

République Algérienne Démocratique et Populaire

**Ministère de l'Enseignement Supérieure et de la
Recherche Scientifique**

**CENTRE UNIVERSITAIRE D'EL-OUED
INSTITUT DES SCIENCES ET TECHNOLOGIE**

Mémoire de fin d'étude

Présenté pour l'obtention du diplôme de
LICENCE ACADEMIQUE

Domaine : Génie des Procédés
Spécialité : Génie des Procédés
Option : Génie des Procédés

Presenté par : Daha Gamra et Hadjadja Aicha

Thème

**Mesure des paramètres cinétiques sur une
droite de Tafel lors de la corrosion de l'acier
X52 dans un milieu acide sulfurique**

Soutenu le 22 juin 2009

Devant le jury composé de :

Mr.	BENHAOUA Boubeker	MC.	Président
Mr.	SAIDI Mokthar	Pr.	Examineur
Mr.	LANEZ Touhami	Pr.	Rapporteur

2008-2009

Résumé:

Dans ce travail on a pu mesurer un certain nombre des paramètres cinétiques tel que le courant de corrosion, le potentiel de corrosion, le coefficient de Tafel anodique, et le coefficient de Tafel cathodique. La méthode utilisée pour accéder à ces paramètres est une méthode électrochimique basée sur le tracé de droite de Tafel.

Les paramètres cinétiques sont mesurés lors de la corrosion de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux en présence de différents pourcentages d'éthanol.

ملخص:

في هذا العمل، قمنا بقياس الوسائط الحركية مثل: تيار التآكل، كمون التآكل و معامل Tafel الكاثودي و الأنودي. استعملنا لحساب هذه الوسائط الطريقة الكتروكيميائية التي تعتمد علي رسم منحنى Tafel.

تم قياس الوسائط الحركية لتآكل الفولاذ X52 في وسط محلول حمض الكبريت في وجود المثبط العضوي الايثانول بنسب مئوية مختلفة.

Abstract:

In this work we mesued a number of kinetic parameters such as corrosion current, corrosion potential, the anodic Tafel coefficient, and the coefficient of cathodic Tafel. The method used to access these parameters is an electrochemical method based on the tracing Tafel segmets.

The kinetic parameters were measured during the corrosion of X52 steel in an aqueous sulfuric acid in the presence of different percentages of ethanol.

الإهداء

الحمد لله الذي هدانا لهذا وما كنا لنهتدي لولا
ان هدانا الله
اهدي ثمرة جهدي هدا إلى افصل نعمة أنعمني إياها
خالقي ومولاي وأروع كلمة نطقت بها شفّتي : أمي
الغالية نبع الحب والحنان التي من تحت قدميها
روضة الجنان
والى الذي تحمل عناء الحياة ليدفعنا لنور العلوم
والمعرفات : والدي الفاضل
والى من اقتسمت معهم حب أمي وأبي ورعايتهما
أخواتي العزيزات : رحمة ، خوله ، صارة .
والى إخواني الأعزاء : سعيد، محمد، لزهرة، احمد، لمين
والى زهرة العائلة : أمينة
والى زوجي : عبد الباسط وجميع أهله
والى رفيقة دربي : قمره
والى جميع أفراد العائلة .

الإهداء

الحمد لله الذي هدانا لهذا وما كنا لنهتدي لولا
ان هدانا الله
اهدي ثمرة جهدي هدا إلى افصل نعمة أنعمني إياها
خالقي ومولاي وأروع كلمة نطقت بها شفّتي : أمي

الغالية نبع الحب والحنان التي من تحت قدميها
روضة الجنان

والى والدي العزيز.

الى من اقتسمت معهم حب أمي وأبي ورعايتهما
أخواتي العزيزات : الزهرة ، أمال ، ليلي ،
، حياة .

الى إخواني الأعزاء : عبد القادر، محمد علي، محمد
ياسين، إبراهيم .

الى الجدتين : هنية، قمره .

الى رفيقة دربي : عائشة .

والى جميع أفراد العائلة .

Remerciements

En premier lieu, je tiens à remercier **Allah**, notre créateur, pour m'avoir donné la force pour accomplir ce modeste travail.

Au terme du travail présenté dans ce mémoire de fin d'études pour l'obtention du diplôme de Licence Académique, option génie des procédés.

Je tiens à exprimer mes sincères remerciements à mon encadreur **Professeur LANEZ Touhami** qui a bien voulu me soutenir, m'orienter me guider et m'aider au cours de la préparation de ce mémoire.

Je remercie les membres de jury qui en dépit de leur fonction, ont bien voulu m'honorer en jugeant ce travail.

Je remercie infiniment **M^r. T.Y Namoussa** pour son aide et ses conseils.

Je remercie également les professeurs et laborantins au laboratoire d'Ouargla pour leurs aides et leurs conseils surtout, **M^{elle}. M Daghmouche**.

Je remercie **M^{elle}. S Legmiri** pour ses encouragements.

Je remercie ma sœur l'ingénieur **M^{elle}. Z Daha** qui a fait beaucoup d'efforts pour que je puisse accomplir mon mémoire, je n'oublie jamais **M^r. M Hassani** pour son aide.

Mes plus sincères remerciements vont également à tous mes enseignements du long de ma vie scolaire et universitaire, pour m'avoir profité de leurs connaissances au divers domaine scientifiques.

Je remercie très infiniment tous les étudiants de ma promotion de génie des procédés 2008-2009.

Je tiens à adresser mes remerciements à ceux qui m'ont encouragé et participé de près ou de loin à la réalisation de ce travail.

Daha Gamra

Hadjadja Aicha

SOMMAIRE

Introduction générale

Chapitre I : GENERALITES SUR LA CORROSION

I-1- Introduction	01
I-2- Définition de la corrosion	01
I-2-1- facteurs intervenants dans les différents phénomènes de corrosion	01
I-3- type de corrosion	02
I-3-1- Corrosion chimique	02
I-3-2- Corrosion sèche	02
I-3-3- Corrosion électrochimique	02
I-4- Différentes formes de corrosion	02
I-4-1- corrosion uniforme	02
I-4-2- corrosion par piqûre	02
I-4-3- corrosion caverneuse	02
I-4-4- corrosion galvanique	02
I-4-5- corrosion inter granulaire	03
I-4-6- corrosion selective	03
I-4-7- corrosion érosion	03
I-4-8- corrosion sous contrainte	03
I-5- Processus de la corrosion	05
I-6- Potentiel d'équilibre	05
I-7- Prévisions des réactions électrochimiques	06
I-8- Surtension	07
I-9 Méthodes de protection contre la corrosion	08
I-9-1 les méthodes passives	08
I-9-2 les méthodes actives	08
I-9-3 les méthodes chimique	08

Chapitre II : MESURE DES PARAMETRES CINETIQUES

II-1- Introduction	09
II-2- Courbe de polarisation	09
II-3- Equation de Butler -Volmer	09
II-3-1 Vitesse de corrosion	10

II-3-2- Courant de corrosion	12
II-3-3- Coefficients de Tafel	13
II-3-3-1- Coefficients de Tafel anodique	13
II-3-3-2- Coefficients de Tafel cathodique	13
II-4 Droite de Tafel	14
II-5 Résistance de polarisation	15
II-6- Conclusion	16

Chapitre III : PARTIE EXPERIMENTALE

III -1- Introduction	17
III- 2- Essais potentiostatiques	17
III -3-Milieu corrosif et inhibiteur	19
III-4- L'acier	19
III-5- Mode opératoire	19
III-6-conditions expérimentales	20
III-7- Mesure des paramètres cinétiques dans le milieu corrosif	21
III-8-Résultats et discussion	39
Conclusion générale	
Références bibliographique	
Annexe	

Liste de tableau

Tableaux I-I: Principaux facteurs qui intervenant dans les différents phénomènes de corrosion.....	1
Tableau III-1: Composition chimique de l'acier XC52 APL 5L.....	19
TableauxIII-2: Paramètres cinétiques à l'acier X52 dans milieu corrosif.....	23
TableauxIII-3: Paramètres cinétiques à l'acier X52 dans milieu acide sulfurique (20%) en présence d'éthanol 2%.....	26
TableauxIII-4: Paramètres cinétiques à l'acier X52 dans milieu acide sulfurique (20%) en présence d'éthanol10%.....	28
TableauxIII-5: Paramètres cinétiques à l'acier X52 dans milieu acide sulfurique (20%) en présence d'éthanol 16%.....	30
TableauxIII-6: Paramètres cinétiques à l'acier X52 dans milieu acide sulfurique 20% en présence d'éthanol 20%.....	32
TableauxIII-7: Paramètres cinétiques à l'acier X52 dans milieu acide sulfurique 20% en présence d'éthanol 25%.....	34
TableauxIII-8: Paramètres cinétiques à l'acier X52 dans milieu acide sulfurique 20% en présence d'éthanol 28%.....	36
TableauxIII-9: Paramètres cinétiques à l'acier X52 dans milieu acide sulfurique 20% en présence d'éthanol 30%.....	38
TableauxIII-10: les résultats de l'étude des paramètres cinétiques.....	39

Liste de figure

Figure I-1: Corrosion uniforme.....	4
Figure I-2: Corrosion par piqûre.....	4
Figure I-3: Corrosion caverneuse.....	4
Figure I-4: Corrosion galvanique.....	4
Figure I-5: Corrosion inter granulaire.....	4
FigureI-6: Corrosion sélective.....	4
FigureI-7: Corrosion érosion.....	4
Figure I-8: Corrosion sous contrainte.....	4
FigureI-9: Figure double couche.....	5
Figure I-10: Diagramme potentiel-PH simplifié du fer.....	7
Figure II-1: La courbe de polarisation.....	9
Figure II-2: D'énergie d'activation.....	11
Figure II-3: Evolution des densités de courant i_a, i_c en fonction du potentiel E	13
Figure II-4: Courbe log i en fonction de potentiel E en droites de Tafel.....	15
Figure III-1: Montage potentiostatique pour mesures électrochimiques.....	18
Figure III-2: Electrode de travail.....	19
Figure III-3: Electrode de travail après polissage.....	20
Figure III-4: Courbe de stabilité de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20%.....	21
Figure III-5: Courbe de polarisation de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20%.....	22
Figure III-6: Courbe de Tafel de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20%.....	22
FigureIII-7: Micrographie de la surface de l'acier X52 après polissage.....	23
FigureIII-8: Micrographie de la surface de l'acier X52 après immersion.....	23
Figure III-9: Courbe de stabilité de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 2%.....	24
Figure III-10: Courbe de polarisation de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 2%.....	25
Figure III-11: Courbe de Tafel de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 2%.....	25
Figure III-12: Courbe de stabilité de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique	

aqueux 20% en présence d'éthanol 10%.....	26
Figure III-13: Courbe de polarisation de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 10%.....	27
Figure III-14: Courbe de Tafel de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 10%.....	27
Figure III-15: Courbe de stabilité de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 16%.....	28
Figure III-16: Courbe de polarisation de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 16%	29
Figure III-17: Courbe de Tafel de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 16%.....	29.
Figure III-18: Courbe de stabilité de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 20%.....	30
Figure III-19: Courbe de polarisation de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 20%	31
Figure III-20: Courbe de Tafel de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 20%.	31
Figure III-21: Courbe de stabilité de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 25%.....	32
Figure III-22: Courbe de polarisation de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 25%.....	33
Figure III-23: Courbe de Tafel de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 25%.....	33
Figure III-24: Courbe de stabilité de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 28%.....	34
Figure III-25: Courbe de polarisation de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 28%.....	35
Figure III-26: Courbe de Tafel de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 28%.....	35
Figure III-27: Courbe de stabilité de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 30%.....	36
Figure III-28: Courbe de polarisation de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 30%.....	37

Figure III-29: Courbe de Tafel de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 30%.....	37
FigureIII-30: Micrographie de la surface de l'acier X52 après immersion.....	38

Introduction générale

Introduction générale

La corrosion est une forme complexe de la détérioration des matériaux, elle peut être considérée comme étant une réaction d'oxydoréduction dont laquelle le matériau est oxydé sous l'effet d'un réducteur appelé agent corrosif. Du point de vue économique la corrosion pose un grand problème dans le domaine industriel au niveau mondial. Il est estimé que chaque année entre 10 à 20% de la production mondiale de l'acier est détruite par la corrosion.

Notre travail se place dans le contexte d'une recherche appliquée sur la corrosion de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux en présence d'éthanol, dans le but de contribuer à la mesure d'un certain nombre des paramètres cinétiques sur une droite de Tafel. Le travail a été réalisé en collaboration entre le laboratoire de valorisation et de promotion des ressources sahariennes de l'université de Ouargla, et l'institut des sciences et technologie du centre universitaire d'El-Oued. En effet le présent travail est divisé en trois chapitres :

✓ *Le premier chapitre concerne une généralité sur la corrosion*

Dans un premier temps, nous avons représenté un bref aperçu sur les différents types et formes de corrosion et dans un deuxième temps nous avons détaillé quelques méthodes de protection des métaux contre la corrosion.

✓ *Le second chapitre est intitulé "mesure des paramètres cinétiques"* dans lequel nous présentons les courbes de polarisation obtenues à partir de l'équation de Butler Volmer, nous présentons aussi dans ce chapitre la vitesse et le courant de corrosion.

✓ *Le dernier chapitre est la partie expérimentale* c'est une analyse des courbes de polarisation, dans un premier temps nous avons tracé ces courbes à l'aide de logiciel VoltaMaster 1 et nous avons tiré, à partir de ces courbes, un certain nombre des paramètres cinétiques tel que le courant et le potentiel de corrosion, les coefficients de Tafel anodique et cathodique. Nous avons également étudié dans ce chapitre l'effet de l'ajout d'éthanol sur les paramètres cinétiques et plus précisément sur la densité de courant de corrosion et sur le potentiel de corrosion.

Nous avons terminé ce mémoire par une conclusion générale qui résume ce travail.

CHAPITRE I

Généralité sur la corrosion

I-1 Introduction

L'étude fondamentale des phénomènes de corrosion relève essentiellement de l'électrochimie. L'étude appliquée des phénomènes de corrosion est un domaine de la science des matériaux, qui comporte à la fois des notions de chimie et de physique (physico-chimie)[1].

I-2 Définition de la corrosion

Le terme "corrosion" du latin corroder, signifie ronger, attaquer. La corrosion peut être définie d'une manière simple, comme étant la dégradation du métal par action du milieu environnant (l'environnement: soit un milieu agressif, liquide ou gazeux), est par contre un phénomène très complexe, lié au milieu d'attaque, à la nature du métal, aux conditions d'emploi et au temps d'exposition [2].

I-2-1 Les facteurs qui intervenant dans les différents phénomènes de corrosion [3]:

➤ Milieu d'attaque :	➤ Nature du métal :
<ul style="list-style-type: none">- Concentration du réactif- Impuretés- pH, Température, pression- Présence des particules solides- Présence des bactéries	<ul style="list-style-type: none">- Composition chimique du métal- Procédés d'élaborations- Impuretés- Eléments d'addition- Traitement thermiques
➤ Conditions d'emploi :	➤ Temps d'expositions :
<ul style="list-style-type: none">- Etat de surface- Moyens de protection- Condition d'entretien	<ul style="list-style-type: none">- Vieillessement des matériaux- Variations des conditions opératoires (température)- Formation de dépôts de corrosion

Tableaux I-I Principaux facteurs qui intervenant dans les différents phénomènes de corrosion.

Donc d'une manière plus générale on peut définir la corrosion comme étant une réaction inter faciale irréversible d'un matériau avec son environnement, qui implique

une consommation du matériau ou une dissolution dans le matériau d'une composante de l'environnement [3].

1-3 Types de corrosion

L'aspect du métal et le mode d'action du milieu déterminant les types et les formes de corrosion. On peut alors distinguer les types de corrosion suivants:

1-3-1 Corrosion chimique

La corrosion est dite chimique lorsque le milieu corrosif est un liquide non électrolyte [2].

1-3-2 Corrosion sèche

Si le milieu corrosif est un gaz, on classera la corrosion sous le nom corrosion sèche. Elle diffère de la corrosion électrochimique par le fait que le milieu corrosif ne se participe pas au déplacement des agents corrosifs vers la surface du métal[2].

1-3-3 Corrosion électrochimique

Ce type de corrosion implique un milieu corrosif conducteur d'électricité (milieux aqueux, sels fondus). Les principaux agents corrosifs dans ce cas sont les protons solvates, l'oxygène dissous, les cations métalliques et les anions est les gaz dissous. Le milieu corrosif dans ce type de corrosion transporte les oxydants vers la surface du métal et les produits de corrosion vers la solution corrosive [2].

I-4 Différentes formes de corrosion

Généralement on classe les différentes formes de corrosion suivant:

I-4-1 corrosion uniforme

C'est une forme de corrosion dans la quelle la perte de métal est à peu près uniformément répartis sur l'ensemble de la surface exposé au milieu corrosif,elle se produit sur une surface nue (activée) ou protégée (passive)(voirfigI-1/p4) [4].

I-4-2 corrosion par piquêre

C'est une dissolution localisée est produit par certains anions agressifs notamment le chlore, sur les surfaces protégées (passive)(voir figI-2/p4) [4].

I-4-3 corrosion caverneuse

Cette forme de corrosion est due à une différence d'accessibilité de l'oxygène entre deux parties d'une structure créant ainsi une pile (voir fig1-3/p4)[4].

I-4-4 corrosion galvanique

Elle est due, à un contact entre deux métaux de nature différente, exposé à la même milieu (voir figI-4/p4)[4].

I-4-5 corrosion inter granulaire

Il se agit d'une dissolution préférentielle aux environs immédiats des joints de grains et qui peut entraîner une décohésion totale des grains, et une perte complète des propriétés mécaniques du métal(voir figI-5/p4) [4].

I-4-6 corrosion sélective

Est l'oxydation d'un composant de l'alliage qui conduit à la formation d'une structure métallique poreuse (voir figI-6/p4)[4]

I-4-7 corrosion érosion

Est due à l'action conjointe d'une réaction électrochimique et d'un enlèvement mécanique de la matière, elle a souvent lieu sur les métaux exposés à l'écoulement(voir figI-7/p4) [4].

I-4-8 corrosion sous contrainte

Est une fissuration du métal qui résulte de l'action commune d'une contrainte mécanique et d'une réaction électrochimique (voir figI-8/p4)[4].



Figure I-1: Corrosion uniforme [5].

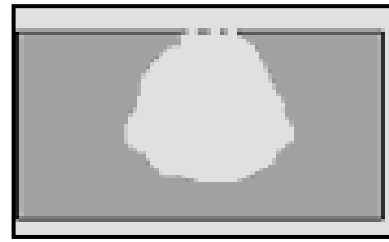


Figure I-2: Corrosion par piqûre [5].

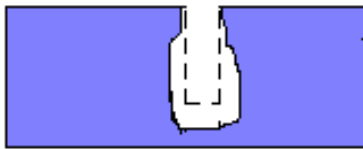


Figure I-3: Corrosion caverneuse [6].

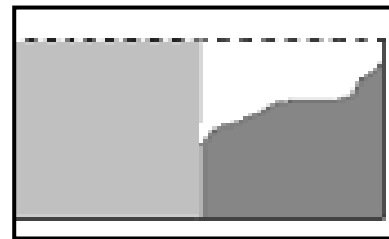


Figure I-4: Corrosion galvanique [5].

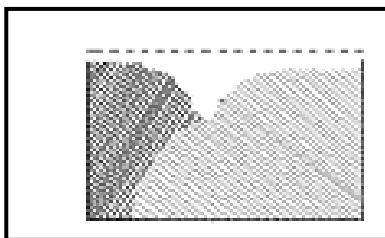


Figure I-5: Corrosion inter granulaire [5].



Figure I-6: Corrosion sélective [6].



Figure I-7: Corrosion érosion [7].

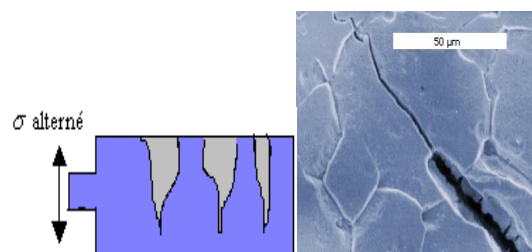


Figure I-8 : Corrosion sous contrainte [7].

I-5- Processus de la corrosion

La corrosion aqueuse est de nature électrochimique. Cette corrosion est essentiellement due à des réactions d'oxydoréduction qui conduisent à l'oxydation des matériaux métalliques soit à l'état d'ions en solution [8]. Les métaux ont une constitution atomique instable qui permet aux atomes périphériques d'être ionisés. Dès que le métal est plongé dans un électrolyte [1], les électrons en excès à la surface du métal produisent une charge négative. Les ions positifs sont solvatés et organisés dans une couche externe à la surface métallique de sorte que l'ensemble constitué par cette surface et la couche extérieure devient, globalement, électriquement neutre, c'est ce que l'on appelle la double couche[3].

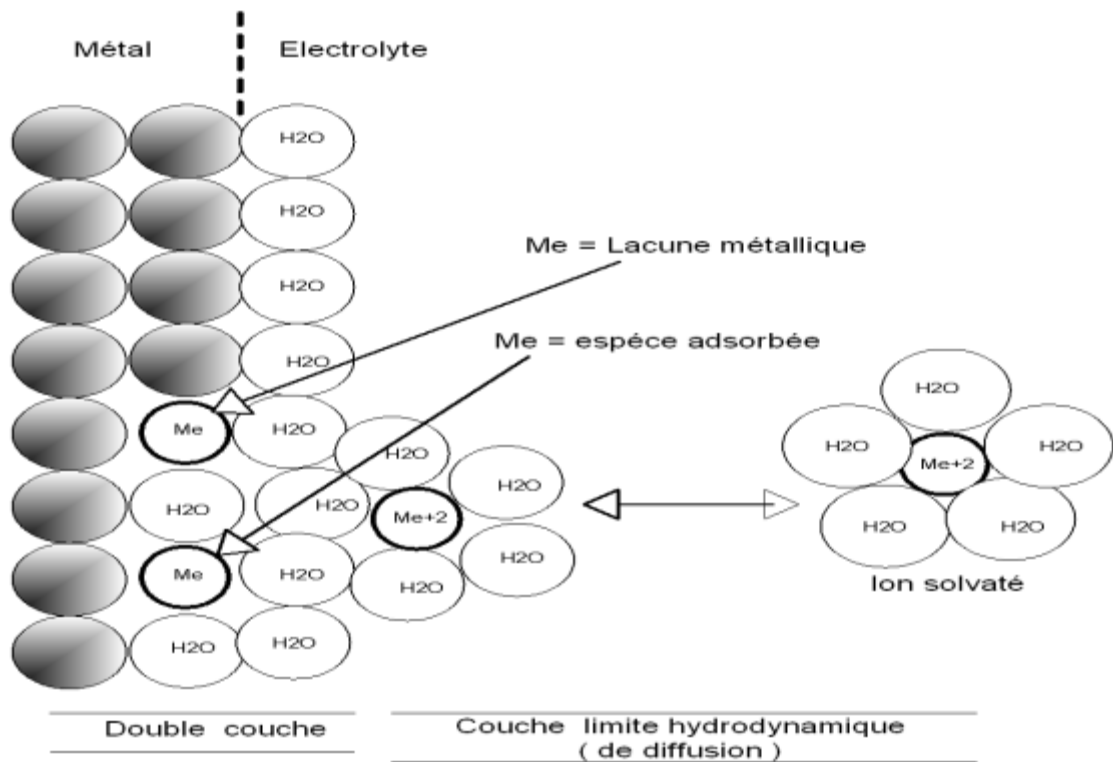


Figure I-9 figure double couche[3].

I-6- Potentiel d'équilibre

Le potentiel d'équilibre E d'une électrode représente la différence de potentiel entre le métal et la solution à l'équilibre. Ce potentiel ne peut être mesuré expérimentalement car la mesure du potentiel du liquide implique l'immersion d'une

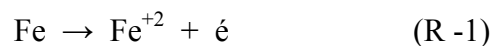
électrode solide et donc la création d'une autre double couche dont la différence de potentiel inconnue s'ajoute à la différence de potentiel recherché. Dans ce but, on mesure les potentiels d'équilibres E par rapport à une électrode à l'équilibre et en contact électrique avec la première, et que l'on désigne sous le nom d'électrode de référence. L'électrode de référence arbitrairement choisie est l'électrod

+e standard à hydrogène[3].

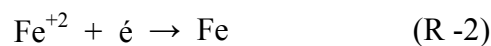
I-7- Prévisions des réactions électrochimiques

La prévision de la dissolution anodique fait appel à la thermodynamique. C'est à dire qu'elles ne tiennent pas compte de la vitesse des réactions.

On considère le cas d'un morceau du fer, introduit dans une solution contenant des ions de ce métal, (sulfate ferreux, par exemple) ; il existe une tendance des atomes de fer à passer en solution selon



Et simultanément, une tendance des ions en solution à se redéposer selon la réaction inverse :



A l'équilibre, ces deux réactions se déroulent à la même vitesse, cette dernière est équivalente à u

$$E_{\text{eq}} = E_0 + (RT/nF) \ln[\text{Fe}^{+2}] \quad (\text{EQ-1})$$

$$E_{\text{eq}} = - 0.44 + 0.029 \log[\text{Fe}^{+2}]$$

Lorsque on déplace le potentiel de cette valeur E_{eq} , il en résulte un courant. L'intensité du courant dépend de la différence de potentiel qui s'établit entre le métal et la solution, et du pH de celle-ci. Par comparaison entre les valeurs des potentiels normaux d'électrode, on peut prévoir si le phénomène de corrosion peut avoir lieu. Par exemple pour le cas du fer (l'acier), tout système redox dont le potentiel est supérieur au potentiel d'équilibre donné par la relation de l'équation (EQ -1) peut déclencher la corrosion.

Comme les réactions de corrosion de l'acier dépendent à la fois de potentiel métal/solution et du pH, les prévisions thermodynamiques sont facilitées par l'examen de diagramme tension-pH de professeur M. Pourbaix. Dans ce type de diagramme on matérialise par des droites obliques les équilibres qui font intervenir à la fois des protons et des électrons, par des horizontales les équilibres qui ne mettent en jeu que des électrons, et par des verticales, ceux qui ne concernent que les échanges de protons. On reporte aussi généralement, sur ces diagrammes, les droites qui correspondent au domaine de stabilité de l'eau. La figure I-10 représente un diagramme très simple du système Fe-H₂O. Ce diagramme comporte trois zones distinctes.

- 1- Une zone d'immunité [3], le fer ne corrode pas dans ce domaine de potentiel et de pH[9].
- 2- Une zone de corrosion du fer [3], le fer se dissout sous d'ions Fe⁺² et Fe⁺³ dans ces conditions de potentiel et de pH[9].
- 3- Une zone de passivation du fer[3], protection du fer par une couche d'oxyde imperméable[9].

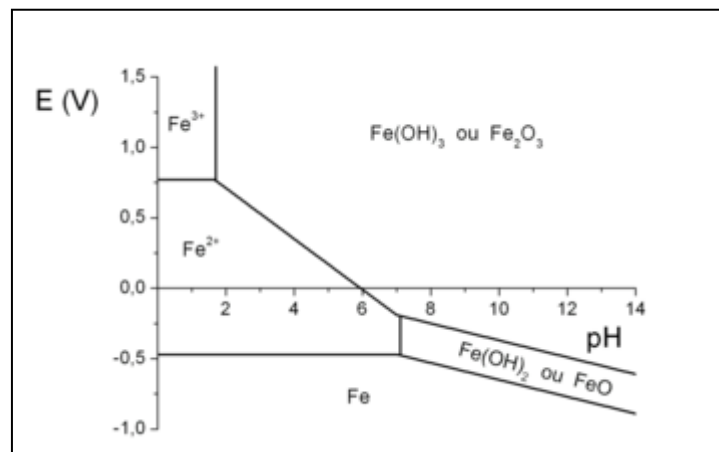


Figure I-10: Diagramme potentiel-PH simplifié du fer[9].

I-8- La surtension

La surtension η correspond à l'écart entre le potentiel de l'électrode et le potentiel de l'équilibre à l'électrode [4].

$$\eta = E - E_{eq} \quad (EQ-2)$$

E_{eq} : Potentiel d'équilibre

E : potentiel

Avec une surtension positive indique qu'un courant anodique traverse l'interface, négative elle signifie un courant cathodique.[3].

La surtension (polarisation) η exprime l'écart entre le potentiel d'une électrode polarisée et son potentiel de corrosion[4].

$$\eta = E - E_{cor} \quad (EQ-3)$$

E_{cor} : Potentiel de corrosion

Si η est positif signifie la présence d'un courant globale anodique, négatif présence d'un courant global cathodique.[9].

I-9 Méthodes de protection contre la corrosion

La lutte contre la corrosion est considérée par plusieurs méthodes de protection[4],on peut décomposer ces méthodes en trois catégories: [9].

I-9-1 les méthodes passives

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 [10].

I-9-2 les méthodes actives

Méthodes électrochimique utilisant un générateur coûteuses en énergie[9] généralement on ne dispose que de alternatif il est donc nécessaire de transformer le courant alternatif du secteur basse tension en courant continu à l'aide d'appareils dits <<redresseur>>.

Le circuit électrique se constitue alors ainsi, la borne (+) de sortie de redresseur

est reliée à une masse métallique enterrée : anode prise de terre ou masse sacrificielle et sur laquelle la corrosion sera[1].

I-9-3 les méthodes chimique

Protections par traitements chimique comme inhibiteur on appelle inhibiteur de corrosion toute substance qui ajoutée en très petite quantité dans le réactif corrosif permet de diminuer ou d'annuler la corrosion du métal Elle ne modifie donc pratiquement pas la nature ni la concentration du milieu .Les inhibiteurs agissent en créant une barrière entre le métal et le réactif .Ils se fixent à la surface du métal sous une forme qui dépend de leur nature[10] .

CHAPITRE II

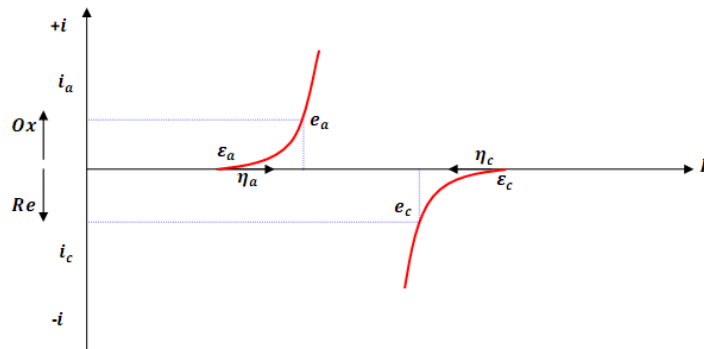
Mesure paramètres cinétiques

II-1- Introduction

la présence de deux matériaux métalliques au contact d'un électrolyte a pour effet déséquilibre les potentiels propre de chaque élément dans cette solution: c'est le principe même du couplage galvanique que l'on retrouve dans de nombreuses applications industrielles ,il s'établit alors un courant électrique qui tend à rééquilibre le système la valeur de la variation de potentiel causée par un courant qui entre où qui sort d'une électrode est appelée polarisation[11].

II-2- Courbe de polarisation

La vitesse des réaction d'électrode dépend du potentiel. Par ailleurs, elle varie linéairement avec la densité de courant, selon la loi de Faraday. La densité de courant mesuré en fonction du potentiel donne courbe de polarisation qui renseigne sur la cinétique des réactions d'électrode en jeu. Selon la méthode employée, contrôle du potentiel ou contrôle du courant, on obtient respectivement les courbes de polarisation potentiostatique $i = f(E)$. La figure suivante représente un schéma expliquant la courbe de polarisation[12].



FigureII-1:La courbe de polarisation

II-3- Equation de Butler –Volmer:

La vitesse d'une réaction de corrosion électrochimique est défini comme le nombre d'électrons échangés par unité de temps ou le nombre de coulombs de charge électrique qui circulent par unité de temps. Elles est ainsi égale à l'intensité du courant

électrique qui circule dans le circuit d'électrolyses et qui est le même à tout instant en tous points du circuit. .

C'est donc une grandeur mesurable, le nombre d'électrons échangés étant proportionnel à la place de l'intensité, la densité de courant I , rapport de l'intensité i à la surface d'électrode ($i = I/s$)[11].

Les relations suivantes établissent la proportionnalité entre le courant le courant faradique et la vitesse de l'électrolyte.

$$i(c/sec) = I / s$$

$$I(mol/sec) = \frac{dn}{dt}$$

$$V(mol.s^{-1}.cm^2) = \frac{I}{nFs} = \frac{i}{nF}$$

$$i = nFV \quad (EQ-4)$$

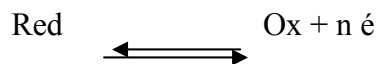
i : densité de courant de transfert de charges ($A.m^2$).

n : la valence du métal.

F : constante de Faraday ($96500 C.mol^{-1}$).

V : vitesse de réaction ($mol.s^{-1}.cm^2$).

si l'on applique cette formulation à la traduisant la réaction d'oxydo-réduction représentative de la corrosion d'un métal[13].



II-3-1 Vitesse de corrosion:

On définit une vitesse de réaction anodique V_a et une vitesse de réaction cathodique V_c auxquelles correspondent respectivement les densités de courants i_a et i_c (à l'équilibre électrochimique; on a en valeurs absolues $V_a = V_c$ et $i_a = i_c$).

Les vitesses de réaction sont proportionnelles aux concentrations d'espèces régissantes et dépendent de la barrière d'énergie correspondant à la rupture des liaisons atomiques(enthalpie libre d'activation) en suivant la loi d'Arrhenius:

$$\text{Soit pour la réaction anodique: } V_a = K_{Red} C_{Red} \exp\left(\frac{-\Delta G_a^*}{RT}\right) \quad (EQ-5)$$

$$\text{Et pour la réaction cathodique: } Va = K_{Ox} C_{Ox} \exp\left(\frac{-\Delta G_c^*}{RT}\right) \quad (\text{EQ-6})$$

Où K_{Red} et K_{Ox} sont des constants; C_{Red} et C_{Ox} les concentrations en espèces réagissantes; ΔG_a^* et ΔG_c^* les variations d'enthalpie libre électrochimique d'activation des réactions anodique et cathodique; R la constante des gaz parfaits et T la température(en K).

L'enthalpie libre électrochimique d'activation peut se décomposer en l'enthalpie libre chimique d'activation ΔG_{ch}^* (qui ne dépend pas du potentiel) et l'énergie électrique du transfert des charges au potentiel $\Delta\Phi$ qui se répartit, pour les réactions partielles, selon les relations :

$$\text{Réaction partielle anodique : } \Delta G_a^* = \Delta G_{a,ch}^* - \alpha.n.F\Delta\Phi \quad (\text{EQ-7})$$

$$\text{Réaction partielle cathodique: } \Delta G_c^* = \Delta G_{c,ch}^* - (1-\alpha)n.F\Delta\Phi \quad (\text{EQ-8})$$

$\Delta\Phi$: représente la variation de potentiel à l'interface métal-solution.
 α : le coefficient de transfert de charges ($0 > \alpha > 1$) traduisant le rapport de transfert de charges entre les deux réactions partielles anodique et cathodique comme schématisé à la figure ci-dessous.

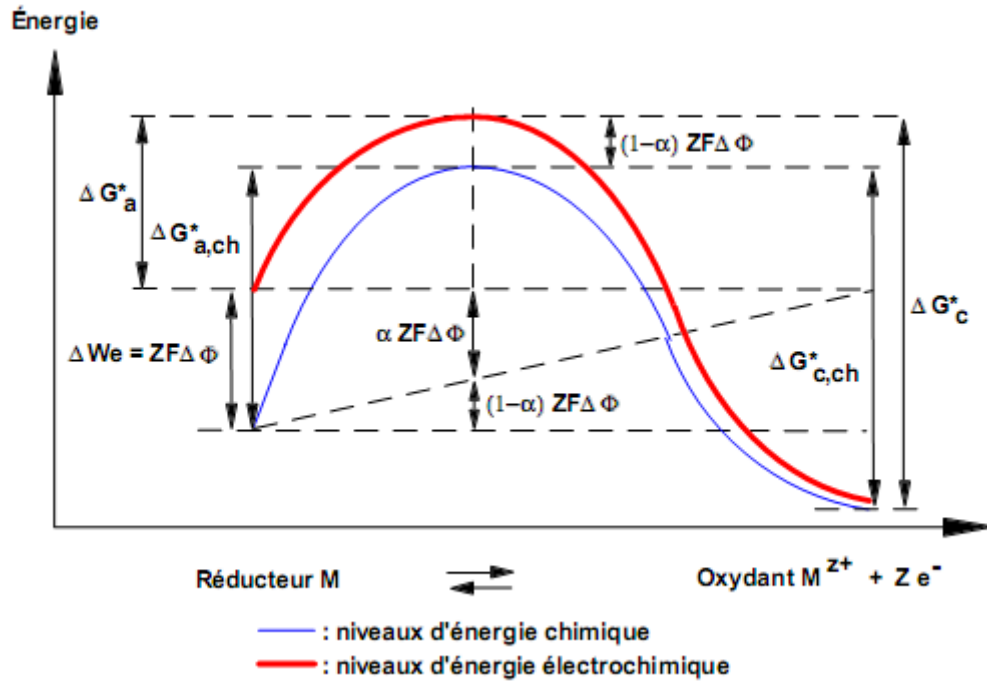


Figure II-2: Influence du potentiel $\Delta\Phi$ sur l'énergie d'activation d'une réaction électrochimique.

Si l'on applique à l'électrode M un potentiel $\Delta\Phi > 0$, l'énergie de n moles d'électrons dans le métal diminue d'une quantité $\Delta We = n.F\Delta\Phi$. le métal accepte alors plus facilement de céder des électrons et l'énergie d'activation de la réaction anodique de dissolution décroît de, $\alpha.nF\Delta\Phi$ alors que celle de la réaction inverse augmente de $(1-\alpha)n.F\Delta\Phi$ (courbe en trait gras).

Le cas particulier $a = 1/2$ correspond à une courbe symétrique par rapport à l'axe passant par son sommet, et l'énergie ΔWe fournie se répartit alors pour moitié dans chaque réaction partielle. En reportant les relations (7) et (8) dans les expressions des vitesses de réaction (5) et (6) et en utilisant l'expression de la densité de courant (4) on obtient pour les valeurs absolues des densités de courants anodique et cathodique :

$$i_a = n.Fk_{red}C_{red} \exp\left(-\frac{\Delta G_{a,ch}^*}{RT}\right) \exp\left(\frac{\alpha.n.F}{RT} \Delta\Phi\right) \quad (\text{EQ-9})$$

$$i_c = n.Fk_{ox}C_{ox} \exp\left(-\frac{\Delta G_{c,ch}^*}{RT}\right) \exp\left(\frac{(1-\alpha).n.F}{RT} \Delta\Phi\right) \quad (\text{EQ-10})$$

La vitesse V de la réaction électrochimique est donnée par $V = V_a - V_c$ ou

encore, en termes de densité de courant d'échange: $i = i_a - i_c$

D'autre part le potentiel d'électrode E est mesuré par rapport à une électrode de référence dont le potentiel E_{Ref} est constant. On a donc:

$$E = \Delta\Phi - E_{Ref} \quad (EQ-11)$$

En utilisant les relations (9) ,(10) et (11) et en regroupant les termes qui ne dépendant pas de potentiel E dans les constantes K'_{Red} et K'_{Ox} on obtient:

$$i = i_a - i_c = n.Fk'_{Red}C_{red} \exp\left(\frac{\alpha nF}{RT} E\right) - nFK'_{Ox}C_{Ox} \exp\left(\frac{(1-\alpha).n.F}{RT} E\right) \quad (EQ-12)$$

Avec

$$K'_i = K_i \exp\left(-\frac{\Delta G_i^* + x_i E_{Ref}}{RT}\right), x_{Red} = -\alpha nF \text{ et } x_{Ox} = (1-\alpha)nF$$

II-3-2 Courant de corrosion:

Lorsque la réaction d'oxydo-reduction est à l'équilibre, la densité de courant d'échange i_0 (ou la vitesse globale) est nulle. Cela ne signifie pas "qu'il ne se passe rien" mais seulement qu'il y a égalité des réactions partielles anodique et cathodique soit $|i_0| = |i_a| = |i_c|$.

Avec i_0 est la densité de courant d'échange de la réaction d'électrode à l'équilibre, par définition le potentiel E est alors égal au potentiel d'équilibre E_{eq} d'électrode tel que défini par la relation de Nernst(EQ-1). En utilisant l'expression de (12):

$$i_0 = n.Fk'_{Red}C_{red} \exp\left(\frac{\alpha nF}{RT} E_{eq}\right) = nFK'_{Ox}C_{Ox} \exp\left(\frac{(1-\alpha).n.F}{RT} E_{eq}\right) \quad (EQ-13)$$

si l'on introduit l'expression de i_0 dans (12) , on obtient :

$$i = i_0 \left[\exp\left(\frac{\alpha.n.F}{RT} \eta\right) - \exp\left(-\frac{(1-\alpha)nF}{RT} \eta\right) \right] \quad (EQ-14)$$

Avec $\eta = E - E_{eq}$, surtension ou écart de potentiel par rapport à la valeur d'équilibre E_{eq} laquelle $|i_0| = |i_a| = |i_c|$, et $i = 0$.

La relation (14) est appelée l'équation de Bulter-Volmer de électrode.

II-4 Droites de Tafel:

Pour une surtension η suffisamment élevée, l'une ou l'autre des réactions anodique et cathodique de la relation (14) devient rapidement négligeable. Ceci est illustrée à la figure ci-dessous où l'on représente l'évolution des densités de courant i , i_a, i_c en fonction de potentiel E .

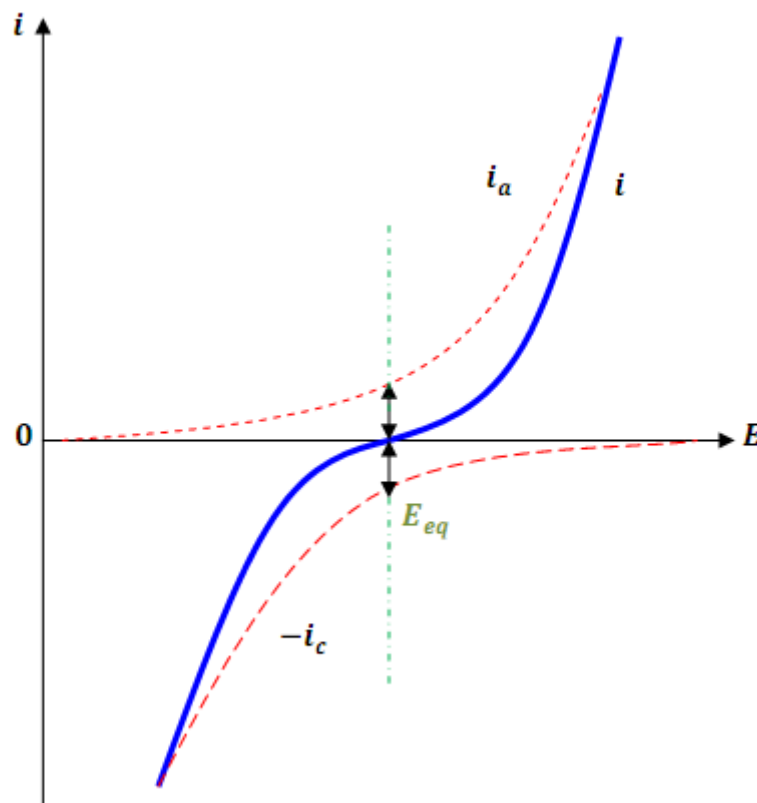


Figure II-3: Evolution des densités de courant i, i_a, i_c en fonction du potentiel E .

Dans le cas d'une surtension η_a anodique on aura donc :

$$i = i_a = i_0 \exp\left(\frac{\alpha.nF}{RT} \eta_a\right) \quad (\text{EQ-15})$$

Et pour une surtension η_c cathodique :

$$i = i_c = i_0 \exp\left(-\frac{(1-\alpha).nF}{RT}\eta_c\right) \quad (\text{EQ-16})$$

II-4-1 Coefficient de Tafel:

Dans les relations (15) et(16) on peut définir les coefficient de Tafel anodique et cathodique par :

II-4-1-1 Coefficient de Tafel anodique:

$$\beta_a = \frac{RT}{\alpha nF} \quad (\text{EQ-17})$$

II-4-1-2 Coefficient deTafel cathodique:

$$\beta_c = \frac{RT}{(1-\alpha)nF} \quad (\text{EQ-18})$$

On a dans ce cas:

$$\eta_a = \beta_a \ln\left(\frac{i_a}{i_0}\right) \quad (\text{EQ-19})$$

$$\eta_c = -\beta_c \ln\left(\frac{i_c}{i_0}\right) \quad (\text{EQ-20})$$

Soit encore pour la branche anodique:

$$\log_{10}(i_a) = \frac{\eta_a}{2.3\beta_a} \ln(i_0) \quad (\text{EQ-21})$$

Et pour la branche cathodique:

$$\log_{10}(i_c) = -\frac{\eta_c}{2.3\beta_c} \ln(i_0) \quad (\text{EQ-22})$$

Les relations (21) et (22) sont les droites de Tafel anodique et cathodique qui décrivent les limites anodique et cathodique de l'équation générale de Butler- Volmer

(14). La représentation $\log(i)$ en fonction de E est couramment utilisée pour la détermination des paramètres cinétiques i_0 et β_a et β_c . L'intersection des droites de Tafel des relations (21) et (22) qui correspond à $i_a = i_c = i_0$ et à des surtensions η_a et η_c nulles ($E = E_{eq}$) permet en effet sur une représentation de ce type, une détermination graphique de la valeur de densité de courant d'échange à l'équilibre. Le type de diagramme ainsi obtenu est schématisé à la figure suivante les domaines de potentiel pour lesquels la courbe rejoint les droites de Tafel sont les domaines de Tafel anodique et cathodique.[9]

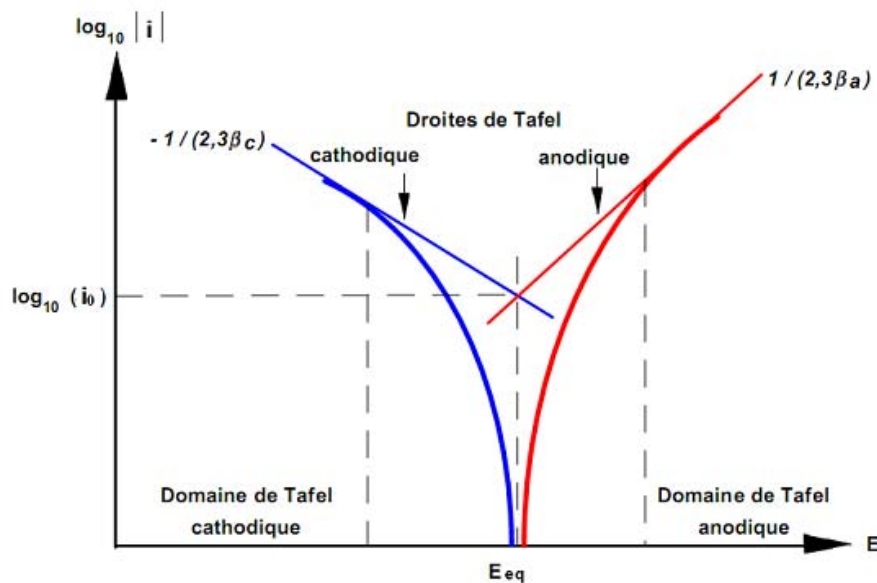


Figure II-4 Courbe $\log i$ en fonction de potentiel E en droites de Tafel

II-5 Résistance de polarisation:

La technique de résistance de polarisation évite certaines difficultés liées à la méthode d'extrapolation des droites de Tafel, pour déterminer la vitesse de corrosion. Cette méthode est utilisée dans le cas d'une surtension η relativement faible, il est admissible de remplacer les exponentielles de la relation(14) On obtient alors:

$$i = i_{cor} \left[\left(1 + \frac{\eta}{\beta_a} \right) - \left(1 - \frac{\eta}{\beta_c} \right) \right] \quad (\text{EQ-23})$$

Soit

$$i = i_0 \eta \left(\frac{1}{\beta_a} + \frac{1}{\beta_c} \right) \quad (\text{EQ-24})$$

On a donc une relation linéaire entre le courant et le potentiel et par analogie avec la loi d'Ohm on définit une résistance de polarisation R_p :

$$R_p = \frac{1}{i_{cor}} \times \frac{\beta_a \beta_c}{\beta_a + \beta_c} \quad (\text{EQ-25})$$

La mesure de la résistance de polarisation R_p en Ωm^2

II-6 Conclusion

Cette méthode consiste à utiliser l'extrapolation de la courbe de Tafel anodique et la courbe de Tafel cathodique pour obtenir la valeur de potentiel de corrosion et la valeur correspondante de la densité de courant de corrosion. L'extrapolation de la droite de Tafel vers le potentiel fournit alors la valeur de i_{cor} . Puis par la loi de Faraday, on détermine la vitesse de corrosion de l'échantillon au repos dans la solution corrosive.

CHAPITRE III

La partie expérimentale

III -1- Introduction:

Le but de notre travail est l'évaluation des paramètres cinétique sur une droite de Tafel, lors de la corrosion de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique est réalisée par méthode électrochimique. Cette dernière est basée sur le tracé des courbes de polarisation ($\log i = f(E)$), tirées de l'équation principale électrochimique de Butler-Volmer.

D'après les hypothèses de Tafel une polarisation anodique et cathodique permettent d'obtenir des courbes avec des branches linéaires connues sous l'appellation "droites de Tafel".

Cette linéarité donne une proportionnalité entre le potentiel et le courant, ce qui permet de déterminer par extrapolation le courant de corrosion, le potentiel de corrosion, la vitesse de corrosion exprimée, le coefficient de Tafel anodique et cathodique et la résistance de polarisation.

L'objectif d'après cette étude, c'est tracé les courbes de polarisation ainsi les courbes de Tafel et extrapolation les paramètres cinétique de la corrosion de l'acier X52 à différentes milieu acide sulfurique.

III-2- Essais potentiostatiques:

Les essais ont été réalisés au laboratoire de l'électrochimie de l'université de Ouargla à l'aide d'une chaîne électrochimique constituée de :

1-potentiostat/galvanostat:

Type **PGP 201**: permet d'imposer un potentiel varié sur l'électrode de travail qui représente l'acier X52 et donc la mesure du courant circulant entre l'électrode de travail et celle de référence.

2-cellule électrochimique:

La cellule de mesure utilisée pour les essais électrochimique est une vase en verre pyrex de forme cylindrique à double parois thermostatée, aux coté du cylindre des rodages coniques permettant l'introduction des électrodes.

3- Electrodes utilisées:

*-Electrode de travail (ET):

L'électrode de travail utilisée dans notre travail est l'acier X52 découpe en petite plaque cylindrique d'une surface active de 1 cm^2 .

*-Electrode auxiliaire ou contre électrode (CE):

Est une cylindre de platine polie de 1 cm^2 de surface, son rôle est d'assurer le passage du courant électrique dans la cellule électrochimique.

*-Electrode de référence (ER):

Est une électrode au calomel saturée en chlorure de potassium, constituée par le système $\text{Hg}_2/\text{Hg}; \text{Cl KCl}$. Cette électrode de référence notée ECS.

4-Micro-ordinateur:

De type de processeur Pentium ® 4 pour l'enregistrement des données.

5-Logiciel volta master 1:

Ce logiciel permet l'enregistrement de potentiel imposé sur l'électrode de travail et le courant qui circule entre l'électrode de travail et celle de référence.

Permettant le tracé des courbes de stabilité $E = f(t)$, les courbes de politisation

$i = f(E)$ et les droites de Tafel $\log I_i = f(E)$:

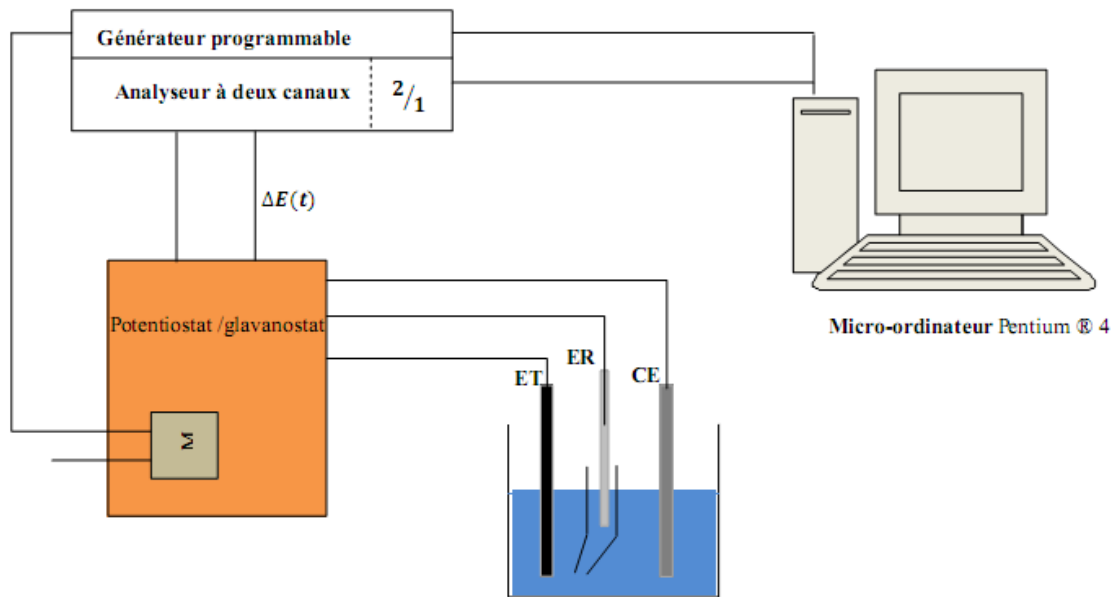


Figure III-1: Montage potentionostatique pour mesures électrochimiques

6-Microscope optique:

De type hund/WET2LAR/TYP: H600AM permettant d'agrandir la surface de l'électrode de travail, ce microscope est relié à un appareil photo numérique permettant de photographier la surface de l'électrode de travail.

7- Polissage:

Permettant d'obtenir une surface de l'électrode de travail qui a l'aspect d'un miroir.

III -3-Milieu corrosif et inhibiteur

Le milieu corrosif utilisé est constitué d'une solution aqueuse d'acide sulfurique à le pourcentage 20% préparé à partir d'une solution commerciale d'acide sulfurique à 98% de densité $d = 1.84$, et milieu organique comme un inhibiteur éthanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.

III-4- l'acier:

L'acier utilisé dans notre étude est type XC52 API 5L sa composition chimique dans le tableau suivant:

Elément	Fe	C	Mn	Si	P	S	Ni	Cr	Mo	Cu	V
%poids	98.48	0.21	0.75	0.1	0.007	0.007	0.05	0.12	0.05	0.16	0.01

Tableau III-1 : Composition chimique de l'acier XC52 APL 5L.

III-5-Mode opératoire:

III-5-1 Préparation d'électrode:

Un morceau de l'acier X52 est découpé sous forme de cylindre dont les dimensions sont représentées dans la figure III-2:

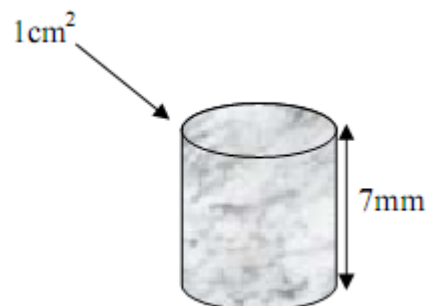


Figure III-2: électrode de travail.

En suite l'électrode de travail est polie à l'aide d'une polisseuse en utilisant de papiers abrasifs de grade suivant: 400, 600, 1000, en fin 4000 μm . En même temps un jet d'eau assure le refroidissement de l'acier pour éviter de gâcher la surface de l'électrode. Après lavage à l'eau, l'échantillon d'acier est rincé à l'eau distillée puis

dégraissé à l'aide de l'acétone et rincé à l'eau distillée de nouveau et finalement séché à l'air.

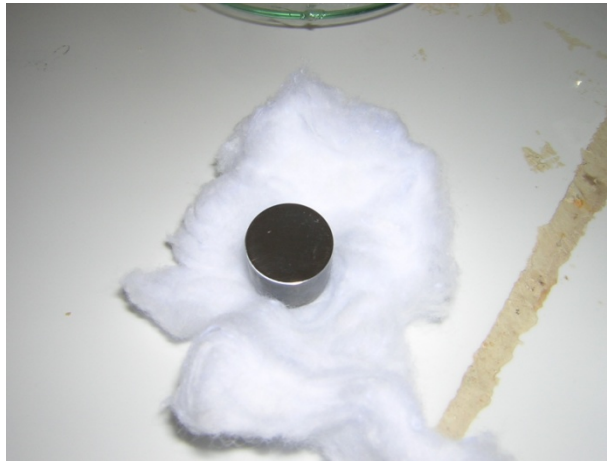


Figure III-3:électrode de travail après polissage

III-6-conditions expérimentales:

Les composés étudiés sont peu solubles dans une solution l'acide sulfurique à 20% nous avons les dissolvons dans des petites quantités de éthanol ces quantités sont ci-dessous:

02% éthanol/acide sulfurique

10% éthanol/acide sulfurique

16% éthanol/acide sulfurique

20% éthanol/acide sulfurique

25% éthanol/acide sulfurique

28% éthanol/acide sulfurique

30% éthanol/acide sulfurique

III-6-1 Mesure de potentiel libre

Les courbes de polarisation nécessitent la connaissance du potentiel libre, après différents essais, nous avons opté pour une immersion de l'échantillon pendant une durée de 40 minutes.

Ce temps est suffisant pour obtenir une stabilisation satisfaisante du potentiel libre.

III-6-2 Choix de la vitesse de balayage

D'après une recherche bibliographique nous avons opté à une vitesse de balayage égale à 10 mV/min et 30 mV/min, cette dernière nous permet une bonne reproductibilité des résultats sans masquer les phénomènes à étudier.

III-6-3 Condition de polarisation

- **courbes de polarisation:** les tracé de des courbes a été effectué dans un domaine de potentiel allant de -550 à -350 mV par rapport à ESC.
- **Courbes de Tafel :** pour le tracé de ces courbes on a choisi le domaine de linéarité des branches cathodiques et anodique des courbes $\log I_i$ $I = f(E)$ et un segment présenté dans chaque expérience.

III-7- Mesure des paramètres cinétiques dans le milieu corrosif :

1-Etude corrosion de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique (20%), et température ambiante:

Nous avons étudiés premièrement le comportement du métal dans un milieu constitué d'une solution d'acide sulfurique 20%, les résultats obtenus sont représentés dans les figures suivantes:

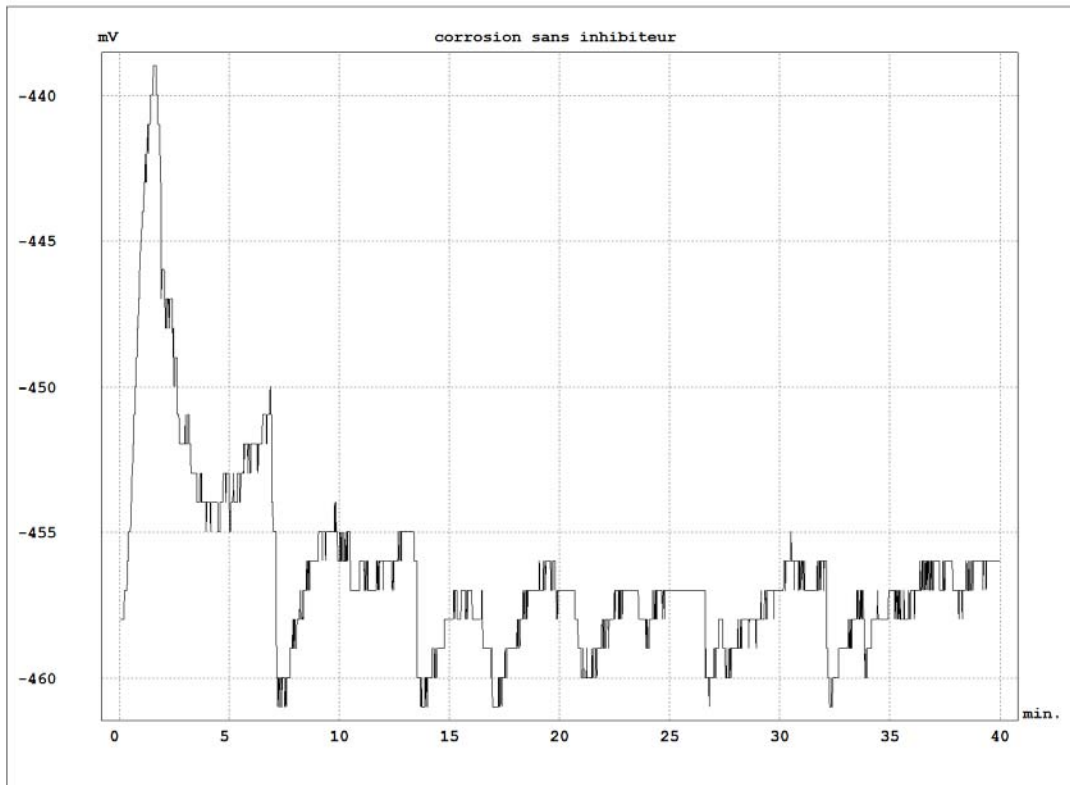


Figure III-4: Courbe de stabilité de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20%.

Après l'obtention d'un potentiel stable nous avons procédé à l'imposition, à l'aide de potentiostat d'un potentiel allant de -550 à -350 mV avec une vitesse de balayage égale à 10 mV/min, la courbe de polarisation ainsi obtenue est représentée dans la figure suivante:

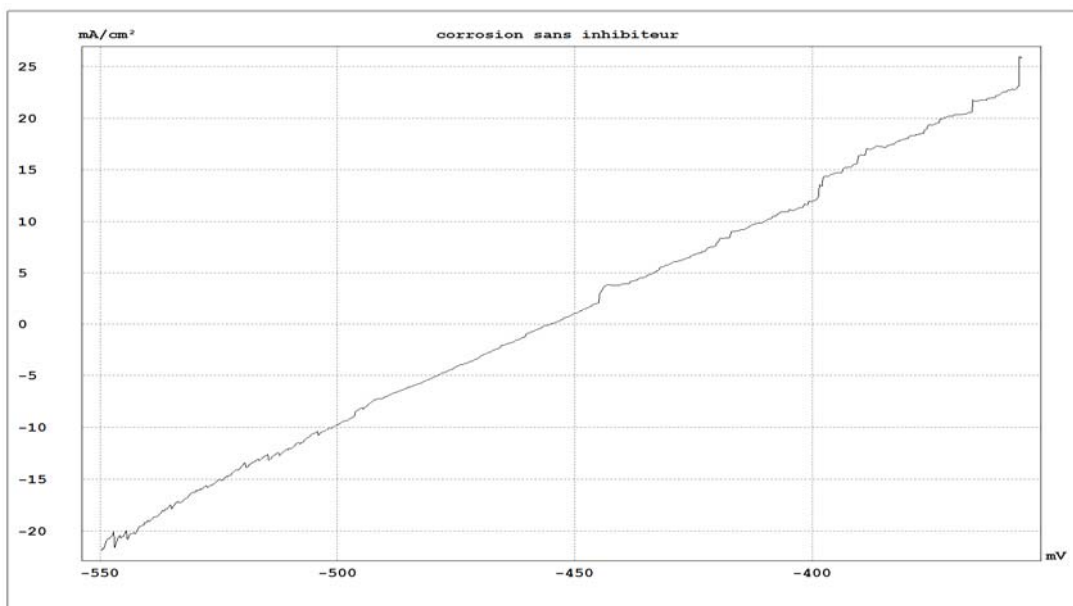


Figure III-5: Courbe de polarisation de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20%.

A partir de la courbe de polarisation précédente nous avons tracés les droites de

Bc (mV)	Ba (mV)	Rp (Oh/cm ²)	Icor (μA/cm ²)	Ecor (mV/ECS)	Vcor (mm/an)
-91.1	84.5	6.29	2.9690	-455.1	34.74

Tafel dans un domaine de 80mV, le segment choisi est de 9 mV, la courbe obtenue est représentée dans la figure suivante:

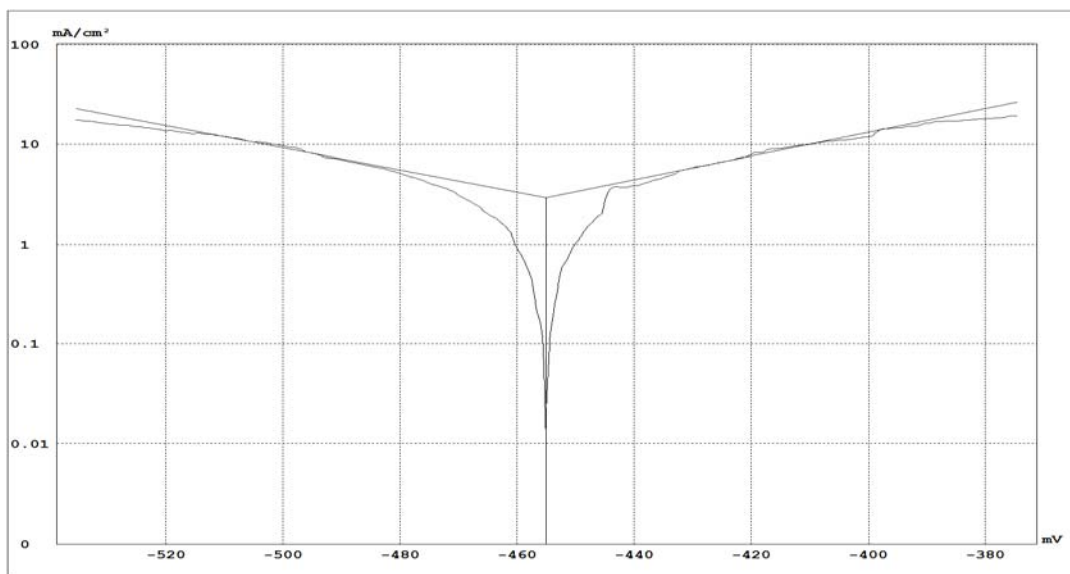


Figure III-6: Courbe de Tafel de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20%.

Les paramètres cinétiques sur une droite de la courbe de Tafel précédente dans le tableau suivant:

TableauxIII-2: Paramètres cinétiques à l'acier X52 dans milieu corrosif.

Par comparaison de la photo de la figureIII-4 et avec celle de la figure III-5 on remarque des micro-lignes méandre résultant de l'attaque de métal par l'agent acide sulfurique.



Figure III-7: Micrographie de la surface de l'acier X52 après polissage.



Figure III-8: Micrographie de la surface de l'acier X52 après immersion

2-Etude corrosion de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique (20% et éthanol 2%), et température ambiante:

Nous avons utilisé des petites quantités de éthanol afin d'obtenir une bonne solubilité, a cause de l'effet inhibiteur de éthanol nous avons premièrement procédé à l'évaluation de cet effet dans la solution acide sulfurique, cette évaluation permet une bonne comparaison des résultats obtenus, la variation de potentiel de métal présenté dans la figure suivante:

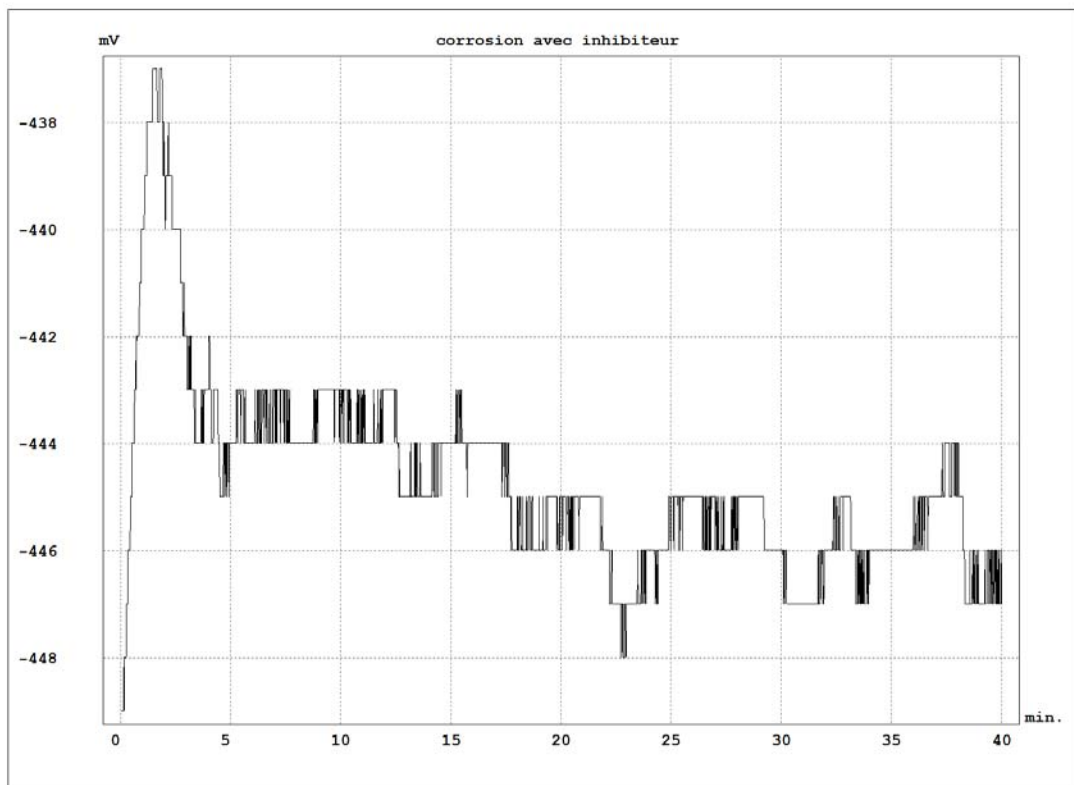


Figure III-9: Courbe de stabilité de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 2%.

Après stabilisation de potentiel, nous avons met le potentiostat en marche, le potentiel imposé valle de -550 à -350 mV la vitesse de balayage de potentiel est fixé sur 10 mV/min, la courbe de polarisation ainsi obtenue est représentée dans la figure suivante:

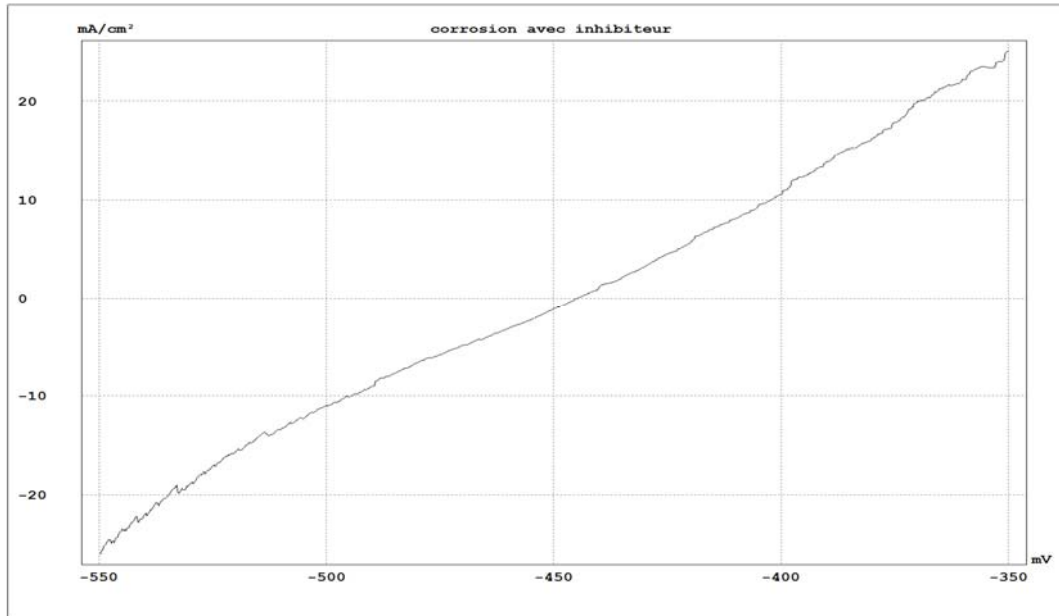


Figure III-10: Courbe de polarisation de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 2%.

A partir de la courbe de polarisation précédente nous avons tracés les droites de Tafel dans un domaine de 70 mV, le segment choisi est de 5 mV, la courbe obtenue est représentée dans la figure suivante:

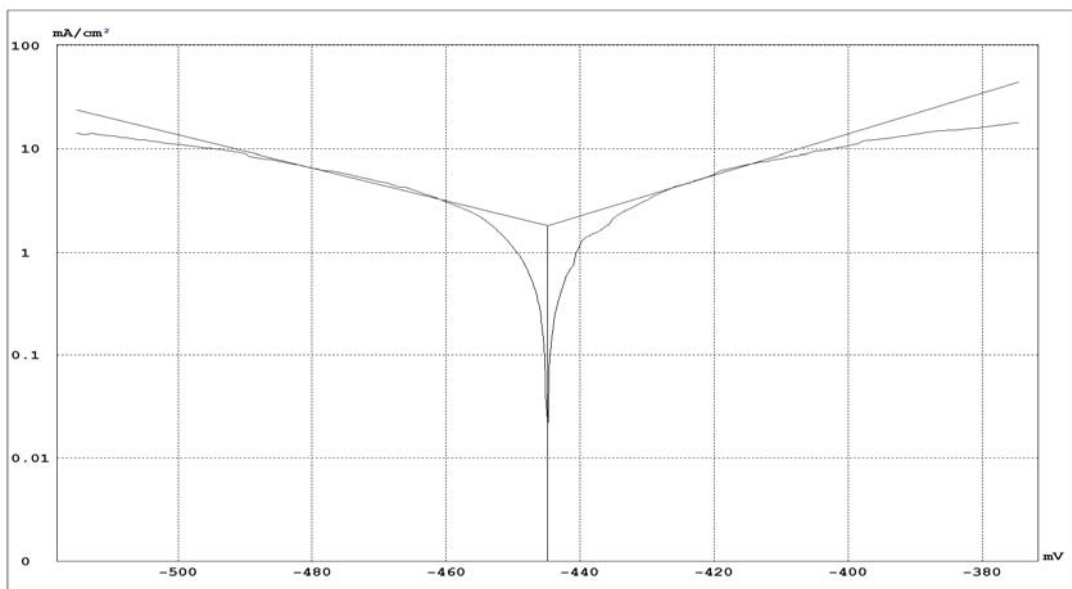


Figure III-11: Courbe de Tafel de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 2%.

Les paramètres cinétiques sur une droite de la courbe de Tafel présente dans la figure III-8 dans le tableau suivant:

Bc	Ba	Rp	Icor	Ecor	Vcor
(mV)	(mV)	(Oh/cm ²)	(μA/cm ²)	(mV/ECS)	(mm/an)
-63.1	50.7	4.66	1.8257	-444.8	21.36

TableauxIII-3: Paramètres cinétiques à l'acier X52 dans milieu acide sulfurique (20%) en présence d'éthanol 2%.

3-Etude corrosion de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique (20% et éthanol 10%), et température ambiante:

Nous avons étudié les paramètres cinétiques après ajoutés 10% d'éthanol, la courbe stabilité est obtenue après un délai d'immersion de 40 minutes présenté dans la figure suivante:

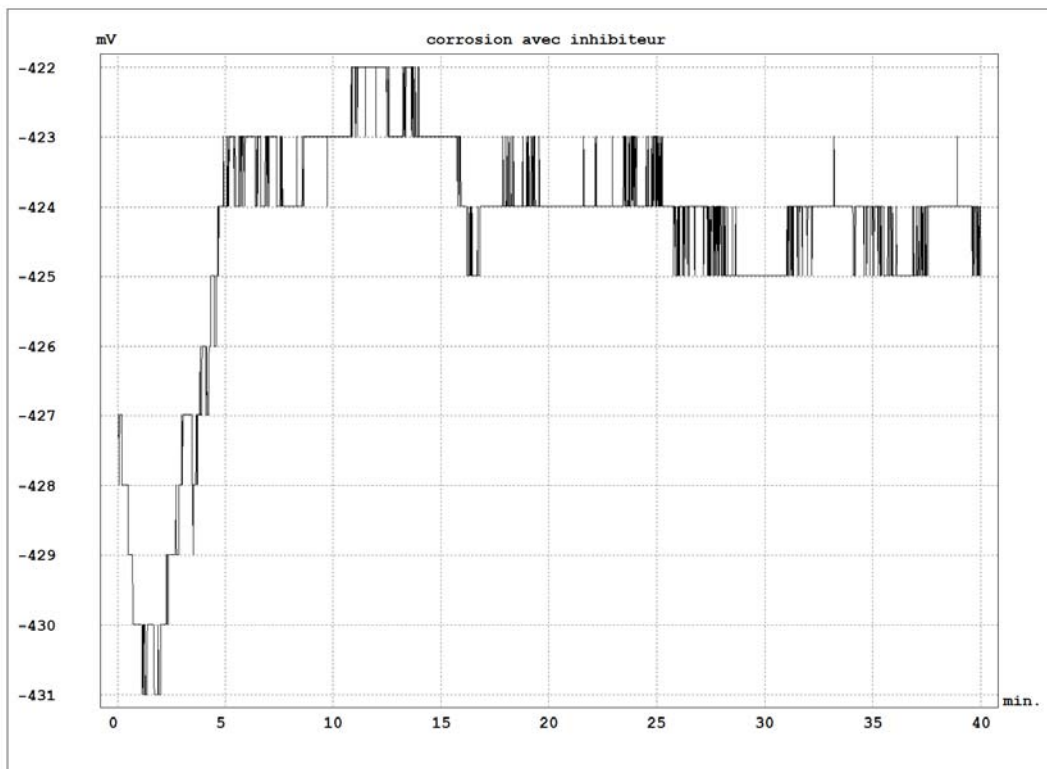


Figure III-12: Courbe de stabilité de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 10%.

Après stabilisation de potentiel, nous avons tracés la courbe de polarisation l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique 20% en présence de éthanol 10% en appliquée les conditions(30 mV/min) obtenue est représentée dans la figure suivante:

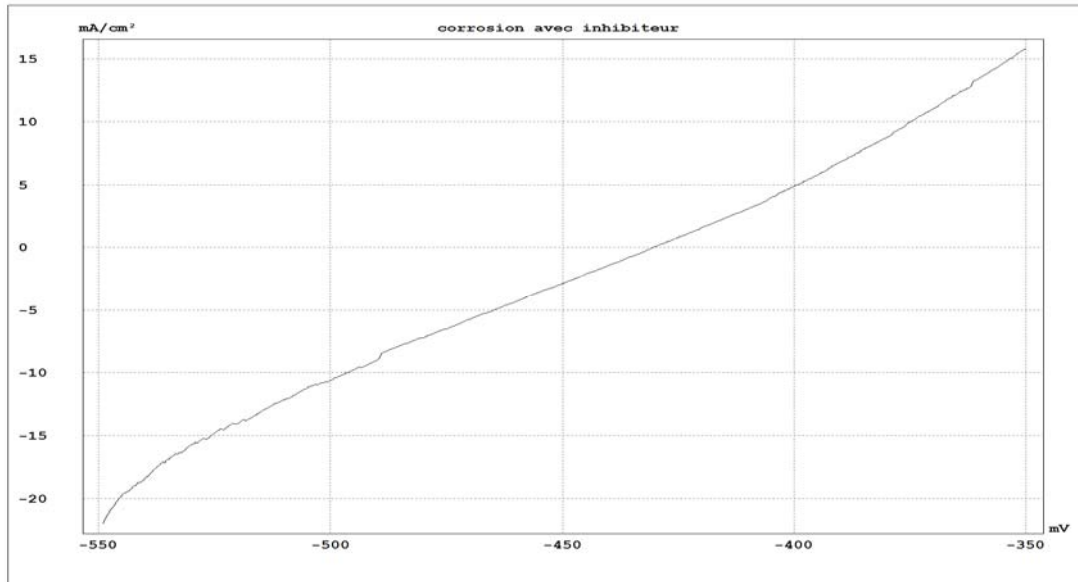


Figure III-13: Courbe de polarisation de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 10%.

A partir de la courbe de polarisation précédente nous avons tracés les droites de Tafel dans un domaine de 70 mV, le segment choisi est de 6 mV, la courbe obtenue est représentée dans la figure suivante:

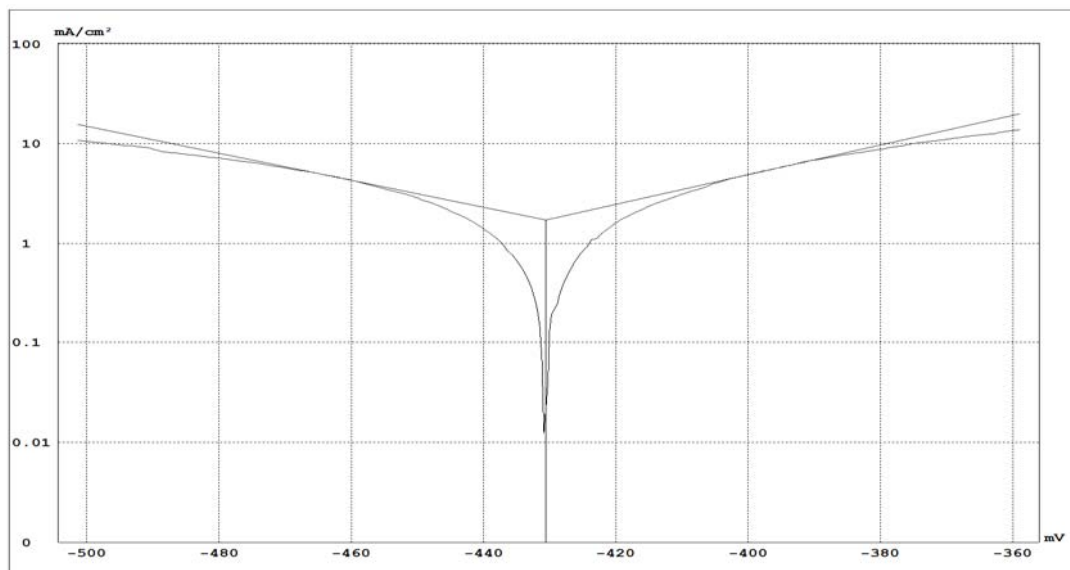


Figure III-14: Courbe de Tafel de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 10%.

Les paramètres cinétiques sur une droite de la courbe de Tafel présente dans le tableau suivant:

Bc (mV)	Ba (mV)	Rp (Oh/cm ²)	Icor (μA/cm ²)	Ecor (mV/ECS)	Vcor (mm/an)
-73.9	67.3	6.67	1.7252	-430.6	20.19

TableauxIII-4: Paramètres cinétiques à l'acier X52 dans milieu acide sulfurique (20%) en présence d'éthanol 10%.

4-Etude corrosion de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique (20% et éthanol 16%), et température ambiante:

La figure suivant présentée la courbe de stabilité de l'acier X52 dans milieu corrosif contenant 16% éthanol:

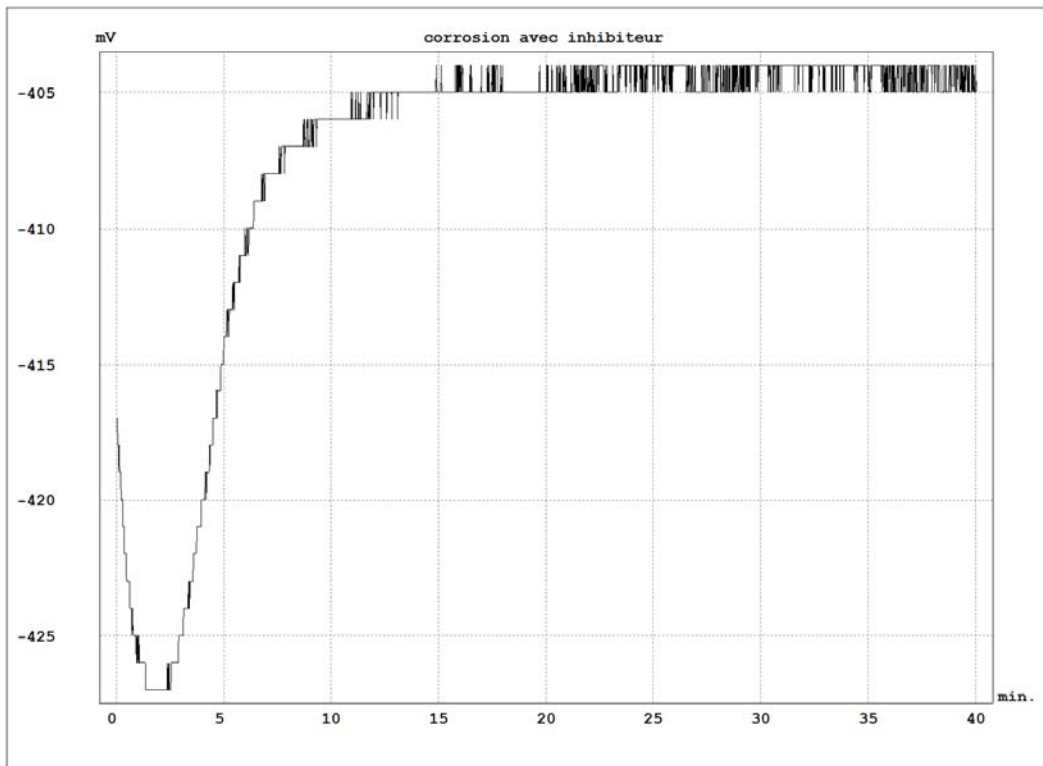


Figure III-15: Courbe de stabilité de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 16%.

Après stabilisation de potentiel, nous avons tracés la courbe de polarisation l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique 20% en présence de éthanol 16% en appliquée les conditions (10 mV/min) obtenue est représentée dans la figure suivante:

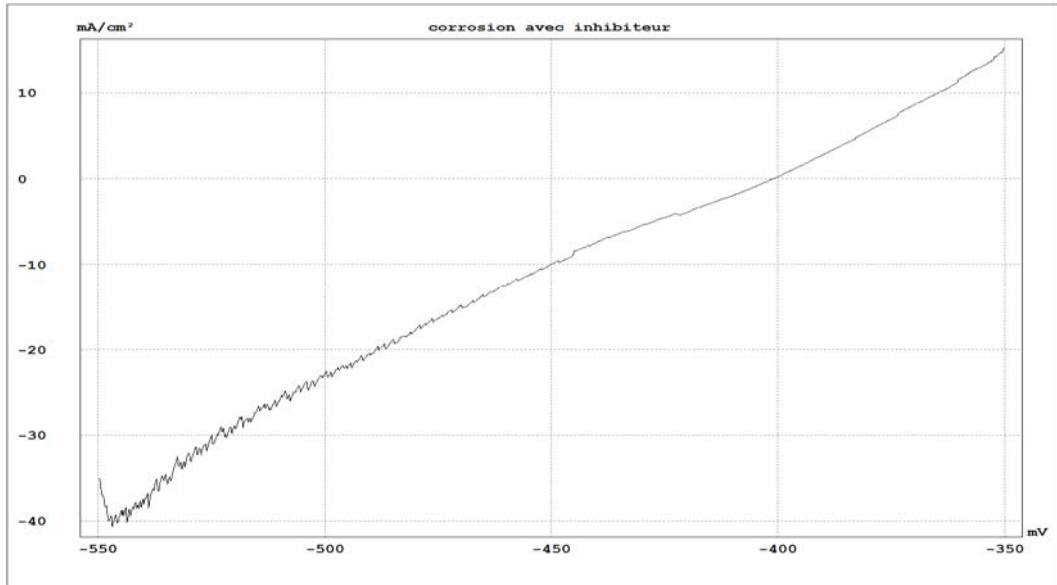


Figure III-16: Courbe de polarisation de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 16%.

La courbe de Tafel est obtenue en traçant une bonne reproductibilité de la courbe suivante:

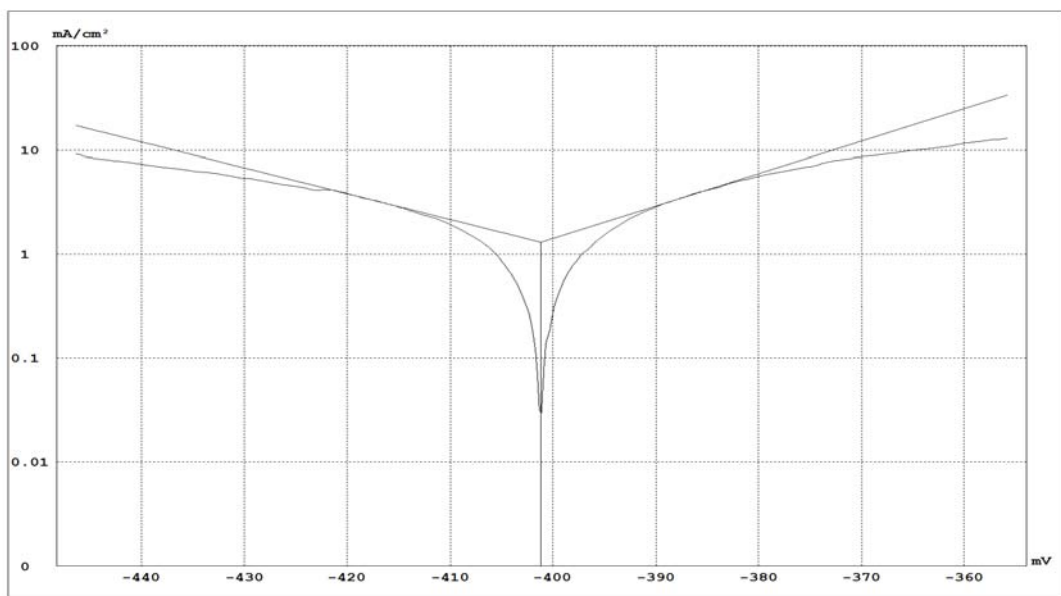


Figure III-17: Courbe de Tafel de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 16%.

Les paramètres cinétiques sur une droite de la courbe de Tafel présente dans le tableau suivant:

Bc (mV)	Ba (mV)	Rp (Oh/cm ²)	Icor (μA/cm ²)	Ecor (mV/ECS)	Vcor (mm/an)
-40.4	32.1	4.26	1.3139	-401.2	15.37

TableauxIII-5: Paramètres cinétiques à l'acier X52 dans milieu acide sulfurique (20%) en présence d'éthanol 16%.

5-Etude corrosion de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique (20% et éthanol 20%), et température ambiante:

Nous avons ajouté acide sulfurique 20% et 20% éthanol dans la cellule est mesuré la variation de potentiel de métal après 40 minutes présenté dans la figure:

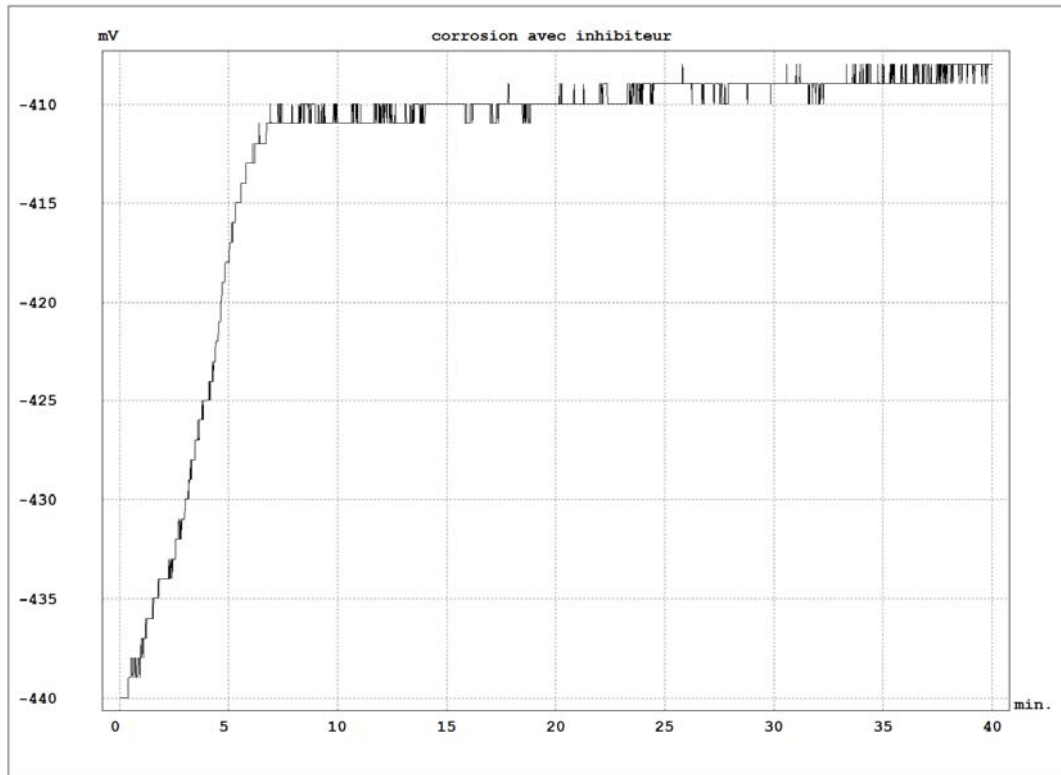


Figure III-18: Courbe de stabilité de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 20%.

Après stabilisation de potentiel, nous avons tracés la courbe de polarisation l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique 20% en présence de éthanol 20% en appliquée la mémé conditions obtenue est représentée dans la figure suivante:

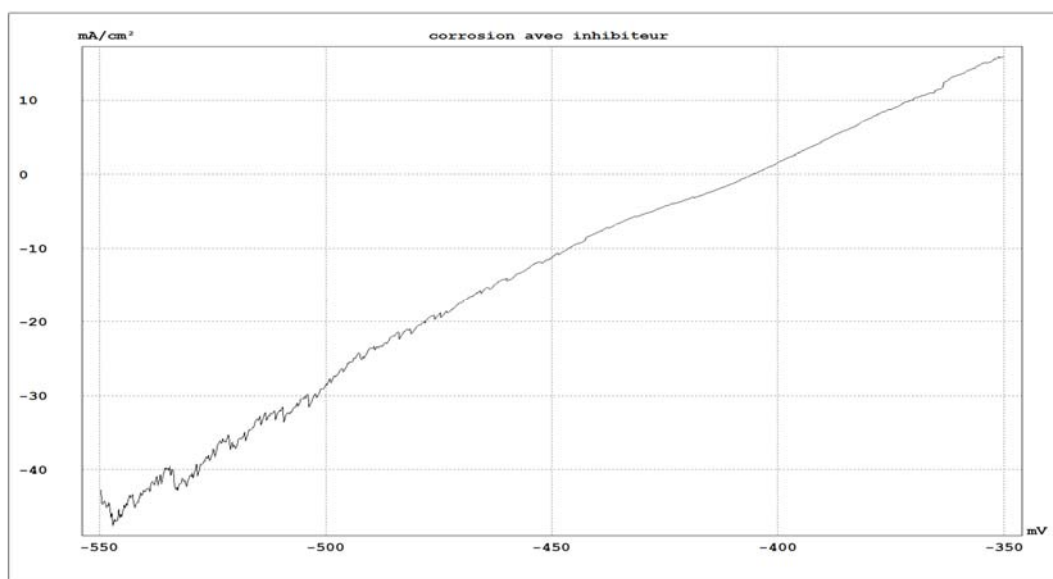


Figure III-19: Courbe de polarisation de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 20%.

A partir de la courbe de polarisation précédente nous avons tracés les droites de Tafel obtenue dans la figure suivante:

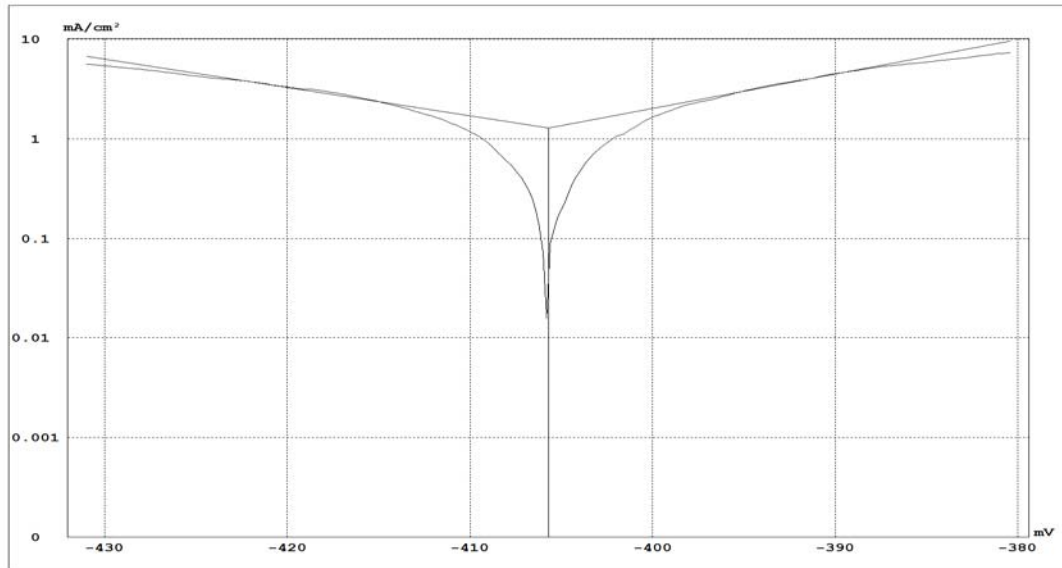


Figure III-20: Courbe de Tafel de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 20%.

Les paramètres cinétiques sur une droite de la courbe de Tafel présente dans le tableau suivant:

Bc (mV)	Ba (mV)	Rp (Oh/cm ²)	Icor (μA/cm ²)	Ecor (mV/ECS)	Vcor (mm/an)
-35.9	29.0	3.69	1.2962	-405.7	15.17

TableauxIII-6: Paramètres cinétiques à l'acier X52 dans milieu acide sulfurique 20% en présence d'éthanol 20%.

6-Etude corrosion de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique (20% et éthanol 25%), et température ambiante:

La figure suivante présentée la courbe de stabilité de l'acier X52 dans milieu corrosif contenant 25% éthanol:

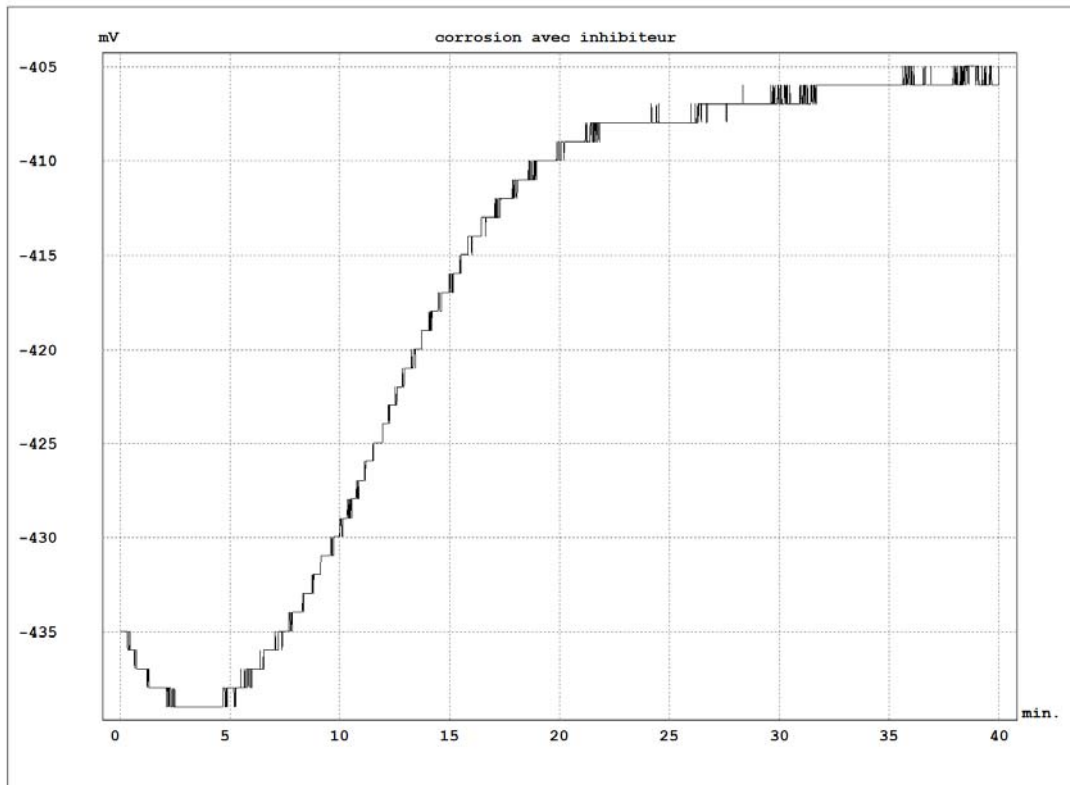


Figure III-21: Courbe de stabilité de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 25%.

Après stabilisation de potentiel, nous avons met le potentiostat en marche, le potentiel imposé varie de -550 à -350 mV la vitesse de balayage de potentiel est fixé sur 30 mV/min, la courbe de polarisation ainsi obtenue est représentée dans la figure suivante:

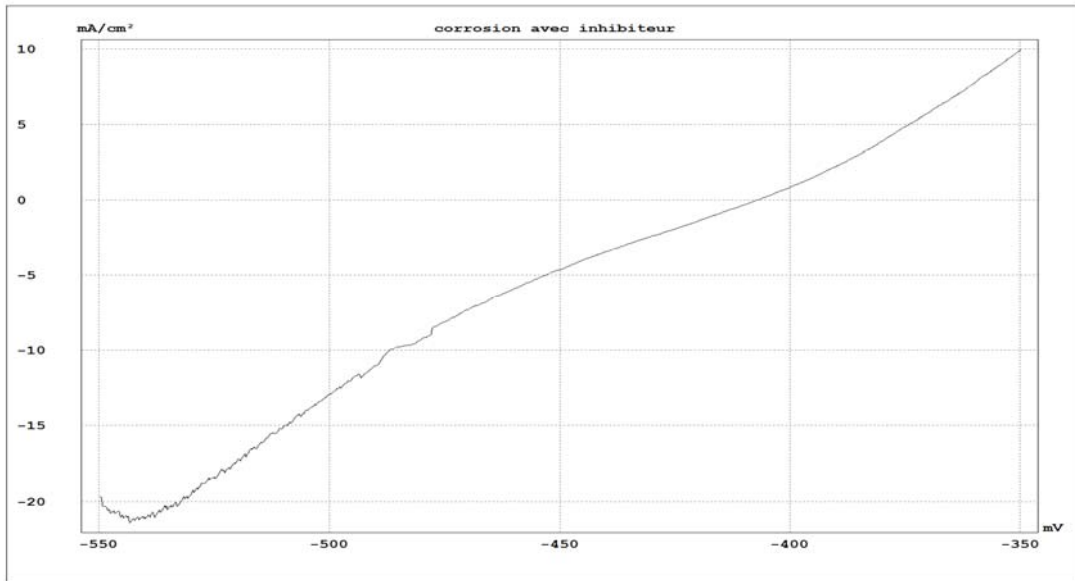


Figure III-22: Courbe de polarisation de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 25%.

A partir de la courbe de polarisation précédente nous avons tracés les droites de Tafel obtenue dans la figure suivante:

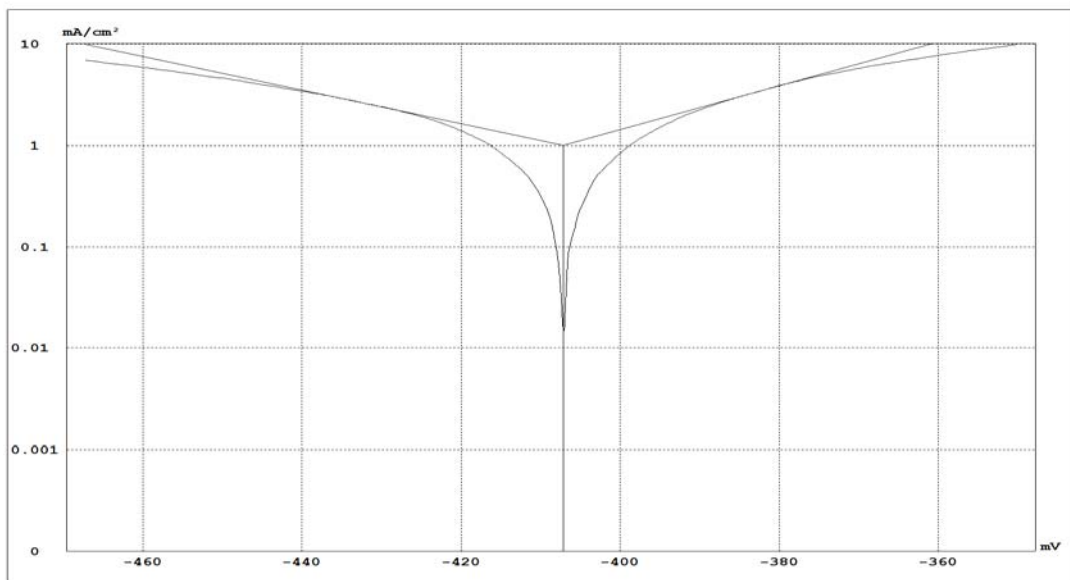


Figure III-23: Courbe de Tafel de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 25%.

Les paramètres cinétiques sur une droite de la courbe de Tafel présente dans le tableau suivant:

Bc (mV)	Ba (mV)	Rp (Oh/cm ²)	Icor (μA/cm ²)	Ecor (mV/ECS)	Vcor (mm/an)
-60.4	46.1	8.96	1.0013	-407.1	11.72

TableauxIII-7: Paramètres cinétiques à l'acier X52 dans milieu acide sulfurique 20% en présence d'éthanol 25%.

7-Etude corrosion de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique (20% et éthanol 28%), et température ambiante:

La figure suivant présentée la courbe de stabilité de l'acier X52 dans milieu corrosif contenant 28% éthanol:

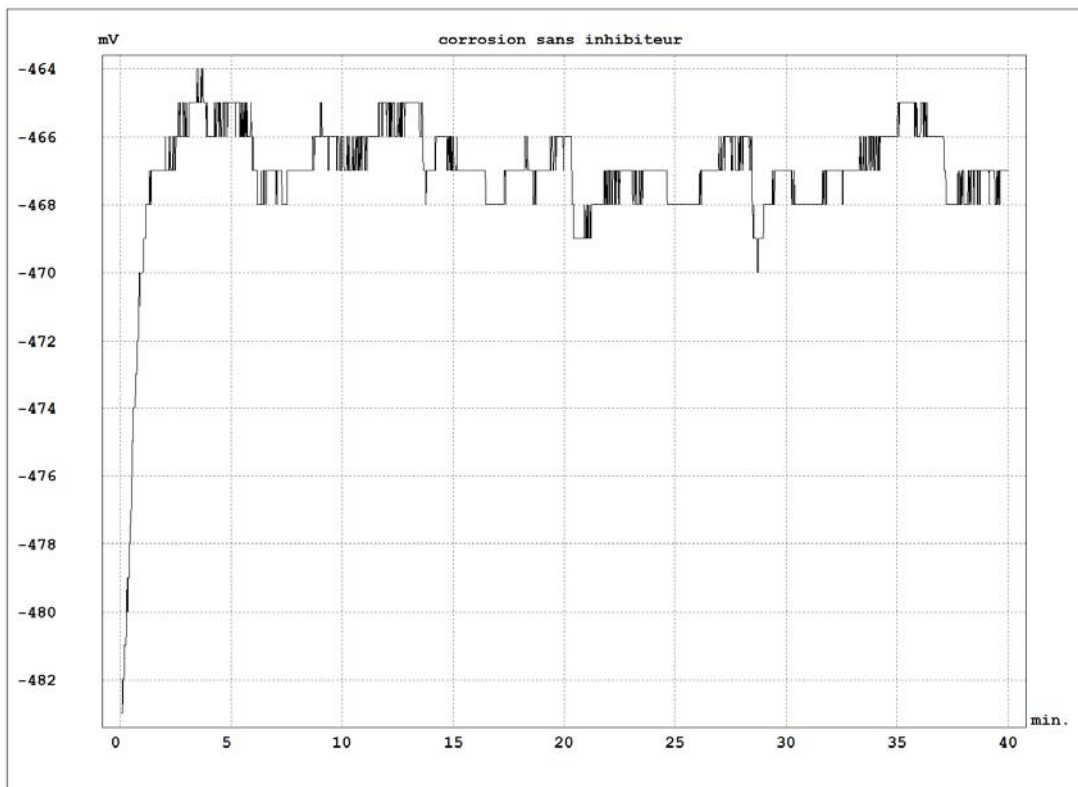


Figure III-24: Courbe de stabilité de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 28%.

Après stabilisation de potentiel, nous avons met le potentiostat en marche, le potentiel imposé varie de -550 à -350 mV la vitesse de balayage de potentiel est fixé sur 30 mV/min, la courbe de polarisation ainsi obtenue est représentée dans la figure suivante:

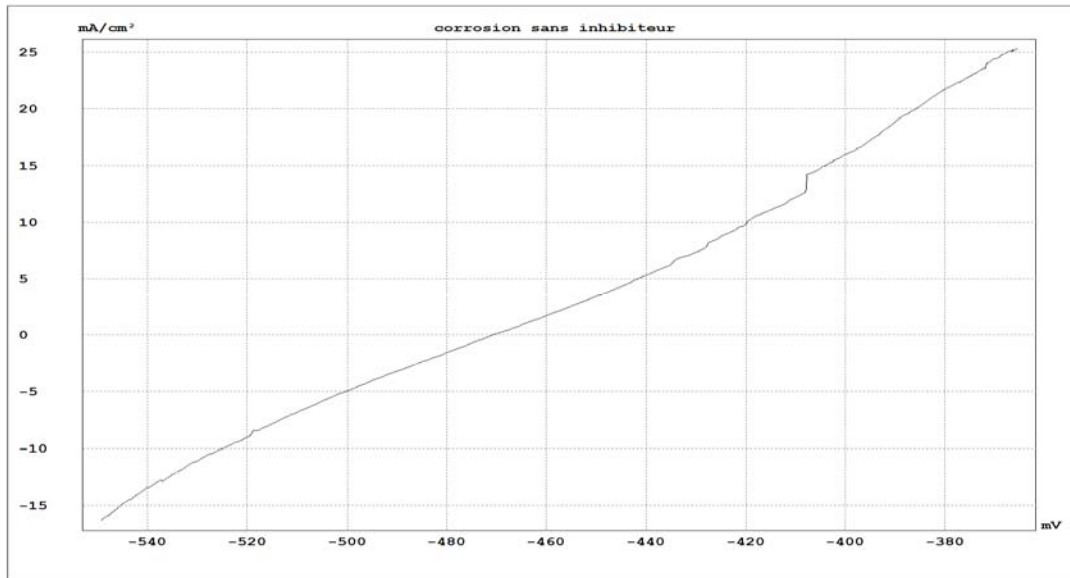


Figure III-25: Courbe de polarisation de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 28%.

A partir de la courbe de polarisation précédente nous avons tracés les droites de Tafel obtenue dans la figure suivante:

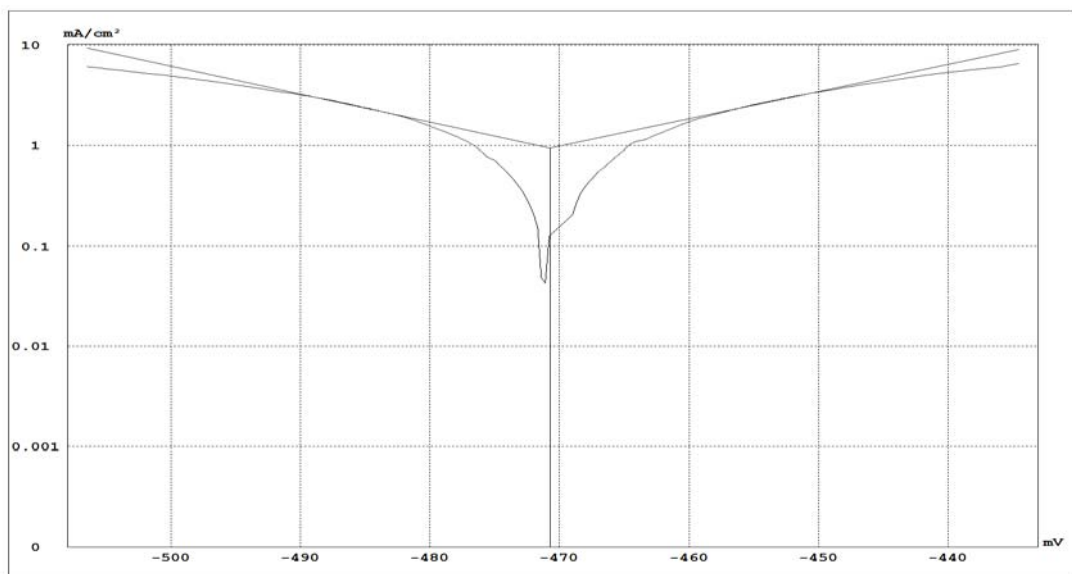


Figure III-26: Courbe de Tafel de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 28%.

Les paramètres cinétiques sur une droite de la courbe de Tafel présente dans le tableau suivant:

Bc (mV)	Ba (mV)	Rp (Oh/cm ²)	Icor (μA/cm ²)	Ecor (mV/ECS)	Vcor (mm/an)
-35.8	37.1	6.44	0.9497	-470.8	11.11

TableauxIII-8: Paramètres cinétiques à l'acier X52 dans milieu acide sulfurique 20% en présence d'éthanol 28%.

8-Etude corrosion de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique (20% et éthanol 30%), et température ambiante:

La figure suivant présentée la courbe de stabilité de l'acier X52 dans milieu corrosif contenant 30% éthanol:

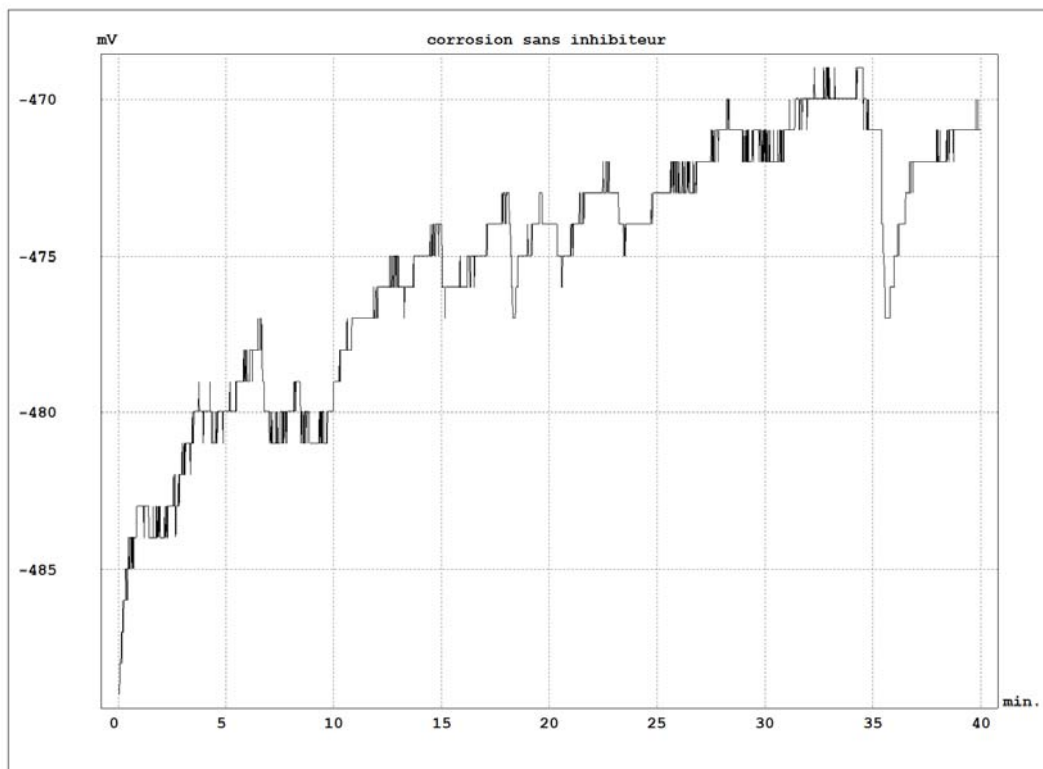


Figure III-27: Courbe de stabilité de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 30%.

Après stabilisation de potentiel tracé la courbe de polarisation ainsi obtenue est représentée dans la figure suivante:

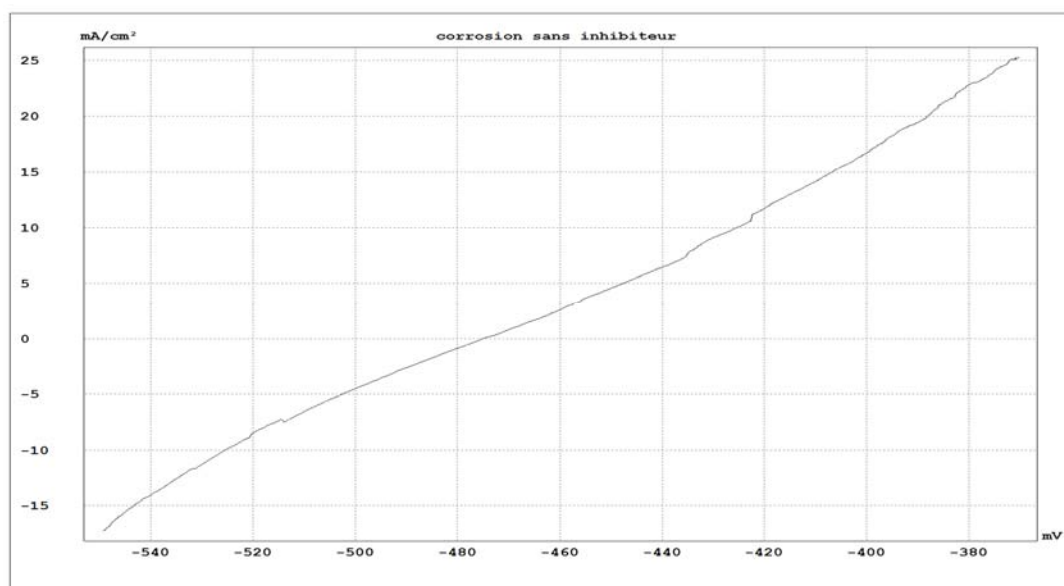


Figure III-28: Courbe de polarisation de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 30%.

A partir de la courbe de polarisation précédente nous avons tracés les droites de Tafel obtenue dans la figure suivante:

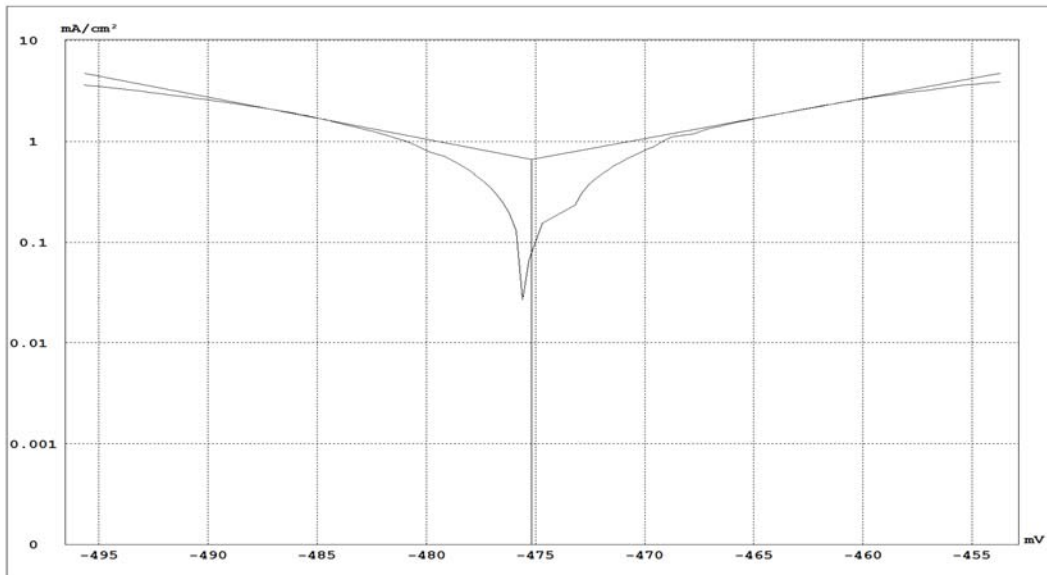


Figure III-29: Courbe de Tafel de l'acier X52 dans un milieu acide sulfurique aqueux 20% en présence d'éthanol 30%.

Les paramètres cinétiques sur une droite de la courbe de Tafel présente dans le tableau suivant:

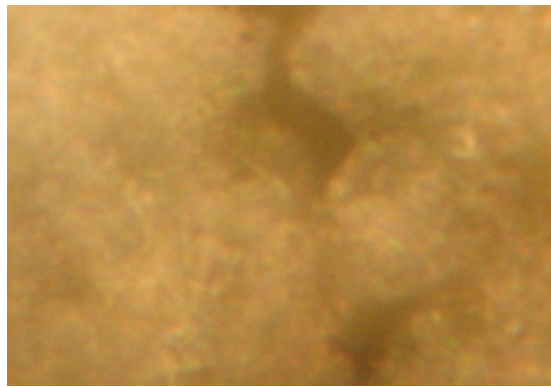
Bc (mV)	Ba (mV)	Rp (Oh/cm ²)	Icor (μA/cm ²)	Ecor (mV/ECS)	Vcor (mm/an)
-24.1	25.2	6.31	0.6671	-475.2	7.806

TableauxIII-9: Paramètres cinétiques à l'acier X52 dans milieu acide sulfurique 20% en présence d'éthanol 30%.

Par comparaison de la photo de la figureIII-4 et avec celle de la figure III-27 on remarque des micro-lignes méandre résultant de absorption de l'inhibiteur la surface du métal.



FigureIII-4:Micrographie de la surface de l'acier X52 après polissage.



FigureIII-30:Micrographie de la surface de l'acier X52 après immersion

III-8-Résultats et discussion

La manipulation précédente l'étude des paramètres cinétique après tracé les courbes de stabilité, polarisation ainsi que les droites de Tafel pour chaque expérience obtenues pour l'ensemble des manipes sont regroupés dans la tableau suivant:

Expérience	Ba	Bc	Rp	Icor	Ecor	Vcor
01	84.5	-91.1	6.29	2.9690	-455.1	34.74
02	50.7	-63.1	4.66	1.8257	-444.8	21.36
03	67.3	-73.9	6.67	1.7252	-430.6	20.19
04	32.1	-40.4	4.26	1.3139	-401.2	15.37
05	29.0	-35.9	3.69	1.2962	-405.7	15.17
06	46.1	-60.4	8.96	1.0013	-407.1	11.72
07	37.1	-35.8	6.44	0.9497	-470.8	11.11
08	25.2	-24.1	6.31	0.6671	-475.2	7.806

TableauxIII-10:les résultats de l'étude des paramètres cinétiques.

D'après les résultats obtenus on observe que :

- ✓ L'addition de 2% d'éthanol au milieu corrosif étudié provoque une diminution de la vitesse de corrosion de 34.74 mm/an à 21.36 mm/an.
- ✓ La vitesse de corrosion décroît en augmentant la quantité d'éthanol ajoutée. La vitesse la plus élevée (21.36 mm/an) est obtenue à une concentration d'éthanol égale à 2% alors que la plus faible était de (7.806 mm/an) obtenu pour un pourcentage d'éthanol égal à 30%.
- ✓ Le potentiel de corrosion est déplacé vers les valeurs les plus positifs pour des concentrations d'éthanol allant de 2 à 25 % ce que permet de conclure que l'éthanol agit comme un inhibiteur de corrosion anodique. Ce caractère anodique est inversé à cathodique pour des concentrations plus élevées.
- ✓ La densité de courant de corrosion diminue lorsque la concentration de l'éthanol augmente, à 30 % d'éthanol elle devienne 0.6671 $\mu\text{A}/\text{cm}^2$.

Conclusion générale

Conclusion générale

A l'issue de ce travail on peut conclure que la détermination des paramètres cinétiques i_{corr} , E_{corr} , β_a et β_c , lors de la corrosion d'un acier, peut s'effectuer expérimentalement en traçant le logarithme de la densité de courant en fonction de la surtension.

Afin de présenter la relation $\log|i|=f(E)$ on doit premièrement déterminer le potentiel de stabilisation de l'acier vis-à-vis le milieu corrosif étudié, en suite on mesure la densité de courant résultant de l'imposition, sur l'électrode de travail, d'un potentiel bien déterminé. Lorsque cette densité de courant en valeur absolue est suffisamment élevée, l'une ou l'autre des réactions anodique et cathodique de l'équation de Butler Volmer devient rapidement négligeable ce que permet le tracé des courbes de polarisation. Les droites de Tafel sont ensuite obtenues lorsque la relation entre le logarithme de i et la surtension est linéaire.

D'après les essais, on trouve que la vitesse de corrosion d'acier diminue en présence l'inhibiteur organique d'éthanol en pourcentage élevé.

Bibliographie

Annexes



Figure 1: Montage potentiostatique pour mesures électrochimiques



Figure 2: Polisseuse



Figure 3: microscope optique