



# Operational parameters effect of sodium gluconate inhibition used in the protection of cooling water system (Effet des paramètres opératoires sur l'efficacité inhibitrice du gluconates de sodium utilisé pour la protection des circuits de refroidissement)

R. Touir<sup>\*</sup>, M. El Bakri, N. Dkhireche, M. Ebn Touhami, A. Rochdi

Faculté des Sciences, laboratoire d'électrochimie, corrosion et d'environnement, BP 133 Kénitra, Maroc.

Received in 19 Oct 2010, Revised 15 Nov 2010, Accepted 20 Nov 2010.

\* Corresponding author: E-mail: [touir8@yahoo.fr](mailto:touir8@yahoo.fr). Tel.: + 212 670 52 69 59; Fax: + 212 537 36 27 32.

## Abstract

This work based on the study of scale and corrosion inhibition of ordinary steel in cooling water system by sodium gluconate.

This study was carried out by chemical methods, polarization curves and electrochemical impedance spectroscopy coupled by scanning electron microscopy. Initially, we examined its performance inhibition on previously quoted problems. In the second time, our work focuses on the study of the operational parameters effect of SG inhibition efficiency using polarization curves and electrochemical spectroscopy. The results obtained show that SG a very good inhibitor for corrosion and scale. Its capacity improves with rotation electrode, pH and immersion time. It keeps its effectiveness with temperature and in a more aggressive medium such as 3% NaCl

*Key words:* scale and corrosion; inhibition; SG; cooling water system; SEM

## Résumé

Ce travail est basé sur l'étude de l'inhibition de l'entartrage et de la corrosion des circuits de refroidissement à base d'un acier ordinaire par l'utilisation du gluconate de sodium (SG). Cette étude est menée par des méthodes chimiques, de tracer des courbes de polarisation stationnaire et de spectroscopie d'impédance électrochimique (SIE) couplée par des analyses au microscope électronique à balayage (MEB). Dans un premier temps, nous avons examiné son pouvoir d'inhibition vis-à-vis des problèmes cités précédemment. Dans un deuxième temps, nous avons étudié l'effet de quelques paramètres opératoires sur sa performance inhibitrice. Les résultats obtenus montrent qu'il s'agit d'un très bon inhibiteur contre la corrosion et l'entartrage. Son pouvoir s'améliore avec la vitesse de rotation de l'électrode, le pH et le temps d'immersion et il reste efficace même à des températures élevées et dans un milieu plus agressif de NaCl 3%.

*Mots clés :* Corrosion et entartrage, inhibition, SG, circuit de refroidissement, MEB.

## 1. Introduction

L'eau est fréquemment employée dans les circuits de refroidissement. Cette utilisation a besoin des traitements pour réduire les problèmes de la corrosion, d'entartrage et d'encrassement biologique. Les circuits ouverts de refroidissement qui réutilisent l'eau sont fréquemment employés dans les centres

chimique, pétrochimique, aux usines de raffinage de pétrole et à tous les types d'installations de transformation [1].

Les nouvelles directives concernant les rejets industriels étant de plus en plus sévères en terme d'écologie, la mise au point d'inhibiteurs de corrosion éco-compatibles et biodégradables devient, de nos jours, un enjeu majeur. C'est en particulier pour cette raison, mais également pour leurs propriétés inhibitrices remarquables, que l'utilisation d'inhibiteurs organiques a été largement choisie au cours de cette dernière décennie. En pratique, de nombreux inhibiteurs pour le traitement de l'eau ont été utilisés afin de protéger les canalisations contre l'entartrage et la corrosion [2-9].

Le but de ce travail d'évaluer l'efficacité inhibitrice de l'entartrage et de la corrosion du gluconate de sodium, d'étudier l'effet des paramètres opératoires sur sa performance et évaluer son pouvoir dans un milieu plus agressif.

## 2. Partie expérimentale :

### 2.1. Étude de l'inhibition de l'entartrage :

Les essais de l'inhibition  $\text{CaCO}_3$  ont été effectués selon les normes de la NACE [10]. Le protocole d'essai consiste à mélanger deux volumes égaux de 500 mg/l d'une solution de calcium (comme ion) avec une solution d'alcalinité totale de 1200 mg/l préparé à partir d'un rapport 80/20 de bicarbonate/carbonate (solution NACE). Les solutions ont été alors incubées dans un bain à une température constante de 55°C pendant 24 heures. À la fin de la durée d'essai, la solution est filtrée à l'aide d'un papier filtre 0.22-micron et la concentration en calcium est déterminée par un dosage chimique avec EDTA. La concentration des ions  $\text{Ca}^{2+}$  est calculée par la formule :

$$[\text{Ca}^{2+}] = 16 \times V_{\text{EDTA}} \quad (1)$$

Avec :

$[\text{Ca}^{2+}]$  : Concentration des ions  $\text{Ca}^{2+}$  dans la solution en ppm

$V_{\text{EDTA}}$  : Volume de l'EDTA versé au dosage

L'évaluation de l'efficacité de détartrage est obtenue par le dosage des ions  $\text{Ca}^{2+}$  en solution sans et avec inhibiteurs selon l'équation suivante :

$$IE_T \% = \frac{Ca_i - Ca_b}{Ca_c - Ca_b} \times 100 \quad (2)$$

Avec :

$Ca_i$  : Concentration de  $\text{Ca}^{2+}$  en présence d'inhibiteur,

$Ca_b$  : Concentration de  $\text{Ca}^{2+}$  en absence d'inhibiteur,

$Ca_c$  : Concentration de  $\text{Ca}^{2+}$  avant teste.

### 2.2. Mesures électrochimiques :

#### a. Cellule, matériaux et électrolyte :

La cellule utilisée pour cette étude est cylindrique, en verre et a une contenance de 200 mL. Elle est munie d'une double-enveloppe permettant la régulation de la température, par l'intermédiaire d'un bain thermostaté. La cellule est surmontée d'un couvercle en téflon qui permet de placer les trois électrodes.

L'électrode de travail est un acier ordinaire dont sa composition chimique est déjà donnée [2]. Avant chaque manipulation, la surface de l'électrode subit un polissage au papier abrasif de granulométrie de plus en plus fine (180, 400, 600, 1000 et 1200) d'une manière parallèle et similaire, suivi d'un rinçage à l'eau distillée puis d'un rinçage à l'acétone, pour enlever les produits de traitement et finalement d'un séchage sous un flux d'air chaud. La rotation de l'électrode varie de 0 à 5000 tours par minute (tpm) grâce à un boîtier de contrôle CTV 101 de chez Radiometer.

Le milieu corrosif est une solution qui simule les eaux des circuits de refroidissement du site Jorf Alasfar de la société nationale de sidérurgie (SONASID). Sa composition chimique est déjà montrée [2]. L'inhibiteur

organique utilisé pour cette étude est une molécule du gluconate de sodium (SG). La température et le pH sont ajustés à  $32 \pm 1$  °C et  $7.3 \pm 0.02$ , respectivement.

*Mesures électrochimiques*

L'électrode de travail est immergée pendant une heure avec une vitesse de rotation de  $1000 \text{ tr.min}^{-1}$  pour atteindre l'état stationnaire. Le tracé des courbes de polarisation en mode potentiodynamique est obtenu en appliquant, à l'aide d'un potentiostat/galvanostat (PGZ100), différents potentiels. La détermination des paramètres électrochimiques ( $i_{corr}$ ,  $E_{corr}$ ,  $b_a$  et  $b_c$ ) à partir des courbes de polarisation, se fait à l'aide d'une régression non linéaire par le logiciel origin 7.0 selon l'équation de Stern-Geary après correction de la chute ohmique. Ainsi, l'efficacité inhibitrice est calculée à partir de la formule suivante :

$$IE \% = \frac{i_{corr}^0 - i_{corr}}{i_{corr}^0} \times 100 \tag{3}$$

Où  $i_{corr}^0$  et  $i_{corr}$  sont les densités de courant sans et avec inhibiteur, respectivement.

Les mesures électrochimiques de spectroscopie d'impédance ont été effectuées avec une petite amplitude a.c avec un signal (10 mV.rms) et avec un domaine de fréquence allant de 100 KHz à 10 mHz. Les résultats ont été alors analysés à l'aide de circuit électrique équivalent utilisant le programme de simulation bouckamp [11]. L'efficacité inhibitrice a été trouvée à l'aide de l'équation :

$$IE = \frac{R_p - R_p^0}{R_p} \times 100 \tag{4}$$

Avec  $R_p^0$  et  $R_p$  représente la résistance de polarisation en absence et en présence d'inhibiteur, respectivement.

*b. Microscope électronique à balayage (MEB):*

L'analyse de l'état de la surface en absence et en présence d'inhibiteur a été effectuée par un microscopie électronique à balayage (SEM; JOEL JSM-5500).

**3. Résultats et discussions :**

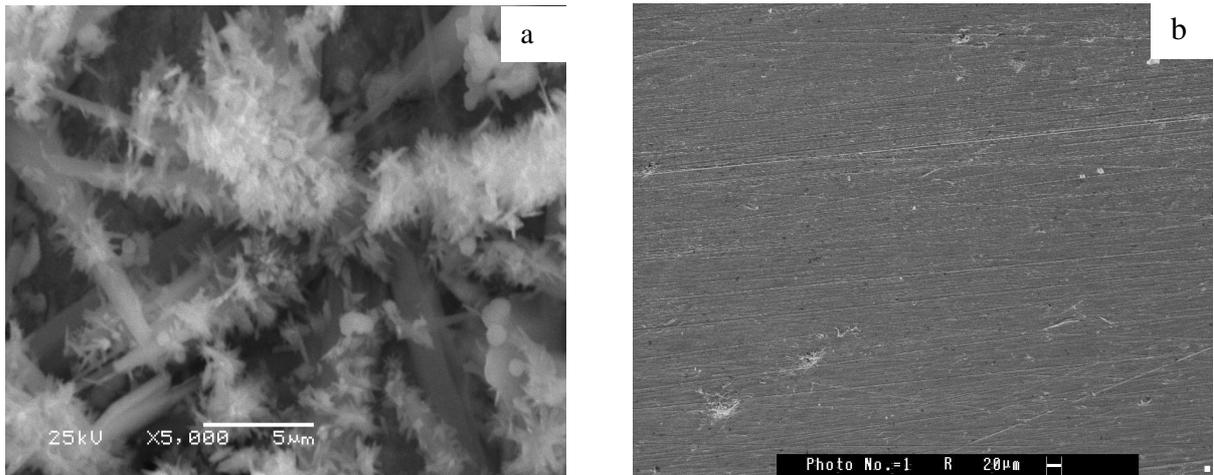
*3.1. Inhibition de l'entartrage par l'utilisation du gluconate de sodium*

Les résultats présentés dans le tableau 1 illustrent l'effet de l'ajout du gluconate de sodium (SG) sur le pouvoir entartrant de la solution simulée et NACE. Ils montrent que l'augmentation de la concentration du SG entraîne une augmentation de l'efficacité inhibitrice pour atteindre un maximum à  $10^{-2} \text{M}$  pour la solution NACE et la solution simulée (SS). Ceci peut être expliqué par l'existence en abondance de l'oxygène dans le SG qui permet probablement la complexation des ions  $\text{Ca}^{2+}$  et évite leurs précipitations sous forme de sels.

**Tableau 1 :** Efficacité inhibitrice contre l'entartrage aux différentes concentrations en SG pendant un temps d'immersion de 24h et à une température de 55°C.

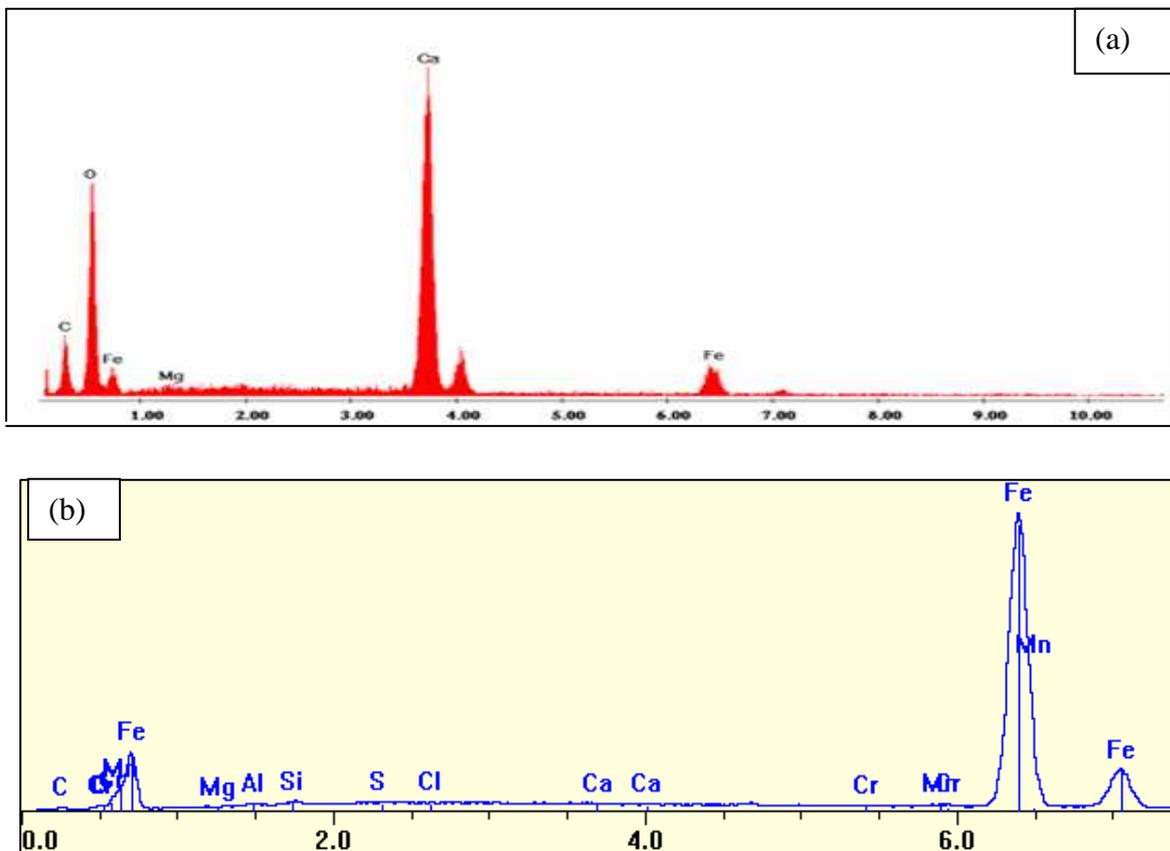
Concentration (M)	Inhibiteur	Solution NACE		Solution simulée SS	
Avant test		[Ca <sup>2+</sup> ] = 154 ppm		[Ca <sup>2+</sup> ] = 159 ppm	
00	Gluconate de Sodium (SG)	[Ca <sup>2+</sup> ] en ppm	IE <sub>T</sub> %	[Ca <sup>2+</sup> ] en ppm	IE <sub>T</sub> %
00		68	-	59	-
10 <sup>-4</sup>		100	37	109	50
10 <sup>-3</sup>		122	63	124	65
10 <sup>-2</sup>		132	74	139	80
10 <sup>-1</sup>		129	71	136	77

Ces résultats sont confirmés par des analyses au MEB quantitatives et qualitatives couplé à EDX. L'examen des micrographies 1a et 1b, montre qu'en présence de SG, il y a une nette amélioration de l'état de la surface métallique (absence d'amas blancs).



**Micrographie 1** : Morphologie de la surface de l'acier ordinaire immergée dans l'eau simulée pendant 2 jours : (a) en absence et (b) en présence  $10^{-2}$  M en SG.

L'analyse EDX du spectre 1a et 1b confirme le caractère anti-entartant de SG et se traduit par la diminution des pics relatifs aux produits de l'entartrage (Ca, Mg, S, O, C...) en comparant avec ceux du témoin. De plus, l'analyse quantitative (tableau 2), montre également une diminution remarquable de la quantité de calcium en présence SG par rapport à celle de la solution simulée. On peut conclure que SG possède des propriétés inhibitrices de l'entartrage.



**Spectre 1** : Analyse qualitative de substrat après immersion dans une solution simulée : (a) absence de SG et (b) en présence  $10^{-2}$  M en SG pendant 48 heures.

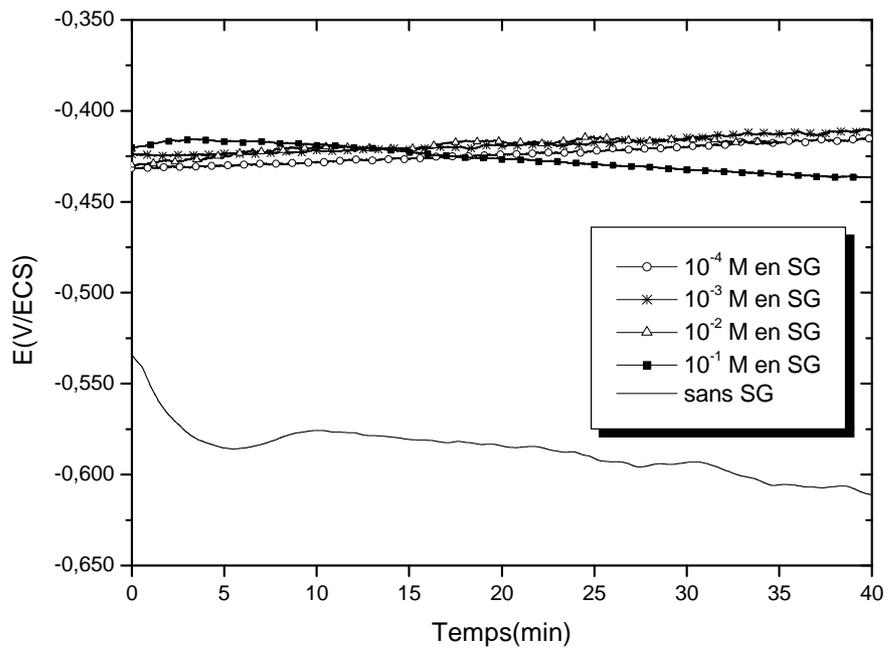
**Tableau 2 :** Analyse quantitative par EDX.

Eléments	W <sub>t</sub> % (sans inhibiteur)	W <sub>t</sub> % (avec inhibiteur)	%IE <sub>Ca</sub>
Fe	51.64	88.33	-
O	31.30	8.54	-
Ca	17.06	3.13	82

3.2. Mesures électrochimiques :

i. Evolution du potentiel de corrosion en fonction du temps à différentes concentrations en inhibiteur

La figure 1 présente l'évolution du potentiel de corrosion en fonction du temps, à différentes concentration en inhibiteur à T= 32°C, à pH=7.35 et à une vitesse de rotation d'électrode de 1000 tr.min<sup>-1</sup>. Nous constatons que l'évolution du potentiel pour l'essai réalisé sans inhibiteur caractérise la corrosion de l'échantillon avec formation de produits de corrosion. La stabilisation du potentiel libre à une valeur de -614 mV/ecs est atteinte après 30 minutes d'immersion. Lorsque les essais sont conduits en présence d'inhibiteur, on observe un anoblissement du potentiel d'autant plus marqué que la concentration en inhibiteur est importante. Ceci peut être traduit par la formation d'une couche protectrice.

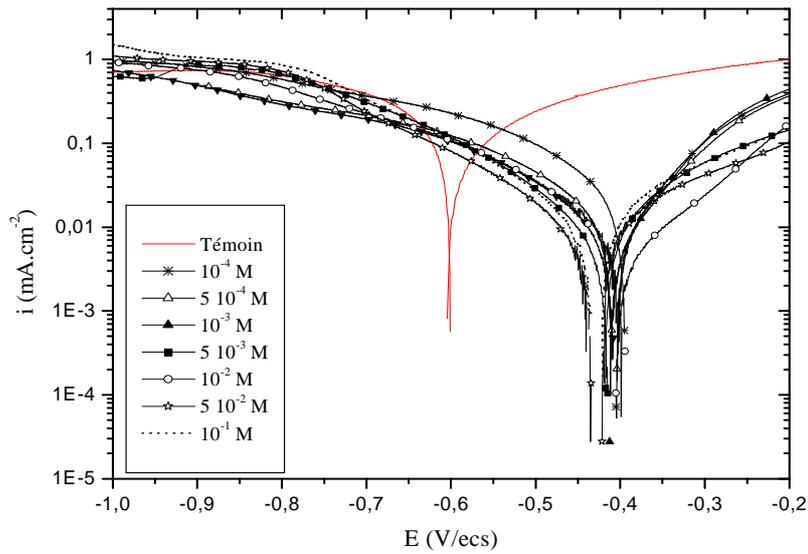


**Figure 1 :** Suivi du potentiel de corrosion de l'acier ordinaire immergé dans la solution corrosive à différentes concentrations en inhibiteur ( $\Omega = 1000 \text{ tr.min}^{-1}$ ).

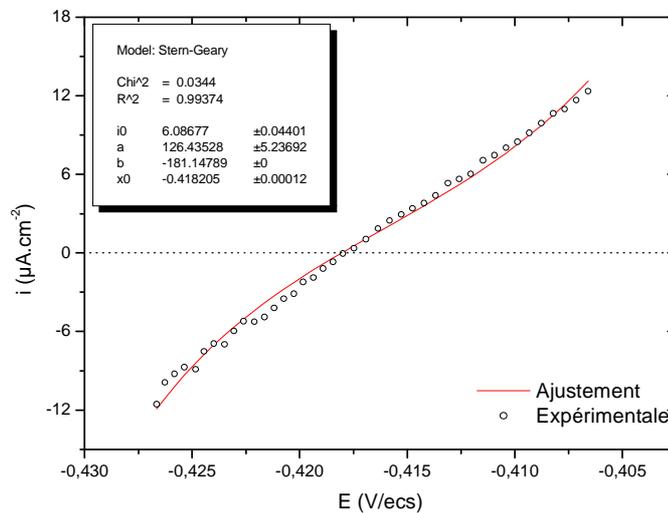
ii. Courbes de polarisation

Les courbes de polarisation stationnaires, tracées après une heure d'immersion avec une vitesse de rotation de 1000 tr.min<sup>-1</sup> en présence de différente concentration en SG et avec correction de la chute ohmique sont représentées dans la figure 2. Elle montre que l'adjonction de l'inhibiteur se traduit par un déplacement du potentiel libre vers des valeurs plus nobles et une importante diminution du courant partiel anodique. Néanmoins, la diminution du courant n'est pas proportionnelle à la teneur en inhibiteur introduite et une valeur limite du courant de corrosion est obtenue dès 10<sup>-2</sup> M en concentration.

Les valeurs de E<sub>corr</sub>, i<sub>corr</sub>, et b<sub>a</sub> sont calculées par une régression non linéaire et représentées sur le tableau 3. Par exemple, les résultats du calcul avec l'équation de Stern-Geary sont représentés dans la figure 3. Les courbes expérimentales et calculées sont en bon accord.



**Figure 2 :** Courbes de polarisation stationnaires obtenues pour l’acier ordinaire immergé dans la solution corrosive à différentes concentrations en inhibiteur ( $\Omega= 1000 \text{ tr.min}^{-1}$ )



**Figure 3 :** Comparaison des données expérimentales des courbes IE avec les résultats de la régression non linéaire selon l’équation de Stern-Geary (pour  $5 \times 10^{-3} \text{ M}$  en SG).

**Tableau 3 :** Paramètres électrochimiques pour différentes concentrations en SG.

Concentration (M)	$E_{\text{corr}}$ (mV/ecs)	$b_a$ (mV.dec <sup>-1</sup> )	$i_{\text{corr}}$ (μA/cm <sup>2</sup> )	IE%
00	-605	305	102	-
$10^{-4}$	-402	132	21.26	79
$5 \times 10^{-4}$	-405	127	14.38	86
$10^{-3}$	-412	207	11.81	88
$5 \times 10^{-3}$	-418	122	6.09	94
$10^{-2}$	-404	123	3	97
$5 \times 10^{-2}$	-422	171	17.02	83
$10^{-1}$	-421	229	20.12	80

L'examen de ces paramètres révèle qu'en présence du SG, la pente anodique  $b_a$  varie témoignant un changement du mécanisme. Ainsi, l'inhibiteur étudié peut être considéré comme inhibiteur anodique. Il y a aussi une forte diminution de la densité du courant anodique et une augmentation de l'efficacité inhibitrice avec l'ajout de l'inhibiteur. Cette efficacité atteint 97% à  $10^{-2}$  M en SG. Ces résultats ont été confirmés par le tracé des diagrammes d'impédance [2]

3.3. Effet des paramètres opératoires sur l'efficacité inhibitrice du SG :

a. Effet du pH de la solution

Le pH est un paramètre très important qui conditionne les équilibres physico-chimiques, en particulier l'équilibre calco-carbonique. C'est l'un des paramètres influençant la tendance entartrante ou agressive d'une eau naturelle. Pour ce fait nous avons évalué l'efficacité inhibitrice de notre produit à différentes valeurs du pH. Les résultats obtenus sont représentés dans la figure 4 :

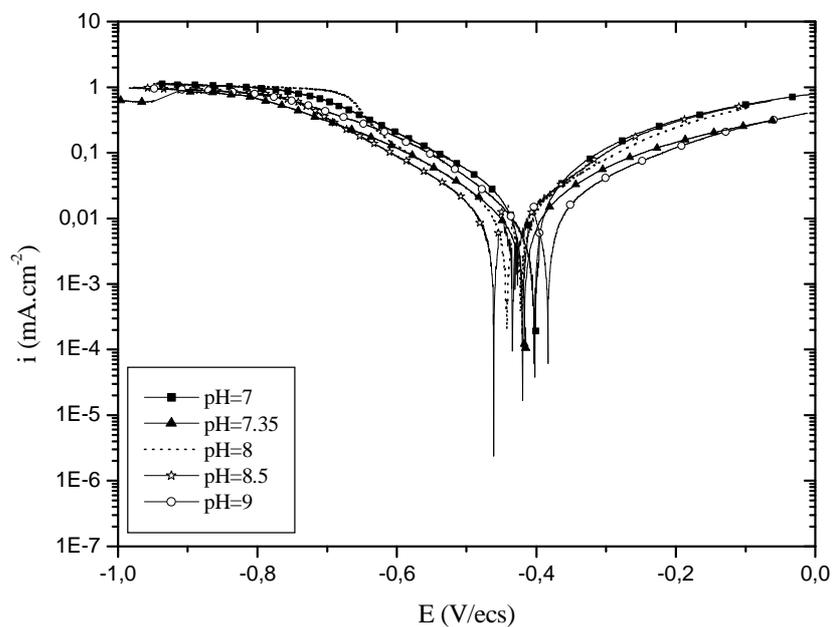


Figure 4 : Courbes de polarisation stationnaires obtenues pour l'acier ordinaire dans la solution simulée en présence de  $10^{-2}$  M en SG à différentes valeurs du pH ( $\Omega=1000$  tr.min<sup>-1</sup>).

Cette figure montre que la variation du pH ne change pas le type de la cinétique du processus. Les paramètres électrochimiques issus de ces courbes sont donnés dans le tableau 4 :

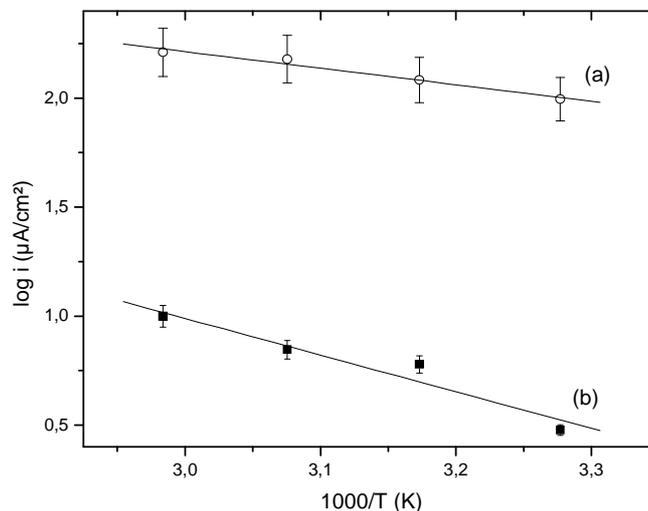
Tableau 4 : Paramètres électrochimiques issus des courbes de polarisation tracées à différentes valeurs du pH en présence  $10^{-2}$  M en SG ( $\Omega=1000$  tr/min).

pH	$E_{corr}$ (mV/ecs)	$i_{corr}$ ( $\mu A.cm^{-2}$ )	$b_a$ (mV/dec)	IE%
7	-403	13	197	87
7.35	-404	3	186	97
8	-418	3.2	185	97
8.5	-429	2.5	145	97.5
9	-380	2.2	187	98

Nous constatons que l'augmentation du pH provoque une augmentation de l'efficacité inhibitrice. Selon Sato et al. [12], le film formé sur le fer en milieu alcalin à pH=8,3 a deux couches, une couche barrière en contact avec le métal, et une autre couche de dépôt formée sur la couche barrière. La couche barrière est un oxyde de  $\text{Fe}^{3+}$  et contient une petite quantité de  $\text{Fe}^{2+}$ , alors que la couche de dépôt est un oxyde hydraté ou oxyhydroxyde de Fer [13,14]. Foley et al. [15] ont identifié par diffraction d'électron le film passif formé de  $\gamma\text{-Fe}_2\text{O}_3$  et ont détecté  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  dans les régions actives et transpassives. La diminution du courant pourrait être expliquée par la déshydratation des hydroxydes à la surface d'électrode [16].

### b. Effet de la température

Dans le but d'étudier l'influence de la température sur l'efficacité inhibitrice de SG et d'accéder par la même à l'énergie d'activation, nous avons tracé des courbes de polarisation pour des températures s'étendant de 32 à 62°C. La variation du logarithme de la densité du courant de corrosion en fonction de l'inverse de la température ( $1000/T$ ) est donnée dans la figure 5 en absence et en présence de  $10^{-2}\text{M}$  en SG. Cette variation est linéaire, la pente de chaque droite donne l'énergie d'activation  $E_a$ . Elle est de l'ordre de 14,52 kJ.mol<sup>-1</sup> et de 32,21 kJ.mol<sup>-1</sup> en absence et en présence d'inhibiteur, respectivement. Selon Gomma [17], la cinétique d'un tel procédé de corrosion acquiert le caractère d'un procédé de diffusion dans lequel à basses températures la quantité d'inhibiteur à la surface du métal est plus grande qu'aux températures élevées. La pente négative  $E_a$  indique l'adsorption des composés organiques à la surface d'électrode [18].



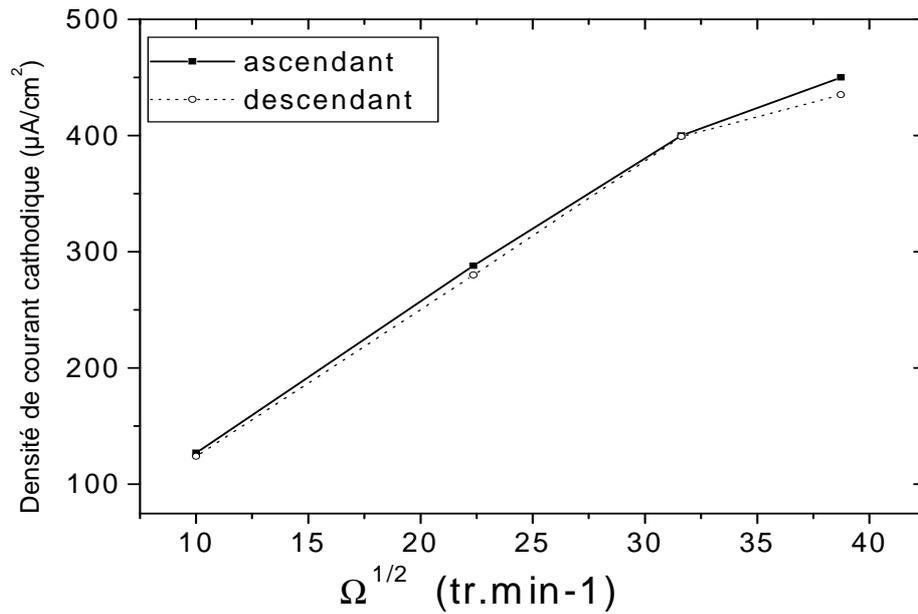
**Figure 5 :** Droites d'Arrhenius évaluées à partir des courbes de polarisation de l'acier ordinaire dans la solution simulée (a) sans inhibiteur et (b) avec SG à  $10^{-2}\text{M}$ .

### c. Effet de la vitesse de rotation sur la cinétique de processus de SG

Pour avoir une meilleure compréhension de l'influence de l'écoulement sur la cinétique du processus de l'inhibition en présence de  $10^{-2}\text{M}$  en SG, nous avons tracé la variation de  $i$  en fonction de  $\Omega^{1/2}$ .

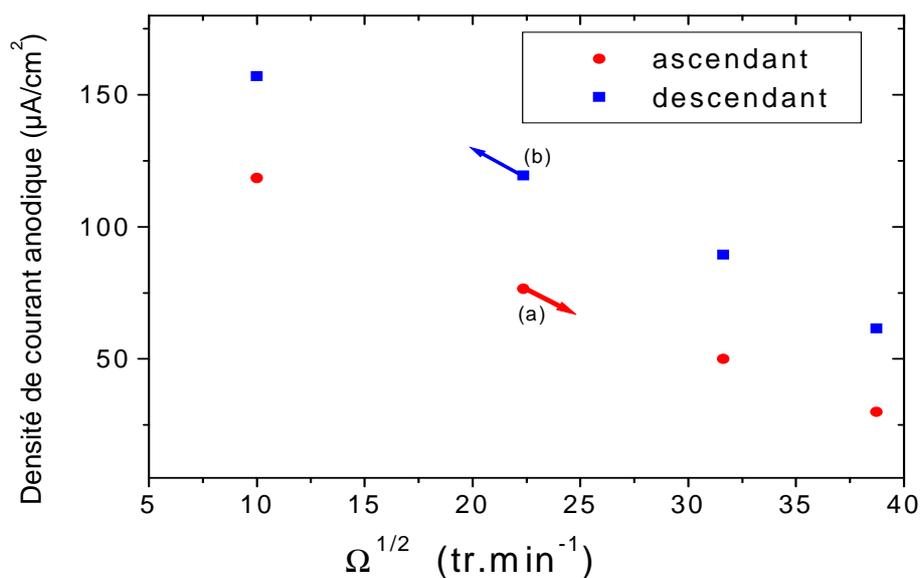
La figure 6 représente cette variation tracée au palier de diffusion (-950 mV/ecs). Les courbes (a) et (b) ont été tracées après un temps d'immersion préalable de 2 h à  $E_{\text{corr}}$  pour des vitesses de rotation d'électrode allant de 100  $\text{tr}\cdot\text{min}^{-1}$  à 1500  $\text{tr}\cdot\text{min}^{-1}$ . Puis, le potentiel a été appliqué et la vitesse de rotation a été réglée dans le sens ascendant ou descendant. Pour chaque vitesse de rotation, la densité du courant a été prise après 30 minutes de stabilisation.

Pour les deux protocoles, nous avons observé le même comportement : les densités de courant augmentent avec la racine carrée de la vitesse de rotation. Ceci est peut être expliqué par l'apport continu et croissant de l'oxygène à la surface métallique par l'élévation de  $\Omega$ . Les courbes sont différenciées par une courbure plus grande de la courbe (b). Ceci est dû à la contribution d'un courant non- diffusionnel dans le courant global. Une modification de la cinétique de réduction de l'oxygène se produit probablement à la surface d'électrode pendant le temps d'immersion au potentiel de corrosion [19].



**Figure 6 :**  $i$  en fonction  $\Omega^{1/2}$  tracé au palier de diffusion (-950 mV/ecs) : courbes (a) :  $\Omega$  varie de 1500 à 100  $\text{tr.min}^{-1}$  courbe (b) :  $\Omega$  varie de 100 à 1500  $\text{tr.min}^{-1}$ .

La figure 7 représente la variation de  $i$  en fonction de  $\Omega^{1/2}$  pour une surtension anodique de 140 mV/ $E_{\text{corr}}$ . Nous observons une diminution monotone des densités de courant anodiques ceci est dû à la formation d'une couche protectrice. Le même comportement a été obtenu par N. Ochoa et al. [19], Ils ont proposé que l'augmentation de la vitesse de rotation entraîne une diminution du taux de recouvrement  $\theta$  dû à une diminution de la densité du courant anodique.

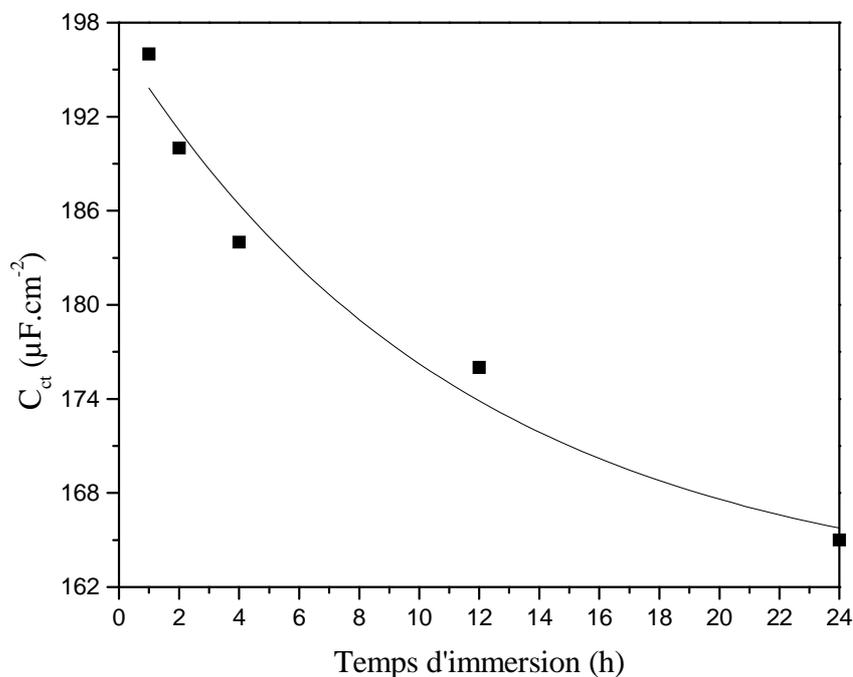


**Figure 7 :**  $i$  en fonction  $\Omega^{1/2}$  tracé dans le domaine anodique ( $\Delta V=140$  mV/ $E_{\text{corr}}$ ) : courbes (a) :  $\Omega$  varie de 1500 à 100  $\text{tr.min}^{-1}$  courbe (b) :  $\Omega$  varie de 100 à 1500  $\text{tr.min}^{-1}$ .

Ainsi, quand la vitesse de rotation d'électrode change, la surtension anodique augmente ou diminue parce que le potentiel appliqué est fixe et le potentiel de corrosion change. Plus précisément, pour le protocole (a) (figure 7), les densités de courant sont devenues basses près de zéro quand la vitesse de rotation augmente car le potentiel de corrosion est près du potentiel anodique appliqué.

*d. Effet du temps d'immersion*

Pour des durées d'immersion préalables à l'abandon de 1 à 24 h et une vitesse de rotation de 1000 tr.min<sup>-1</sup>, des diagrammes de Nyquist ont été déterminés en présence de 10<sup>-2</sup> M en SG, valeur à laquelle correspond la meilleure efficacité d'inhibition. La figure 8 présente la variation de la capacité de la double couche en fonction du temps d'immersion. L'examen de cette figure montre que l'augmentation du temps d'immersion entraîne une diminution de C<sub>ct</sub>. Cette évolution est due au remplacement des molécules d'eau par les ions chlorure et par l'adsorption des molécules organiques à la surface de métal en réduisant sa dissolution [20]. Ces effets suggèrent que le caractère d'inhibition de SG résulte de l'établissement à la surface de l'acier ordinaire d'un film protecteur dont la stabilité et la qualité de protection s'améliorent au cours du temps grâce aux produits de corrosion et d'entartrage.



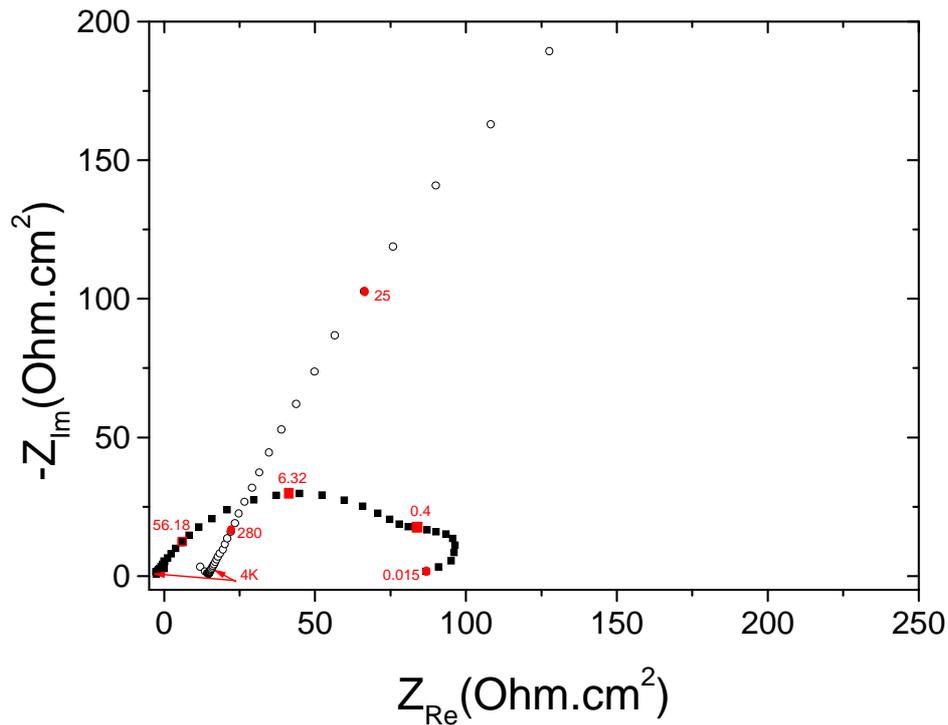
**Figure 8 :** Variation de la capacité de la double couche pour l'acier ordinaire dans la solution simulée en présence de 10<sup>-2</sup> M en SG en fonction du temps d'immersion

*e. Influence des ions Cl<sup>-</sup> sur l'efficacité inhibitrice du SG : Etude en milieu NaCl 3%:*

Afin d'évaluer le potentiel d'inhibition du SG, nous avons choisi un autre milieu plus agressif à savoir le NaCl 3%. Des mesures d'impédance électrochimique ont été effectuées afin de caractériser le comportement électrochimique de l'acier ordinaire dans NaCl 3% en présence 10<sup>-2</sup> M en SG.

La figure 9 représente les diagrammes d'impédance électrochimique tracée à E<sub>corr</sub>. L'analyse du diagramme relatif à la solution témoin montre qu'il fait apparaître deux boucles capacitives l'une à hautes fréquences (HF), qui a une partie linéaire de pente près de 50, suggérant l'existence d'un comportement poreux en accord avec la théorie de Levie [21], l'autre à basses fréquences (BF) qui est généralement assignée à un procédé lent de transport de matière comme la diffusion.

En présence de 10<sup>-2</sup> M en SG, nous notons une augmentation significative de la résistance de polarisation R<sub>p</sub> (tableau 5) qui montre que le composé garde sa performance en termes d'inhibition même en présence de solutions très agressives.



**Figure 9 :** Diagrammes d’impédance enregistré pour l’acier ordinaire dans NaCl 3% sans et avec addition de  $10^{-2}$  M en SG à  $32^{\circ}\text{C}$  ( $\Omega=1000$  tr/min).

**Tableau 5 :** Paramètres électrochimiques issus des diagrammes d’impédance obtenus à  $E_{\text{corr}}$  dans NaCl 3% sans et avec addition de  $10^{-2}$  M en SG.

Solution	$R_s(\Omega.\text{cm}^2)$	$R_{ct}(\Omega.\text{cm}^2)$	$C_{ct}(\mu\text{F}.\text{cm}^{-2})$	$R_p(\Omega.\text{cm}^2)$	IE%
NaCl 3%	5	46	450	112	-
$10^{-2}$ M en SG	18	1 476	190	2 084	94

### Conclusion

Au cours de ce travail, qui est la suite d’un autre travail publié à l’échelle internationale, nous avons étudié le traitement de l’eau industrielle en vue d’une protection des installations contre la corrosion et l’entartrage. Cette étude a été réalisée par différentes techniques électrochimiques, spectroscopiques et d’analyse de surface.

Tout d’abord, une étude de la qualité physico-chimique de l’eau d’appoint a montré que cette eau est agressive et entartrante.

La protection de l’acier ordinaire dans l’eau d’appoint simulée a été réalisée par l’utilisation de gluconate de sodium (SG). Les résultats obtenus montrent que SG qui agit en tant qu’inhibiteur anodique, présente une efficacité de l’ordre de 97%, et est un inhibiteur contre l’entartrage.

Pour s’assurer davantage de l’efficacité du SG, nous avons examiné l’effet des paramètres opératoires. En effet, ce composé présente une très bonne efficacité même en NaCl 3% et à des pH basiques de l’ordre de 9.5. Sa performance s’améliore avec le temps d’immersion et diminue légèrement avec la température.

## Références

1. Amjad, Z., Butala, D., Pugh, J. The influence of recirculating water impurities on the performance of calcium phosphate inhibiting polymers, *Corrosion*, 99 (1999) 118.
2. Touir, R., Cenoui, M., El Bakri, M., Ebn Touhami, M. *Corros. Sci.*, 50 (2008) 1530.
3. Refaey, S.A.M., *J. Appl. Electrochem.* 26 (1996) 503.
4. Touir, R., Dkhireche, N., Ebn Touhami, M., Lakhrissi, M., Lakhrissi, B, Sfaira, M., *Desalination*, 249 (2009) 922–928.
5. Marín-Cruz, J., Cabrera-Sierra, R., Pech-Canul, M.A., González, I. *Electrochim. Acta*, 51 (2006) 1847-1854.
6. Dong-Jin Choi, Seung-Jae You, Jung-Gu Kim, *Mater. Sci. and Eng. A*, 335 (2002) 228-235.
7. Saremi, M., Dehghanian, C., Mohammadi Sabet, M., *Corros. Sci.*, 48 (2006) 1404-1412.
8. Touir, R., Dkhireche, N., Ebn Touhami, M., Sfaira, M., Senhaji, O., Robin, J.J., Boutevin, B., Cherkaoui, M., *Mater. Chem. Phys.*, 122 (2010) 1–9.
9. Cenoui, M., Dkhireche, N., Kassou, O., Ebn Touhami, M., Touir, R., Dermaj, A., Hajjaji, N., *J. Mater. Environ. Sci.* 1 (2) (2010) 84-95.
10. Test method “laboratory screening tests to determine the ability of scale inhibitors and CaCO<sub>3</sub> from solution” NACE, Houston, (1974).
11. Boukamp, Users Manual Equivalent Circuit, ver. 4 (1993) 51.
12. Sato, N., Kudo, K., Nishimura, K., *J. Electrochem. Soc.*, 123 (1976) 1419.
13. Sato, N., Kudo, K., Noda, T. , *Z. Phys. Chem. N.F.* 98, (1975) 217.
14. Seo, M., Sato, N., Lumsden, J.B., Staehle, R.W., *Corros. Sci.*, 17, (1977) 209.
15. C.L. Foley, J. Kruger, C.J. Bechtoldt, *J. Electrochem. Soc.*, 114 (1967) 994.
16. Refaeyr, S.A.M., *Appl. Surf. Sci.*, 157 (2000) 199–206.
17. Gomma, G.K., Wahdan, M.H., *Mater. Chem. Phys.*, 39 (1991) 211.
18. Branzoi, V., Branzoi, F., Baibarac, M., *Mater. Chem. Phys.*, 65 (2000) 288.
19. Ochoa, Moran, F, Pébère, N., Tribollet, B., *Corros. Sci.*, 47 (2005) 593–604.
20. Muralidharam, S., Phani, K.L.N., Pitchumani, S., Ravichadran, S., Lyer, S.V.K., *J. Electrochem. Soc.*, 142 (1995) 1478.
21. De Levie, R., Electrochemical response of protons and rough electrodes, in : P. Dclahay, G.W. Tobias (Eds.) *Advances in Electrochemistry and Electrochemical engineering*, Vol.6. Wiley, New York, (1967) 329.

(2010) <http://www.jmaterenvirosci.com>