

## 1. But

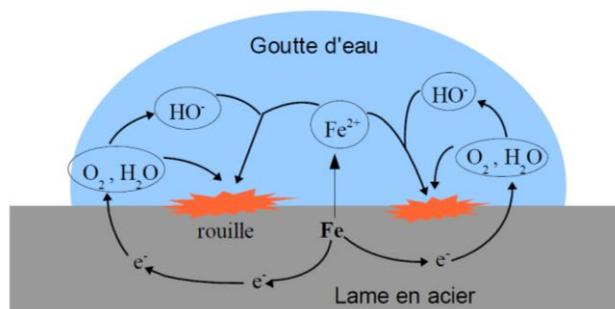
Illustrer le rôle des différents facteurs agissant sur la corrosion des métaux et le vieillissement des matériaux. Prévoir différents moyens de protection et vérifier expérimentalement leur efficacité.

## 2. Le phénomène de corrosion du fer

La **corrosion** désigne l'ensemble des phénomènes par lesquels un métal ou un alliage métallique tend à s'oxyder sous l'influence de réactifs gazeux ou en solution. Elle est dite **sèche** lorsque les agents oxydants ne sont pas en solution; elle est dite **humide**, dans le cas contraire. Ce phénomène pose de graves problèmes tant sur le plan économique qu'industriel; le cas du fer est assez significatif, il s'agit en effet du métal le plus utilisé dans l'industrie sous forme de fontes ou d'aciers. A part des aciers spéciaux, dit inoxydables, tous les composés du fer sont corrodés. Les pertes occasionnées en France par la corrosion des aciers sont estimées à plus de un milliard d'euros par an et on estime à l'heure actuelle que 20% de la production annuelle d'acier sert à remplacer les installations corrodées.

On s'intéressera au principe de la corrosion humide. Sous l'action conjuguée du **dioxygène** de l'air, de l'humidité, des impuretés du métal et des substances polluantes de l'atmosphère, l'acier et les métaux ferreux en général se recouvrent d'une couche poreuse de couleur rouge-brun. Celle-ci a une composition complexe mal définie. Tout au plus peut-on dire que l'oxyde de fer (III) ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) en est le constituant principal.

La couche de rouille qui se forme étant poreuse, l'attaque de fer se poursuit en profondeur jusqu'à détérioration total du métal. On peut modéliser le principe de la corrosion à l'aide du schéma ci-dessous:



La formation de la rouille s'effectue essentiellement en trois étapes:

- Formation des ions Ferreux ( $\text{Fe}^{2+}$ ) et hydroxydes ( $\text{HO}^-$ ) qui réagissent pour former un précipité d'hydroxyde de fer (II):  $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$ .

- Ce précipité est ensuite rapidement oxydé par le dioxygène dissous en hydroxyde de fer (III):  $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$ .

- L'hydroxyde de fer (III) se transforme spontanément en rouille ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ).

- ① A quelle catégorie de réaction appartient la corrosion ?
- ② Quelle différence existe-t-il entre une corrosion sèche et une corrosion humide ?
- ③ Sous quelles formes est utilisé le fer ?
- ④ Quel est le principal constituant de la rouille ? (Nom et formule)
- ⑤ Quelle est la particularité de la couche de rouille ? Quelle en est la conséquence ?
- ⑥ Quels sont les réactifs au cours de la première étape de la formation de rouille (formation des ions ferreux et hydroxydes) ?
- ⑦ Quels sont les hydroxydes formés au cours de la formation de rouille ? (Nom et formule)

## 3. Mise en évidence du phénomène de corrosion

### 3.1 Identifications d'ions présents au cours de la corrosion

Pour compléter le tableau ci-dessous, réaliser les expériences permettant d'identifier les ions proposés.

Réactif	phénolphtaléine	Hexacyanoferrate III de potassium	Hexacyanoferrate III de potassium
Ion à identifier	<b>Ion hydroxyde</b> (solution hydroxyde de sodium)	<b>Ion fer (II)</b> (solution sulfate de fer II)	<b>Ion zinc (II)</b> (solution sulfate de zinc)
Formule ion à identifier			
Observation			

### 3.2 Corrosion du fer

On prépare, au bureau, un litre d'une solution corrosive. Elle contient du chlorure de sodium NaCl à 25 g/L, de l'agar-agar (gélifiant) à 10 g/L, de l'hexacyanoferrate de potassium  $K_3[Fe(CN)_6]$  à 1 g/L et quelques millilitres de phénolphtaléine.

Placer dans la boîte de Pétri, un clou décapé, un clou décapé sur lequel on place un morceau de cuivre et un clou décapé sur lequel on place un morceau de zinc. Puis verser délicatement quelques mL de solution chaude préparée précédemment pour recouvrir totalement les clous et on laisse gélifier quelques minutes.

Les couples oxydant/réducteur mis en jeu sont :  $O_2(g) / HO^-(aq)$  ;  $Fe^{2+}(aq) / Fe(s)$  ;  $Zn^{2+}(aq) / Zn(s)$

① Noter les observations pour le clou décapé et en déduire les différents ions formés sur chaque partie du clou.

② Ecrire les demi-équations électroniques traduisant les transformations observées dans les différentes parties du clou et en déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction modélisant la transformation chimique se produisant à la surface du clou

③ Noter les observations pour le clou décapé sur lequel on place un morceau de zinc et en déduire les différents ions formés sur chaque partie du clou.

④ Ecrire les demi-équations électroniques traduisant les transformations observées dans les différentes parties du clou et en déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction modélisant la transformation chimique se produisant à la surface du clou.

⑤ Quel est le rôle du zinc

⑥ Le cuivre permet-il de protéger le fer ? Justifier.

### 4. Protection du fer contre la corrosion

① On souhaite recouvrir partiellement un clou par une couche de zinc. On utilise un procédé appelé électrolyse. Peser la lame de zinc et noter la masse  $m_1$ .

② Réaliser le montage en plaçant un clou et une lame de zinc dans un bécher contenant une solution de sulfate de zinc de concentration  $0,25 \text{ mol.L}^{-1}$ . Puis brancher un générateur et un ampèremètre et régler le courant à 0,3 A. (Relier la lame de zinc à la borne positive du générateur). Maintenir l'intensité du courant voisin de 0,3 A pendant 15 min. Faire le schéma du montage

③ Sécher la lame de zinc. Peser la lame de zinc en fin d'expérience et noter la masse  $m_2$ . En déduire la masse  $m$  de zinc disparu.

④ Indiquer le sens du courant et le sens de parcours des électrons sur le schéma précédent.

⑤ Indiquer, sur le schéma, la position de la cathode et celle de l'anode.

⑥ Noter les observations puis en déduire l'équation de la réaction à la lame de zinc (anode).

⑦ Noter les observations puis en déduire l'équation de la réaction au clou en fer (cathode).

⑧ Déterminer théoriquement la masse de zinc qui s'est transformée à l'anode.

$F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$  et  $M(\text{Zn}) = 65,4 \text{ g.mol}^{-1}$ .

⑨ Comparer ce résultat à la valeur expérimentale. Calculer l'écart relatif.