

6. À la cathode : $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^- = \text{Zn}(\text{s})$
 À l'anode : $\text{Zn}(\text{s}) = \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^-$
 Il s'agit d'une électrolyse à « anode soluble ».
 On constate qu'à la cathode s'effectue également un léger dégagement de dihydrogène dû à la réaction électrochimique d'équation :

$$2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 e^- = \text{H}_2(\text{g})$$

7. En écrivant que $n(e^-) = \frac{Q}{F} = \frac{I \cdot t}{F}$,

mais aussi que $n(e^-) = 2n(\text{Zn}) = \frac{2m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})}$,

il vient : $m(\text{Zn}) = \frac{I \cdot t \cdot M(\text{Zn})}{2F}$.

Avec $I = 0,40 \text{ A}$ et $t = 600 \text{ s}$, on trouve une augmentation de masse de la cathode $m(\text{Zn}) = 81 \text{ mg}$.

On obtient en réalité une masse moindre en raison de la réaction concurrente de formation de dihydrogène.

La variation de masse de l'anode est très voisine de 81 mg.

Remarque : si l'on souhaite une variation de masse plus importante, on pourra augmenter la durée d'électrolyse.

8. $d = \frac{M(\text{Zn}) \cdot I \cdot t}{2S \cdot \rho(\text{Zn}) \cdot F}$.

Avec $I = 0,40 \text{ A}$, $t = 600 \text{ s}$, $S = 2 \times 25 \text{ cm}^2$ et $\rho(\text{Zn}) = 7,1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$, on trouve une épaisseur $d = 2,3 \mu\text{m}$.

9. Si la réaction concurrente de formation de dihydrogène peut être négligée, la concentration en ions zinc(II) Zn^{2+} reste constante ; dans le cas contraire, elle augmente car il se forme alors plus d'ions à l'anode qu'il ne s'en consomme à la cathode.

EXERCICE RÉSOLU

Il existe principalement deux types de canettes : elles sont soit en aluminium, soit en fer-blanc (on repère facilement ces dernières par un pictogramme représentant un aimant attracteur). L'exercice résolu proposé, basé sur les données fournies par J.-L. Vignes dans « Une vie de fer-blanc » (voir bibliographie), donne une idée des méthodes effectivement utilisées dans l'industrie.

CORRIGÉS DES EXERCICES

1. Faux : c'est une réaction forcée.
2. Faux : à l'anode s'effectue une oxydation.
3. a. et c. sont vraies.
4. Vrai.
5. Vrai.
2. 1. et 2. Voir le schéma de l'Essentiel du chapitre, page 214 du livre élève.
3. À l'anode : $2 \text{Cl}^-(\text{aq}) = \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 e^-$
 À la cathode : $\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^- = \text{Sn}(\text{s})$
3. 1. À la cathode : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^- = \text{Cu}(\text{s})$
 À l'anode : $\text{Cu}(\text{s}) = \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^-$
2. $\text{Cu}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) = \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$
 anode solution solution cathode
 $K = \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} = 1,00$.
3. La concentration de la solution reste constante.
4. Au cours de cette électrolyse, l'anode est consommée, d'où l'appellation « anode soluble » bien qu'il ne s'agisse pas d'une dissolution.

4. 1. À l'anode : $\text{Cu} = \text{Cu}^{2+} + 2 e^-$
 À la cathode : $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- = \text{Cu}$
2. $[\text{Cu}^{2+}] = 0,75 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $[\text{H}_{\text{aq}}^+] = 4,50 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
 $[\text{SO}_4^{2-}] = 3,00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
3. $\text{Co} = \text{Co}^{2+} + 2 e^-$; $\text{Ni} = \text{Ni}^{2+} + 2 e^-$; $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2 e^-$
4. $[\text{Cu}^{2+}]$ diminue.

5. $t = \frac{2m(\text{Cu}) \cdot F}{M_{\text{Cu}} \cdot I} = 4,73 \cdot 10^4 \text{ s}$, soit 13 h.

6. $W = U \cdot I \cdot t = 255 \text{ MJ} = 70,9 \text{ kW} \cdot \text{h}$.

5. 1. Les graisses ne sont pas solubles dans l'eau.
2. $2 \text{Al} + 2 \text{HO}^- + 6 \text{H}_2\text{O} = 2 [\text{Al}(\text{OH})_4]^- + 3 \text{H}_2$
3. $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- = 2 \text{H}_2\text{O}$
4. $2 \text{Al} + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 6 e^- + 6 \text{H}_{\text{aq}}^+$
 $2 \text{H}_{\text{aq}}^+ + 2 e^- = \text{H}_2$
 $2 \text{Al} + 3 \text{H}_2\text{O} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2$
5. $t = \frac{n(e^-) \cdot F}{I} = \frac{6S \cdot d \cdot \rho(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot F}{M(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot I} = 3,0 \text{ h}$.
6. Al_2O_3 est isolant, la résistance du circuit augmente.

6. 1. Voir le document 1 de l'Essentiel du chapitre, page 214 du livre élève.

2. À la cathode :
 $\text{Sn}^{2+} + 2 e^- = \text{Sn}$ et $2 \text{H}_{\text{aq}}^+ + 2 e^- = \text{H}_2$
 À l'anode :
 $\text{Sn} = \text{Sn}^{2+} + 2 e^-$ et $2 \text{H}_2\text{O} = \text{O}_2 + 4 e^- + 4 \text{H}_{\text{aq}}^+$
3. a. $\text{Sn}^{2+} + \text{Sn} = \text{Sn} + \text{Sn}^{2+}$
- b. $t = \frac{n(e^-) \cdot F}{I} = \frac{2S \cdot d \cdot \rho(\text{Sn}) \cdot F}{M(\text{Sn}) \cdot I} = 148 \text{ s}$.
- c. $E = U \cdot I \cdot t = 890 \text{ J} = 0,25 \text{ Wh}$.
4. En réalité il se forme aussi du dihydrogène à la cathode.

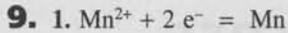
7. 1. Espèces présentes : Zn^{2+} , NH_4^+ , Cl^- .
 $[\text{Zn}^{2+}] = 1,32 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $[\text{NH}_4^+] = 2,25 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$,
 $[\text{Cl}^-] = 4,89 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
2. À la cathode : $\text{Zn}^{2+} + 2 e^- = \text{Zn}$
 À l'anode : $\text{Zn} = \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$
3. $t = \frac{n(e^-) \cdot F}{I} = \frac{2S \cdot d \cdot \rho(\text{Zn}) \cdot F}{M(\text{Zn}) \cdot I} = 1,68 \cdot 10^3 \text{ s}$.
 $W = U \cdot I \cdot t = 50,4 \text{ kJ} = 14 \text{ Wh}$.

4. À la cathode : dihydrogène : $2 \text{H}_{\text{aq}}^+ + 2 e^- = \text{H}_2$
 À l'anode : dichlore : $2 \text{Cl}^- = \text{Cl}_2 + 2 e^-$
5. a. $t' = \frac{t}{0,9} = 1,87 \cdot 10^3 \text{ s}$.
- b. $W' = \frac{W}{0,9} = 15,5 \text{ Wh}$.

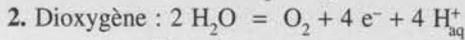
8. 1. $[\text{Ag}^+] = 0,30 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et $[\text{CN}^-] = 1,98 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, d'où $[\text{CN}^-] \approx 6,6 [\text{Ag}^+]$; l'élément argent en solution est, vu ces proportions et vu la valeur de la constante d'équilibre K , principalement sous forme d'ions complexes $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$.
2. Une électrode est à « anode soluble » lorsque celle-ci est le matériau oxydé lors de l'électrolyse.
 À la cathode : $\text{Ag}^+(\text{aq}) + e^- = \text{Ag}(\text{s})$
 À l'anode : $\text{Ag}(\text{s}) = \text{Ag}^+(\text{aq}) + e^-$
 En présence d'ions cyanure en excès, on observe en réalité :
 - à la cathode : $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- (\text{aq}) + e^- = \text{Ag}(\text{s}) + 2 \text{CN}^-$
 - à l'anode : $\text{Ag}(\text{s}) + 2 \text{CN}^- = [\text{Ag}(\text{CN})_2]^- (\text{aq}) + e^-$

3. $t = \frac{n(e^-) \cdot F}{I} = \frac{S \cdot d \cdot \rho(\text{Ag}) \cdot F}{M(\text{Ag}) \cdot I \cdot 0,95} = 141 \text{ s}$.

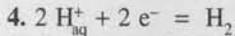
$W = U \cdot I \cdot t = 5,06 \cdot 10^3 \text{ J} = 1,4 \text{ Wh}$.



L'électrode est reliée au pôle \ominus .



3. $m(Mn) = \frac{M_{Mn} \cdot I \cdot t}{2F} = 862 \text{ kg.}$

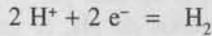
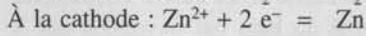
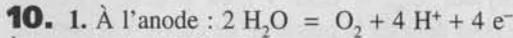


5. $Q_{tot} = I \cdot t = 3,024 \cdot 10^9 \text{ C ;}$

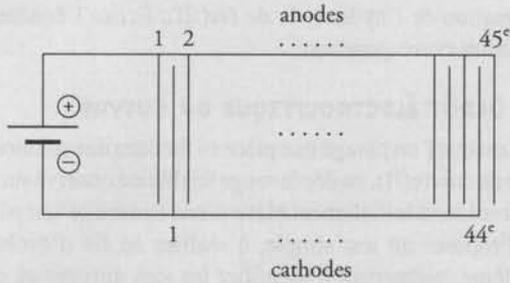
$Q_{Mn} = 2n(Mn) \cdot F = 2,285 \cdot 10^9 \text{ C.}$

$Q_{H_2} = 0,738 \cdot 10^9 \text{ C ;}$

$n(H_2) = 3,82 \text{ kmol et } m(H_2) = 7,65 \text{ kg.}$



2.



3. $i = 2 \cdot j \cdot S = 975 \text{ A.}$

$I = n \cdot i = 42\,900 \text{ A.}$

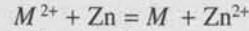
4. $m(Zn) = n(Zn) \cdot M(Zn) = \frac{It}{2F} \cdot M(Zn) = 2,51 \text{ t.}$

5. $\rho = \frac{m(Zn)_{réel}}{m(Zn)_{max}} = 87,6 \text{ \%}$

$\rho < 100 \text{ \%}$ car il se forme aussi H_2 à la cathode.

6. a. Co, Cu et Cd se déposeraient aussi à la cathode.

b. Ces impuretés sont réduites par Zn selon l'équation :



avec $M^{2+} : Co^{2+}, Cu^{2+}$ et Cd^{2+} .

c. Zn en poudre accroît la vitesse de la réduction.

d. Cette opération est une cémentation.