

CORROSION HUMIDE DES MÉTAUX

11 décembre 2017

La passivation c'est comme des vieux qui s'accumulent devant un buffet.

Mohamed Bensmili & Milan Rozel

FLORENT POUSSEL

Niveau : CPGE

Commentaires du jury

2016 : Certaines notions fondamentales comme celle d'élément chimique, de corps purs simples ou composés, la variance et le nombre de degrés de liberté du système, les phénomènes de corrosion et les courbes intensité-potentiel posent souvent beaucoup de problèmes aux candidats.

Bibliographie

✦ *Chimie PSI-PSI**, Grécias

→ Tout ce qui concerne l'électrochimie des piles et de la corrosion. Ainsi que les diagrammes E-pH

✦ *Métallurgie*, Dunod

→ Chapitre très complet sur la corrosion. En particulier sur sa cinétique et ça thermodynamique ainsi qu'une partie sur la protection contre la corrosion.

Prérequis

- Diagramme E-pH
- Diagramme I-E
- Réaction Redox
- Electrochimie des piles

Expériences

- ✦ Recouvrement métallique de clou.
- ✦ Recouvrement passif de l'aluminium.
- ✦ Corrosion du fer dans de l'eau salée vs corrosion dans de l'eau distillée.

Table des matières

1	Première approche	2
1.1	Le phénomène de corrosion	2
1.2	Les diagrammes de Pourbaix (ou diagramme E-pH)	2
1.3	Les diagrammes Intensité-Potentiel (ou diagrammes I-E)	4
2	L'influence du milieu	6
2.1	Influences des ions en solution	6
2.2	Aération différentielle	7
2.3	Corrosion Galvanique	8
3	Protection contre la corrosion	9
3.1	La protection cathodique par anode sacrificielle	9
3.2	Recouvrement par un matériau inerte	9
3.3	Recouvrement métallique	12

Introduction

La corrosion est un phénomène très courant que nous allons essayer de comprendre. La première approche que nous avons à la corrosion est au collège ou on la définit comme étant une oxydation d'un métal nous allons tenter de voir ce qu'il en est. Et surtout comment s'en protéger.

1 Première approche

1.1 Le phénomène de corrosion

✦ IUPAC GOLD BOOK, Définition de la corrosion

Commençons tout d'abord par définir ce qu'est la corrosion.

Définition : *An irreversible interfacial reaction of a material (metal, ceramic, polymer) with its environment which results in consumption of the material or in dissolution into the material of a component of the environment. [...]*¹

Définition que je traduirais librement en français comme suit :

La corrosion est une réaction interfacielle et irréversible d'un matériau avec son environnement qui a pour résultat la consommation ou la dissolution dans un composant de l'environnement.

Le titre de la leçon n'étant pas *Corrosion* mais *Corrosion humide des métaux* on se limitera à la corrosion des métaux en milieu aqueux.

Intéressons nous à un exemple qui est sûrement celui qui vient immédiatement à l'esprit, celui de la rouille. On a la succession des réactions suivantes :



On peut ainsi tout de suite remarquer que la rouille des alliages de fer n'est pas réellement de la corrosion mais un signe de corrosion puisque l'oxyde de fer (III) $\alpha - \text{Fe}_2\text{O}_3$ est en réalité issu d'une réaction spontanée de l'hydroxyde de fer (III) en oxyde de fer (III).

↓ On remarque ici des réactions d'oxydoréduction et de complexation, or nous connaissons un outils pour traiter une combinaison de ces réactions. Les diagrammes de Pourbaix (ou diagramme E-pH)

1.2 Les diagrammes de Pourbaix (ou diagramme E-pH)

Les diagrammes de Pourbaix sont des diagrammes dont la détermination théorique se fait à l'aide de deux relations. Les équations de réaction de complexation pour la partie complexation. Et l'équation de Nernst pour la partie oxydo-réduction du diagramme.

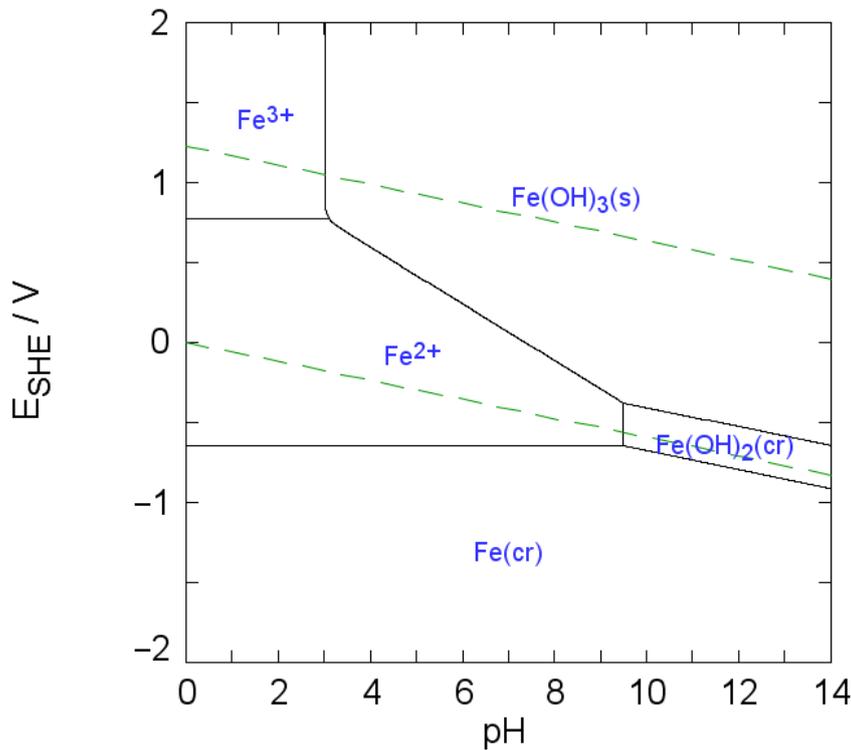
Le Cas des métaux

Ecrivons par exemple une équation de demi-réaction pour l'oxydation du fer solide avec l'équation de Nernst associée :



1. Je vous laisse la définition de l'IUPAC dans sa forme non modifié juste pour vous faire profiter du fait qu'il ne savent pas écrire *environment* correctement. Et oui considérant la quantité de faute d'orthographe que je fais c'est l'hôpital qui se fout de la charité.

$$[\text{Fe}^{2+}]_{\text{TOT}} = 1.00 \mu\text{M}$$



t = 25°C

FIGURE 1 – Diagramme E-pH du fer avec les hydroxydes et une concentration aux frontières de $10^{-6} \text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$

$$E = E^\circ_{\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}} + \frac{RT}{2F} \ln \left(\frac{[\text{Fe}^{2+}]}{c^\circ} \right) \quad (5)$$

Ainsi que la réaction de complexation de l'ion fer (II) en hydroxyde de fer (II) en milieu basique



Ce diagramme est un indicateur de la stabilité thermodynamique des différentes espèces en présence.² Intéressons nous donc au diagramme de Pourbaix du fer avec comme complexes les hydroxydes de fer : figure 1

On voit tout d'abord deux zones, puis ensuite on remarque que l'une d'elle est divisée en deux :

- La zone où l'espèce stable est ionique, dite zone de corrosion.
- La zone où l'espèce stable est solide, qui se divise en deux zones :
 - La zone où l'espèce stable est un complexe, dite zone de passivation.
 - La zone où l'espèce stable est le métal sous forme solide.

Tout d'abord expliquons le nom des différentes zones :

- La zone d'immunité est adéquatement nommée puisqu'ici notre métal est stable, c'est donc une zone idéal pour la structure.
- La zone de corrosion est elle moins bien nommée puisque bien qu'ici est lieu une corrosion, son nom pourrait laisser penser qu'il n'y a pas de corrosion hors de cette zone. Nous allons voir pourquoi on l'appelle malgré tout zone de corrosion.
- La zone de passivation est, elle aussi une zone de corrosion, mais ici une couche solide, dite passive, se forme à la surface de notre structure. Une fois que cette couche est formé, la structure n'interagit plus avec l'eau puisque son interface avec cette dernière est stable thermodynamiquement. Ainsi, bien que la structure ait été altéré cette altération est limité dans le temps et superficielle. On peut donc raisonnablement considérer que cette zone n'est pas une zone dans laquelle les métaux se corrodent, en tout cas sur la durée.

2. Et comme souvent (tout le temps ?) en chimie la thermodynamique ne nous apprend rien sur la cinétique

Le Cas de l'eau

Enfin il est important de ne pas oublier le cas de l'eau. En effet l'eau aussi subit des réaction d'oxydo-réduction. Traçons donc son diagramme de Pourbaix pour connaître sa zone de stabilité thermodynamique. Si on reprend le diagramme de Pourbaix du fer on peut voir en superposition celui de l'eau (en pointillé, entre les lignes l'eau est stable, au dessus l'oxygène est stable et en dessous le dihydrogène est stable). On remarque immédiatement un problème et la cause de la corrosion du fer, la zone d'immunité du fer et la zone de stabilité de l'eau sont disjointes. Ainsi le fer va se corroder dans l'eau (a priori en ion Fe^{2+} et en $\text{Fe}(\text{OH})_3$ car on est généralement à $pH \sim 7$)

Notons qu'il existe des métaux dont la zone d'immunité n'est pas disjointe avec la zone de stabilité de l'eau, par exemple le nickel. 10

↓ *Tout ceci est bien gentil mais on se rend bien compte que la corrosion c'est certes pénible mais pas vraiment problématique si c'est lent. Intéressons nous à la cinétique.*

1.3 Les diagrammes Intensité-Potentiel (ou diagrammes I-E)

L'outil pour connaître la cinétique des réactions de corrosion est le diagramme intensité-potentiel. On peut tout d'abord introduire deux notions importantes :

- La notion de couple rapide/lent
- La notion de surtension anodique/cathodique

Considérons un couple M^+/M .

Couple rapide

Un couple rapide est un couple pour lequel une petite variation (plus grande d'infinitésimal donc mesurable) de la tension autour de E°_{M/M^+} on obtient une variation de l'intensité.

Couple lent

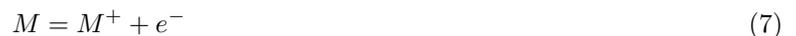
Un couple lent est un couple présentant un plateau autour de $E^\circ_{M^+/M}$, c'est-à-dire qu'une petite variation de la tension ne résultera pas en une variation de l'intensité qui restera nulle.

Surtension anodique et cathodique

Les surtensions anodiques sont les surtensions cathodiques à appliquer à un couple lent pour, respectivement, mesurer une intensité positive, mesurer une intensité négative. On note la surtension anodique η_a et la surtension cathodique η_c

Visualisation de la corrosion sur courbe I-E

Une fois que ces concepts ont été introduits expliquons ce qui se passe lors de la corrosion. On va voir une oxydation de notre métal et une réduction de, soit le dioxygène dissous dans l'eau ou de l'eau en dihydrogène. Selon les équations de demi-réaction suivantes.



On va donc tracer la partie anodique de la courbe du couple du métal et la partie cathodique du couple $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$ ou le couple H^+/H_2 . Avec un diagramme d'Evans (un diagramme I-E où on ne trace pas I mais $|I|$) Les courbes anodiques et cathodiques vont donc se croiser en deux points définissant deux points de coordonnées $(E_{\text{mixte}}, I_{\text{corrosion}})$ La corrosion aura lieu sur la combinaison d'électrodes présentant le $I_{\text{corrosion}}$ le plus important (Fig.2).

On remarque que si $E_{M^+/M} > E_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}}, E_{\text{H}^+/\text{H}_2}$ alors la corrosion ne peut pas avoir lieu elle est thermodynamiquement impossible.

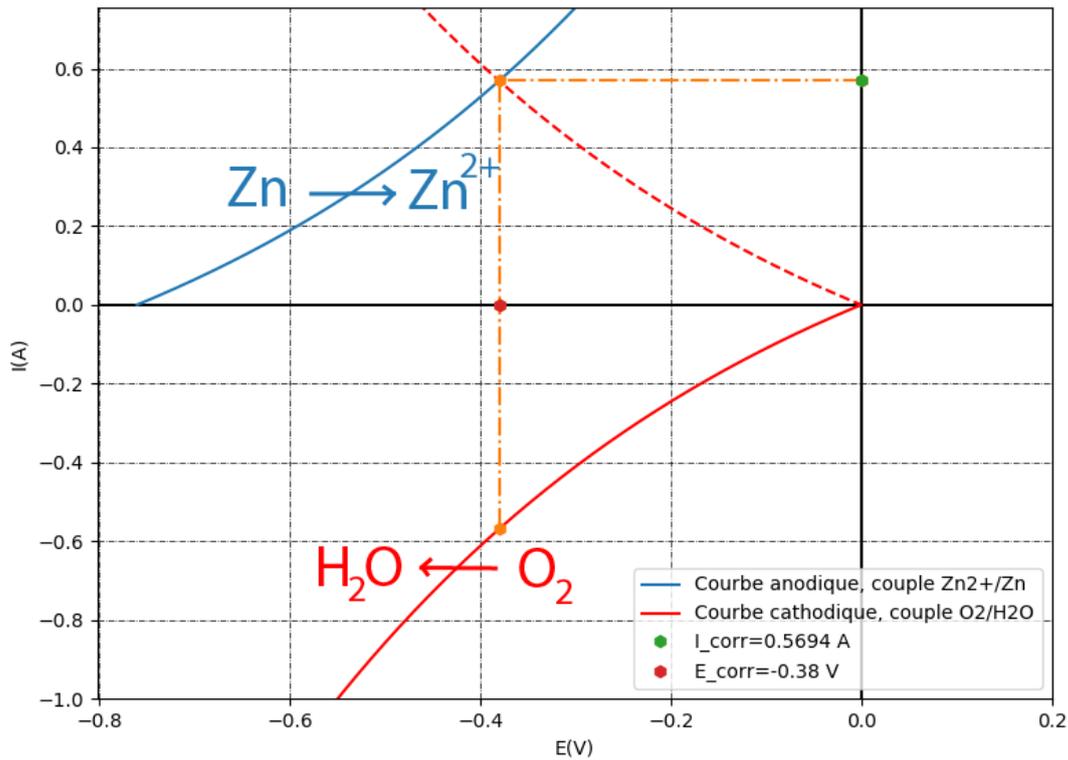


FIGURE 2 – Lecture du potentiel de corrosion et du courant de corrosion avec le diagramme d'Evans. (courbe en pointillés)

On remarque alors que si on a un couple métallique lent et que $E_{M/M^+} + \eta_a > E_{O_2/H_2O}, E_{H^+/H_2}$ la réaction de corrosion n'aura pas lieu car le croisement des courbes anodique et cathodiques ce fait avec une valeur $I_{corrosion} = 0$ donc sans corrosion. On a ici un blocage cinétique.

Lien entre la cinétique et le courant de corrosion

Comment relie-t-on le courant de corrosion $I_{corrosion}$ à la cinétique de la réaction, pourrait-on se demander. La réponse se trouve dans la loi de Faraday de l'électrochimie qui est la suivante :

$$i = \frac{dn_{e^-} \cdot F}{dt} \quad (10)$$

Où n_{e^-} est la quantité de matière en électrons échangés lors des réactions oxydo-réduction et F est la constante de Faraday. En supposant un $I_{corrosion}$ constant pendant un temps Δt on peut alors écrire :

$$I_{corrosion} = \frac{n_{e^-} \cdot F}{\Delta t} \quad (11)$$

reliions à présent la quantité de matière d'électron à la masse de métal M corrodé en ions en écrivant que pendant la réaction autant d'atome M sont corrodés que d'électrons sont échangés.³ On obtient donc :

$$I_{corrosion} = \frac{n_{e^-} \cdot F}{\Delta t} = \frac{n_M \cdot F}{\Delta t} = \frac{m_M \cdot F}{M_M \Delta t} \quad (12)$$

où M_M est la masse molaire de M et m_M la masse de M corrodée. On a donc grâce à la lecture des diagrammes I-E le courant de corrosion qu'on peut directement relier à la masse de métal corrodé.

3. Pour s'en convaincre il suffit de faire un tableau d'avancement pour la demi-réaction. Evidemment si la stoechiométrie de la demi-équation est différente car la charge des ions est différente alors le rapport entre masse de métal et quantité de matière sera différente.

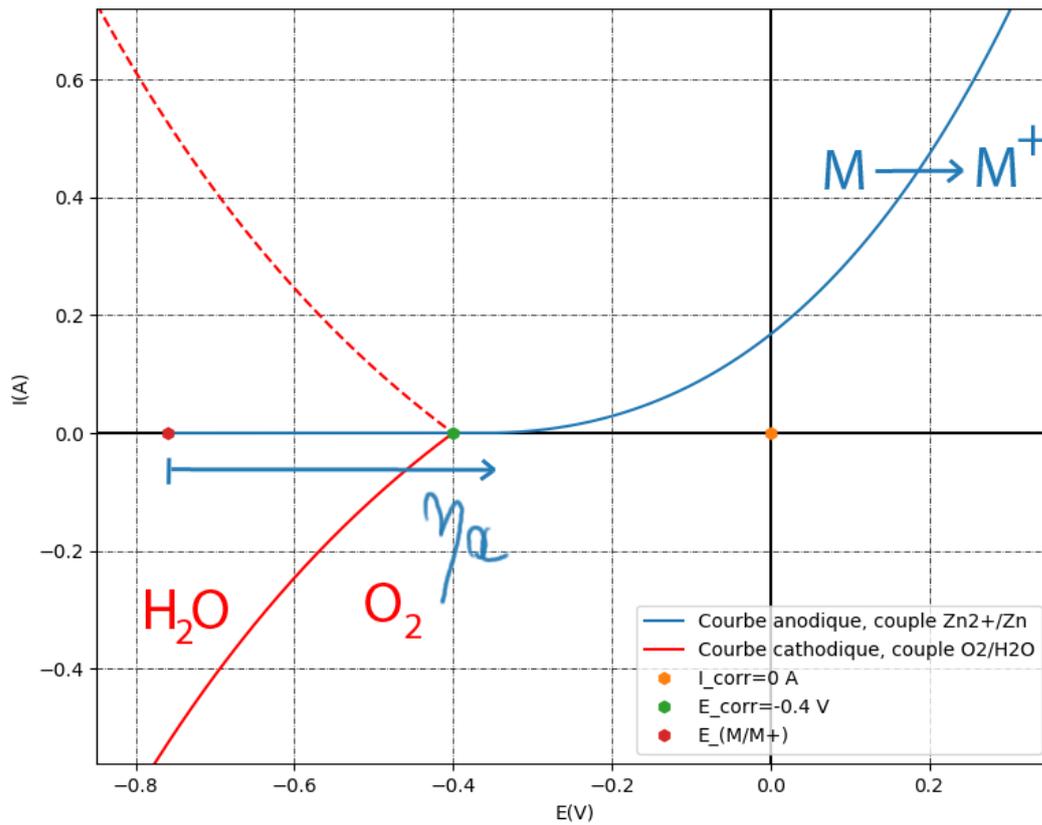


FIGURE 3 – Courbe I-E montrant le blocage cinétique.

Maintenant que nous avons les outils nécessaires pour étudier la corrosion intéressons nous à la corrosion et l'influence d'un milieu sur ce phénomène. Par exemple on sait que l'eau de mer est particulièrement corrosive et on attribue cet effet au sel nous allons donc nous y intéresser.

2 L'influence du milieu

2.1 Influences des ions en solution

Intéressons nous d'abord à l'influence des ions en solution sur le phénomène de corrosion.

Influence de la salinité

Quand nous parlons de salinité on parle d'une solution dans laquelle on aurait dissous plus au moins d'un sel ionnique (typiquement du NaCl). L'influence des ions Na^+ et Cl^- se comprend par le biais de leur propriété de conductimétrie. Nous l'avons vu la corrosion créer un courant donc pour qu'il y ait corrosion il faut qu'il y est un courant. Or si il est évident dans le métal que le courant est rendu possible par les électrons libres, dans la solution ce sont les ions qui assurent le courant si il n'y a pas d'ion le circuit est ouvert et la réaction d'oxydo réduction n'a pas lieu. Or dans une eau à faible teneur en ions (typiquement de l'eau distillée) le courant sera limité (la résistance de la solution est grande) alors que pour une salinité non nulle l'établissement du courant est facilité (faible résistance de la solution)⁴.

4. Il existe des effets bien plus complexes comme la corrosion par piqûre que je vais détailler en bonus à la fin, si vous parler de la salinité assurer vous de comprendre ce phénomène (ou au moins d'avoir conscience de son existence) car il est présent dans les milieux contenant des halogénure au cas ou une question soit posé

$$[\text{Al}^{3+}]_{\text{TOT}} = 1.00 \mu\text{M}$$

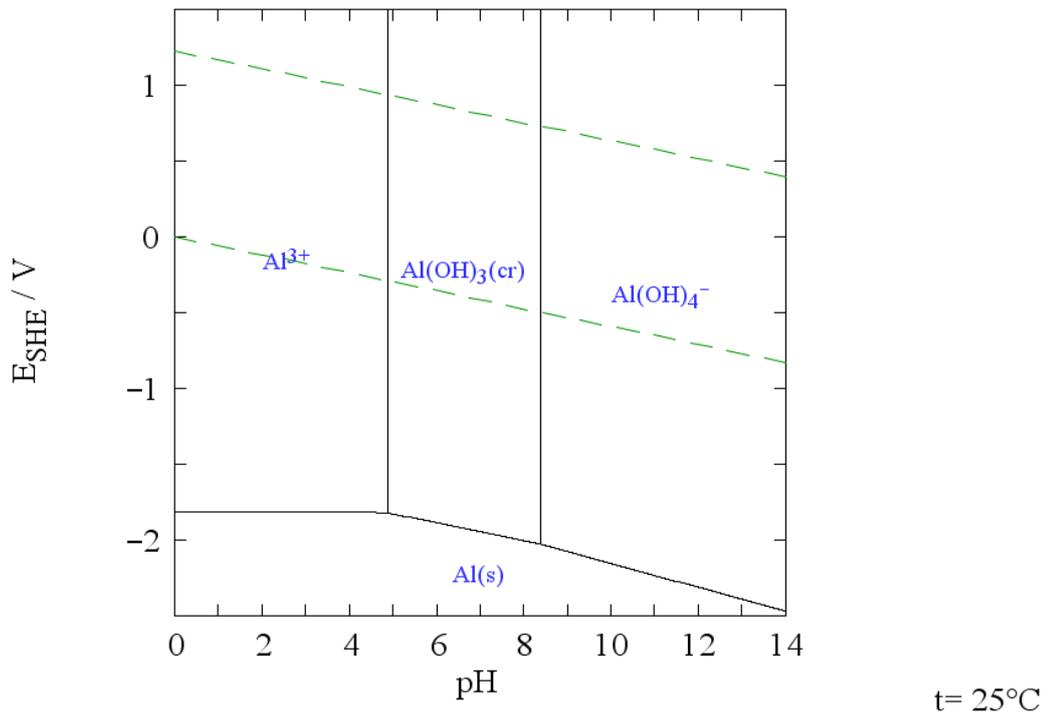


FIGURE 4 – Diagramme E-pH de l'aluminium avec les hydroxydes et une concentration aux frontières de $10^{-6} \text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$. Notons les ions stables en pH acide et basique.

Préparer 2 bécher, un avec de l'eau salée (10%), un avec de l'eau distillée. Leur ajouter une solution de ferro-cyanure plongé un clou dans chaque solution pendant 10 secondes. Observé que la solution salée est beaucoup plus colorée.

Influence de la basicité et l'acidité du milieu

Ici l'influence se comprend en utilisant les diagrammes de Pourbaix. On remarque qu'en milieu acide les anions métallique sont généralement prédominants. En milieu basique c'est maintenant cations des oxydes et hydroxydes de fer qui sont souvent prédominants. Ainsi on se place dans les zones des diagrammes de Pourbaix dites de corrosion.

↓ Après avoir vu l'effet des ions dans la solution intéressons nous à l'effet de se qui semble être un moteur de la corrosion, à savoir le dioxygène.

2.2 Aération différentielle

Parlons maintenant des phénomènes d'aération différentielle. On parle d'aération différentielle lorsqu'un métal qui se corrode dans une eau où la concentration de dioxygène dissous varie selon les endroits. On peut donc définir deux électrodes correspondant à deux surfaces de la même pièce métallique, la première dans une eau désaérée (pauvre en dioxygène) et la deuxième dans une eau aérée (riche en oxygène).

L'influence de la quantité de dioxygène dissous peut se lire sur un diagramme I-E. Le potentiel de ce couple sur l'électrode est $E_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}}$ et varie avec l'activité du dioxygène $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$. On note $E_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}}^{\text{desaérée}}$ le potentiel en milieu désaéré et $E_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}}^{\text{aérée}}$ le potentiel en milieu aéré. On a donc $\eta_c^{\text{desaérée}} > \eta_c^{\text{aérée}}$. Le potentiel du couple de notre métal (par exemple le fer avec l'ion fer (II)) reste constant et fixé à $E_{\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}}$ quelque soit les conditions d'aération.

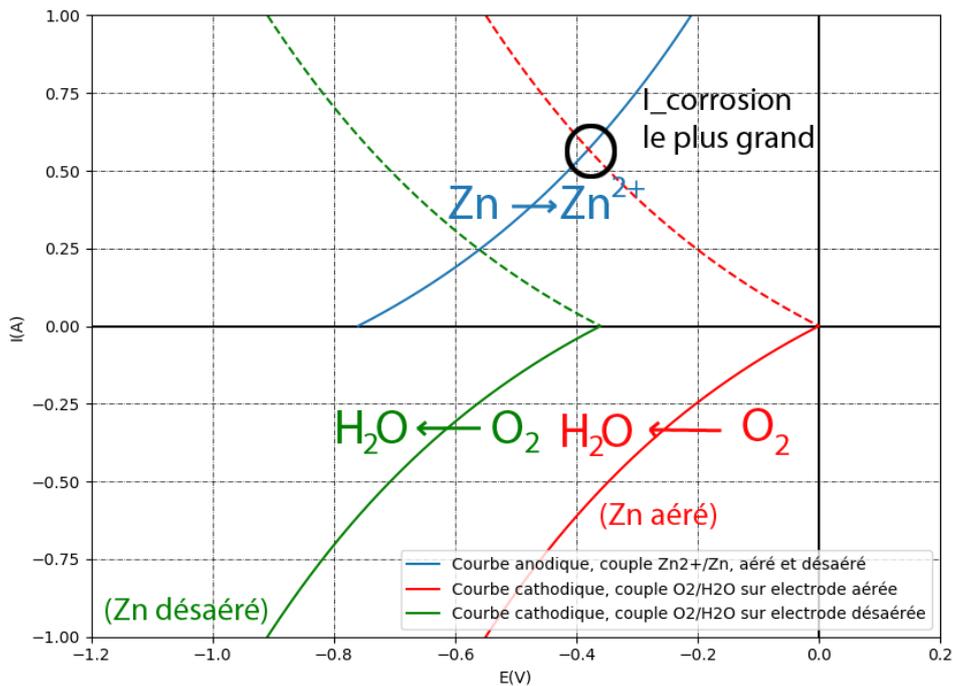


FIGURE 5 – Démonstration avec une courbe I-E des résultats pour l'aération différentielle.

On a donc scénarii possibles. Le premier est que l'oxygène se réduit sur l'électrode en milieu désaérée et le métal s'oxyde à l'autre électrode, celle en milieu aérée. On a dans ce cas un courant de corrosion I_1 . Le second est l'inverse, l'oxygène se réduit sur l'électrode en milieu aérée et le métal s'oxyde à l'autre électrode, celle en milieu désaérée, avec un courant de corrosion I_2 . La corrosion a donc lieu selon le scénario impliquant le plus grand courant de corrosion⁵. Grâce à un diagramme d'Evans on lit que $I_1 < I_2$ on a donc le second scénario qui a lieu.

Une explication "avec les mains" de ce phénomène est que l'oxygène va s'oxyder là où il est présent en plus grande quantité et donc faire que le fer va s'oxyder là où il y a le moins d'oxygène.

↓
Quelque chose qui est fréquemment fait, lors de la construction avec des métaux est d'avoir plusieurs pièces en des métaux différents en contact. Quelle est l'influence sur la corrosion d'un contact entre deux métaux ?

2.3 Corrosion Galvanique

La corrosion galvanique est un phénomène de corrosion entre deux métaux. L'un des deux métaux va faire office de cathode et l'autre d'anode. Le métal qui sert d'anode va se corroder alors que le métal servant de cathode va être le lieu de la réduction du dioxygène.

Considérons deux métaux, par exemple le fer et le zinc, le couple E_{O_2/H_2O} a un potentiel E_{O_2/H_2O} identique sur les deux électrodes⁶. Par contre les deux couples des métaux ont des potentiels différents $E_{Fe/Fe^{2+}}$ et $E_{Zn/Zn^{2+}}$.

Refaisons deux scénari. Le premier est le suivant. Le zinc est le siège de l'oxydation, c'est l'anode, il se corrode, le fer est l'anode et c'est le lieu de l'oxydation du dioxygène. On a un courant de corrosion de I_1 . Dans le second scénario c'est le fer qui se corrode et on a I_2 pour courant de corrosion.

Et on observe que $I_1 > I_2$ en lisant le diagramme I-E. On peut alors en extrapoler une règle, à savoir que plus le potentiel d'un couple est bas plus le métal aura tendance à se corroder on définit la noblesse du métal comme étant son potentiel à se corroder. Plus un métal est noble plus c'est dur de le corroder. Lors d'une réaction de corrosion galvanique le métal le moins noble se corrodera et le métal le plus noble non.

5. Ça semble naturel mais je ne trouve pas de justification propre, et c'est ce que dit Martin Vérot #AppelALaNature #Argument-DAutorité

6. C'est pas forcément vrai mais c'est une bonne approximation

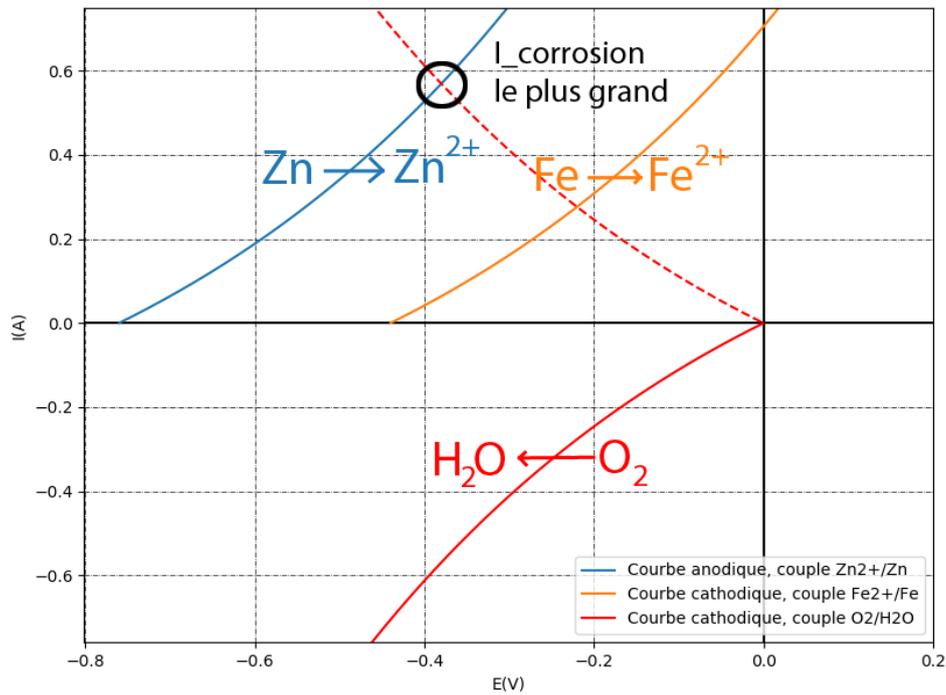


FIGURE 6 – Démonstration de la corrosion galvanique par des courbes I-E.

↓ Maintenant que nous savons comment étudier la corrosion et comment le milieu influence ce phénomène, comment peut on s'en prémunir ?

3 Protection contre la corrosion

3.1 La protection cathodique par anode sacrificielle

Ce qu'on vient de voir avec la corrosion galvanique c'est qu'en présence que si deux métaux de noblesse différente sont en contact ou en liaison électrique le méta le moins noble va se corroder et le plus noble non. On peut utiliser ce phénomène pour protéger par exemple une structure en fer, lui relier un morceau de zinc. On va avoir une corrosion du morceau de zinc et pas du fer de la structure (Fig 7).

C'est une technique souvent utiliser près des parties importantes des navires, comme par exemples les hélices propulsives et les safrans.

Points positifs Protection efficace des parties reliés à l'anode.

Points négatifs Doit être changée régulièrement car se corrode avec le temps.

3.2 Recouvrement par un matériau inerte

Recouvrement par de la peinture

On recouvre toute la surface métallique par une couche de peinture, le métal est ainsi isolé de l'eau et ne s'oxyde pas. Ajoutons qu'il existe des peintures anti-rouilles qui contiennent des éclats de zinc qui servent d'anodes sacrificielles en cas de rupture de la couche protectrice. La peinture va donc se consommer avec le temps (Fig.8).

Points positifs Recouvre le métal et ne demande pas d'entretien.

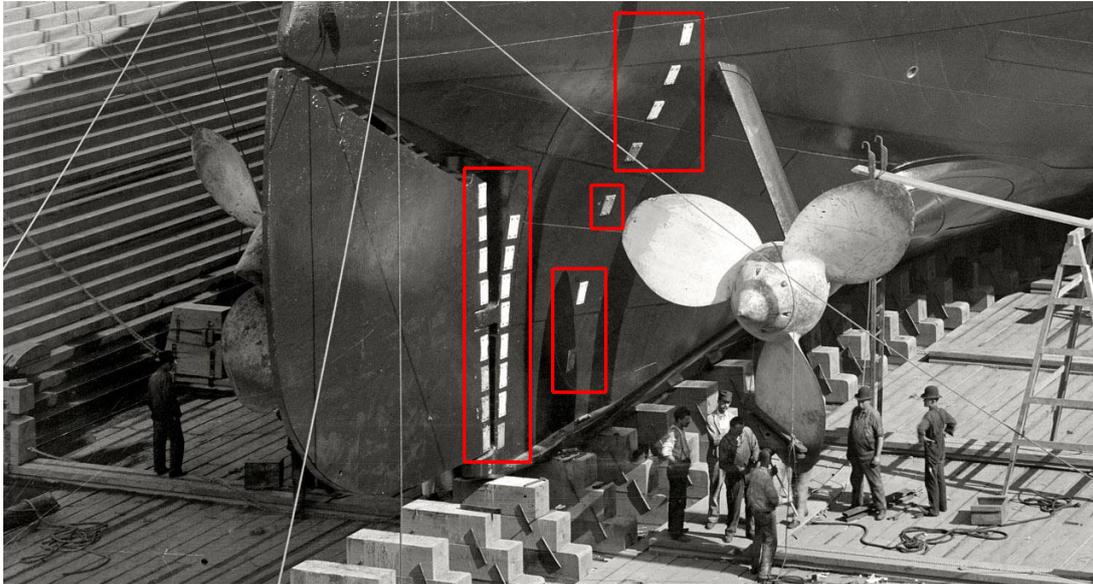


FIGURE 7 – Anode de zinc autour du safran de l'USS Oregon (Source : Wikimedia)



FIGURE 8 – Comparaison entre la peinture anti-rouille de l'USS Shoup (gauche) avant son lancement et la peinture de l'anti-rouille de l'USS Stockdale (droite) lors d'un de ses entretiens en cale sèche. (Deux vaisseaux de la classe Arleigh-Burke) On note la consommation de la peinture anti-rouille par corrosion galvanique.

$$[\text{Al}^{3+}]_{\text{TOT}} = 1.00 \mu\text{M}$$

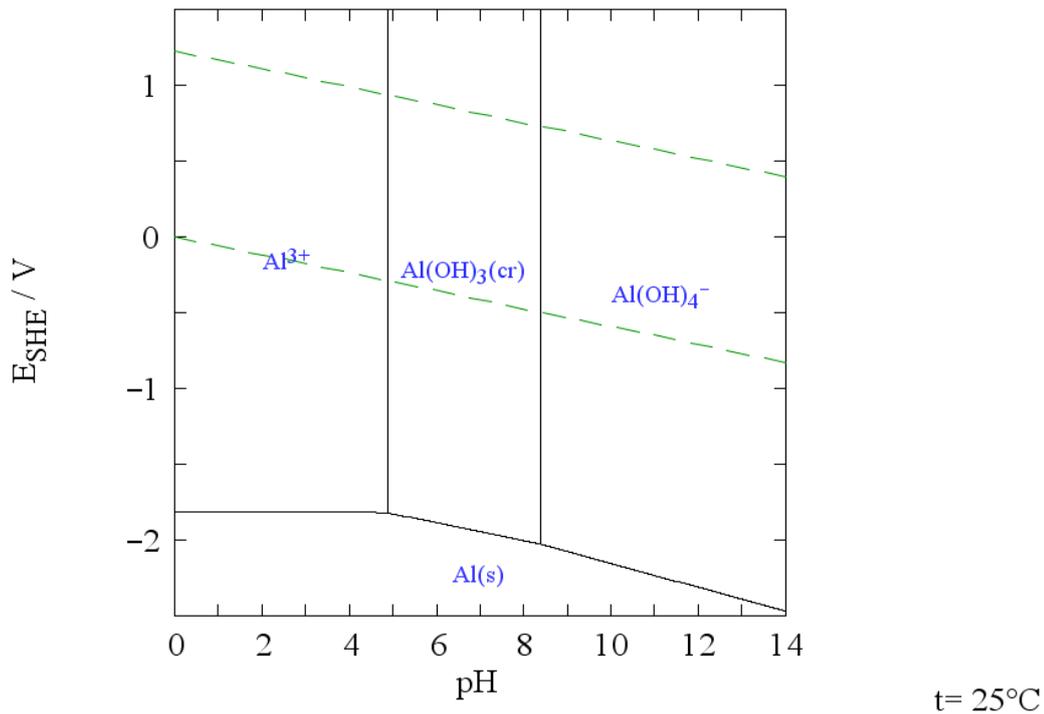


FIGURE 9 – Diagramme E-pH de l'aluminium avec les hydroxydes et une concentration aux frontières de $10^{-6} \text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$. Notons la zone de stabilité de l'hydroxyde d'aluminium(III) pour un pH proche de 7

Points négatifs Si la couche est rompue alors il y aura une corrosion très localisée, ce qui est dangereux pour la structure.

Recouvrement par la couche passive

Si on retourne au diagramme E-pH on peut se rendre compte que bien souvent dans l'eau des composés du métal sont stables dans l'eau que ce soit des oxydes ou des hydroxydes. On cherche donc à recouvrir notre métal d'un de ses oxydes. Typiquement on recouvre l'aluminium d'alumine (Al_2O_3).

Points positifs Recouvre le métal et ne demande pas d'entretien.

Points négatifs Si la couche est rompue alors il y aura une corrosion très localisée, ce qui est dangereux pour la structure. En outre les couches passives sont sensibles au changement de pH ainsi l'alumine n'est pas stable en milieu acide ou basique.

Titre de l'expérience : Protection de l'aluminium par une couche d'alumine

📖 Livre(s) utilisé(s) : Livre de Term S spécialité physique, ⌚ Temps nécessaire à l'expérience : 10 minutes en préparation + 2 minutes en présentation

On décape une électrode d'argent, qu'on nettoie à l'acide nitrique puis qu'on rince à la soude (bien dire que cette étape au lycée vous la feriez vous même, vos élèves ne doivent pas toucher à l'acide nitrique concentré). On plonge dans un bécher d'eau salée (à peu près 5%) l'électrode d'argent et une de plomb qu'on relie à un générateur, on fixe le courant à 1 ampère avec l'anode (borne +) sur l'électrode d'argent et la cathode sur le plomb. Maintenir pendant 5 minutes.

En présentation plonger une plaque d'aluminium ainsi traitée et une non traitée dans de l'acide chlorhydrique à 1M. Observer un fort dégagement gazeux pour l'électrode non traitée contre un faible dégagement pour l'électrode traitée.

3.3 Recouvrement métallique

Par un métal moins noble. (ou recouvrement anodique)

On recouvre notre métal d'un métal moins noble (par exemple on recouvre le fer avec du zinc par galvanisation ou par électro-dépôt). L'intérêt est double, le métal de recouvrement empêche le fer de se corroder et en cas de rupture sert d'anode sacrificielle.

Points positifs Même en cas de rupture de la couche le métal est protégé par la corrosion galvanique.

Points négatifs Si le métal de recouvrement est moins noble que le fer alors il va se corroder lui aussi. Cette couche doit donc être renouvelée car elle se corrode dans le temps.

Par un métal stable dans l'eau (ou recouvrement cathodique)

On recouvre notre métal d'un métal plus noble qui est stable dans l'eau, ce qui signifie que notre couche de protection n'est pas corrodable et ne demande pas d'entretien. Le problème est qu'en cas de rupture de la couche protectrice alors la structure va servir d'anode sacrificielle à la couche protectrice, faisant donc se corroder de manière localisée notre structure.

Points positifs Couche de protection stable.

Point Négatifs Si la couche est brisée on a une corrosion de notre structure.

$$[\text{Ni}^{2+}]_{\text{TOT}} = 1.00 \mu\text{M}$$

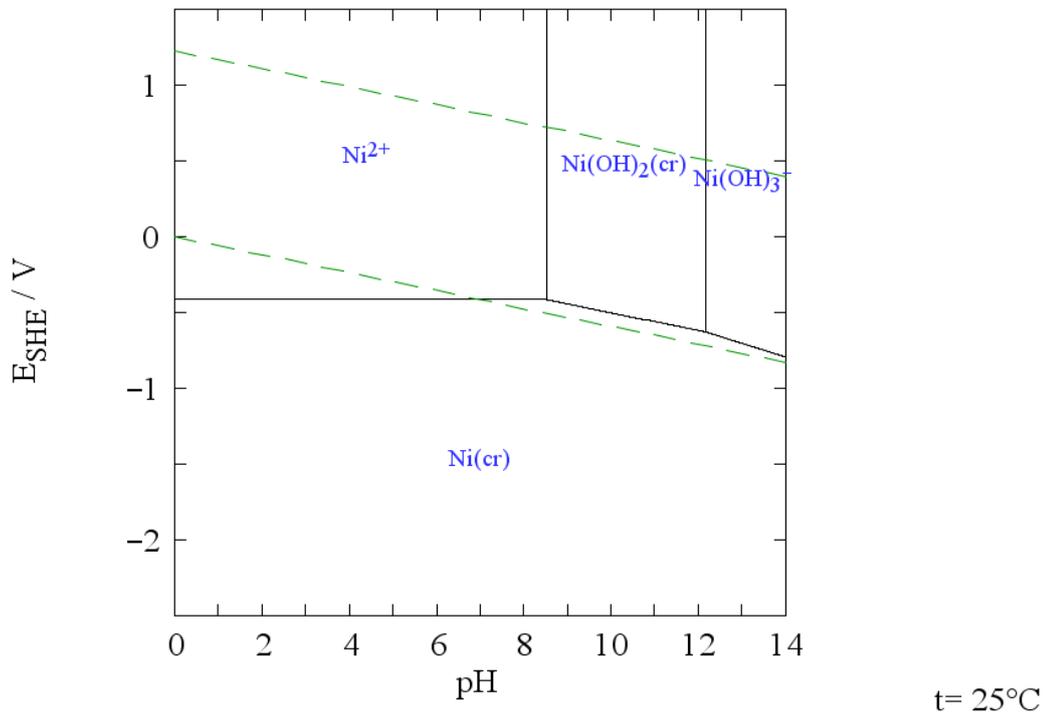


FIGURE 10 – Diagramme E-pH du nickel avec les hydroxydes et une concentration aux frontières de $10^{-6} \text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$. Notons que la zone d'immunité du nickel n'est pas disjointe avec celle de l'eau.

Conclusion

Nous avons vu comment étudier théoriquement la corrosion, avec quels outils, puis en s'intéressant à l'influence du milieu sur ce phénomène nous avons pu mettre au point des méthodes de protection axes vers la préservation de

structure telle que les navires. Après avoir étudié la protection des métaux face à la corrosion on pourra s'intéresser à leur propriétés cristallographique.



Titre de l'expérience : Protection contre la corrosion du fer par électro-dépôt de zinc et de nickel.

🔗 Livre(s) utilisé(s) : Expérience de la famille rédox, ⊕ Temps nécessaire à l'expérience : 30 minutes en préparation + 2 minutes en présentation
Cachau-Héreillat

On dépose par électro-dépôt du Nickel sur un clou. On utilise deux clous comme électrodes (décapés), on impose un courant d'à peu près 1A entre les deux puis on les plonge dans une solution de sulfate de nickel à 1M acidifié. on maintient le courant pendant 5 minutes. On fait de même pour l'électro-zingage en prenant un nouveau clou pour remplacer celui couvert de nickel et on remplace le sulfate de nickel par du sulfate de zinc à 1M.

Pendant l'oral on prépare 3 bécher d'eau salée à à peu près 10% avec quelque goutte d'une solution d'ions ferrocyanures. On plonge les trois clous dans les trois bécher. On observe pas de précipité bleu dans le bécher du clou zingué une légère coloration pour le clou nickelé et une forte couleur bleue pour le clou "nature"

Explication de la corrosion par piqûre par Martin Vérot

En milieu chlorure, c'est que la corrosion se fait dans un environnement localement acide avec une grande concentration en ions chlorure or ces ions chlorures ont tendance à décaper la couche protectrice existante. En diminuant le pH, on déstabilise généralement l'oxyde protecteur.

Et comme les zones faiblement aérées sont les plus favorables à la corrosion (oxygénation différentielle) le phénomène est autocatalytique : on a une zone fragile où il y a accumulation locale d'ions chlorure et acidification qui favorise la corrosion qui favorise la formation d'une zone mal aérée, etc.. Ça c'est l'effet de corrosion cavernueuse.

De plus, la conduction de la solution augmente ce qui permet d'écartier les zones anodique et cathodiques les unes des autres. u coup, normalement on basifie à l'anode et on acidifie à la cathode. Si les deux zones ne sont pas trop loin, alors cela permet de former localement l'hydroxyde dans une zone intermédiaire. En présence d'ions chlorures, les zones sont plus écartées et on défavorise la formation de l'hydroxyde protecteur vu qu'il n'y a plus proximité et donc "rencontre" entre les ions Fe^{2+} et OH^- . ET cet effet est plutôt lié à la force ionique.

Les commentaires c'est par ici !