

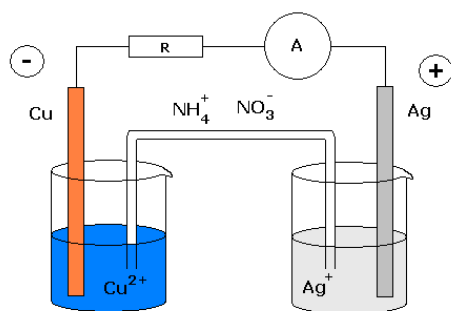
Thème : Prédire l'état final d'un système, siège d'une transformation chimique.  
 Cours 14-4 : Forcer le sens d'évolution d'un système.  
 (version élèves)

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 :

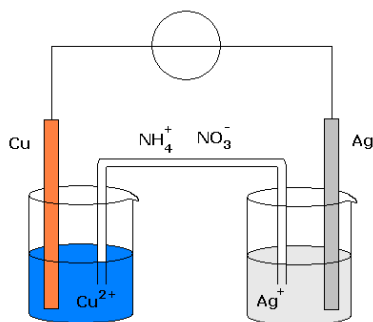
- Ecrire la représentation symbolique de cette pile.
- Indiquer le sens conventionnel du courant électrique  $i$ .
- Indiquer le sens de déplacement des électrons.
- Ecrire les demi-équations aux électrodes et l'équation globale.

Quand la pile est usée, 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.

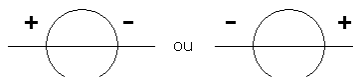
Quand la pile est usée, le système est à l'équilibre. La pile ne débite plus. La f.é.m est nulle.  $E = 0$ .  
 Comment faire pour recharger cette pile ?

Etape 1 : 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.

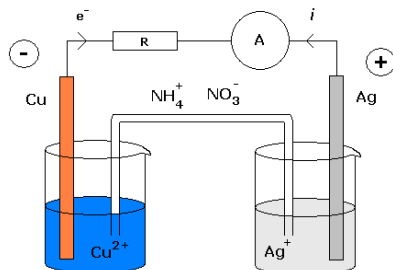


Question :

Où la borne positive du générateur doit-elle être placée ?  
 Où se situeront l'anode et la cathode dans ce cas.



Etape 2 : 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 spontanée.

### 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 anodique      Les deux mots commencent par une voyelle : a et o
- La réduction est cathodique      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.

Matériel : Une cuve remplie d'une solution de sels d'argents ( $Ag^+_{(aq)}$ ), une fourchette en métal, un générateur de tension continu, une électrode en argent  $Ag_{(s)}$ .

### 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.

### 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  $Zn^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$  et d'acide sulfurique  $2 H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$ . 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/>

- a. Modéliser, par des équations de réactions électrochimiques, les oxydations susceptibles de se produire à l'anode.
- Quelle est a priori celle qui permet de rendre compte de l'observation décrite dans l'énoncé ?
- Établir l'équation de la réaction.
- 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 :  $Zn^{2+}_{(aq)} / Zn_{(s)}$ ;  $S_2O_8^{2-}_{(aq)} / SO_4^{2-}_{(aq)}$ ;  $H^+_{(aq)} / H_2(g)$ ;  $O_2(g) / H_2O(l)$ ;  $Pb^{2+}_{(aq)} / Pb_{(s)}$ .

