

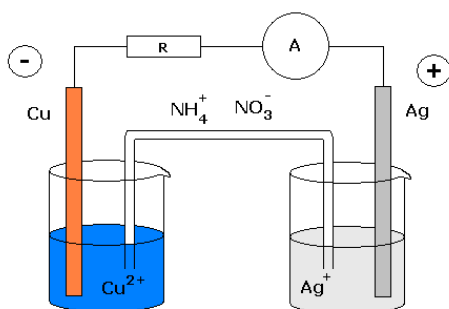
Thème : Prévoir l'état final d'un système, siège d'une transformation chimique.
 Cours 17 : Forcer le sens d'évolution d'un système.
 (version professeur)

B.O. Passage forcé d'un courant pour réaliser une transformation chimique. Constitution et fonctionnement d'un électrolyseur. Stockage et conversion d'énergie chimique.

I. Mise en évidence de la possibilité de changer le sens d'évolution d'un système.

1. Transformations spontanée de la pile cuivre-argent.

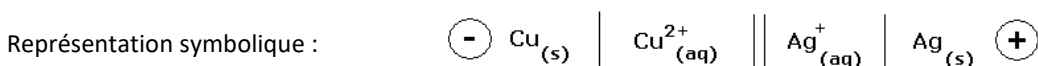
On réalise la pile suivante :



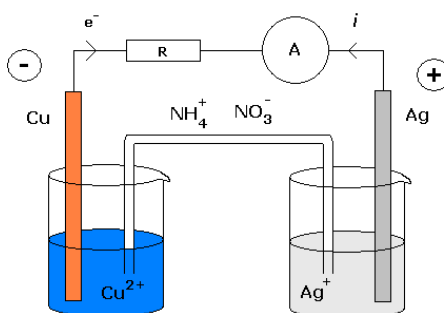
Question :

- Ecrire la représentation symbolique de cette pile.
- Indiquer le sens conventionnel du courant électrique *i*.
- Indiquer le sens de déplacement des électrons.
- Ecrire les demi-équations aux électrodes et l'équation globale.

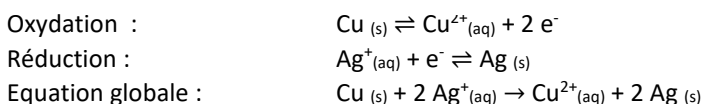
Réponse :



Sens du courant et des électrons



Demi-équations et équation globale :



Quand la pile est utilisée, le système est à l'équilibre.

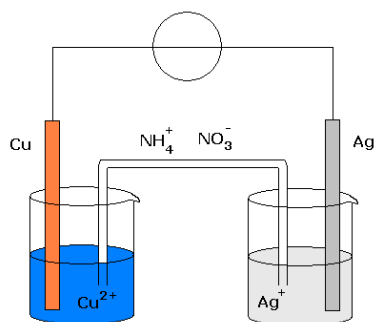
La pile ne débite plus.

La f.é.m est nulle. $E = 0$.

Comment faire pour recharger cette pile ?

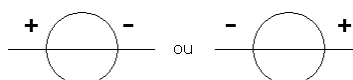
2. Peut-on forcer l'évolution du système pour qu'il reforme des ions argent ? Cette partie est vue également en TP.

Afin de forcer le système à évoluer dans le sens inverse au sens spontanée, il faut un apport d'énergie. On introduit un générateur dans le circuit.



Question :

Où la borne positive du générateur doit-elle être placée ?



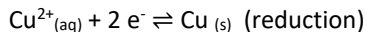
Réponse :

L'objectif est de reformer des ions Ag^+ , dont la concentration a fortement diminuée. Il faut forcer la réaction de formation d'ions Ag^+

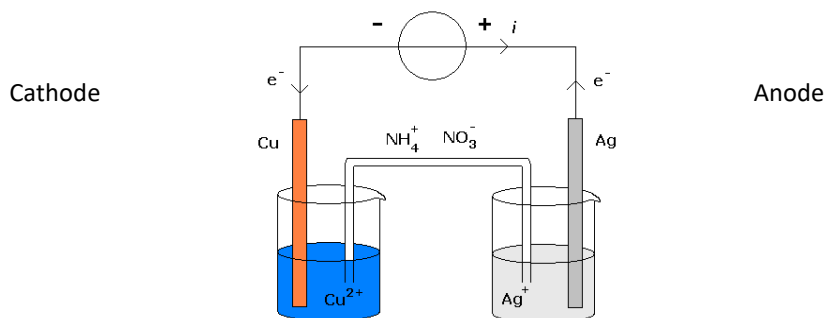


Les électrons formés sont attirés par la borne positive du générateur.

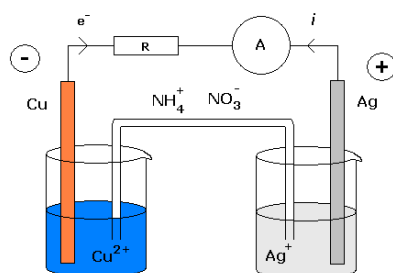
La réaction dans l'autre compartiment sera alors :



Les électrons proviennent de la borne négative du générateur



Si on retire le générateur et on laisse la pile débitée, on observe que la transformation s'effectue à nouveau dans le sens spontanée.



La pile usée a été rechargée. On a réalisé un accumulateur.

II. L'électrolyse.

1. Définition.

L'électrolyse est une transformation chimique forcée, due à la circulation d'un courant débité par un générateur. La transformation a lieu dans le sens inverse au sens spontané.

2. Réactions aux électrodes.

L'électrode à laquelle se produit la réduction est la cathode

L'électrode à laquelle se produit l'oxydation est l'anode

Anode (électrode où arrive le courant i)

Cathode (électrode d'où part le courant i)



Astuces pour se rappeler facilement quelle électrode est l'anode :

- L'oxydation est **an**odique Les deux mots commencent par une voyelle : **a** et **o**
- La réduction est **cat**hodique Les deux mots commencent par une consonne : **r** et **c**

l'anode est l'électrode où **arrive** le courant i . Le nom et le verbe commencent par un **a**

La quantité d'électrons échangés lors d'une électrolyse est la même au niveau des deux électrodes.

3. Application de l'électrolyse : L'argenture

Le bain d'argenture dans lequel les pièces sont immergées contient, en dissolution, des sels d'argent. Il est soumis au passage d'un courant électrique de faible intensité par l'intermédiaire de deux électrodes : l'anode (plaques d'argent pur) et la cathode, constituées par les pièces à argenter.

Question :

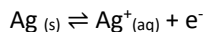
- Faire un schéma simplifié du dispositif nécessaire afin de réaliser l'argenture.
Vous disposez d'une cuve, d'une fourchette à argenter, d'une électrode d'argent et d'un générateur de tension continue.
- Indiquer le sens du courant et le sens de déplacement de l'ensemble des porteurs de charges.
- Ecrire les demi-équations aux électrodes.



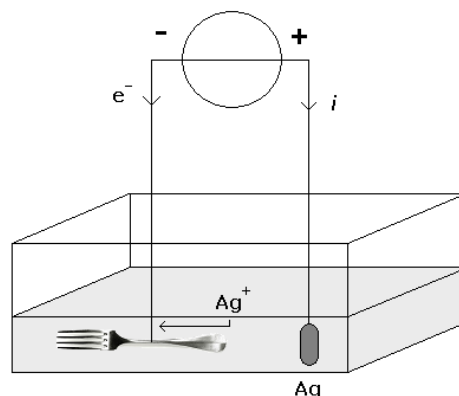
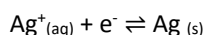
Réponse :

Schéma du dispositif et mouvements des porteurs de charges

A l'anode (électrode où arrive le courant i), l'argent métallique Ag subit une oxydation (oxydation anodique)



A la cathode (fourchette), l'ion argent Ag^+ subit une réduction (réduction cathodique)



III. Stockage et conversion de l'énergie chimique.

B.O.

Citer des exemples de dispositifs mettant en jeu des conversions et stockages d'énergie chimique (piles, accumulateurs, organismes chlorophylliens) et les enjeux sociétaux associés.

Classe inversée : Faire une fiche répondant à la question posée dans le bulletin officiel.

IV. Application de l'électrolyse à la production de zinc.

Source Hachette spécialité Physique 2020

Production industrielle de zinc

Effectuer des calculs.

La dernière étape de la production industrielle du zinc est une électrolyse. Elle a lieu dans des cuves en ciment revêtues de PVC ; le bain est maintenu à une température de 30 à 40 °C. On utilise une anode en plomb Pb (s) et une cathode en aluminium Al (s) immergées dans un mélange de solutions de sulfate de zinc $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ et d'acide sulfurique $2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$. Un gaz se forme à l'anode. Le zinc se dépose sur la cathode. Il est récupéré toutes les 48 ou 72 heures. *La production journalière, par cellule qui contient jusqu'à 86 cathodes, peut atteindre 3 t.* Le zinc obtenu est très pur (99,995 %) : il contient moins de 50 ppm d'impuretés, la principale étant le plomb. Il n'a pas besoin de subir un raffinage ultérieur.

D'après <https://www.Lelementarium.fr/element-fiche/zinc/>



1. a. Modéliser, par des équations de réactions électrochimiques, les oxydations susceptibles de se produire à l'anode.
- b. Quelle est *a priori* celle qui permet de rendre compte de l'observation décrite dans l'énoncé ?
2. Établir l'équation de la réaction.
3. Vérifier l'information en italique de l'énoncé.

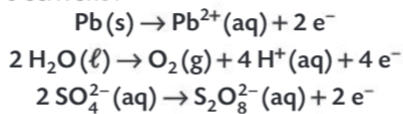
Données

- Lors de la production, l'intensité du courant imposé peut atteindre 115 kA pour chaque cellule.
- Constante de Faraday : $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Masse molaire du zinc : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Couples oxydant / réducteur mis en jeu : $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) / \text{Zn(s)} ; \text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq}) / \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) ; \text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g}) ; \text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell) ; \text{Pb}^{2+}(\text{aq}) / \text{Pb(s)}$.

Pour vous aider à répondre à la question 3, vous disposez sur la page suivante d'une carte mentale.

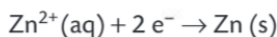
Réponses :

1. a. Les équations des réactions électrochimiques modélisant les oxydations possibles à l'anode s'écrivent :

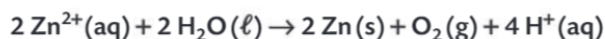


b. Un gaz se forme à l'anode : il peut s'agir du dioxygène $\text{O}_2(\text{g})$; on peut donc supposer que l'équation de la réaction électrochimique qui rend compte du phénomène observé est : $2 \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 \text{e}^-$

2. Le zinc se dépose sur la cathode selon la réaction électrochimique d'équation :



L'équation de la réaction s'en déduit :



3. La quantité d'électricité Q mise en jeu dans une cellule d'électrolyse traversée par un courant électrique d'intensité I pendant une durée Δt est telle que :

$$Q = I \times \Delta t = n(e^-) \times F.$$

L'équation de la réaction électrochimique montre que la quantité d'électrons échangés est le double de celle de zinc formé :

$$n(e^-) = 2 \times n(\text{Zn}).$$

On en déduit : $Q = I \times \Delta t = 2 \times n(\text{Zn}) \times F = 2 \times \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} \times F.$

$$\text{D'où } m(\text{Zn}) = \frac{I \times \Delta t \times M(\text{Zn})}{2 \times F} = \frac{115 \times 10^3 \text{ A} \times (24 \times 3600) \text{ s} \times 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \times 9,65 \times 10^4 \text{ A} \cdot \text{s} \cdot \text{mol}^{-1}};$$

donc $m(\text{Zn}) = 3,4 \times 10^6 \text{ g} = 3,4 \text{ t}.$

La production journalière pour une cellule est donc égale à **3,4 tonnes**, ce qui est cohérent avec la valeur fournie dans l'énoncé.

Carte mentale sur l'électrolyse

