

EXAMENTRAINING 2021 HAVO SCHEIKUNDE



Onderwijsgemeenschap
Venlo & Omstreken

3 mei 2021

Opzet

Deze examentraining omvat zes klokuren op basis van het volgende tijdschema:

Ochtend:	09.00 – 12.00 uur
Lunchpauze:	12.00 – 12.30 uur
Middag:	12.30 – 15.30 uur

De ochtend wordt gebruikt voor de behandeling van een aantal oefenopgaven per onderwerp / domein zoals genoemd in het “Examenprogramma scheikunde vwo” (zie www.examblad.nl).

Tijdens de behandeling van deze oefenopgaven zal, als daar behoefte aan bestaat, worden ingegaan op de achterliggende conceptuele / theoretische achtergronden.

Tijdens de middagsessie zullen een aantal oude examenopgaven worden behandeld die zodanig zijn gekozen dat ze het gehele examenprogramma af dekken. Mocht er dan nog tijd over zijn, dan kiezen we nog een of meer examens van de afgelopen jaren.

Ik hoop dat je achteraf kunnen zeggen dat het een leerzame dag voor je is geweest. Heel veel succes met je examen!

Venlo, 3 mei 2021

W. de Wolf M Ed

Inhoud

1.	Bindingen, structuren en eigenschappen	6
1.1	Weergave van atomen	6
1.2	Atoommassa van barium.....	6
1.3	Elektronenverdeling elementen.....	6
1.4	Nieuwe elementen	8
1.5	Copernicum.....	8
1.6	Covalente binding	9
1.7	Krachten tussen moleculen	10
1.8	Methylamines.....	10
1.9	Butaan-1-ol	11
1.10	Nikkelchloride	11
1.11	Ethanol.....	12
1.12	Verbreken en vormen van bindingen	12
1.13	Smelt- en kookpunten vergelijken.....	13
1.14	Ionbinding.....	13
1.15	De structuur van boorcarbide	14
1.16	Namen van stoffen	15
1.17	Namen en formules van zouten.....	15
1.18	Reacties van zouten	16
1.19	Structuurformules	16
1.20	Vergelijking van verschillende verbindingen	16
2	Chemisch rekenen	18
2.1	Stikstofoxide.....	18
2.2	Chlorofyl in spinazie	18
2.3	Nagellakremover.....	18
2.4	Stinkbommetjes	18
2.5	Zoutzuur.....	18
2.6	volume \leftrightarrow massa \leftrightarrow mol.....	19
2.7	Aardgas	19
2.8	Kaliumsuperoxide	19
2.9	Berkley Pit.....	20
2.10	Reductie van koperoxide	20
2.11	Cadmium.....	20
2.12	Bitterzout	21

2.13	Olivijn	22
2.14	Waterstofsulfide.....	23
2.15	Grondwater.....	23
2.16	Schelp	24
2.17	Zuiveringszout	25
3	Koolstofchemie (inclusief polymeren).....	26
3.1	Naamgeving structuurformules	26
3.2	Structuurformules.....	26
3.3	Isomerie	28
3.4	Reactietypen	28
3.5	Additie.....	29
3.6	Additiepolymerisatie	29
3.7	Polyisobuteen	30
3.8	Copolymeer van buteen en etheen	31
3.9	Copolymeer met koolstofmono-oxide	31
3.10	Computerchips	32
4	Energie, reactiesnelheid en evenwicht	34
4.1	monochloormethaan en monobroommethaan	34
4.2	Ontleding van water	35
4.3	Aspro 500 bruis.....	35
4.4	Schelp.....	36
4.5	Reactie ijzer met zoutzuur.....	38
4.6	Reactiesnelheid magnesium en zoutzuur.....	39
4.7	Evenwicht	40
4.8	Reactie van waterstof en stikstof in een afsloten vat	41
4.9	Reactie van waterstof en stikstof in een afgesloten vat (2).....	42
5	Zuren en basen (inclusief titraties)	44
5.1	Zuur-base reacties	44
5.2	Verlopen de volgende reacties?	45
5.3	Molariteit van een zwavelzuuroplossing	45
5.4	pH-berekeningen	45
5.5	Hoeveel mol is er opgelost?	46
5.6	Vergelijking van zure oplossingen	46
5.7	Verzuring door de verbranding van steenkool	46
5.8	Tanderosie.....	47
5.9	Drinkwater.....	47

5.10	Maagtablet	48
5.11	Wijn	49
5.12	Hoeveelheid zuur in melk	49
5.13	Water, wijn, melk of bier?	50
6	Redoxreacties en elektrochemische cellen (inclusief titraties)	52
6.1	Opstellen van redoxreacties	52
6.2	Halfreacties kloppend maken	52
6.3	Redoxreacties?	52
6.4	Broomwater.....	52
6.5	Hydrazine.....	53
6.6	Printplaten.....	53
6.7	Joodvlekken.....	53
6.8	Sulfietionen aantonen	53
6.9	Kopersulfaatoplossing en ammonia	53
6.10	Verbranding kopersulfide.....	54
6.11	IJzer(II)sulfaat.....	54
6.12	IJzer(II)ionen in drinkwater	55
6.13	Roest.....	55
6.14	Redoxreacties van zink	55
6.15	Kratermeer	56
6.16	Azijn	57
6.17	Azijnsoorten.....	58
6.18	Kobalt.....	59
6.19	SO ₂ bepalen	60
6.20	Ozonconcentratie bepalen.....	60
6.21	Twee soorten ijzerionen.....	61
6.22	Brandstofcel	61
6.23	Zink en lood.....	62
6.24	Nikkel-cadmiumbatterij	63
6.25	Reddingsvest.....	64
6.26	Knoopcel batterij.....	64
6.27	Cel met ijzer(III)chloride en waterstofsulfide	64
6.28	Cel met broom en kaliumbromide	66
6.29	Staaftbatterij	66
6.30	Elektrische energie op slaan.....	67
6.31	Een elektrochemische cel.....	68

6.32	Suikerbatterij	69
6.33	Twee soorten ijzerionen.....	70
6.34	Bleekwater.....	70
6.35	Waterstofperoxide	71
6.36	Fe(II)ionen bepalen	72
6.37	Kwikzouten.....	72
7	Chemie van het leven	74
7.1	Spijsvertering	74
7.2	Chitine.....	75
7.3	Vetten	76
7.4	Omega-3-eieren.....	77
7.5	Glutathion	78
8	Industriële chemie.....	79
8.1	Zwavelzuur	79
8.2	Ethanol.....	79
8.3	Salpeterzuur.....	80
8.4	Fotosynthese	81
8.5	Waterstofproductie.....	82
9	Selectie uit eerdere examenopgaven	84
9.1	Photanol® proces (2015 voorbeeld examen)	84
9.2	Kopergehalte van een munt (2019-1).....	85
9.3	Beitsen en verzinken (2019-2)	87
9.4	Stanyl® (2017-1).....	89
9.5	Groen' piepschuim (2013-2).....	91
9.6	Een papieren lithiumbatterij (voorbeeld examen 2015).....	93
9.7	Bot (2015-1-oud programma).....	95
9.8	Bananenolie (2015-1).....	95

1. Bindingen, structuren en eigenschappen

1.1 Weergave van atomen

Men kan een atoom weergeven met behulp van symbolen, zoals bijvoorbeeld ${}_{11}^{23}\text{Na}$.

1 Geef op dezelfde manier een:

- a. stikstofatoom weer dat 7 neutronen bevat; ${}_{7}^{14}\text{N}$
 b. fosforatoom dat 16 neutronen bevat. ${}_{15}^{31}\text{P}$

2 Geef het aantal protonen, elektronen en neutronen in de kern van de volgende atomen ionen:

- a. ${}_{52}^{128}\text{Te}$ b. ${}_{20}^{40}\text{Ca}$ c. ${}_{16}^{32}\text{S}^{2-}$ d. ${}_{29}^{65}\text{Cu}^{+}$ e. ${}_{29}^{63}\text{Cu}^{2+}$
- a. ${}_{52}^{128}\text{Te}$: p = 52 b. ${}_{20}^{40}\text{Ca}$: p = 20 c. ${}_{16}^{32}\text{S}^{2-}$: p = 16 d. ${}_{29}^{65}\text{Cu}^{+}$: p = 29 e. ${}_{29}^{63}\text{Cu}^{2+}$: p = 29
- e = 52 e = 20 e = 18 e = 28 e = 27
- n = 76 n = 20 n = 16 n = 36 n = 34

1.2 Atoommassa van barium

Barium is een metaal. In de natuurlijk barium komen twee isotopen voor.

1 Welke twee isotopen van barium komen in de natuur voor? Voor het antwoord heb je een tabel uit *BI-NAS nodig*.

Ba-137 en Ba-138 (tabel 25).

2 Leg uit wat het verschil en wat de overeenkomst is in bouw van deze twee isotopen.

Ba-137 en Ba-138 bevatten hetzelfde aantal protonen (56), maar Ba-138 heeft één neutron meer dan Ba-137 dat er 81 heeft.

3 Bereken de gemiddelde atoommassa van barium in twee decimalen. (De som is geen 100%. Dat komt omdat men in de tabel de (kleinere) percentages van Ba-134, Ba-135 en Ba-137 niet heeft opgenomen. Hier kun je dus ook geen rekening mee houden.)

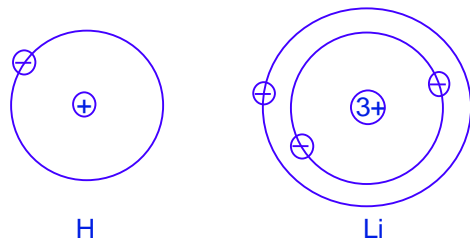
$$\text{De gemiddelde atoommassa van Ba} = \frac{0,113 \times 137 + 0,717 \times 138}{0,113 + 0,717} = 137,86 \text{ u}$$

1.3 Elektronenverdeling elementen

1 Geef de verdeling van de elektronen van de onderstaande elementen over de schillen.

- a atoomnummer 16, massagetal 32 S(2, 8, 6)
 b atoomnummer 6, massagetal 14 C(2, 4)
 c atoomnummer 8, massagetal 17 O(2, 6)
 d atoomnummer 19, massagetal 39 K(2, 8, 8, 1)
 e atoomnummer 12, massagetal 25 Mg(2, 8, 2)

2 Teken het model van een waterstof- en een lithiatoom.



3 Wat zal de edelgasconfiguratie voor het waterstofatoom zijn? Hoe kan het deze bereiken?

De edelgasconfiguratie van waterstof is die van helium. Deze wordt bereikt door opname van een elektron.

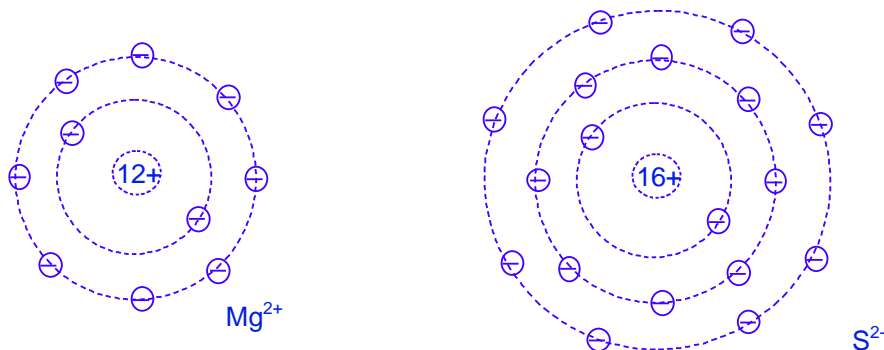
4 Dezelfde vragen, maar dan voor het lithiatoom.

De edelgasconfiguratie van lithium is ook die van helium. Deze wordt bereikt door het afstaan van een elektron.

- 5 Welk van deze twee atomen zal het gemakkelijkst een positief ion vormen?

Lithium zal het gemakkelijkst een positief ion vormen, omdat de afstand van het buitenste elektron ten opzichte van de kern veel groter is dan bij waterstof waardoor de aantrekkingskracht kleiner is. Het elektron van waterstof zit in de K-schil. Dat is veel dichterbij de kern dan het buitenste elektron in Li dat in de L-schil zit.

- 6 Teken de edelgasconfiguratie van een magnesiumion. Wat is de lading van het ion?



- 7 Dezelfde vragen, maar dan voor een zwavelion (sulfide-ion). Zie bij vorige vraag

- 8 Geef aan welke edelgasconfiguratie de volgende ionen hebben:

Be^{2+} , F^- , Na^+ , Al^{3+} , S^{2-} , Cl^- , K^+ , Ca^{2+} .

Be^{2+} edelgasconfiguratie van Helium

F^- edelgasconfiguratie van Neon

Na^+ edelgasconfiguratie van Neon

Al^{3+} edelgasconfiguratie van Neon

S^{2-} edelgasconfiguratie van Argon

Cl^- edelgasconfiguratie van Argon

K^+ edelgasconfiguratie van Argon

Ca^{2+} edelgasconfiguratie van Argon.

- 9 Welke van de volgende elementen vormen gemakkelijk positieve en welke negatieve ionen?

H, Be, B, F, S, Na, N, K, Al.

H, Be, B, Na, K, Al vormen gemakkelijk positieve ionen (metalen). F, S, N vormen gemakkelijk negatieve ionen.

- 10 Geef verschil en overeenkomst in bouw aan bij:

een K^+ -ion en een K-atoom

een K^+ -ion heeft een elektron minder dan een K-atoom maar het zelfde aantal protonen

een K^+ -ion en een Ar-atoom

een K^+ -ion en een Ar-atoom hebben hetzelfde aantal elektronen, maar Ar heeft een proton minder

een K^+ -ion en een Cl^- -ion

een K^+ -ion en een Cl^- -ion hebben hetzelfde aantal elektronen, maar Cl^- heeft 2 protonen minder

een Mg^{2+} -ion en een Al^{3+} -ion

een Mg^{2+} -ion en een Al^{3+} -ion hebben hetzelfde aantal elektronen, maar Al^{3+} heeft een proton meer

een Al^{3+} -ion en een Ne-atoom.

een Al^{3+} -ion en een Ne-atoom hebben hetzelfde aantal elektronen, maar Al^{3+} heeft 3 protonen meer

- 11 Waarom heeft het positieve ion een kleinere diameter dan het atoom?

Wat verwacht je van de diameter van S^{2-} vergeleken met S?

Het positieve ion heeft een kleinere diameter dan het overeenkomstige atoom, omdat er bij een

ion meer kernlading is die aan de resterende elektronen trekt, met andere woorden: er trekt een grotere kernlading aan de elektronen waardoor de elektronen sterker worden aangetrokken en daardoor dichterbij de kern komen met als gevolg dat de diameter kleiner wordt. De diameter van S^{2-} vergeleken met S zal groter zijn om dezelfde reden als hiervoor, maar nu minder kernlading waardoor minder aantrekking, dus een grotere diameter bij het S^{2-}

12 Schrijf de elektronenconfiguraties van de eerste twintig elementen in tabelvorm.

1.4 Nieuwe elementen

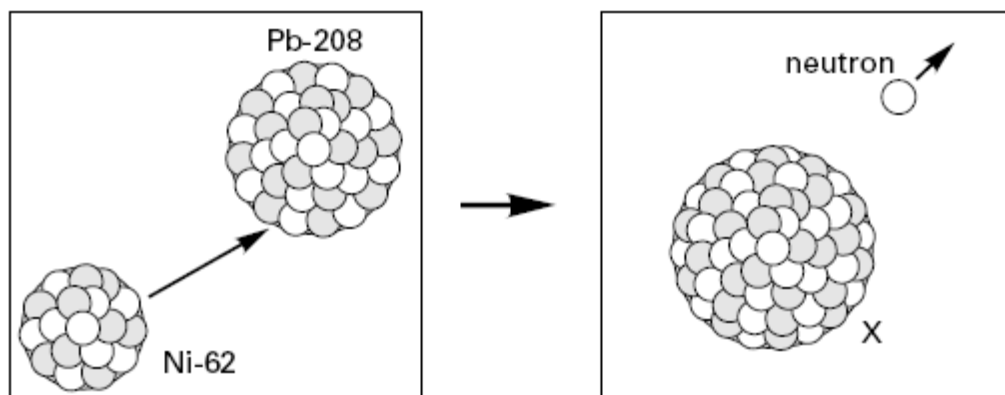
- 1 Onderzoekers hebben zich bezig gehouden met het vervaardigen van nieuwe elementen. Ze maakten hierbij gebruik van de techniek die is beschreven in onderstaand tekstfragment.

Tekstfragment Een doelwit van lood wordt gebombardeerd met atomen van bijvoorbeeld nikkel, ijzer en titaan. Deze atomen zijn eerst ontdaan van een aantal elektronen. Ze hebben daardoor elektrische lading waardoor zorgvuldig afgestelde elektrische velden voor een versnelling kunnen zorgen. Bij een bepaalde snelheid kan een botsing een heel enkele keer leiden tot kernfusie. Hierbij smelten de kernen samen tot de kern van een nieuw element. Bij zo'n succesvolle botsing wordt tegelijkertijd een neutron uitgezonden.

Naar: Natuur en Techniek

- 1 Zijn de nikkeldeeltjes die gebruikt worden voor het bombarderen van het lood negatief of positief geladen? Verklaar je antwoord. Gebruik in je antwoord een gegeven uit bovenstaand tekstfragment.
Positief: in de tekst staat dat de atomen zijn ontdaan van elektronen.

Bij het samensmelten van de kern van een loodatoom met massagetal 208 (Pb-208) en de kern van een nikkelatoom met massagetal 62 (Ni-62) wordt onder andere een nieuwe kern gevormd van een atoom X. Dit proces is weergegeven in onderstaande figuur:



- 2 Wat is het aantal protonen, het aantal neutronen en het atoomnummer van een atoom X?

Noteer je antwoord als volgt:

aantal protonen:...

aantal neutronen:...

atoomnummer:...

Ni-62: 28 protonen en $(62 - 28) = 34$ neutronen; Pb-208: 82 protonen en $(208 - 82) = 126$ neutronen; samen $(28 + 82) = 110$ protonen en $(34 + 126) = 160$ neutronen; bij fuseren van de kernen ontsnapt één neutron, dus:

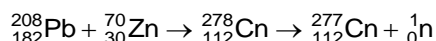
aantal protonen: 110 aantal neutronen: $(160 - 1) = 159$

atoomnummer: 110 (aantal protonen)

1.5 Copernicium

Copernicium (Cn), is het 112^e element uit het periodiek systeem der elementen en werd in 1996 voor het eerst gevormd in Darmstadt door het Duitse Gesellschaft für Schwerionenforschung (GSI). Het werd gecreëerd door een Zn-kern versneld te laten botsen met een Pb-kern in een deeltjesversneller.

Daarbij werd één enkel Copernicium atoom gevormd met atoommassa 277 u met als tussenstap de vorming van Cn-278 dat meteen uiteenvalt in Cn-277 en een neutron:



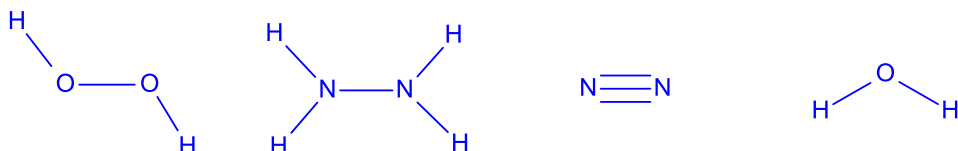
Ondertussen heeft men diverse isotopen weten te maken. Het meest stabiele isotoop dat is ontdekt, is Cn-285. Dit isotoop heeft een levensduur van 29 seconden en valt dan uiteen. Eerst ontstaat een isotoop van het element Ds (Darmstadtium) en een alfadeeltje (een cluster van twee protonen en twee neutronen). Daarna volgen nog een aantal vervalstappen.

- 1 Wat is een isotoop?
Atomen van één atoomsoort met een verschillend aantal neutronen.
- 2 Van welk element is een alfadeeltje de kern?
He.
- 3 Geef de vorming van het isotoop van Ds uit Cn-285 in een zelfde soort vergelijking weer zoals hierboven voor de vorming van Cn-277 is gedaan. Gebruik voor het alfadeeltje het symbool α .
 ${}_{112}^{285}\text{Cn} \rightarrow {}_2^4\alpha + {}_{110}^{281}\text{Ds}$

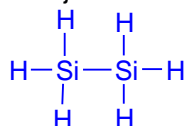
1.6 Covalente binding

Bij de eerste raketten werden in de motor twee stoffen gemengd: waterstofperoxide, H_2O_2 , en hydrazine, N_2H_4 . Hierbij treedt een exotherme reactie op, waarbij stikstof en water ontstaan en veel energie vrijkomt. In de moleculen van al deze stoffen hebben de atomen hun normale covalentie.

- 1 Leg uit wat wordt bedoeld met de covalentie van een atoom? Maak in je antwoord geen gebruik van het begrip atoombinding.
De covalentie is het aantal elektronen dat een atoom beschikbaar heeft voor de vorming van bindende elektronenparen.
- 2 Neem de drie onderstaande zinnestjes over en vul de juiste getallen in:
De covalentie van zuurstof is: 2, de covalentie van stikstof is: 3 de covalentie van waterstof is: 1
- 3 Teken de structuurformules van waterstofperoxide, hydrazine, stikstof en water.

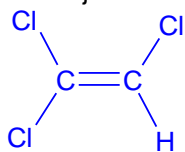


- 4 Geef de vergelijking van de reactie die in de raketmotor verloopt. Je hoeft geen toestandsaanduidingen te vermelden.
 $\text{N}_2\text{H}_4(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
De stof disilaan heeft de formule $\text{Si}_2\text{H}_6(\text{l})$. In disilaan zijn de siliciumatomen aan elkaar gebonden.
- 5 Schrijf de structuurformule op van disilaan en leid daaruit de covalentie van silicium af.



- 6 Schrijf de structuurformule op van koolstofdioxide, CO_2 .
 $\text{O}=\text{C}=\text{O}$

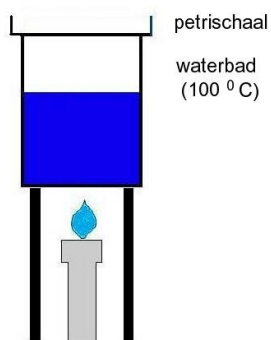
- 7 Schrijf de structuurformule op van tri, C_2HCl_3 .



1.7 Krachten tussen moleculen

Brechje wil van de stoffen aceton, petroleum en ethanol de krachten tussen de moleculen vergelijken. Zij besluit om van deze stoffen de verdampingstijden te bepalen.

- 1 Beschrijf de proef die Brechje moet uitvoeren en licht je antwoord toe met een tekening van de opstelling.



Het water moet zachtjes koken.

Met behulp van een injectiespuit brengt ze van iedere te onderzoeken vloeistof 0,5 mL in het petrischaaltje. Ze noteert van iedere vloeistof de verdampingstijd.

Bij uitvoering van de proef vindt Brechje de onderstaande verdampingstijden.

<u>naam stof</u>	<u>formule</u>	<u>verdampingstijd</u>
petroleum	C_9H_{20}	60 seconden
aceton	$CH_3-CO-CH_3$	100 seconden
ethanol	CH_3CH_2OH	160 seconden

- 2 Verklaar de resultaten aan de hand van de formules van deze stoffen.

Petroleum is apolair. Bij petroleum zijn de krachten tussen de moleculen het zwakst, omdat hier alleen de vanderwaalskrachten een rol spelen.

Aceton is polair. Hier spelen, naast de vanderwaalskrachten, ook dipool-dipoolkrachten een rol. Voor het verdampen van aceton is dus meer energie nodig dan voor petroleum. Het zal langer duren voordat het aceton verdampt is.

Bij ethanol zijn, behalve bovengenoemde krachten, ook nog H-bruggen aanwezig waardoor het nog meer energie kost om deze stof te verdampen in vergelijking met aceton en petroleum.

1.8 Methylamines

Methylamines zijn basischemicaliën waarmee vele andere tussenproducten en eindproducten worden gevormd, o.a. wasmiddelen. Bij het verbranden van monomethylamine, CH_3NH_2 , ontstaat onder andere stikstof.

- 1 Geef de vergelijking voor de volledige verbranding van monomethylamine.



Het kookpunt van monomethylamine ($-6\text{ }^\circ\text{C}$) is veel hoger dan dat van ethaan, $C_2H_6(g)$ ($-89\text{ }^\circ\text{C}$) dat een vergelijkbare molecuulmassa heeft.

- 2 Teken de structuurformules van monomethylamine en ethaan.

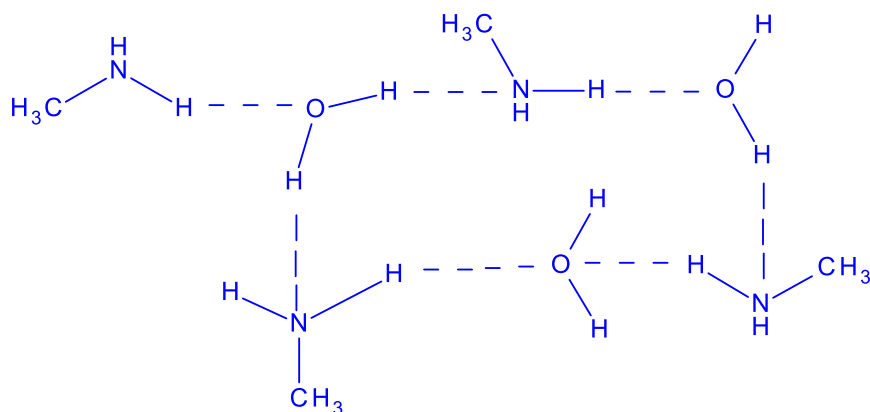


- 3 Leg aan de hand van deze structuurformules uit dat het kookpunt van monomethylamine hoger is dan dat van ethaan.

Methylamine heeft een NH_2 groep en is daardoor polair. Bovendien vormen de moleculen onderling H-bruggen. Intermoleculaire krachten zijn door de dipool-dipoolkrachten en de H-brugvorming veel groter

dan bij het apolaire ethaan waar alleen maar de zwakke vanderwaalskrachten werkzaam zijn. Het kost dus meer energie om de methylamine moleculen in de gasfase te brengen dan ethaanmoleculen. Daarom is het kookpunt van methylamine veel hoger.

- 4 Leg uit dat monomethylamine goed oplosbaar is in water. Licht je antwoord toe met een tekening. Het H atomen van de OH en de NH₂ groepen vormen H-bruggen en de apolaire staart van methylamine is klein, dus het polaire karakter heeft de overhand.



1.9 Butaan-1-ol

Butaan-1-ol is een stof met de formule CH₃-CH₂-CH₂-CH₂-OH. In een molecuul butaan-1-ol komt een polaire atoombinding voor. De stof lost niet goed op in water.

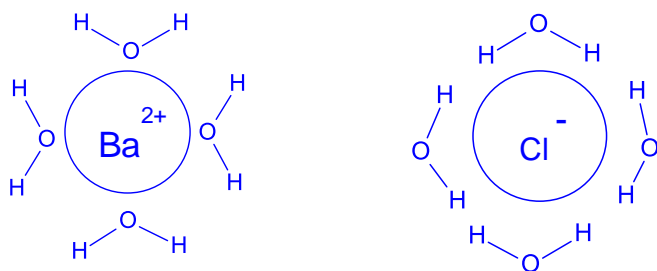
- Leg uit waarom er polaire atoombindingen in dit molecuul voorkomen.
De C-H, C-O en O-H bindingen zijn polair, omdat het atoombindingen tussen ongelijksoortige atomen zijn.
- Leg uit of er in dit molecuul ook zuivere atoombindingen voorkomen.
De C-C bindingen zijn zuivere atoombindingen, omdat het bindingen betreft tussen gelijksoortige atomen; beide atomen "trekken" evenveel aan het bindend paar.
- Leg uit of butaan-1-ol waterstofbruggen kan vormen.
Tussen 1-butanolmoleculen zijn in de vaste en vloeibare fase H-bruggen aanwezig, omdat de moleculen OH groepen bezitten. H-bruggen vormen zich hier tussen een H atoom van de ene OH groep met het O atoom van een andere OH groep. Per O atoom kunnen twee H-bruggen worden gevormd.
- Leg uit waarom butaan-1-ol niet goed oplost in water.
butaan-1-ol heeft, behalve een polaire (kop) OH groep, een apolaire staart. Kennelijk is de apolaire staart te groot. Als dit tussen de watermoleculen moet komen, zullen hiervoor teveel H-bruggen verbroken moeten worden zonder dat er weer nieuwe voor in de plaats komen.
- Verwacht je dat butaanol-1-ol goed zal mengen met pentaan-1-amine, C₅H₁₁NH₂? Licht je antwoord toe.
Butaanol-1-ol en pentaan-1-amine kunnen onderling waterstofbruggen vormen waardoor ze met elkaar kunnen mengen, bovendien hebben beide molecuulsoorten ook een apolaire staart waardoor ze goed met elkaar mengen.

1.10 Nikkelchloride

Nikkelchloride lost goed op in water. De ionen van dit zout worden in water gehydrateerd.

- Geef met behulp van een reactievergelijking weer hoe nikkelchloride oplost in water.
 $\text{NiCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$
- Leg uit wat we bedoelen met hydratatie.
Hydratatie betekent dat de ionen in een waterig oplossing door watermoleculen omhuld worden.

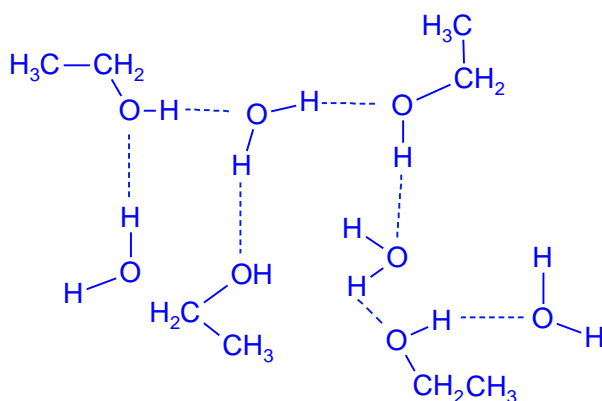
- 3 Teken een gehydrateerd nikkelion en een gehydrateerd chloride-ion



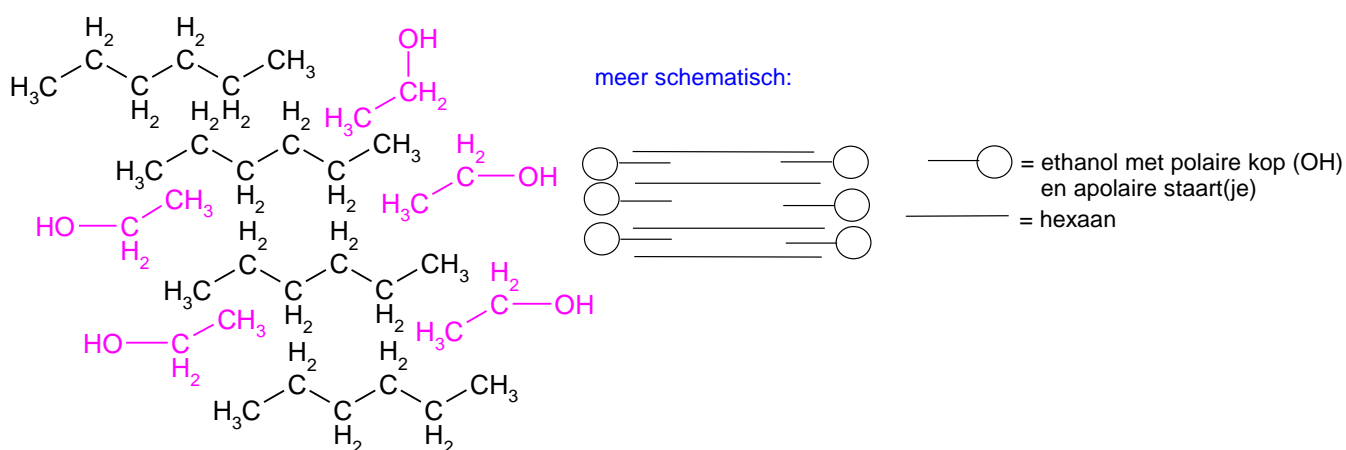
1.11 Ethanol

Ethanol lost zowel op in water als in heptaan (wasbenzine).

- 1 Geef in een tekening weer hoe de ethanol-moleculen en watermoleculen in een ethanol-oplossing zijn gemengd. Teken van beide soorten minstens vier moleculen.



- 2 Geef in een tekening weer hoe ethanol- en heptaanmoleculen in een oplossing zijn gemengd. Teken van beide soorten minstens vier moleculen.



1.12 Verbreken en vormen van bindingen

Welke bindingen worden verbroken of gevormd bij de volgende gebeurtenissen?

- 1 Het koken van alcohol.
 Vanderwaalsbindingen (= molecuulbindingen)

- 2 Het kraken van een octaanmolecuul.
Atoombindingen
- 3 Het condenseren van een aardoliefractie tijdens gefractioneerde destillatie.
Vanderwaalsbindingen (= molecuulbindingen)
- 4 De thermolyse van suiker tot koolstofmonoxide en water.
Atoombindingen
Welke bindingen vind je in de volgende stoffen?
- 5 Een druppel broom
Vanderwaalsbindingen tussen de moleculen en atoombindingen tussen de atomen
- 6 Waterstofgas
Atoombindingen tussen de atomen van een molecuul waterstofgas
- 7 De vaste stof I₂
Vanderwaalsbindingen tussen de moleculen en atoombindingen tussen de atomen
- 8 Het edelgas argon.
Geen bindingen. Het gas bestaat uit losse atomen en aangezien het gasvormig is, zijn er geen Vanderwaalskrachten
Water kookt bij 100 °C en thermolyseert bij temperaturen boven 2500 °C.
- 9 Welke bindingen worden verbroken bij het koken van water?
Vanderwaalsbindingen (= molecuulbindingen)
- 10 Welke bindingen worden verbroken bij de thermolyse van water?
Atoombindingen

1.13 Smelt- en kookpunten vergelijken

Hieronder staan in een tabel de smelt- en kookpunten van drie verbindingen.

stof	smeltpunt °C	kookpunt °C
NH ₃	-77,8	-34,5
AsH ₃	-116,3	-87,8
AsBr ₃	+ 31,2	+ 221

- 1 Hoe komt het dat NH₃ een hoger smelt- en kookpunt heeft dan AsH₃?
NH₃ kan waterstofbruggen vormen maar AsH₃ niet waardoor het meer energie kost om de bindingen tussen de NH₃ moleculen te verbreken.
- 2 Hoe komt het dat AsBr₃ een hoger smelt- en kookpunt heeft dan AsH₃?
AsBr₃ moleculen zijn groter en zwaarder dan AsH₃ moleculen waardoor het meer energie kost om de bindingen tussen de NH₃ moleculen te verbreken.
AsBr₃ reageert snel met water, waarbij onder andere HBr ontstaat.
- 3 Welk(e) type(n) binding in AsBr₃ wordt (worden) daarbij verbroken?
Vanderwaals- en atoombindingen.

1.14 Ionbinding

Bij zeer lage temperaturen zijn de stoffen calciumbromide, ethaan, lood, koper(I)sulfaat allemaal vast.

- 1 Geef de formules van deze stoffen.

CaBr₂ C₂H₆ Pb Cu₂SO₄

- 2 Noem voor iedere stof het rooster waarin de stof is gekristalliseerd.

CaBr₂: ionrooster C₂H₆: molecuulrooster Pb: metaalrooster Cu₂SO₄: ionrooster

- 3 Noem voor iedere stof alle bindingstypen die in de vaste stof aanwezig zijn en noem de deeltjes (met naam) die door deze bindingen bijeen worden gehouden.

CaBr₂: ionbinding tussen Ca²⁺ en Br⁻ ionen

C₂H₆: vanderwaalsbinding tussen de moleculen en atombinding tussen de atomen

Pb: metaalbinding; tussen vrije elektronen en positieve atoomresten

Cu₂SO₄: ionbinding tussen Cu⁺ en SO₄²⁻ ionen

- 4 Noem voor iedere stof, die in staat is elektrische stroom te geleiden, de fase(n) waarin de betreffende stof elektrische stroom geleidt.

CaBr₂: vloeibare fase en in oplossing, C₂H₆: nooit, Pb: vast en vloeibaar, Cu₂SO₄: vloeibare fase en in oplossing

- 5 Leg voor iedere geleider uit hoe die in staat is om stroom te geleiden. Geef deze uitleg aan de hand van de bouw van de stof.

CaBr₂ en Cu₂SO₄ bestaan uit ionen.

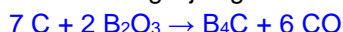
In vloeibare en opgeloste vorm kunnen deze ionen vrij bewegen en zodoende voor stroomgeleiding zorgen. Pb bestaat uit positieve atoomresten en vrije elektronen. Deze vrije elektronen zorgen voor stroomgeleiding.

1.15 De structuur van boorcarbide

Boorcarbide (B₄C) is één van de hardste stoffen die bestaan. Ook heeft de stof een uitzonderlijk hoog smeltpunt van 3036 K.

Boorcarbide wordt gemaakt door bij zeer hoge temperatuur koolstof te laten reageren met diboortrioxide (B₂O₃). Deze reactie is endotherm. Behalve boorcarbide ontstaat uitsluitend koolstofmonoïxide.

- 1 Geef de vergelijking van deze reactie.



- 2 Bereken de reactiewarmte van deze reactie in J per mol boorcarbide. (bij T = 298 K en p = p₀).

Maak hierbij gebruik van:

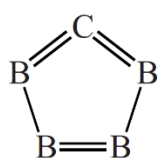
- Binas-tabel 57;

- de vormingswarmte van diboortrioxide: $-12,74 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$;

- de vormingswarmte van boorcarbide: $-0,715 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$.

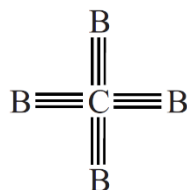
$$\Delta E = E_{\text{reactieproducten}} - E_{\text{uitgangsstoffen}} = (-0,715 \cdot 10^5 + 6 \times -1,105 \cdot 10^5) - (2 \times -12,74 \cdot 10^5) = 1.814 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$$

Vroeger kon je op internet onderstaande structuurformules van boorcarbide tegenkomen.



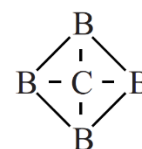
I

en



II

en



III

Als je naar de aantallen bindingen van het koolstofatoom in deze structuurformules kijkt, moet je concluderen dat structuurformule II zeker onjuist is en dat structuurformules I en III goed zouden kunnen zijn. Tegenwoordig komt structuurformule II niet meer op internet voor.

- 3 Leg uit dat structuurformule II, gelet op de aantallen getekende bindingen van het koolstofatoom, onjuist is.

Koolstofatomen kunnen vier bindingen vormen. / De covalentie van koolstof is 4. In structuurformule II heeft het koolstofatoom twaalf / meer dan vier bindingen. (Deze is dus onjuist.)

Booratomen kunnen, net als koolstofatomen, covalente bindingen (atoombindingen) vormen. In booratomen komen twee soorten elektronen voor:

elektronen die aan de vorming van covalente bindingen kunnen deelnemen en elektronen die dat niet kunnen. Uit bovenstaande formules is af te leiden hoeveel elektronen een booratom beschikbaar heeft om covalente bindingen te vormen.

- Leg uit, aan de hand van structuurformules I en III, hoeveel elektronen een booratom beschikbaar heeft om covalente bindingen te vormen.
In de structuurformules I en III hebben de booratomen drie (covalente) bindingen gevormd. Dus heeft een booratom drie elektronen om zulke bindingen te vormen.
- Leg uit hoeveel elektronen in een booratom niet aan het vormen van covalente bindingen deelnemen.
Een booratom heeft vijf elektronen. Daarvan worden er drie gebruikt voor covalente bindingen. Dus worden twee elektronen niet gebruikt voor covalente bindingen.
- Beargumenteer met behulp van begrippen op microniveau (deeltjesniveau) waarom, gelet op het hoge smeltpunt van boorcarbide, geen van bovenstaande structuurformules juist is.
Uit de gegeven structuurformules zou je kunnen afleiden dat boorcarbide uit (kleine) moleculen bestaat. De (vanderwaals/molecuul)bindingen tussen deze moleculen zijn zwak (omdat de moleculen klein/licht zijn). Dan verwacht je een laag smeltpunt en dat is in tegenspraak met het hoge smeltpunt.

1.16 Namen van stoffen

Geef de systematische namen van de volgende stoffen:

HgO	kwik(II)oxide	CH ₄	methaan
SiF ₂	siliciumfluoride	AlBr ₃	aluminiumbromide
K ₂ O	kaliumoxide	CO ₂	koolstofdioxide
P ₂ S ₃	difosfortrisulfide	C ₆ H ₁₄	hexaan
H ₂ O ₂	waterstofperoxide of diwaterstofdioxide	N ₂ O ₄	distikstoftetra-oxide

1.17 Namen en formules van zouten

Geef de formules en namen van de volgende zouten:

Natriumfluoride	Aluminiumnitride	PbSO ₄	Fe(OH) ₃
Magnesiumchloride	Calciumhydroxide	CuI	SnCl ₂
Ammoniumsulfaat	Zinkfosfaat	HgBr	BaF ₂
Koperfosfaat	Zilverfosfide	NaNO ₃	Cu(OH) ₂
Zilversulfiet	Fe(III)carbonaat	MgSiO ₃	FeI ₂
Mangaan(II)nitraat	Lood(II)ethanoaat	ZnCO ₃	Fe(HCO ₃) ₃
enz. Chroom(VI)fosfiet	Magnesiumfluoride	Ag ₂ S	Pb(CH ₃ COO) ₂
Tin(II)oxide	Chroom(III)oxide	KHCO ₃	Na ₃ PO ₄
Goudsulfide	Aluminiumsulfiet	Ca(NO ₃) ₂	NH ₄ S
Koperwaterstofcarbonaat	Kwik(II)nitraat	FeO	MgBr ₂
Aluminiumsilicaat	Natriumnitriet	Al ₂ (SO ₄) ₃	K ₂ PO ₄
NaF	AlN	loodsulfaat	ijzer(III)hydroxide
MgCl ₂	Ca(OH) ₂	koper(I)jodide	tinchloride
(NH ₄) ₂ SO ₄	Zn ₃ (PO ₄) ₂	kwik(I)bromide	bariumfluoride
Cu ₃ (PO ₄) ₂	Ag ₃ P	natriumnitraat	koperhydroxide
Ag ₂ SO ₃	Fe ₂ (CO ₃) ₂	magnesiumsilicaat	ijzerjodide
Mn(NO ₃) ₂	Pb(CH ₃ COO) ₂	zinkcarbonaat	ijzer(III)waterstofcarbonaat

KCH_3COO
enzovoort!

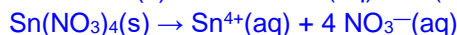
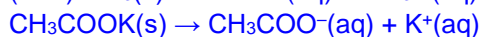
Cu_2ClO_3

ammoniumsulfiet

aluminiumnitraat

1.18 Reacties van zouten

- 1 Geef van de bovenstaande zouten die goed oplossen in water de oplosvergelijking. (Denk aan de toestanden.)



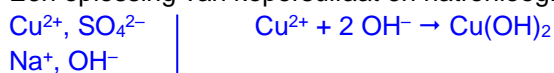
Ga na of er een neerslag ontstaat als de volgende zoutoplossingen met elkaar worden gemengd.

Zo ja, noem dan eerst de ionsoorten die in de oplossingen aanwezig zijn en noteer daarna de reactievergelijking. (Denk aan de toestanden.)

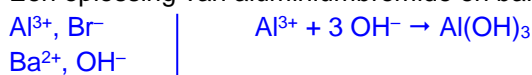
- 2 Een oplossing van magnesiumjodide en een oplossing van loodnitraat.



- 3 Een oplossing van kopersulfaat en natronloog.



- 4 Een oplossing van aluminiumbromide en barietwater.



1.19 Structuurformules

- 1 Geef de covalenties van fosfor, waterstof, stikstof, zuurstof en koolstof.

$\text{P} = 3, \text{H} = 1, \text{N} = 3, \text{O} = 2$ en

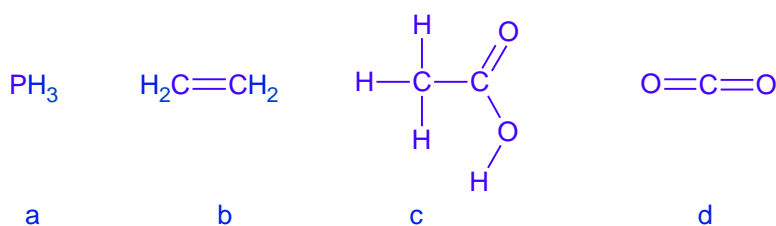
- 2 Teken structuurformules voor alle verbindingen met onderstaande molecuulformules. Denk erom dat je bij sommige molecuulformules *verschillende* structuurformules kunt bedenken.

a PH_3

b C_2H_4

c H_2CO_2

d CO_2



1.20 Vergelijking van verschillende verbindingen

Bij zeer lage temperatuur zijn de volgende stoffen allemaal vaste stoffen: Natriumbromide, butaan, aluminium, methaan, bariumfluoride, zink en broom.

- 1 Geef de formules van deze stoffen.

$\text{NaBr}, \text{C}_4\text{H}_{10}, \text{Al}, \text{CH}_4, \text{BaF}_2, \text{Zn}, \text{Br}_2$

- 2 Noem het rooster waarin elk van deze stoffen is gekristalliseerd.

Ionrooster, molecuulrooster, metaalrooster, molecuulrooster, metaalrooster,

- 3 Welke van deze stoffen kunnen in vaste toestand en/of vloeibare toestand stroom geleiden.

vloeibare toestand: $\text{NaBr}, \text{Al}, \text{BaF}_2, \text{Zn}$; vaste toestand: Al en Zn

- 4 Welk deeltje of welke deeltjes maken de stroomgeleiding in de bij onderdeel 3 genoemde stoffen mogelijk.
Na⁺, Br⁻, Ba²⁺, F⁻-ionen en elektronen bij Al en Zn
- 5 Welke van de genoemde stoffen zal het laagste kookpunt hebben? Licht je antwoord toe.
De stoffen met een molecuulrooster, omdat hier de zwakke vanderwaalskrachten werken. Het kost dus weinig energie deze te verbreken, dus een laag kpt. Dat zijn dus CH₄ en Br₂.

2 Chemisch rekenen

2.1 Stikstofoxide

Een stikstofoxide bevat 26% stikstof.

Bepaal de molecuulformule van dit oxide.

100 g oxide bevat 26 g N en $100 - 26 = 74$ gO.

$26 \text{ g N} \equiv 26 \text{ g} / 14,01 \text{ g/mol N} = 1,86 \text{ mol N}$ en $74 \text{ g} \equiv 74 \text{ g} / 16,00 \text{ g/mol} = 4,63 \text{ mol O}$, dus

$\text{N} : \text{O} = 1,86 : 4,63 \rightarrow 2 : 5 \rightarrow$ formule N_2O_5

2.2 Chlorofyl in spinazie

Spinazie is een bladgroente met een donkergroene kleur. Deze kleur wordt vooral veroorzaakt door vier pigmenten: chlorofyl-a, chlorofyl-b, β -caroteen en luteïne. Verse spinazie bevat 93,0 massaprocent water. Het overige deel is 'drooggewicht'. Het gehalte chlorofyl-a is 6,48 gram per 1,00 kilogram drooggewicht.

- 1 Bereken het massa-ppm chlorofyl-a in verse spinazie.

100 g spinazie bevat 93 g H_2O en $100 - 93 = 7$ g spinazie

1000 g droge spinazie bevat 6,48 g chlorofyl \rightarrow 1 g bevat $6,48 \cdot 10^{-3}$ g chlorofyl

7 g bevat $7 \times 6,48 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 4,536 \cdot 10^{-2} \text{ g}$ chlorofyl, dus in 100 g natte spinazie aanwezig $4,536 \cdot 10^{-2} \text{ g}$

chlorofyl \rightarrow ppm chlorofyl in spinazie = $(4,536 \cdot 10^{-2} \text{ g} / 100 \text{ g}) \cdot 10^6 = 4,536 \cdot 10^4$

2.3 Nagellakremover

Nagellakremover bestaat voor het grootste deel uit aceton, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}(\text{l})$.

- 1 Zoek de TTG (8 uur) van aceton (propanon) op en bereken hoeveel mol in een klaslokaal van $8 \times 8 \times 3 \text{ m}^3$ aanwezig mag zijn.

In een klaslokaal van $8 \times 8 \times 3 = 192 \text{ m}^3$ mag $1210 \text{ mg/m}^3 = 1210 \times 192 = 2,32 \cdot 10^5 \text{ mg}$ aceton aanwezig zijn $\rightarrow 2,32 \cdot 10^5 \text{ mg} \equiv 2,32 \cdot 10^5 \text{ mg} : 58,080 \text{ mg/mmol} = 4,00 \cdot 10^3 \text{ mmol} = 4,00 \text{ mol}$ aceton

2.4 Stinkbommetjes

Stinkbommetjes worden gemaakt met waterstofsulfide, $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$. Deze stof is te ruiken bij een concentratie van tenminste 6,8 ppm. De dichtheid van lucht onder de omstandigheden in het lokaal is $1,3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$

- 1 Bereken of de reukgrens (6,8 ppm) onder of boven de MAC-waarde (= 15 mg m^{-3}) ligt.

$$6,8 \text{ ppm} = \frac{6,8 \text{ mg}}{1 \cdot 10^6 \text{ mg lucht}} = 6,8 \text{ mg/kg lucht}$$

1 kg lucht $\equiv 1 \text{ kg} : 1,3 \text{ kg/m}^3 = 0,769 \text{ m}^3$ lucht

$6,8 \text{ mg/kg} = 6,8 \text{ mg} / 0,769 \text{ m}^3 = 8,8 \text{ mg/m}^3$.

De MAC-waarde is 15 mg/m^3 en wordt dus niet overschreden.

- 2 Bereken hoeveel gram H_2S moet minstens in één stinkbommetje moet zitten om in een klaslokaal van 250 m^3 effect te hebben?

Effect treedt op als het bommetje $250 \text{ m}^3 \times 8,8 \cdot 10^{-3} \text{ g/m}^3 = 2,2 \text{ g}$ H_2S bevat.

2.5 Zoutzuur

Geconcentreerd zoutzuur bevat 36,0 massa % HCl. De dichtheid van deze oplossing is $1,18 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$.

- 1 Bereken hoeveel gram HCl(g) is opgelost in 600 mL geconcentreerd zoutzuur.

Uit ρ volgt dat 1 L oplossing $1,18 \cdot 10^3 \text{ g}$ weegt. De hoeveelheid HCL hierin = $0,36 \times 1,18 \cdot 10^3 \text{ g} = 424,8 \text{ g}$, dus 600 mL bevat $0,600 \times 424,8 \text{ g} = 255 \text{ g}$ HCl(g)

- 2 Bereken hoeveel mol HCl(g) 1 L geconcentreerd zoutzuur bevat.

$424,8 \text{ g/L} : 36,461 \text{ g/mol} = 11,7 \text{ mol/L}$

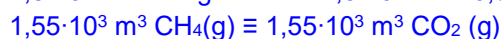
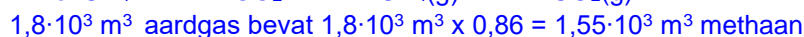
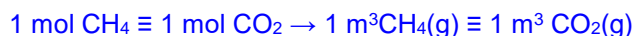
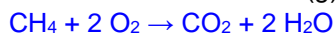
2.6 volume ↔ massa ↔ mol

- Bereken de massa van $2,3 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ koolstofdioxide.
(tabel 12) $\rho(\text{CO}_2) = 1,986 \text{ kg/m}^3 = 1,986 \text{ g/dm}^3$ en volume = $2,3 \times 10^{-3} \text{ m}^3 = 2,3 \text{ dm}^3$
massa = $1,986 \text{ g/dm}^3 \times 2,3 \text{ dm}^3 = 4,6 \text{ g}$
- Bereken hoeveel mol $2,34 \text{ cm}^3$ kwik is.
(tabel 40) $\rho(\text{Hg}) = 13,546 \times 10^3 \text{ kg/m}^3 = 13,546 \text{ g/cm}^3$ $M_{\text{Hg}} = 200,6 \text{ g/mol}$
massa = $2,34 \text{ cm}^3 \times 13,546 \text{ g/cm}^3 = 31,698 \text{ g}$ en aantal mol = $31,698 \text{ g} : M_{\text{Hg}} = 31,698 \text{ g} : 200,6 \text{ g/mol} = 0,158 \text{ mol}$
- Bereken hoeveel dm^3 gas $0,0045 \text{ mol}$ ethaan is.
 $\rho(\text{ethaan}) = 1,36 \text{ kg/m}^3 = 1,36 \text{ g/dm}^3$ en $M_{\text{ethaan}} = (2 \times 12,01 + 6 \times 1,01) \text{ g/mol} = 30,08 \text{ g/mol}$
massa = $0,0045 \text{ mol} \times 30,08 \text{ g/mol} = 0,13536 \text{ g}$
volume = $0,13536 \text{ g} : 1,36 \text{ g/dm}^3 = 0,09929 = 9,9 \cdot 10^{-2} \text{ dm}^3$
- Bereken hoeveel mg $0,0023 \text{ mol}$ koperfosfaat weegt.
 $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$: $1 \text{ mol} = 3 \times 63,55 + 2 \times 30,97 + 8 \times 16,00 = 380,65 \text{ g/mol}$
 $0,0023 \text{ mol}$ weegt $0,0023 \times 380,65 \text{ g/mol} = 0,88 \text{ g}$.
- Bereken het massapercentage stikstof in ijzer(II)nitraat.
 $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$: 1 mol weegt $55,85 + 2 \times 14,01 + 6 \times 16,00 = 179,86 \text{ g}$.
Massa % = $2 \times 14,01 / 179,86 \times 100\% = 15,6 \%$
- Bereken hoeveel mol $97,60 \text{ gram}$ natriumfosfaat is.
 $M(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 163,94 \text{ g/mol}$. Aantal mol = $97,60 \text{ g} : 163,94 \text{ g/mol} = 0,5953 \text{ mol}$

2.7 Aardgas

Een Nederlands gezin verbruikt per jaar gemiddeld $1,8 \cdot 10^3 \text{ m}^3$ aardgas. Aardgas bestaat voor 86 volume% uit methaan. Neem aan dat de rest van het aardgas bij verbranding geen $\text{CO}_2(\text{g})$ oplevert. Het methaan verbrandt volledig.

Bereken hoeveel $\text{m}^3 \text{ CO}_2(\text{g})$ door het verbranden van $1,8 \cdot 10^3 \text{ m}^3$ ontstaat.



2.8 Kaliumsuperoxide

In een bemand ruimtevaartuig neemt men een stof mee waaruit zuurstof gemaakt kan worden.

Kaliumsuperoxide, $\text{KO}_2(\text{s})$, is een vaste stof die bij ontleding zuurstof levert. Er ontstaat ook kaliumoxide.

- Geef de reactievergelijking voor deze ontleding.
 $4 \text{ KO}_2(\text{s}) \rightarrow 2 \text{ K}_2\text{O}(\text{s}) + 3 \text{ O}_2(\text{g})$
Per dag verbruikt een astronaut gemiddeld $1,5 \text{ kg}$ zuurstof.
- Bereken hoeveel kg kaliumsuperoxide nodig is om een astronaut tijdens een ruimtereis van 30 dagen te voorzien van zuurstof.
 $3 \text{ mol O}_2 \equiv 4 \text{ mol KO}_2 \rightarrow 1 \text{ mol O}_2 \equiv 4/3 \text{ mol KO}_2$
benodigde hoeveelheid $\text{O}_2 = 30 \times 1,5 = 45 \text{ kg O}_2 \equiv 45 \text{ kg} / 32,00 \text{ kg/kmol} = 1,41 \text{ kmol O}_2$
 $1,41 \text{ kmol O}_2 \equiv 1,41 \times 4/3 = 1,875 \text{ kmol KO}_2 \equiv 1,875 \text{ kmol} \times 71,1 \text{ kg/kmol} = 1,3 \cdot 10^2 \text{ kg KO}_2$
Het gebruik van kaliumsuperoxide heeft een bijkomend voordeel. Het kaliumoxide dat ontstaat reageert met het uitgedemde koolstofdioxide. Bij deze reactie ontstaat kaliumcarbonaat:
 $\text{K}_2\text{O}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3(\text{s})$
- Bereken hoeveel $\text{dm}^3 \text{ CO}_2(\text{g})$ ($p = p_0, T = 298 \text{ K}$) in 30 dagen door de ontstane kaliumoxide kan worden opgenomen.

$$1,875 \text{ kmol KO}_2 \equiv 1,875 \text{ kmol CO}_2 \equiv 1,875 \text{ kmol} \times 44,01 \text{ kg/kmol CO}_2 = 82,5 \text{ kg CO}_2$$

$$82,5 \text{ kg CO}_2 \equiv 82,5 \text{ kg CO}_2 \equiv 82,5 \text{ kg} / 1,986 \text{ kg/m}^3 = 41,5 \text{ m}^3 = 4,2 \cdot 10^4 \text{ L}$$

2.9 Berkley Pit

De Berkeley Pit in Montana USA is het grootste vervuilde waterreservoir. Het bevat 120 miljard liter water dat verontreinigd is door koperionen die afkomstig zijn van de vroegere kopermijnen die daar waren.

$$[\text{Cu}^{2+}(\text{aq})] = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}.$$

Bereken hoeveel kg koperionen de Berkeley Pit bevat.

$$\text{Aantal mol Cu}^{2+} = 120 \cdot 10^9 \times 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol Cu}^{2+} = 3,6 \cdot 10^8 \text{ mol Cu}^{2+}$$

2.10 Reductie van koperoxide

Een mengsel van 38 g koperoxide en 69 g koolstof wordt verhit. Bij deze reactie ontstaan koper en koolstofdioxide.

- 1 Geef de reactievergelijking

$$2 \text{ CuO}(\text{s}) + \text{C}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{ Cu}(\text{l}) + \text{CO}_2$$

Bereken hoeveel gram van welke stof in overmaat aanwezig is.

Stap 1: reactievergelijking

Zie vraag 1

Stap 2: noteer de molverh. met de geg stof voor het \equiv -teken

(Aangezien er twee stoffen gegeven zijn waarvan één in overmaat, moet je er één kiezen. Uit de berekening blijkt vanzelf welke stof in overmaat aanwezig is. We kiezen voor koperoxide en bereken hoeveel gram koolstof er nodig is voor de omzetting van koperoxide)

$$2 \text{ mol CuO} \equiv 1 \text{ mol C}$$

Stap 3: herleid naar 1 van de gegeven stof

$$1 \text{ mol CuO} \equiv \frac{1}{2} \text{ mol C}$$

Stap 4: Vul werkelijk aantal mol v.d. geg. stof in

$$n_{\text{CuO}} = \frac{38 \text{ g}}{79,55 \text{ g/mol}} = 0,478 \text{ mol CuO}$$

$$0,478 \text{ mol CuO} \equiv \frac{1}{2} \times 0,478 \text{ mol C} = 0,239 \text{ mol}$$

Stap 5: bereken het gevraagde

$$\text{massa C} = 0,239 \text{ mol} \times 12,01 = 2,9 \text{ g C}$$

Koolstof is dus in een ruime overmaat aanwezig.

- 2 Bereken hoeveel gram koper er maximaal kan ontstaan.

$$1 \text{ mol CuO} \equiv 1 \text{ mol Cu}$$

$$0,478 \text{ mol CuO} \equiv 0,478 \text{ mol Cu} \equiv 0,478 \text{ mol} \times 63,55 \text{ g/mol} = 30 \text{ g Cu}$$
- 3 Bereken hoeveel L koolstofdioxide ontstaat.

$$1 \text{ mol CuO} \equiv \frac{1}{2} \text{ mol CO}_2$$

$$\text{volume CO}_2 = \frac{\text{massa (g)}}{\rho \text{ (g/L)}} = \frac{10,5 \text{ g}}{1,986 \text{ g/L}} = 5,3 \text{ L}$$

2.11 Cadmium

Cadmium (symbool Cd, atoomnummer 48) komt in de aardkorst voor als cadmiumerts. De erts is vaak verontreinigd met andere atoomsoorten die wat betreft chemische eigenschappen op cadmium lijken

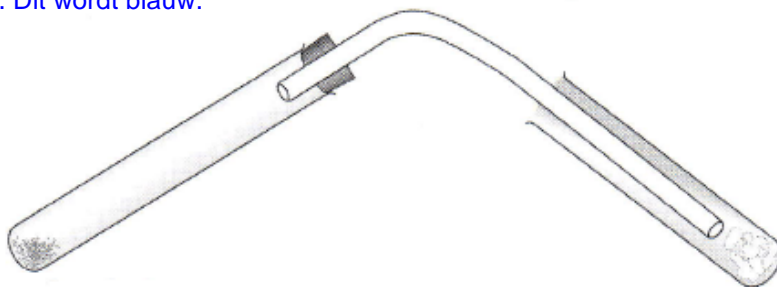
- 2p 4 Leg uit van welke atoomsoort de kans het grootst is dat je die aantreft als verontreiniging in cadmiumerts: calcium (atoomnummer 20), zink (atoomnummer 30) of zilver (atoomnummer 47).
 Zink, dit element staat in dezelfde groep van het Periodiek Systeem.

- 2p 5 Beschrijf de binding in het metaal cadmium.
De positieve atoomresten van het cadmiumatoom worden bijeengehouden door negatief geladen vrije elektronen.
- Cadmium is in volgorde van voorkomen op aarde het 57^e element, met een gemiddeld gehalte van 0,15 mg cadmium per kg. De massa van de aarde is $5,976 \times 10^{24}$ kg.
- 6 Bereken hoeveel kg cadmium de aarde bevat.
De aarde bevat $0,15 \text{ mg/kg} \times 5,976 \times 10^{24} \text{ kg} = 9,0 \times 10^{23} \text{ mg}$, ofwel $9,0 \times 10^{17} \text{ kg}$ cadmium.
- De dichtheid van cadmium bij 20 °C is $8,65 \times 10^3 \text{ kg m}^{-3}$.
- 7 Bereken het aantal mol cadmium in 3,25 cm³ cadmium bij 20 °C.
1 cm³ cadmium weegt 8,65 g. 3,25 cm³ weegt 28,1 g. Dat is $28,1 \text{ g} / 112,4 \text{ g/mol} = 0,250 \text{ mol Cd}$.
- De MAC-waarde van cadmium bedraagt 0,020 mg per m³ lucht. De arbeidsinspectie nam van een werkruimte in een cadmiumverwerkingsfabriek een luchtmonster van 0,50 liter. Hierin bevond zich 0,015 µg cadmium.
- 8 Bereken of de MAC-waarde van cadmium werd overschreden.
 $0,015 \text{ µg} = 1,5 \times 10^{-5} \text{ mg}$; $0,50 \text{ l} = 5,0 \times 10^{-4} \text{ m}^3$;
Het gehalte bedroeg dus $1,5 \times 10^{-5} \text{ mg} / 5,0 \times 10^{-4} \text{ m}^3 = 0,030 \text{ mg m}^{-3}$.
De MAC-waarde werd dus overschreden

2.12 Bitterzout

Bitterzout is een hydraat met de formule $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}(\text{s})$. Bitterzout lost op in water.

- Wat verstaan we onder een hydraat?
Een hydraat is een zout waarbij er watermoleculen in het kristalrooster zijn ingesloten.
- Schrijf de vergelijking op van het oplossen van bitterzout in water.
 $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
- Beschrijf een proef waarmee je kunt aantonen dat bitterzout een hydraat is. Maak ook een doorsnede-tekening van de opstelling die je daarbij gebruikt. Geef in de tekening ook de namen van de gebruikte stoffen aan. Vermeld ook de waarnemingen.
Verwarm het zout in een reageerbuis en leidt het ontwijkend gas (via een overleidbuis) over wit kopersulfaat. Dit wordt blauw.

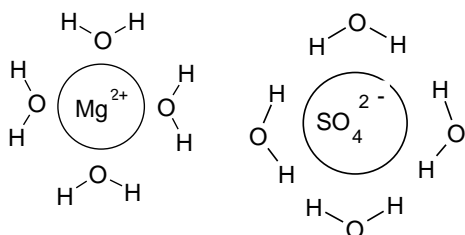


bitterzout

wit kopersulfaat

In de oplossing zijn alle ionen gehydrateerd.

- Geef een tekening van de twee soorten gehydrateerde ionen die in een oplossing van bariumhydroxide aanwezig zijn. Elk ion is gehydrateerd door 4 moleculen water. Teken elk ion als een bolletje met daarin geschreven de formule van het ion.



- 5 Bereken het massa-% water in bitterzout.

$$\text{massa-\% water} = 7 \times 18,02 \text{ g} : (120,4 + 7 \times 18,02) \text{ g} \times 100\% = 51,16\%$$

2.13 Olivijn

Olivijn

In plaats van CO₂ onder de grond te stoppen, kan het broeikasprobleem beter worden aangepakt door gebruik te maken van het mineraal olivijn Mg₂SiO₄ volgens wetenschapper Olaf Schuiling. Hij stelt: *'De onzalige gevolgen van de klimaatverandering als gevolg van de verhoogde CO₂-uitstoot kunnen zonder enig probleem worden voorkomen met een verstandig gebruik van de mondiale voorraad aan olivijnmineralen. Delven, malen, uitstrooien en de natuur vervolgens zijn werk laten doen, dat is eigenlijk alles.'*

Als olivijn in aanraking komt met water en CO₂ wordt het broeikasgas omgezet in het onschuldige bicarbonaat. Om het toe te passen pleit Schuiling ervoor het mineraal, naast massaal uitstrooien bijvoorbeeld op stranden, ook te gebruiken op dakterrassen, in beton, op daken en tal van andere plaatsen. Volgens Schuiling is er jaarlijks ongeveer zeven kubieke kilometer olivijn nodig om alle CO₂-uitstoot door de mens te absorberen. Olivijn als CO₂-bestrijding is een omstreden idee. Hoofdkritieken zijn dat het proces te traag gaat, de reactiesnelheid is laag.

Vormt CO₂-uitstoot een probleem? Volgens professor Schuiling kan dat worden aangepakt door het uitstrooien van grote hoeveelheden olivijn, het liefst in de tropen. Olivijn is een mineraal dat door mijnbouw wordt gewonnen.

- Leid uit de formule van olivijn de lading van het negatieve ion af.
Totale formule is Mg₂SiO₄: de lading van het magnesium is Mg²⁺, er zijn twee magnesiumionen, dus totaal aan positieve lading 4+. De lading van het negatieve ion moet dan 4- zijn.
- Waarom stelt Schuiling voor om het olivijn te verpulveren tot poeder?
Dan wordt het oppervlak groter waardoor de kans op effectieve botsingen per tijdseenheid toeneemt en als gevolg de reactiesnelheid.
- In het artikel wordt gesproken over bicarbonaat. Zoek in Binas op wat met bicarbonaat wordt bedoeld.
HCO₃⁻
Olivijn reageert met koolstofdioxide en water tot siliciumdioxide (SiO₂) en magnesiumwaterstofcarbonaat.
- Geef de vergelijking van de optredende reactie.
Mg₂SiO₄(s) + 4 CO₂(g) + 2 H₂O → 2 Mg(HCO₃)₂(s) + SiO₂(s)
Volgens professor Schuiling ontstaat uit 500 000 ton olivijn 1 miljoen ton restproduct. Het magnesiumwaterstofcarbonaat wordt door hem het restproduct genoemd.
- Laat met een berekening zien of de genoemde hoeveelheid restproduct kan kloppen. Als je vraag 3 niet hebt kunnen beantwoorden, neem dan als molverhouding; olivijn : magnesiumwaterstofcarbonaat = 1 : 3.

$$5,00 \cdot 10^{11} \text{ g olivijn} \equiv \frac{5,00 \cdot 10^{11} \text{ g}}{140,7 \text{ g/mol}} = 3,55 \cdot 10^9 \text{ mol olivijn.}$$

Molverhouding olivijn : magnesiumwaterstofcarbonaat = 1 : 2, dus er ontstaat

$$2 \times 3,55 \cdot 10^9 = 7,11 \cdot 10^9 \text{ mol magnesiumwaterstofcarbonaat.}$$

Molaire massa van Mg(HCO₃)₂ is 146,3 g/mol. Er ontstaat 7,11 · 10⁹ mol × 146,3 g/mol = 1,04 · 10¹² g = 1,04 miljoen ton restproduct. Dat klopt dus wel.

In het artikel beweert professor Schuiling dat er jaarlijks 7 km^3 olivijn nodig is om alle CO_2 -uitstoot van de mens te absorberen. De dichtheid van olivijn is $3,2 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$.

- 6 Bereken aan de hand van de gegevens de jaarlijkse CO_2 -uitstoot door menselijke activiteiten in kilogram. Als je vraag 3 niet hebt kunnen beantwoorden, neem dan als molverhouding olivijn : $\text{CO}_2 = 1 : 3$.

Nodig is $7 \text{ km}^3 = 7 \cdot 10^9 \text{ m}^3$ olivijn. Dit is $7 \cdot 10^9 \times 3,2 \cdot 10^3 \text{ kg} = 2,24 \cdot 10^{13} \text{ kg} = 2,24 \cdot 10^{16} \text{ g}$ olivijn.

$$2,24 \cdot 10^{16} \text{ g olivijn} \equiv \frac{2,24 \cdot 10^{16} \text{ g}}{140,7 \text{ g/mol}} = 1,59 \cdot 10^{14} \text{ mol olivijn}$$

Molverhouding olivijn : $\text{CO}_2 = 1 : 4$. Er wordt dus $4 \times 1,59 \cdot 10^{14} \text{ mol} = 6,37 \cdot 10^{14} \text{ mol}$ CO_2 gebonden.

Molaire massa van CO_2 is $44,010 \text{ g mol}^{-1}$.

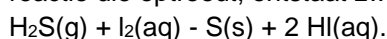
Er ontstaat $6,37 \cdot 10^{14} \times 44,010 = 2,80 \cdot 10^{16} \text{ g} = 2,8 \cdot 10^{13} \text{ kg}$ CO_2 , dit is dan de jaarlijkse CO_2 -uitstoot.

Het bezwaar van de lage reactiesnelheid kun je ondervangen door olivijn uit te strooien in de tropen.

- 7 Leg uit waarom het gunstiger is om olivijn uit te strooien in de tropen.
De reactiesnelheid wordt groter bij hogere temperatuur, dus bij uitstrooien in de tropen verloopt het proces sneller.

2.14 Waterstofsulfide

Waterstofsulfide, $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ is giftig. In het laboratorium is een methode ontwikkeld om waterstofsulfide uit een gasmengsel te verwijderen. Hierbij wordt het gasmengsel door een joodoplossing geleid. Bij de reactie die optreedt, ontstaat zwavel:



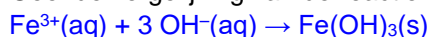
In een laboratoriumopstelling leidt men een gasmengsel dat $20,0 \text{ mg}$ waterstofsulfide per m^3 bevat door 600 mL joodoplossing; $[\text{I}_2(\text{aq})] = 0,103 \text{ mol L}^{-1}$

- 1 Bereken hoeveel mol I_2 in de joodoplossing aanwezig is.
 $0,103 \text{ mol}/1000 \text{ mL} = 0,103 \cdot 10^{-3} \text{ mol/mL} \rightarrow n = 600 \text{ mL} \times 0,103 \cdot 10^{-3} \text{ mol/mL} = 0,0618 \text{ mol}$ of
 $n = 0,103 \text{ mol/L} \times 0,600 \text{ L} = 0,0618 \text{ mol}$
- 2 Bereken hoeveel m^3 gas maximaal gezuiverd kan worden.
 $1 \text{ mol I}_2 \equiv 1 \text{ mol H}_2\text{S}$
 $0,0618 \text{ mol I}_2 \equiv 0,0618 \text{ mol H}_2\text{S}$
 $0,0618 \text{ mol H}_2\text{S} \equiv 0,0618 \text{ mol} \times 34,08 \text{ g/mol} = 2,106 \text{ g H}_2\text{S}$
Er kan dus $(2,106 \times 1000 \text{ mg}) / 20,0 \text{ mg/m}^3 = 105 \text{ m}^3$ gasmengsel gereinigd worden.

2.15 Grondwater

Door de aanwezigheid van ijzer(III)zouten kan grondwater bruin gekleurd zijn en een minder aangename smaak hebben. De ijzer(III)ionen kunnen verwijderd worden door toevoegen van natronloog,

- 1 Geef de vergelijking van de reactie die hierbij optreedt.



Men voegt een overmaat natronloog toe aan 250 mL grondwater. Daarbij ontstaat een neerslag van 802 mg ijzer(III)hydroxide.

- 2 Bereken hoeveel mg ijzer(III)ionen per 250 mL grondwater aanwezig was.
 $1 \text{ mol Fe}(\text{OH})_3 \equiv 1 \text{ mol Fe}^{3+}$
 $802 \text{ mg} / 106,87 \text{ mg/mmol} = 7,504 \text{ mmo Fe}^{3+} \equiv 7,504 \text{ mmol} \times 55,85 \text{ mg/mmol} = 419 \text{ mg Fe}^{3+}$
- 3 Bereken de molariteit van de ijzer(III)ionen in het onderzochte grondwater.
 $[\text{Fe}^{3+}] = 7,504 \text{ mmo Fe}^{3+} / 250 \text{ mL} = 0,030 \text{ M}$

Petra moet 500 mL van een oplossing maken waarin de molariteit van de ijzer(III)ionen gelijk is aan $0,20 \text{ mol L}^{-1}$. Ze heeft alleen ijzer(III)sulfaat tot haar beschikking.

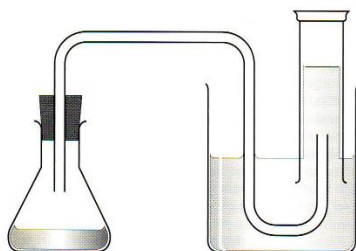
- 4 Bereken hoeveel gram ijzer(III)sulfaat Petra moet oplossen tot 500 mL om de gewenste molariteit te verkrijgen.



2.16 Schelp

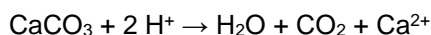
Een schelp bestaat voornamelijk uit calciumcarbonaat. Er zijn verschillende manieren om het massapercentage calciumcarbonaat in een schelp te bepalen. Eén manier is om de schelp te laten reageren met een overmaat sterk zuur waarbij het gas dat ontstaat, wordt opgevangen. Uit de hoeveelheid gas die is ontstaan, kan berekend worden hoeveel calciumcarbonaat heeft gereageerd,

- 1 Teken een opstelling die geschikt is om de hoeveelheid gas die bij deze reactie ontstaat, op te vangen en te meten.

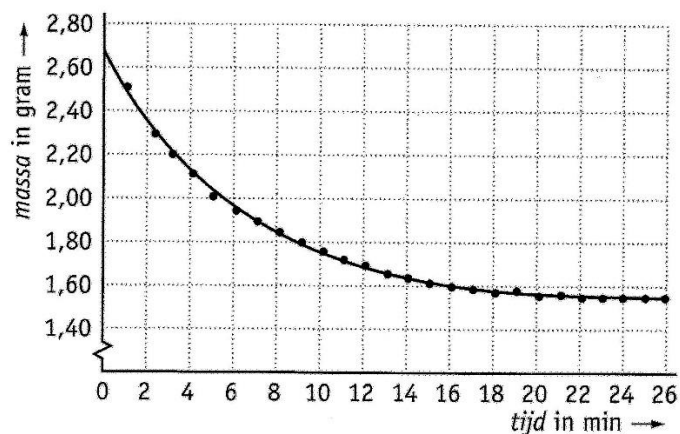


In plaats van het gas op te vangen bepalen Bianca en Hesja de massa-afname van het reactievat met inhoud. Deze massa-afname is het gevolg van het ontwijken van het gas dat ontstaat. Bianca en Hesja gebruiken deze methode bij het bepalen van het massapercentage calciumcarbonaat in een bepaald soort schelp.

Zij plaatsen een bekersglas met 200 mL 2 M zoutzuur (een overmaat) op een balans en zetten de balans op nul. Vervolgens brengen ze op tijdstip $t = 0$ minuten hun schelp in het bekersglas met zoutzuur. De volgende reactie treedt op.



Bianca en Hesja noteren iedere minuut de massa die de balans aangeeft. Van hun resultaten maken ze een diagram dat er als volgt uitziet.



Met de waarden die uit het diagram zijn af te lezen, is het massapercentage calciumcarbonaat in de onderzochte schelp te berekenen.

- 2 Bereken met behulp van het diagram hoeveel mol $\text{CO}_2(\text{g})$ bij de reactie uit het bekersglas is ontweken.
Massa-afname = 2,65 g – 1,55 g = 1,10 g. Dus is er 1,10 g CO_2 ontstaan.
- 3 Bereken het massapercentage calciumcarbonaat in de onderzochte schelp. Neem bij de berekening aan dat al het gevormde $\text{CO}_2(\text{g})$ uit de oplossing is ontweken.
1 mol $\text{CO}_2 \equiv 1 \text{ mol CaCO}_3$
1,10 g $\text{CO}_2 \equiv 1,10 \text{ g} / 44,01 \text{ g/mol} = 0,0250 \text{ mol}$
0,0250 mol $\text{CO}_2 \equiv 0,0250 \text{ mol CaCO}_3$

$$0,0250 \text{ mol CaCO}_3 \equiv 0,0250 \text{ mol} \times 100,09 \text{ g/mol} = 2,50 \text{ g}$$

$$\% \text{ CaCO}_3 = (2,50 / 2,65) \times 100\% = 94,4\%$$

2.17 Zuiveringszout

Een belangrijk deel van bakpoeder is zuiveringszout $\text{NaHCO}_3(\text{s})$. Bij het bakken ontleedt deze stof waarbij onder andere koolstofdioxidegas ontstaat dat het baksel zijn volume geeft. Voor de ontleding van zuiveringszout zijn twee vergelijkingen te bedenken:



Met een proef willen Silke en Laura onderzoeken welke reactie optreedt. In een reageerbuis wegen ze 2,48 g $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ af. Ze verhitten de reageerbuis gedurende enkele minuten, halen de buis uit de gasvlam en verwijderen de condens boven in de reageerbuis. Daarna bepalen ze opnieuw de massa van de reageerbuis met inhoud. Ze bereken hieruit dat de massa van ontstane vaste stof 1,59 g is.

- 1 Leg met behulp van een stapsgewijze berekening uit welke vergelijking de juiste is.

Uitgaande van reactie 1 volgt dat 2 mol $\text{NaHCO}_3 \equiv 1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$,

dus 1 mol $\text{NaHCO}_3 \equiv \frac{1}{2} \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$

$$n = \frac{2,48 \text{ g}}{84,01 \text{ g/mol}} = 0,02952 \text{ mol NaHCO}_3 \equiv \frac{1}{2} \times 0,02952 \text{ mol} = 0,01476 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$$

$$\text{massa Na}_2\text{CO}_3 = 0,01476 \text{ mol} \times 105,99 \text{ g/mol} = 1,56 \text{ g}$$

Reactie 1 is de juiste reactie, want het berekende antwoord komt goed overeen met het gegeven.

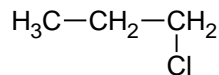
Zou reactie 2 de juiste zijn dan zou er $0,01476 \text{ mol} \times 61,98 \text{ g/mol} = 0,915 \text{ g Na}_2\text{O}$ zijn ontstaan.

3 Koolstofchemie (inclusief polymeren)

3.1 Naamgeving structuurformules

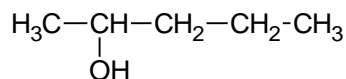
Geef bij elk van de volgende structuurformules de juiste naam.

1



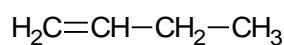
1-chloorpropan

2



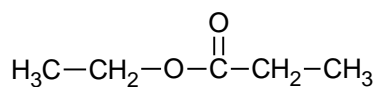
pentaan-2-ol

3



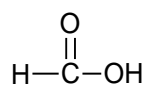
but-1-een

4



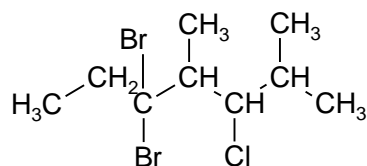
ethylpropanoaat of de ester van ethanol en propaanzuur

5



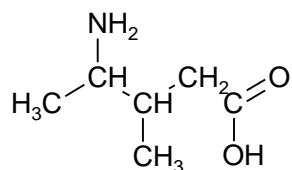
methaanzuur

6



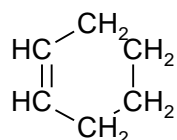
5,5-dibroom-3-chloor-2,4-dimethylheptaan

7



4-amino-3-methylpentaanzuur

8

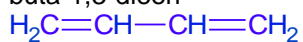


cyclohexeen

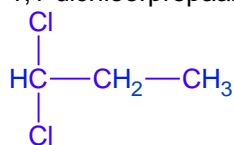
3.2 Structuurformules

Geef de structuurformules van elk van de volgende verbindingen.

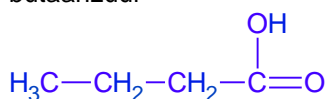
1 buta-1,3-dieen



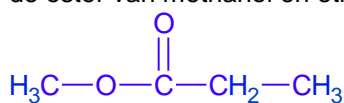
2 1,1-dichloorpropaan



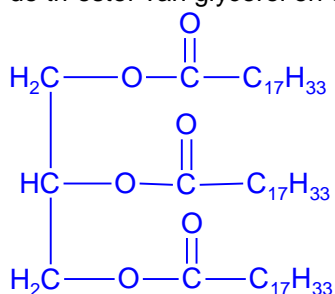
3 butaanzuur



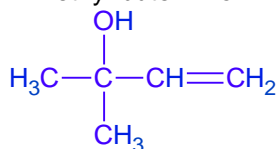
4 de ester van methanol en ethaanzuur



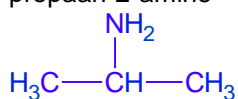
5 de tri-ester van glycerol en oliezuur



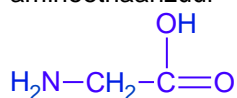
6 2-methyl-buten-2-ol



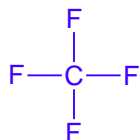
7 propaan-2-amine



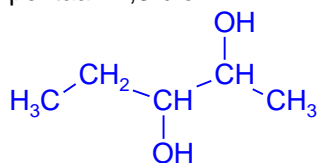
8 aminoethaanzuur



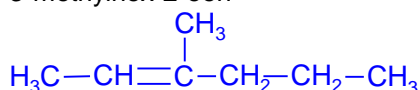
9 tetrafluormethaan



10 pentaan-2,3-diol



- 11 3-methylhex-2-een



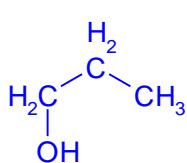
3.3 Isomerie

- 1 Leg zo volledig mogelijk uit wat onder het begrip isomerie wordt verstaan.

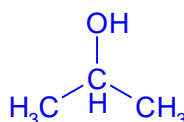
Verskillende stoffen met dezelfde molecuulformule

Men heeft een stof met de molecuulformule $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$. Er zijn drie stoffen die aan deze molecuulformule voldoen.

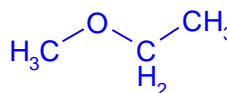
- 2 Geef de
- drie
- structuurformules en de namen van
- twee
- van deze stoffen die aan deze molecuulformule voldoen.



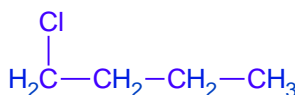
propan-1-ol



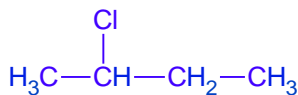
propan-2-ol



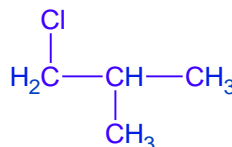
- 3 Geef de structuurformules en de namen van de stoffen die aan deze molecuulformule
- $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$
- .



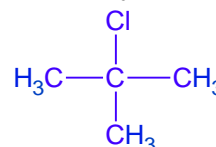
1-chloorbutaan



2-chloorbutaan



1-chloor-2-methylpropan

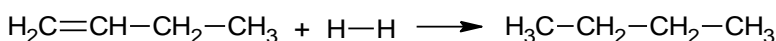


2-chloor-2-methylpropan

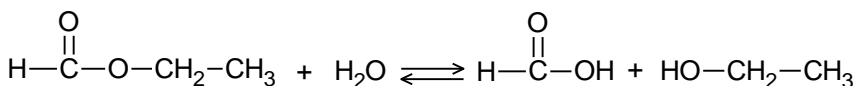
3.4 Reactietypen

Hieronder staan vergelijkingen van verschillende typen reacties.

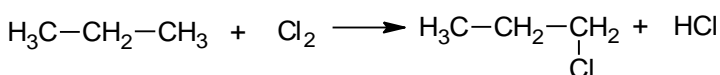
a



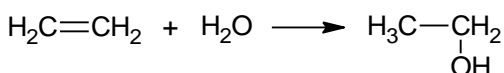
b



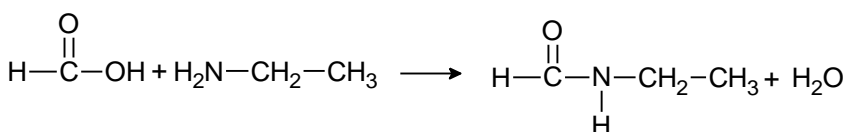
c



d



e



Geef voor elke reactie aan tot welk type deze behoort. Licht je antwoord toe.

a: additie, want een dubbele binding verdwijnt

b: hydrolyse (of verzeping van een ester), want door opname van een molecuul H_2O ontstaan twee stoffen

c: substitutie, want er wordt een H-atoom vervangen

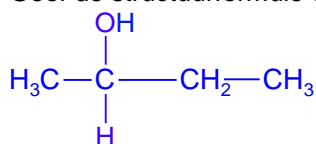
d: additie een dubbele binding verdwijnt.

e: condensatiereactie, want er wordt een molecuul water afgesplitst.

3.5 Additie

De additie van water aan but-2-een levert slecht één reactieproduct op.

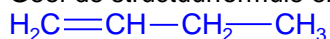
- 1 Geef de structuurformule en de naam van dit reactieproduct.



butaan-2-ol

Jesse addeert water aan een alkeen. Hij krijgt twee reactieproducten, 1-butanol en 2-butanol.

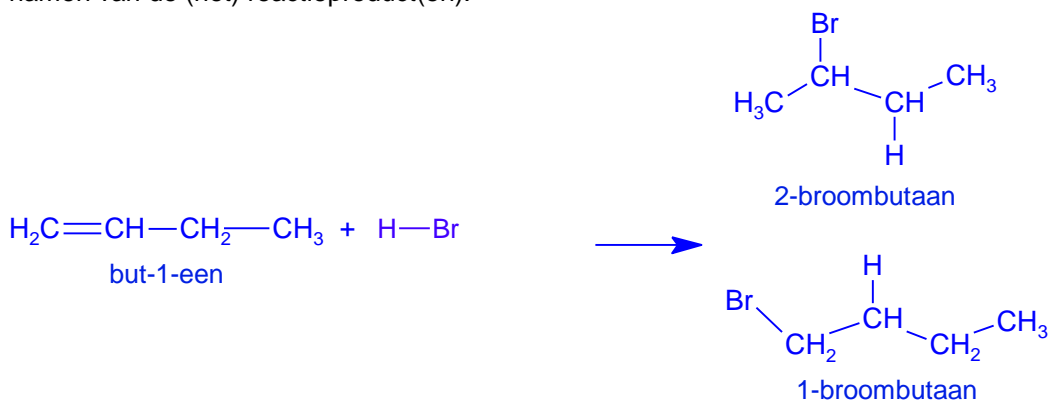
- 2 Geef de structuurformule en de systematische naam van het alkeen dat Jesse heeft gebruikt.



but-1-een

In plaats van water zou Jesse ook waterstofbromide kunnen adderen.

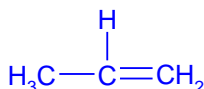
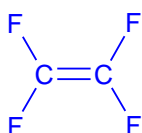
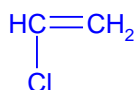
- 3 Hoeveel reactieproducten levert dat op? Licht je antwoord toe met een reactievergelijking en geef de namen van de (het) reactieproduct(en).



3.6 Additiepolymerisatie

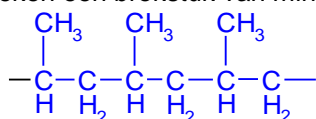
Miek wil een polymeer bereiden, waarvan de producten na gebruik op een eenvoudige wijze milieuvriendelijk verbrand kunnen worden. Zij heeft de keuze uit de volgende drie basischemicaliën: chlooretheen, tetrafluoretheen en propeen.

- 1 Geef de structuurformules van deze drie stoffen.



- 2 Leg uit welke van deze drie stoffen het beste aan de eis van milieuvriendelijke verbranding voldoet. Propeen, omdat dit bij verbranding H_2O en CO_2 geeft. Deze stoffen zijn niet schadelijk voor het milieu.

- 3 Teken een brokstuk van minstens drie eenheden van het polymerisatieproduct van propreen.

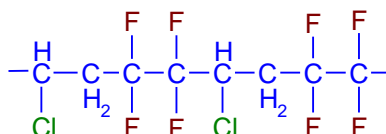


- 4 Geef de naam van het product dat bij 26 ontstaat.

Polypropreen

We laten chlooretheen en tetrafluoretheen met elkaar polymeriseren. Er ontstaat een polymeer, waarbij de verschillende monomeren om en om aan elkaar zijn gekoppeld.

- 5 Teken een brokstuk van minstens vier eenheden van het ontstane polymerisatieproduct.

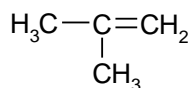


- 6 Leg uit welke proef je moet uitvoeren om te kijken of het reactieproduct van **28** een thermoplast is en wat neem je waar als het product een thermoplast is?

Verwarmen. Als het een thermoplast is, heeft het een laag smeltpunt.

3.7 Polyisobuteen

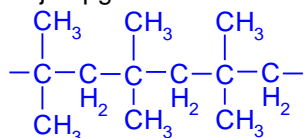
Polyisobuteen ontstaat door polymerisatie van het monomeer isobuteen.



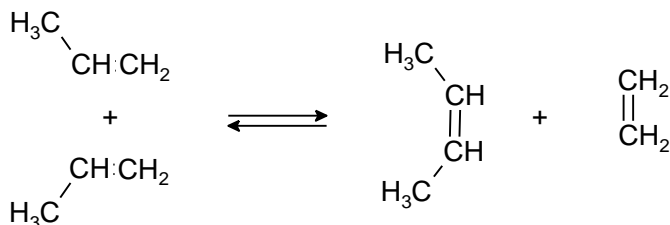
- 1 Geef de systematische naam van isobuteen.

Methylpropreen

- 2 Geef de structuurformule van een stukje uit het midden van een polyisobuteenmolecuul. Het stukje moet zijn opgebouwd uit tenminste drie monomeereenheden.

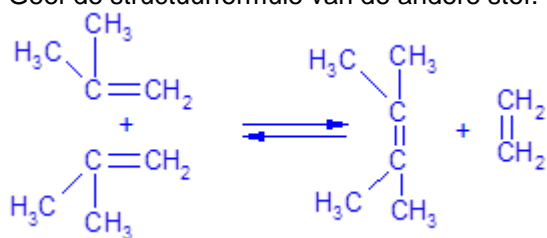


Een isomeer van isobuteen is but-2-een. Deze stof ontstaat uit propreen. De omzetting van propreen kan als volgt worden weergegeven:



Isobuteen reageert op overeenkomstige wijze tot twee andere stoffen. Eén van deze stoffen is etheen.

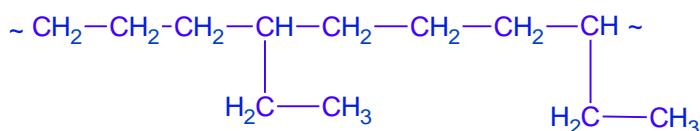
- 3 Geef de structuurformule van de andere stof.



3.8 Copolymeer van buteen en etheen

Uit een mengsel van etheen en but-1-een kan ook een polymeer gemaakt worden. Dit heet dan een copolymeer. Om dit polymeer te maken worden van beide stoffen evenveel moleculen gemengd. Bij de polymerisatie-reactie worden de moleculen om en om aan elkaar gekoppeld.

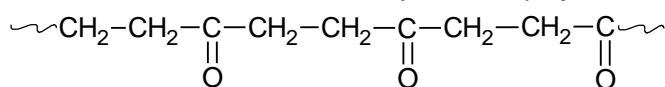
Teken van dit copolymeer een fragment uit het midden van de keten. Het getekende fragment moet zijn ontstaan uit twee moleculen etheen en twee moleculen 1-buteen.



3.9 Copolymeer met koolstofmono-oxide

Copolymeren zijn stoffen die zijn opgebouwd uit meerdere monomeren. Een voorbeeld van een copolymeer is de koppeling van etheen en koolstofmono-oxide tot een polymeer.

De structuurformule van een stukje van het polymeermolecuul staat hieronder (polymeer A).



- 1 Leg uit of dit polymeer een thermoplast of een thermoharder is.

Het polymeermolecuul is ketenvormig, dus het polymeer is een thermoplast.

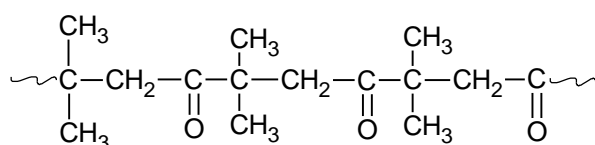
Om voor een bepaalde toepassing polymeer A soepeler te maken kan een weekmaker worden toegevoegd.

- 2 Leg uit wat de invloed van de weekmaker is op het polymeer. Gebruik in je antwoord begrippen op microniveau en de naam van het type binding dat verzwakt wordt.

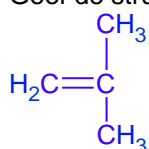
Doordat de weekmaker moleculen tussen de polymeer ketens komen, wordt de afstand tussen de (polymeer)ketens vergroot. Daardoor worden de vanderwaalsbindingen/molecuulbindingen tussen de (polymeer)ketens zwakker, en kunnen de polymeer ketens gemakkelijker langs elkaar bewegen.

Men kan een ander copolymeer maken door koolstofmono-oxide te koppelen aan een andere koolwaterstof dan etheen.

De structuurformule van een stukje van dit polymeermolecuul staat hieronder (polymeer B).



- 3 Geef de structuurformule van de koolwaterstof waaruit polymeer B is ontstaan.



- 4 Bereken hoeveel ton van de koolwaterstof uit vraag 3 nodig is om 1,0 ton van polymeer B te maken.

De monomeren komen afwisselend voor, dus als ik een stukje neem dat bestaat uit 1 molecuul C_4H_8 en een molecuul CO volgt dat 1 mol $C_5H_8O \equiv 1$ mol C_4H_8

De molaire massa van $C_5H_8O = 84,114$ g/mol

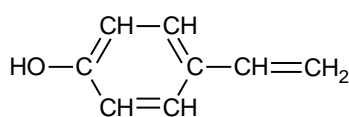
$$1,0 \text{ ton} = 1,0 \cdot 10^6 \text{ g } C_5H_8O \equiv \frac{1,0 \cdot 10^6 \text{ g}}{84,114 \text{ g/mol}} = 1,1889 \cdot 10^4 \text{ mol}$$

$$1,1889 \cdot 10^4 \text{ mol } C_5H_8O \equiv 1,1889 \cdot 10^4 \text{ mol } C_4H_8$$

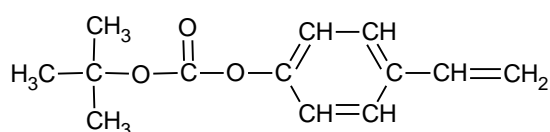
$$1,1889 \cdot 10^4 \text{ mol } C_4H_8 \equiv 1,1889 \cdot 10^4 \text{ mol} \times 56,104 \text{ g} = 6,7 \cdot 10^5 \text{ g} = 0,67 \text{ ton}$$

3.10 Computerchips

Computerchips bestaan uit een dunne plaat van puur silicium, waarop patronen van geleidende en niet-geleidende materialen zijn aangebracht. Om deze patronen aan te brengen wordt gebruik gemaakt van een fotogevoelig polymeer. Dit polymeer wordt gemaakt uit twee verschillende monomeren: 4-hydroxystyreen en BOC-4-hydroxystyreen, zie de structuurformules hieronder.



4-hydroxystyreen



BOC-4-hydroxystyreen

- 1 Leg uit of het fotogevoelige polymeer een additie- of condensatiepolymeer.

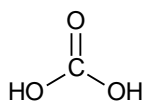
In beide monomeren komen dubbele binding tussen koolstofatomen voor. Het polymeer is dus een additiepolymeer.

De eenvoudigste methode om het fotogevoelige polymeer aan te brengen op de siliciumplaat is door het eerst te laten smelten en vervolgens op de siliciumplaat te gieten. Na het uitharden kunnen dan de gewenste patronen worden aangebracht.

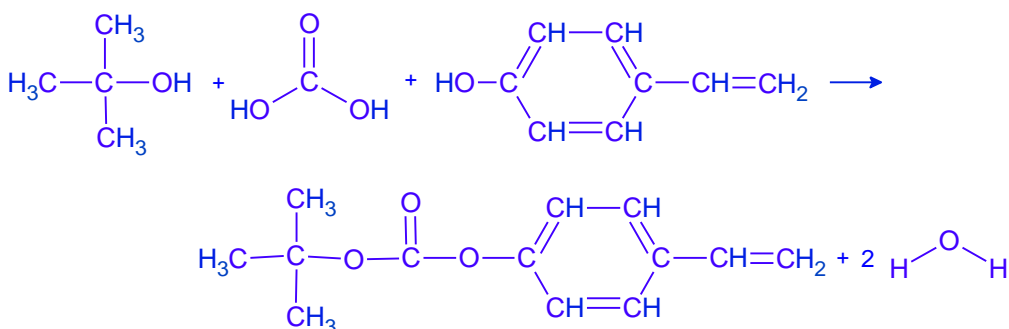
- 2 Leg uit of het polymeer dat ontstaat uit 4-hydroxystyreen en BOC-4-hydroxystyreen geschikt is voor deze methode. Neem aan dat de $C=C$ bindingen in de ringvormen intact blijven.

Tussen de polymeerketens komen geen dwarsverbindingen / crosslinks voor. Het polymeer is daardoor een thermoplast en geschikt om te smelten.

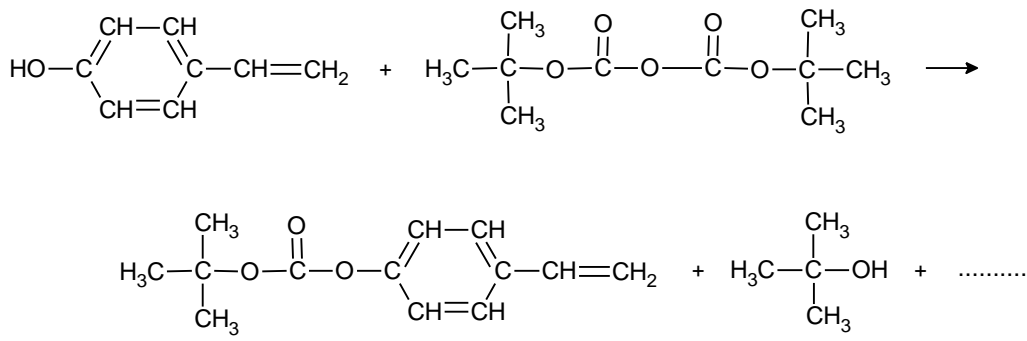
Er zijn twee methoden om BOC-4-hydroxystyreen te produceren. Bij de ene methode laat men 2-methylpropan-2-ol reageren met 4-hydroxystyreen en koolzuur. De structuurformule van koolzuur is hieronder weergegeven.



- 3 Geef de reactievergelijking in structuurformules voor de reactie tussen 2-methylpropan-2-ol, 4-hydroxystyreen en koolzuur.



De andere productiemethode maakt ook gebruik van 4-hydroxystyreen, maar ditmaal reageert dat met di-*tert*-butyldicarbonaat. Deze vergelijking is hieronder onvolledig weergegeven.



4 Geef de structuurformule van de stof die op de stippellijntjes hoort te staan.

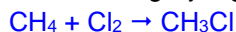


4 Energie, reactiesnelheid en evenwicht

4.1 monochloormethaan en monobroommethaan

Als een mengsel van methaan en chloor door zonlicht wordt bestraald, vindt een reactie plaats waarbij monochloormethaan ontstaat.

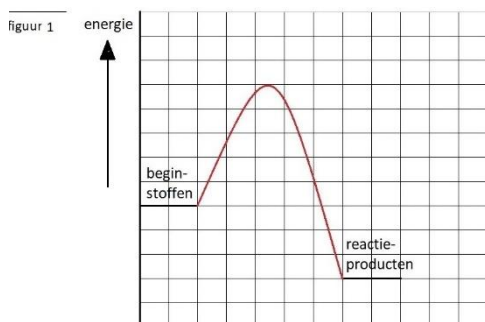
1 Geef de vergelijking van deze reactie.



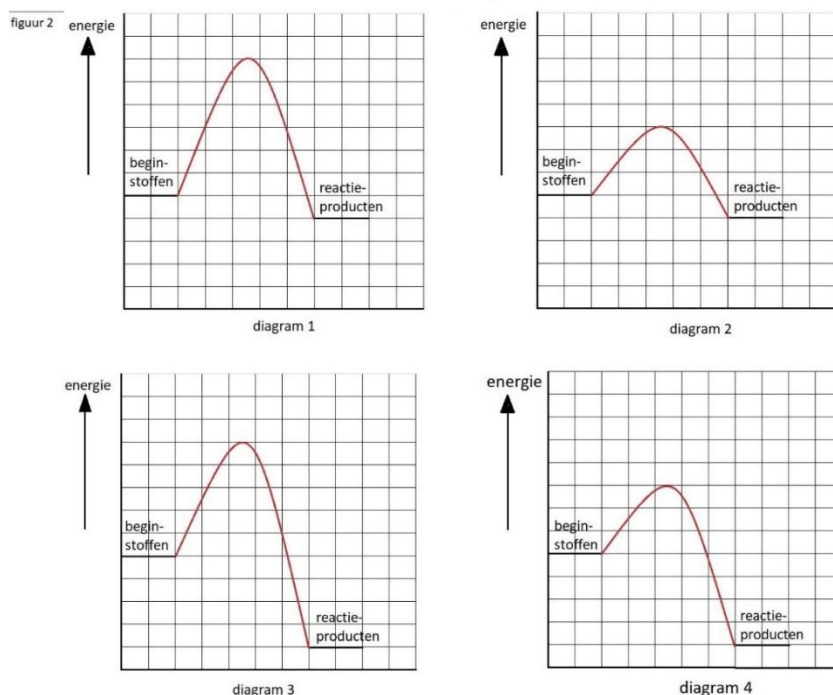
Bij de reactie van methaan met broom onder invloed van zonlicht wordt monobroommethaan gevormd. Als men de reactie van een mengsel van 1 mol methaan met 1 mol broom vergelijkt met die van een mengsel van 1 mol methaan met 1 mol chloor bij overigens gelijke omstandigheden van temperatuur en druk, dan vallen twee belangrijke verschillen op:

- de snelheid van de vorming van monobroommethaan is veel kleiner dan de snelheid van de vorming van monochloormethaan;
- bij de vorming van 1 mol monobroommethaan komt minder energie vrij dan bij de vorming van 1 mol monochloormethaan.

Het energiediagram van de vorming van 1 mol monochloormethaan is weergegeven in figuur 1



In de diagrammen 1 tot en met 4 van figuur 2 is de schaalverdeling op de verticale as van de diagrammen dezelfde als in het diagram in figuur 1. Eén van de diagrammen van figuur 2 geeft het energiediagram van de vorming van 1 mol monobroommethaan op de juiste wijze weer.



- 2 Welk diagram is dat. Geef een verklaring voor je antwoord.

Diagram 1.

Bij de reacties voorgesteld door diagram 3 en 4 komt meer energie vrij dan bij de vorming van monochloormethaan, dus deze diagrammen vallen af. Bij diagram 2 is de vrijgekomen energie wel minder, maar de activeringsenergie is kleiner dan bij de vorming van monochloormethaan waardoor de reactiesnelheid juist groter zou zijn, dus diagram 2 valt ook af.

Bij diagram 1 is zowel de activeringsenergie groter en de vormingsenergie kleiner dan bij de vorming van monochloormethaan, dus stelt diagram 1 de vorming van monobroomethaan voor.

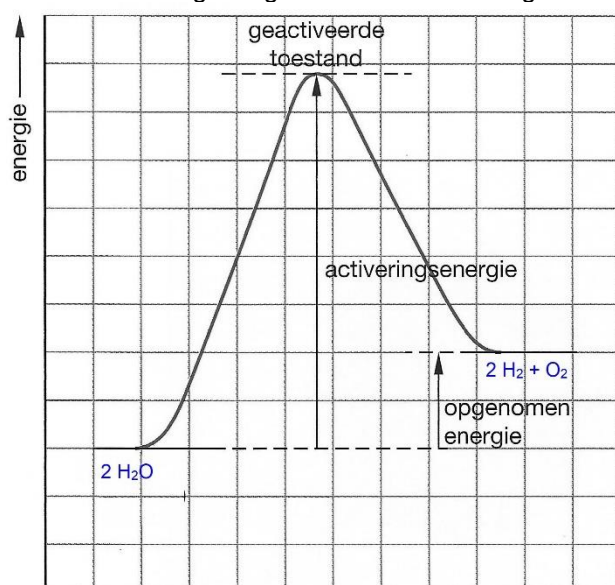
4.2 Ontleding van water

100 g water ontleedt in waterstof en zuurstof. Dit is een endotherme reactie.

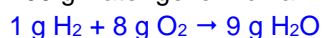
- 1 Leg uit welke stof(fen) de meeste chemische energie bezitten, water of de reactieproducten waterstof en zuurstof samen?

Water bezit minder energie, want voor de ontleding is energie nodig (endotherme reactie), dus bezitten H_2 en O_2 samen meer energie dan water.

- 2 Teken een energiediagram voor de ontleding van water. Geef ook de activeringsenergie aan.



- 3 Waterstof en zuurstof reageren in de massaverhouding 1 : 8. Bereken hoeveel g waterstof en zuurstof uit 100 g water gevormd zal worden.



Uit 10 g water kan 11 g H_2 en 89 g O_2 worden gevormd.

- 4 Zal de reactiewarmte voor de verbranding van waterstof kleiner zijn dan die voor de ontleding van water, even groot of groter? Leg je antwoord goed uit aan de hand van het energiediagram dat je bij onderdeel 2 hebt getekend.

De reactie verloopt in omgekeerde richting, dus de hoeveelheid energie die was opgenomen wordt nu afgestaan. Dat betekent dat het getal hetzelfde blijft, maar nu negatief wordt (exotherme reactie).

4.3 Aspro 500 bruis

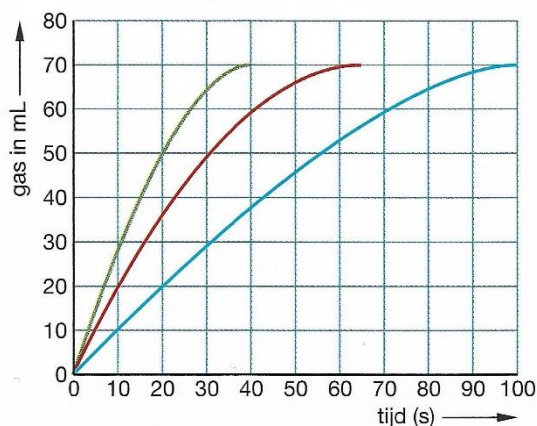
De hoofdpijntabletten 'Aspro 500 bruis' bevatten een stof die met water reageert. Eén van de reactieproducten is een gas. Om na te gaan op welk moment de snelheid van deze reactie het grootst is, hebben leerlingen een tablet in water gedaan en daarna op verschillende tijdstippen gemeten hoeveel gas er is ontstaan. Ze deden drie proeven waarbij de verdelingsgraad van de tablet varieerde.

Ze gebruikten in:

- proef 1: een hele tablet;

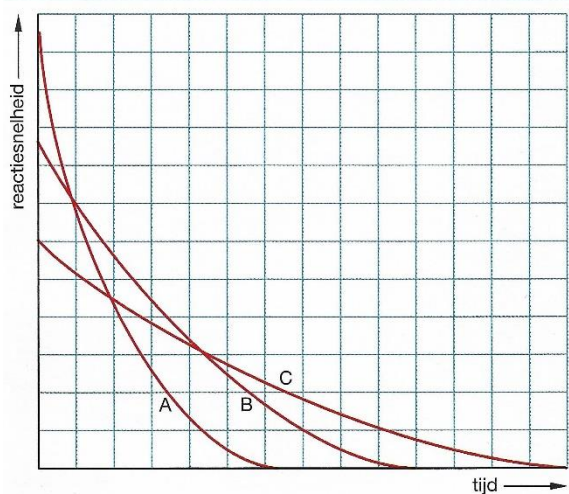
- proef 2: een tablet in vier stukken gebroken;
- proef 3: een verpoederde tablet.

In het diagram van onderstaande figuur is de hoeveelheid gas (in mL) uitgezet tegen de tijd.



- 1 Leg uit waarom deze curven alle drie op hetzelfde eindniveau komen.
In iedere tablet zit evenveel van de stof die het gas vormt, dus ontstaat er in alle gevallen evenveel gas.
- 2 Leg uit waarom het eerste deel van de drie curven verschillend is.
De verdelingsgraad verschilt.

In het onderstaande diagram is voor elk van de drie proeven weergegeven hoe de reactiesnelheid verandert tijdens de proef.

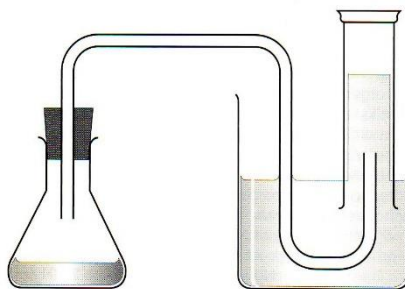


- 3 Leg uit welke lijn (A, B of C) bij welke proef hoort.
Bij A is de reactiesnelheid het grootst. Daarbij hoort de grootste verdelingsgraad en dat is proef 3.
Bij B is de reactiesnelheid kleiner dan A, maar groter dan bij C. Daarbij hoort proef 2.
Bij C is de reactiesnelheid het kleinst. Daarbij hoort proef 1 met de kleinste verdelingsgraad.

4.4 Schelp

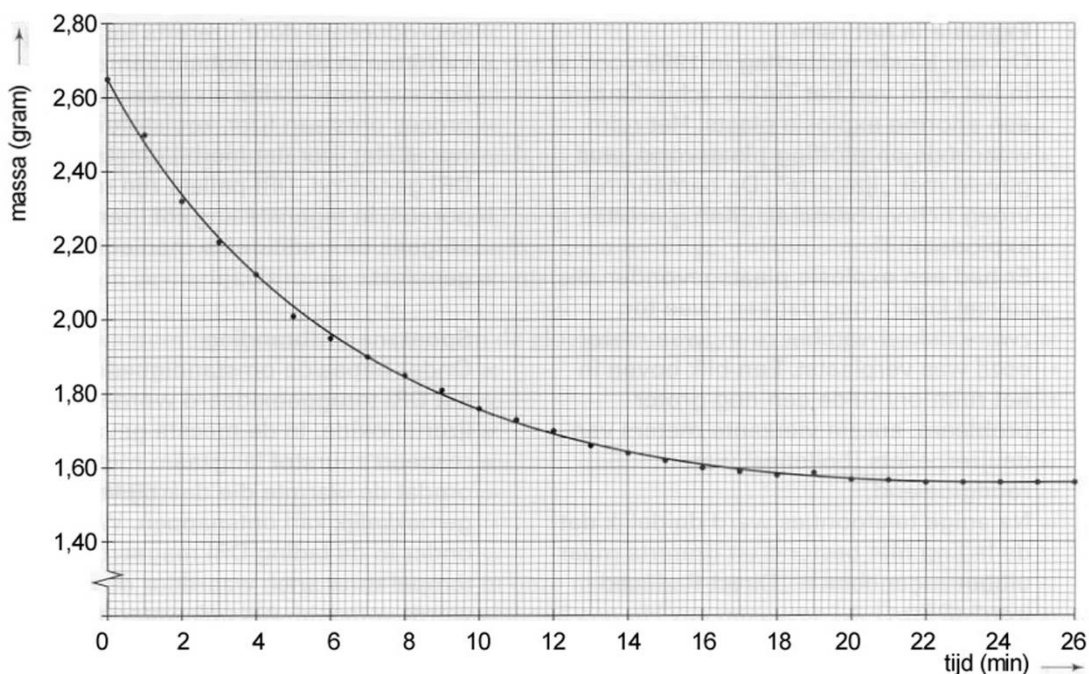
Een schelp bestaat voornamelijk uit calciumcarbonaat. Bianca moet uitzoeken hoe snel een schelp wordt aangetast door zure oplossingen. Bij de reactie van een schelp met een zuur ontstaat het gas koolstofdioxide. Bianca wil het gas opvangen en meten.

- 1 Teken een opstelling die geschikt is om de hoeveelheid gas die bij deze reactie ontstaat, op te vangen en te meten.



Bianca bedenkt dat ze de proef ook kan uitvoeren door de massa-afname van het reactievat met inhoud te bepalen. Ze plaatst een bekeerglas met 200 mL zoutzuur (een overmaat) op een balans en zet de balans op nul. Vervolgens brengt ze op tijdstip $t = 0$ minuten haar schelp in het bekeerglas met zoutzuur.

Bianca noteert iedere minuut de massa die de balans aangeeft. Van haar resultaten maakt ze een diagram dat er als volgt uitziet:



- Hoe is aan het diagram te zien dat de reactiesnelheid tijdens de proef afneemt?
De daling van de lijn verloopt steeds minder snel, de lijn wordt minder steil.
- Leg uit waarom tijdens het experiment de reactiesnelheid afneemt.
Tijdens de reactie daalt de concentratie van het zoutzuur. Daarmee neemt de botsingskans af en daalt de reactiesnelheid.
- Bereken met behulp van het diagram de gemiddelde reactiesnelheid gedurende de eerste 10 minuten. De reactiesnelheid is hier het aantal mg calciumcarbonaat dat per seconde reageert.
Tijdens de eerste 10 minuten daalt de massa van 2,65 gram naar 1,76 gram.
Er is dus $2,65 - 1,76 = 0,89 \text{ g} = 890 \text{ mg}$ calciumcarbonaat verdwenen.
De reactie snelheid is dus $\frac{890 \text{ mg}}{10 \text{ min} \times 60 \text{ s/min}} = 1,5 \text{ mg/s}$

Ze doet een tweede experiment met een zelfde soort schelp met dezelfde massa, maar een geconcentreerder zoutzuur. Bianca vergelijkt de reactiesnelheid van het eerste en tweede experiment door

te kijken naar de massa-afname bij beide experimenten gedurende de eerste vier minuten. Bij het eerste experiment gaf de balans op tijdstip $t = 4$ minuten een massa van 2,12 gram aan.

- 5 Leg uit of de balans bij het tweede experiment op $t = 4$ minuten een massa aangeeft die kleiner dan, gelijk aan of groter dan 2,12 gram is.

Bij het tweede experiment is de concentratie van het zoutzuur hoger, dus de reactiesnelheid is ook hoger. Er reageert meer calciumcarbonaat en er is dus een massa die kleiner is dan 2,12 gram

Tenslotte doet Bianca een derde experiment met een zelfde soort schelp met dezelfde massa. Net als bij het eerste experiment gebruikt ze hetzelfde zoutzuur. Dit zoutzuur heeft ze echter verwarmd en de temperatuur van het zoutzuur is duidelijk hoger dan die bij het eerste experiment.

- 6 Neem het diagram over en schets hierin hoe de massa-afname van het calciumcarbonaat zal verlopen tijdens experiment drie. Geef hierbij een korte uitleg.

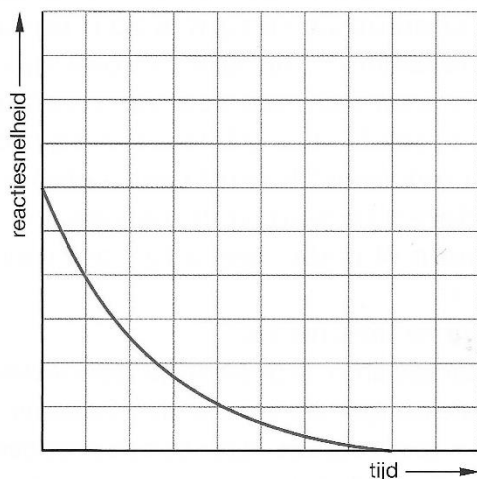
In het diagram moet de lijn voor experiment 3 steiler naar beneden gaan dan die van experiment 1. Het antwoord moet de notie bevatten dat een reactie sneller gaat bij hogere temperatuur. De lijn moet eerder horizontaal gaan lopen op het niveau van 1,58 gram.

4.5 Reactie ijzer met zoutzuur

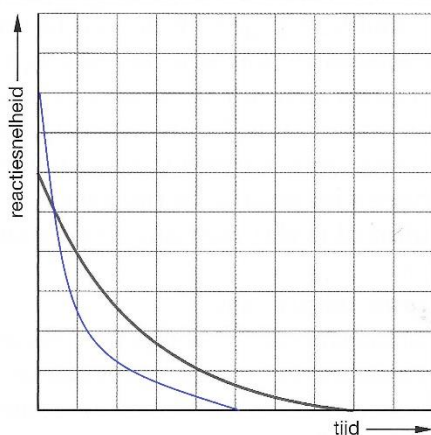
Als je ijzer mengt met een oplossing van waterstofchloride treedt een reactie op waarbij waterstofgas ontstaat.

De hoeveelheid waterstof die per seconde ontstaat is een maat voor de reactiesnelheid.

In onderstaande figuur is het verloop van de snelheid van deze reactie in de tijd weergegeven.



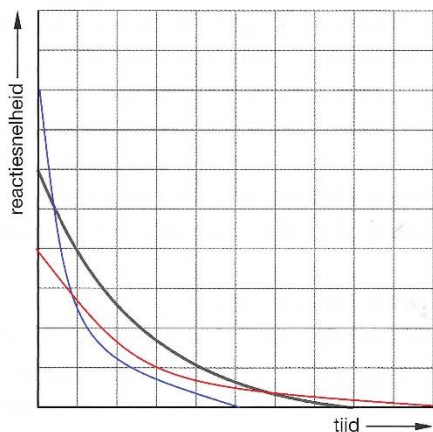
- 1 Neem het diagram over en schets het verband tussen de snelheid en de tijd als je fijner verdeeld ijzer gebruikt. Verklar je diagram.



Door de fijnere verdeelingsgraad is het reactieoppervlak groter waardoor er meer effectieve botsingen per

seconde kunnen plaatsvinden. Hierdoor is in het begin de reactiesnelheid groter en is de reactie eerder afgelopen ten opzichte van de beginsituatie.

- 2 Schets in hetzelfde diagram het verband tussen de snelheid en de tijd als je een meer verdunde waterstofchloride oplossing gebruikt. Verklaar je diagram.

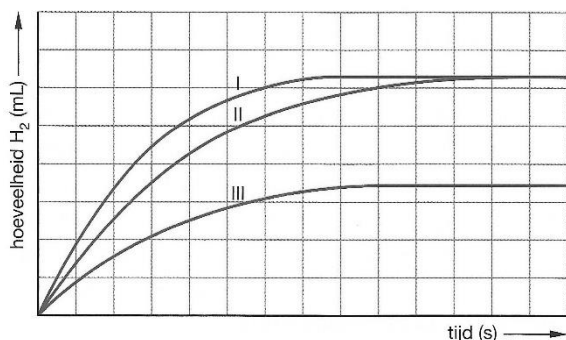


Door de verdunning is het aantal waterstofchloride deeltjes per mL verminderd waardoor er per seconde minder kans is op effectieve botsingen. Hierdoor is de reactiesnelheid in het begin kleiner en duurt de reactie langer ten opzichte van de beginsituatie.

4.6 Reactiesnelheid magnesium en zoutzuur

Drie leerlingen onderzoeken elk de grootte van de snelheid van de reactie tussen magnesium en een waterstofchloride-oplossing, maar ze doen dit onder verschillende omstandigheden. Bij de reactie ontstaat waterstofgas, dat wordt opgevangen in een gasmeetspuit. Om de tien seconden bepaalt elke leerling hoeveel waterstof zich in zijn gasmeetspuit bevindt.

Als de proefjes zijn afgelopen verwerken de leerlingen hun meetresultaten in het onderstaande diagram. Op de horizontale as is de tijd uitgezet en op de verticale as de hoeveelheid waterstof.



- Hoe komt het dat alle drie de lijnen na een bepaalde tijd horizontaal lopen? Licht je antwoord toe.
Eén van de beginstoffen is op waardoor er niet meer H_2 kan worden gevormd.
- Welke lijn heeft betrekking op de grootste reactiesnelheid? Licht je antwoord toe.
Lijn I, want daaruit blijkt dat per tijdseenheid het meeste H_2 wordt gevormd
- Wat zou de oorzaak kunnen zijn van het verschil tussen lijn I en lijn II? Licht je antwoord toe met behulp van het botsende-deeltjesmodel.
Aangezien er uiteindelijk even veel H_2 gevormd, zou de temperatuur bij proef I hoger kunnen zijn dan bij proef II. Bij hogere temperatuur bewegen de deeltjes sneller waardoor er per seconde meer kans is op effectieve botsingen; de maximale hoeveelheid H_2 wordt eerder bereikt dan bij lijn II, dus een grotere reactiesnelheid.

4.7 Evenwicht

Wanneer men een oplossing met cerium(IV)ionen mengt met een oplossing met thallium(I)ionen, treedt een reactie op. Hierbij worden cerium(III)ionen en thallium(III)ionen gevormd. Uiteindelijk stelt zich een evenwicht in.

- 1 Geef dit evenwicht in een vergelijking weer.



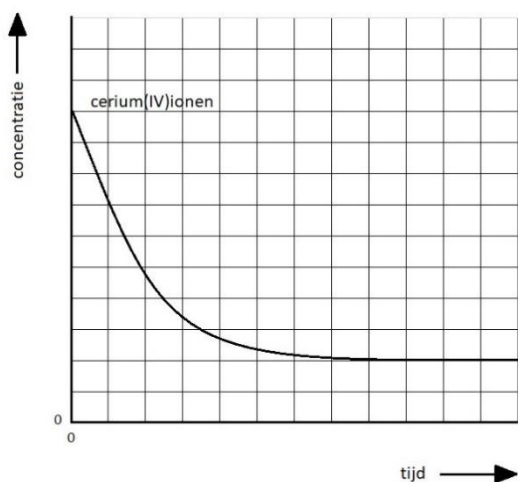
De snelheid waarmee het evenwicht zich instelt, wordt onderzocht.

Men mengt daartoe een oplossing met cerium(IV)ionen met een oplossing met thallium(I)ionen. Vervolgens neemt men met regelmatige tussenpozen een monster (een hoeveelheid) van het reactiemengsel en bepaalt hierin de concentratie van de cerium(IV)ionen.

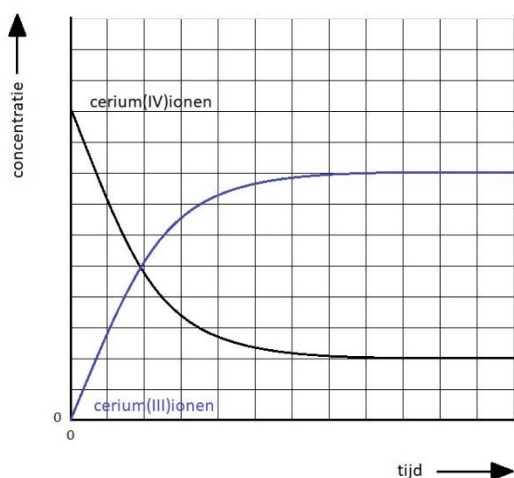
- 2 Geef aan waarom het nemen van een monster de snelheid waarmee het evenwicht zich instelt niet beïnvloedt.

De snelheid van een reactie is afhankelijk van de concentratie van de reagerende stoffen en niet van de totale hoeveelheid stof. Door een monster te nemen verander je wel de hoeveelheid stof die aanwezig is, maar niet de concentratie hiervan. Het nemen van een monster beïnvloedt daarom niet de snelheid, waarmee het evenwicht zich instelt.

In onderstaand diagram is, vanaf het moment van samenvoegen van de oplossingen, het verloop van de concentratie van cerium(IV)ionen tegen de tijd weergegeven.



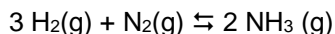
- 3 Neem het diagram over en teken in dat diagram het verloop van de concentratie van cerium(III)ionen tegen de tijd.



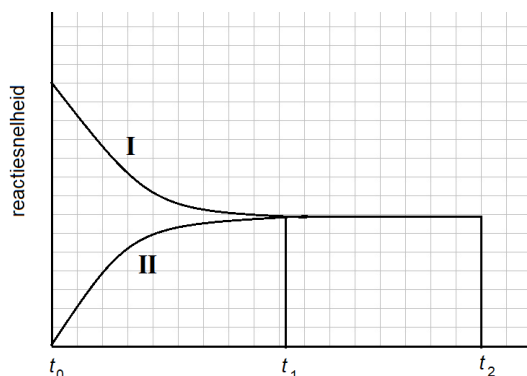
De concentratie van Ce^{3+} neemt even sterk toe als $[\text{Ce}^{4+}]$ afneemt (zie reactievergelijking) en hij zal niet meer veranderen zodra $[\text{Ce}^{4+}]$ een constante waarde heeft bereikt; er is dan sprake van een evenwicht. $[\text{Ce}^{4+}]$ neemt ongeveer 8 eenheden (op de verticale as) af; $[\text{Ce}^{3+}]$ kan daarom maximaal 8 eenheden toenemen. Bovendien snijden de krommen elkaar op het moment waarop de $[\text{Ce}^{4+}]$ is gehalveerd; op dat moment is $[\text{Ce}^{4+}] = [\text{Ce}^{3+}]$.

4.8 Reactie van waterstof en stikstof in een afsloten vat.

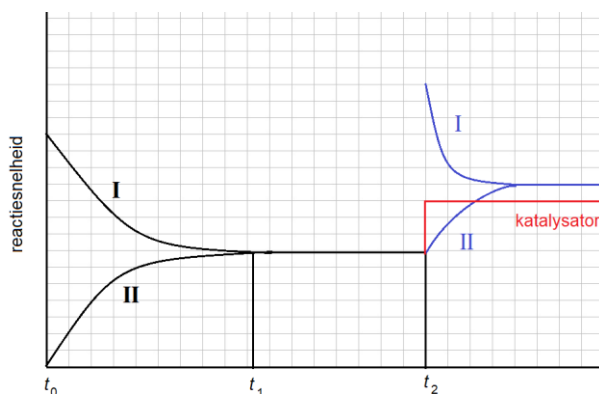
Bekijk het volgende evenwicht in een afgesloten vat:



In de onderstaande grafiek is er evenwicht vanaf tijdstip t_1 . In de grafiek stelt reactie I de reactie naar rechts en reactie II de reactie naar links voor.



- Welke stoffen zijn tussen het tijdstip t_0 en t_1 in het vat aanwezig? Leg dit kort uit.
 H_2 en N_2 , want de reactie verloopt snel vanaf het begin en NH_3 , want de reactiesnelheid naar rechts is niet nul / de reactie naar rechts verloopt ook al een beetje
- Neem de grafiek over en schets het verloop van de reactiesnelheden na tijdstip t_2 , als er op dat moment plotseling extra stikstof wordt toegevoegd. Verder blijven alle omstandigheden gelijk. Geef, als de reactiesnelheden niet gelijk zijn, aan welk deel van de grafiek bij welke reactie hoort.



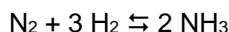
Bij toename van N_2 geldt voor de snelheid van de reactie naar rechts tijdelijk $s_1 > s_2$.

- Neem de grafiek nogmaals over en schets het verloop na t_2 als er op dat moment een katalysator wordt toegevoegd.
Een katalysator verhoogt de reactiesnelheid van beide reacties evenveel.
- Leg uit of de druk in het reactievat tussen tijdstip t_0 en t_1 groter wordt, kleiner wordt, of gelijk blijft.
Tijdens de reactie wordt steeds meer H_2 en N_2 omgezet in NH_3 . Hierdoor neemt het aantal moleculen af, dus de druk neemt af.

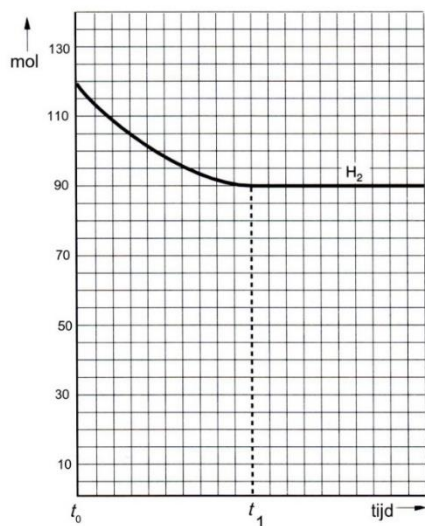
4.9 Reactie van waterstof en stikstof in een afgesloten vat (2)

Op het tijdstip t_0 brengt men in een vat 40 mol stikstof en een hoeveelheid waterstof.

Op het tijdstip t_1 heeft zich het volgende evenwicht ingesteld:



In onderstaand diagram is de hoeveelheid waterstof uitgezet tegen de tijd.



Vanaf t_1 loopt de lijn in het diagram horizontaal.

- 1 Volgt hieruit dat er vanaf t_1 geen reactie meer plaatsvindt? Licht het antwoord toe.

Er vindt zowel een heen- als teruggaande reactie plaats, maar in de evenwichtstoestand (vanaf t_1) zijn de snelheden hiervan aan elkaar gelijk. Daardoor blijven de hoeveelheden H_2 , N_2 en NH_3 constant.

- 2 Bereken hoeveel mol stikstof op het tijdstip t_1 aanwezig is en schets in het diagram hoe de hoeveelheid stikstof verandert in de loop van de tijd

Uit de grafiek volgt dat er 90 mol H_2 over is in de evenwichtssituatie van de in het begin aanwezige 120 mol, dus er is 30 mol H_2 omgezet. Uit de molverhouding: 1 mol $\text{N}_2 \triangleq 3 \text{ mol H}_2 \triangleq 2 \text{ mol NH}_3$ volgt voor de omgezette en gevormde hoeveelheden: 30 mol $\text{H}_2 \triangleq 10 \text{ mol N}_2 \triangleq 20 \text{ mol NH}_3$.

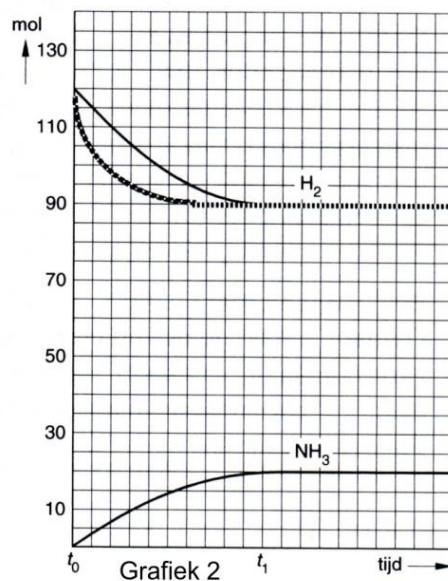
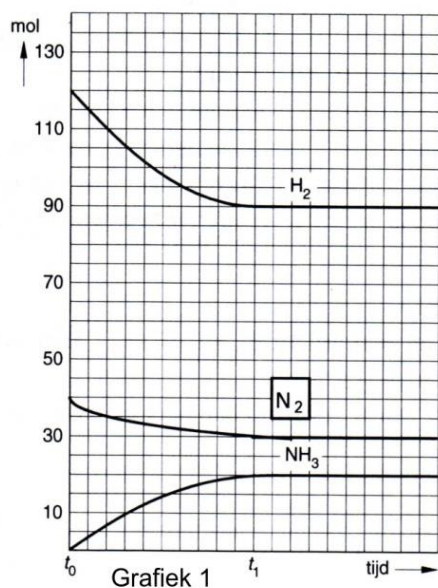
In tabelvorm:

molverhouding	1 mol N_2	3 mol H_2	2 mol NH_3
begin	40	120	0
omgezet/gevormd	-10	-30	20
evenwicht $\triangleq t_1$	30	90	20

De hoeveelheid stikstof in het evenwicht bedraagt dus 30 mol (zie grafiek 1).

- 3 Schets in het diagram ook hoe de hoeveelheid ammoniak verandert in de loop van de tijd.

De hoeveelheid NH_3 stijgt van 0 tot 20 mol (zie grafiek 1).



Bij kamertemperatuur ligt het evenwicht vrijwel geheel aan de kant van ammoniak. Bij hogere temperatuur is in het evenwichtsmengsel minder ammoniak aanwezig. Toch werkt men bij de ammoniakfabricage met temperaturen tussen 400 °C en 500 °C.

- 4 Verklaar dit werken bij hoge temperatuur.

De hogere temperatuur is nodig om een grotere reactiesnelheid te krijgen. (Denk aan het botsende-deeltjesmodel: een hogere temperatuur leidt tot meer effectieve botsingen, dus tot een grotere reactiesnelheid en dus tot een snellere instelling van het evenwicht. Per keer kan maar weinig ammoniak worden afgescheiden, maar dat kan wel vaak, dus toch een grotere opbrengst.)

Het ammoniakevenwicht stelt zich pas in als er een geschikte katalysator aanwezig is.

- 5 Geef in het diagram aan hoe de afname van de hoeveelheid waterstof zou verlopen als er meer van de katalysator zou worden toegevoegd.

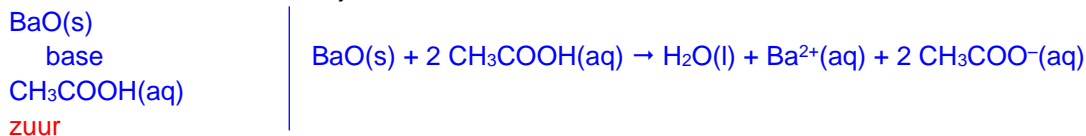
Zie grafiek 2. (De stippellijn is de afname van waterstof met meer katalysator).

5 Zuren en basen (inclusief titraties)

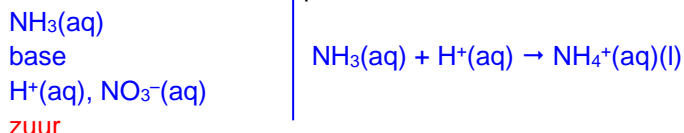
5.1 Zuur-base reacties

Geef de reactievergelijking van de reactie die optreedt bij het mengen van de volgende stoffen:

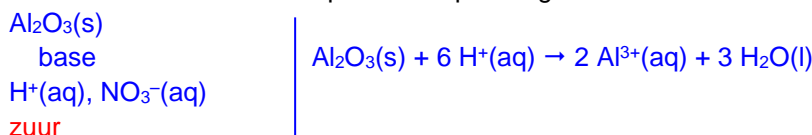
- 1 Bariumoxide en verdund azijnzuur.



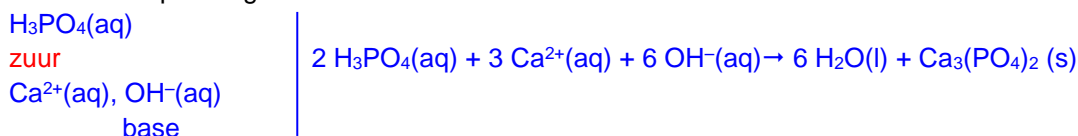
- 2 Ammonia en verdund salpeterzuur.



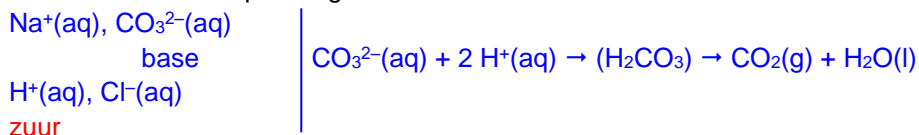
- 3 Aluminiumoxide en een salpeterzuuroplossing.



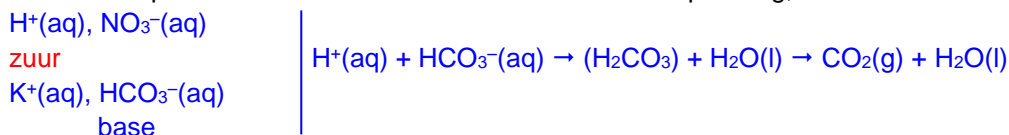
- 4 Fosforzuur-oplossing en kalkwater.



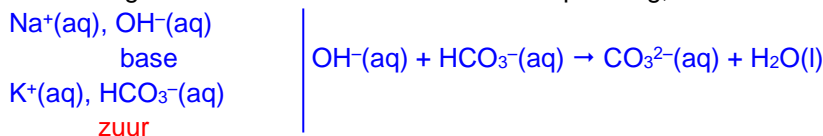
- 5 Natriumcarbonaat-oplossing en zoutzuur.



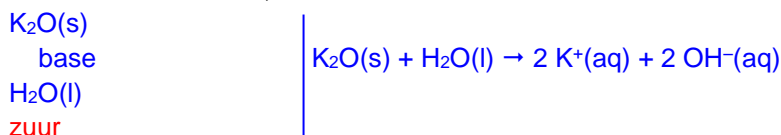
- 6 Verdund salpeterzuur en een kaliumwaterstofcarbonaat-oplossing;



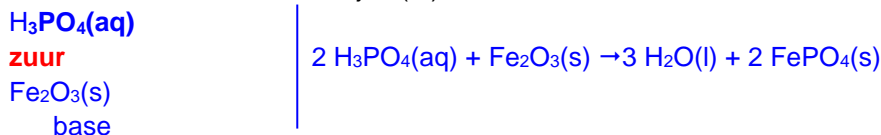
- 7 Natronloog en een kaliumwaterstofcarbonaat-oplossing;



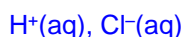
- 8 Kaliumoxide en water;



- 10 Verdund fosforzuur met vast ijzer(III)oxide;



11 Zoutzuur en een oplossing van natriumacetaat;



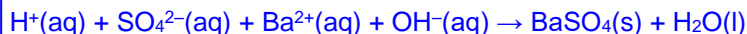
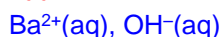
zuur



12 Verdund zwavelzuur en een oplossing van bariumhydroxide.



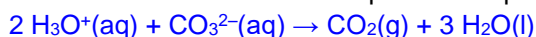
zuur



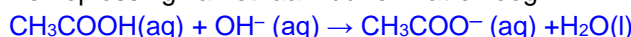
5.2 Verlopen de volgende reacties?

Ga na of de volgende zuren en basen met elkaar kunnen reageren. Zo ja, geef de reactievergelijking. Zo nee, leg duidelijk uit waarom niet.

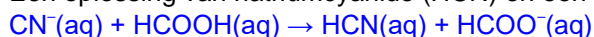
1 Een overmaat van een van salpeterzuur oplossing en een oplossing van natriumcarbonaat.



2 Een oplossing van ethaanzuur en natronloog.



3 Een oplossing van natriumcyanide (HCN) en een oplossing van methaanzuur (HCOOH).



4 Een overmaat zoutzuur en vast zilveroxide.



5 Een oplossing van ammoniumchloride en een oplossing van kaliumfluoride.

$\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq}) \rightarrow$ geen reactie omdat HF een sterker zuur is dan NH_4^+ en NH_3 een sterkere base dan F^- .

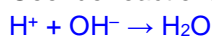
6 Een oplossing van ammoniumchloride met een oplossing van natriumacetaat.

NH_4^+ is een zwakker zuur dan CH_3COOH , dus de reactie verloopt niet.

5.3 Molariteit van een zwavelzuuroplossing

Een leerling bepaalt de molariteit van een zwavelzuuroplossing. Hij voegt aan 25,00 mL zwavelzuuroplossing twee druppels van een broomthymolblauw-oplossing (BTB) toe. Vervolgens neutraliseert hij de oplossing door 26,48 mL van 0,1023 M natronloog toe te voegen.

1 Geef de reactievergelijking die bij de neutralisatie optreedt.



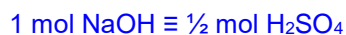
2 Beredeneer welke kleuromslag de leerling waarneemt.

De oplossing gaat van zuur naar neutraal.

Bij een pH lager 6,0 is broomthymolblauw geel en boven een pH van 7,6 blauw van kleur.

De kleuromslag gaat dus van geel naar blauw.

3 Bereken de molariteit van de zwavelzuuroplossing.



$$26,48 \text{ mL} \times 0,1023 \text{ mmol/mL} = 2,7089 \text{ mmol NaOH} \equiv \frac{1}{2} \times 2,7089 \text{ mmol} = 1,3545 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4$$

Deze hoeveelheid bevindt zich in 25,00 mL; de molariteit van de zwavelzuur oplossing is dus $1,3545 \text{ mmol} / 25,00 \text{ mL} = 0,05418 \text{ mol/L}$

4 Bereken de pH van de gebruikte natronloog.

5.4 pH-berekeningen

Bereken de pH van de volgende oplossingen:

1 4,0 M zoutzuur;

$$[\text{H}^+] = 4,0 \text{ mol/L} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 4,0 = -0,60$$

2 1,5 · 10⁻³ M kalkwater (een oplossing van calciumhydroxide);

Kalkwater is een oplossing van $\text{Ca}(\text{OH})_2$

$$[\text{OH}^-] = 2 \times 1,5 \cdot 10^{-3} \quad \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 3,0 \cdot 10^{-3} = 2,52$$

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,00 - 2,52 = 11,48$$

- 3 2,0 M natronloog;

$$[\text{OH}^-] = 2,0 \quad \text{pH} = 14,0 - (-\log 2,0) = 14,30$$

- 4 $3,0 \cdot 10^{-2}$ M zwavelzuur;

$$[\text{H}^+] = 2 \times 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 2 \times 3,0 \cdot 10^{-2} = 1,22$$

Je hebt een oplossing van natronloog met een pH van 12,50. 250 mL van deze natronloog wordt met water verdund tot pH = 11,60.

- 5 Bereken hoeveel mL water er is toegevoegd om de pH van 12,5 naar 11,6 te brengen.

$$\text{pOH}_{\text{voor verdunnen}} = 14,0 - 12,50 = 1,50 \quad [\text{OH}^-]_{\text{voor}} = 10^{-1,50} = 3,16 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{pOH}_{\text{na verdunnen}} = 14,0 - 11,60 = 2,40 \quad [\text{OH}^-]_{\text{na}} = 10^{-2,40} = 3,98 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{verduunningsfactor } f = [\text{OH}^-]_{\text{voor}} / [\text{OH}^-]_{\text{na}} = 3,16 \cdot 10^{-2} / 3,98 \cdot 10^{-3} = 8$$

$$V_{\text{na verdunnen}} = f \times V_{\text{voor verdunnen}} = 8 \times 250 \text{ mL} = 2000 \text{ mL. Toegevoegd: } 2000 - 250 = 750 \text{ mL water.}$$

5.5 Hoeveel mol is er opgelost?

- 1 Bereken hoeveel gram salpeterzuur is opgelost in 100 mL van een salpeterzuuroplossing met een pH = 3,5.

$$[\text{H}^+] = 10^{-3,5} = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \quad \text{Molariteit salpeterzuuroplossing} = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{In 100 mL aanwezig (1000 mL / 100 mL)} \times 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} = 3,16 \cdot 10^{-5} \text{ mol HNO}_3$$

$$\text{In 100 mL oplossen: } 3,16 \cdot 10^{-5} \text{ mol HNO}_3 \times 63,01 \text{ g/mol} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

- 2 Bereken hoeveel gram natriumhydroxide je moet oplossen in 250,0 mL oplossing om een oplossing te krijgen met een pH = 9,5.

$$\text{pOH} = 14,0 - 9,5 = 4,5 \quad [\text{OH}^-] = 10^{-4,5} = 3,16 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{In 1L oplossen } 3,16 \cdot 10^{-5} \text{ mol NaOH} \times 40,00 \text{ g/mol} = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ g NaOH}$$

$$\text{In 250 mL oplossen } \frac{1}{4} \times 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ g NaOH} = 3 \cdot 10^{-4} \text{ g}$$

5.6 Vergelijking van zure oplossingen

Je hebt drie genummerde bekerglazen I, II en III, die respectievelijk bevatten:

I verdund zoutzuur;

II verdund zwavelzuur (zwavelzuur is volledig geïoniseerd);

III verdund azijnzuur.

In alle drie de bekerglazen is de pH 3,2.

- 1 Beredeneer in welk bekerglas het grootste aantal mol zuur is opgelost en in welk bekerglas het kleinste aantal mol.

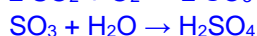
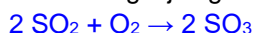
Azijnzuur is een zwak zuur, dus gedeeltelijk gesplitst. Om dezelfde pH te bereiken als in van verdund zoutzuur moet er meer azijnzuur zijn opgelost dan HCl.

Zwavelzuur is volledig in ionen gesplitst. Per mol levert zwavelzuur 2 mol H^+ , terwijl zoutzuur per mol 1 mol H^+ levert. Van zwavelzuur is dus het minst opgelost om een pH van 3,2 te bereiken en van azijnzuur het meest. Van HCl is 2 keer zoveel opgelost als van zwavelzuur.

5.7 Verzuring door de verbranding van steenkool

Met 1 miljard ton verstookte steenkool per jaar is China de belangrijkste producent van koolstofdioxide en zwaveldioxide ter wereld. De zure regen die het resultaat is van de verbranding van zwavelhoudende steenkool, bevat opgelost zwavelzuur. Dit opgeloste zwavelzuur ontstaat in de lucht in twee stappen uit zwaveldioxide. Eerst wordt het zwaveldioxide omgezet tot zwaveltrioxide. Dit zwaveltrioxide reageert vervolgens met (regen)water tot een oplossing van zwavelzuur.

- 1 Geef de hierboven beschreven vorming van een oplossing van zwavelzuur uit zwaveldioxide in twee reactievergelijkingen weer.



Regenwater is van nature al enigszins zuur doordat één van de gassen die in schone lucht voorkomen met water een zure oplossing vormt.

- 2 Geef de formule van dit gas.



Natuurlijk regenwater heeft $\text{pH} = 5,6$. Zure regen is regen met pH lager dan 5,6. In sterk verontreinigde gebieden in China is het geen zeldzaamheid dat er regen valt die 50 keer zo zuur is als natuurlijk regenwater.

- 3 Bereken de pH van regenwater dat 50 keer zo zuur is als natuurlijk regenwater.

$$[\text{H}^+]_{\text{regenwater}} = 10^{-5,6} \quad [\text{H}^+]_{\text{China}} = 50 \times 10^{-5,6} \quad \text{pH} = \text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 50 \times 10^{-5,6} = 3,9$$

5.8 Tanderosie

Tekstfragment

“Tanderosie is het verschijnsel dat tandglazuur oplost door gebruik van zure voeding. Veel zuur zit bijvoorbeeld in cola, cassis en up-dranken. Volgens de informatiefolder van het Academisch Centrum Tandheelkunde te Amsterdam zit er in frisdrank soms wel 150 gram citroenzuur per liter.”

Het verschijnsel dat hiervoor wordt beschreven, is in feite een reactie tussen een zuur bevattende frisdrank en hydroxyapatiet, het hoofdbestanddeel van tandglazuur. Hydroxyapatiet is een zout met formule $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$.

- 1 Geef de formule van een soort deeltjes in hydroxyapatiet die reageert met het zuur in cola.

PO_4^{3-} en OH^- omdat het beide basen zijn.

Jaap twijfelt aan de bewering in tekstfragment dat er soms wel 150 gram citroenzuur per liter frisdrank aanwezig is. Daarom onderzoekt hij de concentratie citroenzuur in een up-drank. Hij brengt 25,0 mL van deze drank in een erlenmeyer en verwarmt de inhoud enige tijd om alle opgeloste koolstofdioxide te verwijderen. Na afkoelen van de vloeistof moet hij 26,03 mL 0,0500 M natronloog toevoegen om alle citroenzuur te laten reageren.

- 2 Bereken het aantal gram citroenzuur per liter in de onderzochte up-drank.

Neem aan dat de citroenzuurmoleculen en de toegevoegde OH^- ionen reageren in de molverhouding 1 : 3 en dat natronloog alleen met citroenzuur reageert.

De molaire massa van citroenzuur bedraagt $192,1 \text{ g mol}^{-1}$.

$3 \text{ mol OH}^- \equiv 1 \text{ mol citroenzuur} \rightarrow 1 \text{ mol NaOH} \equiv 1/3 \text{ mol citroenzuur}$

$26,03 \text{ mL} \times 0,0500 \text{ mmol/mL} = 1,3015 \text{ mmol NaOH} \equiv 1/3 \times 1,3015 = 0,43383 \text{ mmol citroenzuur}$

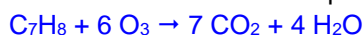
$0,43383 \text{ mmol citroenzuur} \times 192,1 \text{ mg/mmol} = 83,339 \text{ mg citroenzuur}$

Deze hoeveelheid zat in 25,00 mL \rightarrow In 1 L aanwezig $(1000 / 25,00) \times 83,339 \text{ mg} = 3,334 \cdot 10^3 \text{ mg} = 3,334 \text{ g}$

5.9 Drinkwater

Om drinkwater te produceren wordt UV-licht gebruikt. UV-licht zorgt er voor dat er ozon ontstaat. Ozon is een molecuul dat uit drie zuurstofatomen bestaat. Dit molecuul verbrandt complexe organische moleculen die in het drinkwater zitten, zoals pesticiden en medicijnen, volledig.

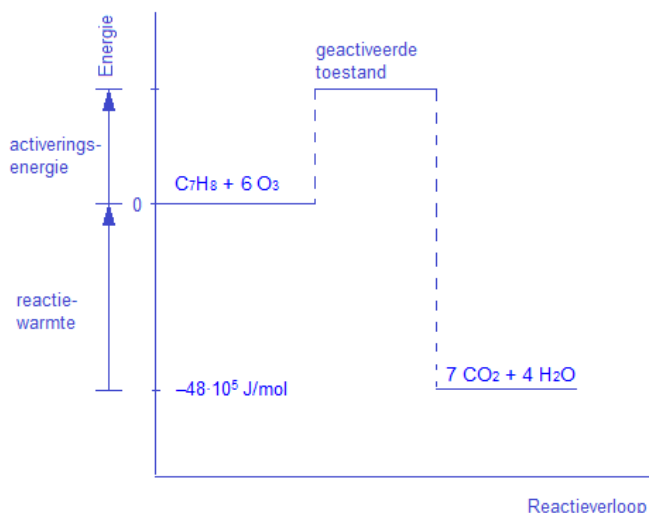
- 1 Bereken de reactiewarmte per mol toluen, C_7H_8 , als deze stof met ozon volledig wordt verbrand.



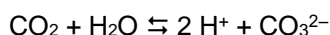
Reactiewarmte per mol $\text{C}_7\text{H}_8 = \{(7 \times -3,935 + 4 \times -2,86) - (0,12 + 6 \times 1,43)\} \cdot 10^5 \text{ J/mol} = -48 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$. Er komt dus $48 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$ toluen aan energie vrij.

- 2 Teken het energiediagram dat hoort bij de voorgaande opdracht. Noteer daarbij op de juiste plaats:
- activeringsenergie
 - geactiveerde toestand

- de berekende reactiewarmte.



Bij de verbranding wordt het gevormde CO_2 opgevangen in 5,0 L water. Het CO_2 lost op volgens:



Na afloop van de reactie heeft het water een pH van 2,80.

- Bereken hoeveel mol CO_2 er in het water is opgelost.
 $pH = 2,80 \rightarrow [H^+] = 10^{-2,80} = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$,
 dus in 5,0 L aanwezig: $5 \text{ L} \times 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = 7,92 \cdot 10^{-3} \text{ mol } H^+$
 Uit de RV volgt: $2 \text{ mol } H^+ \rightarrow 1 \text{ mol } CO_2 \rightarrow 1 \text{ mol } H^+ \equiv \frac{1}{2} \text{ mol } CO_2$
 $7,92 \cdot 10^{-3} \text{ mol } H^+ \equiv \frac{1}{2} \times 7,92 \cdot 10^{-3} \text{ mol } CO_2 = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol } CO_2$
 Er is $4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol } CO_2$ opgelost in 5,0 L water
- Bereken hoeveel Liter CO_2 ($T = 273 \text{ K}$) er in het water is opgelost.
 Het volume is $4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol } CO_2 \times 22,4 \text{ L/mol} = 8,9 \cdot 10^{-2} \text{ L}$
- Geef de naam van het CO_3^{2-} deeltje.
 Carbonaation

5.10 Maagtablet

Het maagsap dat door de cellen in de wand van de maag wordt afgescheiden, bestaat uit zoutzuur waarin een kleine hoeveelheid andere stoffen is opgelost.

De $[H^+]$ in dit maagsap is $0,17 \text{ mol L}^{-1}$ ($pH = 0,77$). In de maag wordt het zuur verdund door het aanwezige voedsel. Daardoor neemt de pH van het zoutzuur toe tot een waarde tussen 1,2 en 2,0.

- Bereken hoeveel keer het zoutzuur wordt verdund wanneer de pH toeneemt van 0,77 tot 1,60.
 $pH = 1,60 \rightarrow [H^+] = 10^{-1,60} = 0,025 \rightarrow \text{verdunning} = \frac{0,17 \text{ mol/L}}{0,025 \text{ mol/L}} = 6,8 \text{ keer}$

Sommige mensen hebben last van „brandend” maagzuur. Om dit tegen te gaan, kan men een zogenoemd maagmiddel innemen. Uit de bijsluiters van één van deze middelen blijkt dat de werkzame bestanddelen in het betreffende middel calciumcarbonaat (6,80 mmol per tablet) en magnesiumcarbonaat (0,95 mmol per tablet) zijn.

De werking van het maagmiddel berust op de reactie van de werkzame bestanddelen met het zuur in de maag. Hierbij reageren calciumcarbonaat en magnesiumcarbonaat met H^+ ionen van het zoutzuur.

- Geef de vergelijkingen van de reacties van calciumcarbonaat en magnesiumcarbonaat met H^+ ionen.
 $CaCO_3 + 2 H^+ \rightarrow H_2O + CO_2 + Ca^{2+}$
 $MgCO_3 + 2 H^+ \rightarrow H_2O + CO_2 + Mg^{2+}$
- Bereken hoeveel mL 0,0600 M zoutzuur op deze manier maximaal kan reageren met de werkzame bestanddelen die in één tablet aanwezig zijn.

Uit de RV's volgt: 1 mol $\text{CaCO}_3 \equiv 2 \text{ mol H}^+$ en 1 mol MgCO_3 dus
 6,80 mmol $\text{CaCO}_3 \equiv 13,60 \text{ mmol H}^+$ en 0,95 mmol $\text{MgCO}_3 \equiv 1,900 \text{ mmol H}^+$
 In totaal reageert (13,60 + 1,900) mmol = 15,50 mmol H^+
 benodigd aantal mL zoutzuur 0,0600 M = $\frac{15,50 \text{ mmol}}{0,0600 \text{ mmol/mL}} = 258 \text{ mL}$

5.11 Wijn

De pH van wijn ligt meestal tussen 2,8 en 3,8.

Deze lage pH wordt veroorzaakt door de aanwezigheid van verschillende zuren. In wijn zijn dat voornamelijk wijnsteenzuur en appelzuur.

Het gehalte aan zuren is mede bepalend voor de smaak. In een boek over het zelf maken van wijn wordt de zuurgraad gedefinieerd als „gram wijnsteenzuur per liter”. In dit boek staat het volgende voorschrift om deze zuurgraad te bepalen:

voorschrift

Aan 10,0 ml (witte) wijn wordt net zo lang druppelsgewijs blauwe loog toegevoegd en goed gemengd tot de kleur van de wijn na het schudden van geel naar groen/lichtblauw verandert. Het aantal ml blauwe loog dat is toegevoegd komt overeen met de zuurgraad, uitgedrukt in gram wijnsteenzuur per liter.

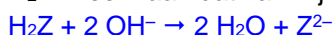
Blauwe loog bestaat uit 0,133 M natronloog waaraan een indicator is toegevoegd.

- 1 Leg uit, aan de hand van gegevens uit de tekst en uit Binas, welke indicator in blauwe loog aanwezig kan zijn.

De indicator is blauw in een basische oplossing en geel in een zure oplossing dus het kan (broom)thymolblauw zijn geweest.

Bij de bepaling van de hoeveelheid zuur in 10,0 ml wijn op bovenbeschreven wijze was 7,5 ml blauwe loog nodig. Volgens het voorschrift moet de wijn dan 7,5 gram wijnsteenzuur per liter bevatten. De massa van een mol wijnsteenzuur is 150,1 gram.

- 2 Laat door een berekening, uitgaande van de uitkomst van deze bepaling, zien dat de onderzochte wijn inderdaad 7,5 gram wijnsteenzuur per liter bevat. Wijnsteenzuur kan worden voorgesteld als H_2Z . Neem aan dat van wijnsteenzuur beide H^+ ionen volledig met natronloog reageren.



$$7,5 \text{ mL} \times 0,133 \text{ mmol/mL} = 0,9975 \text{ mmol OH}^- \equiv 0,4988 \text{ mmol H}_2\text{Z}$$

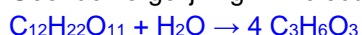
$$0,4988 \text{ mmol H}_2\text{Z} \equiv 0,4988 \text{ mmol} \times 150,1 \text{ mg/mmol} = 74,86 \text{ mg H}_2\text{Z}$$

$$74,86 \text{ mg H}_2\text{Z} \text{ was aanwezig in } 10,0 \text{ mL wijn} = \frac{1000 \text{ mL}}{10,0 \text{ mL}} \times 74,86 \text{ mg} = 7486 \text{ mg} = 7,5 \text{ mg H}_2\text{Z/L}$$

5.12 Hoeveelheid zuur in melk

In melk komt lactose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) voor. Lactose kan door reactie met water omgezet worden in melkzuur ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$).

- 1 Geef de vergelijking in molecuulformules van deze omzetting.



Behalve het door deze reactie gevormde melkzuur zijn in melk nog andere zwakke zuren aanwezig. De totale hoeveelheid zuur is niet steeds hetzelfde: hoe verser de melk is, des te minder zuur is aanwezig.

Joris wil de totale hoeveelheid zuur in een liter melk bepalen. Hij meet de pH van deze melk en vindt daarvoor de waarde 4,0. Hij concludeert hieruit dat in deze melk de totale hoeveelheid zuur $1 \cdot 10^{-4}$ mol per liter bedraagt. Deze conclusie over de hoeveelheid zuur is echter niet juist.

- 2 Waarom is deze conclusie niet juist?

Die conclusie geldt alleen als het om sterke zuren gaat, die volledig splitsen en daarbij de maximale

hoeveelheid H^+ ionen geven. De meeste zuren (waaronder melkzuur) zijn zwak zodat er veel meer ongesplitst zuur aanwezig is dan de pH aangeeft.

De Warenwet schrijft voor dat de totale hoeveelheid zuur in melk bepaald moet worden door titratie met natronloog. De Warenwet stelt de volgende eis aan melk: Voor de titratie van 100 ml melk mag maximaal 8,0 ml 0,25 M natronloog nodig zijn. Joris bepaalt de totale hoeveelheid zuur in melk als volgt: Hij titreert 10,0 ml melk met 0,100 M natronloog. Hij heeft 3,20 ml natronloog nodig.

- 3 Laat met een berekening zien of deze melk aan de bovengenoemde eis van de Warenwet voldoet.
 $1 \text{ mol natronloog} \equiv 1 \text{ mol } H^+$

Joris gebruikt voor 10,0 mL melk 3,20 mL 0,100 M natronloog = 0,320 mmol natronloog

Dus in 100 mL melk aanwezig $100/10 \times 0,320 = 3,20 \text{ mmol natronloog}$.

Volgens de Warenwet mag voor 100 mL maximaal $8,0 \text{ mL} \times 0,25 \text{ mmol/mL} = 2,0 \text{ mmol natronloog}$ verbruikt worden. Joris verbruikt meer dan maximaal is toegestaan. Deze melk voldoet niet aan de eis.

5.13 Water, wijn, melk of bier?

Wanneer men goedgekozen oplossingen bij elkaar voegt, is het mogelijk om verrassende effecten te verkrijgen. Hieronder is een voorschrift weergegeven voor een gocheltruc die daarvan gebruik maakt.

voorschrift

Titel: **Wilt u water, wijn, melk of bier?**

Benodigheden: Vier bekeerglazen van 200 mL

In bekeerglas A: 40 mL 20% natriumcarbonaat-oplossing en
 10 mL verzadigde natriumwaterstofcarbonaat-oplossing en
 100 mL water

In bekeerglas B: 5 druppels fenolftaleïne

In bekeerglas C: 25 mL verzadigde bariumchloride-oplossing

In bekeerglas D: 5 druppels broomthymolblauw en 7 mL 8 M zoutzuur

Uitvoering: Giet de inhoud van bekeerglas A ('water') in bekeerglas B. Hierbij ontstaat een paarsrode vloeistof ('wijn'). Giet vervolgens de 'wijn' in bekeerglas C: er ontstaat een witte suspensie ('melk'). Schenk tenslotte de 'melk' in bekeerglas D. Dan ontstaat een schuimende gele vloeistof ('bier').

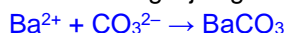
Door de inhoud van bekeerglas A in bekeerglas B te gieten, ontstaat 'wijn'.

- 2p 1 Beredeneer hoe hoog de pH van deze 'wijn' minimaal is.

De kleur van de indicator fenolftaleïne is paarsrood, dus de pH is minimaal 10,0.

De 'melk' die in bekeerglas C ontstaat, is een suspensie van bariumcarbonaat.

- 2p 2 Geef de vergelijking van de reactie waarbij in bekeerglas C de suspensie ontstaat.



- 2p 3 Geef de $[H^+]$ in mol L^{-1} en de pH van het zoutzuur dat in bekeerglas D aan broomthymolblauw wordt toegevoegd.

Noteer je antwoord als volgt:

$[H^+]$: ... 8 (mol/L)

pH: ... -0,9

Bij het uitschenken van de 'melk' uit bekeerglas C in bekeerglas D treedt een zuur-base reactie op. Bij deze proef is óf bariumcarbonaat óf zoutzuur in overmaat aanwezig.

- 2p 4 Welke van deze stoffen is bij de proef in overmaat aanwezig? Geef een verklaring voor je antwoord aan de hand van de kleur van het ontstane 'bier' in bekeerglas D.

De gele kleur geeft aan dat de pH lager is dan 6,0 (want broomthymolblauw is dan geel en fenolftaleïne kleurloos), dus zoutzuur is in overmaat aanwezig.

- 1p 5 Geef de naam van het gas dat het schuimen in bekeerglas D veroorzaakt.

koolstofdioxide

In verband met de veiligheid en/of het milieu is het bij sommige proeven noodzakelijk om te wijzen op de risico's die het gebruik van de stoffen en oplossingen met zich meebrengt.

- 2p **6** Noem twee stoffen (oplossingen) die bij deze goocheltruc worden gebruikt, waarvan het gebruik ris-
kant is. Beschrijf voor elk van de genoemde stoffen (oplossingen) welk risico het gebruik ervan met
zich meebrengt.

Voorbeelden van stoffen / oplossingen met hun risico:

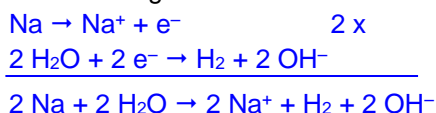
- 8 M zoutzuur bevat een sterk zuur in hoge concentratie waardoor het risico bestaat dat huid / ogen / kleding wordt/worden aangetast.
- Bariumchloride is giftig, zodat voorkomen moet worden dat dit op de huid komt / in de mond komt / door de gootsteen weggegooid wordt.
- Een sterke soda-oplossing is gevaarlijk voor de ogen waardoor er een risico voor oogletsel is.
- Het ontstane 'bier' bevat bariumionen. Deze zijn giftig. Het risico bestaat dat iemand er van proeft / deze (per ongeluk) binnenkrijgt / het door de gootsteen weggooit.

6 Redoxreacties en elektrochemische cellen (inclusief titraties)

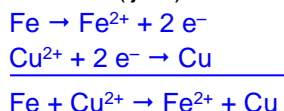
6.1 Opstellen van redoxreacties

Bij de volgende processen treden redoxreacties op. Geef de vergelijkingen van de halfreacties van de reductor en de oxidator en geef de vergelijking van de totaalreactie.

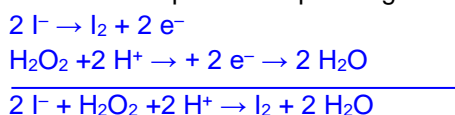
- 1 Natrium reageert met water



- 2 Staalwol (ijzer) wordt in een koper(II)sulfaat-oplossing ondergedompeld.



- 3 Een waterstofperoxide-oplossing wordt gedruppeld bij een aangezuurde oplossing van kaliumjodide.



6.2 Halfreacties kloppend maken

Hieronder is een aantal halfreacties gedeeltelijk weergegeven. Maak deze kloppend. Geef bovendien aan of het een oxidator of een reductor betreft

- $\text{N}_2\text{O}_4 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{SeO}_4^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Ox: $\text{SeO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Te} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{TeO}_4^- + \text{H}^+$
- $\text{BrO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Br}^- + \text{OH}^-$
- $\text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCOOH} + \text{H}^+$
- $\text{NO}_2^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{NO}_2^- + 2 \text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

6.3 Redoxreacties?

Ga voor elk van onderstaande reacties na of het een redoxreactie is. Licht je antwoord toe. Geef voor elke redoxreactie de elektronenoverdracht aan.

- $2 \text{Fe}(\text{s}) + 3 \text{Br}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{FeBr}_3(\text{s})$
Ja, want de beginstoffen zijn elementen. De elektronen worden overgedragen van ijzer op broom
- $\text{NaCl}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
Nee, maar het oplossen van een zout; de ladingen veranderen niet.
- $\text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$
Nee, maar een zuur-basereactie; er is overdracht van H^+ ionen van H_2O op O^{2-}
- $\text{NiO}(\text{s}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{Ni}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
Ja, een element is een reactieproduct; de elektronen worden overgedragen van CO op Ni^{2+}

6.4 Broomwater

Een reagens op zwaveldioxide is broomwater. De reactie van zwaveldioxide met broomwater is de volgende redoxreactie: $\text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 \rightarrow 4 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{Br}^-$

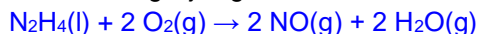
- 1 Geef de vergelijkingen van de beide halfreacties van deze redoxreactie.
halfreactie oxidator: $\text{Br}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Br}^-$
halfreactie reductor: $\text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{e}^-$

- 2 Leg uit welke waarneming je kunt doen als je zwaveldioxide aantoonst met broomwater.
Volgens Binas-tabel 65 is $\text{Br}_2(\text{aq})$ geel/bruin gekleurd. Het $\text{Br}^-(\text{aq})$ is kleurloos, dus zal het broomwater ontkleuren.

6.5 Hydrazine

Raketten gebruiken vloeibare hydrazine (N_2H_4) als brandstof. Met zuurstof wordt dit omgezet in onder andere $\text{NO}(\text{g})$. Bij deze reactie komt erg veel warmte vrij.

Geef de vergelijking van de reactie en wijs reductor en oxidator aan.



O_2 is altijd oxidator. Dan is N_2H_4 de reductor.

6.6 Printplaten

Bij het maken van gedrukte bedradingen op printplaten worden dunne koperlagen verwijderd met een oplossing van ijzer(III)chloride. Het koper lost op doordat er Cu^{2+} -ionen worden gevormd.

Geef de reactievergelijking.



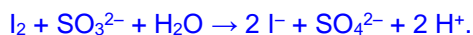
6.7 Joodvlekken

Joodvlekken in kleding kunnen worden verwijderd met een natriumsulfietoplossing (Na_2SO_3).

Geef de reactievergelijking.

Een oplossing van natriumsulfiet bevat ionen SO_3^{2-} . Dit reageert als reductor.

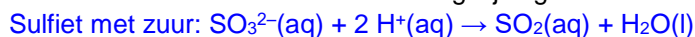
Jood is I_2 en reageert als oxidator.



6.8 Sulfietionen aantonen

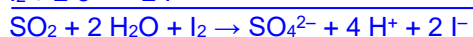
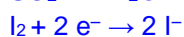
Als men in een oplossing sulfietionen wil aantonen, maar er zijn ook andere ionen aanwezig die storend kunnen werken, moet men de sulfietionen 'buiten de buis' aantonen. Hiertoe voegt men eerst wat zuur toe aan de oplossing. Vervolgens verwarmt men de reageerbuis, zodat het ontstane zwaveldioxide kan ontsnappen, en houdt men een filtreerpapierje met daarop een bruine druppel joodoplossing boven de reageerbuis. Als de druppel ontkleurt, is sulfiet aangetoond.

Geef van beide reacties de reactievergelijking.



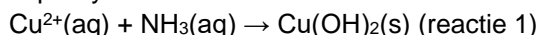
(SO_2 lost goed op in water, maar door verwarmen verdwijnt het gas uit de reageerbuis)

SO_2 met I_2 :

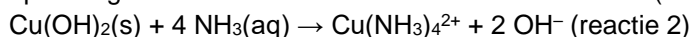


6.9 Kopersulfaatoplossing en ammonia

Als je aan een koper(II)sulfaatoplossing druppelsgewijs ammonia toevoegt, ontstaat een neerslag van koperhydroxide:



Ga je door met het toevoegen van ammonia dan verdwijnt het neerslag en ontstaat een donkerblauwe oplossing waarvan de kleur wordt veroorzaakt door $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ ionen:



Geef voor ieder van de reacties aan of het een redoxreactie is.

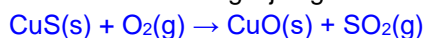
Reactie 1 is geen redox, want de lading van het Cu-ion verandert niet.

Reactie 2 is ook geen redox, want de lading van het Cu-ion verandert hier ook niet.

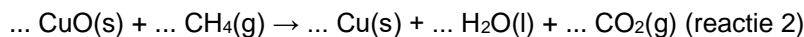
6.10 Verbranding kopersulfide

Wanneer kopersulfide verbrand wordt ontstaat koperoxide en nog een andere stof. We noemen dit reactie 1.

- 1 Geef de reactievergelijking de verbrandingsreactie van kopersulfide.



Uit het gevormde koperoxide kan men het metaal koper maken door koperoxide te laten reageren met methaan. De volgende reactie treedt op:



- 2 Neem de vergelijking van bovenstaande reactie 2 over en maak deze kloppend door de juiste coëfficiënten in te vullen voor de formules.



- 3 Welk deeltje reageert in reactie 1 als reductor? Kies het juiste antwoord:

A. CuS(s) B. Cu²⁺ C. S²⁻ D. O₂ E. Geen enkel deeltje.

C

- 4 Licht jouw antwoord gegeven bij vraag 3 toe.

Van de mogelijke antwoorden valt E af omdat in de reactie een element betrokken is (O₂), is de reactie een redoxreactie

Antwoord D valt ook af, want O₂ is altijd oxidator.

Antwoord B kan niet juist zijn. In CuS komen deeltjes Cu²⁺ voor en in CuO ook. Als de lading van het deeltje niet veranderd is, is het deeltje ook geen reductor of oxidator.

Antwoord A is fout, want CuS(s) is opgebouwd uit twee verschillende deeltjes: Cu²⁺ en S²⁻. Slechts één daarvan kan reductor zijn.

Blijft antwoord C over, dus S²⁻ is hier de reductor.

- 5 Welk deeltje reageert in reactie 2 treedt als reductor op? Kies het juiste antwoord:

A. CuO(s) B. Cu²⁺ C. O²⁻ D. CH₄ E. Geen enkel deeltje.

D

- 6 Licht jouw antwoord toe.

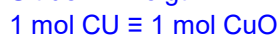
Bij methaan is de ladingsverandering moeilijk te zien: de stof is niet opgebouwd uit geladen deeltjes.

Kijk daarom naar de stof waar methaan mee reageert: CuO. Hierin verandert Cu²⁺ in Cu (na de pijl) en heeft Cu²⁺ dus elektronen opgenomen. Dan moet methaan elektronen hebben afgestaan en is daarom reductor.

Men voert deze reactie 2 uit met een overmaat methaan. Men wil met deze reactie 12,5 gram koper maken.

- 7 Bekeken hoeveel gram koperoxide men moet gebruiken om 12,5 gram koper te verkrijgen.

Uit de RV volgt:



$$\frac{12,5 \text{ g}}{63,55 \text{ g/mol}} \text{Cu} = 0,1967 \text{ mol Cu} \equiv 0,1967 \text{ mol CuO} \equiv 0,1967 \text{ mol} \times 79,54 \text{ g/mol CuO} = 15,6 \text{ gram}$$

CuO.

6.11 IJzer(II)sulfaat

In een ijzer(II)sulfaatoplossing kunnen de ijzer(II)ionen door de zuurstof in de lucht omgezet worden tot ijzer(III)ionen. Uit BINAS-tabel 48 kun je afleiden dat deze omzetting mogelijk is als de oplossing zuur is.

Leg aan de hand van tabel 48 uit dat deze omzetting niet mogelijk is in neutrale oplossing, maar wel mogelijk is in zure oplossing.

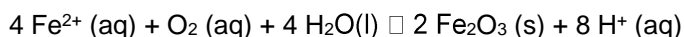
Fe²⁺ is reductor; de halfreactie van de oxidator O₂ moet dus boven de halfreactie Fe²⁺ → Fe³⁺ + e⁻ staan. De halfreactie O₂ + 2 H₂O + 4 e⁻ (neutraal milieu) staat er onder en die in zuur milieu

$O_2 + 4 H^+ + 4 e^-$ staat er wel boven, dus de omzetting met zuurstof verloopt niet in neutraal maar wel in zuur milieu.

6.12 IJzer(II)ionen in drinkwater

Bij de bereiding van drinkwater gaat men vaak uit van grondwater. In grondwater komen Fe^{2+} -ionen voor. In drinkwater is het gehalte aan ionen Fe^{2+} -ionen van belang.

Voordat het grondwater geschikt is voor consumptie moet het gehalte aan ionen Fe^{2+} -ionen worden verlaagd. Dit gebeurt door het grondwater te beluchten. Daarbij stelt zich het volgende evenwicht in:



Een bepaald drinkwaterbedrijf produceert per jaar $1,2 \cdot 10^7 m^3$ drinkwater. Bij dit drinkwaterbedrijf wordt tijdens de beluchting het gehalte aan ionen Fe^{2+} in het water teruggebracht van $250 mg m^{-3}$ tot $20 mg m^{-3}$. Het gevormde ijzer(III)oxide wordt door zandfiltratie uit het water verwijderd.

Bereken hoeveel kg ijzer(III)oxide, $Fe_2O_3(s)$, per jaar bij dit drinkwaterbedrijf op de zandfilters achter blijft.

Onttrokken $Fe^{2+}/m^3 = 250 - 20 = 230 mg/m^3$. In totaal $1,2 \cdot 10^7 m^3 \times 230 mg/m^3 = 276 \cdot 10^7 mg = 2,76 \cdot 10^3 kg Fe^{2+}$

uit de RV volgt $1 mol Fe^{2+} \equiv \frac{1}{2} mol Fe_2O_3$

$2,76 \cdot 10^3 kg Fe^{2+} \equiv \frac{1}{2} \times \frac{2,76 \cdot 10^3 kg}{159,69 kg/kmol} = 17 kg Fe_2O_3$

6.13 Roest

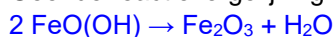
Roest kan worden voorgesteld door de formule $FeO(OH)$.

- 1 Welke lading hebben de ijzerionen in roest?

Lading O^{2-} en OH^- samen is 3^- , dus moet ijzer 3^+ zijn

Bij verhitting gaat roest over in ijzer(III)oxide.

- 2 Geef de reactievergelijking. Is dit een redoxreactie?



Dit is géén redoxreactie, want ijzer heeft zowel voor als na de pijl een lading van 3^+ .

Roestvlekken in kleding worden veroorzaakt door de ijzer(III)-ionen. De vlekken kunnen worden verwijderd met een oplossing van oxaalzuur ($H_2C_2O_4$).

- 3 Geef de reactievergelijking.



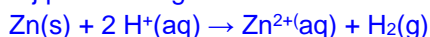
6.14 Redoxreacties van zink

We laten het metaal zink reageren in zuur milieu ($pH < 7$), in neutraal milieu ($pH = 7$) en in basisch milieu ($pH > 7$). In alle drie de gevallen treedt er een redoxreactie op waarbij zink betrokken is.

Geef met behulp van tabel 48 de halfvergelijkingen en de totaalreactie van deze drie reacties en verklaar aan de hand van deze reacties wat je bij het uitvoeren de proef zult waarnemen.

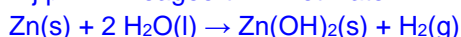
Bepaal in alle gevallen wat de sterkste ox en red zijn; immers die reageren met elkaar.

Bij $pH < 7$ reageert Zn met H^+ :



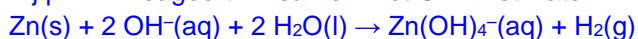
Waarnemingen: gasontwikkeling en de vloeistof wordt helder (zink verdwijnt).

Bij $pH = 7$ reageert Zn met water:



Waarnemingen: gasontwikkeling en troebeling.

Bij $pH > 7$ reageert Zn samen met OH^- met water:



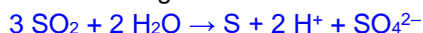
Waarnemingen: gasontwikkeling en de vloeistof wordt helder.

6.15 Kratermeer

In de krater van een vulkaan in Indonesië bevindt zich een meer waarin vulkaangas is opgelost. Vulkaangas bevat onder andere zwaveldioxide. Door het oplossen van zwaveldioxide wordt het kratermeer zuur.

Bij de reactie tussen zwaveldioxide (SO₂) en het water van het kratermeer worden vast zwavel (S) en opgelost zwavelzuur gevormd.

- 1 Geef de vergelijking van deze reactie. Maak hierbij gebruik van het gegeven dat uit drie mol SO₂ één mol S wordt gevormd.



De pH van het kratermeer van de vulkaan bedraagt 0,5.

- 2 Geef de [H⁺] in dit kratermeer.

$$[\text{H}^+] = 10^{-0,5} = 0,3$$

De bevolking in de buurt van de vulkaan leeft van het verzamelen van zwavel.

Per dag reageert 85 ton zwaveldioxide met het water van het kratermeer.

- 3 Bereken hoeveel ton zwavel per dag wordt gevormd uit de reactie van zwaveldioxide met het water uit het kratermeer (1,0 ton = 1,0 · 10³ kg). Maak hierbij gebruik van het gegeven dat uit drie mol SO₂ één mol S wordt gevormd.

$$3 \text{ mol SO}_2 \equiv 1 \text{ mol S} \quad 1 \text{ mol SO}_2 \equiv 1/3 \text{ mol S} \quad 85 \cdot 10^3 \text{ kg} / 64,064 \text{ kg/kmol} = 1,32 \cdot 10^3 \text{ kmol S}$$

$$1,32 \cdot 10^3 \text{ mol S} \equiv 1/3 \times 1,32 \cdot 10^3 \times 32,06 \text{ kg/kmol} = 1,4 \cdot 10^4 \text{ kg} = 14 \text{ ton S}$$

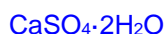
Aan de buitenkant van de vulkaan zijn grote witte gebieden te zien. Dit witte kleur is van gips. Gips ontstaat door het optreden van opeenvolgende processen. Eerst reageert calciumcarbonaat uit de bodem van het kratermeer met H⁺ ionen van het zure water. Hierdoor ontstaan grote gasbellen die aan het wateroppervlak vrij komen.

- 4 Geef de reactievergelijking voor het ontstaan van het gas door de reactie van calciumcarbonaat met H⁺ ionen van het zure water

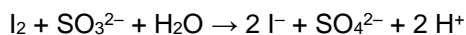


Het water van het kratermeer dat rijk is aan calciumionen en sulfaationen lekt voortdurend langzaam weg door de wand van de vulkaan. Op de buitenkant van de vulkaan ontstaat vervolgens door verdamping van het water vast gips.

- 5 Geef de formule van gips. Maak hierbij gebruik van Binas-tabel 66A.



De concentratie zwaveldioxide in het vulkaangas is een maat voor de activiteit van de vulkaan. Hiervoor bepaalt men regelmatig de concentratie zwaveldioxide in het vulkaangas. Het opvangen zwaveldioxide wordt daarbij omgezet in sulfietionen. Bij deze omzetting ontstaat één mol SO₃²⁻ uit één SO₂. De hoeveelheid sulfietionen wordt bepaald door een reactie met joodwater. Joodwater is een oplossing van I₂ in water. De vergelijking van deze redoxreactie is:



In een buis met natriumhydroxide-oplossing werd 0,60 dm³ vulkaangas opgevangen. Er bleek 17,95 mL 0,012 M joodwater nodig te zijn om volledig te reageren met de sulfietionen in deze oplossing.

- 6 Bereken hoeveel mol sulfietionen heeft gereageerd met het toegevoegde joodwater.

$$1 \text{ mol I}_2 \equiv 1 \text{ mol SO}_3^{2-} \quad 17,95 \text{ mL} \times 0,012 \text{ mmol/mL} = 0,2154 \text{ mmol I}_2 \equiv 0,2154 \text{ mmol SO}_3^{2-} = 2,154 \cdot 10^{-4} \text{ mol SO}_3^{2-}$$

- 7 Bereken hoeveel gram zwaveldioxide per dm³ opgevangen vulkaangas aanwezig was. Maak hierbij gebruik van het gegeven dat één mol SO₃²⁻ is ontstaan uit één mol SO₂.

$$2,154 \cdot 10^{-4} \text{ mol SO}_3^{2-} \equiv 2,154 \cdot 10^{-4} \text{ mol SO}_2 \text{ per } 0,60 \text{ dm}^3 = 3,59 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

$$3,59 \cdot 10^{-4} \text{ mol SO}_2/\text{dm}^3 = 3,59 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \times 64,064 \text{ g/mol} = 2,30 \cdot 10^{-2} \text{ g SO}_2/\text{dm}^3$$

6.16 Azijn

Hieronder is een gedeelte weergegeven van het etiket op een fles Loda schoonmaakazijn.

Gebruiksaanwijzing: Loda schoonmaakazijn ontkalkt veilig koffiezetapparaten, theepotten, pannen, aardewerk en serviesgoed. (Niet voor aluminium gebruiken.)

Koffiezetapparaten

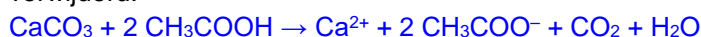
- Raadpleeg eerst de gebruiksaanwijzing van het apparaat.
- Altijd goed naspoelen met schoon water.
- Verdun 250 mL (¼ liter) schoonmaakazijn met 750 mL (¾ liter) water.
- Vul hiermee het koffiezetapparaat en zet het aan. Schakel het apparaat uit zodra de helft is doorgelopen.
- Zet het apparaat na 15 minuten weer aan.

- Laat 2x een geheel gevuld reservoir met schoon water doorlopen, voordat er weer koffie wordt gezet.

Loda schoonmaakazijn bevat 8 gram azijnzuur per 100 mL.

De kalkaanslag die met behulp van schoonmaakazijn kan worden verwijderd, is voornamelijk calciumcarbonaat. Bij de reactie van azijn met calciumcarbonaat ontstaat onder andere een gas.

- 1 Geef de vergelijking van de reactie die optreedt wanneer de kalkaanslag met schoonmaakazijn wordt verwijderd.



Voor gebruik van Loda schoonmaakazijn in koffiezetapparaten wordt op het etiket een voorschrift gegeven om de schoonmaakazijn te verdunnen.

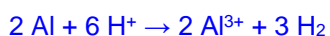
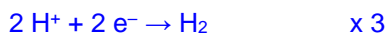
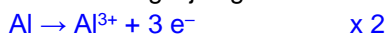
- 2 Bereken de azijnzuurconcentratie (in g per 100 mL) in de verdunde schoonmaakazijn die, volgens het voorschrift op het etiket, in het koffiezetapparaat moet worden geschonken.

De schoonmaakazijn wordt 4 x verdund, immers in 250 mL aanwezig $2,5 \times 8 \text{ g} = 20 \text{ g}$.

Deze hoeveelheid komt in 1 L terecht, dus na verdunnen aanwezig in 100 mL $= 20 \text{ g} / 10 = 2 \text{ g}$

Gebruik van schoonmaakazijn op aluminiumoppervlakken wordt ontraden, omdat het aluminium wordt aangetast door zure oplossingen. De reactie die daarbij plaatsvindt, is een redoxreactie waarbij waterstof ontstaat.

- 3 Geef de vergelijkingen van de halfreacties en leid hieruit de totaalreactie af.



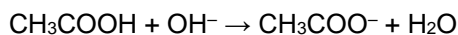
Joris wil dit onderzoeken. Hij voegt een paar stukjes aluminium toe aan schoonmaakazijn en vangt het gas op dat uit het mengsel ontstaat.

- 4 Beschrijf een proef waarmee je kunt aantonen dat het gas dat is opgevangen, waterstof is.

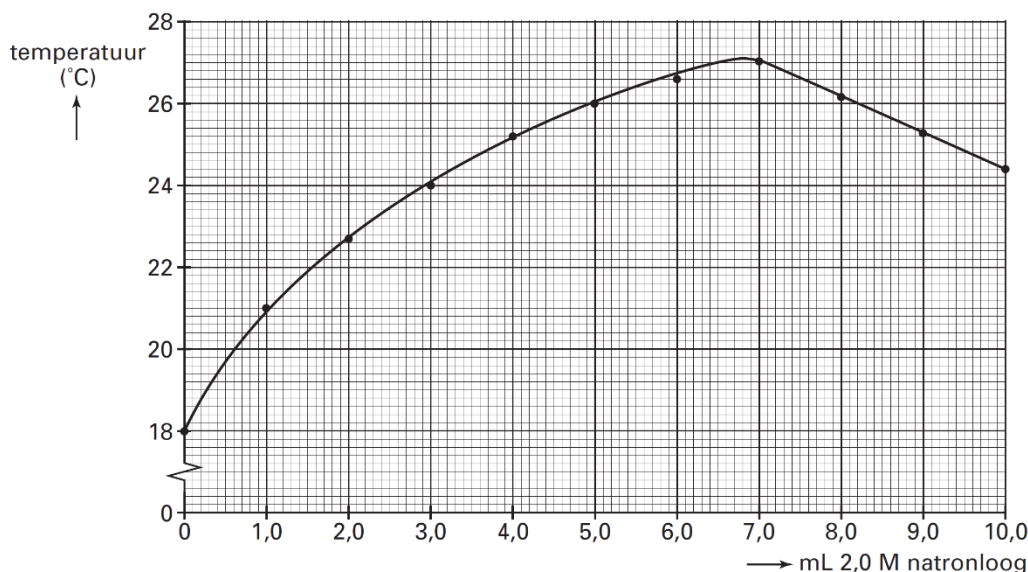
Beschrijf de handelingen en de mogelijke waarneming(en).

Het gas (met een vlam) aansteken. Als het knalt / geluid maakt, is het waterstof.

Joris krijgt de opdracht om te onderzoeken of de concentratie van het azijnzuur in de schoonmaakazijn voldoet aan de op het etiket opgegeven waarde. Hij voert daartoe het volgende experiment uit. Aan 10 mL schoonmaakazijn (temperatuur 18 °C) voegt hij met constante snelheid druppels 2,0 M natrionloog (temperatuur 18 °C) toe. Daarbij treedt de volgende reactie op:



Na iedere toevoeging van 1,0 mL leest hij de temperatuur af. Van de resultaten maakt hij onderstaand diagram.



- 5 Leg uit aan de hand van een temperatuurverandering in het diagram of de reactie van azijn met natronloog exotherm of endotherm is.
 Uit het diagram volgt dat de temperatuur stijgt. Dus komt er bij de reactie warmte vrij. Dus de reactie is exotherm.
- 6 Met behulp van het diagram kan Joris vaststellen hoeveel mL 2,0 M natronloog heeft gereageerd met 10 mL schoonmaakazijn. Vervolgens kan hij berekenen hoeveel gram azijnzuur aanwezig is in 100 mL schoonmaakazijn.
- 7 Geef deze berekening.
 Uit de grafiek valt af te lezen dat er voor het bereiken van het eindpunt 6,8 ml 2,0 M natronloog nodig was.
 Uit de RV volgt dat $1 \text{ mol OH}^- \equiv 1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}$
 Toegevoegd $6,8 \text{ mmol} \times 2,0 \text{ mmol/mL} = 13,6 \text{ mmol NaOH} \equiv 13,6 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$.
 10 mL schoonmaakazijn bevat zodende $13,6 \text{ mmol} \times 60,06 \text{ mg/mmol} = 81,7 \text{ mg CH}_3\text{COOH}$
 Dus in 100 g schoonmaakazijn aanwezig $10 \times 81,7 \text{ mg} = 817 \text{ mg} = 8,2 \text{ g CH}_3\text{COOH}$

6.17 Azijnsoorten

Er zijn verschillende oplossingen bekend die azijnzuur (ethaanzuur, CH_3COOH) bevatten. Hieronder worden vier soorten genoemd.

Azijn is een oplossing die 4,0 gram azijnzuur per 100 mL bevat. Het is als een kleurloze maar ook als een bruine vloeistof te koop. In het laatste geval is karamel toegevoegd. Is het azijnzuur verkregen uit alcohol (de zogenoemde natuurlijke methode) dan gebruikt men wel de aanduiding '*natuurazijn*'.

Dubbele azijn bevat ten minste 8,0 gram azijnzuur per 100 mL. Het wordt onder andere gebruikt als schoonmaakazijn.

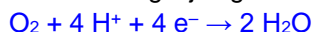
Kruidenazijn is een azijn waaraan een natuurlijk extract van één of meer kruiden is toegevoegd. In plaats van het extract kunnen ook blaadjes en/of takjes van het kruid worden toegevoegd.

Azijnessence is een vloeistof die 80 gram azijnzuur per 100 mL bevat.

- 1 Bereken de molariteit van het azijnzuur in azijn.
 $4,0 \text{ g CH}_3\text{COOH per } 100 \text{ mL} \equiv 40 \text{ g CH}_3\text{COOH per L}$
 $40 \text{ g CH}_3\text{COOH per L} \equiv 40 \text{ g/L} : 60,05 \text{ g/mol} = 0,67 \text{ mol/L}$

Bij de productie van azijn volgens de natuurlijke methode wordt uitgegaan van zwak-alcoholische vloeistoffen. Azijnzuurbacteriën zorgen voor de omzetting van alcohol tot azijnzuur. De reactie die optreedt is een redoxreactie waarbij zuurstof de oxidator is. Bij deze reactie ontstaat behalve azijnzuur uitsluitend water.

- 2 Geef de vergelijking van de halfreactie van zuurstof.



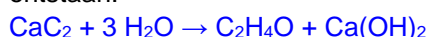
Een voorbeeld van een kruidenazijn is dragonazijn. Deze kan worden bereid door zogenoemd dragonextract toe te voegen aan natuurazijn. Dragonextract is een heldere oplossing die wordt verkregen uit het kruid dragon door gebruik te maken van de scheidingsmethode extraheren.

- 3 Beschrijf hoe de extractie kan worden uitgevoerd om dragonextract te verkrijgen.

Voeg aan het (fijngemaakte) kruid / dragon een geschikt oplosmiddel / water toe. Filtreer het mengsel (na enige tijd). De verkregen oplossing / het filtraat is het dragonextract.

Azijnzuur kan op verschillende manieren langs chemische weg worden gemaakt. Bij een bepaalde methode gaat men uit van calciumcarbide (CaC_2). Door calciumcarbide onder de juiste omstandigheden met water te laten reageren, ontstaan vast calciumhydroxide en ethanal ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$). Om vervolgens azijnzuur te verkrijgen, laat men het ontstane ethanal met zuurstof reageren.

- 4 Geef de vergelijking van de reactie van calciumcarbide met water waarbij calciumhydroxide en ethanal ontstaan.



Uitgaande van azijnessence kan door het toevoegen van water dubbele azijn worden verkregen.

- 5 Beschrijf hoe je 1,0 liter dubbele azijn verkrijgt met een azijnzuurgehalte van 8,0 g per 100 mL, wanneer je uitgaat van azijnessence.

Neem 100 mL azijnessence. Voeg hieraan 900 mL water toe. Het essence is nu 10 keer verdund ($80 \text{ g}/100 \text{ mL} + 900 \text{ mL water} = 80 \text{ g}/1000 \text{ mL} = 8,0 \text{ g}/100 \text{ mL}$)

6.18 Kobalt

Sommige metalen kunnen worden bereid door een oplossing van een zout van dat metaal te elektrolyseren. Een voorbeeld hiervan is het metaal kobalt (Co). Bij de elektrolyse van een oplossing van kobaltsulfaat, CoSO_4 , zal aan één van de elektroden het metaal kobalt ontstaan.

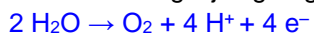
- 1 Geef, met behulp van tabel 48 van BINAS, de vergelijking van de halfreactie waarbij het metaal kobalt ontstaat. Vermeld tevens aan welke elektrode (de positieve of de negatieve) deze halfreactie plaatsvindt.



Bij elektrolyse worden de deeltjes gedwongen te reageren. Co^{2+} wordt gedwongen elektronen op te nemen. Dat gebeurt aan de negatieve elektrode.

Aan de andere elektrode kan men een gasontwikkeling waarnemen. Tevens kan men met behulp van een zuurbase-indicator aantonen dat de oplossing rondom de elektrode zuur wordt.

- 2 Verklaar beide waarnemingen aan deze elektrode door onder andere, met behulp van tabel 48 van BINAS de vergelijking te geven van de halfreactie die aan deze elektrode plaatsvindt.



O_2 is een gas. Er ontstaat H^+ , waardoor de oplossing zuurder wordt.

Bij andere metalen is de bovengenoemde bereidingswijze niet toepasbaar. Een voorbeeld van zo'n metaal is magnesium.

- 3 Leg aan de hand van tabel 48 van BINAS uit waarom het metaal magnesium niet bereid kan worden door elektrolyse van een oplossing van een magnesiumzout.

Bij elektrolyse kan de oxidator Mg^{2+} niet reageren, omdat H_2O als oxidator sterker is en voorrang krijgt. (of: als Mg zou ontstaan, zou het direct met water reageren)

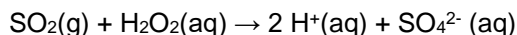
- 4 Hoe kan men magnesium wel door elektrolyse bereiden?

Zorgen dat er geen water aanwezig is. Dat kan alleen bij een gesmolten magnesiumzout.

6.19 SO₂ bepalen

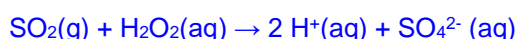
Een gasmengsel bevat zwaveldioxide. In dit gasmengsel wordt de hoeveelheid zwaveldioxide bepaald.

Dit gebeurt door het gasmengsel te leiden door een oplossing van waterstofperoxide. In deze oplossing treedt dan de volgende reactie op:

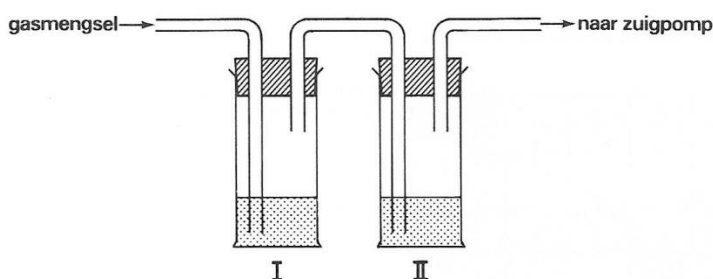


Deze vergelijking is opgebouwd uit twee halfreacties (tabel 48).

- 1 Geef de vergelijkingen van deze halfreacties en laat zien dat ze samen bovenstaande vergelijking geven.



Bij een dergelijke bepaling leidt men 1,00 dm³ van het gasmengsel door twee achter elkaar geplaatste wasflessen (I en II) met elk 25 ml waterstofperoxide-oplossing (zie tekening).



Na de proef blijkt dat de molariteit van het zwavelzuur in wasflessen I gelijk is aan $6,0 \cdot 10^{-4}$ M, en die in wasfles II $0,4 \cdot 10^{-4}$ M.

- 2 Bereken het aantal cm³ zwaveldioxide in 1,00 dm³ van het gasmengsel. Neem daarbij aan dat het volume van één mol gas 24,0 dm³ is.

Volume in beide wasflessen = 25 mL. Hoeveelheid zwavelzuur in wasfles I = $25 \text{ mL} \times 6,0 \cdot 10^{-4} \text{ mmol/mL} = 1,50 \cdot 10^{-2} \text{ mmol}$

Hoeveelheid zwavelzuur in wasfles II = $25 \text{ mL} \times 0,4 \cdot 10^{-4} \text{ mmol/mL} = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mmol}$

Totaal gevormd H₂SO₄ = $1,50 \cdot 10^{-2} + 1,0 \cdot 10^{-3} = 1,60 \cdot 10^{-3} \text{ mmol H}_2\text{SO}_4$

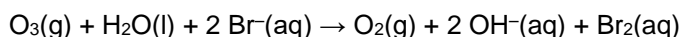
1 mol H₂SO₄ \equiv 1 mol SO₂

$1,60 \cdot 10^{-3} \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \equiv 1,60 \cdot 10^{-3} \text{ mmol SO}_2$

$1,60 \cdot 10^{-3} \text{ mmol SO}_2 \equiv 1,60 \cdot 10^{-3} \text{ mmol} \times 24,0 \text{ mL/mmol} = 3,8 \cdot 10^{-2} \text{ mL SO}_2$

6.20 Ozonconcentratie bepalen

Bij het bepalen van de ozonconcentratie in lucht leidt men ozonhoudende lucht in een oplossing van kaliumbromide:



Vervolgens bepaalt men via een analysetechniek hoeveel mmol Br₂ er is ontstaan. Men gebruikt 50,0 mL 0,0800 M kaliumbromide-oplossing.

- 1 Bereken hoeveel mg opgelost KBr deze oplossing bevat.

Er is aanwezig: $50,0 \text{ mL} \times 0,0800 \text{ mmol/mL} = 4,00 \text{ mmol KBr}$.

1 mmol KBr weegt 119,0 mg, dus $4,00 \text{ mmol KBr}$ weegt $4,00 \text{ mmol} \times 119,0 \text{ mg/mmol} = 476 \text{ mg}$.

- 2 Leg uit dat je voor een juiste bepaling van de ozonconcentratie een overmaat kaliumbromide-oplossing moet gebruiken.

Als je een overmaat KBr-oplossing gebruikt weet je zeker dat alle O₃ reageert.

Men leidt nu $1,00 \text{ dm}^3$ ozonhoudende lucht in $50,0 \text{ mL}$ $0,0800 \text{ M}$ KBr-oplossing. Hierbij ontstaat $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mmol Br}_2$.

- 3 Bereken de ozonconcentratie in lucht in volume-ppm. Maak gebruik van tabel 12 van BINAS. Volgens de molverhouding is $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mmol Br}_2$ ontstaan uit $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mmol O}_3$. $M(\text{O}_3) = 48,0 \text{ mg/mmol}$, dus $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mmol O}_3$ weegt $2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mmol} \times 48,0 \text{ mg/mmol} = 0,12 \text{ mg}$. In tabel 12 vindt je de dichtheid van ozon: $2,22 \text{ kg m}^{-3}$. Dit is gelijk aan $2,22 \text{ mg/mL}$.

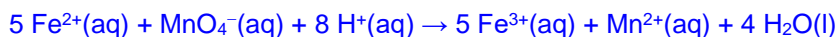
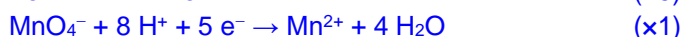
$0,12 \text{ mg O}_3$ heeft een volume van $\frac{0,12 \text{ mg}}{2,22 \text{ mg/mL}} = 0,054 \text{ mL}$

Er bevindt zich dus $0,054 \text{ mL O}_3$ in $1,00 \text{ dm}^3 (= 1000 \text{ mL})$ lucht. Dit komt overeen met $\frac{0,054 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} \times 10^6 = 54 \text{ volume-ppm}$.

6.21 Twee soorten ijzerionen

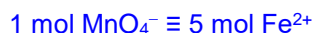
Je hebt een mengsel van ijzer(II)chloride en ijzer(III)chloride en je wilt weten hoe groot het massapercentage ijzer(II)chloride in dit mengsel is. Dat doe je door een aangezuurde oplossing met permanganaationen, MnO_4^- , toe te voegen aan het opgeloste mengsel. Dan vindt er een redoxreactie plaats doordat de MnO_4^- -ionen in aanwezigheid van H^+ -ionen reageren met Fe^{2+} -ionen.

- 1 Stel aan de hand van halfvergelijkingen de vergelijking op van de redoxreactie die dan plaatsvindt.

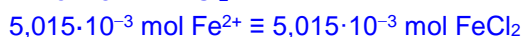


Uit de resultaten van je proef blijkt dat $0,750 \text{ gram}$ opgelost mengsel reageert met $1,003 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ permanganaationen.

- 2 Bereken hoeveel mol Fe^{2+} aanwezig is in $0,750 \text{ g}$ van het mengsel.



- 3 Bereken het massapercentage ijzer(II)chloride in het onderzochte mengsel.



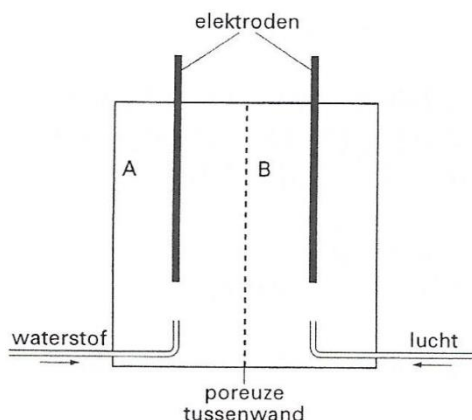
In het mengsel is $5,015 \cdot 10^{-3} \text{ mol FeCl}_2 = 5,015 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \times 126,75 \text{ g/mol} = 0,6357 \text{ g FeCl}_2$ aanwezig.

molaire massa van $\text{FeCl}_2 = 126,75 \text{ g}$

massa% $\text{FeCl}_2 (0,6357 \text{ g} / 0,750 \text{ g}) \times 100\% = 84,8 \text{ g FeCl}_2$.

6.22 Brandstofcel

Een brandstofcel is een elektrochemische cel, waarin bij stroomlevering voortdurend brandstof en lucht worden ingeleid. Hieronder is een brandstofcel, die als brandstof waterstof gebruikt schematisch weergegeven.



De twee ruimtes A en B zijn gevuld met een oplossing van fosforzuur. De oplossing van fosforzuur is de elektrolyt. In ruimte B treedt de volgende halfreactie op: $O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$

- 1 Is de elektrode in ruimte B de positieve of de negatieve elektrode van deze brandstofcel? Geef een verklaring voor je antwoord.

Door de halfreactie van zuurstof worden er e^- aan de elektrode in ruimte B onttrokken. Hierdoor krijgt de elektrode een positieve lading. De elektrode in ruimte B is dus de positieve elektrode.

De vergelijking van de totaalreactie in de brandstofcel is: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

- 2 Beredeneer welke halfreactie in ruimte A optreedt.

In ruimte A treedt de halfreactie $H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$ op. Want als je deze halfreactie in de juiste verhouding optelt bij de halfreactie van B krijg je de gegeven totaalreactie.

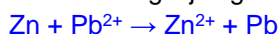
- 3 Geef aan hoe de elektronenstroom loopt.

De elektronenstroom loopt van de $-$ naar $+$ pool, dus van A naar B (maar de elektrische stroom I loopt van $+$ naar $-$).

6.23 Zink en lood

Als een plaatje zink in een oplossing van lood(II)nitraat wordt geplaatst, vormt zich op het zink al snel een laagje loodkristallen.

- 1 Geef de vergelijking van de reactie die plaatsvindt.



De massa van het gebruikte plaatje zink was 10,28 gram.

Na verloop van enige tijd haalt men het zinkplaatje, nu bedekt met een laagje lood, uit de oplossing. Daarna ontdoet men het plaatje van het aangehechte lood. Het gedroogde plaatje zink blijkt nu 9,64 gram te wegen.

- 2 Bereken hoeveel gram lood er in die tijd op het plaatje zink was afgezet.

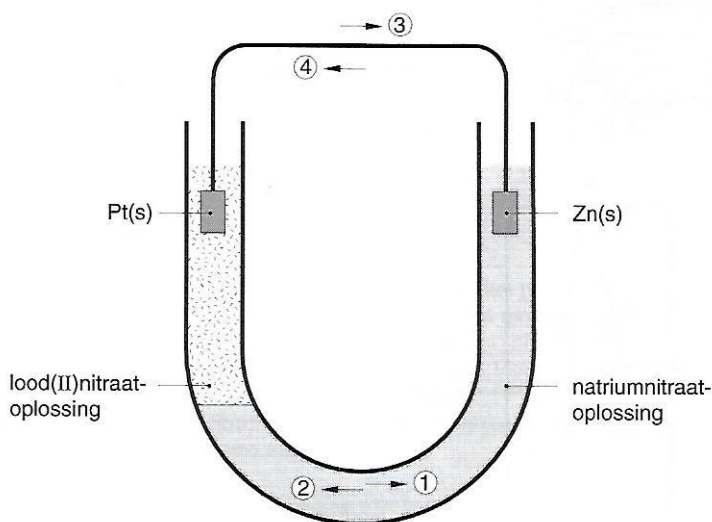
$$\text{Massa omgezet Zn} = 10,28 - 9,64 = 0,64 \text{ g}$$

$$0,64 \text{ g Zn} \equiv 0,64 \text{ g} / 65,38 \text{ g/mol} = 9,79 \cdot 10^{-3} \text{ mol Zn}$$

$$1 \text{ mol Zn} \equiv 1 \text{ mol Pb, dus } 9,79 \cdot 10^{-3} \text{ mol Zn} \equiv 9,79 \cdot 10^{-3} \text{ mol Pb}$$

$$9,79 \cdot 10^{-3} \text{ mol Pb} \equiv 9,79 \cdot 10^{-3} \text{ mol Zn} \times 207,2 \text{ g/mol} = 2,03 \text{ g}$$

Bij een andere proef vult men een U-buis met een verzadigde natriumnitraatoplossing. Daarna giet men in het ene been van de U-buis zo voorzichtig lood(II)nitraatoplossing dat de beide oplossingen zich niet mengen (zie tekening).



Nu plaatst men een plaatje platina in de lood(II)nitraatoplossing en een plaatje zink in de natriumnitraatoplossing en verbindt de beide plaatjes met een metaaldraad. Men stelt het volgende vast:

- I. Op het plaatje platina ontstaan loodkristallen.
 - II. Het zinkplaatje wordt dunner.
- 3 In de tekening staan vier pijlen aangegeven. Leg met behulp van reactievergelijkingen uit welke pijl het elektronentransport weergeeft.

Pt-elektrode: $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$

Er worden elektronen aan de elektrode onttrokken waardoor deze positief geladen wordt.

Zn-elektrode: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$

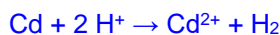
Er worden elektronen aan de elektrode afgestaan waardoor deze negatief geladen wordt.

De elektronen stromen bij stroomlevering dus van de Zn-elektrode naar de Pt-elektrode. Dit wordt weergegeven door

6.24 Nikkel-cadmiumbatterij

In nikkel-cadmiumbatterijen zijn waardevolle metalen verwerkt. Mede daarom zoekt men naar mogelijkheden om uit lege batterijen deze metalen terug te winnen. De methodes die worden onderzocht, beginnen vrijwel altijd met het fijnmalen van de batterijen. Het mengsel dat zo ontstaat, laat men vervolgens reageren met verdund zwavelzuur.

- 1 Geef de vergelijking voor de reactie van cadmium met verdund zwavelzuur. Hierbij ontstaan onder andere ionen Cd^{2+} .



Uit het reactiemengsel kunnen ionen Cd^{2+} worden gehaald. Hiertoe bindt men ze eerst aan organische ionen. Deze organische ionen kan men weergeven met de formule R^+ . Aan elk ion Cd^{2+} binden zich twee ionen R^+ . De zo gevormde deeltjes laat men vervolgens met ionen I^- reageren. Bij deze reactie ontstaat één stof. Deze stof is slecht oplosbaar in water en slaat dus neer.

- 2 In welke verhouding komen de ionen Cd^{2+} , R^+ en I^- in deze stof voor?

Geef je antwoord als volgt weer:

aantal Cd^{2+} : aantal R^+ : aantal I^- =:.....

aantal Cd^{2+} : aantal R^+ : aantal I^- = 1 : 2 : 4

6.25 Reddingsvest

Bij bepaalde uitvoeringen van een reddingsvest is het lampje via stroomdraadjes verbonden met een magnesiumstrip en een koperstrip. Op de koperstrip is wat vast koper(I)chloride aangebracht (zie figuur). Koper(I)chloride is slecht oplosbaar. Zodra zo'n reddingsvest in zee belandt, gaat het lampje branden. De stroom voor het lampje wordt geleverd door het optreden van twee halfreacties. Combinatie van de vergelijkingen van deze twee halfreacties levert de volgende totale vergelijking van de redoxreactie op:



- 1 Geef van deze redoxreactie de vergelijkingen van de beide halfreacties die plaatsvinden tijdens de stroomlevering.



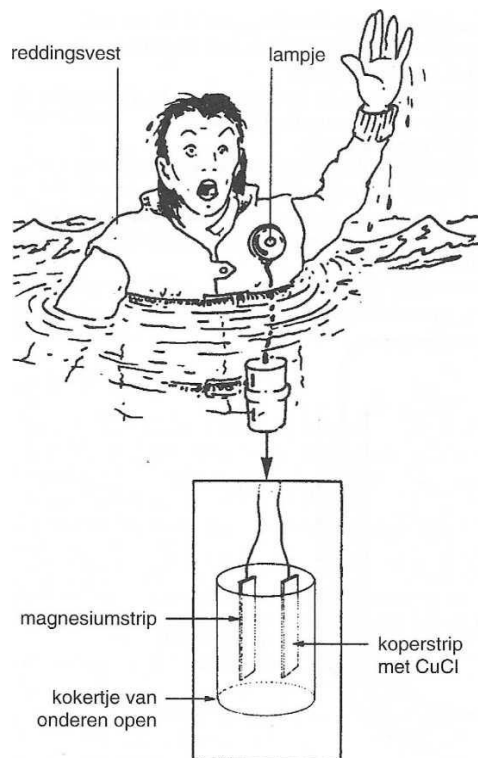
- 2 Is de magnesiumstrip tijdens de stroomlevering de positieve of de negatieve pool? Geef een verklaring voor je antwoord.

Het Mg staat bij stroomlevering e^- af en is dus de negatieve elektrode.

- 3 Geef aan waarom het lampje pas gaat branden als het reddingsvest in zee belandt.

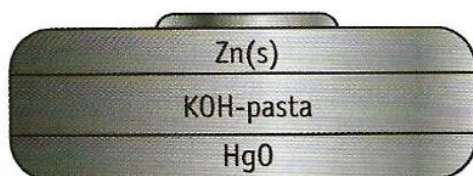
Om stroom te kunnen leveren moet een geleidende vloeistof aanwezig zijn (gesloten stroomkring). Door de ionen in het zee-water (Na^+ en Cl^-) wordt de ruimte tussen de twee plaatjes elektrisch geleidend.

Reddingsvesten zijn vaak uitgerust met een lampje.



6.26 Knoopcel batterij

In horloges, rekenmachines en andere kleine apparaten zit een knoopcel als batterij. Hier zie je een doorsnedetekening van een knoopcel. De onderkant is de positieve elektrode.

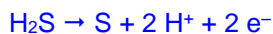


- 1 Wat zijn de oxidator, reductor en elektrolyt in deze cel?
De positieve elektrode neemt elektronen op dus is HgO de oxidator.
De negatieve elektrode staat tijdens stroomlevering elektronen af, dus is Zn de reductor.
- 2 Geef de halfreactie die plaatsvindt aan de negatieve elektrode van de batterij,
 $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$
- 3 Uit welke deeltjes is $\text{HgO}(s)$ opgebouwd?
Uit Hg^{2+} en O^{2-} ionen.
- 4 Leg uit welk deeltje in de knoopcel de oxidator kan zijn.
Het Hg^{2+} ion, want dit kan e^- opnemen.
- 5 Leg uit waarom je lege knoopcellen niet bij het gewone afval mag doen.
Het bevat kwik en kwikzouten en die zijn beide giftig.

6.27 Cel met ijzer(III)chloride en waterstofsulfide

Als waterstofsulfide in een oplossing van ijzer(III)chloride wordt geleid, ontstaat zwavel.

- 1 Geef de reactievergelijking.



Met behulp van ijzer(III)chloride en waterstofsulfide kan als volgt een elektrochemische cel worden gebouwd:

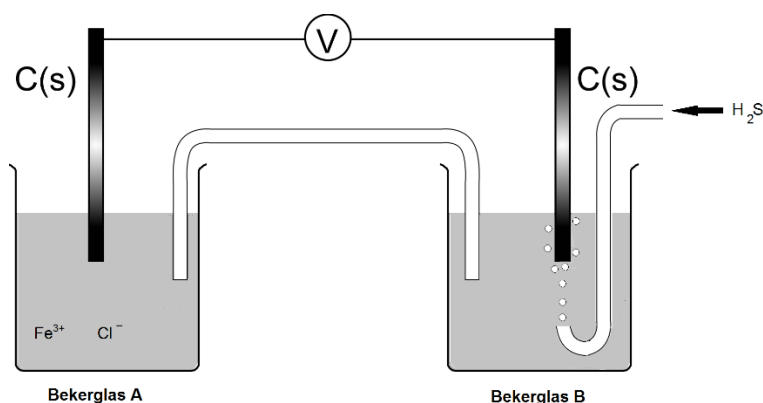
In bekerglas A, gevuld met een ijzer(III)chloride-oplossing, wordt een koolstofelektrode geplaatst.

In bekerglas B, gevuld met gedestilleerd water, wordt ook een koolstofelektrode geplaatst.

Van een zoutbrug wordt het ene been in de vloeistof van bekerglas A en het andere been in de vloeistof van bekerglas B geplaatst.

Nadat beide elektroden via een gevoelige voltmeter met elkaar zijn verbonden, wordt een regelmatige stroom waterstofsulfide door het water in bekerglas B geleid.

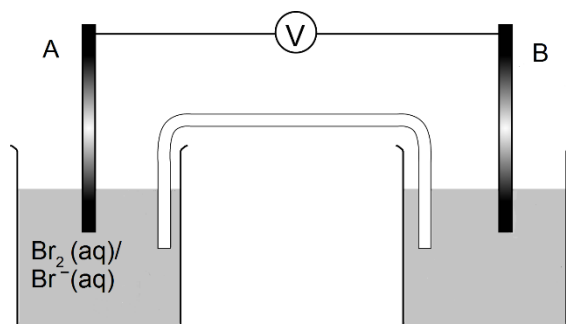
- 2 Maak een schematische tekening van deze elektrochemische cel.



- 3 Leg uit waar de zoutbrug voor dient.
De zoutbrug dient om een gesloten stroomkring te krijgen.
- 4 Verklaar het optreden van een potentiaalverschil tussen de elektroden.
In bekerglas A bevindt zich de oxidator Fe^{3+} die elektronen uit de elektrode kan opnemen ($\text{Fe}^{3+} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$) waardoor deze een positieve potentiaal krijgt ten opzichte van de oplossing. In bekerglas B bevindt zich de reductor H_2S (of HS^{-}) die elektronen aan de elektrode kan afstaan waardoor deze een negatieve potentiaal krijgt ten opzichte van de oplossing.
- 5 Beredeneer wat in dit element de positieve elektrode is.
Uit het antwoord op de vorige vraag blijkt dat de elektrode in bekerglas A de positieve elektrode is.
Als men in het beschreven elektrochemische element enkele druppels natronloog toevoegt aan de oplossing in bekerglas B, slaat de voltmeter verder uit.
- 6 Geef hiervoor een verklaring.
Door het toevoegen van OH^{-} ionen worden H^{+} ionen onttrokken aan de halfreactie:
 $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{S} + 2 \text{H}^{+} + 2 \text{e}^{-}$
waardoor dit evenwicht naar rechts verschuift en de elektrode negatiever wordt ten opzichte van de oplossing, dus het potentiaal verschil wordt groter.

6.28 Cel met broom en kaliumbromide

Het linker bekglas van de onderstaande opstelling is gevuld met een oplossing van broom en kaliumbromide en het rechterbekerglas met water. In ieder bekglas bevindt zich een inerte koolstofelektrode, aangeduid met A en B, die via een koperdraad met elkaar zijn verbonden. Je moet met deze opstelling een elektrochemische cel maken door in het water een stof op te lossen. Je kunt hiervoor kiezen uit kaliumchloride en kaliumjodide.



- Leg uit welke van deze stoffen je in het water moet oplossen om er een elektrochemische cel van te kunnen maken.

In de rechter halfcel is in ieder geval een reductor, Cl^- of I^- aanwezig.

De halfreactie die zich in de linker halfcel voltrekt moet dan die van een oxidator zijn en is zodoende: $\text{Br}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Br}^-$. De halfreactie van de reductor in de rechter cel moet onder de halfreactie van de oxidator staan, dus moet je in het rechterbekerglas KI oplossen. (Cl^- is een zwakkere reductor dan Br^- waardoor de reactie met Cl^- niet kan verlopen).
- Geef de halfreacties die verlopen als de cel stroom levert.

$$\text{Br}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Br}^-$$

$$2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$$

$$\text{Br}_2 + 2 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{Br}^- + \text{I}_2$$
- Leg uit in welke richting de elektronen door de verbindingsdraad stromen.

De koolstofelektrode in het linker bekglas neemt e^- op en de elektrode in het rechter bekglas staat e^- af. De elektronen stromen dus van B naar A.
- Leg uit welke elektrode de positieve is.

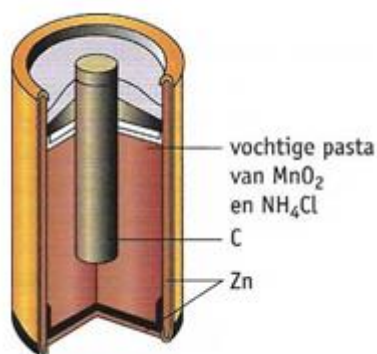
De elektrode wordt positief als er e^- wordt onttrokken, dus is elektrode A de positieve elektrode./ De elektronen gaan naar de positieve elektrode, dus is A de positieve elektrode.

Na enige tijd is de cel uitgeput. Toch is de vloeistof in het linker bekglas nog duidelijk bruin gekleurd.
- Geef een mogelijke verklaring dat deze cel is uitgeput.

Ten opzichte van de oorspronkelijke hoeveelheid I^- in de rechter cel is er een overmaat Br_2 in de linker cel aanwezig.

6.29 Staafbatterij

Een gewone staafbatterij levert 1,5 V. De staafbatterij heeft een staaf koolstof en een koker van zink als elektroden. Tussen de elektroden zit een pasta van vochtig ammoniumchloride met mangaan(IV)oxide. Als de batterij stroom levert, treedt aan de koolstof-staaf een halfreactie op waarbij $\text{MnO}(\text{OH})$ en ammoniak ontstaan.

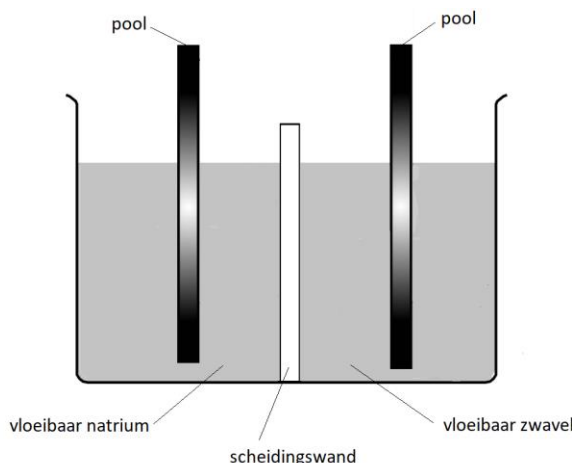


- Leid af hoe groot de lading is van het mangaanion in MnO(OH).
In MnO(OH) komen O²⁻ en OH⁻ ionen voor. Om een neutraal zout te krijgen moet een één Mn-ion een lading van 3- compenseren. De lading van het mangaanion is dus 3+.
- Geef de vergelijking van de halfreactie die aan de koolstofelektrode optreedt.
 $\text{MnO}_2 + \text{NH}_4^+ + e^- \rightarrow \text{MnO(OH)} + \text{NH}_3$
Het ontstane ammoniak komt niet als gas vrij, maar wordt door de vochtige elektrolytpasta gebonden.
- Welke halfreactie treedt aan de zinkelektrode op?
 $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$
- Leg uit welke de positieve en welke de negatieve elektrode is.
Aan de koolstofelektrode worden e⁻ onttrokken, deze wordt hierdoor de positieve elektrode; aan de Zn-elektrode worden e⁻ afgegeven, deze wordt hierdoor de negatieve elektrode.
De oxidator en reductor in de staafbatterij zijn vaste stoffen. Er is dan geen zoutbrug nodig om ze uit elkaar te houden.
- Leg uit waarom een staafbatterij alleen kan werken met een vochtige pasta en niet met een droge pasta.
Als er geen vocht (water) aanwezig zou zijn, kunnen er geen ionen ontstaan.
- Beredeneer welke deeltjes van de pasta zich tijdens en na gebruik van de batterij naar de zinkelektrode verplaatsen.
In de pasta ontstaat een overmaat aan positieve Zn-ionen. Om dit compenseren zullen er negatieve ionen naar de zinkelektrode moeten migreren; de Cl⁻ ionen zullen zich dus naar de Zn-elektrode bewegen.

6.30 Elektrische energie op slaan

Het is mogelijk om elektrische energie, verkregen uit windenergie, op te slaan in accu's door deze op te laden.

Een voorbeeld van zo'n accu is de Na-S-accu.



Bij het opladen van deze accu worden natrium en zwavel gevormd. De opgeladen accu is hierboven schematisch weergegeven.

Als de accu stroom levert, wordt het natrium bij de ene pool omgezet in natriumionen. Deze natriumionen gaan door de scheidingswand en reageren bij de andere pool met zwavel tot natriumsulfide.

- 1 Geef voor elk van de polen de vergelijking van de reactie die daar optreedt als de accu stroom levert en geef ook de totaalreactie.



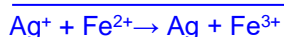
- 2 Leg uit welke de positieve en welke de negatieve pool is.

Aan de linker pool worden e^- afgegeven en deze is daardoor de negatieve pool. Aan de rechter pool worden e^- onttrokken en deze is daardoor de positieve elektrode.

6.31 Een elektrochemische cel

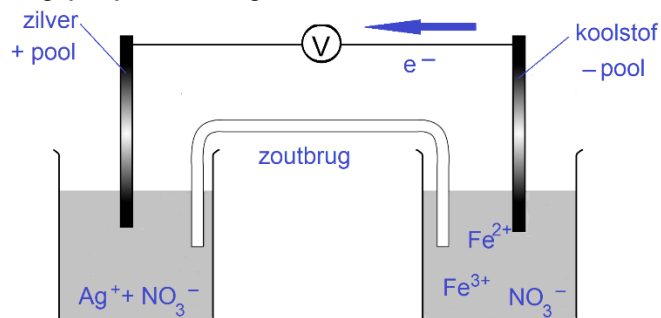
Als je zilvernitraat en ijzer(II)nitraat samen oplost in water vindt een redoxreactie plaats. Daarbij reageert Ag^+ met Fe^{2+} .

- 1 Geef met behulp van halfvergelijkingen de vergelijking van deze redoxreactie.



Het is mogelijk een elektrochemische cel te bouwen die stroom levert doordat de reactie uit vraag 1 optreedt.

- 2 Maak een schematische tekening van zo'n cel. Benoem hierin alle onderdelen en oplossingen die belangrijk zijn voor het goed functioneren van de cel.



- 3 Geef in de tekening van vraag 2 aan welke elektrode positief en welke negatief is en geef een verklaring voor je keuze.

Zie tekening bij 2.

De zilveren staaf is de positieve elektrode, omdat hieraan e^- wordt onttrokken en de koolstofstaaf is de negatieve elektrode, omdat hieraan e^- wordt afgegeven.

- 4 Geef in de tekening van vraag 2 met behulp van een pijl aan in welke richting de elektronen door de opstelling lopen.
De e^- gaan van de negatieve elektrode naar de positieve elektrode.

6.32 Suikerbatterij

Glucose is een belangrijke energiebron in de levende natuur.

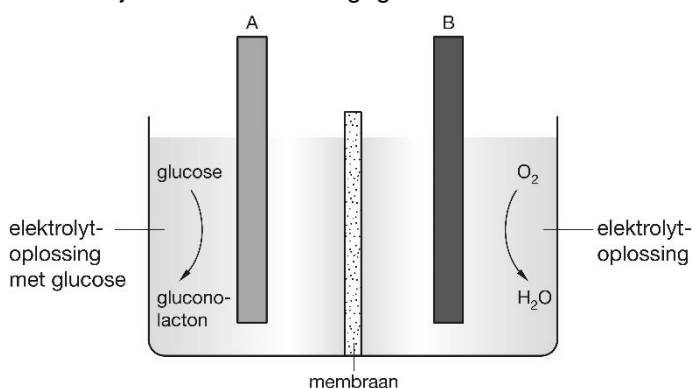
- 1 Geef de naam van het proces waarbij in groene planten glucose wordt gevormd en geef de namen van de twee stoffen waaruit glucose bij dit proces wordt gevormd.

Noteer je antwoord als volgt:

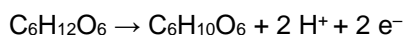
proces: **fotosynthese / koolstofassimilatie**

stoffen: **water en koolstofdioxide**

In 2007 hebben onderzoekers van Sony een prototype ontwikkeld van een elektrochemische cel (batterij) die zijn energie haalt uit een reactie van glucose met zuurstof. In onderstaand figuur is deze suikerbatterij schematisch weergegeven.



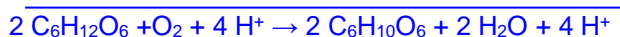
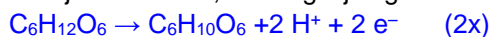
De batterij bevat twee koolstofelektroden (A en B) die elk zijn bedekt met een laagje van een verschillend enzym. De elektroderuimtes worden gescheiden door een membraan. Aan elektrode A wordt glucose omgezet tot gluconolacton ($C_6H_{10}O_6$) volgens de halfreactie:



- 2 Is elektrode A de positieve of de negatieve pool van de suikerbatterij? Motiveer je antwoord.
Elektrode A staat e^- af en is zodoende de negatieve elektrode.

Bij elektrode B wordt zuurstof omgezet tot water. Bij deze omzetting reageren ook H^+ -ionen. De vergelijking van de halfreactie van zuurstof die plaatsvindt bij elektrode B staat in Binas-tabel 48.

- 3 Leid met behulp van de vergelijking van de halfreactie van zuurstof en de vergelijking van de halfreactie bij elektrode A, de vergelijking af van de totale redoxreactie die plaatsvindt in de suikerbatterij.



De H^+ ionen kunnen zich door het membraan verplaatsen.

- 4 Leg uit of de H^+ -ionen zich van elektrode A naar elektrode B verplaatsen of van elektrode B naar elektrode A.
Bij elektrode A ontstaan H^+ ionen en bij elektrode B reageren H^+ ionen. De H^+ ionen bewegen dus van elektrode A naar B.

Het prototype van de suikerbatterij heeft de vorm van een kubus met een ribbe van 4 cm. De elektroderuimte van elektrode A wordt gevuld met 20 mL 0,40 M glucose-oplossing.

De suikerbatterij kan worden gebruikt om een mp3-speler te voorzien van elektrische stroom. Om een bepaalde mp3-speler een uur te laten spelen is $2,3 \cdot 10^{-3}$ mol elektronen nodig.

- 5 Bereken hoeveel uur de mp3-speler kan spelen op de glucose die aanwezig is in 20 mL 0,40 M glucose-oplossing. Neem aan dat alle glucose wordt omgezet.

20 mL 0,40 M glucose-oplossing bevat $0,020 \text{ L} \times 0,40 \text{ mol/L} = 8,00 \cdot 10^{-3}$ mol glucose.

1 mol glucose \equiv 2 mol e^-

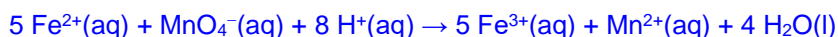
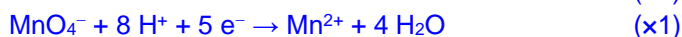
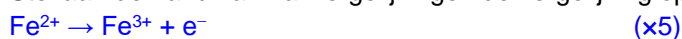
$8,00 \cdot 10^{-3}$ mol glucose $\equiv 2 \times 8,00 \cdot 10^{-3}$ mol $e^- = 1,60 \cdot 10^{-2}$ mol e^-

De MP3-speler kan dus $1,60 \cdot 10^{-2}$ mol e^- $2,3 \cdot 10^{-3}$ mol $e^-/h = 7,0$ uur spelen.

6.33 Twee soorten ijzerionen

Je hebt een mengsel van ijzer(II)chloride en ijzer(III)chloride en je wilt weten hoe groot het massapercentage ijzer(II)chloride in dit mengsel is. Dat doe je door een aangezuurde oplossing met permanganaationen, MnO_4^- , toe te voegen aan het opgeloste mengsel. Dan vindt er een redoxreactie plaats doordat de MnO_4^- -ionen in aanwezigheid van H^+ -ionen reageren met Fe^{2+} -ionen.

- 1 Stel aan de hand van halfvergelijkingen de vergelijking op van de redoxreactie die dan plaatsvindt.



Uit de resultaten van je proef blijkt dat 0,750 gram opgelost mengsel reageert met $1,003 \cdot 10^{-3}$ mol permanganaationen.

- 2 Bereken hoeveel mol Fe^{2+} aanwezig is in 0,750 g van het mengsel.

1 mol $\text{MnO}_4^- \equiv 5$ mol Fe^{2+}

$1,003 \cdot 10^{-3}$ mol $\text{MnO}_4^- \equiv 5 \times 1,003 \cdot 10^{-3} = 5,015 \cdot 10^{-3}$ mol Fe^{2+}

- 3 Bereken het massapercentage ijzer(II)chloride in het onderzochte mengsel.

1 mol $\text{Fe}^{2+} \equiv \text{FeCl}_2$

$5,015 \cdot 10^{-3}$ mol $\text{Fe}^{2+} \equiv 5,015 \cdot 10^{-3}$ mol FeCl_2

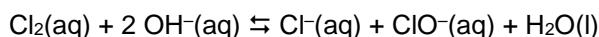
In het mengsel is $5,015 \cdot 10^{-3}$ mol $\text{FeCl}_2 = 5,015 \cdot 10^{-3}$ mol $\times 126,75 \text{ g/mol} = 0,6357$ g FeCl_2 aanwezig.

molaire massa van $\text{FeCl}_2 = 126,75$ g

massa% FeCl_2 $(0,6357 \text{ g} / 0,750 \text{ g}) \times 100\% = 84,8$ g FeCl_2 .

6.34 Bleekwater

Bleekwater ontstaat als chloor reageert met natronloog. Het volgende evenwicht stelt zich dan in:



Als aan bleekwater een oplossing van een zuur wordt toegevoegd, ontstaat weer chloor.

- 1 Leg dit uit.

Als er een zuur wordt toegevoegd, worden OH^- -ionen links van de evenwichtspijlen weggenomen. Hierdoor daalt de $[\text{OH}^-]$ waardoor het evenwicht naar links verschuift. De toegenomen $[\text{Cl}_2]$ wordt al snel zo groot dat er chloorgas begint te ontwijken.

Bleekwater wordt gebruikt als desinfectiemiddel, onder andere in zwembaden. Frans wil het „bleekwatergehalte“ van zwembadwater bepalen. De bepaling die hij uitvoert gaat als volgt:

– het in het zwembadwater aanwezige „bleekwater“ wordt met behulp van zuur omgezet in chloor

– het chloor reageert met kaliumjodide volgens: $\text{Cl}_2(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq})$

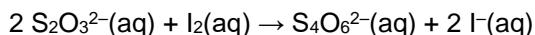
– de gevormde hoeveelheid jood wordt door titratie bepaald.

Volgens het practicumvoorschrift moet Frans aan een hoeveelheid zwembadwater eerst een overmaat kaliumjodide toevoegen en daarna pas verdund zwavelzuur.

- 2 Leg uit waarom volgens het practicumvoorschrift de leerling eerst kaliumjodide moet toevoegen en daarna pas verdund zwavelzuur en niet omgekeerd.

Als Frans eerst zuur toevoegt, zal er $\text{Cl}_2(\text{g})$ ontwijken (zie antwoord vraag1). Hij zal dan een te laag „bleekwatergehalte“ vinden.

Vervolgens titreert hij het gevormde jood met een natriumthiosulfaatoplossing. Hierbij treedt de volgende reactie op:



Om het eindpunt van de titratie duidelijk te kunnen waarnemen gebruikt hij een indicator.

- 3 Welke indicator wordt bij dit type titratie vaak gebruikt?

Een zetmeeloplossing is een geschikte indicator. Zetmeel geeft met I_2 een blauw tot zwart gekleurde oplossing. Zodra alle I_2 gereageerd heeft, wordt de oplossing kleurloos.

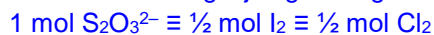
Voor de titratie van 100,0 ml zwembadwater heeft de leerling 2,20 ml 0,0110 molair natriumthiosulfaatoplossing nodig.

Op grond van dit resultaat berekent hij het „bleekwatergehalte”, uitgedrukt in aantal mmol ionen ClO^- per liter zwembadwater.

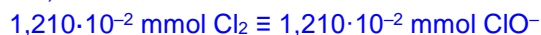
- 4 Geef deze berekening.

Bij de titratie reageert het jood met thiosulfaat:

Uit de reactievergelijkingen volgt dat:



$$2,20 \text{ ml} \times 0,0110 \text{ mmol/ml } \text{S}_2\text{O}_3^{2-} = 2,420 \cdot 10^{-2} \text{ mmol } \text{S}_2\text{O}_3^{2-} \equiv \frac{1}{2} \times 2,420 \cdot 10^{-2} \text{ mmol} = 1,210 \cdot 10^{-2} \text{ mmol } \text{Cl}_2$$



Deze hoeveelheid was aanwezig in 100,0 mL, dus in 1 L is $1,210 \cdot 10^{-2} \text{ mmol} \times 10 = 1,210 \cdot 10^{-1} \text{ mmol} = 0,121 \text{ mmol } \text{ClO}^-$ aanwezig.

6.35 Waterstofperoxide

Pim gaat het waterstofperoxidegehalte van een oplossing bepalen. Hij weegt daartoe in een bekersglas een hoeveelheid van deze oplossing nauwkeurig af. Pim brengt daarna de hoeveelheid oplossing met behulp van een trechter over in een maatkolf.

Na het volledig overbrengen vult Pim de maatkolf aan tot de maatstreep en schudt. Hij pipetteert vervolgens een deel van de oplossing in een erlenmeyer. De oplossing wordt aangezuurd omdat Pim het waterstofperoxide met jodide wil laten reageren. Het jood dat bij deze reactie ontstaat, wil hij daarna gaan titreren.

Een probleem bij deze bepaling is echter dat jodide in een zure oplossing ook kan reageren met zuurstof uit de lucht. Dit kan je afleiden uit de plaatsen van de betrokken halfreacties in tabel 48. i

- 1 Geef de betrokken halfreacties en leg uit dat jodide in een zure oplossing kan reageren met zuurstof uit de lucht.

De halfreactie van zuurstof in zuur milieu: $\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ staat boven die van $\text{I}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{I}^-$ dus O_2 in zuur milieu is een sterkere oxidator dan I_2 . Het is daarom mogelijk om I_2 uit I^- te vormen, omdat er een zwakkere oxidator ontstaat dan O_2 in zuur milieu.

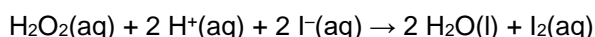
Om er voor te zorgen dat jodide niet reageert met zuurstof uit de lucht, voegt Pim aan de zure oplossing enkele schepjes natriumwaterstofcarbonaat toe.

- 2 Leg uit dat door deze toevoeging het contact tussen zuurstof in de lucht en jodide in de oplossing wordt tegengegaan.

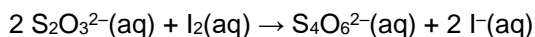
Natriumwaterstofcarbonaat veroorzaakt in een zure oplossing gasontwikkeling door de vorming van CO_2 : $\text{NaHCO}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

Het gevormde CO_2 is zwaarder dan lucht en zal als een “deken” de oplossing afsluiten voor de zuurstof uit de lucht.

Na het natriumwaterstofcarbonaat voegt Pim een overmaat kaliumjodide aan de oplossing toe. Er treedt nu een reactie op:



Het gevormde jood titreert hij met een oplossing van natriumthiosulfaat. Hierbij treedt de volgende reactie op:



Als de kleur van de oplossing in de erlenmeyer lichtgeel is geworden, voegt hij hieraan een zetmeeloplossing (stijfselwater) toe. Dan titreert hij tot de oplossing juist kleurloos is. De oplossing zou ook zonder toevoeging van zetmeeloplossing kleurloos zijn geworden.

- 3 Geef aan waarom er toch een zetmeeloplossing is toegevoegd.
 Zonder zetmeel als indicator kun je niet goed bepalen wanneer de oplossing precies kleurloos is geworden. De kleurverandering met zetmeel is veel duidelijker, omdat dit zelfs met weinig jood nog een intens blauwe kleur geeft.

Bij deze bepaling komt één mol waterstofperoxide overeen met twee mol natriumthiosulfaat.

- 4 Leid dit af.

Uit de reactie van waterstofperoxide met jodide volgt dat 1 mol H_2O_2 komt overeen met 1 mol I_2 .

Uit de reactie van de titratie volgt dat 1 mol I_2 overeen komt met 2 mol $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, dus $1 \text{ mol H}_2\text{O}_2 \equiv 1 \text{ mol I}_2 \equiv 2 \text{ mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Toen Pim de bepaling ging uitvoeren, woog hij 2,656 g waterstofperoxide-oplossing af.

Hij verdunde deze hoeveelheid met behulp van een maatkolf tot 100,0 ml oplossing. Van deze verdunde oplossing pipetteerde hij 25,00 ml in een erlenmeyer.

Voor de titratie van het uiteindelijk gevormde jood gebruikte Pim 0,0504 molair natriumthiosulfaatoplossing. Hiervan is 22,66 ml nodig.

- 5 Bereken het massapercentage waterstofperoxide in de door Pim afgewogen waterstofperoxide-oplossing (maak hierbij gebruik van tabel 41).

$$1 \text{ mol S}_2\text{O}_3^{2-} \equiv \frac{1}{2} \text{ mol H}_2\text{O}_2$$

$$22,66 \text{ mL} \times 0,0504 \text{ mmol/mL} = 1,1421 \text{ mmol S}_2\text{O}_3^{2-} \equiv \frac{1}{2} \times 1,1421 \text{ mmol H}_2\text{O}_2 = 0,57103 \text{ mmol H}_2\text{O}_2$$

$$0,57103 \text{ mmol H}_2\text{O}_2 \equiv 0,57103 \text{ mmol} \times 34,015 \text{ mg/mmol} = 19,424 \text{ mg H}_2\text{O}_2$$

Deze hoeveelheid was aanwezig in 25,00 mL die uit de maatkolf van 100,00 mL kwamen; er is dus 4 x verdund. De afgewogen hoeveelheid monster van 2,656 g bevatte dus $4 \times 19,424 \text{ mg} = 77,696 \text{ mg H}_2\text{O}_2$.

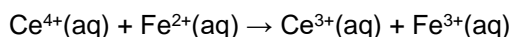
$$\text{massa\% H}_2\text{O}_2 = (77,696 \text{ mg} / 2656 \text{ mg}) \times 100\% = 2,925\%$$

6.36 Fe(II)ionen bepalen

Je krijgt de opdracht het gehalte aan Fe(II)ionen van een tablet tegen bloedarmoede te bepalen. Je moet deze bepaling uitvoeren met een oplossing van cerium(VI)sulfaat, $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$.

Voor de bepaling los je de tablet op tot 100,0 mL oplossing. Hiervan pipetteer je 25,00 mL in een erlenmeyer en titreer je met de cerium(IV)sulfaatoplossing en een geschikte indicator om het eindpunt van de titratie te bepalen.

Tijdens de titratie vindt de volgende reactie plaats:



Je blijkt 20,85 mL van een 0,0500 molair cerium(IV)sulfaatoplossing nodig te hebben.

Bereken het aantal mg ijzer(II)ionen in het onderzochte tablet.

$$1 \text{ mol Ce}^{4+} \equiv 1 \text{ mol Fe}^{2+} \rightarrow 20,85 \text{ mL} \times 0,0500 \text{ mmol/mL} = 1,0425 \text{ mmol Ce}^{4+} \equiv 1,0425 \text{ mmol Fe}^{2+}$$

$$1,0425 \text{ mmol Fe}^{2+} \equiv 1,0425 \text{ mmol} \times 55,85 \text{ mg/mmol} = 58,22 \text{ mg Fe}^{2+}$$

Deze hoeveelheid zat in 25,00 mL die uit 100,0 mL kwam. Dus in het tablet zat $\frac{100}{25} \times 58,22 \text{ mg} =$

$$232,9 \text{ mg Fe}^{2+}$$

6.37 Kwikzouten

In sommige kwikzouten komt het ionsoort Hg_2^{2+} voor. Kalomel is een voorbeeld van een zout waarin Hg_2^{2+} ionen voorkomen. Kalomel bestaat uitsluitend uit Hg_2^{2+} ionen en chloride ionen.

- 1 Geef de formule van Kalomel.



Er zijn ook kwikzouten waarin de ionsoort Hg^{2+} voorkomt. Een voorbeeld is kwik(II)oxide. Kwik(II)oxide wordt als positieve elektrode gebruikt in kwikbatterijen. De negatieve elektrode bestaat uit zinkamalgaam, een mengsel van de metalen zink en kwik.

Zink en kwik kunnen allebei als reductor reageren met Hg^{2+} . Bij stroomlevering door de batterij reageert slechts één van deze twee metalen als reductor.

- 2 Beredeneer welk van de metalen: zink of kwik bij de stroomlevering als reductor reageert en geef de halfreactie.

Zn reageert als reductor, want Zn is een sterkere reductor dan Hg.

- 3 We beschouwen de reactie $\text{HgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Hg} + \text{OH}^-$. In deze vergelijking zijn de elektronen (e^-) en de coëfficiënten weggelaten. Neem deze onvolledige vergelijking over, zet e^- aan de juiste kant van de pijl en maak de vergelijking kloppend.



7 Chemie van het leven

7.1 Spijsvertering

Ons voedsel bestaat voor een deel uit eiwitten. Deze eiwitten worden bij de spijsvertering gehydrolyseerd tot aminozuren. Deze hydrolyse begint in de maag. De maaginhoud is zuur doordat cellen in de maagwand 0,17 M zoutzuur afscheiden.

- 1 Bereken de pH in de maag in twee significante cijfers.

$$[\text{H}^+] = 0,17 \text{ mol L}^{-1} \quad \text{pH} = 0,77$$

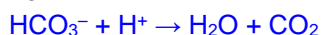
In het zure milieu van de maag begint het enzym pepsine met de hydrolyse van de eiwitten uit ons voedsel. Bij deze hydrolyse worden peptidebindingen verbroken.

- 2 Geef aan hoe het komt dat een kleine hoeveelheid van het enzym pepsine in staat is een groot aantal peptidebindingen te verbreken.

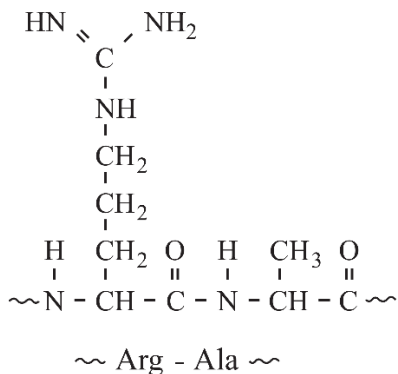
Pepsine / een enzym is een (bio)katalysator. Een enzym (is een katalysator en) wordt (dus) niet verbruikt.

Aan het gedeeltelijk verteerde voedsel dat uit de maag komt, wordt in de twaalfvingerige darm onder andere sap uit de pancreas (alvleesklier) toegevoerd. Het pancreassap bevat opgeloste zouten en een aantal enzymen. Waterstofcarbonaationen in het pancreassap zorgen ervoor dat het maagzuur wordt geneutraliseerd.

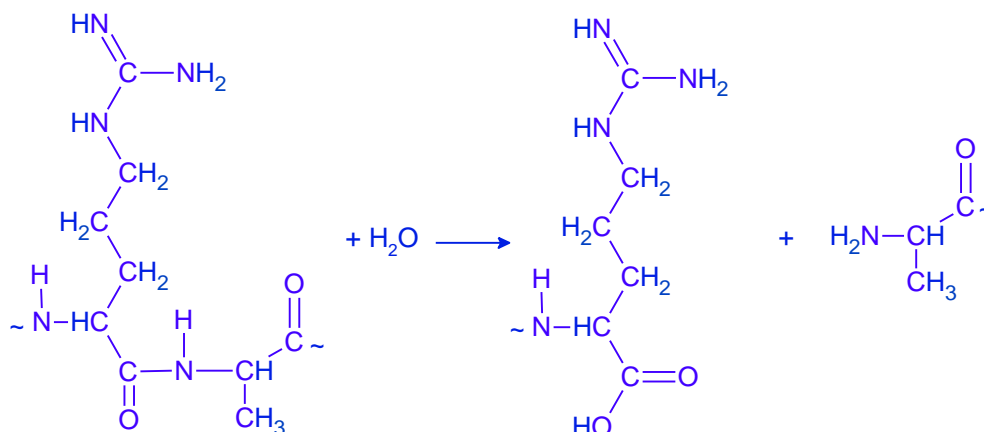
- 3 Geef de reactievergelijking van de neutralisatie van het zuur uit de maag door waterstofcarbonaat- ionen.



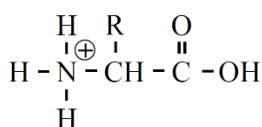
De enzymen in het pancreassap zorgen er samen voor dat de eiwitten volledig gehydrolyseerd worden. Een van de enzymen die in pancreassap voorkomt, is trypsine. Door trypsine kan de peptidebinding tussen arginine (Arg) en alanine (Ala) worden verbroken. Hieronder is een fragment van een eiwit weer gegeven waarin een Arg – Ala deel voorkomt.



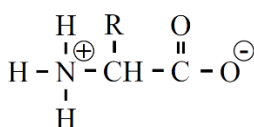
- 4 Geef de reactievergelijking van de hydrolyse van de peptidebinding tussen Arg en Ala. Gebruik daarbij structuurformules.



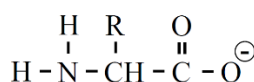
Alle aminozuren hebben een carboxylgroep (-COOH) met zure eigenschappen en een aminogroep (-NH₂) met basische eigenschappen. Een aminozuurmolecuul kan dus zowel een H⁺ afstaan (en een negatieve lading krijgen) als een H⁺ opnemen (en een positieve lading krijgen). In een leerboek worden de vormen van een aminozuur en zijn ionen als volgt weergegeven:



tekening 1



tekening 2



tekening 3

Bij pH = 6,0 heeft het aminozuur leucine een NH₃⁺ groep en een COO⁻ groep, zoals is weergegeven met tekening 2. In de twaalfvingerige darm is de pH ongeveer 8. Als gevolg daarvan komt leucine in een andere vorm voor.

- 5 Moet de vorm waarin leucine voorkomt bij een pH van ongeveer 8 worden weergegeven zoals in tekening 1 of zoals in tekening 3? Geef een verklaring voor je antwoord.

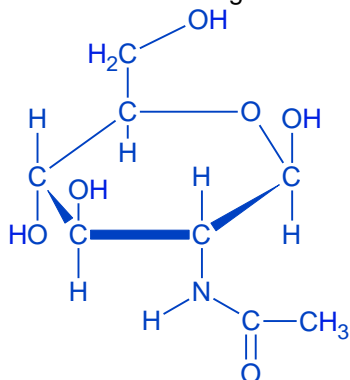
Leucine (zoals weergegeven in tekening 2) heeft in het basische milieu H⁺ afgestaan. Zo is de vorm ontstaan die is weergegeven in tekening 3.

7.2 Chitine

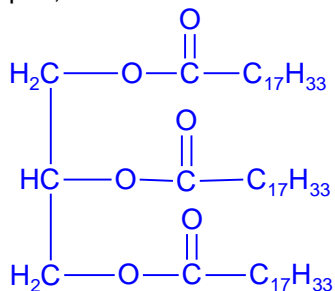
Afval blijkt soms waardevolle verbindingen te bevatten. Zo bestaan garnalendoppen en kreeftenschalen voor een groot deel uit chitine, een biopolymeer met opmerkelijke eigenschappen. Chitine is een voorbeeld van een polysaccharide. Een deel van de structuurformule van een chitinemolecuul staat vereenvoudigd weergegeven in Binas-tabel 67A.

Chitine is opgebouwd uit één soort monosacchariden.

- 1 Geef de structuurformule van dit monosaccharide. Geef de ringstructuur op dezelfde manier weer als in Binas-tabel 67F is gedaan.



Geef de structuurformule van glyceryltriolaat. Geef in deze structuurformule de koolwaterstofgroepen, die in de bovenstaande vergelijking zijn weergegeven met $C_{17}H_{33}$, op vergelijkbare wijze weer.



7.4 Omega-3-eieren

Tegenwoordig zijn zogenoemde omega-3-eieren te koop (figuur 1). Op de verpakking staat dat deze eieren zijn "verrijkt met omega-3-vetzuren".

figuur 1



Uit deze tekst zou kunnen worden opgemaakt dat de eieren "vrije vetzuren" bevatten. Dat is echter niet het geval. De vetzuren worden pas tijdens de spijsvertering gevormd uit een bepaald soort voedingsstof. Behalve vetzuren ontstaat hierbij nog een andere stof.

- Geef deze vorming van vetzuren schematisch in woorden weer. Neem het volgende schema over en vul bij I, II en III de namen van de betreffende stoffen in.
.....I..... +II..... → vetzuren +III.....
vet(ten)/olie + water → vetzuren + glycerol

Vetzuren worden in het menselijk lichaam gebruikt als bouwstof en als brandstof.

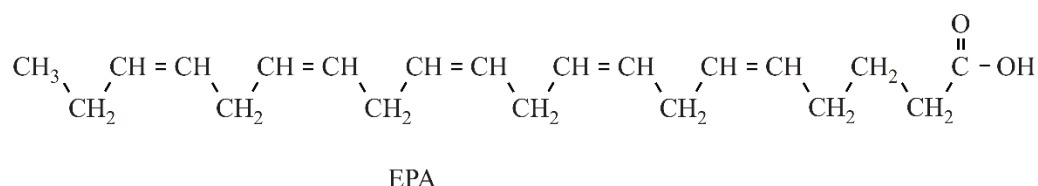
- Geef de reactievergelijking van de volledige verbranding van stearinezuur ($C_{18}H_{36}O_2$).
 $C_{18}H_{36}O_2 + 26 O_2 \rightarrow 18 CO_2 + 18 H_2O$

Omega-3-vetzuren zijn onverzadigde vetzuren. Een voorbeeld van een omega-3-vetzuur is α -linoleenzuur (zie Binas-tabel 67B2).

De aanduiding omega-3 geeft informatie over de plaats van de eerste $C = C$ binding in een molecuul van een onverzadigd vetzuur, geteld vanaf het CH_3 uiteinde.

Twee bekende omega-3-vetzuren hebben de afkortingen EPA en DHA.

De structuurformule van EPA staat hieronder.



Informatie over de structuur van vetzuurmoleculen kan met een code worden weergegeven.

EPA heeft de code C 20 : 5 (ω -3). Hierin is ω de Griekse letter omega. Deze code bevat de volgende informatie over een molecuul EPA:

- het totale aantal C atomen;
- het aantal C = C bindingen;
- de plaats van de eerste C = C binding, geteld vanaf het CH₃ uiteinde.

DHA heeft de code C 22 : 6 (ω-3) en de formule C₂₁H_nCOOH.

- 4 Leid uit de code van DHA af welk getal n is in de formule C₂₁H_nCOOH.

Wanneer DHA een verzadigd vetzuur zou zijn, zou n gelijk zijn aan $2 \times 21 + (2 - 1) = 43$. Bij zes C=C bindingen zijn er $6 \times 2 = 12$ H atomen minder dan bij de overeenkomstige verzadigde verbinding. Dus n is 31.

Omega-3-eieren leveren per stuk ten minste 110 mg omega-3-vetzuren. Volgens de Gezondheidsraad moet je gemiddeld per dag 450 mg omega-3-vetzuren binnenkrijgen. Verspreid over de week eet Bettina drie omega-3-eieren.

- 4 Bereken hoeveel procent van de hoeveelheid omega-3-vetzuren die wordt aanbevolen door de Gezondheidsraad, Bettina ten minste binnenkrijgt door het eten van drie omega-3-eieren per week.

Per week wordt geadviseerd:

450 mg dag⁻¹ × 7 = 3150 mg. Ze krijgt binnen: 110 mg × 3 = 330 mg.

Dat is: $\frac{330}{3150} \times 100\% = 10,5\%$

7.5 Glutathion

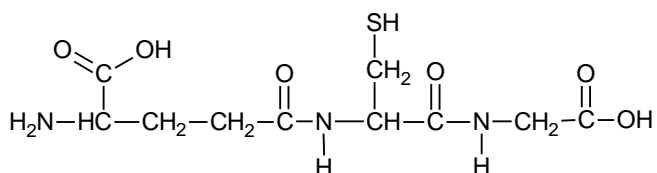
Een stof waarvan de moleculen zijn opgebouwd uit drie aminozuren wordt een tripeptide genoemd. Met drie verschillende aminozuren, bijvoorbeeld valine (Val), alanine (Ala) en leucine (Leu), kunnen verschillende tripeptiden worden gevormd.

- 1 Leg uit hoeveel verschillende tripeptiden kunnen worden gevormd met de aminozuren valine, alanine en leucine, waarbij elk van de aminozuren in het tripeptide voorkomt.

Met drie verschillende aminozuren kunnen zes tripeptiden worden gemaakt, waarin elk van de aminozuren voorkomt.

Val-Ala-Leu, Val-Leu-Ala, Ala-Val-Leu, Ala-Leu-Val, Leu-Ala-Val en Leu-Val-Ala

Glutathion is een tripeptide dat door het menselijk lichaam wordt gemaakt. Het is een zogenoemd anti-oxidant. De structuurformule van glutathion is:



Cysteïne (Cys) is één van de drie aminozuren waaruit glutathion is opgebouwd.

- 2 Geef de drielettersymbolen van de twee andere aminozuren waaruit glutathion is opgebouwd. Maak hierbij gebruik van Binas tabel 67H1.

Glu en Gly

In glutathion is één aminozuur niet op de gebruikelijke manier aan cysteïne gebonden.

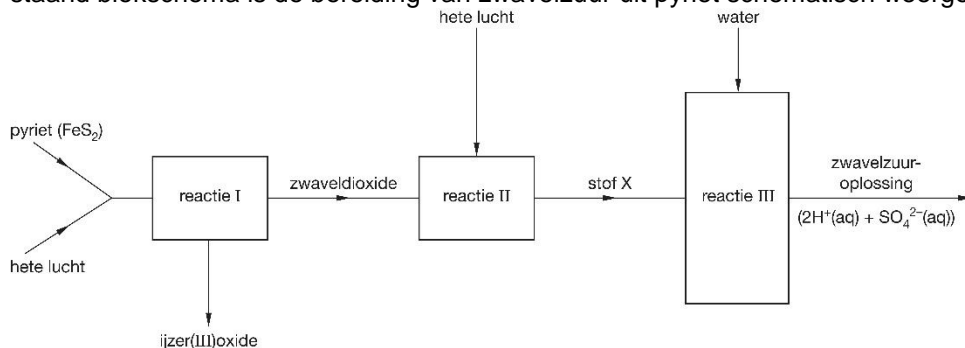
- 3 Leg uit welk aminozuur dat is.

Glutamine heeft niet met de –NH₂ groep naast de zuurgroep met cysteïne gereageerd maar met de –NH₂ groep uit de zijketen.

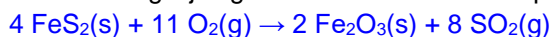
8 Industriële chemie

8.1 Zwavelzuur

Pyriet, FeS_2 , wordt gebruikt om zwavelzuur te maken. De bereiding verloopt in drie stappen. In onderstaand blokschema is de bereiding van zwavelzuur uit pyriet schematisch weergegeven.



- 1 Geef de vergelijking van de reactie die in stap 1 plaatsvindt.

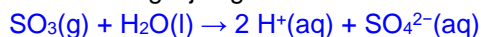


Tijdens stap 2 ontstaat een stof die in het blokschema als stof X is aangeduid.

- 2 Geef de formule van stof X.

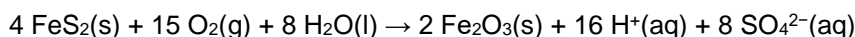


- 3 Geef de vergelijking van de reactie in blok 3.



We nemen aan dat het rendement van de reacties in alle drie de blokken 100 procent is.

De som van de drie reactievergelijkingen is:



- 4 Bereken hoeveel ton zwavelzuur er kan worden gemaakt uit 1,0 ton FeS_2 ?

molaire massa van FeS_2 is 119,98 g

$$1,0 \text{ ton FeS}_2 = 1,0 \cdot 10^6 \text{ g} = (1,0 \cdot 10^6) / (119,98) = 8,3 \cdot 10^3 \text{ mol FeS}_2$$

1 mol $\text{FeS}_2 \equiv 2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$

$$\text{Uit } 8,3 \cdot 10^3 \text{ mol FeS}_2 \text{ ontstaat } 2 \times 8,3 \cdot 10^3 = 1,7 \cdot 10^4 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

molaire massa van H_2SO_4 is 98,079 g

$$1,7 \cdot 10^4 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 = 1,7 \cdot 10^4 \times 98,079 = 1,7 \cdot 10^6 \text{ g H}_2\text{SO}_4 = 1,7 \text{ ton H}_2\text{SO}_4$$

Uit 1,0 ton FeS_2 kan 1,7 ton H_2SO_4 ontstaan.

- 5 Bereken de atomeconomie van deze reactie.

molverhouding: $\text{FeS}_2 : \text{O}_2 : \text{H}_2\text{O} : \text{Fe}_2\text{O}_3 : \text{H}_2\text{SO}_4 = 4 : 15 : 8 : 2 : 8$

massaverhouding: 479,92 : 480,00 : 144,12 : 319,38 : 784,63

$$\text{Atomeconomie zwavelzuur: } m_{\text{product}} / m_{\text{beginstoffen}} = (784,63) / (479,92 + 480,00 + 144,12) \times 100,0\% = 71,07\%$$

- 6 Bereken de E-factor van deze reactie.

$$\text{E-factor} = (\text{massa beginstoffen} - \text{massa gewenst product}) / (\text{massa gewenst product}) =$$

$$((479,92 + 480,00 + 144,12) - 784,63) / (784,63) = 0,407$$

- 7 Leg uit welke informatie de atomeconomie en de E-factor van een reactie geven.

De atomeconomie is het percentage van de massa van de beginstoffen dat terecht komt in het reactieproduct.

De E (= Environmental)-factor is het aantal kg afval per kg product. Bij een reactie met weinig bijproducten en een hoog rendement is de E-factor laag; hoe groter de E-factor, hoe groter de productie van afval.

8.2 Ethanol

In een ethanolfabriek wordt ethanol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, gemaakt uit etheen en water.

- 1 Geef de vergelijking van deze reactie.



Het rendement van deze ethanolbereiding is minder dan 100 procent.

- 2 Welke stoffen bevinden zich in het reactiemengsel?

De beginstoffen etheen en water en het reactieproduct ethanol.

Het reactiemengsel is gasvormig. Door af te koelen worden twee stoffen uit het reactiemengsel vloeibaar.

- 3 Welke twee stoffen zijn dat?

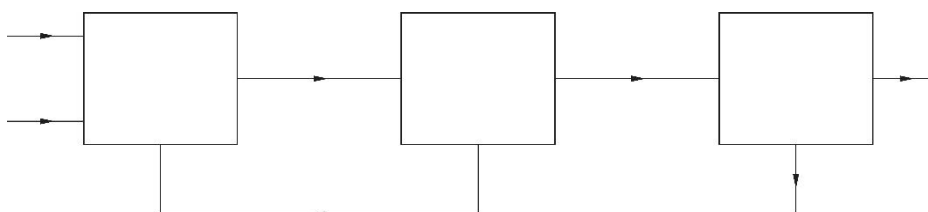
Dat zijn water en ethanol. Die hebben veel hogere kookpunten dan etheen.

De twee vloeibare stoffen worden gescheiden. Daarna heeft men zuivere ethanol in handen.

- 4 Welke scheidingsmethode past men dan toe?

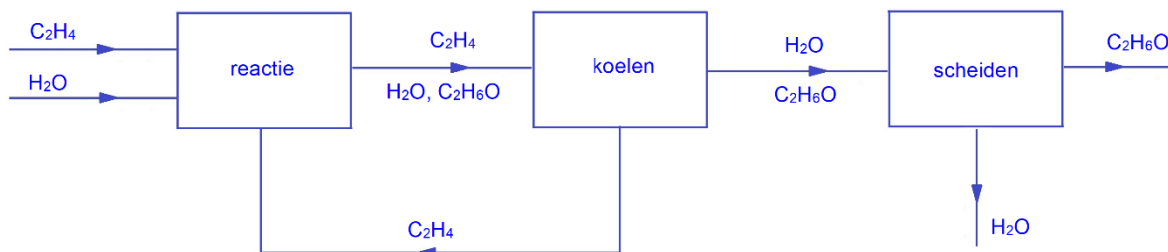
Twee vloeistoffen kun je scheiden door destillatie.

Hieronder staat een nog niet ingevuld blokschema voor de ethanolbereiding.



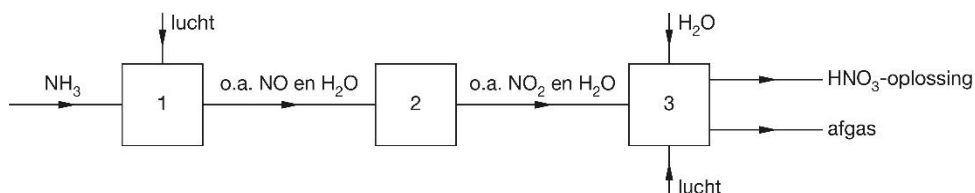
- 5 Neem het blokschema over en geef met een woord aan welk proces in elk blok plaatsvindt.

- 6 Zet bij de pijlen de juiste formules.



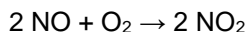
8.3 Salpeterzuur

Salpeterzuur (HNO_3) is een grondstof voor onder meer kunstmest, kleurstoffen, geneesmiddelen en springstoffen. Salpeterzuur wordt vaak geproduceerd via het zogenoemde Ostwaldproces. Dit proces is weergegeven in het blokschema hieronder.



In reactor 1 wordt ammoniak onder invloed van een platinakatalysator verbrand tot stikstofmono-oxide en water(damp). De temperatuur in reactor 1 wordt op ongeveer $900\text{ }^\circ\text{C}$ gehouden.

In reactor 2 wordt het gasmengsel dat uit reactor 1 komt, gekoeld tot ca. $40\text{ }^\circ\text{C}$. Daardoor vindt de volgende reactie plaats:

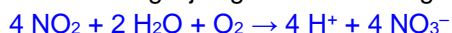


- 1 Leg uit dat uit de bovenstaande beschrijving van het Ostwaldproces blijkt dat zuurstof in overmaat aanwezig was in reactor 1.

(Voor de reactie in reactor 2 is zuurstof/lucht nodig.) Er is bij reactor 2 geen invoer van (extra) zuurstof/lucht getekend. De zuurstof die nodig is voor de reactie in reactor 2 komt dus uit reactor 1 (waar het in overmaat aanwezig was).

In reactor 3 wordt NO_2 in een reactie met water en zuurstof omgezet tot een oplossing van salpeterzuur (ongeveer 60 massa%).

- 2 Geef de vergelijking van de vorming van de salpeterzuuroplossing in reactor 3.



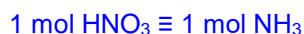
Uit reactor 3 komt ook een gasstroom (het zogenoemde afgas) die behalve uit een hoofdbestanddeel, bestaat uit kleinere hoeveelheden van een aantal schadelijke gassen die in het productieproces door nevenreacties zijn ontstaan.

- 3 Geef de naam van het hoofdbestanddeel van het afgas dat uit reactor 3 komt. Licht je antwoord toe.

Stikstof, want dat is het hoofdbestanddeel van lucht en het reageert niet in het productieproces.

Een bepaalde salpeterzuurfabriek produceert per jaar $1,3 \cdot 10^6$ ton HNO_3 (1 ton = $1 \cdot 10^3$ kg). Bij dit productieproces kan in theorie per mol ingevoerd NH_3 één mol HNO_3 worden geproduceerd. Het rendement van de vorming van HNO_3 uit NH_3 is voor deze fabriek 95%.

- 4 Bereken hoeveel ton NH_3 nodig is voor de jaarproductie van deze fabriek.



$$1,3 \cdot 10^6 \text{ ton} = 1,3 \cdot 10^{12} \text{ g HNO}_3 \triangleq \frac{1,3 \cdot 10^{12} \text{ g}}{63,013 \text{ g/mol}} = 2,06 \cdot 10^{10} \text{ mol HNO}_3$$

Hiervoor is theoretisch nodig $2,06 \cdot 10^{10}$ mol NH_3 .

In de praktijk is er $0,95 \times 2,06 \cdot 10^{10} \text{ mol} = 2,17 \cdot 10^{10}$ mol NH_3 nodig.

Dit komt overeen met $2,17 \cdot 10^{10} \text{ mol} \times 17,031 \text{ g/mol} = 3,7 \cdot 10^{11} \text{ g} = 3,7 \cdot 10^5 \text{ ton NH}_3$.

In de vergelijking van de totale reactie van het Ostwaldproces staat water na de pijl.

- 6 Geef deze vergelijking.



- 7 Bereken de E-factor van deze reactie.

$$\text{E-factor} = \frac{m_{\text{beginstoffen}} - m_{\text{werkelijke opbrengst product}}}{m_{\text{werkelijke opbrengst product}}}$$

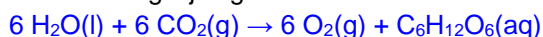
daadwerkelijke massa salpeterzuur (= gewenst product): 95% (rendement) van 63,013 g = $0,95 \times 63,013 \text{ g} = 59,86 \text{ g}$ massa beginstoffen = $17,031 + 2 \times 2 \times 16,00 = 81,03 \text{ g}$

$$\text{E-factor} = \frac{(81,03 - 59,86) \text{ g}}{60 \text{ g}} = 0,35$$

8.4 Fotosynthese

Een plant maakt, onder invloed van zonlicht, zuurstof uit water en koolstofdioxide. Daarbij ontstaat ook glucose.

- 1 Geef de vergelijking van deze reactie.



- 2 Bereken de atomeconomie van zuurstof in deze reactie.

Vorming zuurstof door planten: molverhouding: 6 : 6 : 6 : 1

massaverhouding: 108,1 : 264,1 : 192,0 : 180,16

atomeconomie zuurstof = $(192,0) / (108,1 + 264,1) \times 100,0\% = 51,59\%$

Je kunt zelf zuurstof maken door de ontleding van kaliumchloraat, KClO_3 . Daarbij ontstaat ook kaliumchloride.

- 3 Geef de vergelijking van deze reactie.



- 4 Bereken de atoomeconomie van zuurstof in deze reactie.

vorming zuurstof uit kaliumchloraat: molverhouding: 2 : 2 : 3

massaverhouding: 245,1 : 149,1 : 96,00

atoomeconomie zuurstof = $m_{\text{product}} / m_{\text{beginstoffen}} (96,00) / (245,1) \times 100,0\% = 39,17\%$

Het rendement van elk van beide reacties is 100 procent.

- 5 Bereken de E-factor van elk van beide reacties.

E-factor = (massa beginstoffen – massa gewenst product) / (massa gewenst product)

Voor de vorming van zuurstof door groene planten levert dit op:

$(108,1 + 264,1 - 192,0) / (192,0) = 0,9385$

Voor de vorming van zuurstof uit kaliumchloraat vind je:

$(245,1 - 96,00) / (96,00) = 1,5531$

- 6 Welke van de twee reacties vind jij het meest duurzaam? Licht je antwoord toe.

De E-factor is het meest gunstig voor de vorming van zuurstof door groene planten. Bovendien kunnen die planten steeds zuurstof blijven produceren! De vorming van zuurstof uit kaliumchloraat is minder duurzaam: de kaliumchloraat raakt op.

8.5 Waterstofproductie

Waterstof (H₂) wordt door sommigen gezien als de ideale energieleverende stof van de toekomst.

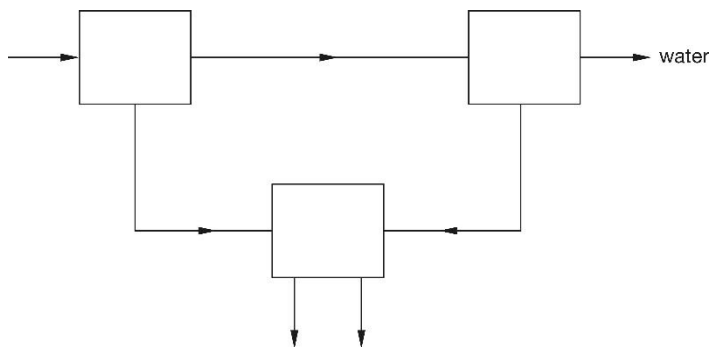
Het onderzoeksinstituut TNO heeft samen met zeven andere organisaties een methode ontwikkeld om waterstof uit biomassa te produceren. Het proces bestaat uit twee reacties. In de eerste reactor zetten warmteminnende micro-organismen koolhydraten om in waterstof, koolstofdioxide en organische zuren. Zij doen hun werk in water van 70 °C en bij lage druk. De gevormde waterstof en koolstofdioxide kunnen continu worden afgevoerd, zodat de activiteit van de micro-organismen niet wordt geremd. In de tweede reactor gebruiken andere micro-organismen licht om de zuren uit de eerste reactor om te zetten in H₂ en CO₂. Samen zorgen de beide stappen ervoor dat alleen maar waterstof en koolstofdioxide overblijven van de toegevoerde koolhydraten. Waterstof en koolstofdioxide kunnen vervolgens op eenvoudige wijze van elkaar gescheiden worden. Planten kunnen de CO₂ weer gebruiken om te groeien

In reactor 1 vinden verschillende reacties plaats. Eén daarvan is de reactie tussen glucose en water waarbij waterstof, koolstofdioxide en ethaanzuur ontstaan.

- 1 Geef de vergelijking van de reactie tussen glucose (C₆H₁₂O₆) en water. Neem daarbij aan dat per molecuul glucose twee moleculen ethaanzuur ontstaan.



Hieronder staat de aanzet voor een blokschema waarmee de in het tekstfragment beschreven methode om zuivere waterstof uit koolhydraten te verkrijgen, vereenvoudigd kan worden weergegeven. Het schema bestaat uit drie blokken: twee reactoren en een scheidingsruimte. De stofstromen zijn met pijlen aangegeven.



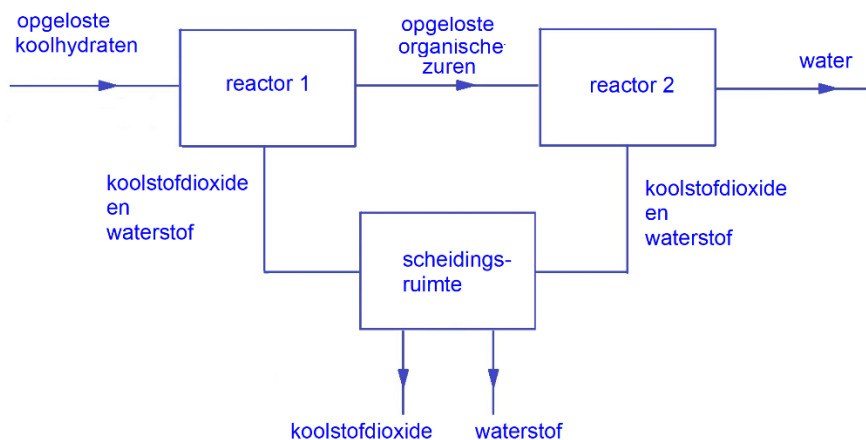
- 2 Neem het blokschema over en geef elk blok de juiste naam (reactor 1, reactor 2 of scheidingsruimte).

Vermeld ook bij elke pijl de betreffende stof(fen):

- koolstofdioxide;
- (opgeloste) koolhydraten;
- (opgeloste organische) zuren;

- waterstof.

Let op: sommige stofnamen moeten meer dan één keer worden gebruikt.



Om het mengsel van koolstofdioxide en waterstof te scheiden, zou men het door een basische oplossing kunnen leiden. Uit bovenstaand blokschema is af te leiden dat dit in dit proces kennelijk niet gebeurt.

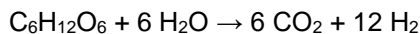
- 3 Geef aan hoe dit uit het blokschema blijkt.

Er is geen pijl voor de (basische) oplossing in één van de blokken / in het blok voor de scheidingsruimte getekend.

- 4 Beschrijf een andere manier om een mengsel van koolstofdioxide en waterstof te scheiden. Geef in je beschrijving ook aan van welk verschil in eigenschappen je gebruikmaakt.

Je kunt het mengsel (sterk) afkoelen, want koolstofdioxide heeft een hoger sublimatiepunt/kookpunt dan waterstof.

Het totale productieproces dat in het tekstfragment is beschreven, kan worden weergegeven met de volgende reactievergelijking:



- 5 Bereken het aantal kg glucose dat minimaal nodig is voor de productie van 3,0 kg waterstof.

$$1 \text{ mol H}_2 \equiv 1/12 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$3,0 \text{ kg} : 2,016 \text{ kg/kmol H}_2 \equiv 1,488 \text{ kmol} \times 1/12 = 1,240 \cdot 10^{-1} \text{ kmol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$1,240 \cdot 10^{-1} \text{ kmol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \equiv 1,240 \cdot 10^{-1} \text{ kmol} \times 180,2 \text{ kg/kmol} = 2,2 \cdot 10^1 \text{ kg.}$$

9 Selectie uit eerdere examenopgaven

9.1 Photanol® proces (2015 voorbeeld examen)

Een onderzoeksgroep van de UvA (Universiteit van Amsterdam) heeft een nieuwe manier gevonden om met koolstofdioxide en zonlicht allerlei nuttige producten te maken.

In dit zogenoemde Photanol proces worden twee processen gecombineerd:

- de fotosynthese van glucose;
- de zogenoemde fermentatie: glucose wordt omgezet tot fermentatieproducten zoals ethanol, butanol en melkzuur.

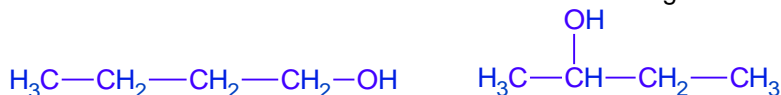
Bij het Photanol proces wordt gebruikgemaakt van blauwalgen (bacteriën). Deze zorgen voor de fotosynthese én voor de fermentatie. De blauwalgen zijn genetisch gemodificeerd: hun erfelijke eigenschappen zijn veranderd, waardoor ze andere stoffen kunnen produceren dan ze van nature doen.

- 2p **1** Geef de reactievergelijking van de fotosynthese van glucose.

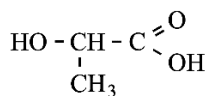


De naam butanol is geen volledige systematische naam. Er kunnen verschillende verbindingen mee worden bedoeld.

- 2p **2** Geef de structuurformules van twee van deze verbindingen.



In 2012 is aan de UvA een proeffabriek gestart voor de productie van melkzuur, dat onder andere veel wordt gebruikt in de voedingsmiddelenindustrie.



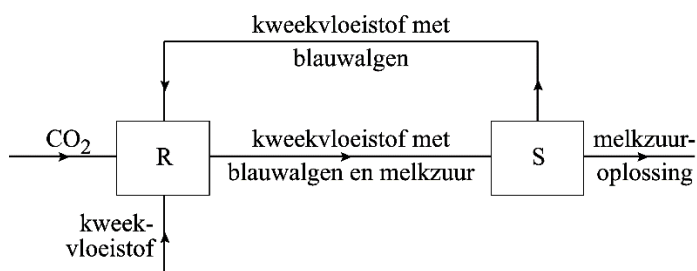
melkzuur

De blauwalgen die worden gebruikt in de proeffabriek bezitten bepaalde enzymen die zo functioneren dat alleen melkzuur wordt gevormd en geen ander fermentatieproduct.

- 1p **3** Met welk begrip wordt deze functie van enzymen aangeduid?

specificiteit / specifieke werking

Het Photanol proces kan met het volgende vereenvoudigde blokschema worden weergegeven:

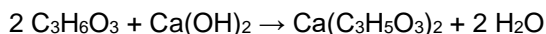


De reactor, bestaande uit een groot aantal doorzichtige buizen, wordt gevuld met een zogenoemde kweekvloeistof: een oplossing van een aantal zouten die nodig zijn voor de groei en de stofwisseling van de blauwalgen. Aan de kweekvloeistof worden de blauwalgen toegevoegd. In scheidingsruimte S wordt een melkzuuroplossing afgescheiden die ook nog opgeloste zouten bevat. De scheiding vindt plaats door middel van een membraan dat een deel van de oplossing doorlaat.

- 2p **4** Geef de naam van de scheidingsmethode die in S wordt gebruikt en verklaar waarom deze scheidingsmethode in dit proces kan worden gebruikt.

Filtratie/filtreren. Hierbij wordt gebruikgemaakt van het feit dat blauwalgen (veel) groter zijn dan (de watermoleculen en) melkzuurmoleculen

Om melkzuur uit de melkzuuroplossing te verkrijgen wordt hieraan eerst kalkmelk (= een suspensie van calciumhydroxide) toegevoegd. Er vindt dan een zuur-basereactie plaats waarbij de vaste stof calciumlactaat, $\text{Ca}(\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3)_2$ ontstaat. Daarna wordt calciumlactaat omgezet tot melkzuur. De reactie van melkzuur met kalkmelk kan met de volgende reactievergelijking worden weergegeven:



- 2p 5 Leg uit, aan de hand van de bovenstaande reactievergelijking, hoeveel H^+ ionen per melkzuurmolecuul bij deze reactie worden afgestaan.

Een juist antwoord kan als volgt zijn geformuleerd:

- Het lactaation heeft een 1– lading. Dus per melkzuurmolecuul is één H^+ ion afgestaan.
- Twee melkzuurmoleculen reageren met twee hydroxide-ionen. Dus per melkzuurmolecuul wordt één H^+ ion afgestaan.

Het theoretisch maximum per jaar voor de vorming van melkzuur via het Photanol proces is 250 ton (1 ton is $1 \cdot 10^3$ kg) melkzuur per fabriek.

In de proeffabriek wil men minstens 40 procent van de maximale opbrengst bereiken.

- 2p 6 Bereken hoeveel ton koolstofdioxide wordt gebonden bij de productie van 100 ton melkzuur. Ga ervan uit dat drie mol koolstofdioxide nodig is voor de vorming van één mol melkzuur.

$$1 \text{ mol melkzuur} \equiv 3 \text{ mol CO}_2 \rightarrow 100 \text{ ton melkzuur} = 1,00 \cdot 10^6 \text{ kg} \equiv \frac{1,00 \cdot 10^6 \text{ kg}}{90,08 \text{ kg/mol}} = 1,11 \cdot 10^4 \text{ kmol}$$

$$\text{theoretische hoeveelheid CO}_2 = 3 \times 1,11 \cdot 10^4 \text{ kmol} = 3,330 \cdot 10^4 \text{ mol} = 3,330 \cdot 10^4 \text{ kmol} \times 44,01 \text{ kg/mol} = 1,47 \cdot 10^6 \text{ kg} = 147 \text{ ton}$$

De informatie in deze opgave over het Photanol proces kan vergeleken worden met de uitgangspunten van de groene chemie die in Binas-tabel 97F zijn vermeld.

- 3p 7 Licht toe dat de uitgangspunten met de nummers 5, 7 en 9 van toepassing zijn op het Photanol proces.

Noteer je antwoord als volgt:

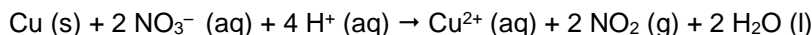
nr. 5: ... Water is een veilig oplosmiddel. / Water wordt (grotendeels) hergebruikt/gerecicleerd.

nr. 7: ... CO_2 is een hernieuwbare grondstof

nr. 9: ...Er wordt (efficiënt) gebruikgemaakt van (een) enzym(en). / De blauwalgen kunnen worden beschouwd als katalysator.

9.2 Kopergehalte van een munt (2019-1)

Vera heeft een munt die is gemaakt van een koperlegering. Zij onderzoekt het kopergehalte van de munt. De munt brengt ze in een overmaat geconcentreerd salpeterzuur. Alle metalen van de legering reageren met het salpeterzuur en er ontstaat een heldere oplossing. Hieronder is de vergelijking van de reactie van koper met geconcentreerd salpeterzuur weergegeven. Dit is een redoxreactie.



- 2p 1 Leg uit, aan de hand van de formules van beide soorten koperdeeltjes in de reactievergelijking, of Cu de oxidator of de reductor is.

Cu wordt Cu^{2+} . Hierbij worden (twee) elektronen afgestaan, dus koper is de reductor.

Voor het uitvoeren van dit onderzoek heeft Vera een risicoanalyse uitgevoerd volgens het GHS-systeem. Er blijkt een aantal veiligheidszinnen van toepassing op dit experiment, zoals H314 en H330.

- 2p 2 Geef voor elke van deze veiligheidszinnen aan op welke stof deze van toepassing is en geef een beschermende maatregel die genomen kan worden tijdens de uitvoering van dit onderzoek.

Gebruik Binas-tabel 97E of ScienceData-tabel 38.3.

Noteer je antwoord als volgt:

- H314 is van toepassing op de stof: maatregel:

H314 is van toepassing op de stof: (geconcentreerd) salpeterzuur maatregel: draag handschoenen/oogbescherming/werk in een zuurkast (tegen spatten)

– H330 is van toepassing op de stof: maatregel:

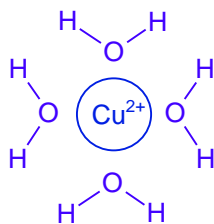
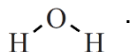
H330 is van toepassing op de stof: NO₂ / (geconcentreerd) salpeterzuur maatregel: werk in een zuurkast

Na afloop van de reactie brengt Vera het reactiemengsel over in een maatkolf. Ze vult de oplossing aan met water zodat 1,000 L oplossing ontstaat. Deze lichtblauw gekleurde oplossing wordt verder in deze opgave 'muntoplossing' genoemd. De lichtblauwe kleur wordt veroorzaakt door gehydrateerde koper(II)ionen die met de formule Cu(H₂O)₄²⁺ kunnen worden weergegeven. Uit deze formule blijkt dat elk koper(II)ion is omringd door vier watermoleculen.

Hieronder is schematisch een koper(II)ion weergegeven.

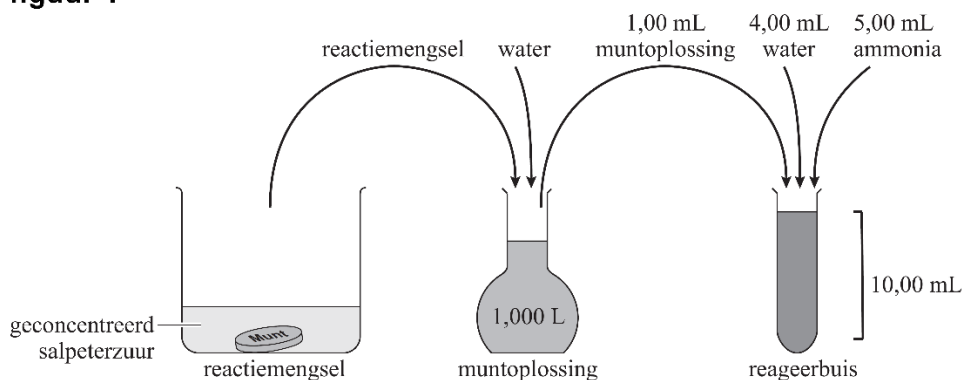


- 2p 3 Neem dit over en teken een deeltje Cu(H₂O)₄²⁺. Ga hierbij uit van het getekende koper(II)ion en geef elk watermolecuul weer met



Vervolgens voegt Vera 1,00 mL muntoplossing, 4,00 mL water en 5,00 mL ammonia bij elkaar in een reageerbuis en mengt deze stoffen goed. Alle gehydrateerde koper(II)ionen worden omgezet tot Cu(NH₃)₄²⁺-ionen. Deze ionen zorgen ervoor dat er een donkerblauwe oplossing ontstaat. De procedure die Vera heeft gevolgd, is in figuur 1 schematisch weergegeven.

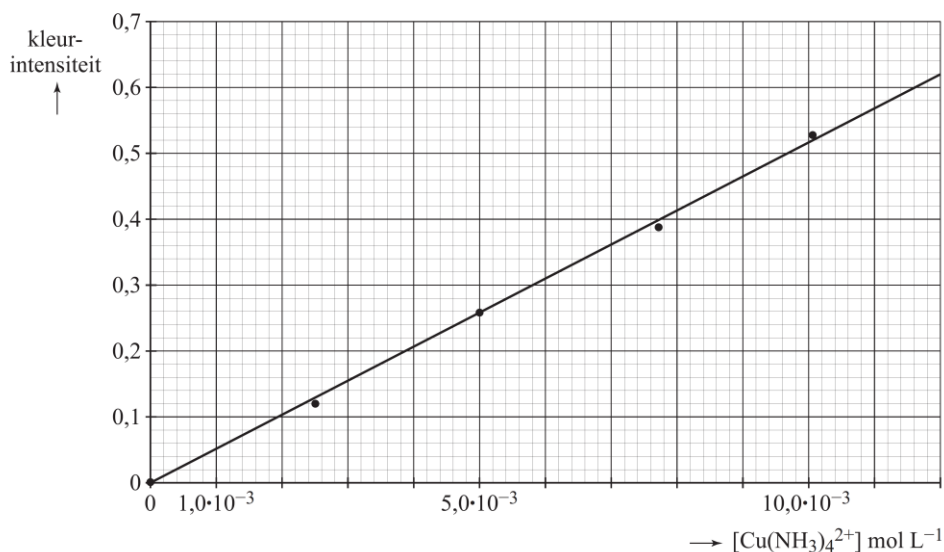
figuur 1



Vera meet met behulp van een zogenoemde colorimeter de kleurintensiteit van de verkregen donkerblauwe oplossing. De kleurintensiteit heeft geen eenheid en is een maat voor de concentratie Cu(NH₃)₄²⁺-ionen. Ook meet Vera de kleurintensiteit van een aantal standaardoplossingen met een bekende concentratie Cu(NH₃)₄²⁺-ionen. Met behulp van deze laatste metingen maakt zij de ijklijn die

in figuur 2 is weergegeven.

figuur 2



De donkerblauwe oplossing in de reageerbuis van Vera heeft een kleurintensiteit van 0,29. Met behulp van figuur 2 bepaalt Vera het kopergehalte van de munt. De oorspronkelijke massa van de munt was 4,07 g.

- 2p **4** Bereken met behulp van figuur 2 het aantal mol $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ -ionen in de 10,00 mL oplossing in de reageerbuis. Lees de concentratie af in twee decimalen.

Aflesen geeft $5,60 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = 5,60 \cdot 10^{-3} \times 10^{-3} \text{ mol/mL} \rightarrow$

In 10,00 mL aanwezig: $10,00 \times 5,60 \cdot 10^{-6} \text{ mol/mL} = 5,60 \cdot 10^{-5} \text{ mol Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$

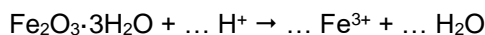
- 3p **5** Bereken het massapercentage koper in de munt.

De hoeveelheid van $5,60 \cdot 10^{-5} \text{ mol Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} / 10,00 \text{ mL}$ kwam uit 1,00 mL die uit een maatkolf van 1,000 L was gepipetteerd, dus zat er in die maatkolf $1000 \times 5,60 \cdot 10^{-5} \text{ mol Cu}^{2+} = 5,60 \cdot 10^{-2} \text{ mol Cu}^{2+} = 5,60 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \times 63,55 \text{ g/mol} = 3,559 \text{ g}$

massa% Cu = $\frac{3,559 \text{ g}}{4,07 \text{ g}} \times 100\% = 87,5\%$

9.3 Beitsen en verzinken (2019-2)

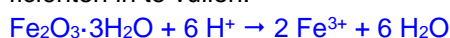
Ijzere voorwerpen kunnen tegen corrosie worden beschermd door ze te 'verzinken'. Deze voorwerpen worden eerst enige tijd in een bad met 'beitszuur' gehangen om reeds aanwezig roest ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) te verwijderen. Beitszuur is zoutzuur dat ongeveer 50 gram opgelost HCl per liter bevat. Daarbij treedt een reactie op die hieronder onvolledig is weergegeven:



- 2p **1** Bereken de pH van beitszuur dat 50 gram (opgelost) HCl per liter bevat.

$50 \text{ g HCl/L} \equiv \frac{50 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 1,3699 \text{ mol} \rightarrow \text{pH} = -\log 1,3699 = -0,14$

- 1p **2** Neem de onvolledige reactievergelijking over, en maak deze kloppend door de drie ontbrekende coëfficiënten in te vullen.



Na het beitsen worden de ijzere voorwerpen in een bad met vloeibaar zink gedompeld. Hierdoor wordt een laagje ijzer-zinklegering gevormd op het voorwerp.

- 2p **3** Beschrijf op microniveau de roosteropbouw van een ijzer-zinklegering. Verwerk in je antwoord het type binding tussen de deeltjes.

De zinkatomen (afkomstig uit het vloeibare zink) en de ijzeratomen (afkomstig uit het ijzeren voorwerp) zijn door elkaar (in een metaalrooster) aanwezig, en zijn door metaalbindingen aan elkaar gebonden.

Op een website over thermisch verzinken wordt vermeld dat de temperatuur van het zink in het bad ongeveer 400 °C moet zijn. Piet merkt op dat dat niet juist kan zijn en zegt: "een temperatuur van 400 °C is niet hoog genoeg."

- 2p 4 Geef aan of Piet gelijk heeft. Motiveer je antwoord met een gegeven uit Binas of ScienceData. De temperatuur moet minstens gelijk zijn aan het smeltpunt (van zink): minimaal 693 K = 420 °C (dus Piet heeft gelijk: 400 °C is niet hoog genoeg).

De voorwerpen worden met behulp van gereedschappen uit het beitsbad gehaald en in het zinkbad gedompeld. Het beitsbad raakt daardoor verontreinigd. Hierbij ontstaan ZnCl_4^{2-} ionen. Wanneer deze ionen niet verwijderd worden, moet het verontreinigde zuur uit het beitsbad worden afgevoerd als chemisch afval. Daarom wordt het verontreinigde afvalzuur door een zogenoemde selectieve ionenwisselaar geleid. De ZnCl_4^{2-} ionen worden in de ionenwisselaar gebonden. Voor elk ZnCl_4^{2-} ion dat wordt gebonden, komen twee OH^- ionen vrij.

- 2p 5 Leg uit of de pH van het afvalzuur als gevolg van de ionenwisseling hoger of lager wordt. De (vrijgekomen) OH^- -ionen reageren met de H^+ -ionen van het zuur. Daardoor (wordt $[\text{H}^+]$ kleiner en wordt de pH hoger).

Het proces dat hiervoor is beschreven kan vereenvoudigd worden weergegeven met een blokschema. Dit blokschema bevat drie blokken en vijf stofstromen:

- bad met beitszuur
- bad met zink
- ionenwisselaar

A: afvalzuur zonder ZnCl_4^{2-} ionen

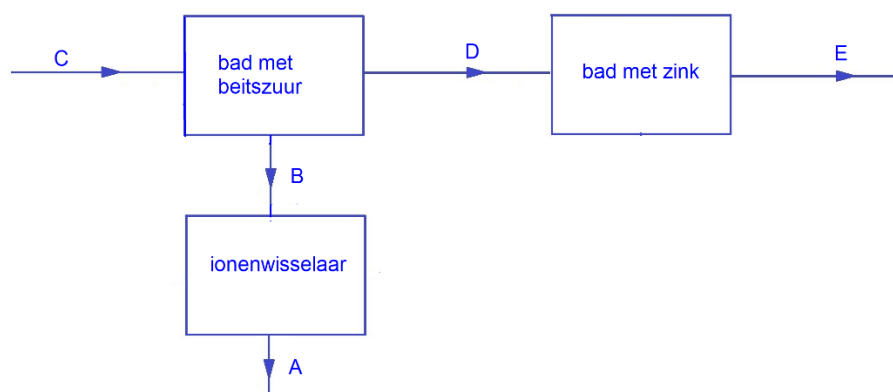
B: afvalzuur met ZnCl_4^{2-} ionen

C: ijzeren voorwerpen met roest

D: ijzeren voorwerpen zonder roest

E: verzinkte ijzeren voorwerpen

- 3p 6 Teken dit blokschema. Zet bij elke stofstroom de juiste letter (A tot en met E) uit de bovenstaande opsomming. Noteer ook de juiste aanduiding in de blokken.



Het afvalzuur waaruit de ZnCl_4^{2-} ionen zijn verwijderd, kan worden gebruikt voor de productie van ijzer(III)chloridesulfaat (FeClSO_4).

- 3p 7 Bereken hoeveel kg FeClSO_4 kan worden geproduceerd uit 10 ton (1 ton = 10^3 kg) afvalzuur dat 8,0 massaprocent Fe^{3+} bevat. Ga ervan uit dat alle Fe^{3+} wordt omgezet tot FeClSO_4 .

$$10 \text{ ton bevat } 10 \cdot 10^3 \times 0,080 = 800 \text{ kg Fe}^{3+} \equiv \frac{800 \text{ kg}}{55,85 \text{ kg/mol}} = 14,32 \text{ mol Fe}^{3+} \equiv 14,32 \text{ mol FeClSO}_4$$

$$14,32 \text{ mol FeClSO}_4 \times 187 \text{ kg/mol} = 2,7 \cdot 10^3 \text{ kg FeClSO}_4$$

Piet vraagt zich af of de in deze opgave beschreven methode waarmee met het afvalzuur wordt omgegaan in overeenstemming is met het cradle-to-cradle principe. Hij vindt op www.duurzaamheid.nl dat de cradle-to-cradle ontwerpstrategie “ervan uitgaat dat alle materialen een voortdurende en blijvende waarde houden en steeds weer in gesloten kringlopen van productie, gebruik en recycling kunnen worden opgenomen.”

- 2p **8** Formuleer twee van de vragen waarop Piet antwoord nodig heeft om te kunnen beoordelen of de beschreven methode past binnen het cradle-to-cradle principe
 Voorbeelden van een juiste vraag zijn (kringloopvragen):
- Kan de ionenwisselaar volledig worden geregenereerd?
 - Wat gebeurt er met de ZnCl_4^{2-} ionen na het regenereren van / bij het vervangen van de ionenwisselaar?
 - Wordt het ijzer(III)chloridesulfaat zodanig gebruikt dat het blijvend zijn waarde behoudt?
 - Wordt het beitszuur/afvalzuur dat uit de ionenwisselaar komt weer opgewerkt en heringezet in het beitsbad?

FeClSO_4 wordt gebruikt in de afvalwaterzuivering om fosfaationen te verwijderen. De ijzer(III)ionen uit het ijzer(III)chloridesulfaat reageren met de fosfaationen, waarna het fosfaathoudende reactieproduct uit het afvalwater kan worden verwijderd. Het gezuiverde afvalwater wordt uiteindelijk op het oppervlaktewater geloosd.

- 2p **9** Geef aan met welke scheidingsmethode het fosfaathoudende reactieproduct uit het afvalwater kan worden verwijderd. Licht je antwoord toe aan de hand van Binas-tabel 45A of ScienceData-tabel 8.4d. Volgens de tabel vormen ijzerionen/ Fe^{3+} -ionen met fosfaationen/ PO_4^{3-} -ionen een slecht oplosbaar zout / neerslag / slecht oplosbare vaste stof. Deze vaste deeltjes zijn door filtreren/centrifugereren/bezinken te verwijderen.
- 1p **10** Geef aan waarom het ongewenst is als fosfaationen (overvloedig) in het oppervlaktewater terecht komen.
 Uit een juist antwoord blijkt dat te veel fosfaat eutrofiëring veroorzaakt.

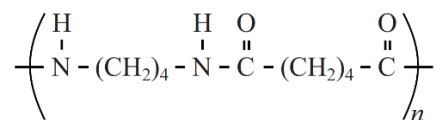
9.4 Stanyl® (2017-1)

Stanyl is een sterke kunststof die pas bij hoge temperatuur smelt (295 °C). Dit maakt Stanyl geschikt als vervanger van metalen onderdelen in auto's en in elektronische apparatuur.

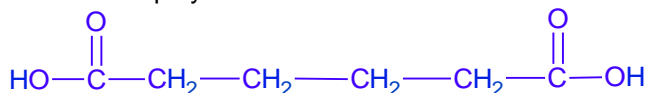
Stanyl is een copolymeer dat ontstaat door polycondensatie van twee soorten monomeren.

Een van deze twee is butaan-1,4-diamine, $\text{H}_2\text{N}-(\text{CH}_2)_4-\text{NH}_2$.

Hieronder is de structuurformule van Stanyl schematisch weergegeven:



- 2p **1** Geef de structuurformule van het andere monomeer waaruit Stanyl wordt gevormd via de hierboven beschreven polymerisatie.



Het fragment dat in de structuurformule van Stanyl (zie hierboven) tussen de grote haken staat, wordt de repeterende eenheid genoemd.

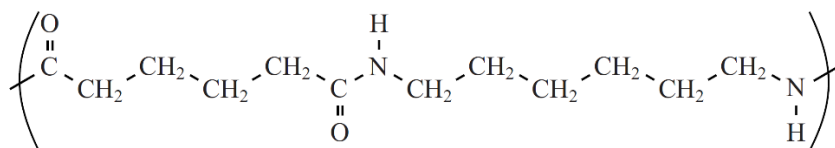
De eigenschappen van een polymeer worden mede bepaald door de gemiddelde molecuulmassa van het polymeer. Een veelgebruikte Stanyl-soort heeft de gemiddelde molecuulmassa $2,0 \cdot 10^4$ u.

- 2p **2** Bereken hoeveel repeterende eenheden gemiddeld voorkomen in een molecuul van deze Stanyl-soort.

$$\text{Aantal repeterende eenheden} = \frac{2,0 \cdot 10^4 \text{ u}}{\text{massa (u) repeterende eenheid}} = \frac{2,0 \cdot 10^4 \text{ u}}{198,3 \text{ u}} = 1,0 \cdot 10^2$$

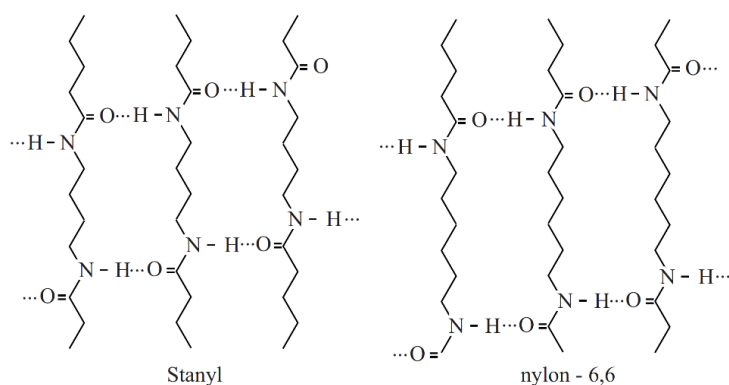
Stanyl is een zogenoemde nylon en is ontwikkeld als kunststof die steviger is en bij een hogere temperatuur kan worden toegepast dan het bekende nylon-6,6.

De repeterende eenheid van nylon-6,6 is hieronder weergegeven:



De aantrekkingskracht tussen nylonmoleculen wordt grotendeels bepaald door waterstofbruggen tussen C=O groepen en NH groepen. In figuur 1 is schematisch weergegeven hoe ketens van Stanyl en nylon-6,6 door middel van waterstofbruggen aan elkaar gebonden zijn.

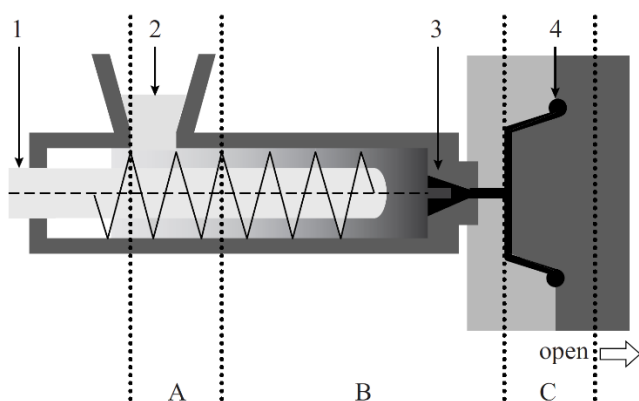
figuur 1



- 2p **3** Leg uit aan de hand van figuur 1, waarom Stanyl een hogere smelttemperatuur heeft dan nylon-6,6. Ga ervan uit dat Stanyl en nylon-6,6 dezelfde gemiddelde ketenlengte hebben. Stanyl bevat per lengte-eenheid meer waterstofbruggen dan nylon-6,6. Hierdoor zullen de moleculen in Stanyl sterker aan elkaar gebonden zijn dan de moleculen in nylon-6,6. (Het kost dus meer energie om de waterstofbruggen in Stanyl te verbreken dan in nylon-6,6 waardoor de smelttemperatuur in Stanyl hoger is dan van nylon-6,6).

Voorwerpen van Stanyl worden geproduceerd met behulp van de techniek spuitgieten. In figuur 2 is een schematische tekening weergegeven van een machine waarmee deze techniek wordt uitgevoerd.

figuur 2



Bij de vultrechter (2) worden Stanylkorrels in de spuitgietmachine gebracht. Deze korrels worden verwarmd en de ronddraaiende schroef (1) zorgt voor verplaatsing van Stanyl. Via de spuitmond (3) wordt Stanyl in een mal (4) geperst zodat het voorwerp in de gewenste vorm stolt.

De producent van Stanyl adviseert bepaalde temperaturen voor de drie zones die in figuur 2 zijn aangegeven. Bij die temperaturen verloopt het spuitgieten optimaal.

De producent geeft de volgende temperatuurtrajecten voor de drie zones:

- 80 - 120 °C
- 280 - 320 °C
- 305 - 335 °C

Met behulp van het smeltpunt van Stanyl (295 °C) kan worden afgeleid welk temperatuurtraject bij welke zone hoort.

- 2p 4 Geef aan welk temperatuurtraject bij welke zone hoort.

Noteer je antwoord als:

zone A: 280 - 320 °C

zone B: 305 - 335 °C

zone C: 80 - 120 °C

9.5 Groen' piepschuim (2013-2)

Piepschuim wordt onder andere gebruikt als verpakkingsmateriaal. Het is opgebouwd uit aan elkaar gekleefde bolletjes van een polymeer. Bij het maken van dit verpakkingsmateriaal worden de polymeerkorrels eerst in een reactor verwarmd terwijl een gas wordt doorgeblazen. De korrels schuimen dan op tot bolletjes. Het gas in deze piepschuimbolletjes wordt vanzelf vervangen door lucht. Vervolgens worden de bolletjes in een mal gebracht en opnieuw verwarmd. De bolletjes kleven dan aan elkaar tot het gewenste verpakkingsmateriaal.

- 2p 1 Welke soort polymeer wordt gebruikt om piepschuim van te maken: een thermoplast of een thermoharder? Geef een verklaring voor je antwoord; maak daarbij gebruik van bovenstaande tekst. Voorbeelden van een juist antwoord zijn:

- In de tekst staat dat de bolletjes aan elkaar kleven wanneer ze worden verwarmd. Dit betekent dat het piepschuim zacht wordt bij verwarming. Het is dus een thermoplast.
- De bolletjes worden zacht / smelten (waardoor ze aan elkaar kleven) bij verwarmen. Het is dus een thermoplast.
- Het polymeer wordt gemaakt en krijgt daarna door verwarming (in een mal) een bepaalde vorm. Dat kan alleen met een thermoplast.

Het is efficiënter om het polymeer in de vorm van korrels te vervoeren dan in de vorm van piepschuimbolletjes. Om een bepaalde massa in de vorm van piepschuimbolletjes te vervoeren, zijn veel meer vrachtwagens nodig dan wanneer die massa in de vorm van polymeerkorrels wordt vervoerd. Een vrachtwagen kan maximaal 46 ton polymeerkorrels vervoeren.

- 2p 2 Bereken hoeveel vrachtwagens nodig zijn voor het vervoer van 46 ton piepschuim-bolletjes. Neem aan dat de laadruimte van een vrachtwagen 100 m³ is. Ga verder uit van de volgende gegevens:
- de dichtheid van de polymeerkorrels is 1,06 · 10³ kg m⁻³;
 - de dichtheid van de piepschuim-bolletjes is 22,5 kg m⁻³;
 - een ton is 10³ kg.

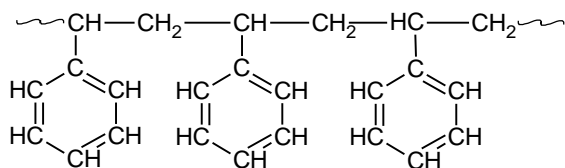
46 ton piepschuim-bolletjes is = 46 · 10³ kg.

Het volume is dan $\frac{46 \cdot 10^3 \text{ kg}}{22,5 \text{ kg/m}^3} = 2,0 \cdot 10^3 \text{ m}^3$.

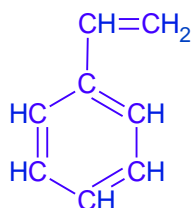
Er zijn dus $\frac{2,0 \cdot 10^3 \text{ m}^3}{100 \text{ m}^3 / \text{vrachtwagen}} = 20$ vrachtwagens nodig.

In het verleden werd alle piepschuim gemaakt van polystyreen. Deze soort piepschuim wordt vaak aangeduid met de afkorting EPS. Polystyreen wordt gevormd door additiepolymerisatie van styreen. Deze polymerisatie is een endotherme reactie. Bij de omzetting van de polystyreenkorrels tot piep-

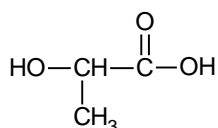
schuimbolletjes wordt pentaan gebruikt, dat wordt verhit. Styreen en pentaan worden beide uit aardolie verkregen. Hieronder is een stukje uit het midden van de structuurformule van polystyreen afgebeeld.



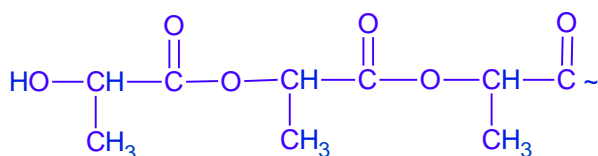
- 2p **3** Geef de structuurformule van styreen.



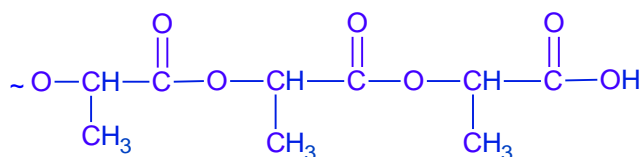
Sinds 2009 is een nieuw soort piepschuim ontwikkeld: BioFoam[®]. BioFoam[®] bestaat uit polymelkzuur, de polyester van melkzuur. De vorming van polymelkzuur is een exotherme reactie. Het melkzuur dat wordt gebruikt voor de productie van BioFoam[®] wordt verkregen door vergisting van suikers en zetmeel uit bijvoorbeeld suikerriet en maïs. Bij de omzetting van polymelkzuurkorrels tot piepschuimbolletjes wordt koolstofdioxide gebruikt dat wordt gewonnen uit de rookgassen van energiecentrales. Hieronder is de structuurformule van melkzuur weergegeven.



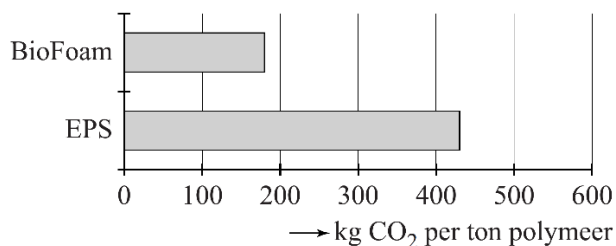
- 2p **4** Teken een uiteinde van de structuurformule van polymelkzuur. In het getekende stukje moeten drie monomeren zijn verwerkt.



of



BioFoam[®] wordt wel 'groen' piepschuim genoemd. Eén van de redenen daarvoor is dat de netto hoeveelheid CO₂ die bij de productie van een ton BioFoam[®] wordt uitgestoten aanzienlijk minder is dan bij de productie van een ton EPS. Zie onderstaande grafiek.



Een aantal factoren is van invloed op de netto CO₂-uitstoot tijdens de productie. Eén ervan is het warmte-effect van de polymerisatiereactie.

- 2p 5 Leg uit of, met betrekking tot de hoogte van de netto CO₂-uitstoot, het warmte-effect van de polymerisatiereacties in het voordeel of in het nadeel is van BioFoam® in vergelijking met EPS.
 Voor de polymerisatie van styreen is warmte/energie nodig. Die wordt verkregen door verbranding van fossiele brandstoffen. Daarbij komt CO₂ vrij. Bij de vorming van polymelkzuur komt juist energie vrij. Het warmte-effect van de polymerisatiereacties is dus in het voordeel van BioFoam®.
- 2p 6 Leg uit of het verschil in grondstoffen ertoe bijdraagt dat de netto CO₂-uitstoot per ton polymeer voor BioFoam® lager is dan voor EPS.
 De grondstoffen voor BioFoam® zijn suikers en zetmeel. De grondstof voor EPS is aardolie. Zowel bij de vorming van suikers en zetmeel als bij de vorming van aardolie wordt CO₂ gebonden. Maar bij de vorming van aardolie is dat al veel langer geleden gebeurd (dan bij de vorming van suikers en zetmeel). Dus het verschil in grondstoffen draagt ertoe bij dat de netto CO₂ uitstoot per ton polymeer voor BioFoam® lager is dan voor EPS

9.6 Een papieren lithiumbatterij (voorbeeld examen 2015)

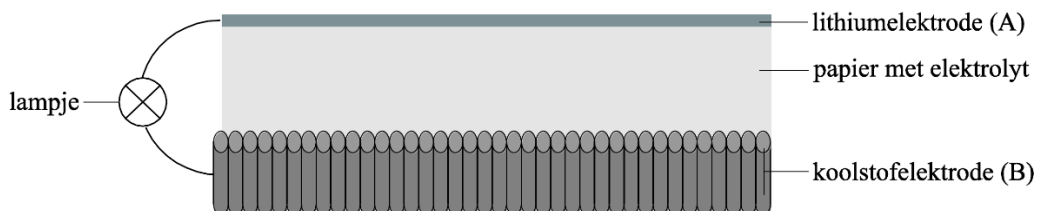
De batterij in figuur 1 is amper groter dan een postzegel en ongeveer zo dik als een blaadje papier. Toch kan deze nieuwe batterij van papier voldoende energie leveren om een klein lampje te laten branden. Hoe werkt deze batterij?

In figuur 2 is een schematische voorstelling van de batterij tijdens stroomlevering te zien. Eén pool is gemaakt van lithium, de andere van koolstof. Tussen de polen bevindt zich papier dat doordrenkt is met een geleidende vloeistof.

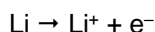
figuur 1



figuur 2



Aan elektrode A vindt de volgende halfreactie plaats:

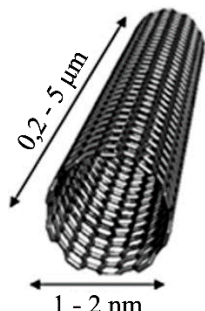


- 2p 1 Is elektrode A de positieve of de negatieve elektrode? Licht je antwoord toe.
 Lithium / Elektrode A is reductor. / Lithium staat elektronen af. Dus elektrode A is de negatieve elektrode.
- In het organische oplosmiddel waarmee het papier is doordrenkt, is de stof LiPF₆ opgelost. LiPF₆ bestaat uit twee soorten ionen: Li⁺ ionen en één soort negatieve ionen.
- 1p 2 Geef de formule van deze negatieve ionen.
 PF₆⁻
- 2p 3 Geef een beschrijving op microniveau van de geleiding van de elektrische stroom door de oplossing waarmee het papier is doordrenkt.
 De ionen (Li⁺ en PF₆⁻) kunnen bewegen (tussen de polen). of de Li⁺ ionen bewegen (van A naar B).

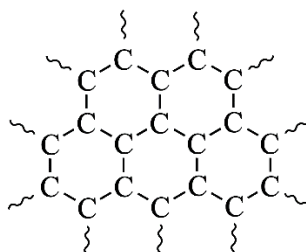
Met de koolstofelektrode in de papieren batterij is iets bijzonders aan de hand. Deze elektrode bestaat uit zogenoemde koolstof-nanobuisjes. Deze nanobuisjes bestaan uitsluitend uit C atomen. In figuur 3A

is een model van zo'n koolstof-nanobuisje weergegeven. In figuur 3B is weergegeven hoe de koolstof-atomen in een nanobuisje aan elkaar zijn gebonden: ieder C atoom (behalve de C atomen aan de uiteinden van de nanobuisjes) is aan drie andere C atomen gebonden.

figuur 3A



figuur 3B



Koolstof-nanobuisjes geleiden de elektrische stroom doordat ze zogenoemde vrije (beweeglijke) elektronen bevatten. Elektronen die zijn betrokken bij de in figuur 3B getekende atoombindingen, kunnen zich niet als vrije elektronen gedragen. Ook de elektronen die voorkomen in de K-schil van een C atoom kunnen zich niet als vrije elektronen gedragen.

- 2p 4 Leg uit, aan de hand van figuur 3B, hoeveel vrije elektronen elk C atoom (behalve de C atomen aan de uiteinden van de nanobuisjes) heeft.

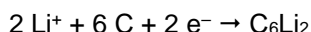
Een C atoom kan vier (atoom)bindingen vormen. Daarvoor zijn vier elektronen beschikbaar. Elk C atoom vormt drie atoombindingen. Dus elk C atoom heeft één vrij elektron.

De belangrijkste oorzaak waardoor deze papieren lithiumbatterij elektrische stroom levert, berust op een eigenschap van de koolstof-nanobuisjes. Deze kunnen namelijk Li atomen binden.

De binding van de Li atomen aan de nanobuisjes is zelfs sterker dan de binding tussen de Li atomen onderling in de lithiumelektrode.

Bij stroomlevering komen de Li⁺ ionen los uit de lithiumelektrode, bewegen naar de koolstofelektrode en worden uiteindelijk als Li atomen aan de koolstof-nanobuisjes gebonden.

In de koolstof-nanobuisjes worden twee Li atomen per zes koolstofatomen gebonden volgens de volgende halfreactie:



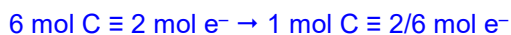
De stroomlevering stopt als voor de koolstofelektrode geldt dat per zes koolstofatomen twee Li atomen zijn gebonden.

Aan de andere elektrode is dan nog steeds lithium aanwezig.

De capaciteit van een batterij kan worden gedefinieerd als de hoeveelheid elektronen die deze batterij kan leveren.

Voor de papieren lithiumbatterij wordt de capaciteit bepaald door het aantal koolstofatomen in de koolstofelektrode.

- 2p 5 Bereken hoeveel mol elektronen een papieren lithiumbatterij met een koolstofelektrode van 210 mg maximaal kan leveren.



$$210 \text{ mg C} = \frac{210 \text{ mg}}{12,01 \text{ mg/mmol}} = 17,85 \text{ mmol C} \equiv 2/6 \times 17,85 = 5,83 \text{ mmol} = 5,83 \cdot 10^{-3} \text{ mol e}^-$$

De in deze opgave beschreven batterij is oplaadbaar.

- 3p 6 Geef van het opladen van de batterij de vergelijkingen van de beide halfreacties en leid daaruit de vergelijking van de totale reactie af.



9.7 Bot (2015-1-oud programma)

Bot is een buigzaam, maar ook stevig, materiaal. Het in bot aanwezige collageen zorgt voor de buigzaamheid van bot. De stevigheid van bot berust op de aanwezigheid van kalkzouten, voornamelijk calciumhydroxyapatiet en calciumcarbonaat. Deze kalkzouten zijn uit een bot te verwijderen door het bot in verdund zoutzuur te leggen. Hierdoor verdwijnt de stevigheid, maar blijft de buigzaamheid behouden.

- 3p 1 Op een fles zoutzuur staat "zoutzuur <10%". Dit betekent dat het massapercentage HCl in dit zoutzuur maximaal 10% is. Bereken de pH van 10% zoutzuur. Neem aan dat de dichtheid van dit zoutzuur 1,05 g mL⁻¹ is.

1 L zoutzuur weegt 1,05 · 10³ g waarvan 10% HCl = 1,05 · 10² g

$$1,05 \cdot 10^2 \text{ g/L} \equiv \frac{1,05 \cdot 10^2 \text{ g}}{36,46 \text{ g/mol}} = 2,880 \text{ mol HCl/L} \rightarrow \text{pH} = -\log 2,880 = -0,46$$

In plaats van zoutzuur kan voor deze proef ook schoonmaakazijn worden gebruikt. Dit geeft echter minder snel een buigbaar bot. Eén van de redenen daarvoor is, dat de molariteit van azijnzuur in schoonmaakazijn lager is dan de molariteit van HCl in 10% zoutzuur. Maar ook bij gelijke molariteit zal zoutzuur sneller reageren dan een azijnzuuroplossing.

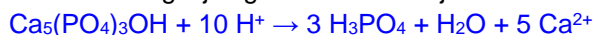
- 1p 2 Geef een reden waarom, bij gelijke molariteit, zoutzuur sneller met een bot zal reageren dan een azijnzuuroplossing.

Zoutzuur is een sterk zuur en azijnzuur is een zwak zuur.

Het meest voorkomende kalkzout in bot is calciumhydroxyapatiet, Ca₅(PO₄)₃OH. Deze stof reageert met H⁺ ionen waarbij fosforzuur, water en vrije calciumionen ontstaan:



- 2p 3 Neem de vergelijking over en vul de juiste coëfficiënten in.



Guus voert een proef uit waarbij volgens een bepaald voorschrift bot laat reageren met zoutzuur. Hij gebruikt een bot van 11,2 gram. Na de proef weegt hij het bot weer, de massa van het bot is nu 8,4 gram. Guus berekent met de gevonden massa's het massapercentage kalkzouten in het bot.

- 1p 4 Laat met een berekening zien welk massapercentage Guus heeft gevonden.

$$\frac{11,2 - 8,4 \text{ g}}{11,2 \text{ g}} \times 100\% = 25\%$$

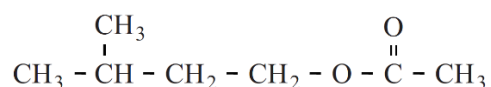
- 2p 8 Geef de reactievergelijking van de volledige hydrolyse van zetmeel tot glucose in molecuulformules. Gebruik als formule voor een molecuul zetmeel (C₆H₁₀O₅)_n.



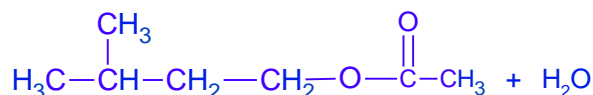
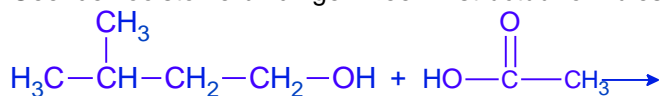
9.8 Bananenolie (2015-1)

Isoamylacetaat, ook wel bananenolie genoemd, is een stof die de karakteristieke geur en smaak van bananen heeft. Hierdoor wordt deze stof veel gebruikt als geur- en smaakstof, zoals in de typische gele bananenschuimpjes. Isoamylacetaat is de ester die wordt gevormd uit isoamylalcohol en azijnzuur. Bananenolie is een heldere, kleurloze olie die matig in water oplost maar goed oplosbaar is in de meeste organische oplosmiddelen.

Isoamylacetaat heeft de volgende structuurformule:



- 3p 1 Geef de reactievergelijking van de vorming van isoamylacetaat die in de regels 5 en 6 is genoemd. Geef de koolstofverbindingen weer in structuurformules.



- 1p 2 Leg uit, aan de hand van de structuurformule, waarom isoamylacetaat matig oplost in water. Isoamylacetaat(moleculen) kan/kunnen geen waterstofbruggen vormen (met watermoleculen).

Peter maakt isoamylacetaat aan de hand van een voorschrift dat hij op internet heeft gevonden.

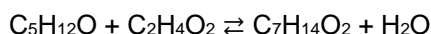
Hij mengt een hoeveelheid isoamylalcohol en azijnzuur in een rondbodempkolf en doet er zwavelzuur als katalysator bij. Op de kolf zet hij een koeler.

Vervolgens verhit hij de kolf voorzichtig gedurende zestig minuten (zie figuur 1).

- 3p 3 Leg uit, met behulp van het botsende-deeltjesmodel, wat het voordeel is van het verwarmen van het reactiemengsel.

Door de hogere temperatuur gaan de deeltjes sneller bewegen. Daardoor vinden er meer effectieve botsingen (per tijdseenheid) plaats / gaan de deeltjes heftiger / vaker botsen.

De synthese van isoamylacetaat is een evenwichtsreactie die hieronder in molecuulformules is weergegeven.



In het algemeen heeft de hoeveelheid katalysator geen invloed op de ligging van een evenwicht. Maar bij dit evenwicht is de hoeveelheid zwavelzuur wel van belang voor de hoeveelheid isoamylacetaat die ontstaat. Zwavelzuur is namelijk een hygroscopische stof. Dat wil zeggen dat zwavelzuur een 'waterbindende' stof is.

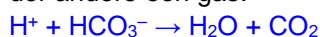
- 3p 4 Leg uit of er meer of minder isoamylacetaat ontstaat wanneer Peter meer zwavelzuur gebruikt. Bij meer zwavelzuur kan al / meer van het gevormde water worden gebonden. Er ontstaat een aflopende reactie (naar rechts). / Het evenwicht gaat dan meer naar rechts. Dus er ontstaat meer isoamylacetaat

Na afloop van de reactie zijn er twee vloeistoflagen in de kolf ontstaan. De bovenste laag bevat isoamylacetaat. De onderste laag bevat de overgebleven isoamylalcohol en azijnzuur.

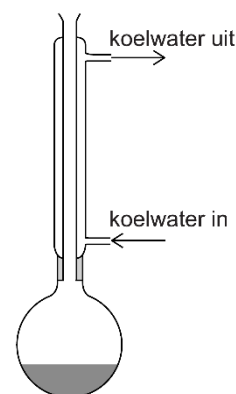
Met behulp van een scheidtrechter scheidt Peter de twee lagen door de onderste laag weg te laten lopen in een bekeerglas (zie figuur 2).

In de overgebleven laag (met isoamylacetaat) zitten nog kleine hoeveelheden zwavelzuur en water die verwijderd moeten worden. Peter verwijdert het zwavelzuur door de vloeistof te schudden met een oplossing van 5% natriumwaterstofcarbonaat. Er ontstaan weer twee lagen. De bovenste laag bevat het isoamylacetaat en een kleine hoeveelheid water. De onderste laag laat hij weer weglopen. Vervolgens voegt hij natriumsulfaat toe aan het isoamylacetaat als 'droogmiddel' om het water te verwijderen.

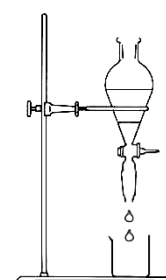
- 2p 5 Geef de vergelijking van de reactie die optreedt wanneer het zwavelzuur reageert met de oplossing van natriumwaterstofcarbonaat. Hierbij ontstaat onder andere een gas.



figuur 1



figuur 2



Bij het drogen van het isoamylacetaat wordt het water door natriumsulfaat opgenomen als kristalwater. In het ontstane natriumsulfaathexahydraat is per mol natriumsulfaat zes mol water als kristalwater opgenomen.

- 2p **6** Geef de formule van natriumsulfaathexahydraat.



Behalve als geurstof wordt isoamylacetaat in de chemische industrie ook veel gebruikt als oplosmiddel. De firma Brenntag verkoopt isoamylacetaat in vaten van 175 kg. De molaire massa van isoamylacetaat bedraagt 130 g mol^{-1} .

- 3p **7** Bereken hoeveel kg isoamylalcohol minstens nodig is om 175 kg isoamylacetaat te maken.



$$\text{aantal mol isoamylacetaat} = \frac{175 \text{ kg}}{130 \text{ kg/kmol}} = 1,346 \text{ kmol}$$

$$1,346 \text{ kmol isoamylacetaat} \equiv 1,346 \text{ kmol isoamylalcohol} = 1,346 \text{ kmol} \times 88,15 \text{ kg/kmol} = 119 \text{ kg}$$