
Zilver-koper cel

Een leerling bouwt een elektrische cel als volgt op:

Een zilveren staaf wordt in een bekersglas met zilvernitraat gebracht en een koperen staaf in een kopernitratoplossing. De beide oplossingen worden d.m.v. een zoutbrug met kaliumnitraat met elkaar verbonden. Vervolgens verbindt de leerling de beide elektroden met een koperdraad en voltmeter met elkaar en ziet dat er een spanning ontstaat.

- 1 Maak een schematische tekening van deze cel.

Nadat de cel enige tijd stroom geleverd heeft, ziet de leerling dat de oplossing bij de koperen staaf blauw kleurt.

- 2 Geef de reactievergelijkingen van de halfreacties.
- 3 Geef aan welke de positieve en welke de negatieve staaf is. Vermeld tevens de richting van de elektronenstroom.
- 4 Bereken de bronspanning.

Als na 12 min de cel is "uitgewerkt", blijkt de koperen staaf 127 mg in massa te zijn afgenomen.

- 5 Bereken de massaverandering van de zilveren staaf.
- 6 Bereken de stroomsterkte die de cel heeft geleverd.

Koper-Tin cel

Britt bouwt een elektrochemische cel met de volgende onderdelen:

- Een bekerglas met tinstaaft en een 1,0 M tin(IV)nitraatoplossing
- Een bekerglas met een koolstofstaaft een 1,0 M kopernitratoplossing
- Stroomdraden
- Zoutbrug

Zodra ze de stroomkring sluit, ziet ze dat op de koolstofstaaft langzaam een roodbruine aanslag ontstaat.

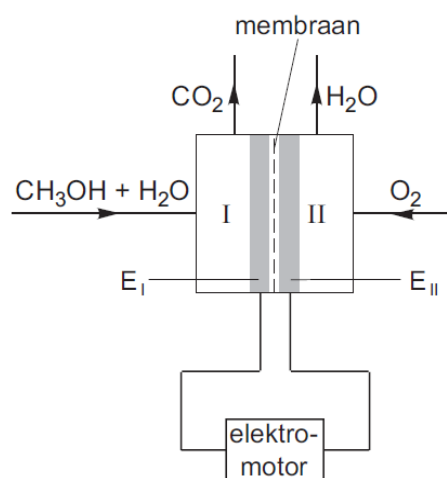
- 7 Teken de opstelling van Britt's cel.
- 8 Geef de halfreacties en totaalreactie van deze redoxreactie.
Tip: kijk goed naar de halfreactie van tin!
- 9 Welke pool is de positieve pool en welke de negatieve?
- 10 Hoe gaat de elektronenstroom?

Na enige tijd is de koolstofstaaft 0,25 g zwaarder geworden.

- 11 Bereken hoeveel de andere staaft lichter is geworden.

Brandstofcel

Een verbranding is een redoxreactie, dus kan er een elektrochemische cel worden gemaakt. Bij een brandstofcel worden de brandstof en zuurstof (lucht) in aparte compartimenten ingeleid. Een voorbeeld hiervan is een methanol-brandstofcel. Een semipermeabel membraan scheidt de twee compartimenten en laat alleen H^+ -ionen door, waardoor een zoutbrug overbodig is.



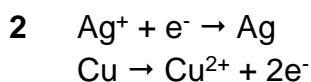
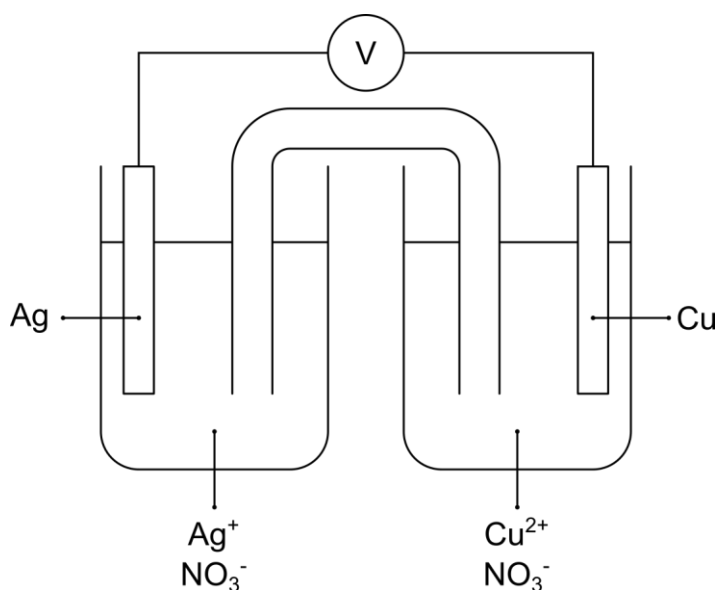
- 12 Geef de halfreacties die plaats vinden aan de elektroden E_I en E_{II} .
- 13 Geef de totaalreactie van de halfreacties bij opgave a.
- 14 Beredeneer of de elektronen via de elektromotor stromen van E_I naar E_{II} of omgekeerd.
- 15 Beredeneer of de H^+ -ionen door het membraan stromen van compartiment I naar compartiment II of omgekeerd.

De cel levert gedurende 20 min een stroomsterkte van 0,75 A.

- 16 Bereken met hoeveel milliliters methanol de brandstofcel gevoed moet worden.

Uitwerkingen

1



3 De koperstaaf regeert als reductor en levert continu elektronen. Door het overschot van deze elektronen is dit de negatieve elektrode. Bij de zilverstaaf reageren de zilverionen, waarbij ze elektronen opnemen. Door het tekort aan elektronen is deze staaf de positieve elektrode. De elektronen stromen van de koperstaaf naar de zilverstaaf.

4 $U = +0,80 - 0,34 = 0,46 \text{ V}$

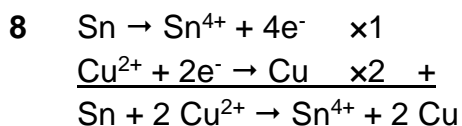
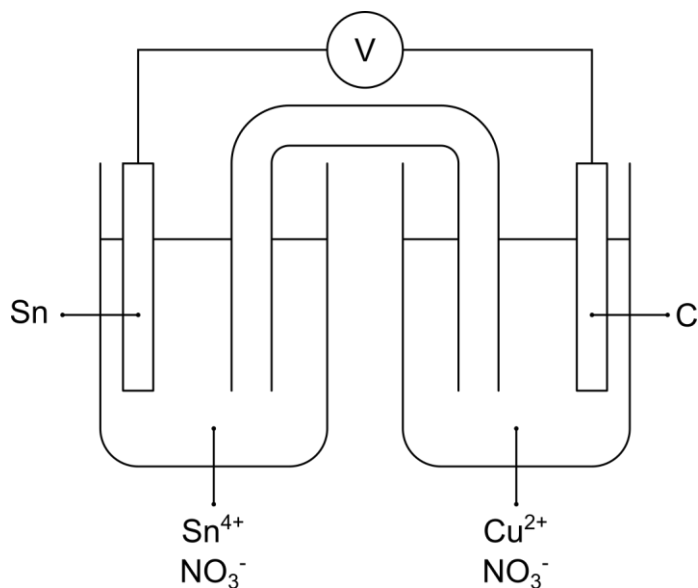
5 Cu: $m = 127 \text{ mg}$
 $M = 63,55 \text{ mg}\cdot\text{mmol}^{-1}$
 $n = \frac{m}{M} = \frac{127}{63,55} = 2,0 \text{ mmol}$

Ag: $n = 2 \cdot 2,0 = 4,0 \text{ mmol} \quad (1 : 2)$
 $M = 107,9 \text{ mg}\cdot\text{mmol}^{-1}$
 $m = n \cdot M = 4,0 \cdot 107,9 = \underline{\underline{431 \text{ mg}}}$

6 e^- : $n = 4,0 \text{ mmol}$ (1 : 1 volgens halfreactie van Ag)
 $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
 $N = n \cdot N_A = 4,0 \cdot 10^{-3} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 2,4 \cdot 10^{21}$

Lading: $e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
 $Q = e \cdot N = 2,4 \cdot 10^{21} \cdot 1,60 \cdot 10^{-19} = 385 \text{ C}$
 $I = \frac{Q}{t} = \frac{385}{12 \cdot 60} = \underline{\underline{0,54 \text{ A}}}$

7

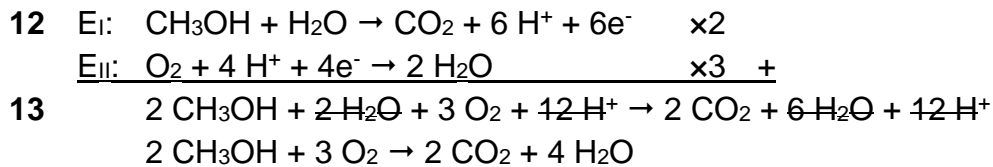


9 De tinstaaft is de negatieve pool, de koolstofstaaft de positieve.

10 De elektronen stromen van de tinstaaft naar de koolstofstaaft.

11 Cu: $m = 0,25 \text{ g}$
 $M = 63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $n = \frac{m}{M} = \frac{0,25}{63,55} = 0,0039 \text{ mol}$

Sn: $n = \frac{1}{2} \cdot 0,0039 = 0,0020 \text{ mol} \quad (1 : 2)$
 $M = 118,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $m = n \cdot M = 0,0020 \cdot 118,7 = \underline{\underline{0,23 \text{ g}}}$



14 De elektronen worden geproduceerd bij elektrode I (reductor) en stromen naar elektrode II (oxidator)

15 De H^+ ionen worden geproduceerd bij elektrode I en stromen door het membraan naar elektrode II waar ze nodig zijn voor de halfreactie met O_2 .

16 Lading: $I = 0,75 \text{ A} = 0,75 \text{ C}\cdot\text{s}^{-1}$
 $t = 20 \cdot 60 = 1200 \text{ s}$
 $Q = I \cdot t = 0,75 \cdot 1200 = 900 \text{ C}$

e^- : $F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $n = \frac{Q}{F} = \frac{900}{9,65 \cdot 10^4} = 0,0093 \text{ mol}$

CH_3OH : $n = \frac{1}{6} \cdot 0,0093 = 0,0016 \text{ mol}$ (1 : 6 zie opg 12)

$M = 32,042 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

$m = n \cdot M = 0,0016 \cdot 32,042 = 0,050 \text{ g}$

$\rho = 0,79 \cdot 10^3 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3} = 0,79 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$

$V = \frac{m}{\rho} = \frac{0,050}{0,79} = \underline{\underline{0,063 \text{ mL}}}$