

Choisir la ou les bonnes réponses. En cas d'erreur, revoir le paragraphe du cours associé.

A

B

C

Passage forcé d'un courant

Cours 1 p. 241

Pour les exercices 8 et 9, on place la solution décrite dans un tube en U, une électrode plonge dans chaque branche et les électrodes sont reliées aux bornes d'un générateur qui impose le sens du courant.

AC

- 8 La solution contient des ions qui forment des espèces oxydantes et réductrices. On peut observer :

un déplacement d'ions dans la solution.

un déplacement d'électrons dans la solution.

une réaction d'oxydoréduction forcée.

BC

- 9 La réaction suivante est spontanée :
 $2 \text{Ag}^+ + \text{Fe} \rightleftharpoons 2 \text{Ag} + \text{Fe}^{2+}$
 Avec une solution de sulfate de fer (II), une anode d'argent et une cathode en graphite, on peut observer :

un dépôt d'argent sur la cathode.

la formation d'ions argent autour de la cathode.

un dépôt de fer sur la cathode.

Électrolyse

Cours 2 p. 242

B

- 10 Un électrolyseur usuel comporte :

deux cuves et deux électrodes.

une seule cuve et deux électrodes.

deux cuves et une seule électrode.

BC

- 11 L'électrolyse est une transformation chimique :

spontanée.

forcée.

hors équilibre chimique.

C

- 12 Lors d'une électrolyse, la valeur du quotient de réaction Q_r :

reste toujours proche de 0.

se rapproche de la constante de réaction $K(T)$.s'éloigne de la constante de réaction $K(T)$.

C

- 13 La quantité d'électricité échangée lorsqu'un courant d'intensité I circule dans un électrolyseur pendant une durée Δt vaut :

$$Q = \frac{\Delta t}{I}$$

$$Q = \frac{I}{\Delta t}$$

$$Q = I \times \Delta t$$

B

- 14 Si lors d'une électrolyse, z électrons et une quantité d'électricité Q sont échangés, alors l'avancement final vaut :

$$x_f = \frac{zQ}{F}$$

$$x_f = \frac{Q}{zF}$$

$$x_f = \frac{zF}{Q}$$

Stockage et conversion d'énergie chimique

Cours 3 p. 243

AB

- 15 Un accumulateur peut se comporter comme :

un récepteur.

un générateur.

un dipôle ohmique.

AB

- 16 Un accumulateur :

permet de stocker de l'énergie.

peut fournir du courant électrique.

est parcouru par un courant électrique dont le sens est toujours le même.

BC

- 17 La photosynthèse est une transformation chimique :

spontanée, ne nécessitant aucun apport énergétique.

forcée, nécessitant un apport énergétique.

permettant le stockage d'énergie lumineuse.

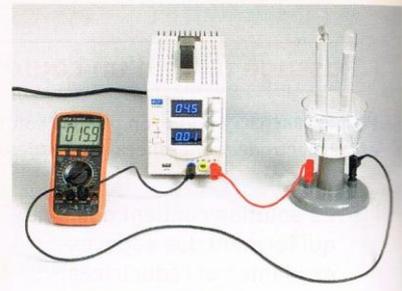
Exercices

LES BONS RÉFLEXES

18 Électrolyse d'une solution d'acide chlorhydrique

Dans un électrolyseur, deux électrodes inertes plongent dans une solution aqueuse d'acide chlorhydrique ($\text{H}^+_{(\text{aq})}$, $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$) et sont reliées aux bornes d'un générateur. On observe un dégagement gazeux à chaque électrode.

- Écrire la demi-équation de la réaction d'oxydoréduction qui se produit sur l'électrode reliée à la borne négative du générateur, appelée cathode. Quelle est sa nature ?
- Écrire les demi-équations des deux réactions possibles sur l'électrode reliée à la borne positive du générateur, appelée anode. L'une des réactions fait intervenir l'eau et l'autre l'ion chlorure.
- Le gaz formé au niveau de cette électrode ravive une bûchette incandescente. Identifier ce gaz. En déduire la demi-équation correspondante et l'équation d'oxydoréduction de l'électrolyse.
- Pourquoi l'électrolyse de l'eau pure est-elle beaucoup plus difficile ?



Données

Couples oxydant-réducteur :

- $\text{H}^+_{(\text{aq})}/\text{H}_2_{(\text{g})}$
- $\text{Cl}_2_{(\text{g})}/\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$
- $\text{O}_2_{(\text{g})}/\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

Analyser **SES ERREURS**

Rédaction (a et b)

Il faut faire des phrases pour répondre aux questions.

Cohérence (a et b)

Le générateur impose le sens de circulation des électrons qui arrivent sur l'électrode reliée à la borne négative. De plus, une électrode négative repousse les ions négatifs et elle attire les ions positifs.



Un exemple de mauvaise réponse



c Il s'agit du dihydrogène.

Donc l'équation d'oxydoréduction est



d Il n'y a pas de chlore.

Acquérir **LES BONS RÉFLEXES**

Rédaction

L'analyse d'une observation expérimentale nécessite l'emploi de termes précis et de faire le lien logique avec la question posée.

Connaissance du cours

Les porteurs de charges sont les électrons dans le circuit électrique et les ions dans la solution.

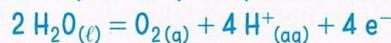


Un exemple de bonne réponse

a Borne négative : les électrons délivrés par le générateur arrivent à cette électrode, il s'agit donc d'une réaction de réduction : $2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{H}_2_{(\text{g})}$

b Borne positive : les électrons repartent de cette électrode, il y a deux réactions d'oxydation possibles : $2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})} = \text{Cl}_2_{(\text{g})} + 2 \text{e}^-$ ou $2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} = \text{O}_2_{(\text{g})} + 4 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 4 \text{e}^-$

c Le dioxygène est un comburant qui ravive l'incandescence de la bûchette. Il y a donc dégagement de dioxygène à l'anode. La demi-équation qui se produit est donc :



On en déduit l'équation de la réaction d'oxydoréduction de l'électrolyse en équilibrant les deux demi-équations :



d L'eau pure ne contient que très peu d'ions, elle est donc très peu conductrice et l'électrolyse est presque impossible (extrêmement lente).

19 Production de zinc par électrolyse

Plus de la moitié de la production mondiale de zinc est obtenue par électrolyse de solutions de sulfate de zinc (II) acidifiées.

L'électrolyse est effectuée sous une tension $U = 3,5 \text{ V}$ et une intensité de courant $I = 80 \text{ kA}$. La cuve est alimentée en permanence avec du sulfate de zinc acidifié, Zn^{2+} est donc en excès.

On observe un dépôt métallique sur l'une des électrodes et un dégagement gazeux sur l'autre. Les ions sulfate ne participent pas aux réactions électrochimiques. Les électrodes sont inertes.

Après 48 h de fonctionnement, le dépôt de zinc solide déposé est séparé de l'électrode, fondu et coulé en lingots.



- Quelle est la demi-équation modélisant la réaction qui a lieu sur l'électrode où le zinc se forme ?
- Quelle est alors la demi-équation ayant lieu à l'autre électrode ?
- En déduire l'équation de la réaction d'électrolyse.
- Construire le tableau d'avancement de la réaction d'électrolyse.
- Quelle est la quantité d'électricité Q échangée lors de l'électrolyse ?
- Quelle est la masse de métal zinc m_{Zn} formée lors de l'électrolyse ?

Données

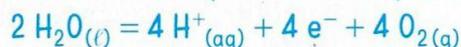
- Couples oxydant-réducteur : $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Zn}_{(\text{s})}$; $\text{H}^{+}_{(\text{aq})}/\text{H}_{2(\text{g})}$; $\text{O}_{2(\text{g})}/\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$.
- Constante de Faraday (ou charge molaire électronique) : $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$

- a** La formation de zinc est modélisée par la demi-équation :



C'est une réduction, l'électrode où elle se produit est celle qui est reliée à la borne négative du générateur, la cathode.

- b** Sur la seconde électrode, reliée à la borne positive du générateur, l'anode, on a donc l'oxydation d'un réducteur. Le seul réducteur présent dans la solution est l'eau liquide. La demi-équation correspondante est :

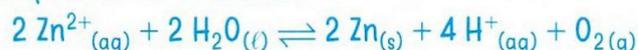


On constate, comme l'énoncé le dit, la formation d'un gaz, le dioxygène.

- c** On équilibre les deux demi-équations en multipliant celle du zinc par 2 :



On en déduit l'équation de réaction :



- d** Le tableau d'avancement de l'électrolyse est donné ci-dessous.

		$2\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons 2\text{Zn}_{(\text{s})} + 4\text{H}^{+}_{(\text{aq})} + \text{O}_{2(\text{g})}$					$z = 4$
Avancement	Quantité de matière...	...de Zn^{2+}	...de H_2O	...de Zn	...de H^{+}	...de O_2	d'e ⁻ échangés
0	...apportée	excès	excès	0	excès	0	0
x	...en cours	excès	excès	x	excès	x	x
x_f	...finale	excès	excès	$2x_f$	excès	x_f	$4x_f$

- e** Le bilan électrique donne $Q = I\Delta t = 80 \times 10^3 \times 48 \times 3600 = 1,38 \times 10^8 \text{ C}$.

- f** Le bilan chimique donne $Q = zx_f F = 4x_f F$.

$$\text{On en déduit } x_f = \frac{Q}{4F} = \frac{1,38 \times 10^8}{4 \times 9,65 \times 10^4} = 3,58 \times 10^4 \text{ mol.}$$

D'après le tableau d'avancement, la quantité de matière de zinc formé vaut $n_{\text{Zn}} = 2x_f = 2 \times 3,58 \times 10^4 \text{ mol}$ soit $n_{\text{Zn}} = 7,16 \times 10^4 \text{ mol}$.

Or $n_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}}$. On en déduit la masse de zinc formée :

$$m_{\text{Zn}} = n_{\text{Zn}} M_{\text{Zn}} = 65,4 \times 7,16 \times 10^4 = 4,68 \times 10^6 \text{ g} = 4,68 \times 10^3 \text{ kg} = 4,68 \text{ t.}$$