

Les pièces de 1, 2 et 5 centimes d'euro sont en acier recouvert d'une mince couche de cuivre. Ce cuivrage est réalisé par électrolyse. La pièce est une des deux électrodes et l'électrolyte est une solution de sulfate de cuivre acidifiée.



Données :

- surface totale d'une pièce de 5 cts (tranche + 2 faces) : $S = 8 \text{ cm}^2$
- concentration en ions cuivre II dans l'électrolyte : $[\text{Cu}^{2+}] = 0,80 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- épaisseur de la couche de cuivre déposée : $e = 20 \text{ }\mu\text{m}$
- masse volumique du cuivre : $\rho_{\text{Cu}} = 8,94 \times 10^3 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$
- masse molaire du cuivre : $M = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Supposons dans un premier temps que l'autre électrode soit chimiquement inerte (graphite ou platine). Les deux couples oxydant-réducteur mis en jeu sont alors $(\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) / \text{Cu}(\text{s}))$ et $(\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\text{l}))$.

1. Écrire l'équation de la réaction modélisant l'électrolyse à partir des deux équations électrochimiques aux électrodes.
2. Sur quel borne du générateur devra être branchée l'électrode en contact avec la pièce ? Justifier.
3. Faire un schéma légendé de l'électrolyseur en cours de fonctionnement (indiquer ce qui est observable aux électrodes).
4. Comment se fait-il que l'acier de la pièce ne soit pas rongé par la solution acide ?
5. Sachant que le volume de solution est de 10 m^3 dans la cuve d'électrolyse, combien de pièce pourront-être cuivrées ?

La seconde électrode est maintenant constituée d'une plaque de cuivre de 20 kg.

6. Schématiser l'électrolyseur en cours d'électrolyse.
7. Comment évoluera maintenant la concentration en ion cuivre II de la solution ? Justifier.
8. Combien de pièces pourront-elles être cuivrées ?
9. Sachant que l'intensité du courant délivrée par le générateur est de 12 kA, calculer la durée nécessaire pour le cuivrage d'un tambour rempli de 100 000 pièces de 5 cts.
10. Quel temps aurions-nous trouvé avec l'électrode inerte ?

