

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية  
REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE  
وزارة التعليم العالي والبحث العلمي  
MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA RECHERCHE  
SCIENTIFIQUE  
جامعة عمّار تليجي بالأغواط  
UNIVERSITE AMAR TELIDJI LAGHOUAT  
كلية العلوم  
FACULTE DES SCIENCES  
قسم علوم المادة  
DEPARTEMENT Sciences de la Matière



## *Mémoire de Master*

**Domaine : Sciences de la matière**  
**Filière : Chimie**  
**Option : chimie inorganique appliquée**

**Par :**  
**FERHAT Nesrine Souad et BENSENOUCI Halima**

### **THEME**

---

## **Propriétés inhibitrices de corrosion de quelques nouvelles molécules organiques**

---

*Soutenu publiquement devant le jury composé de :*

<i>Mr SAIDAT Boubaker</i>	<i>Pr</i>	<i>Président</i>
<i>Mme AMI Yasmine</i>	<i>MAA</i>	<i>Examineur</i>
<i>Mr HAMDY Ahmed</i>	<i>MCA</i>	<i>Examineur</i>
<i>Mr FERHAT Mahmoud</i>	<i>MCA</i>	<i>Rapporteur</i>

*Année Universitaire : 2018- 2019*

## Remerciement

Ce travail a été effectué au laboratoire de recherche de génie mécanique à l'université de Ammar Telidji de Laghouat.

En préambule de ce mémoire nous remercions **ALLAH** qui nous a donné la force et la patience d'accomplir ce Modeste travail

En second lieu, nous tenons à remercier notre encadreur Mr : **FERHAT Mahmoud**, pour ses précieux conseils et son aide durant toute la période du travail.

Un grand merci à Madame **LAGGOUN Rim** pour son aide et ses conseils

Une pensée particulière pour Monsieur **SAIDAT Boubakeur** pour sa bonne humeur, pour l'attention qu'il a manifesté à ce travail, ainsi son aide à caractériser nos molécules organiques synthétisées. Et de nous avoir fait l'honneur de présider ce jury

Nous remercions également les membres du jury. Madame **AMI Yasmine** et Monsieur **HAMDI Ahmed** d'avoir rapporté ce travail, et de l'avoir examiné.

Nous sommes très reconnaissants envers Monsieur **ALLAOUI Omar** professeur au département mécanique de nous avoir aidé à caractériser l'état de surface de nos aciers.

A tous les enseignants qui nous ont accompagné tout au long de nos cursus scolaires et universitaires jusqu'au jour d'aujourd'hui

Nos plus vifs remerciements vont plus particulièrement :

A nos parents, qui sans, leur soutien et leur patience. Ce travail ne serait pas arrivé à terme.

A nos chers frères et sœurs pour leurs encouragements

Nous tenons à remercier toute personne qui a participé de près ou de loin à l'exécution de ce modeste travail.

Merci à toutes et à tous.

# Table des matières

## Introduction générale

### Chapitre I : Recherche bibliographique

#### Introduction

I.	Définition de la corrosion .....	3
II.	Morphologie de la corrosion.....	3
III.	Protection des aciers contre la corrosion .....	3
III.1.	Généralités : Protection par les inhibiteurs de corrosion .....	3
III.1.a.	Conditions d'utilisation des inhibiteurs .....	3
III.1.b.	Classification des inhibiteurs.....	4
IV.	Mise en point bibliographique des inhibiteurs .....	6
IV.1.	Historique.....	6
IV.2.	Inhibiteur organique à base de Schiff (BS) .....	6
V.	Isothermes d'adsorption .....	7

### Chapitre II : Méthodes d'étude

#### Introduction

I.	Méthodes électrochimiques .....	9
I.1.	Techniques stationnaires .....	9
I.2.	Technique transitoire (la spectroscopie d'impédance électrochimique SIE).....	12
II.	Méthode d'analyse chimique.....	13

### Chapitre III: Procédures expérimentales

#### Introduction

I.	Matériaux ; milieux d'étude .....	14
I.1.	Matériaux.....	14
I.1.a.	Préparation de l'échantillons .....	14
I.2.	Analyse de surface.....	16
I.3.	Molécules organique testées .....	16

I.4.	Milieu d'étude .....	18
II.	Montage et appareillage électrochimique .....	18
III.	Techniques d'étude .....	19
III.1.	Techniques électrochimiques.....	20

## Chapitre IV : Résultats et discussion

### Introduction

I.	Etude du comportement électrochimique pour l'acier XC38 et l'acier doux en milieu HCl 1M.....	23
I.1.	Potentiel d'abandon .....	23
I.2.	Spectroscopie d'impédance électrochimique .....	23
I.3.	Tracé de courbe de Tafel .....	24
II.	Effet de température sur l'acier XC38.....	26
II.1.	Potentiel d'abandon .....	26
II.2.	Spectroscopie d'impédance électrochimique .....	27
II.3.	Tracé des courbes de Tafel .....	28
II.4.	Grandeur thermodynamique .....	29
III.	Effet de la concentration de la molécule DDO sur l'acier XC38.....	32
III.1.	Spectroscopie d'impédance électrochimique .....	32
III.2.	Tracé de courbe de Tafel .....	34
IV.	Effet de température sur l'acier doux .....	36
IV.1.	Potentiel d'abandon .....	36
IV.2.	Spectroscopie d'impédance électrochimique .....	36
IV.3.	Tracé de courbe de Tafel .....	38
IV.4.	Grandeur thermodynamique .....	39
	• Détermination de l'énergie d'activation.....	39
	• Enthalpie et entropie d'activation.....	39
V.	Effet de la concentration des molécules DAO et DDO sur l'acier doux .....	40
V.1.	Spectroscopie d'impédance électrochimique .....	40
V.2.	Tracé de courbe de Tafel .....	43
V.3.	Effet de la température sur la concentration optimum des molécules DAO et DDO .....	47
V.3.a.	Spectroscopie d'impédance électrochimique .....	47
V.3.b.	Tracé de courbe de Tafel .....	49
V.3.c.	Grandeur thermodynamique .....	51

<b>VI.</b>	<b>Isotherme d'adsorption.....</b>	<b>54</b>
<b>VI.1.</b>	<b>Isotherme d'adsorption de l'acier XC38.....</b>	<b>54</b>
<b>VI.2.</b>	<b>Isotherme d'adsorption de l'acier doux .....</b>	<b>55</b>
<b>VI.3.</b>	<b>Les paramètres thermodynamiques d'adsorption .....</b>	<b>57</b>
<b>VII.</b>	<b>Etude comparative .....</b>	<b>59</b>
<b>VIII.</b>	<b>Identification des molécules DAO et DDO par l'analyse FTIR .....</b>	<b>60</b>
<b>IX.</b>	<b>Analyse par MEB .....</b>	<b>63</b>

## **Conclusion générale**

## **Références bibliographiques**

## Liste des figures

### Chapitre I : Recherche bibliographique

**Figure III-1:** Formation des couches barrières cathodiques et anodiques interférant avec les réactions électrochimiques, dans le cas d'une étude en milieu acide. .... 5

### Chapitre II : Méthodes d'étude

**Figure I-1:** Evaluation du potentiel en fonction de temps d'immersion ..... 10

**Figure I-2:** Détermination des paramètres électrochimiques à partir des droites de Tafel ..... 11

**Figure I-3:** Dispositif de mesure d'une courbe de polarisation potentiostatique. ET : électrode de travail, ER : électrode de référence, CE : contre électrode..... 11

**Figure I-4:** A) Le circuit équivalent B) Représentation de diagramme de Nyquist ..... 12

**Figure II-1 :** Spectromètre infrarouge (laboratoire de physicochimie des matériaux LPCM-Laghouat) ...13

### Chapitre III: Procédures expérimentales

**Figure I-1:** A) Echantillon d'acier, B) Tronçonneuse, C) Echantillons d'acier découpés ..... 15

**Figure I-2:** différentes étapes d'enrobage de l'échantillon ..... 15

**Figure I-3:** A) Polisseuse B) Bain ultrason ..... 15

**Figure I-4:** les différentes électrodes utilisées, A) Electrode de référence, B) Contre électrode, C) Electrode de travail ..... 16

**Figure I-5:** MEB (laboratoire de physicochimie des matériaux)..... 13

**Figure I-6:** les formules des molécules organiques Synthétisé ..... 17

**Figure II-1:** Potentiostat SP-150 (a), Cellule électrochimique (b) ..... 18

**Figure II-2:** Dispositif Expérimental..... 19

**Figure III-1:** suivi du potentiel en circuit ouvert..... 20

**Figure III-2:** Diagramme d'impédance de Nyquist de la courbe expérimentale (en bleu) et la courbe ajustée (en rouge)..... 21

**Figure III-3:** Circuit équivalent compatible avec les données ..... 21

**Figure III-4:** Méthode de calcul des paramètres électrochimiques par EC-Lab A) Droite de Tafel, B) paramètre électrochimique obtenus.. ..... 22

### Chapitre IV : Résultats et discussion

**Figure I-1:** Evolution du potentiel libre en fonction du temps des aciers XC-38 et DOUX dans un milieu HCl 1M à 30°C..... 23

**Figure I-2:** Diagramme de Nyquist des aciers XC38 et DOUX obtenu à 30°C dans HCl 1M ..... 24

**Figure I-3:** Courbe de Tafel  $\log i=f(E)$  des aciers XC38 et DOUX respectivement dans HCl 1M à 30°C ..... 25

<b>Figure II-1:</b> Suivi du potentiel à circuit ouvert de l'acier XC38 en milieu acide HCl 1M à différentes températures.....	26
<b>Figure II-2:</b> Courbes d'impédances électrochimiques de l'acier XC38 dans HCl 1M à différentes températures.....	27
<b>Figure II-3:</b> Courbes de polarisation de l'acier XC38 dans HCl 1M à différentes températures .....	28
<b>Figure II-4:</b> Effet de la température sur la vitesse de corrosion de l'acier XC38 Dans HCl 1M.....	30
<b>Figure II-5:</b> Variation de $\log(i_{cor}/T)$ en fonction de l'inverse de la température pour XC38 dans HCl 1M.....	31
<b>Figure III-1:</b> Courbes d'impédances électrochimiques de l'acier XC38 dans HCl 1M a différentes concentrations de la molécule DDO.....	32
<b>Figure III-2:</b> Courbes de polarisation de l'acier XC38 dans HCl 1M à différents Concentration de la molécule DDO.....	34
<b>Figure III-3:</b> Variation de l'efficacité inhibitrice du DDO en fonction de sa concentration sur l'acier XC38 dans un milieu de HCl 1M.....	35
<b>Figure IV-1:</b> Suivi du potentiel à circuit ouvert de l'acier DOUX en milieu acide HCl 1M à différentes températures.....	36
<b>Figure IV-2:</b> Diagramme de Nyquist de l'acier DOUX obtenu à différentes températures dans HCl 1M.....	37
<b>Figure IV-3:</b> Courbe de polarisation à différentes températures relatives au comportement de l'acier DOUX dans HCl 1M .....	38
<b>Figure IV-4:</b> Droite d'Arrhenius calculée à partir de la densité de courant de corrosion de l'acier DOUX pour HCl 1M .....	39
<b>Figure IV-5:</b> Variation de $\ln(i_{corr}/T)$ en fonction de $(1/T)$ pour l'acier DOUX dans HCl 1M .....	40
<b>Figure V-1:</b> Courbes d'impédances électrochimiques de l'acier doux dans HCl 1M à 30°C en absence et en présence de la molécule DAO.....	41
<b>Figure V-2:</b> Diagramme de Nyquist de l'acier DOUX/HCl 1M à différentes concentrations de la molécule DDO à 30 °C.....	41
<b>Figure V-3:</b> Courbes de polarisation de l'acier doux dans HCl 1M à 30°C en absence et en présence de la molécule (DAO).....	43
<b>Figure V-4:</b> Courbes de polarisation de l'acier DOUX dans le HCl 1M à différentes concentrations de l'inhibiteur DDO à 30°C.....	44
<b>Figure V-5:</b> Variation de l'efficacité inhibitrice du DAO en fonction de sa concentration sur l'acier doux dans un milieu de HCl 1M.....	46
<b>Figure V-6:</b> Variation de l'efficacité inhibitrice du DDO en fonction de sa concentration sur l'acier DOUX dans un milieu de HCl 1M.....	46
<b>Figure V-7:</b> Courbes d'impédances électrochimiques de l'acier doux dans HCl 1M à différent température en présence de la molécule DAO .....	47
<b>Figure V-8:</b> Courbes d'impédances électrochimiques de l'acier doux dans HCl 1M à différent température en présence de la molécule DDO .....	48
<b>Figure V-9:</b> Courbes de polarisation de l'acier doux dans HCl 1M à différentes températures à la concentration optimum de la molécule (DAO) .....	49
<b>Figure V-10:</b> Courbes de polarisation de l'acier doux dans HCl 1M à différentes températures à la concentration optimum de la molécule (DDO) .....	49
<b>Figure V-11:</b> Effet de la température sur la vitesse de corrosion de l'acier doux dans la concentration optimum de la molécules DAO .....	51

<b>Figure V-12:</b> Effet de la température sur la vitesse de corrosion de l'acier doux dans la concentration optimum de la molécules DDO .....	51
<b>Figure V-13:</b> Variation de $\log(i_{cor}/T)$ en fonction de l'inverse de la température pour l'acier doux dans la concentration optimum de la molécules DAO .....	52
<b>Figure V-14:</b> Variation de $\log(i_{cor}/T)$ en fonction de l'inverse de la température pour l'acier doux dans la concentration optimum de la molécules DDO .....	53
<b>Figure VI-1:</b> Isotherme d'adsorption Langmuir pour la molécule DDO sur l'acier XC38 avec la méthode de polarisation.....	55
<b>Figure VI-2:</b> Isotherme d'adsorption Langmuir pour la molécule DDO sur l'acier XC38 avec la méthode d'impédance électrochimique.....	55
<b>Figure VI-3:</b> Isotherme d'adsorption Langmuir pour la molécule DDO sur l'acier doux avec la méthode de polarisation.....	56
<b>Figure VI-4:</b> Isotherme d'adsorption Freundlich pour la molécule DAO sur l'acier doux avec la méthode de polarisation.....	56
<b>Figure VI-5:</b> Isotherme d'adsorption Freundlich pour la molécule DAO sur l'acier doux avec la méthode d'impédance électrochimique.....	57
<b>Figure VII-1:</b> Courbe de polarisation de l'acier DOUX en absence et en présence des molécules DDO et DAO à différentes températures à la concentration optimum .....	59
<b>Figure VIII-1:</b> Spectres FTIR de produits de corrosion, produit de corrosion gratté sur l'acier XC38 et de la molécule DDO .....	61
<b>Figure VIII-2:</b> Spectres FTIR de produits de corrosion gratté sur l'acier doux et de la molécule DDO .....	61
<b>Figure VIII-3:</b> Spectres FTIR de produits de corrosion gratté sur l'acier doux et de la molécule DAO .....	62
<b>Figure IX-1:</b> Les différents agrandissements X75 (a) ,X500(b), X2000(c)du Micrographie (MEB) de la surface d'acier XC 38 après 24h d'immersion dans HCl .....	63
<b>Figure IX-2:</b> Les différents agrandissements ,X75 (a) ,X500(b), X2000(c) du Micrographie (MEB) de la surface d'acier XC 38 après 24h d'immersion dans la concentration optimum de la molécule DDO .....	64
<b>Figure IX-3:</b> Les différents agrandissements X75 (a) ,X500(b), X2000(c) du Micrographie (MEB) de la surface d'acier doux après 24h d'immersion dans HCl.....	64
<b>Figure IX-4:</b> Les différents agrandissements X75 (a) ,X500(b), X2000(c) du Micrographie (MEB) de la surface d'acier doux après 24h d'immersion dans la concentration optimum de la molécule DDO .....	65
<b>Figure IX-5:</b> Les différents agrandissements X75 (a) ,X500(b), X2000(c) du Micrographie (MEB) de la surface d'acier doux après 24h d'immersion dans la concentration optimum de la molécule DAO .....	65

## Liste des tableaux

<b>Tableau IV-1:</b> Quelques exemples sur les inhibiteurs organiques à base Schiff en milieu HCl 1M.....	7
<b>Tableau I-1:</b> Composition chimique de l'acier doux étudié [19].....	14
<b>Tableau I-2:</b> Composition chimique de l'acier XC38 étudié [20] .....	14
<b>Tableau I-1:</b> Paramètres électrochimiques déduits des diagrammes d'impédance .....	24
<b>Tableau I-2:</b> Valeurs des paramètres électrochimiques évaluées à partir des branches cathodique et anodique de la courbe de polarisation à 30 °C .....	26
<b>Tableau II-1:</b> Paramètres caractéristiques relevés des courbes d'impédances électrochimiques de l'acier XC38 à différentes températures .....	28
<b>Tableau II-2:</b> Paramètres caractéristiques relevés des courbes de polarisation linéaire de l'acier XC38 à différentes températures .....	29
<b>Tableau II-3:</b> Valeurs des grandeurs énergétiques déterminées par la loi d'Arrhenius pour l'acier XC38 en milieu acide HCl 1M.....	31
<b>Tableau III-1:</b> Paramètres caractéristiques relevés des courbes d'impédances électrochimiques de l'acier XC38 en présence de la molécule DDO à différentes concentrations .....	33
<b>Tableau III-2:</b> Paramètres caractéristiques relevés des courbes de polarisation linéaire de l'acier XC38 en présence de la molécule DDO à différentes concentrations.....	35
<b>Tableau IV-1:</b> Paramètres électrochimiques obtenus par spectroscopie d'impédance électrochimique de l'acier DOUX dans HCl 1M à différentes températures.....	37
<b>Tableau IV-2:</b> Paramètres électrochimiques obtenus par polarisation linéaire de l'acier DOUX dans HCl 1M à différentes températures .....	38
<b>Tableau IV-3:</b> Paramètres thermodynamiques de l'acier DOUX dans HCl 1M.....	40
<b>Tableau V-1:</b> Paramètres caractéristiques relevés des courbes d'impédance de l'acier doux en absence et en présence de différentes concentrations de la molécule DAO à 30°C.....	42
<b>Tableau V-2:</b> Paramètres électrochimiques de l'interface acier DOUX/HCl 1M à différentes concentrations de la molécule DDO à 30°C.....	42
<b>Tableau V-3:</b> Paramètres caractéristiques relevés des courbes de polarisation linéaire de l'acier doux en absence et en présence de différentes concentrations de la molécule DAO à 30°C.....	44
<b>Tableau V-4:</b> Paramètres électrochimiques calculées à partir des courbes de polarisation de l'inhibiteur DDO à différentes concentrations à 30°C .....	45
<b>Tableau V-5:</b> Paramètres caractéristiques relevés des courbes d'impédance électrochimique de l'acier doux à la concentration optimum DAO à différentes températures .....	48

<b>Tableau V-6:</b> Paramètres électrochimiques de l'acier DOUX/HCl 1M à différentes températures en présence de la molécule DDO .....	48
<b>Tableau V-7:</b> Paramètres caractéristiques relevés des courbes de polarisation linéaire de l'acier doux à la concentration optimum DAO a différentes températures .....	50
<b>Tableau V-8:</b> Paramètres caractéristiques relevés des courbes de polarisation linéaire de l'acier doux à la concentration optimum DDO a différentes températures .....	50
<b>Tableau V-9:</b> Valeurs des grandeurs énergétiques déterminées par la loi d'Arrhenius pour les molécules DDO et DAO sur l'acier doux.....	53
<b>Tableau VI-1:</b> Paramètres thermodynamique d'adsorption des molécules DAO et DDO sur l'acier XC38 et l'acier doux dans HCl 1M.....	58
<b>Tableau VII-1:</b> Efficacité des molécules DDO et DAO à différent température.....	59
<b>Tableau VIII-1:</b> Groupements fonctionnels présents et leurs positions pour DDO .....	62
<b>Tableau VIII-2:</b> Groupements fonctionnels présents et leurs positions pour DAO .....	63

## Liste des équations

Equations	N°	page
$\frac{C_{inh}}{\theta} = \frac{1}{K} + C_{inh}$	Éq V-1	7
$\theta = K \times C^{1/n}$	Éq V-2	8
$\theta = \frac{1}{f} \ln(ac)$	Éq V-3	8
$\left(\frac{\theta}{1-\theta}\right)e^{-2a\theta} = K * C_{inh}$	Éq V-4	8
$\ln \frac{\theta}{C(1-\theta)} = \ln K + 2a\theta$	Éq V-5	8
$i = i_{cor} \left[ \exp\left(\frac{2.3(E - E_{cor})}{\beta_a}\right) \exp\left(\frac{2.3(E - E_{cor})}{\beta_c}\right) \right]$	Éq I-1	10
$I_{corr} = A \times \exp\left(\frac{-E_a}{RT}\right)$	Éq II-2	30
$\ln I_{corr} = \ln A - \frac{E_a}{RT}$	Éq II-3	30
$I_{corr} = \frac{RT}{Nh} \exp\left(\frac{\Delta S}{R}\right) \exp\left(\frac{-\Delta H}{RT}\right)$	Éq II-4	31
$\ln I_{corr} = \ln \frac{RT}{Nh} + \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT}$	Éq II-5	31
$EI(\%) = \frac{R_{ct}^{inh} - R_s^0}{R_{ct}^{inh}} \times 100$	Éq III-1	32
$EI(\%) = \frac{i_{corr}^0 - i_{corr}^{inh}}{i_{corr}^0} \times 100$	Éq III-2	34
$\theta = 1 - \frac{i_{avec}}{i_{sans}}$	Éq VI-1	54
$\frac{\theta}{1-\theta} = KC_{inh}$	Éq VI-2	57
$\frac{C_{inh}}{\theta} = \frac{1}{K} + C_{inh}$	Éq VI-3	57
$\theta = KC_{inh}^{1/n}$	Éq VI-4	57

## Liste d'Abbreviations

**DDO** : 5-(4-Dimethylamino-phenyl) -3-[2-(4-dimethylamino-phenyl) -viny] -4,5-dihydro-1 carboxylic acid amide.

**DAO** : 5-(4-Dimethylamino-phenyl) -3-phenyl-4,5-dihydro-pyrazole-1- carboxylic acid amide.

**GEIS** : Spectroscopie d'impédance électrochimique en mode galvanostatique.

**Im Z** : Partie imaginaire de l'impédance.

**Re Z** : Partie réelle de l'impédance.

**CEE** : Circuit électrique équivalent.

**R<sub>s</sub>** : Résistance de l'électrolyte.

**R<sub>tc</sub>** : Résistance de transfert de charge.

**Q<sub>dl</sub>** : Capacité de la double couche.

**n** : Coefficient d'aplatissement .

**I-E** : Courant en fonction du potentiel

**ET** : Electrode de travail

**ER** : Electrode de référence

**CE** : Contre électrode

**ECS** : Electrode au calomel saturé

**E<sub>cor</sub>** : Potentiel de corrosion

**β<sub>a</sub>** : Pente anodique de Tafel

**β<sub>c</sub>** : Pente cathodique de Tafel

**I<sub>corr</sub>** : Densité de courant de corrosion

**R** : Constante des gaz parfaits

**T** : Température absolue

**F** : Constant de faraday

**n** : Nombre de mole

**E<sub>a</sub>** : Energie d'activation

**A** : facteur pré-exponentiel

**$\Delta H^0_{ads}$**  : Enthalpie d'activation standard

**$\Delta S^0_{ads}$**  : Entropie d'activation standard

**N** : Nombre d'Avogadro

**h** : Constante de Planck

**EI** : Efficacité inhibitrice

**$\Theta$**  : Taux de recouvrement

**C<sub>inh</sub>** : Concentration de l'inhibiteur

**K<sub>ads</sub>** : Constante d'adsorption

**$\Delta G^0_{ads}$**  : Energie libre d'adsorption

**FTIR** : Spectroscopie Infrarouge à Transformée de Fourier

**MEB** : Microscope Electronique à Balayage

**ISO 8044** : Organisation internationale de normalisation

**BS** : base de Schiff

**PBB** : 5,5- (1,4-phénylènebis (méthanylylidène)) (azanylylidène)) (1,3,4-thiadiazole-2-thiol)

## Introduction générale

L'utilisation d'inhibiteurs est l'une des méthodes les plus pratiques de protection contre la corrosion en milieu acide. Les inhibiteurs de corrosion sont des composés chimiques qui, en petites quantités, peuvent retarder la dégradation des métaux dans des environnements hostiles. Les inhibiteurs organiques synthétisés ont été largement utilisés en raison de leur synthèse facile et économique, de leur bonne efficacité d'inhibition, de leur faible coût et leur capacité à prévenir la corrosion dans divers environnements corrosifs. Auparavant, il a été signalé que la plupart des inhibiteurs efficaces sont des composés synthétiques contenant des hétéroatomes (tels que N, O, S et P), ainsi que des liaisons multiples (doubles et triples liaisons) et toutes les formes de cycles aromatiques. Ces composés synthétiques peuvent s'adsorber sur la surface d'acier et bloquer les sites actifs, réduisant ainsi le taux de corrosion. De plus, il a été rapporté que divers composés organiques sont efficaces comme inhibiteurs de corrosion lors de l'acidification dans des processus de nettoyage industriels [1]. À chaque type de métal lui correspond une famille d'inhibiteurs bien spécifique, ainsi les inhibiteurs organiques sont souvent utilisés dans des structures en acier, notamment l'acier doux et l'acier ordinaire [2].

L'acier DOUX, également connu sous le nom d'acier à faible teneur en carbone et L'acier XC38, sont des matériaux peu coûteux et remarquables en technologie industrielle car ils sont largement utilisés dans les industries chimiques pour la manipulation des solutions acides, cependant, leurs tendances à se corroder les rends impropres à une exposition aux acides.[1]

Les solutions acides rencontrées dans l'industrie chimique, sont généralement utilisées pour éliminer les incrustations et les rouilles indésirables sur les surfaces en acier. Elles sont également largement utilisées pour améliorer la récupération du pétrole / gaz par acidification dans leur industrie. Ces opérations induisent généralement une corrosion importante des équipements, des tubes et des pipelines en acier. Pour retarder cette dissolution du métal, des inhibiteurs organiques sont utilisés dans les solutions acides, suivies d'une étude approfondie du processus d'inhibition de la corrosion de l'acier dans ces milieux Les problèmes de sécurité et d'environnement posés par les inhibiteurs de corrosion dans l'industrie ont toujours été une préoccupation mondiale. Les effets toxiques ont conduit à l'utilisation de matériaux anticorrosifs respectueux de l'environnement et inoffensifs. [3]

## **Introduction générale**

L'objectif attribué au présent travail consiste à tester les deux molécules organiques nouvellement synthétisées (DAO et DDO) autant qu'inhibiteurs de corrosion des aciers en milieu acide chlorhydrique 1M. Les techniques électrochimiques utilisées sont le tracé des droites de Tafel, et la spectroscopie d'impédance électrochimique. Nous étudierons l'effet de la température sur l'efficacité inhibitrice des molécules organiques et proposerons un mécanisme d'adsorption de ces deux molécules. Cette étude sera complétée par l'analyse de surface par MEB et une caractérisation des fonctions chimiques intervenant dans le processus d'inhibition par FTIR.

Pour rendre compte des travaux effectués au cours de ce mémoire et des résultats obtenus, nous avons structuré ce mémoire en quatre chapitres :

- Dans le premier chapitre de ce travail, nous passerons en revue les différents aspects de la corrosion, ainsi qu'une synthèse bibliographique de quelques travaux liés à l'utilisation des molécules organiques synthétisées pour la protection des aciers.
- Le second chapitre présente les méthodes d'études utilisées lors de ce projet telles que : les techniques électrochimiques et de caractérisation chimiques.
- Le troisième chapitre sera consacré aux conditions expérimentales utilisées.
- Une discussion détaillée des différents résultats obtenus lors de cette étude fera l'objet du dernier chapitre.

Une conclusion générale et des perspectives closent ce mémoire de Master.

# Chapitre I: Recherche bibliographique

## **Introduction**

De nos jours, la corrosion devient le problème le plus destructeur et stimulant pour les industries, en particulier pour les industries de nettoyage à l'acide, de détartrage à l'acide, de décapage à l'acide et d'acidification de puits de pétrole. Dans ce chapitre nous allons présenter quelques notions principales sur la corrosion, méthodes de protection contre la corrosion des aciers.

### **I. Définition de la corrosion**

La corrosion est une dégradation du matériau ou de ses propriétés par réaction chimique avec l'environnement. Cette définition admet que la corrosion est un phénomène nuisible : elle détruit le matériau ou réduit ses propriétés, le rendant inutilisable pour une application prévue.

Parfois, la corrosion est un phénomène bienvenu, voire souhaité. Elle détruit et élimine un grand nombre d'objets abandonnés dans la nature.

### **II. Morphologie de la corrosion**

La corrosion peut être classée en fonction de son apparence sur les surfaces métalliques corrodées. La plupart des formes de corrosion peuvent être identifiées à l'œil nu, mais dans certains cas, des grossissements importants sont nécessaires à cet effet. Il existe deux principaux types de corrosion sont regroupés en deux grandes familles : corrosion généralisée et la corrosion localisée.[4]

### **III. Protection des aciers contre la corrosion**

En matière de protection contre la corrosion, il est possible d'agir sur le matériau lui-même (Choix judicieux, formes adaptées, contraintes en fonction des applications,), sur la surface du matériau (revêtement, peinture, tout type de traitement de surface,) ou sur l'environnement avec lequel le matériau est en contact (inhibiteurs de corrosion).[5]

#### **III.1. Généralités : Protection par les inhibiteurs de corrosion**

Selon la norme internationale ISO 8044, un inhibiteur de corrosion est un composé chimique qui, ajouté à faible concentration au milieu corrosif, ralentit ou stoppe le processus de corrosion d'un métal placé au contact de ce milieu.

##### **III.1.a. Conditions d'utilisation des inhibiteurs**

D'une manière générale, un inhibiteur de corrosion doit répondre à un certain nombre d'exigences :

- Il doit abaisser la vitesse de corrosion du métal tout en conservant les caractéristiques physico-chimiques de ce dernier.
- Être stable aux températures d'utilisation.
- Être stable en présence des autres constituants du milieu mais également ne pas influencer sur la stabilité des espèces contenues dans ce milieu.
- Être efficace à faible concentration.
- Peu onéreux et compatible avec les normes de non-toxicité.

### III.1.b. Classification des inhibiteurs

#### a. Nature des molécules de l'inhibiteur

- **Inhibiteurs organiques**

Les molécules organiques sont promises à un développement plus que certain en termes d'inhibiteurs de corrosion : leur utilisation est actuellement préférée. Les inhibiteurs organiques sont généralement constitués de sous-produits de l'industrie pétrolière. Ils possèdent au moins un centre actif susceptible d'échanger des électrons avec le métal, tel que l'azote, l'oxygène, le phosphore ou le soufre. Les groupes fonctionnels usuels, permettant leur fixation sur le métal sont :

- ❖ Le radical amine (-NH<sub>2</sub>),
- ❖ Le radical mercapto (-SH),
- ❖ Le radical hydroxyle (-OH),
- ❖ Le radical carboxyle (-COOH).

- **Inhibiteurs minéraux**

Les inhibiteurs minéraux sont utilisés en milieu neutre/alcalin mais rarement en milieu acide. Ce sont souvent leurs produits de dissociation (anion ou cation) qui sont efficaces en tant qu'inhibiteurs de corrosion. Parmi les anions inhibiteurs, on trouve les chromates, les phosphates, les molybdates, les nitrates, les nitrites, les silicates, etc.... et parmi, les cations inhibiteurs on trouve essentiellement les ions et Les inhibiteurs minéraux sont de moins en moins utilisés en raison de leur toxicité. Leur emploi se limite à certains systèmes en circuit fermé.

**b. Mécanismes d'action électrochimique**

Les inhibiteurs de corrosion peuvent aussi être classés en fonction de leur mode d'action électrochimique. On distingue alors : les inhibiteurs anodique, cathodique ou mixte (regroupant alors les deux premières propriétés) (Figure III-1).

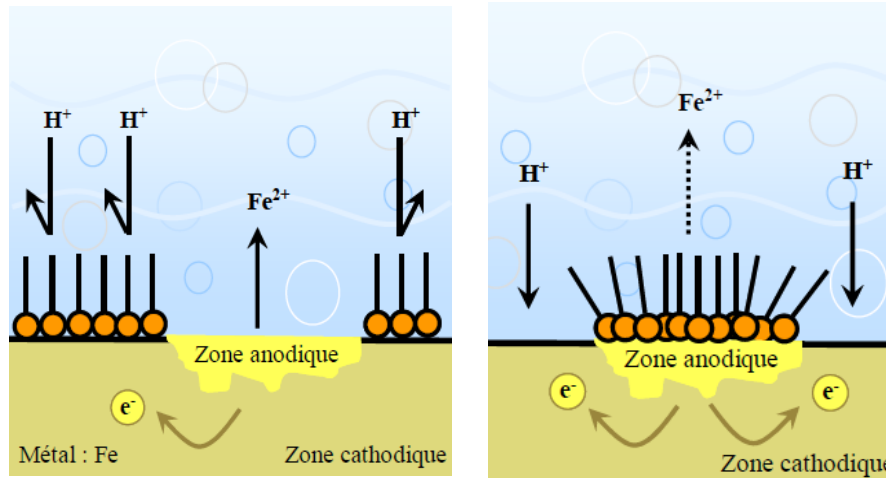


Figure III-1: Formation des couches barrières cathodiques et anodiques interférant avec les réactions électrochimiques, dans le cas d'une étude en milieu acide.[6]

**c. Mécanismes d'action interfaciale (d'inhibition)**

Le mécanisme d'action d'un inhibiteur peut être considéré sous plusieurs aspects. On distingue l'inhibition par :

- Adsorption des molécules inhibitrices à la surface métallique,
- Formation d'un film intégrant les produits de dissolution du substrat,
- Elimination d'agent corrosif.

• **Adsorption physique**

L'adsorption physique ou physisorption conserve l'identité aux molécules adsorbées ; trois types de forces sont à distinguer : les forces de dispersion (Van der Waals) ; les liaisons hydrogène dues aux groupements hydroxyle ou amine ; Les forces polaires, résultant de la présence de champ électrique

• **Adsorption chimique**

L'adsorption chimique ou la chimisorption est spécifique pour certains métaux et n'est pas réversible. C'est aussi le cas le plus favorable pour l'inhibition. Ce type d'adsorption consiste sur la mise en commun d'électrons entre la partie polaire de la molécule et la surface métallique, ce qui engendre la formation de liaisons chimiques bien plus stables car basées sur des énergies de liaison plus

importantes. Les électrons proviennent en grande majorité des doublets non liants du centre actif de la molécule inhibitrice (hétéroatomes O, N, S, P).

## IV. Mise en point bibliographique des inhibiteurs

### IV.1. Historique

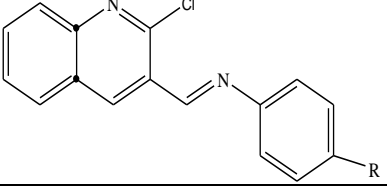
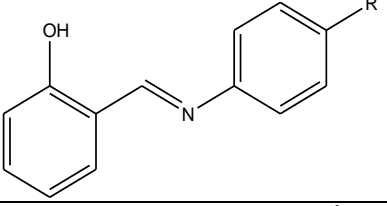
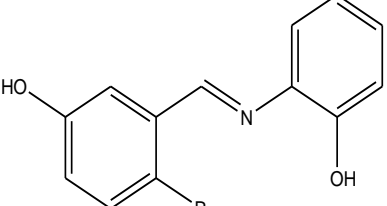
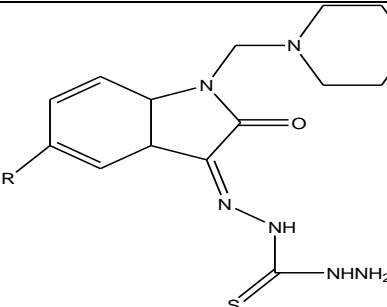
En 1928 l'institut Karpov [7] (union soviétique) ont créés le premier inhibiteur de corrosion synthétisé « Antra » qui est un produit de sulfonation de l'antracène.

En 1958 Kaesche et Hackerman [8] ont étudiés l'inhibition de corrosion du fer dans HCl 1M par l'aniline et plusieurs de ces dérivés et certain alkylamine et ont observés que l'augmentation de la longueur de la chaine aniline N-substituées entraine une augmentation de l'efficacité inhibitrice.

Un brevet a été déposé en 1970 par Redmore [9] sur l'utilisation de composés de phosphonium comme inhibiteurs de corrosion du fer, acier et les alliages ferreux.

- En 2014 Al-Amiery et al [10] ont synthétisé le 5,5- (1,4-phénylènebis (méthanylylidène)) (azanylylidène)) (1,3,4-thiadiazole-2-thiol) (PBB) par téréphtalaldéhyde au reflux avec le 2-amino-5-mercapto-1,3,4-thiadiazole(1:2) en présence de quelques gouttes d'acide chlorhydrique, suivie d'une étude de ses effets d'inhibition de la corrosion sur l'acier doux HCl 1 M. D'après leurs résultats, il a été constaté que le PBB présentait d'excellentes performances d'inhibition de la corrosion de l'acier doux en tant qu'inhibiteur de type mixte et que l'efficacité de l'inhibition augmentait avec la concentration de l'inhibiteur, mais diminuait proportionnellement avec la température de la solution. A titre d'exemple le *Tableau IV-1* présente quelques molécules à BS utilisées en milieu HCL 1M.

Tableau IV-1: quelques exemples sur les inhibiteurs organique à base Schiff en milieu HCl 1M

<i>Structures</i>	<i>Techniques</i>	<i>réf</i>	<i>Métal/électrolyte</i>
	Perte de poids, polarisation, spectroscopie d'impédance et MEB	[11]	Fe/ HCl 1 M
	Perte de poids, méthodes électrochimiques	[12]	
	Perte de poids, méthodes électrochimiques	[13]	
	Perte de poids, méthodes électrochimiques	[14]	

## V. Isothermes d'adsorption

L'interprétation du comportement des inhibiteurs adsorbants peut être améliorée en ajustant les données expérimentales à un isotherme d'adsorption. Les quatre premières isothermes (Langmuir, Freundlich, Temkin et Frumkin) ont pris en compte l'interaction moléculaire dans la couche d'adsorption et les facteurs d'hétérogénéité[4].

### ❖ Isotherme de Langmuir

L'isotherme d'adsorption de Langmuir est la plus simple et suppose que tous les sites sont équivalents et que la capacité d'une molécule à s'y adsorber est indépendante de l'occupation des sites à proximité.

$$\frac{C_{inh}}{\theta} = \frac{1}{K} + C_{inh}$$

Éq V-1

❖ **Isotherme Freundlich**

L'isotherme d'adsorption de Freundlich repose sur une hypothèse différente de l'isotherme de Langmuir, les sites ne sont pas équivalents et l'adsorption se produit au point le plus énergétique favorables. On suppose que l'enthalpie d'adsorption change de façon logarithmique avec la concentration d'inhibiteur. L'isotherme d'adsorption de Freundlich peut s'écrire comme suit :

$$\theta = K \times C^{1/n} \quad \text{Éq V-2}$$

❖ **Isotherme Temkin**

L'isotherme d'adsorption de Temkin suppose également que l'adsorption se produit sur les sites les plus favorables sur le plan énergétique. On suppose que l'enthalpie d'adsorption change linéairement avec la concentration d'inhibiteur. L'isotherme d'adsorption de Temkin peut être attribué à l'équation suivante :

$$\theta = \frac{1}{f} \ln(ac) \quad \text{Éq V-3}$$

Une courbe de  $\theta$  contre  $\log(c)$  est un test pour l'isotherme de Temkin

❖ **Isotherme Frumkin**

L'isotherme d'adsorption de Frumkin peut être décrit par les équations suivantes :

$$\left(\frac{\theta}{1-\theta}\right)e^{-2a\theta} = K * C_{inh} \quad \text{Éq V-4}$$

$$\ln \frac{\theta}{C(1-\theta)} = \ln K + 2a\theta \quad \text{Éq V-5}$$

Un tracé rectiligne de  $\ln [\theta / c (1 - \theta)]$  en fonction de  $\theta$  est un test invariable pour l'isotherme de Frumkin. Le paramètre 'a' est la constante d'interaction de Frumkin, décrivant l'interaction intramoléculaire dans la couche d'adsorption et l'hétérogénéité de la surface.

# Chapitre II: Méthodes d'étude

## **Introduction**

Ce chapitre a pour but de présenter les méthodes expérimentales, électrochimique, et d'analyses, utilisées dans cette étude. Les techniques électrochimiques sont à tour présentées, de manière à souligner leur intérêt et leur pertinence dans l'étude des inhibiteurs. Les méthodes d'analyses chimique et topographique de surface utilisées permettent d'apporter des informations souvent complémentaires aux résultats issus des techniques électrochimiques.

### **I. Méthodes électrochimiques**

Les techniques électrochimiques ont permis d'appréhender l'étude selon deux points de vue ; D'un point de vue phénoménologique d'abord, la caractérisation de l'adsorption est possible par suivi dans le temps du potentiel en circuit ouvert, caractéristique de la modification de l'interface entre un métal et son environnement. D'un autre point quantitatif (courbe de polarisation à vitesse de balayage modérée, spectroscopie d'impédance ...) Permet quant à lui, d'accéder à des vitesses de réaction et à des valeurs de paramètre physiques décrivant l'état du système (capacité de double-couche, résistance de transfert, capacité du film...).

Les méthodes électrochimiques peuvent être classées selon deux groupes distincts : les méthodes stationnaires et les méthodes non-stationnaires dites transitoires.[15]

#### **I.1. Techniques stationnaires**

Les techniques stationnaires permettent d'étudier un système se trouvant dans un état quasiment d'équilibre thermodynamique ; elles prennent en compte tous les couples redox dans la solution.

##### **➤ Suivi du potentiel en circuit ouvert**

Également désigné par potentiel d'abandon ou potentiel libre, il s'agit de la grandeur électrochimique la plus immédiatement mesurable. Cette technique simple apporte des informations préliminaires sur la nature des processus en cours, à l'interface métal/électrolyte : corrosion, passivation .....[16].

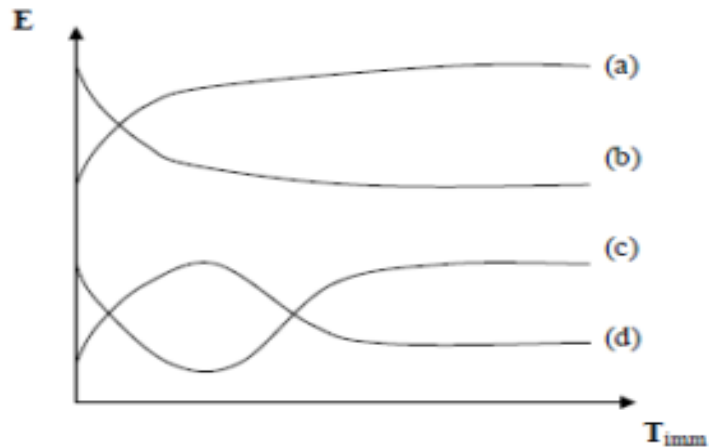


Figure I-1: Evaluation du potentiel en fonction de temps d'immersion

- (a) : Le potentiel devient plus cathodique, il y a formation d'un film protecteur, dit film de passivation,
- (b) : Destruction de l'oxyde métallique, le potentiel devient de moins en moins noble,
- (c) : Passivation apparaissant après un début d'attaque,
- (d) : Disparition d'un film protecteur préexistant à l'immersion

➤ **Courbe de polarisation**

Les courbes courant-tension stationnaire ont permis d'estimer la vitesse de corrosion et d'appréhender la formation du film inhibiteur. En effet la présence du film formé peut se caractériser sur ces courbes par l'invariance du courant sur un large domaine de surtension appliquée.

➤ **Détermination par la méthode d'extrapolation des droites de Tafel**

Les courbes de polarisation des réactions contrôlées par l'activation suivant la loi de Butler- Volmer d'un processus hétérogène (cas de la corrosion) :

$$i = i_{cor} \left[ \exp\left(\frac{2.3(E - E_{cor})}{\beta_a}\right) - \exp\left(\frac{2.3(E - E_{cor})}{\beta_c}\right) \right] \quad \text{Éq I-1}$$

Leur tracé en échelle semi-logarithmique laisse apparaître, loin de l'équilibre, l'existence de deux branches linéaires, dites droites de Tafel (*Figure I-2*), d'équation qui signifie que la réaction liée à la polarisation appliquée est prédominante. [16]

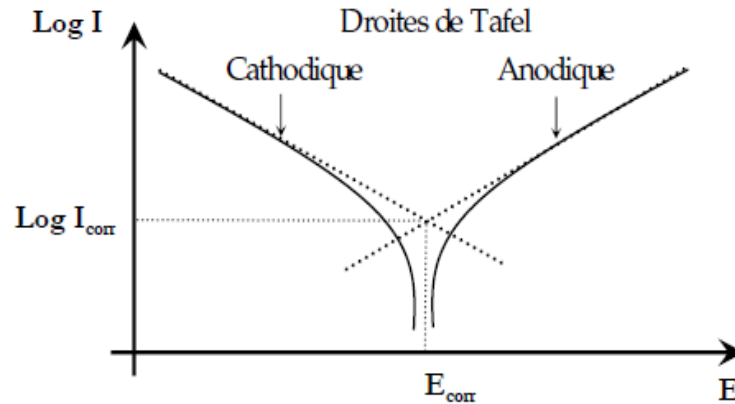


Figure I-2: Détermination des paramètres électrochimiques à partir des droites de Tafel

Le dispositif utilisé pour le tracé de ces courbes (*Figure I-3*), est constitué d'un montage classique à trois électrodes, composé d'un Potentiostat, d'un générateur programmant l'évolution du potentiel en fonction du temps et d'un enregistreur.

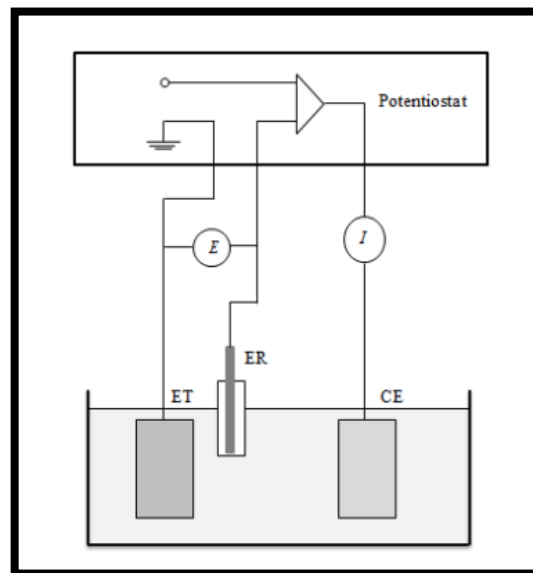


Figure I-3: Dispositif de mesure d'une courbe de polarisation potentiostatique. ET : électrode de travail, ER : électrode de référence, CE : contre électrode

Ces techniques stationnaires restent toutefois insuffisantes pour caractériser des mécanismes complexes, mettant en jeu plusieurs étapes réactionnelles et ayant des cinétiques caractéristiques différentes (ce qui est le cas lors des processus d'inhibition).

L'utilisation des techniques transitoires devient alors indispensable.

**I.2. Technique transitoire (la spectroscopie d'impédance électrochimique SIE)**

La spectroscopie d'impédance électrochimique (SIE) est une technique transitoire, qui permet d'avoir des informations sur les étapes élémentaires du processus électrochimique global, se déroulant à l'interface électrode/électrolyte qui y prennent place en termes de circuits électriques équivalents. Ces circuits ont une impédance qui peut être mesurée expérimentalement et qui dépend de la fréquence de l'excitation sinusoïdale de l'électrode. Les différents processus (transfert de charge, diffusion, adsorption...) sont symbolisés par des éléments électriques équivalents (résistance, capacité, ...) qui sont placés en parallèle en série dans un circuit dont on tire la fonction de transfert. A partir de cette fonction on simule des courbes d'impédance que l'on cherche à faire correspondre avec les courbes expérimentales en faisant varier les paramètres des éléments électriques équivalents[17].

➤ **Principe**

Le principe de cette technique, consiste à appliquer un signal sinusoïdal en potentiel (ou en courant) de faible amplitude à un système électrochimique et à suivre la réponse sinusoïdale en courant (ou en potentiel), pour fréquences du signal de perturbation. Les diagrammes de Nyquist sont le résultat de la méthode de la spectroscopie d'impédance électrochimique.

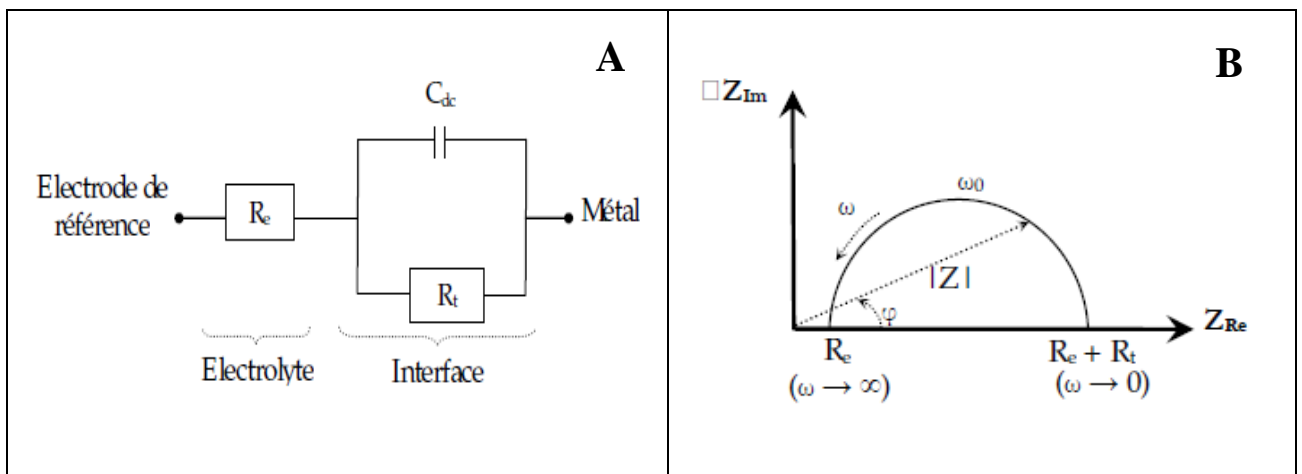


Figure I-4: A) Le circuit équivalent B) Représentation de diagramme de Nyquist

## II. Méthode d'analyse chimique

- **Spectroscopie infrarouge à transformée de Fourier (FTIR)**

La spectroscopie infrarouge (FTIR) est une méthode d'analyse physico-chimique qui sonde les liaisons entre les noyaux atomiques et leurs arrangements. Cette méthode permet via la détection des vibrations caractéristiques des liaisons chimiques, d'effectuer l'analyse des fonctions chimiques présentes dans le matériau [18].

- **Principe**

Lorsque la longueur d'onde (l'énergie) apportée par le faisceau lumineux est voisine de l'énergie de vibration de la molécule, cette dernière va absorber le rayonnement et on enregistrera une diminution de l'intensité réfléchiée ou transmise. Le domaine infra-rouge entre  $4000\text{ cm}^{-1}$  et  $400\text{ cm}^{-1}$  correspond au domaine d'énergie de vibration des molécules. [18]

- **Microscope électronique à balayage MEB**

Le MEB utilisée est de la marque **TESCAN VEGA3 SB** (*Figure II-1*).

- **Principe**

Le principe du balayage consiste à explorer la surface de l'échantillon par lignes successives et à transmettre le signal du détecteur à un écran cathodique dont le balayage est exactement synchronisé avec celui du faisceau incident. Les microscopes à balayage utilisent un faisceau très fin qui balaie point par point la surface de l'échantillon.



Figure II-1: MEB (laboratoire de physicochimie des matériaux)

# Chapitre III: Procédures expérimentales

## Introduction

Dans ce chapitre nous présentons les méthodes expérimentales électrochimiques et d'analyse utilisé dans cette étude. Une description des matériaux, de l'électrolyte et des montages effectués permet, dans un premier temps, de fixer une démarche expérimentale assurant une bonne reproductibilité des résultats. Les techniques électrochimiques sont à leur tour présentées, de manière à souligner leur intérêt et leur pertinence dans l'étude des inhibiteurs.

## I. Matériaux ; milieux d'étude

### I.1. Matériaux

Les matériaux testés dans cette étude sont l'acier mi-doux (XC38) et l'acier DOUX, leurs applications s'étendent des bâtiments, boîtes de conserves alimentaires, les composés électroniques ou les coques de certains bateaux. Leur composition en pourcent massique est indiquée dans les *Tableau I-1,2*

Tableau I-1: Composition chimique de l'acier doux étudié [19]

	<i>C</i>	<i>Si</i>	<i>Mn</i>	<i>P</i>	<i>Cr</i>	<i>Ni</i>	<i>Al</i>	<i>Fe</i>
<b>%massique</b>	0.1 $\geq$	0.03 $\geq$	0.2 $\geq$	0.02 $\geq$	0.05 $\geq$	0.05 $\geq$	0.03 $\geq$	Le reste

Tableau I-2: Composition chimique de l'acier XC38 étudié [6]

	<i>C</i>	<i>S</i>	<i>Mn</i>	<i>P</i>	<i>Si</i>	<i>Fe</i>
<b>%massique</b>	0.32 -0.39	0.035 $\geq$	0.5-0.8	0.035 $\geq$	0.4 (max)	Le reste

#### I.1.a. Préparation de l'échantillons

- **Électrode de travail**

Les échantillons utilisés comme électrodes de travail (*Figure I-4.C*) doivent être soigneusement préparés avec une surface active connue. La procédure de préparation des électrodes est décrite ci-dessous :

Deux échantillons d'acier XC38, et quatre échantillons d'acier doux, ont été découpés sous forme rectangulaire à l'aide d'une tronçonneuse (*Figure I-1.B*) de surface de base bien déterminée à l'aide d'un pied à coulisse et un palmer.



Figure I-1: A) Echantillon d'acier, B) Tronçonneuse, C) Echantillons d'acier découpés

Une fois le découpage est réalisé nos échantillons sont soudés à l'aide d'un fil en cuivre pour assurer la conductivité électrique, puis enrobé avec de la résine (*Figure I-2*).



Figure I-2: différentes étapes d'enrobage de l'échantillon

Afin d'obtenir des résultats fiables et reproductibles, l'électrode de travail subit avant chaque manipulation, un prétraitement, qui consiste en :

Polissage mécanique au papier abrasif à différentes granulométries (180, 800 et 1200 $\mu$ ) sous jet d'eau, afin de rendre la surface lisse et brillante (*Figure I-3.A*). Ensuite, un nettoyage par ultrasons pour éliminer les traces liées aux impuretés due au polissage, et aussi pour enlever les couches d'oxyde. (*Figure I-3.B*). Enfin, l'échantillon est rincé avec l'eau distillé puis séché.

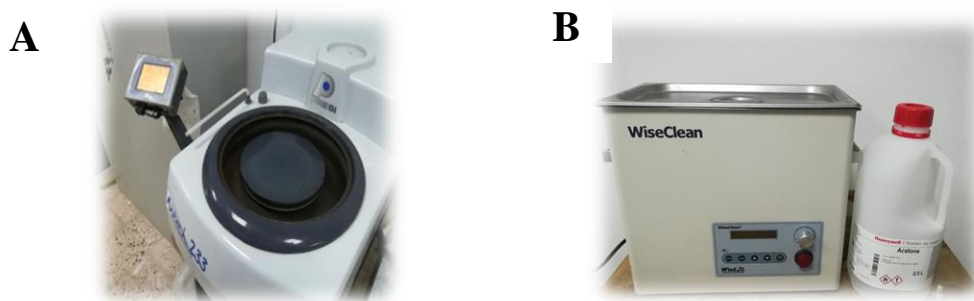


Figure I-3: A) Polisseuse B) Bain ultrason

- **Electrode de référence**

L'électrode de référence (*Figure I-4. A*) utilisée est une électrode au calomel saturé (ECS) schématisée par la séquence électrochimique  $\text{Hg} / \text{Hg}_2\text{Cl}_2 / \text{KCl}$  dont l'électrolyte est une solution de chlorure de potassium. La tension de l'électrode au calomel relative à l'électrode normale à dihydrogène est égale à 0,241 V / ENH à 25 °C lorsque la solution de KCl est saturée.

- **Contre électrode**

L'électrode auxiliaire est en platine (*Figure I-4.B*), elle permet de déterminer le courant traversant l'électrode de travail lors de tracés potentiodynamiques.

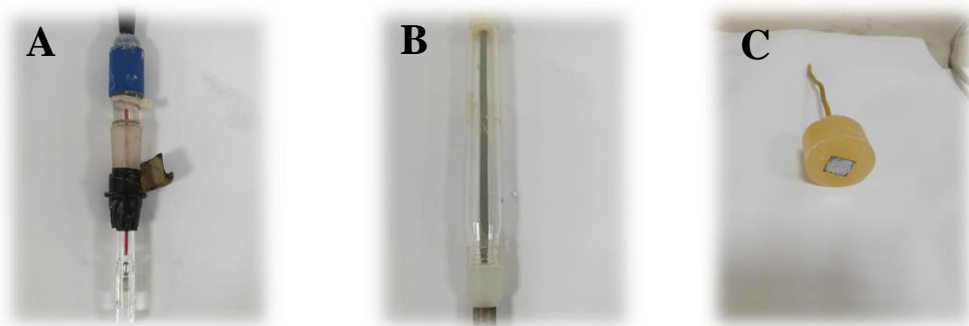


Figure I-4: les différentes électrodes utilisées, A) Electrode de référence, B) Contre électrode, C) Electrode de travail

#### **I.2. Analyse de surface**

Deux échantillons d'acier XC38 et trois échantillons d'acier doux ont été soigneusement préparés après un polissage mécanique au papier abrasifs et un nettoyage par ultrason puis sont immergés pendant 24h dans le milieu d'étude que ce soit dans HCl 1M ou la concentration optimum des deux molécules.

#### **I.3. Molécules organique testées**

La première molécule testée est le **DAO (5-4-Dimethylamino-phenyl) -3-phenyl-4,5-dihydro-pyrazole-1- carboxylic acid amide** ( $\text{C}_{18}\text{H}_{20}\text{N}_4\text{O}$ ) sous forme de poudre cristalline de masse molaire  $M=308.37\text{g/mol}$ . La deuxième molécule testée est le **DDO (5-(4-Dimethylamino-phenyl) -3-[2-(4-dimethylamino-phenyl) -viny] -4,5-dihydro-1-carboxylic acid amide)**, ( $\text{C}_{22}\text{H}_{27}\text{N}_5\text{O}$ ) sous forme de poudre cristalline de masse molaire  $M=377.48\text{g/mol}$ .



Figure I-5: Spectromètre infrarouge (laboratoire de physicochimie des matériaux LPCM–Laghout)

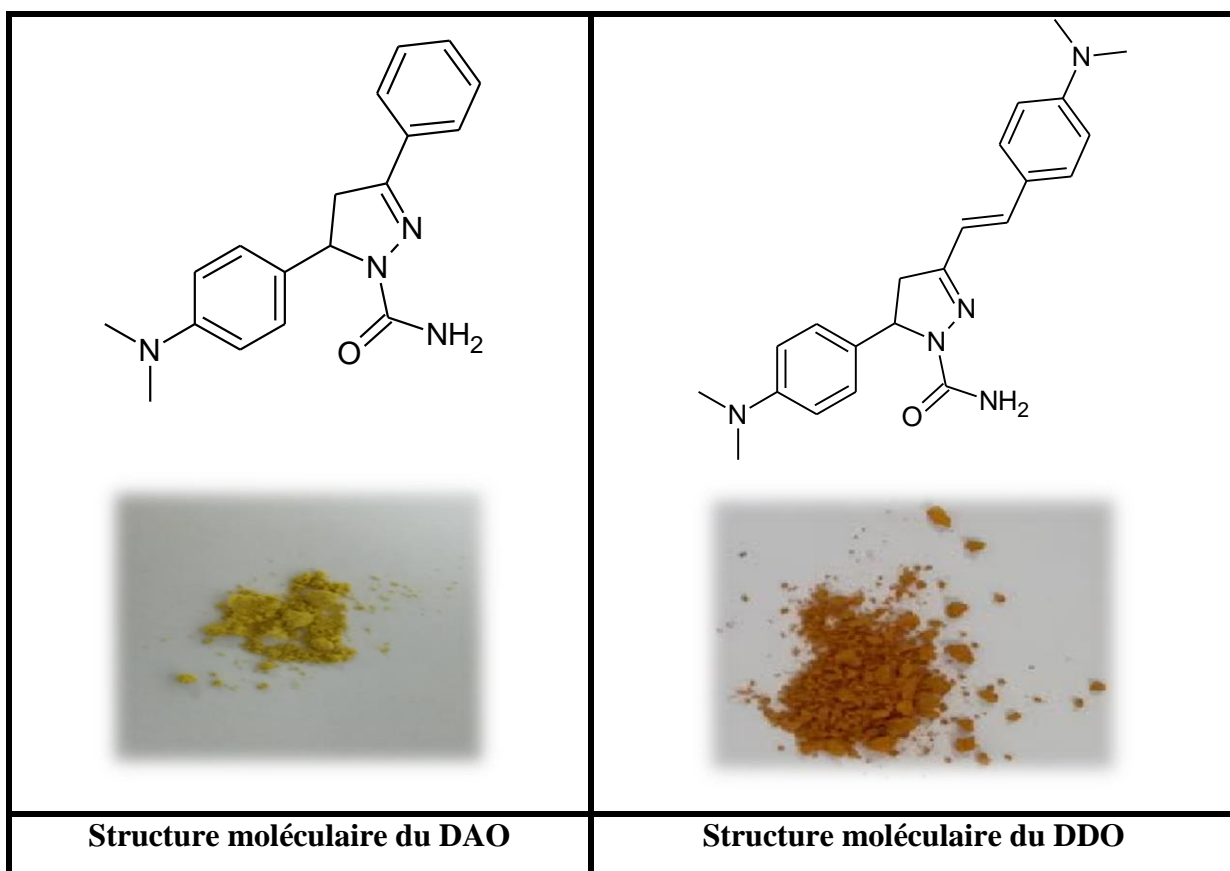


Figure I-6: les formules des molécules organiques Synthésisé

Ces molécules sont fournies par laboratoire de l'université Dr Moulay Tahar, Saïda ; elles sont synthétisées pour la première fois. Nous les avons testés comme inhibiteur de corrosion sur l'acier XC38 et doux ; afin de déterminer leur mécanisme d'adsorption sur la surface métallique, nous avons

effectué l'analyse FTIR à l'aide d'un **spectromètre** infrarouge à transformée de Fourier modèle 4200 (*Figure I-6*). Il permet l'obtention du spectre pour une gamme de nombre d'onde allant de  $400\text{ cm}^{-1}$  à  $4000\text{ cm}^{-1}$  avec une résolution de  $0.85\text{ cm}^{-1}$  c'est-à-dire l'identification des fonctions chimiques qui interviennent directement dans le processus de l'inhibition.

#### I.4. Milieu d'étude

- La solution corrosive est l'acide chlorhydrique HCl-1M préparée au laboratoire par un prélèvement de 82,8 ml de la solution commerciale d'acide chlorhydrique ( $M= 36,46\text{ g/mol}$ , Pureté 37% et  $d=1,19$ ). Le volume ainsi prélevé est mis dans une fiole jaugée de contenance de 1 L, puis on l'a complété avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, ainsi une solution 1 M d'acide chlorhydrique est obtenue.
- La préparation des solutions inhibitrices mères ( $700\text{ }\mu\text{M}$  de DAO) et ( $600\text{ }\mu\text{M}$  de DDO) ont été obtenues en dissolvant ( $0,0539\text{ g}$  de DAO et  $0,0566\text{ g}$  de DDO) dans 250 ml d'eau distillée. Cette dernière est homogénéisée par agitation magnétique. Pour chaque concentration  $C_i$  de (DDO ou DAO), un volume  $V_i$  est prélevé de la solution mère, ajouté à la solution d'acide chlorhydrique puis complétée à 250 ml.

## II. Montage et appareillage électrochimique

Les analyses électrochimiques ont été effectuées en utilisant un Potentiostat de type SP-150 de la marque Bio-logic, ce qui permet d'imposer ou varier un potentiel sur l'électrode de travail qui représente l'acier doux ou l'acier XC38 donc la mesure du courant circulant entre l'électrode de travail et le contre électrode, associé avec un micro- ordinateur et piloter par le logiciel (EC-LAB).

(a)



(b)

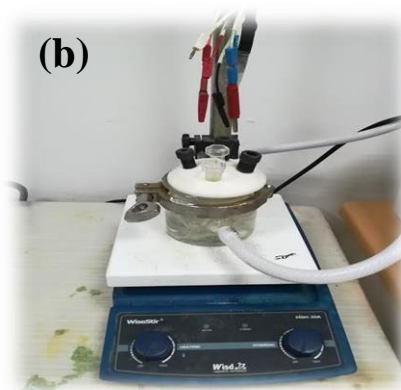


Figure II-1: Potentiostat SP-150 (a), Cellule électrochimique (b)

### Chapitre III : Procédures expérimentales

Les tests sont réalisés à l'aide d'un montage électrochimique classique à trois électrodes (*Figure II-1-(b)*) liée aux Potentiostat, une cellule en verre pyrex à double paroi de forme cylindrique de contenance 100ml, cette cellule est composée d'une électrode de référence au calomel saturé en KCl à une température ambiante, elle est située à proximité de l'électrode de travail dans le but de minimiser la résistance de la solution, une électrode auxiliaire en platine qui est placée en face de l'électrode de travail afin d'assurer une répartition homogène des lignes de courant et finalement, l'électrode de travail d'une surface définie est ouverte à l'électrolyte.



Figure II-2: Dispositif Expérimental

### III. Techniques d'étude

Pour étudier les phénomènes de corrosion en milieu corrosif HCl 1M et les propriétés des molécules (DAO et DDO), deux types de méthodes ont été retenus :

- Les méthodes électrochimiques permettent tout d'abord d'avoir une meilleure connaissance du mécanisme de corrosion en différents milieux corrosif, et d'évaluer l'efficacité et le mécanisme d'action des molécules étudiées.
- Les analyses de surface ont été utilisées pour déterminer l'état de l'électrode de travail et la nature de la couche qui se forme à sa surface. Ainsi, confirmer l'efficacité des molécules étudiées.

### III.1. Techniques électrochimiques

Les méthodes électrochimiques sont basées sur la caractérisation des réactions d'oxydoréductions. On obtient par ces mesures une caractérisation de la modification de l'interface métal/milieu. L'aspect plus quantitatif (tracé de courbes de Tafel, spectroscopie d'impédance) permet, quant à lui, d'accéder à des valeurs de paramètres physiques décrivant l'état du système.

- **Mesure de potentiel libre**

Les courbes de polarisation nécessitent la connaissance du potentiel libre. Après différents essais, nous avons opté pour une immersion de l'échantillon pendant une durée de 30 minutes. Ce temps est suffisant pour obtenir une stabilisation satisfaisante du potentiel libre. Son évolution donne des informations sur les phénomènes qui se déroulent à l'interface métal/solution et indique la durée nécessaire pour atteindre le potentiel d'équilibre où les réactions anodique et cathodique sont à vitesses égales.

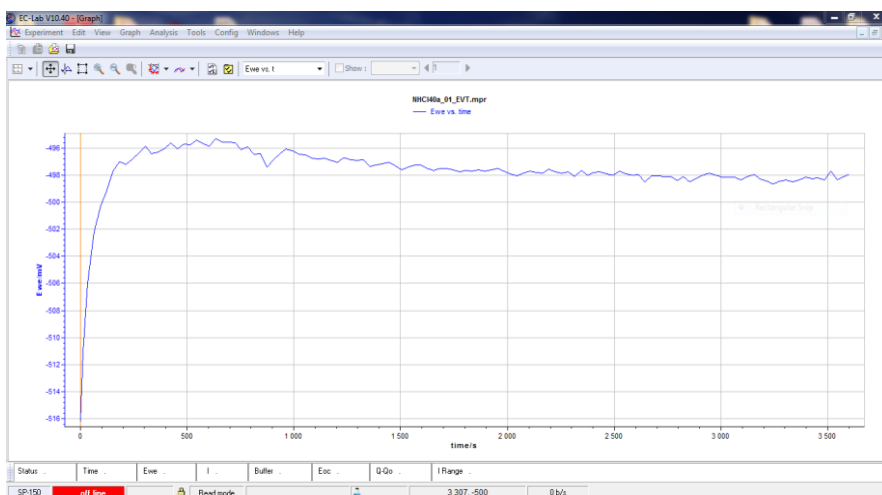


Figure III-1: suivi du potentiel en circuit ouvert

- **Impédance électrochimique**

Les mesures d'impédance électrochimique sont effectuées après 30 min d'immersion en milieu acide chlorhydrique HCl 1M à la température d'étude désirée.

L'amplitude de la tension sinusoïdale appliquée au potentiel d'abandon est de 5 mV, à des fréquences comprises entre 100 KHz à 10 mHz, avec 10 points par décade.

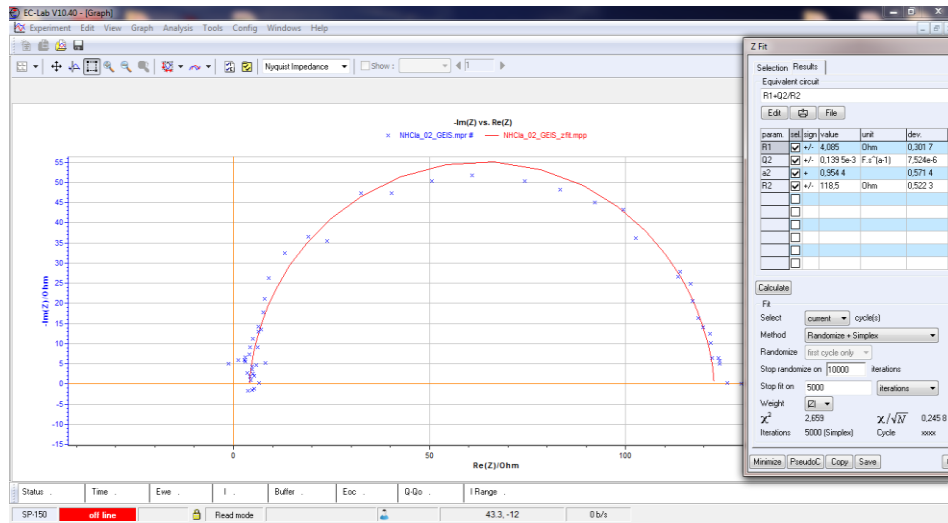


Figure III-2: Diagramme d'impédance de Nyquist de la courbe expérimentale (en bleu) et la courbe ajustée (en rouge)

Le circuit électrique équivalent (CEE) (Figure III -3) permettant la bonne description de ces types de spectres d'impédances. Il est utilisé pour modéliser l'interface électrode/électrolyte. Les courbes simulées suivent essentiellement les données expérimentales. Les valeurs de la résistance de l'électrolyte  $R_s$ , la résistance de transfert de charge  $R_t$ , la capacité  $Q_{dl}$  de l'élément à phase constante (CPE) et  $n$  le coefficient d'aplatissement sont déterminés par ajustement, à l'aide du logiciel Ec-lab, des spectres d'impédance expérimentaux par rapport aux modèles obtenus par le (CEE).

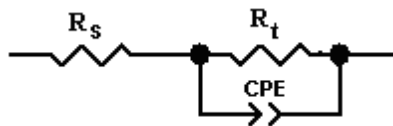


Figure III-3: Circuit équivalent compatible avec les données

Les résultats de cette modélisation montrent que le (CEE) proposé modélise parfaitement l'interface acier XC38, doux/milieu acide HCl 1M puisqu'une bonne corrélation est obtenue entre les données expérimentales et simulées sur les spectres observés.

- **Courbe de polarisation**

Le tracé de la courbe de polarisation a été effectué dans un domaine de potentiel correspond à [-800 mV à -200 mV/ECS], et nous avons opté à une vitesse de balayage égale à 30 mV/ min. Cette vitesse, nous permet d'obtenir une bonne reproductibilité des résultats sans masquer les phénomènes à étudier.

### Chapitre III : Procédures expérimentales

L'intersection des droites anodique et cathodique, extrapolées au potentiel de corrosion, donne la densité de courant de corrosion (*Figure III-4.B*), en faisant varier la pente de la droite anodique de la courbe expérimentale et minimiser l'écart entre celle-ci (en bleu) et la courbe tracé par le logiciel Ec-Lab (en rouge).

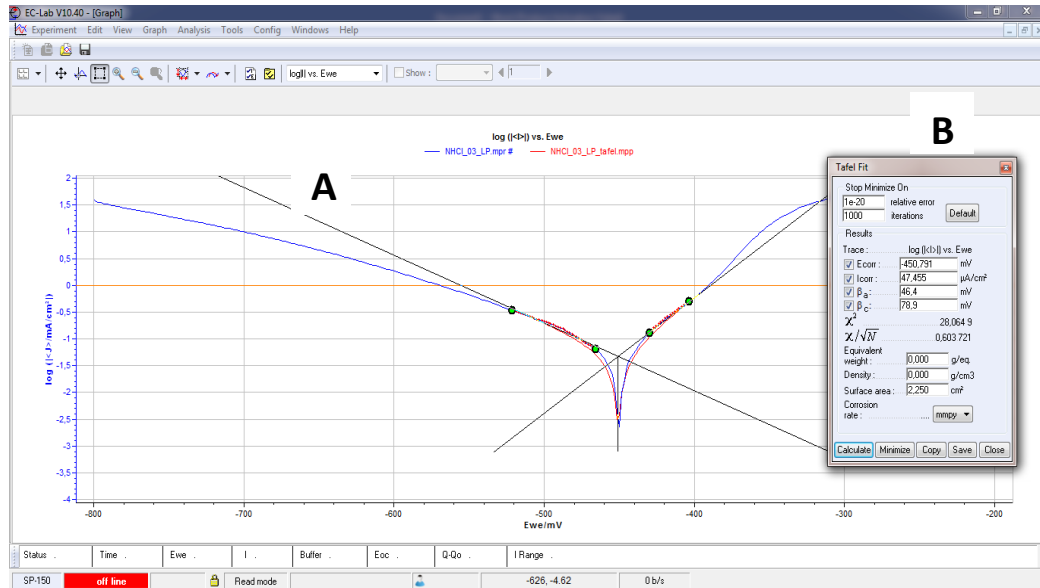


Figure III-4: Méthode de calcul des paramètres électrochimiques par EC-Lab A) Droite de Tafel, B) paramètre électrochimique obtenus..

# Chapitre IV: Résultats et discussion

## Introduction

Dans ce chapitre, après avoir décrit la partie expérimentale, nous allons présenter et commenter nos résultats issus de la caractérisation électrochimique des aciers XC38 et l'acier DOUX, les courbes de polarisation associées aux mesures des impédances électrochimiques nous permettent la détermination des différents paramètres électrochimiques en vue d'étudier la cinétique de corrosion.

### I. Etude du comportement électrochimique pour l'acier XC38 et l'acier doux en milieu HCl 1M

#### I.1. Potentiel à circuit ouvert

La Figure I-1 représente l'évolution du potentiel libre de l'acier DOUX et l'acier XC38 respectivement.

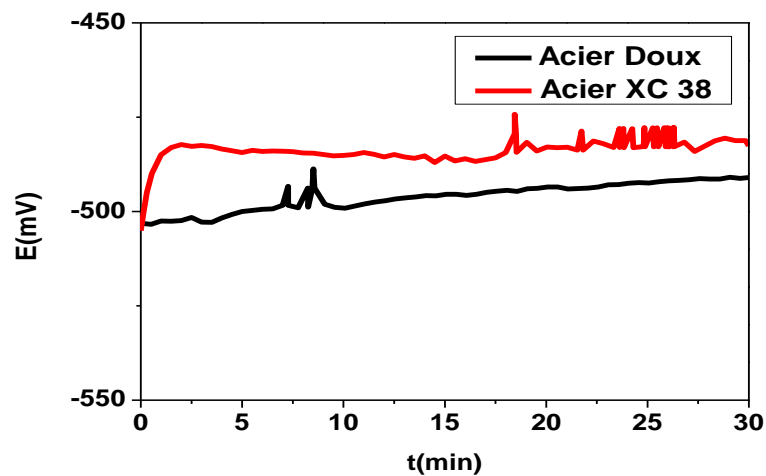


Figure I-1: Evolution du potentiel libre en fonction du temps des aciers XC-38 et DOUX dans un milieu HCl 1M à 30°C

Il est clair que les deux aciers étudiés, présentent le même comportement, le potentiel libre tend vers des valeurs électropositives et se stabilise après 10 mn à la valeur de -482,- 493 mV/ECS respectivement pour l'acier XC38 et l'acier doux. Ce comportement est attribué à un anoblissement du potentiel et donc à une passivation du métal par une couche protectrice en contact de l'électrolyte.

#### I.2. Spectroscopie d'impédance électrochimique

Les spectres d'impédance obtenus sont tracés après 30 min d'immersion au potentiel d'abandon. Les diagrammes de Nyquist, mesurés, sont représentés dans la Figure I-2

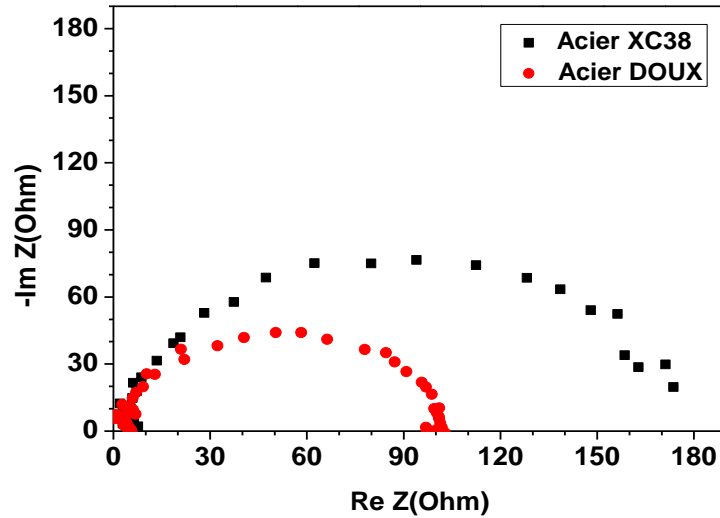


Figure I-2: Diagramme de Nyquist des aciers XC38 et DOUX obtenu à 30°C dans HCl 1M

Le diagramme de Nyquist se compose d'une seule boucle capacitive située dans le domaine des hautes et moyennes fréquences, cette dernière est attribuée au phénomène de transfert de charge pur. Les résultats sont répertoriés dans le Tableau I-1.

Tableau I-1: Paramètre électrochimiques déduits des diagrammes d'impédance

	$R_s$ (ohm)	$R_{ct}$ (ohm)	$Q_{at}$ ( $\mu F/cm^2$ )	$n$
Acier XC 38	3.859	173	128	0.93
Acier DOUX	3.662	99.16	1568	0.93

### I.3. Tracé de courbe de Tafel

Les courbes de polarisation cathodique et anodique des aciers XC38 et doux en milieu HCl 1M à 30°C est présentée dans la Figure I-3.

L'allure générale des courbes obtenues permet de distinguer deux domaines : Domaine anodique qui s'étale dans une plage de potentiel de [-450 à -100] mV/ECS montre un accroissement continu du courant en fonction du potentiel correspondant à une oxydation progressive du fer, élément de base des deux aciers selon schéma réactionnel suivant [20] :

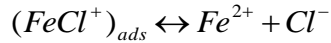
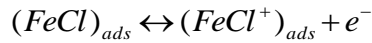
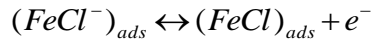
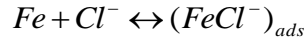
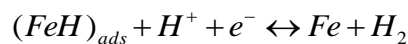
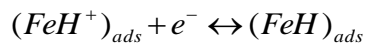
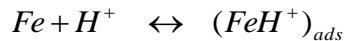


Figure I-3: Courbe de Tafel  $\log i=f(E)$  des aciers XC38 et DOUX respectivement dans HCl 1M à 30°C

Le domaine cathodique s'étend dans un intervalle de [-800 à -450] mV/ECS, qui est observable vers les potentiels les plus électronégatifs, représente la réduction d'un oxydant de la solution[20].



Le Tableau I-2 regroupe les valeurs des paramètres électrochimiques déterminés à partir des courbes de polarisation précédemment obtenues, à savoir le potentiel de corrosion ( $E_{corr}$ ), la pente de Tafel cathodique ( $\beta_c$ ) et anodique ( $\beta_a$ ), et la densité de courant de corrosion qui a été déterminée par extrapolation des droites anodique et cathodique assimilées à des droites de Tafel dans le plan ( $\log i$ - $E$ ) au potentiel ( $E_{corr}$ ).

Tableau I-2: Valeurs des paramètres électrochimiques évaluées à partir des branches cathodique et anodique de la courbe de polarisation à 30 °C

	$E_{cor}$ ( <i>mv/ECS</i> )	$i_{cor}$ ( $\mu A/cm^2$ )	$\beta_a$ ( <i>mV/dec</i> )	$\beta_c$ ( <i>mV/dec</i> )
Acier XC38	-448	30.07	50	83
Acier DOUX	-450	45.78	44	75

On remarque que le courant de corrosion de l'acier doux est plus élevé que celui de l'acier XC38, ce qui montre que l'acier doux résiste moins à la corrosion en milieu HCl.

## II. Effet de température sur l'acier XC38

### II.1. Potentiel à circuit ouvert

La Figure II-1 présente l'évolution du potentiel libre en fonction du temps d'électrode de travail en acier XC38 dans un milieu acide HCl 1M à différentes températures.

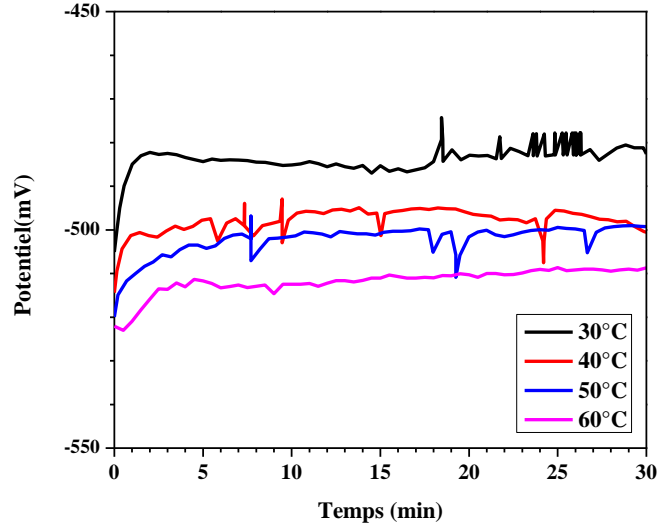


Figure II-1: Suivi du potentiel à circuit ouvert de l'acier XC38 en milieu acide HCl 1M à différentes températures

Ces courbes d'évolution du potentiel libre à différentes températures montrent qu'avec l'augmentation de la température le potentiel tend vers des valeurs électronégatives. Cette évolution peut être attribuée à une dissolution plus rapide c'est-à-dire une quantité plus importante de produits de corrosion à partir

de 40 °C, et la stabilité du potentiel libre montre que le mécanisme réactionnel de corrosion du système métal/électrolyte a la même cinétique pendant toute la durée de l'immersion de l'échantillon dans ce milieu. [21]

## II.2. Spectroscopie d'impédance électrochimique

Les diagrammes d'impédance dans la représentation de Nyquist sont présentés dans la Figure II-2. Les paramètres calculés à partir du circuit électrique équivalent modélisant les spectres obtenus sont présentés dans le Tableau II-1.

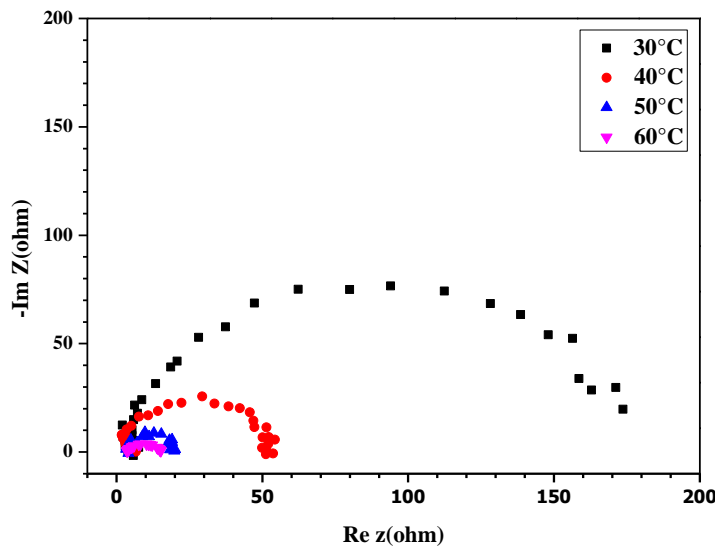


Figure II-2: Courbes d'impédances électrochimiques de l'acier XC38 dans HCl 1M à différentes températures

Cette figure représente l'étude de l'influence de la température sur le comportement de l'acier XC 38, cette augmentation régulière de la température provoque une diminution de la taille des boucles capacitive qui sont des demi-cercles aplatis, ainsi une diminution de la résistance de transfert de charge qui s'accompagne d'une augmentation de la capacité de la double couche.

Ceci confirme que la température a un effet remarquable sur la cinétique générale du processus de corrosion. Les valeurs de  $n$  obtenues sont voisines de l'unité (*Tableau II-1*) ce qui indique que la surface du métal présente une bonne rugosité.

Tableau II-1: Paramètres caractéristiques relevés des courbes d'impédances électrochimiques de l'acier XC38 a différentes températures

$T (^{\circ}C)$	$R_s (ohm)$	$R_{ct} (ohm)$	$Q_{dl}(\mu F/cm^2)$	$n$
30	3.859	173	128	0.933
40	3.361	52.92	166	0.912
50	3.824	16.9	288	0.939
60	3.497	11.27	803	0.803

### II.3. Tracé des courbes de Tafel

Les courbes de polarisation obtenues avec augmentation régulière de la température dans un milieu HCl 1M sont illustrées par la *Figure II-3*. Les valeurs des paramètres électrochimiques calculés à partir de ces courbes sont données dans le Tableau II-2.

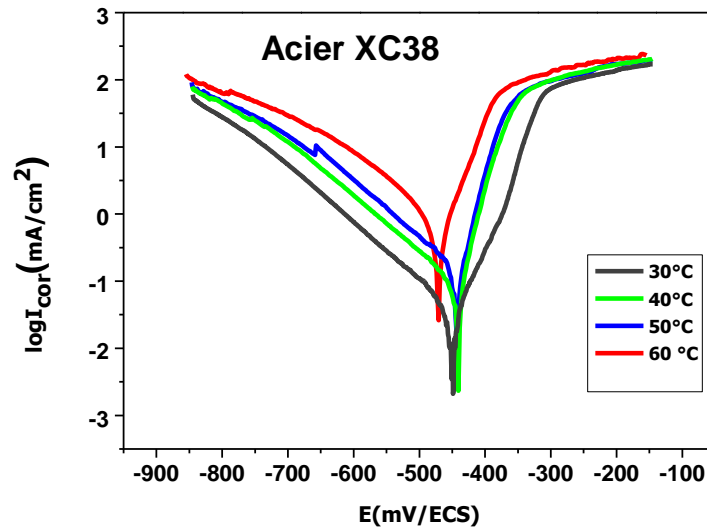


Figure II-3: Courbes de polarisation de l'acier XC38 dans HCl 1M à différentes températures

Tableau II-2: Paramètres caractéristiques relevés des courbes de polarisation linéaire de l'acier XC38 a différentes températures

$T(^{\circ}C)$	$E_{cor}$ (mV/ECS)	$i_{cor}$ ( $\mu A/cm^2$ )	$\beta_a$ (mV/dec)	$\beta_c$ (mV/dec)
30	-448	30.10	49.9	83.2
40	-441	91.92	30.2	100.4
50	-441	146.06	29.9	113.3
60	-470	278.49	33.5	124,8

Une première analyse de ces courbes (*FigureII-3*) et l'analyse des valeurs paramètres caractéristiques relevés ces courbes (*Tableau II-2*) montre que :

- Le potentiel de corrosion est affecté légèrement par l'augmentation de la température jusqu'à 50°C , à 60°C un fort déplacement vers les potentiels cathodiques est constaté.
- L'évolution des densités de corrosion dans la solution corrosive HCl 1M présente une croissance régulièrement et rapide de 30.10 à 278.49  $\mu A/cm^2$  (soit neuf fois) lorsque la température augmente de 30 à 60 °C, cela confirme une dissolution métallique croissante avec l'augmentation de la température.
- L'effet de la température est remarquable sur les valeurs de la pente cathodique  $\beta_c$ , l'augmentation de température fait augmenter les valeurs de  $\beta_c$ , nous nous supposons que la cinétique de réduction des protons à la surface de l'acier est accélérée par l'augmentation de la température. Notons que la variation de la valeur de  $\beta_c$  est due au fait que cette dernière dépend de la température selon la relation :

$$\beta_c = \frac{RT}{(1-\alpha)nF} \quad \text{Éq II-1}$$

#### II.4. Grandeur thermodynamique

- **Energie d'activation ( $E_a$ )**

Dans cette étude, l'énergie d'activation est déterminée à partir de la pente de droite d'Arrhenius qui relie la densité de courant de corrosion à la température ;

Selon la loi d'Arrhenius la relation [22] s'écrit comme suit :

$$I_{corr} = A \times \exp\left(\frac{-E_a}{RT}\right) \quad \text{Éq II-2}$$

Donc 
$$\ln I_{corr} = \ln A - \frac{E_a}{RT} \quad \text{Éq II-3}$$

Nous avons ainsi procédé au tracé de la variation du logarithme de la densité de courant de corrosion de l'acier XC38 dans HCl 1M en fonction de l'inverse de la température *Figure II-4* afin de calculer  $E_a$ .

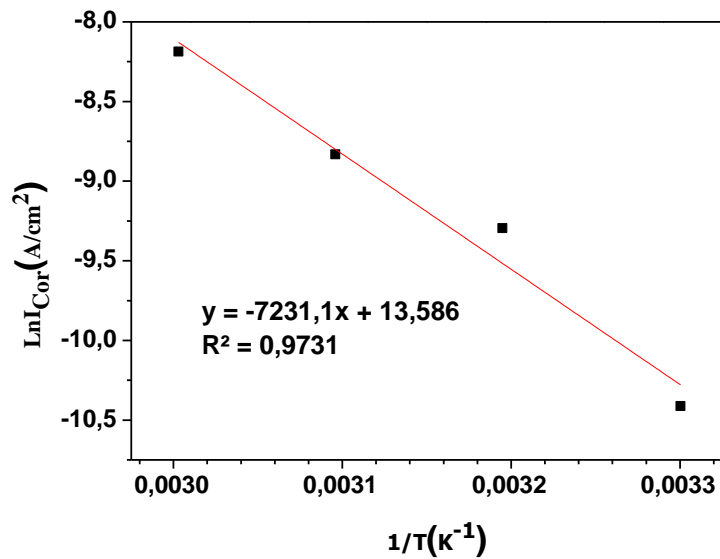


Figure II-4: Effet de la température sur la vitesse de corrosion de l'acier XC38 Dans HCl 1M

Cette courbe montre que la variation  $\ln(i_{corr}) = f(1/T)$  est sensiblement linéaire et suit la loi d'Arrhenius, le facteur de corrélation avoisine l'unité. Ce résultat nous a permis de calculer la valeur de l'énergie d'activation  $E_a$  à partir de la pente ( $-E_a/R$ ) (*Tableau II-3*).

- **Enthalpie et l'entropie d'activation  $\Delta H^\circ_a$  et  $\Delta S^\circ_a$**

L'enthalpie et l'entropie d'activation peuvent être également obtenues en se servant de la formule alternative de l'équation d'Arrhenius appelée l'équation de transition d'Arrhenius[22].

$$I_{corr} = \frac{RT}{Nh} \exp\left(\frac{\Delta S}{R}\right) \exp\left(-\frac{\Delta H}{RT}\right) \quad \text{Éq II-4}$$

$$\ln I_{corr} = \ln \frac{RT}{Nh} + \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT} \quad \text{Éq II-5}$$

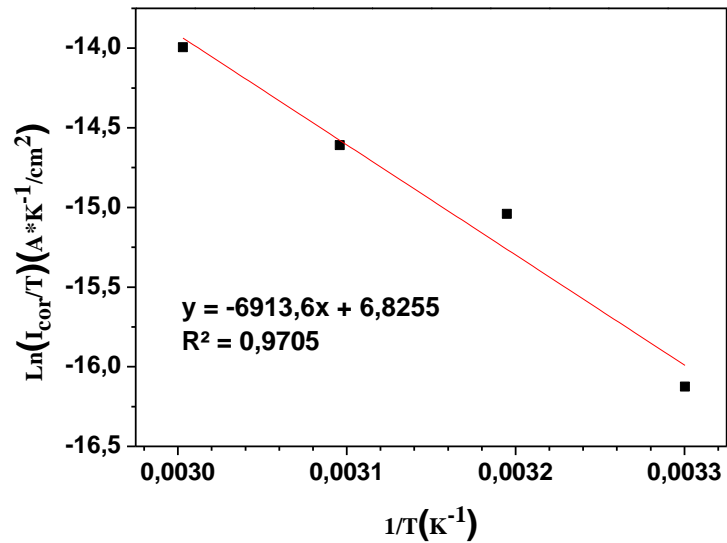


Figure II-5: Variation de  $\log(i_{corr}/T)$  en fonction de l'inverse de la température pour XC38 dans HCl 1M

La *Figure II-5* illustre la variation de  $\ln(i_{corr}/T)$  en fonction de l'inverse de la température pour l'acier XC38 en milieu acide HCl 1M. La droite obtenue a une pente égale à  $(-\Delta H_a^\circ/R)$  et une ordonnée à l'origine égale à  $(\ln R/Nh + \Delta S_a^\circ/R)$ . Grâce à cette droite, nous pouvons donc calculer les valeurs de  $\Delta H_a^\circ$  et  $\Delta S_a^\circ$  (*Tableau II-3*).

Tableau II-3: Valeurs des grandeurs énergétiques déterminées par la loi d'Arrhenius pour l'acier XC38 en milieu acide HCl 1M

	<i>HCl 1M</i>
$E_a$ (KJ/mol)	60.12
$\Delta H_a^\circ$ (KJ/mol)	57.46
$\Delta S_a^\circ$ (J/mol*K)	-140.80

### III. Effet de la concentration de la molécule DDO sur l'acier XC38

#### III.1. Spectroscopie d'impédance électrochimique

La *Figure III-1* présente le diagramme de Nyquist de l'acier XC38 obtenu en absence et en présence de la molécule DDO à différentes concentrations après l'immersion de 30 min à 303 K. Les résultats issus de cette étude sont rassemblés dans le *Tableau III-1*.

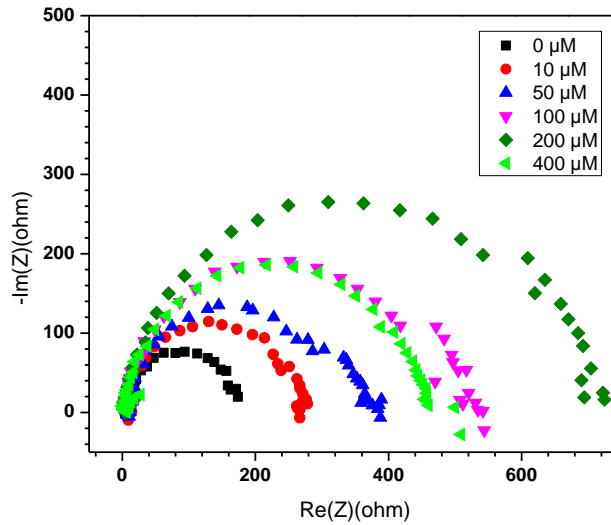


Figure III-1: Courbes d'impédances électrochimiques de l'acier XC38 dans HCl 1M a différentes concentrations de la molécule DDO

Nous remarquons de la *Figure III-1* que lorsque la molécule DDO est ajoutée à la solution de HCl 1M, la taille de la boucle capacitive augmente avec l'augmentation de sa concentration. Ce type de diagrammes est généralement interprété comme un mécanisme de transfert de charges. A partir de ces diagrammes, nous avons pu accéder aux valeurs de la résistance  $R_{ct}$  et de la capacité de la double couche  $Q_{dl}$  et par conséquent à l'efficacité inhibitrice de la molécule DDO.

L'efficacité inhibitrice de corrosion de l'acier XC38 est déterminée par la relation suivante :

$$EI(\%) = \frac{R_{ct}^{inh} - R_s^0}{R_{ct}^{inh}} \times 100 \quad \text{Éq III-1}$$

Ou  $R_{ct}^0$  et  $R_{ct}^{inh}$  sont respectivement les valeurs de la résistance de transfert de charge de l'acier XC38 en absence et en présence de la molécule DDO.

Tableau III-1: Paramètres caractéristiques relevés des courbes d'impédances électrochimiques de l'acier XC38 en présence de la molécule DDO à différentes concentrations

C ( $\mu\text{M}$ )	$R_s(\text{Ohm})$	$R_{tc}(\text{Ohm})$	$Q_{dl}(\mu\text{F}/\text{cm}^2)$	$n$	EI%
0	3.86	173	128	0.928	/
10	5.99	258.9	106,4	0.955	33.15
50	5.84	343.8	113	0.897	49.680
100	3.51	510.6	108,3	0.873	66.12
200	4.11	690.4	112,4	0.879	74.94
400	3.22	454.6	120,3	0.895	61.94

Les résultats de cette méthode obtenus sous forme de diagrammes de Nyquist, ne présentent pas de demi-cercles parfaits. Ceci est dû à l'hétérogénéité des systèmes électrochimiques résultant de la qualité de la couche formée sur l'acier. Nous constatons une augmentation de la taille de la boucle capacitive avec la concentration de la molécule DDO [23]. Ce phénomène peut être attribué au processus de transfert de charges. Ce résultat traduit clairement l'influence des inhibiteurs organiques sur le processus à l'interface acier / milieu acide.

D'après la *Figure III-1* et le *Tableau III-1*, nous pouvons faire les remarques suivantes :

- La résistance de transfert de charges augmente avec la concentration de l'inhibiteur tandis que la capacité de la double couche diminue au fur et à mesure que la quantité d'inhibiteur croît [24]. Ce résultat traduit l'influence des molécules adsorbées sur le processus à l'interface acier/milieu acide.
- L'efficacité inhibitrice de ce composé évolue de la même façon que ( $R_{tc}$ ) et atteint la valeur de 75%. (*Figure III-3*).
- La diminution de  $Q_{dl}$  est due à l'adsorption de l'inhibiteur 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 adsorbées sur la surface de l'électrode par les interactions entre les paires électroniques de l'hétéroatomes d'azote avec la surface de l'acier[25].

III.2. Tracé de courbe de Tafel

Les courbes de polarisation anodique et cathodique de l'acier XC38 en milieu HCl 1M à 30°C, en l'absence et en présence de la molécule DDO, à différentes concentrations, sont présentées sur la *Figure III-2*.

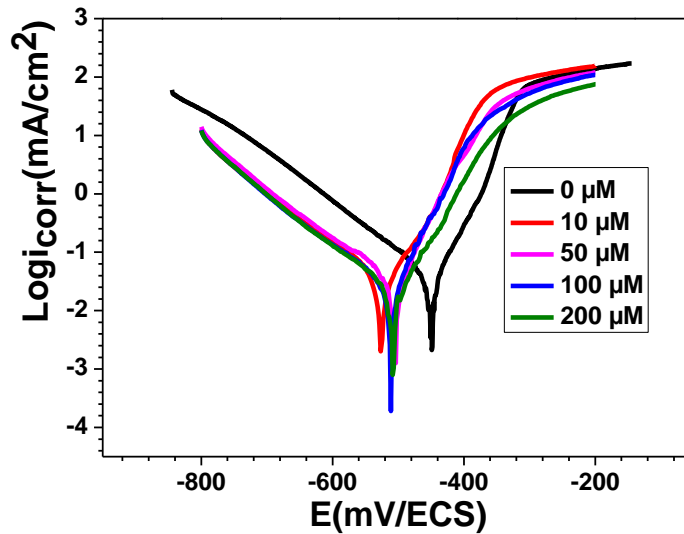


Figure III-2: Courbes de polarisation de l'acier XC38 dans HCl 1M à différents Concentration de la molécule DDO

Le *Tableau III-2* regroupe les valeurs de densité de courant de corrosion ( $i_{cor}$ ), potentiel de corrosion ( $E_{cor}$ ) et l'efficacité inhibitrice ( $EI\%$ ). Pour calculer le taux d'inhibition (*Tableau III-2*), on utilise l'équation suivante :

$$EI(\%) = \frac{i_{corr}^0 - i_{corr}^{inh}}{i_{corr}^0} \times 100 \quad \text{Éq III-2}$$

Où  $i_{cor}^0$  et  $i_{cor}^{inh}$  correspondent respectivement aux densités de courant de corrosion enregistrées en absence et en présence de la molécule DDO à différentes concentrations. Ces densités ont été déterminées par extrapolation des droites cathodiques et anodiques de Tafel au potentiel de corrosion.

Tableau III-2: Paramètres caractéristiques relevés des courbes de polarisation linéaire de l'acier XC38 en présence de la molécule DDO à différentes concentrations

$C$ ( $\mu M$ )	$E_{cor}$ (mV/ECS)	$i_{cor}$ ( $\mu A/cm^2$ )	$\beta_a$ (mV/dec)	$\beta_c$ (mV/dec)	ET%
0	-448	30,07	50,7	89,7	/
10	-517	21,54	44,5	51,4	28,35
50	-483	20,22	26,4	58,9	32,76
100	-512	19,30	37,2	57,9	35,81
200	-508	11,45	44,2	55,2	61,87
400	-435	13,32	44,8	52,7	55,71

D'après ces résultats, nous pouvons conclure que :

- La densité du courant de corrosion ( $i_{cor}$ ) diminue lorsque la concentration de la molécule DDO augmente. C'est-à-dire la diminution de la vitesse de corrosion,
- La pente de droite de Tafel cathodique est modifiée, d'où, la molécule DDO peut être classée comme un inhibiteur cathodique en milieu acide [19]. Ainsi que le potentiel de corrosion se déplace vers des valeur moins noble (électronégatifs)
- L'efficacité inhibitrice atteint approximativement **62%** à **200  $\mu M$**  (Figure III-3)

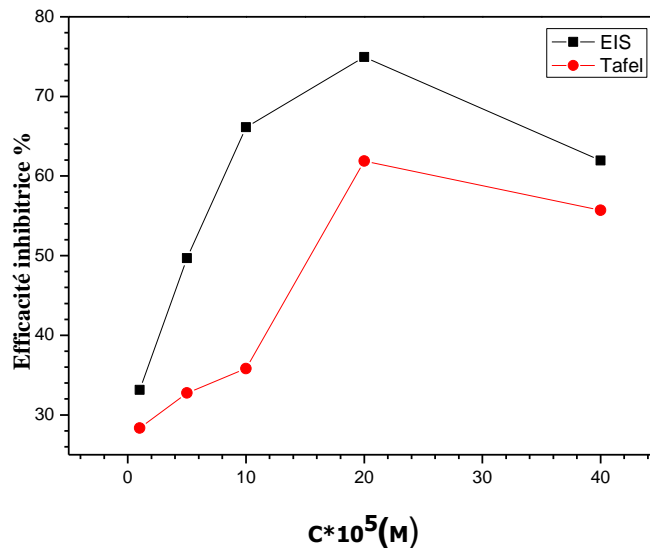


Figure III-3: Variation de l'efficacité inhibitrice du DDO en fonction de sa concentration sur l'acier XC38 dans un milieu de HCl 1M

- Ces résultats montrent que les efficacités inhibitrices calculées par polarisation électrochimique et par impédance électrochimique (Figure III-3) sont en très bon accord.

## IV. Effet de température sur l'acier doux

### IV.1. Potentiel libre

La *Figure IV-1* présente l'évolution du potentiel libre en fonction du temps d'une électrode de travail en acier doux dans un milieu acide HCl 1M à différentes températures.

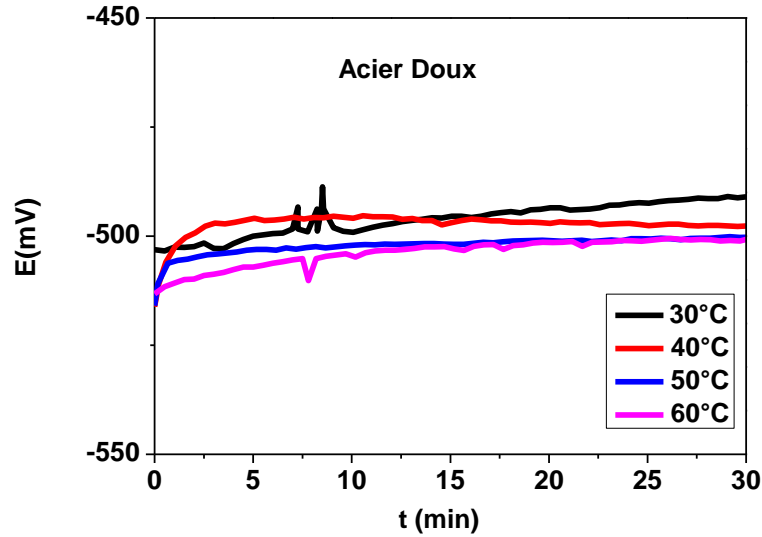


Figure IV-1: Suivi du potentiel à circuit ouvert de l'acier DOUX en milieu acide HCl 1M à différentes températures

L'allure des courbes d'évolution du potentiel libre à différentes températures montrent qu'avec l'augmentation de la température le potentiel tend vers des valeurs électro-négatives. Cette évolution peut être attribuée à une dissolution plus rapide c'est-à-dire une quantité plus importante de produits de corrosion à partir de 40 °C.

### IV.2. Spectroscopie d'impédance électrochimique

Les diagrammes d'impédance dans la représentation de Nyquist sont présentés dans la *Figure IV-2*. Les paramètres calculés à partir du circuit électrique équivalent modélisant les spectres obtenus sont présentés dans le *Tableau IV-1*.

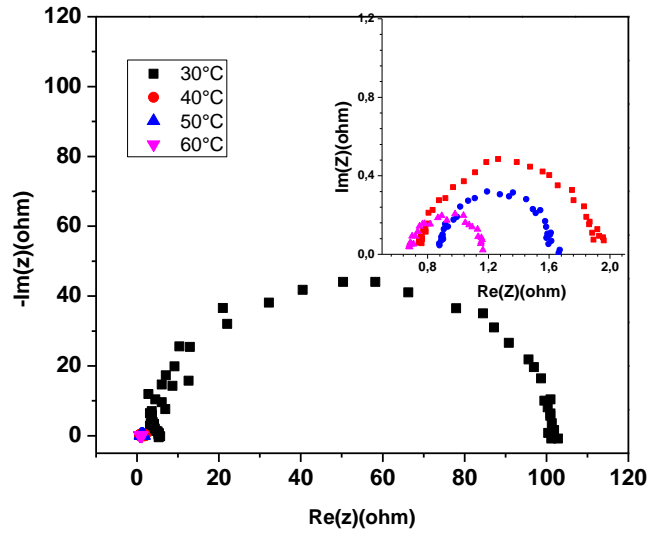


Figure IV-2: Diagramme de Nyquist de l'acier DOUX obtenu à différentes températures dans HCl 1M

Tous les diagrammes d'impédance obtenus présentent la même allure quel que soit la température, les paramètres électrochimiques relatifs à ces spectres sont regroupés dans le *Tableau IV-1*

Tableau IV-1: Paramètres électrochimiques obtenus par spectroscopie d'impédance électrochimique de l'acier DOUX dans HCl 1M à différentes températures

$T(^{\circ}C)$	$R_s (ohm)$	$R_{tc} (ohm)$	$Q (\mu F/cm^2)$	$n$
30	3,662	99,16	157	0,93
40	0,733	1,22	2796.	0,82
50	0,843	0,81	3624	0,83
60	0,663	0,52	4317	0,82

L'étude de l'influence de la température sur le comportement de l'acier doux a montré que l'augmentation de cette dernière provoque une augmentation régulière de la valeur de  $Q_{dl}$  s'accompagne à une diminution de  $R_{tc}$ . Ainsi une nette diminution est relevée lorsque la température augmente ; presque dix fois lorsque la température augmente de 30 à 60 °C. Ceci implique que la température a un effet remarquable sur la cinétique générale du processus de corrosion.

IV.3. Tracé de courbe de Tafel

Les courbes de polarisation obtenues dans un milieu HCl 1M dans la gamme de température citée ci-dessus sont illustrées par la *Figure IV-3*.

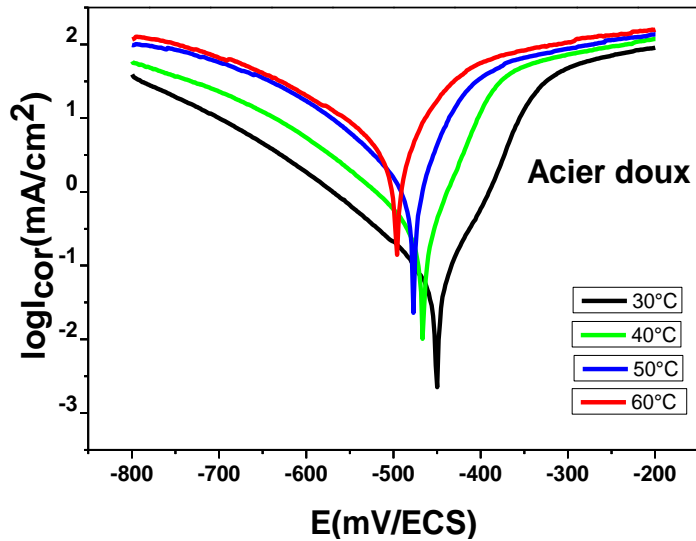


Figure IV-3: Courbe de polarisation à différentes températures relatives au comportement de l'acier DOUX dans HCl 1M

Tableau IV-2: Paramètres électrochimiques obtenus par polarisation linéaire de l'acier DOUX dans HCl 1M à différentes températures

$T(^{\circ}C)$	$E_{cor}(mV/ECS)$	$I_{cor} \mu A/cm^2$	$\beta_a (mV/dec)$	$\beta_c (mV/dec)$
30	-450	45,78	44	75
40	-465	136,41	32	55
50	-478	564,43	48	56
60	-495	1908,82	45	78

A partir du *Tableau IV-2* et la *Figure IV-3* on constate que :

- Le potentiel de corrosion se déplace globalement vers les valeurs électronégatives.
- L'évolution des densités de corrosion dans la solution corrosive HCl 1M présente une croissance régulièrement et rapide de 45.78 à 1908.82  $\mu A/cm^2$  (soit quarante fois) lorsque la

température augmente de 30 à 60 °C, cela confirme une dissolution métallique croissante avec l'augmentation de la température.

#### IV.4. Grandeur thermodynamique

- **Détermination de l'énergie d'activation**

L'énergie d'activation est déterminée à partir de la pente de droite d'Arrhenius qui relie la densité de courant de corrosion à la température (Éq IV-2 et Éq IV-3).

Le tracé de la variation du logarithme de la densité de courant de corrosion de l'acier doux dans HCl 1M en fonction de l'inverse de la température absolue (*Figure IV-4*) afin de calculer  $E_a$ .

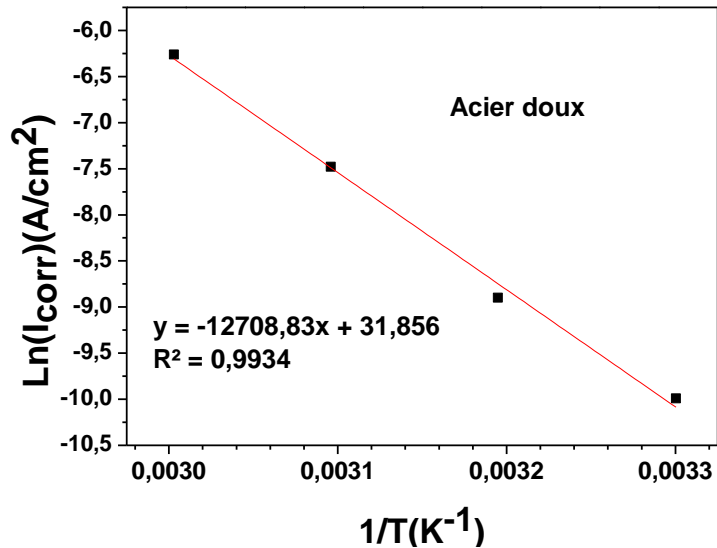


Figure IV-4: Droite d'Arrhenius calculée à partir de la densité de courant de corrosion de l'acier DOUX pour HCl 1M

Cette courbe montre que la variation  $\ln(i_{\text{corr}}) = f(1/T)$  est linéaire et suit la loi d'Arrhenius, le facteur de corrélation avoisine l'unité. la valeur de l'énergie d'activation  $E_a$  (*Tableau IV-3*).

- **Enthalpie et entropie d'activation**

L'enthalpie et l'entropie d'activation peuvent être également obtenues en se servant de la formule alternative de l'équation de transition d'Arrhenius. (Éq IV-4 et Éq IV-5)

La *Figure IV-5* illustre la variation de  $\ln(i_{\text{corr}}/T)$  en fonction de l'inverse de la température pour l'acier DOUX en milieu acide HCl 1M. La droite obtenue a une pente égale à  $(-\Delta H_a^\circ/R)$  et une ordonnée à l'origine égale à  $(\ln R/Nh + \Delta S_a^\circ/R)$  Grâce à cette droite, nous pouvons donc calculer les valeurs de  $\Delta H_a$  et  $\Delta S_a^\circ$  (*Tableau IV-3*).

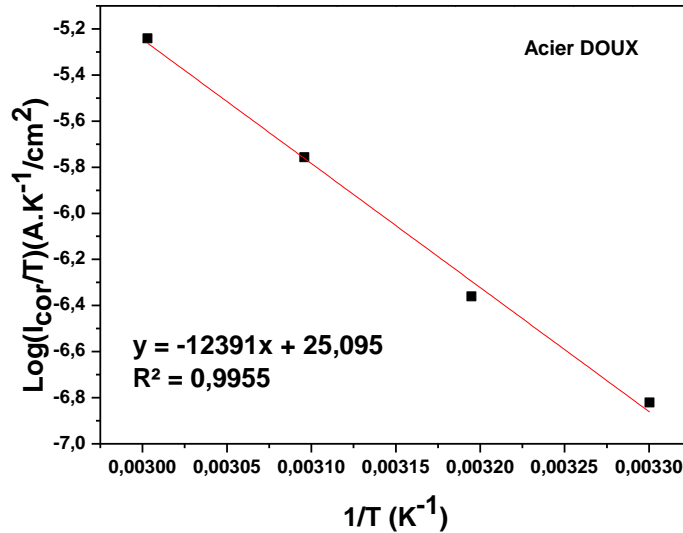


Figure IV-5: Variation de  $\ln(i_{\text{corr}}/T)$  en fonction de  $(1/T)$  pour l'acier DOUX dans HCl 1M

Tableau IV-3: Paramètres thermodynamiques de l'acier DOUX dans HCl 1M

Milieu	$E_a^\circ \text{ (Kj/mol)}$	$\Delta H_a^\circ \text{ (KJ/mol)}$	$\Delta S_a^\circ \text{ (J/mol*K)}$
HCl 1M	105.66	103.02	11.10

Ces résultats seront discutés lors de l'étude de comparaison de l'effet de l'addition des molécules organiques nouvellement synthétisés.

## V. Effet de la concentration des molécules DAO et DDO sur l'acier doux

### V.1. Spectroscopie d'impédance électrochimique

L'étude du comportement électrochimique de la corrosion de l'acier en milieu chlorhydrique 1M en présence de différentes concentrations des molécules DAO et DDO a été mis en exergue. Les résultats obtenus à l'aide de cette technique sont représentés sous forme de diagrammes de Nyquist (*Figure V-1,2*). Il s'avère que les diagrammes d'impédance obtenus ne sont pas des demi-cercles parfaits, et cela est attribué à la dispersion de la fréquence de l'impédance inter-faciale [26], due à l'hétérogénéité de

la surface de l'électrode. Cette hétérogénéité peut résulter de la rugosité, des impuretés, des dislocations, de l'adsorption de l'inhibiteur et de la formation de couches poreuses [27].

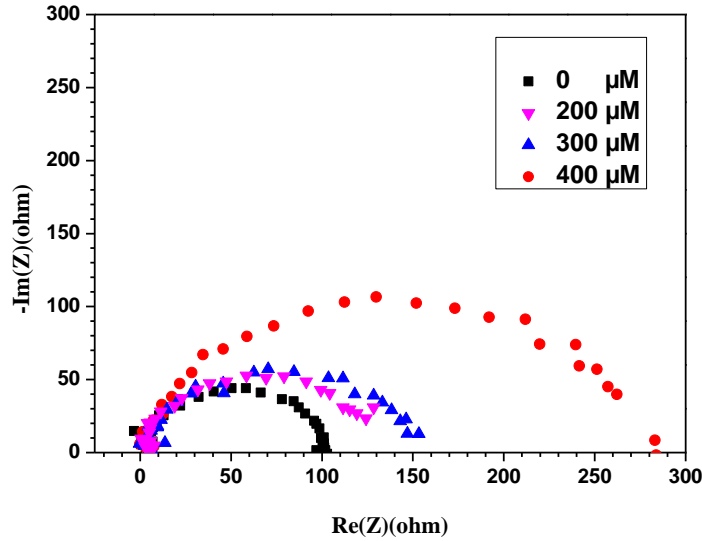


Figure V-1: Courbes d'impédances électrochimiques de l'acier doux dans HCl 1M à 30°C en absence et en présence de la molécule DAO

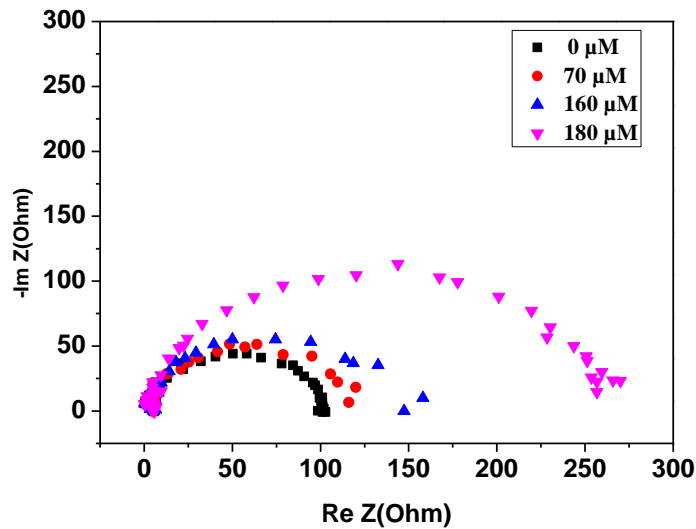


Figure V-2: Diagramme de Nyquist de l'acier DOUX/HCl 1M à différentes concentrations de la molécule DDO à 30 °C

Les valeurs des paramètres électrochimiques obtenues par S.I.E. sont réunies dans le *Tableau V-1*, *Tableau V-2*.

Tableau V-1: Paramètres caractéristiques relevés des courbes d'impédance de l'acier doux en absence et en présence de différentes concentrations de la molécule DAO à 30°C

$C(\mu M)$	$R_s(\Omega)$	$R_{tc}(\Omega)$	$Q_{dl}(\mu F/cm^2)$	$n$	$EI\%$
<b>0</b>	3,662	99,16	157	0,9313	/
<b>200</b>	2,485	136,4	116	0,8765	27,30
<b>300</b>	2,832	152,5	151	0,8246	34,97
<b>400</b>	3,333	275,1	94,9	0,874	63,95
<b>500</b>	3,516	176	99,4	0,8636	43,65

Tableau V-2: Paramètres électrochimiques de l'interface acier DOUX/HCl 1M à différentes concentrations de la molécule DDO à 30°C

$C(\mu M)$	$R_s(\Omega)$	$R_{tc}(\Omega)$	$Q_{dl}(\mu F/cm^2)$	$n$	$EI\%$
<b>0</b>	3.662	99.16	157	0.93	/
<b>70</b>	2.413	132.3	210	0.84	25.04
<b>160</b>	3.536	141.7	197	0.85	42.9
<b>180</b>	3.706	258.8	183	0.88	61.68
<b>200</b>	4.329	75.39	110	0.95	/

A partir de ces résultats, nous pouvons conclure ce qui suit :

- Les valeurs de la résistance de transfert de charges ( $R_{tc}$ ) deviennent plus importantes avec l'augmentation de la concentration des molécules DAO et DDO. Ceci indique que la quantité des molécules adsorbées sur la surface de l'électrode est augmentée de plus les molécules adsorbées forment un film protecteur sur la surface de l'acier qui agit par conséquent comme une barrière empêchant le transfert de charge, ce qui augmente l'efficacité inhibitrice de ces molécules. Cette dernière évolue de la même façon que ( $R_{tc}$ ) et atteint la valeur de 64% à 400  $\mu M$  (DAO) et 62% à 160  $\mu M$  (DDO) dans HCl 1M.[3]
- Le diamètre de la boucle capacitive dans le plan de Nyquist augmente avec l'augmentation de la concentration des molécules DAO et DDO sans affecter ses caractéristiques. Ce

comportement signifie que l'action inhibitrice de ces molécules est due à leur adsorption à la surface métallique, sans modifier le mécanisme de corrosion

- On constate que l'addition des molécules DDO et DAO diminue la valeur de la capacité de la double couche  $Q_{dl}$ . Cette diminution peut être interprétée par une diminution de la surface active du métal qui est due à l'adsorption de ces molécules à la surface de l'acier doux.

**V.2. Tracé de courbe de Tafel**

Les courbes de polarisation cathodique et anodique de l'acier en milieu HCl 1M à 30°C, en l'absence et en présence des molécule DAO, DDO à différentes concentrations (Figure V-3 ,4).

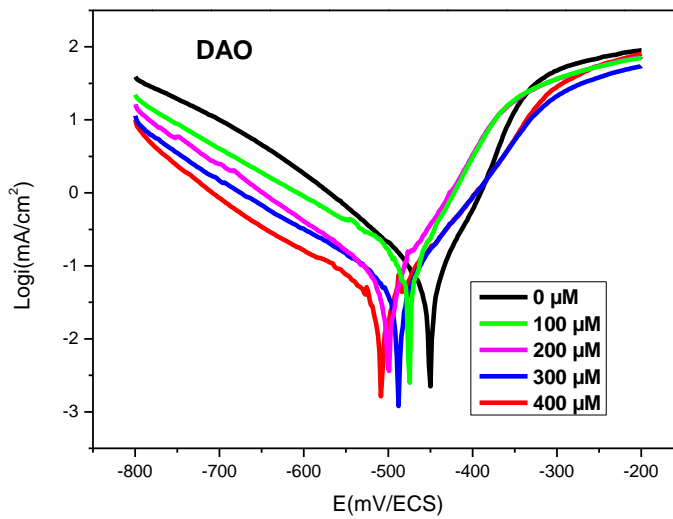


Figure V-3: Courbes de polarisation de l'acier doux dans HCl 1M à 30°C en absence et en présence de la molécule (DAO)

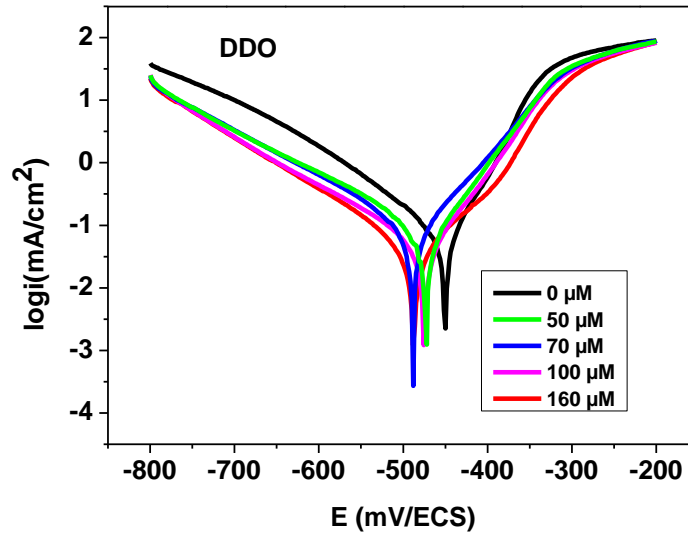


Figure V-4: Courbes de polarisation de l’acier DOUX dans le HCl 1M à différentes concentrations de l’inhibiteur DDO à 30°C

Les *Tableaux V-3, 4* regroupent les valeurs des paramètres électrochimiques déterminées à partir des courbes de polarisation obtenues.

Tableau V-3: Paramètres caractéristiques relevés des courbes de polarisation linéaire de l’acier doux en absence et en présence de différentes concentrations de la molécule DAO à 30°C

$C(\mu M)$	$E_{Corr}(mV/ECS)$	$I_{Corr}(\mu A)$	$\beta_a(mV/dec)$	$\beta_c(mV/dec)$	$EI\%$
0	-450	45,78	44,2	74,7	/
100	-475	34,32	24,7	30,6	25,03
200	-498	31,7	42	65,8	30,75
300	-487	23,49	40	70	48,68
400	-507	8,15	40,1	61,1	82,19
500	-485	24,53	39,7	43,3	46,41

Tableau V-4: Paramètres électrochimiques calculées à partir des courbes de polarisation de l'inhibiteur DDO à différentes concentrations à 30°C

$C(\mu M)$	$E_{Corr}(mV/ECS)$	$I_{Corr}(\mu A)$	$\beta_a(mV/dec)$	$\beta_c(mV/dec)$	$EI\%$
0	-450	45,78	44	75	/
50	-472	33,06	47	63	27,78
70	-488	20,54	46	56	55,13
100	-448	19,69	42	73	56,99
160	-487	12,77	39	43	72,11
180	-464	24,93	40	51	45,54

D'après ces résultats, on constate que :

- Dans le domaine cathodique, on assiste à un déplacement de la branche cathodique de la courbe de polarisation, et donc une diminution des densités de courants cathodiques. Cette diminution devient plus importante avec l'augmentation de la concentration des molécules DAO et DDO. Ce résultat montre que l'ajout de ces molécules retarde la réduction des ions hydrogène
- Dans la partie anodique les courbes sont en dessus de sans molécule inhibitrice on suppose que le courant mesuré est le courant mixte ou la somme des courants (des molécules et du métal) ; dans la partie stable de cette branche les courbes sont en dessous de celle sans molécules inhibitrices, on suppose que les molécules sont oxydées et le courant mesuré est seulement du métal.
- Les courbes de polarisation montrent qu'il y a déplacement du potentiel de corrosion vers les valeurs électrochimiques négatives dès que les molécules sont ajoutées.
- L'efficacité inhibitrice augmente avec la concentration et atteint approximativement **82%** à **400  $\mu M$**  (DAO) *Figure V-5* et **72%** à **160  $\mu M$**  (DDO) *Figure V-6*. Ceci confirme la formation d'une couche adsorbée à la surface de l'électrode de travail.

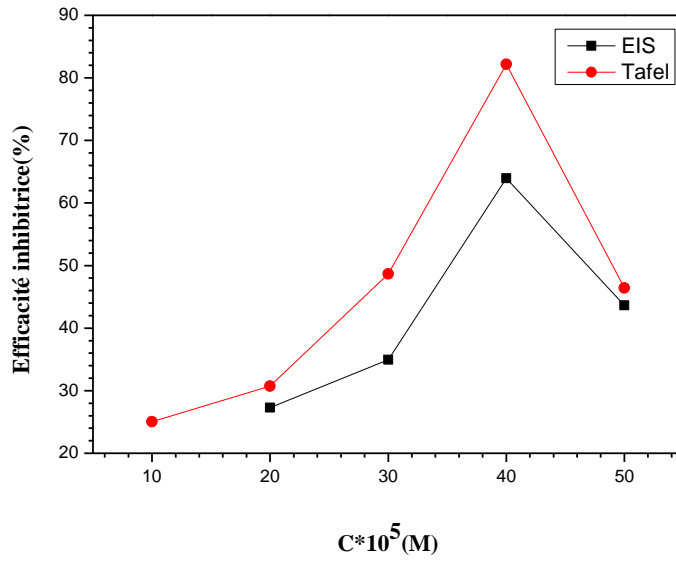


Figure V-5: Variation de l'efficacité inhibitrice du DAO en fonction de sa concentration sur l'acier doux dans un milieu de HCl 1M

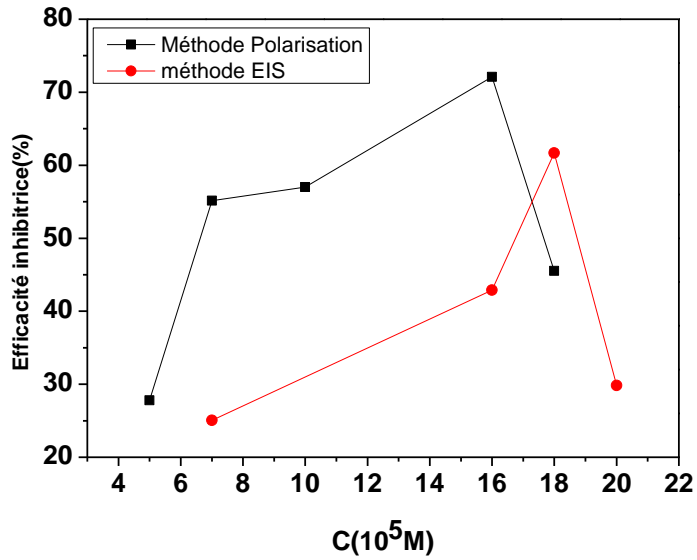


Figure V-6: Variation de l'efficacité inhibitrice du DDO en fonction de sa concentration sur l'acier DOUX dans un milieu de HCl 1M

**V.3. Effet de la température sur la concentration optimum des molécules DAO et DDO**

En général, la température a un effet important sur les phénomènes de corrosion : la vitesse de corrosion augmente lorsque la température d'essai augmente, et cette augmentation de la température induit des changements sur l'action des inhibiteurs [28].

**V.3.a. Spectroscopie d'impédance électrochimique**

Les *Figures V-7,8* représentent les différents spectres d'impédance électrochimique obtenus à différentes températures en présence des molécules DAO et DDO à leur concentration optimum.

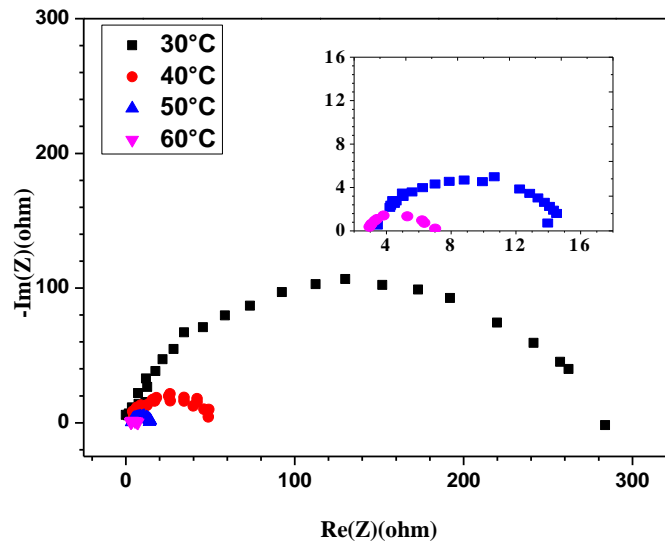


Figure V-7: Courbes d'impédances électrochimiques de l'acier doux dans HCl 1M à différent température en présence de la molécule DAO

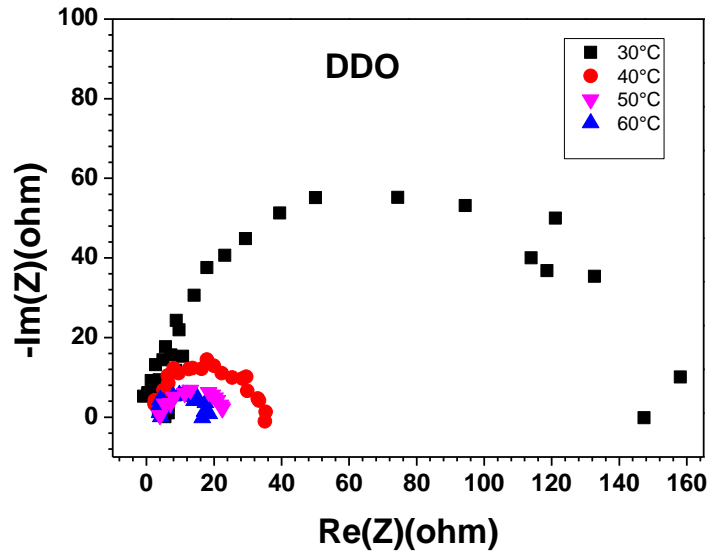


Figure V-8: Courbes d'impédances électrochimiques de l'acier doux dans HCl 1M à différent température en présence de la molécule DDO

Tableau V-5: Paramètres caractéristiques relevés des courbes d'impédance électrochimique de l'acier doux à la concentration optimum DAO a différentes températures

$T(^{\circ}C)$	$R_s(ohm)$	$R_{tc}(ohm)$	$Q_{dl}(\mu F/cm^2)$	$n$	$EI\%$
30	2,485	136,4	116,2	0,8765	26,91
40	3,469	45,24	311	0,8647	97,31
50	3,155	12,06	568	0,8581	93,31
60	2,845	4,149	792,3	0,8822	87,56

Tableau V-6: Paramètres électrochimiques de l'acier DOUX/HCl 1M à différentes températures en présence de la molécule DDO

$T(^{\circ}C)$	$R_s(ohm)$	$R_{tc}(ohm)$	$Q_{dl}(\mu F/cm^2)$	$n$	$EI\%$
30	2,144	145,9	155	0,8851	31,66
40	3,43	39,38	132,3	0,9656	96,91
50	3,585	15,14	458	0,8586	94,5
60	3,462	14,68	536,3	0,8257	96,59

Une augmentation de la température améliore les propriétés inhibitrices de ces molécules.

**V.3.b. Tracé de courbe de Tafel**

Les courbes de polarisation cathodique et anodique de l'acier doux en milieu acide chlorhydrique HCl 1M, obtenus en présence des molécules DAO et DDO à leur concentration optimum a différentes températures.

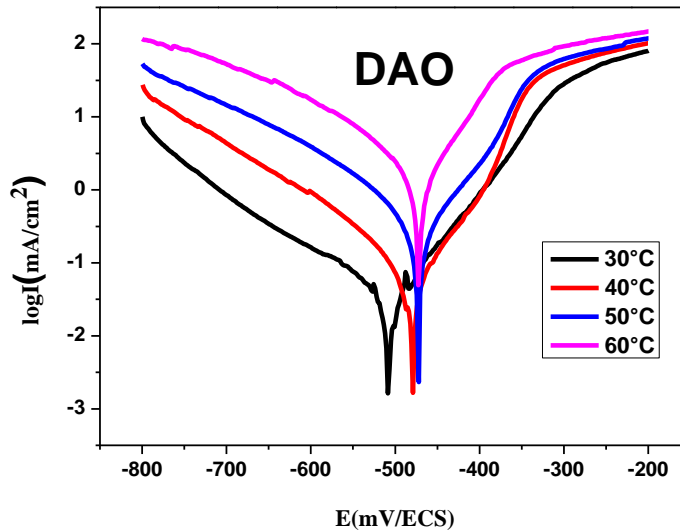


Figure V-9: Courbes de polarisation de l'acier doux dans HCl 1M à différentes températures à la concentration optimum de la molécule (DAO)

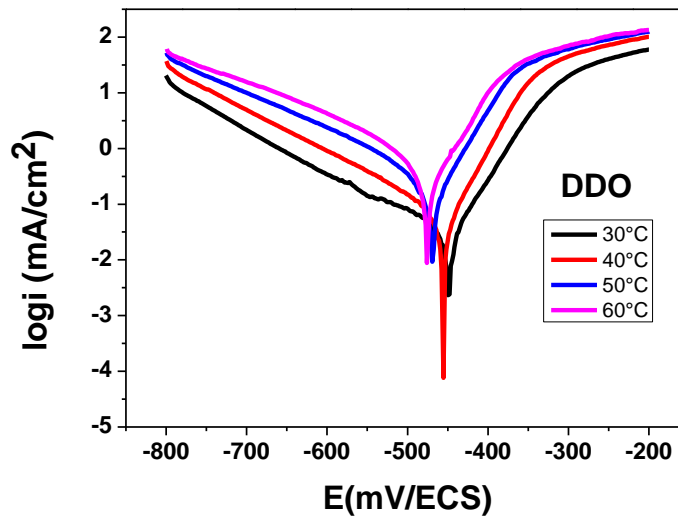


Figure V-10: Courbes de polarisation de l'acier doux dans HCl 1M à différentes températures à la concentration optimum de la molécule (DDO)

Tableau V-7: Paramètres caractéristiques relevés des courbes de polarisation linéaire de l'acier doux à la concentration optimum DAO a différentes températures

$T(^{\circ}C)$	$E_{cor} (mV/ECS)$	$I_{cor} \mu A/cm^2$	$\beta_a(mV/dec)$	$\beta_c (mV/dec)$	$EI\%$
30	-507	8,262	23	22,9	83,19
40	-479	22,733	31,8	41,9	83,33
50	-472	151,53	53,4	58	73,15
60	-470	758,977	48,2	56,2	60,23

Tableau V-8: Paramètres caractéristiques relevés des courbes de polarisation linéaire de l'acier doux à la concentration optimum DDO a différentes températures

$T(^{\circ}C)$	$E_{cor} (mV/ECS)$	$I_{cor} \mu A/cm^2$	$\beta_a(mV/dec)$	$\beta_c (mV/dec)$	$EI\%$
30	-487	12,77	39	43	72,11
40	-455	25,23	33	47	81,5
50	-469	82,01	37	49	85,47
60	-475	151,64	41	47	92,05

D'après les résultats obtenus, nous remarquons ce qui suit :

- Les densités de courant de corrosion augmentent avec l'accroissement de la température de 30 à 60°C.
- Le potentiel de corrosion se déplace globalement vers les valeurs électro négatives pour la molécule DAO, et électro positives pour la molécule DDO à partir de la température 30 °C.
- D'une manière générale l'augmentation des densités de courants de corrosion avec la température confirme l'augmentation de cinétique de corrosion de l'acier doux. Ainsi l'élévation de ce dernier gênerait le processus d'adsorption de ces molécules et donc une faible interaction entre la surface du métal et les molécules.

V.3.c. Grandeur thermodynamique

- Energie d'activation ( $E_a$ )

Dans cette étude, l'énergie d'activation est déterminée à partir de la pente de droite d'Arrhenius qui relie la densité de courant de corrosion à la température (Éq V-2 et Éq V-3)[22] .

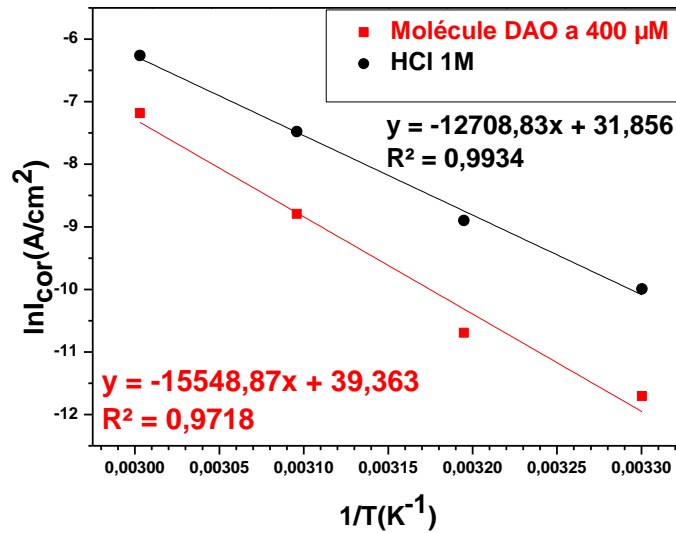


Figure V-11: Effet de la température sur la vitesse de corrosion de l'acier doux dans la concentration optimum de la molécules DAO

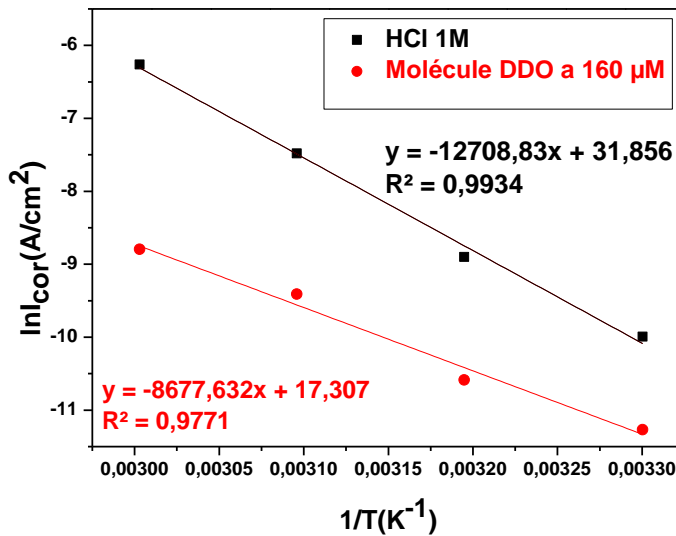


Figure V-12: Effet de la température sur la vitesse de corrosion de l'acier doux dans la concentration optimum de la molécules DDO

Nous avons ainsi procédé au tracé de la variation du logarithme de la densité de courant de corrosion de l'acier doux dans la concentration optimum des molécules DAO et DDO en fonction de l'inverse de la température absolue (Figure V-11 et Figure V-12) afin de calculer  $E_a$

Cette courbe montre que la variation  $\ln(i_{\text{corr}}) = f(1/T)$  est sensiblement linéaire et suit la loi d'Arrhenius, le facteur de corrélation avoisine l'unité. Ce résultat nous a permis de calculer la valeur de l'énergie d'activation  $E_a$  à partir de la pente ( $-E_a/R$ ) (Tableau V-9).

- **Enthalpie et l'entropie d'activation  $\Delta H^{\circ}_a$  et  $\Delta S^{\circ}_a$**

L'enthalpie et l'entropie d'activation peuvent être également obtenues en se servant de la formule alternative de l'équation d'Arrhenius appelée l'équation de transition d'Arrhenius (Éq V-4 et Éq V-5) [22].

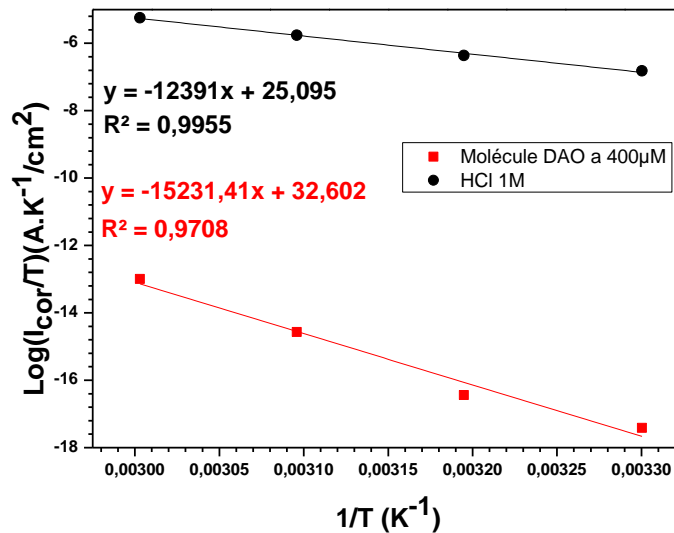


Figure V-13: Variation de  $\log(i_{\text{cor}}/T)$  en fonction de l'inverse de la température pour l'acier doux dans la concentration optimum de la molécules DAO

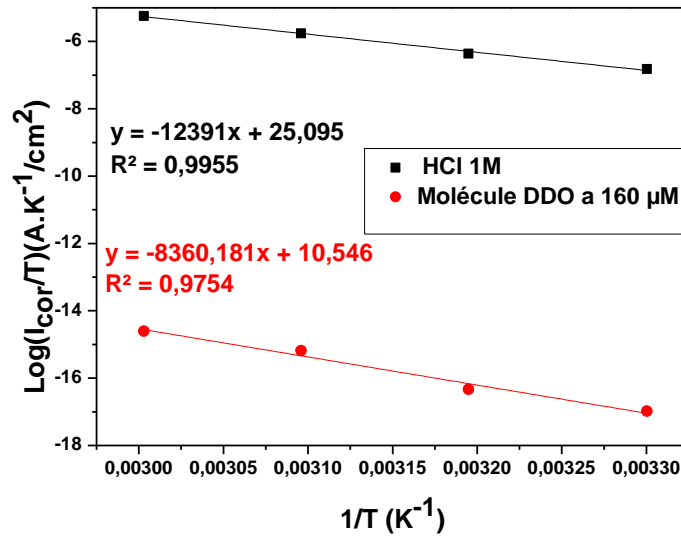


Figure V-14: Variation de  $\log(i_{\text{cor}}/T)$  en fonction de l'inverse de la température pour l'acier doux dans la concentration optimum de la molécules DDO

La Figure V-13 et Figure V-14 illustre la variation de  $\ln(i_{\text{cor}}/T)$  en fonction de l'inverse de la température pour l'acier doux dans la concentration optimum des molécules DAO et DDO. La droite obtenue a une pente égale à  $(-\Delta H_a^\circ / R)$  et une ordonnée à l'origine égale à  $(\ln R/Nh + \Delta S_a^\circ / R)$ . Grâce à cette droite, nous pouvons donc calculer les valeurs de  $\Delta H_a^\circ$  et  $\Delta S_a^\circ$  (Tableau V-9).

Tableau V-9: Valeurs des grandeurs énergétiques déterminées par la loi d'Arrhenius pour les molécules DDO et DAO sur l'acier doux

	<i>HCl 1M</i>	<i>DAO/doux</i>	<i>DDO/doux</i>
$E_a$ (KJ/mol)	105,66	129,27	72,15
$\Delta H_a^\circ$ (KJ/mol)	103,02	126,63	69,51
$\Delta S_a^\circ$ (J/mol*K)	11,10	73,51	-109,86

D'après ces résultats, on constate que :

- La valeur de l'énergies d'activation obtenue en présence de la molécule DAO est supérieure à celle obtenue dans le cas de l'acide seul, par contre avec la molécule DDO la valeur est inférieur.

- L'augmentation de l'énergies d'activation obtenue en présence de la molécule DAO indique qu'il y a un ralentissement du processus de corrosion par la formation d'un complexe protecteur a l'interface métal/solution. [2]
- La diminution de l'énergie d'activation en présence de la molécule DDO est due à la chimisorption de cette molécule à la surface de l'acier ; Ce phénomène est observé lorsque les molécules utilisées sont de grande taille et recouvrent à la fois les centres actifs et les moins actifs de la surface métallique. [22]
- Les signes positifs du changement d'enthalpies ( $\Delta H^{\circ}_a$ ) reflètent la nature endothermique du processus de dissolution de l'acier et signifient que la dissolution de l'acier est difficile en présence de ces molécules organiques.

## **VI. Isotherme d'adsorption**

Les inhibiteurs organiques agissent généralement par adsorption sur la surface du métal. La connaissance du type d'adsorption et la détermination des grandeurs thermodynamiques caractérisant cette adsorption aide souvent à élucider le mode d'action de ces inhibiteurs. Pour cela, la valeur du taux de recouvrement de la surface du métal par l'inhibiteur adsorbé  $\theta$ , est définie par la relation suivante :

$$\theta = 1 - \frac{i_{avec}}{i_{sans}} \quad \text{Éq VI-1}$$

Où :  $i_{sans}$  et  $i_{avec}$  sont les densités de courant de l'acier, en absence et en présence d'inhibiteur respectivement

Les valeurs de taux de recouvrement ( $\theta$ ) pour différentes concentrations des molécules DDO, et DAO obtenues à partir des mesures de polarisation et d'impédance, ont été utilisées pour déterminer l'isotherme correspondant au processus d'adsorption de ce composé. Ainsi, différentes isothermes telle que Langmuir, Temkin, Freundlich et Frumkin ont été testées afin de trouver l'isotherme d'adsorption convenable.

### **VI.1. Isotherme d'adsorption de l'acier XC38**

Seule la courbe  $C_{inh}/\theta$  en fonction de la concentration est linéaire dans tout le domaine de température étudié, car les coefficients de corrélation linéaires sont proches de l'unité pour les deux mesures de Tafel (*Figure VI-1*) et d'impédance (*Figure VI-2*), cela montre que l'adsorption de la molécule DDO sur la surface de l'acier XC38 en milieu HCl 1M obéit à l'isotherme d'adsorption de Langmuir [29].

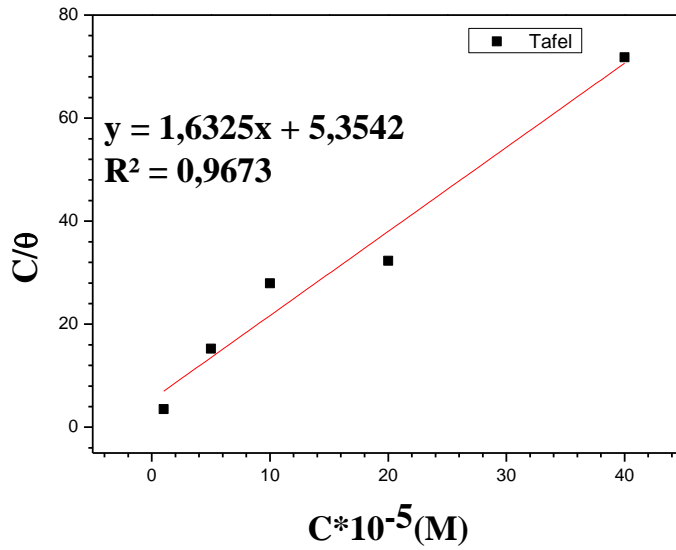


Figure VI-1: Isotherme d'adsorption Langmuir pour la molécule DDO sur l'acier XC38 avec la méthode de polarisation

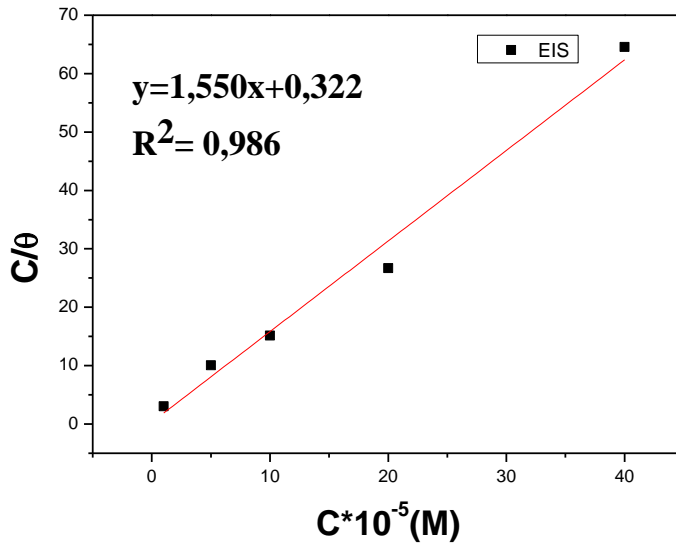


Figure VI-2: Isotherme d'adsorption Langmuir pour la molécule DDO sur l'acier XC38 avec la méthode d'impédance électrochimique

## VI.2. Isotherme d'adsorption de l'acier doux

- Isotherme d'adsorption de la molécule DDO

Seule la courbe  $C_{inh}/\theta$  en fonction de la concentration est linéaire dans tout le domaine de température étudié, car les coefficients de corrélation linéaires sont proches de l'unité. La mesure de Tafel (*Figure*

VI-3) montre que l'adsorption de la molécule DDO sur la surface de l'acier doux en milieu HCl 1M obéit à l'isotherme d'adsorption de Langmuir[4].

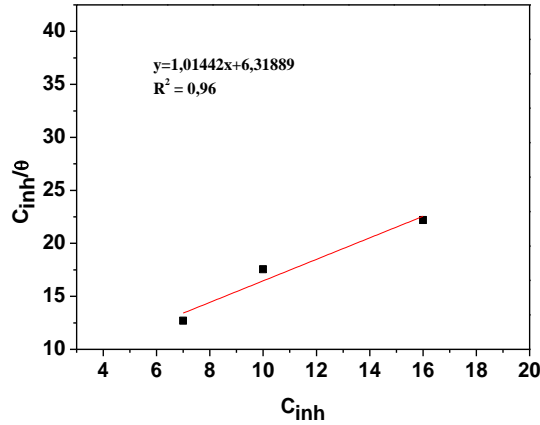


Figure VI-3: Isotherme d'adsorption Langmuir pour la molécule DDO sur l'acier doux avec la méthode de polarisation

- **Isotherme d'adsorption de la molécule DAO**

La meilleure isotherme d'adsorption qui décrit le comportement de la molécule DAO sur la surface de l'acier doux dans la solution HCl 1M est celui de Freundlich. Les *Figure VI-4,5* représentant la variation de  $\ln \theta$  en fonction de  $\ln C$  pour l'acier doux.

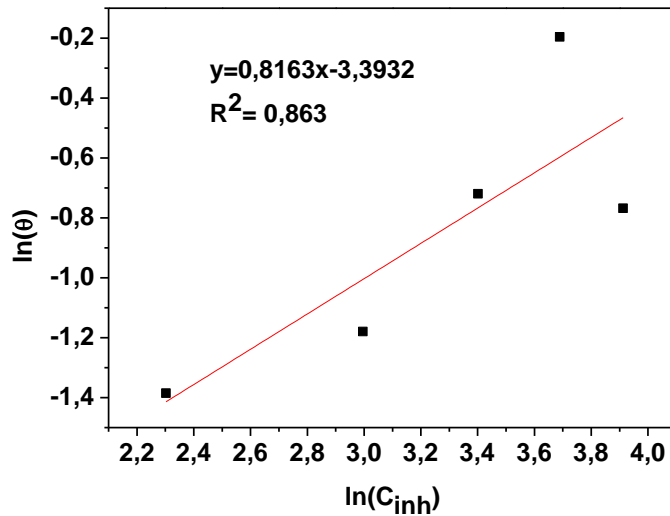


Figure VI-4: Isotherme d'adsorption Freundlich pour la molécule DAO sur l'acier doux avec la méthode de polarisation

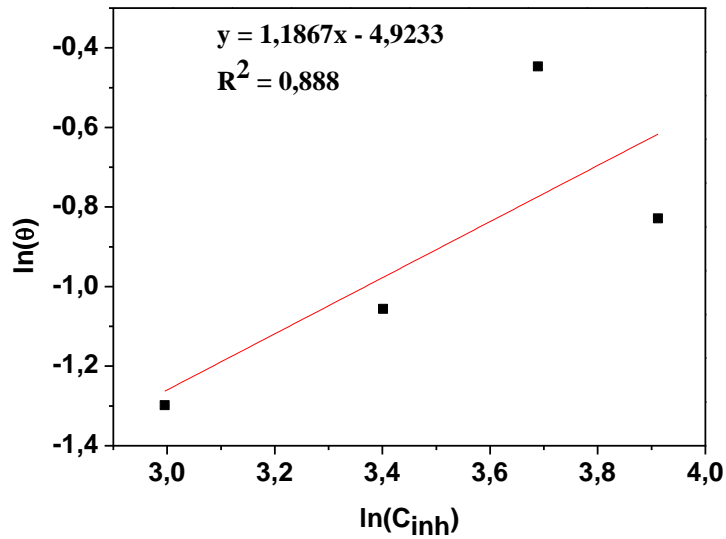


Figure VI-5: Isotherme d'adsorption Freundlich pour la molécule DAO sur l'acier doux avec la méthode d'impédance électrochimique

### VI.3. Les paramètres thermodynamiques d'adsorption

L'expression mathématique de l'isotherme de Langmuir peut être écrite comme suit :

$$\frac{\theta}{1-\theta} = KC_{inh} \quad \text{Éq VI-2}$$

Le réarrangement de cette équation donne :

$$\frac{C_{inh}}{\theta} = \frac{1}{K} + C_{inh} \quad \text{Éq VI-3}$$

L'isotherme d'adsorption de Freundlich a été obtenu avec Equation :

$$\theta = KC_{inh}^{1/n} \quad \text{Éq VI-4}$$

Tableau VI-1: Paramètres thermodynamique d'adsorption des molécules DAO et DDO sur l'acier XC38 et l'acier doux dans HCl 1M

		<i>Types d'isotherme</i>	<i>I-E</i>	<i>EIS</i>
<i>DDO /XC38</i>	Langmuir	$K_{ads} * 10^5$ (l/mol)	0,18	3,10
		$\Delta G^{\circ}_{ads}$ (kj/mol)	-35,01	-42,11
<i>DDO / doux</i>	Langmuir	$K_{ads} * 10^5$ (l/mol)	0.19	/
		$\Delta G^{\circ}_{ads}$ (kj/mol)	-34.58	/
<i>DAO / doux</i>	Freundlich	$K_{ads} * 10^5$ (l/mol)	0.033	0.0072
		$\Delta G^{\circ}_{ads}$ (kj/mol)	-30,66	-31.31
		n	1,22	0.84

Ces modes d'adsorption sont souvent rencontré dans le cas des inhibiteurs de la corrosion des métaux en milieu acide [30]. Les grandeurs thermodynamiques K et  $\Delta G_{ads}^0$ , obtenues à partir des isothermes d'adsorption sont groupées dans le *Tableau VI-1*. Les valeurs de  $\Delta G_{ads}^0$  ont été calculées à différente température par la relation suivante :

$$K' = \frac{1}{55,5} \times \exp\left(\frac{-\Delta G_{ads}^o}{RT}\right) \quad \text{Éq VI-5}$$

Les valeurs négatives de l'énergie libre d'adsorption  $\Delta G^{\circ}_{ads}$  et les valeurs élevées de K indiquent la spontanéité du processus d'adsorption et la stabilité de la double couche adsorbée sur la surface métallique[31]. La littérature propose que pour les valeurs de  $\Delta G^{\circ}_{ads}$  voisines de -20kj/mol, ou inférieurs cette énergie correspond aux interactions entre les molécules chargées et le métal chargé (adsorption physique), alors que si ces valeurs sont proches de -40 kj/mol ou plus négatives impliquent un transfert de charges entre les molécules organiques et la surface métallique (chimisorption) [31]. Les valeurs de  $\Delta G^{\circ}_{ads}$  calculées dans le *Tableau VI-1* sont voisines de -40 kJ.mol<sup>-1</sup>, montre que les molécules DDO sont chimisorbées sur les surfaces métalliques. Alors que les molécules DAO adsorbées par des interactions électrostatiques entre leurs molécules chargées et le métal chargé et (adsorption physique).

## VII. Etude comparative

La *Figure VII-1* regroupe l'effet des deux molécules à leurs concentrations optimums (respectivement 160 et 400  $\mu\text{M}$  DDO et DAO) sur l'acier doux à chaque température d'étude.

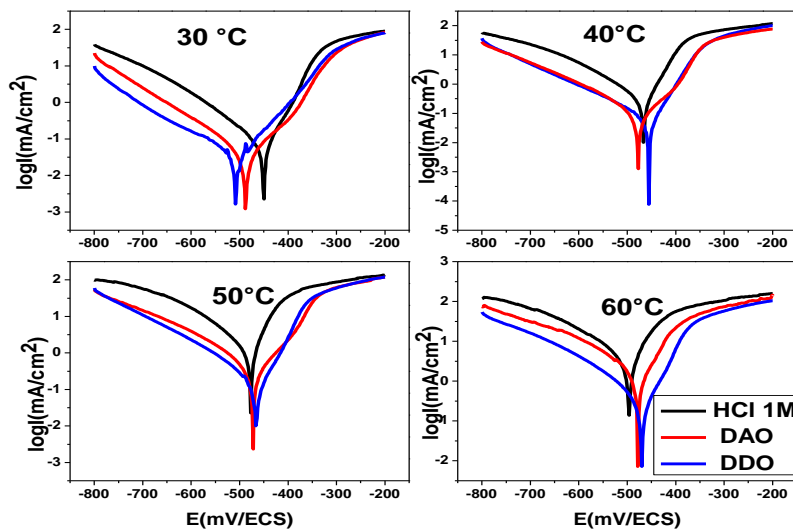


Figure VII-1: Courbe de polarisation de l'acier DOUX en absence et en présence des molécules DDO et DAO à différentes températures à la concentration optimum

Globalement, les deux molécules agissent de la même manière sur l'acier doux quel que soit la température. Néanmoins, il est évident qu'avec augmentation de la température l'inhibition est favorisée, on constate qu'à 30°C au voisinage du potentiel de corrosion, l'ajout des deux molécules fait augmenté les courant anodique avant de les abaissés a des potentiels très électronégatifs.

Tableau VII-1: Efficacité des molécules DDO et DAO à différent température

<i>T</i> (°C)	<i>EI</i> %	
	<i>DDO</i>	<i>DAO</i>
30	72,11	83,19
40	81,5	83,33
50	85,47	73,15
60	92,05	60,23

A la lumière du *Tableau VII-1*, il en résulte clairement que les deux molécules organiques possèdent d'excellentes propriétés inhibitrices de corrosion de l'acier doux en milieu HCl 1M, même à des

températures plus élevées. Nous constatons qu'en dessous de 40 °C la molécule DAO présente une efficacité supérieure à celle de la DDO ; cependant ce comportement est inversé pour les températures au-dessus de 40°C. Nous supposons que la molécule DDO a tendance à se dissocier plus que la molécule DAO aux températures plus élevées, offrant ainsi plus de possibilité d'ancrage sur la surface, ceci est attribué aux nombres élevés des hétéroatomes dans la molécule DDO.

### VIII. Identification des molécules DAO et DDO par l'analyse FTIR

Dans le but de confirmer le mode d'action de ces molécules, une analyse par FTIR a été réalisée sur les produits déposés sur la surface.

Ces produits déposés sont prélevés sur trois échantillons : l'acier XC38 est immergé dans une solution HCl contenant 200µM de DDO, l'acier doux est immergé dans une solution HCl contenant 400 µM de DAO et 160µM de DDO pendant une durée d'un mois. Les produits de corrosion formés à la surface de chaque électrode, sont soigneusement récupérés à l'aide d'une lamelle, obtenus sous forme d'une poudre puis comprimés en pastilles en présence de KBr et rapidement analysés par FTIR.

Les spectres obtenus sont représentés ci-dessous (*Figure VIII-1,2,3*), conjointement aux spectres des molécules pures.

La comparaison entre les spectres de produits de corrosion et celui des molécules DDO, et DAO nous a permis de mettre en évidence que la couche formée à la surface de l'électrode de travail est constituée essentiellement de ces molécules avec une disparition de quelques fonctions ; ce qui confirme leurs participations chimiques.

D'après les spectres de produits de corrosion et les tableaux correspondants, nous pouvons bien remarquer la présence des liaisons (N-H) ; (C=O) ; (C-N) aromatique ; (C-N) aliphatique ; et l'absence des liaisons (-CH<sub>3</sub>) ; et (C-C) aromatique, ce qui nous permet de supposer que des nouvelles liaisons chimiques sont formées entre le métal et les molécules organiques ; et aussi nous amène peut être à confirmer nos résultats par l'étude thermodynamique afin de déterminer le type d'adsorption qui est chimique.

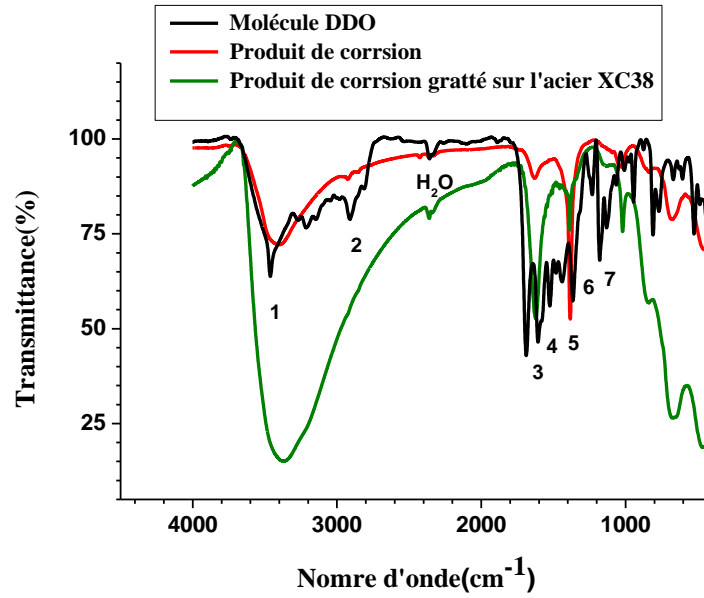


Figure VIII-1: Spectres FTIR de produits de corrosion, produit de corrosion gratté sur l'acier XC38 et de la molécule DDO

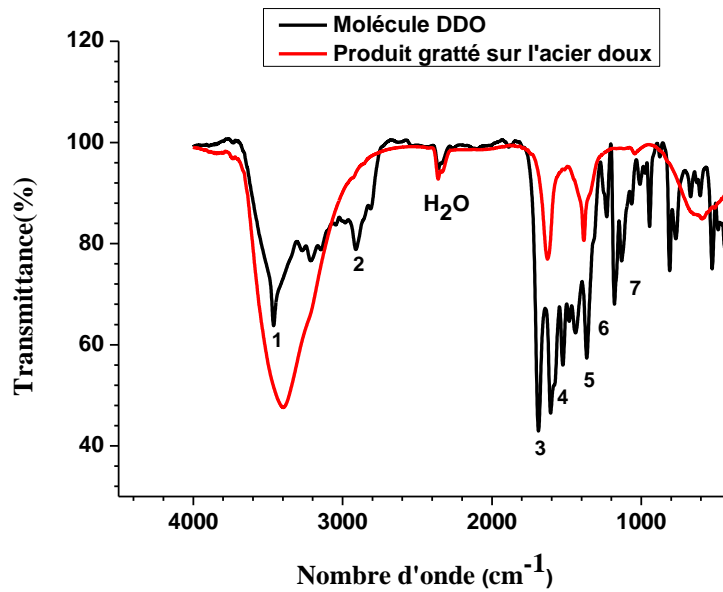


Figure VIII-2: Spectres FTIR de produits de corrosion gratté sur l'acier doux et de la molécule DDO

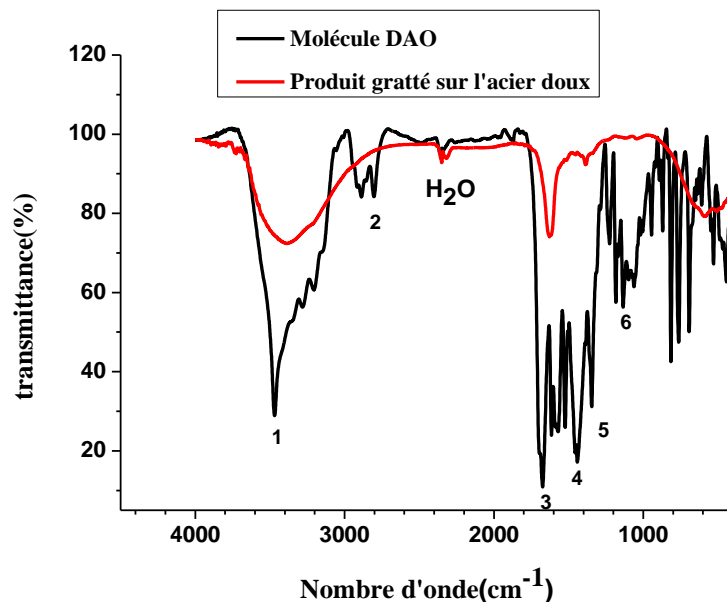


Figure VIII-3: Spectres FTIR de produits de corrosion gratté sur l'acier doux et de la molécule DAO

Tableau VIII-1: Groupements fonctionnels présents et leurs positions pour DDO

N° de pic	Position de la bande (cm-1)	Tentative d'attribution
1	3461.6	N-H
2	2911.02	-CH <sub>3</sub>
3	1688.37	C=O
4	1666.38	C=C aliphatique
5	1525.42	C-C aromatique
6	1365.35	C-N aromatique
7	1131.05	C-N aliphatique

Tableau VIII-2: Groupements fonctionnels présents et leurs positions pour DAO

N° de pic	Position de la bande (cm-1)	Tentative d'attribution
1	3469.31	N-H
2	2886.92	-CH <sub>3</sub>
3	1673.91	C=O
4	1569.77	C-C aromatique
5	1345.11	C-N aromatique
6	1098.26	C-N aliphatique

### IX. Analyse par MEB

Afin de pouvoir analyser l'état de surface par MEB, de l'acier en présence et en absence des molécules DAO et DDO à leurs concentrations optimums, des échantillons ont été immergés pendant 24h dans le milieu d'étude. Les micrographies obtenues sont représentées sur les *Figures IX-1,2,3,4,5* l'examen des clichés (MEB) nous a permis en particulier la mise en évidence de la formation d'un film protecteur à la surface de l'acier en présence de ces molécules organiques.

- **Microstructure de l'acier XC38 :** La *Figure IX-1* représentent la micrographie de la surface de l'acier XC38 immergé au milieu HCl 1M, on remarque qu'il y'a deux zones : ferrite (zone clair) et perlite (sombre), il est clair que l'acier a subi une corrosion de la surface.

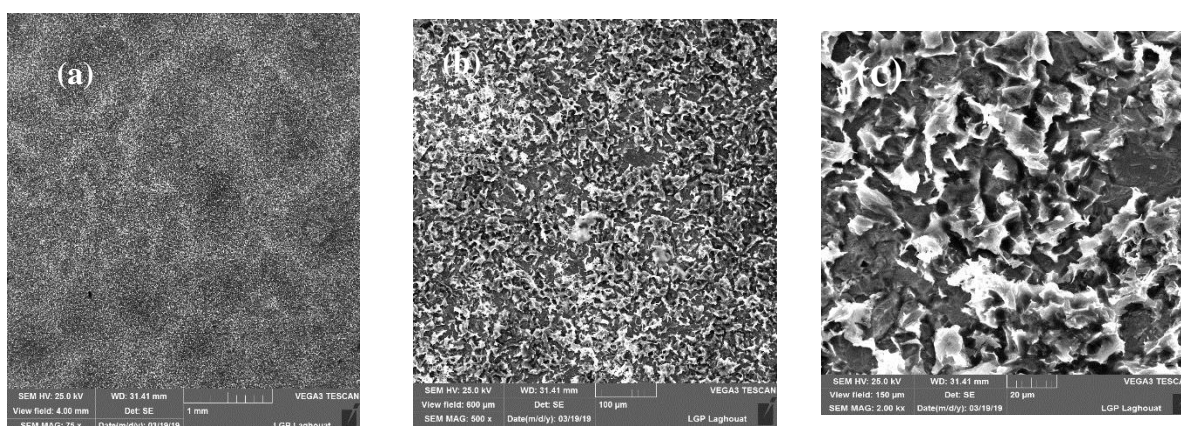


Figure IX-1: Les différents agrandissements X75 (a) ,X500(b), X2000(c)du Micrographie (MEB) de la surface d'acier XC 38 après 24h d'immersion dans HCl

La *Figure IX-2* représente l'état de surface de l'acier XC38 en présence de la molécule DDO. Cette micrographie révèle une amélioration nette de l'état de surface et la formation probable d'un film protecteur à la surface métallique [32].

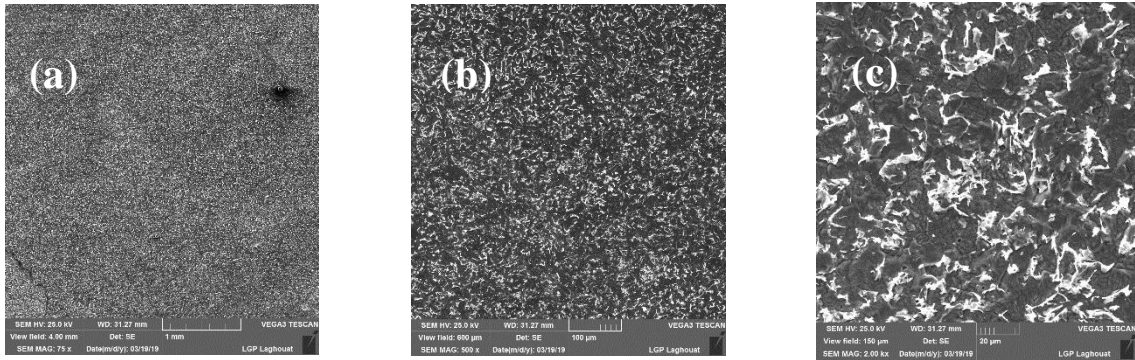


Figure IX-2: Les différents agrandissements, X75 (a), X500(b), X2000(c) du Micrographie (MEB) de la surface d'acier XC 38 après 24h d'immersion dans la concentration optimum de la molécule DDO

- **Microstructure de l'acier doux :** D'après les figures ci-dessus on remarque qu'en absence des molécules organique DAO et DDO (*Figure IX-3*) la rugosité de la surface de l'acier doux est très élevée ce qui suggère que la surface de l'acier doux est très sensible à la corrosion dans la solution HCl 1M , cependant en présence des molécules à leurs concentration optimum (*Figure IX-4 ,5*), les morphologies de la surface sont remarquablement améliorées ceci est attribué à la formation d'un film protecteur à la surface qui isole l'acier doux de la solution agressive . [33] .

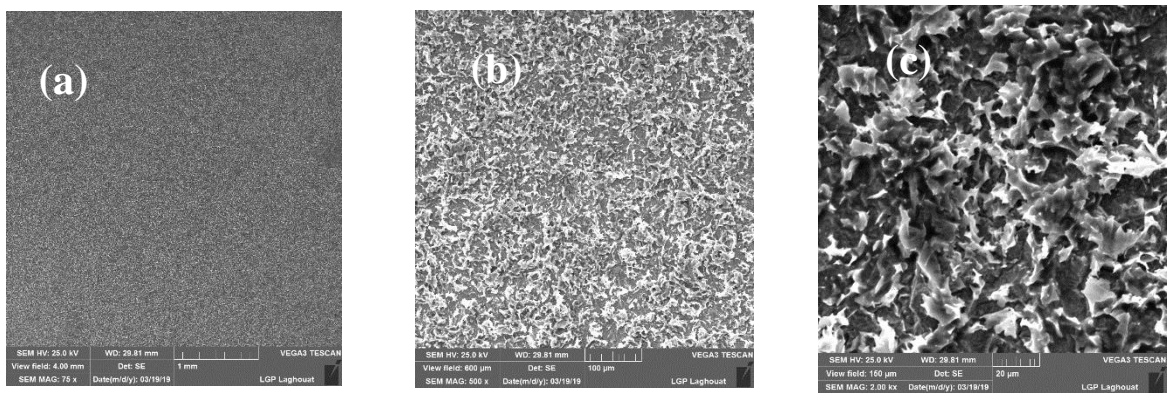


Figure IX-3: Les différents agrandissements X75 (a), X500(b), X2000(c) du Micrographie (MEB) de la surface d'acier doux après 24h d'immersion dans HCl 1M

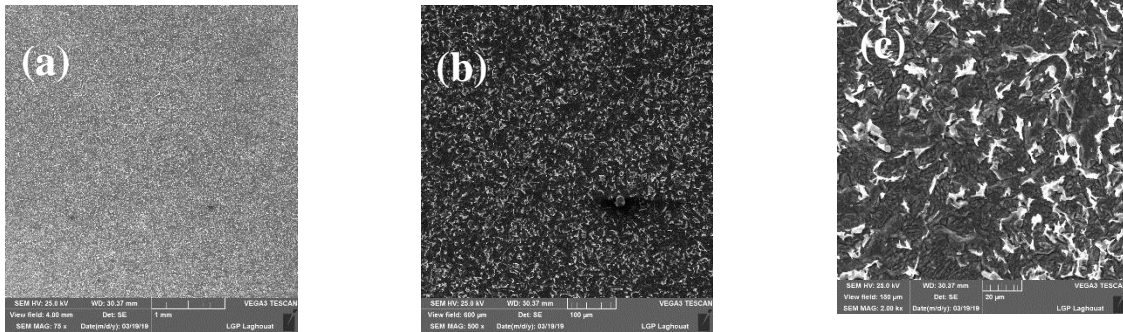


Figure IX-4: Les différents agrandissements X75 (a) ,X500(b), X2000(c) du Micrographie (MEB) de la surface d'acier doux après 24h d'immersion dans la concentration optimum de la molécule DDO

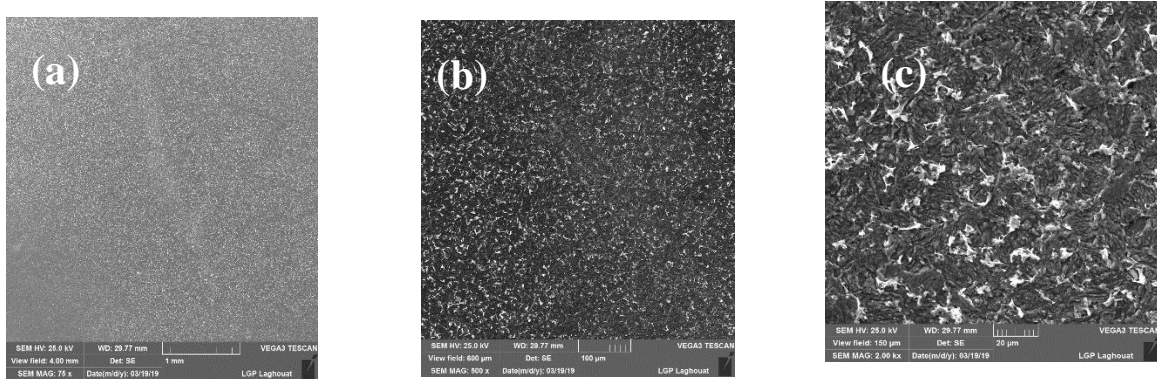


Figure IX-5: Les différents agrandissements X75 (a) ,X500(b), X2000(c) du Micrographie (MEB) de la surface d'acier doux après 24h d'immersion dans la concentration optimum de la molécule DAO

## Conclusion générale

L'objectif principal de ce travail est de tester les propriétés inhibitrices de la corrosion, de deux molécules organiques *nouvellement synthétisées*. Deux aciers largement rencontrés dans l'industrie sont utilisés, l'acier XC38 et un acier doux, et comme milieu d'étude nous avons opté pour l'acide chlorhydrique.

Dans un premier temps nous avons étudié le comportement électrochimique des aciers dans le milieu acide exempt de toute substance inhibitrice, ainsi que l'effet de la température sur la vitesse de corrosion. Les méthodes électrochimiques (courbes de polarisation et mesures de l'impédance électrochimique) sont utilisées afin de déterminer les paramètres cinétiques et thermodynamiques. Les résultats ont montré que le système électrochimique est sous contrôle d'un régime de transfert de charge pur, impliquant la réaction d'oxydation du métal. Nous avons montré que la température a un effet aussi bien sur la cinétique que sur la thermodynamique ; ainsi la vitesse de corrosion croît avec l'augmentation de la température.

La méthode électrochimique stationnaire révèle que l'addition de faibles quantités des molécules entraîne une diminution drastique des densités des courants de corrosion. Agissant essentiellement sur la réaction cathodique ; ce qui témoigne du caractère cathodique des deux molécules utilisées. Le pouvoir inhibiteur atteint pour la molécule DDO sur l'acier XC 38 environ 62%, et 72% pour l'acier doux. Alors que le pouvoir inhibiteur de la molécule DAO a atteint 82% pour l'acier doux.

Les spectres d'impédance électrochimique pour l'ensemble des cas étudiés montrent que plus la concentration en inhibiteur croît plus les valeurs de la résistance de transfert de charge  $R_{ct}$  augmentent et plus la capacité de la double couche diminuent. Ces résultats plaident pour un mécanisme d'adsorption de ces derniers sur la surface métallique.

Aussi nous avons testé les propriétés inhibitrices de ces deux molécules à des températures plus élevées jusqu'à 60 °C à leur concentration optimum sur l'acier doux. Les résultats révèlent que ces molécules restent aussi efficaces. L'augmentation de la température induit un accroissement des densités de courants anodiques et cathodiques, et une diminution de la résistance de transfert de charge, ceci est la conséquence des faibles interactions entre le métal et les molécules testées. Le

calcul des grandeurs thermodynamiques d'adsorption, a permis de mettre en évidence le caractère physico-chimisorbé des molécules inhibitrices sur la surface.

Des grandeurs d'activations sont aussi calculées ; ainsi l'énergie d'activation du processus de dissolution de l'acier augmente en présence de la molécule DAO, confirme que la molécule a ralenti le processus de corrosion par formation d'une couche protectrice à l'interface métal/solution, alors que cette même énergie diminue avec la molécule DDO cela est attribuée à une chimisorption de cette molécule à la surface de l'acier. Les signes positifs du changement d'enthalpies ( $\Delta H^{\circ}_a$ ) reflètent la nature endothermique du processus de dissolution de l'acier et signifient que la dissolution de l'acier est difficile en présence de ces molécules organiques.

Afin d'approfondir nos investigations une étude des isothermes d'adsorption a été effectuée ; les résultats montrent que ces adsorptions obéissent à deux types d'isothermes : Langmuir et Freundlich.

L'adsorption de la molécule DDO sur la surface des aciers XC38 et doux en milieu acide chlorhydrique obéit à une isotherme de type Langmuir. Tandis que l'adsorption de la molécule DAO sur la surface de l'acier doux suit une isotherme de type Freundlich.

L'enthalpie libre d'adsorption  $\Delta G_{ads}^0$  calculées sont négatives, indiquant le caractère spontané du processus d'adsorption, elles sont voisines de  $-40 \text{ KJ.mol}^{-1}$  ; ce qui confirme une adsorption de type chimique.

L'effet de la température aux concentrations optimums des deux molécules montre que l'efficacité inhibitrice est améliorée pour la molécule DDO et reste très acceptable pour la molécule DAO. Ce qui montre que ces deux molécules peuvent être utilisées mêmes à des températures élevées en adéquation avec le réchauffement climatique que nous subissons actuellement.

L'analyse des produits de corrosion par infra-rouge montre que les molécules organiques utilisées ont effectivement interagit avec la surface du métal via des interactions de types chimique, confirmant ainsi les résultats obtenus par le calcul des enthalpies libres d'adsorption.

L'étude de la morphologie des surfaces des deux aciers par la microscopie à balayage a révélé que les deux molécules organiques agissent par formation d'un film passif protecteur sur la surface des aciers.

- Sommes toutes, l'étude réalisée a mis en évidence les performances considérables des composés testés en tant qu'inhibiteurs de corrosion. Cependant ce travail offre plusieurs

## **Conclusion générale**

perspectives ; l'une d'elles serait d'étudier l'effet d'inhibition de ces molécules sur d'autres métaux (ex : Cu, Al...etc) dans différents milieux (salin ; basique...etc), ce qui pourrait élargir le champ d'utilisation de ces molécules à d'autres secteurs industriels. L'étude menée ici n'a pas permis de discriminer le type exact de la liaison entre l'acier et la molécule. Aussi la chimie quantique pourrait-elle contribuer à optimiser la molécule inhibitrice en calculant des différentes énergies d'interaction entre la molécule adsorbée et la surface métallique. Plus l'effet de synergie avec des cations tel que l'iode pourrait améliorer l'efficacité inhibitrice de ces molécules

# Références bibliographiques

1. Ahmed MHO, Al-Amiery AA, Al-Majedy YK, Kadhum AAH, Mohamad AB, Gaaz TS: **Synthesis and characterization of a novel organic corrosion inhibitor for mild steel in 1 M hydrochloric acid.** *Results in Physics* 2018, **8**:728-733.
2. Verma C, Quraishi MA, Singh A: **5-Substituted 1H-tetrazoles as effective corrosion inhibitors for mild steel in 1 M hydrochloric acid.** *Journal of Taibah University for Science* 2018, **10**(5):718-733.
3. Negm NA, Zaki MF, Said MM, Morsy SM: **Inhibitory action of biodegradable modified vanillin on the corrosion of carbon steel in 1M HCl.** *Corrosion Science* 2011, **53**(12):4233-4240.
4. Harvey T, Walsh F, Nahlé A: **A review of inhibitors for the corrosion of transition metals in aqueous acids.** *Journal of Molecular Liquids* 2018.
5. Goyal M, Kumar S, Bahadur I, Verma C, Ebenso EE: **Organic corrosion inhibitors for industrial cleaning of ferrous and non-ferrous metals in acidic solutions: a review.** *Journal of Molecular Liquids* 2018, **256**:565-573.
6. ICHCHOU I: **Étude électrochimique de l'inhibition classique ou par des monocouches auto-assemblées d'un dérivé de la thiourée, vis-à-vis de la corrosion en milieu acide de l'acier au carbone XC38.** 2011.
7. Soviet Union Patent 8741 M, (1929).
8. Kaesche H, Hackerman N: **Corrosion inhibition by organic amines.** *Journal of the electrochemical society* 1958, **105**(4):191-198.
9. Redmore D: **Phosphonium compounds and/or ethylene glycol-bis-(trialkylphosphonium acetates).** In.: Google Patents; 1970.
10. Olajire AA: **Corrosion inhibition of offshore oil and gas production facilities using organic compound inhibitors-A review.** *Journal of Molecular Liquids* 2017, **248**:775-808.
11. Prabhu R, Venkatesha T, Shanbhag A, Kulkarni G, Kalkhambkar R: **Inhibition effects of some Schiff's bases on the corrosion of mild steel in hydrochloric acid solution.** *Corrosion science* 2008, **50**(12):3356-3362.

12. Hegazy M, Hasan AM, Emara M, Bakr MF, Youssef AH: **Evaluating four synthesized Schiff bases as corrosion inhibitors on the carbon steel in 1 M hydrochloric acid.** *Corrosion science* 2012, **65**:67-76.
13. Abdallah M, Zaaferany I, Khairou K, Sobhi M: **Inhibition of carbon steel corrosion by iron (III) and imidazole in sulfuric acid.** *Int J Electrochem Sci* 2012, **7**:1564-1579.
14. Singh AK, Quraishi M: **Inhibiting effects of 5-substituted isatin-based Mannich bases on the corrosion of mild steel in hydrochloric acid solution.** *Journal of Applied Electrochemistry* 2010, **40**(7):1293-1306.
15. Mezhoud B: **Synthèse des inhibiteurs contre la corrosion des aciers.** 2010.
16. Bommersbach P: **Evolution des propriétés d'un film inhibiteur de corrosion sous l'influence de la température et des condition hydrodynamique.** *PhD, Institute of Applied Sciences Lyon, Villeurbanne* 2005.
17. Ait Ali Yahia S: **Elaboration et caractérisation des nanotubes de TiO<sub>2</sub>.** Université de Tizi Ouzou-Mouloud Mammeri; 2012.
18. Aissam B, Faizal M: **Etude qualitative et quantitative de l'adsorption de bleu de méthylène sur le charbon actif en poudre.** *Science des matériaux (Laboratoire LARHYSS)* 2016, **7**(01).
19. H. Ouicia MT, O. Benalic, C. Sellesd, C. Jamae, A. Zarroukf, F. Bentissb,e,□: **Adsorption and corrosion inhibition properties of 5-amino 1,3,4-thiadiazole-2-thiol on the mild steel in hydrochloric acid medium: Thermodynamic, surface and electrochemical studies.** *Journal of Electroanalytical Chemistry* 2017.
20. Jafari H, Akbarzade K, Danaee I: **Corrosion inhibition of carbon steel immersed in a 1 M HCl solution using benzothiazole derivatives.** *Arabian Journal of Chemistry* 2014.
21. NAIMA B: **Evaluation des performances des peintures par des techniques électrochimiques.** Thèse de magister. Université de Boumerdes; 2008.
22. Fouda A, Elmorsi M, Shaban SM, Fayed T, Azazy O: **Evaluation of N-(3-(dimethyl hexadecyl ammonio) propyl) palmitamide bromide as cationic surfactant corrosion inhibitor for API N80 steel in acidic environment.** *Egyptian journal of petroleum* 2017.
23. Benchikh A, Aitout R, Makhloufi L, Benhaddad L, Saidani B: **Soluble conducting poly (aniline-co-orthotoluidine) copolymer as corrosion inhibitor for carbon steel in 3% NaCl solution.** *Desalination* 2009, **249**(2):466-474.

24. Behpour M, Ghoreishi S, Soltani N, Salavati-Niasari M: **The inhibitive effect of some bis-N, S-bidentate Schiff bases on corrosion behaviour of 304 stainless steel in hydrochloric acid solution.** *Corrosion Science* 2009, **51**(5):1073-1082.
25. Muralidharan S, Phani K, Pitchumani S, Ravichandran S, Iyer S: **Polyamino-benzoquinone polymers: a new class of corrosion inhibitors for mild steel.** *Journal of the Electrochemical Society* 1995, **142**(5):1478-1483.
26. Mansfeld F: **Recording and analysis of AC impedance data for corrosion studies.** *Corrosion* 1981, **37**(5):301-307.
27. Stoynov Z, Grafov B, Savova-Stoynova B, Elkin V: **Electrochemical impedance.** In.: Nauka, Moscow; 1991.
28. Popova A, Sokolova E, Raicheva S, Christov M: **AC and DC study of the temperature effect on mild steel corrosion in acid media in the presence of benzimidazole derivatives.** *Corrosion science* 2003, **45**(1):33-58.
29. Cheng S, Chen S, Liu T, Chang X, Yin Y: **Carboxymethylchitosan as an ecofriendly inhibitor for mild steel in 1 M HCl.** *Materials Letters* 2007, **61**(14-15):3276-3280.
30. Villamil R, Corio P, Rubim J, Agostinho S: **Sodium dodecylsulfate–benzotriazole synergistic effect as an inhibitor of processes on copper| chloridric acid interfaces.** *Journal of Electroanalytical Chemistry* 2002, **535**(1-2):75-83.
31. Martinez S, Stern I: **Thermodynamic characterization of metal dissolution and inhibitor adsorption processes in the low carbon steel/mimosa tannin/sulfuric acid system.** *Applied Surface Science* 2002, **199**(1-4):83-89.
32. MARMI H, SIAD C, MARMI S, CHALA A: **L'INHIBITION DE CORROSION DE L'ACIER DOUX EN MILIEU Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0, 01M PAR DICHROMATE DE SODIUM.**
33. Azzam EM, El-Salam HMA, Mohamed RA, Shaban SM, Shokry A: **Control the corrosion of mild steel using synthesized polymers based on polyacrylamide.** *Egyptian journal of petroleum* 2018, **27**(4):897-910.

## Résumé

Deux composés synthétisés pour la première fois ; ont été testés comme inhibiteurs de corrosion de deux aciers au carbone dans une solution HCl 1M. Différentes techniques ont été utilisées. Nous avons montré que ces deux molécules organiques possèdent de très bonnes propriétés inhibitrices de corrosion dans un large intervalle de températures (30 à 60°C). Une efficacité de 62% pour l'acier mi-doux et 72% pour l'acier doux avec la DDO et 82% pour l'acier doux avec la DAO. Les différents paramètres cinétiques et thermodynamique calculées, ont permis d'établir le type d'isotherme d'adsorption ; une isotherme de type Langmuir pour la première molécule, et de type Freundlich pour la deuxième molécule. Les valeurs de l'enthalpie libre d'adsorption montrent que ces molécules interagissent avec les aciers via des interactions de type chimiques.

**Mots clés :** Molécules organiques synthétisées, Acier au carbone – corrosion- inhibition, Isotherme d'adsorption- Potentiodynamique- SIE-MEB.

## Abstract

Two compounds synthesized for the first time; have been tested as corrosion inhibitors of two carbon steels in a HCl 1M solution. Different technics are used. We have shown that these two organic molecules have very good corrosion efficiency over a wide temperature range (30 to 60 ° C). Those kinetic and thermodynamic parameters calculated, made it possible to establish the type of adsorption isotherm; a Langmuir isotherm for the first molecule, and Freundlich type for the second molecule. The values of the free adsorption enthalpy show that these molecules interact with steels via chemical-type interactions.

**Key words:** synthesized organic molecules- carbon steel-mild- corrosion-inhibition -adsorption isotherm - Potentiodynamics-SIE-SEM.

## الملخص

تم اختبار مركبان مصنعان حديثا كمشبطات للتآكل على فولاذي الكربون في محلول حمض الهيدروكلوريك 1مولاري. وذلك باستعمال تقنيات مختلفة، وقد أظهرت النتائج المتحصل عليها ان هذان الاخيران يمنعان بشكل فعال تآكل الفولاذ في درجات حرارة مختلفة (30- 60 درجة مئوية). مكنت مختلف العوامل الحركية والترموديناميكية المحسوبة من معرفة آلية الادمصاص للمركبين، بحيث يتبع المركب الاول نموذج لغمير ونموذج فروندليتش بالنسبة للمركب الثاني. كما أوضحت نتائج انتالبية الحرة لاد مصاص ان الجزيتان تتفاعلان مع الفولاذ عن طريق تبادلات كيميائية.

**الكلمات المفتاحية** جزيئات عضوية مركب- فولاذ الكربون- التآكل-تثبيط- آلية الادمصاص - Potentiodynamique, SIE.

MEB