

## I.1. INTRODUCTION

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.

Le problème de la corrosion a pris de nos jours une importance considérable, étant donnée l'utilisation de plus grande des métaux et alliages dans la vie moderne [1].

L'étude de la corrosion se situe à croisée de divers domaines :

Electrochimie, physique du solide, métallurgie, chimie, physique, thermodynamique... outre son intérêt scientifique interdisciplinaire, elle répond à un enjeu industriel important.

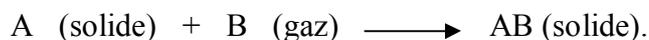
## I.2. DEFINITION

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 [2] qui était la sienne avant les opérations d'élaboration et d'extraction. Les composés non métalliques ne sont pas inclus dans la présente définition, les plastiques peuvent être gonfler ou craquer, le bois peut se fondre ou s'ouvrir, le granit peut s'éroder et le ciment portland peut se lessiver mais le terme corrosion est ici limité à l'attaque chimique des métaux [3].

D'une façon générale, la corrosion peut être de deux types: corrosion sèche et corrosion électrochimique.

- 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 :



-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. C'est ce qu'on appelle corrosion électrochimique.

Elle diffère de la corrosion sèche par le fait que le milieu corrosif participe au déplacement d'ions de la solution vers le métal. Les principaux oxydants sont :

- Les protons solvatés.
- L'oxygène dissous.
- On trouve aussi les cations métalliques ( $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Sn}^{4+}$ ), les anions ( $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{CrO}_4^-$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ) et les gaz dissous ( $\text{O}_3$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ) [2].

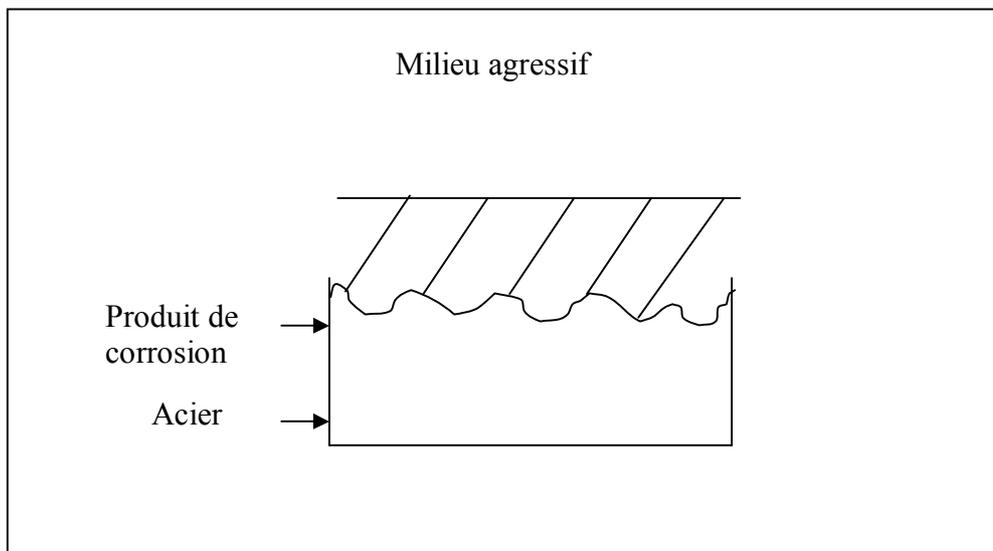
### I.3. TYPES DE CORROSION ELECTROCHIMIQUE

#### I.3.1. La corrosion uniforme

C'est une forme de corrosion dans laquelle la perte de métal est à peu près uniformément répartie sur l'ensemble de la surface exposée au milieu. Elle peut se produire sur une surface "nue" et l'on parle alors de surface active ou de métal actif. La dégradation peut alors être rapide.

Elle se produit souvent sur une surface protégée par une couche superficielle d'oxydes (film passif). La vitesse de dégradation du matériau est alors faible voire négligeable mais non nulle[4].

La corrosion uniforme est relativement facile à quantifier par des mesures de perte de masse ou d'épaisseur et sa progression sur une structure en service peut être suivie par des contrôles périodiques Fig. (I.1).



**Fig. (I. 1) La corrosion uniforme.**

### I.3.2. La corrosion galvanique

Elle est due à un contact entre des matériaux de nature différente exposés au même milieu conducteur appelé électrolyte. Cette situation est appelée "couplage galvanique", la corrosion galvanique fonctionne comme une pile qui constituée de deux électrodes plongent dans une solution électrolyte qui est en général une solution diluée d'acide.

Les deux électrodes sont reliées extérieurement par un circuit électrique qui assure la circulation des électrons.

Par exemple : dans la figure suivante :

L'électrolyte →  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Anode → Zn.

Cathode → Cu.

L'anode en Zn est oxydée:  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{+2} + 2 \text{e}^-$ .

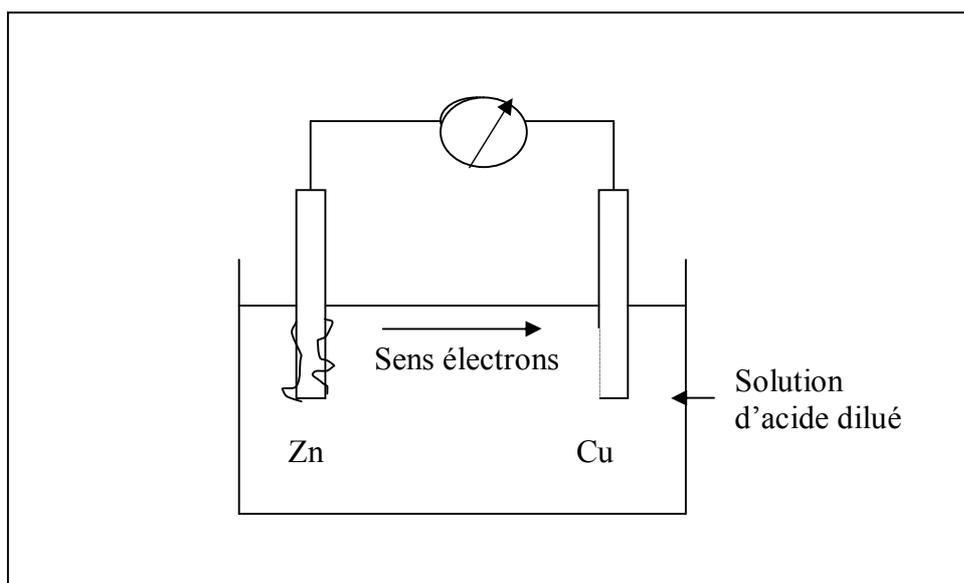
Sur la cathode en cuivre il y a réduction des  $\text{H}^+$ :  $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$

Donc la réaction globale est :  $\text{Zn} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$

Cette pile produise de l'électricité en consommant du zinc (moins noble) par rapport au cuivre (plus noble).

Les conditions de cette corrosion :

- Métaux de nature différente (potentiel différent).
- Présence d'un électrolyte.
- Continuité électrique entre les deux métaux[4].



**Fig. (I. 2) La corrosion galvanique.**

### I.3.3. La corrosion par piqûre

La piqûration est une autre forme de corrosion très localisée, qui se manifeste par de petites piqûres ou de petites cavités sur le métal. Elle s'amorce habituellement sur la partie supérieure d'une surface horizontale et se propage presque verticalement vers le bas. Cette forme de corrosion est extrêmement insidieuse puisqu'elle peut passer inaperçue et ne causer qu'une très faible perte de matériaux avant que ne survienne la défaillance. La figure (I. 3) donne un exemple de piqûration.

Le mécanisme de la piqûration est probablement le même que celui de la corrosion caverneuse, car l'oxydation se produit dans la cavité elle-même et est assortie d'une réduction complémentaire à la surface. On suppose que la gravité favorise la croissance de piqûre devient de plus en plus concentrée et dense à mesure que la piqûre s'étend. Celle-ci s'amorce souvent sur un défaut de surface localisé tel qu'une rayure ou une légère variation de composition. De fait, on a constaté que les échantillons à surface polie résistaient mieux à la piqûration. Les aciers inoxydables sont quelque peu sujet à cette forme de corrosion, mais l'ajout d'environ 2% de molybdène en accroît beaucoup la résistance[4].

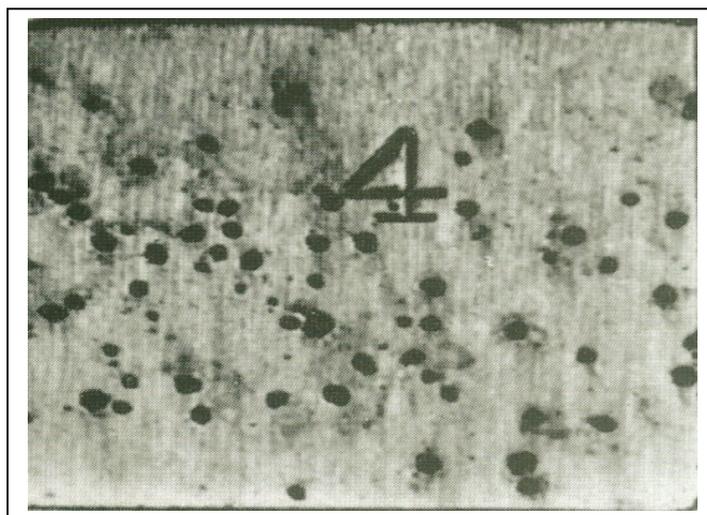


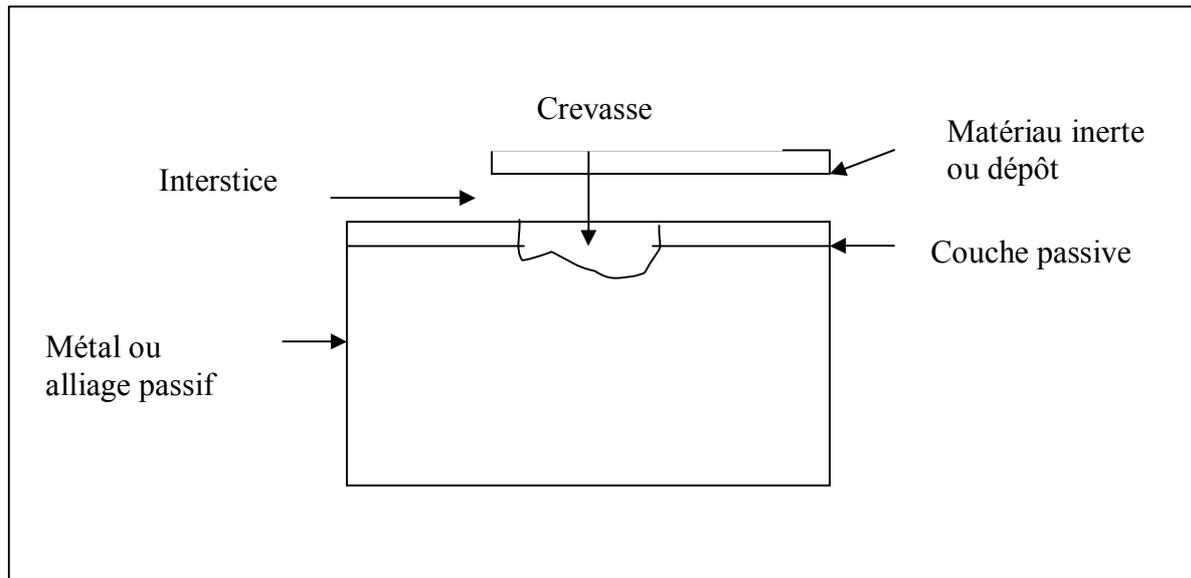
Fig. (I. 3) Piqûration d'une plaque d'acier.

### I.3.4. La corrosion caverneuse

La corrosion caverneuse est un type de corrosion qui se produit dans des interstices entre matériaux de même nature, dépôt diverse, des zones de recoin ou des matériaux métalliques se trouve localement en contact avec un milieu corrosif confiné.

Le processus de développement de la corrosion caverneuse n'est pas fondamentalement différent de celui de la corrosion par piqûre, cependant la cinétique et la morphologie de

l'attaque s'étend en largeur a la surface de l'interstice ou sous le dépôt et non pas en profondeur comme corrosion pour les piqûres[4].



**Fig. (I.4) corrosion caverneuse.**

### **I.3.5. La corrosion sélective**

Avec certains alliages exposés à des ambiances agressives, un des constituants peut se subir une attaque préférentielle. L'attaque peut être localisée et conduire à des perforations ou répartie uniformément et aboutir à une chute des caractéristiques mécaniques. Dans le second cas, les dégradations peuvent échapper à l'observation visuelle, la pièce conservant sa forme et son état de surface initial.

Les différents cas de corrosion sélective sont classés suivant la nature des alliages considérés :  
 dézincification des laitons : Corrosion sélective du zinc (ou corrosion de l'alliage puis redéposition du cuivre). Le laiton prend la teinte rouge du cuivre.

Graphitisation des fontes : corrosion du fer, le graphite n'étant pas attaqué.

Avec les fontes à graphite lamellaire, l'attaque progresse en profondeur sans dégradation visible à l'œil nu[4].

### **I.3.6. La corrosion sous contrainte**

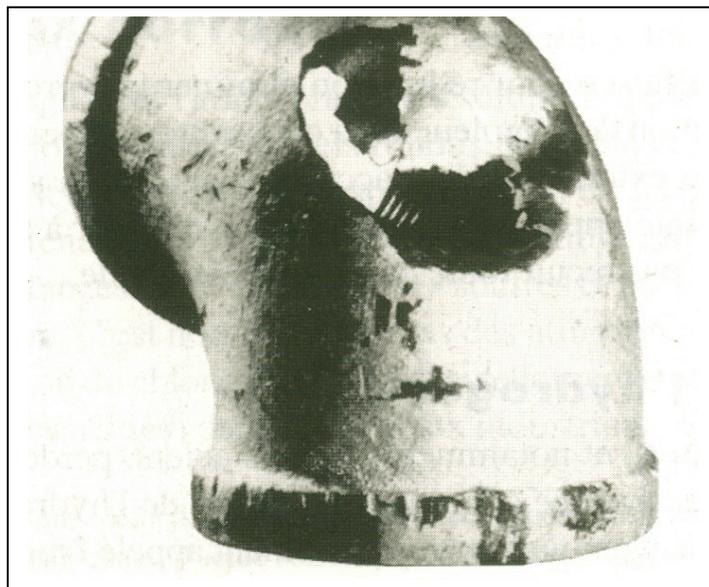
C'est une fissuration du métal qui résulte de l'action commune d'une contrainte mécanique et d'une réaction électrochimique ;

La corrosion sous contrainte est caractérisée par un temps d'incubation. Plus la contrainte est élevée, plus le temps d'incubation est court. Les fissures s'amorcent ensuite et se propagent alors d'une façon relativement rapide.

Les fissures sont initiées par des défauts de surface, elles peuvent être intergranulaires ou transgranulaires, simples ou branchées suivant l'environnement et la structure du métal. Leur propagation est perpendiculaire à la direction de la contrainte. La corrosion sous contrainte est influencée par certains facteurs métallurgiques [2].

- Composition du métal
- Orientation des grains
- Composition et répartition des précipités
- Dislocations, traitement thermique

On peut citer aussi : la corrosion par érosion, corrosion par fatigue, la corrosion par frottement, la corrosion bactérienne ...[4].



**Fig. (I.5) Corrosion sous contrainte**

#### **I.4. 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. On peut accéder à sa valeur par la loi de Butler–Volmer ou sous certaines conditions par la loi de Tafel appliquée au système métal – électrolyte[4].

## I.5. 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 :

$$v_c = \frac{KM}{St\rho}$$

Où M est la perte de masse après le temps d'exposition de l'échantillon, et K est une constante. La vitesse s'exprime en millimètres par an (mm/an), M en milligrammes,  $\rho$  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.

Dès 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 mol/dm<sup>2</sup>.S, se calcule au moyen de l'équation suivante :

$$v_c = \frac{J}{nF}$$

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<sup>-1</sup>)[4].

## I.6. 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.

Dans ce présent travail, deux techniques ont été utilisées à savoir la méthode électrochimique et la méthode dite « de masse perdue ».

### I.6.1. Méthode potentiodynamique

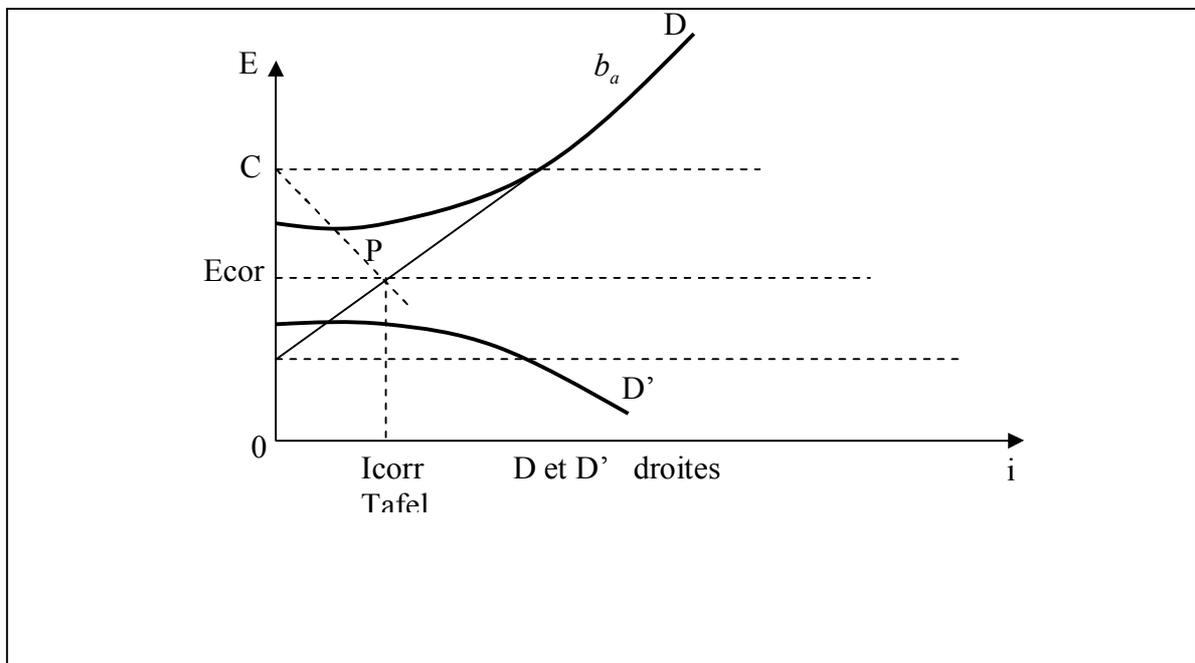
La méthode la plus utilisée pour le phénomène de corrosion électrochimique est la méthode du potentiel constant (stable) ou méthode potentiodynamique.

La polarisation anodique dans les tests potentiodynamiques est utilisée pour accélérer la vitesse de corrosion des métaux et peut être considérée comme des tests accélérés de corrosion.

Lorsqu'un courant est appliqué, le débit des réactions anodiques et cathodiques change de façon à amener la différence de potentiel à la même valeur que celle du courant appliqué, le potentiel varie du potentiel naturel fixe, cette différence de potentiel favorise les réactions d'oxydo-réduction [5].

Cette méthode est extrêmement utile pour étudier le phénomène de corrosion ; elle est basée sur le fait que dans le domaine compris entre 10mV et 20mV autour du potentiel de corrosion  $E_{corr}$ , ce dernier varie linéairement avec le courant appliqué, fig (I.6) ; La pente de la courbe  $(\Delta E / \Delta I)$  représente la résistance de polarisation, qui peut être liée à la densité du courant de corrosion, représenté par les droites de Tafel D et D' pour les processus anodique et cathodique respectivement.

Les valeurs  $b_a$  et  $b_c$  peuvent être déterminées à partir des courbes expérimentales de polarisation. Dans le cas d'un transfert de masse contrôlé, par exemple : réduction de l'oxygène, la théorie ci-dessus a été extrapolée afin d'inclure la détermination de la vitesse de corrosion sous diffusion contrôlée, c'est à dire  $b_c \rightarrow \infty$  et  $i_{cor} = i_{lim}$  ainsi :  $i_{cor} = \frac{b_a}{(2,3)R_p}$ .



**Fig. (I. 6) Détermination de la densité de courant de corrosion à partir du diagramme d'Evans.**

### I.6.2. Méthode de la masse perdue

La pesée avant et après immersion prolongée dans un milieu corrosif devait donner une indication sur le degré de corrosion. A priori, c'est une méthode simple, elle donne des informations très rapides à des prix relativement bas et sans perturbation des systèmes ; cependant elle est limitée, car :

- le processus est très lent et difficilement perceptible,
- Les cations métalliques libérés lors de l'oxydation réagissent avec les anions provenant de l'électrolyte et forment des composés insolubles qui peuvent adhérer à la surface du matériau. Le milieu d'immersion doit être en permanence renouvelé de façon à garder une vitesse de réaction constante [6].

### I.7. Théorie de la masse perdue

La formule suivante exprime le taux de corrosion :

$$\text{Taux} = \frac{\Delta m}{S.t} .365$$

Le taux de corrosion est exprimé en g/cm<sup>2</sup>.an

$$\Delta m = m_1 - m_2$$

m<sub>1</sub> : masse de l'échantillon avant le test en (g)

m<sub>2</sub> : masse de l'échantillon après le test en (g)

S : surface de l'échantillon en (cm<sup>2</sup>)

t: temps de l'exposition en (jours)

La corrosion [6] 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.

$$i_{\text{corr}} = nF \cdot \frac{\Delta m}{M.t}$$

Où

i<sub>corr</sub>: densité de courant de corrosion ; A / cm<sup>2</sup>

n: nombre d'électrons transférés pendant la réaction

F : le nombre de Faraday ; 96500 C / mol

Δm: différence de masse en (g)

M : masse moléculaire en (g / mol)

t: temps en secondes.

## **I.8. MESURE PREVENTIVES**

Des mesures préventives prises au bon moment permettent d'éviter de nombreux problèmes de corrosion et cela sans frais supplémentaires [7].

### **I.8.1. Choix des matériaux**

La méthode la plus usuelle de lutter contre la corrosion, quelques soient ses formes, consiste en un choix de matériaux appropriés.

Le choix d'un matériau nécessite la prise en compte de nombreux facteurs :

- domaine d'utilisation avec ses spécificités,
- nature et niveau des sollicitations mécaniques et thermiques auxquelles le matériau peut être soumis,
- prix et disponibilité des matériaux et traitements sélectionnés [8].

#### **I.8.1.1. Résistance à la corrosion des alliages métalliques**

Le comportement à la corrosion des alliages s'apparente souvent à celui du métal principal qu'ils contiennent. Ainsi la résistance à la corrosion des aciers courants (aciers au carbone) ressemble à celle du fer, résistance de l'aluminium à celle des alliages d'aluminium, ...[9].

##### **I.8.1.1.1. Acier au carbone**

Les aciers au carbone rouillent au contact de l'air humide et doivent être protégés par des revêtements. En milieu aqueux, leur résistance à la corrosion dépend du pH. Aux pH bas, il y a réduction de protons et la corrosion est d'autant plus élevée que le milieu est acide. En milieu neutre, le transport de l'oxygène contrôle la cinétique de corrosion qui alors ne varie pas en fonction du pH. En fin, en milieu alcalin, on observe une passivation spontanée et une forte réduction de la vitesse de corrosion [10].

## **I.8.2. Amélioration de la conception**

### **I.8.2.1. Prévention par une adaptée des pièces**

En donnant une forme adaptée aux objets, le concepteur peut diminuer les risques de corrosion. En effet, la forme d'un objet peut influencer sa durée de vie de façon déterminante [9].

Les formes les plus simples permettent une meilleure protection, car on peut les entretenir plus facilement, considérons quelques exemples :

#### **a- Zones humides**

La corrosion nécessite la présence d'humidité. Le concepteur fera donc en sorte d'éliminer l'humidité ou, l'empêcher de s'accumuler dans des endroits parfois inaccessibles. Cet aspect est particulièrement important en génie civil et en architecture, certains éléments de structures métalliques étant exposés périodiquement aux eaux de pluie. De même, dans l'industrie chimique il faut assurer une vidange complète des récipients de toute sorte de produit pendant les phases de non – utilisation.

#### **b- Contraintes**

La distribution des contraintes dans une pièce influence sa sensibilité à la corrosion sous contrainte. Elle dépend donc de la géométrie. L'usinage introduit souvent des contraintes résiduelles dans les pièces. Un traitement thermique adéquat permet alors de les réduire, indépendamment de la forme.

#### **c- Ecoulement des fluides**

Une conception judicieuse de l'écoulement des fluides réduit le risque de corrosion par érosion, entre autre, il faut éviter les changements brusques de direction. Le rayon de coude d'une conduite d'eau, par exemple, devrait être égal ou supérieur à trois fois le diamètre de celle-ci.

#### **d- Elimination de la corrosion**

Un contact électrique et électrolytique entre différents métaux permet la formation de piles galvaniques, causant une corrosion accélérée du métal moins noble.

Par choix adapté des matériaux ou en séparant différents métaux par un isolant, on évite ce type de corrosion.

Dans les installations de taille importante, il n'est pas toujours possible d'isoler électriquement différents métaux. L'emploi de pièces sacrificielles, peu coûteuses et facilement remplaçables, permet de résoudre le problème dans certains cas.

## **I.9. MOYENS DE PROTECTION**

Etant donné que la corrosion résulte de l'action de deux partenaires, le métal ou l'alliage d'une part, le milieu agressif d'autre part, il sera possible de lutter contre ces effets en agissant sur l'un ou l'autre des deux partenaires.

### **I.9.1. Modification du milieu**

En ce qui concerne l'environnement, la plupart du temps il est impossible de modifier sa nature, seule l'addition de faibles quantités d'un corps appelé inhibiteur de corrosion, peut être faite [7].

#### **I.9.1.1. Inhibiteurs de corrosion**

Substances chimiques qui, introduites en très petite quantité dans l'électrolyte, diminuent considérablement la vitesse de la réaction de corrosion [7]. Ils sont dits :

- Anodiques quand ils forment sur les anodes des composés insolubles protecteurs.
- Cathodiques quand ils forment sur les cathodes des hydroxydes insolubles.
- Ils peuvent être de caractère mixte.

##### **I.9.1.1.1. Inhibiteurs anodiques**

Ils ne modifient pas l'apparence du métal, mais un film mince s'y installe. Ils comportent des agents oxydants tels que les chromates et les nirates, ou d'autres sels comme : les hydroxydes, les silicates, les borates, les phosphates, les carbonates et les benzonates. Ces types d'inhibiteurs nécessitent de l'oxygène. Lorsque leur teneur en oxygène est insuffisante, les inhibiteurs anodiques peuvent augmenter la corrosion [10].

##### **I.9.1.1.2. Inhibiteurs cathodiques**

Ils réduisent la réaction cathodique en empêchant l'oxygène d'atteindre la surface à protéger. Les sels de magnésium, de manganèse, de zinc et de nickel font partie de ces inhibiteurs. Ces sels diminuent les taux de corrosion de l'acier et de fer.

Les inhibiteurs cathodiques forment un film visible sur le métal mais n'arrêtent pas complètement l'attaque. Ils sont donc moins efficaces que les inhibiteurs anodiques [10].

### **I.9.1.1.3. Inhibiteurs mixtes**

Les inhibiteurs mixtes agissent en même temps sur les surfaces anodiques et cathodiques, ils diminuent la vitesse des deux réactions partielles, mais modifient peu le potentiel de corrosion [9].

### **I.9.1.1.4. Domaine d'application**

Souvent, on classe les inhibiteurs selon leur domaine d'application. En milieux aqueux, les inhibiteurs en milieu acide sont employés, entre autres, pour éviter une attaque chimique de l'acier lors du décapage. Dans l'industrie pétrolière on les ajoute aux fluides de forage. Les inhibiteurs pour milieu neutre servent surtout à protéger des circuits d'eau de refroidissement. Les inhibiteurs pour une phase gazeuse sont généralement employés pour une protection temporaire de différents objets emballés pendant le transport et le stockage, (instruments de précision, composants électroniques, machines,...) [9].

## **I.9.2. Traitement de surface**

Si on choisit le métal comme paramètre sur lequel on doit agir pour minimiser le processus de corrosion, plusieurs choix se présente :

### **I.9.2.1. Protection électrochimique (active)**

Elle peut être cathodique ou anodique, selon la nature du métal et les conditions de corrosion.

- La protection cathodique consiste à placer le métal dans son domaine d'immunité.
- La protection anodique est réservée aux métaux passivables que l'on porte alors dans leur domaine de passivité [9].

#### **I.9.2.1.1. La passivité**

Les métaux et alliages susceptibles de se passiver ont maintenant un très grand nombre d'applications aussi bien dans l'industrie que pour les usages domestiques.

Il est donc raisonnable de considérer que la passivation constitue une méthode de protection contre la corrosion[1].

#### **I.9.2.1.2. Protection cathodique**

La protection cathodique était utilisée au hasard par les Romains sur leurs bateaux. En 1854, en Angleterre, Humphrey Davy utilisait pour la première fois la protection cathodique sur des bateaux britanniques, avec des anodes de zinc et de fonte [11].

La protection cathodique se définit comme une méthode de protection où le métal est déplacé dans sa zone d'immunité [7].

Deux méthodes sont utilisées pour rendre un ouvrage cathodique par rapport à une anode extérieure :

- L'anode sacrificielle appelée encore anode réactive,
- Le soutirage de courant ou dispositif à courant imposé.

#### **a- Protection cathodique par anode sacrificielle**

On couple électriquement le métal à protéger de potentiel d'équilibre  $E_1$ , à un métal plus facilement oxydable de potentiel d'équilibre  $E_2$  de sorte que  $E_1 > E_2$ .

Le système par anode sacrificielle utilise en fait les propriétés électrochimiques intrinsèques des métaux. Il fonctionne en utilisant une anode connectée à la structure.

L'anode est faite d'un métal moins noble que celui de la structure à protéger. Ceci se traduit par le fait que le métal le moins noble se consomme en déchargeant du courant assurant ainsi la protection cathodique de la structure [9].

#### **b- Protection cathodique par courant imposé**

Le système à courant imposé fonctionne en utilisant des anodes constituées d'alliages de métaux nobles, assurant ainsi une longévité du système et d'un redresseur de courant, alimenté par une source CA de courant alternatif. Par l'intermédiaire de ce dernier, un voltage est appliqué à la structure à protéger, ce qui génère une différence de potentiel entre l'anode et la structure à protégée. On ajuste la tension générée de telle sorte que l'intensité de l'énergie de protection soit supérieure à celle de la corrosion. La structure à protéger se trouve portée à un potentiel électrochimique qui inverse le processus de corrosion. Dans ces conditions, l'oxydation anodique du métal ne peut se produire et le métal se voit ainsi protégé contre la corrosion.

La tension est fixée à une valeur telle que le potentiel du métal à protéger correspond au domaine d'immunité du métal [9].

### **I.9.3 Domaines d'applications**

L'application de la protection cathodique comme moyen de lutte contre la corrosion est utilisée pour des structures dont les surfaces à protéger baignent dans un milieu conducteur, comme le sol, le béton, l'eau ou toutes autres substances conductrices [9].

### I.9.4. Mécanisme de protection des métaux

Les peintures protègent un substrat métallique par différents mécanismes :

- effet barrière ;
- inhibition des réactions électrochimiques ;
- suppression des piles de corrosion ;
- effet électrochimique.

### C. Revêtements métalliques

Il existe deux types de revêtements métalliques suivant les places relatives qu'occupent dans la classification électrochimique le métal qui constitue le revêtement et le métal à protéger. Ainsi, dans le cas d'acier les revêtements de zinc, cadmium et aluminium sont anodiques ; les revêtements de plombs, étain, nickel cuivre argent, or, rhodium, platine sont cathodiques. On cherche à effectuer des revêtements aussi étanches que possible. Si une discontinuité apparaît dans le revêtement, le comportement du couple électrochimique formé dépend de la nature des métaux qui le constituent. Considérons le cas de la protection d'acier [1].

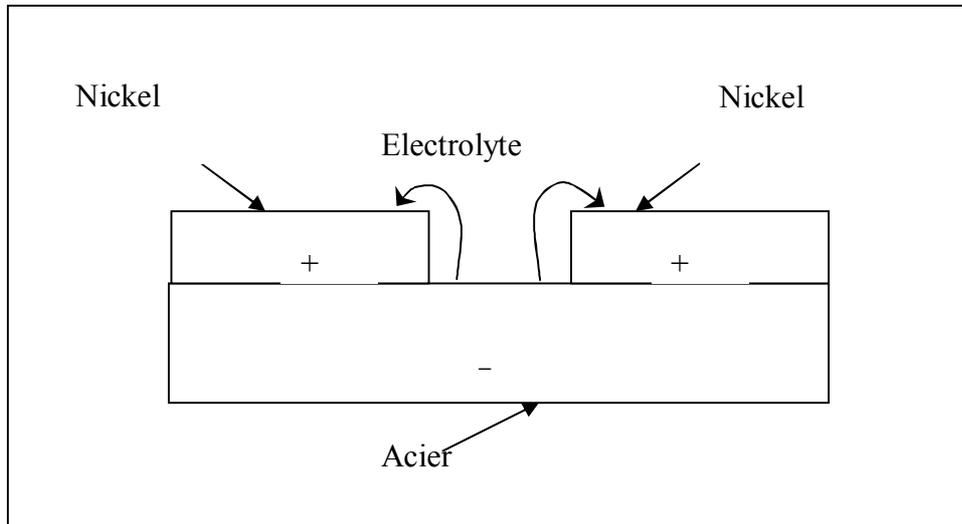
#### C.1. Classification des revêtements

Tous les revêtements métalliques préparés sont poreux à un certain degré. En outre, les revêtements ont tendance à être détruits au cours du transport ou de l'utilisation. L'action galvanique à la base d'un pore ou d'une rayure devient donc un facteur important pour déterminer la valeur du revêtement. Selon la nature du couple substrat- revêtement, les revêtements métalliques se divisent en deux groupes [10].

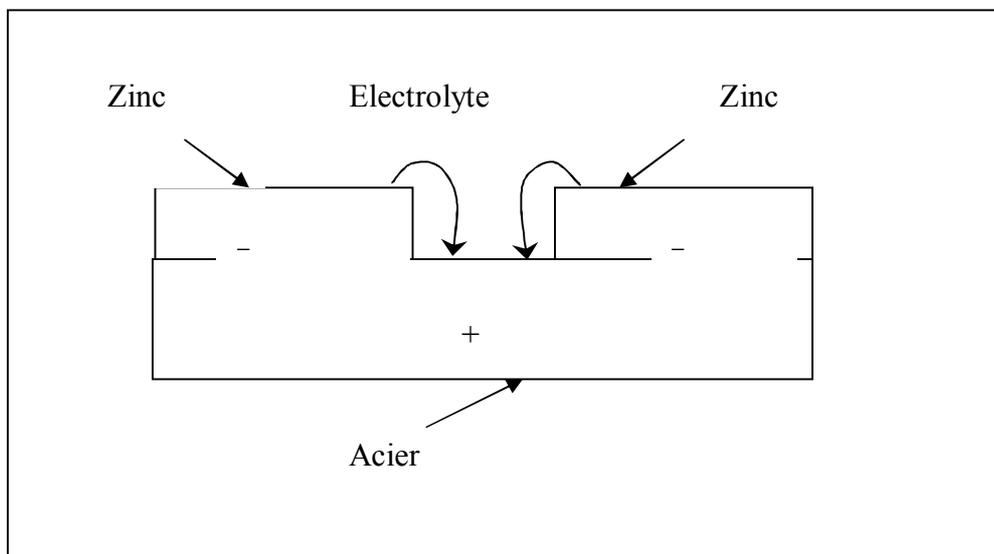
**C.1.1. Les nobles :** dits aussi cathodiques, comme leur nom l'indique, les revêtements nobles de Ni, Ag, Cu, Pb ou Cr sur l'acier sont nobles dans la classification des potentiels de dissolution par rapport au métal de base. Il est important que les revêtements nobles soient toujours préparés avec un nombre minimum de pores et que de tels pores s'ils doivent exister soient aussi petits que possible pour empêcher l'accès de l'eau jusqu'au métal de base. Ceci implique souvent une augmentation de l'épaisseur du revêtement fig. (I.7).

**C.1.2. Les sacrificiels :** dits aussi anodiques ou consommables, tels que ceux de Zn ou de Cd, et également dans certains milieux ceux d'aluminium et d'étain sur l'acier. Le courant galvanique à travers l'électrolyte va du revêtement vers le métal de base, ce qui provoque une protection cathodique du métal. Tant qu'un courant suffisant s'écoule et que le revêtement

reste en contact électrique, la corrosion du métal de base ne se produit pas. C'est pourquoi le degré de porosité des revêtements sacrificiels, contrairement à ce qui se passe pour les revêtements nobles, n'a pas une grande importance. Par conséquent, plus le revêtement est épais, plus la protection cathodique est de longue durée fig. (I.8).



**Fig. (I. 7) Revêtement cathodique (cas du nickel sur l'acier).**



**Fig. (1. 8) Revêtement anodique (cas du zinc sur acier).**

## **C.2. Procédés d'application des revêtements métalliques**

Les revêtements métalliques peuvent être appliqués de plusieurs façons selon l'épaisseur voulue et les caractéristiques du support [12].

### **C.2.1. Immersion dans un bain fondu**

Le métal à protéger est plongé dans un bain de métal protecteur fondu. L'opération se faisant à chaud, la couche formée est complexe car des phénomènes de diffusion interviennent. Cette méthode est utilisée en particulier pour le dépôt de zinc (galvanisation) ou d'étain (étamage)[1].

### **C.2.2. Electrolyse**

Cette technique ne s'applique que difficilement aux pièces de grandes dimensions. Les dépôts présentent toujours une certaine porosité due à la présence de particules étrangères ou de gaz occlus pendant l'opération d'électrolyse. On est donc conduit à effectuer des dépôts d'épaisseur suffisante pour qu'il n'y ait pas continuité entre les pores. Ainsi, dans le cas d'un revêtement de nickel sur l'acier, il faut que les dépôts aient au moins 30 $\mu$ m d'épaisseur[1].

### **C.2.3. Métallisation au pistolet**

Le métal fondu au chalumeau est projeté en fines gouttelettes sur la structure à protéger. Les revêtements présentent un aspect granuleux et ils sont très poreux. Pour obtenir une bonne protection, le métal de base doit être décapé par sablage et le dépôt doit atteindre plusieurs dixièmes de millimètre d'épaisseur[1].

### **C.2.4. Dépôt électrolytique**

Réalisés généralement en solution aqueuse et plus rarement en solution organique ou en bain de sels fondus, ces dépôts s'effectuent en plaçant la pièce à recouvrir en situation de cathode dans un électrolyte contenant, sous forme de sels simples ou complexes, les ions du métal à déposer. La réaction s'effectue plus ou moins facilement selon la stabilité de l'ion et sa mobilité. L'adhérence du dépôt est souvent bonne mais dépend beaucoup de la qualité de la préparation préalable de la surface.

Diverses solutions électrolytiques sont utilisées et mises au point plus ou moins empiriquement pour chaque type de métal ou d'alliage à déposer. Chacune a pour objet d'obtenir des caractéristiques particulières du dépôt (pureté, brillance, adhérence, action nivelant, contraintes déterminées, dureté, finesse de grain, porosité, rendement, présence

contrôlée d'inclusions d'oxydes ou de carbures, etc..). De nombreux métaux (Cu, Ni, Cr, Zn, Cd, Sn, métaux nobles...) ou alliages (à base : Cu, Ni, Sn...) peuvent être déposés en épaisseurs comprises entre 1µm et quelques millimètres.

#### **d. Revêtement non métallique**

Il s'agit principalement des peintures et des matières plastiques. Elles doivent posséder un certain nombre de qualités, imperméabilité à l'eau et aux gaz, grande adhérence, stabilité chimique.

**d. 1. Peinture** : il est nécessaire d'appliquer successivement deux types de peinture :

##### **d.1.1 Peintures primaires**

Elles sont le plus souvent à base de minium  $Pb_3O_4$ , l'huile de lin servant de liant. Ce procédé est utilisé depuis très longtemps mais on connaît encore assez mal le mode d'action du minium. On emploie également les peintures glécyro-Phtaliques au chromate de zinc. Elles assurent une très bonne protection d'une part à cause de leur adhérence et de leur imperméabilité, d'autre part grâce à l'action électrochimique du zinc qui exerce une protection cathodique.

##### **d.1.2. Peintures de finition**

La peinture de finition sert à protéger la peinture primaire, destinée plus particulièrement à éviter la corrosion, et à donner aux structures métalliques un aspect agréable.

## **I.10. CONCLUSION**

Une première méthode de protection très souvent utilisée consiste à construire les installations en alliage à bas prix et à les recouvrir d'un revêtement mince qui les isole du réactif corrosif.

La seconde méthode consiste à modifier le processus électrochimique de corrosion en portant le métal à protéger à un potentiel pour lequel l'intensité du courant anodique est très faible ou nulle.

C'est la protection électrochimique [1].