



République Algérienne Démocratique et Populaire  
Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique



## **Université Amar Thelidji- Laghouat**

**FACULTE : TECHNOLOGIE**

**DEPARTEMENT : GÉNIE DES PROCÉDÉS**

### **MEMOIRE DE MASTER**

**Présenté par : *Azizi Zadjia / Ben Massoud Ibtissem***

**DOMAINE : Sciences et Technologies**

**FILIERE : Génie des Procédés**

**OPTION : Génie Chimique**

### **Thème**

**Etude de l'effet de la teneur en NaCl, sur la valeur  
de la vitesse de corrosion de l'acier X70**

#### **Jury de soutenance :**

<b>Nom et Prénom</b>	<b>Grade</b>	<b>qualité</b>
<b>Mme AMEUR Kheira</b>	<b>MAA</b>	<b>Président</b>
<b>Mr. ABDELMOUIZ Ahmed</b>	<b>MAA</b>	<b>Examineur</b>
<b>Mr. BOUREZG Med Tahar</b>	<b>MAA</b>	<b>Rapporteur</b>

**Promotion : JUIN 2021**

## Dédicace

**Je dédie ce travail :**

**A ma famille, elle qui m'a doté d'une éducation digne son amour a fait de moi ce que je suis aujourd'hui.**

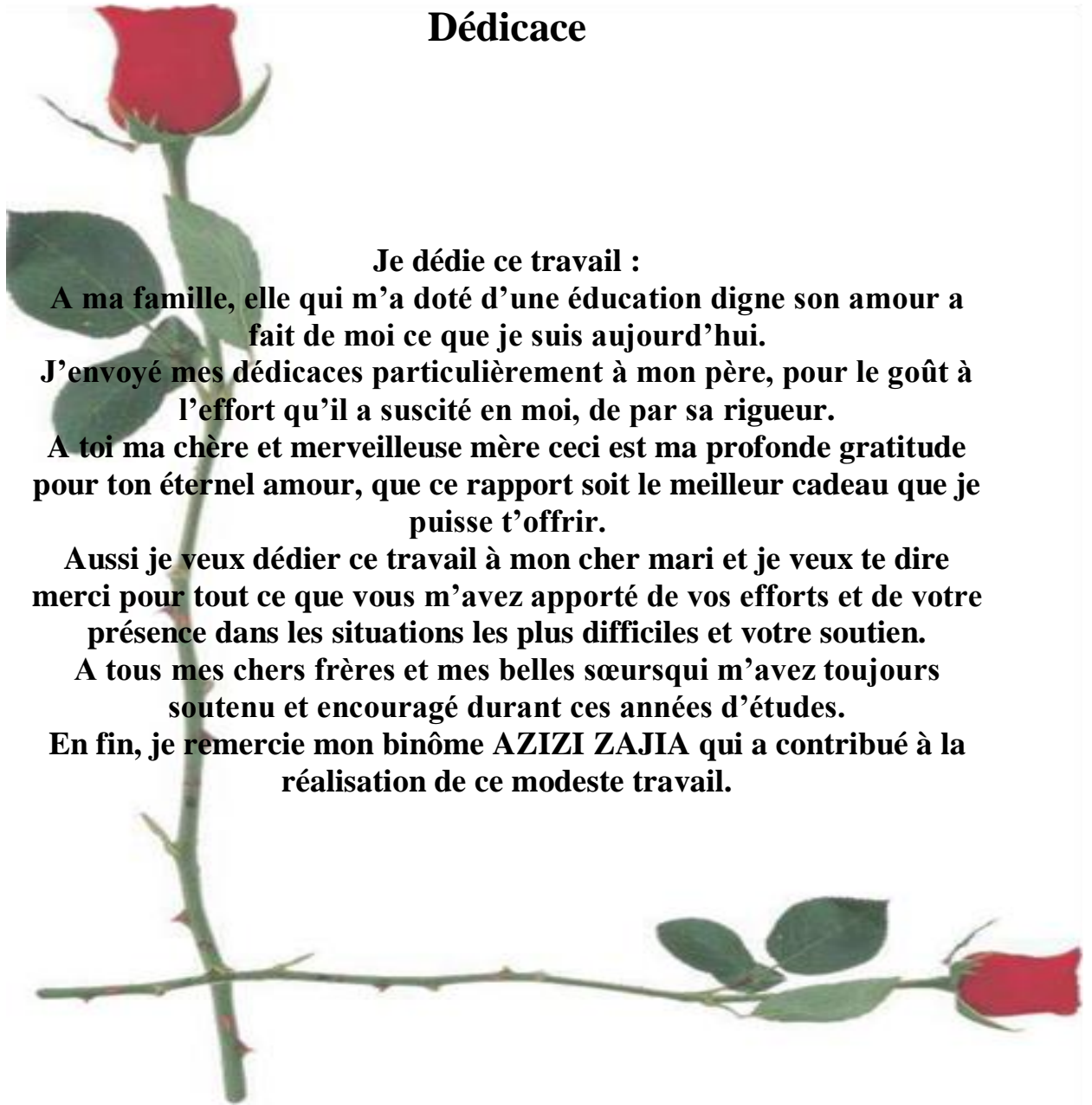
**J'envoyé mes dédicaces particulièrement à mon père, pour le goût à l'effort qu'il a suscité en moi, de par sa rigueur.**

**A toi ma chère et merveilleuse mère ceci est ma profonde gratitude pour ton éternel amour, que ce rapport soit le meilleur cadeau que je puisse t'offrir.**

**Aussi je veux dédier ce travail à mon cher mari et je veux te dire merci pour tout ce que vous m'avez apporté de vos efforts et de votre présence dans les situations les plus difficiles et votre soutien.**

**A tous mes chers frères et mes belles sœurs qui m'avez toujours soutenu et encouragé durant ces années d'études.**

**En fin, je remercie mon binôme AZIZI ZAJIA qui a contribué à la réalisation de ce modeste travail.**



## Dédicace



**J'ai dédié cet humble travail :**  
**A ma mère qui s'est tant sacrifiée pour moi**  
**: "Ta mémoire restera à jamais gravée dans ma**  
**mémoire."**

**A tous mes frères : Attalah , A bdelkadir ,**  
**Mohammed Tahar, Ali, Abd Aziz et ma sœur: Soumia et**  
**khaldia , mes chers qui m'ont toujours soutenu et**  
**encouragé durant ces années scolaires, à tous ceux qui m'ont**  
**aidé de près ou de loin. et me connais**

**Enfin, je remercie mon pays, Bin Masoud Ibtisam, qui a**  
**contribué à la réalisation de ce modeste ouvrage.**





## **Remerciement**

Nous tenons à remercier avant tout notre ALLAH, le très miséricordieux, qui grâce à lui Nous souhaiterions remercier tous ceux qui ont contribué à l'élaboration de ce mémoire :

Monsieur **BOURZEG MOHAMMED TAHER** qui a ménagé effort pour nous orienter et nous conseiller tout au long de la réalisation de ce travail par sa disponibilité a patience et son immense savoir-faire.

Je lui adresse mes remerciements les plus vifs pour ses encouragements dans cette voie parfois difficile qu'est la recherche et nous avoir dirigé dans sa réalisation. Je veux aussi lui exprimer ma sincère gratitude pour sa disponibilité à notre égard, pour ses conseils, et ses orientations, l'honneur qu'il nous avons fait en acceptant de présider le jury de cette mémoire.

Nous présente également ma profonde reconnaissance à. qui a accepté d'examiner notre travail

Le présent travail a été effectué au sein de laboratoire de Recherche faculté de science et technologie de l'université d'Amar **Thelidji-Laghouat**.

Notre plus grand respect va aux chercheurs, les ingénieurs et les professeurs des laboratoires pour nous avoir donné l'occasion de faire ce travail dans un contexte agréable.

Nous tenons remercie également le chef d'option de nos spécialité

**Mr.Chahboub Abdelaziz** et le chef de département **Mr Mohammed Benabdallah Taouti** et nos enseignants.

Enfin, dans ces dernières lignes nous remercie la famille universitaire d'avoir facilité le déroulement des travaux pratiques et la soutenance.

Merci encore à tous....



# Liste des Figures et des Tableaux

Liste de figures

Figure	Légende	Page
<b>Chapitre I</b>		
Figure I-1	Processus de la corrosion de l'acier dans le béton	6
Figure I- 2	Graphe Droites de Tafel d'après	14
Figure I-3	Extrapolation de Tafel, courbe et valeurs	15
<b>Chapitre II</b>		
Figure II.1	Photo d'un montage de la cellule électrochimique	18
Figure II. 2	Schéma de l'électrode à disque (EDT)	19
Figure II.3	Schéma de principe d'une électrode au calomel saturée (ECS).	19
Figure II.4	Electrode d'auxiliaire.	20
Figure. II.5	.Dispositifs expérimentaux de mesure potentiodynamique, potentiostatique et galvanostatique	21
Figure II.6	Courbe Log i en fonction de E et droite de Tafel (Échelle semi-Log)	23
Figure II- 7	Paramètres nécessaires au traçage des droites des Tafel.	24
Figure II- 8	Résultats de obtenus, par la méthode deTafel	25
<b>III-Résultats et discussion</b>		
Figure III-1	Courbes de potentiel libre de l'acier X70, dans un milieu de 0.5% en NaCl, obtenues à température ambiante.	26
Figure III-2	Courbes de polarisation linéaire de l'acier X70, dans un milieu de 0.5% en NaCl, obtenues à température ambiante.	27
Figure III-3	Courbes de polarisation semi logarithmique de l'acier X70, dans un milieu de 0.5% en NaCl, obtenues à température ambiante	27
Figure III-4	Courbes de potentiel libre de l'acier X70, dans un milieu de 1.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.	28
Figure III-5	Courbes de polarisation linéaire de l'acier X70, dans un milieu de 1.5% en NaCl, obtenues à température ambiante	29

Figure III-6	Courbes de polarisation semi logarithmique de l'acier X70, dans un milieu de 1.5% en NaCl, obtenues à température ambiante	30
Figure III-7	Courbes de potentiel libre de l'acier X70, dans un milieu de 2.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.	31
Figure III-8	Courbes de polarisation linéaire de l'acier X70, dans un milieu de 2.5% en NaCl, obtenues à température ambiante	32
Figure III-9	Courbes de polarisation semi logarithmique de l'acier X70, dans un milieu de 2.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.	32
Figure III-10	Courbes de potentiel libre de l'acier X70, dans un milieu de 3.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante	33
Figure III- 11	Courbes de polarisation linéaire de l'acier X70, dans un milieu de 3.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.	34
Figure III-12	Courbes de polarisation semi logarithmique de l'acier X70, dans un milieu de 3.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.	35
Figure III-13	Courbes de potentiel libre de l'acier X70, dans un milieu de 4.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.	36
FigureIII-14	Courbes de polarisation linéaire de l'acier X70, dans un milieu de 4.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.	37
Figure III-15	Courbes de polarisation semi logarithmique de l'acier X70, dans un milieu de 4.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.	37
Figure III-16	Courbes de potentiel libre de l'acier X70, dans un milieu de 5.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.	39
Figure III-17	Courbes de polarisation linéaire de l'acier X70, dans un milieu de 5.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.	39
Figure III-18	Courbes de polarisation semi logarithmique de l'acier X70,	40

	dans un milieu de 5.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.	
Figure III- 19	Une courbe représentant la vitesse de corrosion de l'acier en fonction de la concentration de la solution de NaCl afin qu'elle montre l'effet de la concentration de chlorure de sodium sur la corrosion du fer	41

### Liste de tableau

Tableau	Légende	Page
<b>Chapitre II</b>		
Tableau II.1	Composition chimique d'acier au carbone XC70.	17
<b>III-Résultats et discussion</b>		
Tableau III .1	Paramètres électrochimique relatifs à la corrosion de l'acier X70 dans un milieu peu acide de concentration de chlorure de sodium de 0.5%, à température ambiante, et après 60min d'immersion.	28
Tableau III .2	Paramètres électrochimique relatifs à la corrosion de l'acier X70 dans un milieu peu acide de concentration de chlorure de sodium de 1.5 %, à température ambiante, et après 60min d'immersion.	30
Tableau III .3	Paramètres électrochimique relatifs à la corrosion de l'acier X70 dans un milieu peu acide de concentration de chlorure de sodium de 2.5%, à température ambiante, et après 60min d'immersion.	33
Tableau III .4	Paramètres électrochimique relatifs à la corrosion de l'acier X70 dans un milieu peu acide de concentration de chlorure de sodium de 3.5%, à température ambiante, et après 60min d'immersion.	35
Tableau III .5	Paramètres électrochimique relatifs à la corrosion de l'acier X70 dans un milieu peu acide de concentration de chlorure de sodium de 4.5%, à température ambiante, et après 60min d'immersion.	38
Tableau III .6	Paramètres électrochimique relatifs à la corrosion de l'acier X70 dans un milieu peu acide de concentration de chlorure de sodium de 5.5%, à température ambiante, et après 60min d'immersion	40

# Sommaire

<b>Introduction générale</b>	<b>1</b>
<b>Chapitre I : Mise au point théorique</b>	
I-1 Notion de thermodynamique électrochimique	5
I- 2 cinétiques de corrosion	8
I-2 .1 Méthodes classiques	9
I-2 .2 Méthodes électrochimiques	10
<b>Chapitre II : Travail Expérimental</b>	
II- 1 Introduction	17
II-2 Matériel et méthodes	17
II -2.1 Préparation de la solution	17
II-2.2 Préparation de l'échantillon de l'acier	17
II-2.3 Polissage	17
II-2.4 Cellule électrochimique	18
II-2.5 Montages expérimentaux pour les mesures électrochimiques	20
II- 2.6 Méthode d'étude électrochimique	21
II-2.7 Mesure de potentiel libre	21
II-2.8 Courbe de polarisation	22
II- 2.9 Droites de Tafel	22
III-Résultats et discussion	26
III-1 Milieu de 0.5% en NaCl	26
III-2 Milieu de 1.5% en NaCl	28
III-3 Milieu de 2.5 % en NaCl	31
III-4 Milieu de 3.5 % en NaCl	33
III-5 Milieu de 4.5 % en NaCl	36
III-6 Milieu de 5.5 % en NaCl	39
Conclusion général	42

# Introduction générale

Corrosion, du latin *corodere* ; Corrosion signifie, attaque, et on estime que la corrosion détruit un quart de la production mondiale annuelle d'acier, soit environ 150 millions de tonnes par an, voire 5 tonnes par seconde. Or, la corrosion ne se limite pas à l'acier, mais affecte tous les métaux ainsi que les polymères et les céramiques, et résulte d'interactions chimiques et/ou physiques entre le matériau et son environnement. La corrosion affecte tous les domaines de l'économie, un problème qui touche presque tous les secteurs de l'industrie, en particulier les secteurs de la transformation des métaux. Selon le point de vue de l'ingénieur constructeur, la corrosion est la détérioration d'une substance ou de ses propriétés par interaction chimique avec l'environnement, et cette définition reconnaît que la corrosion est un phénomène nocif : elle détruit ou réduit ses propriétés, la rendant inutilisable. Application prévue. Un autre phénomène dégradant est l'usure du matériau ; Perte progressive de matière sur une surface dure, due à un frottement ou à un traumatisme. Parfois l'érosion est un phénomène bienvenu ou souhaitable, elle détruit et enlève un grand nombre d'objets laissés dans la nature.

Certains procédés industriels impliquent également la corrosion, par exemple, l'anodisation de l'aluminium est l'oxydation de la surface du métal pour former une couche d'oxyde décorative qui protège contre la corrosion atmosphérique. Le polissage chimique ou électrochimique des métaux, par fusion (corrosion) du métal, permet d'obtenir une surface lisse et brillante. On peut donc donner une définition plus générale de la corrosion : La corrosion est une interaction irréversible d'une substance avec son environnement, c'est-à-dire consommer une substance ou dissoudre dans une substance un composant de l'environnement. Cette définition inclut les effets positifs de la corrosion ainsi que l'absorption d'un composant de l'environnement sans consommer la substance. L'absorption d'hydrogène par l'acier, par exemple, est une réaction de corrosion. [1]

La corrosion des matériaux peut être un facteur limitant pour différents matériaux dans de nombreuses applications. Il est donc essentiel de mieux comprendre les processus de corrosion, de les prévenir et de réduire les dommages qui leur sont associés. Le taux d'usure est l'une des caractéristiques les plus importantes des processus de corrosion. La mesure des taux de corrosion est souvent très difficile, voire impossible, en particulier dans les environnements non aqueux et moins conducteurs tels que les biocarburants [2]. La corrosion est un phénomène

universellement qui entraîne chaque année des pertes matérielles considérables. Plus grave encore, La corrosion peut causer des dommages irréversibles et des pertes en vie humaine et également affecter les appareils et les structures en service. Toutes ces considérations justifient pourquoi ? Des nombreux travaux sont consacrés à l'étude de la corrosion, et les méthodes de lutte contre se problème. Nous présentons ici l'une des différentes méthodes de détermination des vitesses de corrosion, qui est la méthode électrochimique, et cette méthode permet d'étudier l'agressivité corrosive dans l'environnement, et la résistance des matériaux métalliques à la corrosion. Les résultats obtenus à l'aide de ces méthodes peuvent aider à comprendre plus en détail les processus de corrosion afin de réduire les dommages causés par la corrosion. L'étude de la corrosion est très intéressante et doit se poursuivre car la plupart des industries utilisent encore l'acier et ses alliages comme matières premières dans des pièces importantes telles que les parties structurelles des plates-formes pétrolières et pétrolières et des ponts structurels.

Ceci est important pour réduire le taux d'usure et la durée de vie du matériau sera plus longue. La prévention de la corrosion peut être réalisée de plusieurs manières selon l'application dans l'industrie. Après ce qui précède, cette thèse se compose de deux chapitres :

- ✚ Le premier chapitre est consacré aux concepts de base et est présenté sous forme de généralités.
- ✚ Le deuxième chapitre, qui sera le cœur de notre travail en termes de techniques, appliquera l'électrochimie pour étudier le phénomène de corrosion.
- ✚ Ensuite, nous concluons notre travail

# Chapitre I

Ce chapitre présente quelques notions de base se rapportant à la corrosion électrochimique.

## I-1 Notion de thermodynamique électrochimique

### II-1.1 Corrosion électrochimique du fer :

L'état métallique n'est pas thermodynamiquement stable, dans des conditions naturelles d'utilisation, contrairement aux oxydes de fer  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  qui sont thermodynamiquement plus stables que le métal Fe. Le risque de corrosion est donc « naturel ». Le processus de corrosion aqueuse est un processus électrochimique car il se traduit par une réaction à laquelle des espèces chimiques et des charges électriques prennent part. Il est à la fois réaction chimique et transfert d'électrons (figure I-1). La corrosion électrochimique résulte de l'établissement de courants locaux dus à l'existence de piles locales, la réduction cathodique et l'oxydation anodique étant localisées en deux zones distinctes. Il se crée ainsi une différence de potentiel entre ces deux zones.

La corrosion correspond à la formation, à partir de l'état métallique, d'ions passant en solution donc à une oxydation. Le plus souvent, un ion en solution est identique à celui existant dans la phase métallique:

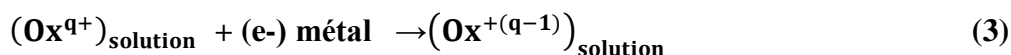


A température ambiante, la corrosion des matériaux métalliques est exclusivement due à l'eau, même si d'autres facteurs peuvent intervenir.

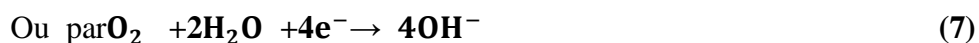
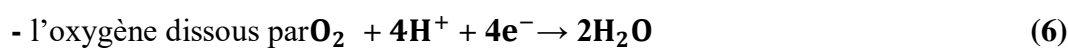
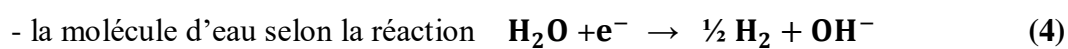
La réaction anodique correspond à la dissolution du fer.



La réaction (3) est nécessairement couplée avec une réaction de réduction dite réaction cathodique, éliminant les électrons produits:



Les oxydants les plus communs sont :



- la valence supérieure d'un ion à valences multiples, par exemple

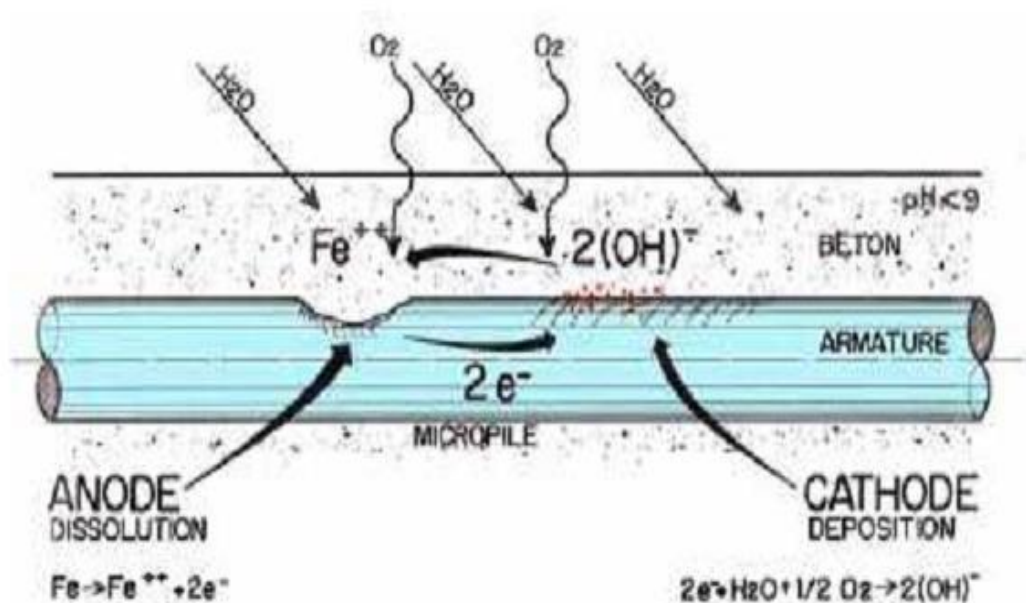


Figure I- 1 : Processus de la corrosion de l'acier dans le béton [3]

Le processus électrochimique peut s'écrire sous la forme suivante :



Les produits de réactions anodiques et cathodiques peuvent parfois réagir :



On obtient ainsi un hydroxyde qui recouvre la surface métallique et la protège (réaction de passivation). D'autres anions que  $\text{OH}^-$  comme  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  peuvent réagir et participer à la formation de la couche qui recouvre le métal.

Les réactions (10) et (6) que l'on rencontre dans le béton armé réagissent selon les équations suivantes :



donnant un composé rouille rouge-brun, l'hématite.



donnant un composé noir, la magnétite.

Si le taux d'oxygène est élevé et le  $\text{pH} > 6$ , alors  $\text{Fe(OH)}_2$  précipite et est rapidement oxydé et hydrolysé en  $\text{Fe(OH)}_3$ . A long terme,  $\text{Fe(OH)}_3$  peut se transformer en goethite par perte d'eau.



Les réactions (2) et (4) sont caractéristiques du couple Métal / Solution.

A l'échelle macroscopique, elles ont lieu simultanément et au même endroit. Un métal est formé d'un réseau d'ions positifs et d'un nuage d'électrons pouvant se déplacer par rapport à ces ions. Lorsque le conducteur électronique (Fe) est en contact avec un conducteur ionique par exemple électrolyte ( $\text{H}_2\text{O}$ ), il constitue une électrode. Les ions superficiels  $\text{Fe}^{2+}$  tendent à passer dans l'eau en abandonnant dans le métal Fe deux charges négatives. Les charges négatives ainsi créées à la surface du métal Fe maintiennent les ions à courte distance et il se forme ainsi une couche d'ions positifs parallèle à la surface du métal. L'interface entre les

deux phases représente pour chacune une très forte perturbation dans la distribution locale de leurs charges électriques, dont la densité moyenne locale est normalement nulle.

Il s'établit ainsi de part et d'autre de l'interface des charges d'espace non nulles, électronique du côté du métal et ionique du côté de la solution. En première approximation, la répartition de ces densités de charge électriques de signe opposé peut être considérée comme située dans deux plans parallèles correspondant à un condensateur électrique (double couche d'Helmutz) [4].

Il existe ainsi entre les deux « plaques » de ce condensateur une différence de potentiel appelée « potentiel d'électrode » ou « potentiel électrochimique » ou « potentiel du métal » (sous entendu par rapport à la solution) et dans tout l'espace concerné un très fort champ électrique local.

Ce champ électrique et le potentiel d'électrode associé influent naturellement sur les transferts de charge électriques entre les deux phases métal et solution, c'est à dire sur les deux réactions (2) et (4). En sens inverse, ces transferts modifient les charges d'espace et donc la différence de potentiel du condensateur.

Même si les deux réactions (2) et (4) sont indépendantes, elles engendrent et subissent toutes les deux le même type d'interaction avec les grandeurs électriques potentiel et courant. Elles sont donc mutuellement couplées par leurs effets électriques.

De même pour la relation entre potentiel et courant (interaction en boucle) : le potentiel  $U$  influence le courant  $i$ , comme d'habitude en électricité, et le transfert de charges par le courant qui circule, influence en retour la distribution de ces charges, et donc le potentiel. [5]

## I-2 CINETIQUE DE CORROSION

La vitesse de corrosion est fonction de plusieurs paramètres qui dépendent du métal et du milieu (gazeux, liquide, diphasique). Ces paramètres sont les suivants: la composition du métal, l'homogénéité, la microstructure, le fini de surface, la composition chimique du milieu, la température, le pH, la concentration en oxygène et autres gaz.

Dans le cas d'une électrode composite c'est-à-dire d'une surface métallique qui possède des piles locales (régions anodiques et cathodiques) la vitesse de corrosion dépend essentiellement du courant de corrosion ( $i_{\text{corr}}$ ) qui s'établit entre la région anodique et cathodique. La vitesse de corrosion (taux de corrosion) peut être déterminée par la méthode Méthodes classiques et Méthodes électrochimiques.

### I-2.1 Méthodes classiques :

La vitesse de corrosion peut être exprimée en termes de perte de masse, de réduction d'épaisseur ou de densité de courant. Elle peut être simplement définie à partir des analyses suivantes :

#### I-2.1.1 Mesures de perte de masse :

Dans le cas d'une perte de masse  $\Delta m$  au cours d'une durée  $\Delta t$ , on exprime la vitesse de corrosion  $V_{\text{corr}}$  par la relation :

$$V_{\text{corr}} = \Delta m / \rho \cdot S \cdot \Delta t$$

Avec  $V_{\text{corr}}$  : vitesse de corrosion (cm / an)

$\Delta m / \Delta t$  : perte de masse par unité de temps (g/an)

$\rho$  : masse volumique du métal (g/cm<sup>3</sup>)

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

Dosages de la concentration de cations  $Mn^{+}$  en solution :

$$V_{\text{corr}} = \Delta C \cdot V / \rho \cdot S \cdot \Delta t$$

avec :  $\Delta C / \Delta t$  = variation de concentration en ions métalliques dans la solution par unité de temps (g/L/an)

V : volume de solution (L)

- Exploitation de la réaction de réduction, à condition qu'il n'y ait qu'un seul moteur de corrosion. Par exemple, dans le cas de la corrosion d'un acier en milieu acide, la mesure du dégagement d'hydrogène permet de quantifier l'endommagement.

$$V_{\text{corr}} = \Delta V_{\text{H}_2} \cdot M / V_{\text{mol}} \cdot \rho \cdot S \cdot \Delta t \quad (\text{pour un cation divalent})$$

Avec  $\Delta V_{\text{H}_2} / \Delta t$  = volume d'hydrogène dégagé par unité de temps (L/an)

$V_{\text{mol}}$  : volume molaire (22,4 L/mol), dans les conditions normales de température et de pression)

M : masse molaire de l'acier (g/mol)

Remarque : dans le cas où le cation  $Mn^{+}$  n'est pas divalent, il convient de tenir compte de l'équilibre des charges entre les réactions anodiques et cathodiques.

### I-2.1.2 Mesure de perte d'épaisseur :

Effectuée par mesure directe, elle nécessite d'avoir accès à la surface se corrodant. Des mesures ultrasonores facilitent l'obtention de l'information, qui reste cependant ponctuelle, tant du point de vue géométrique que temporel. [6]

## I-2. 2 Méthodes électrochimiques

Cette méthode utilise le phénomène de polarisation électrochimique pour déterminer un courant de corrosion.

### I-2.2.1 Equation de Butler-Volmer

La vitesse des réactions électrochimiques est reliée au courant  $i$  et une réaction ne peut se produire que dans un domaine de potentiel. On peut donc relier le courant (paramètre cinétique) et le potentiel (paramètre thermodynamique).

D'un point de vue cinétique, la vitesse d'une réaction électrochimique correspond au transfert d'un certain nombre d'électrons à l'interface matériau métallique/solution. [7]

On peut donc l'évaluer à partir de la densité de courant et des cinétiques de chacune des réactions anodiques et cathodiques. La vitesse globale dépend de la cinétique de l'étape la plus lente qui contrôle l'ensemble du processus.

La vitesse d'une réaction dépend du transfert de charge, du transfert de matière (diffusion) et du transport de matière (convection).

En supposant qu'il n'y a pas d'agitation de l'électrode (pas de convection), la vitesse de la réaction électrochimique du système métal/électrolyte dépendra de la cinétique du transfert d'électrons et de la cinétique du transfert de masse qui contrôle les concentrations interfaciales.

Soit la réaction :



A l'équilibre, la vitesse globale est nulle :

$$V_{\text{Ox}} = V_{\text{Red}} = V_0 \quad V_0 = \frac{i}{nFA} \quad \text{II- (2)}$$

Le courant électrique  $i$  traversant l'interface électrochimique dépend de la vitesse du processus et s'exprime ainsi [8] .

$$V_0 = \frac{i}{nFA} = k_{\text{Ox}} \cdot C_{\text{Red}} - k_{\text{Red}} C_{\text{Ox}} \quad \text{II-(3)}$$

Avec :

$$k_{\text{Ox}} = k * \exp\left[\frac{(1-\alpha)nF(E-E^0)}{RT}\right] \quad \text{II-(4)}$$

$$k_{\text{Red}} = k * \exp\left[\frac{-\alpha n F (E - E^0)}{RT}\right] \quad \text{II-(5)}$$

A :aire de l'électrode en cm<sup>2</sup>.

$k_{\text{Ox}}$  et  $k_{\text{Red}}$  : Constantes de vitesse du processus d'oxydation et de réduction.

$C_{\text{Red}}$  et  $C_{\text{Ox}}$  : concentration de Ox et de Red à la surface de l'électrode .

La notion de potentiel d'électrode est liée à la notion d'équilibre. Les conditions hors d'équilibre se caractérisent par la production constante d'entropie interne (2<sup>ème</sup> principe de la thermodynamique)  $\Delta G$ .

Hors équilibre, il existe une différence entre le potentiel E (lorsqu'un courant circule) et le potentiel de repos  $E_0$  appelée surtension  $\eta$ .

Il a été démontré que  $\eta$  est directement reliée à  $\Delta G = E - E_0$  [5].

En posant les hypothèses d'une cinétique de 1<sup>er</sup> ordre, on a :

$$V_{\text{Red}} = \frac{i_{\text{Red}}}{n.F} \quad \text{II-(6)}$$

$$V_{\text{Ox}} = \frac{i_{\text{Ox}}}{n.F} \quad \text{II- (7)}$$

On obtient l'équation de Butler-Volmer simplifiée :

$$i = i^0 \exp\left[\frac{(1-\alpha)nF\eta}{RT}\right] - \exp\left[\frac{-\alpha nF\eta}{RT}\right] \quad \text{II-(8)}$$

### I-2.2.2 Droites de Tafel :

Lorsque la différence entre le potentiel E et  $E_0$  appelée surtension  $\eta$  est suffisamment élevée, la réaction anodique ou la réaction cathodique devient négligeable devant l'autre.

Pour une surtension anodique  $\eta_a$  on a :

$$i=i_a = i^0 \exp\left(\alpha \frac{nF}{RT} \eta_a\right) \quad \text{II-(9)}$$

Pour une surtension cathodique  $\eta_c$ , on a :

$$i=i_c = i^0 \exp\left(\alpha \frac{nF}{RT} \eta_c\right) \quad \text{II-(10)}$$

Dans ces relations, on peut définir les coefficients de Tafel anodique et cathodique par :

$$\beta_a = \frac{RT}{\alpha nF} \quad \text{et} \quad \beta_c = \frac{RT}{(1-\alpha)nF} \quad \text{II-(11)et(12)}$$

On a dans ce cas :

$$\eta_a = \beta_a \text{Ln}(i_a/i^0) \quad \text{II-(13)}$$

et

$$\eta_c = \beta_c \text{Ln}(i_c/i^0) \quad \text{II- (14)}$$

Pour la branche anodique :

$$\log_{10} (i_a) = \frac{\eta_a}{2.3\beta_a} + \log_{10}(i^0) \quad \text{II-(15)}$$

Pour la branche cathodique :

$$\log_{10} (i_c) = \frac{-\eta_c}{2.3\beta_c} + \log_{10}(i^0) \quad \text{II-(16)}$$

Ces relations sont les droites de Tafel anodique et cathodique qui décrivent les limites anodique et cathodique de l'équation générale de Butler-Volmer (8).

L'équation de Butler-Volmer (8) et l'équation de Tafel (9) permettent de tracer les droites de Tafel  $\ln(i)=f(E)$  (figure I-2) et d'en déduire le courant d'échange  $i^0$  et le

potentiel  $E_{eq}$ . L'intersection des droites anodique et cathodique, extrapolées au potentiel de corrosion, donne la densité de courant d'échange ou courant de corrosion  $i_{corr}$  ( $\text{mA}\cdot\text{cm}^{-2}$ ) à l'équilibre. [3]

Les domaines de potentiels pour lesquels la courbe rejoint les droites de Tafel sont les domaines de Tafel anodique et cathodique (figure I-5).

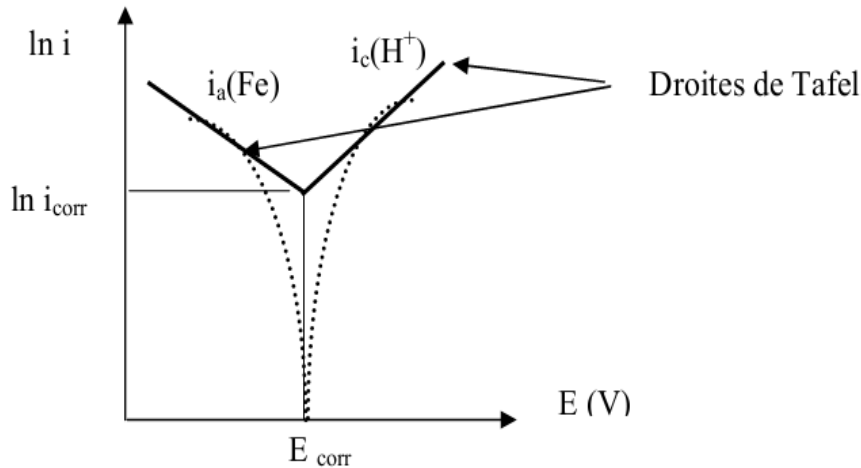


Figure I- 2 : Graphe Droites de Tafel d'après [3]

### a) Polarisation potentiodynamique

La technique de polarisation potentiodynamique est l'une des principales techniques électrochimiques utilisée pour en apprendre davantage sur les comportements de corrosion d'un matériau dans un électrolyte spécifique. Cette technique est rapide, précise et reproductible. Comme son nom l'indique, cette technique s'effectue en imposant un potentiel sur l'électrode de travail et en faisant un balayage de celui-ci pendant un intervalle de potentiel désiré. L'intervalle de potentiel est choisi en fonction de l'information que l'on cherche à extraire. Il existe deux méthodes expérimentales pour la détermination de la vitesse de corrosion :

- (1) la mesure de la résistance de polarisation en faisant un balayage de  $\pm 20 \text{ mV}$  par rapport au potentiel de corrosion,
- (2) l'extrapolation des droites de Tafel qui elle nécessite un balayage de quelques centaines de mV par rapport au potentiel de corrosion.

L'extrapolation des droites de Tafel vers le potentiel de corrosion donne la valeur du courant de corrosion  $i_{\text{corr}}$ . La Figure 1 montre un graphique typique, son extrapolation ainsi que toutes les valeurs extraites pendant l'analyse.

Une fois le balayage terminé, les pentes des deux parties linéaires de la courbe sont tracées. Le point de croisement de ces deux courbes est associé à deux valeurs importantes; le potentiel de corrosion, c'est-à-dire la même valeur qui est obtenue pendant la technique de potentiel à circuit ouvert, et le courant de corrosion.

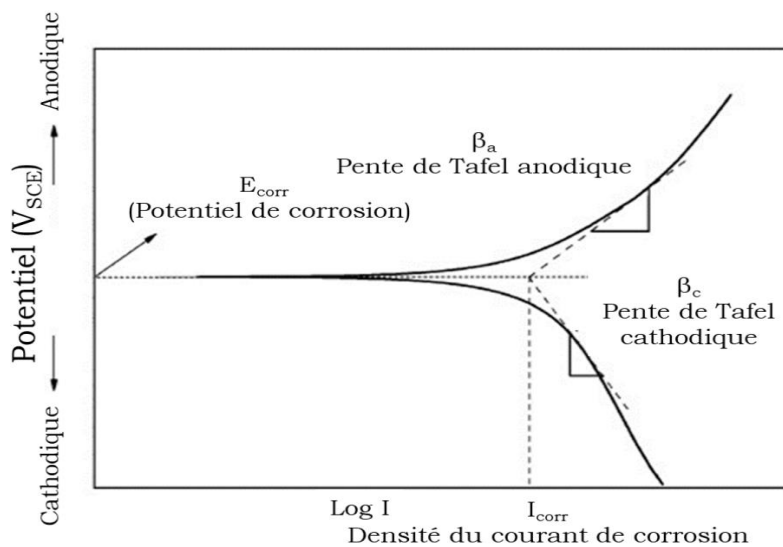


Figure I-3 : Extrapolation de Tafel, courbe et valeurs

Les techniques traditionnelles pour déterminer la vitesse de dégradation, par exemple la technique de perte de masse, sont plus simples, mais souvent longues à réaliser, surtout lorsqu'il est question d'analyser des matériaux résistants à la corrosion. La technique de perte de masse peut prendre plusieurs semaines à réaliser alors que la Polarisation potentiodynamique ne prend que quelques heures. Comme toute chose, la technique de Polarisation potentiodynamique possède certaines limitations. McCafferty a répertorié cinq limitations concernant cette technique. Premièrement, au moins une des branches de la courbe de polarisation doit être sous le contrôle d'activation. Deuxièmement, il existe une région de Tafel anodique et cathodique bien définie, et ce sur au moins une décade de courant. Troisièmement, les réactions anodiques et cathodiques qui font leur apparition au potentiel de corrosion sont les seules réactions présentes pendant la détermination de la courbe de polarisation. Quatrièmement, la corrosion est

uniforme et il n'y a aucune corrosion localisée. Cinquièmement, la courbe de polarisation est déterminée pendant le régime permanent, c'est-à-dire à  $E_{corr}$ . [9]

### **II-2.2.3 déterminer la vitesse de corrosion :(par Extrapolation des droits de Tafel)**

La vitesse d'une réaction de corrosion électrochimique est définie par le nombre d'électrons échangés par unité de temps ou le nombre de coulombs de charges électriques qui circulent par unité de temps. Donc on peut dire que cette vitesse est égale à l'intensité du courant électrique qui circule dans le circuit d'électrolyse et qui est le même à tout instant en tous points du circuit [10].

C'est donc une grandeur mesurable, le nombre d'électrons échangés étant proportionnel à la place de l'intensité ; la densité de courant électrique  $i$  par rapport à l'intensité  $I$  à la surface  $S$  d'électrode ( $I= i/S$ ) [10].

On est ainsi amené à caractériser les réactions de corrosion électrochimiques pouvant se produire avec un système donné par la relation entre l'intensité du courant électrique (ou la densité du courant) et le potentiel par une courbe dite courbe intensité-potentielle  $I=f(E)$ . Au laboratoire, on peut tracer des courbes «potentiel-densité du courant »à l'aide d'un appareillage approprié (potentiostat). La courbe potentiel-densité du courant, appelée courbe globale, intègre les phénomènes cathodique et anodique et représente l'effet global qui est la somme algébrique des courbes élémentaires [10].

#### **➤ Extrapolation des droits de Tafel :**

Cette méthode consiste à utiliser les parties anodiques et cathodiques de la courbe de Tafel dans le but d'obtenir la valeur de potentiel de corrosion et la valeur correspondante de la densité de courant de corrosion [11].

L'équation de Butler-Volmer pour un système ne comporte qu'une seule réaction anodique et cathodique est comme suit :

$$i = i_{corr} \exp\left(\frac{\eta}{\beta_a}\right) - i_{corr} \exp\left(-\frac{\eta}{\beta_c}\right) \quad \text{II-(17)}$$

L'extrapolation de la droite de Tafel vers le potentiel, fournit alors la valeur de la densité de courant de corrosion  $i_{\text{corr}}$ . Puis par la loi de Faraday on détermine la vitesse de corrosion de l'échantillon au repos dans la solution corrosive .

Par exemple: la région de Tafel cathodique de l'équation de Butler-Volmer correspond l'équation suivant [12]:

$$i = -i_{\text{corr}} \exp\left(-\frac{\eta}{\beta_c}\right) \quad \text{II-(18)}$$

Au potentiel de corrosion ( $\eta = 0$ ) le courant de corrosion vaut  $i = i_{\text{corr}}$  et la vitesse de corrosion :

$$v_{\text{corr}} = \frac{i_{\text{corr}}}{nFA} \quad \text{II-(19)}$$

$$i_{\text{corr}} = \frac{I_{\text{corr}}}{A} \quad \text{II-(20)}$$

A: la surface de l'électrode de travail [ $\text{cm}^2$ ].

F: nombre de Faraday=96500 coulombs.

n: nombre d'électrons.[12]

# Chapitre II

## Travail Expérimental

## **II-1.Introduction**

Ce chapitre contient la partie expérimentale de notre étude et les discussions des résultats ,la méthode électrochimique (droite de Tafel) sera appliquée dans le but de mesurer la vitesse de corrosion.

## **II-2. Matériel et méthodes**

Cette section est destinée à représenter les matériaux utilisés ainsi que le fonctionnement du potentiostat (Voltmaster 4 ).

### **II -2.1. Préparation de la solution:**

Nous préparons une solution de Nacl avec différentes concentrations, de sorte que les concentrations varient de 0,5% à 5,5%

### **II-2.2. Préparation de l'échantillon de l'acier :**

L'échantillon testé est obtenus à partir des pipes l'acier de nuances X70,de la compagnie nationale de transport des hydrocarbures (SONATRACH, Algérie) , ce sont des aciers au carbone faiblement alliés .l'acier X70contient une faible lencur de carbone (0.0722) .la composition chimique est détaillée au tableau II.1 [13]

**Tableau II.1:** Composition chimique d'acier au carbone X70 .[13]

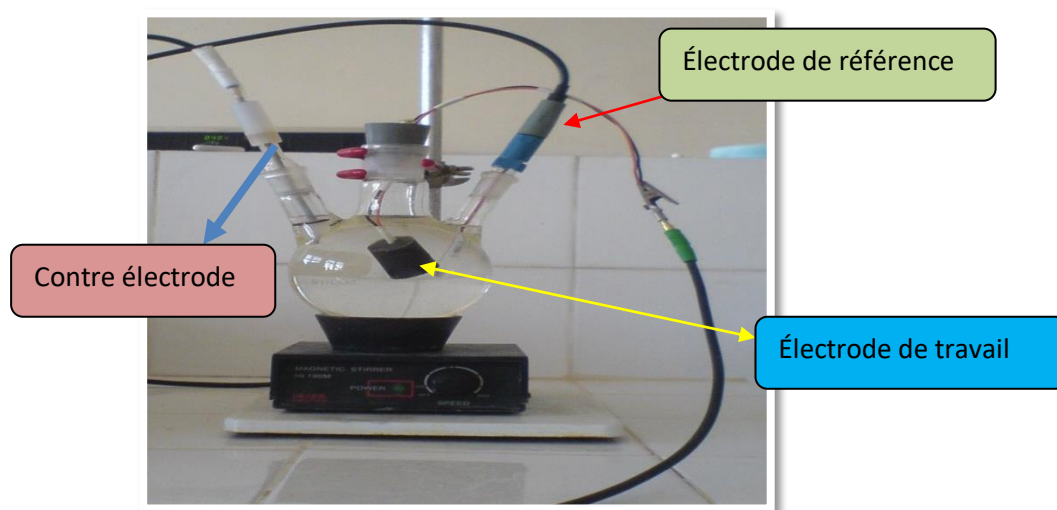
<b>Elément</b>	Cr	Ni	Mn	Si	Cu	Co	V
<b>Fraction</b>	0.0054	0.0622	1.665	0.3152	0.0213	0.0159	0.0665
	S	P	Ti	Al	Mo	Nb	<b>C</b>
	0.0091	0.0089	0.0039	0.0343	0.0123	0.0321	<b>0.0722</b>

### **II-2.3. Polissage:**

Un prétraitement indispensable de la surface de l'électrode de travail doit être fait avant chaque expérience électrochimique. L'électrode de travail doit être polie par un papier abrasif. Le papier abrasif utilisé à une finesse de 400 et 800 en fin 12000  $\mu\text{m}$ . Après le lavage à l'eau, l'échantillon d'acier est rincé à l'eau distillée et finalement séché .

## II-2.4. Cellule électrochimique

Une cellule électrochimique est un appareil utilisé pour étudier les phénomènes électriques des réactions chimiques. Il se compose de trois électrodes. La cellule utilisée pour les tests électrochimiques est un ballon tricol d'une capacité de 100 ml. Dans la cellule, trois électrodes sont insérées, qui sont l'électrode de travail (substrat), l'électrode de référence et la contre-électrode. Les électrodes sont insérées et maintenues à température ambiante et dans une atmosphère bien ventilée. Avant chaque expérience, la cellule a été rincée à l'eau distillée et séchée avec du papier absorbant.



**Figure II-1.** Photo d'un montage de la cellule électrochimique.

### II-2.4.1 Électrode de travail

Electrode de travail en acier X70, sa forme et sa méthode de préparation est décrite précédemment

L'électrode est constituée d'un cylindre en fer avec une surface active = 1 cm<sup>2</sup>, et le cylindre est inséré de force au centre d'une pointe en Téflon (PolyTétraFluoroÉthylène). L'électrode est nettoyée par polissage avec du papier de verre.

L'électrode est sensée posséder la même surface active à chaque fois.

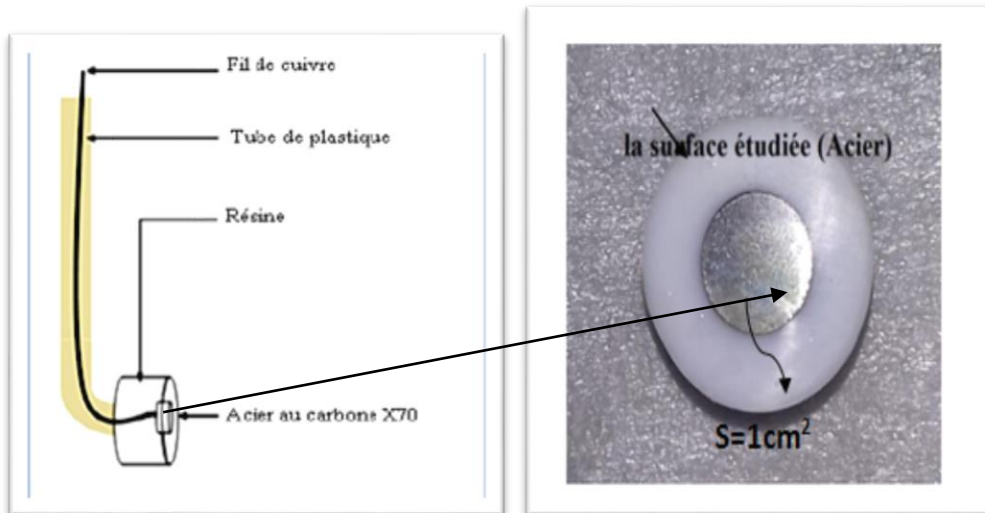


Figure II-2. : Schéma de l'électrode à disque (EDT)

#### II-2.4.2 Électrode de référence (ER)

C'est une électrode qui possède un potentiel spécifique et constant, ce qui permet d'imposer un potentiel précisément défini à l'électrode de travail. Les électrodes de références que nous avons utilisées pour mesurer la tension de l'électrode de travail est une électrode au calomel saturée (ECS) en milieu NaCl et (ESS) en milieu K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Elle doit être placée le plus près possible de l'électrode de travail afin de limiter les erreurs de mesures dues à la chute ohmique (Figure.II.3).

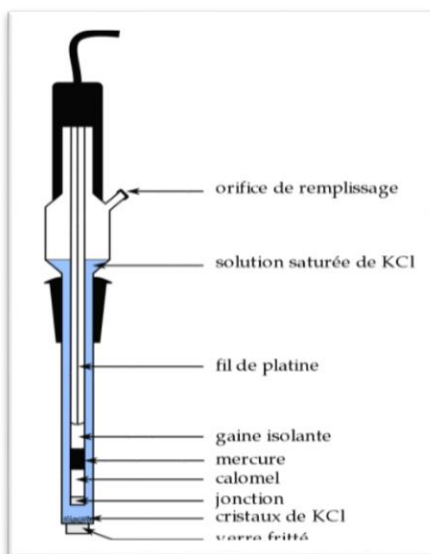


Figure II-3. Schéma de principe d'une électrode au calomel saturée (ECS).

### **II-2.4.3 Contre électrode (CE)**

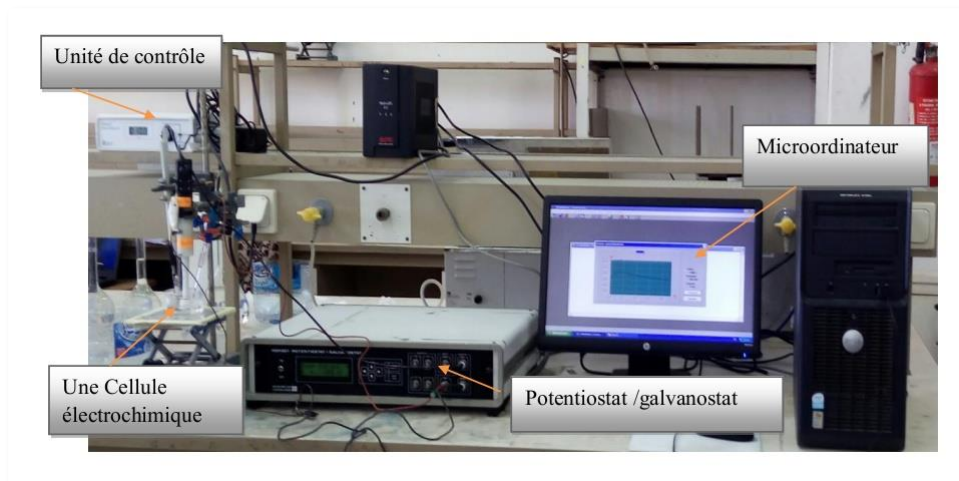
Aussi appelée électrode auxiliaire, c'est une électrode inattaquable, constituée d'une grille de platine circulaire (métal inerte), son rôle est d'assurer le passage de courant dans la cellule d'électrolyte (montage électrochimique à trois électrodes). Sa position dans la cellule doit tenir compte des lignes de champ électrique très concentré au voisinage d'électrode de travail.



**Figure II-4:** Electrode d'auxiliaire.

### **II-2.5.Montages expérimentaux pour les mesures électrochimiques**

Les études électrochimiques ont été réalisées par potentiostats. Le montage (Figure II.5) est constitué d'un système d'asservissement PGP201 potentiostat/galvanostat de marque RADIOMETER COPENHAGEN.



**Figure II-5.** Dispositifs expérimentaux de mesure potentiodynamique, potentiostatique et galvanostatique.

Ce potentiostat est piloté par un micro-ordinateur doté d'un logiciel Voltmaster 1 et 4 permettant le traitement des données pour établir les relations entre potentiel, le courant et le temps, dans le but de déterminer les différents paramètres électrochimiques.

## **II- 2.6. Méthode d'étude électrochimique**

Dans ce travail on a utilisé Méthode Voltamétrie linéaire (courbe de polarisation)

### **II-2.6.1). La voltammétrie (Courbe courant-potentiel)**

Une courbe courant-potentiel permet d'étudier, pour un système constitué d'une électrode de travail et d'un électrolyte donné, la cinétique globale du système. Celle-ci résulte à la fois de la cinétique de la réaction électrochimique (appelée aussi cinétique du transfert de charge) et de la cinétique du transport de matière dans l'électrolyte. La courbe de polarisation de l'interface métal-solution est une caractéristique fondamentale de la cinétique électrochimique.

### **II-2.7.Mesure de potentiel libre :**

Les courbes de polarisation nécessitent la connaissance du potentiel libre. Après différents essais, nous avons opté pour une immersion de l'échantillon pendant une durée de 60 minutes. Ce temps est suffisant pour obtenir une stabilisation satisfaisante du potentiel libre.

### **II-2.8. Courbe de polarisation :**

Le tracé de la courbe de polarisation a été effectué dans un domaine de potentiel correspondant à [-400 mV à - 700 mV], et nous avons opté à une vitesse de balayage égale à 30 mV/ min. Cette vitesse, nous permet d'obtenir une bonne reproductibilité des résultats sans masquer les phénomènes à étudier.

### **II-2.9. Droites de Tafel**

La loi de Tafel exprime une linéarité entre la surtension ( $\eta$ ), qui peut se définir comme étant une variation de la différence de potentiel métal-solution du à l'effet d'un courant électrique, et le logarithme de la densité de courant ( $i$ ) par la relation suivante:

Avec  $\eta \gg 0$  dans le domaine anodique :

$$i = i_{\text{corr}} \exp \left[ \frac{\alpha n F (E - E_{\text{corr}})}{RT} \right] \quad \text{Eq -1}$$

$$\ln i = \ln i_{\text{corr}} \left[ \frac{\alpha n F (E - E_{\text{corr}})}{RT} \right] \quad \text{Eq-2}$$

Et on obtient alors :

$$E - E_{\text{corr}} = \frac{(\ln i - \ln i_{\text{corr}}) RT}{\alpha n F} \quad \text{Eq-3}$$

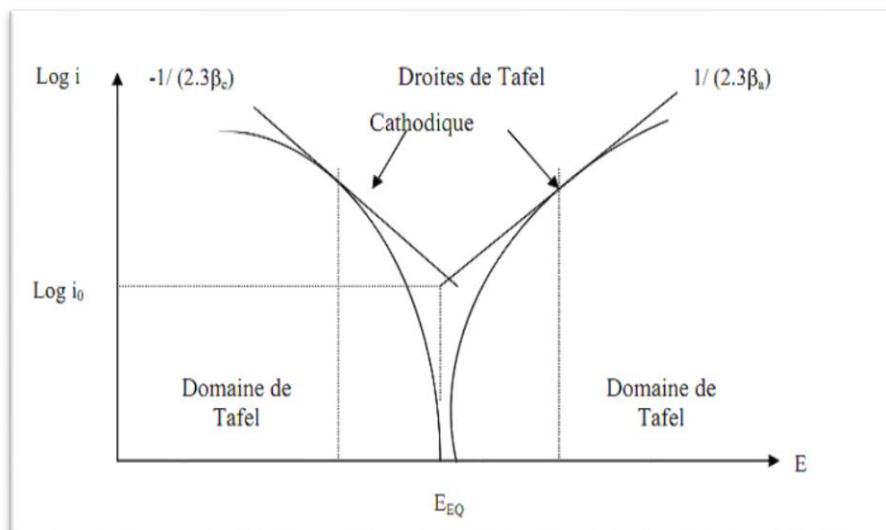
On remarque une relation linéaire qu'on peut écrire sous la forme

$$\eta = \alpha + \beta \cdot \log i \quad \text{Eq-4}$$

$\eta$  : la surtension.

$\alpha$  et  $\beta$ : constantes dépendantes du système métal/électrolyte.

$i$ : la densité du courant.



**Figure II-6:** Courbe  $\text{Log } i$  en fonction de  $E$  et droite de Tafel (Échelle semi-Log) [14]

La figure II.6 : illustre la relation de Tafel. À partir du moment où une seule réaction intervient (anodique ou cathodique), chaque courbe est une droite correspondant aux droites de Tafel.

En extrapolant ces droites, on obtient un point d'inter section correspondant à la valeur du potentiel de corrosion ( $E_{\text{corr}}$ ) et du courant de corrosion ( $i_{\text{corr}}$ ). Cette loi n'est valide que pour des valeurs de surtensions finies, positives ou négatives, non voisines de zéro.

En général, la zone de linéarité de la courbe de polarisation peut être observée pour des valeurs de surtensions (positives ou négatives) comprises entre 50 mV et 300 mV de chaque côté du potentiel de corrosion [15].

Les courbes  $i = f(E)$  sont déterminées en appliquant un balayage de potentiel variable à l'électrode de travail par rapport à une électrode de référence, et mesurer l'intensité du courant (la densité du courant) correspondante qui circule entre l'électrode du travail et l'électrode auxiliaire pour chaque valeur de potentiel [16]. Le balayage du potentiel est réalisé par un potentiostat/galvanostat Radiomètre (PGP201), relié à un ordinateur qui permet l'acquisition des données. Ces données sont traitées grâce au logiciel VoltaMaser1et 4. Les courbes de polarisation anodiques et cathodiques, potentiodynamiques, sont enregistrées à une vitesse de balayage de 1mV/s, après 60 minutes d'immersion de l'électrode dans la solution. Les pentes

de Tafel cathodiques (bc) et anodiques (ba) et les densités de courant de corrosion sont obtenues graphiquement par l'intersection des droites de Tafel anodique et cathodique extrapolées au potentiel de corrosion, en estimant que la cinétique des réactions électrochimiques responsables de la corrosion est limitée par l'étape de transfert de charge.

➤ **Les paramètres à choisir dans la méthode de Tafel :**

Smoothing :	<input type="text" value="9"/>	
Calcul.zone :	<input type="text" value="90"/>	mV
Segment :	<input type="text" value="55"/>	mV
Atomic mass :	<input type="text" value="55.85"/>	g
Valence :	<input type="text" value="2"/>	
Density :	<input type="text" value="7.8"/>	

**Figure II- 7:** Paramètres nécessaires au traçage des droites des Tafel.

- **Lissage** : lisser la valeur du courant mesuré (entre 1 et 9) si besoin. Par exemple, la valeur 5 implique un lissage sur 11 points. Une moyenne est faite sur 11 points pour chaque point de la courbe.
- **Zone de calcul** : Zone considérée pour le tracé de la courbe en logarithme (60 mV: +/-30 mV autour du potentiel libre)
- **Segment** : Segment utilisé pour le tracé des tangentes
- **Masse atomique/Valence/Densité** : Paramètres utilisés dans le calcul de la vitesse de corrosion (en mm/an ou converti ( $\mu\text{m}/\text{an}...$ )).

➤ **Les paramètres calculés ou obtenus par la méthode de Tafel :**

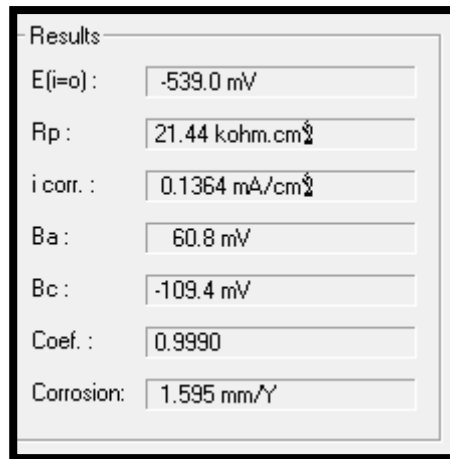


Figure II- 8 : Résultats de obtenus, par le méthode deTafel.

- **Potentiel de corrosion** : obtenu sur l'axe des abscisses à l'intersection des tangentes
- **Rp, Résistance de polarisation (aussi déterminée par la méthode de Stern)** : elle est égale à la pente  $\Delta E / \Delta I$  de la courbe de polarisation. Plus la valeur de la résistance de polarisation est élevée, plus l'intensité du courant de corrosion est faible.
- **Courant de corrosion**: obtenu sur l'axe des ordonnées à l'intersection des tangentes.
- **$\beta_a$  et  $\beta_c$**  : Coefficient de Tafel anodique et cathodique. Obtenus sur les tangentes de Tafel : la pente de la tangente cathodique est égale à :  $-1/ \beta_a$  et la pente de la tangente anodique est égale à  $1/ \beta_c$
- **Vitesse de corrosion** (Corrosion ou taux de corrosion) en mm/an .

### III-Résultats et discussion

Dans ce travail, nous nous sommes intéressés à l'étude de l'effet de la teneur en chlorure de sodium sur la vitesse de corrosion du fer.

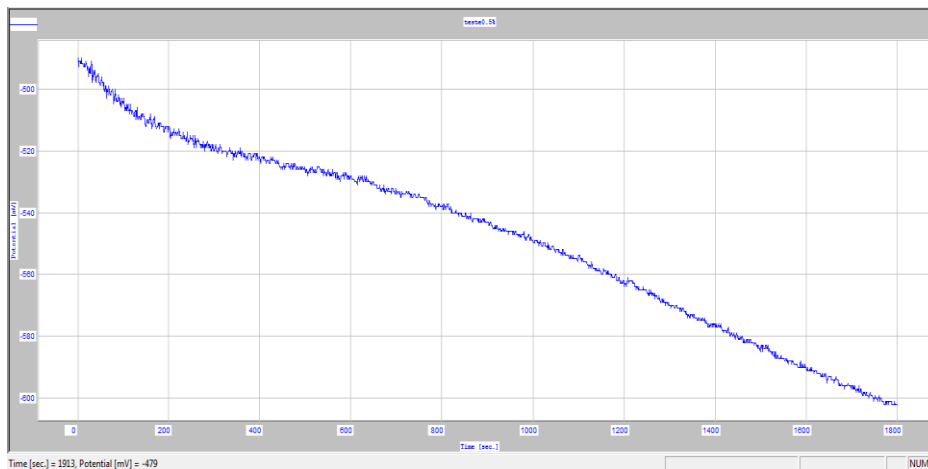
Dans cette partie, et comme nous l'avons déjà cité, nous allons étudier l'influence de la concentration en NaCl dans l'électrolyte, sur la vitesse de corrosion du type d'acier examiné.

Pour cela, des tests potentiodynamiques sont réalisés, sur en prennent des électrolytes avec un intervalle de concentrations qui s'étend fréquemment de 0.5% jusqu'à 5.5%, après une mesure du potentiel libre pendant 60min.

On va commencer par la première valeur de concentration, qui s'agit de 0.5% en NaCl, représentant la valeur minimale de concentration, pour laquelle on commence notre étude (voir **fig. III.1**)

#### III-1. Milieu de 0.5% en NaCl

La mesure du potentiel d'abandon est présentée sur la figure suivante :

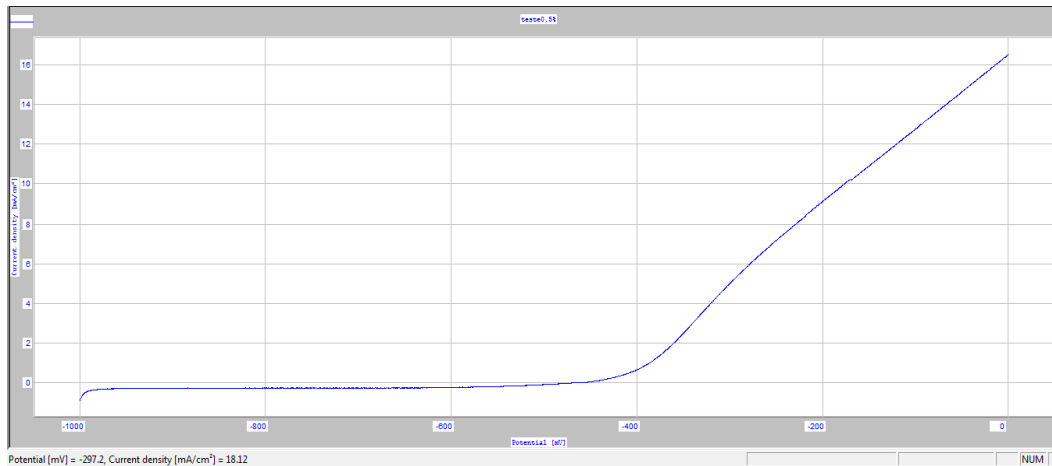


**Figure III-1** : Courbes de potentiel libre de l'acier X70, dans un milieu de 0.5% en NaCl, obtenues à température ambiante.

La variation du potentiel d'abandon est partiellement identique, au début le potentiel diminue rapidement, ensuite, et surtout après 60min, on remarque qu'il se stabilise un petit peu. D'après ces courbes on peut en déduire que le potentiel de

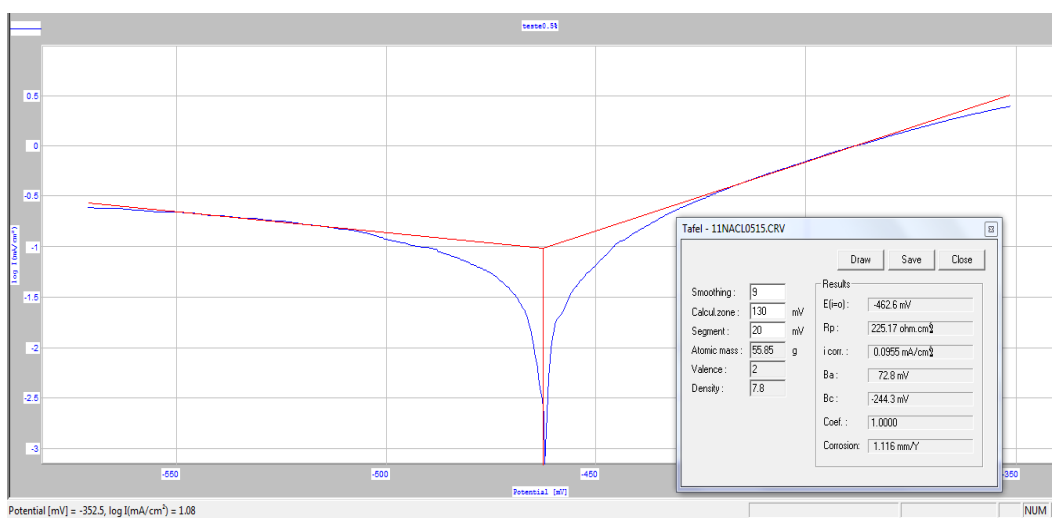
corrosion de l'acier X70, dans un milieu de 0.5% en NaCl, se situe entre  $-600$ , et  $-490.7$  mV.

La figure III-2, présente la courbe de polarisation, obtenue pour 0.5% de concentration de sel pour l'acier X70, réalisées après immersion, de l'électrode de travail, de 60min.



**Figure III-2 :** Courbes de polarisation **linéaire** de l'acier X70, dans un milieu de 0.5% en NaCl, obtenues à température ambiante.

Afin de pouvoir tracer les droites de Tafel, pour la détermination de la vitesse de corrosion, cette dernière est transformée dans sa forme semi logarithmique ( $\text{Log}|i|=f(E)$ ), illustrée sur la figure III-3.



**Figure III-3 :** Courbes de polarisation **semi logarithmique** de l'acier X70, dans un milieu de 0.5% en NaCl, obtenues à température ambiante.

Le **tableau III.1**, résume les valeurs électrochimiques, à savoir, la densité de courant de corrosion ( $i_{cor}$ ), le potentiel de corrosion ( $E_{cor}$ ), la vitesse de corrosion ( $v_{cor}$ ).

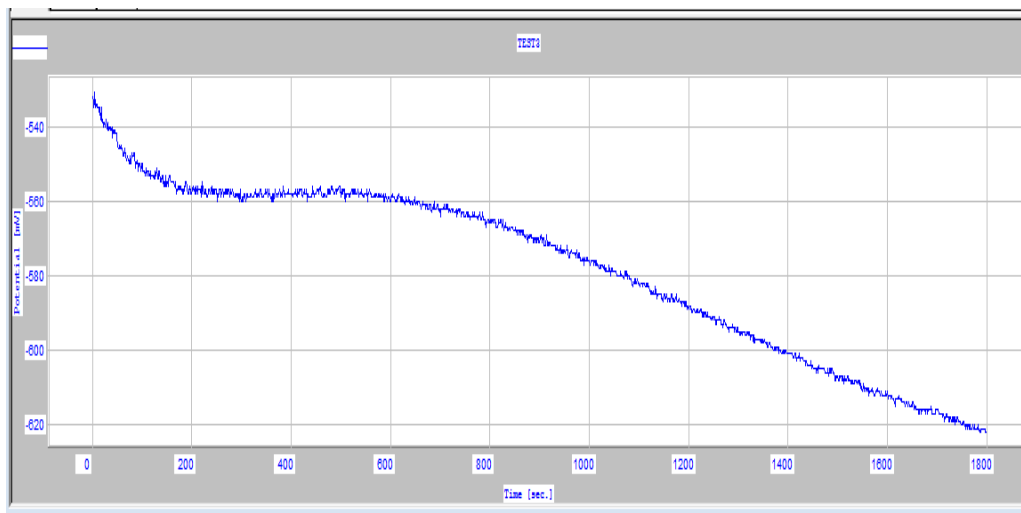
**Tableau III .1** . Paramètres électrochimique relatifs à la corrosion de l'acier X70 dans un milieu peu acide de concentration de chlorure de sodium de **0.5%**, à température ambiante, et après 60min d'immersion.

[NaCl] en%	Lissage	Domaine [mV]	Segment [mV]	$E_{cor}$ [mV]	$i_{cor}$ [mA/ cm <sup>2</sup> ]	$v_{cor}$ [mm/An]
0.5	9	130	20	-462.6	0.0955	1.116
	9	90	50	-482.3	0.0956	1.118

On remarque que les résultats obtenus dans le tableau précédent, sont relativement proches, ce qui confirme la reproductibilité des résultats. On peut dire aussi que la valeur de la vitesse de corrosion de l'acier X70 dans 0.5% en NaCl, est dans les alentours de 1.11mm/an.

### III-2. Milieu de 1.5% en NaCl

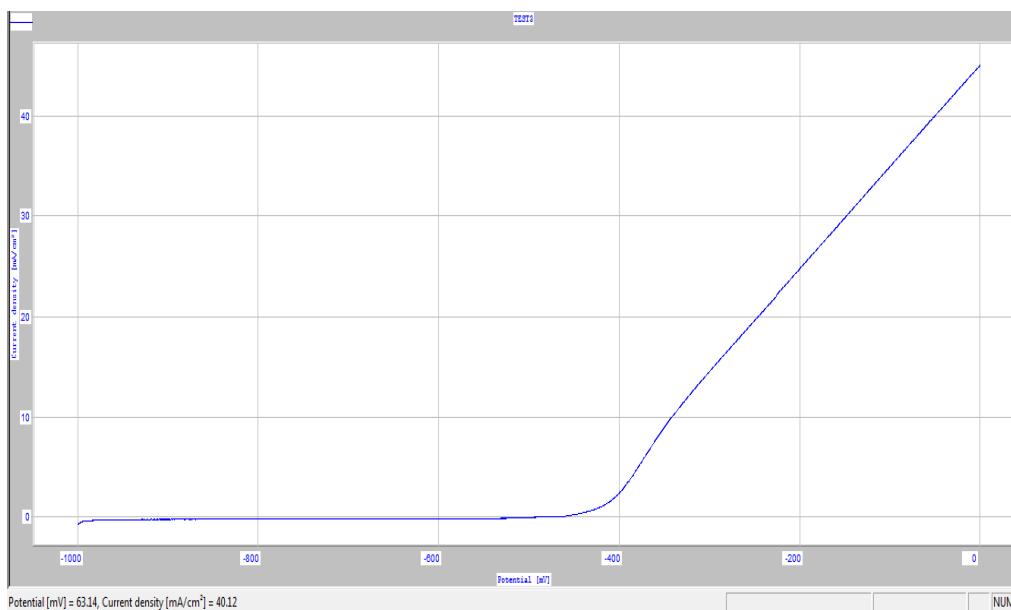
La mesure du potentiel d'abandon est présentée sur la figure suivante :



**Figure III-4** : Courbes de potentiel libre de l'acier X70, dans un milieu de 1.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.

La variation du potentiel d'abondant est partiellement identique, au début le potentiel diminue rapidement, ensuite, et surtout après 60min, on remarque qu'il se stabilise un petit peu. D'après ces courbes on peut en déduire que le potentiel de corrosion de l'acier X70, dans un milieu de 1.5% en NaCl, se situe entre  $-621$ , et  $-529.1$  mV.

La figure III-5, présente la courbe de polarisation, obtenue pour 1.5 % de concentration de sel pour l'acier X70, réalisées après immersion, de l'électrode de travail, de 60min.



**Figure III-5** : Courbes de polarisation **linéaire** de l'acier X70, dans un milieu de 1.5% en NaCl, obtenues à température ambiante.

Afin de pouvoir tracer les droites de Tafel, pour la détermination de la vitesse de corrosion, cette dernière est transformée dans sa forme semi logarithmique ( $\text{Log}|i|=f(E)$ ), illustrée sur la figure III-6.

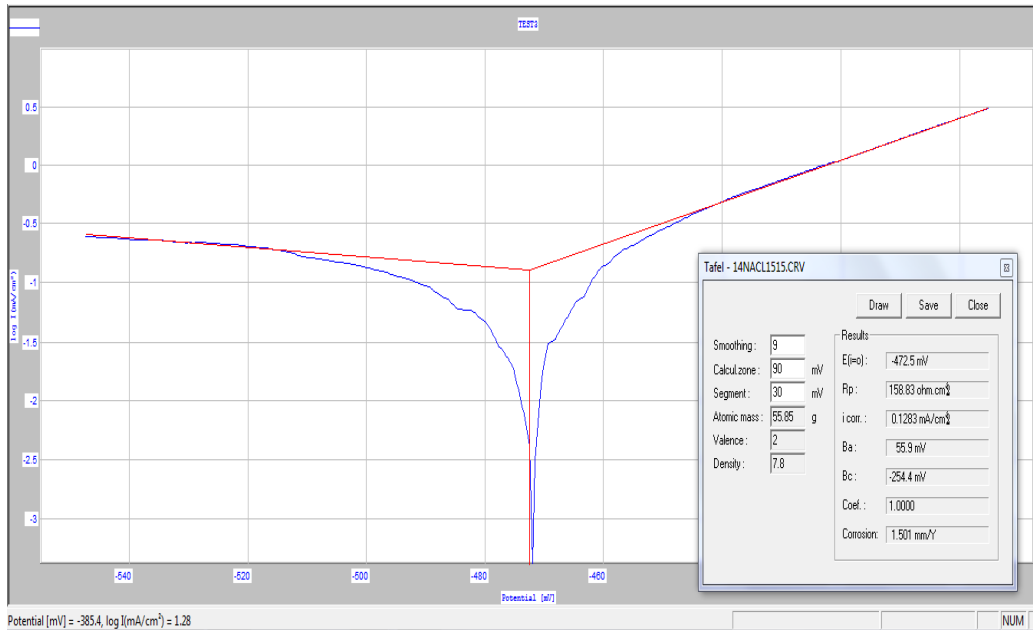


Figure III-6 : Courbes de polarisation **semi logarithmique** de l’acier X70, dans un milieu de 1.5% en NaCl, obtenues à température ambiante.

Le **tableau III.2**, résume les valeurs électrochimiques, à savoir, la densité de courant de corrosion ( $i_{cor}$ ), le potentiel de corrosion ( $E_{cor}$ ), la vitesse de corrosion ( $V_{cor}$ ).

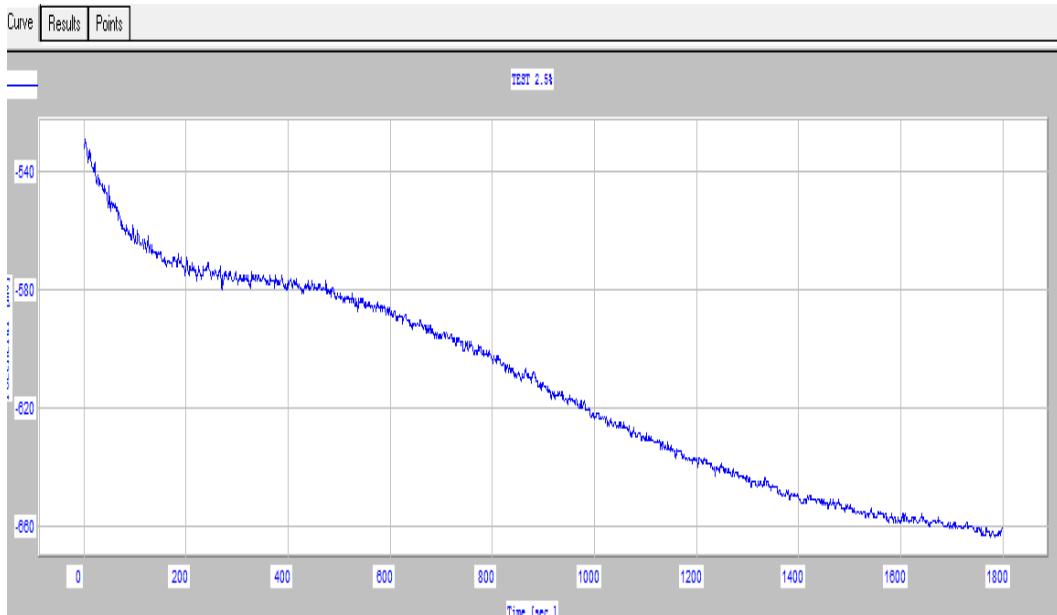
**Tableau III.2** . Paramètres électrochimique relatifs à la corrosion de l’acier X70 dans un milieu peu acide de concentration de chlorure de sodium de **1.5 %**, à température ambiante, et après 60min d’immersion.

[Nacl] en%	lissage	Domaine [mV]	Segment [mV]	$E_{corr}$ [mV]	$i_{corr}$ [mA/cm <sup>2</sup> ]	$V_{corr}$ [mm/An]
1.5	9	90	30	-472.5	0.1283	1.501
	9	90	18	-505.7	0.1245	1.456

On remarque que les résultats obtenus dans le tableau précédent, sont relativement proches, ce qui confirme la reproductibilité des résultats. On peut dire aussi que la valeur de la vitesse de corrosion de l'acier X70 dans 1.5 % en NaCl, est dans les alentours de 1.5 mm/an.

### **III-3. Milieu de 2.5 % en NaCl**

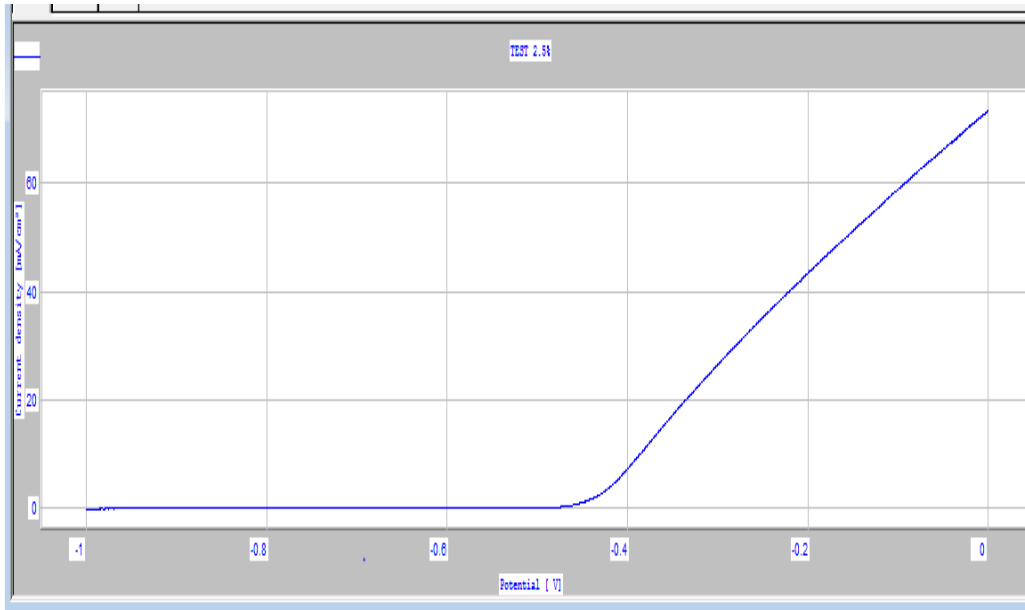
La mesure du potentiel d'abandon est présentée sur la figure suivante :



**Figure III-7** : Courbes de potentiel libre de l'acier X70, dans un milieu de 2.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.

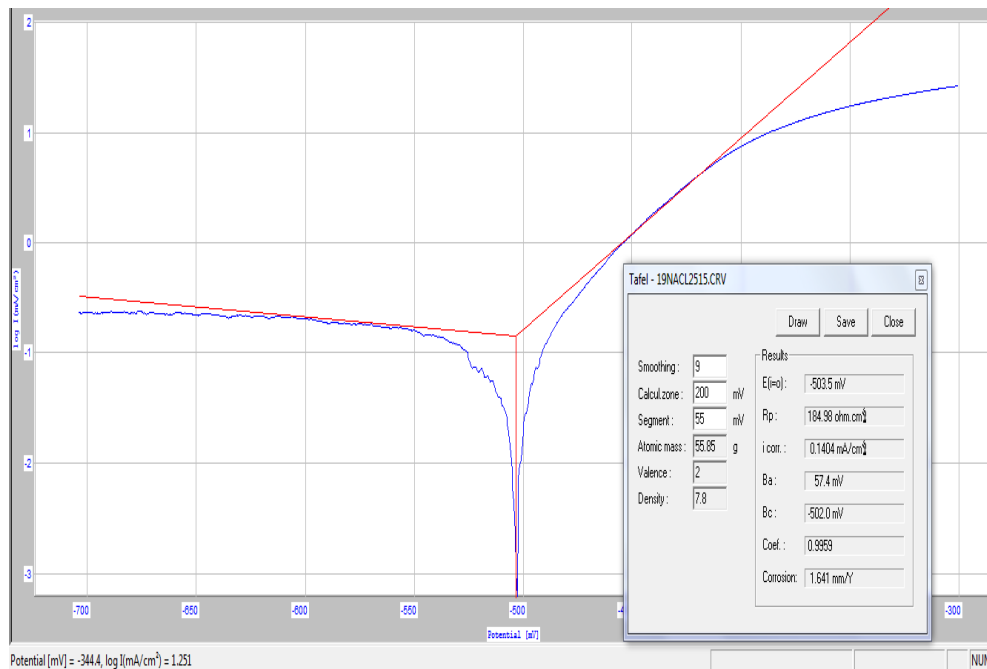
La variation du potentiel d'abandon est partiellement identique, au début le potentiel diminue rapidement, ensuite, et surtout après 60min, on remarque qu'il se stabilise un petit peu. D'après ces courbes on peut en déduire que le potentiel de corrosion de l'acier X70, dans un milieu de 2.5 % en NaCl, se situe entre -661.7, et -529.5mV.

La figure III-8, présente la courbe de polarisation, obtenue pour 2.5 % de concentration de sel pour l'acier X70, réalisées après immersion, de l'électrode de travail, de 60min.



**Figure III-8** : Courbes de polarisation **linéaire** de l'acier X70, dans un milieu de 2.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.

Afin de pouvoir tracer les droites de Tafel, pour la détermination de la vitesse de corrosion, cette dernière est transformée dans sa forme semi logarithmique ( $\text{Log}|i|=f(E)$ ), illustrée sur la **figure III-9**.



**Figure III-9** : Courbes de polarisation **semi logarithmique** de l'acier X70, dans un milieu de 2.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.

Le **tableau III.3**, résume les valeurs électrochimiques, à savoir, la densité de courant de corrosion ( $i_{cor}$ ), le potentiel de corrosion ( $E_{cor}$ ), la vitesse de corrosion ( $v_{cor}$ ).

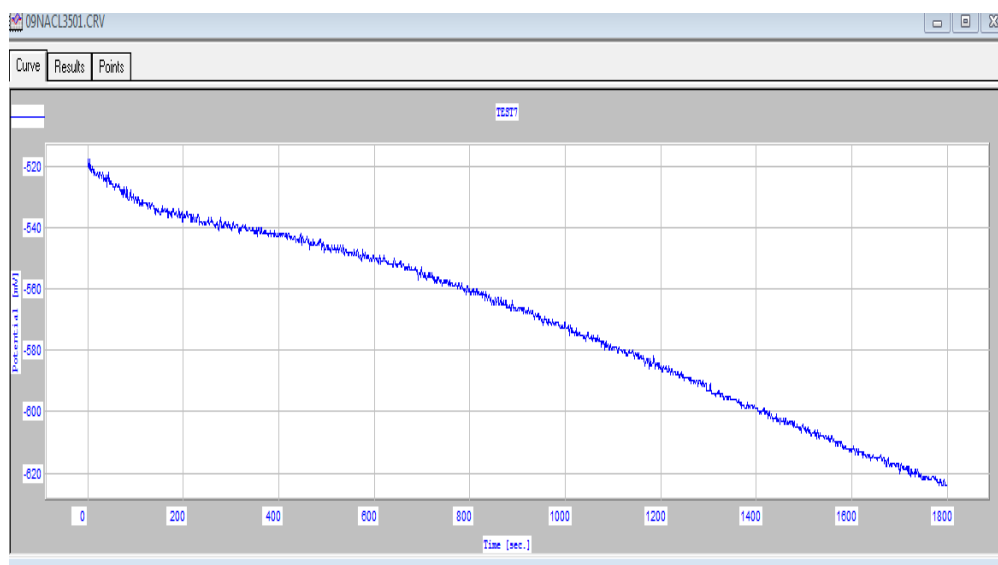
**Tableau III.3** . Paramètres électrochimique relatifs à la corrosion de l'acier X70 dans un milieu peu acide de concentration de chlorure de sodium de **2.5%**, à température ambiante, et après 60min d'immersion.

[NaCl] en%	Lissage	Domaine [mV]	Segment [mV]	$E_{cor}$ [mV]	$i_{cor}$ [mA/cm <sup>2</sup> ]	$v_{cor}$ [mm/An]
2.5	9	200	150	-510.9	0.1369	1.601
	9	200	55	-503.5	0.1404	1.641

On remarque que les résultats obtenus dans le tableau précédent, sont relativement proches, ce qui confirme la reproductibilité des résultats. On peut dire aussi que la valeur de la vitesse de corrosion de l'acier X70 dans 2.5 % en NaCl, est dans les alentours de 1.6 mm/an.

### III-4. Milieu de 3.5 % en NaCl

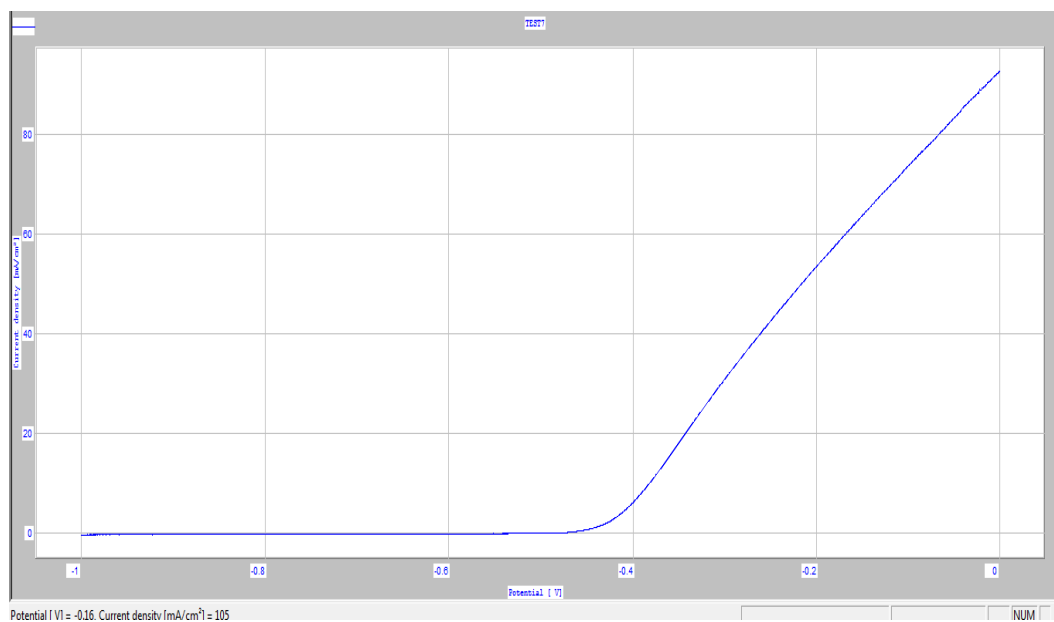
La mesure du potentiel d'abandon est présentée sur la figure suivante :



**Figure III-10** : Courbes de potentiel libre de l'acier X70, dans un milieu de 3.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.

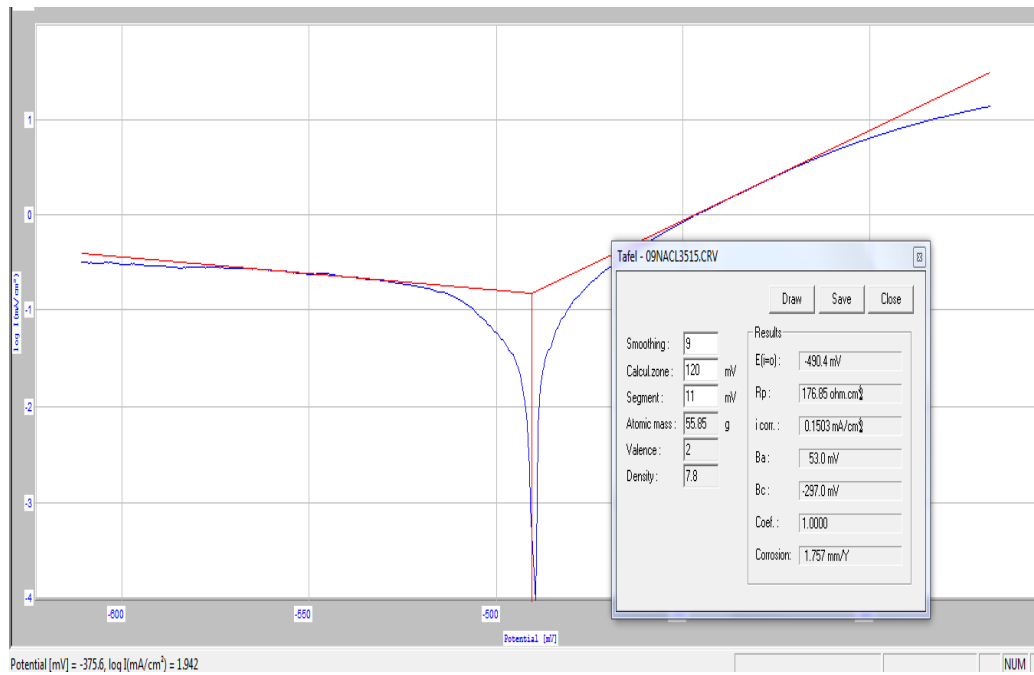
La variation du potentiel d'abondant est partiellement identique, au début le potentiel diminue rapidement, ensuite, et surtout après 60min, on remarque qu'il se stabilise un petit peu. D'après ces courbes on peut en déduire que le potentiel de corrosion de l'acier X70, dans un milieu de 3.5 % en NaCl, se situe entre  $-623.8$ , et  $-520\text{mV}$ .

La figure III- 11, présente la courbe de polarisation, obtenue pour 3.5 % de concentration de sel pour l'acier X70, réalisées après immersion, de l'électrode de travail, de 60min.



**Figure III-11** : Courbes de polarisation **linéaire** de l'acier X70, dans un milieu de 3.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.

Afin de pouvoir tracer les droites de Tafel, pour la détermination de la vitesse de corrosion, cette dernière est transformée dans sa forme semi logarithmique ( $\text{Log}|i|=f(E)$ ), illustrée sur la **figure III-12**.



**Figure III-12** : Courbes de polarisation **semi logarithmique** de l’acier X70, dans un milieu de 3.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.

Le **tableau III .4**, résume les valeurs électrochimiques, à savoir, la densité de courant de corrosion ( $i_{cor}$ ), le potentiel de corrosion ( $E_{cor}$ ), la vitesse de corrosion ( $V_{cor}$ ).

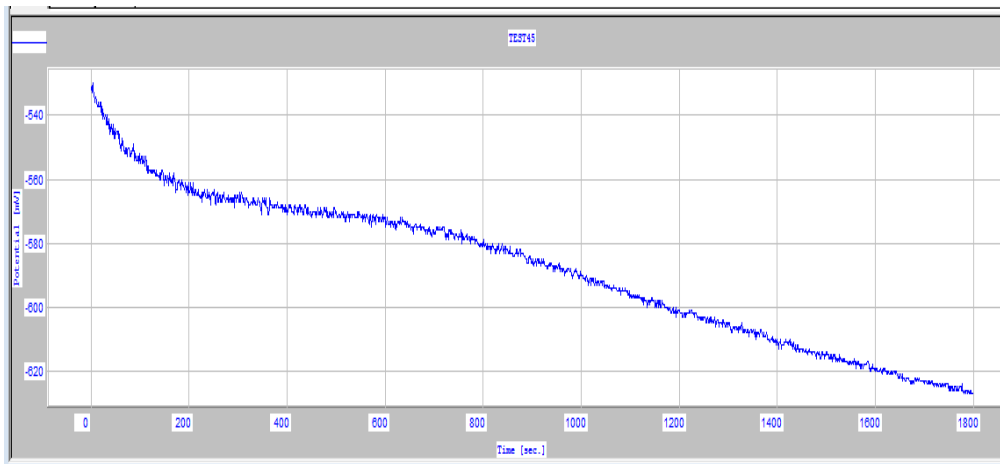
**Tableau III.4** . Paramètres électrochimique relatifs à la corrosion de l’acier X70 dans un milieu peu acide de concentration de chlorure de sodium de **3.5%**, à température ambiante, et après 60min d’immersion.

[NaCl] en%	Lissage	Domaine [mV]	Segment [mV]	$E_{corr}$ [mV]	$i_{corr}$ [mA/cm <sup>2</sup> ]	$V_{corr}$ [mm/An]
3.5	9	120	11	-490.4	0.1503	1.757
	9	200	90	-490.4	0.1439	1.683

On remarque que les résultats obtenus dans le tableau précédent, sont relativement proches, ce qui confirme la reproductibilité des résultats. On peut dire aussi que la valeur de la vitesse de corrosion de l’acier X70 dans 3.5 % en NaCl, est dans les alentours de 1.7 mm/an.

### III-5. Milieu de 4.5 % en NaCl

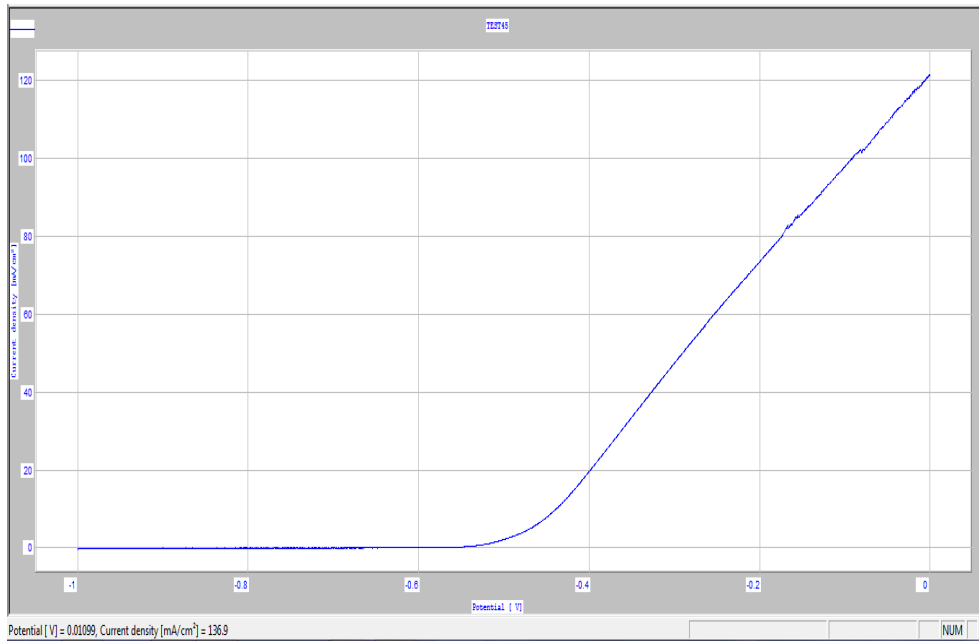
La mesure du potentiel d'abandon est présentée sur la figure suivante :



**Figure III-13** : Courbes de potentiel libre de l'acier X70, dans un milieu de 4.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.

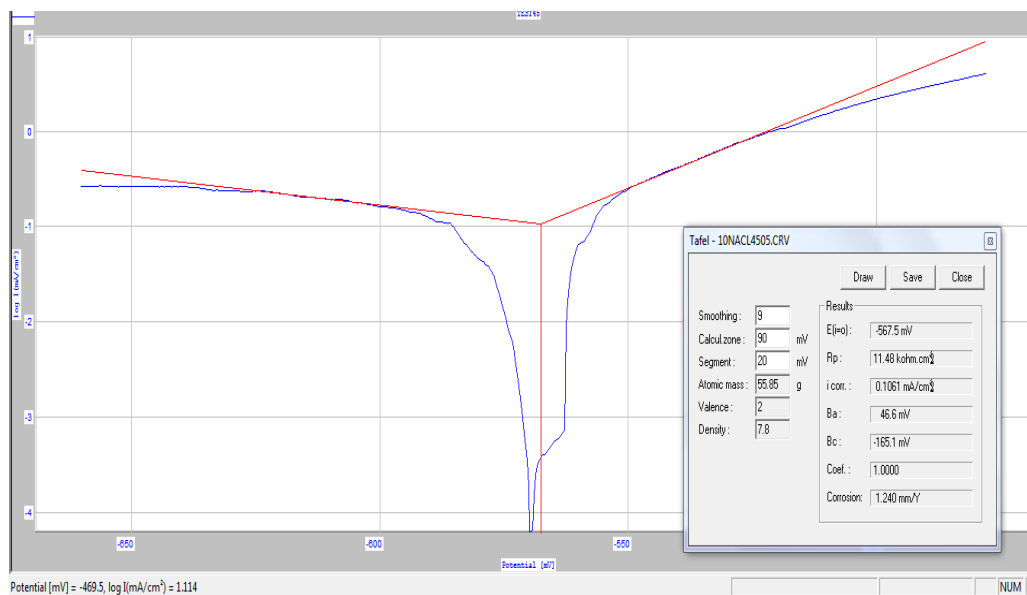
La variation du potentiel d'abondant est partiellement identique, au début le potentiel diminue rapidement, ensuite, et surtout après 60min, on remarque qu'il se stabilise un petit peu. D'après ces courbes on peut en déduire que le potentiel de corrosion de l'acier X70, dans un milieu de 4.5 % en NaCl, se situe entre  $-627.6$ , et  $-530.5$  mV.

La figure III-14, présente la courbe de polarisation, obtenue pour 4.5 % de concentration de sel pour l'acier X70, réalisées après immersion, de l'électrode de travail, de 60min.



**Figure III-14** : Courbes de polarisation **linéaire** de l'acier X70, dans un milieu de 4.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.

Afin de pouvoir tracer les droites de Tafel, pour la détermination de la vitesse de corrosion, cette dernière est transformée dans sa forme semi logarithmique ( $\text{Log}|j|=f(E)$ ), illustrée sur la **figure III-15**.



**Figure III-15** : Courbes de polarisation **semi logarithmique** de l'acier X70, dans un milieu de 4.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.

Le **tableau III.5**, résume les valeurs électrochimiques, à savoir, la densité de courant de corrosion ( $i_{cor}$ ), le potentiel de corrosion ( $E_{cor}$ ), la vitesse de corrosion ( $v_{cor}$ ).

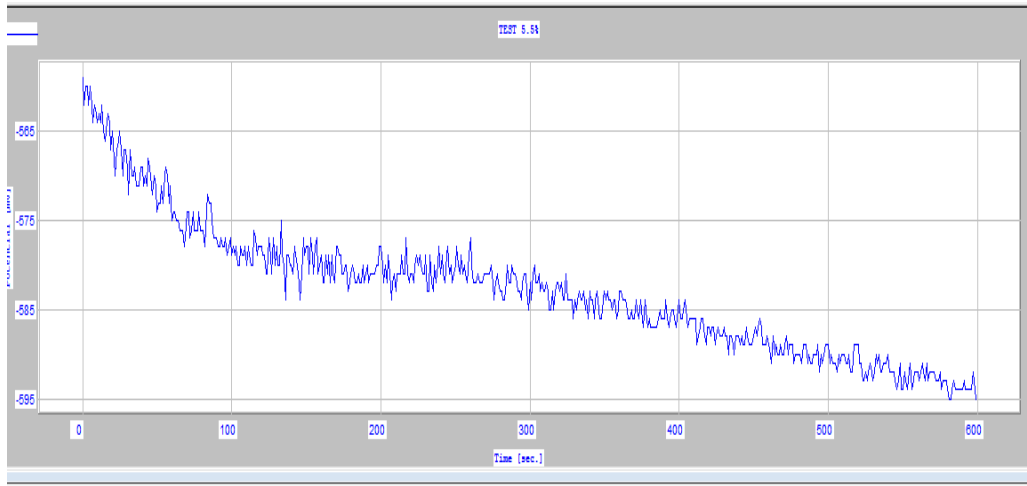
**Tableau III.5**, Paramètres électrochimique relatifs à la corrosion de l'acier X70 dans un milieu peu acide de concentration de chlorure de sodium de 4.5%, à température ambiante, et après 60min d'immersion.

[NaCl] en %	lissage	Domaine [mV]	Segment [mV]	$E_{cor}$ [mV]	$i_{cor}$ [mA/cm <sup>2</sup> ]	$v_{cor}$ [mm/An]
4.5	9	90	20	-567.5	0.1061	1.240
	9	140	30	-519.1	0.1083	1.266

On remarque que les résultats obtenus dans le tableau précédent, sont relativement proches, ce qui confirme la reproductibilité des résultats. On peut dire aussi que la valeur de la vitesse de corrosion de l'acier X70 dans 4.5 % en NaCl, est dans les alentours de 1.26 mm/an.

### **III-6. Milieu de 5.5 % en NaCl**

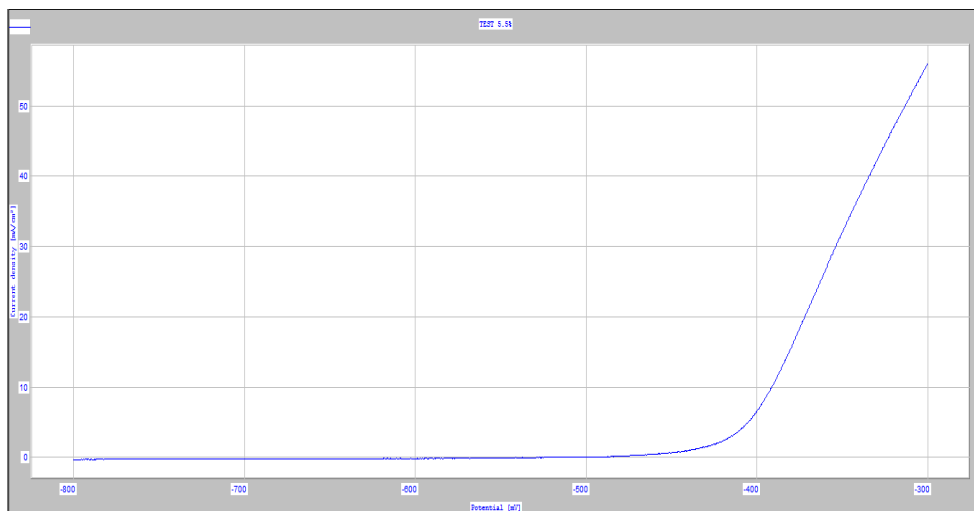
La mesure du potentiel d'abandon est présentée sur la figure suivante :



**Figure III-16** : Courbes de potentiel libre de l'acier X70, dans un milieu de 5.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.

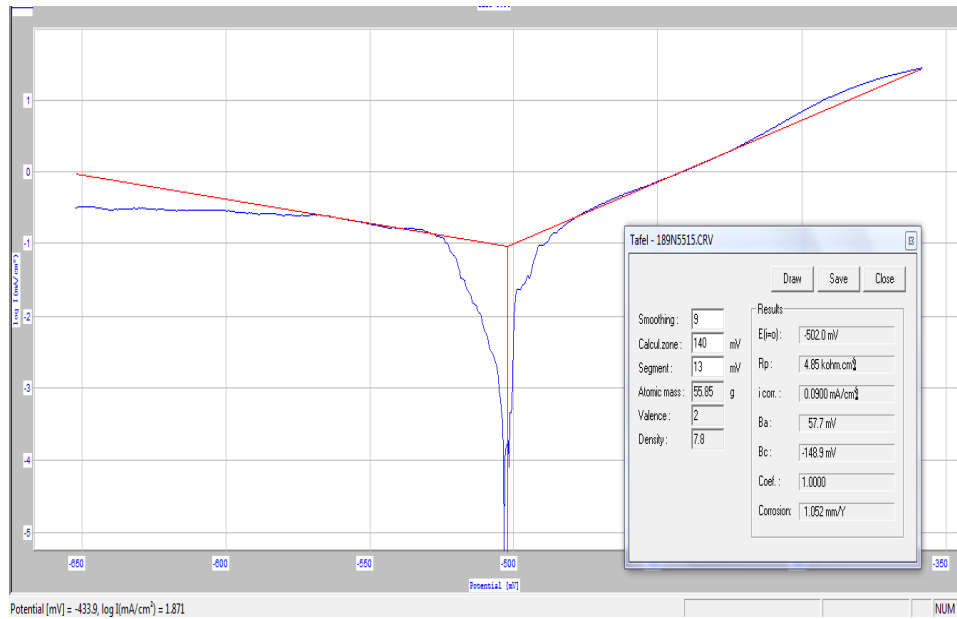
La variation du potentiel d'abondant est partiellement identique, au début le potentiel diminue rapidement, ensuite, et surtout après 60min, on remarque qu'il se stabilise un petit peu. D'après ces courbes on peut en déduire que le potentiel de corrosion de l'acier X70, dans un milieu de 5.5 % en NaCl, se situe entre  $-580$ , et  $-520$ mV.

La figure III-17, présente la courbe de polarisation, obtenue pour 5.5 % de concentration de sel pour l'acier X70, réalisées après immersion, de l'électrode de travail, de 60min.



**Figure III-17** : Courbes de polarisation **linéaire** de l'acier X70, dans un milieu de 5.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.

Afin de pouvoir tracer les droites de Tafel, pour la détermination de la vitesse de corrosion, cette dernière est transformée dans sa forme semi logarithmique ( $\text{Log}|i|=f(E)$ ), illustrée sur la **figure III-18**.



**Figure III-18** : Courbes de polarisation **semi logarithmique** de l'acier X70, dans un milieu de 5.5 % en NaCl, obtenues à température ambiante.

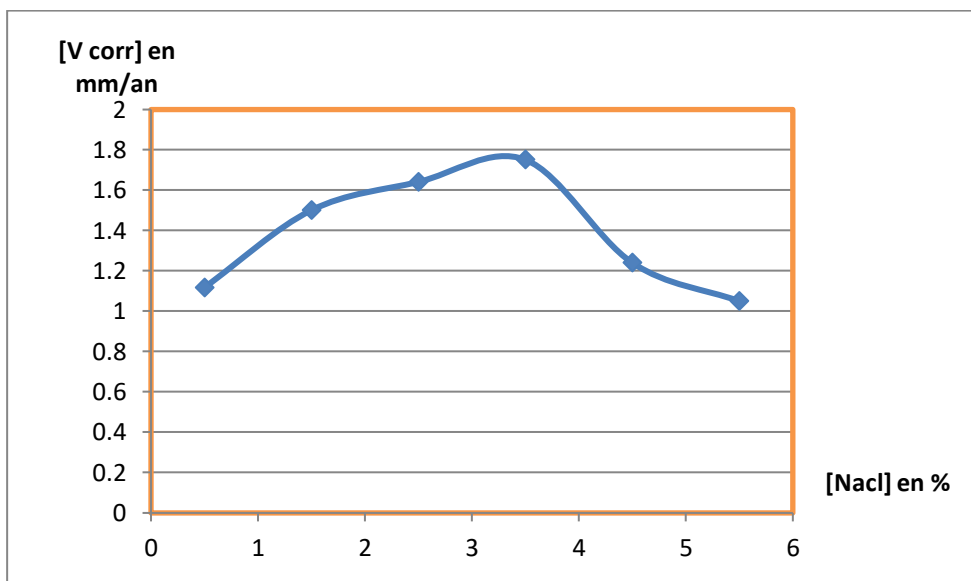
Le **tableau III.6**, résume les valeurs électrochimiques, à savoir, la densité de courant de corrosion ( $i_{\text{cor}}$ ), le potentiel de corrosion ( $E_{\text{cor}}$ ), la vitesse de corrosion ( $V_{\text{cor}}$ ).

**Tableau III.6** . Paramètres électrochimique relatifs à la corrosion de l'acier X70 dans un milieu peu acide de concentration de chlorure de sodium de **5.5%**, à température ambiante, et après 60min d'immersion.

[NaCl] en%	lissage	Domaine [mV]	Segment [mV]	$E_{\text{corr}}$ [mV]	$i_{\text{corr}}$ [mA/cm <sup>2</sup> ]	$V_{\text{corr}}$ [mm/An]
5.5	9	140	13	-502.0	0.0900	1.052
	9	90	75	-507.0	0.0987	1.15

On remarque que les résultats obtenus dans le tableau précédent, sont relativement proches, ce qui confirme la reproductibilité des résultats. On peut dire aussi que la valeur de la vitesse de corrosion de l'acier X70 dans 5.5 % en NaCl, est dans les alentours de 1.15 mm/an.

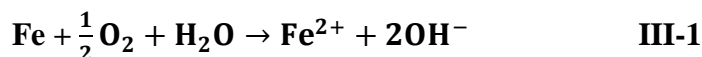
A travers les résultats obtenus précédemment, il nous apparaît clairement que le procédé est caractérisé par deux étapes, comme le montre la figure 3-19, où apparaît l'effet de la concentration en chlorure de sodium sur la corrosion du fer. En analysant cette courbe, on constate une modification de l'électrode de travail qui conduit à une augmentation de la vitesse de corrosion avec une augmentation de la concentration de chlorure de sodium de 0,5% à une concentration de 3,5% où la vitesse de corrosion maximale (première étape) est atteinte, après quoi la vitesse de corrosion diminue avec l'augmentation de la concentration en chlorure de sodium.



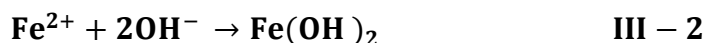
**Figure III- 19:** Une courbe représentant la vitesse de corrosion de l'acier en fonction de la concentration de la solution de NaCl afin qu'elle montre l'effet de la concentration de chlorure de sodium sur la corrosion du fer.

**La première étape :** Elle nous montre que la vitesse de corrosion augmente avec l'augmentation de la concentration en NaCl. La vitesse de corrosion augmente au maximum de 1,7 mm/an de 3,5%. Cela peut s'expliquer par le fait que le courant électrique passe plus facilement et mieux dans l'eau salée que dans l'eau douce, du fait que l'eau salée est une solution électrolytique qui contient un plus grand nombre

d'ions dissous que dans l'eau douce, ce qui signifie que les électrons ont une plus grande liberté de mouvement dans l'eau contenant des sels, et comme le processus de rouille nécessite le transfert d'électrons, les sels agissent pour augmenter la vitesse de rouille, Il aide le fer à réagir avec l'oxygène en démantelant la molécule d'oxygène :



Et pendant les premiers stades de la rouille. Au cours de la réaction, le fer perd des électrons, et en retour, l'oxygène gagne des électrons. Le fer (ions de fer) réagit avec l'eau pour produire de l'hydroxyde de fer, ferrique hydroxyde et hydrogène, composés d'hydroxyde l'eau résultante produit plus de composés de fer et le produit final est de la rouille. [17]



**Dans la deuxième étape**, on remarque une diminution de la vitesse de corrosion avec une augmentation de la concentration en sel et cela est dû à la diminution de la solubilité de l'oxygène dans l'eau et cela explique cela, car la solubilité de l'oxygène dans l'eau diminue avec l'augmentation dans la teneur en chlorure, ce qui conduit à la diffusion de la couche barrière et donc la vitesse de corrosion diminue. Cet effet peut s'expliquer par le fait que l'oxygène joue deux rôles en tant qu'accélérateur et inhibiteur de corrosion. Par conséquent, le fer s'érode plus rapidement dans le NaCl dilué car davantage d'oxygène dissous peut atteindre les régions cathodiques. Au-dessus de 3 % de NaCl, la diminution continue de la solubilité de l'oxygène devient plus importante que tout changement de diffusion de la couche barrière. Ainsi, le taux de corrosion diminue mais un aspect pour l'oxygène est qu'il agit comme un dépolarisant. [17]



Lorsque la concentration d'oxygène augmente, il réagit avec l'hydrogène, et donc la concentration d'hydrogène diminue, de sorte que l'oxygène est dit être un agent dépolarisant.

# CONCLUSION GENERALE

Les travaux présentés dans cette thèse portent sur l'application de la méthode électrochimique (droite de Tafel) .Etude électrochimique de l'effet de la concentration d'une solution de chlorure de sodium, sur la vitesse de corrosion de l'acierX70. Cette méthode utilise le phénomène de polarisation électrochimique pour déterminer un courant de corrosion. L'étude électrochimique proprement dite nous permet de conclure que:

Les travaux réalisés ont abouti à un certain nombre de résultats, il a été constaté que la vitesse de corrosion augmente avec l'augmentation de la concentration en chlorure de sodium(**voir Figure III- 19**), du fait que le courant électrique passe plus facilement et mieux dans l'eau salée, que l'eau douce, car l'eau salée est une solution électrolytique qui contient plus d'ions dissous. C'est dans l'eau douce, ce qui signifie que les électrons sont plus libres de se déplacer dans l'eau contenant des sels, et comme le processus de rouille nécessite le transfert d'électrons, les sels augmentent le taux de rouille. Et le fer aide à réagir avec l'oxygène, ce qui entraîne la rouille. [17]

Après cela, nous remarquons une diminution du taux de corrosion avec une augmentation de la concentration en sel (**voir Figure III- 19**), et cela est dû à la diminution de la solubilité de l'oxygène dans l'eau, comme la solubilité de l'oxygène dans l'eau diminue avec l'augmentation de la teneur en chlorure, ce qui conduit à la diffusion de la couche barrière et donc Le taux d'usure diminue. Cet effet peut s'expliquer par le fait que l'oxygène joue deux rôles en tant qu'accélérateur et inhibiteur de corrosion, mais un aspect de l'oxygène est qu'il agit comme un dépolarisant. La corrosion augmente lorsque la teneur en oxygène atteint une valeur maximale puis diminue lorsque le métal forme une couche protectrice. [17]

Les travaux menés ont conduit à un certain nombre de résultats accompagnés d'interprétations faites à la lumière des expérimentations réalisées, mais il n'en demeure pas moins que cette étude nécessite des améliorations et analyses des produits de corrosion, et des mesures validées de la méthode électrochimique pour déterminer les mécanismes de corrosion, cela aidera à mieux comprendre l'effet du chlorure de sodium.

RÉFÉRENCES  
BIBLIOGRAPHIQUES

- [1] DIETER LANDOLT, corrosion et chimie de surfaces des métaux, traité des matériaux-tome 12, presses polytechniques et universitaires romandes, 1993.
- [2] R. M. LATANISION, materials performance, 26, 9(1987) .
- [3] MORIANDE « électrochimie ». éditions dunod, 2005.
- [4] BRIANT J; « phénomènes d'interface, agents de surface : principe et modes d'action » ; école nationale supérieure du pétrole et des moteurs ; éditions technip ; 3<sup>ème</sup> trimestre 1989
- [5] V. FORTUNE ISABELLE « sensibilité de la technique d'émission acoustique à la corrosion des armatures dans le béton » thèse, université toulouse iii,25 septembre 2009.
- [6] LIONEL JAUBERT ; «étude de la corrosion uniformed'aciers non alliés et inoxydables » thèse préparée au sein du laboratoire de physico-chimie industrielle (lpci), école doctorale matériaux de lyon , 24 septembre 2004, pages 26-27.
- [7] JAUBERT L ; « étude de la corrosion uniforme d'aciers non alliés et inoxydables : utilisation conjointe de l'émission acoustique et des techniques électrochimiques » ; thèse insa lyon ; 2004.
- [8] TORBIERO B ; « développement de micro capteurs électrochimiques pour l'analyse en phase liquide » ; thèse insa toulouse ; novembre 2006.
- [9] SEBASTIEN CHAMPAGNE ; mémoire, « étude des mécanismes de dégradation par méthode électrochimique de métaux biodégradables pour leur utilisation dans les voies urinaires » québec, canada sébastien champagne, 2018.
- [10] G. MILAZZO, "électrochimie", tome 1, 1996.

- [11] N. ARBAOUI, "effet du gradient de température sur la vitesse de corrosion des concentriques de traitement des puits producteurs d'eau albien", mémoire de magister, université de ouargla, 2004, pages 40 -42.
- [12] KIR IMAN ; « étude de l'influence du traitement thermique sur la dissolution anodique d'un acier au carbone en milieu aqueux » ; mémoire master ; université d'el oued ; 2014.
- [13] REGUIBI SAMAH ; « étude de effet de la résistance de l'électrolyte sur le courant de corrosion d'un acier au carbone (x70) » ; mémoire de master ; université amar thelji –Laghout ; septembre 2020.
- [14] M. KHALED, « l'inhibition de la corrosion par des ions dithiolylium synthétisés », mémoire de magister, université d'ouargla, 2009, pages 12-13.
- [15] B. TREMILLON et G. DURAND, électrochimie lois régissant les processus, techniques de l'ingénieur, traité génie des procédés, j 1 60.
- [16] H. MAHFOUD, « inhibition de la corrosion de l'acier (a 516 gr-70) par l'extrait de la plante lamiumflexuosumten dans l'acide chloridrique », mémoire de master, université larbi tebessi, tébessa (2016).
- [17] MOHD FIRDAUS BIN IBRAHIM; effect of different sodium chloride (nacl) concentration on corrosion of coated stee; report; universiti malaysia pahang; june 2013.

تعتبر دراسة التآكل مثيرة للاهتمام ومن المتوقع أن تستمر حيث أن معظم الصناعات لا تزال تستخدم الفولاذ وسبائكها كمادة خام في أجزاء مهمة مثل الأجزاء الهيكلية لحفارات النفط. في هذا المقال تم التحقق من تأثير محتوى كلوريد الصوديوم على سرعة التآكل (معدل التآكل) ، وقد أجريت هذه الدراسة على عينة من الفولاذ X70 مغمورة بتركيزات مختلفة من محلول كلوريد الصوديوم (0.5% ، 1.5% ، 2.5% ، 3.5% ، 4.5% ، 5.5%). أجريت هذه الدراسة بتطبيق الطريقة الكهروكيميائية (خط تافل) ، وتستخدم هذه الطريقة ظاهرة الاستقطاب الكهروكيميائي لتحديد سرعة تيار التآكل. تتيح الدراسة الكهروكيميائية استخلاص عدد معين من النتائج. نلاحظ أن معدل التآكل يزداد مع زيادة تركيز كلوريد الصوديوم لأن التيار الكهربائي يمر بسهولة أكبر وأفضل في المحلول الملحي لأنه عبارة عن محلول إلكتروليتي يحتوي على المزيد من الأيونات الذائبة ، مما يعني أن الإلكترونات أكثر حرية في الحركة. تتطلب عملية الصدأ نقل الإلكترونات ، وبالتالي فإن الأملاح تزيد من معدل التآكل ، وبعد ذلك يحدث انخفاض في معدل التآكل مع زيادة تركيز كلوريد الصوديوم ، نتيجة انخفاض قابلية ذوبان الأكسجين. يتناقص الماء مع زيادة تركيز الملح مما يتسبب في انتشار الطبقة الحاجز وانخفاض معدل التآكل.

**الكلمات المفتاحية:** حديد X70 ، محلول كلوريد الصوديوم ، معدل التآكل ، الطريقة الكهروكيميائية ، خطوط تافل.

## RESUME

L'étude de la corrosion est très intéressante et devrait se poursuivre car la plupart des industries utilisent encore l'acier et ses alliages comme matières premières dans des pièces importantes telles que les pièces structurelles des plates-formes pétrolières et pétrolières et les ponts structurels. Dans cet article, l'effet de la teneur en chlorure de sodium sur le taux de corrosion (taux de corrosion) a été étudié. Cette étude a été menée sur un échantillon d'acier X70 immergé dans différentes concentrations de solution de chlorure de sodium (0,5%, 1,5%, 2,5%, 3,5% , 4,5%, 5,5 %). Cette étude a été réalisée en appliquant la méthode électrochimique (droite de Tavel), et cette méthode utilise le phénomène de polarisation électrochimique pour déterminer la vitesse du courant de corrosion. L'étude électrochimique permet de tirer un certain nombre de résultats. On constate que la vitesse de corrosion augmente avec l'augmentation de la concentration en chlorure de sodium car le courant électrique passe plus facilement et mieux dans la saumure car c'est une solution d'électrolyte qui contient plus d'ions dissous, ce qui signifie que les électrons sont plus libres de bouger. Le processus de rouille nécessite le transfert d'électrons, de sorte que les sels augmentent la vitesse de corrosion, après quoi une diminution de la vitesse de corrosion se produit avec une augmentation de la concentration de chlorure de sodium, en raison d'une diminution de la solubilité de l'oxygène. L'eau diminue à mesure que la concentration en sel augmente, provoquant l'étalement de la couche barrière et le taux de corrosion diminue .

**Mots clés :** Acier X70, chlorure de sodium, vitesse de corrosion ,Droites de Tafel.

## ABSTRACT

The study of corrosion is very interesting and is expected to continue as most industries still use steel and its alloys as raw materials in important parts such as the structural parts of oil and oil rigs and structural bridges. In this article, the effect of sodium chloride content on corrosion rate (corrosion rate) was investigated. This study was conducted on a sample of 70x steel immersed in different concentrations of sodium chloride solution (0.5%, 1.5%, 2.5%, 3.5%, 4.5%, 5.5 %). This study was carried out by applying the electrochemical method (Tavel line), and this method uses the phenomenon of electrochemical polarization to determine the corrosion rate. Electrochemical study makes it possible to draw a certain number of results. It is noted that the corrosion rate increases with the increase in the concentration of sodium chloride because the electric current passes more easily and better in the brine because it is an electrolyte solution that contains more dissolved ions, which means that the electrons are more free to move. The rusting process requires the transfer of electrons, so the salts increase the corrosion rate, after which a decrease in the corrosion rate occurs with an increase in the concentration of sodium chloride, as a result of a decrease in the solubility of oxygen. The water decreases as the salt concentration increases, causing the barrier layer to spread and the corrosion rate decreases.

**Keywords:** X70 steel, sodium chloride solution, corrosion rate, electrochemical method, Tafel lines.