

**Table des matières**

<b>1 Proposition de plan</b>	<b>1</b>
1.1 Phénomènes de corrosion . . . . .	1
1.2 Méthodes de protection . . . . .	2
<b>2 Expériences illustratives et exploitation pédagogique</b>	<b>2</b>
<b>3 Questions posées à l’issue de la présentation</b>	<b>2</b>

**1 Proposition de plan**

**1.1 Phénomènes de corrosion**

▷ Définition de la corrosion, exemples dans la vie quotidienne d’oxydes métalliques.

▶ **Définitions**

▷ Corrosion humide, corrosion uniforme, corrosion différentielle (illustration avec la manip des clous si elle marche), facteurs qui aggravent la corrosion (dioxygène, pH, ions en solution).

▶ **Prévision Thermodynamique**

▷ Utiliser ChimieGéné pour tracer les diagrammes E-pH  
 ▷ Bien insister sur le fait que le dioxygène est le principal responsable de la corrosion (domaine disjoint du métal solide, encore au dessus de l’eau)

▶ **Aspect cinétique : vitesse de corrosion**

▷ Potentiel mixte = potentiel de corrosion  
 ▷ Calcul de la vitesse de corrosion au travers de la diminution de l’épaisseur d’une plaque métallique

Considérons une plaque parallélépipédique en fer soumise à une corrosion uniforme sur sa surface  $S$ .



Donc pour une mole de fer corrodée, deux moles d’électrons sont échangés.

$$i_a = \frac{dQ}{dt} = -2 \frac{eN_A}{M(Fe)} \frac{dm}{dt} = j_a S \tag{1.2}$$

Par ailleurs :

$$\frac{dm}{dt} = \frac{de}{dt} S \rho_{Fe} \tag{1.3}$$

Finalement :

$$\boxed{\frac{de}{dt} = -\frac{j_a M(Fe)}{2F \rho_{Fe}}} \tag{1.4}$$

avec  $F$  la constante de Faraday.

Application numérique en prenant  $j_a = 1 \text{ A.m}^{-2}$  (on se donne comme critère une perte d'épaisseur maximale d'un micron par an, voir le sujet CCP PSI 2016) : on trouve un millimètre par an ce qui est beaucoup trop ! D'où l'intérêt de protéger les métaux.

## 1.2 Méthodes de protection

### ► Protection par passivation

- ▷ Couche protectrice (si imperméable) qui se forme naturellement
- ▷ Illustration expérimentale : potentiel de Flade

### ► Revêtement

- ▷ Peinture, vernis, émail, autre métal
- ▷ montrer qu'un défaut dans la couche protectrice pose problème

### ► Anode sacrificielle

- ▷ exemple du zinc (retour sur les clous), illustration avec les courbes  $i=f(E)$
- ▷ application industrielle : galvanisation de l'acier, électrozingage (mise en contact électrique).

## 2 Expériences illustratives et exploitation pédagogique

Élément imposé : **Mettre en oeuvre des protocoles illustrant les phénomènes de corrosion et de protection.**

- ▷ Corrosion de clous (trouver un bon protocole, la réalisation est loin d'être triviale) ;
- ▷ courbe  $i=f(E)$  avec une électrode de fer, potentiel de Flade.

## 3 Questions posées à l'issue de la présentation

- ▷ Comment passe-t-on du cuivre de couleur orangée au solide de couleur verte ? *Vert-de-gris de formule brute  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Cu}(s)$  s'oxyde en  $\text{Cu}^{2+}$ , qui réagit avec  $\text{HO}^-$  ainsi que  $\text{CO}_3^{2-}$ .*
- ▷ Configuration électronique du cuivre dans son état fondamental ? Degrés d'oxydations connus ? *Exception à la règle de Klechkowski.*
- ▷ Quel critère donner à un élève de ce niveau pour repérer facilement des écarts aux règles d'établissement d'une configuration électronique ? *Dans le cas du cuivre, sous-couche  $4s$  à moitié remplie, plus stable.*
- ▷ Qu'est-ce qui explique la couleur du cuivre et du vert-de-gris ? *Il faut aller regarder les transitions électroniques.*
- ▷ Est-ce vraiment l'eau qui oxyde le zinc ? *Plutôt le dioxygène !*

- BONNE PRÉPARATION -