

TD 1**EXERCICE 1**

Expliquer comment influe la préparation de surface sur l'adhérence des dépôts ?

Quels sont les fonctions recherchées lorsqu'on réalise un dépôt ?

EXERCICE 2:

1. On veut nickeler une pièce en cuivre. Peut-on y arriver en le plongeant dans un bain de sulfate de nickel ($\text{Ni}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$) ?
2. On procède à un dépôt par électrolyse. Indiquer un schéma possible de protocole expérimental.
3. On veut déposer sur une plaque polie (sur une seule face) d'aire 350 cm^2 , une couche de 0.02 mm de nickel. Quelle est la masse de nickel nécessaire ?
Masse volumique du Nickel : $\rho = 8.90 \cdot 10^3 \text{ kg.m}^{-3}$ $M_{\text{Ni}} = 58.7 \text{ g.mol}^{-1}$.

$$E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0.34\text{V} \text{ et } E^0_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0.23\text{V}.$$

EXERCICE 3:

On produit du zinc par électrolyse d'une solution de sulfate de zinc, acidifiée à l'acide sulfurique. Les ions sulfates ne participent pas aux réactions électrochimiques. On observe un dépôt métallique sur une électrode et un dégagement gazeux sur l'autre.

1. Quelles sont les réactions susceptibles de se produire sur chaque électrode ?
2. Schématiser l'électrolyseur, en précisant le nom de chaque électrode, leur polarité et le déplacement des espèces chargées.
3. S'agit-il d'une transformation spontanée ou forcée ? Pourquoi ? Quelle vérification théorique proposeriez-vous ?
4. Etablir le tableau d'avancement correspondant à l'électrolyse.

On donne : $M(\text{Zn}) = 65 \text{ g/mol}$; masse volumique du zinc $\rho = 7 \text{ g/cm}^3$. $1 \text{ F} = 96000 \text{ C}$

EXERCICE 4:

La production d'aluminium par électrolyse est réalisée en milieu sel fondu à $960\text{-}980^\circ\text{C}$ sous des densités de courant de 7000 A/m^2 . Le rendement faradique est de 92% . La différence de potentiel appliquée se décompose en : potentiel thermodynamique $1,2 \text{ V}$; surtension anodique $0,5 \text{ V}$; surtension cathodique $0,05$; chute ohmique (sel fondu) $1,4 \text{ V}$; chute ohmique (électrodes) $1,2 \text{ V}$.

1. Calculer l'énergie nécessaire pour produire une mole d'aluminium puis une tonne.
2. Calculer la productivité par m^2 de cathode et par jour.

$$A_{\text{Al}} = 26,98 \text{ g/mol}.$$