2009 Réunion EXERCICE III : ELECTROZINCAGE D'UNE PIECE EN ACIER (4 points)

Afin de protéger les aciers contre la corrosion, il existe plusieurs procédés industriels de recouvrement de l'acier, notamment l'électrozincage très largement utilisé dans l'industrie automobile. L'électrozincage est un dépôt de zinc par électrolyse sur une pièce : c'est une méthode extrêmement fiable et précise, elle permet le dépôt de zinc sur une épaisseur d'une dizaine de micromètres sur une pièce en acier.

L'étude est réalisée avec du matériel couramment utilisé en travaux pratiques.

1. Étude du montage de l'électrolyse

*Le schéma de montage du dispositif est donné **en ANNEXE**.*
La pièce en acier est plongée dans une solution aqueuse de sulfate de zinc acidifiée ($Zn^{2+}_{(aq)}$ + $SO_4^{2-}{}_{(aq)}$). Elle est reliée au pôle négatif du générateur. La pièce en zinc est reliée au pôle positif du générateur.

1.1. Indiquer le sens conventionnel du courant, ainsi que le sens de circulation des électrons sur le schéma de montage, **ANNEXE À REMETTRE AVEC LA COPIE**.

1.2. On observe que la pièce en zinc se désagrège. Préciser l'équation modélisant la réaction ayant lieu au niveau de la pièce de zinc, en utilisant l'un des couples ci-dessous.

$$Zn^{2+}_{(aq)} / Zn_{(s)} \qquad O_{2(g)} / H_2O_{(l)} \qquad H^{+}_{(aq)} / H_{2(g)}$$

1.3. À quelle électrode, de zinc ou d'acier, l'oxydation a-t-elle lieu ? Justifier.

1.4. La concentration en ion zinc dans la solution aqueuse de sulfate de zinc, varie-t-elle au cours de l'électrolyse ? Justifier la réponse.

2. Nécessité du milieu acide

En milieu basique, l'ion zinc Zn^{2+} peut réagir avec l'ion hydroxyde HO^-, selon l'équation ci-dessous pour laquelle on associe la constante d'équilibre K à 25°C :

$$Zn^{2+}_{(aq)} + 2\ HO^-_{(aq)} = Zn(HO)_{2(s)}$$

2.1. Donner l'expression de la constante d'équilibre K.

2.2. *On constate que le précipité se forme si la concentration en ion hydroxyde est supérieure à $3{,}16.10^{-9}$ mol.L^{-1} à 25°C.*

Montrer que la valeur du pH correspondant à cette concentration en ion hydroxyde est égale à 5,5.

Donnée : Produit ionique de l'eau $K_e = 1{,}0.10^{-14}$ à 25°C.

2.3. Le pH de la solution doit être inférieur à 5,5 pour réaliser cette électrolyse. Justifier.

3. Détermination de la masse de zinc déposée

Au cours de l'électrolyse, l'intensité I du courant est maintenue constante. La durée de passage du courant est notée Δt.
On étudie la réaction qui a lieu à l'électrode reliée au pôle négatif, selon l'équation :

$$Zn^{2+}_{(aq)} + 2\,e^- = Zn_{(s)}$$

Données : *intensité I = 2,00 A ; Δt = 40,0 min ; M(Zn) = 65,37 g.mol^{-1} ;*
Faraday 1 F = 96 500 C.mol^{-1} ; 1 F = N_A.e
N_A : constante d'Avogadro N_A = 6,02.10^{23} mol^{-1} ;
e : charge élémentaire e = 1,6.10^{-19} C

3.1. Quelle relation existe-t-il entre la quantité de matière de zinc formé, notée n_{Zn}, et la quantité de matière d'électron échangée, n_{e^-} ?

3.2. Montrer que la masse de zinc formée m_{Zn} peut se mettre sous la forme :

$$m_{Zn} = \frac{I.\Delta t.M(Zn)}{2F}$$

3.3. En utilisant l'expression précédente, calculer la valeur de la masse de zinc formé pendant la durée Δt.

3.4. *On considère que le zinc se dépose équitablement et uniformément sur les deux faces de la plaque d'acier. Celle ci est carrée, de coté d = 10,0 cm et d'épaisseur négligeable.*

3.4.1. Calculer la valeur de l'épaisseur e_1 de zinc déposé sur un coté, en utilisant comme valeur de la masse volumique du zinc ρ_{Zn} = 7,14 g.cm^{-3}.

3.4.2. Convertir en micromètre le résultat précédent. Ce résultat est-il conforme à la valeur indiquée dans le texte introductif ?

ANNEXE
(à remettre avec la copie)

