

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 : $\rho = 8.90 \cdot 10^3 \text{ kg.m}^{-3}$ $M_{\text{Ni}} = 58.7 \text{ g.mol}^{-1}$.

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

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

CORRIGE DU TD 1

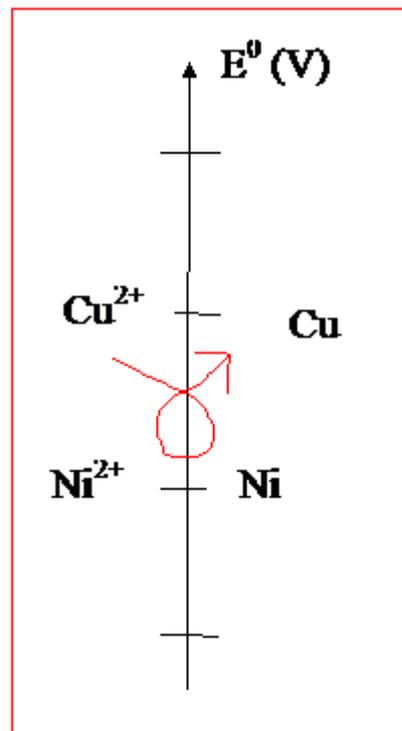
EXERCICE I

- La nature des substrats, ainsi que leur état de surface, affectent énormément les propriétés physiques de dépôt. Pour obtenir une bonne qualité de ce dernier, quel que soit son procédé d'élaboration, il est nécessaire d'avoir des substrats dont la surface est soigneusement nettoyée afin d'éliminer toutes les impuretés ou les graisses qui pourraient être présentes. Cela permet d'éviter les éventuels problèmes d'adhérence (mauvaise adhérence) et de provoquer une activation de la surface.
- Lorsqu'on réalise un dépôt, le but est de modifier les propriétés physico-chimiques de la surface du substrat, afin de lui apporter les propriétés ou les fonctions désirées, tels que résistance à la corrosion, à l'usure, modifier les propriétés optiques et thermiques, aspect ect...

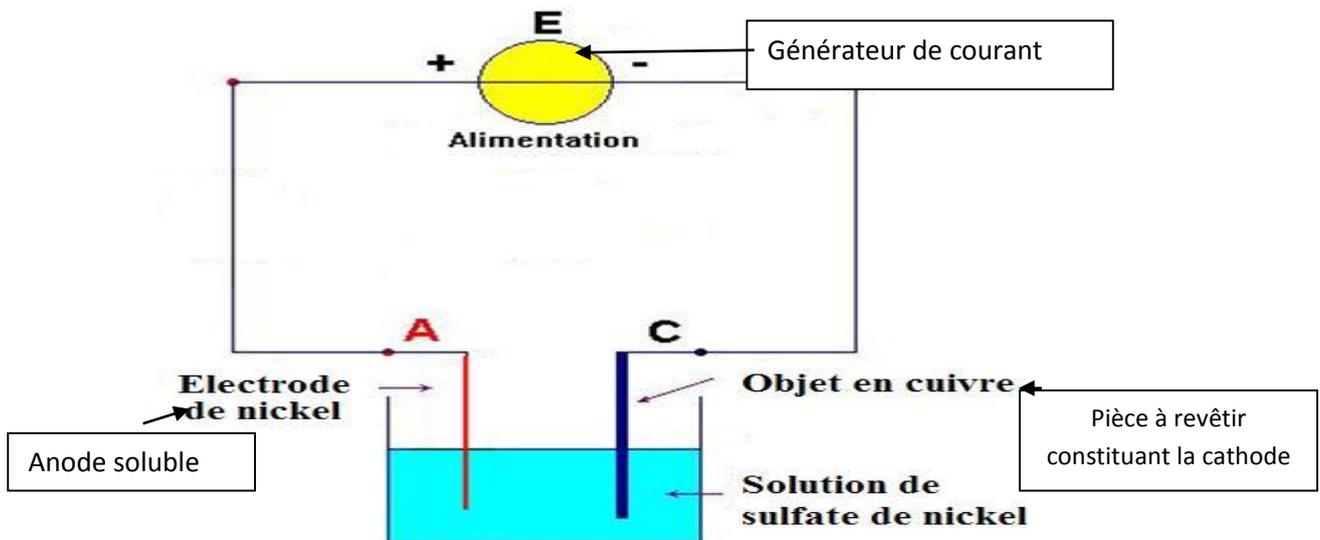
EXERCICE II

1- La réaction naturelle entre les deux couples est : $\text{Cu}^{2+} + \text{Ni} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + \text{Cu}$

On ne peut donc pas produire cad déposer du nickel avec la réaction naturelle en le trempant dans une solution contenant des ions nickel (dépôt chimique)



2. Schéma de l'électrolyse :



3- On estime l'épaisseur de la couche selon :

$$e = m / \rho S$$

$$m = S \times e \times \rho = 350 \cdot 10^{-4} \times 0.02 \cdot 10^{-3} \times 6.23 \cdot 10^{-3} = 7.0 \cdot 10^{-7} \times 6.23 \cdot 10^{-3} = 6.23 \text{ g}$$

$$\text{La masse nécessaire est } m = 6.23 \cdot 10^{-3} \text{ kg} = 6.23 \text{ g.}$$

EXERCICE III

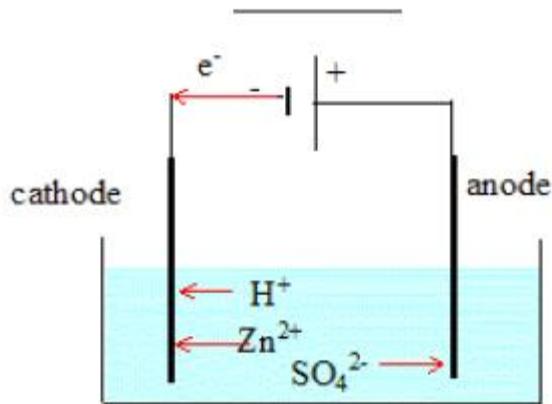
1. les réactions susceptibles de se produire sur chaque électrode :

à la cathode négative, réduction : $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$ et $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$

à l'anode positive, oxydation : $\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \frac{1}{2}\text{O}_2 (\text{g}) + 2\text{H}^+ (\text{aq}) + 2\text{e}^-$

d'où l'équation globale de cette électrolyse : $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Zn} + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^+(\text{aq})$

2.



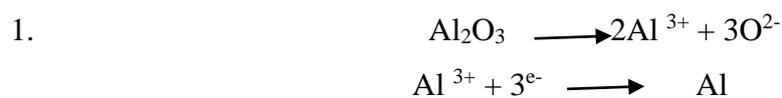
3. L'électrolyse est une transformation forcée qui nécessite un apport d'énergie électrique.

Pour la vérification théorique : comparer le quotient initial et la constante d'équilibre.

4. Tableau d'avancement correspondant à l'électrolyse.

	avancement (mol)	Zn ²⁺	H ₂ O	Zn	1/2 O ₂	2 H ⁺
Initial	0	n ₀	solvant en excès	0	0	En large excès
Encours	X	n ₀ -x		X	1/2X	
fin	x _{max}	n ₀ -x _{max}		x _{max}	1/2 x _{max}	

EXERCICE IV



Pour produire une mole d'Al, il faut 3 Faraday (z=3 c a d 3 électrons échangés).

L'énergie théorique est :

$$W = 3 F \times \text{potentiel thermodynamique} = 3 \times 96500 \times 1.2 = 347,4 \text{ KJ/mol}$$

Dans le procédé il faut tenir compte de toutes les ddp et on impose :

$$\Delta E = 1,2 + 0,5 + 0,05 + 1,4 + 1,2 = 4,35V$$

L'énergie dépensée est $W = 3F\Delta E = 1259,32 \text{ Kj/mol}$

En tenant compte du rendement faradique, on obtient

$$W = 1259,32 \times 100 / 92 = 1368,83 \text{ Kj/mol.}$$

Pour produire une tonne il faut

$$10^6 \times 1368,83 / 26,98 = 5,07 \cdot 10^{10} \text{ j/t.}$$

2. 1 jour = 24 h

$$Q = IXt = 7000 \times 3600 \times 24 = 6,05 \cdot 10^8 \text{ C}$$

Avec un rendement faradique de 92%, on produit N moles d'aluminium :

$$N = 0,92 Q / 3F = 1922 \text{ mol soit } NX 26,98 = 5,18 \cdot 10^3 \text{ g/jour} - 5,18 \text{ Kg/jour.}$$