

**République Algérienne Démocratique et Populaire**

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique



UNIVERSITE de JIJEL



Département de Génie des Procédés

# PROJET DE FIN D'ETUDE

En vue de l'obtention du Diplôme de

MASTER ACADEMIQUE

Filière : Génie des Procédés

Option : Génie de l'Environnement



## Thème

**CARACTERISATION ELECTROCHIMIQUE DE LA SURFACE  
DE COUPE (NORMALE ET LONGITUDINALE) DES DEUX  
BOULONS EN ACIER POUR VISSERIE CLASSE (8.8) DANS LE  
MILIEU 3% NaCl.**

Présenté par :  
KEBIECHE Sabrina  
DJADOUR Sara

Encadré par :  
Dr. BOUFLIGHA Sadek

∞ Promotion 2014/2015 ∞

A.F  
B

## *Remerciements*

*Avant tout, nous remercions Allah tout puissant qui nous a guidé tout au long de notre vie, qui nous a donné le courage et la patience pour dépasser tous les moments difficiles enfin nous a permis d'achever ce travail et de pouvoir le mettre entre vos mains aujourd'hui..*

*Nos remerciements vont tout d'abord au corps de la Faculté des Sciences et technologie, pour la richesse et la qualité de leur enseignement et qui déploient de grands efforts pour assurer à leurs étudiants une formation actualisée.*

*Nous tenons à remercier sincèrement Monsieur « Boufligha Sadek » notre promoteur pour tout le soutien et l'encouragement, qui nous a donné durant la préparation de ce travail.*

*Nous remercions tous les membres de laboratoire qui nous ont aidés à effectuer notre étude et qui m'ont fait part de leurs connaissances et leur expérience surtout.*

*Enfin, nous remercions les membres du jury qui nous font l'honneur d'examiner notre travail.*

*Sabrina et Sara*



## *Dedicates*

*Je dédie ce travail :*

*A ma famille dont leurs mérites, leurs sacrifices ; Les mots me manquent pour exprimer toute la reconnaissance, la fierté et le profond amour que je vous porte pour ma réussite, qui trouvent ici le témoignage de mon attachement ma gratitude et respect, que dieu leurs préservent bonne santé et longue vie.*

*J'essaierai toujours d'être à vos espoirs.*

*A l'homme de ma vie, mon père MOHAMMED.*

*A la lumière de mes jours, la source de mes efforts, la flamme de mon cœur, ma vie et mon bonheur : ma tente 'NACERA' et mon Oncle 'SAMIR' qui me poussé jusqu'au bout et pour avoir été toujours à la hauteur.*

*A mon grand-père MOKHTAR,*

*A mes chers frères, En leur souhaitant un brillant avenir.*

*A mes chères sœurs, Je vous remercie pour le soutien moral et l'encouragement que vous m'avez accordés. Je vous souhaite tout le bonheur que vous méritez.*

*A mon binôme SARA pour les moments agréables que nous avons passés ensemble.*

*A mes chères amies et tous ceux qui mon encourager même avec une sourire.*

*A tous ceux que j'aime.*

**SABRINA**



# *Dédicaces*

*Je dédie ce travail :*

*A l'homme de ma vie, mon exemple éternel, mon soutien moral et source de joie et de bonheur, celui qui se sacrifie toujours pour me voir réussir, que dieu te garde, à toi mon père ABDESALÈM.*

*A la lumière de mes jours, la source de mes efforts, la flamme de mon cœur, ma vie et mon bonheur ; Mammon NORA que j'adore.*

*A mes plus belles étoiles qui puissent exister dans l'univers ; mes chères Sœurs : SOUMIA et NOURHÈN*

*A ceux qui j'aime ; mes frères : AISSAM, YAKOUB et mon mari :  
HOCINE*

*A mon binôme SABRINA pour les moments agréables que nous avons passés ensemble.*

*A mes grands parents, mes oncles et mes tantes, a toute la famille*

*"DJADOUR" et "KHARFIE".*

*A tous mes amis et toute la promotion 2015.*

**SARA**

# Sommaire

Introduction générale.....	1
----------------------------	---

## Chapitre I : Corrosion et corrosion électrochimique

I.1. Introduction.....	2
I.2. Définitions et processus de la corrosion .....	2
I.2.1. Corrosion humide.....	2
I.2.2. Corrosion sèche .....	3
I.3. Types de corrosion.....	3
I.3.1. Corrosion chimique.....	3
I.3.2. Corrosion électrochimique .....	3
I.3.3. Corrosion bactérienne (biochimique).....	4
I.3.4. Corrosion par érosion .....	4
I.3.5. Corrosion sous tension .....	5
I.4. Morphologie de corrosion.....	5
I.4.1. Corrosion généralisée (uniforme).....	5
I.4.2. Corrosion localisée .....	6
I.5. Quelques facteurs influencent la corrosion des métaux.....	8
I.6. Etude du comportement électrochimique d'un métal .....	8
I.6.1. Thermodynamique électrochimique.....	8
I.6.2. Equation de Nernst .....	9
I.6.3. Potentiel d'équilibre .....	9
I.6.4. Potentiel de corrosion.....	9
I.6.5. Loi de Faraday (perte de masse) .....	10
I.6.6. Diagramme de Pourbaix.....	11
I.7. Aspect électrochimique.....	12
I.8. Cinétique électrochimique .....	13
I.9. Mécanisme des réactions électrochimiques .....	14
I.10. Polarisation électrochimiques.....	15
I.10.1. Différents types de polarisations .....	15
I.10.1.1. Polarisation d'activation .....	15
I.10.1.2. Polarisation de concentration.....	15
I.10.1.3. Polarisation de résistance.....	15

I.10.2. Courbes de polarisation (intensité-potentiel) .....	16
I.11. Droites de Tafel.....	17
I.12. Protection contre la corrosion .....	17
I.12.1. Protection chimique.....	17
I.12.2. Protection électrochimique.....	19

## Chapitre II: Les boulons métalliques classe 8.8

II.1. Introduction.....	21
II.2. Définitions et désignation d'un boulon en acier .....	21
II.3. Caractéristiques des boulons.....	22
II.3.1. Caractéristique géométrique .....	22
II.3.2. Caractéristiques mécaniques .....	22
II.4. Elaboration des boulons en acier .....	23

## Chapitre III: Etude expérimentale

III.1. But de travail.....	25
III.2. Matériau et matériels utilisés.....	25
III.3. Préparation des échantillons.....	25
III.4. Traitement thermique appliqué .....	26
III.5. Caractérisations du matériau utilisé .....	26
III.6. Préparation des électrodes de travail (ET) .....	28
III.7. Résultats obtenus et discussions.....	29
Conclusion générale .....	38

## Liste des figures

<b>Figure (I.1) :</b>	Corrosion sèche.....	3
<b>Figure (I.2) :</b>	Corrosion bactérienne.....	4
<b>Figure (I.3) :</b>	Corrosion par érosion d'un tube en cuivre véhiculant de l'eau.....	4
<b>Figure (I.4) :</b>	Corrosion sous tension .....	5
<b>Figure (I.5) :</b>	Corrosion d'une porte en acier dans une atmosphère soufrée.....	5
<b>Figure (I.6) :</b>	Corrosion uniforme d'une pièce en acier dans un changeur.....	5
<b>Figure (I.7) :</b>	Micrographie après 24 h d'immersion dans une solution de $\text{Na}_2\text{SO}_4$ 0,001 M (a) de l'interface du couple Al pur/Cu pur.....	6
<b>Figure (I.8) :</b>	Corrosion caverneuse d'un acier allié sous un joint.....	6
<b>Figure (I.9) :</b>	Corrosion par piqure.....	7
<b>Figure (I.10) :</b>	Corrosion inter-granulaire.....	7
<b>Figure (I.11) :</b>	Métallographie d'une corrosion sélective d'un laiton.....	8
<b>Figure (I.12) :</b>	Courbes potentiels-temps.....	10
<b>Figure (I.13) :</b>	Diagramme E-pH du Fer dans l'eau à température ambiante.....	12
<b>Figure (I.14) :</b>	Etapes élémentaires d'une réaction électrochimique.....	14
<b>Figure (I.15) :</b>	Le diagramme d'Evans.....	16
<b>Figure (I.16) :</b>	Droites de Tafel.....	17
<b>Figure (I.17) :</b>	Protection par anodes sacrificielles.....	20
<b>Figure (I.18) :</b>	Protection par courant imposé.....	20
<b>Figure (II.1) :</b>	Type de serrage par boulon.....	21
<b>Figure (II.2) :</b>	Quelques types de boulons utilisés dans l'industrie.....	24
<b>Figure (III.1) :</b>	Forme des échantillons préparés.....	26
<b>Figure (III.2) :</b>	Microscope optique utilisé.....	27
<b>Figure (III.3) :</b>	Appareils de dispositif électrochimique utilisé.....	28

<b>Figure (III.4) :</b>	Cellule électrochimique.....	28
<b>Figure (III.5) :</b>	Electrode de travail avant et après l'enrobage.....	29
<b>Figure (III.6) :</b>	Micrographies des sections de coupe normale (a) et longitudinale (b) de l'acier à l'état brut avant l'attaque chimique.....	30
<b>Figure (III.7) :</b>	Micrographies de la structure normalisée (c) et de la structure de l'acier à l'état brut (d).....	31
<b>Figure (III.8) :</b>	Le tracé $i = f(E)$ des deux sections de coupe de l'acier subit différents traitements thermique en contact de NaCl 3%.....	32
<b>Figure (III.9) :</b>	Le tracé $i = f(E)$ des deux sections de coupe de l'acier normalisé en contact de NaCl 3%.....	33
<b>Figure (III.10) :</b>	Le tracé $i = f(E)$ de la section de coupe normale de l'acier traité subit différents traitement thermiques en contact de NaCl 3%.....	33
<b>Figure (III.11) :</b>	Le tracé $i = f(E)$ de la section de coupe longitudinale de l'acier traité subit différents traitement thermiques en contact de NaCl 3%.....	34
<b>Figure (III.12) :</b>	Le tracé $\log / i / = f(E)$ des deux sections de coupe de l'acier subit différents traitements thermique en contact de NaCl 3%.....	35
<b>Figure (III.13) :</b>	Le tracé $\log / i / = f(E)$ de la section de coupe normale de l'acier traité subit différents traitements thermiques en contact de NaCl 3%.....	35
<b>Figure (III.14) :</b>	Le tracé $\log / i / = f(E)$ de la section de coupe longitudinale de l'acier traité subit différents traitements thermiques en contact de NaCl 3%...	36
<b>Figure (III.15) :</b>	Le tracé Le tracé $\log / i / = f(E)$ des deux sections de coupe de l'acier normalisé section normale et acier brut section longitudinale en contact de NaCl 3%.....	36





Liste des tableaux



## La liste des tableaux

<b>Tableau (II.1) :</b>	Principales caractéristiques géométriques.....	22
<b>Tableau (II.2) :</b>	Valeurs nominales de la limite d'élasticité ( $f_{yb}$ ) et de la résistance à la traction ( $f_{ub}$ ) pour les différentes classes des boulons.....	24
<b>Tableau (III.1) :</b>	Composition chimique de l'acier traité.....	25
<b>Tableau (III.2) :</b>	Paramètres électrochimiques des deux sections de coupe de l'acier subit différents traitements thermique en contact de NaCl 3%.....	37

## Introduction générale

Les éléments de serrage (la visserie) trouvent beaucoup d'applications dans différents domaines mécaniques, civils, aéronautiques et marins. Ils sont utilisés pour supporter des charges statiques ou des charges cycliques de fatigue. Les industriels recherchent de plus en plus à maîtriser le dimensionnement de ces éléments de fixation. Les assemblages par éléments filetés sont couramment utilisés dans les différents secteurs de l'industrie et ceci grâce à leur facilité de mise en œuvre.

La corrosion d'un assemblage boulonné pouvant être atteinte par la destruction des boulons ou des pièces assemblées. Le type de corrosion dépend d'une part de la résistance chimique de l'acier des pièces assemblées et d'autre part de celle de la qualité de l'acier des boulons utilisés.

D'une façon générale, on peut dire que la vérification de la sécurité structurelle d'un assemblage réalisé à l'aide des boulons nécessite le contrôle des modes de destruction relatif aux boulons.

Sachant également que, le processus de corrosion dépend des caractéristiques du milieu environnant et de celles du matériau. La connaissance de la composition chimique de ce dernier est nécessaire mais tout à fait insuffisante, donc il faut savoir les différents traitements thermiques subits par le métal afin de connaître sa structure.

En pratique, la coulée dans une lingotière provoque une cristallisation très rapide au voisinage de la paroi et les dendrites s'orientent parallèlement au gradient thermique : c'est ce que l'on appelle la structure basaltique ou colonnaire des cristaux de première solidification. Au centre de lingotière le liquide se solidifie lentement à cause du faible gradient thermique au voisinage du cœur de lingotière. Ce phénomène favorise la diffusion des éléments chimiques non métalliques vers le centre de lingotière et se précipitent sous forme des inclusions non métalliques à la fin de solidification.

Dans notre étude nous focalisons notre attention sur la destruction des éléments d'assemblage (boulons) des pièces mécaniques. Ce travail est structuré comme suite :

Le chapitre I est une synthèse bibliographique dans laquelle nous avons abordé une généralité sur la corrosion et la corrosion électrochimique.

Dans le deuxième chapitre, nous avons abordé une généralité sur les éléments d'assemblage tel que les boulons et ses caractéristiques.

Le troisième chapitre fait l'objet de l'étude expérimentale de notre travail. Il rassemble la préparation des électrodes de travail, le montage électrochimique, les résultats obtenus et l'interprétation de ces derniers. Nous clôturons notre travail par une conclusion générale.

A decorative graphic consisting of two large, overlapping orange circles, one in the top right and one in the bottom right. A thin, light orange diagonal line runs from the top left towards the bottom right, passing through the circles.

# Chapitre I

Corrosion et corrosion électrochimique

## I.1. Introduction

Les aciers sont des matériaux très utilisés dans des domaines variés. Leur durée de vie risque d'être réduite, étant données leurs conditions d'utilisation telles que, la température, la pression, la composition chimique du milieu, l'état de surface, les traitements thermique et mécanique subit par le métal, etc.

## I.2. Définitions et processus de la corrosion

Par définition la corrosion est une réaction interrassiale métal/milieu environnant, irréversible. Le résultat est la destruction progressive et la dégradation des propriétés physico-chimiques et mécaniques du matériau. Autrement dit, la corrosion est un phénomène nuisible, elle détruit les propriétés du matériau le rendant inutilisable pour une application prévue [1]. Par exemple, la fragilisation de la structure cristalline des aciers par l'absorption de l'hydrogène (milieu environnant) est considérée comme une réaction chimique ou électrochimique (une réaction d'oxydoréduction) qui a lieu à l'interface entre l'électrode et l'électrolyte.

Deux processus complémentaires interviennent : le transfert de charge entre l'électrode - électrolyte et le transport de matière des espèces redox de l'électrolyte vers la surface de l'électrode. Ce transport de matière peut avoir lieu par le phénomène de diffusion, de convection et de migration.

Il convient de préciser que la corrosion d'un métal comme un moteur de différents processus de corrosion tels que : la corrosion électrochimique (corrosion aqueuse), la corrosion chimique, la corrosion biochimique, la corrosion par érosion et la corrosion en milieu gazeux (corrosion sèche).

Nous nous intéresserons dans notre étude à la corrosion aqueuse (corrosion électrochimique) car c'est l'un des phénomènes les plus importants correspondant au processus de corrosion de l'acier dans les assemblages par boulon. Son existence est conditionnée par la présence simultanée en surface du métal de zones cathodiques et des zones anodiques. Ces zones peuvent subir des réactions d'oxydation et de réduction lorsqu'elles sont en contact avec une solution conductrice d'ions. Cette forme de corrosion est due à la formation de micro-piles à l'intérieur du métal lui-même [2].

### I.2.1. Corrosion humide

La corrosion humide résulte lorsqu'il y a une hétérogénéité soit dans le matériau métallique, soit dans le milieu environnant. Ce type de phénomène de corrosion fonctionne comme une pile électrochimique, il dépend simultanément de quatre constituant pour pouvoir se déclencher :

- Anode : électrode où se produit la réaction d'oxydation (dissolution du métal), où le courant passe du métal vers la solution.
- Cathode : électrode où se produit la réaction de réduction (déposition à la surface du métal), où le courant passe de la solution vers le métal.
- Un conducteur électrique pour le transfert des électrons libérés de l'anode vers la cathode.
- Un conducteur ionique est nécessaire pour la migration des cations libérés de l'anode vers la solution d'attaque afin d'assurer la neutralité électrique et de fermer le circuit électrique entre l'anode et la cathode [3,4].

### I.2.2. Corrosion sèche

Si le milieu corrosif est un gaz ( $O_2$ ,  $H_2O$ ,  $SO_2$ ,  $CO$ , etc.), on classera la corrosion sous le nom corrosion sèche. Elle diffère de la corrosion électrochimique par le fait que le milieu corrosif ne se participe pas au déplacement des agents corrosifs vers la surface du métal [5].

Le processus de la corrosion sèche des métaux est le suivant : le métal s'oxyde à l'interface métal/gaz, les cations métalliques diffusent vers l'extérieur à travers les défauts du film formé à la surface attaquée. A la surface extérieure, l'oxygène se réduit en anions  $O^{2-}$  qui diffusent vers l'interface métal-oxyde. Les électrons libérés sous l'excitation du milieu gazeux doivent traverser la couche d'oxyde avant de capter par le gaz  $O_2$ . La surface extérieure du film joue donc le rôle de cathode et l'interface métal-oxyde celui de l'anode.

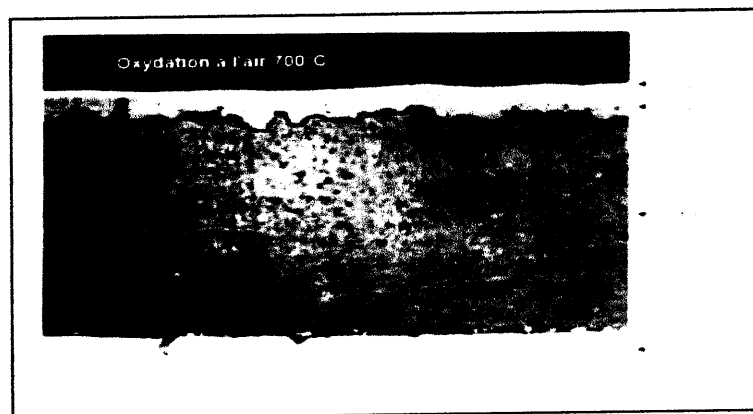


Figure (I.1) : Corrosion sèche.

### I.3. Types de corrosion

L'aspect du métal et le mode d'action du milieu déterminant le type et la forme de corrosion. On peut alors distinguer les cas suivants:

#### I.3.1. Corrosion chimique

La corrosion est dite chimique lorsque le milieu corrosif est un liquide (électrolyte). Le processus chimique se fait principalement par échange direct des anions ainsi des cations des éléments chimiques entre le métal et le milieu corrosif. Il ne donne pas lieu à un courant électrique [6,7].

#### I.3.2. Corrosion électrochimique

Ce type de corrosion nécessite un milieu corrosif (milieux aqueux, sels fondus, etc.) en jouant le rôle d'un conducteur ionique. Les principaux agents corrosifs dans ce cas sont les protons solvates, l'oxygène dissous, les anions agressifs et les gaz dissous. Le milieu corrosif dans ce type de corrosion transporte les oxydants vers la surface du métal et les produits de corrosion vers la solution corrosive.

Les phénomènes de corrosion sont plus souvent électrochimiques, car les matériaux sont dans la majorité des cas en contact avec un électrolyte ou de l'humidité atmosphérique. La condensation de ces derniers provoque la formation d'un film liquide suffisant pour agir comme solvant des agents corrosifs. Deux réactions distinctes peuvent être envisagées : une réaction d'oxydation au voisinage des sites anodiques et des réactions de réduction au voisinage des sites cathodiques [6,7].

### I.3.3. Corrosion bactérienne (biochimique)

La corrosion bactérienne ou bio-corrosion, est une corrosion influencée par les micro-organismes, elle peut être définie comme le secteur de la corrosion dans lequel les processus sont engagés, facilités ou accélérés par des micro-organismes sans modification du phénomène électrochimique. Ces bactéries utilisent quelques éléments chimiques qui se trouvent dans le matériau pour le transformer en ion métallique.

Ajoutons également que la corrosion microbienne se présente lorsque les déchets acides produits par les bactéries corrodent les surfaces métalliques.

La production de métabolites, dont des acides organiques et inorganiques affectent le pH de la surface ou de l'interface métallique, crée un milieu chimiquement favorable au développement de ce type de corrosion [8].

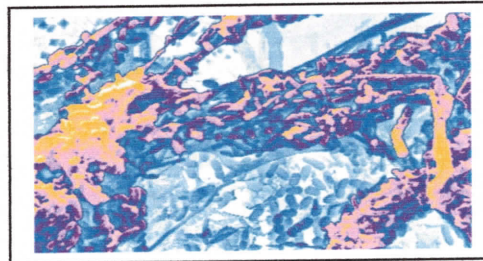


Figure (I.2) : Corrosion bactérienne.

### I.3.4. Corrosion par érosion

La corrosion par érosion est une accélération ou un accroissement de la vitesse de détérioration d'un métal en raison du mouvement relatif entre un fluide corrosif et la surface métallique.

Généralement, ce mouvement est très rapide et des phénomènes d'abrasion ou des effets d'usure mécanique existent souvent. Le métal est éliminé en surface sous forme d'ions dissous ou encore forme des produits solides de corrosion qui sont mécaniquement balayés de la surface métallique. Quelque fois, le mouvement du milieu environnant diminue la corrosion particulièrement lorsque des attaques locales surviennent sous des conditions de stagnation, mais alors il ne s'agit pas de corrosion érosion puisque la détérioration n'est pas amplifiée [9].



Figure (I.3) : Corrosion par érosion d'un tube en cuivre véhiculant de l'eau [10].

### I.3.5. Corrosion sous tension

La corrosion sous tension se présente sous la forme de fissures inter-granulaires et transgranulaires. Les premières semblent suivre le contour des limites de grains tandis que les secondes semblent s'étendre indifféremment des limites de grains. Ces deux types de fissures peuvent se trouver dans un même alliage, en fonction de l'environnement et de la structure métallique. Les fissures sont habituellement perpendiculaires aux contraintes et possèdent une branche unique ou plusieurs branches suivant la composition du milieu ainsi que la composition et la structure du métal.

La corrosion sous tension correspond à l'attaque d'un milieu corrosif sur un matériau sous contraintes. Ces contraintes proviennent de deux sources, soit les charges appliquées et les contraintes résiduelles engendrées par les soudures et le travail à froid [11].

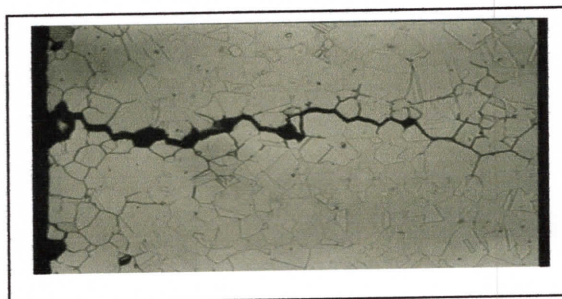


Figure (I.4) : Corrosion sous tension.

## I.4. Morphologie de corrosion

### I.4.1. Corrosion généralisée (uniforme)

C'est une perte de matière plus ou moins régulière sur toute la surface de travail d'un matériau. L'apparition de cette forme de corrosion est la conséquence de l'existence de plusieurs processus électrochimiques individuels qui se produisent uniformément sur toute la surface considérée [10].

On assiste la présence de cette qualité d'attaque notamment aux métaux exposés aux milieux acides.



Figure (I.5) : Corrosion d'une porte en acier dans une atmosphère soufrée.

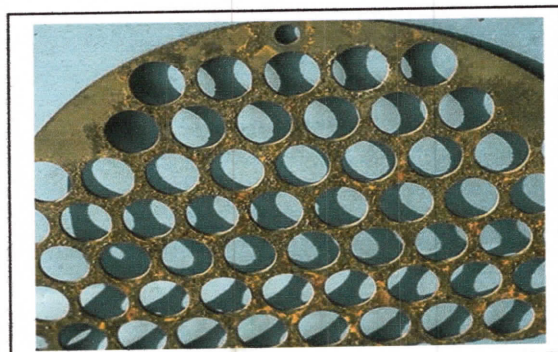


Figure (I.6) : Corrosion uniforme d'une pièce en acier dans un changeur [10].

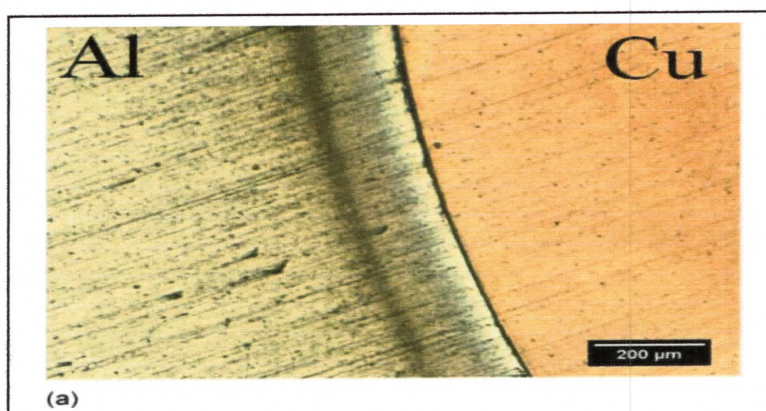


### I.4.2. Corrosion localisée

La corrosion localisée apparaît sur une partie du métal à un taux supérieur au reste de la surface, elle est de plusieurs formes. Ce phénomène de corrosion est très important donc, il faut le tenir en considération car la majorité des problèmes de corrosion surviennent bien qu'on ait choisi un métal qui convienne pour tel milieu dans lequel il ne se corrode pas [12].

#### a) La corrosion par contact (galvanique)

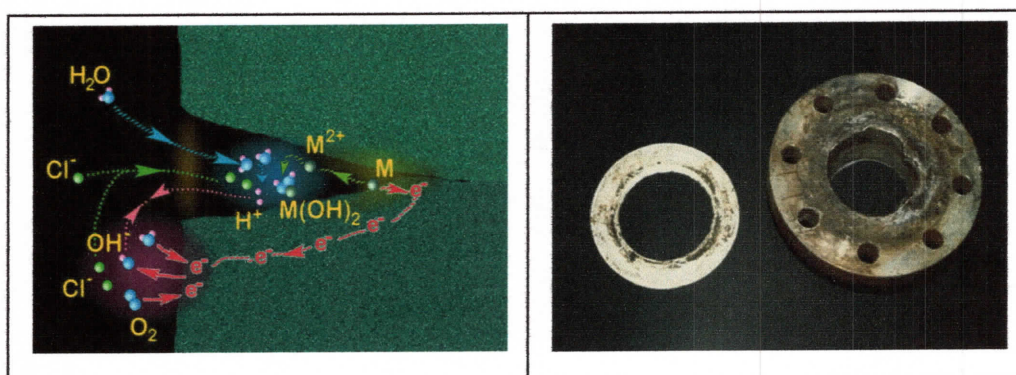
Le processus de corrosion galvanique s'initie lorsque deux matériaux ayant des potentiels électrochimiques différents sont en contact dans un électrolyte. Un équilibre s'établit et confère au plus noble des deux métaux un rôle de cathode tandis que le second constitue l'anode. Les alliages qui présentent des hétérogénéités de phases sont concernés par cette forme particulière de corrosion.



**Figure (I.7) :** Micrographie après 24 h d'immersion dans une solution de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  0,001 M (a) de l'interface du couple Al pur/Cu pur [13].

#### b) Corrosion caverneuse

La corrosion caverneuse est le résultat d'une différence d'accessibilité de l'oxygène entre deux parties d'une structure, créant ainsi une pile électrochimique de concentration [1].



**Figure (I.8) :** Corrosion caverneuse d'un acier allié sous un joint [10].

### c) Corrosion par piqûre

Les piqûres constituent une forme d'attaque extrêmement localisée qui aboutit au percement du métal. Quand l'anode, ou la zone anodique, se limite en un seul point, la corrosion s'installe à cet endroit et il en résulte une pénétration profonde de la corrosion. Ces trous peuvent avoir des petits ou des grands diamètres. Dans la plupart des cas leur diamètre est relativement faible. De plus, les piqûres peuvent être isolées ou si rapprochées qu'elles qu'elle font apparaître la surface rugueuse.

Les piqûres représentent une des formes de corrosion les plus insidieuses et les plus destructrices. Elles provoquent la détérioration des équipements par perforation avec seulement un faible pourcentage de perte de poids de la construction totale. Il est souvent difficile de détecter les piqûres en raison de leurs faibles dimensions et parce que les piqûres sont souvent recouvertes par les produits résultant de la corrosion. Les piqûres sont particulièrement dangereuses car elles constituent une forme localisée et intense de corrosion [9].

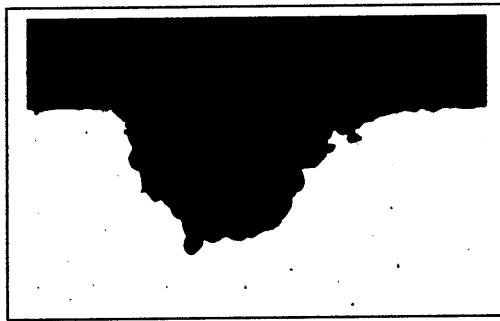


Figure (I.9) : Corrosion par piqûre.

### d) Corrosion inter-granulaire

Ce type de destruction est une attaque sélective aux joints de grains. Généralement, il s'agit d'une nouvelle phase apparue (précipité) lors d'un traitement thermique [1].

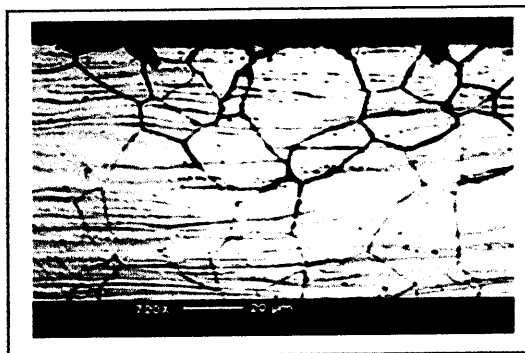


Figure (I.10) : Corrosion inter-granulaire.

### e) La corrosion sélective

Est l'oxydation d'un constituant en phase de l'alliage conduisant à la formation d'une structure métallique poreuse [1].



**Figure (I.11) :** Métallographie d'une corrosion sélective d'un laiton [10].

### I.5. Quelques facteurs influencent la corrosion des métaux

#### a) Facteurs liés au milieu environnant (électrolyte) :

Parmi les facteurs définissant le mode d'attaque, on distingue : la concentration du réactif oxydant, la teneur en oxygène ainsi d'autre gaz dissous, le pH du milieu environnant, la température, la pression et également la présence des bactéries, etc.

#### b) Facteurs liés au matériau métallique et son mode d'emploi :

L'hétérogénéité de sa structure et de sa composition chimique, l'état de sa surface de contact avec le milieu environnant, sa forme géométrique, le procédé d'assemblage, le traitement subi par le métal (traitements thermiques et mécaniques, etc.)

#### c) Facteurs dépendants du temps :

On distingue la fatigue des pièces métalliques, la modification de la couche protectrice (film passif), la température, les sollicitations mécaniques, etc. [14].

### I.6. Etude du comportement électrochimique d'un métal

La corrosion métallique existe depuis que les hommes ont réussi à préparer des métaux qui ne se trouvaient pas à l'état pur dans la nature. Il s'agissait alors uniquement, de la corrosion par l'atmosphère. Maintenant on appelle la corrosion le phénomène suivant lequel les métaux et alliages subissent de la part de leur environnement une attaque dont la conséquence est de les faire retourner vers leur forme originelle d'oxyde, de sulfure, de carbonate, ou de tout autre sel.

#### I.6. 1. Thermodynamique électrochimique

De point de vue thermodynamique la mise en solution d'un métal entraîne une différence de potentiel entre deux phases solide (métal) et liquide (milieu environnant). De cette différence de potentiel ainsi que de l'acidité ou la basicité du milieu environnant dépend la vitesse de la réaction d'oxydation du matériau suivant l'équilibre chimique ci-dessous.



Où M représente un atome de métal,  $M^{n+}$  un ion métallique en solution et n nombre de valence de l'ion métallique.

Cette réaction est une réaction globale, correspondant à la dissolution anodique du matériau et peut se décomposer en plusieurs réactions intermédiaires. Ces réactions

intermédiaires font intervenir la concentration en protons de la solution aqueuse pouvant conduire à la formation d'oxyde ou d'hydroxyde thermodynamiquement stable. Ce film, généralement très adhérent permet au matériau de se protéger en abaissant de façon notable la vitesse des réactions de dissolution anodique grâce à sa très faible perméabilité ionique et cela malgré sa faible épaisseur de quelques dizaines d'Angströms [15].

### I.6.2. Equation de Nernst

Pour une réaction électrochimique réversible à l'état d'équilibre on peut appliquer l'équation de NERNEST pour calculer le potentiel électrochimique d'une électrode. Cette équation est donnée par la formule suivante [16].

$$E = E^0 + \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \ln \frac{a_{M^{n+}}}{a_M}$$

Avec :

$E^0$  : potentiel standard (volt) ;

R : constante des gaz parfaits ( $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ) ;

T : température absolue (K);

n : valence du métal ;

F: constante de Faraday (96500 coulomb/ équivalent – gramme) ;

$a_M$  et  $a_{M^{n+}}$  sont respectivement l'activité du métal M et l'activité de ses ions [17].

### I.6.3. Potentiel d'équilibre

C'est le potentiel électrochimique qui caractérise une électrode formée d'un métal plongé dans une solution de l'un de ses sels. Ce potentiel est une grandeur thermodynamique indépendant du temps, sa valeur peut être déterminée par l'application de l'équation de Nernst citée ci-dessus.

Dans les conditions standard de température et de concentration normale, le potentiel déterminé est appelé potentiel standard d'électrode. Celui-ci dépend de la nature du métal (son état métallurgique et de son état de surface, etc.) de la nature de la solution et en particulier la concentration du soluté et de la température [1].

### I.6.4. Potentiel de corrosion

C'est le potentiel électrochimique que prend un métal plongé dans une solution quelconque. Les ions métalliques du métal vont passer en solution et le métal a tendance à se corroder. Si le métal est en contact d'un électrolyte, après un certain temps il va prendre un potentiel qui se stabilise à une certaine valeur appelée potentiel de corrosion.

Le potentiel de corrosion dépend des conditions expérimentales telles que : la nature du milieu, la concentration du milieu, de la température et de l'état de surface du métal, etc. La réaction électrochimique n'est plus réversible, puisque l'interface métal/solution varie avec le temps [1].

En générale, le potentiel d'un métal immergé dans une solution aqueuse nécessite une période du temps pour se stabiliser. L'évolution du potentiel dans le temps peut donner une indication intéressante sur l'évolution des phénomènes de corrosion ou de passivation, la figure (I.12) illustre les différents cas des courbes potentiels-temps:

- a- Courbe (a) : le potentiel de l'électrode est de plus en plus noble (cathodique) dans le temps, il y a une passivation de la surface par formation d'un film d'oxyde ou d'hydroxyde insoluble.
- b- Courbe (b) : le potentiel est de plus en plus anodique (moins noble) il y a une dissolution du métal sous l'effet de l'agressivité du milieu, le résultat est l'ionisation des atomes métallique en diffusant vers le milieu extérieur.
- c- La passivation du métal intervient après une attaque continue du métal c'est le cas de la courbe (c) ;
- d- La courbe (d) c'est le cas d'un film protecteur préexistant qui disparaît sous l'effet d'une application intense d'un potentiel [18].

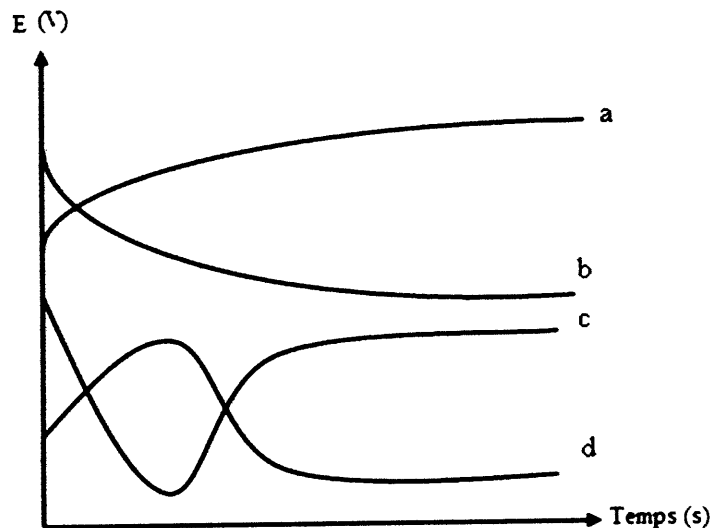


Figure (I.12) : Courbes potentiels-temps.

### I.6.5. Loi de Faraday (perte de masse)

Lorsque  $n_i$  moles d'une matière quelconque réagissent avec un milieu réactif, une charge électrique est proportionnelle à la quantité de charge ( $q$ ) traversant l'interface électrode/électrolyte [18].

$$q = N.F.n_i$$

Avec :

F : la constante de Faraday  $F=96485$  C /mole.

N : le nombre de mole

$n_i$  : nombre des électrons mise en jeu dans la réaction électrochimique.

En dérivant la dernière équation par rapport au temps on obtient la loi de Faraday sous sa forme la plus utilisée :

$$\frac{dq}{dt} = n F \left( \frac{dn_i}{dt} \right)$$

Où :

$\frac{dq}{dt} = I$  : intensité du courant de corrosion ;

$\frac{dn_i}{dt} = V$  : vitesse de corrosion (mol/s).

En général, l'étude quantitative des réactions électrochimiques qui se produisent au niveau d'une électrode (anode ou cathode) montre l'existence d'une relation entre la masse du produit formé et la quantité d'électricité débitée [15,18]. La vitesse de corrosion peut être calculée par la relation suivante :

$$\Delta m = \frac{M}{n \cdot F} \cdot I \cdot t$$

Avec :

$\Delta m$ : masse (g) ;

M : masse atomique du métal ;

n : valence du métal ;

F : constante de faraday ;

I : intensité électrique (A) ;

t : temps (s).

L'intensité de courant est fonction de :

- La nature de l'électrolyte : elle augmente si le milieu est salin,
- polarisation : certains produits de corrosion peuvent faire obstacle et ralentir ou bloquer les réactions chimiques.
- la surface relative de la cathode et de l'anode : Les corrosions sont d'autant plus sévères et rapides que la surface anodique est petite par rapport à la surface cathodique [6].

#### I.6.6. Diagramme de Pourbaix

Le diagramme de POURBAIX est une représentation graphique sur plan ( $E=f(\text{pH})$ ), il est construit à partir de données thermodynamiques de différentes réactions en équilibre à savoir : équilibre oxydoréduction, équilibre chimique et équilibre mixte. Le tracé du diagramme  $E = \text{pH}$  n'apporte aucune information aux vitesses des réactions d'oxydation et de réduction produites au niveau de l'interface métal/électrolyte.

Ce diagramme limite le comportement d'un métal en fonction du potentiel appliqué et le pH du milieu. Trois zones sont à envisager :

- a- Zone d'immunité où le métal reste à l'état métallique. Autrement dit, le métal ne subit aucune attaque électrochimique dans les conditions du pH et du potentiel appliqués.
- b- Zone de corrosion où le métal se dissout en formant des oxyde ou des hydroxydes insolubles.
- c- Zone de passivation où le métal est protégé totalement ou partiellement par un film superficiel qui l'isole du milieu entouré [17].

La figue ci-dessous illustre le diagramme E-pH qui présente clairement les différentes zones du comportement de fer dans l'eau à température ambiante :

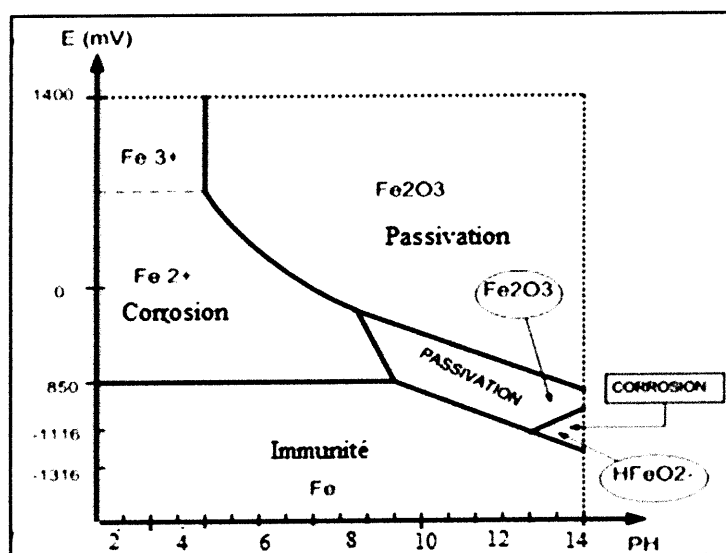


Figure (I.13) : Diagramme E-pH du fer dans l'eau à température ambiante.

### I.7. Aspect électrochimique

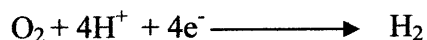
La corrosion désigne l'attaque destructrice et involontaire que subit le métal. De nature électrochimique, elle s'amorce généralement à la surface du métal. Dans le cas des matériaux métallique, la corrosion est généralement d'origine électrochimique, c'est-à-dire qu'elle consiste en une réaction chimique marquée par un transfert d'électron entre deux espèces chimie. Habituellement, les atomes métalliques perdent ou donnent des électrons lors d'une réaction dit d'oxydation.



Le lieu de l'oxydation porte le nom d'Anode et l'oxydation parfois appelée oxydation anodique. Les électrons issus de chaque atome du métal oxydé doivent être transférées et s'intégrer à une autre espèce chimie lors d'une réaction de réduction. Par exemple certains métaux se corrodent dans une solution acide dans la concentration en ion hydrogène ( $\text{H}^{+}$ ) est élevée. Les ions  $\text{H}^{+}$  sont réduits comme suit :



D'autre réaction de réduction de réduction sont possible, selon la nature de la solution à laquelle est exposé le métal. Dans le cas d'une solution acide contenant de l'oxygène dissous, une réaction de type :



Se produira probablement lorsqu'il s'agit d'une solution aqueuse neutre ou basique contenant aussi de l' $\text{O}_2$  dissous, la réaction prend la forme suivante :



Tout ion métallique présent dans la solution peut également être réduit. Dans le cas d'ion présentant plus d'un état de valence (ion multivalent). La réduction est alors :



Où l'ion métallique amoindrit son état de valence en acceptant un électron. Par ailleurs, un métal peut être entièrement réduit d'un état ionique à un état métallique neutre selon l'équation :



Le lieu où se produit la réaction chimique est appelé cathode. Ajoutons que plusieurs des réactions définies ci-dessus peuvent se produire simultanément.

Une réaction électrochimique complète doit comporter au moins une réaction d'oxydation et une réaction de réduction. Elle constitue la somme de ces deux réactions, dont chacune est souvent appelée demi-réaction. Il ne peut y avoir d'accumulation nette de charge électrique provenant des électrons et des ions [15].

### I.8. Cinétique électrochimique

D'une manière générale, la vitesse de la réaction électrochimique est proportionnelle à l'intensité de courant traversant l'électrode selon la relation :

$$V = \frac{i \cdot s}{(n \cdot F)}$$

Où :

$i$  : densité du courant de corrosion ( $A/Cm^2$ ) ;

$F$  : nombre de faraday ( $C/mol$ ) ;

$V$  : vitesse de corrosion ( $m/s$ ) ;

$s$  : surface de l'électrode ( $m^2$ ).

On définit une vitesse de réaction anodique  $V_a$  et une vitesse de réaction cathodique  $V_c$  auxquelles correspondent respectivement les densités de courants  $i_a$  et  $i_c$  (à l'équilibre électrochimique; on a en valeurs absolues  $V_a = V_c$  et  $i_a = i_c$ ). Les vitesses de réaction sont proportionnelles aux concentrations d'espèces régissantes et dépendent de la barrière d'énergie correspondant à la rupture des liaisons atomiques (enthalpie libre d'activation) en suivant la loi d'Arrhenius [6].

Soit pour la réaction anodique:

$$V_a = K_{Red} \cdot C_{Red} \cdot \exp\left(-\frac{\Delta G^{\circ a}}{RT}\right)$$

Et pour la réaction cathodique :

$$V_c = K_{Ox} \cdot C_{Ox} \cdot \exp\left(-\frac{\Delta G^{\circ c}}{RT}\right)$$

Où :

$\Delta G^{\circ a}$  et  $\Delta G^{\circ c}$  : les variations d'enthalpie libre électrochimique d'activation des réactions anodique et cathodique;

$C_{Red}$  et  $C_{Ox}$  : les concentrations en espèces chimiques régissantes ;

$K_{Red}$  et  $K_{Ox}$  : sont des constants ;

$R$  : La constante des gaz parfaits ;



T : La température (K).

La vitesse des réactions électrochimiques dépend de :

- La température : la vitesse s'accroît à haute température ;
- L'enthalpie libre des réactions, qui doit nécessairement être négative pour que la réaction se produise spontanément (plus elle est forte en valeur absolue, plus la réaction est rapide),
- La concentration du milieu corrosif ;
- Le temps, compte tenu de la nature plus ou moins isolante électriquement : les ions (Métal et /ou oxydant) et l'électron s doivent en effet diffuser à travers cette couche pour assurer la poursuite de la corrosion [19].

Pour un métal subir une corrosion, l'intensité du courant circulant à travers la pile (zone anodique et zone cathodique) de corrosion est appelée intensité du courant de corrosion est notée  $I_{corr}$ . On l'appelle densité du courant de corrosion est désignée par  $i_{corr}$  l'intensité du courant de corrosion rapportée à la surface (s) du métal corrodé [15].

### I.9.Mécanisme des réactions électrochimiques

Différents processus électrochimiques sont observés à l'interface métal/électrolyte : le transfert de charge qui a lieu entre l'interface et le métal défini comme un phénomène rapide et le transport de matière qui a lieu entre l'interface et l'électrolyte, défini comme un phénomène plutôt lent. L'interface est également le lieu où se retrouvent les produits de corrosion, des réactions chimiques conduisant à l'adsorption et à la désorption de molécules au niveau de l'interface (figure : I.14) [20].

Une réaction électrochimique globale résulte, d'une combinaison d'étapes élémentaires telles que : le transport des réactifs vers la surface métallique passant par l'interface métal/solution où l'oxydant subit une solvation/désolvation, le transfert d'électrons à travers l'interface par diffusion des oxydants et adsorption de ceux-ci par la surface métallique. Enfin le transport des produits de corrosion vers l'électrolyte après désorption [19].

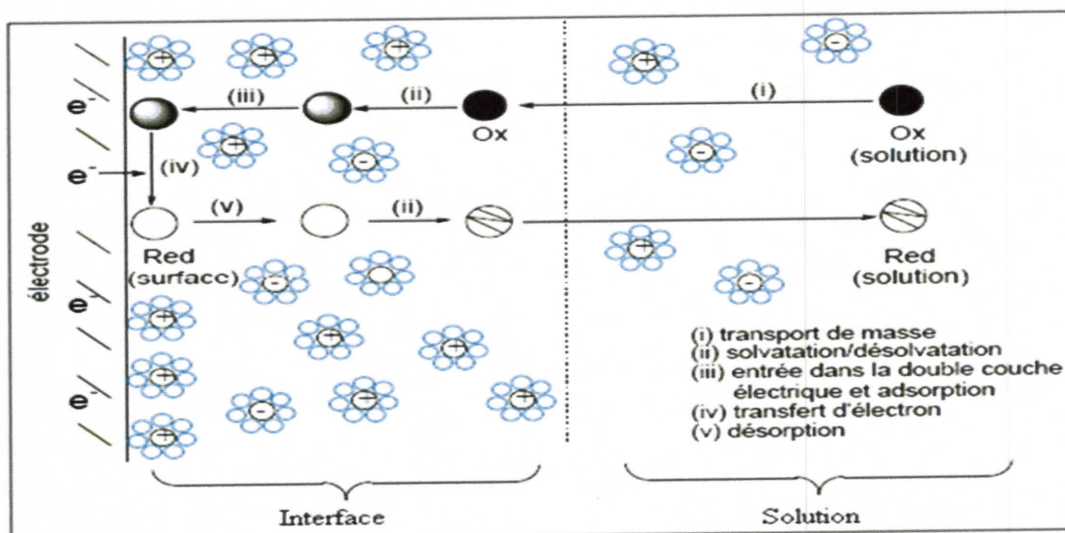


Figure (I.14) : Etapes élémentaires d'une réaction électrochimique.

En pratique, la diminution de la vitesse des réactions électrochimiques élémentaires dépend du transfert de charge, de transport de matière par diffusion et du transfert des électrons à travers la double couche.

Cinétiquement le transport de matière par diffusion est lent devant le transfert de charges, et le transfert d'électrons à travers la couche d'oxyde ou d'hydroxyde formée à la surface de l'électrode ou le transport de matière à travers une solution peu conductrice est lent [19].

### I.10. Polarisation électrochimiques

En électrochimie, la polarisation est un phénomène qui explique la diminution de l'intensité de courant. Elle est anodique ou cathodique et peut se produire par activation et/ou par concentration et même par résistance [15].

La différence entre le potentiel acquis et le potentiel d'équilibre de départ est appelé polarisation et est notée  $\pi$ . Conventionnellement elle est positive pour des réactions d'oxydation et négative pour des réactions de réduction.

$$\pi = E_{(i \neq 0)} - E_{(i=0)}$$

Dans le cas où, le potentiel à l'abandon ( $E_{(i=0)}$ ) égal au potentiel d'équilibre  $E_{eq}$  déterminé par la relation de Nernst la polarisation prend le nom surtension est notée  $\eta$ .

$$\eta = E_{(i \neq 0)} - E_{eq}$$

#### I.10.1. Différents types de polarisations

On distingue trois types de polarisations:

##### I.10.1.1. Polarisation d'activation

La polarisation d'activation correspond aux variations d'énergie libre de l'interface électrode/électrolyte. Elle est liée à la cinétique de transferts des charges au cours de l'oxydation du métal.

##### I.10.1.2. Polarisation de concentration

Elle est due au gradient de concentration des ions à l'interface électrode-solution et au sein de la solution. Sa valeur dépend de la vitesse de diffusion des espèces électro-actives de la solution vers l'interface électrode/solution, qui contrôle le taux de corrosion [21].

##### I.10.1.3. Polarisation de résistance

Elle due à la formation d'un film, à la surface de l'électrode, caractérisé par une faible conductivité électrique. Ce film peut être solide (oxyde) ou gazeux (dégagement d'oxygène ou d'hydrogène provoqué par fixation des bulles sur la surface). Il apparaît donc, une résistance supplémentaire au transfert des charges ce qui rend le courant de corrosion plus faible.

### I.10.2. Courbes de polarisation (intensité-potentiel)

Les courbes intensité-potentiel sont des représentations graphiques de l'évolution de la densité de courant circulant entre l'électrode à étudier et une électrode auxiliaire en platine. Le potentiel électrochimique imposé est fournie à l'aide d'un potentiostat/galvanostat.

Le tracé des courbes de polarisations  $E = f(\log |i|)$  a été abordé pour l'étude électrochimique des différents couplages galvaniques. Il permet d'obtenir plusieurs informations importantes parmi lesquelles : le potentiel de corrosion, l'intensité du courant de corrosion et également, nous donne une prévision au système de protection de la pile selon le mode de leur fonctionnement (contrôle cathodique, contrôle anodique ou contrôle mixte). Il permet également, d'étudier la polarisation anodique et cathodique de deux parties métalliques plongées dans un électrolyte donné [22].

Si un métal M1 est corrodé sa courbe d'oxydation anodique est représentée par la courbe (1) et si au voisinage d'un métal M2 se produit des réactions de réduction représentées par la courbe (2) voir la figure ci-dessous. On admet que, pour une certaine valeur de  $I=I_{\text{corr}}$  le potentiel anodique égal au potentiel cathodique (ce sont les coordonnées du point d'intersection des deux courbes). Au point M où  $E_a = E_c = E_m$  (la force électromotrice égale zéro) le potentiel correspondant est appelé potentiel de corrosion ( $E_m$ ). La figure ci-dessous présente le diagramme  $E=f(\log |i|)$  du fer et une autre électrode plus noble que le fer comme exemple : le cuivre, l'argent, etc. [4]

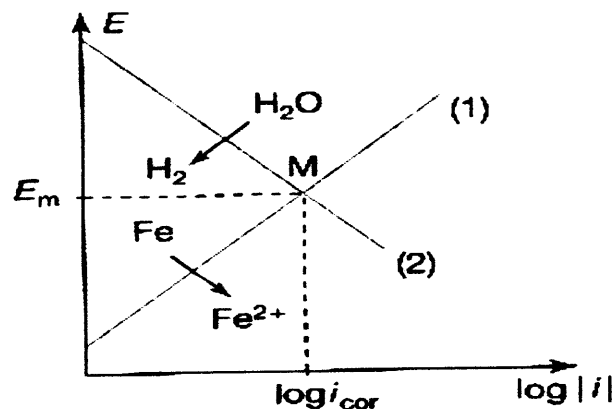


Figure (I.15) : Le diagramme d'Evans [21].

Soit une pile galvanique de corrosion, pour établir le diagramme d'Evans de cette pile, on portera sur le même graphique en abscisse le  $\log |i|$  et en ordonnée les valeurs de potentiel. On détermine ainsi deux segments rectilignes que on les appelle droites de Tafel. L'extrapolation de ces deux droites permet de déterminer en un point d'intersection l'intensité du courant de corrosion et la valeur de potentiel de corrosion [5]. Voir figure (I.15)

### I.11. Droites de Tafel

Pour une surtension  $\eta$  suffisamment élevée, l'une ou l'autre des réactions anodique et cathodique devient rapidement négligeable. Ceci est illustrée à la figure ci-dessous où l'on représente l'évolution des densités de courant  $i$ ,  $i_a$ ,  $i_c$  en fonction de potentiel  $E$ .

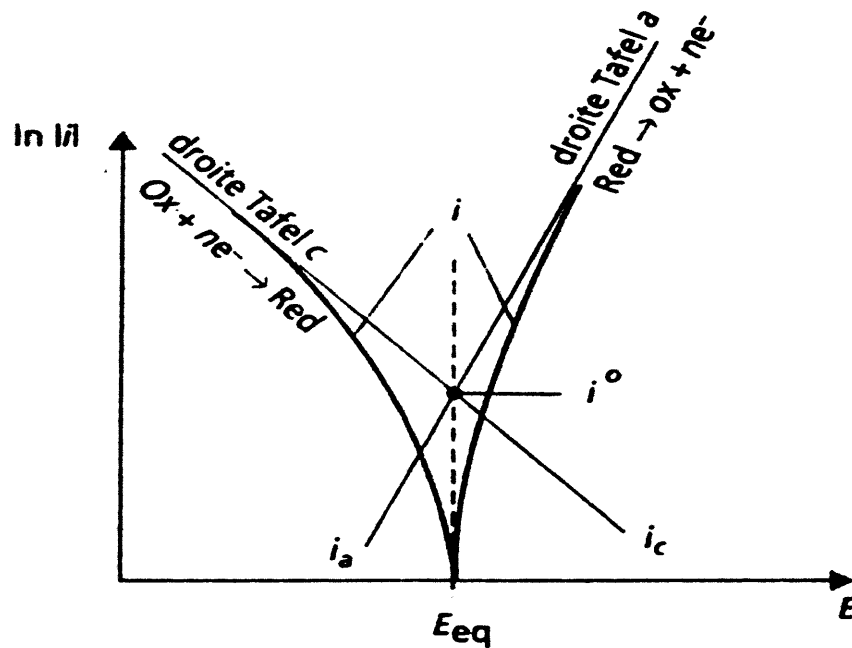


Figure (I.16) : Droites de Tafel [24].

Dans le cas d'une surtension  $\eta_a$  anodique on aura donc :

$$i = i_a = i_0 \cdot \exp\left(\frac{\alpha n F}{RT} \eta_a\right)$$

Et pour une surtension  $\eta_c$  cathodique :

$$i = i_c = i_0 \cdot \exp\left(-\frac{(1-\alpha) n F}{RT} \eta_c\right)$$

Avec  $\alpha$ : le coefficient de transfert de charges ( $0 < \alpha < 1$ ) traduisant le rapport de transfert de charges entre les deux réactions partielles: une réaction anodique et une réaction cathodique [21].

## I.12. Protection contre la corrosion

La protection contre la corrosion commence par le choix du matériau le plus adapté aux conditions d'utilisation. On distingue la protection chimique et la protection électrochimique.

### I.12.1. Protection chimique

La protection des métaux par voie chimique comporte : la protection par revêtement métallique et non métalliques et la protection par inhibiteurs.

#### a) Protection par revêtement métallique et non métalliques

Les revêtements organiques sont des matériaux composites constitués d'une matrice organique (polymère) chargée de pigments et de charges appliqués sur un substrat métallique, ils adhèrent en principe au subjectile du fait de phénomènes chimiques et mécaniques.

Parmi les produits de revêtement organique on distingue les peintures, les substances liquides. En termes de matières premières, une peinture est un mélange de charges et

pigments en suspension dans un liant liquide non volatil, et peut contenir des solvants et d'autres substances spécifiques. Le liant élément essentiel d'une peinture, est constitué de produits macromoléculaires (polymères ou pré-polymères) qui donnent naissance à la formation du film.

Les peintures sont classées suivant le mode de transformation du produit liquide en solide, soit par évaporation de solvants, soit par oxydation ou polymérisation. Elles sont appliquées par différents procédés suivant la viscosité du produit de peinture. Pour les produits fluides, la peinture est surtout appliquée à la brosse au rouleau, par immersion ou par pulvérisation. Pour les poudres, on distingue les procédés de poudrage en lit fluidisé du poudrage électrostatique suivi d'une cuisson [8].

### **b) Protection par l'inhibiteur**

En général, pour empêcher la corrosion les inhibiteurs utilisés forment des couches barrière, ces produits se déposent à la surface du métal et interfèrent avec les réactions de corrosion en diminuant leur vitesse pour l'amener à une valeur acceptable

Dans la classification relative à la formulation des produits, on peut distinguer les inhibiteurs organiques et les inhibiteurs minéraux.

- **Les inhibiteurs organiques**

Les inhibiteurs organiques sont généralement utilisés en milieu acide ; cependant, en raison de leur écotoxicité, ils sont de plus en plus utilisés en milieu neutre/alcalin. Les inhibiteurs organiques sont généralement constitués de sous-produits de l'industrie pétrolière. Ils comportent une partie non polaire, hydrophobe, constituée d'une ou plusieurs chaînes hydrocarbonées et une partie polaire, hydrophile, constituée d'un ou plusieurs groupes fonctionnels : amine (-NH<sub>2</sub>), hydroxyle (-OH), mercapto (-SH), phosphonate (-PO<sub>3</sub>H<sub>2</sub>), sulfonate (-SO<sub>3</sub>H), carboxyle (-COOH) et leurs dérivés (les groupes fonctionnels usuels, permettant de se fixer sur la surface du métal).

- **Les inhibiteurs minéraux**

Les inhibiteurs minéraux sont utilisés en milieu neutre/alcalin mais rarement en milieu acide. Ce sont souvent leurs produits de dissociation (anion ou cation) qui sont efficaces en tant qu'inhibiteurs de corrosion. Parmi les anions inhibiteurs, on trouve les chromates, les phosphates, les molybdates, les nitrates, les nitrites, les silicates, et parmi, les cations inhibiteurs on trouve essentiellement les ions Ca<sup>2+</sup> et Zn<sup>2+</sup> [23].

Les inhibiteurs minéraux sont de moins en moins utilisés en raison de leur toxicité. Leur emploi se limite à certains systèmes en circuit fermé.

## **I.12.2. Protection électrochimique**

### **a) Protection anodiques**

On n'utilise la protection anodique que pour protéger des sections entières d'installations chimiques fabriquées avec un métal qui peut se passiver à l'intérieur de l'installation.

L'utilisation de la protection anodique implique un projet d'installation soigneusement étudié. L'installation doit être continuellement sous contrôle afin de pouvoir repérer

rapidement une faiblesse dans la protection. Il doit y avoir des réserves pour le remplacement de la protection. Une suralimentation locale en courant anodique, ou, dans le pire de cas, une vidange immédiate de toute l'installation, peut être alors nécessaire.

La protection anodique ne peut faire face à des anions agressifs. Les ions chlorures détruisent le film passif et leur concentration doit donc être maintenue à une faible valeur. La qualité d'un dépôt électrolytique sous protection anodique est très bonne, de sorte que seul un petit nombre d'électrodes est nécessaire pour maintenir la protection une fois qu'elle est établie. Avant la passivation, la qualité du dépôt est plus faible, un fait qui doit toujours rester à l'esprit pendant l'étude du projet.

Dans l'industrie, la protection anodique a été utilisée avec succès pour réduire la corrosion des aciers légers en contact avec de l'acide sulfurique, et avec des solutions aqueuses de fertilisants contenant de l'ammoniac et du nitrate d'ammonium à des températures aussi élevées que 95°C.

La protection anodique nécessite très peu de puissance, et peut être appliquée à des métaux de structure habituelle qui se passivent, par exemple les aciers inoxydables dans différents milieux. Elle se contrôle et se mesure facilement, et le traitement des surfaces ne coûte pas trop cher. On utilise pour cela un phénomène naturel : la réaction entre le conteneur et son contenu. C'est une méthode élégante et son utilisation pourra s'étendre si l'on parvient à résoudre les problèmes liés au contrôle [10].

#### b) Protection cathodiques

La protection cathodique est définie comme une méthode de protection où les surfaces anodiques sont rendues cathodiques et l'intensité du courant de corrosion tend vers des valeurs nulles.

La surface d'un métal selon sa composition en phases (structure polyphasée) est formée d'un ensemble des zones anodiques en contact avec des zones cathodiques. La protection est achevée lorsque la force électromotrice de la micro-pile électrochimique tend vers zéro.

La protection cathodique établit une amélioration du potentiel de la surface métallique en contact d'un milieu environnant. Son potentiel électrochimique évolue d'une valeur plus négative vers des valeurs moins négatives. Cette modification s'obtient par l'application d'un courant continu (protection par courant imposé) selon la loi d'Ohm :

$$E = R.I$$

Où :

E : potentiel électrochimique ; R : la résistance électrique et I : intensité du courant électrique.

Le courant électrique peut provenir de deux sources :

- L'insertion au système électrochimique une anode sacrificielle en contact avec le métal à protéger.
- L'insertion d'un générateur extérieur alimente le système électrochimique par un courant électrique continu.

La protection cathodique peut s'effectuer de deux techniques différentes, selon les exigences des applications : par anodes sacrificielles ou par un courant électrique imposé [10].

- **Protection par anodes sacrificielles**

Ce type de protection nécessite l'application d'une électrode dont le potentiel électrochimique est inférieur à celui de l'électrode à protéger. Autrement dit, l'électrode insérée joue le rôle d'anode par rapport au matériau à protéger (cathode). L'électrode appliquée sacrifie sa vie en s'ionisant (libération des charges électriques), pour minimiser la vitesse de corrosion du système électrochimique. Par exemple, on utilise le zinc, magnésium, aluminium, etc. comme anode sacrificielle pour protéger le fer dans des installations exposées à des milieux contenant des espèces chimiques agressives [10].

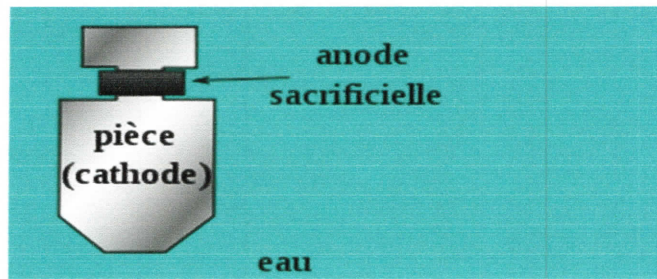


Figure (I.17) : Protection par anodes sacrificielles.

- **Protection par courant imposé**

Dans ce type de la lutte contre la corrosion on utilise généralement des électrodes en matériau impolarisable comme le graphite, le courant imposé entre l'électrode impolarisable et l'électrode à protéger est généré à l'aide d'un générateur électrique extérieur. Il est possible de mesurer le potentiel et les courants, qui sont une indication du degré de corrosion par rapport un milieu donné [10].

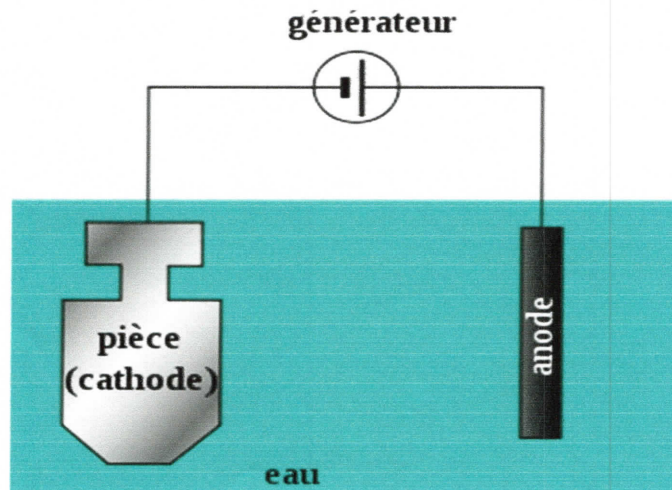


Figure (I.18) : Protection par courant imposé.

# Chapitre II

## Les boulons métalliques classe 8.8





visserie) trouvent beaucoup d'applications dans différents domaines industriels et marins. Ils sont utilisés pour supporter des charges élevées et résister à la fatigue.

Il est plus en plus à maîtriser le dimensionnement de ces éléments. Les éléments filetés sont couramment utilisés dans les différents domaines de la mécanique pour leur facilité de mise en œuvre [25].

### Boulon en acier

Un boulon est un ensemble constitué d'une vis à tête et un écrou. Il est destiné à assembler deux pièces entre la face d'appui de la tête et celle de l'écrou. Il crée une liaison rigide entre les pièces qu'il traverse et presse l'une contre l'autre.

On distingue plusieurs formes de tête d'un boulon : hexagonale, carrée, cylindrique, fraisée, six pans creux, etc. L'aménagement de la tête est lié au système de manœuvre : fente, empreinte, etc. (pour tournevis plat ou cruciforme, clef à 6 pans, ...). Différentes qualités de matières de fabrication des boulons existent: les aciers faiblement alliés, les aciers inoxydables, l'aluminium, le platine, etc.

Si on veut que les deux pièces A et B soient suffisamment plaquées l'une contre l'autre pour qu'elles ne se déplacent pas, même en cas de dilatation ou de rétrécissement thermiques, de vibrations, de contraintes, de corrosion, on applique un système de serrage par boulon (voir figure ci-dessous). Ce type d'assemblage permet d'assurer une fonction mécanique.

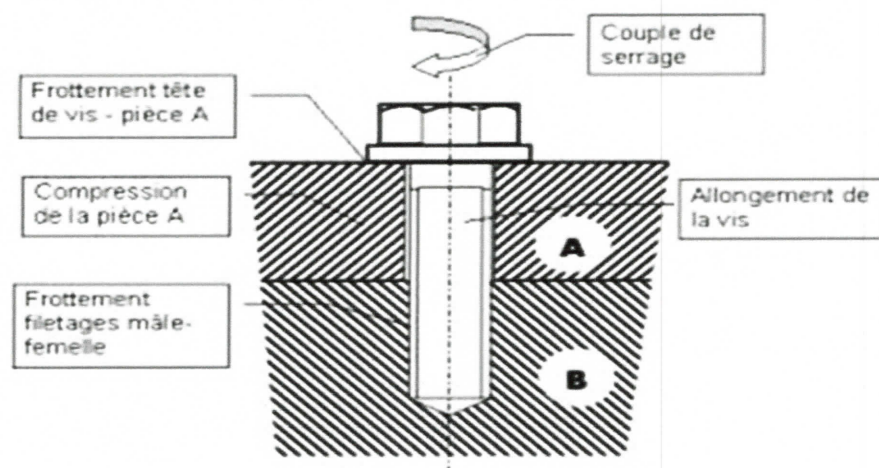


Figure (II.1) : Type de serrage par boulon.

Les boulons sont répartis selon des classes, chaque classe est désignée par deux chiffres dont le premier correspond au dixième de la valeur de la limite de rupture à la traction, exprimé en daN/mm<sup>2</sup>. Le produit du premier par le deuxième chiffre de la classe donne approximativement la limite élastique en daN/mm<sup>2</sup>. La classe la plus courante est 8.8. C'est ce qu'on trouve normalement en quincaillerie. Les classes au-dessus de 10.9 sont plus fragiles au choc et à basse température. Elles sont déconseillées.

### II.3. Caractéristiques des boulons

#### II.3.1. Caractéristiques géométriques

La performance mécanique de l'assemblage est liée non seulement aux caractéristiques mécaniques des boulons eux-mêmes, mais aussi à la disposition des pièces du montage. Les paramètres qui influencent sur l'efficacité d'un boulon sont les suivants :

- L'état de surface des pièces en contact.
- La forme et les dimensions du trou des pièces à assembler.
- Le nombre des plans en contact.

Plusieurs caractéristiques géométriques sont indispensables à la conception et à la vérification des assemblages. Les diamètres les plus utilisés sont rassemblés dans le tableau ci-dessous :

**Tableau (II.1) : Principales caractéristiques géométriques [2].**

Désignation	M <sub>8</sub>	M <sub>10</sub>	M <sub>12</sub>	M <sub>14</sub>	M <sub>16</sub>	M <sub>18</sub>	M <sub>20</sub>	M <sub>22</sub>	M <sub>24</sub>
d (mm)	8	10	12	14	16	18	20	22	24
d <sub>0</sub> (mm)	9	11	13	16	18	20	22	24	26
A (mm <sup>2</sup> )	50,3	78,5	113	154	201	254	314	380	452
A <sub>s</sub> (mm <sup>2</sup> )	36,6	58	84,3	115	157	192	245	303	353

d : diamètre de la partie non fileté de la vis,

d<sub>0</sub> : diamètre nominale du trou,

A : section nominale du boulon,

A<sub>s</sub> : section résistante de la partie fileté.

#### II.3.2. Caractéristiques mécaniques

Les caractéristiques mécaniques nécessaires sont : la limite d'élasticité  $f_{yb}$  et la résistance à la traction  $f_{ub}$ . Chacune des différentes qualités de classes autorisées est désignée par deux nombres entier séparés par un point (exemple : qualité de classe des boulons 8.8). Pour une qualité de classe X.Y donnée, la limite d'élasticité  $f_{yb} = 10 \cdot XY$  et la résistance à la traction est égale  $f_{ub} = 100X$ . Ces caractéristiques sont exprimées en MPa. La dureté à l'échelle Brinell entre 238Mpa/mm<sup>2</sup> et 304Mpa/mm<sup>2</sup>. L'allongement (A%) est environ 12% [2].

Les valeurs de  $f_{yb}$  et  $f_{ub}$  pour chaque qualité de classe sont données par le tableau ci-dessous.

**Tableau (II.2) :** Valeurs nominales de limite d'élasticité ( $f_{yb}$ ) et de la résistance à la traction ( $f_{ub}$ ) pour les différentes classes des boulons [26].

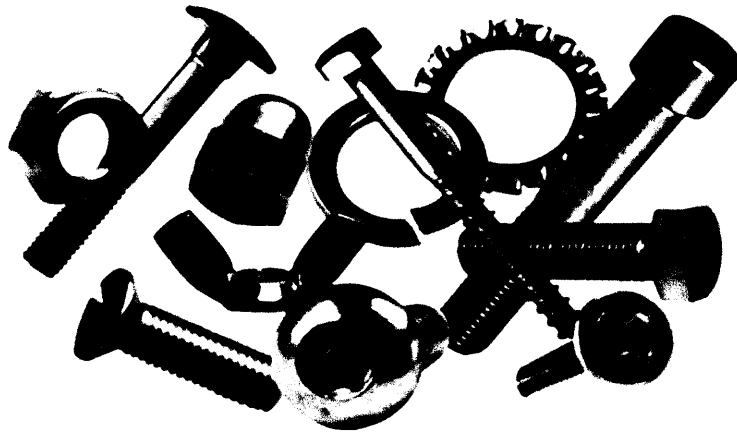
Classe des boulons	4.6	4.8	5.6	5.8	6.8	8.8	10.9
Limite d'élasticité $f_{yb}$ (N/mm <sup>2</sup> )	240	320	300	400	480	640	900
Résistance à la traction $f_{ub}$ (N/mm <sup>2</sup> )	400	400	500	500	600	800	1000

#### II.4. Elaboration des boulons en acier

Les boulons à l'état brut (état de livraison) ont une structure martensitique revenue. Ils ont subi les traitements thermiques suivants :

- Un traitement de trempe comporte un chauffage à une certaine température d'austénitisation ( $T=850^{\circ}\text{C}$ ) déterminée selon sa composition chimique (utilisation de diagramme d'équilibre de phases fer carbone). Ensuite, un maintien à la température d'austénitisation durant une période suffisante afin d'homogénéiser la phase austénite, Ensuite, l'acier est refroidi brutalement ce qui provoque une nouvelle modification de sa structure puis un refroidissement rapide à l'eau.
- Le traitement thermique de trempe est suivi généralement d'un traitement de revenu qui consiste un chauffage de nouveau jusqu'à  $T=425^{\circ}\text{C}$ , un maintien à température de revenu et un refroidissement à l'air. Ce dernier traitement a pour objet d'éliminer la majorité des contraintes internes générées au cours de la trempe à l'eau [26].

À partir des tiges cylindriques, on peut fabriquer des vis d'assemblage de plusieurs formes et de plusieurs manières. La figure (II.2), rassemble quelques formes des vis et des boulons utilisés dans l'industrie.



**Figure (II.2) :** Quelques types de boulons utilisés dans l'industrie.

- a) Au tour, il faut partir d'un rondin dont le diamètre excède le diamètre sur angles de la tête, tourner un corps et une tête ronds, fileter le corps, puis fraiser les pas de la tête.
- b) Par déformation plastique, on forge d'abord la tête par repoussage, et il ne reste plus qu'à fileter la tige.
- c) On forge la tête, puis on marque le filet par roulage.

En ce qui concerne l'équipement, le procédé (a) est le seul possible dans un atelier courant. Mais il nécessite un enlèvement de matière important. Pour la fabrication en série, le procédé (c) est le plus économique et le plus rapide. Le filet roulé présente un meilleur état de surface et est plus résistant, car les fibres de laminage y suivent le filet, contrairement au filet tourné, où elles sont coupées.

De plus, le roulage provoque des contraintes superficielles de compression favorables à la résistance en fatigue. Cependant, ces contraintes résiduelles peuvent être annihilées par un traitement thermique. C'est pourquoi les meilleures vis, en ce qui concerne la résistance, sont obtenues par roulage après traitement thermique à l'aide de machines très puissantes. Signalons encore les traitements superficiels, dont le plus courant est la phosphatation (au manganèse de préférence) qui empêche la rouille et lubrifie le boulon. Les vis phosphatées se reconnaissent à leur couleur noire [25].



# Chapitre III

## Etude expérimentale

### III.1. But de travail

Notre but dans cette étude est d'étudier le comportement électrochimique de deux surfaces de coupe normale et longitudinale présent respectivement de deux boulons classe 8.8 l'un à tête hexagonale l'autre à tête fraisée avec une railleur au centre.

Pour l'évaluation des paramètres électrochimiques tels que le potentiel de corrosion ( $E_{cor}$ ), la vitesse de corrosion ( $V_{cor}$ ), intensité du courant de corrosion ( $I_{cor}$ ), nous allons appliquer des différents traitements à savoir : le découpage des échantillons, la préparation pour l'observation métallographique, la préparation pour les essais électrochimiques, etc.

### III.2. Matériau et matériels utilisés

- **Matériau utilisé**

L'acier traité fait partie aux alliages fer- carbone faiblement allié utilisé généralement dans la visserie (fabrication des boulons pour l'assemblage des pièces mécaniques). Dans notre étude nous avons traité l'acier des boulons de classe 8.8 dont sa composition chimique est donnée par le tableau suivant.

**Tableau (III.1) :** Composition chimique de l'acier appliqué.

Eléments chimiques	Fe	C	S	P	Mn	Cr
X %	99.32- 99.62	0.25-0.55	0.035	0.035	0.6	≤0.6

Nous allons analyser, traiter thermiquement et comparer les résultats des deux types de boulons fait partie de la même classe 8.8 caractérisés par deux types de coupe :

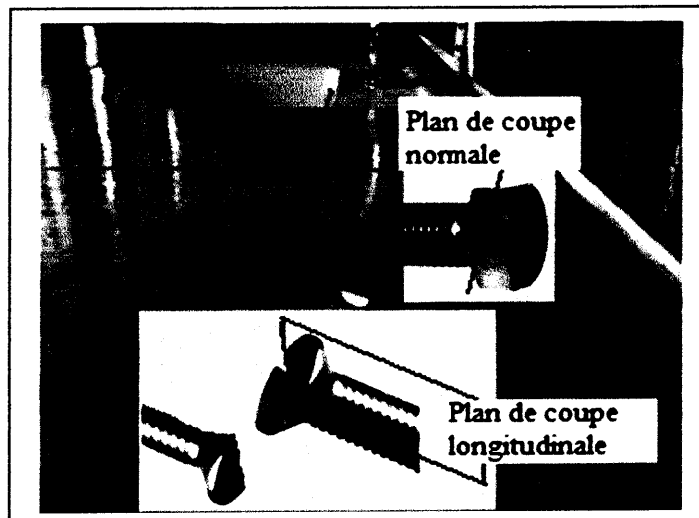
- Une coupe longitudinale concernant un boulon à tête fraisée,
- Une coupe normale caractérisée un boulon à tête hexagonale.

Les caractéristiques mécaniques et géométriques ont été signalées dans la partie bibliographique voir chapitre II.

### III.3. Préparation des échantillons

Tous nos échantillons ont été obtenus par découpage d'un boulon de la classe 8.8 en utilisant une scie à métaux sous un jet d'eau afin de ne pas modifier sa structure cristalline. Nous avons préparé deux types de coupe : une coupe normale à l'axe du boulon et une autre longitudinale

Suivant le diamètre du boulon de sorte que la surface est égale  $1\text{Cm}^2$  voir la figure ci-dessous.



**Figure (III.1) :** Forme des échantillons préparés.

La préparation de la surface à traiter a été effectuée à l'aide d'une polisseuse et une série des papiers abrasifs.

- **Solution d'attaque utilisée**

Pour notre travail nous avons préparé une solution de chlorure de sodium de concentration trois pour cent (3%). La préparation de un litre de l'électrolyte appliqué nécessite de peser 30g de NaCl et de dissoudre cette quantité dans un litre d'eau distillée.

#### **III.4. Traitement thermique appliqué**

Les boulons à l'état brut (état de livraison) ont une structure martensitique revenue. Ils ont subi un traitement de trempe à l'eau (à partir de température d'austénitisation  $T = 850C^{\circ}$ ) suivi d'un traitement de revenu à  $425C^{\circ}$ . Le cycle thermique de la trempe comporte un chauffage à la température d'austénitisation, un maintien à la température d'austénitisation suivi d'un refroidissement à l'eau.

Dans notre étude nous avons effectué un traitement de normalisation en utilisant un four électrique. Ce traitement nécessite un chauffage à l'état austénitique pendant une heure suivi d'un refroidissement lent au four. Le choix des conditions du traitement thermique (température de chauffage et durée de maintien) a été effectué selon des considérations à savoir, la composition chimique et la taille des échantillons utilisés en tenant en considération les diagramme d'équilibre de phases des alliages fer-carbone et les diagramme TTT (temps, température, transformation) .

#### **III.5. Caractérisations du matériau utilisé**

Plusieurs techniques de caractérisation ont été abordées dans ce travail, en utilisant les équipements disponibles au niveau de l'université de Jijel à savoir, le microscope optique pour l'observation métallographique, le duromètre (mesure de dureté) pour la caractérisation mécanique et un potentiostat/galvanostat pour la caractérisation électrochimique.

### a) Caractérisations métallographiques

Avant d'effectuer l'observation de la composition en phase de la structure des deux coupes réalisées, les deux surfaces doivent passer par des traitements préliminaires qui comportent : un polissage mécanique par l'utilisation d'une série de papier abrasif de graduation allant 120 grains/Cm<sup>2</sup> jusqu'à 1000 grains/Cm<sup>2</sup>, l'état de finition a été effectué à l'aide de tissus abrasif en utilisant la pâte à diamant.

Pour révéler la structure cristalline (composition en phase), la surface préparée de nos échantillons a été attaquée au Nital 4%. Le dispositif utilisé pour l'observation métallographique est donné par la figure ci-dessus.

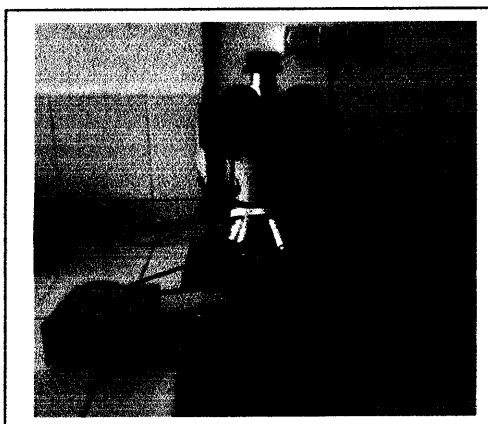


Figure (III.2) : Microscope optique.

### b) Caractérisations électrochimiques :

Plusieurs méthodes de caractérisations électrochimiques appliquées pour la détermination des paramètres électrochimiques qui caractérisent un matériau donné, mentionnons la méthode potentiométrique (potentiostatique, potentiodynamique), mesure des impédances, etc.

Dans notre travail, l'ensemble de nos essais électrochimiques ont été réalisés au niveau de laboratoire de recherche LIME (Laboratoire des Interactions des matériaux avec l'environnement) de l'université de Jijel en utilisant un système électrochimique qui comporte les équipements suivants : un voltalable (potentiostat /galvanostat) de type PGZ 301, une cellule électrochimique à trois électrodes : électrode de travail (ET), électrode de référence au calomel saturé (ECS) et une électrode auxiliaire en platine (Ept), un ordinateur piloté par un logiciel voltamaster . Ce dernier permet d'enregistrer l'intensité du courant en fonction du potentiel électrochimique imposé. Il permet également de tracer les droites de Tafel.



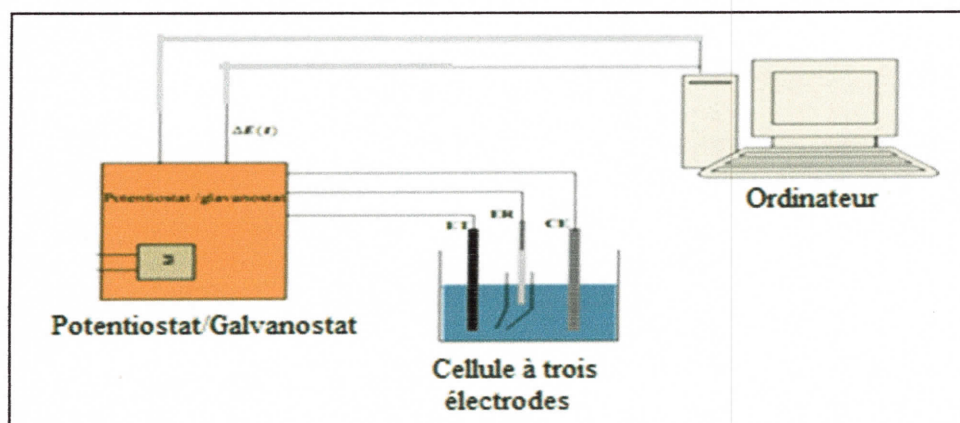


Figure (III.3) : Appareils de dispositif électrochimique utilisé.

La cellule électrochimique préparée est donnée par la figure suivante.

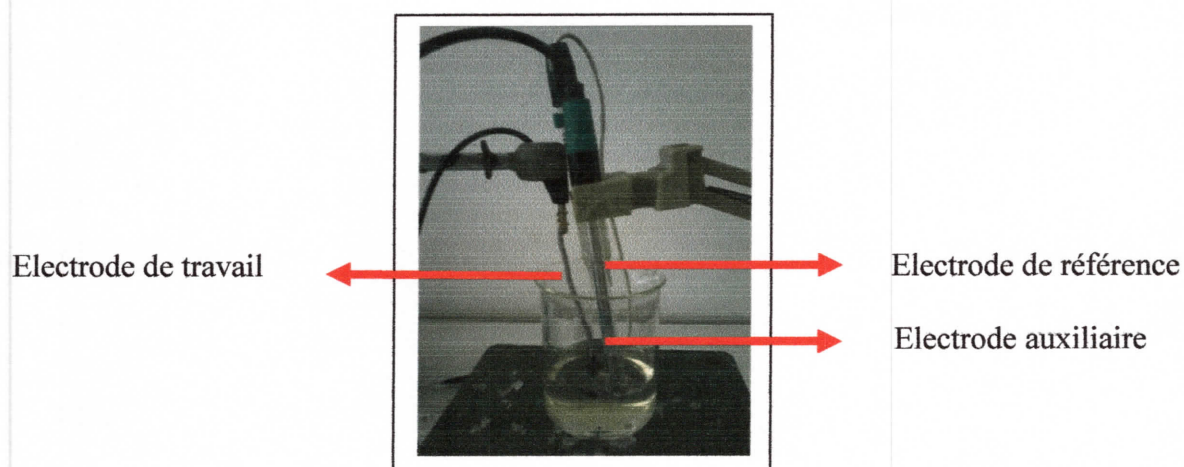
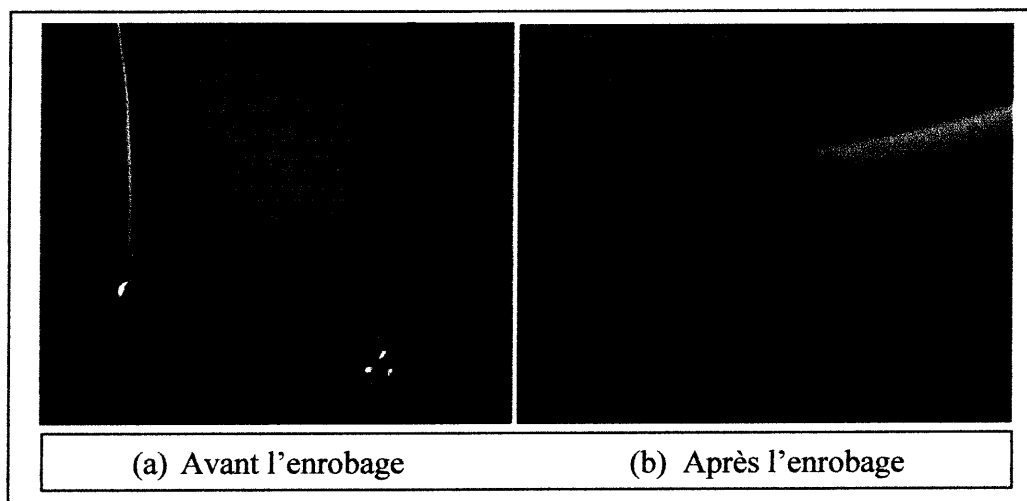


Figure (III.4) : Cellule électrochimique.

### III.6.Préparation des électrodes de travail (ET)

La fixation des conducteurs électriques (fils électriques de connexion) aux échantillons permet la connexion avec les autres équipements du dispositif électrochimique. Cette opération est précédée par une préparation mécanique en utilisant une polisseuse avec une série de papier abrasif de graduation allant 120 grains/ $\text{Cm}^2$  jusqu'à 1000 grains/ $\text{Cm}^2$ . Ensuite, nous effectuons un enrobage à chaud à l'aide d'une résine chimiquement inerte dans un milieu chloruré (présence de anions  $\text{Cl}^-$ ), en gardant une surface nue de taille un centimètre carré (surface de contact avec la solution d'attaque (dans notre cas, électrolyte de chlorure de sodium  $\text{NaCl}$  3%). La surface de l'électrode de travail utilisée doit être dégraissée avec l'acétone lavée et séchée avant chaque essai électrochimique. La forme, de l'électrode de travail considérée avant et après l'enrobage est présentée par la figure (IV.1).



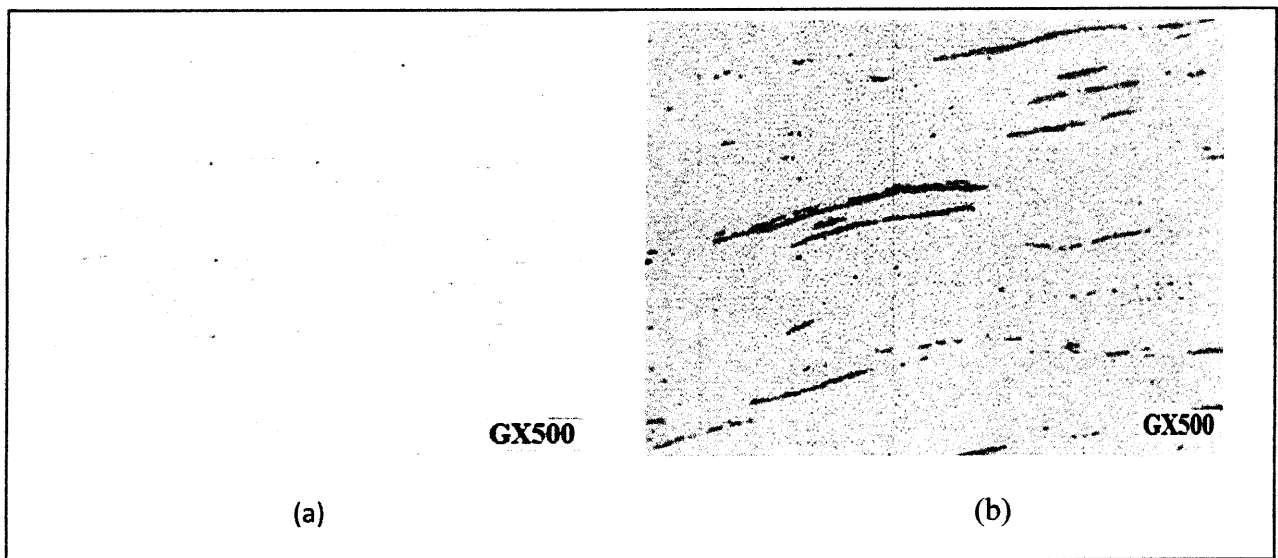
**Figure (III.5) :** Electrode de travail avant et après l'enrobage.

- Les conditions de travail appliquées à tous nos essais électrochimiques sont :
  - la vitesse de balayage du potentiel appliqué égale 0.5 mV/s,
  - sans agitation mécanique et à température ambiante.

### III.7. Résultats obtenus et discussions

► De point de vue métallographique, la composition en phase de la structure cristalline des différentes sections de coupe (la section de coupe longitudinale et la section de coupe normale) observée diffère d'une coupe à une autre selon les traitements thermiques subits par le métal.

Des observations métallographiques effectuées avant l'attaque chimique des surfaces préparées ont révélé des surfaces brillantes dont lesquelles nous avons noté la présence des points de couleur grise foncée figure (III.6, a) et des inclusions allongés sous forme des lamelles au niveau de la partie centrale de la surface correspondant respectivement à la section de coupe normale et celle de la coupe longitudinale (figure (III.6 , b)).

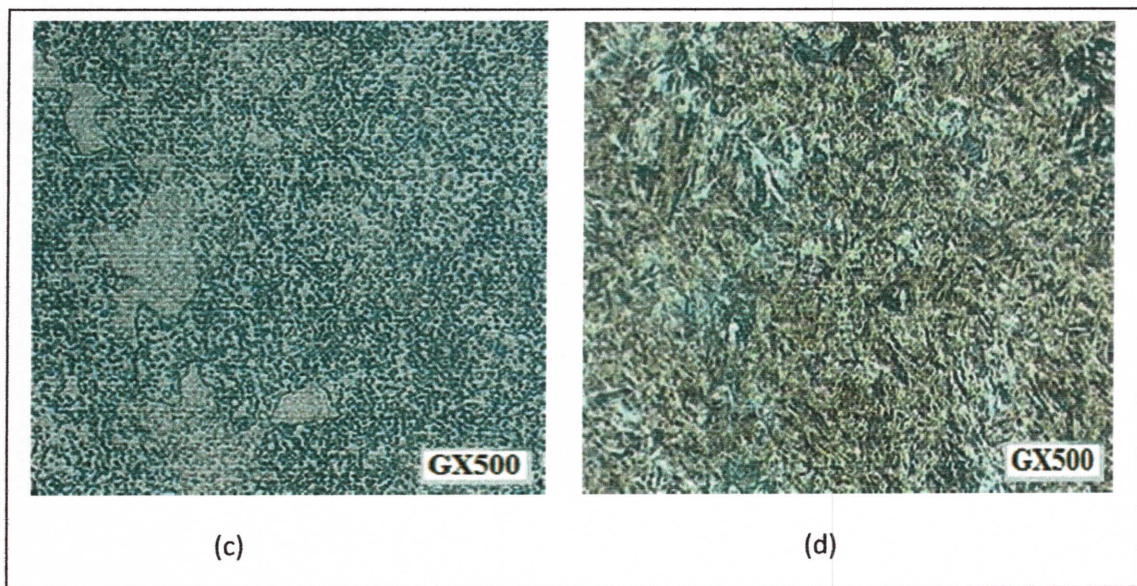


**Figure (III.6) :** Micrographies des sections de coupe normale (a) et longitudinale (b) de l'acier à l'état brut avant l'attaque chimique [27].

Après l'attaque chimique, nos observations au microscope optique nous permettent à conclure ce qui suit :

- Une structure en martensite revenue caractérise les deux sections de coupe correspondant au type de l'acier étudié à l'état brut. Voir la figure (III.7, d).
- Une structure ferrito-perlitique caractérise les deux sections de coupe concernant l'acier traité subit un traitement thermique de normalisation voir la figure (III.7, c).

Les figures (III.7, c) et (III.7, d) présentent clairement la composition en phases de ces deux sections de coupe à différents traitement thermique subit par le métal étudié.



**Figure (III.7) :** Micrographies de la structure normalisée (c) et de la structure de l'acier à l'état brut (d) [27].

► De point de vue mécanique la caractérisation de nos échantillons se traduit par la mesure de dureté. Malheureusement, nous n'avons pas pu effectuer des mesure de la résistance à la pénétration des sections de coupe appliquées à cause de la défaillance des équipements spécifiques pour la mesure de dureté et de micro-dureté au niveau de notre université. Alors, nous avons pris entièrement les caractéristiques mécaniques que nous avons trouvées durant la synthèse bibliographique de notre travail (voir chapitre II).

► L'utilisation de la technique d'analyse potentiométrique permet d'obtenir des courbes de polarisations  $i = f(E)$  caractérisant le comportement électrochimique de l'interface surface de l'acier traité/solution NaCl 3%. Les courbes de polarisation obtenues sont convertis en mode des courbes des droites de Tafel  $E=f(\log/i)$ . Ces dernières permettent d'extraire les différents paramètres électrochimique telle que : le potentiel de corrosion, la densité de courant de corrosion, la vitesse de corrosion ainsi la résistance de polarisation et les pentes des droites de Tafel de la pile galvanique formée. Les résultats notés de cette caractérisation sont les suivants :

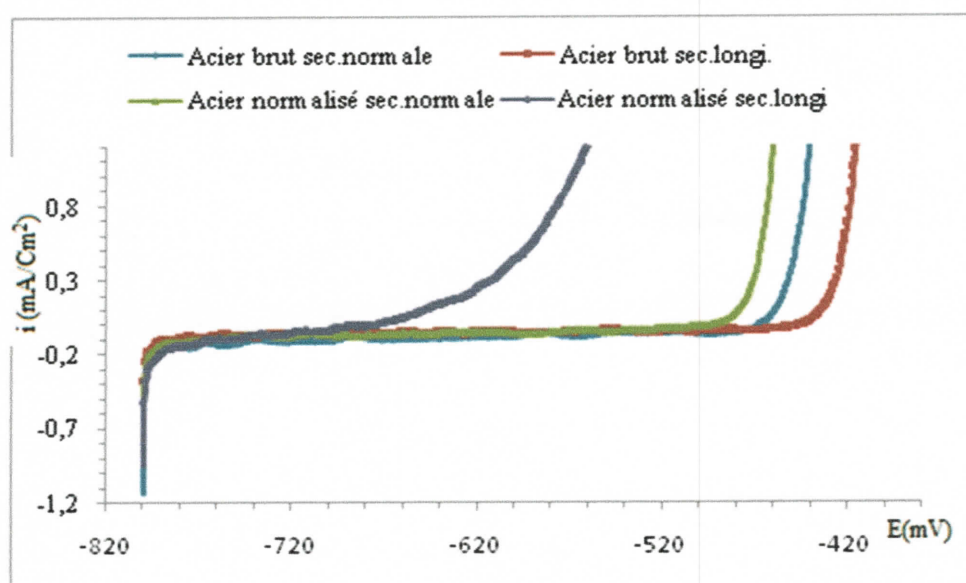
L'ensemble des courbes de polarisation ont la même forme, elles comportent deux parties distinctes : une partie anodique correspond à  $i > 0$  (mA/Cm<sup>2</sup>) caractérisant l'attaque de l'acier étudié dans le milieu considéré et une partie cathodique  $i < 0$  (mA/Cm<sup>2</sup>) caractérisant l'ensemble des réactions de réduction produites au voisinage de la cathode. Voir la figure (III.8) ci-dessous.

Les réactions électrochimiques qui ont lieu au voisinage des deux électrodes sont :

- Une oxydation de l'électrode de travail où les atomes métalliques du fer en contact de l'électrolyte (solution aqueuse de NaCl3%) passent en solution sous forme des cations  $Fe^{2+}$ .

- Une réaction de réduction de l'eau qui donne la régénération des anions mono- hydroxyde ( $\text{OH}^-$ ) avec un dégagement de gaz d'hydrogène sous forme de bulles. La solution d'attaque devient de plus en plus une solution basique.

L'effet de type de section de coupe sur le comportement électrochimique de la surface de contact avec l'électrolyte considéré est illustré par la figure (III.8). Nous notons un léger déplacement de la courbe anodique de la section de coupe longitudinale de l'acier à l'état brut vers des potentiels plus nobles par rapport aux potentiels de la section normale de même acier pris comme état de référence. Cet effet est dû probablement à la faible concentration des inclusions qui peut être des sulfures et/ou des carbures qui caractérisent les surfaces les deux sections de coupe.



**Figure (III.8) :** Le tracé  $i = f(E)$  des deux sections de coupe de l'acier ayant différents traitements thermiques en contact de NaCl 3%.

Par contre, les deux sections de coupe de même acier normalisé ont un comportement électrochimique tout à fait différent de celui des deux sections de coupe de l'acier à l'état brut, de sorte que, les potentiels de la courbe anodique de la section de coupe longitudinale tendent vers des valeurs de potentiel moins nobles cela est dû probablement à l'effet de la composition en phase correspondant aux différents traitements thermiques.

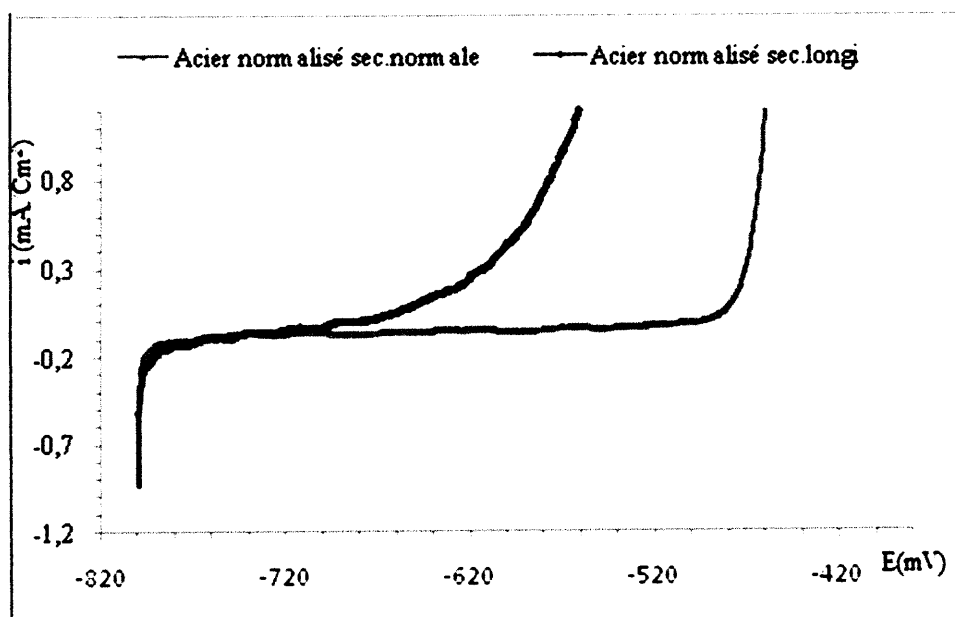


Figure (III.9) : Le tracé  $i = f(E)$  des deux sections de coupe de l'acier normalisé en contact de NaCl 3%.

Le tracé de la courbe de polarisation donnée par la figure (IV.9) décrit clairement le comportement électrochimique des deux sections appliquées de l'acier utilisé subit un traitement de normalisation. Nous constatons un décalage important de la courbe anodique vers des potentiels plus négatifs de la section normale en comparaison à ceux de la section longitudinale.

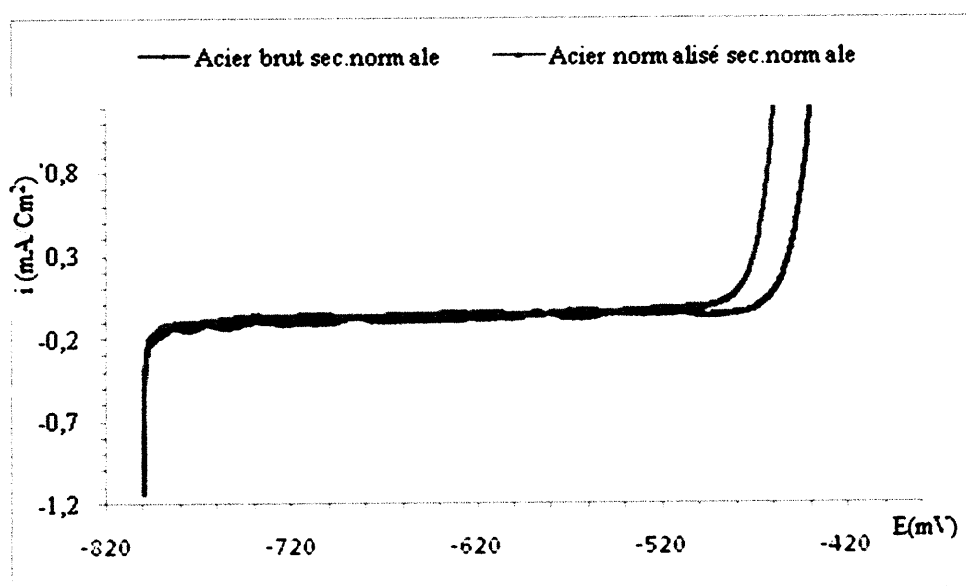
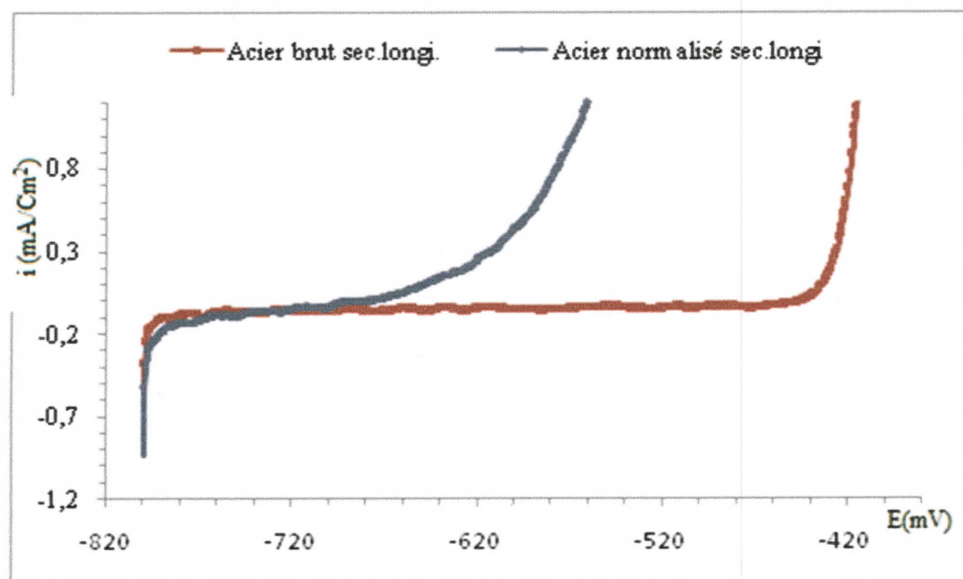


Figure (III.10) : Le tracé  $i = f(E)$  de la section de coupe normale de l'acier traité subit différents traitement thermiques en contact de NaCl 3%.

L'effet du traitement thermique sur la résistivité de la surface de la section normale exposée au milieu chloruré (NaCl 3%) est présenté par la figure (IV.10). Nous remarquons que la structure martensitique revenue à une meilleure résistance à la corrosion relativement à celle de la structure ferrito-perlitique caractérisant l'acier normalisé.



**Figure (III.11) :** Le tracé  $i = f(E)$  de la section de coupe longitudinale de l'acier traité subit différents traitements thermiques en contact de NaCl 3%.

Selon le tracé des courbes de logarithme de la densité de courant en fonction du potentiel électrochimique appliqué donné par la figure (III.12), nous constatons une variation relativement faible du potentiel de corrosion de la section normale de l'acier à l'état brut et des deux sections traitées de même acier à l'état normalisé. Nous notons également, que la pente de la partie active de la pile formée par la surface de section de coupe longitudinale de l'acier traité normalisé est légèrement relativement faible par rapport aux autres ; cela est traduit par une forte résistance vis-à-vis de la solution d'attaque utilisée.

Cependant, la valeur du potentiel de corrosion de la section longitudinale en milieu considéré est plus électrochimiquement négative par rapport à celles des autres sections.

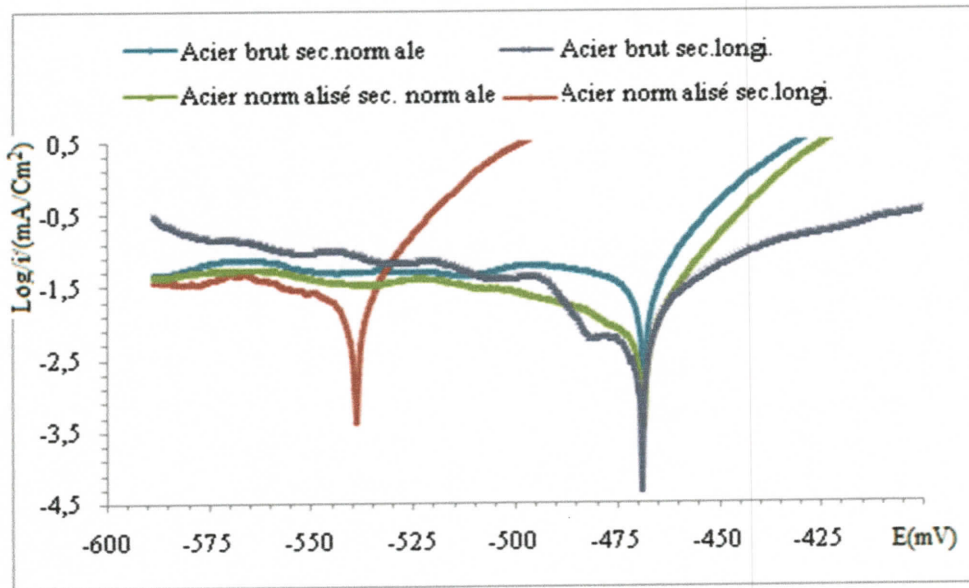


Figure (III.12) : Le tracé  $\log i / = f(E)$  des deux sections de coupe de l'acier subit différents traitements thermique en contact de NaCl 3%.

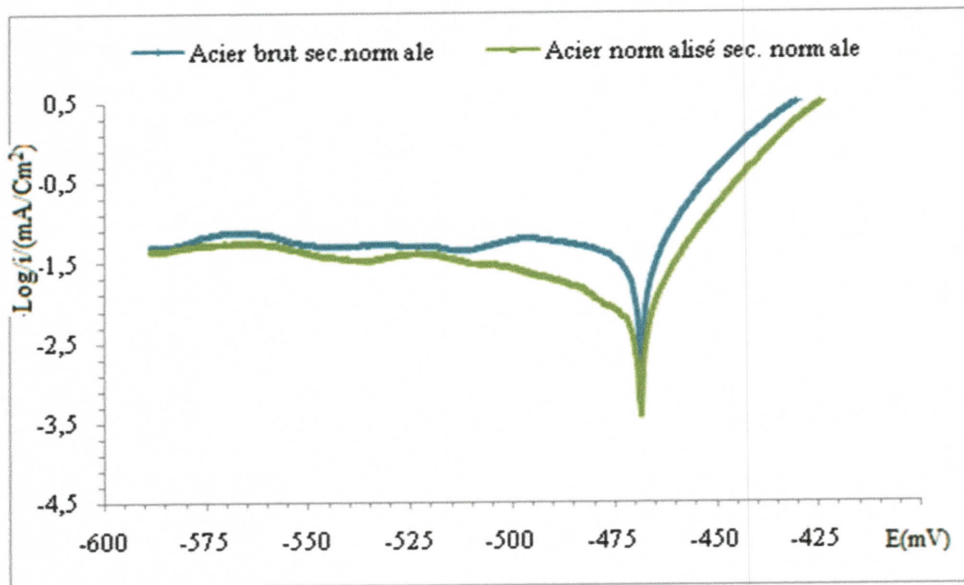
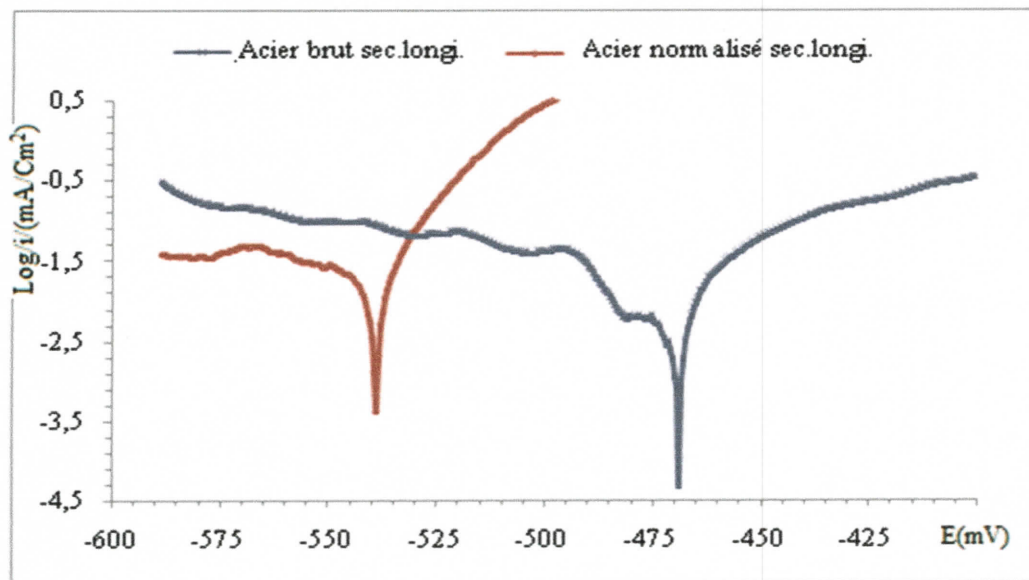
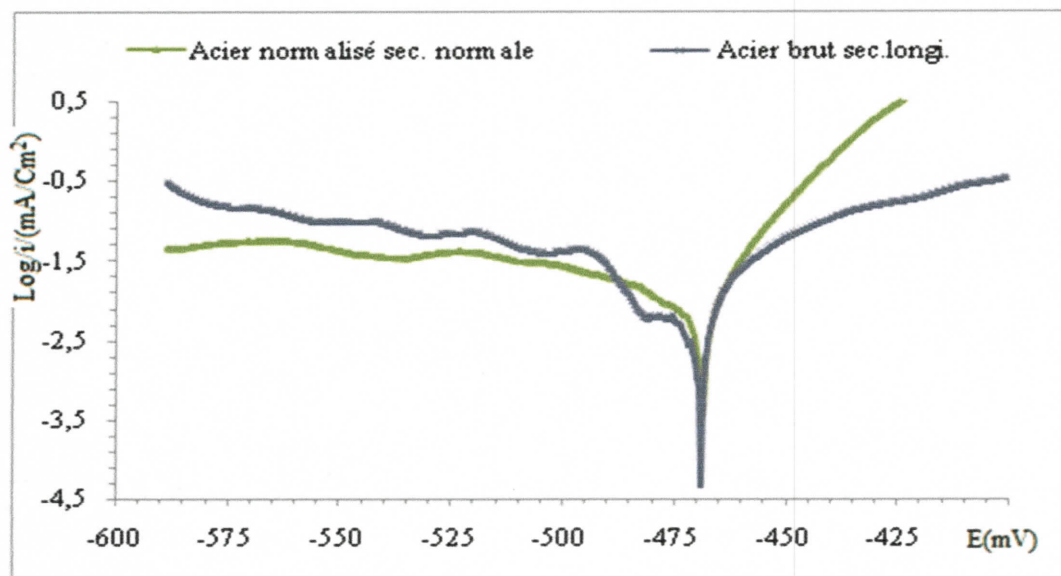


Figure (III.13) : Le tracé  $\log i / = f(E)$  de la section de coupe normale de l'acier traité subit différents traitements thermiques en contact de NaCl 3%.





**Figure (III .14) :** Le tracé  $\log / i / = f(E)$  de la section de coupe longitudinale de l'acier traité subit différents traitements thermiques en contact de NaCl 3%.



**Figure (III.15) :** Le tracé  $\log / i / = f(E)$  des deux sections de coupe de l'acier normalisé section normale et acier brut section longitudinale en contact de NaCl 3%.

La forme des courbes logarithmiques de l'ensemble des sections de coupes traitées nous indique que les piles électrochimiques réalisées fonctionnent sous contrôle anodique (d'après la pente de la tangente de la courbe anodique). De même, le tracé des courbes logarithmiques permet de rassembler les paramètres électrochimiques caractérisant les différentes sections de coupes du matériau utilisé.

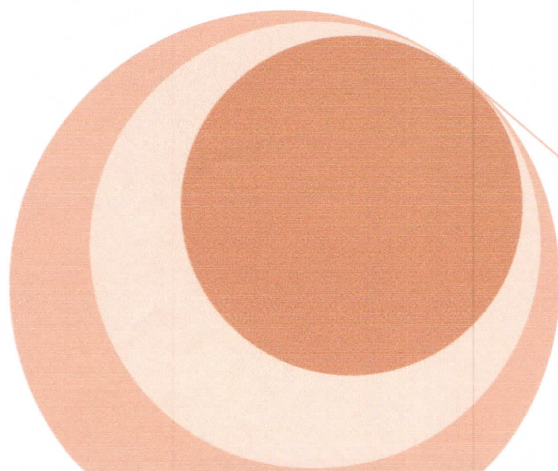
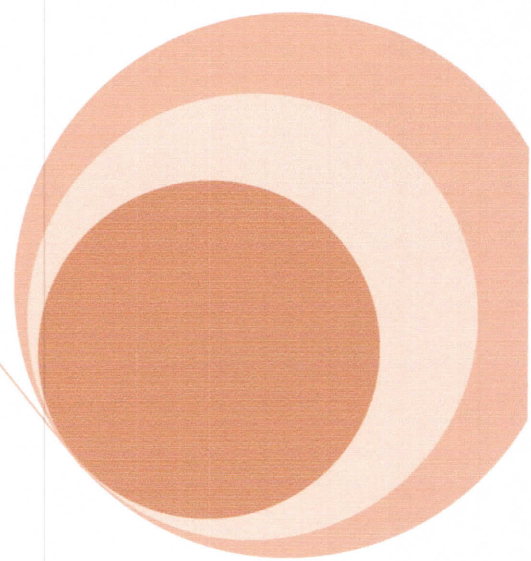
L'ensemble des paramètres électrochimiques récupérés de l'exploitation des courbes logarithmiques sont rassemblés dans le tableau ci-dessous.

**Tableau (III.2) :** Paramètres électrochimiques des deux sections de coupe de l'acier subit différents traitements thermique en contact de NaCl 3%.

	$E_{\text{corr}}$ (mV/ECS)	$V_{\text{corr}}$ ( $\mu\text{m}/\text{an}$ )	$i_{\text{corr}}$ (mA/Cm <sup>2</sup> )	$R_p$ Ohm/Cm <sup>2</sup>
Acier brut sec. normale	-468.4	532.0	0.0459	151.32
Acier brut sec. Longi.	-459.1	286.1	0.0247	244.63
Acier Normalisé sec. normale	-495.4	150.4	0.0130	692.12
Acier Normalisé sec. Longi.	-677.4	599.2	0.0517	335.55

L'exploitation des courbes logarithmiques  $\log /i/ = f(E)$  permet de remplir le tableau ci-dessus. Selon les valeurs des paramètres électrochimiques des deux sections de coupe de l'acier subit différents traitements thermiques en contact de NaCl 3%. Nous constatons que la vitesse de corrosion (vitesse de dégradation des propriétés) de la section de coupe longitudinale de l'acier à l'état brut est inférieure à celle de la section de coupe normale en milieu environnant appliqué. Ceci est bien expliqué par sa forte résistance de polarisation ( $R_p = 244.63 \text{ Ohm/Cm}^2$  supérieur à  $151.32 \text{ Ohm/Cm}^2$ ). Cependant, nous remarquons que la qualité de la surface de coupe de l'acier normalisé à une résistance à la corrosion assez importante par rapport à la qualité de la surface de coupe longitudinale de l'acier normalisé traité. Ce différent comportement électrochimique peut s'expliquer par la mauvaise résistance en milieu chloruré de la structure martensite revenue par rapport à la structure ferrito-perlitique de l'acier normalisé.

# Conclusion générale



## Conclusion générale

Le but de notre étude est d'évaluer la dégradation de quelques propriétés de l'un des éléments d'assemblage qui travaille en contact avec un milieu agressif.

L'application des différentes techniques de caractérisations (de la science des matériaux) tels que la micrographie, essais de dureté, les essais électrochimiques, et permettent de conclure ce qui suit :

- De point de vue métallographique, l'observation au microscope optique a révélé une surface brillante qui comporte des inclusions sous forme des points noirs, gris foncés et des inclusions allongées de couleur grise foncée correspondant respectivement aux sections de coupe normale et longitudinale.

Après l'attaque chimique au Nital (4%) nos observations nous guident à détecter une structure en martensite revenue (structure de boulon à l'état de livraison) et une structure ferrito-perlitique (à perlite globulaire) de l'acier de boulon traité subit un traitement thermique de normalisation.

- Les caractéristiques mécaniques de la qualité des boulons classe 8.8 ont été déterminées à partir de la synthèse bibliographique.
- De point de vue électrochimique, l'exploitation des courbes de polarisations logarithmiques ( $\log |i| = f(E)$ ) et le tracé  $i = f(E)$ , nous donnent des paramètres électrochimiques. Ceux-ci sont classés dans le tableau (III.2), ils caractérisent le comportement électrochimique de la surface des sections de coupe appliquées.

Selon les résultats obtenus, nous pouvons conclure que la surface des sections de coupe longitudinale a une bonne résistance à la corrosion par rapport à la surface de coupe normale, lorsque ces deux surfaces travaillent en milieu chloruré, donc il est préférable d'utiliser des boulons à tête fraisé que d'appliquer des boulons à tête hexagonale surtout pour les assemblages des pièces mécaniques ou des ouvrages qui travaillent dans un milieu chloruré.



# Références bibliographiques



## Références bibliographiques

- [1]- **DIETER LANDOLT**, Corrosion et chimie de surface des métaux, 1<sup>ère</sup> édition, 1993,
- [2]- **HELMUT SCHULZ, WERNER SOBEK, KARL J. HABERMANN**, Construire en acier presses Polytechnique et universitaire Romandes CH-1015 Lausanne, Smsse 2003.
- [3]- **B. GROSGOGÉAT, P. COLON**, Société Francophone de Biomatériaux DENTAIRE, 2009-2010, Université Médicale Virtuelle Francophone, p 3.
- [4]- **KHOUKHI FAIZA**, Etude de l'efficacité de deux inhibiteurs de corrosion dans les milieux multiphasiques (Eau, huile et gaz), Mémoire de MAGISTÈRE, Université de Bouverdes, 2008.
- [5]- **T. IANEZ**, Cours électrochimique, 2009.
- [6]- **DAHA GAMRA et HADJADJA AICHA**, Mesure des paramètres cinétiques sur une droite de Tafel lors de la corrosion de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique, Mémoire de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique, Mémoire de licence Académique, centre universitaire D'EL-OUED, 2009.
- [7]- **Mme. YEKHLEF Radhia**, Ep. Benamghar, synthèse de nouveaux composés de l'acide phosphonique et mise en évidence de leur acidité, affinité de chélation et de leurs propriétés inhibitrices de corrosion, mémoire de magister, université Ferhat Abbas-Setif, 2012.
- [8]- **François ROPITAL, IFP**, Corrosion et dégradation des matériaux métalliques, éditions TECHNIP, Paris, France, 2009, p 249.
- [9]- **JOSEPH F. BOUSICH**, Prévention de la corrosion, traduction autorisée de l'ouvrage américain, 2<sup>ème</sup> édition, Paris, 1977, p 93.
- [10]- **JEAN JACQUES LAMOUREUX**, Edition Beauchemin Itée, 1994, p 76-127-129.
- [11]- Multi médiateur de la corrosion, Laboratoire MATEIS-CORRIS, LYON.
- [12]- **JOHN CHRISTOPHER SCULLY**, Corrosion protection, Université de Leeds, Gande-Bretagne, Masson Paris Milan Barcelone 1995, p149.
- [13]- **J-B. JORCIN, C. BLANC, N. PEBERE, B. TRIBOLLET et Y. VIVIER**, Galvanic coupling between pure copper and pure aluminum. J. Electrochem. Soc, 155(1) :C46-C51, 2008.
- [14]- **MR/M. C. BOUKABACHEM**, Module corrosion, protection, département Exploitation 2005.
- [15]- **WILLIAM D. CALLISTER, jr**, Science et génie des matériaux, Canada, 2001, p 499.
- [16]- **P. W. ATKINS**, Élément de chimie physique, De Boeck université S.a, 1998.

[17]- **J.BESSON**, Précis de thermodynamique et cinétique électrochimique électrochimique, Edition Mar-Ketinz, 1984.

[18]- **ANDRE.ROOS et BERNARD MILET**, Métallurgie appliquée, technique et documentation. La voisier, Paris 1982.

[19]- **MICHEL DUPEUX**, Science des matériaux. Lut 1<sup>ère</sup> cycle / Licence. 2<sup>ème</sup> cycle / master école d'ingénieurs, Dunod.paris 2004, p151.

[20]- **J.NT.ENOUE**, 2013-Edition, Caractérisation et Suivi électrochimique de la surface de l'acier inoxydable 254 SMO en milieu aqueux naturels amazoniens.Thèse de doctorat.chimie.Université des Antilles et de la Guyane, Amériqu, pp.

[21]- **D.R.BROWNING**, Méthodes électrochimique d'analyse, Edition Masson et CIE.12DBD Saint-Germain Paris 1972.

[22]- **J.BURKE**, Cinétique des changements des phases dans les métaux. Masson 12D, Boulevard et Germain, paris 1968.

[23]- **IMANE ICHOUCHOU**, Etude électrochimique de l'inhibition classique ou par des monocouches auto-assemblées d'un derive de la thiourée , vis-à-vis de la corrosion en milieu acide de l'acier au carbone XC38, memoire de magister spectrochimie et methods d'analyse, Université Abou Bekr Belkaid, Tlemcen, p 8.

[24]- **VERVISCH-FORTUNE ISAHELLE**, Sensibilité de la thechnique d'emission acoutique à la corrosion des armatures,Université Toulouse, 2009, p27.

[25]- **J.F. Debongnie**, Eliments de machines II, 2012.

[26]- **Manfred A.Hirt, Rolf Bez et Alain Nussbaumer**, Construction métallique; Pressions polytechnique et universitaire Romands CH-1015 Lausanne, Smsse 2006.

[27]- Catalogue de laboratoire **LIME** de l'université de Jijel.

A decorative graphic consisting of two large, overlapping orange circles, one in the top right and one in the bottom left. A thin, light orange diagonal line runs from the top left towards the bottom right, passing through the center of the circles. The circles have a gradient from a darker orange in the center to a lighter orange at the edges.

# Nomenclatures



## Nomenclature

- $E^0$  : Potentiel standard (volt).  
R : Constante des gaz parfaits ( $J.K^{-1}.mol^{-1}$ ).  
T : Température absolue (K).  
n : Valence du métal ;  
F : Constante de Faraday (C/mol).  
 $a_M$  : L'activité du métal M.  
 $a_M^{n+}$  : L'activité des ses ions  
N : Nombre de mole.  
 $n_i$  : Nombre des électrons mise en jeu dans la réaction électrochimique.  
 $\Delta m$  : Masse (g).  
M : Masse atomique du métal.  
I : Intensité électrique (A) ;  
t : Temps (s).  
i : Densité du courant de corrosion ( $A/Cm^2$ ).  
V : Vitesse de corrosion (m/s).  
s : Surface de l'électrode ( $m^2$ ).  
 $\Delta G^{\circ a}$  : Variations d'enthalpie libre électrochimique d'activation des réactions anodique.  
 $\Delta G^{\circ c}$  : les variations d'enthalpie libre électrochimique d'activation des réactions cathodique.  
 $C_{Red}$  et  $C_{Ox}$  : Les concentrations en espèces chimiques régissantes.  
 $K_{Red}$  et  $K_{Ox}$  : Des constants.  
 $\alpha$  : Coefficient de transfert de charges.  
 $\pi$  : Polarisation.  
 $E_{eq}$  : Potentiel d'équilibre.  
 $\eta$  : Surtension.  
E : Potentiel électrochimique.  
R : La résistance électrique.  
d : Diamètre de la partie non filtré de la vis,  
 $d_0$  :Diamètre nominale du trou,  
A : Section nominale du boulon,  
 $A_s$  :Section résistante de la partie filtrée.

annexe

