

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية

وزارة التعليم العالي و البحث العلمي

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE

Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique



UNIVERSITE ZIANE ACHOUR DE DJELFA
FACULTE DES SCIENCES ET DE LA TECHNOLOGIE



Département des Sciences de la Matière

Mémoire présenté en vue de l'obtention du diplôme de

Master professionnel

Spécialité : **Chimie organique appliquée**

Par : **BOUAKKAZ Soumia**

**Etude de l'effet inhibiteur de dérivés de
dihydropyrimidinone vis-à-vis la corrosion de l'acier
XC18 en milieu d'acide chlorhydrique 0,5N**

Soutenu le : 30 Octobre 2014

Devant le jury :

Mr. M.DARDOUR	Maitre assistant « A »	Université de Djelfa	Président
Mr .A. DJEMOUI	Maitre assistant « A »	Université de Djelfa	Examineur
Dr. N. BELKHEIRI	Maitre de conférences « B »	Université de Djelfa	Examineur
Dr. L. SOULI	Maitre de conférences « B »	Université de Djelfa	Rapporteur

Dédicace

Je dédie ce modeste travail à :
Mes parents en témoignage de tout mon
amour ;

Mes frères et sœurs ;

Toute ma famille ;

tous les enseignants et toutes les enseignantes de
chimie ;

tous mes amis et en particulièrement : Zhor et
Rahma ;

Remerciements

Je remercie très sincèrement **Dr. L. SOULI** Professeur à l'Université de Djelfa pour avoir accepté de diriger ce travail avec beaucoup d'attention et de Disponibilité. Ce fut un réel plaisir de bénéficier à la fois de ses connaissances Scientifiques et techniques mais aussi de ses qualités d'écoute et pédagogiques.

Mes remerciements les plus respectueux et anticipés vont à **M^R.A. DJEMOUI** pour ses conseils judicieux durant la réalisation de ce travail.

J'adresse mes sincères remerciements à tous les enseignants et toute les enseignantes du département de chimie à l'Université de Djelfa.

Je tiens à remercier toutes mes amies pour leurs aides.

Mon respect aux membres de jury, qui me feront l'honneur d'accepter et de juger ce modeste travail, d'apporter leurs réflexions et leurs critiques scientifiques.

C'est avec un immense plaisir que je présente mes vives gratitudees à tous ceux qui m'ont aidé de près ou de loin au bon déroulement de ce modeste travail.

TABLE DES MATIERES

- Dédicace
- Remerciements
- Table des matières
- Liste des figures
- Liste des tableaux
- Liste des abréviations
- Introduction générale

Chapitre I

Etude bibliographique de la corrosion et protection des métaux

I.1. Etude bibliographique de la corrosion

I.1.1. Introduction	3
I.1.2. Définition de la corrosion.....	3
I.1. 3. Principaux facteurs de la corrosion.....	4
I.1. 4. Différents types de la corrosion.....	5
I.1.5. Métaux ferreux et non ferreux	5
I.1.6. Réactions électrochimiques et mécanismes de corrosion de l'acier	8
I.1. 7. Diagramme potentiel - pH -Diagrammes de Pourbaix	9
I.2. la protection des métaux	
I.2.1. Les traitements de surfaces par revêtement	12
I.2. 2. Protection électrochimique.....	13
I.2.3. Utilisation des inhibiteurs de corrosion	15
References bibliographiques	23

Chapitre II

Techniques expérimentales

II. 1. Introduction.....	26
II. 2. Conditions expérimentales.....	26
II. 3. Matériaux	27
II. 4. Composés utilisés	27

II. 5. Milieu électrolytique.....29
II. 6. Techniques expérimentales d'étude de la corrosion.....30
Références bibliographique.....37

Chapitre III
Résultats et discussions

III. 1. Etude de l'efficacité inhibitrice de l'inhib.A à T = 25°C39
III. 1.1. Etude cinétique39
III.1.2. Mécanisme d'adsorption.....41
III.1.3. Etude de l'influence de la température42
III. 2. Etude de l'efficacité inhibitrice de inhib.B à T = 25 °C.....43
III. 2. 1. Etude cinétique43
III.2. 2.Mécanisme d'adsorption.....45
III. 2. 3 Etude de l'influence de la température46
III. 3. Etude de l'efficacité inhibitrice d'inhib.C à T = 25°C47
III. 3. 1. Etude cinétique47
III. 3. 2. Mécanisme d'adsorption49
III.3.3. Etude de l'influence de la température49
III. 4. Etude de l'efficacité inhibitrice de l'inhib.D à T = 25°C50
III. 4. 1 Etude cinétique50
III. 4. 2. Mécanisme d'adsorption52
III. 4. 3 Etude de l'influence de la température52
III. 5. Comparaison entre les inhibiteurs54
III. 5. 1. Etude des paramètres de corrosion54
III.4.2. Isotherme d'adsorption55
III. 5. 3. Effet de la température.....56
Références bibliographiques59
Conclusion générale

Liste des Figures

Figure. I.1 :	Propagation d'une piqûre en milieu chloruré	3
Figure. I.2 :	Diagramme de Pourbaix du fer (simplifié).....	10
Figure. I.3 :	Protection anodique par courant imposé.....	13
Figure. I.4 :	Principe de la protection cathodique.....	13
Figure. I.5 :	Protection cathodique par anode sacrificielle.....	14
Figure. I.6 :	Protection cathodique par courant imposé.....	14
Figure. I.7 :	Les structures chimiques de pyridine-2-thiol et de 2-pyridyl disulfide.....	17
Figure. I.8 :	Structure chimique d'une base de chiffe de thiothène.....	18
Figure. I.9 :	Représentation schématique des modes d'adsorption de molécules organiques inhibitrices sur une surface métallique.....	20
Figure. I.10 :	Diagrammes d'Evans montrant le déplacement du potentiel de corrosion dû à la présence d'un inhibiteur de corrosion.....	22
Figure. II.1 :	Réaction de Biginelli.....	28
Figure. II.2 :	Schéma représente l'instrument électrochimique PG P201 Potentiostat.....	30
Figure. II.3 :	Schéma représente le branchement de la cellule électrochimique.	31
Figure. II.4 :	Schéma d'une électrode de référence au calomel saturé (ECS).....	31
Figure. II.5 :	Courbe intensité –potentielle ($i=f(E)$).....	33
Figure. II.6 :	Détermination du courant de corrosion par la méthode des droites de Tafel.....	35
Figure. III.1 :	La superposition des courbes de polarisation de l'acier au carbone XC18 dans une solution de 0.5N HCl sans et avec différentes concentrations de A à 25°C.....	39
Figure. III.2 :	Evolution de l'efficacité inhibitrice de l'inhibition de corrosion de l'acier au carbone en fonction de concentration de l'inhibiteur A dans une solution de HCl (0.5N) à 25°C.....	40
Figure. III.3 :	Courbe Isotherme d'adsorption de Langmuir de l'acier dans HCL 0.5N en présence de L'inhib. A à 25 °C.....	41

Figure. III.4 :	Droites d'Arrhenius calculées à partir de la densité du courant de corrosion de l'acier dans la solution HCl sans et avec (0.5g/l) de l'inhib.A.....	43
Figure. III.5 :	Courbes de Tafel obtenues pour les différentes concentrations de l'inhib. B dans la solution HCL (0.5N).....	44
Figure. III.6 :	Efficacité inhibitrice en fonction de concentration de l'inhib. B. EI %=f(C).....	45
Figure. III.7 :	Courbe Isotherme d'adsorption de Langmuir de l'acier dans HCL 0.5N en présence de L'inhib. B à 25 °C.....	45
Figure. III.8:	Droites d'Arrhenius calculées à partir de la densité du courant de corrosion de l'acier dans la solution sans et avec l'inhib. B.....	46
Figure. III.9:	Courbes de Tafel obtenues pour les différentes concentrations de l'inhib. C dans la solution HCL (0.5N).....	47
Figure.III.10 :	Evolution de l'efficacité inhibitrice en fonction de concentration de l'inhibiteur C.....	48
Figure. III.11 :	Courbe Isotherme d'adsorption de Langmuir de l'acier dans HCL 0.5M en présence de L'inhib. C à 25 °C.....	49
Figure. III.12 :	Droites d'Arrhenius calculées à partir de la densité du courant de corrosion de l'acier dans la solution sans et avec l'inhib. C.....	50
Figure. III.13 :	Courbes de Tafel obtenues pour les différentes concentrations d'inhib. D dans la solution HCL (0.5M).....	51
Figure. III.14 :	Efficacité inhibitrice en fonction de concentration de l'inhib. D EI %=f(C).....	52
Figure. III.15 :	Courbe Isotherme d'adsorption de Langmuir de l'acier dans HCL 0.5M en présence de L'inhib. D à 25 °C.....	52
Figure.III.16 :	Droites d'Arrhenius calculées à partir de la densité du courant de corrosion de l'acier dans la solution inhibitrice de l'inhib. D....	53
Figure. III.17 :	Efficacité inhibitrice en fonction de concentration optimale des l'inhib.A, B, C et D.EI%=f(C).....	55
Figure.III.18 :	Efficacité inhibitrice en fonction de température pour les concentrations optimale de chaque inhibiteur (0.5g/l).....	58

Liste des Tableaux

Tableau .I.1 :	Regroupe les principaux facteurs de corrosion	4
Tableau .I.2 :	Les éléments d'alliage les plus fréquents.....	7
Tableau .I.3 :	Les éléments d'alliages ferreux.....	8
Tableau .I.4 :	Types de revêtement.....	12
Tableau .I.5 :	Structure chimique et les noms de thio-urée et urée.....	18
Tableau .II.1 :	Composition chimique de l'acier au carbone XC18 (% massique).....	27
Tableau .II.2 :	Structures chimique des Composés utilisés comme des inhibiteurs de corrosion.	27
Tableau .II.3 :	Synthèse des dérivés de 3,4- dihydropyrimidinone.....	29
Tableau .III.1:	Les paramètres de la corrosion de l'acier en présence de différentes concentrations en inhib. A.....	40
Tableau.III.2:	Effet de la température sur l'efficacité inhibitrice sans et avec la concentration optimale de l'inhib. A.....	42
Tableau III.3:	Les paramètres de la corrosion de l'acier en présence de différentes concentrations en inhib. B.....	44
Tableau III.4 :	Effet de la température sur l'efficacité inhibitrice sans et avec la concentration optimale de l'inhibiteur B.....	46
Tableau III.5:	Les paramètres de la corrosion de l'acier en présence de différentes concentrations en inhib. C.....	48
Tableau III.6:	Effet de la température sur l'efficacité inhibitrice sans et avec la concentration optimale de l'inhib. C.....	49
Tableau III.7:	Les paramètres de la corrosion de l'acier en présence de différentes concentrations en inhib. D.....	51
Tableau III.8:	Effet de la température sur l'efficacité inhibitrice sans et avec la concentration optimale de l'inhib. D.....	53

Tableau III. 9: Paramètre électrochimiques et efficacités inhibitrice de la corrosion de l'acier dans HCl (0.5N)sans et avec addition de différentes concentrations de A, B,C et D, à 25°C.....	54
Tableau III. 10: Les valeurs de l'énergie libre standard d'adsorption (ΔG_{ads}) des inhib. A, B, C et D dans HCl (0.5N), à 25 °C.....	56
Tableau.III.11 : Effet de la température sur l'efficacité inhibitrice sans et avec la concentration optimale des l'inhibiteurs.....	57
Tableau.III.12 : les énergies d'activation sans et avec l'addition des inhibiteurs.....	58

LISTE DES ABREVIATIONS

μA	microampère.
μm	micromètre.
C_{Inhib}	Concentration de l'inhibiteur dans l'électrolyte.
DHPMs	Dihydropyrimidinones
DMSO	Dimethyl sulfoxide
E	potentiel.
E_a	L'énergie d'activation.
E_{corr}	Potentiel de corrosion.
ECS	Electrode au calomel saturé.
ECS	Electrode au calomel saturé.
EI	l'efficacité inhibitrice.
E_{zc}	potentiel de charge nulle dans le milieu corrosif
I	Intensité de courant.
I_a	courant anodique.
I_c	courant cathodique.
I_{corr}	Densité de courant de corrosion.
I_{corr}^{inhi}	Densité de courant de corrosion en présence d'inhibiteur.
inhib	inhibiteur
K	Constantes d'équilibre de l'adsorption.
Log	Logarithme décimal.
M	Métal.
MCRs	multi component réactions.
mV	millivolt.
NACE	National Association of Corrosion Engineers
né	Nombres d'électrons échangés dans la réaction.
ppm	Partie par million.
q_{Me}	La charge portée par la surface métallique
R	La constante du gaz parfait.
Réa	Réaction.
T	Température en °K.
XO₄⁻ⁿ	Oxo-anion.
ΔG_{ads}	L'énergie libre standard d'adsorption.
θ	Taux de recouvrement.

Introduction générale

La plupart des matériaux sont susceptibles de se détériorer dans certaines conditions : par exemple les plastiques se gonflent sous l'effet de certains solvants, le bois pourri, le granite s'érode, les métaux et alliages métalliques s'oxydent, passent en solution par dissolution d'atomes de leur surface ou se fissurent sous l'effet d'une attaque combinée d'une tension mécanique et d'une dissolution localisée.

On voit donc que le terme corrosion est beaucoup plus général que celui de rouille qui est réservé exclusivement à la corrosion du fer et des aciers peu alliés, la corrosion qui se traduit surtout par la formation d'oxyde ferrique.

La corrosion est le phénomène de dégradation le plus répandu dans les unités de procédé, il est à l'origine de la majorité des défaillances des équipements ^[1].

En matière de protection, les inhibiteurs constituent un moyen original pour lutter contre la corrosion, ils sont considérés comme efficaces pour la protection de l'acier contre la corrosion en milieu acide. L'utilisation des composés organiques d'empêcher la corrosion a assumé grande importance due à leurs vastes applications en contrecarrant le gaspillage des alliages ferreux. Ces composés ont montré la grande efficacité pour empêcher la corrosion aqueuse due à la formation de film par l'adsorption sur la surface en métal.

Dans notre travail on étudie l'effet prohibitif des dérivés de pyrimidine comme inhibiteur de corrosion. Cette classe de composé organique aromatique hétérocyclique a des applications théoriques et pratiques très importantes. Leur effet sur la corrosion des alliages métalliques a été évalué par l'évaluation de divers techniques et articles sur leur utilisation dans diverses investigations.

Le présent travail envisage d'étudier l'action de l'acide chlorhydrique sur l'acier sans et avec ajout d'inhibiteurs de corrosion. Ces substances doivent répondre à un certain nombre d'exigences : ils doivent limiter la dissolution du métal, ne pas retarder l'action de l'acide sur les impuretés, être efficaces à faibles concentrations et être les moins toxiques possibles.

L'inhibition de la corrosion au moyen de ces composés organiques résulte de leur adsorption à la surface du métal. Ces phénomènes d'adsorption peuvent être décrits par deux principaux types d'interaction, à savoir l'adsorption physique et la chimisorption. Ces deux types d'adsorption sont influencés par la nature, la charge du métal, la structure chimique du produit organique et le type d'électrolyte.

Dans ce travail, nous nous sommes intéressés à l'évaluation de l'efficacité inhibitrice de la corrosion de l'acier au carbone en milieu acide chlorhydrique (0.5N) par 4 dérivés de pyrimidinone à savoir l'Ethyl 6 methyl-2-oxo-4-phenyl-1, 2, 3, 4-tetrahydropyrimidine-5-carboxylate (inhib.A), ethyl 4-(4-methoxyphenyl)-6-méthyle-2-oxo-1, 2, 3,4-tetrahydropyrimidine-5-carboxylate(inhib.B), ethyl 6-methyl-4-(4-nitrophenyl)-2-oxo-1,2,3,4-tetrahydropyrimidine-5-carboxylate(inhib.C) et l'ethyl 4-(4-hydroxy-3-methoxyphenyl)-6-methyl2-oxo-1,2,3,4-tetrahydropyrimidine-5-carboxylate(inhib.D).

Le travail que nous présentons dans ce mémoire est subdivisé en trois chapitres et une conclusion générale.

- Le premier est consacré à une étude bibliographique.
- Le second chapitre traite les méthodes électrochimiques d'analyse ainsi que les dispositifs expérimentaux utilisés pour la réalisation de ce mémoire.
- Les résultats expérimentaux et les discussions sont regroupés dans le 3^{eme} chapitre.
- La conclusion générale sur l'ensemble de ce travail, viendra clore notre étude.

^[1]- **M. B. DJERAR**, «Inspection Corrosion des installations pétrolier», Département Inspection Corrosion, Hassi R'mel.2000.

Chapitre I

Etude bibliographique sur la corrosion et la protection des métaux

I.1. Etude bibliographique sur la corrosion

I.1.1. Introduction

Les métaux sont parfois soumis à des conditions résultant de la forte industrialisation qu'a connue notre civilisation, ce qui cause la dégradation des métaux sous l'action de trois causes principales : l'usure, la fatigue, et surtout la corrosion. D'ailleurs on estime que vingt pour cent de la production mondiale des métaux seraient détruits chaque année par la corrosion. En effet, pratiquement tous les milieux sont corrosifs, même l'atmosphère, les gaz et milieux liquides et par les sols. Sont classés comme des milieux corrosifs.

I.1.2. Définition de la corrosion

La norme ISO 8044 (1999) définit la corrosion d'un métal comme « une interaction Physico-chimique entre un métal et son environnement entraînant des modifications dans les propriétés du métal et souvent une dégradation fonctionnelle du métal lui-même, de son environnement ou du système technique constitué par les deux facteurs ^[1]. En effet, le matériau corrodé a une perte de matière progressive aux points de contact avec le milieu environnant.

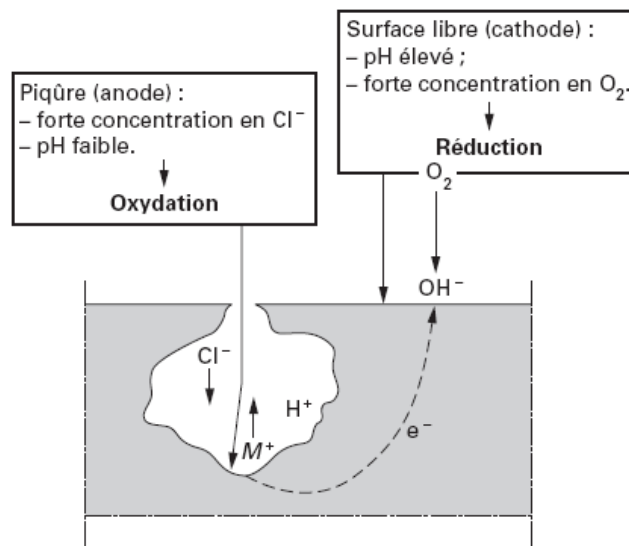


Figure I. 1 : Propagation d'une piqûre en milieu chloruré ^[2].

Cette définition admet que la corrosion est un phénomène nuisible : elle détruit le matériau et réduit ses propriétés, ce qui le rend inutilisable pour une application prévue.

L'étude de la corrosion et la protection des matériaux englobe donc aussi les phénomènes de dégradation dus aux sollicitations mécaniques et chimiques combinées. Parfois, selon l'utilisation, la corrosion est un phénomène souhaité. Elle réduit à leur état

naturel un grand nombre de métaux et alliages abandonnés dans la nature. Certains procédés industriels font appel aussi à la corrosion. Par exemple l'anodisation de l'aluminium est une oxydation de la surface du métal pour former un film d'oxyde décoratif qui protège de la corrosion atmosphérique, le polissage chimique ou électrochimique des métaux permet par dissolution (corrosion) du métal d'obtenir une surface lisse et brillante, l'absorption de l'hydrogène par l'acier est aussi considérée comme une réaction de corrosion. C'est pourquoi, la corrosion est définie généralement comme une réaction interraciaire irréversible d'un matériau avec son environnement [3].

I.1. 3. Principaux facteurs de la corrosion

La résistance à la corrosion d'un matériau n'est pas une propriété intrinsèque. Elle dépend à la fois des caractéristiques du matériau et de celles du milieu. En plus de ces facteurs, les conditions d'emploi et la durée d'exploitation ont un rôle prépondérant sur les phénomènes de corrosion [4].

Tableau I.1. Regroupe les principaux facteurs de corrosion .

<p style="text-align: center;">Facteurs du milieu Corrosif</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Concentration du réactif - Teneur en oxygène - pH du milieu - Température - Pression
<p style="text-align: center;">Facteurs métallurgiques</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Composition de l'alliage - Procédés d'élaboration - Impuretés - Traitement thermique - Traitement mécanique
<p style="text-align: center;">Facteurs définissant les conditions d'emploi</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Etat de surface - Forme des pièces - Emploi d'inhibiteur - Procédés d'assemblage
<p style="text-align: center;">Facteurs dépendant du temps</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Vieillessement - Tensions mécaniques - Modification des Revêtements protecteur

I.1. 4. Différents types de la corrosion

La corrosion d'un métal ou d'un alliage pouvant être de différentes formes: uniforme, localisée, etc..., peut se développer selon différents processus, qui caractérisent chacun un type de corrosion. On peut distinguer trois types de corrosion: chimique, électrochimique ou biochimique ou bactérienne.

I.1.4.1 Corrosion chimique

C'est le cas d'interaction chimique directe d'un métal et du milieu ambiant comme exemple on peut citer l'oxydation du fer à température élevée par l'O₂ de l'air. Généralement c'est la corrosion par les gaz et les liquides principalement (non électrolytes).

I.1.4.2. Corrosion électrochimique

Pour ce type tous les processus de corrosion font intervenir essentiellement des réactions électrochimiques, les caractéristiques principales de cette corrosion est l'existence d'un courant électrique, autrement dit, il y a un déplacement d'électrons d'une partie du métal à une autre qui accompagne la corrosion, le courant électrique est généré par des réactions électrochimiques d'oxydoréduction mises en cause dans le processus de corrosion.

I.1.4.3. Corrosion bactérienne

Des bactéries anaérobies ou aérobies jouent un rôle plus ou moins important sur la corrosion des alliages, ainsi des bactéries sulfato-réductrices peuvent se développer dans les eaux contenant des sulfates, elles consomment ainsi ces sulfates et les rejettent sous la forme réduite de sulfures, ce rejet est en outre associé à une acidification local du milieu, la corrosion apparaît avec la formation de tubercules bruns extérieurement et au milieu ^[5].

I.1.5. Métaux ferreux et non ferreux

En raison de son altérabilité et sa faible résistance mécanique, le fer n'est plus utilisé industriellement. Les métaux les plus utilisés dans la construction sont la fonte et l'acier puisqu'ils présentent les avantages suivants : haute résistance, plasticité, conductibilité thermique élevée, assemblage par soudage.

En revanche, ces matériaux présentent aussi des inconvénients à savoir : corrosion en présence d'eau et déformation sensible avec l'augmentation de la température.

I.1.5.1. Propriétés des métaux

a. Propriétés physiques

Sont caractérisés par : la couleur, la masse spécifique, le point de fusion, la conductibilité et le coefficient thermique de dilatation.

La densité de la majorité des métaux dépasse 7000 kg/m³, celle des métaux légers (Al, Mg) est inférieure à 3000 kg/m³. Plus la densité du métal est petite et plus les éléments de construction qui en découlent sont légers et efficaces. Cela explique le fait que les alliages d'aluminium sont de plus en plus utilisés dans la construction, il est important de connaître le point de fusion des métaux pour pouvoir les traiter à chaud afin d'obtenir des éléments coulés.

La dilatation produite par l'échauffement est caractérisé par le coefficient de dilatation linéaire ou volumique. Ces coefficients sont pris en compte lors de toute étude de construction métallique puisque des désordres peuvent survenir à la suite d'une variation de température.

b. Propriétés Mécaniques

Sont caractérisés par :

La résistance, la dureté, la résilience, la fatigue et le fluage.

La résistance mécanique est la capacité d'un métal de résister aux efforts extérieurs. Suivant la nature de ces efforts on distingue : les résistances à la traction, à la compression, à la flexion, et à la torsion qui sont caractérisées par les charges limites par lesquelles le métal se rompt, la dureté d'un métal détermine son pouvoir de résister à l'enfoncement d'une bille en acier ou d'un cône, la résilience est caractérisée par la quantité de travail nécessaire à la rupture d'une éprouvette subissant des chocs, le fluage caractérise la capacité d'un métal à se déformer à la suite d'une charge constante. Il peut donc conduire à l'accroissement des flèches des éléments des constructions et à la perte de stabilité.

La fatigue est la propriété de soumettre un métal aux effets alternés, répétés et conjugués d'efforts externes (statique ou dynamique),

c. Propriétés technologiques

Sont caractérisés par la possibilité d'usinage des métaux, ce qui est conditionné par leur plasticité ^[6].

I.1-5.2. Alliages

Un élément métallique forme un alliage avec un ou plusieurs autres éléments quand on obtient, par la solidification d'une phase liquide, un métal qui est macroscopiquement homogène à l'échelle des échantillons pour analyse chimique ou spectrographique.

Les alliages sont utilisés dans la fabrication de composants de machines ainsi que pour les outillages ^[5].

Tableau. I.2: Les éléments d'alliage les plus fréquents.

symbole	Eléments	
C	Chrome	(Cr)
A	Aluminium	(Al)
D	Molybdène	(Mo)
V	Vanadium	(Va)
Se	Silicium	(Se)
N	Nickel	(Ni)
T	Titane	(Ti)
M	Manganèse	(Mn)
Nb	Niobium	(Nb)
AZ	Azote	(N)
Zr	Zirconium	(Zr)
U	Cuivre	(Cu)

I.1. 5.3. L'acier

L'acier est un alliage métallique constitué principalement de fer et de carbone, dans des proportions comprises entre 0,02 % et 2 % en masse. C'est essentiellement la teneur en carbone qui confère à l'alliage les propriétés du métal qu'on appelle « acier ». Il existe d'autres métaux à base de fer qui ne sont pas des aciers comme les fontes et les ferronickels par exemple ^[7].

I.1.5.4. Désignation conventionnelle des alliages ferreux

On modifie également les propriétés des aciers en ajoutant d'autres éléments, principalement métalliques, et on parle d'aciers alliés. De plus, on peut encore améliorer grandement leurs caractéristiques par des traitements thermiques (notamment les trempes) prenant en surface ou à cœur de la matière ; on parle alors d'aciers traités ^[6].

Les éléments d'alliage les plus fréquents sont:

Tableau I.3: Les éléments d'alliages ferreux.

Alliages ferreux	composition
Fonte	Fer + carbone >2%
Aciers au carbone	Fer + carbone <2%
Aciers spéciaux	Fer + carbone <2% + Chrome, Ou Nickel, Ou Molybdène } min5%
Aciers inoxydables	Fer + carbone <1,2% + chrome > 10,5%

a. Aciers faiblement alliés (normes AFNOR)

IL s'agit d'aciers dont aucun élément d'alliage ne dépasse 5 %. La symbolisation est donnée par la composition chimique de l'acier.

Exemple :

15 CD 2.05 Acier légèrement allié au chrome molybdène contenant **0,15 %** de Carbone, **0,5 %** de chrome, **0,5 %** de molybdène

Appellation commerciale: **CHROMESCO 1**

b. Aciers fortement alliés

Il s'agit d'aciers dont un élément d'alliage au moins dépasse 5%
La symbolisation est donnée par la composition chimique de l'acier.

Exemple :

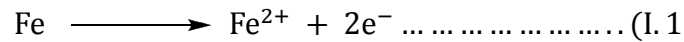
Z 10 CD 5.05 Aciers fortement allié au chrome molybdène contenant **0.10%** de carbone, **5%** de chrome, **5%** de molybdène.

I.1.6. Réactions électrochimiques et mécanismes de corrosion de l'acier

La corrosion des métaux est due à une réaction d'oxydoréduction irréversible entre le métal et un agent oxydant contenu dans l'environnement. L'oxydation du métal implique la

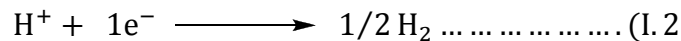
réduction de l'agent oxydant selon les réactions :

La corrosion électrochimique de l'acier peut être décrite de manière simplifiée, l'acier se dissout selon la réaction suivante :

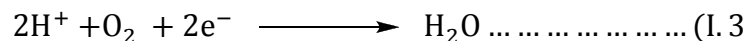


Quand le fer se corrode, la vitesse est généralement contrôlée par la réaction cathodique, quine principe est beaucoup plus lente (contrôle cathodique).

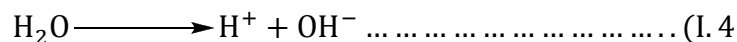
En solution désaérée, la réaction cathodique est la suivante :



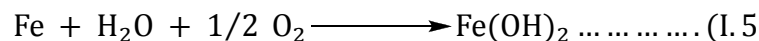
Cette réaction est assez rapide dans les acides mais elle est lente dans les milieux aqueux neutres ou basiques. La réaction cathodique peut être accélérée par l'oxygène dissous suivant la réaction suivante:



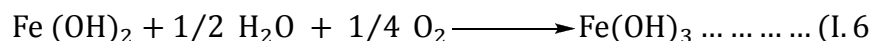
En ajoutant les équations (I-1) et (I-3) qui font intervenir la réaction:



On obtient l'équation (I-5)



L'hydroxyde ferreux, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ compose la barrière de diffusion à l'interface métal solution à travers la quelle l' O_2 doit diffuser. Le pH de $\text{Fe}(\text{OH})_2$ saturé est d'environ 9.5. La couleur de $\text{Fe}(\text{OH})_2$ bien que blanche quant il est pur, et normalement verte ou noir-vert à cause d'un début d'oxydation à l'air. La surface extérieure du film d'oxyde exposée à l'oxygène dissous, se transforme d'hydroxyde ferreux en hydroxyde ferrique hydraté ou en hydroxyde ferrique^[8] :



I.1. 7. Diagramme potentiel - pH -Diagrammes de Pourbaix

Le professeur Pourbaix à établi pour nombreux métaux des diagrammes basés sur les tentions d'équilibre des réactions électrochimiques en fonction du pH de la solution. Ces diagrammes indiquent les limites thermodynamiques de stabilité du métal considéré par rapport à ses ions dans le milieu et aux produits de réaction, en fonction du pH et de la tension. Ces diagrammes, sont établis généralement à 25°C et ils sont utiles pour prévoir les réactions de corrosion métallique. Ces prévisions ne font pas intervenir de considérations cinétiques.

- En milieu acide ($\text{pH} < 4$), la présence de Fe^{2+} est élevée ; l'hydroxyde ferreux est dissous. Le taux de corrosion est important et ne dépend pratiquement que de la vitesse de diffusion de l'hydrogène et de l'oxygène.
- En milieu neutre ($4 < \text{pH} < 10$) le taux de corrosion est pratiquement indépendant du pH car il se forme en surface de l'hydroxyde ferreux, soluble mais continuellement renouvelable par la corrosion sous-jacente. La surface du fer est donc toujours en contact avec un film de solution alcaline saturée d'hydroxyde ferreux hydraté dont le pH est environ 9.5 quel que soit le pH du milieu.
- En milieu basique ($\text{pH} > 10$) le fer se passive surtout en présence d'oxygène et la vitesse de corrosion diminue.

Dans le cas du fer, il apparaît trois domaines distincts Figure. (I.2) [6,7].

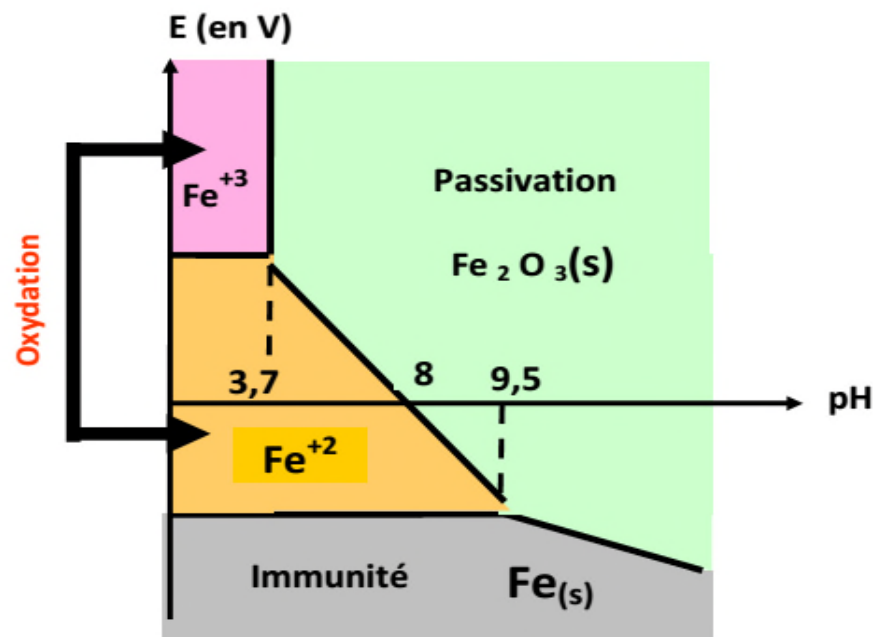


Figure I.2 : Diagramme de Pourbaix du fer (simplifié).

I.2. la protection des métaux

I.2. la protection des métaux

La formule la plus visible de la corrosion de l'acier est l'oxydation du fer, et il est évident que le commencement de toute lutte contre la corrosion commence dans le bureau d'étude qui détermine le choix du matériau qui garantit une certaine durée de vie de cet objet pour un coût minimal comprenant tant les frais d'investissement que d'entretien et la précision de la conception des pièces, leurs assemblage et leurs moyens futurs de leur protection .

Il est donc important de lutter contre ce phénomène, ne pas considérer la protection anti corrosion comme une charge sur les projets elle toujours payante.

I.2.1. Les traitements de surfaces par revêtement

La notion de traitement de surface par revêtement est une technique de plus en plus utilisée. Elle consiste à augmenter les propriétés à la surface par dépôt d'un film très mince (de quelque Å à quelque microns). Cette couche mince appelée revêtement, peut être utilisée afin d'augmenter la dureté, d'assurer la protection contre la corrosion ou d'améliorer les propriétés physiques particulières ou, en fin dans un cadre décoratif.

Les qualités recherchées peuvent être très différentes selon l'application Considérée et la destination de l'utilisation de la pièce ^[8,9].

Tableau. I.4: Types de revêtement ^[4].

Metalliques	Non-métalliques		Chimiques
Zinc	Organique	Inorganique	Phosphates oxydes
Aluminium	Peintures Laques Risines Graisses Cires	Emoux	
Plomb		Bétons	
Étain			
Cadmium			
Cuivre			
Nickel			
Chrome			
Argent			
Or			

I.2. 2. Protection électrochimique

I.2.2.1. Protection anodique

Le métal pourra être protégé contre la corrosion par élévation de son potentiel dans le domaine de passivation, (réalisable par intervention d'une action oxydante ou par intervention d'un courant électrique imposé (Figure. I.3).

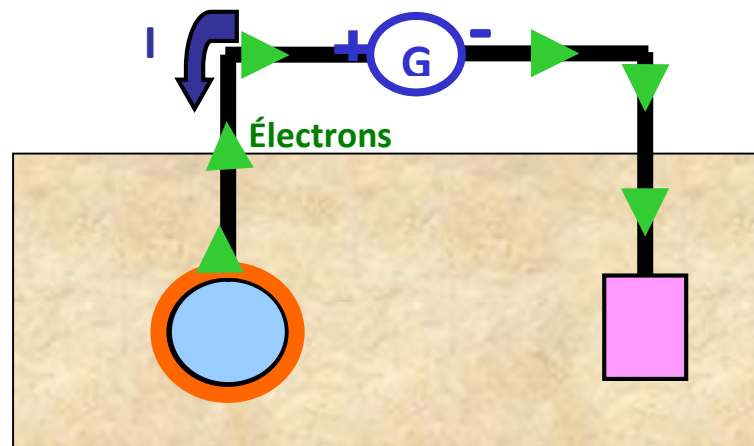


Figure .I.3 : Protection anodique par courant imposé.

I.2.2.2. Protection cathodique

Le métal pourra être protégé contre la corrosion par abaissement de son potentiel dans son domaine d'immunité (**Figure. I.4**). (Réalizable par intervention d'une action réductrice ou par intervention d'un courant électrique imposé).

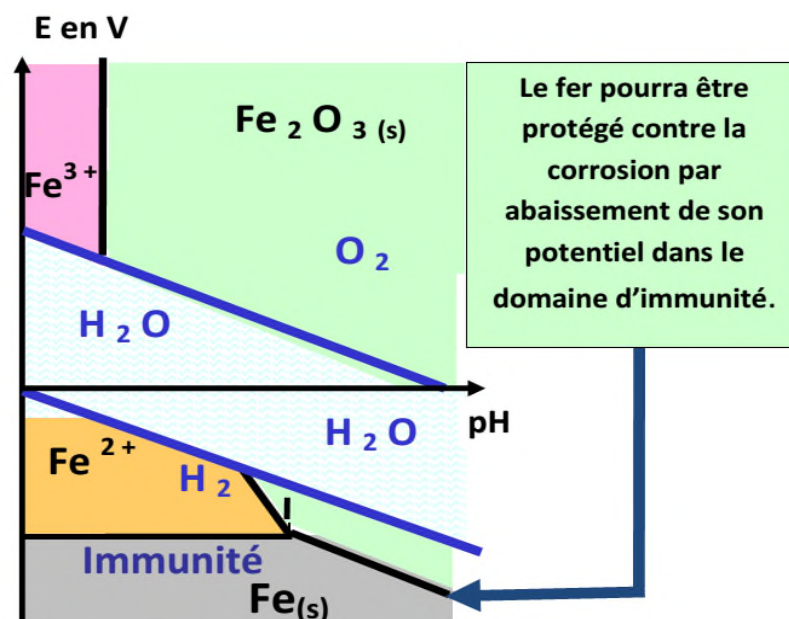


Figure .I.4 : Principe de la protection cathodique.

a. Protection cathodique par anode sacrificielle

- couplage du métal à protéger avec un moins noble ;
- corrosion galvanique de l'anode ;
- dans le cas de l'acier, on utilise des anodes de Zn ou de Mg (On doit changer les anodes périodiquement) (**Figure .I.5**).

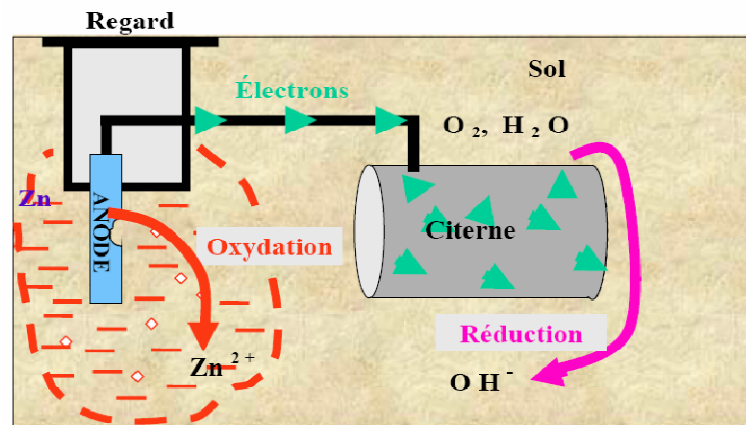


Figure .I.5 : Protection cathodique par anode sacrificielle.

b. Protection cathodique par courant imposé

On impose un courant extérieur de façon à ce que le métal à protéger devienne une cathode et l'anode inerte comme exemple le graphite (**Figure .I.6**).

Exemple : réservoir sous terre (On doit appliquer un courant permanent)^[7].

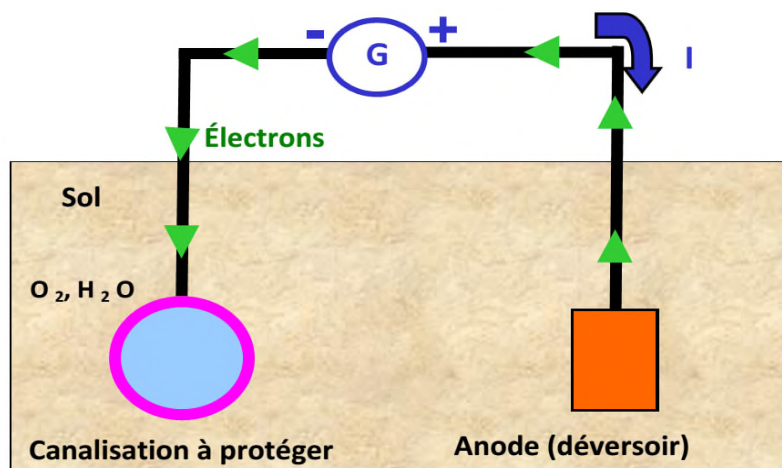


Figure .I.6 : Protection cathodique par courant imposé.

I.2.3. Utilisation des inhibiteurs de corrosion

La corrosion avait pour origine l'eau produite rendue agressive soit par des gaz dissous, soit par des bactéries, et pour supprimer les causes de l'agressivité en introduisant dans le milieu des substances chimiques qui sont les inhibiteurs de corrosion.

I.2.3.1. Définition

Dans toute la littérature spécialisée en corrosion il existe des informations sur les inhibiteurs de corrosion souvent mises en lumière par les chercheurs en ce domaine. Conformément à la définition donnée par la National Association of Corrosion Engineers (NACE) "un inhibiteur c'est une substance qui retarde la corrosion lorsqu'elle est ajoutée à un environnement en faible concentration" [10].

La définition d'un inhibiteur de corrosion n'est pas unique. Selon la norme ISO 8044, un inhibiteur est une "substance chimique ajoutée au système de corrosion à une concentration choisie pour son efficacité; celle-ci entraîne une diminution de la vitesse de corrosion du métal sans modifier de manière significative la concentration d'aucun agent corrosif contenu dans le milieu agressif" [11].

De façon générale l'inhibiteur de corrosion C'est un composé chimique injecté à faible concentration dans un milieu corrosif dans le but de s'adsorber à la surface du métal /eau sans le modifier [5].

I.2.3.2. Conditions d'utilisations

Un inhibiteur peut être utilisé comme un unique moyen de protection :

-Soit comme protection permanente ; l'inhibiteur permet alors l'utilisation de matériaux métalliques dans des conditions satisfaisante de résistance à la corrosion, mais une surveillance continue de l'installation s'imposé.

-Soit comme protection temporaire pendant une période ou l'installation est particulièrement sensible à la corrosion (stockage ,décapage ,nettoyage) ;dans ce cas , le contrôle du système est à priori plus simple ,et la prévision du comportement de l'inhibiteurs dans le est plus facile à faire .

Un inhibiteur peut être combiné à un autre moyen de protection supplémentaire d'un alliage à haute résistance à la corrosion, addition à un revêtement de surface tel que peinture, graisse, huile, ...etc [12] .

I.2.3.3. Critères du choix de l'inhibiteur

D'une manière générale un inhibiteur doit :

- Abaisser la corrosion d'un métal, sans affecter les caractéristiques physico-chimiques, en particulier la résistance métallique (par exemple, risque de fragilisation par hydrogène en milieu acide) ;
- Être stable en présence des autres constituants du milieu, en particulier vis-à-vis des oxydants ;
- Être stable à la température d'utilisation
- Être efficace à faible concentration
- Être conforme aux normes de toxicité
- Être peu onéreux.

I.2.3.4. Utilisations industrielles courantes

- Traitement des eaux (eaux sanitaires, eaux des procédés industriels, eaux de chaudières).
- industrie du pétrolière : forage, extraction, raffinage, stockage, et le transport ; à tous les stades de cette industrie l'utilisation des l'inhibiteurs de corrosion est primordiale pour la sauvegarde des installations
- la protection temporaire des métaux que ce soit pendant le décapage acide, le nettoyage des installations ou le stockage.
- industries des peintures sur métaux ou les inhibiteurs sont des additifs assurant la protection anticorrosion des métaux.

I.2.3.5. Conditions d'utilisation

Un inhibiteur peut être utilisé comme un unique moyen de protection :

- soit comme protection permanente ; l'inhibiteur permet alors l'utilisation de matériaux métalliques dans des conditions satisfaisante de résistance à la corrosion, mais une surveillance continue de l'installation s'impose
- soit comme protection temporaire pendant une période où l'installation est particulièrement sensible à la corrosion (stockage ,décapage ,nettoyage) ;dans ce cas , le contrôle du système est à priori plus simple ,et la prévision du comportement de l'inhibiteurs dans le est plus facile à faire .
- un inhibiteur peut être combiné à un autre moyen de protection supplémentaire d'un alliage à haute résistance à la corrosion, addition à un revêtement de surface tel que peinture, graisse, huile, ...et.

I.2.3.6. Fonctions essentielles

D'une manière générale un inhibiteur doit :

Abaisser la vitesse de corrosion d'un métal, sans en affecter les caractéristiques physico-chimiques, en particulier la résistance mécanique (par exemple, risque de fragilisation par l'hydrogène en milieu acide).

I.2.3.7. Comportement des inhibiteurs dans des milieux acides

Dans le type de milieu, la surface de nombreux métaux peut être considérée comme exempte de toute couche prolactine (oxyde, hydroxyde). Cependant, il ne faut pas oublier qu'elle peut être recouverte plus ou moins uniformément d'hydrogène atomique adsorbée, et au cours du temps, de couches de produit de corrosion insolubles dans le milieu acide considéré. Les mécanismes décrits ci-après négligent le plus souvent la présence de toute couche superficielle préexistante ^[14].

I.2.3.8. Classification des inhibiteurs

A. Selon la Nature des molécules de l'inhibiteur

➤ Les inhibiteurs organiques

Les molécules organiques sont promises à un développement plus que certain en terme d'inhibiteur de corrosion : leur utilisation est actuellement préférée à celle d'inhibiteurs inorganiques pour des raisons d'écotoxicité essentiellement. Les inhibiteurs organiques sont généralement constitués de sous-produits de l'industrie pétrolière ^[23]. Ils possèdent au moins un centre actif susceptible d'échanger des électrons avec le métal, tel l'azote, l'oxygène, le phosphore ou le soufre. Les groupes fonctionnels usuels, permettant leur fixation sur le métal, sont : La radicale amine (-NH₂), Le radical mercapto (-SH), le radical hydroxyle (-OH), et le radical carboxyle (-COOH).

A. Kosari et coll ^[2] ont utilisé les deux molécules, Pyridine-2-thiol et 2-Pyridyl disulfide pour l'inhibition de la corrosion de l'acier.

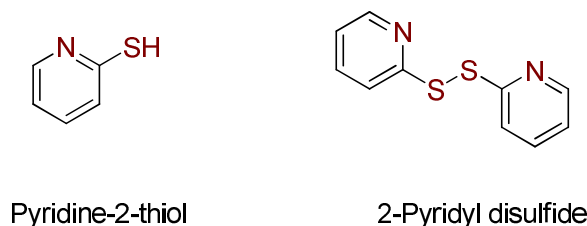


Figure I. 7: Les structures chimiques de pyridine-2-thiol et de 2-pyridyl disulfide.

Djamel Daoud et coll. [3] ont utilisé la base de chiffe pour l'inhibition de la corrosion de l'acier.

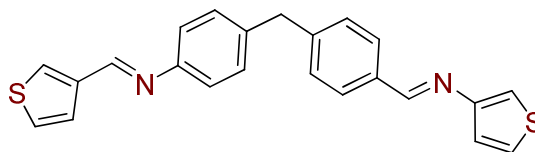


Figure I. 8 : Structure chimique d'une base de chiffe de thiothène

Torres et coll [13] ont utilisé des composés comportent (tableau I.5) des atomes d'azotes, des atomes de soufre, et des atomes d'oxygènes ainsi que le cycle aromatique qui a un rôle aussi très important pour l'inhibition de la corrosion des métaux.

Tableau. I.5: Structure chimique et les noms de thio-urée et urée

Structure	Nom du composé
	1,3-Dibenzylthiourea
	1-Benzyl-3-diisopropylthiourea
	1,3-Dibenzylurea

➤ Les inhibiteurs inorganiques

Les inhibiteurs minéraux sont utilisés le plus souvent en milieu proche de la neutralité, voire en milieu alcalin, et plus rarement en milieu acide. Les produits se dissocient en solution et ce sont leurs produits de dissociation qui assurent les phénomènes d'inhibition (anions ou cations). Les principaux anions inhibiteurs sont les oxo-anions de type XO_4^{-n} tels les chromates, molybdates, phosphates, silicates. Les cations sont essentiellement Ca^{2+} et Zn^{2+} et ceux qui forment des sels insolubles avec certains anions tels que l'hydroxyle OH^- . Le nombre de molécules en usage à l'heure actuelle va en se restreignant, car la plupart des produits efficaces présentent un côté néfaste pour l'environnement [11].

b. Selon leur mode d'action

➤ Adsorption des molécules inhibitrices à la surface métallique

L'adsorption est un phénomène de surface universel car toute surface est constituée d'atomes n'ayant pas toutes leurs liaisons chimiques satisfaites. Cette surface a donc tendance à combler ce manque en captant atomes et molécules se trouvant à proximité. Deux types d'adsorption peuvent être distingués : la physisorption (formation de liaisons faibles) et la chimisorption.

La première, encore appelée adsorption on physique conserve l'identité aux molécules adsorbées ; trois types de forces sont à distinguer :

- Les forces de dispersion (Van der Waals, London) toujours présentes,
- Les forces polaires, résultant de la présence de champ électrique,
- Les liaisons hydrogène dues aux groupements hydroxyle ou aminé

Il faut naturellement que l'inhibiteur porte lui-même une charge globale : ion positif, ion négatif, ou molécule dipolaire. La force de l'adsorption électrostatique sera fonction de la différence entre les charges portées par l'inhibiteur d'une part et par la surface métallique d'autre part (q_{Me}). Cette dernière est elle-même fonction de la différence entre le potentiel de corrosion du métal (E_{corr}) et son potentiel de charge nulle dans le milieu corrosif considéré (E_{zc}).

La chimisorption, au contraire, consiste en 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 doublés non appariés des molécules inhibitrices tels que O, N, S, P,... (Tous ces atomes se distinguant des autres de par leur grande électronégativité) ^[15].

Les molécules organiques utilisées comme inhibiteurs, contiennent une partie non polaire, hydrophobe, constituée principalement d'atomes de carbone et d'hydrogène, et une partie polaire, hydrophile, constituée d'un ou plusieurs groupes fonctionnels, tels que $-NH_2$ (amine), $-SH$ (mercapto), $-OH$ (hydroxyle), $-PO_3^{2-}$ (phosphate)...

La molécule se lie à la surface par son groupe fonctionnel, alors que sa partie non polaire, plus volumineuse, bloque partiellement la surface active, ainsi les chélates peuvent être formés à la surface du métal lorsque le composé organique contient plus d'un groupement fonctionnel (**Figure .I.9**).

L'adsorption chimique s'accompagne d'une profonde modification de la répartition des charges électroniques des molécules adsorbées. La chimisorption est souvent un mécanisme irréversible [12].

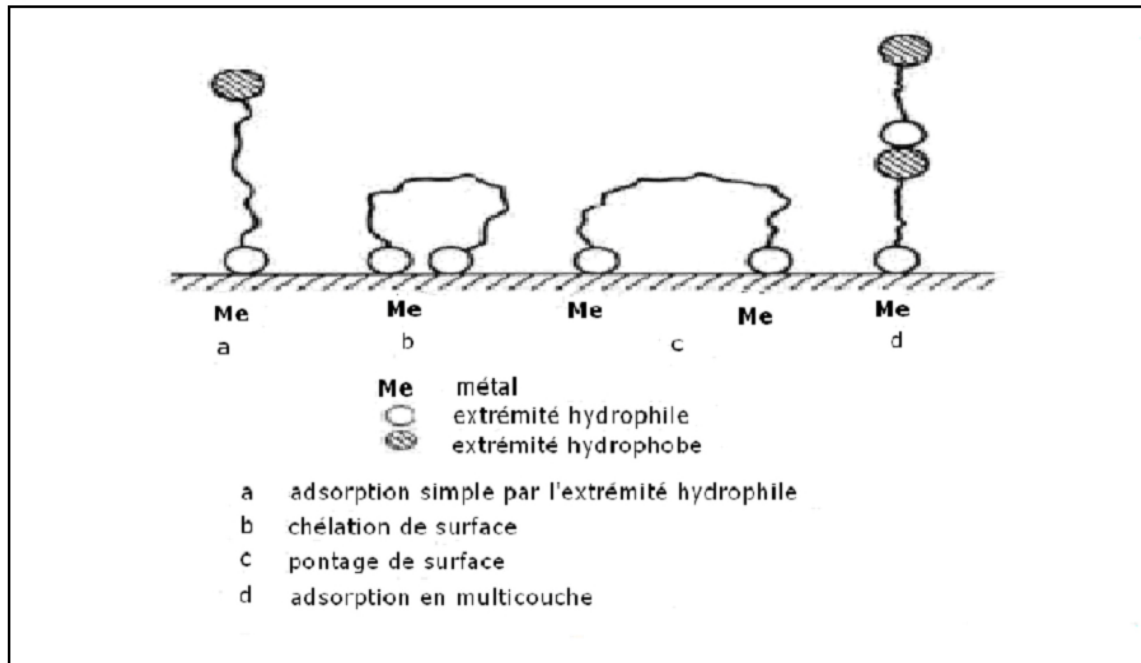


Figure I.9 : Représentation schématique des modes d'adsorption de molécules organiques inhibitrices sur une surface métallique.

➤ Inhibiteurs passivants

Ces inhibiteurs forment des films de passivation tridimensionnels entre la surface corrodée et les molécules d'inhibiteur. L'inhibition s'appelle aussi inhibition "d'interphase". Ils sont également incorporés dans les couches barrières et ainsi ces molécules inhibitrices conduisent à des réseaux homogènes et denses présentant de fait une faible porosité et une bonne stabilité.

Il existe deux catégories d'inhibiteurs passivants:

- les ions oxydants comme CrO_4^{-2} qui peuvent passiver l'acier en absence d'oxygène,
- les ions non oxydants (MoO_4^{-2} ; WO_4^{-2} , CrO_4^{-2} , PO_4^{-3} , $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$) qui nécessitent la présence d'oxygène et déplacent la réaction cathodique de réduction de ce dernier en favorisant son adsorption à la surface du métal.

Tous ces ions se consomment lentement et il est donc nécessaire de contrôler périodiquement la concentration du circuit lors d'utilisation de tels inhibiteurs. La concentration requise en inhibiteur passivant, souvent de l'ordre de 10^{-3} à 10^{-4} mol/L,

dépend en fait de nombreux facteurs tels que la température, le pH, la présence d'ions dépassivants comme Cl^- ou réducteurs comme S^{+2} [11].

c. Selon la nature électrochimique du processus

➤ Les inhibiteurs anodiques ou passivants

Les inhibiteurs anodiques sont très nombreux. Ce sont des substances inorganiques comme les ortho phosphatent, silicates, chromates,... Leur mode d'action consiste à élever la valeur du potentiel de corrosion du matériau afin de l'amener à une valeur pour laquelle il y a formation d'un film passif protecteur sur l'anode. Même si les inhibiteurs anodiques sont très efficaces et souvent utilisés, ils ont généralement une propriété indésirable: si la teneur en inhibiteur est/ou devient progressivement abaissée, la surface métallique n'est plus entièrement couverte, et elle fonctionne comme anode, obtenant ainsi une combinaison dangereuse, une petite anode et une grande cathode, conduisant à la corrosion par piqûres. Dans ce cas, l'inhibiteur fait plus de mal que de bien. C'est pour ça que les inhibiteurs anodiques sont souvent désignés comme dangereux. L'ion benzoate semble être une exception, parce qu'une très faible concentration d'inhibiteur entraîne seulement la corrosion généralisée.

Modification de la cinétique de dissolution anodique: Par absorption de l'inhibiteur, il n'y a pas un simple blocage des sites préférentiels de dissolution du métal, il y a aussi une intervention de l'inhibiteur au niveau des intermédiaires réactionnels accompagnants les différentes étapes de la dissolution d'un métal.

➤ Les inhibiteurs cathodiques

L'action de ces inhibiteurs se traduit par une diminution de la vitesse de la réaction cathodique et donc par un déplacement du potentiel de corrosion vers des valeurs moins nobles. Ce sont généralement des cations qui peuvent migrer vers la surface cathodique, où ils précipitent sous formes de sels basiques ou d'hydroxydes, formant des films adhérents et compacts. Les inhibiteurs cathodiques incluent des combinaisons de zinc, de nickel, de magnésium, des phosphates alcalins, des combinaisons d'arsenic.... D'après leur mode d'action on observe qu'ils sont utiles dans les environnements très acides.

On peut distinguer trois catégories d'inhibiteurs:

- les poisons cathodiques (ils rendent plus difficile la réduction des ions H^+),
- les précipités cathodiques (le pH du milieu doit être ajusté afin de ne pas précipiter les sels sous la forme d'une suspension non protectrice).

- les désoxygénants ou les fixateurs d'oxygène (sulfites (Na_2SO_3) ou l'hydrazine (N_2H_4)) ce ne sont pas, à proprement parler, des inhibiteurs ^[7].

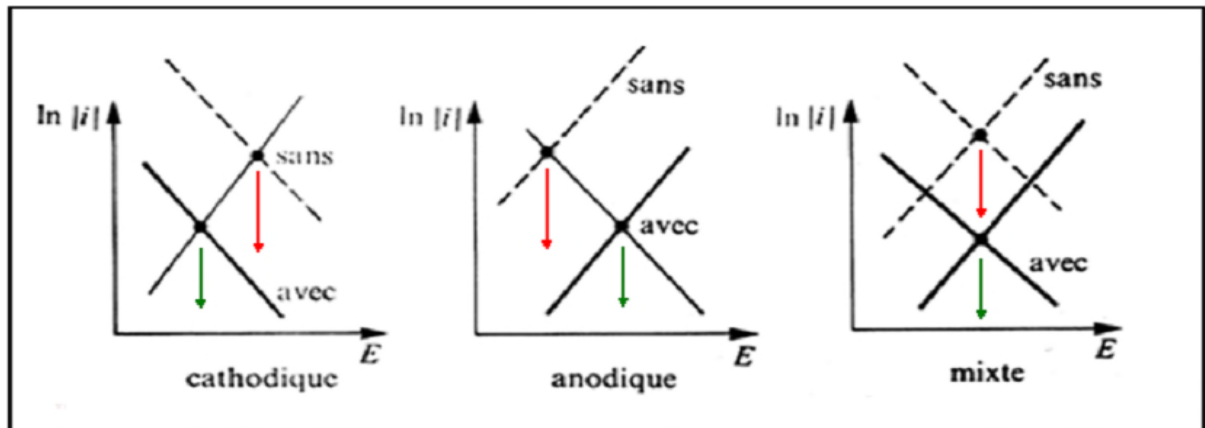


Figure J.10 : Diagrammes d'Evans montrant le déplacement du potentiel de corrosion dû à la présence d'un inhibiteur de corrosion.

➤ Les inhibiteurs mixtes

Seuls quelques-uns des inhibiteurs mentionnés ci-dessus peuvent devenir pleinement effectifs en liaison avec l'oxygène dissous ou avec les sels de calcium. L'ajout simultané de deux inhibiteurs peut donner comme résultat la croissance d'effet inhibiteur et il peut aussi éliminer aux faibles concentrations le risque à la corrosion par piqûres.

Un tel inhibiteur consiste souvent en une combinaison d'agent oxydant, comme le nitrate ou les chromates et un non oxydé, mais qui précipite comme ortho phosphate ou silicate. Des exemples de tels inhibiteurs sont: le mélange nitrate + benzoate, qui est l'inhibiteur le plus répandu et efficace pour les radiateurs de l'automobile et un autre exemple est un ortho phosphate + chromate, qui est très efficace même en eau salée. Dans d'autres cas, l'inhibiteur mixte est un mélange entre un inhibiteur cathodique et un inhibiteur anodique, tels que les poly phosphates + chromate.

Le schéma d'Evans synthétise les divers cas de ces types d'inhibiteurs (**Figure J. 10**).

References bibliographiques

- [1] : **Peter MAAB** et **Peter PEIBKER**, Handbook of Hot-dip Galvanization, 2011.
- [2] : **A. Kosari, M.H. Moayed, A. Davoodi, R. Parvizi, M. Momeni, H. Eshghi, H. Moradi**, « Electrochemical and quantum chemical assessment of two organic compounds from pyridine derivatives as corrosion inhibitors for mild steel in HCl solution under stagnant condition and hydrodynamic flow, Corrosion Science 78 (2014)
- [3] : **Djamel DAOUD, Tahar DOUADI, Saifi ISSAADI, Salah CHAFAA**, « Adsorption and corrosion inhibition of new synthesized thiophene Schiff base on mild steel X52 in HCl and H₂SO₄ solutions, Corrosion Science 79 (2014)
- [4] : **Dieter LANDOLT**, « Traité Des Matériaux-Corrosion Et Chimie De Surfaces Des Métaux », Presses Polytechniques Et Universitaires Romandes 1993.
- [5] : **M. B. DJERAR**, « Inspection Corrosion des installations pétrolier », Département Inspection Corrosion, Hassi R'mel. 2000.
- [6] : **Dr. Callister WILLIAM**, « Materials Science and Engineering, 3rd Ed », New York, 1985.
- [7] : **M. Amine KHENADEKI**, « Etude théorique et expérimentale de l'effet d'inhibition de la corrosion d'un acier au carbone par les dérivées de base de Schiff en milieu acide chlorhydrique », Mémoire de magister, 2013.
- [8] : **NACE**, Glossary of corrosion Terms, Materials Protection, 4, 1, 1965.
- [9] : **G. Trabanelli, V. Carassiti** ; Corrosion Science and Technology: Plenum Press, New York (1970).
- [10] : **Christian FIAUD**, Inhibiteurs de corrosion, Techniques de l'Ingénieur, traité Matériaux métalliques.
- [11] : **C. Fiaud, C. Lemaître, N. Pebere, G. Beranger, H. Mazille**, Corrosion et anticorrosion (pratique industrielle), Mécanique et ingénierie des Matériaux, Lavoisier, Paris, Hermès Science Publications, 2002.
- [12] : **V.V. Torres, V.A. Rayol, M. Magalhães, G.M. Viana, L.C.S. Aguiar, S.P. Machado, H. Orofino, E. D'Elia**, Study of thioureas derivatives synthesized from a green route as corrosion inhibitors for mild steel in HCl solution, Corrosion Science 79 (2014) .
- [13] : **BOMMERSBACH, P.** « Evolution des propriétés d'un film inhibiteur de corrosion sous influencé de la température et de conditions hydrodynamiques: caractérisation par technique électrochimiques », Thèse génie des matériaux, Lyon: INSA de LYON, 2005.

- [14] : **Fiala ABDELALI**, « Synthèses et caractérisation de nouvelles molécules contenant du soufre et de l'azote, étude de leur inhibiteur sur la corrosion des métaux de transition application a la protection du cuivre en milieux acides» ; thèse de doctorat, Constantine 2007.
- [15] : **Hayet Brahim LADOUANI** ; « Inhibition de la corrosion du cuivre en milieu acide par les dérivés de dithioacétal de cétène», Mémoire de magister. Constantine, 2011.

Chapitre II

Techniques expérimentales

Techniques expérimentales

II. 1. Introduction

Les métaux et alliages se distinguent des autres matériaux par un ensemble de propriétés avantageuses, mais ils possèdent des inconvénients dus à leur instabilité au contact de certains milieux, qui conduisent à la diminution de leur résistance à la corrosion, dont les coûts imputables à ses conséquences sont énormes. Ces coûts pouvaient être supérieurs s'il n'y avait pas la protection contre la corrosion. La durabilité des constructions en béton armé dépend principalement de la tenue à la corrosion des armatures de celui-ci.

Les ions chlorures sont considérés responsables de la corrosion par piquuration de ces armatures. En effet, dans notre travail on utilise les dérivés dihydropyrimidinones pour étudier l'effet inhibiteur de la corrosion de l'acier en utilisant la technique potentiostatique afin de déterminer les concentrations optimales pour chaque température.

II. 2. Conditions expérimentales

Les composés utilisés comme des inhibiteurs de corrosion de l'acier au carbone XC18 sont des dérivés de dihydropyrimidinone, ils sont synthétisés au niveau de laboratoire pédagogique de la faculté des sciences et de la technologie de l'université de Djelfa en utilisant la maghnité- H^+ et nitrate de cobalt comme des catalyseurs. Les produits obtenus sont des solides solubles dans le DMSO. La solution inhibitrice est obtenue en mettant 1g de chaque produit dans un litre de la solution corrosive pour avoir une solution de 1000ppm. Les autres solutions sont préparées par dilution à partir de 1000ppm.

La solution corrosive est une solution de HCl 0.5N, obtenue par dilution de l'acide commerciale concentré à 37% avec de l'eau distillée. Le milieu réactionnel est préalablement aéré pendant toutes les expériences. Pour trouver la concentration optimale et les paramètres thermodynamiques et cinétiques, on fait varier la concentration de l'inhibiteur et la température du milieu corrosif.

II. 3. Matériaux

Le matériau utilisé dans cette étude est un acier au carbone XC18 (selon les normes AFNOR). Sa composition en élément autre que le fer est donnée dans le tableau ci-dessous

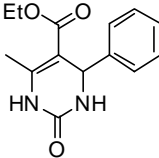
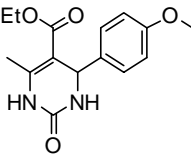
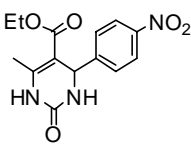
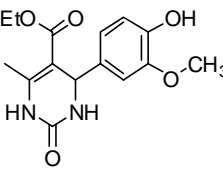
Tableau II. 1 : Composition chimique de l'acier au carbone XC18 (% massique).

Eléments	C	Si	Mn	P	C _u	S	Al	Ti	Ni	Mo	Sn
% massique	0.18	0.22	0.52	0.009	0.0063	0.008	0.007	0.003	0.039	0.015	0.006

II. 4. Composés utilisés :

Les composés utilisés dans cette étude sont des dérivés de dihydropyrimidinone synthétisés par la réaction de Biginelli. Les structures moléculaire des quatre produit utilisés sont présentent dans le tableau **II.2**.

Tableau II. 2 : Structures chimique des Composés utilisés comme des inhibiteurs de corrosion.

Composé	Nomenclature	Structure Chimique
A	Ethyl 6-methyl-2-oxo-4-phenyl-1,2,3,4-tetrahydropyrimidine-5-carboxylate	
B	Ethyl 4-(4-methoxyphenyl)-6-methyl-2-oxo-1,2,3,4-tetrahydropyrimidine-5-carboxylate	
C	Ethyl 6-methyl-4-(4-nitrophenyl)-2-oxo-1,2,3,4-tetrahydropyrimidine-5-carboxylate	
D	Ethyl 4-(4-hydroxy-3-methoxyphenyl)-6-methyl-2-oxo-1,2,3,4-tetrahydropyrimidine-5-carboxylate	

Les dihydropyrimidinone (DHPMs) ont montré des activités biologiques intéressantes et à facettes multiples, telles que les propriétés antivirales, anti tumorales, anti-bactériennes, et anti-inflammatoire aussi bien que l'activité de modulation de canal de calcium ^[1]. D'ailleurs, plusieurs alcaloïdes contenant les dihydropyrimidinone comme unité de noyau ont été isolés dans la source marine, qui a également montré les propriétés biologiques intéressantes ^[2]. Par conséquent, la synthèse des dérivés de dihydropyrimidinone soutenant les modèles divers de substitution a attiré une attention significative depuis sa découverte il y a 120 ans en 1893 par le chimiste italien Pietro Biginelli. Parmi eux, la réaction à plusieurs éléments de Biginelli, impliquant une condensation à plusieurs éléments β -cétoester, d'aldéhyde, et urée (Figure II.1), fournit un facile d'accès à la préparation de DHPMs, parce que des réactions à plusieurs éléments (MCRs) sont considérées avec le facilités, l'efficacité et l'économie élevés en chimie organique ^[3].

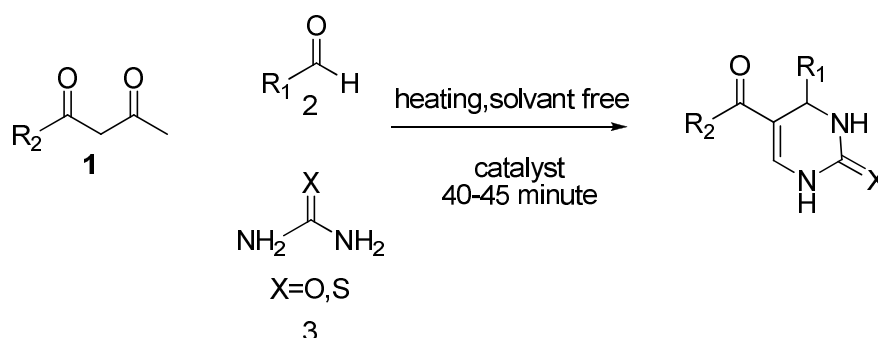


Figure II. 1 : Réaction de Biginelli.

II. 4. 1. Protocole générale de Synthèse des produits - la réaction de Biginelli :

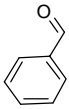
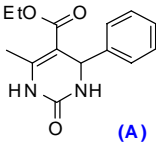
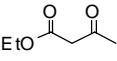
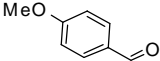
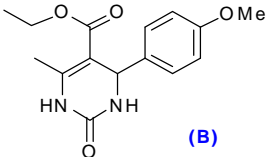
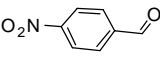
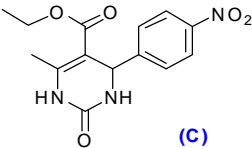
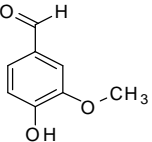
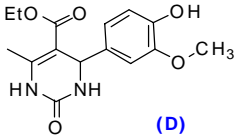
Le procédé général pour la synthèse des dérivés de 3,4-Dihydropyrimidin-2 (1H) – Ones /Thiones est le suivant :

On mélange de l'acétone éthylique **1** (d'acetoacetate ou d'acétyle 2mmol), de l'aldéhyde approprié **2** (mmol 2), de l'urée ou de la thio-urée **3** (mmol 3) et du catalyseur (0.54 g) a été placé dans un tube à essai et a été chauffé dans une huile de baigner sous le dissolvant libre pendant 50 minutes. Après refroidissement du mélange de la réaction, l'éthanol a été ajouté au mélange de la réaction et le catalyseur a été enlevé par filtration. Le filtrat a été versé dedans à l'eau de glace écrasée et le précipité en résultant a été recristallisé de l'éthanol chaud pour avoir les moyens le produit pur ^[4].

II. 4. 2. Synthèse des produits

Dans un ballon de 50 ml, on introduit l'aldéhyde aromatique, l'acetoacetate d'éthyle, l'urée (ou la thio-urée) avec une quantité de catalyseur, sans solvant. Le mélange est chauffé à 80°C pendant le temps approprié. Après refroidissement, le mélange réactionnel est versé sur 10 ml de l'eau glacée, avec agitation magnétique pendant 5-10 mn. Le solide formé est filtré puis purifié par recristallisation dans l'eau distillée pour donner un produit analytiquement pur.

Tableau II. 3 : Synthèse des dérivés de 3,4- dihydropyrimidinone.

Entré	Reactifs	Conditions opératoires	Produit	Ref
1	 84 mg	Maghnite-H (40mg) 8min, 80°C	 (A)	
2	 780.84 mg  496.48 mg	Maghnite-H (40mg) 15min, 80°C	 (B)	5
3	 604.48 mg	Co(NO ₃) ₂ , 6H ₂ O 20%	 (C)	
4	 608.56 mg	Co(NO ₃) ₂ , 6H ₂ O 20%	 (D)	6

II. 5. Milieu électrolytique

II. 5. 1. Préparation de La solution corrosive

La solution corrosive est une solution d'acide chlorhydrique (HCl 0.5M), obtenue par dilution, avec de l'eau distillée, de l'acide commercial concentré à 35-37% .

II. 5. 2. Préparation des solutions inhibitrices

En raison de la faible solubilité des DHPMs dans l'acide chlorhydrique, on dissout 0,5 g d'inhibiteur dans 1 ml de DMSO avant l'addition d'HCl(0.5 N) jusqu'à le volume de 500 ml pour préparé 1000ppm comme une solution mer. La gamme de concentration utilisée pour l'inhibiteur varie de 200 à 1000ppm.

II. 6. Techniques expérimentales d'étude de la corrosion

Pour étudier les propriétés inhibitrices des DHPMs, on utilise les méthodes électrochimiques qui permettent tout d'abord de choisir et de déterminer les concentrations efficaces pour une bonne protection contre la corrosion, puis déterminer les mécanismes d'action des inhibiteurs.

II. 6. 1. Dispositif expérimental et cellule électrochimique

Le dispositif expérimental utilisé pour le tracé des courbes de polarisation et l'ensemble Potentiostat / Galvanostat PGP 201 associe à un logiciel «VoltaMaster4». Les courbes intensité-potential sont obtenues en mode galvanostatique du -750 mV à -750 mV, avec une vitesse de balayage de 10 mV/mn.



Figure II.2: Schéma représente l'instrument électrochimique PGP201 Potentiostat.

- **EA:** Électrode auxiliaire (ou contre électrode) de platine passe le courant à l'électrode de travail (échantillon) à étudier.
- **ET:** Électrode de travail de l'acier doit être soigneusement préparée avec une zone de contact exposé connu.

- **ER**: Électrode de référence au calomel saturé (ECS) placée à l'intérieur du capillaire de Luggin, ne transporte pas le courant de polarisation mais mesure le potentiel de l'électrode.

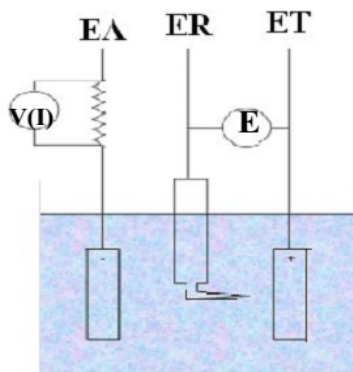


Figure II.3 : Schéma représente le branchement de la cellule électrochimique.

Capillaire de Luggin: Il s'agit d'une sonde ou un tube rempli d'un électrolyte pour fournir un chemin conducteur ionique par le sel ionique soluble (KCl). L'objectif de l'utilisation du capillaire est de réduire le gradient de résistance ohmique à travers l'électrolyte entre les ET et EA. L'électrode au calomel Ag/ AgCl dont l'électrolyte est une solution de chlorure de potassium. Cette électrode est schématisée sur la Figure II.4.

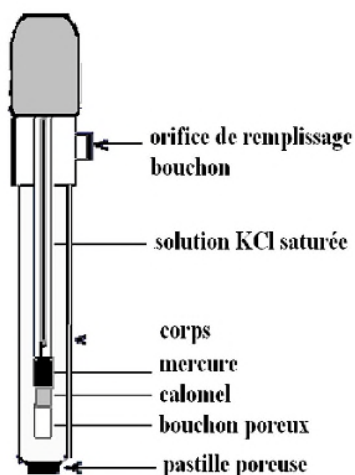


Figure II.4 : Schéma d'une électrode de référence au calomel saturé (ECS).

Ces trois électrodes sont plongées dans un bécher comme une cellule de 200 ml dans lequel sont aménagés des orifices de diamètres et d'espacements bien étudiés permettant l'introduction des trois électrodes et de contrôle de température.

II. 6. 2. Préparation des échantillons -Préparation d'électrode de travail

II.6.2.1.Enrobage des échantillons

Lors de ce travail de recherche, nous avons utilisées un échantillon de 0.16 cm^2 , de masse atomique 55.85 g/mol et de densité de 7.86 avec une valence de 3 .

Avant de passer le matériau en expérience, on doit lui faire subir un procédé classique d'enrobage avec une résine synthétique non attaquable par les acides et les bases. Sur l'une de ses bases on soude un fil conducteur en cuivre couvert par une matière isolante (plastique).

II. 6.2.2. Préparation de la surface à étudier

Le comportement d'un matériau vis-à-vis de la corrosion dépend fortement de la composition et des propriétés de la surface qui est offerte au milieu corrosif. La surface à étudier subit le protocole opératoire ci-dessous afin d'obtenir une reproductibilité satisfaisante des résultats. La procédure de préparation retenue pour le traitement de la surface d'échantillon en contact avec le milieu corrosif est décrite ci-dessous :

- Polissage mécanique au papier abrasif à différentes granulométries (400 , 600 et 1200). C'est une opération qui consiste à rendre la surface lisse et brillante en supprimant les fissures, les aspérités et toutes les impuretés (produits de corrosion).
- Rinçage à l'eau distillée pour nettoyer la surface après l'abrasion mécanique.
- Rinçage à l'acétone : c'est un dégraissage chimique qui élimine les corps indésirables et rend la surface hydrophile .
- Rinçage à l'eau distillée pour éliminer les traces d'acétone.
- Séchage à l'air pulsé à fin d'éviter la formation immédiate des produits de corrosion.

Lors du passage d'une essais à une autre, l'échantillon est dégraissé à l'acétone et à l'eau distillée.

II. 6.3. Méthodes d'études électrochimiques

Les techniques électrochimiques constituent une méthode plus complète puisqu'elles étudient la base même du phénomène de corrosion, le processus électrochimique. L'aspect quantitatif de ces techniques (courbes de polarisation à vitesse de balayage modérée, spectroscopie d'impédance électrochimique,...) permet d'accéder à des vitesses de réaction et des valeurs de paramètres physiques décrivant l'état du système (capacité de double couche, résistance de transfert de charges, capacité du film,...).

II. 6. 3.1. Potentiel libre (d'abandon), courbe $E=f(t)$

Le suivi temporel du potentiel de corrosion a un double objectif ; d'une part, il permet d'avoir une première idée du comportement de la surface en milieu corrosif (corrosion, formation d'une couche passive...), et d'autre part, il permet de déterminer le temps nécessaire à l'obtention d'un régime stationnaire, indispensable pour les tracés potentiodynamiques et les spectres d'impédances.

Cette mesure est effectuée entre l'électrode de travail et l'électrode de référence. Egalement désigné par potentiel en circuit ouvert, potentiel spontané, potentiel d'abandon, de repos ou encore libre, il s'agit de la grandeur électrochimique la plus immédiatement mesurable. En outre c'est la seule mesure électrochimique qui n'apporte absolument aucune perturbation à l'état du système étudié ^[3].

II. 6.3.2. Courbes de polarisation intensité- potentiel

A l'aide d'un générateur extérieur et d'une contre électrode de platine, on fait passer un courant à travers l'électrode métallique, son état stationnaire est modifié, sa surface prend une nouvelle valeur de potentiel. Les courbes intensité potentielle $E=f(I)$ ou $i=f(E)$ constituent les courbes de polarisation

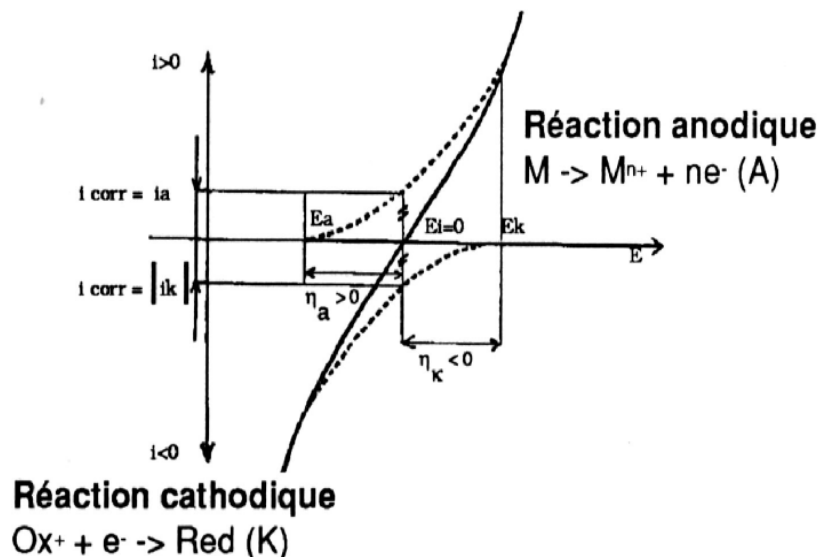


Figure II.5 : courbe intensité –potentielle ($i=f(E)$).

Le tracé des courbes de polarisation renseigne sur la cinétique de l'étape la plus lente du processus global de corrosion qui se compose de différentes réactions élémentaires :

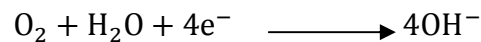
- Transfert de charge,
- Transfert de matière,
- Adsorption des espèces sur l'électrode.

La courbe de polarisation $i=f(E)$ d'un métal dans une solution aqueuse est composée de deux branches :

- Une branche anodique correspondant à la superposition des courants résultant des réactions d'oxydations :



- Une branche cathodique correspondant à la superposition des courants résultant des réactions de réduction :



Par convention, la densité de courant est négative dans le domaine cathodique et positif dans le domaine anodique. Le potentiel de corrosion se situe à la valeur pour laquelle les composantes anodique et cathodique sont égales en valeurs absolues : $i_a = |i_c|$.

La forme des courbes et les potentiels qui les caractérisent sont très sensibles à un certain nombre de facteurs tels que l'état de surface du métal, l'état structural du métal, l'agitation de la solution, la vitesse de balayage des potentiels ^[7].

II. 6.3.3. Lois de Tafel

L'hypothèse fondamentale est l'existence des lois de Tafel pour les deux composantes ou pour l'une d'entre elles si l'autre garde une valeur constante (processus cathodique limité par la diffusion de l'oxygène dissous). Les processus cathodiques sont plus souvent de type tafelienne que les processus anodiques. Le principe de la technique d'extrapolation est présenté dans la figure II.6.

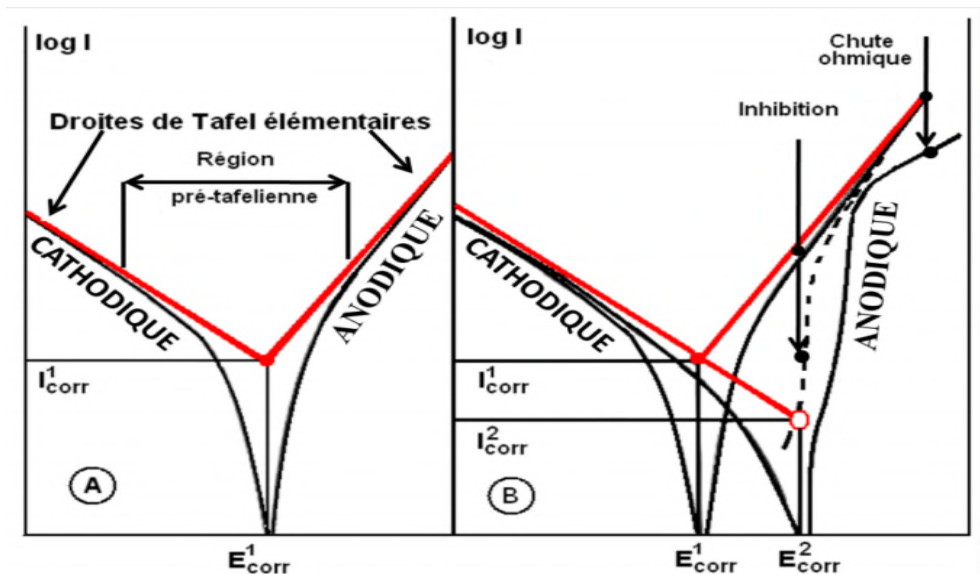


Figure II. 6 : Détermination du courant de corrosion par la méthode des droites de Tafel.

A. détermination du courant de corrosion par extrapolation des branches anodique et cathodique assimilées à des droites de Tafel dans le plan $\log I=f(E)$; **B.** lorsque la composante anodique est affectée par un processus d'inhibition à l'intérieur de la région pré-tafelienne, ou par la chute ohmique à surtension élevée, seule la branche cathodique extrapolée à E_{corr} donne I_{corr} [8].

A partir de la loi de Faraday, et en faisant l'hypothèse que les corrosions observées sont uniformes, il est alors possible de définir une relation permettant d'estimer la vitesse de corrosion:

$$V_{\text{corr}} = I_{\text{corr}} \cdot t \cdot M/n \cdot F \cdot \rho$$

Où

M : la masse molaire du métal (g/mol)

ρ : la masse volumique du métal (g/cm³)

t : la durée de l'immersion du métal dans la solution (seconde)

n : le nombre d'électrons échangés globalement dans la solution.

F : le Faraday (96500 C/mole).

Cette méthode peut être aisément mise en œuvre en laboratoire (par l'utilisation d'un potentiostat), mais elle présente un certain nombre de limitations:

Les écarts de potentiel imposés à l'électrode doivent être relativement importants (généralement plus de 10 mV) ; il est donc probable qu'une modification appréciable de l'état de surface du métal et donc de I_{corr} se produise pendant le tracé de ces courbes.

II. 6.3.4. Isotherme d'adsorption

Une isotherme est une fonction qui décrit la quantité adsorbée (Q) en fonction de la concentration à température constante.

L'allure des isothermes d'adsorption à une température donnée dépend des interactions adsorbant/adsorbats et en particulier de la nature de l'espèce adsorbée et de la nature de la surface du solide.

Le modèle de LANGMUIR suppose qu'il existe à la surface un nombre fixe de sites. Chacun de ces sites ne peut adsorber qu'une seule particule. De plus, comme on néglige les interactions entre particules adsorbées, l'énergie d'adsorption est constante [9].

II. 6.3.5. Etude de l'influence de la température

La température est l'un des facteurs qui peuvent modifier à la fois le comportement des inhibiteurs et des substrats dans un milieu agressif. Les composés organiques ou les complexes formés peuvent se dissoudre plus facilement quand la température augmente. L'augmentation de la température peut ainsi provoquer un affaiblissement de la résistance à la corrosion de l'acier.

Références bibliographique

- [1] : **M. Nizam Mohideen, A. Rasheeth ,C. A. M. A. Huq, and S. Syed Nizar**, « Ethyl 6-methyl-2-oxo-4-phenyl-1,2,3,4-tetrahydropyrimidine-5-carboxylate » , Corrosion Science ; 2008.
- [2] : **Gongke Wang, Dongchao Wang, Xiang Li, Yan Lu** ,« Exploring the binding mechanism of dihydropyrimidinones to human serum albumin: Spectroscopic and molecular modeling techniques » Corrosion Science , 2011.
- [3] : **Pierre LACOTTE**, « Synthèse et évaluation d'inhibiteurs du transport de l'iode dans la thyroïde » ; thèse de doctorat, 2012.
- [4]: **A. Darehkordi, S. M. Sadegh Hosseini, and M. Tahmooresi**, «montmorillonite modified as an efficient and environment friendly catalyst for one- pot synthesis of 3, 4-dihydropyrimidine-2(1H) ones », Iranian Journal of Materials Science & Engineering Vol. 9, Nr 3, September 2012.
- [5]: **Saadia DJAKBOUB** ; « Synthèses des 3,4-dihydropyrimidinones via la réaction de Biginelli catalysée par l'argile(Bentonite) », Mémoire de Master, Université de Djelfa, 2014.
- [6]: **Oumelkheir BEN GHOUINI**; « Synthèse des 3,4-dihydropyrimidinones via la réaction de Biginelli catalysée par nitrate de cobalt », Mémoire de Master , Université de Djelfa, 2014.
- [7]: **HAMER NORMANE**, « Scope and importance of inhibitor technology », Corrosion NACE, 1973
- [8] : **Mărioara ABRUDEANU**, «Etude de l'efficacité d'inhibiteurs de corrosion utilisés dans les liquides de refroidissement », Thèse de doctorat en cotutelle Franco-Roumaine, PITEȘTI, 2011.
- [9] : **M. Amine KHENADEKI**, «Etude théorique et expérimentale de l'effet d'inhibition de la corrosion d'un acier au carbone par les dérivées de base de Schiff en milieu acide chlorhydrique», Mémoire de magister, 2013.

Chapitre III

Résultats et discussion

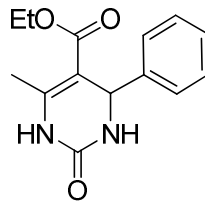
III. Evolution de l'efficacité inhibitrice en fonction de la concentration des inhibiteurs

Les séries d'expériences de l'inhibition de corrosion de l'acier au carbone sont réalisés avec l'addition de différentes concentrations des produits synthétisés par la réaction de Biginelli dans 0.5N HCl, ainsi que, à différentes températures (25, 35, et 45°C) dans le but de déterminer la concentration optimale et la meilleur température qui assurant une protection maximale du matériau considéré (l'efficacité inhibitrice EI%). Ces résultats sont présentés sous forme de tableaux et de graphes.

III. 1. Etude de l'efficacité inhibitrice de l'inhib.A à T = 25°C

III. 1.1. Etude cinétique

Les expériences sont réalisées en utilisant le composé ci-dessous à une température constante (25 °C), en variant uniquement la concentration de l'inhibiteur. Le produit utilisé est de masse molaire est égale 260g/mol.



A: ethyl 6-methyl-2-oxo-4-phenyl-1,2,3,4-tetrahydropyrimidine-5-carboxylate

La figure (III.1.1) présente les courbes de polarisation de l'acier au carbone XC18 en milieu HCl (0.5 N) à 25 °C en absence et en présence de différentes concentrations de l'inhibiteur A.

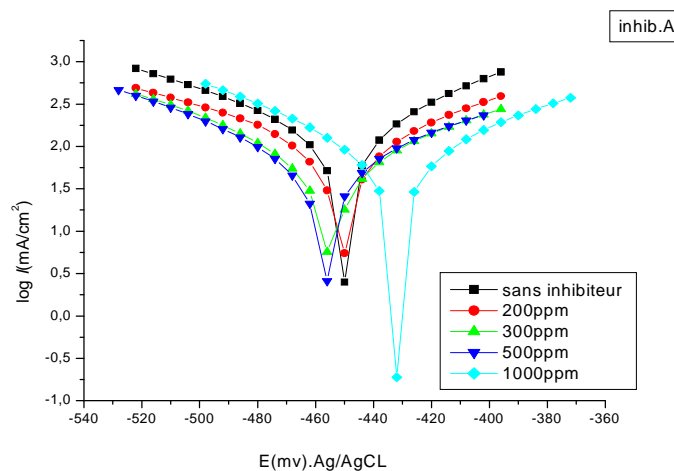


Figure III. 1 La superposition des courbes de polarisation de l'acier au carbone XC18 dans une solution de 0.5N HCl sans et avec différentes concentrations de A à 25°C.

L'efficacité inhibitrice est calculée par le relation suivante :

$$EI(\%) = \frac{I_{\text{corr}} - I_{\text{corr}}^{\text{inh}}}{I_{\text{corr}}} \cdot 100$$

Ou I_{corr} et $I_{\text{corr}}^{\text{inh}}$ sont les valeurs de densité de courant de l'acier immergé dans un milieu acide sans et l'avec addition de l'inhibiteur A.

Le tableau (III.1) représente l'évolution de courant de corrosion I_{corr} , le potentiel de corrosion E_{corr} , et L'efficacité inhibitrice EI% de l'acier au carbone dans un milieu d'acide chlorhydrique 0.5N en présence de différentes concentrations de l'inhibiteur A.

Tableau III. 1. Les Paramètres de l'inhibition de la corrosion de l'acier au carbone par l'inhibiteur A dans 0.5N HCl à 25°C°

C_{inh} (g/l)	I_{corr} (mA/ cm ²)	E_{corr} (mV)	R (ohm/cm ²)	EI%	Θ	C/ θ (g/l)
Sans inhibiteur	0.174	-452.3	84.7	-	-	-
0.2	0.113	-451.3	146.29	35.26	0.3526	0,567
0.3	0.098	-454.2	197.91	43.67	0.4367	0,686
0.5	0.082	-456.8	210.79	52.87	0.5287	0,945
1	0.097	-431.8	152.10	44.25	0.4425	2,259

La figure suivante représente la variation de l'efficacité inhibitrice en fonction de la concentration.

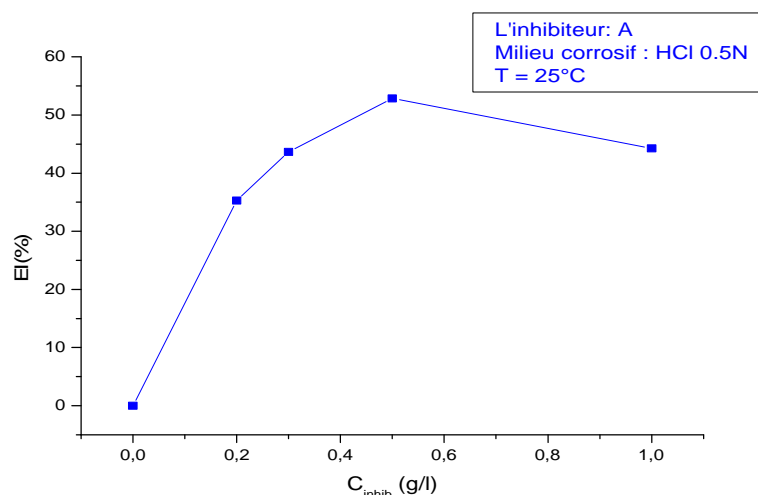


Figure. III. 2: Evolution de l'efficacité inhibitrice de l'inhibition de corrosion de l'acier au carbone en fonction de concentration de l'inhibiteur A dans une solution de HCl (0.5N) à 25°C.

On remarque sur la courbe ci-dessus que, l'efficacité inhibitrice augmente lorsque la concentration en inhibiteur augmente jusqu'à une concentration de 0.5g/l. à partir de cette concentration l'efficacité inhibitrice commence à diminuer. Donc la concentration de 0.5g/l est la concentration optimale en assurant une protection du métal de 52.87%.

III.1.2. Mécanisme d'adsorption

La figure(III.3), représente la variation de $\frac{C}{\theta}$ en fonction de la concentration C en inhibiteur en utilisant les deux équations suivante :

$$\frac{C}{\theta} = \frac{1}{K} + C$$

Où θ est le recouvrement et C la concentration de l'inhibiteur.

$$K = \frac{1}{55.5} \exp\left[\frac{-\Delta G_{ads}^{\circ}}{RT}\right]$$

Où K_{ads} est la constante d'adsorption du composé sur la surface du métal, elle est reliée à l'énergie libre standard d'adsorption (ΔG_{ads}°). 55.5 mol/l est la concentration molaire de l'eau, R la constante du gaz parfait ($8.314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$), et T la température absolue.

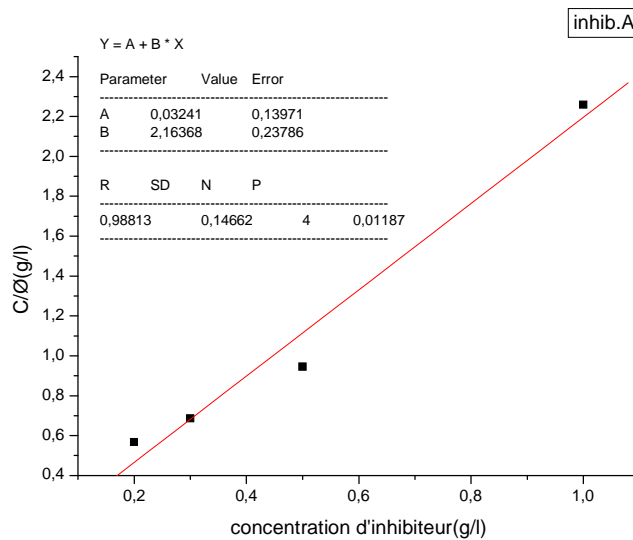


Figure. III. 3 : Courbe Isotherme d'adsorption de Langmuir du acier dans HCl 0.5N en présence de L'inhib. A à 25 °C.

La courbe présente dans la figure (III. 3) est une droite ce qui explique que l'adsorption suit le mécanisme de Langmuir.

D'après la courbe on déduit les valeurs : $K = 30.864$ et $\Delta G_{ads}^{\circ} = -18.44 \text{ KJ mol}^{-1}$

III.1.3. Etude de l'influence de la température

Pour déterminer l'effet de ce facteur sur l'efficacité inhibitrice de composé A, nous avons effectué une étude dans l'intervalle de température 25-45°C à l'aide des mesures électrochimique sans et avec addition de la concentration optimale (0,5g/l) de l'inhibiteur en milieu HCl (0.5N), Les valeurs de densité de courant de corrosion I_{corr} , l'efficacité inhibitrice (EI%), ainsi que, le taux de recouvrement (θ)² & aqw

Tableau. III.2 : Effet de la température sur l'efficacité inhibitrice sans et avec la concentration optimale de l'inhibiteur A.

Inhibiteur	T (°C)	25	35	45
Sans inhibiteur	I_0	0.174	0.402	0.506
Avec inhibiteur	I	0.082	0.125	0.276
	EI(%)	52.87	68.90	45.45
	Θ	0.5519	0.6890	0.4545

- La meilleure efficacité enregistrée pour une température de 35°C.

La dépendance de la vitesse de corrosion avec la température est exprimée par l'équation d'Arrhenius :

$$I_{corr} = K \exp \frac{-Ea}{RT}$$

Et

$$I_{corr}^{inh} = K' \exp \frac{-E'a}{RT}$$

Où K et K' sont des constantes, Ea et E'a les énergies d'activation respectivement ; sans et avec l'addition de l'inhibiteur.

Le calcul de l'énergie d'activation soit en absence ou en présence de l'inhibiteur (figure III. 5) de l'inhibition de la corrosion de l'acier au carbone nécessite de tracer le graphe : $\ln I_{corr} = f(1000/T)$.

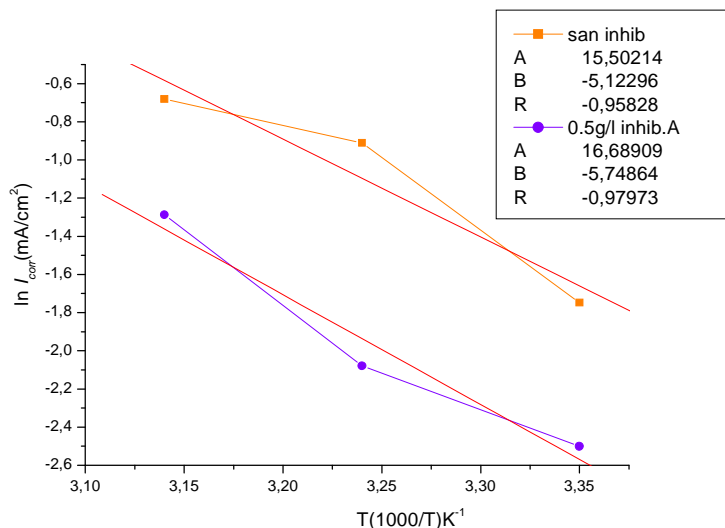


Figure. III. 4: Droites d'Arrhenius calculées à partir de la densité du courant de corrosion de l'acier dans la solution HCl sans et avec (0.5g/l) de l'inhib.A.

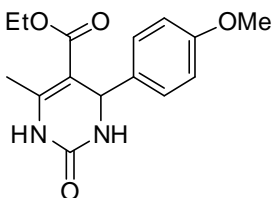
Les courbes de $\ln I_{\text{corr}} = f(1000/T)$ sont des droites dont les pentes sont les suivantes :

- Sans inhibiteur : $(-E_a/R) = -5.122$, donc l'énergie d'activation est $E_a = 42.59$ KJ/mol.
- Avec 0.5g/l de inhib.A : $(-E'_a/R) = -5.748$, donc l'énergie d'activation est $E'_a = 47.79$ KJ/mol.

III.2. Etude de l'efficacité inhibitrice de inhib.B à T = 25 °C

III.2. 1. Etude cinétique

Les expériences sont réalisées en utilisant le produit ci-dessous à une température constante (25 °C), en variant uniquement la concentration de l'inhibiteur. Le produit utilisé est de masse molaire est égale 290g/mol.



B: ethyl 4-(4-methoxyphenyl)-6-methyl-2-oxo-1,2,3,4-tetrahydropyrimidine-5-carboxylate

La figure (III.5) présente les courbes de polarisation de l'acier au carbone XC18 en milieu HCl (0.5 N) à 25 °C en absence et en présence de différentes concentrations de l'inhibiteur B.

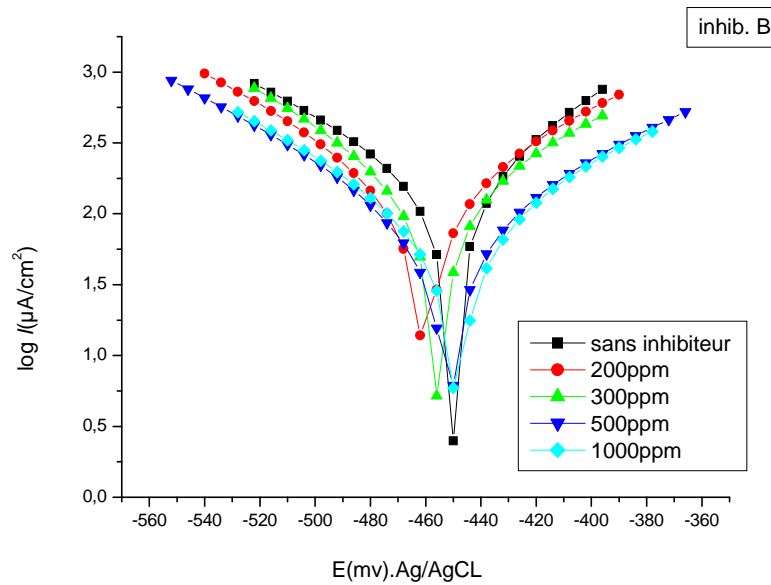


Figure III.5: Courbes de Tafel obtenues pour les différentes concentrations de l'inhib. B dans la solution HCL (0.5N).

Les valeurs de l'évolution de courant de corrosion I_{corr} , le potentiel de corrosion E_{corr} , et L'efficacité inhibitrice $EI\%$ de l'acier au carbone XC18 dans un milieu d'acide chlorhydrique 0.5N en présence de différentes concentrations de l'inhibiteur B sont représentés dans Le tableau (III.3).

Tableau III. 3. Paramètres de l'inhibition de la corrosion de l'acier au carbone par l'inhibiteur B dans 0.5N HCl à 25C°.

C_{inhib} (g/l)	I_{corr} (mA/ cm ²)	E_{corr} (mV)	R(ohm/cm ²)	IE%	Θ	C/ θ
Sans inhibiteur	0.174	-452.3	84.7			
0.2	0.126	-460.0	108.38	27.58	0.2758	0.725
0.3	0.108	-455.1	110.13	37.39	0.3739	0.790
0.5	0.072	-452.4	202.74	58.62	0.5862	0.852
1	0.083	-449.2	199.73	52.29	0.5229	1.912

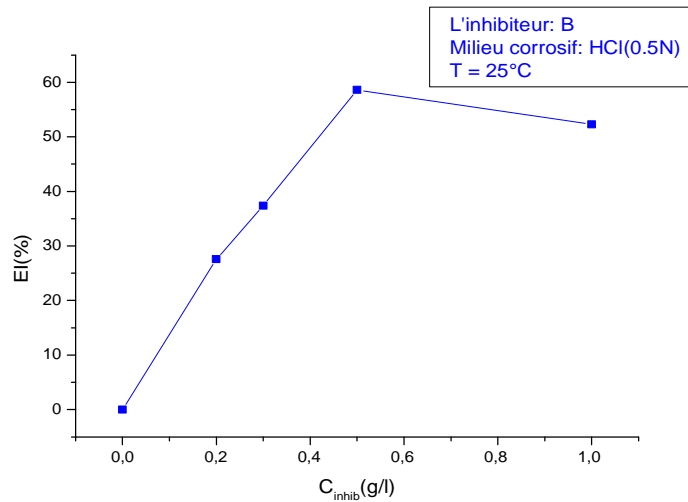


Figure III.6: Efficacité inhibitrice en fonction de concentration de l’inhib. B. $EI \% = f(C)$.

D’après la courbe ci-dessus on remarque que, l’efficacité inhibitrice augmente lorsque la concentration en inhibiteur augmente jusqu’à une concentration de 0.5g/l. à partir de cette concentration l’efficacité inhibitrice commence à diminuer. Donc la concentration de 0.5g/l est la concentration optimale en assurant une protection du métal de **58.62%**.

III.2. 2.Mécanisme d’adsorption

On trace la courbe isotherme d’adsorption de Langmuir de l’acier dans HCL 0.5N en présence de L’inhib. B à 25 °C Figure(III.7).

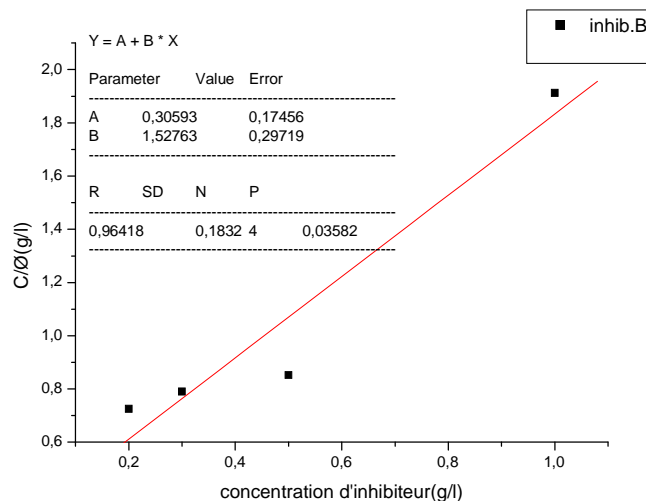


Figure III.7: Courbe Isotherme d’adsorption de Langmuir de l’acier dans HCL 0.5N en présence de L’inhib. B à 25 °C.

D’après la courbe on déduit les valeurs : $K = 3.269$ et $\Delta G^{ads} (KJ mol^{-1}) = -12.88$.

III. 2. 3 Etude de l'influence de la température

Le Tableau (III.4) représente les valeurs de I_{corr} , EI(%), θ résultants sur l'influence de la température pour l'inhibiteur B.

Tableau III.4 : Effet de la température sur l'efficacité inhibitrice sans et avec la concentration optimale de l'inhibiteur B.

Inhibiteur	T(°C)	25	35	45
Sans inhibiteur	I_0	0.174	0.402	0.506
Avec inhibiteur	I	0.072	0.131	0.387
	EI(%)	58.62	67.41	23.51
	θ	0.5862	0.6741	0.2351

- On remarque que la meilleure efficacité enregistrée pour une température de 35°C par **67.41%**.

Le trace de la courbe $\ln I_{\text{corr}} = f(1000/T)$ figure (III.8) ; donne une droite de la pente -7.624 nous permet le calcul de l'énergie d'activation en présence de l'inhibiteur B ; $E'_a = 63.39\text{KJ/mol}$.

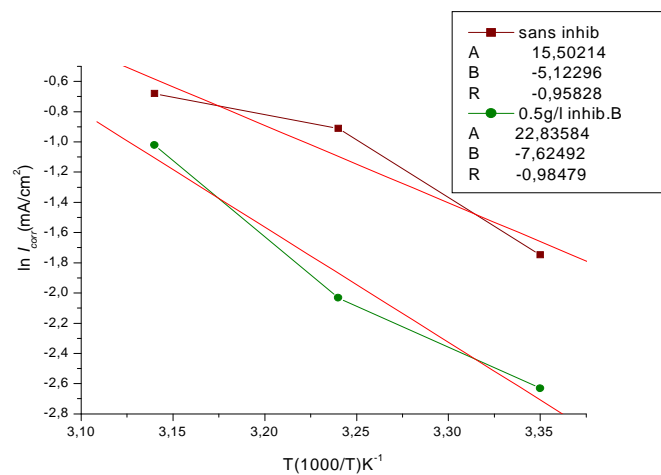
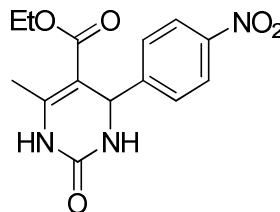


Figure III.8: Droites d'Arrhenius calculées à partir de la densité du courant de corrosion de l'acier dans la solution sans et avec l'inhib. B.

III. 3. Etude de l'efficacité inhibitrice d'inhib.C à T = 25°C

III. 3. 1. Etude cinétique

L'étude de l'effet inhibiteur de composé ci-dessous sur la corrosion de l'acier dans la solution électrolytique de HCl 0.5N avec différent concentration d'inhibiteur à une température constante (25 °C). Le produit utilisé est de masse molaire est égale 305 g/mol.



C: ethyl 6-methyl-4-(4-nitrophenyl)-2-oxo-1,2,3,4-tetrahydropyrimidine-5-carboxylate

La figure III.9 présente les courbes de polarisation de l'acier au carbone XC18 en milieu HCl (0.5 N) à 25 °C en absence et en présence de différentes concentrations de l'inhibiteur C.

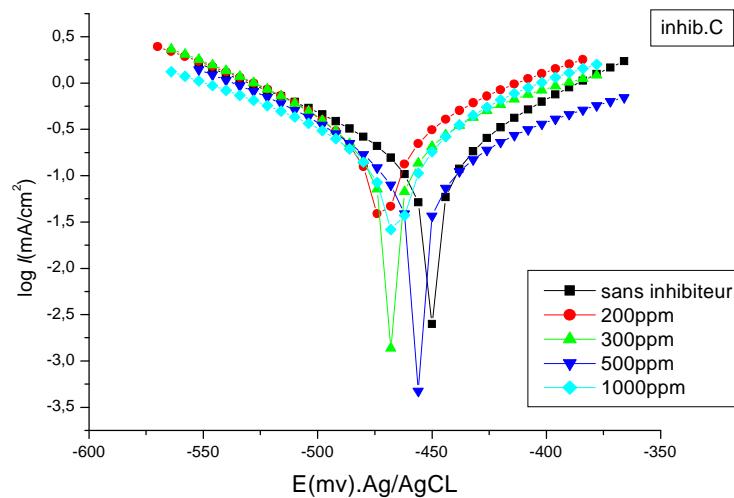


Figure III.9: Courbes de Tafel obtenues pour les différentes concentrations De l'inhib. C dans la solution HCL (0.5N).

Le tableau (III.5) représente l'évolution de courant de corrosion I_{corr} , le potentiel de corrosion E_{corr} , et l'efficacité inhibitrice EI% de l'acier au carbone dans un milieu d'acide chlorhydrique 0.5N en présence de différentes concentrations de l'inhibiteur C.

Tableau III. 5. Paramètres de l'inhibition de la corrosion de l'acier au carbone par l'inhibiteur C dans 0.5N HCl à 25C°

$I_{\text{nhib}}(\text{g/l})$	$I_{\text{corr}} (\text{mA}/\text{cm}^2)$	$E_{\text{corr}} (\text{mV})$	$R(\text{ohm}/\text{cm}^2)$	IE%	Θ	C/θ
Sans inhibiteur	0.174	-452.3	84.7			
0.2	0.123	-463.2	86.20	29.31	0.2931	0,682
0.3	0.105	-460.8	121.47	39.65	0.3965	0,756
0.5	0.075	-455.3	128.7	56.89	0.5689	0,878
1	0.101	-469.9	81.94	41.95	0.4195	2.383

Le trace de la courbe $IE\% = f(C_{\text{inhib}})$ Figure (III.10), montre que l'efficacité inhibitrice augmente lorsque la concentration en inhibiteur augmente jusqu'à la concentration de 0.5g/l. à partir de cette concentration l'efficacité inhibitrice commence à diminuer. Donc la concentration de 0.5g/l est la concentration optimale en assurant une protection du métal de **56.89%**.

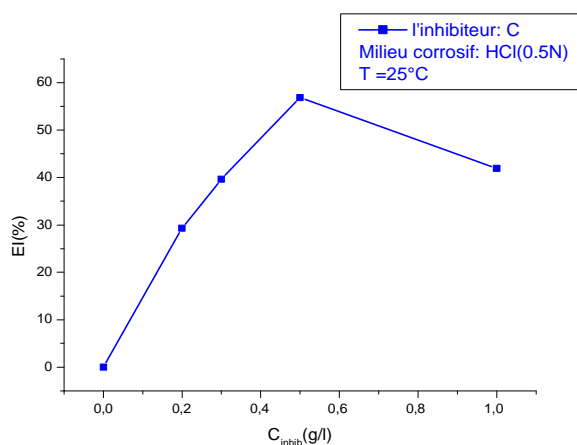


Figure III. 10 : Evolution de l'efficacité inhibitrice en fonction de concentration de l'inhibiteur C.

III. 3. 2. Mécanisme d'adsorption

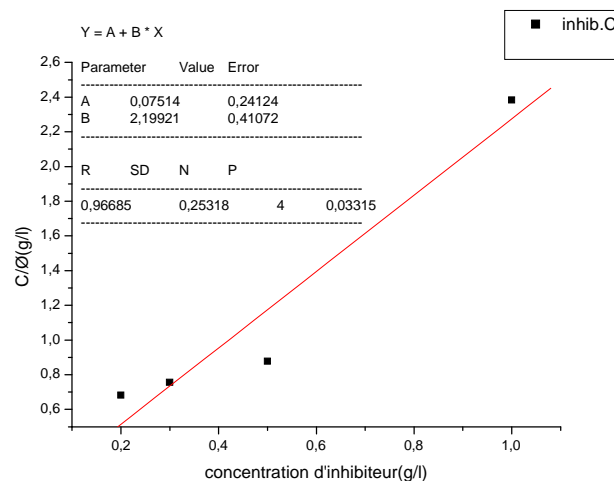


Figure III.11: Courbe Isotherme d'adsorption de Langmuir du acier dans HCl (0.5 N) en présence de L'inhib. C à 25 °C.

-D'après la courbe Figure (III.11) on déduire les valeurs : $K = 13.31$ et ΔG_{ds}^a (KJ mol⁻¹) = **-16.36**.

III.3.3. Etude de l'influence de la température

Les valeurs de I_{corr} ; EI(%) ; Θ résultants sur l'effet de la température pour l'inhibiteur C sont représentés dans le Tableau (III.6).

Tableau III.6: Effet de la température sur l'efficacité inhibitrice sans et avec la concentration optimale de l'inhib. C.

Inhibiteur	T(°C)	25	35	45
Sans inhibiteur	I_0	0.174	0.402	0.506
Avec inhibiteur	I	0.075	0.137	0.418
	EI(%)	56.89	65.92	17.39
	Θ	0.5689	0.6592	0.1739

- La meilleure efficacité **65.92** % pour une température de 35°C.

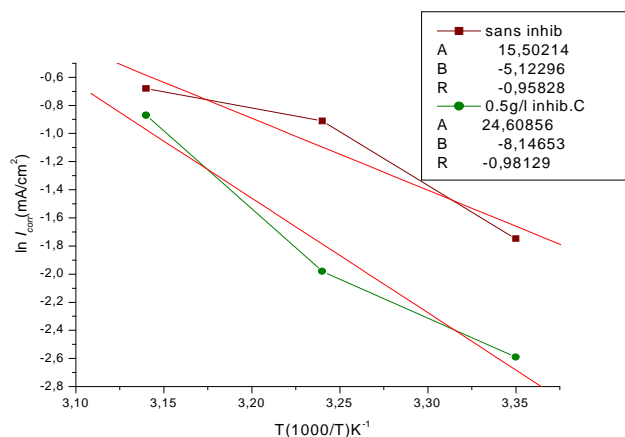


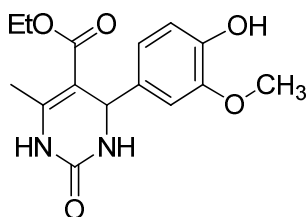
Figure III.12 : Droites d'Arrhenius calculées à partir de la densité du courant de corrosion de l'acier dans la solution HCl (0.5 N) sans et avec l'inhib. C.

La courbe $\ln I_{\text{corr}} = f(1000/T)$ figure (III.12) ; pour l'inhib.C c'est une droite de la pente -8.146 nous permet le calcul de l'énergie d'activation, $E^a = 67.73 \text{ KJ/mol}$.

III. 4. Etude de l'efficacité inhibitrice de l'inhib.D à $T = 25^\circ\text{C}$

III. 4. 1 Etude cinétique

Les expériences sont réalisées en utilisant le composé ci-dessous à une température constante (25°C), en variant la concentration de l'inhibiteur. Le produit D est de masse molaire est égale 306g/mol.



D: ethyl 4-(4-hydroxy-3-methoxyphenyl)-6-methyl-2-oxo-1,2,3,4-tetrahydropyrimidine-5-carboxylate

La figure (III.13) présente les courbes de polarisation de l'acier au carbone CX18 en milieu HCl (0.5 N) à 25°C en absence et en présence de différentes concentrations de l'inhibiteur D.

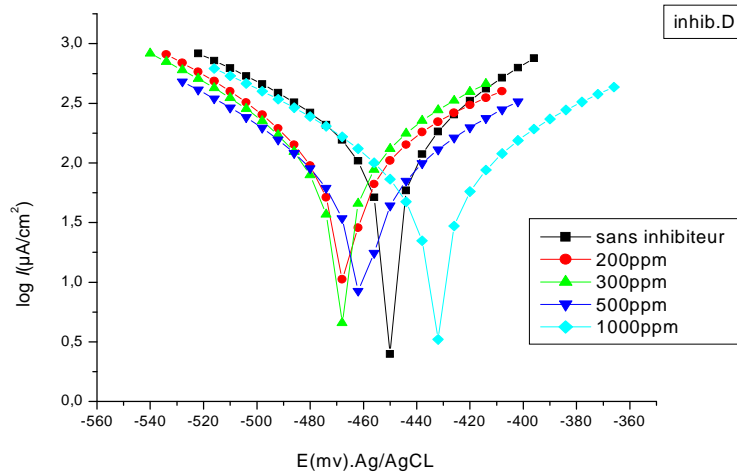


Figure III.13: Courbes de Tafel obtenues pour les différentes concentrations d’inhib. D dans la solution HCL (0.5N).

Le tableau (III.7) représente l’évolution de courant de corrosion I_{corr} , le potentiel de corrosion E_{corr} , et L’efficacité inhibitrice $IE\%$ de l’acier au carbone dans un milieu d’acide chlorhydrique 0.5N en présence de différentes concentrations de l’inhibiteur D.

Tableau III. 7. Paramètres de l’inhibition de la corrosion de l’acier au carbone par l’inhibiteur D dans 0.5N HCl à 25C°

C_{inhib} (g/l)	I_{corr} (mA/ cm ²)	E_{corr} (mV)	R(ohm/cm ²)	IE%	Θ	C/ θ
0	0.174	-452.3	84.7			
0.2	0.129	-468.5	111.55	25.86	0.2586	0.773
0.3	0.109	-466.9	112.69	37.35	0.3735	0.803
0.5	0.085	-458.7	177.83	51.14	0.5114	0.977
1	0.088	-434.3	173.27	49.42	0.4942	2.023

A partir Le tableau (III.7) et Le trace de la courbe $IE\% = f(C_{inhib})$ (figure III.14), on conclure que la concentration 0.5 g/l est la concentration optimale de l’inhib.D par une efficacité inhibitrice de **51.14%**.

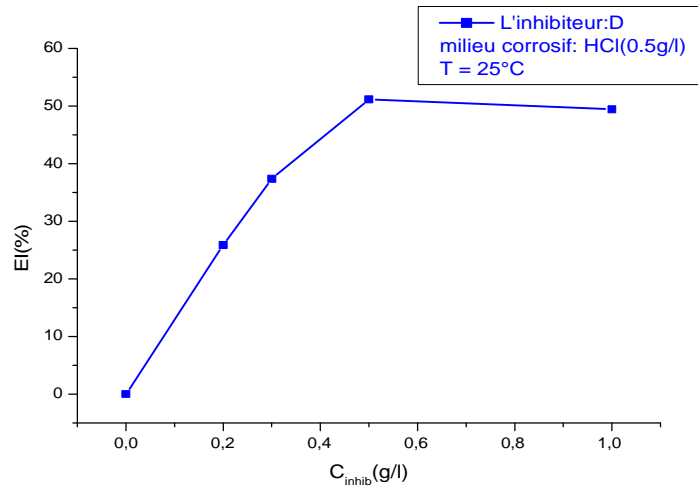


Figure III.14 : Efficacité inhibitrice en fonction de concentration de l’inhib. D. $EI \% = f(C)$.

III. 4. 2. Mécanisme d’adsorption

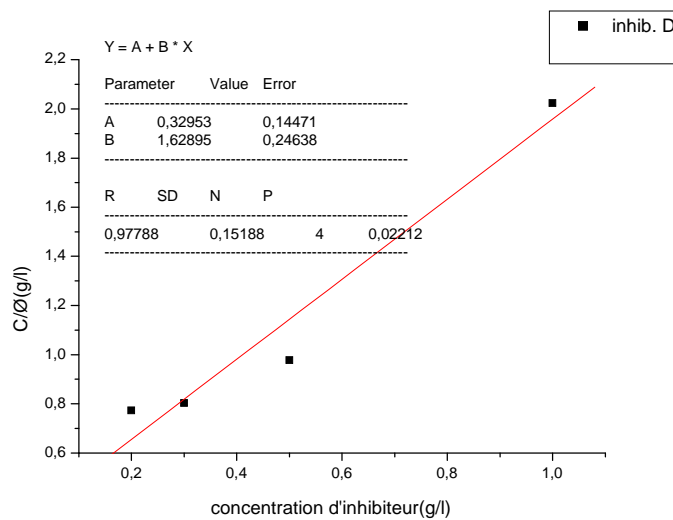


Figure III. 15: Courbe Isotherme d’adsorption de Langmuir du acier dans HCL 0.5N en présence de L’inhib. D à 25 °C.

D’après la courbe on déduire les valeurs : $K = 3.0349$ et $\Delta G^{ads} (KJ mol^{-1}) = -12.701$.

III. 4. 3 Etude de l’influence de la température

Le Tableau (III.8) représente les valeurs de I_{corr} ; $EI (%)$; θ résultants sur l’influence de la température pour l’inhibiteur D.

Tableau III.8: Effet de la température sur l'efficacité inhibitrice sans et avec la concentration optimale de l'inhib. D.

Inhibiteur	T (°C)	25	35	45
Sans inhibiteur	I_0	0.174	0.402	0.506
Avec inhibiteur	I	0.085	0.133	0.402
	EI(%)	51.14	66.91	20.55
	Θ	0.5114	0.6691	0.2055

- On remarque que l'efficacité inhibitrice augmente à la température 35 °C et elle est la meilleure efficacité **66.91%**.

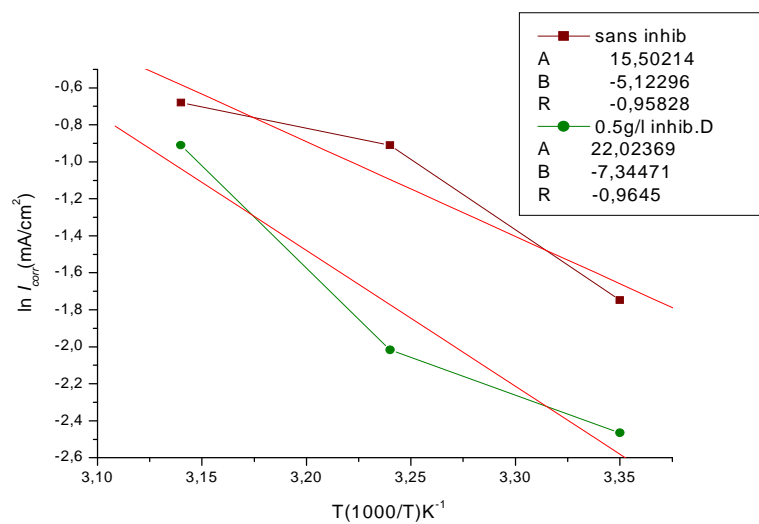


Figure III.16: Droites d'Arrhenius calculées à partir de la densité du courant de la corrosion de l'acier dans la solution sans et avec l'inhib. D.

Le trace de courbe $\ln I_{\text{corr}} = f(1000/T)$ figure (III.16) ; donne une droite de la pente -7.344 donc la valeur de l'énergie d'activation calculer en présence de l'inhibiteur D est $E'_a = 61.06 \text{ KJ/mol}$.

III. 5. Comparaison entre les inhibiteurs

Après l'étude détaillée de chaque produit on peut englober les résultats obtenue pour faire la comparaison entre les 4 produits et tiré les conclusions générales.

III. 5. 1. Etude des paramètres de corrosion

Les valeurs de densité de courant (I_{corr}), le potentiel de corrosion E_{corr} de l'acier, le taux de recouvrement θ et l'efficacité inhibitrice EI% des inhibiteurs A, B, C et D à la température ambiante 25°C dans la solution HCl 0.5 N et en présence de différentes concentrations en inhibiteurs sont données dans le **tableau III. 9**.

Tableau III. 9: Paramètre électrochimiques et efficacités inhibitrice de la corrosion de l'acier dans HCl (0.5N) sans et avec addition de différentes concentrations de A, B, C et D, à 25 °C.

C_{inhib} (g/l)		I_{corr} (mA/ cm ²)	E_{corr} (mV)	R (ohm/cm ²)	EI%	θ	C/ θ (g/l)
Sans inhibiteur		0.174	-452.3	84.7	-	-	-
A	0.2	0.113	-451.3	146.29	35.26	0.3526	0,567
	0.3	0.098	-454.2	197.91	43.67	0.4367	0,686
	0.5	0.082	-456.8	210.79	52.87	0.5287	0,945
	1	0.097	-431.8	149.86	44.25	0.4425	2,259
B	0.2	0.126	-460.0	108.38	27.58	0.2758	0.725
	0.3	0.108	-455.1	110.13	37.39	0.3739	0.790
	0.5	0.072	-452.4	202.74	58.62	0.5862	0.852
	1	0.083	-449.2	199.73	52.29	0.5229	1.912
C	0.2	0.123	-463.2	86.20	29.31	0.2931	0,682
	0.3	0.105	-460.8	121.47	39.65	0.3965	0,756
	0.5	0.072	-455.3	128.7	56.89	0.5689	0,878
	1	0.101	-469.9	81.94	41.95	0.4195	2.383
D	0.2	0.129	-468.5	111.55	25.86	0.2586	0.773
	0.3	0.109	-466.9	112.69	37.35	0.3735	0.803
	0.5	0.085	-458.7	177.83	51.14	0.5114	0.977
	1	0.088	-434.3	173.27	49.42	0.4942	2.023

D'après les résultats obtenus, les 4 inhibiteurs ont la même concentration optimale (0.5g/l), par la comparaison entre les produits on peut conclure que le produit B possède la valeur la plus grande de l'efficacité inhibitrice (58.62%) et peut être considéré le meilleur inhibiteur ; puis le produit C avec l'efficacité inhibitrice de (56.89%), Le produit D est le moins efficace comme inhibiteur puisque il montre la plus faible valeur d'efficacité inhibitrice (51.14%). L'efficacité inhibitrice du A (52.87%) dépasse légèrement celle de D (51.14%) on peut dire qu'ils sont comparables.

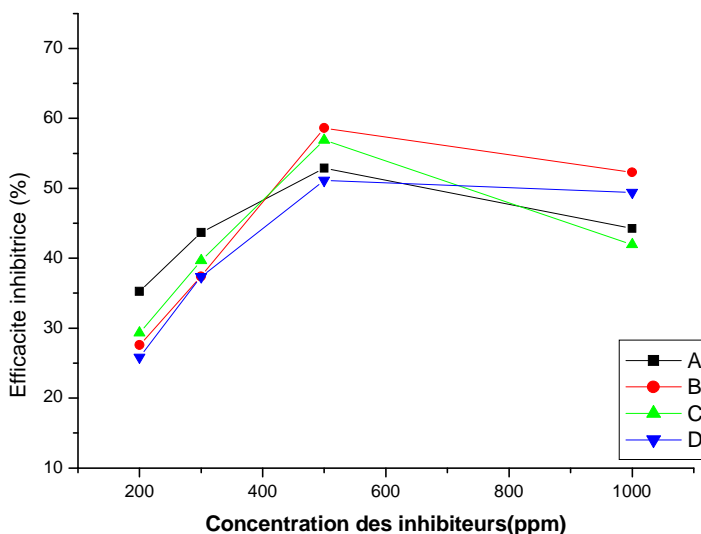


Figure III.17 : Efficacité inhibitrice en fonction de concentration optimale des l'inhib. A, B, C et D. $EI \% = f(C)$.

III.4.2. Isotherme d'adsorption

L'inhibition de la corrosion des métaux par les composés organiques est expliquée par leur adsorption. Cette dernière est décrite par deux principaux types d'adsorption, à savoir, l'adsorption physique et la chimisorption. Elle dépend de la charge du métal, sa nature, de la structure chimique du produit organique et du type d'électrolyte. Il est généralement admis, que le processus d'adsorption chimique met en jeu un transfert ou un partage d'électrons entre les molécules de l'inhibiteur et les orbitales vacantes « d » de la surface du métal permettant de former, des liaisons de coordination. Le transfert d'électrons se fait avec les orbitales des molécules organiques ayant des électrons non liants, comme il peut se produire avec des molécules ayant des liaisons multiples ou des noyaux aromatiques possédant des électrons π . Les inhibiteurs organiques sont des composés possédant au moins un groupement fonctionnel considéré comme le centre actif de la chimisorption. Dans le cas de composés aromatiques, la densité électronique sera

affectée par l'introduction de substituant, ce qui augmente ou diminue l'efficacité inhibitrice de la corrosion ^[1]. Au cours de cette étude, en utilisant l'isotherme d'adsorption de Langmuir, afin de déterminer les paramètres thermodynamiques. Les valeurs du taux de recouvrement (θ) sont présentées graphiquement selon l'isotherme d'adsorption convenable. La courbe C_{inh} / θ en fonction de la concentration est linéaire pour les 4 inhibiteurs à 25 °C dans la solution HCl 0.5N, cela montre que l'adsorption de ces inhibiteurs étudiés sur la surface de l'acier obéit à l'isotherme d'adsorption de Langmuir.

Les énergies libres standard d'adsorption (ΔG_{ads}) calculé pour chaque produit sont résumées dans le tableau suivant :

Tableau III. 10: Les valeurs de l'énergie libre standard d'adsorption (ΔG_{ads}) des inhib. A, B, C et D dans HCl (0.5N), à 25 °C.

Inhibiteur	ΔG_{ads} (KJ mol ⁻¹)
A	-18.44
B	-12.88
C	-16.36
D	-12.70

Les valeurs négatives de ΔG°_{ads} , indiquent la spontanéité du processus d'adsorption et la stabilité de la double couche adsorbée sur la surface métallique. Rappelons que les valeurs absolues de ΔG°_{ads} voisines de 20 kJ /mol ou inférieures, sont liées à des interactions électrostatiques entre les molécules chargées et le métal chargé (adsorption physique), alors que celles proches de 40 kJ/mol ou supérieures impliquent un transfert de charges entre les molécules organiques et la surface métallique (chimisorption) ^[2,3].

Les valeurs absolues de ΔG°_{ads} calculées tableau (III. 10) sont plus proche à 20 kJ/mol qu'à 40 kJ/ mol, montrant que ces inhibiteurs sont physisorbés sur la surface métallique. Cependant, on ne peut exclure le phénomène de chimisorption.

III. 5. 3. Effet de la température

L'influence de la température sur l'efficacité des inhibiteurs organiques, notamment en milieu acide a fait l'objet de plusieurs articles ; lors de décapage et détartrage à haute température, pour enlever les produits de corrosion sur les installations métalliques, les inhibiteurs ont pour rôle de protéger ces dernières face aux attaques des acides ^[4, 5]. Les valeurs de densité de courant de corrosion I_{corr} , l'efficacité inhibitrice (EI%), le taux de recouvrement (θ) en fonction de la température des 4

inhibiteurs sont données dans le tableau (III.11). D'une manière générale, les valeurs de i_{corr} augmentent avec la température, sans et avec l'ajoute des inhibiteurs dans la solution électrolytique chlorurée.

Tableau.III. 11 : Effet de la température sur l'efficacité inhibitrice sans et avec la concentration optimale des l'inhibiteurs.

Inhibiteur	T (°C)	25	35	45
Sans inhibiteur	I_0	0.174	0.402	0.506
A	I	0.082	0.125	0.276
	EI(%)	52.87	68.90	45.45
	Θ	0.5519	0.6890	0.4545
B	I	0.072	0.131	0.387
	EI(%)	58.62	67.41	23.51
	Θ	0.5862	0.6741	0.2351
C	I	0.075	0.137	0.387
	EI(%)	56.89	65.92	17.39
	Θ	0.5689	0.6592	0.1739
D	I	0.085	0.133	0.402
	EI(%)	51.14	66.91	20.55
	Θ	0.5114	0.6691	0.2055

L'évolution des courants de corrosion dans la solution corrosive seule (en absence d'inhibiteur) présente une croissance régulière confirmant une dissolution métallique croissante avec l'augmentation de la température. L'augmentation du courant de corrosion en présence des inhibiteur A, B, C et D avec la température de 25 à 35°C est largement plus faible que celle observée en leurs absences.

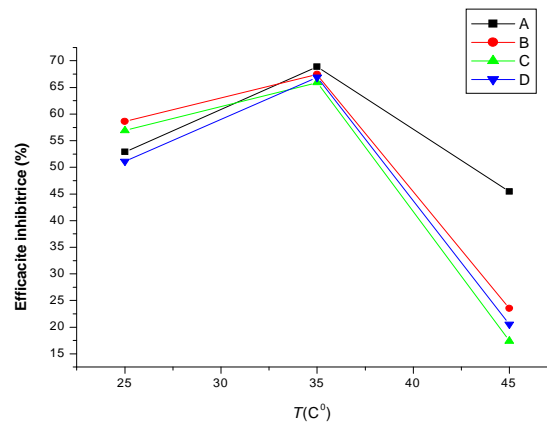


Figure. III.18: Efficacité inhibitrice en fonction de température pour la concentration optimale de chaque inhibiteur (0.5g/l).

Après le trace des droites d'Arrhenius on a résumé les valeurs des énergies d'activation E_{ai} calculées dans le tableau suivant :

Tableau.III. 12 : les énergies d'activation sans et avec l'addition des inhibiteurs.

Inhibiteur	E_a (KJ/mol)
Sans inhibiteur	42.59
A	47.79
B	63.39
C	67.73
D	61.06

Les valeurs des énergies d'activation E_a obtenues en présence des inhibiteurs sont supérieures qu'en absence de ces derniers. Ce comportement est lié au phénomène de physisorption des inhibiteurs à la surface du métal [6]. Ces résultats confirment que les dérivés DHPMs sont fortement adsorbés à la surface métallique par formation d'un film superficiel plus adhérent et donc plus efficace [7].

Références bibliographiques

- [1] : **Mohamed-el-hadi SAID**, « étude du pouvoir inhibiteur des amines sur la corrosion d'un acier en milieu acide » mémoire Magister.Univ.Constantine 2009.
- [2] : **HAMER NORMANE**, « Scope and importance of inhibitor technology », Corrosion NACE, 1973
- [3] : **Mărioara ABRUDEANU**, «Etude de l'efficacité d'inhibiteurs de corrosion utilisés dans les liquides de refroidissement », Thèse de doctorat en cotutelle Franco-Roumaine, PITEȘTI, 2011.
- [4] : **G.K. Gomma**, Mat. Chem. Phys , 52, 200 (1998).
- [5] : **A. Popova, E. Sokolova, S. Raicheva, M. Christov**, Corrosion. Sci, 2003.
- [6] : **Hayet Brahim LADOUANI** ; « Inhibition de la corrosion du cuivre en milieu acide par les dérivés de dithioacétal de cétène», Mémoire de magister. Constantine2011.
- [7] : **C. Fiaud, C.Lemaitre, N.Peberé, G. Beranger, H Mazille**, Corrosion et anticorrosion (pratique industrielle), Mécanique et ingénierie des Matériaux, Lavoisier, Paris, Hermès Science Publications, 2002.

Conclusion générale

Dans ce mémoire pour illustre l'utilisation des dérivés de DHPMs comme un moyen efficace contre la corrosion de l'acier au carbone XC18 en milieu acide HCl(0.5N), nous avons utilisé des méthodes électrochimiques.

L'étude de l'influence de quelques paramètres sur la corrosion de l'acier en milieu acide en présence et en absence de l'inhibiteur, tels que, la concentration a été effectuée pour observer l'évolution de l'efficacité inhibitrice, ainsi que le modèle de l'isotherme l'adsorption de Langmuir sur la surface de l'acier, et l'étude de l'effet de la température.

Les résultats obtenus, par le tracé des courbes de polarisation potentiodynamiques, montrent que l'inhibiteur B est le meilleur inhibiteur par efficacité de 58.62% pour une concentration 0.5g/l, celle de C est de 56.89% pour la même concentration, celle de A à la même concentration ne dépasse pas 52.87% et D plus faible valeur d'efficacité inhibitrice 51.14% .

Les valeurs négatives de l'enthalpie libre d'adsorption de ces composés et la variation linéaire du C/θ avec leur concentration montrent que ces inhibiteurs sont physisorbé spontanément sur la surface du métal, en suivant une isotherme de Langmuir.

L'augmentation de la température affecte l'action inhibitrice. En effet, l'énergie d'activation apparente de la corrosion qui est plus élevée dans la présence des inhibiteurs qu'en leurs absences, vérifie le caractère physisorption des inhibiteurs.

Le mémoire complet présenté conclut, que les dérivés de pyrimidinone accomplissent les conditions de base pour la considération comme des inhibiteurs de corrosion efficaces.