

## TP 3.1 : PROTECTION DE LA CORROSION PAR ANODE SACRIFICIELLE

La corrosion du fer ou de l'acier (fer contenant jusqu'à 2 % de carbone) est un problème tant économique que de sécurité, car elle fragilise les structures composées de ces matériaux.



Corrosion d'une plaque d'acier

Cette corrosion est essentiellement due à la présence de dioxygène (dans l'air et en solution dans l'eau), et dans une moindre mesure à l'eau.

Il existe plusieurs mesures de protection contre la corrosion du fer et de l'acier. Lorsque l'acier est liquide, on peut y ajouter du chrome (de 10,5 à 26 %) pour obtenir un acier dit « inoxydable ». On peut également le recouvrir de peinture, de vernis ou d'un autre métal (chromage ou zingage, par exemple), ce qui a pour effet d'empêcher le contact entre le fer et le dioxygène.

Nous allons voir, dans ce TP, une autre méthode de protection, couramment utilisée pour protéger les coques des navires : la protection par anode sacrificielle.

**Objectif**  
Comprendre et mettre en évidence la protection offerte au fer contre la corrosion par une anode « sacrificielle »

**Document 1 : Protection de l'acier par anode sacrificielle**

La protection de l'acier par anode sacrificielle, le plus souvent en zinc, se fait par fixation d'un (ou plusieurs) morceaux de zinc sur la pièce d'acier à protéger, en s'assurant qu'il y ait une bonne conduction électrique entre les deux éléments.



Anodes sacrificielles en zinc sur une coque de bateau

**Document 2 : Oxydation des métaux**

Les éléments métalliques, à l'état métallique, sont susceptibles de s'oxyder (perte d'électrons) en présence d'un oxydant.

Les métaux ne sont cependant pas tous égaux devant ce phénomène. Si certains s'oxydent tellement facilement qu'ils peuvent prendre feu au contact de l'air ou de l'eau (lithium, sodium, potassium), d'autres sont extrêmement difficiles à oxyder (or, argent, plomb). Entre ces extrêmes s'étend l'ensemble des métaux du tableau périodique.

En s'oxydant, la plupart des métaux se recouvre d'une couche solide d'oxyde étanche qui les protège ensuite de l'air et de l'eau, arrêtant là le processus de corrosion (aluminium, cuivre, zinc).

Le fer, élément très courant (5 % en masse de la croûte terrestre), est le métal le plus utilisé dans la vie courante. Malheureusement, il s'oxyde

relativement facilement. À l'air libre en présence d'humidité, il se corrode en formant de la rouille, constituée d'oxydes et d'oxyhydroxydes ferriques hydratés, qu'on peut écrire  $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$  et  $FeO(OH) \cdot nH_2O$  respectivement. La rouille étant un matériau poreux, la réaction d'oxydation peut se propager jusqu'au cœur du métal.

Lors de son oxydation, le fer métallique  $Fe_{(s)}$  commence par être oxydé en ions fer (II)  $Fe^{2+}$  avant que ces ions eux-mêmes, si la quantité d'oxydant le permet, soit oxydés en ion fer (III)  $Fe^{3+}$  qui donne sa couleur caractéristique à la rouille.

**Questions préalables**

Les deux oxydants les plus courants susceptibles d'oxyder le fer sont le dioxygène et l'eau.

- Écrire la demi-équation de réduction de l'eau ( $H_2O_{(l)} / H_2_{(g)}$ ) et la demi-équation de réduction du dioxygène ( $O_{2(g)} / H_2O_{(l)}$ ) en milieu neutre (pas d'ions  $H_3O^+$  parmi les réactifs).



**Expérience préalable**

Pour mettre en évidence la transformation du fer métallique en ion fer (II), nous allons utiliser une solution d'hexacyanoferrate (III) de potassium ( $3 K^+_{(aq)} + [Fe(CN)_6]^{3-}_{(aq)}$ ).

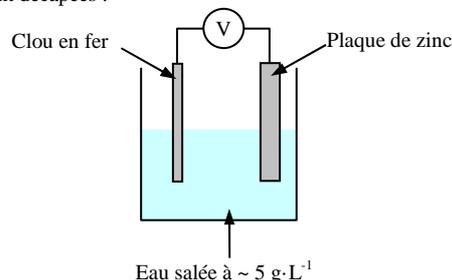
- Dans un tube à essai, verser environ 1 mL de solution de sulfate de fer (II) ( $Fe^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$ ) verser une ou deux gouttes de solution d'hexacyanoferrate (III) de potassium. Qu'observe-t-on ? Conclure quant à l'intérêt de ce test chimique.

Ce test met en évidence les ions fer (II) même en faible concentration \_\_\_\_\_

### I. MÉTAUX DANS DE L'EAU SALÉE

**Réalisation d'une « quasi-pile » Fer - zinc**

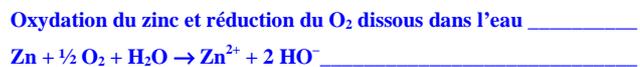
- Réaliser le montage ci-dessous avec des plaques de fer et de zinc fraîchement décapées :



Que peut-on déduire de cette expérience ? (Deux déductions attendues).

- Il y a transfert d'électrons entre les deux métaux \_\_\_\_\_
- Le zinc donne des  $e^-$  au fer \_\_\_\_\_

Quelle pourrait être la réaction globale de ce qui se passe au cours de cette expérience ?



**Réalisation d'une « quasi-pile » Fer - cuivre**

- Refaire l'expérience en remplaçant la plaque de zinc par une plaque de cuivre.

- Répondre aux mêmes questions.
- Il y a transfert d'électrons entre les deux métaux \_\_\_\_\_
- Le fer donne des  $e^-$  au cuivre \_\_\_\_\_

**Conclusion**

Conclure cette première partie.

**Si on associe contact électrique du zinc et du fer, le zinc protège le fer. Si on associe du cuivre au fer, c'est le fer qui protège le cuivre. \_**

**Si on veut protéger du fer, il faut l'associer à un métal qui s'oxyde plus facilement. \_\_\_\_\_**

---

## **II. PRINCIPE DE L'ANODE SACRIFICIELLE**

---

- Décaper 3 clous en acier
- Établir un contact solide entre un clou et un morceau de zinc. Faire de même avec un deuxième clou et un fil de cuivre.
- Placer ces trois clous dans une boîte de Pétri et recouvrir de l'électrolyte gel tiède. Cet électrolyte est une solution d'eau salée gélifiée contenant un peu d'hexacyanoferrate (III) de potassium et de phénolphthaléine (indicateur colorée qui rosit à un pH supérieur à 8).
- Attendre quelques minutes. Observer.

### **SYNTHÈSE**

À partir de vos observations, expliquer le principe de fonctionnement d'une anode sacrificielle de zinc placée sur un morceau d'acier. Une équation-bilan est attendue. Justifier qu'une anode sacrificielle ne peut être faite en n'importe quel métal.