

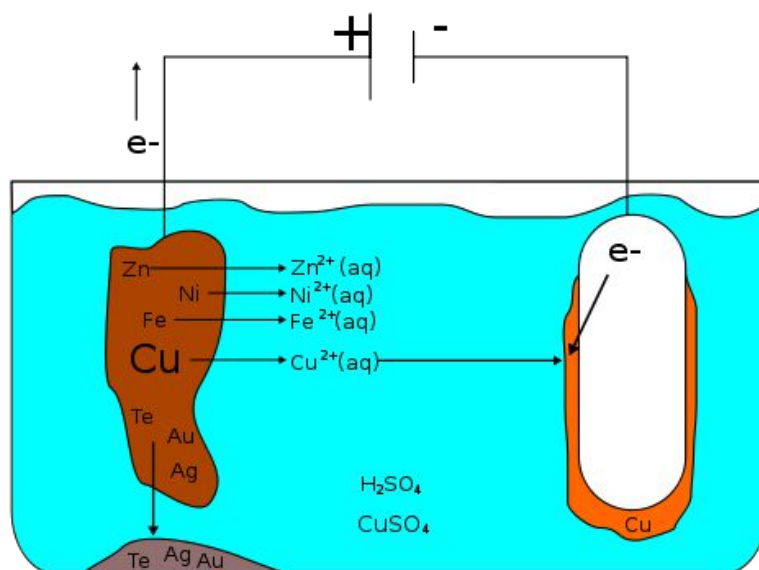
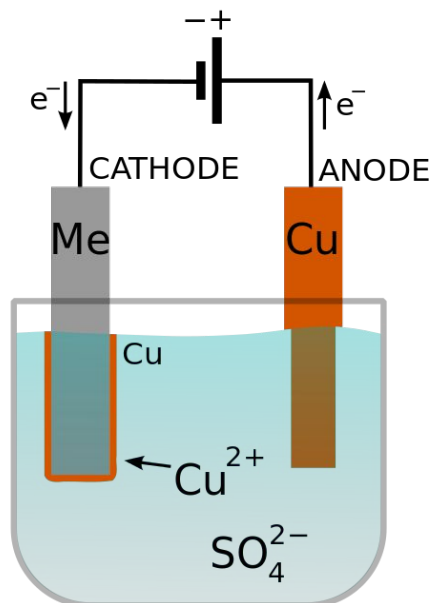
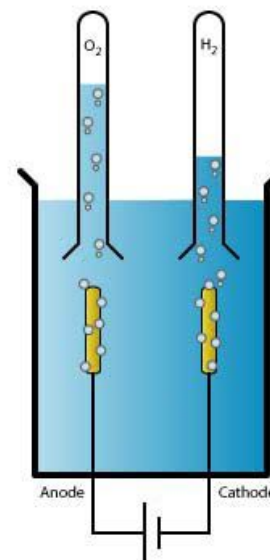
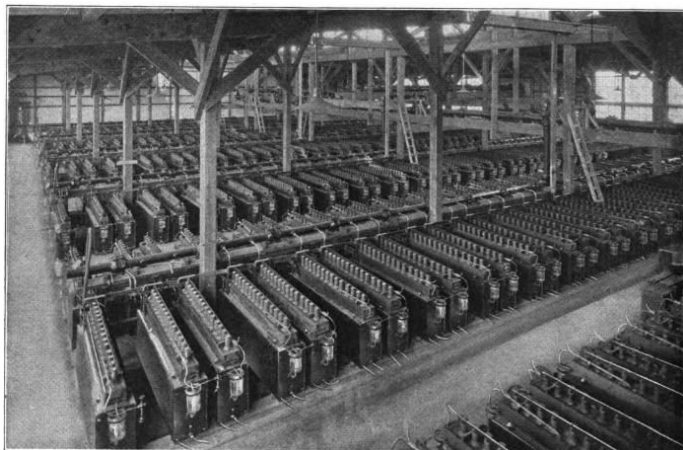
**Thème n°21 : Un exemple de transformation forcée : l'électrolyse**

Electrolyse de l'eau, les réactions aux électrodes, anode et cathode. Electrolyse de la solution de chlorure de sodium. Prévision des réactions aux électrodes. Etude quantitative de l'électrolyse. Applications pratiques et industrielles.

**Introduction à bien lire :** Ce document est un support pour vous aider à présenter votre réflexion et échanger avec le jury. Plusieurs approches vous sont proposées.

Vous avez le choix de traiter :

- une seule d'entre elles
- des parties de votre choix de 2 ou 3 d'entre elles.

**A) Exploitation des documents :**

**Développer une problématique qui vous intéresse en mettant en relation les documents proposés.**

*Pour cela, vous pouvez expliquer ce que vous comprenez et ce que vous ne comprenez pas dans les documents proposés puis présenter vos éléments de réponses et vos hypothèses afin de construire la problématique que vous souhaitez développer auprès du jury.*

*Suite de cette question d'oral au verso →*

**B) Questions de cours : (Maturita blanche 2009)**

3. Citer une application usuelle et une application industrielle de l'électrolyse.

*Dans un tube en U contenant une solution acidifiée de nitrate d'argent, on introduit deux électrodes de graphite. Les électrodes sont reliées à un générateur. On observe un dépôt métallique sur une des deux électrodes et un dégagement gazeux sur l'autre.*

4. Schématiser le montage en précisant le sens de circulation des porteurs de charge, la position de l'anode et de la cathode.

5.a) Quelle est la réaction à la cathode ?

5.b) Quelle espèce chimique est obtenue à la cathode ?

5.c) Ecrire la demi-équation électronique de la réaction qui s'y déroule.

5.d) Quelle est la réaction à l'anode ?

5.e) Quelle espèce chimique est obtenue à l'anode ?

5.f) Ecrire la demi-équation électronique de la réaction qui s'y déroule.

5.g) Ecrire l'équation-bilan de l'électrolyse.

**C) Exercice : L'électrolyse d'une solution de bromure de cuivre II (Maturita 2011)**

*Dans un tube en U contenant  $V = 50,0 \text{ mL}$  d'une solution de bromure de cuivre (II), on introduit deux électrodes de graphite, on ferme le circuit avec un générateur imposant une tension de 2 volts. Après 10 minutes de fonctionnement, on observe que la cathode s'est recouverte d'une pellicule métallique rouge et que la solution est devenue jaune à proximité de l'anode.*

9. Pour chaque électrode, préciser si la réaction est une oxydation ou une réduction. Ecrire les équations des réactions correspondantes.

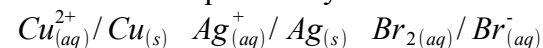
10. Ecrire l'équation bilan de l'électrolyse.

*Lors de l'électrolyse de la solution de bromure de cuivre (II), le générateur débitait un courant d'intensité  $I$ . On a alors obtenu une concentration en dibrome de  $1,20 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .*

11. Etablir la relation qui donne la concentration en dibrome en fonction du volume de la solution, de la quantité d'électricité  $Q$  qui a traversé le circuit et de la constante de Faraday.

12. Déduire de la relation précédente la valeur du courant  $I$  débité par le générateur.

**Données :** Couples d'oxydoréduction :



Masses molaires en  $\text{g.mol}^{-1}$  :  $M(\text{Cu}) = 63,5$  ;  $M(\text{Ag}) = 107,9$

Constante de Faraday :  $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C. mol}^{-1}$