Devoir surveillé – Piles et électrolyse : transformations spontanées et forcées

Oxydants et réducteurs usuels, caractère réducteur des métaux du bloc s ; transfert d'électrons par contact ou par un circuit extérieur ; pile : demi-piles, pont salin, polarité, tension à vide ; usure et capacité électrique d'une pile ; électrolyse, transformation forcée, quantités de matière et rendement faradique ; stockage et conversion de l'énergie chimique.

Durée : 90 min – Calculatrice autorisée – Sur 20 points · Spécialité Physique-Chimie Terminale

Nom : _____ Date : _____ Note : _____ / 20

Tous les calculs doivent figurer sur la copie. Les résultats seront donnés sous la forme la plus simple possible.

Exercice 1 – Une pile étain-cuivre ★★ *(5 pts)*

Une lame d'étain de masse 2,50 g plonge dans 50,0 mL d'une solution de sulfate d'étain(II) à 0,100 mol·L^{-1} ; une lame de cuivre dans 50,0 mL d'une solution de sulfate de cuivre(II) à 0,140 mol·L^{-1}. Un pont salin au nitrate de potassium relie les deux solutions. Une table donne, à 25 °C, pour $\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) = \text{Sn}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, la constante $K \approx 5 \times 10^{-17}$. Données : $F = 9{,}65 \times 10^{4}\ \text{C·mol}^{-1}$; $M(\text{Sn}) = 118{,}7\ \text{g·mol}^{-1}$.

a) Exprimer le quotient de réaction associé à l'équation donnée, calculer sa valeur initiale et en déduire le sens d'évolution spontanée.

b) Écrire la réaction à chaque électrode ; nommer chaque électrode et donner sa polarité.

c) Indiquer le sens des électrons et du courant dans le circuit extérieur, puis le sens de déplacement des ions du pont salin.

d) Déterminer la capacité électrique de la pile, en coulombs puis en mA·h.

e) La pile débite un courant constant de 20,0 mA. Calculer sa durée de fonctionnement et la masse d'étain consommée.

Exercice 2 – Une pile bouton à l'oxyde d'argent ★★ *(5 pts)*

Une pile bouton met en jeu, en milieu basique, la réaction d'équation $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Ag}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{ZnO}(\text{s}) + 2\ \text{Ag}(\text{s})$. Sa tension vaut 1,55 V et sa capacité annoncée 150 mA·h. Elle alimente un appareil qui consomme un courant constant de 50,0 µA pendant 12 h par jour, et rien le reste du temps. Il existe aussi des accumulateurs argent-zinc, rechargeables : en décharge, l'oxyde d'argent y est réduit en argent et le zinc y est oxydé, comme dans la pile bouton. Données : $F = 9{,}65 \times 10^{4}\ \text{C·mol}^{-1}$; $M(\text{Zn}) = 65{,}4\ \text{g·mol}^{-1}$.

a) Identifier, en justifiant, l'espèce oxydée et l'espèce réduite, puis la polarité de l'électrode de zinc.

b) Convertir la capacité en coulombs et calculer la quantité d'électrons correspondante.

c) En déduire la masse de zinc consommée par une décharge complète.

d) Calculer la durée de vie de la pile dans cet appareil, en jours.

e) Calculer l'énergie électrique que la pile peut fournir. Pendant la charge d'un accumulateur argent-zinc, à quel pôle du chargeur relie-t-on l'électrode d'argent ? Est-elle alors l'anode ou la cathode ? Justifier.

Exercice 3 – Le sodium, produit par électrolyse ★★★ *(5 pts)*

Le sodium Na ($Z = 11$) est produit par électrolyse du chlorure de sodium fondu, additionné de chlorure de calcium pour qu'il reste liquide vers 600 °C (procédé Downs). Le sel fondu contient des ions Na^+ et Cl^-. Le sodium liquide se forme sur une électrode de fer, le dichlore gazeux sur une électrode de graphite. Une cellule fonctionne sous $I = 4{,}00 \times 10^4$ A et $U = 7{,}0$ V, avec un rendement faradique de 85,0 %. Données : $F = 9{,}65 \times 10^4$ C·mol^{-1} ; $M(Na) = 23{,}0$ g·mol^{-1} ; 1 kW·h $= 3{,}6 \times 10^6$ J.

a) Écrire la configuration électronique de l'atome de sodium et justifier que le sodium métallique est un réducteur très fort.

b) Écrire la réaction à chaque électrode, nommer les électrodes et préciser à quel pôle du générateur chacune est reliée.

c) Le sodium et le dichlore réagissent violemment l'un avec l'autre. Expliquer pourquoi la production du sodium exige une transformation forcée et comment évolue Q_r pendant l'électrolyse.

d) Calculer la masse de sodium réellement produite en 24,0 h.

e) Calculer l'énergie électrique consommée par kilogramme de sodium produit, en kW·h.

Exercice 4 – Cuivrer une pièce : critique d'une copie ★★★ *(5 pts)*

Pour recouvrir de cuivre une pièce métallique de surface 50,0 cm^2, on l'utilise comme électrode dans un bain de sulfate de cuivre(II), sous une intensité $I = 1{,}20$ A pendant 25,0 min. Un élève rédige : « $Q = 1{,}20 \times 25{,}0 = 30{,}0$ C ; $n(e^-) = Q \times F \approx 2{,}9 \times 10^6$ mol ; la masse de cuivre déposée vaut $m = n(e^-) \times M(Cu)$. » Données : $F = 9{,}65 \times 10^4$ C·mol^{-1} ; $M(Cu) = 63{,}5$ g·mol^{-1} ; masse volumique du cuivre $\rho = 8{,}96$ g·cm^{-3}.

a) À quel pôle du générateur la pièce est-elle reliée ? Justifier.

b) Relever et expliquer les trois erreurs de l'élève.

c) Reprendre le calcul et déterminer la masse de cuivre déposée.

d) En déduire l'épaisseur du dépôt, en micromètres.

e) Le rendement faradique réel du bain vaut 95,0 %. Quelle masse de cuivre obtient-on réellement ?

Bon courage !

Ce document est la propriété intellectuelle de Ben, professeur particulier (benprofparticulier.fr), protégée par le Code de la propriété intellectuelle (art. L. 111-1 et L. 122-4). Il est mis à disposition pour un usage personnel de révision. Toute reproduction, diffusion, mise en ligne ou revente, totale ou partielle, sans autorisation écrite est interdite et constitue une contrefaçon (art. L. 335-2).