EXERCICE I : DES PILES QUI ÉVOLUENT (6,5 points)

En mars 1800, le physicien italien Alessandro Volta (1745-1827) inventa la pile. Elle était composée d'un empilement (d'où le nom de pile…) de petits disques de cuivre et de zinc alternés.
Chaque disque était séparé d'un autre par un bout de carton imbibé de saumure, eau salée de formule ($Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$).
Mais la pile Volta fut rapidement abandonnée car la tension à ses bornes chutait trop rapidement. On fabriqua alors par la suite la pile à deux liquides séparés : la pile Daniell, qui fut longtemps utilisée par ceux qui recherchaient une source durable d'énergie.
Les piles sont devenues des éléments omniprésents de notre vie quotidienne et l'objet d'un marché mondial considérable. La mise au point de nouvelles technologies et l'amélioration de leurs performances ont donc été nécessaires.
Par exemple, la pile argent-zinc a permis de remplacer des technologies dépassées ou interdites pour leurs dangers pour l'environnement (piles au mercure). Elle est utilisée dans l'horlogerie notamment.
Pour la fabriquer, il est nécessaire de produire du zinc de façon industrielle par électrolyse.

1ère partie : *La pile Volta*

I.1 *Volta utilisait de l'eau salée plutôt que de l'eau « pure » pour imbiber le carton entre chaque disque.* Quelle propriété de l'eau salée faisait-il ainsi intervenir ?

I.2 Quelle est la nature des porteurs de charges qui peuvent se déplacer dans ce disque de carton imbibé ?

I.3 *L'équation de fonctionnement de cette pile s'écrit :*

$$Zn_{(s)} + 2\,H_2O_{(l)} = Zn^{2+}_{(aq)} + H_{2\,(g)} + 2\,HO^-_{(aq)}$$

I.3.1 Sachant que l'une des demi-équations est $Zn_{(s)} = Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$, trouver l'autre demi-équation.

I.3.2 Rappeler la définition d'un réducteur, puis indiquer quel est le réactif qui est réducteur dans cette pile.

I.4 *On peut représenter le fonctionnement d'un élément de cette pile débitant dans un conducteur ohmique, de résistance R, par le schéma du* ***document de l'ANNEXE 1 page 9/10 à remettre avec la copie.***

I.4.1 Compléter le schéma du **document de l'ANNEXE 1 page 9/10 à remettre avec la copie**, en indiquant :

- le sens de déplacement des électrons dans le circuit,
- la borne positive et la borne négative de la pile.

I.4.2 Quel appareil pourrait-on ajouter dans le montage pour mesurer l'intensité du courant dans le conducteur ohmique ? Comment le brancherait-on ?

Le corrigé détaillé est sur galilee.ac
Page 1 / 3
Sujet officiel du baccalauréat · Ministère de l'Éducation nationale
Voir le corrigé scanner ou cliquer

2ème partie : *Production de zinc*

Le zinc peut être préparé par électrolyse d'une solution aqueuse de sulfate de zinc ($Zn^{2+}_{(aq)}$ + $SO_4^{2-}{}_{(aq)}$) acidifiée avec de l'acide sulfurique ($2H^+_{(aq)}$ + $SO_4^{2-}{}_{(aq)}$). On observe alors un dépôt de zinc sur la cathode et un dégagement gazeux de dioxygène sur l'anode.
Les électrodes utilisées sont inertes et l'ion sulfate ne participe pas aux réactions électrochimiques.

Données :

- *Couples redox : $Zn^{2+}_{(aq)}$ / $Zn_{(s)}$ $H^+_{(aq)}$ / $H_{2(g)}$ $O_{2(g)}$ / $H_2O_{(l)}$*
- *Nombre d'Avogadro : $N_A = 6,0 \times 10^{23}$ mol^{-1}*
- *Faraday : 1 $\mathscr{F}$ = 9,65 x 10^4 $C.mol^{-1}$*
- *Charge élémentaire : $e = 1,6 \times 10^{-19}$ C*
- *Masse molaire : $M(Zn) = 65,4$ $g.mol^{-1}$*

I.5.1 Faire le schéma de l'électrolyse d'une solution de sulfate de zinc qui pourrait être réalisée en laboratoire. Préciser la nature et le sens de déplacement des porteurs de charges dans le circuit électrique à l'extérieur de l'électrolyseur ainsi que la polarité du générateur.

I.5.2 Indiquer les formules chimiques de toutes les espèces présentes à l'état initial dans la solution.

I.5.3 Écrire les demi-équations des réactions susceptibles de se produire aux électrodes compte tenu des observations et sachant que l'eau subit une oxydation à l'anode.

I.5.4 Indiquer l'anode et la cathode sur le schéma précédent.

I.6 Écrire l'équation de la réaction de cette électrolyse.

I.7 S'agit-il d'une transformation spontanée ou forcée ? Justifier.

I.8 *Dans l'industrie, l'intensité du courant est $I = 4,3$ x 10^4 A et la tension maintenue entre les électrodes est de 3,5 V.*

I.8.1 Calculer la quantité d'électricité Q qui traverse l'électrolyseur en 24 heures.

I.8.2 Montrer que la quantité d'électrons qui circulent pendant cette même durée est $n_{e^-} = 3,9 \times 10^4$ mol.

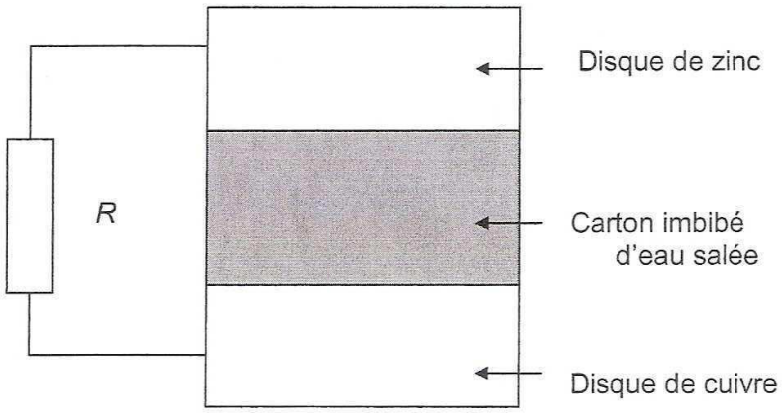
I.8.3 Calculer alors $n(Zn)_f$ la quantité de zinc formé, puis $m(Zn)_f$ la masse de zinc produit en 24 heures.

I.8.4 Vérifier que la concentration en ions zinc dans la solution au bout des 24 h est $[Zn^{2+}]_f = 6,1$ $mol.L^{-1}$, sachant qu'elle était de 10 $mol.L^{-1}$ à l'état initial, pour un volume $V = 5,0$ m^3 de solution dans la cuve.

Le corrigé détaillé est sur galilee.ac
Page 2 / 3
Sujet officiel du baccalauréat · Ministère de l'Éducation nationale
Voir le corrigé scanner ou cliquer

ANNEXE 1 (EXERCICE I)
(À remettre avec la copie)

Document : schéma de la pile



Le corrigé détaillé est sur galilee.ac

Voir le corrigé
scanner ou cliquer