

UNIVERSITE KASDI MERBAH – OUARGLA -

FACULTE DES SCIENCES TECHNOLOGIE ET SCIENCES DE LA MATIERE

Département de Génie des Procédés



Mémoire

**MASTER ACADEMIQUE**

Domaine : Sciences et techniques

Filière : Génie des procédés

Spécialité : Génie chimique

Présenté par : **BENAICHA Maamar**  
**MESSAI AHMED Yakoub**

Thème

Etude l'effet inhibitrice de (N-mésitylimidazole) contre la corrosion d'acier (XC70) dans un milieu acide ( $H_2SO_4$  0.5 M) par la méthode de dosage volumétrique

Soutenu publiquement

Le : 25/06/2013

Devant le jury :

<b>Président :</b>	M <sup>me</sup> .ZENKHRI Louiza	M.A.B Univ. Ouargla
<b>Encadreur :</b>	M <sup>me</sup> . ZERROUKI Hayat	M.A.B Univ. Ouargla
<b>Examineur:</b>	M <sup>elle</sup> .DACMOUCHE Massouda	M.A.A Univ. Ouargla

Année Universitaire : 2012/2013

# Remerciements

*Nous tenons à remercier avant tout notre ALLAH, le très miséricordieux, qui grâce à lui nous sommes arrivés à ce stade.*

*Je remercie beaucoup M<sup>me</sup> Zerrouk.h, qui a dirigé mes travaux avec beaucoup d'attention et dont les enseignements et les orientations nous ont toujours été précieux et enrichissants.*

*Nos vifs remerciements s'adressent à M<sup>me</sup>.Zenkhri.L et M<sup>lle</sup>.Dacmouche.M qui ont accepté d'examiner notre travail.*

*Nous voudrions exprimer à cette occasion toute notre gratitude aux enseignants du département génie des procédés et du département sciences de matière d'Ouargla pour leurs apports scientifiques.*

*Mes remerciements s'adressent également à tous ce qui m'ont aidé et permis de faire aboutir ce travail, en particulier : M<sup>lle</sup>.Dacmouche.M*

*A tous ces gents MERCI*

# Dédicace

*Tant de fois avais-je pensé à vous offrir quelques choses en signe de reconnaissance pour tout ce que vous avez consenti rien que pour me voir réussir, cette fois c'est l'occasion :*

 *A ma mère khadra et mon père mohammed chéris que je dédie ce travail.*

 *Mon épouse*

 *Mes frères, mes sœurs et toute ma famille.*

 *Tous mes amis et tous qui m'ont aidé de près ou de loin.*

*BENAICHA Maamar*

# Dédicace

*Tant de fois avais-je pensé à vous offrir quelques choses en signe de reconnaissance pour tout ce que vous avez consenti rien que pour me voir réussir, cette fois c'est l'occasion :*



*A ma mère et mon père chéris que je dédie ce travail.*



*Mes frères, mes sœurs et toute ma famille.*



*Tous mes amis et tous qui m'ont aidé de près ou de loin.*

*MESSI AHMED Yakoub*

---

# Sommaire

## Sommaire

Liste des figures

Liste des tableaux

Liste des symboles

**Introduction générale.....01**

### PARTIE THÉORIQUE

#### CHAPITRE I : *Notions fondamentales*

I.1 Définition de la corrosion.....	02
I.2 Différents types de la corrosion.....	02
I.3 Facteurs de corrosion.....	02
I.4 Les différentes formes de la corrosion.....	03
I.5 Mécanismes de corrosion électrochimique.....	04

#### CHAPITRE II : *Aspect Thermodynamique Et Cinétique De La Corrosion*

II.1 Aspect thermodynamique.....	05
II.1.1 Diagramme de Pour-baix.....	05
II.2 Aspect cinétique électrochimique.....	06
II.2.1 Types des électrodes.....	06
II.2.1.1 électrode simple.....	06
II.2.1.2 électrode mixte.....	07
II.2.2 Relation de la vitesse de corrosion .....	08

#### CHAPITRE III : *Les Méthodes expérimentales*

III.1 méthode pondérale.....	09
III.1.1 Principe de la méthode .....	09
III.1.2 Avantage de la méthode pondérale.....	10

---

III.1.3 Inconvénients de la méthode pondérale.....	10
III.2 Méthode potentiostatique .....	10
III.2.1 Description et principe de fonctionnement de l'appareillage .....	10
III.2.2 Corrélation entre icorr et la vitesse de corrosion.....	11
III.2.3 Inconvénients de la méthode potentiostatique.....	11
III.3 Méthode de dosage volumétrique.....	12
III.3.1 Principe de la méthode de dosage volumétrique.....	12
III.3.4 Les inconvénients de la méthode de dosage volumétrique.....	13
III.3.5 Les avantages de la méthode de dosage volumétrique.....	13
III.3.6 Précision d'un dosage .....	13

*CHAPITRE IV: la Protection Contre la Corrosion et l'Emploi des inhibiteurs*

IV.1 Protections électriques (active).....	14
IV.2 Protection par revêtements.....	14
IV.3 Protection par les inhibitions.....	14
IV.3.1 Définition d'un inhibiteur .....	14
IV.3.2 Propriétés des inhibiteurs .....	14
IV.3.3 Efficacité d'un inhibiteur.....	15
IV.3.4 Classification des inhibiteurs de corrosion.....	15
IV.3.5 Structure d'inhibiteurs.....	17
IV.3.6 Mode d'action d'un inhibiteur.....	18

**PARTIE PRATIQUE**

1. Produits et matériaux.....	19
1.1 Produits.....	19
1.2 Les matériaux .....	20
2. Mode opératoire.....	21
2.1 Préparation des échantillons .....	21
2.2 Préparation des solutions utilisées .....	22
2.3 Les étapes d'expérience .....	23
2.4 Observations.....	23

---

3. La relation entre la masse perdue de fer et le volume de permanganate de potassium.....	24
4. Le taux de corrosion .....	26
5. Résultats.....	26
6. Interprétation des résultats.....	32
7. Conclusion.....	34
<b>Conclusion générale.....</b>	<b>35</b>

---

---

## Liste des figures

<u>Figure I.1</u> : huit catégories de la corrosion suivant FONTANA.....	04
<u>Figure II.1</u> : Diagramme de Pour-baix .....	05
<u>Figure II.2</u> : électrode simple.....	06
<u>Figure II. 3</u> : électrode mixte.....	08
<u>Figure III.1</u> : Dispositif Expérimental de la technique de masse perdue.....	09
<u>Figure III.2</u> : Dispositif Expérimental de la technique potentiostatique .....	10
<u>Figure IV.1</u> : Les inhibiteurs cathodiques.....	15
<u>Figure IV.2</u> : Les inhibiteurs anodiques.....	16
<u>Figure IV.3</u> : Les inhibiteurs mixtes.....	16
<u>Figure IV.4</u> : Adsorption d'inhibiteur sur une surface en milieu aqueuse.....	18
<u>Figure 01</u> : échantillon (acier XC70).....	19
<u>Figure 02</u> : le 1 <sup>er</sup> montage d'expérience (échantillon dans la solution).....	20
<u>Figure 03</u> : le 2 <sup>ème</sup> montage d'expérience (dosage) .....	21
<u>Figure 04</u> : l'opération de polissage .....	22
<u>Figure 05</u> : évaluation de la vitesse de corrosion fonction de temps en milieu acide H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (0,5mol/l) absence l'inhibiteur à T = T <sub>ambiant</sub> .....	27
<u>Figure 06</u> : évaluation de la vitesse de corrosion fonction de temps en milieu acide H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (0,5mol/l) présence l'inhibiteur (5 ppm) à T = T <sub>ambiant</sub> .....	28
<u>Figure 07</u> : évaluation de la vitesse de corrosion fonction de temps en milieu acide H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (0,5mol/l) présence l'inhibiteur (10 ppm) à T = T <sub>ambiant</sub> .....	29
<u>Figure 08</u> : évaluation de la vitesse de corrosion fonction de temps en milieu acide H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (0,5mol/l) présence l'inhibiteur (15 ppm) à T = T <sub>ambiant</sub> .....	30
<u>Figure 09</u> : évaluation de la vitesse de corrosion fonction de temps en milieu acide H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (0,5mol/l) présence l'inhibiteur (20 ppm) à T = T <sub>ambiant</sub> .....	31
<u>Figure 10</u> : évaluation de la vitesse de corrosion fonction de temps en milieu acide H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (0,5mol/l) l'inhibiteur (0 ppm, 5 ppm, 10 ppm, 15 ppm, 20 ppm) à T = T <sub>ambiant</sub> .....	31
<u>Figure 11</u> : La variation de la vitesse de corrosion en fonction de concentration d'inhibiteur à 100 minutes.....	33
<u>Figure 12</u> : présent le rendement d'inhibiteur (N-mésitylimidazole) dans milieu acide H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (0,5 M) à température ambiant .....	33

---

---

## *Liste des symboles*

$m_p(\text{Fe})$ : la masse perdue de fer dans la solution

$[\text{KMnO}_4^-]$  : la concentration de permanganate de potassium

$M(\text{Fe})$  : la masse molaire de fer (55.8 g/mol)

$V$  : volume de solution dosée par  $\text{KmnO}_4$  (5ml)

$V_{\text{éq}}$  : volume de permanganate de potassium a dosée

$V_0$  : volume de solution initial

$V_p$  : volume de solution prélève chaque fois

$t$  : le temps qui rester l'échantillon dans une solution corrosive

$S$  : la surface d'échantillon (parallèle des rectangles)

ppm : partie par million de (kg)

Ox/Red : couple oxydant /réducteur

---

---

## *Liste des tableaux*

<u>Tableau II.1:</u> Potentiel standard de quelques électrodes par rapport à une électrode à hydrogène.....	07
<u>Tableau 01 :</u> composant d'acier (XC70).....	19
<u>Tableau 02:</u> les valeurs expérimentales de la vitesse de corrosion d'acier (XC70) en fonction du temps en milieu acide H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (0,5 mol/l) en absence d'inhibiteur à T = T <sub>ambient</sub> .....	26
<u>Tableau 03:</u> les valeurs expérimentales de la vitesse de corrosion d'acier (XC70) en fonction du temps en milieu acide H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (0,5 mol/l) en présence d'inhibiteur (5 ppm) à T = T <sub>ambient</sub> .....	27
<u>Tableau 04:</u> les valeurs expérimentales de la vitesse de corrosion d'acier (XC70) en fonction du temps en milieu acide H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (0,5 mol/l) en présence d'inhibiteur (10 ppm) à T = T <sub>ambient</sub> .....	28
<u>Tableau 05:</u> les valeurs expérimentales de la vitesse de corrosion d'acier (XC70) en fonction du temps en milieu acide H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (0,5 mol/l) en présence d'inhibiteur (15 ppm) à T = T <sub>ambient</sub> .....	29
<u>Tableau 06:</u> les valeurs expérimentales de la vitesse de corrosion d'acier (XC70) en fonction du temps en milieu acide H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (0,5 mol/l) en présence d'inhibiteur (20 ppm) à T = T <sub>ambient</sub> .....	30
<u>Tableau 07:</u> présent les rendements à différent concentrations de l'inhibiteur.....	32

---

---

## **Introduction générale :**

Dans les pays industrialisés les coûts de la corrosion représentent trois à quatre pour-cent du produit national brute. La corrosion n'est pas seulement une source de gaspillage de matières première et d'énergie. Elle peut en plus provoquer des accidents aux conséquences graves et dans certains cas, contribuer à la pollution de l'environnement naturel.

L'importance de l'étude de la corrosion est double, la première est économique, elle concerne la réduction des pertes de matériel qui résultent de détériorations ou de ruptures soudaines de tubulures, de réservoir, de pièces métallique de machines de coques de navires et de structures marine, la seconde est la conservation appliquée, premièrement aux ressources de métal dont les réserves mondiales sont limitées et dont la destruction implique des pertes correspondantes d'énergie, et de réserves d'eau accompagnant la production et la fabrication des structures métalliques. Non moins importante et la préservation de l'effort humain, gaspille dans l'étude et la reconstruction de l'équipement métallique corrodé utilisable autrement à des but sociaux

La prévention de la corrosion doit commencer dé phase de planification. En d'autres mots, on doit prendre en considération la corrosion le début de puits d'un projet et jusqu'à sa réalisation. Il s'agit de garantir une certaine durée de vie à un objet, pour un coût minimal comprenant tant les fais d'investissement que d'entretien.

La partie théorique présente des notions fondamentales sur la corrosion et expose des notions générale sur son aspect thermodynamique et cinétique. Cette partie présente également les méthodes expérimentales et les méthodes et moyens de lutte contre la corrosion.

La partie expérimentale, a été consacrée à la présentation de l'étude expérimentale de l'efficacité de l'inhibiteur (N-mésitylimidazole) contre la corrosion d'acier (XC70) dans milieu acide  $H_2SO_4$  par la méthode de dosage volumétrique ( $KMnO_4$ ).

### **I.1 Définition de la corrosion :**

La corrosion est une réaction chimique ou électrochimique entre un matériau, généralement un métal, et son environnement qui entraîne une dégradation du matériau et de ses propriétés [1].

### **I.2 Différents types de corrosion :**

En général on peut résumer les différents types de la corrosion comme ci-dessous :

#### **I.2.1 Corrosion électrochimique:**

Ce type de corrosion implique un milieu corrosif conducteur d'électricité (milieu électrolyte).

#### **I.2.2 Corrosion chimique:**

La corrosion est dite chimique lorsque le milieu corrosif est non électrolyte (n'est pas conducteur) [2].

### **I.3 Facteurs de corrosion :**

Le phénomène de corrosion dépend d'un grand nombre des facteurs qui interviennent généralement par relation plus au moins complexes les une après les autres.

Ces facteurs peuvent être, soit dépendant du milieu, soit des facteurs intrinsèques aux métaux [3].

- pH
- Les gaz dissous
- Température
- Sels dissous
- Composition du métal ou de l'alliage.
- Procédé d'élaboration.
- Impureté, traitement thermique.

#### **I.4 Les différentes formes de corrosion :**

FONTANA propose une classification de corrosion en huit catégories [4].

##### **I.4.1 la corrosion uniforme :**

C'est une perte de matière plus ou moins régulière sur toute la surface. On trouve cette attaque notamment sur les métaux exposés aux milieux acides.

##### **I.4.2 la corrosion galvanique :**

Appelée aussi corrosion bimétallique, est due la formation d'une pile électrochimique entre deux métaux. La dégradation du métal le moins résistant s'intensifie.

##### **I.4.3 la corrosion caverneuse :**

Est due à une différence d'accessibilité de l'oxygène entre deux parties d'une structure, créant ainsi une pile électrochimique. On observe une attaque sélective du métal dans les fentes et autres endroits peu accessibles à l'oxygène.

##### **I.4.4 la corrosion par piqûres :**

Est produite par certains anions. Notamment le chlorure, sur les métaux protégés par un film d'oxyde mince. Elle enduit typiquement les cavités de quelques dizaines de micromètre de diamètre.

##### **I.4.5 la corrosion intergranulaire :**

Est une attaque sélective aux joints de grains. Souvent, il s'agit de phases qui ont précipité lors d'un traitement thermique.

##### **I.4.6 la corrosion sélective :**

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

##### **I.4.7 la corrosion érosion :**

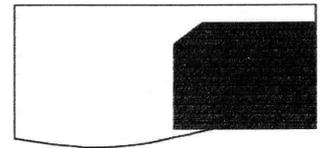
Est due à l'action conjointe d'une réaction électrochimique et d'un enlèvement mécanique de matière. Elle a souvent lieu sur des métaux exposés à l'écoulement rapide d'un fluide.

##### **I.4.8 la corrosion sous contrainte :**

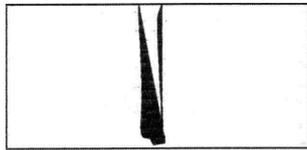
Est une fissuration du métal, qui résulte de l'action commune d'une contrainte mécanique et d'une réaction électrochimique.



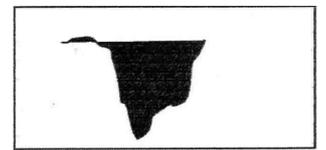
Corrosion uniforme



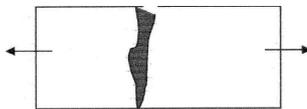
Corrosion galvanique



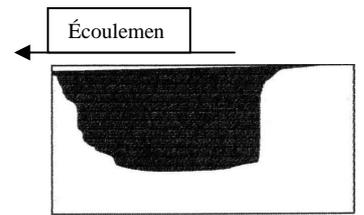
Corrosion caverneuse



Corrosion intergranulaire



Corrosion sous contrainte



Corrosion - érosion



Corrosion sélective



Corrosion par piqûre

La figure I.1: huit catégories de la corrosion suivant FONTANA [3].

### I.5 Mécanismes de corrosion électrochimique :

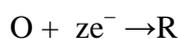
Bien que les formes de corrosion citées ci-dessus soient diverses, les mécanismes de base de la corrosion d'un matériau métallique en milieu aqueux ont la même origine qui est de nature électrochimique.

Ces mécanismes résultent d'un ensemble de réactions qui se produisent à l'interface métal - solution et qui mettent en jeu des électrons et des espèces chimiques. Ces réactions électrochimiques peuvent être décrites de la façon simplifiée suivante [5]:

- Réaction anodique de dissolution du métal (M)



- Réaction cathodique de réduction de l'agent corrosif (O)



### II.1 Diagramme de Pour-baix :

Les nombreuses réactions chimiques ou électrochimiques intervenant dans les phénomènes de corrosion dépendent du pH de la solution. Pour-baix a établi des diagrammes potentiel-pH qui délimitent différents domaines dans trois zones [5].

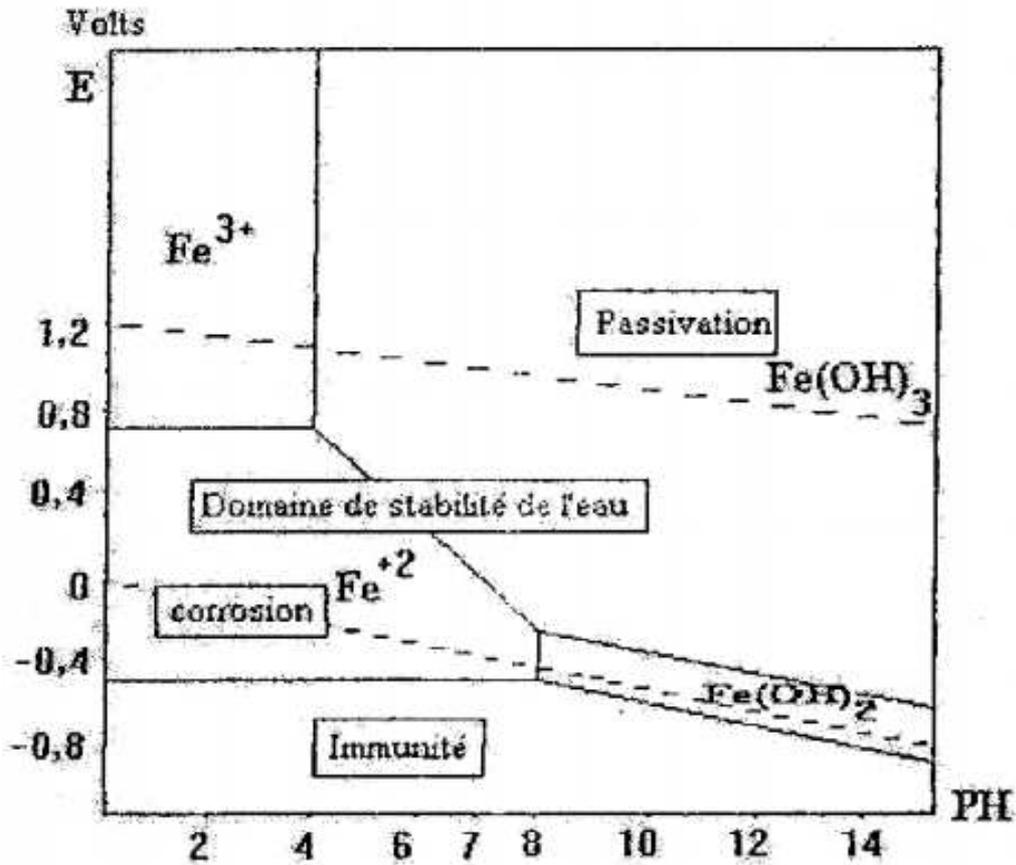


Figure II.1: Diagramme de Pour-baix de fer en milieu aqueuse à 25 °C

- **Zone de corrosion** : le métal est corrodé, le produit de corrosion possède principalement une forme soluble.
- **Zone de passivité** : le métal est susceptible de passiver. Le produit de corrosion est un solide insoluble susceptible de protéger le métal. La passivation du métal ne peut pas être observée si le produit solide de la corrosion n'isole pas parfaitement le métal du réactif.
- **Zone d'immunité** : le métal est stable vis-à-vis du réactif (aucune réaction n'est thermodynamiquement possible).

## II.2 Types des électrodes :

### II.2.1 électrode simple :

Lorsqu'une seule réaction d'électrode se produit à l'interface métal-milieu, on appelle ce système électrode simple. Exemple un métal M immergé dans une solution de l'un des ses sels désaérés.

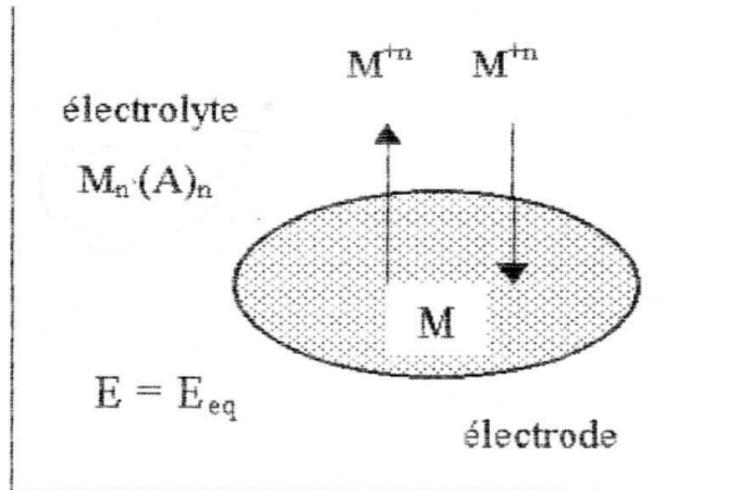


Figure II.2: électrode simple

#### a)- potentiel d'équilibre d'une électrode simple :

Le potentiel d'équilibre d'une électrode simple ( $E_{I=0}$  ou  $E_{eq}$ ) est le potentiel que prend un métal par rapport à la solution de l'un des ses sels. Il correspond à un équilibre tel que la vitesse d'oxydation et de réduction du métal sont égales. C'est-à-dire qu'il n'y aura pas de courant net mesurable. Elle est appelée aussi potentiel réversible puisque l'interface ne se modifie pas avec le temps. (la concentration du métal dans la solution est constante, parce que les atomes de métal qui se déposent sur l'électrode sont compensés par les atomes de métal qui vont la solution).

Le potentiel d'équilibre d'une électrode simple ( $E_{I=0}$  ou  $E_{eq}$ ) est donc correspond au potentiel que prend spontanément une électrode, lorsqu'aucun courant ne la traverse.

**b)- potentiel normal (standard) :**

Lorsque l'activité du métal en solution est unité, soit  $a_M^{n+} = 1$  mol/l, le potentiel dans ce cas est le potentiel normal de l'électrode, noter  $E_0$ , est une grandeur thermodynamique que l'on peut calculer selon les principes de la thermodynamique chimique. Le tableau suivant donne la série électrochimique des potentiels normaux d'électrodes ( $E_0$ ) à 25 °C par rapport à l'électrode normale d'hydrogène.

équilibre	$E_0=f(v)$
Au/Au <sup>+3</sup>	+ 1.498
O <sub>2</sub> /H <sub>2</sub> O	+ 1.229
Pt/Pt <sup>+2</sup>	+ 1.2
Ag/Ag <sup>+</sup>	+0.799
Fe <sup>+3</sup> /Fe <sup>+2</sup>	+0.771
O <sub>2</sub> /OH <sup>-</sup>	+0.401
Cu/Cu <sup>+2</sup>	+0.337
H <sub>2</sub> /H <sup>+</sup>	0.00
Pb/Pb <sup>+2</sup>	-1.26
Ni/Ni <sup>+2</sup>	-0.250
Fe <sup>+2</sup> /Fe	-0.44
Zn <sup>+2</sup> /Zn	-0.76
Al <sup>+3</sup> /Al	-1.66
Mg <sup>+2</sup> /Mg	-2.36

Tableau II.1: Potentiel standard de quelques électrodes par rapport à une électrode à hydrogène

Si l'activité de métal en solution n'est plus égale à l'unité, le potentiel d'équilibre pourra être calculé grâce à l'équation de Nernst :

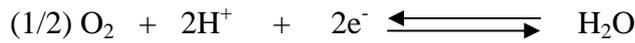
$$E_{I=0} = E_{th} = E_0 + (RT/nF) \ln (a_M^{n+})$$

Où  $E_0$  désigne le potentiel standard du couple redox, R la constante des gaz parfaits, T la température absolue et F le Faraday.

**II.2.2 électrode mixte :**

Lorsque plusieurs réactions d'électrode peuvent avoir lieu simultanément dans un système métal-milieu le système dans ce cas est appelé électrode mixte.

Si, dans l'exemple précédent, on aère la solution de sel de métal, deux réactions partielles apparaissent, se sont l'oxydation de métal M, et la réduction d'oxygène.



Cela donne la réaction globale

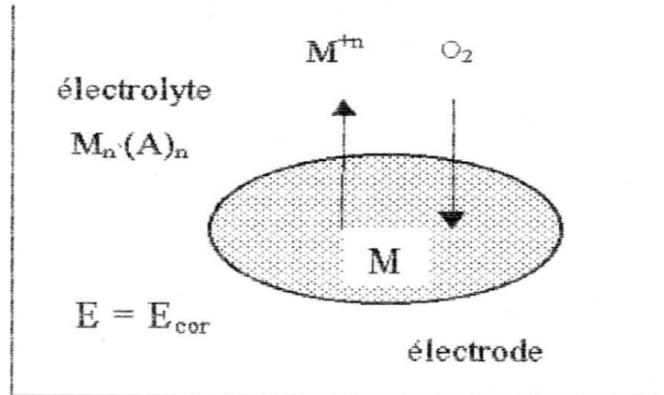
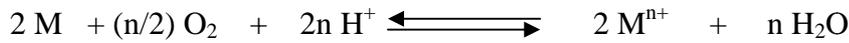


Figure II. 3: électrode mixte

**a)- potentiel mixte à l'équilibre :**

La tension à l'équilibre d'une électrode mixte ( $E_I=0$ ) est aussi égale au potentiel thermodynamique d'oxydation des espèces appartenant à des couples redox différentes participant à une réaction d'oxydoréduction spontanée à l'interface électrode- électrolyte.

**b)- potentiel de la corrosion :**

le métal M dans l'exemple précédent subit donc une corrosion sans courant extérieure. On appelle le potentiel au repos d'une électrode mixte qui subit une corrosion, potentiel de corrosion. Sa valeur se situe entre les potentiels d'équilibre des réactions partielles.

Le potentiel de corrosion est une quantité cinétique, elle dépend des paramètres qui dictent la rapidité des réactions cathodiques et anodiques présentes [2].

**II.2.3 Relation de la vitesse de corrosion :**

Le taux de corrosion d'un métal en termes de perte de poids par unité de surface et du temps peut être calculé à partir de la relation (1) suivante :

$$V_c = \frac{m}{S.t} \quad \{1\}$$

La masse **m**, qui exprime la perte de masse d'un échantillon métallique de surface **S** durant une période **t** peut être déterminée par les méthodes électrochimiques [2].

Les méthodes expérimentales suivantes ont été utilisées pour mesurer la vitesse de corrosion et étudier l'efficacité de l'inhibiteur.

### III.1 Méthode pondérale (méthode de la perte de poids)

#### III.1.1 Principe de la méthode :

Cette méthode est basée sur la mesure de la perte de poids d'un échantillon après un temps d'exposition défini à un milieu corrosif. Elle ne donne pas de renseignements quant au processus de corrosion mais elle permet de juger de l'importance du phénomène.

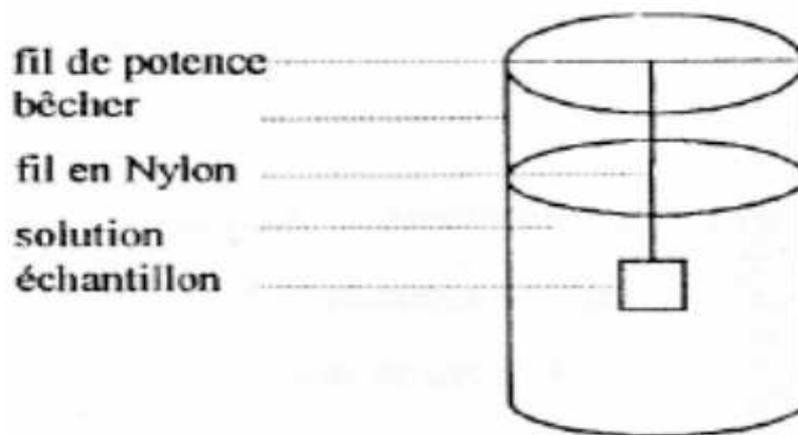


Figure III.1: Dispositif Expérimental de la technique de masse perdue.

L'utilité de la mesure de la masse perdue consiste en l'évaluation du taux de corrosion qui se définit comme une perte de poids par unité de surface et de temps et est exprimé en (g/cm<sup>2</sup>/an). Le taux de corrosion est calculé à partir de la formule suivante [2]:

$$\tau = 365 \Delta m / (S \cdot t) \quad \text{avec} \quad \Delta m = m_i - m_f$$

$m_i$ : masse de l'échantillon avant l'essai en (g),

$m_f$ : masse de l'échantillon après l'essai en (g),

$S$  : surface de l'échantillon en (cm<sup>2</sup>),

$t$  : temps de l'expérience en jours.

### III.1.2 Avantage de la méthode pondérale

Elle Fournit les évidences physiques les plus fiables possibles,  
Elle donne des informations sur le taux moyen de la perte de masse due à la corrosion.  
Elle donne l'ampleur et la distribution de la corrosion localisée.  
Elle peut aussi fournir des informations sur la nature de corrosion à travers l'analyse de ses produits de corrosion.

### III.1.3 Inconvénients de la méthode pondérale

Elle exige un temps considérablement long pour avoir une différence de poids mesurable.  
Elle utilise un grand nombre des échantillons métallique destiné aux tests de corrosion et une grande quantité du milieu corrosif.  
Elle ne peu pas être appliquée lorsque l'échantillon métallique est une pipe dans une grande installation [2].

## III.2 Méthode potentiostatique :

### III.2.1 Description et principe de fonctionnement de l'appareillage

Cette technique nécessite le matériel de laboratoire suivant:

- Appareil Potentiostat, micro ordinateur;
- Electrode de travail (Echantillons);
- Electrode de référence (Calomel saturé).
- Electrode auxiliaire (Platine).

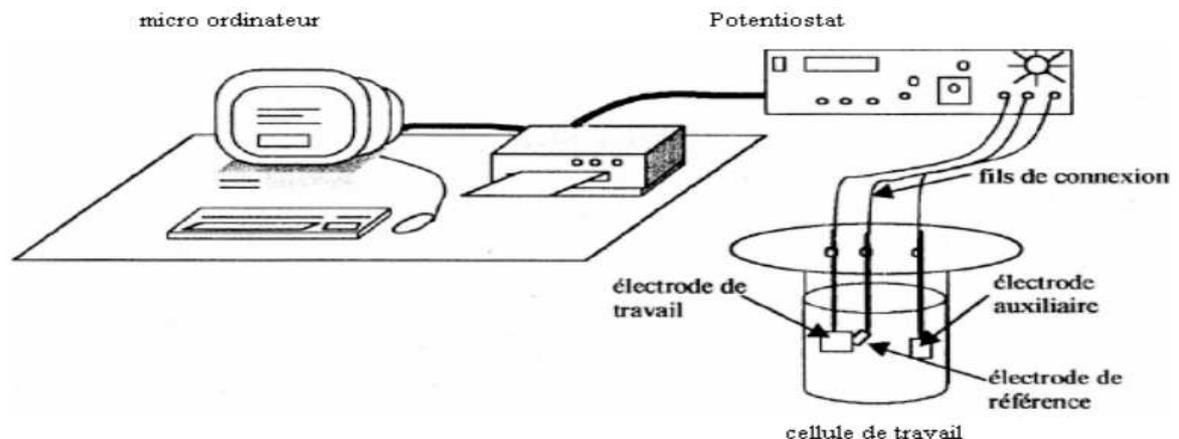


Figure III.2: Dispositif Expérimental de la technique potentiostatique [6] .

L'électrode de travail, l'électrode de référence (Calomel saturé) et l'électrode auxiliaire (Platine) sont immergées dans une solution électrolytique et connectées à un potentiostat, qui est une source de courant dont le rôle principal est de maintenir le potentiel constant entre l'électrode de travail et l'électrode de référence au moyen d'un amplificateur.

L'ensemble est lié à un micro-ordinateur muni d'un logiciel permettant le tracé des courbes:

$I = f(E)$  et  $\log |i| = f(E)$ , et détermine ainsi le taux de corrosion en (mm / an) et la vitesse de corrosion en ( $A/cm^2$ ).

### **III.2.2 Corrélation entre $i_{corr}$ et la vitesse de corrosion**

L'utilisation de la loi de Faraday est indispensable pour établir cette corrélation: la quantité de substance oxydée ou réduite à chaque électrode, durant l'électrolyse, est proportionnelle à la quantité d'électricité qui traverse la cellule de corrosion.

Soit  $\Delta m$  : la masse de l'électrode engagée dans la réaction de dissolution ou de dépôt, on a:  $\Delta m = M (i t / nF)$

Où:

M: est la masse molaire de l'espèce dissoute ou dissociée.

i: est le courant de corrosion (A) qui traverse la pile pendant un temps t (s).

F: Faraday = 96500 coulombs /mole (c'est la quantité d'électricité qui correspond à une mole d'électrons).

n: est le nombre d'électrons mis en jeu dans la réaction d'oxydation [6].

### **III.2.3 Inconvénients de la méthode potentiostatique**

Elle ne peut pas être appliquée dans les deux cas suivants :

-lorsque la corrosion de métal est n'est pas uniforme

-lorsque le produit de corrosion est insoluble ou peu soluble dans le milieu corrosif étudié, c'est à dire qu'elle exige que le produit de corrosion doit être sous forme des ions dissous dans le milieu corrosif.

Ces deux critères forment une des hypothèses fondamentales de l'extrapolation des droites de Tafel.

En plus des problèmes pratiques peuvent être posé lors de l'obtention expérimentale des droites de Tafel qui fausse les résultats obtenus par cette méthode, ces problèmes sont :

La présence des effets ohmiques

La présence des effets dus au transfert de masse.

Les effets dus aux chutes ohmiques entre l'électrode de travail et l'électrode de référence augmentent avec la densité du courant [2].

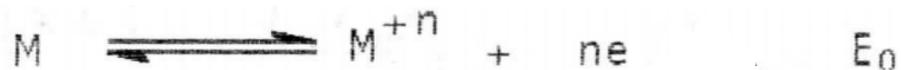
Cette méthode n'aide pas l'étudiant pour la compréhension du phénomène de corrosion

### III.3 Méthode de dosage volumétrique :

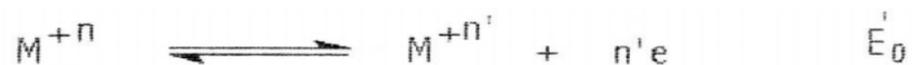
#### III.3.1 Principe de la méthode de dosage volumétrique :

La méthode de dosage volumétrique est basée sur la détermination de la masse de métal dissoute dans le milieu corrosif par dosage avec une solution donnée.

Un métal M se corrode dans une solution corrosive suivant la réaction suivante :



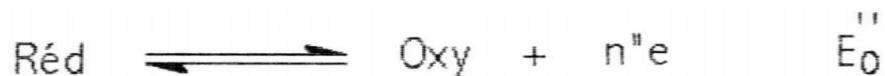
Si les ions  $M^{+n}$  peuvent être s'oxyder encore a un état de valence supérieure selon la réaction suivante :



$$E = E_0' + \frac{0.059}{n'} \text{Log} \frac{[M^{+n'}]}{[M^{+n}]}$$

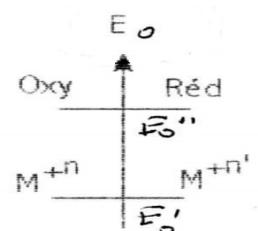
Dans ce cas on peut oxyder les ions  $M^{+n}$  prélevé dans un prélèvement du milieu corrosif par une solution contenant une espèce chimique de pouvoir oxydant plus grand que celle des ions  $M^{+n}$

Si Oxy et Réd sont respectivement la forme oxydante et réduite de cette espèce chimique on peut écrire la réaction suivante :



$$E = E_0'' + \frac{0.059}{n''} \text{Log} \frac{[\text{Oxy}]}{[\text{Réd}]}$$

Si le **PH** n'influe pas sur le potentiel d'équilibre du couple **Ox/Red** .Alors on peut écrire la réaction suivante on se basant sur le schéma suivant :



### **III.3.4 Les inconvénients de la méthode de dosage volumétrique**

Elle aussi exige un temps considérablement long pour avoir une différence de concentration entre deux prélèvements successifs du milieu corrosif.

Il y a un risque d'interface lorsque que le milieu corrosif contient beaucoup des ions (cas d'eau salée).

### **III.3.5 Les avantages de la méthode de dosage volumétrique**

Elle donne des résultats très précis.

Elle utilise un seul récipient pour le fluide corrosif et un seul échantillon métallique.

Comme la méthode pondérale.

Elle peut aussi fournir des informations sur la nature de corrosion à travers l'analyse de ses produits de corrosion :

- détermination de la relation de vitesse
- influence de l'inhibiteur [2]

### **III.3.6 Précision d'un dosage :**

Un titrage est précis s'il fournit une valeur de concentration précise, c'est-à-dire avec le maximum de chiffres significatifs. Pour cela, il faut :

- connaître le plus précisément possible le volume initial de la solution titrée
- connaître le plus précisément possible la concentration de la solution titrante
- estimer le plus précisément possible le volume équivalent

Les méthodes de prévention contre la corrosion sont variées. Le choix d'une méthode appropriée doit vérifier non seulement les exigences technologiques, mais aussi celle économiques, dans ce qui suit nous allons donnée un aperçu sur ces méthodes de protection.

#### **IV.1 Protections électriques (active) :**

Il s'agit de modifier le comportement électrochimique du milieu corrosif, par l'intermédiaire d'un courant électrique.

- Protection cathodique
  - ✓ Protection par anode sacrificielle
  - ✓ Protection par courant impose
- Protection anodique

#### **IV.2 Protection par revêtements :**

Ces revêtements isolent le matériau de l'électrolyte. Ils nécessitent toute une préparation de la surface du métal de base de façon à ce que le revêtement soit adhérent. Ils peuvent être métalliques, non métallique, chimique [7] ;[8].

- Revêtements métalliques,
- Revêtements non métalliques,
- Revêtements chimiques.

#### **IV.3 Protection par inhibition**

##### **IV.3.1 Définition d'un inhibiteur :**

Un inhibiteurs de corrosion est un composé chimique qui l'on ajoute en faible quantité dans le milieu corrosif pour stopper ou diminuer la vitesse de corrosion sans modifier le milieu.

##### **IV.3.2 Propriétés des inhibiteurs**

Un inhibiteur de corrosion doit être :

- \*Non toxique
- \*Stable et ne subit pas modifications au cours de l'exploitation
- \*Efficace à faible concentration

### IV.3.3 Efficacité d'un inhibiteur :

Un inhibiteur est efficace si son degré d'inhibiteur **R** (rendement d'inhibiteur) qui caractérise le ralentissement de la corrosion dû à la présence d'un inhibiteur est maximal (10).

$$R = (V_0 - V) / V_0$$

Où  $V_0$  et  $V$  désignent respectivement les vitesses de corrosion en absence et en présence de l'inhibiteur.

### IV.3.4 Classification des inhibiteurs de corrosion :

Souvent les inhibiteurs de corrosion sont classés selon leurs

- \*Réaction partielle
- \*Domaine d'application
- \*Mécanisme réactionnel

#### IV.3.4.1 Classement par réaction partielle

D'après les réactions partielles cathodique et anodique, on distingue

##### a)- Les inhibiteurs cathodiques

Ces inhibiteurs ayant par leur tendance ionique une affinité pour les électrons vont filmer les zones cathodiques et diminuer la densité de courant partiel cathodique et déplace le potentiel de corrosion dans le sens négatif.

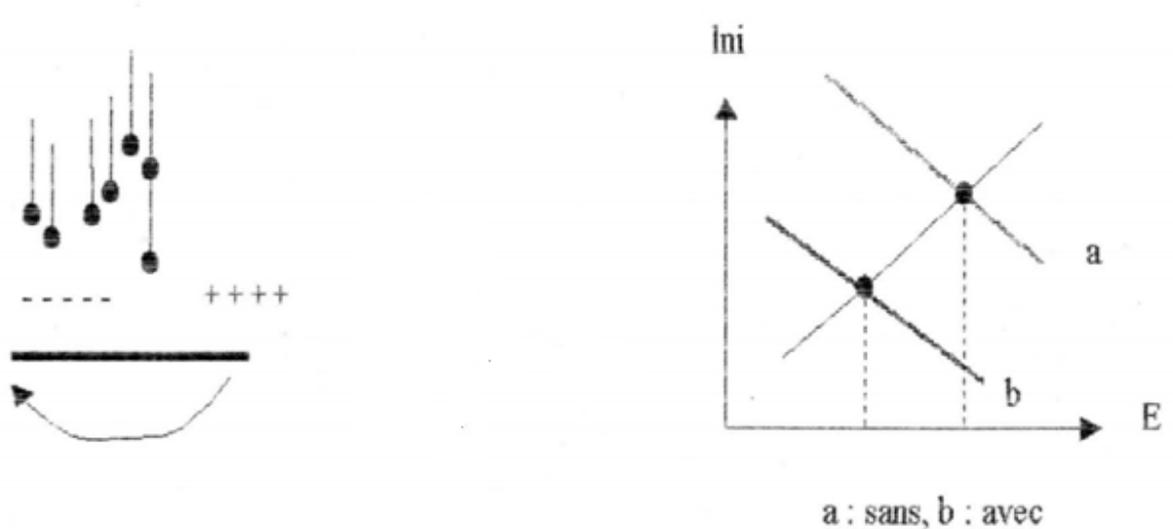


Figure IV.1 : Les inhibiteurs cathodiques

**b)- Les inhibiteurs anodiques**

Ces inhibiteurs vont filmer les anodes essentiellement en réagissant avec le métal émis à l'anode. Un dépôt (produit de la réaction entre l'inhibiteur et les ions de métal émis) colmate l'anode et diminue la densité de courant partiel anodique et déplace le potentiel dans le sens positif.

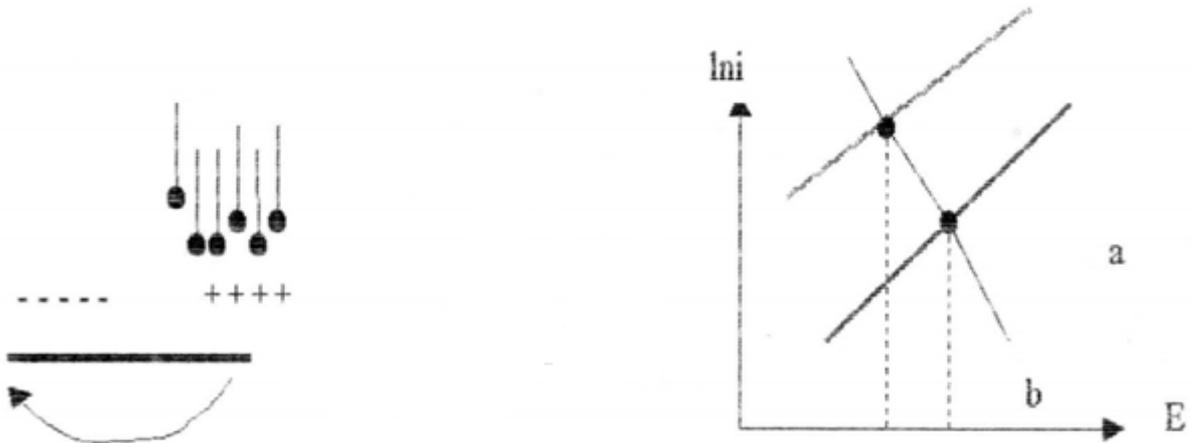


Figure IV.2 : Les inhibiteurs anodiques

**c)- Les inhibiteurs mixtes**

Les inhibiteurs mixtes ont une action multiple, ils diminuent la vitesse de deux réactions partielles, mais ils ne modifient pas la valeur de potentiel.

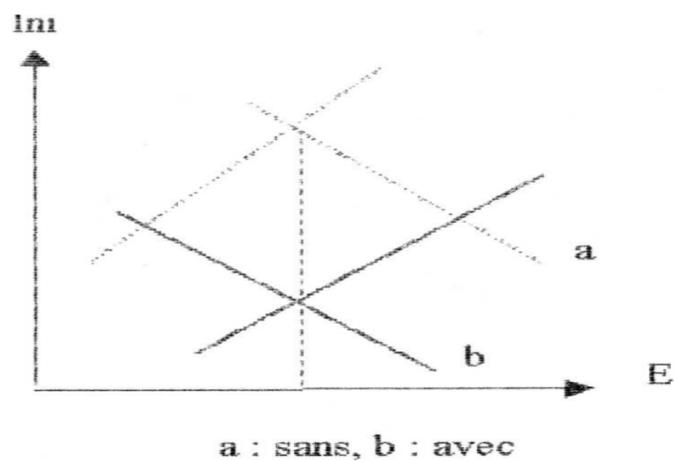


Figure IV.3 : Les inhibiteurs mixtes

#### **IV.3.4.2 Classement par domaine d'application**

Suivant le milieu corrosif utilisé, les inhibiteurs peuvent être classés comme suit

- Inhibiteurs agissant en milieux aqueux (circuits de refroidissement)
- Inhibiteurs agissant en milieux organiques (inhibiteur pour peintures)
- Inhibiteurs agissant en milieux gazeux (composés hygroscopique)

#### **IV.3.4.3 Classement par mécanisme réactionnel**

Les inhibiteurs de corrosion peuvent aussi être classés d'après leur mécanisme réactionnel d'inhibition comme suit

##### **a)- Inhibiteurs d'adsorption**

Ces inhibiteurs s'adsorbent sur la surface de métal exposée au milieu corrosif, la vitesse de corrosion dans ce cas peut ralentie suite à cette adsorption.

##### **b)- Inhibiteurs précipitation**

Certains inhibiteurs de corrosion réagissant avec les ions ou les composés organiques, contenus dans le milieu corrosif, pour former respectivement des sels ou des complexes organiques. Ces composés se précipitent sur la surface de métal formant un film protecteur superficiel. Ce film réduit l'accessibilité de la surface de métal vis-à-vis l'agent correctif, en plus il bloque la dissolution anodique.

#### **IV.3.5 Structure d'inhibiteurs**

Pour que une espèce chimique quelconque puisse être susceptible d'avoir des caractéristiques inhibiteurs en un milieu corrosif donné, elle doit contient dans sa structure moléculaire une partie polaire (hydrophile) et une partie non polaire (hydrophobe). La partie polaire d'une structure d'un inhibiteur constituée d'un ou plusieurs hétéroatomes a une paire d'électrons libre tel que oxygène, azote, soufre, phosphore, ...etc. La partie non polaire doit être volumineuse, constituée principalement d'atomes de carbone et d'hydrogène.

### IV.3.6 Mode d'action d'un inhibiteur

D'une façon générale un inhibiteur protège la surface d'un métal contre la corrosion par la formation d'une couche protectrice. La nature et la composition de cette couche dépendent du milieu corrosif et du métal à protéger. Généralement l'inhibiteur se lie à la surface de métal par son groupement qui porte l'hétéroatome, alors que sa partie non polaire bloque partiellement la surface active de métal. Ce phénomène s'applique surtout dans solution acide [2].

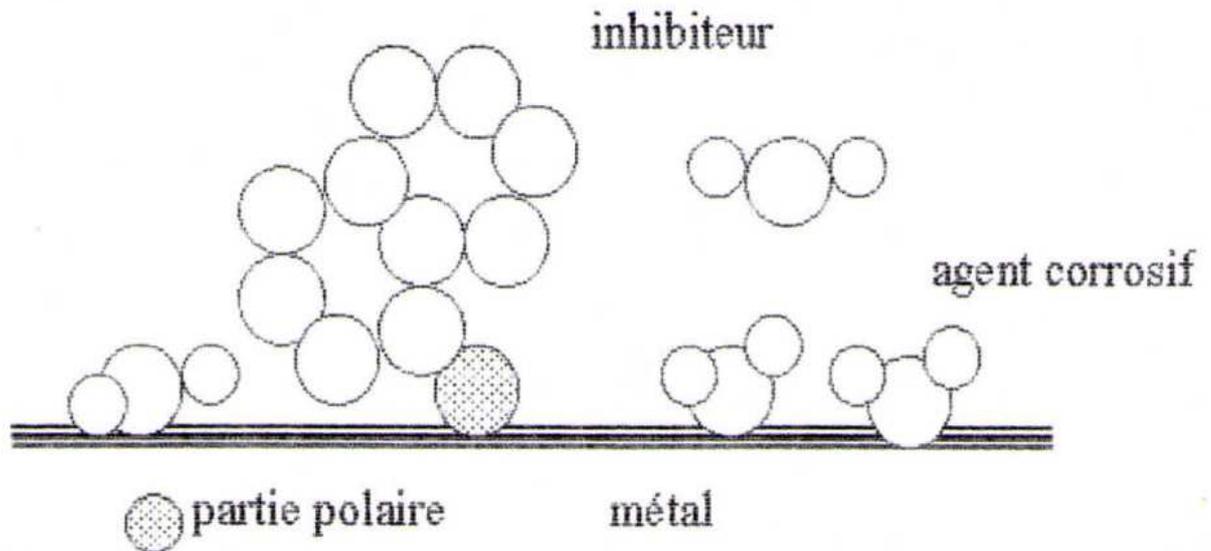


Figure IV.4 : Adsorption d'inhibiteur sur une surface en milieu aqueuse

Dans notre travail, nous avons utilisé la méthode expérimentale de dosage volumétrique. L'utilisation de cette dernière nécessite :

- L'électrode de travail (échantillon)
- La solution corrosive (acide sulfurique 0,5 M)
- La solution de titrage (permanganate de potassium  $\text{KMnO}_4$  0,02 M)
- L'inhibiteur

## 1. Produits et matériaux:

### 1.1 Produits :

#### Echantillon:

L'acier (XC 70). La surface ( $x=1,056$  cm;  $y=1,241$  cm;  $z=1,850$  cm) =  $11,1199$  cm<sup>2</sup>



Figure 01 : échantillon (acier XC70)

Composant	C	P	I	Si	Mn	Cr	Ni	Cu	Al	Nb	V	Ti	Mo	Fe
Pourcentage (%) . $10^{-3}$	65	02	01	245	1685	42	26	10	42	67	14	19	05	Reste

Tableau 01 : composant d'acier XC70

#### Milieu corrosif :

La solution  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (0.5 M) à partir d'acide sulfurique commercial  $p = 96 - 98\%$  ;  $d = 1.84$

#### Solution de dosage :

La solution de permanganate de potassium  $\text{KMnO}_4$  (0.02 M).

#### Préparation de la solution de $\text{KMnO}_4$ :

- 1- Mélanger environ 3.2 gde permanganate de potassium à 1 L d'eau distillée
- 2- Chauffer la solution jusqu'à ébullition et laissez le tout refroidir
- 3- Laissez reposer à la noirceur pendant au mois une journée dans une bouteille avec bouchon de verre
- 4- Filtrez sur un entonnoir à fond poreux pour enlever le  $\text{MnO}_2$  qui s'est formé.

Etalonnage de la solution de  $\text{KMnO}_4$  :

- 1- Préparez 250 ml d'une solution diluée d'acide sulfurique 5% v/v pour chaque titrage.
- 2- Pesez exactement environ 0.3 g d'oxalate de sodium (qui a été séché à l'étuve à 130°C au préalable). Transférez quantitativement dans une fiole conique de 500 ml. Ajoutez l'acide dilué à l'oxalate et agitez jusqu'à dissolution.
- 3- Ajoutez à l'aide de la burette. 40 ml de permanganate à raison de 30 ml par minute en agitant lentement. (la solution étant très foncée les volumes sont lus avec le haut du ménisque)
- 4- Laissez reposer jusqu'à la disparition de la couleur (1 minute environ).
- 5- Chauffez jusqu'à environ 60 °C et complétez le titrage pendant que la solution est chaude (manipulez avec un papier brun si nécessaire) en ajoutant du permanganate jusqu'à persistance d'une très faible coloration rose pour au moins 30 secondes.
- 6- Répétez au moins deux autres fois (assurez-vous que vos résultats sont reproductibles) [10].

**L'inhibiteur à tester :**

L'inhibiteur utilisé dans ce travail est le **N-mésitylimidazole** (5ppm, 10ppm, 15ppm, 20ppm).

**1.2 Les matériaux :**

Dans le 1<sup>er</sup> montage (expérience), nous avons besoin du matériel suivant:

- Echantillons – béchers,
- Balance analytique – fil de potence,
- Fil en nylon.

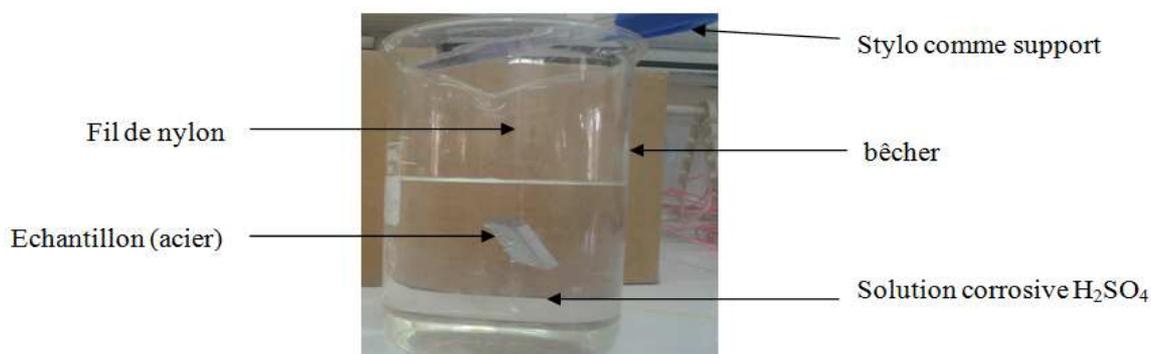


Figure 02 : le 1<sup>er</sup> montage d'expérience (échantillon dans la solution)

Dans le 2<sup>ème</sup> montage, nous avons utilisé le matériel de laboratoire suivant :

- une burette graduée contenant le réactif titrant ;
- un agitateur magnétique (boîtier et aimant)
- un bécher de garde ;
- pipette
- un bécher contenant la solution à titrer (prélevée par une pipette jaugée) ;

Il faut également une pissette d'eau distillée pour rincer le bécher entre les deux prélèvements.

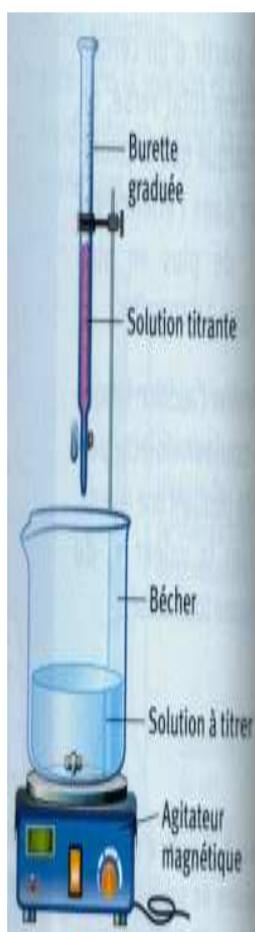


Figure 03: le 2<sup>ème</sup> montage d'expérience (dosage)

## 2. Mode opératoire :

### 2.1 Préparation des échantillons :

Le matériau utilisé dans notre travail est l'acier. Ce dernier a été obtenu sous forme de plaquettes de dimensions déterminées (1,850 cm ; 1,241 cm ; 1,056 cm).

➤ **Préparation des surfaces**

Puisque la corrosion est un phénomène interfaciale entre le métal et son environnement, alors l'état de surface joue un rôle très important dans le comportement du métal vis-à-vis de la corrosion. La préparation des surfaces d'échantillon a été effectuée en utilisant le matériel suivant :

Une polisseuse mécanique du papier abrasif et l'eau distillée.

• **Polissage :**

L'opération de polissage a été effectuée avec du papier abrasif de différentes granulométries : 400, 600, 800, 1000 et 1200 afin d'obtenir un état de surface adéquat. Ensuite, les échantillons ont été lavés avec une solution savonneuse, puis rincés avec de l'eau distillée. Une fois séchés, ils ont été de nouveau rincés avec de l'acétone.



Figure 04 : l'opération de polissage

**2.2 Préparation de solutions utilisées :**

La préparation de la solution corrosive (0.5 M de  $H_2SO_4$ ) a été obtenue en dilution **27.47 ml** de  $H_2SO_4$  (pureté  $p=96-98\%$  ; densité  $d=1.84\text{ g/cm}^3$  la masse molaire  $M=98.07\text{ g/mol}$ ) dans un litre d'eau distillée.

La concentration de solution corrosive  $C_s = 0.5\text{ mol/l}$

Le volume de solution corrosif  $V_s = 1\text{ l} = 1000\text{ ml}$

La concentration de  $H_2SO_4$   $C(H_2SO_4) = (10 \cdot d \cdot p) / M = (10 \cdot 1.84 \cdot 97) / 98.07 = 18.199\text{ mol/l}$

Le volume de  $H_2SO_4$  concentré prélevé  $V(H_2SO_4) = (C_s \cdot V_s) / C(H_2SO_4) = (0.5 \cdot 1000) / 18.199 = \mathbf{27.47\text{ ml}}$ .

C : concentration de produit(i).

V : volume de produit (i).

Après la préparation de la solution corrosif, nous préparons des solutions  $H_2SO_4$  +inhibiteur) à différents concentration d'inhibiteur (5ppm, 10ppm, 15ppm, 20ppm).

- ✓ 5ppm → ajoutée 0.0025 g de l'inhibiteur dans 500 ml de la solution  $H_2SO_4$  (0.5 M).
- ✓ 10ppm → ajoutée 0.005 g de l'inhibiteur dans 500 ml de la solution  $H_2SO_4$  (0.5 M).
- ✓ 15ppm → ajoutée 0.0075 g de l'inhibiteur dans 500 ml de la solution  $H_2SO_4$  (0.5 M).
- ✓ 20ppm → ajoutée 0.01 g de l'inhibiteur dans 500 ml de la solution  $H_2SO_4$  (0.5 M).

Les solutions obtenues ont été stockés dans des fioles jaugées (500ml).

### 2.3 Les étapes d'expérience :

- ❖ Un bêcher de 500 ml rempli de solution corrosive ou de solution corrosive plus l'inhibiteur et dans le quel on place l'échantillon d'acier pendant 140 minutes à une température ambiante (34 °C).
- ❖ Après chaque 20 minute on prélève trois volumes de 5 ml. Pour déterminer le volume de  $KmnO_4$  correspondant à la quantité de fer dissous pendant cette durée.
- ❖ On titre dans un bêcher la solution prélève avec la solution de  $KmnO_4$  (0.02 M) jusqu'à virement au rose pâle, la couleur doit rester au moins 30seconde.

### 2.4 Observations :

Au cours des expériences on observe :

- Dégagement de gaz.
- Formation une couche maron ou noir sur la surface du métal.

### 3. La relation entre la masse perdue de fer et le volume de permanganate de potassium

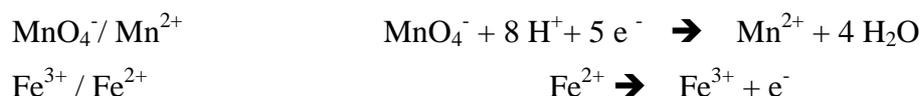
#### 3.1 Dosage des ions fer ( $\text{Fe}^{2+}$ ) par les ions permanganate ( $\text{MnO}_4^-$ ) :

Les ions permanganate  $\text{MnO}_4^-$ , violet, et les ions ferreux  $\text{Fe}^{2+}$  non colorés réagissent ensemble pour donner des ions manganèse  $\text{Mn}^{2+}$ , incolores, et des ions ferreux  $\text{Fe}^{3+}$ , jaune pâle presque incolores.

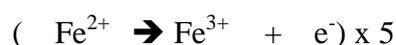
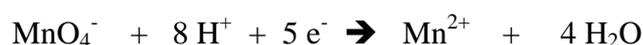
Tant qu'il reste des ions ferreux  $\text{Fe}^{2+}$  dans le mélange réactionnel, les ions permanganate versés deviennent des ions manganèse incolores et le mélange réactionnel reste incolore.

Au moment où tous les ions ferreux  $\text{Fe}^{2+}$  ont réagi, la première goutte versée contenant des ions permanganate ne se décolorent plus – les ions permanganate ne réagissent plus – et donne une teinte rose au mélange réactionnel, c'est l'équivalence.

#### 3.2 Couples en présence et demi-équations de couple



#### 3.3 Demi-équations de réaction et équation de réaction :



#### 3.4 Bilan des grandeurs et quantités de matière accessibles

\*\* De quelles grandeurs disposons-nous ?

- de la concentration en ions  $\text{MnO}_4^-$  [ $\text{MnO}_4^-$ ] ;
- du volume de la solution contenant les ions fer II dans le bécher V ;
- et du volume versé  $V_{\text{éq}}$ , à l'équivalence, de la solution contenant les ions  $\text{MnO}_4^-$ .

\*\* Nous recherchons la concentration en ions fer [ $\text{Fe}^{2+}$ ].

\*\*\* Quantité de matière initiale d'ions fer II dans le bécher

$$n_i(\text{Fe}^{2+}) = [\text{Fe}^{2+}] \times V$$

\*\*\* Quantité de matière d'ions permanganate versée à l'équivalence

$$n_v(\text{MnO}_4^-) = [\text{MnO}_4^-] \times V_{\text{éq}}$$

\*\*\* Relation entre les quantités de matière à l'équivalence

Les ions fer II ont réagi avec la totalité des ions permanganate versés. Leurs quantités à l'équivalence sont nulles,  $x_{\text{éq}}$  représente l'avancement à l'équivalence lorsque les conditions sont stœchiométriques.

$$N_{\text{éq}}(\text{Fe}^{2+}) = n_i(\text{Fe}^{2+}) - 5 x_{\text{éq}} = 0 \quad \rightarrow \quad x_{\text{éq}} = n_i(\text{Fe}^{2+}) / 5$$

$$n_{\text{éq}}(\text{MnO}_4^-) = n_v(\text{MnO}_4^-) - x_{\text{éq}} = 0 \quad \rightarrow \quad x_{\text{éq}} = n_v(\text{MnO}_4^-)$$

Vous en déduisez la relation suivante :  $x_{\text{éq}} = n_i(\text{Fe}^{2+}) / 5 = n_v(\text{MnO}_4^-)$

Qui peut s'écrire encore :

$$[\text{Fe}^{2+}] \times V / 5 = [\text{MnO}_4^-] \times V_{\text{éq}}$$

Il reste à exprimer la concentration en ion fer II :

$$[\text{Fe}^{2+}] = 5 [\text{MnO}_4^-] \times V_{\text{éq}} / V \text{-----(1)}$$

Toutes les grandeurs sont connues (concentration en ions permanganate, volume équivalent, volume de la solution contenant les ions fer II), la concentration en ions fer II est donc déterminable.

A autre coté :

$$[\text{Fe}^{2+}] = n(\text{Fe})/V_b = (m_p(\text{Fe})/M(\text{Fe}))/V_b \rightarrow m_p(\text{Fe}) = [\text{Fe}^{2+}] \times M(\text{Fe}) \times V_b \text{-----(2)}$$

$V_b$  : volume de solution dans un bécher avant le prélève.

Remplacée la valeur de concentration de fer à l'équation (1) dans l'équation (2)

$$m_p(\text{Fe}) = (5 \times [\text{MnO}_4^-] \times M(\text{Fe}) / V) \times V_{\text{éq}} \times V_b$$

$V_b$  : volume de solution avant prélève  $V_b = V_0 - N \times V_p$

$$m_p(\text{Fe}) = (0.558 - N * 0.01674) \times V_{\text{éq}}$$

#### 4. Le taux de corrosion :

On peut calculer le taux de corrosion selon la relation suivant :

$$\tau = m_p / S.t$$

#### 5. Résultats :

La vitesse de corrosion de l'acier immergé dans les solutions sont déterminés par techniques de dosage volumétrique ( $Fe^{2+}$  par  $MnO_4^-$ ). Les séries d'expérience ci-dessous sont réalisés avec l'addition d'un inhibiteur de corrosion (N-mésitylimidazole), dans un but de déterminer les concentrations optimales assurant une protection maximale du matél considéré.

Nombre de prélèvement	Temps (min)	Volume de $KMnO_4$ (ml)	La masse perdue $m_p$ (g)	Taux de corrosion ( $g/cm^2 \cdot min$ )
0	20	0,1	0,0558	2,509 <sup>E</sup> (-4)
1	40	0,2	0,0949	2,1336 <sup>E</sup> (-4)
2	60	0,2833	0,1246	1,8675 <sup>E</sup> (-4)
3	80	0,3667	0,1544	1,7356 <sup>E</sup> (-4)
4	100	0,4	0,1562	1,4047 <sup>E</sup> (-4)
5	120	0,4833	0,1815	1,4001 <sup>E</sup> (-4)
6	140	0,575	0,2250	1,4158 <sup>E</sup> (-4)

Tableau 02: les valeurs expérimentales de la vitesse de corrosion d'acier (XC70) en fonction du temps en milieu acide  $H_2SO_4$  (0,5 mol/l) en absence d'inhibiteur à  $T = T_{ambiant}$

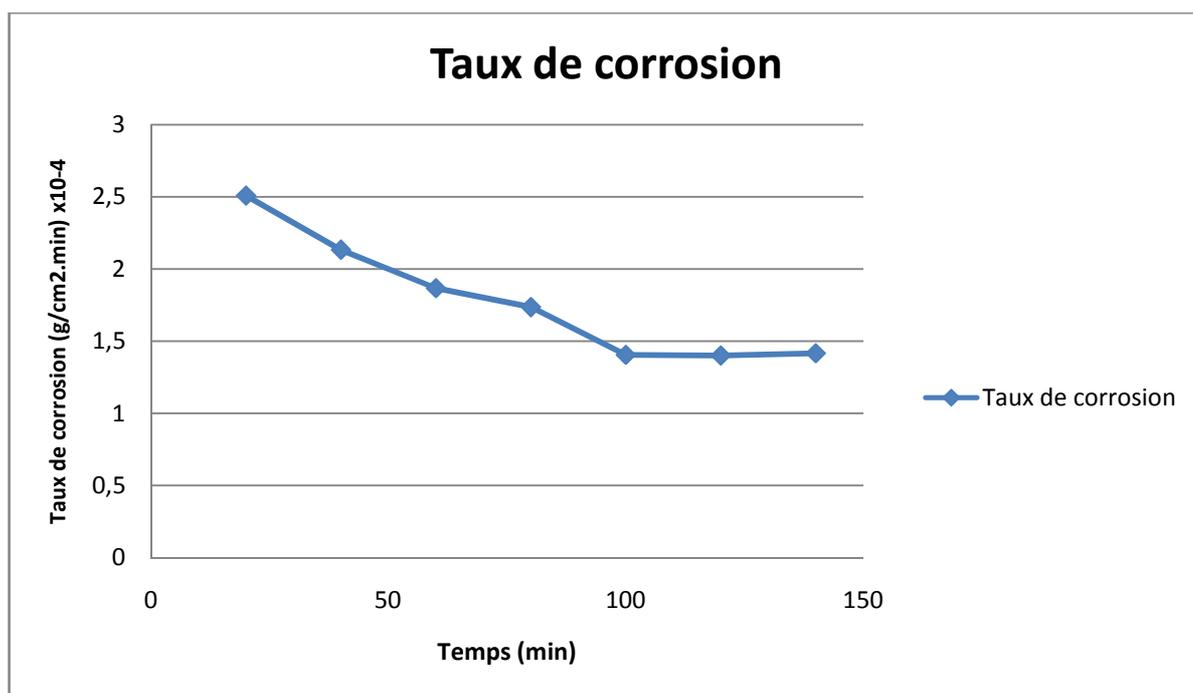


Figure 05: évaluation de la vitesse de corrosion en fonction de temps en milieu acide H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (0,5mol/l) en absence d'inhibiteur à T = T<sub>ambient</sub>

Nombre de prélèvement	Temps (min)	Volume de KMnO <sub>4</sub> (ml)	La masse perdue mp (g)	Taux de corrosion (g/cm <sup>2</sup> .min)
0	20	0,075	0,0418	1,8795 <sup>E</sup> (-4)
1	40	0,1667	0,0763	1,7154 <sup>E</sup> (-4)
2	60	0,25	0,1060	1,5887 <sup>E</sup> (-4)
3	80	0,3333	0,1358	1,5265 <sup>E</sup> (-4)
4	100	0,3833	0,1469	1,3211 <sup>E</sup> (-4)
5	120	0,4667	0,1767	1,3243 <sup>E</sup> (-4)
6	140	0,55	0,2065	1,3261 <sup>E</sup> (-4)

Tableau 03: les valeurs expérimentales de la vitesse de corrosion d'acier (XC70) en fonction du temps en milieu acide H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (0,5 mol/l) en présence d'inhibiteur (5 ppm) à T = T<sub>ambient</sub>

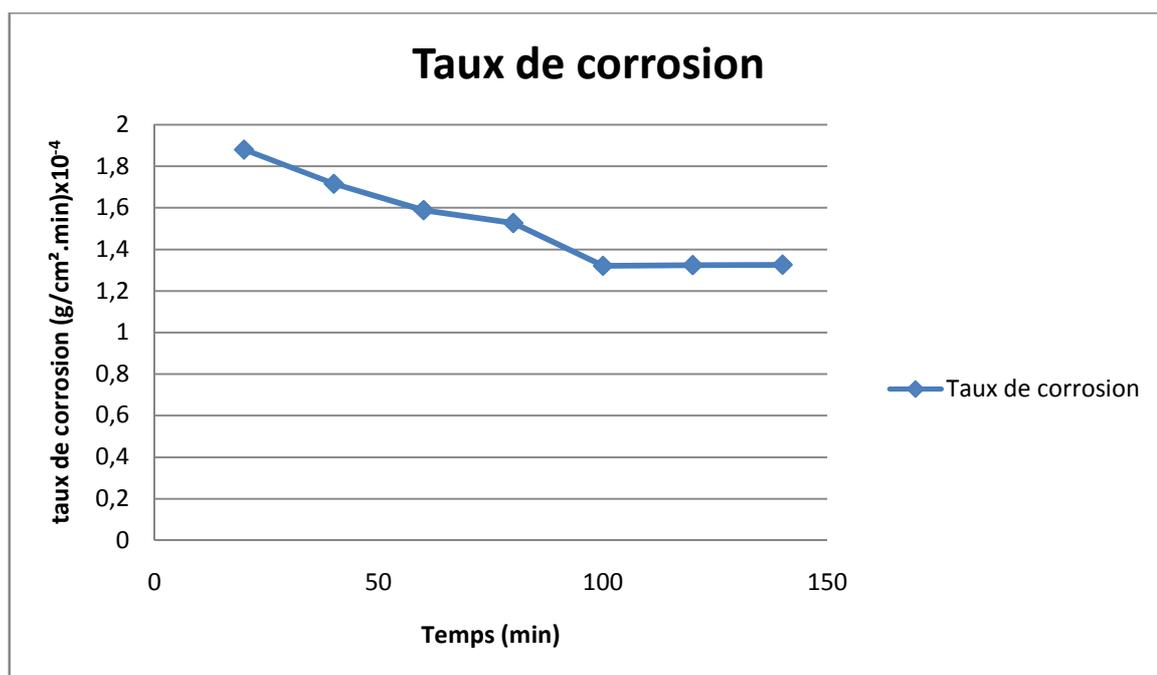


Figure 06: évaluation de la vitesse de corrosion en fonction de temps en milieu acide  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (0,5 mol/l) en présence d'inhibiteur (5 ppm) à  $T = T_{\text{ambient}}$

Nombre de prélèvement	Temps (min)	Volume de $\text{KMnO}_4$ (ml)	La masse perdue mp (g)	Taux de corrosion ( $\text{g/cm}^2 \cdot \text{min}$ )
0	20	0,0667	0,0372	1,6727 <sup>E</sup> (-4)
1	40	0,15	0,0669	1,5041 <sup>E</sup> (-4)
2	60	0,2167	0,0874	1,3099 <sup>E</sup> (-4)
3	80	0,2833	0,1079	1,2129 <sup>E</sup> (-4)
4	100	0,35	0,1283	1,1534 <sup>E</sup> (-4)
5	120	0,425	0,1539	1,1535 <sup>E</sup> (-4)
6	140	0,5167	0,1879	1,1668 <sup>E</sup> (-4)

Tableau 04: les valeurs expérimentales de la vitesse de corrosion d'acier (XC70) en fonction du temps en milieu acide  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (0,5 mol/l) en présence d'inhibiteur (10 ppm) à  $T = T_{\text{ambient}}$

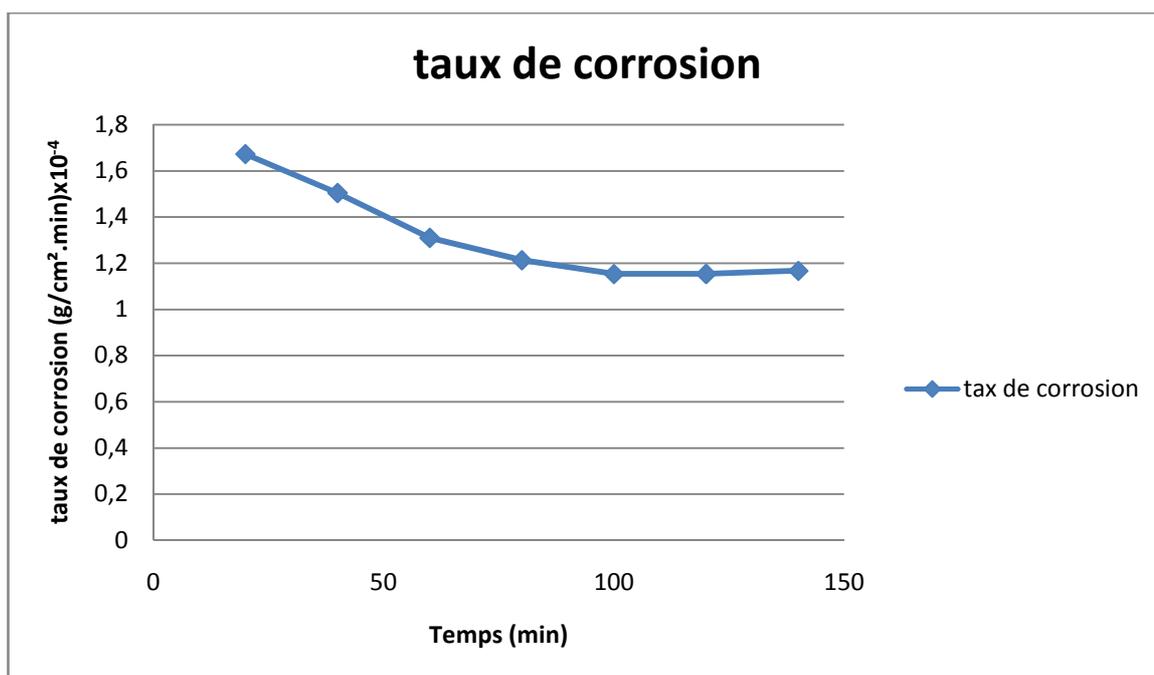


Figure 07: évaluation de la vitesse de corrosion en fonction de temps en milieu acide H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (0,5mol/l) en présence d'inhibiteur (10 ppm) à T = T<sub>ambient</sub>

Nombre de prélèvement	Temps (min)	Volume de KMnO <sub>4</sub> (ml)	La masse perdue mp (g)	Taux de corrosion (g/cm <sup>2</sup> .min)
0	20	0,05	0,0279	1,2545 <sup>E</sup> (-4)
1	40	0,1167	0,0484	1,0881 <sup>E</sup> (-4)
2	60	0,1667	0,0595	0,8918 <sup>E</sup> (-4)
3	80	0,2167	0,0707	0,7947 <sup>E</sup> (-4)
4	100	0,2667	0,0818	0,7361 <sup>E</sup> (-4)
5	120	0,325	0,0976	0,7318 <sup>E</sup> (-4)
6	140	0,3833	0,1134	0,7287 <sup>E</sup> (-4)

Tableau 05: les valeurs expérimentales de la vitesse de corrosion d'acier (XC70) en fonction du temps en milieu acide H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (0,5 mol/l) en présence d'inhibiteur (15 ppm) à T = T<sub>ambient</sub>

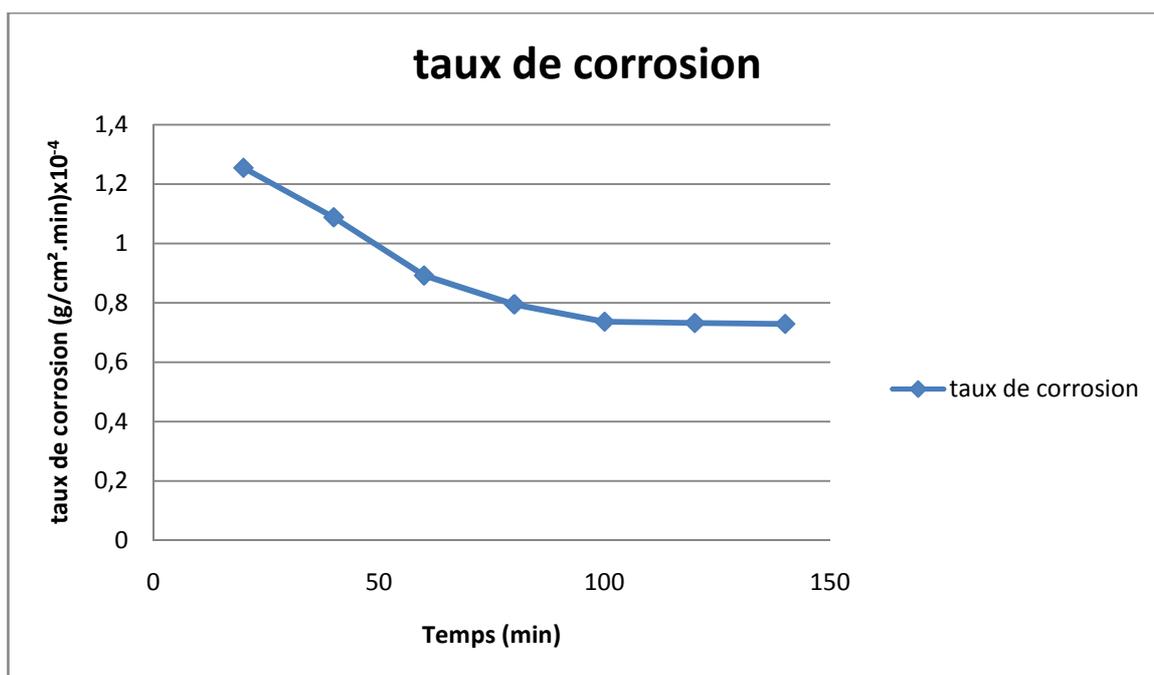


Figure 08: évaluation de la vitesse de corrosion en fonction de temps en milieu acide H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (0,5mol/l) en présence d'inhibiteur (15 ppm) à T = T<sub>ambient</sub>

Nombre de prélèvement	Temps (min)	Volume de KMnO <sub>4</sub> (ml)	La masse perdue mp (g)	Taux de corrosion (g/cm <sup>2</sup> ·min)
0	20	0,05	0,0279	1,2545 <sup>E</sup> (-4)
1	40	0,1167	0,0484	1,0881 <sup>E</sup> (-4)
2	60	0,1667	0,0595	0,8918 <sup>E</sup> (-4)
3	80	0,2167	0,0707	0,7947 <sup>E</sup> (-4)
4	100	0,25	0,0725	0,6523 <sup>E</sup> (-4)
5	120	0,3	0,0837	0,6372 <sup>E</sup> (-4)
6	140	0,3667	0,1042	0,6691 <sup>E</sup> (-4)

Tableau 06: les valeurs expérimentales de la vitesse de corrosion d'acier (XC70) en fonction du temps en milieu acide H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (0,5 mol/l) en présence d'inhibiteur (20 ppm) à T = T<sub>ambient</sub>

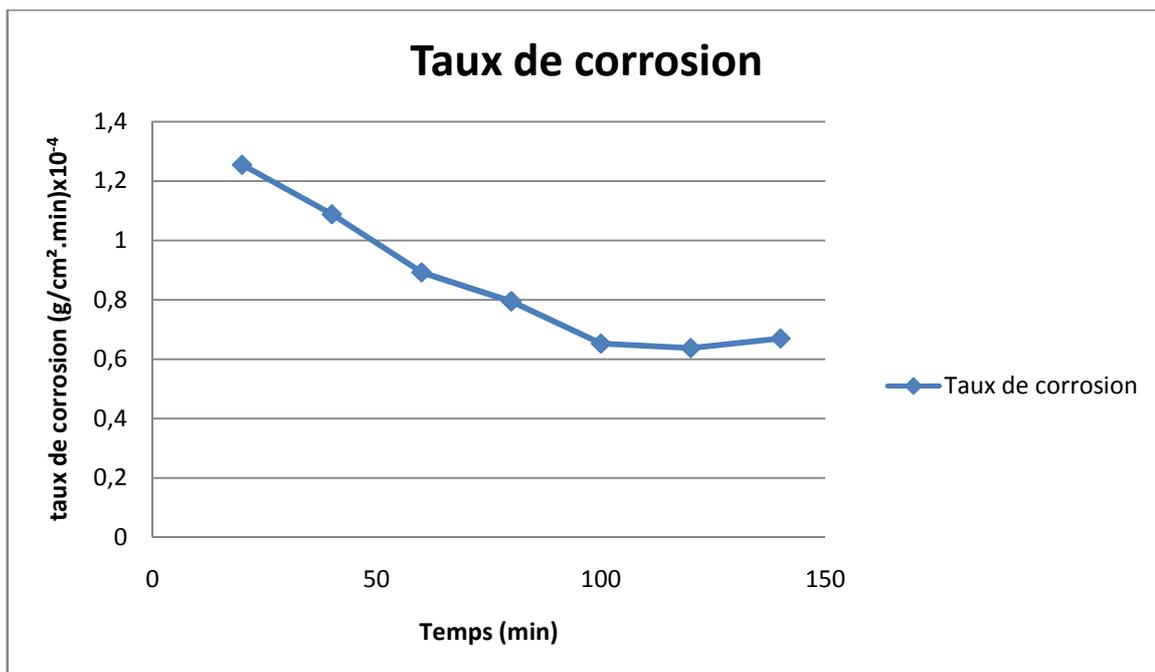


Figure 09: évaluation de la vitesse de corrosion en fonction de temps en milieu acide  $H_2SO_4$  (0,5 mol/l) en présence d'inhibiteur (20 ppm) à  $T = T_{\text{ambient}}$

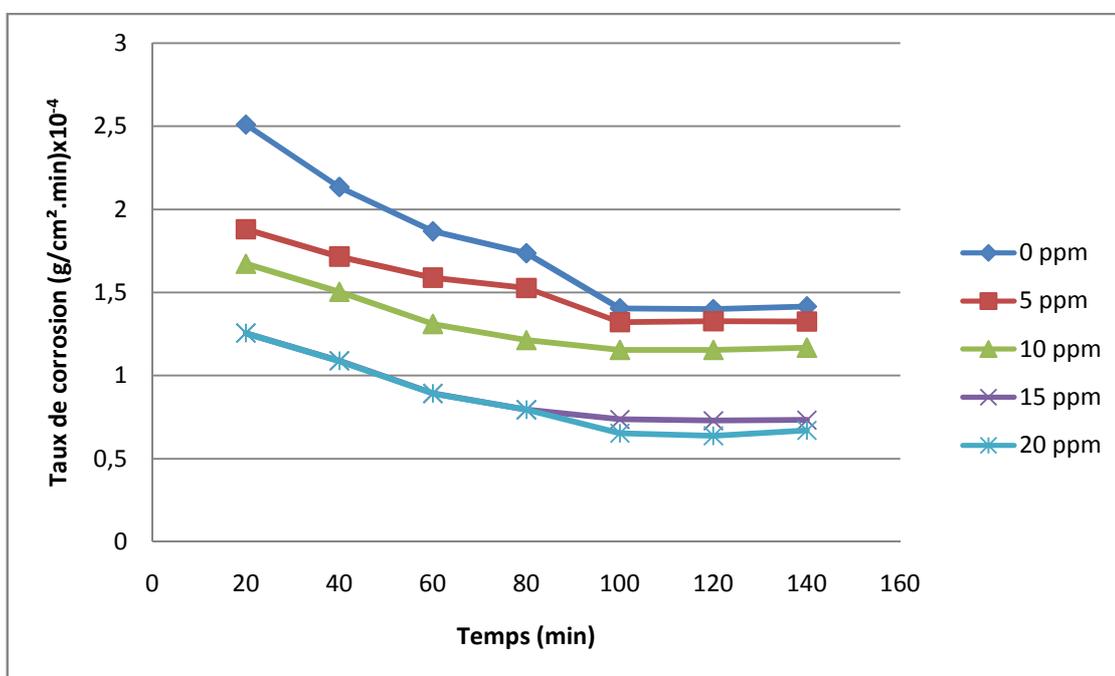


Figure 10: comparaison des vitesses de corrosion en fonction de temps à différentes concentrations d'inhibiteur (0 ppm, 5 ppm, 10 ppm, 15 ppm, 20 ppm) à  $T = T_{\text{ambient}}$

La vitesse de corrosion la plus élevée dans chaque expérience précédent (1, 2, 3, 4, 5) est respectivement  $2,509^E (-4)$ ,  $1,8795^E (-4)$ ,  $1,6727^E (-4)$ ,  $1,2545^E (-4)$ ,  $1,2545^E (-4)$ , elle résulte après 20 minutes d'immersion de l'échantillon dans le milieu corrosif (acide sulfurique 0,5 M). Puis elle est diminuée graduellement en fonction du temps jusqu'à l'obtention des valeurs para- stables après 100 minutes.

### 6. Interprétation des résultats :

Cette diminution peut s'expliquer comme suit : la surface de l'échantillon qui s'expose en contact avec son environnement donc elle est corrodée rapidement mais, au cours du temps on observe la formation d'une couche des oxydes de fer sur cette dernière ce qui exprime une protection partielle contre la corrosion.

Parmi les résultats notés au dessus, la vitesse de corrosion résulte après 100 minutes, donc nous avons choisis :  $V_{\text{corrosion}}$  ( $V_0$ = (la vitesse sans inhibiteur)= $1,4047^E (-4)$ ,  $1,3211^E (-4)$ ,  $1,1534^E (-4)$ ,  $0,7361^E (-4)$ ,  $0,6523^E (-4)$ )

Tous les résultats ont été pris après 100 minutes (d'après l'équilibre), les résultats sont représentés dans le tableau suivant :

Concentration de l'inhibiteur (ppm)	La masse perdue (g)	La vitesse de corrosion (g/cm <sup>2</sup> .min)	Rendement (%)
0	0,1562	$1,4047^E (-4)$	-
5	0,1469	$1,3211^E (-4)$	5,95
10	0,1283	$1,1534^E (-4)$	17,89
15	0,0818	$0,7361^E (-4)$	47,60
20	0,0725	$0,6523^E (-4)$	53,56

Tableau 07: présent les rendements à différent concentrations de l'inhibiteur

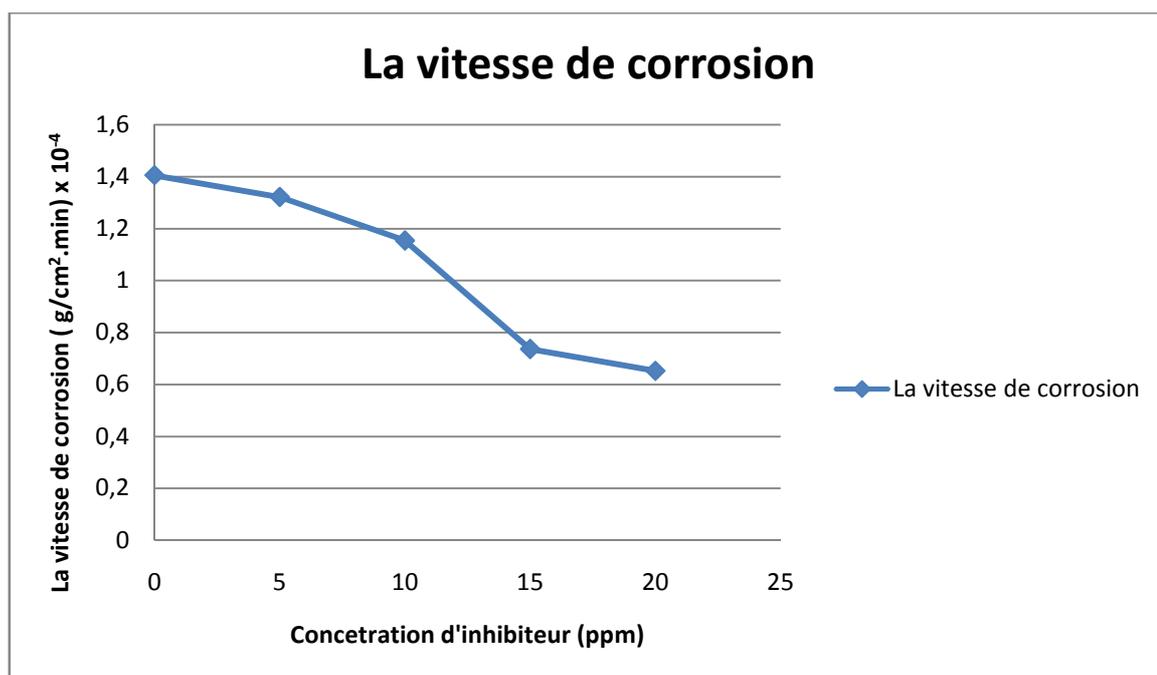


Figure 11: La variation de la vitesse de corrosion en fonction de concentration d'inhibiteur à 100 minutes

**Calcul le rendement :**

$$R = (V_0 - V)/V_0$$

R : rendement,  $V_0$  : la vitesse de corrosion sans inhibiteur,

V : la vitesse de corrosion présence inhibiteur à C ( ? ppm).

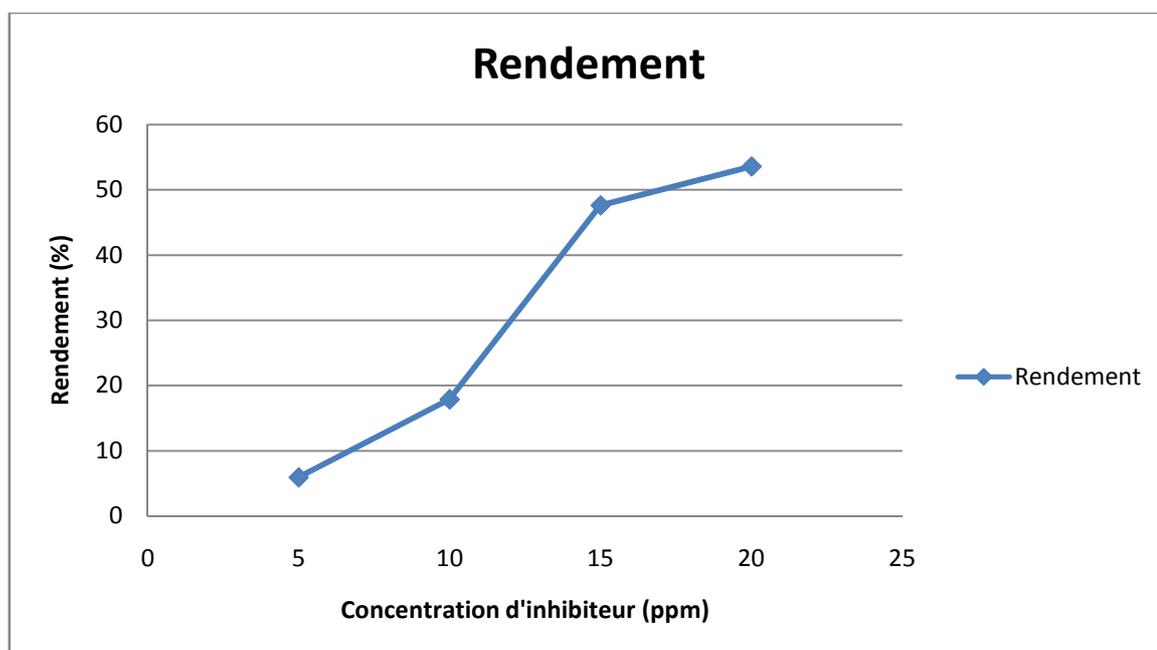


Figure 12: présent le rendement d'inhibiteur (N-mésitylimidazole) dans milieu acide  $H_2SO_4$  (0,5 M) à température ambiante

## 7. Conclusion :

D'après les résultats obtenus, on observe que l'addition de N-mésitylimidazole due une diminution de la vitesse de corrosion pour l'augmentation de concentration jusqu'à 20 ppm (concentration optimale de l'inhibiteur) pour un rendement de 53,56 % et la vitesse de corrosion  $0,6523 \times 10^{-4}$  g/cm<sup>2</sup>.min. Cette dernière valeur représente la concentration de l'inhibiteur pour la meilleur protection d'acier dans milieu acide H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (0,5 mol/l)

---

### **Conclusion générale :**

La corrosion cause l'amortissement de matière et des accidents. Dans certains cas, elle contribue à la pollution de l'environnement naturel.

Pour éviter ces conséquences nous avons proposé cette étude qui nous a montré que :

- Les essais de dosage volumétrique ont montrés une bonne efficacité de l'inhibiteur **N-mésitylimidazole** en milieu acide  $H_2SO_4$ 
  - 5,95 % pour une concentration 5 ppm
  - 17,89 % pour une concentration 10 ppm
  - 47,60 % pour une concentration 15 ppm
  - 53,56 % pour une concentration 20 ppm
  
- Cet inhibiteur assure la meilleure protection de l'acier utilisé en milieu acide à concentration optimale 20 ppm.

Cette étude de l'inhibition de corrosion a été réalisée par la méthode de dosage volumétrique.

---

## *Bibliographie*

[1] **B. GROSGOGÉAT, P. COLON**, La Corrosion : Société Francophone de Biomatériaux Dentaires - © Université Médicale Virtuelle Francophone – Date de création du document 2009-2010

[2] **TOUHAMI Lanez** la corrosion et protection contre la corrosion université d'ouargla 2001/2002

[3] **B. Adel, H. Haddi et T. Antara** : étude du pouvoir protecteur de l'anode de zinc dans différents milieux sur l'acier ordinaire, Mémoire, université Annaba promotion 2002.

[4] **Dieter Landolt**, corrosion et chimie de surfaces des métaux, presses polytechniques et universitaires romandes, Réimpression corrigée 2003.

[5] **S.BENSAADA**, CORROSION

[6] **BELLOUFI Abderrahim** Comportement à la Corrosion d'un Acier Doux, dans un Milieu à Différents pH, en Présence de  $ZnCl_2$  ; MEMOIRE DE MAGISTER ; UNIVERSITÉ HADJ LAKHDAR DE BATNA ; ANNEE UNIVERSITAIRE 2009 / 2010

[7] **JOSEPH F.BOSICH**, « prévention de la corrosion », 1977.

[8] **JOHN C.SCULLY**, corrosion protection, principes fondamentaux, paris 1995.

[9] **Bechki Lazhar** , Synthèse et étude électrochimique, photochimique et structurale de quelques N- alkyl-N-acylferrocenylméthylamines, Thèse de Doctorat en Sciences, Université HADJ LAKHDAR – Batna -2010-2011

[10] Solokova , E.B., Shebanova, M.P., Zhichkina, V.A., Obshch, Zh., Khim., (1960)

---

---

## Résumé :

Compte tenu de la présence quasi universelle de l'eau sur la terre, les dégâts occasionnés par la corrosion aqueuse affectent pratiquement tous les domaines de l'activité humaine, depuis le bâtiment jusqu'aux installations et appareils les plus sophistiqués tels les avions, les centrales nucléaires et les circuits électroniques, en passant par les usines chimiques, les installations pétrolières et les matériaux en contact avec l'eau.

L'objectif de ce travail est l'étude d'un moyen de lutte contre la corrosion de l'acier (XC70) par l'utilisation d'inhibiteur de corrosion, N-mésitylimidazole, en milieu acide  $H_2SO_4$ .

Cette étude a été réalisée par une méthode expérimentale : la méthode de dosage volumétrique.

Nous avons étudié cette inhibiteur en différent concentration (0, 5, 10, 15, 20) ppm. À température ambiante, nous avons obtenu la meilleure concentration d'inhibition à 20 ppm.

**Mots clés :** Corrosion, inhibiteur de corrosion, N-mésitylimidazole, la méthode de dosage volumétrique, solution corrosive (milieu acide  $H_2SO_4$ ), acier(XC70).

## ملخص:

نظرا لتواجد الماء على سطح الأرض، فإن أضرار التآكل مست جميع نشاطات الإنسان، ابتداء من النشاط العمراني إلى غاية المنشآت و الآلات المتطورة مثل الطائرات، المحطات النووية و الدارات الإلكترونية، مروراً بالمصانع الكيميائية، و المنشآت البترولية و المعادن الملامسة للماء.

الهدف من هذا العمل هو دراسة وسيلة للوقاية من تآكل الفولاذ باستعمال مثبت التآكل (ميزيتيل ليميدازول)، في وسط حامضي (حمض الكبريتيك).

حققتنا هذه الدراسة بالطريقة التجريبية : طريقة المعايرة الحجمية.

و تمت دراسة هذا المثبط عند تراكيز مختلفة 0،5،10،15،20 ج.م.م و عند درجة حرارة عادية ،

فحصلنا على أفضل تركيز للتثبيط عند 20 ج.م.م.

**الكلمات المفتاحية:** التآكل، مثبت التآكل (ميزيتيل ليميدازول)، طريقة المعايرة الحجمية، الفولاذ،

وسط حامضي (حمض الكبريتيك).

---