

Chapitre 3 : La corrosion humide

I. Généralités

1. Définition

Définition :

La corrosion d'un métal est le phénomène électrochimique par lequel ce métal M est oxydé à l'état d'ion métallique M^{n+} :

Remarques :

- Pour que la corrosion se produise, il faut la présence d'un oxydant Ox :
- La réaction de corrosion est donc :
- La corrosion étudiée est celle d'un métal au contact d'une solution aqueuse. On parle alors de **corrosion humide**.
- La corrosion est un phénomène naturel contre lequel il faut lutter. Les dégradations qu'elle provoque s'élèvent à quelques dizaines de milliards d'euros à l'échelle de la planète.

2. Facteurs influençant la corrosion

Il existe deux types de facteurs :

- **Les facteurs extérieurs :**
 - L'air oxydant (présence de O_2 , CO_2)
 - Humidité de l'air (présence de H_2O)
 - Pluie (présence de H_2O , H^+)
 - Eau saline (présence de H_2O , sels tels que $NaCl$)
- **Les facteurs liés au matériau :**
 - Hétérogénéité de la surface (présence de défauts, rayures, différences de température)
 - Hétérogénéité de composition (impuretés, soudure, alliage)
 - Hétérogénéité de concentration du milieu au contact avec le métal

3. Deux types de corrosion

Définition :

La corrosion est **uniforme** lorsque l'intégralité de la surface du métal est attaquée de façon homogène. Il y a un transfert direct d'électrons du réducteur (le métal) vers l'oxydant (l'eau, le dioxygène dissous). Il n'y a pas de circulation d'électrons au sein du métal.

Remarques :

- Situation rare
- La surface du métal et le mélange réactionnel à son contact doivent être parfaitement homogènes

Définition :

La corrosion est **différentielle** lorsque le métal est attaqué différemment en deux zones. Il existe une circulation d'électrons dans le métal entre ces deux zones.

Remarques :

- Pour que cette corrosion se produise, il faut une hétérogénéité :
 - Jonction entre deux métaux
 - Gradient de concentration en espèce oxydante
 - Gradient de température
 - Zone fragilisée par des contraintes mécaniques
- La corrosion différentielle est due à l'existence de micropiles de corrosion. Les deux zones constituent des électrodes. Il y a conduction électronique dans le métal et conduction ionique dans la solution. Il y a :
 - Oxydation anodique : c'est l'oxydation du métal et donc la zone de corrosion
 - Réduction cathodique : réduction des agents oxydants

II. La corrosion uniforme

1. Principe de l'étude

Critère :

On considère que le métal subit un phénomène de corrosion lorsqu'il donne naissance à des substances solubles en concentration supérieure à

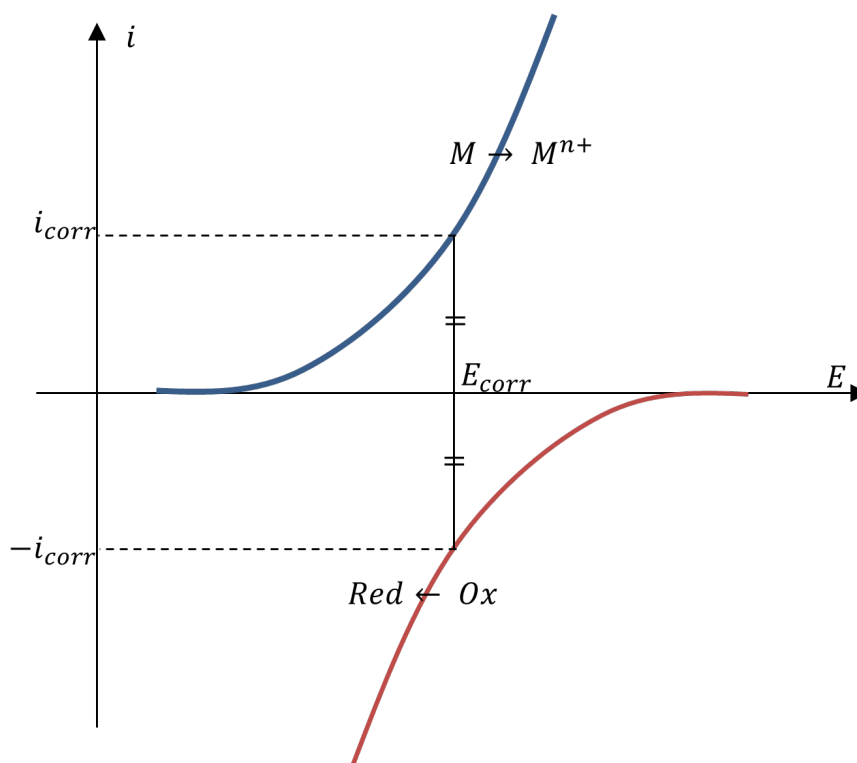
L'étude se divise en deux parties :

- **L'étude thermodynamique** : on trace le diagramme $E - pH$ du métal dans les conditions suivantes :

- La concentration du tracé est prise à $c_0 = 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$.
- Les phases condensées (hydroxydes, oxydes, ...) sont les plus stables et assurent une protection du métal.

Trois domaines vont apparaître sur ce diagramme :

- **Le domaine de la corrosion :**
 - **Le domaine d'immunité :**
 - **Le domaine de passivité :**
- **L'étude cinétique :** elle se fait à l'aide du tracé de la courbe intensité-potentiel. Dans le cas où la corrosion uniforme se produit, c'est un phénomène spontané pour lequel il n'y a pas de circulation d'électrons dans le métal. L'échange d'électrons se fait à la surface de ce dernier. Le phénomène de corrosion est caractérisé par un potentiel de corrosion E_{corr} et par un courant de corrosion i_{corr} . Le potentiel de corrosion correspond au potentiel mixte des deux couples M^{n+}/M et Ox/Red .



Remarque :

La corrosion uniforme peut être due à l'oxydation du métal par l'eau ou par le dioxygène dissout dans l'eau. Les couples à considérer sont O_2/H_2O et H_2O/H_2