

Elektrochemische cel 1

Een leerling bouwt een elektrische cel, waarbij hij als elektroden een zilveren staaf en een koperen staaf wil gebruiken. Hij plaatst de zilveren staaf in een zilvernitraatoplossing en de koperen staaf in een kopernitraatoplossing. De beide oplossingen worden d.m.v. een zogenaamde zoutbrug, gevuld met kaliumnitraat, met elkaar verbonden. Verbindt men de beide staven (elektroden) met een koperdraad en een ampèremeter dan gaat er een stroom lopen.

- 1 Maak een schematische tekening van deze cel.

Nadat de cel enige tijd stroom geleverd heeft, neemt hij waar, dat de oplossing bij de koperen staaf blauw kleurt.

- 2 Geef aan welke de positieve en welke de negatieve staaf is. Vermeld tevens de richting van de elektronenstroom.
- 3 Geef de reactievergelijkingen van de halfreacties, die optreden aan de positieve respectievelijk de negatieve elektrode.

Als de cel is “uitgewerkt”, blijkt de koperen staaf 127 mg in massa te zijn afgenomen.

- 4 Bereken de massaverandering van de zilveren staaf.

Elektrochemische cel 2

Men bouwt een elektrische cel als volgt op:

Een platina elektrode wordt in 100 mL 0,1 M natronloog geplaatst en een koolstof elektrode in 100 mL 0,1 M zilvernitraatoplossing. De beide oplossingen worden d.m.v. een zogenaamde zoutbrug, gevuld met kaliumnitraat, met elkaar verbonden. Verbindt men de twee elektroden met een koperdraad en een ampèremeter, dan gaat er een stroom lopen.

- 5** Teken de opstelling van de cel tijdens stroom leveren.

Men stelt het volgende vast:

- I. Aan de platinaelektrode ontwijkt zuurstofgas
- II. Op de koolstofelektrode ontstaan zilverkristallen.

- 6** Geef de reacties, die tijdens stroom leveren aan de elektroden optreden.

- 7** Hoe gaat de elektronenstroom?

- 8** Wat is de positieve elektrode?

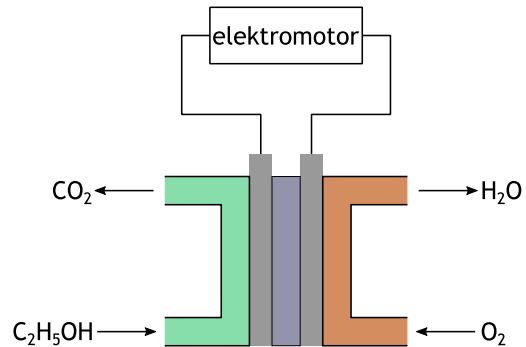
Na enige tijd blijkt de koolstofelektrode 108 mg zwaarder geworden te zijn.

- 9** Hoeveel mL zuurstofgas is dan in diezelfde tijd aan de andere elektrode ontweken?

DEFC

Onderzoekers van de Universiteit van Offenburg hebben geracet met een auto die reed op ethanol in een **D**irect **E**thanol **F**uel **C**ell (**DEFC**). In figuur 1 zie je het team en een schematische afbeelding van de DEFC.

figuur 1



De halfreactie van ethanol staat hieronder onvolledig weergegeven:



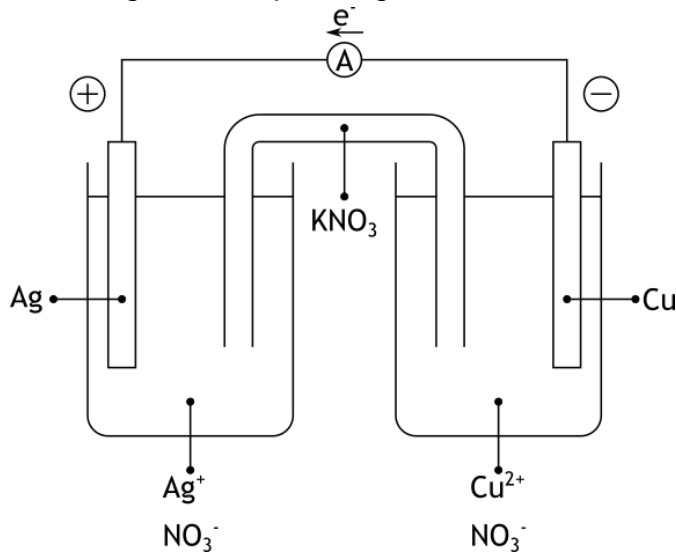
- 10 Neem de halfreactie van ethanol over en maak deze kloppend. Eerst de zuurstofbalans, dan de waterstofbalans en dan het juiste aantal elektronen aan de juiste kant.
- 11 Geef de halfreactie van zuurstof.
- 12 Hoe stromen de elektronen?
- 13 Welke elektrode is de negatieve pool?
- 14 In welke richting bewegen de H^+ -ionen door het membraan?

Het water dat nodig is voor de halfreactie van ethanol wordt geleverd door de andere halfreactie. Er wordt echter meer water geproduceerd door deze halfreactie dan nodig voor de halfreactie van ethanol.

- 15 Bereken hoeveel procent water kan worden afgevoerd en hoeveel procent er wordt gerecycled.

Uitwerkingen

- 1 Tekening van de opstelling:

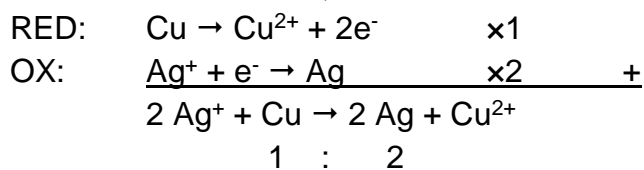


- 2 Cu reageert als reductor en geeft elektronen af. Aan deze kant ontstaat dus een *overschot* aan elektronen. De koperen staaf is dus de negatieve elektrode.
Ag reageert als een oxidator en neemt elektronen op. Aan deze kant ontstaat dus een *tekort* aan elektronen. De zilveren staaf is dus de positieve elektrode.

De elektronenstroom gaat dus van de koperen staaf naar zilveren staaf.

- 3 RED: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ Deze halfreactie aan de negatieve koperen elektrode.
OX: $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$ Deze halfreactie aan de positieve zilveren elektrode.

- 4 Rekenen aan reacties, dus eerst de totale redoxreactie opschrijven:



$$\text{Cu: } m = 127 \text{ mg} = 0,127 \text{ g}$$

$$M = 63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

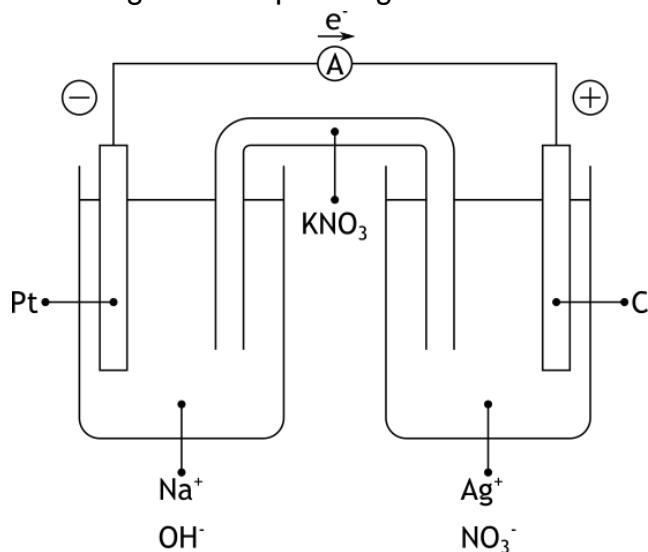
$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,127}{63,55} = 0,0020 \text{ mol}$$

$$\text{Ag: } n = 2 \cdot 0,0020 = 0,0040 \text{ mol} \quad (1 : 2)$$

$$M = 107,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m = n \cdot M = 0,0040 \cdot 107,9 = \underline{\underline{0,43 \text{ g}}}$$

5 Tekening van de opstelling:

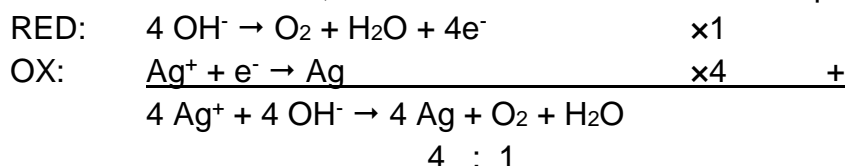


6 RED: $4 \text{ OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O} + 4\text{e}^-$ Deze halfreactie aan de neg. Pt-elektrode.
 OX: $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$ Deze halfreactie aan de pos. C-elektrode.

7 De elektronen worden afgegeven door de reductor en moeten naar de oxidator, waar ze worden opgenomen. De elektronen stromen dus van de platinaelektrode naar de koolstofelektrode.

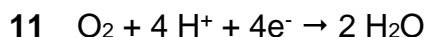
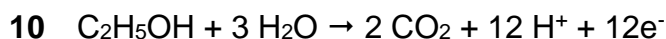
8 De oxidator (Ag^+) reageert hier aan de koolstofelektrode en neemt elektronen op. Hier is dus een tekort aan elektronen. Dit is dus de positieve elektrode.

9 Rekenen aan reacties, dus eerst de totale redoxreactie opschrijven:



$$\begin{array}{l}
 \text{Ag:} \quad m = 108 \text{ mg} = 0,108 \text{ g} \\
 \quad \quad M = 107,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\
 \quad \quad n = \frac{m}{M} = \frac{0,108}{107,09} = 0,0010 \text{ mol}
 \end{array}$$

$$\begin{array}{l}
 \text{O}_2: \quad n = \frac{1}{4} \cdot 0,0010 = 0,00025 \text{ mol} \quad (1 : 4) \\
 \quad \quad M = 32,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\
 \quad \quad m = n \cdot M = 0,00025 \cdot 32,00 = 0,0080 \text{ g} \\
 \quad \quad \rho = 1,43 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3} = 1,43 \text{ g} \cdot \text{dm}^3 \\
 \quad \quad V = \frac{m}{\rho} = \frac{0,0080}{1,43} = 0,0056 \text{ dm}^3 = \underline{\underline{5,6 \text{ cm}^3}}
 \end{array}$$

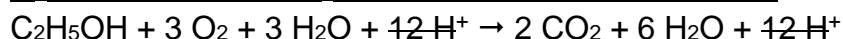
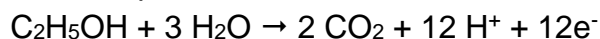


12 Ethanol reageert als reductor en geeft elektronen af. Zuurstof is de oxidator, dus heeft die elektronen nodig. De elektronen stromen dus van de linker elektrode naar rechts.

13 Bij de reductor ontstaan elektronen en is dus een overschot aan elektronen. Daardoor is deze elektrode negatief geladen. Hier is dat de linker elektrode.

14 In de halfreactie van zuurstof (opg 11) zijn H^+ ionen nodig. In de halfreactie van ethanol (opg 10) ontstaan H^+ ionen. De H^+ ionen gaan dus van links naar rechts door het membraan.

15 Halfreacties optellen:



De halfreactie van zuurstof moet maal 3. Er ontstaan dus 6 moleculen H_2O , terwijl er voor de halfreactie van C_2H_5OH maar 3 moleculen H_2O nodig zijn. Er wordt dus 50% gerecycled en 50% gaat naar de uitlaat.