



كلية العلوم
FACULTE DES SCIENCES

DEPARTEMENT Sciences de la Matière

MEMOIRE DE MASTER

Domaine : Sciences de la Matière

Filière : Chimie

Option : Chimie des molécules et matériaux inorganiques

Par :

Benkattas Siham

THEME

Etude gravimétrique de l'inhibition de la corrosion du cuivre en milieu acide par les Iodates

Soutenu publiquement devant le jury composé de:

Mr. HAMDI Ahmed

M.C.B

Président

Mr. FERHAT Mahmoud

M.C.B

Encadreur

Mr. SEBIANE Sofiane

M.A.A

Examineur

M^{elle}. LAGGOUN Rim

Doctorante

Co- encadreur

Année Universitaire 2016/2017

Dédicaces

Je dédie ce modeste travail

A mes parents en témoignage de tout mon amour.

A toute ma famille.

A tous mes collègues et amis

Mes sœurs Maroua, Nariman

Ma cher Roufaida qui me soutenir tout le temps .

Remerciements

Ce travail de thèse a été réalisé au laboratoire de Chimie à l'université Amar Telidji de Laghouat,

*Je remercie tout particulièrement mon directeur de mémoire **Mr. FERHAT Mahmoud**, maitre de conférences à l'Université Amar Telidji-Laghouat, qui a fait preuve de patience, d'enthousiasme. J'ai pu bénéficier de son expérience et sa compétence.*

*J'exprime mes sincères remerciements à Monsieur **HAMDI Ahmed**, maitre de conférences à l'Université Amar Telidji de Laghouat d'avoir accepté de présider le jury, à Monsieur **Mr S. SEBIANE**, Maitre assistant à l'Université Amar Telidji de Laghouat, pour m'avoir fait l'honneur d'être examinateur de ce travail.*

*Je remercie **Rim Laggoun** doctorante à l'Université Amar Telidji de Laghouat, qui a fait preuve de patience, d'enthousiasme, J'ai pu bénéficier de son expérience et sa compétence*

Et enfin un grand merci à l'ensemble des membres du laboratoire chimie qui par leurs compétences et leurs gentillesse m'ont permis de réaliser ce travail dans une atmosphère agréable.

Sommaire

Remerciement

Dédicaces

Liste des abréviations

Liste des tableaux

Listes des figures

Introduction générale.....1

Partie I : Étude bibliographique

I. Introduction2

II. Corrosion de cuivre2

II.1 Généralité.....2

II.2 Diagramme de Pourbaix pour un système $\text{Cu}/\text{H}_2\text{O}$2

II.3 Diagramme potentiel – Ph pour un système $\text{Cu}/\text{H}_2\text{O}/\text{Cl}^-$ 3

III. Inhibiteurs de corrosion4

III.1 Définition.....4

III.2 Propriétés et classes des inhibiteurs.....4

III.3 Classe des inhibiteurs.....5

 a-inhibiteurs organique.....5

 b-inhibiteurs inorganique.....5

IV. L'iodate.....6

V. La méthode d'évolution de la corrosion6

V.1 La gravimétrie.....6

VI. Conclusion.....6

Partie II: Conditions expérimentales et comportement du cuivre en milieu acide chlorhydrique.

I Introduction.....8

II Conditions du travail.....8

II.1 Matériaux.....	8
II.2 Matériel nécessaire.....	8
II.3 Solutions chimique utilisée.....	8
II.4 Solution inhibitrice.....	9
II.5 Calcul les masses des produits utilisée	9
II.6 Préparations des échantillons.....	10
III Comportement du cuivre en milieu HCl 0. 5M.....	10
III.1 Test gravimétrie.....	10
III.2 Mesure conductance.....	11
III.3 Mesure l'absorbance.....	14
III.4 Mesure pH.....	17
III.5 Mesure le taux de corrosion	17
III.6 Calcul de la vitesse de corrosion	19
IV Conclusion.....	20

Parie III. Etude de l'inhibition de la corrosion du cuivre en milieu acide par les iodates

I Introduction	21
II Technique expérimentale.....	21
II.1 Méthode par perte de masse.....	21
II.2 Protocole de la mesure gravimétrie.....	22
III. Effet de l'iodate de sodium NaIO₃	22
III.1 Influence de la concentration de l'inhibiteur NaIO₃ sur l'efficacité inhibitrice.....	23
III.2 Influence de la concentration du Cu²⁺ sur la concentration d'inhibiteur NaIO₃	23
IV Effet de l'iodate de potassium KIO₃	25
IV.1 Influence de la concentration de l'inhibiteur KIO₃ sur l'efficacité inhibitrice	25
IV.2 Influence de la concentration du Cu²⁺ sur la concentration d'inhibiteur KIO₃	26

V Effet de l'iodate de Césium CsIO_3	27
V.1 Influence de la concentration de l'inhibiteur CsIO_3 sur l'efficacité inhibitrice.....	27
V.2 Influence de la concentration du Cu^{2+} sur la concentration d'inhibiteur CsIO_3	28
VI Etude comparative.....	29
VII Micrographie des plaques du cuivre.....	30
VIII Conclusion.....	32
Conclusion général.....	33
Référence bibliographie.....	34

Liste des abréviations

Symbole	Signification	Unité
A	Absorbance	-
C_{inh}	Concentration d'inhibiteur	Mol/l
E	Efficacités	%
G	Conductance	ms
i_{corr}	Vitesse de corrosion	$mg \cdot h^{-1} \cdot cm^{-2}$
Δm	Perte de masse	mg
pH	Potentiel d'hydrogène	-
S	surface	cm^2
t	temps	heure

Listes des figures

Figure	titre	page
Figure I.1	diagramme de Pourbaix du système Cu/H ₂ O à 25 °C	3
Figure I.2	diagramme d'équilibre potentiel-pH du système Cu/H ₂ O/ Cl ⁻ cuivre.	3
Figure I.3	structure tridimensionnel de l'anion iodate IO₃⁻	6
Figure II.4	Dispositif expérimental de la masse perdue	10
Figure II.5	photo représente une plaque du cuivre immergée 1jour jusqu'à 14jour.	11
Figure II.6	courbe d'étalonnage de la conductance en fonction de la concentration.	12
Figure II.7	variation de la concentration en fonction du temps d'immersion.	13
Figure II.8	Courbe d'étalonnage d'absorbance en fonction de la concentration	15
Figure II.9	courbe de concentration en fonction du temps	16
Figure II.10	variation du pH en fonction du temps.	17
Figure II.11	perte de masse en fonction du temps des plaques du cuivre prolongée dans des solutions d'HCl.	18
Figure II. 12	variation de la vitesse de corrosion par rapport au temps	19
Figure III.13	schéma représente les dimensions de la plaque utilisé	22
Figure III.14	effet de l'efficacité inhibitrice du NaIO₃ en fonction de la concentration d'inhibiteur.	23
Figure III.15	représente la variation de la concentration du cuivre en fonction concentrations du l'inhibiteur NaIO₃	24
Figure III.16	Evolution de l'efficacité inhibitrice KIO₃ par rapport au différentes Concentration des inhibiteurs .	25
Figure III.17	La variation de la concentration du cuivre en fonction de la concentration de l'inhibiteur KIO₃ .	26

Figure III.18	Evolution de l'efficacité inhibitrice CsIO₃ en fonction de la concentration d'inhibiteur	27
Figure III.19	évolution de la concentration du cuivre en fonction de la concentration de l'inhibiteur CsIO₃ .	28
Figure III.20	Variation de l'efficacité des trois inhibiteurs en fonction de la concentration des inhibiteurs	29

Liste des tableaux

Tableau	titre	page
Tableau II.1	Les produits utilisés	9
Tableau II. 2	Valeur de la concentration et conductance	12
Tableau II.3	Evolution de la concentration du cuivre en fonction du temps	13
Tableau II. 4	Les valeurs de la courbe d'étalonnage	14
Tableau II. 5	Valeur de la concentration du Cu^{2+}	16
Tableau II.6	Evolution du pH en fonction du temps	17
Tableau II.7	Variation du m avec du temps	18
Tableau II. 8	Variation de la vitesse de corrosion par rapport le temps	19
Tableau III.9	résultats principaux de l'étude gravimétrique du l'inhibiteur NaIO_3	23
Tableau III.10	Concentration du cuivre(II) on fonction des différentes concentrations d'inhibiteur.	24
Tableau III.11	résultats principaux de l'étude gravimétrique de l'inhibiteur KIO_3	25
Tableau III.12	variation de la concentration du cuivre (II)	26
Tableau III. 13	résultats principaux de l'étude gravimétrique du l'inhibiteur CsIO_3	27
Tableau III. 14	les résultats de la concentration du cuivre (II) obtenue à partir de deux méthodes	28
Tableau III. 15	les valeurs et la solubilité des trois inhibiteurs utilisés	30
Tableau III. 16	micrographie des plaques du cuivre	31

Introduction générale

Introduction générale

Le cuivre est un métal plus utilisé dans plusieurs domaines à cause de ses propriétés intéressantes. Cependant, ce métal n'est pas totalement immunisé contre la corrosion et spécialement dans les milieux agressifs (milieu acide) qui constitue un environnement particulièrement favorable à la détérioration des matériaux métalliques [1].

Il y a plusieurs techniques électrochimiques pour étudié le comportement des métaux dans les milieux corrosifs, tel que la polarisation linéaire, les impédances.....etc. ces techniques ont un certain incertitude aux valeurs expérimentales, due aux erreurs des appareil utilisée et aux méthodes du calcul choisis, comme le cas de la simulation des courbes expérimentales obtenue par les impédances,....etc.

La gravimétrie est une méthode la plus ancienne et donne des résultats fiables, pour cela nous avons utilisé cette technique [2]. Et comme application nous avons choisis les iodates.

L'objectif de ce travail est l'étude de l'effet du cation des trois inhibiteurs : NaIO_3 , KIO_3 , CsIO_3 appartiennent à la famille des alcalins sur la corrosion du cuivre en milieu de 0.5 M d'acide chlorhydrique par la méthode gravimétrique.

Ce mémoire s'articule en trois chapitres, le premier chapitre consacre à une étude bibliographique sur la corrosion du cuivre, la protection par l'utilisation des inhibiteurs et la technique gravimétrique.

Le deuxième chapitre présent le dispositif et les protocoles suivis expérimentalement, et l'étude du comportement du cuivre en milieu 0.5 M d'HCl.

Le troisième chapitre regroupe les résultats expérimentaux et les discussions des trois inhibiteurs : NaIO_3 , KIO_3 commerciaux et CsIO_3 synthétisé.

En fin la conclusion générale sur l'ensemble des résultats les plus significatifs de ce travail.

partie I synthèse bibliographique

I . Introduction

Ce chapitre a pour but de présenter une généralité sur le cuivre et sa corrosion au milieu acide et les méthodes de protection, ainsi que la technique utilisée pour la lutte contre la corrosion.

II. La corrosion du cuivre

II-1 Généralités

Le cuivre est un métal de transition de numéro atomique 29, de configuration électronique à l'état fondamental $[\text{Ar}] 3d^{10}4s^1$ et de masse molaire $63,546 \text{ g.mol}^{-1}$. Le cuivre existe sous trois degrés d'oxydation : 0, +1 et +2. C'est l'un des métaux les plus anciennement connus et utilisé par l'homme. Sa malléabilité, la fiabilité des contacts qu'il permet ainsi que sa bonne conductivité électrique et thermique sont les raisons essentielles de l'emploi généralisé de cuivre dans l'industrie électrique et chimique.

Le cuivre en solution aqueuse est en équilibre avec les espèces Cu^+ (degré d'oxydation + I) et Cu^{2+} (degré d'oxydation +II).

Les seules espèces stables sont Cu^{2+} et Cu métal aux quelles correspond l'équilibre rédox :



Les domaines d'existence de ces différents composés peuvent être déterminés à partir des diagrammes potentiel-pH qui sont d'excellents guides pour connaître les domaines d'existence thermodynamiques des espèces chimiques [1].

II.2 Diagramme de Pourbaix pour un système Cu/H₂O

Pourbaix a montré, à partir des données thermodynamiques, que le comportement d'un métal dans un système simplifié tel que l'eau à 25°C peut être prévu à l'aide du tracé des diagrammes potentiel – pH. Dans le cas du cuivre, le diagramme potentiel – pH du système **Cu/H₂O** à 25°C fait apparaître trois domaines **figure1**. [5]

- Un domaine de corrosion : en solution acide, prévoit de la dissolution du cuivre avec la formation d'ions cuivreux Cu^+ qui se transforment ensuite par dismutation en Cu^{2+} , tandis qu'en solution alcalines, le cuivre est sous forme d'ions bicuprite HCuO_2^- ou cuprite HCuO_2^{2-} .
- Un domaine de passivité : la corrosion du cuivre permet la précipitation d'oxyde et/ou d'hydroxyde qui protègent le métal en réduisant considérablement la vitesse de corrosion.

- Un domaine d'immunité: où la forme plus stable est le métal.

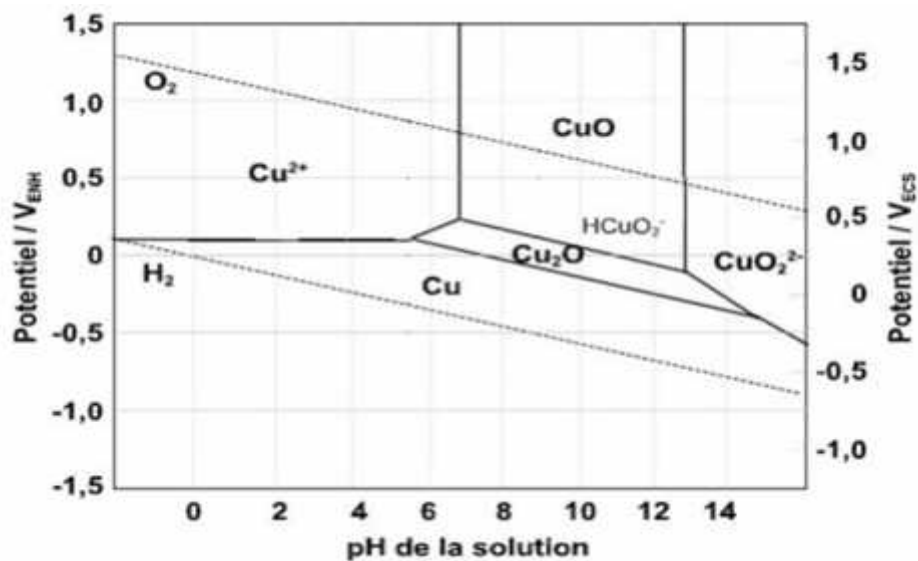


Figure.1 : Diagramme de Pourbaix du système $\text{Cu}/\text{H}_2\text{O}$, à 25 °C

II.3 Diagramme potentiel/pH pour un système $\text{Cu}/\text{H}_2\text{O}/\text{Cl}^-$

La présence de certaines espèces dans le milieu peut modifier le comportement du cuivre à la corrosion. Les ions chlorures favorisent la destruction du film passif et rendent possible la corrosion du cuivre même à des pH basiques. [1]

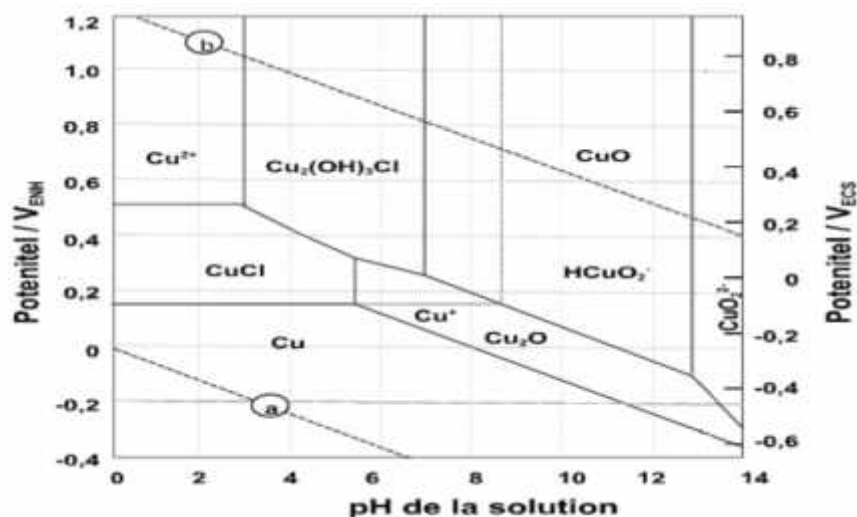


Figure I-2 : Diagramme E-pH du système $\text{Cu}/\text{H}_2\text{O} / \text{Cl}^-$ à $T = 25\text{ °C}$ et pour des concentrations de 10^{-4} M .

Les lignes a et b indiquent le domaine de stabilité de l'eau. En présence d'ions chlorure, on observe trois composés partiellement protecteurs : $\text{Cu}_2\text{O}(\text{s})$, $\text{CuO}(\text{s})$ et l'atacamite

$\text{Cu}_2(\text{OH})_3\text{Cl}(\text{s})$. Ces trois espèces plus ou moins hydratées entrent dans la composition des produits de corrosion observés expérimentalement au potentiel de circuit ouvert.

La formation de CuCl_2^- soluble déstabilise le développement des oxydes et provoque la corrosion par piqure de cuivre.

III. Les inhibiteurs de corrosion

Pour lutter contre la corrosion, il ne suffit pas de choisir un matériau qui résiste bien à un certain milieu, il faut également penser à toutes les interactions électrochimiques, mécaniques et physiques prévisibles qui pourraient influencer le comportement du système métal/milieu. Ainsi, en plus des mesures de prévention permettant d'éviter de nombreux problèmes de corrosion, il existe des méthodes de protection (revêtements, inhibiteurs, etc.) qui nécessitent des connaissances plus spécifiques et amènent des frais supplémentaires [16].

III.1 Définition

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

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

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

III.2 Propriété et classes d'inhibiteurs

D'une manière générale un inhibiteur de corrosion doit:

- abaisser la vitesse de corrosion du métal tout en conservant les caractéristiques physico-chimiques de ce dernier.
- Il doit être non seulement stable en présence des autres constituants du milieu dans ce milieu.

- être stable à la température d'utilisation.
- efficace à faible concentration.
- être compatible avec les normes non- toxicité.
- être peu onéreux.

III.3 Classes d'inhibiteurs

Il existe plusieurs façons de classer les inhibiteurs de corrosion. Généralement, ils sont classés en fonction de leur domaine d'application, de la formulation des produits (inhibiteur organique, inhibiteur inorganique) [3].

a. Les inhibiteurs organiques

Les molécules organiques sont promises à un développement plus que certain en termes d'inhibiteur de corrosion :

Leur utilisation est actuellement préférée à celle d'inhibiteurs inorganiques pour les raisons d'écotoxicité essentiellement. Les inhibiteurs organiques sont généralement constitués de sous-produits de l'industrie pétrolière .Ils possèdent au moins un centre actif susceptible d'échanger des électrons avec le métal, tel l'azote, l'oxygène, le phosphore ou le soufre. Les groupes fonctionnels usuels, permettant leur fixation sur le métal, sont :

- ❖ le radical aminé ($-NH_2$),
- ❖ le radical mercapto ($-SH$),
- ❖ le radical hydroxyle ($-OH$),
- ❖ le radical carboxyle ($-COOH$).

a. Les inhibiteurs inorganiques

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

IV. L'iodate

Un iodate est un composé chimique contenant l'anion iodate, de formule brute IO_3^- . Cet anion est la base conjuguée de l'acide iodique HIO_3 , et les iodates sont les sels de cet acide. L'anion IO_3^- a une configuration pyramidale à base triangulaire, l'atome d'iode étant lié à trois atomes d'oxygène.

On peut produire un iodate en réduisant un periodate IO_4^- . Avec un thioester R-S-R' , réaction qui produit un sulfoxyde R-SO-R' .

L'iodate de sodium NaIO_3 , l'iodate d'argent AgIO_3 et l'iodate de calcium $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2$ sont des exemples d'iodates. Ces derniers ressemblent aux chlorates, avec de l'iode à la place du chlore.

En milieu acide, il se forme de l'acide iodique HIO_3 .

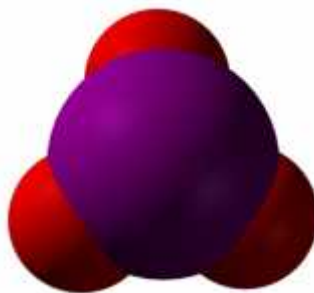


Figure. I.3 : structure tridimensionnel de l'anion iodate IO_3^-

V. La méthode d'évaluation de la corrosion

V.1 La gravimétrie

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

VI. Conclusion

Le cuivre réagit chimiquement avec le milieu corrosif pour former un composé stable, le composé ainsi formé est appelé produit de corrosion et la surface métallique devient corrodée.

Parmi les différentes méthodes de contrôle de la corrosion, l'utilisation d'inhibiteurs de corrosion est très populaire. Les inhibiteurs sont souvent faciles à appliquer et offrent l'avantage d'application. Cependant, il ya plusieurs considérations lors du choix d'un inhibiteur:

Le coût d'inhibiteur peut être parfois très élevé lorsque la matière impliquée est coûteuse ou lorsque la quantité nécessaire est énorme.

La toxicité de l'inhibiteur peut provoquer des effets néfastes sur les êtres humains, et les autres espèces vivantes.

Partie II

Condition expérimentale et comportement de cuivre en milieu acide

Dispositifs expérimentaux

I. Introduction

Ce chapitre a pour but de présenter les conditions de travail ainsi que les différentes méthodes d'analyses utilisées dans cette étude.

II. Condition du travail

II.1 Matériaux

Pour les essais de perte de poids, nous avons utilisés des feuilles de cuivre fourni par le laboratoire de mécanique. 18 échantillons de cuivre laminé (de pureté 99,9%) ont été découpés en plaques selon les dimensions $0.1\text{cm} \times 0.9\text{cm} \times 1\text{cm}$.

II.2 Matériel nécessaire

L'appareillage nécessaire pour effectuer ces mesures de perte de masse comporte:

- ✓ Une balance analytique précise à quatre décimales de marque (DAHUS).
- ✓ Un pH mètre: est un appareil permettant de mesurer le pH d'une solution testée.
- ✓ Spectrophotomètre: appareil qui permet la mesure de l'absorbance d'une solution. Elle a l'avantage de déterminer quantitativement la concentration d'espèces. La Spectroscopie est largement réponde en travaux pratiques de chimie ainsi qu'en analyse chimique.
- ✓ Un conductimètre : appareil permettant la mesure de la conductivité d'une solution. Il est constitué de deux parties : un boîtier électronique qui affiche la valeur de la conductivité et d'une cellule qui mesure cette valeur. L'appareil peut afficher la conductance ou directement la conductivité.
- ✓ 18 flacons de contenance 10ml.
- ✓ Le microscope optique : a été mise à contribution pour contrôler et vérifier les variations des composés formés à sur la surface des métaux et donne une image grandie d'un objet en général.

II.3 Solution chimiques utilisés

Dans cette étude les solutions suivantes sont utilisées:

- Solution d'HCl de concentration 0.5M: milieu corrosif est préparé à partir de la solution commerciale un volume de 4.9ml d'HCl dans 100ml d'eau distillée.

- Solution $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$: solution étalon de la masse de 1.2739 g dans 50 ml l'eau distillée.
- NH_4OH

II.4 Solution inhibitrice

- l'iodate de sodium NaIO_3 : une masse de 0.1998g dans 100 ml l'eau distillée.
- l'iodate de césium CsIO_3 : une masse de 0.3109g dans 100 ml l'eau distillée.
- l'iodate de potassium KIO_3 : une masse de 0.2161 g dans 100 ml l'eau distillée.

Le tableau II.1 au- dessous résume les produits utilisés :

Tableau. II.1 : les produits utilisés

Quantité Produits	Masse molaire [g/mol]	pureté (P)
HCl	36.46	32%
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ solution mère	249.69	98%
NH_4OH	35.05	34%
NaIO_3	197.89	99%
KIO_3	214	99%
CsIO_3	307.81	/

II.5 Calcul les masses des produits utilisés :

Nous avons calculé les masses par la loi suivant :

$$\diamond \text{ CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} : m = \frac{M \cdot C \cdot V}{P} = \frac{249.69 \times 0.1 \times 50 \times 10^{-3}}{0.98}$$

$$m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 1.2739 \text{ g}$$

$$\diamond \text{ NaIO}_3 : m = \frac{M \cdot C \cdot V \cdot 100}{P} = \frac{197.89 \times 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3} \times 100}{99}$$

$$m_{\text{NaIO}_3} = 0.1998 \text{ g}$$

$$\diamond \text{ CsIO}_3 : m = \frac{M \cdot C \cdot V \cdot 100}{P} = \frac{307.81 \times 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3} \times 100}{99}$$

$$m_{\text{CsIO}_3} = 0.3109 \text{ g}$$

$$\diamond \text{ KIO}_3: m = \frac{M \cdot C \cdot V \cdot 100}{P} = \frac{214 \times 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3} \times 100}{99}$$

$$m_{\text{KIO}_3} = 0.2161 \text{ g}$$

II.6 Préparation des échantillons

Pour effectuer la perte de masse on a utilisé 18 flacons bien nettoyés. Les échantillons ont été polis au papier abrasif de granulométrie décroissante (1500, 2000 μ) successivement. Puis rincé à l'eau distillée, nettoyés et dégraissés dans l'acétone, rincé une nouvelle fois à l'eau distillée, et enfin séchés à l'aide d'un séchoir électrique ; ensuite tous nos échantillons sont pesés, ainsi chaque échantillon a une masse (m_0) [4].

Chaque échantillon est immergé dans la solution préparée, pour une durée ou une concentration donnée. A la fin de chaque expérience, ils ont été retirés, puis nettoyés à l'eau distillée, séchés, et repesés ; ainsi la masse m_1 est calculée. Pour chaque essai j'ai préparé deux tubes pour les raisons de reproductibilité [9].



Figure. II.4: dispositif expérimental de la masse perdue.

III. Comportement du cuivre en milieu HCl

III.1. Test gravimétrique :

Les plaques de cuivre ont été immergées dans 0,5M d'HCl pendant différentes durées d'immersion : 1j, 2j, 4j, 6j, 7j, 13j, 14j, 15jour.

La couleur de la solution change progressivement avec le temps pour tous nos échantillons dès le premier jour une coloration transparente, puis devient claire au deuxième jour (2^{ème} jours), à partir du (6, 7, 9,10 jour) cette coloration devient peu foncé.

À partir du 13^{ème} jour les premier cristaux commencent à apparaître ; dû probablement à la présence du précipite CuOH_2 .



[1 jour]

[6, 7, 9,10 jour]

[13, 14,15jour]

Figure. II.5 : photo représente une plaque du cuivre immergée 1jour jusqu'à14 jour.

Après on a ajouté quelques gouttes d'ammoniac NH_4OH concentré « commercial » aux solutions précédentes, et on remarque l'apparition d'un précipité bleue profond lorsque, on rajoute un excès d' NH_4OH le précipite disparaît.

Afin de déterminer avec exactitude la concentration des ions Cu(II) dissous dans la solution HCl 0.5M ; nous avons utilisé deux méthodes de mesures. La première est la conductimètre, la seconde est la mesure de l'absorbance. Dans les deux cas nous avons préparé une solution mère de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ à différentes concentrations.

III.2 Mesure de la conductance

Pour une solution ionique peu concentrée, la conductivité est proportionnelle à la concentration de chaque ion présent en solution et est linéaire et de type $y=ax + b$. Cette relation empirique ou loi de Kohlrausch peut s'écrire :

$$G = k \times C$$

Courbe d'étalonnage :

A partir d'une courbe d'étalonnage et de la mesure de la conductivité de la solution à analyser, nous avons calculé les concentrations des ions cuivre II. Nous avons utilisé la solution étalon "cité au paragraphe II.3".

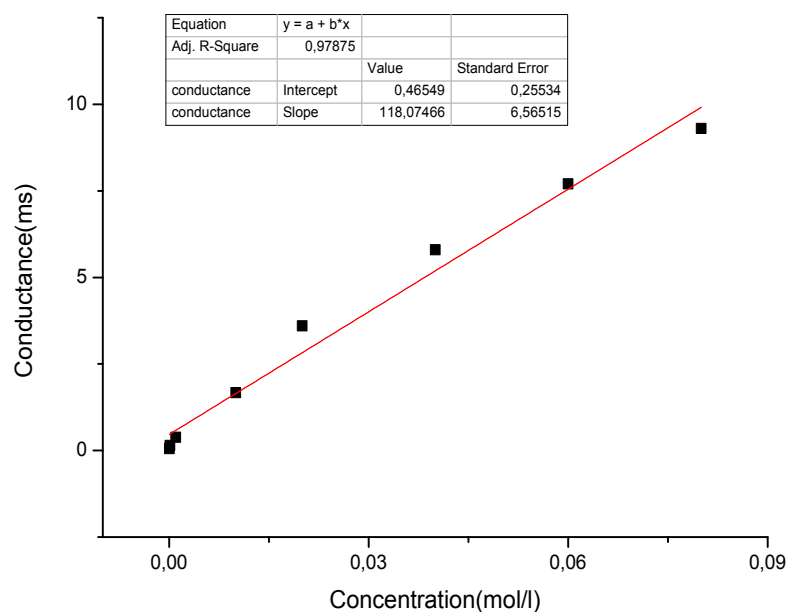


Figure. II.6 : Courbe d'étalonnage de conductance en fonction de concentration

Pour vérifier la concentration des ions cuivre II, on utilise cette relation :

$$y = 118.07 x + 0.465$$

Tableau. II.2 : Représente les valeurs de concentrations et conductance

Conductance (ms)	Concentration (mol/l)
115.2	0,9717
110.5	0,9319
108.7	0,9167
76.61	0,6448
27.2	0,2264
25.1	0,2086
24.2	0,2010
23.6	0,1959

Les résultats montrent que la conductance diminue avec diminution de la concentration

Tableau. II.3: Evolution de la concentration en fonction du temps

Temps (jour)	Concentration (mol/l)
1	0,9717
2	0,9319
6	0,9167
7	0,6448
9	0,2264
13	0,2086
14	0,2010

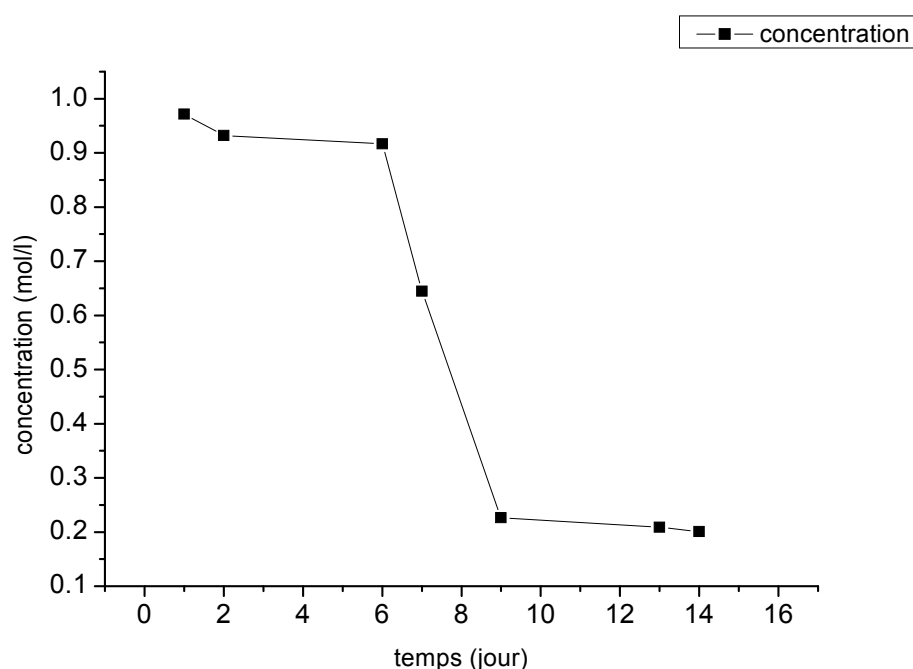
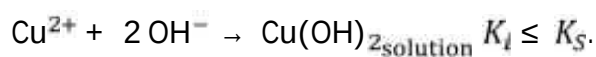


Figure. II.7 : Variation de concentration en fonction du temps d'immersion

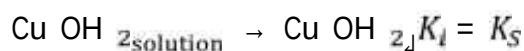
Pendant les six premiers jours, la concentration des ions cuivre change très peu, et la solution qui était incolore, est devenue bleue verte.

A partir de 6^{ème} jour jusqu'à 9^{ème} jour, la concentration des ions cuivre décroît, cela est due probablement au début de la formation du précipité l'hydroxyde de cuivre (II) ; ce dernier impose sa coloration bleue. Ce phénomène est traduit par la réaction proposé ci-dessous :



Pour les durées intermédiaires la couleur bleu de la solution est de plus en plus foncée à cause de la formation de précipité $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Une fois la condition de précipitation atteinte ($K_l = K_s$), tous les ions libres de cuivre sont précipités, et pour cela on observe cela est confirmée par une stabilisation de la concentration [9-14jour], la réaction suivante a lieu :



III.3 Mesure de l'absorbance

Pour effectuer les mesures de l'absorbance les solutions sont diluées 10 fois, afin de négliger les effets des interactions physiques entre les différentes espèces ($\gamma \rightarrow 1$).

Courbe d'étalonnage :

A partir d'une solution mère, on réalise différentes solutions de concentrations C différentes en l'espèce $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$, et on mesure leur absorbance A dans une cuve d'épaisseur 1,0 cm à la longueur d'onde de travail, le tableau ci-dessous résume les valeurs obtenus

Tableau II.4 : Représente les valeurs de la courbe d'étalonnage.

Concentration (mol/l)	Absorbance
0,0001	0,03
0,00001	0,028
0,02	0,303
0,03	0,455
0,05	0,739

Pour une solution ionique peu concentrée, la loi de Beer- Lambert peut s'écrire :

$$A = \epsilon_{\lambda} \times l \times C$$

Tel que :

- **A**: L'absorbance .
- ϵ_{λ} : Le coefficient d'extinction molaire, exprimée en ($\text{l} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$). Elle dépend de la longueur d'onde, la nature chimique de l'entité et la température.

- **I**: La longueur du trajet optique dans la solution traversée, elle correspond à l'épaisseur de la cuvette utilisée en (cm).
- **C**: La concentration molaire de la solution en (mol.l⁻¹).

On trace la courbe $A = f(C)$ et on obtient la **Figure. II.8** ci-dessous :

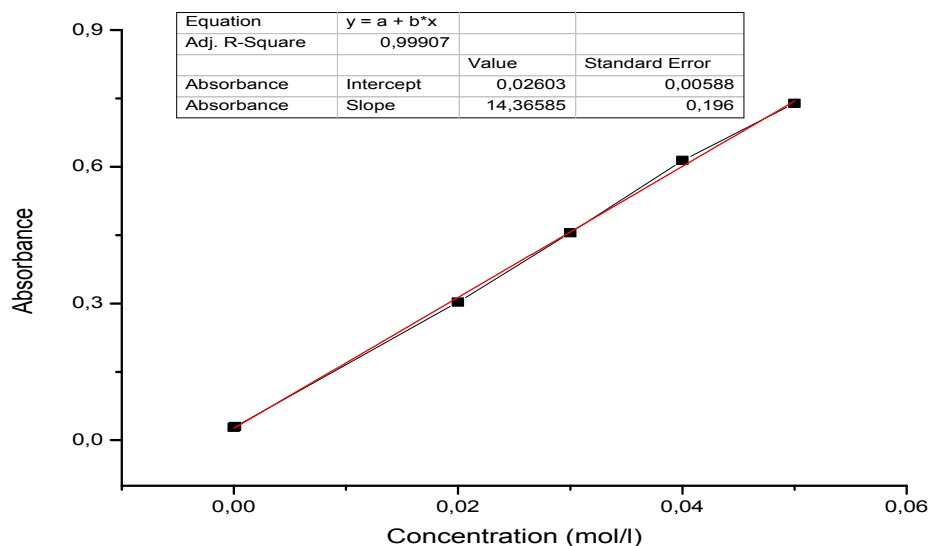
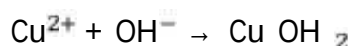


Figure. II.8 : Courbe d'étalonnage d'absorbance en fonction de la concentration.

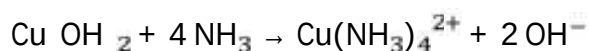
La courbe de la figure. II.8 sera utilisée pour calculer la concentration des ions Cu(II) dans nos flacons.

Test de l'absorbance :

Avant de mesurer la concentration des ions Cu²⁺ dans la solution, on a remarqué que la couleur de notre solution est bleu verte due à l'existence des ions Cu²⁺ et un précipité de Cu(OH)₂, donc on a ajouté quelques gouttes d'ammoniaque à la solution pour précipiter les ions du cuivre (II), La solution se décolore peu à peu, et le précipité devient bleu, la réaction suivante explique le phénomène :



On a ajouté un excès d'ammoniaque la solution précédente, et on a remarqué que la solution prend la couleur bleu céleste, ce changement passe par ce que le premier précipité de Cu OH₂ se redissout dans l'excès d'ammoniaque, et il se forme un ion complexe de cupritétramine [17]:



Puis on a mesuré les absorbances à $\lambda_{\max}$, de nos échantillons, et on détermine la concentration des ions Cu^{2+} $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} = [\text{Cu}^{2+}]$ dans la solution par relation suivante :

$$A = 0.026 C + 14.36$$

Le **Tableau. II.5** représente les résultats :

Tableau. II.5 : Indique les valeurs de la concentration du cuivre

Temps (jour)	Concentration (mol/l)
1	0.0528
2	0.0601
6	0.099
7	0.1881
9	0.2312
13	0.2054
14	0.2552

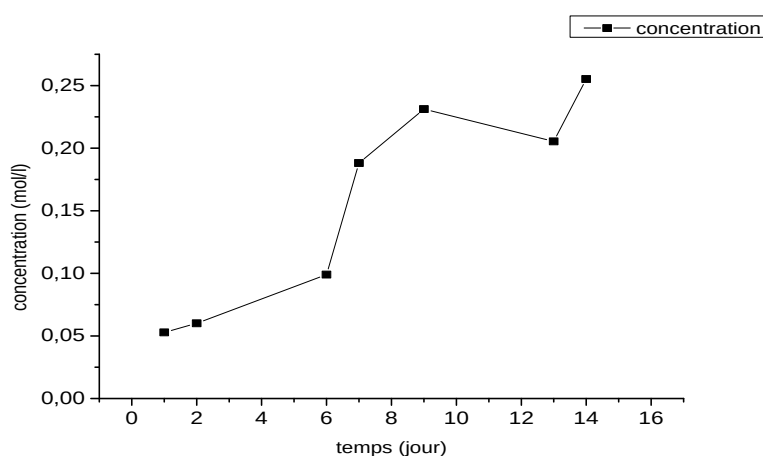


Figure. II.9: Courbe de la concentration on fonction du temps

A partir des résultats obtenus, on remarque que la concentration des ions Cu^{2+} augmente avec le temps. Cette augmentation signifie que les plaques de cuivre sont corrodées dans le milieu 0.5 M d'HCl, et les ions Cu^{2+} sont diffusés dans la solution chaque fois.

Il ressort des deux figures obtenue confirment que la meilleur technique pour calculé la concentration est la méthode de l'absorbance offre plus précision dans le calcul de concentration or que la conductance mesure tous les ions qui on dans la solution.

III.4 Mesure le pH

Le pH des solutions est mesuré après étalonnage de l'appareil. Le pH des solutions traitées à chaque prélèvement de l'électrode de cuivre, dans le cas de l'acide chlorhydrique.

Tableau. II.6 : Evaluation du pH en fonction du temps.

Temps (jours)	1	2	6	7	9	13	14
pH	0.38	0.49	0.55	1.04	3.07	3.80	3.86

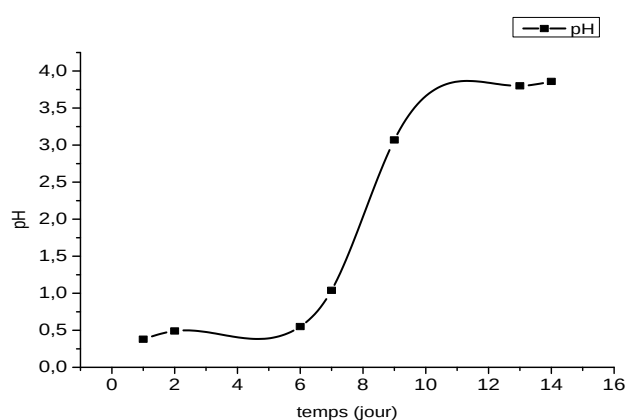
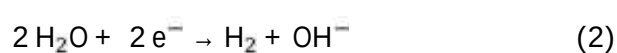


Figure. II.10: variation du pH en fonction du temps.

Aux 6 premiers jours le pH reste pratiquement inchangé, puis se déplace vers les valeurs moins acides à partir du 7^{ème} jour, puis se stabilise à partir du 10^{ème} jour, atteignant une valeur de 3.86.

Cette augmentation indique la disparition des ions H^+ au milieu due à la réduction de H^+ ou la production des OH^- par réductions de l'eau. On propose les réactions suivantes qui traduisent :



III.5 Mesure le taux de corrosion

Les plaques de cuivre sont immergées dans 0.5M d'acide chlorhydrique à une température ambiante et à différentes durées.

Pour toutes les durées, la masse est mesurée puis on calcule Δm . Le taux de corrosion, par la méthode de perte de masse, est déterminé par la formule suivante : $\Delta m = m_0 - m_1$

Le **Tableau. II.7** résume les résultats obtenus.

Tableau. II.7 : variation de m avec le temps

Temps (j)	$\Delta m(\text{mg})$
1	10.05
2	13.85
6	17.85
7	67.65
9	46.9
13	86.8
14	92.5

La courbe ci-dessous résume l'évolution du taux de corrosion par rapport au temps d'immersion.

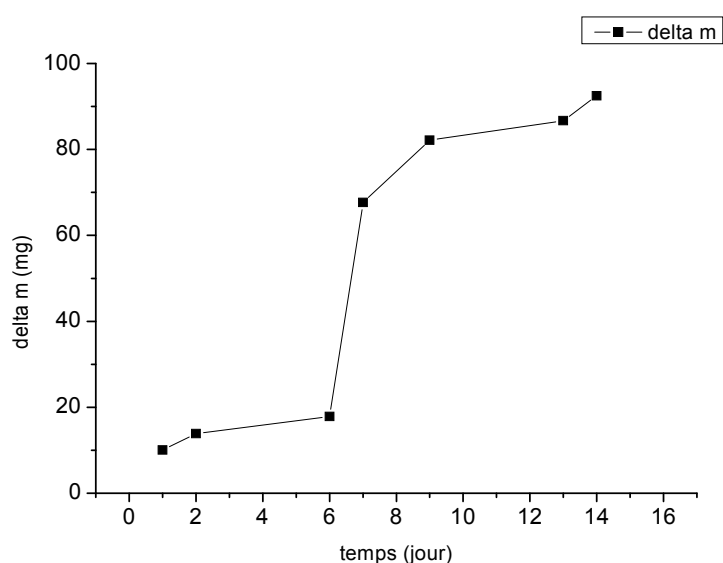


Figure. II.11 : Perte de masse en fonction du temps des plaques de cuivre plongées dans des solutions d'HCl 0.5M.

L'analyse des résultats du **Tableau. II.7** et **Figure. II. 11** montre clairement que la perte de masse de cuivre dans HCl 0.5M, augmente avec l'augmentation du temps d'immersion.

Cette augmentation provient de la dissolution des plaques de Cu dans le milieu corrosif.

III.6 Calcul de la vitesse de corrosion

La vitesse de corrosion de cuivre est déterminée par gravimétrie après différents durée d'immersion dans HCl 0.5M :

$$V = \frac{\Delta m}{S \times t}$$

Tel que

V : vitesse de corrosion.

Δm : La perte de masse en mg.

S : La surface en cm^2 .

t : Le temps en heure.

Tableau. II.8 : variation de la vitesse de corrosion par rapport le temps.

Temps (jour)	Vitesse de corrosion ($\text{mg}/\text{cm}^2 \cdot \text{h}$)
1	0.1736
2	0.1462
6	0.0619
7	0.1999
9	0.1637
13	0.1383
14	0.1260

La figure **II.12** ci-dessous présente variation de vitesse de corrosion au cours de temps d'immersion.

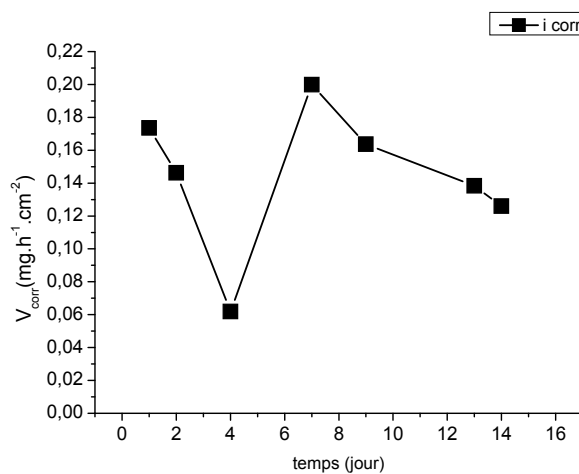


Figure. II.12 : variation de la vitesse de corrosion en fonction du temps.

L'analyse des résultats obtenue montrent que la vitesse de corrosion diminue avec l'augmentation le temps d'immersion jusqu'à 6^{ème}. A partir le 7^{ème} la vitesse de corrosion atteint son max et le milieu devient agressif.

Après ces jours on remarque une nouvelle diminution due à la formation d'une couche protectrice bleue vert, « ré déposition des produit de corrosion sur la surface ».

IV. Conclusion

Dans ce chapitre, nous sommes intéressés à l'étude du comportement du cuivre en milieu acide chlorhydrique. Les résultats obtenus nous ont permis de faire les constatations suivantes :

Le cuivre est un métal très sensible à la corrosion par les acides. Sa vitesse de corrosion dépend de la durée d'exposition au milieu corrosif.

Cette étude montre combien la corrosion est un phénomène complexe et dépend de la nature du milieu corrosif. L'une des difficultés de l'étude de l'interface cuivre-solution électrolytique réside dans l'existence à la surface du métal d'un ou plusieurs oxydes se formant spontanément à l'air.

Les résultats obtenus dans ce chapitre seront utilisés comme référence pour évaluer les propriétés inhibitrices de corrosion d'une nouvelle molécule dérivée des iodates.

Partie III

L'inhibition du cuivre en milieu acide par les iodates

Etude de l'inhibition de la corrosion du cuivre en milieu acide par les iodates

I. Introduction

Le pouvoir inhibiteur en milieu acide chlorhydrique 0.5M en présence de nouveaux composés inorganiques, à savoir les iodates sur la corrosion du cuivre, a été évalué en utilisant la technique gravimétrie qui est une méthode ancienne de mesure directe [6].

Les inhibiteurs étudiés dans cette partie sont des iodates, nommés, l'iodate de sodium, l'iodate de potassium commerciaux et l'iodate de césium synthétisé.

II. TECHNIQUE EXPERIMENTALE

II.1 Méthode par perte de masse

Cette méthode consiste à exposer des échantillons à un milieu corrosif pendant un temps déterminé et à mesurer la différence de masse des échantillons avant et après chaque essai [7].

- ❖ Le taux de corrosion, par la méthode de perte de masse, est déterminé par la formule suivante : $\Delta m = m_0 - m_1$
- ❖ La vitesse de corrosion est déterminée après 7 jours d'immersion à température ambiante. Elle est calculée par la formule suivante :

$$V = \frac{\Delta m}{S \times t}$$

Δm : représente la différence entre la masse initiale m_0 et la masse finale m_1 après un temps t .

S : est la surface du métal exposée à la solution d'étude.

- ❖ La valeur de l'efficacité inhibitrice est donnée par la formule suivante:

$$E\% = \frac{V - V_{inh}}{V} \times 100$$

V et V_{inh} représentent respectivement les valeurs de la vitesse de corrosion en absence et en présence de l'inhibiteur.

II.2 Protocole de la mesure gravimétrique

Les essais de perte de masse ont été réalisés dans des flacons de 10 ml. Les échantillons sont, dans ce cas, sous forme rectangulaire de dimensions ($L \times l \times h$) $0,1 \text{ cm} \times 1 \text{ cm} \times 0,9 \text{ cm}$. Ces échantillons sont immergés dans $\text{HCl } 0,5\text{M}$, avec l'addition de différentes concentrations d'inhibiteur. Avant chaque essai, l'échantillon subit un polissage mécanique, puis rincé à l'eau distillée, nettoyé et dégraissé dans l'acétone, séché avec séchoir et finalement pesé. L'essai de perte de masse est réalisé à une température ambiante pour toutes les concentrations de l'inhibiteur [10].

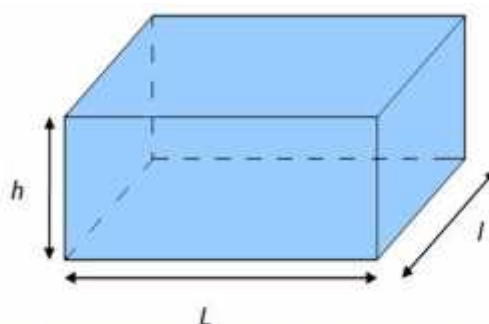


Figure.III. 13 : Schéma représente les dimensions de la plaque utilisé.

Dans cette partie nous avons étudié l'effet du cation sur la corrosion du cuivre en milieu acide.

Les conditions expérimentales utilisées pour les trois inhibiteurs sont :

- Le milieu corrosif : $0,5\text{M}$ d'acide chlorhydrique.
- La température ambiante.
- La gamme de concentration des composés testés varie entre 10^{-3} M à 10^{-11} M .

III. Effet de l'iodate de sodium NaIO_3

Une série de mesure a été effectuée dans une solution d' $\text{HCl } 0,5 \text{ M}$ à différentes concentrations de l'iodate de sodium NaIO_3 pendant une durée de 7 jours d'immersion.

Les résultats expérimentaux établis par la gravimétrie sont regroupés dans le **tableau.III.9** qui présente la vitesse de corrosion ($\text{mg.cm}^{-2}.\text{h}^{-1}$), Et l'efficacité inhibitrice $E(\%)$. [12]

Tableau.III.9 : résultats principaux de l'étude gravimétrique

Inhibiteur	Concentration	$V_{corr}(\text{mg.h}^{-1}.\text{cm}^{-2})$	E (%)
NaIO₃	0	0,1999	/
	10^{-11}	0.0412	79.37
	10^{-10}	0.0322	83.88
	10^{-9}	0.0226	88.66
	10^{-8}	0.0129	93.53
	10^{-7}	0.0084	95.78
	10^{-6}	0.0517	74.13

III.1 Influence de la concentration de l'inhibiteur NaIO₃ sur l'efficacité inhibitrice

La variation de l'efficacité inhibitrice de NaIO₃ avec leur concentration, est reportée sur la figure

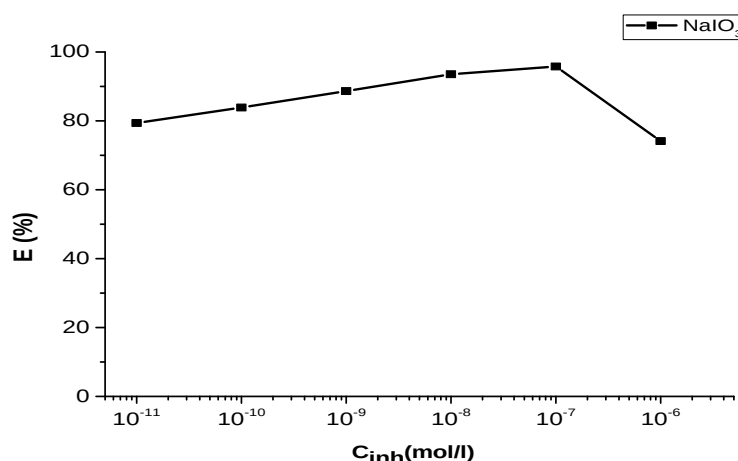


Figure. III.14 : effet de l'efficacité inhibitrice du NaIO₃ en fonction de la concentration d'inhibiteur.

L'analyse des résultats du **Tableau.III.9** et de la **Figure.III.14** montre que l'efficacité de l'inhibiteur NaIO₃ atteint une valeur maximale 95.78% à 10^{-7} M alors que l'efficacité ne dépasse pas 74.13% pour 10^{-6} M. Donc on constate que l'iodate de sodium possède des propriétés inhibitrices à la corrosion du cuivre en milieu 0.5 M d'HCl. Et le pouvoir inhibiteur est proportionnel à la concentration.

III.2 Influence de la concentration du Cu²⁺ sur la concentration d'inhibiteur NaIO₃

La concentration du cuivre est déterminée à partir de la courbe d'étalonnage par deux méthodes différentes: l'absorbance et la mesure de la conductance.

Le **Tableau.III.10** rassemble les valeurs de la concentration du cuivre Cu^{2+} et de concentration de l'inhibiteur NaIO_3

Tableau.III.10 : Concentration du Cu^{2+} en fonction des différentes concentrations d'inhibiteurs

Inhibiteur	C_{inh}	C (abs)	C(G)
NaIO_3	0	0,1606	0,6448
	10^{-11}	0.0213	1.0835
	10^{-10}	0.0442	1.1360
	10^{-9}	0.0382	1.1275
	10^{-8}	0.0497	1.1030
	10^{-7}	0.0684	1.0183

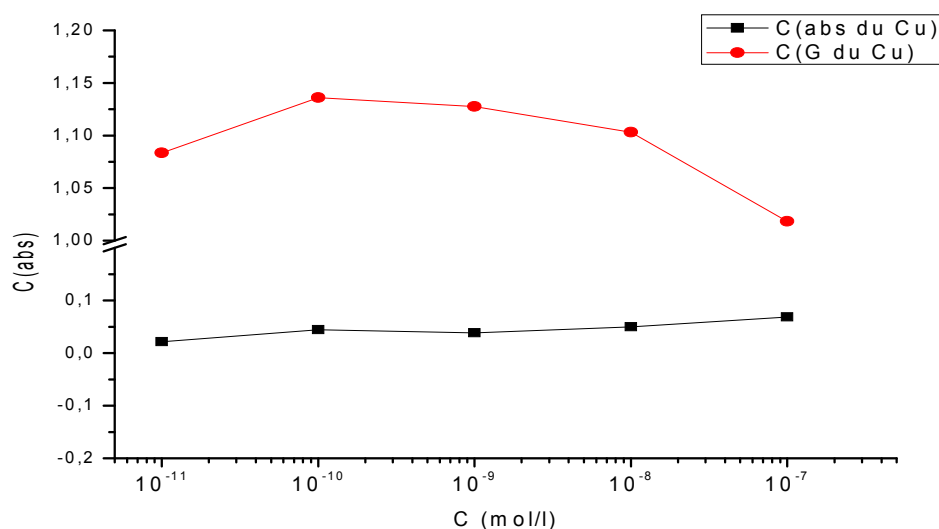
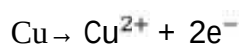


Figure. III.15 : variation de la concentration du cuivre en fonction de la concentration de l'inhibiteur **NaIO_3** .

Les résultats de l'étude présente dans **Figure.III.15** permettent de remarquer que la concentration du cuivre calculé par la mesure de la conductance de la solution diminue à 10^{-7} M, ce qui signifie qu'il y a quelques ions qui ont participé dans la formation d'une couche protectrice sur la surface du métal, et pour la deuxième méthode : l'absorbance on remarque la concentration augmente avec l'augmentation de la concentration d'ions de cuivre (II) dans la solution, cette augmentation due qu'il y a une oxydation du cuivre comme suit :



IV. Effet de l'iodate de potassium KIO_3

Les valeurs expérimentales obtenues par la gravimétrie sont rassemblés dans le tableau .III.11 qui présente la vitesse de corrosion et l'efficacité inhibitrice E(%).

Tableau.III.11 : principaux résultats obtenue par l'étude gravimétrique

Inhibiteur	C_{inh}	$V_{cor}(\text{mg. Cm}^{-2}. \text{h}^{-1})$	E(%)
KIO_3	0	0.1999	/
	10^{-11}	0.0054	97.26
	10^{-10}	0.0245	87.70
	10^{-9}	0.0032	98.36
	10^{-8}	0.0230	88.46

IV.1 Influence de la concentration de l'inhibiteur KIO_3 sur l'efficacité inhibitrice

L'efficacité inhibitrice est déterminée après 7 jours d'immersion, a une température ambiante.

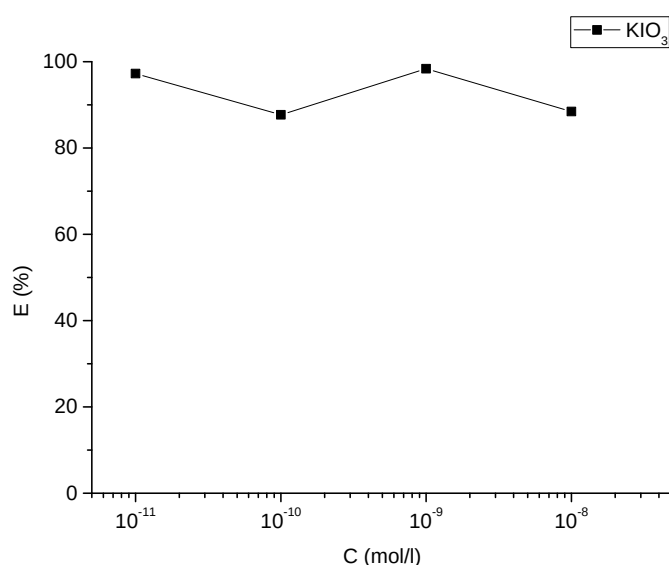


Figure.III. 16 : Evolution de l'efficacité inhibitrice en fonction de la concentration d'inhibiteur KIO_3 .

En examinant la courbe représenté dans **Figure.III.17**, nous pouvons remarquer que l'efficacité croit avec la concentration de l'inhibiteur jusqu'à elle atteint une valeur optimale 98.36% à 10^{-9} M presque totale, pour les autres concentrations de l'inhibiteur KIO_3 nous avons obtenu

aussi des meilleurs efficacités, due à la formation d'un film inhibiteur sur la surface du métal du cuivre. [15].

IV.2 Influence de la concentration du Cu^{2+} sur la concentration d'inhibiteur KIO_3

Dans cette partie nous avons étudié l'influence de la concentration de l'inhibiteur sur la concentration des plaques du cuivre pour cela on a testé les différents concentrations . Le tableau12 suivant résume les résultats de la concentration obtenue à partir de deux méthodes

Tableau.III.12 : les résultats de la concentration obtenue à partir de deux méthodes

Inhibiteur	C_{inh}	C (abs)	C(G)
KIO_3	0	0,1606	0,6448
	10^{-11}	0.0453	1.1885
	10^{-10}	0.0467	1.1453
	10^{-9}	0.0241	1.2859
	10^{-8}	0.0052	1.2605

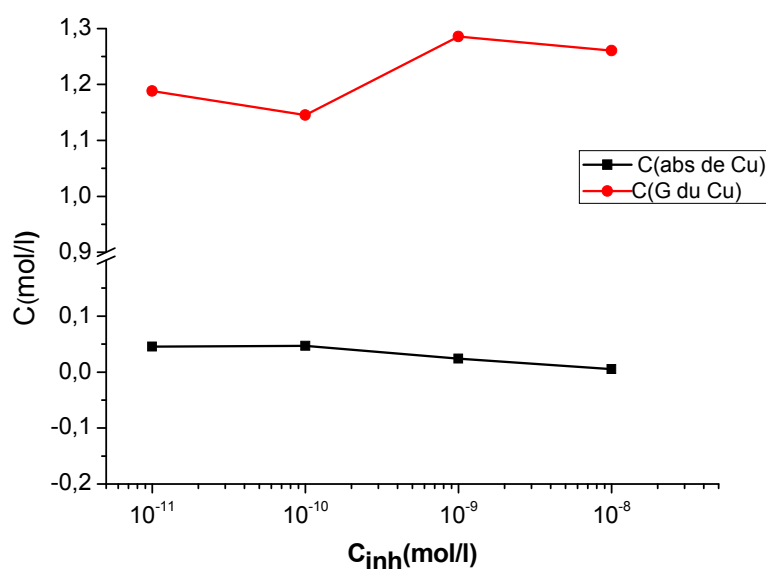


Figure.III.17:évolution de la concentration du cuivre en fonction de la concentration de l'inhibiteur KIO_3 .

A partir de cette courbe obtenue on remarque la concentration de cuivre croit avec augmentation des concentrations d'inhibiteur pour la méthode de l'absorbance, et pour la méthode de conductance la concentration diminue.

V Effet de l'iodate de césium CsIO_3

Les résultats expérimentaux établis par la gravimétrie regroupés dans le **tableau .III.13** qui

Présente la vitesse de corrosion exprimé en ($\text{mg.Cm}^{-2}.\text{h}^{-1}$), Et l'efficacité inhibitrice E(%).

Tableau.III.13 : les résultats principaux de l'étude gravimétrique

Inhibiteur	C_{inh}	v_{corr}	E(%)
CsIO_3	0	0.1999	/
	10^{-11}	0.1140	42.95
	10^{-10}	0.0702	64.83
	10^{-9}	0.0314	84.27
	10^{-8}	0.0112	94.36
	10^{-7}	0.0448	77.54

V.1 Influence de la concentration de l'inhibiteur CsIO_3 sur l'efficacité inhibitrice

Pour voir l'effet de l'inhibiteur pendant la durée d'immersion plus prolongés, on a réalisé des essais sur des plaques de cuivre plongé dans la solution d'acide chlorhydrique à une concentration de 0.5M avec l'addition de l'inhibiteur CsIO_3 . La courbe suivante présente les résultats obtenus.

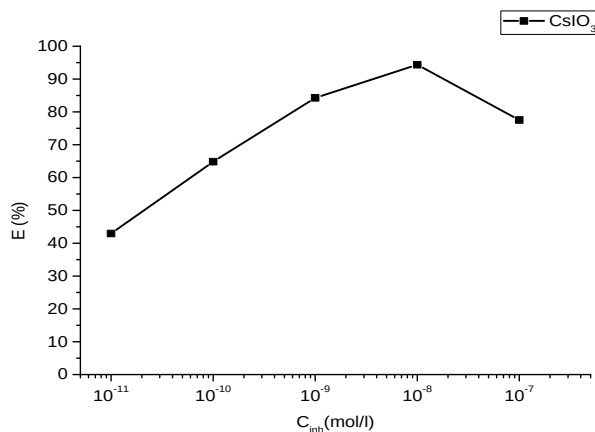


Figure.III.18 : Evolution de l'efficacité inhibitrice en fonction de la concentration d'inhibiteur CsIO_3 .

On remarque que l'efficacité inhibitrice augmente avec la concentration et atteint une valeur maximale 94.36% à 10^{-8} M dans le cas de césium. A partir de 10^{-7} M l'efficacité diminue.

V.2 Influence de la concentration du Cu^{2+} sur la concentration d'inhibiteur CsIO_3

Le tableau **III.14** suivant résume les résultats de la concentration à partir de deux méthodes :

Tableau.III.14 : variation de la concentration du cuivre (II)

Inhibiteur	C_{inh}	C (abs)	C(G)
CsIO_3	0	0,1606	0,6448
	10^{-11}	0.0766	0.9336
	10^{-10}	0.0562	1.1877
	10^{-9}	0.0071	1.3139
	10^{-8}	0.0406	1.2470

Dans cette partie nous avons étudié l'influence de la concentration de l'inhibiteur CsIO_3 sur la concentration des plaques du cuivre avec deux méthodes : mesure de la conductance et l'absorbance.

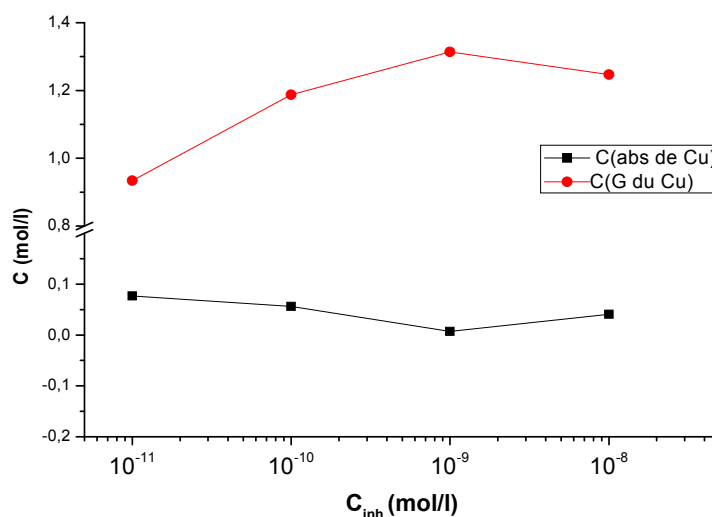
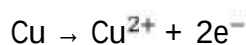


Figure.III.19 : La variation de la concentration du cuivre en fonction de la concentration de l'inhibiteur CsIO_3 .

A partir de cette courbe obtenue on remarque :

- La concentration des plaques de cuivre qui a été calculé par l'absorbance augmente due qu'il ya une oxydation du cuivre et libération des ions Cu^{2+} dans la solution :



et puisque les cations du Cu^{2+} reste près a la surface du cuivre ils ont attiré les anions I^{-} pour formé une couche CuI .

- Pour la concentration qui a été calculé par la mesure de la conductance, nous avons constaté qu'elle diminue, ces diminutions signifiées qu'il y a des ions ont participé à la formation d'une couche protectrice.

VI Etude comparative

Nous avons effectué une étude comparative entre trois inhibiteurs procèdent la même molécule inhibitrice IO_3^{-} , et pour chaque inhibiteur nous avons changé le cation. Tous les cations utilisés appartiennent à la première colonne du tableau périodique (la famille des alcalins). Pour savoir l'effet des cations nous avons tracés les courbes ci-dessous :

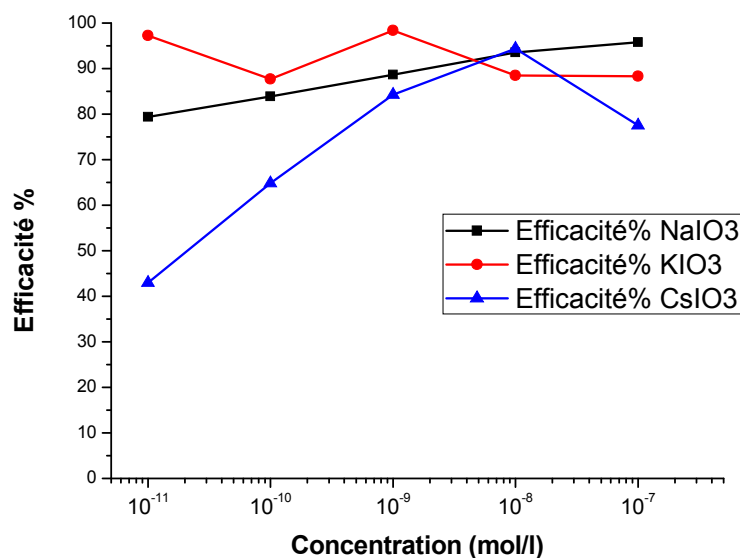


Figure.III.20. Variation de l'efficacité des trois inhibiteurs en fonction de la concentration des inhibiteurs.

Tableau.III.15 : Les valeurs des rayons cationiques et la solubilité des trois inhibiteurs utilisés.

	NaIO₃	KIO₃	CsIO₃
solubilité	4.59 (à 10°C) 8.08 (à 20°C)	6.27 (à 10°C) 8.08 (à 20°C)	/ (à 10°C) 0.123(à 20°C)

D'après les courbes et les résultats obtenus après l'immersion de nos échantillons dans le milieu de 0.5 M d'acide chlorhydrique HCl et en présence de différentes concentrations des inhibiteurs NaIO₃, KIO₃ et CsIO₃. Le NaIO₃ et KIO₃ ont évolué presque parallèlement, ils ont donné des meilleures efficacités à des faibles concentrations (10^{-9} , 10^{-7} M). à l'aide du **Tableau.III.15** nous expliquons les résultats obtenus que les valeurs de la solubilité de NaIO₃ et KIO₃ sont égaux à 20°C et lorsque la température est diminuée la solubilité de KIO₃ augmente pour cela nous avons trouvé que l'iodate de potassium possède la meilleure efficacité 98.36%.

L'iodate de césium a retardé pour donner des meilleures efficacités à des faibles concentrations (10^{-11} M = 42.95%, 10^{-10} M = 64.84%) comme les autres inhibiteurs, car leur solubilité est la plus faible.

VII. Micrographie des plaques de cuivre

L'observation de l'état de surface de l'échantillon a été faite à l'aide d'un microscope optique, elle permet de mettre en évidence, soit la microstructure de cuivre.

Pour effectuer la micrographie des plaques de cuivre ont été immergées dans trois solutions à des concentrations maximum pour chaque inhibiteur pendant 12 jours. Nous avons recours à des observations micrographiques à l'aide d'un microscope optique. Les micrographies des plaques sont représentées dans le tableau III.16.

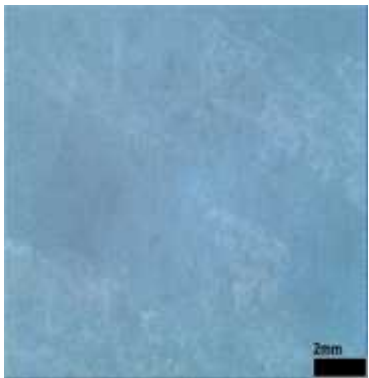
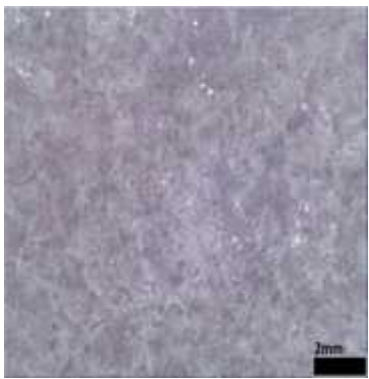
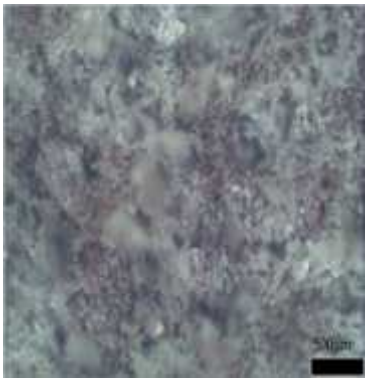
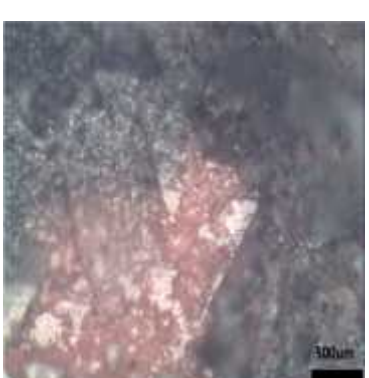
		
Plaque du Cu immergée dans NaIO₃+HCl pendant 12 jours		
		
Plaque du Cu immergée dans KIO₃+HCl pendant 12 jours		
		
Plaque du Cu immergée dans CsIO₃+HCl pendant 12 jours		

Tableau .III.16 : micrographie des plaques du cuivre

D'après les micrographies obtenues nous expliquant les résultats suivant :

- Pour le **NaIO₃** : nous observons une formation d'une couche protectrice homogène.
- Pour le **KIO₃** : nous remarquons une formation d'une couche protectrice moins homogène que le **NaIO₃** et formations des cristaux blanc.
- Pour le **CsIO₃** : nous constatons qu'il y a une couche protectrice adsorbé sous forme des zones et que les cristaux formé sont plus grand que le cas du **KIO₃**, la surface de Cu est moins couverte par rapport les deux autres inhibiteurs.

VIII Conclusion

Les résultats obtenus ont permis de déduire que les trois inhibiteurs à savoir « l'iodate de sodium NaIO₃, l'iodate de potassium KIO₃ et l'iodate de césium CsIO₃ » ont un pouvoir protecteur satisfaisant pour le cuivre en milieu HCl 0.5M.

Conclusion générale

L'objectif de notre travail est l'utilisation de la méthode gravimétrie pour estimer la vitesse de corrosion du cuivre au milieu 0.5M d'HCl.

L'étude du comportement du cuivre en milieu agressif par la méthode gravimétrie montre que malgré la noblesse du cuivre, il est attaqué par l'acide chlorhydrique 0.5M, car la quantité du métal dissoute est proportionnelle au temps d'immersion.

Il existe plusieurs méthodes de protection contre la corrosion est l'une d'elles est l'utilisation des inhibiteurs de corrosion, dans notre cas nous avons choisis trois composés chimiques d'iodates, comme inhibiteurs du cuivre dans un milieu acide.

D'après les résultats obtenus les trois inhibiteurs testés possèdent un caractère inhibiteur satisfaisant. L'évaluation du pouvoir inhibiteur a révélé que l'inhibiteur KIO_3 est le plus efficace 98.36%. Les tests gravimétriques ont prouvé que l'efficacité inhibitrice de ces composés augmente en fonction de la concentration.

L'étude de l'effet des trois inhibiteurs: NaIO_3 , KIO_3 , CsIO_3 a montré que les cations appartenant à la colonne IA du tableau périodique, influent sur l'efficacité inhibitrice.

L'utilisation de la technique de perte de masse s'est révélée très efficace pour estimer l'efficacité inhibitrice des différentes molécules ; néanmoins elle reste insuffisante pour élaborer un mécanisme d'action de ces inhibiteurs. Des analyses de surface telle que le MEB et DRX permettront de mieux connaître l'action des iodates sur la surface métallique du Cuivre.

les références bibliographique

- [1] Z. KHIATI ; inhibition de la corrosion du cuivre en milieu chlorure et sulfate neutre par des nouvelles molécules dérivée 1,4-triazole ; université Pierre et Marie Curie ; thèse de doctorat, 2013.
- [2] M.Belkroune ; inhibition de la corrosion du zinc en milieu acide ; université du Constantine 1 ; thèse de doctorat ,2014.
- [3] A .Failla ; synthèse et caractérisation de nouvelle molécule contenant du soufre de l'azote, étude de leur effet inhibiteur sur la corrosion des métaux de transition a la protection du cuivre en milieu acide ; université Mentouri Constantine ; thèse de doctorat, 2007.
- [4] S.Boukerche ; Comportement électrochimique et électrique du cuivre dans milieu acide(HNO_3) ; université Badji Moukhtar ; thèse de magister, 2012.
- [5] B.Mezhoud; synthèse des inhibiteurs contre la corrosion des aciers ; université Mentouri Constantine ; mémoire de magister, 2011.
- [6] S.Saadoune ; synthèse et caractérisation d'inhibiteur bi-fonctionnels : application a la corrosion des aciers de construction ; université Farhat Abas ; mémoire de magister, 2010.
- [7] M.Yekhllef Radhia ; Ep.Benamghar ; synthèse de nouveaux composée de l'acide phosphonique et mise en évidence de leur acidité, affinité de chélation et de leurs propriétés inhibitrice de corrosion ; université Farhat Abas mémoire de magister, 2012.
- [8] N.Berdjough et M.degachi ; étude comportement électrochimique d'un acier au carbone sous l'effet de température en milieu acide ; université EL-oued .mémoire de master ,2012 .
- [9] A.Wachter and R.tréseders « corrosion testing of métal for processus équipement », chimical engenneeriog progress, vol.43.1947, pp315-366.
- [10] M.lebrini ; synthèse et étude physicochimique de nouveaux thiadiazoles inhibiteurs de corrosion de l'acier en milieu acide ; université des sciences et technologies de lilie ; thèse de doctorat, 2005.
- [11]L.sail, F.Ghomari, A.Khelidj, A.Bezzar, O.Benali.La perte de masse dans l'inhibition de la corrosion d'un acier ; lebanese science journal, vol, No.1.2013, université Abou Bakr Belkaid, Tlemcen, Algérie.

[12] L. Larabi, Omar Benali, Yahia Harek, Corrosion inhibition of Copper in 1HNO_3 solution by N-Phenyl Oxalic Dihydrazide and Oxalic N-Phenylhydrazide N-phenylthiosemicarbazide ; Portugalia electrochimical Acta 24(2006) 377-346 ; université de tlemcen.

[13] M^{eme} Genfoud Née Belfilali Imane ; synthèse, caractérisation, tests catalytiques et étude de l'inhibition de la corrosion d'un acier par des composées dérivées de l'histamine en milieu acide chlorhydrique ; université AbouBakr Belkaid –Tlemcen ; 2014.

[14] T.Huiwen , Y.Frank Cheng , Weihua li, Baorong Hou ; Triazolyl- acylhydrazone derivatives as novel inhibitors for Copper corrosion in chloride solutions ;corrosion science ,2015.

[15] Da-quan Ahang , Li-xin Gao , Guo- ding Zhou ; inhibition of copper corrosion in aerated hydrochloric acid solution by heterocyclic compounds containing a mercapto group, corrosion science,2004.

[16] H.Belagra; Etude et caractérisation de la protection du cuivre et de l'alliage cuivre-zinc par des couches minces auto assemblées d'alcanethiols. Effet des espèces sulfurées ; université du M'sila ; thèse de doctorat, 2013.

[17] 100 manipulations de chimie générale et analytique, Jacques Mesplède, Jérôme Randon, Rosny-sous-Bois : Bréaléd., 2004, P ; 182.

تهدف هذه الدراسة إلى استخدام فقدان الوزن لحساب معدل التآكل من النحاس الهيدروكلوريك M0.5 .
ثم اختبار الجزيئات غير العضوية التآكل. هذه الجزيئات لها نفس أيون (IO_3^-) وهي Cs^+ .
 Na^+ ; K^+ . تركيز أيونات النحاس المذاب في غياب يودات. وأظهرت النتائج أنه بغض النظر الكاتيون
يودات لها خصائص المثبطة جيدة، مع كفاءة 94% وقد ثبت أن فقدان الوزن البوتاسيوم لديه أفضل معدل
تنشيط.

المفتاحية. , , يودات.

Résumé

Cette étude a pour objectif l'utilisation de la perte de masse pour le calcul de la vitesse de corrosion du Cuivre en milieu HCl 0.5M. ; Puis de tester des molécules inorganiques comme inhibiteurs de corrosion. Ces molécules ont le même anion (IO_3^-), mais se différenciées par leur cation, à savoir le Na^+ ; K^+ et Cs^+ . Nous avons estimé la concentration des ions Cuivre dissous en absence et en présence des iodates. Les résultats obtenus montrent que quelque soit le cation, les iodates ont des bonnes propriétés inhibitrices, avec un taux d'efficacité qui dépasse les 94%. La perte de masse a révélée que le potassium présente le meilleur taux d'inhibition.

Mots clés : Perte de masse-corrosion-inhibition-cuivre-iodates.

Abstract

The purpose of this study is to use the loss of mass for the calculation of the corrosion rate of Copper in 0.5M HCl medium. ; Then test inorganic molecules as corrosion inhibitors. These molecules have the same anion (IO_3^-) but are differentiated by their cations, namely Na^+ ; K^+ and Cs^+ . We have estimated the concentration of copper ions dissolved in the absence and presence of iodates. The results obtained show that whatever the cation, the iodates have good inhibiting properties, with an efficiency rate which exceeds 94%. Mass loss has shown that potassium has the best rate of inhibition

Key words: Loss of mass-corrosion-inhibition-copper-iodates.