

# LC25 : Corrosion humide des métaux

Louis Heitz et Vincent Brémaud

# Sommaire

<b>Extrait du bulletin officiel</b>	<b>3</b>
<b>Bibliographie</b>	<b>3</b>
<b>Introduction</b>	<b>4</b>
<b>I Le phénomène de corrosion</b>	<b>4</b>
I.1 Définition . . . . .	4
I.2 Aspect thermodynamique . . . . .	4
I.3 Aspect cinétique . . . . .	5
<b>II La corrosion localisée</b>	<b>5</b>
II.1 Corrosion galvanique . . . . .	5
II.2 Corrosion différentielle . . . . .	5
<b>III Techniques de protection</b>	<b>6</b>
III.1 Anode sacrificielle . . . . .	6
III.2 Passivation . . . . .	6
<b>Conclusion</b>	<b>6</b>
<b>A Commentaires et questions</b>	<b>6</b>
<b>B Liste matériel</b>	<b>6</b>

Le code couleur utilisé dans ce document est le suivant :

- → Pour des éléments de correction / des questions posées par le correcteur
- Pour les renvois vers la bibliographie
- *Pour des remarques diverses des auteurs*
- ⚠ Pour des points particulièrement délicats, des erreurs à ne pas commettre
- Pour des liens cliquables
- ✂ Pour les manipulations

Extrait du bulletin officiel

## Bibliographie

[Article wiki sur la rouille](#) [Site cool](#)

# Introduction

Niveau : CPGE

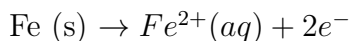
PR :

## I Le phénomène de corrosion

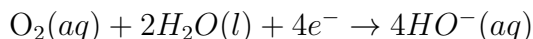
### I.1 Définition

La corrosion d'un métal est l'oxydation de cet élément à l'état d'ion métallique. Ici on s'intéresse à cette réaction en milieu aqueux : corrosion *humide* **Grécias, Tec & Doc**.

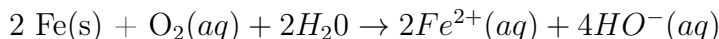
Exemple, corrosion du fer dans l'eau :



L'oxydant est ici le dioxygène dissout dans l'eau, soit :



En éliminant les électrons :



Dans ce cas, on parle de corrosion *uniforme* : tout le métal est oxydé de la même façon.

Par définition, on dit qu'il y a corrosion du métal lorsque la concentration en ses ions dépasse  $10^{-6} \text{mol L}^{-1}$ .

Mais à quelle condition une telle réaction est possible ?  $\rightarrow$  Thermodynamique

### I.2 Aspect thermodynamique

Reprenons l'exemple précédent, de l'oxydation du fer par l'oxygène dissout dans l'eau. On déjà vu que l'outil pour prédire les réactions en oxydo-réduction ce sont les diagrammes E-pH.

Intéressons nous au diagramme du fer, on prend comme convention de tracé  $C = 10^{-6} \text{M}$ .

**△ diapo**

Pour que la corrosion soit favorisée thermodynamiquement, il faut que les domaines du fer et de l'oxydant soient disjoints. On peut distinguer trois zones de potentiel et de pH dans le diagramme :

[1] Zone d'immunité : zone où Fe est stable

- Zone de corrosion : zones où Fe (II) Fe(III) sont stables
- Zone de passivation : zones où des oxydes de fer sont stables

Zone de passivation : si on forme une couche d'oxyde, adhérente et imperméable à l'oxydant, alors on arrête la corrosion : l'oxydant et le métal ne sont plus en contact.

△ **Diapo, autre exemple où oxyde est friable -> domaine de corrosion aussi**

✂ **Pb dans HCl**

Mais on voit ici que la thermo n'est pas la seule à devoir être prise en compte, on doit aussi faire attention à la cinétique → intensité potentiel.

### I.3 Aspect cinétique

Retour sur expérience. Existence d'une surtension pour  $H_2O/H_2$ , on parle d'immunité cinétique.

△ **Diapo intensité potentiel** De +, on voit l'influence du pH : plus pH est faible plus l'eau est oxydante, donc pH faible → plus de corrosion.

Transition : Mais en pratique, il arrive que la corrosion soit localisée, △ **exemple sur diapo**. Comment comprendre cela ? Il faut prendre en compte des inhomogénéités qui vont créer une différence de potentiel.

## II La corrosion localisée

### II.1 Corrosion galvanique

Définition : lorsqu'on met deux métaux en contact, le plus réducteur sera oxydé par le milieu, l'autre restera tel quel. On parle de pile de corrosion. Par exemple, lorsqu'on met en contact du fer et du zinc dans une solution acide, on observe un courant de corrosion. Comment le quantifier ?

✂ **Diagramme d'Evans**

*Au début, rien ne se passe : électrodes non liées. Puis on est hors équilibre, on a une résistance, on a  $U=RI$  + égalité des courants qui impose où on se place sur le diagramme  $i/E$*

### II.2 Corrosion différentielle

En surface il y a plus de dioxygène, donc potentiel plus élevé. Pour tendre à l'équilibre, il faut diminuer le potentiel en surface et augmenter le potentiel en profondeur : on crée  $Fe^{2+}$  en profondeur et on réduit  $O_2$  en surface !

On force hors équilibre car il y a un apport de  $O_2$  constant.

△ **Diapo crevasse**

Transition : Comment s'en affranchir ?

## III Techniques de protection

### III.1 Anode sacrificielle

On place un métal avec un potentiel standard plus faible que le potentiel standard de l'espèce à protéger. Il se fera oxyder préférentiellement (thermodynamique). Dans le cas du zinc, il y aura aussi un autre effet : la surtension pour l'eau est plus faible sur le fer que sur le zinc, donc le courant généré sera plus important pour zinc/fer que pour le zinc tout seul dans l'eau.

### III.2 Passivation

Déjà vu, couche d'oxyde qui se forme et qui empêche le contact avec l'oxydant.

## Conclusion

### A Commentaires et questions

### B Liste matériel

✂ Manips :