## EXERCICE II : POURQUOI CUISINER DANS DES CASSEROLES EN CUIVRE ? (7 POINTS)

*Les casseroles en cuivre semblent un luxe. En sont-elles vraiment ? La chose n'est pas certaine, car le cuivre conduit très bien la chaleur : tout excès de chaleur, en un point de la casserole, est rapidement dissipé parce que la chaleur se propage rapidement vers le reste de l'ustensile…*
*Pour éviter le contact toxique du vert de gris, on doit toutefois recouvrir les ustensiles en cuivre d'étain pur, aujourd'hui par électrolyse.*

*D'après Hervé This, les secrets de la casserole*

*C'est par oxydation que le cuivre se recouvre de « vert de gris ». La couche obtenue donne un aspect particulier aux statues, mais elle est constituée d'un sel d'un sel soluble qui est toxique.*
*L'électrolyse du cuivre consiste dans ce cas à déposer une fine couche d'étain sur toute la surface du récipient. Ce procédé est appelé étamage. L'électrolyte est constitué de sulfate d'étain,* $Sn^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$ *et de différents additifs. Le récipient à étamer constitue une électrode, l'autre étant de l'étain* $Sn_{(s)}$ *pur.*

Données :
Masse molaire de l'étain : M(Sn) = 119 $g.mol^{-1}$
Constante de Faraday : F = $9{,}65.10^4$ $C.mol^{-1}$
L'étain appartient au couple : $Sn^{2+}_{(aq)}/Sn_{(s)}$

### Partie A : Étamage d'une casserole

**1.** On considère le schéma du montage représenté en **annexe à rendre avec la copie**.

**1.1.** Indiquer sur ce schéma le sens du courant électrique dans le circuit ainsi que le sens de circulation des porteurs de charge dans les conducteurs métalliques et dans la solution.

**1.2.** L'électrolyse est-elle une transformation spontanée ? Justifier la réponse.

**2.** On étudie les réactions aux électrodes en considérant que le solvant n'intervient pas.

**2.1.** La réaction se produisant à l'électrode A reliée à la borne négative du générateur est-elle une oxydation ou une réduction ? Justifier. En déduire le nom de chaque électrode.

**2.2.** Écrire l'équation de la réaction ayant lieu à l'électrode A.
Le récipient à recouvrir doit-il constituer cette électrode ? Justifier.

**2.3.** Écrire l'équation de la réaction ayant lieu à l'autre électrode (B).

**2.4.** En déduire l'équation de la réaction globale de cette électrolyse.
Comment évolue la concentration en ions étain $Sn^{2+}_{(aq)}$ dans la solution au cours de la réaction ?

**3.** L'intensité du courant électrique est maintenue constante pendant toute la durée $\Delta t$ de l'électrolyse et vaut I = 0,250 A.

**3.1.** Donner l'expression de la quantité d'électricité Q qui a traversé le circuit au cours de l'électrolyse.

**3.2.** En s'aidant éventuellement d'un tableau d'avancement, établir la relation entre la quantité d'électrons $n(e^-)$ échangée et la quantité d'étain déposé sur le récipient.

**3.3.** Donner la relation entre la quantité d'électricité Q et la quantité d'électrons $n(e^-)$ échangés aux électrodes.

**3.4.** Montrer alors que la durée de l'électrolyse peut être exprimée, en fonction de la masse $m_{Sn}$ déposée, par la relation $\Delta t = \dfrac{2.m_{Sn}.F}{I.M_{sn}}$

**4.** On veut étamer une casserole cylindrique, de diamètre D = 15 cm, de hauteur H = 7,0 cm, et d'épaisseur négligeable. Le dépôt d'étain doit être réalisé sur les faces interne et externe et sur une épaisseur e = 20 µm.
Le volume d'étain nécessaire pour le dépôt est donné par la relation V = S e avec $S = \dfrac{\pi D^2}{2} + 2\,\pi\,D\,H$.

**4.1.** Calculer la valeur de V en $cm^3$.

**4.2.** La masse volumique de l'étain est $\rho$ = 7,30 $g.cm^{-3}$. Calculer la masse d'étain nécessaire.

**4.3.** À l'aide de l'expression donnée en 3.4, calculer la durée minimale de l'électrolyse pour réaliser ce dépôt.

## PARTIE B : Pourquoi ne pas utiliser un autre métal ?

**1.** Le cuivre est cher et l'électrolyse est un procédé coûteux. Le fer, par exemple, est beaucoup moins onéreux mais il rouille. La rouille apparaissant sur le fer est le résultat d'une réaction d'oxydoréduction. Les couples oxydant-réducteur en présence sont $(Fe_2O_3,H_2O)_{(s)}$ / $Fe_{(s)}$ et $O_{2(g)}/H_2O_{(l)}$.

On donne la demi-équation électronique associée au premier couple :

$$2Fe_{(s)} + 4H_2O_{(l)} = (Fe_2O_3,H_2O)_{(s)} + 6H^+ + 6e^-$$

**1.1.** Donner la demi-équation électronique associée au second couple $(O_{2(g)}/H_2O_{(l)})$.

**1.2.** En déduire l'équation de la réaction globale de la formation de la rouille.

**1.3.** *Pour éviter la formation de rouille, on peut utiliser des alliages particuliers dits inoxydables, comme l'acier inox. On peut aussi protéger le fer par des vernis, des peintures ou des traitements de surface. Mais le procédé le plus répandu est l'étamage de l'acier. On obtient ainsi du fer blanc utilisé pour les boîtes de conserves et les canettes de boisson par exemple.*

Par analogie avec l'étamage du cuivre, proposer un schéma d'électrolyse d'une boîte de conserve, en disposant les électrodes de façon à ce que le dépôt d'étain se fasse de façon uniforme sur la face interne de la boîte.

**2.** L'aluminium est aussi utilisable en cuisine, mais il est très réactif vis-à-vis des acides et des bases.

**2.1.** Définir un acide selon Brønsted.

**2.2.** Écrire la réaction d'un acide $AH_{(aq)}$ avec l'eau.

**2.3.** Le pH d'un jus d'orange vaut $pH_1 = 3,0$. En déduire la concentration en ions oxonium $H_3O^+_{(aq)}$ dans ce jus.

**2.4.** On mesure le pH d'un lait dans les mêmes conditions On trouve $pH_2 = 6,7$.
Pour lequel de ces deux ingrédients l'aluminium est-il théoriquement le moins recommandé ?

*Remarque : en réalité l'aluminium est naturellement protégé de l'attaque des acides et des bases par recouvrement d'une couche d'oxyde appelé l'alumine.*

# ANNEXE à rendre avec la copie

## EXERCICE II :

### Question 1

