

TP – Electrolyses et applications

Matériel : 2 plaques de cuivre, 1 plaque d'acier, 1 plaque de zinc, Agitateur magnétique + turbulent, Générateur de courant continu + 2 multimètres + fils + pinces croco + Toile émeri + 2 béchers de 250 mL, 1 bécher de 100 mL, 1 bécher poubelle + pipette d'eau permutée + support de plaques pour électrolyse

Solutions par binôme : 50 mL de nitrate d'argent de concentration $C = 1$ à 5 % en masse, 200 mL de sulfate de cuivre de concentration $c = 0,18 \text{ mol.L}^{-1}$ (45 g.L^{-1}) acidifiée par de l'acide sulfurique ($c = 2 \text{ mol.L}^{-1} = 185 \text{ g.L}^{-1}$), 100 mL d'une solution contenant : 30 g de sulfate de zinc (II) heptahydraté + 10 g de chlorure de potassium + 3 g d'acide borique (le pH doit être compris entre 4 et 6)

Matériel commun sur la paillasse professeur : Sèche-cheveux ; Balance de précision ; pipettes d'acétone

I. Dépôt par électrolyse : électrozingage

Le coût annuel de la corrosion de l'acier est estimé à environ 5 % du produit national brut. La protection de l'acier par galvanisation ou électrozingage est la principale utilisation du zinc. On se propose ici de réaliser l'électrozingage d'une plaque d'acier.

1. Protocole

- Dans un bécher de 250 mL, introduire 100 mL de la solution contenant du sulfate de zinc, du chlorure de potassium et de l'acide borique.
- Décaper une plaque d'acier et une plaque de zinc à l'aide d'une toile émeri.
- Peser précisément les deux plaques.
- Relier la plaque d'acier au pôle négatif de l'alimentation (générateur de courant continu) et la plaque de zinc au pôle positif.
- Plonger les deux plaques dans la solution électrolytique.
- Réaliser une électrolyse de 30 minutes, avec une intensité de courant fixée à 0,40 A.
- Au bout de 30 minutes, ouvrir le circuit, extraire la cathode avec précaution, la rincer à l'eau distillée puis la sécher au sèche-cheveux. Peser à nouveau avec précision la cathode.

2. Approche théorique et exploitation de l'expérience

- Faire un schéma de l'électrolyse, identifier la cathode et l'anode, indiquer les demi-équations électroniques souhaitées pour déposer du zinc sur l'acier. Ecrire l'équation globale possible de fonctionnement de l'électrolyse. Quelles sont les réactions parasites possibles ?
- Proposer une courbe i-E. En déduire l'expression littérale de la différence de potentiel minimale à imposer.
- Quel est le rôle du chlorure de potassium ?
- Pourquoi ajouter de l'acide borique dans l'électrolyte ?
- Calculer le rendement de cette électrolyse. Commenter. Quelle est la réaction parasite à envisager ?
- Calculer l'épaisseur maximale de la couche de zinc déposable.

Données :

- Masse molaire du zinc : $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$
- Masse molaire du soufre : $M(\text{S}) = 32,1 \text{ g.mol}^{-1}$
- Masse molaire de l'oxygène : $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$
- Masse volumique du zinc : $\rho = 7,14 \text{ g.cm}^{-3}$
- $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,77 \text{ V}$ couple rapide
- $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$ couple lent sur l'anode (Zn ou Fe ?) avec $\eta_{a,0} = 0,5 \text{ V}$
- $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$ couple lent sur la cathode (Zn ou Fe ?) avec $\eta_{c,0} = -0,8 \text{ V}$

II. Affinage du cuivre par électrolyse

L'affinage électrochimique du cuivre permet sa purification avec une consommation électrique de seulement 250 kWh par tonne de cuivre.

1. Protocole

- Préparer une électrode de cuivre en la décapant (toile émeri), puis en trempant un de ses coins dans une solution de nitrate d'argent. Rincer la plaque à l'eau puis sécher avec un filet d'acétone. L'argenture doit être bien visible.
- Peser précisément cette électrode qui sera **l'anode à purifier**.
- Préparer une cellule d'électrolyse avec cette électrode impure, et une autre électrode de cuivre pur, également décapée et précisément pesée.
- Introduire dans le bécher 200 mL de la solution de sulfate de cuivre acidifiée par de l'acide sulfurique.
- Imposer une tension de 0,3 à 0,4 V. Il ne doit rien y avoir de perceptible aux électrodes (pas de dégagement gazeux). Relever la valeur de l'intensité du courant circulant dans la cellule.
- Au bout de 15 minutes, constater que le coin argenté n'a pas disparu.
- Arrêter l'électrolyse, laver, sécher et peser précisément les électrodes.

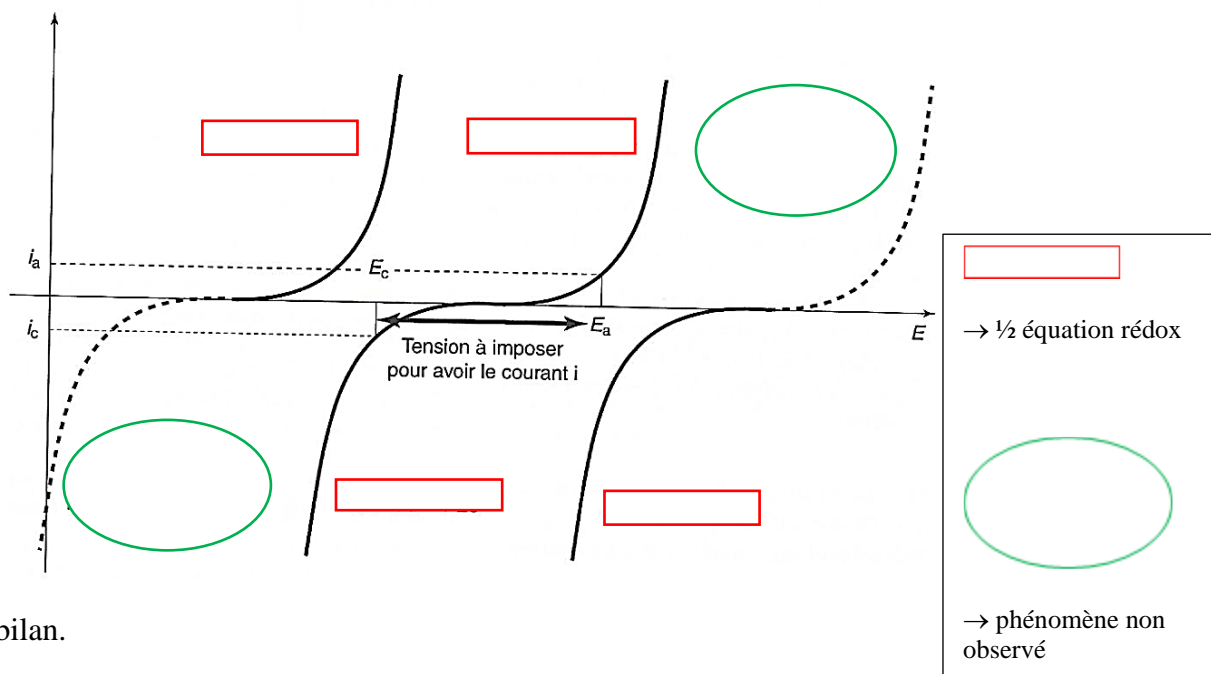
2. Interprétation

Données : $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$, $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,23 \text{ V}$, $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$
 Masse molaire du cuivre $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$

- a) Expliquer pourquoi le dépôt d'argent sur l'électrode de cuivre est spontané (lors de la préparation de l'électrode à purifier).

D'un point de vue qualitatif, cette expérience illustre la non-oxydation d'un certain type d'impuretés que vous qualifierez +/- oxydantes que le cuivre.

- b) Utiliser les courbes i-E ci-dessous pour expliquer la purification électrochimique du cuivre. L'argent représente les impuretés moins facilement oxydables que le cuivre (Ag, Au, Pt...), le nickel représente les impuretés plus facilement oxydables que le cuivre (Ni, Fe, Zn...). Pour cela, reproduire ces courbes sur votre compte-rendu et compléter les encadrés.
- c) Expliquer la faible consommation électrique de ce type de purification. Evaluer la puissance électrique P_e consommée lors de votre expérience.
- d) Faire un bilan quantitatif de cette électrolyse : vérifier que la variation de masse des électrodes est cohérente avec la charge qui a traversé la cellule.



Rédiger un bilan.