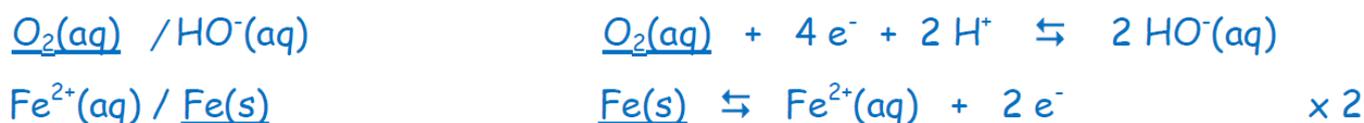


## Corrosion du fer

### 1. Transformations chimiques mises en jeu lors de la corrosion du fer

Les réactifs qui interviennent dans la formation de la rouille sont le fer, l'eau et l'air (dioxygène gazeux puis aqueux).

Equation de réaction entre le fer et le dioxygène dissous :



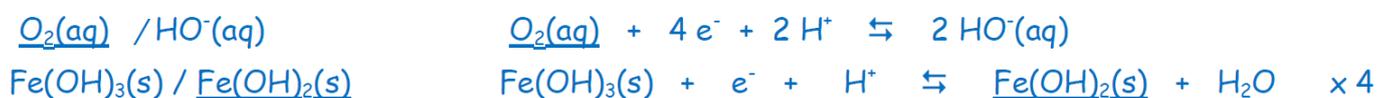
En milieu basique :



Les ions fer II et hydroxyde formés conduisent à la formation d'un précipité d'hydroxyde de fer (II) :



Ce précipité d'hydroxyde de fer (II) réagit ensuite avec le dioxygène dissous pour donner un précipité d'hydroxyde de fer (III) :



En milieu basique :



Equation de formation, à partir de l'hydroxyde de fer III, de la « rouille » (produit de corrosion complexe dont l'oxyde de fer (III) (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) est le constituant principal) :



Bilan corrosion du fer :



La formation de rouille, terme ultime de la destruction du réseau cristallin du fer, n'est possible que si le fer est en contact avec un milieu oxydant.

Une des techniques de protection consiste donc à recouvrir le fer par un revêtement protecteur métallique.

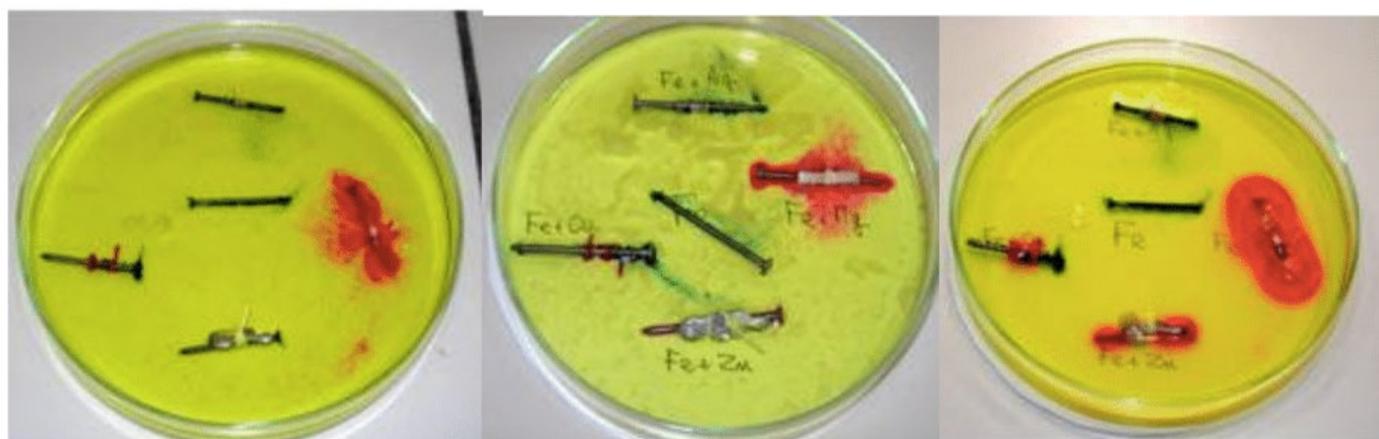
## 2. Protection contre la corrosion du fer

Protocole de la mise en évidence de la protection du fer par différents métaux :

Chauffer quelques minutes 100 mL d'eau salée et 1 g d'agar-agar (gélifiant) dans un bécher. Ajouter 1 mL de phénolphthaléine et 1 mL d'hexacyanoferrate (III) de potassium à 1% dans la solution oxydante.

Dans une boîte de Pétri, placer cinq clous en fer : clou seul, les 4 autres clous sont entourés respectivement d'un tortilla de cuivre, de zinc, d'argent ou de magnésium.

Recouvrir avec la solution et laisser gélifier.



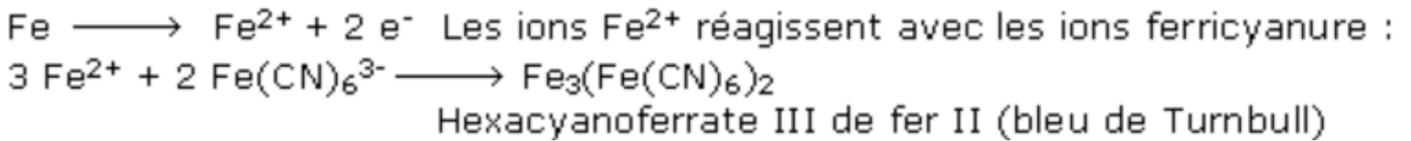
Après 5 minutes

Après 15 minutes

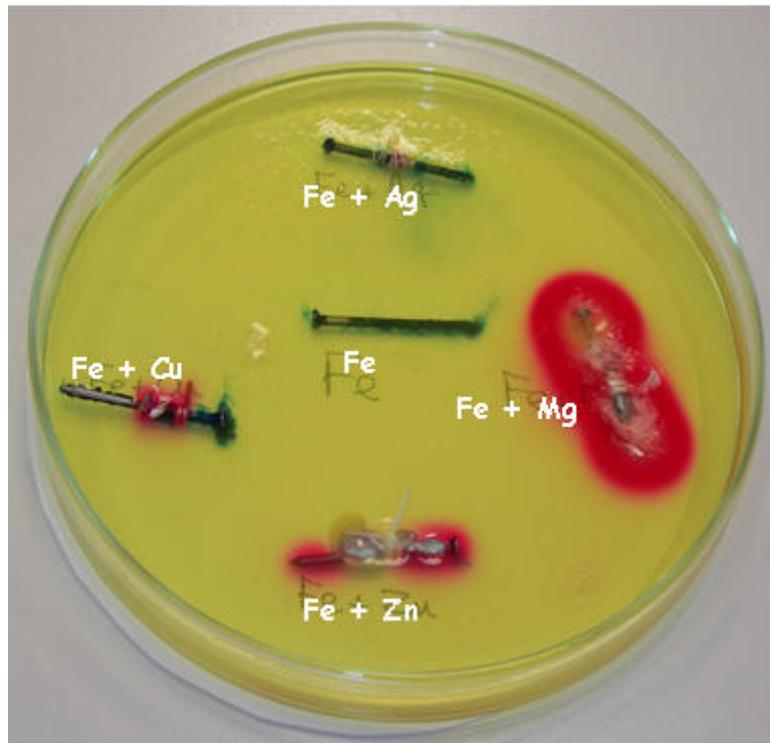
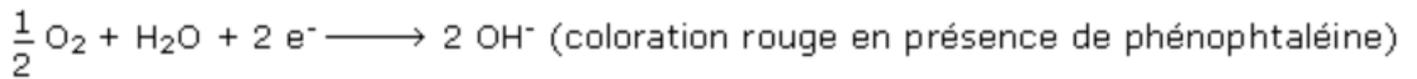
Après 1 heure

Clou en Fer : coloration verte  
 Clou en Fer + Mg : colorations rose + blanche  
 Clou en Fer + Zn : colorations rose + blanche  
 Clou en Fer + Cu : colorations rose + verte  
 Clou en Fer + Ag : coloration verte

Les zones d'oxydation sont colorées en bleu. (Oxydation du fer)



Les zones de réduction sont colorées en rouge. (Réduction du dioxygène dissout)



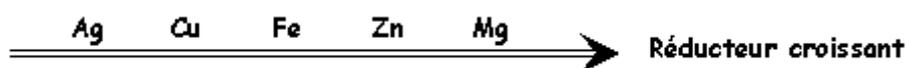
Conclusion :

Le fer n'est pas oxydé quand il est en contact avec Zn ou Mg (pas de bleu caractéristique de  $\text{Fe}^{2+}$ ). Le rose montre qu' $\text{O}_2$  est réduit sur Zn ou Mg.

On voit des précipités blancs qui correspondent aux réactions :  $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{HO}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2$  et  $\text{Mg}^{2+} + 2 \text{HO}^- = \text{Mg}(\text{OH})_2$ .

Le fer est oxydé quand il est en contact avec Ag ou Cu puisqu'on voit du bleu.

Pour protéger le fer, il faut donc prendre un métal plus réducteur :



Ainsi un clou galvanisé (clou en acier protégé par une couche de zinc) plongé dans la solution oxydante ne montre aucune coloration bleue ou rose.

On observe un voile blanc tout autour correspondant au précipité de  $Zn(OH)_2$  :



Alors qu'un clou en fer décapé et plongé dans la solution oxydante présente bien deux zones : une coloration bleue et une coloration rose.



La coloration rose indique la présence d'ions  $HO^-$ .

La coloration bleue indique la présence d'ions  $Fe^{2+}$

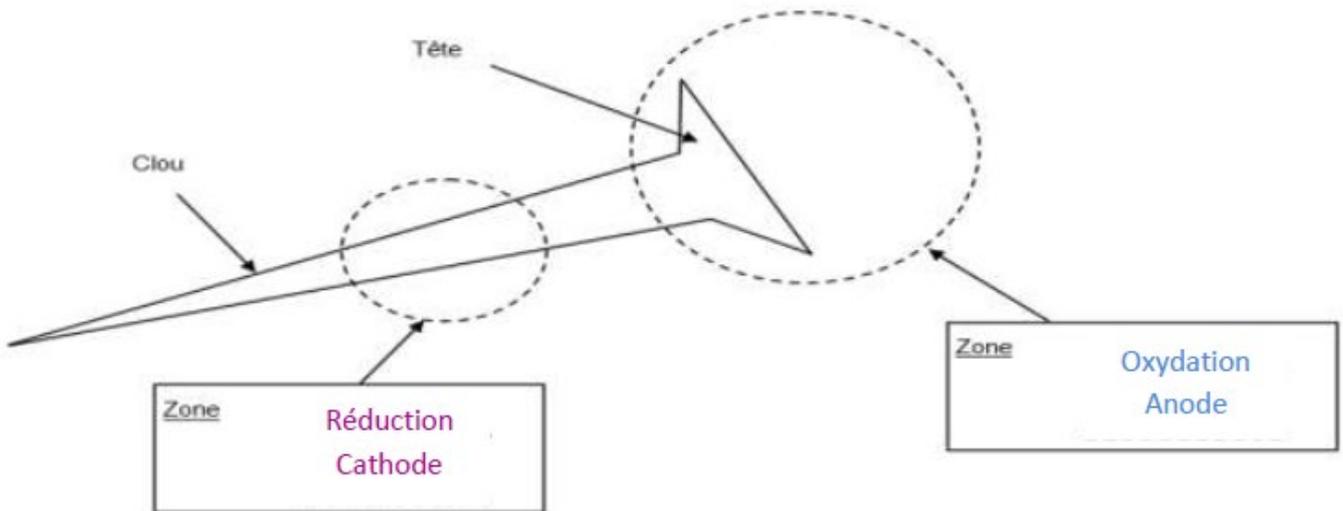
Donc pour le clou décapé, il y a formation d'ions  $Fe^{2+}$  et d'ion  $HO^-$ . Le clou est corrodé, le fer est oxydé en ion  $Fe^{2+}$ .

Pour le clou recouvert de zinc, la présence du voile blanc indique la présence d'ions  $Zn^{2+}$ . Le fer n'est pas corrodé, le zinc est détruit à la place du fer.

Le zinc protège donc le fer.

#### Remarque :

La zone colorée en bleu peut être au centre ou aux extrémités du clou décapé. En effet, l'usinage du clou engendre des microfissures à sa surface et donc l'oxydation débute à un point d'usinage qui aura un défaut, donc soit au centre soit sur la tête du clou.



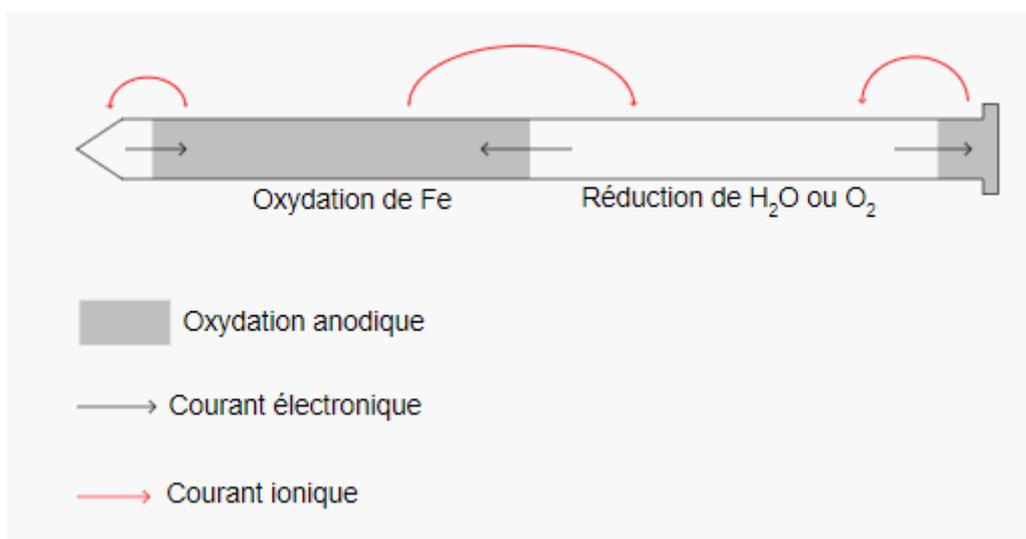
L'oxydation du fer et la réduction, de l'eau ou de l'oxygène, peuvent avoir lieu sur des zones différentes du clou.

On parle dans ce cas de corrosion différentielle. Il se forme une pile de corrosion, constituée d'une zone d'oxydation anodique bien distincte à l'échelle macroscopique de la zone de réduction cathodique.

Le courant électrique circule entre ces deux zones, par voie électronique dans le métal, par voie ionique dans le milieu aqueux.

Certaines zones, par exemple la tête du clou, sont sujettes préférentiellement à l'oxydation du métal, en raison de différences de microstructure du métal ou bien de différences dans le milieu aqueux.

La corrosion différentielle est favorisée dans un milieu aqueux très conducteur, par exemple l'eau de mer.

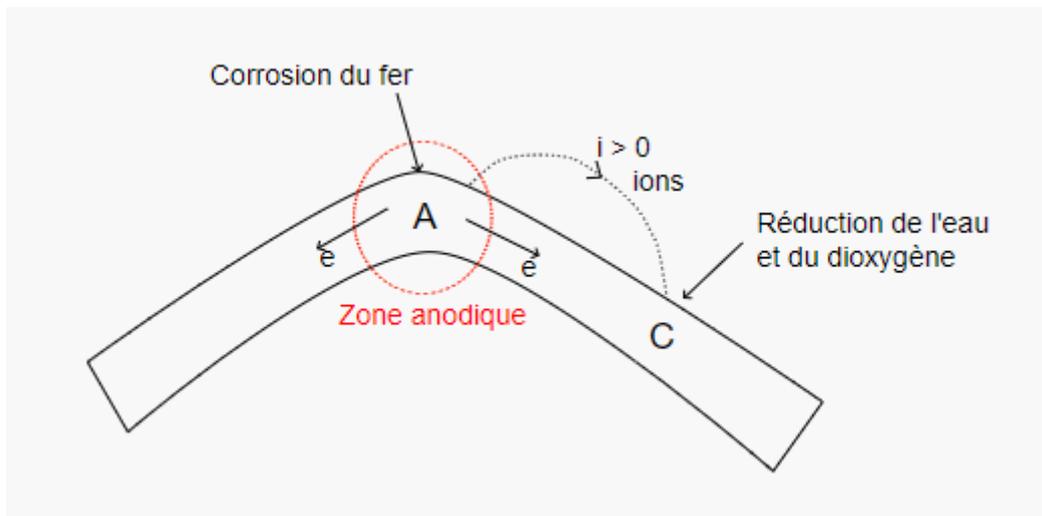


Les zones ayant subi de fortes contraintes mécaniques (zones d'écrasement) subissent plus facilement une corrosion que le reste de la pièce. En effet, celles-ci peuvent avoir une structure microscopique différente qui modifie le potentiel d'oxydoréduction de la surface. Il se forme alors une pile, appelée pile de corrosion, dont l'anode est constituée par ces zones.

C'est ce que l'on observe avec un clou tordu plongé dans la solution oxydante :



L'oxydation du fer se fait sur la zone ayant subi la déformation, la réduction de l'eau (ou du dioxygène) se fait sur le reste du clou.



Entre les zones anodiques et cathodiques, il y a d'une part un courant électronique dans le métal, d'autre part un courant ionique dans le milieu.

Ce phénomène est donc d'autant plus efficace que le milieu est conducteur. Dans l'eau de mer, la corrosion différentielle se fait très facilement. La corrosion est alors localisée, ce qui est bien plus nocif qu'une corrosion uniforme, car la tenue mécanique de la pièce peut être très vite réduite aux endroits de la corrosion.