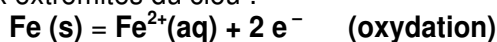


Amérique du Sud 2007- EXERCICE III. Corrosion et protection des métaux (4 points)
Correction © <http://labolycee.org>

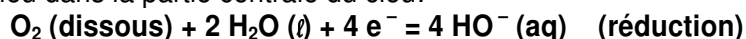
1. Exploitation de l'expérience réalisée dans la boîte de Pétri (1).

1.1. La coloration bleue sur la tête et la pointe du clou indique la formation d'ions fer (II) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$.
 La coloration rose dans la partie centrale du clou indique la formation d'ion $\text{HO}^{-}(\text{aq})$.

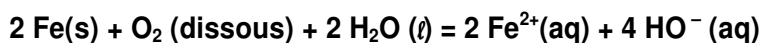
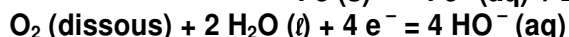
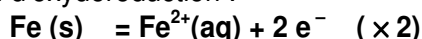
1.2. Demi-équation électronique traduisant la transformation du métal fer aux extrémités du clou :



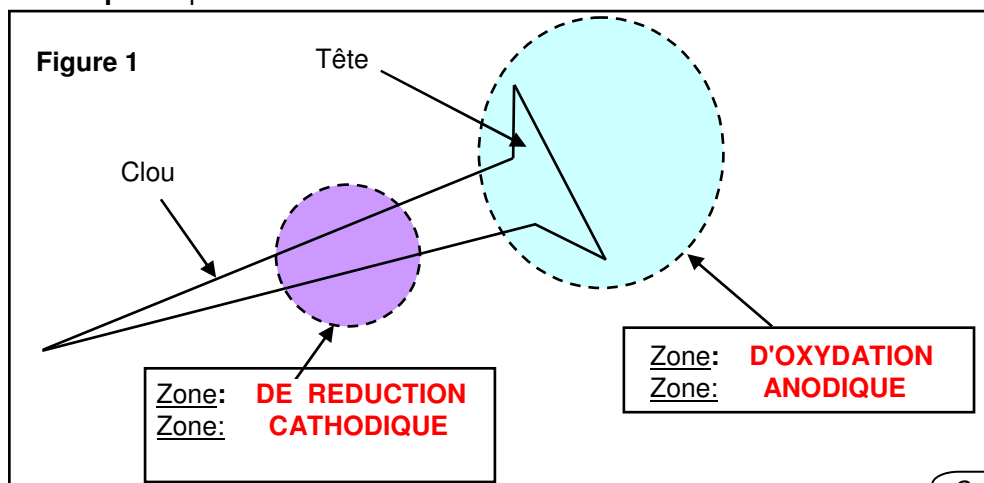
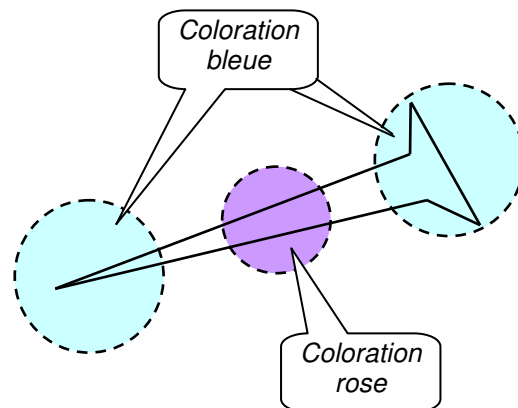
1.3. Demi-équation électronique traduisant la transformation qui a lieu dans la partie centrale du clou :



équation de la réaction d'oxydoréduction :

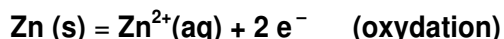


1.4. Sur une **zone anodique** se produit une **oxydation**.
 Sur une **zone cathodique** se produit une **réduction**.



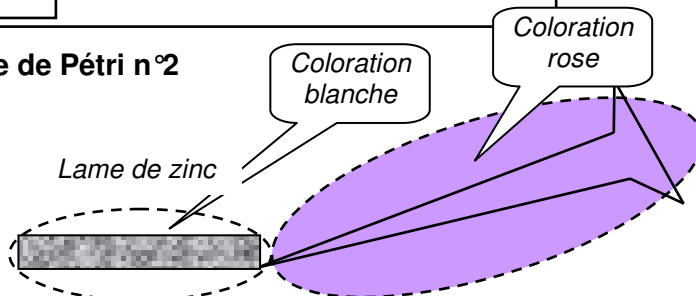
2. Exploitation de l'expérience réalisée dans la boîte de Pétri n°2

2.1. La coloration blanche traduit la formation d'ions zinc (II) $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ selon l'oxydation suivante :



Le métal zinc est donc oxydé.

L'absence de la coloration bleue montre que le fer n'a pas été oxydé.



2.2. Les blocs de zinc fixés sur la coque en acier des bateaux évitent l'**oxydation du fer** contenu dans l'acier. Le métal zinc est oxydé à la place de l'acier de la coque et cela assure une bonne protection de la coque du bateau.

2.3.1. La tension mesurée par le voltmètre est $U_{\text{Zn-acier}} = V_{\text{Zn}} - V_{\text{acier}}$. Or cette tension est **négative** donc $V_{\text{Zn}} < V_{\text{acier}}$.

En admettant que l'association {coque en acier, eau de mer, bloc de zinc} forme une pile et sachant qu'au **potentiel le plus haut** est associé la **borne positive** de la pile on a la polarité suivante :

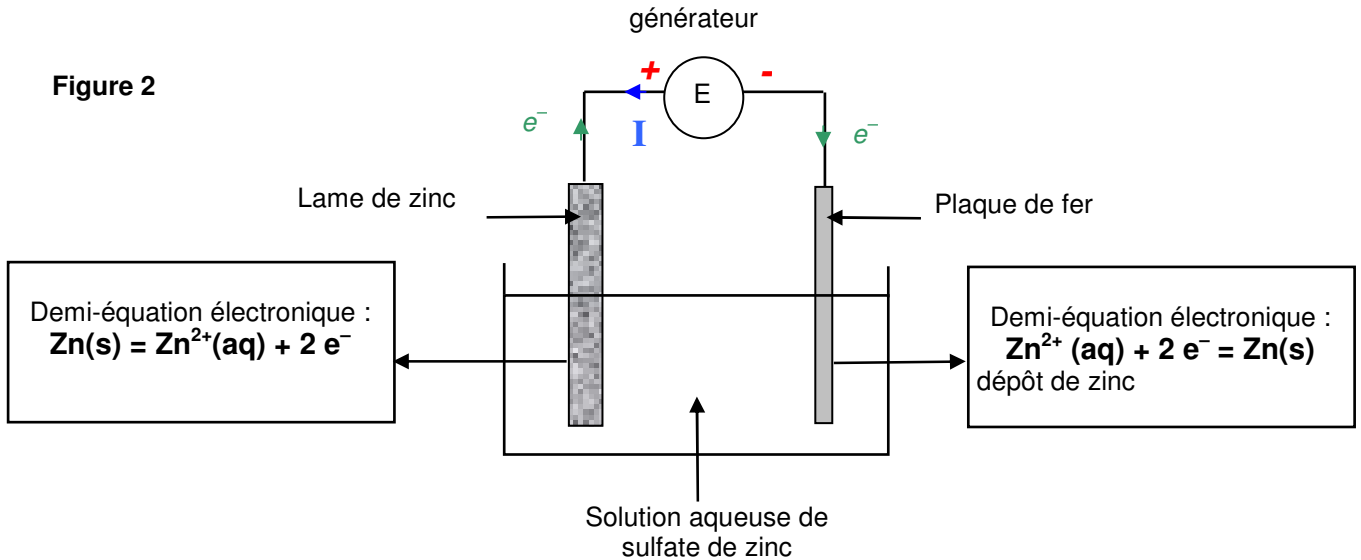
- la **borne positive** est la coque en **acier**
- la **borne négative** est le bloc de **zinc**.

2.3.2. Les électrons sont émis par le **bloc de zinc** (borne négative de la pile) qui est alors **oxydé** à la place du fer contenu dans l'acier. La protection de la coque est ainsi assurée.

3. Protection par revêtement métallique : Electrozincage.

3.1. Il s'agit de recouvrir la plaque de fer d'une couche de zinc par électrolyse. Sur la plaque de fer se produit donc une **réduction** de demi-équation électronique $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{Zn}(\text{s})$
 Le générateur fournit les électrons nécessaires à cette réduction. La plaque de fer est reliée à la borne négative du générateur.

Sur la lame de zinc se produit l'oxydation $\text{Zn}(\text{s}) = \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$ (la lame de zinc est une anode soluble)
 les électrons libérés sont « pompés » par la borne positive du générateur.



Remarque: au cours de l'électrolyse la concentration en ion $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ de la solution reste constante.

3.2.1. La masse de zinc à déposer est: $m(\text{Zn}) = \rho \cdot V$
 $m(\text{Zn}) = 7,14 \times 1,0 \times 10^3 = 7,14 \times 10^3 \text{ g} = 7,14 \text{ kg} = \mathbf{7,1 \text{ kg}}$

3.2.2. D'après la demi-équation de réduction $\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{Zn}(\text{s})$, au cours de l'électrolyse, lorsque x moles de zinc sont déposées sur la lame de fer, $2x$ moles d'électrons ont été échangées,

soit $n(\text{e}^-) = 2 \cdot x = 2 \cdot n(\text{Zn}) = 2 \cdot \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})}$

$$n(\text{e}^-) = 2 \times \frac{7,14 \times 10^3}{65,4} = \mathbf{218 \text{ mol}}$$

3.2.3. La quantité d'électricité mise en jeu lors de l'électrolyse est $Q = n(\text{e}^-) \cdot F = I \cdot \Delta t$.

Alors $\Delta t = \frac{n(\text{e}^-) \times F}{I}$

$$\Delta t = \frac{218 \times 96500}{1,010^3} = 2,1 \times 10^4 \text{ s} = \mathbf{5,9 \text{ h}}$$