



REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE
MINISTRE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA
RECHERCHE SCIENTIFIQUE

UNIVERSITE DE BATNA2
FACULTE DE TECHNOLOGIE
DEPARTEMENT DE GENIE MECANIQUE

THESE

Présenté pour l'obtention du diplôme de magistère en sciences
Spécialité: MECANIQUE

Option : SCIENCES DES MATERIAUX

Par

ALIOUALI AZEDDINE

THEME

**Etude du comportement à la corrosion de l'aluminium
dans différents milieux**

Soutenu le : / / Devant le jury composé de

M. BRIOUA	Professeur, Université de Batna	Président
A. MIHI	Professeur, Université de Batna	Rapporteur
R. BENBOUTA	Professeur, Université de Batna	Examineur
H. BEN TEMAM	MCA, Université de Biskra	Examineur

REMERCIEMENTS

Je tiens à remercier Dieu, le tout-puissant, qui m'a aidé à réaliser ce travail.

Je remercie vivement mon encadreur Pr. A. MIHI d'avoir accepté de diriger ce modeste travail et aussi, pour son aide et ses encouragements durant toute la période de préparation de ce mémoire.

Je tiens à remercier également Pr. M. BRIOUA, qui nous a fait l'honneur de présider le jury de soutenance, ainsi que les professeurs R. BENBOUJA et H. BENTEMAM d'avoir accepté d'évaluer et d'examiner ce travail.

Je tiens aussi à remercier Dr. N. NAAOUNE; Mr. M. BENAOUF, ainsi que toutes les personnes qui ont contribué de manière directe ou indirecte à la réalisation de ce travail.

ملخص

من خلال هذا العمل قمنا بدراسة تصرف الألمنيوم بالنسبة للتآكل في وسطين وسطيحتوي على ايونات الكلور و آخر يحتوي على ايونات نترات مع درجات حموضة 4، 6، 10 و 12، في حالة عدم وجود و وجود مانع التآكل نتريت الصوديوم. وهذا باستخدام تقنية الكتلة الضائعة وتقنية الاستقطاب عند جهد كهروديناميكي، النتائج المحصل عليها تظهر أن نسبة التآكل للألمنيوم يتضاعف بنزايذ تركيزات Cl^- و NO_3^- . تآكل الألمنيوم هو أكثر تأثير عند أعلى درجات حموضة أيونات وكذا قوة المناعة تزداد بازدياد كثافة ايونات النتريت.

Abstract

In this work, we considered the behavior to corrosion of aluminum in two environments of Cl^- and NO_3^- ions at pH 4, 6, 10 and 12, in absence and presence of nitrite inhibitor. The used investigations techniques were the weight loss and the potentiodynamic polarization. The obtained results showed that the corrosion rate of Al increases with increasing concentrations of Cl^- and NO_3^- ions. The corrosion of Al is more significant at highest pH values and that the inhibition power increases with the increase of nitrite ions concentration.

Résumé

Dans ce travail, nous avons considéré l'étude du comportement à la corrosion de l'aluminium dans deux milieux d'ions chlorure et nitrate à des pH 4, 6, 10 et 12, en absence et en présence de l'inhibiteur nitrite de sodium. Les techniques d'investigation utilisées sont celles de la masse perdue et de la polarisation potentiodynamique. Les résultats obtenus montrent que le taux de corrosion de l'aluminium augmente avec l'augmentation des concentrations des ions Cl^- et NO_3^- . La corrosion de l'aluminium est plus significative à des valeurs de pH élevées et que le pouvoir d'inhibition augmente avec l'augmentation de la concentration des ions nitrite.

TABLE DES MATIERES

Introduction générale	1
 Chapitre I : Notions sur la corrosion	
I.1. Définition de la corrosion	3
I.2. Différents modes de corrosion	4
I.2.1. Corrosion chimique.....	4
I.2.2. Corrosion bactérienne.....	4
I.2.3. Corrosion électrochimique.....	4
I.2.4. Corrosion en présence d'une sollicitation mécanique.....	5
I.3. Morphologie de la corrosion	5
I.3.1. Corrosion uniforme ou généralisée.....	5
I.3.2. Corrosion localisée.....	5
I.3.2.1. Corrosion par piqûres.....	6
I.3.2.2. Corrosion par crevasse.....	6
I.3.2.3. Corrosion galvanique.....	6
I.3.2.4. Corrosion sélective.....	8
I.3.2.5. Fragilisation par l'hydrogène.....	8
I.3.2.6. Corrosion sous contrainte.....	8
I.3.2.7. Corrosion inter granulaire.....	8
I.3.3. Représentation schématique de quelques types d'attaque localisée.....	9
I.4. Facteurs de corrosion	9
I.4.1. Quelques facteurs influençant la corrosion de l'aluminium.....	11
I.4.1.1. Hétérogénéité du métal.....	11
I.4.1.2. Teneur en oxygène.....	11
I.4.1.3. Température.....	11
I.4.1.4. pH.....	13
I.5. Corrosion de l'aluminium et de ses alliages	13
I.5.1. Introduction.....	13
I.5.2. Diagrammes d'équilibre électrochimique de Pourbaix.....	13
I.5.2.1. Diagramme E-pH de l'aluminium.....	14
I.5.3. Formes de corrosion de l'aluminium.....	14
I.5.3.1. Corrosion uniforme.....	15
I.5.3.2. Corrosion par piqûres.....	15
I.5.3.2.1. Généralités.....	15
I.5.3.2.2. Phénomène pour l'aluminium.....	15
I.5.3.3. Corrosion galvanique.....	18
I.5.3.4. Corrosion cavemeuse.....	18
I.5.3.5. Corrosion intergranulaire.....	18
I.5.4. Influence des éléments d'alliages sur la corrosion de l'aluminium.....	19
I.7. Conclusion	22
 Chapitre II : Lutte contre la corrosion par l'utilisation d'inhibiteurs	
II.1. Définition	23
II.2. Propriétés	23
II.3. Domaines d'utilisation	23
II.4. Efficacité des inhibiteurs de corrosion	23

II.5. Classification des inhibiteurs de corrosion	24
II.5.1. Classification par réaction partielle.....	24
II.5.1.1. Inhibiteurs anodiques.....	24
II.5.1.2 Inhibiteurs cathodiques.....	25
II.5.1.3. Inhibiteurs mixtes.....	25
II.5.2 Classification par domaine d'application.....	25
II.5.2.1. Inhibition en milieu acide.....	25
II.5.2.2. Inhibition en milieu neutre.....	26
II.5.2.2.1. Inhibition par passivation.....	26
II.5.2.2.2. Inhibition par précipitation.....	26
II.5.2.3. Inhibition en phase gazeuse.....	26
II.5.2.4. Inhibiteurs pour peintures.....	27
II.5.3 Classification par mécanisme réactionnel.....	27
II.5.3.1 Inhibition par adsorption.....	27
II.5.3.2 Inhibition par passivation.....	27
II.5.3.3 Inhibition par précipitation.....	27
II.5.3.4 Inhibition par élimination de l'agent corrosif.....	27
II.6 Inhibiteur nitrite	27

Chapitre III : Procédure expérimentale

III.1. Matériau	28
III.2.Préparation des échantillons	28
III.2.1.Découpage.....	28
III.2.1. Polissage.....	28
III.3. Préparation des solutions	29
III.3.1.Solutions électrolytiques.....	29
III.3.2.Solution inhibitrice.....	30
III.4 Techniques d'essais	30
III.4.1 Technique de la masse perdue.....	30
III.4.1.1 Théorie et principe de fonctionnement.....	30
III.4.1.2 Manipulation de la technique de masse perdue.....	31
III.4.2 Test de polarisation.....	32
III.4.2.1. Description et principe de fonctionnement de l'appareillage.....	32

Chapitre IV : Résultats et interprétation

IV.1.Introduction	34
IV.2. Résultats des tests de masse perdue	34
IV.2.1 Effet des ions chlorurés sur l'aluminium à différents pH.....	34
IV.2.1.1 En absence de l'inhibiteur NaNO_2	34
IV.2.1.2 En présence de l'inhibiteur NaNO_2	36
IV.2.2 Effet des ions de nitrate sur l'aluminium à différents pH.....	41
IV.2.2.1 En absence de l'inhibiteur NaNO_2	41
IV.2.2.2 En présence de l'inhibiteur NaNO_2	42
IV-2-2 Efficacité inhibitrice.....	46
IV-2-2.1 En présence des ions Cl^-	47
IV-2-2.2 En présence des ions NO_3^-	49
IV.3. Résultats des tests de polarisation	52
IV.3.1 Effet des ions chlorurés sur l'aluminium à différents pH.....	52
IV.3.1.1 En absence de l'inhibiteur NaNO_2	52

IV.3.1.2 En présence de l'inhibiteur NaNO_2	54
IV-3-1.2.1 Efficacité inhibitrice.....	58
IV.3.2 Effet des ions nitrate sur l'aluminium à différents pH	60
IV.3.2.1 En absence de l'inhibiteur NaNO_2	60
IV.3.2.2 En présence de l'inhibiteur NaNO_2	62
IV-3-2.2.1 Efficacité inhibitrice.....	65
Conclusion générale	66
Suggestions pour travaux futurs	67
Références bibliographiques	68

Introduction générale

L'aluminium et ses alliages trouvent une large variété d'applications conduisant à la combinaison des propriétés physiques, mécaniques et chimiques telles que les conductivités électrique et thermique, la densité basse, la ductilité élevée, la stabilité pour les traitements de surface, la bonne résistance à la corrosion, la facilité de recyclage [1-3].

Généralement, l'aluminium exhibe un comportement passif dans une solution aqueuse dû à la formation d'un film d'oxyde passif, adhérent et compact sur la surface, qui affecte la susceptibilité à la corrosion. Le film d'oxyde de la surface, passivant et adhésif, est amphotère et par conséquent, le métal est facilement dissout quand il est exposé à des solutions acides et alcalines agressives, au dessus et en dessous de pH4-9 [4,5]. En effet, la corrosion des matériaux métalliques dans une solution acide cause des coûts considérables [6,7]. Dans les solutions proches du milieu neutre, la solubilité des oxydes serait beaucoup plus faible que celle dans les solutions acides, et le degré de dissolution tend à être plus petit [8,9].

La présence des ions agressifs (chlorures, fluorures, etc.) attaque le film d'oxyde localement, et certains éléments (Ga, Tl, In, Sn, Pb, Fe) sont incorporés en lui, lesquels pourraient avoir un effet détériorant. La plupart des alliages commerciaux contiennent plusieurs types de phases intermétalliques, où la corrosion de l'aluminium a lieu essentiellement comme un processus micro galvanique entre ces phases secondaires et l'alliage de la matrice [10]. L'aluminium et ses alliages sont indiqués pour des applications industrielles pour manier une grande variété de solutions acides et alcalines, mais une fois dissout, la corrosion du film formé naturellement ne peut être contrôlée que par des inhibiteurs efficaces.

L'utilisation de produits chimiques comme inhibiteurs de corrosion est une des méthodes les plus populaires et efficaces pour protéger les matériaux; c'est une méthode commode et relativement peu coûteuse pour atteindre ce but.

Dans ce présent travail, une investigation sur l'étude du comportement à la corrosion de l'aluminium dans les milieux chlorure de sodium et nitrate de sodium à différents pH, en présence et en absence de l'inhibiteur nitrite de sodium a été réalisée. Les techniques d'investigation utilisées dans cette étude sont celles de la masse perdue et de la polarisation potentiodynamique.

Le mémoire est structuré en quatre chapitres. Le premier chapitre expose les notions sur la corrosion. La lutte contre la corrosion par l'utilisation d'inhibiteurs est abordée dans le deuxième chapitre. Le chapitre III est consacré à la description de la procédure expérimentale utilisée dans ce travail. Les résultats et leur discussion sont présentés dans le chapitre IV. Enfin, une conclusion générale parachève le travail réalisé.

Chapitre I

Notions sue la Corrosion

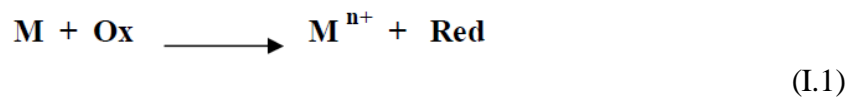
I.1. Définition de la corrosion

1- On peut dire qu'il n'existe pas une définition précise de la corrosion étant donnée la diversité des environnements rencontrés (aqueux, biologique, avec ou sans contrainte mécanique, etc.).

En général, la corrosion d'un métal est l'interaction entre ce métal et son environnement. Cette interaction conduit à une modification mesurable du matériau et de ses propriétés, et à une dégradation d'une propriété fonctionnelle du métal (propriété mécanique, esthétique, électrique, etc.).

Un système élémentaire de corrosion est constitué du couple matériau-environnement en contact duquel il évolue, et ce dans des conditions physico-chimiques et mécaniques bien déterminées.

2- Ce phénomène, par lequel les métaux et alliages subissent de leur environnement une attaque (qui le fait retourner à l'état d'ion métallique, puis d'oxyde, de sulfure, de carbonate, etc., est l'état qu'ils avaient sous leur forme originelle dans les minerais), se traduit par des réactions d'oxydoréduction :



Où Ox et Red sont respectivement l'oxydant et le réducteur.

Les phénomènes de corrosion sont importants lorsque le métal est placé au contact d'une solution aqueuse. Cette corrosion humide est dans la plupart des cas de nature électrochimique.

Elle se manifeste lorsque le métal et l'électrolyte sont en présence et qu'il existe une hétérogénéité soit dans le métal, soit dans la solution.

Elle résulte de l'établissement de courants locaux dus à l'existence de piles locales, la réduction cathodique et l'oxydation anodique étant localisées en deux zones distinctes :



Il s'agit d'un phénomène très général, qui affecte de nombreux domaines d'activité.

Donc on peut dire que les phénomènes de corrosion dépendent du matériau et du milieu environnant.

I.2. Différents modes de corrosion

I.2.1. Corrosion chimique

C'est une réaction hétérogène entre une phase solide (le métal) et une phase liquide ou gazeuse.

Lorsque le réactif est gazeux, la corrosion est dite sèche. Si le réactif est liquide, il est en général accompagné d'une corrosion électrochimique.

L'attaque d'un métal par un autre métal liquide, par un sel fondu ou par une solution non aqueuse peut être considérée comme une corrosion chimique. Donc on peut dire que la corrosion chimique est l'attaque du métal par son environnement.

Elle est généralement rencontrée dans les industries produisant ou utilisant les acides [11].

I.2.2. Corrosion bactérienne

La corrosion bactérienne est due à la présence de colonies importantes de bactéries dites anaérobiques qui se développent dans les eaux contenant des sulfates. Elles consomment donc ces sulfates et les rejettent sous la forme réduite de sulfure H_2S .

La pollution locale du milieu corrosif en H_2S et son effet connu sur la corrosion, suffisent à expliquer les dommages provoqués par les bactéries [12].

La lutte contre cette forme de corrosion est à l'heure actuelle essentiellement d'ordre biologique, elle est réalisée par injection de produits bactéricides dans les milieux corrosifs [11].

I.2.3. Corrosion électrochimique

La corrosion électrochimique est essentiellement l'oxydation d'un métal sous forme d'ions ou d'oxydes. Elle se produit par des transferts électroniques entre un métal et une solution électrolytique à son contact (circulation d'un courant électrique). Elle nécessite la présence d'un réducteur H_2O , H_2 ... Sans celui-ci, la corrosion du métal (réaction anodique) ne peut se produire.

Dans la corrosion électrochimique, la réaction cathodique et la réaction anodique sont indissociables, Elles se produisent simultanément.

I.2.4. Corrosion en présence d'une sollicitation mécanique

Des phénomènes de corrosion ont parfois lieu en présence d'une sollicitation mécanique externe ou interne telle que : les frottements, l'érosion, l'abrasion, les vibrations, etc [13].

Ce type de corrosion est très dangereux car il peut aboutir à des ruptures catastrophiques (atteinte à la sécurité des biens et des personnes).

I.3. Morphologie de la corrosion

En tenant compte de la forme et des sites de l'attaque, les principaux types de corrosion sont regroupés en deux grandes familles : la corrosion généralisée et la corrosion localisée [14].

I.3.1. Corrosion uniforme ou généralisée

C'est la forme la plus classique. Elle se manifeste avec la même vitesse et se traduit par une dissolution uniforme due à une réaction chimique ou électrochimique sur toute la surface du métal. Les surfaces anodiques et cathodiques se déplacent en contact avec l'agent agressif. Elle se traduit par une diminution d'épaisseur par unité de temps ou par perte en poids par unité de surface, et par unité de temps

I.3.2. Corrosion localisée

La corrosion localisée découle toujours de la corrosion uniforme, par couplage galvanique entre les zones hétérogènes. Il suffit alors d'une petite anode et d'une grande cathode pour générer des vitesses de pénétration locales très importantes. Ces hétérogénéités locales peuvent être préexistantes dans le métal ou dans le milieu corrosif. Contrairement à la corrosion uniforme [13], on distingue clairement les endroits anodiques et cathodiques figure I.1.

Ce type de corrosion ne peut être mesuré par la perte de poids ou de la diminution de l'épaisseur. Pour se faire on doit réaliser des observations métallographiques, et des mesures électrochimiques.

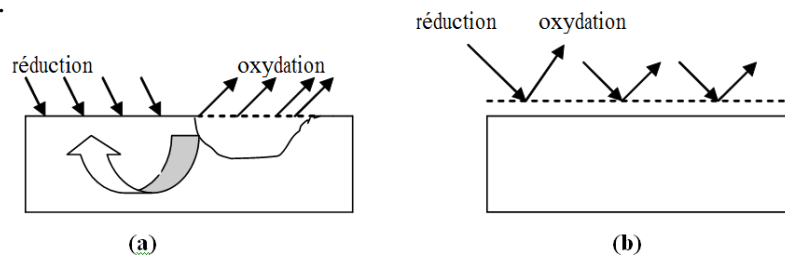


Figure I.1 Types de Corrosion (a) Corrosion localisée et (b) Corrosion uniforme d'un métal [13]

Nous distinguons plusieurs types de corrosion localisée que nous pouvons schématiser comme suit :

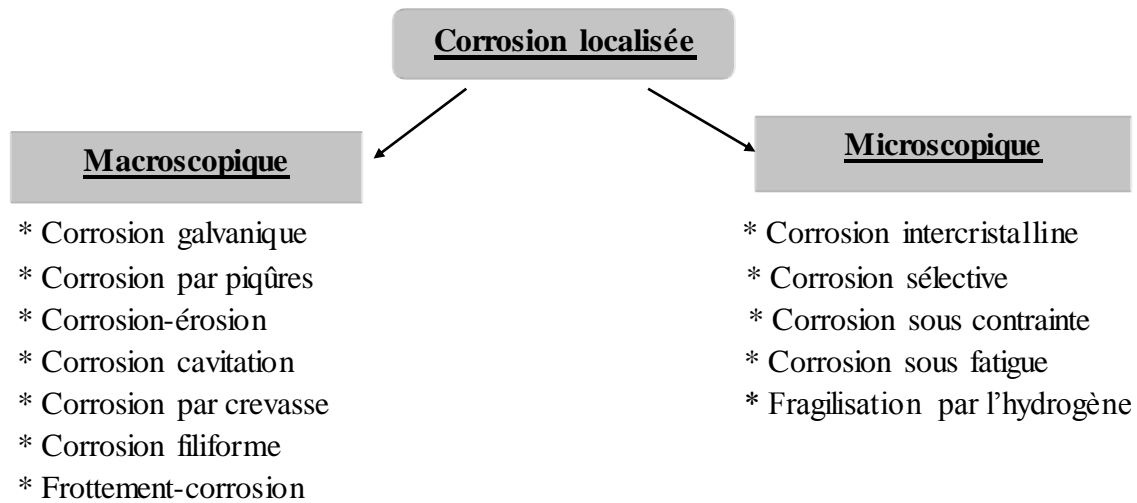


Figure I.2 Les différentes formes de la corrosion localisée [15]

I.3.2.1. Corrosion par piqûres

La corrosion par piqûres désigne une attaque locale d'une surface passive, elle nécessite la présence d'anions agressifs tels que Cl⁻, Br⁻, et I⁻, et d'un oxydant. Elle se manifeste par la formation de petites cavités (piqûres), alors que la surface passive reste intacte.

Le nombre et la forme de piqûres de corrosion varient selon les conditions expérimentales.

I.3.2.2. Corrosion par crevasse

La corrosion par crevasse ou corrosion cavemeuse est due, au moins au départ, à la formation d'une cellule d'aération différentielle. Elle se caractérise par une attaque intense, qui varie depuis la corrosion presque uniforme à l'attaque par piqûres.

I.3.2.3. Corrosion galvanique

Dans un assemblage de deux métaux différents, plongés dans un milieu aqueux, l'un va se dissoudre (métal actif) tandis que l'autre sera le siège d'une réaction d'oxydoréduction du milieu gazeux, mais, lui-même ne sera pas corrodé (métal noble) ; il y aura formation d'une pile dont le métal le plus noble est la cathode et le plus actif est l'anode.

Pour chaque solution, il est possible d'établir une « série galvanique » (classement des différents métaux et alliages en fonction de leur potentiel de corrosion mesuré).

Le tableau I.2 présente une classification des métaux et de quelques alliages en fonction de leur potentiel de dissolution dans l'eau de mer (les métaux sont classés ici par ordre croissant d'activité).

Tableau I.1 potentiel de dissolution dans l'eau de mer (mV) à 25°C [16]

Matériau protégé (cathodique ou plus noble)	
	Platine
	Or
	Graphite
	Hastelloy C
	Acier inoxydable
	Titane
	Argent
	Inconel base 600
	Nickel
	Alliages de cuivre
	Etain
	Bronze
	Laiton
	Cuivre
	Plomb
	Fer
	Acier bas carbone
	Alliages d'aluminium, série 2000
	Cadmium
	Aluminium, série 1000
	Alliages d'aluminium, séries 5000, 3000, 6000
	Acier galvanisé
	Zinc
	Magnésium et alliages de magnésium
Matériau corrodé (anodique ou moins noble)	

E_{CORR}

La vitesse de corrosion est fonction de la surface des deux électrodes formées. Plus la surface de la cathode est grande par rapport à l'anode plus la corrosion est rapide ; c'est pourquoi il est dangereux de réaliser des assemblages avec des matériaux moins nobles que la structure.

Si de tels assemblages doivent être faits, les éléments doivent être isolés électriquement.

La loi de Faraday donne [17] :

$$\text{Perte de métal en g} = \frac{A \cdot I \cdot t}{n \cdot F} \quad (\text{I.4})$$

Où :

t : temps en secondes

I : courant en Ampères

n : valence du métal

A : masse atomique g/mol

F : constante de Faraday = 96485 c/mol.

I.3.2.4. Corrosion sélective

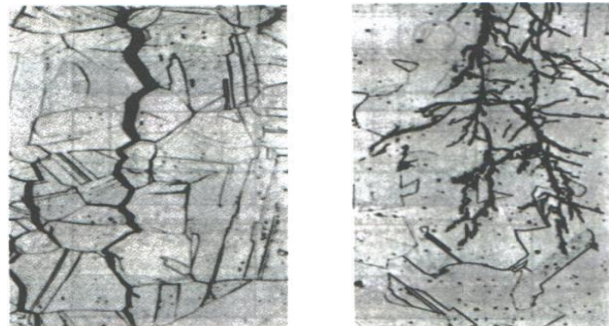
Dans les structures multiphasées, ce même type de corrosion galvanique peut dissoudre sélectivement l'une des phases. La corrosion feuilletante est une forme de corrosion sélective qui se propage suivant une multitude de plans parallèles à la direction du laminage ou du filage [18].

I.3.2.5. Fragilisation par l'hydrogène

L'hydrogène peut pénétrer dans le métal quand il est produit à l'interface métal-film d'oxyde lors d'une réduction liée à la corrosion. En fond de fissure, le métal est nu. Il réagit avec l'eau et libère de l'hydrogène naissant qui se concentre aux joints de grains et facilite une décohésion inter cristalline [18].

I.3.2.6. Corrosion sous contrainte

La corrosion sous contrainte est le résultat de l'action simultanée d'un milieu corrosif et d'une contrainte mécanique [19]. Ce type de corrosion se définit comme un processus de développement de fissures, pouvant aller jusqu'à la rupture complète de la pièce sous l'action combinée d'une tension mécanique et d'un milieu corrosif. Ce sont les contraintes de tension qui sont dangereuses ; les contraintes de compression exerçant au contraire une action protectrice. Les pertes en poids sont généralement très faibles et sans commune mesure avec l'ampleur des dégâts.



(a)

(b)

Figure I.3 Corrosion sous contrainte [12]

(a) Corrosion intergranulaire ; (b) Corrosion transgranulaire.

I.3.2.7. Corrosion intergranulaire

La corrosion intergranulaire est un mode de corrosion structurale qui se propage dans le métal en attaquant soit les joints de grains, soit les zones adjacentes aux joints de grains. Ce mode de corrosion résulte de la présence, aux joints de grains, d'une phase continue et anodique par rapport au cœur du grain.

I.3.3. Représentation schématique de quelques types d'attaque localisée

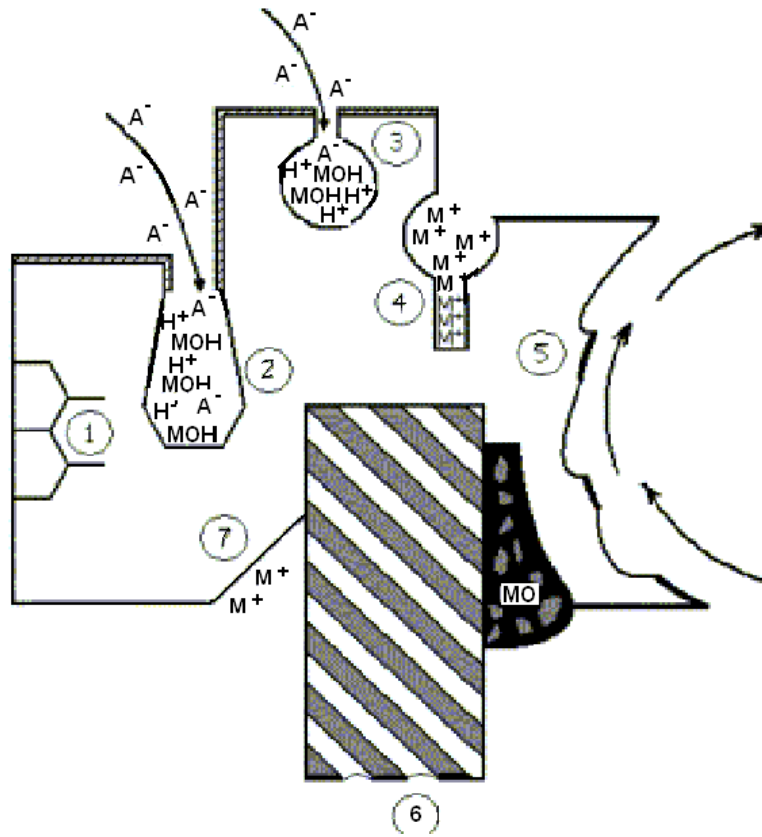


Figure I.4 Représentation schématique de quelques types d'attaque localisée [20]

A : halogène (généralement Cl), **M** : Métal, **MOH** : hydroxyde métallique

1 : corrosion intergranulaire ; 2 : corrosion par piqûres ; 3 : corrosion par effet de crevasse ;

4 : corrosion par pile de concentration ; 5 : corrosion érosion ; 6 : corrosion sélective

7 : corrosion par couplage galvanique.

I.4. Facteurs de corrosion

Les phénomènes de corrosion dépendent d'un grand nombre de facteurs, généralement en relation les uns avec les autres de manière complexe pouvant réagir avec un effet de synergie.

Ces facteurs sont de deux types : externe et interne et sont résumés dans le tableau I.3.

Tableau I.2 Les facteurs influençant la corrosion [18]

<p>Facteurs relatifs au milieu et définissant le mode d'attaque</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Concentration du réactif. - Teneur en Oxygène, en impuretés, en gaz dissous (CO₂, NH₃, H₂S...). - Acidité du milieu, salinité, résistivité. - Température, pression. - Présence de bactéries.
<p>Facteurs Métallurgiques</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Composition d'alliage, hétérogénéités cristallines. - Procédés d'élaboration. - Impuretés dans l'alliage, inclusions. - Traitements thermiques, mécaniques. - Additions protectrices.
<p>Facteurs définissant les conditions d'emploi</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Etat de surface, défauts de fabrication. - Formes de pièces. - Sollicitations mécaniques. - Emploi d'inhibiteurs. - Procédés d'assemblage (couples galvaniques, soudures, etc.). - Croûte d'oxydes superficiels. - Force électromotrice extérieure (électrolyse).
<p>Facteurs dépendants du temps</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Vieillessement. - Tensions mécaniques internes ou externes. - Température- modalité d'accès de l'oxygène ou autre gaz dissous. - Modification des revêtements protecteurs. - Apparition d'un dépôt (calcaïque ou autre).

I.4.1. Quelques facteurs influençant la corrosion de l'aluminium

I.4.1.1. Hétérogénéité du métal

La vitesse de la corrosion peut être fortement influencée par la composition du métal, si nous considérons généralement qu'un métal pur se corrode moins vite qu'un de ses alliages.

Pour l'aluminium, et contrairement à ce qui est parfois avancé, la « pureté » n'améliore pas la tenue à la corrosion de ce dernier. Le métal à très bas titre en fer et en silicium (1199) n'a pas une meilleure tenue à la corrosion atmosphérique que le 1070 ou le 1050. Il faut des titres en fer et en silicium beaucoup plus élevés ($Fe > 0,50$ et $Si > 0,25$), comme on en trouvait souvent jusqu'à la fin des années 1940, pour que la tenue à la corrosion soit modifiée [20].

De plus la présence d'un traitement thermique, par exemple présence de soudure, accélère la corrosion de la conduite. En effet, des attaques anodiques apparaissent le long du cordon de soudure et peuvent conduire à la perforation de la conduite [20].

I.4.1.2. Teneur en oxygène

L'oxygène est un oxydant et un facteur de corrosion en ce sens qu'il dépassive les cathodes en conservant la réaction cathodique.



Ce qui a comme conséquence de favoriser la réaction d'oxydation à l'anode, c'est-à-dire la corrosion.

Avec l'aluminium, ce n'est pas aussi simple parce que la corrosion est régie par le film d'oxyde naturel, lequel a besoin d'oxygène pour se reconstituer [18].

I.4.1.3. Température

La température de l'eau a une action triplement défavorable quand elle s'élève. Elle intervient par l'abaissement de la résistivité et du pH, et par l'accroissement de vitesses des réactions [17]. De plus, l'augmentation de la température diminue la solubilité de tous les gaz si la corrosion est contrôlée par la diffusion de l'oxygène, celle-ci va s'accroître car la vitesse de diffusion de l'oxygène augmente en raison d'une diminution de la viscosité de l'eau.

Dans le cas de la corrosion de l'aluminium, c'est vrai dans les acides et les bases inorganiques et aussi dans certains milieux organiques, surtout quand la température s'approche de leur point d'ébullition.

Par contre dans l'eau pure, distillée ou peu minéralisée, l'élévation de température a pour effet de modifier la forme de la corrosion de l'aluminium parce que le film d'oxyde naturel

peut réagir avec l'eau pour former une couche protectrice de boehmite. La tenue à la corrosion de l'aluminium dans l'eau dépend de la température.

Dans les eaux douces, jusque vers 60-70°C, c'est la tendance à la corrosion par piqûres qui domine. Quand la température s'élève, la profondeur des piqûres diminue fortement, la densité pouvant par contre augmenter dans certains cas. Au-delà de 70°C et jusque vers 150°C, la tendance à la corrosion par piqûres disparaît progressivement [18].

Tableau I.3 Température et formes de corrosion de l'aluminium [18]

Domaine de température	Forme de corrosion
< 100 °C	Corrosion par piqûres (dans les eaux douces, la tendance à la corrosion par piqûres diminue à partir de 60-70°C).
100-150 °C	Corrosion uniforme.
150-250 °C	Corrosion uniforme et corrosion inter cristalline.
> 250 °C	Corrosion inter cristalline avec destruction du métal.

Que ce soit dans l'eau distillée, dans l'eau douce ou dans l'eau de mer on observe, à partir de 60-70°C, la formation de couches aux reflets plus ou moins colorés dont la structure s'apparente à celle de la boehmite. L'épaisseur de ces couches d'oxyde croît avec la température et avec le temps. Elles peuvent atteindre une valeur de plusieurs micromètres vers 100°C dans l'eau distillée.

Globalement, la tenue à la corrosion de l'aluminium dans l'eau douce est meilleure aux niveaux de température 70-100°C qu'à la température ambiante. Au-dessous de 150°C, quelle que soit la nature de l'eau, la corrosion inter cristalline se développe rapidement en surface et en profondeur.

Aussi, l'élévation de la température peut modifier les potentiels de dissolution et accélérer la corrosion galvanique [18].

I.4.1.4. pH

La stabilité du film d'oxyde naturel, qui régit la résistance à la corrosion de l'aluminium, dépend du pH.

Les eaux naturelles de surface, non traitées et non polluées ont un pH entre 6,5 et 7,5. Puisque la solubilité de l'alumine est minimale et pratiquement constante dans cette plage de pH, le pH n'est pas un facteur important pour la corrosivité des eaux naturelles [20].

I.5. Corrosion de l'aluminium et de ses alliages

I.5.1. Introduction

Les premiers essais de corrosion connus sur l'aluminium ont commencé vers 1890, à partir du moment où ce métal fut disponible en quantité suffisante pour envisager des applications dans le bâtiment et dans les appareils de cuisine. C'est ainsi que les premiers essais de tenue à l'eau de pluie, au contact de plusieurs liquides alimentaires : bière, café, thé, furent entrepris dès le début de la décennie 1890 [21].

L'aluminium ne se corode pas d'une manière spécifique, mais sous diverses formes suivant des facteurs inhérents au métal (éléments d'alliages) et au milieu, lors de son utilisation [22].

Les différentes formes de corrosion peuvent apparaître sur un diagramme expérimental obtenu par mesure de chaque type de potentiel (corrosion, piqûration, passivation) en fonction du pH [23]. Le diagramme de Pourbaix du potentiel E en fonction du pH est tracé pour un équilibre aluminium / eau [24], et n'est donc pas représentatif des phénomènes apparaissant en milieu chloruré.

I.5.2. Diagrammes d'équilibre électrochimique de Pourbaix

Les diagrammes de Pourbaix sont constitués de plusieurs domaines de trois états possibles :

- Corrosion, s'il existe un produit de corrosion soluble.

Pourbaix a fixé comme limite inférieure la concentration de 10^{-6} M (soit 0,027 mg.l⁻¹ pour l'aluminium) à partir de laquelle on peut considérer qu'il y a corrosion du métal. Sur la plupart de ces diagrammes les seuils supérieurs de concentration : 10^5 , 10^{-4} , 10^{-3} M, sont aussi indiqués ;

- Passivation, si le métal peut se recouvrir d'un oxyde ou hydroxyde insoluble ;

- Immunité, s'il est dans des conditions pour lesquelles il ne peut pas être corodé (la concentration des ions M^{n+} est $< 10^{-6}$ M).

I.5.2.1. Diagramme E-pH de l'aluminium

Le diagramme E-pH de l'aluminium figure I.5 illustre bien la propriété amphotère du métal, il est attaqué en milieu acide avec formation d' Al^{+3} , et en milieu alcalin avec formation d'aluminates AlO_2^- [24].

Il faut noter qu'il s'agit de diagrammes d'équilibre qui permettent de déterminer les espèces stables, leur corrosion, le domaine de stabilité et le sens des réactions possibles. Ils ne permettent pas de prévoir la vitesse éventuelle.

La portée de ces diagrammes est restreinte par le fait qu'ils sont tracés dans un liquide « idéal », l'eau chimiquement pure, à 25°C, pour un métal aussi pur que possible, jamais pour un alliage. Ils ne tiennent pas compte de la présence éventuelle de chlorures dont le rôle est important dans la corrosion par piqûres, ni de la nature de l'acide et de la base qui modifie le pH. Ils n'indiquent pas les risques de corrosion « cathodique » dans les domaines d'immunité quand le potentiel est très électronégatif. Cela tient à la méthode qui est basée sur des données thermodynamiques et non sur des données cinétiques [25].

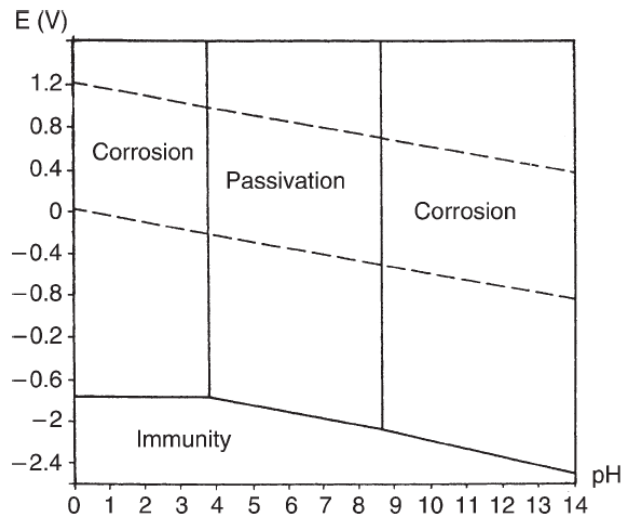


Figure I.5. Diagramme de Pourbaix E – pH de l'aluminium [22, 24]

I.5.3. Formes de corrosion d'aluminium

La corrosion de l'aluminium peut se manifester sous plusieurs formes plus ou moins visibles à l'œil nu : corrosion généralisée ou uniforme, corrosion par piqûres, corrosion sous contrainte etc. La prédominance d'une forme de corrosion dépendra d'un certain nombre de facteurs inhérents au métal, au milieu et aux conditions d'emploi.

Il n'y a pas de forme de corrosion spécifique de l'aluminium et de ses alliages.

I.5.3.1. Corrosion uniforme

Ce type de corrosion se développe sous forme de micro piqûres de très petit diamètre, dans l'ordre du micromètre. Elle se traduit par une diminution continue d'épaisseur au-dessus de la surface entière du métal. On observe ce type de corrosion particulièrement dans les milieux acides ou milieux alcalins, dans lesquels la solubilité du film normal d'oxyde est haute.

Le taux de dissolution peut changer de quelques micromètres par an jusqu' à quelques micromètres par heure, selon la nature de l'acide ou de la base. Les inhibiteurs appropriés peuvent la réduire. Comme exemple, le silicate de soude réduit considérablement le taux de dissolution d'aluminium dans des milieux alcalins.

Le taux de corrosion uniforme peut être facilement déterminé en mesurant la perte de masse, ou la quantité d'hydrogène libéré [26]. C'est une donnée utile pour évaluer le taux de dissolution d'aluminium dans un bain de décapage.

I.5.3.2. Corrosion par piqûres

Comme tous les métaux passifs, l'aluminium est sensible à la corrosion par piqûre dans les milieux aqueux proches de la neutralité. La corrosion par piqûre dépend alors plus de la quantité d'anions dans l'eau que des variations de pH.

I.5.3.2.1. Généralités

La piqûration est un phénomène de corrosion qui survient lorsqu'une pièce est protégée contre la corrosion généralisée (par exemple, acier inoxydable ou aluminium). Il s'agit d'une corrosion localisée. En surface, on ne voit qu'un petit point, mais en dessous, il y a une cavité bien plus importante. Ceci entraîne à terme la perforation de la pièce et sa fragilisation.

I.5.3.2.2. Phénomène pour l'aluminium

Le potentiel de piqûre des alliages d'aluminium est en règle générale extrêmement bas. Il est ainsi très rare de pouvoir empêcher toute apparition de piqûre sur un alliage d'aluminium. La figure suivante présente un schéma simplifié de la corrosion par piqûre d'un alliage d'aluminium.

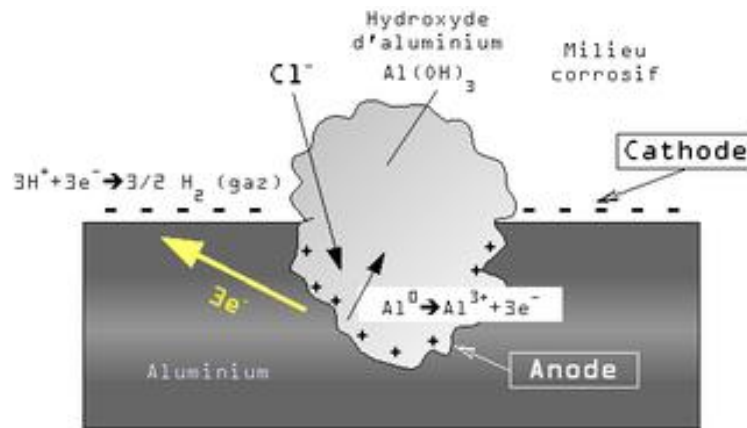


Figure I.6 Mécanisme de la corrosion par piqûres de l'aluminium [18]

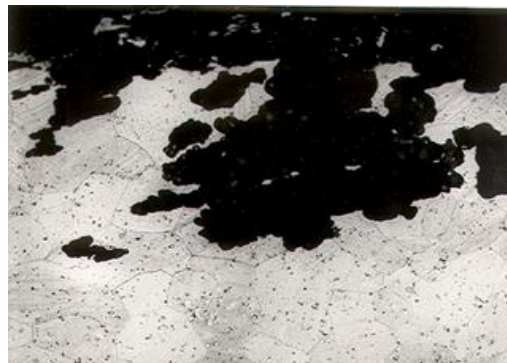
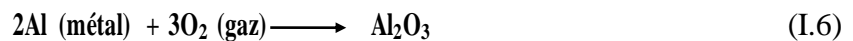


Figure I.7 Coupe d'une piqûre sur un alliage d'aluminium type 2000, microscope optique, grossissement $\times 200$) [27]

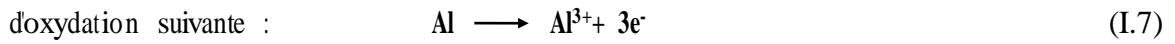
L'aluminium est naturellement recouvert d'une couche de protection, ou couche de passivation.

Il s'agit d'une couche d'oxyde formée suivant la réaction :

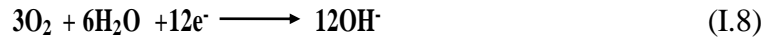


La très forte réactivité de l'aluminium est due à une valeur élevée de l'énergie libre (-1675 kJ). La piqûration est provoquée par la rupture du film d'oxyde dans un milieu contenant par exemple des ions chlorure (Cl^-). La piqûration est influencée par le milieu dans lequel se trouve l'aluminium. La composition de l'alliage peut également rentrer en ligne de compte. La présence de cuivre dans l'alliage peut par exemple être une cause de piqûration. Cependant, le milieu extérieur est le facteur dominant [28].

Après la rupture du film protecteur, l'aluminium nu devient une anode où se produit la réaction



Sur la cathode, au niveau de la surface de métal, nous avons les réactions suivantes :



Globalement, l'aluminium métal se dissout pour former de l'hydroxyde d'aluminium suivant la réaction :

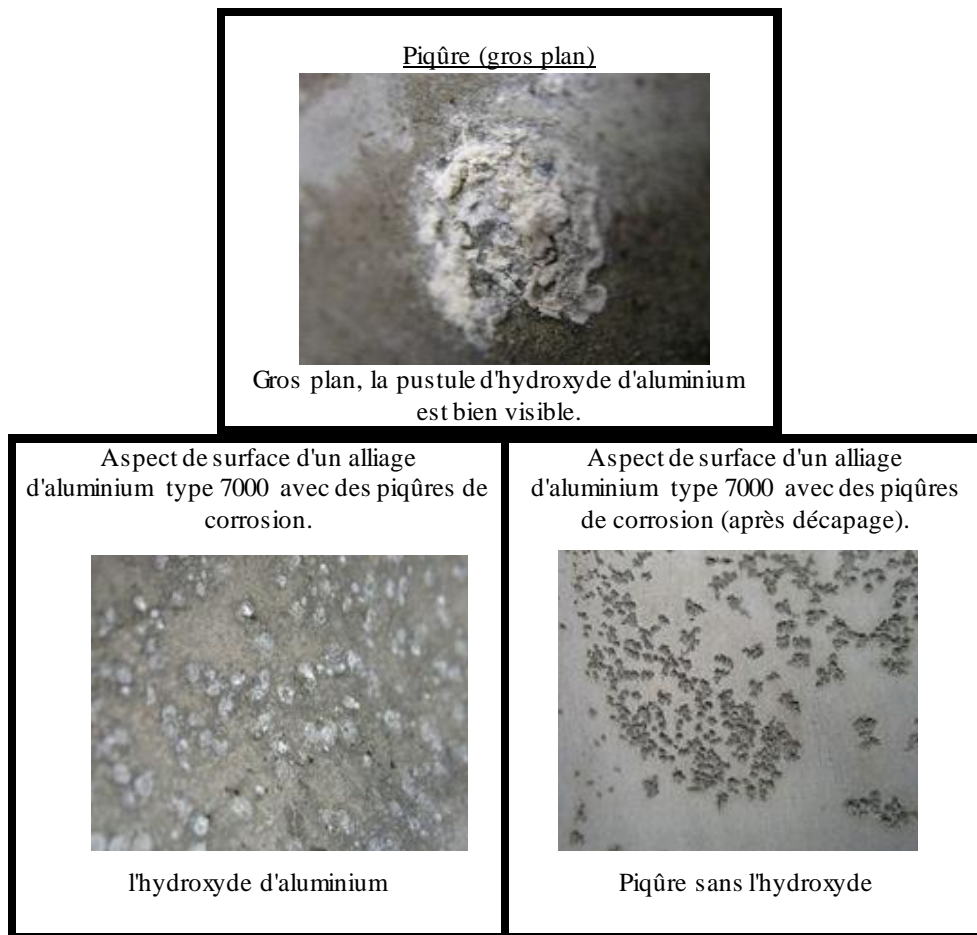
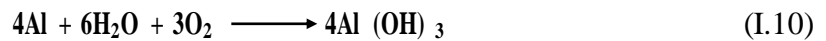


Figure I.8 Aspects de surface d'un alliage d'aluminium avec des piqûres

I.5.3.3. Corrosion galvanique

L'aluminium étant anodique par rapport à la plupart des métaux usuels, il est habituellement la victime dans des assemblages mixtes.

L'aspect de la corrosion galvanique de l'aluminium est très caractéristique. Elle n'est pas dispersée comme la corrosion par piqûres mais, au contraire, très localisée dans la zone de contact avec l'autre métal. L'attaque de l'aluminium est régulière, et progresse en profondeur sous forme de cavernes plus ou moins arrondie. La zone affectée par la corrosion galvanique est souvent plus brillante que le reste de la surface [29, 30].

L'intensité de la corrosion galvanique de l'aluminium est d'autant plus forte que la conductivité de l'eau (ou sa salinité) est plus élevée. En d'autres termes, la corrosion galvanique est plus importante dans l'eau de mer que dans l'eau distillée.

Tous les alliages d'aluminium peuvent subir de la même manière une corrosion galvanique.

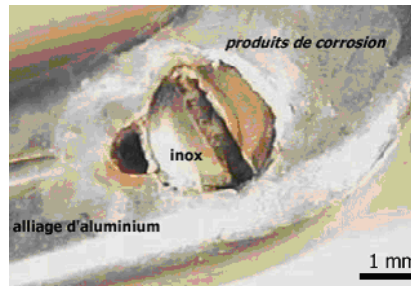


Figure I.9 Exemple caractéristique d'une corrosion d'un alliage d'aluminium par un couplage galvanique avec un acier inoxydable (une vis)

I.5.3.4. Corrosion caverneuse

Pour les alliages d'aluminium, la corrosion caverneuse est essentiellement une manifestation particulière de la corrosion par piqûres. L'acidification du milieu corrosif emprisonné dans une caverne interdit en effet, dans ce cas, la répartition homogène des piqûres, et concentre ainsi en un seul point la pénétration de la corrosion. Les alliages dénués de cuivre sont en pratique relativement assez résistants à cette forme de corrosion [31].

I.5.3.5. Corrosion intergranulaire

Ce mode de corrosion résulte de la présence, aux joints de grains, d'une phase continue et anodique par rapport au cœur du grain. Cette phase peut être due à la présence de précipités intergranulaires anodiques comme les précipités Al_3Mg_2 présents dans les alliages de la série 5XXX ou à un appauvrissement d'éléments nobles à la périphérie du grain [20]. La corrosion intergranulaire se résume alors à un couplage galvanique entre le cœur du grain et la zone anodique. Elle apparaît lorsque la différence entre les potentiels des deux phases est d'au

moins 50 à 100 mV ; le potentiel global de l'alliage est alors compris entre les potentiels des deux phases. Si le potentiel de l'échantillon est supérieur à celui de la phase la plus noble, il y a coexistence des phénomènes de corrosion intergranulaire et de corrosion par piqûre [20].

I.5.4. Influence des éléments d'alliages sur la corrosion de l'aluminium

Le comportement électrochimique de l'alliage (caractère passivable, sensibilité à la corrosion localisée, etc.) est souvent attribué à l'aluminium [32]. Cependant la tenue à la corrosion des alliages d'aluminium est classifiée en fonction des éléments additionnés au métal.

La formation de particules intermétalliques ou la ségrégation de secondes phases dans l'alliage matriciel ou autour des fibres (cas du silicium) sont responsables, soit d'une dégradation accélérée de l'aluminium, soit, au contraire, d'un ralentissement de la cinétique de corrosion du matériau. Ainsi la figure I.10 présente schématiquement la baisse de la résistance à la corrosion d'échantillons d'aluminium en milieu chloruré en fonction de la série. Toutefois il est à noter que cet effet défavorable s'accompagne de propriétés mécaniques accrues [33].

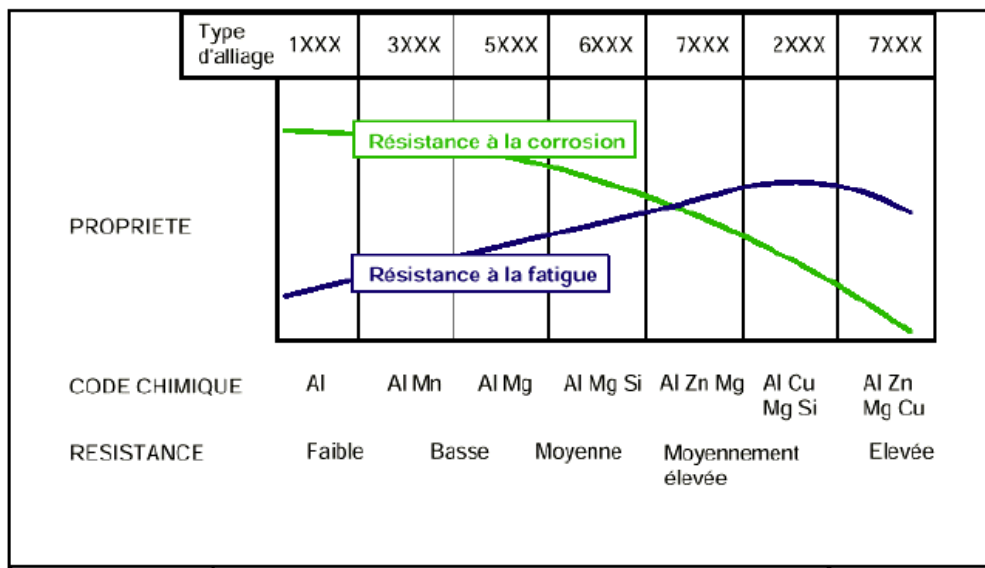


Figure I.10 Effet des éléments d'addition sur la résistance à la corrosion et à la fatigue des alliages d'aluminium [18]

Depuis le début du XXe siècle, de nombreuses études ont porté sur l'influence de la plupart des éléments chimiques sur les propriétés, notamment de corrosion, de l'aluminium. Différents tests ont été mis en place pour mesurer l'importance relative de chacun : observation des états de surface géométrique et physico-chimique de l'alliage, détermination de la localisation des zones corrodées (joints de grains, etc.), mesure de perte de masse dans un électrolyte, mesure du potentiel de corrosion de l'alliage, effet du pourcentage d'un élément ajouté

sur le potentiel de corrosion de l'aluminium pur. Ces études ont permis d'établir un classement qualitatif de la résistance à la corrosion d'un alliage en fonction de la nature de ses constituants minoritaires et des impuretés d'élaboration, comme le fer tableau I.6 [18].

Tableau I.4 Classement des alliages d'aluminium en fonction de leur résistance à la corrosion. Formes de corrosion généralement observées dans ces alliages

		Particule intermétallique / Seconde phase	E_{CORR} (mV _{ECS})
particules cathodiques	{	Si	-170
		Al ₃ Ni	-430
		Al ₂ Cu	-440
		Al ₃ Fe	-470
		Al ₆ Mn	-760
		Al	-840
particules anodiques	{	Al ₂ CuMg	-910
		MgZn ₂	-960
		Al ₃ Mg ₂	-1150
		Mg ₂ Si	-1190
		Al ₃ Mg ₅	-1240

Les alliages au magnésium ont une excellente tenue à la corrosion marine. Ils sont utilisés dans l'accastillage [18]. Le manganèse (série 3000) a pour effet d'améliorer les caractéristiques mécaniques et la résistance à la corrosion [28].

Du point de vue des propriétés électrochimiques bénéfiques il peut être retenu d'une manière générale que les éléments Cr, Mg, Mn apportent un effet bénéfique, tandis que les éléments Cu, Fe, Ni, Sn, Pb, Co sont néfastes. Si, Ti, Zn, Sb, Cd, Zr sont sans effet [32].

Les éléments d'alliages existent sous deux formes dans l'aluminium :

- En solution solide, suivant leur solubilité dans le métal.
- En précipités intermétalliques avec les autres éléments présents dans le métal.

Dans ce dernier cas les particules intermétalliques ont un comportement plus ou moins noble par rapport à l'aluminium, selon leur composition tableau II.6. La corrosion des alliages est fortement liée aux potentiels de corrosion de ces composés, car ils sont une source de micro galvanisme (micro piles) et influent sur la piqûration de l'aluminium (attaque localisée) [34]. La mesure des potentiels de corrosion des particules intermétalliques est cependant difficile en raison de leur petite taille (<100 µm).

Tableau I.5 Potentiel de corrosion de quelques particules intermétalliques [18]

Série	Eléments d'alliage	Particules Intermétalliques ou secondes phases	Formes de corrosion généralement observées
5000	Mg	Al_3Mg_2 , Al_3Mg_5	Piqûres, généralisée, sous contrainte (pour les forts taux en magnésium)
1000	Aucun	Al_3Fe , Al_6Fe $Al_{12}Fe_3Si_2$	Piqûres, généralisée dépend de la quantité de secondes phases
6000	Si, Mg	$FeSiAl_3$, Fe_2SiAl_3 $Al_3Si_2Mg_3Fe$, Mg_2Si	Piqûres, généralisée
3000	Mn	Al_6Mn , Al_6MnFe	Piqûres, généralisée
4000	Si	Si	
7000	Zn, Mg Ajout de Cu	$MgZn_2$	Piqûres, généralisée, sous contrainte, feuilletante, intergranulaire (avec Cu)
2000	Cu	$CuFeMnAl_6$, Al_2Cu Al_2CuMg	Piqûres, généralisée, sous contrainte (sans traitement thermique), intergranulaire, feuilletante

Dans les alliages à base de magnésium et/ou de silicium (précipités intermétalliques anodiques), dont le potentiel de corrosion est plus faible que celui de l'aluminium, les précipités d' Al_3Mg_2 et de Mg_3Si sont plus corrodables que la matrice. Leur dissolution aux joints de grains confère aux alliages des séries 5000 et 6000 une meilleure résistance à la corrosion que les alliages contenant des particules cathodiques.

L'addition d'éléments d'alliage modifie ainsi fortement le potentiel de corrosion dans le sens anodique ou cathodique [35]. Pour chacun, les principales variations sont fonction de la teneur de l'élément dans l'alliage figure I.11.

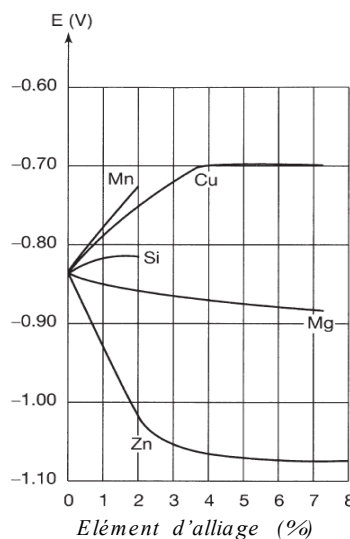


Figure I.11 Evolution du potentiel de corrosion de l'aluminium en fonction de l'enrichissement en éléments d'addition [18]

Ce sont les alliages au cuivre de la famille 2000 qui ont les potentiels de dissolution les moins électronégatifs. Les alliages au zinc de la famille 7000 ont les potentiels les plus électronégatifs.

Les valeurs des potentiels de dissolution des principaux alliages peuvent varier d'un auteur à un autre de 50 à 100 mV pour un même alliage.

I.7. Conclusion

La corrosion est un phénomène complexe, parfois difficile à expliquer. Il n'y a pas une corrosion mais plusieurs formes de corrosion possible pour un métal.

La tenue à la corrosion d'un métal ou d'un alliage dépend de nombreux facteurs inséparables au métal lui-même, au milieu dans lequel il est placé et aux conditions d'emploi. Il n'y a pas de métal ou alliage capable de résister à tous les milieux aqueux, même à la température ambiante. La corrosion de l'aluminium peut se manifester sous plusieurs formes plus ou moins visibles à l'œil nu. Il n'y a pas de forme de corrosion spécifique de l'aluminium et de ses alliages.

L'aluminium est un métal passif, donc sujet à la corrosion localisée. Aux moyens de protection très répandus (traitements de surface : action sur le matériau) s'ajoute actuellement des investigations sur l'emploi d'inhibiteurs (actions sur le milieu).

En matière de protection contre la corrosion, il est possible d'agir sur le matériau lui-même (choix judicieux, formes adaptées, contraintes en fonction des applications, etc.), sur la surface du matériau (revêtement, peinture, tout type de traitement de surface, etc.) ou sur l'environnement avec lequel le matériau est en contact (inhibiteur de corrosion).

Chapitre II

**Lutte contre la corrosion par l'utilisation
d'inhibiteurs**

II.1. Définition

Le mot « **inhiber** » est dérivé du latin *inhibere* qui signifie arrêté, retenir. Le mot « inhibition » est employé en chimie et en corrosion depuis 1907 [18].

La définition d'un inhibiteur de corrosion n'est pas unique, néanmoins celle retenue par la "National Association of Corrosion Engineers" (NACE) est la suivante : « un inhibiteur est une substance qui retarde la corrosion lorsqu'elle est ajoutée à un environnement en faible concentration » [36].

II.2. Propriétés

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, mais également ne pas influencer sur la stabilité des espèces des autres contenues dans ce milieu. Un inhibiteur est définitivement reconnu comme tel s'il est stable à la température d'utilisation et efficace à faible concentration.

Il peut être utilisé en vue d'une protection permanente (surveillance primordiale du dispositif) ou plus couramment en vue d'une protection temporaire : durant une période où la pièce est particulièrement sensible à la corrosion (stockage, décapage, nettoyage, etc.) ou encore lorsque la pièce est soumise à des usinages très sévères comme le perçage, taraudage, forage, filetage, etc.

III.3. Domaines d'utilisation

Les inhibiteurs ont plusieurs domaines traditionnels d'application :

- le traitement des eaux (eaux sanitaires, eaux des procédés industriels, eaux de chaudières, etc.) ;
- l'industrie du pétrole : forage, extraction, raffinage, stockage et transport etc. ;
- les peintures où les inhibiteurs de corrosion sont des additifs assurant la protection anti corrosion des métaux.

II.4. Efficacité des inhibiteurs de corrosion

Il existe plusieurs façons d'exprimer l'efficacité d'un inhibiteur ou d'une formulation inhibitrice.

Les expressions les plus courantes sont :

- le taux d'inhibition le plus souvent utilisé [14]:

$$\tau \% = [(u_o - u) / u]. 100 \% \quad (\text{II.1})$$

Où : u_0 est la mesure de la corrosion (perte de masse, intensité de corrosion, etc.) en l'absence d'inhibiteurs, u est la mesure de la corrosion en présence d'inhibiteurs.

II.5. Classification des inhibiteurs de corrosion

On peut classer les inhibiteurs de plusieurs façons :

- par réaction partielle ;
- par domaine d'application ;
- par mécanisme réactionnel.

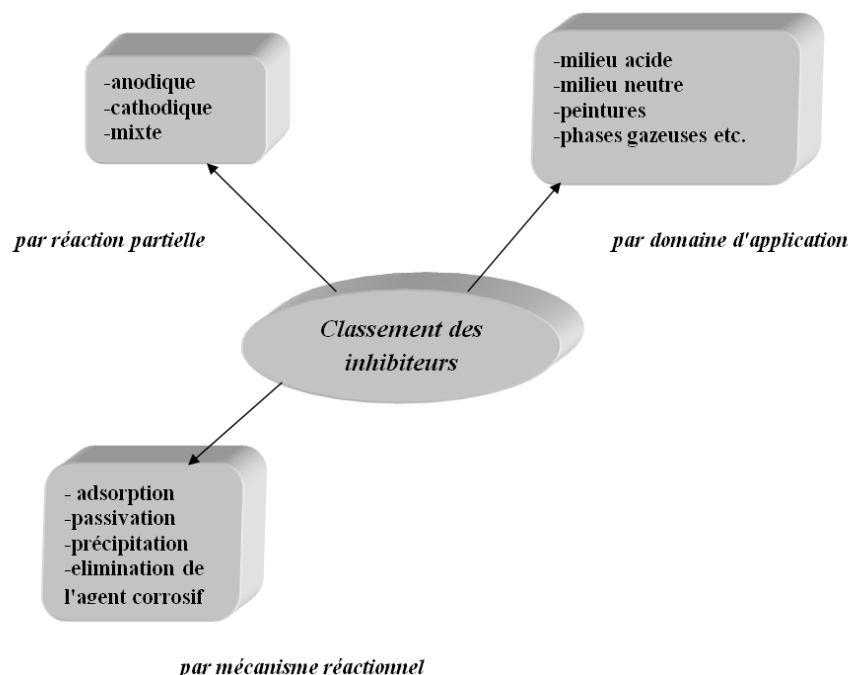


Figure II.1 Classement des inhibiteurs de corrosion [33]

II.5.1 Classification par réaction partielle

D'après leur influence sur la vitesse des réactions électrochimiques partielles, on distingue trois types d'inhibiteurs.

II.5.1.1 Inhibiteurs anodiques

Ces inhibiteurs diminuent la densité du courant partiel anodique et déplacent le potentiel de corrosion dans le sens positif, figure II.2. Ils ne modifient pas l'apparence du métal, mais un film mince s'y installe. Ils comportent des agents oxydants tels que les chromates et les nitrites, ou d'autres sels comme les hydroxydes, les silicates, les borates les carbonates et les benzoates.

Ces derniers nécessitent de l'oxygène, lorsque leur teneur en oxygène est insuffisante, les inhibiteurs anodiques peuvent augmenter la corrosion [17].

II.5.1.2 Inhibiteurs cathodiques

Ces inhibiteurs réduisent la réaction cathodique en empêchant l'oxygène d'atteindre la surface à protéger et déplacent le potentiel de corrosion dans le sens négatif figure II.2. Les sels de magnésium, de manganèse, de zinc et de nickel font partie de ces inhibiteurs. Ces sels diminuent le taux de corrosion du fer et de l'acier. Les inhibiteurs cathodiques forment un film visible sur le métal mais n'arrêtent pas complètement l'attaque [17].

II.5.1.3 Inhibiteurs mixtes

Ces inhibiteurs diminuent la vitesse des deux réactions partielles, mais modifient peu le potentiel de corrosion, figure II.2. Ainsi, le carbonate de calcium forme du carbonate de fer sur les anodes et de l'hydroxyde de calcium sur les cathodes [37].

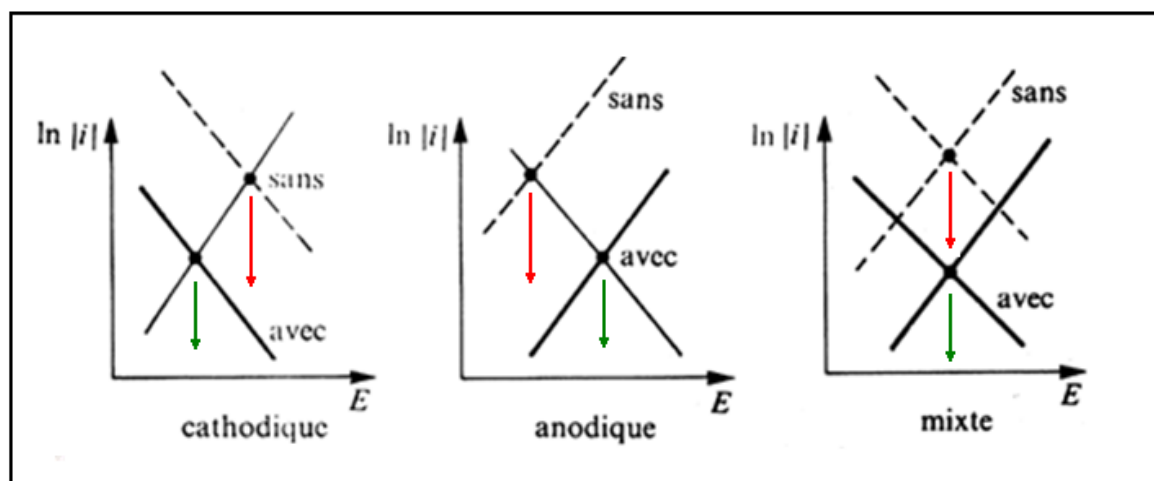


Figure II. 2. Diagrammes d'Evans montrant le déplacement du potentiel de corrosion dû à la présence d'un inhibiteur de corrosion [36]

II.5.2 Classification par domaine d'application

II.5.2.1 Inhibition en milieu acide

Les inhibiteurs en milieu acide sont employés pour éviter l'attaque de l'acier lors du décapage acide. Dans l'industrie pétrolière, on les ajoute aux fluides de forage. Les inhibiteurs les plus fréquemment utilisés sont des molécules de type organique. Ces molécules s'adsorbent à la surface du métal et ralentissent ainsi la corrosion. Elles contiennent une partie non polaire, hydrophobe et relativement volumineuse, constituée principalement d'atomes de carbone et d'hydrogène, et une partie polaire hydrophile, constituée d'un ou plusieurs groupes fonctionnels, tels $-NH_2$ (amine), $-SH$ (mercapto), $-OH$ (hydroxyle), $-COOH$ (carboxyle),

- PO₃ (phosphate), et leurs dérivés. La molécule se lie (par adsorption) à la surface du métal avec son groupe fonctionnel, alors que sa partie non polaire bloque partiellement la surface active [35].

D'autres inhibiteurs forment des complexes peu solubles avec les ions métalliques provenant de la dissolution. Ces complexes précipitent à la surface et forment des couches superficielles ralentissant ainsi la dissolution du métal.

II.5.2.2 Inhibition en milieu neutre

La corrosion en milieu neutre est normalement due à l'oxygène dissous. Les risques d'une attaque diminuent si l'on empêche l'oxygène d'accéder à la surface (inhibition cathodique). Alternativement, on peut diminuer la vitesse de la réaction partielle anodique en rendant le métal passif (inhibition anodique). On peut encore inhiber la corrosion par des substances, telles que les benzoates, les tartrates ou les salicylates etc. qui s'adsorbent à la surface et bloquent les sites de réaction.

II.5.2.2.1 Inhibition par passivation

Elle sert notamment à protéger l'acier dans les circuits d'eau de refroidissement. Ce type d'inhibition peut être obtenu par les inhibiteurs oxydants et les agents tampons qui maintiennent le pH élevé au voisinage de la surface du métal.

II.5.2.2.2 Inhibition par précipitation

En milieux neutres, de nombreux inhibiteurs forment des couches superficielles par précipitation, tels les polyphosphates (NaPO₃) et les organo-phosphates. Agissant principalement sur la réaction cathodique (barrière de diffusion), ils réduisent la vitesse de corrosion en présence d'oxygène.

II.5.2.3 Inhibition en phase gazeuse

Les inhibiteurs pour phases gazeuses sont généralement employés pour une protection temporaire de différents objets emballés pendant le transport et le stockage tels les instruments de précision, les composants électroniques, les machines, etc. Il s'agit le plus souvent de composés organiques ayant une pression de vapeur élevée, notamment certaines amines. Ces composés s'adsorbent sur la surface métallique et la protègent contre la corrosion atmosphérique. Le nitrite de dicylohéxylamine est utilisé pour préserver l'acier [24].

II.5.2.4 Inhibiteurs pour peintures

L'utilisation de ce type d'inhibiteurs permet la formation d'une barrière physique entre le milieu agressif et le métal à protéger. Les peintures contiennent des pigments inorganiques ou des tanins qui agissent comme inhibiteur de corrosion.

Les pigments les plus connus sont :

- l'oxyde de plomb Pb_3O_4 ;
- le chromate de zinc $ZnCrO_4$.

II.5.3 Classification par mécanisme réactionnel**II.5.3.1 Inhibition par adsorption**

La corrosion peut ralentir suite à l'adsorption d'un inhibiteur à la surface du métal. Ce mécanisme est particulièrement important en milieu acide [32].

II.5.3.2 Inhibition par passivation

Certains inhibiteurs oxydants provoquent une passivation spontanée du métal, diminuant ainsi la vitesse de corrosion. Dans certains cas, la passivation peut être favorisée par des agents tampons qui augmentent le pH près de la surface métallique [32].

II.5.3.3 Inhibition par précipitation

Certains inhibiteurs provoquent la formation de films superficiels par précipitation de sels minéraux ou de complexes organiques peu solubles. Ces films réduisent l'accessibilité de l'oxygène à la surface et, en plus, ils bloquent partiellement la dissolution anodique [35].

II.5.3.4 Inhibition par élimination de l'agent corrosif

Ce type d'inhibition n'est applicable que dans les systèmes fermés. Il se pratique notamment dans les circuits d'eau chaude des centrales thermiques. Une faible quantité de sulfite de sodium (Na_2SO_3) ou d'hydrazine (N_2H_4) ajoutée à l'eau, préalablement dégazée et déionisée, supprime les dernières traces d'oxygène et élimine ainsi la corrosion [38].

II.6 Inhibiteur nitrite

Ce type d'inhibiteur, quoique très efficace, est considéré comme dangereux parce que conduisant fréquemment à des phénomènes de corrosion par piqûres [18]. Ce risque ne devrait pas exister si la concentration en nitrite est maintenue à un niveau suffisant, qui dépend largement de la nature et de la concentration des anions agressifs présents dans le milieu corrosif, ainsi que du pH de celui-ci.

Chapitre III

Procédure expérimentale

III.1. MATERIAU

Le matériau utilisé est l'aluminium pur 98.51 (%) Al.

La composition chimique est donnée dans le tableau III.1

Tableau III.1. Composition chimique*

Elément	Pourcentage massique (%)
Aluminium	98.51
Magnésium	0.674
Silicium	0.565
Fer	0.202
Cuivre	0.016

*Source: MIDAL CABLES LTD (C.R.7108) Kingdom of Bahrain.

III.2. Préparation des échantillons

III.2.1. Découpage

Les échantillons ont été découpés à partir d'un fil d'aluminium de diamètre 07 mm, fabriqué au niveau de l'entreprise ENICAB Biskra, destiné aux câbles haute tension.

La forme et les dimensions des échantillons, utilisés dans les essais, sont données sur la figure III.1.

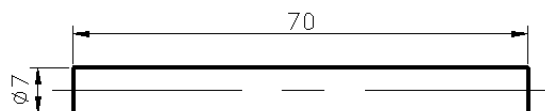


Figure III.1 Forme et dimensions des échantillons en mm

III.2.2. Polissage

L'opération de polissage a été effectuée sur un tour parallèle, à l'aide de papier abrasifs de granulométrie 600 et 1000. Ensuite, les échantillons ont été lavés dans un bac ultrasonique

contenant une solution savonneuse, puis rincés avec de l'eau distillée et séchés à l'aide d'un séchoir électrique.

III.3. Préparation des solutions

III.3.1. Solutions électrolytiques

Les solutions électrolytiques ont été obtenues de la manière suivante:

Solution chlorure :

Masse moléculaire NaCl est $M = 58.5 \text{ g/mol}$.

Masse moléculaire chlore = 35.5 g/mol .

Masse moléculaire Sodium $M = 23 \text{ g/mol}$.

$$\begin{array}{l} 58.44 \longrightarrow 35.5 \text{ g} \\ X \longrightarrow 0.5 \text{ g} \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} 58.44 \\ X \end{array}} \right\} \longrightarrow x = 58.44 \times 0.5 / 35.5 = 0.8231 \text{ g.}$$

$$1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg/l}$$

$$0.8231 \text{ g/l} \longrightarrow 823.1 \text{ mg/l} \longrightarrow 0.1646 \text{ g / 200ml.}$$

- ✓ 500 ppm de NaCl a été obtenue en dissolvant 0.1646 g de NaCl dans 200ml d'eau distillée.
- ✓ 1000 ppm de NaCl a été obtenue en dissolvant 0.3292 g de NaCl dans 200ml d'eau distillée.
- ✓ 2000 ppm de NaCl a été obtenue en dissolvant 0.6584 g de NaCl dans 200ml d'eau distillée.

Solution nitrate :

Masse moléculaire NaNO_3 est $M = 85 \text{ g/mol}$.

Masse moléculaire Sodium $M = 23 \text{ g/mol}$.

Masse moléculaire Oxygène = 16 g/mol .

Masse moléculaire Azote = 14 g/mol .

Masse moléculaire NO_3 est $M = 14 + (16 \times 3) = 62 \text{ g/mol}$.

$$\begin{array}{l} 85 \text{ g} \longrightarrow 62 \text{ g} \\ X \longrightarrow 0.5 \text{ g} \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} 85 \text{ g} \\ X \end{array}} \right\} \longrightarrow x = 85 \times 0.5 / 62 = 0,6854 \text{ g.}$$

$$1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg/l}$$

$$0.6854 \text{ g/l} \longrightarrow 6854 \text{ mg/l} \longrightarrow 0.137 \text{ g / 200ml.}$$

- ✓ 500 ppm de NaNO_3 a été obtenue en dissolvant 0.137 g de NaNO_3 dans 200ml d'eau distillée.

- ✓ 1000 ppm de NaNO_3 a été obtenue en dissolvant 0.274 g de NaNO_3 dans 200ml d'eau distillée.
- ✓ 2000 ppm de NaNO_3 a été obtenue en dissolvant 0.548 g de NaNO_3 dans 200ml d'eau distillée.

III. 3.2. Solution inhibitrice

Le nitrite de sodium, sa formule chimique est NaNO_2 et sa masse moléculaire est $M = 69,00 \text{ g/mol}$.

Masse moléculaire NO_2 est $M = 14 + (16 \times 2) = 46 \text{ g/mol}$.

$$\left. \begin{array}{l} 69 \longrightarrow 46 \text{ g} \\ X \longrightarrow 0.5 \text{ g} \end{array} \right\} \longrightarrow x = 69 \times 0.5 / 46 = 0.75 \text{ g.}$$

$$1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg/l}$$

$$0.75 \text{ g/l} \longrightarrow 750 \text{ mg/l} \longrightarrow 0.15 \text{ g /200ml.}$$

Les concentrations de 250, 500, 1000 et 2000 ppm ont été obtenues de la manière suivante:

- ✓ 250 ppm NaNO_2 , dissolution de 0.075 g NaNO_2 dans 200ml d'eau distillée.
- ✓ 500 ppm NaNO_2 , dissolution de 0.15 g NaNO_2 dans 200ml d'eau distillée.
- ✓ 1000 ppm NaNO_2 , dissolution de 0.3 g NaNO_2 dans 200ml d'eau distillée.
- ✓ 2000 ppm NaNO_2 , dissolution de 0.6 g NaNO_2 dans 200ml d'eau distillée.

III.4. Techniques d'essais

III.4.1. Technique de la masse perdue

Cette technique a été utilisée pour étudier l'efficacité inhibitrice de NaNO_2 .

III.4.1.1. Théorie et principe de fonctionnement

Cette méthode présente l'avantage d'être d'une mise en œuvre simple et non coûteuse, ne nécessitant pas 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 subie par un échantillon de surface S , pendant un temps d'immersion t dans une solution corrosive.

Le taux de corrosion est calculé par la formule suivante [39]

$$T_c = 87.6 \times \Delta m / (D \times S \times t) \quad (\text{III.1})$$

$$\text{avec} \quad \Delta m = m_1 - m_2 \quad (\text{III.2})$$

Où :

m_1 : masse de l'échantillon avant essai en mg

m_2 : masse de l'échantillon après essai en mg

Δm : différence de masse en mg

S : surface de l'éprouvette immergée dans le milieu corrosif, en cm^2

t : durée d'immersion en h

D : densité en g/cm^3

L'efficacité inhibitrice est déterminée par la relation suivante [39]

$$EI [\%] = \left(1 - \frac{T_{C_{inh}}}{T_{C_{sans\ inh}}}\right) \times 100 \quad (III.3)$$

Où :

$T_{C_{inh}}$: Taux de corrosion en présence de l'inhibiteur [mm/an].

$T_{C_{sans\ inh}}$: Taux de corrosion en absence de l'inhibiteur [mm/an].

III.4.1.2 Manipulation de la technique de masse perdue

Le dispositif expérimental est représenté dans la figure III.2

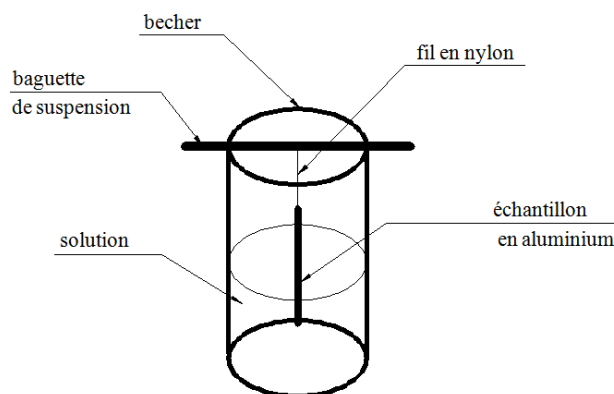


Figure III.2 Dispositif expérimental

L'échantillon est suspendu, à l'aide d'un fil en nylon, dans un bûcher contenant 200 ml de solution de test et dont le pH choisi est fixé successivement à des valeurs 4, 6, 10 et 12. Les concentrations de l'inhibiteur utilisé lors des essais entrepris sont 250, 500, 1000 et 2000 ppm. Le temps d'immersion est de dix jours. Chaque échantillon est pesé avant et après test. Tous les tests ont été réalisés à température ambiante.

A la fin de chaque test l'échantillon est nettoyé à l'aide d'une brosse en nylon souple pour éliminer les produits de corrosion, ensuite rincé à l'eau distillée et puis séché.

III.4.2 Test de polarisation

III.4.2.1 Description et principe de fonctionnement de l'appareillage

Cette technique nécessite le matériel de laboratoire suivant :

- potentiostat (Voltalab21)
- micro-ordinateur (piloté par un logiciel voltamaster)
- électrode de travail (échantillon en Al)
- électrode de référence (calomel saturé)
- électrode auxiliaire (platine)

L'électrode de travail (aluminium), l'électrode de référence (calomel saturé) et l'électrode auxiliaire (platine) sont immergées dans une solution électrolytique et connectées à un potentiostat assisté par ordinateur.

Les courbes $E = f(I)$, $E = f(\log i)$, etc., sont tracées à l'aide d'un logiciel voltamaster. La fonction du potentiostat est de maintenir une différence de potentiel fixe entre l'électrode de travail et l'électrode de référence en appliquant un courant variable entre l'électrode de travail et l'électrode auxiliaire.

L'électrode de référence est conçue à partir d'un matériau spécial qui, en combinaison avec l'électrolyte, maintient un potentiel stable utilisé comme point de référence pour les mesures de potentiel. On utilise généralement des électrodes au calomel. Cette électrode est placée de manière à ne pas avoir une chute de tension importante entre l'électrode de travail et l'électrode auxiliaire.

L'électrode auxiliaire est conçue à partir de matériau inerte tel que le graphite ou le platine.

La figure III.3. Représente le dispositif expérimental des tests de polarisation

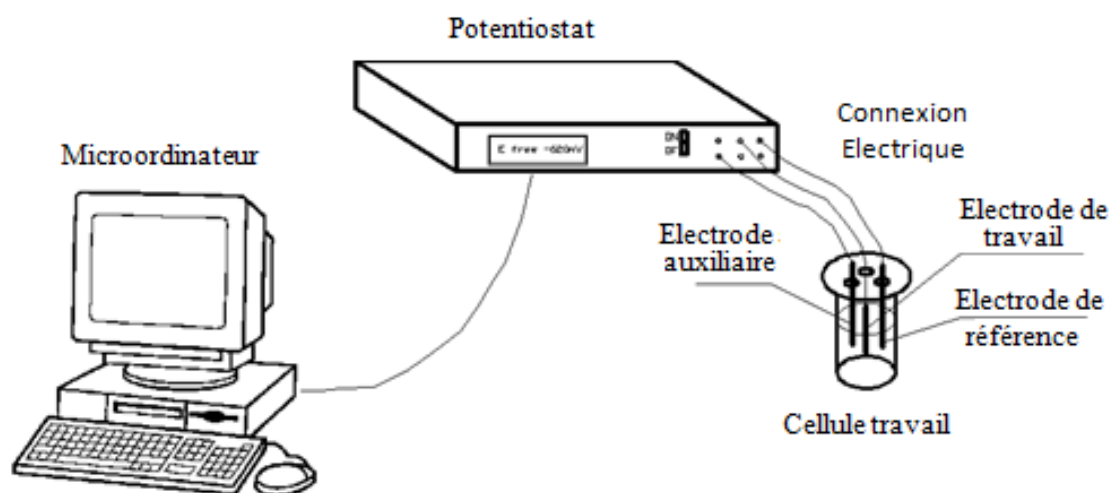


Figure III.3 Dispositif expérimental des tests de polarisation

Chapitre IV

Résultats et interprétation

IV.1. Introduction

Les résultats des tests de l'inhibition de la corrosion de l'aluminium, immergé dans deux milieux différents de NaCl et NaNO₃ à des concentrations de 500, 1000 et 2000 ppm à pH 4, 6, 10 et 12 et à température ambiante, en absence et en présence de l'inhibiteur NaNO₂ à des concentrations de 250, 500, 1000 et 2000 ppm, sont présentés sous forme de tableaux et de graphes.

IV.2. Résultats des tests de masse perdue

IV.2.1 Effet des ions chloruré sur l'aluminium à différents pH

IV.2.1.1 En absence de l'inhibiteur NaNO₂

➤ pH4

Tableau IV.1 Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu NaCl à différentes concentrations des ions Cl⁻ après 10 jours d'immersion

Concentration NaCl (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
500	6,4979	6,4974	0,5	0,2079
1000	6,4899	6,4893	0,6	0,2495
2000	6,4297	6,4289	0,8	0,3327

➤ pH6

Tableau IV.2 Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu NaCl à différentes concentrations des ions Cl⁻ après 10 jours d'immersion

Concentration Na Cl (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
500	6,5134	6,5130	0,4	0,1664
1000	6,4038	6,4034	0,4	0,1664
2000	6,6874	6,6868	0,6	0,2496

➤ pH10

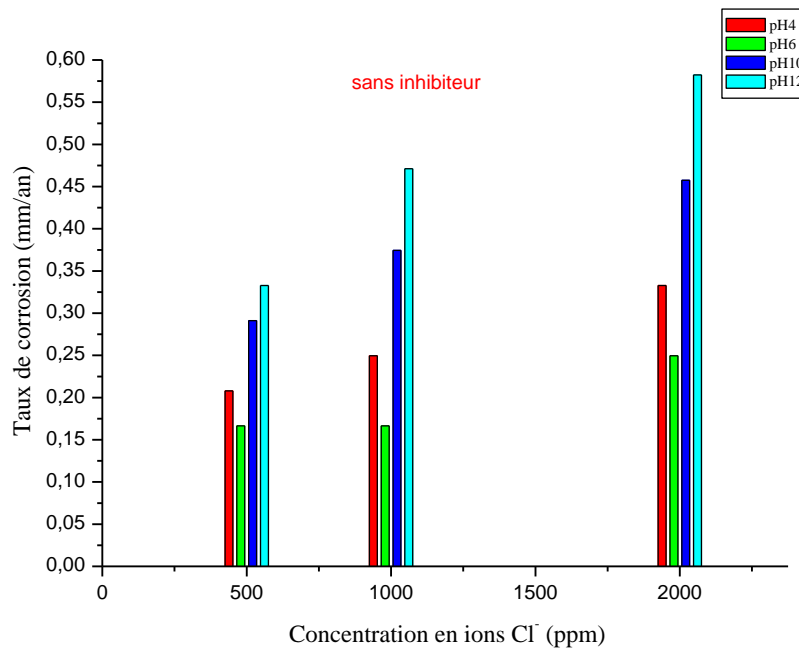
Tableau IV.3 Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu NaCl à différentes concentrations des ions Cl⁻ après 10 jours d'immersion

Concentration NaCl (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
500	6,7092	6,7085	0,7	0,2912
1000	6,6597	6,6588	0,9	0,3744
2000	6,3608	6,3597	1,1	0,4575

➤ pH12

Tableau IV.4 Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu NaCl à différentes concentrations des ions Cl⁻ après 10 jours d'immersion

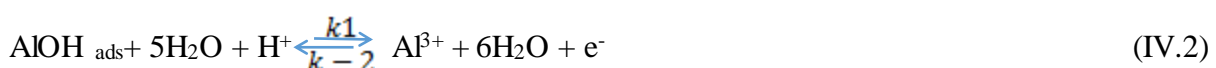
Concentration NaCl (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
500	6,6085	6,6077	0,8	0,3328
1000	6,4226	6,4215	0,7	0,4712
2000	6,6422	6,6408	1,4	0,5823

**Figure IV. 1** Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu NaCl à différentes concentrations des ions Cl⁻ sans addition d'inhibiteur après 10 jours d'immersion

La figure IV. 1 montre l'influence des ions Cl⁻, à différentes concentrations (500 ,1000 et 2000 ppm), sur la corrosion de l'aluminium à différents pH et après dix jours d'immersion.

On constate que le taux de corrosion augmente avec l'augmentation de la concentration des ions Cl⁻. Il a été reporté que la corrosion de l'aluminium dans une solution aqueuse dépend de la concentration des anions dans la solution [40-41]. Le taux de corrosion le plus élevé est obtenue à pH10.

Un mécanisme général pour la dissolution du métal aluminium serait similaire à celui reporté par Ford et al. [42] aussi bien que Nguyen et Foley [43].





L'étape de contrôle dans la dissolution du métal est la réaction de complexation entre le cation hydraté et l'anion présent, équation (IV.3). En présence des ions chlorures la réaction correspondrait à :



L'ion complexe soluble formé augmente la dissolution du métal à un taux qui dépend de la concentration des chlorures, ceci est attribué à l'augmentation observée du taux de corrosion lorsque la concentration de Cl^- est augmentée.

IV.2.1.2 En présence de l'inhibiteur NaNO_2

➤ pH4

Tableau IV.5 Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu 500 ppm NaCl avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

Concentration NaNO_2 (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
250	6,6029	6,6027	0,25	0,1020
500	6,6508	6,6506	0,20	0,0821
1000	6,6002	6,6000	0,15	0,0642
2000	6,4832	6,4831	0,10	0,0425

Tableau IV.6 Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu 1000 ppm NaCl avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

Concentration NaNO_2 (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
250	6,5880	6,5877	0,28	0,1150
500	6,6861	6,6859	0,23	0,0954
1000	6,6144	6,6142	0,18	0,0764
2000	6,5772	6,5771	0,13	0,0546

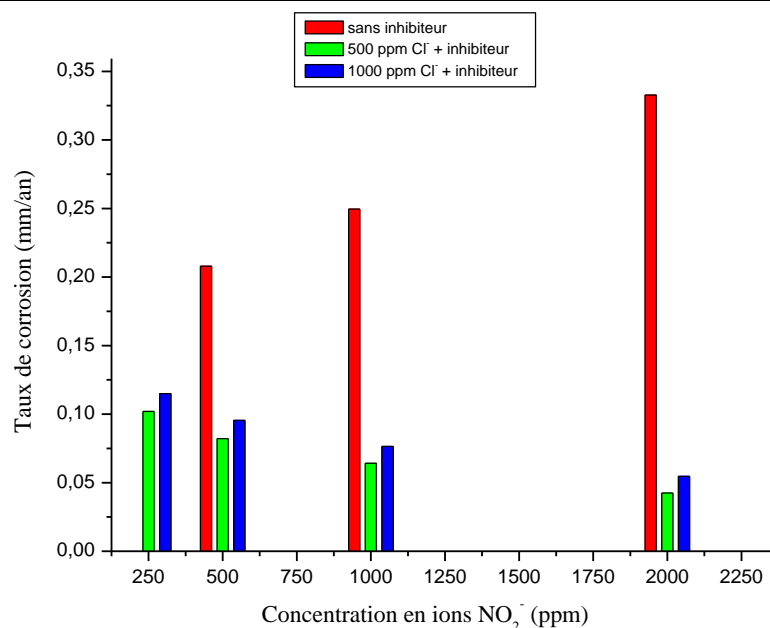


Figure IV. 2 Taux de corrosion de l'aluminium dans les milieux 500 et 1000 ppm NaCl avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

D'après les tableaux IV.5, IV.6 et la figure IV.2, on remarque une diminution du taux de corrosion en fonction de l'augmentation de la concentration des ions NO₂⁻.

Cette diminution peut être attribuée à la formation d'une couche protectrice de l'inhibiteur NO₂⁻ sur la surface du métal.

➤ pH6

Tableau IV.7 Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu 500 ppm NaCl avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

Concentration NaNO ₂ (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
250	6,5798	6,5796	0,20	0,0832
500	6,4357	6,4355	0,18	0,0734
1000	6,3812	6,3811	0,10	0,0416
2000	6,6173	6,6172	0,08	0,0316

Tableau IV.8 Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu 1000 ppm NaCl avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

Concentration NaNO ₂ (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
250	6,4962	6,4959	0,27	0,1120
500	6,4879	6,4877	0,21	0,0857
1000	6,6006	6,6005	0,14	0,0567
2000	6,4117	6,4116	0,09	0,0375

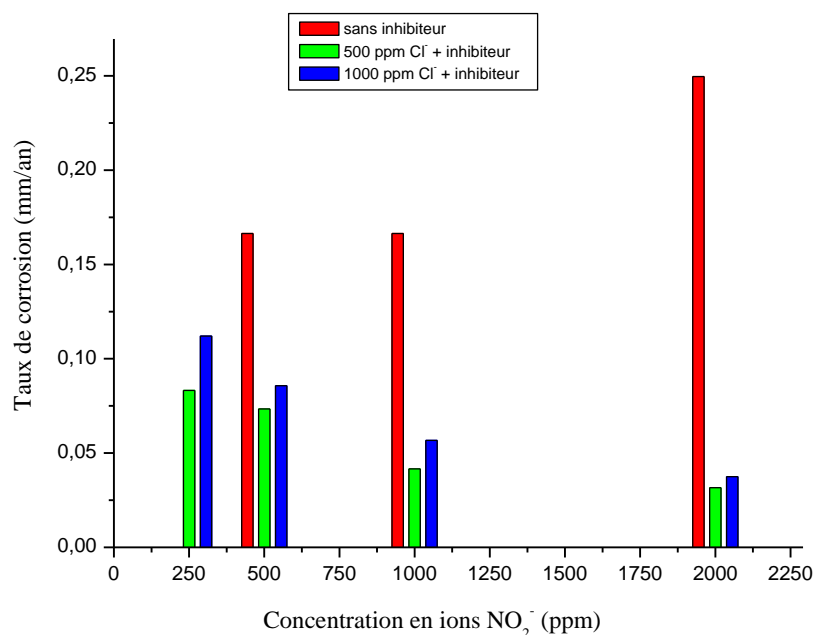


Figure IV. 3 Taux de corrosion de l'aluminium dans les milieux 500 et 1000 ppm NaCl avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

Vu que les résultats obtenus sont semblables à ceux obtenus à pH4, donc la même discussion leur est appliquée.

➤ pH10

Tableau IV.9 Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu 500 ppm NaCl avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

Concentration NaNO ₂ (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
250	6,4675	6,4612	0,70	0,291
500	6,6418	6,6365	0,55	0,230
1000	6,6981	6,6938	0,48	0,198
2000	6,4005	6,3976	0,42	0,176

Tableau IV.10 Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu 1000 ppm NaCl avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

Concentration NaNO ₂ (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
250	6,6712	6,6705	0,68	0,284
500	6,6567	6,6562	0,54	0,223
1000	6,6328	6,6323	0,47	0,197
2000	6,5811	6,5807	0,44	0,182

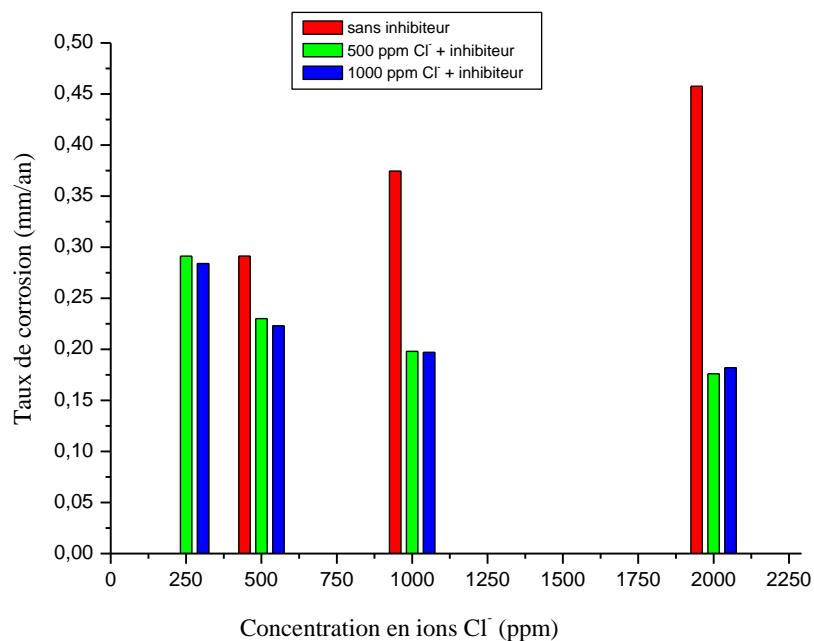


Figure IV. 4 Taux de corrosion de l'aluminium dans les milieux 500 et 1000 ppm NaCl avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

D'après les tableaux IV.9, IV.10 et la figure IV.4, on observe une diminution du taux de corrosion avec l'augmentation de la concentration des ions NO_2^- .

Cette réduction du taux de corrosion trouve son explication dans la formation d'un film protecteur de l'inhibiteur NO_2^- sur la surface du métal.

➤ pH12

Tableau IV.11 Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu 500 ppm NaCl avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

Concentration NaNO_2 (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
250	6,5645	6,5639	0,60	0,245
500	6,4733	6,4727	0,56	0,231
1000	6,4772	6,4768	0,44	0,184
2000	6,3412	6,3408	0,40	0,163

Tableau IV.12 Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu 1000 ppm NaCl avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

Concentration NaNO_2 (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
250	6,3243	6,3235	0,76	0,318
500	6,4559	6,4552	0,70	0,297
1000	6,6033	6,6026	0,69	0,289
2000	6,4847	6,4841	0,64	0,268

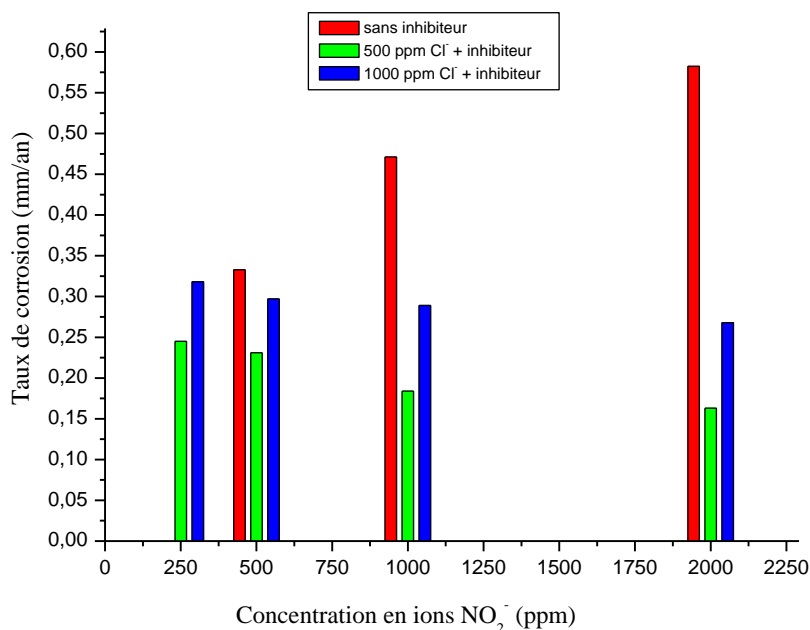


Figure IV. 5 Taux de corrosion de l'aluminium dans les milieux 500 et 1000 ppm NaCl avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

D'après les tableaux IV.11 et IV.12 et la figure IV.5, les résultats du taux de corrosion sont pratiquement semblables à ceux obtenus à pH10. Par conséquent, la diminution du taux de corrosion est le résultat de la formation d'un film d'oxyde ou d'hydroxyde d'aluminium protecteur sur la surface du métal.

IV.2.2. Effet des ions de nitrate sur l'aluminium à différents pH

IV.2.2.1. En absence de l'inhibiteur NaNO₂

➤ pH4

Tableau IV.13 Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu NaNO₃ à différentes concentrations des ions NO₃⁻ après 10 jours d'immersion

Concentration NaNO ₃ (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
500	6,5691	6,5685	0,60	0,2496
1000	6,4270	6,4263	0,70	0,2912
2000	6,6175	6,6167	0,82	0,3412

➤ pH6

Tableau IV.14 Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu NaNO₃ à différentes concentrations des ions NO₃⁻ après 10 jours d'immersion

Concentration NaNO ₃ (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
500	6,3877	6,3873	0,36	0,1497
1000	6,4759	6,4755	0,41	0,1714
2000	6,4547	6,4542	0,51	0,2130

➤ pH10

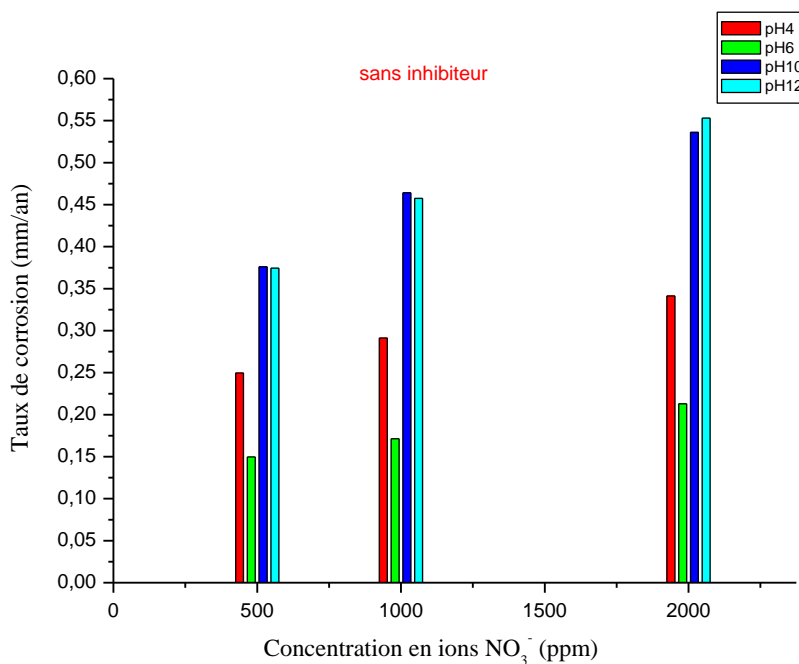
Tableau IV.15 Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu NaNO_3 à différentes concentrations des ions NO_3^- après 10 jours d'immersion

Concentration NaNO_3 (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
500	6,6449	6,6440	0,90	0,376
1000	6,4031	6,4020	1,12	0,464
2000	6,5542	6,5529	1,29	0,536

➤ pH12

Tableau IV.16 Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu NaNO_3 à différentes concentrations des ions NO_3^- après 10 jours d'immersion-

Concentration NaNO_3 (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
500	6,3684	6,3675	0,9	0,3744
1000	6,5648	6,5637	1,1	0,4575
2000	6,5871	6,5858	1,2	0,5200

**Figure IV.6** Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu NaNO_3 à différentes concentrations des ions NO_3^- sans addition d'inhibiteur après 10 jours d'immersion

La figure IV.8 montre l'influence des ions NO_3^- sur la corrosion de l'aluminium après dix jours d'immersion.

Aussi, on constate que le taux de corrosion augmente avec l'augmentation de la concentration de NO_3^- . Le taux de corrosion le plus élevé est obtenu à pH12.

IV.2.2.2 En présence de l'inhibiteur NaNO_2

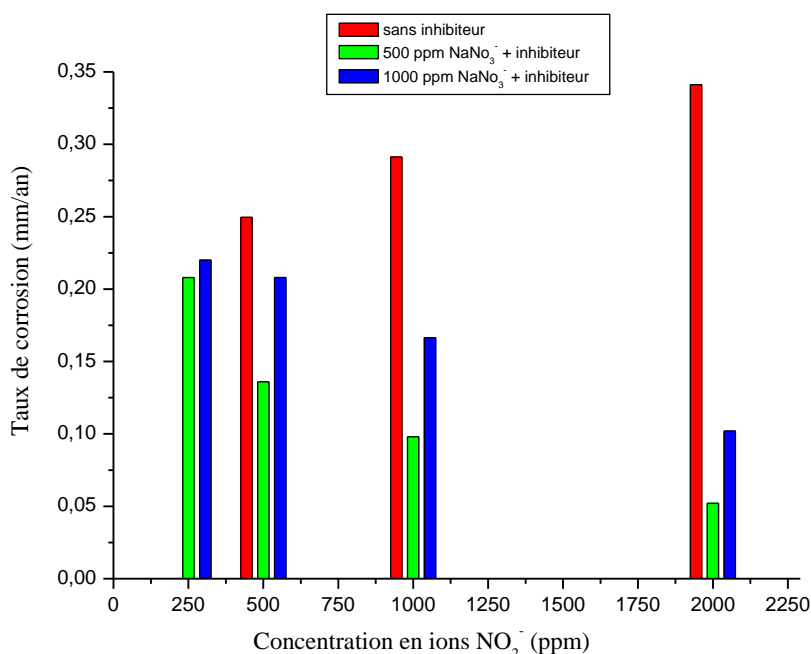
➤ pH4

Tableau IV.17 Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu 500 ppm NaNO_3 avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

Concentration NaNO_2 (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
250	6,6307	6,6302	0,50	0,208
500	6,6849	6,6846	0,33	0,136
1000	6,6547	6,6545	0,24	0,098
2000	6,4583	6,4582	0,13	0,052

Tableau IV.18 Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu 1000 ppm NaNO_3 avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

Concentration NaNO_2 (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
250	6,3499	6,3494	0,53	0,2200
500	6,6436	6,6431	0,50	0,2080
1000	6,3076	6,3072	0,40	0,1664
2000	6,6720	6,6718	0,25	0,102

**Figure IV. 7** Taux de corrosion de l'aluminium dans les milieux 500 et 1000 ppm NaNO_3 avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

D'après les tableaux IV.17, IV.18 et la figure IV.7, on remarque une diminution du taux de corrosion en fonction de l'augmentation de la concentration des ions NO_2^- pour les

deux milieux considérés. La diminution est plus importante à 500 ppm NO_3^- , ce qui montre qu'une concentration élevée en ions NO_3^- affecte le film protecteur qui se forme sur la surface du métal et le rend moins efficace.

➤ pH6

Tableau IV.19 Taux de corrosion de l'aluminium dans le milieu 500 ppm NaNO_3 avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

Concentration NaNO_2 (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
250	6,5751	6,5748	0,26	0,1100
500	6,5368	6,5366	0,24	0,1010
1000	6,5548	6,5547	0,10	0,0432
2000	6,4627	6,4626	0,07	0,0281

Tableau IV.20 Taux de corrosion de l'aluminium dans les milieux 1000 ppm NaNO_3 avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

Concentration NaNO_2 (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
250	6,4425	6,4422	0,30	0,1248
500	6,3908	6,3905	0,27	0,1120
1000	6,6203	6,6201	0,20	0,0832
2000	6,5559	6,5558	0,13	0,0550

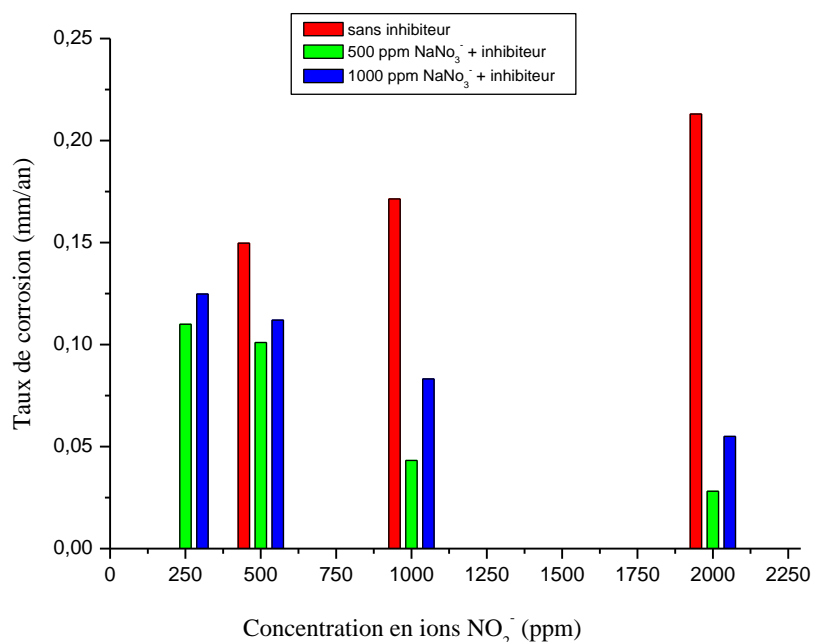


Figure IV.8 Taux de corrosion de l'aluminium dans les milieux 500 et 1000 ppm NaNO_3 avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

Les tableaux IV.19, IV.20 et la figure IV.8 montrent un comportement presque identique de l'inhibiteur NO_2^- à pH4.

➤ pH10

Tableau IV. 21 Taux de corrosion de l'aluminium dans les milieux 500 ppm NaNO_3 avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

Concentration NaNO_2 (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
250	6,6355	6,6347	0,80	0,332
500	6,4417	6,4410	0,70	0,291
1000	6,4594	6,4590	0,43	0,178
2000	6,4160	6,4157	0,34	0,143

Tableau IV.22 Taux de corrosion de l'aluminium dans les milieux 1000 ppm NaNO_3 avec addition d'inhibiteur à différentes concentrations après 10 jours d'immersion

Concentration NaNO_2 (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
250	6,6011	6,6003	0,83	0,344
500	6,3759	6,3751	0,76	0,315
1000	6,5853	6,5847	0,61	0,254
2000	6,4437	6,4432	0,51	0,213

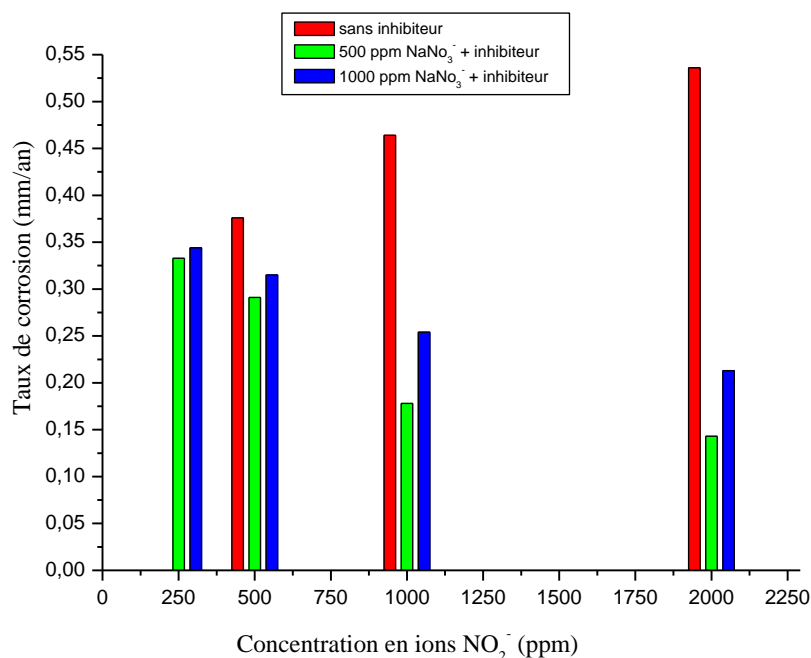


Figure IV.9 Taux de corrosion de l'aluminium 500 et 1000 ppm d'ions NO_3^- avec addition inhibiteurs à différentes concentrations d'ions NO_2^- , après 10 jours d'immersion

D'après les tableaux IV.21, IV.22 et la figure IV.9, on remarque une diminution du taux de corrosion en fonction de l'augmentation de la concentration des ions NO_2^- mais cette diminution est moins prononcée que celles obtenues à pH4 et 6.

➤ pH12

Tableau IV.23 Taux de corrosion de l'aluminium 500 ppm d'ions NO_3^- avec addition inhibiteurs à différentes concentrations d'ions NO_2^- , après 10 jours d'immersion

Concentration NaNO_2 (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (mg)	Taux de corr. (mm/an)
250	6,5822	6,5816	0,60	0,249
500	6,6311	6,6306	0,55	0,228
1000	6,6208	6,6203	0,50	0,21
2000	6,3329	6,3325	0,44	0,185

Tableau IV.24 Taux de corrosion de l'aluminium 1000 ppm d'ions NO_3^- avec addition inhibiteurs à différentes concentrations d'ions NO_2^- , après 10 jours d'immersion

Concentration NaNO_2 (ppm)	masse avant test (g)	masse après test (g)	Δm (g)	Taux de corr. (mm/an)
250	6,3625	6,3616	0,86	0,357
500	6,3753	6,3745	0,82	0,342
1000	6,5221	6,5213	0,75	0,314
2000	6,4297	6,4291	0,63	0,262

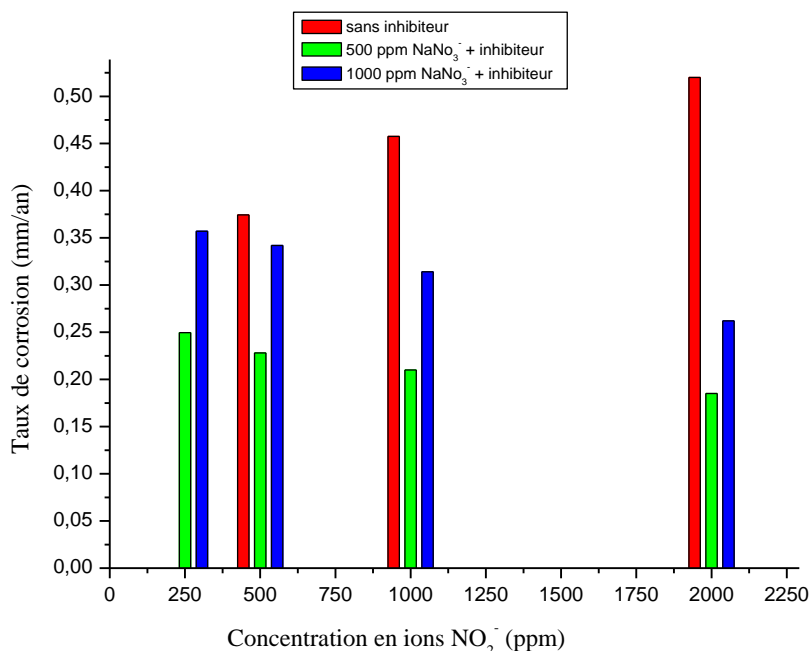


Figure IV.10 Taux de corrosion de l'aluminium 500 et 1000 ppm d'ions NO_3^- avec addition inhibiteurs à différentes concentrations d'ions NO_2^- , après 10 jours d'immersion

Pour les deux milieux considérés (500 et 1000 ppm NO_3^-), le taux de corrosion diminue en fonction de l'augmentation de la concentration des ions NO_2^- , et les meilleurs résultats sont obtenus pour la concentration de 500 ppm NO_3^- .

IV.2.2 Efficacité inhibitrice

Les valeurs de EI ont été déterminées en utilisant la relation suivante :

$$EI (\%) = \left(1 - \frac{T_{c_{inh}}}{T_{c_{sans\ inh}}}\right) \times 100 \quad (IV.6)$$

Où :

$T_{c_{inh}}$: Taux de corrosion avec inhibiteur [mm/an].

$T_{c_{sans\ inh}}$: Taux de corrosion sans inhibiteur [mm/an].

IV.2-2.1 En présence des ions Cl^-

Tableau IV.25 Efficacité inhibitrice des ions NO_2^- dans le milieu NaCl (500 et 1000ppm) après 10 jours d'immersion

Paramètres	CONCENTRATION INHIBITHEUR NaNO_2 (ppm)	pH4		pH6		pH10		pH12	
		Masse perdue		Masse perdue		Masse perdue		Masse perdue	
		T corr. (mm/an)	EI (%)	T corr. (mm/an)	EI (%)	T corr. (mm/an)	EI (%)	T corr. (mm/an)	EI (%)
CONCENTRATION Na Cl 500 ppm	0	0,2079	-----	0,1664	-----	0,2912	-----	0,3328	-----
	250	0,102	51	0,0832	50	0,23	21	0,245	26
	500	0,0821	61	0,0734	56	0,198	32	0,231	31
	1000	0,0642	69	0,0416	75	0,176	40	0,184	45
	2000	0,0425	80	0,0316	81	0,127	56	0,163	51
CONCENTRATION Na Cl 1000 ppm	0	0,2495	-----	0,1664	-----	0,3744	-----	0,4712	-----
	250	0,115	54	0,112	33	0,284	24	0,318	33
	500	0,0954	62	0,0857	48	0,223	40	0,297	37
	1000	0,0764	69	0,0567	66	0,197	47	0,289	39
	2000	0,0546	78	0,0375	77	0,182	51	0,268	45

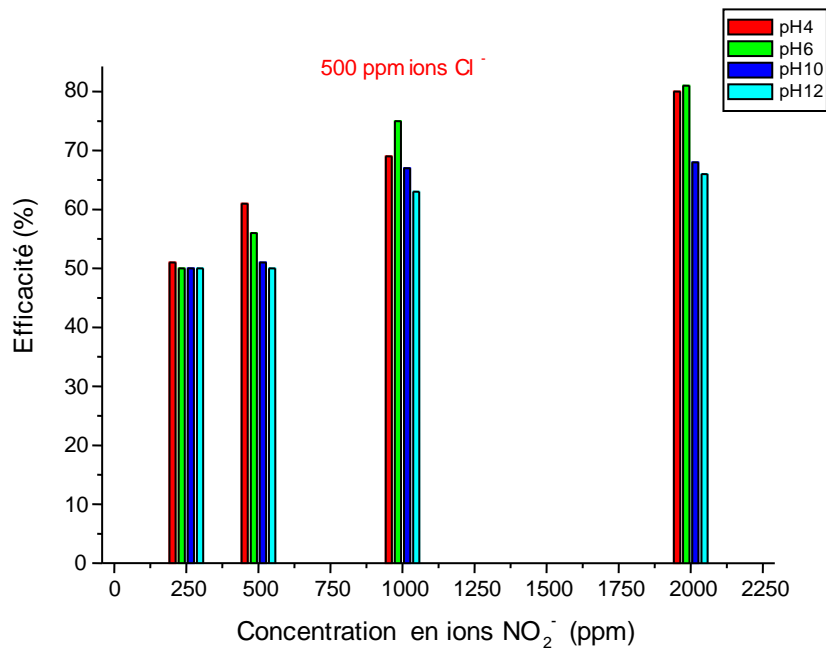


Figure IV.11 Efficacité inhibitrice en fonction de la concentration des ions NO_2^- après 10 jours d’immersion

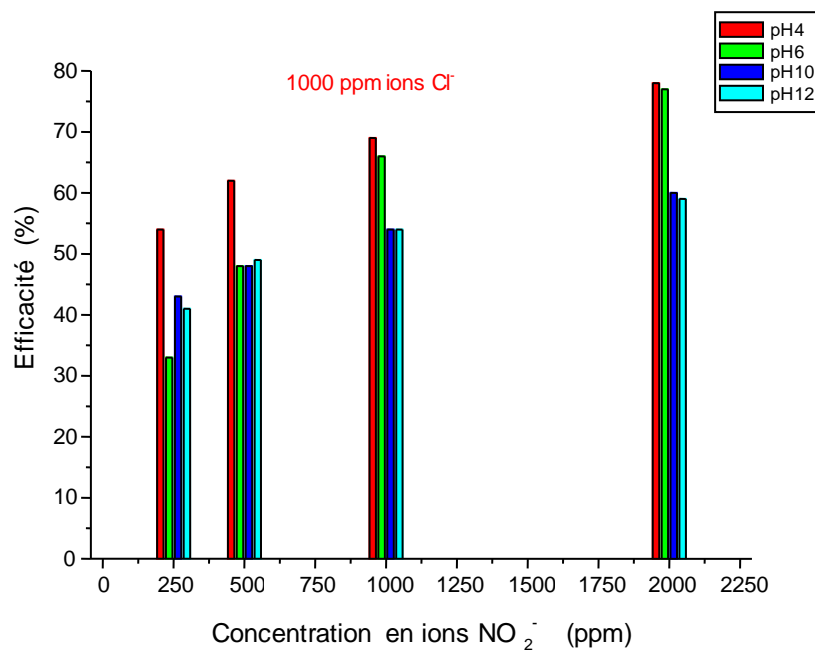


Figure IV.12 Efficacité inhibitrice en fonction de la concentration des ions NO_2^- après 10 jours d’immersion

Le tableau IV.25 et les figures IV.11 et IV.12 illustrent l’efficacité inhibitrice en % en fonction de la concentration de l’inhibiteur NaNO_2 à différents pH. On constate que l’efficacité inhibitrice augmente avec l’augmentation de la concentration de l’inhibiteur, ceci suggère que les molécules de l’inhibiteur sont adsorbées à l’interface Al/solution où les

molécules adsorbées empêchent mécaniquement la partie recouverte du métal de l'action de l'agent corrodant.

L'augmentation de l'efficacité inhibitrice, aux valeurs élevées des concentrations de l'inhibiteur, suggère que plus de molécules de celui-ci sont adsorbées sur la surface du métal conduisant ainsi un recouvrement de surface plus large.

Pour les concentrations de 500 ppm Cl^- et 2000 ppm NaNO_2 , à pH4 et pH12, les valeurs de l'efficacité inhibitrice sont respectivement 80 % et 51%. Ces résultats montrent que l'inhibiteur NaNO_2 agit plus efficacement à de basses valeurs de pH.

Pour les concentrations de 1000 ppm Cl^- et 2000 ppm NaNO_2 , à pH4 et pH12, les valeurs de l'efficacité inhibitrice sont respectivement 78% et 45 %. Ces résultats indiquent que l'inhibiteur NaNO_2 agit de la même manière que dans le cas de la concentration de 500 ppm Cl^- .

A partir de ces résultats, nous constatons que l'efficacité inhibitrice diminue avec l'augmentation de la concentration en ions Cl^- , et que l'ion nitrite agit plus efficacement en milieu acide qu'en milieu alcalin.

Dans les deux milieux, la couche d'oxyde de la surface est détruite facilement pour des valeurs de pH acide plus faibles (basses) et basiques plus élevées et ceci expose la surface du métal à se corroder sévèrement. Il a été trouvé que l'aluminium est comparativement plus corrodable dans les conditions basiques que celles acides.

L'ion nitrite inhibite la corrosion de la surface de l'aluminium à des pH plus bas, et la puissance inhibitrice de l'ion nitrite augmente avec l'augmentation de la concentration. La couche d'oxyde du métal corrodé par piqûre ou par corrosion localisée est reformée en présence du nitrite, et agit comme une couche barrière et joue un rôle important en empêchant les réactions d'oxydation des ions de métal sur la surface.

IV.2. 2.2 En présence de NO₃⁻

Tableau IV.26 Efficacité inhibitrice des ions NO₂⁻ dans le milieu NaNO₃ (500 et 1000ppm) après 10 jours d’immersion

Paramètres	CONCENTRATION INHIBITHEUR NaNO ₂ (ppm)	pH4		pH6		pH10		pH12	
		Masse perdue		Masse perdue		Masse perdue		Masse perdue	
		T corr. (mm/an)	EI (%)	T corr. (mm/an)	EI (%)	T corr. (mm/an)	EI (%)	T corr. (mm/an)	EI (%)
CONCENTRATION NaNO ₃ 500 ppm	0	0,249	-----	0,1497	-----	0,3760	-----	0,3744	-----
	250	0,208	17	0,1100	27	0,3328	11	0,2496	33
	500	0,136	46	0,1010	33	0,2910	23	0,228	39
	1000	0,098	61	0,0432	71	0,1780	53	0,2100	44
	2000	0,052	79	0,0281	81	0,1430	62	0,185	51
CONCENTRATION NaNO ₃ 1000 ppm	0	0,2912	-----	0,1714	-----	0,464	-----	0,4575	-----
	250	0,2200	24	0,1248	27	0,344	26	0,3570	22
	500	0,2080	29	0,1120	35	0,315	32	0,3420	25
	1000	0,1664	43	0,0832	51	0,254	45	0,3140	31
	2000	0,1020	65	0,0550	68	0,213	54	0,2620	43

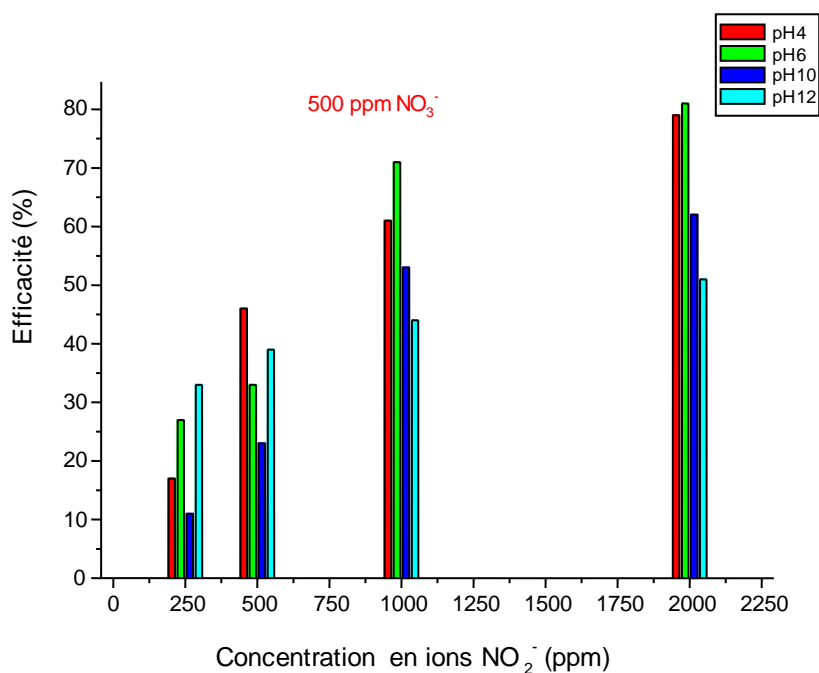


Figure IV.13 Efficacité inhibitrice en fonction de la concentration des ions NO₂⁻ après 10 jours d’immersion

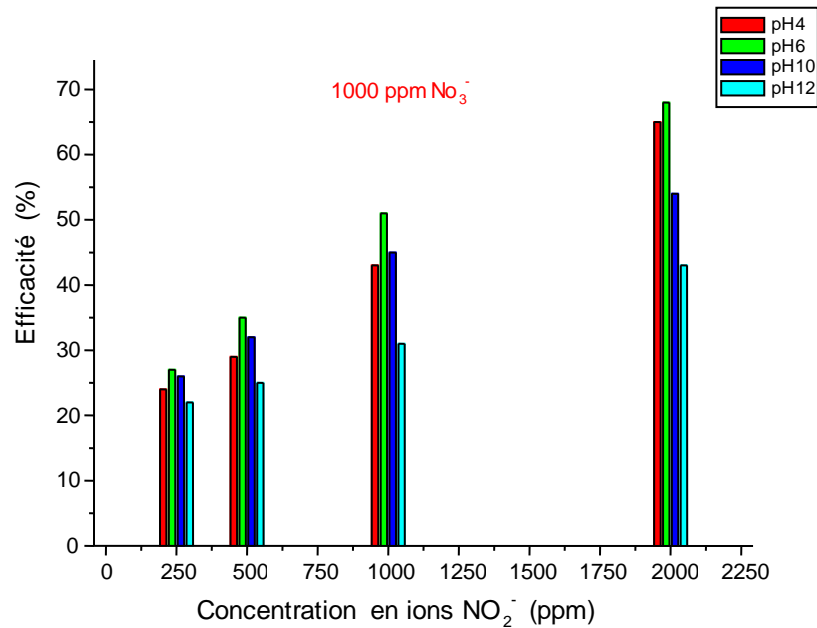


Figure IV.14 Efficacité inhibitrice en fonction de la concentration des ions NO_2^- après 10 jours d'immersion

Le tableau IV. 26 et les figures IV. 13 et IV.14 montrent l'efficacité inhibitrice en % en fonction de la concentration de l'inhibiteur NaNO_3 à différents pH. On observe que l'efficacité inhibitrice augmente avec l'augmentation de la concentration de l'inhibiteur. La même interprétation faite en présence de Cl^- s'applique au cas de NO_3^- .

Pour les concentrations de 500 ppm NO_3^- et 2000 ppm NaNO_2 , à pH4 et pH12, les valeurs de l'efficacité inhibitrice sont respectivement 79% et 51%. Ces résultats montrent aussi que l'inhibiteur NaNO_2^- agit plus efficacement à de basses valeurs de pH.

Pour les concentrations de 1000 ppm Cl^- et 2000 ppm NaNO_2 , à pH4 et pH12, les valeurs de l'efficacité inhibitrice sont respectivement 65 % et 43%. Ces résultats indiquent que l'inhibiteur NaNO_2 agit de la même manière que dans le cas de la concentration de 500 ppm NO_3^- .

A partir de ces résultats, nous remarquons ainsi, que l'efficacité inhibitrice diminue avec l'augmentation de la concentration en ions NO_3^- , et que l'ion nitrite agit plus efficacement en milieu acide par rapport au milieu alcalin.

IV.3. Résultats des tests de polarisation

IV.3.1. Effet des ions chlorure sur l'aluminium à différents pH

IV.3.1.1. En absence de l'inhibiteur NaNO_2

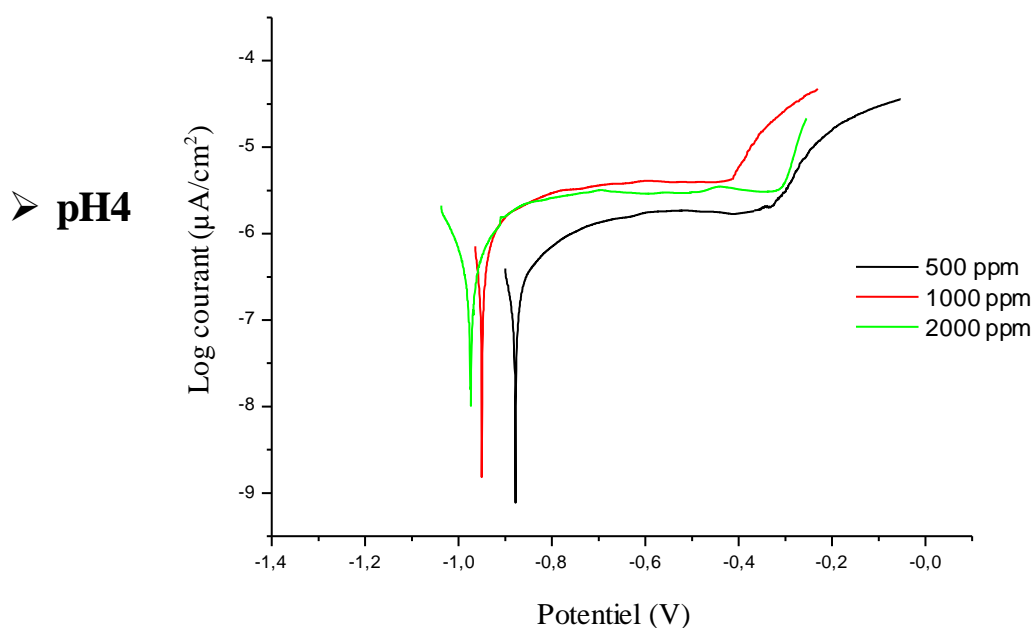


Figure IV.15 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions Cl^- à température ambiante

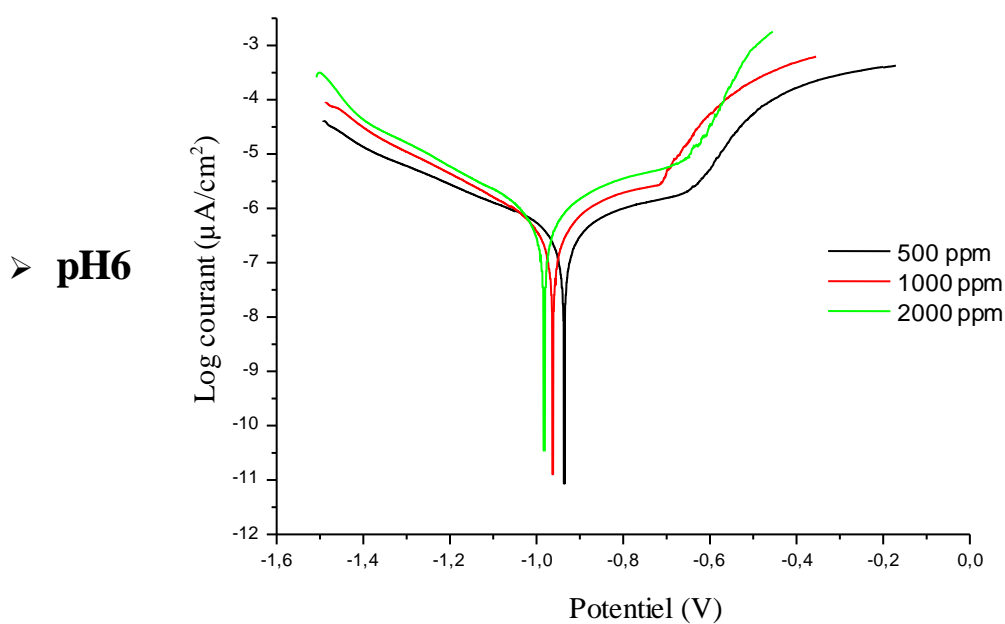


Figure IV.16 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions Cl^- à température ambiante

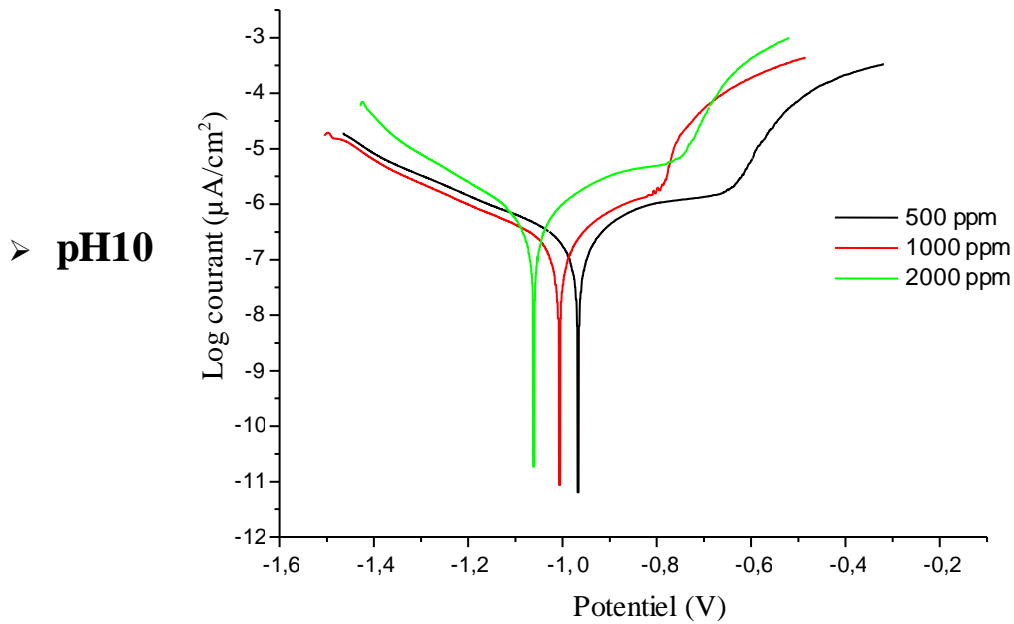


Figure IV.17 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions Cl^- à température ambiante

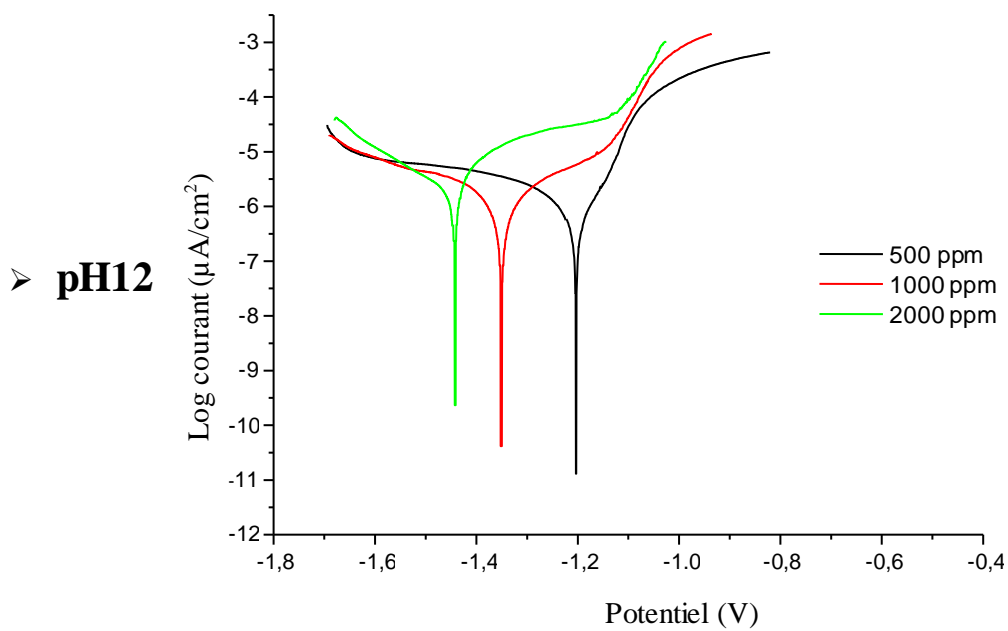


Figure IV.18 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions Cl^- à température ambiante

Les figures IV.15 ,16 ,17 et 18, montrent l'influence de la concentration des ions chlorure sur le potentiel de corrosion de l'aluminium à pH 4, 6, 10 et 12. L'augmentation des concentrations de l'ion chlorure conduit à un déplacement des potentiels de corrosion vers des valeurs moins nobles.

La valeur du courant la plus élevée est observée à pH 12 et à une concentration de l'ion chlorure 2000 ppm, indiquant une augmentation du taux de corrosion. Cela explique qu'en milieu alcalin fort la couche superficielle d'oxyde est plus soluble qu'en milieu acide. Par conséquent, la surface métallique exposée au milieu agressif est sévèrement corrodée.

Il en résulte de ces tests que l'aluminium est fortement corrosif aux pH élevés par rapport aux pH bas.

Il est également à remarquer, à partir des différents graphes, que seules les branches anodiques des courbes de polarisation obtenues à pH4 présentent des plateaux de passivation étendus, alors que le reste des branches des courbes obtenues à pH6, 10 et 12 présentent des pseudo-plateaux moins importants.

IV.3.1.2. En présence de l'inhibiteur NaNO_2

➤ pH4

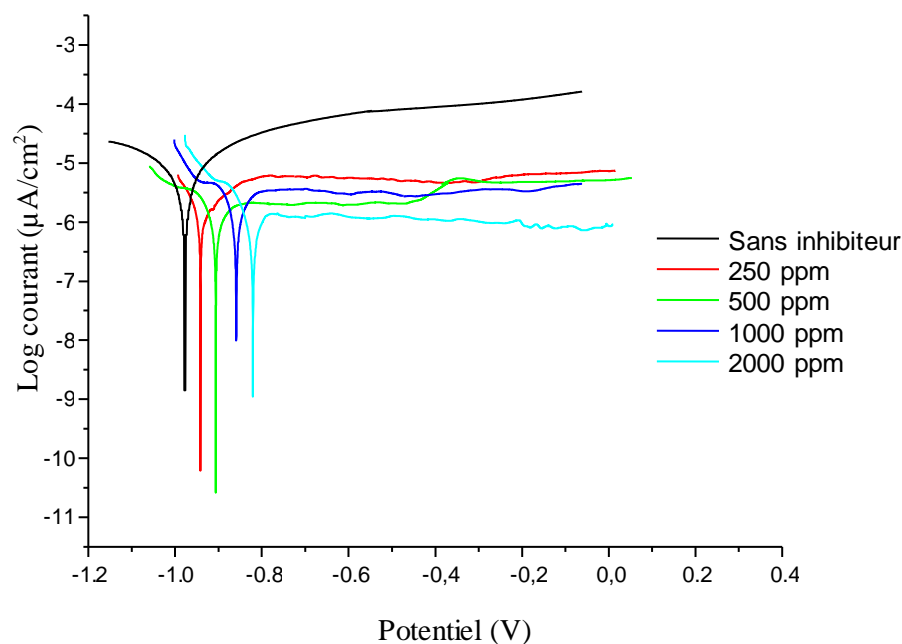


Figure IV.19 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO_2^- et 500 ppm Cl^- à température ambiante

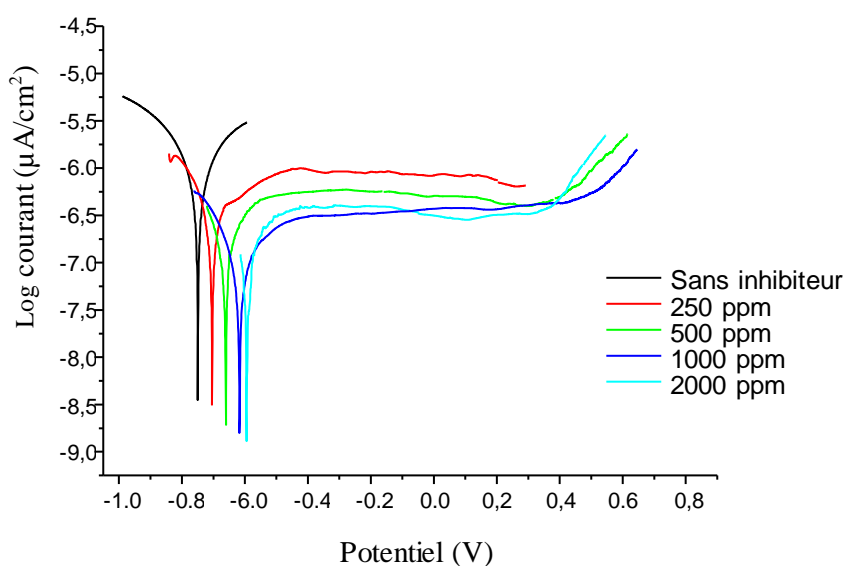


Figure IV.20 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO_2^- et 1000 ppm Cl^- à température ambiante

➤ **pH6**

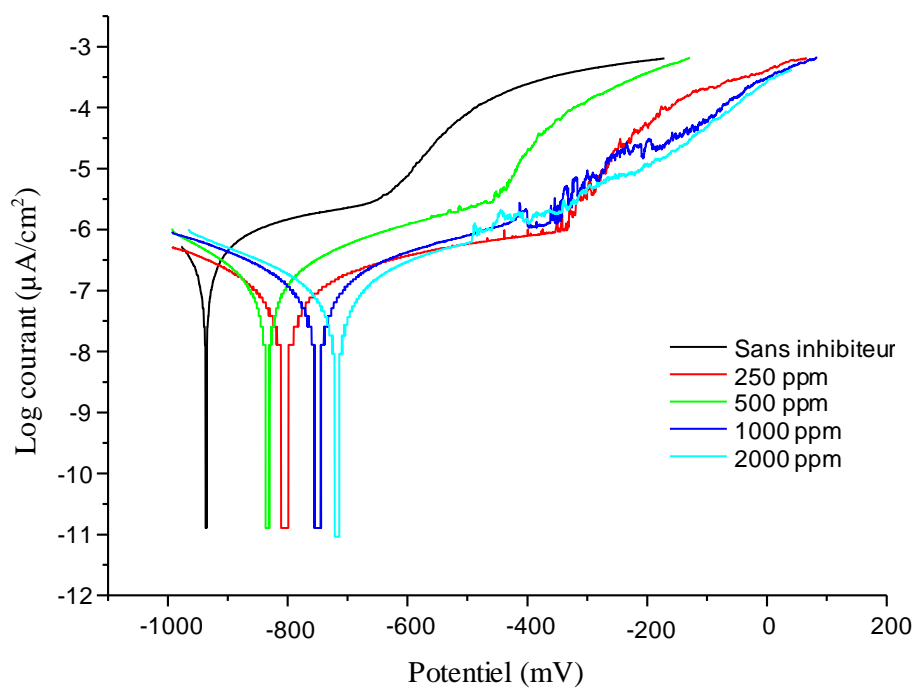


Figure IV.21 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO_2^- et 500 ppm Cl^- à température ambiante

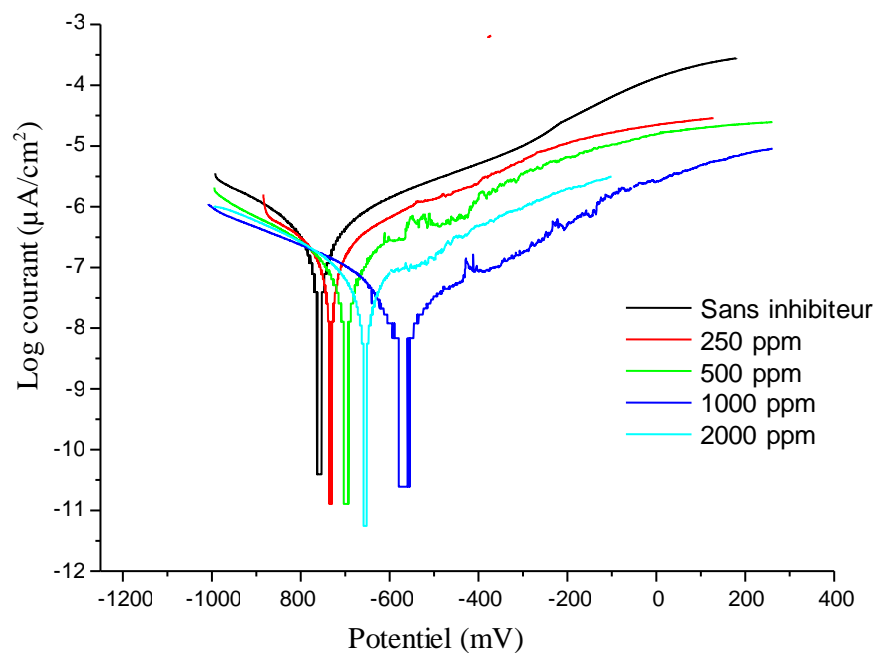


Figure IV.22 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO_2^- et 1000 ppm Cl^- à température ambiante

➤ **pH10**

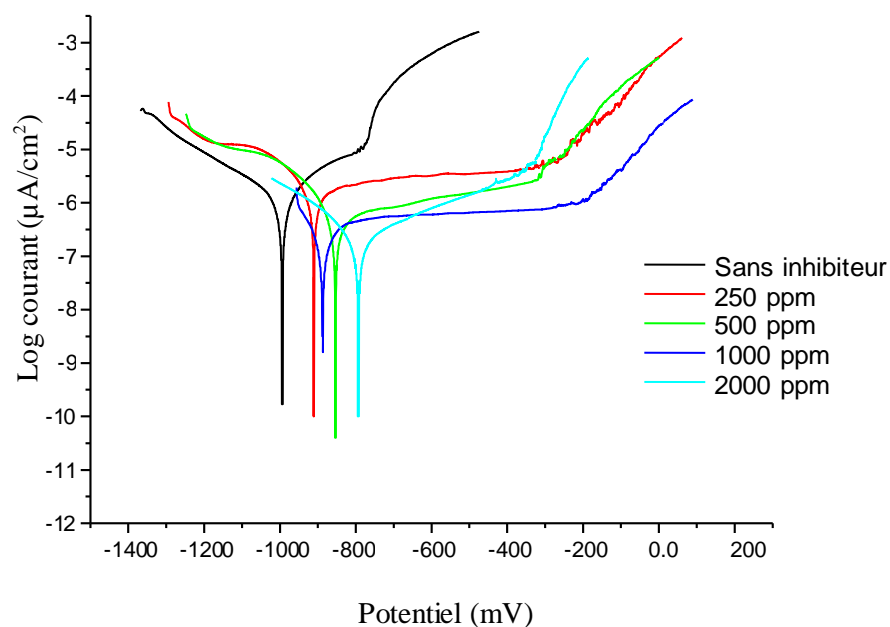


Figure IV.23 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO_2^- et 500 ppm Cl^- à température ambiante

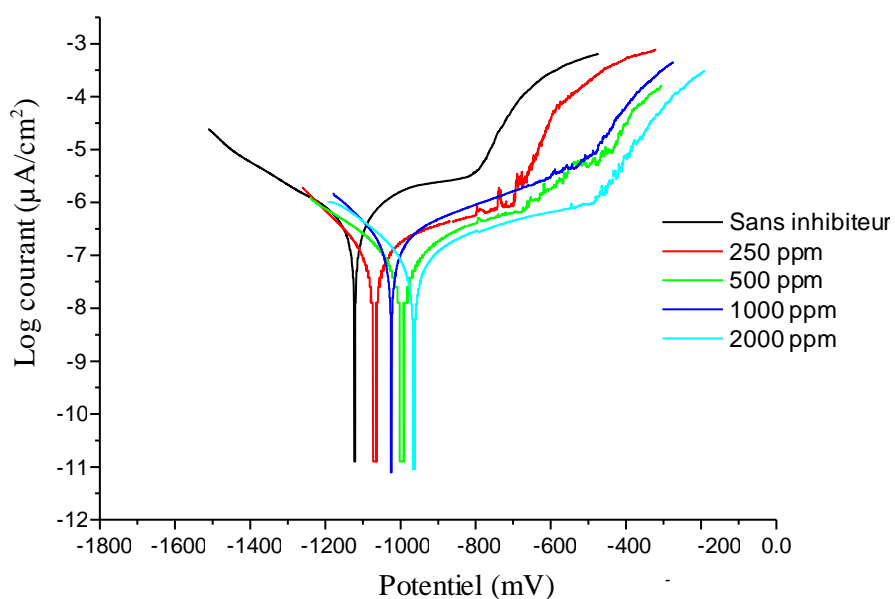


Figure IV.24 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO_2^- et 1000 ppm Cl^- à température ambiante

➤ pH12

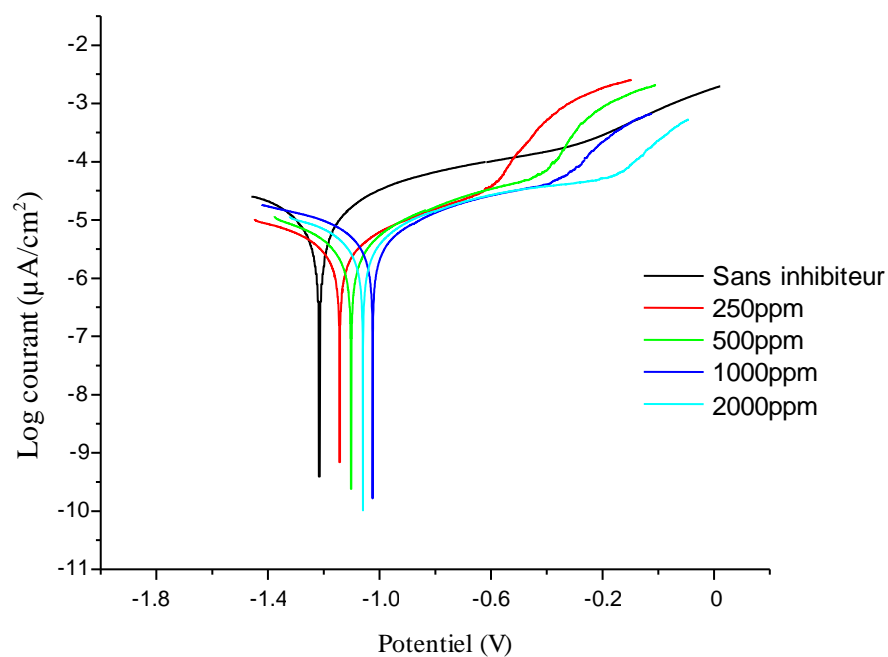


Figure IV.25 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO_2^- et 500 ppm Cl^- à température ambiante

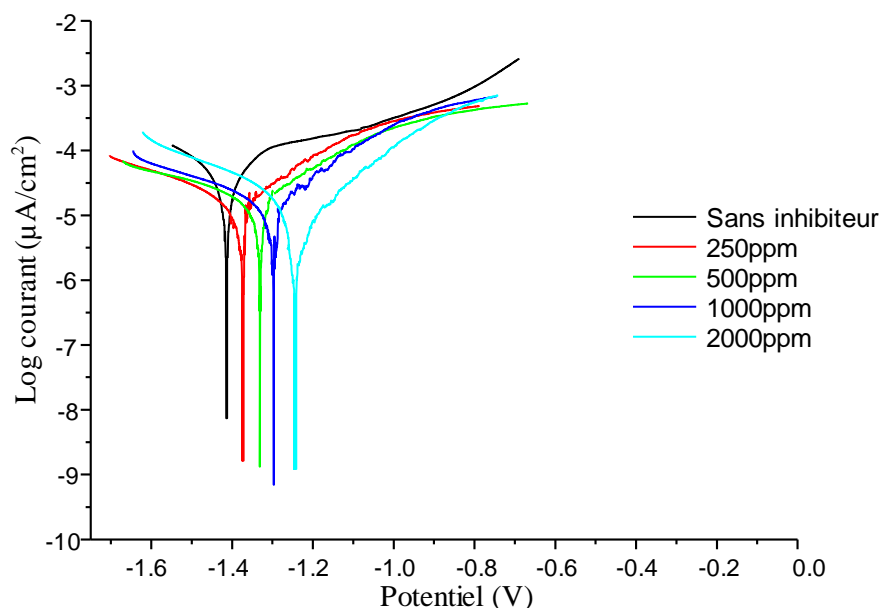


Figure IV.26 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO₂⁻ et 1000 ppm Cl⁻ à température ambiante

IV.3.1.2.1. Efficacité inhibitrice

Tableau IV.27 Efficacité inhibitrice des ions NO₂⁻ dans le milieu Na Cl (500 et 1000ppm) après 10 jours d'immersion

Paramètres	CONCENTRATION INHIBITEUR NaNO ₂ (ppm)	pH4		pH6		pH10		pH12	
		Polarisation		Polarisation		Polarisation		Polarisation	
		T corr. (mm/an)	EI (%)	T corr. (mm/an)	EI (%)	T corr. (mm/an)	EI (%)	T corr. (mm/an)	EI (%)
CONCENTRATION Na Cl 500 ppm	0	0,0100	-----	0,008	-----	0,070	-----	0,121	-----
	250	0,0075	25	0,007	13	0,058	17	0,098	19
	500	0,0070	30	0,006	25	0,060	14	0,090	26
	1000	0,0060	40	0,005	38	0,046	34	0,0750	38
	2000	0,0040	60	0,003	63	0,033	53	0,0640	48
CONCENTRATION Na Cl 1000 ppm	0	0,011	-----	0,0070	-----	0,090	-----	0,162	-----
	250	0,009	18	0,0050	29	0,065	28	0,135	17
	500	0,008	27	0,0045	36	0,058	36	0,120	26
	1000	0,006	45	0,0042	40	0,052	42	0,100	38
	2000	0,005	54	0,0030	58	0,040	45	0,085	46

Les tests réalisés pour l'étude de l'efficacité inhibitrice de l'ion nitrite sur la corrosion de l'aluminium à des concentrations de 500, 1000 et 2000 ppm Cl⁻ et 250, 500, 1000 et 2000 ppm de NO₂⁻, à pH 4, 6, 10 et 12 ont conduit aux résultats suivants :

Les figures IV.19, 20, 21, 22, 23, 24, 25 et 26 indiquent un déplacement des courbes de polarisation vers les valeurs nobles et une diminution du courant de corrosion en fonction

de l'augmentation de la concentration de l'inhibiteur NaNO_2 . Par conséquent, l'efficacité inhibitrice augmente avec l'augmentation de la concentration de l'ion NO_2^- .

L'ion NO_2^- assure une meilleure protection de la surface de l'aluminium à pH4 (bas) et ce, pour toutes les concentrations de l'inhibiteur. Les efficacités inhibitrices à pH4 et pH12 pour 500 ppm NaCl et 2000 ppm NaNO_2 sont respectivement de 60% et 48%, alors que celles de 1000 ppm NaCl et 2000 ppm NaNO_2 sont respectivement de 54% et 46%. Ce qui montre que l'efficacité inhibitrice diminue avec l'augmentation de la concentration de l'ion agressif Cl^- .

En conclusion, les résultats obtenus par la technique de la polarisation confirment ceux obtenus par la technique de masse perdue.

IV.3.2. Effet des ions nitrate sur l'aluminium à différents pH

IV.3.2.1. En absence de l'inhibiteur NaNO_2

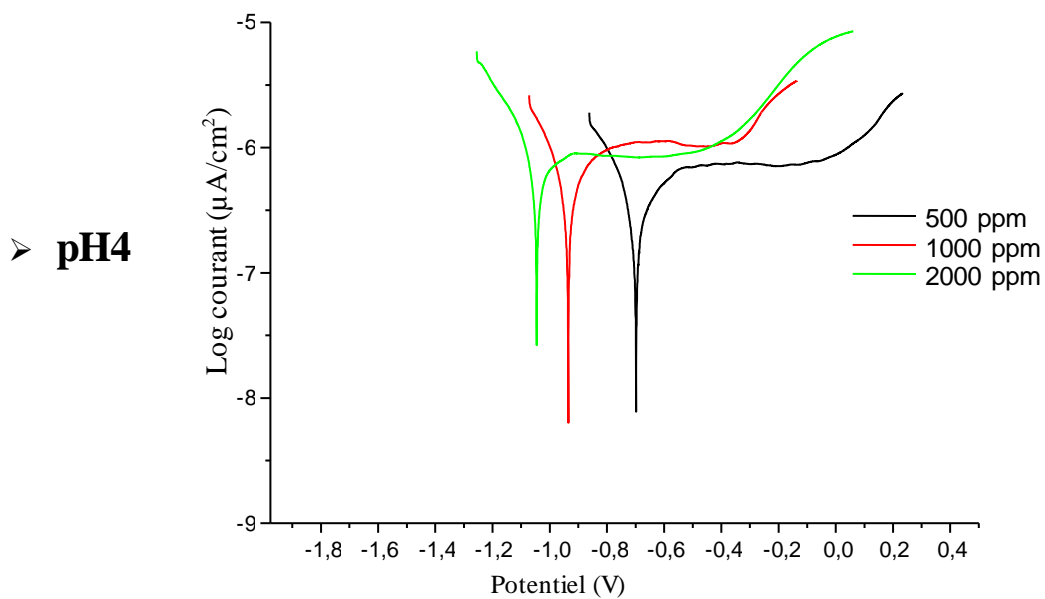


Figure IV.27 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO_3^- à température ambiante

➤ pH6

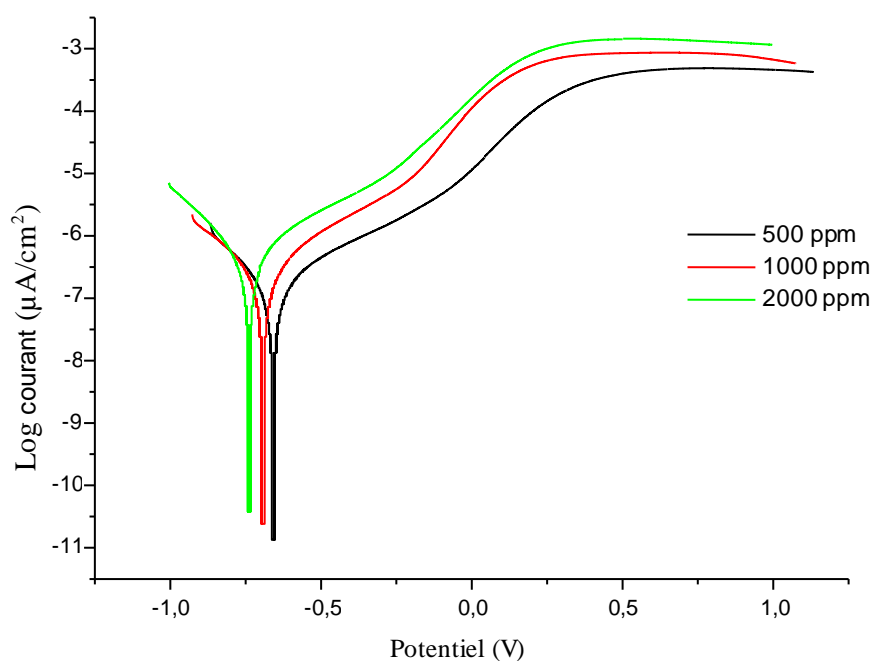


Figure IV.28 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO_3^- à température ambiante

➤ pH10

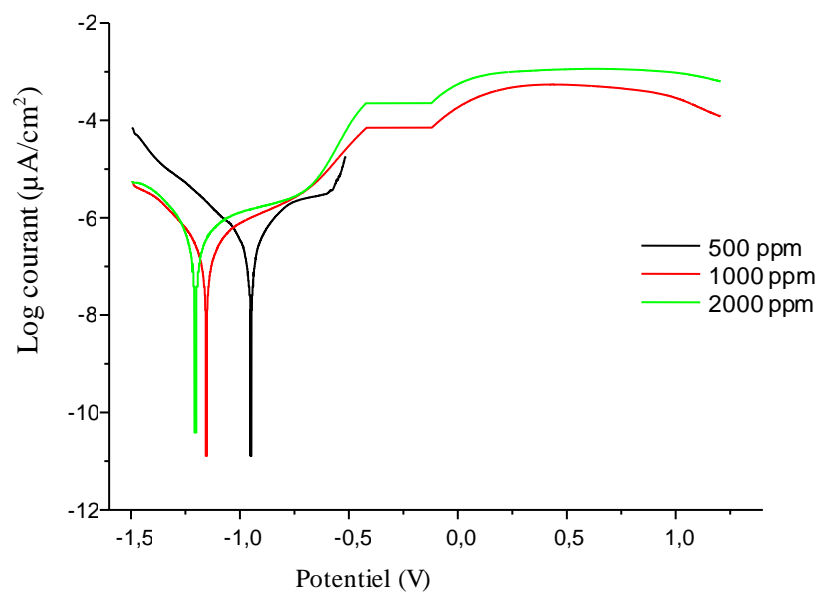


Figure IV.29 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO_3^- à température ambiante

➤ pH12

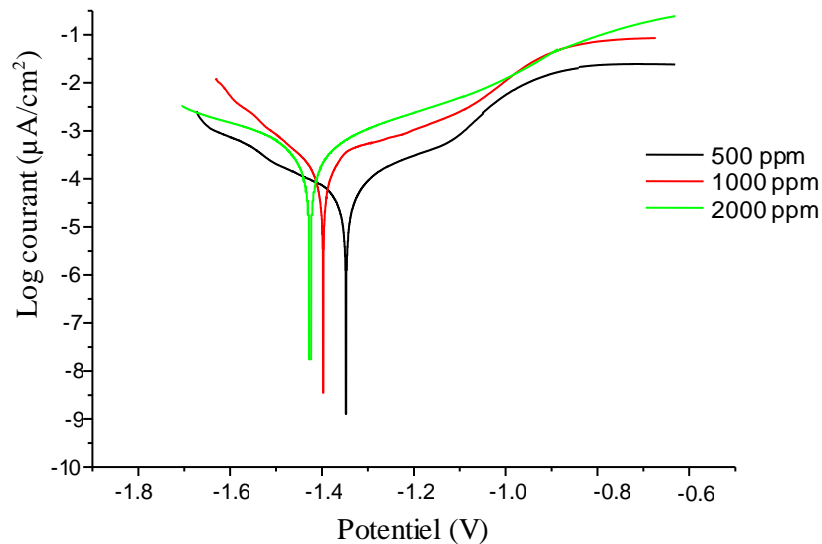


Figure IV.30 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO_3^- à température ambiante

Les figures IV.27 ,28 ,29 et 30 montrent que l'augmentation des concentrations de l'ion nitrate conduit à un déplacement des potentiels de corrosion vers des valeurs moins nobles.

La valeur la plus élevée du courant est observée à pH 12 et à une concentration de l'ion nitrate 2000 ppm, indiquant une augmentation du taux de corrosion. Cela explique qu'en milieu alcalin fort la couche superficielle d'oxyde est plus soluble qu'en milieu acide. Par conséquent, la surface métallique exposée au milieu agressif est sévèrement corrodée.

Il en résulte de ces tests que l'aluminium est fortement corrosif aux pH élevés par rapport aux pH bas.

IV.3.2.2. En présence de l'inhibiteur NaNO_2

➤ pH4

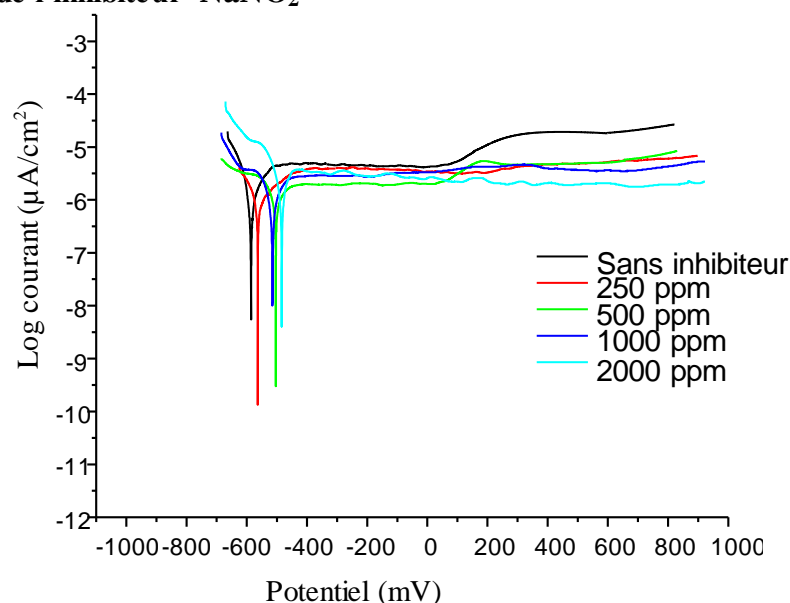


Figure IV.31 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO_2^- et 500 ppm NO_3^- à température ambiante

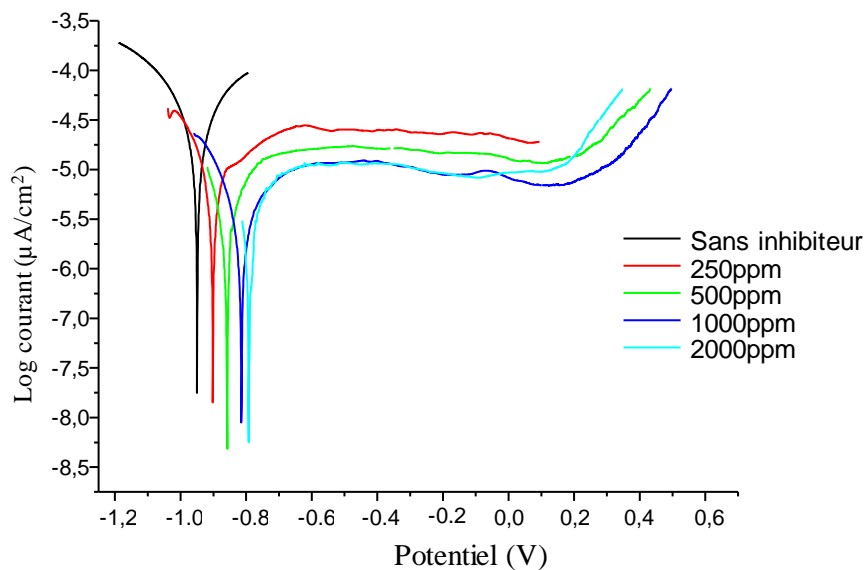


Figure IV.32 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO_2^- et 1000 ppm NO_3^- à température ambiante

➤ **pH6**

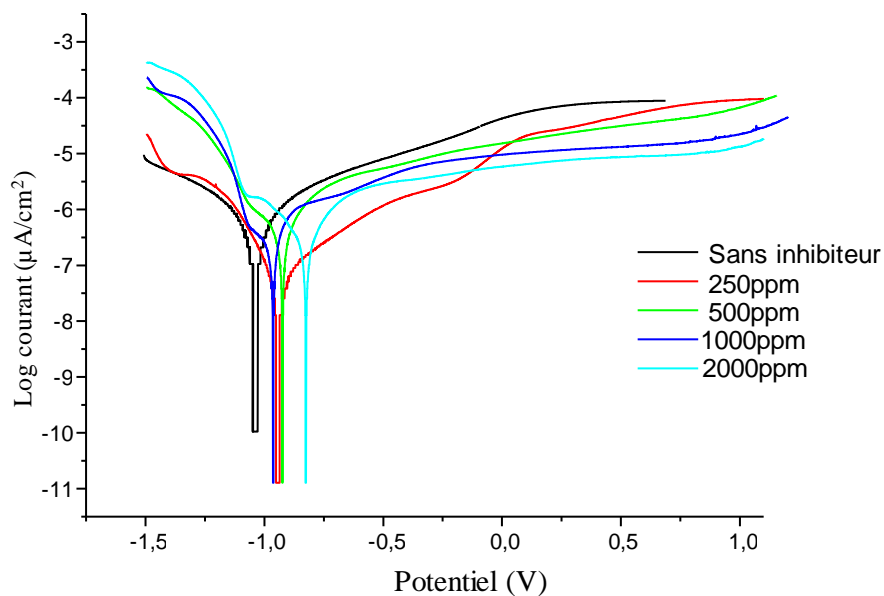


Figure IV.33 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO_2^- et 500 ppm NO_3^- à température ambiante

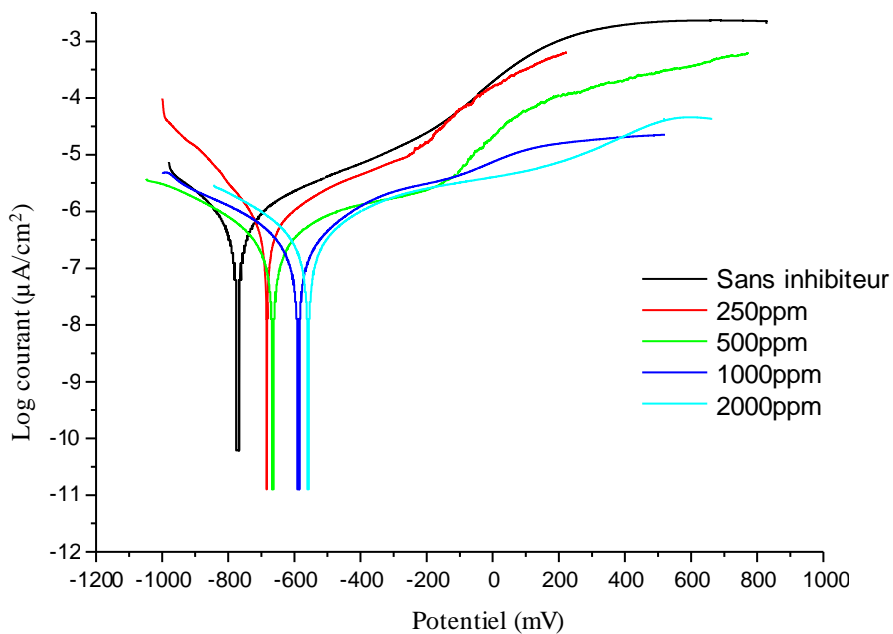


Figure IV.34 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO_2^- et 1000 ppm NO_3^- à température ambiante

➤ **pH10**

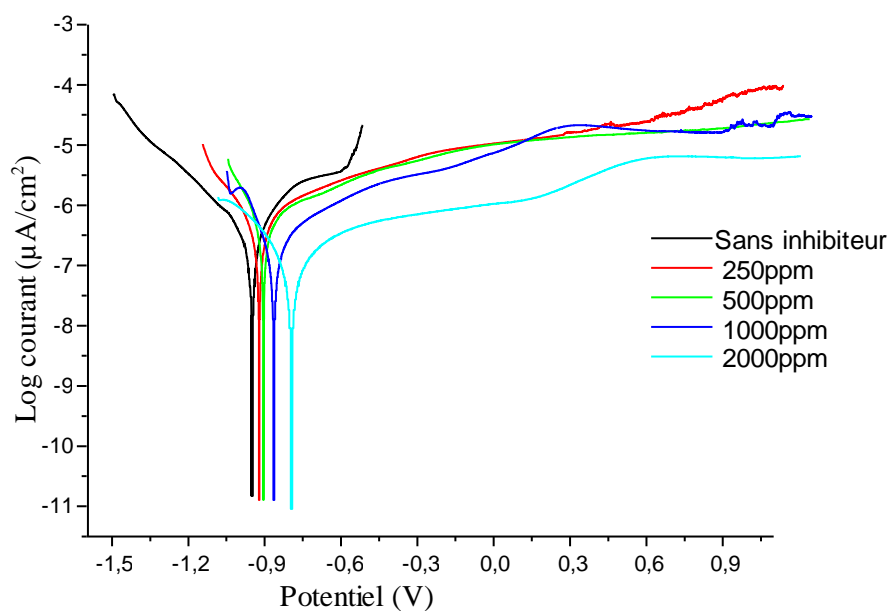


Figure IV.35 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO_2^- et 500 ppm NO_3^- à température ambiante

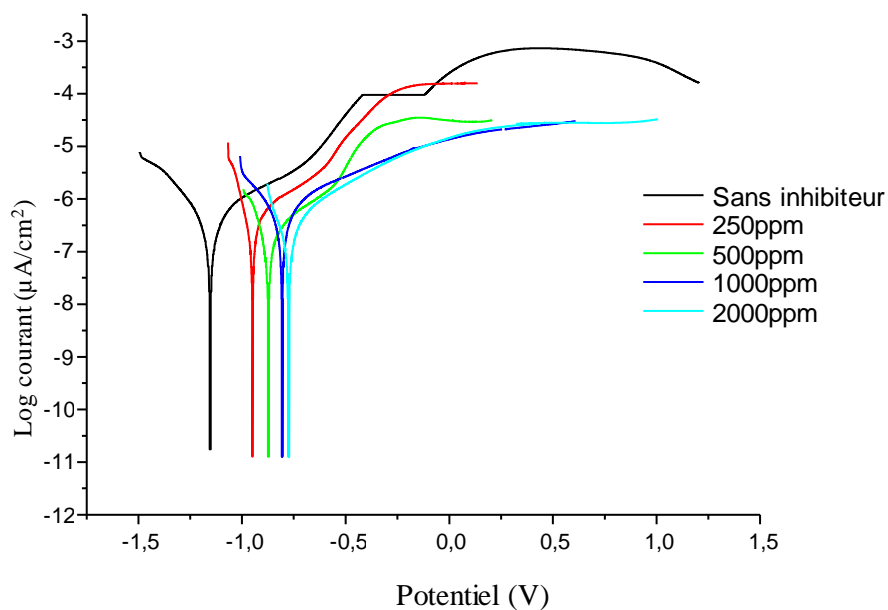


Figure IV.36 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO_2^- et 1000 ppm NO_3^- à température ambiante

➤ pH12

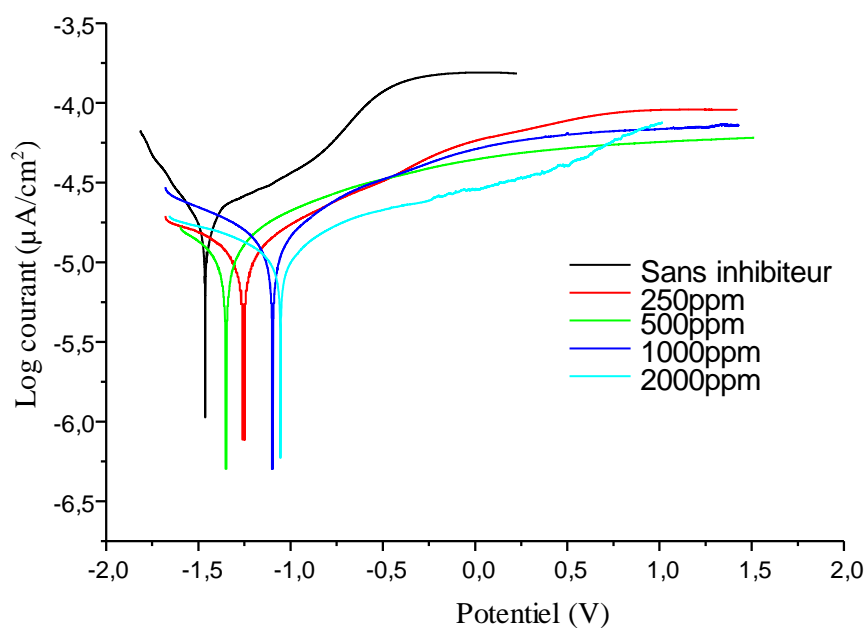


Figure IV.37 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO_2^- et 500 ppm NO_3^- à température ambiante

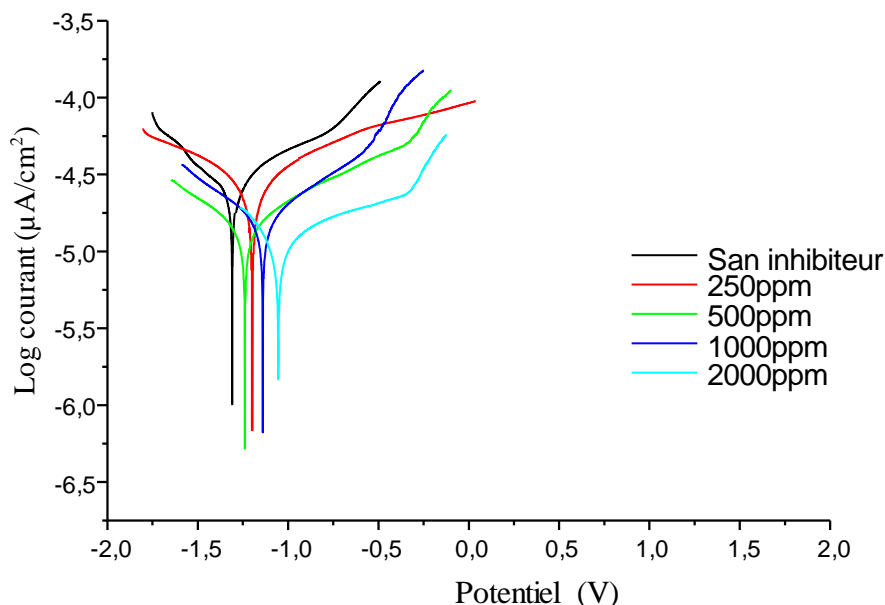


Figure IV.38 Courbes de polarisation obtenues pour différentes concentrations d'ions NO_2^- et 1000 ppm NO_3^- à température ambiante

IV.3.2.2.1. Efficacité inhibitrice

Tableau IV.28 Efficacité inhibitrice des ions NO_2^- dans le milieu NaNO_3 (500 et 1000ppm) après 10 jours d'immersion

Paramètres	CONCENTRATION INHIBITEUR NaNO_2 (ppm)	pH4		pH6		pH10		pH12	
		Polarisation		Polarisation		Polarisation		Polarisation	
		T corr. (mm/an)	EI (%)	T corr. (mm/an)	EI (%)	T corr. (mm/an)	EI (%)	T corr. (mm/an)	EI (%)
CONCENTRATION NaNO_3 500 ppm	0	0,0040	-----	0,0050	-----	0,0040	-----	0,0270	-----
	250	0,0030	25	0,0032	36	0,0037	8	0,0221	18
	500	0,0027	33	0,0029	42	0,0031	23	0,0165	39
	1000	0,0021	48	0,0025	50	0,0021	47	0,0150	45
	2000	0,0010	75	0,0015	70	0,0018	53	0,0137	49
CONCENTRATION NaNO_3 1000 ppm	0	0,0060	-----	0,0050	-----	0,0070	-----	0,0306	-----
	250	0,0047	22	0,0045	10	0,0052	26	0,0270	12
	500	0,0040	33	0,0041	18	0,0051	27	0,0210	31
	1000	0,0031	48	0,0028	44	0,0041	41	0,0195	36
	2000	0,0024	60	0,0020	62	0,0037	47	0,0178	42

Les tests réalisés pour l'étude de l'efficacité inhibitrice de l'ion nitrite sur la corrosion de l'aluminium à des concentrations de 500, 1000 et 2000 ppm NO_3^- et 250, 500, 1000 et 2000 ppm de NO_2^- , à pH 4, 6, 10 et 12 ont conduit aux résultats suivants :

Les figures IV.31, 32, 33, 34, 35, 36, 37 et 38, indiquent un déplacement des courbes de polarisation vers les valeurs anodiques et une diminution du courant de corrosion en

fonction de l'augmentation de la concentration de l'inhibiteur NaNO_2 . Par conséquent, l'efficacité inhibitrice augmente avec l'augmentation de la concentration de l'ion NO_2^-

L'ion NO_2^- assure une meilleure protection de la surface de l'aluminium à pH4 (bas) et ce, pour toutes les concentrations de l'inhibiteur utilisé. Les efficacités inhibitrices à pH4 et pH12 pour 500 ppm NaNO_3^- et 2000 ppm NaNO_2 sont respectivement de 75% et 49 %, alors que celles de 1000 ppm NaNO_3 et 2000 ppm NaNO_2 sont respectivement de 60% et 42 %. Ce qui montre que l'efficacité inhibitrice diminue avec l'augmentation de la concentration l'ion agressif NO_3^- .

Les résultats obtenus par la technique de la polarisation concordent avec ceux obtenus par la technique de masse perdue.

D'après la comparaison des résultats des tableaux IV.27 et IV.28 relatifs respectivement aux milieux NaCl et NaNO_3 , l'efficacité inhibitrice la plus importante (EI=75%) a été obtenue pour les concentrations de 500 ppm et 2000 ppm NaNO_2 à pH4.

Conclusion générale

Conclusion générale

Cette étude sur le comportement à la corrosion de l'aluminium dans différents milieux nous a permis de conclure que :

- 1) Le taux de corrosion de l'aluminium augmente avec l'augmentation des concentrations des ions chlorure et nitrate.
- 2) Dans les deux milieux, la corrosion de l'aluminium est plus significative à des valeurs de pH élevées (pH10, 12).
- 3) Le pouvoir d'inhibition augmente avec l'augmentation de la concentration de l'ion nitrite.
- 4) L'efficacité inhibitrice diminue avec l'augmentation de la concentration des ions agressifs Cl^- et NO_3^- .
- 5) Le film formé par l'inhibiteur nitrite sur la surface du métal agit comme une couche barrière et joue un rôle important en empêchant les réactions d'oxydation des ions du métal.
- 6) L'efficacité inhibitrice est meilleure en milieu NaNO_3 .

Suggestions pour travaux futurs

- 1) Etudier l'efficacité inhibitrice du comportement de l'aluminium dans un milieu agressif par combinaison de deux inhibiteurs (nitrite + chromate) ou (nitrite + silicate).
- 2) Etudier l'influence de la température sur le comportement de l'aluminium dans un milieu agressif.

Références Bibliographiques

Références Bibliographiques

- [1] Yang, C.C., Electrodeposition of Aluminum in Molten AlCl_3 -n-Butylpyridinium Chloride Electrolyte. *Mat. Chem. Phys.* 37, 355–361, 1994.
- [2] Fellner, P., Chrenková-Paučířová, M., Matiašovský, K., Electrolytic Aluminium Plating in Molten Salt Mixtures Based on AlCl_3 , Influence of the Addition of Tetramethylammonium Chloride, *Surf. Technol.* 14, 101–108, 1981.
- [3] Vargel, C. *Corrosion of Aluminium*, 1st Ed., Elsevier: San Diego, CA, USA, 2004.
- [4] Aytac, A., Cu(II), Co(II) and Ni(II) Complexes of –Br and –OCH₂CH₃ Substituted Schiff Bases as Corrosion Inhibitors for Aluminum in Acidic Media”, *J. Mater. Sci.*, Vol. 45, pp. 6812-6818, 2010.
- [5] Obot, I.B., Obi-Egbedi, N.O., Fluconazole as an Inhibitor for Aluminium Corrosion in 0.1 M HCl, *Colloids Surf. A: Physicochemical. Eng. Asp.*, Vol. 330, pp. 207-212, 2008.
- [6] Umoren, S.A., Ogbobe, O., Igwe, I.O., Ebenso, E.E. Inhibition of Mild Steel Corrosion in Acidic Medium Using Synthetic and Naturally Occurring Polymers and Synergistic Halide Additives, *Corros. Sci.*, 50, 1998–2006, 2008.
- [7] Musa, A.Y., Kadhum, A.H., Mohamad, A.B., Takrif, M.S., Chee, E.P. Inhibition of Aluminum Corrosion by Phthalazinone and Synergistic Effect of Halide Ion in 1.0 M HCl. *Curr. Appl. Phys.*, 12, 325–330, 2012.
- [8] Pourbaix, M. *Atlas of Electrochemical Equilibria In Aqueous Solutions*, 2nd Ed., NACE, Houston, TX, USA, 1974.
- [9] Muniandy, M.T., Rahim, A.A., Osman, H., Shah, A.M., Yahya, S., Raja, P.B., Investigation of Some Schiff Bases as Corrosion Inhibitors for Aluminium Alloy in 0.5 M Hydrochloric Acid Solutions. *Surf. Rev. Lett.*, 18, 127–133, 2011.
- [10] Nisancioglu, K., Corrosion of Aluminum Alloys. in *Proceedings of The ICCA3*, Trondheim, Norway, 22–26 June 1992.
- [11] Pineau, S., Dupont, I., *Matériaux et Techniques*, N° 9-10, 2002.
- [12] Landolt, D., *Corrosion et Chimie de Surfaces des métaux, Traité des Matériaux* 12, Edition Presses Polytechniques et Universitaires Romandes, 2003.
- [13] Lamoureux, J., *Précis de Corrosion*, Edition Beau Chemin, Canada, 1994.
- [14] Diamant, A., *Document sur La Corrosion*, Mars 2003.
- [15] Rouibah, K. *Mémoire de Magistère, Contribution à l'Etude du Comportement*

Electrochimique du Couple Galvanique Acier au Carbone/Anodes de Zinc dans l'Eau de Mer Naturelle, 2003.

[16] Ketcham, S.J., Shaffer, I.S., Exfoliation Corrosion of Aluminum Alloys, ASTM, STP 516, pp.3-16, 1972.

[17] Turgoose, S., Chemical Inhibitors for Corrosion Control and Organizers, the Royal Society of Chemistry- Industrial Division and UMIST, p. 107, 1988.

[18] Vargel, C. Corrosion de l'aluminium, Edition. Dunod, ISBN 2-10-006569-6, 2002.

[19] Bellenger, F., Thèse de Doctorat, Etude et Contrôle de la Corrosion Feuilletante des Alliages d'Aluminium 2024 et 7449 par Bruit Electrochimique et Emission Acoustique, Analyse Microstructurale et Caractérisation de l'Endommagement, p21, 2002.

[20] Smith, C.A., The Corrosion Story, Zinc, Lead and Aluminum, Anti-Corrosion, Part 3, Vol. 24, pp.13-15, 1977.

[21] Gimenez, P., Rameau, J. J. et al, Corrosion, 37, 12, pp. 673-682, 1981.

[22] Luminita Din-Stirbu, E., Thèse de Doctorat, Comportement à la Corrosion des Alliages d'Aluminium Utilisés dans l'Industrie Automobile pour la Fabrication de Radiateur Chauffage, Génie des Matériaux, Université de Pitesti (Roumanie), p15, 2005.

[23] Deltombe, E., Pourbaix, M. Comportement Electrochimique de l'Aluminium, Diagramme d'Equilibre Tension/ pH du Système Al-H₂O à 25°C, Rapport Technique N°42, Cebelcor, Décembre 1956.

[24] Scully, J.C., The Fundamentals of Corrosion, International Series of Monographs on Materials Science and Technology, 2nd Ed. Pergamon International, Oxford, Vol. 17, 1975.

[25] Reboul, M. C., Warner, T. J. et al, Corrosion Reviews, 15, pp.3-4, 471-496, 1997.

[26] Classe de PTSI, Matériaux, Lycée Vauban, Brest 1992.

[27] Mazille, H., Beranger, G., Corrosion des Métaux et Alliages., Mécanismes et Phénomènes. Paris, Ed Lavoisier, p 405. ISBN 2-7462-0466-5, 2003.

[28] Guillaumin, V., Mankowski, G., Localised Corrosion of 6056T6 Aluminium Alloy in Chloride Media. Corrosion Science, Vol. 42, pp.105-125, 2000.

[29] Wood J., Harris D.A., Revue de l'Aluminium, les Alliages de Fonderie Inoxydables. p. 882-893, 1968.

[30] Develay, R., Importance de l'Addition de Manganèse dans l'Aluminium et les Alliages de l'Aluminium, Revue de l'Aluminium. p.345-368, 1978.

[31] Altenpohl, D., Aluminium Viewed From Within, Aluminium-Verlag, Düsseldorf, ISBN

3-87017-138-3, 1982.

[32] Ketcham, S.J., Shaffer, I.S., Exfoliation Corrosion of Aluminum Alloys, ASTM, STP 516, pp.3-16, 1972.

[33] Triki, E. Phénomènes de la corrosion, Première Ecole Maghrébine de Corrosion, Hammamet, 1990.

[34] Jean-Louis, C., Métaux et Alliages Passivables, Règle de Choix et Emplois Types, Technique de l'Ingénieur, Vol. M 153-7, 1994.

[35] TRABANELLI, G., Marcel Dekker. Y., Mansfield, F., Corrosion Mechanism, p 119, 1987.

[36] Bommersbach, P., Thèse de Doctorat , Evolution des propriétés d'un Film Inhibiteur de Corrosion Sous l'Influence de la Température et des Conditions hydrodynamiques, Institut National des Sciences Appliquées de Lyon, 2005.

[37] Desa, K., Ashworth, A., the Europeen Symposium on Corrosion Inhibitors, Ferrare, Italy, September, p. 769, 1985.

[38] Zelinski, A., Puiggali, E. Et Al, Effects of Tempers on Environmental-Assisted Failure on an Al-Zn-Mg-Cu Alloy, Journal of Materials Processing Technology, Vol. 53, pp.491-498, 1995.

[39] Jones, D.A., Principales and Prevention of Corrosion Macmillan Publishing Company U.S.A 1992.

[40] Wood J., Harris D.A., Revue de l'Aluminium, les Alliages de Fonderie Inoxydables. p. 882-893, 1968.

[41] Al-Mayouf, A.M., Corrosion Prevent. Control, 6, 70, 1996.

[42] Ford, F.P., Burstein, G.T., Hoar, T.P. Electrochem, J. Soc. 127, 1325, 1980.

[43] Nguyen, T.H., Foley, R.T., Journal of Electroanalytical Chemistry, Soc., 129, 32, 1982.