

Introduction

Dans ce travail on s'intéresse beaucoup plus à l'influence des contraintes dans un milieu acide à différentes concentrations sur le comportement électrochimique de l'acier X52. Notre étude est basée sur :

➤ **L'influence des anions (Cl⁻)**

Les anions (Cl⁻) se trouvent en concentration variable dans les puits de pétrole de 5673 mg/l à 150338 mg/l [57], où ils jouent un grand rôle dans la corrosion des pipelines.

➤ **L'influence des contraintes mécaniques**

[3], Ils ont été postulés que la contrainte appliquée pourrait améliorer le taux de dissolution de l'acier. Mais, [1] ont constaté que les contraintes appliquées à la traction et les contraintes résiduelles accélèrent la formation de la corrosion et des micro-cuvettes.

➤ **L'influence d'un inhibiteur de corrosion**

Un inhibiteur de corrosion est un composé chimique que l'on ajoute au milieu pour diminuer la vitesse de corrosion, mais la mauvaise utilisation peut conduire à des problèmes très graves.

IV.1 Microstructure

Des microstructures réalisées par microscope optique et microscope électronique à balayage (MEB) ont révélé plusieurs aspects. La microstructure de l'échantillon sans contrainte montre une distribution de ferrite céréales en alternance avec la perlite, comme cela est observé dans les figures (IV.1.a), (IV.1.b) et (IV.1.d). Le détail des grains de ferrite et de perlite est dans la figure (IV.1.c).

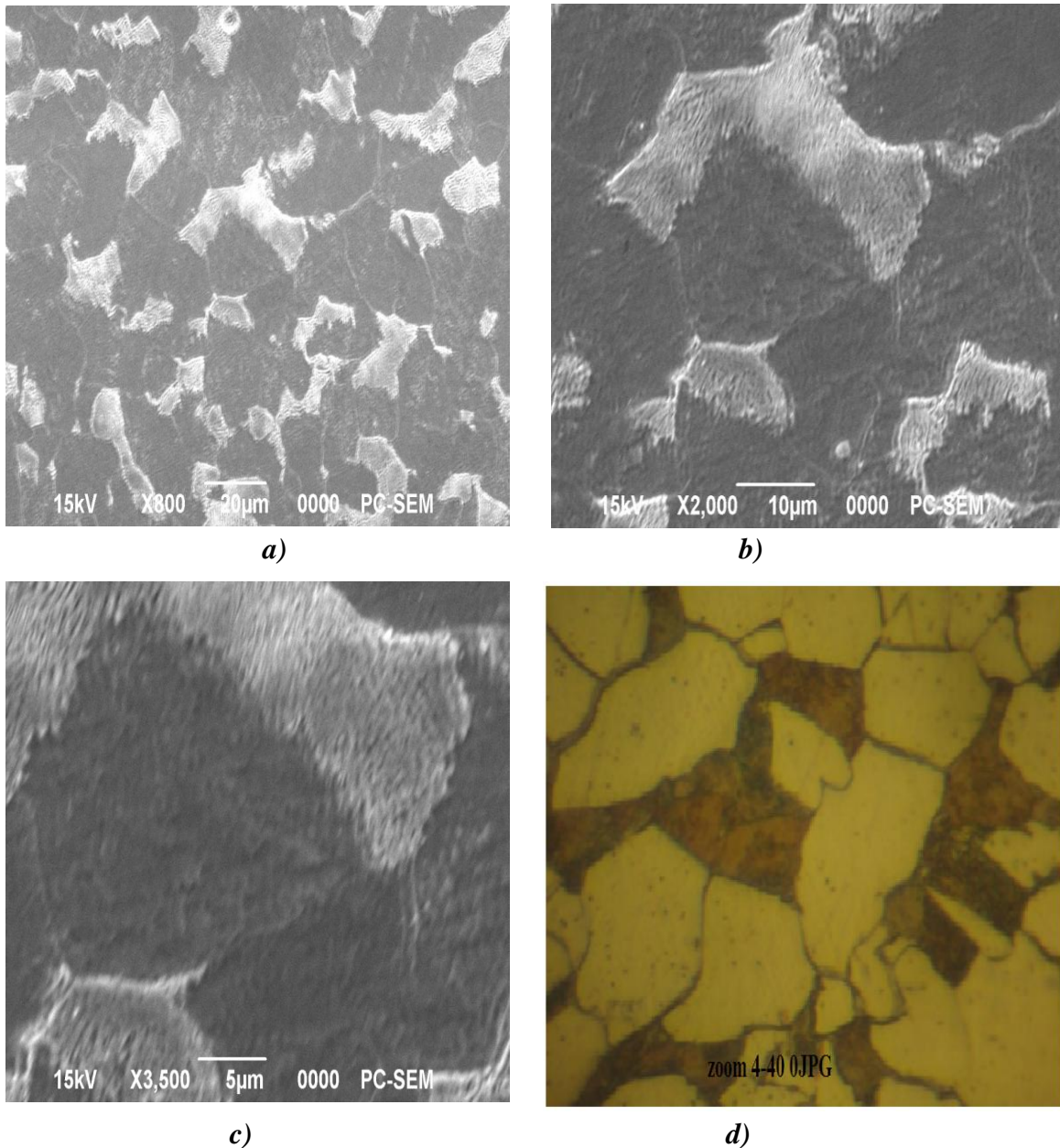
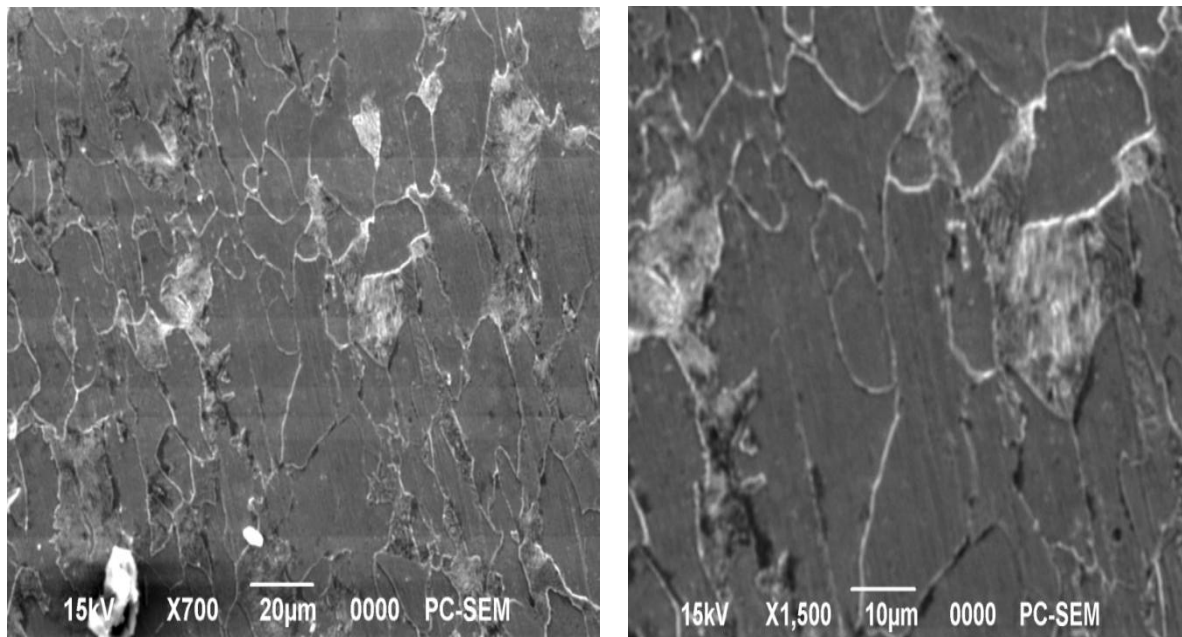
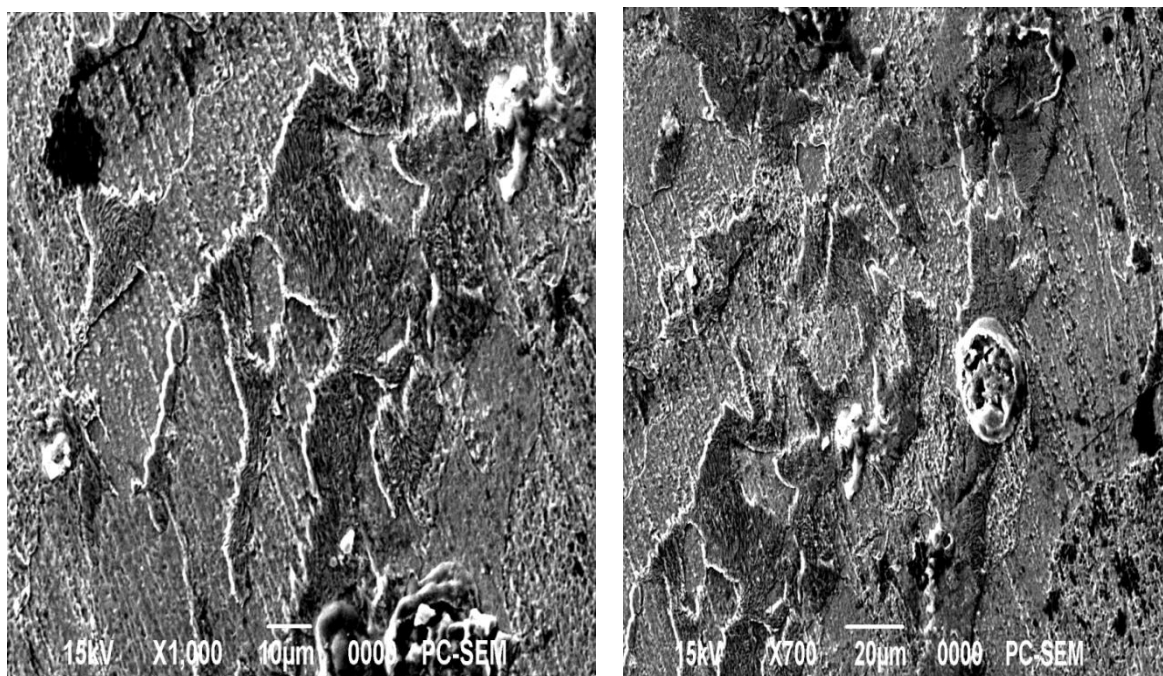


Figure (IV.1) La structure métallographique de l'acier X52 sans contrainte.

Pour pouvoir vérifier et comparer l'influence de la microstructure sur la sensibilité à la corrosion sous contrainte, on a fait des essais de traction lente dans différents milieux (l'air et Pétrole) Figure (IV.2) et figure (IV.3). On peut considérer que les fissures ne se forment pas dans la microstructure résultant d'essais de traction dans tous les milieux, mais la comparaison de la microstructure de ce test donne une information très importante à propos de la structure de la figure (IV.3). Il se forme des piqûres sur la surface de l'acier X52. On Peut dire que le pétrole brut est consisté en des éléments agressifs tels que les anions de chlorure (Cl).



*Figure (IV.2) La structure métallographique de l'acier X52 en présence des contraintes.
(Traction lente dans l'air).*



*Figure (IV.3) La structure métallographique de l'acier X52 en présence des contraintes.
(Traction lente dans le pétrole).*

IV.2 Technique de traction

La figure (IV.4) montre les courbes de contrainte – déformation de l’acier X52 dans différents milieux (pétrole et air). On voit qu’il y avait apparemment différents comportements de contrainte – déformation pour l’acier avec différents milieux.

Lors de l’essai dans l’air et le pétrole, la plus haute résistance à la traction est celle dans l’air, qui était jusqu’à 554.24 MPa, par rapport à la résistance de traction dans le pétrole, qui était de 491.42 Mpa. De même pour dL à la rupture. Comme montre le tableau (IV.1).

	L_c (mm)	σ (MPa)	F_{max} (N)	dL pour F_{max} (mm)	F_{Rupt} (N)	dL_1 à rupture (mm)	a_0 (mm)	b_0 (mm)	S_0 (mm ²)
Air	89.89	554.28	19400	4.4	11900	7.8	7	5	35
Pétrole	97.73	491.42	17200	4.6	11500	7.1	7	5	35

Tableau (IV.1) Résultats des Essais de traction lente dans l’air et le pétrole.

Avec

L_c : longueur calibrée.

σ : contrainte mécanique $\sigma = F / S_0$

F_{max} : force maximale appliquée.

dL : allongement pour la force maximale appliquée.

F_{Rupt} : force de rupture

dL_1 : allongement pour la force de rupture.

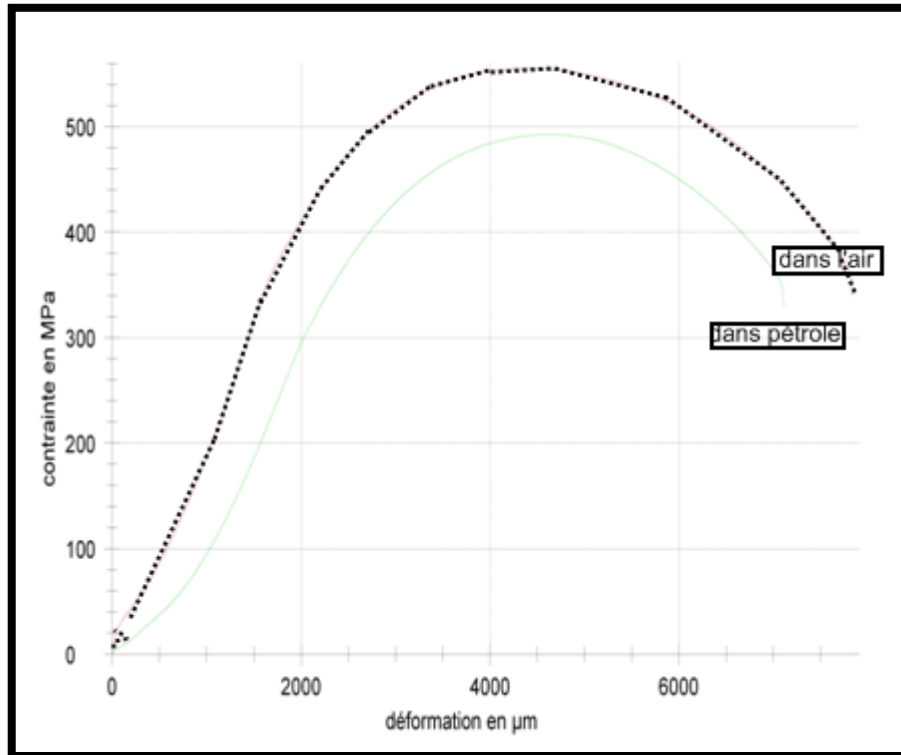


Figure (IV.4) Courbes de (contrainte – déformation) de l'acier X52 dans différents milieux (l'air et pétrole).

La figure (IV.5) montre les courbes contrainte – déformation de l'acier X52 dans des différents milieux (HCl et NaCl). On voit qu'il y avait apparemment différents comportements de contrainte – déformation pour l'acier avec différents milieux.

Lors de l'essai dans HCl et NaCl, il a été trouvé que la plus haute résistance à la traction dans le milieu NaCl, qui était jusqu'à 552,70 MPa, par rapport à la résistance de traction dans HCl différentes concentrations, qui était jusqu'à 536,94 MPa pour (HCl 0,1 M/l), 517,24 pour (HCl 0,5 M/l) et 508,37 MPa pour (HCl 1M/l) . Le même pour dL à la rupture. Comme montre le tableau (IV.2).

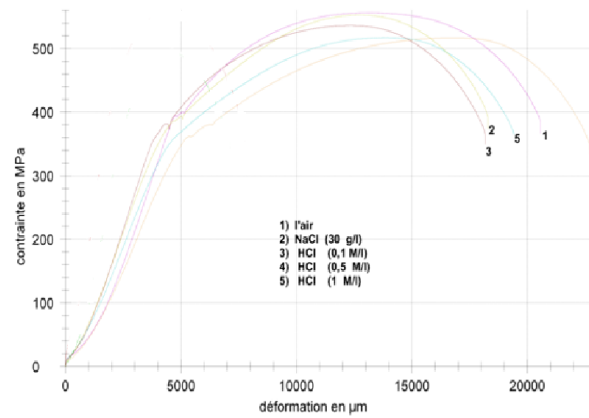


Figure (IV.5) Courbes de (contrainte – déformation) de l’acier X52 dans différents milieux.

	L_c	σ	F_{max}	dL pour F_{max}	F_{Rupt}	dL à rupture	a_0	b_0	S_0
	mm	MPa	N	mm	N	mm	mm	mm	mm ²
HCl 0,5 M/l	81.86	517.24	52500	16.9	33900	22.7	7	14.5	101.5
L’air	50.88	556.65	56500	13.2	37200	20.6	7	14.5	101.5
HCl 1 M/l	50.88	508.37	51600	13.7	37000	19.4	7	14.5	101.5
NaCl 30 g/l	50.88	552.70	56100	12.9	38000	18.3	7	14.5	101.5
HCl 0,1 M/l	50.88	536.94	54500	12.3	35400	18.2	7	14.5	101.5

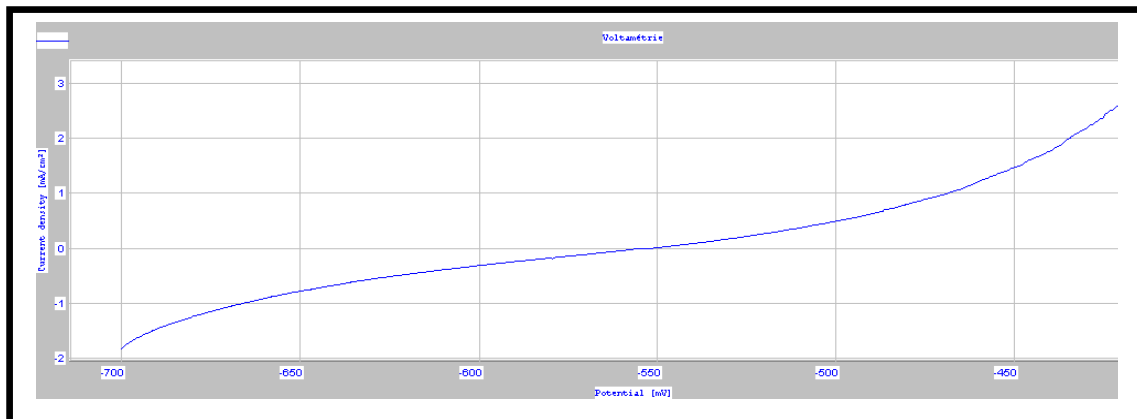
Tableau (IV.2) Resultats des essais de traction dans HCl et NaCl à différentes concentrations ($V = 0,1$ mm/s).

IV.3 Etude en absence des contraintes

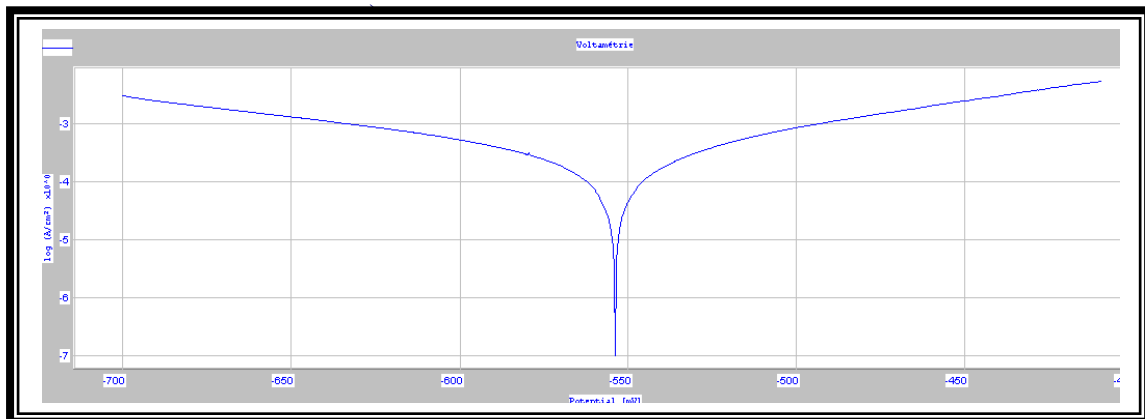
IV.3.1 Influence des ions Cl^- sur le comportement électrochimique de l'acier X52 dans un milieu acide (HCl) de différentes concentrations

- *Test de polarisation de l'acier X52 sans contrainte dans différentes concentrations de HCl.*

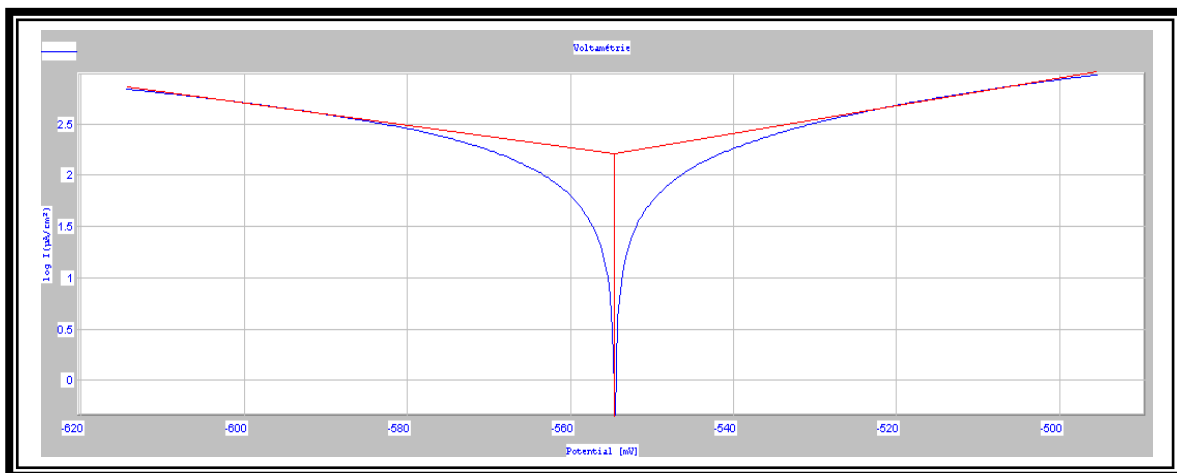
Dans cette étude expérimentale, nous avons réalisé quatre essais de polarisation sur des échantillons (échan 1, 2, 3,4) dans un milieu HCl, ayant des différentes concentrations M1, M2, M3 et M4 respectivement. Les résultats obtenus sont présentés sous forme des courbes (voir figures *(IV .6)*, *(IV.7)*, *(IV .8)*, *(IV. 9)*, où le tableau *(IV.3)* a été extrait de ces courbes et présente une synthèse des résultats expérimentaux effectués.



a)

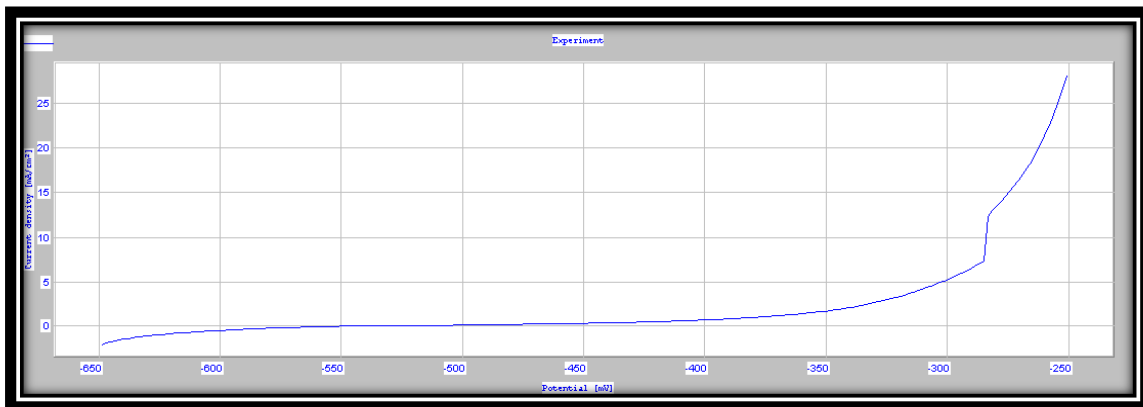


b)

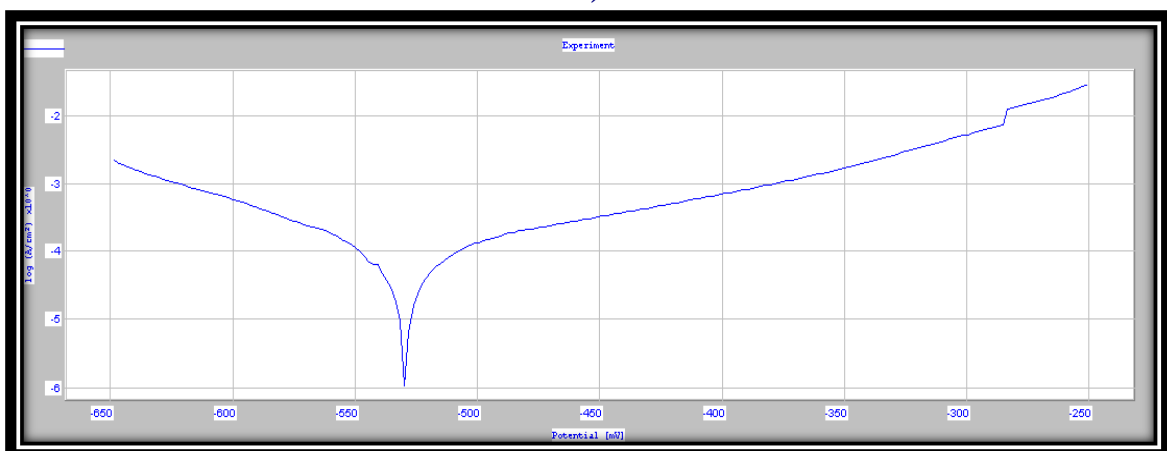


c)

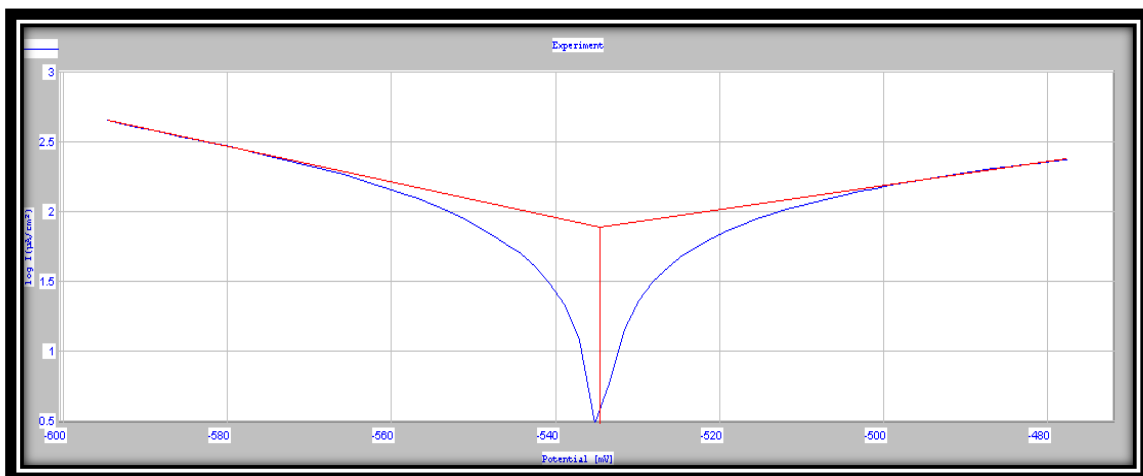
Figure (IV.6) Courbes de polarisation de l'acier X52(sans contrainte) dans HCl (1M/l).
 a)-échelle linéaire. b) – échelle logarithmique c) – extrapolation des droites de Tafel.



a)

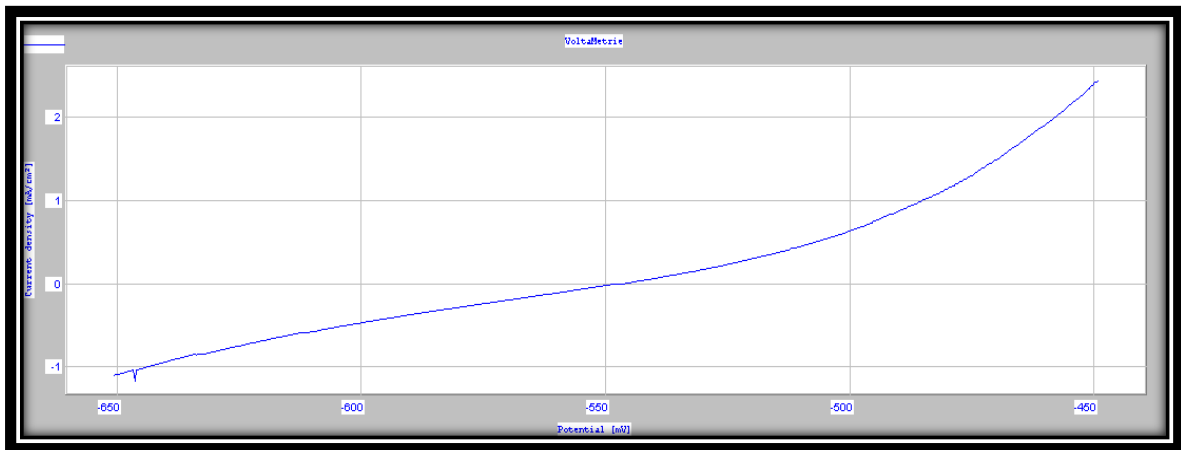


b)

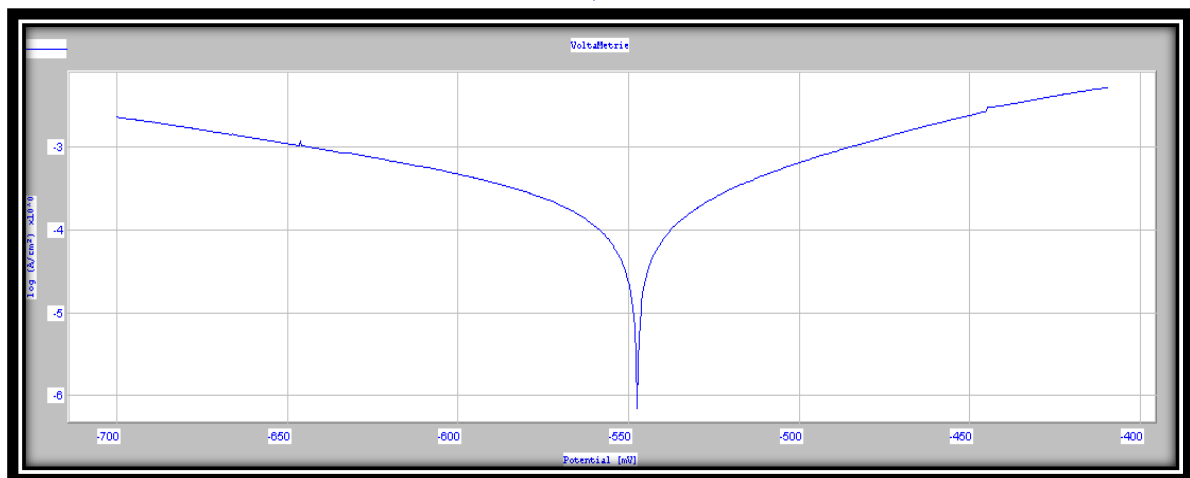


c)

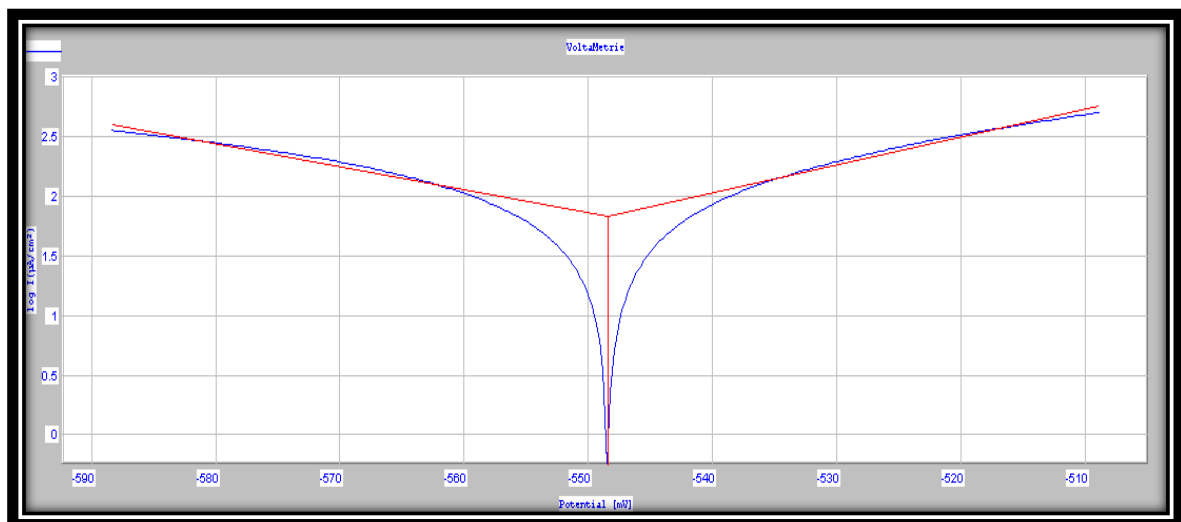
Figure (IV.7) Courbes de polarisation de l'acier X52(sans contrainte) dans HCl (0,5M/l).
 a)-échelle linéaire. b) – échelle logarithmique c) – extrapolation des droites de Tafel



a)

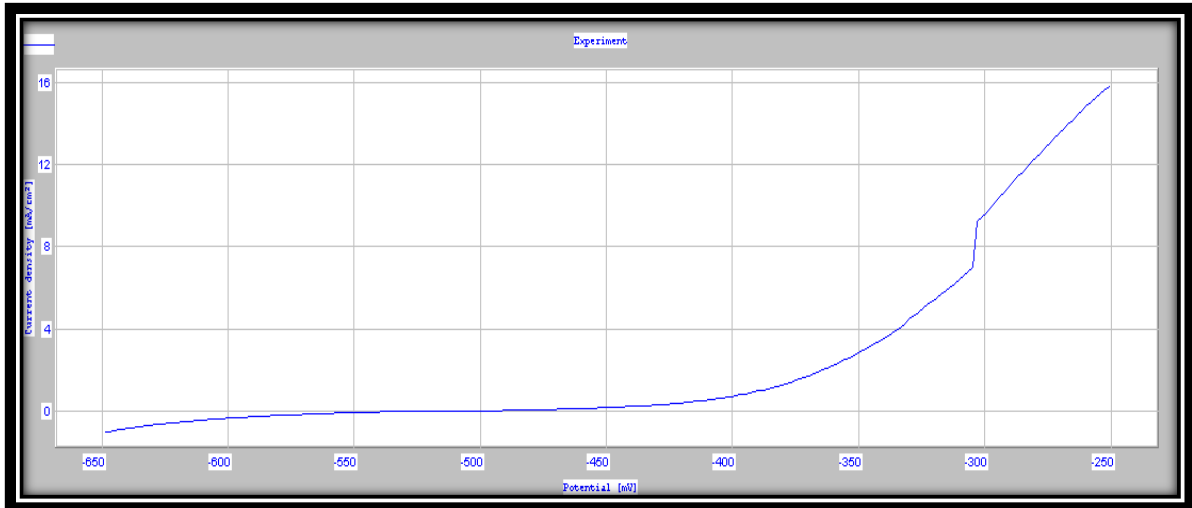


b)

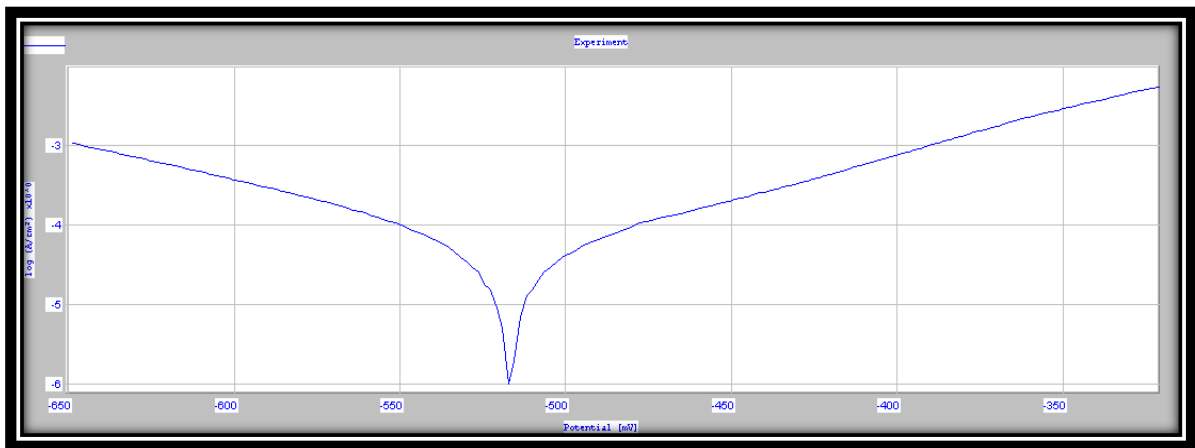


c)

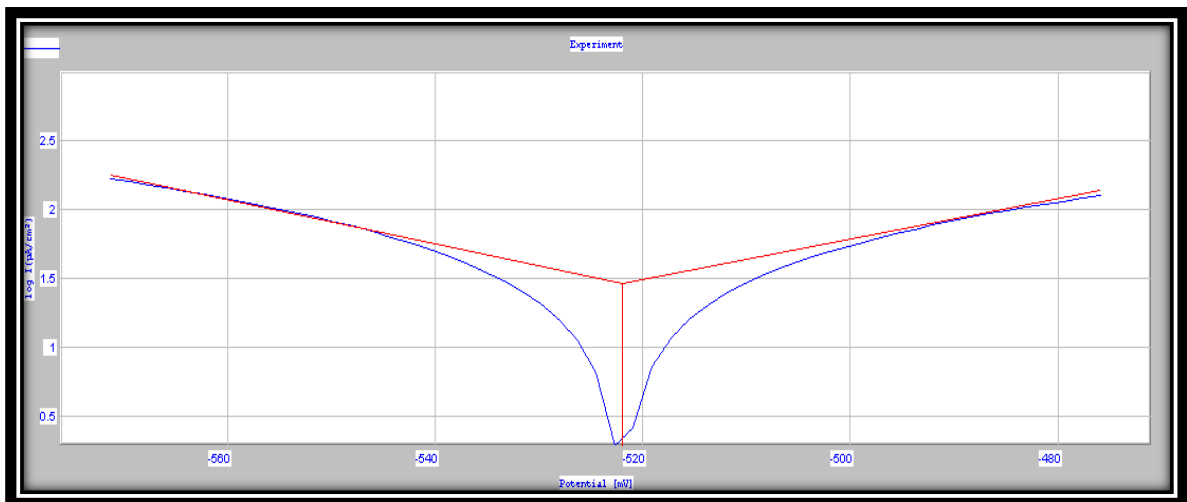
Figure (IV.8) Courbes de polarisation de l'acier X52(sans contrainte) dans HCl (0,25M/l).
a) – échelle linéaire. **b)** – échelle logarithmique **c)** – extrapolation des droites de Tafel



a)



b)



c)

Figure (IV.9) Courbes de polarisation de l'acier X52(sans contrainte) dans HCl (0,1M/l)
 a)-échelle linéaire. b) – échelle logarithmique c) – extrapolation des droites de Tafel.

	HCl 1 (M/l)	HCl 0,5 (M/l)	HCl 0,25 (M/l)	HCl 0,1 (M/l)
$E (i = 0)$ (mV)	- 554.5	-534,6	- 530,7	-521.9
R_p (ohm .cm ²)	84.35	200,61	279,54	384.61
I_{corr} (mA/cm ²)	0.164	0,077	0.068	0.028
B_a (mV)	74.6	115,2	43,1	61,3
B_c (mV)	- 92.6	- 78,9	-52.9	-62.6
τ (mm/an)	1.924	0,909	0,795	0.336
E_p (mV)	- 518.6	- 413.5	- 390.2	-336 ,6
ΔE (mV)	35.9	121.1	140.5	155,3

Tableau (IV. 3) Résultats de la technique potentiostatique de l'acier X52 sans contrainte dans différentes concentration de HCl.

Les figures précédentes ayant la même allure (comportement électrochimique). Les potentiels de corrosion ayant des valeurs -554.5 mV pour M1 figure (IV.6. c), -534.6 mV pour M2 figure (IV.7. c), -530.7 mV pour M3 figure (IV.8. c), et -521.9mV pour M4 figure (IV.9. c). Au potentiel de corrosion les deux réactions anodiques et cathodiques sont sous le contrôle de transfert électronique tafélien pour les quatre milieux M1, M2, M3 et M4 figure (IV.6. b), figure (IV.7. b), figure (IV.8. b), figure (IV.9. b).

Lorsque La polarisation anodique augmente. Alors, la vitesse de dissolution est active jusqu'aux potentiels de piqûres égale à - 518,6 mV pour M 1 figure (IV.6. a), - 413,5 mV pour M 2 figure (IV.7. a), -390,2 m V pour M 3 figure (IV.8. a), - 336,6 mV pour M4 figure (IV.9. a).

Les courbes de polarisation anodique des quatre échantillons ne présentent pas le domaine passif, parce que la formation de sel FeCl₂ retarde le développement d'un film d'oxyde protecteur, la promotion de la dissolution continue [58 -59]. Mais présentes deux domaines de potentiel.

- Le domaine actif.
- Le domaine transpassif.

De plus, la variation de courant et de vitesse de corrosion sont augmentée rapidement avec l'augmentation de la concentration de la solution chlorhydrique. Où la variation de la vitesse de corrosion est vraiment remarquable dans cette étude qui est égale

à 0.164 Ma/cm^2 pour M1, 0.077 Ma/cm^2 pour M2, 0.068 Ma/cm^2 pour M3 et $0,028 \text{ Ma/cm}^2$ pour M4. De même la valeur du potentiel de corrosion varié légèrement avec les différentes valeurs de concentration de HCl.

La vitesse de corrosion en milieu acide est rapide parce qu'on n'a pas une limitation de transport de l'oxydant (dans ce cas H^+), et les deux réactions majeures sont la réaction anodique de dissolution de l'acier.



Et la réaction cathodique de réduction de H^+



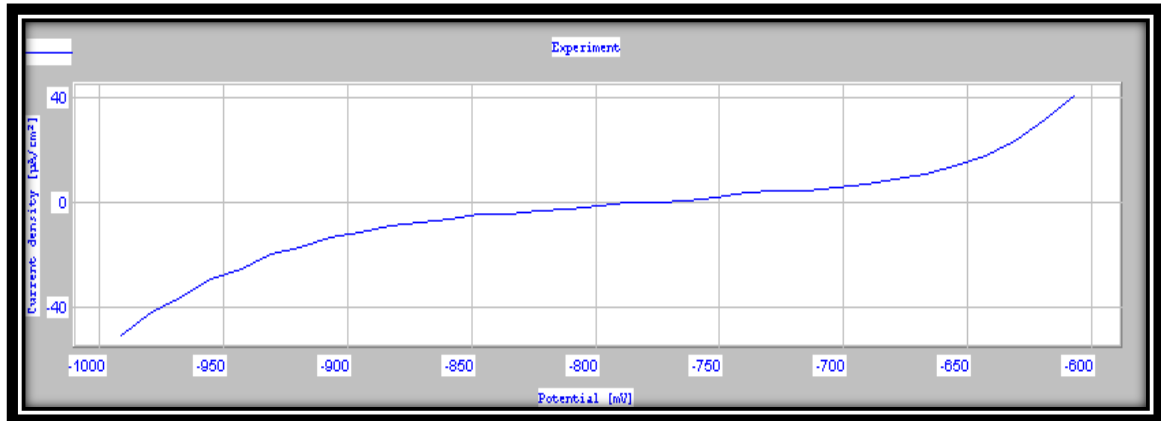
Lorsque la concentration de HCl augmente, la concentration des H^+ augmente, ce qui accélère la cinétique de la réaction d'oxydoréduction.

D'autre part, le domaine actif des quatre échantillons (échan 1, 2, 3, 4) augmente avec l'abaissement de concentration du HCl de -554.5 Mv à -518.6 Mv pour M1, $-534,6 \text{ Mv}$ à $-413,5 \text{ Mv}$ pour M2, $-530,7 \text{ Mv}$ à $-390,2 \text{ Mv}$ pour M3, -521.9 mV à $-336,6 \text{ Mv}$ pour M4. A cause toujours de la cinétique élevée de la réaction d'oxydoréduction, aussi le potentiel de piqûre tout comme la résistance à la corrosion des quatre échantillons augmente avec la diminution de la concentration, parce que la diminution du domaine transpassif est due de l'extension du domaine actif.

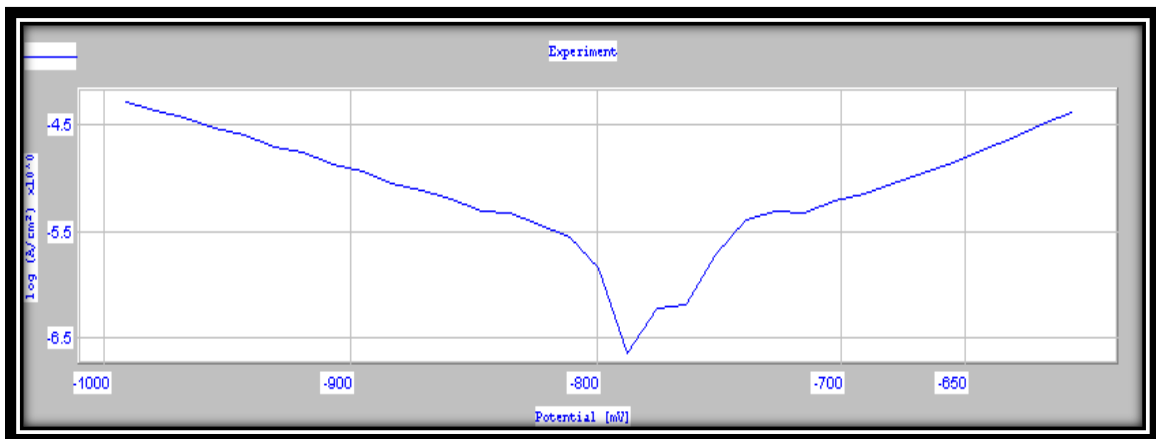
IV.3.2 Influence des ions Cl^- sur le comportement électrochimique de l'acier X52 dans un milieu neutre NaCl .

Les courbes de polarisation potentiostatique pour l'acier X52 en milieu neutre (M5) sont présentées dans les figures (IV.10.a, b et c). Le tableau (IV.4) présente les résultats de l'expérience de polarisation potentiostatique de l'acier X52. Le potentiel de corrosion de l'acier vaut environ -815 Mv . Figure (IV.10. c). Il est évident que la réaction anodique sous le contrôle de transfert électronique tafélien et la cinétique de dissolution suit l'équation de Butler-Volmer. Par contre, la réaction cathodique n'est pas sous le contrôle de transfert électronique tafélien parce qu'il y a une limitation de transport de l'oxydant (l'oxygène dissous dans notre cas). Ce qui est prouvé par plateau de courant très clair dans

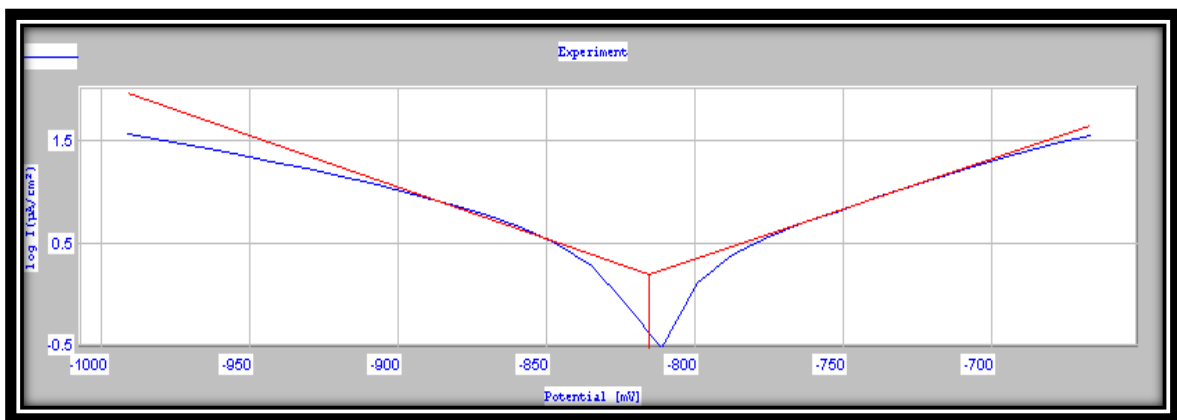
la branche cathodique figure (IV.10.b). Cette limitation de Transport de l'oxydant est due à la faible quantité de l'oxygène dissous [17]. La polarisation anodique augmente. Alors la vitesse de dissolution active jusqu'au potentiel situé à $E_p = -709,1$ Mv. Au-delà, le courant augmente fortement figure(IV.10.a).



a)



b)



c)

Figure (IV.10) Courbes de polarisation de l'acier X52(sans contrainte dans NaCl (30g/l).
a)-échelle linéaire. b) – échelle logarithmique c) – extrapolation des droites de Tafel.

Milieu	E(i=0) (Mv)	R _p ohm.cm ²	I _{corr} (Ma/cm ²)	B _a (Mv)	B _c (Mv)	T _{corr} mm/an	E _p (Mv)	E (Mv)Δ
Na Cl 30g/l	- 815	7,12.10 ³	0.00105	103,6	-100,4	0,0185	-709,1	105,9

Tableau (IV.4) Résultats de la technique potentiostatique de l'acier X52 sans contrainte dans un milieu NaCl (30 g/l).

La courbe de la polarisation anodique de l'acier X52 comporte donc deux domaines de potentiel :

- Le domaine actif : situé entre E_{corr} = -815 Mv et E_{pit} = -709,1 Mv, dans ce domaine il y a une dissolution active de l'acier selon l'équation :



Les électrons libérés de la dissolution active sont repris par l'oxygène dissous selon l'équation :



La dissolution active de l'acier X52 implique un transfert de charges à l'interface métal électrolyte. Des cations Fe²⁺ solubles, hydratés, se forment et passent dans la solution.

- Le domaine transpassif : après E_p, il arrive le domaine transpassif, à l'inverse du domaine actif, l'état de surface de l'acier X52 dans le domaine transpassif n'est pas unique, les piqûres se forment à cause de la dissolution transpassive, alors la corrosion dans ce domaine est une corrosion par piqûres. On observe bien que le domaine transpassif commence au potentiel très bas - 709,1 Mv ce qui augmente le risque de la corrosion par piqûres et explique la résistance très petite à la corrosion par piqûres ΔE = 105,9 Mv.

- Le domaine passif : à partir des résultats ci-dessus le courant n'a pas été stabilisé aux potentiels bas, il augmente fortement au potentiel de piqûres car des amorces de piqûres se forment. C'est une preuve qu'il n'y a pas une passivité efficace de l'acier X52.

IV.3.3 influence de différentes concentrations de l'inhibiteur de corrosion (chimec 1038) dans un milieu HCl 0,1 (M/l).

Dans cet essai nous allons présenter les résultats obtenus par la technique potentiostatique dans le tableau (IV.5), et les commentaires des essais de l'inhibition de la corrosion de l'acier X52 dans 0.1 M/l HCl en absence et en présence de l'inhibiteur. Les concentrations d'inhibiteur utilisées dans cette technique sont en (ppm).

En absence de l'inhibiteur, la densité de courant de la corrosion est de l'ordre de 0.0280 Ma/cm². En présence de l'inhibiteur, les densités de courant sont diminuées dans l'intervalle de concentration de 25 à 150 ppm, l'efficacité inhibitrice augmente, lorsque la concentration en inhibiteur augmente. La meilleure protection est obtenue à une concentration de 150 ppm. Mais à 200 ppm. L'efficacité inhibitrice diminue lorsque la concentration en inhibiteur augmente.

Concentration de l'inhibiteur (ppm)	E (I = 0) (Mv)	R _p (ohm.cm ²)	I _{corr} (Ma/cm ²)	B _a (Mv)	B _c (Mv)	T _{corr} (mm/an)	Pouvoir protection %
00	-521,9	384,61	0,0280	61,3	-62,6	0,336	/
25	-538,5	518,09	0,0204	41,8	-96,7	0,239	27,14
50	-519,2	1,01.10 ³	0,0088	40,6	-71,6	0,103	68,57
75	-530,6	1,08.10 ³	0,0066	37,9	-65,7	0,077	76,42
100	-505	2,88.10 ³	0,0039	48,2	-93,3	0,045	86,07
150	-518,8	2,89.10 ³	0,0034	42,6	76,1	0,040	87,85
200	-526,6	1,09.10 ³	0,0094	44,2	-91,2	0,110	66,42

Tableau (IV.5) Résultats obtenus par la technique potentiostatique en présence de l'inhibiteur chimec 1038.

L'effet de la concentration de cet inhibiteur sur la vitesse de corrosion est représenté sur la figure (IV.11). On peut voir à partir de cette figure que l'injection de 25 à 150 ppm de l'inhibiteur de corrosion donne une rapide diminution de la vitesse de corrosion.

D'après les résultats obtenus dans le tableau (IV.5), nous pouvons déduire que l'inhibiteur chimec (1038) est efficace.

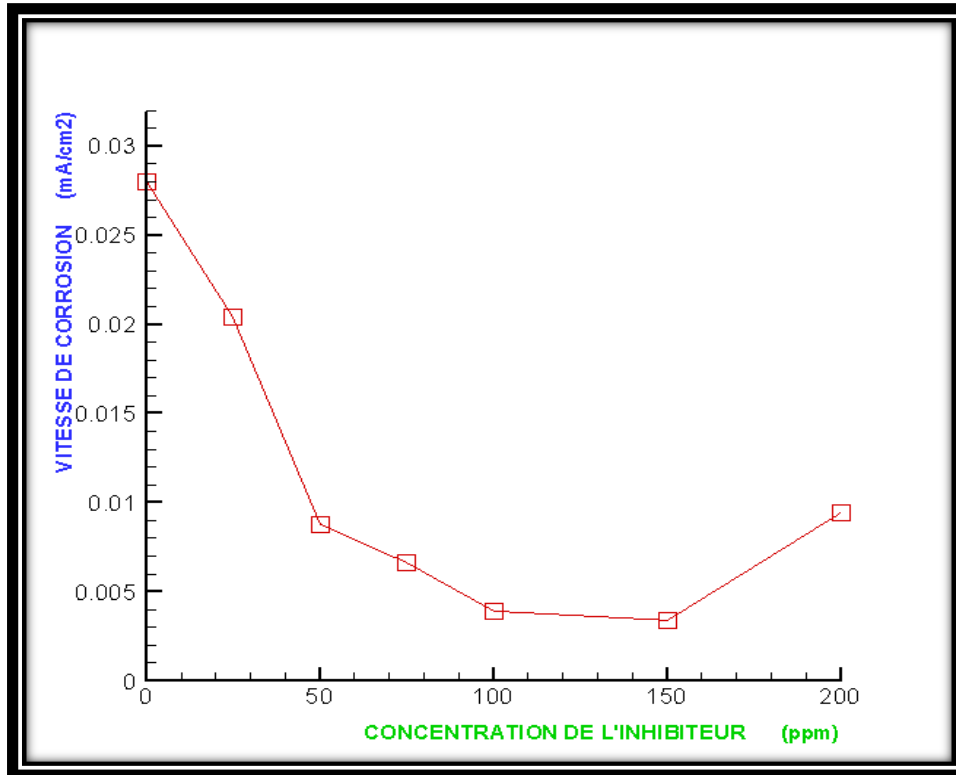


Figure (IV.11) Effet de la concentration de l'inhibiteur sur la vitesse de corrosion de l'acier X52

Les pouvoirs protecteurs de l'inhibiteur peuvent être calculés à partir de la relation (IV- 5) ci-dessous :

$$\text{Pouvoir protection \%} = \frac{i_{corr} - i_{corr}^{inhi}}{i_{corr}} \cdot 100 \quad (IV-5)$$

i_{corr} Et i_{corr}^{inhi} représentent respectivement le courant de corrosion en l'absence et en présence d'inhibiteur.

La courbe (IV.12) représente l'efficacité de l'inhibiteur de corrosion en fonction de différentes concentrations dans un milieu HCl (0.1M/l), en absence des contraintes. On peut voir à partir de cette figure que l'injection de 25 à 150 ppm de l'inhibiteur de corrosion donne une bonne protection contre la corrosion.

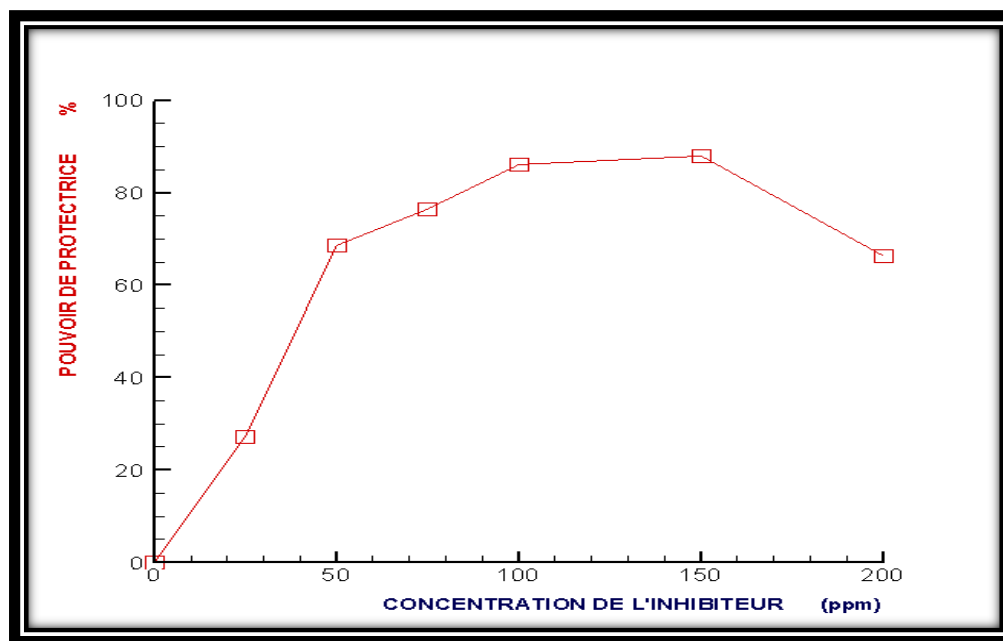


Figure (IV.12) Efficacité de l'inhibiteur de corrosion en fonction de différentes concentrations dans un milieu HCl (0.1M/l), en absence des contraintes.

IV.3.4 Effet de l'inhibiteur (chimec 1038) sur différentes concentrations de HCl

Les résultats obtenus pour l'effet de l'inhibiteur chimec 1038 sur milieu de différentes concentrations de HCl sont regroupés dans le tableau (IV.6).

Concentration de HCl en M/L	E (I = 0) (Mv)	R _p (ohm.cm ²)	I _{corr} ^{inhi} (Ma/cm ²)	I _{corr} (Ma/cm ²)	T _{corr} (mm/an)	Pouvoir de protecteur %
1	-524,1	2,55.10 ³	0,0085	0,164	0,099	96,46
0,5	-507,2	3,01.10 ³	0,0059	0,077	0,070	92,33
0,25	-519,7	1,79.10 ³	0,0051	0,068	0,061	92,5
0,1	-518,8	4,67.10 ³	0,0020	0,028	0,024	92,85

Tableau (IV.6) Résultats obtenus par la technique potentiostatique en présence de l'inhibiteur chimec 1038

La figure (IV.1 3) représente les courbes de polarisation de l'acier X52 (sans contrainte) dans un milieu HCl à différentes concentrations sans et avec l'inhibiteur.

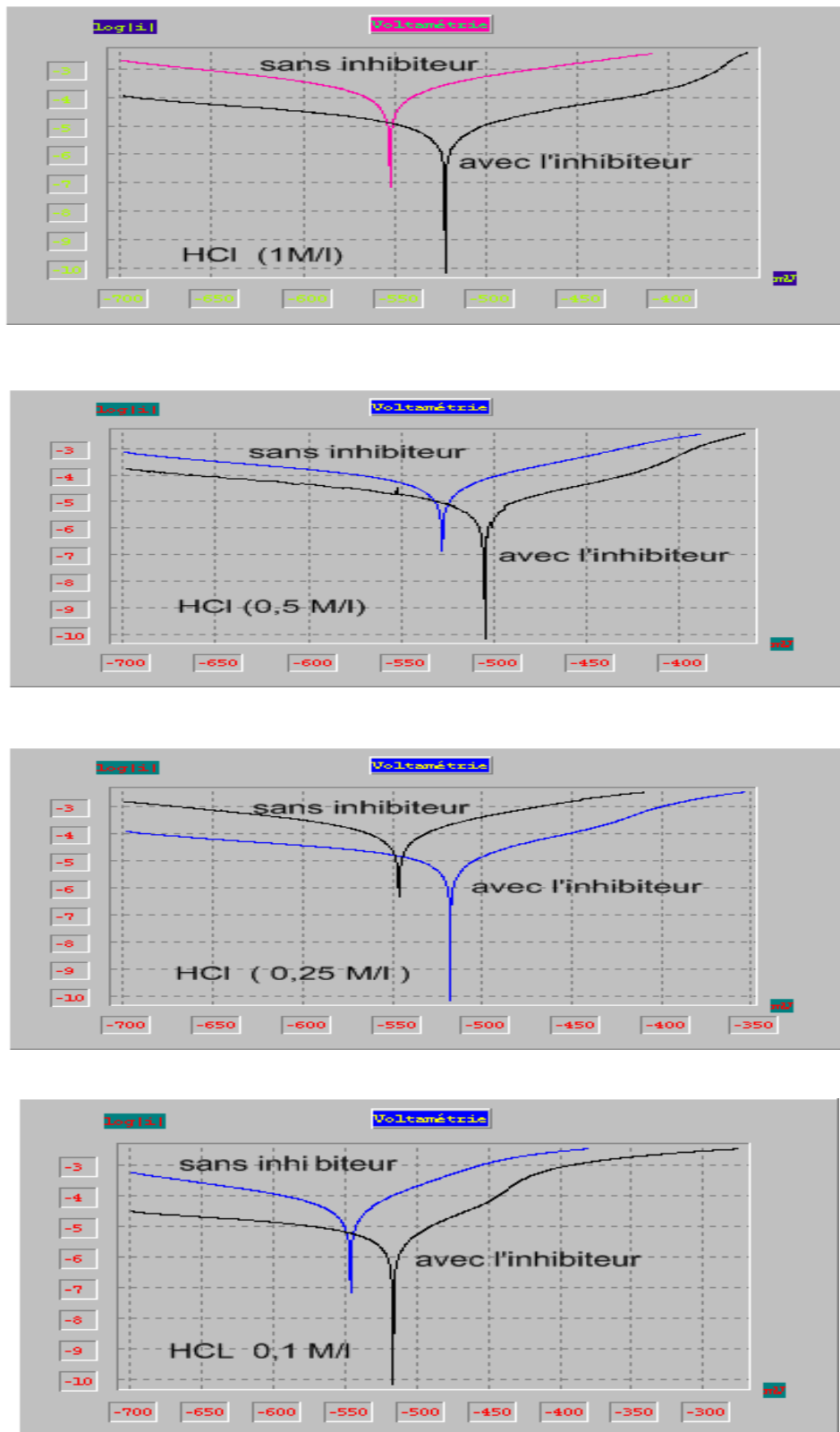


Figure (IV.13) Courbes de polarisation de l'acier X52(sans contrainte) dans milieu acide différentes concentrations HCl. Échelle logarithmique.

La diminution des densités de courant et le potentiel de corrosion par rapport à la solution sans inhibiteur confirment l'action anodique de cet inhibiteur de corrosion.

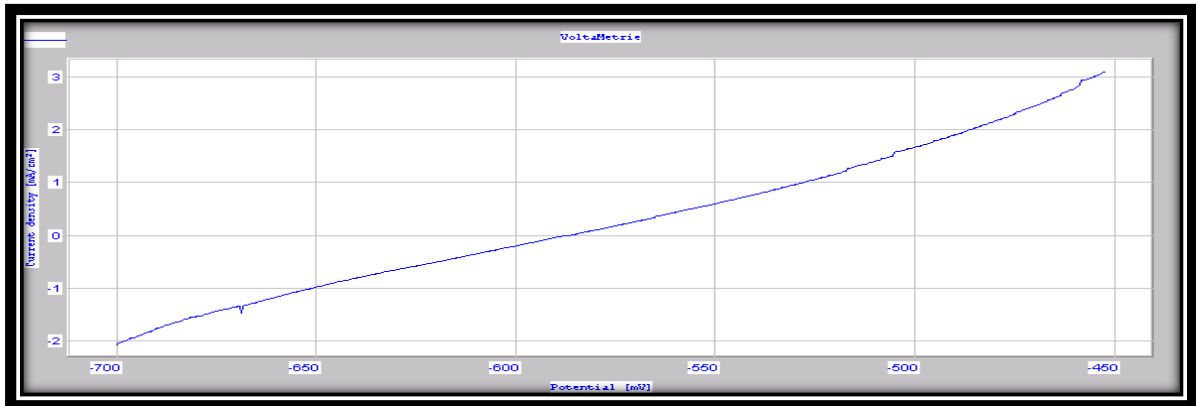
IV.4 Etude en présence des contraintes

IV.4.1 Influence des ions Cl⁻ sur le comportement électrochimique de l'acier X52(traction dans l'air), puis polarisation dans un milieu acide (HCl) à différentes concentrations en présence des contraintes.

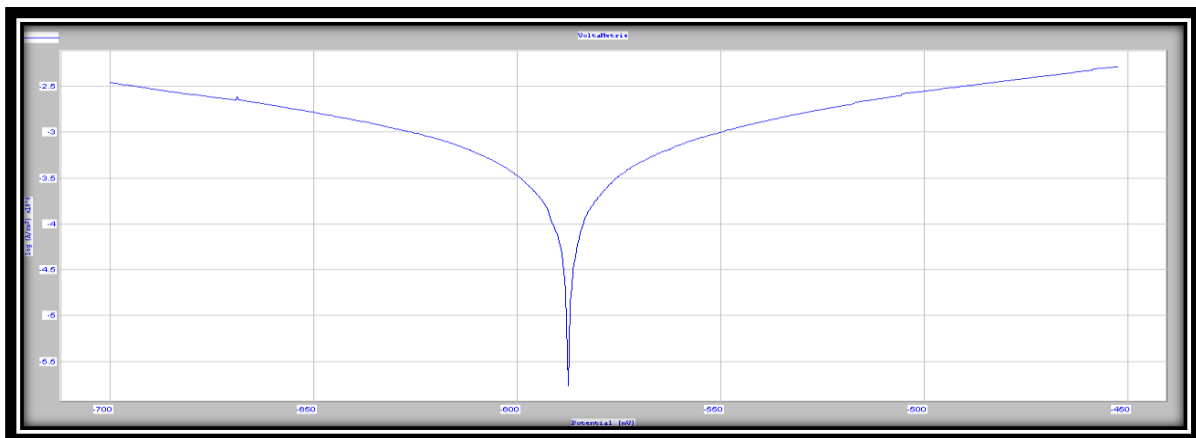
Test de traction dans l'air puis polarisation de l'acier X52 à différentes concentrations de HCl.

Dans cette étude expérimentale, nous avons réalisé quatre essais de traction lente. Puis polarisation sur des échantillons (échan 5, 6, 7, 8) dans un milieu (HCl) ayant des différentes concentrations M1, M2, M3 et M4 respectivement. Les résultats obtenus sont présentés sous forme des courbes (voir figures *(IV.14)*, *(IV.15)*, *(IV.16)*, *(IV.17)*).Où le tableau *(IV.7)* a été extrait de ces courbes présente une synthèse des résultats expérimentaux effectués.

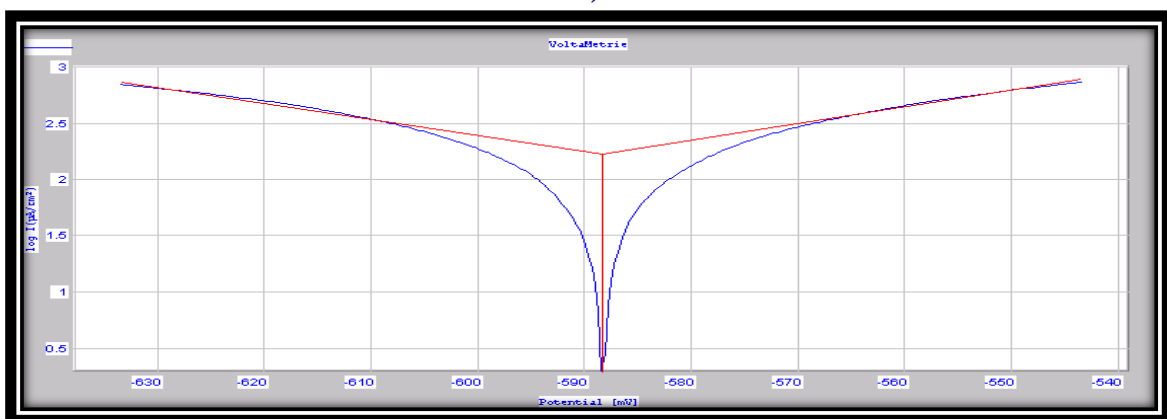
Représentation graphique



a)



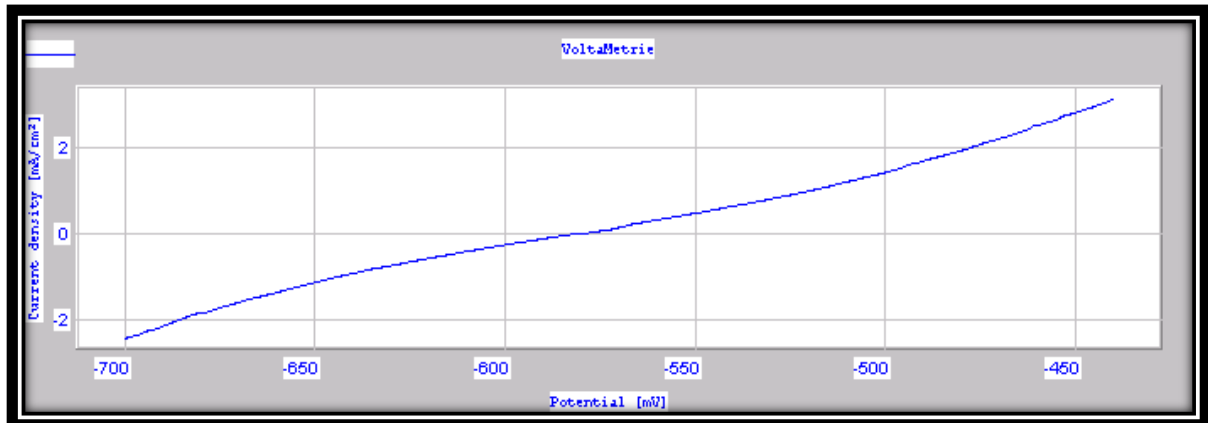
b)



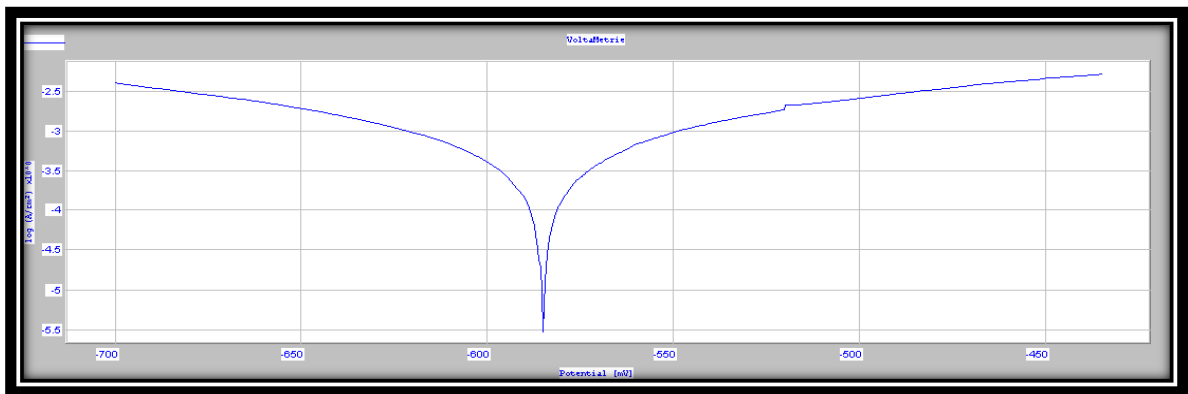
c)

Figure (IV.1 4) Courbes de polarisation de l'acier X52 (traction lente puis polarisation) dans HCl (1M/l).

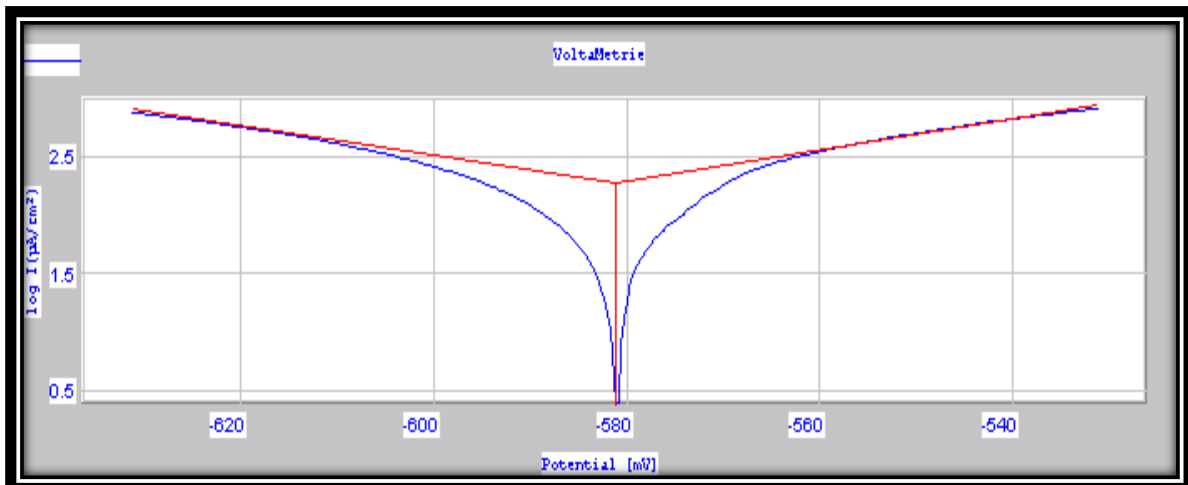
a) – échelle linéaire. b) – échelle logarithmique. c) – extrapolation des droites de Tafel.



a)



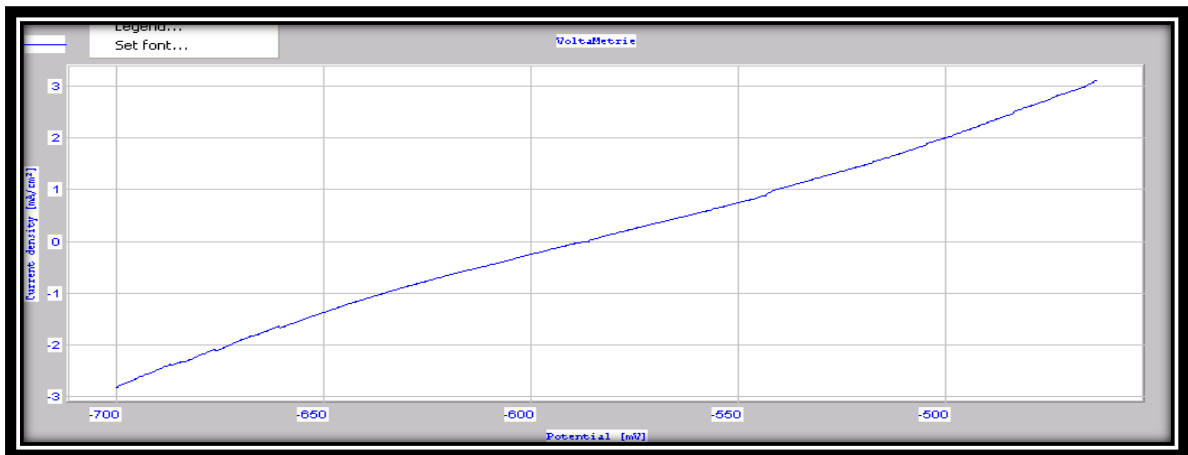
b)



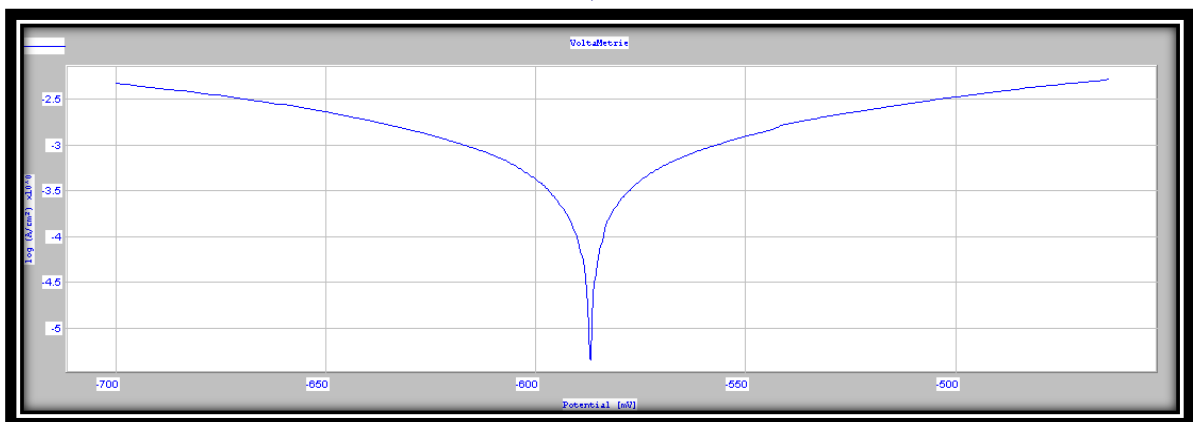
c)

Figure (IV.15) Courbes de polarisation de l'acier X52(traction lente puis polarisation) dans HCl (0,5 (M/l)

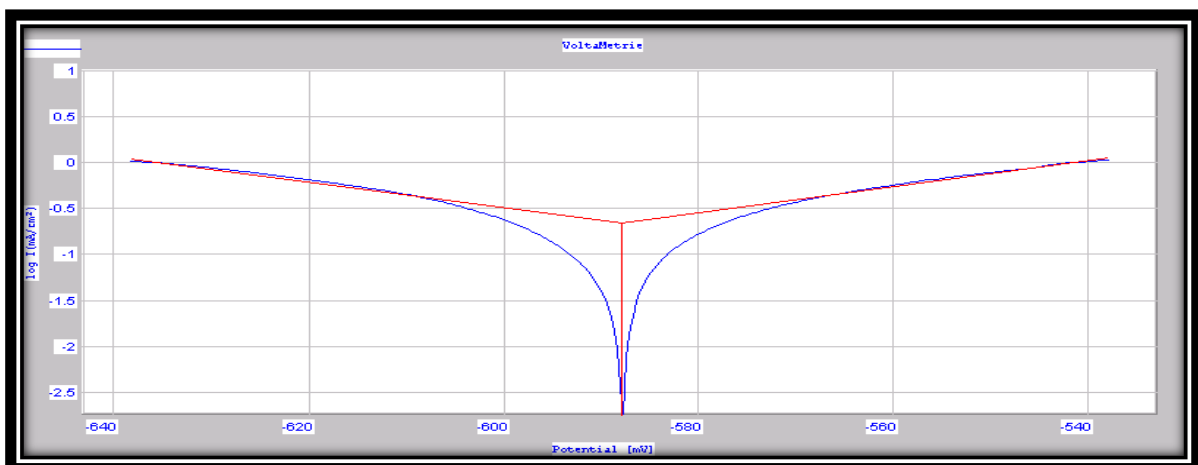
a) – échelle linéaire. b) – échelle logarithmique. c) – extrapolation des droites de Tafel



a)



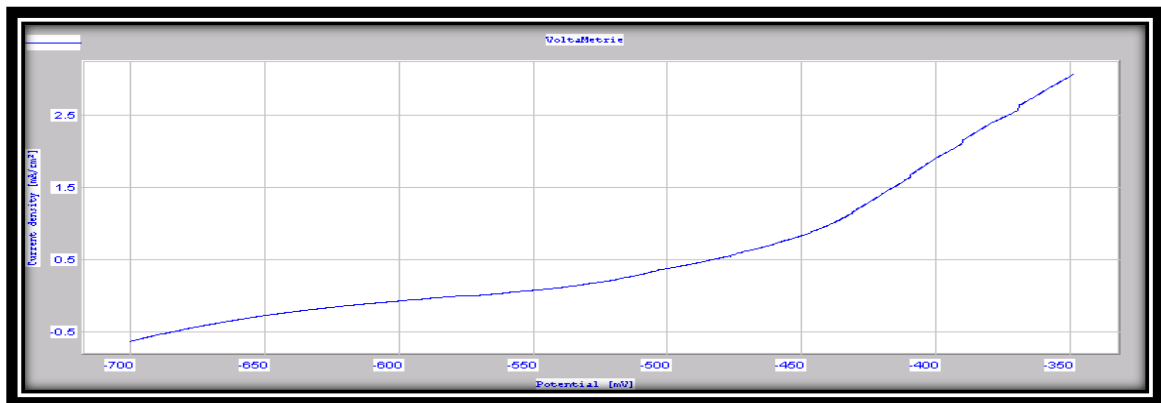
b)



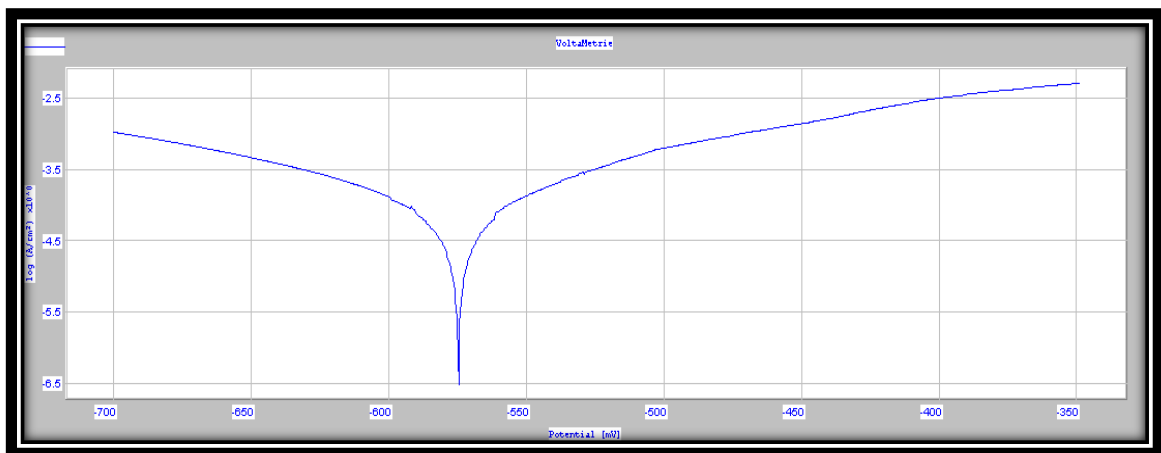
c)

Figure (IV.16) Courbes de polarisation de l'acier X52 (traction lente puis polarisation) dans HCl (0,25(M/l))

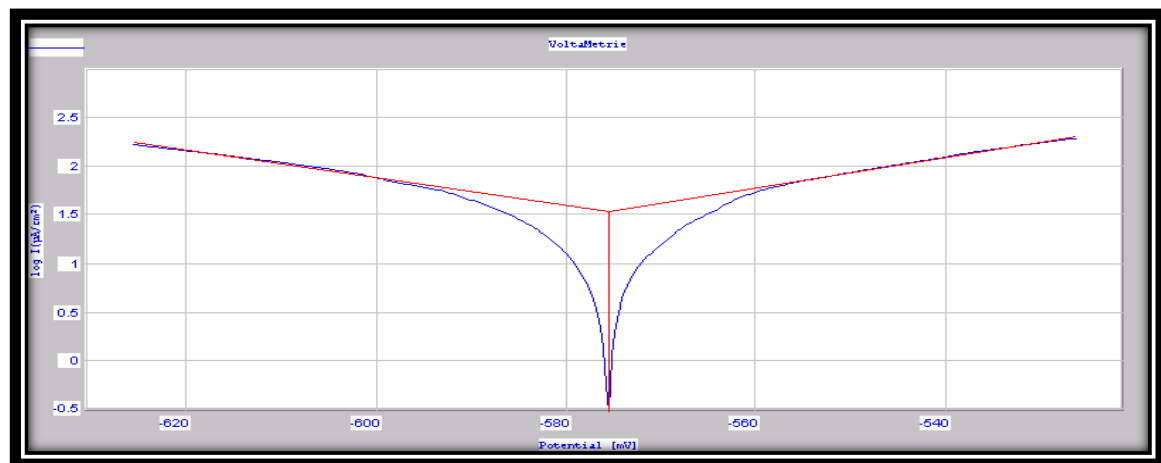
a) – échelle linéaire. b) – échelle logarithmique. c) – extrapolation des droites de Tafel.



a)



b)



c)

Figure (IV.17) Courbes de polarisation de l'acier X52(traction lente puis polarisation) dans HCl (0,1(M))

a)- échelle linéaire. b) – échelle logarithmique. c) – extrapolation des droites de Tafel.

	HCl 1 (M/l)	HCl 0,5 (M/l)	HCl 0,25 (M/l)	HCl 0,1 (M/l)
$E (i = 0)$ (Mv)	-588,3	-585,9	-587,9	-575,6
R_p (ohm .cm ²)	36,56	37,67	38,89	214,70
I_{corr} (Ma/cm ²)	0,413	0,388	0,365	0,0553
B_a (Mv)	92,6	93,4	70,4	63,2
B_c (Mv)	-101,4	-89,9	-73,3	-70,6
E_{pit} (Mv)	-587,4	- 584,9	- 586 ,7	- 574,3

Tableau (IV.7) Résultats de la technique potentiostatique de l'acier X52 (traction puis polarisation) à différentes concentrations de HCl.

Les figures précédentes ayant la même allure (comportement électrochimique). Les potentiels de corrosion ayant des valeurs -588.3 Mv pour M6 figure (IV.14. c), -585.9 Mv pour M7 figure (IV.15. c), -587.9 Mv pour M8 figure (IV.16. c) et -575.6 Mv pour M9 figure (IV.17.c). Au potentiel de corrosion, les deux réactions anodiques et cathodiques sont sous le contrôle de transfert électronique tafélien pour les quatre milieux M6, M7, M8 et M9 figure (IV.14. b), figure (IV.15. b), figure (IV.16. b), figure (IV.17. b).

Lorsque La polarisation anodique augmente, alors la vitesse de dissolution est active jusqu'aux potentiels de piqûres égale à $- 587.4$ Mv pour M 6 figure (IV.14. a), $- 584.9$ Mv pour M 7 figure (IV.15. a), -586.7 m V pour M 8 figure (IV.16. a), $- 574.3$ Mv pour M9 figure (IV.17. a).

Les courbes de polarisation anodique des quatre échantillons présentent deux domaines de potentiel.

- le domaine actif.
- le domaine trempassif.

De plus, la variation de courant et de vitesse du corrosion sont augmentée rapidement avec l'augmentation de la concentration du solution chlorhydrique. Où la variation de la vitesse de corrosion est vraiment remarquable et supérieur dans cette étude par rapport à l'étude sans contrainte qui est égale à 0.413 Ma/cm² pour M6, 0.388 Ma/cm²

pour M7, 0.365 Ma/cm² pour M8 et 0,0553 Ma/cm² pour M9. De même, la valeur du potentiel de corrosion varié légèrement avec les différentes valeurs de concentration de HCl.

La vitesse de corrosion de l'acier X52 en milieu acide et en présence des contraintes est très rapide par rapport à l'acier X52 sans contrainte parce que les contraintes est croissances les joins de grains et qu'on n'a pas une limitation de transport de l'oxydant (dans ce cas H⁺).

Les deux réactions majeures sont la réaction anodique de dissolution de l'acier



Et la réaction cathodique de réduction de H⁺



Lorsque la concentration de HCl augmente et en présence des contrainte, la concentration des H⁺ augmente. Ce qui accélère la cinétique de la réaction d'oxydoréduction.

La résistance aux piqûres est nulle et la résistance à la corrosion des quatre échantillons est très faible à cause des contraintes et la diminution du domaine trempassif qui sont due de l'extension du domaine actif.

IV.4.2 Influence des ions Cl⁻ sur le comportement électrochimique de l'acier X52 traction lente dans l'air puis polarisation dans un milieu neutre (Na Cl) 30g/l.

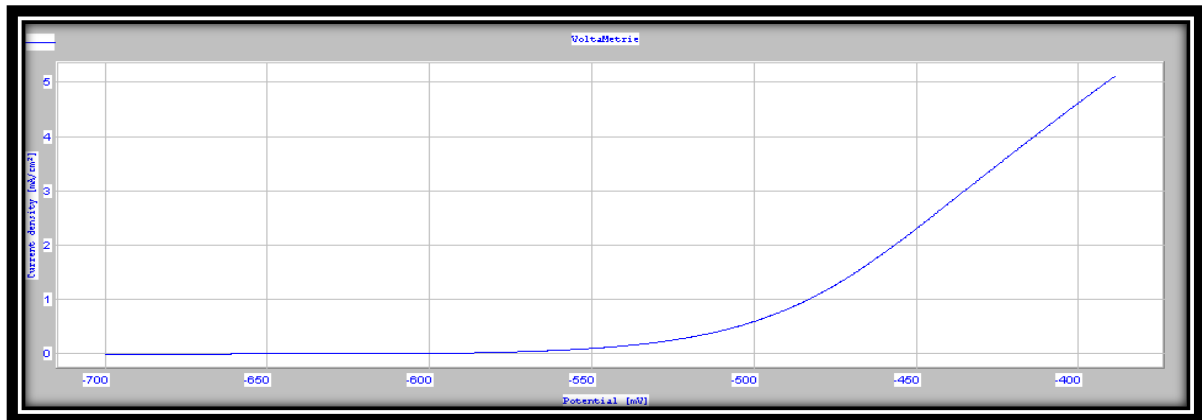
Les courbes de polarisation potentiodynamique pour l'acier X52 en milieu neutre (M5) sont présentées dans les figures (IV.18.a, b et c). Le tableau (IV.8) présente les résultats de l'expérience de polarisation potentiodynamique de l'acier X52. Le potentiel de corrosion de l'acier vaut environ - 610.3 Mv Figure (IV.18.c). Il est évident que la réaction anodique sous le contrôle de transfert électronique tafélien et la cinétique de

dissolution suit l'équation de Butler-Volmer. Par contre la réaction cathodique n'est pas sous le contrôle de transfert électronique tafélien parce qu'il y a une limitation de transport de l'oxydant (l'oxygène dissous dans notre cas) ce qui est prouvé par plateau de courant très clair dans la branche cathodique Figure (IV.18.b). Cette limitation de transport de l'oxydant est due à la faible quantité de l'oxygène dissous [17].

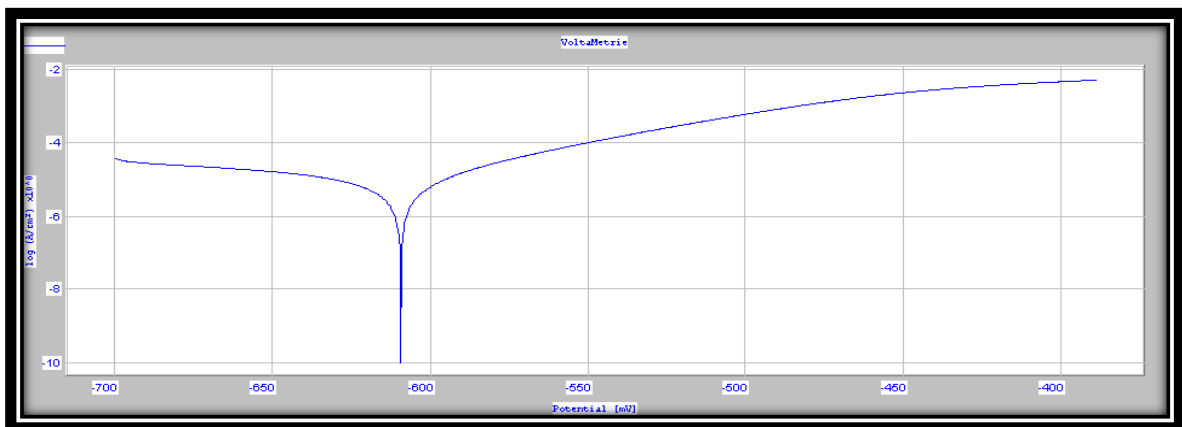
La polarisation anodique augmente, alors, la vitesse de dissolution active jusqu'au potentiel situé à $-543,7$ Mv. Au-delà, le courant augmente fortement Figure (IV.18.a).

Milieu	E (i=0) (Mv)	R _p (ohm.cm ²)	I _{corr} (Ma/cm ²)	B _a (Mv)	B _c (Mv)	E _{pit} (Mv)	ΔE (Mv)
NaCl 30g/l	-610,3	1,75.10 ³	0.0063	47	-101,9	- 543,7	66,6

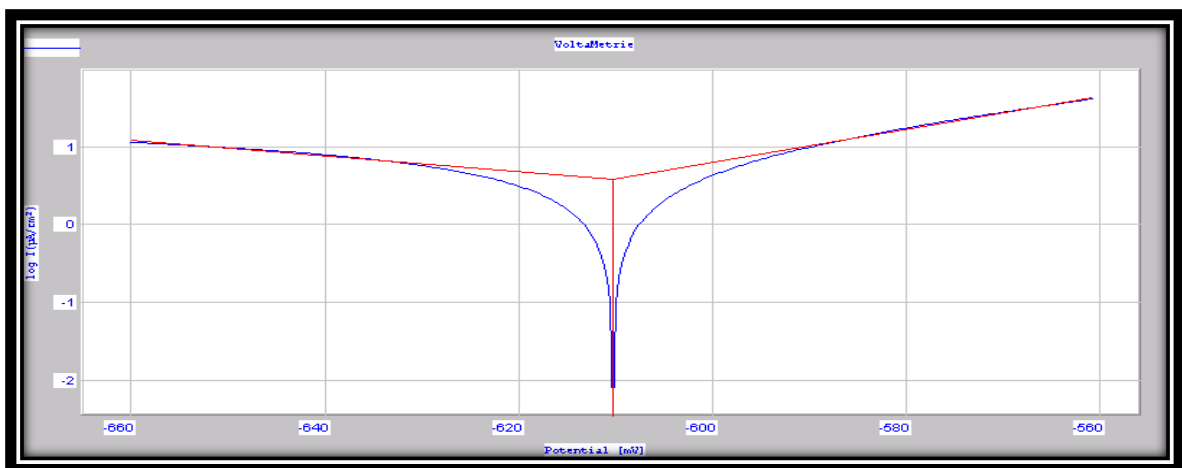
Tableau (IV.8) Résultats de la technique potentiostatique de l'acier X52 (traction puis polarisation) dans un milieu NaCl (30 g/l).



a)



b)



c)

Figure (IV.18) Courbes de polarisation de l'acier X52 (traction lente puis polarisation) dans NaCl (30(g/l)).

a)- échelle linéaire. b) – échelle logarithmique. c) – extrapolation des droites de Tafel.

La courbe de polarisation anodique de l'acier X52 comporte donc deux domaines de potentiel :

➤ . Le domaine actif : situé entre E_{corr} et $E_p = -543,7 \text{ Mv}$, dans ce domaine il y a une dissolution active de l'acier selon l'équation :



Les électrons libérés de la dissolution active sont repris par l'oxygène dissous selon l'équation :



La dissolution active de l'acier X52 implique un transfert de charges à l'interface métal électrolyte.

Des cations Fe^{2+} solubles, hydratés, se forment et passent dans la solution.

La cinétique de réaction obéit généralement à l'équation de Butler-Volmer. La densité de courant partiel anodique augmente donc de façon monotone avec le potentiel. Le domaine actif est petit (de $-610,3$ à $-543,7 \text{ Mv}$) et le type de corrosion est uniforme et sa vitesse est lente $I_{\text{corr}} = 0.0063 \text{ Ma/cm}^2$ parce que on a une corrosion limitée par le transport de l'oxydant qui est l'oxygène dissous.

➤ . Le domaine transpassif : après E_b il arrive le domaine transpassif. A l'inverse du domaine actif, l'état de surface de l'acier X52 dans le domaine transpassif n'est pas unique et des piqûres se forment à cause de la dissolution transpassive, alors la corrosion dans ce domaine est une corrosion par piqûres. On observe bien, que le domaine transpassif commence au potentiel très bas $-610,3 \text{ Mv}$ ce qui augmente le risque de la corrosion par piqûres et explique la résistance à la corrosion par piqûres $\Delta E = 66,6 \text{ Mv}$.

➤ . Le domaine passif : à partir des résultats ci-dessus le courant n'a pas été stabilisé aux potentiels bas. Il augmente fortement au potentiel de piqûres car des amorces de piqûres se forment. C'est une preuve qu'il n'y a pas une passivité efficace de l'acier X52. On a réalisé une polarisation anodique aux potentiels élevés pour savoir la présence ou non d'une passivité efficace. La figure (IV.18). Présente la courbe de polarisation anodique de l'acier X52 dans un milieu NaCl à l'échelle linéaire (a) et à l'échelle logarithmique (b).

Les résultats montrent que même aux potentiels élevés (plus de 700Mv), il n'y a pas une stabilisation du courant donc. Il n'y a pas une passivité efficace. Alors la passivité de l'acier X52 n'est pas efficace dans le milieu neutre NaCl.

IV.4.3 Influence de différentes concentrations du l'inhibiteur de corrosion (chimec 1038) dans milieu HCl 0,1 (M/l) en présence des contraintes mécaniques.

Dans cet essai nous allons présenter les résultats obtenus par la technique potentiostatique dans le tableau (IV.9) et les commentaires des essais de l'inhibition de la corrosion de l'acier X52 dans 0.1 M/l HCl, en absence et en Présence de l'inhibiteur. Les concentrations d'inhibiteur utilisées dans cette technique sont on (ppm).

En absence d'inhibiteur la densité de courant de corrosion est de l'ordre de 0,0553 Ma/cm². En présence de l'inhibiteur les densités de courant sont diminuées dans l'intervalle de concentration de 25 à 150 ppm, l'efficacité inhibitrice augmente, lorsque la concentration en inhibiteur augmente. La meilleure protection est obtenue à une concentration 150 ppm. Mais à 200 ppm l'efficacité inhibitrice diminue lorsque la concentration en inhibiteur augmente.

Concentration de l'inhibiteur (ppm)	E (I=0) (Mv)	R _p (Ω.cm ²)	I _{corr} (Ma/cm ²)	B _a (Mv)	B _c (Mv)	V _{corr} (mm/an)	Pouvoir protection %
00	-575,6	214,70	0,0553	63,2	70,6	0,647	/
25	-559,1	1,20.10 ³	0,0097	56,9	-84,7	0,114	82,45
50	-554,5	1,44.10 ³	0,0077	59,7	-86	0,090	86,07
75	-548,1	1,48.10 ³	0,0074	45,9	-75	0,086	86,61
100	-538,8	3,25.10 ³	0,0038	59,6	-93,3	0,044	93,12
150	-538,9	3,81.10 ³	0,0032	56,7	-100	0,037	94,21
200	-537,6	2,23.10 ³	0,0070	62,9	-130,4	0,082	87,34

Tableau (IV.9) Résultats obtenus par la technique potentiostatique en présence de l'inhibiteur chimec 1038

L'effet de la concentration de cet inhibiteur sur la vitesse de corrosion est représenté sur la figure (IV.19). On peut voir à partir de cette figure que l'injection de 25 à 150 ppm de l'inhibiteur de corrosion donne une rapide diminution de la vitesse de corrosion.

D'après les résultats obtenus dans le tableau (IV.9), nous pouvons déduire que l'inhibiteur chimec 1038 est efficace.

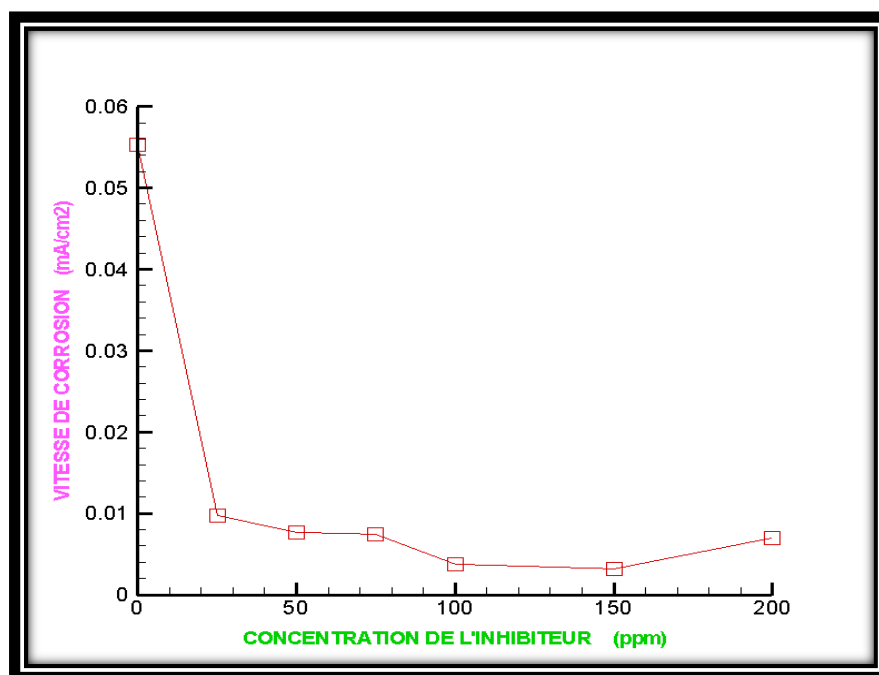


Figure (IV.19) Effet de la concentration de l'inhibiteur sur la vitesse de corrosion de l'acier X52(en présence des contraintes)

Les pouvoirs protecteurs de l'inhibiteur représentés sur la figure (IV.20) qui montrent la concentration 150 ppm donnent un bon pouvoir protectrice 94,21 %

L'inhibiteur de corrosion chimec 1038 est très efficace en présence des contraintes (94,21 %) par rapport en absence des contraintes (87,85 %)

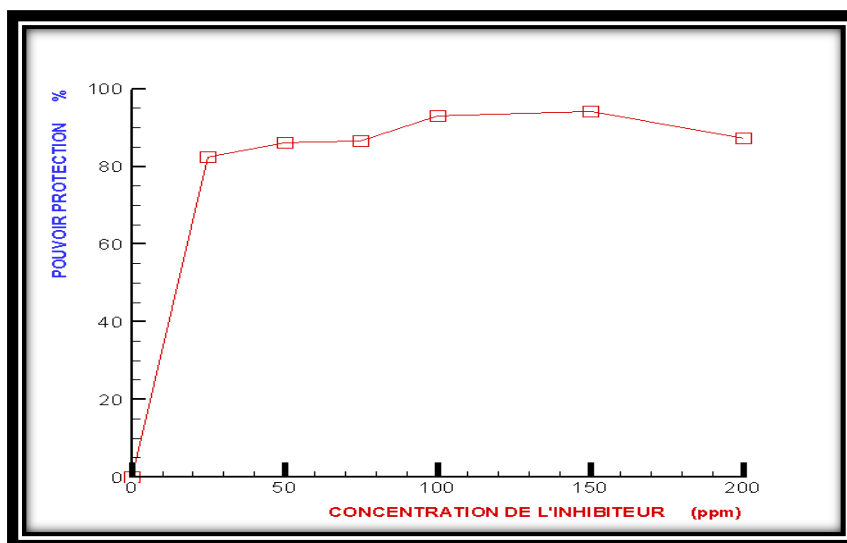


Figure (IV.20) Efficacité de l'inhibiteur de corrosion en fonction de différentes concentrations dans un milieu HCl (0.1M/l), en présence des contraintes.

IV.4.4 influence de l'inhibiteur (chimec 1038) sur différentes concentrations de HCl (en présence des contraintes)

Les résultats obtenus pour l'effet de l'inhibiteur chimec 1038 dans un milieu à différentes concentrations de HCl sont regroupés dans le tableau (IV.10).

Concentration de HCl en M/l	E (I=0) (Mv)	R _p (ohm. cm ²)	I _{corr} ^{inhi} (Ma/cm ²)	I _{corr} (Ma/cm ²)	V _{corr} (mm/an)	Pouvoir protection %
1	-542,9	577,52	0,0165	0,413	0,182	96,17
0,5	-553,2	1,67.10 ³	0,0063	0,388	0,074	98,37
0,25	-573,9	1,21.10 ³	0,0055	0,365	0,065	98,49
0,1	-539	3,82.10 ³	0,0026	0,055	0,031	95,29

Tableau (IV.10) Résultats obtenus par la technique potentiostatique en présence de l'inhibiteur chimec dans HCl à différentes concentrations.

La figure (IV.21) représente les courbes de polarisation de l'acier X52 (sans contrainte) dans un milieu HCl à différentes concentrations sans et avec l'inhibiteur.

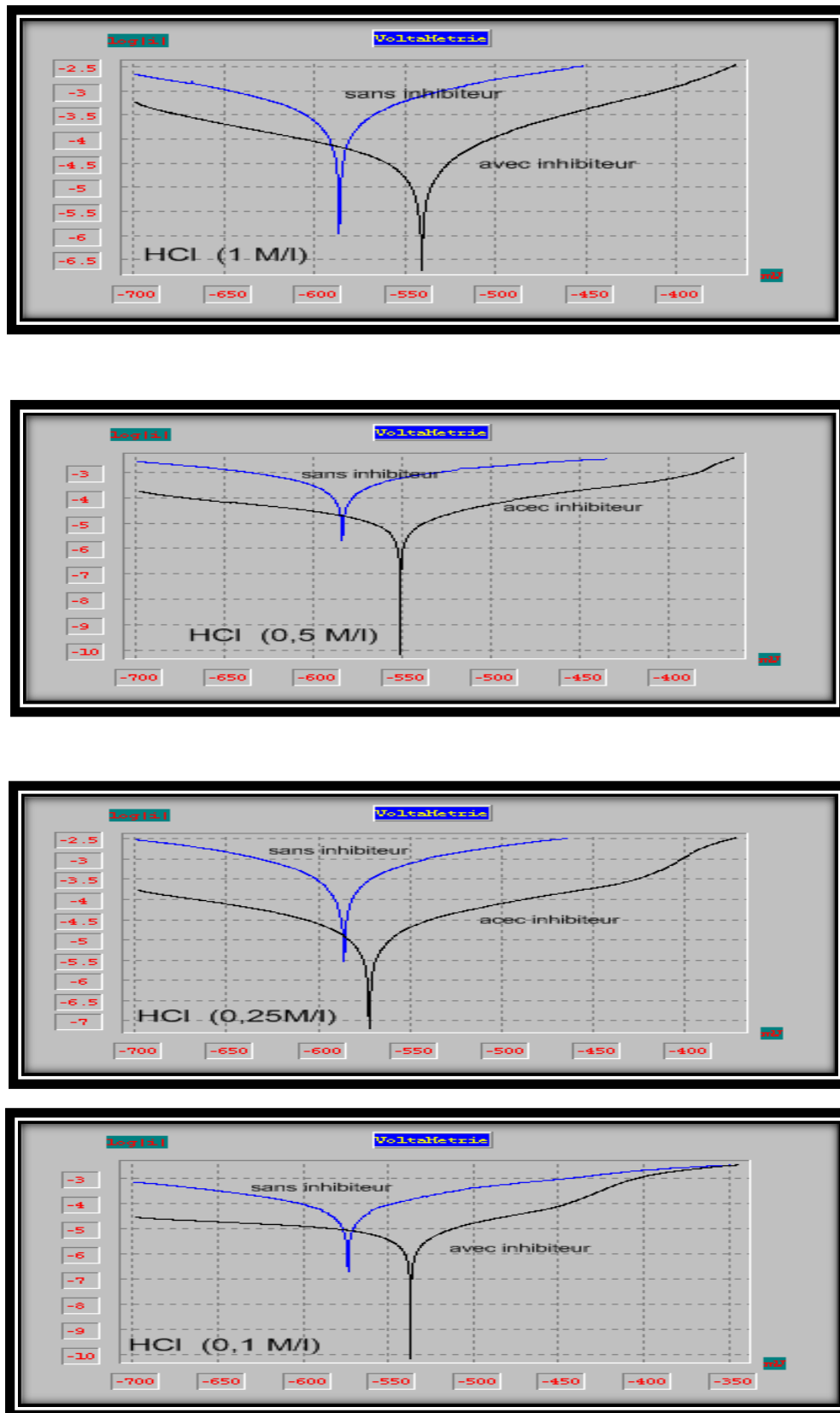


Figure (IV.21) Courbes de polarisation de l'acier X52 (traction lente puis polarisation) dans un milieu acide à différentes concentrations de (HCl). Échelle logarithmique

La diminution des densités de courant et le potentiel de corrosion par rapport à la solution sans inhibiteur confirment l'action anodique de cet inhibiteur de corrosion.