Amérique du Sud 2007- EXERCICE III. Corrosion et protection des métaux (4 points)

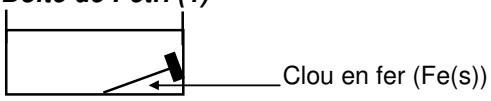
La corrosion est un fléau industriel. On estime en effet que 20% de la production mondiale d'acier (mélange de fer et de carbone, contenant moins de 2% de carbone) sont perdus chaque année sous forme de rouille. On a observé que l'oxydation du fer par le dioxygène était accentuée en milieu humide et salé.
Pour comprendre ce phénomène, un professeur de chimie propose à ses élèves de réaliser quelques expériences simples.

- Pour commencer, les élèves effectuent en tubes à essai, des tests caractéristiques dont les résultats sont rassemblés dans te tableau suivant :

	Ions à tester	*Réactif test*	*Observations*	*Résultat du test*
Tube 1	*Ion fer II: $Fe^{2+}(aq)$*	*ion hexacyanoferrate (III) $[Fe(CN)_6]^{3-}$*	*Coloration bleue*	*Mise en évidence des ions $Fe^{2+}(aq)$*
Tube 2	*Ion zinc II : $Zn^{2+}(aq)$*	*ion hexacyanoferrate (III) $[Fe(CN)_6]^{3-}$*	*Précipité blanc*	*Mise en évidence des ions $Zn^{2+}(aq)$*
Tube 3	*ion hydroxyde : $HO^-(aq)$*	*Phénolphtaléïne*	*Coloration rose*	*Mise en évidence des ions $HO^-(aq)$*

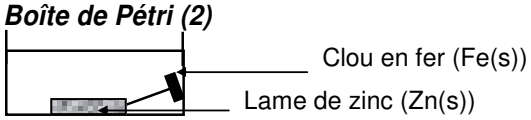
- Ensuite, ils disposent dans deux boîtes de Pétri, des clous en fer selon le protocole suivant :

Boîte de Pétri (1)



Clou en fer seul

Boîte de Pétri (2)



Clou en fer en contact avec une lame de zinc

Ils préparent à chaud un mélange d'eau salée, de solution aqueuse d'hexacyanoferrate III de potassium, de phénolphtaléïne et de gélifiant. Ils versent ce mélange dans les deux boîtes de Pétri et laissent refroidir une heure jusqu'à ce que le gel fige.

1. Exploitation de l'expérience réalisée dans la boîte de Pétri (1).

1.1. *On observe que les parties extrêmes du clou (pointe et tête) sont entourées d'une zone bleue alors que la partie centrale est entourée d'une zone rose.*
Quels sont les ions apparus dans les parties extrêmes et dans la partie centrale du clou ?

1.2. Écrire la demi-équation électronique traduisant la transformation du métal fer aux extrémités du clou.

1.3. *La demi-équation électronique traduisant la transformation qui a lieu dans la partie centrale du clou s'écrit :*

$$O_2\ (dissous) + 2\ H_2O\ (l) + 4\ e^- = 4\ HO^-\ (aq)$$

En déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction modélisant la transformation chimique se produisant à la surface du clou.

1.4. *Pour interpréter les observations faites dans la boîte de Pétri (1), on suppose que le clou se comporte comme une micropile, puisque l'oxydation et la réduction se produisent dans des zones distinctes (pour simplifier, on étudiera la partie centrale et une seule des deux extrémités). Comme dans toute pile classique, l'électroneutralité du milieu est assurée par le déplacement des ions, ici dans le gel salin.*

Compléter la figure 1, de ***L'ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE***, en indiquant :

- Les zones d'oxydation et de réduction.
- Les zones anodique et cathodique.

2. Exploitation de l'expérience réalisée dans la boîte de Pétri n°2

2.1. *Le clou est entouré quasi uniformément d'une zone rose alors que la lame de zinc est entourée d'une zone blanche.*
Quel est, des deux métaux, celui qui est oxydé ? Justifier.

2.2. Utiliser les résultats de cette expérience pour expliquer pourquoi les constructeurs de bateaux fixent des blocs de zinc sur la coque en acier des navires.

2.3. *Un marin veut s'assurer de la bonne protection de la coque de son bateau par ce procédé. Pour cela, il branche un voltmètre, en mode continu, entre la coque en acier et le bloc de zinc. La borne COM du voltmètre étant relié à la coque en acier et la borne V au bloc de zinc, le voltmètre indique – 320 mV.*

2.3.1. En admettant que l'association {coque en acier, eau de mer, bloc de zinc} forme une pile, déduire de cette mesure les polarités de cette pile.

2.3.2. La protection est-elle assurée ? Justifier.

3. Protection par revêtement métallique : Electrozincage.

L'un des procédés utilisé pour protéger l'acier de la corrosion est de l'isoler de l'atmosphère en le recouvrant d'un revêtement métallique. Des plaques d'acier sont ainsi recouvertes d'une fine couche de zinc, on dit qu'elles sont « galvanisées ».

Pour cela, on procède à l'électrolyse d'une solution aqueuse de sulfate de zinc (II) ($Zn^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$). Dans ce bain électrolytique, on plonge une plaque à recouvrir et on utilise une lame de zinc comme seconde électrode.

3.1. Compléter le schéma de la figure 2 de ***L'ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE***, en indiquant :

- où se forme le dépôt de zinc ;
- la demi équation électronique traduisant la transformation ayant lieu sur la plaque de fer ;
- le sens de déplacement des électrons dans les conducteurs métalliques ;
- les polarités du générateur ;
- la demi équation électronique traduisant la transformation ayant lieu sur la lame de zinc.

3.2. *La plaque d'acier a une surface totale de 10 m². On veut déposer une couche de zinc de 0,10 mm d'épaisseur, ce qui correspond à un volume de zinc égal à $1,0 \times 10^{3}$ cm^3. L'intensité du courant est maintenue constante et égale à 1,0 kA.*

3.2.1. Calculer la masse de zinc à déposer.

3.2.2. En déduire la quantité d'électrons (en mol) devant traverser le circuit.

3.2.3. En déduire la durée de l'électrolyse.

Données:
Masse volumique du zinc : $\rho = 7,14$ g.cm^{-3}
Masse molaire du zinc : $M = 65,4$ g. mol^{-1}
Constante d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ mol^{-1}
Charge élémentaire : $e = 1,60 \times 10^{-19}$ C
Faraday : $F = 96500$ C .mol^{-1}

ANNEXE DE L'EXERCICE III

À RENDRE AVEC LA COPIE

Figure 1

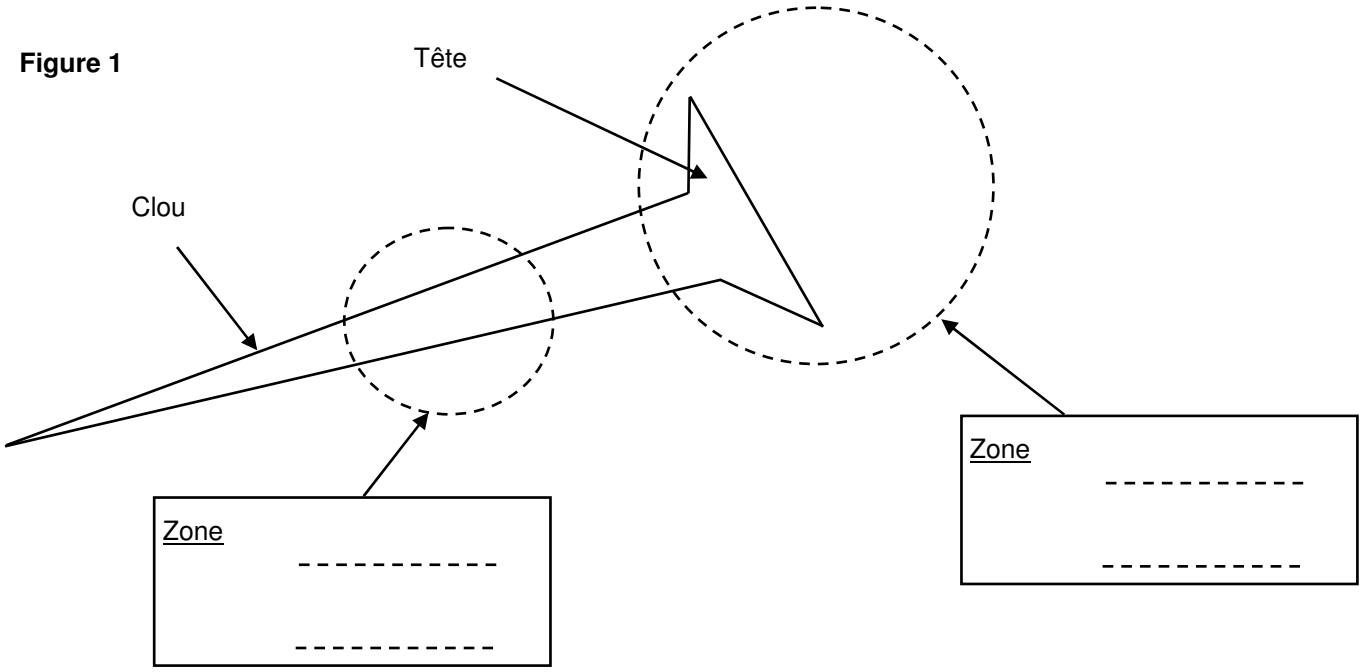


Figure 2

