

PROTECTION DU FER PAR ÉLECTROZINGAGE ET PAR ÉTAMAGE

A – PROTECTION DU FER PAR ÉLECTROZINGAGE (durée conseillée 1h15 min) où électrolyse à anode soluble

De nombreux bâtiments sont recouverts de tôles d'acier zinguées. Le zinc protège l'acier contre la corrosion. Deux techniques sont utilisées :

- _ la galvanisation , réalisée par immersion de la pièce en acier dans un bain de zinc fondu ;
- _ l'électrozingage, opération au cours de laquelle du zinc est déposé par électrolyse.

Vous allez réaliser cette seconde technique.

- Décaper soigneusement un clou en acier et une plaque de zinc avec du papier de verre.
- Peser soigneusement la plaque et le clou avec une balance électronique au centième de gramme.

:

m(acier) = g

m(zinc) = g

Lors de l'électrolyse, la **cathode** est le clou d'acier (réduction) et l'**anode (oxydation)** est la plaque de zinc.

La solution d'électrolyte est une solution acidifiée de sulfate de zinc, $Zn^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$, déjà préparée de concentration $c_{ZnSO_4}=0,5mol/L$ que l'on acidifiera avec 4 à 5 gouttes d'acide sulfurique concentré. On en utilisera un volume égal à environ 200 mL. Un générateur de tension ainsi qu'un rhéostat permettent de fixer une intensité de 0,5A pendant toute la durée de l'électrolyse, soit 15 minutes. Une agitation modérée de la solution électrolytique permettra d'avoir une solution homogène.

1.A quelle borne du générateur faut-il relier la plaque d'acier et la plaque de zinc ? Justifier.

Faire un schéma légendé du montage de cette électrolyse.

Préciser les bornes du générateur, le sens de déplacement des électrons et le sens conventionnel du courant électrique.

Le faire valider par le professeur avant de le réaliser.

- Mettre en marche le générateur et déclencher le chronomètre. Régler rapidement l'intensité à $I = 0,50 A$ et l'ajuster éventuellement pendant la durée de l'expérience si des variations apparaissent. Observer avec soin les phénomènes qui se produisent aux électrodes, en particulier à la cathode.

Noter les observations

.

- Au bout de 15 min retirer les électrodes du montage. Les sécher délicatement avec un papier absorbant **sans frotter** et les laisser encore 15 min à l'air libre avant de les peser de nouveau :

m(acier) = g

m(zinc) = g

2. Le seul couple mis en jeu lors de cette électrolyse est le couple $Zn^{2+}(aq) / Zn(s)$. Écrire la demi-équation électronique associée à chaque électrode en utilisant ce seul couple rédox.
3. Justifier l'appellation d'électrolyse à « anode soluble » donnée à cette méthode.
4. Que peut-on dire de la concentration en ion $Zn^{2+}(aq)$ au cours de l'électrolyse? Expliquer.
5. Déterminer les variations de masses $\Delta m(\text{acier})$ et $\Delta m(\text{zinc})$ de l'électrode d'acier et de l'électrode de zinc. Que constate-t-on en première approximation?

Infos:

La charge électrique Q qui a circulé entre les deux électrodes lors de l'électrolyse, lorsque le générateur a débité un courant électrique d'intensité I pendant la durée Δt , est $Q = I \times \Delta t$ avec Q en C, I en A et Δt en s. (*rappel : un courant de 1 Ampère transporte une charge de 1 Coulomb par seconde, le calcul est similaire à celui pour un robinet : volume écoulé V pendant Δt seconde si le débit (m^3/s) est D : $V = D \times \Delta t$)*

Cette charge est liée à la **quantité d'électron $n(e^-)$** en mol, ayant circulée par la relation: $Q = F \cdot n(e^-)$ avec F la charge transportée par une mole d'électrons :

$$F = q \cdot N_A = 9,65 \times 10^4 C. F \text{ est appelée constante de Faraday}$$

6. Déterminer la masse réelle de zinc $m_{\text{réelle}}(Zn)$ formée sur l'électrode en acier
7. En détaillant la méthode utilisée, exprimer la masse théorique de zinc $m_{\text{théo}}(Zn)$ formée sur l'électrode en acier en fonction de I , Δt , Q_m et $M(Zn)$.
Calculer $m_{\text{théo}}(Zn)$ sachant que $M(Zn) = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$
8. Proposer une ou des explication(s) à une éventuelle différence de masse entre $m_{\text{réelle}}(Zn)$ et $m_{\text{théo}}(Zn)$
9. En supposant que le dépôt de zinc sur la cathode est uniforme sur une seule face de surface S , déterminer l'épaisseur de la couche de zinc déposée notée $e(Zn)$, sachant que la masse volumique du zinc est $\rho(Zn) = 7,1 \text{ g.cm}^{-3}$

B-PROTECTION DU FER PAR ÉTAMAGE (durée conseillée 20min)

Résolution de problème scientifique:

Certaines boîtes de conserves alimentaires sont en fer-blanc. Le fer-blanc est un matériau constitué d'une feuille d'acier d'environ 0,2 mm d'épaisseur recouverte d'une couche d'étain d'environ 1 μm d'épaisseur. Cette couche d'étain est déposée par électrolyse. Le sens du courant dans le circuit est imposé par un générateur. Des réactions électrochimiques se produisent aux électrodes. L'électrolyte est une solution acidifiée de sulfate d'étain (II), $Sn^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$, à 50 g.L⁻¹



Divers additifs permettent une bonne adhésion de l'étain sur l'acier lors du chauffage final de la plaque après électrolyse.

La cathode est constituée de la boîte en fer à étamer de surface totale $S = 300 \text{ cm}^2$

. L'anode est en étain. L'intensité du courant d'électrolyse vaut $I = 2,40 \text{ A}$.

Le dépôt réalisé a une épaisseur de 1,00 μm .

On admettra pour simplifier que l'élément étain seul réagit aux électrodes.

Données:

Masse volumique de l'étain: $\rho(Sn) = 7,30 \text{ g.cm}^{-3}$

Problème:

Schématiser l'expérience puis déterminer la durée minimale de l'électrolyse.

En réalité, la durée nécessaire au dépôt voulu est supérieure à la durée minimale précédente. proposer une explication.