

Série électrolyse

Exercice 1 :

Électrolyse de l'eau

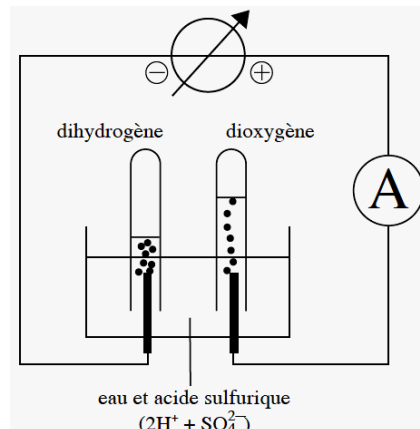
Dans un électrolyseur on introduit 200 mL d'eau et 50 mL d'acide sulfurique ; on coiffe chaque électrode d'un tube à essais rempli d'eau et l'on réalise le montage ci-dessous.

On ajuste l'intensité du courant à $I = 0,4 \text{ A}$ et on laisse l'électrolyse se produire pendant une durée $t = 13 \text{ min}$.

1. Effectuer l'inventaire des espèces chimiques présentes dans la solution et écrire les équations de réaction qui peuvent se produire aux électrodes.
2. Indiquer le déplacement des porteurs de charge, noter les produits recueillis aux électrodes. En déduire l'équation de réaction associée à la transformation qui a lieu dans l'électrolyseur.
3. Calculer les volumes de dioxygène et de dihydrogène obtenus dans les tubes à essais.

Données : volume molaire à 25°C : $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

Couples ox/red : $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})/\text{SO}_2(\text{aq})$; $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq})/\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$; $\text{O}^2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}$; $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$.



Exercice 2 : Elaboration du zinc par électrolyse (La Réunion, Juin 2003)

L'usage de la calculatrice n'est pas autorisé.

Données et approximations pour les calculs : Masse molaire du zinc $65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \approx 65 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Masse volumique du zinc $7,14 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \approx 7 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$

Constante de Faraday $9,65 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1} \approx 10^5 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

$65 \times 8 \times 36 \times 48 \approx 9 \cdot 10^5$ et $8 \times 48 \times 36 = 14 \cdot 10^3$

Certains métaux sont préparés par électrolyse d'une solution aqueuse les contenant à l'état de cations. Plus de 50 % de la production mondiale de zinc sont obtenus par électrolyse d'une solution de sulfate de zinc acidifiée à l'acide sulfurique. Les ions sulfate ne participent pas aux réactions électrochimiques. On observe un dépôt métallique sur l'une des électrodes et un dégagement gazeux sur l'autre.

A. Etude de la transformation

1) Quelles sont les réactions susceptibles de se produire sur chaque électrode sachant que c'est le solvant qui est oxydé en dioxygène ?

On donne les couples oxydant réducteur : $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn}(\text{s})$, $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$ et $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

2) Schématiser l'électrolyseur, en précisant le nom de chaque électrode, leur polarité et le sens de déplacement des espèces chargées.

3) En justifiant le choix des couples, vérifier que l'équation de la réaction globale de cette électrolyse est $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) = \text{Zn}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^+(\text{aq})$.

4) S'agit-il d'une transformation spontanée ou forcée ? Pourquoi ? Quelle vérification théorique proposeriez-vous ?

5) Etablir le tableau d'avancement correspondant à la réaction d'électrolyse.

B. Exploitations

L'électrolyse a lieu sous 3,5 V. l'intensité du courant peut atteindre 80 kA. Après 48 h de fonctionnement, le dépôt de zinc est suffisamment épais. Il est alors séparé de l'électrode, fondu et coulé en lingots.

1) Quelle est la relation entre l'avancement x de la réaction et la quantité d'électricité Q transportée dans cet électrolyseur ?

2) Quelle est l'ordre de grandeur de la masse de zinc produite par une cellule en deux jours ?

Pr : H. Attoch

- 3) En fait, on obtient une quantité de zinc inférieure à celle attendue. Pourquoi ?
- 4) A l'autre électrode on récupère le dioxygène. Le rendement de la réaction qui le produit est de 80 % et le volume molaire est de $24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. Donner la relation entre l'avancement x et le volume v de dioxygène récupéré. Quel est l'ordre de grandeur de v ?

Exercice 3 :

Mise en forme des alliages moulés

Un minerai de cuivre contient de l'argent. Après différents traitements, il reste du cuivre brut contenant de l'argent dont on veut connaître la proportion. Pour cela, on procède à une électrolyse à anode soluble du cuivre brut, avec cathode en graphite.

1. Compléter le schéma figurant sur l'annexe, qui sera rendue avec la copie, en précisant le sens de déplacement des électrons, le nom des électrodes et l'emplacement du bloc de cuivre brut.
- Au début de l'expérience, les masses des deux électrodes sont identiques et valent $m_0 = 5,000 \text{ g}$. On sait que seul le cuivre subit l'électrolyse ; l'argent se dépose au fond de la cuve.
2. Ecrire les demi-équations rédox se produisant aux électrodes en précisant laquelle traduit une oxydation et laquelle traduit une réduction. Indiquer le nom de l'électrode siège de l'oxydation de l'élément cuivre.
3. L'électrode de cuivre brut est totalement dissoute en 3036 secondes. Sachant que l'intensité du courant est $I = 5,000 \text{ A}$, calculer la masse de cuivre pur formé.
4. En déduire la teneur en argent du cuivre brut.

Données

- Masse molaire: $M(\text{Cu}) = 63,50 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Nombre d'Avogadro : $N = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
- Valeur absolue de la charge de l'électron : $e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$.

Exercice 4 :

D'après concours Manipulateur d'électroradiologie médicale de Caen 2006

On réalise l'électrolyse d'une solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ (\text{aq})$; $\text{NO}_3^- (\text{aq})$) selon le montage ci-dessous. Les deux électrodes inattaquables en graphite sont reliées à un générateur de tension continue permettant de faire circuler un courant d'intensité I . Lorsque l'interrupteur est fermé, on observe un dégagement gazeux sur l'électrode 2 et la formation d'un dépôt métallique sur l'électrode 1. L'électrolyse dure 15 minutes, l'intensité du courant est maintenue constante et égale à $0,5 \text{ A}$.

1. Sur le schéma, représenter le sens de circulation des porteurs de charges et préciser leurs noms (dans la solution et dans les fils de connexion).

2. Quelle est la nature du dépôt observé sur l'électrode 1 ? En déduire la demi-équation se produisant à cette électrode. Cette électrode est-elle l'anode ou la cathode ? Justifier.

3. Écrire la demi-équation se produisant à l'électrode 2.

4. En déduire le bilan de cette électrolyse.

5. Calculer la quantité de matière d'électrons échangés lors de cette électrolyse.

6. Quelle est la masse de dépôt métallique déposée sur l'électrode 1 ?

7. Quel est le volume de gaz recueilli à l'électrode 2 ?

Données : Couples Ox/Red : $\text{O}_2(\text{g})/\text{H}_2\text{O}(\text{l})$; $\text{H}^+ (\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$ et $\text{Ag}^+ (\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$. $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $1F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

