

# LC-27-Corrosion humide des métaux (CPGE)

Maud

12 juin 2022

## Pré-requis

- 

## Références

- [1] Danielle Cachau-Herreillat. *Des expériences de la famille Réd-Ox : réussir, exploiter et commenter 81 manipulations de chimie*. LMD Chimie fiches pratiques. De Boeck, Bruxelles, 2e édition. édition, 2011.
- [2] Bruno Fosset. *Chimie physique expérimentale*. Hermann, 2000.
- [3] Pierre Grécias and Stéphane Rédoglia. *Compétences prépas : MP, MP\*, PT, PT\* Chimie*. Tec et Doc, Lavoisier, 2014.
- [4] Pierre Grécias and Stéphane Rédoglia. *Performances concours : PC, PC\* Chimie*. Tec et Doc, Lavoisier, 2014.
- [5] Jean-François Le Maréchal and Bénédicte Nowak-Leclercq. *La chimie expérimentale : CAPES et agrégation de sciences physiques. 1. Chimie générale*. Sciences sup Chimie. Dunod, Paris, 2004.
- [6] Jean Sarrazin and Michel Verdaguer. *L'oxydoréduction : concepts et expériences..* Ellipses, Paris, 1991.

🔗 Marie pierrot (assez synthétique) 🔗 Ethienne thibierge always 🔗 Cours Martin Vérot always 2

## Table des matières

<b>1</b>	<b>Introduction</b>	<b>2</b>
<b>2</b>	<b>Corrosion d'un métal</b>	<b>2</b>
2.1	Définition . . . . .	2
2.2	Approche thermodynamique . . . . .	3
2.3	Approche cinétique . . . . .	5
2.4	Facteurs aggravant la corrosion . . . . .	6
<b>3</b>	<b>Type de corrosion humide</b>	<b>7</b>
3.1	Corrosion uniforme . . . . .	7
3.2	Corrosion différentielle . . . . .	7
<b>4</b>	<b>Protection contre la corrosion</b>	<b>8</b>
4.1	Protection par passivation . . . . .	8
4.2	Protection par revêtement . . . . .	8
4.3	Protection électrochimique . . . . .	9
<b>5</b>	<b>Pour aller plus loin</b>	<b>9</b>
<b>6</b>	<b>Questions</b>	<b>9</b>
<b>7</b>	<b>Commentaires</b>	<b>10</b>

# 1 Introduction

## Introduction pédagogique

### Objectifs pour les profs

- Insister sur l'unicité du potentiel dans une solution
- Insister sur l'unicité du courant dans un circuit
- Expliquer la corrosion différentielle, notion compliquée car tout se passe au même endroit
- Insister sur les courbes i-E qui restent une notion compliquée pour les élèves
- Insister sur la combinaison des aspects thermo et cinétique tout deux nécessaires pour conclure sur la protection ou la corrosion des métaux

### Objectifs pour les élèves

- Revenir approche qualitative de la cinétique électrochimique
- Différence entre stabilité thermodynamique et blocage cinétique
- Reconnaître les trois domaines d'un métal sur un diagramme E-pH
- Utiliser les diagrammes E-pH et les courbes i-E pour en déduire un protocole de protection
- Déduire des conditions expérimentales si il y a corrosion du métal ou pas
- Reconnaître les différents moyens de protection

### Activités pour les élèves

- tp : goutte d'évans

## Introduction générale

La corrosion a des enjeux considérables autant au point de vue sûreté des structures, puisqu'elle les fragilise manifestement, que d'un point de vue économique : la corrosion représente 3-4% du PIB des pays industrialisés. En France, on estime que la corrosion coûte 1 € par jour par personne et on le comprend facilement : chaque seconde 5 tonnes d'acier sont transformées en oxyde de fer. (source : NACE). Un tiers de la production mondiale de fer ne sert qu'à remplacer du fer corrodé

Tour eiffel et la statue de la liberté.

## 2 Corrosion d'un métal

### 2.1 Définition

[4] p.212

#### Définition

**corrosion** (IUPAC) : La corrosion est une réaction irréversible se déroulant à l'interface entre un matériau et son environnement, dont résulte la disparition du matériau ou la dissolution d'un composant de l'environnement dans le matériau.

La corrosion d'un métal correspond à l'oxydation de ce métal en profondeur (pouvant conduire à sa perforation). On distingue :

- Corrosion sèche : par le dioxygène de l'air (ou d'autres réactifs gazeux). **Faut aller voir les diagramme d'Ellingham apparemment**
- Corrosion humide : par des agents oxydants en solution (O<sub>2</sub> dissous, H<sub>2</sub>O ou H<sup>+</sup>)

La corrosion humide peut être :

- chimique (corrosion uniforme) : attaque de toute la surface du métal par un réactif au contact (homogénéité du système) :
- électrochimique (corrosion différentielle) : attaque sur une seule zone du métal avec circulation d'électrons au sein du métal pour fermer le circuit d'une micropile de corrosion (hétérogénéité du système).

Les oxydants à l'origine de la corrosion humide sont le dioxygène dissous dans l'eau et les protons : à priori le dioxygène est un meilleur oxydant et va souvent aggraver la corrosion, mais à vérifier au cas par cas. On redonne les demi-équations de réduction des ions  $H^+$  et de  $O_2$  ; on donne l'équation bilan dans le cas du fer (qui va être notre fil directeur).

### Manip qualitative : corrosion

[1]p.187 On prend du fer, du cuivre, du zinc, du plomb et de l'argent et on les plonge dans de l'acide : fer zinc argent on observe un dégagement gazeux le reste non

### Transition

Pour savoir si une réaction est possible, on cherche à savoir si la réaction est quantitative ou non. Pour cela, on réalise une approche thermodynamique.

## 2.2 Approche thermodynamique

Les diagrammes potentiel-pH sont des outils parfaitement adaptés à l'étude de la corrosion, car ils prennent en compte tous les états d'oxydation possible d'un élément chimique donné. On appelle diagramme de corrosion d'un élément chimique son diagramme potentiel-pH tracé dans les conditions de corrosion : faible concentration de tracé (souvent  $10^{-6}$  mol/L) et prise en compte des espèces de plus longue durée de vie (oxydes déshydratés plutôt qu'hydroxydes).

D'un point de vue thermo, un métal est oxydé par l'eau si son potentiel de Nernst est inférieur à celui de l'eau. Comme tout ça dépend du pH, on utilise un diagramme potentiel pH! Regardons ce que ça donne pour le fer. On précise la concentration de tracé qui est prise.

On peut distinguer trois types de domaines pour l'espèce considérée :

- **immunité** : Domaine d'existence du métal solide thermodynamiquement stable :
- **Corrosion** : oxydation du métal en espèce soluble (Domaine de corrosion qu'on veut fuir : métal totalement oxydé)
- **Passivation** : domaine de l'oxyde solide le protégeant en surface et évitant l'attaque en profondeur (si la couche est adhérente et imperméable) (Domaine de passivation où on forme des oxydes protecteurs donc oxydation qu'en surface)

Il n'y a donc **pas corrosion** si le potentiel de la solution se situe dans la zone d'immunité (cf cuivre ou or) NB : on parle de métaux nobles, le plus nobles c'est l'or, on trouve facilement une échelle sur internet.

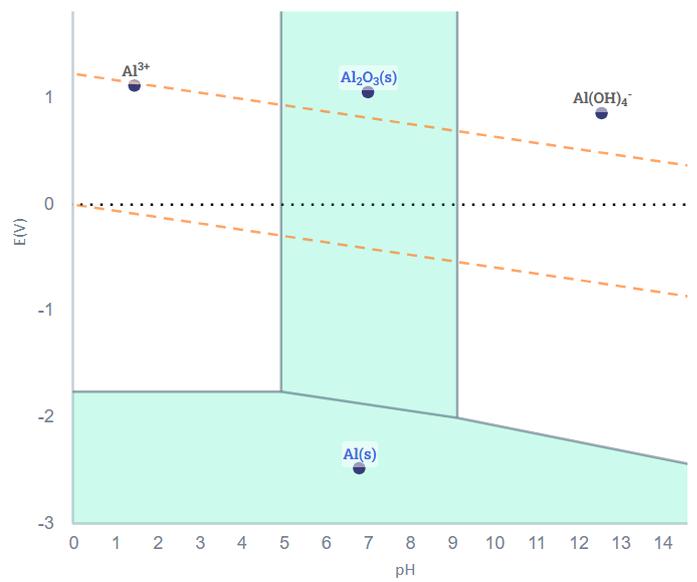
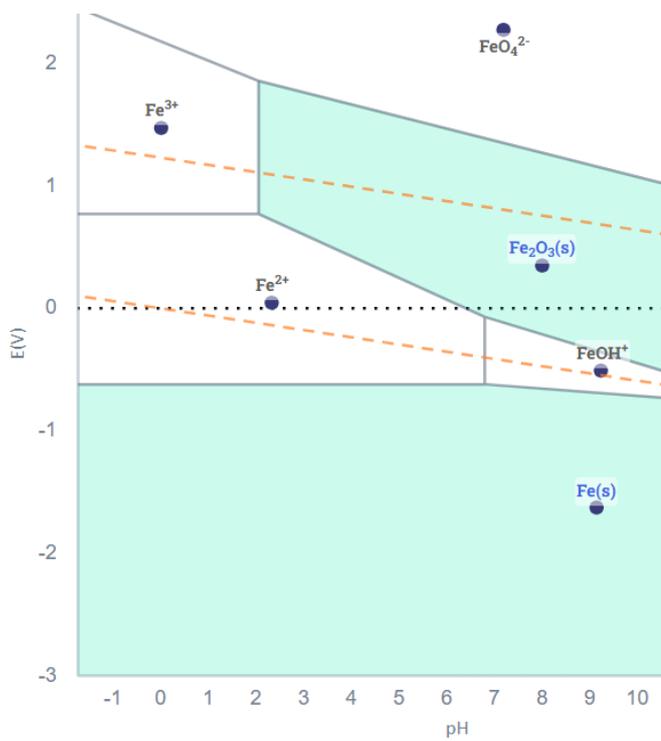
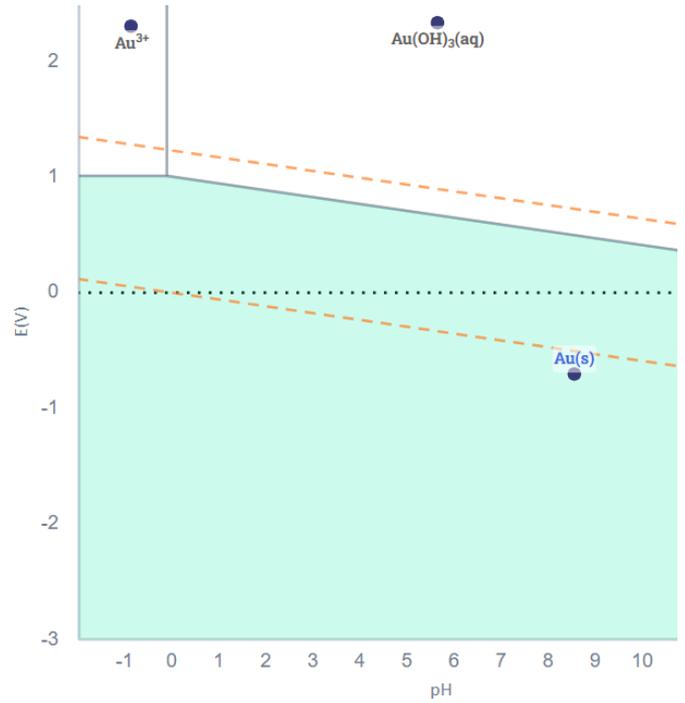
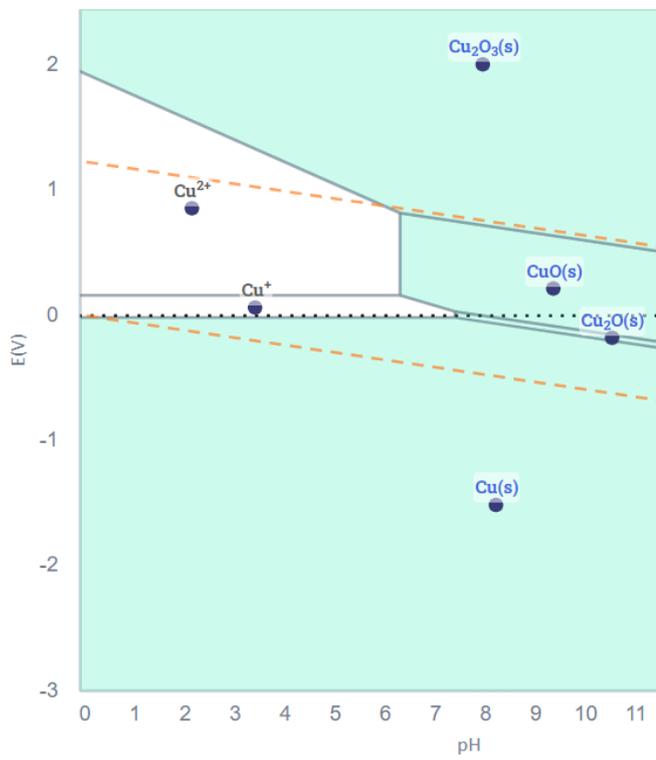
### On a l'explication du comportement du cuivre dans la manip' intro

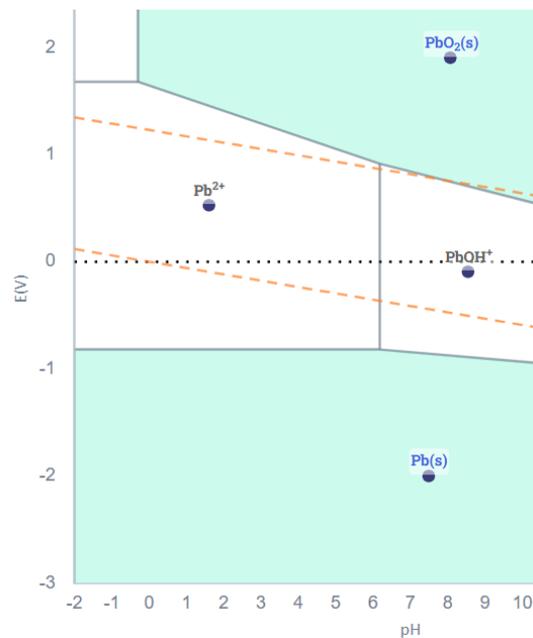
Un métal est dit **résistant** à la corrosion **par passivation** si, dans les conditions du milieu naturel, un oxyde solide est capable de former une couche résistante à la surface du métal. Le domaine de passivation du fer est stable vis à vis de l'eau. Cependant, pour avoir une véritable protection par passivation, la couche déposée (comme toutes autres types de couche de protection) doit vérifier :

- Adhérent
- imperméable
- compact,
- non poreux,
- recouvrant.

Le domaine d'immunité n'est pas accessible en présence d'eau, donc le fer est toujours sensible à la corrosion. Il y a un domaine de passivation, mais malheureusement l'oxyde de fer n'adhère pas du tout au métal et ne le protège pas.

Au contraire, on peut donner l'exemple de l'aluminium. L'aluminium est toujours sensible à la corrosion car son domaine d'immunité n'est pas accessible en présence d'eau ... mais l'oxyde d'aluminium est très passivant car il adhère





très bien à la surface, et il est stable pour des valeurs de pH correspondant aux conditions naturelles. Bien que ne faisant pas partie des métaux nobles, l'aluminium est résistant à la corrosion.

### Manip' : anodisation de l'aluminium

[1] p.182 [2] P.292 [5] P.184 [6]P.298

**On fait un bilan de la méthode de protection par passivation.**

### Remarque

En pratique, peu de métaux purs se passivent réellement. C'est l'une des raisons de l'utilisation d'alliages : ajouter un hétéroélément au métal peut permettre une passivation plus facile et/ou plus robuste en surface du métal. L'espèce passivante peut parfois être plus complexe qu'un simple oxyde. Ainsi, le zinc résiste à la corrosion par passivation (d'où son utilisation en protection du fer par revêtement), mais grâce à la recombinaison de l'hydroxyde de zinc  $Zn(OH)_2$  avec le  $CO_2$  atmosphérique sous forme d'hydroxycarbonates  $Zn(OH)_x (CO_3)_y$ ,  $x + y = 2$ , ce qui n'apparaît pas sur le diagramme de corrosion.

### Transition

Il reste à expliquer le cas du Plomb. On remarque qu'il n'est pas censé être stable dans l'eau en milieu acide. Ce n'est pourtant pas ce que l'on observe expérimentalement. Pourquoi ?

## 2.3 Approche cinétique

On va s'intéresser aux courbes intensité potentiel car elles nous indiquent le courant qui est lié nombre de charges échangées, qui est directement lié à l'avancement de la réaction. Ici, on est dans un cas où une seule électrode est présente : les courbes qui interviennent sont donc l'oxydation du métal et la réduction de l'eau sur électrode du même métal.

**Rappel** : lors d'une réaction chimique ayant lieu « localement » par transfert direct d'électrons, c'est-à-dire sans déplacement de charge macroscopique à l'échelle du matériau (piles et électrolyses sont donc exclues), deux conditions doivent être vérifiées :

- la charge électrique ne peut s'accumuler, donc les électrons sont « produits et consommés à la même vitesse », ce qui impose l'égalité au signe près des courants anodique et cathodique ;
- le potentiel en un point donné ne peut (évidemment !) prendre qu'une unique valeur, donc il est égal pour les deux couples : on parle alors de potentiel mixte ou potentiel de corrosion dans ce contexte.

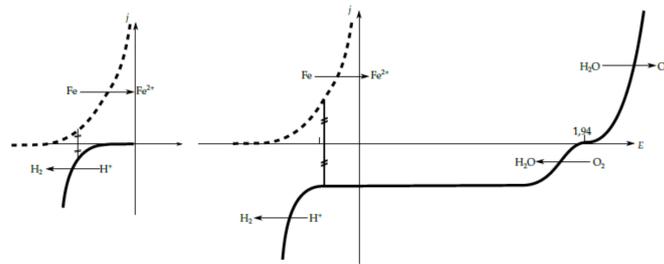


FIGURE 1 – Corrosion fer (Thibault Fogeron)

- s'il existe un potentiel mixte donnant des courants non nuls (courant de corrosion), alors la réaction a lieu et le potentiel mixte correspondant est appelé potentiel de corrosion ;
- s'il n'existe pas de potentiel mixte, alors la réaction est impossible même si elle serait thermodynamiquement possible : il y a blocage cinétique.

Dans le cas de l'existence d'un potentiel mixte modélisant une réaction de corrosion, on parle plus spécifiquement de **potentiel de corrosion**, i.e. on cherche la condition  $i_a = -i_c = i_{\text{CORR}}$

On replace le potentiel de Nernst sur les diagrammes i-E. On indique les deux cas : corrosion et pas corrosion en fonction du placement des courbes. On a vu dans les cours précédents qu'en fonction du système on pouvait avoir des surtensions (on les modélise sur le diagramme i-E). On montre comment un couple instable thermodynamiquement peut devenir stable par **blocage cinétique** : le courant de corrosion est trop faible pour être visible, la réaction est extrêmement lente.

On regarde le cas du fer que l'on sait déjà instable en milieu acide. Sur une plaque de fer en solution aqueuse acide, des bulles de gaz de dihydrogène se forment progressivement, ce qui traduit la réduction de l'eau sur l'électrode et donc nécessairement l'oxydation du métal. Les courbes intensité-potentiel associées au système étudié sont représentées. La corrosion en milieu aéré, c'est-à-dire en présence de dioxygène dissous, est plus importante qu'en milieu acide désaéré.

On a  $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0.13 \text{ V}$  mais on a une grosse surtension cathodique d'environ 0.9 V.

### Transition

On vient de voir que le pH d'une solution est très importante pour savoir un métal était oxydé. Mais il existe d'autres facteurs qui peuvent influencer la corrosion.

## 2.4 Facteurs aggravant la corrosion

- la mise en contact de deux métaux : La mise en contact de deux métaux va toujours entraîner une corrosion plus importante du métal le moins noble
- le pH
- la salinité

### Manip' salinité (à faire tôt dans la préparation)

Préparer 2 béchers :

- Un avec de l'eau salée
- L'autre avec de l'eau distillée

Leur ajouter une solution de ferro-cyanure, plonger un clou pendant 10 secondes dans chacune de ces solutions et constater que la solution salée est plus colorée.

- Hétérogénéité des surface (défaut, rayures)
- hétérogénéité de composition (impuretés, alliage, contact avec un autre métal, soudure) **Petit plus**
  - boulon de fer sur une plaque de cuivre : corrosion rapide du fer

- boulon de cuivre sur une plaque de cuivre : corrosion moins importante du fer car grande surface
- acier : le carbone joue le rôle de la cathode et le fer celui de l'anode
- hétérogénéité de température
- hétérogénéité de concentration dans le milieu (dilution différentielle, aération différentielle) on peut montrer par une pile de concentration [1] p.240

#### Transition

On vient de voir les outils pour repérer les phénomènes de corrosion lorsque l'on connaît nos conditions expérimentales. Mais la corrosion se manifeste à la surface du métal.

## 3 Type de corrosion humide

### 3.1 Corrosion uniforme

On parle de corrosion uniforme lorsque toute la surface du métal en contact avec la solution est attaquée de la même façon. Selon les conditions de pH, le métal peut, soit passer en solution (sous forme de cations) soit se recouvrir d'une couche d'oxyde ou d'hydroxyde.

C'est une modélisation idéale car toutes les surfaces ont des inhomogénéités déjà.

#### Transition

On regarde les barres enfouies dans le sol et recouvertes d'eau de mer.

### 3.2 Corrosion différentielle

- concentration en dioxygène
- concentration de bactéries
- contact entre deux métaux

Il est fréquent d'une pièce métallique soit soumise à des milieux de teneurs différentes en oxygène : pièces posées sur le sol, pièces peintes ou enduites d'un seul côté, tuyaux. Dans ce cas, des pressions partielles différentes en  $O_2$  induisent des potentiels rédox différents, d'où la formation d'anodes et de cathodes. Le mécanisme de corrosion est alors enclenché ! Retenons que l'arrivée de  $O_2$  sur une pièce métallique interdit son oxydation, dans la région où arrive le dioxygène, mais induit une oxydation dans la zone la moins aérée. Facteurs principaux

Pour illustrer la corrosion différentielle, nous allons observer la corrosion d'un clou dans différentes situations.

#### Manip' : clou dans l'agar-agar

On met de l'eau salée acidifiée avec de l'agar agar et deux indicateurs colorés : la phénolphthaléine (se colore en rose en milieu basique) et le ferricyanure de potassium (bleu en présence de  $Fe^{2+}$ ). On met :

- Un clou seul
- Un clou entouré de cuivre
- Un clou entouré de magnésium
- Un clou tordu

On explique chaque résultat. La corrosion différentielle est une corrosion inhomogène. Elle est due à une hétérogénéité des conditions d'oxydation. Par exemple, une surface lisse sera moins oxydée qu'une surface rugueuse ; lorsque la pièce métallique est immergée partiellement, l'oxydation est plus importante dans certaines zones à cause de l'hétérogénéité des concentrations en  $O_2$  dissous dans l'eau (goutte d'Evans, [Cours Etienne p.10](#)). On remarque que pour la corrosion différentielle, on a transport des électrons dans le métal alors que pour la corrosion homogène on n'a pas les deux demi équations se passent au même endroit.

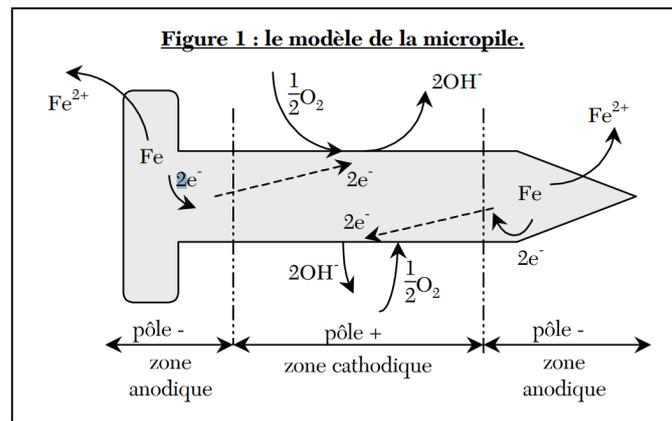


FIGURE 2 – Micropile du clou mpierrrot

### Transition

Au vu de l'enjeu économique et des pertes de matière engendrées par la corrosion, trouver des moyens efficaces pour lutter contre celles-ci est le coeur de cette leçon en tant que futur ingénieur.

## 4 Protection contre la corrosion

### 4.1 Protection par passivation

déjà vu avec l'anodisation de l'aluminium par exemple

### 4.2 Protection par revêtement

#### Protection physique

La première idée qui vient à l'esprit, pour éviter la corrosion du fer est de l'isoler du milieu corrosif par une pellicule de peinture : on peut citer les peintures anti-rouille à base de minium,  $Pb_3O_4$ . Cette couche doit être très adhérente et recouvrir tout le métal : la protection dure aussi longtemps que la couche de peinture perdure. Cette technique simple permet de protéger les ouvrages métalliques (ponts, pylônes électriques, ferronneries...). + De même, on dépose sur le fer un revêtement plastique permettant de réaliser des clôtures (grillage plastifié).

#### Protection chimique

Le but est toujours d'isoler le fer de l'air humide oxydant, mais désormais la couche protectrice est créée par une réaction chimique : la pièce de fer est plongée dans un bain chaud de phosphate de zinc provoquant la formation d'une couche de phosphate de fer imperméable. Cette technique, dite de parkérisation, est utilisée dans l'industrie automobile.

La durabilité de la protection tient à la qualité du revêtement : si celui-ci s'écaille, est entaillé ou éraflé, le métal se retrouve en contact avec le milieu atmosphérique et peut être attaqué.

#### Protection métallique en surface par micropile

[3] p.214 Recouvrir le métal par une couche isolante et neutre électrochimiquement parlant telle que la peinture permet de le protéger de l'oxydation. Cette protection est efficace, mais en cas de rupture de la protection, le phénomène d'aération différentielle vient alors accroître le phénomène en augmentant l'oxydation à ce point. Le revêtement en question peut également présenter une électroactivité, auquel cas si le métal qui constitue le revêtement est moins noble, la corrosion de la protection sera alors plus rapide (généralement du zinc) que la corrosion de la pièce en fer par effet d'anode sacrificielle. De plus, en cas de défaut du revêtement, c'est toujours le métal le moins noble qui sera attaqué. Ainsi, ce défaut ne viendra qu'augmenter la vitesse de corrosion de métal le moins noble tout en préservant la pièce ferreuse.

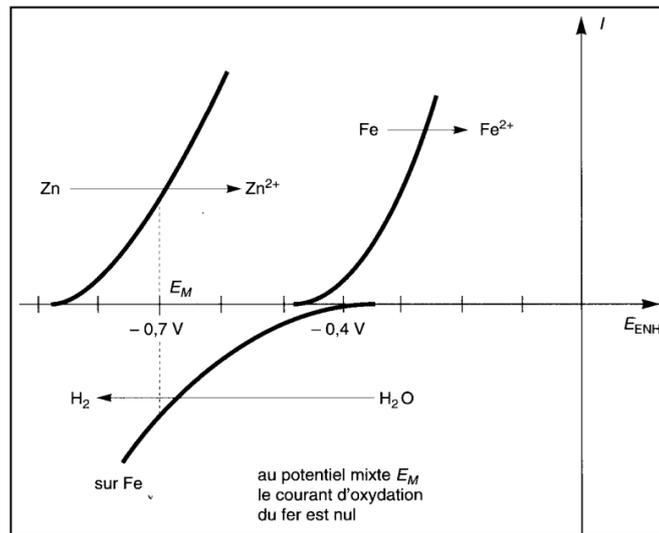


FIGURE 3 – mariepierrot

En particulier, le zingage est une méthode très utilisée. Il consiste à recouvrir la pièce de fer à protéger par une fine couche de zinc. Cette couche est déposée par galvanisation (la pièce est plongée dans un bain de zinc fondu) ou par électrozincage (dépôt par électrolyse). En cas d'éraflure du revêtement de zinc, on se retrouve dans une situation de type anode sacrificielle et le fer demeure protégé ... mais le revêtement risque de se dégrader rapidement.

#### Remarque

Si le métal qui constitue le revêtement est plus noble, la corrosion de la protection sera alors plus lente, comme dans le cas du cuivre vis-à-vis du fer. En revanche, en cas de défaut du revêtement, c'est toujours le métal le moins noble qui sera attaqué donc le fer. Ce défaut viendra alors augmenter la corrosion du fer et entraînera donc l'attaque de la pièce métallique.

## 4.3 Protection électrochimique

### Protection par anode sacrificielle

Voir [Etienne](#) p.11 et [3]p.217

Ressources image : [ici](#)

### Protection par courant imposé

Voir [Etienne](#) p.11 et [3]p.217

## 5 Pour aller plus loin

- la pureté du métal influence la corrosion [3] p .206

## 6 Questions

- Cuivre +0 plutôt que cuivre "pur", c'est plus correct
- forme de la rouille :  $Fe_2O_3$ , ça n'apparaît pas dans le diagramme? Oxyde et hydroxydes, ça dépend des conditions : on a en fait un mélange des deux
- On se restreint au cas de la corrosion humide. Que se passe-t-il dans le cas de la corrosion sèche. Laquelle est la plus fréquente? Par exemple la statue de la liberté?? Humidité de l'air : corrosion humide non uniforme
- dégagement de  $H_2$ ? Bien pas bien? C'est inflammable.

- Plus de bulles pour le zinc, parce que c'est plus oxydable?? thermo ou cinétique. Ici, c'est cinétique
- Diagramme E-pH du fer, convention de frontière? Pourquoi e-6 : c'est la convention spécifique à la corrosion. Attention, la forme des diagrammes change avec la convention. Ici on a une concentration à la surface des électrodes qd il y a corrosion c'est cet odg.
- On a présenté l'alu : il se passive alors que pour le fer ça marche pas, pourquoi? Les oxydes de fer sont poreux, de plus c'est **friable** donc ça n'y reste pas.
- On peut mesurer une densité de courant de corrosion : loi entre vitesse et courant?  $v = j/\mathcal{F}n$  : on peut estimer la couche de métal oxydée comme ça.
- condition pour la protection par couche de peinture : quelle est son action? Elle isole, donc elle doit être épaisse et non poreuse. *insister sur les problématiques un peu plus techniques, on est en PSI*
- Plomb, blocage cinétique?
- Comment obtient-on les courbes i-U : montage à trois électrodes. On obtient donc une courbe de polarisation : peut-on obtenir un courant de corrosion à partir de ces courbes que l'on a obtenues avec un tel montage? Non car c'est la combinaison des deux courbes. Par contre, on peut utiliser les droites de Tafel.
- Traitement préalable à la plaque d'Alu : nettoyage à l'acétone pour les traces de gras. **Attention** déplacer la balance c'est risqué.
- Description des manip' qualitatives dans les boîtes de pétri : indicateur? Ferricyanure pour  $Fe^{2+}$  et phénophtaléine si on est basique/acide. Rose quand c'est basique
- notion de micro pile? L'on t-il déjà vu en PSI? non a priori.
- Différence entre potentiel mixte et potentiel de corrosion? C'est la même chose, potentiel de corrosion = cas particulier de potentiel mixte.
- Que faire faire aux élèves? Les clous, le coup des dégagements gazeux c'est peut-être un peu léger.
- Pourquoi est-ce qu'on anodise dans l'eau // air?  $Al(OH)_3$  se transforme en alumine progressivement dans l'air, ce qui fait que l'on va former une couche moins grande (avantage de  $Al(OH)_3$  c'est qu'il est poreux donc on peut aller plus loin dans la formation de la couche)
- Chapitre qui se prête bien aux approches Doc comme support de la "démarche scientifique", qu'est-ce? Partir d'observations expérimentales et essayer d'étudier comment on peut expliquer ça. Modèle OERIC (Observation Expérience Résultats Interprétation Conclusion). Connaître le tableau des compétences exigibles par coeur.
- Comment produit-on l'aluminium

## 7 Commentaires

- Poser un peu plus le cadre, ce que l'on veut faire avec les élèves, notamment un TP, des TD... Aborder les difficultés auxquelles on s'attend pour les élèves.
- Chaque seconde, 5 tonnes d'acier se corrodent dans le monde. Moitié de production mondiale d'acier sert à remplacer ce qui s'est fait corroder : on peut faire un peu de "sensationnel".
- L'élémentairum (rassemble données industrielles sur le tableau périodique)
- Plan : "notions générales" c'est pas ouf comme nom de titre. "Approche cinétique et thermodynamique des phénomènes de corrosion". On devrait fusionner les parties II et III (corrosion uniforme et différentielle ensemble) : II - corrosion, III - protection
- Étude des potentiels E-pH, on se fait pas trop où on se trouve : tracer une verticale là où on se trouve.
- Exemple où on préfère tracer l'intensité plutôt que la densité de courant? Corrosion galvanique : deux matériaux en contact avec des surfaces différentes, on préfère alors les intensités
- Zinc moins bon ou meilleur réducteur que le Fer?  $Zn(OH)_2$  qui se complexe avec le  $CO_2$  de l'air qui vient faire une couche passivante. Dans l'eau c'est vraiment une anode sacrificielle.
- Descendre de la paillasse pour que cela soit plus visible pour les élèves

<b>9.2. Phénomènes de corrosion humide</b>	
Transformations spontanées : notion de potentiel mixte.	Positionner qualitativement un potentiel mixte sur un tracé de courbes courant-potentiel.
Potentiel de corrosion, intensité de courant de corrosion, densité de courant de corrosion. Corrosion uniforme en milieu acide ou en milieu neutre oxygéné.	Interpréter qualitativement un phénomène de corrosion uniforme à l'aide de données expérimentales, thermodynamiques et cinétiques. Citer des facteurs aggravants de la corrosion.
Corrosion différentielle par hétérogénéité du support ou du milieu.	Interpréter qualitativement un phénomène de corrosion différentielle faisant intervenir deux métaux à l'aide de courbes courant-potentiel.
Protection contre la corrosion : - revêtement ; - passivation ; - anode sacrificielle ; - protection électrochimique par courant imposé.	Exploiter des tracés de courbes courant-potentiel pour expliquer qualitativement : - la qualité de la protection par un revêtement métallique ; - le fonctionnement d'une anode sacrificielle.  <b>Mettre en œuvre des protocoles illustrant les phénomènes de corrosion et de protection.</b>

FIGURE 4 – Caption