

Devoir n°3: oxydoréduction**Exercice n°1: concentration des ions H_3O^+ et pH (4 points)**

Complétez le tableau en annexe. Expliquez vos réponses.

Exercice n°2: protection d'une citerne en acier (d'après BTS AE 1993) (6 points)

Pour protéger contre la corrosion une citerne en acier enterrée dans le sol, on la relie par un fil conducteur à une électrode en zinc enterrée à quelques mètres. L'ensemble forme une pile et un courant circule dans le fil.

1- Sachant que c'est l'électrode de zinc qui s'oxyde et non la citerne (c'est le but de la protection):

a) **Quelle est** l'électrode positive de la pile ? L'électrode négative ?

b) **Par quoi** est constitué le circuit extérieur de la pile ? L'intérieur de la pile ?

2- **Écrire** la demi-équation bilan de la réaction subie par le zinc.

3- **Comment s'appelle** ce type de protection contre la corrosion ? **Citer** deux autres méthodes de protection des métaux contre la corrosion.

Exercice n°3: fer et corrosion (BTS AE 2000) (10 points)

On sait que le fer est sensible à la corrosion. On examine quelques unes de ses propriétés.

1- Le fer est attaqué par les solutions aqueuses acides.

En présence d'une solution d'acide chlorhydrique diluée (pH de l'ordre de 3 ou 4), il apparaît des ions (fer II) (on notera ces ions: Fe^{2+}) et du dihydrogène H_2 .

1.1 **Écrire** les demi-équations d'oxydo-réduction correspondant aux transformations du fer en ion (fer II) et de l'ion H^+ en dihydrogène H_2 .

1.2 **En déduire** l'équation chimique traduisant l'attaque du fer par une solution acide.

2- Le zinc Zn et le cuivre Cu sont deux métaux susceptibles de donner respectivement les ions Zn^{2+} et Cu^{2+} . On suppose que l'on se place dans des conditions telles que le fer ne peut donner que l'ion (fer II).

2.1 On construit les piles ($\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$) et ($\text{Fe}/\text{Fe}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$).

Les montages correspondants sont représentés page suivante.

Dans le premier cas, on lit une tension $U = 0,3 \text{ V}$, le zinc étant le pôle négatif.

Dans le deuxième, on lit $U = 0,7 \text{ V}$, le fer étant le pôle négatif.

2.1.1 **Que prouvent** ces deux expériences ?

2.1.2 **Écrire** les demi-équations électroniques qui ont lieu aux électrodes en précisant bien le sens.

2.1.3 **Écrire** les équations représentant les réactions chimiques qui ont lieu quand les piles commencent à débiter, c'est-à-dire juste après qu'on ait remplacé le voltmètre par une lampe.

2.2 Un appareil comme un bateau (ou un tracteur) a une coque en acier susceptible de rester en milieu très humide. On admet que l'humidité ambiante joue le rôle des électrolytes (solutions de sulfate de fer, de zinc ou de cuivre) et que l'acier se comporte comme le fer. On veut protéger l'appareil.

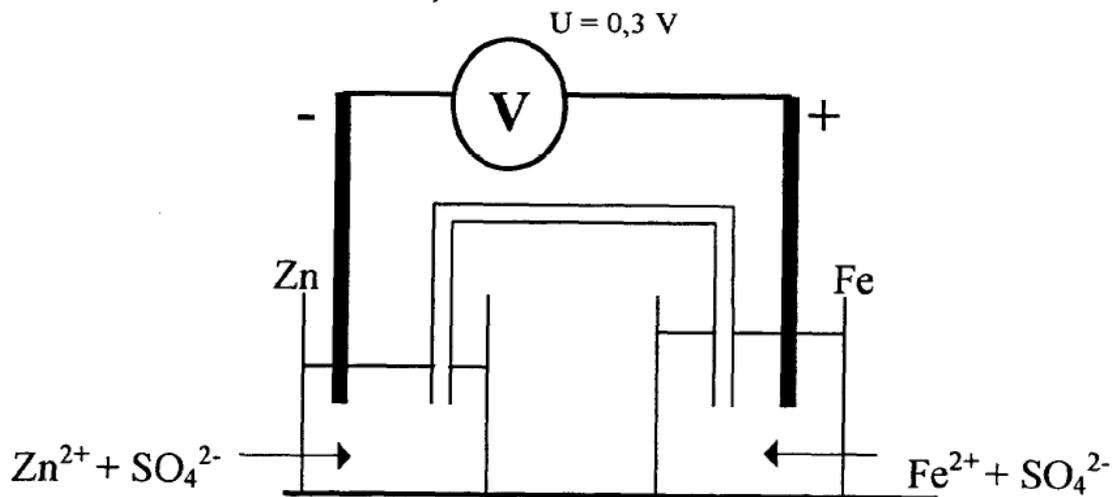
2.2.1 **Va-t-on choisir** comme électrode un morceau de zinc ou un morceau de cuivre ?

2.2.2 **Pourquoi** ?

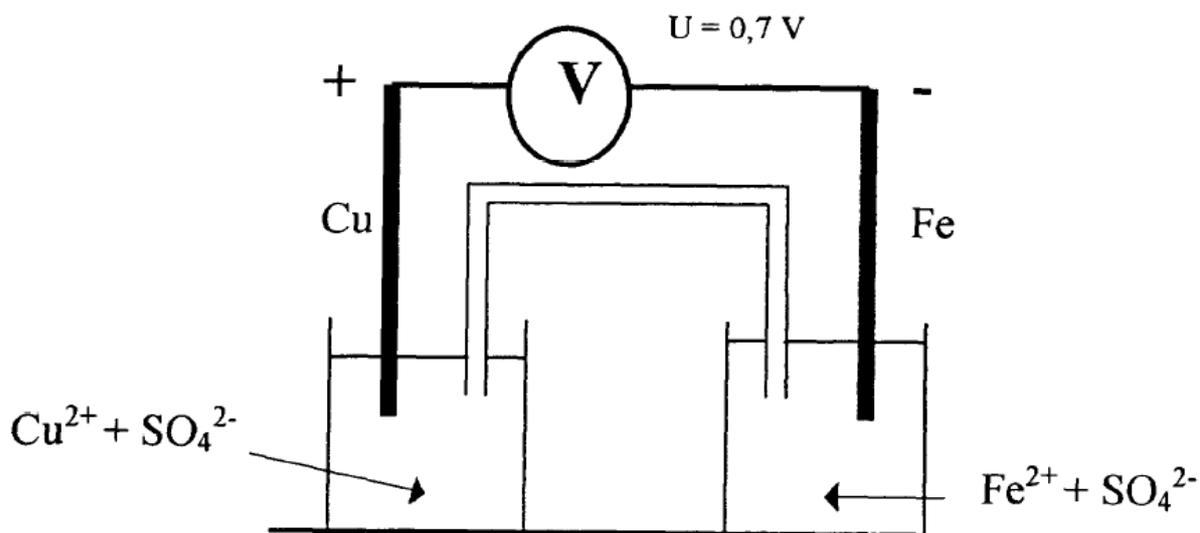
2.2.3 **Que faut-il faire** régulièrement ?

3- On sait que le fer est également protégé lorsqu'il est en milieu très basique (pH compris entre 10 et 13). On veut renforcer le caractère basique des bétons qui le sont déjà. **Quel produit** envisageriez-vous d'incorporer au ciment afin que l'armature en acier des bétons armés ne soit pas attaquée ?

Pile (Zn / Zn²⁺ // Fe²⁺ / Fe)



Pile (Fe / Fe²⁺ // Cu²⁺ / Cu)



Document réponse (à rendre avec la copie)

NOM, Prénom :

<i>Solution</i>	$[H_3O^+] \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$	<i>pH</i>	<i>Nature de la solution</i>
S ₁	$2,5 \cdot 10^{-3}$		
S ₂		5,7	
S ₃		12,3	
S ₄	$3,6 \cdot 10^{-4}$		