

**Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche
Scientifique
Université Kasdi Merbah-Ouargla
Faculté des Mathématiques et des Sciences de la matière
Département de Chimie**



Mémoire

Présenté pour l'Obtention du diplôme de Master Académique

Spécialité : Chimie

Option : Chimie appliqué

Par : CHAIB Wassila et MESSAOUDI Abdeldjabbar

Thème :

**Etude de l'effet inhibiteur de quelques composés
azotiques contre la corrosion d'aluminium dans un
milieu HCl 1M**

Soutenu le : 23/05/2017 devant la commission d'examen :

CHAOUCHE Khaoula	Maître assistant (A)	Président
RAHMANI Zehour	Maître de conférences (A)	Examineur
DEKMOUCHE Messaouda	Maître de conférences (A)	Rapporteur

Année universitaire : 2016 / 2017

Remerciements

Nous remercions tout d'abord le bon DIEU qui nous a donné la volonté et le courage de faire ce travail, en espérant qu'il sera utile de porter quelque chose à la science.

Nous voudrions remercier Mademoiselle DEKMOUCHE Messaouda Maître de conférences (A) à l'université d'Ouargla pour son encadrement, de bien vouloir trouver ici l'expression de ma reconnaissance pour toute son aide et ses conseils, ce travail témoigne de sa confiance et de son soutien dans les moments les plus difficiles, qu'il trouve ici l'expression de notre reconnaissance et de notre respect.

Nous remercions aussi Madame MEDDOURA Noura, son soutien et son expérience que j'ai pu apprécier tout au long de ma mémoire avec tout le respect.

Nous remercions vivement Madame CHAUCHE Khaoula Maître assistant(A) à l'université d'Ouargla pour l'honneur qu'il me fait en présidant ce jury.

Mademoiselle RAHMANI Zehour Maître de conférences (A) à l'université d'Ouargla pour coopérer avec nous afin de compléter ce travail et pour ses observations et conseils.

Un grand merci pour vous : Pr. DENDOUGUI Hocine, Pr HADJ MAHAMMED Mahfoud, Pr SAIDI Mokhtar, Pr Mohamed HADJADJ, Dr RAHMANI Zehour, Mr ZEGHDI Saad, Dr SLOUGUI Nabila, Madame BEN ZAHI Khadidja pour suivre le parcours académique avec tout le respect et que dieu vous bénisse.

Mes remerciements vont aussi à tous les membres du laboratoire, Mr .Ramdane, Mesdemoiselles Anissa et Hannane, Madame Asma ainsi que toute personne ayant contribué de près ou de loin à ce travail.

Nous ne manquerais pas de remercier l'ensemble du personnel et des étudiants de la promo chimie appliqué 2017, tout particulièrement Radia et Taki pour leur précieuse amitié ainsi que leur appui moral.

Abdeldjabbar et Wassila

Dédicaces

Je dédie ce modeste travail à :

A ma très chère Père « Sayeh »

Aucune dédicace ne saurait exprimer l'amour, l'estime, le dévouement et le respect que j'ai toujours eu pour vous. Rien au monde ne vaut les efforts fournis jour et nuit pour mon éducation et mon bien être.

Ce travail est le fruit de tes sacrifices que tu as consentis pour mon éducation et ma formation.

A ma très chère mère « Fatima »

Affable, honorable, aimable : Tu représentes pour moi le symbole de la bonté par excellence, la source de tendresse et l'exemple du dévouement qui n'a pas cessé de m'encourager et de prier pour moi. Ta prière et ta bénédiction m'ont été d'un grand secours pour mener à bien mes études.

Aucune dédicace ne saurait être assez éloquente pour exprimer ce que tu mérites pour tous les sacrifices qui me donner depuis ma naissance, durant mon enfance et même à l'âge adulte. Tu as fait plus qu'une mère puisse faire pour que ses enfants suivent le bon chemin dans leur vie et leurs études. Je te dédie ce travail en témoignage de mon profond amour. Puisse Dieu, le tout puissant, te préserver et t'accorder santé, longue vie et bonheur.

Aux personnes dont j'ai bien aimé la présence dans ce jour, à tous mes frères et mes sœurs, ainsi que leurs enfants

A mon binôme Abdeldjabbar et toute la famille MASSAOUDI avec tout le respect

A tous mes amis.

Wassila

Dédicaces

Je dédie ce modeste travail à :

*A mes parents .Aucun hommage ne pourrait être à la hauteur de
l'amour Dont ils ne cessent de me combler. Que dieu leur procure
bonne santé et longue vie.*

*Aux personnes dont j'ai bien aimé la présence dans ce jour, à
tous mes frères et mes sœurs, ainsi que leurs enfants*

Hamza Salah Mohamed Rahim Aymen Soumia Mouna Houda

*A celui que j'aime beaucoup et qui m'a soutenue tout au long de
ce projet*

*Aux personnes qui m'ont toujours aidé et encouragé, qui étaient
Toujours à mes côtés*

*A mon binôme Wassila et ma sœur Radia, ainsi que leurs familles CHAIB et
HABEL avec tout le respect*

A tous mes amis Midou Lama Lamino Roufa Maro Seifo Alla

*A frères de cœur Dr.Mohamed Abdullah Souhail Ibrahim Chouaib Yahya Nouri
Youcef Hassouna la*

A tous les étudiants de la promotion 2017 Option : Chimie appliqué

A tous ceux qui, par un mot, m'ont donné la force de continuer ...

Abdeldjabbar

Liste des abréviations

pH	Potentiel d'hydrogène
V_{ads}	Vitesse d'adsorption
V_{des}	Vitesse de désorption
C_{inh}	Concentration de l'inhibiteur
S	Surface
t	Temps
V_{corr}	Vitesse de corrosion
$V_{corr (inh)}$	Vitesse de corrosion présence de l'inhibiteur
E_{corr}	Le potentiel de corrosion (V)
R_p	La résistance de polarisation
T	La température absolue
F	Constante de Faraday (96500 C)
C_{dc}	Capacité de double couche
R_t	la résistance de transfert de charge
f	Fréquence (Hz)
OECD	Organisation Mondiale de Coopération et de Développement Economiques
OMC	Organisation Mondiale de la Corrosion
PIB	Produit Intérieur Brut

Liste des symboles

ρ	Densité de métal(g/cm ³)
C°	Degré Celsius
θ	Taux de recouvrement
b	Coefficient d'adsorption
a	Constante d'interaction entre particules adsorbées
Δm	Différence de masse du substrat immergé
η	Surtension d'électrode
b_a	Pente de Tafel anodique
b_c	Pente de Tafel cathodique
α	Coefficient de transfert de charge
η_a	Surtension anodique
η_c	Surtension cathodique
$Z(\omega)$	L'impédance
Z_i	Partie imaginaire de l'impédance
Z_r	Partie réelle de l'impédance

Liste des figures

	page
Figure I.1: Principe de corrosion uniforme	4
Figure I.2: Principe de corrosion galvanique	5
Figure I.3: Principe de corrosion caverneuse	5
Figure I.4: Principe de corrosion par piqûres	5
Figure I.5: Principe de corrosion érosion	5
Figure I.6: Principe de corrosion intergranulaire	6
Figure I.7: Principe de corrosion sélective	6
Figure I.8: Principe de corrosion sous contrainte	6
Figure II.1: Diagrammes potentiel-pH à 25 C° de l'aluminium	9
Figure III.1: Classement des inhibiteurs de corrosion.	12
Figure III.2: Formation des couches barrières en milieu acide	15
Figure III.3: Adsorption d'un inhibiteur organique sur une surface métallique en milieu aqueux.	18
Figure IV.1: Schéma de principe d'un montage à 3 électrodes	24
Figure IV.2 : Courbe Intensité-potential en échelle linéaire (contrôle par un processus de transfert de charge) ; en pointillés : courbes de polarisation partielles anodique et cathodique.	25
Figure IV.3 : Détermination des paramètres électrochimiques à partir des droites de Tafel.	26
Figure IV.4 : Circuit électrique équivalent d'un système électrochimique (Circuit de Randles).	27
Figure IV.5 : Représentation schématique d'un diagramme d'impédance de Nyquist d'un système électrochimique (f : fréquence) [Hélie].	27
Figure V.1: Microscope optique, objectives: 5X, 10X, 20X.	29
Figure V.2 : Micrographie optique de l'aluminium(X5) à gauche après le polissage, à droite après l'immersion au milieu corrosif.	29
Figure V.3 : Micrographie optique de l'aluminium(X10) à gauche après le polissage, à droite après l'immersion au milieu corrosif.	30

Figure V.4 : Micrographie optique de l'aluminium(X20) à gauche après le polissage, à droite après l'immersion au milieu corrosif.	30
Figure V.5: Dispositif d'un système électrochimique.	31
Figure V.6: cellule électrochimique.	32
Figure V.7: Electrode de travail.	32
Figure V.8: Electrode de référence.	32
Figure V.9: Electrode auxiliaire.	33
Figure VI.1. Evolution de la vitesse de la corrosion en fonction du temps dans HCl 1M à 25C°.	35
Figure VI.2: Evolution de l'efficacité inhibitrice en fonction de la concentration 2-mercaptobenzoxazole et 2-mercaptobenzothiazole à 25C°.	36
Figure VI.3. Courbes de polarisation de l'aluminium dans HCl 1M sans et avec addition de différentes concentration 2-mercaptobenzothiazole à 25C°.	37
Figure VI.4. Courbes de polarisation de l'aluminium dans HCl 1M sans et avec addition de différentes concentration 2-mercaptobenzoxazole à 25C°.	37
Figure VI.5: Diagrammes individuelle de Nyquist de l'aluminium dans HCl 1M sans et avec inhibiteur (2-mercaptobenzothiazole) à 25C°.	40
Figure VI.6: Diagramme superposé de Nyquist de l'aluminium dans HCl 1M sans et avec inhibiteur (2-mercaptobenzothiazole) à 25C°.	40
Figure VI.7: Diagrammes individuelle de Nyquist de l'aluminium dans HCl 1M sans et avec inhibiteur (2-mercaptobenzoxazole) à 25C°.	41
Figure VI.8: Diagramme superposé de Nyquist de l'aluminium dans HCl 1M sans et avec inhibiteur (2-mercaptobenzoxazole) à 25C°.	41
Figure VI.9: Isotherme d'adsorption de Langmuir de l'aluminium dans HCl 1M en présence du 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole à différentes concentrations à 25C°.	44
Figure VI.9: Isotherme d'adsorption de Temkin de l'aluminium dans HCl 1M en présence du 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole à différentes concentrations à 25C°.	44

Liste des figures

Figure VI.9: Isotherme d'adsorption de Frumkin de l'aluminium dans HCl 1M en présence du 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole à différentes concentrations à 25C°.	44
Figure VI.9: Isotherme d'adsorption d'El-Alwado de l'aluminium dans HCl 1 M en présence du 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole à différentes concentrations à 25C°.	45
Figure VI.9: Isotherme d'adsorption de Freundlich de l'aluminium dans HCl 1M en présence du 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole à différentes concentrations à 25C°.	45
Figure VI.9: Isotherme d'adsorption de Flory Huggins de l'aluminium dans HCl 1M en présence du 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole à différentes concentrations à 25C°.	45

Liste des tableaux

	page
Tableau V.1: Les deux inhibiteurs étudiés (2-mercaptobenzothiazole, 2-mercaptobenzoxazole).	30
Tableau VI.1: vitesse de corrosion et temps d'immersion de l'aluminium dans HCl 1M à 25C°.	34
Tableau VI.2: Vitesse de corrosion et efficacité inhibitrice de la corrosion dans HCl 1M avec addition des inhibiteurs à 25C°.	35
Tableau VI.3: Paramètres électrochimiques et efficacité inhibitrice de la corrosion de l'aluminium dans HCl 1M sans et avec addition de différentes concentrations en 2-mercaptobenzothiazole à 25C°.	38
Tableau VI.4: Paramètres électrochimiques et efficacité inhibitrice de la corrosion de l'aluminium dans HCl 1M sans et avec addition de différentes concentrations en 2-mercaptobenzoxazole à 25C°.	38
Tableau VI.5: Paramètres électrochimiques et efficacité inhibitrice de la corrosion de l'aluminium dans HCl 1M sans et avec addition de différentes concentrations en inhibiteurs à 25C°.	43
Tableau VI.6: La valeur de coefficient R^2 des modèles d'adsorption l'aluminium dans HCl 1M en présence du 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole à 25C°.	46
Tableau VI.7: Les paramètres (K_{ads} et ΔG^0_{ads}) d'adsorption de 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole pour différentes concentrations à 25C°.	47

Sommaire

	page
Remerciement	i
Dédicace	ii
Liste des abréviations	iv
Liste des symboles	v
Liste des figures	vi
Liste des tableaux	ix
Sommaire	x
Introduction générale	1
Chapitre I : Généralités sur la corrosion	
I.1. introduction	4
I.2. Définition de la corrosion	4
I.3. Modes de corrosion	4
I.4. Classification des différentes formes	5
I-5- Les facteurs de la corrosion	7
Références	8
Chapitre II : Corrosion d'aluminium	
II.1.Introduction	9
II.2.Généralités sur l'aluminium	9
II.3. Propriétés d'aluminium	9
II.4. Les alliages d'aluminium	10
II.5. Corrosion d'aluminium	10
Références	12
Chapitre III: Les inhibiteurs de la corrosion	
III.1. Introduction	13
III.2. Définition d'un inhibiteur	13
III.3. Propriétés des inhibiteurs	13
III.4. Classification des inhibiteurs	13
III.4.1. Par la nature de l'inhibiteur	14
III.4.1.1. Les inhibiteurs organiques	14
III.4.1.2. Les inhibiteurs minéraux	15
III.4.2. Par réaction partielle	15

Sommaire

III.4.2.1 Les inhibiteurs anodiques	15
III.4.2.2 Les inhibiteurs cathodiques	15
III.4.2.3 Les inhibiteurs mixtes	15
III.4.3. Par mécanisme réactionnel	16
III.4.3.1. Les inhibiteurs agissant par adsorption	16
III.4.3.2. Les inhibiteurs agissant par passivation	17
III.4.3.3. Les inhibiteurs agissant par précipitation	17
III.5. Inhibiteurs de la corrosion en milieu acide	17
III.5.1 Principaux inhibiteurs organiques utilisés en milieu acide	17
III.5.2 Mécanismes d'action	19
III.6. Influence de la concentration sur l'effet inhibiteur	20
Références	22

Chapitre IV : Méthodes expérimentales

IV.1. Introduction	23
IV.2. Méthode gravimétrique	23
IV.3. Méthodes électrochimiques	24
IV.3.1. Méthode électrochimique stationnaire:	24
IV.3.1.1. La courbe de polarisation	24
IV.3.2. Méthode électrochimique transitoires	27
IV.3.2.1. La spectroscopie d'impédance électrochimique	27
Références	29

Chapitre V : Procédures expérimentales

V.1.Introduction	30
V.2. Matériel et méthodes	30
V.2.1. Matériau testé	30
V.2.1.1. Préparation des échantillons	30
V.2.1.2. Polissage	30
V.2.2. Milieu corrosif	31
V.2.3. Composés utilisés comme Inhibiteurs	31
V.2.4. Protocoles de la mesure gravimétrique	32
V.2.5. Montage électrochimique	32
V.2.6. Mesure de potentiel libre	34
V.2.7. Courbe de polarisation	34

V.2.8. Conditions opératoires de la spectroscopie d'impédance électrochimique	34
Chapitre VI : Résultats et discussion	
VI.1. Introduction	35
VI.2. Etude gravimétrique	35
VI.2.1. L'effet du temps d'immersion	35
VI.2.2. Influence de la concentration de l'inhibiteur	36
VI.3. Etude électrochimique	38
VI.3.1. Courbe de polarisation (loi de Tafel)	38
VI.3.2. La spectroscopie d'impédance électrochimique	40
VI.4. Isothermes d'adsorption	44
VI.5. Energie libre d'adsorption	47
Références	49
Conclusion générale	50

Introduction générale

L'aluminium est parmi les métaux les plus disponibles dans la nature. Il est léger, possède de bonnes propriétés thermiques et électriques et par un durcissement structural il peut acquérir de bonnes propriétés mécaniques. Il bénéficie d'une protection naturelle contre les agents agressifs grâce à la présence d'une couche d'oxyde sur sa surface. De plus, il est recyclable à l'infini sans détérioration de ses propriétés et son recyclage ne demande que 5 % de l'énergie nécessaire à sa fabrication par fusion à partir du minerai de bauxite, dont les réserves sont estimées à 25 milliards de tonnes sur terre. Ceci suscite l'intérêt des industriels et a engendré une consommation croissante depuis les années 1950. Les pays producteurs sont essentiellement la Chine (34 %), la Russie (12 %) et le Canada (8%). L'Organisation Mondiale de Coopération et de Développement Economiques (OECD) estime que la consommation mondiale pourrait atteindre 120 Mt d'ici 2025.

La corrosion est un problème majeur des industriels pour l'utilisation des métaux. Par exemple, on estime qu'un quart de la production mondiale d'acier est détruite par ce phénomène tous les ans. D'un point de vue économique, le coût de la corrosion représente, selon l'Organisation Mondiale de la Corrosion (OMC), 3 à 4 % du Produit Intérieur Brut (PIB) des pays industrialisés. En plus l'aluminium et ses alliages sont donc des matériaux de choix pour une utilisation dans le domaine industriel. Cependant, l'aluminium comme tous les métaux est sujet à toutes les formes de corrosion.

La corrosion est un phénomène naturel, c'est un processus chimique de dégradation d'un matériau par réaction avec son environnement. Elle peut revêtir selon l'environnement des formes variées aboutissant ainsi à une attaque généralisée ou localisée du matériau. La première est observée dans un milieu très acide ou très basique où l'aluminium perd sa couche protectrice d'oxyde sur la surface. La seconde est possible dans un milieu chloruré et consiste en la détérioration de la pièce en profondeur, alors que la surface paraît généralement saine ou très peu altérée.

Les solutions acides sont largement utilisées dans l'industrie, L'agressivité de ces solutions acides conduit à l'utilisation d'inhibiteurs de corrosion indispensables afin de limiter l'attaque des matériaux métalliques. Parmi les acides disponibles commercialement, l'acide chlorhydrique est le plus fréquemment utilisé[1].

L'utilisation des inhibiteurs de corrosion de l'aluminium est devenue indispensable pour limiter l'attaque des matériaux métalliques. Cependant, les méthodes utilisées pour

inhiber la corrosion doivent être évaluées en fonction des paramètres particuliers du système, car les mesures préventives, utilisées avec succès dans un environnement donné, peuvent être néfaste dans d'autres conditions. Les inhibiteurs sont considérés comme efficaces pour la protection de l'aluminium contre la corrosion en milieu acide [2].

Les composés organiques contenant des liaisons insaturées et/ou des hétéroatomes comme O, N et S et les groupements fonctionnels tels que: $-NH$, $-N = N-$, $-C = N-$, $-CHO$, $R-OH$ sont souvent de bons inhibiteurs de la corrosion en milieu acide. Ils sont disponibles à faible coût et plus respectueux des normes environnementales [3].

Le présent travail s'inscrit dans le cadre général des études théoriques et expérimentales, sur l'inhibition de la corrosion de l'aluminium. C'est dans ce contexte que nous avons étudié l'inhibition de la corrosion d'un aluminium, par deux composés organiques azotiques, 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole, dans l'acide chlorhydrique molaire. Pour parvenir, nous avons utilisé des techniques électrochimiques stationnaires (Tafel) et ou transitoires (spectroscopie d'impédance électrochimique) et par la méthode de perte de masse. Ces techniques nous ont permis de déterminer l'efficacité inhibitrice de nos inhibiteurs.

Ce manuscrit a été divisé en six chapitres. Le premier chapitre est consacré à une présentation générale relative la corrosion, leur modes et classification des formes.

Le deuxième chapitre étudie le métal d'Aluminium, propriétés et le plus importante corrosion en solution aqueuse.

Le troisième chapitre étudie la protection contre la corrosion (les inhibiteurs, propriétés et classementetc).

Le quatrième chapitre décrit les méthodes d'étude permettant de suivre le phénomène de corrosion ; méthode gravimétrique et électrochimique.

Le cinquième chapitre présente les matériaux, les conditions et les techniques expérimentales mises en œuvre dans cette étude.

Le sixième chapitre présentés les résultats et les discussions appropriées.

Références

- [1] H. Hamani; Synthèse, caractérisation et étude du pouvoir inhibiteur de nouvelles molécules bases de Schiff, thèse de doctorat, Université Ferhat Abbas Setif, 2015.
- [2] F.Constantin; Étude de l'efficacité d'inhibiteurs de corrosion utilisés dans les liquides de refroidissement, thèse de doctorat, Université de Lyon, 2011.
- [3] A.FIALA; Synthèses et caractérisations de nouvelles molécules contenant du soufre et de l'azote, études de leur effet inhibiteur sur la corrosion des métaux de transition application a la protection du cuivre en milieux acides, thèse de doctorat, Université de MENTOURI CONSTANTINE, 2007.

I.1. Introduction

La corrosion est le phénomène suivant lequel les métaux ont tendance, sous l'action d'agents atmosphériques ou de réactifs chimiques, à retourner à leur état original d'oxyde, carbonate, plus stable par rapport au milieu considéré, et ainsi à subir une détérioration de leurs propriétés.

Le problème de la corrosion a pris de nos jours une importance considérable, étant donnée l'utilisation de plus grande des métaux et alliages dans la vie moderne [1].

L'étude de la corrosion se situe à croisée de divers domaines électrochimie, physique du solide, métallurgie, chimie, physique, thermodynamique... outre son intérêt scientifique interdisciplinaire, elle répond à un enjeu industriel important.

I.2. Définition de la corrosion

La corrosion est un phénomène vandale, c'est une dégradation du matériau ou de ses propriétés par réaction chimique avec l'environnement ; elle détruit le matériau ou réduit ses propriétés, le rendant inutilisable pour une application prévue [1].

D'une manière générale, la corrosion est définie comme une interaction physico-chimique entre un métal et son environnement conduisant à une modification des propriétés du métal, une dégradation significative de la fonction du métal et de son environnement [2].

La corrosion métallique est le phénomène suivant lequel les métaux et alliages sont tendance, sous l'action des réactifs chimiques ou d'agents atmosphériques, à retourner vers leur état originel d'oxydes par une attaque plus au moins rapide du milieu corrosif [3].

I.3. Modes de corrosion

La corrosion d'un métal ou d'un alliage peut se développer selon différents processus qui caractérisent chacun un type de corrosion.

D'une façon générale, la corrosion peut être de trois types: corrosion chimique (sèche), corrosion électrochimique et corrosion bactérienne.

- Corrosion chimique

Est le résultat de l'attaque d'un métal par un gaz à des températures élevées [4].

La réaction qui se produit est de la forme :



- Corrosion électrochimique

Est le résultat de l'attaque d'un métal par un électrolyte. Elle a lieu dans des solutions aqueuses ou dans des sels fondus. Ces derniers sont susceptibles de conduire le courant par déplacement d'ions, les courants ioniques mis en jeu donnent au phénomène de la corrosion un aspect particulier.

- Corrosion bactérienne

Elle résulte de l'action de bactéries ou de produits provenant de l'activité bactérienne tels que des acides organiques ou des gaz [5].

I.4. Classification des différentes formes

✓ Corrosion uniforme

La corrosion peut être généralisée sur toute la surface du matériau qui joue le rôle à la fois d'anode et de cathode et on l'appelle corrosion uniforme[6].

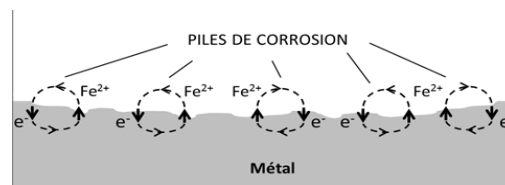


Figure I.1: Principe de corrosion uniforme.

✓ Corrosion localisée

Elle représente 95% des formes d'attaque, c'est la forme la plus destructive, elle se manifeste dans le cas où le système présente une inhomogénéité soit du métal, soit du milieu d'applications [7] [8] [9].

La corrosion localisée englobe plusieurs classes suivant :

- La corrosion galvanique

Comme son nom l'indique, est due à la formation d'une pile électrochimique entre deux métaux. Un des métaux sera oxydé (sites anodiques) tandis que l'autre sera réduit (sites cathodiques). C'est le premier (le moins noble des deux) qui sera corrodé.

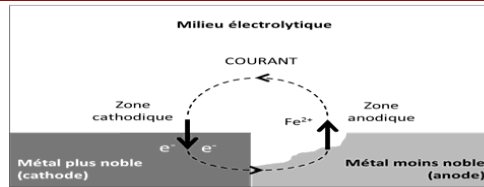


Figure I.2: Principe de corrosion galvanique.

- **La corrosion caverneuse**

Qui est observée lorsqu'il y a une filtration d'une solution entre deux parties d'un assemblage.

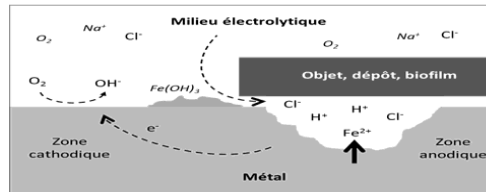


Figure I.3: Principe de corrosion caverneuse.

- **La corrosion par piqûres**

C'est la forme la plus destructive, elle est produite par certains anions, notamment le chlorure, sur les métaux protégés par un film d'oxyde mince. Elle introduit des cavités de quelques dizaines de micromètres de diamètre à l'intérieur du matériau à partir d'une ouverture de faible surface. Les aciers inoxydables sont particulièrement sensibles à cette forme de corrosion.

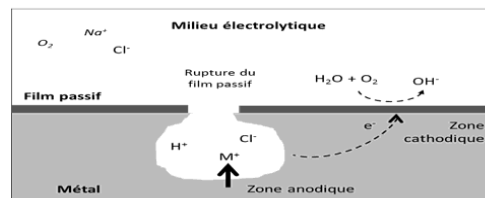


Figure I.4: Principe de corrosion par piqûres.

- **La corrosion érosion**

Est due à l'action conjointe d'une réaction électrochimie et enlèvement mécanique de la matière. Elle est souvent favorisée par l'écoulement rapide d'un fluide.

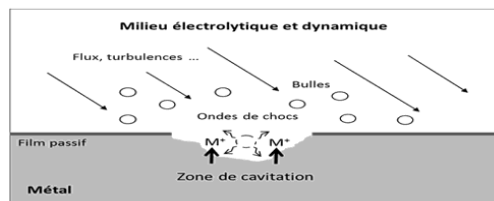


Figure I.5: Principe de corrosion érosion.

- **Corrosion intergranulaire**

Est une attaque préférentielle aux des joints de grains du métal. Souvent, il y a une précipitation au niveau du joints de grains.

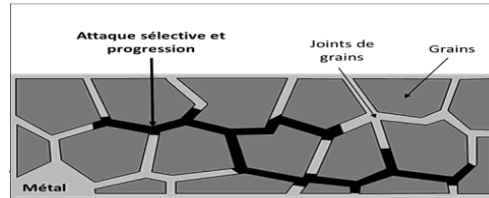


Figure I.6: Principe de corrosion intergranulaire.

- **La corrosion sélective**

Est due à l'oxydation d'un composant de l'alliage, conduisant à la formation d'une structure métallique poreuse.

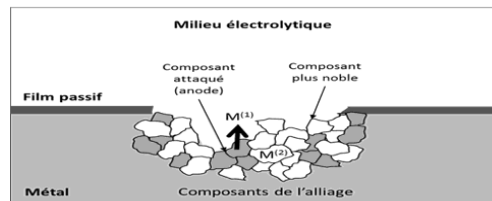


Figure I.7: Principe de corrosion sélective.

- **La corrosion sous contrainte**

Est une fissuration du métal qui résulte de l'action commune d'une contrainte mécanique et d'une réaction électrochimique.

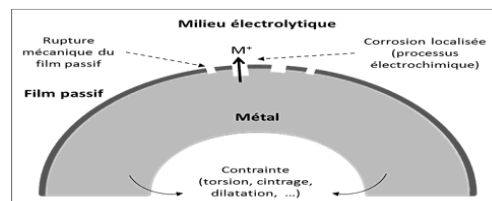


Figure I.8: Principe de corrosion sous contrainte.

I.5. Les facteurs de la corrosion

Le comportement à la corrosion d'un matériau dépend d'une multitude de paramètres [10]:

- La nature du métal,
- Les compositions chimique de l'environnement,
- Paramètres physiques (Température, convection, irradiation, etc.),
- Sollicitations mécaniques (Contraintes, chocs, frottements, etc.).

Références

- [1] D. Landolt; "Traité des Matériaux Corrosion et Chimie de Surfaces des Métaux", 1993.
- [2] F. Schreiber; Prog. in Surf. Sci., 65, 2000, 151.
- [3] J. Benard, A. Michel, J. Philibert, J. Talbot, Métallurgie générale, Masson Editeurs, 1969.
- [4] W. Harzllah; Préparation et Caractérisation de Dépôts Composites Electrodeposités en Présence d’Inhibiteurs Organiques, Mémoire de magister, Université Mohamed Khider de Biskra, 2006.
- [5] O. Benali; Etude de l’inhibition de la corrosion du cuivre et d’aciers au carbone par des composés organiques soufrés en milieux acides, thèse de doctorat, Université Tlemcen, 2007.
- [6] L. Jaubert; Etude de la corrosion uniforme d’aciers non alliés et inoxydables, thèse de doctorat, Université de Lyon, 2004.
- [7] M. Fontana; Corrosion Engineering. Mc Grawhill International Edition, New York, 1987.
- [8] C. Ben Mouhoub; Elaboration électrochimique de matériaux composites à base de films de Polypyrrole et de nanoparticules d’Oxyde de Cérium (PPy/CeO₂) Application à la protection du Fer contre la corrosion, thèse de doctorat, Université M.Mammeri de Tizi-Ouzou, 2015
- [9] L.Lacroix ; Mécanismes de corrosion localisée de l’alliage d’aluminium 2024 apport de la microscopie à force atomique(AFM) couplée au mode kelvin(KFM) et des alliages modèles, thèse de doctorat, Université de Toulouse, 2008.
- [10] I.B. Beech, J; Sunner.Curr.Opin.Biotechnol, 2004, vol. 15, p. 181.

II.1. Introduction

C'est le deuxième métal utilisé après l'acier, l'aluminium est recherché pour ses propriétés de légèreté, de conductivité thermique, de conductivité électrique et de facilité de mise en forme. Il faut rajouter à ses qualités sa très bonne résistance à la corrosion, appréciée dans de très nombreuses applications. Mais cela ne nie pas l'existence des phénomènes de réaction entre le métal et son environnement (corrosion par piqûres, caverneuse, galvanique...).

En plus les problèmes de corrosion que nous avons vus précédemment résultent de réactions entre le métal et son environnement, quand la couche d'oxyde ne peut pas éviter cette réaction. Cela concerne tous les alliages d'aluminium.

II.2. Généralités sur l'aluminium

La découverte de l'aluminium remonte à 1825[1]. Il est un élément très abondant (8%) dans l'écorce terrestre, c'est le troisième élément le plus abondant après l'oxygène (48%) et le silicium (28%) [2]. La réduction électrolytique est le procédé qui permet de fabriquer l'aluminium métallique à partir de l'alumine (Al_2O_3) extraite de la bauxite par le procédé d'affinage Bayer. Ce procédé a été inventé simultanément par Paul Héroult en France et Charles Martin Hall aux États-Unis en 1886. La fabrication de l'aluminium utilisant l'énergie électrique, il faut attendre les années 50 avec la généralisation de l'électrification pour que la production d'aluminium se développe. De nos jours, la production annuelle mondiale de l'aluminium primaire est d'environ 60 Mt/an.

II.3. Propriétés d'aluminium

Sa position de premier métal non ferreux repose bien évidemment sur les propriétés particulières de l'aluminium. Les principaux atouts de l'aluminium sont [3]:

- Sa légèreté (le plus léger des matériaux usuels : $\rho_{\text{Al}}=2,7 \text{ g.cm}^{-3}$).
- Sa conductivité thermique (environ 60% de celle du cuivre, le plus performant).
- Sa conductivité électrique (environ les deux tiers de celle du cuivre).
- Sa facilité de mise en œuvre.
- Son recyclage (entre 65% et 85% de l'aluminium est recyclé).
- Sa résistance à la corrosion.
- Son aptitude aux traitements de surface.

II.4. Les alliages d'aluminium

Si l'aluminium présente une bonne résistance à la corrosion généralisée, ses faibles propriétés mécaniques (limite élastique $R_p 0,2 = 10$ à 20 mPa et limite à la rupture $R_m = 70$ à 80 mPa) limitent son utilisation dans les secteurs industriels où les propriétés mécaniques sont un critère essentiel dans le choix d'un matériau. L'addition d'éléments d'alliages associée à des traitements thermiques adaptés permet d'améliorer considérablement les caractéristiques mécaniques de l'aluminium tout en préservant sa faible masse volumique initiale. Les alliages sont classés selon leur élément principal d'addition et se regroupent en sept familles :

- Série 1000 : aucun élément d'addition
- Série 2000 : cuivre
- Série 3000 : manganèse
- Série 4000 : silicium
- Série 5000 : magnésium
- Série 6000 : magnésium + silicium
- Série 7000 : zinc (+ magnésium)

II.5. corrosion d'aluminium

L'aluminium possède une résistance élevée à la corrosion entre pH 4 et 9, domaine de pH correspondant à un environnement atmosphérique diagramme de Pourbaix de la Figure(II.1).

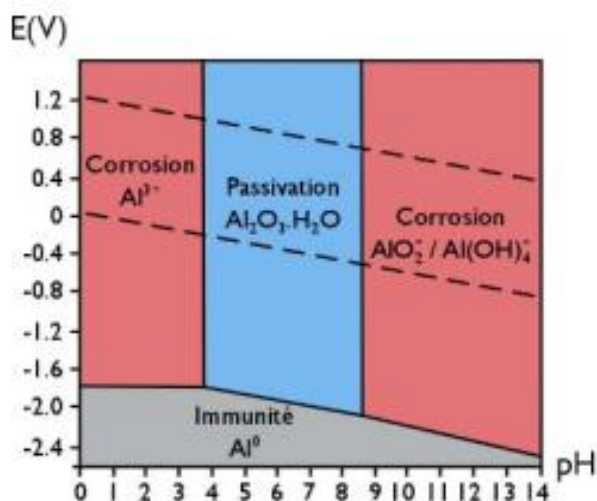
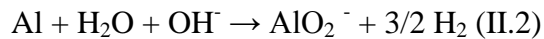
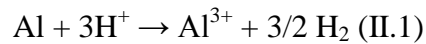


Figure II.1: Diagrammes potentiel-pH à 25°C de l'aluminium
(Diagramme de Pourbaix dans l'eau pure).

L'aluminium apparaît comme un métal peu noble car son domaine d'immunité se situe à des potentiels largement en dessous du domaine de stabilité de l'eau et ne peut être atteint naturellement en solution aqueuse. Ainsi, trois cas peuvent se présenter en fonction du pH.

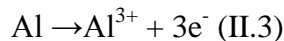
Pour les pH inférieurs à 4, l'acidité de la solution favorise la dissolution de l'aluminium sous forme d'ions Al^{3+} selon la réaction (II.1) tandis que pour des pH supérieurs à 8, il se dissout sous forme d'ions AlO_2^- selon la réaction (II.2) :



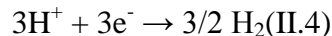
Enfin, il apparaît que pour des pH compris entre 4 et 9, une couche d'oxyde d'aluminium hydratée ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) nanométrique (5 à 10 nm) se forme et protège ainsi le substrat métallique. La corrosion des métaux est donc provoquée par la réaction électrochimique entre un métal (ou alliage) et une phase aqueuse. Elle se déroule selon un procédé électrochimique complexe lié à la structure atomique de la matière.

Dans le cas de l'aluminium, les réactions électrochimiques de corrosion peuvent être :

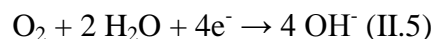
- L'oxydation de l'aluminium dans la solution aqueuse à l'anode :



- La réduction des protons H^+ de l'eau à la cathode : L'aluminium se corrodant dans une solution acide, les ions H^+ sont donc présents en forte concentration et peuvent être alors réduits selon la réaction (II.4) créant ainsi du dihydrogène.



- la réduction du dioxygène dissout à la cathode : Dans une solution aqueuse neutre ou basique le dioxygène dissout dans l'eau va être réduit en ions hydroxydes (OH^-) selon la réaction (II.5):



Références

- [1] O. Jaubert; Revêtements hybrides multi fonctionnels élaborés par voie sol-gel pour la protection d'alliages d'aluminium pour l'aéronautique (AA2024-T3), thèse de doctorat, Université Paul Sabatier Toulouse, 2012.
- [2] A. Pernot-Gehin; Etude des procédés de colmatage d'alliages d'aluminium anodize, thèse de doctorat, Université Henri Poincaré Nancy, 2007.
- [3] G. Boisier; Nouvelles voies d'inhibition de lacorrosion de l'alliage d'aluminium 2024 plus resoectueuses de l'environnement applications aux couches d'anodisations, thèse de doctorat, Université de Toulouse, 2008.

III.1. Introduction

Pour lutter contre la corrosion, il ne suffit pas de choisir un matériau qui résiste bien à un certain milieu, il faut également penser à toutes les interactions électrochimiques, mécaniques et physiques prévisibles qui pourraient influencer le comportement du système métal/milieu.

Ainsi, en plus des mesures de prévention permettant d'éviter de nombreux problèmes de corrosion, il existe des méthodes de protection (revêtement, inhibiteurs, etc.) qui nécessitent des connaissances plus spécifiques et amènent des frais supplémentaires.

III.2. Définition d'un inhibiteur

La définition d'un inhibiteur de corrosion n'est pas unique, néanmoins celle retenue par la "National Association of Corrosion Engineers (NACE)" est la suivante : un inhibiteur est « une substance qui retarde la corrosion lorsqu'elle est ajoutée à un environnement en faible concentration » [1].

III.3. Propriétés des inhibiteurs

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

- Abaisser la vitesse de corrosion du métal tout en conservant les caractéristiques physicochimiques de ce dernier;
- Etre stable en présence des autres constituants du milieu, en particulier vis-à-vis des oxydants et aux températures d'utilisation ;
- Etre efficace à faible concentration ;
- Etre compatible avec les normes de non-toxicité [2].

III.4. Classification des inhibiteurs

Il existe plusieurs possibilités de classer les inhibiteurs, celles-ci se distinguent les unes des autres des diverses manières : (Figure III.1)

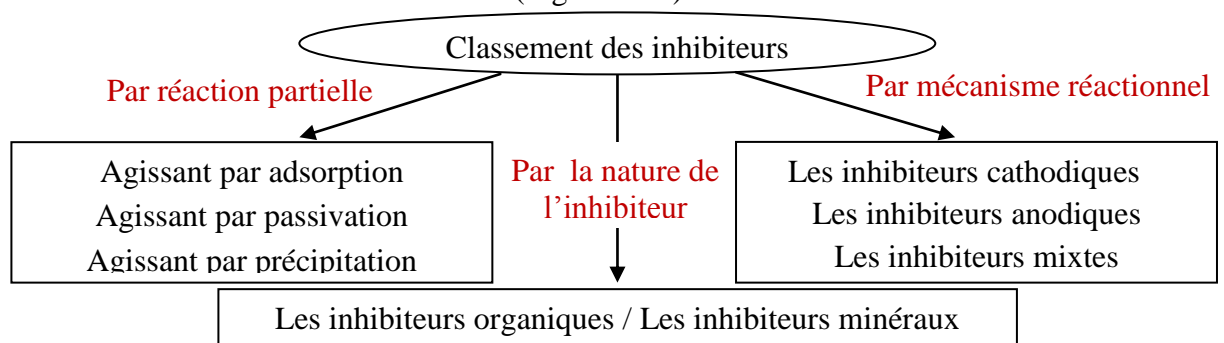


Figure III.1: Classement des inhibiteurs de corrosion.

III.4.1. Par la nature de l'inhibiteur

Dans la classification relative au domaine d'application, on peut distinguer les inhibiteurs de corrosion utilisés en milieux aqueux, organiques ou gazeux. Ceux utilisés en milieux aqueux sont choisis en fonction du pH du milieu : en milieu acide, ils sont utilisés afin d'éviter l'attaque chimique de le métal lors d'une opération de décapage ou de détartrage et en milieu neutre/alcalin, ils sont souvent utilisés pour protéger les conduites des circuits de refroidissement. Les inhibiteurs utilisés en milieu organique sont incorporés dans les lubrifiants pour moteurs, dans l'essence ou dans les peintures. Les inhibiteurs en phase gazeuse sont employés pour protéger les objets métalliques pendant leur transport et stockage. Pour cela, des composés organiques ayant une pression de vapeur élevée sont souvent utilisés.

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

III.4.1.1. Les inhibiteurs organiques

Les molécules organiques sont destinées à un développement plus que certain en termes d'inhibiteur de corrosion : leur utilisation est actuellement préférée, en dépit des inhibiteurs inorganiques pour des raisons d'écotoxicité essentiellement.

L'action inhibitrice de ces composés organiques, qui est généralement indépendante des processus anodiques et cathodiques de corrosion, est liée à la formation (par adsorption) d'une barrière plus ou moins continue, mais d'épaisseur finie, qui empêche l'accès de la solution au métal. Ce mécanisme d'action sera développé plus en détail par la suite.

Il existe de très nombreux composés organiques susceptibles d'être utilisés comme inhibiteurs. À partir d'une molécule "mère" possédant une certaine efficacité, il est toujours possible de synthétiser des composés de plus en plus complexes dans le but par exemple d'améliorer l'efficacité inhibitrice ou encore certaines propriétés physiques (solubilité en milieu aqueux ou non aqueux, pouvoir mouillant, température d'ébullition...). Par ailleurs, la commercialisation d'un produit dépend en grande partie de son prix de revient : la préférence est souvent donnée à des sous-produits de l'industrie pétrolière. Ils possèdent au moins un hétéroatome servant de centre actif pour leur fixation sur le métal tel que l'azote (amines, amides, imidazolines, triazoles...), l'oxygène (alcools acétyléniques, carboxylates, oxadiazoles...), le soufre (dérivé de la thiourée, mercaptans, sulfoxydes, thiazoles...) ou le phosphore (phosphonates). L'une des limitations dans l'utilisation de ces produits peut être l'élévation de la température, les molécules organiques étant souvent instables à haute T [3].

III.4.1.2. Les inhibiteurs minéraux

Les inhibiteurs minéraux sont utilisés en milieu neutre/alcalin mais rarement en milieu acide. Ce sont souvent leurs produits de dissociation (anion ou cation) qui sont efficaces en tant qu'inhibiteurs de corrosion. Parmi les anions inhibiteurs, on trouve les chromates, les phosphates, les molybdates, les nitrates, les nitrites, les silicates, etc.... et parmi, les cations inhibiteurs on trouve essentiellement les ions Ca^{2+} et Zn^{2+} . Les inhibiteurs minéraux sont de moins en moins utilisés en raison de leur toxicité. Leur emploi se limite à certains systèmes en circuit fermé [4].

III.4.2. Par réaction partielle

Dans la classification relative au mécanisme d'action électrochimique, on peut distinguer les inhibiteurs anodiques, cathodiques ou mixtes. Les inhibiteurs de corrosion forment une couche barrière sur la surface métallique, qui modifie les réactions électrochimiques en bloquant soit les sites anodiques (siège de l'oxydation du métal) soit les sites cathodique (siège de la réduction de l'oxygène en milieu neutre aéré ou siège de la réduction du proton H^+ en milieu acide).

III.4.2.1. Les inhibiteurs anodiques

Les inhibiteurs anodiques diminuent la densité de courant de dissolution du métal et déplacent le potentiel de corrosion dans le sens positif. Ce type d'inhibiteurs doit être utilisé en quantité suffisante car dans le cas contraire, ils peuvent accentuer la corrosion des zones non protégées [6].

III.4.2.2. Les inhibiteurs cathodiques

Les inhibiteurs cathodiques, en revanche, diminuent la densité de courant de réduction du solvant et déplacent le potentiel de corrosion dans le sens négatif. Du fait de leur mode d'action, les inhibiteurs cathodiques sont considérés comme plus sûrs que les inhibiteurs anodiques car ils ne risquent pas de favoriser la corrosion localisée [6].

III.4.2.3. Les inhibiteurs mixtes

Les inhibiteurs mixtes diminuent la vitesse des deux réactions partielles en modifiant peu le potentiel de corrosion.

Les inhibiteurs de corrosion qui augmentent la résistance ohmique de l'électrolyte sont considérés, dans certains cas, comme inhibiteurs filmant (anodique et cathodique). La résistance de la solution augmente suite à la formation d'un film à la surface du métal. Lorsque le film est déposé sélectivement sur la surface anodique, le potentiel de corrosion se déplace

vers des valeurs positives. Dans le cas où le film est déposé à la surface cathodique, le potentiel de corrosion balance vers des valeurs négatives.

Dans le cas de la formation d'un film sur les surfaces anodiques et cathodiques (Figure III.2), le déplacement du potentiel de corrosion est du côté de la tendance prédominante.

Les inhibiteurs mixtes diminuent la vitesse des deux réactions partielles mais modifient peu le potentiel de corrosion.

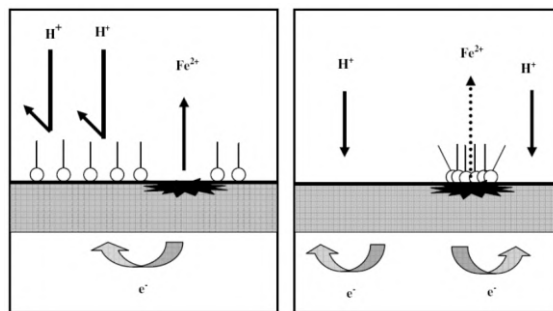


Figure III.2: Formation des couches barrières en milieu acide
(à droite blocage des sites anodiques, à gauche blocage des sites cathodiques).

III.4.3. Par mécanisme réactionnel

Dans la classification liée au mécanisme réactionnel mis en jeu en fonction de leur mode d'action, on peut distinguer différents types d'inhibiteurs : ceux agissant par adsorption, par passivation ou par précipitation.

III.4.3.1. Les inhibiteurs agissant par adsorption

Sont en général les inhibiteurs organiques. Ils empêchent l'action du milieu agressif en se fixant sur la surface du métal. Leur fixation se fait principalement par la fonction active de l'inhibiteur ; cependant, les parties polaires peuvent être également adsorbées. Ceux qui agissent par adsorption chimique s'avèrent souvent plus efficaces que ceux agissant par adsorption physique, car le partage des électrons renforce la liaison entre le métal et l'inhibiteur. Généralement, en présence d'une chimisorption, la molécule inhibitrice agit comme donneur d'électrons alors que le métal agit comme accepteur d'électrons [7].

Les trois types de forces dans se classe 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.

III.4.3.2. Les inhibiteurs agissant par passivation

Sont en général les inhibiteurs minéraux. Ils provoquent la passivation spontanée du métal en renforçant la couche d'oxyde formée naturellement sur la surface du métal. Ils se réduisent sur les pores de la couche d'oxyde/hydroxyde plus ou moins protectrice qui se forme naturellement sur la surface du métal. L'ion chromate est un des inhibiteurs passivant par excellence mais son caractère cancérigène et sa forte toxicité réduisent notablement son utilisation.

III.4.3.3. Les inhibiteurs agissant par précipitation

Sont provoquent la formation d'un film superficiel constitué de sels minéraux ou de complexes organiques peu solubles formés lors de la précipitation des produits de réaction cathodique tout en bloquant la dissolution anodique. Il s'agit généralement de sels d'acide faible et de base forte comme les borates, les silicates, les phosphates, les polyphosphates et les sels de zinc.

III.5. Inhibiteurs de la corrosion en milieu acide

Comme dit précédemment, les inhibiteurs les plus fréquemment utilisés en milieux acides sont des molécules de type organique. Ces inhibiteurs agissent d'abord par adsorption à la surface des métaux, avant même d'intervenir dans les processus réactionnels de corrosion pour en diminuer la vitesse. Les composés organiques susceptibles de fonctionner comme inhibiteur de corrosion contiennent, en principe, un centre actif susceptible d'échanger des électrons avec le métal : N, O, S, P.

Dans le mécanisme d'adsorption, l'inhibiteur forme avec le métal une couche mono ou multimoléculaire qui joue le rôle de matelas isolant vis-à-vis des espèces agressives de la solution [3].

III.5.1 Principaux inhibiteurs organiques utilisés en milieu acide

Les milieux acides sont fréquemment utilisés industriellement. Le choix d'un inhibiteur ou d'une formulation inhibitrice dans ces conditions dépendra du système de corrosion mis en jeu, en particulier de la nature de l'acide, de la température, de la vitesse de circulation, de la présence de substances organiques ou inorganiques dissoutes, etc.

Trois classes de composés sont essentiellement utilisées dans le cas de l'inhibition en milieu acide : les molécules à centre actif azoté dites composés azotés (en particulier les amines), les molécules à centre actif soufré dites composés soufrés et les alcools acétyléniques.

✓ Composés organiques azotés

Les principaux composés azotés, des molécules organiques contenant un ou plusieurs atomes d'azote, sont particulièrement utilisés pour éviter la dissolution de métal en milieu acide chlorhydrique. On peut citer :

- Amines primaires (RNH₂)

Les amines primaires utilisées pour le décapage acide des métaux sont de nature très diverse :

- alkylamines (avec des squelettes de 10-12 carbones);
- arylamines (aniline et ses dérivés nitres, chlorés, etc.);
- diamines (avec des squelettes de 6-12 carbones).

- Amines secondaire (R₁R₂NH)

Dans cette classe, les amines éthoxylées, saturées ou insaturées, sont plus particulièrement utilisées (R₁ = C10 à C22 et R₂ = H (CH₂-CH₂-O) n).

- Amines tertiaires (R₁R₂R₃N)

La plus connue est l'hexaméthylènetétramine (CH₂)₆N₄, dont les produits de réaction avec HCl (chlorodiméthyléther) ont cependant des propriétés cancérogènes.

- Ammoniums quaternaires

Il s'agit en général de dérivés halogénés de sels d'ammonium (R₁R₂R₃R₄N)⁺ (X)⁻.

- Hétérocycles azotés aromatiques

Ce sont des composés dérivés de la pyridine et de la quinoléine. Ils sont utilisés sous forme de sels du type N⁺-RA⁻. La série des triazoles est également d'une utilisation très courante dans le domaine de l'inhibition de métal, du cuivre et de ses alliages. Le benzotriazole (C₆N₃H₅) est le prototype des inhibiteurs de ce type. Il est universellement utilisé pour la protection des matériaux à base de cuivre. Une molécule de structure très voisine, le tolyltriazole (C₇N₃H₈), peut lui être préférée dans certains cas. L'utilisation principale de ces produits concerne les milieux aqueux naturels, même s'ils présentent une certaine efficacité en milieu acide [2].

✓ Composés organiques soufrés

Généralement, ces composés sont d'utilisation moins courante que les précédents, quoiqu'ils puissent être largement aussi efficaces, notamment à

température élevée. L'inconvénient majeur résultant de l'emploi des composés soufrés en milieu acide est le risque de décomposition avec formation de sulfure d'hydrogène (H_2S) favorisant la pénétration d'hydrogène et la fragilisation des aciers en particulier. Les produits les plus connus sont les dérivés de la thiourée ($H_2N-CS-NH_2$). Sont également utilisés :

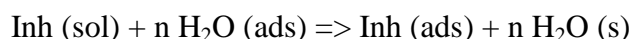
- Les mercaptans (RSR') ;
- Les composés sulfonium ($RR'R''S$) ;
- Les sulfoxydes ($RR'SO$) ;
- Les thiocyanates ($RSCN$) ;
- Les thiazoles (C_3H_3NS).

✓ Composés organiques oxygénés

Les composés organiques où l'oxygène est le centre actif responsable des propriétés inhibitrices sont peu nombreux par rapport aux composés azotés ou soufrés. Les alcools acétyléniques, parmi lesquels l'alcool propargylique, le butyne-2-diol-1-4 sont les plus utilisés en tant qu'inhibiteurs en milieu acide chlorhydrique où ils sont beaucoup plus efficaces. Ces inhibiteurs restent efficaces à haute température suite à la formation de films polymères, catalysés par le fer.

III.5.2. Mécanismes d'action

Dans les solutions aqueuses, en raison de leur caractère polaire, les molécules d'eau s'adsorbent à la surface du métal. Les inhibiteurs organiques doivent donc déplacer les molécules d'eau adsorbées avant adsorption (figure III.3). L'adsorption d'une substance organique inhibitrice à la surface du métal peut être décrite par la réaction suivante:



où n est le nombre de molécules d'eau déplacées à partir de la surface pour chaque molécule organique adsorbée. Le nombre n est indépendant du recouvrement et de la charge du métal, mais dépend de l'aire géométrique de la molécule organique par rapport à celle de l'eau.

L'adsorption de la molécule organique se produit parce que l'énergie d'interaction entre la surface du métal et celle de la molécule organique est plus grande que l'énergie d'interaction entre le métal et les molécules d'eau.

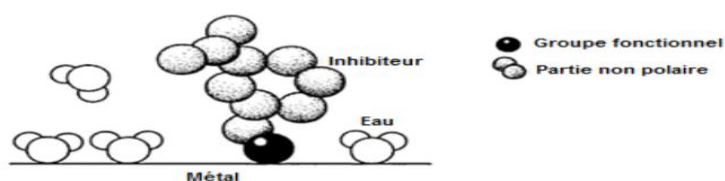


Figure III.3: Adsorption d'un inhibiteur organique sur une surface métallique en milieu aqueux.

L'inhibition de la corrosion au moyen des composés organiques résulte généralement de leur adsorption à la surface du métal. Le phénomène peut être mis en évidence par :

-L'étude des isothermes d'adsorption ;

-L'examen de la surface au moyen de techniques spécifiques : la microscopie électronique à balayage et la spectroscopie des photo-électrons.

La connaissance des facteurs qui influencent le phénomène d'adsorption des inhibiteurs est indispensable pour mieux comprendre le mécanisme d'inhibition de ces substances [7].

III.6. Influence de la concentration sur l'effet inhibiteur

Les lois de variation de la quantité adsorbée en fonction de la concentration en inhibiteur peuvent souvent être représentées par des isothermes comme: Langmuir, Temkin et Frumkin...etc

Plusieurs modèles théoriques ont été développés pour décrire les isothermes d'adsorption. Le plus répandu, dû à Langmuir, sert généralement de base pour la représentation des phénomènes d'adsorption en phase aqueuse impliqués dans les processus de corrosion ou d'inhibition. Son utilisation suppose que la surface solide contient un nombre déterminé de sites d'adsorption et que chaque site ne contient qu'une seule espèce adsorbée ; de plus les molécules adsorbées n'interagissent pas entre elles et tous les sites d'adsorption sont équivalents thermodynamiquement ; l'énergie d'adsorption est donc indépendante du taux de recouvrement de la surface θ , ce qui signifie que l'énergie d'adsorption est la même pour tous les sites [9].

✓ Langmuir

Le modèle de Langmuir suppose qu'il existe à la surface un nombre fixe de sites. Chacun de ces sites ne peut adsorber qu'une seule particule. De plus, comme on néglige les interactions entre particules adsorbées, l'énergie d'adsorption est constante. La vitesse d'adsorption est proportionnelle à la concentration en inhibiteur C_{inh} et à la fraction de sites d'adsorption non occupée $(1-\theta)$, sachant que θ représente la fraction de sites occupés par l'inhibiteur $(0 < \theta < 1)$ [8].

$$V_{ads} = K_{ads} (1 - \theta) C_{inh} \quad (III. 1)$$

Inversement, la vitesse de désorption est proportionnelle à la fraction de sites occupés par le gaz adsorbé:

$$V_{des} = K_{des} \theta \quad (III. 2)$$

A l'équilibre, les deux vitesses sont égales.

$$V_{\text{ads}} (1 - \theta)C_{\text{inh}} = K_{\text{des}} \theta \quad (\text{III. 3})$$

Ce qui nous donne l'équation de l'isotherme de Langmuir suivante

$$\frac{\theta}{(1 - \theta)} = \frac{K_{\text{ads}}}{K_{\text{des}}} C_{\text{inh}} = b C_{\text{inh}} \quad (\text{III. 4})$$

La fraction de sites occupés θ , aussi appelée taux de recouvrement de la surface est donnée par la formule :

$$\theta = \frac{b C_{\text{inh}}}{1 + C_{\text{inh}}} \quad (\text{III. 5})$$

Dans cette équation, b désigne le coefficient d'adsorption.

✓ **Temkin**

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

$$b C_{\text{inh}} = \frac{\exp(a\theta)}{1 - \exp[-a(1 - \theta)]} \quad (\text{III. 6})$$

Où a est une constante d'interaction entre particules adsorbées, b désigne le coefficient d'adsorption et C_{inh} la concentration de l'inhibiteur dans l'électrolyte.

Il est en général très délicat de définir à quel type d'isotherme obéit le comportement d'un inhibiteur dans un système donné. On peut simplement souligner que l'adsorption sur une surface hétérogène correspond le plus souvent à une isotherme de type Langmuir. Ces remarques doivent conduire à une grande prudence dans le maniement des taux de recouvrement.

D'autres modèles d'isothermes d'adsorption tels que celui de Frumkin ou de permettent quant à eux de tenir compte des interactions (attraction ou répulsion) entre les molécules adsorbées à la surface. Dans ce cas, la variation du taux de recouvrement de la surface du métal est reliée à la concentration de l'inhibiteur par les relations [10] [11] :

$$\left(\frac{\theta}{1-\theta}\right)e^{-2a\theta} = KC \quad (\text{III. 7}) \quad (\text{Frumkin})$$

$$\log(\theta) = \log K + n \log C \quad (\text{III. 8}) \quad (\text{Freundlich})$$

$$\log\left(\frac{\theta}{(1-\theta)C}\right) = \log K + \log C \quad (\text{III. 9}) \quad (\text{El-Alwado})$$

$$\log\left(\frac{\theta}{C}\right) = \log xK + x \log(1 - \theta) \quad (\text{III. 10}) \quad (\text{Flory Huggins})$$

Références

- [1] NACE Glossary of corrosion Terms. Materials Protection, 4, 79, 1965.
- [2] M.BILEL; Synthèse des inhibiteurs contre la corrosion des aciers, Mémoire de magister, Université Mentouri de Constantine, 2011.
- [3] M. Faustin; Etude de l'effet des alcaloïdes sur la corrosion de l'acier C38 en milieu acide chlorhydrique 1M, thèse de doctorat, Université des Antilles et de la Guyane, 2013.
- [4] H.Nahali; " Evaluation de l'efficacité inhibitrice de Na_3PO_4 contre la corrosion des armatures du béton. Apport de l'émission acoustique dans la caractérisation et le contrôle de l'anticorrosion, thèse de doctorat, Université de Lyon, 2015.
- [5] F.Constantin; Étude de l'efficacité d'inhibiteurs de corrosion utilisés dans les liquides de refoiissement, thèse de doctorat, Université de Lyon, 2011.
- [6] M. Boulkroune; Inhibition de la corrosion du zinc en milieu acide, thèse de doctorat, Université de Constantine, 2014.
- [7] H. Hamani; Synthèse, caractérisation et étude du pouvoir inhibiteur de nouvelles molécules bases de Schiff, thèse de doctorat, Université Ferhat Abbas Setif, 2015.
- [8] H. Brahim Ladouanin; Inhibition de la corrosion du cuivre en milieu acide par les dérivés de dithioacétal de cétène, Mémoire de magister, Université Mentouri de Constantine, 2011.
- [9] D. Landolt, Corrosion et Chimie de Surface des Métaux. Traité des matériaux, Presses Polytechniques et Universitaires Romandes, 1993.
- [10] N. Sheejav et Subhashini S, Chemical Science Transactions, 3(1), 2014, pp 138.
- [11] M. El-Kashlan; American Journal of Applied Sciences, 5(4), 2008, pp350-351.

IV.1 Introduction

Les méthodes d'étude des inhibiteurs de corrosion sont celles de la corrosion d'une manière générale, qu'elles soient électrochimiques ou classique.

Ce chapitre donne un exposé succinct de l'ensemble des techniques expérimentales employées dans le cadre de cette étude :

-Les analyses de surface sont utilisées pour déterminer l'imagerie du film inhibiteur. Elles permettent d'apporter des informations complémentaires aux résultats issus des techniques chimiques et électrochimiques.

-Les méthodes gravimétriques qui reposent sur la détermination de la perte de masse au cours du temps, et qui reflètent mieux le phénomène de corrosion tel qu'il est dans l'état réel.

-Les techniques électrochimiques sont utilisées pour étudier l'interface électrode/électrolyte. Ces méthodes, largement décrites dans la littérature, peuvent être classées en deux groupes distincts : les méthodes stationnaires et les méthodes non-stationnaires dites transitoires.

IV.2. Méthode gravimétrique

Cette méthode présente l'avantage d'être une mise en œuvre simple, de ne pas nécessiter un appareillage important [1], mais ne permet pas l'approche des mécanismes mis en jeu lors de la corrosion [2]. Son principe repose sur la mesure de la perte de poids Δm subie par un échantillon de surface S , pendant le temps t d'immersion dans une solution corrosive maintenue à température constante et à mesurer la différence de masse des échantillons avant et après chaque essai [3].

La vitesse de corrosion est donnée par la relation suivante:

$$V_{\text{corr}} = \frac{\Delta m}{S \times t} \times 100 \quad (\text{IV.1})$$

Avec : Δm : La perte de masse en mg.

S : La surface exposée en cm^2

t : Le temps d'exposition dans la solution en heure.

V_{corr} exprimée en $(\text{g} \cdot \text{cm}^{-2} \cdot \text{min}^{-1})$.

L'efficacité inhibitrice (R%) des composés étudiés est calculée en utilisant la relation suivante:

$$R\% = \frac{V_{\text{corr}} - V_{\text{corr(inh)}}}{V_{\text{corr}}} \times 100 \text{ (IV. 2)}$$

V_{corr} et $V_{\text{corr(inh)}}$ représentent respectivement les valeurs de la vitesse de corrosion en absence et en présence de l'inhibiteur.

IV.3. Méthodes électrochimiques

La technique de perte de poids, ne permet pas l'approche des mécanismes mis en jeu lors de la corrosion. Cependant, 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,...) [2].

Les méthodes électrochimiques utilisées permettant l'étude du phénomène de corrosion peuvent être divisées en deux catégories :

- Méthodes stationnaires.
- Méthodes transitoires.

IV.3.1. Méthode électrochimique stationnaire

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

IV.3.1.1. La courbe de polarisation

La courbe de polarisation de l'interface métal-solution est une caractéristique fondamentale de la cinétique électrochimique, mais ne rend compte que de l'étape la plus lente du processus global à l'interface électrochimique [4].

Pour déterminer une courbe de polarisation potentiostatique, on applique, à l'aide d'un potentiostat, différents potentiels entre l'électrode de travail et une électrode de référence. On

mesure le courant stationnaire qui s'établit après un certain temps dans le circuit électrique entre cette électrode de travail et une contre-électrode.

Cette méthode permet de déterminer d'une façon précise les paramètres électrochimiques d'un métal au contact d'un électrolyte à savoir: la vitesse instantanée de corrosion (I_{corr}), le potentiel de corrosion (E_{corr}), les pentes de Tafel, la résistance de polarisation (R_p), les courants limites de diffusion.

Le tracé des courbes intensités potentielles stationnaires est très délicat, car l'état stationnaire est dans la plupart des cas assez lent à s'établir, pour cela, on peut tracer la courbe de polarisation « intensité-potentiel » en faisant varier le potentiel en partant de E_{corr} et en allant vers un potentiel plus positif ou plus négatif a fin de fait sortir le système de son équilibre.

Le dispositif utilisé pour le tracé de ces courbes (figure IV.1), est donc constitué d'un montage classique à trois électrodes, composé d'un potentiostat, d'un générateur programmant l'évolution du potentiel en fonction du temps et d'un enregistreur.

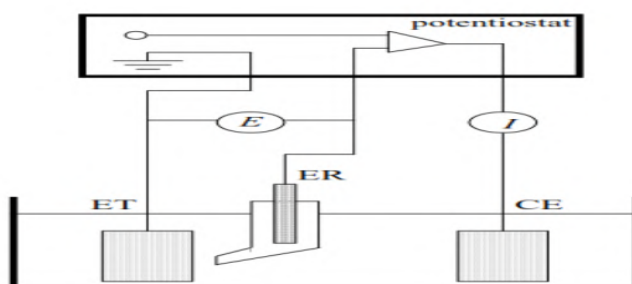


Figure IV.1 : Schéma de principe d'un montage à 3 électrodes.

Méthode de Tafel

La méthode de Tafel partiellement décrite dans la démonstration de l'équation de ButlerVolmer permet d'obtenir expérimentalement ces paramètres électrochimiques. En effet, la relation entre le courant de corrosion et la surtension d'électrode η ($\eta = (E - E_{\text{corr}})$), est donnée par la formule simplifiée de l'équation fondamentale de Butler-Volmer :

$$I = I_a + I_c = I_{\text{corr}} \left(\exp\left(\frac{2.303}{b_a} \eta\right) - \exp\left(\frac{2.303}{b_c} \eta\right) \right) \quad (\text{IV. 3})$$

Où sont les densités des courants partiels anodique et cathodique, le courant de corrosion, et les pentes de Tafel des réactions anodique et cathodique telles que :

$$b_a = \frac{2.303 \times RT}{\alpha n F} \quad (\text{IV. 4})$$

$$b_c = \frac{2.303 \times RT}{(1-\alpha)nF} \quad (\text{IV. 5})$$

F étant la constante de Faraday, R la constante universelle des gaz parfaits, T la température absolue, n c'est le nombre d'électrons transférés, et α le coefficient de transfert de charge.

Dans le cas de fortes surtensions anodique (η_a) ou cathodique (η_c) (supérieur à 100 mV, en valeur absolue), l'un ou l'autre des courants anodique et cathodique de la relation de ButlerVolmer devient négligeable et le courant mesuré correspond au courant partiel anodique ou cathodique [5]. Ceci est illustré par la figure IV.2 qui représente la courbe de polarisation globale résultante de la somme des deux courbes élémentaires de polarisation (anodique et cathodique qui ne sont pas accessibles expérimentalement).

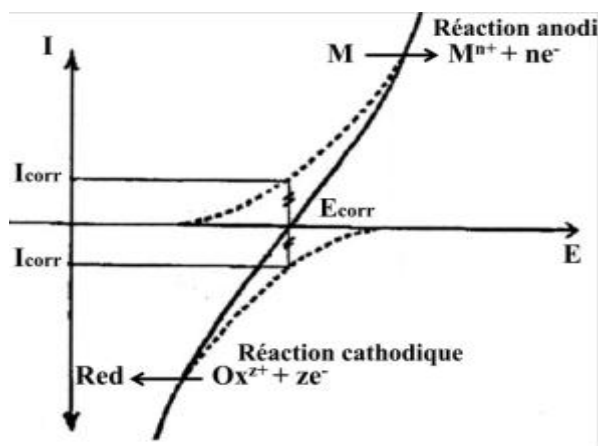


Figure IV.2 : Courbe Intensité-potentiel en échelle linéaire (contrôle par un processus de transfert de charge) ; en pointillés : courbes de polarisation partielles anodique et cathodique.

Dans ce cas, on obtient après simplification de la relation de Butler-Volmer, une relation entre la surtension d'électrode et le logarithme de la densité du courant mesuré, connue sous le nom de la loi de Tafel :

$$\log I = a + \frac{\eta_a}{b_a} \text{ pour la branche anodique}$$

$$\log I = a + \frac{\eta_c}{b_c} \text{ pour la branche cathodique}$$

L'extrapolation, au potentiel de corrosion, des droites de Tafel fournit le courant de corrosion I_{corr} (figure IV.3) [6].

Au potentiel de corrosion $\eta = 0$, le courant $I = I_{\text{corr}}$ et la vitesse de corrosion :

$$W_{\text{corr}} = \frac{I_{\text{corr}} \times M \times t}{nFA} \quad (\text{IV. 6})$$

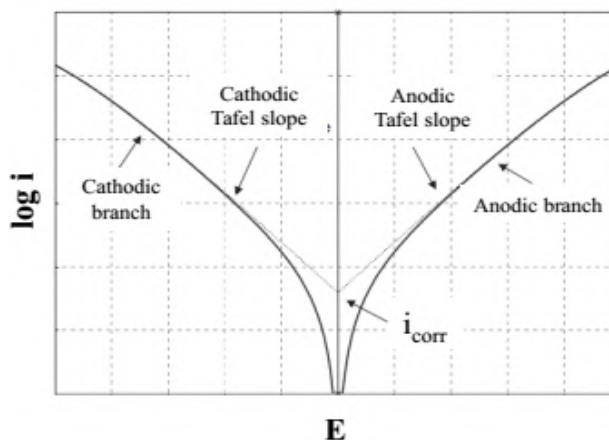


Figure IV.3: Détermination des paramètres électrochimiques à partir des droites de Tafel.

IV.3.2. Méthode électrochimique transitoires

Les différentes méthodes transitoires se différencient les unes des autres par la forme du signal respectif appliqué: une impulsion, un balayage ou une modulation [7].

IV.3.2.1. La spectroscopie d'impédance électrochimique

La spectrométrie d'impédance électrochimique est des techniques qui permet de caractériser plus finement les différentes réactions électrochimique à la surface du métal qui se corrode [8]. Il est ainsi possible de séparer, entre autres, les effets des courants impliqués dans la dissolution stationnaire du métal de ceux liés à des courants impliqués dans des modifications d'états de surface :

- Soit dans le liquide (capacité de double couche au contact du métal).
- Soit sur le solide (adsorbat, croissance d'un film).

L'impédance électrochimique est la réponse de l'interface à un signal sinusoïdal (i ou E), surimposé à un signal continu et le système métal/solution peut alors être assimilé à un circuit électrique [9].

L'impédance $Z(\omega)$ peut se présenter soit sous forme polaire soit en coordonnée cartésienne :

$$Z(\omega) = |Z| \cdot \exp(j \varphi) = \text{Re}(Z) + j \cdot \text{Im}(Z) \quad (\text{IV. 7})$$

Il en découle deux types de tracé, le diagramme de Nyquist et le diagramme de Bode. La technique d'impédance électrochimique permet entre autres de déterminer la valeur de la résistance de l'électrolyte.

En effet, la réponse d'une électrode en contact avec un électrolyte est souvent représentée par un circuit simplifié ou circuit de Randles (Figure IV.4)

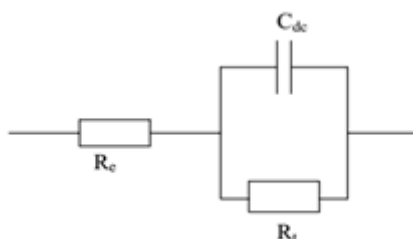


Figure IV.4: Circuit électrique équivalent d'un système électrochimique (Circuit de Randles).

Le circuit de Randles est constitué de la résistance électrolytique R_e en série avec la combinaison parallèle d'une capacité de double couche C_d (décrite par le modèle de Gouy-Chapman-Stern) et de la résistance de transfert de charge de la réaction de corrosion R_t qui peut être assimilée à la résistance de polarisation R_p .

L'impédance est alors donnée par l'équation :

$$Z = R_e + \frac{R_p}{1 + j\omega C_d R_p} \quad (\text{IV. 8})$$

Le diagramme de Nyquist qui en découle est représenté sur la Figure 5 :

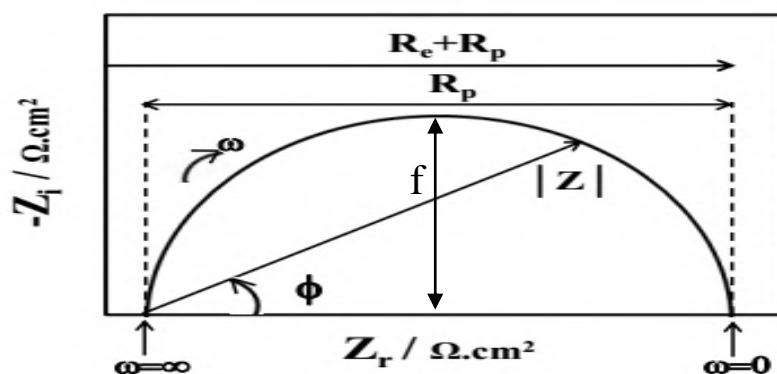


Figure IV.5: Représentation schématique d'un diagramme d'impédance de Nyquist d'un système électrochimique.

Références

- [1] H. Hamani; Synthèse, caractérisation et étude du pouvoir inhibiteur de nouvelles molécules bases de Schiff, thèse de doctorat, Université Ferhat Abbas Setif, 2015.
- [2] M.BILEL; Synthèse des inhibiteurs contre la corrosion des aciers, Mémoire de magister, Université Mentouri de Constantine, 2011.
- [3] Corrosion and Corrosion Protection Handbook, Edited by Philip A. Schweitzer, New York, 1983 pp469-495.
- [4] M. Faustin; Etude de l'effet des alcaloïdes sur la corrosion de l'acier C38 en milieu acide chlorhydrique 1M, thèse de doctorat, Université des Antilles et de la Guyane, 2013.
- [5] O. Miharisoa Vololonirina, Contribution à l'évaluation des capacités des glycérophosphates pour la maintenance dans le béton armé, thèse de doctorat, Université de Toulouse, (2011).
- [6] S. Mirhashemihaghi, Nanometre-thick alumina coatings deposited by ALD on metals: a comparative electrochemical and surface analysis study of corrosion properties, thèse de doctorat, Université Pierre et Marie Curie, 2015.
- [7] P. Bommersbach, Evolution des propriétés d'un film inhibiteur de corrosion sous l'influence de la température et des conditions hydrodynamiques : caractérisation par techniques électrochimiques, thèse de doctorat, Université de Lyon, 2005.
- [8] N. Pujol, Etude du mécanisme d'action du monofluorophosphate de sodium comme inhibiteur de la corrosion des armatures métalliques dans le béton, thèse de doctorat, Université de Paris 2004.
- [9] L. Jaubert, Etude de la corrosion uniforme d'aciers non alliés et inoxydables : utilisation conjointe de l'émission acoustique et des techniques électrochimiques, thèse de doctorat, Université de Lyon, 2004.

V.1. Introduction

Ce chapitre contient la partie expérimentale de notre étude. Premièrement, la méthode gravimétrique (perte de masse). Deuxièmement, la méthode électrochimique (droite de Tafel) sera appliquée dans le but de mesurer la vitesse de corrosion. En plus la méthode de spectroscopie d'impédance électrochimique.

V.2. Matériel et méthodes

V.2.1. Matériau testé

Le matériau testé dans cette étude est l'aluminium.

V.2.1.1. Préparation des échantillons

Prélèvement d'échantillon à l'aide d'une tronçonneuse, dans ce cas les échantillons sous forme rectangulaire (2,5cm/1,7cm/1cm) et cylindrique de $S = 1 \text{ cm}^2$.

V.2.1.2. Polissage

Le polissage est réalisé avec du papier au carbure de silicium de grade 400, 600, 800, 1000, 1200 et 1500. Le dernier polissage est effectué pour éliminer le maximum des petites rayures.

Les opérations de polissage sont contrôlées par un microscope de Carl Zeiss Micro Imaging GmbH 37081 Göttingen, Germany. Le système de microanalyse est un système Axio Imager A2m. (Figure I.1).



Figure V.1: Microscope optique, objectives: 5X, 10X, 20X.

a-Image de la surface de l'aluminium (5X)



Figure V.2 : Micrographie optique de l'aluminium(5X) à gauche après le polissage, à droite après l'immersion au milieu corrosif.

b-Image de la surface de l'aluminium (10X)

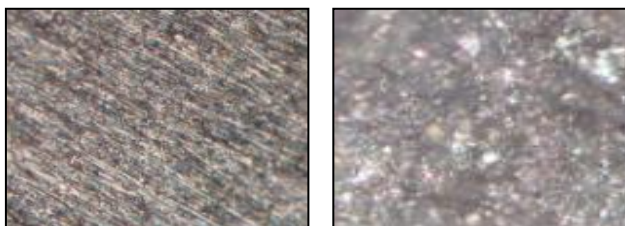


Figure V.3 : Micrographie optique de l'aluminium(10X) à gauche après le polissage, à droite après l'immersion au milieu corrosif.

c-Image de la surface de l'aluminium (20X)



Figure V.4 : Micrographie optique de l'aluminium(20X) à gauche après le polissage, à droite après l'immersion au milieu corrosif.

V.2.2. Milieu corrosif

La solution corrosive est une solution d'acide chlorhydrique molaire HCl 1M (dans ce concentration la susceptibilité du matériau à la corrosion est fonction du nombre de protons de l'électrolyte. Une forte concentration en protons dans la solution, augmente l'agressivité du milieu) obtenue par dilution avec de l'eau distillée, de l'acide commercial concentré à 37% et 1,18 densité.

V.2.3. Composés utilisés comme Inhibiteurs

Les composés testés dans cette étude sont composés organiques azotiques de type 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole.

Tableau V.1: Les deux inhibiteurs étudiés (2-mercaptobenzothiazole, 2-mercaptobenzoxazole) .

Nomenclature	Structures moléculaire
2-mercaptobenzothiazole	
2-mercaptobenzoxazole	

V.2.4. Protocoles de la mesure gravimétrique

Les essais de perte de poids sont effectués en fixant un échantillon sur un file support en polymère dans un bêcher contenant 80 ml de l'électrolyte. Un bain marie a été utilisé pour permettre le maintien de l'électrolyte à la température normale. Les échantillons utilisés sont rectangulaires et ils subissent un rinçage à l'eau distillée, enfin un séchage. Les échantillons sont pesés après et avant chaque essai.

Nous avons étudié la vitesse de la corrosion à température constante de l'acide chlorhydrique (HCl) durant 10 min à 120 min.

Les conditions expérimentales sont les suivantes :

- La température est $T=25^{\circ}\text{C}$,
- Le milieu corrosif : Acide chlorhydrique 1M.

Après avoir choisi le temps qui porte la plus grande vitesse de corrosion, Nous travaillons sur l'utilisation de ce temps pour étudier l'efficacité inhibitrice des deux composés à concentration de (5ppm, 10 ppm, 15 ppm, 20 ppm, 25 ppm).

V.2.5. Montage électrochimique

L'étude électrochimique du comportement d'aluminium au milieu corrosif est basé sur les tracés des courbes de polarisation $i=f(E)$ et le droite de Tafel et encore les courbes de spectroscopie d'impédance. Le dispositif expérimental utilisé constitué est d'un potentiostat-galvanostat de type PGZ 301 (marque Radiomètre) et un microordinateur doté d'un logiciel VOLTAMASTER, et d'une cellule d'électrolyse à trois électrodes (Electrode de travail; Electrode de référence; Electrode auxiliaire).



Figure V.5: Dispositif d'un système électrochimique.

✓ Cellule électrochimique

Une cellule d'électrolyse en verre pyrex à trois électrodes : Une électrode de référence, une électrode auxiliaire et l'électrode de travail.



Figure V.6: cellule électrochimique.

✓ Electrode de travail

C'est une électrode fabriquée de l'aluminium sous forme cylindrique de surface 1 cm^2 .



Figure V.7: Electrode de travail.

✓ Electrode de référence

C'est une électrode au calomel saturée en chlorure de potassium. Cette électrode de référence notée ECS, est impolarisable, son potentiel rigoureusement constant.



Figure V.8: Electrode de référence.

✓ Electrode auxiliaire

C'est une électrode constituée d'un fil de platine, dans le but d'assurer le passage de courant électrique dans la cellule d'électrolyse.



Figure V.9: Electrode auxiliaire.

V.2.6. Mesure de potentiel libre

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

V.2.7. Courbe de polarisation

Le tracé de la courbe de polarisation a été effectué dans un domaine de potentiel correspondant à $[-840 \text{ mV} \text{ à } -670 \text{ mV}]$, et nous avons opté à une vitesse de balayage égale à 60 mV/ min . Cette vitesse, nous permet d'obtenir une bonne reproductibilité des résultats sans masquer les phénomènes à étudier.

V.2.8. Conditions opératoires de la spectroscopie d'impédance électrochimique

D'après plusieurs essais, nous avons opté à un intervalle de fréquence de $[100 \text{ kHz}, 100 \text{ mHz}]$. Cette dernière nous permet d'acquérir une bonne reproductibilité des résultats sans masquer les phénomènes à étudier. On a opté également à : L'amplitude de la tension sinusoïdale appliquée au potentiel d'abandon est de 10 mV et la précision de balayage est de 5 par décade, pour obtenir des bonne résultats de tracé de diagramme.

VI.1. Introduction

Les résultats obtenus expérimentalement, ainsi que leurs interprétations sont présentés dans ce chapitre, notons toujours que notre étude déterminer l'efficacité inhibitrice par deux variantes: le temps et la concentration.

VI.2. Etude gravimétrique

VI.2.1. L'effet du temps d'immersion

Parmi les facteurs qui ont un effet sur la vitesse de corrosion de l'aluminium, nous citons le facteur du temps d'immersion, donc pour cela nous avons testé différents temps d'immersion de l'acier à savoir 10 min, 20 min à 120 min en milieu HCl 1M.

La vitesse de corrosion est donnée par l'équation

$$V_{\text{corr}} = \frac{\Delta m}{S \times t} \quad (\text{VI. 1})$$

Tableau VI.1:vitesse de corrosion et temps d'immersion de l'acier dans HCl 1M à 25C°.

Temps (min)	10	20	30	40	50	60
Δm	0,0183	0,0261	0,0358	0,0682	0,1197	0,1703
$V_{\text{corr}} (\text{g.cm}^{-2} . \text{min}^{-1}) \times 10^5$	12,9297	9,4853	9,0711	13,2297	21,0419	26,0676

Temps (min)	70	80	90	100	110	120
Δm	0,1615	0,1623	0,1715	0,17	0,1771	0,1723
$V_{\text{corr}} (\text{g.cm}^{-2} . \text{min}^{-1}) \times 10^5$	24,6518	23,1098	25,8179	24,6547	24,4228	24,5818

L'analyse des résultats dans le tableau (VI.1), montre clairement que la vitesse de corrosion de l'aluminium dans HCl 1M, augmente avec l'augmentation du temps d'immersion à 60 min ($V_{\text{corr (max)}} = 26,0676.10^{-5}$) après ca courbe prouve presque dans une valeur légèrement supérieure à 26.10^{-5} .

Le temps choisi, ce qui était la plus grande vitesse de la corrosion est 60 min, pour l'étude inhibitrice en fonction du ce temps.

La figure (VI.1) ci dessous montrer évolution de la vitesse de la corrosion en fonction du temps dans HCl 1M à 25C°.

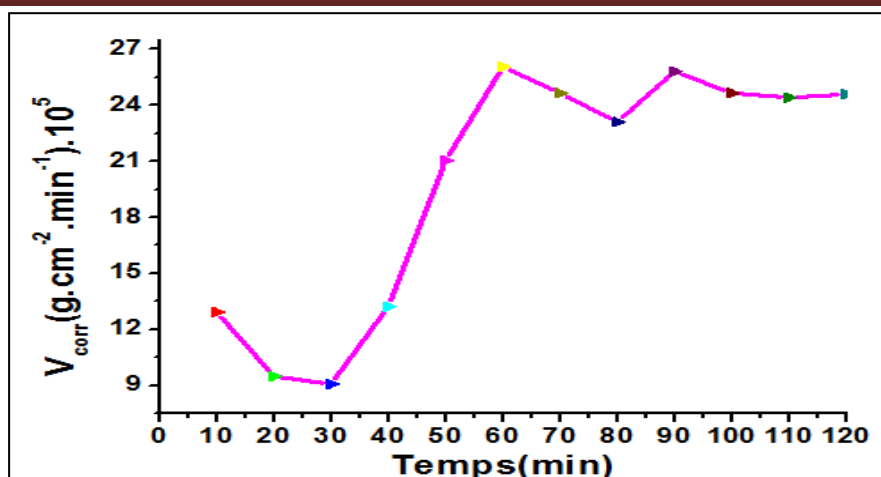


Figure VI.1: Evolution de la vitesse de la corrosion en fonction du temps dans HCl 1M à 25°C.

VI.2.2. Influence de la concentration de l'inhibiteur

L'efficacité inhibitrice est déterminée après 60 min d'immersion, à une T= 25°C.

Le tableau (VI.2) donne les valeurs de la vitesse de corrosion (V_{corr}) et le pourcentage de l'efficacité inhibitrice (R%) calculée par gravimétrie pour différentes concentrations des inhibiteurs (2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole) à concentration à 5ppm, 10 ppm, 15 ppm, 20 ppm, 25 ppm).en milieu HCl 1M .

$$R\% = \frac{V_{corr} - V_{corr_{inh}}}{V_{corr}} \times 100 \quad (VI. 2)$$

Tableau VI.2: Vitesse de corrosion et efficacité inhibitrice de la corrosion dans HCl 1M avec l'addition des inhibiteurs à 25C°

L'inhibiteur	concentration	$V_{corr} (g.cm^{-2}.min^{-1})$	R (%)
HCl	1M	$26,0676 \times 10^{-5}$	/
2-mercaptobenzothiazole	5ppm	$26,4335 \times 10^{-6}$	89,85
	10ppm	$2,7116 \times 10^{-5}$	89,59
	15ppm	$7,5335 \times 10^{-5}$	71,10
	20ppm	$10,2335 \times 10^{-6}$	96,07
	25ppm	$21,0335 \times 10^{-5}$	19,31
2-mercaptobenzoxazole	5ppm	$6,38361 \times 10^{-5}$	75,51
	10ppm	$5,6808 \times 10^{-5}$	78,20
	15ppm	$3,4857 \times 10^{-5}$	86,62
	20ppm	$16,0339 \times 10^{-5}$	38,49
	25ppm	$2,7143 \times 10^{-5}$	89,58

A partir des résultats obtenus dans le tableau VI.2 nous pouvons faire les remarques suivantes :

L'addition de ces composés au milieu corrosif a une influence sur la vitesse de corrosion (V_{corr}) de l'aluminium. Cette diminution de (V_{corr}) est probablement due à l'adsorption de ces composés à la surface métallique.

La vitesse de corrosion diminue tandis que l'efficacité inhibitrice croît avec la concentration en inhibiteur. Ce comportement pourrait être attribué à la forte interaction des inhibiteurs avec la surface du métal, il résulte de l'adsorption des molécules sur la surface du métal. L'adsorption de ces composés sur la surface métallique peut être attribuée aux atomes d'azote et d'oxygène et soufre qui fournissent leur paire électronique au métal en présence des sites actifs à la surface métallique et faire des liaisons entre eux [1].

L'efficacité inhibitrice de ces composés varie d'un composé à un autre. Les composés qui contiennent les atomes d'azote et d'oxygène et soufre leurs efficacités est supérieure aux composés qui contiennent l'atome d'azote seul [2]. 2-mercaptobenzothiazole présente une meilleure efficacité inhibitrice de (96,07%) à 20 ppm que 2-mercaptobenzoxazole (89,58%) à 25 ppm.

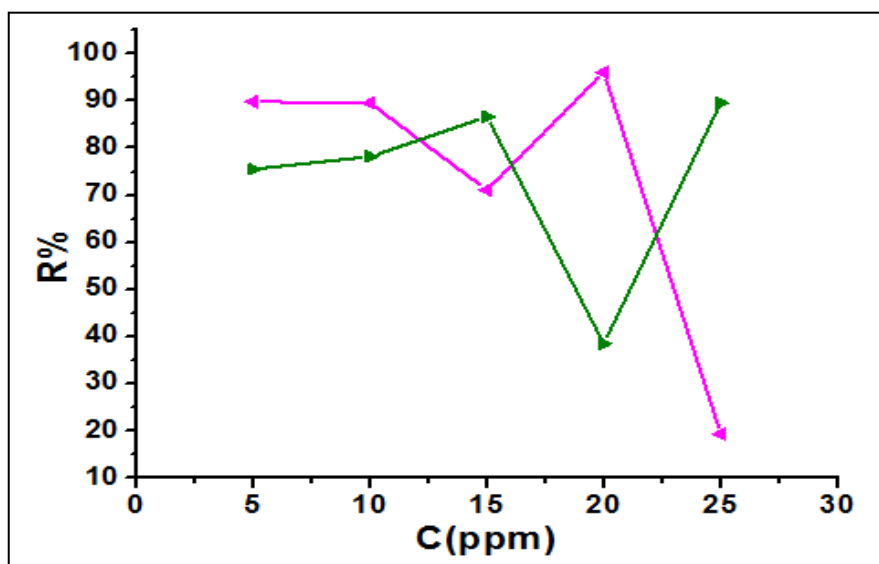


Figure VI.2: Evolution de l'efficacité inhibitrice en fonction de la concentration 2-mercaptobenzoxazole et 2-mercaptobenzothiazole à 25°C.

VI.3. Etude électrochimique

VI.3.1. Courbe de polarisation (loi de Tafel)

Les Figures (VI.3, VI.4) représentent les courbes de polarisation cathodiques et anodiques de l'aluminium, en milieu HCl sans et avec addition des inhibiteurs à différentes concentrations.

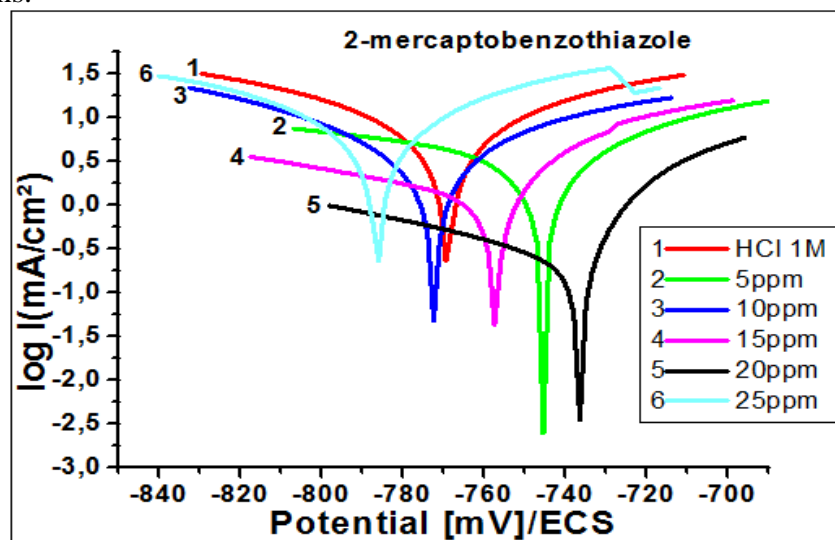


Figure VI.3: Courbes de polarisation de l'aluminium dans HCl 1M sans et avec addition de différentes concentration du 2-mercaptobenzothiazole à 25°C°.

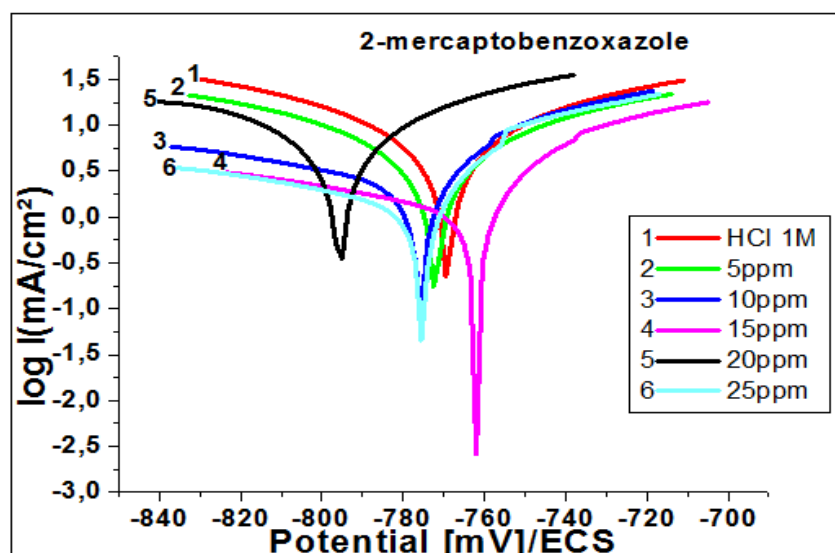


Figure VI.4: Courbes de polarisation de l'aluminium dans HCl 1M sans et avec addition de différentes concentration du 2-mercaptobenzoxazole à 25°C°.

Les valeurs de densité de courant de corrosion (i_{corr}), le potentiel de corrosion (E_{corr}), les pentes de Tafel cathodique et anodique (b_c et b_a), l'efficacité d'inhibition $R(\%)$ et le taux de recouvrement (θ) pour différentes concentrations des composés 2-mercaptobenzothiazole

Chapitre VI : Résultats et discussion

et 2-mercaptobenzoxazole en milieu HCl 1M à 25°C sont rassemblées dans les tableaux (tabVI.3et tab VI.3)

L'efficacité inhibitrice (R%) et le taux de recouvrement (θ) sont donnés par les équations :

$$R\% = \frac{V_{\text{corr}} - V_{\text{corr}_{\text{inh}}}}{W_{\text{corr}}} \times 100 \text{ (VI. 3)}$$

$$\theta = \frac{R\%}{100} = \frac{i_{\text{corr}} - i_{\text{corr}(\text{inh})}}{i_{\text{corr}}} \text{ (VI. 4)}$$

Tableau VI.3:Paramètres électrochimiques et efficacité inhibitrice de la corrosion de l'aluminium dans HCl 1M sans et avec addition de différentes concentrations en 2-mercaptobenzothiazole à 25C°.

Concentration	E_{corr}	i_{corr}	ba	bc	R_p	R%	θ
/	mV/ECS	mAcm^{-2}	mV/dec	mV/dec	$\Omega \text{ cm}^2$	%	/
HCl 1M	-769,1	7,6235	89	-91,8	1,89	/	/
5 ppm	-745,3	3,5697	80,1	-192,4	4,39	53,17	0,5317
10ppm	-772,4	3,5048	72,4	-69,7	3,33	54,02	0,5402
15ppm	-757,3	1,1593	32	-120,5	9,82	84,79	0,8479
20ppm	-738,5	0,2383	21,4	-90,4	46,12	96,87	0,9687
25ppm	-782,5	7,2612	68,7	-71	1,51	4,75	0,475

Tableau VI.3:Paramètres électrochimiques et efficacité inhibitrice de la corrosion de l'aluminium dans HCl 1M sans et avec addition de différentes concentrations en 2-mercaptobenzoxazole à 25C°.

Concentration	E_{corr}	i_{corr}	b_a	b_c	R_p	R%	θ
mg/l	mV/ECS	mAcm^{-2}	mV/dec	mV/dec	$\Omega \text{ cm}^2$	%	/
HCl 1M	-769,1	7,6235	89	-91,8	1,89	/	/
5 ppm	-745,3	5,0108	83,3	-87,1	2,7	34,27	0,3427
10ppm	-775,1	2,0689	50,4	-125,8	5,46	72,86	0,7286
15ppm	-761,5	1,0977	26,1	-129,9	11,53	85,60	0,8560
20ppm	-782,9	8,1486	104,9	-185,8	2,3	/	/
25ppm	-775,7	1,2735	29,1	-125,8	9,39	83,29	0,8329

A partir de ces résultats nous pouvons conclure :

- Dans le domaine cathodique, l'addition d'inhibiteur diminue les densités de courant. La légère modification des pentes de Tafel cathodiques, en l'absence et en présence de l'inhibiteur, montrent que la réaction de réduction des protons à la surface de l'aluminium n'est pas modifiée par l'addition de l'inhibiteur et qu'elle se fait selon un mécanisme d'activation pure. L'inhibiteur semble s'adsorber d'abord sur la surface de l'aluminium avant d'agir par simple blocage de ses sites actifs [3].
- De la même manière, dans le domaine anodique, l'addition d'inhibiteur se traduit par une diminution des densités du courant anodique. Ce résultat montre que l'addition des inhibiteurs réduit la dissolution anodique de l'aluminium et retarde l'évolution de la décharge des ions H^+ [4].
- L'ajout des inhibiteurs fait varier légèrement les valeurs de la pente cathodique b_c . Ce résultat suggère que le mécanisme de réduction du proton n'est pratiquement pas affecté par l'addition des inhibiteurs [5].

VI.3.2. La spectroscopie d'impédance électrochimique

L'étude des diagrammes d'impédance électrochimique au potentiel de corrosion (potentiel d'abandon) pour différentes concentrations (5ppm, 10 ppm, 15 ppm, 20 ppm, 25 ppm) a été étudiée dans le but de compléter la compréhension des mécanismes de corrosion et d'inhibition de l'aluminium en milieu HCl 1M après 30 min d'immersion en circuit ouvert. Les diagrammes de Nyquist immergé dans les solutions acides avant et après addition de différentes concentrations en inhibiteurs 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole sont représentés individuelle sur les figures(VI.5, VI.7) et superposé sur les figures (VI.5, VI.8).

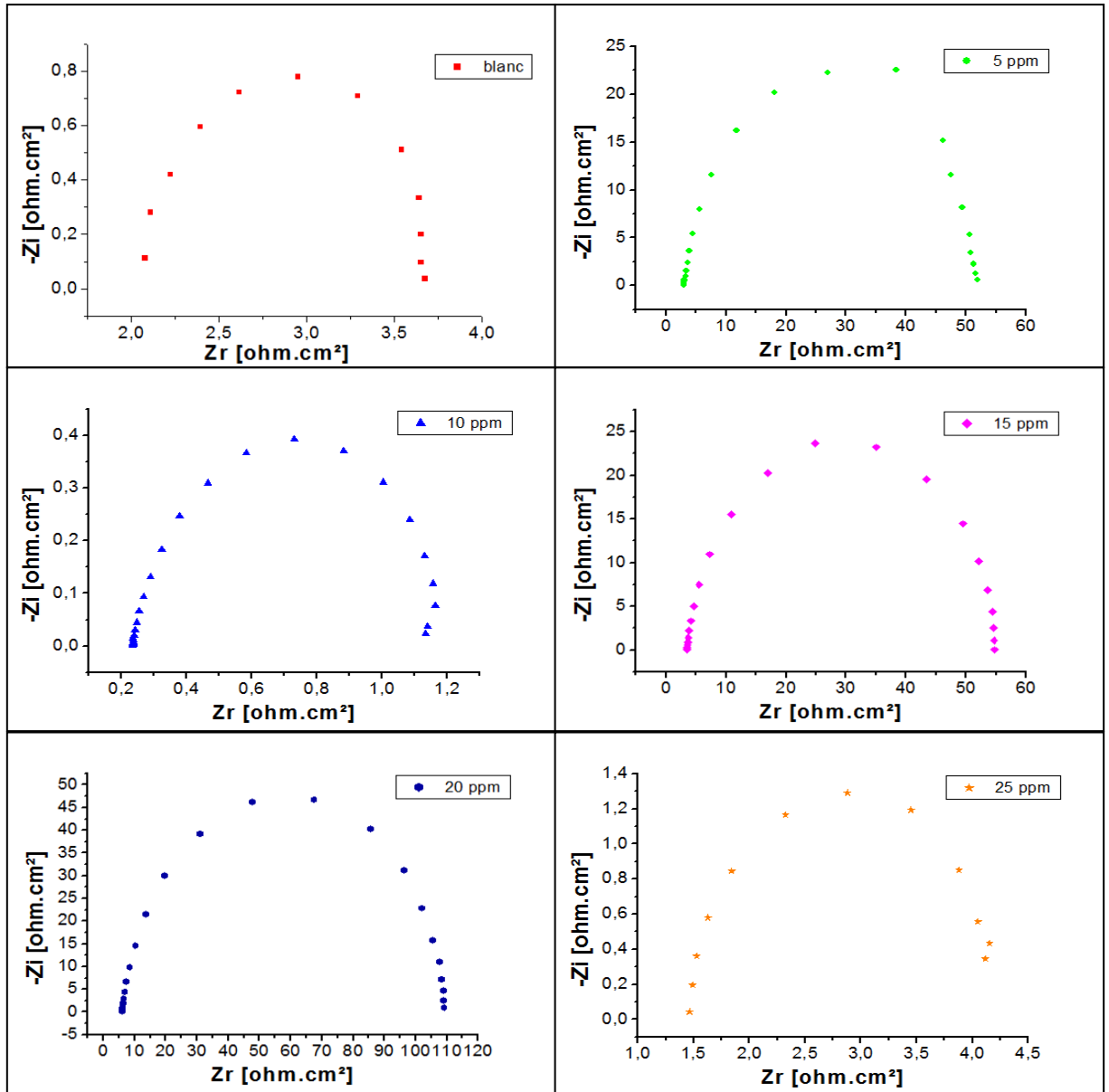


Figure VI.5: Diagrammes individuelle de Nyquist de l'aluminium dans HCl 1M sans et avec inhibiteur (2-mercaptobenzothiazole) à 25C°.

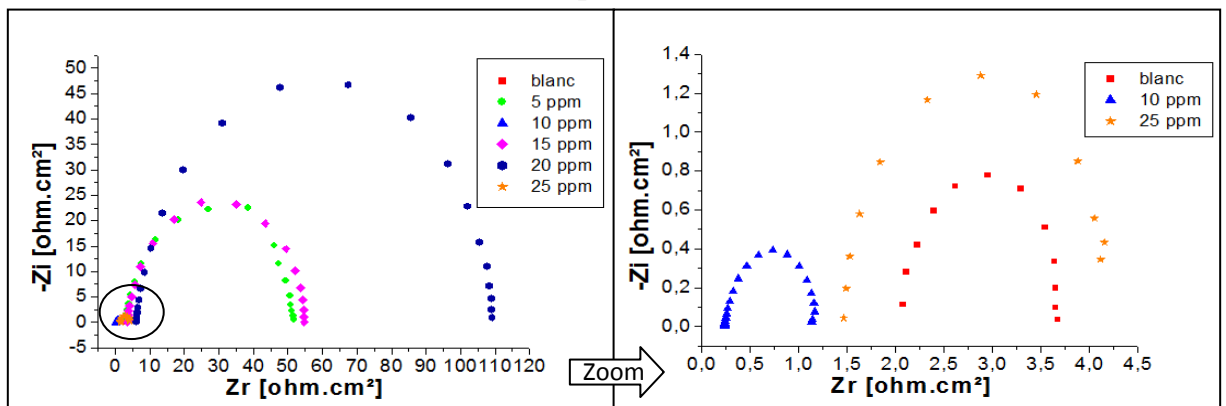


Figure VI.6: Diagramme superposé de Nyquist de l'aluminium dans HCl 1M sans et avec inhibiteur (2-mercaptobenzothiazole) à 25C°.

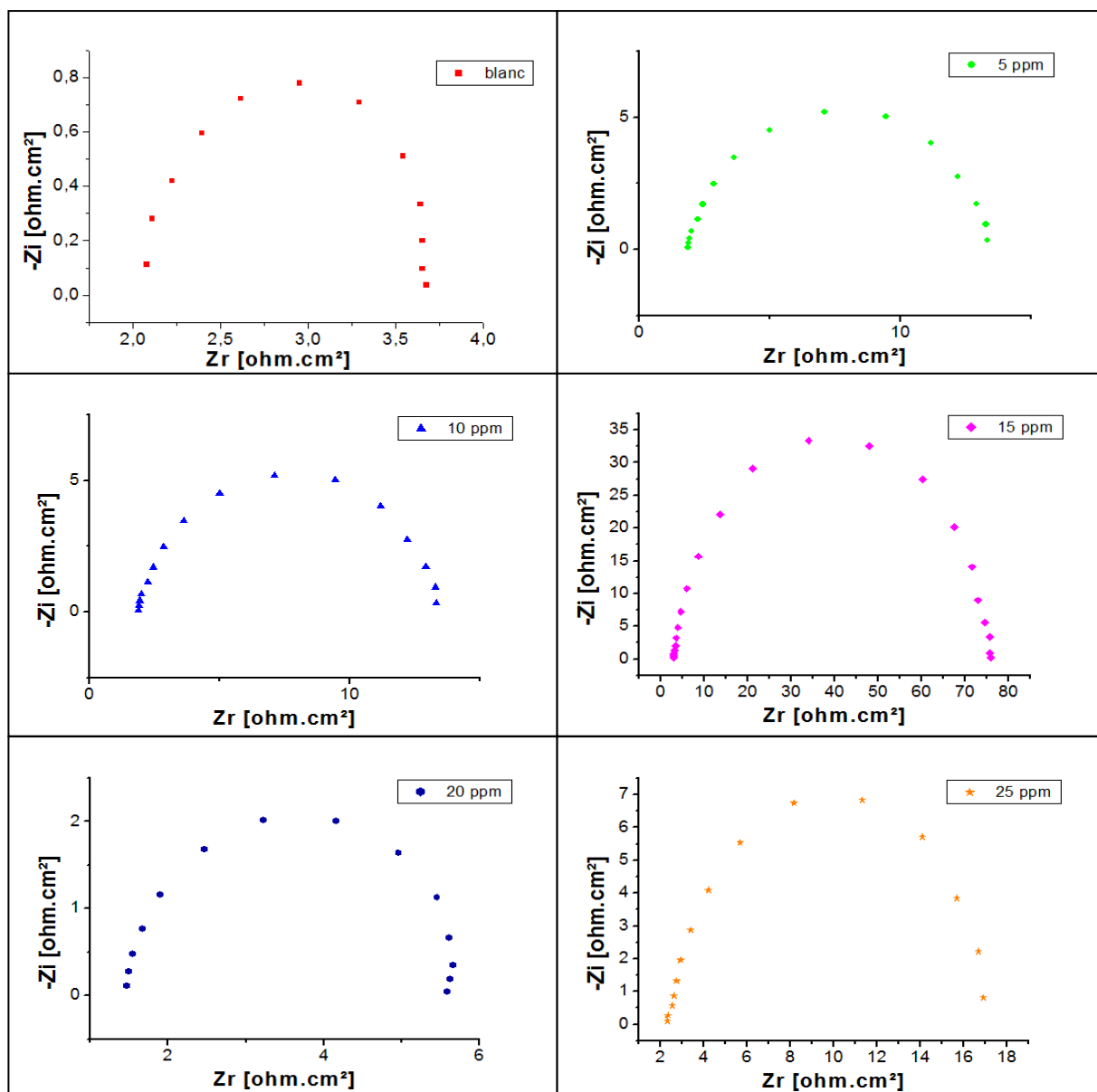


Figure VI.7: Diagrammes individuelle de Nyquist de l'aluminium dans HCl 1M sans et avec inhibiteur (2-mercaptopbenzoxazole) à 25C°.

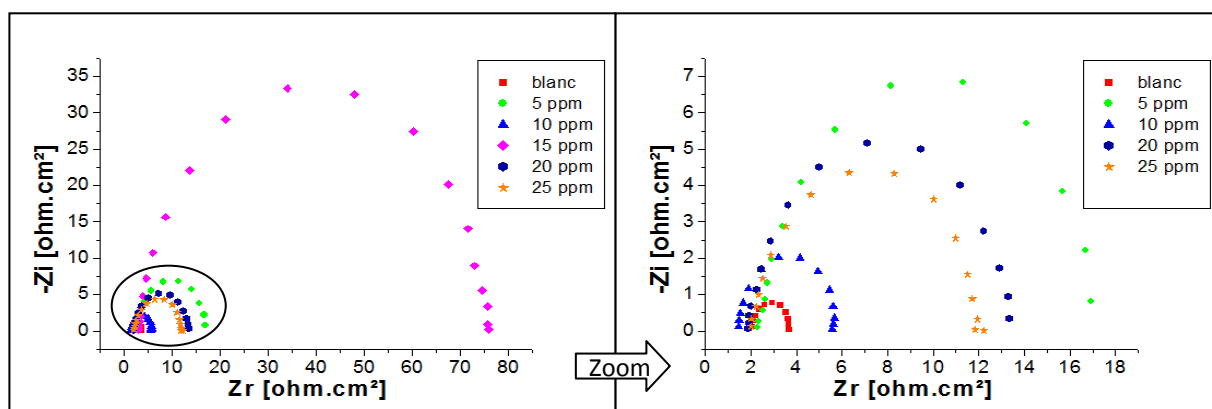


Figure VI.8: Diagramme superposé de Nyquist de l'aluminium dans HCl 1M sans et avec inhibiteur (2-mercaptopbenzoxazole) à 25C°.

A partir de ces deux figures nous pouvons observer :

- En absence d'inhibiteur, nous observons une boucle capacitive demie centrée sur l'axe des réels. La très faible valeur de la résistance de transfert R_t obtenue en absence d'inhibiteur.
- La valeur de la capacité de la double couche est de l'ordre de $2,0433 \times 10^{-4} \mu\text{F.cm}^{-2}$ ceci est attribué généralement à une couche conductrice de produits de corrosion [6].
- Pour les différentes concentrations des 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole, nous avons obtenu 5 boucles capacitives à chaque composé, leur diamètres augmentent avec la concentration croissante en inhibiteur. et cela est attribué à la dispersion de la fréquence de l'impédance interfaciale, généralement due à l'hétérogénéité de la surface de l'électrode, Cette hétérogénéité peut résulter de la rugosité, des impuretés, des dislocations, de l'adsorption de l'inhibiteur et de la formation des couches poreuses [7].
- Les boucles aux hautes fréquences (Le diagramme à 20 ppm à composé 2-mercaptobenzothiazole, le diagramme à 20 ppm à composé 2-mercaptobenzothiazole à 15 ppm) peut être attribuée au transfert de charges, la boucle intermédiaire et celle aux basses fréquences correspondent respectivement au phénomène d'adsorption et au mécanisme diffusion-convection [8].

Les valeurs des paramètres électrochimiques et de l'efficacité inhibitrice (R%) pour différentes concentrations en inhibiteur obtenues par la spectroscopie d'impédance électrochimiques et utilisant le circuit équivalent sont réunies dans le Tableau VI.5.

L'efficacité inhibitrice de la corrosion de l'aluminium est calculée à partir des valeurs de la résistance de transfert de charge R_t selon la relation suivante :

$$R\% = \frac{R_{t_{inh}} - R_t}{R_{t_{inh}}} \quad (\text{VI. 5})$$

$$C_{dc} = \frac{1}{2 \times \pi \times f \times R_t} \quad (\text{VI. 6})$$

Tableau VI.5: Paramètres électrochimiques et efficacité inhibitrice de la corrosion de l'aluminium dans HCl 1M sans et avec addition de différentes concentrations en inhibiteurs.

L'inhibiteur	concentration	C_{dc} ($\mu\text{F.cm}^{-2}$)	R_t (ohm.cm^2)	R(%)
HCl	1M	$2,0433 \times 10^{-4}$	0,7793	/
2-mercaptobenzothiazole	5ppm	$1,8304 \times 10^{-4}$	10,6150	92,65
	10ppm	$1,0127 \times 10^{-4}$	393,0968	99,80
	15ppm	$6,7304 \times 10^{-5}$	23,6591	96,70
	20ppm	$1,3951 \times 10^{-4}$	22,1019	96,47
	25ppm	$1,2316 \times 10^{-4}$	1,2929	39,72
2-mercaptobenzoxazole	5ppm	$1,0216 \times 10^{-4}$	4,7959	83,75
	10ppm	$1,2287 \times 10^{-4}$	5,1838	84,96
	15ppm	$4,7700 \times 10^{-5}$	33,3827	97,66
	20ppm	$2,0406 \times 10^{-4}$	0,9557	18,45
	25ppm	$2,4160 \times 10^{-4}$	3,2307	75,87

D'après les paramètres obtenus, on constate que l'addition de l'inhibiteur diminue la valeur de la capacité double couche C_{dc} et augmentent celle de la résistance de transfert de charge. La diminution du C_{dc} peut être attribuée à l'adsorption des molécules de l'inhibiteur à la surface de l'aluminium formant une couche protectrice [9].

La double couche formée à l'interface électrode-solution est considérée comme un condensateur électrique, dont la capacité diminue en raison du déplacement des molécules d'eau présent dans l'électrolyte en faveur des molécules inhibitrices adsorbées à la surface de l'aluminium, formant une couche protectrice qui diminue le nombre de sites actifs nécessaire à la corrosion [3].

VI.4. Isothermes d'adsorption

Pour tracer une isotherme, le taux de recouvrement θ relatif à chaque concentration de l'inhibiteur doit donc être préalablement connu. Ainsi, la vitesse apparente de corrosion de l'aluminium inhibé est proportionnelle au rapport de la partie de la surface couverte θ .

Les valeurs ainsi obtenues du taux de recouvrement de la surface métallique θ ont été utilisées pour déterminer l'isotherme correspondante au processus d'adsorption. Pour parvenir, les différentes isothermes citées ci-dessus ont été testées.

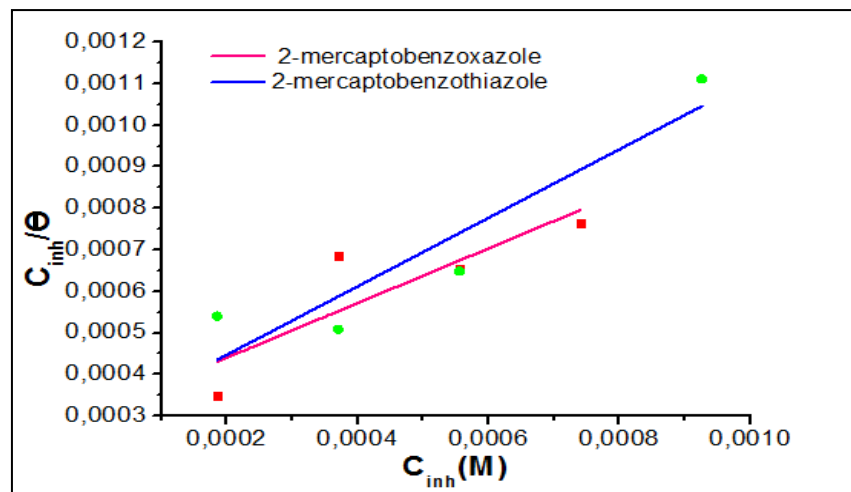


Figure VI.9: Isotherme d'adsorption de Langmuir de l'aluminium dans HCl 1M en présence du 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole à différentes concentrations à 25 C°.

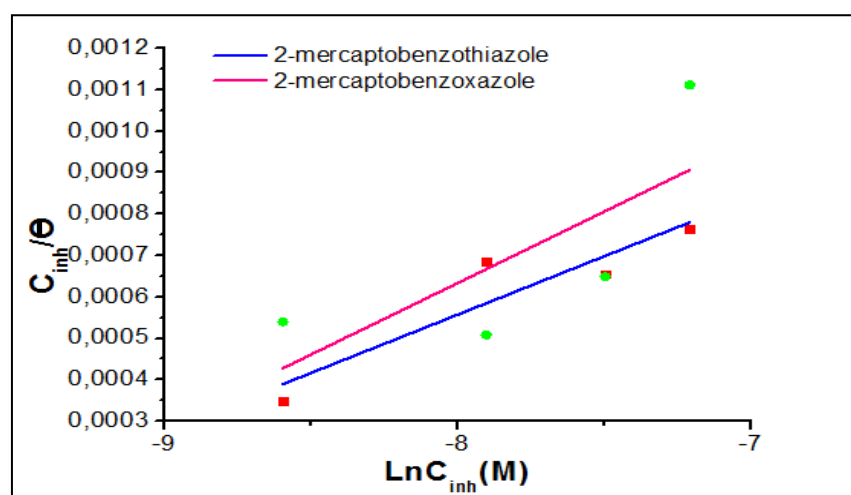


Figure VI.10: Isotherme d'adsorption de Temkin de l'aluminium dans HCl 1M en présence du 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole à différentes concentrations à 25 C°.

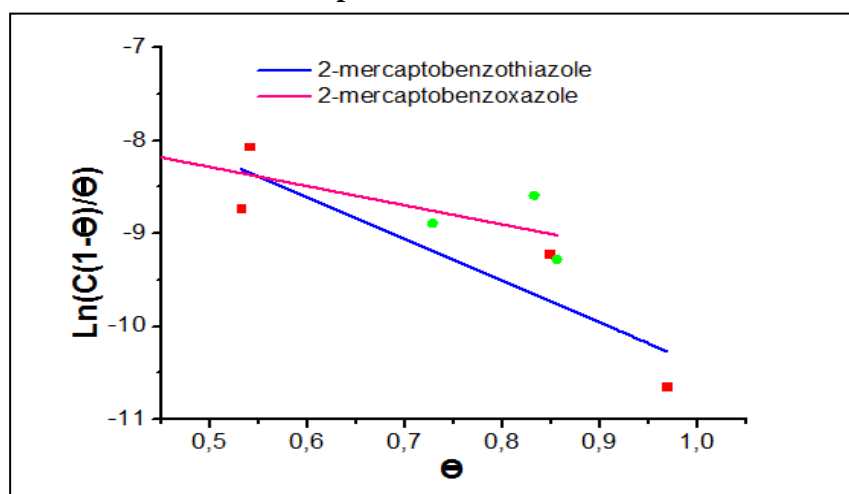


Figure VI.11: Isotherme d'adsorption de Frumkin de l'aluminium dans HCl 1M en présence du 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole à différentes concentrations à 25 C°.

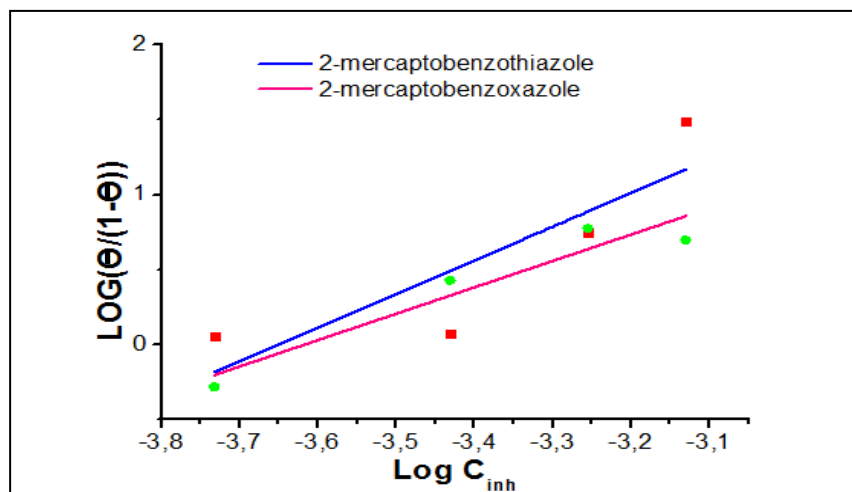


Figure VI.12: Isotherme d'adsorption de El-Alwado de l'aluminium dans HCl 1M en présence du 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole à différentes concentrations à 25 C°.

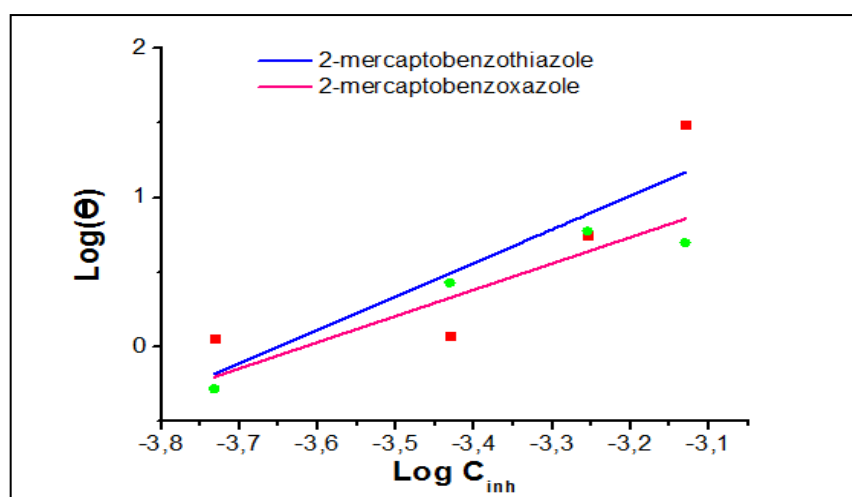


Figure VI.13: Isotherme d'adsorption de Freundlich de l'aluminium dans HCl 1M en présence du 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole à différentes concentrations à 25 C°.

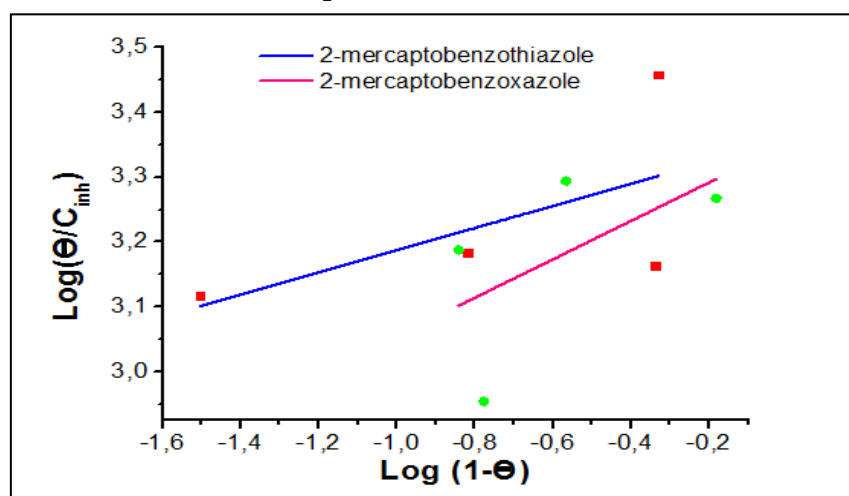


Figure VI.14: Isotherme d'adsorption de Flory Huggins de l'aluminium dans HCl 1M en présence du 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole à différentes concentrations à 25 C°.

Tableau VI.6: Le valeur de coefficient R^2 des modèles d'adsorption l'aluminium dans HCl 1M en présence du 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole à 25 C°.

Modèle d'adsorption	R^2	
	2-mercaptobenzothiazole	2-mercaptobenzoxazole
/		
Langmuir	0,741	0,871
Temkin	0,791	0,817
Frumkin	0,818	0,759
El-Alwado	0,741	0,830
Freundlich	0,749	0,789
Flory Huggins	0,376	0,325

Taux de couverture Θ est calculée à partir du pourcentage E(%) d'inhibition et la courbe est fonction linéaire signifie adsorption est la suivante :

- 2-mercaptobenzothiazole réalisé isotherme d'adsorption de Frumkin
- 2-mercaptobenzoxazole réalisé l'isotherme d'adsorption de Langmuir

VI.5. Energie libre d'adsorption

Les valeurs obtenues de ΔG^0_{ads} , sont négative, ce qui indique la stabilité de la couche adsorbée sur la surface métallique. Par ailleurs, les données de la littérature montrent que des valeurs de ΔG^0_{ads} voisines ou supérieures à -20 kJ/mol sont généralement liées à des interactions électrostatiques entre les molécules chargées et les charges du métal (physisorption).

En revanche, des valeurs de ΔG^0_{ads} voisines ou inférieures à -40 kJ/mole correspondent à un transfert de charges entre les molécules de l'inhibiteur et la surface du métal (chimisorption) avec formation de liaisons covalentes ou de coordination[10].

Les valeurs des énergies libres standard d'adsorption (ΔG^0_{ads}) à partir de l'équation de Van't Hoff :

$$\Delta G^0_{ads} = -R \times T \times \ln (55,5K) \quad (VI.7)$$

Où R: est la constante des gaz parfaits en $J \text{ mol}^{-1}K^{-1}$, T : la température en K, la valeur 55,5 est la concentration de l'eau en solution (mol.l^{-1}) et K : coefficient d'adsorption

Tableau VI.7: Les paramètres (K_{ads} et ΔG_{ads}^0) d'adsorption de 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole pour différentes cocentrations à C 25°.

	2-mercaptobenzothiazole	2-mercaptobenzoxazole
K_{ads}	368,7	3333
ΔG_{ads}^0 (Kj/mol)	-25,58	-30,03

A partie du tableau VI.7 nous remarquons:

Les valeurs négatives du ΔG_{ads}^0 indiquent une adsorption spontanée des deux inhibiteurs sur l'aluminium.

Les valeurs du ΔG_{ads}^0 sont négatives dans les deux cas, indique que les deux inhibiteurs sont plus faiblement adsorbé à la surface du métal.

Les résultats montrent que les valeurs de ΔG_{ads}^0 diminuent avec l'augmentation de la concentration indiquant que l'adsorption d'inhibiteurs est plus spontanée lorsque la concentration augmente. Par conséquent, il est conclu que l'adsorption des molécules 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole sur la surface de l'aluminium dans HCl 1M a lieu à la fois par des deux modes d'adsorption, l'adsorption physique et la chimisorption[1].

Référence

- [1] H. Hamani; Synthèse, caractérisation et étude du pouvoir inhibiteur de nouvelles molécules bases de Schiff, thèse de doctorat, Université Ferhat Abbas Setif, 2015.
- [2] M. HAJJI; Corrosion et corrosion-abrasion d'alliages inoxydables en milieu phosphorique, thèse de doctorat, Université MOHAMMED V AGDAL Rabat, 2005.
- [3] M. Faustin; Etude de l'effet des alcaloïdes sur la corrosion de l'acier C38 en milieu acide chlorhydrique 1M, thèse de doctorat, Université des Antilles et de la Guyane, 2013.
- [4] I. Ichochou; Étude électrochimique de l'inhibition classique ou par des monocouches auto-assemblées d'un dérivé de la thiourée, vis-à-vis de la corrosion en milieu acide de l'acier au carbone XC38, Mémoire de magister, Université Abou Bekr Belkaid, 2011.
- [5] N. Pujol, Etude du mecanisme d'action du monofuorophosphate de sodium comme inhibiteur de la corrosion des armatures métalliques dans le beton, thèse de doctorat, Université de Paris 2004.
- [6] A. AGHZZAF; Argiles en tant que réservoirs d'inhibiteurs de corrosion métallique issus de ressources naturelles dans des peintures pour la protection des métaux thèse de doctorat, Université Lorraine Nancy, 2014.
- [7] H. Brahim Ladouani, Mémoire de magister " Inhibition de la corrosion du cuivre en milieu acide par les dérivés de dithioacétal de cétène "(2011). Université Mentouri de Constantine.
- [8] S. OUCHENANE, Influence des inhibiteurs sur la corrosion de l'acier A37 dans different milieu et leurs effets biocides sur e.coli, Thèse de doctorat, Université Badji Mokhtar-Annaba, 2013.
- [9] E. Luminița, Comportement à la corrosion des alliages d'aluminium utilisés dans l'industrie automobile pour la fabrication de radiateur de chauffage, thèse de doctorat, Université de PITESTI-Roumanie, 2005.
- [10] L. Sail, F. Ghomari, A. Khelidj, A. Bezzar, O. Benali, Lebanese Science Journal, Vol. 14, No. 1, 2013.

Conclusion générale

L'étude menée dans le cadre de ce travail a porté sur l'inhibition de la corrosion d'un aluminium par deux composés organique dérivés de 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole dans un milieu acide chlorhydrique molaire. Pour réaliser cette étude nous avons utilisé la méthode de perte de masse «gravimétrie » en jouant sur la concentration seulement sur l'effet de concentration pour les méthodes électrochimiques « stationnaire et transitoire ».Les principaux résultats de cette étude auxquels nous avons abouti peuvent être résumés comme suit :

- ✓ L'étude gravimétrique montre que l'addition des composés étudiés provoque une nette diminution de la vitesse de corrosion. 2-mercaptobenzothiazole présente une meilleure efficacité inhibitrice de (96,07%) à 20 ppm que 2-mercaptobenzoxazole (89,58%) à 15 ppm.
- ✓ La méthode électrochimique stationnaire révèle que dans le domaine anodique et cathodique, l'addition d'inhibiteur se traduit par une diminution des densités du courant. L'inhibiteur semble s'adsorber d'abord sur la surface de l'aluminium avant d'agir par simple blocage de ses sites actifs dans le domaine cathodique. Et montre que l'addition des inhibiteurs réduit la dissolution anodique de l'aluminium et retarde l'évolution de la décharge des ions H^+ .
- ✓ La méthode électrochimique transitoire on constate que l'addition de l'inhibiteur diminue la valeur de la capacité double couche C_{dc} et augmentent celle de la résistance de transfert de charge. La diminution du C_{dc} peut être attribuée à l'adsorption des molécules de l'inhibiteur à la surface de l'aluminium formant une couche protectrice.
- ✓ Les deux inhibiteurs étudiées présentent un caractère d'inhibition mixte et agit par simple adsorption en bloquant les sites actifs de la surface de l'aluminium. L'étude a montré que l'adsorption du 2-mercaptobenzothiazole modèle de l'isotherme de Frumkin, et 2-mercaptobenzoxazole réalisé l'isotherme d'adsorption de Langmuir.

Sur la base des résultats obtenus on peut dire que ces inhibiteurs de la propriété inhibitrice dans un milieu HCl (1M).

Résumé

Le présent travail est consacré à l'étude d'inhibition de corrosion d'aluminium dans une solution de 1M HCl au présence des deux composés organiques 2-mercaptobenzothiazole et 2-mercaptobenzoxazole, au moyen de différentes techniques électrochimiques comme courbe de polarisation et calculations des résistances et spectroscopie d'impédance électrochimie. Les résultats obtenus montrent que les deux composés inhibe efficacement la corrosion de l'acier lorsque celui-ci est immergé directement dans la solution corrosive contenant les molécules dissoutes de l'inhibiteur. L'efficacité inhibitrice de ce composé augmente avec sa concentration. La première présente une meilleure efficacité inhibitrice de (96,07%) à 20 ppm que la deuxième (89,58%) à 15 ppm. Ces inhibiteurs présentent un caractère d'inhibition mixte et agit par simple adsorption en bloquant les sites actifs de la surface de l'aluminium. L'étude a montré que l'adsorption du 2-mercaptobenzothiazole modèle de l'isotherme de Frumkin, et 2-mercaptobenzoxazole réalisé l'isotherme d'adsorption de Langmuir.

Mots clés : Corrosion, inhibition, 2-mercaptobenzothiazole, 2-mercaptobenzoxazole, électrochimiques

ملخص

في عملنا هذا اهتمنا بدراسة تثبيط تآكل الألمنيوم في محلول حمض الهيدروكلوريك بتركيز واحد مولاري باستخدام مركبات عضوية 2-mercaptobenzothiazole و 2-mercaptobenzoxazole . باستخدام تقنيات الكهروكيميائية مثل تقنية الاستقطاب عند جهد ميكانيكي وقياس كل من المقاومة الاستقطابية للتآكل والممانعة الكهروكيميائية. تؤكد النتائج المتحصل عليها أن المثبتين يقاومان التآكل جيدا عندما يتم تحضيرهما مع الوسط الأكال كما تزداد فعالية التثبيط بزيادة تركيز المثبت. الاول لديه قدرة تثبيطية أكبر عند 20ppm (96,07%) من الثاني عند 15ppm (89,58%) . هذين المثبتين يظهران امتزاز يعمل على غلق المواقع الفعالة على سطح الألمنيوم . الدراسة أظهرت ان امتزاز المركب 2-mercaptobenzothiazole يخضع لنموذج Frumkin ، و 2-mercaptobenzoxazole يخضع لنموذج Langmuir .

الكلمات الدالة: تآكل، تثبيط، 2-mercaptobenzothiazole، 2-mercaptobenzoxazole، الكهروكيميائية.