

CORROSION humide des métaux

Niveau : ME

« Mettre en œuvre des protocoles illustrant les phénomènes de corrosion et de protection. »

Prérequis :

- réactions d'oxydoréduction, potentiel de Nernst
- diagrammes E - pH
- courbes $i = f(E)$, construction et lecture
- (- potentiel mixte) ?

Intro didactique

Repères de progressivité

Messages essentiels

Difficultés possibles pour les élèves.

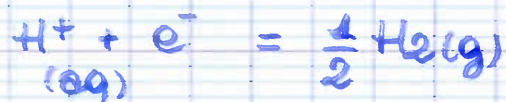
Solutions pédagogiques

Introduction

I - Phénomènes de corrosion

1) Définitions

La corrosion recouvre l'ensemble des phénomènes par lesquels un métal est oxydé en espèce ionique. Elle est dite humide lorsque les agents oxydants se trouvent en



oxydation du fer solide en milieu acide.

Facteurs qui aggravent la corrosion:

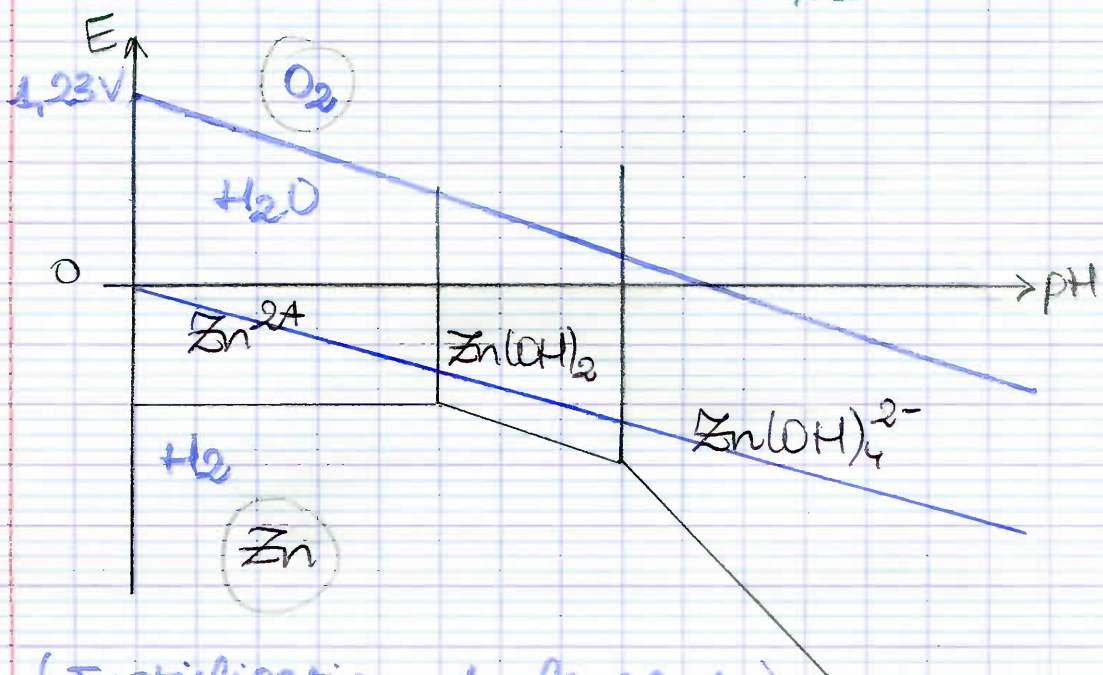
- présence de dioxygène (eau aérée),
- l'acidité du milieu
- la présence d'ions

vert de gris



- on distingue enfin deux types de corrosion:
- uniforme (toute la surface du métal est oxydée de la même façon);
 - différentielle, due à une hétérogénéité dans le milieu.
- micropile

2) Prédiction thermodynamique



(Justification de la pente)



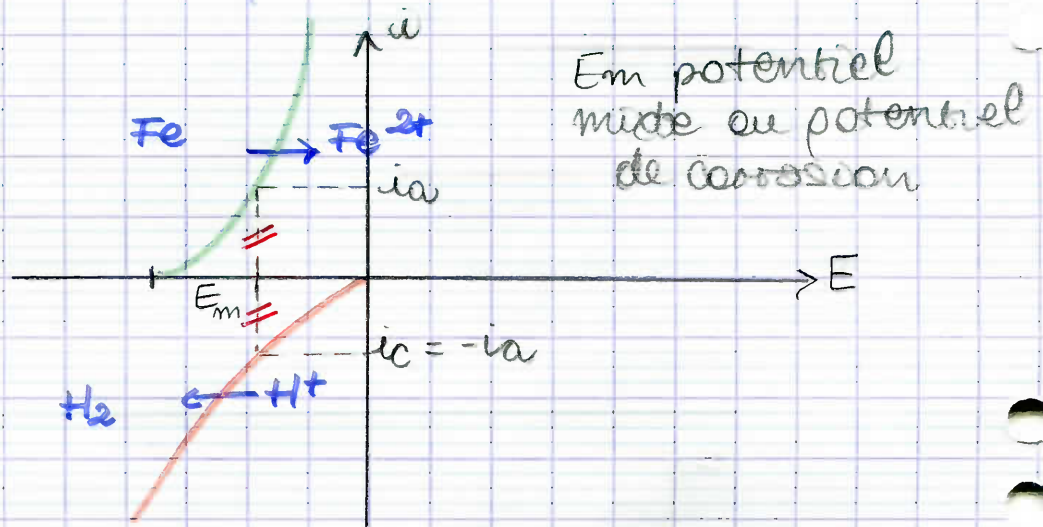
$$E = E^\circ + \frac{0.06}{2} \log\left(\frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{O}_2]}\right)$$

① $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ et Zn(s) ont des domaines disjoints
 → oxydation du zinc favorisée thermodynamiquement.

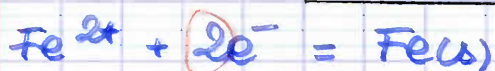
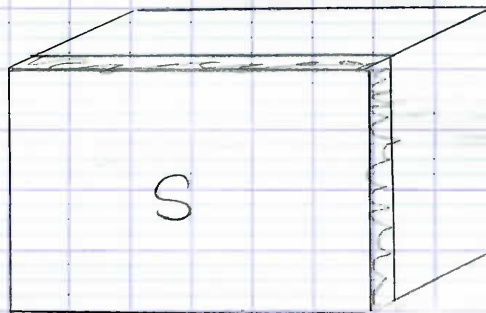
Zn : existence de Zn(s) ; domaine d'IMMUNITÉ
 Zn^{2+} : prédominance de $\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}$; CORROSION
 Zn(OH)_2 : existence de $\text{Zn(OH)}_2(\text{s})$; PASSIVATION

3) Aspect cinétique : vitesse de corrosion

$$E^0 = -0,44V$$



plaque de fer



$$i_{cor} = \frac{dQ}{dt} = \frac{d}{dt} (-e \cdot N(e^-))$$

$$N(e^-) = 2 \times w_A \times n(Fe)$$

$$i_{cor} = -2F \frac{dm}{dt} \times \frac{1}{M(Fe)}$$

Vitesse de diminution de l'épaisseur de la plaque : $\frac{de}{dt}$

$$j = \frac{i_{cor}}{S}$$

$$\frac{dm}{dt} = \frac{de}{dt} \times S \times \rho_{Fe} \Rightarrow j = -2F \frac{de}{dt} \times \frac{\rho_{Fe}}{M(Fe)}$$

$$\frac{de}{dt} = - \frac{j M(Fe)}{2F \rho_{Fe}}$$

AN: $j = 1 \text{ A} \cdot \text{m}^{-2}$, on tolère $\frac{de}{dt} \approx 1 \mu\text{m} \cdot \text{an}^{-1}$

$$M(Fe) = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\rho_{Fe} = 7,9 \cdot 10^3 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

$$\frac{de}{dt} = \frac{1 \times 55,8 \cdot 10^{-3}}{2 \times 96500 \times 7,9 \cdot 10^3} \times 365,25 \times 24 \times 3600$$

$$= 1,1 \text{ mm} \cdot \text{an}^{-1} \gg 1 \mu\text{m} \cdot \text{an}^{-1}$$

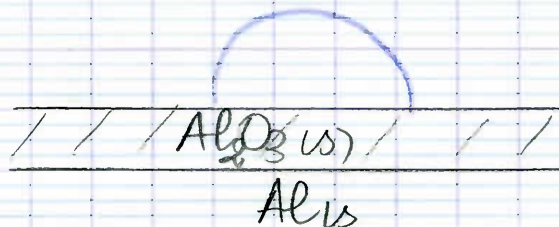
⇒ IL FAUT ENVISAGER DES MÉTHODES DE PROTECTION.

II - Méthodes de protection

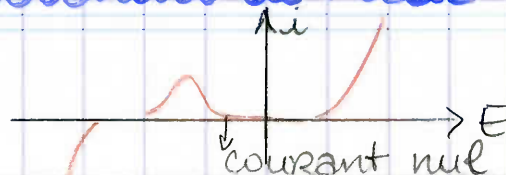
1) Protection par passivation

Certains oxydes protègent les métaux de la corrosion : ces oxydes sont non conducteurs, l'intensité du courant chute

OXIDE IMPERMEABLE



Expérience : potentiel de Flode



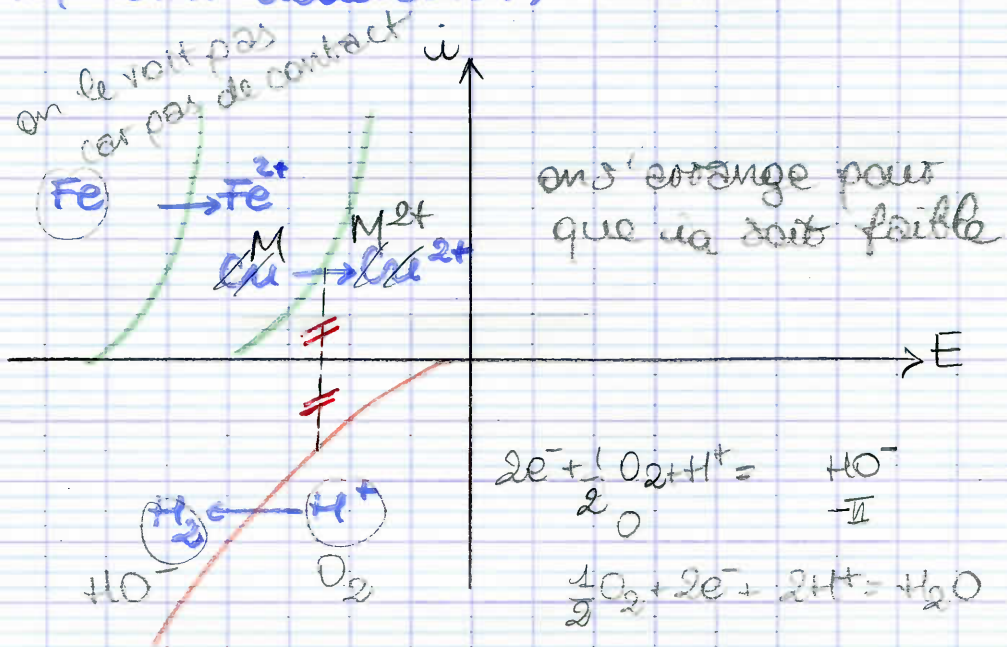
2) Revêtement

On applique une couche protectrice (vernis, émail, autre métal).

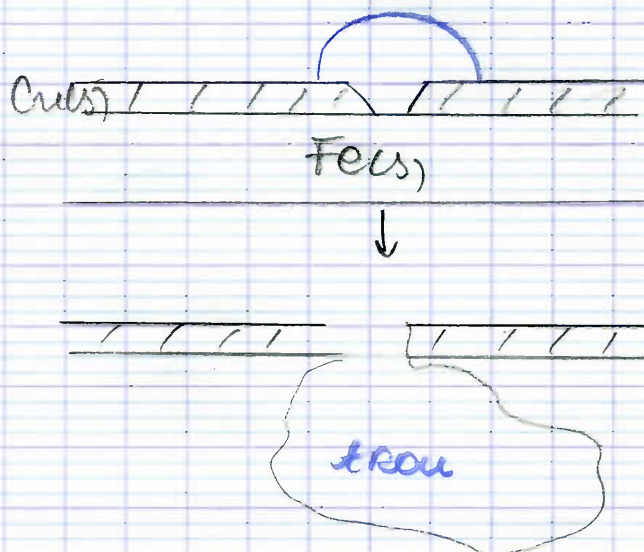
ex: protection du fer par le cuivre (moins réducteur)

$$E^{\circ}_{Fe} = -0,44V$$

$$E^{\circ}_{Cu} = +0,34V$$



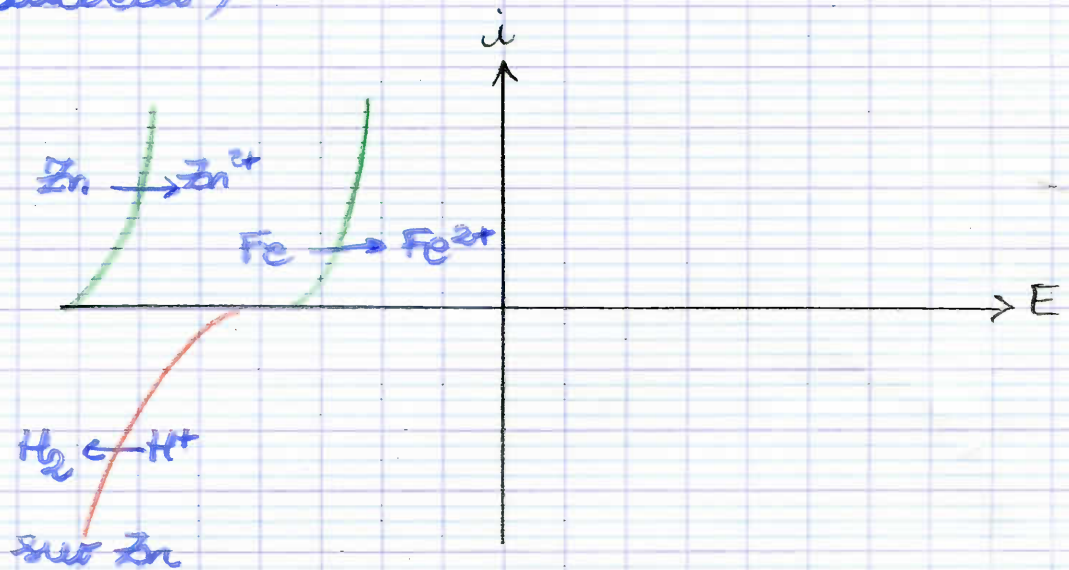
inconvenient : un défaut dans la couche protectrice engendre la corrosion du fer.



3) Anode sacrificielle

Protection du fer par le zinc (plus réducteur)

$$E^\circ_{\text{Zn}} = -0,76 \text{ V}$$



En présence de zinc, le potentiel mixte est tel que le courant de corrosion du fer est nul. Le zinc s'oxyde et joue le rôle d'anode : on parle d'anode sacrificielle.

Application industrielle : galvanisation de l'acier (= fer + carbone)

$$T_{\text{fus}}^{\text{Zn}} = \underline{419^\circ\text{C}}$$

Electrozingage

ou alors
plus rapide
avec Zn