

*République Algérienne Démocratique et Populaire
Ministère de l'Enseignement Supérieur et
de la Recherche Scientifique*

Université de Tlemcen

Faculté des Sciences

Département de Chimie

*Mémoire de fin d'étude pour l'obtention du Diplôme
d'Ingénieur d'Etat en Chimie*

Option : Chimie et Génie des Procédés

Thème :

***ESSAIS SUR L'INHIBITION DE
CORROSION DE L'ACIER XC 38 EN
MILIEU ACIDE HClO₄ 1M***

Présenté par :

➤ ***Melle BELDJILALI Fatima***

Soutenu le : 22 novembre 2006 devant les membres du jury :

Président : Mr C. SELLES Chargé de Cours à L'UABB Tlemcen

Examineur : Mr Y. HAREK Maître de Conférences à L'UABB Tlemcen

Examineur: Mr L. LARABI Maître de Conférences à L'UABB Tlemcen

Encadreur : Mme H. HAREK Chargé de Cours à l'UABB- Tlemcen

Année Universitaire : 2005/2006

Bibliothèque sciences



BPS17312



Sommaire

INTRODUCTION.....	1
-------------------	---

CHAPITRE I

RAPPELS BIBLIOGRAPHIQUES

I.1- LA CORROSION.....	3
I-1.1- Définition.....	3
I-1. 2- Les différents types de Corrosion.....	3
I-1. 3- Notion de base	6
I.2- LES INHIBITEURS DE CORROSION	9
I. 2. 1-Définition.....	9
I. 2. 2-Propriétés.....	9
I. 2. 3- Les classes d'inhibiteurs.....	10
I. 2. 4- Nature des molécules de l'inhibiteur	13
I-2. 5 Protection en milieu acide	15
I-3 ADSORPTION	15
I-3-1 Adsorption physique.....	15
I-3-2 Adsorption chimique.....	15
I-3-3 influence de la densité électronique sur l'adsorption	16
I-3-4 Influence de la concentration sur l'adsorption	16

I-4 METHODES D'ETUDES DE LA CORROSION	18
I-4-1 La gravimétrie	19
I-4-2 Méthodes électrochimiques	20

CHAPITRE II

ETUDE EXPERIMENTALE – RESULTATS ET DISCUSSION

II. 1. Méthodes d'étude et conditions expérimentales.....	23
II. 1. 1 Synthèse de l'inhibiteur.....	24
II. 1. 2 Matériau utilisé	24
II. 1. 3 Préparation des solutions et des échantillons	24
II. 1. 4 Mesures gravimétriques	25
II. 1. 5 Mesures électrochimiques.....	27
II. 2 Résultats et interprétations	29
II. 2. 1 Etude gravimétrique.....	29
II. 2. 2 Etude électrochimique.....	30
II. 2. 3 Isothermes d'adsorption.....	33
II. 2. 4 Influence de la température	36
Conclusion	39
Références bibliographiques	

Introduction



INTRODUCTION

Le mot « corrosion » évoque pour la plupart des personnes l'image de la rouille propre aux métaux ferreux comme si, seule, le fer était susceptible de présenter ce phénomène. En réalité, la corrosion est la cause générale de l'altération et de la destruction de la plupart des matériaux naturels ou fabriqués par réaction chimique ou électrochimique avec son environnement. Si cette force destructrice existe depuis toujours, on n'y a porté attention que dans les temps modernes par suite des progrès de la civilisation et de la technologie.

La prévention de la corrosion doit commencer déjà dans la phase de planification. En d'autres mots, on doit prendre en considération la corrosion depuis le début 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 frais d'investissement que d'entretien.

La lutte contre la corrosion englobe les méthodes suivantes :

- prévention par une forme adaptée des pièces ;
- prévention par un choix judicieux des matériaux ;
- protection par revêtements ;
- protection par inhibiteurs ;
- protection électrochimique.

La diminution de l'agressivité du milieu, par adjonction d'inhibiteurs a connu une large application industrielle. Cette dernière technique fera l'objet de cette étude.

La première partie de notre travail est consacrée à une recherche bibliographique sur l'inhibition de corrosion. La seconde partie a trait à une étude expérimentale de l'inhibition de corrosion de l'acier XC38 en milieu acide perchlorique 1M.

En premier lieu, nous étudierons la corrosion de cet acier sans protection qui nous servira de référence pour observer l'efficacité des inhibiteurs étudiés.

Ensuite nous étudierons l'influence de deux composés organiques, synthétisés dans le laboratoire « chimie des eaux et corrosion », à savoir le N-[4-(diéthylamino) phényle]-N'-phenylthiourea (DAPPTU) et le N-[4-(diéthylamino) phenyl]-N'-phenylurea (DAPPU), sur la corrosion de l'acier XC38 en milieu HClO_4 1M.

CHAPITRE I

RAPPELS BIBLIOGRAPHIQUES

I.1- LA CORROSION

I-1.1- Définition

La corrosion est définie comme le phénomène suivant lequel les métaux ont tendance, sous l'action d'un agent atmosphérique ou chimiques à retourner à leur état original d'oxyde, sulfure, carbonate,... plus stable par rapport au milieu considéré, et ainsi à subir une détérioration de leurs propriétés chimiques et mécaniques. L'interaction avec le milieu ambiant peut être chimique, électrochimique ou biochimique. Le problème de corrosion a pris de nos jours une importance considérable à cause de l'utilisation de plus en plus grande des métaux et alliages dans la vie moderne. C'est un problème qui intéresse donc les industriels, les ingénieurs et les scientifiques. A cause des efforts déployés par ces derniers, la compréhension des mécanismes régissant les différents phénomènes de corrosion n'a pas cessé de se développer et ceci dans le but d'améliorer les procédés capables de lutter contre ce fléau.

Du point de vue économique la corrosion pose un problème crucial. En effet, on estime que chaque année le quart de la production mondiale de l'acier est détruite par la corrosion.

I-1. 2- Les différents types de Corrosion

La corrosion d'un métal ou d'un alliage peut se développer suivant différents modes qui caractérisent chacun un type de corrosion. C'est ainsi qu'on distingue la corrosion chimique, la corrosion biochimique et la corrosion électrochimique des métaux.

Chapitre I: rappels bibliographiques

→ *La corrosion chimique* est une réaction hétérogène entre une phase solide et une phase liquide ou gazeuse. Si le réactif est liquide (milieu organique non conducteur), il se produit une attaque du métal avec formation d'un produit de corrosion à sa surface. La corrosion ne fait pas intervenir le passage d'un courant électrique.

→ *La corrosion électrochimique* caractérise plus particulièrement la corrosion des métaux ou alliages au contact d'une solution contenant un électrolyte dissous, c'est-à-dire une solution conductrice de l'électricité. Elle apparaît chaque fois qu'il y a hétérogénéité dans l'un des constituants du couple formé par le métal et le réactif qui a pour conséquence la formation de piles ou de micro piles, c'est à dire que les anodes sièges d'une réaction de dissolution vont se détruire ; la corrosion est dite électrochimique.

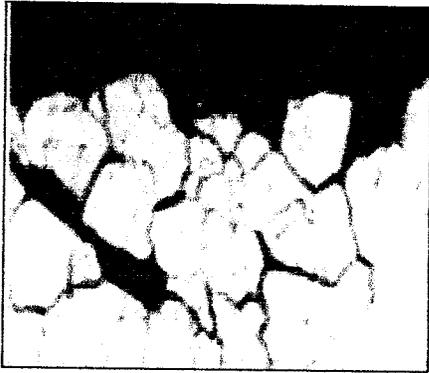
→ *La corrosion biochimique* est due à l'activité vitale des divers microorganismes utilisant le métal comme milieu nutritif où sécrétant des produits qui altèrent le métal. Son évolution est favorisée par les sols de composition déterminée, les eaux stagnantes et certains produits organiques. Dans certains cas, on peut observer sur les canalisations des dépôts résultant de l'attaque, non pas du métal lui-même, mais de certains constituants du milieu ambiant par des bactéries. Il en résulte la formation de piqûres sur le métal, à l'endroit où s'est formé le dépôt, par aération différentielle par exemple.

Il est commode de classer les différentes formes de corrosion d'après le caractère de destruction accompagnant la corrosion. On distingue la corrosion générale ou uniforme qui envahit toute la surface du métal avec la même vitesse en tous les points de la surface métallique et la corrosion localisée qui l'affecte qu'en certains points.

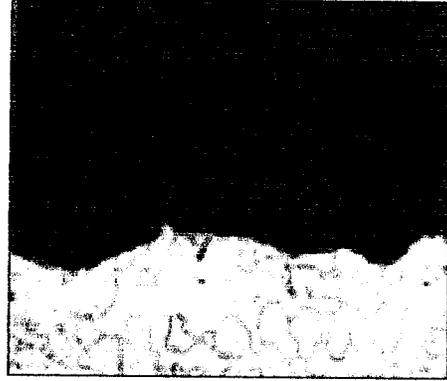
En effet dans ce cas, les foyers de destructions peuvent se présenter sous forme de taches ou de piqûres (corrosion par piqûre). Ils peuvent atteindre les grains d'un seul des constituants de l'alliage métallique (corrosion sélective), se

Chapitre I: rappels bibliographiques

concentrer aux frontières des grains (corrosion intergranulaire) ou enfin passer par tous les grains sous forme de fissures (corrosion transgranulaire).



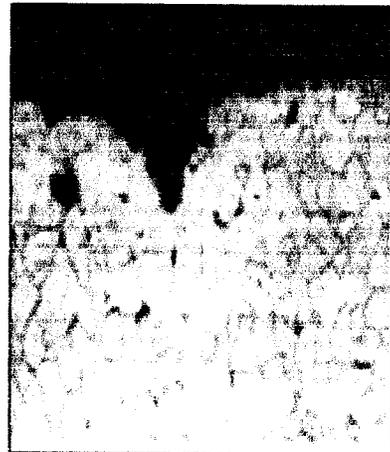
Corrosion par piqûre



Corrosion uniforme



Corrosion transgranulaire



Corrosion intergranulaire

Photo 1. Les différentes formes de corrosion

I-1. 3- Notion de base

- Réaction de corrosion

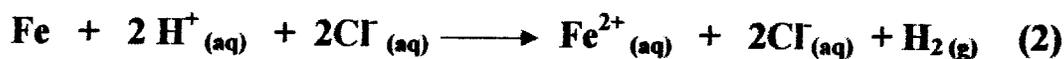
A quelques exceptions près, la corrosion des métaux est due à une réaction d'oxydo-réduction irréversible entre le métal et un agent oxydant contenu dans l'environnement. L'oxydation du métal implique la réduction de l'agent oxydant :



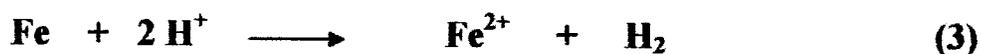
Par exemple, la corrosion du fer dans l'acide chlorhydrique est due à la réaction suivante :



En milieu aqueux, l'acide chlorhydrique et le chlorure ferreux sont sous forme ionique. On peut donc aussi écrire :

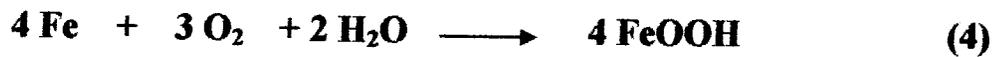


L'agent oxydant est, dans ce cas, le proton solvaté, $\text{H}^+_{(aq)}$. Les produits de réaction sont l'ion ferreux solvaté ($\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$) et l'hydrogène gazeux ($\text{H}_{2(g)}$). Pour simplifier, on met généralement les indices qui indiquent la phase. De plus, comme les ions chlorures ne participent pas directement à la réaction, on peut simplifier la réaction (2):



Chapitre I: rappels bibliographiques

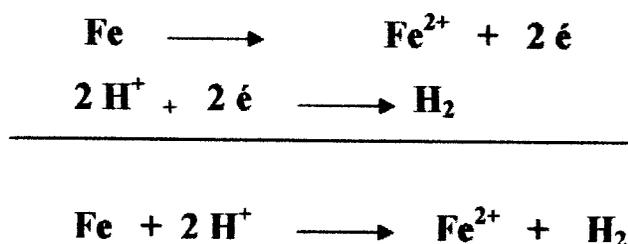
En milieu neutre et alcalin, la corrosion des métaux est généralement due à une réaction du métal avec l'oxygène. En présence d'humidité, par exemple, le fer se corrode et forme de la rouille, FeOOH :



L'oxygène contribue également à la corrosion des métaux en milieu acide. Cependant, sa concentration est tellement inférieure à celle des protons qu'on néglige le plus souvent son effet. L'équation (4) fait également apparaître l'eau car, en l'absence d'humidité, l'oxygène gazeux est un agent corrosif seulement à température élevée (plusieurs centaines de degrés Celsius). Pour cette raison, on distingue la corrosion humide, ou corrosion à température ambiante, de la corrosion sèche, ou corrosion à haute température.

*- Réactions partielles:

Toute réaction d'oxydo-réduction se compose de deux réactions partielles: la réaction partielle d'oxydation ou réaction partielle anodique, et la réaction partielle de réduction ou réaction partielle cathodique. Ainsi pour la réaction (3):



Les réactions partielles anodiques et cathodiques font apparaître explicitement les électrons échangés au cours de la réaction d'oxydo-réduction, contrairement à la réaction globale.



On appelle réaction électrochimique une transformation chimique qui implique un transfert de charges à l'interface entre un conducteur d'électrons, appelé électrode, et un conducteur ionique, appelé électrolyte.

Une réaction électrochimique peut englober une ou plusieurs réactions d'électrode. Par exemple, la réaction (3) est une réaction électrochimique : chaque atome de fer qui passe en solution implique l'échange de deux électrons entre le métal et les protons. Elle contient deux réactions d'électrode : l'oxydation du fer et la réduction du proton. D'après la définition donnée, toutes les réactions de corrosion qui provoquent une oxydation du métal sont des réactions électrochimiques.

- *Vitesse de corrosion*

La vitesse de corrosion dépend de nombreux facteurs et parmi les principaux qui interviennent dans la plupart des cas, on cite:

➤ *Le renouvellement ou la stagnation du milieu:* lorsque le milieu est constamment renouvelé, il y a apport continu des éléments causes de la corrosion alors que sa stagnation conduit à une consommation de ces éléments pouvant aboutir à un équilibre finale.

➤ *L'agitation ou le repos du milieu:* l'agitation disperse les produits de corrosion; on ne peut pas constater une éventuelle protection physique du métal par l'adhérence de ces produits alors que le repos favorise la formation de dépôts protecteurs.

➤ *La température:* la vitesse de corrosion croît généralement avec la température.

➤ *Les hétérogénéités diverses du métal* (Inclusions, état de surface, composition chimique superficielle,...) et du *milieu* (variation du pH, quantité d'oxygène dissous, etc....).

La vitesse de corrosion peut être évaluée :

*- Soit par la perte de masse du métal par unité de temps et de surface. Cette mesure n'est significative que dans le cas de la corrosion uniforme.

*- Soit par la progression de la pénétration des piqûres exprimée en mm par unité de temps.

Enfin les techniques électrochimiques permettent de déterminer expérimentalement l'ordre de grandeur de la vitesse de corrosion.

I.2- LES INHIBITEURS DE CORROSION

I. 2. 1-Définition

La définition d'un inhibiteur de corrosion n'est pas unique, néanmoins celle retenue par "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 ».

I. 2. 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 constituant du milieu, mais également ne pas influencer sur la stabilité des espèces 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...) ou encore lorsque la pièce est soumise à des usinages très sévères comme le perçage, taraudage, forage, filetage,...

I. 2. 3- Les classes d'inhibiteurs

Il existe plusieurs possibilités de classer les inhibiteurs :

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

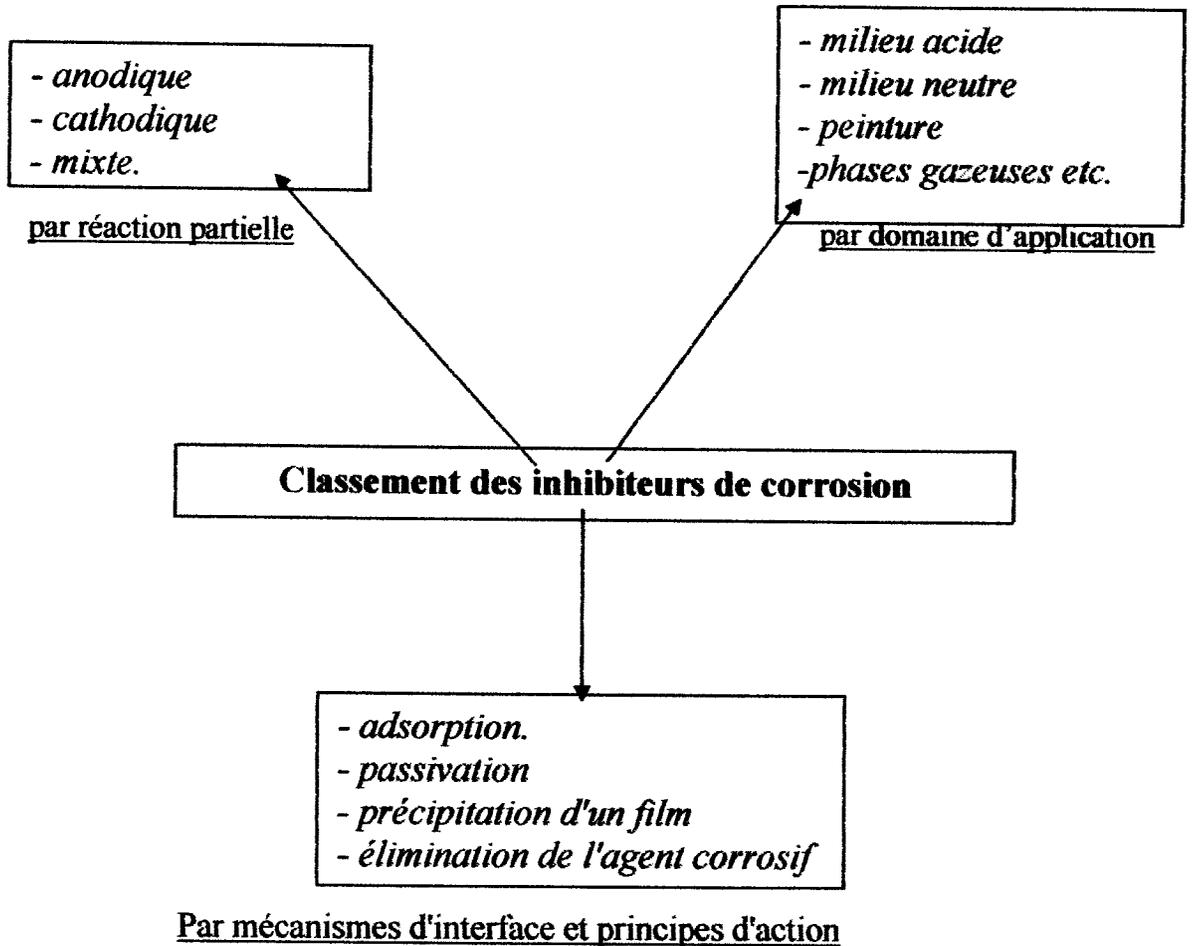


Figure 1 : Classement des inhibiteurs de corrosion.

⇒ **Domaine d'application**

- *Les inhibiteurs pour milieu acide* sont employés entre autres pour éviter une attaque chimique de l'acier lors de décapage. Dans l'industrie pétrolière on les ajoute aux fluides de forage.

- *Les inhibiteurs pour milieu neutre* servent surtout à protéger des circuits d'eau de refroidissement. En milieu organique, de grandes quantités d'inhibiteurs de corrosion sont utilisées dans les lubrifiants pour moteurs et dans l'essence. Ces liquides contiennent souvent des traces d'eau et des espèces ioniques qui peuvent provoquer une corrosion.

- *Les inhibiteurs pour peinture* sont à base des pigments inorganiques.

- *Les inhibiteurs pour phases gazeuses* sont généralement employés pour une protection temporaire de différents objets emballés pendant le transport et le stockage des instruments de précision, des composants électroniques et des machines... 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.

⇒ **Influence sur les réactions électrochimiques partielles**

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

- *Inhibiteurs anodiques*: ils diminuent la densité de courant partiel anodique et déplacent le potentiel de corrosion dans le sens positif.

- *Inhibiteurs cathodiques*: ces inhibiteurs diminuent la densité de courant partiel cathodique et déplacent le potentiel de corrosion dans le sens négatif.

- *Inhibiteurs mixtes*: ils diminuent la vitesse des deux réactions partielles, mais ils modifient peu le potentiel de corrosion.

⇒ Mécanismes d'inhibition

D'après le mécanisme réactionnel, on distingue l'inhibition par :

- **Adsorption**: il s'agit de l'adsorption de l'inhibiteur à la surface du métal. Le degré d'inhibition dépend alors de l'équilibre entre espèces dissoutes et adsorbées, exprimé par une isotherme d'adsorption. Ce mécanisme est particulièrement important en milieu acide.
- **Passivation**: certains inhibiteurs oxydants provoquent une passivation spontanée du métal diminuant ainsi la vitesse de corrosion. Des agents tampons, qui augmentent le pH près de la surface métallique, peuvent aussi favoriser la passivation dans certains cas.
- **Précipitation**: les inhibiteurs provoquent la formation de films superficiels par précipitation de sels minéraux ou de complexes organiques peu solubles. Ces films réduisent l'accessibilité de la surface vis-à-vis de l'oxygène et en plus ils provoquent partiellement la dissolution anodique.
- **Élimination de l'agent corrosif**: dans ce cas, l'inhibiteur n'est applicable que dans des systèmes fermés, elle se pratique notamment dans les circuits d'eau chaude fermés, des centrales thermiques. Une faible quantité du sulfite de sodium ou d'hydrazine ajoutée à l'eau préalablement dégazée et d'ionisée, supprime les dernières traces d'oxygènes et élimine ainsi la corrosion :



Sans attaquer à l'oxydant, l'élimination de l'humidité par un agent de dessiccation placé dans un emballage constitue une autre méthode pour réduire l'agressivité du milieu.

I. 2. 4- Nature des molécules de l'inhibiteur

→ Les inhibiteurs minéraux

Les molécules minérales sont utilisées le plus souvent en milieu proche de la neutralité, voire en milieu alcalin, et plus rarement en milieu acide. Les produits se dissocient en solution et ce sont leurs produits de dissociation qui assurent les phénomènes d'inhibition (anions ou cations)

→ Les inhibiteurs organiques

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

- Le radical amine (-NH₂) ;
- Le radical mercapto (- SH) ;
- Le radical hydroxyle (- OH) ;
- Les radical carboxyle (- COOH) ;



**- Mode d'action des inhibiteurs organiques*

Selon l'opinion la plus répandue, l'effet produit par les inhibiteurs organiques de la corrosion acide est dû à leur adsorption, à la surface de contact métal acide. Ces inhibiteurs peuvent retarder le processus des réactions électrochimiques selon, un ou plusieurs mécanisme, qui sont :

- l'inhibiteur peut former une barrière qui limite l'accès des réactifs à la surface métallique. Dans ce cas, les inhibiteurs sont généralement de grosses molécules ou des composés à longue chaîne hydrocarbonée.

- l'inhibiteur peut être chimisorbé à la surface du métal. Dans ce cas, en plus de la liaison chimique entre le centre actif et les orbitales " d " du métal, il y a des forces d'attraction latérales de Van Der Waals

entre le métal et le reste de la molécule qui entraînent la formation d'un film protecteur à l'interface.

- les molécules organiques adsorbées sous forme ionique peuvent modifier la structure de la double couche électrique. Ce phénomène a pour rôle principal d'affecter la vitesse des réactions de corrosion.

- les molécules organiques adsorbées peuvent se transformer en composés intermédiaires qui retardent la cinétique des réactions électrochimiques responsable de la corrosion. Nous sommes en présence ici, d'inhibiteurs secondaires.

Ainsi, en plus de l'électrochimie qui permet de déterminer non seulement le caractère du processus de la corrosion, mais aussi les propriétés redox de tous les composants du milieu, les propriétés d'adsorption de l'inhibiteur sont également d'une importance primordiale.

I-2. 5 Protection en milieu acide

Parmi les inhibiteurs pour solutions acides on trouve un grand nombre de substances organiques différentes, notamment des molécules aromatiques et des macromolécules à chaînes linéaires ou branchées, ils s'adsorbent à la surface du métal et ralentissent ainsi la corrosion. Leur efficacité dépend, entre autre, de leur structure moléculaire et de leur concentration.

I-3 ADSORPTION

Il s'agit de l'adsorption d'un inhibiteur à la surface du métal. Le degré d'inhibition dépend alors de l'équilibre entre espèces dissoutes et adsorbées, exprimé par une isotherme d'adsorption. Le mécanisme est particulièrement important en milieu acide

I-3-1 Adsorption physique ou physisorption

Ce phénomène est due aux forces faibles, du type Van Der Waals, entre les espèces adsorbées et la surface.

Phénomène réversible, il n'implique aucune énergie d'activation.

La chaleur d'adsorption ne dépasse pas 50 KJ/mol, ce qui est comparable à la condensation d'un gaz.

I-3-2 Adsorption chimique ou chimisorption

Une chaleur d'adsorption plus élevée (de 100 à 500 KJ/mol) caractérise l'adsorption chimique, qui implique des liaisons fortes. Ce processus nécessite parfois une énergie d'activation. Généralement, une seule couche d'atomes ou de molécules est adsorbée.



I-3-3 influence de la densité électronique sur l'adsorption

L'inhibition en milieu acide implique généralement une chimisorption de l'inhibition. Les atomes fonctionnels ont tendance à former des liaisons avec le métal en donnant des électrons.

Souvent, d'autres facteurs, et plus particulièrement des effets stériques, influencent l'adsorption des molécules organiques. Il n'existe alors pas de corrélation simple entre la densité d'électrons sur l'atome fonctionnel et l'efficacité de l'inhibition. Il en est de même lorsque l'épaisseur des films formés dépasse une monocouche atomique, si l'inhibiteur subit une réaction d'oxydation ou de réduction, ou si l'inhibition est due aux produits de réaction. Ce dernier phénomène porte le nom d'inhibition secondaire.

I-3-4 Influence de la concentration sur l'adsorption

Pour une température donnée, la relation entre la quantité adsorbée d'une espèce et son activité dans la phase gazeuse ou liquide en contact avec la surface s'appelle isotherme d'adsorption. On exprime généralement la quantité adsorbée d'une espèce i par le recouvrement de la surface, qui représente la fraction de sites occupés par la surface :

$$\theta_i = \frac{N_i}{N_0} \quad (1)$$

N_i Correspond au nombre de sites occupés par l'espèce adsorbée et N_0 au nombre total de sites par unité de surface.

Dans le cas, d'une espèce en solution, la concentration c_i remplace généralement l'activité, l'isotherme d'adsorption est une relation du type :

$$\theta_i = f(c_i) \quad (2)$$

Chapitre I: rappels bibliographiques

Suite aux observations expérimentales, les chercheurs ont développé plusieurs modèles théoriques pour décrire les isothermes d'adsorption.

- **Isotherme de type Langmuir :**

C'est le modèle le plus connu. Il suppose qu'il existe sur la surface, un nombre fixe de sites. Un site ne peut adsorber qu'une seule particule.

L'énergie d'adsorption est constante car on néglige les interactions entre les particules adsorbées.

Si l'adsorption d'un inhibiteur suit l'isotherme de Langmuir, θ est donné par :

$$\theta = \frac{k \cdot C_{inh}}{1 + k \cdot C_{inh}} \quad (3)$$

Dans cette équation K désigne le coefficient d'adsorption et C_{inh} la concentration de l'inhibiteur dans la solution.

Signalons que l'hypothèse de Langmuir est valable seulement pour les faibles valeurs de θ .

- **Isotherme de type Freundlich :**

La relation de type Freundlich est souvent utilisée pour restituer graphiquement les données d'adsorption empiriques dans une représentation graphique $\log \theta$ en fonction de $\log C_{inh}$

$$\theta = k \cdot C_{inh}^n \quad (4)$$

Où K est la constante d'adsorption et n le degré de linéarité dans la relation entre θ et C_{inh} ($0 < n < 1$).

Cependant l'ajustement des données à l'aide d'une relation de type Freundlich (ou de type Langmuir) ne signifie nullement que les hypothèses qui sous-tendent le modèle sont satisfaites. Il s'agit le plus souvent d'un simple ajustement. En effet, l'adsorption doit être considérée comme le résultat de différents mécanismes d'interaction aux interfaces liquide- solide faisant intervenir aussi des interactions latérales.

Notons qu'il existe d'autres types d'isothermes tel que de Frumkin, de Temkin, de Florey -Huggins et de cinétique-thermodynamique.

I-4 METHODES D'ETUDES DE LA CORROSION

Les méthodes d'étude de la corrosion sont nombreuses et font appel à différentes propriétés physicochimiques des échantillons concernés. Il est souvent important de porter une appréciation qualitative sur le type de corrosion qui se produit, ce qui requiert une simple observation visuelle, éventuellement à l'aide de microscopes. Selon le type de corrosion mis en jeu, en fonction des conditions d'utilisation de l'échantillon, du degré de précision demandée, l'évaluation quantitative de la corrosion peut mettre en œuvre différentes méthodes. Citons :

- la gravimétrie qui est d'une mise en œuvre facile et qui a l'avantage de permettre une mesure directe.
- des mesures de résistance mécanique (traction, compression, torsion, dureté...).
- l'analyse chimique du milieu corrodant, notamment par les méthodes électrochimiques d'analyse des solutions, telles que les polarographies.

Cependant, puisque la corrosion en milieu humide est de nature électrochimique, les méthodes électrochimiques sont des méthodes de choix pour l'étude de ce phénomène.

Ces dernières sont les méthodes électrochimiques stationnaires (courbes de polarisation) et les méthodes électrochimiques transitoires parmi les quelles la technique d'impédance électrochimiques occupe une place privilégiée. La vitesse de corrosion peut être déduite de l'enregistrement des courbes intensité-potentiel relatives au comportement de l'échantillon dans le milieu corrodant.

On peut en effet représenter les variations des intensités qui correspondent à la réduction cathodique de l'oxydant et à l'oxydation anodique du métal. En plus de ces méthodes nous pouvons citer la détermination thermométrique basée sur la variation de la température avec le temps de dissolution du métal.

I-4-1 La gravimétrie

Le principal avantage de cette méthode réside dans la mesure directe de la vitesse moyenne de corrosion.

De plus, sa mise en œuvre est relativement simple et ne nécessite pas un appareillage compliqué. Cependant, elle ne permet pas d'approcher le phénomène de corrosion et reconnaître ses mécanismes.

Cette méthode consiste à mesurer la perte de masse Δm des échantillons de surface d'aire S pendant le temps d'immersion de l'échantillon dans une solution corrosive. La vitesse de corrosion est donnée par l'expression suivante :

$$W = \Delta m / t. S \quad (5)$$

W Peut être exprimée en $\text{mg.cm}^{-2}.\text{h}^{-1}$.

Il ne faut toute fois pas perdre de vue que cette vitesse n'a de signification que lorsque l'attaque est répartie uniformément sur toute la surface.

I-4-2 Méthodes électrochimiques

➤ Courbes courant tension (courbes de polarisation)

Un métal plongé dans un milieu électrolytique quelconque tend à se dissoudre et à se charger électriquement avec création d'une double couche électrochimique assimilable à un condensateur électrique. Au bout d'un temps suffisamment long pour qu'un régime stationnaire soit établi, l'électrode métallique prend par rapport à la solution un potentiel, appelée potentiel de corrosion (E_{corr}).

Ce potentiel ne peut être connu en valeur absolue. Il est repéré par rapport à une électrode de référence.

Si, à l'aide d'un générateur extérieur et d'une contre électrode, on fait passer un courant à travers l'électrode métallique, son état stationnaire est modifié, sa surface prend une nouvelle valeur de potentiel. Les courbes $E=f(I)$ ou $I=f(E)$ constituent les courbes de polarisation.

Le tracé des courbes de polarisation renseigne sur la cinétique de l'étape la plus lente du processus global de corrosion qui se compose de différentes réactions élémentaires (transfert de charge, transfert de matière, adsorption des espèces sur l'électrode...). Etant donnée que la vitesse de la réaction globale est déterminée par celle de l'étape la plus lente, le tracé des courbes de polarisation peut être exploité pour mesurer la vitesse de corrosion.

Chapitre I: rappels bibliographiques

Trois types de courbes de polarisation sont observés en fonction de la cinétique de la réaction :

*- Cinétique d'activation (ou transfert de charge)

Dans ce cas on obtient une relation linéaire entre le potentiel et le logarithme du courant mesuré.(loi de Tafel) . L'extrapolation des droites de Tafel au potentiel de corrosion fournit le courant de corrosion. La densité de courant de corrosion n'est pas affectée par la rotation de l'électrode de travail.

*- Cinétique de diffusion (ou transfert de matière)

Les courbes de polarisation font apparaître un palier de diffusion auquel correspond un courant limite I_L . La vitesse de corrosion est égale à la densité du courant limite de diffusion. Dans ce cas la vitesse de corrosion est affectée par l'agitation de la solution ou de la rotation de l'électrode.

*- Cinétique mixte

Grâce à une correction de diffusion à l'aide de la formule :

$$\frac{1}{I} = \frac{1}{I^*} + \frac{1}{I_2} \quad (6)$$

Où I est le courant mesuré, correspondant au processus mixte, I^* le courant corrigé de la diffusion et I_2 le courant du palier de diffusion. On obtient une relation linéaire de type Tafel et I_{corr} est obtenu par extrapolation au potentiel de corrosion comme dans le cas d'une cinétique d'activation pure.

➤ *Avantages et inconvénients de la technique*

- Cette méthode permet d'estimer assez rapidement les vitesses de corrosion ;
- Elle est suffisamment sensible pour déterminer à la fois les fortes et faibles vitesses de corrosion ;
- Sa mise en œuvre est relativement aisée dans le cadre d'un laboratoire ;
- Néanmoins, il faut noter que son principe repose essentiellement sur l'hypothèse selon laquelle les réactions anodiques et cathodiques occupent



chacune la totalité de la surface et prend en considération le potentiel mixte de polarisation et non pas le potentiel d'équilibre thermodynamique.

➤ **Mesure de la résistance de polarisation**

La mesure de la résistance de polarisation consiste à faire un balayage de quelques millivolts ΔV au tour du potentiel naturel de la corrosion et de déterminer le courant ΔI correspondant. La pente de la droite permet de calculer la résistance de polarisation R_p (inverse de la pente). Elle est définie par la formule de Stern et Geary.

$$\frac{\Delta E}{\Delta I} = R_p = \frac{b_a b_c}{2.3(b_a b_c) I_{con}} = \frac{K}{I_{con}} \quad (7)$$

➤ **Avantages et inconvénients de la méthode**

Cette méthode permet des mesures rapides en raison de la simplicité du principe. L'interprétation de ces mesures est très souvent délicate, du fait, d'une part de la détermination des coefficient de Tafel b_a et b_c et d'autre part, son application est limitée principalement au mécanisme d'activation.

Chapitre II

Etude expérimentale - Résultats et discussion

CHAPITRE II

ETUDE EXPERIMENTALE - RESULTATS ET DISCUSSION

II. 1. Méthodes d'étude et conditions expérimentales

Nous allons décrire les techniques expérimentales utilisées pour étudier le phénomène de corrosion de l'acier XC38 en absence et en présence des inhibiteurs en milieu HClO₄ 1M.

L'utilisation de la méthode électrochimique est essentielle pour la détermination de la vitesse de corrosion d'un système électrochimique métal/solution, sans se passer toute fois de la méthode gravimétrique qui est une méthode directe et facile à mettre en œuvre.

Nous utilisons dans un premier temps la mesure de perte de masse, puis la méthode électrochimique par extrapolation des droites de Tafel à partir du tracé des courbes intensité-potentiel, et enfin la résistance de polarisation.

La mesure des pertes de masse, pendant un temps d'immersion déterminé, permet d'évaluer la vitesse de corrosion. En effet, la vitesse de corrosion W_{corr} est donnée par l'équation suivante:

$$W_{corr} = \frac{\Delta m}{t \cdot S} \quad (\text{mg cm}^{-2} \text{ h}^{-1}) \quad (9)$$

Δm étant la perte de masse exprimée en mg, t, le temps de la mesure en h et S, la surface de l'échantillon en cm².

Les courbes intensité-potentiel sont tracées sous forme logarithmique de telle sorte que l'extrapolation des droites de Tafel soit possible; nous accédons donc directement à la valeur de courant de corrosion I_{corr} .

II. 1. 1 Synthèse de l'inhibiteur

Les deux inhibiteurs ont été préparés par une réaction de condensation, à froid, entre le N, N'-diéthyl-1,4-phénylènediamine et/ou le phényliso-thiocyanate et le phénylisoyanate dans l'éthanol 96%. La figure II. 1. 1 présente la structure moléculaire de deux inhibiteurs.

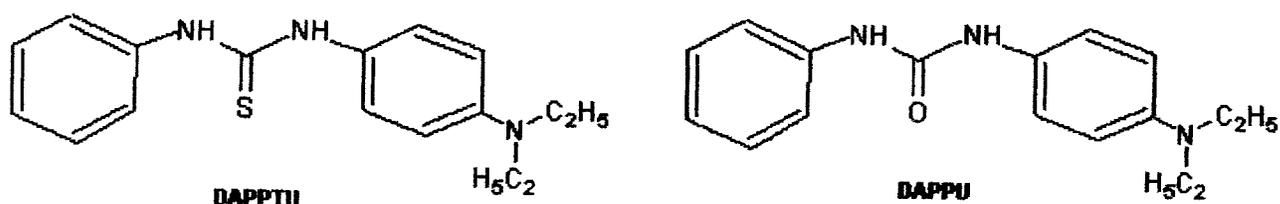


Figure 2. Structure moléculaire de l'inhibiteur

II.1. 2 Matériau utilisé

Nous utiliserons dans cette étude des échantillons d'acier XC38 dont la composition est donnée dans le tableau 1.

Tableau 1. Teneur en masse des impuretés présentes dans l'acier XC38.

Elément	C	Mn	Si	S	P	Fe
% en masse	0,15-0,35	0,5-1	0,15-0,35	0,035	0,015-0,035	balance

II. 1. 3 Préparation des solutions et des échantillons

La solution corrosive est une solution aqueuse d'acide perchlorique HClO₄ 1M, obtenue par dilution de l'acide concentré 60% de marque (Panreac) avec l'eau bidistillée.

Chapitre II: Etude expérimentale – résultats et discussion

Les échantillons d'acier sont préparés, avant immersion dans les solutions, par polissage au papier abrasif jusqu'au grain 1000, puis rincés à l'eau bidistillée, dégraissés avec l'acétone et séchés à l'air chaud avec un séchoir électrique.

La gamme de concentration pour l'inhibiteur est de $10^{-5}M$ à $10^{-3}M$.

II. 1. 4 Mesures gravimétriques

***- Matériels et produits utilisés**

- ✓ Papiers abrasifs de grain 400-1000;
- ✓ Becher de 250 ml ;
- ✓ Pied à coulisse ;
- ✓ Séchoir électrique ;
- ✓ Balance analytique à 0.01mg;
- ✓ Pinces;
- ✓ Bain Thermostaté ;
- ✓ Acide perchlorique 1M ;
- ✓ Acétone ;
- ✓ Eau bi distillée.

***- Mode opératoire**

- Avant toute mesure, les échantillons subissent un polissage au papier abrasif de granulométrie décroissante allant jusqu'à 1000 suivi d'une mesure des dimensions à savoir l'épaisseur et le diamètre à l'aide d'un pied à coulisse. Après, les pièces subissent un deuxième polissage au papier abrasif (grain 1000) suivi d'un lavage à l'eau bidistillée, un dégraissage par l'acétone, et d'un séchage à l'aide d'un séchoir électrique.

- Les échantillons sont mis dans des béchers de 150ml.

Chapitre II: Etude expérimentale – résultats et discussion

- Par pesée de l'échantillon avant et après l'essai de corrosion, on trouve une différence de poids qui représente la perte de poids subie par celui-ci après 2 heures d'immersion dans l'acide HClO_4 1M, sans et avec addition des inhibiteurs testés à différentes concentrations. La photo suivante, montre le montage utilisé pour les mesures gravimétriques.



Photo 2. Montage utilisé pour les mesures gravimétriques

II. 1. 5 Mesures électrochimiques

*- *Matériels et produits utilisés*

- ✓ Papiers abrasifs ;
- ✓ Séchoir électrique ;
- ✓ Bain Thermostaté ;
- ✓ Cellule électrochimique à trois électrodes ;
- ✓ Potentiostat - galvanostat PGZ301 ;
- ✓ Logiciel « Volta Master 4 » ;
- ✓ Acide perchlorique 1M ;
- ✓ Eau bidistillée ;
- ✓ Acétone.

*- *Mode opératoire*

Le dispositif expérimental utilisé pour faire les mesures est un montage comprenant un potentiostat / galvanostat, type Radiometer PGZ301, piloté par un logiciel «Volta Master 4».

Les courbes intensité-potentiel sont obtenues en mode potentiodynamique avec une vitesse de balayage du potentiel de 30 mV/min, de -700 mV jusqu'à -200 mV / ECS. Cette vitesse nous permet d'obtenir une bonne reproductibilité des résultats et en même temps de nous placer dans des conditions quasi-stationnaires.

Avant le tracé des courbes, l'électrode de travail est maintenue à son potentiel d'abandon pendant 1 heure.

Pour tous les essais réalisés, nous avons utilisé une cellule, thermostatée et à double paroi, à trois électrodes. L'électrode auxiliaire est une électrode de platine. L'électrode de référence est une électrode au calomel Hg/Hg₂Cl₂/KCl saturé (ECS) munie d'un capillaire de Luggin dont l'extrémité est placée près de l'électrode de travail afin de minimiser

Chapitre II: Etude expérimentale – résultats et discussion

l'influence de la chute ohmique. L'électrode de travail est sous forme d'un disque de surface active $S=0,5 \text{ cm}^2$. Cette dernière est introduite dans un port-échantillon en polytétrafluoroéthylène disposé face à l'électrode auxiliaire. La cellule électrochimique est reliée à un bain thermostaté à circulation d'eau permettant de maintenir l'électrolyte à la température constante. Le dispositif expérimental est présenté par la photo suivante :

A vrai dire, je l'ai pas faite personnellement mais je sais comment ça se passe, j'explique.

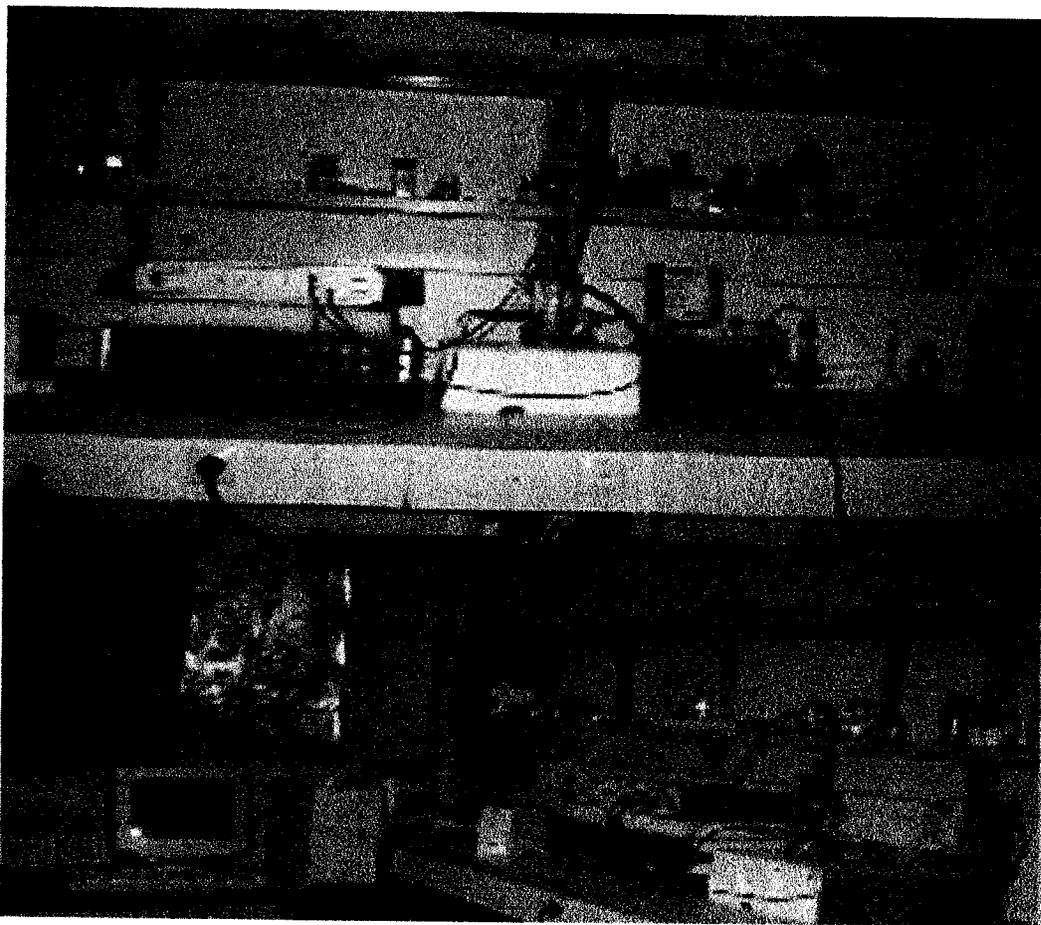


Photo 3. Le dispositif expérimental pour les mesures électrochimiques

II. 2 Résultats et interprétations

II. 2. 1 Etude gravimétrique

La mesure gravimétrique nous a permis de déterminer la vitesse de corrosion en mesurant la perte de masse de l'échantillon étudié.

L'efficacité inhibitrice est évaluée par l'intermédiaire de la masse des vitesses de corrosion avec et sans ajout de l'inhibiteur. Le taux d'inhibition P est calculé par la relation suivante:

$$P\% = \frac{W_0 - W_{inh}}{W_0} \times 100 \quad (8)$$

Où W_0 et W_{inh} sont, respectivement, les valeurs des vitesses de corrosion ($\text{mg.cm}^{-2}.\text{h}^{-1}$) en absence et en présence de l'inhibiteur.

Le tableau 2 regroupe les résultats de cette étude.

Tableau 2. Vitesses de corrosion de l'acier en présence et en absence des inhibiteurs et leurs efficacités inhibitrices correspondantes déterminées par mesure gravimétrique

	C (mol/l)	W ($\text{mg.cm}^{-2}.\text{h}^{-1}$)	P (%)
HClO ₄	1M	0,800	
	1.10^{-5}	0,244	69,54
	5.10^{-5}	0,128	83,95
DAPPTU	1.10^{-4}	0,073	90,92
	5.10^{-4}	0,052	93,52
	1.10^{-3}	0,019	97,60
DAPPU	1.10^{-5}	0,358	55,27
	5.10^{-5}	0,196	75,47
	1.10^{-4}	0,096	87,95
	5.10^{-4}	0,076	90,48
	1.10^{-3}	0,058	92,72

Nous remarquons d'après le tableau ci-dessus que:

- La vitesse de corrosion diminue avec l'augmentation de la concentration de inhibiteur.

- L'efficacité inhibitrice augmente avec l'augmentation de la concentration en inhibiteur pour atteindre une valeur maximale de 97,60% pour l'inhibiteur (DAPPTU) et 92,72% pour l'inhibiteur (DAPPU) à 1.10^{-3} M.

II. 2. 2 Etude électrochimique

Les figures 3 et 4 illustrent les courbes de polarisation cathodique et anodique de l'acier en milieu HClO_4 1M à 30°C et à différentes concentrations en DAPPTU et en DAPPU.

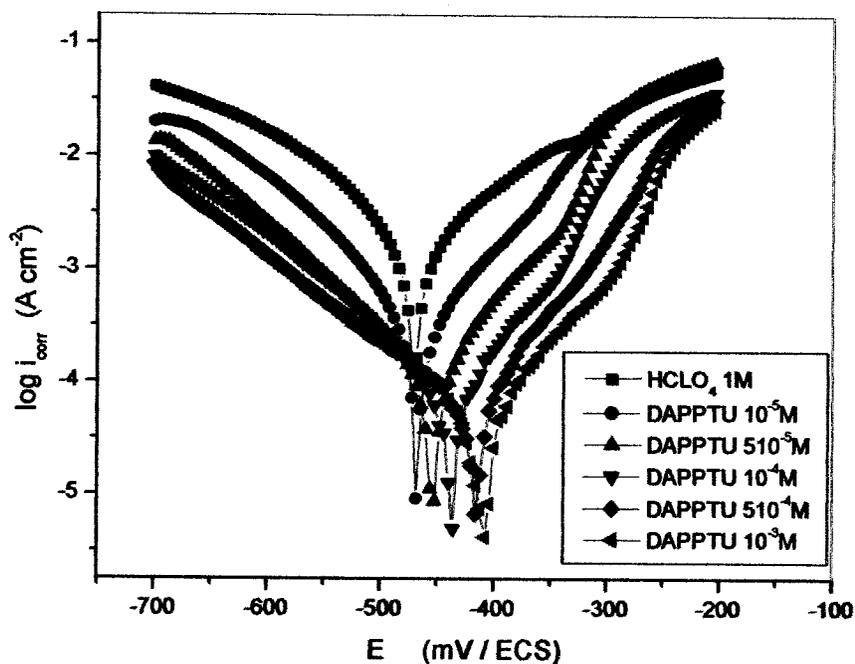


Figure 3: Courbes de polarisation de l'acier dans HClO_4 1M en absence et en présence du DAPPTU à différentes concentrations et à 30°C .

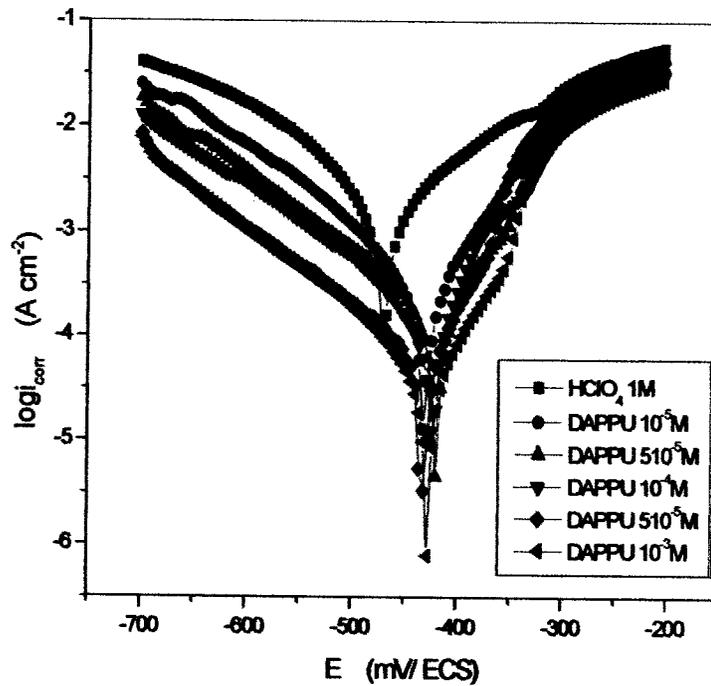


Figure 4 Courbes de polarisation de l'acier dans HClO_4 1M en absence et en présence du DAPPU à différentes concentrations et à 30°C .

Le tableau 3 regroupe les paramètres relevés à partir de ces courbes à savoir les valeurs de densités de courant de corrosion (I_{corr}), le potentiel de corrosion (E_{corr}) les pentes de Tafel (b_c) ainsi que l'efficacité inhibitrice ($P\%$) pour différentes concentrations de l'inhibiteur dans HClO_4 1M.

L'efficacité inhibitrice est définie comme suit:

$$P\% = \left(1 - \frac{I_{inh}}{I_o}\right) \times 100 \quad (9)$$

Où I_o et I_{inh} sont les valeurs des densités du courant de corrosion sans et avec addition de l'inhibiteur, déterminées par extrapolation des droites cathodiques de Tafel au potentiel de corrosion.

Chapitre II: Etude expérimentale – résultats et discussion

Tableau 3: Paramètres électrochimiques de l'acier dans HClO₄ 1M en présence et en absence d'inhibiteur à différentes concentrations et à 30°C.

Conc. (M)	E_{corr} (mV/SCE)	I_{corr} (mA cm ⁻²)	b_c (mV dec ⁻¹)	P_I (%)
HClO ₄ 1M	-472	1,580	114	--
DAPPTU				
1 .10 ⁻⁵	-467	0,501	117	68,29
5 .10 ⁻⁵	-454	0,138	114	91,27
1 .10 ⁻⁴	-440	0,107	125	93,23
5 .10 ⁻⁴	-416	0,054	128	96,58
1 .10 ⁻³	-410	0,045	130	97,15
DAPPU				
1 .10 ⁻⁵	-432	0,371	131	76,52
5 .10 ⁻⁵	-421	0,186	138	88,23
1 .10 ⁻⁴	-424	0,170	136	89,24
5 .10 ⁻⁴	-432	0,079	144	95,00
1 .10 ⁻³	-428	0,060	137	96,20

D'après les figures 3 et 4, les deux inhibiteurs agissent sur le processus anodique. Les courbes de polarisation se présentent sous forme de droites de Tafel, indiquant que la réaction de réduction des ions H⁺ à la surface de l'acier se fait selon un mécanisme d'activation pure. Le potentiel de corrosion se déplace vers les valeurs positives en présence de DAPPTU et de DAPPU par rapport au cas témoin. Cette observation indique que les deux inhibiteurs ont un effet anodique.

D'après le tableau 3, nous faisons les remarques suivantes:

- Les densités de courants de corrosion diminuent de façon très importante avec l'addition de l'inhibiteur au milieu corrosif.
- L'efficacité inhibitrice augmente avec la concentration et atteint, à $5 \cdot 10^{-4}$ M, 97.15% en présence de DAPPTU et 96.20 % en présence de DAPPU.

II. 2. 3 Isothermes d'adsorption

La relation, à une température donnée, entre la quantité d'une espèce adsorbée à la surface du matériau et l'activité de cette espèce dans la phase liquide ou gazeuse en contact avec le matériau s'appelle l'isotherme d'adsorption.

Deux types d'adsorption peuvent être distingués: la physisorption (formation de liaisons faibles) et la chimisorption (formation de liaisons covalentes).

Il est généralement admis, que le processus d'adsorption chimique consiste en la mise en commun d'électrons entre la partie polaire de la molécule et la surface métallique, ce qui engendre la formation de liaisons chimiques datives et des liaisons covalentes. L'adsorption chimique s'accompagne d'une profonde modification de la répartition des charges électroniques des molécules adsorbées.

En supposant que l'inhibiteur agit par simple adsorption en bloquant les sites actifs du métal, la vitesse de corrosion apparente est proportionnelle au rapport de la partie de la surface couverte, θ , et de celle non couverte ($1-\theta$) par l'inhibiteur.

Chapitre II: Etude expérimentale – résultats et discussion

Le taux de recouvrement, θ , pour différentes concentrations est déterminé à partir des mesures gravimétriques par l'équation suivante :

$$\theta = 1 - \frac{W_{i_{inh}}}{W_0} \quad (10)$$

En supposant que l'adsorption des deux inhibiteurs suit l'isotherme d'adsorption de Langmuir, le taux de recouvrement de la surface métallique est donné par la relation suivante :

$$\theta = \frac{KC_{inh}}{1+KC_{inh}}$$

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

C_{inh} : la concentration de l'inhibiteur.

Le réarrangement de cette équation donne:

$$\frac{C}{\theta} = \frac{1}{K} + C \quad (11)$$

La figure 5 représente la variation de $\frac{C}{\theta}$ en fonction de la concentration en inhibiteur. On remarque que les deux courbes sont linéaires. Il en résulte que l'adsorption de ces inhibiteurs à la surface du métal en milieu HClO_4 1M suit l'isotherme de Langmuir.

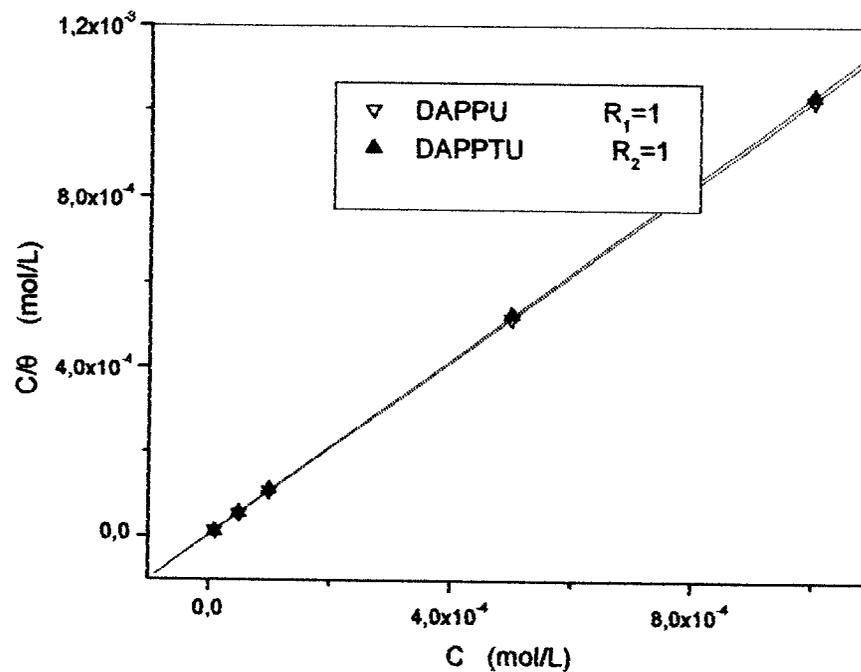


Figure 5. Model de l'isotherme de Langmuir

Les valeurs des coefficients d'adsorption obtenues en extrapolant la droite à l'axe C/θ , sont:

$$K (\text{DAPPTU}) = 2.6 \cdot 10^5 \text{ l/mol} \quad \text{et} \quad K (\text{DAPPU}) = 1.54 \cdot 10^5 \text{ l/mol}$$

D'autre part, l'enthalpie libre d'adsorption ΔG_{ads}^0 peut être déterminée en utilisant l'équation:

$$K = \frac{1}{55.5} \exp\left(-\frac{\Delta G_{\text{ads}}^0}{RT}\right) \quad (12)$$

où K est la constante d'équilibre de la réaction d'adsorption et ΔG_{ads}^0 l'enthalpie libre standard d'adsorption.

Les valeurs de ΔG_{ads}^0 trouvées sont:

$$\Delta G_{\text{ads}}^0 (\text{DAPPTU}) = -41.45 \text{ KJ/mol} \quad ; \quad \Delta G_{\text{ads}}^0 (\text{DAPPU}) = -40.14 \text{ KJ/mol}$$

Ainsi nous pouvons conclure que la valeur d'enthalpie libre standard, pour les deux inhibiteurs, est négative montre que l'adsorption est spontanée.

Chapitre II: Etude expérimentale – résultats et discussion

De plus la valeur trouvée et quelle est supérieur à 40 kJ/mol laisse suggérer un mécanisme basé sur la chimisorption.

II. 2. 4 Influence de la température

En général, la température a un effet important sur les phénomènes de corrosion; la vitesse de corrosion augmente lorsque la température d'essai augmente, et cette augmentation de température induit, de fait, des changements sur l'action des inhibiteurs. Ainsi que les composés organiques ou les complexes formés peuvent se dissoudre plus facilement quand la température augmente.

Etant donné l'importance de ce facteur, nous avons effectué des essais de perte de masse de l'acier XC38 dans HClO_4 1M dans un intervalle de température allant de 25 à 50°C.

Les valeurs des vitesses de corrosion sans ajout des inhibiteurs et en présence de $5 \cdot 10^{-4}$ M de DAPPTU et de DAPPU en fonction de la température sont données dans le tableau 4.

Tableau 4: Influence de la température sur les vitesses de corrosion du XC38 en milieu HClO_4 1M et en présence de $5 \cdot 10^{-4}$ M de DAPPTU et de DAPPU.

T (K)	W_0 (HClO_4) ($\text{mg.cm}^{-2}\text{h}^{-1}$)	$W(\text{DAPPTU})$ ($\text{mg.cm}^{-2}\text{h}^{-1}$)	$W(\text{DAPPU})$ ($\text{mg.cm}^{-2}\text{h}^{-1}$)	$P_1(\text{DAPPTU})$ (%)	P_2 (DAPPU) (%)
298	0,509	0,040	0,065	92,15	87,24
303	0,800	0,052	0,076	93,50	90,50
313	1,270	0,080	0,120	93,71	91,00
323	2,600	0,120	0,200	95,38	92,31

Chapitre II: Etude expérimentale – résultats et discussion

L'étude de ce tableau montre que la vitesse de corrosion en absence et en présence de l'inhibiteur augmente avec l'augmentation de la température du milieu.

De plus, les résultats montrent que l'efficacité inhibitrice est dépendante de la température. En effet le pouvoir inhibiteur de DAPPTU et de DAPPU augmente avec la température.

Dans cette étude, la dépendance de type Arrhenius observée entre la vitesse de corrosion et la température permet de calculer la valeur de l'énergie d'activation selon les relations suivantes:

$$W_0 = K_0 \exp\left(-\frac{E_a}{RT}\right) \quad (13)$$

$$W_{inh} = K_{inh} \exp\left(-\frac{E_{a(inh)}}{RT}\right) \quad (14)$$

où W_0 et W_{inh} , E_a et $E_{a(inh)}$ sont, respectivement, les vitesses de corrosion et les énergies apparentes d'activation en absence et en présence de l'inhibiteur.

Dans le but de calculer l'énergie d'activation, nous avons tracé la variation du logarithme de W_0 et de W_{inh} en fonction de l'inverse de la température. Cette variation se présente sous forme de droite dont la valeur des pentes permet de déterminer l'énergie d'activation apparente, figure 6. La valeur de E_a trouvée pour HClO_4 sans inhibiteur est de 49,97 kJ/mol. En présence des inhibiteurs, les valeurs de $E_{a(inh)}$ sont : 34,90 kJ/mol pour l'inhibiteur DAPPTU et 37,39 kJ/mol pour l'inhibiteur DAPPU. On remarque qu'en présence des inhibiteurs, l'énergie apparente d'activation $E_{a(inh)}$ a diminuée. Cette diminution peut être attribuée à la chimisorption de ces composés sur la surface de l'acier.

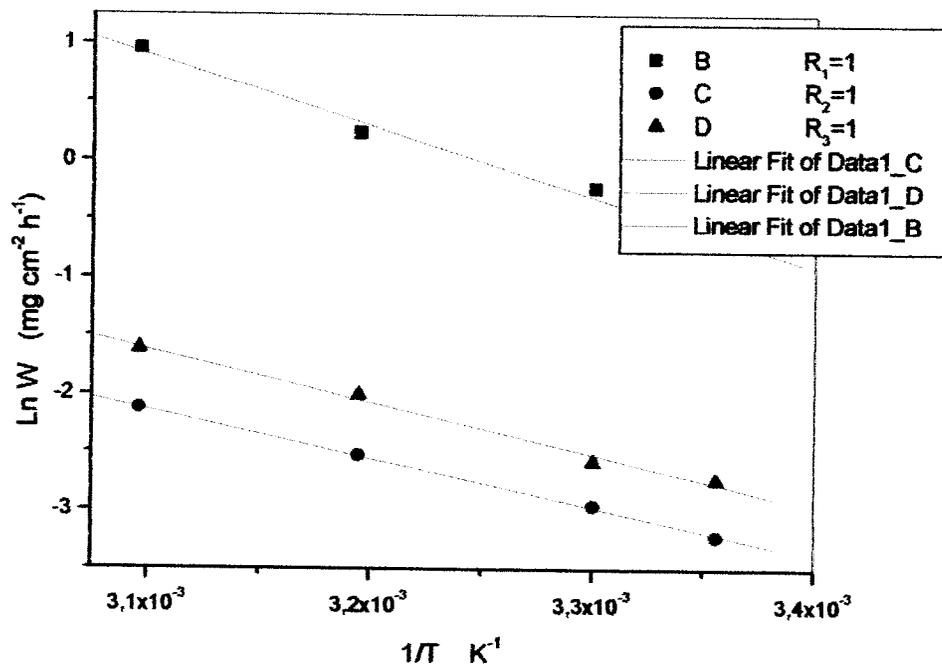


Figure 6. Influence de la température sur les vitesses de corrosion de l'acier dans HClO_4 1M en absence et en présence de DAPPTU et de DAPPU.

Conclusion



Conclusion

Le travail que nous avons réalisé a été consacré à l'étude de l'influence de deux composés organiques (DAPPTU et DAPPU), synthétisés dans notre laboratoire, sur l'inhibition de corrosion de l'acier XC38 en milieu acide perchlorique 1M. Ces composés présentent un certain nombre de caractéristiques, notamment la présence des électrons π délocalisés du cycle aromatique et des hétéroatomes tels que l'atome d'azote, d'oxygène et le soufre.

L'étude gravimétrique et électrochimique de l'inhibition de l'acier XC38 en milieu HClO_4 1M par le DAPPTU et le DAPPU a été réalisée. Les conclusions suivantes peuvent être tirées.

- ✓ Le DAPPTU est plus efficace que le DAPPU. La présence de l'atome du soufre dans la structure de DAPPTU améliore sensiblement l'inhibition de la corrosion de l'acier sous investigation.
- ✓ La valeur de l'efficacité inhibitrice augmente avec la concentration des composés testés et atteint 97,60 % pour le DAPPTU et 92,72% pour le DAPPU à 10^{-3}M .
- ✓ Les deux inhibiteurs s'adsorbent à la surface de l'acier selon l'isotherme de Langmuir.
- ✓ L'efficacité inhibitrice augmente avec l'augmentation de la température dans le domaine de température 25-50°C.
- ✓ L'analyse des courbes de polarisation montre que les deux inhibiteurs présentent une action anodique.
- ✓ La comparaison entre les valeurs de l'efficacité inhibitrice obtenues à travers les méthodes gravimétriques et électrochimiques (courbes de polarisation) montre une cohérence satisfaisante.

Références bibliographiques



Références

1. André Hache, " la corrosion des matériaux". Presses Universitaires de France 1977
2. Claude Basalo, "Les Canalisations d'Eau et des Gaz", Corrosion, Dégradation et Protection, Lavoisier 2001.
3. D.Landolt, "Corrosion et Chimie de surface des métaux". Presses Polytechniques et Universitaires Romandes, 1993.
4. Jean Sarra Zin, Michel Verdagner, "L'oxydo-reduction". Concepts et expériences.
5. Joseph F. Bosich, " Prévention de la corrosion", technique et documentation
6. Larabi Lahcène, Thèse de Doctorat d'Etat, Université de Tlemcen, 2004.
7. Zoudji Hamid, Mémoire de fin d'étude (D.E.U.A), Université de Tlemcen, 2003.
8. M. Bouklah, N. Benchat, B. Hammouti, A.Aouniti, S. Kertit, Materials Letter 60(2006) 1901-1905.
9. Lahcène Larabi, Yahia Harek, portugaliae Electrochimica Acta 22 (2004) 227-247.
10. Attar Tarik Mémoire d'ingénieur d'Etat en chimie,
Option : chimie et génie des procédés. Université de Tlemcen, 2006.
11. <http://www.google.fr/search?q=corrosion+des+acier>
12. <http://www.google.fr/search?q=l'acier+XC38>.