

# Elektrochemie

(versie 6-2-2018)

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 vraagstukken in blauw weergegeven.](#)

## Inhoud

Redoxreacties (bovenbouw) .....	2
Het voorspellen van redoxreacties (bovenbouw) .....	5
Elektrochemische cellen (bovenbouw) .....	7
Redoxtitraties (bovenbouw) .....	14
Elektrolyse en coulometrie (bovenbouw) .....	16

## Redoxreacties (bovenbouw)

### Opgave 1 Opstellen van redoxreacties (1)

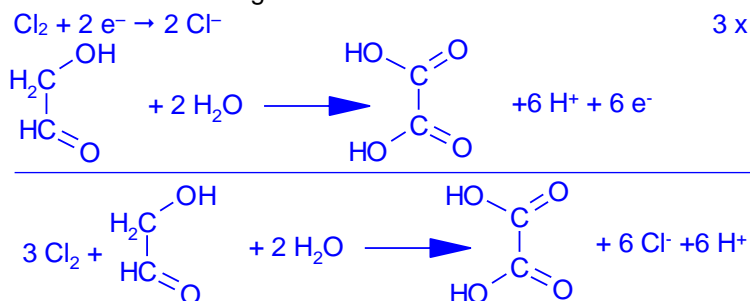
Stel de volgende halfreacties op:

- De omzetting van  $\text{ClO}_3^-$  in  $\text{Cl}_2$  in een zure oplossing  
 $2 \text{ClO}_3^- + 12 \text{H}^+ \rightarrow 10 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
- De omzetting van  $\text{CrO}_4^{2-}$  in  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  in een neutrale oplossing  
 $\text{CrO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5 \text{OH}^-$
- De omzetting  $\text{H}_2\text{BO}_3^-$  in B in een neutrale oplossing  
 $\text{H}_2\text{BO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{B} + 4 \text{OH}^-$
- De omzetting Ga in  $\text{H}_2\text{GaO}_3^-$  in een basische oplossing  
 $\text{Ga} + 4 \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{GaO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^-$
- De omzetting  $\text{Sb}_2\text{O}_3$  in  $\text{Sb}_2\text{O}_5$  in een zure oplossing  
 $\text{Sb}_2\text{O}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$
- De omzetting  $\text{H}_5\text{IO}_6$  in  $\text{IO}_3^-$  in een zure oplossing  
 $\text{H}_5\text{IO}_6 + \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{IO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O}$
- De omzetting van  $\text{FeO}_4^-$  in  $\text{Fe}^{3+}$  in een zure oplossing  
 $\text{FeO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$
- De omzetting van  $\text{WO}_3$  in  $\text{W}_2\text{O}_5$  in neutrale oplossing.  
 $2 \text{WO}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{W}_2\text{O}_5 + 2 \text{OH}^-$

### Opgave 2 Opstellen van redoxreacties (2)

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.

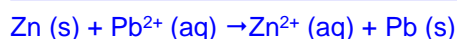
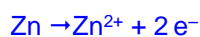
- Natrium reageert met water  
 $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^- \quad 2 \times$   
 $\text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$   
 $2 \text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Na}^+ + \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$
- Staalwol (ijzer) wordt in een koper(II)sulfaat-oplossing ondergedompeld.  
 $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$   
 $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$   
 $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$
- Een oplossing van hydroxyethanal reageert met chloorwater. Vermeld de structuurformules van de koolstofverbindingen.



### Opgave 3 Opstellen van redoxreacties (3)

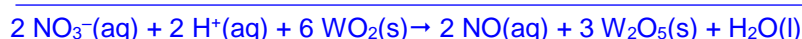
Leid de vergelijkingen van de volgende reacties af met behulp van halfreacties, of leg uit waarom er geen reactie verloopt.

- Een korrel zink werd in een  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ -oplossing gebracht.

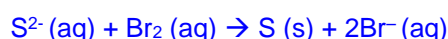


- 2 Joodwater wordt gemengd met een oplossing van natriumchloride.  
Hier verloopt geen reactie, want de oxidator ( $\text{I}_2$ ) en reductor ( $\text{Cl}^-$ ) zijn niet sterk genoeg om met elkaar te reageren, want de reductor ( $\text{I}^-$ ) en oxidator ( $\text{Cl}_2$ ) die zouden kunnen ontstaan zijn sterker dan de oxidator en reductor waarvan wordt uitgegaan; de halfreactie van de ox staat boven de halfreactie van de red.

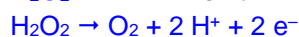
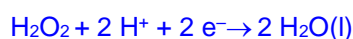
- 3 Een verdunde oplossing van salpeterzuur wordt over vast wolfram(IV)oxide ( $\text{WO}_2$ ) geschonken. Hierbij ontstaat onder andere vast wolfram(V)oxide ( $\text{W}_2\text{O}_5$ ).



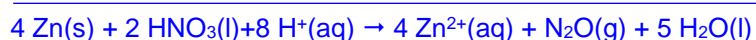
- 4 Een natriumsulfide-oplossing werd aan een broom-oplossing toegevoegd.



- 5 Een waterstofperoxide oplossing wordt gemengd met zoutzuur.



- 6 Een stukje zink wordt gemengd met geconcentreerd salpeterzuur. Hierbij ontstaat het kleurloze gas distikstofmono-oxide.



#### Opgave 4 Opstellen van redoxreacties (4)

Stel, als de reactie verloopt, de redoxreacties op voor de volgende reacties:

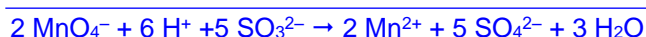
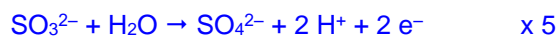
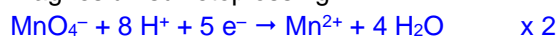
- 1 Een oplossing van kopersulfaat wordt gemengd met magnesiumpoeder.  
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Mg} \rightarrow \text{Cu} + \text{Mg}^{2+}$
- 2 Een aangezuurde oplossing van waterstofperoxide wordt gemengd met een oplossing van kaliumbromide.  
 $\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{Br}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2$
- 3 Een oplossing van kaliumpermanganaat wordt gemengd met een oplossing van oxaalzuur ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ).  
 $2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}^+ + 5 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 10 \text{CO}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
- 4 Een oplossing van kaliumthiosulfaat ( $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) wordt gemengd met een jood-oplossing.  
Geen reactie:  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  en  $\text{I}^-$  zijn beide reductoren.
- 5 Een aangezuurde oplossing van kaliumdichromaat ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) wordt gemengd met een oplossing van waterstofperoxide.  
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O}_2 + 8 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 3 \text{O}_2 + 7 \text{H}_2\text{O}$
- 6 Een stukje calcium wordt in water gegooid.  
 $\text{Ca} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^- + \text{H}_2$
- 7 Verdund zwavelzuur wordt gemengd met kaliumbromide-oplossing.  
Hier verloopt geen reactie, want de oxidator ( $\text{H}^+$ ) en reductor ( $\text{Br}^-$ ) zijn niet sterk genoeg om met elkaar te reageren, want de reductor ( $\text{H}_2$ ) en oxidator ( $\text{Br}_2$ ) die zouden kunnen ontstaan zijn

sterker dan de oxidator en reductor waarvan wordt uitgegaan; de halfreactie van de ox staat boven de halfreactie van de red.

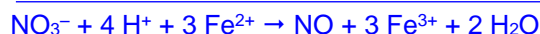
- 8 Een oplossing van  $\text{NaClO}_4$  wordt gemengd met een aangezuurde oplossing van methanol; hierbij ontstaan onder andere  $\text{Cl}^-$  ionen.



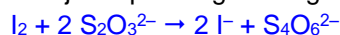
- 9 Een aangezuurde oplossing van kaliumpermanganaat wordt gemengd met een magnesiumsulfaatoplossing.



- 10 Een verdunde oplossing van salpeterzuur wordt gemengd met een oplossing van ijzer(II)sulfaat.



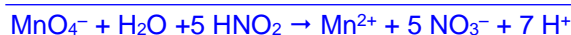
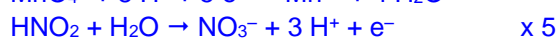
- 11 Een joodoplossing wordt gemengd met een oplossing van natriumthiosulfaat.



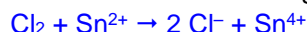
- 12 Waterstofperoxide wordt gemengd met zoutzuur.

Geen reactie; de halfreactie van de ox staat onder die van de red (de ox en de red die zouden ontstaan, zijn sterker dan de ox en de red die je samenvoegt).

- 13 Een oplossing van kaliumpermanganaat reageert met een aangezuurde oplossing van kaliumnitriet.



- 14 Chloor wordt in een met geconcentreerd zoutzuur aangezuurde tin(II)chloride-oplossing geleid.



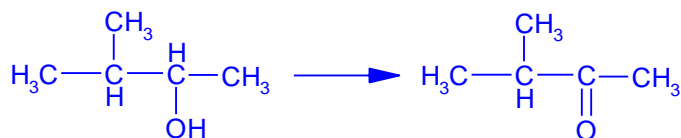
- 15 Geconcentreerd zwavelzuur wordt samengevoegd met een kaliumbromide-oplossing.

Hier verloopt geen reactie, want de oxidator ( $\text{H}^+$ ) en reductor ( $\text{Br}^-$ ) zijn niet sterk genoeg om met elkaar te reageren, want de reductor ( $\text{H}_2$ ) en oxidator ( $\text{Br}_2$ ) die zouden kunnen ontstaan zijn sterker dan de oxidator en reductor waarvan wordt uitgegaan; de halfreactie van de ox staat boven de halfreactie van de red.

### Opgave 5 Opstellen van redoxreacties (5)

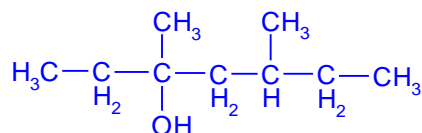
Ga na of de volgende verbindingen reageren met een oxidator. Geef het eventuele reactieproduct (naam en structuur) dat ontstaat of geef aan waarom er geen reactie plaatsvindt.

- 1 3-methyl-2-butanol



Product: 3-methylbutanon

- 2 3,5-dimethyl-3-heptanol

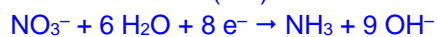
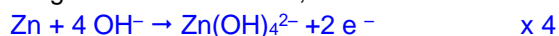


Geen reactie, omdat het een tertiair alcohol is (geen H-atoom aan het koolstofatoom dat aan de OH-groep zit).

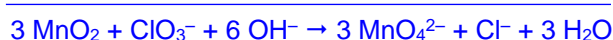
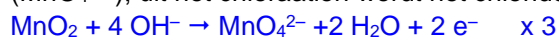
### Opgave 6 Opstellen van redoxreacties (6)

Stel de redoxreacties op voor de volgende reacties:

- 1 Door koken, in aanwezigheid van zinkpoeder, wordt het nitraat in basische oplossing omgezet tot ammoniak; uit zink ontstaat het complexe  $Zn(OH)_4^{2-}$ -ion.

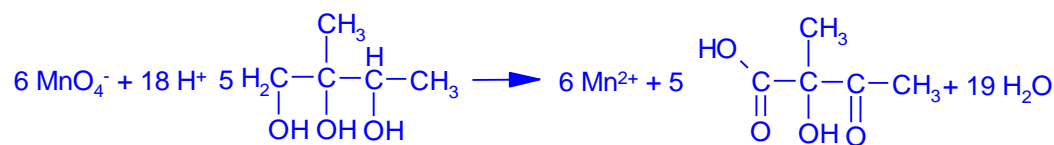
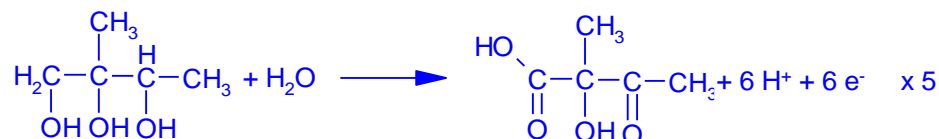


- 2 Bij smelten van mangaan(IV)oxide met kaliumchloraat ( $KClO_3$ ) in aanwezigheid van kaliumhydroxide reageert het chloraat met mangaan(IV)oxide tot het manganat ( $MnO_4^{2-}$ ); uit het chloraat wordt het chloride-ion gevormd.



Na afkoelen zijn gevormd:  $K_2MnO_4$  en  $KCl$

- 3 2-methyl-1,2,3-butaantriol reageert volledig met een aangezuurde kaliumpermanganaatoplossing. Geef de organische verbindingen in structuurformules.



### Opgave 7 Opstellen van redoxreacties (7)

Men wil, uitgaande van het metaal ijzer, een oplossing van uitsluitend ijzer(II)sulfaat bereiden.

- 1 Beschrijf hoe men dit uitgaande van ijzer kan doen.  
Voeg een zwavelzuuroplossing toe aan ijzerpoeder.

In een ijzer(II)sulfaatoplossing kunnen de ijzer(II)ionen door zuurstof in de lucht geoxideerd worden tot ijzer(III)ionen. Uit tabel 48 (BINAS 5<sup>e</sup> en 6<sup>e</sup> druk) kun je afleiden dat deze omzetting alleen mogelijk is als de oplossing zuur is.

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

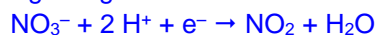
Zuurstof is in neutraal milieu een zwakkere oxidator dan  $Fe^{3+}$ ; in zuur milieu is zuurstof een sterkere oxidator dan  $Fe^{3+}$ .

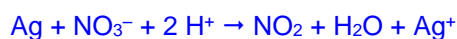
## Het voorspellen van redoxreacties (bovenbouw)

### Opgave 1 Zilver en goud samenbrengen met slapeterzuur

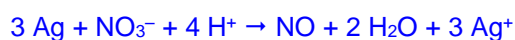
Ga na of de volgende oxidatoren en reductoren met elkaar kunnen reageren. Zo ja, leid de reactievergelijking met behulp van halfreacties af. Zo nee, leg duidelijk uit waarom niet.

- 1 Zilver met geconcentreerd salpeterzuur.





- 2 Zilver met verdund salpeterzuur.



- 3 Goud met geconcentreerd salpeterzuur.

$\text{Au}^{3+}$ , dat zou ontstaan uit Au, is volgens tabel 48 een sterkere oxidator dan  $\text{NO}_3^-$ . Goud lost dan ook niet op in geconcentreerd salpeterzuur.

## Opgave 2 Joodwater toevoegen aan ijzer

We voegen joodwater toe aan ijzer.

- 1 Leg met behulp van tabel 48 uit BINAS (5<sup>e</sup> en 6<sup>e</sup> druk) uit of het joodwater met het ijzer reageert en zo ja hoe.

Volgens tabel 48 kan  $\text{I}_2(\text{aq})$  als oxidator reageren volgens:  $\text{I}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{I}^-$   
 $\text{ox}_1 + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{red}_1$

Het metaal ijzer kan als reductor reageren volgens:  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$   
 $\text{red}_2 \rightarrow \text{ox}_2 + 2 \text{e}^-$

$\text{I}_2$  staat als oxidator in Binas tabel 48 hoger dan de oxidator  $\text{Fe}^{2+}$ .

Dus de reactie  $\text{I}_2 + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{I}^-$  verloopt, want  $\text{ox}_2$  en  $\text{red}_1$ , die ontstaan zijn zwakker  
 $\text{ox}_1 + \text{red}_2 \rightarrow \text{ox}_2 + \text{red}_1$

dan  $\text{ox}_1$  en  $\text{red}_2$  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 (5<sup>e</sup> en 6<sup>e</sup> druk) uit of er een ijzer(III)jodide oplossing kan ontstaan als er een overmaat joodwater wordt gebruikt.

$\text{Fe}^{2+}$  kan in theorie als reductor reageren volgens:  $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$ , maar  $\text{Fe}^{3+}$  staat als oxidator boven de oxidator  $\text{I}_2$ . Dit betekent dat  $\text{I}_2$  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 3 Tin(II)ionen en zuurstof

- 1 Men wil uitgaande van het metaal tin een oplossing van uitsluitend tin(II)sulfaat bereiden. Beschrijf hoe men dit uitgaande van tin kan doen.

Als je een te sterke oxidator kiest, zal er uiteindelijk tin(IV)sulfaat ontstaan.

Je moet een oxidator kiezen die zwakker is  $\text{Sn}^{4+}$  maar sterker is dan  $\text{Sn}^{2+}$ .

In een ijzer(II)sulfaatoplossing kunnen de ijzer(II)ionen door de zuurstof in de lucht omgezet worden tot ijzer(III)ionen. Uit tabel 48 (5<sup>e</sup> en 6<sup>e</sup> druk) kun je afleiden dat deze omzetting alleen 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.

Volgens tabel 48 kan  $\text{O}_2$  in neutraal milieu als volgt als oxidator reageren:



Het ijzer(II)ion kan als reductor reageren volgens:  $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$ .

$\text{O}_2$  als oxidator in neutraal milieu staat lager dan de te vormen oxidator  $\text{Fe}^{3+}$ , dus de reactie verloopt niet, omdat  $\text{Fe}^{3+}$  een sterkere oxidator is dan  $\text{O}_2$  in neutraal milieu.

In zuur milieu reageert  $\text{O}_2$  als volgt:  $\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ .

Nu staat  $\text{O}_2$  boven de halfreactie  $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$ . De redoxreactie:



## Elektrochemische cellen (bovenbouw)

### Opdracht 1 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:

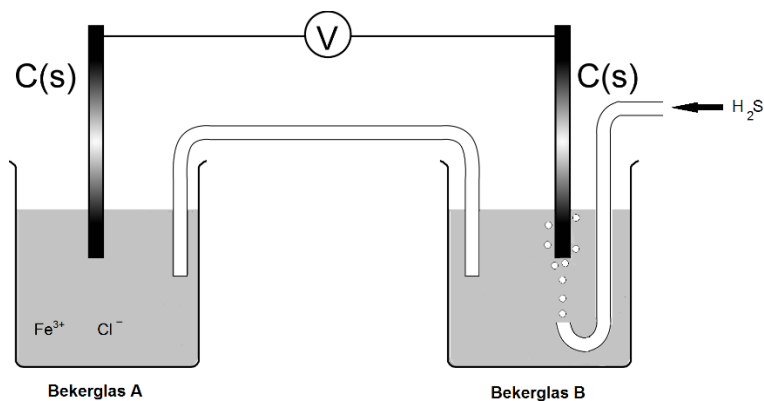
In bekeerglas A, gevuld met een ijzer(III)chloride-oplossing, wordt een koolstofelektrode geplaatst.

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

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

Nadat beide elektroden via een gevoelige voltmeter met elkaar zijn verbonden, wordt een regelmatige stroom waterstofsulfide door het water in bekeerglas 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 bekeerglas A bevindt zich de oxidator  $\text{Fe}^{3+}$  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 bekeerglas B bevindt zich de reductor  $\text{H}_2\text{S}$  (of  $\text{HS}^-$ ) die elektronen aan de elektrode kan afstaan waardoor deze een negatieve potentiaal krijgt ten opzichte van de oplossing.

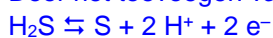
- 5 Beredeneer wat in dit element de positieve elektrode is.

Uit het antwoord op de vorige vraag blijkt dat de elektrode in 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.

- 6 Geef hiervoor een verklaring.

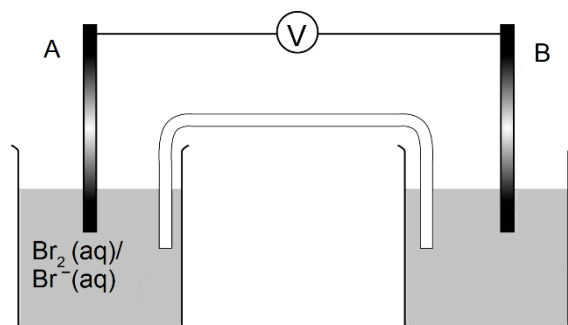
Door het toevoegen van  $\text{OH}^-$  ionen worden  $\text{H}^+$  ionen onttrokken aan de halfreactie:



waardoor dit evenwicht naar rechts verschuift en de elektrode negatiever wordt ten opzichte van de oplossing, dus het potentiaal verschil wordt groter.

## Opgave 2 Cel met broom en kaliumbromide

Het linker bekeerglas van de onderstaande opstelling is gevuld met een oplossing van broom en kaliumbromide en het rechterbekerglas 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.



- 1 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,  $\text{Cl}^-$  of  $\text{I}^-$  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 rechterbekerglas KI oplossen. ( $\text{Cl}^-$  is een zwakkere reductor dan  $\text{Br}^-$  waardoor de reactie met  $\text{Cl}^-$  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  $\text{I}^-$  in de rechter cel is er een overmaat  $\text{Br}_2$  in de linker cel aanwezig.

## Opgave 3 Cellen met natriumsulfiet- en kaliumpermanganaatoplossing

Sander bouwt een elektrochemische cel. Hij heeft de beschikking over een natriumsulfiet ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ )-oplossing, een kaliumpermanganaat ( $\text{KMnO}_4$ )-oplossing, twee inerte elektroden, een zoutbrug van gelatine met een oplossing van kaliumchloride en verder alles wat nodig is om een elektrische cel te bouwen.

Aan de kaliumpermanganaat-oplossing is geen zuur toegevoegd!

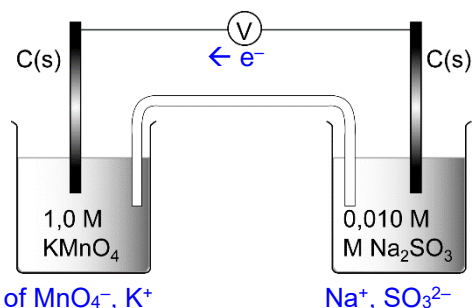
Hij sluit alles aan en meet eerst de bronspanning.

Vervolgens laat Sander de cel een tijdlang stroom leveren. Daarbij kijkt hij regelmatig of er iets verandert. Ook onderzoekt hij of in één van de bekeerglazen chloride-ionen aanwezig zijn. Hij constateert het volgende:

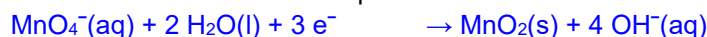


- in het bekglas met de kaliumpermanganaat-oplossing ontstaat een troebeling
- in het bekglas met de natriumsulfietoplossing is niets te zien. Omdat de cel stroom levert, moet hier wel een reactie optreden
- in één van de bekglazen zijn chloride-ionen aanwezig

- 1 Maak een duidelijk tekening van de cel die Sander gemaakt heeft. Geef hierin aan wat alles voorstelt. Geef ook de elektronenstroom aan en kies het juiste elektrodemateriaal.



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



- 3 Leg uit aan de hand van deze vergelijkingen welke elektrode de positieve is.

De elektrode wordt positief als elektronen worden onttrokken, dus de koolstofelektrode in de oplossing van permanganaat is positief. / de elektronen gaan naar de positieve elektrode, dat is de elektrode in de permanganaatoplossing, dus deze is positief.

- 4 Bereken de bronspanning als geldt dat alle concentraties van de aanwezige ionen 1,00 M is.

$$V_{\text{bron}} = 0,57 - (-0,09) = 0,66 \text{ V}$$

- 5 Leg uit in welk bekglas chloride-ionen aangetoond kunnen worden.

Chloride-ionen bewegen naar de oplossing waar door de reactie aan de elektrode negatieve lading is verdwenen of positieve lading is ontstaan / dienen om ladingsverandering te compenseren. In de oplossing waar sulfiet reageert, verdwijnt negatieve lading, dus daar zullen zijn chloride-ionen aantoonbaar zijn.

De  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  oplossing wordt verdund met water.

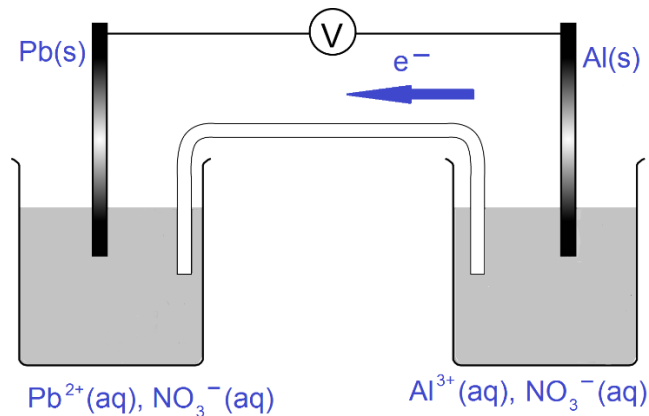
- 6 Leg uit dat de bronspanning nu, vergeleken met de beginsituatie, lager wordt.

De  $[\text{SO}_3^{2-}]$  is verlaagd t.o.v. de beginsituatie. Hierdoor is de halfreactie van de reductor ( $\text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$ ) naar links tijdelijk in het voordeel waardoor er meer elektronen aan de elektrode worden onttrokken. Deze wordt zodoende positiever, dus de potentiaal stijgt. Als gevolg hier daalt de bronspanning.

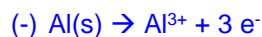
#### Opgave 4 Cellen met loodnitraat- en aluminiumnitraatoplossing

Je krijgt de beschikking over 250 mL van een oplossing van 1,0 M loodnitraat, 250 mL van een oplossing van 1,0 M aluminiumnitraat, loden en aluminium staafjes en verder alles wat nodig is om een elektrische cel te maken.

- 1 Maak een tekening van de gebruikte opstelling en geef duidelijk aan wat alle onderdelen voorstellen. Geef bovendien aan hoe de elektronenstroom loopt als de cel stroom levert.



- 2 Geef de vergelijkingen van de halfreacties die aan de elektroden verlopen.



- 3 Bereken de bronspanning die de cel levert.

$$V_{\text{bron}} = -0,13 - -1,67 = 1,54 \text{ V}$$

Na enige tijd is de massa van de elektrode in de loodnitraatoplossing met 1,50 g veranderd.

- 4 Bereken hoeveel de massa van de andere elektrode veranderd is.

$$1,50 \text{ g} / 207,2 \text{ g/mol} = 7,24 \cdot 10^{-3} \text{ mol Pb} \equiv \frac{2}{3} \times 7,24 \cdot 10^{-3} = 4,83 \cdot 10^{-3} \text{ mol Al}$$

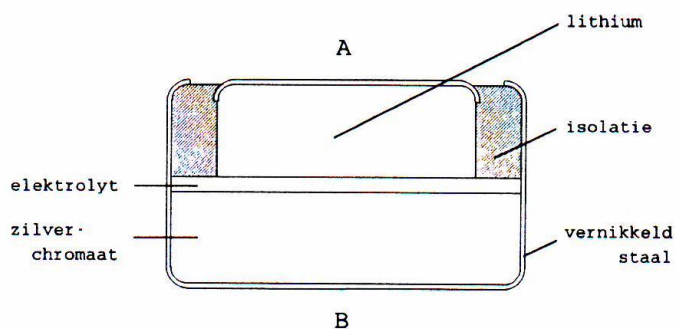
$$4,83 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \times 26,98 \text{ g/mol} = 0,130 \text{ g Al(s)}$$

- 5 De loodnitraatoplossing van de oorspronkelijke cel wordt 10 keer verdund. Leg uit wat dit voor invloed heeft op de geleverde bronspanning.

Als de oplossing wordt verdund, wordt  $[\text{Pb}^{2+}(\text{aq})]$  kleiner. (De reactie naar links is tijdelijk in het voordeel.) Er komen meer  $\text{e}^{-}$  aan de Pb-elektrode vrij waardoor deze negatiever wordt. (Hierdoor daalt  $V_{\text{Pb/Pb}^{2+}}$ ) met als gevolg dat (het verschil kleiner wordt;)  $V_{\text{bron}}$  daalt.

### Opgave 5 Batterij pacemaker

Bij sommige hartafwijkingen is het nodig dat een zogenoemde pacemaker wordt ingebracht. Deze zorgt voor een elektrische prikkeling van de hartspier. Het is van groot belang dat een pacemaker gedurende lange tijd betrouwbaar van stroom wordt voorzien. Dat gebeurt door middel van een batterij. De bouw van deze batterij is hieronder schematisch weergegeven.



De twee elektrodes van de batterij zijn aangegeven met A en B.

Als de batterij stroom levert, reageert aan elektrode A lithium volgens:



Aan pool B reageert zilverchromaat ( $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ). Hierbij verandert alleen de lading van de zilverdeeltjes.

- Geef van de omzetting bij elektrode B de vergelijking van de halfreactie.  

$$\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{CrO}_4^{2-}$$
- Leg uit of elektrode A de negatieve of de positieve elektrode van deze batterij is.  
 Bij elektrode A ontstaan elektronen / reageert een reductor, dus is elektrode A de (-) pool  
 Het zilverchromaat en het lithium zijn van elkaar gescheiden door middel van een vast elektrolyt. Een oplossing van een elektrolyt is onbruikbaar. De aanwezigheid van water leidt namelijk tot een ongewenste chemische reactie.
- Geef de vergelijking van deze ongewenste chemische reactie.  

$$2 \text{Li} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Li}^+ + 2 \text{OH}^- + \text{H}_2$$

Bovenbeschreven batterij bevat 25 mg lithium en een overmaat zilverchromaat. De batterij levert een stroom met een gemiddelde stroomsterkte van  $1,6 \cdot 10^{-6} \text{ A}$  ( $1 \text{ A} = 1 \text{ C s}^{-1}$ ).
- Bereken hoeveel jaar de batterij deze stroom kan leveren. Neem daarbij aan dat de stroomlevering pas stopt als al het lithium heeft gereageerd. Maak hierbij gebruik van een gegeven uit Binas tabel 7 (5<sup>e</sup> en 6<sup>e</sup> druk).  

$$\text{Aantal mol Li} \equiv 25 \cdot 10^{-3} \text{ g} : 6,94 \text{ g/mol} = 3,60 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$3,60 \cdot 10^{-3} \text{ mol Li} \equiv 3,60 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \times 9,65 \cdot 10^4 \text{ C/mol} = 347,4 \text{ C}$$

$$347,4 \text{ C} \equiv 347,4 \text{ C} : 1,6 \cdot 10^{-6} \text{ C/s} = 2,17 \cdot 10^8 \text{ s}$$

$$= 2,17 \cdot 10^8 \text{ s} = 2,17 \cdot 10^8 \text{ s} : (365 \text{ dagen/jaar} \times 24 \text{ uur/dag} \times 3600 \text{ s/uur}) = 6,9 \text{ jaar.}$$

## Opgave 6 Vanadium

Het element vanadium (symbool V) heeft vele valenties. Zo bestaan de ionsoorten  $\text{V}^{2+}$  en  $\text{V}^{3+}$ . Ook zijn verscheidene samengestelde ionsoorten bekend waarin vanadium voorkomt. tot de ionsoorten behoren onder andere  $\text{VO}_2^+$  en  $\text{VO}^{2+}$ .

Bij elektrolyse van een oplossing van  $\text{VOSO}_4$  en  $\text{H}_2\text{SO}_4$  met onaantastbare elektroden vindt aan de positieve elektrode de volgende reactie plaats:

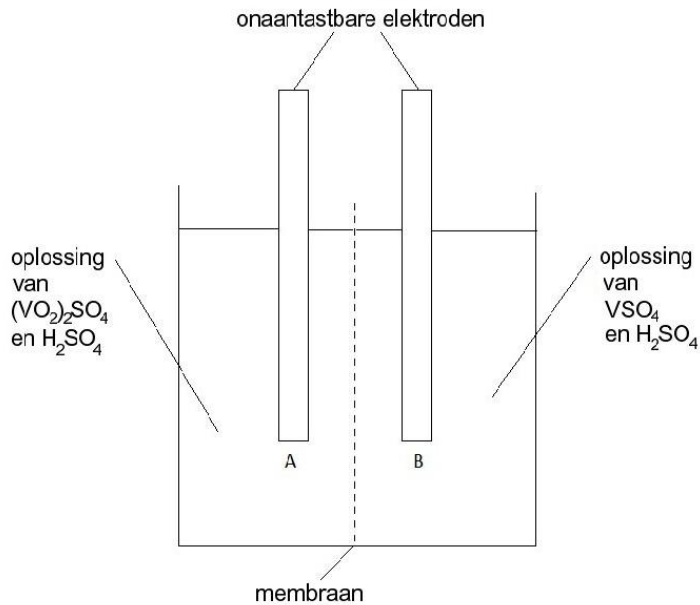


Aan de negatieve elektrode wordt  $\text{VO}^{2+}$  omgezet in  $\text{V}^{2+}$ .

- Geef de vergelijking van de reactie die optreedt aan de negatieve elektrode.  

$$\text{VO}^{2+} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{V}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$$
- In welke molverhouding  $\text{VO}_2^+ : \text{V}^{2+}$  ontstaan deze soorten deeltjes bij deze elektrolyse?  
 Er worden evenveel  $\text{e}^-$  opgenomen als afgestaan, dus wordt er 2 maal zoveel  $\text{VO}_2^+$  omgezet als er  $\text{V}^{2+}$  wordt gevormd, dus  $\text{VO}_2^+ : \text{V}^{2+} = 2 : 1$ .

Oplossingen met de ionen  $\text{VO}_2^+$  en  $\text{V}^{2+}$  worden toegepast in een zogenoemde vanadiumcel. Deze elektrochemische cel kan schematisch als volgt worden weergegeven:



Als zo'n vanadiumcel stroom levert, treden aan de elektroden de volgende reacties op:



Om stroomlevering mogelijk te maken zullen ionen het membraan moeten kunnen passeren. Het membraan is zo geconstrueerd dat van alle ionen alleen  $\text{H}^+$  ionen door het membraan kunnen gaan.

Tijdens stroomlevering van de cel gaan  $\text{H}^+$  ionen van ruimte B naar ruimte A.

Men laat de cel enige tijd stroom leveren. Gedurende die tijd blijkt 1 mmol  $\text{H}^+$ , volgens de elektrode reactie in ruimte A, gereageerd te hebben.

- 3** Leg uit dat gedurende die tijd 0,5 mmol  $\text{H}^+$ , via het membraan, van ruimte B naar ruimte A moet zijn gegaan.

Uit de halfreacties volgt dat als er per 1 mmol  $\text{H}^+$  0,5 mmol  $\text{VO}_2^+$  wordt omgezet waardoor 0,5 mmol  $\text{VO}^{2+}$  ontstaat. Per saldo verdwijnt er 1,5+ lading ( $\text{H}^+ + 0,5 \text{VO}_2^+$ ) – 0,5 x 2+ lading ( $\text{VO}^{2+}$ ) = 0,5+ lading. Er moet dus 0,5 mmol  $\text{H}^+$  van B naar A gaan.

Als gevolg van de stroomlevering veranderen de potentialen van de elektroden in de ruimten A en B. De potentiaal  $V_A$  van de elektrode in ruimte A, gemeten ten opzichte van de standaardwaterstofelektrode, hangt bij 298 K als volgt af van de concentraties in ruimte A:

$$V_A = V_A^0 + 0,059 \log \frac{[\text{VO}_2^+][\text{H}^+]^2}{[\text{VO}^{2+}]}$$

De potentiaal  $V_B$ , van de elektrode in ruimte B, gemeten ten opzichte van de standaardwaterstofelektrode, hangt bij 298 K als volgt af van de concentraties in ruimte B:

$$V_B = V_B^0 + 0,059 \log \frac{[\text{V}^{3+}]}{[\text{V}^{2+}]}$$

$$V_A^0 = +1,00 \text{ volt}; V_B^0 = -0,26 \text{ volt}$$

Men heeft een nog ongebruikte vanadiumcel waarvan de vloeistofvolumes in de ruimten A en B even groot zijn. De concentraties  $\text{VO}_2^+$  en  $\text{V}^{2+}$  zijn aan elkaar gelijk. Men mag aannemen dat in de ongebruikte cel nog geen  $\text{VO}^{2+}$  en  $\text{V}^{3+}$  aanwezig zijn. Men laat de cel enige tijd stroom leveren. Als men de stroomlevering heeft gestopt, blijkt dat er 25% van het  $\text{VO}_2^+$  is omgezet en dat  $[\text{H}^+]$  in ruimte A 1, mol  $\text{L}^{-1}$  is.

- 4 Bereken de bronspanning op dat moment.

$$V_A = 1,00 + 0,059 \log \frac{0,75}{0,25} \cdot 1^2 = 1,00 + 0,03 = 1,03 \text{ V}$$

$$V_B = -0,26 + 0,059 \log \frac{0,25}{0,75} = -0,26 - 0,03 = -0,29 \text{ V}$$

$$V_{\text{bron}} = 1,03 - (-0,29) = 1,32 \text{ V}$$

### Opgave 7 Standaard koper-zink cel

We bouwen een standaard koper-zink cel. Deze bestaat uit twee halfcellen: een oplossing van een koper(II)zout (1,0 M) met een koperstaaf en een oplossing van een zinkzout (1,0 M) met een zinkstaaf. Beide halfcellen staan met elkaar in verbinding met een zoutbrug.

- Beredeneer welke elektrode de positieve en welke de negatieve pool van de cel is.  
 $\text{Cu}^{2+}$  neemt  $e^-$  op volgens  $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$ . Er worden  $e^-$  aan de Cu-elektrode onttrokken; dit is zodoende de (+) elektrode. De Zn-elektrode staat  $e^-$  door de reactie  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$ ; dit is zodoende de (-) elektrode.
- Welke reacties vinden plaats aan de elektroden?  
 Zie vraag 1.
- Bereken de bronspanning van de standaard koper-zink cel.  
 $V_{\text{bron}} = V_{\text{ox}} - V_{\text{red}} = 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$
- Leg uit wat er met de bronspanning gebeurt als de concentratie van de koper(II)-ionen wordt verhoogd.  
 $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$   
 Door verhoging van  $[\text{Cu}^{2+}]$  is de reactie naar recht tijdelijk in het voordeel. Er zullen meer  $e^-$  worden opgenomen. De elektrode wordt dus positiever. De elektrodepotentiaal neemt dus toe waardoor de bronspanning toeneemt.

### Opgave 8 Kobalt-ijzer cel

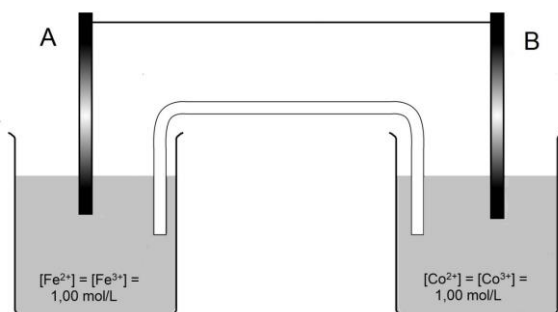
Evenals van ijzer komen ook van kobalt (Co) ionen voor met de valenties 2+ en 3+. Men maakt met behulp van twee bekersglazen en een zoutbrug een elektrochemische cel, die gebruikt kan worden als stroombron.

Het ene bekersglas wordt gevuld met 100 mL van een oplossing waarvoor geldt:  $[\text{Fe}^{2+}] = [\text{Fe}^{3+}] = 1,00 \text{ mol/L}$ .

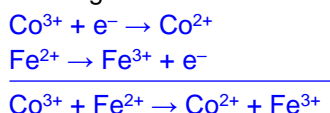
Het andere bekersglas wordt gevuld met 100 mL van een oplossing waarvoor geldt:  $[\text{Co}^{2+}] = [\text{Co}^{3+}] = 1,00 \text{ mol/L}$ .

De standaard elektrodepotentiaal voor het koppel  $\text{Co}^{2+}/\text{Co}^{3+}$  bedraagt +1,83 V. In beide bekersglazen plaatst men een platina elektrode.

- Maak een tekening van de opstelling.



- 2 Leg uit welke de functie is van de zoutbrug.  
De zoutbrug dient om een gesloten stroomkring te krijgen.
- 3 Leg uit welke pool in deze elektrochemische cel de positieve pool is.  
 $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}^{3+} V_0 = 0,77 \text{ V}$ ,  $\text{Co}^{2+} / \text{Co}^{3+} V_0 = 1,83 \text{ V}$ .  $\text{Co}^{2+} / \text{Co}^{3+}$  levert de halfreactie van de oxidator,  $\text{Co}^{3+}$  neemt  $e^-$  op van de elektrode waardoor deze positief wordt en dus is de elektrode in het bekersglas met de  $\text{Co}^{2+} / \text{Co}^{3+}$  -oplossing de positieve elektrode.
- Vervolgens verbindt men beide elektroden door middel van een ampèremeter; er loopt nu een stroom.
- 4 Geef voor ieder bekersglas de vergelijking van de halfreactie die tijdens de stroomlevering verloopt en voeg deze samen tot de vergelijking van de totaalreactie.



Na enige tijd neemt de stroomsterkte af en wordt uiteindelijk gelijk aan nul. Er heeft zich dan een evenwicht ingesteld; daarbij is in elk van de bekersglazen de concentratie van één van beide ionen vrijwel gelijk aan nul geworden. De evenwichtsconstante,  $K$ , blijkt  $1,0 \cdot 10^{10}$  te zijn.

- 5 Stel de evenwichtsvoorwaarde op.
- $$K = \frac{[\text{Co}^{2+}][\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Co}^{3+}][\text{Fe}^{2+}]} = 1,0 \cdot 10^{10}$$
- 6 Bereken de concentraties van  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$  en  $\text{Co}^{3+}$  als de cel geen stroom meer levert. (Bereken dus ook de hele kleine concentraties).

$[\text{Co}^{3+}]$  en  $[\text{Fe}^{2+}]$  worden heel erg klein, dus  $[\text{Co}^{2+}]$  en  $[\text{Fe}^{3+}]$  worden elk 2,00 M

$$\frac{[\text{Co}^{2+}][\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Co}^{3+}][\text{Fe}^{2+}]} = 1,0 \cdot 10^{10} = \frac{2,00 \times 2,00}{x^2} \rightarrow x^2 = \frac{4,00}{1,0 \cdot 10^{10}} \quad x = 2,00 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{Co}^{3+}] = [\text{Fe}^{2+}] = 2,00 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Men kan een elektrochemische cel ook gebruiken om de waarde van een onbekende standaard elektrodepotential te bepalen. Om de standaard elektrodepotential van het koppel  $\text{Ti}^{3+}/\text{Ti}^+$  (Ti is thallium) te bepalen, maakt men weer gebruik van twee bekersglazen en een zoutbrug.

Het ene bekersglas wordt gevuld met 100 mL van een oplossing waarvoor geldt  $[\text{Ti}^{3+}] = [\text{Ti}^+] = 1,00 \text{ mol/L}$ . Hierin plaatst men een platina elektrode. Het andere bekersglas bevat 100 ml 1,00 M  $\text{CuCl}_2$  oplossing. Hierin plaatst men een koperen elektrode.

Vervolgens meet men het potentiaalverschil tussen beide elektroden. Deze is 0,91 V. De platina elektrode is de positieve pool.

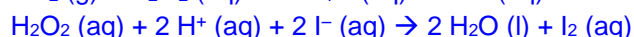
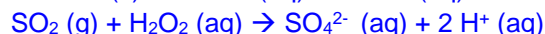
- 7 Bereken hieruit de waarde van de standaard elektrodepotential van het koppel  $\text{Ti}^{3+}/\text{Ti}^+$ .  
 $V_{\text{ox}}$  wordt geleverd door de  $\text{Ti}^{3+}/\text{Ti}^+$ - cel (+ pool, dus  $V_{\text{ox}}$ ) en  $V_{\text{red}}$  door de  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  - cel  
 $V_{\text{ox}} - V_{\text{red}} = 0,91 \rightarrow V_{\text{ox}} - 0,34 = 0,91 \rightarrow V_{\text{ox}} = 1,25 \text{ V}$

## Redoxtitraties (bovenbouw)

### **Opgave 1 Bepaling natriumsulfietgehalte**

Aan 1,73 gram onzuiver, vast natriumsulfiet wordt een overmaat zoutzuur toegevoegd. Het hierbij ontstane zwaveldioxidegas wordt geleid door 50,0 mL 0,300 M aangezuurde oplossing van waterstofperoxide. Het restant van de waterstofperoxide wordt getitreerd met 12,61 mL 0,352 M kaliumjodide-oplossing.

- 1 Er vinden bij deze bepaling drie reacties plaats. Geef van alle reacties de reactievergelijking (met behulp van de halfreacties).

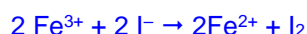
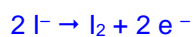
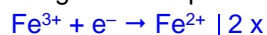


- 2 Bereken het massapercentage  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  in 1,73 gram onzuiver natriumsulfiet.  
 $12,61 \text{ mL} \cdot 0,352 \text{ M} = 4,43872 \text{ mmol I}^- \equiv 2,21936 \text{ mmol H}_2\text{O}_2 (\text{restant})$   
Totaal  $\text{H}_2\text{O}_2$  toegevoegd:  $50,0 \text{ mL} \cdot 0,300 \text{ M} = 15,00 \text{ mmol}$   
 $\text{H}_2\text{O}_2$  gereageerd met  $\text{SO}_2$ :  $15,00 - 2,21936 = 12,78064 \text{ mmol} \equiv 12,78064 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_3$   
 $0,01278064 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3 \cdot 126,0 \text{ g/mol} = 1,610 \text{ gram Na}_2\text{SO}_3$  in 1,73 gram onzuiver natriumsulfiet.  $\text{massa}\% = 1,610 / 1,73 \cdot 100\% = 93,1 \text{ massa-\% Na}_2\text{SO}_3$

## Opgave 2 Bepaling ijzergehalte

Men wil het ijzergehalte in een ijzererts bepalen. Dit kan door middel van een redoxtitratie. Het erts wordt hiertoe eerst opgelost in een mengsel van zuren waarbij het ijzer vrijkomt in de vorm van  $\text{Fe}^{3+}$  ionen.

- 1 Geef met behulp van halfreacties de redoxreactie tussen een oplossing van ijzer(III)-ionen en een aangezuurde oplossing van kaliumjodide.



- 2 Welke kleuromslag vindt plaats bij deze redoxreactie?

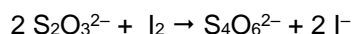
Van kleurloos naar bruin

- 3 Toch kun je het eindpunt niet waarnemen. Leg dit uit.

De maximaal gevormde hoeveelheid  $\text{I}_2$  is niet waarneembaar.

Om het ijzergehalte te kunnen bepalen wordt gebruik gemaakt van een indirecte titratie. Hiertoe wordt een overmaat kaliumjodide toegevoegd. Het ontstane jood wordt getitreerd met een natriumthiosulfaat ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ )-oplossing.

Tijdens de titratie verloopt de volgende redoxreactie:



Als indicator wordt zetmeel gebruikt.

- 4 Welke kleuromslag vindt bij deze indirecte titratie plaats?

Van blauw naar kleurloos.

3,32 g erts is opgelost in een mengsel van zuren, overgebracht in een maatkolf van 100 mL en aangevuld tot de maatstreep. Van deze oplossing is 25,0 mL in een erlenmeyer gepipetteerd. Na toevoegen van diverse reagentia en een overmaat kaliumjodide is getitreerd met 24,80 mL 0,1000 M  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ -oplossing.

- 5 Bereken het massapercentage ijzer in het erts.



Er is 4 maal verdund, dus in 3,32 g erts aanwezig 554,0 mg Fe

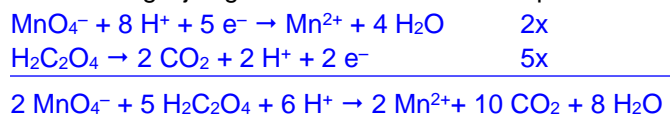


## Opgave 3 Bepaling van het gehalte oxaalzuur in spinazie

Oxaalzuur ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ) is een giftige stof die voorkomt in verschillende groenten zoals spinazie en rabarber. De hoeveelheid oxaalzuur in spinazie kan met behulp van een titratie met kaliumpermanganaat bepaald worden. Voor de bepaling van het gehalte oxaalzuur wordt 100 gram spinazie afgewogen en enige tijd gekookt. Het kookvocht wordt overgebracht in een 250 mL maatkolf en met water aangevuld tot de streep. Van de oplossing wordt 50,0 mL in een

erlenmeyer gepipetteerd. De vloeistof wordt aangezuurd met zwavelzuur en getitreerd met 17,50 mL 0,0200 M  $\text{KMnO}_4$ -oplossing.

- 1 Leid de vergelijking van de reactie die verloopt af met behulp van halfreacties.



- 2 Wat zal je waarnemen als het eindpunt bereikt is?  
De oplossing kleurt roze door de eerste overmaat permanganaat.
- 3 Bereken het aantal mg oxaalzuur per gram spinazie.  
 $1 \text{ mol MnO}_4^- \equiv 5/2 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4$   
In 50,0 mL monsteroplossing aanwezig:  
 $17,50 \text{ mL} \times 0,020 \text{ mmol/mL MnO}_4^- \equiv 5/2 \times 17,50 \text{ mL} \times 0,020 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 0,875 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4$   
De oplossing is 5 keer verdund, dus was er in 100 g spinazie aanwezig:  $5 \times 0,875 \text{ mmol} = 4,375 \text{ mmol} \equiv 4,375 \text{ mmol} \times 90,04 \text{ mg/mmol} = 393,9 \text{ mg H}_2\text{C}_2\text{O}_4/100 \text{ g} = 3,94 \text{ mg H}_2\text{C}_2\text{O}_4/1,00 \text{ g}$
- 4 Leg uit waarom je de oplossing ook niet mag aanzuren met salpeterzuur.  
Het  $\text{NO}_3^-$  ion is in zuur milieu een oxidator die het oxaalzuur al voor de titratie in  $\text{CO}_2$  en  $\text{H}_2\text{O}$  zou hebben omgezet.

## Elektrolyse en coulometrie (bovenbouw)

### **Opgave 1 Bereiding van fluor**

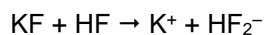
Eén van de grondstoffen die gebruikt kunnen worden voor de bereiding van waterstoffluoride is fluorapatiet,  $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$ . Fluorapatiet kan beschouwd worden als een mengsel van de zouten calciumfluoride en calciumfosfaat.

- 1 Leid af in welke molverhouding, calciumfluoride : calciumfosfaat, deze zouten in fluorapatiet aanwezig zijn.

De verhoudingsformules zijn  $\text{CaF}_2$  en  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

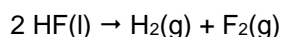
Omdat er  $\text{CaF}_2$  twee  $\text{F}^-$  ionen aanwezig zijn, moet de verhoudingsformule in ieder geval verdubbelen tot  $\text{Ca}_{10}\text{F}_2(\text{PO}_4)_6$ . Breng je hierop de verhoudingsformule  $\text{CaF}_2$  in mindering, dan blijft over  $\text{Ca}_9(\text{PO}_4)_6$ . Hieruit volgt dat de molverhouding calciumfluoride : calciumfosfaat = 1 : 3

Door toevoeging van een zuur wordt fluorapatiet omgezet in onder andere waterstoffluoride. Waterstoffluoride kan door middel van elektrolyse worden omgezet in waterstof en fluor. In een fluor fabriek voegt men daartoe aan een overmaat vloeibaar waterstoffluoride eerst een hoeveelheid kaliumfluoride toe. Daarbij treedt de volgende reactie op:

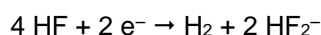


Het aldus verkregen mengsel wordt geëlektrolyseerd.

Het gehele elektrolyseproces kan als volgt in een reactievergelijking worden weergegeven:



Aan de negatieve elektrode treedt tijdens de elektrolyse de volgende reactie op:



- 2 Geef de vergelijking van de reactie die tijdens de elektrolyse aan de positieve elektrode optreedt.  
 $2 \text{HF}_2^- \rightarrow 2 \text{HF} + \text{F}_2 + 2 \text{e}^-$

Het ontstane waterstof- en fluorgas verlaten de elektrolyseruimte via aparte uitgangen. Tijdens de elektrolyse verdampt wat waterstoffluoride. Daardoor bevat zowel de afgevoerde waterstof als de afgevoerde fluor wat (gasvormig) waterstoffluoride.

Om uit het afgevoerde gasmengsel van waterstof en waterstoffluoride zuiver waterstof te

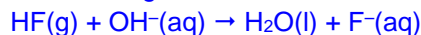


verkrijgen wordt dit gasmengsel in contact gebracht met natronloog.

Om uit het afgevoerde mengsel van fluor en waterstoffluoride zuiver fluor te verkrijgen kan geen natronloog worden gebruikt. Dit is af te leiden uit gegevens in BINAS.

- 3 Geef de vergelijkingen van de reacties die zouden optreden als het mengsel van fluor en waterstoffluoride in contact zou worden met natronloog.

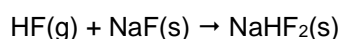
HF kan reageren met  $\text{OH}^-$  ionen in een zuur-base reactie:



Maar ook fluor kan met  $\text{OH}^-$  reageren.  $\text{F}_2$  is de sterkste oxidator die in tabel 48 van BINAS voorkomt en  $\text{OH}^-$  is een reductor. Er treedt de volgende totaalreactie op:

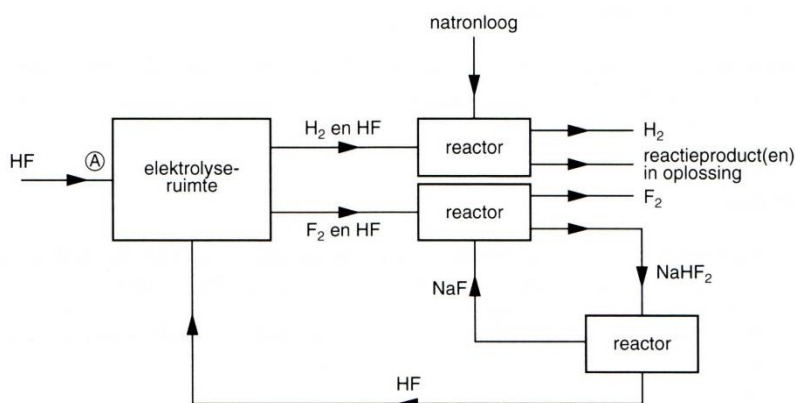


Zuiver fluor kan wel verkregen worden door het mengsel van fluor en waterstoffluoride in contact te brengen met natriumfluoride. Het waterstoffluoride reageert hiermee als volgt:



Door het gevormde  $\text{NaHF}_2$  in een aparte reactor te verhitten kan het waterstoffluoride worden teruggewonnen.

Als de productie van fluor als een continu proces wordt uitgevoerd, kan dit proces als volgt worden weergegeven:



In een bepaalde fluorfabriek wordt volgens dit continu proces  $1,00 \cdot 10^4$  mol  $\text{F}_2$  per uur geproduceerd. De gasmengsels die de elektrolyseruimte verlaten, bevatten beide 4,8 volumeprocent waterstoffluoride; het ene gasmengsel bevat daarnaast dus 95,2 volumeprocent fluor. Om de samenstelling van het mengsel in de elektrolyseruimte constant te houden moet voortdurend waterstoffluoride worden toegevoerd.

- 4 Bereken hoeveel kg waterstoffluoride bij dit continu proces per uur bij A moet worden toegevoerd.

De overall reactie is  $2 \text{HF} \rightarrow \text{H}_2 + \text{F}_2$

Het verontreinigde fluorgasmengsel bevat  $1,00 \cdot 10^4$  mol  $\text{F}_2$ . Dit komt overeen met 95,2 % (v/v) omdat voor gassen geldt dat de molverhouding gelijk is aan de volumeverhouding. Aangezien dit mengsel 4,8 % (v/v) HF bevat komt deze hoeveelheid overeen met  $4,8/95,2 \times 1,00 \cdot 10^4$  mol = 504,2 mol HF, maar dit wordt naar A teruggevoerd.

Het andere mengsel bevat, naast  $\text{H}_2$ , dan ook 504,2 mol HF, maar aangezien dit met natronloog reageert moet het bij A worden aangevuld.

Verder volgt uit de reactievergelijking dat voor  $1,00 \cdot 10^4$  mol  $\text{F}_2$   $2,00 \cdot 10^4$  mol HF nodig is.

In totaal moet er dus per uur bij A ( $2,00 \cdot 10^4$  mol + 504,2) mol =  $2,05042 \cdot 10^4$  mol HF worden toegevoerd. Dit komt overeen met  $20,5042 \text{ kmol} \times 20,006 \text{ kg/kmol} = 4,10 \cdot 10^2 \text{ kg HF}$ .

## Opgave 2 Bepaling van het bromidegehalte

Het bromidegehalte van een bromide-oplossing kan coulometrisch worden bepaald door elektrolyse bij constante stroomsterkte met een zilverelektrode als (+) pool.

- Welke reacties treden op aan de elektroden en in de oplossing, zolang het eindpunt nog niet is bereikt?  
 (+) pool:  $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}^-$  gevolgd door:  $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr}$  in de oplossing  
 (-) pool:  $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$
- Bereken hoeveel mg  $\text{Br}^-$  er in de oplossing aanwezig was als gedurende 1 minuut een stroom van 0,10 A door het circuit loopt. (Gebruik onder andere de constante van Faraday uit Binas-tabel 7(5<sup>e</sup> en 6<sup>e</sup> druk)).  
 Overgedragen lading in 60 s =  $0,10 \text{ C/s} \times 60 \text{ s} = 6 \text{ C}$   
 $1 \text{ mol e}^- \equiv 9,649 \cdot 10^4 \text{ C/mol}$ , dus  $6 \text{ C} \equiv 6 \text{ C} : 9,649 \cdot 10^4 \text{ C/mol e}^- = 6,22 \cdot 10^{-5} \text{ mol e}^-$ .  
 Uit de RV's volgt dat dat  $1 \text{ mol e}^- \equiv 1 \text{ mol Br}^-$ , dus  $6,22 \cdot 10^{-5} \text{ mol e}^- \equiv 6,22 \cdot 10^{-5} \text{ mol Br}^-$   
 $6,22 \cdot 10^{-5} \text{ mol Br}^- = 6,22 \cdot 10^{-5} \times 79,90 \text{ g/mol} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 5,0 \text{ mg Br}^-$

### Opgave 3 Bepaling van het diwaterstofsulfidegehalte

Het  $\text{H}_2\text{S}$ -gehalte van een watermonster uit de Lady Knox geysier bij Roturao in Nieuw Zeeland werd met elektrolytisch gegeneerd jood bepaald. Na toevoegen van 3,00 g kaliumjodide aan 50,0 mL van het watermonster duurde de titratie 9 minuten en 12 seconden bij een constante stroomsterkte van 0,0731 A.

- Welke reacties treden op in de oplossing en aan de elektroden, zolang het eindpunt nog niet is bereikt?  
 In de oplossing:  $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{I}^-$   
 (+) pool:  $\text{I}_2 \rightarrow 2 \text{I}^- + 2 \text{e}^-$  en (-) pool:  $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$
- Leg uit dat het geleidingsvermogen van de oplossing niet verandert, zolang het eindpunt nog niet is bereikt.  
 $\text{H}^+$  en  $\text{I}^-$  worden terug gevormd;  $[\text{H}^+]$  en  $[\text{I}^-]$  blijven constant, dus het geleidingsvermogen blijft constant.
- Bereken hoeveel mg  $\text{H}_2\text{S}$  per L het monster bevatte. (Gebruik onder andere de constante van Faraday uit Binas-tabel 7(5<sup>e</sup> en 6<sup>e</sup> druk)).  
 $9 \text{ min} + 12,0 \text{ s} = 552 \text{ s}$ . Overgedragen lading in 552 s =  $7,31 \cdot 10^{-2} \text{ s} \times 552 \text{ s} = 40,35 \text{ C}$   
 $1 \text{ mol e}^- \equiv 9,649 \cdot 10^4 \text{ C/mol}$ , dus  $40,35 \text{ C} : 9,649 \cdot 10^4 \text{ C/mol e}^- = 4,182 \cdot 10^{-4} \text{ mol e}^-$ .  
 Uit de RV volgt dat dat  $1 \text{ mol e}^- \equiv \frac{1}{2} \text{ mol H}_2\text{S}$ , dus  $4,182 \cdot 10^{-4} \text{ mol e}^- \equiv 2,091 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_2\text{S}$   
 $2,091 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_2\text{S} = 2,091 \cdot 10^{-4} \times 34,08 \text{ g/mol} = 7,126 \cdot 10^{-3} \text{ g/50,0 mL}$ . Gehalte  $\text{H}_2\text{S}$  in het onderzochte monster is dus  $7,126 \cdot 10^{-3} \times 1000 \text{ mg/50,0 mL} = 0,143 \text{ mg/mL} = 143 \text{ mg/L}$

### Opgave 4 Bepaling vitamine C-gehalte

Een andere naam voor vitamine C ( $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ ) is ascorbinezuur. Je kunt het vitamine C-gehalte van vitamine C-tabletten coulometrisch bepalen.

Bij een coulometrische bepaling wordt aan een oplossing van ascorbinezuur in water kaliumjodide en een zetmeeloplossing toegevoegd. Vervolgens wordt door elektrolyse met platina-elektroden het jodide omgezet in jood. Bij de elektrolyse houdt men de stroomsterkte constant. Zolang de oplossing ascorbinezuur bevat reageert het vrijkomende jood hier onmiddellijk mee, waarbij weer jodide ontstaat.

Het ascorbinezuur wordt bij deze reactie omgezet in dehydroascorbinezuur,  $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$ .

Ascorbinezuur en dehydroascorbinezuur zijn zwakke zuren. Oplossingen van beide zuren zijn in waterig milieu kleurloos. Als al het ascorbinezuur in de oplossing heeft gereageerd, dan reageert het jood met het opgeloste zetmeel.

- Welke reacties treden op in de oplossing en welke aan de elektroden, zolang het eindpunt nog niet is bereikt?  
 In de oplossing:  
 $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-$   
 $\text{I}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{I}^-$   
 $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6 + \text{I}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{I}^-$   
 Aan de elektroden: (-) pool  $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$  en (+) pool  $2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$

- 2 Leg uit dat het geleidingsvermogen van de oplossing niet verandert, zolang het eindpunt nog niet is bereikt.

$H^+$  en  $I^-$  worden terug gevormd;  $[H^+]$  en  $[I^-]$  blijven constant, dus het geleidingsvermogen blijft constant.

- 3 Welke kleuromslag neem je waar bij het eindpunt?

Van kleurloos naar blauw.

Bij een onderzoek naar de hoeveelheid ascorbinezuur in vitamine C-tabletten loste men een tablet op in water, bracht dit over in een maatkolf van 250 mL en pipetteerde na aanvullen hieruit 50,0 mL in het titreervat waarna men de beschreven coulometrische bepaling uitvoerde. De stroomsterkte bedroeg 50 mA.

Na 7 minuten en 34,0 seconden trad de kleuromslag op.

- 4 Bereken hoeveel mg ascorbinezuur het vitamine C-tablet bevatte. (Gebruik onder andere de constante van Faraday uit Binas-tabel 7(5<sup>e</sup> en 6<sup>e</sup> druk)).

$7 \text{ min} + 34 \text{ s} = 454 \text{ s}$ . Overgedragen lading in  $1000 \text{ s} = 50,0 \cdot 10^{-3} \text{ C/s} \times 454 \text{ s} = 22,700 \text{ C}$

$1 \text{ mol } e^- \equiv 9,649 \cdot 10^4 \text{ C/mol}$ , dus  $22,700 \text{ C} \equiv 22,700 \text{ C} : 9,649 \cdot 10^4 \text{ C/mol } e^- = 2,353 \cdot 10^{-4} \text{ mol } e^-$ .

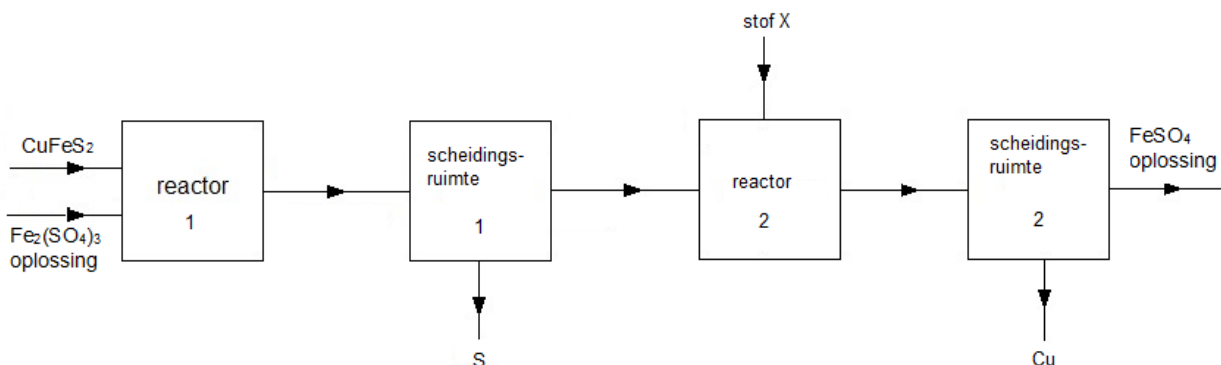
Uit de RV volgt dat dat  $1 \text{ mol } e^- \equiv \frac{1}{2} \text{ mol } C_6H_8O_6$ , dus  $2,353 \cdot 10^{-4} \text{ mol } e^- \equiv 1,176 \cdot 10^{-4} \text{ mol } C_6H_8O_6$

$1,176 \cdot 10^{-4} \text{ mol } C_6H_8O_6 = 1,776 \cdot 10^{-4} \times 176,1 \text{ g/mol} = 2,071 \text{ g}$ . Er is 5 maal verdund, dus in het tablet aanwezig:  $(2,071 \times 1000) \text{ mg} \times 5 = 104 \text{ mg}$  vitamine C.

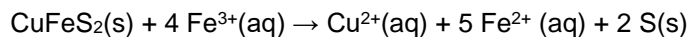
## Opgave 5 Productie van koper

Voor het maken van het metaal koper wordt vaak koperkies, ( $CuFeS_2$ ) gebruikt. De systematische naam van koperkies is koper(I)ijzer(III)sulfide.

Een van de methodes om uit koperkies door middel van een continu proces koper te maken is in blokschema 2 weergegeven.



In reactor 1 treedt de volgende redoxreactie op:



- 1 Leg uit welke van de deeltjes uit koperkies (de koperdeeltjes en/of de ijzerdeeltjes en/of de zwavel deeltjes) bij deze reactie als reductor werken.

De sulfide-ionen ( $S^{2-}$ ) uit koperkies gaan over in atomaire zwavel (S); zij staan elektronen af en werken dus als reductor. De koper- en ijzerionen in  $CuFeS_2$  moeten respectievelijk een lading van 1+ en 3+ hebben, omdat hieruit respectievelijk  $Cu^{2+}$   $Fe^{2+}$  ontstaan. Hieruit volgt dat de  $Cu^+$  ionen ook als reductor werkt en  $Fe^{3+}$  is de oxidator.

Door het toevoegen van stof X in reactor 2 treedt ook daar een redoxreactie op.

De oplossing die scheidingsruimte 2 verlaat, bevat als opgeloste stof uitsluitend  $FeSO_4$ .

- 2 Geef de formule van de stof X die in reactor 2 wordt toegevoegd.

Aangezien er in reactor 2 een redoxreactie optreedt waarbij Cu en een  $FeSO_4$ -oplossing van elkaar worden gescheiden, brengt stof X geen "nieuwe" atoomsoorten in de reactor. Stof X moet daarom Fe zijn.

- 3 Geef van de redoxreactie in reactor 2 de vergelijkingen van de halfreacties.



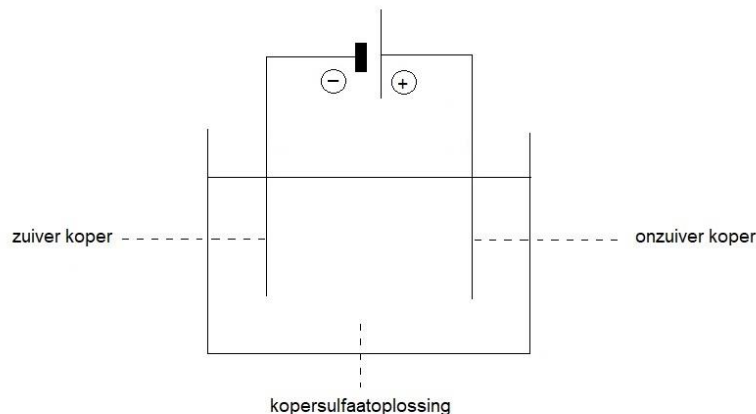
Het erts dat gebruikt wordt voor de boven beschreven koperbereiding bevat behalve koperkies ook verbindingen waarin zilver en nikkel voorkomen. Als gevolg hiervan ontstaat een product dat behalve koper ook wat zilver en nikkel bevat.

Om uit het onzuivere koper zuiver koper te maken wordt gebruik gemaakt van elektrolyse. Daarbij fungeert het onzuivere koper, omgesmolten tot een plaat, als positieve elektrode. De negatieve elektrode is gemaakt van zuiver koper. De elektrolysecel is gevuld met een kopersulfaatoplossing.

Het spanningsverschil dat bij de elektrolyse wordt aangelegd, wordt zodanig gekozen dat van de positieve elektrode koper en nikkel in oplossing gaan, maar het zilver niet. Het koper wordt daarbij omgezet in  $\text{Cu}^{2+}$ , het nikkel in  $\text{Ni}^{2+}$ . Tijdens de elektrolyse valt (vast) zilver van de elektrode af.

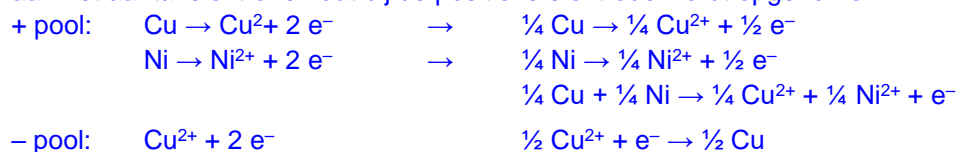
Op de negatieve elektrode slaat alleen koper neer.

De beschreven productie van zuiver koper kan op kleine schaal uitgevoerd worden in de opstelling die hieronder schematisch is weergegeven.



- 4 Leg uit of de massa van het elektrodemateriaal (koper + nikkel) dat per uur oplost van de positieve elektrode groter is dan of kleiner is dan of gelijk is aan de massa van het koper dat per uur op de negatieve elektrode neerslaat.

Bij elke elektrolyse is het aantal elektronen dat bij de negatieve elektrode wordt afgestaan gelijk aan het aantal elektronen dat bij de positieve elektrode wordt opgenomen.



Uit de halfreacties volgt dat als er  $\frac{1}{4}$  mol Cu +  $\frac{1}{4}$  mol Ni in oplossing gaat aan de + pool er  $\frac{1}{2}$  mol Cu aan de – pool neerslaat. Ni is een lichter metaal dan Cu. Het mengsel van Cu en Ni dat oplost, zal dus een kleinere massa hebben dan het zuivere Cu dat in dezelfde tijd neerslaat.

Bij de productie van zuiver koper volgens de beschreven elektrolyse mag  $[\text{Ni}^{2+}]$  in de oplossing niet hoger dan  $0,10 \text{ mol L}^{-1}$  worden. Bij een hogere  $[\text{Ni}^{2+}]$  treden ongewenste nevenreacties op. Daarom mag de elektrolyse niet te lang worden voortgezet.

De elektrolysecel, weergegeven in bovenstaande figuur, is gevuld met 1,0 liter kopersulfaatoplossing. Als positieve elektrode wordt een elektrode gebruikt waarin koper en nikkel in de molverhouding

20 : 1,0 voorkomen. Je mag aannemen dat koper en nikkel ook in deze verhouding uit de positieve elektrode in oplossing gaan. De totale elektrode-oppervlakte waar deze reacties plaatsvinden, bedraagt  $1,0 \text{ dm}^2$ . Tijdens de elektrolyse is het ladingstransport aan de positieve elektrode  $2,0 \text{ coulomb per seconde per } \text{dm}^2 \text{ elektrode-oppervlakte}$ .

- 5 Bereken hoeveel uur de elektrolyse mag duren voordat  $[\text{Ni}^{2+}]$   $0,10 \text{ mol L}^{-1}$  is. Gebruik hierbij Binas tabel 7.

Als er  $0,10 \text{ mol Ni}$  mag oplossen, lost er tegelijkertijd  $2,0 \text{ mol Cu}$  op.  $0,10 \text{ mol Ni}^{2+} \equiv 0,20 \text{ mol e}^-$   
 $2,0 \text{ mol Cu}^{2+} \equiv 4,0 \text{ mol e}^-$ . Het totale ladingstransport door  $1,0 \text{ dm}^2$  is zodoende  $4,2 \text{ mol e}^-$ .

Uit tabel 7 kun je aflezen dat  $1 \text{ mol e}^- \equiv 9,649 \cdot 10^4 \text{ C/mol}$ .

$4,2 \text{ mol e}^- \equiv 4,2 \text{ mol} \times 9,649 \cdot 10^4 \text{ C/mol} = 4,05 \cdot 10^5 \text{ C}$

De elektrolyse vindt plaats met een ladingstransport van  $2,0 \text{ C}$  per seconde per  $\text{dm}^2$ . Het maximum aan nikkeliolen wordt dus bereikt na  $4,05 \cdot 10^5 \text{ C} / 2,0 \cdot 10^5 \text{ C/s} = 2,0 \cdot 10^5 \text{ s} / 3600 \text{ s/uur} = 56 \text{ uur}$

**Zie verder "Onderwerpen VWO → "Vraagstukken met gecombineerde onderwerpen".**