

Niveau : 1<sup>ères</sup> CE

Discipline :

PHYSIQUE-CHIMIE

CÔTE D'IVOIRE – ÉCOLE NUMÉRIQUE

THEME : OXYDO REDUCTION



## TITRE DE LA LECON : CORROSION ET PROTECTION DES METAUX

### I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Un élève en 1<sup>ère</sup> C au Lycée Moderne Arsène Assouan Usher de Grand-Lahou a retrouvé une machette oubliée dans le champ de son père. Il constate que celle-ci est recouverte de rouille. Son voisin de classe informé, déclare avec assurance qu'il s'agit d'un phénomène de corrosion. Il veut néanmoins comprendre le phénomène. Il rend donc compte aux autres élèves de sa classe et à leur professeur de physique-chimie. Ensemble, ils entreprennent de s'informer sur le phénomène de corrosion puis d'expliquer les méthodes de protection des métaux.

### II. CONTENU DE LA LECON

#### 1 CORROSION DES METAUX

##### 1.1- Définition

Les pierres et les métaux sont altérés par le milieu qui les entoure.

L'ensemble des actions physico-chimiques qui produit la détérioration de ces matériaux porte le nom de **corrosion**.

**Remarques :**

- les métaux ne résistent pas de la même façon à la corrosion.
- les métaux nobles (or, platine) y sont pratiquement insensibles.
- certains métaux (aluminium, zinc, ...) sont protégés par une mince couche d'oxyde imperméable à la plupart des agents extérieurs, car ces métaux ne s'oxydent qu'en surface.
- sous l'action de l'air humide, le fer **rouille**. Cette réaction formant une poreuse, ne protège donc pas le métal : l'attaque continue en profondeur, jusqu'à la destruction totale de la pièce.

##### 1.2- Causes de la corrosion

###### 1.2.1- Corrosion chimique

Elle est due à l'action directe des liquides et des gaz sur les parois du récipient qui les contient.

###### 1.2.2- Corrosion électrochimique

La vapeur d'eau, contenue dans l'atmosphère, se condense à la surface froide des métaux. Les gaz et les poussières véhiculés par l'air, se dissolvent dans cette eau : le métal se recouvre d'une solution ionique. S'il existe des couples oxydo-réducteurs différents, il y aura formation d'une **pile électrochimique**, avec dissolution, à la borne négative, le métal le plus réducteur.

Ce type de corrosion s'applique en particulier au fer et à ses alliages, qui sont des matériaux de construction très importants et très utilisés.

Il suffit d'une petite impureté (ou **inclusion**) à la surface pour que l'attaque commence.

**Premier exemple :**

L'inclusion est constituée d'un métal moins réducteur que le fer, comme le cuivre. Nous avons en présence les couples  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  et  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  ; le fer, plus réducteur, est oxydé :

**Il y a dissolution du fer à la surface de contact, donc il subit une corrosion.**

**Deuxième exemple :**

L'inclusion est constituée d'un métal plus réducteur que le fer, comme le zinc.

Couples oxydo-réducteurs :  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  et  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$ ; le zinc, plus réducteur est oxydé:

**Le fer est protégé à la surface de contact, donc pas de corrosion.**

## **2. PROTECTION CONTRE LA CORROSION**

À chaque type de corrosion, il faut trouver la solution la plus simple et la plus économique. Citons quelques méthodes.

### **2.1- Aciers spéciaux et aciers inoxydables**

Par addition de chrome, de nickel, de titane, de molybdène,...on obtient des produits présentant une bonne résistance à la corrosion, mais hélas assez coûteux.

### **2.2- Modification chimique de la surface à protéger**

On plonge la pièce dans un bain, de façon à former une pellicule imperméable, c'est :

- la passivité de l'acide nitrique ;
- la parkérisation par l'acide phosphorique (pour les carrosseries d'automobiles).

**Définition de parkérisation** : procédé de protection des pièces métalliques par phosphatation superficielle de l'acier, destinée à ralentir le processus de corrosion.

### **2.3- Recouvrement de la surface à protéger**

On utilise des peintures, des vernis, des laques, des matières plastiques, de l'émail pour isoler la surface métallique de l'atmosphère oxydante.

### **2.4- Immersion de la pièce dans un métal fondu**

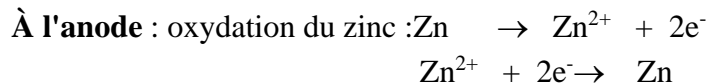
La pièce à protéger est plongée dans un métal liquide, plus réducteur que le fer, qui recouvre la surface. Il se forme une pile électrochimique, qui entraîne la dissolution de ce métal (voir le deuxième exemple).

On utilise soit le zinc (fer galvanisé) ou de l'étain (fer blanc).

### **2.5- Recouvrement électrolytique**

Le dépôt protecteur de métal peut aussi être obtenu par une électrolyse, dite à anode soluble.

**Exemple** : le zincage ;



À la cathode : réduction de  $\text{Zn}^{2+}$ ;

Ce zinc se dépose sur la pièce à protéger.

### **2.6- Protection cathodique**

On réalise une pile électrochimique, dans laquelle la cathode est une pièce en fer à protéger, et dont l'anode (en zinc, en aluminium,...) sera sacrifiée.

**Premier exemple** : protection d'une canalisation enterrée (ou d'un rail, d'un pylône...). L'anode, qui se dissout, protège le fer.

**Deuxième exemple** : protection d'une coque de navire. Le zinc est oxydé.

## **SITUATION D'ÉVALUATION**

Un élève en 1<sup>ère</sup> C d'un Lycée Moderne, absent au cours de chimie sur la corrosion et protection des métaux veut comprendre cette leçon pour préparer son devoir de classe. Il te sollicite pour lui expliquer le phénomène de corrosion.

- 1- Définis la corrosion.
- 2- Cite les différentes méthodes de protection contre la corrosion.
- 3- Explique la corrosion électrochimique et la corrosion chimique.

### **Solution**

1. La corrosion est l'ensemble des phénomènes physico-chimiques qui produit la détérioration des métaux et de leurs alliages.
2. méthodes de protection contre la corrosion :

- recouvrement de la surface à protéger ;
- immersion de la pièce dans un métal fondu
- recouvrement électrolytique

### 3. Explication

- corrosion électrochimique : formation d'une pile électrochimique avec dissolution à la borne négative du métal plus réducteur.
- corrosion chimique : plongeon de la pièce ou surface à protéger dans un bain de façon à former une pellicule imperméable.

## III. EXERCICES

### Exercice 1

- 1-Définis une micro-pile.
- 2-Donne la propriété des métaux qui, associés au fer, peuvent constituer des micro-piles :
  - 2-1-favorisant la corrosion du fer ;
  - 2-2-favorisant la protection du fer.

### Solution

- 1.Pile électrochimique responsable de la corrosion
2.
  - 2.1. Moins réducteur que le fer
  - 2.2. Plus réducteur que le fer

### Exercice 2

Ecris correctement les phrases suivantes en rapport avec la corrosion :

1. sous l'influence de réactifs gazeux / un métal tend à s'oxyder/ ou en solution./La corrosion est l'ensemble/des phénomènes par lesquels
2. d'une couche/ou de peinture à huile./peut être évitée/La corrosion d'un métal/métallique/imperméable de vernis/en revêtant la surface

### Solution :

1. la corrosion est l'ensemble des phénomènes par lesquels un métal tend à s'oxyder sous l'influence de réactifs gazeux ou en solution.
2. La corrosion d'un métal peut être évitée en revêtant la surface métallique d'une couche imperméable de vernis ou de peinture à huile.

### Exercice 3

Un objet en acier est recouvert de zinc, un autre objet en acier est, lui, recouvert d'un dépôt de nickel.

- 1-Dis dans quel cas, il y a protection.
- 2-Dis dans quel cas, il y a corrosion.

### Solution

1. Protection : Dépôt de nickel
2. Corrosion : action du zinc

### Exercice 4

Sur le chantier de la CARENA au port d'Abidjan, un élève assiste à une opération de protection de la coque d'un bateau. L'opération consiste à fixer une plaque métallique sur la coque du bateau. Cette opération paraît trop complexe pour lui, il te sollicite pour l'aider à comprendre.

1. Parmi les métaux suivants : zinc, plomb, magnésium, nomme ceux qu'on peut utiliser.
2. La masse d'une plaque de zinc fixée à la coque du bateau a diminué de 20kg au cours d'un voyage. Explique cette diminution de masse. :

- Justifie le nom d'anode « sacrificielle » donné aux plaques métalliques fixées aux coques des bateaux.

### Solution

- Le zinc
- Cette diminution de masse est due à l'oxydation du zinc.
- L'anode de zinc a été sacrifiée c'est-à-dire oxydée pour protéger la coque d'où le nom sacrificiel.

### Exercice 5

Au cours d'une séance de travaux dirigés, votre professeur vous fait cas de la résistance de l'acier inoxydable 18<sup>10</sup>. Ce métal trempé dans une solution d'acide chlorhydrique diluée, subit une perte de masse et pourrait disparaître totalement s'il n'est pas protégé. Dans cette optique, le professeur vous demande de déterminer le métal qu'il faut pour faire le revêtement de ce métal.

Données :

Couple	Fe <sup>2+</sup> /Fe	Cu <sup>2+</sup> /Cu	Zn <sup>2+</sup> /Zn
Potentiel normal redox(V)	- 0,44	+ 0,34	- 0,76

- Les potentiels normaux d'oxydoréduction des couples sont donnés dans le tableau suivant :
- Pour simplifier, tu admettras que le couple mis en jeu par l'acier inoxydable 18<sup>10</sup> correspond au couple Fe<sup>2+</sup>/Fe.

- Indique les conditions favorisant la corrosion.
- Définit le revêtement d'un métal.
- Explique ce qui va se passer si l'on choisit un mauvais métal pour faire le revêtement.
- Choisis, en justifiant, le métal qui convient pour le revêtement métallique.

### Solution

- L'humidité, liquide et gaz
- Protéger un métal avec une couche superficielle protectrice
- Il y aura corrosion
  - Le cuivre
  - Car le métal cuivre n'est pas oxydé par les ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> de l'acide chlorhydrique.

## IV. DOCUMENTATION

### Technologies Anticorrosion

La corrosion atmosphérique est un processus naturel d'altération d'un métal. La corrosion d'un métal démarre généralement à l'apparition d'humidité condensée à sa surface. L'humidité, présente à la surface du métal, forme un électrolyte qui permet la circulation des électrons. Ce processus se traduit par une oxydation visible (rouille ou ternissement).

Il y a deux types de corrosion : la corrosion humide et la corrosion sèche.

La deuxième correspond à l'attaque chimique d'un gaz sur un métal à des températures élevées (supérieures à 1000°C, mais le plus souvent à 600°C). On étudiera surtout la première.

La corrosion est due à la constitution de mini-piles où le métal de potentiel d'oxydoréduction le plus bas constitue la borne négative, il va donc se corroder : c'est souvent le cas du fer.

Ces piles proviennent de couplages de métaux différents, de présence d'impuretés dans le métal, de soudures non homogènes, de milieux inhomogènes (intérieur et extérieur d'une goutte d'eau).

On peut protéger ce métal de différentes façons :

a) en le reliant à un métal dont le potentiel est plus faible : c'est ce dernier qui va se corroder et il suffit de le changer périodiquement. C'est le principe de l'anode sacrificielle.

b) on le recouvre par un autre métal de potentiel plus faible (fer galvanisé : fer recouvert de zinc).

c) par passivation : on recouvre le métal d'une couche d'oxyde protectrice (pour le fer : on le plonge dans un bain d'acide nitrique fumant. Pour l'aluminium : par électrolyse).

d) protection cathodique : la pièce à protéger est reliée à la borne - d'une pile (cathode), la borne + étant reliée à une anode que l'on change périodiquement.

Pour faire un problème, il faut savoir qu'une mole d'électrons correspond à une quantité d'électricité de 96500 C : c'est le faraday.

En effet une mole d'électrons comporte  $N = 6,02 \cdot 10^{23}$  électrons.

Sachant que la charge élémentaire est égale à  $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$  C, donc la charge d'une mole vaut :

$$Q = N \cdot e = 96500 \text{ C.}$$

On écrit : 1 F = 96500 C