

Matériaux

Chapitre 5 : Corrosion et protection

I) Nature de la corrosion

1) Définition

Corrosion : oxydation d'un métal sous forme d'ions métalliques.

Cela nécessite la présence d'un oxydant :

- Un gaz : corrosion sèche
- Eau : corrosion humide

Elle dépend du matériau, de l'état de surface et de l'environnement.

2) Corrosion uniforme ou différentielle

Corrosion uniforme

Toute la surface du métal est attaquée de la même façon.

La corrosion est dite **chimique**.

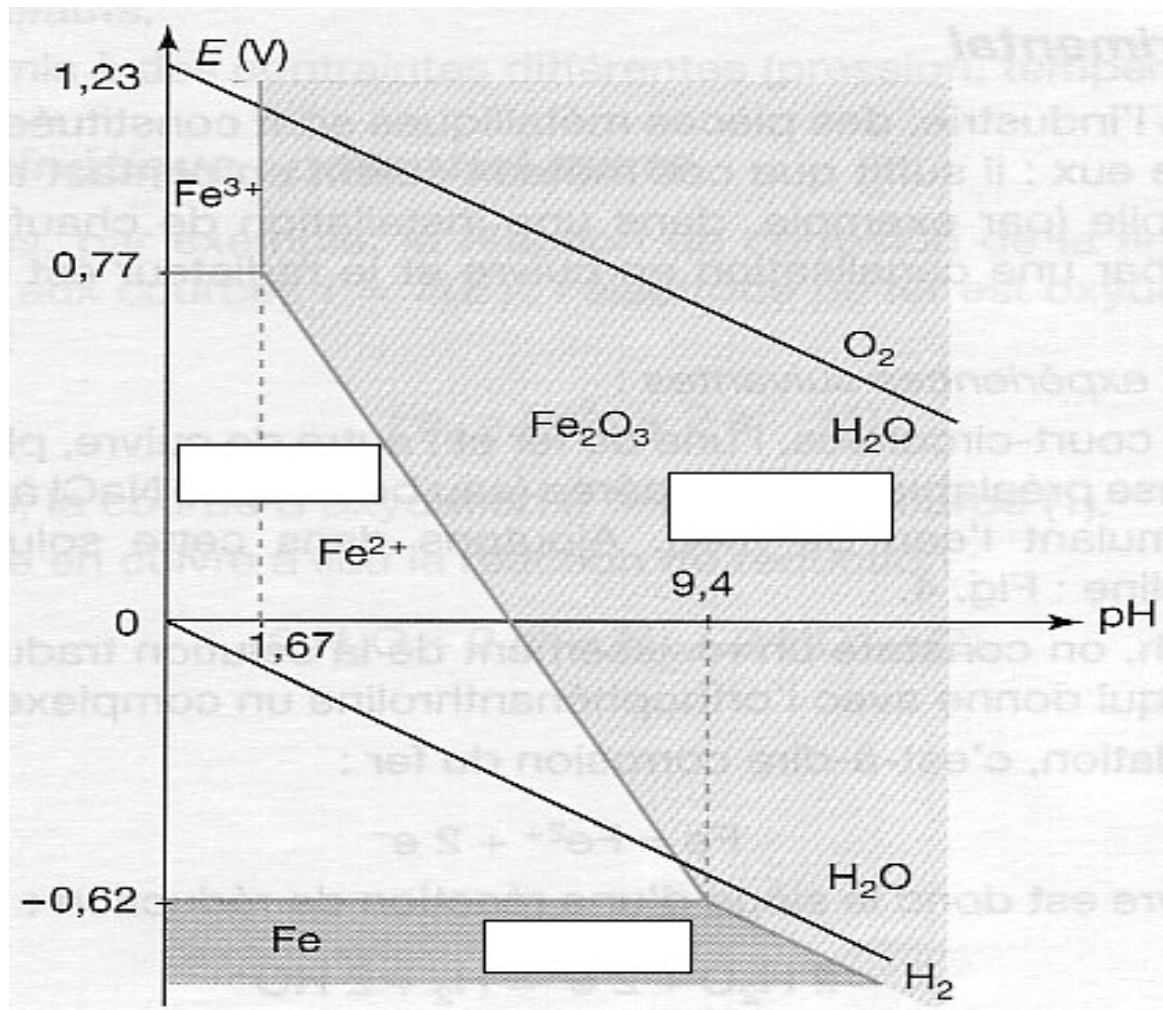
Corrosion différentielle

L'attaque s'exerce de façon différente en deux zones de la surface du métal. Il y a **circulation d'électrons au sein du métal** pour relier ces deux zones.

Cette corrosion est dite **électrochimique**.

II) Etude thermodynamique : E-pH de corrosion

On fixe souvent $C_T = 10^{-6}$ mol/L



III) Etude cinétique

1) Formation de piles composées de métaux différents

$$E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$$

$$E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = - 0,44 \text{ V}$$

2) Vitesse de corrosion

Loi de Tafel

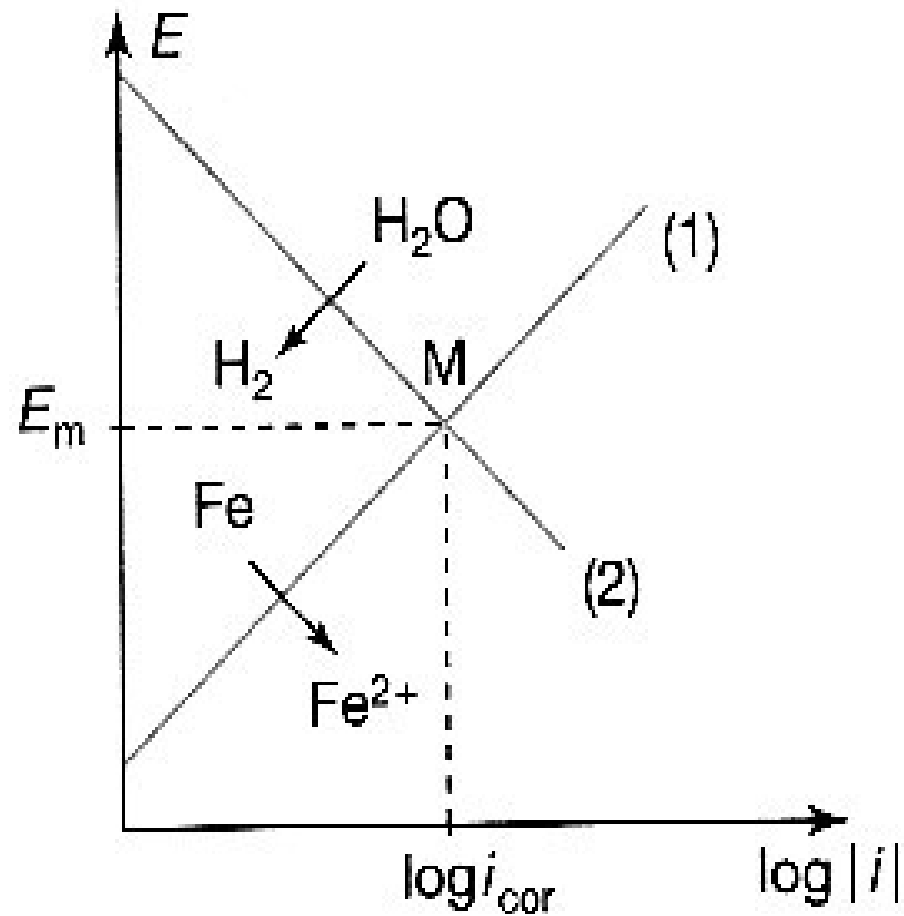
$i=f(E) \rightarrow$ branches d'exponentielles

$$i = Ae^{BE}$$

Donc :

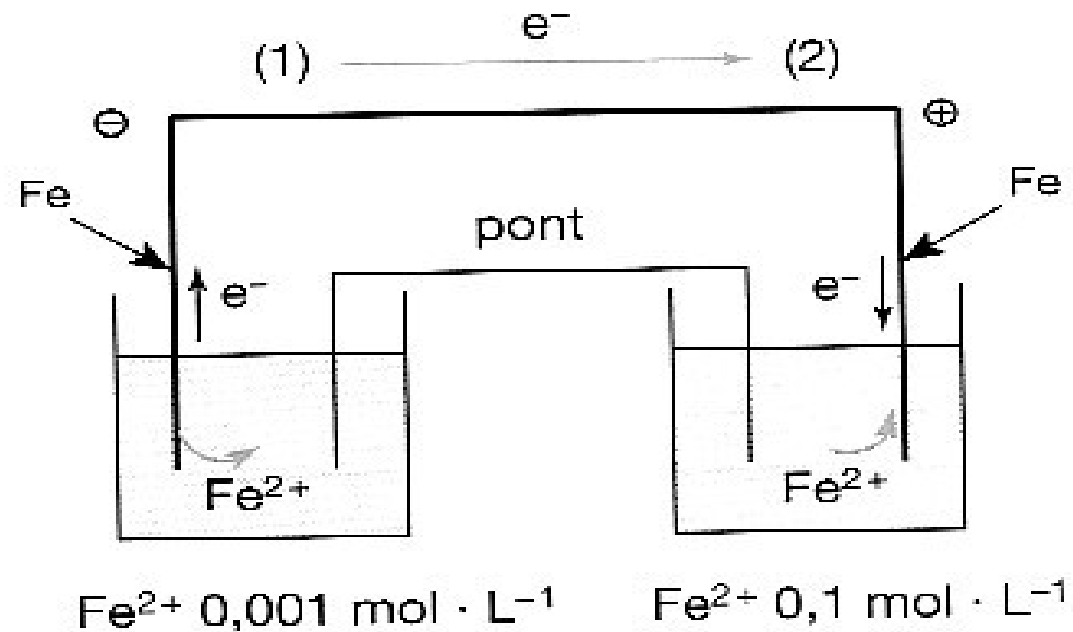
$$E = a + b \log|i|$$

Diagramme d'Evans

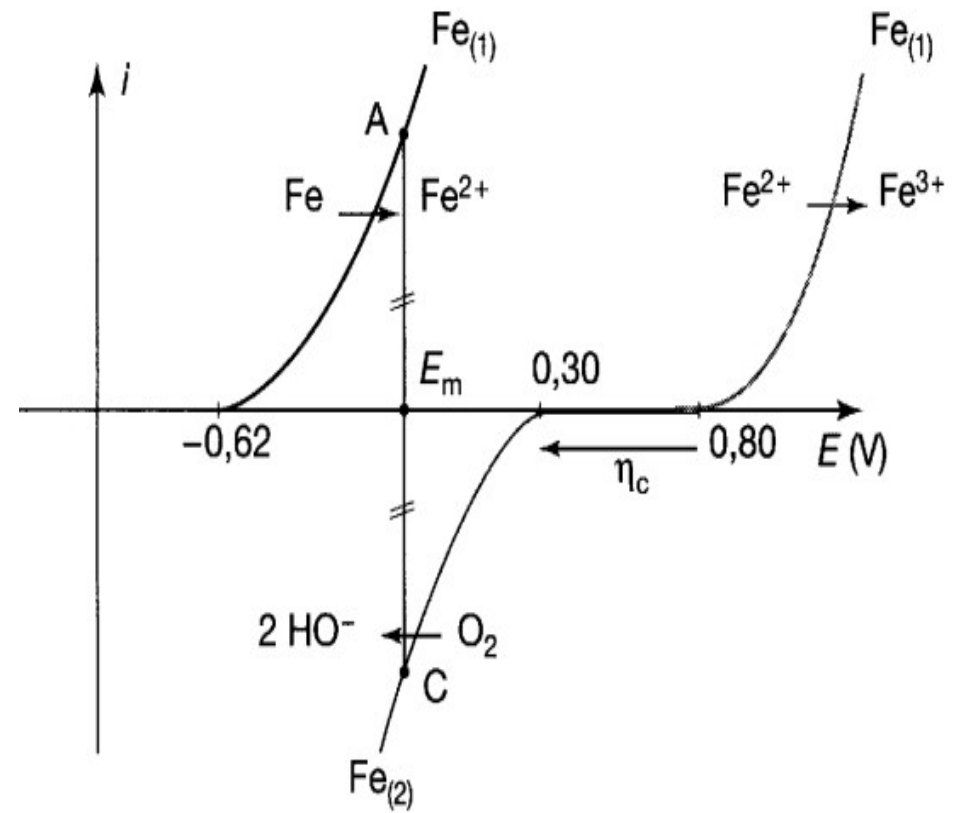
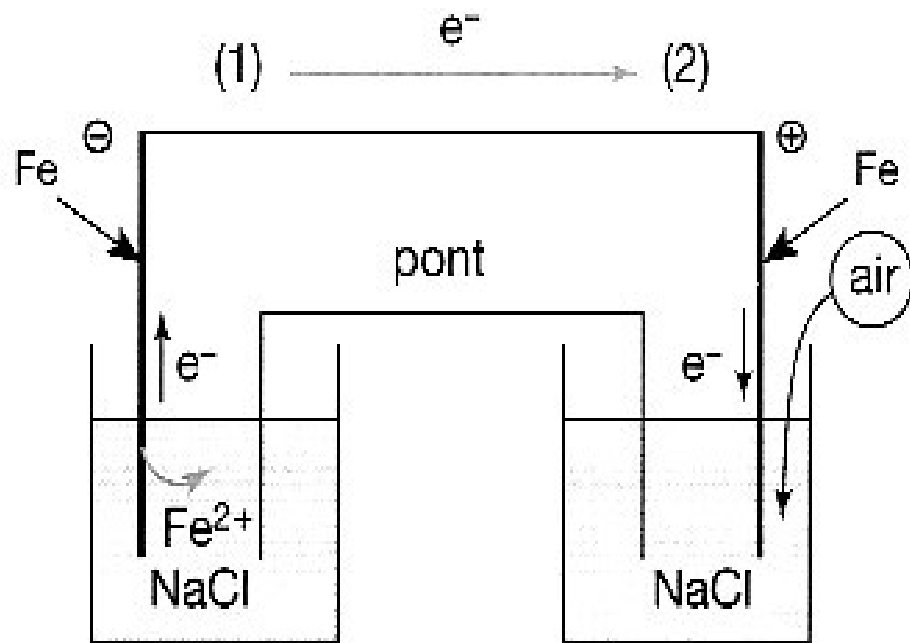


3) Formation de piles constituées d'un même métal

Pile de concentration

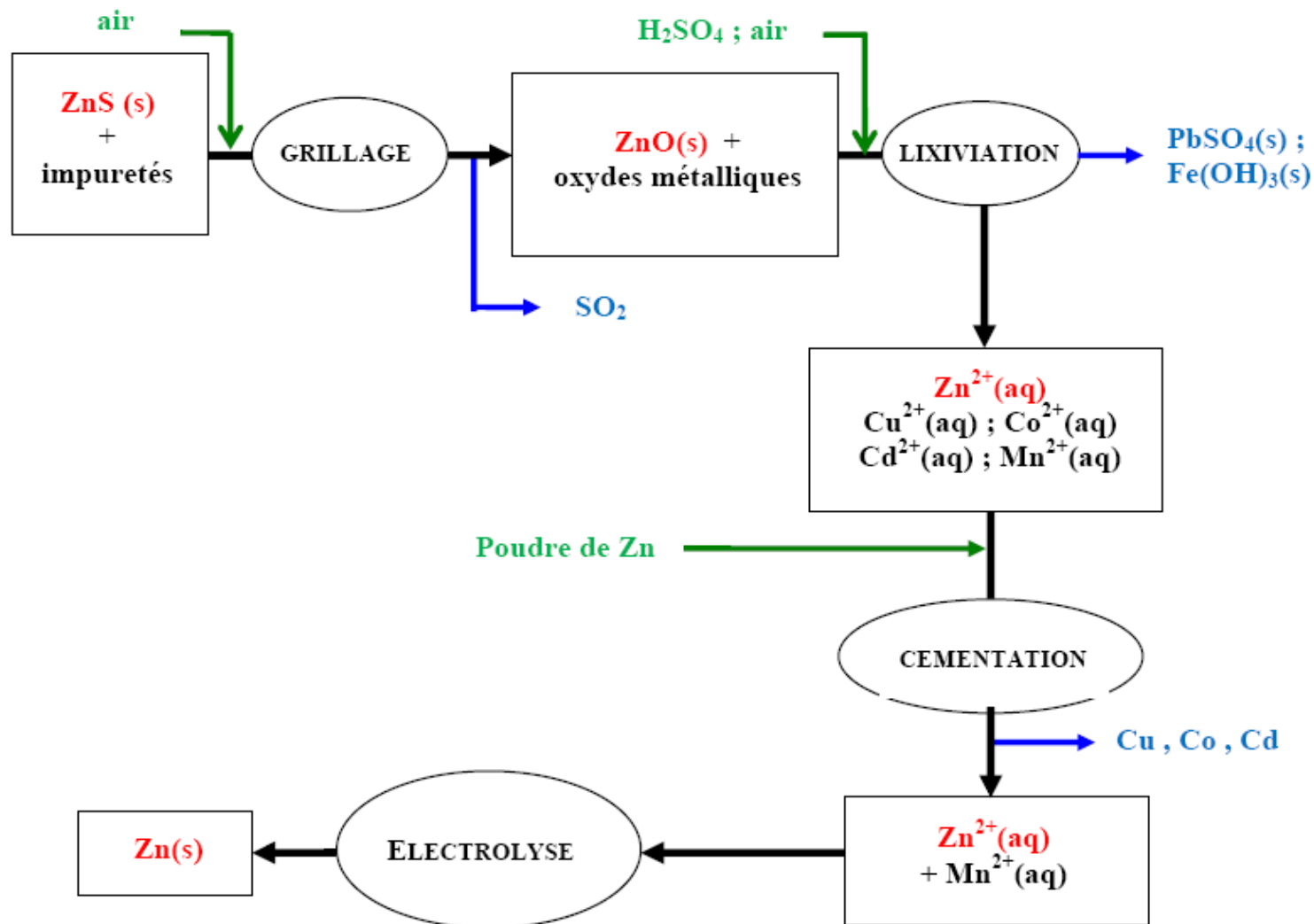


Aération différentielle



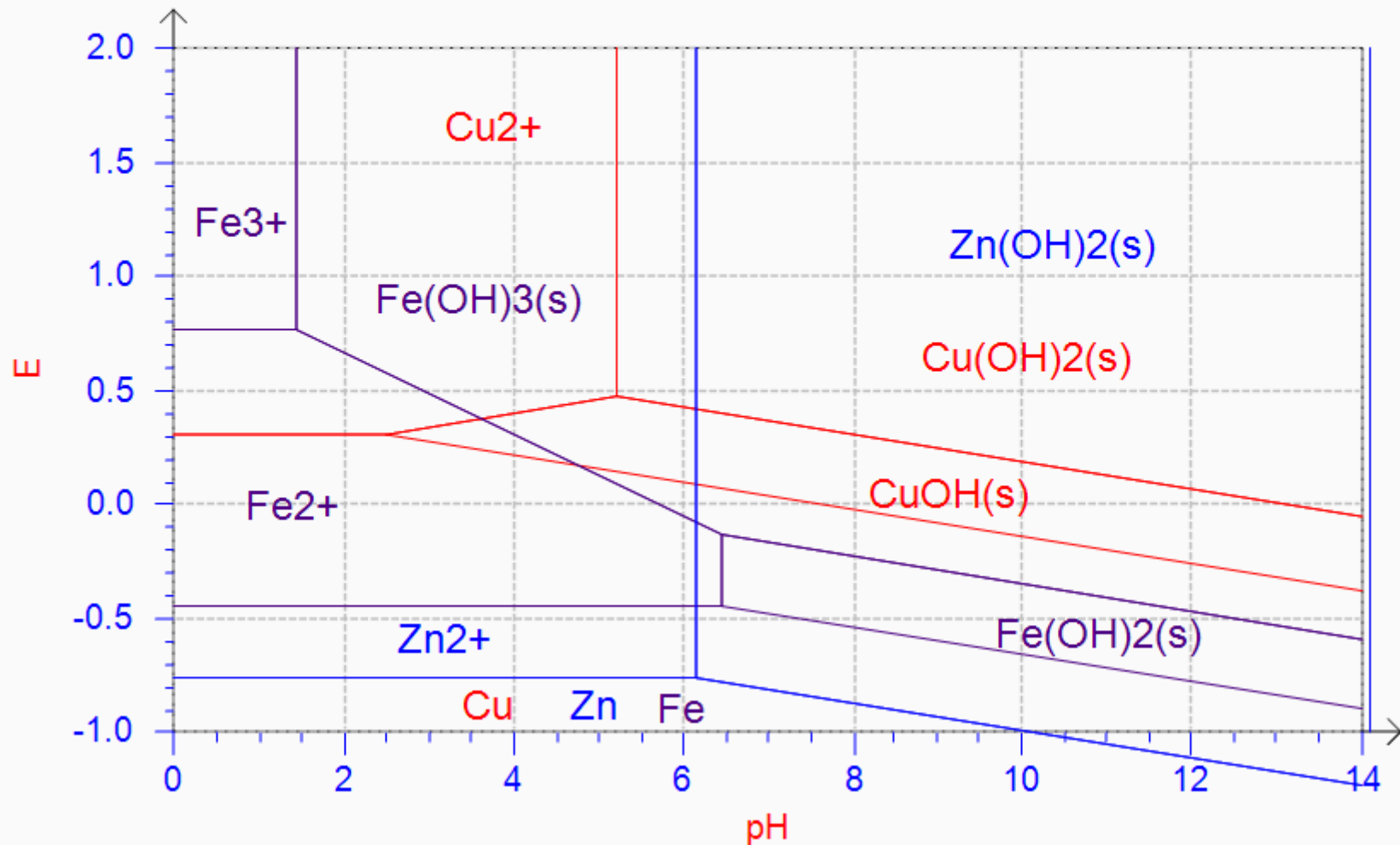
IV) Méthodes de protection contre la corrosion

1) Hydrométallurgie du zinc

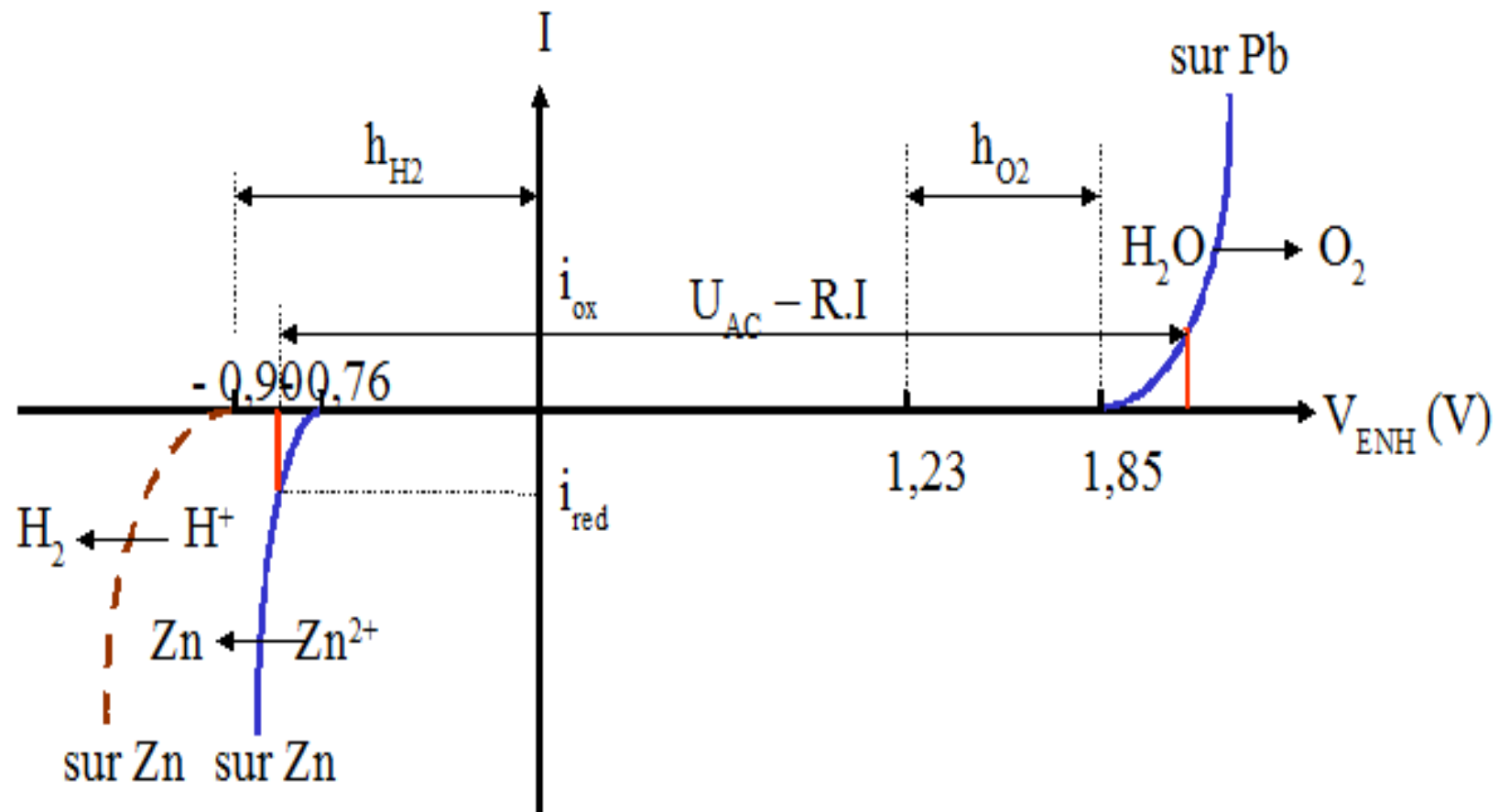


Cémentation

Diagramme potentiel-pH : Cuivre (C = 0.1 mol/L) ; Fer (C = 1.0 mol/L) ; Zinc (C = 1.0 mol/L).



Electrolyse



2) Utilisation du zinc pour la protection de la corrosion du fer

Dépot de zinc

- **Galvanisation** : On plonge la pièce en fer ($T_{\text{fus}} = 1535 \text{ °C}$) dans un bain de zinc fondu ($T_{\text{fus}} = 419 \text{ °C}$)
- **Electrozingage** : électrolyse d'une solution d'ions Zn^{2+} .

Anode sacrificielle

