

TP Phénomènes de corrosion humide

Capacités exigibles du programme :

Électrochimie

- Mettre en œuvre des piles.

Liste du matériel :

- Solution de sulfate de fer (II) à $1 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ (100 mL par groupe)
- Solution de sulfate de fer (II) à $1 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ (100 mL par groupe)
- Solution de chlorure de sodium NaCl à 1 mol.L^{-1} (100 mL par groupe)
- Solution de phénolphtaléine
- Solution de ferricyanure de potassium à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ en flacon compte-gouttes
- Pont salin
- Eau distillée
- Pipette plastique
- Bêchers de 250 mL ($\times 4$)
- Plaques de cuivre ($\times 1$), fer ($\times 2$) et zinc ($\times 1$)
- Supports pour plaques métalliques ($\times 2$)
- Multimètre
- fils
- Pinces « crocodile »

1 Piles de corrosion

Contacts de deux métaux différents (corrosion galvanique)

Déterminer et mettre en œuvre un protocole expérimental permettant de réaliser une pile à l'aide de deux métaux différents plongeant dans la même solution électrolytique.

On utilisera deux tests pour déterminer les réactions qui se déroulent à chaque électrode.

Pièce métallique inhomogène

Observer et analyser les résultats des expériences de corrosion différentielle de clous possédant des zones ayant été soumises à des contraintes (zones « d'écrouissage »)¹.

2 Piles de concentration

Pile de concentration

Déterminer et mettre en œuvre un protocole expérimental permettant de réaliser une pile à l'aide d'un même métal plongeant dans deux solutions du cation métallique correspondant mais de concentrations différentes².

On prendra le fer comme métal.

Pile d'Evans dite « d'aération différentielle »

Déterminer et mettre en œuvre un protocole expérimental permettant de réaliser une pile à l'aide d'un même métal plongeant dans deux solutions conductrices « d'aérations » différentes³.

On prendra comme solution conductrice de l'eau salée. On utilisera deux tests pour déterminer les réactions qui se déroulent à chaque électrode.

1. La solution est un gel d'agar-agar contenant du NaCl, du ferricyanure de potassium et de la phénolphthaléine.
2. On modélise ainsi le cas d'une solution au sein de laquelle la concentration en oxydant n'est pas homogène.
3. On pourra comparer avec l'expérience du clou en fer immergé aux 3/4 dans un gel d'agar-agar contenant du NaCl, du ferricyanure de potassium et de la phénolphthaléine.

3 Protection contre la corrosion

Protection cathodique par « anode sacrificielle »

Déterminer et mettre en œuvre un protocole expérimental permettant de réaliser une protection cathodique par « anode sacrificielle » d'une lame de fer⁴.

Données

Potentiels standards : $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$;

$E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$;

$E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$;

$E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$;

$E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$.

L'hexacyanoferrate (III) de potassium (ou ferricyanure de potassium $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + 3\text{K}^+$) peut être utilisé pour mettre en évidence la présence d'ions Fe^{2+} en donnant un précipité bleu dit « bleu de Prusse » : $2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + 3\text{Fe}^{2+} = \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$.

La phénolphtaléine vire au rose en milieu basique.

4. On pourra comparer avec l'expérience de la corrosion du clou en fer protégé par un fil de zinc.

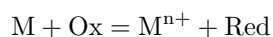
A Annexe 1 - Phénomènes de corrosion

A.1 Phénomènes de corrosion

La corrosion est l'ensemble des phénomènes par lesquels un métal ou un alliage s'oxyde pour donner des ions, des hydroxydes ou des oxydes.

La **corrosion humide** a lieu dans l'eau, dans l'air humide ou dans le sol et qui peut être expliquée par des mécanismes électrochimiques.

La réaction qui se produit est une réaction électrochimique du type :



qui constitue la réaction de corrosion humide du métal M.

Le métal M est oxydé en cation M^{n+} en présence d'un oxydant, qui dans le cas de la corrosion humide est soit celle de l'eau acide et/ou celle du dioxygène dissout dans l'eau soit encore celle d'autres oxydants présents dans l'eau.

Cette corrosion se manifeste lorsque le métal, l'oxydant et l'électrolyte sont en contact. M fait donc partie d'une pile électrochimique faisant intervenir les couples M^{n+}/M et Ox/Red dans laquelle les deux électrodes sont en contact, c'est à dire court-circuitées. C'est ce que l'on appelle une **pile de corrosion**.

Le phénomène peut être global (**corrosion uniforme**) ou très localisé sur un morceau de métal (**corrosion différentielle**).

A.2 Protection contre la corrosion

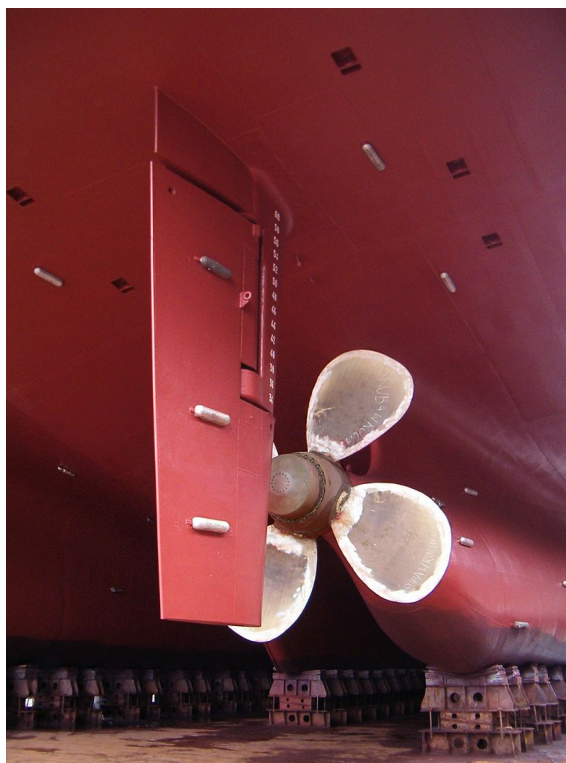


FIGURE 1 – Protection cathodique par anodes sacrificielles sur la coque et le safran d'un navire.

B Annexe 2 - Corrosion d'un clou

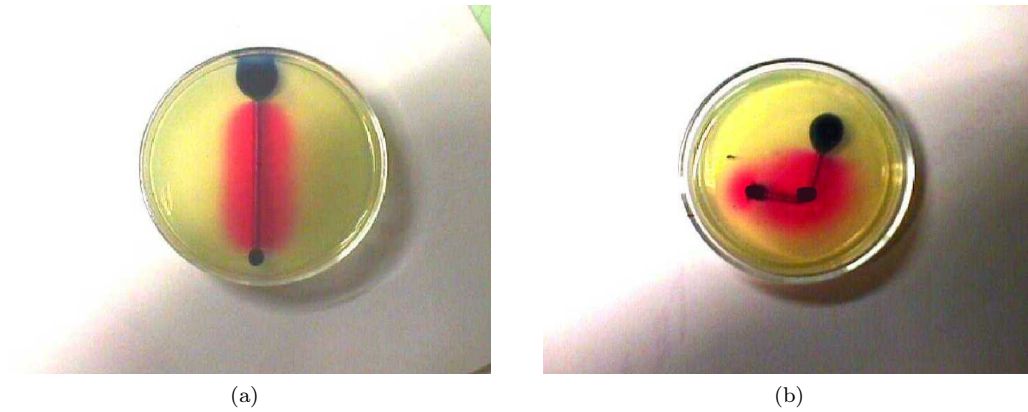


FIGURE 2 – Corrosion d'un clou possédant des zones « d'écroutissage ».

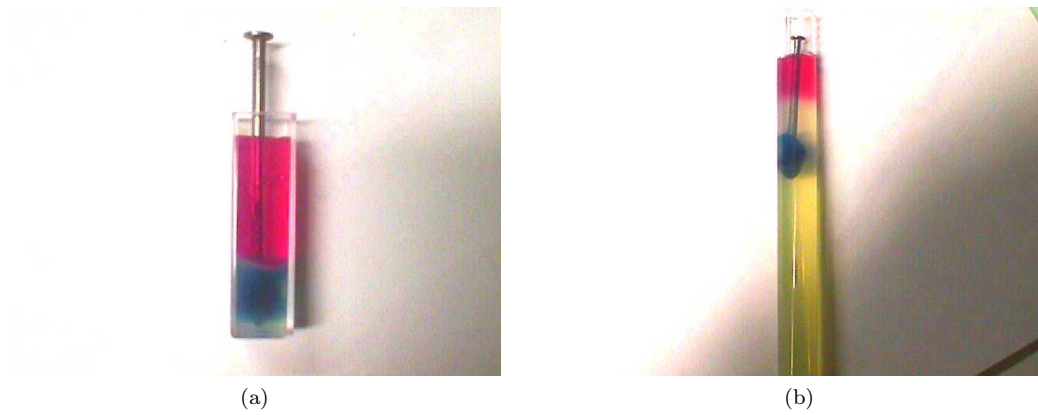


FIGURE 3 – Corrosion d'un clou possédant une zone à l'air libre.

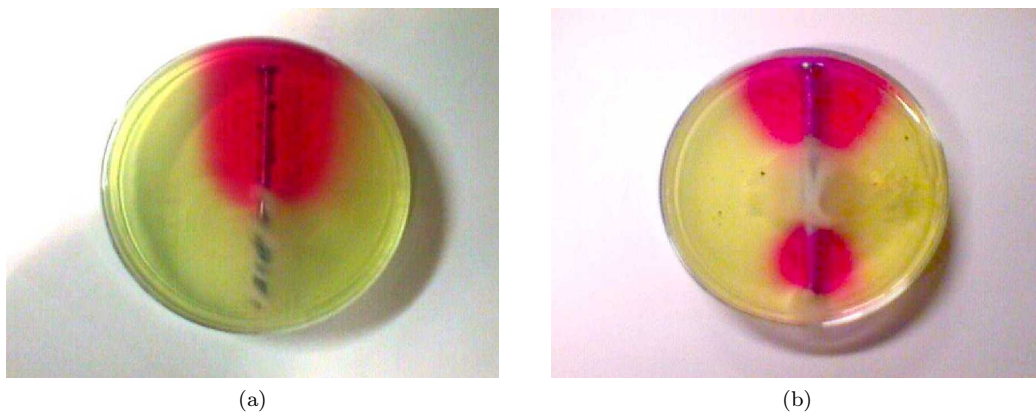


FIGURE 4 – Corrosion d'un clou possédant des zones protégées par un fil de zinc puis une galvanisation (zinc).