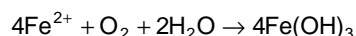


Corrosion accélérée du fer par couplage électrochimique fer-cuivre

Un métal M est corrodé dès que sa concentration dissous dans l'eau dépasse $10^{-6} \text{ mole.l}^{-1}$

Par exemple, dans le cas de la formation de la rouille Fe(OH)_3 , les équilibres qui conduisent à la corrosion du fer sont les suivants:

- ◆ Le fer est d'abord oxydé en milieu acide par H^+ (l'eau naturelle à un pH voisin de 6): $\text{Fe} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$
- ◆ Puis l'oxygène dissous dans l'eau oxyde le fer (+II) en fer (+III) car $E^0_{(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O})} = 1.23 \text{ Volt}$:



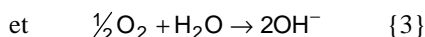
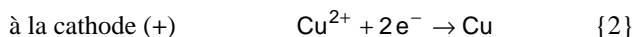
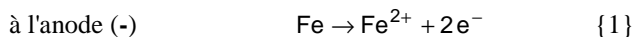
La formation de la rouille passe donc par la formation de Fe^{2+} .

Dans le cas de l'association des métaux comme le fer et le cuivre (boulon ou vis de cuivre fixé sur une plaque de fer), la formation de rouille se trouve accélérée car on fabrique une pile en les mettant en contact (comme le montrent les valeurs des potentiels standards des 2 métaux:

$$E^0_{(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})} = -0.44 \text{ Volt} \quad \text{pôle -}$$

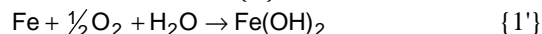
$$E^0_{(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})} = 0.34 \text{ Volt} \quad \text{pôle +}$$

La formation de Fe^{2+} est assurée par un transfert électronique vers le cuivre :

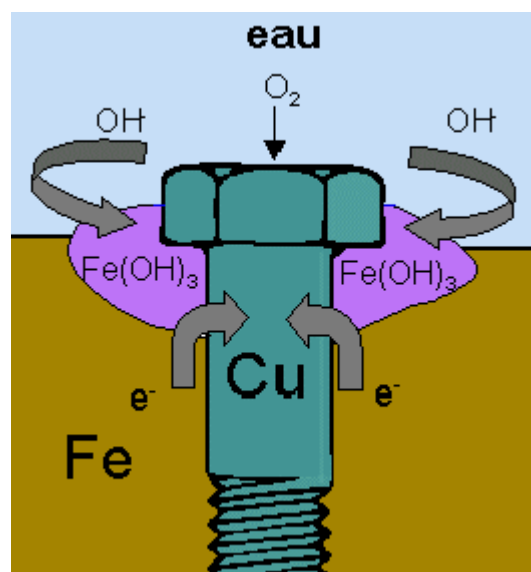
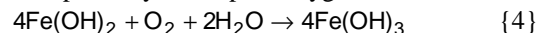


- ◆ La réaction {2} élimine les traces de corrosion du cuivre qui reste donc intact.

- ◆ Cependant la réaction {1} devient la réaction :



et se poursuit par l'oxydation par l'oxygène de l'air :



Comme la rouille formée est poreuse, l'attaque se poursuit; la capture par le cuivre des électrons libérés par l'oxydation du fer en fer(II) accélère le processus en favorisant la formation de Fe^{2+} .

Il faut donc proscrire les associations fer - cuivre dans les matériaux exposés à un milieu non protégé

(il y a toujours des traces de vapeur d'eau).