

LC 31 : Corrosion humide des métaux (CP)

Clarisse Guichardant et Amélie Creux

14/01/14

Rapports de jury :

2011 : Corrosion humide et protection des métaux contre la corrosion. (CP) Cette leçon est présentée souvent sans recul et de manière trop proche des contenus bibliographiques. On constate des difficultés dans l'exploitation des expériences.

[2011] "Cette leçon est présentée souvent sans recul et de manière trop proche des contenus bibliographiques. On constate des difficultés dans l'exploitation des expériences."

[2010, 2009] "Les courbes intensité-potentiel sont souvent mal maîtrisées. Le jury invite les candidats à approfondir leurs connaissances dans ce domaine, qui ne s'improvise pas."

[2007] "Les aspects cinétiques de la corrosion sont souvent négligés. Une mauvaise maîtrise des courbes intensité-potentiel en est en général la cause."

[2005] "Un lien existe entre les conditions de tracé des courbes $i = f(E)$ et l'utilisation que l'on en fait dans l'application étudiée."

[2000] "La construction des diagrammes n'est pas demandée dans ces deux leçons. En revanche, à chaque fois que c'est possible, il faut utiliser ces diagrammes pour interpréter les réactions. On peut faire constater, si l'occasion se présente, leurs insuffisances pour l'interprétation de certaines réactions. Rappelons enfin que l'hydrométallurgie est l'ensemble des opérations conduisant du minerai au métal."

Bibliographie :

- Duruphty, H Prépa, Chimie PC-PC*
- Grécias, Tec & Doc, Chimie PC-PC*
- JFLM, Chimie expérimentale tomes 1 et 2
- Sarrazin et Verdaguer, L'oxydoréduction Concepts et Expériences

Pré-requis :

- Réactions d'oxydoréduction
- Diagramme potentiel-pH
- Diagramme intensité potentiel

Table des matières

1 Le phénomène de corrosion	2
1.1 Définitions	2
1.2 Facteurs de la corrosion humide	2
2 La corrosion uniforme des métaux	3
2.1 Aspect thermodynamique	3
2.2 Aspect cinétique	4
2.3 Passivation et protection contre la corrosion	5
3 Corrosion différentielle	6
3.1 Mise en évidence expérimentale	6
3.2 Hétérogénéité de concentration	6
3.3 Protection contre la corrosion	8

Introduction

Les aspects thermodynamiques (diagrammes potentiel pH) et cinétiques (diagrammes intensité potentiel) des réactions ont été étudiés dans les chapitres précédents. Nous allons ici poursuivre l'étude à travers le phénomène de corrosion des métaux en atmosphère humide. L'altération des métaux en milieu humide est présente dans notre vie quotidienne (alimentation : boîtes de conserve; transport : carrosserie des voitures, bateaux; art et culture : Tour Eiffel; habitat : toits, portails; santé : prothèses ...) et peut causer de graves dommages, économiques ou environnementaux, ou des accidents. Il est alors très important d'utiliser des méthodes de protection contre la corrosion.

Dans cette leçon, nous nous intéresserons à la corrosion de différents métaux et tout particulièrement à celle du fer, nous étudierons différents types de corrosions et nous verrons des méthodes de protection du fer contre la corrosion.

1 Le phénomène de corrosion

1.1 Définitions

Au sens le plus large, la corrosion désigne l'ensemble des phénomènes par lesquels un métal ou un alliage métallique tend à s'oxyder sous l'influence de réactifs gazeux ou en solution. Il s'agit donc d'une réaction d'oxydoréduction, où il y a oxydation du métal à l'état d'ion métallique.

Pour un métal M , oxydé à l'état du cation M^{n+} , il se produit donc la réaction : $M = M^{n+} + ne^-$, à condition d'être en présence d'un oxydant susceptible de capter les électrons selon la réaction : $Ox + ne^- = Red$.

Finalement, la réaction de corrosion du métal s'écrit : $M + Ox \rightarrow M^{n+} + Red$.

exemple : $Fe + 2H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2$

On parle de corrosion sèche si l'oxydant n'est pas en solution, cette étude peut être faite au travers des diagrammes d'Ellingham mais ceci ne sera pas traité dans cette leçon. Ici, nous nous intéressons seulement à la corrosion des métaux en présence d'humidité.

1.2 Facteurs de la corrosion humide

La corrosion est un phénomène très lent et est mis en évidence par l'apparition de rouille dans le cas du fer. Une expérience peut être réalisée (non faite en leçon car il faudrait attendre plusieurs jours avant observation des résultats) pour comparer le phénomène de corrosion de l'acier, composé principalement de fer, dans différents environnements : On dispose de plusieurs tubes à essais hermétiquement fermés dans lequel on a placé un clou en acier. On ajoute dans les différents tubes :

- tube n°1 : cristaux de $CaCl_2$ (absorbent la vapeur d'eau)
- tube n°2 : eau préalablement portée à ébullition (élimine la présence de dioxygène dissous) et une couche de vaseline à sa surface (pour éviter le contact avec l'air)
- tube n°3 : eau distillée
- tube n°4 : eau salée.

Les résultats de cette expérience sont les suivants : On observe la formation de rouille dans tous les tubes sauf pour le tube n°1. La présence d'eau semble donc essentiel au phénomène de corrosion humide. La rouille est la plus présente dans le tube n°4 et la moins présente dans le tube n°1. La présence de dioxygène favorise donc l'apparition de rouille, et d'autant plus si des ions sont présents en solution.

L'ensemble de ces expériences nous amène à la conclusion suivante : la présence simultanée de dioxygène et d'eau est un facteur favorable à la corrosion. Il en est de même de la présence d'ions.

Remarque : L'atmosphère terrestre contient toujours un peu de vapeur d'eau, qui se condense sur les pièces métalliques formant ainsi un film d'eau chargé de diverses substances dissoutes, initialement présentes dans l'atmosphère, comme le dioxygène.

Plus généralement, on peut classer les facteurs de la corrosion en deux catégories : les facteurs extérieurs et les facteurs liés au matériau. Parmi les facteurs extérieurs, on peut citer l'air oxydant, la vapeur d'eau atmosphérique, la pluie, l'eau de mer ... Les facteurs liés au matériau correspondent aux hétérogénéités diverses (surface, température, composition, concentration du milieu ...).

Une première idée de méthode de protection contre la corrosion consisterait à isoler le métal du milieu corrosif, par exemple avec un revêtement de surface imperméable. On peut appliquer un revêtement de type non métallique, comme la peinture (en particulier de la peinture anti-rouille à base de minium Pb_3O_4), du vernis ou un film de matière plastique. Mais ce ceci est insuffisant dès qu'il y a une rayure car le métal se retrouve en contact direct avec le milieu corrosif. Dans l'industrie automobile, on protège les carrosseries par parkérisation, qui consiste à plonger une pièce d'acier dans une solution chaude contenant des ions phosphate ou de l'acide phosphorique, provoquant ainsi l'apparition d'une couche de phosphate de fer imperméable. On peut également déposer une couche d'un autre métal résistant mieux à la corrosion, par électrolyse (chromage, nickelage, argenture, zingage...) ou bain de métal fondu (galvanisation). Nous verrons plus loin dans la leçon si cette couche protectrice de métal l'est toujours en cas de rayure.

Le phénomène de corrosion étant maintenant défini, nous allons développer deux types de corrosion dans les prochaines parties :

- uniforme si la corrosion se fait de la même façon sur tout le métal
- différentielle si la corrosion ne se fait pas de la même façon sur tout le métal

Intéressons nous tout d'abord à la corrosion uniforme des métaux.

2 La corrosion uniforme des métaux

Définition : toute la surface du métal en contact avec la solution est attaquée de la même façon. Il n'y a pas de transfert d'électron comme dans une pile électrochimique.

2.1 Aspect thermodynamique

Nous allons tout d'abord étudier l'aspect thermodynamique de la corrosion, au travers des diagrammes potentiel pH.

Pour construire un diagramme potentiel pH de corrosion, on suit certaines conventions :

- les concentrations des espèces solubles sont prises égales à 10^{-6} mol/L (concentration faible pour refléter l'apparition de corrosion)
- on obtient généralement des oxydes (plus stables) plutôt que des hydroxydes, bien que ces derniers se forment plus rapidement

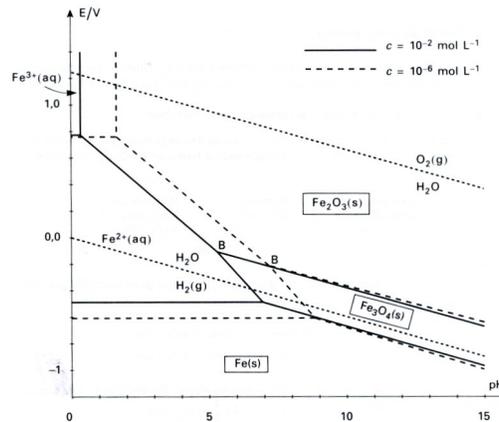


Figure 3
Diagramme potentiel-pH du fer (avec les oxydes)

Considérons le cas du fer pour décrire le diagramme de corrosion des métaux, dans lequel on peut distinguer trois zones (ceci sera généralisable pour les autres métaux) :

- **une zone de corrosion** : c'est la région E-pH où le métal se retrouve sous forme ionique. Il y a eu oxydation du métal, dont l'attaque a été thermodynamiquement possible, et donc corrosion.

Sur le diagramme du fer, on constate que sa corrosion apparaît surtout en milieu acide, où le fer est oxydé en Fe^{2+} ou Fe^{3+} .

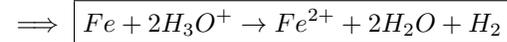
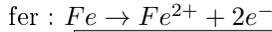
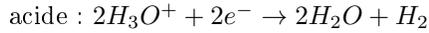
- **une zone d'immunité** : c'est la région où le métal n'est pas attaqué. Toute attaque est thermodynamiquement impossible et le métal est stable.

Le fer reste stable pour des potentiels principalement négatifs.

- **une zone de passivation** : c'est la région où se trouvent les différentes phases condensées (oxydes ou hydroxydes). L'attaque du métal est thermodynamiquement possible : il a été oxydé en surface mais le solide formé constitue une couche imperméable et le protège d'une attaque ultérieure, la rendant infiniment lente.

La protection d'oxyde ferrique apparait pour un pH basique. On voit aussi l'apparition de rouille ou d'hydroxyde ferrique.

Sur le diagramme potentiel pH (repartons du cas du fer), on peut également représenter le domaine de stabilité de l'eau. On remarque que les domaines d'existence de l'eau et du fer sont disjoints. Cela signifie que l'eau et le fer vont réagir, tandis que les ions Fe^{2+} , Fe^{3+} ou les oxydes de fer Fe_3O_4 , Fe_2O_3 vont coexister avec l'eau (domaine en commun). En milieu acide le fer peut alors réagir avec les ions H_3O^+ et former des ions Fe^{2+} et du dihydrogène.



L'attaque du métal par l'acide devrait se manifester par la création de bulles de dihydrogène.

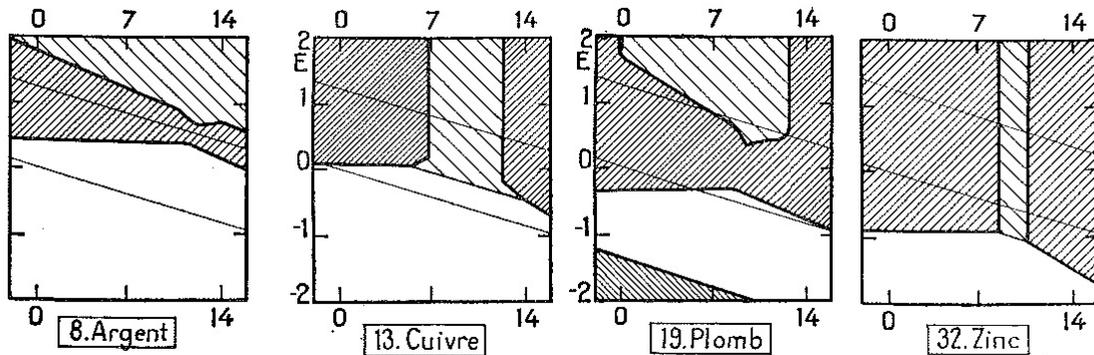
manip : différents métaux dans HCl → observation ou non de la corrosion. (adapté de Sarrazin p 287)

Observations : On observe un fort dégagement gazeux pour le zinc, un faible dégagement gazeux pour le fer, et aucun dégagement pour le cuivre, argent ou plomb.

(on peut faire le test des ions Fe^{2+} avec le ferricyanure de potassium et les test des ions Zn^{2+} avec la soude)

Interprétations : Le dégagement gazeux et les tests caractéristiques des espèces permettent de mettre en évidence la corrosion pour le fer et pour le zinc.

En revanche, pour les trois autres métaux, il n'y a pas eu de corrosion. Regardons leur diagramme potentiel pH :



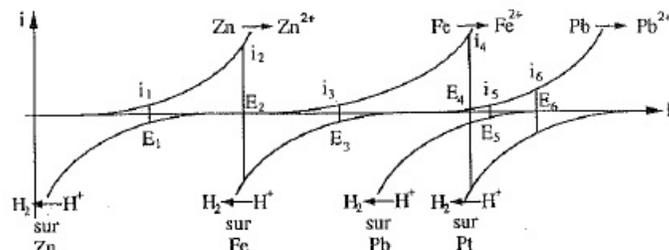
Pour l'argent et le cuivre, la corrosion est thermodynamiquement impossible en milieu acide → ok

Pour le plomb, on devrait avoir corrosion, pourquoi ne l'a-t-on pas observée ?

Pour répondre à cette question , il faut d'intéresser à l'aspect cinétique des réactions de corrosion.

2.2 Aspect cinétique

D'après l'étude précédente, on a vu que 3 réactions de corrosion étaient thermodynamiquement possibles : celle du zinc, du fer et du plomb. Or, expérimentalement, celle du plomb n'a pas été visualisée. De plus les bulles du dihydrogène produites étaient nettement plus abondantes dans le cas du zinc. Ces résultats peuvent être interprétés à travers les courbes intensité potentiel :



On compare les intensités auxquelles se déroulent les réactions d'oxydation, associées à la réduction de l'ion H^+ . Par conservation de la charge (non existence d'électrons libres), les intensités de réduction et d'oxydation doivent être égales en valeur absolue $I_{anode} = -I_{cathode}$, pour un potentiel donné appelé potentiel mixte. Par convention $I_{anode} > 0$.

Pour la courbe du plomb, on observe une surtension cathodique du couple H_3O^+/H_2O , et ainsi un faible courant de réaction, ce qui provoque un blocage cinétique pour la réaction de corrosion du plomb (l'intensité étant proportionnelle à la vitesse).

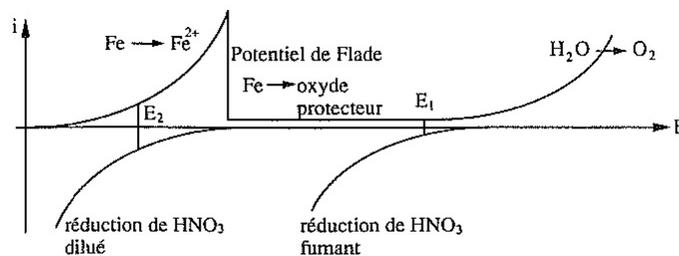
Les courbes du zinc et du fer nous permettent de comprendre pourquoi la corrosion du zinc est plus rapide.

2.3 Passivation et protection contre la corrosion

Nous avons étudié thermodynamiquement et cinétiquement la corrosion des métaux en milieu acide, où les métaux ont été oxydés en ions. Dans d'autres conditions de pH ou de potentiel, les métaux peuvent former des oxydes où des hydroxydes, dans la zone de passivation.

Nous allons illustrer la passivation du fer avec l'expérience suivante :

Expérience : passivation et dépassivation du fer (JFLM 1 p220)



La passivation du fer dans l'acide nitrique concentré est due à la formation d'un film protecteur en surface sur la partie immergée. Cela peut être l'oxyde de fer(III) mais on ne cherchera pas à déterminer la nature de ce film protecteur ici. Cette protection est obtenue grâce au caractère très oxydant des ions NO_3^- (ici ce ne sont pas les ions H_3O^+ qui réagissent). Le potentiel du clou est alors supérieur au potentiel de Flade comme on peut le voir sur la courbe intensité potentiel ci dessus.

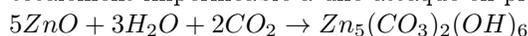
Si le potentiel du clou est inférieur au potentiel de Flade, il y a corrosion du fer, c'est ce qu'on observe dans le cas de l'acide nitrique peu concentré.

On vient d'illustrer une méthode permettant de protéger le métal contre la corrosion : l'existence d'une couche d'oxyde à la surface d'un métal, permet de le revêtir d'une couche protectrice, limitant ainsi la corrosion du reste du métal.

Différents métaux sont protégés par une couche formée à leur surface. C'est le cas de l'aluminium protégé par l'alumine spontanément formé à sa surface. L'oxyde protecteur le plus célèbre est l'oxyde de cuivre (vert de gris) qui recouvre par exemple les toits en cuivre des monuments, comme l'opéra de Paris, mais aussi la statue de la liberté!

Dans le cas du fer, l'oxyde formé n'est pas totalement imperméable et l'oxydation peut se produire après passage dans la couche d'oxyde, d'autant plus si celle-ci est fine. La corrosion peut donc se poursuivre en profondeur consommant ainsi la totalité du métal sous forme de rouille. L'acier qui est un alliage de fer et de carbone est lui aussi vulnérable à la corrosion. On ajoute généralement du chrome au fer, l'alliage obtenu résiste beaucoup mieux à la corrosion, puisque l'oxyde créé à partir du chrome est pratiquement inerte dans les milieux corrosifs. L'alliage créé à partir du chrome est l'acier inoxydable (inox). Cependant, en cas de rayure, la corrosion de l'acier reprend.

Bien que le zinc soit plus réducteur que le fer, le zinc est bien plus stable vis à vis de la corrosion atmosphérique que le fer. L'oxyde ferrique ne forme pas une couche imperméable à la surface du métal, la corrosion peut continuer plus en profondeur (sous forme de rouille). Au contraire, bien que la couche d'oxyde de zinc ZnO formé n'offre pas une protection suffisante, le zinc se recouvre à l'air atmosphérique d'une couche d'hydrogénocarbonate de zinc qui est totalement imperméable à une attaque en profondeur :



Le zinc peut donc être utilisé comme protection surfacique du fer. Contrairement à un revêtement de surface classique (peinture, plastique ...), le zinc peut protéger le fer contre la corrosion même en cas rayure comme nous le verrons dans la partie suivante.

Nous venons d'étudier la corrosion uniforme des métaux. Ceci n'est pas suffisant pour avoir une vision globale du phénomène de corrosion. L'étude de la corrosion différentielle, que nous allons développer maintenant, nous permettra d'avoir une vision plus complète du phénomène de corrosion et nous permettra de comprendre comment on peut utiliser le zinc pour protéger le fer.

3 Corrosion différentielle

Définition : la corrosion se fait de manière différente dans les différentes zones du système. Il y a présence de sites anodiques et cathodiques et transferts d'électrons, l'ensemble peut être modélisé par une micropile.

3.1 Mise en évidence expérimentale

manip : clous dans une solution de NaCl + phénolphtaléine + hexacyanoferrate de potassium (= ferricyanure de potassium $K_4Fe(CN)_6$) + agar agar (pour rendre le mélange moins fluide) (Sarrazin p 290)

La phénolphtaléine indique la présence d'ions HO^- : la solution devient rose si le pH est basique.

Le ferricyanure de potassium met en évidence la présence d'ion Fe^{2+} selon les réactions : $Fe^{2+} + [Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow Fe^{3+} + [Fe(CN)_6]^{4-}$ puis $4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3$. Le produit obtenu est le bleu de Prusse de couleur bleu.

Observation :

coloration bleu à la tête et à l'extrémité du clou (et dans la zone de torsion du clou), coloration rose dans la partie centrale.

coloration bleu au centre de la goutte (au contact du fer) et coloration rose sur les extrémités de la goutte

Interprétation :

Au niveau de la coloration bleu, il s'est produit l'oxydation du fer : $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$ (zone anodique)

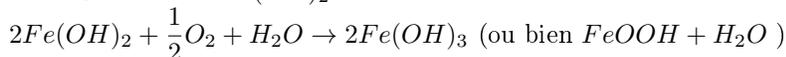
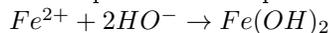
Au niveau de la coloration rose, il s'est produit la réduction : $\frac{1}{2}O_2 + H_2O + 2e^- \rightarrow 2HO^-$ (zone cathodique)

remarque : il aurait pu se produire la réaction suivante : $2H_2O + 2e^- \rightarrow 2HO^- + H_2$ mais la deuxième relation prédomine lorsque la quantité de dioxygène est suffisante.

Cette expérience montre donc que l'oxydation du fer et la réduction du dioxygène ont lieu simultanément mais dans ces zones différentes, avec circulation des électrons dans le fer et diffusion des ions dans la solution. La présence de NaCl dans la solution la rend plus conductrice, ce qui accélère la corrosion du métal (c'est pour cette raison que la corrosion est plus intense dans l'eau de mer). **Le système est donc analogue au fonctionnement d'une micropile : il s'agit d'une corrosion électrochimique.**

Les régions anodiques correspondent aux zones où le clou a subi des contraintes mécaniques d'usinage, ce qui les rend plus sensible à la corrosion. Il s'agit ici d'une hétérogénéité de surface.

Remarque : la rouille peut se former par réaction entre les différents ions de la solution :



3.2 Hétérogénéité de concentration

a) Aération différentielle

manip : goutte de la solution de sel et agar-agar sur une plaque en fer (ou clou dans un tube à essai) (JFLM 2 p 251)

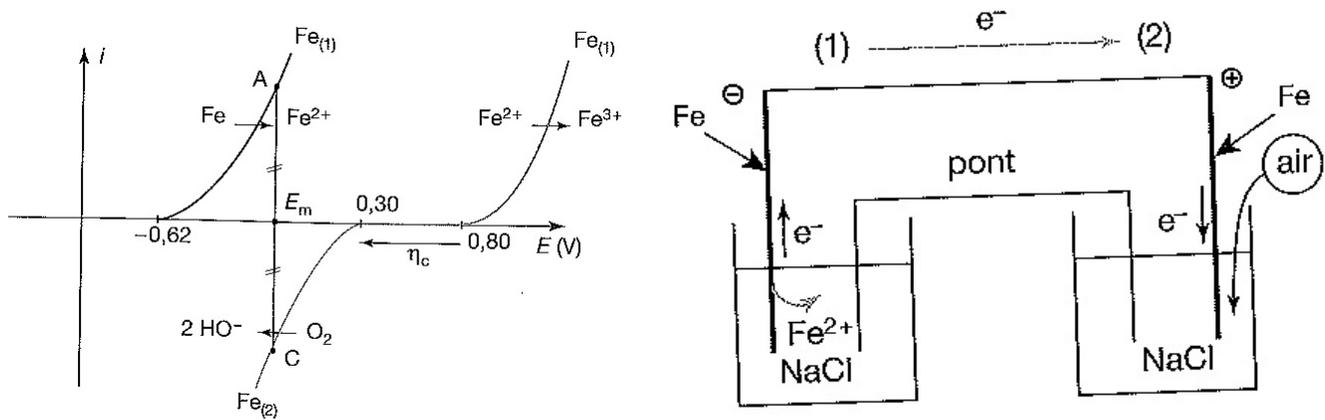
Observation :

coloration bleu au centre de la goutte (au contact du fer) et coloration rose sur les extrémités de la goutte

Interprétation :

Comme précédemment il s'agit du fonctionnement d'une micropile où les couples Fe^{2+}/Fe et O_2/H_2O sont mis en jeu. Il y a oxydation du fer au centre de la goutte (anode) et réduction du dioxygène aux extrémités (cathode).

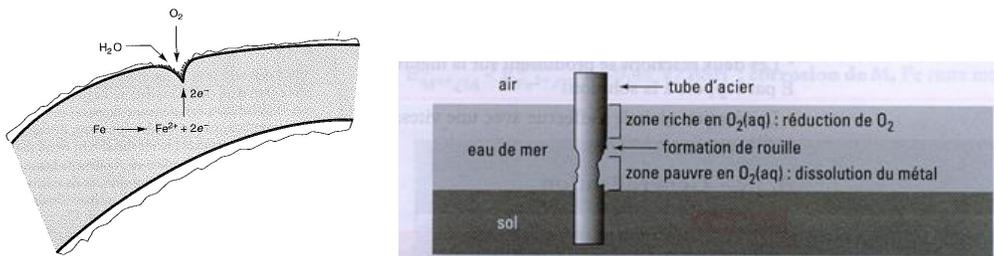
On peut représenter le système par sa micropile équivalente. Considérons du fer recouvert par une couche de zinc, il y a donc un courant qui circule entre l'anode et la cathode, grâce aux électrons dans le métal et aux ions de la solution. Une interprétation cinétique des courbes intensité potentiel nous donne le même résultat : il y a oxydation du fer et réduction du dioxygène.



La plaque en fer est considérée comme homogène, la répartition des zones anodique ou cathodique provient donc des hétérogénéités de la solution environnante. Les zones corrodées correspondent en fait aux régions où la concentration en dioxygène est plus faible. En effet, le dioxygène est plus facilement dissout dans la zone périphérique et c'est donc ici que se produit la réduction.

La réaction qui a lieu ici est donc due à une hétérogénéité de concentration en dioxygène et **il y a corrosion du fer dans la zone la moins aérée.**

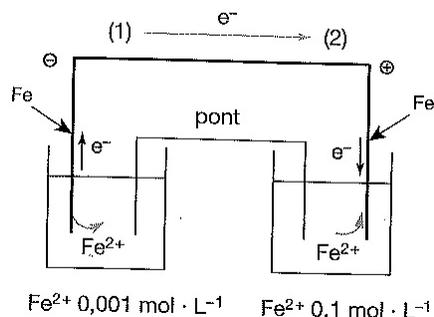
La corrosion différentielle peut avoir lieu sur un objet en fer protégé par un revêtement, qui a subi une rayure. C'est dans la zone la plus profonde de la fissure, c'est à dire la moins aérée qu'a lieu la corrosion.



Comme autre exemple, on peut citer celui d'une tige en acier enfouie dans le sol et recouverte d'eau de mer. C'est dans la zone la plus proche du sol, donc la moins aérée que se produit l'oxydation du métal tandis qu'au niveau de la surface de l'eau se produit la réduction du dioxygène. Il y a formation de rouille entre ces deux zones.

b) Différence de concentration en Fe^{2+}

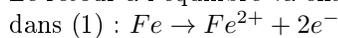
On peut représenter une hétérogénéité de concentration en ions Fe^{2+} par la micropile suivante :

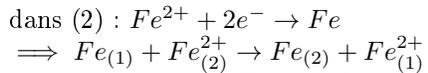


Ce système ne peut pas être en équilibre puisque les concentration en ions Fe^{2+} ne sont pas les mêmes :

$$E_1 = E^0 + \frac{0,06}{2} \log[Fe^{2+}_{(1)}] < E_2 = E^0 + \frac{0,06}{2} \log[Fe^{2+}_{(2)}]$$

Le retour à l'équilibre va entraîner l'égalité des potentiels donc des concentrations, ce qui impose :





Il y a donc corrosion du fer dans le milieu le plus dilué.

Transition : on a développé ici deux types d'hétérogénéité, un gradient de concentration dans la solution et une hétérogénéité de surface, mais toute cause d'hétérogénéité peut créer une micropile de corrosion, par exemple : contact entre des métaux différents ou gradient de composition dans le cas d'un alliage, gradient de température, surface relative des anodes/cathodes ...

Dans la section suivante, nous allons voir en particulier que le contact entre deux métaux différents peut être une méthode de protection contre la corrosion.

3.3 Protection contre la corrosion

Nous allons voir ici comment mettre en contact deux métaux peut permettre de protéger contre la corrosion.

manip : clous dans une solution de NaCl + phénolphthaléine + hexacyanoferrate de potassium + agar agar, entourés soit d'un fil de cuivre, soit d'un fil de zinc (adapté de Sarrazin p287)

Observation :

clou avec le cuivre : coloration rose sur le cuivre et coloration bleu sur le fer

clou avec le zinc : coloration rose sur le fer et coloration bleu sur le fer

Interprétation :

Au contact cuivre, le fer s'est oxydé tandis que la réduction du dioxygène s'est faite sur le cuivre.

Au contact du zinc, la réduction du dioxygène s'est faite sur le fer et le zinc a été corrodé : le fer n'a pas été oxydé!

Lorsque deux métaux constituent une pile de corrosion, c'est le plus réducteur (plus petit E^0) qui se corrode.

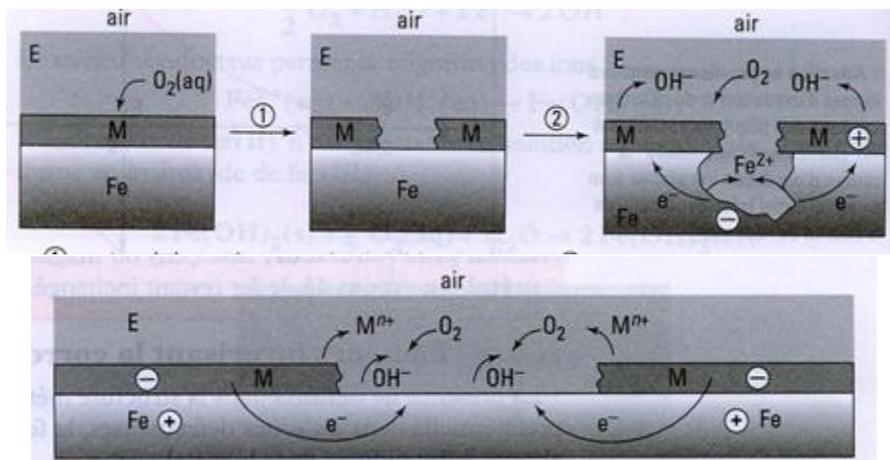
Nous allons voir comment nous pouvons utiliser ce résultat pour protéger le fer.

a) protection de surface par un autre métal

Nous avons vu précédemment qu'en cas de rayure sur un revêtement protecteur du fer, ce dernier pouvait être oxydé par aération différentielle.

Nous avons vu également que le fer pouvait être protégé par une couche d'un autre métal dont la forme passivée est fortement imperméable. C'est le cas du zinc.

Est ce que cette méthode protection est toujours valable en cas de dégradation local de la couche protectrice? Est ce le cas du cuivre?



Le zinc est plus réducteur que le fer, en cas de contact entre le fer et le milieu extérieur, une micropile locale est induite, le zinc sera oxydé à la place du fer : la protection est toujours valable.

b) anode sacrificielle

Le zinc peut aussi protéger le fer par anode sacrificielle. Contrairement à une protection de surface, supposée non dégradée, le zinc est ici consommé.

manip : anode sacrificielle (JFLM 1 p219)

couples mis en jeu : H^+/H_2 ; Fe^{2+}/Fe ; Zn^{2+}/Zn

acide + fer seul : $Fe + 2H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2$

acide + zinc seul : $Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2$

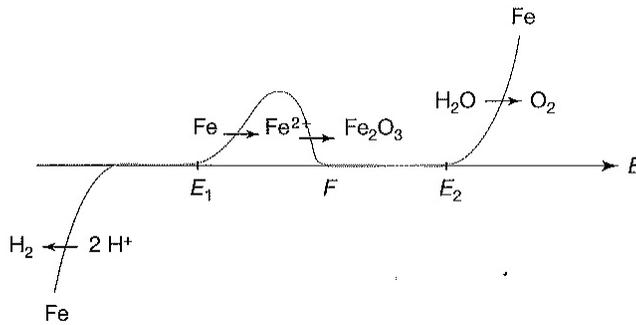
acide + fer +zinc : $Zn + 2H_{fer}^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_{2,fer}$ (zinc plus réducteur)

Cinétiquement, ce résultat est confirmé par les courbes intensité potentiel.

Le fer joue alors le rôle de cathode et est protégé de la corrosion. Le métal jouant le rôle d'anode est appelé anode sacrificielle.

Cette méthode est utilisée pour protéger les coques en acier des bateaux les pipelines ou les cuves en acier souterraines. Il faut par contre veiller à ce que le pH soit légèrement acide pour ne pas être dans le domaine de passivation du zinc, on place pour cela le zinc dans du sable.

c) protection par courant imposé



Le fer à protéger peut être relié au pôle - d'un générateur de sorte à ce que le point de fonctionnement soit dans le domaine d'immunité du fer \implies protection cathodique.

Le fer à protéger peut être relié au pôle + d'un générateur de sorte à ce que le point de fonctionnement soit dans le domaine de passivité du fer \implies protection anodique. Comme nous l'avons évoqué précédemment cette couche n'est pas toujours imperméable.

Conclusion

On a développé dans cette leçon la notion de corrosion humide des métaux. On a vu que la corrosion était l'oxydation d'un métal sous forme ionique et que ceci était favorisé dans un milieu qui contenait de l'eau du dioxygène et également des ions conducteurs. On a présenté deux types de corrosion, la corrosion uniforme et la corrosion différentielle, ainsi que les aspects thermodynamique et cinétique des réactions impliquées dans la corrosion. On a développé également des méthodes de protection contre la corrosion, en particulier pour le fer. Ceci nécessiterait une étude encore plus approfondie, en particulier il faudrait définir un cahier des charges précis, en fonction de l'utilisation du métal, pour choisir la méthode de protection la plus appropriée.