,4040 \cdot 10^5 \text{ mol N}_2\text{H}_4$. Dat reageert met twee keer zoveel mol H_2O_2 , ofwel $2,8079 \cdot 10^5 \text{ mol H}_2\text{O}_2$ (onafgerond doorgerekend)

Molaire massa $\text{H}_2\text{O}_2 = 34,02 \text{ g mol}^{-1}$ (2 decimalen), dus dat is 9553 kg H_2O_2 (4 sign)

17.6) a) $\text{Cl}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) + \text{OH}^- (\text{aq})$
je ziet al, dat er O-atomen nodig zijn voor de pijl. Omdat alles in water zit, zal er wel water meereageren:



c) Van achter naar voor: beginnen bij Cl_2

- $50 \text{ g Cl}_2 = 0,705 \text{ mol Cl}_2$ (molaire massa $\text{Cl}_2 = 70,90 \text{ g mol}^{-1}$)

- $0,705 \text{ mol Cl}_2$ ontstaat uit tweemaal zoveel mol Cl^- , dus uit $1,41 \text{ mol Cl}^-$ (onafgerond gerekend)
(molverhouding $\text{Cl}^- : \text{Cl}_2$ is 2 : 1, zie reactievergelijking opgave a))

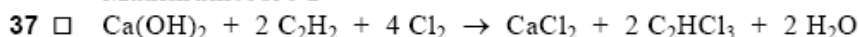
Nu naar de tweede reactievergelijking: het oplossen van NaCl. Dat is in molverhouding 1 : 1 : 1

Voor $1,41 \text{ mol Cl}^-$ heb je dus ook $1,41 \text{ mol NaCl}(\text{s})$ nodig.

Molaire massa NaCl is $58,44 \text{ g mol}^{-1}$, dus je moet $1,41 \text{ mol} \times 58,44 \text{ g mol}^{-1} = \underline{82 \text{ g NaCl}}$ oplossen
(2 sign. vanwege 50 g Cl_2)

opgave TRI

Maximumscore 2



- Ca, O en Cl balans kloppend
- C en H balans kloppend

1
1

Maximumscore 3

38 □ Een juiste berekening leidt tot de uitkomst 0,28 (kg).

- berekening van het aantal kmol C_2HCl_3 : 1,0 (kg) delen door de massa van een kmol C_2HCl_3 (131,4 kg)
- berekening van het aantal kmol $\text{Ca}(\text{OH})_2$ dat nodig is: aantal kmol C_2HCl_3 delen door 2
- berekening van het aantal kg $\text{Ca}(\text{OH})_2$ dat nodig is: aantal kmol $\text{Ca}(\text{OH})_2$ vermenigvuldigen met de massa van een kmol $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (74,09 kg)

1
1
1

Opmerkingen

- Wanneer in de vergelijking bij vraag 37 een andere molverhouding is aangegeven dan 1 : 2 en in een overigens juiste berekening bij vraag 38 deze molverhouding is gebruikt, het antwoord op vraag 38 goed rekenen, tenzij deze andere molverhouding 1 : 1 is. In dat geval voor een overigens juist antwoord 2 punten toekennen.
- Wanneer de uitkomst in gram is gegeven, hiervoor geen punt aftrekken, tenzij de eenheid niet vermeld is.

* 17.7) a) 1 L oplossing bevat 0,7 mol glucose

1,5 L van deze oplossing bevat dus $1,5 \text{ L} \times 0,7 \text{ mol L}^{-1} = \underline{1 \text{ mol glucose}}$ (eenheid + stofnaam)
(1 sign., eigenlijk 1,05 mol glucose)

b) $n = c \cdot V$, dus $0,25 \text{ mol L}^{-1} \times 0,325 \text{ L} = \underline{8,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol methanol}}$ (eenheid + stofnaam)

* 17.8)

- a) 0,18 mol (2 sign.)
- b) 0,42 mol (2 sign.)
- c) $5,2 \cdot 10^{-2}$ mol (2 sign.)
- d) $1,8 \cdot 10^{-2}$ mol (2 sign.)

* 17.9) (alle eindantwoorden moeten in 2 sign.)

- a) $8,125 \cdot 10^{-2}$ mol ethanol oplossen, ofwel (molaire massa = $46,07 \text{ g mol}^{-1}$) 3,7 g ethanol
- b) 0,117 mol glucose oplossen. Molaire massa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180,16 \text{ g mol}^{-1}$, dus 21 g glucose
- c) 1,495 mol xylitol. Molaire massa $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}_5 = 152,15 \text{ g mol}^{-1}$, dus $2,3 \cdot 10^2$ g xylitol
- d) $4,875 \cdot 10^{-2}$ mol H_3PO_4 . Molaire massa = $97,99 \text{ g mol}^{-1}$, dus 4,8 g fosforzuur

* 17.10) a) $[\text{NaCl}] = 0 \text{ M}$, want het zout bestaat niet meer in die vorm!

$[\text{Na}^+] = 0,32 \text{ M}$ en $[\text{Cl}^-] = 0,32 \text{ M}$

b) $[\text{BaCl}_2] = 0 \text{ M}$, want het zout bestaat niet meer in die vorm!

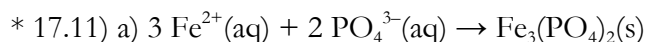
$[\text{Ba}^{2+}] = 0,85 \text{ M}$ en $[\text{Cl}^-] = 1,7 \text{ M}$ (twee sign.) (let op: $\text{BaCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Ba}^{2+}(\text{aq}) + \underline{2} \text{Cl}^-(\text{aq})$)

c) $[\text{Fe}(\text{NO}_3)_3] = 0 \text{ M}$, want het zout bestaat niet meer in die vorm!

$[\text{Fe}^{2+}] = 0 \text{ M}$, want dit is een zout met Fe^{3+} -ionen

$[\text{Fe}^{3+}] = 1,23 \text{ M}$ en $[\text{NO}_3^-] = 3,69 \text{ M}$ (let op: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \underline{3} \text{NO}_3^-(\text{aq})$)

$$d) [K^+] = 2,4 \cdot 10^{-1} \text{ M en } [PO_4^{3-}] = 8,0 \cdot 10^{-2} \text{ M} \quad (\text{let op: } K_3PO_4(s) \rightarrow \underline{3} K^+(aq) + PO_4^{3-}(aq))$$



b) *inventariseren wat we hebben:*

$$\begin{aligned} Fe^{2+}: & 0,020 \text{ L} \times 0,15 \text{ mol L}^{-1} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Fe^{2+}(aq) \\ Cl^-: & 0,020 \text{ L} \times 0,15 \text{ mol L}^{-1} \times \underline{2} = 6,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Cl^-(aq) \\ Na^+: & 0,025 \text{ L} \times 0,10 \text{ mol L}^{-1} \times \underline{3} = 7,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Na^+(aq) \\ PO_4^{3-}: & 0,025 \text{ L} \times 0,10 \text{ mol L}^{-1} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol } PO_4^{3-}(aq) \end{aligned}$$

Voor $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol } PO_4^{3-}(aq)$ is $\frac{3}{2}$ keer zoveel mol Fe^{2+} nodig (zie molverhouding in reactievergelijking). Dat is $3,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Fe^{2+}(aq)$ en dat hebben we niet. Het $Fe^{2+}(aq)$ is in ondermaat en we moeten altijd uitgaan van de ondermaat om te rekenen.

Met $3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Fe^{2+}(aq)$ reageert $\frac{2}{3}$ keer zoveel $PO_4^{3-}(aq)$ ofwel $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol } PO_4^{3-}(aq)$. Er ontstaat dan $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Fe_3(PO_4)_2(s)$. Molaire massa is $357,49 \text{ g mol}^{-1}$ (2 decimalen). $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol } Fe_3(PO_4)_2(s)$ is $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \times 357,49 \text{ g mol}^{-1} = \underline{0,36 \text{ g neerslag}}$ (2 sign.)

c) We maken een voor-tijdens-na-schema:

| (alles in mol) | Fe^{2+} | PO_4^{3-} | Na^+ | Cl^- |
|----------------|----------------------|------------------------------|---------------------|---------------------|
| voor | $3,0 \cdot 10^{-3}$ | $2,5 \cdot 10^{-3}$ | $7,5 \cdot 10^{-3}$ | $6,0 \cdot 10^{-3}$ |
| tijdens | $-3,0 \cdot 10^{-3}$ | $-2,0 \cdot 10^{-3}$ | – niets | – niets |
| na | 0 | $0,5 \cdot 10^{-3}$ (1 dec.) | $7,5 \cdot 10^{-3}$ | $6,0 \cdot 10^{-3}$ |

Let erop dat het nieuwe volume 45 mL is (som van de twee oude oplossingen), ofwel 0,045 L.

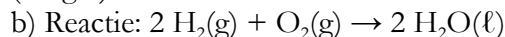
Nieuwe concentraties (concentratie = aantal mol gedeeld door aantal liter oplossing):

$$\begin{aligned} [Fe^{2+}] &= 0 \text{ M} & [Na^+] &= 1,7 \cdot 10^{-1} \text{ M (2 sign)} \\ [PO_4^{3-}] &= 1 \cdot 10^{-2} \text{ M (1 sign.)} & [Cl^-] &= 1,3 \cdot 10^{-1} \text{ M (2 sign)} \end{aligned}$$

* 17.12) a) *algemene gaswet levert aantal mol H_2 . Daarna de massa berekenen en omrekenen naar kg.*

$$pV = nRT \text{ met } p = 9,0 \cdot 10^4 \text{ Pa, } V = 2,0 \cdot 10^5 \text{ m}^3, R = 8,3145 \text{ en } T = 293,15 \text{ K}$$

$n = 7,385 \cdot 10^6 \text{ mol } H_2$ (molaire massa $2,016 \text{ g mol}^{-1}$) en massa is $1,488 \cdot 10^7 \text{ g}$, dus $1,5 \cdot 10^4 \text{ kg } H_2$ (2 sign.)



molverhouding waterstof : zuurstof is 2 : 1

Er reageert $\frac{1}{2}$ keer zoveel mol O_2 ofwel $3,69 \cdot 10^6 \text{ mol } O_2$

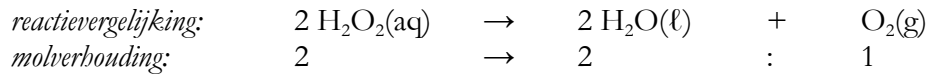
Molaire massa O_2 is $32,00 \text{ g mol}^{-1}$, dus de gevraagde massa is $\underline{1,2 \cdot 10^5 \text{ kg zuurstof}}$ (2 sign.)

* 17.13) a) *concentratie = aantal mol gedeeld door aantal L. Neem als voorbeeld 1 L. Dan via de massa het aantal mol berekenen en dan maar de concentratie berekenen*

één liter heeft een massa van 1,10 kg ofwel $1,10 \cdot 10^3 \text{ g}$. Daarvan is 27,7 massa-% H_2O_2 . Massa H_2O_2 is dus 304,7 g. Molaire massa H_2O_2 is $34,02 \text{ g mol}^{-1}$, dus we hebben $(304,7 / 34,02) = 8,9564 \text{ mol } H_2O_2$ in die ene liter oplossing.

$$[H_2O_2] = (8,9564 \text{ mol} / \text{ exact één L}), \text{ dus } \underline{[H_2O_2] = 8,96 \text{ M}} \text{ (3 sign. vanwege dichtheid)}$$

b) 4,60 L is $4,60 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ zuurstofgas. $T = 293,15 \text{ K}$, $p = 10^5 \text{ Pa}$ en $R = 8,3145$
met $pV = nRT$ volgt dan, dat $n = (pV)/(RT) = 0,1887 \text{ mol O}_2$ (*afroonden pas aan het eind*)



Je hebt voor 0,1887 mol O₂ twee keer zoveel mol H₂O₂ nodig, ofwel 0,3775 mol H₂O₂.
[H₂O₂] was bij a) al berekend op 8,96 M (3 sign.).

$$\text{Aantal liter oplossing (volume) in L} = \frac{\text{aantal mol (mol)}}{\text{concentratie (mol L}^{-1}\text{)}}$$

Dus volume oplossing = $(0,3775 \text{ mol} / 8,96 \text{ mol L}^{-1}) = 0,04213 \text{ L}$ oplossing.

Gevraagd was het aantal mL, dus het eindantwoord is 42,1 mL oplossing (3 sign)

