

Calculatrice autorisée. Barème sur 40 points. Durée : 2h00

Exercice 1. Protection d'un ballon d'acier

Extrait d'une notice technique (d'après BTS EEC 2008) :

« Les ballons d'eau chaude sont en acier, ils sont pourvus sur toute leur surface interne d'une couche protectrice en émail. Elle est apposée à l'aide d'un procédé spécial et garanti, avec l'**anode** de magnésium (un **oxydant**) incorporée en supplément, une protection efficace contre la [REDACTED]. L'anode de magnésium est à faire contrôler une première fois au bout de 2 ans puis à intervalles correspondants par le service après-vente et éventuellement à remplacer. En fonction de la qualité de l'eau potable (**conductivité électrique**) il est conseillé de faire contrôler l'anode à intervalles plus courts. Si le diamètre de l'anode se réduit à des valeurs de l'ordre de 10 à 15 mm, il est recommandé de la remplacer ».

Questions générales (1,5 points)

- 1.1. Le mot caché dans le texte est un phénomène lié aux réactions d'oxydoréduction. Lequel ?
- 1.2. La rouille est un exemple de ce phénomène. Expliquer succinctement l'origine de la rouille.
- 1.3. L'acier est susceptible de produire de la rouille, en déduire son composant majoritaire.

Questions de cours (4,5 points)

- 1.4. Définir les termes en gras dans le texte.
- 1.5. Ecrire les équations des demi-réactions correspondants aux couples rédox donnés.
- 1.6. D'après les deux questions précédentes, déduire le sens de la réaction ayant lieu à l'anode.
- 1.7. Justifier ainsi les valeurs des potentiels électrochimiques donnés pour les deux couples.

Protection du ballon d'acier (5 points)

Au bout d'un an, on constate que le diamètre de l'anode cylindrique est égal à 23 mm.

- 1.8. Calculer la masse initiale, puis la masse finale (après 1 an), de l'anode de magnésium.
- 1.9. En déduire la masse m de magnésium a été « consommée » en une année.
- 1.10. A l'aide de l'équation de la demi-réaction ayant lieu à l'anode, et de la question précédente, calculer la quantité de matière d'électrons émis en 1 an.
- 1.11. En déduire la quantité d'électricité Q qui a circulé à travers l'anode en une année.
- 1.12. On suppose que l'intensité I du courant qui traverse l'anode est constante. Calculer la valeur de I en ampère.

Données :

Longueur initiale de l'anode en magnésium : $L = 200$ mm ; diamètre : $d = 33$ mm.

Magnésium : symbole : Mg ; masse volumique : $\rho = 1738$ kg.m⁻³ ; masse molaire : $M = 24$ g.mol⁻¹

Charge élémentaire : $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C ;

Nombre d'Avogadro : $N_a = 6,02 \cdot 10^{23}$ mol⁻¹ ;

Quantité d'électricité transportée par une mole d'électrons : 1 faraday (F) = 96 485 C

Une année = 365,25 jours

Couples rédox :

Mg^{2+}/Mg : $E_0 = -2.37$ V

Fe^{2+}/Fe : $E_0 = -0.44$ V

Exercice 2. La pile citron

On réalise une « pile citron » en plantant une lame de zinc et une lame de cuivre dans un citron, contenant principalement de l'acide citrique, source d'ions H^+ . On relie ensuite chacune des lames aux bornes d'une résistance.

Questions sur le citron (3 points)

- 2.1. Ecrire l'équation de la réaction de l'acide citrique (noté AH) avec l'eau. S'agit-il d'une réaction acide-base ou d'oxydoréduction ?
- 2.2. En considérant toutes les espèces ioniques potentiellement présentes dans le citron au cours du fonctionnement de la pile, écrire l'équation d'électro-neutralité dans le citron.

Principe de la pile (7 points)

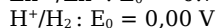
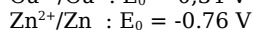
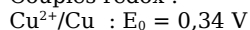
- 2.3. Déterminer qui du cuivre ou du zinc est l'espèce la plus réductrice. Justifier.
2.4. Ecrire les équations des demi-réactions associées à chaque couple donné.
2.5. A l'aide des potentiels électrochimiques, déterminer la réaction globale ayant effectivement lieu pendant le fonctionnement de la pile.
2.6. Réaliser avec soin un schéma annoté de la pile citron, en indiquant, en justifiant :
- le sens de parcours des électrons ;
- le sens du courant ;
- le sens des ions positifs et négatifs à l'intérieur du citron ;
- le nom de chaque électrode ;
- la polarité de la pile (pôle positif et pôle négatif).

Fonctionnement de la pile (7 points)

- 2.7. Calculer la force électromotrice (tension entre les deux bornes) de la pile citron.
2.8. La pile étant branchée aux bornes d'une résistance de 10Ω , déterminer la valeur du courant circulant dans le circuit.
2.9. Calculer la puissance perdue par effet Joule dans la résistance.
2.10. En déduire l'énergie perdue par effet Joule pendant 1 h, en joules.
2.11. Comment se manifeste cette perte d'énergie ?
Une mesure du pH du jus du citron ayant servi à la pile est de 2,8.
2.12. Calculer la concentration en ions H_3O^+ correspondante.
2.13. Comment varie cette concentration au cours du fonctionnement de la pile ? Même question pour le pH.

Données :

Couples rédox :



Exercice 3. Dosage rédox

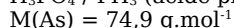
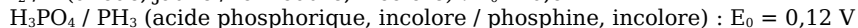
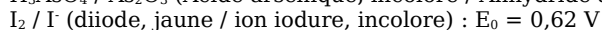
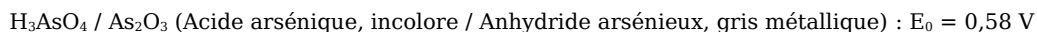
(7 points)

- 3.1. Recopier et compléter l'équation de la demi réaction du couple acide arsénique/anhydride arsénieux :
 $\underline{\quad} \text{H}_3\text{AsO}_4 + \underline{\quad} \text{H}^+ + \underline{\quad} \text{e}^- = \underline{\quad} \text{As}_2\text{O}_3 + \underline{\quad} \text{H}_2\text{O}$
3.2. Ecrire cette même demi réaction en milieu basique.

On dose une quantité inconnue n_0 d'anhydride arsénieux en présence d'acide phosphorique (n_1), par du diiode I_2 . Le diiode est préparé à partir d'iodure de potassium KI (n_2).

- 3.3. Ecrire l'équation de dissolution du iodure de potassium dans l'eau.
3.4. Déterminer le sens des réactions rédox pouvant avoir lieu entre les différents composés mis en jeu.
3.5. En écrivant les demi réactions mises en jeu, déterminer l'équation de la réaction de dosage.
3.6. Etablir l'expression de n_0 en fonction de n_1 et/ou n_2 .
3.7. Comment repère-t-on l'équivalence ?

Données :



Exercice 4. Molécules organiques

(5 points)

4. Dessiner les molécules suivantes en écriture topologique et en forme semi-développée :
2-méthylpentane
4-éthyl-2,7-diméthyl-octane
5-méthylhept-2-ène