

الجمهورية الجزائرية الديمقراطية الشعبية
REPUBLICUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE
وزارة التعليم العالي والبحث العلمي
MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA RECHERCHE SCIENTIFIQUE
جامعة عمار تليجي بالأغواط
UNIVERSITE AMAR TELIDJI LAGHOUAT

كلية العلوم
FACULTE DES SCIENCES

Département Sciences de la Matière



Mémoire de Master

Domaine : Sciences de la matière

Filière : chimie

Option : chimie inorganique

Realisé Par :
ACHOUR Abdallah
BICHI brahim

THEME

Pouvoir inhibiteur de l'iodate de potassium sur la corrosion de cuivre et de l'acier X70 en milieu acide

Soutenu publiquement devant le jury composé de :

Mr. Boubakeur Saidat

Professeur.

Président

Mme .AMI Yasmin

M.A.A.

Examineur

Mr. Sebiane Sofiane

M.A.A.

Examineur

Mr. Mahmoud Ferhat

M.C.B.

Rapporteur

Année Universitaire 2017/2018

Remerciement

Ce travail a été effectué au sein du laboratoire de Mécanique de l'université Amar Telidji de Laghouat, nous tenons à remercier Monsieur Ahmed BEN CHATTI directeur du laboratoire de mécanique de nous avoir accueillis et d'avoir mis à notre disposition tout le matériel nécessaire.

Nous tenons à remercier vivement Monsieur Mahmoud FERHAT, notre encadreur, pour ses conseils fréquents et avisés.

Nous remercions Monsieur Boubakeur SAIDAT pour sa bonne humeur, son aide et ses encouragements. Et aussi de l'honneur qu'il nous fait en présidant le jury de soutenance.

Nous remercions également les membres du jury de ce mémoire. Madame Yasmine AMI et Monsieur Sofiane SEBIANE d'avoir examinée ce travail.

Son esprit de synthèse et son érudition restent pour nous un exemple à suivre.

Un grand merci à Rim LAGGOUNE de ce projet, pour son aide et ses conseils, ainsi que pour le temps qu'elle nous a consacré dans notre travail.

Nous remercions aussi Halima GAOUI, doctorante au Laboratoire Mécanique, pour ses conseils et ses encouragements.

Une pensée particulière pour le chef de département de science de la matière

Listes des Tableaux

Partie I		
Tableau I.1	Facteurs principaux de la corrosion	03
Tableau I.2	propriétés chimique KIO ₃	08
Tableau I.3	propriétés physique KIO ₃	09
Tableau II.4	composition chimique de l'acier X70 étudié	11
Partie II		
Tableau III.5	Paramètres électrochimiques de l'acierX70 en milieu HNO ₃ à différentes concentration à 25 °C.	15
Tableau III.6.	Paramètres électrochimiques de l'acier X70 en milieu HNO ₃ 1M à différentes températures.	17
Tableau III.7	Paramètres d'activations déterminées par la loi d'Arrhenius pour l'acier X-70 dans HNO ₃ 1M.	19
Tableau III.8	Paramètres électrochimiques du cuivre à différentes concentration de HNO ₃ .	20
Tableau III.9	Paramètres électrochimiques du Cuivre en milieu HNO ₃ 1M à différentes températures.	22
Tableau III.10	Valeurs des grandeurs énergétiques déterminées par la loi d'Arrhenius .	24
Tableau III.11	Paramètres électrochimiques du X70 en milieu HNO ₃ 1M avec différentes concentration de l'inhibiteur KIO ₃ à 25 °C.	25
Tableau III.12	paramètre d'adsorption de l'isotherme de Langmuir l'acier X70 en milieu HNO ₃ 1M avec inhibiteur KIO ₃ 25°C	26
Tableau III.13	Paramètres électrochimiques de l'acier X70 en milieu HNO ₃ 1M en présence de l'inhibiteur KIO ₃ (5 * 10 ⁻⁵)M à différentes température.	28
Tableau III.14	Valeurs des grandeurs thermodynamiques déterminées par la loi d'arrhenius .	29
Tableau III.15	Paramètres électrochimiques du cuivre en milieu HNO ₃ 1M à différentes concentration de l'inhibiteur à 25 °C .	30
Tableau III .16	paramètre d'adsorption de l'isotherme de Langmuir cuivre en milieu HNO ₃ 1M avec inhibiteur KIO ₃ à 25°C .	32
Tableau III.17	Paramètres électrochimiques cuivre en milieu HNO ₃ 1M en présence de l'inhibiteur KIO ₃ 10 ⁻⁵ à différentes températures.	33
Tableau III.18	Valeurs des grandeurs thermodynamiques déterminées par la loi d'arrhenius .	35
Tableau III.19	paramètre thermodynamique de l'acier X70 en milieu HNO ₃ 1M sans et avec présence de l'inhibiteur KIO ₃	37
Tableau III.20	paramètre thermodynamique cuivre en milieu HNO ₃ 1M sans et avec présence de l'inhibiteur KIO ₃	37

Listes des figures

Partie I		
Figure I.1	diagramme de pourbaix de cuivre en milieu HNO ₃ à 25°C	06
Figure I.2	Principaux potentiels standard (V/ENH) des couples redox faisant intervenir l'acide nitrique	07
Figure I.3	Structure L'iodate de potassium	09
Figure II.4	Courbe de polarisation $i=f(E)$	11
Figure II.5	Courbe courant – tension donnant les droites de Tafel $\log i=f(E)$	11
Figure II.6	Electrode de référence.	12
Figure II.7	Electrode auxiliaire	12
Figure II.8	La cellule électrochimique en verre pyrex a trois électrodes	13
Figure II.9	Dispositif expérimental	13
Figure II.10	Tronçonneuse laboratoire mécanique	13
Figure II.11	Machine de polissage	13
Figure II.12	Bac de nettoyage à ultrasons	14
Figure II.13	Bain thermostatique	14
Figure II.14	Potentiostat Galvanostat PGP201.	14
Figure II.15	A) Plaque d'acier b) échantillon d'acier découpé c) échantillon d'acier soudé et enrobé par la résine	14
Partie II		
Figure.III.16	Courbes de polarisation de l'acier X70 à différentes concentration en HNO ₃ tracées à 25 °C.	15
Figure.III.17	Courbes de polarisation de l'acier X70 en milieu HNO ₃ 1M à différentes températures	16
Figure III.18	Effet de la température sur la vitesse de corrosion de l'acier X-70 dans HNO ₃ 1M	18
Figure III.19	Variation de $\log (i_{cor}/T)$ en fonction de l'inverse de la température pour l'acier X70 dans HNO ₃ 1M.	18
Figure III.20	Courbes de polarisation de cuivre à différentes concentration de HNO ₃ à 25°C.	19
Figure III.21	Courbes de polarisation Cuivre / HNO ₃ 1M à différentes températures.	21
Figure III.22	Effet de la température sur la vitesse de corrosion de cuivre dans HNO ₃ 1M.	23
Figure III.23	Variation de $\log (i_{cor}/T)$ en fonction de l'inverse de la température pour cuivre dans HNO ₃ 1M .	23
Figure III.24	Courbes de polarisation de l'acier X70 en milieu HNO ₃ 1M à différentes concentration de l'inhibiteur KIO ₃ à 25 °C .	24

Figure III.25	Modèle de l'isotherme d'adsorption de Langmuir l'acier X70 en milieu HNO ₃ 1M avec inhibiteur KIO ₃ 25°C .	26
Figure III.26	Courbes de polarisation de l'acier X70 en milieu HNO ₃ 1M en présence de l'inhibiteur KIO ₃ (5 * 10 ⁻⁵)M à différentes température.	27
Figure III.27	Effet de la température sur la vitesse de corrosion de l'acier X-70 dans HNO ₃ 1M avec KIO ₃ .	28
Figure III.28	Variation de log (i _{cor} /T) en fonction de l'inverse de la température pour l'acier X70 dans HNO ₃ 1M avec KIO ₃	29
Figure III.29	Courbes de polarisation de cuivre en milieu HNO ₃ 1M à différentes concentration de l'inhibiteur KIO ₃ à 25 °C.	30
Figure III.30	Modèle de l'isotherme d'adsorption de Langmuir de cuivre dans HNO ₃ 1M en avec inhibiteur KIO ₃ à 25°C.	31
Figure III.31	Courbes de polarisation de cuivre en milieu HNO ₃ 1M en présence de l'inhibiteur KIO ₃ 10 ⁻⁵ M à différentes températures.	32
Figure III .32	Effet de la température sur la vitesse de corrosion de l'acier cuivre dans HNO ₃ 1M avec KIO ₃ .	34
Figure III.33	Variation de log (i _{cor} /T) en fonction de l'inverse de la température pour Cuivre dans HNO ₃ 1M avec KIO ₃ .	34
Figure III.34	Courbes de polarisation de l'acier X70 et cuivre en milieu HNO ₃ 1M à 25 °C.	35
Figure III.35	La variation de potentiel de corrosion en fonction de concentration d'acide nitrique.	36
Figure III.36	variation de la vitesse de corrosion en fonction de la concentration d'acide nitrique.	36

Sommaire

Introduction générale.....	1
Chapitre I : Recherche Bibliographique et Condition et Expérimentales	
Introduction	2
I. Définition de la corrosion :.....	2
I.1. Réaction de corrosion:.....	2
I.2. Facteurs de la corrosion.....	2
I.3.La vitesse de corrosion :.....	3
II.Protection par les inhibiteurs :.....	3
II.1.Définition :.....	3
II.2.Classification des inhibiteurs :.....	3
II.2.1.Selon leur composition chimique :.....	4
II.2.2.Selon leur mode d'action :.....	4
II.2.3.Selon la nature électrochimique du processus	4
III . Isothermes d'adsorption (modèle de langmuir)	5
IV. Efficacité inhibitrice :.....	5
V. Digramme de pourbaix cuivre en milieu HNO ₃ :.....	6
IV. L'acide nitrique :.....	6
IV. 1. Caractère acido-basique :.....	7
IV .2.Caractère redox :.....	7
VI .3.Comportement électrochimique de l'acide nitrique :.....	8
VI.3.1.Potentiel redox :.....	8
V. Iodate de potassium:.....	8
V.1.propriétés chimique :.....	8
VII.2.propriétés physique :	8
VII.3. préparation :.....	8
V.4. APPLICATIONS:	9
Introduction :.....	10
Méthodes d'analyse électrochimiques :.....	10
I.1.Mesure du potentiel en circuit ouvert :.....	10
I.2.Courbe de polarisation :.....	10
II. Cellule électrochimique :.....	11

II.1. Electrode de travail (ET) :	11
II.2. Electrode de référence (ER) :	12
II.3. La contre électrode (CE) :	12
III. Montage pour les mesures électrochimiques	13
IV. Appareillages :	13
V. Préparation des échantillons :	14

chapitre III :Résultats et Discussion

Introduction :	15
II .Comportement électrochimique d l'acier X70en milieu acide nitrique :	15
II.1. Effet de concentration de l'acide nitrique sur l'acier X70 :	15
II .2.Effet de température sur l'acier X70 en milieu HNO ₃ 1M :	16
II .3.Paramètres d'activation de l'acier X70 en milieu HNO ₃ :	17
III .Comportement électrochimique du Cu en milieu HNO ₃ :	19
III .1.Effet de concentration de l'acide nitrique sur cuivre :	19
III.2.Effet de la température sur Cuivre en milieu HNO ₃ 1M :	21
III.3.Paramètre d' activation pour le cuivre en milieu HNO ₃ 1M	23
IV. Etude de l'effet d'inhibition du des métaux par l'iodate de potassium :	24
IV.1- Effet de concentration de l'iodate de potassium sur l'acier X70 :	24
IV 1.1. isotherme d'adsorption de l'acier X70	25
IV1.2 effet de température sur l'acier X70 à concentration optimum de l'inhibiteur.	27
IV .1.3.Paramètre d'adsorption de l'acier X70 en milieu HNO ₃ avec KIO ₃ .	28
IV .2. Effet de concentration de l'iodate de potassium sur cuivre.	29
IV .2.1.isotherme d'adsorption cuivre.	31
IV.2.2effet de température sur cuivre à concentration optimum de l'inhibiteur.	32
IV .2.3.Paramètre d'adsorption de cuivre en milieu HNO ₃ avec KIO ₃ .	33
V. Etude comparative	35
V .1.comparé les courbes de polarisations de deux métaux dans le même milieu	35
V.2.Potentiel de corrosion.	35
V.3.Densité de courant de corrosion.	36
V.4.comparé les paramètre thermodynamique pour les deux métaux.	37
Conclusion	38

Un inhibiteur de corrosion est une substance chimique qui retarde la corrosion lorsqu'il est ajouté à un environnement à des faibles concentrations. Plusieurs types de molécules organiques sont utilisés comme inhibiteurs de corrosion dans les environnements acides. Particulièrement des molécules contenant des hétéroatomes tels que le soufre, l'azote, l'oxygène et le sélénium. Les composés organiques contenant des liaisons multiples, c'est-à-dire des doubles et des triples liaisons, sont des inhibiteurs efficaces. L'adsorption sur la surface métallique convient d'être l'étape primaire dans l'action des inhibiteurs dans les solutions acides. L'inhibiteur adsorbé agit alors pour retarder les réactions électrochimiques cathodiques et/ou anodiques. Avec les nouvelles restrictions environnementales sur les composés chimiques, la communauté scientifique s'oriente vers de nouvelles familles d'inhibiteurs moins nocifs et plus respectueux de l'environnement, d'où la nécessité de tester les nouvelles molécules. Pour la présente étude, nous avons testé l'iodate de potassium sur du cuivre et l'acier X70 dans un milieu acide nitrique ; un métal ferreux et un métal non ferreux.

L'acier est largement utilisé dans différents secteurs. Le cuivre est l'un des tous premiers métaux utilisés par nos ancêtres, car il est connu depuis environ 9000 av. J.C. Il est largement utilisé depuis 5000 av. J.C. Actuellement, c'est le deuxième métal non ferreux utilisé industriellement après l'aluminium. Le cuivre et ses alliages (bronze et laiton) ont de nombreuses applications industrielles. Les caractéristiques attrayantes du cuivre sont la résistance à la corrosion, la facilité de fabrication et son potentiel de recyclage. Néanmoins, comme tous les métaux, le cuivre n'est pas à l'abri de la corrosion dans certaines conditions.

Ce mémoire se subdivise en plusieurs chapitres, dont :

Le premier chapitre est consacré à une présentation générale relative aux inhibiteurs de corrosion et plus particulièrement à une mise au point bibliographique sur les caractéristiques de l'acier X-70 et le cuivre d'une part, et la lutte contre la corrosion par l'utilisation des inhibiteurs, à savoir KIO_3 d'autres part. Des modèles d'isothermes d'adsorptions pouvant décrire le phénomène de corrosion sont décrits dans ce chapitre.

Le second chapitre présente les conditions expérimentales de l'étude ainsi que les techniques électrochimiques et les méthodes de préparation de surface mises en œuvre, ainsi que les appareillages utilisés.

Le troisième chapitre regroupe les résultats expérimentaux obtenus et leurs interprétations. Il renferme plusieurs parties ;

- Une étude en absence d'inhibiteur, où nous étudierons l'effet de la concentration de l'acide nitrique, puis l'effet de la température afin de déterminer les grandeurs d'activation des deux métaux.

Introduction général

- La seconde partie, sera consacrée à l'étude des propriétés inhibitrices de KIO_3 sur les deux métaux. Une étude cinétique et thermodynamique est largement détaillée.

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

Introduction

La corrosion est un grand problème mondiale touche tous les secteurs surtout dans l'industrie pétrolière, dans ce chapitre on peut présenter quelque notion principaux sur la corrosion et la méthode de protection par les inhibiteur de corrosion.

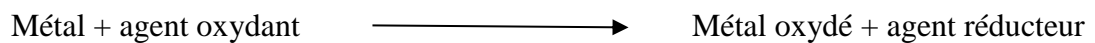
I. Définition de la corrosion

La corrosion est définie comme étant l'interaction physico-chimique entre un métal et son milieu environnant entraînant des modifications dans les propriétés du métal et souvent une dégradation fonctionnelle du métal lui-même [1].

Une autre définition, considère que ce phénomène n'est autre que le retour des métaux et alliages à leurs états naturels de minerais.

I.1. Réaction de corrosion

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



En milieu neutre et alcalin, la corrosion des métaux généralement due à une réaction du métal avec l'oxygène. En présence d'humidité, par exemple, le fer se corrode et forme de la rouille, FeOOH .

I.2. Facteurs de la corrosion

Les phénomènes de la corrosion dépendent d'un grand nombre de facteurs et ils peuvent être classés en quatre groupes principaux (tableau) [2].

Tableau I.1: Facteurs principaux de la corrosion

Facteurs du milieu corrosif	Facteurs métallurgiques	Facteurs définissant des continus d'emploi	Facteurs définissant du temps
<ul style="list-style-type: none"> • Concentration du réactif. • Teneur en oxygène. • pH du milieu. • Température. • Pression. 	<ul style="list-style-type: none"> • Composition de l'alliage. • Procédés d'élaboration. • Impuretés. • Traitement thermique. • Traitement 	<ul style="list-style-type: none"> • Etat de surface • Forme des pièces. • Emploi d'inhibiteur • Procédés d'assemblage. 	<ul style="list-style-type: none"> • Vieillessement. • Tensions mécanique. • Modification de revêtements protection

I.3. La vitesse de corrosion

La vitesse de corrosion d'un métal dans un milieu corrosif dépend à la fois des deux paramètres : la température et le pH qui influent directement sur la vitesse de corrosion, et ont une influence indirecte à travers la phase aqueuse (eau de condensation, eau de Production) [3].

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.

➤ Effet d'acidité : La susceptibilité du matériau à la corrosion est en fonction du pH De L'électrolyte. La corrosion augmente avec la diminution du pH du milieu.

➤ Régime hydrodynamique :

Les Conditions hydrodynamiques fixent les vitesses de réactions en contrôlant le transport de matière par l'établissement d'une couche de limite de diffusion des espèces, appelée couche de Nernst, ce qui explique l'importance de l'agitation de l'électrolyte lors des essais de corrosion en laboratoire.

II. Protection par les inhibiteurs

Les inhibiteurs de corrosion ont un intérêt croissant puisqu'ils peuvent être considérés comme technique prometteuse offrant une pratique facile avec des coûts réduits. Pour cette raison, une gamme étendue d'inhibiteurs est, de nos jours, disponible pour le client [4].

II.1. Définition

La définition d'un inhibiteur de corrosion n'est pas unique, néanmoins celle retenue par le Association nationale des ingénieurs de la corrosion (ANIC) est la suivante : un inhibiteur est « une substance qui retarde la corrosion lorsqu'elle est ajoutée à un environnement en faible concentration » [5].

II.2. Classification des inhibiteurs

Des nombreuses substances présentent une action inhibitrice, ces substances se distinguent selon [6] :

- leur composition chimique (organique ou inorganique).
- leur mode d'action par adsorption ou inhibiteurs passivant.
- la nature électrochimique du processus (anodiques, cathodiques ou mixtes).

II.2.1. Selon leur composition chimique

Les inhibiteurs organiques représentent un groupe très important d'inhibiteurs de corrosion, leur efficacité est liée à la structure, à la concentration et aux propriétés chimiques de la couche formée, leur action réside dans le résultat de leur adsorption à la surface du matériau.

Après cette adsorption, ils ont une double action ralentissant simultanément les processus anodique et cathodique. L'effet inhibiteur augmente souvent avec son poids moléculaire et leur utilisation est préférée pour des raisons d'écotoxicité. En revanche les inhibiteurs inorganiques (minéraux) sont

utilisés en milieux alcalins et presque jamais en milieux acides. Les molécules minérales se dissocient en solution et les anions et cations assurent en fait l'inhibition. Les chromates, les molybdates, les silicates, les phosphates sont les plus importants inhibiteurs minéraux [7].

II.2.2. Selon leur mode d'action

a). Inhibiteurs d'adsorption : ou entre l'espèce adsorbée et la surface métallique existent deux types de liaisons : liaison électrostatique et liaison chimique, donc deux types distincts d'adsorption : la physisorption et la chimisorption [8].

b). Inhibiteurs passivant : Ces inhibiteurs forment des films de passivation tridimensionnels entre la surface du métal et les molécules d'inhibiteur. L'inhibition s'appelle aussi inhibition d'interphase. Ils sont également incorporés dans les couches barrières et ainsi ces molécules inhibitrices conduisent à des réseaux homogènes et denses présentant de fait une faible porosité et une bonne stabilité [9].

II.2.3. Selon la nature électrochimique du processus

a). Les inhibiteurs anodiques : Leur mode d'action consiste à élever la valeur du potentiel de corrosion du matériau afin de l'amener à une valeur pour laquelle il y a formation d'un film passif protecteur sur l'anode [10].

b). Inhibiteurs cathodiques : L'action de ces inhibiteurs se traduit par une diminution de la vitesse de la réaction cathodique et donc par un déplacement du potentiel de corrosion vers des valeurs moins nobles [11].

c). Les inhibiteurs mixtes : Les inhibiteurs mixtes diminuent la vitesse des deux réactions partielles en modifiant peu le potentiel de corrosion [12], [13].

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

III. Isothermes d'adsorption (modèle de Langmuir)

Il existe plusieurs types d'isothermes d'adsorption tels que l'isotherme Langmuir, Frumkin, Freundlich, Temkin [14].

Le modèle de Langmuir néglige tout type d'interactions entre les espèces, et considère une adsorption par blocage géométrique des sites. L'équation de l'isotherme est de la forme :

$$\frac{c}{\theta} = \frac{1}{K} + c \quad (\text{éq.I.1.})$$

K : La constante d'équilibre du processus d'adsorption.

C : La concentration de l'inhibiteur.

θ : Le taux de recouvrement.

Mais cela n'empêche pas qu'ils soient sujets à la corrosion. Les diagrammes potentiel-pH (ou diagrammes de Pourbaix) de la figure permettent de distinguer divers domaines correspondant aux différents composés stables du cuivre vis-à-vis de la corrosion.

- ❖ un domaine de corrosion : en solution acide, le diagramme prévoit de la dissolution du cuivre avec la formation d'ions cuivreux Cu^+ instables qui se transforment ensuite par dismutation en Cu^{2+} .
- ❖ Un domaine de passivité : la corrosion du cuivre permet la précipitation d'oxydes et/ou d'hydroxydes qui protègent ce métal en réduisant considérablement la vitesse de Corrosion.
- ❖ Un domaine d'immunité où la forme la plus stable est le métal.

VI. L'acide nitrique

L'acide nitrique est un acide fort, très oxydant qui attaque le cuivre et le fer et la plupart des métaux en dégageant des vapeurs nitreuses extrêmement toxiques.

Il est pratiquement totalement dissocié dans l'eau selon :



C'est un liquide incolore qui se solidifie à $-41,59^\circ\text{C}$ et qui bout à $84,1^\circ\text{C}$. Il est préparé industriellement par oxydation de l'ammoniac.

Nous allons illustrer ici quelques-unes de ses propriétés [18].

VI. 1. Caractère acido-basique

L'acide nitrique est un acide fort, dont le pK_a est de l'ordre de $-1,18$. Si le pH est supérieur à un, l'acide nitrique est complètement dissocié. En revanche, en milieu concentré, d'une part l'acide nitrique n'est pas totalement dissocié.

De plus, le milieu nitrique concentré est connu pour être peu stable et contient de l'acide nitreux et des oxydes d'azotes (NO_x) en équilibre avec l'acide nitrique non dissocié [19].

VI.2. Caractère redox

En milieu aqueux, les principaux potentiels standard faisant intervenir l'acide nitrique (où le degré d'oxydation de l'azote est +V) sont représentés sur la figure I.2 :



Figure I.2 : Principaux potentiels standard (V/ENH) des couples redox faisant intervenir l'acide nitrique.

Hormis le couple N(V)/N(-III) ($\text{HNO}_3/\text{NH}_4^+ = 0,875 \text{ V/ENH}$), il faut noter que le potentiel du couple redox est d'autant plus élevé que le degré d'oxydation de la forme réduite est petit. Cette

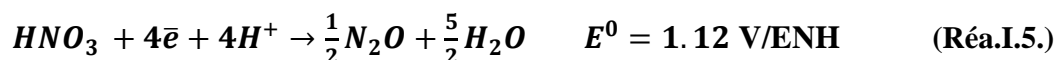
évolution thermodynamique permet de prévoir un pouvoir oxydant à l'acide nitrique d'autant plus important que le nombre d'électron échangé est important. En réalité, deux phénomènes compliquent cette évolution qualitative. D'une part, le transfert électronique mis en jeu n'est pas rapide (réaction liquide/gaz), et l'équilibre redox est "gouverné" par la cinétique et non la thermodynamique. D'autre part, les différentes formes réduites sont susceptibles de réagir entre elles. Par exemple, l'acide nitreux présente un pouvoir oxydant dans le couple HNO_2/NO ($E = 0,996 \text{ V/ENH}$), et réducteur dans le couple NO_2/HNO_2 ($E = 1,093 \text{ V/ENH}$).

Le point important pour la présente étude, est que le pouvoir oxydant du milieu sera essentiellement assuré par l'acide nitreux généré, plutôt que par l'acide nitrique lui-même.

VI.3. Comportement électrochimique de l'acide nitrique

VI.3.1. Potentiel redox

L'ensemble de la littérature mentionne l'existence thermodynamique de nombreuses réactions de réduction électrochimique conduisant à la formation de N_2O_4 , HNO_2 , NO , N_2O , N_2 et NH_4^+ .



VII. Iodate de potassium

Iodate de potassium est un composé inorganique de formule KIO_3 .

VII.1. propriétés chimique

L'iodate de potassium est un oxydant et peut donc déclencher des feux au contact de matériaux combustibles ou de réducteurs.

Il est recommandé de le conserver à l'abri de la chaleur, d'éviter de lui faire subir des chocs, des frictions et de le tenir éloigné de matériaux combustibles, de réducteurs, de l'aluminium, de composé organique du carbone, du peroxyde d'hydrogène et des sulfures.

Tableau I.2: propriétés chimique de KIO_3

Formule brute	KIO_3
Masse molaire	214.001 g/mol

VII.2. propriétés physique

Tableau I.3 : propriétés physique KIO₃

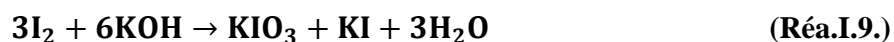
T° fusion	560°C
Solubilité	47.4 g/l (eau 0°C)
Masse volumique	3.93 g/cm ³ (20°C)

VII.3. préparation

L'iodate de potassium peut être préparé en faisant réagir des composé contenant du potassium comme de l'hydrogène de potassium avec l'acide iodique :



Il peut aussi être préparé en ajoutant de la diode à une solution concentré à chaud d'hydroxyde de potassium :



VII.4. APPLICATIONS

L'iodate de potassium est parfois utilisé pour ioder le sel de table .Il fait aussi parfois partie des ingrédients de lait maternisé.

Comme le bromate de potassium, l'iodate de potassium, est parfois utilisé comme additif alimentaire, comme adjuvant dans le farine afin de rendre la pâte plus ferme et d'augmenter sa levée à la cuisson.

Structure L'iodate de potassium :

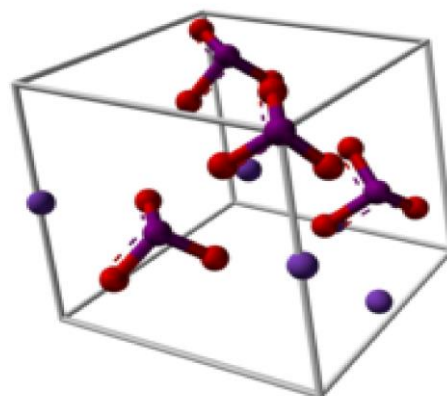


Figure I.3 : Structure L'iodate de potassium.

Introduction

Ce chapitre a pour but de présenter les méthodes expérimentales, utilisées dans cette étude. Description des matériaux, de l'électrolyte, des échantillons préparés et des montages effectués. Les techniques électrochimiques sont à leur tour présentées.

I. Méthodes d'analyse électrochimiques

Les Techniques électrochimiques ont permis d'appréhender l'étude selon deux points de vue .d'un point de vue phénoménologique d'abord.la caractérisation de l'adsorption est possible soit par suivie dans le temps du potentiel du circuit ouvert.

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

Notre étude consiste à utiliser deux techniques par les méthodes stationnaires. [20]

I.1. Mesure du potentiel en circuit ouvert

Un métal plongé dans un milieu électrolytique quelconque tend à se dissoudre et à se charger électriquement avec création d'une double couche électrochimique assimilable à un condensateur électrique. Au bout d'un temps suffisamment long pour qu'un régime stationnaire soit établi, l'électrode métallique prend par rapport à la solution un potentiel, appelé potentiel de corrosion. ce potentiel ne peut être connu en valeur absolue. Il est repéré par rapport à une électrode de référence.

Les courbes de polarisation anodiques et cathodiques, potentiodynamique, sont enregistrées à une vitesse de balayage de 0.5 mV s^{-1} , après 30 mn d'immersion de l'électrode dans la Solution.

I.2. Courbe de polarisation

Les courbes intensité-potentiel (i-E) représentent nt l'évolution de l'intensité de courant de l'électrode de travail soumise à une différence de potentiel. Cette courbe donne des informations sur la vitesse de la réaction électrochimique et sur les éventuelles modifications de la surface de l'électrode étudiée. Nous imposons, grâce au potentiostat, une différence de Potentiel entre l'électrode de travail et l'électrode de référence et on mesure la densité de courant traversant l'électrode de travail et la contre électrode.

Les courbes de polarisation sont déterminées en appliquant un potentiel entre une Électrode de travail et une électrode de référence (ECS). Un courant stationnaire s'établit après un certain temps. Il est mesuré entre l'électrode de travail et la contre-électrode (ou électrode Auxiliaire).

D'un point de vue cinétique, deux modes de contrôle sont distingués selon l'étape réactionnelle limitant :

- le transport de charges à l'interface métal/électrolyte (activation).
- le transport de masse de l'espèce électro active ou des produits de réaction (diffusion).

La courbe de polarisation d'un métal dans un électrolyte présente deux branches : la Branche anodique et la branche cathodique (Figure.II.4) .

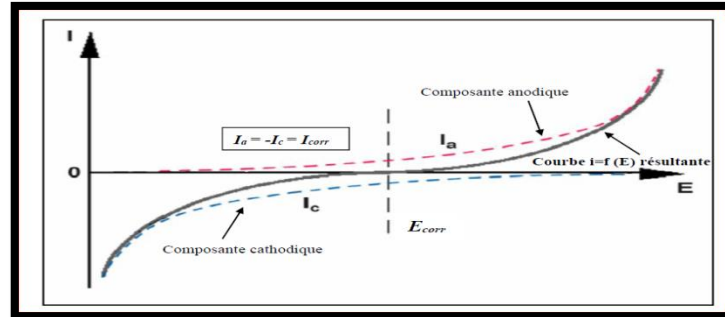


Figure II.4 : Courbe de polarisation $i=f(E)$

➤ Droites de Tafel :

Cet essai détermine la densité de courant de corrosion et la vitesse de corrosion. La courbe $\log i=f(E)$ qui représente la variation du logarithme de la densité de courant en fonction du potentiel présente deux droites dites "droites de Tafe"(Figure.II.5).

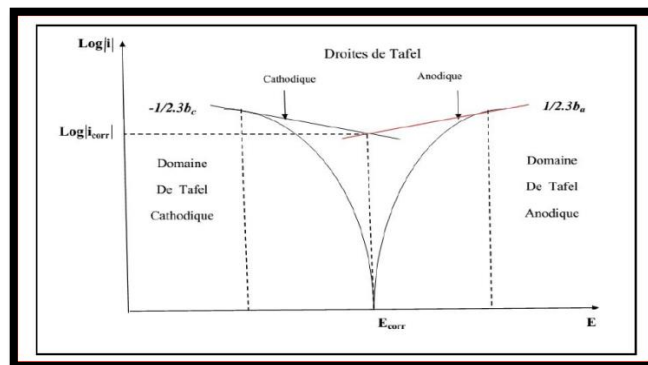


Figure II.5 : Courbe courant – tension donnant les droites de Tafel $\log i=f(E)$

II. Cellule électrochimique :

II.1. Electrode de travail (ET) :

Notre étude consiste à étudier la corrosion dans deux différents métaux :

- une électrode de travail fabriquée à partir d'un échantillon d'acier X70 sa composition chimique et massique donnée dans le tableau II.4 suivante :

Tableau. II.4 : composition chimique de l'acier X70 étudié

Élément	C	Si	Mn	P	S
Pourcentage massique	0.093	0.18	1.53	0.024	0.004

- une électrode de travail fabrique à partir d'un échantillon de cuivre :

Le cuivre est un métal rougeâtre très ductile et malléable, en plus d'être un excellent conducteur d'électricité. Il possède aussi une bonne résistance aux intempéries et de bonnes caractéristiques mécaniques, avec pureté 99.9%.

II.2. Electrode de référence (ER)

L'électrode de référence que nous avons utilisée pour mesurer la tension de l'électrode de travail est une électrode au calomel saturée (ECS) : $\text{Hg}/\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{KCl}_{\text{sat}}$,

$E_{\text{Hg}/\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{KCl}} = + 0.245 \text{ V}/\text{ENH}$. C'est une électrode de mercure (Hg) enrobée de calomel (Hg_2Cl_2), difficilement soluble en contact avec une solution saturée de KCl [21].

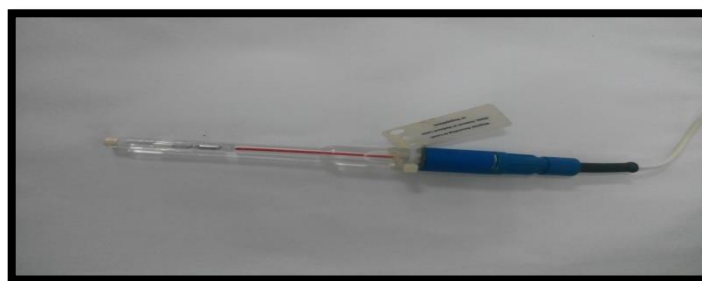


Figure II.6 : Electrode de référence.

II.3. La contre électrode (CE)

La contre électrode est un conducteur qui ferme le circuit de la cellule et permet la circulation du courant électrique dans l'électrode de travail à travers la solution. Elle est en général en métal inerte comme le platine et le graphite.

Dans notre cas, nous avons utilisé une feuille de platine.

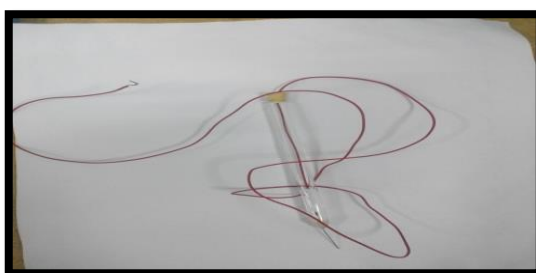


Figure II.7 : Electrode auxiliaire

III. Montage pour les mesures électrochimiques

Les expériences électrochimiques sont effectuées dans une cellule en verre Pyrex à trois électrodes (figure II.8), thermo statée et à double paroi, avec une contre électrode en platine et une

électrode au calomel saturée (ECS) comme électrode de référence, positionnée à l'extérieur de la cellule. L'électrode de travail constituée de cuivre et acier X70.

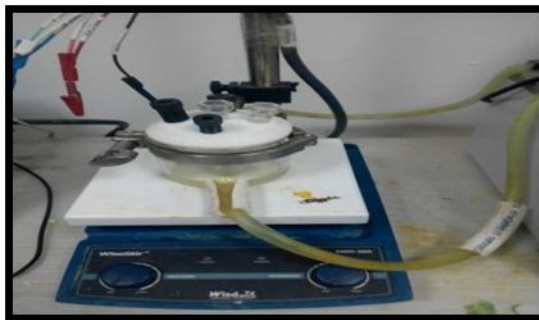


Figure. II.8 : La cellule électrochimique en verre pyrex a trois électrodes.

Le balayage du potentiel est réalisé par un potentiostat/galvanostat Radiometer (PGP201), relié à un ordinateur PC qui permet l'acquisition des données. Ces données sont traitées grâce au logiciel VoltaMaser4. Les courbes de polarisation anodiques et cathodiques, potentiodynamiques, sont enregistrées à une vitesse de balayage de 30 mV min^{-1} , après 30 min d'immersion de l'électrode dans la solution. Les de corrosion sont obtenues graphiquement par l'intersection des droites de Tafel anodique et cathodique extrapolées au potentiel de corrosion pentes de Tafel.



Figure II.9 : Dispositif expérimental.

IV.Appareillages :



Figure II.10 :Tronçonneuse laboratoire mécanique



Figure II.11:Machine de polissage



Figure II.12 :Bac de nettoyage à ultrasons



Figure II .13 :Bain thermostatique



Figure II.14 : Potentiostat Galvanostat PGP201.

V. Préparation des échantillons

A partir des plaques d'acier on découpe des disques des surfaces aléatoire ou un contact électrique est assure par soudure d'un fil conducteur sur l'une des surface de base, puis les échantillons sont enrobes d'une résine permettant l'isolation complète de cette surface et la surface latérale du milieu étudié.

Le polissage de ces surfaces vient après à l'aide du papier abrasif de carbure de silicium (d'un grade allant de 800 à 1200). Un bain dans la cuve à ultrasons permet d'éliminer toute trace liées au imputées due au polissage, notamment les grains de SiC . Les échantillons sont ensuite rincés soigneusement a l'eau distillé puis sèches a l'air comprime pur.

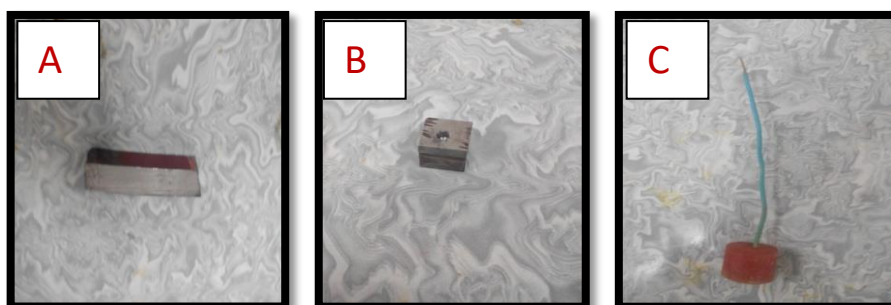


Figure II.15 : A) Plaque d'acier, B) échantillon d'acier découpé, C) échantillon d'acier soudé et enrobé par la résine

I. Introduction

Dans ce chapitre nous avons étudié l'effet de la concentration de l'acide nitrique sur les paramètres électrochimiques de l'acier X70 et du cuivre. En seconde partie nous étudierons l'effet de l'inhibition de la corrosion par KIO_3 à différentes concentrations dans le milieu le plus agressif. L'effet de la température sera étudié afin de déterminer les grandeurs thermodynamiques en absence et en présence de KIO_3 .

II. Comportement électrochimique de l'acier X70 en milieu acide nitrique

II.1 Effet de concentration de l'acide nitrique sur l'acier X70

Les courbes de polarisation potentiodynamique de l'acier X70 en milieux HNO_3 à différentes concentrations (0.1, 0.5 et 1) M sont représentées sur la figure III.16 à la température de 25°C.

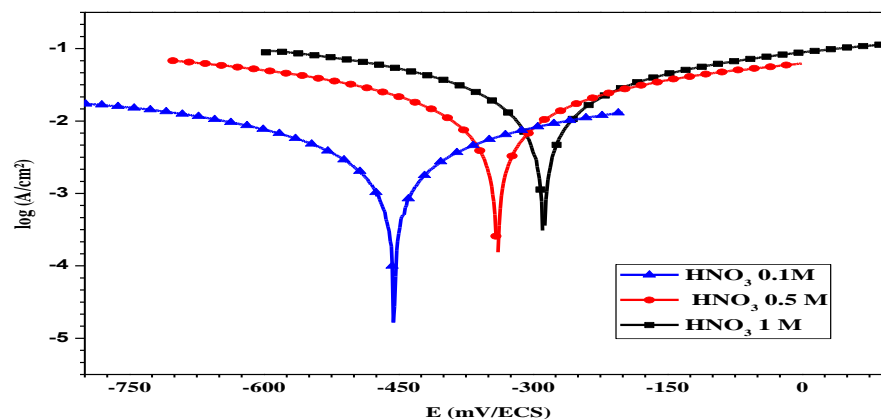


Figure.III.16 : Courbes de polarisation de l'acier X70 à différentes concentrations en HNO_3 à 25°C.

Le tableau III.16 regroupe les paramètres électrochimiques de l'acier X70 déterminés après le tracé des droites de Tafel. Ses paramètres sont : le potentiel de corrosion (E_{corr}), la densité de courant de corrosion (i_{corr}), les coefficients de Tafel (β_a) et (β_c) et la résistance de polarisation (R_p).

Tableau III.5 : Paramètres électrochimiques de l'acier X70 en milieu HNO_3 à différentes concentrations à 25°C

[HNO_3] (M)	E_{corr} (mV/ECS)	i_{corr} (mA/cm ²)	β_a (mV/Dec)	β_c (mV/Dec)	R_p (ohm.cm ²)
0.1	-457	3.30	397	391	19.41
0.5	-342	18.13	589	586	5.01
1	-291	29.55	597	580	3.05

Certaines conclusions peuvent être tirées.

- Les courbes de polarisation sont tracées dans une plage de potentiel de $E_{\text{cor}} \pm 250$ mV ; afin de respecter la condition de Tafel, néanmoins dans certains cas il est difficile de respecter cette règle.
- Les branches cathodiques semblent plus influencées par l'effet de la concentration que les branches anodiques. Les densités de courant cathodique augmentent avec l'augmentation de la concentration de l'acide nitrique.
- L'augmentation de la concentration de l'acide nitrique fait déplacer le potentiel de corrosion vers les valeurs les plus électropositives.
- Le domaine cathodique de la courbe de polarisation correspond à la réduction des protons H^+ provenant de l'acide HNO_3 selon l'équation :



Le domaine anodique correspondant à une oxydation du (Fe) constituant principal de l'acier X70 :



La cinétique de la réaction de réduction semble plus influencée par la concentration de HNO_3 que la réaction anodique.

II.2.Effet de température sur l'acier X70 en milieu HNO_3 1M

La figure III.17 représente les courbes de polarisations anodiques et cathodiques obtenus à partir d'électrode en acier X70 en milieu HNO_3 1M à différentes températures, Les mesures sont réalisées après la stabilité du potentiel d'abandon.

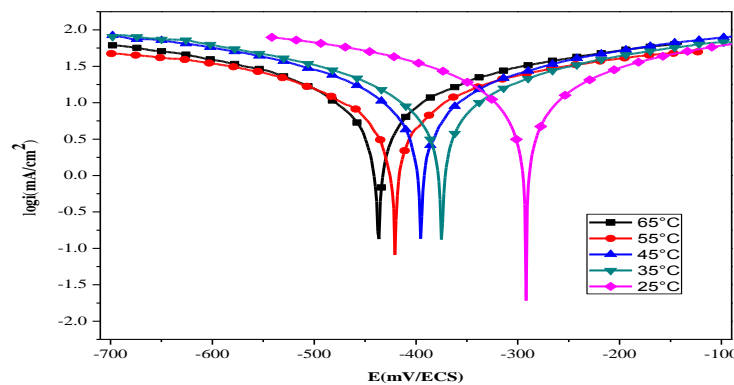


Figure III.17. : Courbes de polarisation de l'acier X70 en milieu HNO_3 1M à différentes températures.

Les paramètres électrochimiques déterminés à partir des courbes potentiodynamique sont regroupés dans le tableau III.6.

Tableau III.6. : Paramètres électrochimiques de l'acier X70 en milieu HNO₃1M à différentes températures.

Milieu	Température (°C)	E _{corr} (mV/ECS)	i _{corr} (mA/cm ²)	β _a (mV/Dec)	β _c (mV/Dec)	R _p (ohm.cm ²)
HNO ₃ 1M	25	-291	29.55	597	580	3.05
	35	-360	10.77	429	-329	5.69
	45	-395	14.34	301	-319	3.18
	55	-421	14.42	498	-474	4.72
	65	-437	17.52	503	-466	4.13

- ✚ La variation des densités de courant de corrosion n'est pas uniforme avec l'augmentation de la température. Dans l'intervalle de température choisi la température n'a pas d'influence considérable sur les densités de courant de corrosion.
- ✚ Les courbes de polarisation montrent que la température modifie le potentiel de corrosion de l'acier X70 ; l'élévation de température de 25°C à 65°C provoque un déplacement de potentiel de corrosion dans le sens électronégative c'est les valeurs moins noble (déplacement cathodique jusqu'à -436 mV/ECS).

II.3.Paramètres d'activation de l'acier X70 en milieu HNO₃

Dans cette étude, la dépendance de type Arrhenius observée entre le courant de corrosion et la température, nous a enfin permis de calculer la valeur de l'énergie d'activation du processus de corrosion (E_a), à différentes températures, selon la relation :

$$i_{\text{corr}} = A e^{\frac{-E_a}{RT}} \quad (\text{éq.III.4.})$$

Où i_{cor} est la densité du courant de corrosion (A.cm⁻²) ; A une constante (facteur pré exponentiel; E_a l'énergie d'activation (kJ.mol⁻¹) ; R la constante des gaz parfaits (J.mol⁻¹.K⁻¹) et T la température absolue (°K)).

Nous avons ainsi procédé au tracé de la variation du logarithme de la densité du courant de corrosion de l'acier X70 et le cuivre dans l'acide HNO₃ 1M sans et avec addition du KIO₃ à ces concentrations optimales, en fonction de l'inverse de la température absolue.

De plus, et à titre de comparaison, l'enthalpie d'activation ΔH° et l'entropie d'activation ΔS° ont également été obtenue en se servant de l'équation :

$$i_{\text{cor}} = \left(\frac{RT}{Nh}\right) \exp\left(\frac{\Delta S_a^0}{R}\right) \exp\left(-\frac{\Delta H^0}{RT}\right) \quad (\text{éq.III.5.})$$

Tel que :

La constante des gaz parfaits $R=8,314 \text{ JK}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

Le nombre d'avogadro $N=6,023.10^{23} \text{ JK}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

La constante de Plank $h=6,626.10^{-34} \text{ J.S}^{-1}$

La figure III.18 représente la droite d'Arrhénius obtenues pour l'acier X70 en milieu HNO_3 1M:

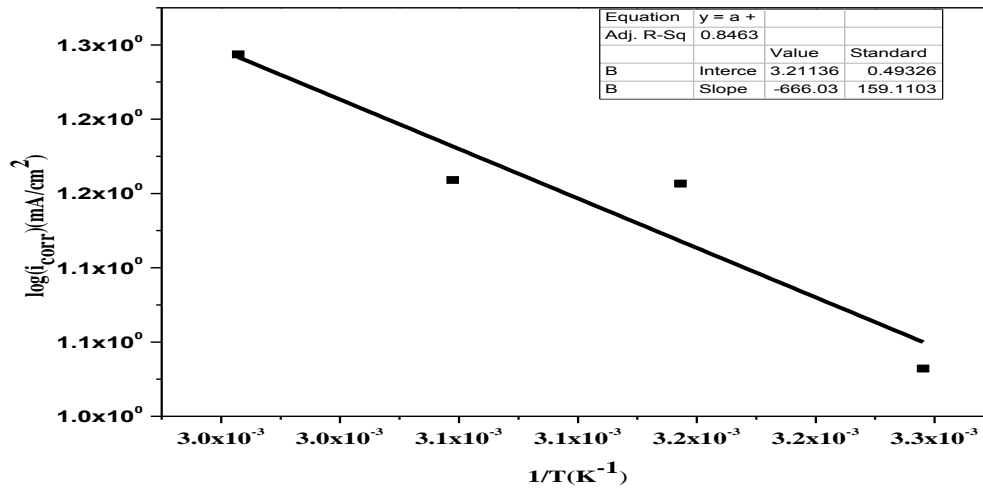


Figure III.18 : Effet de la température sur la vitesse de corrosion de l'acier X-70 dans HNO_3 1M

La figure III.19 illustre la variation de $\log(i_{\text{cor}}/T)$ en fonction de l'inverse de la Température absolue, pour l'acier X-70 dans HNO_3 1M.

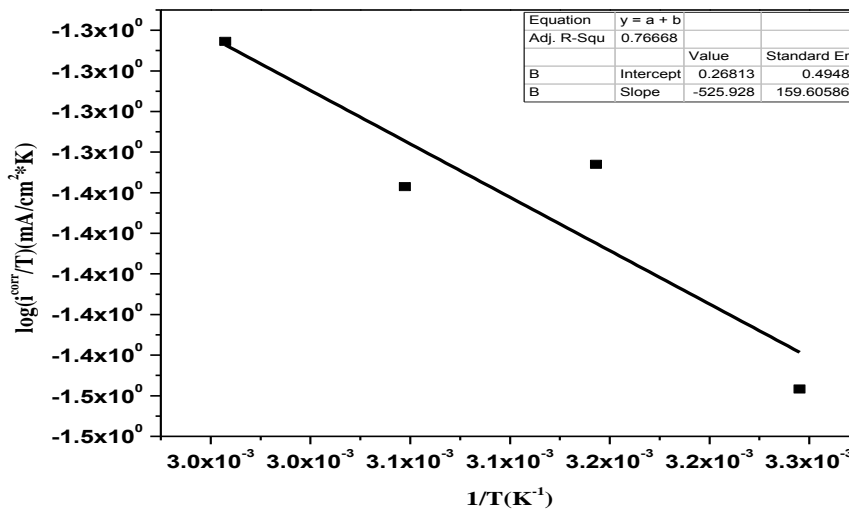


Figure III.19 : Variation de $\log(i_{\text{cor}}/T)$ en fonction de l'inverse de la température pour l'acier X70 dans HNO_3 1M.

Les valeurs de l'enthalpie d'activation obtenues à partir des pentes des droites obtenues sont reportées aussi dans le tableau qui regroupe également les entropies d'activation obtenues à partir de l'intersection de la droite avec l'axe des ordonnées

$$\left(\frac{\Delta S_a^0}{R} + \log \frac{R}{Nh} \right) \quad (\text{éq. III.7.})$$

Tableau III.7 : Paramètres d'activations déterminées par la loi d'Arrhenius pour l'acier X70 dans HNO₃ 1M.

Ea (KJ)	ΔH°_{act} (KJ/mol)	ΔS°_{act} (J/mol*K)
5.53	4.37	-83.52

- La valeur positive de l'enthalpie standard d'activation indique la réaction endothermique.
- La valeur négative de l'entropie standard d'activation indique le désordre.

III. Comportement électrochimique du Cu en milieu HNO₃

III.1. Effet de la concentration de l'acide nitrique

Les courbes de polarisation cathodique et anodique de cuivre en milieu HNO₃ à différentes concentrations (0.1M, 0.5M et 1M) sont illustrées sur la figure III-20 à la température de 25°C.

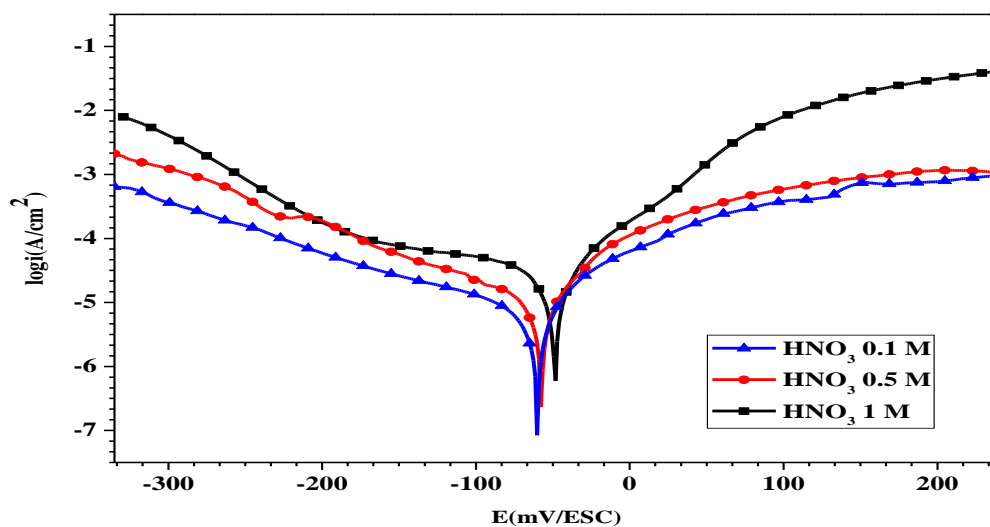


Figure III.20 : Courbes de polarisation de cuivre à différentes concentrations de HNO₃ à 25°C.

A partir des courbes de la Figure III.20 on constate qu'aux faibles concentrations de HNO₃ (0.1 et 0.5 M) les courbes sont peu influencées, alors qu'à 1M la branche anodique

est fortement influencée, la vitesse de la réaction anodique a fortement augmentée. On constate aussi un léger déplacement de la courbe vers les potentiels positifs. Les paramètres électrochimiques calculés à partir du logiciel VoltaMaster 4 sont regroupés dans le tableau III.8.

Tableau III.8 : Paramètres électrochimiques du cuivre à différentes concentration de HNO₃.

[HNO ₃] (M)	E _{corr} (mV/ECS)	i _{corr} (μA/cm ²)	Ba (mV/Dec)	β _c (mV/Dec)	R _p (kΩ.cm ²)
0.1	-60	8.16	75	-180	2.03
0.5	-57	14.20	63	-166	1.19
1	-47	33.30	65	-287	0.58

Une analyse rapide du tableau III.8 permet de relever les points suivants :

- ✚ A la concentration de 1M le potentiel s'est déplacé de plus de 10 mV par rapport aux concentrations faibles (0.1 et 0.5 M).
- ✚ La densité de courant de corrosion a presque doublé en augmentant la concentration de 0.1 à 0.5 M. et est quadruplée lorsque la concentration augmente de 10 fois.
- ✚ Les pentes anodiques semblent peu influencées par la variation de la concentration de l'acide nitrique. Alors que les pentes cathodiques sont fortement influencées. Cela suppose que la réaction cathodique c.à.d. la réaction de réduction des protons hydrogène est cinétiquement dépendante de la concentration de l'acide.
- ✚ Un changement de pente a été constaté au potentiel d'environ 30 mV/ECS à la concentration de 1M, cela suggère que la réaction d'oxydation du cuivre s'effectue selon deux étapes :

Première étape : d'E_{cor} à 30 mV/ECS passages du cuivre métallique au cuivre I



Deuxième étape : au-delà de 30 mV/ECS : passage du cuivre I au cuivre II

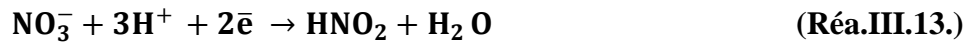


Pour les deux concentrations 0.1 et 0.5 M pas de changement de pente donc une seule réaction

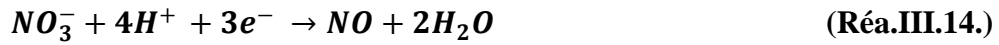


Concernant les réactions cathodiques, un changement de pente a eu lieu au environ de -180 mV/ECS à la concentration de 1M. Cela suppose deux réactions de réduction :

Première étape : de -180 mV à E_{cor}



Deuxième étape : de -330 à -180 mV/ECS



La réaction de réduction de l'oxygène à lieu à des potentiels très cathodiques, elle n'apparaît pas sur la courbe.

III 2. Effet de la température

Pour cette étude nous nous sommes intéressés uniquement à la concentration de 1M ; puisque c'est le milieu le plus agressif. La Figure III.21 représente l'effet de la température sur le comportement électrochimique du cuivre dans l'acide nitrique 1M.

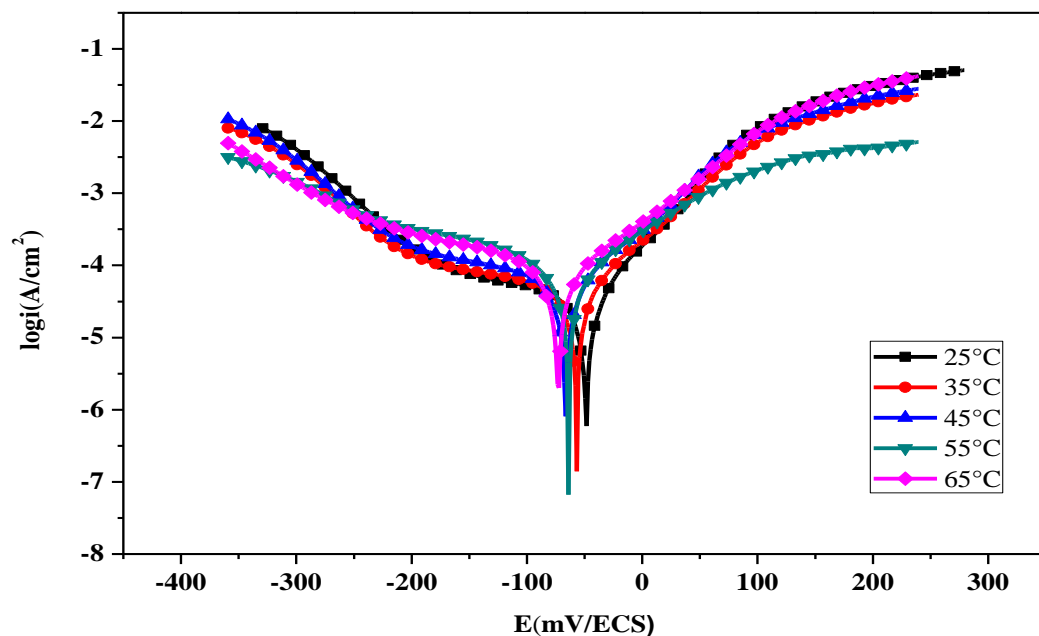


Figure III.21 : Courbes de polarisation Cuivre / HNO_3 1M à différentes températures.

Les valeurs des paramètres électrochimiques déterminés à partir des courbes de polarisation obtenus, à savoir la densité du courant (i_{corr}), le potentiel de corrosion (E_{corr}), les pentes de Tafel (β_a et β_c) et sont regroupées dans le Tableau III.9

Tableau III.9 : Paramètres électrochimiques du Cuivre en milieu HNO₃ 1M à différentes températures.

Milieu	T (°C)	E _{corr} (mV/ECS)	i _{corr} (μA/cm ²)	β _a (mV/(Dec))	β _c (mV/(Dec))	R _p (ohm.cm ²)
HNO ₃ 1M	25	-49	33.3	66	-285	575.94
	35	-57	43.46	81	-294	446.86
	45	-66	60.05	92	-289	364.53
	55	-63	70.83	101	-148	270.2
	65	-73	111.79	115	-341	264.17

- ✚ L'accroissement de la température correspondant à une augmentation générale des courants anodiques et cathodiques.
- ✚ Dans la partie cathodique les courbes montrent l'existence d'un épaulement correspondant aux réactions cathodiques déjà discutées.
- ✚ Les branches anodiques semblent peu influencées par l'augmentation de la température.
- ✚ Le potentiel de corrosion des courbes de polarisation se déplacé vers les valeurs les plus électronégatives avec l'accroissement de la température, mais ce déplacement n'est pas très significatif.
- ✚ Une nette augmentation de la densité de courant de corrosion avec l'augmentation de la température.

III.3. Paramètre d'activation pour le système Cuivre/HNO₃ 1M

La figure III.22 représente la droite d'Arrhénius pour le cuivre en milieu HNO₃ 1M.

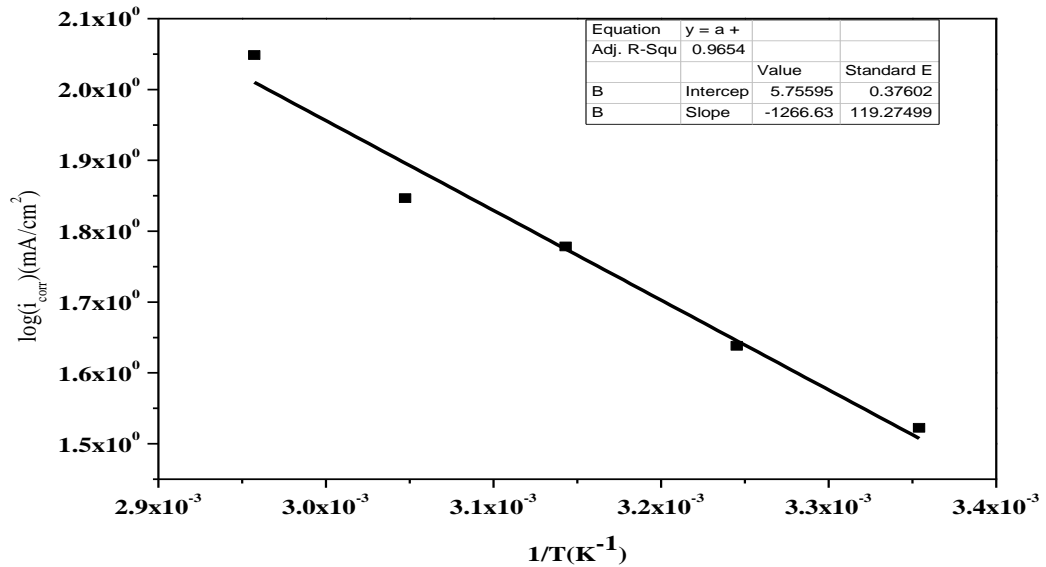


Figure III.22 : Effet de la température sur la vitesse de corrosion de cuivre dans HNO₃ 1M

La figure III.23 illustre la variation de $\log(i_{\text{cor}}/T)$ en fonction de l'inverse de la Température absolue, pour le cuivre dans HNO₃ 1M.

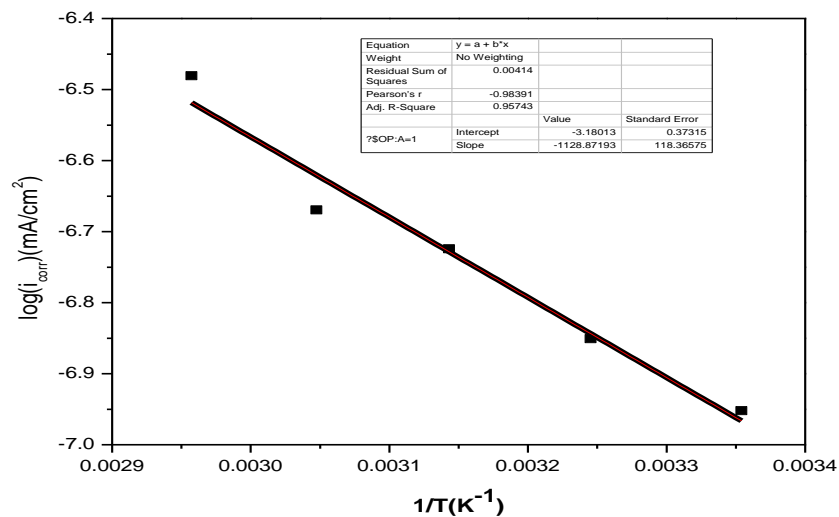


Figure III.23 : Variation de $\log(i_{\text{cor}}/T)$ en fonction de l'inverse de la température pour Cuivre dans HNO₃ 1M

Les valeurs de l'enthalpie d'activation obtenues à partir des pentes des droites obtenues sont reportées dans le tableau III.10 qui regroupe également les entropies d'activation obtenues à partir de l'intersection de la droite avec l'axe des ordonnées (ΔS° a /R+logR/Nh).

Tableau III.10. : Valeurs des grandeurs énergétiques déterminées par la loi d'Arrhenius.

E_a (KJ)	ΔH°_{act} (KJ/mol)	ΔS°_{act} (J/mol*K)
10.53	9.38	-112.17

La valeur positive d'enthalpie standard d'activation indique la réaction endothermique.

L'entropie standard d'activation est négative indique l'ordre de système.

IV. Etude de l'effet d'inhibition par l'iodate de potassium

IV .1. Effet de concentration de l'iodate de potassium sur l'acier X70

Les courbes de polarisation potentiodynamique de l'acier X70 en milieu acide nitrique HNO_3 1M en absence est en présence de la molécule KIO_3 à différentes concentrations sont représentées sur la figure III.24.

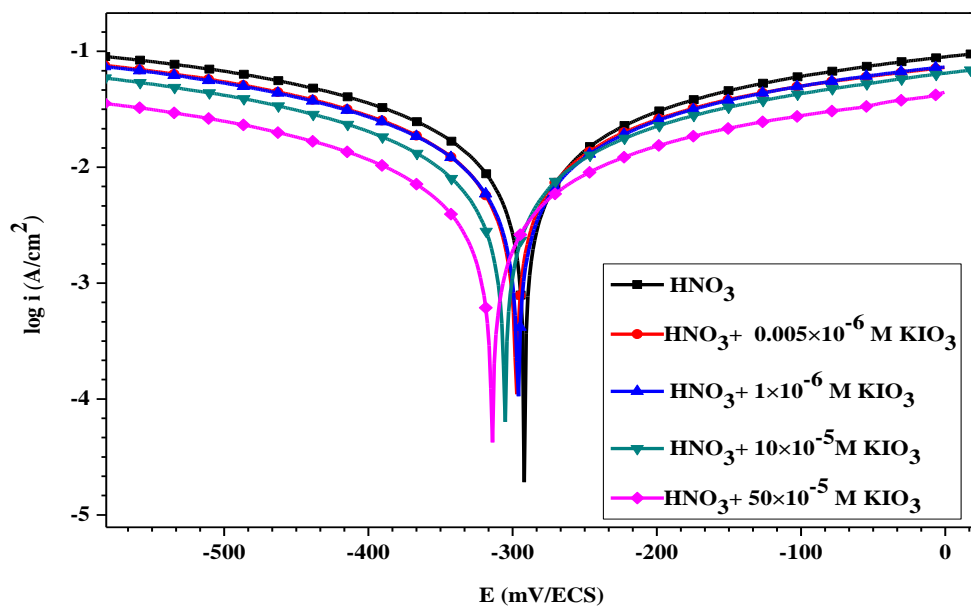


Figure .III.24 : Courbes de polarisation de l'acier X70 en milieu HNO_3 1M à différentes concentrations de l'inhibiteur KIO_3 à 25 °C.

les valeurs de la densité de courant de corrosion (i_{corr}), le potentiel de corrosion (E_{corr}), les pentes de Tafel anodique et cathodique (β_a et β_c), la résistance de polarisation (R_p), et

l'efficacité inhibitrice (EI%) pour différentes concentrations de la molécule KIO_3 à 25°C sont reportés dans le tableau III.11.

Tableau III.11 : Paramètres électrochimiques du X70 en milieu HNO_3 1M avec différentes concentrations de l'inhibiteur KIO_3 à 25 °C.

[KIO_3] (ppm)	E_{corr} (mV/ECS)	i_{corr} ($\mu A/cm^2$)	β_a (mV/(Dec))	β_c (mV/(Dec))	R_p (Kohm.cm ²)	EI %
0	-292	29.54	597	-580	3.05	-
0.005	-297	20.28	503	-470	3.64	31.36
1	-296	19.05	467	-456	3.84	35.51
10	-305	17.46	521	-512	4.68	40.90
50	-314	10.66	513	-499	7.37	63.91
100	-301	17.39	711	-689	5.90	41.13

- ✚ L'analyse des résultats obtenus montre que KIO_3 a un effet inhibiteur vis-à-vis de la corrosion du cuivre dans le milieu d'acide nitrique. Ceci se traduit par une diminution de la densité du courant de corrosion conduisant à une efficacité inhibitrice (EI%) supérieure à 50%.
- ✚ Les deux branches anodique et cathodique des courbes de polarisation diminuent avec l'augmentation de la concentration de KIO_3 en milieu acide nitrique.
- ✚ La densité de courant de corrosion diminue avec l'augmentation de concentration de l'inhibiteur KIO_3 .
- ✚ Le potentiel de corrosion se déplace vers les valeurs plus électro-négatives lorsqu'on augmente la concentration de l'inhibiteur KIO_3 .
- ✚ L'ajout de KIO_3 influe à la fois sur les branches anodique et cathodique ce qui indique que cet inhibiteur influe sur la cinétique des réactions anodique et cathodique, cet inhibiteur peut être considéré comme inhibiteur mixte pour l'acier X70.
- ✚ L'efficacité maximum a été atteinte à la concentration de $5 \cdot 10^{-5} M$ de KIO_3 avec un taux d'inhibition de 63.91%.

IV.1.1. Isotherme d'adsorption de l'acier X70

Plusieurs modèles ont été testés, et le modèle d'isotherme d'adsorption de Langmuir semble le plus proche de notre cas.

Le modèle d'isotherme d'adsorption de Langmuir suppose qu'il existe, à la surface, un nombre fixe de sites énergétiquement identiques. Chacun des sites ne peut adsorber qu'une

seule particule. De plus, le modèle suppose que les interactions entre particules adsorbées sont négligeables et, par conséquent, l'énergie d'adsorption est considérée comme constante. La figure III.25 représente la variation de $\frac{C}{\theta} = f(C)$.

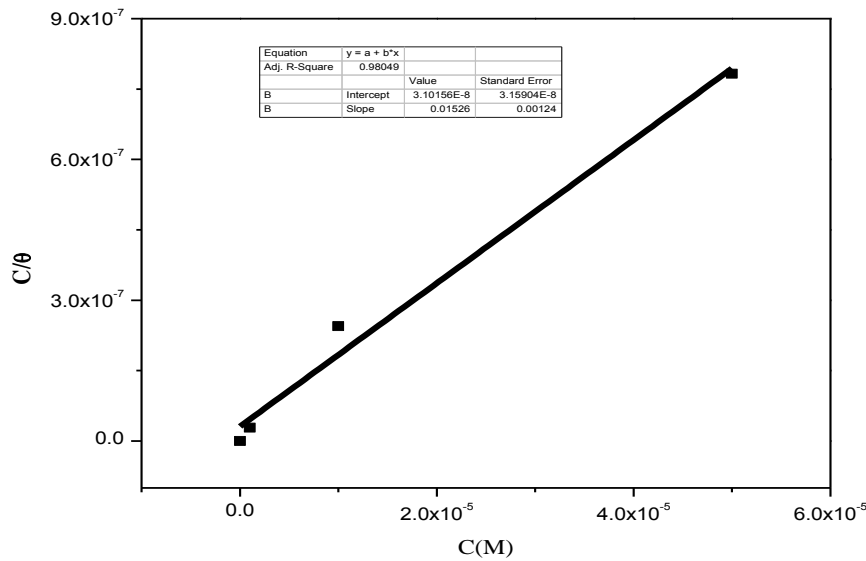


Figure III.25 : Modèle de l'isotherme d'adsorption de Langmuir pour l'acier X70 en milieu HNO₃ 1M avec inhibiteur KIO₃ 25°C.

L'isotherme tracée est linéaire, avec un coefficient de corrélation presque égale à 1 dans le domaine des concentrations de KIO₃ étudiées. Cette isotherme indique que l'adsorption de KIO₃ sur la surface de l'acier X70 en milieu 1M de HNO₃ suit le modèle de Langmuir.

Nous avons exploité le modèle de Langmuir pour déterminer les paramètres K et ΔG°_{ads} . Ces paramètres sont obtenus à partir de la relation suivante :

$$k = \frac{1}{55.5} * \exp\left(-\frac{\Delta G^{\circ}}{RT}\right) \quad (\text{éq.III.6.})$$

K: constant d'équilibre d'adsorption.

ΔG°_{ads} : énergie libre de l'adsorption.

Tableau III.12 : paramètre d'adsorption de l'isotherme de Langmuir de l'acier X70 en milieu HNO₃ 1M avec inhibiteur KIO₃ à 25°C.

C(M)	R ²	K	ΔG°_{ads} (KJ.mol ⁻¹)
1	0.987	3.3×10^7	-52.84

Il est bien connu que les valeurs de ΔG°_{ads} dans l'ordre de -20 KJ/mole et moins indique une physisorption ; ceux de l'ordre de -40 KJ/mole et plus implique une adsorption de

type chimique. Un partage de charge ou un transfert de charge de molécules d'inhibiteurs à la surface du métal pour former une liaison de type coordination.

La valeur de $\Delta G^{\circ}_{\text{ads}}$ calculée montre que l'adsorption de KIO_3 est spontanée et que les molécules sont chimisorbées à la surface de l'acier X70.

VI.1.2. Effet de température sur l'acier X70 à la concentration optimum de l'inhibiteur

La figure III.26 représente les courbes de polarisations anodique et cathodique de l'acier X70 en milieu HNO_3 1M en présence de l'inhibiteur KIO_3 à concentration ($5 * 10^{-5} \text{M}$) à différentes températures.

Les paramètres électrochimiques tirés des courbes de polarisations anodiques et cathodiques sont donnés dans le tableau III.13.

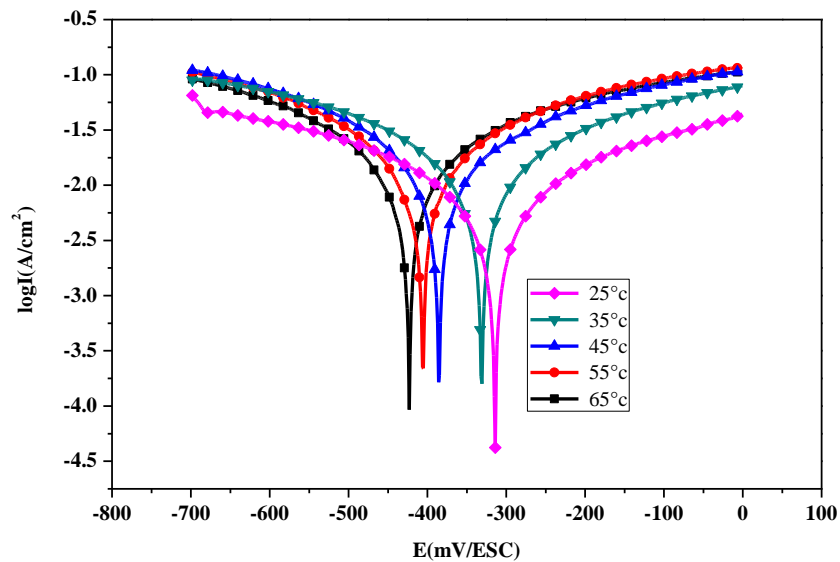


Figure III.26 : Courbes de polarisation de l'acier X70 en milieu HNO_3 1M en présence de l'inhibiteur KIO_3 ($5 * 10^{-5}$)M à différentes température.

L'allure générale des courbes potentiodynamique montre une forte influence de la température sur les branches anodiques contrairement aux branches cathodiques qui semblent peu influencées.

Les paramètres électrochimiques déduits de ces courbes sont regroupés dans le tableau III.13.

Tableau III.13 : Paramètres électrochimiques de l'acier X70 en milieu HNO₃1M en présence de l'inhibiteur KIO₃(5 * 10⁻⁵)M à différentes température.

Milieu	Température (°C)	E _{corr} (mV/ECS)	i _{corr} (mA/cm ²)	β _a (mV/Dec)	β _c (mV/Dec)	R _p (ohm.cm ²)
HNO ₃	25	-314	10.66	513	-499	7.37
1M	35	-331	22.76	591	-546	3.74
+	45	-385	24.94	550	-453	3.13
5* 10 ⁻⁵	55	-406	25.19	509	-449	2.86
KIO ₃	65	-423	28.85	681	-534	3.17

L'augmentation de température se traduit par une augmentation des courants anodiques par ailleurs. Nous observons que les courbes de la polarisation cathodique ne sont pas tellement affectées par l'augmentation de température.

Le potentiel de corrosion des courbes des polarisations déplace vers les valeurs les plus électrochimiques c'est-à-dire moins noble avec l'augmentation de température.

IV.1.3. Paramètre d'adsorption de l'acier X70 en milieu HNO₃ avec KIO₃

La figure III.27 représente les droites d'Arrhenius obtenues pour l'acier X70 en milieu HNO₃ avec KIO₃(5*10⁻⁵M).

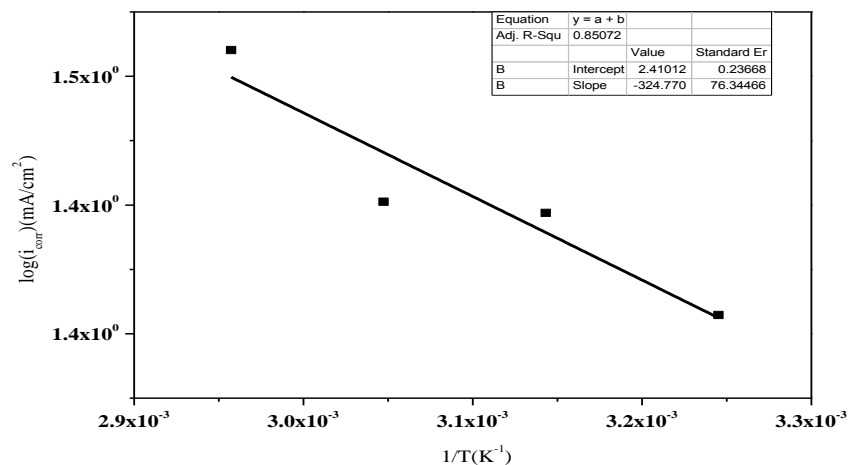


Figure III.27 : Effet de la température sur la vitesse de corrosion de l'acier X70 dans HNO₃1M avec KIO₃.

La figure III.28 illustre la variation de log(i_{cor}/T) en fonction de l'inverse de la Température absolue, pour le l'acier X70 dans HNO₃1M avec KIO₃.

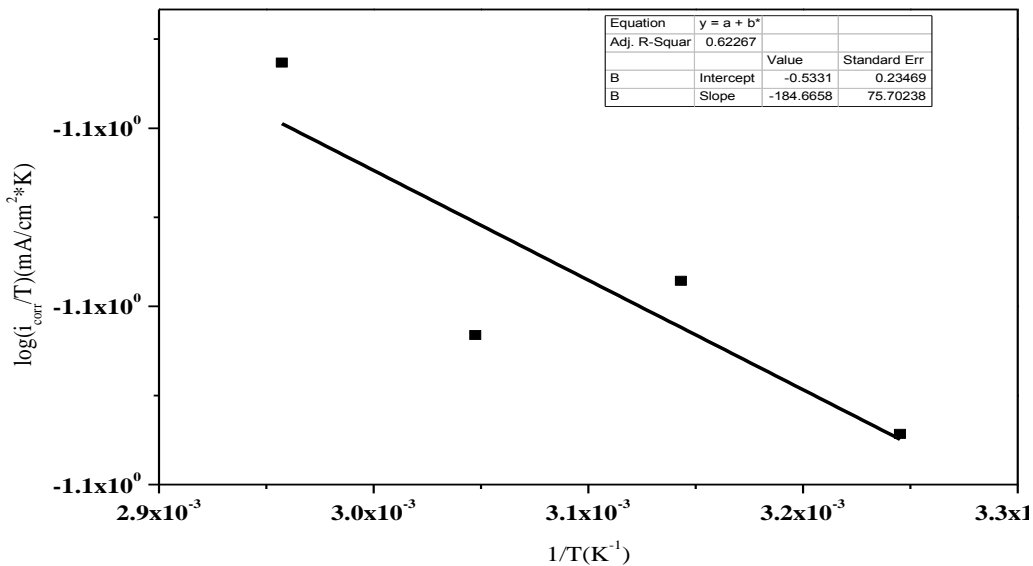


Figure III.28 : Variation de $\log(i_{\text{corr}}/T)$ en fonction de l'inverse de la température pour l'acier X70 dans HNO_3 1M avec KIO_3 .

Nous pouvons donc calculer l'énergie d'activation à partir de la relation d'Arrhenius ainsi les valeurs de $\Delta H^{\circ}_{\text{act}}$ et $\Delta S^{\circ}_{\text{act}}$.

Tableau III.14 : Valeurs des grandeurs thermodynamiques déterminées par la loi d'Arrhenius

E_a (KJ)	$\Delta H^{\circ}_{\text{act}}$ (KJ/mol)	$\Delta S^{\circ}_{\text{act}}$ (J/mol*K)
2.699	1.534	-90.18

La valeur positive d'enthalpie standard d'adsorption indique la réaction endothermique.

La valeur négative d'entropie standard d'adsorption indique l'ordre de système.

IV .2. Effet de concentration de l'iodate de potassium sur cuivre

Courbes de polarisation potentiodynamique de cuivre en milieu acide nitrique HNO_3 1M en absence est avec présence inhibiteur KIO_3 à différent concentration.

les valeur de la densité de courant de corrosion (i_{corr}), le potentiel de corrosion (E_{corr}), les pente de Tafel anodique et cathodique (β_a et β_c), la résistance de polarisation (R_p), et l'efficacité inhibitrice (EI%) pour différentes concentration de l'inhibiteur KIO_3 à 25°C sont reportés dans le tableau III.15

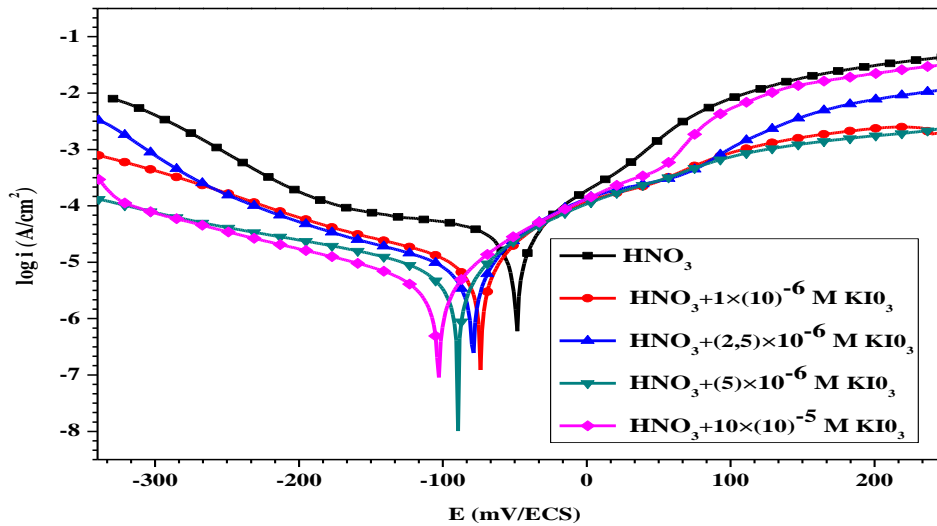


Figure III.29 : Courbes de polarisation de cuivre en milieu HNO_3 1M à différentes concentration de l'inhibiteur KIO_3 à 25 °C.

Tableau III.15 : Paramètres électrochimiques du cuivre en milieu HNO_3 1M à différentes concentration de l'inhibiteur à 25 °C .

$[\text{KIO}_3]$ (ppm)	E_{corr} (mV/ECS)	i_{corr} ($\mu\text{A}/\text{cm}^2$)	Ba (mV/(Dec))	β_c (mV/(Dec))	Rp (Kohm. cm^2)	EI %
0	-49	33.30	65	-285	0.57	-
1	-74	9.35	60	-163	1.74	71.92
2.5	-79	7.63	56	-155	2.04	77.09
5	-89	7.29	73	-206	2.87	78.11
10	-103	4.50	65	-166	4.08	86.47
50	-91	8.97	65	-235	2.11	73.05

- ✚ Le potentiel de corrosion des courbes de polarisations déplace vers les valeurs le plus électro négatives avec l'ajout de l'inhibiteur à différent concentration.
- ✚ La branche cathodique de la courbe de polarisation diminue lorsqu'on en augmente la concentration de l'inhibiteur.
- ✚ La branche anodique des courbes de polarisations ne semblent pas affectées par la présence de l'inhibiteur KIO_3 dans les domaines des surtensions très positives ce ci indique que l'inhibiteur KIO_3 peuvent être classé comme inhibiteur cathodique de corrosion pour le cuivre.

- ✚ Les densités de courant des courbes de polarisation diminuent lorsqu'on ajoute l'inhibiteur.
- ✚ L'efficacité inhibitrice augmente avec l'accroissement de la concentration en inhibiteur.

L'étude de l'effet de la concentration de cet inhibiteur sur cuivre montre que l'inhibiteur KIO_3 possède des propriétés inhibitrices dans l'intervalle de concentration étudiées. (10^{-6} à 10^{-5})M avec l'efficacité (71% à 86%) respectivement.

IV.2.1. Isotherme d'adsorption de cuivre

- Détermination des taux de recouvrement :

L'information sur l'interaction entre la KIO_3 et la surface du cuivre peut être fournie par l'isotherme d'adsorption. Pour tracer une isotherme, la fraction de site occupé (θ) relatif à chaque concentration de l'inhibiteur doit être préalablement déterminée.

Le taux de recouvrement (θ) est calculé, à l'aide des paramètres électrochimiques, (éq.I.2.)

- Tracé de l'isotherme d'adsorption : (éq.I.1.)

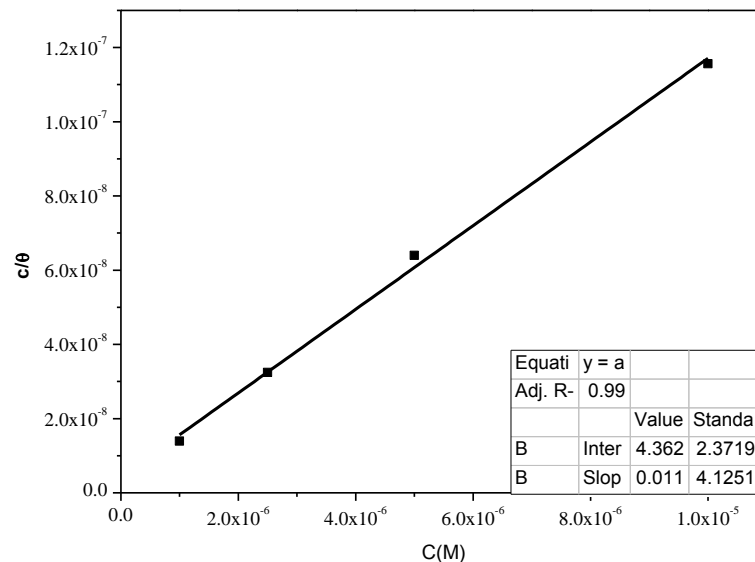


Figure. III.30 : Modèle de l'isotherme l'adsorption de Langmuir du cuivre dans HNO_3 1M en présence KIO_3 à 25°C

Nous avons exploité le modèle de Langmuir pour déterminer les paramètres K et $\Delta G^\circ_{\text{ads}}$. Ces paramètres sont obtenus à partir la relation (éq.III.6.).

Tableau III .16 : paramètre d'adsorption de l'isotherme de Langmuir cuivre en milieu HNO_3 1M avec inhibiteur KIO_3 à 25°C

C(M)	R^2	K	$\Delta G^\circ_{\text{ads}}(\text{KJ.mol}^{-1})$
1	0.997	2.5×10^8	-57.831

La valeur négative de l'enthalpie libre standard d'adsorption $\Delta G^\circ_{\text{ads}}$ indique la spontanéité du processus d'adsorption de la KIO_3 , et de la stabilité de la couche adsorbée sur la surface métallique. Généralement, les valeurs de $\Delta G^\circ_{\text{ads}}$, voisines de -20 KJ.mol^{-1} ou moins négatives, sont liées à des interactions électrostatiques entre les molécules chargées et le métal (adsorption physique), alors que celles proches de -40 KJ.mol^{-1} ou plus négatives impliquent un transfert de charge entre l'inhibiteur et la surface métallique (chimisorption).

Dans notre cas on peut dire que la KIO_3 est chimisorbée ($\Delta G^\circ_{\text{ads}} \approx -40 \text{ KJ.mol}^{-1}$) spontanément ($\Delta G^\circ_{\text{ads}} < 0$) à la surface du cuivre.

IV .2.2 Effet de température sur cuivre à la concentration optimal de l'inhibiteur

Courbes de polarisation anodique et cathodique de cuivre en milieu acide nitrique HNO_3 1M, en présence de 10^{-5} M de KIO_3 , à différentes températures (figure III.31) .

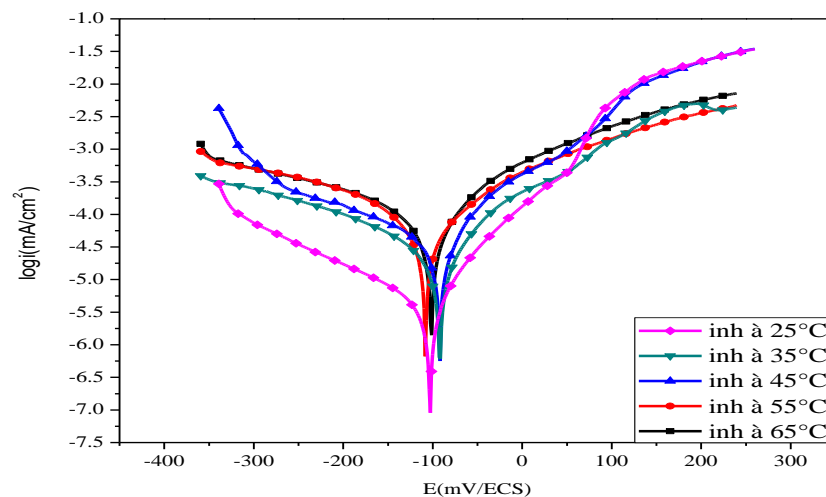


Figure. III.31 : Courbes de polarisation de cuivre en milieu HNO_3 1M en présence de l'inhibiteur $\text{KIO}_3 10^{-5} \text{ M}$ à différentes températures.

- ✚ La température a un effet important sur les phénomènes de corrosion, en général la vitesse de corrosion augmente lorsque la température d'essai augmente, et cette augmentation de température induit, de fait, des changements sur l'action des Inhibiteurs.

- ✚ Pour voir l'influence de la température sur le pouvoir inhibiteur KIO_3 de nos composés étudiés sur la corrosion du cuivre en milieu HNO_3 1 M, nous avons effectué une étude dans l'intervalle de température de 25 à 65 °C.
- ✚ L'augmentation de la température de 25 °C à 65 °C a provoqué une augmentation de la densité de courant plus importante dans la branche cathodique que celle dans la branche anodique bien définie à l'intervalle de potentiel [-360 mv ; 100 mv] .
- ✚ Pour aller plus loin dans la branche anodique nous observons que les courbes dépolarisations ne sont pas effectuées par l'effet de température.
- ✚ Dans la branche anodique on observe un pallier dans les courbes désignées 25 °C, 35 °C, 45°C indique deux réactions que se déroule.
- ✚ Les courbes désignées 55 °C, 65 °C ne pas contient un pallier indique uneseul réaction que se déroule.
- ✚ le potentiel de corrosion déplace peut vers les valeurs plus électronégative avec L'augmentation de la température.

Tableau III.17 : Paramètres électrochimiques de cuivre en milieu HNO_3 1M en présence de l'inhibiteur KIO_3 10^{-5} à différentes températures.

Milieu	température (C°)	E_{corr} (mV/ECS)	i_{corr} ($\mu\text{A}/\text{cm}^2$)	β_a (mV/(Dec))	Bc (mV/(Dec))	Rp ($\text{ohm}\cdot\text{cm}^2$)
HNO_3 1M + 10^{-5} KIO_3	25	-103	4.50	65	-166	
	35	-84	21.38	127	-266	1310
	45	-92	27.92	66	-142	566.66
	55	-108	36.93	88	-91	396.60
	65	-101	81.21	110	-204	342.47

IV.2.3 Paramètre d'adsorption de cuivre en milieu HNO_3 avec KIO_3

La figure III.32 représente les droites d'Arrhénus obtenues pour le cuivre en milieu HNO_3 avec KIO_3 (10^{-5}M).

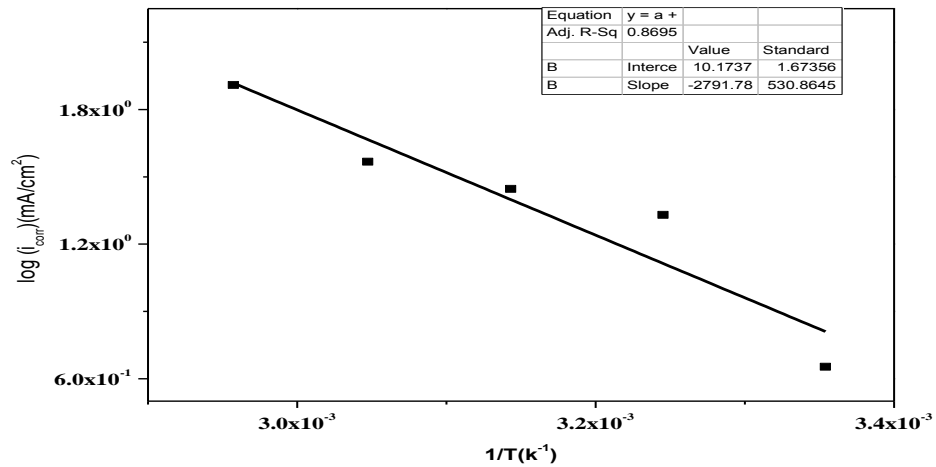


Figure III.32 : Effet de la température sur la vitesse de corrosion de cuivre dans HNO_3 1M avec KIO_3 .

La figure III.33 illustre la variation de $\log(i_{\text{cor}}/T)$ en fonction de l'inverse de la Température absolue, pour le cuivre dans HNO_3 1M avec KIO_3 (10^{-5}M).

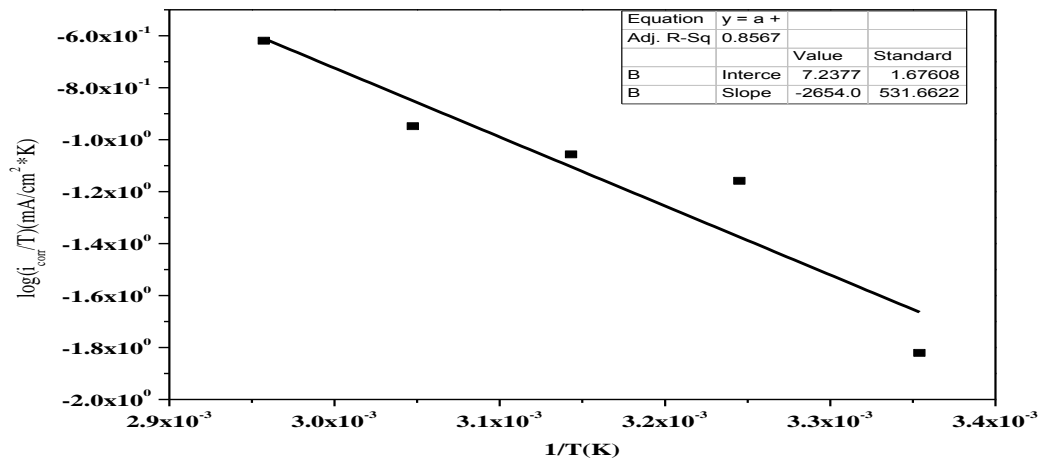


Figure III.33 : Variation de $\log(i_{\text{cor}}/T)$ en fonction de l'inverse de la température pour le cuivre dans HNO_3 1M avec KIO_3 .

Nous pouvons donc calculer l'énergie d'activation à partir de la relation d'Arrhenius ainsi les valeurs de $\Delta H_{\text{act}}^{\circ}$ et $\Delta S_{\text{act}}^{\circ}$.

Tableau III.18 : les grandeurs thermodynamiques déterminées par la loi d'Arrhenius

E_a (KJ)	ΔH°_{act} (KJ/mol)	ΔS°_{act} (J/mol*K)
23.204	22.06	-25.60

La valeur d'enthalpie standard d'adsorption positive indique que la réaction endothermique.

L'entropie standard d'adsorption négative indique le l'ordre de système.

V. Etude comparative

V.1. Comparaison des courbes de polarisations de deux métaux dans le même milieu

La figure .III.34. Nous pouvons mètre une comparaison entre la courbe de polarisation de cuivre et la courbe de polarisation de l'acier X70 en milieu acide nitrique 1M .



Figure.III.34 : Courbes de polarisation de l'acier X70 et cuivre en milieu HNO_3 1M à 25 °C.

Dans le milieu acide nitrique 1M le potentiel de corrosion de l'acier X70 inferieur que le Potentiel de corrosion de cuivre indique que le cuivre est plus noble que l'acier X70.

La vitesse de corrosion de l'acier X70 en milieu acide nitrique 1M et très grand que la vitesse de corrosion de cuivre indique 1M que l'acide nitrique est un milieu très agressif pour l'acier.

V.2. Potentiel de corrosion

La figure III.35 représente l'évolution du potentiel de corrosion de l'acier X70 et du cuivre en fonction de la concentration d'acide nitrique.

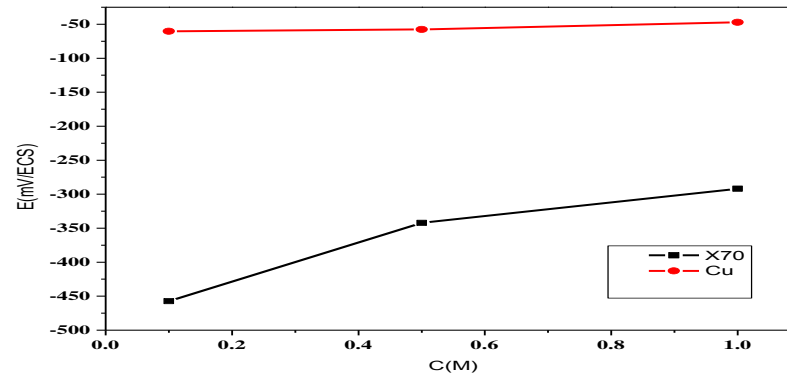


Figure III.35 : Variation de potentiel de corrosion en fonction de la concentration d'acide nitrique

Dans le cas de cuivre la variation de potentiel de corrosion en fonction d'acide nitrique augmente très elle est peu est presque constante.

Dans l'intervalle de concentration d'acide nitrique de (0.1M - 0.5M) la variation de potentiel augmente avec l'augmentation concentration d'acide nitrique pour le X70.

Dans l'intervalle de concentration d'acide nitrique de (0.5M - 1M) la variation de potentiel augmente lentement avec l'augmentation concentration d'acide nitrique pour le X70

V.3.Densité de courant de corrosion

La figure III.36 montre la variation de la densité du courant de corrosion des deux métaux X70 et Cu en fonction de la concentration de HNO_3 ; il apparait sur la courbe que les deux métaux se corrodent à des vitesses comparables dans HNO_3 : malgré leur différence d'un point de vue thermodynamique, c.à.d. que le cuivre est théoriquement plus noble.

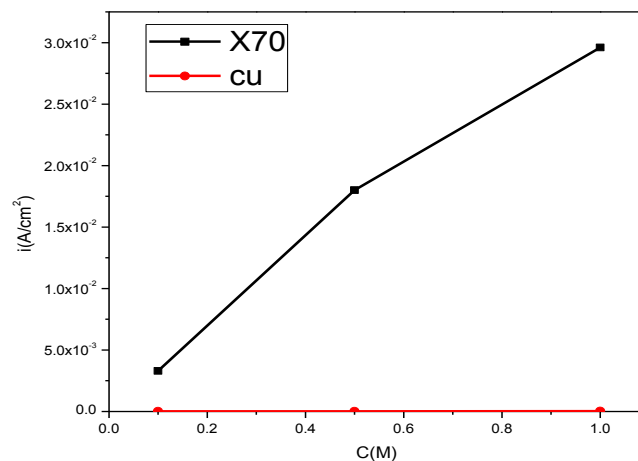


Figure III.36 : variation de la vitesse de corrosion en fonction de la concentration d'acide nitrique.

Nous remarquons que l'augmentation de concentration d'acide nitrique provoque une augmentation rapide de la vitesse de corrosion pour l'acier X70 de manière générale.

La densité de courant de l'acier X70 augmente très rapidement que la densité de courant de cuivre pour l'intervalle de concentration d'acide nitrique (0.1M – 1M).

Dans le cas de cuivre la variation de vitesse de corrosion en fonction d'acide nitrique augmente très peu et est presque constante.

V.4. Comparaison des paramètres thermodynamiques pour les deux métaux

L'énergie d'activation en présence des iodates dans la solution ; est supérieure à celle en absence des iodates pour l'acier. Cela indique que les molécules d'acide ont besoin de plus d'énergie en présence de l'inhibiteur pour que le processus de corrosion puisse avoir lieu. La variation d'entropie est négative pour l'acier c'est à dire que dans le métal cas le système métal/solution tend vers un état plus ordonné. La variation d'enthalpie d'activation est positive pour l'acier X70 et le cuivre, c'est à dire que la réaction est endothermique pour le cuivre et l'acier X70

Tableau III.19 : paramètre thermodynamique de l'acier X70 en milieu HNO₃ 1M sans et avec présence de l'inhibiteur KIO₃

X70			
	Ea (KJ)	ΔH°_a(KJ/mol)	ΔS°_a (J/mol*K)
Sans inhibiteur	5.53	4.37	-83.52
Avec inhibiteur	2.70	1.53	-90.18

Tableau III.20 : paramètre thermodynamique de cuivre en milieu HNO₃ 1M sans et avec présence de l'inhibiteur KIO₃

Cu			
	Ea (KJ)	ΔH°_a(KJ/mol)	ΔS°_a (J/mol*K)
Sans inhibiteur	10.53	9.38	-112.17
Avec inhibiteur	23.20	22.06	-25.60

L'énergie d'activation en présence des iodates dans la solution ; est supérieure à celle en absence des iodates pour le cuivre. La variation d'entropie est négative pour le cuivre, c'est à dire que dans le métal cas le système métal/solution tend vers un état plus ordonné.

Les valeurs de l'enthalpie Pour le cuivre sans et avec l'inhibiteur sont positive indique que la réaction est endothermique.

Conclusion

Nous nous sommes intéressées à l'étude de l'efficacité inhibitrice des iodates sur le métal Cu et l'acier X70, en milieu acide nitrique à différentes concentrations. Les techniques électrochimiques ont été utilisées, tels que le suivi du potentiel de corrosion en fonction du temps à circuit ouvert, puis le tracé des droites de Tafel nous a permis de déterminer les paramètres cinétique. La première partie de ce travail consistait à l'étude de l'effet de la concentration de l'acide nitrique ; les concentrations étudiées sont : 0.1 ; 0.5 et 1M. Les résultats montrent que la densité de courant de corrosion augmente avec l'augmentation de la concentration de l'acide aussi bien pour l'acier que pour le Cuivre. Ainsi à la concentration de 1M, la vitesse de corrosion est maximum. L'effet de la température a été étudié à la concentration de 1M, pour déterminer les grandeurs d'activation ; la plage des températures choisi varie de 25°C jusqu'au 65°C. En utilisant la relation d'Arrhenius nous avons calculés l'énergie d'activation E_a , l'enthalpie d'activation ΔH_a et l'entropie d'activation ΔS_a . pour chaque métal, les résultats obtenus révèlent des énergies d'activation positives pour les deux métaux et les ΔH_a négative pour l'acier et positive pour le cuivre, donc la réaction de corrosion de l'acier est exothermique et endothermique dans le cas du cuivre. Pour les deux cas nous avons calculé des variations d'entropies qui sont négatives, c.à.d. que les systèmes X70/HNO₃ et Cu/HNO₃ tendent vers un plus ordonné ; ce qui est prévisible puisque les produits de corrosion sont plus stables que le métal noble .

La deuxième partie est consacrée à l'étude de l'effet de la concentration de la molécule KIO₃ sur la vitesse de corrosion de l'acier et du cuivre en milieu HNO₃ 1M.

Cette étude montre que l'addition de KIO₃ à des faibles concentrations provoque une diminution brutale de la vitesse de corrosion des deux métaux (Cu et X70). Donc nous pouvons conclure que les iodates de potassium peuvent être utilisés comme inhibiteurs de corrosion ; ainsi un taux d'inhibition de 63% est atteint à la concentration de $5 \cdot 10^{-5}$ M pour le cuivre ; et de 86.47% atteint à la concentration de 10^{-5} M pour l'acier X70. En plus cet inhibiteur agit aussi bien sur les branches anodiques et cathodiques pour les deux métaux ; le KIO₃ peut être considéré comme inhibiteur mixte.

Afin d'étudier le mécanisme d'adsorption de l'inhibiteur sur la surface métallique plusieurs isothermes ont été testé, et les résultats indiquent que l'adsorption de KIO₃, que ce soit sur la surface de l'acier X70 ou sur le cuivre en milieu 1M de HNO₃, suit le modèle de Langmuir. Les valeurs de ΔG_{ads} révèlent la spontanéité du processus et la molécule inhibitrice interagit par des interactions de types chimiques sur la surface métallique, pour les deux métaux. D'autre part l'effet de température a permis de montrer que l'énergie

Conclusion

d'activation en présence des iodates dans la solution ; est supérieure à celle en absence des iodates que ce soit pour le cuivre ou pour l'acier. Cela indique que les molécules d'acide ont besoin de plus d'énergie en présence de l'inhibiteur pour que le processus de corrosion puisse avoir lieu, ce qui ralenti considérablement le processus de corrosion.

Cette étude nous a permis de démontrer que les iodates peuvent être utilisés comme inhibiteurs de corrosion pour une large gamme de métaux en milieu acide, et leur efficacité reste efficace même à des températures élevées.

En perspective, cette étude peut être élargie à d'autres métaux tels qu'Al et Zn dans des milieux acides autres que le HNO_3 . Aussi l'effet de synergie de cette molécule avec d'autres molécules peut améliorer le pouvoir inhibiteur.

- [1] M. BENBRAHIM Alaeddine Etude cinétique de l'inhibition de la corrosion des armatures thèse doctorat Djedid, 2012 l' université AKOUBAKR BELKAID de tlemcen .
- [2] KIR Iman Étude de l'influence du traitement thermique sur la dissolution anodique d'un acier au carbone en milieu aqueux thèse magister 2014 l' université d'ELOUED .
- [3] BERDJOUH Nawel& DEGACHI Meriem Etude du comportement électrochimique d'un acier au carbone sous l'effet de la température en milieu acide thèse doctorat 2013 l' université d'ELOUED .
- [4] M.MEKAMI Mohammed El Amine .Etude cinétique de l'inhibition de la corrosion des armatures :influence de la température et du temps d'immersion . 2017 l' université AKOUBAKR BELKAID de tlemcen .
- [5] Y. Xiao⁶Ci, Z. Hong, L. Ming-DAO, R. hong-Xuang, Y. Lu-An, *corros.Sci.*, 42 (2000) 645.
- [6] H. NORMAN, E., Scope and importance of inhibitor technology, *Corrosion*, NACE, 1973, pp 28-41.
- [7]. S. ZAMFIR, R. VIDU, V. BRÎNZOI, *corrosión des matériaux*, 1994, pp 230.
- [8] K. KHALED, M.M. AL-QAHTANI, The inhibitive effect of some tetrazole derivatives towards Al corrosion in acid solution, *Chemical, electrochemical and theoretical studies*, Materials Chemistry and Physics, 2009. Ain Shams University Egypt .
- [9] P. BOMMERSBACH, Evolution des propriétés d'un film inhibiteur de corrosion sous l'influence de la température et des conditions hydrodynamiques Ecole doctorale Matériaux de Lyon ;thèse doctorat ,2005
- [10]. C. FIAUD, Inhibiteurs de corrosion, *Corrosion-Vieillessement*, COR1005, 1990, pp 14.
- [11] mmoulabbas amel nouvelles voies d'inhibition de la corrosion des aciers plus respectueuses de l'environnement thèse doctorat 2012 – 2013 doctorat de l'université de toulouse .
- [12] F. Bentiss, M. Lebrini, M. Lagrenee, *Corros. Sci.*, 47, 2915 (2005).
- [13] J. Flis, T. Zakroczymski, *J. Electrochem. Soc.*, 143, 2458 (1996).
- [14] Touhami et al , F., Aouniti, A. Abed, Y., Hammouti, B., Kertit, S. and Ramdani, A., «Corrosion inhibition of armco iron in 1 M HCl media by new

bipyrazolicderivatives», Corrosion Science 42, (2000)

[15] Melle Hiba MESSAOUDI nouvelle voie d'inhibition de la corrosion de cuivre par caféine : corrélation entre simulation par la DFT de l'étude

expérimentaleuniversité du 20 AOÛT 1955 – SKIKDA mémoire magister 2014

[16] [Sail, 2013] , Etude de la performance d'inhibiteurs de corrosion à base de phosphate pour les constructions en béton armé, thèse de doctorat, 2013, Tlemcen, Algérie.

[17] H.Elbakouri, Etude de l'inhibition de la corrosion de l'acier doux au carbone en milieu acide orthophosphorique par un antibiotique organique, thèse de doctorat, université de Maroc, (2000).

[18] abdelalifiala synthèses et caractérisations de nouvelles molécules contenant du soufre et de l'azote, études de leur effet inhibiteur sur la corrosion des métaux de transition application à la protection du cuivre en milieux acides .thèses doctorat , 2007 UNIVERSITE MENTOURI CONSTANTINE .

[19] Hayet Brahim Ladouani Inhibition de la corrosion du cuivre en milieu acide par les dérivés de dithioacétal de cétène , L'université Mentouri de Constantinemémoire magister 2011

[20] Mr.SaidBOUKERCHE . Comportement électrochimique et électrique du cuivre dans un milieu acide (HNO_3) université badji Mokhtar Annaba mémoire magister 2012.

[21] BOUAOUD Moufida. Tenue à la corrosion en milieu acide d'un dépôt de Zn Sn sur acier inoxydable mémoire de magister. 2014. Université ferhat ABBAS – Sétif -1

ملخص

في هذه الدراسة، اختبرنا جزيء معدني كمتببط للتآكل للفولاذ و النحاس في 1M HNO_3 على التوالي. تم استخدام تقنيات الكهروكيميائية المستقرة. وأظهرت النتائج أن KIO_3 لديه خصائص متببطة عالية لتآكل الفولاذ و النحاس، و كفاءته أعلى بالنسبة للنحاس مقارنة للفولاذ. دراسة تأثير درجة الحرارة سمحت لنا بتحديد isotherme الادمصاص هذا الجزيء؛ حيث تخضع isotherme Langmuir.

يحدث الادمصاص عن طريق التفاعل الكيميائي بين الجزيء المتببط و السطح المعدني
الكلمات المفتاحية: التآكل – متببط – ايودات البوتاسيوم -النحاس – الفولاذ X70 – حمض النتريك

Résumé

Dans cette étude nous avons testé une molécule minérale comme inhibiteurs de corrosion de l'acier et du cuivre dans HNO_3 1M respectivement. Les techniques électrochimiques stationnaires sont utilisées. Les résultats montrent que le KIO_3 est un bon inhibiteur de corrosion de l'acier et du cuivre, son efficacité est supérieure pour le cuivre. L'étude de l'effet de température a permis de déterminer l'isotherme d'adsorption de cette molécule, elle obéit à une isotherme de type Langmuir. L'adsorption s'effectue par interaction chimique entre la molécule et la surface métallique.

Mots clés : corrosion – inhibiteur –iodate de potassium -cuivre – l'acier X70 – acide nitrique.

Abstract

In this study, a mineral molecule as corrosion inhibitors of steel and copper in HNO_3 1M is tested respectively. Stationary electrochemical techniques are used. The results show that the KIO_3 has high corrosion inhibitor properties of steel and copper, its efficiency is higher for copper than steel. The study of the effect of temperature allows us to determine the adsorption isotherm of this molecule; it obeys to Langmuir type isotherm. Adsorption occurs by chemical interaction between the molecule and the metal surface.

Key word : corrosion - potassium iodate -inhibitor - copper - X70 steel - nitric acid.