

Certaines toitures en acier sont recouvertes d'une fine couche de zinc afin de les protéger de la corrosion. Ce zincage se fait par électrolyse. Industriellement, on plonge une plaque d'acier dans une solution contenant des ions zinc (II) $Zn^{2+}(aq)$ et on fait circuler un courant électrique entre cette plaque et une (ou plusieurs) électrode(s) de zinc de façon à provoquer le dépôt de zinc $Zn(s)$.



Protocole 1

- ✓ Dans un tube à essai, VERSER quelques millilitres d'une solution de sulfate de zinc $Zn^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$ de concentration $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en ions zinc (II) $Zn^{2+}(aq)$.
- ✓ INTRODUIRE un clou décapé. NOTER les observations.

Protocole 2

- ✓ REMPLIR un tube en U avec une solution acidifiée de sulfate de zinc de concentration $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en ions zinc (II) $Zn^{2+}(aq)$.
- ✓ PESER un clou en fer et une plaque en fer, puis INTRODUIRE la plaque en fer dans l'une des branches du tube en U, et le clou en fer dans l'autre branche.
- ✓ RELIER le clou en fer à la borne négative d'un générateur de tension continue réglable et la plaque de fer à la borne positive. INSÉRER un ampèremètre en série dans le circuit ainsi formé.
- ✓ RÉGLER le générateur afin qu'une intensité voisine de 0,2 A circule dans le circuit.
- ✓ DÉCLENCHER le chronomètre et réaliser l'électrolyse, sans agitation, pendant une vingtaine de minutes. NOTER les observations.
- ✓ RELEVÉ la durée exacte de l'électrolyse et la valeur exacte de l'intensité maintenue, si possible, constante.
- ✓ Après séchage, PESER à nouveau les électrodes.

- Masse molaire du zinc : $M(Zn) = 65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Couples oxydant / réducteur : $Fe^{2+}_{(aq)} / Fe_{(s)}$; $Zn^{2+}_{(aq)} / Zn_{(s)}$
- Constante K associée à l'équation : $Zn^{2+}_{(aq)} + Fe_{(s)} \rightleftharpoons Zn_{(s)} + Fe^{2+}_{(aq)}$ $K = 1,5 \times 10^{-11}$.

1. Mettre en œuvre le protocole expérimental 1. Observer. Une transformation chimique a-t-elle lieu ? La réaction dont l'équation est fournie est-elle spontanée ?

2.1. Exprimer puis calculer le quotient de réaction $Q_{r,initial}$ à l'état initial en fonction des concentrations des espèces présentes, pour l'équation fournie dans les données.

2.2. Comparer les valeurs de $Q_{r,initial}$ et K. Conclure.

2.3. À l'aide d'un tableau d'avancement où les espèces solides sont en excès, montrer que $K = \frac{[Fe^{2+}_{(aq)}]_{\text{éq.}}}{c - [Fe^{2+}_{(aq)}]_{\text{éq.}}}$

où c est la concentration initiale en ion Zinc. En déduire la concentration en ions fer (II) $[Fe^{2+}_{(aq)}]_{\text{éq.}}$ à l'équilibre. Pourquoi peut-on affirmer que la réaction est très peu avancée ?

3. Acidifier la solution de sulfate de zinc à l'aide de quelques gouttes d'acide sulfurique concentré. Décaper scrupuleusement les deux électrodes. Mettre en œuvre le protocole expérimental 2. en maximisant l'immersion des électrodes dans la solution.

4. Faire un schéma légendé du montage en précisant les bornes du générateur, le sens de déplacement des électrons, le sens conventionnel du courant électrique, la nature et le sens des porteurs de charge dans la solution.

5. Écrire les équations des réactions électrochimiques qui se déroulent aux électrodes.

6. Déterminer la masse attendue de zinc qui aurait dû se déposer sur l'électrode reliée à la borne négative. Comparer la masse attendue à celle obtenue expérimentalement et proposer une explication à une éventuelle différence.