

Je kunt bij een onderwerp komen door op de gewenste rubriek in de inhoud te klikken.

Wil je vanuit een rubriek terug naar de inhoud, klik dan op de tekst van de rubriek waar je bent.

Gewoon scrollen gaat natuurlijk ook.

[Antwoorden zijn onder de vragen in blauw weergegeven.](#)

Inhoud

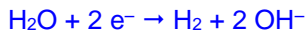
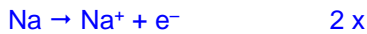
Redoxreacties.....	2
Elektrochemische cellen	8
Redoxtitraties.....	18

Redoxreacties

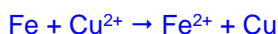
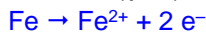
Opgave 1 Opstellen van redoxreacties (1)

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.

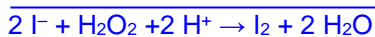
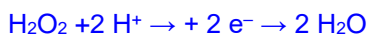
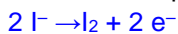
- 1 Natrium reageert met water



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



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



Opgave 2 Halfreacties kloppend maken (1)

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

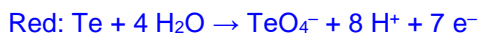
- 1 $\text{N}_2\text{O}_4 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$



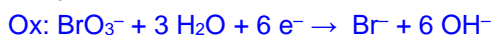
- 2 $\text{SeO}_4^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$



- 3 $\text{Te} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{TeO}_4^- + \text{H}^+$



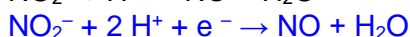
- 4 $\text{BrO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Br}^- + \text{OH}^-$



- 5 $\text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCOOH} + \text{H}^+$



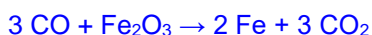
- 6 $\text{NO}_2^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$



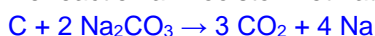
Opgave 3 Opstellen van redoxreacties (2)

Geef de reactievergelijkingen voor de volgende processen.

- 1 De reactie van koolstofmono-oxide met ijzer(III)oxide waarbij ijzer en koolstofdioxide ontstaan.



- 2 De reactie van koolstof met natriumcarbonaat waarbij natrium en koolstofdioxide ontstaan



- 3 Leg uit of beide processen op een redoxreactie berusten.

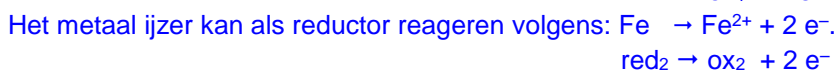
Bij de reactie tussen ijzer(III)oxide en koolstofmono-oxide neemt het Fe^{3+} ion 3e^- op om het neutrale Fe te vormen. Fe^{3+} reageert dus als oxidator.

Bij de reactie tussen C en Na_2CO_3 is in Na_2CO_3 sprake van Na^+ ionen. Na de reactie zijn hieruit neutrale Na atomen ontstaan. Na^+ heeft dus een e^- opgenomen en heeft als oxidator gereageerd. Beide processen berusten dus op een redoxreactie.

Opgave 4 Joodwater toevoegen aan ijzer

We voegen joodwater toe aan ijzer.

- 1 Leg met behulp van tabel 48 uit BINAS uit of het joodwater met het ijzer reageert en zo ja hoe.



I_2 staat als oxidator in Binas tabel 48 hoger dan de oxidator Fe^{2+} .

Dus de reactie $I_2 + Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2 I^-$ verloopt, want ox_2 en red_1 , die ontstaan zijn zwakker
 $ox_1 + red_2 \rightarrow ox_2 + red_1$

dan ox_1 en red_2 die je hebt samengevoegd. Met andere woorden: als de halreactie van de ox boven die van de red staat, kan de reactie verlopen.

- 2 Leg met behulp van tabel 48 BINAS uit of er een ijzer(III)jodide oplossing kan ontstaan als er een overmaat joodwater wordt gebruikt.

Fe^{2+} kan in theorie als reductor reageren volgens: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$, maar Fe^{3+} staat als oxidator boven de oxidator I_2 . Dit betekent dat I_2 niet sterk genoeg is om de reactie te laten verlopen. (Dus moet de te vormen oxidator zwakker zijn dan de oxidator waar je van uitgaat).

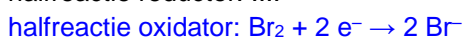
Opgave 5 Broomwater

Een reagens op zwaveldioxide is broomwater. De reactie van zwaveldioxide met broomwater is de volgende redoxreactie: $SO_2 + 2 H_2O + Br_2 \rightarrow 4 H^+ + SO_4^{2-} + 2 Br^-$

- 1 Geef de vergelijkingen van de beide halfreacties van deze redoxreactie. Noteer je antwoord als volgt:

halfreactie oxidator:

halfreactie reductor:



- 2 Leg uit welke waarneming je kunt doen als je zwaveldioxide aantoonst met broomwater.

Volgens Binas-tabel 65 is $Br_2(aq)$ geel/bruin gekleurd. Het $Br^-(aq)$ is kleurloos, dus zal het broomwater ontkleuren.

Opgave 6 Aluminium en ovenreiniger

Ovenreiniger is een paste waarmee resten aangekoekt vet uit een oven kunnen worden verwijderd. Als werkzaam bestanddeel bevat de ovenreiniger natriumhydroxide, dat met het vet reageert. Daarnaast zit er in ovenreiniger water en krijt (calciumcarbonaat). Op de verpakking staan de volgende aanwijzingen:

- de paste gedurende twee uur laten inwerken;
- niet gebruiken bij aluminium voorwerpen.

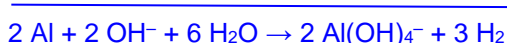
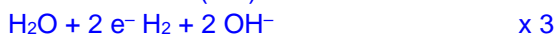
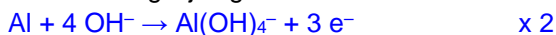
De eerste aanwijzing staat er omdat de reactie tussen het vet en de hydroxide-ionen langzaam verloopt.

- 1 Hoe noemt men deze langzame reactie?

De hydrolyse van een vet door OH^- ionen heet verzeping.

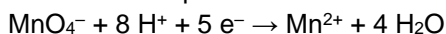
Een leraar laat zien waarop je een ovenreiniger niet moet gebruiken bij aluminium voorwerpen. Hij doet wat ovenreiniger, een beetje water en een paar stukjes aluminiumfolie in een reageerbuis. Er treedt een reactie op waarbij een gas ontstaat. De leraar vertelt dat dit een redoxreactie is waarbij, naast het gas, ook $Al(OH)_4^-$ ionen ontstaan.

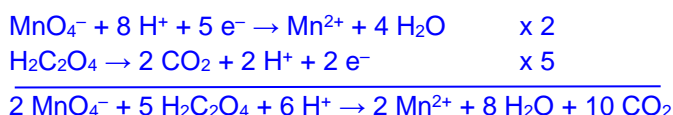
- 2 Geef de vergelijkingen van beide halfreacties en de totaalvergelijking van de opgetreden redoxreactie.



Opgave 7 Totaalreactie opstellen

Leid met behulp van de onderstaande halfreacties de vergelijking van de totale redoxreactie af.





Opgave 8 Halfreactie herkennen

Gegeven is de redoxreactie: $2 \text{Mn}(\text{OH})_3 + 2 \text{I}^- + 6 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

- Geef de vergelijking van de halfreactie waarbij mangaan(III)hydroxide wordt omgezet tot mangaan(II)ionen.
 $\text{Mn}(\text{OH})_3 + 3 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 3 \text{H}_2\text{O}$

Opgave 9 Magnesium in actie

Een leerlinge doet de volgende twee proeven:

Proef A: Zij overgiet in een reageerbuis een stukje magnesium met overmaat verdund zwavelzuur.

Proef B: Zij overgiet in een reageerbuis wat magnesiumoxide met overmaat verdund zwavelzuur.

In beide reageerbuizen is na afloop van de reactie een oplossing van magnesiumsulfaat aanwezig.

- Bij één van beide proeven is een redoxreactie opgetreden. Beredeneer bij welke proef dit het geval is.
 Proef A: $\text{Mg} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2$ Hierbij gaan e^- van het metaal Mg over op H^+ ionen; de lading van het element Mg verandert in de reactie, dus is het een redoxreactie.
 Proef B: $\text{MgO} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ MgO bestaat uit Mg^{2+} en O^{2-} ionen. De O^{2-} ionen reageren met H^+ ionen (zuur-base reactie) en de Mg^{2+} ionen gaan in oplossing. Het is dus geen redoxreactie, maar een zuur-basereactie.
- Geef bij de redoxreactie aan welk deeltje de oxidator is en welk deeltje de reductor.
 Ox: H^+ en red: Mg

Opgave 10 Halfreacties kloppend maken (2)

Stel de volgende halfreacties op:

- De omzetting van ClO_3^- in Cl_2 in een zure oplossing. In de vergelijking van de halfreactie komen ook H_2O en H^+ voor.
 - Stel de redoxkoppels op en zorg dat het aantal atomen van elk element, met uitzondering van waterstof- en zuurstofatomen, links en rechts even groot is.
 $2 \text{ClO}_3^- \rightarrow \text{Cl}_2$
 - Maak de *zuurstofbalans* kloppend met H_2O -moleculen
 $2 \text{ClO}_3^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
 - Maak de *waterstofbalans* kloppend met H^+ -ionen
 $2 \text{ClO}_3^- + 12 \text{H}^+ \rightarrow \text{Cl}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
 - Vul de ontbrekende *lading* aan met elektronen
 $2 \text{ClO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
- De omzetting van CrO_4^{2-} in $\text{Cr}(\text{OH})_3$ in een neutrale oplossing. In de vergelijking van de halfreactie komen ook H_2O en OH^- voor.
 - Stel de redoxkoppels op
 $\text{CrO}_4^- \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$
 - Zuurstofbalans
 $\text{CrO}_4^- \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - Waterstofbalans
 $\text{CrO}_4^- + 5 \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O}$
 Voeg in *neutraal of basisch* milieu aan beide kanten van de halfreacties evenveel OH^- -ionen toe als er H^+ -ionen in de vergelijking staan
 $\text{CrO}_4^- + 5 \text{H}^+ + 5 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O} + 5 \text{OH}^-$
 $\text{CrO}_4^- + 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O} + 5 \text{OH}^-$ (H^+ en OH^- vormen H_2O)
 $\text{CrO}_4^- + 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O} + 5 \text{OH}^-$ (deeltjes die links en rechts van de pijl voorkomen moet je tegen elkaar wegstrepen)

4. Ladingen gelijkmaken



- De omzetting H_2BO_3^- in B in een neutrale oplossing. In de vergelijking van de halfreactie komen ook H_2O en OH^- voor.
$$\text{H}_2\text{BO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{B} + 4 \text{OH}^-$$
- De omzetting Ga in H_2GaO_3^- in een basische oplossing. In de vergelijking van de halfreactie komen ook H_2O en OH^- voor.
$$\text{Ga} + 4 \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{GaO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^-$$
- De omzetting Sb_2O_3 in Sb_2O_5 in een zure oplossing. In de vergelijking van de halfreactie komen ook H_2O en H^+ voor.
$$\text{Sb}_2\text{O}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$$
- De omzetting H_5IO_6 in IO_3^- in een zure oplossing. In de vergelijking van de halfreactie komen ook H_2O en H^+ voor.
$$\text{H}_5\text{IO}_6 + \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{IO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O}$$
- De omzetting van FeO_4^- in Fe^{3+} in een zure oplossing. In de vergelijking van de halfreactie komen ook H_2O en H^+ voor.
$$\text{FeO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$$
- De omzetting van WO_3 in W_2O_5 in neutrale oplossing. In de vergelijking van de halfreactie komen ook H_2O en OH^- voor.
$$2 \text{WO}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{W}_2\text{O}_5 + 2 \text{OH}^-$$

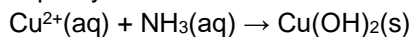
Opgave 11 Voorspellen van redoxreacties

Voorspel of bij de volgende combinaties een redoxreactie zal optreden.

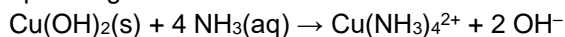
- Een koperen munt in een $\text{Hg}(\text{I})$ zoutoplossing.
Ja, want de halfreactie van de ox ($\text{Hg}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Hg}$) staat boven die van de red ($\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^+ + \text{e}^-$).
- Een zilveren munt in een koper(II)zoutoplossing.
Nee, want de halfreactie van de ox ($\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$) staat onder die van de red ($\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}^-$).
- Een druppel kwik in zoutzuur.
Nee, want de halfreactie van de ox ($2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$) staat onder die van de red ($\text{Hg} + \text{Cl}^- \rightarrow \text{HgCl} + \text{e}^-$).
- Een schoon geschuurd plaatje aluminium in een koper(II)sulfaatoplossing.
Ja, want de halfreactie van de ox ($\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$) staat boven die van de red ($\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$).

Opgave 12 Kopersulfaatoplossing en ammonia

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



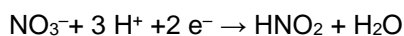
Ga je door met het toevoegen van ammonia dan verdwijnt het neerslag en ontstaat een donkerblauwe oplossing waarvan de kleur wordt veroorzaakt door $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ ionen:



- Geef voor ieder van de reacties aan of het een redoxreactie is.
Het zijn geen van beide redoxreacties want de lading van het koperion is zowel in het $\text{Cu}(\text{OH})_2$ als het $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ ion 2+.

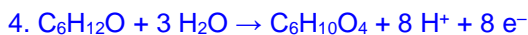
Opgave 13 Hexaandizuur

Hexaandizuur kan op verschillende manieren worden bereid. De bereiding van hexaandizuur door cyclohexanol ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$) te laten reageren met geconcentreerd salpeterzuur noemen we in deze opgave proces 1. De halfreactie van het salpeterzuur is hieronder gegeven.

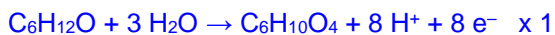


- 1 Geef de vergelijking van de halfreactie van de omzetting van cyclohexanol tot hexaandizuur. Gebruik molecuulformules. In de vergelijking van de halfreactie komen ook H₂O en H⁺ voor.

Zie ook opgave 8 vraag 1.



- 2 Leid met behulp van beide halfreacties de totaalreactie voor proces 1 af.



Opgave 14 IJzer(II)sulfaat

Je krijgt de opdracht uitgaande van het metaal ijzer een oplossing van uitsluitend ijzer(II)sulfaat te bereiden.

- 1 Beschrijf uitgaande van ijzer hoe je dit kan doen.

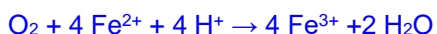
Voeg aan fijn verdeeld ijzer verdund zwavelzuur toe. Het ijzer wordt door de H⁺ ionen van het zwavelzuur omgezet in Fe²⁺ waarbij H₂-gas ontwijkt: $\text{Fe} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$. Neem een overmaat Fe zodat er geen zwavelzuur in de oplossing achterblijft.

Filtreer het overgebleven ijzer af. Het filtraat bevat opgelost ijzer(II)sulfaat.

In de 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.

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

De halfreactie van O₂ in zuur milieu staat boven de halfreactie van de reductor Fe²⁺, dus de reactie verloopt:



De halfreactie van O₂ in neutraal milieu staat onder de halfreactie van de reductor Fe²⁺, dus de reactie verloopt niet.

Opgave 15 Koper en ijzer

Van koper zijn twee ionsoorten bekend: Cu⁺ en Cu²⁺. Ook van ijzer zijn twee ionsoorten bekend: Fe²⁺ en Fe³⁺. Er bestaan stoffen waarin zowel koperionen als ijzerionen voorkomen. Als men aanneemt dat in zo'n stof alle koperionen dezelfde lading hebben en alle ijzerionen ook, dan zijn er theoretisch vier mogelijke combinaties waarin de koperionen en ijzerionen in zo'n stof voorkomen:

- Alle koperionen zijn Cu⁺ en alle ijzerionen zijn Fe²⁺.
- Alle koperionen zijn Cu²⁺ en alle ijzerionen zijn Fe²⁺.
- Alle koperionen zijn Cu⁺ en alle ijzerionen zijn Fe³⁺.
- Alle koperionen zijn Cu²⁺ en alle ijzerionen zijn Fe³⁺.

- 1 Leg uit welke van de bovengenoemde combinaties niet zou kunnen voorkomen, als de gegevens van Binas tabel 48 ook voor dergelijke stoffen zouden gelden.

Volgens Binas tabel 48 is Fe³⁺ als oxidator voldoende sterk om te reageren met Cu⁺. Daarom is de onder het derde punt genoemde combinatie niet te verwachten.

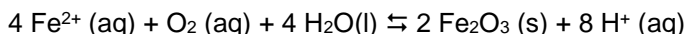
Chalcopyriet is zo'n stof waarin koperionen en ijzerionen voorkomen. De verhoudingsformule van chalcopyriet is CuFeS₂. Behalve koperionen en ijzerionen komen in chalcopyriet alleen sulfide-ionen voor. Op grond van de verhoudingsformule kan afgeleid worden dat twee van de vier bovengenoemde combinaties niet in chalcopyriet kunnen voorkomen.

- 2 Leg uit welke van de bovengenoemde combinaties van koperionen en ijzerionen op grond van de verhoudingsformule niet in chalcopryiet kunnen voorkomen.
De sulfide-ionen hebben ieder een lading 2-, dus samen de lading 4-. Omdat chalcopryiet neutraal is, hebben het ijzer- en koper-ion in de verhoudingsformule samen de lading 4+. De beide combinaties 1 en 4 kunnen dus niet in chalcopryiet voorkomen.

Opgave 16 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 $1,2 \cdot 10^7 \text{ m}^3$ 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.

- 1 Bereken hoeveel kg ijzer(III)oxide, $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$, per jaar bij dit drinkwaterbedrijf op de zandfilters achter blijft.

$$\text{Massa Fe}^{2+} \text{ die per jaar wordt verwijderd} = (250 \text{ mg} - 20 \text{ mg})/\text{m}^3 \times 1,2 \cdot 10^7 \text{ m}^3 = 2,76 \cdot 10^9 \text{ mg} = 2,76 \cdot 10^3 \text{ kg}$$

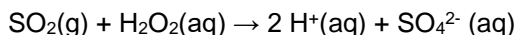
$$= 2,76 \cdot 10^3 \text{ kg Fe}^{2+} = 2,76 \cdot 10^3 \text{ kg} / 55,847 \text{ kg/kmol} = 49,42 \text{ kmol}$$

$$1 \text{ kmol Fe}^{2+} \equiv \frac{1}{2} \text{ kmol Fe}_2\text{O}_3$$

$$49,42 \text{ kmol Fe}^{2+} \equiv \frac{1}{2} \times 49,42 \text{ kmol} = 24,71 \text{ kmol Fe}_2\text{O}_3 \equiv 24,71 \text{ kmol} \times 159,69 \text{ kg/kmol} = 3,9 \cdot 10^3 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3$$

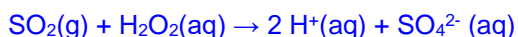
Opgave 17 SO_2 bepalen

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:

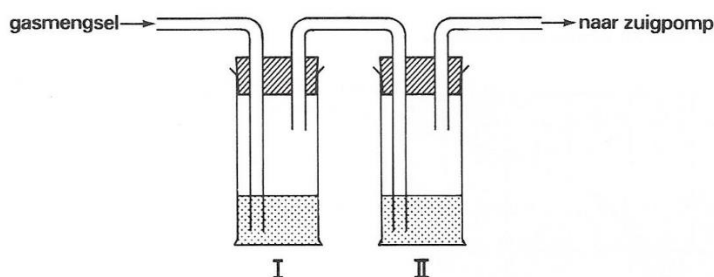


Deze vergelijking is opgebouwd uit twee halfreacties (tabel 48).

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



Bij een dergelijke bepaling leidt men $1,00 \text{ dm}^3$ van het gasmengsel door twee achter elkaar geplaatste wasflessen (I en II) met elk 25 ml waterstofperoxide-oplossing (zie tekening).



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

- 2 Bereken het aantal cm^3 zwaveldioxide in $1,00 \text{ dm}^3$ van het gasmengsel. Neem daarbij aan dat het volume van één mol gas $24,0 \text{ dm}^3$ 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 $\text{H}_2\text{SO}_4 = 1,50 \cdot 10^{-2} + 1,0 \cdot 10^{-3} = 1,60 \cdot 10^{-3} \text{ mmol H}_2\text{SO}_4$

$1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \equiv 1 \text{ mol SO}_2$

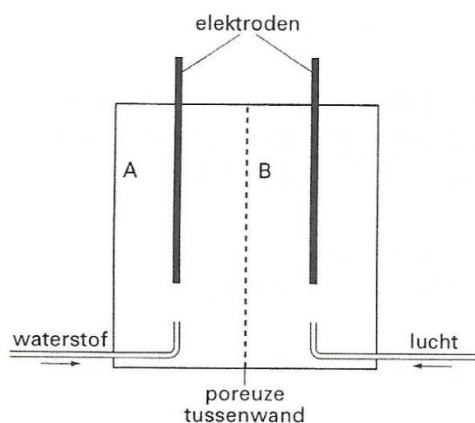
$1,60 \cdot 10^{-3} \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \equiv 1,60 \cdot 10^{-3} \text{ mmol SO}_2$

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

Elektrochemische cellen

Opgave 1 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: $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

- 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.

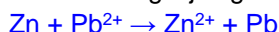
De vergelijking van de totaalreactie in de brandstofcel is: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

- 2 Beredeneer welke halfreactie in ruimte A optreedt.
In ruimte A treedt de halfreactie $\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$ 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 $-$).

Opgave 2 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.

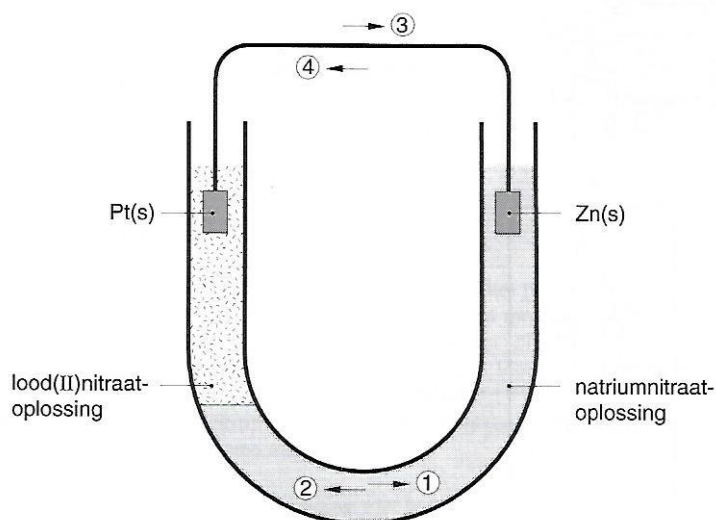
$$\text{Massa omgezet Zn} = 10,28 - 9,64 = 0,64 \text{ g}$$

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

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

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

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.

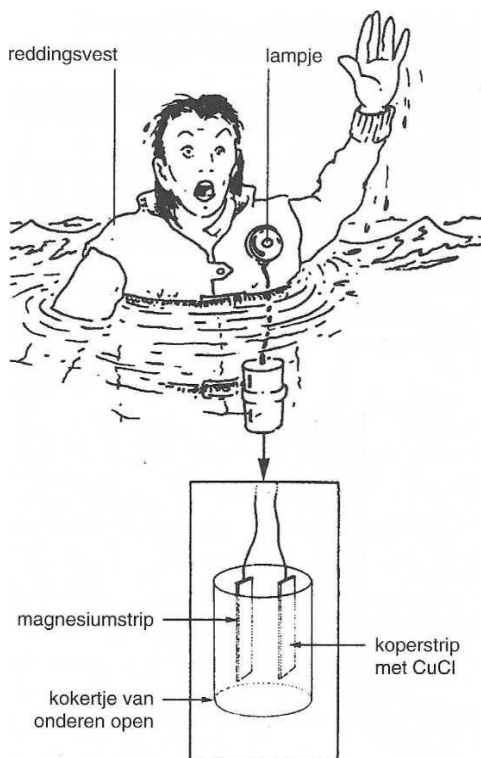
Pt-elektrode: $\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$ Er worden elektronen aan de elektrode onttrokken waardoor deze positief geladen wordt.

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

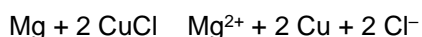
Opgave 3 Reddingsvest

Reddingsvesten zijn vaak uitgerust met een lampje.



Bij bepaalde uitvoeringen is dat 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.
 $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^-$
 $\text{CuCl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cu} + \text{Cl}^-$
- 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 zeewater (Na^+ en Cl^-) wordt de ruimte tussen de twee plaatjes elektrisch geleidend.

Opgave 4 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+} .
 $\text{Cd} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Cd}^{2+} + \text{H}_2$

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?

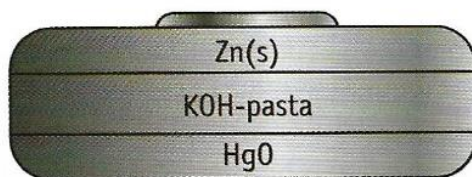
Geef je antwoord als volgt weer:

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

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

Opgave 5 Cel met ijzer(III)chloride en waterstofsulfide

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 $\text{HgO}(\text{s})$ 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.

Opgave 6 Cel met ijzer(III)chloride en waterstofsulfide

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

- 1 Geef de reactievergelijking.

$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ 2 x

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

$2 \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+} + \text{S} + 2 \text{H}^+$

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

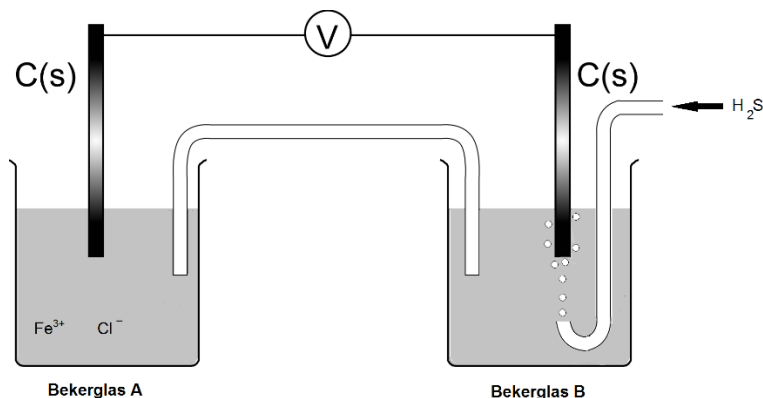
In bekerglas A, gevuld met een ijzer(III)chloride-oplossing, wordt een koolstofelektrode geplaatst.

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.

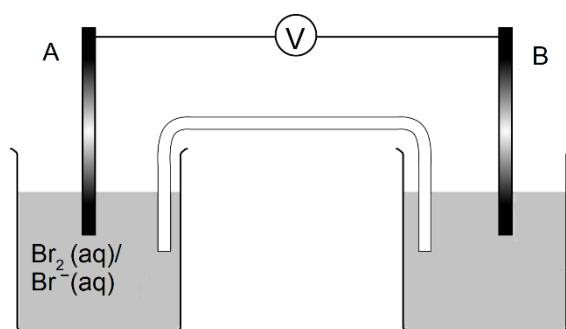
- 2 Maak een schematische tekening van deze elektrochemische cel.



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

Opgave 7 Cel met broom en kaliumbromide

Het linker bekeerglas van de onderstaande opstelling is gevuld met een oplossing van broom en kaliumbromide en het rechter bekeerglas met water. In ieder bekeerglas 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:
 $\text{Br}_2 + 2 e^- \rightarrow 2 \text{Br}^-$. De halfreactie van de reductor in de rechter cel moet onder de halfreactie van de oxidator staan, dus moet je in het rechter bekeerglas KI oplossen. (Cl^- is een zwakkere reductor dan Br^- waardoor de reactie met Cl^- niet kan verlopen).

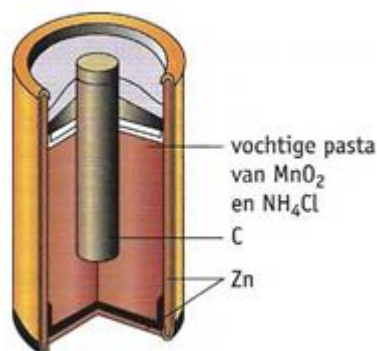
- 2 Geef de halfreacties die verlopen als de cel stroom levert.



- 3 Leg uit in welke richting de elektronen door de verbindingsdraad stromen.
De koolstofelektrode in het linker bekeerglas neemt e^- op en de elektrode in het rechter bekeerglas staat e^- af. De elektronen stromen dus van B naar A.
- 4 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 bekeerglas nog duidelijk bruin gekleurd.
- 5 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.

Opgave 8 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 MnO(OH) en ammoniak ontstaan.



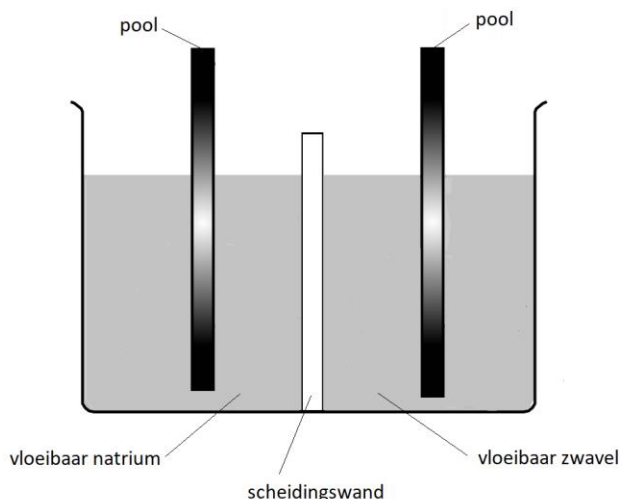
- 1 Leid af hoe groot de lading is van het mangaanion in MnO(OH) .
In MnO(OH) komen O^{2-} en OH^- ionen voor. Om een neutraal zout te krijgen moet een één Mn-ion een lading van 3- compenseren. De lading van het mangaanion is dus 3+.
- 2 Geef de vergelijking van de halfreactie die aan de koolstofelektrode optreedt.
 $\text{MnO}_2 + \text{NH}_4^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{MnO(OH)} + \text{NH}_3$
- Het ontstane ammoniak komt niet als gas vrij, maar wordt door de vochtige elektrolytpasta gebonden.
- 3 Welke halfreactie treedt aan de zinkelektrode op?
 $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$
- 4 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.
- 5 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.
- 6 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.

Opgave 9 Elektrische energie op slaan

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

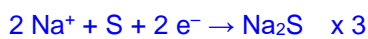
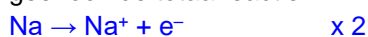
Een voorbeeld van zo'n accu is de Na-S-accu.



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.



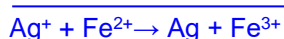
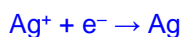
- 2 Leg uit welke de positieve en welke de negatieve pool is.

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.

Opgave 10 Een elektrochemische cel

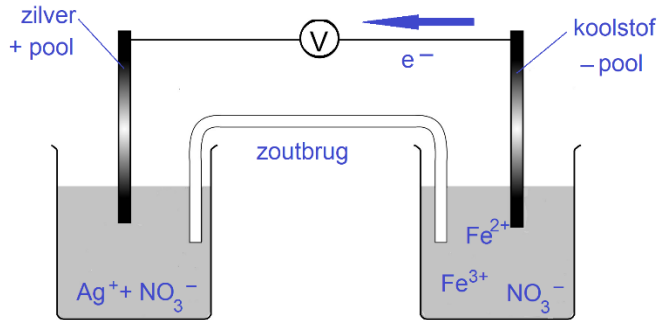
Als je zilvernitraat en ijzer(II)nitraat samen oplost in water vindt een redoxreactie plaats. Daarbij reageert Ag⁺ met Fe²⁺.

- 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.

Opgave 11 Suikerbatterij

Glucose is een belangrijke energiebron in de levende natuur.

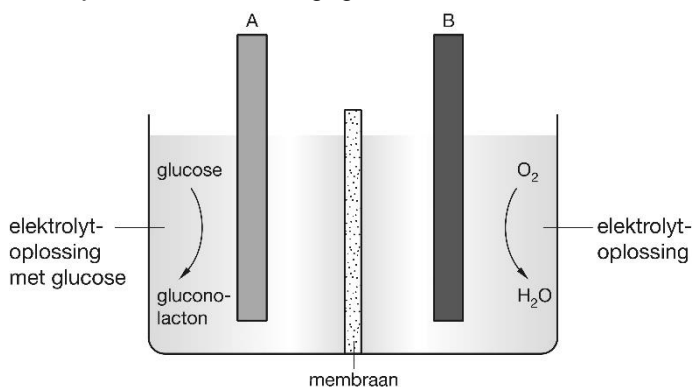
- 1 Geef de naam van het proces waarbij in groene planten glucose wordt gevormd en geef de namen van de twee stoffen waaruit glucose bij dit proces wordt gevormd.

Noteer je antwoord als volgt:

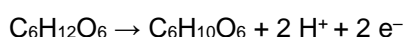
proces: [fotosynthese](#) / [koolstofassimilatie](#)

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:

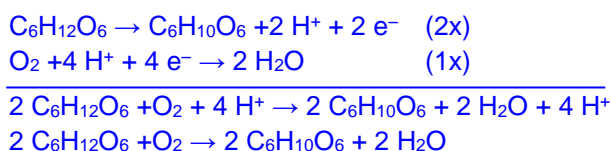


- 2 Is elektrode A de positieve of de negatieve pool van de suikerbatterij? Motiveer je antwoord.

[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 elektrode-ruimte 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⁻ \div $2,3 \cdot 10^{-3}$ mol e⁻/h = 7,0 uur spelen.

Opgave 12 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.)

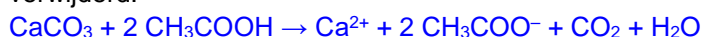
Koffiezetapparaten

- 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.

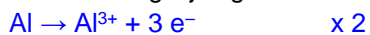
- 2 Bereken de azijnzuurconcentratie (in g per 100 mL) in de verdunde schoonmaakazijn die, volgens het voorschrift op het etiket, in het koffiezetapparaat moet worden geschonken.

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.



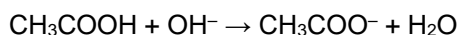
Joris wil dit onderzoeken. Hij voegt een paar stukjes aluminium toe aan schoonmaakazijn en vangt het gas op dat uit het mengsel ontstaat.

- 4 Beschrijf een proef waarmee je kunt aantonen dat het gas dat is opgevangen, waterstof is. Beschrijf de handelingen en de mogelijke waarneming(en).

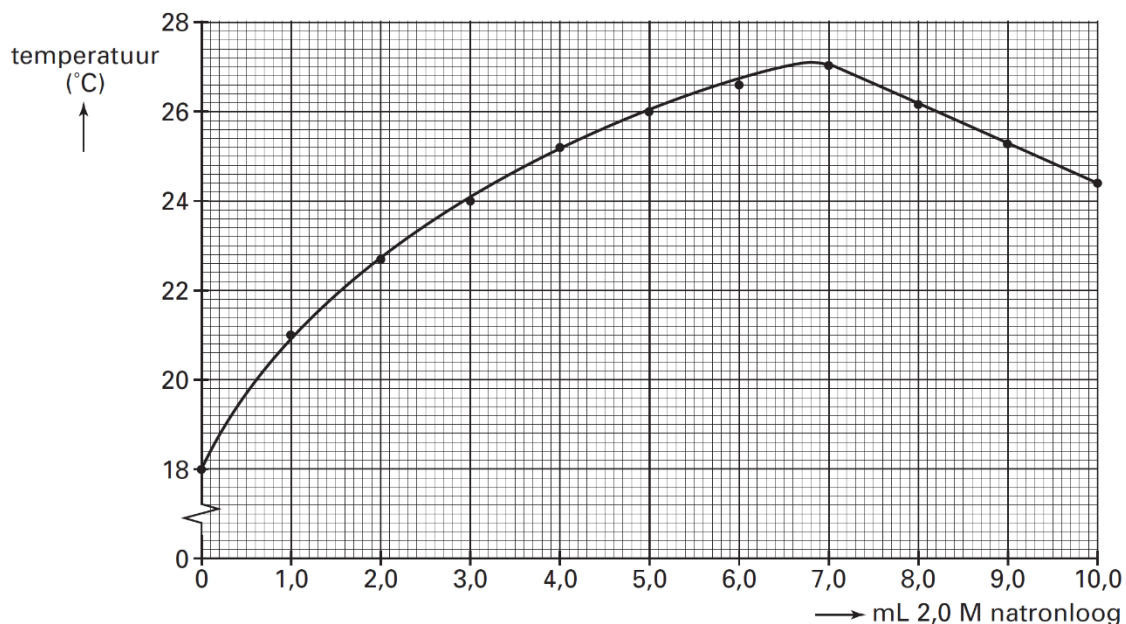
Het gas (met een vlam) aansteken. Als het knalt / geluid maakt, is het waterstof.

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 natronloog (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 mol OH⁻ ≡ 1 mol CH₃COOH

Toegevoegd 6,8 mmol x 2,0 mmol/mL = 13,6 mmol NaOH ≡ 13,6 mmol CH₃COOH.

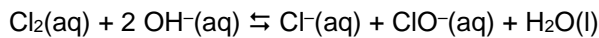
10 mL schoonmaakazijn bevat zodende 13,6 mmol x 60,06 mg/mmol = 81,7 mg CH₃COOH

Dus in 100 g schoonmaakazijn aanwezig 10 x 81,7 mg = 817 mg = 8,2 g CH₃COOH

Redoxtitraties

Opgave 1 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:

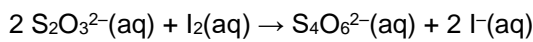
- het in het zwembadwater aanwezige „bleekwater“ wordt met behulp van zuur omgezet in chloor
- het chloor reageert met kaliumjodide volgens: $\text{Cl}_2(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq})$
- de gevormde hoeveelheid jood wordt door titratie 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.

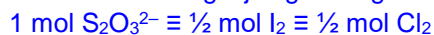
Voor de titratie van 100,0 ml zwembadwater heeft de leerling 2,20 ml 0,0110 molair natriumthiosulfaatoplossing nodig.

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:



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

$$= 1,210 \cdot 10^{-2} \text{ mmol } \text{Cl}_2$$

$$1,210 \cdot 10^{-2} \text{ mmol } \text{Cl}_2 \equiv 1,210 \cdot 10^{-2} \text{ mmol } \text{ClO}^-$$

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.

Opgave 2 Waterstofperoxide

Pim gaat het waterstofperoxidegehalte van een oplossing bepalen. Hij weegt daartoe in een bekglas 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: $O_2 + 4 H^+ + 4 e^- \rightarrow 2 H_2O$ staat boven die van $I_2 + 2 e^- \rightarrow 2 I^-$ 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.

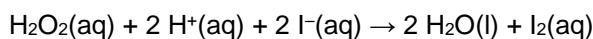
Om er voor te zorgen dat jodide niet reageert met zuurstof uit de lucht, voegt Pim aan de zure oplossing enkele schepjes natriumwaterstofcarbonaat toe.

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

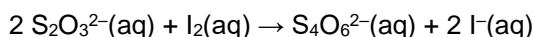
Natriumwaterstofcarbonaat veroorzaakt in een zure oplossing gasontwikkeling door de vorming van CO_2 : $NaHCO_3 + H^+ \rightarrow Na^+ + H_2O + CO_2$

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.

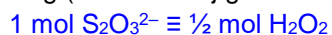
- 4 Leid dit af.
Uit de reactie van waterstofperoxide met jodide volgt dat 1 mol H_2O_2 komt overeen met 1 mol I_2 .
Uit de reactie van de titratie volgt dat 1 mol I_2 overeen komt met 2 mol $Na_2S_2O_3$, dus $1 \text{ mol } H_2O_2 \equiv 1 \text{ mol } I_2 \equiv 2 \text{ mol } Na_2S_2O_3$

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).



$$22,66 \text{ mL} \times 0,0504 \text{ mmol/mL} = 1,1421 \text{ mmol } S_2O_3^{2-} \equiv \frac{1}{2} \times 1,1421 \text{ mmol } H_2O_2 = 0,57103 \text{ mmol } H_2O_2$$

$$0,57103 \text{ mmol } H_2O_2 \equiv 0,57103 \text{ mmol} \times 34,015 \text{ mg/mmol} = 19,424 \text{ mg } H_2O_2$$

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 $4 \times 19,424 \text{ mg} = 77,696 \text{ mg } H_2O_2$.

$$\text{massa\% } H_2O_2 = (77,696 \text{ mg} / 2656 \text{ mg}) \times 100\% = 2,925\%$$

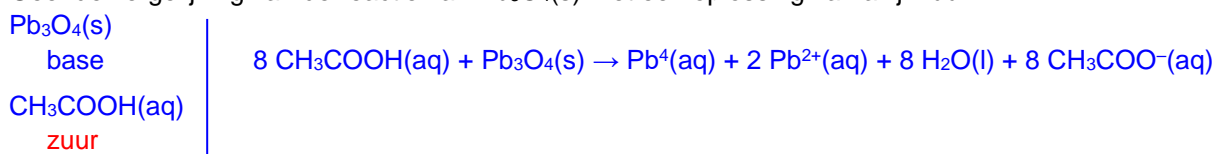
Opgave 3 Loodmenie

Loodmenie werd nog niet zo lang geleden gebruikt als roestwerend middel in verf. Het bestaat voor het grootste gedeelte uit $Pb_3O_4(s)$. De formule Pb_3O_4 kan worden verklaard door aan te nemen dat deze stof, naast oxide-ionen, zowel ionen Pb^{2+} als ionen Pb^{4+} bevat en wel in de verhouding 2:1.

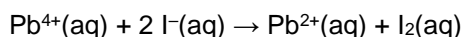
- 1 Wat zou een reden kunnen waarom er loodmenie niet meer als roestwerend middel wordt gebruikt?
Loodverbindingen zijn giftig.
- 2 Beredeneer dat de ionen Pb^{2+} en Pb^{4+} in Pb_3O_4 in de verhouding 2 : 1 voorkomen.
De O^{2-} ionen vertegenwoordigen een lading van 8-. Hier tegenover staat een lading van 8+ die bereikt wordt door 2 Pb^{2+} en 1 Pb^{4+} .

Loodoxiden zijn slecht oplosbaar in water. Om de bepaling van het Pb^{4+} gehalte mogelijk te maken, wordt de afgewogen hoeveelheid loodmenie toegevoegd aan een azijnzuuroplossing. Er verloopt dan een reactie waardoor een heldere oplossing ontstaat.

- 3 Geef de vergelijking van de reactie van $Pb_3O_4(s)$ met een oplossing van azijnzuur.



Aan de ontstane oplossing wordt een hoeveelheid kaliumjodide toegevoegd waardoor de volgende reactie verloopt:



Het ontstane jood wordt vervolgens getitreerd met een natriumthiosulfaatoplossing.

Bij deze bepaling moet het kaliumjodide in overmaat aanwezig zijn, maar de toegevoegde hoeveelheid hoeft niet nauwkeurig bekend te zijn.

- 4 Leg uit dat de hoeveelheid kaliumjodide die wordt toegevoegd niet nauwkeurig bekend hoeft te zijn.

Bij de titratie reageert het jood met thiosulfaat:

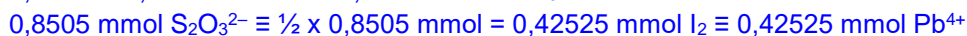


Het is van belang dat het aantal mol I_2 dat is ontstaan een maat is voor het aantal mol Pb^{4+} .

Er moet zodoende een overmaat I^- worden toegevoegd, zodat je zeker weet dat alle Pb^{4+} wordt omgezet in een overeenkomend aantal mol I_2

Bart voert de bepaling uit met 497 mg loodmenie. Voor de titratie gebruikt hij 0,105 molair natriumthiosulfaatoplossing. Hiervan is 8,10 ml nodig.

- 6 Bereken het massapercentage Pb^{4+} in de loodmenie.

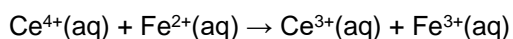


Opgave 4 Fe(II)ionen bepalen

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, $Ce(SO_4)_2$.

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.

- 1 Bereken het aantal mg ijzer(II)ionen in het onderzochte tablet.
 $1 \text{ mmol Ce}^{4+} \equiv 1 \text{ mmol Fe}^{2+}$
 $20,85 \text{ mL} \times 0,0500 \text{ mmol/mL} = 1,0425 \text{ mmol Ce}^{4+} \equiv 1,0425 \text{ mmol Fe}^{2+}$
 $1,0425 \text{ mmol Fe}^{2+} \equiv 1,0425 \text{ mmol} \times 55,847 \text{ mg/mmol} = 58,22 \text{ mg Fe}^{2+}$
 Deze hoeveelheid zat in 25,00 mL, terwijl het tablet in 100,0 mL was opgelost. Het tablet bevat dus 4 x zoveel Fe^{2+} , dus $4 \times 58,22 \text{ mg} = 233 \text{ mg}$.

Opgave 5 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 (SO_2) 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 SO_2 één mol S wordt gevormd.



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

- 2 Geef de $[\text{H}^+]$ 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.

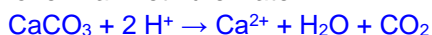
- 3 Bereken hoeveel ton zwavel per dag wordt gevormd uit de reactie van zwaveldioxide met het water uit het kratermeer (1,0 ton = $1,0 \cdot 10^3 \text{ kg}$). Maak hierbij gebruik van het gegeven dat uit drie mol SO_2 één mol S wordt gevormd.

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

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

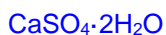
Aan de buitenkant van de vulkaan zijn grote witte gebieden te zien. Dit witte kleur is van gips. Gips ontstaat door het optreden van opeenvolgende processen. Eerst reageert calciumcarbonaat uit de bodem van het kratermeer met H^+ ionen van het zure water. Hierdoor ontstaan grote gasbellen die aan het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

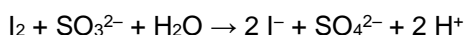


Het water van het kratermeer dat rijk is aan calciumionen en sulfaationen lekt voortdurend langzaam weg door de wand van de vulkaan. Op de buitenkant van de vulkaan ontstaat vervolgens door verdamping van het water vast gips.

- 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 opgevangen zwaveldioxide wordt daarbij omgezet in sulfietionen. Bij deze omzetting ontstaat één mol SO_3^{2-} uit één SO_2 . De hoeveelheid sulfietionen wordt bepaald door een reactie met joodwater. Joodwater is een oplossing van I_2 in water. De vergelijking van deze redoxreactie is:



In een buis met natriumhydroxide-oplossing werd $0,60 \text{ dm}^3$ vulkaangas opgevangen. Er bleek $17,95 \text{ mL}$ $0,012 \text{ M}$ joodwater nodig te zijn om volledig te reageren met de sulfietionen in deze oplossing.

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

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

- 6 Bereken hoeveel gram zwaveldioxide per dm^3 opgevangen vulkaangas aanwezig was. Maak hierbij gebruik van het gegeven dat één mol SO_3^{2-} is ontstaan uit één mol SO_2 .
- $2,154 \cdot 10^{-4} \text{ mol SO}_3^{2-} \equiv 2,154 \cdot 10^{-4} \text{ mol SO}_2$ per $0,60 \text{ dm}^3 = 3,59 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$
 $3,59 \cdot 10^{-4} \text{ mol SO}_2/\text{dm}^3 = 3,59 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \times 64,064 \text{ g/mol} = 2,30 \cdot 10^{-2} \text{ g SO}_2/\text{dm}^3$