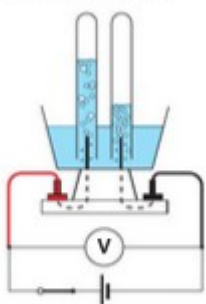


5 Identifier la réaction électrochimique

Exploiter des schémas ; mobiliser ses connaissances.

L'électrolyse d'une solution d'acide sulfurique $2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ est réalisée à l'aide du montage schématisé ci-contre.



1. Déterminer le sens de déplacement des électrons.

Utiliser le réflexe 2

2. Identifier l'anode et la cathode.

Utiliser le réflexe 3

3. Écrire l'équation de la réaction.

4. Comparer, en justifiant, les volumes de gaz dégagés aux deux électrodes.

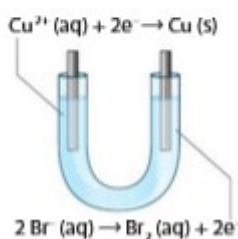
Données

- $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g}) ; \text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$.
- Les ions sulfate $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ ne réagissent pas.

6 Compléter un dispositif d'électrolyse

Faire un schéma adapté.

Recopier puis compléter le dispositif relatif à l'électrolyse d'une solution de bromure de cuivre (II) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Br}^-(\text{aq})$, en précisant les branchements du générateur, le sens conventionnel du courant et le sens de déplacement des électrons.



10 Étudier le fonctionnement d'un accumulateur

Faire un schéma adapté.

Dans les accumulateurs au plomb utilisés par exemple dans l'automobile, des cycles de décharge et de charge se succèdent. Lors de la décharge, l'accumulateur se comporte comme une pile et lors de la charge, il se comporte comme un électrolyseur permettant de régénérer les réactifs.



1. a. Au cours de la décharge, le plomb $\text{Pb}(\text{s})$ et le dioxyde de plomb $\text{PbO}_2(\text{s})$ sont respectivement oxydé et réduit en ions plomb (II) $\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$. Écrire les équations des réactions électrochimiques se produisant respectivement à l'anode et à la cathode de la pile.

b. En déduire l'équation de fonctionnement de la pile.

c. Déterminer le type de conversion d'énergie réalisée.

2. Au cours de la charge, des ions plomb (II) sont réduits en plomb $\text{Pb}(\text{s})$, d'autres sont oxydés en dioxyde de plomb $\text{PbO}_2(\text{s})$. Répondre aux questions 1. a, b et c pour la charge de l'accumulateur.

3. Représenter par un cycle le principe d'un accumulateur et expliquer l'intérêt que présente ce type de dispositif.

7 Déterminer une quantité de matière

Interpréter des observations ; effectuer des calculs.

Les casseroles en cuivre sont étamées, c'est-à-dire recouvertes d'un dépôt d'étain $\text{Sn}(\text{s})$, afin d'éviter de retrouver des traces d'élément cuivre dans les aliments. Ce dépôt peut être réalisé, par électrolyse ou par bain d'étain en fusion.



> Le Rétamage, Marius Roy (1833-1921).

L'électrolyse d'une solution aqueuse acidifiée de chlorure d'étain (II) $\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq})$ est réalisée pendant 30 minutes à une intensité constante du courant électrique maintenue égale à 0,80 A.

1. Un dépôt d'étain $\text{Sn}(\text{s})$ se forme sur une électrode. Écrire l'équation de la réaction électrochimique et nommer l'électrode.

2. Sur l'autre électrode, se dégage un gaz qui ravive une allumette incandescente. Écrire l'équation de la réaction électrochimique ayant lieu sur cette électrode.

3. Déterminer la quantité d'étain $n(\text{Sn})$, puis la masse $m(\text{Sn})$, qui se dépose au cours de l'électrolyse.

Utiliser le réflexe 1

Données

- Les électrodes utilisées sont inattaquables.
- $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell) ; \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Sn}(\text{s})$.
- $M(\text{Sn}) = 118,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

14 Résolution de problème

Fiche 1 p. 452

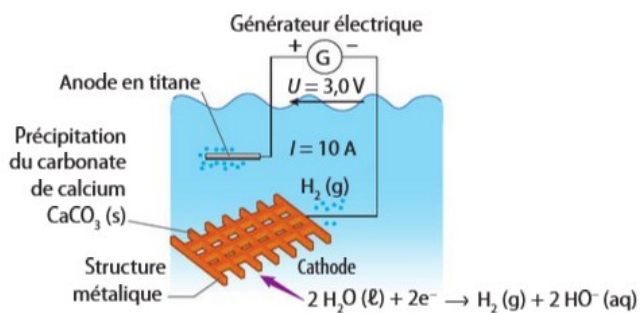
Des récifs coralliens artificiels

Construire les étapes d'une résolution de problème.

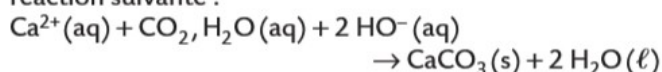


> Procédé Biorock testé à Bali

Le projet « Biorock » est un programme de repeuplement des récifs coralliens dégradés. Des structures métalliques, sur lesquelles ont été greffés des débris de coraux, sont immergées puis recouvertes de carbonate de calcium $\text{CaCO}_3(\text{s})$ par électrolyse. La croissance des coraux greffés sur la surface métallique est supérieure à celle mesurée dans les conditions naturelles (croissance de 2 mm par an).



Le dioxyde de carbone dissous CO_2 , $\text{H}_2\text{O}(\text{aq})$ et les ions calcium $\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$ présents dans l'eau de mer réagissent avec les ions hydroxyde produits à la cathode pour former le carbonate de calcium $\text{CaCO}_3(\text{s})$ selon l'équation de réaction suivante :



- Calculer la durée d'électrolyse nécessaire à la réalisation d'un dépôt artificiel de carbonate de calcium de 2 mm d'épaisseur sur une surface métallique de 4 m^2 .

Données

$$M(\text{CaCO}_3) = 100,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; \rho(\text{CaCO}_3) = 2,9 \times 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}.$$