

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE
MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA RECHERCHE
SCIENTIFIQUE
Université du 20 août 1955 – SKIKDA



Faculté des Sciences
Département de Chimie

Mémoire de Master

Filière : Chimie - Spécialité : Electrochimie et corrosion

Présenté par :

BOUDEKHANA CHAIMA

BOULAHIA HAYAT

Etude de la PCAS dans le béton armé

Soutenu le : 02/07/2023

Devant le jury :

Dr. I. BRIOUA	MCB Université de Skikda	Président
Dr. Z. HOUIENE	MCA Université de Skikda	Encadreur
Dr. N. KHENCHOUL	MAA Université de Skikda	Examinatrice

Année universitaire : 2022/2023

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE
MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA RECHERCHE
SCIENTIFIQUE
Université du 20 août 1955 – SKIKDA



Faculté des Sciences
Département de Chimie

Mémoire de Master

Filière : Chimie - Spécialité : Electrochimie et corrosion

Présenté par :

BOUDEKHANA CHAIMA

BOULAHIA HAYAT

Etude de la PCAS dans le béton armé

Soutenu le : 02/07/2023

Devant le jury :

Dr. I. BRIOUA	MCB Université de Skikda	Président
Dr. Z. HOUIENE	MCA Université de Skikda	Encadreur
Dr. N. KHENCHOUL	MAA Université de Skikda	Examinatrice

Année universitaire : 2022/2023

Dédicace

«Vous n'atteindrez pas le sommet de la réussite sans passer par des vagues de fatigue, d'échec et de désespoir, faites preuve de volonté et ne vous arrêtez pas à ces stations.»

Je dédie ce modeste travail qui est le fruit de mes efforts

Aux deux personnes les plus proches de mon âme et cœur,

A ma très chère mère

J'ai tant de chose à te dire, je réalise que ma vie sans toi n'est plus rien du tout tu es pour moi la plus belle femme dans le monde. Ton affection me couvre, ta bienveillance me guide et ta présence à mes côtés a toujours ma source de force pour affronter les différents obstacles. Je m'excuse pour tous.

A mon très cher père

À L'homme de ma vie, mon héros ... mon exemple éternel ... ma force, À ceux qui sont dans mon cœur, qui ont veillé pour mon éducation et qui se sont sacrifiés beaucoup pour ma réussite, Mon cher père qui m'a toujours appris comment réfléchir avant d'agir, à celui qui m'a soutenu tout au long de ma vie scolaire et universitaire, et qui n'a jamais épargné le moindre effort pour mon bien.

À mes frères, Samir, Djamel, pour ses soutiens moraux et leurs conseils précieux. À mes chères sœurs qui n'ont pas cessé de me conseiller, encourager et soutenir tout au long de mes études : Sara, Nawal et Assia, que Dieu les protège et leurs offres la chance et le bonheur.

A ses enfants : loudjaine, Nawfel, Yasser, djouri, ouaiss, Assil, Rassim, Mayar, Adam, Amir et nada.

À ma chère sœur Karima que le mort ne lui a laissé le temps pour être présente avec moi dans ce jour, mais elle reste toujours la plus présente dans mon cœur.

À ma cher tante : lwiza

À ma grande mère khmissa, À mon grand-père Hocine

À ma grande famille Boudekhana

À mes chers amis : Zineb, Maroua, Hadjer, Sara, Rima, Tahany, Fathia et mon binôme Boulahia Hayat ,qui m'ont accompagné tout au long de ce parcours universitaire, en souvenir aux agréables moments que nous avons passé ensemble, pour son soutien permanent qui me remontait le moral aux moments difficile.

Je dédie tous les enseignants et mes collègues et les étudiants de la faculté de chimie, Université de Skikda. Et à tous ceux qui de près ou de loin m'ont aidé.

Chaima

Dédicace

Je dédie ce modeste travail qui est le fruit de mes efforts

A ceux que j'aime le plus au monde mes très chers parents, (Boulahia Mohamed, Bougueffa Eutamene Aldjia) a Leurs sacrifices et leurs encouragements toute ma vie, je ne saurais jamais comment exprimer mes sentiments pour avoir veillé sur mon éducation, jamais je ne peux les remercier assez de m'avoir donné le meilleur.

A Mes frères : Yesser, Abd ERaouf, Abd ENasser

A Mes sœurs: Rima, Manel, Lamia, Meriem

A La femme de Mon frère: chafai besma

A mes neveux : Joud, taj Eddine

A mes neveux : Yakobe Inal, doua Inal, rawassi Inal

A tout la famille BOULAHIA

A Mes amis : Nadjia Kadouche, Mira kendri, Zahra Djkaidal , Manel chenchane , Salsabil belgeurmi , Abla khezouz,Manel sebbagh,Tahani blam, fathia boubetta, chahra latrache ,Amani berrahal, Tires iméne , Maroua boulahia ...

A mon binôme: Chaima Boudekhana

BOULAHIA HAYAT

Remerciements

Avant toute chose, nous remercions **ALLAH** le tout puissant de nous avoir donné le courage, la santé, la patience, et la force durant toutes ces années d'étude.

Nous remercions très chaleureusement notre encadreur **Dr. Zahia HOUIENE** pour ses conseils précieux, son soutien, sa disponibilité et surtout pour ses qualités humaines.

Nous tenons à remercier également **Dr. Smail Brioua** d'être le président de juré de ce travail.

Nous souhaite également remercié madame **Khenchoul Nawal** d'avoir accepté d'être l'examinatrice de ce modeste travail.

Un grande merci pour madame **Remache Malika** pour son aide précieux au cours de ce travail.

Merci infiniment nos familles pour leurs soutiens continus durant ces années d'étude.

Nous remerciments les plus vifs vont à ceux qui nous ont aidés de près ou de loin à l'achèvement de ce modeste travail.

Sans oublier l'ensemble des enseignants ayant contribué à notre formation durant notre cycle d'étude.

DU FOND DU COEUR MERCI A TOUS

Introduction générale

Numéro de la figure	Titre de la figure	Page de la figure
Figure	Photographie de la corrosion des aciers dans le béton	1

Chapitre I

Figure I.1	Exemple de la corrosion chimique	5
Figure I.2	La corrosion électrochimique	6
Figure I.3	La corrosion uniforme	7
Figure I.4	La corrosion par piqûre	8
Figure I.5	La corrosion caverneuse	8
Figure I.6	La tribocorrosion	9
Figure I.7	Principe de la corrosion inter granulaire	9
Figure I.8	La corrosion fatigue	10
Figure I.9	La corrosion sous contrainte	10
Figure I.10	Représentation schématique d'une pile de corrosion	11
Figure I.11	La corrosion par érosion	11
Figure I.12	La corrosion sélective	12
Figure I.13	Fragilisation par hydrogène	13

Chapitre II :

Figure II.1	Les constituants du béton	19
Figure II.2	Mécanisme de corrosion de l'acier dans le béton	21
Figure II.3	Dégradation schématique des armatures au cours du temps	22
Figure II.4	Dégradation du béton armé	24
Figure II.5	Ouvrage concerné par la corrosion du béton en milieu marin	24
Figure II.6	Ouvrage d'un Parking d'aéroport concerné par la corrosion du béton	25
Figure II.7	Au niveau des modillons au premier plan, des épaufrures laissent apparaître les aciers touchés par un phénomène de corrosion actif	25

Chapitre III :

Figure III.1	Courbes types potentiel/temps d'immersion : $E=f(t)$	31
Figure III.2	Courbe de polarisation $i=f(E)$	33
Figure III.3	Courbe courant – tension donnant les droites de Tafel	34
Figure III.4	mesure de la résistance de polarisation	35
Figure III.5	Principe général de la spectroscopie d'impédance électrochimique	36
Figure III.6	Schéma de fonctionnement de la SIE représentant la perturbation sinusoïdale en potentiel et sa réponse en courant	37
Figure III.7	Exemple de diagrammes de Bode	38

LISTE DES FIGURES

Figure III.8	Représentation des courbes d'impédance sous la forme de diagramme de Nyquist (à droite) attendues pour les circuits électriques schématisés à gauche	39
Figure III.9	Fer rond à béton crénelé à haute adhérence	40
Figure III.10	Electrode de travail	41
Figure III.11	Le Zinc sous forme Solide(a) et poudre(b)	41
Figure III.12	Les différents composants de béton	42
Figure III.13	Les composants de mélange [Zinc(a)+Sable(b)+Ciment(c)+NaCl3%(d)]	42
Figure III.14	Filtration de mélange	42
Figure III.15	La solution	42
Figure III.16	Montage expérimental de la cellule électrochimique	43
Figure III.17	Montage de la chaine de corrosion	44
Figure III.18	(a)Cellule de mesure,(b) électrode de référence,(c)contre électrode	45
Figure III.19	Fer ronde à béton crénelé	45

Chapitre IV :

Figure IV .1	Les échantillons immergés dans les solution avant(a)et après(b) après 24 et 96 heure d'immersion	46
Figure IV.2	les échantillons	47
Figure IV. 3	Les échantillons immergés dans les solution(NaCl3%+Zn) avant(c)et après(d) avec addition de Zn	47
Figure IV.4	Variation de la vitesse de corrosion en fonction de la concentration NaCl 3% après 24 heure	48
Figure IV.5	Variation de la vitesse de corrosion en fonction de la concentration NaCl 3% après 96 heure	49
Figure IV.6	Evolution du potentiel d'abandon de fer ronde à béton crénelé dans une solution (Sable+Ciment+NaCl 3%) Sans Zn	51
Figure IV.7	Courbe de polarisation de fer ronde à béton crénelé dans une solution (Sable+Ciment+NaCl 3%)en absence de Zn	51
Figure IV.8	Diagramme de Nyquist de fer ronde à béton crénelé dans une solution (Sable+Ciment+NaCl 3%) en absence de Zn	52
Figure IV.9	Le circuit électrique équivalent	53
Figure IV.10	Evolution du potentiel d'abandon de fer ronde à béton crénelé dans une solution (Sable+Ciment+NaCl 3%) avec l'addition de Zn de défferentes masses	53
Figure IV.11	Evolution du potentiel d'abandon de fer ronde à béton crénelé dans une solution (Sable+Ciment+NaCl 3%) avec l'addition de Zn de défferentes masses	54

LISTE DES FIGURES

FigureIV.12	Courbe de polarisation de fer ronde à béton crénelé dans une solution (Sable+Ciment+NaCl 3%) en présences de Zn à différentes masses	56
Figure IV.13	Diagramme de Nyquist de fer ronde à béton crénelé dans une solution (Sable+Ciment+NaCl 3%) de 5gde Zn et le circuit équivalent après 1heure	58
Figure IV.14	Diagramme de Nyquist de fer ronde à béton crénelé dans une solution (Sable+Ciment+NaCl 3%) de 15gde Zn et le circuit équivalent après1heure	58
Figure IV.15	Diagramme de Nyquist de fer ronde à béton crénelé dans une solution (Sable+Ciment+NaCl 3%) de 35gde Zn et le circuit équivalent après 1heure	59
Figure IV.16	Diagramme de Nyquist de fer ronde à béton crénelé dans un milieu (Sable+Ciment+NaCl 3%) en présence de Zn à différentes masses après 1heure	59
Figure IV.17	Diagramme de Nyquist de fer ronde à béton crénelé dans un milieu (Sable+Ciment+NaCl 3%) en absence de Zn après 168 heure	60
Figure IV.18	Diagramme de Nyquist de fer ronde à béton crénelé dans un milieu (Sable+Ciment+NaCl 3%) de 5g de Zn à après 168 heure	61
Figure IV.19	Diagramme de Nyquist de fer ronde à béton crénelé dans un milieu (Sable+Ciment+NaCl 3%) de 15g de Zn après 168 heure	61
Figure IV.20	Diagramme de Nyquist de fer ronde à béton crénelé dans un milieu (Sable+Ciment+NaCl 3%) de 35g de Zn après 168 heure	62
Figure IV.21	Diagramme de Nyquist de fer ronde à béton crénelé dans un milieu (Sable+Ciment+NaCl 3%) en présence de Zn à différentes masses après 168heure	62

Chapitre I

Numéro de tableau	Titre de tableau	Page de tableau
Tableau I.1	Les facteurs de corrosion	13

Chapitre II

Tableau II.1	Position de zinc dans le tableau périodique	27
Tableau II.2	Propriétés atomiques de l'élément Zn	28
Tableau II.3	L'énergie d'ionisation de zinc	28
Tableau II.4	Propriétés physiques du corps simple de zinc	29

Chapitre III

Tableau III.1	Composition chimique de l'alliage de fer roudé à béton crénelé	39
Tableau III.2	Quelques caractéristiques de l'acier fer roudé à béton crénelé	40

Chapitre IV

Tableau IV.1	Paramètres de corrosion de fer roudé à béton crénelé à différentes concentrations dans une solution NaCl 3%	48
Tableau IV.2	Paramètres de corrosion de fer roudé à béton crénelé à différentes concentrations dans une solution NaCl 3%	49
Tableau IV.3	Paramètres de corrosion de fer roudé à béton crénelé à différentes concentrations dans une solution NaCl 3% avec addition de Zn	50
Tableau IV.4	Valeurs du potentiel d'abandon et potentiel d'immersion de fer roudé à béton crénelé dans une solution (Sable+Ciment+NaCl 3%) en absence de Zn	50
Tableau IV.5	Valeurs des grandeurs électrochimiques de fer roudé à béton crénelé dans le milieu (Sable+ Ciment+NaCl 3%) en absence de Zn	52
Tableau IV.6	Valeurs du potentiel d'abandon et potentiel d'immersion dans une solution (Sable+Ciment+NaCl 3%)	54
Tableau IV.7	Valeurs des grandeurs électrochimiques de fer roudé à béton crénelé dans la solution (Sable+ Ciment+NaCl 3%) en présence de Zn à différentes masses	57
Tableau IV.8	Les paramètres relatifs aux mesures des impédances électrochimiques.	59
Tableau IV.9	Les paramètres relatifs aux mesurés des impédances électrochimiques	62

PCAS :	Protection cathodique par anode sacrificielle.
O₂ :	dioxygène.
H₂ :	dihydrogène.
CO₂ :	Dioxyde de carbone.
Zn :	Zinc.
Zn²⁺ :	Ion de zinc.
Fe :	Fer.
Fe²⁺ :	Ion de fer II.
Fe³⁺ :	Ion de fer III.
Fe(OH)₂ :	L'hydroxyde ferreux.
OH⁻ :	Ion hydroxyde.
H₂O :	L'eau.
Na Cl :	Chlorure de sodium.
Ca(OH)₂ :	Hydroxyde de calcium.
pH :	Potentiel d'hydrogène.
E :	Potentiel.
E⁰ :	potentiel électrochimique standard.
I :	Courant.
t :	La durée de l'immersion du métal dans la solution.
g :	gramme
V :	Volte
mm/ans :	Millimètre par année
Log :	Logarithme décimale
Δm :	Différence de masse.
W_{corr} :	Vitesse de corrosion.
β_a :	Coefficients de TAFEL anodique (mV).
β_c :	Coefficients de TAFEL cathodique (mV).
S :	Surface de l'électrode.
M :	La masse molaire du métal(g/mol).
n :	nombre d'électrons.
F :	Constante de faraday (96500C.mol ⁻¹).
i-E	Intensité-potentiel.

i_a :	Courant anodique.
i_c :	Courant cathodique.
R_p :	Résistance de polarisation.
I_{corr} :	Courant de corrosion.
E_{corr} :	Potentiel de corrosion.
OCP :	Potentiel à circuit ouvert.
F :	Fréquence (Hz).
Pt :	Contre électrode en platine
ECS :	Électrode de référence calomel saturé.
SIE :	Spectroscopie d'impédance électrochimique.
$Z(\omega)$:	L'impédance.
Z :	Le module de l'impédance.
Φ :	La phase
Z_r :	La partie réelle de l'impédance
Z_j :	La partie imaginaire de l'impédance
R_{ct} :	Résistance de transfert de charge

Dédicace	I
Remerciements	III
Liste des figures	IV
Liste des tableau.....	VII
Liste d'abréviations.....	VIII
Introduction générale.....	1

Chapitre I: Généralités sur la corrosion

I.1. Introduction.....	3
I.2. Définition de la corrosion.....	3
I.3. Importance économique sur la corrosion.....	3
I.4. L'origine de corrosion.....	4
I.5. Les modes de la corrosion.....	4
I.5.1. La corrosion chimique (sèche).....	4
I.5.2. La corrosion bactérienne.....	5
I.5.3. La corrosion électrochimique.....	6
I.6. Les formes de corrosion.....	6
I.6.1. La corrosion uniforme(généralisé).....	6
I.6.2. La corrosion localisée.....	7
I.6.2.1. La corrosion par piquûre.....	7
I.6.2.2. La corrosion caverneuse.....	8
I.6.2.3. La corrosion par frottement (tribocorrosion).....	9
I.6.2.4. La corrosion inter-granulaire.....	9
I.6.2.5. La corrosion fatigue.....	10
I.6.2.6. La corrosion sous contrainte.....	10
I.6.2.7. La corrosion galvanique.....	11
I.6.2.8. La corrosion par érosion.....	11
I.6.2.9. La corrosion sélective.....	11
I.6.2.10. Fragilisation par hydrogène.....	12
I.7. Les facteurs de corrosion.....	13
I.7.1. La vitesse de corrosion.....	14
I.7.2. Effet de la température.....	14
I.7.3. Effet de l'acidité.....	14
I.7.4-Régime hydrodynamique.....	14

I.7.5. Salinité.....	14
I.8. Moyens de protection contre la corrosion.....	15
I.8.1. Protection électrochimique.....	15
I.8.2 Protection par revêtement.....	16
I.8.3. Protection par inhibiteurs.....	17
I .9. Conclusion.....	17

Chapitre II : Généralités sur le béton et la corrosion des armatures, le Zinc.

II.1. Introduction	18
II.2. Le Béton	18
II.2.1. Définition.....	18
II.2.2. Composition du béton.....	18
II.3. Le béton armé.....	19
II.4. La corrosion des armatures.....	19
II.5. La corrosion de l'acier dans le béton.....	20
II.5.1. Différentes types de corrosion.....	20
II.6. Mécanisme de la corrosion des armatures.....	20
II.7. Les étapes de la corrosion des armatures dans le béton.....	22
II.8. Le phénomène de corrosion dans le béton armé.....	23
II.9. Schéma descriptif des pathologies du béton armé.....	23
II.10. Facteurs influençant la corrosion des armatures.....	26
II.11. La dépassement des aciers dans le béton.....	27
II.12. Utilisation du zinc.....	27
II.13. Les propriétés de Zinc.....	28
II.14. Conclusion.....	29

Chapitre III: Matériaux, conditions et techniques expérimentales

III.1. Introduction.....	30
III.2. Les méthodes d'étude de la corrosion.....	30
III.2.1. L'étude gravimétrique (la perte de masse).....	30
III.2.2. Méthodes électrochimiques.....	31
III.2.2.1. Méthodes électrochimiques stationnaires	31
a. Évolution du potentiel d'abandon $E=f(t)$	31
b. Courbe de polarisation intensité- potentiel ($I-f(E)$).....	32
III.2.2.2. Méthodes électrochimiques transitoire.....	35

a. La spectroscopie d'impédance électrochimique (S.I.E).....	36
III.3. Matériaux utilisés.....	39
III.3.1. compositions chimiques.....	39
III.3.2. Milieu d'étude.....	41
III.3.3. Montage expérimental.....	43
III.3.4. Conditions d'essai.....	45
III.4. Conclusion.....	45

Chapitre IV: Résultats et discussion

IV. Introduction.....	46
IV.1. L'étude gravimétrique.....	46
IV.1.1. L'étude gravimétrique après 24 heure.....	47
IV.1.2. L'étude gravimétrique après 96 heure.....	49
IV.1.2. L'étude gravimétrique en présence de Zinc après 96heure.....	50
IV.2. comportement électrochimique de l'acier dans l'extrait du béton(sans zinc).....	50
IV.2.1 Evolution du potentiel à circuit ouvert [$E=f(t)$].....	50
IV.2.1 .Courbes de polarisation.....	51
IV.2.3. Spectroscopie d'impédance électrochimique.....	52
IV.3. Essai avec Zinc.....	53
IV.3.1. comportement électrochimique de l'acier dans l'extrait du béton.....	53
Conclusion générale.....	
Références bibliographiques.....	
Résumé.....	

Introduction générale

La corrosion des aciers dans le béton (figure 1) est l'une des principales pathologies des ouvrages en génie civil. Elle entraîne des coûts très importants de maintenance, de réparation et peut dans certain cas mettre en cause la sécurité des structures et des usagers.



Fig 1: Photographie de la corrosion des aciers dans le béton

Les méthodes de protection des matériaux métalliques contre la corrosion sont nombreuses telles que la protection par anode sacrificiel, la protection par courant imposée, la protection par revêtement et la protection par les inhibiteurs.

La protection cathodique par anodes sacrificielles est un procédé de stabilisation des armatures corrodées dans un béton. Il s'agit d'un traitement électrochimique qui permet de réduire considérablement la cinétique de corrosion des armatures.

L'objectif de notre travail est d'étudier le comportement de la ferraille à la corrosion dans l'extrait (Sable+Ciment+NaCl 3%) issu du béton en absence et en présence du zinc comme anodes sacrificielles par l'emploi de la méthode gravimétrique (perte de masse) d'une part et les méthodes électrochimiques stationnaires ($E = f(t)$, $i = f(E)$) et des méthodes non stationnaires [Spectroscopie d'impédance électrochimique (SIE)] d'autre part.

Ce travail de mémoire de master est structuré comme suit :

- Le premier chapitre est consacré à une mise au point bibliographique sur la corrosion et la lutte contre ce phénomène fatal.
- Dans le deuxième chapitre nous présentons des généralités sur la corrosion des armatures du béton armé et le Zinc.
- Le troisième chapitre concerne les matériaux, conditions et techniques expérimentales.

- Le quatrième chapitre sera consacré à présenter les résultats obtenus au cours de cette étude.

En fin nous terminons par une conclusion générale.

Chapitre I

Généralité sur la corrosion

I.1. Introduction

La corrosion peut être définie comme une dégradation physique d'un matériau et la détérioration de ses propriétés chimiques sous l'influence de son milieu environnant. En effet, elle peut affecter de nombreuses structures, particulièrement celle constituées de matériaux métalliques. Ces derniers et plus particulièrement les aciers qui constituent les matériaux de base dans la construction de nombreuses structures sont fortement exposés à la corrosion qu'ils soient au contact d'atmosphères humides, immergés en eau douce ou saline, implantés dans les sols ou en présence de solutions plus ou moins agressives. Les processus de corrosion dans ces milieux dépendent d'un grand nombre de facteurs qui interviennent non pas individuellement, mais en relation plus ou moins complexe les une avec les autres: la nature et la structure du matériau, les caractéristiques chimiques de l'environnement, sa température, etc.

De ce fait, la corrosion a donnée et donne toujours lieu à de nombreuses études car les phénomènes de corrosion rencontrés sont complexes et souvent spécifiques à chaque domaine [1].

I.2. Définition de la corrosion

La norme internationale **ISO8044** définit la corrosion comme «l'interaction physico-chimique entre un métal et son milieu environnant entraînant des modifications dans les propriétés du métal et pouvant conduire à une dégradation significative de la fonction du métal, du milieu environnant ou du système technique dont ils font partie».

Une autre définition, considère que ce phénomène n'est autre que le retour des métaux et alliage à leurs états naturels de minerais. En tous cas quelle que soit la définition adoptée, la corrosion est une dégradation. Selon le milieu, la corrosion est dite sèche quand elle apparaît dans les environnements gazeux et humide lorsqu'elle a lieu dans les électrolytes liquides [2].

I.3. L'économie et la corrosion

Les conséquences de la corrosion sur le plan économique et sociale peuvent être résumées dans les points suivants :

- **Pertes directes** : remplacement des matériaux corrodés et des équipements dégradés.
- **Pertes indirectes** : coûts des réparations et pertes de production (temps).

- **Mesures de protection** : inspections, entretiens, etc.

La diversité des coûts rend toute estimation des charges économiques dues à la corrosion difficile et incertaine. Cependant, il s'agit sans aucun doute de montants assez élevés.

I.4. L'origine de corrosion

Les causes de la corrosion sont multiples et complexes et elles résultent d'interactions chimiques et /ou physiques entre le matériau et son environnement.

Les différents paramètres qui favorisent la corrosion d'un matériau sont :

- Composition chimique et microstructure du métal.
- Composition chimique de l'environnement.
- Paramètres physiques (température, irradiation, etc.).
- Sollicitations mécaniques (contraintes, chocs, frottement, etc.).

Donc on peut dire que les phénomènes de corrosion dépendent du matériau et du milieu environnant [3].

I.5. Les modes de la corrosion

On peut distinguer 3 types de la corrosion : chimiques, bactériennes et électrochimiques.

I.5.1. La corrosion chimique (sèche)

La corrosion chimique est l'attaque directe du métal par son environnement. Ce type de corrosion se développe dans une solution non électrolyte ou sur action des gazeux (d'O₂, H₂ et CO₂). Lorsque le réactif est gazeux ou cette corrosion se produit à haute température, elle est alors appelée : Corrosion sèche ou corrosion à haute température.

La figure (2) illustre les réactions d'oxydation et de réduction dans le cas d'une corrosion chimique.

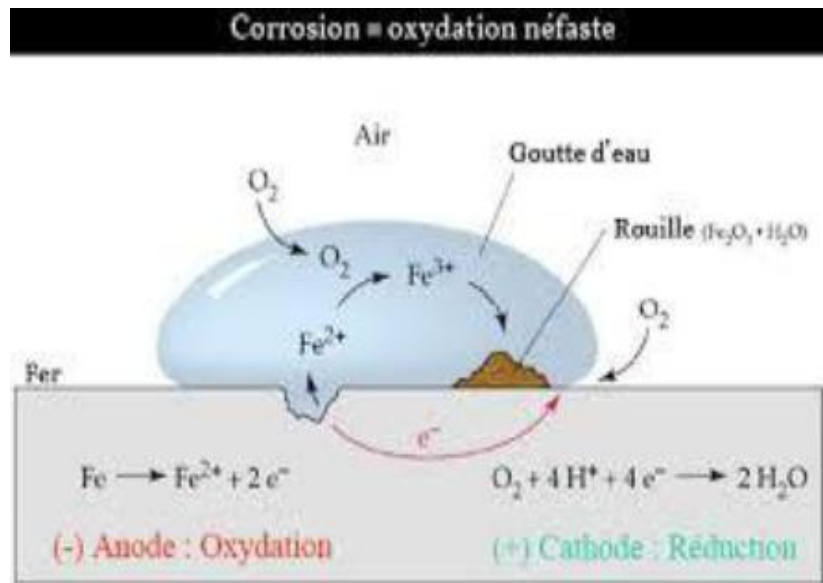


Fig. I.2: Exemple de corrosion chimique.[4]

Dans le cas général la réaction qui se produit est de la forme :



I.5.2. La corrosion bactérienne

Les bactéries présentes dans le milieu, modifient l'environnement en produisant par exemple de l'acide sulfurique qui vient consommer le métal.

Le mécanisme de ce mode de corrosion peut être de plusieurs types :

- a. Chimique par production de substances corrosives telles que CO_2
- b. Certaines bactéries peuvent réduire les sulfates par l'intermédiaire d'hydrogène.
- c. Dans certains cas, on peut observer sur les dépôts de canalisation adhérente

résultant de l'attaque, non pas du métal lui-même, mais celle de certains constituants du milieu ambiante par des bactéries. L'en résulte la formation de piqures sur le métal, à l'endroit où s'est produit le dépôt, suivant un processus de corrosion par différence de concentration en oxygéné [6].

I.5.3. La corrosion électrochimique

Caractérise plus particulièrement la corrosion des métaux et les alliages au contact d'une solution contenant un électrolyte dissous. Elle apparaît chaque fois qu'il y a hétérogénéité dans l'un des constituant du couple formé par le métal et le réactif qui a pour conséquence la formation des piles ou des micro- piles, c'est-à-dire des anodes et des cathodes et ceci sur la même partie de la structure métallique. La corrosion de la partie anodique est accompagnée du passage d'un courant dans l'électrolyte, courant qui va de l'anode vers la cathode [7].

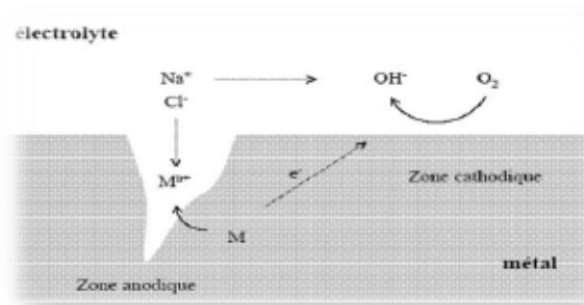


Fig. I. 3 : Corrosion électrochimique.

I.6. Les formes de la corrosion

I.6.1. La corrosion uniforme (généralisé)

C'est la forme la plus classique de la corrosion, mais pas toujours la plus importante en termes économiques ou sécuritaires. Elle se caractérise par l'existence de plusieurs processus électrochimiques individuels qui se produisent uniformément sur toute la surface considérée. Elle se traduit en diminution d'épaisseur (par unité de temps ou en perte de poids par unité de surface, et par unité de temps) si les produits de corrosion sont solubles, ou par un dépôt uniforme s'ils ne le sont pas. La corrosion uniforme peut être réduite ou évitée par un choix convenable du matériau, la modification du milieu ou la protection cathodique [8].



Fig. I.4: Corrosion uniforme.

I.6.2. La corrosion localisée

C'est une corrosion qui est due à la formation d'une pile électrochimique entre aux moins deux matériaux métalliques, s'appelée aussi bimétallique, déroule en un lieu spécifiquement anodique d'une surface ou d'une structure métallique. Elle diffère de la corrosion uniforme par la distinction claire des endroits anodiques et cathodiques. En pratique la corrosion localisée provient d'une hétérogénéité du matériau ou de l'environnement [9].

I.6.2.1. La corrosion par piquêre

La corrosion par piquêre est produite par certains anions, notamment les halogénures, et plus particulièrement les chlorures, sur les métaux protégés par un film d'oxyde mince (fer, aciers, aluminium et ses alliages...). Elle induit typiquement des cavités de quelques dizaines de micromètres de diamètre et de profondeur. Ces piquêres de corrosion peuvent se développer rapidement et peuvent finir par perforer intégralement la surface métallique ce qui peut entraîner à terme la perforation de la pièce et sa fragilisation sans que l'on enregistre une perte de poids appréciable. Ce qui laisse à dire que c'est la forme de corrosion la plus dangereuse car elle est difficilement réparable [10].

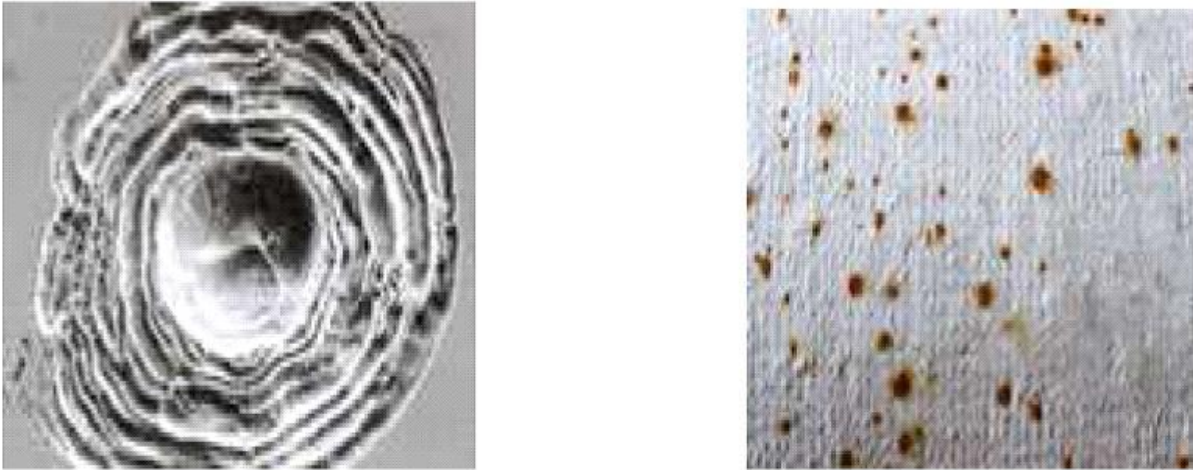


Fig. I.5 : Corrosion par piqûres[11].

I.6.2.2. La corrosion caverneuse

Cette forme d'attaque est généralement associée à la présence de petits volumes de solution électrolytique stagnante dans des interstices, sous des dépôts et des joints, ou dans des cavernes ou crevasses, par exemple sous les écrous et têtes de rivets. Le sable, la poussière, le tartre, les produits de corrosion sont autant de corps solides susceptibles de créer des zones dans lesquelles le liquide n'est que difficilement renouvelé.

Ce phénomène concerne tous les matériaux. C'est aussi le cas des joints en matériau souple, poreux ou fibreux (bois, plastique, caoutchouc, ciment, amiante, tissus, etc.) [12].



Fig. I.6: la corrosion caverneuse.

I.6.2.3. La corrosion par frottement (tribocorrosion)

La corrosion-frottement concerne les dommages provoqués par la corrosion au niveau du contact de deux surfaces métalliques en mouvement relatif l'une par rapport à l'autre. Elle se produit essentiellement lorsque l'interface est soumise à des vibrations (mouvement relatif répété de deux surfaces en contact) et à des charges de compression.

En présence d'un mouvement de frottement continu en milieu corrosif, on utilise de préférence le vocable de tribocorrosion [12].

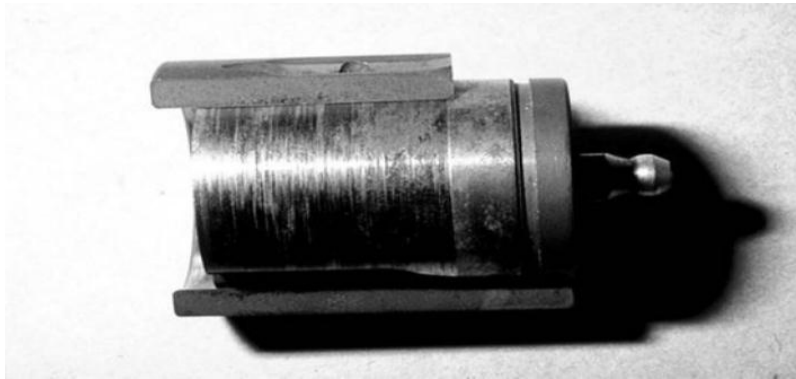


Fig.I.7 : La tribocorrosion.

I.6.2.4. La corrosion inter- granulaire

La corrosion inter granulaire correspond à une dissolution préférentielle des zones d'émergence des joints de grains à la surface des matériaux mis en présence de milieux agressifs [13].

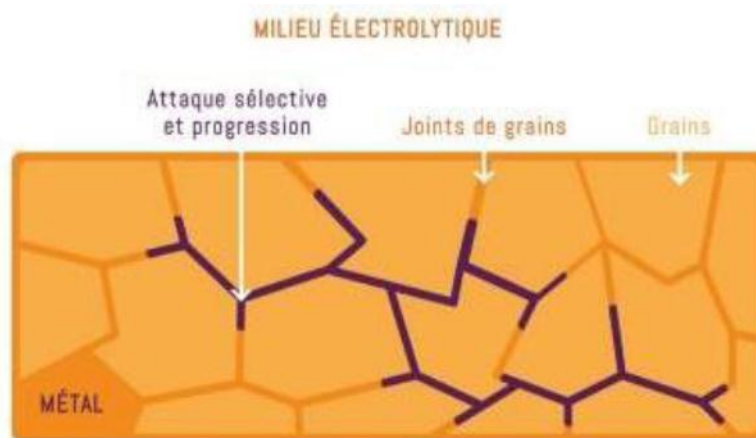


Fig. I.8 : Principe de la corrosion inter granulaire[14].

I.6.2.5. La corrosion fatigue

La corrosion fatigue est observée lorsque l'effet est alterné, par conséquent l'attaque est en général transgranulaire. [15]



Fig.I.9 : La corrosion fatigue.

I.6.2.6. La corrosion sous contrainte

C'est une fissuration du métal, qui résulte de l'action commune d'une contrainte mécanique et d'une réaction électrochimique [16].

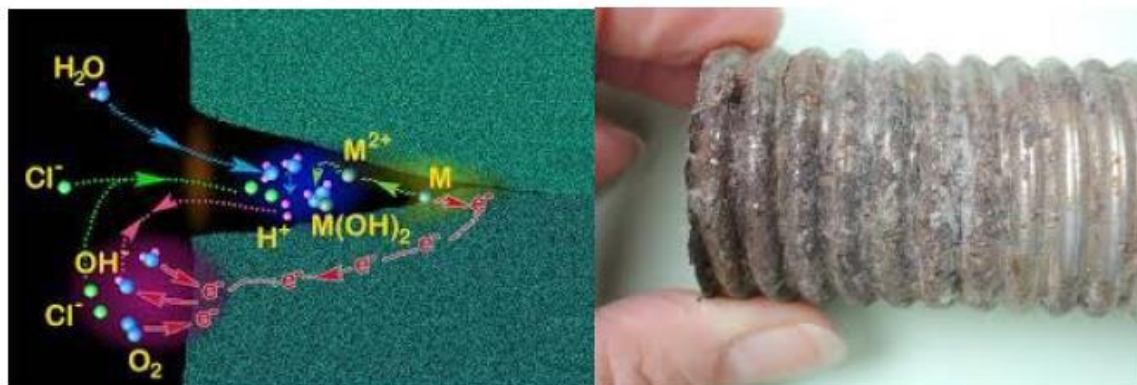


Fig.I.10 : Corrosion sous contrainte.

I.6.2.7. La corrosion galvanique

Le processus de corrosion galvanique s'initie lorsque deux matériaux ayant des potentiels électro- chimiques différents sont en contact dans un électrolyte. Un équilibre s'établit et confère au plus noble des deux un rôle de cathode tandis que le second constitue l'anode [17].

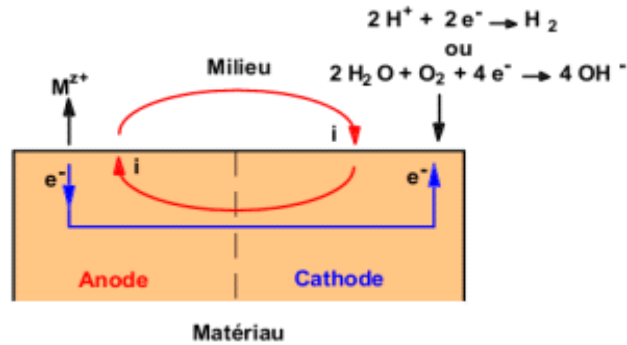


Fig.I.11: Représentation schématique d'une pile de corrosion.

I.6.2.8. La corrosion par érosion

Elle est due à l'action conjointe d'une réaction électrochimique et d'un enlèvement mécanique de matière. Elle a souvent lieu sur des métaux exposés à l'écoulement rapide de fluide [18].



Fig. I.12: la corrosion par érosion.

I.6.2.9. La corrosion sélective

C'est l'oxydation d'un composant de l'alliage, conduisant à la formation d'une structure métallique poreuse [18].



Fig.I.13: La corrosion sélective.

I.6.2.10. Fragilisation par hydrogène

Ce phénomène provient de la capacité de l'hydrogène à diffuser dans les métaux en modifiant les propriétés. On peut distinguer trois sources possibles d'hydrogène :

- Présence dans l'installation sous forme gazeuse (industrie pétrolière par exemple).
- Formation par polarisation cathodique.
- Formation par réaction de corrosion.

D'une façon générale, la fragilisation par l'hydrogène affecte les alliages à caractéristiques mécaniques élevées (aciers martensitiques, alliages de titane...) et se traduit, comme la corrosion sous contrainte, par la propagation rapide de fissures. Bien que plusieurs mécanismes puissent être évoqués, la fragilisation est liée à la pénétration d'hydrogène dans la matrice métallique par diffusion à l'état atomique. L'hydrogène ainsi inséré dans le réseau pourrait fragiliser le matériau en rendant le mouvement des dislocations plus difficile, ou encore en diminuant l'énergie de cohésion entre les atomes. Lorsque cette interaction se produit dans des zones sous contrainte (en pointe de défaut par exemple), la perte de ductilité qui en résulte conduit à la propagation de fissures [19].

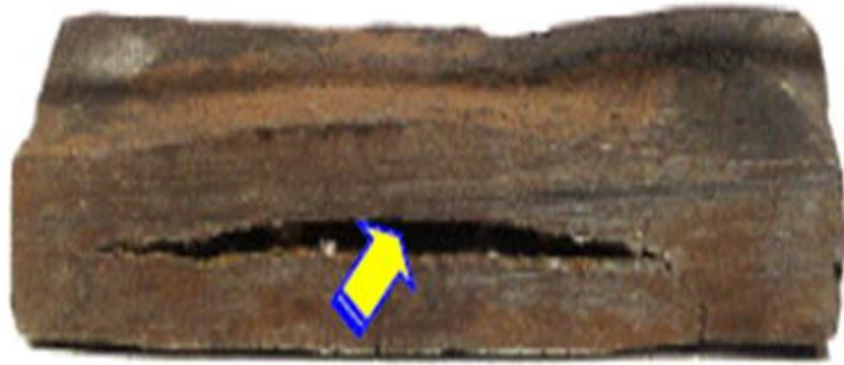


Fig. I.14: Fragilisation par hydrogène. [20]

I.7. Les facteurs de corrosion

Les phénomènes de corrosion dépendent de plusieurs facteurs qui peuvent être classés en quatre groupes principaux tels que les :

1. Facteurs métallurgique.
2. Facteurs définissant les conditions d’emploi.
3. Facteurs dépendant du temps.
4. Facteur définissant les modes d’attaques.

Tous ces facteurs sont représentés dans le tableau(I.1) suivant [21]:

Tableau I.1 : Les facteurs de la corrosion

Facteurs définissant les modes d’attaques	Facteurs métallurgiques	Facteurs définissant les conditions d’emploi	Facteurs dépendant du temps
-Concentration du réactif	-Composition de l’alliage	-Etat de surface	-Vieillessement
-Teneur en oxygène	-Procédé élaboration	-Formes des pièces	-Tension mécanique
-pH du milieu	-Impureté	-Emploi d’inhibiteurs	-Modifications des revêtements protecteurs
-Additions d’inhibiteurs	-Traitement thermique	-Procèdes d’assemblage	
-Température	-Traitement mécanique		
-Pression	-Additions protectrices		

I.7.1. La vitesse de corrosion

La vitesse de corrosion d'un métal dans un milieu corrosif dépend à la fois des caractéristiques de deux paramètres : la température et le pH, ces deux paramètres ont une influence directe sur la vitesse de corrosion, et une influence indirecte à travers la phase aqueuse (eau de condensation, eau de production). Les conditions de flux, le film formé à la surface du métal et la pression ont une influence directe à travers la pression partielle [22].

I.7.1.1. Effet de la température

Généralement, l'augmentation de la température accélère les phénomènes de corrosion, car elle diminue les domaines de stabilité des métaux et accélère la cinétique de réaction et de transport de charge. L'importance de son influence varie en fonction du milieu corrosif dans lequel se trouve le matériau [23].

I.7.1.2. Effet de l'acidité

La susceptibilité du matériau à la corrosion est en fonction du pH de l'électrolyte. Une forte concentration en protons dans la solution augmente l'agressivité du milieu, ce qui modifie les équilibres des réactions chimiques et électrochimiques. La corrosion augmente avec la diminution du pH du milieu [24].

I.7.2. Régime hydrodynamique

Le transport des réactifs vers l'interface et des produits de réaction vers l'électrolyte est de nature à modifier la cinétique des réactions électrochimiques en changeant la concentration des espèces et donc le potentiel d'équilibre. Les conditions hydrodynamiques fixent les vitesses de réactions en contrôlant le transport de matière par l'établissement d'une couche limite de diffusion des espèces, appelée couche de Nernst, ce qui explique l'importance de l'agitation de l'électrolyte lors des essais de corrosion de laboratoire [25].

I.7.3. Salinité

Les chlorures sont des ions agressifs, souvent à l'origine de corrosions localisées, leur présence en solution s'accompagne d'effets complémentaires, d'une part, leur concentration locale induit une acidification du milieu et d'autre part, la salinité a une influence sur la conductivité du milieu aqueux [26].

I.8. Moyens de protection contre la corrosion

La lutte contre la corrosion représente toutes les mesures qu'on peut prendre pour protéger les matériaux métalliques contre l'action destructive du milieu. La protection la plus immédiate est choisir des métaux ou alliages résistant aux milieux agressifs. Dès la phase de conception d'une installation, la protection contre la corrosion doit être considérée pour éviter de nombreux problèmes et garantir une certaine durée de vie [27].

I.8.1. Protection électrochimique

I.8.1.1. Protection cathodique

Elle consiste à placer le métal dans son domaine d'immunité ; Elle est réalisable soit par anode sacrificielle (réactive) ou bien par courant imposé.

- ❖ **la protection par anode sacrificielle** le métal à protéger est couplé à un métal moins noble, c'est à dire plus électronégatif (magnésium, aluminium, zinc). Celui-ci devient alors l'anode et la structure à protéger la cathode du système. L'anode se corrode alors et il faut la remplacer périodiquement.
- ❖ **la protection par courant imposé**, on impose à l'aide d'une source extérieur un courant ou un potentiel cathodique par rapport à une anode constituée par un matériau inaltérable (titane platiné, graphite...) [28].

I.8.1.2. Protection anodique

La protection anodique consiste à élever artificiellement le potentiel du métal pour l'amener dans la zone de passivation [29].

La protection anodique s'applique aux métaux passivables dont le potentiel de corrosion situe dans le domaine actif ($E_{\text{corr}} < E_p$). Une polarisation anodique permet dans ce cas de déplacer le potentiel dans le domaine passif.

La densité de courant nécessaire pour maintenir le métal à l'état passif équivaut à la densité de courant passif i_p , qui est normalement très faible [29].

I.8.2 Protection par revêtement

I.8.2.1. Protection par revêtement métallique

Les revêtements métalliques sont couramment employés pour protéger l'acier, notamment contre la corrosion atmosphérique, on peut aussi les appliquer sur d'autres substrats comme le cuivre et ou le laiton, outre leurs effets anti-corrosion, ils remplissent souvent une fonction décorative comme c'est le cas par exemple pour les revêtements de chrome. Selon leur comportement, il existe deux types de revêtements métalliques :

a. Revêtements nobles ou cathodiques : Le métal à protéger est moins noble que le revêtement. C'est le cas par exemple d'un revêtement de nickel ou de cuivre sur l'acier.

b. Revêtements moins nobles anodiques ou sacrificiel : Le substrat est plus noble que le revêtement, c'est le cas du procédé imperméable entre le matériau et le milieu. Ils se divisent en trois familles : de galvanisation (revêtement de zinc) [30].

I.8.2.2. Protection par revêtement non métallique

Parmi les revêtements inorganiques, on distingue deux types :

- ❖ Les couches de conversion.
- ❖ Les couches étrangères au substrat.

Les couches de conversion sont obtenues par une réaction du métal avec un milieu choisi. Elles contiennent donc toujours des ions prévenant du substrat.

Les couches étrangères aux substrats sont en revanche, fabriquées par des procédés de déposition qui n'impliquent pas une réaction du substrat, la composition des couches est alors indépendante de celle du substrat [31].

I.8.2.3. Protection par les revêtements organiques

Les revêtements organiques forment une barrière plus ou moins imperméable entre le matériau et le milieu. Ils se divisent en trois familles :

- ❖ Les peintures et vernis.
- ❖ Les bitumes.
- ❖ Les revêtements polymériques [32].

I.8.3. Protection par inhibiteurs

Un inhibiteur est une “substance chimique ajoutée au système de corrosion à une concentration choisie pour son efficacité; celle-ci entraîne une diminution de la vitesse de corrosion du métal sans modifier de manière significative la concentration d’aucun agent Corrosif contenu dans le milieu agressif [33].

Il existe plusieurs possibilités de classer les inhibiteurs. Ces classes distinguent autres de diverse manière : [34,35]

- ❖ par réaction partielle (anodique, cathodique, mixtes).
- ❖ par domaine d’application (milieu acide, neutre, peinture, phases gazeuses...).
- ❖ par mécanisme réactionnel (adsorption, passivation, élimination de l’agent corrosif).

I.9. Conclusion

La corrosion est un phénomène néfaste qui affecte les métaux. Elle existe sous plusieurs formes suivant le processus mis en jeu. Plusieurs méthodes sont utilisées pour lutter contre ces phénomènes tels que protection électrochimique (protection anodique et protection cathodique), protection par revêtements (métallique, non métallique et organique) et la protection par inhibiteur, ces derniers sont sujet de notre travail

Chapitre II
Généralité sur la
corrosion des
armatures du béton
armé et le Zinc

II.1. Introduction

La Corrosion des armatures dans le béton est l'une des principales causes de détérioration des structures. Le Béton fournit normalement un degré élevé de protection à l'acier d'armature contre la corrosion, en raison de la haute alcalinité ($\text{pH} = 13$) de la solution interstitielle. En général, il existe deux facteurs majeurs qui causent la corrosion des armatures dans le béton à un niveau inacceptable, soit la carbonatation ou la présence d'ions chlorure dans le milieu environnant, Ainsi que d'autres liés à l'environnement externe tel que l'humidité, l'oxygène, la température et attaque bactérienne [36].

II.2. Le béton

II.2.1. Définition

Le béton est un matériau composite de ciment, de sable et d'eau auquel est ajouté un type de granulats. C'est l'un des matériaux de construction les plus importants de l'ère moderne et c'est le principal matériau utilisé dans la construction.

II.2.2. Composition du béton

➤ Ciment

Le ciment est la partie noble du béton, c'est un liant souple qui nécessite et durcit, il possède donc des propriétés cohésives et adhésives en présence d'eau, ce qui lui permet de lier les composants du béton entre eux. de ciment qui offrent des propriétés différentes.

➤ Eau de gâchage

L'eau n'intervient pas ses propriétés physiques et chimiques à toutes les étapes de la vie du béton. L'une de ses propriétés assure l'hydratation du ciment et contribue à la cohésion du matériau durci, car un béton de qualité doit contenir le plus faible pourcentage d'eau.

➤ Granulats

Les granulats constituent la phase dominante du béton, ils sont utilisés comme matériau de base et sont considérés comme très importants.

➤ Adjuvants chimiques

Pour améliorer certaines propriétés du béton, on utilise des additifs chimiques, qui sont des matériaux autres que les granulats, le ciment et l'eau, afin de lui donner de nouvelles fonctionnalités.

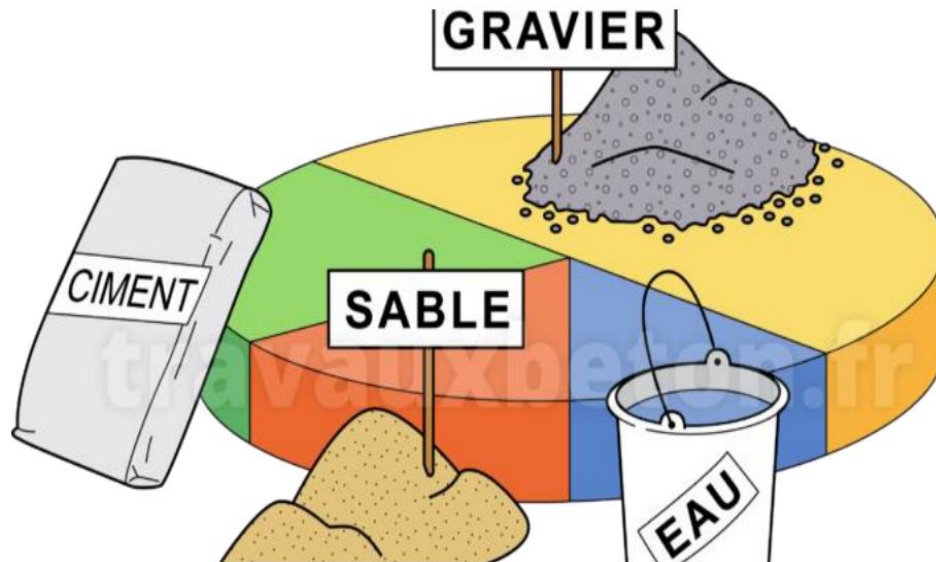


Fig.II.1: Les constituants du béton

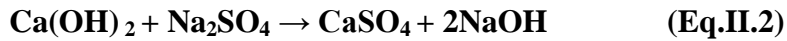
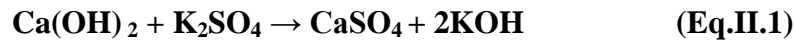
II.3. Le béton armé

Le béton armé est l'intime assemblage d'armatures (généralement en acier) et de béton afin de compenser la mauvaise tenue de ce dernier à la traction. Cet assemblage est rendu possible grâce à la dilatation comparable des deux matériaux [37].

II.4. La corrosion des armatures

Le béton d'enrobage a pour principale fonction de protéger physiquement et chimiquement l'acier vis-à-vis de la corrosion : il constitue d'une part une barrière à franchir par les espèces agressives (le dioxyde de carbone et les ions chlorure notamment) avant de pouvoir atteindre le premier lit d'armatures et d'autre part un milieu environnant basique, assuré par un pH de l'ordre de 13,5 favorisant la passivation de l'acier W. En effet, lors du gâchage, les minéraux contenus dans le ciment, et en particulier les silicates C_2S et C_1S , s'hydratent et conduisent à la formation de silicates de calcium hydratés (C-S-H), à l'origine de la résistance de la matrice, et d'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$ (ou portlandite CH). La solubilité de la portlandite dans l'eau est de l'ordre de 22 mmol.l^{-1} à 25°C , soit environ 1,6

g.l^{-1} , ce qui correspond à un pH de 12,6. Dans le ciment on trouve également en quantité mineure des sulfates alcalins, qui peuvent réagir avec la portlandite (équation) :



La solution interstitielle s'enrichit progressivement en bases alcalines NaOH et surtout KOH qui fournissent les ions OH^- à l'origine du pH élevé du liquide interstitiel. Le pH de la solution interstitielle est ainsi compris entre 13 et 13,5. Dans ces conditions, l'armature est protégée par passivation et est recouverte d'une fine pellicule d'oxyde de fer de type Fe_3O_4 et Fe_2O_3 [38].

II.5. La corrosion de l'acier dans le béton

II.5.1. Différents types de corrosion

La corrosion des aciers dans les ouvrages en béton armé a deux types :

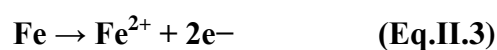
- Corrosion localisée par piqûres : attaque par les chlorures [39].
- Corrosion généralisée : cette corrosion est uniforme et se caractérise par l'existence de plusieurs processus électrochimiques élémentaires. Cette corrosion est généralement causée par la carbonatation du béton [40].

II.6. Mécanisme de la corrosion des armatures

La corrosion de l'acier dans un béton est un phénomène électrochimique [41]. Elle résulte de la différence de potentiel électrique due aux hétérogénéités du matériau et du milieu environnant. L'armature joue le rôle à la fois d'anode, de cathode et de conducteur électrique, la solution interstitielle de béton étant l'électrolyte. Ce phénomène peut se dérouler en deux étapes [42, 43, 44].

➤ Première étape

En présence d'un électrolyte (solution interstitielle du béton), l'acier s'oxyde en ions ferreux (Fe^{2+}) selon la réaction suivante :



Les ions ferreux Fe^{2+} en solution peuvent s'oxyder en ions ferriques Fe^{3+} .

Pour compenser la charge échangée lors de la réaction anodique (Eq.II.4) la réaction cathodique de réduction de l'oxygène dissous se produit sur la même électrode (Eq.II.5) générant un courant égal (en valeur absolue) à celui de la réaction anodique :

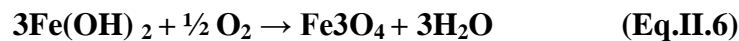


En milieu fortement alcalin (béton sain), les ions hydroxyle (OH^-) dans la solution interstitielle se combinent aux ions ferreux (Fe^{2+}) et précipitent en hydroxyde ferreux à la surface de l'acier, lorsque la concentration en ions ferreux (Fe^{2+}) est assez élevée :



➤ Deuxième étape

L'hydroxyde ferreux $\text{Fe}(\text{OH})_2$ peut réagir avec l'eau et l'oxygène présents à la surface de l'armature pour former de l'oxyde ferrique hydraté ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) ou de la magnétite hydratée ($\text{Fe}_3\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$), ou bien évoluer en goethite ($\alpha\text{-FeOOH}$) ou lépidocrocite ($\gamma\text{-FeOOH}$) selon les différentes réactions suivantes :



Liu et Weyers [45] ; ont schématisé le mécanisme de corrosion de l'acier dans le béton comme présenté sur la figure (Fig.II.2).

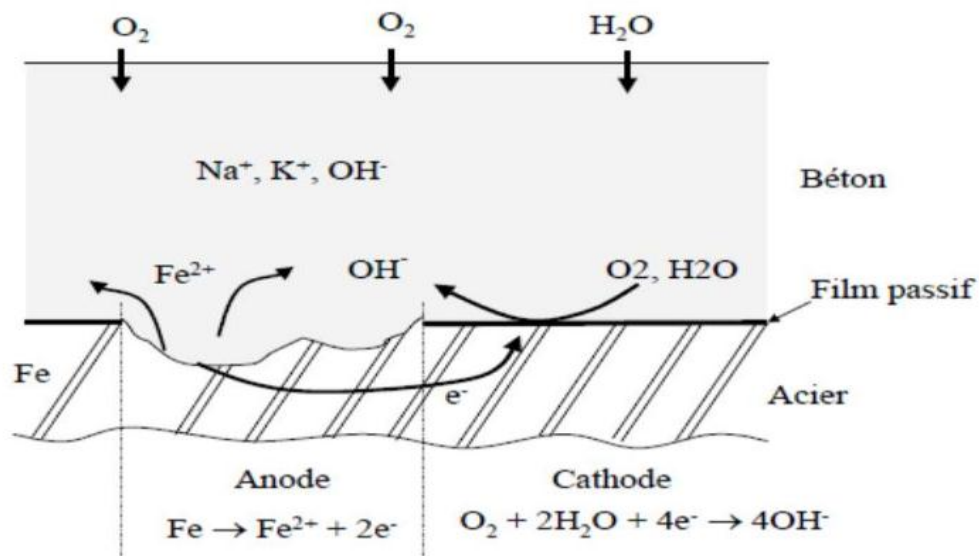


Fig.II.2: Mécanisme de corrosion de l'acier dans le béton

II.7. Les étapes de la corrosion des armatures dans le béton

Le béton est un matériau poreux et réactif, susceptible de se dégrader physiquement et chimiquement en contact avec son environnement. En générale, il est considéré que la corrosion ne s'amorce que lorsque les agents agressifs ont pénétré le béton sain et ont atteint les armatures. Selon Tuutti [46]. L'évolution de la corrosion des armatures du béton armé s'effectue généralement en deux phases :

- **La première phase** appelée « phase d'initiation du processus de corrosion » comporte deux étapes :

La 1ère où l'armature est dite « à l'état passif ». La solution alcaline dans les pores du béton, produit une oxydation rapide en surface de l'acier pour former une couche protectrice appelée film passif [47]. Ce phénomène n'arrête pas la réaction de corrosion, mais limite considérablement sa progression à un taux de quelques microns par année. Durant la 2ème étape, les éléments agressifs, tels que les chlorures (Cl^-), présents dans le milieu environnant, pénètrent dans le béton en quantités suffisantes pour détruire le film passif. L'amorçage de la corrosion dépend de la cinétique de diffusion des chlorures, et du taux des chlorures liés [48].

- **La deuxième phase** correspond à la propagation de la corrosion et l'armature est dite « à l'état actif ». elle commence lorsque ces corps agressifs dépassent le seuil d'initiation au niveau de la surface des armatures. Elle correspond à la croissance de la rouille qui va alors entraîner un gonflement qui peut ensuite faire éclater le béton d'enrobage. A ce stade, les réparations deviennent lourdes et coûteuses [49].

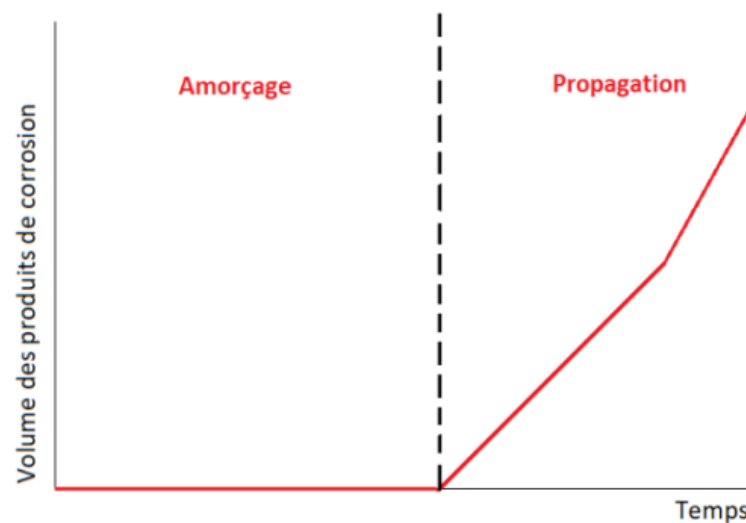


Fig.II.3: Dégradation schématique des armatures au cours du temps

II.8. Le phénomène de corrosion dans le béton armé

La corrosion des armatures pour les ouvrages en béton exposés à l'atmosphère est principalement due à la carbonatation du béton, l'effet des chlorures ne concernant que les ouvrages en milieu marin. Le phénomène de corrosion peut être relativement rapide en cas de porosité excessive du matériau et/ou d'enrobage insuffisant [50].

Le béton sain ayant un pH de l'ordre de 13 correspond à un milieu naturellement protecteur pour les armatures. Autour des aciers se forme un film passif une solution solide de Fe_3O_4 ou Fe_2O_3 permet de réduire voire d'arrêter la vitesse de la corrosion [51]. La corrosion ne se développe pas tant que le béton assure une certaine durabilité en protégeant physiquement et chimiquement les armatures.

En effet, l'hydratation du ciment produit une solution interstitielle basique de pH élevé (environ 13) qui confère une stabilité permanente à la couche de rouille adhérente aux armatures noyées dans le béton, phénomène appelé passivation.

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

II.9. Schéma descriptif des pathologies du béton armé

Dans cette partie, nous nous intéresserons aux principales pathologies apparaissant dans le béton armé durci. Ces pathologies ont des causes et conséquences variables. Elles sont décrites dans ce qui suit : dégradations mécaniques, chimiques, est physiques [52].

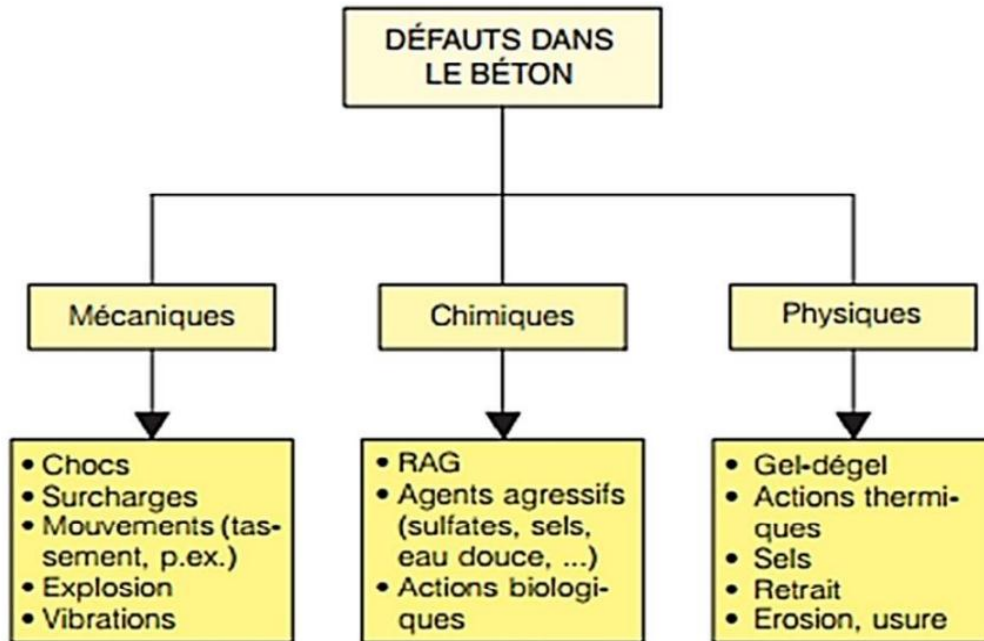


Fig. II.4 : Dégradation du béton armé

Les photos suivant montrent clairement les ouvrages en béton armé dégradé par la corrosion d'armatures :



Fig.II.5: Ouvrage concerné par la corrosion du béton en milieu marin.



Fig.II.6 : Ouvrage d'un Parking d'aéroport concerné par la corrosion du béton.



Fig.II.7: Au niveau des modillons au premier plan, des épaufrures laissent apparaître les aciers touchés par un phénomène de corrosion actif

II.10. Facteurs influençant la corrosion des armatures

La corrosion dépend de plusieurs facteurs, dont certains sont liés aux propriétés du béton, tandis que d'autres sont liés au milieu environnant.

➤ Humidité relative

Les réactions de corrosion ne se produisent que lorsqu'il y a une solution dans les pores du béton durci. Cette solution peut s'évaporer et pénétrer dans le béton dans des zones proches de la surface. Par contre, la pénétration des gaz est plus rapide si le béton n'est pas saturé de liquide, et à partir de là, on peut dire que le béton affecte de deux manières la corrosion des armatures. La corrosion ne se produit qu'en présence d'un liquide et la pénétration des gaz est facilitée lorsque la teneur en humidité du béton est faible.

➤ Température

Les réactions chimiques s'accélèrent avec l'augmentation de la température affectent également les gaz, car lorsqu'elle augmente, sa solubilité augmente.

➤ Enrobage

Le rôle principal de l'enrobage de béton autour de l'armature est d'assurer la transmission des efforts par adhérence entre le béton et l'acier. On constate que l'enrobage de béton protège l'acier de deux manières. On retrouve une protection physique. Le béton forme une barrière contre les facteurs agressifs et protection chimique, avec un pH élevé.

➤ Teneur en chlorure

L'action du chlorure en provoquant la corrosion des armatures est plus dangereuse que toute autre cause, et des concentrations élevées de celui-ci peuvent être un problème majeur, car elles nuisent à la fissuration de la couche négative d'acier d'armature.

➤ Oxygène

L'oxygène dissous dans un liquide ou dans une phase aqueuse joue un rôle primordial dans la réaction, dite cathodique, de corrosion des aciers ($O_2 + 2H_2O + e \rightarrow 4OH^-$). Ainsi plus la teneur en oxygène est élevée, plus grande est la vitesse de réaction de dissolution du métal, L'oxygène joue un rôle important.

➤ **Agents agressifs Autres que les chlorures**

L'eau qui entoure Le béton peut contenir différents sels, et c'est ce qui conduit à la corrosion de l'acier ; nous constatons donc que les chlorures et le dioxyde de carbone ne sont que les agents de dessalage de l'acier dans le béton.

II.11. La dépassivation des aciers dans le béton

La dépassivation des aciers est la destruction du film passif qui les entoure. Dans les bétons, la corrosion des armatures est essentiellement initiée par deux facteurs distincts :

- La carbonatation du béton d'enrobage au contact du CO₂ atmosphérique,
- La pénétration de chlorures depuis le milieu environnant (milieu marin, utilisation de sels de déverglaçage, milieu industriels particuliers. etc).

Si l'un de ces 2 phénomènes se produit, le pH du béton chute et l'acier n'est plus protégé. Une fois que l'acier d'armature est dépassivé et est en contact simultané avec de l'oxygène et de l'eau (humidité), la dissolution du métal a lieu corrosion sous la forme de formation de rouille, puis perte de section [53]

Tableau .II.1: Position de zinc dans le tableau périodique

Symbole	Zn
Nom	Zinc
Numéro atomique	30
Groupe	12
Période	4 ^e périodique
Bloc	Bloc d
Famille d'éléments	Métal pauvre ou métal de transition

II.12. Utilisation du Zinc

Outre la protection de l'acier contre la corrosion, le zinc est également utilisé :

- Dans le laiton et autres alliages ;
- Dans les équipements automobiles, appareils électroménagers, installations, outils, jouets, etc... ;
- Dans le bâtiment et la construction ;

- Dans les produits pharmaceutiques, les équipements médicaux et les produits cosmétiques [54].

II.13 Les propriétés de Zinc

- ❖ Les propriétés atomiques

Tableau .II.2 : Propriétés atomiques de l'élément Zn

Masse atomique	65,409±0,004u
Rayon atomique	135 pm (142pm)
Rayonde covalence	122±4p
Rayon de van der waals	139pm
Etat d'oxydation	2
Electronégativité (Pauling)	1,65
Oxyde	Amphotère

- ❖ Les énergies d'ionisation

Le Zinc possède plusieurs degrés d'ionisation. Le tableau (II.3) illustre les différentes valeurs d'énergie d'ionisation corespondante a ces degrés.

Tableau .II.3 : Les énergies d'ionisation de Zinc

Degré de l'énergies d'ionisation	Energies d'ionisation	Degré de l'énergies d'ionisation	Energies d'ionisation
1 ^{ère}	9,394199	12 ^{ème}	310,8
2 ^{ème}	17,96439	13 ^{ème}	419,7
3 ^{ème}	39,723	14 ^{ème}	454
4 ^{ème}	59,4	15 ^{ème}	490
5 ^{ème}	82,6	16 ^{ème}	542
6 ^{ème}	108	17 ^{ème}	579
7 ^{ème}	134	18 ^{ème}	619
8 ^{ème}	174	19 ^{ème}	698
9 ^{ème}	203	20 ^{ème}	738
10 ^{ème}	283	21 ^{ème}	1856
11 ^{ème}	274		

❖ Les propriétés physiques

Tableau .II.4 : Propriétés physiques du corps simple de zinc

Etat ordinaire	Solide (diamagnétique)
Système cristallin	Hexagonal compact
Dureté (mohs)	2,5±
Couleur	Gris-bleuté
Point de fusion	419,527°C (congélation) 3
Point d'ébullition	907°C1
Energie de fusion	7,322KJ.mol ⁻¹
Energie de vaporisation	115,3KNJ.mol ⁻¹
Volume molaire	9,16.10 ⁻⁶ m ³ .mol ⁻¹
Pression de vapeur	192,2Pa à 419,53°C
Vitesse du son	3700. Kg ⁻¹ .K ⁻¹
Chaleur massique	390J.Kg ⁻¹ .K ⁻¹
Conductivité électrique	16,6.10 ⁻⁶ S.m ⁻¹
Conductivité thermique	116 W m ⁻¹ .K ⁻¹
Solubilité	Sol. Dans HCL4
Masse Volumique	7,134g.cm ⁻³ (25°C)

II.14. Conclusion

La corrosion du béton armé est l'une des raisons de la détérioration des structures en béton armé, et cette corrosion résulte d'une fuite d'eau ou d'humidité, ou d'une négligence dans les composants en béton, et cela les affecte négativement, et c'est l'une des maladies qui affectent la performance des structures.

Chapitre III
Matériaux, conditions
et techniques
expérimentales

III.1. Introduction

Ce chapitre présente d'une part les moyens tels que le matériau, l'électrolyte et le montage et les conditions des manipulations (concentrations et temps) concernant l'étude de la corrosion d'autre part. Il présente aussi les méthodes électrochimiques utilisées dans l'évaluation de ce phénomène dans le but d'avoir une méthode de protection adéquate.

III.2. Les méthodes d'études de la corrosion

III.2.1. L'étude gravimétrique (la perte de masse)

C'est une méthode d'analyse quantitative directe pour la détermination de la vitesse et le taux de corrosion et en conséquence l'efficacité inhibitrice dans le cas de l'utilisation des inhibiteurs.

Son principe est basé sur le calcul de perte de masse (Δm) par rapport à la surface exposé (S) pendant un temps (t) désiré dans une solution corrosive en absence et en présence d'inhibiteur.

La vitesse de corrosion (V_{corr}) est calculée à partir de la relation suivante :

$$V_{corr} = \frac{m_i - m_f}{S.t} = \frac{\Delta m}{S.t}$$

Δm : perte de masse en **mg**.

S : Surface exposé en **cm²**.

t : Temps d'exposition dans la solution en **heure**.

V_{corr} : Vitesse de la corrosion en **mg.cm⁻².h⁻¹**.

L'efficacité inhibitrice ($E\%$) du composé étudié calculée par la relation :

$$E\% = \frac{V_{corr} - V_{inh}}{V_{corr}} * 100$$

V_{corr} et V_{inh} : représentent la vitesse de corrosion en absence et présence d'inhibiteur.

L'utilisation de cette méthode reste limitée à cause de sa productibilité qui n'est pas toujours appréciable [55].

III.2.2. Méthodes électrochimiques

Les méthodes électrochimiques telles que le potentiel d'abandon, courbe de polarisation et les courbes d'impédances sont utilisées dans cette étude afin d'évaluer le phénomène de corrosion et ce par le calcul de la vitesse de corrosion et par conséquent le choix de la bonne voie de protection.

III.2.2.1. Méthodes électrochimiques stationnaires

Les techniques stationnaires permettent d'étudier un système se trouvant dans un état quasiment d'équilibre thermodynamique, elles prennent en compte tous les couples redox dans la solution.

a. Évolution du potentiel d'abandon: $E=f(t)$

Lorsque l'on mesure le potentiel de corrosion d'un métal, on observe qu'il n'atteint pas en général immédiatement une valeur stationnaire car le potentiel stationnaire est long à atteindre. L'interface métal-solution peut être modifiée par formation d'un produit de corrosion insoluble ou d'un gaz comme l'hydrogène. Les courbes potentiels-temps peuvent présenter différents aspects [56].

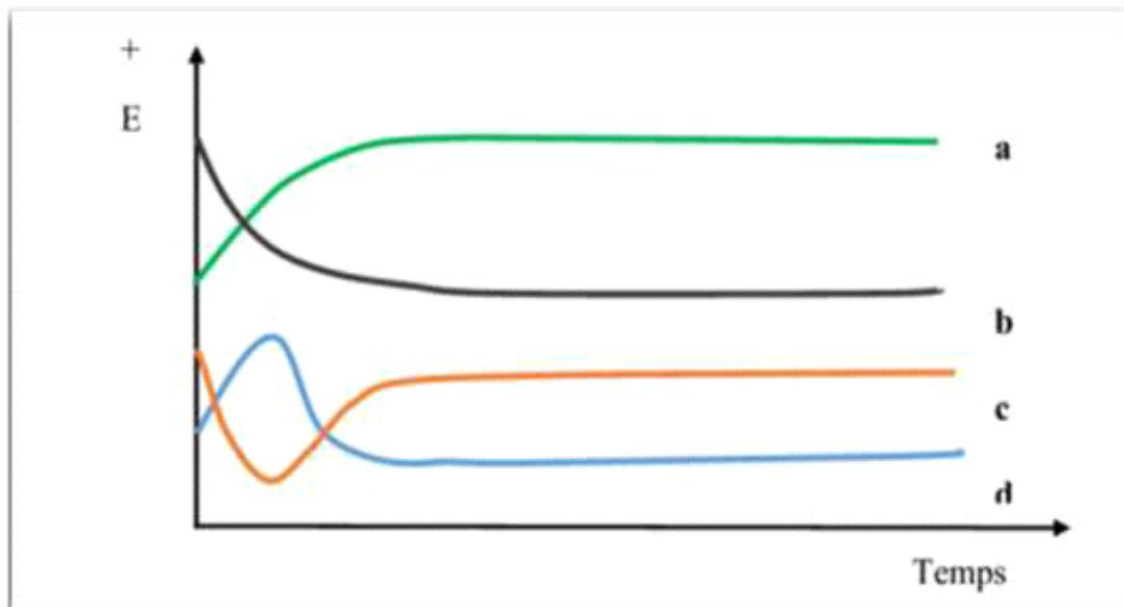


Fig.III.1: Courbes types potentiel/temps d'immersion : $E=f(t)$.

La **figure (III.1)** présente la variation du potentiel de corrosion d'un matériau en fonction de temps où chaque courbe caractérise un comportement cinétique propre :

- **Courbe a** : le potentiel devient de plus en plus cathodique. C'est le cas d'une réaction de passivation conduisant par exemple, à la formation sur la surface du métal d'un produit de corrosion insoluble, adhérent, compact et par conséquent protecteur.
- **Courbe b** : le potentiel devient de plus en plus anodique, il y a donc mise en solution continue du métal en contact du liquide jusqu'à sa disparition complète.
- **Courbe c** : le potentiel devient d'abord plus négatif puis tend vers des valeurs plus positives. Il y a donc attaque suivie d'une passivation.
- **Courbe d** : le potentiel devient plus noble puis se déplace vers des valeurs plus négatives. C'est le cas, lorsqu'au moment de son immersion, le métal est recouvert d'une couche préexistante. Celle-ci se développe en un temps plus ou moins long puis elle est détruite. Le métal est alors mis à nu [57].

b. Les courbes de polarisation : $I=f(E)$

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

Le tracé des courbes de polarisation renseigne sur la cinétique de l'étape la plus lente du processus global de corrosion qui se compose de différentes réactions élémentaires :

- Transfert de charge.
- Transfert de matière.
- Adsorption des espèces sur l'électrode.

La courbe de polarisation $i=f(E)$ d'un métal dans une solution aqueuse est composée de deux branches :

- Une branche anodique correspondant à la superposition des courants résultant des réactions d'oxydations :



- Une branche cathodique correspondant à la superposition des courants résultant des réactions de réduction :



Par convention, la densité de courant est négative dans le domaine cathodique et positif dans le domaine anodique. Le potentiel de corrosion se situe à la valeur pour laquelle les composantes anodique et cathodique sont égales en valeurs absolues : $i_a = |i_c|$ [58].

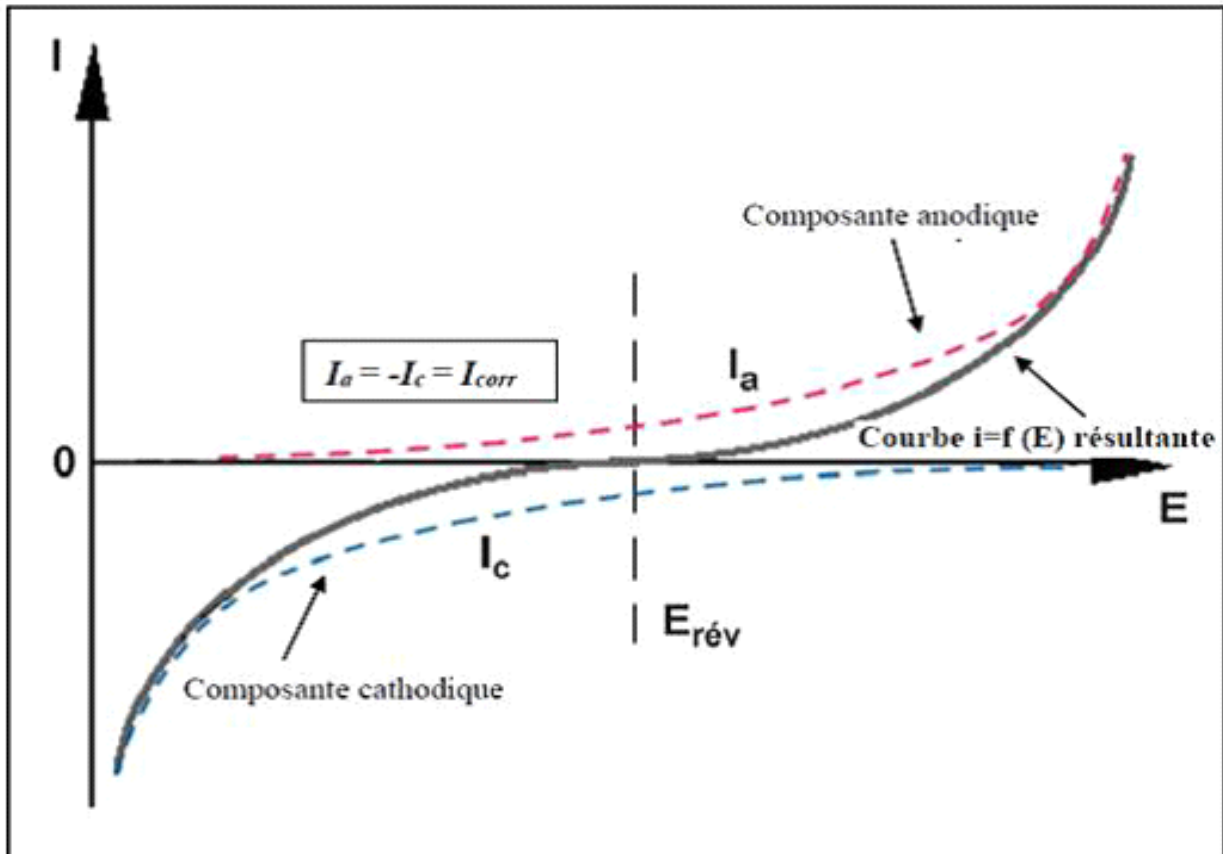


Fig.III.2 : Courbe de polarisation $i=f(E)$.

La détermination de la vitesse de corrosion et la résistance de polarisation, se fait comme suite

❖ Méthode d'extrapolation des droites de Tafel

Les droites de Tafel déterminent la densité de courant de corrosion et la vitesse de corrosion. La courbe $\log i = f(E)$ qui représente la variation du logarithme de la densité de courant en fonction du potentiel présente deux droites dites "droites de Tafel" (Figure III.3). Cette densité peut être déterminée à partir de la relation suivante:

$$i_{corr} = \frac{\beta_a \cdot \beta_c}{2,3 \beta_a + \beta_c} \left(\frac{\Delta i}{\Delta E} \right)$$

Où β_a et β_c : les coefficients de Tafel anodique et cathodique

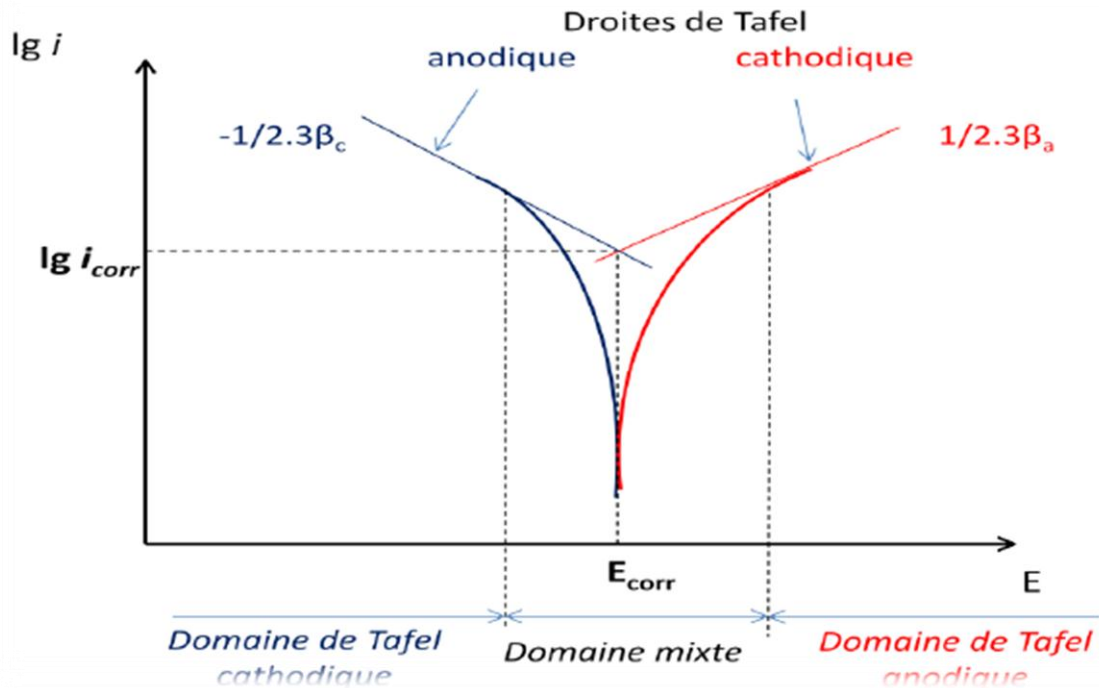


Fig.III.3: Courbe courant – tension donnant les droites de Tafel.

Sur le plan quantitatif, la mesure du courant, rapportée à la surface de l'électrode, permet de remonter à la vitesse de corrosion par un calcul basé sur l'application de la loi de Faraday.

La quantité de substance oxydée ou réduite à chaque électrode pendant une électrolyse est directement proportionnelle à la quantité d'électricité passant par la cellule, la vitesse de corrosion peut être reliée directement à la vitesse de corrosion par la relation suivante [59] :

$$m = \frac{A \cdot i_c \cdot t}{F \cdot n}$$

D'où :

m : vitesse de corrosion (g/sec.cm²)

A : Masse atomique (g/mole).

T : temps d'immersion du métal dans la solution (seconde).

i_c : Densité du courant de corrosion (A/cm²)

n : Nombre d'électrons (valence).

F : Nombre de faraday (96500 coulombs/mole)

❖ Méthode de résistance de polarisation

Le principe de cette mesure consiste à tracer les courbes «intensité-potentiel» au voisinage du potentiel d'équilibre de l'échantillon concerné, la mesure de la pente au voisinage immédiat du potentiel de corrosion permet de déduire la résistance de polarisation (fig.III.4)

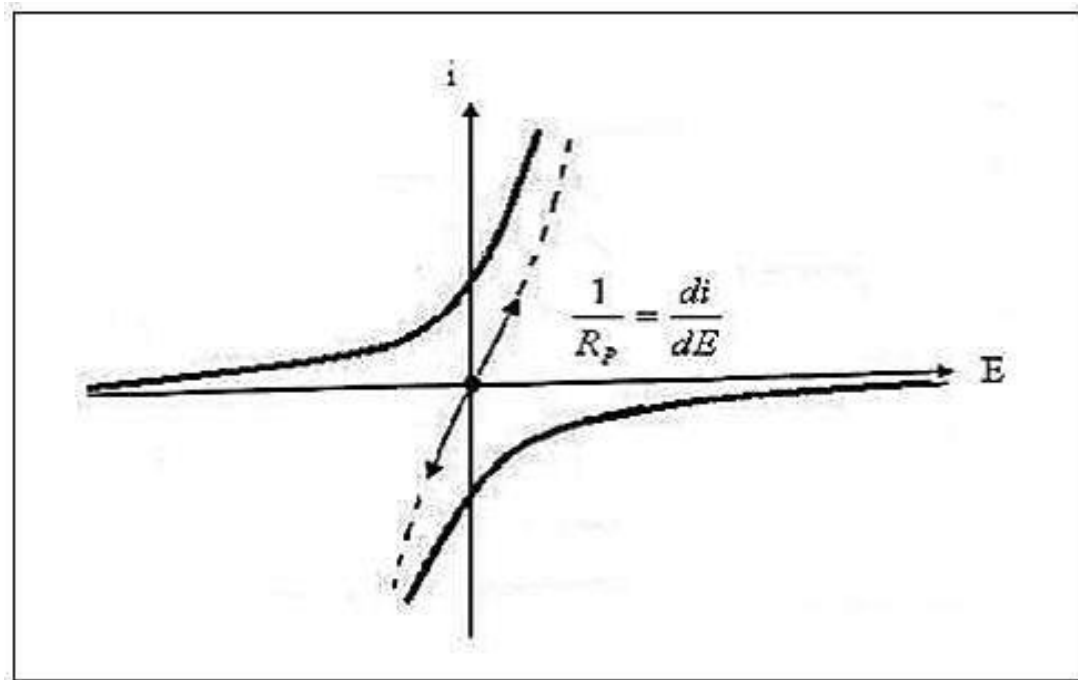


Fig.III.4: Mesure de la résistance de polarisation.

La théorie électrochimique montre qu'en première approximation, cette résistance de polarisation (R_p) est inversement proportionnelle à la vitesse de la corrosion I_{corr} . [60].

On a:

$$R_p = \frac{\Delta E}{\Delta i} = \frac{\beta_a * \beta_c}{2,3 (\beta_a + \beta_c) \cdot i_{corr}}$$

III.2.2.2. Méthodes électrochimiques transitoires

Ces méthodes aident à étudier les mécanismes de corrosion et de protection des métaux. Elles permettent de différencier les phénomènes réactionnels par leur temps de relaxation. Elles consistent à imposer une variation de potentiel ou de courant, puis à mesurer la réponse du système étudié à cette perturbation.

Dans le domaine de la corrosion, la spectroscopie d'impédance électrochimique (SIE) présente la méthode la plus courante, car elle n'est pas destructive [61].

a. La spectroscopie d'impédance électrochimique (S.I.E)

1- Définition

La spectroscopie d'impédance électrochimique (SIE) est une technique classiquement employée pour détailler les mécanismes intervenant dans les processus de corrosion. Elle a donc souvent été utilisée lors d'études portant sur la corrosion des bronzes dans différents milieux.

2- Principe

La méthode de spectroscopie d'impédance électrochimique fait appel aux analogies qui existent, sous certaines conditions de linéarité et de stabilité du système, entre une réaction électrochimique et un circuit électrique équivalent comportant des résistances et des capacités associées, suivant un schéma plus ou moins complexe qui dépend des différentes étapes intervenant au cours de la réaction. Ce schéma (figure III.5) électrique décrit alors le comportement de la chaîne électrochimique lorsqu'elle est soumise à une perturbation temporelle de l'intensité ou du potentiel, de pulsation $2\pi f$, par l'intermédiaire de sa fonction de transfert, un nombre complexe, noté $Z(2\pi f)$, qui dépend de la pulsation $2\pi f$.

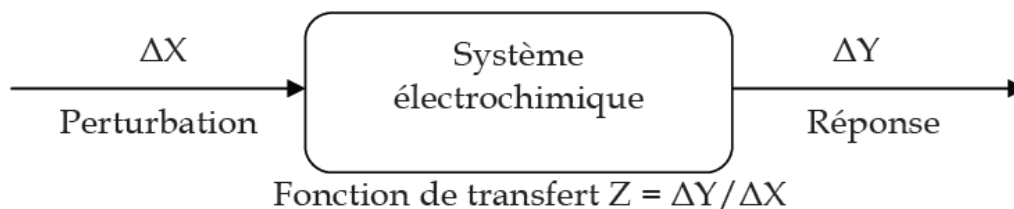


Fig.III.5: Principe général de la spectroscopie d'impédance électrochimique.

Expérimentalement, cette méthode consiste donc à imposer, à une cellule électrochimique, une tension sinusoïdale (E) de pulsation $2\pi f$ (ou un courant sinusoïdal I) et à mesurer le courant résultant I (ou la tension E). Au cours de cette étude, une perturbation en potentiel a été utilisée. La fonction de transfert correspond alors au rapport de la tension sur le courant à chaque fréquence f du potentiel sinusoïdal [62].

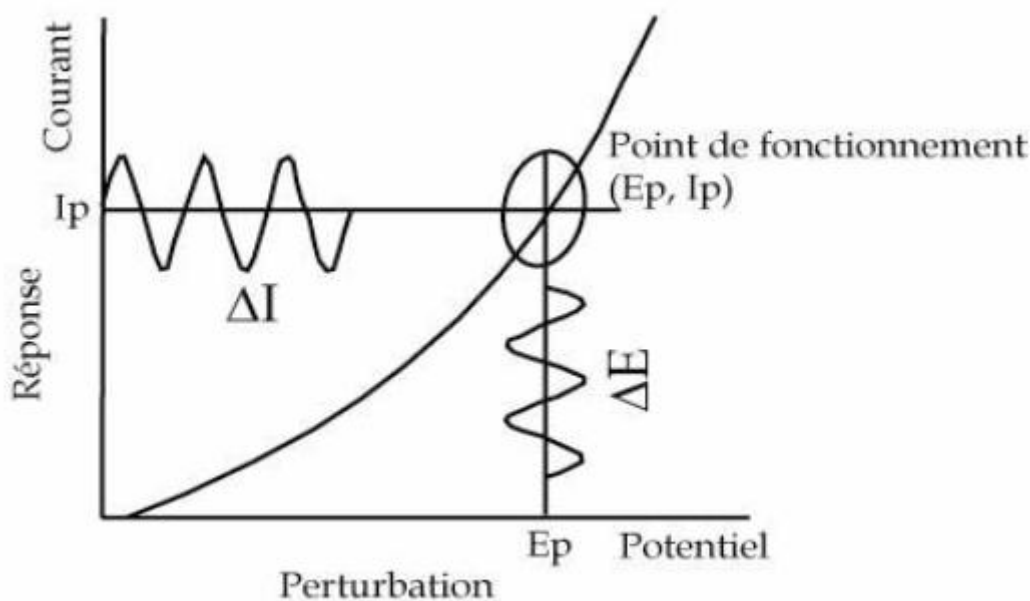


Fig.III.6: Schéma de fonctionnement de la SIE représentant la perturbation sinusoïdale en potentiel et sa réponse en courant.

3- Diagramme de NYQUIST

Le diagramme de NYQUIST représente la partie imaginaire de l'impédance en fonction de la partie réelle dans le plan complexe, tandis que la représentation de BODE porte en coordonnées logarithmiques le module et le déphasage en fonction de la fréquence de la perturbation. Typiquement le phénomène de corrosion est observé à basses fréquences, tandis que les propriétés du revêtement le sont à hautes fréquences.

L'impédance électrochimique se définit comme étant le nombre complexe $Z(w)$ résultant du rapport :

$$Z(w) = \frac{\Delta E(w)}{\Delta I(w)}$$

Où, en mode potentiostatique, $\Delta E(w)$ est la perturbation imposée à un potentiel choisi E_0 , et $\Delta I(w)$ la réponse en courant du système étudié avec une composante continue I_0 .

4- Diagramme de BODE

La représentation des deux composantes polaires, $|Z|$ et φ , en fonction de la fréquence w est appelée diagramme de Bode (Figure III.7), par contre la représentation dans le plan complexe (Z prend le nom de diagramme de Nyquist. L'analyse du diagramme d'impédance

associé au système électrochimique apporte des informations, sous la forme de capacités et de résistances, associées aux processus électrochimiques qui ont lieu à l'interface [09].

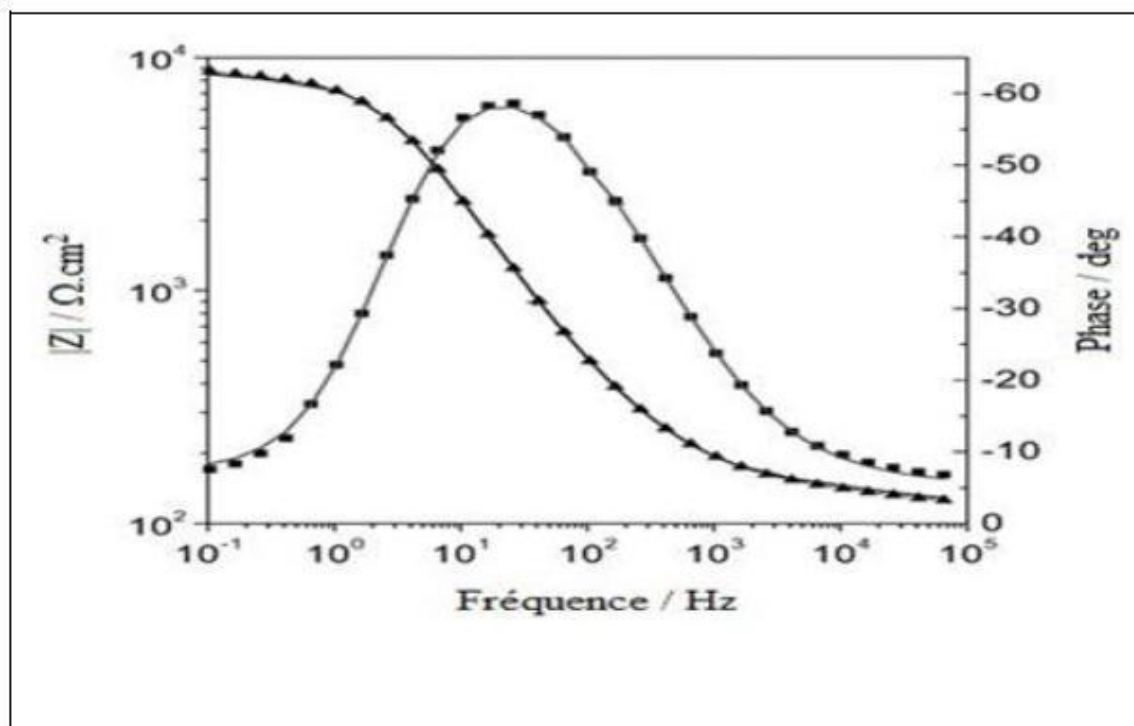


Fig III.7: Exemple de diagrammes de Bode.

Selon le circuit équivalent auquel l'interface électrochimique correspond on obtiendra un diagramme de Nyquist différent dont les profils principaux sont résumés dans la figure (III.8). Dans cette figure sont montrés les profils des courbes d'impédance attendus pour des circuits équivalents différents. Pour un circuit équivalent composé d'une résistance en série avec un condensateur, le spectre d'impédance, exprimé sous la forme de Nyquist, aura le profil décrit sur la figure (III.8a). Dans le cas d'un circuit équivalent où une résistance est en parallèle avec un condensateur, on observera le diagramme de Nyquist schématisé à la figure (III.8b). Encore plus complexe est le circuit équivalent de Randles, c'est-à-dire un circuit semblable à celui de la figure (III.8c), mais dans la quel une impédance, dite de Warburg, est en série avec la résistance du circuit en parallèle interne figure (III.8d). L'impédance de Warburg observée aux basses fréquences est l'impédance associée aux processus de diffusion lente des espèces ioniques à partir de l'interface électrode/électrolyte vers la solution [63].

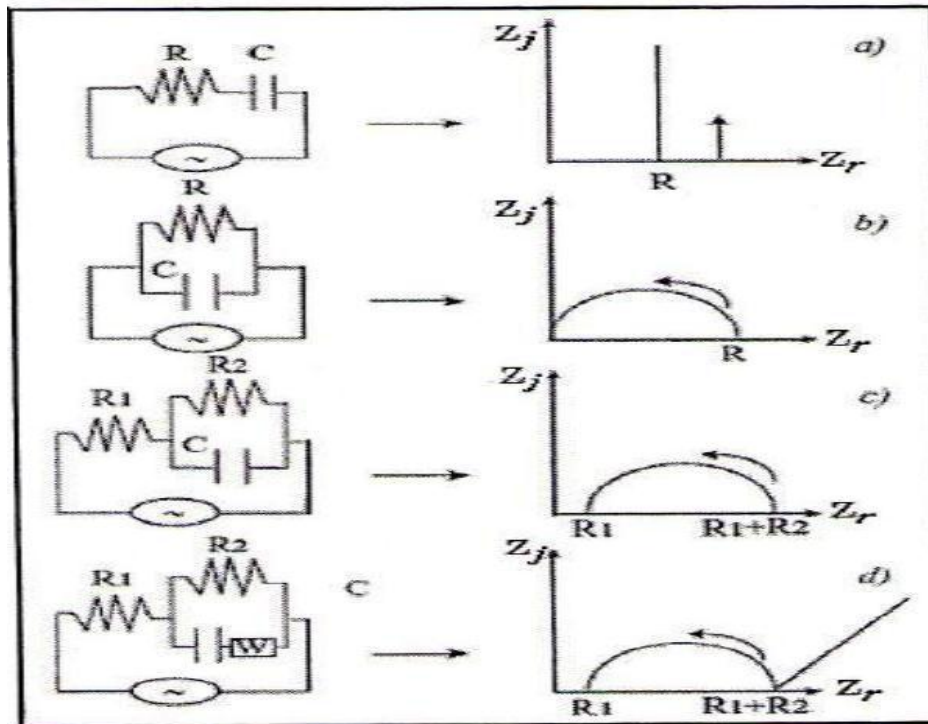


Fig.III.8: Représentation des courbes d'impédance sous la forme de diagramme de Nyquist (à droite) attendues pour les circuits électriques schématisés à gauche.

III.3. Matériaux utilisés

Le matériau utilisé pour cette étude est un alliage de fer et de carbone (teneur < 20%) de type Fer ronde à béton crénelé.

III.3.1. Composition chimique

La composition chimique de alliage de Fer rond à béton crénelé est résumée dans le tableau (III.1):

Tableau III.1 : Composition chimique d'alliage de fer ronde à béton crénelé.

Elemen ts	C	Mn	Cr	V	Mo	Cu	Ni	Si	S	P	C _{éq}
%	0,20	0,72	0,12	0,005	0,014	0,37	0,11	0,16	0,041	0,022	0,38
	7	5	5	0	1	2	4	6	0	3	9

Suivant leur teneur en carbone, le fer rond à béton crénelé possèdent des propriétés différentes, ils forment une gamme allant des aciers doux aux aciers extra-durs. Les propriétés mécaniques essentielles des aciers sont :

- La résistance à la déformation élastique.
- La résistance à la rupture et aux chocs.
- La dureté.

Tableau III. 2 : Quelques caractéristiques de fer rond à béton crénelé

Module d'élasticité longitudinale (DaN/cm ²)	Module d'élasticité transversale (DaN/cm ²)	Coefficient de poisson (U)	Dilatation (λ)	Masse volumique (ρ) (DaN/cm ²)
$2,1 \times 10^6$	$8,1 \times 10^5$	0,3	11×10^6	7850

- ❖ Le fer rond à béton crénelé est utilisé dans la construction et l'industrie...

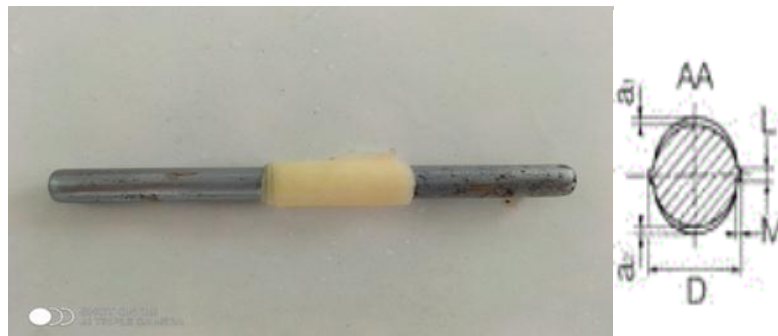


Fig.III.9: fer rond à béton crénelé haute adhérence

III.3.1.1. Préparation d'électrode de travail

La corrosion est un phénomène interracial entre le métal et son environnement dont l'état de surface joue un rôle très important dans le comportement du métal vis à vis de ce phénomène

Dans ce travail de mémoire, nous avons utilisé d'échantillon de $8,46 \text{ cm}^2$ de surface de l'alliage, relié par un fil conducteur couvert par une matière isolante.

❖ Préparation de surface

La préparation des surfaces des échantillons a été effectuée en utilisant le papier abrasif de granulométries croissantes (80, 100, 220, 400, 600, 1000 et 2000) afin d'obtenir un état de surface lisse

et homogène. Ensuite, les échantillons ont été lavés avec l'acétone, puis rincés avec l'eau distillée, puis séchés à l'aire libre.

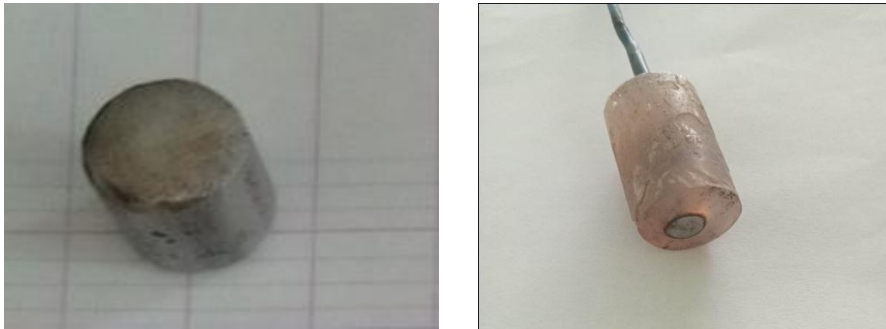


Fig.III.10: Electrode de travail

III.3.2. Milieu d'étude

III.3.2.1. Préparation de l'inhibiteur

L'inhibiteur utilisé est le Zinc (Zn) sous forme poudre préparé d'un solide.

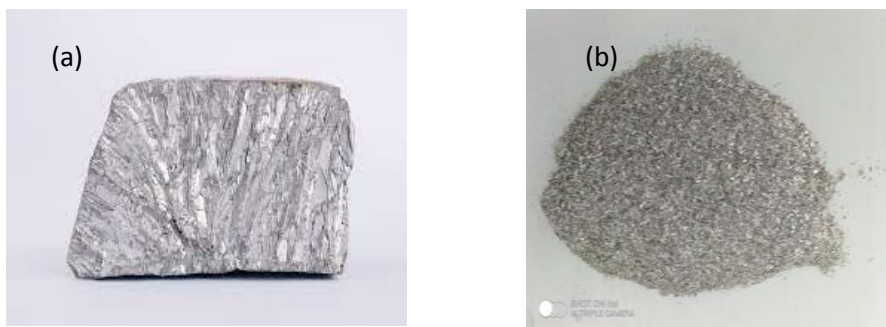


Fig.III.11 : Le Zinc sous forme Solide (a) et poudre (b)

III.3.2.2. Préparation de l'extrait de béton

Nous avons préparé l'extrait d'un mélange composé de (Sable+Ciment+NaCl 3%) avec une proportion de (4/2/1).



Fig.III.12: Les différents composants de béton

III.3.2.3. Préparation de l'extrait en présence de Zn

Les figures (III.13). (III.14) et (III.15) illustre les différentes étapes.

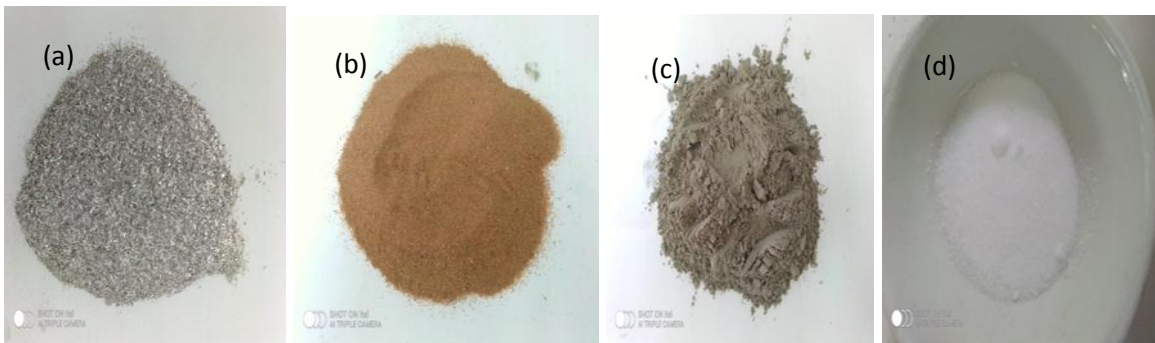


Fig.III.13 : Les composants de mélange [Zinc(a)+ sable(b)+ciment(c)+NaCl 3%(d)]

Nous filtrons le mélange :



Fig.III.14: Filtration de mélange



Fig.III.15: La solution

III.3.3. Montage expérimental

a- Cellule électrochimique

Le dispositif expérimental permettant le tracé des courbes de polarisation (droites de Tafel) est une cellule à trois électrodes (Figure.III.16).

- Électrode de travail : composée des échantillons cités précédemment (échantillons de la ferraille).
- Électrode de référence : est au calomel saturé (ECS : $\text{Hg}/\text{Hg}_2\text{Cl}_2/\text{KCl}$).le potentiel standard de cette électrode de référence par rapport à l'électrode normale à hydrogène à température 25C° est égal à 0.244 V/ENH . (Permet de mesurer la tension de l'électrode étudiée).
- Électrode auxiliaire en platine (permet de déterminer le courant traversant l'électrode de travail).



Fig.III.16: Montage expérimental de la cellule électrochimique

Ces trois électrodes sont reliées à :

Un micro-ordinateur muni d'un logiciel NOVA qui asservit le potentiostat et permet l'enregistrement des courbes de polarisation qui sont illustre ce montage expérimental. Le potentiostat permet d'imposer un potentiel entre l'électrode de travail et l'électrode de référence. Ensuite, nous mesurons le courant stationnaire qui s'établit, après un certain temps, dans le circuit électrique entre l'électrode de travail et une contre électrode ou électrode auxiliaire. Nous avons utilisé un potentiostat-galvanostat AUTOLAB relié à un micro-ordinateur permettant aux mesures de polarisation potentiocinétique d'être indiquées et enregistrées automatiquement.



Fig.III.17: Montage de la chaîne de corrosion

b- Cellule de mesure

Les essais électrochimiques ont été effectués dans une cellule thermo statée en verre Pyrex, de forme cylindrique, d'une contenance limitée, elle est surmontée d'un couvercle rodé, lui assurant une bonne étanchéité ; ce dernier est percé de cinq orifices rodés permettant le passage, en position fixe et reproductible, des électrodes de travail (ET), de référence (ER) et auxiliaire ou contre électrode (CE) ; les deux autres orifices sont réservés au passage du thermomètre et de l'évent laissé libre pour aération de la solution, éventuellement. Cette cellule est reliée à un thermostat à circulation d'eau, permettant de réguler la température.

➤ **Electrode de référence**

L'électrode de référence utilisée est une électrode au calomel saturée (ECS), $\text{Hg(l)}/\text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s})/\text{Cl}^-(\text{aq})$ de type XR110, de marque Radiomètre Analytique

➤ **Electrode auxiliaire**

L'électrode auxiliaire ou la contre électrode utilisée est une plaque en platine de forme carrée de 8 mm de côté, type XM 120, de marque Radiomètre Analytique (figure III.20).



Fig.III.18: (a) Cellule de mesure, (b) électrode de référence, (c) contre électrode.

➤ l'électrode de travail



Fig.III.19: Fer ronde à béton crénelé

III.3.4. Conditions d'essai

Dans la réalisation des essais de cette recherche, un certain nombre des conditions ont été pris pour l'étude des phénomènes de corrosion, il s'agit de :

- La durée d'immersion pendant 30 min.
- Surface de l'électrode de travail : $8,46 \text{ cm}^2$.
- La température des essais est celle du milieu ambiant.
- Le pH de la solution est approximativement basique.
- Le rinçage avec l'eau distillée avant chaque essai.
- La solution étudiée est (Sable+Ciment+NaCl 3%) avec et sans l'addition de Zinc.

III.4. Conclusion

Dans ce chapitre nous avons parlé des différentes méthodes, telle que la méthode gravimétrique et les méthodes électrochimiques (stationnaire et transitoire), utilisées à fin d'estimer le matériau, le montage et les conditions expérimentales appliquées pour assurer des bons résultats.

Chapitre IV

Résultat et discussion

IV. Introduction

L'objectif de ce chapitre est de présenter les différents résultats obtenus expérimentalement au cours de cette étude via deux voies, à savoir, la méthode de gravimétrie et les méthodes électrochimiques.

Un premier temps nous avons mené une étude gravimétrique (perte de masse) de le Fer rond a béton crénelé dans une solution de NaCl 3% puis nous avons testé l'effet de Zinc comme inhibiteur sur le phénomène de la corrosion.

Après le résultat obtenu, nous avons élargi notre étude expérimentale sur l'effet de Zinc sur la corrosion avec les méthodes électrochimiques.

IV.1. L'étude gravimétrique

Cette méthode consiste à immerger les échantillons de le Fer rond a béton crénelé dans différentes concentrations de NaCl (Fig. IV.1) pendant un temps déterminer à une température ambiante, après une durée de 24h, 96h, les échantillons sont retirés de la solution, rincés avec l'eau distillée et l'acétone puis séchés.

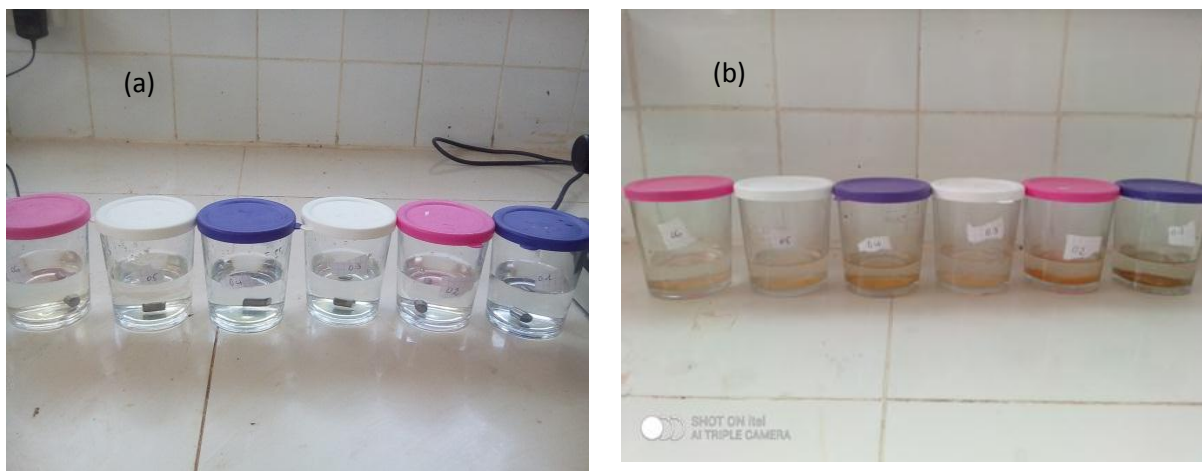


Fig. IV.1 : Les échantillons immergés dans les solutions avant(a) et après(b) après 24 et 96 heure d'immersion

En fin, les échantillons (Fig. IV.2) sont pesés et comparé avec la pesée avant l'immersion afin de déterminer la masse perdue et la vitesse de corrosion pour chaque acier.



Fig. IV.2: Les échantillons

Ensuite, nous avons testé l'action de Zinc vis à vis de la dégradation de le Fer rond a béton crénelé dans le milieu NaCl (Fig. IV.3).



Fig. IV.3 : Les échantillons immergés dans les solutions (NaCl +Zn) avant (c)et après (d) avec addition de Zn après 168 heure d'immersion

IV.1.1. L'étude gravimétrique après 24 heures

Le résultat de l'immersion de le Fer rond à béton crénelé dans le chlorure de sodium est décrit dans le tableau (IV.1).

Tableau IV. 1 : Paramètres de corrosion de le fer rond à béton crénelé à différentes concentrations dans une solution Na Cl

Concentration Na Cl (mol/l)	m ₁ (g)	m ₂ (g)	Δm (g)	La vitesse (g .cm ⁻² .h ⁻¹)10 ⁴	P%
0	7,3632	7,3629	0,0003	0,026807	4,07
0,625	5,2400	5,2397	0,0003	0,036690	5,72
1,25	5,0441	5,0438	0,0003	0,036690	5,94
1,875	5,3915	5,3910	0 ,0005	0,061150	9,27
2,5	5,4499	5,4490	0 ,0009	0,634007	1,65
3,125	5,7486	5,7480	0,0006	0,073380	1,04

D’après les valeurs de tableau, nous avons observé que lorsque la concentration de Na Cl augmente, la vitesse (g .cm⁻².h⁻¹)10⁴ augmente aussi, et pour la concentration égale à (3,125 mol/l) ou elle diminué.

➤ Ces observations sont clairement vues par la figure (IV.4).

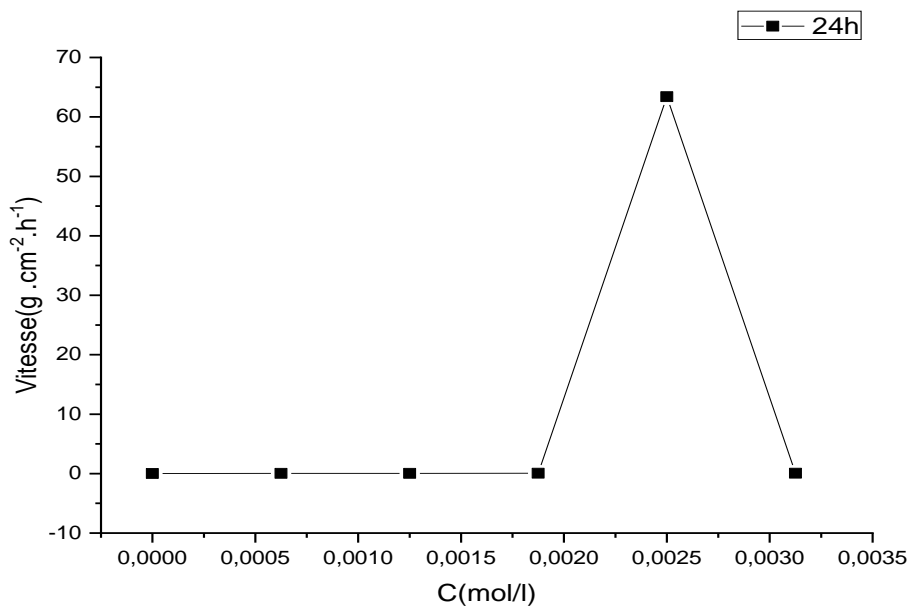


Fig. IV.4 : Variation de la vitesse de corrosion en fonction de la concentration Na Cl après 24heure.

IV.1.2. L'étude gravimétrique après 96 heures

Nous avons refait la même procédure précédente mais à 96 heures, les résultats obtenus sont mentionné dans le tableau suivant :

Tableau IV.2: Paramètres de corrosion de le fer rond à béton crénelé à différentes concentrations dans une solution Na Cl.

C 10 ⁻⁴ (mol/l)	m ₁ (g)	m ₂ (g)	Δm (g)	La vitesse10 ⁴ (g .cm ⁻² .h ⁻¹)	P%
0	7,3099	7,3060	0,0031	0,069252	4,24
1,25	5,1827	5,1390	0,0437	1,336136	8,43
1,875	5,0176	4,9630	0,0546	1,669406	1,08
2,5	5,3238	5,2663	0 ,0575	1,758074	2,16
3,125	5,4200	5,3658	0 ,0542	1,657176	1
3,75	5,7089	5,6814	0,0275	0,840818	4,81

On parcourant le tableau, nous observons que la vitesse de corrosion augmente avec l'augmentation de la valeur de la concentration de NaCl. À la concentration égale a (3,125mol/l) la vitesse commence à diminuer.

➤ Ces observations sont clairement vues par la figure (IV.5).

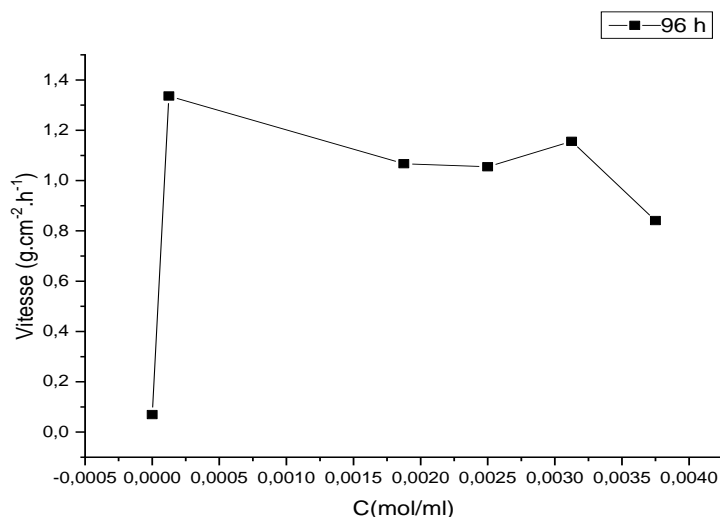


Fig. IV.5 : Variation de la vitesse de corrosion en fonction de la concentration NaCl après 96 heures.

IV.1.3. L'étude gravimétrique en présence de Zinc après 96 heures

L'étude gravimétrique en absence de Zinc à 24 heures et 96 heures ont montré que le milieu Na Cl 3% dégrade le matériau, dans cette optique nous avons utilisé le Zinc comme inhibiteur pendant 96heures avec 12,5g de Na Cl dont le tableau (IV.3) montre les résultats obtenus.

Tableau IV.3 : Paramètres de corrosion de le fer rond à béton crénelé à différentes concentrations dans une solution Na Cl avec addition de Zn.

m_{Zn} (g)	m_1 (g)	m_2 (g)	Δm (g)	S (cm ²)	V (g.cm ⁻² .h ⁻¹)	τ (g/cm ² .an) 10 ⁻⁴
0	7,3099	7,3060	0,0031	18,3533	0,017594	6,42181
1,5	35,1613	35,1593	0,0020	18,3533	0,011351	4,143115
5,5	34,8746	34,8871	0,0002	18,3533	0,135127	0,039729

Nous avons observé que lorsque la quantité de zinc augmente, la perte de masse diminuée, ce qui indique que le Zinc peut être utilisé comme inhibiteur.

IV.2. Comportement électrochimique de l'acier dans l'extrait du béton (essai sans Zinc)

IV.2.1 Evolution du potentiel à circuit ouvert [E=f(t)]

L'évolution du potentiel libre (potentiel d'abandon) au cours d'un test de corrosion, est un premier indice pour estimer l'évolution de la sévérité potentielle de la dégradation pendant l'immersion.

L'échantillon est immergé dans l'électrolyte pendant 30 min et le potentiel libre de l'électrode de travail est mesuré en fonction du temps, pendant l'immersion son évolution donne des informations sur les phénomènes qui se déroulent à l'interface métal /solution, ce qui permet d'évaluer la stationnarité du système.

Tableau IV.4 : Valeurs du potentiel d'abandon et potentiel d'immersion de le fer rond à béton crénelé dans une solution (Sable+Ciment+NaCl 3%) en absence de Zinc.

Potentiel (V)	la Fer rond a béton
d'immersion	-0,54(V/ECS)
d'abandon	-0,47 (V/ECS)

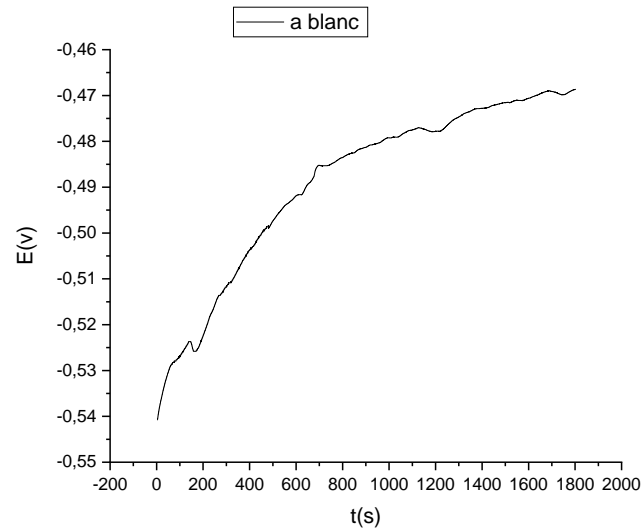


Fig. IV.6 : Evolution du potentiel d'abandon de le fer rond à béton crénelé dans une solution (Sable+Ciment+NaCl 3%) sans Zn

D'après la figure (IV.6) nous remarquons que, le potentiel se déplace vers des valeurs plus positives en l'absence de Zinc. Ce processus peut être attribué formation d'une couche protectrice passivant.

IV.2.1 .Courbes de polarisation

Les courbes de polarisation $\log(i)=f(E)$ a été tracer pour l'acier dans le milieu d'étude (Sable+Ciment+NaCl 3%) après la stabilité de le potentiel d'abandon, dans un domaine de balayage compris entre (-0.4V et -0.1V), et vitesse de balayage de 0,5 mv/sec.

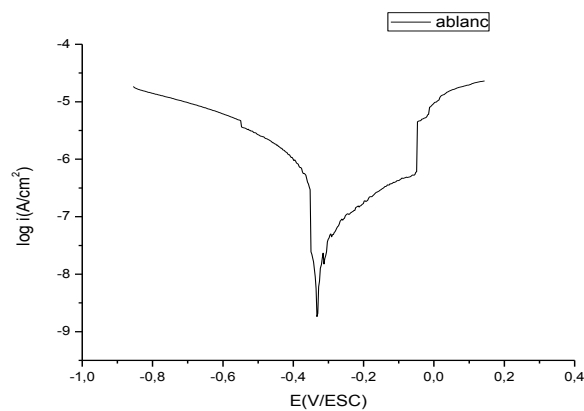


Fig. IV.7 : Courbe de polarisation de fer rond à béton crénelé dans une solution (Sable+Ciment+NaCl 3%) en absence de Zinc.

D'après du logiciel NOVA, nous déduisons les valeurs des paramètres électrochimiques : potentiel de corrosion (E_{corr}), la résistance de polarisation (R_p) et la densité courant de corrosion (i_{corr}) (tableau IV.5)

Tableau IV.5: Valeurs des grandeurs électrochimiques de fer rond à béton crénelé dans le milieu (Sable+Ciment+NaCl 3%) en absence de Zinc.

Paramètre électrochimique	R_p (Ohm)	V_{corr} (mm/an)	$E_{(i=0)/ECS}$ (V)	i_{corr} (A/cm ²)
Sans zinc	$2,871 \cdot 10^5$	0,00025958	-0,46338	$2,2339 \cdot 10^{-8}$

IV.2.3. Spectroscopie d'impédance électrochimique :

La figure (IV.8) présente les diagrammes d'impédance électrochimique dans le plan de Nyquist du métal (ferraille), pour le milieu a étudié (Sable+Ciment+NaCl 3%) en absence de Zinc.

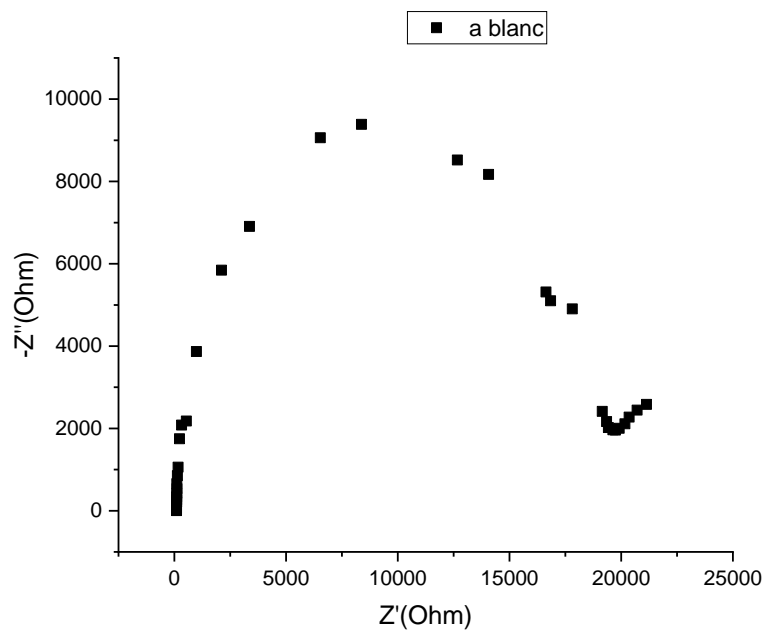


Fig. IV.8 : Diagramme de Nyquist de le fer rond à béton crénelé dans une solution (Sable+Ciment+NaCl 3%) en absence de Zinc

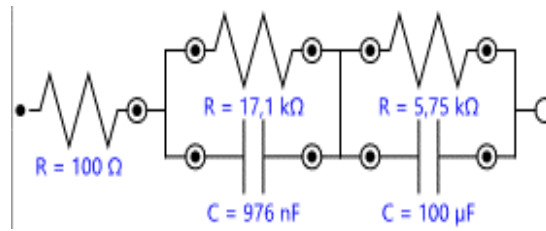


Fig. IV.9 : Le circuit électrique équivalent

Selon la figure (IV.9). Nous remarquons :

- ❖ La présence d'une de deux boucles capacitives semi circulaire pour la courbe à blanc, la première boucle pour l'acier et le deuxième boucle de formation d'une couche protectrice.

IV.3. Essai avec Zinc

IV.3.1. Comportement électrochimique de l'acier dans l'extrait du béton

IV.3.1.1. Evolution du potentiel à circuit ouvert [E=f(t)]

La Fig (IV.10) présente l'évolution du potentiel d'abandon de le Fer rond a béton crénelé dans une solution (Sable+Ciment+NaCl 3%) pendant 30 minutes dans des différentes masses de Zinc.

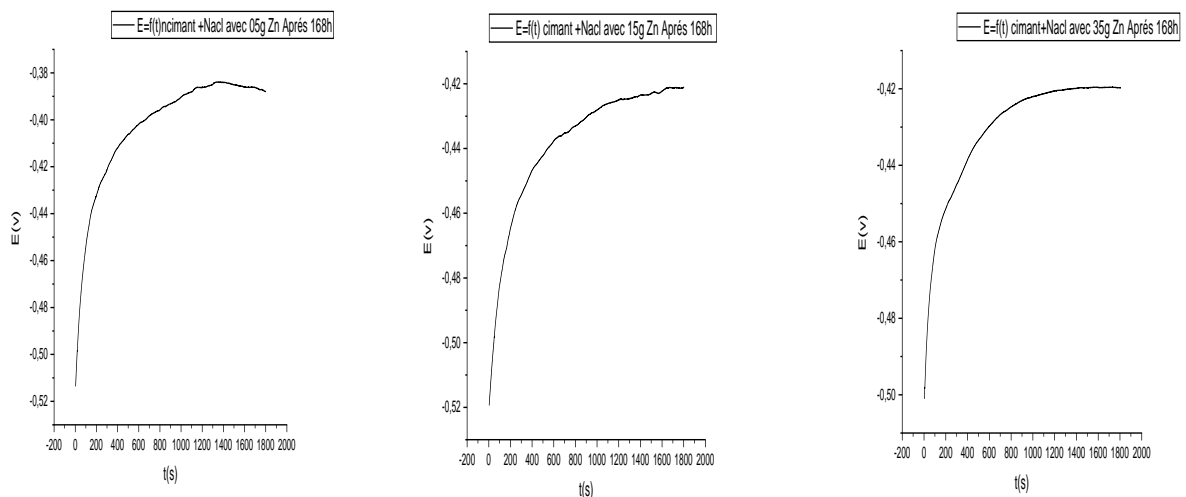


Fig.IV.10 : Évolution du potentiel d'abandon de fer rond à béton crénelé dans une solution (Sable+Ciment+Nacl 3%) avec l'addition de Zinc de différentes masses

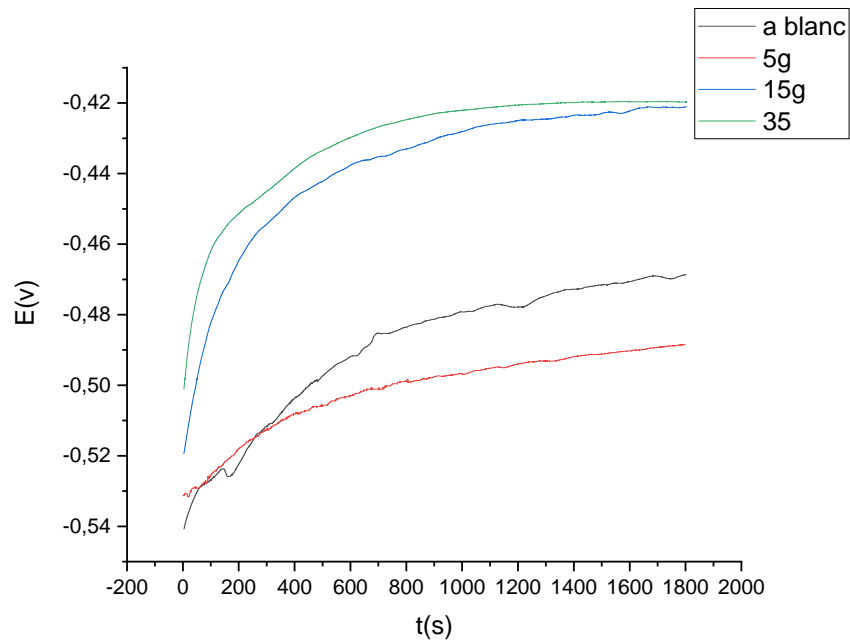


Fig.IV.11 : Évolution de potentiel d’abandon de fer rond à béton crénelé dans une solution (Sable+Ciment+NaCl 3%) avec l’addition de Zinc à différentes masses

Tableau IV.6 : Valeurs du potentiel d’abandon et potentiel d’immersion dans une solution (Sable+Ciment+NaCl 3%) avec le Zinc de différentes masses.

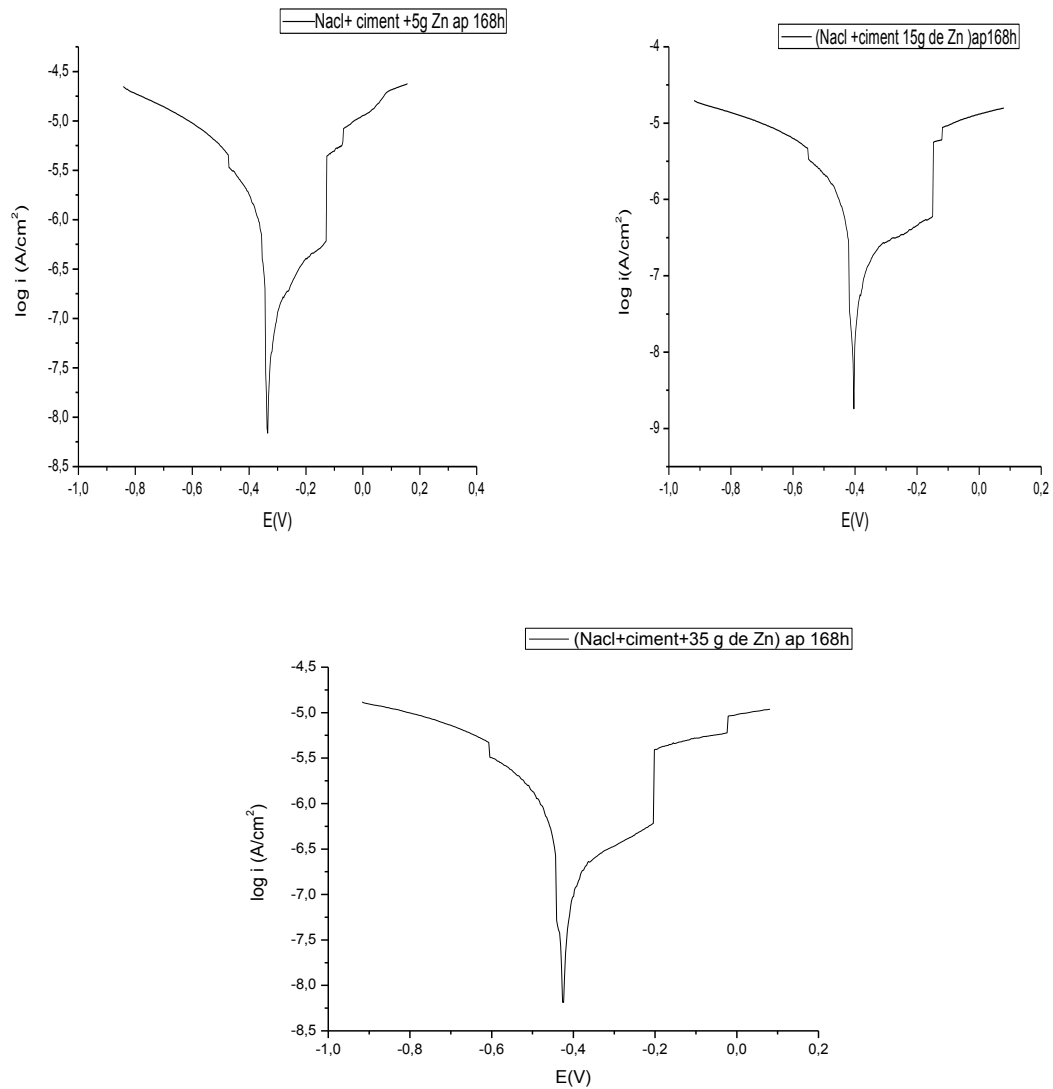
Masses (g)	0g	05g	15g	35g
Potentiel d’immersion (V /ECS)	-0,54	- 0.51	-0.52	-0.50
Potentiel d’abandon (V/ECS)	-0,47	-0.39	-0.43	-0.42

On observe :

- Une allure similaire pour les trois courbes.
- Une augmentation de potentiel avec le temps d’immersion pour atteindre après 30 minutes d’immersion, une valeur quasi-stationnaire de l’ordre de $- 0.39$ V/ECS pour la ferraille pour une masse 05g de Zinc. Au-delà de cette durée, nous pouvons dire que l’électrode se trouve au potentiel d’abandon. La même augmentation a été observée avec les masses 15g, 35g, ou nous avons obtenu des valeurs quasi-stationnaires de l’ordre de $-0.43, -0.42$ V/ESC.

IV.3.1.2. Courbe de polarisation

La courbe de polarisation $\log i=f(E)$ pour Fer rond a béton crénelé dans le milieu (Sable+Ciment+NaCl 3%) avec l'addition de Zinc à différentes masses a été tracée après la stabilité du potentiel d'abandon dans un domaine de balayage compris entre (-0.4V et -0.1V).



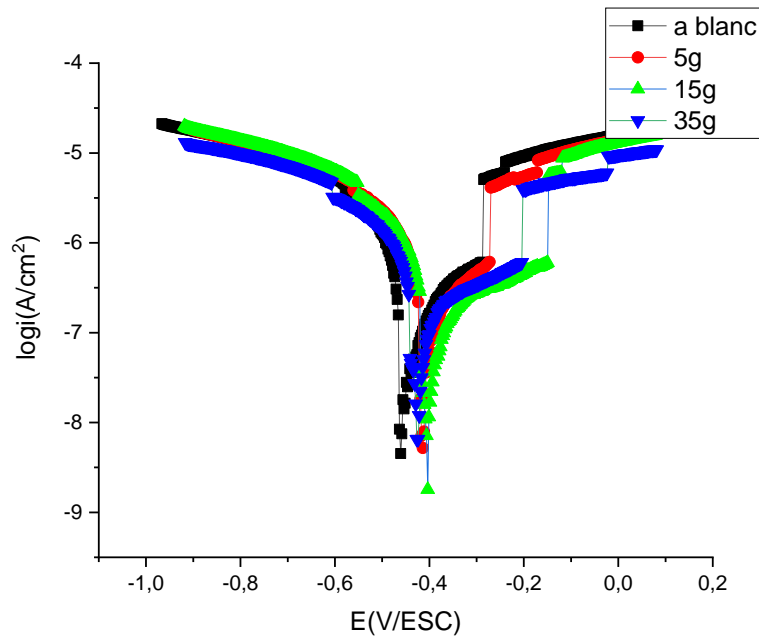


Fig. IV.12 : Courbe de polarisation de fer rond à béton crénelé dans une solution (Sable+Ciment+NaCl 3%) en présence de Zinc à différentes masses.

De manière générale, nous avons remarqué que l'allure globale de la courbe de polarisation du milieu témoin est presque identique à celles obtenues en présence de différentes masses de Zinc.

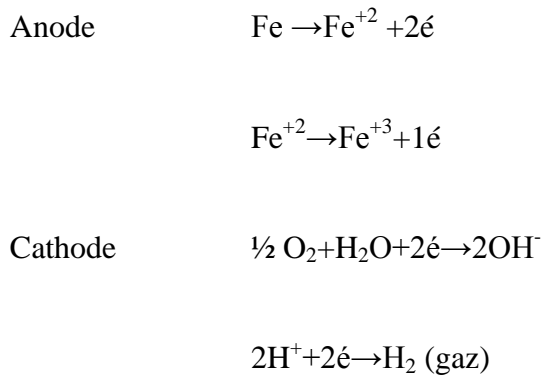
Les branches anodiques et cathodiques de l'ensemble des courbes se présentent sous forme de droites de Tafel.

Une comparaison des courbes de polarisation présentées ci-dessus montre que l'addition du Zinc au milieu corrosif s'accompagne d'une augmentation des courants partiels anodique et cathodique. Cette augmentation est plus remarquable dans le domaine cathodique que dans le domaine anodique.

D'après les courbes de polarisation, de fer ronde à béton crénelé dans le béton dans Na Cl 3% en absence et présence de Zinc à différente masses, nous observé que l'augmentation de la masse de zinc tend à déplacer le potentiel de corrosion, et diminue les densités de courant des branches cathodique et anodique.

- L'oxydation de l'acier

Réduction d'espèces oxydantes (oxygène dissous) présente de la solution.



Les couches de produits de corrosion formées lors de la dégradation de l'acier dans la solution.

Tableau IV.7 : Valeurs des grandeurs électrochimiques de fer rond a béton crénelé dans la solution (Sable+Ciment+NaCl 3%) en présence de Zinc à différentes masses

Quantité de Zinc(g)	Rp ($10^5 \Omega$)	V _{corr} (10^{-4} mm/an)	E (i=0)/ECS (V)	I _{corr} 10^{-8} (A/cm ²)
0	2,871	2,59580	- 0,46338	2,2339
05	1.2954	2,41310	-0,41300	2,0767
15	2.8171	1,42580	-0,40327	1 ,2770
35	2,2932	2,17170	-0,42526	1,8689

D'après le tableau on observe que :

- Le potentiel de corrosion est basculé vers des valeurs positives
- La vitesse de corrosion a diminué, sauf dans la masse 35 g ou elle a augmenté.
- La résistance de polarisation a augmenté dans la masse 15 g, et diminué à la masse 05et 35g.
- La densité de courant de corrosion a diminué sauf dans la mass 35g.

IV.3.1.3. Spectroscopie d'impédance électrochimique

➤ Après 1 heure :

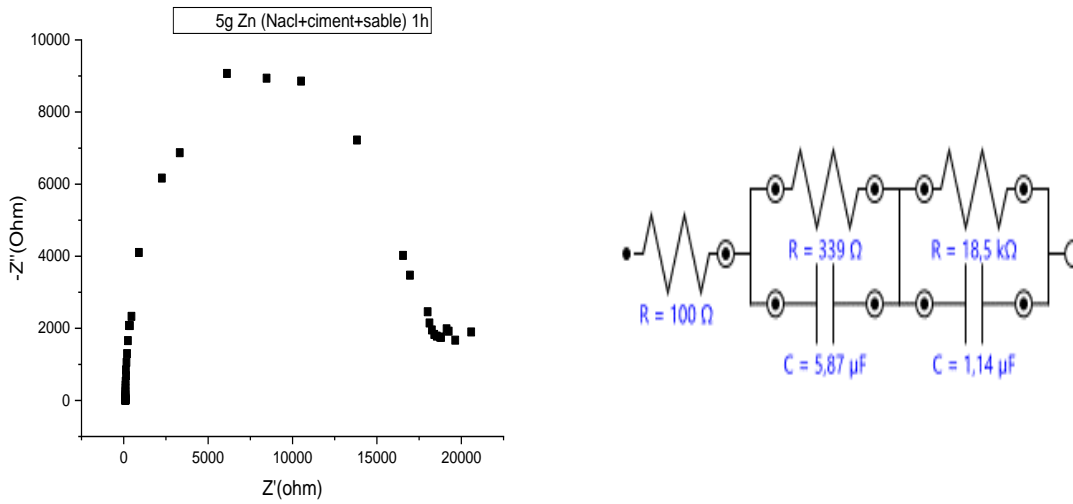


Fig. IV.13: Diagramme de Nyquist de fer ronde à béton crénelé dans un milieu (Sable+Ciment+NaCl 3%) de 5g de Zinc après 1 heure et e circuit électrique équivalent

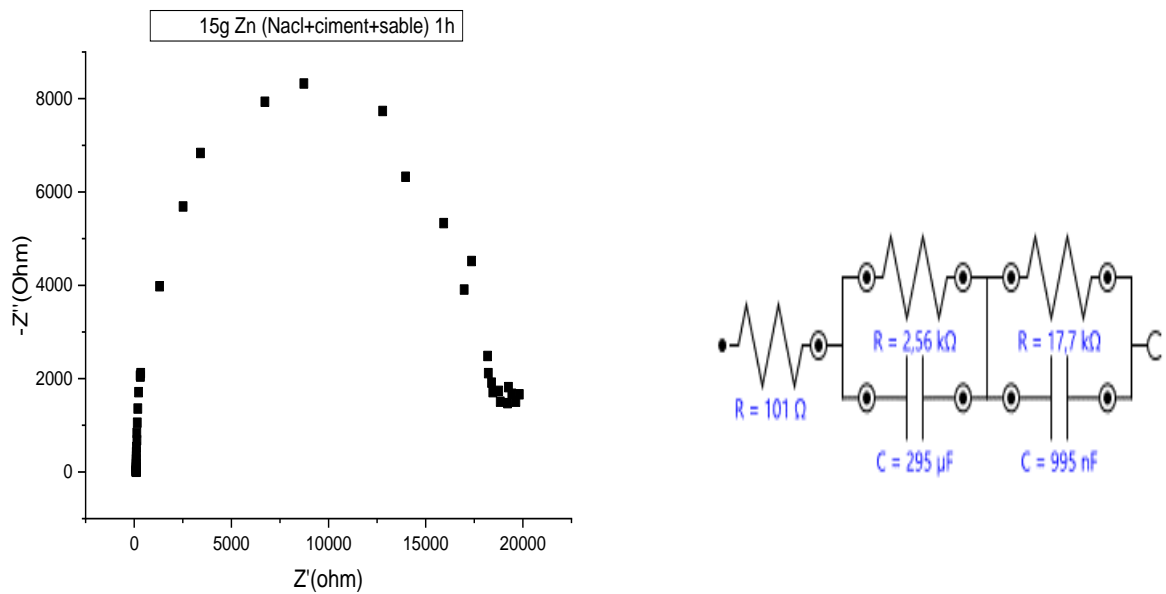


Fig. IV.14: Diagramme de Nyquist de fer rond à béton crénelé dans un milieu (Sable+Ciment+NaCl 3%) de 15g de Zinc après 1 heure et le circuit électrique équivalent

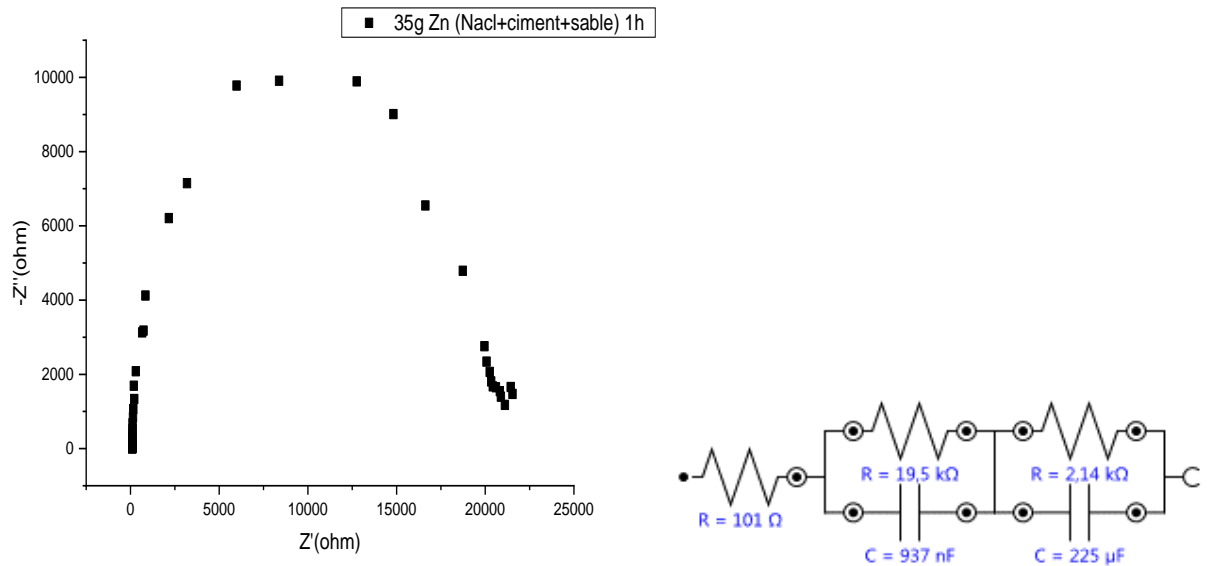


Fig. IV.15 : Diagramme de Nyquist de fer ronde à béton crenelé dans un milieu (Sable+Ciment+NaCl 3%) de 35g de Zinc après 1heure et e circuit électrique équivalent.

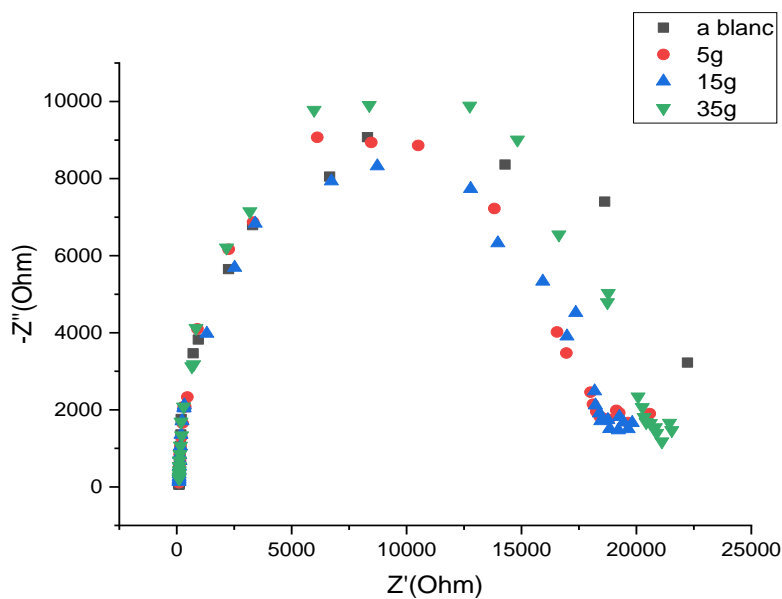


Fig. IV.16 : Diagramme de Nyquist de fer rond à béton crenelé dans un milieu (Sable+Ciment+NaCl 3%) en présence de Zinc à différentes masses après 1heure

Le diagramme de Nyquist à déférentes concentration est présenté sur la figure (IV.16).

Les valeurs des résistances d'impédance déterminées, à partir des limites à basses fréquences sur les diagrammes de Nyquist.

- ❖ La même allure des courbes presque superposé parce que ne donne pas le moment idéale.

Tableau IV.8 : Les paramètres relatifs aux mesures des impédances électrochimique

Temps(h)	Quantité de Zn(g)	$R_e(\Omega)$	$R_1 (K\Omega)$	$C_1 (\mu F)$	$R_2 (K\Omega)$	$C_2 (\mu F)$
1	0	101	4,78	1,75	12,9	2,04
	5	100	339	5,87	18,5	1,14
	15	101	2.56	295	17.7	995
	35	101	19.5	$9,37 \cdot 10^{-1}$	2.14	225

D’après le tableau Tableau (IV.8) Nous remarquons que l’augmentation des masses du zinc induit l’augmentation de la capacité de la couche et la double couche, et l’augmentation de la résistance de transfert de charge.

Les circuits équivalents peuvent être schématisés pour les différentes masses de zinc, ou un mode décrivant le comportement électrochimique de l’interface (l’acier-solution).

➤ **Après 168heure**

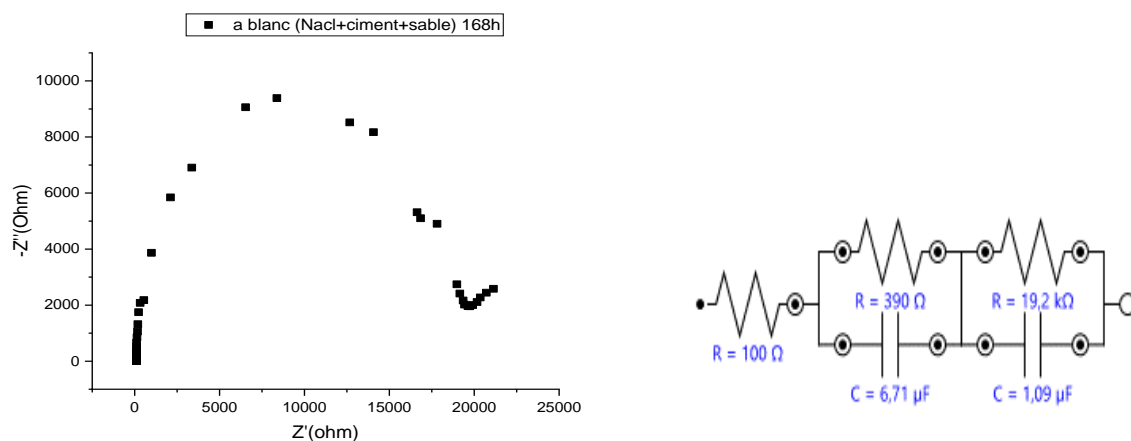


Fig. IV.17 : Diagramme de Nyquist de fer ronde à béton crénelé dans un milieu (Sable+Ciment+NaCl 3%) en absence de Zn après 168 heure

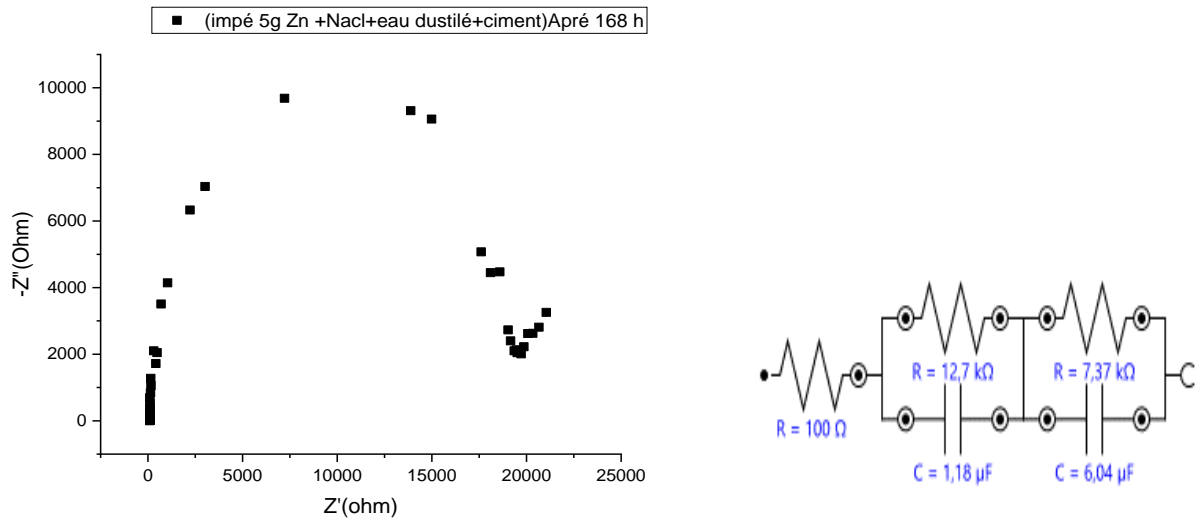


Fig. IV.18 : Diagramme de Nyquist de fer rond à béton crenelé dans un milieu (Sable+Ciment+NaCl 3%) de 5g de Zinc après 96 heure et le circuit électrique équivalent

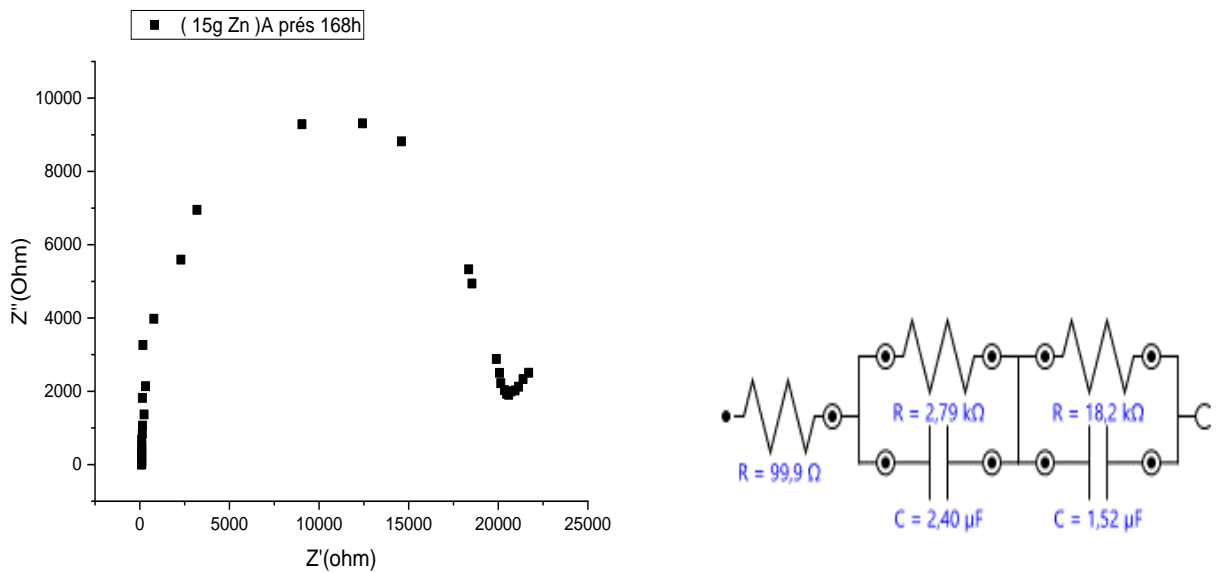


Fig. IV.19 : Diagramme de Nyquist de fer ronde à béton crenelé dans un milieu (Sable+Ciment+NaCl 3%) de 15g de Zinc après 96 heure et le circuit électrique équivalent

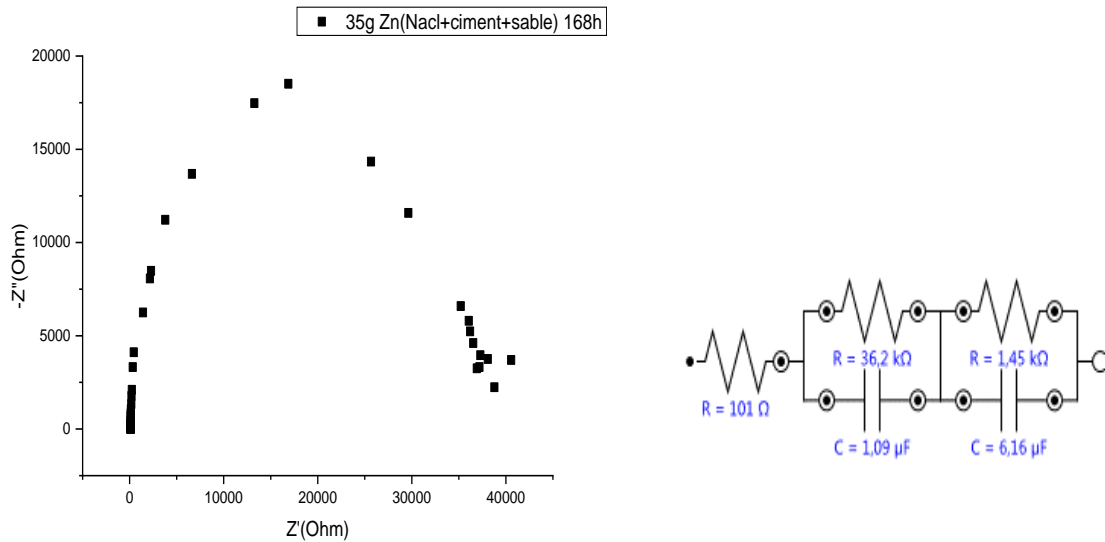


Fig. IV.20 : Diagramme de Nyquist de fer ronde à béton crenelé dans un milieu (Sable+Ciment+NaCl 3%) de 35g de Zinc après 96 heure et le circuit électrique équivalent.

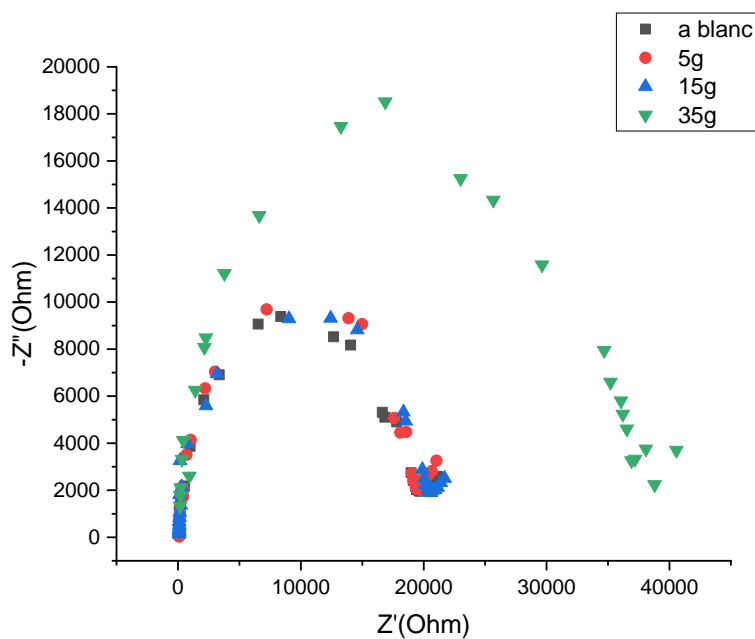


Fig. IV.21 : Diagramme de Nyquist de fer ronde à béton crenelé dans un milieu (Sable+Ciment+NaCl 3%) en présence de Zinc à différentes masses après 168 heures

Le diagramme de Nyquist à différentes concentrations est présenté sur la figure (IV.21). Les valeurs des résistances d'impédance déterminées, à partir des limites à basses fréquences sur les diagrammes de Nyquist.

Nous avons remarqué la présence de deux boucles capacitatives :

- La première boucle capacitive de l'acier.
- La deuxième boucle capacitive de double couche

Tableau IV.9 : Les paramètres relatifs aux mesures des impédances électrochimique

Temps(h)	Quantité de Zn(g)	$R_e(\Omega)$	$R_1 (K\Omega)$	$C_1 (\mu F)$	$R_2 (K\Omega)$	$C_2 (\mu F)$
168	0	100	0,39	0,0067	19,2	1,9
	5	100	12.7	1.18	7.37	6.04
	15	99.9	2.76	2.40	18.2	1.52
	35	101	36,2	1,09	1 ,45	6,16

D'après le tableau **Tableau IV.9** on observe que la première résistance de polarisation on augmente a 5g et 35g de Zn

Le deuxième résistance de polarisation augmente a 15g et ont remarqué que la capacité est augmenté 5get 35g est duminé a 15g.

Conclusion générale

L'objectif de ce travail est atteint. Nous avons étudié le phénomène de corrosion via l'étude du comportement de Fer rond à béton crénelé dans l'existant de béton en absence et en présence de différentes masses de Zinc comme inhibiteur.

Ensuite, nous avons effectué l'évaluation de nos résultats par l'étude gravimétrique et les méthodes électrochimiques tels que l'évolution du potentiel libre en fonction du temps, la détermination des droites de Tafel à partir des courbes de polarisation ($\log i = f(E)$) et la spectroscopie d'impédance électrochimique (SIE). Ces techniques nous ont permis de déterminer le comportement de la corrosion en béton armé.

Les résultats expérimentaux trouvés d'après cette étude sont mentionnés par les points suivants :

La perte de masse:

- ✓ La solution NaCl influe considérablement sur Fer ronde à béton crénelé utilisé en béton.
- ✓ Le Zinc (Zn) peut être un ralentisseur de la corrosion.

Méthodes électrochimique:

- ✓ La vitesse de corrosion (V_{corr}) augmente avec l'augmentation de la masse de Zinc.
- ✓ La densité de courant (i_{corr}) de corrosion est inversement proportionnelle à la masse de zinc.
- ✓ le potentiel de corrosion (E_{corr}) augmente quand la masse de zinc augmente
- ✓ La quantité de zinc 35g a donné de bon résultat
- ✓ Les diagrammes d'impédance sont constitués deux boucle capacitive est la taille de la boucle diffère selon la masse de zinc ce qui confirme la formation d'un film protecteur.
- ✓ 35g a donné bonne résultat donc le Zn peut-être utilisé comme inhibiteur mais a des faibles masses.

Références Bibliographiques

Chapitre I

- [1]. N. Le Bozec, Thèse de doctorat «Réaction de Réduction de l'Oxygène sur les Aciers Inoxydables en Eau de Mer Naturelle», Université de Bretagne occidentale 2000.
- [2]. ISO 8044, «Corrosion des métaux et alliages. Termes principaux et définition», norme internationale, numéro de référence ISO 8044, Geneve, Suisse, 2000.
- [3]. M. Frantz, Thèse de doctorat, «université de Paris, Etude in situ par microscopie à force atomique de la corrosion localisée d'un acier inoxydable 304L», 2005.
- [4]. S.Bensaada «cours de corrosion» Edition : P/n° 5267
- [5]. R. Mehibil. «Etude de l'efficacité inhibitrice de quelques nouveaux inhibiteurs, dits non polluants, sur la corrosion de deux types d'alliages d'aluminium». Université de Skikda, 2008, D. Nadir ; R. Rabah. Introduction à la corrosion et aux inhibiteurs de corrosion, 2004.
- [6]. M.Saidia +S.Mounsif «Influence de la corrosion dans les ouvrages en béton armé», université 08 mai 1945-Guelma 2020.
- [7]. V.N. Pujol Lesueur, Thèse de Doctorat «Etude de mécanisme d'action du monofluorophosphate de sodium comme inhibiteur de la corrosion des armatures métalliques dans le béton», Univ. Pierre et Marie Curie, Paris. P. 26-2004.
- [8]. A. Chaouch, mémoire de magister, «comportement électrochimique du fer blanc en milieu biologique», université de Skikda, 2010.
- [9]. A.Aliouali, « étude du comportement de la corrosion de l'aluminium dans différents Milieux », université de batna2, 2017.
- [10]. Syndicat National des Fabricants de Boîtes Métalliques (SNFBM), Guide d'emballage, guide de bonnes pratiques d'hygiène et de fabrication des boites, emballages et bouchages métalliques pour denrées alimentaires, P. 3-33-10.1994.
- [11]. A. Youcef azouzi, mémoire de magister «effets de la concentration de NaCl sur la corrosion de l'acier doux en présence des cations Zn^{+2} et anions CrO_4 », Université Hadj Lakhdar Batna 2010.
- [12]. H .Bensabra, Thèse de doctorat, «Etude et protection contre la corrosion des aciers d'armature dans le béton en atmosphère marine : Corrélation caractéristiques

physicochimiques du béton – taux de chlorures a l’interface métal-béton», université de Jijel, 2013.

[13]. S.Maatlia+ A. Arhab, mémoire de master «Influence de l’acidité sur les paramètres thermodynamiques de l’inhibiteur NALCO injecté dans le circuit de refroidissement dans la raffinerie de Skikda(RA1K)», université de Skikda 2021.

[14]. S. KHERRAF, Mémoire de magister, « comportement électrochimique de l’acier A105 dans différents milieux. Influence de quelques inhibiteurs », Université de Skikda, 2008.

[15]. H.El bakouri, Mémoire pour du DESA «Etude de l’inhibition de la corrosion de l’acier doux au carbone en milieu acide ortho phosphorique par un antibiotique organique», université Mohammed 1Oujda.

[16]. S.Marouf+ F.Lakehal+ A. Tabchouche, «Etude de l’inhibition de la corrosion d’un acier au carbone par 1.2 diaminophenyl et 1.2 diaminopropane».

[17]. R .G .Buchhet, «A compilation of corrosion potentials reported for intermetallic phase in aluminum alloys», J, Electrochem .soc, 1995.

[18]. Association Française de Génie Civil Centre Français de l’Anticorrosion (CEFRACOR), «Réhabilitation du béton armé dégradé par la corrosion». Documents scientifiques et techniques. 2003.

[19]. S. Maatlia + A. Arhab, mémoire de master «Influence de l’acidité sur les paramètres thermodynamiques de l’inhibiteur NALCO injecté dans le circuit de refroidissement dans la raffinerie de Skikda(RA1K)», université de skikda 2021.

[20]. H. Bensabra, «cours de corrosion et protection des métaux», université de Jijel 2016.

[21]. S. BENZAADA «cours de corrosion» Edition : P/n° 5267.

[22]. H. Uhlig, « corrosion et protection ». Ed. DUNOD, Paris 1970. +P. Olav Gartland, «Choosing the right positions for corrosion monitoring on oil and gas pipelines», Corr Ocean USA, Paper, Nace, Houston, 1998.

[23]. P. Boumersbach + C. Dumont +J. P. Millet, «electrochemical characterization of a corrosion inhibitor: influence of temperature on the inhibition mechanism», 207th meeting of the electrochemical society, Quebec City (Canada), 2005.

- [24]. R.D. Kane + S. Srinivasan, «experience survey on corrosion monitoring and mitigation techniques for sweet well production», CLI International, INC, HOUSTON, TX.
- [25]. P. Olav Gartland, «Choosing the right positions for corrosion monitoring on oil and gas pipelines», Corr Ocean USA, Paper, Nace, Houston, 1998.
- [26]. P. Boumersbach «electrochemical characterization of a corrosion inhibitor: influence of temperature on the inhibition mechanism», 207th meeting of the electrochemical society
- [27]. Corrosion par piqure et par crevasse. Élément sur les mécanismes, appliqués à la sélection et l'utilisation des aciers inoxydables *Matériaux & Technique* 99,81-91,2011.
- [28]. D. Landolt, « Corrosion et chimie de surface des matériaux traité des matériaux 12 », Edition Presses Polytechniques et universitaires Romandes, 1993.
- [29]. B. Pawlowski, «The science and engineering of thermal spray coating», J. Wiley, N.Y, USA, 1995.
- [30]. M. Hélie, « Matériaux métalliques–Phénomènes de corrosion », Cours CEAIUP Génie Matér, Université. D'Evry, 2005.
- [31]. M. Lebrini, these de doctorat, «Synthèses et études physicochimiques de nouveaux thiadiazoles inhibiteurs de corrosion de l'acier en milieu acide», université des sciences et Technologies de Lille 2005.
- [32]. Mr.Marec. « Corrosion et protection cathodique ». Ecole d'application des technique gazieres. 1996.
- [33]. N .Maddache, mémoire de Magister, « Etude du comportement électrochimique de l'alliage AA6061 dans un milieu aqueux en présence d'inhibiteurs de corrosion », Université M'Hamed Bougara-Boumerdes 2012.
- [34]. P. Bommerbah, Thèse de doctorat, «Evolution des propriétés d'un film inhibiteur de corrosion sous l'influence de la température et des conditions hydrodynamiques caractérisation par technique électrochimique», INSA de Lyon, N°d'ordre : 05ISAL 0060.P. 13-24 .2005.
- [35]. C.Flaud, «Inhibiteur de corrosion .Technique de l'ingénieur, traité corrosion et vieillissement», cor 1 005.P.1-14

Chapitre II

- [36]. L.Sail, mémoire de Master, «Utilisation de la technique de phosphatation comme Moyen de protection des armatures dans le béton», Université Abou-Bekr-tlemcen, 2021.
- [37]. M. Hache, mémoire de Master, «Etude de la corrosion des infrastructures sous l'effet des eaux agressives et /ou sols agressifs», Université El-Oued, 2020.
- [38]. 2017/05 < www.cerib.com
- [39]. R. Novoa, L'HOSTIS. «Compréhension des mécanisme d'inhibition de la corrosion des armatures métalliques des bétons par des molécules d'origine biologique».
- [40]. A. Guettala «Etude de l'effet de la corrosion des armatures sur durabilité des ouvrages en béton arme», Mémoire de Magister, Université Mohamed khider-Biskra, 2012.
- [41]. R. D. Browne, «In The performance of concrete structures in the marine environment, Symposium on Corrosion in the marine environment, International Corrosion Conference, Institute of Marine Engineers», London, England., London, England., November 1973 ; P.50-57.
- [42]. S.Ahmad, Reinforcement corrosion in concrete structures, its monitoring and service life prediction – a review. Cement & Concrete Composites, 25 P. 4-5, P. 459-471. 2003.
- [43]. El. Maaddawy + T. A.Soudki+ K. A, «Effectiveness of impressed current technique to simulate corrosion of steel reinforcement in concrete», Journal of Materials in Civil Engineering , 15 (1), P. 41-47.2003.
- [44]. J. Gulikers, «Theoretical considerations on the supposed linear relationship between concrete resistivity and corrosion rate of steel reinforcement», Materials and Corrosion Werkstoffe Und Korrosion , 56 (6), P. 393-403.2005.
- [45]. Y. Liu + R. E. Weyers, «Modeling the time to corrosion cracking of the cover concrete in chloride contaminated reinforced concrete structures». Ph.D. Dissertation. Blacksburg Virginia, 1996.
- [46].Tuuti, 1982.
- [47]. Ghods et al, 2009, stuble et al, 1980.
- [48]. Baroghel-Bouny et al, 2008.

- [49]. Y. Houmadi. Thèse Doctorat, «Durabilité des éléments en béton armé en milieu marin», Centre Universitaire Belhadj Bouchaib-Ain Témouchent, 2020.
- [50]. T. Ngoc , thèse de doctorat «Contribution à l'étude de la corrosion par carbonatation du béton armé : approche expérimentale et probabiliste », université de Toulouse ,2011.
- [51]. A .Belaid, mémoire de Master, « Le comportement mécanique des structures en béton armé dégradé par la corrosion », faculté des sciences de la technologie, université de Tébessa 2014.
- [52]. K. Bouhadjeb, Rapport de fin d'étude «Synthèse bibliographique sur les principales dégradations affectant les constructions en béton armé», université Abdelhamid Ibn Badis de Mostaganem, 2020.
- [53]. R. Bendjaiche, mémoire de Master, «Influence de corrosion dans les ouvrages en béton armé », Université 8 Mai 1945-Guelma, 2020.
- [54]. www.futura-sciences.com.

Chapitre III

- [55]. A. Mokaddem, «Étude de L'effet inhibiteur d'un compose Amide vis-à-vis de la corrosion de l'acier en milieu acide HCl 1M». Université Abou-bekrBelkaid, Tlemcen. P. 26,2019.
- [56]. S.Bensaada, cours de corrosion, P. 25.
- [57]. I .Bouchareb, mémoire de master, «Étude du comportement à la corrosion d'une armature métallique enrobée de béton à base de marbre en milieu salin», électrochimie-corrosion, Université Skikda, P. 38-39.2016.
- [58]. E.Nouicer. Thèse, «Comportement électrochimique et propriétés mécaniques de l'alliage de Titan Ti6Al4V.Effet des traitements de surface», universités Mentouri Constantine, P. 10.2009.
- [59]. H. Boughazi, mémoire de magister, «Etude du comportement à la corrosion de l'acier inoxydable AISI 304L dans des milieux synthétiques similaires aux solutions interstitielles du béton». Université de Skikda, P. 47.2014.
- [60]. H. Karek, mémoire de master, «Comportement électrochimique du fer blanc. En milieu NaCl, électrochimie-corrosion», Université de Skikda, P. 8-37-47.2016.

[61]. A. J. Bard+ L. R.Faulkner+ J.Leddy, + C. G. Zoski. (1980) « Electrochemical methods: fundamentals and applications ». New York: wiley.

[62]. M .Bouaoud, mémoire de magister, «Tenue à la corrosion en milieu acide d'un dépôt de Zn Sn sur acier inoxydable. Génie électrochimique», université Ferhat ABBAS - Sétif 1, P. 33-34. 2014.

[63]. M. Lebrini, Thèse de doctorat, «synthèses et études physicochimiques de nouveaux thiadiazoles inhibiteurs de corrosion de l'acier en milieu acide», Univ. Sciences et Technologies de Lille, 2005.

Résumé

Résumé

La corrosion du béton armé est l'une des principales raisons de la détérioration des structures en béton armé, et c'est un sujet de préoccupation constante pour les coûts exorbitants qui sont dépensés dans ce domaine, et c'est ce qui conduit les chercheurs à s'intéresser à connaître à connaître la causes de ce phénomène, ces mécanismes et les moyens de le réduire.

Au début de ce travail, nous avons étudié le comportement à la corrosion de l'acier en milieu NaCl avec différentes concentrations, puis nous avons expérimenté le zinc comme inhibiteur sur l'extrait de ciment en l'absence de l'inhibiteur de zinc et en présence de celui-ci, en différentes quantités, et ceci à l'aide de méthodes électrochimiques.

Dans un second temps, ces résultats prouvent la justesse de l'inhibiteur, car il montre une augmentation de la résistance à la corrosion avec une augmentation de la quantité de Zinc, et donc la vitesse de corrosion diminue.

Mots clés : Corrosion, Acier, inhibiteur, Zinc, méthode électrochimique.

Abstract

Corrosion of reinforced concrete is one of the main reasons for the deterioration of reinforced concrete structures, and it is a matter of constant concern for the exorbitant costs that are spent in this field, and this is what has led the researchers to be interested in knowing the causes of this phenomenon, its mechanisms and the means of reducing it.

At the beginning of this work, we studied the corrosion behavior of steel in NaCl medium with different concentrations, then we experimented Zinc as an inhibitor on it, where we used the lost mass method, then we studied this behavior on the cement extract in the absence of the Zinc inhibitor and in the presence of it in different quantities, and this using electrochemical methods.

Secondly, these results prove the correctness of the inhibitor, as it shows an increase in corrosion resistance with an increase in the amount of Zinc, and therefore the corrosion rate decreases.

Keys words : Corrosion, steel, inhibitor, Zinc, electrochemical methods.

ملخص

يعتبر تآكل الاسمنت المسلح من الاسباب الرئيسية لتدهور الهياكل الخرسانية المسلحة وهذا يشكل موضع قلق دائم للتكاليف الباهظة التي تصرف في هذا المجال وهذا ما أدى بالباحثون الى الاهتمام بمعرفة أسباب هذه الظاهرة , آلياتها و طرق التقليل منها .

في بداية هذا العمل، قمنا بدراسة سلوك تآكل الفولاذ في وسط (NaCl) ذا التراكيز المختلفة ثم قمنا بتجريب الزنك كمنشط عليه حيث استخدمنا طريقة الكتلة المفقودة، ثم قمنا بعد ذلك بدراسة هذا السلوك على مستخلص الاسمنت في غياب المنشط (الزنك: Zn) و في وجوده بكميات مختلفة و هذا باستخدام طرق كهرو كيميائية.

النتائج المتحصل عليها تبين في المرحلة الاولى التأثير السلبي لمحلول (NaCl) و الايجابي في وجود المنشط . و في المرحلة الثانية تثبت صحة هذه النتائج حيث تبين زيادة مقاومة التآكل بزيادة كمية الزنك, وبالتالي تنقص سرعة التآكل.

الكلمات المفتاحية: التآكل، الزنك، الفولاذ(الخردة)، المنشط، الطرق الكهروكيميائية.