République Algérienne Démocratique Et Populaire

Ministère De L'enseignement Supérieur Et De La Recherche Scientifique

Université de Mohamed El-Bachir El-Ibrahimi - Bordj Bou Arreridj

Faculté des Sciences et de la technologie

Département des Sciences de la Matière

Mémoire Présenté en vue de l'Obtention du Diplôme de Master

FILIERE : Chimie

Spécialité : Chimie analytique

Intitulé :

Analyse de l'efficacité d'un inhibiteur synthétique pour la protection des métaux contre la corrosion.

Présenté par :

BOUAISSI Imene

Soutenu le : 11/06/2025

Devant le jury :

President :	**M^{me}. BOUNAB Farida**	MAA	Université de Bordj Bou Arreridj
Encadreur :	**Mr.BEHLOUL Hamza**	MCB	Université de Bordj Bou Arreridj
Co-encadreur :	**M^{lle}.BELAKHDAR Amina**	Dr	Université de Bordj Bou Arreridj
Examinatrice :	**M^{me}.HAMLA Meriem**	MCA	Université de Bordj Bou Arreridj

Année Universitaire 2024/2025

Dédicace

A moi

A mes chers parents

A ceux qui m’ont aidée à découvrir le `savoir' le trésor inépuisable.

De tous les parents, vous étiez les meilleurs, vous avez su m’entourer d’attention, m’inculquer les valeurs nobles de la vie, m’apprendre le sens du travail, de l’honnêteté et de la responsabilité.

Merci d’avoir été toujours là pour moi, un grand soutien tout au long de mes études.

Que Dieu vous préserve des malheurs de la vie afin que vous demeuriez le flambeau illuminant mon chemin… Ce travail est votre œuvre, vous qui m’avez donné tant de choses et vous continuez à le faire…

A ma sœur et mes deux frères

A l’âme de mon grand-père

A mes grand-mère que Dieu la préserve

En témoignage d'affection et de reconnaissance

A mes amis

A tous ceux qui m'ont sortie des ténèbres de l’analphabétisme et de l'ignorance

A tous ceux qui m'ont appris un mot, une idée ou une leçon dans ma vie

A tous mes enseignants

Remercements

Je tiens tout d'abord à remercier ALLAH le tout puissant, qui nous a aidée et nous a donné la patience et le courage durant ces langues années d'étude, et qui nous a donné la force et la patience d'accomplir ce modeste travail.

Le grand merci à mon encadreur Dr. *HAMZA BAHLOUL* pour sa gentillesse et sa grande générosité envers durant toute la période de la réalisation de mon mémoire, pour ses nombreux conseils ainsi que pour son soutien moral qui permis d'arriver à ces résultats.

Je lui suis très reconnaissant de nous avoir fait confiance tout au long de ce travail (Que dieu vous protège inchALLAH).

Je remercie également le Dr. *AMINA BELAKHDAR* pour le suivi constant tout au long de la réalisation de ce mémoire, pour tout le savoir qu'elle a su me transmettre. Elle n'a cessé de me donner des conseils et des remarques.

Je remercie le Dr *HAMMLA MARIEM* de m'avoir fait l'honneur de présider ce jury.

Je tiens également remercier DR. *BONAB FARIDA* d'avoir accepté d'être l'examinateur de ce modeste travail.

Je tiens à remercier vivement toutes les personnes qui m'ont aidé à élaborer et à réaliser ce mémoire, en particulier les ingénieurs du laboratoire : M. Soliman, M. Issam, ainsi que tous ceux qui m'ont soutenu, de près ou de loin, dans l'accomplissement de ce travail.

Enfin nous tiens à exprimer Je remercie à tous mes amis et collègues:

BOUDEKAK Ikram, BELMANAA Ikram, AY Rafik et BRAHIMI Abde rahmane .

TABLE DE MATIERE

LISTE DES FIGURES
LISTE DES TABLEAUX
INTRODUCTION GENERALE ……...…...1

CHAPITRE I : Généralités sur la corrosion

I.1. Introduction …… 3

I.2. Définition de la corrosion …….. 3

I .3. Réactions fondamentales de la corrosion métallique …… 3

I.4. Principaux facteurs de la corrosion …… 4

I.5. Types de corrosion ……. 5

I.5.1. Corrosion chimique …….. 6

I.5.2. Corrosion biochimique ……. 6

I.5.3. Corrosion électrochimique ……7

I.6. Les forme de corrosion ……. 7

I.6.1. Corrosion généralisée …… 7

I.6.2. Corrosion localisée …..…….. 8

I.6.2.1. Corrosion sous contrainte ……... 8

I.6.2.2. Corrosion par piqûres ……. 9

I.6.2.3. Corrosion caverneuse …….. 10

I.6.2.4. Corrosion inter-granulaire ……...… 10

I.6.2.5. Corrosion galvanique (bimétallique) …….. 10

I.8. Protection et lutte contre la corrosion ……... 11

I.8.1. Protection par revêtements …… 11

I.8.2. Protection électrochimique …… 13

I.8.3. Protection par inhibiteurs ……... 14

I.9. Aspect thermodynamique de la corrosion …… 14

I.9.1. Equation de Nernst ……. 14

CHAPITRE II : les inhibiteurs de corrosion

II.1. Introduction ……... 19

II.2. Inhibiteurs de corrosion …… 19

II.3. Propriétés d'inhibiteurs ……. 20

II.4. Utilisation des inhibiteurs ……. 20

II.5. Les classes d'inhibiteurs …… 20

II.5.1. Selon leur nature…… 20

II.5.2. Selon mécanismes d'action électrochimique …….. 21

II.6. Isotherme d'adsorption ……...….. 23

II.6.1. Isotherme Langmur …… … 23

II.6.2. Isotherme Frumkin …… 24

II.6.3. Isotherme Temkin …….. 24

II.7. Comportement des inhibiteurs dans des milieux acides …… 24

II.7.1. Liaison electrochimique …… 24

II.7.2. Liaison chimique ……... 25

II.7.3. Liaison Π ……... 25

II.7.4. Complex de surface ……... 25

II.7.5. Liaison hydrogene ……. 26

II.8. Modes d'expression de l'efficacité d'un inhibiteur de corrosion …….. 26

II.9. Les applications de base de shife sur déferantes métaux ……..... 26

CHAPITRE III : Les méthodes d'étude et les résultats et discussions

III.1. Introduction ……..…….29

Partie I –Méthodes d'étude des inhibiteurs de corrosion …….…….29

III.I.1. Objectif des tests de corrosion …….……..29

III.I.2. Matériau utilisé ……..…….29

III.I.3. Milieu d'étude ……..……...30

III.I.4. Préparation des échantillons ……..…….31

III.I.5. Méthodes d'étude des inhibiteurs de corrosion ……..……31

III.I.5.1. Méthode de la perte de masse ……..…….31

III.I.5.2. Techniques électrochimiques ……..……...32

III.I.5.2.1. Les courbes de polarisation ……..……...32

III.I.5.2.2. Droites de Tafel …….33

III.I.5.2.3. La spectroscopie d'impédance électrochimique……35

Partie II- Résultats et discussions …….…….36

III.П.1 Tests potentiodynamiques …….…….36

III.П.2 Spectroscopie d'impédance électrochimique (EIS) ……40

III.П.3 Etude gravimétrique ……...……44

III.П.3.1 Effet du temps ……...……44

III.П.3.2 Effet de la température ……...……45

III.П.4 Paramètres thermodynamiques d'activation ……..45

III.П.5 Isothermes d'adsorption …….48

CONCLUSION GENERALE ……...….54

LISTE DES FIGURES

Chapitre 1

Figure I.1 : Aspect générale d'une corrosion sèche …… 6

Figure I.2 : Aspect générale d'une corrosion bactérienne ……... 6

Figure I.3 : Aspect générale d'une corrosion humide ……. 7

Figure I.4 : Corrosion uniforme …….. 7

Figure I.5 Corrosion localisée…….. 8

Figure I.6 : Corrosion sous contrainte……. 9

Figure I.7 : Exemple de corrosion par piqûre sur un produit en acier inoxydable….. 9

Figure I.8 : Corrosion caverneuse……... 10

Figure I.9 : Corrosion inter-granulaire d'un inox par HCl…….. 10

Figure I.10 : corrosion galvanique de l'aluminium par couplage avec le bronze…… 11

Chapitre 2

Figure II.1 : Métal au contact d'un milieu agressif……. 19

Figure II.2 : Représentation schématique des modes d'adsorption de molécules organiques inhibitrices sur une surface métallique…… 21

Figure II.3 : Représentation en milieu « acide » du rôle d'un inhibiteur anodique : (a) sans inhibiteur, (b) avec inhibiteur……... 22

Figure II.4 : Représentation du rôle d'un inhibiteur cathodique, (a) sans inhibiteur, (b) avec inhibiteur……... 22

Figure II.5: Inhibiteur formant une couche tridimensionnelle……. 23

Chapitre 3

Figure III.1 : Le montage experimental de potentiostat-galvanostat……..……..30

Figure III.2 : L'électrode de travail…….……..30

Figure III.3 : Perte de masse de l'acier XC52 dans HCl 1 M avec et sans inhibiteur…..32

Figure III.4 : Courbe intensité –potentielle : I = f(E)……33

Figure III.5 *:* Détermination des paramètres électrochimiques à partir des droites de tafel…34

Figure III.6 : Principe général de la spectroscopie d'impédance électrochimique……35

Figure III.7 *:* Schéma de fonctionnement de la SIE représentant la perturbation sinusoïdale en potentiel et sa réponse en courant……...…35

Figure III.8 : Tracé d'un diagramme de Nyquist……....36

Figure.III.9 : Courbes de polarisation de l'acier XC52 dans 1M HCl pour différentes concentrations d'inhibiteur…….,,…...37

Figure III.10 : l'évolution (a) de la résistance de polarisation, (b) la densité du courant e en fonction de la concentration……39

Figure III.11 :l'évolution de l'efficacité d'inhibition en fonction de la concentration de l'inhibiteur……..40

Figure III.12 : Diagrammes d'impédance de Nyquist obtenus pour l'acier à différentes concentrations en inhibiteur……...……40

Figure III.13 : Le circuit équivalent……..……...42

Figure III.14 : la résistance de polarisation en fonction de concentration……44

Figure.III.15 : Variation ln W_{corr} en fonction de 1/T du milieu corrosif en absence et en présence de base de schiff ……46

Figure.III.16 : Variation ln W_{corr}/T en fonction de 1/T du milieu corrosif en absence et en présence de base de schiff ……47

Figure.III.17 : Modèle de l'isotherme d'adsorption de (A) Langmuir (B) Temkin (C) Frumkin de l'acier XC 52dans HCl 1M en présence de l'inhibiteur à différentes concentrations…49

LISTE DES TABLEAUX

Chapitre 1

Tableau I.1 : Influence de différents facteurs sur la corrosion des métaux…….. 5

Tableau I.2 : Types de revêtements……..…….. 12

Chapitre 3

Tableau III.1 : Paramètres électrochimiques et efficacité inhibitrice de l'acier XC52 dans 1M HCl en absence et en présence de différentes concentrations d'inhibiteur…….....38

Tableau III.2 : Paramètres électrochimiques obtenus par S.I.E de la corrosion de l'acier XC 52 dans le milieu HCL 1M en absence et en présence de différentes concentrations des inhibiteurs à 25 °C……42

Tableau III.3 : Influence du temps sur la vitesse de corrosion de l'acier en milieu HCl 1M sans et avec addition des inhibiteurs…….44

Tableau III.4 : Influence de la température sur la vitesse de corrosion de l'acier en milieu HCl 1M sans et avec addition des inhibiteurs…….45

Tableau III.5 : les paramètres thermodynamiques……..…….48

INTRODUCTION GENERALE

La corrosion des métaux est un phénomène naturel inévitable et couteux et qui entraîne la dégradation progressive des matériaux sous l'effet de leur environnement **[1].** Elle constitue un véritable défi dans de nombreux domaines industriels notamment dans les secteurs de la construction de la mécanique de l'automobile et de la pétrochimie **[2].** Parmi les métaux les plus utilisés l'acier au carbone et en particulier l'acide xc52 est très prisé pour ses propriétés mécaniques intéressantes. Cependant, il reste vulnérable à la corrosion notamment en milieu acide.

Afin de limiter les pertes économiques et de prolonger la durée de vie des équipements métalliques, plusieurs méthodes de protection contre la corrosion ont été développées **[3],** comme la protection par revêtement, protection électrochimique (cathodique et anodique) et la protection par inhibiteurs.

L'utilisation d'inhibiteurs de corrosion représente une méthode simple, efficace et peu coûteuse. Les inhibiteurs agissent en formant une couche protectrice à la surface du métal, empêchant ou ralentissant les réactions d'oxydation **[4].**

Ce travail s'inscrit dans cette problématique et vise à étudier l'efficacité d'un inhibiteur organique, dans la protection de l'acide XC52 contre la corrosion. L'étude expérimentale et portera sur l'influence de différents paramètres tels que la concentration de l'inhibiteur, la température ainsi que le temps d'immersion, dans un milieu corrosif donné.

Ce mémoire se compose de trois chapitres :

Le premier chapitre, consacré aux généralités sur la corrosion, a permis de poser les bases théoriques en définissant ses différents types, ses formes, ainsi que les facteurs environnementaux qui accélèrent son évolution.

Le deuxième chapitre s'est centré sur les inhibiteurs de corrosion : leurs propriétés, leurs classifications selon leur nature et leur mode d'action, ainsi que leur comportement en milieu acide ont été étudiés. L'analyse des isothermes d'adsorption a permis de mieux comprendre les interactions entre les inhibiteurs et la surface métallique, tandis que les méthodes d'évaluation de leur efficacité ont été présentées en détail.

Enfin, le troisième chapitre a porté sur l'étude expérimentale, en utilisant différentes techniques telles que la perte de masse, les mesures électrochimiques (courbes de polarisation,

droites de Tafel, spectroscopie d'impédance électrochimique) ainsi que des analyses gravimétriques pour évaluer l'efficacité de l'inhibiteur testé.

REFERANCES BIBLIOGRAPHIQUES INTRODUCTION GENERALE

[1] M. A. Deyab, « Inhibition activity of Seaweed extract for mild carbon steel corrosion in saline formation water », *Desalination*, vol. 384, p. 60-67, avr. 2016, doi: 10.1016/j.desal.2016.02.001.

[2] F. El Hajjaji *et al.*, « Electrochemical Studies on New Pyridazinium Derivatives as Corrosion Inhibitors of Carbon Steel in Acidic Medium », *J. Bio- Tribo-Corros.*, vol. 5, nº 1, p. 4, nov. 2018, doi: 10.1007/s40735-018-0195-3.

[3] R. Bender *et al.*, « Corrosion challenges towards a sustainable society », *Mater. Corros.*, vol. 73, nº 11, p. 1730-1751, 2022, doi: 10.1002/maco.202213140.

[4] M. Cui, Y. Yu, et Y. Zheng, « Effective Corrosion Inhibition of Carbon Steel in Hydrochloric Acid by Dopamine-Produced Carbon Dots », *Polymers*, vol. 13, nº 12, Art. nº 12, janv. 2021, doi: 10.3390/polym13121923.

CHAPITRE 1 :

Généralités sur la corrosion

I.1. Introduction :

La corrosion est un problème commun affronté par tous les pays du monde, au cours duquel des réactions chimiques ou électrochimiques se produisent entre les matériaux et l'environnement provoquant des dommages et des dégradations des matériaux à divers degrés. Dans ce chapitre on peut présenter quelques notions principaux sur la corrosion, ces types, ces formes et les facteurs qui dues de cette problèmes.

I.2. Définition de la corrosion :

La corrosion a pris de nos jours une importance considérable étant donnée l'utilisation grandissante d'appareillages métalliques de plus en plus coûteux. La corrosion est la destruction chimique ou électrochimique des matériaux métalliques par leur environnement[1]. La corrosion est définie comme la dégradation d'un matériau due à l'interaction avec son environnement, ce qui dans le cas d'un métal met en jeu l'oxydation anodique du métal lui-même et la réduction cathodique des espèces oxydantes, la plupart du temps l'eau ou l'oxygène. C'est un processus spontané qui se produit avec une libération d'énergie libre[2].

I.3. Réactions fondamentales de la corrosion métallique

Un métal M, se corrode suite à une réaction générale : M^{+} environnement agressif donne de produits de corrosion [3].

Si l'environnement est un électrolyte, la réaction de corrosion est la somme de deux réactions spontanées qui se produisent à l'interface entre le métal et un environnement aqueux. La première dite réaction d'oxydation (anodique) et la deuxième dite réaction de réduction (cathodique).

La première réaction est faite lorsque le métal élimine les électrons.

Dans le cas du fer, la réaction anodique est[4] :

$$Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^{-} \quad \text{..... (I.1).}$$

L'autre réaction cathodique à laquelle des atomes reçoivent ces électrons.

Par exemple par l'oxygène (milieu aéré) :

$$O_2 + 4H+ + 4e^{-} \rightarrow 2H_2O \quad \text{.....(I.2)}$$

Par exemple par les ions hydroniums (milieu d'acide) :

$$2H_3O^{+} + 2e^{-} \rightarrow 2H_2O + H_2 \quad \text{.....(I.3) .}$$

I.4. Principaux facteurs de la corrosion

La plupart des métaux purs n'est pas stable d'un point de vue thermodynamique. Au contact de l'atmosphère, ils forment une couche superficielle d'oxyde plus ou moins protectrice. Ainsi, la fragilisation de cette couche superficielle conduit à la corrosion sans frein du métal selon plusieurs critères comme la nature et constitution du milieu agressif, la température, le pH, et les inhomogénéités de la structure réticulaire du métal, entre autres paramètres [5].

Les phénomènes de la corrosion dépendent d'un grand nombre de facteurs et ils peuvent être classés en quatre groupes principaux[6] :

Tableau I.1 : Influence de différents facteurs sur la corrosion des métaux.

Facteurs relatifs au milieu et définissant le mode d'attaque (milieu corrosif).	- Concentration du réactif. - Teneur en Oxygène, en impuretés, en gaz - Dissous (CO_2, NH_3 H_2S…). - Acidité du milieu, salinité, résistivité. - Température, pression. - Présence de bactéries
Facteurs métallurgiques	- Composition d'alliage, hétérogénéités cristallines. - Procédés d'élaboration. - Impuretés dans l'alliage, inclusions. - Traitements thermiques, mécaniques. Additions protectrices.
Facteurs définissant les conditions d'emploi	- Etat de surface, défauts de fabrication. - Formes de pièces. - Sollicitations mécaniques. - Emploi d'inhibiteurs. - Procédés d'assemblage (couples galvaniques, soudures, etc.). - Croûte d'oxydes superficiels. - Force électromotrice extérieure (électrolyse).
Facteurs dépendants du temps	- Vieillissement. - Tensions mécaniques internes ou externes. - Température- modalité d'accès de l'oxygène ou autre gaz dissous. - Modification des revêtements protecteurs. - Apparition d'un dépôt (calcique ou autre).

I.5. Types de corrosion :

La corrosion d'un métal peut se développer suivant différents modes qui caractérisent chacun un type de corrosion. Il existe trois types de corrosion : corrosion chimique ; corrosion électrochimique ; corrosion biochimique.

I.5.1. Corrosion chimique (sèche) :

Se produit en absence d'électrolyte et, le plus souvent, à température élevée, sans échange d'électrons entre le métal et l'oxydant. Ce type corrosion résulte d'une réaction chimique directe et unique entre le métal et son environnement (gaz, ou solution non électrolytique) .l'oxydation du métal et la réduction de l'oxydant se fait en un seul acte[7] La réaction qui se produit est de la forme :

A solide + B gaz → AB solide ……. (I.4)



Figure I.1 : Aspect générale d'une corrosion sèche.

I.5.2. La corrosion biochimique (bactérienne) :

Est due à l'activité vitale des divers microorganismes utilisant le métal comme milieu nutritif ou sécrétant des produits qui altèrent le métal. Son évolution est favorisée par les sols de composition déterminée, les eaux stagnants et certains produits [8]**.** Aussi est due à la présence de colonies importantes de bactéries dites anaérobies qui se développent dans les eaux contenant des sulfates. La lutte contre cette forme de corrosion est à l'heure actuelle essentiellement d'ordre biologique, elle est réalisée par injection de produits bactéricides dans les milieux corrosifs [8]**.**



Figure I.2 : Aspect générale d'une corrosion bactérienne.

I.5.1. Corrosion électrochimique (humide) :

Est un phénomène d'oxydoréduction qui se produit lorsque le métal est en contact avec l'électrolyte qui représente généralement le milieu agressif. A l'anode il y a oxydation des atomes métalliques avec formation des cations (dissolution du métal), à la cathode, il ya réduction de l'oxydant dissous dans la solution [7]**.** Pour une corrosion électrochimique on a :

A solide + B liquide → AB solide



Figure I.3 : Aspect générale d'une corrosion humide.

I.6. Les formes de corrosion :

I.6.1. Corrosion généralisée (uniforme) :

Il s'agit d'une attaque à peu près uniforme en tout point de la surface du matériau .Cette forme de corrosion n'est pas particulièrement dangereuse parce qu'elle peut être prévue par des essais de corrosion et suivie, car elle produit une usure du matériau facilement mesurable .Il est souvent assez facile de choisir un matériau suffisamment résistant à cette forme d'attaque, mais le choix pourra dépendre également de considération économique [9]**.**

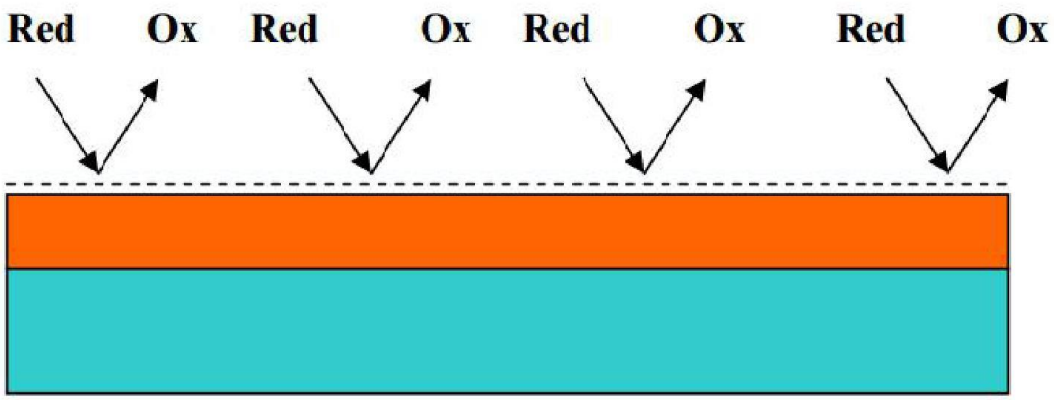


Figure I.4 : Corrosion uniforme.

I.6.2. Corrosion localisée :

Elles proviennent de la localisation des zones anodiques en certains endroits de l'interface, du fait d'hétérogénéités dans le métal ou dans l'électrolyte [10]. Ce phénomène survient au contraire lorsque le matériau est mis en présence d'un environnement présentant vis à vis de lui un comportement sélectif. Cette sélectivité peut avoir des origines multiples tant au niveau du matériau (alliage hétéro phase, présence d'inclusions, protection de surface localement défectueuse, matériau bimétallique...) qu'au niveau de l'environnement (variation locale de composition, de pH ou de température) [11].

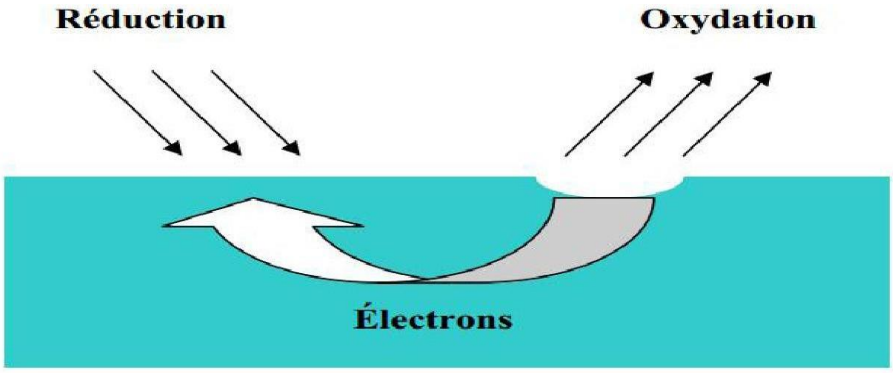


Figure I.5 : Corrosion localisée.

Il existe différents types de corrosion localisée des aciers inoxydables :

La corrosion localisée en milieux neutres[12], [13] regroupe :

- La corrosion sous contrainte,
- La corrosion par piqûres,
- La corrosion caverneuse,
- La corrosion inter-granulaire,

I.6.2.1. Corrosion sous contrainte

Le processus de Corrosion Sous Contrainte (CSC), qui se manifeste par la propagation de fissures dans un grand nombre de métaux et alliages passives, est lié à l'application de contraintes mécaniques statiques à un matériau placé dans un environnement susceptible de provoquer des réactions de corrosion localisée sur sa surface initialement recouverte d'un film

passif [14]**.** Pendant la Corrosion Sous Contrainte, le métal peut être pratiquement non attaqué sur la majeure partie de la surface, mais de fines fissures progressent à travers le métal.



Figure I.6 : Corrosion sous contrainte.

I.6.2.2. Corrosion par piqûres :

C'est la manifestation classique de l'attaque des chlorures sur les aciers inoxydables. Seule une faible surface externe est affectée, mais l'attaque se prolongeant en profondeur, la résistance mécanique de l'équipement est rapidement affectée [15]**.**



Figure I.7 : Exemple de corrosion par piqûre sur un produit en acier inoxydable.

I.6.2.2. Corrosion caverneuse

Tous les types d'aciers inoxydables sont susceptibles de subir une corrosion caverneuse (Joints, replis,…) .Cette forme d'attaque est liée à des phénomènes d'hydrolyse et, en conséquence, à une diminution locale du pH, les ions Cl- jouant un rôle important .Dans la figure (I.7), on observe une caverne de corrosion formée sous calorifuge à la surface d'un acier inoxydable[16] **.**

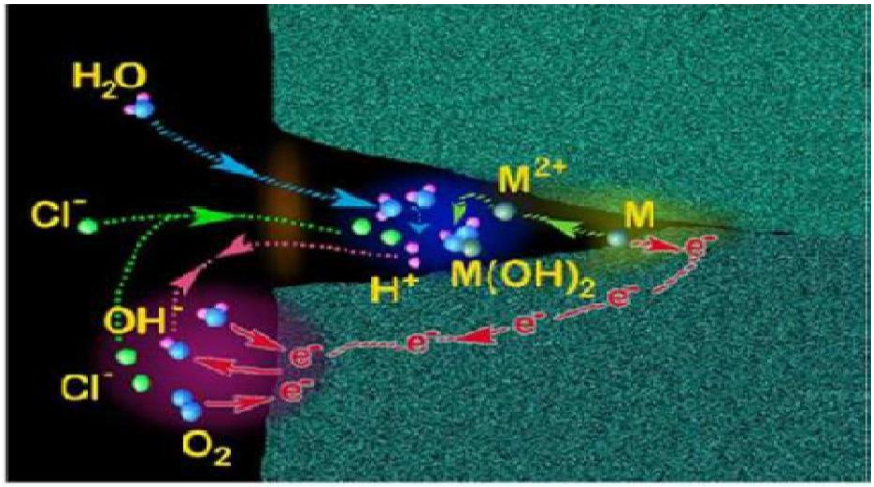


Figure I.8 : Corrosion caverneuse.

I.6.2.4. La corrosion intergranulaire

La corrosion se développe aux points de jonction des grains du métal, détruisant progressivement la cohésion du matériau. Cette manifestation est quasiment invisible à l'œil nu mais affecte considérablement la résistance mécanique du métal. Elle serein contre dans les aciers inoxydables[17] **.**

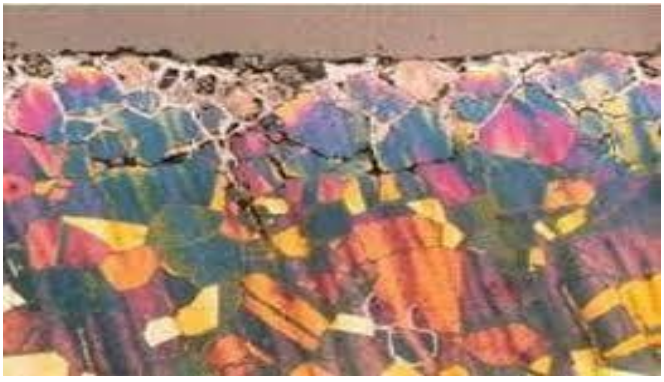


Figure I.9 : Corrosion inter-granulaire d'un inox par HCl.

I.6.2.5. La corrosion galvanique

La corrosion galvanique se produit quand une différence de potentiel existe entre deux métaux immergés dans une solution corrosive. La différence de potentiel entraîne le flux

d'électrons entre les métaux. Le métal le moins résistant à la corrosion devient l'anode, et le métal le plus résistant à la corrosion est la cathode [18].

La corrosion galvanique est généralement plus importante à la jonction de deux métaux dissemblables et la gravité de l'attaque diminue avec l'augmentation de la distance de la jonction.

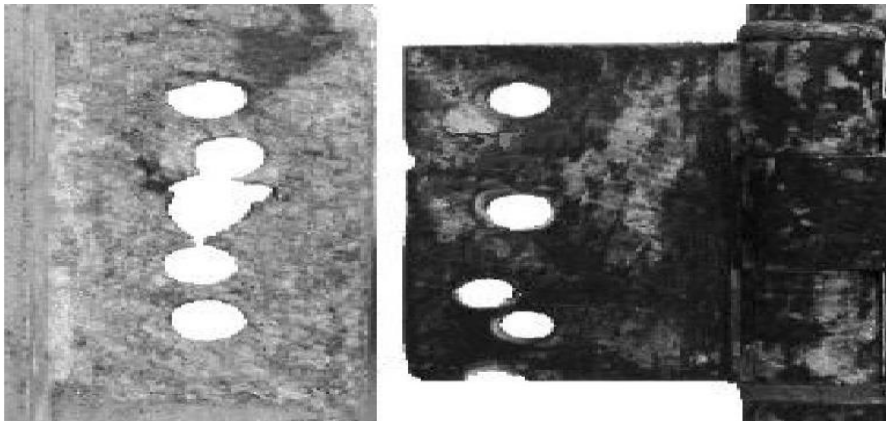


Figure I.10 : corrosion galvanique de l'aluminium par couplage avec le bronze.

I.8. Protection et lutte contre la corrosion :

Etant donné que la corrosion résulte de l'action de deux partenaires, le métal ou l'alliage d'une part, la solution d'autre part, il sera possible de lutter contre ces effets par[19] :

- protection par revêtements ;
- protection électrochimique ;
- protection par inhibiteurs de corrosion.

I.8.1. Protection par revêtements

La structure à protéger est isolée de l'agressivité du milieu corrosif en utilisant des revêtements. Ils peuvent être métalliques ou non métalliques (voir le tableau I.1)[20] .

Tableau I.2 : Types de revêtements.

Revêtements métalliques	**Revêtements non métalliques**	
	Organiques	*Inorganiques*
Chrome Aluminium Plomb Etain Cadmium Cuivre Nickel	Peintures Vernis Laques Résine Graisses Cires	Couches de conversion
Argent		Couches étrangères au substrat

I.8.1.1 Revêtements métalliques :

Les revêtements métalliques sont couramment employés pour protéger l'acier, notamment contre la corrosion atmosphérique, on peut aussi les appliquer sur d'autres substrats comme le cuivre et ou le laiton, outre leurs effets anti – corrosion ils remplissent souvent une fonction décorative[21]**.**

Selon leur comportement, il existe deux types de revêtements métalliques :

- Revêtements nobles ou cathodiques
- Revêtements anodiques ou sacrificiels

I.8.1.2 Revêtements non métalliques :

I.8.1.2.1 Revêtements organiques

Les revêtements organiques forment une barrière plus au moins imperméable entre le substrat métallique et le milieu, ils se devisent en trois familles [22], [23] **:**

- Les revêtements en bitume
- Les revêtements polymériques
- Les peintures et les vernis

I.8.1.2.2 Revêtements inorganiques

On distingue deux types de revêtements inorganiques non métalliques **[24]** :

- Les couches de conversion
- Les couches étrangères aux substrats

I.8.2.Protection électrochimique

Elle consiste à agir de manière contrôlée sur les réactions d'oxydation et de réduction qui se produisent lors du phénomène de corrosion. En effet cette méthode consiste à imposer au métal un potentiel suffisamment bas pour que la vitesse de corrosion devienne négligeable, voire nulle.

On distingue deux méthodes de protection [25]:

- la protection cathodique ;
- la protection anodique.

I.8.2.1. La protection cathodique

Elle consiste à abaisser le potentiel (métal – milieu) de manière à l'amener dans sa zone d'immunité ($E \leq E_{prot)}$. Cette dernière doit être maintenue durant toute la durée de service. Deux possibilities sent pratiquement utilisées [26] :

- la protection par anode sacrificielle ;
- la protection par courant imposé.

I.8.2.2. La protection anodique

Elle consiste à élever la tension (métal – milieu) de manière à l'amener dans sa zone de passivation. Elle s'applique aux métaux passivables, dont le potentiel de corrosion se situe dans le domaine actif Ecorr < Epassiv. Une polarisation anodique permet dans ce cas de déplacer le potentiel dans le domaine passif où la densité du courant passif est très faible. En revanche pour atteindre l'état passif, il faut appliquer une densité de courant nettement plus élevée, car elle doit être supérieure à la densité de courant de passivation. Donc avant d'exercer cette méthode, il est nécessaire d'avoir recours à des essais préliminaires permettant de déterminer la densité de courant correspondante à l'établissement de la passivité ainsi que le domaine de potentiel pour lequel le matériau reste passif, c.à.d l'étendue du palier de passivité. La protection anodique peut être envisagée dans des milieux tels que les acides oxygénés (nitriques ou phosphoriques), les nitrates alcalins, pour des métaux tels que l'acier ordinaire ou inoxydable, le titane et le zirconium. Les alliages à base de cuivre ne sont pas passivés [27]**.**

I.8.3. Protection par inhibiteurs :

Selon la définition donnée par la Nationale Association of Corrosion Engineers (NACE), un inhibiteur de corrosion est une substance chimique qui, ajoutée à faible concentration au milieu corrosif, ralentit ou stoppe le processus de corrosion d'un métal placé au contact de ce milieu, sans modifier la nature de ce dernier**[28]** .

I.9. Aspect thermodynamique de la corrosion :

I.9.1. Equation de Nernst :

Les couples redox (aussi appelé couples oxydant/réducteur) se classent suivant leurs potentiels redox disponibles dans des tables de potentiel standards. Ce dernier s'écrit toujours sous la forme Eox/red ce qui permet de retrouver facilement l'oxydant et le réducteur du couple. Son unité est le volt (V).L'équation de Nernst permet de calculer le potentiel lorsque les deux espèces du couple sont présente. Elle permet de réaliser de nombreux dosages électrochimiques. En thermodynamique, on démontre que l'enthalpie libre ΔrG de la réaction s'écrit [7], [29]:

$$\Delta_r G = \Delta_r G^\circ + RTln\frac{[ox_2]^{n_1}\times[\text{Réd}_1]^{n_2}}{[ox_1]^{n_2}\times[\text{Réd}_2]^{n_1}} \quad \text{..... (I-5)}$$

Avec

$$\frac{[ox_2]^{n_1}\times[\text{Réd}_1]^{n_2}}{[ox_1]^{n_2}\times[\text{Réd}_2]^{n_1}} = \text{Qr} \quad \text{..... (I-6)}$$

Ou : Qr est le quotient de réaction.

D'autre part :

$$\Delta_r G = -nF\Delta E \quad \text{..... (I-7)}$$

Donc :

$$-\text{nF}\Delta\text{E} = \Delta_r G^\circ + RTln\frac{[ox_2]^{n_1}\times[\text{Réd}_1]^{n_2}}{[ox_1]^{n_2}\times[\text{Réd}_2]^{n_1}} \quad \text{..... (I-8)}$$

On en déduit que :

$$\Delta E = -\frac{\Delta_r G^\circ}{\text{nF}} - \frac{RT}{\text{nF}}\ln\frac{[ox_2]^{n_1}\times[\text{Réd}_1]^{n_2}}{[ox_1]^{n_2}\times[\text{Réd}_2]^{n_1}} \quad \text{..... (I-9)}$$

En posant que :

$$\Delta E° = -\frac{\Delta_r G^{\circ}}{nF} \quad \text{..... (I-10)}$$

On obtient :

$$\Delta E = \Delta E° - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[ox_2]^{n_1} \times [Réd_1]^{n_2}}{[ox_1]^{n_2} \times [Réd_2]^{n_1}} \quad \text{..... (I-11)}$$

On a R = 8.31, F=96485, ln=2.34 log et si T= 298 k

On peut déduire que : RT / F ln = 0.06 log, ce qui permet d'écrire :

$$\Delta E = \Delta E° - \frac{0.06}{n} \log \frac{[ox_2]^{n_1} \times [Réd_1]^{n_2}}{[ox_1]^{n_2} \times [Réd_2]^{n_1}} \quad \text{..... (I-12)}$$

Ou :

$$\Delta E = \Delta E° - \frac{0.06}{n} \log Q_r \quad \text{..... (I-13)}$$

On posant ΔE = E1- E2 on peut alors écrire :

$$E = \left(E_1^{\circ} + \frac{0.06}{n_1} \log \frac{[ox_1]^{v_2}}{[Red_1]^{v_2}}\right) - \left(E_2^{\circ} + \frac{0.06}{n_1} \log \frac{[ox_2]^{v_1}}{[Red_2]^{v_1}}\right) \quad \text{..... (I-14)}$$

On en déduit l'expression du potentiel redox EOx/Red d'un couple Ox/Red dans le cas générale est :

$$E_{Ox/Red} = E° - \frac{0.06}{n} \log \frac{[Ox]^{v_1}}{[Red]^{v_1}} \quad \text{..... (I-15)}$$

Et plus généralement, avec les activités :

$$E_{Ox/Red} = E_{Ox/Red}^{\circ} - \frac{0.06}{n} \log \frac{a_{Ox}^{v_1}}{a_{Red}^{v_2}}$$

REFERANCES BIBLIOGRAPHIQUE CHAPITRE I

[1] G. Daufin et J. Talbot, « Etude de quelques problèmes de corrosion dans l'industrie laitière. Premiere partie. Géneralités sur la corrosion des métaux et alliages », *Le Lait*, vol. 51, nº 507, p. 375-398, 1971, doi: 10.1051/lait:197150719.

[2] R. W. Revie et H. H. Uhlig, *Corrosion and Corrosion Control*. John Wiley & Sons, 2025.

[3] U. K. Chatterjee, S. K. Bose, et S. K. Roy, *Environmental Degradation of Metals: Corrosion Technology Series/14*. CRC Press, 2001.

[4] Mavis Sika Okyere, « Corrosion Protection for the Oil and Gas Industry | Pipelines, Subsea ». Consulté le: 1 juin 2025. [En ligne]. Disponible sur: https://www.taylorfrancis.com/books/mono/10.1201/9780429056451/corrosion-protection-oil-gas-industry-mavis-sika-okyere

[5] P. Pedeferri, *Corrosion Science and Engineering*. Springer, 2018.

[6] C. Liu et X. Li, *Steel Corrosion and Metallurgical Factors: Laws and Mechanisms*. John Wiley & Sons, 2025.

[7] D. Landolt, *Corrosion et chimie de surfaces des métaux*. EPFL Press, 2003.

[8] B. E. Nagay, J. M. Cordeiro, et V. A. R. Barao, « Insight Into Corrosion of Dental Implants: From Biochemical Mechanisms to Designing Corrosion-Resistant Materials », *Curr. Oral Health Rep.*, vol. 9, nº 2, p. 7-21, juin 2022, doi: 10.1007/s40496-022-00306-z.

[9] J. P. Bachega Cruz *et al.*, « Uniform corrosion assessment in oil and gas pipelines using corrosion prediction models – Part 1: models performance and limitations for operational field cases », *Process Saf. Environ. Prot.*, vol. 167, p. 500-515, nov. 2022, doi: 10.1016/j.psep.2022.09.034.

[10] D. Frenkel et B. Smit, *Understanding Molecular Simulation: From Algorithms to Applications*. Elsevier, 2001.

[11] C. Gabrielli, F. Huet, M. Keddam, et R. Oltra, « A Review of the Probabilistic Aspects of Localized Corrosion », *Corrosion*, vol. 46, nº 4, p. 266-278, avr. 1990, doi: 10.5006/1.3585102.

[12] G. P. Legry, « Corrosion localisée : A : Définition, terminologie, formes d'attaque », in *Corrosion localisée*, EDP Sciences, 1994, p. 3-16. Consulté le: 1 juin 2025. [En ligne]. Disponible sur: https://www.degruyterbrill.com/document/doi/10.1051/978-2-7598-0238-8.c004/pdf?licenseType=restricted

[13] D. A. Shifler, « Localized Corrosion », in *LaQue's Handbook of Marine Corrosion*, John Wiley & Sons, Ltd, 2022, p. 63-121. doi: 10.1002/9781119788867.ch4.

[14] K. Sieradzki et R. C. Newman, « Stress-corrosion cracking », *J. Phys. Chem. Solids*, vol. 48, nº 11, p. 1101-1113, janv. 1987, doi: 10.1016/0022-3697(87)90120-X.

[15] N. U. Obeyesekere, « 9 - Pitting corrosion », in *Trends in Oil and Gas Corrosion Research and Technologies*, A. M. El-Sherik, Éd., in Woodhead Publishing Series in Energy. , Boston: Woodhead Publishing, 2017, p. 215-248. doi: 10.1016/B978-0-08-101105-8.00009-7.

[16] H. UHLIG, *CORROSION ET PROTECTION*. 1970.

[17] M. L. C. Lim, R. G. Kelly, et J. R. Scully, « Overview of Intergranular Corrosion Mechanisms, Phenomenological Observations, and Modeling of AA5083 », *Corrosion*, vol. 72, nº 2, p. 198-220, nov. 2015, doi: 10.5006/1818.

[18] R. W. Revie, *Uhlig's Corrosion Handbook*. John Wiley & Sons, 2011.

[19] N. D. Tomashov, *Passivity and Protection of Metals Against Corrosion*. Springer Science & Business Media, 2012.

[20] L. Ma et D. Zhang, *Smart Protective Coatings for Corrosion Control*. John Wiley & Sons, 2024.

[21] F. Presuel-Moreno, M. A. Jakab, N. Tailleart, M. Goldman, et J. R. Scully, « Corrosion-resistant metallic coatings », *Mater. Today*, vol. 11, nº 10, p. 14-23, oct. 2008, doi: 10.1016/S1369-7021(08)70203-7.

[22] T. Ahn, S. Song, U. Ham, et T.-H. Kim, « Systematic investigation of wear-induced cold welding in ultrahigh vacuum piezoelectric motors with non-metallic coatings », *Rev. Sci. Instrum.*, vol. 94, nº 6, p. 063702, juin 2023, doi: 10.1063/5.0147344.

[23] H. Ferkous, A. Abdennouri, I. Ghouafria, et A. Madaci, « Metal–Organic Frameworks Corrosion Mitigation Potential in Maritime Structures », 2025, p. 223-243. doi: 10.1021/bk-2025-1503.ch011.

[24] R. Zhang, L. Guo, et I. B. Obot, *Anti-Corrosive Nanomaterials: Design, Characterization, Mechanisms and Applications*. CRC Press, 2023.

[25] D.-H. Xia *et al.*, « Electrochemical measurements used for assessment of corrosion and protection of metallic materials in the field: A critical review », *J. Mater. Sci. Technol.*, vol. 112, p. 151-183, juin 2022, doi: 10.1016/j.jmst.2021.11.004.

[26] B. Normand, *Prévention et lutte contre la corrosion: une approche scientifique et technique*. EPFL Press, 2004.

[27] J. Li *et al.*, « Strategies to anode protection in lithium metal battery: A review », *InfoMat*, vol. 3, nº 12, p. 1333-1363, 2021, doi: 10.1002/inf2.12189.

[28] A. Singh, *Corrosion Inhibitors*. BoD – Books on Demand, 2019.

[29] B. A. Abd-El-Naby, O. A. Abdullatef, A. M. Abd-El-Gabr, M. A. Shaker, et G. Esmail, « Effect of Some Natural Extracts on the Corrosion of Zinc in 0.5 M NaCl », *Int. J. Electrochem. Sci.*, vol. 7, nº 7, p. 5864-5879, janv. 2012, doi: 10.1016/S1452-3981(23)19448-X.

CHAPITRE II :

Les inhibiteurs de corrosion

Π.1 Introduction :

Ce chapitre est consacré à l'étude des inhibiteurs de corrosion, des substances capables de réduire ou de ralentir la dégradation des métaux, notamment de l'acier, en milieu corrosif. Il présente une définition claire des inhibiteurs ainsi que leur mode d'action, et leurs différents types. Le chapitre explore en outre les critères de sélection et les facteurs influençant leur efficacité. Il constitue ainsi une base essentielle pour comprendre leur rôle dans la protection contre la corrosion.

Π.2 Inhibiteurs de corrosion

Les inhibiteurs de corrosion constituent un moyen de lutte original contre la corrosion des métaux. L'originalité vient du fait que le traitement anticorrosion ne se fait pas sur le métal lui-même mais par l'intermédiaire du milieu corrosif.

Selon la norme ISO 8044, un inhibiteur est une "substance chimique ajoutée au système de corrosion à une concentration choisie pour son efficacité ; celle-ci entraîne une diminution de la vitesse de corrosion du métal sans modifier de manière significative la concentration d'aucun agent corrosif contenu dans le milieu agressif [1]**.**

La définition d'un inhibiteur de corrosion n'est pas unique. Celle retenue par la National Association of Corrosion Engineers (NACE) est la suivante : un inhibiteur est une substance qui retarde la corrosion lorsqu'elle est ajoutée à un environnement en faible concentration [2]**.**



(a)– Sans inhibiteur (b) – Avec inhibiteur

Figure II.1 : Métal au contact d'un milieu agressif.

Π.3 Propriétés d'inhibiteurs

D'une manière générale un inhibiteur doit :

Abaisser la vitesse de corrosion d'un métal, sans en affecter les caractéristiques physicochimiques, en particulier la résistance mécanique (par exemple, risque de fragilisation par l'hydrogène en milieu acide)[3], [4] ;

Être stable en présence des autres constituants du milieu, en particulier vis-à-vis des oxydants ;

Etre peu onéreux ;

Être stable aux températures d'utilisation ;

Être efficace à faible concentration ;

Être compatible avec les normes de non-toxicité ; **.**

Π.4 Utilisation des inhibiteurs

Bien que leur utilisation puisse être théoriquement envisagée dans la plupart des cas de corrosion (comme principales limitations, un volume trop important du milieu corrosif ou l'impossibilité éventuelle d'y incorporer des additifs), les inhibiteurs ont plusieurs domaines traditionnels d'application[5] :

- Le traitement des eaux (eaux sanitaires, eaux des procédés industriels, eaux de chaudières, etc.) ;
- L'industrie du pétrole : forage, extraction, raffinage, stockage et transport, dans cette industrie, l'utilisation des inhibiteurs de corrosion est primordiale pour la sauvegarde des installations ;
- Les peintures où les inhibiteurs de corrosion sont des additifs assurant la protection anticorrosion des métaux ;
- La protection temporaire des métaux, que ce soit pendant le décapage acide, le nettoyage des installations ou le stockage à l‟atmosphère (inhibiteurs volatils, incorporation aux huiles et graisses de protection temporaire) ou pour le traitement des huiles de coupe

Π.5 Les classes d'inhibiteurs

II.5.1 Selon leur nature

II.5.1.1 Les inhibiteurs organiques :

Les inhibiteurs organiques représentent un groupe très important d'inhibiteurs de corrosion. La plupart de ces inhibiteurs ont dans leur structure principalement des atomes d'azote, de soufre ou d'oxygène. Les inhibiteurs qui contiennent du soufre sont plus efficaces

que ceux qui contiennent l'azote, parce que le soufre est un meilleur donneur d'électrons que l'azote. La principale caractéristique de ces inhibiteurs est leur efficacité élevée, même à faible concentration. L'effet inhibiteur augmente souvent avec le poids moléculaire de l'inhibiteur. L'utilisation d'inhibiteurs organiques est actuellement préférée à celle d'inhibiteurs inorganiques pour des raisons d'écotoxicité essentiellement. Les groupes fonctionnels usuels, permettant leur fixation sur le métal, (**Figure II.2**) sont les radicales amines ($-NH_2$), mercapto (-SH), hydroxyle (-OH), carboxyle (-COOH) [6], [7]**.**

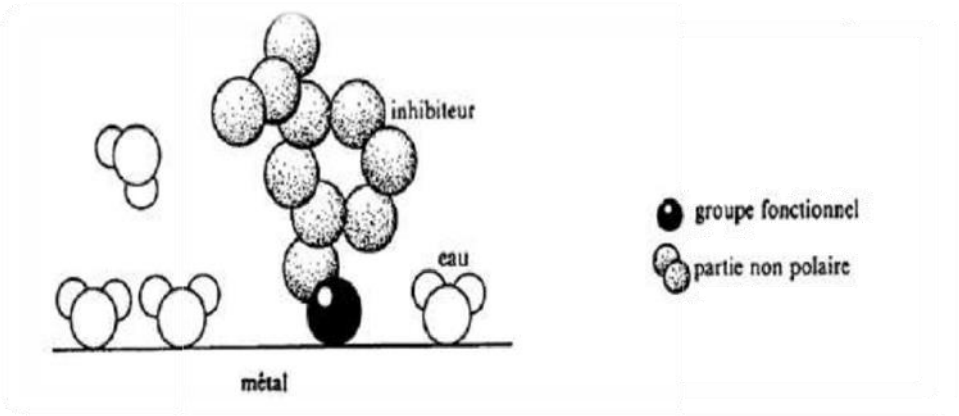


Figure II.2 : Représentation schématique des modes d'adsorption de molécules organiques inhibitrices sur une surface métallique.

II.5.1.2 Les inhibiteurs minéraux

Les molécules minérales sont utilisées le plus souvent en milieu proche de la neutralité, voire en milieu alcalin et plus rarement en milieu acide. Les produits se dissocient en solution et ce sont souvent leurs produits de dissociation qui assurent les phénomènes d'inhibition (anions et cations). Les cations inhibiteurs sont essentiellement Ca^{2+} et Zn^{2+} et ceux qui forment des sels insolubles avec certains anions tels que l'hydroxyle OH^-. Les principaux anions inhibiteurs sont les oxoanions de type XO_4^{-n} tels que les chromates, les molybdates, les phosphates, les silicates… [8]

II.5.2 Selon mécanismes d'action électrochimique

II.5.2.1 Inhibiteurs anodiques

Leur mode d'action consiste à élever la valeur du potentiel de corrosion du matériau afin de l'amener à une valeur pour laquelle il y a formation d'un film passif protecteur. La concentration en inhibiteur doit être suffisante pour atteindre l'intensité critique de passivation [9]**.**Ce sont des inhibiteurs qui sont adsorbés sur la surface anodique afin de bloquer la réaction de l'oxydation de métal et déplace le potentiel vers les valeurs positifs**. ... .**

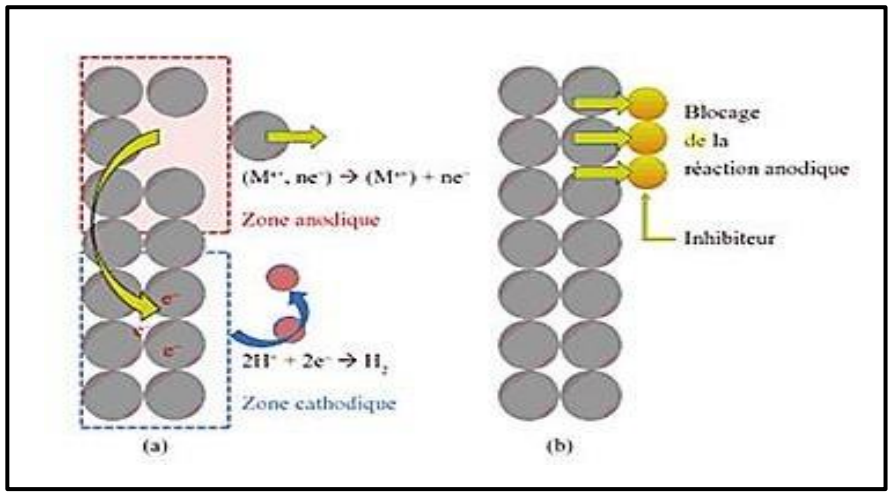


Figure II.3 : Représentation en milieu « acide » du rôle d'un inhibiteur anodique : (a) sans inhibiteur, (b) avec inhibiteur.

II.5.2.2 Inhibiteurs cathodiques :

Les inhibiteurs cathodiques résistent à la corrosion en ralentissant le taux de réactions cathodiques où des ions métalliques qui ont la capacité de générer une réaction cathodique du métal en produisant des composés insolubles qui précipitent sélectivement sur le site cathodique. Les carbonates, phosphates, silicates, oxyde de zinc et poly phosphates sont des exemples d'inhibiteurs cathodiques. Ces inhibiteurs cathodiques sont moins efficaces que ceux anodiques [10]**.**

Ces types d'inhibiteurs réagissent avec la surface métallique et bloquent les sites actifs cathodiques de la surface de métal, ce qui déplace le potentiel de corrosion vers les valeurs négatives et retardé la réaction de réduction de proton H^+, **(Figure II.4)** [11]**.**

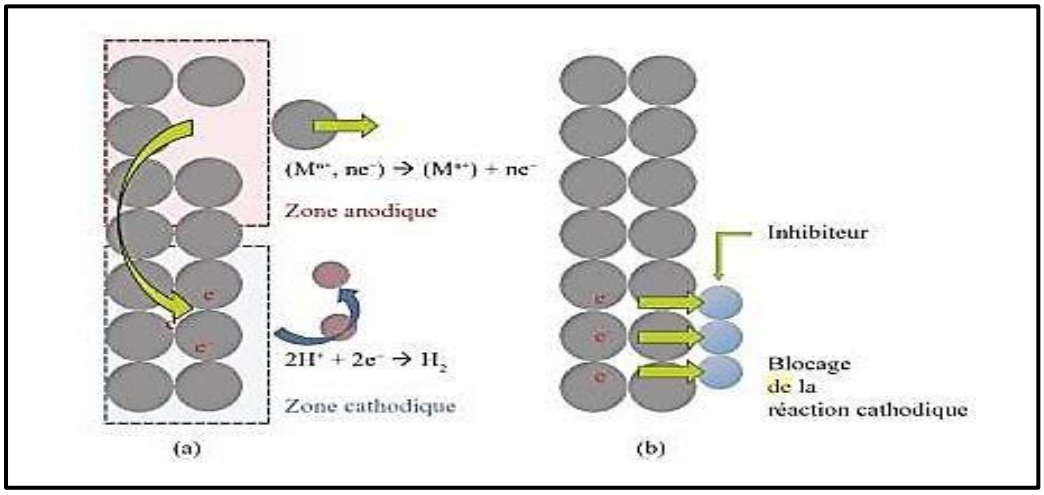


Figure II.4: Représentation du rôle d'un inhibiteur cathodique, (a) sans inhibiteur, (b) avec inhibiteur.

II.5.2.3 Inhibiteurs mixtes :

Ils ont à la fois les propriétés des inhibiteurs anodiques et des inhibiteurs cathodiques. Ils agissent sur la partie anodique et les emplacements cathodiques et réduisent le taux de corrosion sans un changement considérable du potentiel de corrosion, Les inhibiteurs mixtes les plus utilisés sont ceux qui forment un groupe hydrophobe avec les groupes polaires tels que N, S, OH [12].

Ces types d'inhibiteurs réagissent avec la surface métallique et bloquent les sites actifs cathodique et anodique de la surface de métal [13].

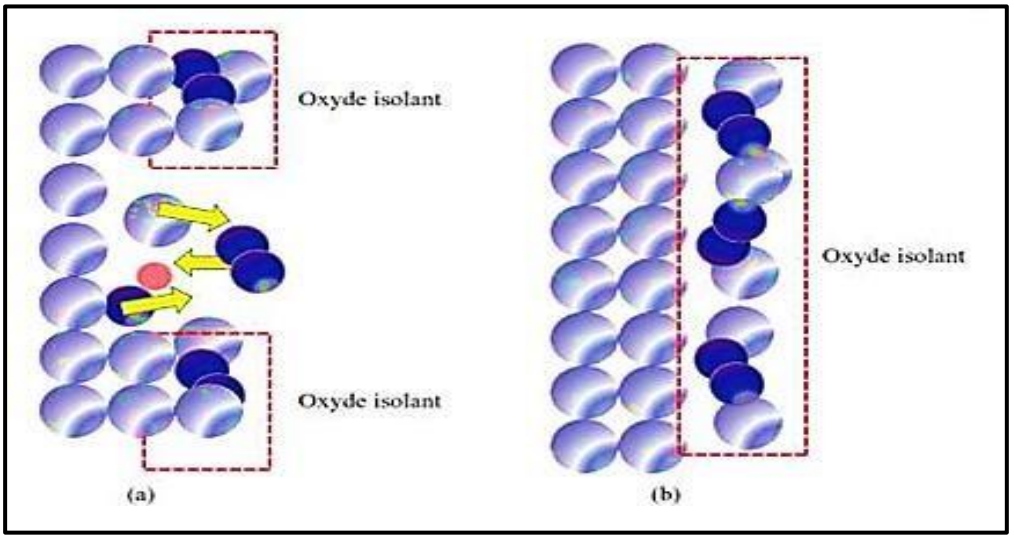


Figure II.5 : Inhibiteur formant une couche tridimensionnelle.

II.6 Isotherme d'adsorption

II.6.1 Isotherme de Langmuir

Le modèle de Langmuir suppose qu'il existe à la surface un nombre fixe de sites. Chacun de ces sites ne peut adsorber qu'une seule particule. De plus, comme on néglige les interactions entre particules adsorbées, l'énergie d'adsorption est constante.

La vitesse d'adsorption est proportionnelle à la concentration en inhibiteur Cinh et à la fraction de sites d'adsorption non occupée (1-θ), sachant que θ représente la fraction de sites occupés par l'inhibiteur ($0 < \theta < 1$).

Selon l'isotherme de Langmuir, Θ est relié à la concentration en inhibiteur C_{inh} par l'équation suivante :

$$\frac{C_{inh}}{\theta} = \frac{1}{K_{ads}} + C_{inh} \quad \text{..... (II.1)}$$

Avec Kads est la constante d'équilibre du processus d'adsorption.

Le tracé de Cinh /θ en fonction de la concentration de l'inhibiteur Cinh est linéaire, indiquant que l'adsorption du produit se fait selon le modèle d'isotherme de Langmuir [14].

II.6.2 Isotherme de Frumkin

L'isotherme de Frumkin est représentée après réarrangement par l'expression suivante :

$$\ln\left[\frac{\theta}{C(\theta-1)}\right] = \ln K + 2a\,\theta \quad \text{..... (II.2)}$$

Le paramètre a possède les dimensions suivantes : J/mol par mol/ cm^3, il exprime la manière dont un recouvrement accru modifie l'énergie d'adsorption de l'espèce. Si a est positif, les interactions entre deux espèces à la surface sont attractives, si a est négatif, les interactions sont répulsives, si $a \rightarrow 0$ l'isotherme de Frumkin se rapproche de l'isotherme de Langmuir [15].

II.6.3 Isotherme de Temkin

Dans le modèle de Temkin, l'énergie libre d'adsorption de l'adsorbat est une fonction linéaire du taux de recouvrement θ et les constantes de vitesse chimiques sont fonction de θ. Il y a attraction ou répulsion entre espèces adsorbées à la surface. L'équation de l'isotherme de Temkin est :

$$\text{b. } C_{inh} = \frac{exp(a\theta)-1}{1-\exp[-a(1-\theta)]} \quad \text{..... (II.3)}$$

Où a est une constante d'interaction entre particules adsorbées, b désigne le coefficient d'adsorption et Cinh la concentration de l'inhibiteur dans l'électrolyte[16] .

II.7 Comportement des inhibiteurs dans des milieux acides

La surface de nombreux métaux peut être considérée, dans ce type de milieu, comme vierge de toute couche protectrice (oxyde, hydroxyde). Par contre, il ne faut pas oublier que la surface peut être recouverte de façon plus ou moins uniforme d'hydrogène atomique adsorbé et, avec le temps, par des couches de produits de corrosion insolubles dans le milieu acide [17]. Pour les milieux acides, le plus souvent, les inhibiteurs utilisés sont des molécules organiques. Ces inhibiteurs agissent d'abord par adsorption à la surface des métaux avant de participer aux processus réactionnels de la corrosion pour réduire la vitesse de corrosion. On distingue essentiellement deux types de liaison entre l'espèce adsorbée et la surface du métal : électrostatique ou chimique.

II.7.1 Liaison électrostatique

Les caractéristiques de ce type de liaison vont dépendre de la charge de la surface et de celle de l'inhibiteur.

II.7.1.1 Charge de la surface :

Elle est liée directement au potentiel de charge nulle du métal : à ce potentiel, la surface du métal ne comporte pas de double couche ionique, sa charge est nulle et l'attraction coulombienne n'existe pas. La charge, positive ou négative, portée par un métal, est d'autant plus importante que l'on se décale de Ezc vers des potentiels respectivement positifs et négatifs [18].

II.7.1.2 Charge de l'inhibiteur :

Dans le milieu corrosif, l'inhibiteur peut exister sous forme moléculaire ou sous forme ionique. L'adsorption d'ions (généralement des anions) à la surface d'un métal modifie la charge de cette surface et peut favoriser l'adsorption d'ions inhibiteurs (généralement des cations). On explique par ce mécanisme certains phénomènes de synergie observés lorsque plusieurs inhibiteurs sont utilisés ensemble. Par exemple, l'adsorption des ions Cl^- facilite celle des ammoniums quaternaires [19].

II.7.2 Liaison chimique

Elle est réalisée par l'intermédiaire d'un centre actif de la molécule inhibitrice. Ce dernier va se comporter, notamment, comme un donneur d'électrons vis-à-vis d'un atome métallique de la surface (paire d'électrons libres sur l'atome d'azote)[20] **.** Cette type d'adsorption est influencé par :

- ✓ Influence de la structure de la molécule
- ✓ Influence de la charge de la molécule

II.7.3 Liaison π

Ces liaisons doivent de préférence se faire avec une surface métallique chargée positivement, tandis que le composé organique doit être insaturé (contenir une ou plusieurs liaisons multiples). En milieu acide, la présence d'une liaison multiple peut donc être très favorable à l'efficacité inhibitrice d'une molécule organique, car elle peut alors s'adsorber de manière indifférente sur une surface chargée positivement (électrons π) ou négativement (cation).

II.7.4 Complexes de surface

Les complexes se forment à la surface grâce à l'adsorption des différents centres actifs du composé organique (atomes d'azote, de phosphore, d'oxygène...) avec cyclisation de la molécule sur un ou plusieurs atomes métalliques de la surface (chélation ou pontage) [21].

II.7.5 Liaison hydrogène

Les molécules inhibitrices peuvent être adsorbées sur une surface métallique recouverte d'une couche d'oxyde par une liaison hydrogène. Ce dernier doit donc être considéré dans un environnement pas trop acide.

II.8 Modes d'expression de l'efficacité d'un inhibiteur de corrosion :

Les expressions les plus couramment utilisées pour exprimer l'efficacité d'un inhibiteur de corrosion sont les suivantes.

Le taux d'inhibition :

$$\tau = U_0 - U / U_0 \times 100 \quad \text{(II.4)}$$

Où - U_0 : la mesure de corrosion (perte de masse, intensité de corrosion) en absence d'inhibiteur,

- U : la mesure de corrosion en présence d'inhibiteur.

Le coefficient d'inhibition :

$$\gamma = U / U_0 \quad \text{(II.5)}$$

Le coefficient d'inhibition γ qui différencie mieux des inhibiteurs entre eux lorsque le taux d'inhibition devient très élevé [22]**.**

II.9 Les applications de base de shife sur différentes métaux

La base de schiff a certaines applications, notamment :

- Les bases de Schiff sont également impliquées dans le combat contre la corrosion (inhibiteurs). L'activité d'inhibition est attribuée à la fonction azométhine ($C = N$) par le biais des doublets électroniques qui assurent le ralentissement de la vitesse de corrosion. Ces produits ont la particularité d'être flexibles et de pouvoir modifier systématiquement leur structure. Ils constituent les principales propriétés de choix [23]**.**
- Les essais de dureté sont essentiels pour évaluer la résistance des aciers, notamment après des traitements thermiques comme la trempe. La méthode Rockwell C est souvent utilisée pour les aciers trempés, tandis que Vickers est utile pour des mesures précises sur petites surfaces. Ces tests permettent de contrôler la qualité et de prédire la résistance mécanique[24] **.**
- Dans les alliages d'aluminium, les essais de dureté servent à suivre les effets de l'écrouissage et des traitements thermiques. La méthode Brinell est employée sur des pièces épaisses, tandis que Vickers est utilisée pour mesurer la dureté de structures fines. Ces tests sont cruciaux dans les secteurs aéronautique et automobile[25]

REFERANCES BIBLIOGRAPHIQUES CHAPITRE II

[1] E. Hart, *Corrosion Inhibitors: Principles, Mechanisms and Applications*. Nova Science Publishers, Incorporated, 2016.

[2] F. Dabosi et B. Baroux, *Corrosion localisée*. Editions de Physique, 1994.

[3] P. B. Raja *et al.*, « Reviews on Corrosion Inhibitors: A Short View », *Chem. Eng. Commun.*, vol. 203, nº 9, p. 1145-1156, sept. 2016, doi: 10.1080/00986445.2016.1172485.

[4] A. Peter, I. B. Obot, et S. K. Sharma, « Use of natural gums as green corrosion inhibitors: an overview », *Int. J. Ind. Chem.*, vol. 6, nº 3, p. 153-164, sept. 2015, doi: 10.1007/s40090-015-0040-1.

[5] B. Normand, *Prévention et lutte contre la corrosion: une approche scientifique et technique*. EPFL Press, 2004.

[6] P.E et P. A. Schweitzer, *Corrosion of Linings & Coatings: Cathodic and Inhibitor Protection and Corrosion Monitoring*. Boca Raton: CRC Press, 2006. doi: 10.1201/9780849382482.

[7] C. Verma, E. E. Ebenso, et M. A. Quraishi, « Molecular structural aspects of organic corrosion inhibitors: Influence of –CN and –NO2 substituents on designing of potential corrosion inhibitors for aqueous media », *J. Mol. Liq.*, vol. 316, p. 113874, oct. 2020, doi: 10.1016/j.molliq.2020.113874.

[8] Z. Amjad, *Mineral Scale Formation and Inhibition*. Springer Science & Business Media, 2013.

[9] M. Aliofkhazraei, C. G. Dariva, et A. F. Galio, « Developments in Corrosion Protection », in *Developments in Corrosion Protection*, IntechOpen, 2014. doi: 10.5772/57010.

[10] M. Nuñez, *Prevention of Metal Corrosion: New Research*. Nova Publishers, 2007.

[11] R. François, *Corrosion et dégradation des matériaux métalliques: Compréhension des phénomènes et applications dans l'industrie pétrolière et des procédés*. Editions TECHNIP, 2009.

[12] Z. Ahmad, *Principles of Corrosion Engineering and Corrosion Control*. Elsevier, 2006.

[13] F. Zafar, A. Ghosal, et E. Sharmin, *Corrosion: Fundamentals and Protection Mechanisms*. BoD – Books on Demand, 2022.

[14] A. Belakhdar *et al.*, « Computational and experimental studies on the efficiency of Rosmarinus officinalis polyphenols as green corrosion inhibitors for XC48 steel in acidic

medium », *Colloids Surf. Physicochem. Eng. Asp.*, vol. 606, p. 125458, déc. 2020, doi: 10.1016/j.colsurfa.2020.125458.

[15] M. Şahin, S. Bilgiç, et H. Yılmaz, « The inhibition effects of some cyclic nitrogen compounds on the corrosion of the steel in NaCl mediums », *Appl. Surf. Sci.*, vol. 195, nº 1, p. 1-7, juill. 2002, doi: 10.1016/S0169-4332(01)00783-8.

[16] D. Kavitha et C. Namasivayam, « Experimental and kinetic studies on methylene blue adsorption by coir pith carbon », *Bioresour. Technol.*, vol. 98, nº 1, p. 14-21, janv. 2007, doi: 10.1016/j.biortech.2005.12.008.

[17] P. Geethamani, M. Narmatha, R. Dhanalakshmi, S. Aejitha, et P. K. Kasthuri, « Corrosion Inhibition and Adsorption Properties of Mild Steel in 1 M Hydrochloric Acid Medium by Expired Ambroxol Drug », *J. Bio- Tribo-Corros.*, vol. 5, nº 1, p. 16, nov. 2018, doi: 10.1007/s40735-018-0205-5.

[18] M. Lagrenée, B. Mernari, M. Bouanis, M. Traisnel, et F. Bentiss, « Study of the mechanism and inhibiting efficiency of 3,5-bis(4-methylthiophenyl)-4H-1,2,4-triazole on mild steel corrosion in acidic media », *Corros. Sci.*, vol. 44, nº 3, p. 573-588, mars 2002, doi: 10.1016/S0010-938X(01)00075-0.

[19] E. McCafferty, « Corrosion Inhibitors », in *Introduction to Corrosion Science*, E. McCafferty, Éd., New York, NY: Springer, 2010, p. 357-402. doi: 10.1007/978-1-4419-0455-3_12.

[20] V. S. Sastri, *Green Corrosion Inhibitors: Theory and Practice*. John Wiley & Sons, 2012.

[21] D. Landolt, *Corrosion et chimie de surfaces des métaux*. EPFL Press, 2003.

[22] C. Fiaud, Bensarsa ,S., Aulnois ,I. Demesy des, et M. and Tzinmann, « Inhibiting properties of phosphines against zinc corrosion in acidic media », *Br. Corros. J.*, vol. 22, nº 2, p. 109-112, janv. 1987, doi: 10.1179/000705987798271686.

[23] P. Jain et P. Singh, *Structural and Biological Applications of Schiff Base Metal Complexes*. CRC Press, 2023.

[24] W. D. C. Jr et D. G. Rethwisch, *Materials Science and Engineering: An Introduction*. Wiley, 2013.

[25] J. R. Davis, *Aluminum and Aluminum Alloys*. ASM International, 1993.

CHAPITRE III :

Les méthodes et résultats

III.1 Introduction

Ce chapitre a pour but de présenter les conditions de travail ainsi que les différentes méthodes expérimentales utilisées dans cette étude , Aussi il montre les résultats obtenus de l'étude de l'effet du base de schiff sur la corrosion de l'acier XC 52 grade C en milieu HCL 1M par différentes méthodes à savoir la méthode de perte de masse et les méthodes électrochimiques (les courbes de polarisation et la spectroscopie d'impédance électrochimique). L'influence de la concentration et température sur les propriétés inhibitrices de deux composés ont été étudiées. En outre, des paramètres thermodynamiques ont été déterminés pour expliquer le mécanisme d'inhibition et les interactions métal-inhibiteur.

PARTIE 1 : LES TECHNIQUES D'ETUDE

III.1.1 Objectif des tests de corrosion

Les tests accélérés de laboratoire de corrosion sont à la pointe de la technologie lorsqu'il s'agit d'évaluer la performance des matériaux car ils représentent des conditions standardisées et reproductibles et permettent une évaluation après une courte période de test (07 semaines et 02 jours).

Les tests de corrosion ont pour objectif principal d'évaluer la résistance des matériaux, notamment les métaux et alliages, lorsqu'ils sont exposés à des milieux agressifs tels que les acides, les solutions salines, l'humidité ou encore les atmosphères industrielles. Ces essais permettent de déterminer la vitesse de dégradation du matériau, d'identifier les mécanismes de corrosion en jeu (corrosion uniforme, localisée, galvanique, etc.) et de prévoir la durée de vie des structures métalliques dans leur environnement réel d'utilisation. Ils sont également essentiels pour comparer l'efficacité de différents matériaux, traitements de surface ou inhibiteurs de corrosion, afin de sélectionner la solution la plus appropriée à une application donnée.

III.1.2 Matériau utilisé

L'acier est un alliage métallique composé principalement de fer (Fe) et d'une proportion de carbone (C) généralement inférieure à 2,1 %. La teneur en carbone influence fortement les propriétés mécaniques de l'acier, notamment sa dureté, sa résistance et sa ductilité. L'acier XC52 est couramment utilisé pour la fabrication de pièces mécaniques telles que des arbres, des engrenages, des axes, et d'autres composants soumis à des contraintes mécaniques importantes.

Sa capacité à être trempé et revenu le rend adapté aux applications nécessitant une combinaison de dureté et de ténacité.

L'appareillage utilisée pour cette étude est un potentiostat-galvanostat, Voltalab PGZ 301, associé au logiciel « volta master 4 ».

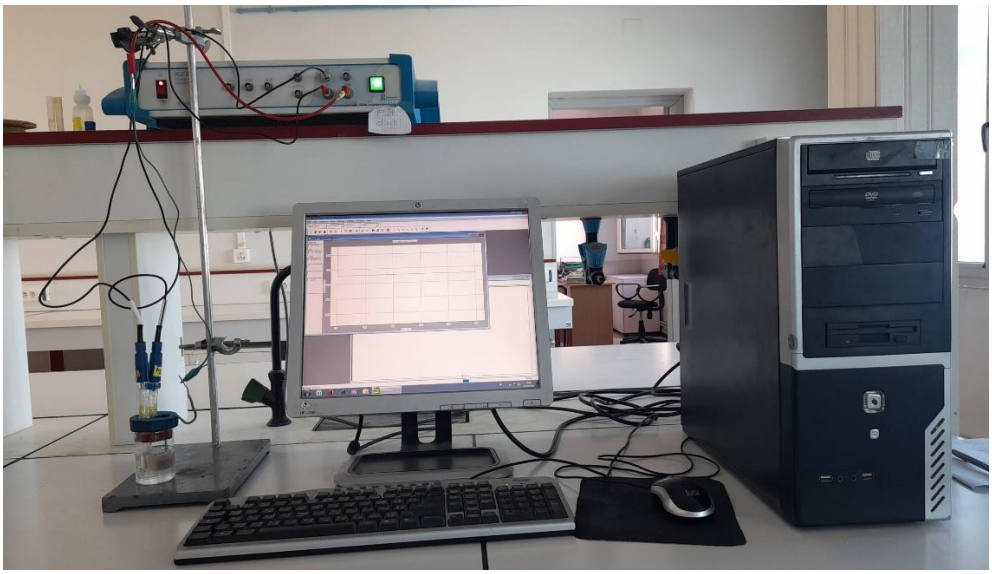


Figure III.1 : Le montage expérimental de potentiostat-galvanostat.

Nous avons une cellule électrochimique à trois électrodes :

- une électrode auxiliaire en platine
- une électrode de référence de chlorure d'argent (Ag/AgCl) saturée par KCl.
- une électrode de travail en acier XC52.

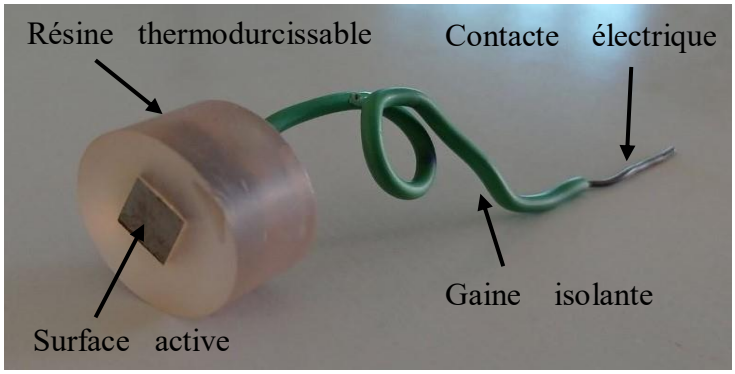


Figure III.2 : L'électrode de travail.

III.1.3 Milieu d'étude

La solution 1 M d'acide chlorhydrique est préparée à partir de la solution commerciale d'acide chlorhydrique (37%) en utilisant de l'eau distillée.

III.1.4 Préparation des échantillons

Les étapes sont préparées comme suit :

- Les échantillons sont coupés à l'aide d'une tronçonneuse sous forme cubique.
- Polissage, les échantillons d'acier subissent un polissage au papier verre (du grain 250 - 2000).
- Mesurer la surface des échantillons au moyen d'un pied à coulisse
- Les échantillons sont ensuite rincés à l'eau distillée, dégraissés par l'éthanol et séchés.

III.1.5 Méthodes d'étude des inhibiteurs de corrosion

Les méthodes d'étude des inhibiteurs de corrosion sont celles de la corrosion d'une manière générale, qu'elles soient ; quantitatives ou qualitatives, électrochimiques ou non. On peut citer les méthodes suivantes :

III.1.5.1 Méthode de la perte de masse :

C'est une méthode d'analyse chimique quantitative présente l'avantage d'être simple, non coûteuse et ne nécessite pas d'un instrument important, elle nécessite seulement une balance analytique, bien qu'elle représente une méthode directe pour la détermination de la vitesse de corrosion et en conséquence l'efficacité inhibitrice dans le cas de l'utilisation des inhibiteurs.

Son principe repose sur la mesure de la perte de masse (Δm) subie par un échantillon de surface (S), durant une période du temps d'immersion (t) dans une solution corrosive, en absence et en présence de l'inhibiteur, maintenue à température constante[1]**.** Le but de cette méthode est l'évaluation de la vitesse de corrosion (V_{corr}) qui se définie comme une perte de masse par unité de surface et de temps et peut être exprimée en ($mg.cm^{-2}.min^{-1}$) par la relation suivante [2]**:**

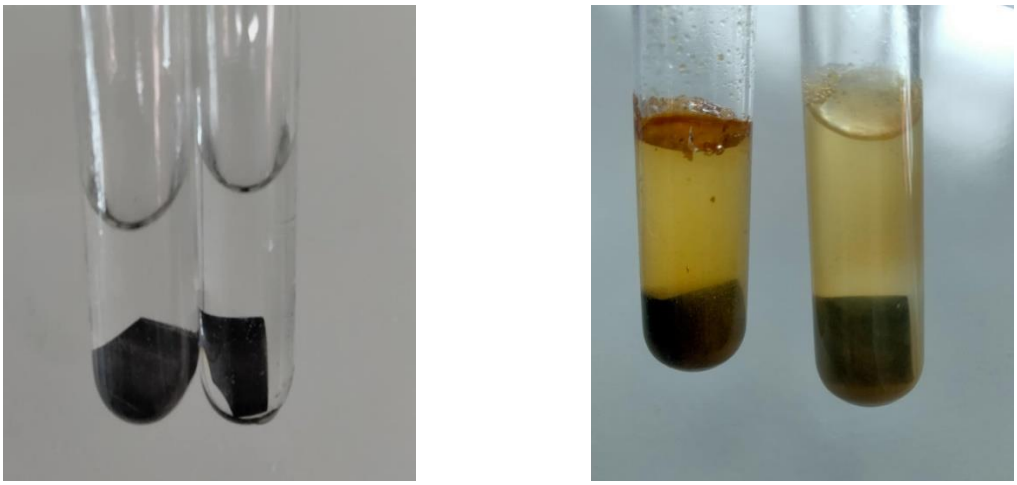
$$v_{corr} = \frac{\Delta m}{S.t} \quad \text{..... (III.1)}$$

$$\Delta m = m_1 - m_2 \quad \text{..... (III.2)}$$

Où : m_1 et m_2 masses de l'échantillon avant et après l'essai en mg ;

S : surface totale de l'échantillon en cm^2 ;

t : temps d'immersion de l'échantillon dans la solution.



(A) Avec l'inhibiteur **(B)** Sans inhibiteur

Figure III.3 : Perte de masse de l'acier XC52 dans HCl 1 M avec et sans inhibiteur.

L'efficacité inhibitrice est donnée par la relation suivante [3]:

$$EI(\%) = \frac{V_{corr}^{\circ} - V_{corr}^{inh}}{V_{corr}^{\circ}} \times 100 \quad \text{..... (III.3)}$$

V_{corr}° : est la vitesse de corrosion en absence de l'inhibiteur.

V_{corr}^{inh} : est la vitesse de corrosion en présence de l'inhibiteur.

En revanche cette méthode est limitée et insuffisante pour l'approche des mécanismes mis en jeu lors de la corrosion, elle ne permet pas également d'atteindre à des paramètres cinétiques tel que la vitesse des réactions électrochimique. C'est pour raison la dépendance vis-à-vis des techniques électrochimiques s'avère donc plus nécessaire pour compléter l'étude de la corrosion et l'inhibition contre ce phénomène.

III.1.5.2 Techniques électrochimiques :

Les techniques électrochimiques sont des méthodes d'étude essentielles de la corrosion, elles sont utilisées pour prévoir la durée de vie des composants métalliques utilisés dans les industries chimiques et de la construction. Elles mesurent les taux de corrosion, le pouvoir oxydant de l'environnement et évaluent l'efficacité des stratégies de protection contre la corrosion.

III.1.5.2.1 Les courbes de polarisation :

L'aide d'un générateur extérieur et d'une contre électrode de platine, on fait passer un courant à travers l'électrode métallique, son état stationnaire est modifié, sa surface prend une nouvelle valeur de potentiel[4] **.**

Les courbes intensités potentielles *E = f (I)* ou *I = f(E)* constituent les courbes de polarisation (**FigureIII.4**).

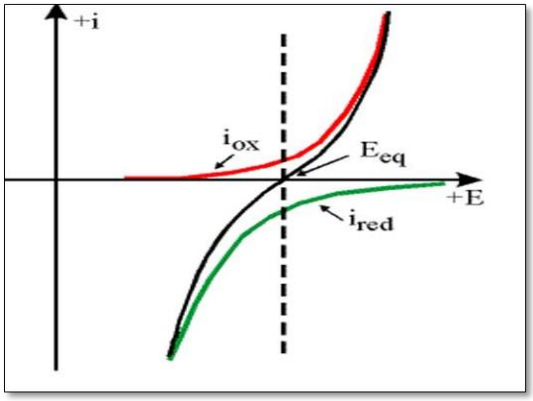


Figure III.4 : Courbe intensité –potentielle : *I = f(E).*

L'analyse des courbes permet de mieux comprendre le comportement du métal dans l'électrolyte, notamment sa capacité à se passiver ou à se corroder. Elle aide à identifier les mécanismes de corrosion tels que le transfert de charge, la diffusion de matière ou l'adsorption d'espèces sur l'électrode. On peut aussi y observer l'influence de l'inhibiteur sur les réactions anodique et cathodique. Toutefois, la forme des courbes et les potentiels mesurés peuvent varier selon l'état de surface, la composition de l'électrolyte ou la présence d'impuretés.

III.1.5.2.2 Droites de Tafel :

Une méthode les plus couramment employées pour la détermination de la vitesse de la corrosion est l'extrapolation des droites de tafel au potentiel de corrosion. Il s'agit en fait d'une méthode d'extrapolation basée sur l'équation log i=f (E) [5]de Butler-Vollmer devient:

$$i = i_0 \exp\left(\frac{\eta}{\beta_a}\right) - i_0 \exp\left(-\frac{\eta}{\beta_c}\right) \text{..... (III.4)}$$

Le tracé les courbes de polarisation *i = f(E)* sous forme linaire dans un domaine anodique et cathodique limité, appelé domaine de Tafel. Le tracé de ces courbes en coordonnées logarithmiques, pour des surtensions [6]**.**

Pour les valeurs de η plus importantes i_a ou i_c dominent, on montre alors très facilement. Et sont appelées constantes (ou coefficients) de Tafel et définies comme l'inverse des courbe de polarisation (*log i = f (E)*) :

On appelle domaine de Tafel anodique le domaine de potentiel qui correspond à :

$$i_a = i_0 \exp\left(\frac{\eta}{\beta_a}\right) \text{.....(III.5)}$$

Le logarithme donne :

$$\eta = -\beta_a \ln i_0 + \beta_a \ln i \quad \text{.....(III.6)}$$

En passant au logarithme en base dix on obtient l'équation de Tafel d'une réaction ou aussi appelée droite anodique et cathodique :

- Coefficient de Tafel anodique :

$$b_a = 2.303\beta_a \quad \text{..... (III.7)}$$

- De façon analogue, pour le Coefficient de Tafel cathodique :

$$i_c = -i_0 \exp\left(-\frac{\eta}{\beta_c}\right) \quad \text{..... (III.8)}$$

$$b_c = 2.303\beta_c \quad \text{..... (III.9)}$$

Le type de diagramme ainsi obtenu est schématisé à la **figure III.5** suivante les domaines de potentiel pour lesquels la courbe rejoint les droites de Tafel sont les domaines de Tafel anodique et cathodique.

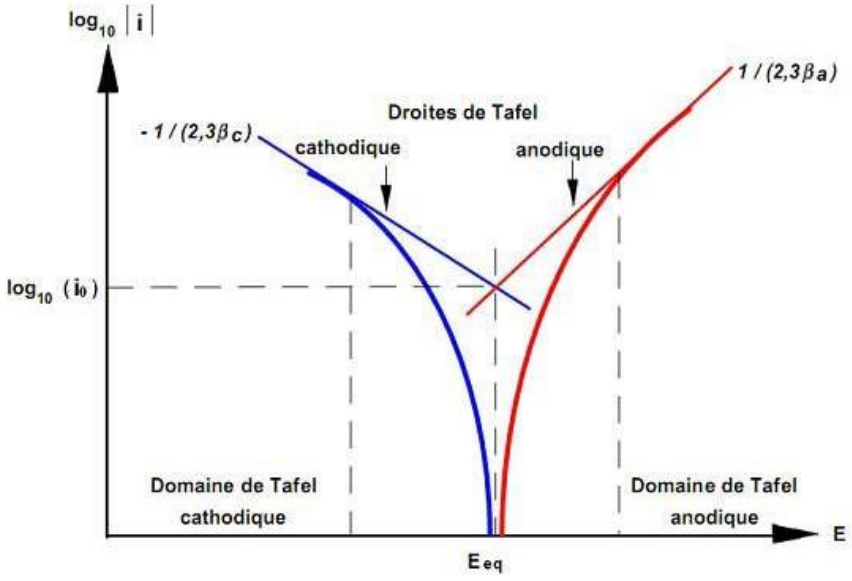


Figure III.5 : Détermination des paramètres électrochimiques à partir des droites de tafel**.**

L'extrapolation ces droites, elle permet d'obtenir un point d'intersection correspondant à la valeur du potentiel de corrosion (E_{corr}) et du courant de corrosion (i_{corr}).

III.1.5.2.3 La spectroscopie d'impédance électrochimique :

La mesure de l'impédance électrochimique consiste à étudier la réponse du système électrochimique, suite à une perturbation qui est le plus souvent un signal alternatif de faible amplitude.

La force de cette technique est des différencier les phénomènes réactionnels par leur temps de relaxation. Les phénomènes rapides se produisent à hautes fréquences, tandis que les phénomènes lents ont lieu à basses fréquences. Suivant un schéma électrique qui décrit le comportement de la chaîne électrochimique lorsqu'elle est soumise à une perturbation temporelle de l'intensité ou du potentiel, comme les phénomènes de transport ou de diffusion en solution [7]

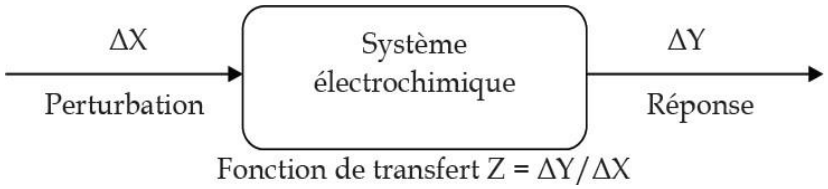


Figure III.6 : Principe général de la spectroscopie d'impédance électrochimique.

Expérimentalement, cette méthode consiste donc à imposer, à une cellule électrochimique, une tension sinusoïdale E de pulsation et à mesurer le courant résultant I.

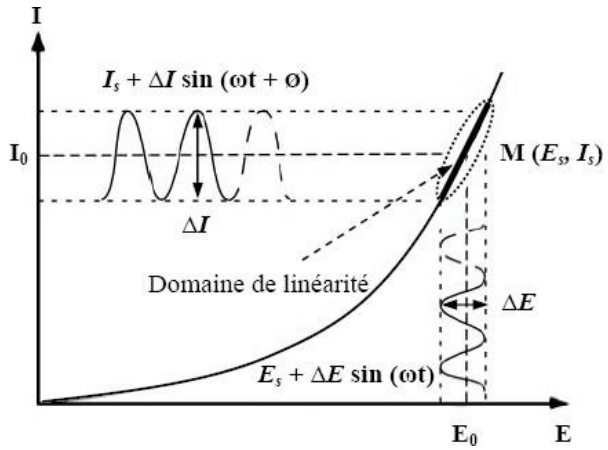


Figure III.7 : Schéma de fonctionnement de la SIE représentant la perturbation sinusoïdale en potentiel et sa réponse en courant.

L'impédance électrochimique se définit comme étant le nombre complexe $Z(\omega)$ résultant du rapport :

Ou: $$Z(\omega) = \frac{\Delta E(\omega)}{\Delta I(\omega)} \quad \text{(III.10)}$$

$\Delta E(\omega)$: est la perturbation imposée a un potentiel choisi.

$\Delta I(\omega)$: La réponse en courant du système étudié avec une composante continue.

L'impédance $Z(\omega)$ est un nombre complexe qui peut être écrite sous la forme suivant :

$$Z(\omega) = Z_r(\omega) + jZ_j(\omega) \quad \text{(III.11)}$$

$$|Z| = \sqrt{Z^2re + Z^2im} \quad \text{(III .12)}$$

$$\tan \varphi = \frac{Z_{im}}{Z_{re}} \quad \text{(III .13)}$$

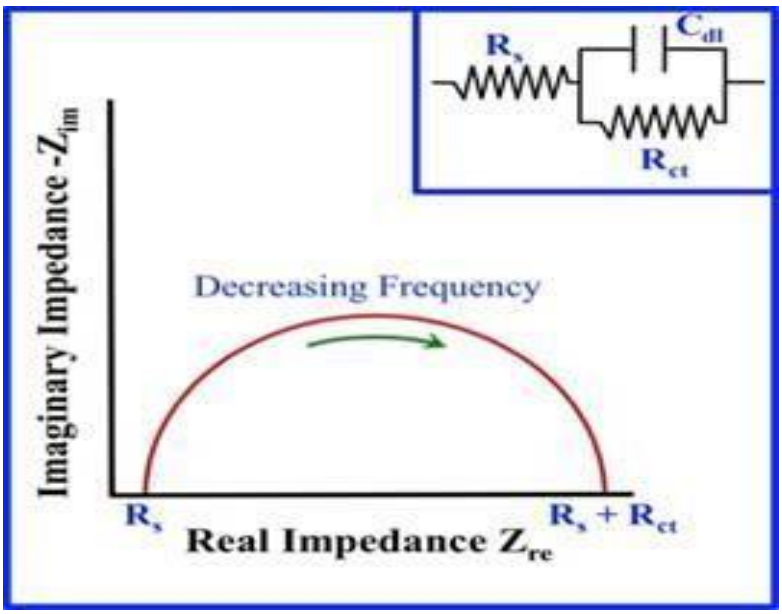


Figure III.8 : Tracé d'un diagramme de Nyquist.

PARTIE 2 : LES RESULTATS ET DISCUSSIONS

III.2.1 Tests potentio-dynamiques

Les courbes de polarisation ont été enregistrées à température ambiante pour différentes concentrations. Le potentiel appliqué à l'échantillon a été balayé de manière continue entre -250 mV et +250 mV, à une vitesse de 1 mV/s. Cette vitesse de balayage relativement lente a été choisie afin de garantir un état quasi-stationnaire. Le courant a été mesuré entre l'électrode de travail (Acier XC52) et l'électrode contre-électrode en platine. Avant chaque mesure, l'électrode de travail a été maintenue à son potentiel d'abandon pendant 45 minutes.

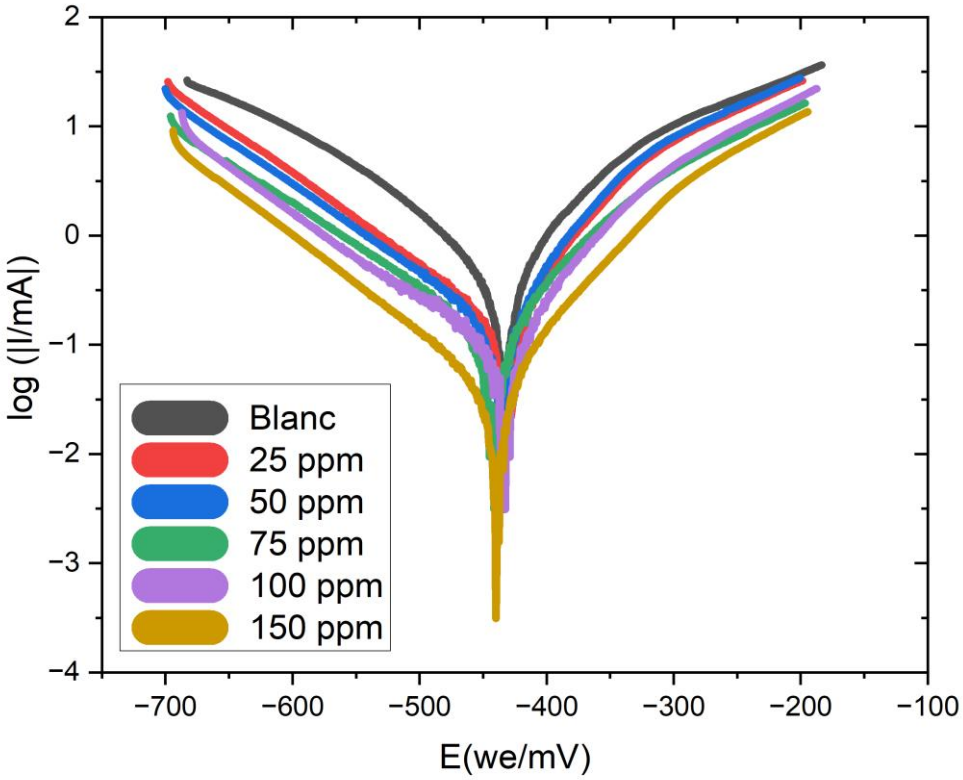


Figure.III.9 : Courbes de polarisation de l'acier XC52 dans 1M HCl pour différentes concentrations d'inhibiteur.

La **figure.III.9** illustre les courbes de polarisation cathodique et anodique de l'acier XC52 immergé dans une solution d'HCl 1 M à 25 °C, en l'absence et en présence d'inhibiteurs à diverses concentrations. Les mesures ont été effectuées une fois le potentiel d'abandon stabilisé.

Au vu des résultats obtenus nous pouvons remarquer que :

- L'ajout du base de schiff fait varier légèrement la valeur de la pente cathodique β_c et anodique β_a. Ce résultat suggère que le mécanisme de réduction du proton n'est pratiquement pas affecté par l'addition de l'inhibiteur.
- L'action du l'inhibiteur se traduit par une diminution des courants cathodiques. Ce résultat montre que l'addition du l'inhibiteur réduit la dissolution anodique du fer et retarde l'évolution de la décharge des ions H^+.
- L'efficacité inhibitrice de la base de schiff augmente avec la concentration et atteint une valeur maximale de l'ordre de 94,46% à 150 ppm.
- Le potentiel de corrosion est très varié avec l'augmentation de la concentration du base de schiff, confirmant ainsi le caractère cathodique de l'inhibiteur.

Le **tableau III.1** regroupe les valeurs des paramètres électrochimiques déterminées à partir des courbes de polarisation précédemment obtenues, la densité du courant de corrosion (I_{corr}), le potentiel de corrosion (E_{corr}), la pente de Tafel cathodique (bc), la pente de tafel anodique (ba) ainsi que l'efficacité inhibitrice de corrosion E (%) qui est définie par[8] :

$$E(\%) = \frac{I_{corr} - I_{inb}}{I_{corr}} \times 100 \quad \text{(III .14)}$$

Les valeurs de la résistance de polarisation du l'acier XC52, obtenues par polarisation linéaire dans HCl 1 M en l'absence et en présence de différentes concentrations de l'inhibiteur, ainsi que celles de l'efficacité inhibitrice qui en découlent, sont également reportées dans le **tableau III.1**. La résistance de polarisation étant inversement proportionnelle au courant de corrosion, l'efficacité inhibitrice E(%) est déterminée par la relation suivante[9] :

$$E\ (\%) = \frac{R_{p\ inh} - Rp}{Rp\ inb} \times 100 \quad \text{(III .15)}$$

Tableau III.1 Paramètres électrochimiques et efficacité inhibitrice de l'acier XC52 dans 1M HCl en absence et en présence de différentes concentrations d'inhibiteur.

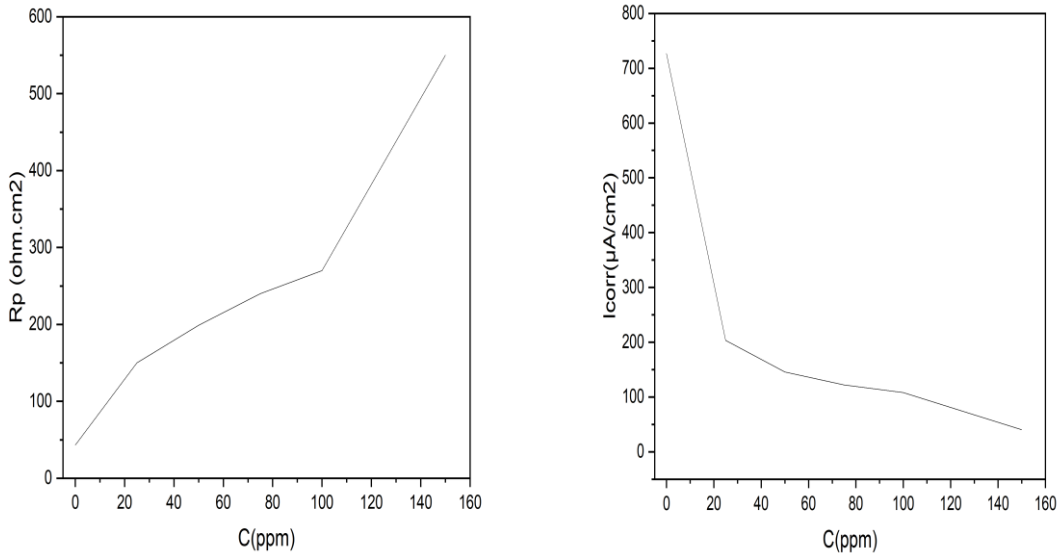
C (ppm)	E_{corr} (mV/ECS)	I_{corr} (µA/cm2)	βa (mV)	βc (mV)	Rp (ohm.cm^2)	θ	E% (I)	θ_{Rp}	E% (R)
Blanc	-433.319	726.72	113	149.4	43.2				
25	-431.025	203.48	76.1	131.8	150	0.7199	71.99	0.7124	71,24
50	-435.785	145.51	63.4	125.2	199	0.7997	79.97	0.7839	78,39
75	-442.001	122.1	83.4	130.0	240	0.8319	83.19	0.8201	82.01
100	-434.263	10.04	77.5	161.0	270	0.8513	85.13	0.8400	84.00
150	-439.938	40.19	73.1	114.0	550	0.9446	94.46	0.9214	92.14

La **figure III.9** montre que la présence du base de schiff a causé un fort décalage des branches cathodiques et anodiques vers le bas, entrainant ainsi, une forte diminution des densités des courants anodique et cathodique; cela peut être attribué à l'adsorption sur les sites actifs de la surface de l'échantillon, ce qui retarde à la fois la dissolution anodique du métal et le déchargement cathodique d'hydrogène, par conséquent le processus de corrosion est ralentit. L'analyse des paramètres montre que la densité du courant de corrosion ($I_{corr.}$) diminue avec l'accroissement de la concentration d'inhibiteur, l'ajout du base de schiff étudié n'a pas modifié considérablement les valeurs de E_{corr}, il est rapporté dans la littérature que, lorsque la différence

entre le potentiel de corrosion et celui de la solution témoin, est moins de 85mV, l'inhibiteur peut être classé comme inhibiteur mixte [10], ce qui suggère que la base de Schiff, agit comme un inhibiteur de type mixte.

La légère modification des pentes de Tafel, indique que l'ajout du base de schiff à la solution agressive n'a pas influé sur le mécanisme de corrosion. L'efficacité inhibitrice augmente avec l'augmentation des concentrations et l'inhibition maximale (94,49 %) a été obtenue à la concentration de 150 ppm.

Les résultats obtenus par la technique de RPL montrent que la résistance de polarisation de l'acier augment et la densité du courant diminue au fur et à mesure de l'augmentation de concentration en inhibiteur de corrosion dans la solution.



(a) (b)

Figure III.10 : l'évolution (a) de la résistance de polarisation, (b) la densité du courant e en fonction de la concentration.

La diminution de la densité de courant de corrosion est attribuée à la passivation de la surface métallique induite par l'adsorption d'une couche protectrice formée par les molécules de l'inhibiteur sur les sites réactionnels [11]**.**

L'évolution, avec la concentration de l'inhibiteur, du taux d'inhibition de la corrosion de l'acier dans HCl 1M, est présentée dans la **figure III.11 :**

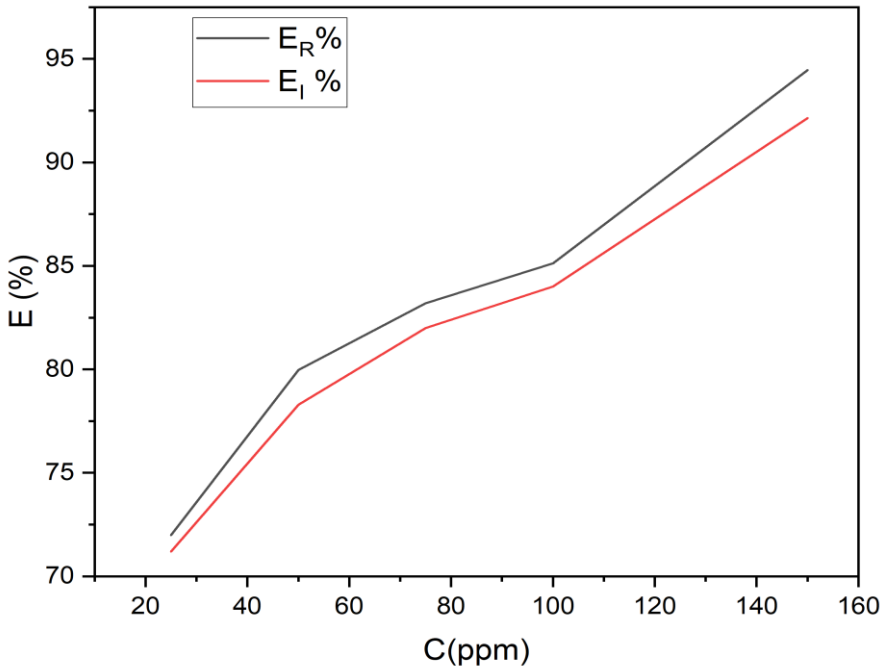


Figure III.11 :l'évolution de l'efficacité d'inhibition en fonction de la concentration de l'inhibiteur.

Ces résultats montrent que les efficacités inhibitrices Ei_{corr} et E_{Rp} sont en très bon accord. L'efficacité Ei_{corr} augmente avec la concentration de l'inhibiteur et atteint 94,46% à 150 ppm.

III.2.2 Spectroscopie d'impédance électrochimique (EIS)

Les méthodes électrochimiques transitoires et en particulier la spectroscopie d'impédance électrochimique permettent de séparer les phénomènes élémentaires susceptibles de se développer à l'interface métal/solution en fonction de leur cinétique [12].

L'étude des diagrammes d'impédance électrochimique au potentiel de corrosion pour différentes concentrations a été étudiée dans le but de compléter la compréhension des mécanismes de corrosion et de protection qui se produisent à la surface de l'acier, nous avons tracé des diagrammes d'impédance électrochimiques ont été relevés au potentiel de corrosion, pour différentes concentration. Les mesures ont été effectuée dans la gamme de fréquence 100KHz- 0,1Hz et une amplitude de 10mV, et sont obtenus après 45 minutes, dans un intervalle d'inhibition de l'acier XC52 en milieu HCl 1M.

La Figure III.12 illustre les diagrammes de Nyquist obtenus à l'interface acier XC52 la solution de HCl 1M, avant et après l'ajout de l'inhibiteur à différentes concentrations.

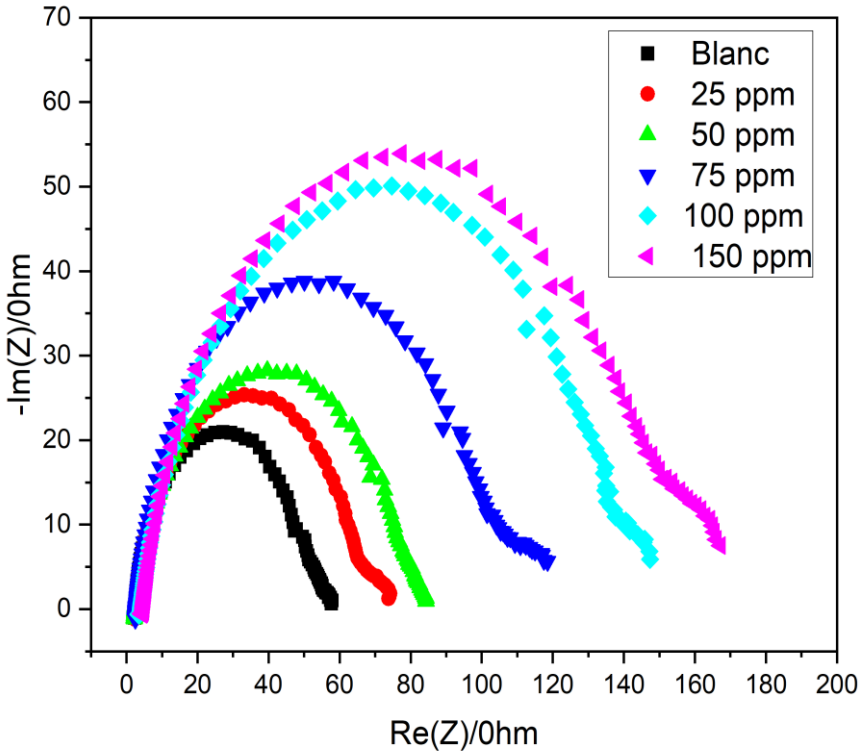


Figure III.12 : Diagrammes d'impédance de Nyquist obtenus pour l'acier à différentes concentrations en inhibiteur.

Nous remarquons pour toutes les concentrations utilisées, la présence d'une seule boucle capacitive, qui n'est pas un demi-cercle parfait. Les diamètres des demi-boucles capacitives augmentent avec l'augmentation des concentrations de l'inhibiteur.

Ce type de diagramme indique généralement que la réaction de corrosion est contrôlée par un processus de transfert de charges sur une électrode solide de surface hétérogène et irrégulière. Ansi le circuit équivalent théorique représenté sur la **figure III.12** est utilisé pour analyser les spectres d'impédance. Les diagrammes d'impédance ont été simulés par le logiciel simplexe EC-lab (Z fit).

Ce circuit est constitué de R_s correspond à la résistance non composée entre l'électrode de référence et l'électrode de travail. La résistance R_f et le Q_f a été rapporté au film fermé à la surface métallique. R_{tc} et Q_{tc} ont été associes respectivement à la résistance de transfert de charge et à l'élément de phase constante de la double couche.

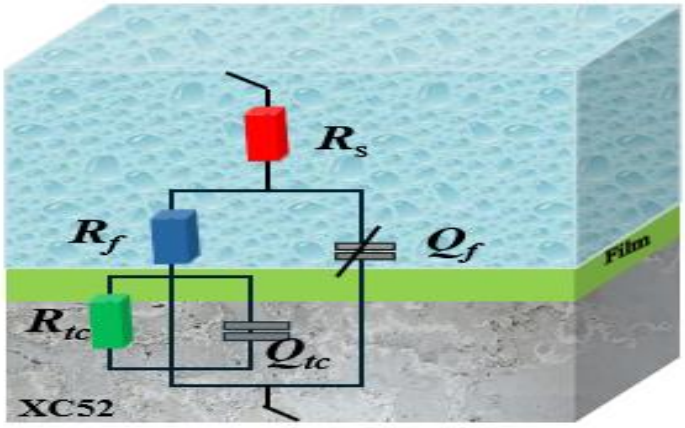


Figure III.9 : Le circuit équivalent.

Le tableau rassemble les résultats de la modélisation des diagrammes d'impédance de l'électrode en acier, enregistrés avec et sans ajout d'inhibiteur à plusieurs concentrations.

Dans le cas de la spectroscopie d'impédance électrochimique, l'efficacité d'inhibition est calculée en utilisant la résistance de transfert de charge comme suit [13]:

$$IE_Z(\%) = \left(1 - \frac{R_{ct}}{R_{ct}^0}\right) \times 100 \quad \text{..... (III .16)}$$

Où R_{ct}et R_{ct}^0 sont la résistance au transfert de charge dans le milieu HCl en présence et en l'absence du base de schiff, respectivement.

Tableau III.2 Paramètres électrochimiques obtenus par S.I.E de la corrosion de l'acier XC 52 dans le milieu HCL 1M en absence et en présence de différentes concentrations des inhibiteurs à 25 °C.

	R_S ($\Omega.cm^2$)	R_{ct} ($\Omega.cm^2$)	*ndl*	Q_{dl} *10^{-4} ($F.s^{nd-1}.cm^{-2}$)	R_f ($\Omega.cm^2$)	Nf	Q_f*10^{-4} ($F.snd\text{-}1.cm^{-2}$)	IE_Z(%)
Blanc	2.230	49.11	0.89	188	5,29	0.86	436	-
25	2.579	172.00	0.92	85	18.8	0.87	129	71.45
50	2.396	230.50	0.85	61	8.75	0.85	83	78.69
75	3.816	275.80	0.86	27	1.33	0.89	29	82.19
100	3.258	318.37	0.87	20.4	2.83	0.83	21.0	84.57
150	4.172	653.70	0.88	1.21	4.87	0.86	2.01	92.49

- Les résultats du **tableau III.2** montrent que, lorsque les concentrations des inhibiteurs augmentent, les valeurs R_{ct} augmentent et les valeurs C_{dl} calculées diminuent.

- L'ajout de l'inhibiteur conduit à l'augmentation de la taille du spectre d'impédance qui a la forme d'un demi-cercle plus ou moins aplatie caractérisant la formation d'une couche protectrice [14]**.**
- L'efficacité inhibitrice augmente avec la concentration de l'inhibiteur pour atteindre une valeur maximale de 92,49 % à la concentration de 150 ppm, cela confirme que ce composé présente une performance inhibitrice efficace pour la corrosion de l'acier XC52 dans acide chlorhydrique 1 M.
- La résistance de transfert de charge Rtc augmente avec la concentration de l'inhibiteur tandis que la capacité de la double couche Q_{dl} diminue graduellement quand on augmente la concentration en inhibiteur.
- La diminution de Q_{dl} est due à l'adsorption de l'inhibiteur organique à la surface de l'acier qui a pour effet de réduire la surface active de l'électrode conduisant à une protection contre la corrosion, apportée par les molécules absorbées sur la surface de l'électrode par les interactions entre les pairs électroniques des hétéroatomes avec la surface de l'acier[15]**.**
- Ces résultats traduisent l'influence des inhibiteurs organiques sur le processus à l'interface acier/milieu acide.
- L'efficacité inhibitrice de l'inhibiteur, calculée à partir de ces paramètres, évolue de la même façon que la résistance de transfert de charge (R_t) et atteint une valeur maximale de 92.49% à 150 ppm (**figure III.13)**. Ce résultat est en bon accord avec ceux trouvés par les mesures de la courbe polarisation.

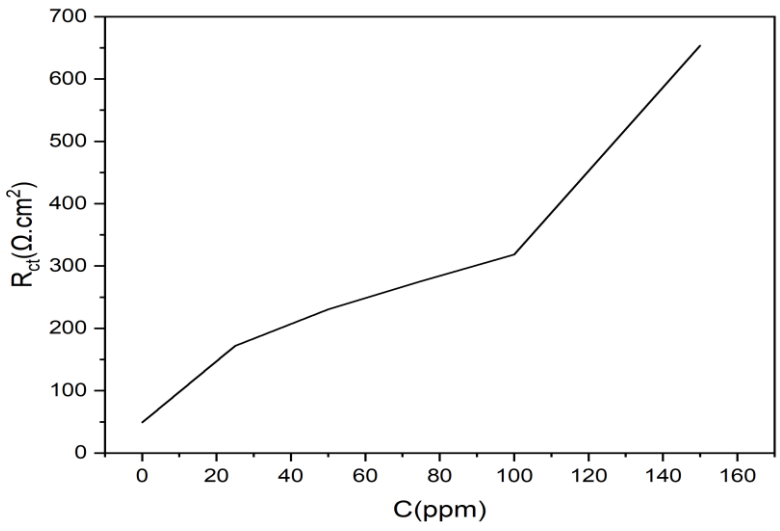


Figure III.13 : la résistance de polarisation en fonction de concentration**.**

III.2.3 Etude gravimétrique

III.П.3.1 Effet du temps :

Le tableau présent les valeurs de vitesse de corrosion et l'efficacité inhibitrice de l'acier XC52 dans HCL 0,5M en absence et en présence de l'inhibiteur.

Tableau III. 3 : Influence du temps sur la vitesse de corrosion de l'acier en milieu HCl 1M sans et avec addition des inhibiteurs.

	Temps (h)	Δ m (mg)	ΔS (cm2)	W ($g.cm^{-2}.h^{-1}$) $\times 10^{-5}$	E %
Blanc	06	0.069	0.455	42.125	/
	24	0.074	0.475	10.746	/
	48	0.279	0.470	20.575	/
	72	0.312	0.520	13.889	/
	168	0.379	0.655	5.740	/
150 ppm	06	0.004	0.450	2.161	94.87
	24	0.003	0.475	0.482	95.51
	48	0.011	0.430	0.848	95.88
	72	0.012	0.475	0.551	96.06
	168	0.010	0.545	0.178	96.89

D'après le **tableau III. 3** l'immersion de la surface de l'électrode d'acier dans le milieu corrosif pour des différents temps, nous pouvons remarquer que l'augmentation du temps d'immersion conduit à un accroissement de l'efficacité inhibitrice et à une diminution de la vitesse de corrosions.

III.2.3.2 Effet de la température :

La température est l'un des facteurs qui peuvent modifier à la fois le comportement des inhibiteurs et des substrats dans un milieu agressif.

Les composés organiques peuvent se dissoudre plus facilement quand la température augmente. L'augmentation de la température peut ainsi provoquer un affaiblissement de la résistance à la corrosion de l'acier. Dans l'objectif d'examiner l'influence de ce paramètre sur

l'efficacité inhibitrice du base de schiff, nous avons réalisé des mesures potentio-dynamique pour les différentes températures.

Tableau III. 4 : Influence de la température sur la vitesse de corrosion de l'acier en milieu HCl 1M sans et avec addition des inhibiteurs.

	Températures	Δ m (mg)	ΔS (cm^2)	W($g.cm^{-2}.h^{-1}$) $\times 10^{-6}$	E %
Blanc	25 C°	0,074	0,475	107.456	/
	35 C°	0,168	0,475	245.614	/
	45 C°	0,209	0,62	234.095	/
	55 C°	0,295	0,5	409.722	/
150 ppm	25 C°	0,003	0,475	4.820	95,51
	35 C°	0,012	0,425	20.100	91,81
	45 C°	0,049	0,545	61.800	73,60
	55 C°	0,094	0,495	131.874	67,81

Le tableau présent les valeurs de vitesse de corrosion et l'efficacité inhibitrice de l'acier XC52 dans HCl 0,5M en absence et en présence de l'inhibiteur. Nous pouvons remarquer que l'augmentation de la température conduit à un accroissement de la vitesse de corrosions et à une diminution de l'efficacité inhibitrice.

III.2.4 Paramètres thermodynamiques d'activation

Les paramètres d'activation du processus de corrosion E_a ont été calculés aux différentes températures, en absence et en présence d'inhibiteur.

L'équation d'Arrhenius est utilisée en premier lieu pour déterminer la valeur de l'énergie d'activation [16].

$$W_{corr} = A\,exp\left(-\frac{E_a}{RT}\right) \quad \text{..... (III .17)}$$

Où W_{corr} : est la vitesse de corrosion.

E_a : est l'énergie d'activation apparente de corrosion ;

R :est la constante de gaz universelle ;

A : est la constante pré-exponentielle d'Arrhenius.

T: Température.

La forme logarithmique de cette équation, nous permettra de déterminer graphiquement les valeurs de l'énergie d'activation E_a et l'enthalpie ΔH_a respectivement, par les équations suivantes [17]:

$$\ln W_{corr} = \ln A - \frac{E\,a}{TR} \quad \text{..... (III .18)}$$

$$\ln \frac{W corr}{T} = B - \left(\frac{\Delta Ha}{RT}\right) \quad \text{..... (III .19)}$$

La **figure.III.14,** montre les diagrammes d'Arrhenius du logarithme de la densité de courant par rapport à 1 / T.10^{-3} pour l'acier au carbone dans le milieu corrosif sans et avec l'addition du base de schiff. Les droites sont obtenues avec une pente de ($-E_a$ / R). À partir de la pente du cette graphique, les valeurs de l'énergie d'activation apparente E_a pour le processus de corrosion en présence de solutions d'inhibiteurs sont classés dans le tableau **tableau III.5.**

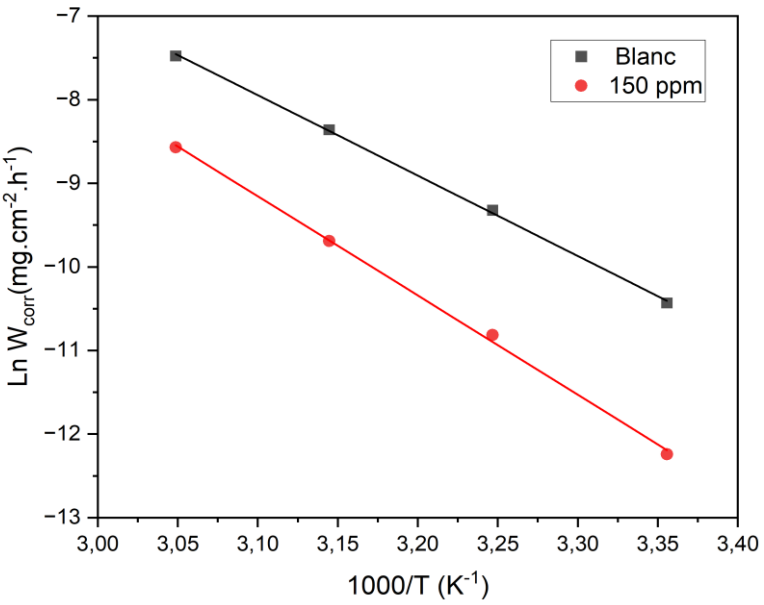


Figure.III.14 : Variation ln W_{corr} en fonction de 1/T du milieu corrosif en absence et en présence de base de schiff.

Les paramètres thermodynamiques du processus de corrosion tels que l'enthalpie (ΔHa) et l'entropie (ΔSa) ont été calculés en utilisant l'équation d'état de transition (III .20)[18], [19]:

$$W_{corr} = \frac{RT}{Nh} exp\left(-\frac{\Delta H_a}{RT}\right) exp\left(\frac{\Delta S_a}{RT}\right) \quad \text{..... (III .20)}$$

Avec h : la constante de Planck (6,626 10^{-34} J. s),

N : le nombre d'Avogadro (6,022 1023 mol^{-1}),

ΔH_a : L'enthalpie standard d'activation (kJ. mol^{-1}),

ΔS_a : L'entropie standard d'activation (J.mol^{-1}. K^1),

T : la température (°K),

R : la constante des gaz parfaits (8,314 J mol^{-1}. K^{-1}).

La variation de ln (I_{corr} / T) en fonction de l'inverse de la température présentée dans la **figure III. 15** est une droite linéaires, avec une pente de (- ΔH_a / R.2.303) et l'ordonnée à l'origine de ln (R / Nh) + (ΔSa / 2.303R).

D'où les valeurs de ΔHa, ΔSa, respectivement ont été calculées et énumérés dans le **tableau III. 5**.

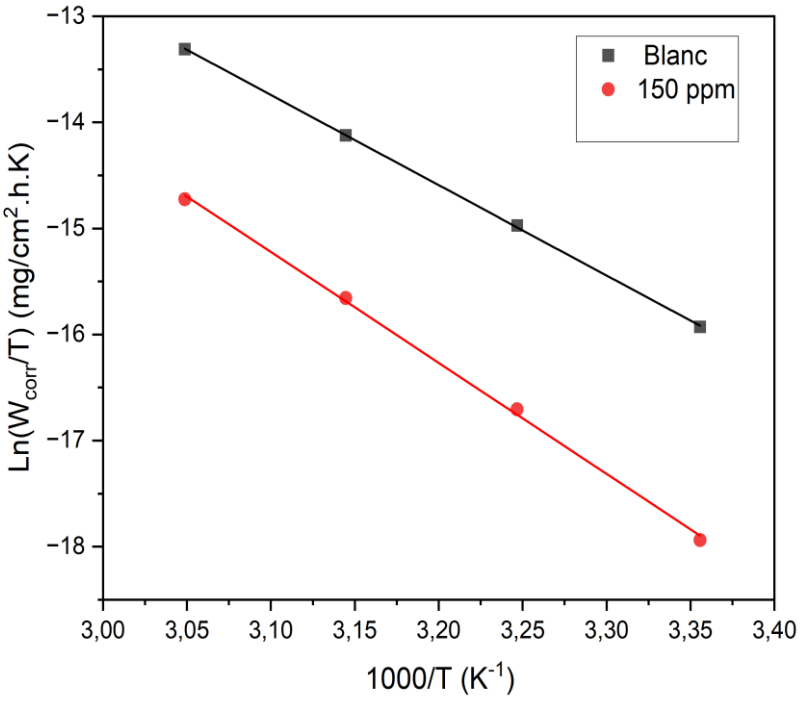


Figure.III.15 : Variation ln W_{corr}/T en fonction de 1/T du milieu corrosif en absence et en présence de base de schiff.

Les signes positifs de ΔH_a reflètent la nature endothermique du processus de dissolution de l'acier au carbone. La valeur de ΔS_a est plus faible pour la solution non inhibée que pour la solution inhibée. Les grandes valeurs négatives des entropies indiquent que le complexe activé dans l'étape de détermination de la vitesse est une étape d'association plutôt que de dissociation, ce qui signifie qu'une diminution du désordre a lieu entre les réactifs et le complexe activé[20].

Tableau III.5 : les paramètres thermodynamiques.

Paramètres	Ea (J.mol^{-1})	ΔH (J.mol^{-1})	ΔS (J.mol^{-1}K^{-1})
Blanc	79.8975	68.55	-92.37
150 ppm	98.6871	201.44	-54.54

III.2.5 Isothermes d'adsorption

En chimie, l'adsorption est un phénomène de surface par lequel des atomes, des ions ou des molécules (adsorbats) se fixent sur une surface solide (adsorbant) depuis une phase gazeuse ou liquide. L'efficacité de l'inhibition de la corrosion est étroitement liée à la capacité des molécules d'inhibiteur à s'adsorber sur la surface métallique, formant ainsi une couche protectrice stable qui entrave les réactions corrosives [21]

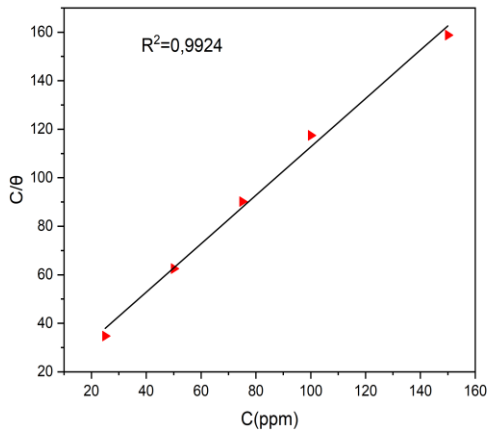
Les isothermes d'adsorption testés sont le modèle de Langmuir, deTemkin, Freundlich et enfin Frumkin. Ces isothermes d'adsorption ont été utilisées pour d'autres inhibiteurs. Selon ces isothermes, θ est relié à la concentration en inhibiteur (C_{inh}) par l'équation suivante :

$\frac{C_{inh}}{\theta} = \frac{1}{K_{ads}} + C_{inh}$ (Isotherme d'adsorption de Languir).

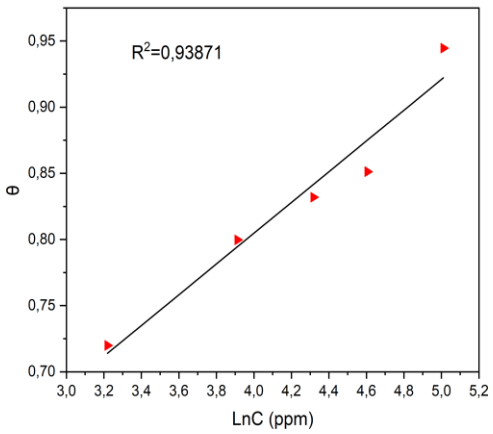
b. $C_{inh} = \frac{exp(a\theta)-1}{1-\exp[-a(1-\theta)]}$ (Isotherme d'adsorption de Temkin).

$\ln\left[\frac{\theta}{C(\theta-1)}\right] = \ln K + 2a\,\theta$ (Isotherme d'adsorption de framkin).

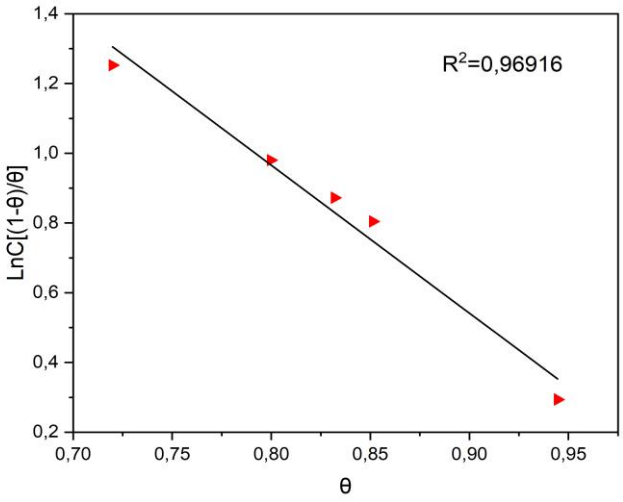
Où a est une constante d'interaction entre particules adsorbées, K est la constante d'équilibre du processus d'adsorption et (C_{inh}) la concentration de l'inhibiteur dans l'électrolyte.



(A)



(B)



(C)

Figure.III.16 : Modèle de l'isotherme d'adsorption de (A) Langmuir (B) Temkin (C) Frumkin de l'acier XC 52dans HCl 1M en présence de l'inhibiteur à différentes concentrations.

La **figure.III.16** illustre les modèles de l'isotherme d'adsorption de (A) Langmuir (B) Temkin (C) Frumkin de l'acier XC 52 dans HCl 1M à 25°C en présence de l'inhibiteur à différentes concentrations.

Les valeurs de sont présentées graphiquement selon l'isotherme d'adsorption convenable. Pour choisir l'isotherme d'adsorption convenablement nous avons utilisé le coefficient de corrélation (R^2).

D'après les résultats du la **figure.III.16**, nous avons observées un coefficient de corrélation (R^2) jusqu'à 0.9924 pour le base de schiff, la pente est très proche de l'unité. Ces

résultats suggèrent que les données expérimentales sont bien décrites et meilleure par l'isotherme de Langmuir.

L'analyse des figures montre que pour la variation du rapport C_{inh}/θ en fonction de la concentration en inhibiteur est linéaire. Ce qui indique que l'adsorption des molécules inhibitrices sur la surface de l'acier en milieu HCl 1M obéit à l'isotherme d'adsorption de Langmuir.

Cet isotherme implique l'hypothèse, que tous les sites d'adsorption sont équivalents et que les liaisons des particules se produisent indépendamment des sites proches qu'ils sont occupés ou non [22], [23], par conséquent, les molécules inhibitrices sont adsorbées à la surface métallique pour former un film qui isole la surface de l'acier.

L'enthalpie libre standard d'adsorption ($\Delta G°_{ads}$) et la constante d'adsorption (K_{ads}) sont reliées par l'équation (III.22) [24]:

$$\Delta G^{\circ}_{ads} = -RTln(999 \times K_{ads}) \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots \text{ (III .21)}$$

Ou :

R : Constante des gaz parfait libre standard de l'adsorption.

C : concentration de l'inhibiteur (mg/L).

K_{ads} : constante d'équilibre du processus d'adsorption.

T : température.

Avec 999 est la concentration de l'eau dans la solution en $gL^{-1.}$

Généralement, pour des valeurs de ΔG_{ads} d'adsorption autour de -20 $Kj.mol^{-1}$, le type d'adsorption est considéré comme une physisorption ; ceux autour de -40 $Kj.\ mol^{-1}$ ou plus négatifs sont associés à des chimi-sorptions [25]. Les valeurs négatives de ΔG_{ads} pour les systèmes étudiés impliquent que l'adsorption des inhibiteurs sur la surface de l'acier au carbone était spontanée, et le film² adsorbé sur la surface métallique est stable.

Dans notre cas, la valeur de ΔG°_{ads} calculée est égale à -27,89 (kJ / mol) rst très proche de -20 kJ mol, que confirme les molécules de l'inhibiteur sont physisorption sur la surface métallique.

REFERANCES BIBLIOGRAPHIQUES CHAPITRE III

[1] A. Madaci *et al.*, « Experimental and theoretical study of polysaccharides extracted from prickly pear nopales Pulp (PPUN) of Opuntia ficus-indica as corrosion inhibitors », *J. Mol. Liq.*, vol. 384, p. 122272, août 2023, doi: 10.1016/j.molliq.2023.122272.

[2] A. Belakhdar, H. Ferkous, S. Djellali, R. Sahraoui, H. Lahbib, et Y. B. Amor, « Corrosion inhibition performance of Rosmarinus officinalis methanolic extract on carbon steel XC48 in acidic medium (2M HCl) », *Mater. Biomater. Sci.*, vol. 3, nº 2, p. 046-053, 2020.

[3] C. Boulechfar *et al.*, « DFT/molecular scale, MD simulation and assessment of the eco-friendly anti-corrosion performance of a novel Schiff base on XC38 carbon steel in acidic medium », *J. Mol. Liq.*, vol. 344, p. 117874, déc. 2021, doi: 10.1016/j.molliq.2021.117874.

[4] R. Keshavamurthy, C. S. Ramesh, G. S. Pradeep Kumar, et V. Tambrallimath, « Chapter 2 - Experimental investigation of tribocorrosion », in *Tribocorrosion*, A. Siddaiah, R. Ramachandran, et P. L. Menezes, Éd., Academic Press, 2021, p. 17-42. doi: 10.1016/B978-0-12-818916-0.00001-8.

[5] X. L. Zhang, Zh. H. Jiang, Zh. P. Yao, Y. Song, et Zh. D. Wu, « Effects of scan rate on the potentiodynamic polarization curve obtained to determine the Tafel slopes and corrosion current density », *Corros. Sci.*, vol. 51, nº 3, p. 581-587, mars 2009, doi: 10.1016/j.corsci.2008.12.005.

[6] M. Uerdingen, C. Treber, M. Balser, G. Schmitt, et C. Werner, « Corrosion behaviour of ionic liquids », *Green Chem.*, vol. 7, nº 5, p. 321-325, mai 2005, doi: 10.1039/B419320M.

[7] G. L. Goh *et al.*, « Potential of Printed Electrodes for Electrochemical Impedance Spectroscopy (EIS): Toward Membrane Fouling Detection », *Adv. Electron. Mater.*, vol. 7, nº 10, p. 2100043, 2021, doi: 10.1002/aelm.202100043.

[8] Z. Jebali *et al.*, « Unveiling the potent corrosion-inhibiting power of *Ammophila arenaria* aqueous extract for mild steel in acidic environments: An integrated experimental and computational study », *J. Environ. Chem. Eng.*, vol. 12, nº 2, p. 112374, avr. 2024, doi: 10.1016/j.jece.2024.112374.

[9] Z. Meriem *et al.*, « Experimental and theoretical evaluation of the adsorption process of some polyphenols and their corrosion inhibitory properties on mild steel in acidic media », *J. Environ. Chem. Eng.*, vol. 9, nº 6, p. 106482, 2021.

[10] F. Bouhlal *et al.*, « Chemical and electrochemical studies of the inhibition performance of hydro-alcoholic extract of used coffee grounds (HECG) for the corrosion of C38 steel in

1M hydrochloric acid », *Egypt. J. Pet.*, vol. 29, nº 1, p. 45-52, mars 2020, doi: 10.1016/j.ejpe.2019.10.003.

[11] A. Amdjed, H. Lahbib, A. Delimi, A. Belakhdar, et H. Ferkous, « Behavior of Mild Steels by the Action of Corrosion Inhibitors Alone or in Combination in a NaCl Environment », *J. Eng. Res. Appl. Sci.*, vol. 13, nº 1, Art. nº 1, juin 2024.

[12] C. Blanc, M. E. Orazem, N. Pébère, B. Tribollet, V. Vivier, et S. Wu, « The origin of the complex character of the Ohmic impedance », *Electrochimica Acta*, vol. 55, nº 21, p. 6313-6321, août 2010, doi: 10.1016/j.electacta.2010.04.036.

[13] H. Lahbib, S. Ben Hassen, H. Gerengi, et Y. Ben Amor, « Inhibition effect of Cynara cardunculus leaf extract on corrosion of St37 steel immersed in seawater with and without bleach solution », *Chem. Eng. Commun.*, vol. 208, nº 9, p. 1260-1278, sept. 2021, doi: 10.1080/00986445.2020.1771320.

[14] D. Prabhu et P. Rao, « Garcinia indica as an Environmentally Safe Corrosion Inhibitor for Aluminium in 0.5 M Phosphoric Acid », *Int. J. Corros.*, vol. 2013, p. e945143, déc. 2013, doi: 10.1155/2013/945143.

[15] W. Zhang *et al.*, « Tetrahydroacridines as corrosion inhibitor for X80 steel corrosion in simulated acidic oilfield water », *J. Mol. Liq.*, vol. 293, p. 111478, nov. 2019, doi: 10.1016/j.molliq.2019.111478.

[16] A. M. Guruprasad, H. P. Sachin, G. A. Swetha, et B. M. Prasanna, « Corrosion inhibition of zinc in 0.1 M hydrochloric acid medium with clotrimazole: Experimental, theoretical and quantum studies », *Surf. Interfaces*, vol. 19, p. 100478, juin 2020, doi: 10.1016/j.surfin.2020.100478.

[17] O. Moumeni *et al.*, « Experimental and detailed DFT/MD simulation of α-aminophosphonates as promising corrosion inhibitor for XC48 carbon steel in HCl environment », *J. Taiwan Inst. Chem. Eng.*, vol. 147, p. 104918, juin 2023, doi: 10.1016/j.jtice.2023.104918.

[18] S. Brioua *et al.*, « Enhancing corrosion resistance of XC38 steel using sulfur and nitrogen-containing phenyl thiosemicarbazone: A comprehensive experimental and computational analysis », *J. Taiwan Inst. Chem. Eng.*, vol. 165, p. 105718, déc. 2024, doi: 10.1016/j.jtice.2024.105718.

[19] A. Belakhdar, H. Ferkous, S. Djellali, H. Lahbib, et Y. ben amor, « Thermodynamic and Electrochemical Studies of Corrosion Inhibition of Carbon Steel by Rosmarinus Officinalis Extract in Acid Medium », 2021, p. 1479-1483. doi: 10.1007/978-3-030-51210-1_236.

[20] K. Rouibah *et al.*, « Exploring the Efficiency of Algerian Kaolinite Clay in the Adsorption of Cr(III) from Aqueous Solutions: Experimental and Computational Insights », *Molecules*, vol. 29, nº 9, Art. nº 9, janv. 2024, doi: 10.3390/molecules29092135.

[21] E. B. Ituen, M. M. Solomon, S. A. Umoren, et O. Akaranta, « Corrosion inhibition by amitriptyline and amitriptyline based formulations for steels in simulated pickling and acidizing media », *J. Pet. Sci. Eng.*, vol. 174, p. 984-996, mars 2019, doi: 10.1016/j.petrol.2018.12.011.

[22] B. Ran *et al.*, « Excellent performance of amoxicillin and potassium iodide as hybrid corrosion inhibitor for mild steel in HCl environment: Adsorption characteristics and mechanism insight », *J. Mater. Res. Technol.*, vol. 29, p. 5402-5411, mars 2024, doi: 10.1016/j.jmrt.2024.02.233.

[23] Y. Qiang, H. Yang, S. Huo, X. Dong, S. Ramakrishna, et X. Li, « Polydopamine encapsulates Uio66 loaded with 2-mercaptobenzimidazole composite as intelligent and controllable nanoreservoirs to establish superior active/passive anticorrosion coating », *Chem. Eng. J.*, vol. 503, p. 158559, janv. 2025, doi: 10.1016/j.cej.2024.158559.

[24] S. E. I. Lebouachera *et al.*, « Mini-review on the evaluation of thermodynamic parameters for surfactants adsorption onto rock reservoirs: cEOR applications », *Chem. Pap.*, vol. 79, nº 2, p. 655-666, févr. 2025, doi: 10.1007/s11696-024-03832-5.

[25] Y. Qiang, S. Zhang, L. Guo, X. Zheng, B. Xiang, et S. Chen, « Experimental and theoretical studies of four allyl imidazolium-based ionic liquids as green inhibitors for copper corrosion in sulfuric acid », *Corros. Sci.*, vol. 119, p. 68-78, mai 2017, doi: 10.1016/j.corsci.2017.02.021.

CONCLUSION

GENERALE

Ce travail a porté sur l'étude de la corrosion de l'acier au carbone XC52 en milieu HCl 1 M, et sur l'efficacité d'un inhibiteur pour le protéger.

Dans un premier temps, en expliquant la définition de corrosion, ses réactions de base, ses différentes formes (généralisée, localisée, etc.) ainsi que les facteurs qui l'influencent, comme la température, le pH et l'environnement, sans oublier les méthodes de protection existantes, dont l'utilisation des inhibiteurs. Ensuite, nous avons étudié en détail les inhibiteurs de corrosion : leur nature, leurs propriétés, leurs modes d'action et les types de liaisons qu'ils établissent avec la surface métallique, tout en analysant les isothermes d'adsorption qui permettent de comprendre leur comportement sur le métal.

Puis, nous avons réalisé une étude expérimentale pour évaluer l'efficacité de l'inhibiteur choisi. Plusieurs méthodes ont été utilisées :

- La perte de masse, nous pouvons remarquer que l'augmentation du temps d'immersion conduit à une diminution de la vitesse de corrosions et un accroissement de l'efficacité inhibitrice de 96,86% à 168 h.
- Les courbes de polarisation ont permis d'identifier un comportement d'inhibition mixte (à la fois anodique et cathodique), avec l'augmentation d'efficacité inhibitrice maximale (94,49 %) a été obtenue à la concentration de 150 ppm.
- Les mesures d'impédance électrochimique (EIS) ont mis en évidence une augmentation de la résistance de transfert de charge et atteint une valeur maximale de 92.49% à 150 ppm, signe de la formation d'une couche protectrice stable et résistante.

Nous avons aussi étudié l'effet de la température et du temps d'immersion. Les résultats ont montré que :

- L'efficacité de l'inhibiteur diminue jusqu'à 67,81 % mais reste acceptable même à la température plus élevée du 55 C°, ce qui suggère une adsorption de type chimique. L'étude des paramètres thermodynamiques (énergie d'activation, enthalpie, entropie) a confirmé cette conclusion.

L'application des isothermes d'adsorption a montré que :

- Le modèle de Langmuir décrit bien le comportement de l'inhibiteur Sa valeur atteint 0,9924 sur la surface de l'acier XC52. Cela signifie que l'adsorption est uniforme et qu'il se forme une couche fine et protectrice.

ملخص

لتقييم HCl 1M في وسط حمضي XC52 يتضمن هذا العمل دراسة تأثير قاعدة شيف كمثبط للتآكل على فولاذ القدرة المثبطة. دُرست الاعدادات التالية: قياس فقدان الكتلة، منحنيات الاستقطاب ومخططات المعاوقة الكهروكيميائية. أظهرت النتائج التجريبية أن الكفاءة المثبطة تزداد بزيادة تركيز قاعدة شيف، وتصل إلى قيمة كفاءة قصوى تبلغ 94.49% عند تركيز 150 جزء في المليون. أظهرت قياسات الاستقطاب الجهدي الديناميكي أن هذا المثبط من النوع المختلط .

تبع امتزاز جزيئات المثبط على سطح المعدن منحنى لانغمویر المتساوي الحرارة، ويكون الامتزاز من النوع الفيزيائي .

الكلمات المفتاحية: فولاذ، تآكل، مثبط، قاعدة شيف، امتزاز

Résumé :

Ce travail consiste à étudier l'effet du base de schiff comme inhibiteur de corrosion de l'acier XC52 en milieu acide HCl 1 M. Pour évaluer le pouvoir inhibiteur, les paramètres suivants sont étudiés : la mesure de perte de masse, les courbes de polarisation, et les diagrammes d'impédance électrochimique. Les résultats expérimentaux obtenus montrent que l'efficacité inhibitrice augmente avec l'augmentation de la concentration du base de schiff et atteint une valeur de rendement maximale de 94,49 % pour une concentration 150 ppm. Les mesures de polarisation potentiodynamique montrent que cet inhibiteur est de type mixte.

L'adsorption des molécules inhibitrices sur la surface métallique suivant l'isotherme d'adsorption de Langmuir, et l'adsorption est de type physique.

Mots-clés : Acier, Corrosion, Inhibiteur, base de schiff, Adsorption.

Abstract:

This work involves studying the effect of Schiff base as a corrosion inhibitor on XC52 steel in a 1 M HCl acid medium. To evaluate the inhibitory power, the following parameters were studied: mass loss measurement, polarization curves, and electrochemical impedance diagrams. The experimental results obtained show that the inhibitory efficiency increases with increasing Schiff base concentration and reaches a maximum efficiency value of 94.49% for a concentration of 150 ppm. Potentiodynamic polarization measurements show that this inhibitor is of the mixed type.

The adsorption of inhibitor molecules on the metal surface follows the Langmuir adsorption isotherm, and the adsorption is of the physical type.

Keywords: Steel, Corrosion, Inhibitor, Schiff base, Adsor