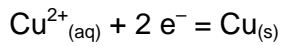


**PRINCIPE**

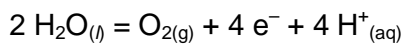
**1.** L'électrodéposition du cuivre est une transformation forcée, elle ne peut avoir lieu qu'à l'aide de l'apport d'énergie électrique du générateur.

**2.** Le dépôt de cuivre est une réaction de réduction, qui se déroule à la cathode. Il a lieu sur l'électrode de carbone.



**3.** L'électrode de titane est reliée à la borne positive du générateur de courant, elle « pompe » les électrons libérés par une réaction d'oxydation.

**4.** À l'anode, oxydation du réducteur  $\text{H}_2\text{O}$  qui conduit à la formation de l'oxydant  $\text{O}_2$  :



Couple oxydant/réducteur :  $\text{O}_{2(\text{g})} / \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

**FONCTIONNEMENT EN CONTINU**

**1.** *masse initiale des ions cuivre dans la solution de 300 L :*

$$m_0 = C_{m0} \times V_0 = 900 \times 300 = 270\,000 \text{ mg} = \boxed{270 \text{ g}}$$

**2.** *masse finale des ions cuivre dans la solution de 300 L :*

$$m_f = C_{mf} \times V_0 = 30 \times 300 = 9\,000 \text{ mg} = \boxed{9,0 \text{ g}}$$

*Masse d'ions cuivre ayant réagis*

$$m_{\text{Cu}} = m_0 - m_f = 270 - 9 = \boxed{261 \text{ g}}$$

1 mol d'ions cuivre  $\text{Cu}^{2+}$  forme 1 mol de cuivre Cu ; de plus  $M(\text{Cu}^{2+}) = M(\text{Cu})$ .

Donc lorsque 261 g d'ions cuivre disparaît, 261 g de cuivre apparaît

$$n_{\text{Cu}} = \frac{m_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} = \frac{261}{63,5} = \boxed{4,11 \text{ mol}}$$

**3.**  $Q = I \times \Delta t$

**4.**  $Q = n_{\text{e}^-} \times N_A \times e$

**5.**  $\frac{n_{\text{e}^-}}{2} = n_{\text{Cu}} \rightarrow n_{\text{e}^-} = 2 \times n_{\text{Cu}}$

**6.**  $I = \frac{Q}{\Delta t} = \frac{n_{\text{e}^-} \times N_A \times e}{\Delta t} = \frac{n_{\text{e}^-} \times F}{\Delta t} = \frac{2 \times n_{\text{Cu}} \times F}{\Delta t} = \frac{2 \times 4,11 \times 9,64 \cdot 10^4}{6 \times 3600} = \boxed{36,7 \text{ A}}$

## INTÉRÊT PU PROCÉDÉ

**1.** D'après l'équation de précipitation  $n_{\text{Cu}^{2+} \text{ consommée}} = n_{\text{Cu}(\text{HO})_2 \text{ formée}}$

$$n_{\text{Cu}^{2+} \text{ consommée}} = \frac{m_{\text{Cu}(\text{HO})_2 \text{ formée}}}{M_{\text{Cu}(\text{HO})_2}}$$

$$m_{\text{Cu}(\text{HO})_2 \text{ formée}} = n_{\text{Cu}^{2+} \text{ consommée}} \cdot M_{\text{Cu}(\text{HO})_2}$$

$$m_{\text{Cu}(\text{HO})_2 \text{ formée}} = 4,11 \times (63,5 + 2 \times 1,0 + 2 \times 16,0) = 4,11 \times 97,5 = \mathbf{4,0 \times 10^2 \text{ g}}$$

Avec le procédé d'électrodéposition, on obtient  $m_{\text{Cu}} = 261 \text{ g}$  de cuivre solide.

Avec le procédé de précipitation, on obtient  $4,0 \times 10^2 \text{ g}$  d'hydroxyde de cuivre solide, donc une masse plus importante.

**2.1.** Avec le procédé de précipitation, il faudra extraire l'hydroxyde de cuivre  $\text{Cu}(\text{HO})_2$  des eaux de rinçage avant de le traiter chimiquement.

**2.2.** L'électrodéposition permet d'obtenir du cuivre métallique très pur déposé sur l'électrode en carbone. Ce cuivre est un produit directement utilisable.