

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE

MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA RECHERCHE SCIENTIFIQUE

UNIVERSITE 20 AOÛT 1955 SKIKDA

FACULTE DE TECHNOLOGIE

DÉPARTEMENT DE GÉNIE DES PROCÉDÉS



Mémoire

En vue de l'obtention du diplôme de

MASTER

Filière : Génie des procédés

Spécialité : Génie de l'environnement

*ÉTUDE GRAVIMÉTRIQUE DU POUVOIR INHIBITEUR DE
L'ACIDE ASCORBIQUE ET L'ACIDE SALICYLIQUE SUR LA
CORROSION DE CUIVRE EN MILIEU CHLORURE DE
SODIUM NaCl (3.5%)*

Soutenu le/06/2023

Réalisé par : Dib Rami

Encadré par : Mr Souabaa Badis

Charef Oussama

Kaoiane Bassim

Année Universitaire 2022- 2023

Remerciements

Nous remercions, en premier lieu Dieu qui nous a donné la force et le pouvoir pour effectuer ce travail.

Que tous les membres du jury puissent trouver ici l'expression de notre gratitude et notre reconnaissance.

Nos vifs remerciements à notre encadreur

Mr. Souabaa Badis

Pour son aide et son encouragement.

Nous remercions toutes personnes qui nous ont aidés de près ou de loin à la finalisation de ce Travail, nous tenons à leur exprimer notre vive gratitude.

Dédicace

Je dédie ce modeste travail

A ma très chère mère source de tendresse.

A mon très cher père, que m'encourage

Dans les instants délicats.

A mes chers frères.

A mes chères sœurs.

A mes tantes et oncles.

A toute ma famille.

A tous mes ami(e)s.

Rami



Je dédie ce travail à :

Ceux qui m'ont aidé et m'ont offert cette occasion :

- * *A mes parents qui m'ont soutenu encourager durant toute la durée de mes études.*
- * *A mes frères.*
- * *A mes sœurs.*
- * *A monsieur le professeur Mr. SOUABAA BADIS*
- * *A mes fidèles amies et A tout ma promotion de Génie de l'environnement.*
- * *A toutes les personnes qui me respectent et qui m'aiment.*

OUSSAMA



Dédicace

Je voudrais dédier ce mémoire de Master :

*A ma famille surtout mes parents dont l'incroyable l'endurance l'amour
inconditionnel et la dévotion intouchable ont été monumental.*

A tous nos frères et sœurs.

A ceux qui seront contents de ce nouvel objectif dans mon étude et ma carrière.

A tous mes meilleurs amis.

A tous ceux qui nous ont appris quoi que ce soit.

*Il y a beaucoup d'amis et d'autres membres de la famille qui ont besoin d'être
répertoriés pour leur part dans ce mémoire de Master.*

*Enfin, ce mémoire de Master est dédié à tous ceux qui croient dans la richesse de
l'apprentissage, et, nous voudrions également consacrer cette modeste revue à
tous ceux qui ont consacré leur vie à apportant la lumière fanée de l'ambiguïté à
la brillance complète*

bassim



Liste des figures

Figures		Pages
Figure I.1	Photos de matériaux soumis aux phénomènes de corrosion	03
Figure.I.2	Corrosion généralisé (rouille) d'une pièce en acier	04
Figure I.3	Corrosion localisée.	04
Figure I.4	Corrosion chimique : effets sur les rivets et les inserts	06
Figure I.5	Micrographie optique de la surface du coupon corrodé en conditions biotiques.	07
Figure I.6	Principe de corrosion électrochimique du fer	08
Figure I.7	Propriétés des inhibiteurs [13].	11
Figure I.8	Le déplacement du potentiel de corrosion dû à la présence d'un inhibiteur anodique	13
Figure I.9	Le déplacement du potentiel de corrosion dû à la présence d'un inhibiteur cathodique.	14
Figure I.10	Le déplacement du potentiel de corrosion dû à la présence d'un inhibiteur mixte.	14
Figure II.1	Acide ascorbique	20
Figure II.2	Représentation du système redox : acide ascorbique, radical ascorbique libre, et acide déhydroascorbique	20
Figure II.3	Molécule d'acide ascorbique (a) et d'acide déshydroascorbique (b).	23
Figure II.4	Structures des stéréo-isomères de l'acide ascorbique.	23
Figure II.5	La source de la salicine A : Salix babylonica. B: Salix alba.	24
Figure II.6	Synthétise del'acide salicylique par laréaction de Kolbe	25
Figure II.7	Structures de l'acide 2-acétylsalicylique (l'aspirine).	25
Figure II.8	Structures de l'acide salicylique.	26
Figure II.9	Le métal et le symbole de cuivre.	28
Figure II.10	Plaque de cuivre avant et après le découpage	30
Figure II.11	Plaque de cuivre avant polissage (A) et après le découpage polissage (B)	30
Figure II.12	Préparation de la solution électrolytiques (NaCl 3.5%)	31

Figure II.13	Dispositif expérimentale de la méthode perte de masse	32
Figure III.1	Évaluation de la perte de masse de cuivre en fonction de temps en milieu corrosif NaCl (3.5 %) en absence d'inhibiteur	33
Figure III.2	Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre en fonction de temps en milieu corrosif NaCl (3.5 %) en absence d'inhibiteur	34
Figure III.3	Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'acide ascorbique après 24 heure d'immersion en milieu aqueux NaCl (3.5 %).	35
Figure III.4	Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations de l'acide ascorbique après 24 heure d'immersion en milieu corrosif aqueux NaCl (3.5 %)	35
Figure III.5	Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'acide salicylique après 24 heure d'immersion en milieu aqueux NaCl (3.5 %).	36
Figure III.6	Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations après 24 heure d'immersion en milieu corrosif aqueux NaCl (3.5 %).	37
Figure III.7	Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'acide ascorbique après 2 heure d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).	38
Figure III.8	Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations après 2 heure d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).	38
Figure III.9	Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'inhibiteur après 4 heure d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).	39
Figure III.10	Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations après 4 heure d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).	40
Figure III.11	Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'inhibiteur après 6 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).	41
Figure III.12	Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations après 6 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).	41
Figure III.13	Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'inhibiteur après 8 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5%).	42

Figure III.14	Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations après 8 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).	43
Figure III.15	Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'inhibiteur après 2 heure d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).	44
Figure III.16	Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations après 2 heure d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).	44
Figure III.17	Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'inhibiteur après 4 heure d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).	45
Figure III.18	Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations après 4 heure d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).	46
Figure III.19	Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'inhibiteur après 6 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).	47
Figure III.20	Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations après 6 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).	47
Figure III.21	Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'inhibiteur après 8 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).	48
Figure III.22	Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations après 8 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).	48
Figure III.23	Isotherme d'adsorption de l'acide ascorbique selon le modèle de Langmuir après à différents périodes d'immersion.	51
Figure III.24	Isotherme d'adsorption de l'acide ascorbique selon le modèle de Temkin après à différents périodes d'immersion.	52
Figure III.25	Isotherme d'adsorption de l'acide ascorbique selon le modèle de Framkin à différents périodes d'immersion.	53
Figure III.26	Isotherme d'adsorption de l'acide salicylique selon le modèle de Langmuir à différents périodes d'immersion.	55
Figure III.27	Isotherme d'adsorption de l'acide salicylique selon le modèle de Temkin à différents périodes d'immersion.	56
Figure III.28	Isotherme d'adsorption l'acide salicylique selon le modèle de Framkin Temkin à différents périodes d'immersion.	57

LISTE DES TABLEAUX

Tableaux		Pages
Tableau 1.1	Les diffèrent formes de corrosion localisée	05
Tableau 1.2	Les principaux facteurs interviennent dans les différents phénomènes de corrosion	08
Tableau I.3	Les méthodes de protection contre la corrosion	09
TableauII.1	Propriétés physicochimiques de l'acide ascorbique	21
Tableau II.2	Propriétés physico chimiques de l'acide salicylique	27
Tableau II.3	Les principales caractéristiques physiques du cuivre	29
Tableau II.4	les différentes concentrations des inhibiteurs.	31
Tableau III.1	Cinétique de corrosion de cuivre en milieu chlorure de sodium NaCl (3.5 %) sans inhibiteur à T = Tambiente.	33
Tableau III.2	Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'acide ascorbique à T = Tambiente et 24heure d'immersion.	34
Tableau III.3	Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'acide salicylique à T = Tambiente et 24heure d'immersion.	36
Tableau III.4	Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'acide ascorbique à T = Tambiente et 2heure d'immersion.	37
Tableau III.5	Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'inhibiteur à T = Tambiente et 4 heures d'immersion.	39
Tableau III.6	Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'inhibiteur à T = Tambiente et 6 heures d'immersion.	40
Tableau III.7	Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'inhibiteur à T = Tambiente et 8 heures d'immersion	42
Tableau III.8	Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'inhibiteur à T = Tambiente et 2heure d'immersion.	43
Tableau III. 9	Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'inhibiteur à T = Tambiente et 6 heures d'immersion.	45
Tableau III.10	Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'inhibiteur à T = Tambiente et 6 heures d'immersion	46

Liste des tableaux

Tableau III.11	Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'inhibiteur à T = Tambiente et 8 heures d'immersion	47
Tableau III.12	Résultats obtenus après 2h d'immersion	49
Tableau III.13	Résultats obtenus après 4h d'immersion	50
Tableau III.14	Résultats obtenus après 6h d'immersion	50
Tableau III.15	Résultats obtenus après 8h d'immersion	50
Tableau III.16	Résultats obtenus après 24h d'immersion	50
Tableau III.17	Résultats obtenus après 2h d'immersion	54
Tableau III.18	Résultats obtenus après 4h d'immersion	54
Tableau III.19	Résultats obtenus après 6h d'immersion	54
Tableau III.20	Résultats obtenus après 8h d'immersion	54
Tableau III.21	Résultats obtenus après 24h d'immersion	55
Tableau III.22	Coefficient de corrélation des différentes isothermes d'adsorption à différentes durées d'immersion pour l'acide ascorbique	58
Tableau III.23	Coefficient de corrélation des différentes isothermes d'adsorption à différentes durées d'immersion pour l'acide salicylique	58

SOMMAIRE

INTRODUCTION.....01

Chapitre I : Etude bibliographique

I.1.Etude théorique de la corrosion.....	03
1.1.1. Définition.....	03
1.1.2. Les formes de corrosion	03
1.1.2.1. Corrosion Uniforme (généralise)	03
1.1.2.2. La corrosion localisée.....	04
1.1.3. Classification des différents types de corrosion :.....	06
1.1.3.1. Corrosion chimique ou corrosion sèche	06
1.1.3.2. Corrosion biochimique	07
1.1.3.3. Corrosion électrochimique	07
I.1.4. Les facteurs de la corrosion	08
I.1.5. Les paramètres influençant sur la vitesse de corrosion.....	09
I.1.5.1. L'effet de la température	09
I.1.5.2. L'effet d'acidité	09
I.2.Etude théorique sur la protection contre la corrosion	09
I.2.1. Les différents moyens de protection contre la corrosion	09
I.2.2. Les inhibiteurs de corrosion	09
I.2.2.1. Définition des inhibiteurs	10
I.2.2.2. Propriétés des inhibiteurs	10
I.2.2.3. Utilisation des inhibiteurs	11
I.2.2.4. Nature des molécules de l'inhibiteur	11
I.2.2.4.1. Les inhibiteurs organiques	11
I.2.2.4.2. Les inhibiteurs minéraux	12
I.2.2.4.3. L'Inhibiteur de corrosion de verts.....	12
I.2.2.5. Classification des inhibiteurs	13
I.2.2.5.1. Classification Par domaine d'application	13
I.2.2.5.2. Par réaction partielle	13
I.2.2.5.3. Par mécanisme réactionnel	15
I.2.3. Les isothermes d'adsorption.....	15
I.2.5.1. Isotherme de Langmuir.....	15

I.2.5.2. Isotherme de Temkin.....16
I.2.5.3. L'isotherme de Frumkin.....16

Chapitre II : Etude expérimentale

II. Méthodes d'étude18
II.1. La méthode de la perte de mase.....18
II.2. Les avantages et les inconvénients de la méthode.....19
II.3. Préparation de l'inhibiteur de corrosion19
II.3.1. Aperçu sur l'acide L-ascorbique (la vitamine C)19
II.3.1.1. Généralités et description.....19
II.3.1.2. Propriétés physico-chimiques.....20
II.3.1.3. Utilisation et effet de l'acide ascorbique.....21
II.3.1.4. Dérivés de la vitamine C.....22
II.3.1.5. Constitution chimique.....22
II.3.2. Aperçu sur l'acide salicylique.....23
II.3.2.1. Historique de l'acide salicylique.....23
II.3.2.2. Définition.....26
II.3.2.3. Propriétés physico-chimiques de l'acide salicylique.....26
II.3.2.4. Utilisation de l'acide Salicylique.....27
II.4. Le cuivre.....28
II.4.1. Généralités.....28
II.4.2. Propriété physiques et chimiques du cuivre.....28
II.4.2.1. Propriétés électrochimiques.....28
II.4.2.2. Propriétés physiques.....28
II.4.3. Utilisation du cuivre.....29
II.5. Réactifs, solvants et électrolyte.....29
II.5.1. Matériaux utilisés29
II.5.2. Préparation des échantillons.....30
II.5.2.1. Découpage.....30
II.5.2.2. Polissage.....30
II.5.2.3. Préparation des solutions électrolytiques.....30
II.5.2.4. Préparation des solutions inhibitrice.....31
II.6. Manipulation de la méthode perte de masse.....31

Chapitre III : Résultats et discussions

III.1. Cinétique de corrosion Sans inhibiteur.....	33
III.2. Cinétique de corrosion en présence de l'inhibiteur.....	34
III.2.1. Influence de la concentration de l'inhibiteur.....	34
III.2.1.1. Cas de l'acide ascorbique.....	34
III.2.1.2. Cas de l'acide salicylique.....	36
III.2.1.3. Discussions de résultats.....	37
III.2.2. Influence du temps d'immersion de l'inhibiteur.....	37
III.2.2.1. Cas de l'acide ascorbique.....	37
III.2.2.2. Cas de l'acide salicylique.....	43
III.2.2.3. Discussion du résultats.....	48
III.3. Types d'isotherme d'adsorption.....	49
III.3.1. Cas de l'acide ascorbique.....	49
III.3.1.1. Isotherme de Lungmuir.....	51
III.3.1.2. Isotherme de Temkin.....	52
III.3.1.3. Isotherme de Framkin.....	53
III.3.2. Cas de l'acide salicylique.....	54
III.3.2.1. Isotherme de Langmuir.....	55
III.3.2.2. Isotherme de Temkin.....	56
III.3.2.3. Isotherme de Framkin.....	57
III.3.3. Discussion de résultats.....	58
Conclusion.....	59
Références bibliographiques	60

Introduction générale

INTRODUCTION GENERALE

La corrosion est la détérioration d'un matériau par une attaque ou une réaction chimique avec son environnement. Elle est généralement liée aux problèmes d'exploitation et de maintenance des équipements. C'est un phénomène souvent difficile à éviter.

La plupart des conceptions des systèmes industriels incluent l'effet de la corrosion sur la durée de vie des équipements. La corrosion affecte la plupart des secteurs industriels et ces nuisances sont chiffrées à des milliards de dollars chaque année. [1]

Afin de lutter contre cette dégradation, diverses méthodes de protections ont été mises au point et qui ont toutes l'objectif de ralentir la vitesse de corrosion. Parmi les plus utilisées, la protection par inhibiteurs de corrosion qui est l'une des méthodes les plus pratiques pour la protection contre la corrosion dans différents milieux [2].

Les inhibiteurs de corrosion sont des substances qui, lorsqu'elles sont ajoutées à de faibles concentrations dans des milieux corrosifs, diminuent la vitesse de corrosion des matériaux. Ils peuvent être destinés soit à une protection permanente de la pièce, soit à une protection provisoire, notamment lorsque la pièce est particulièrement sensible à la corrosion ou lorsqu'elle est exposée à un milieu très agressif [3].

Notre objectif général de ce travail est étudié expérimentalement l'inhibition de la corrosion de cuivre en milieu chlorure de sodium NaCl (3.5 %) par la technique gravimétrique, nous avons choisi l'acide ascorbique et l'acide salicylique comme inhibiteurs de la corrosion métallique dans le milieu corrosive.

Ce sont deux acides organiques et les deux sont extraits de plantes vertes.

L'acide ascorbique est largement utilisé en médecine et est connu sous le nom de vitamine C. Tandis que l'acide salicylique est utilisé comme médicament, principalement comme précurseur de l'acide acétylsalicylique (l'aspirine).

Le présent mémoire est réparti en trois chapitres :

Le premier chapitre est consacré pour une étude bibliographique sur notions principales de la corrosion, ses types, ces formes et les facteurs qui dues de ce problème et les inhibiteurs de protection de ceux-ci.

Le second chapitre résume certaines définitions et concepts qui sont nécessaires à notre travail, et décrit les méthodes expérimentales, utilisées dans ce mémoire. Une description des matériaux, de l'électrolyte, et des montages effectués, est également donnée.

Et le dernier chapitre traite l'effet inhibiteur de l'acide ascorbique et l'acide salicylique au milieu chlorure de sodium NaCl (3.5 %), recueillir et discuter des résultats obtenus.

En fin Nous sommes terminés par une conclusion générale.

Chapitre I

Etude bibliographique

Le premier chapitre de ce manuscrit est réservé aux mises au point bibliographiques surnotions principales sur la corrosion, ses types, ces formes et les facteurs qui dues de ce problème et les inhibiteurs de protection de ceux-ci.

I.1. Etude théorique de la corrosion

1.1.1. Définition

La corrosion est définie selon la norme internationale ISO 8044 :1999, comme une interaction physico- chimique entre un métal et son environnement entraînant des modifications dans les propriétés du métal et souvent une dégradation fonctionnelle du métal lui-même, de son environnement ou du système technique constitué par les deux facteurs, Cette interaction est généralement de nature électrochimique.

Elle peut également être défini comme la détérioration d'un matériau, généralement métallique, qui résulte d'une réaction avec son environnement. C'est à dire soit un environnement gazeux (oxygène de l'air ...), soit un environnement liquide (eau de mer ...), soit un environnement de contraintes dans de tels milieux, soit même en milieu biologique (bactéries se déposant dans les tuyères industrielles, industries chimique ou pétrochimique ...) [4].

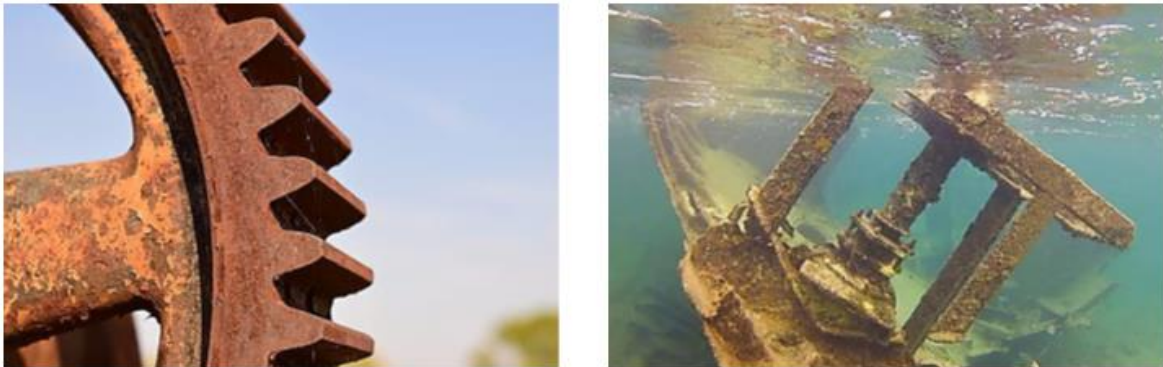


Figure I.1 : Photos de matériaux soumis aux phénomènes de corrosion

1.1.2. Les formes de corrosion

1.1.2.1. Corrosion Uniforme (généralise)

Cette corrosion se caractérise par une attaque de toute la surface de l'échantillon exposée au milieu. On trouve cette attaque sur les métaux exposés aux milieux acides. Le phénomène se caractérise par la vitesse d'attaque, qui se mesure soit en millimètres par an, soit en milligrammes par décimètre carré et par jour. Dans ce mode de corrosion on ne distingue pas, à l'échelle macroscopique, les lieux cathodiques des lieux anodiques. La corrosion généralisée est la forme la plus répandue et peut être détectée longtemps avant qu'un ennui vienne interrompre la vie de la structure métallique. La vitesse d'écoulement, le pH et la température du milieu ont une influence importante sur le taux de corrosion uniforme [4].



Figure I.2: Corrosion généralisée (rouille) d'une pièce en acier

1.1.2.2. La corrosion localisée

La corrosion localisée est la forme la plus insidieuse. Elle survient sur une partie du métal qui représente un lieu spécifiquement anodique, clairement distingué, dont la surface est très faible devant le reste de la structure métallique qui constitue la zone cathodique). En effet, pour une perte de poids minime, cette forme de corrosion peut être catastrophique. La corrosion uniforme peut être réduite ou évitée par un choix convenable du matériau, la modification du milieu ou la protection cathodique. En pratique, la corrosion localisée provient d'une hétérogénéité du matériau ou de l'environnement. Elle pose souvent plus de problème que la corrosion uniforme. [1,5]

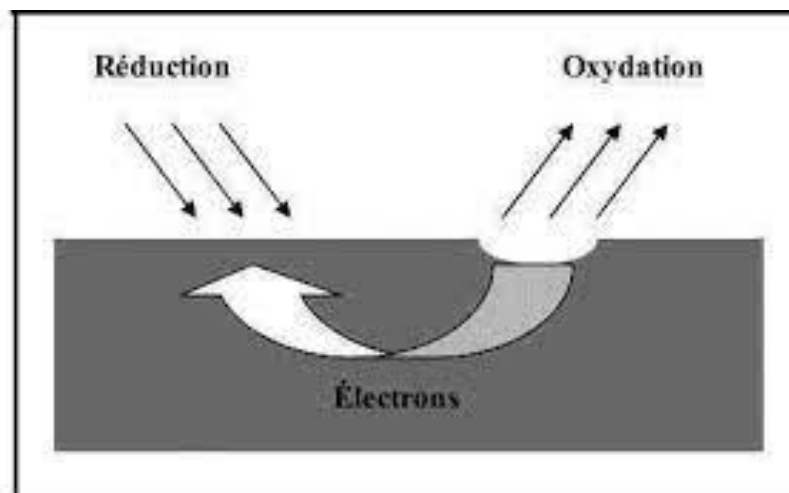
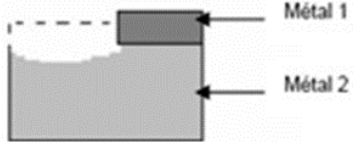
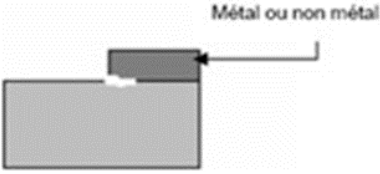
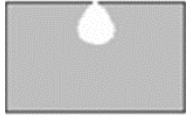
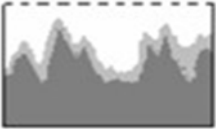
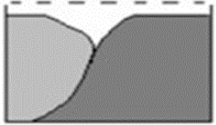
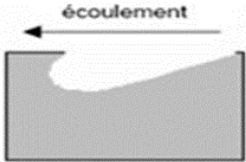

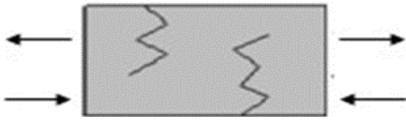


Figure I.3 : Corrosion localisée.

Ainsi les chercheurs ont subdivisé ce type de corrosion en huit catégories les plus courants en pratique : le tableau suivant présente les différentes formes de corrosion localisée :

Tableau I.1 : les différentes formes de corrosion localisée

Formes de corrosion	Définition
<p>Corrosion galvanique</p> 	<p>Qui est due à la formation d'une pile électrochimique entre deux métaux, la dégradation du métal le moins noble s'intensifie.</p>
<p>Corrosion caverneuse</p> 	<p>Qui est une forme de corrosion par aération différentielle (différence d'accessibilité de l'oxygène entre deux parties d'une structure) créant ainsi une pile électrochimique.</p>
<p>Corrosion par piqûres</p> 	<p>Attaque fortement localisée aux secteurs spécifiques ayant pour résultat des petits puits qui pénètrent dans le métal et peuvent mener à la perforation.</p>
<p>Corrosion sélective</p> 	<p>Un composant d'un alliage (habituellement les plus actifs) est sélectivement enlevé d'un alliage.</p>
<p>Corrosion intergranulaire</p> 	<p>Qui est une attaque sélective aux joints de grains, souvent il s'agit des phases qui ont précipité lors d'un traitement thermique.</p>
<p>Corrosion-érosion</p> 	<p>Qui est due à l'action conjointe d'une réaction électrochimique et d'un enlèvement mécanique de matière. Elle a souvent lieu sur des métaux exposés à l'écoulement rapide d'un fluide.</p>
<p>Corrosion sous contrainte</p> 	<p>Attaque ou rupture localisée due à l'effet d'un facteur mécanique et d'une corrosion. Action conjointe de la corrosion et d'un facteur mécanique.</p>
<p>Corrosion fatigue</p> 	<p>La corrosion fatigue est observée lorsque l'effet est alterné, par conséquent l'attaque est en général Trans granulaire.</p>

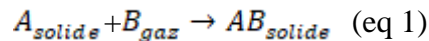
1.1.3. Classification des différents types de corrosion

La corrosion peut se développer suivant différents processus qui caractérisent chaque type de corrosion :

1.1.3.1. Corrosion chimique ou corrosion sèche

Il s'agit d'une réaction hétérogène entre deux phases l'une est solide (le métal) l'autre est gazeuse. Le processus d'oxydoréduction de la corrosion chimique se déroule dans le domaine atomique avec un milieu ambiant en absence d'électrolyte. Donc la corrosion purement chimique exclue le passage d'un courant électrique, un flux électronique cesse, car l'échange d'électrons entre les différents partenaires de réactions s'effectue directement. L'air renferme l'oxygène, de la vapeur d'eau et des vapeurs acides (anhydride carbonique CO₂ et sulfureux SO₂, hydrogène sulfureux SLi₂ etc...) ce sont les agents corrosifs mais le plus souvent c'est le CO₂.

On admet que la formation de la rouille est alors la résultante de l'action de tous ces corps, mais il faut qu'un acide soit présent, même en protection faible pour que l'attaque puisse se produire. L'attaque du métal par une réaction chimique avec le milieu ambiant sans intervention du courant électrique nécessite généralement des températures élevées, la réaction qui se produit est de la forme :



Il est très difficile de donner des exemples de corrosion purement chimique, parce que généralement elle est accompagnée de corrosion électrochimique. On peut considérer comme corrosion chimique l'attaque d'un métal par un autre métal liquide, par un sel fondu ou par une solution aqueuse. [6]



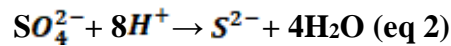
Figure I.4 : Corrosion chimique : effets sur les rivets et les inserts

1.1.3.2. Corrosion biochimique

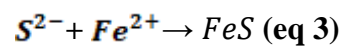
C'est l'attaque bactérienne des métaux en particulier dans les canalisations enterrées. Le mécanisme de ce mode de corrosion peut être de plusieurs types.

a. Chimique par production de substances corrosives telles que CO_2 , H_2S , H_2SO_4 , NH_3 ou d'un acide organique, le cas le plus répandu est celui rencontré dans les canalisations enterrées et qui résulte la formation d'acide sulfurique qui attaque le métal.

b. Certaines bactéries peuvent réduire les sulfates par l'intermédiaire d'hydrogène.



L'hydrogène provient par exemple des régions cathodiques, il y a donc une dépolarisation des cathodes et formation accélérée de Fe^{2+} aux anodes.



c. Dans certains cas, on peut observer sur les canalisations des dépôts adhérents résultant de l'attaque, non pas du métal lui-même, mais celle de certains composants du milieu ambiant par des bactéries. En résultat il forme des piqûres sur le métal, à l'endroit où s'est produit le dépôt, suivant un processus de corrosion par différence de concentration en oxygène. [7]

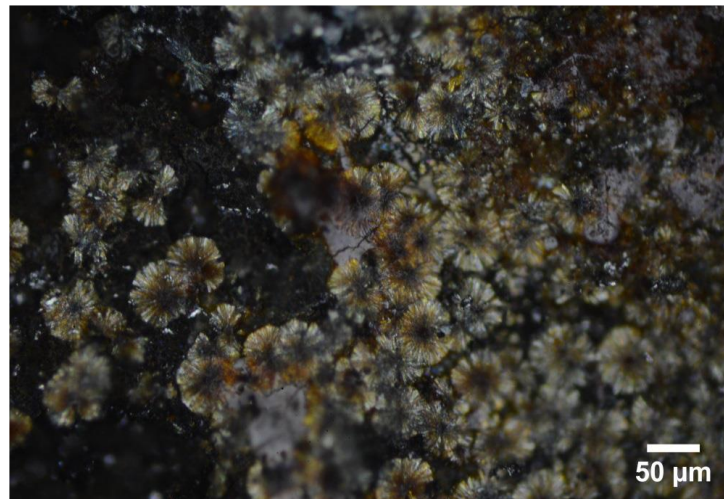
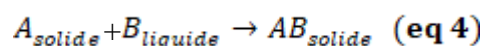


Figure I.5 : Micrographie optique de la surface du coupon corrodé en conditions biotiques.

1.1.3.3. Corrosion électrochimique

Le phénomène de cette corrosion est le plus important, elle se manifeste lorsqu'un réactif est liquide ou il existe une hétérogénéité soit dans le métal ou dans le réactif, présentant une dissymétrie de composition. L'existence de ces hétérogénéités détermine la formation d'une pile, alors un courant électrique circule entre anodes et cathodes dans le réactif et les zones qui constituent les anodes sont attaquées (corrodées). Pour une corrosion électrochimique on a :



En général il n'existe pas un métal idéalement pur, il contient toujours des hétérogénéités physiques ou chimiques dont le potentiel de corrosion est en général différent à celui de la

matrice. C'est à dire les métaux ne sont pas monophasés lorsqu'ils sont plongés dans le réactif même pour un alliage, si ces éléments d'addition sont en solution solide, on ne peut pas les considérer comme parfaitement monophasés, car ils présentent toujours des inclusions Oxydes, sulfures etc. Ou bien des régions écrouis donc les légères différences de propriétés chimiques ou physiques entre les différentes parties du métal déterminent une électrode composite (cellule électrochimique) qui contient des microcathodes et des microanodes en court-circuit, c'est à dire constituant des couples électriques (piles).

Lorsqu'une électrode composite est immergée dans un électrolyte, ce qu'est toujours réalisé, elle est donc le siège d'un phénomène de corrosion électrochimique et les anodes sont attaquées avec une vitesse qui dépend de l'intensité du courant alimenté par les piles locales. [8]

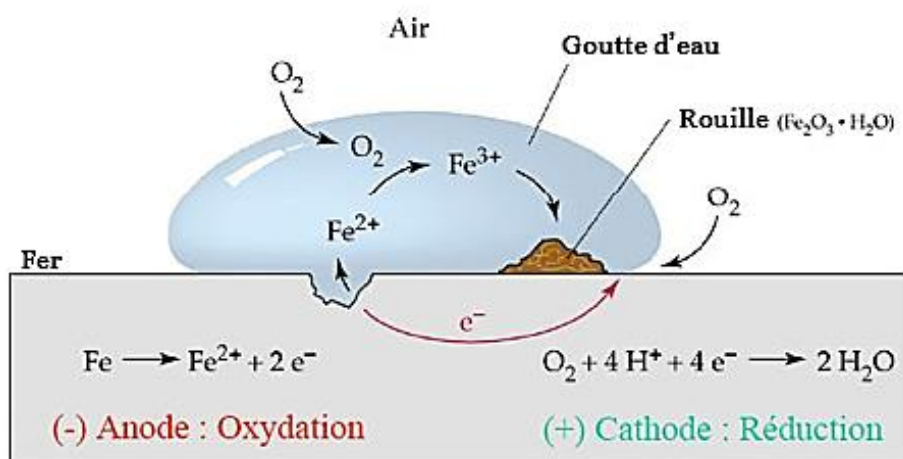


Figure I.6 : Principe de corrosion électrochimique du fer

I.1.4. Les facteurs de la corrosion

On peut regrouper les facteurs de la corrosion en plusieurs classes selon l'action de milieu la microstructure des matériaux et d'autres facteurs sont classifiés dans le tableau I.1. [9,10]

Tableau 1.2 : Les principaux facteurs interviennent dans les différents phénomènes de corrosion

Facteurs du milieu corrosif	- Concentration du réactif	- pH du milieu
	- Teneur en oxygène	- Température et pression
Facteurs métallurgiques	- Composition de l'alliage	- Traitement thermique
	- Procédés de traitement mécanique	- Impuretés
Facteurs définissant les conditions d'emploi	- Etat de surface	- Emploi d'inhibiteur
	- Forme des pièces	- Procédés d'assemblage
Facteurs dépendant du temps	- Vieillessement	- Tensions mécaniques
	- Modification des revêtements protecteurs	

I.1.5. Les paramètres influençant sur la vitesse de corrosion

La vitesse de corrosion d'un métal dans un milieu corrosif est susceptible d'être activée par deux paramètres : la température et le pH, qui ont une influence indirecte à travers la phase aqueuse (eau de condensation, eau de production). [11]

I.1.5.1. L'effet de la température

Généralement, l'augmentation de la température accélère les phénomènes de la corrosion, car elle diminue le domaine de stabilité des métaux et accélère la cinétique des réactions.

I.1.5.2. L'effet d'acidité

Le pH de l'électrolyte est un agent qui influence négativement les réactions électrochimiques de la corrosion. La corrosion augmente avec la diminution du pH du milieu.

I.2. Etude théorique sur la protection contre la corrosion

I.2.1. Les différents moyens de protection contre la corrosion

La lutte contre la corrosion doit être toujours prise en compte, depuis la conception de l'équipement jusqu'à l'entretien quotidien. Afin de limiter la dégradation des ouvrages et augmenter leurs durées de vie, plusieurs techniques peuvent être utilisées :

Tableau I.3 : Les méthodes de protection contre la corrosion [5]

Protection par revêtement	Protection électrochimique	Protection par inhibiteur
<p>Revêtements non métalliques : Peintures. Matières plastiques.</p> <p>Revêtements métalliques : Immersion dans un bain fondu. Electrolyse. Métallisation au pistolet. Métallisation sous vide. PVD (dépôt en phase vapeur). CVD (dépôt en phase chimique).</p>	<p>Protection anodique : Repose sur l'aptitude à la passivation d'acier dans le milieu considéré</p> <p>Protection cathodique : Est obtenue par l'utilisation d'un courant électrique, afin de modifier les réactions. -ion agressifs (chlorure...).</p>	<p>Les inhibiteurs organiques. Les inhibiteurs minéraux.</p>

I.2.2. Les inhibiteurs de corrosion

La lutte contre la corrosion peut se limiter à l'addition de produits chimiques aux milieux corrosifs pour diminuer ou stopper ce danger, et préserver ainsi une durée de travail aux installations dans des conditions convenables. Ces produits chimiques sont appelés inhibiteurs de corrosion [12].

I.2.2.1. Définition des inhibiteurs

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

Selon la norme ISO 8044, un inhibiteur est une « substance chimique ajoutée au système de corrosion à une concentration choisie pour son efficacité ; celle-ci entraîne une diminution de la vitesse de corrosion du métal sans modifier de manière significative la concentration d'aucun agent corrosif contenu dans le milieu agressif » [13].

La définition d'un inhibiteur de corrosion n'est pas unique. Il peut également être défini comme une substance qui retarde la corrosion lorsqu'elle est ajoutée à un environnement en faible concentration [14,15].

I.2.2.2. Propriétés des inhibiteurs

Partant de cette définition, un inhibiteur de corrosion doit vérifier un certain nombre de propriétés fondamentales :

- Abaisser la vitesse de corrosion de métal tout en conservant les caractéristiques physico-chimiques de ce dernier.
- Être stable en présence d'autres constituants.
- Être stable dans le domaine de températures utilisées.
- Être efficace dans les conditions d'utilisation.
- Être efficace à faible concentration.
- Être compatible avec les normes en vigueur de non-toxicité et de protection de l'environnement.
- Peu onéreux par rapport aux économies qu'il permet de réaliser

Il faut noter que la non-toxicité est le point faible des molécules inhibitrices actuellement utilisées. En effet, un certain nombre d'entre elles est sur le point d'être interdites et c'est pour cela que les recherches tendent à proposer des molécules moins dangereuses pour l'environnement [14].

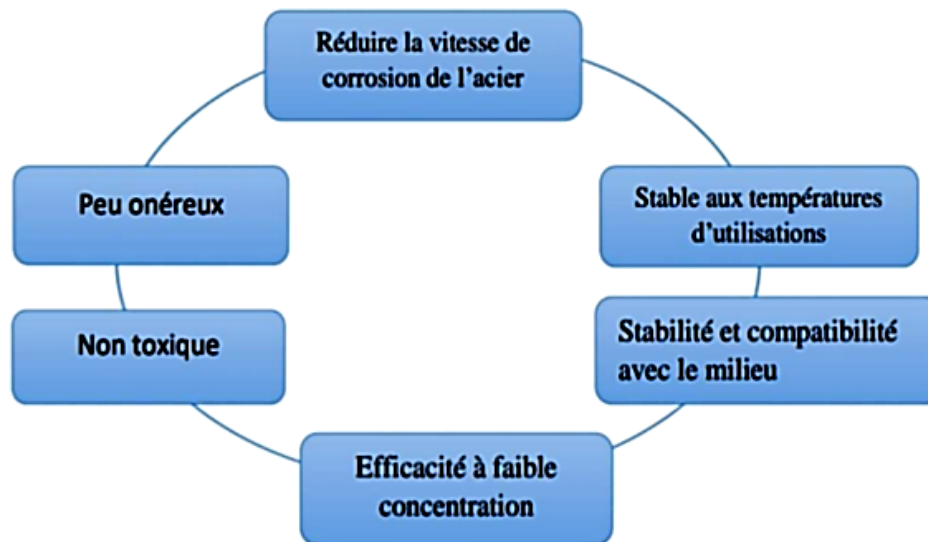


Figure.I.7 : Propriétés des inhibiteurs [13].

I.2.2.3. Utilisation des inhibiteurs

Les inhibiteurs ont plusieurs domaines d'application :

- Le traitement des eaux (eaux sanitaires, eaux de procédés industriels, eaux de chaudières, etc.).
- L'industrie du pétrole (forage, extraction, raffinage, stockage et transport) à tous les stades de cette industrie, l'utilisation d'inhibiteurs de corrosion est primordiale pour la sauvegarde des installations.
- La protection temporaire des métaux, que ce soit pendant le décapage acide, le nettoyage des installations ou le stockage à l'atmosphère (inhibiteur volatil, incorporation aux huiles et graisses de protection temporaire) ou pour le traitement des huiles de coupe.
- L'industrie des peintures sur métaux les inhibiteurs sont des additifs assurant la protection anticorrosion des métaux [14,17].

I.2.3. Nature des molécules de l'inhibiteur

I.2.3.1. Les inhibiteurs organiques

Les molécules organiques sont promises à un développement plus que certain en matière d'inhibiteur de corrosion : leur utilisation est actuellement préférée à celle d'inhibiteurs inorganiques pour des raisons d'écotoxicité essentiellement. Ils sont de plus en plus utilisés en milieu neutre/alcalin. Les inhibiteurs organiques sont généralement constitués de sous-produits de l'industrie pétrolière [16]. Ils possèdent au moins un centre actif susceptible d'échanger des électrons avec le métal, tel l'azote, l'oxygène, le phosphore ou le soufre. L'une des limitations dans l'utilisation de ces produits peut être l'élévation de température, les molécules organiques étant souvent instables aux groupes fonctionnels usuels, permettant leur fixation sur le métal, sont :

- Le radical mercapto (-SH),

- Le radical hydroxyle (-OH),
- Le radical carboxyle (-COOH).
- Le radical aminé (-NH₂),

Du fait de leur mode d'action par adsorption, les inhibiteurs organiques peuvent être efficaces même en milieu très acide (PH inférieur à 4) ou la corrosion dépend de la décharge de protons hydrogènes à la surface du métal [13].

I.2.3.2. Les inhibiteurs minéraux

Ces inhibiteurs sont utilisés le plus souvent en milieu proche de la neutralité, voire en milieu alcalin, et plus rarement en milieu acide. Les produits se dissocient en solution et ce sont leurs produits de dissociation qui assurent les phénomènes d'inhibition (anions ou cations). Les principaux anions inhibiteurs sont les oxo-anions du type XO₄ⁿ⁻ tels les chromates, molybdates, phosphates, silicates... Les cations sont essentiellement Ca²⁺ et Zn²⁺ et ceux qui forment des sels insolubles avec certains anions tels que l'hydroxyle OH⁻. Le nombre de molécules en usage à l'heure actuelle va en se restreignant, car la plupart des produits efficaces présentent un côté néfaste pour l'environnement [13,16].

I.2.3.3. L'Inhibiteur de corrosion de verts

Aujourd'hui, la plupart des inhibiteurs de corrosion sont synthétisés soit à partir de matières premières peu coûteuses ou proviennent de composés organiques ayant des hétéroatomes dans leur système aromatique ou dans leur chaîne carbonée, sont non biodégradables et toxiques vis à vis des êtres humains et de l'environnement.

Elles peuvent causer des dommages soit temporaires ou permanents du système nerveux, ainsi des perturbations du processus biochimique et du système enzymatique de notre corps. Sa toxicité se manifeste durant la synthèse ou durant leurs applications.

À ce jour, des milliers d'articles ont traité des extraits naturels de différentes parties de plantes (tiges, feuilles et graines), comme inhibiteurs de corrosion, des métaux et leurs alliages, dans différents milieux corrosifs.

Ces études ont prouvé que, ces substances parfaites pour remplacer les inhibiteurs organiques synthétisés et d'autres inorganiques coûteux et toxiques.

Les huiles et les extraits de plantes sont maintenant devenus une source d'inhibiteurs, écologiques qui garantissent une efficacité élevée à un prix moins cher. Ces types d'inhibiteurs ne contiennent ni des métaux lourds, ni des composés toxiques et ils sont biodégradables. [2]

Les extraits de plantes contiennent plusieurs constituants et substances phytochimiques (polyphénols, flavonoïdes...) pouvant facilement être adsorbés et inhibent la corrosion des aciers ordinaires.[17]

I.2.4. Classification des inhibiteurs

Les inhibiteurs peuvent être classés de plusieurs façons :

I.2.4.1. Classification Par domaine d'application

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 l'acier lors d'une opération de décapage ou de détartrage et en milieu neutre/alcaline, 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 utilisés [5].

I.2.4.2. Par réaction partielle

Dans la classification relative au mécanisme d'action électrochimique, on peut distinguer les inhibiteurs anodiques, cathodiques ou mixtes.

a. 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

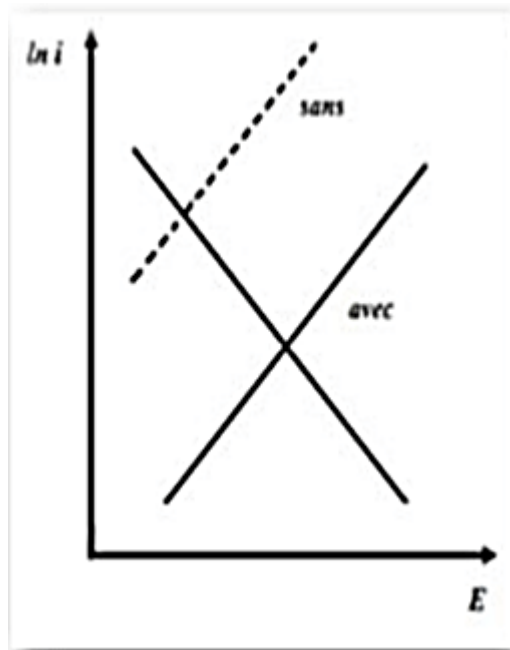


Figure.I.8 : le déplacement du potentiel de corrosion dû à la présence d'un inhibiteur anodique

b. 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 d'action, les inhibiteurs cathodiques sont considérés comme plus sûrs que les inhibiteurs anodiques car ils ne risquent pas de favoriser la corrosion localisée.

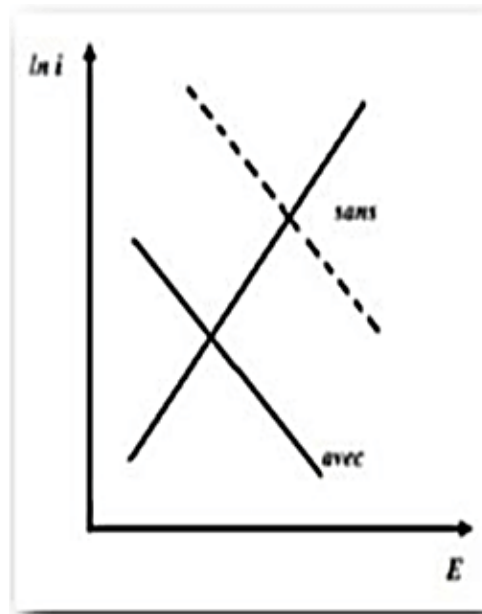


Figure.I.9 : le déplacement du potentiel de corrosion dû à la présence d'un inhibiteur cathodique.

c. Les inhibiteurs mixtes

Les inhibiteurs mixtes diminuent la vitesse des deux réactions partielles en modifiant peu le potentiel de corrosion [5,15,16].

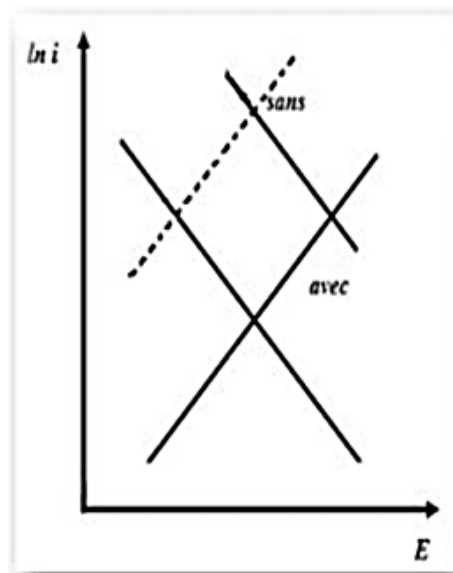


Figure.I.10 : le déplacement du potentiel de corrosion dû à la présence d'un inhibiteur mixte.

I.2.4.3. Par mécanisme réactionnel

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

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.

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.

Les inhibiteurs agissant par précipitation 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 polys phosphates et les sels de zinc [5,16].

I.2.5. Les isothermes d'adsorption

Une isotherme d'adsorption exprime la relation entre le taux de recouvrement d'une interface par l'espèce adsorbée et la concentration de l'espèce en solution, Il existe plusieurs types d'isotherme d'adsorption, mais les plus importants qui sont rattachés à l'inhibition de la corrosion sont l'isotherme de Langmuir, l'isotherme de Temkin, l'isotherme de Frumkin et celle de Freundlich [17 ,18].

I.2.5.1. Isotherme de Langmuir

Ce modèle repose sur la supposition 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. L'isotherme de Langmuir est donnée par la relation (Eq.I.1) :

$$\frac{C}{\theta} = C + \frac{1}{K_{ads}}$$

Où :

K_{ads} : Le coefficient d'adsorption..

C : est la concentration de l'inhibiteur en solution

θ : est le taux de recouvrement.

Cette isotherme prise en considération les hypothèses suivantes :[1]

1 -Absence d'interaction entre les espèces adsorbées à la surface de l'électrode.

2 -Absence d'hétérogénéité de surface.

3 -Pour des activités élevées dans la solution, il y a recouvrement à saturation de l'électrode par l'espèce adsorbée.

I.2.5.2. Isotherme de Temkin

L'isotherme de Temkin représentée par la variation du taux de recouvrement θ en fonction de Logarithme népérien de la concentration de l'inhibiteur en solution. Cette variation doit être linéaire. Elle est exprimée par l'équation I.2 suivante :

$$\theta = \frac{1}{\alpha} \ln K_{ads} C$$

Où :

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

C : est la concentration de l'inhibiteur en solution

θ : est le taux de recouvrement.

α : est un paramètre qui tient compte de l'hétérogénéité de la surface et des interactions intermoléculaires dans la couche adsorbée.[18]

I.2.5.3. L'isotherme de Frumkin

Ce type d'isotherme dépend des interactions moléculaires dans la couche d'adsorption et le degré d'hétérogénéité de la surface. Elle est exprimée par l'équation I.3 suivante :

$$\ln \left(\frac{C(1-\theta)}{\theta} \right) = \log K_{ads} + \alpha C$$

Où :

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

C : est la concentration de l'inhibiteur en solution

θ : est le taux de recouvrement.

α : est un paramètre qui tient compte de l'hétérogénéité de la surface et des interactions intermoléculaires dans la couche adsorbée. [18]

chapitre II

Etude expérimentale

Ce chapitre a pour but d'une part de présenter certaines définitions et concepts qui sont nécessaires à notre travail et qui vont nous permettre de maîtriser les phénomènes qui sont en jeu et pouvoir ainsi interpréter les résultats obtenus.

Et d'autre part de décrire les méthodes expérimentales, utilisées pour estimer la vitesse de corrosion et déterminer la concentration optimale. Une description des matériaux, métaux, et les inhibiteurs de corrosions utilisées dans cette étude, et les procédures expérimentales et les conditions opératoires effectués.

II. Méthodes d'étude

Dans cette étude on utilise la méthode gravimétrique (perte de masse) pour déterminer la vitesse de corrosion et l'évaluation de l'efficacité des inhibiteurs de corrosion.

II.1. La méthode de la perte de masse

Cette méthode présente l'avantage d'être d'une mise en œuvre simple, qui ne nécessite pas d'appareillage, elle ne permet pas l'explication de mécanismes mis en jeu lors de la corrosion.

Son principe repose sur la mesure de la perte de poids (P) d'un échantillon métallique de surface (S), immergé pendant le temps (t) dans une solution agressive. Où la vitesse de corrosion est exprimée en (mg.cm⁻²h⁻¹) [19].

La vitesse de corrosion est calculée à partir de la relation suivante II.1 :

$$W_{\text{corr}} = \frac{m_i - m_p}{S \cdot t} = \frac{\Delta m}{S \cdot t}$$

Δm : Perte de masse en mg.

m_i (mg) : la masse de l'échantillon avant l'essai.

m_p (mg) : la masse de l'échantillon après l'essai.

S : Surface exposé en cm²

t : Temps d'exposition dans la solution en heure

W_{corr} : Vitesse de la corrosion en mg.cm⁻²h⁻¹.

L'efficacité inhibitrice (% η) du composé étudié calculée par la relation II.2:

$$\% \eta = \frac{W_{\text{corr}} - W_{\text{inh}}}{W_{\text{corr}}} \times 100$$

W_{cor} et W_{inh} représentent la vitesse de corrosion en absence et présence d'inhibiteur.

Le taux de recouvrement de la surface par l'inhibiteur θ , il est défini par la relation suivante II.3 :

$$\theta = \frac{W_{\text{corr}} - W_{\text{inh}}}{W_{\text{corr}}}$$

II.2. Les avantages et les inconvénients de la méthode

Cette technique a des avantages et des inconvénients, Parmi eux :

- Elle donne des informations sur le taux moyen de la perte de masse due à la corrosion.
- Elle peut aussi fournir des informations sur la nature de la corrosion à travers l'analyse de ses produits de corrosion.
- Elle est une méthode spontanée, ne pas nécessiter un appareillage important (balance analytique de précision à 0.1mg), facile à mettre en œuvre.
- Elle exige un temps considérablement long pour avoir une différence de poids mesurable.
- Elle utilise un grand nombre des échantillons métallique destinés aux tests de corrosion et une grande quantité du milieu corrosif.
- Elle ne peut pas être appliquée lorsque l'échantillon métallique est une pipe dans une grande installation.
- La vitesse de corrosion mesurée est une vitesse moyenne.[20]

II.3. Préparation de l'inhibiteur de corrosion

II.3.1. Aperçu sur l'acide L-ascorbique (la vitamine C)

II.3.1.1. Généralités et description

Acide L-ascorbique, ou acide oxo-3-gulofuranolactone (est aussi appelé la vitamine C) est un acide organique, ayant des propriétés antioxydantes. Il est utilisé comme conservateur alimentaire sous le code européen E300 de la liste des additifs alimentaires.

Il se présente sous la forme d'une poudre cristalline blanche ou incolore, facilement soluble dans l'eau et dans l'alcool, sensible à la chaleur et à la lumière. La poudre sèche est stable à l'air.

On le trouve dans les agrumes, les jus de fruits et les légumes frais et plus utilisés par l'industrie agroalimentaire et de plus en plus recherché pour l'automédication.

L'acide ascorbique est fabriqué par synthèse biotechnologique et chimique à partir du glucose, lui-même étant obtenu par hydrolyse d'amidon de blé ou de maïs.

Les plantes et la plupart des animaux, sauf les primates et le cobaye, tandis que l'être humain n'est pas capable de le synthétiser ou de le stocker, il doit donc se la procurer dans l'alimentation. Les légumes et les fruits frais (surtout les agrumes) permettent de couvrir 69 à 73 % de ses besoins journaliers. Les abats (foie, rognons), les viandes, les poissons et les laitages en fournissent également... [21]

Acide L-ascorbique, est un acide organique avec une masse moléculaire de 176,13 g/mol

Il est appartenue aux groupes des sucres à 6 atomes et est un dérivé du D-Glucose. Il est composé d'une fonction cétone, d'un cycle lactone, d'une fonction ène-diol et de deux fonctions alcools : l'une primaire et l'autre secondaire. Il possède deux formes optiques : lévogyre et dextrogyre, mais seule la forme lévogyre, forme naturelle (acide L-ascorbique) est biologiquement active. [22,23]

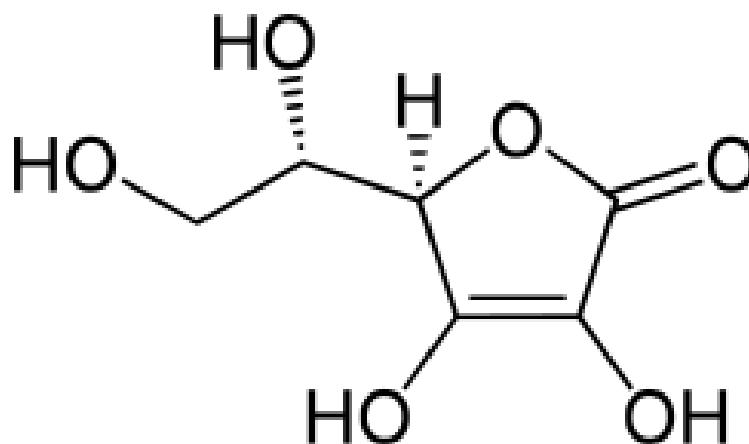


Figure II.1: Acide ascorbique

II.3.1.2. Propriétés physico-chimiques [24-26]

- L'acide ascorbique est une poudre cristalline, blanche, inodore, stable au contact de l'air, à la lumière du jour et à température ambiante pendant plusieurs mois, de saveur légèrement acide et qui se décompose à la température de 190°C.
- Il est facilement soluble dans l'eau, moins soluble dans l'alcool et insolubles dans les solvants organiques.
- Il s'oxyde de façon réversible en acide déhydro-L-ascorbique (DHA). La forme réduite et la forme oxydée sont en équilibre avec une forme radicalaire, instable, le radical ascorbyle. L'agent oxydant habituel de l'acide ascorbique est l'oxygène dont l'activité est catalysée par des traces de métaux comme le cuivre et le fer.

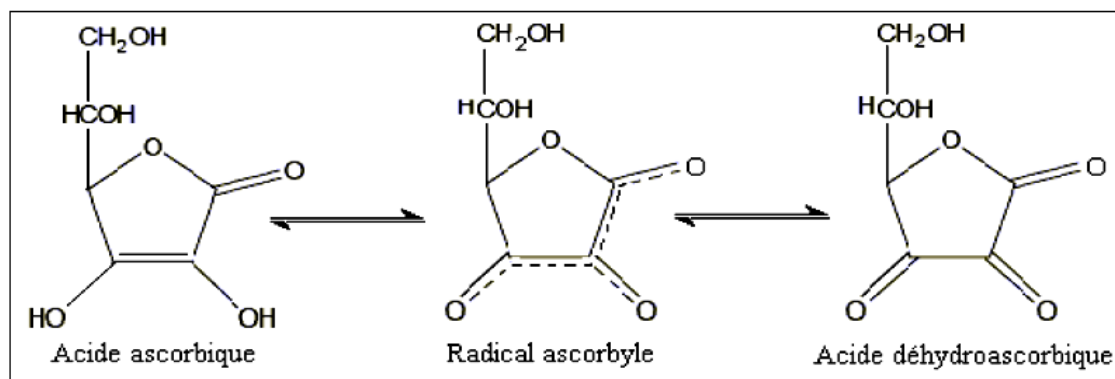


Figure II.2 : Représentation du système redox : acide ascorbique, radical ascorbique libre, et acide déhydroascorbique

L'oxydation en milieu aérobie de l'acide ascorbique en présence d'ions de métaux de transition est la plus importante réaction responsable de la perte de la vitamine C dans les aliments.

La vitesse d'oxydation dépend des concentrations de vitamine C et d'ions métalliques mais aussi de la teneur en ions H⁺ du Milieu ; en effet a pH très bas, voisin de 1, l'acide ascorbique est Complètement proton et plus difficilement oxydable qu'a un pH plus élevé.

- L'acide ascorbique possède un spectre d'absorption qui dépend de sa fonction ène-diol et de l'état d'ionisation de la molécule et donc du pH du milieu.

. Dans la zone de pH allant de 5 à 10 la maximum absorption de l'acide ascorbique est à 265nm.

. En solution très acide (pH < 2), l'acide ascorbique présent un maximum d'absorption a 244nm

. L'absorption maximale de l'acide dé hydro ascorbique est à 323nm.

- L'acide ascorbique est un diacide (pKa de 4,1 et 11,8).

Le tableau II-1 regroupe les différentes propriétés physicochimiques de l'acide ascorbique.

Tableau II.1 : Propriétés physicochimiques de l'acide ascorbique

Caractéristiques	L'acide ascorbique
Formule brute	C ₆ H ₈ O ₆
Pureté	99.0%
Masse molaire	176.13g/mol
pH	2-3
pKa1 à 25 °C	4.17
pKa2 à 25 °C	11.57
T° de fusion	190° à 192°C
Masse volumique	1.65
Soluble dans l'eau	1g/3ml (25°C)
Soluble dans l'alcool	1g/40ml (25°C)

II.3.1.3. Utilisation et effet de l'acide ascorbique [27-29]

- L'acide ascorbique est utilisé dans l'industrie agroalimentaire en tant qu'antioxydant sous la référence E300 ainsi que ses dérivés E301, l'ascorbate de sodium, et E302, l'ascorbate de calcium. Empêchant la prolifération de bactéries qui pourraient dégrader le produit (surtout dans la nourriture à conservation longue et non réfrigérée).

- L'acide ascorbique est un réducteur qui réagit avec le dioxygène de l'air. Il empêche ainsi le dioxygène d'oxyder d'autres molécules organiques, ce qui provoquerait un rancissement ou un changement de couleur (brunissement peu appétissant).

- La carence en vitamine C provoque le scorbut, qui se manifeste chez l'adulte par une gingivite accompagnée d'hémorragies à localisations diverses.

- La vitamine C est impliquée dans un grand nombre de réactions biologiques où elle n'agit pas en tant que coenzyme, mais comme oxydoréduction par inter conversion forme oxydée/forme réduit.
- Il existe une controverse au sujet de la possibilité que de hautes doses de vitamine C augmentent le risque de calculs rénaux
- De hautes doses de vitamine C (plus de 2 000 mg par jour) peuvent occasionner des selles molles, de la diarrhée et des troubles gastro-intestinaux.

II.3.1.4. Dérivés de l'acide ascorbique

Les dérivés de l'acide ascorbique sont des molécules plus stables et donc plus facile à formuler, ce sont des esters de deux types :

- liposolubles (palmitate d'ascorbyle, stéarate d'ascorbyle) caractérisés par une couleur jaunâtre
- hydrosolubles (phosphate d'ascorbyle, l'ascorbyle phosphate de magnésium, le glucoside d'ascorbyle, le glucosamine d'ascorbyle et magnésium ascorbyl PCA) caractérisés par une couleur blanche comme l'acide ascorbique.

Les symboles avec lesquels l'Union européenne II indique la vitamine C et ses sels, qui sont additifs alimentaires important pour la conservation des produits dans l'industrie sont les suivants :

E300 pour l'acide ascorbique

E301 pour l'ascorbate de sodium

E302 pour ascorbate de calcium

E303 pour l'ascorbate de potassium,

E304 indique un ester formé par l'union de l'acide ascorbique avec un acide gras (palmitate ou stéarate).

L'ascorbate de potassium a été retiré de la liste des additifs approuvés par l'Union européenne. [27-29]

II.3.1.5. Constitution chimique

L'acide ascorbique, ou 2-(1,2-dihydroxyéthyl)-4,5-dihydroxyfuran-2-one, et l'acide déshydroascorbique, (5R)-5-[(1S)-1,2-dihydroxyéthyl]furan-2,3,4(5H)-trione, sont des sucres en C6 (formule brute $C_6H_8O_6$ et $C_6H_6O_6$, respectivement) et des acides organiques constitués par un hétérocycle avec un atome d'oxygène et quatre atomes de carbone. La molécule d'acide ascorbique possède 2 carbones asymétriques et est stabilisée par la conjugaison entre les groupements carbonyle et énediol.

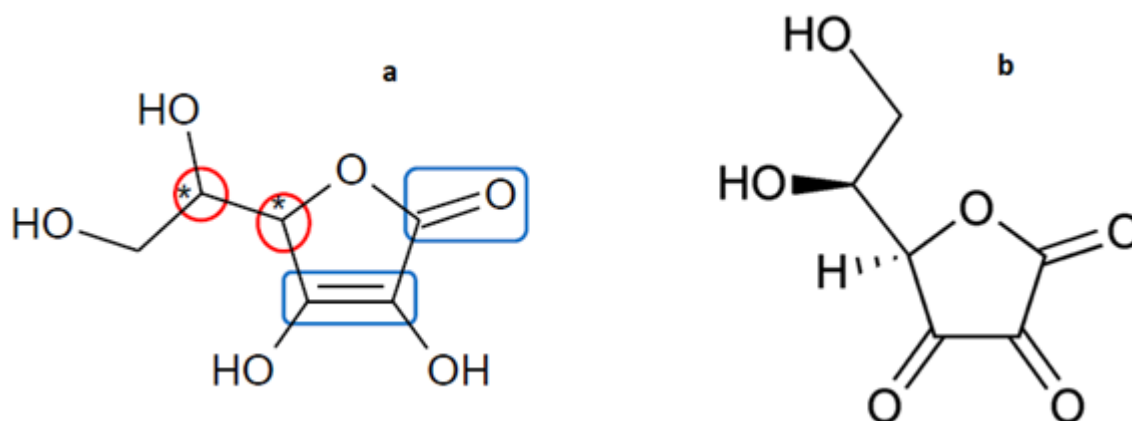


Figure II.3. Molécule d'acide ascorbique (a) et d'acide déshydroascorbique (b).

L'acide ascorbique possède 4 stéréo-isomères, mais seul l'acide L-ascorbique possède des propriétés vitaminiques. [30]

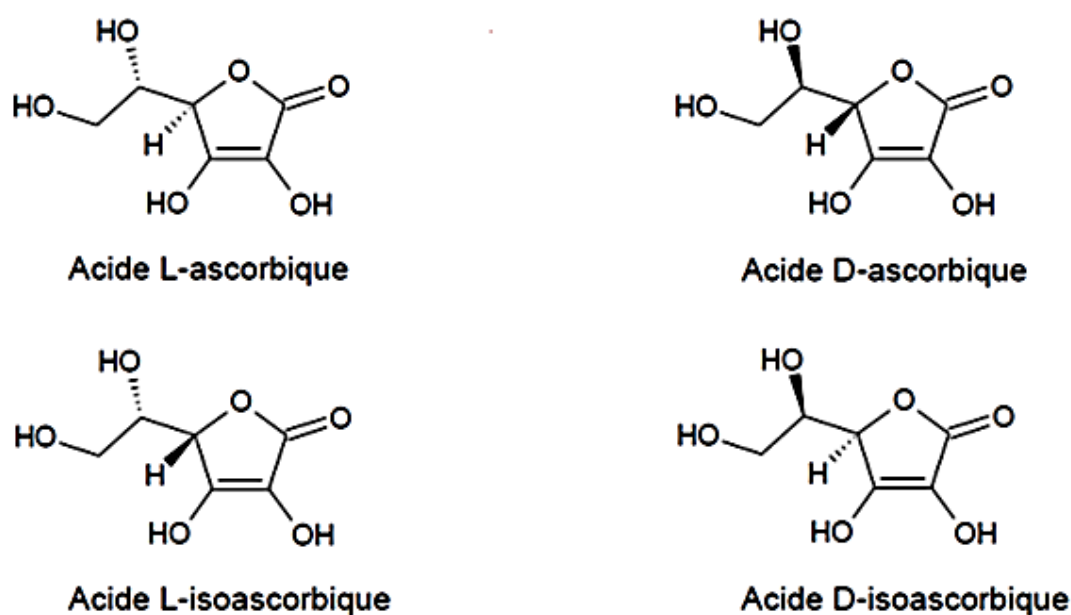


Figure II.4. Structures des stéréo-isomères de l'acide ascorbique.

II.3.2. Aperçu sur l'acide salicylique

II.3.2.1. Historique de l'acide salicylique [31-32]

- L'écorce de saule est connue au moins depuis l'Antiquité pour ses vertus curatives. On a trouvé la mention de décoctions de feuilles de saule dans un papyrus égyptien dès 1550 av.J.-C.
- Le médecin grec Hippocrate (460-377 av. J.-C.) conseillait déjà une préparation à partir d'écorce de saule blanc pour soulager les douleurs et les fièvres.
- De même, le médecin et pharmacologue grec Dioscoride (25 - 90 ap. J.-C.) en conseillait l'usage pour les douleurs auriculaires au premier siècle.

- En 1763, le pasteur Edward Stone présente un mémoire devant la Royal Society of Medicine sur l'utilisation thérapeutique de décoctions de l'écorce du saule blanc contre la fièvre malarienne.
- En 1824 Bartolomeo Rigatelli utilise un extrait d'écorce de saule comme agent thérapeutique, le dénommant salino amarissimo antifebbre (sel antipyrétique très amer).
- En 1825 le pharmacien-chimiste Francesco Fontana isole l'acide salicylique des feuilles de saules lui donnant le nom de salicina (salicine).
- En 1828, le pharmacologue allemand Johann Andreas Buchner l'extrait de l'écorce du saule (*Salix alba*).
- En 1829, Pierre-Joseph Leroux, un pharmacien français, tente, après avoir fait bouillir de la poudre d'écorce de saule blanc dans de l'eau, de concentrer sa préparation ; il en résulte des cristaux solubles qu'il nomme salicyline (de salix).
- En 1835, Carl Löwig montre que l'acide spirique, extrait de la reine-des-prés, est chimiquement identique à l'acide salicylique.
- En 1839, l'Italien Raffaele Piria prépare de l'acide salicylique, à partir de la salicilline, qu'il préconise comme antiseptique de la cavité intestinale, notamment dans la fièvre typhoïde.

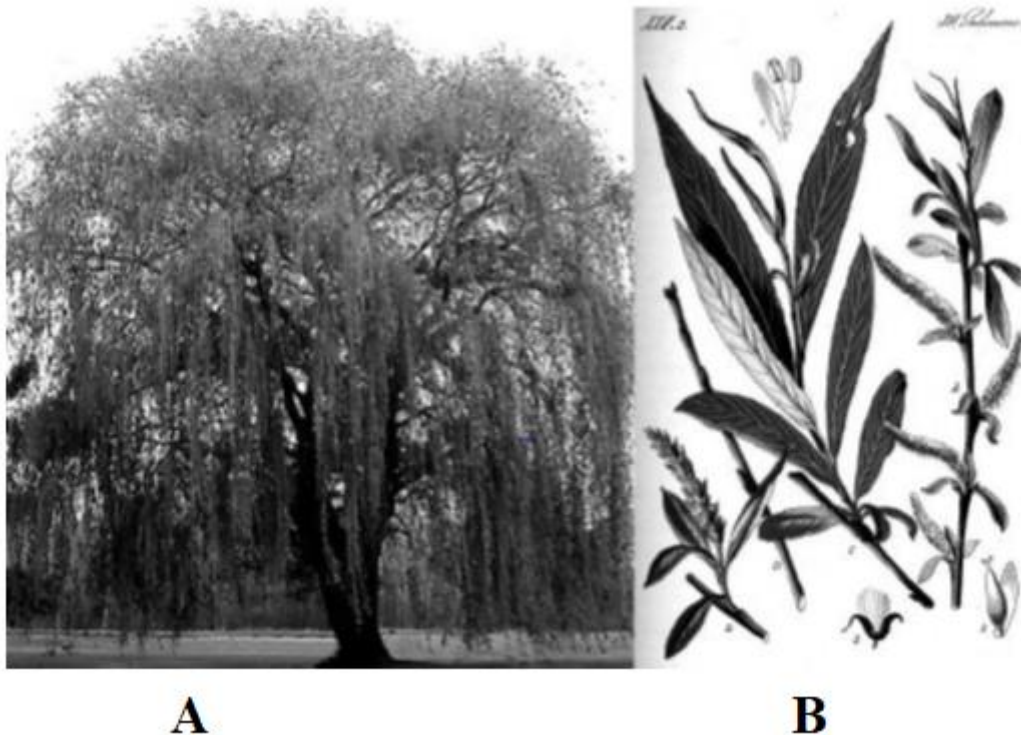


Figure II.5 : la source de la salicine A : *Salix babylonica*. B: *Salix alba*.

- En 1853, le chimiste strasbourgeois Charles Frédéric Gerhardt effectue la synthèse de l'acide acétylsalicylique (en traitant le salicylate de sodium avec le chlorure d'acétyle), qu'il nomme acide acétosalicylique, et dépose un brevet. Cependant, son composé est impur et thermolabile.

- C'est en 1859 que l'acide salicylique fut synthétisé pour la première fois par le chimiste allemand Hermann Kolbe par la synthèse dite de Kolbe ou Kolbe-Schmitt qui est une réaction de carboxylation du phénolate de sodium. Cependant, le produit obtenu présentait quelques défauts tels qu'un goût désagréable et provoquait des irritations de l'estomac.

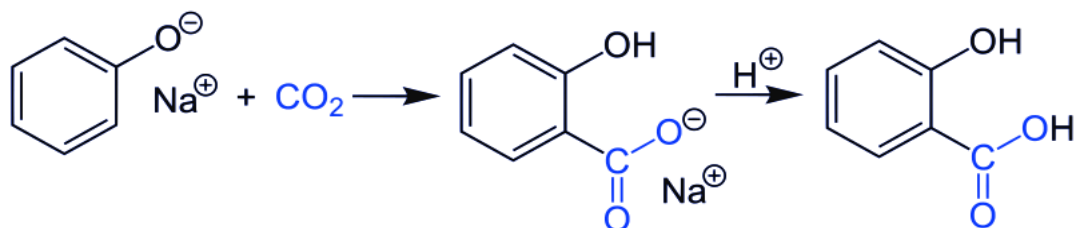


Figure II.6. Synthèse de l'acide salicylique par la réaction de Kolbe

Les propriétés antipyrétiques de l'acide salicylique sont mises en évidence par le Suisse Carl Buss en 1875. Utilisé largement mais surtout comme antirhumatismal dans les années 1890.

- En 1877, Germain Sée propose le salicylate de soude comme antipyrétique. Marcell Nencki prépare à partir de 1880 un dérivé de l'acide salicylique et du phénol appelé Salol, qui, sans présenter de propriétés pharmacologiques supérieures aux médicaments alors existants, a toutefois un goût plus agréable. Ce produit fait l'objet d'un grand engouement populaire.

- C'est en 1876 que le premier essai clinique d'un dérivé d'acide salicylique fut enregistré par le médecin écossais Thomas MacLagan qui employa la salicine pour traiter la fièvre et des inflammations articulaires chez des patients souffrant de rhumatismes

- C'est en 1897 que fut synthétisé l'analogue le plus connu de l'acide salicylique : l'aspirine ou acide 2-acétylsalicylique.

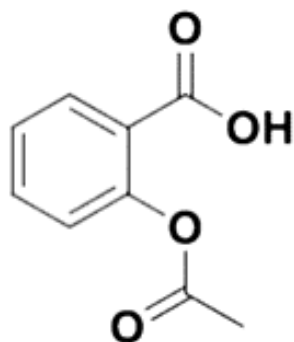


Figure II.7. Structures de l'acide 2-acétylsalicylique (l'aspirine).

C'est le chimiste allemand Felix Hoffmann, qui obtenu l'acide acétylsalicylique par acétylation de l'acide salicylique. L'aspirine fut considérée comme le premier médicament à avoir été conçu de façon synthétique.

Ce composé fut ensuite testé sur des animaux, puis sur l'homme au cours d'essais cliniques, il est employé pour le traitement de douleurs et de fièvres, mais également dans la prévention de maladies cardiovasculaires et de cancers.

II.3.2.2. Définition [33,34]

L'acide salicylique ou acide 2-hydroxybenzoïque est un acide organique extrait de plantes (saule blanc, feuilles de gaulthérie) de formule chimique $C_7H_6O_3$, constitué d'un noyau benzénique substitué par un groupe carboxyle (acide benzoïque) et un groupe hydroxyle (phénol) en position ortho.

Il est naturellement présent dans certaines plantes, comme le saule dont il tire son nom, et la fausse-spirée d'où provient l'ancien nom (acide spirique), blanc cristallin, inodore, de goût sucré.

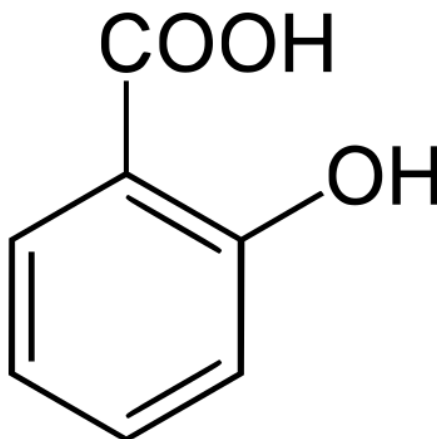


Figure II.8. Structures de l'acide salicylique.

II.3.2.3. Propriétés physico-chimiques de l'acide salicylique. [35-37]

- L'acide salicylique, ou acide 2-hydroxybenzoïque en nomenclature IUPAC, est un composé inodore de formule chimique $C_7H_6O_3$ appartient à la famille des composés aromatiques ($4n + 2$ électrons), se présente sous forme de poudre blanche ou de cristaux à molaire masse de $138,12 \text{ g mol}^{-1}$ avec un point de fusion de 158 °C .
- La molécule d'acide salicylique combine les propriétés des phénols avec celles des acides carboxyliques aromatiques, il est peu soluble dans l'eau en raison de la présence du noyau aromatique très hydrophobe, mais il est soluble dans certains solvants organiques tels que le diéthyléther, l'acétone et les alcools (méthanol, éthanol).
- Le groupement acide carboxylique (COOH) peut réagir avec un alcool en donnant de nombreux esters. Le groupe hydroxyle peut réagir avec l'acide acétique pour former de l'acide acétylsalicylique, ou aspirine.
- L'acide salicylique possède deux valeurs de constantes d'acidité correspondant aux formes acido-basiques de l'acide benzoïque et du groupement phénol qui sont respectivement proches de 3,0 et de 13,8. La valeur de pKa de la fonction acide (3,0) le définit comme un acide faible, cependant il présente des risques chimiques car il est irritant en cas de contact avec les yeux et la peau et il doit être manipulé avec les équipements de protection adaptés.

- L'acide salicylique est classé en tant que composé substances cancérigènes, mutagènes et toxiques pour la reproduction (CMR) de catégorie 2, ce qui signifie que des doutes existent quant à sa toxicité sur la reproduction et son caractère mutagène et cancérigène, ceci malgré ses applications dans de nombreux domaines (cosmétique, agrochimie, médecine...).

Les principales propriétés physico-chimiques de l'acide salicylique sont regroupées dans le tableau II.2.

Tableau II.2 : Propriétés physico chimiques de l'acide salicylique

Nom et Formule Chimique (IUPAC)	L'acide salicylique
Formule brute	$C_7H_6O_3$
Masse moléculaire (g/mol)	138.12
Synonymes	Acide ortho-hydroxybenzoïque
Solubilité dans l'eau pure (mg/L)	2000 à 20°C 2240 à 25°C
pKa à 25°C (Ayranci et al.,2006)	2.81 (phénol) 13.74 (acidecarboxylique)
λ_{max} (nm)	297
Point de fusion	159 °C
T° ébullition	211 °C à 20 Torr
Densité	1,443
Masse volumique	1,443 g.cm ⁻³
Point d'éclair	157 °C (coupelle fermée)
Solubilité	1,8 g/L à 20 °C
Masse molaire	138.123 g/mole

II.3.2.4. Utilisation de l'acide Salicylique

L'acide salicylique est utilisé comme médicament, principalement comme précurseur de l'acide acétylsalicylique, l'aspirine.

L'acide salicylique est très utilisé dans les domaines de la pharmacie et du cosmétique pour soigner des problèmes de peau (acné, verrues, eczéma). Il est utilisé comme matière première ou agent intermédiaire pour la synthèse des médicaments, car on l'utilise depuis très longtemps pour sa capacité de soulager les douleurs et de réduire la fièvre.

L'acide salicylique est aussi utilisé en synthèse organique, il fonctionne comme hormone synthétique, comme additif dans : l'industrie alimentaire (conservateur), les produits d'entretien (produits de nettoyage) et l'industrie chimique : colorants, résine pour la fonderie, conservation (bactéricide). [38 ;39]

II.4. Le cuivre

II.4.1. Généralités

Le cuivre est un métal rouge orangé. Il est très malléable et ductile, presque mou. Ses capacités en conductivité thermique et électriques sont très élevées.

A l'air libre, il s'altère et on voit une couche de couleur vert-grise, appelée patine ou vert-de-gris et qui recouvre le cuivre. C'est le dioxyde de carbone et non l'air qui oxyde le cuivre. [40]



Figure II.9 : Le métal et le symbole de cuivre.

La plupart des acides attaquent le cuivre. Il se dissout parfaitement dans l'acide nitrique.

II.4.2. Propriétés physiques et chimiques du cuivre

II.4.2.1. Propriétés électrochimiques

Le cuivre, métal peu oxydable, présente deux degrés d'oxydation possibles : Cu^+ et Cu^{+2} .

Sa couleur fonce à l'air par oxydation et noircit par sulfuration. L'air sec et l'eau pure sont sans action sur le cuivre. Tout cela confirme le caractère relativement noble de ce métal.

Le potentiel standard du couple Cu/Cu^{+2} est supérieur à celui de l'hydrogène. Par conséquent, le cuivre n'est ainsi pas corrodé par les solutions non complexantes exemptes d'oxydants ; par contre, les solutions acides ou alcalines renfermant des oxydants le corrodent et peuvent constituer des solutions de décapage (sulfochromique, sulfonitrique). En milieu neutre ou faiblement alcalin et oxydant, le cuivre se passivera par formation superficielle d'oxydes ; également article Matériaux maintenus à l'état d'anode ou de cathode pendant tout l'emploi .

En présence de sels ammoniacaux ou de cyanures formant avec les ions Cu^+ des complexes très stables, produisant une très forte corrosion du cuivre, même en l'absence d'oxydants. En effet, dans ces milieux, le domaine de passivation est excessivement réduit et le potentiel d'équilibre du cuivre abaissé à une valeur considérablement plus basse » (autrement dit, le cuivre devient beaucoup moins noble). [40,41]

II.4.2.2. Propriétés physiques

Le cuivre est relativement mou et ductile et s'allie facilement avec d'autres métaux pour donner, par exemple, les laitons et les bronzes

Les principales caractéristiques physiques du cuivre sont données dans le tableau II.3. [40]

Tableau II.3 : Les principales caractéristiques physiques du cuivre

	Détails
Formule	Cu
No atomique	29
État physique	Solide
Dureté	3
Masse molaire	63.54 g/mol
Point de fusion	1084.62°C
Point d'ébullition	2562°C
Masse volumique	8.97 g/cm ³
Rouge	Couleur
Rayon métallique	1.28 Å
Conductivité électrique	59.6 10 ⁶ S/m
Conductivité thermique	Conductivité thermique 401 w/m. k
Résistivité électrique	$\rho = 1,7 \cdot 10^{-8} \Omega \cdot M$
Énergie de fusion	13,05 kJ·mol ⁻¹
Chaleur massique	380 J·kg ⁻¹ ·K ⁻¹

II.4.3. Utilisation du cuivre

Le cuivre est le métal le plus utilisé dans le monde après le fer et l'aluminium. Il est utilisé sous sa forme de corps simple, et parfois en alliages.

Le cuivre est utilisé dans nombreux domaines notamment :

-Il est utilisé a longtemps en architecture, comme matériau de couverture étanche. Souvent, il a été utilisé dans la confection des toitures en forme de dôme .

-Le cuivre est utilisé en industrie pour la réalisation de conducteurs électriques, grâce à sa forte conductivité (Fabrication des câbles électriques et composants électronique). Sa conductibilité thermique est également appréciée (fabrication des chaudières ou d'échangeurs de chaleur). Par contre, on l'utilise assez peu dans l'industrie ménagère en raison de son prix élevé. [40]

II.5. Réactifs, solvants et électrolyte

II.5.1. Matériaux utilisés :

- le matériau testé dans cette étude est le cuivre.

- les inhibiteurs utilisé dans cette étude sont :

- L'acide ascorbique.
- L'acide salicylique.

II.5.2. Préparation des échantillons

II.5.2.1. Découpage

On coupe la plaque en cuivre pour obtenir des plaquettes carrés ($1 \times 1 \text{ cm}^2$).

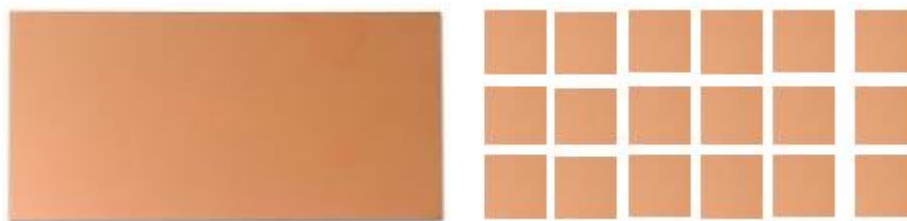


Figure II.10 : Plaque de cuivre avant et après le découpage

Avec le pied à coulisse, on prend les mesures des plaquettes (longueurs L , largeurs J , épaisseurs e) puis on les pèse avec une balance analytique de précision et on calcule la surface selon la relation suivante :

$$S = 2 \times ((L \times J) + (L \times e) + (J \times e))$$

II.5.2.2. Polissage

Afin d'obtenir des résultats fiable et reproductible, les échantillons subissent avant chaque essai à un prétraitement, qui consiste en un polissage de la surface de l'échantillon au papiers abrasifs de granulométries fine suivi d'un rinçage à l'eau de robinet pour nettoyer la surface après l'abrasion mécanique, puis rinçage à l'acétone d'un nettoyage et dégraissages chimique qui élimine les corps indésirable, puis rinçage l'eau distillée pour éliminer les traces d'acétone, et enfin l'échantillon est séché par séchoir électrique à fin d'éviter la formation immédiate des produits de corrosion.



Figure II.11 : Plaque de cuivre avant polissage (A) et après le découpage polissage (B)

II.5.2.3. Préparation des solutions électrolytiques

La solution électrolytiques ($\text{NaCl } 3.5\%$) a été préparée en dissolvant 35mg de NaCl dans un litre de l'eau distillé, puis nous l'avons agitée pour obtenir une solution homogène, l'électrolyte obtenu a été stocké dans une fiole jaugée de volume $V=1000\text{ml}$.



Figure II.12 : Préparation de la solution électrolytiques (NaCl 3.5%)

II.5.2.4. Préparation des solutions inhibitrice

L'acide ascorbique et l'acide salicylique existe dans notre laboratoire dans deux bouteilles commerciales en poudre cristalline blanche.

Nous préparons les deux solutions inhibitrices en suivant les étapes ci-dessous :

- Préparer une solution concentrée en dissolvant la masse m de chaque poudre dans un volume V_0 d'eau distillée
- Diluer la solution concentrée en ajoutant un volume V_x d'eau distillée selon les concentrations indiquées dans le tableau.

Tableau II.4 : les différentes concentrations des inhibiteurs.

Concentration (ppm)ou mg/l	20	40	60	80	100
Concentration (g/l)	0.02	0.04	0.06	0.08	0.1

On met les différentes concentrations de Dans des flacons de 100 ml

II.6. Manipulation de la méthode perte de masse

Cette méthode dont le dispositif est représenté dans la figure II.9 nécessite le matériel de laboratoire suivant :

- Échantillons.
- Béchers.
- Balance de précision.
- Baguette de suspension.
- Fil de cuivre.

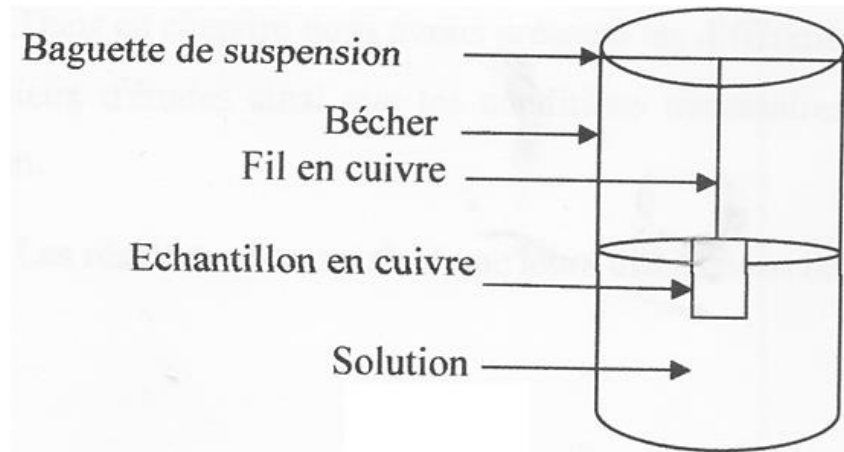


Figure II.13 : Dispositif expérimentale de la méthode perte de masse

- Les surfaces préparées sont rincées et dégraissées avec l'acétone pour éliminer toutes les traces, puis ils sont lavés avec l'eau distillée, séchées puis immergés une fois dans les flacons de la solution corrosif et une autre fois dans la solution inhibitrice, à des temps précis.
- À la fin de chaque test les pièces testées sont rincées avec de l'eau distillée et séchées ensuite, les pièces sont pesées.
- Les essais sont réalisés à la température ambiante.
- La durée d'immersion a été fixée à 0h,2h,4h,6h,8h,24h, pour tous les tests.
- Chaque essai a été répété au moins trois fois, afin de vérifier la reproductibilité des résultats.

Chapitre III

Résultats et discussions

L'objectif de ce chapitre est l'étude du pouvoir inhibiteur de l'acide ascorbique et l'acide salicylique, nous avons utilisés dans cette étude la méthode gravimétrique pour suivre la corrosion d'un échantillon de cuivre en milieu chlorure de sodium NaCl (3.5 %), et nous avons calculé plusieurs paramètres tels que la Vitesse de corrosion V_{corr} , l'efficacité inhibitrice ($\eta\%$) ainsi que le taux de recouvrement de cuivre après un temps d'immersion, en absence et en présence des inhibiteurs à différentes concentrations à une température ambiante.

III.1. Cinétique de corrosion Sans inhibiteur

Pour déterminer la vitesse de corrosion et la masse perdue de cuivre immergé dans les solutions en fonction du temps. Une série d'expérience ci-dessous sont réalisés sans inhibiteur de corrosion en milieu chlorure de sodium NaCl (3.5 %).

Tableau III.1 : Cinétique de corrosion de cuivre en milieu chlorure de sodium NaCl (3.5 %) sans inhibiteur à $T = T_{ambiente}$.

Temps (heure)	2	4	6	8	24
Δm (mg)	0.29	0.62	1.13	1.38	1.96
V_{cor} (mg/h.cm ²)	0.0604	0.0645	0.0784	0.0718	0.0340

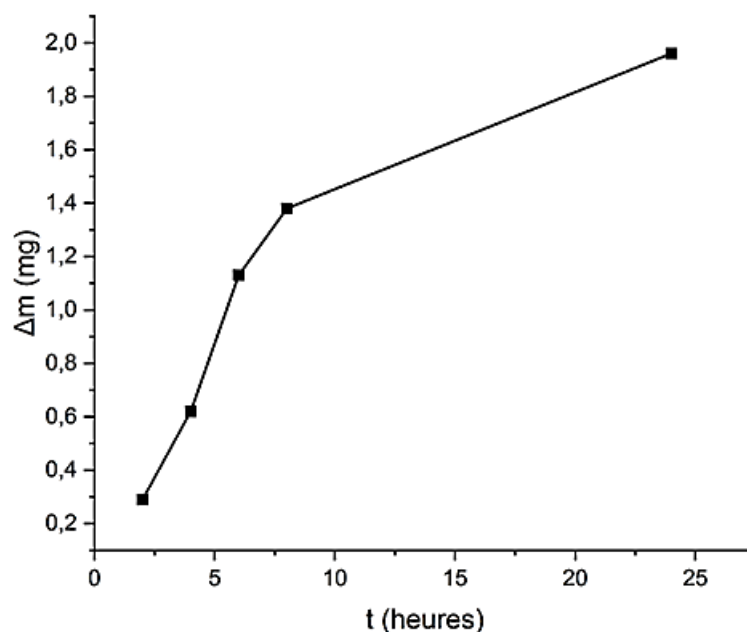


Figure III.1 : Évaluation de la perte de masse de cuivre en fonction de temps en milieu corrosif NaCl (3.5 %) en absence d'inhibiteur

La figure III.1 représente la variation de la perte de masse de cuivre en fonction de temps en milieu corrosif NaCl (3.5 %) en absence d'inhibiteur, La perte de masse de cuivre augmente légèrement à 1.96 mg après 24 heures d'immersion.

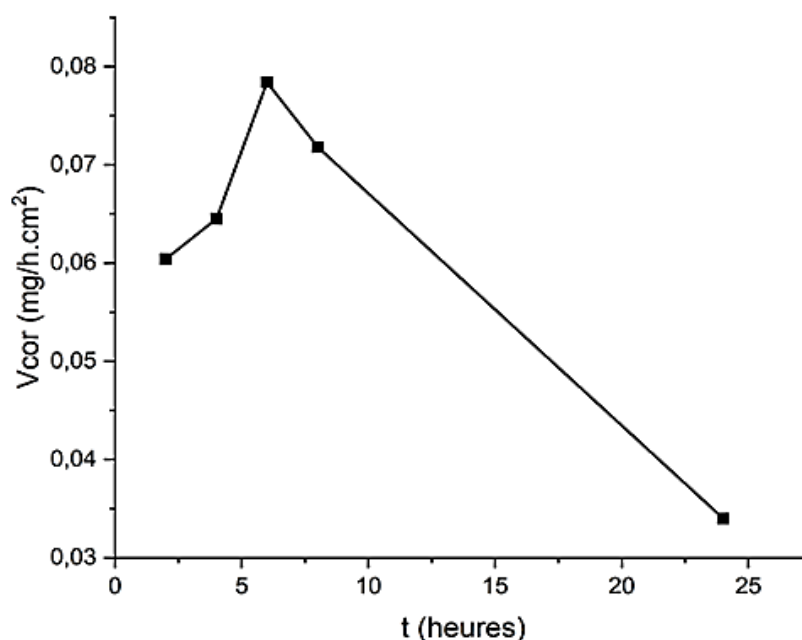


Figure III.2 : Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre en fonction de temps en milieu corrosif NaCl (3.5 %) en absence d'inhibiteur

L'analyse des résultats de la figure III.2, montre que la vitesse de corrosion de cuivre augmente avec l'augmentation de temps d'immersion à 6 heure ($V_{\max} = 0.0784 \text{ mg/h.cm}^2$) suivi d'une diminution de la vitesse de corrosion à 24 heure ($V = 0.0340 \text{ mg/h.cm}^2$).

III.2. Cinétique de corrosion en présence de l'inhibiteur

III.2.1. Influence de la concentration de l'inhibiteur

Dans cette partie, nous nous sommes intéressés à l'étude de l'efficacité inhibitrice ($\eta\%$) ainsi que le taux de recouvrement θ à différentes concentrations de l'acide ascorbique et l'acide salicylique sur la corrosion de cuivre dans NaCl (3.5 %).

III.2.1.1. Cas de l'acide ascorbique

Tableau III.2 : Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'acide ascorbique à $T = T_{\text{ambiante}}$ et 24heure d'immersion.

C (mg/l)	Δm (mg)	V_{cor} (mg/h.cm ²)	θ	$\eta\%$
0	1.96	0.0340	-	-
20	1.44	0.0250	0.2647	26.47
40	1.02	0.0177	0.4794	47.94
60	0.66	0.0114	0.6647	66.47
80	0.36	0.0062	0.8176	81.76
100	0.09	0.0015	0.9558	95.58

En traçant la variation de la vitesse de corrosion de cuivre après 24 heure d'immersion dans NaCl (3.5 %) en fonction de la concentration de l'inhibiteur, et d'autre part la variation de l'efficacité inhibitrice dans les mêmes conditions.

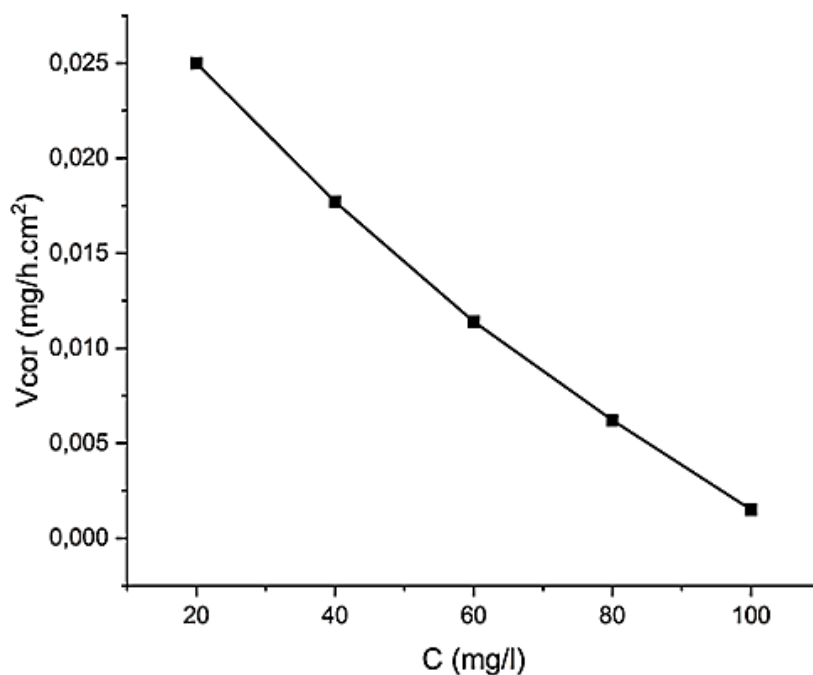


Figure III.3 : Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'acide ascorbique après 24 heures d'immersion en milieu aqueux NaCl (3.5 %).

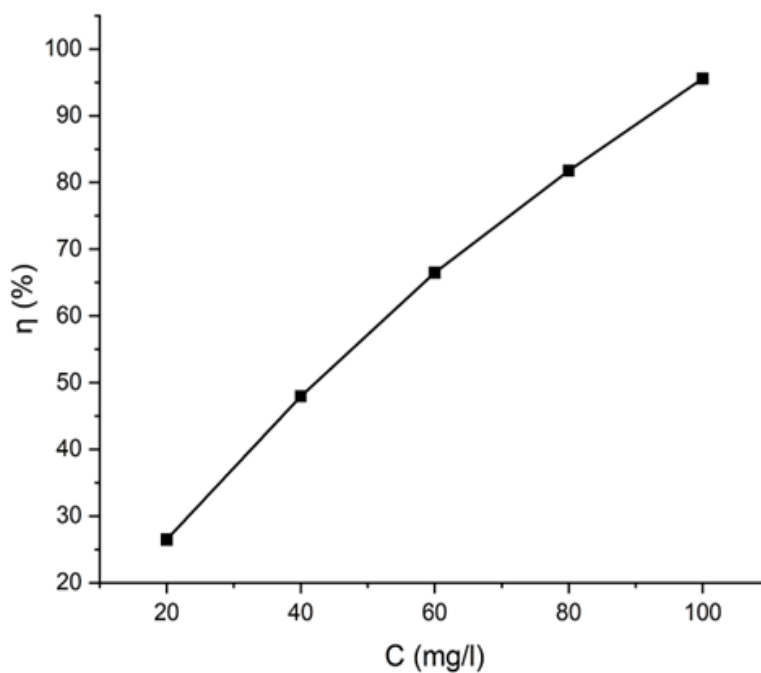


Figure III.4 : Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations de l'acide ascorbique après 24 heures d'immersion en milieu corrosif aqueux NaCl (3.5 %).

III.2.1.2. Cas de l'acide salicylique

Tableau III.3 : Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'acide salicylique à $T = T_{\text{ambiante}}$ et 24heure d'immersion.

C (mg/l)	Δm (mg)	V_{cor} (mg/h.cm ²)	θ	$\eta\%$
0	1.96	0.0340	-	-
20	1.12	0.0194	0.4294	42.94
40	0.70	0.0121	0.6441	64.41
60	0.42	0.0072	0.7882	78.82
80	0.28	0.0048	0.8588	85.88
100	0.14	0.0024	0.9294	92.94

En traçant la variation de la vitesse de corrosion de cuivre après 24 heure d'immersion en milieu aqueux NaCl (3.5 %) en fonction de la concentration de l'acide salicylique, et d'autre part la variation de l'efficacité inhibitrice dans les mêmes conditions.

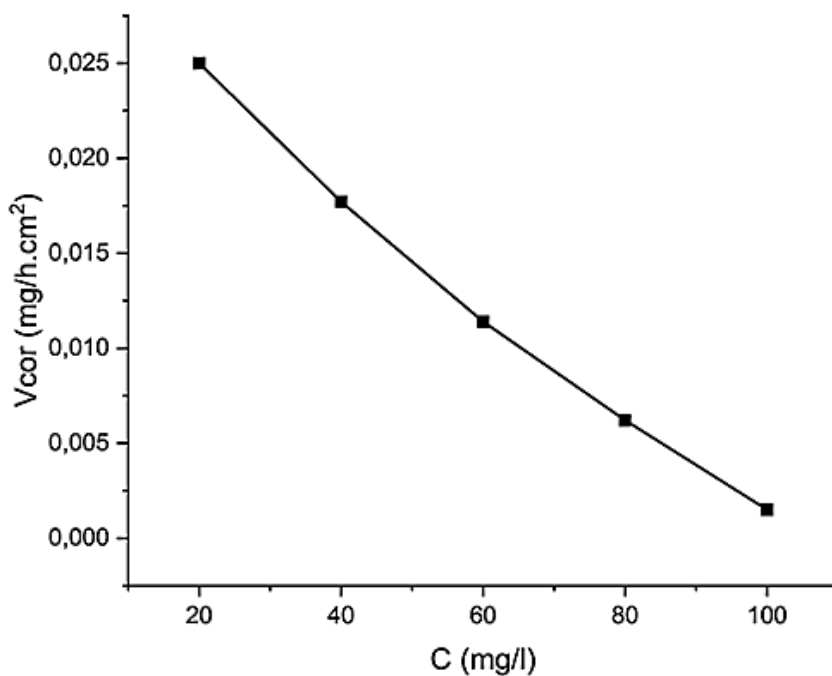


Figure III.5 : Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'acide salicylique après 24 heure d'immersion en milieu aqueux NaCl (3.5 %).

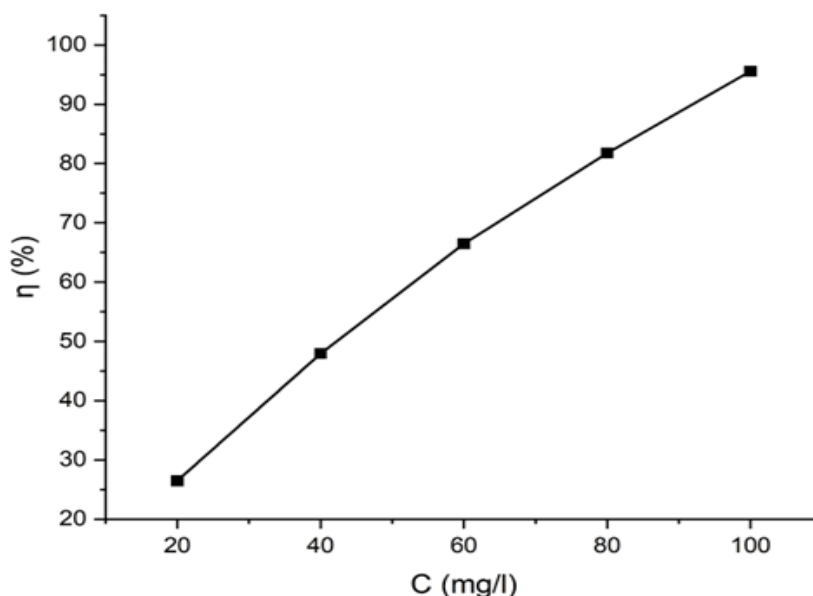


Figure III.6 : Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations après 24 heures d'immersion en milieu corrosif aqueux NaCl (3.5 %).

III.2.1.3. Discussion de résultats

D'après les résultats obtenus pour les deux composées, on peut conclure qu'il y a une augmentation de l'efficacité inhibitrice avec l'augmentation de la concentration de l'inhibiteur et par conséquent, une diminution de la vitesse de corrosion. Ceci indique que les deux composées possèdent de bonnes propriétés inhibitrices de la corrosion de cuivre. À partir de ces résultats, il en résulte que la concentration critique est de 100 mg/l pour les deux composées, cette concentration nous donne une efficacité maximale de 95.58% et 92.94% pour l'acide ascorbique et l'acide salicylique respectivement.

III.2.2. Influence du temps d'immersion de l'inhibiteur

Dans cette partie, nous nous sommes intéressés à l'étude à différentes périodes d'immersion.

III.2.2.1. Cas de l'acide ascorbique

a. Temps d'immersion de l'inhibiteur $t = 2h$

Tableau III.4 : Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'acide ascorbique à $T = T_{\text{ambiante}}$ et 2 heures d'immersion.

C (mg/l)	Δm (mg)	V_{cor} (mg/h.cm ²)	θ	$\eta\%$
0	0.29	0.0604	-	-
20	0.16	0.0333	0.4486	44.86
40	0.10	0.0208	0.6556	65.56
60	0.07	0.0145	0.7599	75.99
80	0.05	0.0104	0.8278	82.78
100	0.04	0.0083	0.8625	86.25

En traçant la variation de la vitesse de corrosion de cuivre après 2 heure d'immersion en milieu aqueux NaCl (3.5 %) en fonction de la concentration de l'acide ascorbique, et d'autre part la variation de l'efficacité inhibitrice dans les mêmes conditions.

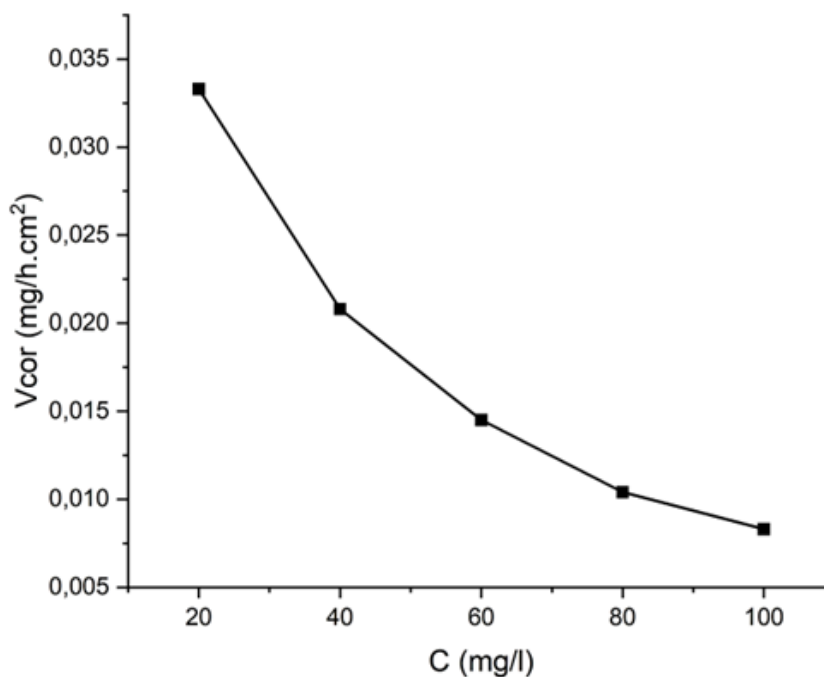


Figure III.7 : Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'acide ascorbique après 2 heure d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).

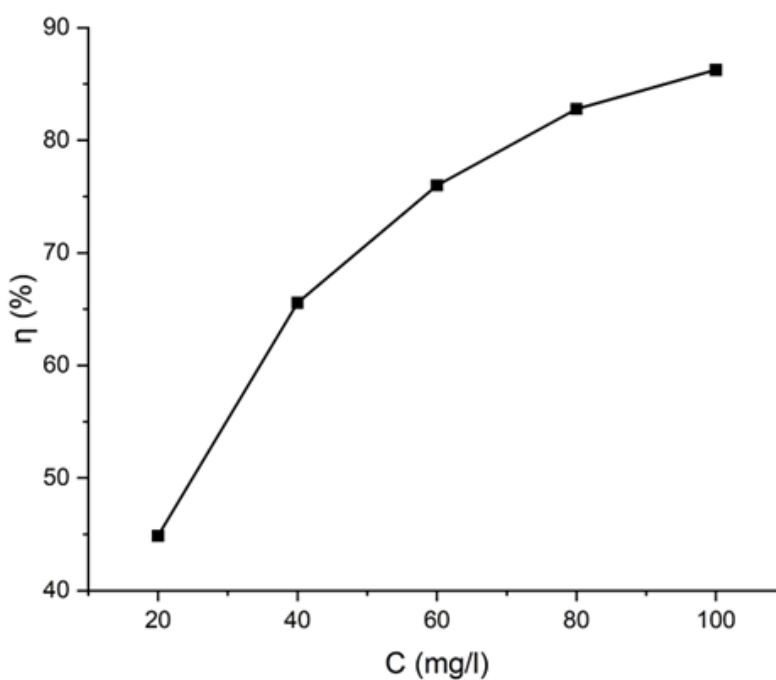
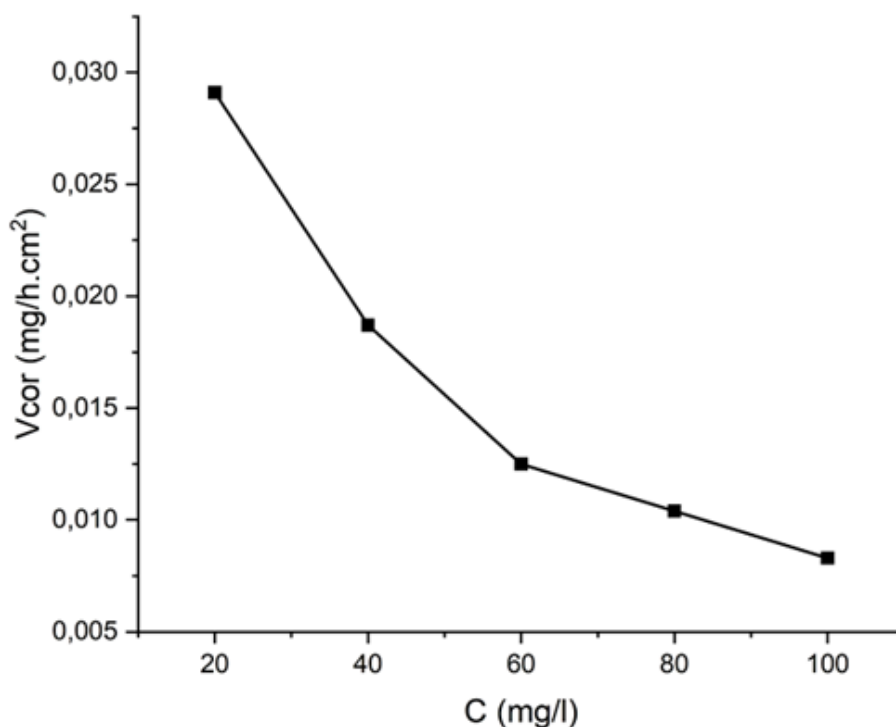


Figure III.8 : Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations après 2 heure d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).

b. Temps d'immersion de l'inhibiteur t = 4h**Tableau III.5 :** Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'inhibiteur à T = Tambiente et 4 heures d'immersion.

C (mg/l)	Δm (mg)	V_{cor} (mg/h.cm ²)	θ	$\eta\%$
0	0.62	0.0645	-	-
20	0.28	0.0291	0.5488	54.88
40	0.18	0.0187	0.7100	71.00
60	0.12	0.0125	0.8062	80.62
80	0.10	0.0104	0.8387	83.87
100	0.08	0.0083	0.8713	87.13

En traçant la variation de la vitesse de corrosion de cuivre après 4 heure d'immersion en milieu aqueux NaCl (3.5 %) en fonction de la concentration de l'inhibiteur, et d'autre part la variation de l'efficacité inhibitrice dans les mêmes conditions.

**Figure III.9 :** Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'inhibiteur après 4 heure d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).

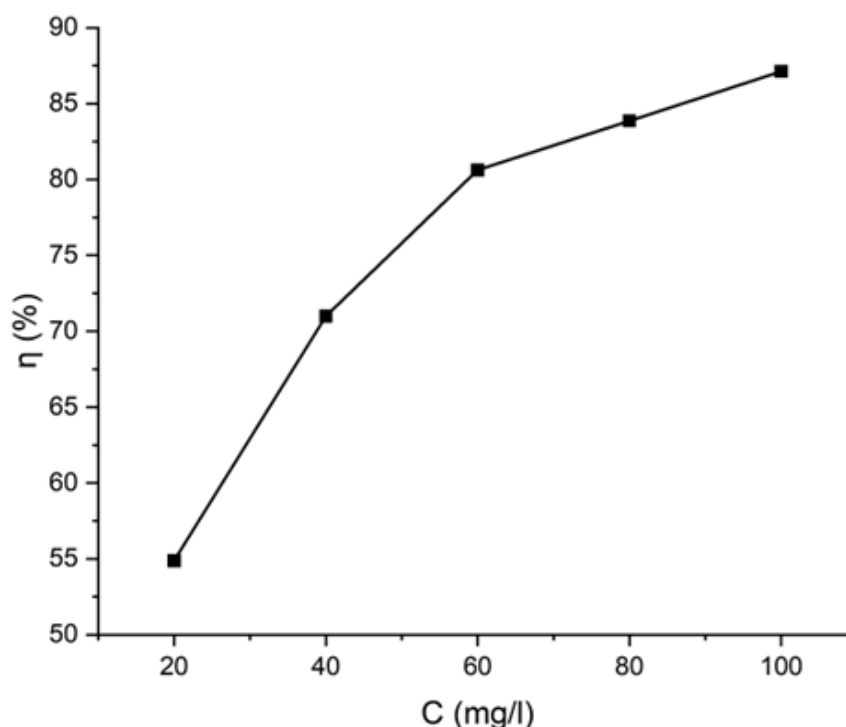


Figure III.10 : Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations après 4 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).

c. Temps d'immersion de l'inhibiteur $t = 6h$

Le tableau III.6 regroupe les résultats de la vitesse de corrosion V_{cor} , l'efficacité inhibitrice ($\eta\%$) ainsi que le taux de recouvrement θ de cuivre, obtenus après 6 heures d'immersion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'inhibiteur.

Tableau III.6 : Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'inhibiteur à $T = T_{ambiente}$ et 6 heures d'immersion.

C (mg/l)	Δm (mg)	$V_{cor}(\text{mg/h.cm}^2)$	θ	$\eta\%$
0	1.13	0.0784	-	-
20	0.87	0.0604	0.2295	22.95
40	0.65	0.0451	0.4247	42.47
60	0.45	0.0312	0.6020	60.20
80	0.28	0.0194	0.7525	75.25
100	0.12	0.0083	0.8941	89.41

En traçant la variation de la vitesse de corrosion de cuivre après 6 heures d'immersion en milieu aqueux NaCl (3.5 %) en fonction de la concentration de l'inhibiteur, et d'autre part la variation de l'efficacité inhibitrice dans les mêmes conditions.

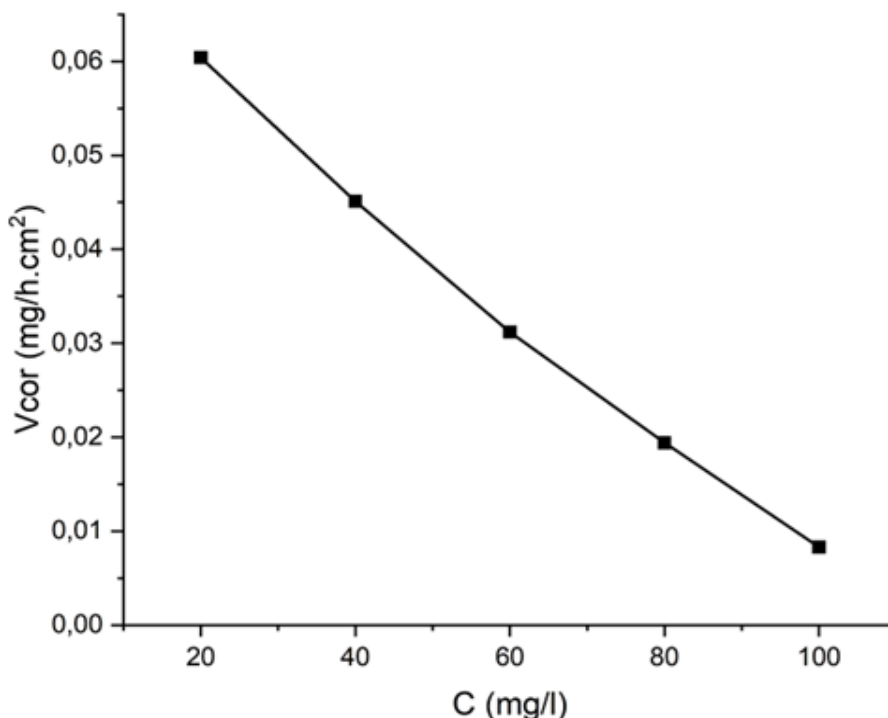


Figure III.11 : Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'inhibiteur après 6 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).

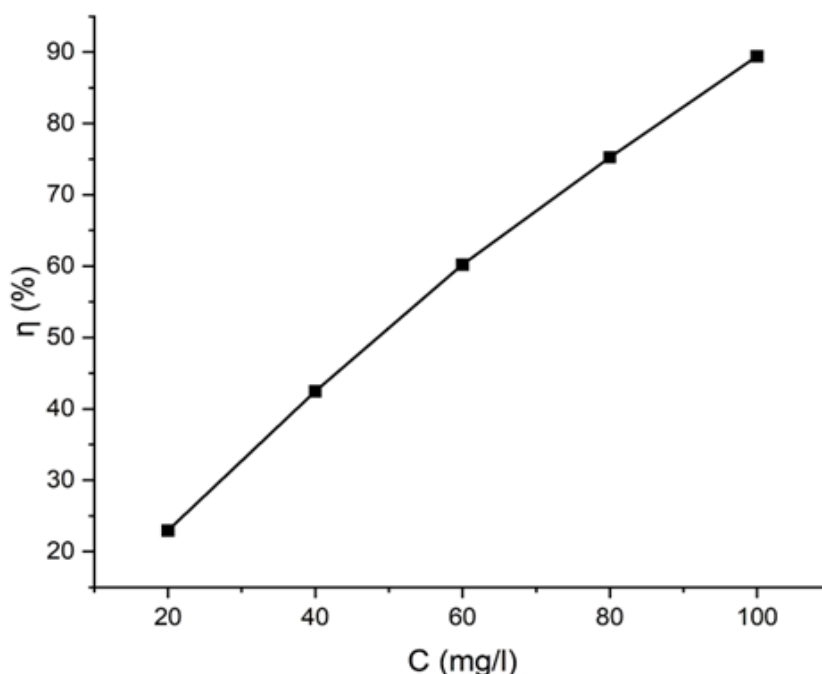


Figure III.12 : Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations après 6 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).

d. Temps d'immersion de l'inhibiteur $t = 8h$

Le tableau III.7 regroupe les résultats de la vitesse de corrosion V_{corr} , l'efficacité inhibitrice ($\eta\%$) ainsi que le taux de recouvrement θ de cuivre, obtenus après 8 heures d'immersion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'inhibiteur.

Tableau III.7 : Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'inhibiteur à $T = T_{\text{ambiante}}$ et 8 heures d'immersion

C (mg/l)	Δm (mg)	V_{cor} (mg/h.cm ²)	θ	$\eta\%$
0	1.38	0.0718	-	-
20	0.72	0.0375	0.4777	47.77
40	0.48	0.0250	0.6518	65.18
60	0.30	0.0156	0.7827	78.27
80	0.18	0.0093	0.8704	87.04
100	0.12	0.0062	0.9136	91.36

En traçant la variation de la vitesse de corrosion de cuivre après 8 heure d'immersion en milieu aqueux NaCl (3.5 %) en fonction de la concentration de l'inhibiteur, et d'autre part la variation de l'efficacité inhibitrice dans les mêmes conditions.

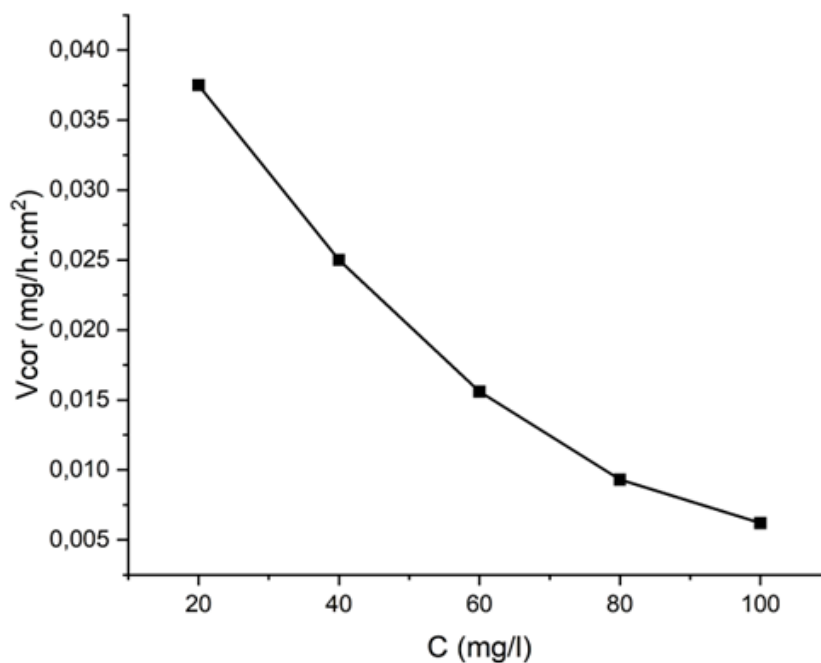


Figure III.13 : Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'inhibiteur après 8 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).

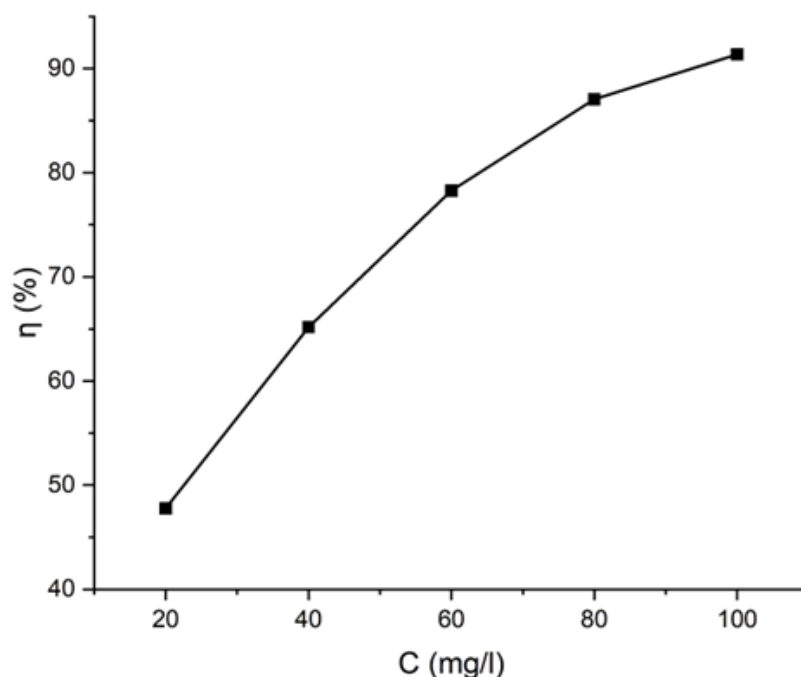


Figure III.14: Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations après 8 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).

e. Temps d'immersion de l'inhibiteur t = 24h

Les résultats que nous avons obtenus dans ces conditions ont été rassemblés dans le tableau III.3 et représentés dans les figures III.3 et III.4, elles sont étudiées et analysées dans l'élément III.2.1.1.

III.2.2.2. Cas de l'acide salicylique

a. Temps d'immersion de l'inhibiteur t = 2h

Tableau III.8 : Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'inhibiteur à T = Tambiente et 2heure d'immersion.

C (mg/l)	Δm (mg)	$V_{cor}(mg/h.cm^2)$	θ	$\eta\%$
0	0.29	0.0604	-	-
20	0.16	0.0333	0.4486	44.86
40	0.10	0.0208	0.6556	65.56
60	0.07	0.0145	0.7599	75.99
80	0.06	0.0125	0.7930	79.30
100	0.05	0.0104	0.8278	82.78

En traçant la variation de la vitesse de corrosion de cuivre après 2 heure d'immersion en milieu aqueux NaCl (3.5 %) en fonction de la concentration de l'inhibiteur, et d'autre part la variation de l'efficacité inhibitrice dans les mêmes conditions.

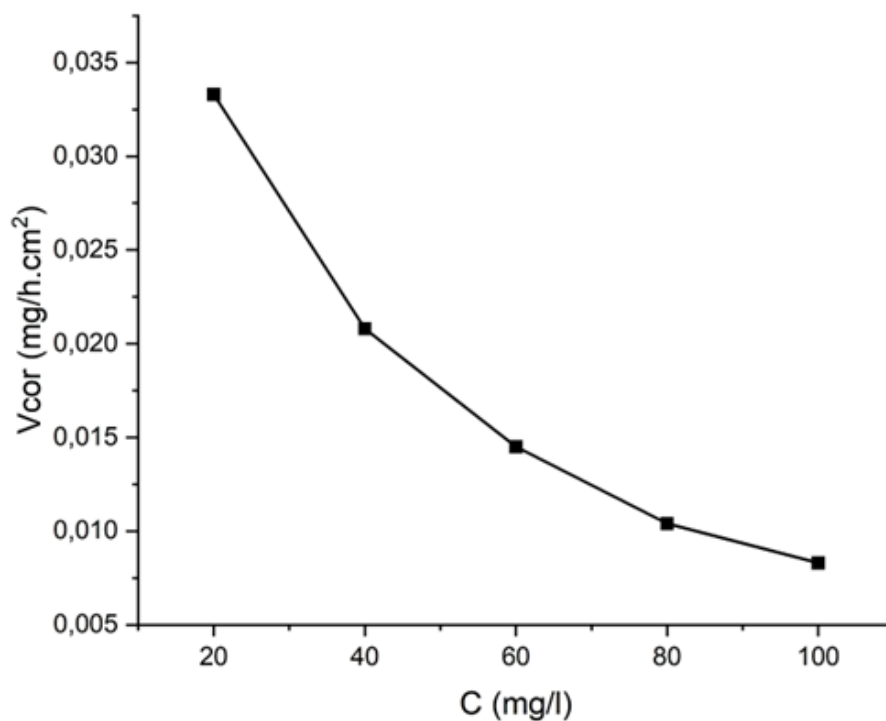


Figure III.15 : Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'inhibiteur après 2 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).

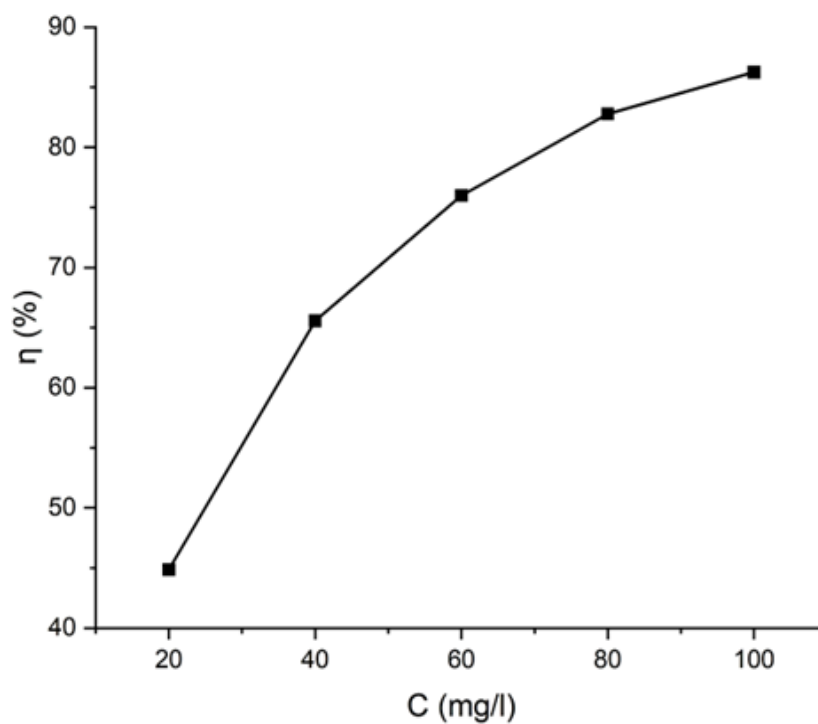
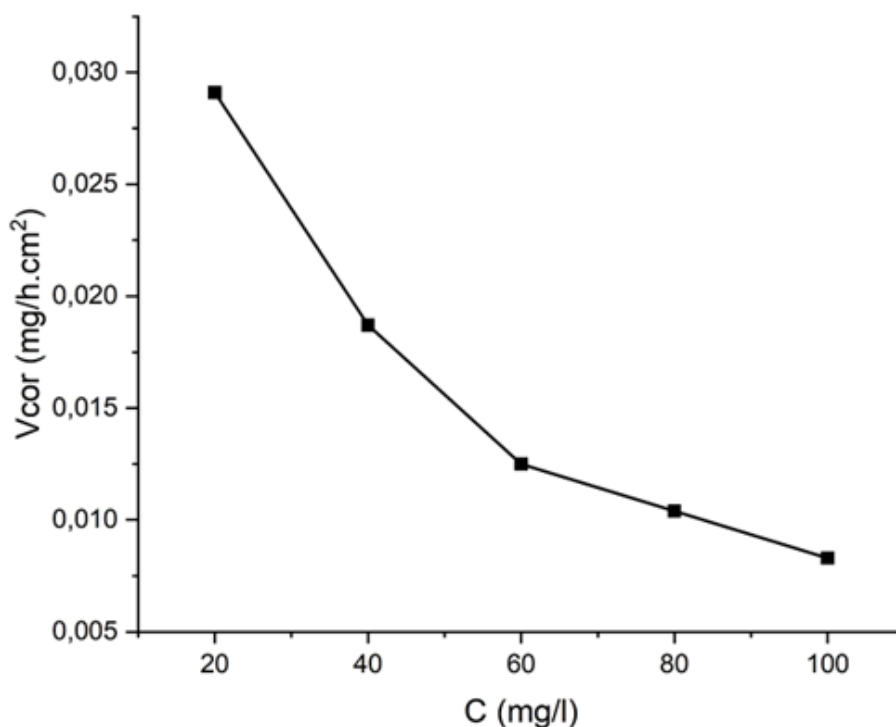


Figure III.16 : Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations après 2 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).

b. Temps d'immersion de l'inhibiteur t = 4h**Tableau III.9 :** Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'inhibiteur à T = Tambiente et 6 heures d'immersion.

C (mg/l)	Δm (mg)	V_{cor} (mg/h.cm ²)	θ	$\eta\%$
0	0.62	0.0645	-	-
20	0.29	0.0302	0.5317	53.17
40	0.18	0.0187	0.7100	71.00
60	0.13	0.0135	0.7906	80.62
80	0.10	0.0104	0.8387	83.87
100	0.08	0.0083	0.8713	87.13

En traçant la variation de la vitesse de corrosion de cuivre après 2 heure d'immersion en milieu aqueux NaCl (3.5 %) en fonction de la concentration de l'inhibiteur, et d'autre part la variation de l'efficacité inhibitrice dans les mêmes conditions.

**Figure III.17 :** Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'inhibiteur après 4 heure d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).

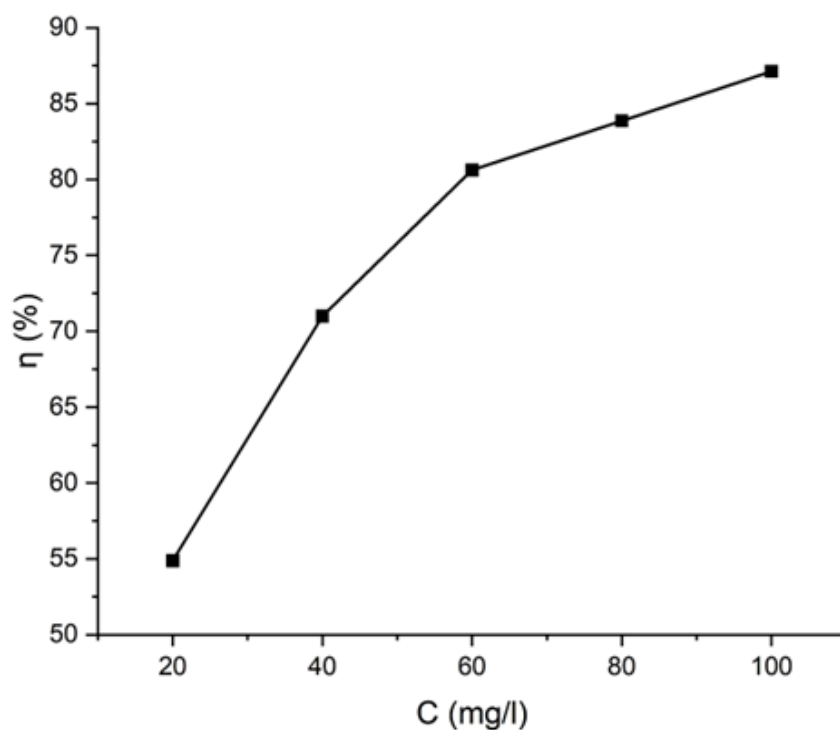


Figure III.18 : Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations après 4 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).

c. Temps d'immersion de l'inhibiteur t = 6h

Tableau III.10 : Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'inhibiteur à T = Tambiente et 6 heures d'immersion.

C (mg/l)	Δm (mg)	$V_{cor}(mg/h.cm^2)$	θ	$\eta\%$
0	1.13	0.0784	-	-
20	0.79	0.0548	0.3010	30.10
40	0.55	0.0381	0.5140	51.40
60	0.38	0.0263	0.6645	66.45
80	0.24	0.0166	0.7882	78.82
100	0.14	0.0097	0.8779	87.79

En traçant la variation de la vitesse de corrosion de cuivre après 6 heures d'immersion en milieu aqueux NaCl (3.5 %) en fonction de la concentration de l'inhibiteur, et d'autre part la variation de l'efficacité inhibitrice dans les mêmes conditions.

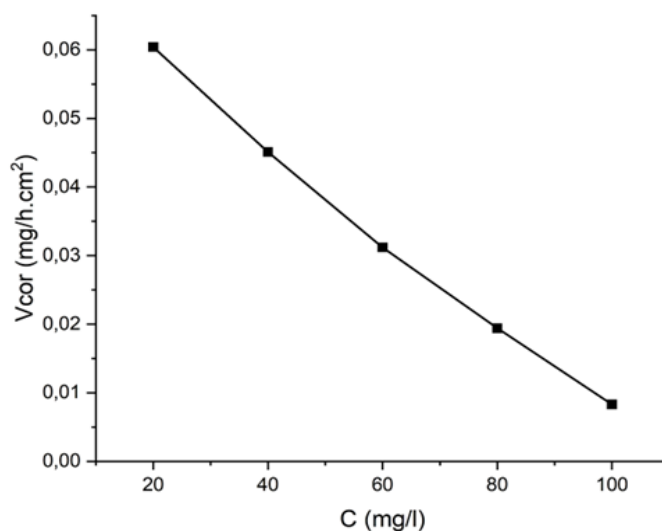


Figure III.19 : Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'inhibiteur après 6 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).

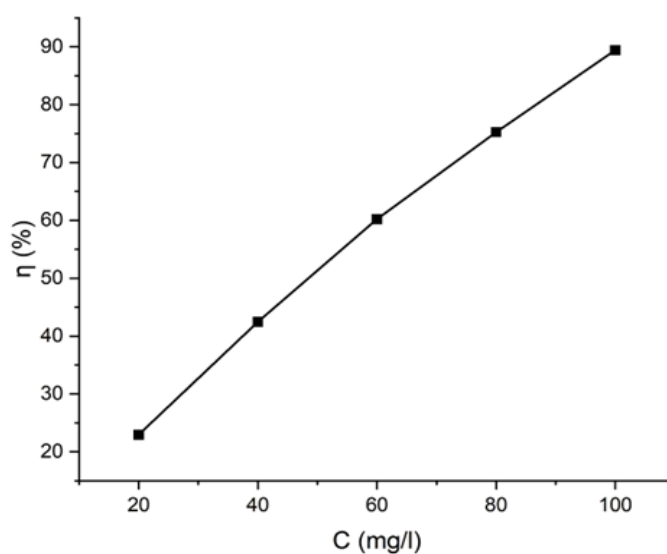


Figure III.20 : Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations après 6 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).

d. Temps d'immersion de l'inhibiteur $t = 8h$

Tableau III.11 : Cinétique de corrosion de cuivre en milieu aqueux NaCl (3.5 %) à différentes concentrations de l'inhibiteur à $T = T_{\text{ambiente}}$ et 8 heures d'immersion

C (mg/l)	Δm (mg)	V_{cor} (mg/h.cm ²)	θ	$\eta\%$
0	1.38	0.0718	-	-
20	0.75	0.0390	0.4568	45.68
40	0.47	0.0244	0.6601	66.01
60	0.32	0.0166	0.7688	76.88
80	0.22	0.0114	0.8412	84.12
100	0.15	0.0078	0.8913	89.13

En traçant la variation de la vitesse de corrosion de cuivre après 24 heure d'immersion en milieu aqueux NaCl (3.5 %) en fonction de la concentration de l'inhibiteur, et d'autre part la variation de l'efficacité inhibitrice dans les mêmes conditions.

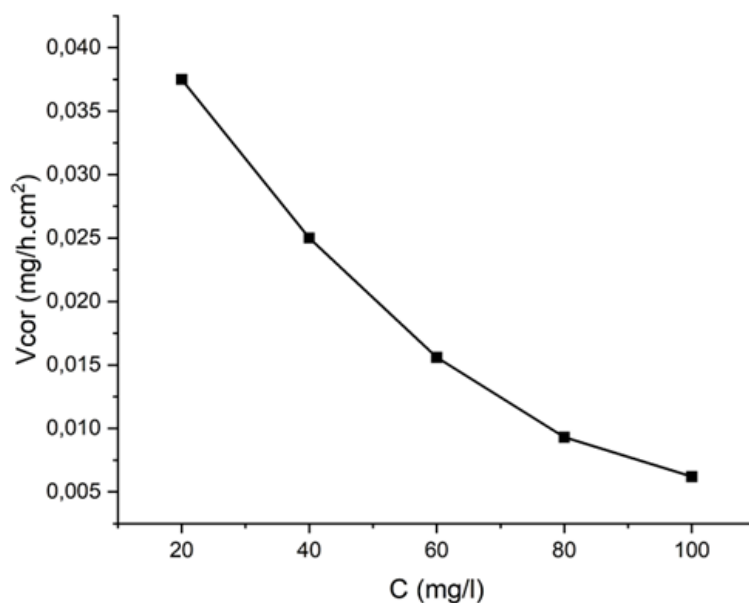


Figure III.21 : Évolution de la vitesse de corrosion de cuivre à différentes concentrations de l'inhibiteur après 8 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).

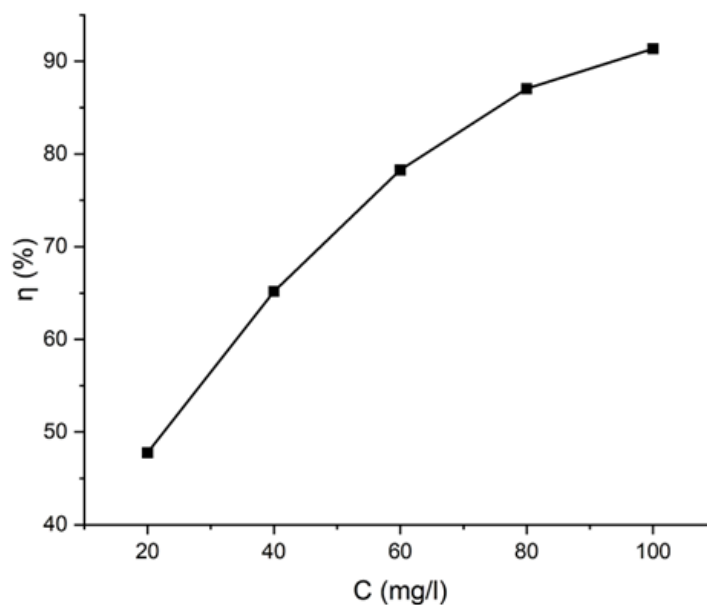


Figure III.22: Évolution de l'efficacité inhibitrice à différentes concentrations après 8 heures d'immersion en milieu corrosif NaCl (3.5 %).

e. Temps d'immersion de l'inhibiteur t = 24h

Les résultats que nous avons obtenus dans ces conditions ont été étudiés et analysés dans l'élément III.2.1.2.

III.2.2.3. Discussion de resultats

À partir des résultats obtenus nous constatons que :

- La perte de masse du cuivre diminue en présence de l'inhibiteurs pour les différentes périodes d'immersion dans le milieu corrosif.
- Les efficacités inhibitrices maximales ont été enregistrées en présence de 100 mg/L d'inhibiteurs dans les différentes périodes d'immersion.
- Les efficacités inhibitrices maximales ont été enregistrées à des concentrations de 100 mg/L en présence d'inhibiteurs, soit 95,58 % et 92,94 % pour l'acide ascorbique et l'acide salicylique, respectivement.

Cette augmentation de l'efficacité des inhibiteurs avec la concentration est le résultat de la forte interaction des inhibiteurs avec la surface métallique, de sorte qu'ils absorbent davantage sur la surface métallique et recouvrent les sites actifs sur la surface conduisant à la formation d'une couche protectrice qui réduit l'interaction du métal. [42, 43].

III.3. Types d'isotherme d'adsorption

Les valeurs de taux de recouvrement θ pour différentes concentrations de l'inhibiteur obtenues à partir des mesures de perte de poids à différentes durées d'immersion, ont été utilisées pour déterminer l'isotherme correspondant au processus d'adsorption des inhibiteurs. Ainsi, différentes isothermes comprenant Lungmuir, Temkin et Frankin ont été testées.

Afin de trouver l'isotherme d'adsorption convenable, il faut tracer les courbes :

- En traçant $C/\theta=f(C)$ pour l'isotherme Lungmuir
- En traçant $\theta = f(\ln(C))$ pour l'isotherme Temkin
- En traçant $\ln(C(1-\theta)/\theta) = f(C)$ pour l'isotherme Frankin

III.3.1. Cas de l'acide ascorbique

Les tableaux suivants regroupent les résultats obtenus à différentes périodes d'immersion que nous utiliserons pour tracer les courbes de chaque isotherme.

Tableau III.12 : Résultats obtenu après 2h d'immersion

C (mg/l)	θ	η %	C/θ	$\ln(C)$	$\ln(Cx(1-\theta)/\theta)$
20	0.4486	44.86	44.58	2.9957	3.2020
40	0.6556	65.56	61.01	3.6888	3.0451
60	0.7599	75.99	78.95	4.0943	2.9422
80	0.8278	82.78	96.64	4.3820	2.8119
100	0.8625	86.25	115.94	4.6051	2.7689

Tableau III.13 : Résultats obtenu après 4h d'immersion

C (mg/l)	θ	η %	C/ θ	Ln(C)	Ln (Cx(1- θ)/ θ)
20	0.5488	54.88	36.44	2.9957	2.7999
40	0.7100	71.00	56.33	3.6888	2.7934
60	0.8062	80.62	74.42	4.0943	2.6688
80	0.8387	83.87	95.38	4.3820	2.7334
100	0.8713	87.13	114.77	4.6051	2.6926

Tableau III.14 : Résultats obtenu après 6h d'immersion

C (mg/l)	θ	η %	C/ θ	Ln(C)	Ln (Cx(1- θ)/ θ)
20	0.2295	22.95	87.14	2.9957	4.2068
40	0.4247	42.47	94.18	3.6888	3.9923
60	0.6020	60.20	99.66	4.0943	3.6805
80	0.7525	75.25	106.31	4.3820	3.2700
100	0.8941	89.41	111.84	4.6051	2.4718

Tableau III.15 : Résultats obtenu après 8h d'immersion

C (mg/l)	θ	η %	C/ θ	Ln(C)	Ln (Cx(1- θ)/ θ)
20	0.4777	47.77	41.86	2.9957	3.0849
40	0.6518	65.18	61.36	3.6888	3.0619
60	0.7827	78.27	76.65	4.0943	2.8128
80	0.8704	87.04	91.91	4.3820	2.4775
100	0.9136	91.36	109.45	4.6051	2.2467

Tableau III.16 : Résultats obtenu après 24h d'immersion

C (mg/l)	θ	η %	C/ θ	Ln(C)	Ln (Cx(1- θ)/ θ)
20	0.2647	26.47	75.55	2.9957	4.0174
40	0.4794	47.94	83.43	3.6888	3.7713
60	0.6647	66.47	90.26	4.0943	3.4100
80	0.8176	81.76	97.48	4.3820	2.8818
100	0.9558	95.58	104.62	4.6051	1.5313

III.3.1.1. Isotherme de Langmuir

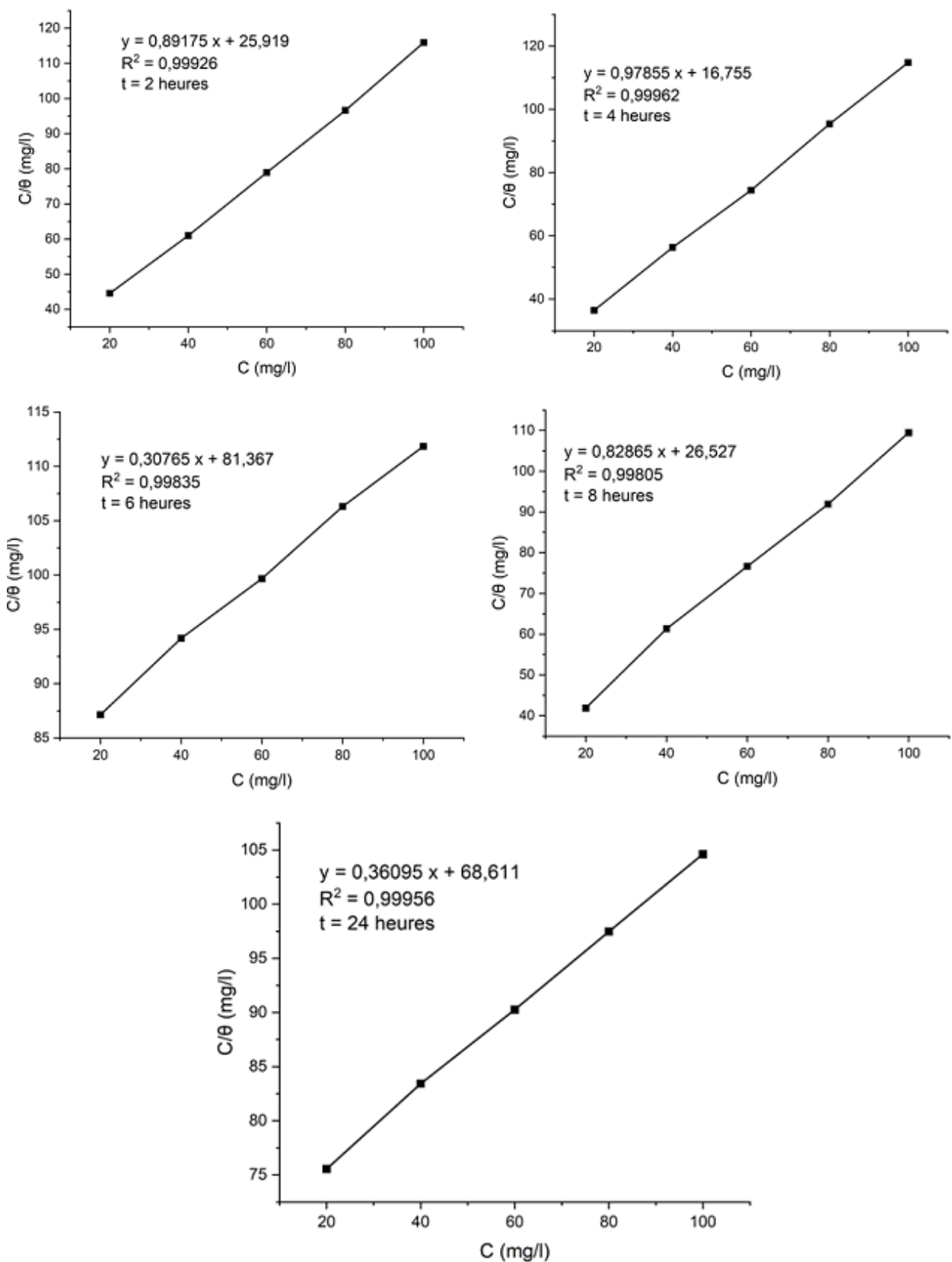


Figure III.23 : Isotherme d'adsorption de l'acide ascorbique selon le modèle de Langmuir après à différents périodes d'immersion.

III.3.1.2. Isotherme de Temkin

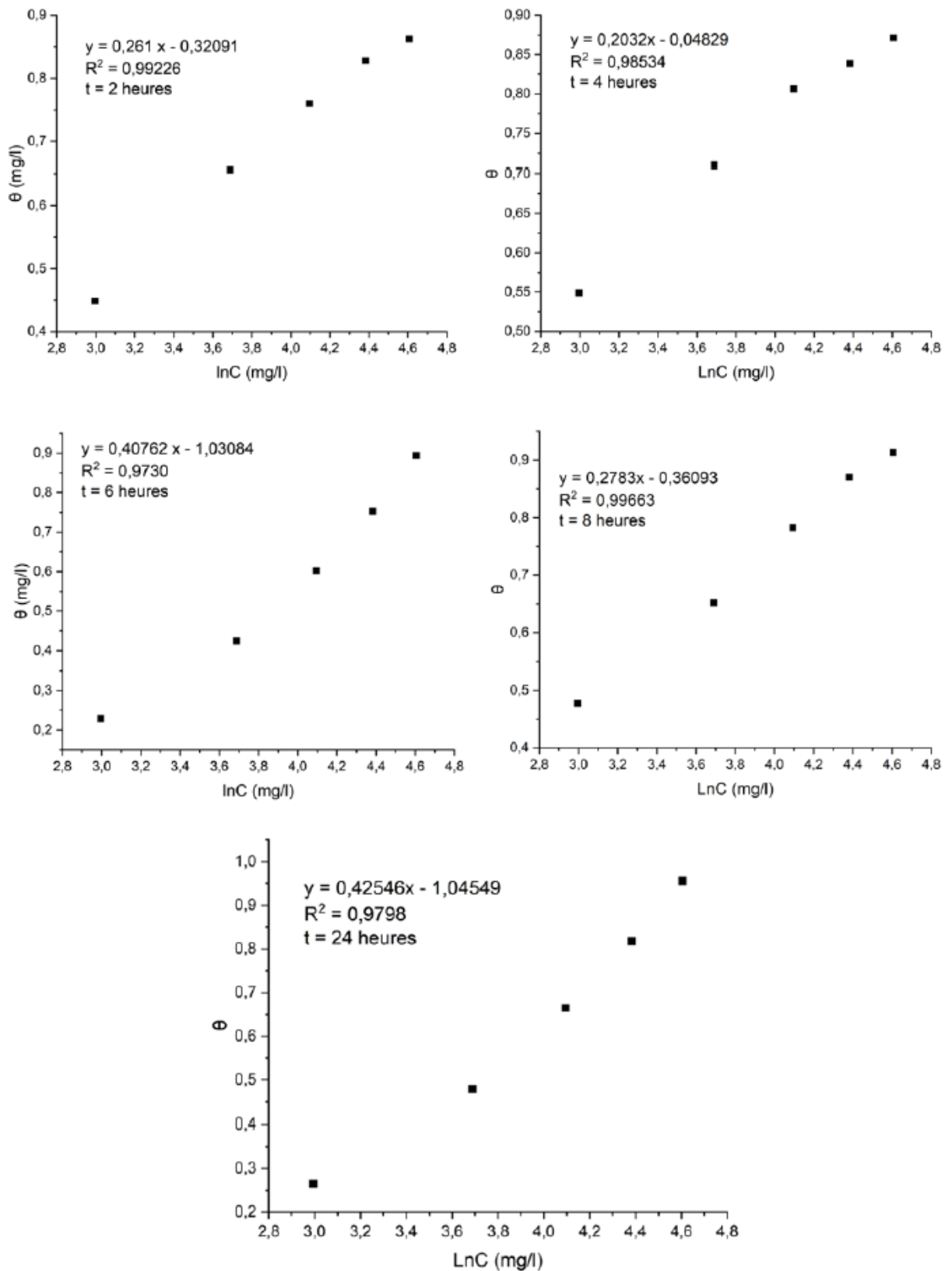


Figure III.24 : Isotherme d'adsorption de l'acide ascorbique selon le modèle de Temkin après à différents périodes d'immersion.

III.3.1.3. Isotherme de Framkin

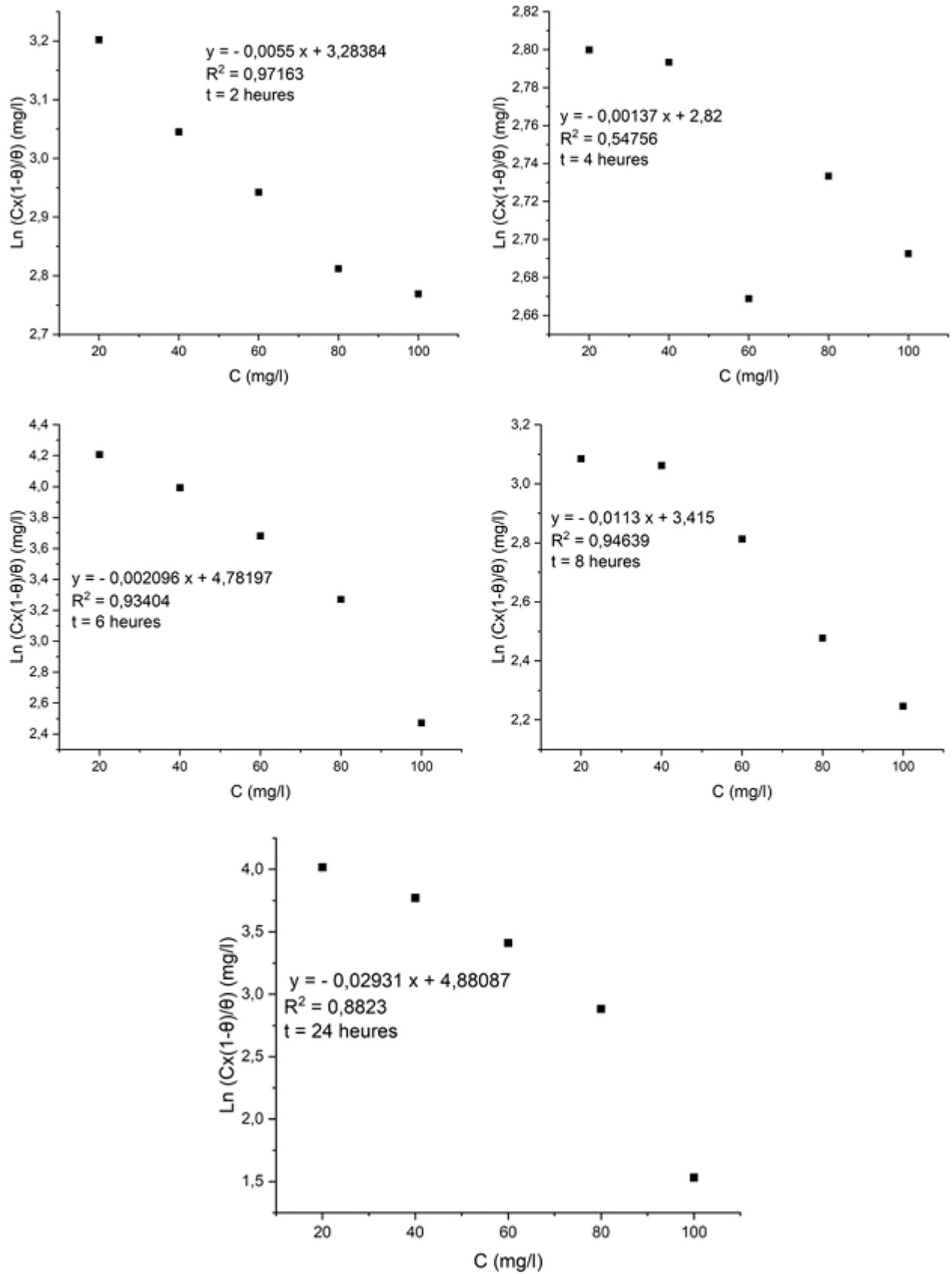


Figure III.25 : Isotherme d’adsorption de l’acide ascorbique selon le modèle de Framkin à différents périodes d’immersion.

III.3.2. Cas de l'acide salicylique

Les tableaux suivants regroupent les résultats obtenus à différentes périodes d'immersion que nous utiliserons pour tracer les courbes de chaque isotherme.

Tableau III.17 : Résultats obtenu après 2h d'immersion

C (mg/l)	θ	η %	C/ θ	Ln(C)	Ln (Cx(1- θ)/ θ)
20	0.4486	44.86	44.58	2.9957	3.2020
40	0.6556	65.56	61.01	3.6888	3.0451
60	0.7599	75.99	78.95	4.0943	2.9422
80	0.7930	79.30	100.88	4.3820	3.0389
100	0.8278	82.78	115.94	4.6051	3.0350

Tableau III.18 : Résultats obtenu après 4h d'immersion

C (mg/l)	θ	η %	C/ θ	Ln(C)	Ln (Cx(1- θ)/ θ)
20	0.5317	53.17	37.61	2.9957	2.8687
40	0.7100	71.00	56.33	3.6888	2.7934
60	0.7906	79.06	75.89	4.0943	2.7657
80	0.8387	83.87	95.38	4.3820	2.7334
100	0.8713	87.13	114.77	4.6051	2.6926

Tableau III.19 : Résultats obtenu après 6h d'immersion

C (mg/l)	θ	η %	C/ θ	Ln(C)	Ln (Cx(1- θ)/ θ)
20	0.3010	30.10	66.44	2.9957	3.8382
40	0.5140	51.40	77.82	3.6888	3.6328
60	0.6645	66.45	90.29	4.0943	3.4109
80	0.7882	78.82	101.49	4.3820	3.0679
100	0.8779	87.79	113.90	4.6051	2.6332

Tableau III.18 : Résultats obtenu après 8h d'immersion

C (mg/l)	θ	η %	C/ θ	Ln(C)	Ln (Cx(1- θ)/ θ)
20	0.4568	45.68	43.78	2.9957	3.1689
40	0.6601	66.01	60.59	3.6888	3.0251
60	0.7688	76.88	78.04	4.0943	2.8927
80	0.8412	84.12	95.10	4.3820	2.7148
100	0.8913	89.13	112.19	4.6051	2.5010

Tableau III.20 : Résultats obtenu après 24h d’immersion

C (mg/l)	θ	η %	C/ θ	Ln(C)	Ln (Cx(1- θ)/ θ)
20	0.4294	42.94	46.57	2.9957	3.2800
40	0.6441	64.41	62.10	3.6888	3.0956
60	0.7882	78.82	76.12	4.0943	2.9821
80	0.8588	85.88	93.15	4.3820	2.5766
100	0.9294	92.94	107.59	4.6051	2.0276

III.3.2.1. Isotherme de Langmuir

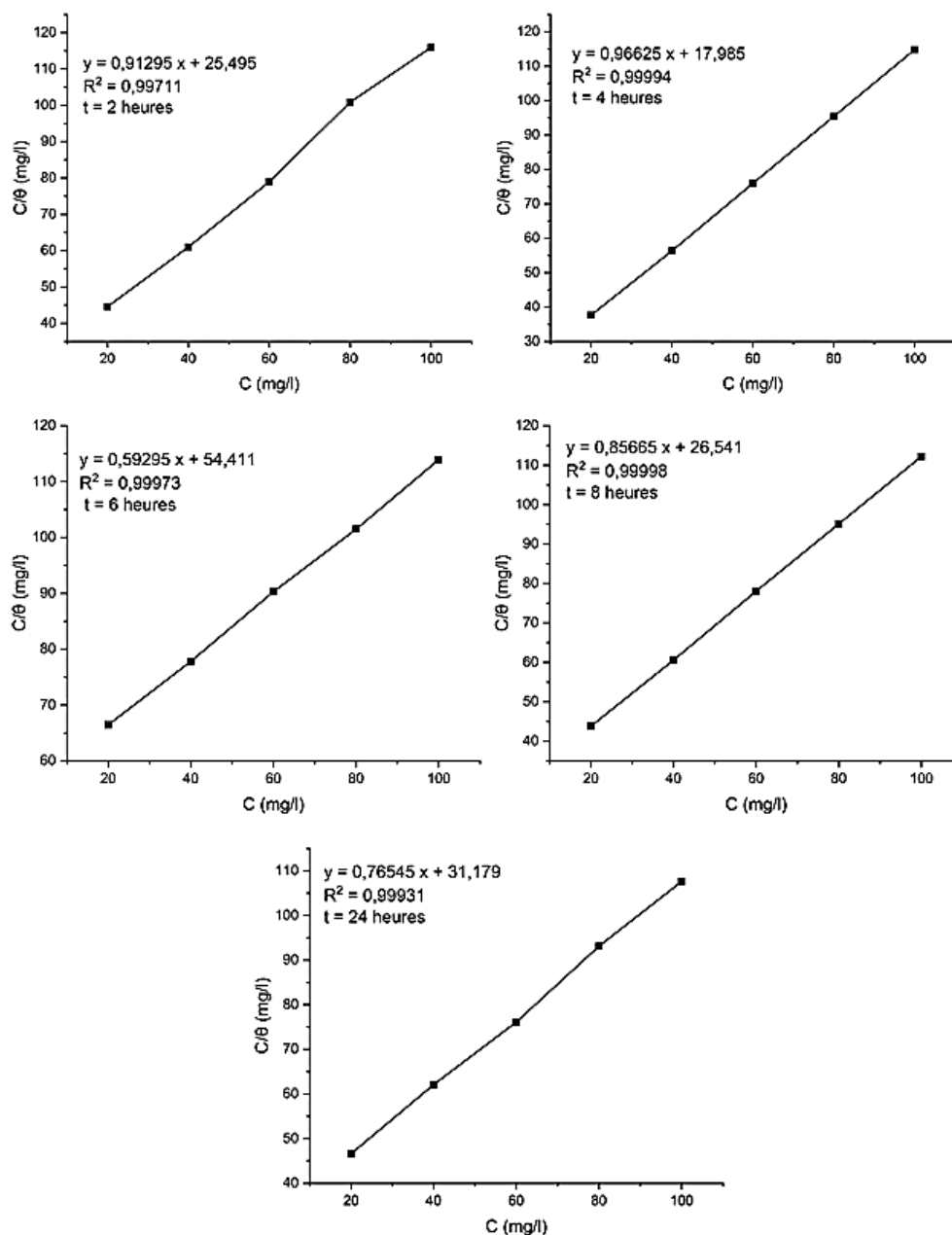


Figure III.26 : Isotherme d’adsorption de l’acide salicylique selon le modèle de Langmuir à différents périodes d’immersion.

III.3.2.2. Isotherme de Temkin

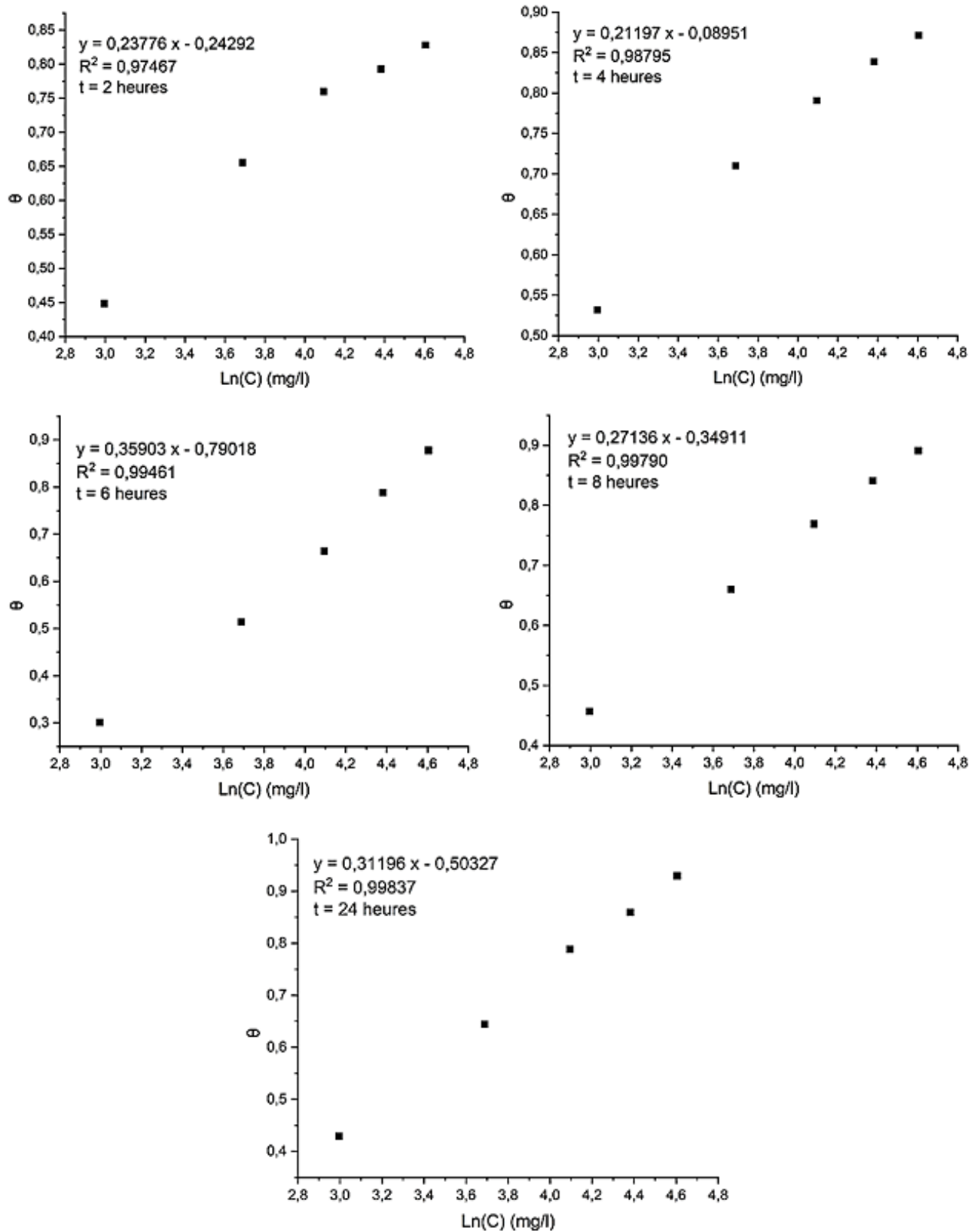


Figure III.27 : Isotherme d'adsorption de l'acide salicylique selon le modèle de Temkin à différents périodes d'immersion.

III.3.2.3. Isotherme de Framkin

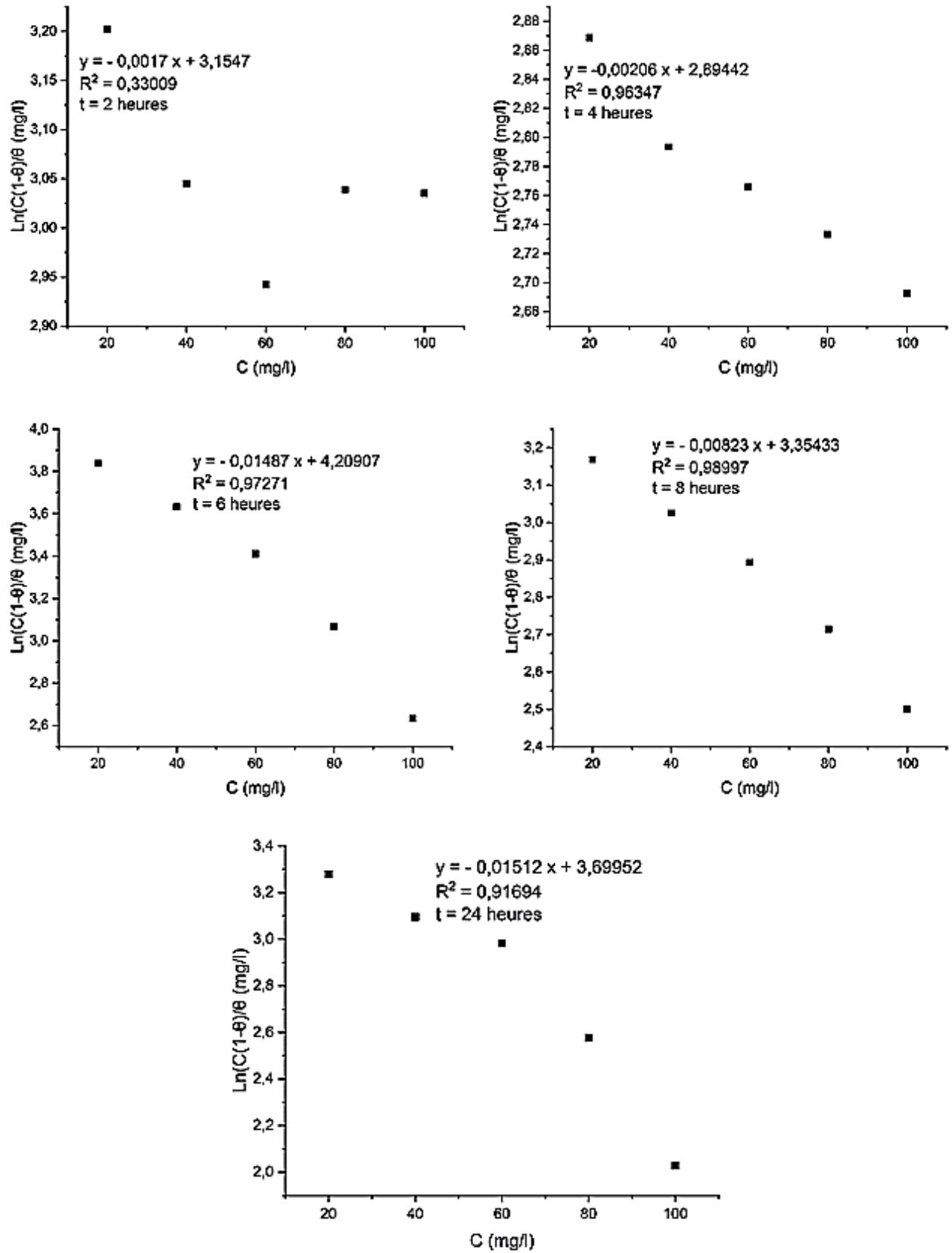


Figure III.28 : Isotherme d’adsorption l’acide salicylique selon le modèle de Framkin à différents périodes d’immersion.

III.3.3. Discussion de resultats

Les tableaux III.21 et III.22 regroupe les résultats de coefficient de corrélation des différentes isothermes d'adsorption à différentes durées d'immersion pour les deux inhibiteurs.

Tableau III.21 : Coefficient de corrélation des différentes isothermes d'adsorption à différentes durées d'immersion pour l'acide ascorbique

Modèle d'isotherme	Coefficient de corrélation (R^2)				
	2	4	6	8	24
Langmuir	0.99926	0.99962	0.99835	0.99805	0.99956
Temkin	0.99226	0.98534	0.9730	0.99663	0.9798
Frumkin	0.97163	0.54756	0.93404	0.94639	0.8823

Tableau III.22 : Coefficient de corrélation des différentes isothermes d'adsorption à différentes durées d'immersion pour l'acide salicylique

Modèle d'isotherme	Coefficient de corrélation (R^2)				
	2	4	6	8	24
Langmuir	0.99711	0.99994	0.99973	0.99998	0.99931
Temkin	0.97467	0.98795	0.99461	0.99790	0.99837
Frumkin	0.33009	0.96347	0.97271	0.98997	0.91694

Pour déterminer l'isotherme correspondante au processus d'adsorption des deux inhibiteurs nous utilisons les valeurs de taux de recouvrement (θ) pour différentes concentrations des inhibiteurs, qui nous avons obtenu à partir des mesures de perte de masse, et ainsi selon la valeur des coefficients de corrélation R^2 . On note ici que les courbes (C/θ) en fonction de la concentration des deux l'inhibiteurs, pour toutes les durées d'immersion, sont linéaires avec un coefficient de corrélation R^2 très proche de 1 (tableaux III.21 et III.22). Le plus adapté pour notre cas est celle du modèle d'isotherme de Langmuir où le coefficient de corrélation des courbes est très proche de l'unité par rapport aux autres. Ceci montre que l'adsorption de l'inhibiteur à la surface de cuivre en milieu NaCl (3.5 %) obéit à l'isotherme d'adsorption de Langmuir.

Une adsorption idéale correspond à un coefficient de corrélation égale à 1 selon Langmuir. Dans notre étude, les valeurs du coefficient de corrélation entre 0.99926 et 0.99956 à différentes durées d'immersion pour l'acide ascorbique alors qu'il est entre 0.99711 et 0.99998 pour l'acide salicylique, cette déviation de l'unité peut être expliquée sur la base des interactions entre l'espèce adsorbée sur la surface du métal. [44,45,46]

Conclusion générale



CONCLUSION GENERALE

Le travail que nous avons entrepris a pour objectif principal l'étude de l'inhibition de cuivre dans chlorure de sodium NaCl (3.5 %) par l'acide ascorbique et l'acide salicylique.

Les différents résultats obtenus montrent que :

- La vitesse de corrosion est diminuée tandis que l'efficacité inhibitrice est augmentée en fonction de la concentration.
- L'étude de l'influence de temps d'immersion sur l'efficacité d'inhibition des deux inhibiteurs marque des résultats intéressants de la concentration optimale de 100mg/l après 24 h d'immersion des deux composés ou on a obtenu 95,58 % et 92,94 % pour l'acide ascorbique et l'acide salicylique respectivement, donc le temps d'immersion est, directement proportionnel au pouvoir protecteur. Ce qui montre une performance remarquable des deux composés comme un inhibiteurs de corrosion.
- Les résultats obtenus en fonction de la concentration ont montré que parmi les différentes concentrations testées, le maximum d'efficacité a été obtenu en présence de 100mg/l de l'inhibiteurs, soit 95,58 % et 92,94 % pour l'acide ascorbique et l'acide salicylique, respectivement.
- Cette augmentation de l'efficacité inhibitrice indique qu'il ya une adsorption des molécules des inhibiteurs sur la surface de cuivre, conduit à la formation d'une couche protectrice qui empêche sa dissolution.
- Les résultats obtenus montrent qu'en général l'acide ascorbique a un effet inhibiteur plus que l'acide salicylique.
- Cette efficacité inhibitrice est traduite par l'adsorption de l'extrait sur la surface de cuivre en milieu chlorure de sodium NaCl (3.5 %) qui a été révélée par l'étude des isothermes de Langmuir qui affiche une valeur de R^2 proche à 1.
- L'adsorption de nos inhibiteurs sur la surface de cuivre en milieu aqueux obéit à l'isotherme d'adsorption de Langmuir. Ce modèle suppose que l'inhibition de la corrosion est due à la formation d'une mono couche à la surface métallique, et que les interactions entre les particules adsorbées sont négligeables.

Au terme de cette étude, nous recommandant ce qui suit :

- L'évaluation de l'efficacité de ces inhibiteurs d'autres métaux et alliages dans différents milieux.
- Réalisation d'une étude complémentaire de l'effet inhibiteur de ces inhibiteurs, par l'utilisation des méthodes électrochimiques (courbes de polarisation, l'impédance électrochimique...).

Référence bibliographiques

The image features the French phrase 'Référence bibliographiques' in a large, bold, sans-serif font. The text is rendered with a vibrant rainbow color gradient, starting with purple on the left, transitioning through red, orange, yellow, green, and blue, and ending with purple on the right. The letters have a slight 3D effect, with a soft, grey shadow cast beneath them, giving the impression that the text is floating above a surface. The background is plain white.

Références bibliographiques

- [1] -Dieter Landolt, Corrosion et chimie de surfaces des matériaux 12, Presse polytechniques et universitaires romandes, Lausanne 1997, 553 p. ISBN 2-88074-245-5.
- [2] -P.E., Philip A. Schweitzer, Fundamentals of Corrosion. Mechanisms, Causes, and Preventative Methods, 1^{ème} édition. Boca Raton, CRC Press Taylor and Francis Group, USA 2010, 416 p. ISBN 9780429191756.
- [3] - M^{me} OULABBAS Amel. Effets des inhibiteurs verts sur la corrosion des aciers ordinaires dans deux milieux acides. Thèse Doctorat en Sciences Chimie-physique des matériaux. Annaba : Université Badji Mokhtar - Annaba, 2019, 152 p.
- [4] - KAOUDJ Fariza et ZIOUI Hayat. Propriétés inhibitrices de l'extrait de la plante d'ortie vis-à-vis de la corrosion de l'acier XC38 en milieu H₂SO₄. Thèse MASTER Génie Chimique. Bouira : Université A. M. OULHADJ - Bouira, 2020, 83 p.
- [5] - SAADOUNE SOUHILA. Synthèse et caractérisation d'inhibiteurs bi- fonctionnels : application à la corrosion des aciers de construction. Thèse Magister électrochimie. Sétif : Université de Sétif 1, 2010, 102 p.
- [6] - H.Elbakouri. (. Etude de l'inhibition de la corrosion de l'acier doux au carbone en milieu acide orthophosphorique par un antibiotique organique [en ligne]. Disponible sur : < <https://s1p.studylibfr.com/store/data/010049320.pdf?k=AwAAAYhOsndEAAACWJr2VoC7W-E5eX-Ar9HS82SMZV5->>. (Consulté le 24/05/2023).
- [7] - BENARD J. - MICHEL A. - PHILIBERT J. - TALBOT J. Métallurgie générale - maîtrise ès sciences - certificat de métallurgie. Édition. Paris, Masson Et Cie, 1969, 607 p.
- [8] - H. Ashassi-Sorkhabi, B. Shaabani and D. Seifzadeh, Corrosion inhibition of mild steel by some Schiff base compounds in hydrochloric acid, Journal of Applied Surface Science, Vol. 239, 2005, pp. 154-164.
- [9] - Chambre syndicale de la recherche et de la production du pétrole et du gaz naturel. Corrosion et inhibition des puits et collectes. Paris, Technip, 1981, 82 p. ISBN 13. 978-2-7108-0409-3
- [10] - S. Bensaada. Cours de corrosion. Edition 2.09. 5267.Alger, office des publication universitaires, 2011, 70 p. ISBN: 978-9961-0-1511-7
- [11] - Medar Nadjia. Etude du comportement électrochimique des inhibiteurs (inhibiteurs de corrosion / inhibiteurs de dépôt) - effet synergique /antagoniste. Thèse Master Chimie inorganique. Boumerdes : Université M'hamed Bougara-Boumerdes, 2019, 108 p.

- [12] - K.Soudaki. "Emploi de l'histidine, un produit ami de l'environnement, contre la corrosion d'un acier au carbone en milieu NaCl 3%", Thèse Master technologie de matériaux, Blida : Université Saad Dahlab Blida1,2010.97pages
- [13] - Giordano Trabanelli, Vittorio Carassiti, Mechanism and phenomenology of organic inhibitors, Advances in Corrosion Science and Technology. Plenum Press; New York, NY, USA, Vol.1, 1970, pp. 147-228.
- [14] - Gérard Beranger, Henri Mazille, Corrosion et anti-corrosion : pratique industrielle, Édition. Paris, Lavoisier 2002, 302 p. ISBN 9782746204676.
- [15] - Samuel A. Bradford, Corrosion Control. 1^{ère} édition. Van Nostrand Reinhold. New York, 1992, 331 p. ISBN: 978-1-4684-8847-0
- [16] - Magaly HENRIQUEZ GONZALEZ, Etude d'un traitement multifonction vert pour la protection contre la corrosion de l'acier au carbone API 5L-X65 en milieu CO₂, Thèse de Doctorat Sciences et Génie des Matériaux : Institut National Polytechnique de Toulouse,2011, 155 p.
- [17] - M^{me}. OUCHENANE Sihem. Influence des inhibiteurs sur la corrosion de l'acier a37 dans différents milieux et leurs effets biocides sur e. coli. Thèse Doctorat Chimie-Physique des matériaux. Annaba : Université Badji Mokhtar-Annaba, 2013, 199 p.
- [18] - NADJI Ayoub. Synthèse et étude de l'effet inhibiteur contre la corrosion d'un acier au carbone A283 Gr-C par une molécule organique. Thèse Master Chimie des Produits Naturels. Tébessa : Université de Larbi Tébessi, 2020, 91 p.
- [19] - GUESSOUM Belkis. Etude des extraits de la plante Cyperus Conglomeratus, leurs activités biologiques et leurs efficacités inhibitrices de la corrosion. Thèse Doctorat Procédés, environnement et matériaux. Ouargla : Université Kasdi Merbah Ouargla, 2021, 155 p.
- [20] - Saouli. Z et Hadjadj. S (Etude d'effet inhibitrice de corrosion d'une série de ligand dérive du Salicylé aldéhyde) Mémoire de master, université kasdi Merbah Ouargla,2017.
- [21] - Kenneth J. Carpenter; the history of scurvy and vitamin C. 1^{ème} édition. New York, Cambridge University Press, 1986, 288 p.
- [22] - Hong K. No, Samuel P. Meyers, Keun S. Lee. Isolation and characterization of chitin from carwash shell waste. Journal of Agricultural and Food Chemistry, 1989, vol 37, 575-579.
- [23] - Peter Atkins, Loretta Jones. CHIMIE, molécules, matière, métamorphoses. 2^{ème} édition. Bruxelles ; Paris : De Boeck Université, 1998, 1056 p. ISBN 978-2744500282.

- [24] - Sozaburo ONO, Masanosuke TAKAGI and Tamotsu WASA, Polarographic investigations of vitamin C.1. The oxidation Waves of L-ascorbic acid and the reduction wave of dehydro-L-ascorbic acid. Bulletin of the Chemical Society of Japan, 1958, vol 31, pp 356-364.
- [25] - Mark W Davey, Marc Van Montagu, Dirk Inze et al. Plant L-ascorbic acid: chemistry, function, metabolism, bioavailability and effects of processing. Journal of the Science of Food and Agriculture, 80, 825–860. (2000).
- [26] - Mark W Davey, Marc Van Montagu, Dirk Inze et al. Plant L-ascorbic acid: chemistry, function, metabolism, bioavailability and effects of processing. Journal of the Science of Food and Agriculture, 2000, vol 80, 825–860.
- [27] - Roy Faragher and Thomas L. Gilchrist. Titre de l'article. Journal of the Chemical Society, Perkin Transactions 1, 1976, vol 3, 336-338.
- [28] - O P Heinonen 1, D Albanes, J Virtamo et al. Prostate cancer and supplementation with alpha-tocopherol and beta-carotene: incidence and mortality in a controlled trial. Journal of the National Cancer Institute, 1998, volume 90, pp 440-446.
- [29] - Dictionnaire médical Vidal. Acide ascorbique [en ligne]. Disponible sur : <<https://www.vidal.fr/medicaments/substances/acide-ascorbique-26.html>>. (19/05/2023).
- [30] - Braulio Gomez Ruiz. Prédiction de la dégradation de la vitamine C en conditions de traitement thermique : étude en milieu modèle liquide entre 50 et 90 °C. [en ligne]. Thèse Doctorat. Paris : Institut des Sciences et Industries du Vivant et de l'Environnement, 2016, pp 179. Disponible sur : <<https://pastel.archives-ouvertes.fr/tel-03001158>>. (19/05/2023).
- [31] - T P Delaney, S Uknes, B Vernooij et al. A central rôle of salicylic acid in plant disease resistance. Science, 1994, vol 266, pp 1247-1250.
- [32] - H. Lévesque, O. Lafont. L'aspirine à travers les siècles : Rappel historique. La Revue de Médecine Interne, 2000, vol 21, pp 8-17.
- [33] - Zid Amina, Mahomed Lyudmila Cleyde. Elimination de l'acide salicylique dans les milieux aqueux par extraction physique liquide-liquide : Application de l'effet de sels. Thèse de master. Blida : Université DE Blida 1, 2020, 55.
- [34] - F. CHAST. Biologie et Histoire : Histoire de l'aspirine. La Revue de Biologie Médicale, 2017, 337, pp 49-57.
- [35] - ALAIN NUHRICH. Antiinflammatoires non stéroïdiens (AINS) [en ligne]. Disponible sur : <http://unt-ori2.crihan.fr/unspf/2015_Bordeaux_Nuhrich_AINS/res/AINS_A_Nuhrich_2015.pdf>. (Consulté le 22/05/2023).

- [36] - Douglas M. Considine, Glenn D. Considine. Salicylic Acid and Related Compounds in: Van Nostrand Reinhold Encyclopedia of Chemistry. 5^{ème} édition. John Wiley & Sons, Inc., New York, NY, 1984., pp 1082. . ISBN: 978-0442225728
- [37] - René Heller, Robert Esnault, Claude Lance. Physiologie végétale, tome 1 : Nutrition. 6^{ème} édition. Paris, Dunod, 1998, 323 p. ISBN 978-2100039913
- [38] - N Yalpani, P Silverman, T M Wilson et al. Salicylic acid is a systemic signal and an inducer of pathogenesis-related proteins in virus-infected tobacco. *The Plant Cell*, 1991, vol 3, pp 809-818.
- [39]- S. Suresh, S. Gunasekaran, S. Srinivasan. Spectroscopic (FT-IR, FT-Raman, NMR and UV-Visible) and quantum chemical studies of molecular geometry, Frontier molecular orbital, NLO, NBO and thermodynamic properties of salicylic acid. *Spectrochimica Acta Part A: Molecular and Biomolecular Spectroscopy*, 2014, vol 132, pp 130-141.
- [40] - Superprof ressources. Que sait-on sur le cuivre, ce métal ancestral ? [en ligne]. https://www.superprof.fr/ressources/scolaire/physique-chimie/tout-niveau/tableauperiодique_metal-rouge.html (consulté le 18.05.2023).
- [41] - Yves BADÉ. Caractéristiques physico-chimiques du cuivre « Cuivrage ». *Techniques-ingenieur*, 1982, M1605 v1.
- [42] - S. A. Ali, A. M. El Shareef, R. F. Al-Ghandi, M. T. Saeed, The isoxazolidines: the effects of steric factor and hydrophobic chain length on the corrosion inhibition of mild steel in acidic medium, *Corrosion science* 47 (11), 2659-2678, 2005.
- [43] - N. Soltani, M. Khayatkashani, Gundelia tournefortii as a green corrosion inhibitor for mild steel in HCl and H₂SO₄ solutions, *International Journal of Electrochemical Science* 10 (1), 46-62, 2015.
- [44] - B. Hireche, H. Ferhat. « Etude de l'effet inhibiteur des huiles essentielles de Cyprès (*Cupressus Sempervirens*. L) sur la corrosion de l'acier X70 (sans et avec soudure) ». *Mémoire de Master. Université de Biskra (Algérie)*, 2019.
- [45] - N. Abdulwali. « Inhibition de la corrosion de l'acier doux dans l'acide chlorhydrique par les composés thiazoles et benzimidazoles ». *Thèse de Doctorat. Université de Rabat (Maroc)*, 2016.
- [46] - O. Sebaoui, M.S. benmesmoudi. « Étude comparative de l'inhibition de corrosion d'un acier par deux types de produits chimiques par la méthode de perte de masse : influence de la température ». *Mémoire de Master. Université de Tlemcen (Algérie)*, 2017.

Résumé

Le présent travail est consacré à l'étude de l'effet de l'acide ascorbique et l'acide salicylique en tant qu'inhibiteurs sur la corrosion de cuivre dans un milieu aqueux (NaCl 3.5%), en utilisant la technique de la perte de masse.

L'influence de la concentration, et du temps d'immersion ont été examinées. Le maximum d'efficacité a été obtenu en présence de 100mg/l de l'inhibiteurs, soit 95,58 % et 92,94 % pour l'acide ascorbique et l'acide salicylique, respectivement.

Ce comportement pourrait être attribué à la forte interaction entre les inhibiteurs et la surface métallique. L'étude a montré que ces inhibiteurs agissent par adsorption sur la surface métallique et forme une monocouche, cette adsorption suit l'isotherme de Langmuir.

Mots-clés : Corrosion, cuivre, la perte de masse, Inhibiteurs de corrosion, acide ascorbique, l'acide salicylique, Efficacité inhibitrice, Isotherme adsorption.

Abstract

The present work is devoted to the study of the effect of ascorbic acid and salicylic acid as inhibitors on copper corrosion in an aqueous medium (NaCl 3.5%), using the loss mass technique.

The influence of concentration and immersion time were examined. The maximum efficiency was obtained in the presence of 100mg/l of the inhibitors, ie 95.58% and 92.94% for ascorbic acid and salicylic acid, respectively.

This behavior could be attributed to the strong interaction between the inhibitors and the metal surface. The study showed that these inhibitors act by adsorption on the metal surface and form a monolayer, this adsorption follows the Langmuir isotherm.

Keywords: Corrosion, copper, mass loss, corrosion inhibitors, ascorbic acid, salicylic acid, inhibitory efficacy, isothermal adsorption.

ملخص

هذا العمل مخصص لدراسة تأثير حامض الاسكوربيك وحمض الساليسيليك كمثبطات لتآكل النحاس في وسط مائي محلول كلوريد الصوديوم (NaCl 3.5%) , باستخدام تقنية فقدان الكتلة تم فحص تأثير التركيز ووقت الغمر. تم الحصول على أقصى قدر من الكفاءة بوجود 100 مجم / لتر من المثبطات، أي 95.58 % و 92.94% لحمض الأسكوربيك وحمض الساليسيليك على التوالي. يمكن أن يُعزى هذا السلوك إلى التفاعل القوي بين المثبطات وسطح المعدن. أظهرت الدراسة أن هذه المثبطات تعمل عن طريق الامتزاز على سطح المعدن وتشكل طبقة أحادية، وهذا الامتزاز يتبع متساوي الحرارة لانجموير. **الكلمات المفتاحية:** النحاس، التآكل، مثبطات التآكل، الفعالية المثبطة، حامض الاسكوربيك، حمض الساليسيليك، فقدان الكتلة، متساوي درجة حرارة الامتزاز