

Chapitre3: CORROSION ET MOYENS DE PROTECTION

I. Introduction

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.

La corrosion coûte cher et pose de redoutables problèmes : elle induit de graves dommages, cause de nombreux accidents et n'est pas sans conséquences écologiques notables.

La corrosion est le phénomène suivant lequel les métaux ont tendance, sous l'action d'agents atmosphériques ou de réactifs chimiques, à retourner à leur état original d'oxyde, carbonate, plus stable par rapport au milieu considéré, et ainsi à subir une détérioration de leurs propriétés.

II. Définition

La corrosion est le phénomène d'interaction entre un métal ou alliage métallique et son environnement et qui entraîne une détérioration des propriétés utiles du métal permettant ainsi un retour à la situation stable de sulfure, d'oxyde qui était la sienne avant les opérations d'élaboration et d'extraction.

D'une façon générale, la corrosion peut être de deux types:

- **La corrosion sèche** est le résultat de l'attaque d'un métal par un gaz à des températures élevées. La réaction qui se produit est de la forme : $A \text{ (solide)} + B \text{ (gaz)} \longrightarrow AB \text{ (solide)}$.
- **La corrosion électrochimique** est le résultat de l'attaque d'un métal par un électrolyte. Elle a lieu dans des solutions aqueuses ou dans des sels fondus. Ces derniers sont susceptibles de conduire le courant par déplacement d'ions, les courants ioniques mis en jeu donnent au phénomène de la corrosion un aspect particulier.

III. TYPES DE CORROSION ELECTROCHIMIQUE:

III.1. Corrosion uniforme

La corrosion généralisée ou uniforme est une corrosion progressant approximativement à la même vitesse sur la totalité de la surface d'un métal donné en contact avec un milieu environnant corrosif. C'est la forme de corrosion la plus simple. Fig. (1).



Fig. 1 La corrosion uniforme (exemple : un véhicule corrode).

III.2. Corrosion galvanique (bimétallique)

La corrosion galvanique ou bimétallique peut se définir simplement par l'effet résultant du contact de deux métaux ou alliages différents dans un environnement corrosif conducteur. Ce contact conduit à la formation d'une pile électrochimique entre les deux métaux ou alliage. Le métal le moins résistant, moins noble, se dégrade et sa dégradation s'intensifie avec le temps.

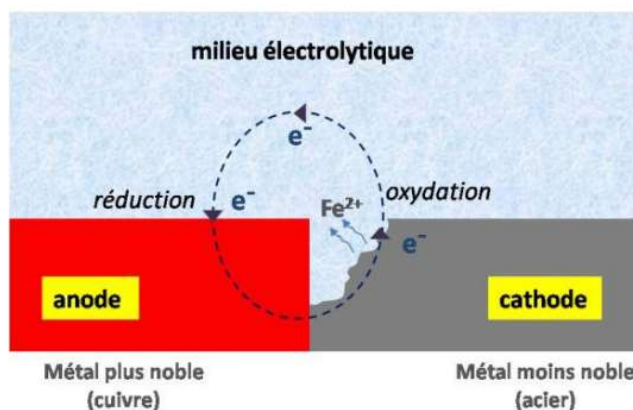


Figure 2 : Corrosion galvanique résultante d'un assemblage de deux métaux différents : robinet en cuivre et conduite en acier galvanisé.

III.3. Corrosion par piqûre

C'est une forme de corrosion qui se produit par certains anions, notamment les ions chlorures, sur les métaux dit « passivables » (aluminium, chrome, cobalt, cuivre, acier inoxydable, acier dans le béton, etc.) qui sont protégés par un film d'oxyde passif. Cette forme de corrosion est particulièrement insidieuse, l'attaque se limite à des piqûres, très localisées et pouvant progresser très rapidement en profondeur, alors que le reste de la surface reste indemne. L'installation peut être perforée en quelques jours sans qu'une perte de poids appréciable de la structure apparaisse.

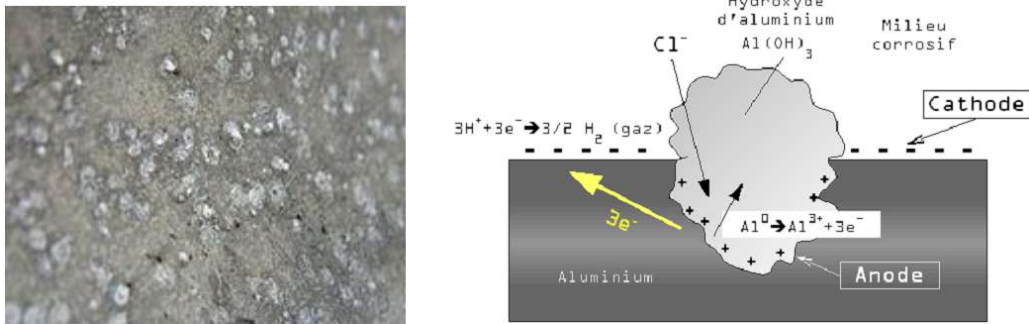


Fig. 3 Corrosion par piqûre de l'aluminium.

III.4. Corrosion caverneuse

Cette forme d'attaque est généralement associée à la présence de petits volumes de solution électrolytique stagnante dans des interstices, sous des dépôts et des joints, ou dans des cavernes ou crevasses, par exemple sous les écrous et têtes de rivets. Le sable, la poussière, les produits de corrosion sont autant de corps solides susceptibles de créer des zones dans lesquelles le liquide n'est que difficilement renouvelé.

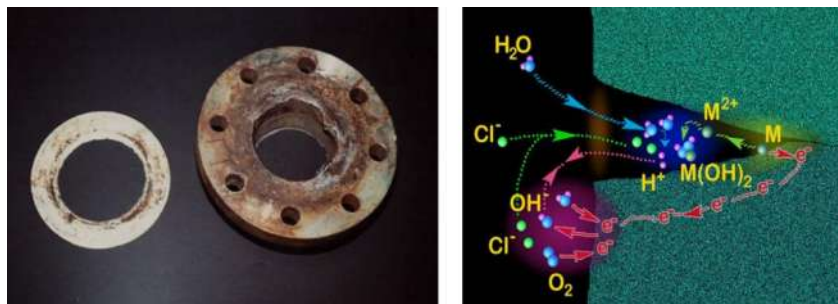


Fig. 4 corrosion caverneuse.

III.5. Corrosion sélective

Comme son nom l'indique, ce mode de corrosion se traduit par la dissolution sélective de l'un des éléments de l'alliage si celui-ci est homogène, ou de l'une des phases si l'alliage est polyphasé, conduisant ainsi à la formation d'une structure métallique poreuse.

La dézincification (dissolution sélective du zinc) dans un laiton est l'exemple le plus connu.

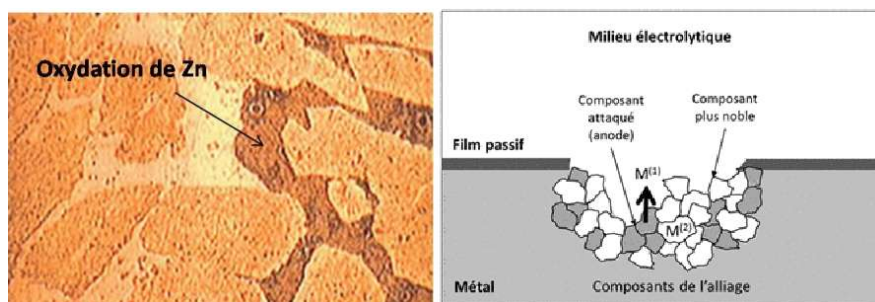


Fig. 5 : Mécanisme de la corrosion sélective d'un laiton (alliage cuivre-zinc).

III.6. La corrosion sous contrainte

Ce type de corrosion correspond à une fissuration du métal qui résulte d'une action commune d'une contrainte mécanique et d'une réaction électrochimique. Elle se définit comme un processus de développement de fissures, pouvant aller jusqu'à la rupture complète de la pièce sous l'action combinée d'une tension mécanique et d'un milieu corrosif.

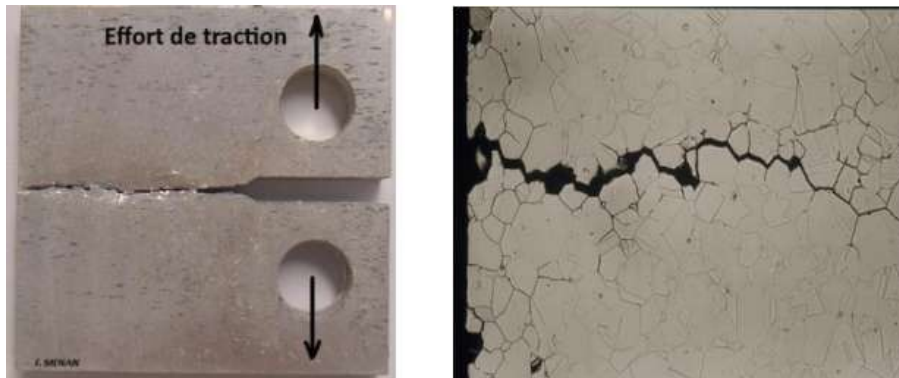


Fig.5 Corrosion sous contrainte

On peut citer aussi : la corrosion par érosion, corrosion par fatigue, la corrosion par frottement, la corrosion bactérienne

IV. POTENTIEL DE CORROSION

C'est le potentiel mixte pris par un métal plongeant dans un électrolyte qui est le milieu corrosif. C'est une grandeur cinétique qui dépend de l'élément métallique, mais aussi des paramètres du milieu corrosif.

V. VITESSE DE CORROSION

La vitesse de corrosion, soit la vitesse à laquelle un matériau se dissout par suite d'une action chimique, constitue un important paramètre à cet égard. Elle renvoie à la perte d'épaisseur d'un matériau par unité de temps et de surface. La formule de la vitesse de corrosion est :

$$V_c = S.t.p.K.M$$

Où M est la perte de masse après le temps d'exposée de l'échantillon, et K est une constante. La vitesse s'exprime en millimètres par an (mm/an), M en milligrammes, ρ en grammes par centimètre cube, S en centimètre carrés, t en heures, et $K = 87,6$. Dans la plupart des applications, une vitesse de corrosion inférieure à environ 0,50 mm/an est acceptable. Dés lors qu'un courant électrique est associé à des réactions électrochimiques de corrosion, la

vitesse de corrosion peut aussi s'exprimer en fonction de ce courant ou, plus précisément, de la densité de courant électrique (J), c'est-à-dire, le courant par unité de surface corrodée.

La vitesse de corrosion V_c , ici en $\text{mol/dm}^2 \cdot \text{s}$, se calcule au moyen de l'équation suivante :

$V_c = n.F.J$ Où n est le nombre d'électrons associés à l'ionisation de chaque atome de métal et F est la constante de Faraday (96500 C.mol^{-1}).

VI. ESSAIS DE CORROSION

Comme tout autre essai, les essais de corrosion sont d'une importance vitale aux yeux des spécialistes dans le domaine. D'une façon générale, Ils permettent d'évaluer différents métaux et alliages vis à vis de la corrosion pour différents milieux considérés. Il existe plusieurs types d'essais de corrosion allant d'une observation visuelle simple à l'utilisation de la microscopie électronique, mais une chose importante à retenir c'est qu'il n'existe pas un essai unique pour évaluer un alliage ou un milieu donné. Le plus souvent, on doit recourir au moins à deux essais différents.

VII. DIAGRAMMES DE POURBAIX

Les diagrammes de Pourbaix, aussi appelés diagrammes potentiel-pH (ou E-pH). Ils indiquent sur un plan E-pH les domaines d'existence ou de prédominance des différentes formes (ions, complexe, précipité, métal) d'un élément.

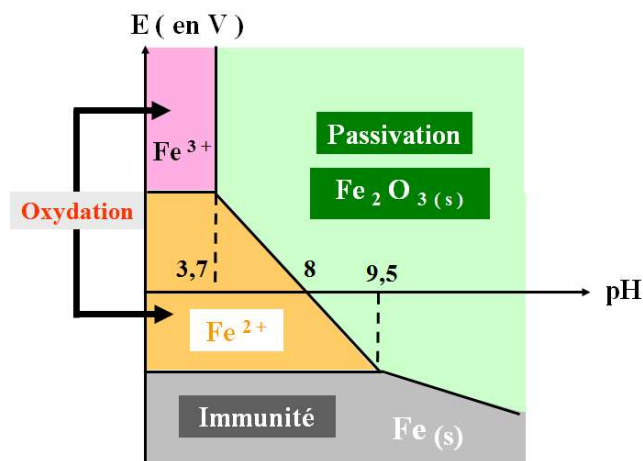


Fig. 5 : Diagramme de Pourbaix du fer

VIII. TAUX DE CORROSION

La formule suivante exprime le taux de corrosion : $\text{Taux} = 365.S.t.\Delta m$

Le taux de corrosion est exprimé en $\text{g/cm}^2 \cdot \text{an}$ et $\Delta m = m_1 - m_2$

m_1 : masse de l'échantillon avant le test en (g)

m_2 : masse de l'échantillon après le test en (g)

S : surface de l'échantillon en (cm^2)

t : temps de l'exposition en (jours)

La corrosion du métal est la détérioration du matériel et sa dispersion dans la solution ; les mesures fondamentales qui doivent être réalisées sont celles des masses perdues.

Ces mesures sont converties en termes électrochimiques par la loi de Faraday.

$i_{\text{corr}} = \frac{M}{n \cdot F} \cdot \frac{\Delta m}{t \cdot S}$ Où i_{corr} : densité de courant de corrosion ; A / cm^2

n : nombre d'électrons transférés pendant la réaction

F : le nombre de Faraday ; $96500 \text{ C} / \text{mol}$

Δm : différence de masse en (g)

M : masse moléculaire en (g / mol)

t : temps en secondes.

IX. Méthodes de protection contre la corrosion

La prévention de la corrosion doit être envisagée dès la phase de conception d'une installation. En effet, des mesures préventives prises au bon moment permettent d'éviter de nombreux problèmes lorsqu'il s'agit de garantir une certaine durée de vie à un objet, notamment pour des industries telles que le nucléaire, l'industrie chimique ou l'aéronautique, où les risques d'accident peuvent avoir des conséquences particulièrement graves pour les personnes et l'environnement. La lutte contre la corrosion englobe plusieurs méthodes :

IX. 1. Prévention par une forme adaptée des pièces

Il est possible de diminuer les risques de corrosion en donnant aux objets une forme adaptée aux conditions d'utilisation, et ainsi d'influencer notablement leur durée de vie. Nous aborderons ici quelques solutions types couramment employées pour limiter les risques en fonction du type de corrosion à redouter. Voici quelques recommandations :

- Dans le cas des pièces en contact avec un liquide (eau, etc.) il faut prévoir un bon drainage pour éviter le problème d'accumulation (toitures métalliques, récipients métalliques, etc.)
- Faciliter l'écoulement des fluides dans les conduites pour éviter le risque de corrosion- érosion et corrosion par cavitation,
- Choix adapté des matériaux en contact pour éviter le risque de la corrosion galvanique (attaque du métal le moins noble) ou séparation des différents métaux par des isolants électriques.

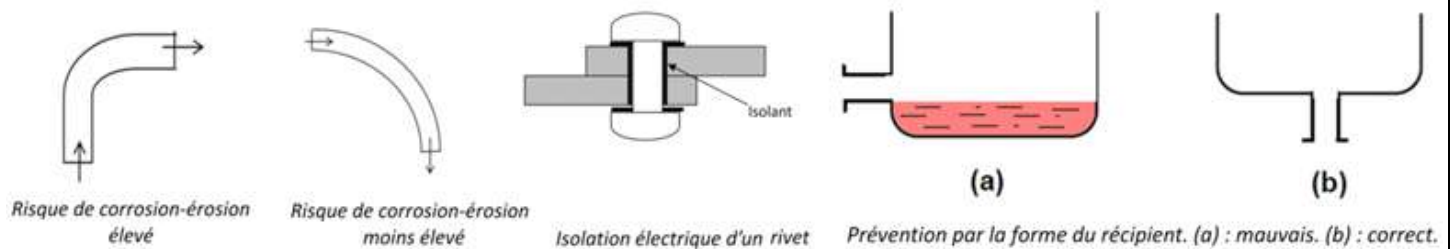


Fig. 6 : Exemple de prévention par une forme géométrique adaptée des pièces.

IX. 2. Protection par revêtements

1. Revêtement métallique :

On les emploie couramment pour protéger l'acier, notamment contre la corrosion atmosphérique. par exemple pour les revêtements de chrome sur les robinets.

2. Revêtement inorganiques non métalliques :

Il s'agit des couches obtenues par conversion chimique de surface et des couches étrangères au substrat

3. Revêtements organiques :

Les revêtements organiques forment une barrière plus au moins imperméable entre le métal et le milieu électrolytique. Ils sont classés en trois familles :

- Les revêtements en bitume (protection des structures enterrées),
- Les revêtements polymériques,
- Les peintures et vernis.

IX. 3. Protection par inhibiteurs

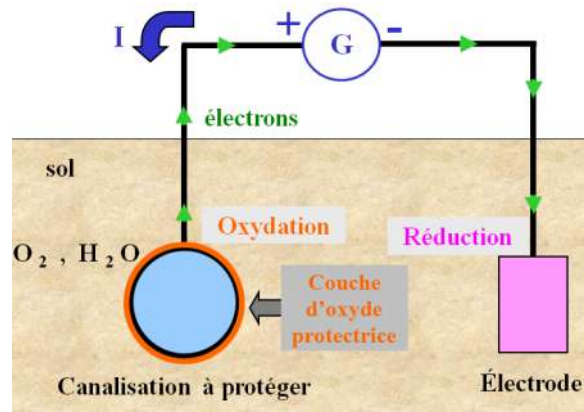
Un inhibiteur est une substance chimique que l'on ajoute en petite quantité au milieu pour diminuer la vitesse de corrosion du matériau métallique à protéger. Leur domaine d'utilisation recouvre les milieux acides, la vapeur, et les eaux de refroidissement.

IX. 4. Protection électrochimique.

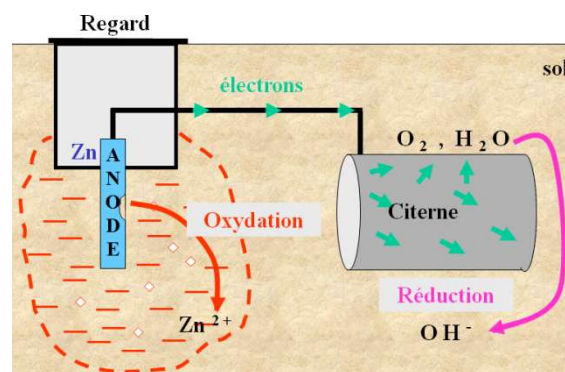
a- Protection cathodique

Le métal pourra être protégé contre la corrosion par abaissement de son potentiel dans son domaine d'immunité (réalisable par intervention d'une action réductrice ou par intervention d'un courant électrique imposé)

- **Protection cathodique par courant imposé :** Utilisant un générateur extérieur et une anode auxiliaire



- **Protection cathodique par anode sacrificielle** : en utilisant une anode connectée à la structure. L'anode est faite d'un métal moins noble que celui de la structure à protéger.



➤ **b- Protection anodique**

La protection anodique s'applique aux métaux passivables, dont le potentiel de corrosion se situe dans le domaine actif $E_{corr} < E_{pass}$. Une polarisation anodique permet dans ce cas de déplacer le potentiel dans le domaine passif. Le maintien d'une protection anodique ne nécessite qu'une faible densité de courant.

E_{pass} : potentiel de passivation ; E_{pit} : potentiel de dépassivation ou de piqûration

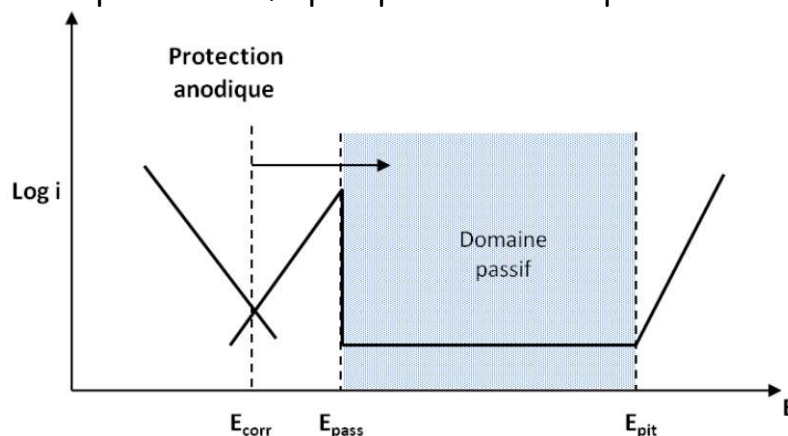


Fig. 7 : Principe de la protection anodique d'un métal passivable : déplacement du potentiel dans le domaine passif correspondant à : $E_{pass} < E < E_{pit}$.