

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 : électrochimie -corrosion

Présenté par :

ATIETALLAH Ibrahim

THEME

**Suivi de la protection cathodique par anode
sacrificielle (PCAS) de la ferraille de construction
dans le béton**

Soutenu le : 02/07/2022

Devant le jury :

M ^{me} Yamina BOUDENAR	MCA	Univ. de Skikda	Présidente
M ^{me} Zahia HOUIENE	MCA	Univ. de Skikda	Rapporteur
M ^{me} Hind BOUGHAZI	MCB	Univ. de Skikda	Examinatrice

Année Universitaire : 2021/2022

بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَنِ الرَّحِيمِ

Remerciements

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

Que le professeur **Kamel BELMOKRE** responsable du parcours «électrochimie corrosion » à l'université de 20 août 1955- Skikda soit assuré de mon profonde gratitude pour la bienveillance avec laquelle, il nous a accueillis, sa gentillesse, sa réflexion et sa disponibilité.

Je remercie très chaleureusement mon rapporteur **Dr. Zahia Houiene** pour ses conseils précieux, son soutien, sa disponibilité et surtout pour ses qualités humaines.

Je remercie également les membres de jury : **Dr .yamina Boudinar** comme présidente et **Dr. Hind Boughazi** comme examinatrice pour avoir accepté de juger ce travail et de participer au jury.

Je remercie toutes les personnes qui nous ont aidés à la réalisation de ce travail.

DEDICACE

Je dédie ce modeste travail qui est le fruit de mes efforts au cours de mes années d'études :

A ceux que j'aime le plus au monde mes très chers parents,

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 chers frères

A mes adorables sœurs

A ma tous famille

CHAPITRE I

Numéro de la figure	Titre de la figure	Page de la figure
Figure I.1	Exemple sur la corrosion des métaux	1
Figure I.2	La corrosion uniforme	6
Figure I.3	Corrosion galvanique	7
Figure I.4	Piqûration d'une plaque d'acier	8
Figure I.5	Corrosion caverneuse.	8
Figure I.6	Corrosion sous contrainte	10

CHAPITRE II

Numéro de la figure	Titre de la figure	Page de la figure
Figure II.1	Tableau périodique	11
Figure II.2	Zinc-réserves-mondiale-par pays-2019	12
Figure II.3	Illustration des réactions chimiques de corrosion dans le béton	20
Figure II.4	Modèle de Tutti des phases de corrosion d'un acier dans un béton.	21

CHAPITRE III

Numéro de la figure	Titre de la figure	Page de la figure
Figure III.1	Les composants de mélange (Zinc, ciment, sable)	24
Figure III.2	Filtration de mélange	24
Figure III.3	La solution	24
Figure III.4	acier haute adhérence	25
Figure III.5	Montage expérimental de la cellule électrochimique	26
Figure III.6	Montage de la chaîne de corrosion	27
Figure III.7	(a) Cellule de mesure, (b) électrode de référence, (c) contre électrode	27
Figure III.8	Barre de ferraille	28
Figure III.9	Evolution du potentiel d'abandon du ferraille dans une solution eau+ciment sans Zn	29
Figure III.10	Courbe de polarisation de la ferraille dans une solution eau+ciment en absence du Zinc.	30
Figure III.11	Diagramme de Nyquist du métal (Ferraille) dans une solution eau+ciment en absence de Zinc	31
Figure III.12	Présente l'évolution du potentiel d'abandon de la ferraille dans une solution (eau de mer+ciment).	32

LISTE DES FIGURES

Figure III.13	Courbe de polarisation de la ferraille dans une solution (eau de mer+ciment) en absence de Zinc	33
Figure III.14	Diagramme de Nyquist du métal (Ferraille) dans une solution (eau de mer+ciment) en absence de Zinc	34
Figure III.15	Évolution du potentiel d'abandon de la ferraille dans une solution (eau+ciment) avec l'addition de Zinc de différentes masses	35
Figure III.16	Courbe de polarisation de la ferraille dans une solution (eau+ciment) en présence de Zinc à différentes masses.	37
Figure III.17	Représente le pouvoir protecteur en fonction de la masse	39
Figure III.18.a	le circuit électrique équivalent	39
Figure III.18.b	Diagramme de Nyquist de la ferraille dans un milieu (eau+ciment) en présence de Zinc à différentes masses	40
Figure III.19	Évolution du potentiel d'abandon de la ferraille dans une solution (eau de mer+ciment) avec l'addition de Zinc de différentes masses	41
Figure III.20	Courbe de polarisation de la ferraille dans une solution (eau de mer+ciment) en présence de Zinc à différentes masse	43
Figure III.21	Représente le pouvoir protecteur en fonction de la masse	45
Figure III.22	Diagramme de Nyquist du fer blanc nu E2/2 dans un milieu (eau de mer+ciment) en présence de Zinc à différentes masses	46

CHAPITRE I

Numéro de tableau	Titre de tableau	Page de tableau
Tableau I.1	Les principaux facteurs de corrosion	3

CHAPITRE II

Numéro	Titre de tableau	Page
Tableau II.1	Position de zinc dans le tableau périodique	1
Tableau II.2	Propriétés atomiques de l'élément zinc	5
Tableau II.3	Énergies d'ionisation de zinc	5
Tableau II.4	Propriétés physiques du corps simple de zinc	5

CHAPITRE III

Numéro	Titre de tableau	Page
Tableau III.1	Quelques caractéristiques de l'acier	25
Tableau III.2	Valeurs du potentiel d'abandon et potentiel d'immersion de la ferraille dans une solution (eau+ciment) en absence de Zinc.	29
Tableau III.3	Valeurs des grandeurs électrochimiques de la ferraille dans la solution (eau+ciment) en absence de Zinc.	31
Tableau III.4	Valeurs du potentiel d'abandon et potentiel d'immersion de la ferraille dans une solution (eau de mer + ciment) en absence de Zinc	32
Tableau III.5	Valeurs des grandeurs électrochimiques de la ferraille dans (eau de mer+ciment) en absence de Zinc.	34
Tableau III.6	Valeurs du potentiel d'abandon et potentiel d'immersion dans une solution (eau+ciment) avec le Zinc de différentes masses	36
Tableau III.7	Valeurs des grandeurs électrochimiques de la ferraille dans la solution (eau+ciment) en présence de Zinc à différentes masses	38
Tableau III.8	Valeurs de pouvoir protecteur en fonction de la concentration	38
Tableau III.9	Les paramètres relatifs aux mesures des impédances électrochimique	40
Tableau III.10	Valeurs du potentiel d'abandon et potentiel d'immersion dans une solution (eau de mer+ciment) avec le Zinc de différentes masses	42
Tableau III.11	Valeurs des grandeurs électrochimiques de la ferraille dans la solution (eau de mer+ciment) en présence de Zinc à différentes masses.	44

LISTE DES TABLEAUX

Tableau III.12	Valeurs de pouvoir protecteur en fonction de la masse	44
Tableau III.13	Les paramètres relatifs aux mesures des impédances électrochimique	46

LISTE DES ABREVIATIONS

Zn : Zinc

Zn^{+2} : Ion Zinc

Cu : cuivre

Cu^{+2} : Ion cuivre

Fe : Fer.

Fe^{+2} : Ion fer II.

H : Hydrogène.

H^{+} : Ion hydrogène.

H_2O : Molécule d'eau.

Sn : étain.

Sn^{+4} : ion d'étain

pH : potentiel d'hydrogène

KCl : Chlorure de potassium..

E : Potentiel.

I : courant.

R : Resistance

E_{corr} : Potentiel de corrosion.

R_p : Résistance de polarisation.

I_{corr} : Intensité de courant de dissolution

V_{corr} : Vitesse de corrosion

ECS : Électrode de référence calomel saturé

T : Temps.

g : gramme

V : Volte

mm/ans : Millimètre par année

Log : Logarithme décimale

Introduction générale..... I

CHAPITRE I : Généralités sur la Corrosion

I. 1. Introduction1

I.2. Définition.....2

I.3. Importance économique de la corrosion3

I.4. L'origine de la corrosion.....3

I.5. Les facteurs de la corrosion.....3

- Effet de la température.....4
- Effet de l'acidité.....4
- Régime hydrodynamique.....4
- La salinité.....4

I.6. Les types de la corrosion.....5

I.7. Les formes de corrosion.....5

- I.7. 1. La corrosion uniforme.....5
- I.7. 2. La corrosion galvanique.....6
- I.7. 3. La corrosion par piqûre.....7
- I.7. 4. La corrosion caverneuse.....8
- I.7. 5. La corrosion sélective.....9
- I.7. 6. La corrosion sous contrainte.....9

CHAPITRE II : Généralités sur le zinc, le béton et la corrosion des armatures

II.1. Introduction / Zinc..... 11

- II.1.1. Abondance12
- II.1.2. Applications du zinc..... 13

II.1.3. Les propriétés de zinc.....	15
II.2. Le béton.....	16
II.2. 1. L’hydratation du ciment.....	16
II.2. 2. La chimie de la solution des pores	17
II.3. La corrosion des armatures	18
II.3. 1. Définition de la corrosion des armatures.....	18
II.3. 2. Les étapes de la corrosion des armatures dans le béton.....	20
II.3. 3. Les vitesses de corrosion.....	22

CHAPITRE III : PARTIE EXPERIMENTALE

III .Introduction	24
-------------------------	----

Première partie : Les méthodes et procédures expérimentales

III .1.Préparation de milieu d’étude.....	24
a-Première solution.....	24
b-Deuxième solution	24
III.2.Matériau (ferraille)	25
III.3- Montage expérimental.....	25
a- Cellule électrochimique.....	25
b- Cellule de mesure	27
III.4- Conditions expérimentales.....	28

Deuxième partie: Résultats et discussion

III .4.Essai sans Zinc.....	29
III .4.1.Étude du comportement de la Ferraille dans la solution (Eau+ciment).....	29
III .4.1.1Suivi de potentiel d`abandon en fonction de temps de la Ferraille.....	29

III.4.1.2. Courbes de polarisation.....	30
III.4.1.3. Spectroscopie d'impédance électrochimique.....	31
III.4.2. Étude du comportement du Ferraille dans la solution (eau de mer+ciment).	32
III.4.2.1. Suivi de potentiel d'abandon en fonction de temps de la Ferraille.....	32
III.4.2.2. Courbes de polarisation.....	33
III.4.2.3. Spectroscopie d'impédance électrochimique.....	34
III.5. Essai avec Zinc.....	35
III.5.1. Étude du comportement du la Ferraille dans la solution (eau+ciment) avec l'addition de Zinc.....	35
III.5.1.1. Suivi de potentiel d'abandon en fonction de temps de la ferraille.....	35
III.5.1.2. Courbe de polarisation.....	36
III.5.1.3. Spectroscopie d'impédance électrochimique.....	39
III.5.2. Étude du comportement de la Ferraille dans la solution (eau de mer+ciment) avec l'addition de Zinc.....	41
III.5.2.1. Suivi de potentiel d'abandon en fonction de temps de la ferraille.....	41
III.5.2.2. Courbe de polarisation	42
III.5.2.3. Spectroscopie d'impédance électrochimique	45

INTRODUCTION GENERALE

La corrosion est une parmi de nombreuses pathologies responsables de la dégradation des ouvrages en génie civil. Ce fameux phénomène qui touche les armatures en acier est à l'origine de surcoûts important lié à la prévention en tentant d'inhiber les résultats de cette maladie de manière à retarder le vieillissement des ouvrages.

Les méthodes de protection des matériaux métalliques contre la corrosion sont nombreuses, protection par anode sacrificiel, protection par courant imposée, protection par revêtement, protection par 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 à la corrosion de la ferraille dans le milieu (**Eau du robinet est Eau de mer**) + **ciment** en absence et en présence du zinc comme anodes sacrificielles par l'emploi des méthodes électrochimiques stationnaires ($E = f(t)$, $i = f(E)$) et des méthodes non stationnaires (**Spectroscopie d'impédance électrochimique**).

Ce travail s'articule autour de deux parties qui sont étude bibliographique et étude expérimentale.

- ❖ La première partie présente une étude bibliographique est composée de deux chapitres:
 - Le premier donne une description de la corrosion
 - Le deuxième donne une caractéristique générale sur le zinc et le béton.
- ❖ La deuxième partie est consacrée au travail expérimental qui englobera tous nos résultats ainsi que leurs interprétations, elle comporte les détails des matériels, les méthodes et les conditions expérimentales utilisées.

La conclusion générale sur l'ensemble de ce travail, viendra clore notre étude.

I. 1. Introduction

La corrosion traduit la réactivité de la plupart des matériaux industriels vis-à-vis des environnements au contact desquels ils sont placés au cours de leur emploi. On estime qu'elle détruit un quart de la production annuelle mondiale d'acier, ce qui représente environ 150 millions de tonnes par an ou encore 5 tonnes par secondes [1]. Or, la corrosion ne se limite pas à l'acier, mais affecte tous les métaux ainsi que les polymères et céramiques. Elle résulte d'interactions chimiques et/ou physiques entre le matériau et son environnement. On cite quelques exemples de phénomènes de corrosion :

- Transformation de l'acier en rouille,
- Fissuration d'un laiton en présence d'ammoniaque,
- Corrosion à chaud d'un superalliage dans une turbine à gaz,
- Dégradation du PVC par le rayonnement ultraviolet,
- Attaques des briques réfractaires par les laitiers,
- Attaque d'un verre minéral par une solution alcaline [1]

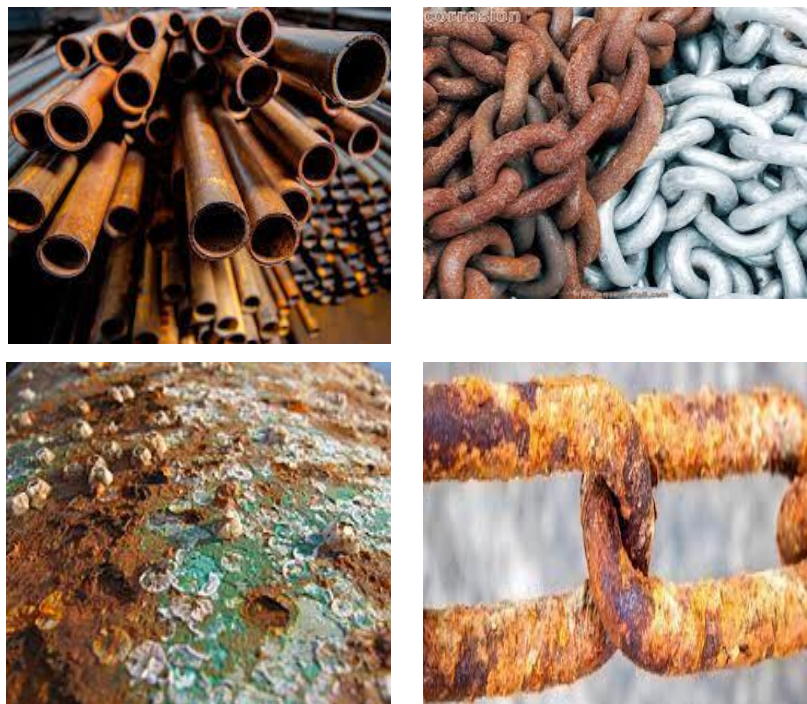


Fig. (I. 1). Exemple sur la corrosion des métaux

Le problème de la corrosion a pris une grande importance de nos jours à cause de l'utilisation accrue des métaux et alliages dans la vie moderne.

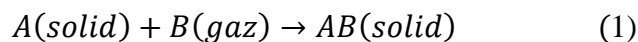
I.2. Définition

La corrosion est le phénomène d'interaction entre un métal ou un alliage métallique et son environnement, cela conduit à la dégradation des propriétés utiles du métal permettant à le retour à la position stable du sulfure, oxyde qui était avant les opérations de fabrication et extraction. Les composés non métalliques ne sont pas inclus dans la définition actuelle, le plastique peut gonfler ou se fissurer, le bois peut fondre ou ouvrir la fissure, le granit peut être érodé et le ciment Portland peut se lessiver, mais le terme corrosion est ici limité à l'attaque chimique des métaux.

D'une façon générale, la corrosion peut être de deux types: Corrosion sèche et corrosion électrochimique.

1- La corrosion sèche est le résultat de l'attaque d'un métal par un gaz à des températures élevées.

La réaction qui se produit est de la forme :



2- La corrosion électrochimique est le résultat de l'attaque d'un métal par un électrolyte. Elle a lieu dans des solutions aqueuses ou dans des sels fondus. Ces derniers sont susceptibles de conduire le courant par déplacement d'ions, les courants ioniques mis en jeu donnent au phénomène de la corrosion un aspect particulier. C'est ce qu'on appelle corrosion électrochimique.

Elle diffère de la corrosion sèche par le fait que le milieu corrosif participe au déplacement d'ions de la solution vers le métal. Les principaux oxydants sont :

-Les protons solvates.

- L'oxygène dissous.

- On trouve aussi les cations métalliques (Cu^{2+} , Fe^{3+} , Sn^{4+}), les anions (NO^{-2} , NO_3 , CrO^{-4} , MnO^{-4}) et les gaz dissous (O_3 , Cl_2 , SO_3).[2]

I.3. Importance économiques de la corrosion

Les conséquences de la corrosion sur le plan économique et social peuvent être résumées par 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 (de montants assez élevés).

I.4. L'origine de la corrosion

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

- Composition chimique et microstructure du métal,
- Composition chimique de l'environnement
- Paramètres physiques (température, convection, irradiation, etc.)[3]

I.5. Les facteurs de la corrosion

Les phénomènes de corrosion dépendent d'un grand nombre de facteurs et ils peuvent être classés en quatre groupes principaux (tableau I.1).

Tableau I.1 : Les principaux facteurs de corrosion

Facteurs du milieu	Facteurs métallurgiques	Facteurs définissant les conditions d'emploi	Facteurs dépendant de temps
- Concentration du réactif - Teneur en O ₂ - pH du milieu - Température - Pression	- Composition de l'alliage - Procédés élaboration - Impuretés - Traitement thermique	- Etat de surface - Forme des pièces - Emploi d'inhibiteur - Procédés d'assemblage	- Vieillissement - Tension Mécanique - Modification des Revêtements Protecteurs

La vitesse de corrosion d'un métal dans un milieu corrosif dépend à la fois des caractéristiques des deux paramètres, la température et le pH. Ils 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 du CO₂. [4.5]

➤ **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 les cinétiques de réactions et de transport. L'importance de son influence diffère en fonction du milieu corrosif dans le quelle se trouve le matériau. [6]

➤ **Effet de l'acidité**

La susceptibilité du matériau à la corrosion est en fonction de 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 de pH du milieu. [7]

➤ **Régime hydrodynamique :**

Le transport des réactifs vers l'interface et des produits de réaction 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 fixes les vitesses de réactions en contrôlant le transport de matière par 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 en laboratoire. [8]

➤ **La salinité:**

Les chlorures sont des ions agressifs, souvent à l'origine de corrosion localisée, 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 une influence sur la conductivité du milieu. [6]

I.6. Les types de la corrosion :

On peut distinguer trois types de corrosion: corrosion chimique, électrochimique et bactérienne.

La corrosion chimique: peut être causée par les agents atmosphérique (oxygène, humidité anhydride carbonique, anhydride sulfureux et d'autres produits provenant de l'industrie) ; elle consiste généralement en la transformation des métaux en oxydes en formant des couches superficielles. La corrosion chimique ne fait pas intervenir le passage d'un courant électrique

La corrosion électrochimique: caractérise plus particulièrement la corrosion des métaux et 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.

La corrosion biochimique: cette forme d'attaque se reconnaît à certaines caractéristiques, selon que les microorganismes agissent sur le procédé de corrosion, d'une ou plusieurs façons:

- ✓ Par action directe sur le taux de réaction anodique ou cathodique.
- ✓ Par création des milieux corrosifs.
- ✓ Par croissance et multiplication des micro-organismes, qui favorisent la création des cellules électrolytiques à la surface

I.7. Les formes de corrosion :

Le processus de corrosion des métaux prend quelques nombreuses formes, qui sont classées principalement selon la forme qui se manifeste à la surface corrodée.

I.7. 1. La corrosion uniforme

C'est une forme de corrosion dans laquelle la perte de métal est à peu près uniformément répartie sur l'ensemble de la surface exposée au milieu. Elle peut se produire sur une surface

"nue" et l'on parle alors de surface active ou de métal actif. La dégradation peut alors être rapide.

Elle se produit souvent sur une surface protégée par une couche superficielle d'oxydes (film passif). La vitesse de dégradation du matériau est alors faible voire négligeable mais non nulle. La corrosion uniforme est relativement facile à quantifier par des mesures de perte de masse ou d'épaisseur et sa progression sur une structure en service peut être suivie par des contrôles périodiques (Fig. I.2).

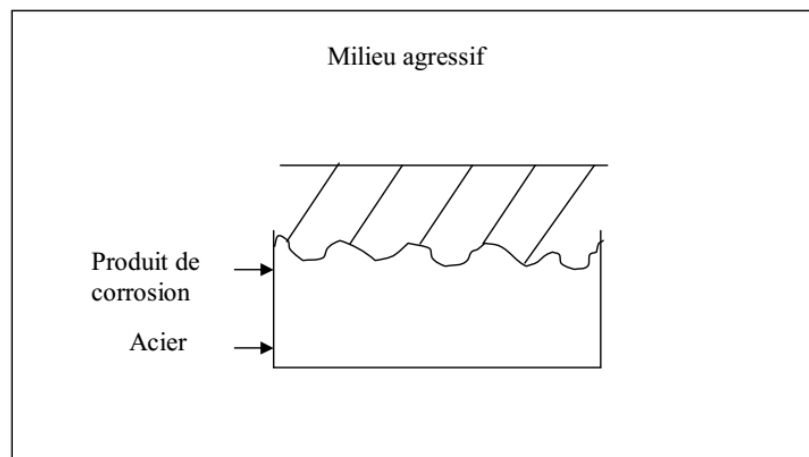


Fig. (I. 2). La corrosion uniforme

I.7. 2 .La corrosion galvanique

Elle est due à un contact entre des matériaux de nature différente exposés au même milieu conducteur appelé électrolyte. Cette situation est appelée "couplage galvanique", la corrosion galvanique fonctionne comme une pile qui constituée de deux électrodes plongent dans une solution électrolyte qui est en général une solution diluée d'acide. Les deux électrodes sont reliées extérieurement par un circuit électrique qui assure la circulation des électrons.

Par exemple : dans la figure (I. 3):

L'électrolyte → H_2SO_4 .

Anode → Zn.

Cathode → Cu.

L'anode en Zn est oxydée: $Zn \rightarrow Zn^{+2} + 2 e^-$. [2]

Sur la cathode en cuivre il y a réduction des H^+ : $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ (3)

Donc la réaction globale est : $Zn + 2 H_2O \rightarrow Zn (OH)_2 + H_2$ (4)

Cette pile produise de l'électricité en consommant du zinc (moins noble) par rapport au cuivre (plus noble).

Les conditions de cette corrosion :

- Métaux de nature différente (potentiel différent).
- Présence d'un électrolyte.
- Continuité électrique entre les deux métaux.

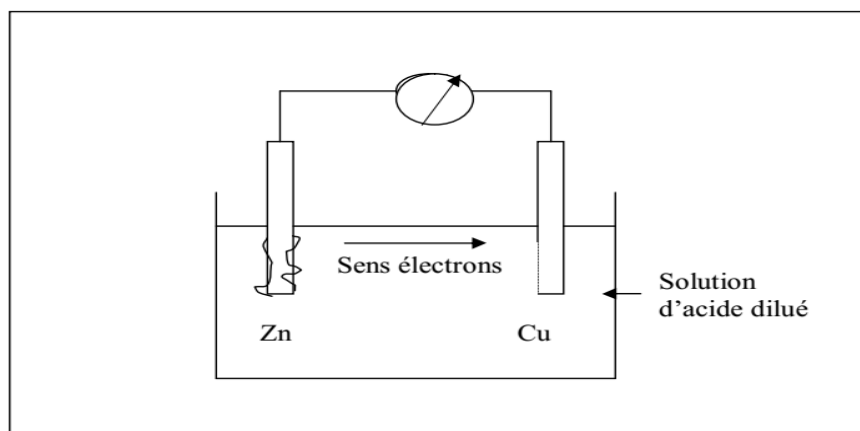


Fig. (I. 3) La corrosion galvanique

I.7. 3. La corrosion par piqûre

La piqûration est une autre forme de corrosion très localisée, qui se manifeste par de petites piqûres ou de petites cavités sur le métal. Elle s'amorce habituellement sur la partie supérieure d'une surface horizontale et se propage presque verticalement vers le bas. Cette forme de corrosion est extrêmement insidieuse puisqu'elle peut passer inaperçue et ne causer qu'une très faible perte de matériaux avant que ne survienne la défaillance (figure I. 3).

Le mécanisme de la piqûration est probablement le même que celui de la corrosion cavernueuse, car l'oxydation se produit dans la cavité elle-même et est assortie d'une réduction complémentaire à la surface. On suppose que la gravité favorise la croissance de piqûre devient de plus en plus concentrée et dense à mesure que la piqûre s'étend. Celle-ci s'amorce souvent sur un défaut de surface localisé tel qu'une rayure ou une légère variation de composition. De fait, on a constaté que les échantillons à surface polie résistaient mieux à la

piqûration. Les aciers inoxydables sont quelque peu sujets à cette forme de corrosion, mais l'ajout d'environ 2% de molybdène en accroît beaucoup la résistance

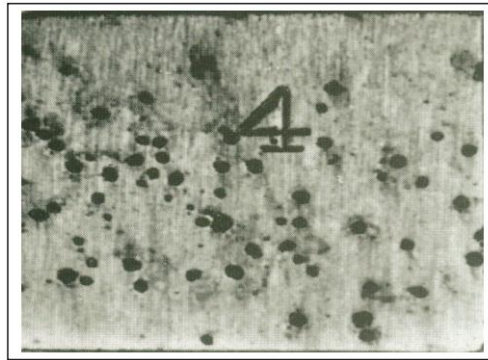


Fig. (I. 4). Piqûration d'une plaque d'acier.

I.7. 4.La corrosion caverneuse

La corrosion caverneuse est un type de corrosion qui se produit dans des interstices entre matériaux de même nature, dépôt diverse, des zones de recoin ou des matériaux métalliques se trouve localement en contact avec un milieu corrosif confiné.

Le processus de développement de la corrosion caverneuse n'est pas fondamentalement différent de celui de la corrosion par piqûre, cependant la cinétique et la morphologie de l'attaque s'étend en largeur a la surface de l'interstice ou sous le dépôt et non pas en profondeur comme corrosion pour les piqûres (Figure I.4).

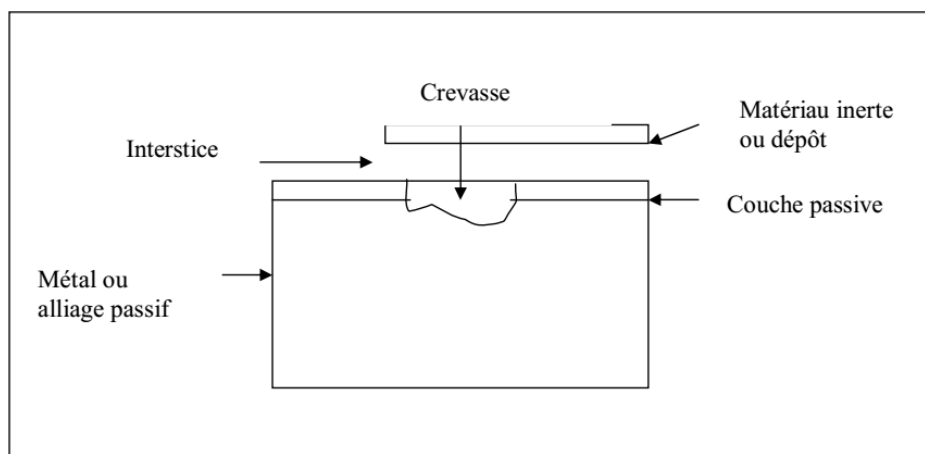


Fig. (I.5). Corrosion caverneuse.

I.7. 5. La corrosion sélective

Avec certains alliages exposés à des ambiances agressives, un des constituants peut se subir une attaque préférentielle. L'attaque peut être localisée et conduire à des perforations ou répartie uniformément et aboutir à une chute des caractéristiques mécaniques. Dans le second cas, les dégradations peuvent échapper à l'observation visuelle, la pièce conservant sa forme et son état de surface initial.

Les différents cas de corrosion sélective sont classés suivant la nature des alliages considérés :
dézincification des laitons: Corrosion sélective du zinc (ou corrosion de l'alliage puis redéposition du cuivre). Le laiton prend la teinte rouge du cuivre.
Graphitisation des fontes: corrosion du fer, le graphite n'étant pas attaqué.
Avec les fontes à graphite lamellaire, l'attaque progresse en profondeur sans dégradation visible à l'œil nu.

I.7. 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.

La corrosion sous contrainte est caractérisée par un temps d'incubation. Plus la contrainte est élevée, plus le temps d'incubation est court. Les fissures s'amorcent ensuite et se propagent alors d'une façon relativement rapide.

Les fissures sont initiées par des défauts de surface, elles peuvent être intergranulaires ou transgranulaires, simples ou branchées suivant l'environnement et la structure du métal. Leur propagation est perpendiculaire à la direction de la contrainte. La corrosion sous contrainte est influencée par certains facteurs métallurgiques :

- Composition du métal
- Orientation des grains
- Composition et répartition des précipités
- Dislocations, traitement thermique

On peut citer aussi : la corrosion par érosion, corrosion par fatigue, la corrosion par frottement, la corrosion bactérienne ...[3]

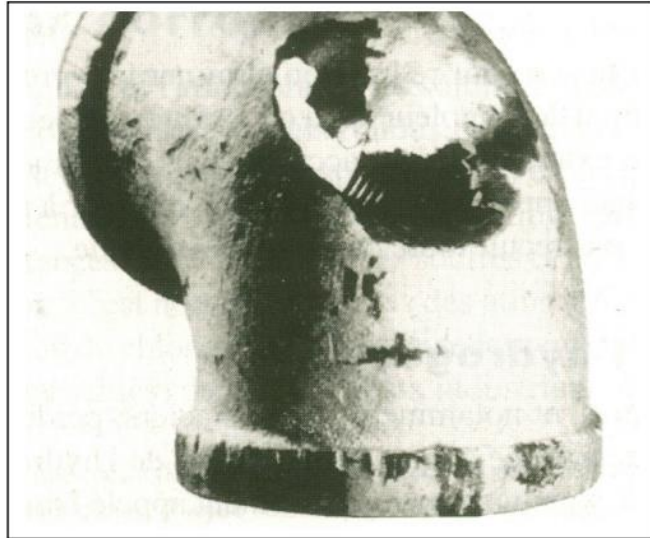


Fig. (I.6). Corrosion sous contrainte

II.1. Introduction / Zinc

Le zinc est un élément chimique qui appartient au tableau périodique (figure II.1).

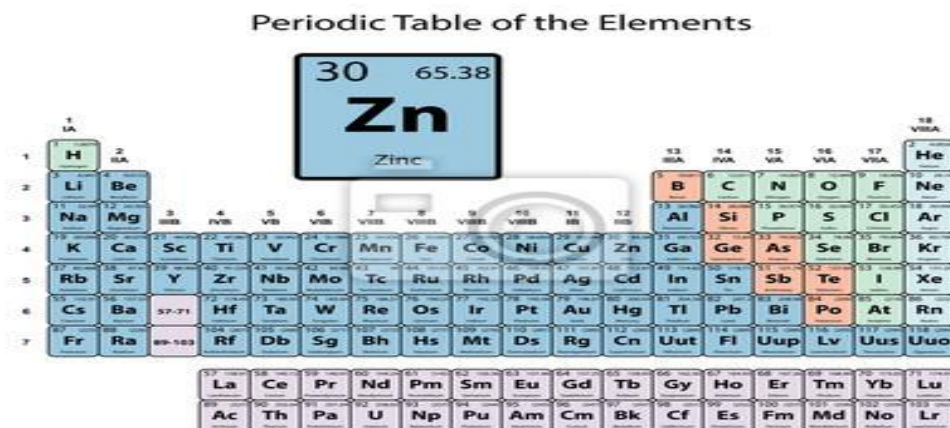


Fig (II.1). Tableau périodique

Cet élément de corps métal est désigné par le symbole Zn et il possède quelques propriétés propres à lui (tableau II.1).

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

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

II.1.1. Abondance

Les 11 plus grands pays producteurs de zinc au monde sont responsables de la production d'environ 13 millions de tonnes pour la seule année 2019, soit une augmentation de 4% par rapport à 2018[1].

Le zinc est un élément extrêmement important, pour la santé et le développement durable, mais aussi pour l'industrie où il est utilisé selon différents procédés et pour une myriade d'applications. L'utilisation du zinc la plus courante est sans doute la galvanisation. Le processus de galvanisation est l'action de recouvrir une pièce en acier d'une couche de zinc dans le but de la protéger contre la corrosion. Cet acier galvanisé est ensuite utilisé dans diverses applications telles que les lampadaires, les ponts suspendus et les carrosseries de voitures.

En plus de la galvanisation, le zinc a également d'autres utilisations. L'oxyde de zinc est utilisé, entre autres, dans les produits pharmaceutiques, le caoutchouc et les peintures. Une autre utilisation importante du zinc est utilisée dans les pièces de monnaie, du moins aux États-Unis, en particulier le centime. Le sou est composé de 97,5% de zinc, tandis que le reste est en cuivre. Et bien sûr, le zinc est un élément essentiel du Zamak, avec l'aluminium, le magnésium et le cuivre qui entrent aussi dans la composition de cet alliage.

Bien que l'Australie puisse avoir les plus grandes réserves de zinc au monde, c'est en fait la Chine qui arrive en tête de la liste des 11 plus grands pays producteurs de zinc au monde, avec une production de 4.300.000 tonnes métriques en 2019, soit une augmentation de 3% par rapport à l'année précédente.[1]

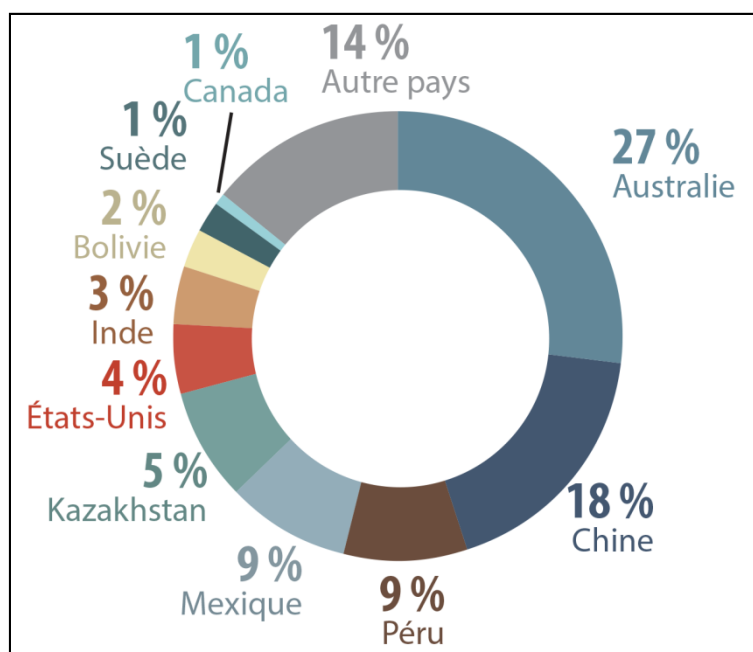


Fig (II.2). Zinc-réserves-mondiale-par pays-2020[2].

II.1.2. Applications du zinc

Le zinc est particulièrement apprécié dans différents secteurs où ses caractéristiques chimiques et physiques lui permettant d'être associé à de nombreuses applications. Il bénéficie d'une réputation «métal écologique». Ces principales applications sont :

❖ Galvanisation

Le zinc sous forme métallique est principalement utilisé comme revêtement protecteur contre la corrosion du fer et des aciers à cause de sa température de fusion relativement basse, une couche de zinc est obtenue par immersion de l'acier dans un bain de zinc fondu, alors l'acier est dit galvanisé.

❖ Electrozingage

L'électrozingage en continu concerne principalement les tôles destinées à l'automobile, il y a dépôt électrochimique sur la pièce métallique à traiter qui est en cathode.

❖ Métallisation directe

Projection au pistolet de métal fondu (procédé shop) ou peintures antirouille, contenant environ 92% de zinc.

❖ Anodes sacrificielles

Cette application découle des positions relatives du potentiel standard du zinc ($E^\circ = -0,76$ v) et du fer ($E^\circ = -0,44$ v), et du faible coût du métal, le zinc est anode lorsqu'un conducteur le relie au fer ou à l'acier. Ainsi un bloc de zinc est sacrifié pour protéger cathodiquement une installation en acier. Les anodes sacrificielles qui ont protégées ou protègent les rails de chemin de fer, les citernes enterrées, les coques de navires...

❖ Bâtiment

Le zinc laminé est utilisé pour la couverture (toiture) dans le bâtiment du fait de sa bonne résistance à la corrosion. Il est aussi employé pour construire des accessoires d'évacuation des eaux pluviales et les gouttières.

❖ Alliages

Le zinc entre dans la composition de nombreux alliages tels que:

- Zamaks : (ZA4G, ZA4U1 G, ZA4U3G) contenant de 3,9 à 4,3% d'Al, Cu jusqu'à 3,5% et Mg jusqu'à 0,06%, utilisés dans l'automobile, dans le bâtiment, électricité...
- Laitons : des alliages avec Cu, 5 à 40% de Zn, les alliages présentent une bonne résistance à la corrosion et trouvent ainsi de nombreuses applications, en particulier pour l'industrie navale.
- maillachort (cuivre zins Nickel), Ilzro, ZA8, ZA27, Kayern.

Le Zn peut avoir d'autres applications telles que:

- La poussière de zinc est utilisée pour la fabrication de l'aniline, la cémentation de des métaux précieux, la purification des solutions d'électrolyses, comme agent réducteur dans la fabrication du formaldéhyde.
- Au début des années 80, aux Etats unis, les pièces de 1 cent qui étaient traditionnellement en cuivre, ont été remplacées par les pièces de zinc recouvertes de cuivre, la consommation de ces pièces est particulièrement importante, plusieurs milliers de tonnes par an, du fait de la tradition de jeter ces pièces dans les fontaines.
- Sel, poudre et Zn laminé utilisé pour les anodes des piles salines, alcalines et boutons. Dans ces piles, le pôle négatif est en zinc. Dans le cas des piles salines cylindriques, l'électrolyte est du chlorure de zinc, le pôle négatif est constitué par un alliage de zinc et du plomb à 0,2%. Pour les piles alcalines, dans lesquelles l'électrolyte est KOH le pôle négatif, axiale, est constitué par un crayon de zinc entouré d'un aggloméré de poudre de zinc.
- Oxyde de zinc: de couleur blanche, généralement préparer par oxydation des produits de récupération et de déchets de zinc, après vaporisation de zinc. IL entre dans la fabrication des caoutchoucs et pneumatique car il accélère la vulcanisation, et améliore la résistance à l'usure du caoutchouc, il est aussi utilisé dans la fabrication des peintures, en agriculture et l'alimentation animale (oligo-élément), en pharmacie (élément cicatrisant), les parafoudres moyenne tension du réseau électrique.
- Autres dérivés du zinc :

Le sulfate de zinc $ZnSO_4$ est employé dans le textile comme coagulant des bains, pigment blanc destiné à la peinture, et comme électrolyte de la pile Daniell.

Le sulfate de zinc ZnS est blanc phosphorescent, il entre dans la composition d'enduit d'écrans de télévision.

Le chlorure de zinc est utilisé en galvanisation et entre dans l'industrie du bois où il protège contre les attaques des insectes. [3]

II.1.3. Les propriétés de zinc

Tableau (II.2) : Propriétés atomiques de l'élément zinc

Masse atomique	65,409 ± 0,004 u ¹
Rayon atomique (calc)	135 pm (142 pm)
Rayon de covalence	122 ± 4 pm ²
Rayon de van der Waals	139 pm
État d'oxydation	2
Électronégativité (Pauling)	1,65
Oxyde	amphotère

Tableau (II.3) : Énergies d'ionisation de zinc

1^{re} : 9,394 199 eV	2^e : 17,964 39 eV
3^e : 39,723 eV	4^e : 59,4 eV
5^e : 82,6 eV	6^e : 108 eV
7^e : 134 eV	8^e : 174 eV
9^e : 203 eV	10^e : 238 eV
11^e : 274 eV	12^e : 310,8 eV
13^e : 419,7 eV	14^e : 454 eV
15^e : 490 eV	16^e : 542 eV
17^e : 579 eV	18^e : 619 eV
19^e : 698 eV	20^e : 738 eV
21^e : 1 856 eV	

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

État ordinaire	solide (diamagnétique)
Masse volumique	7,134 g·cm ⁻³ (25 °C) ¹
Système cristallin	Hexagonal compact
Dureté (Mohs)	2,5
Couleur	Gris-bleuté
Point de fusion	419,527 °C (congélation) ³
Point d'ébullition	907 °C ¹
Énergie de fusion	7,322 kJ·mol ⁻¹
<u>Énergie de vaporisation</u>	115,3 kJ·mol ⁻¹
Volume molaire	9,16×10 ⁻⁶ m ³ ·mol ⁻¹
Pression de vapeur	192,2 Pa à 419,53 °C
Vitesse du son	3 700 m·s ⁻¹ à 20 °C
Chaleur massique	390 J·kg ⁻¹ ·K ⁻¹
Conductivité électrique	16,6×10 ⁶ S·m ⁻¹

Conductivité thermique	116 W·m ⁻¹ ·K ⁻¹
Solubilité	sol. dans HCl ⁴

II.2. Le béton

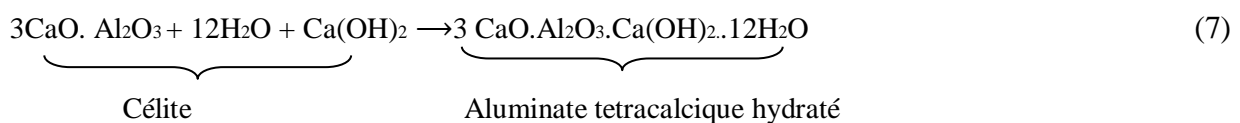
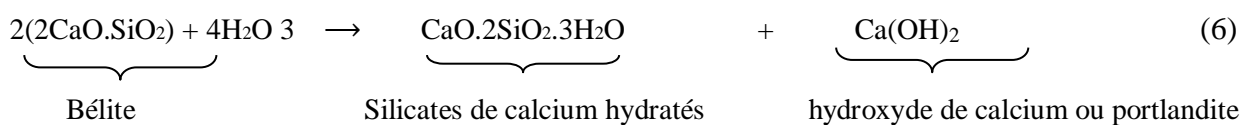
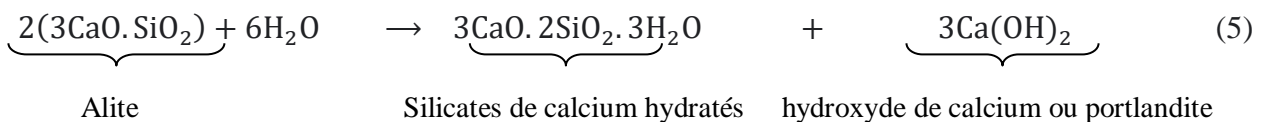
Notions de rappel sur l’hydratation du ciment.

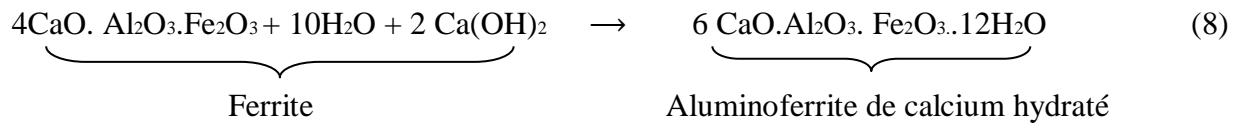
II.2. 1. L’hydratation du ciment

Le ciment est un liant hydraulique qui, mélangé avec l’eau, donne des produits chimiquement stables même dans l’eau conférant au solide, après cure, une résistance mécanique élevée. Le ciment Portland, le plus répandu parmi les liants hydrauliques, est un mélange de gypse et clinker. Le clinker est un produit obtenu en cuisant, vers 1450° C, des mélanges appropriés de calcaire et d’argile. Le clinker du ciment Portland est donc un mélange de plusieurs constituants minéralogiques impurs [4].

L’hydratation du ciment est l’ensemble de réactions chimiques qui se produisent entre le ciment et l’eau. Ces réactions vont commencer dès la mise en contact de ces deux phases. L’hydratation du ciment s’opère par dissolution des solides anhydres, suivie d’une précipitation des hydrates formant une structure mécaniquement résistante. Les réactions d'hydratation forment la portlandite Ca(OH)₂, noté CH, sous forme de plaquettes hexagonales et des silicates de calcium hydratés, noté C-S-H .

On peut présenter les réactions des différents composés du ciment Portland (Alite, Bélite, Céliste et Ferrite) par les relations suivantes :





L'excès de calcium, libéré par les réactions d'hydratation du liant, se retrouvent sous forme de portlandite $\text{Ca}(\text{OH})_2$ cristallisée. La portlandite (CH), formée lors de l'hydratation du ciment Portland est en partie responsable du pH élevé de la solution interstitielle (tampon à pH ~12,5).

Plusieurs études ont été élaborées sur l'acier en présence d'un milieu électrolytique où la solution est l'hydroxyde de calcium saturé; bien que la solution interstitielle des bétons contient aussi des ions supplémentaires différents selon le type de ciment utilisé. Les espèces ioniques majeures incluent les cations tels que Ca^{2+} , Na^+ et K^+ et les anions tels OH^- et SO_4^{2-} . Les ions de sodium et potassium proviennent des oxydes alcalins, Na_2O et K_2O que l'on trouve dans le ciment. En revanche, les ions de sulfates peuvent provenir du gypse ajouté pendant la production du ciment, ou des agrégats contaminés, ou bien de l'eau de gâchage.

II.2. 2. La chimie de la solution des pores

Le processus de l'hydratation du ciment concerne essentiellement les interactions entre les composés solides et la phase liquide dans la pâte de ciment. Cette phase liquide contenant des ions, est appelée "solution du pore". La solution du pore est importante dans les applications du béton à cause ces cinq facteurs:

1. La phase liquide dans le béton est principalement responsable du transfert des substances et fournit des chemins pour la pénétration de substances externes,
2. La probabilité d'être en présence de la réaction Alkali-Silice « ASR », réaction de détérioration majeure observée dans quelques structures en béton, qui est due exclusivement à la concentration de l'hydroxyle dans la solution du pore, bien que la plupart du temps ce terme inclut les ions alcalins.
3. L'hydratation des constituants du ciment contaminés est influencée par la composition chimique de la solution du pore en changeant la solubilité des précipitants.

4. L'importance du maintien de la haute alcalinité de la solution du pore pour stabiliser le film oxydant en surface de la barre d'acier qui inhibe la corrosion supplémentaire.

5. L'effet de quelques additions supplémentaires (fumées de silice, cendres volantes, etc.) dépend de la composition chimique de la solution du pore.

En plus de l'influence chimique de la solution du pore sur les propriétés du béton, on peut avoir aussi des effets physiques ayant une incidence sur les propriétés globales du béton. Citons l'exemple de la solution du pore, qui se trouve concentrée de plus en plus suite au processus de l'hydratation, ce qui engendre la diminution de l'humidité relative interne dans les milieux du pore et aggrave ainsi l'effet de dessiccation.

La compréhension de ces phénomènes, a été à l'origine de nombreuses recherches sur la composition de la solution du pore de la pâte du ciment et du béton lors de ces dernières décennies.

La plupart de ces recherches se sont concentrées sur le développement de la composition de la solution du pore dans la pâte du ciment hydratée à l'aide de tests expérimentaux. Les effets de différents facteurs sur la composition de la solution du pore ont été examinés, comme l'utilisation de matériaux complémentaires, l'addition de sels minéraux, l'alcalinité du ciment, la carbonatation du béton et les méthodes proposées par Taylor et d'autres développées par Brouwers et VanEijk sont très utiles pour prévoir les concentrations alcalines dans un ciment portland durci et des pâtes de ciment hydraté [4].

II.3. La corrosion des armatures :

II.3. 1. Définition de la corrosion des armatures :

La corrosion qui veut dire « *corros corrumpere* » en latin, désigne l'altération d'un objet par réaction avec un oxydant (le dioxygène et le cation H^+ dans la majeure partie des cas) ; en d'autres termes, la corrosion veut dire l'oxydation d'une substance avec l'oxygène.

Le principal facteur de la corrosion de la pierre, des bétons, et des matériaux poreux en général, est le sel. Lorsqu'il pleut, l'eau pénètre dans les pores, introduisant le sel dissout [5].

Lors du séchage, le sel cristallise et provoque un éclatement, semblable à l'effet du gel.

L'acier enfoncé dans le béton est dans un état passif contre la corrosion dû à une couche de l'oxyde du fer mince formée sur l'acier qui reste stable dans un environnement hautement alcalin du béton. L'amorçage de la corrosion est initiée quand ce film protecteur est détruit (dépassivation) grâce principalement à deux causes principales: soit par l'attaque de chlorures

provenant de l'eau de mer, du sel de déverglaçage, du sable marin, etc., sur l'acier ou par carbonatation du béton due à la réaction du CH en présence du dioxyde de carbone, responsable de la réduction de l'alcalinité du béton.

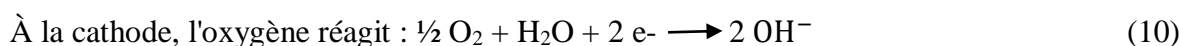
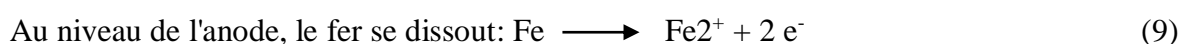
L'amorce de la corrosion, processus électrochimique, peut continuer jusqu'à la détérioration totale de la structure en béton armé. Un rapport publié par l'Administration d'Autoroute Fédérale (FHWA) en 2001 a affirmé que le coût global de réhabilitation des structures dégradées par la corrosion aux États-Unis (USA) était de 276 milliards de dollars (\$) par an.

La présence d'une quantité importante d'hydroxydes de calcium (CH) et relativement de quantités mineures d'éléments alcalins, comme le sodium et le potassium offrent au béton une alcalinité élevée (pH de 12 à 13); qui conduit par conséquent à la formation d'un film passif qui protège l'armature contre la corrosion.

Lorsqu'une structure en béton armé est exposée à un milieu de sels dissous vaporisés ou eaux de mer, les ions chlorures pénètrent progressivement dans le béton à travers les pores du ciment hydraté, ainsi ces ions chlorures atteignent l'armature en s'accumulant jusqu'à un certain niveau de concentration, qui détériore le film passif et par conséquent la corrosion de l'acier s'amorce en présence d'oxygène et d'humidité dans l'interface acier-béton. Cette protection alors disparaît lorsque la solution interstitielle est affectée (cas des grandes fissures qui atteignent les armatures). En 1962, il a été indiqué que la concentration minimale de chlorures dans le béton qui affecte immédiatement l'acier et provoque l'amorce de la corrosion est de 0,15% de chlorures solubles par poids du ciment.

La destruction du film passif et la dégradation du métal mettent en jeu un mécanisme de piles électrochimiques avec des zones anodiques, des zones cathodiques et un milieu électrolytique constitué par la solution interstitielle du béton. Au niveau de l'anode, le métal est dissous avec production d'électrons qui sont consommés au niveau de la cathode, par réduction de l'oxygène ; cette réaction entraînant la libération d'ions hydroxyle OH⁻. Ces derniers réagissent ensuite avec les ions ferreux produits au niveau de l'anode pour former, en présence d'oxygène, des oxydes et hydroxydes de fer gonflants.

Les réactions produites sont :



Dans tous les cas, la corrosion ne peut se développer qu'en présence d'oxygène, ce qui explique, entre autres, que les cinétiques de corrosion dans les structures immergées en béton armé sont très faibles

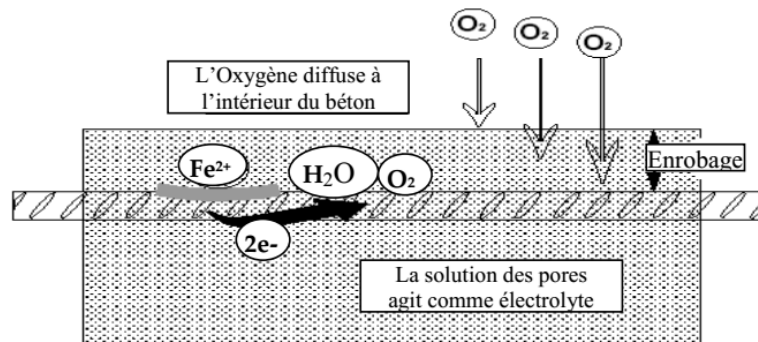


Fig (II.3). Illustration des réactions chimiques de corrosion dans le béton

Donc, quatre ingrédients doivent être présents pour que déclenche:

- Une anode,
- Une cathode,
- Une solution électrolytique (humidité),
- Une trajectoire électrique (par exemple, métal) afin de joindre l'anode et cathode.

Les zones anodiques et cathodiques sont localisées sur la surface de l'acier. Les électrons sont transférés de l'anode à la cathode à travers l'acier et les ions de l'hydroxyde sont transférés de la cathode à l'anode à travers la solution du pore de béton. Le taux de corrosion est par conséquent contrôlé à partir de l'une de ces deux réactions.

II.3. 2. Les étapes de la corrosion des armatures dans le béton

La durée de vie d'une structure en béton armé a été étudiée par Tuuti.

La corrosion avec formation de rouille sur les armatures dans les bétons, comporte deux phases montrées dans la figure (II.4) [6]:

❖ Une première phase (ou stade):

Celle qui correspond au temps t_0 ; les éléments agressifs, tels que le dioxyde de carbone (CO_2) ou les chlorures (Cl^-), présents dans le milieu environnant, pénètrent dans le béton en quantités suffisantes pour détruire le film passif.

C'est le stade d'amorçage ou d'incubation. La corrosion des armatures commence, lorsque les produits formés à leur surface ne les protègent plus (dépassivation), car ils deviennent plus poreux. Un premier critère d'amorçage de la corrosion correspond donc à la modification de la nature de ces produits. Ce processus passe par des stades intermédiaires qui donnent des produits plus ou moins stables, les " rouilles vertes ". Pour un béton évoluant dans un milieu environnant donné, l'amorçage de la corrosion survient plus tard, lorsque l'enrobage de l'acier est plus épais et plus compact. Cette période dépend de la cinétique de diffusion des chlorures, et du taux des chlorures liés.

La phase d'incubation s'arrête, soit lorsque :

- les produits formés par les réactions internes du ciment atteignent un "volume critique " provoquant un gonflement néfaste du béton (par exemple, par réaction sulfatique).
- l'enrobage du béton ne protège plus les aciers contre la corrosion (si, par exemple l'enrobage est carbonaté).

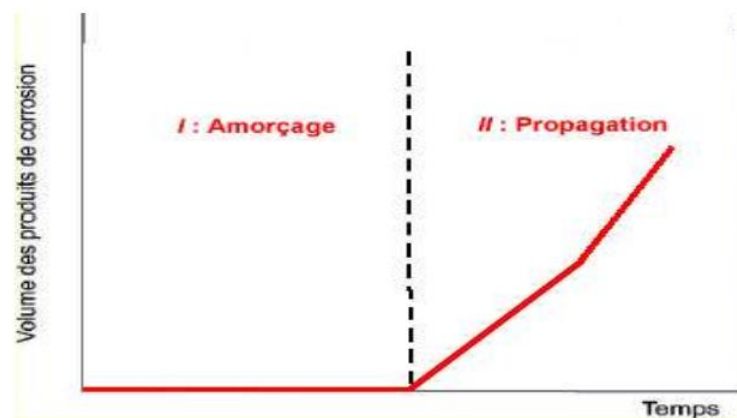


Fig (II.4). Modèle de Tutti des phases de corrosion d'un acier dans un béton [6].

❖ Une seconde phase:

Phase de propagation, qui 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 peut ensuite faire éclater le béton d'enrobage.

Elle s'appelle aussi, la phase de développement où les dégradations sont visibles. A ce stade, les réparations deviennent lourdes et coûteuses. Ces dégradations mises en évidence se présentent sous forme d'éclatements, d'épaufrures et de fissures du béton d'enrobage.

D'autres mécanismes peuvent également être à l'origine de ce type de désordres.

Lorsque la corrosion est très avancée, des traces de rouille sont visibles, les armatures peuvent être mises à nu et leur corrosion par diminution de leurs sections, constatée.

II.3. 3. Les vitesses de corrosion

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

- Le renouvellement ou la stagnation du milieu: lorsque le milieu est constamment renouvelé, il y a apport continu des éléments responsables de la corrosion alors que sa stagnation conduit à une consommation de ces éléments pouvant aboutir à un équilibre final.
- L'agitation ou le repos du milieu: l'agitation disperse les produits de corrosion; on ne peut pas constater une éventuelle protection physique du métal par l'adhérence de ces produits alors que le repos favorise la formation de dépôts protecteurs
- La température: la vitesse de corrosion croit généralement avec la température

III .Introduction

Ce chapitre est divisé en deux parties, la première décrit les méthodes et procédures expérimentales ; la deuxième concerne les résultats et discussion

Première partie : Les méthodes et procédures expérimentales

III .1. Préparation de milieu d'étude

a-Première solution :

-Nous avons préparé un mélange composé de 500 g de sable + 250 g de ciment + 1,5 litre eau du robinet+addition de Zinc.



Fig (III.1). Les composants de mélange (Zinc, ciment, sable)

-Nous filtrons le mélange



Fig (III.2). Filtration de mélange



Fig (III.3). La solution

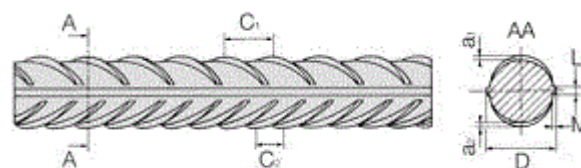
b-Deuxième solution :

Le même mélange, mais remplacer l'eau du robinet par de l'eau de mer

III.2. Matériau (ferraille)

La ferraille (acier) NFA 35-022 est un alliage de fer et de carbone (teneur < 20%). Suivant leur teneur en carbone, les aciers 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. [1]



Armatures à verrous transversaux obliques en croissant.

Fig(III.4) : acier haute adhérence

TABEAU III.1 : Quelques caractéristiques de l'acier.

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 × 10 ⁶	8,1 × 10 ⁵	0,3	11 × 10 ⁶	7850

Le diamètre de L'acier que nous avons utilisé : 8 mm

III.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.4**).

- ✓ Électrode de travail : composée des échantillons cités précédemment (échantillons de la ferraille).

- ✓ Électrode de référence: est au calomel saturé (ECS : Hg/Hg₂Cl₂/KCl).le potentiel standard de cette électrode de référence par rapport à l'électrode normale à hydrogène a température 25C° est égal a 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).

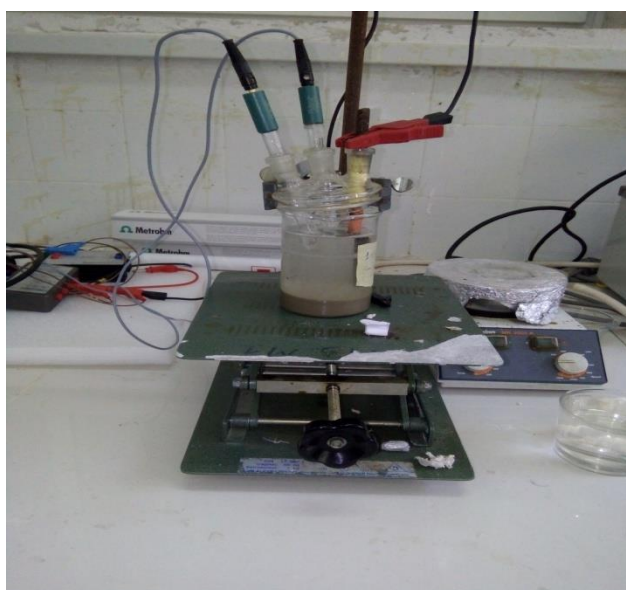


Fig (III.5). Montage expérimental de la cellule électrochimique

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 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.6). Montage de la chaine de corrosion

b- Cellule de mesure :

Les essais électrochimiques ont été effectués dans une cellule thermostaée en verre Pyrex ,de forme cylindrique, d'une contenance de 200 ml; 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 [2].

❖ 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 [2].

❖ Électrode 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.6**) [2] .



Fig (III.7). (a) Cellule de mesure, (b) électrode de référence, (c) contre électrode.

❖ l'électrode de travail



Fig (III.8). Barre de ferraille

III.4- Conditions expérimentales

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 15 min.
- ✓ Surface de l'électrode de travail : 18.08 cm.
- ✓ 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 (eau+ciment) Plus addition de Zinc

Deuxième partie: Résultats et discussions

Dans cette partie nous allons présenter les résultats obtenus de l'étude la corrosion de la ferraille immergés dans une solution (eau+ciment), en absence et en présence de Zinc avec des différentes masses. L'étude a été réalisée par :

- ❖ Les méthodes électrochimiques stationnaires :
 - Suivi du potentiel d'abandon $E=f(t)$
 - Courbe de polarisation $\log i = f(E)$
- ❖ Les méthodes électrochimiques non stationnaires :
 - Spectroscopie d'impédance électrochimique

III .4.Essai sans Zinc

III .4.1.Étude du comportement de la Ferraille dans la solution (Eau+ciment)

III .4.1.1Suivi de potentiel d`abandon en fonction de temps de la Ferraille

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 40 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 III.2: Valeurs du potentiel d'abandon et potentiel d'immersion de la ferraille dans une solution (eau+ ciment) en absence de Zinc.

Potentiel (V)	ferraille - (eau+ ciment)
d'immersion	-225 (mV/ECS)
d'abandon	-300 (mV/ECS)

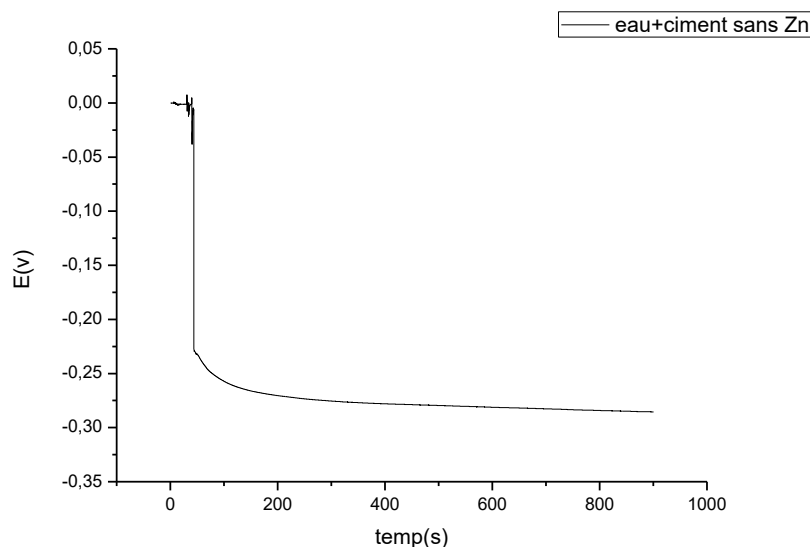


Fig (III.9). Evolution du potentiel d'abandon du Ferraille dans une solution eau+ciment sans Zn

Selon l'allure de la courbe, nous notons qu'il y a une diminution du potentiel d'abandon avec le temps d'immersion jusqu'à atteindre après 15 min une valeur quasi stationnaire de l'ordre de -0.3 V après cette valeur nous pouvons dire que l'électrode se trouve au potentiel d'abandon. L'évolution du potentiel dans ce cas traduit l'attaque par dissolution continue du métal.

III.4.1.2. Courbes de polarisation

Afin de déterminer les paramètres électrochimiques nécessaires à l'évolution de la vitesse de corrosion, nous avons effectué des tracés potentiodynamiques sur les échantillons de la ferraille. Les courbes de polarisation sont obtenues en effectuant des balayages de potentiel de ± 200 mV autour du potentiel libre. Le balayage en potentiel s'effectue en partant du domaine cathodique vers le domaine anodique à la vitesse 0.10 mV/sec. Ce type de courbe permet de déterminer la densité de courant de corrosion et le potentiel de corrosion.

La courbe de polarisation $\log i = f(E)$ pour ferraille dans le milieu (eau+ciment) a été tracée après la stabilité du potentiel d'abandon dans un domaine de balayage compris entre (-0.658V et -0.023V) (**Figure III.9.**)

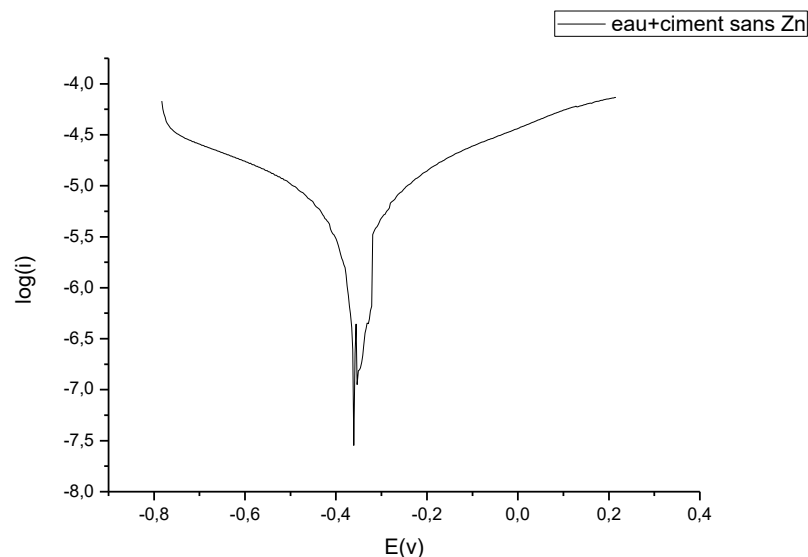


Fig (III.10). Courbe de polarisation de la Ferraille dans une solution eau+ciment en absence Zinc.

A partir 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 III.4)

Tableau III.3: Valeurs des grandeurs électrochimiques du la ferraille dans la solution (eau+ciment) en absence de Zinc.

Paramètres Électrochimiques	R_p (Kohm)* 10^4	La vitesse de corrosion (mm/an)	$E_{(i=0)/ECS}$ (V)	i_{corr} (A/cm ²)
	1.7017	$7.412 * 10^{-2}$	-360	$6.379 * 10^{-6}$

III.4.1.3.Spectroscopie d'impédance électrochimique

Le diagramme de la spectroscopie d'impédance électrochimique, en représentation de Nyquist du métal (Ferraille), obtenus pour le milieu étudié (eau+ciment) et présenté sur la (figure III.10) :

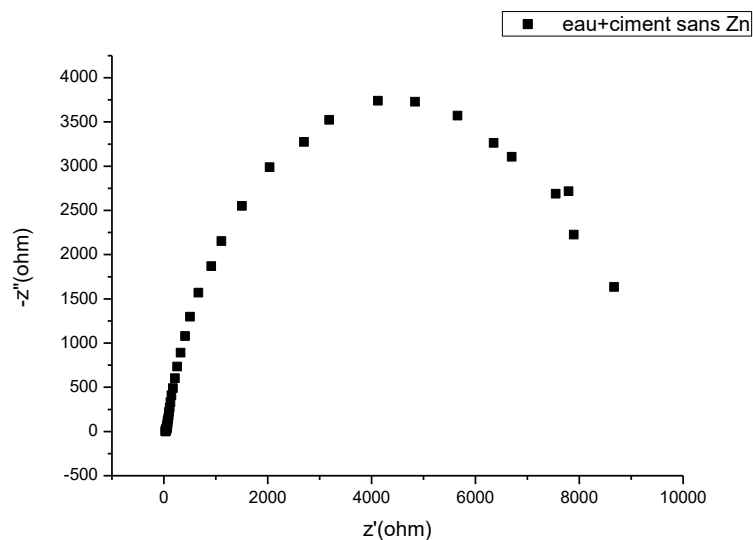


Fig (III.11). Diagramme de Nyquist du métal (Ferraille) dans une solution eau+ciment en absence de Zinc

III.4.2. Étude du comportement de la ferraille dans la solution (eau de mer + ciment)

III.4.2.1. Suivi de potentiel d'abandon en fonction de temps de la ferraille

Nous répétons les mêmes étapes que j'ai appliquées pour étudier le comportement de la ferraille dans la solution (eau de mer+ciment).

Tableau III.4: Valeurs du potentiel d'abandon et potentiel d'immersion de la ferraille dans une solution (eau de mer + ciment) en absence de Zinc.

Potentiel (V)	Ferraille-(eau de mer + ciment)
d'immersion	-0.28
d'abandon	-0.40

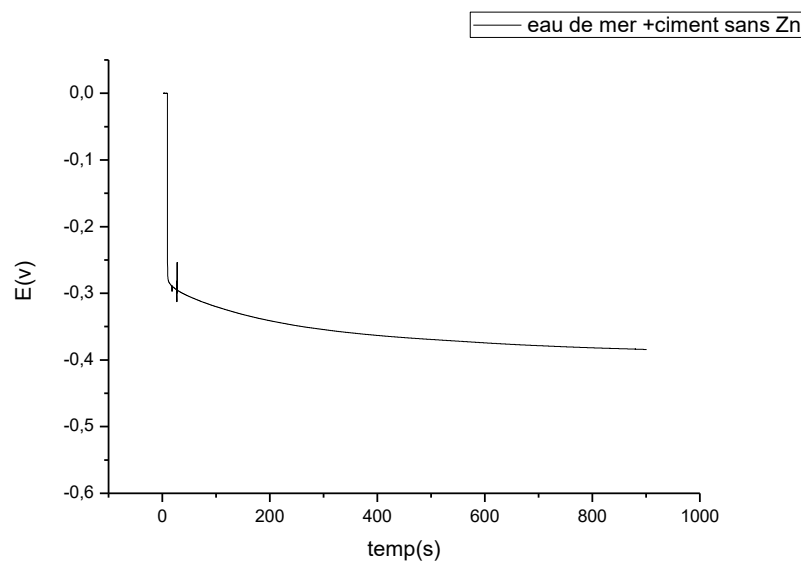


Fig (III.12). Présente l'évolution du potentiel d'abandon de la ferraille dans une solution (eau de mer+ciment).

Selon l'allure de la courbe, nous notons qu'il y a une diminution du potentiel d'abandon avec le temps d'immersion jusqu'à atteindre après 15 min une valeur quasi stationnaire de l'ordre de - 0.40 (V) après cette valeur nous pouvons dire que l'électrode se trouve au potentiel d'abandon. L'évolution du potentiel dans ce cas traduit l'attaque par dissolution continue du métal.

III.4.2.2. Courbes de polarisation

Afin de déterminer les paramètres électrochimiques nécessaires à l'évolution de la vitesse de corrosion, nous avons effectué des tracés potentiodynamiques sur les échantillons de la ferraille. Les courbes de polarisation sont obtenues en effectuant des balayages de potentiel de ± 0.2 V autour du potentiel libre. Le balayage en potentiel s'effectue en partant du domaine cathodique vers le domaine anodique à la vitesse 0.10 mV/sec. Ce type de courbe permet de déterminer la densité de courant de corrosion et le potentiel de corrosion.

La courbe de polarisation $\log i=f(E)$ pour le ferraille dans le milieu (eau de mer+ciment) a été tracée après la stabilité du potentiel d'abandon dans un domaine de balayage compris entre (-0.793V et -0.019V) (**Figure III.12**)

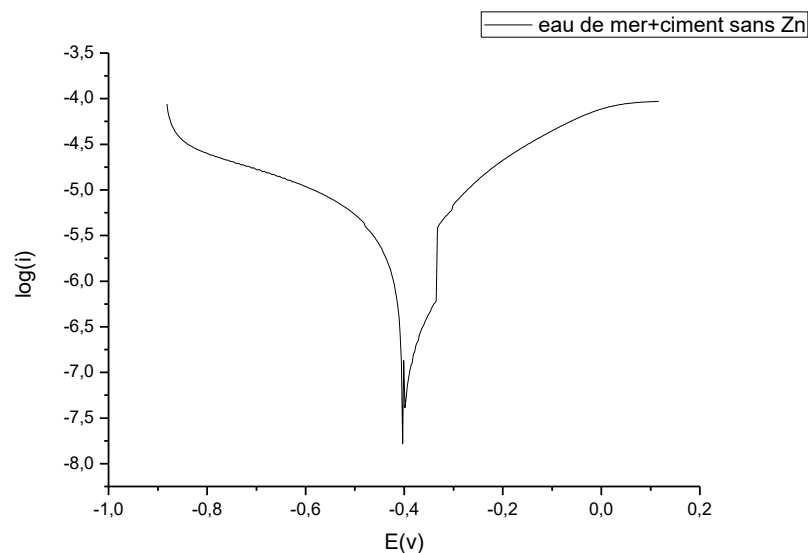


Fig (III.13). Courbe de polarisation de la ferraille dans une solution (eau de mer+ciment) en absence de Zinc

A partir 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 III.**)

Tableau III.5: Valeurs des grandeurs électrochimiques de la ferraille dans la (eau de mer+ciment) en absence de Zinc.

Paramètres Électrochimiques	Rp (Kohm)* 10 ⁴	La vitesse de corrosion (mm/an)	E (i=0)/ECS (V)	i _{corr} (A/cm ²)
	1.7300	6.281* 10 ⁻²	-0.403	5.405* 10 ⁻⁶

III.4.2.3.Spectroscopie d'impédance électrochimique

Le diagramme de la spectroscopie d'impédance électrochimique, en représentation de Nyquist du métal (ferraille), obtenus pour le milieu étudié (eau de mer+ciment) et présenté sur la **figure III. 13:**

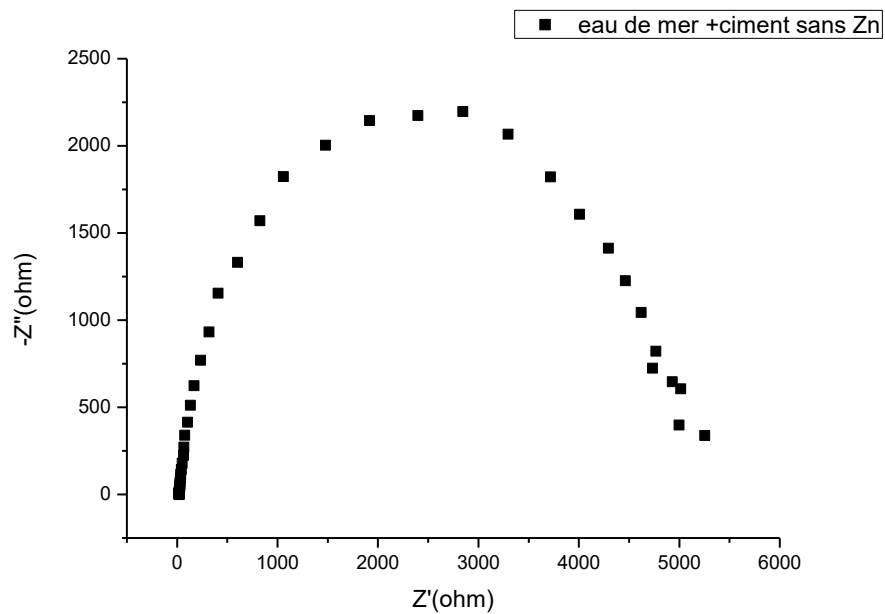


Fig (III.14). Diagramme de Nyquist du métal (Ferraille) dans une solution (eau de mer+ciment) en absence de Zinc

III.5. Essai avec Zinc :

III.5.1. Étude du comportement de la Ferraille dans la solution (eau+ciment) avec l'addition de Zinc.

III.5.1.1. Suivi de potentiel d'abandon en fonction de temps de la ferraille

La figure III.14 présente l'évolution du potentiel d'abandon de la ferraille dans une solution (eau+ciment) pendant 15 minutes dans des différentes masses

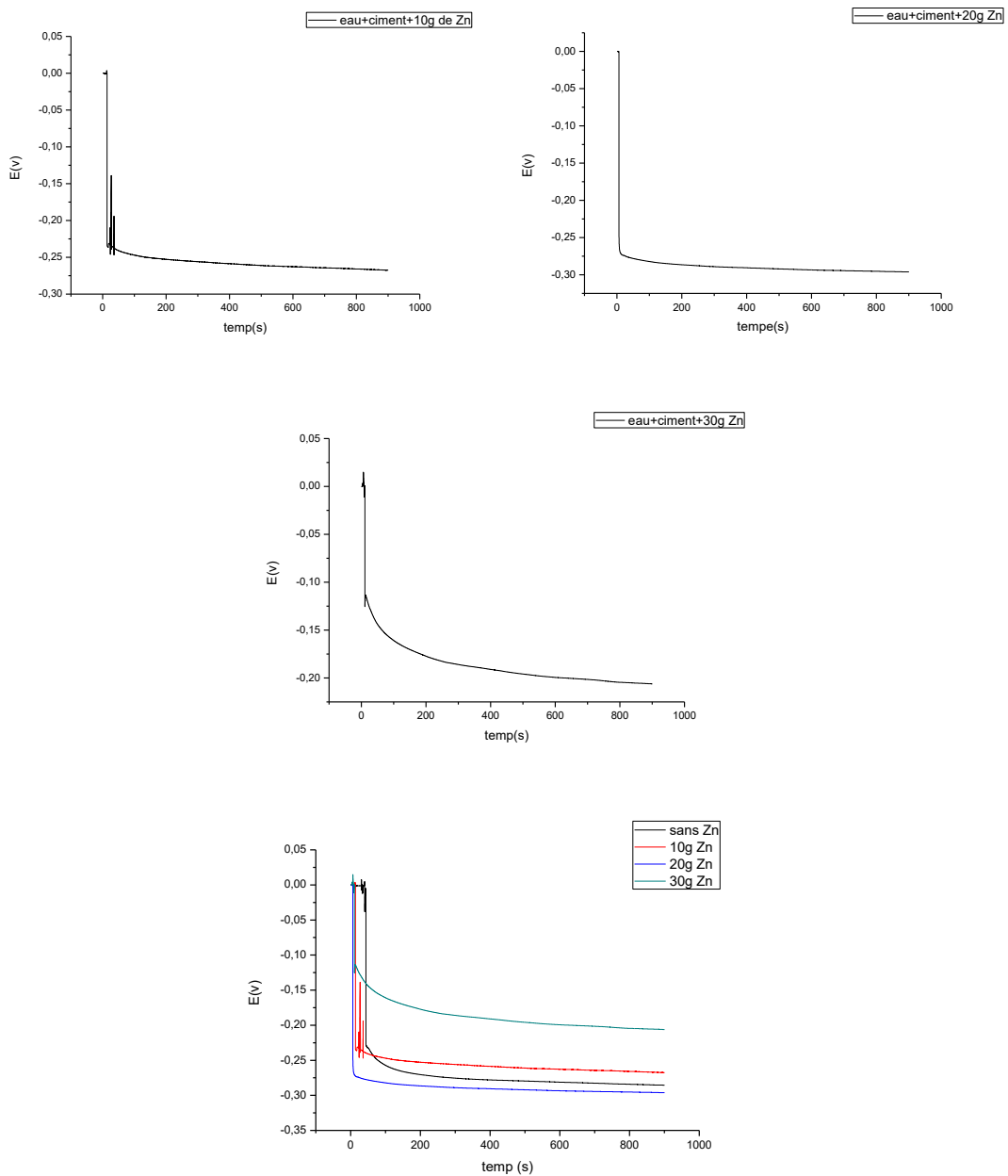


Fig (III.15). Évolution du potentiel d'abandon de la ferraille dans une solution (eau+ciment) avec l'addition de Zinc de différentes masses

Tableau III.6 : Valeurs du potentiel d’abandon et potentiel d’immersion dans une solution (eau+ciment) avec le Zinc de différentes masses.

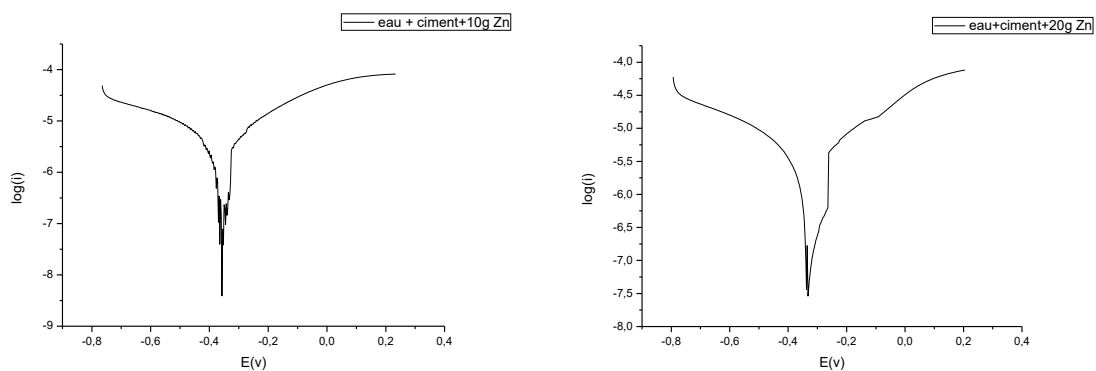
Masses	0g	10g	20g	30g
Potentiel d’immersion V/ECS	-0,225	- 0.24	-0.275	-0.125
Potentiel d’abandon V/ECS	-0, 30	-0.265	-0.30	-0.20

❖ Une allure similaire pour les trois courbes.

❖ Une diminution du potentiel avec le temps d’immersion pour atteindre après 15 minutes d’immersion, une valeur quasi-stationnaire de l’ordre de $- 0.265$ V/ECS pour la ferraille pour une masse 10g de Zinc. Au-delà de cette durée, nous pouvons dire que l’électrode se trouve au potentiel d’abandon. La même diminution a été observée avec les masses 20g, 30g, ou nous avons obtenu des valeurs quasi-stationnaires de l’ordre de $-0.30,-0.20$.

III.5.1.2. Courbe de polarisation :

La courbe de polarisation $\log i=f(E)$ pour la ferraille dans le milieu (eau+ciment) 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 $-0.1V)$ (**figure III.15**)



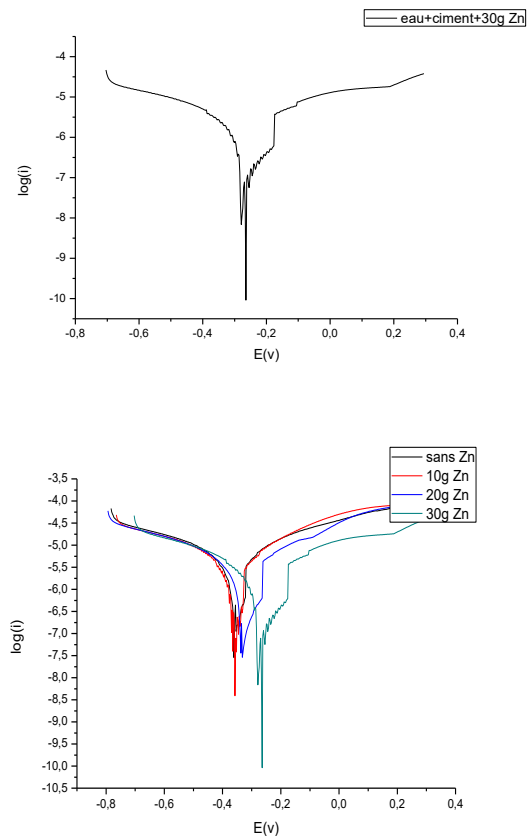


Fig (III.16). Courbe de polarisation de la ferraille dans une solution (eau+ciment) en présence de Zinc à différentes masses.

- ✓ 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.
- ✓ Ces observations (a et b) indiquent que les réactions cathodiques de réduction de l'hydrogène ($2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2$) et celles de dissolution du métal ($\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2^+ + 2\text{e}$) se déroulent suivant un mécanisme d'activation pure.
- ✓ 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.

Tableau III.7: Valeurs des grandeurs électrochimiques de la ferraille dans la solution (eau+ciment) en présence de Zinc à différentes masses.

Paramètres électrochimiques masses	Rp (Kohm)*10 ³	La vitesse de la corrosion (mm/an)	E (i=0)/ECS (V)	I corr (A)
Sans Zinc	17.017	7.412* 10 ⁻²	-0.360	6.37* 10 ⁻⁶
10g	18.568	0.0492	-0.364	4.241*10 ⁻⁶
20g	22.526	0.04992	-0.337	4.296* 10 ⁻⁶
30g	30.907	0.04393	-0.281	3.781* 10 ⁻⁶

D'après le **tableau III.6** on observe que :

- ❖ Le potentiel de corrosion est basculé vers des valeurs positives (**Figure III.15**)
- ❖ La vitesse de corrosion a diminué, sauf dans la masse 20g ou elle a augmenté.
- ❖ La résistance de polarisation a augmenté.
- ❖ La densité de courant de corrosion a diminué sauf dans la mass 20g.

➤ **Calcul de Pouvoir protecteur**

On le calcule à partir de la relation suivante :

$$\text{Pouvoir protecteur (\%)} = \frac{i_{\text{corr}} - i_{\text{corr}}^{\text{Zn}}}{i_{\text{corr}}} * 100$$

Tableaux III.8 : Valeurs de pouvoir protecteur en fonction de la concentration

Masse(g)	10	20	30
Pouvoir protecteur (%)	33.42	32.55	40.64

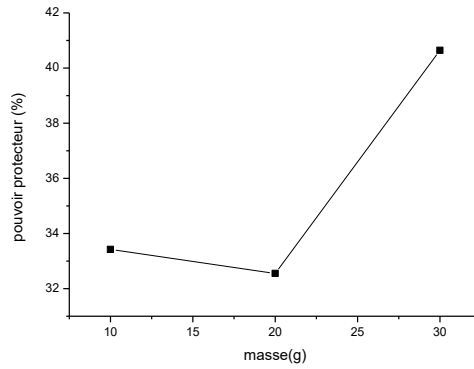


Fig (III.17). Représente le pouvoir protecteur en fonction de la masse

✓ La masse de 30 g assure une bonne protection.

III.5.1.3.Spectroscopie d'impédance électrochimique

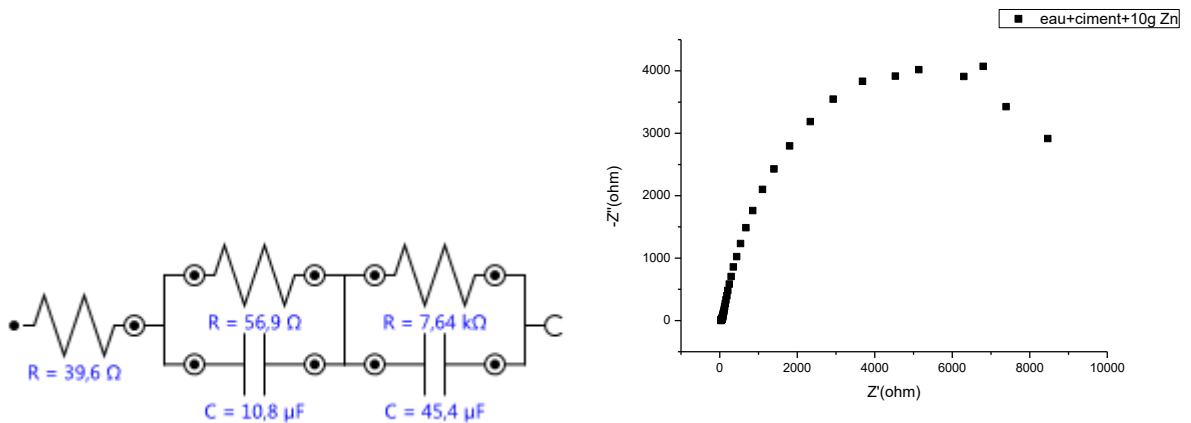
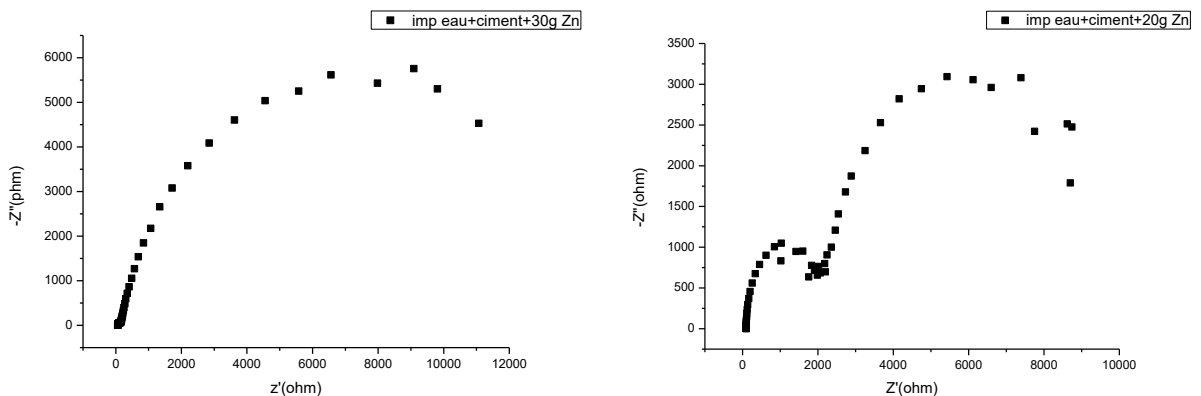


Fig (III.18.a).le circuit électrique équivalent

dans le cas (eau+ciment)+10g Zn



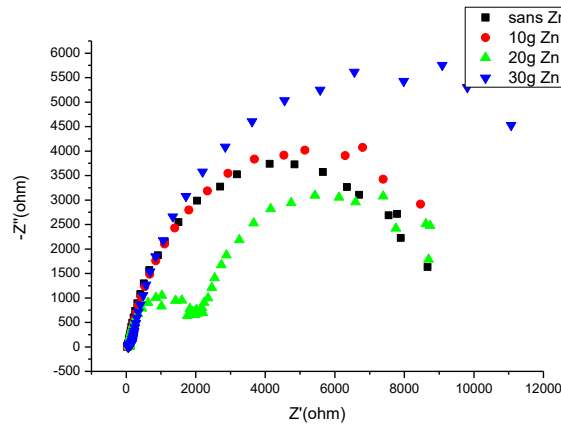


Fig (III.18.b). Diagramme de Nyquist de la ferraille dans un milieu (eau+ciment) en présence de Zinc à différentes masses

Le diagramme de Nyquist à différentes concentration est présenté sur la **Figure III.17**. Les valeurs des résistances d'impédance déterminées, à partir des limites à basses fréquences sur les diagrammes de Nyquist, confirment un pouvoir protecteur avec le Zinc dans la masse 10g et 30g.

Les paramètres relatifs aux mesures des impédances électrochimiques (**Figure III.17**) sont regroupés dans le **tableau (III.)** suivant :

Tableau (III.9) : Les paramètres relatifs aux mesures des impédances électrochimique

Paramètres de corrosion	R_s (Ω)	R_c ($K\Omega$)	R_{tc} ($K\Omega$)	C_c (μf)	C_f (μf)
Sans zinc	32.3	2.89	7.55	455	36.08
10g	39.6	0.057	7.64	10.8	45.4
20g	95	7.83	1.85	48.81	1.11
30g	61	10.5	0.117	38	3.17

- ❖ L'apparition de deux boucle signifie la formation d'un film protecteur a la surface de ferraille.
- ❖ L'augmentation de R_c et R_{tc} , la diminution de C_c et C_f prouve l'efficacité de pouvoir protecteur.

III.5.2. Étude du comportement de la Ferraille dans la solution (eau de mer+ciment) avec l'addition de Zinc.

III.5.2.1. Suivi de potentiel d'abandon en fonction de temps de la ferraille

La figure (III.17) présente l'évolution du potentiel d'abandon de la ferraille dans une solution (eau de mer+ciment) pendant 30 minutes dans des déferentes concentrations.

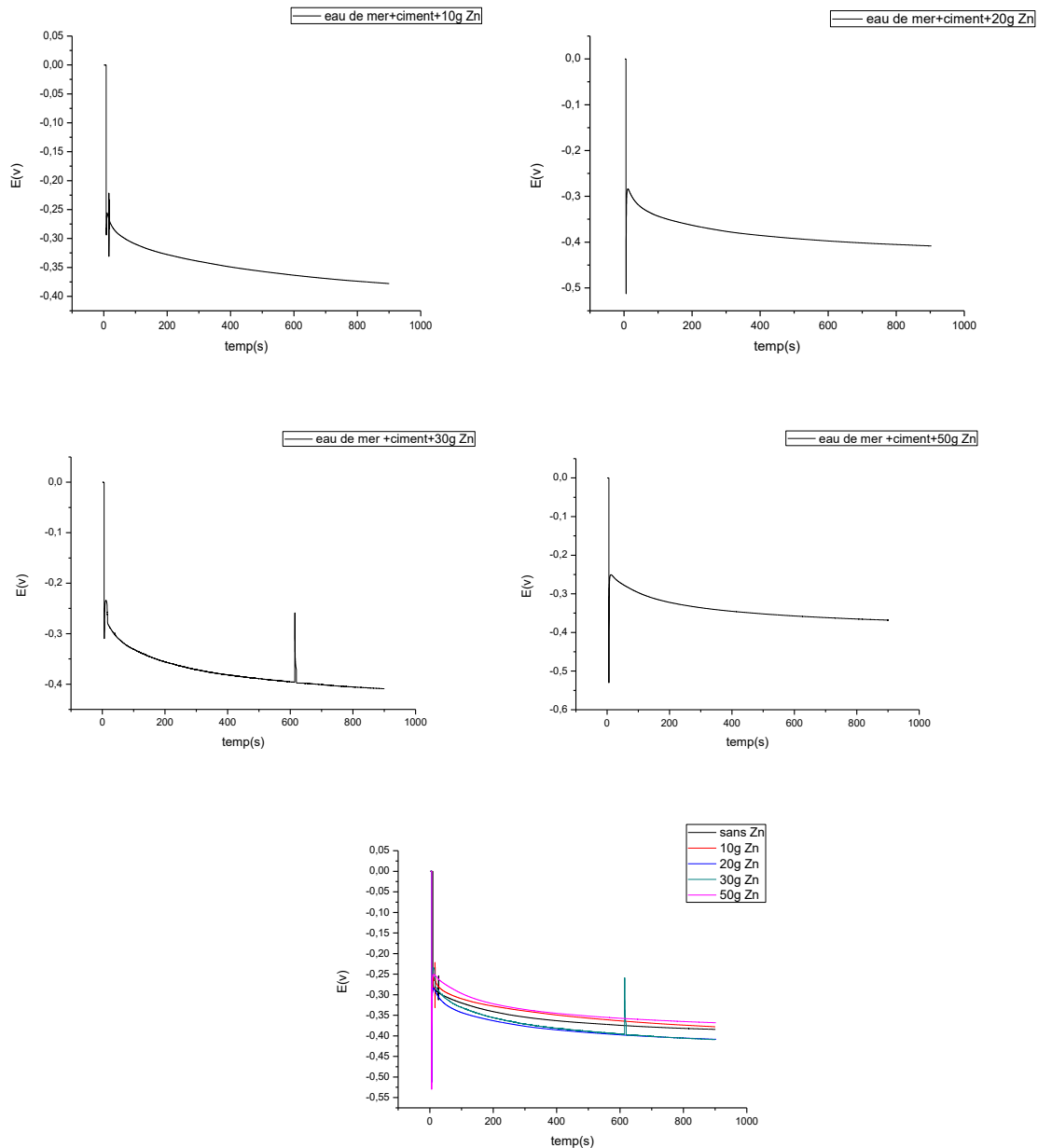


Fig (III.19). Évolution du potentiel d'abandon de la ferraille dans une solution (eau de mer+ciment) avec l'addition de Zinc de déferentes masses.

Tableau III .10: Valeurs du potentiel d’abandon et potentiel d’immersion dans une solution (eau de mer+ciment) avec le Zinc de différentes masses

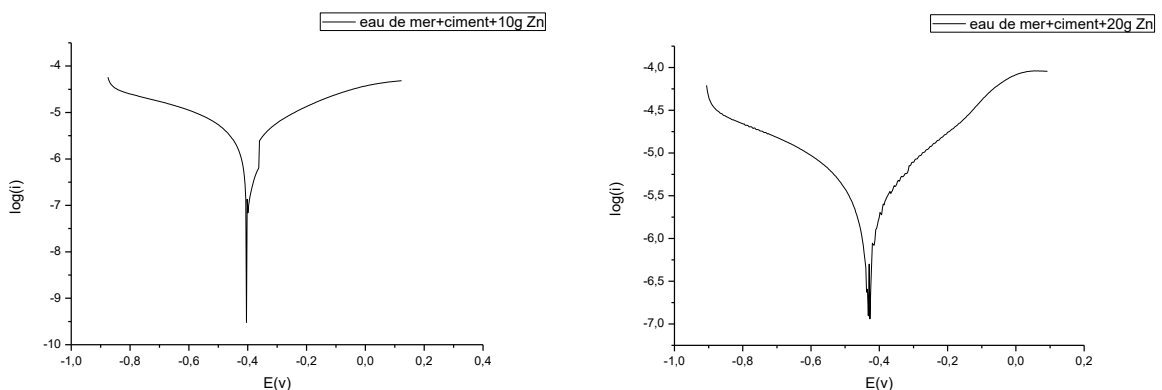
Masses	0g	10g	20g	30g	50g
Potentiel d’immersion V/ECS	-0,28	- 0.275	-0.30	-0.275	-0.25
Potentiel d’abandon V/ECS	-0,40	-0.375	-0.40	-0.40	-0.35

❖ Une allure similaire pour les trois courbes.

❖ Une diminution du potentiel avec le temps d’immersion pour atteindre après 15 minutes d’immersion, une valeur quasi-stationnaire de l’ordre de $- 0.375$ V/ECS pour la ferraille pour une masse 10g de Zinc au-delà de cette durée, nous pouvons dire que l’électrode se trouve au potentiel d’abandon. La même diminution a été observée avec les masses 20g, 30g, 50g, ou nous avons obtenu des valeurs quasi-stationnaires de l’ordre de $-0.40,-0.40,-0.35$.

III.5.2.2. Courbe de polarisation :

La courbe de polarisation $\log i = f(E)$ pour la ferraille dans le milieu (eau de mer+ciment) 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 $(-0.767V$ et $-0.019V)$ (**figure III 18.**)



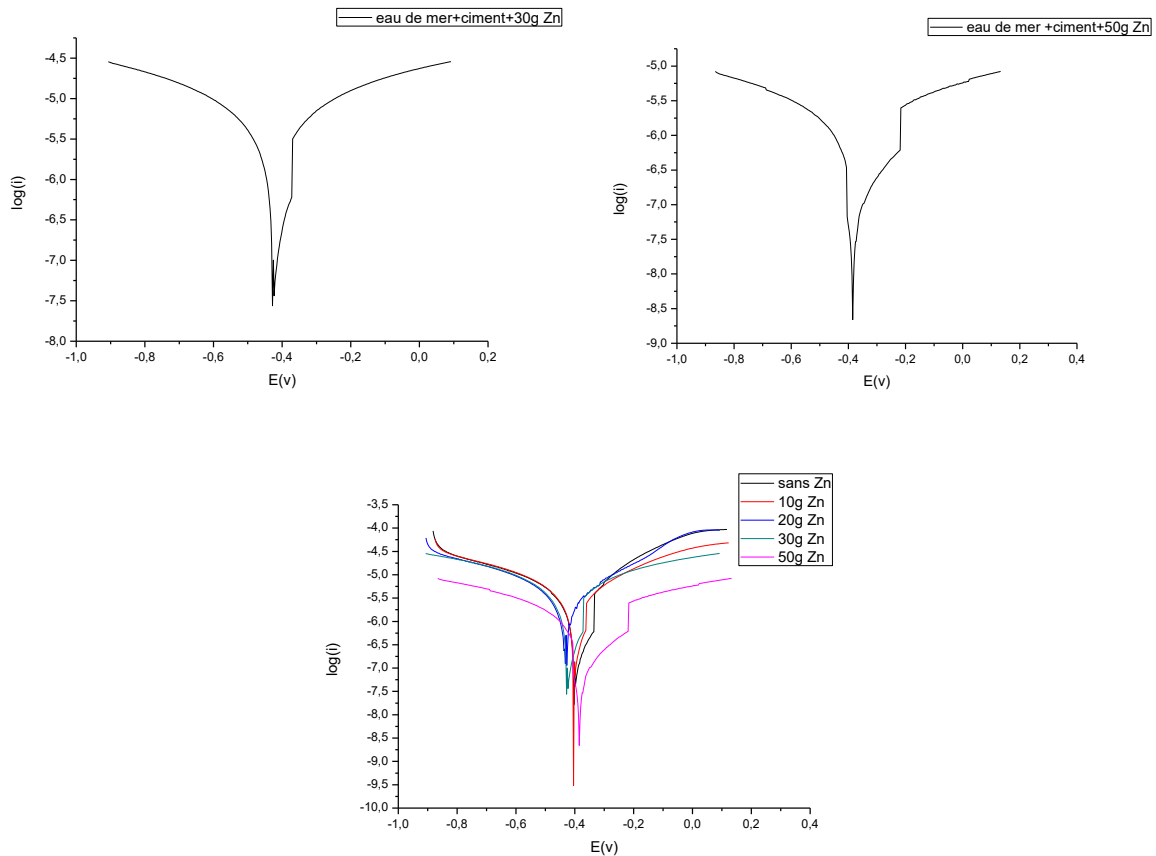


Fig (III.20). Courbe de polarisation de la ferraille dans une solution (eau de mer+ciment) en présence de Zinc à différentes masse

- ✓ 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.
- ✓ Ces observations (a et b) indiquent que les réactions cathodiques de réduction de l'hydrogène ($2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2$) et celles de dissolution du métal ($\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2^+ + 2\text{e}$) se déroulent suivant un mécanisme d'activation pure.
- ✓ Une comparaison des courbes de polarisation présentées ci-dessus montre que l'addition 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.

Tableau III.11: Valeurs des grandeurs électrochimiques de la ferraille dans la solution (eau de mer+ciment) en présence de Zinc à différentes masses.

Paramètres électrochimiques masses	Rp (Kohm)* 10 ³	La vitesse de la corrosion (mm/an)	E (i=0)/ECS (V)	I corr (A)/cm ²
Sans Zinc	17.300	0.06281	-0.403	5.405* 10 ⁻⁶
10g	22.294	0.04962	-0.404	4.270*10 ⁻⁶
20g	22.526	0.03344	-0.433	2.887* 10 ⁻⁶
30g	24.826	0.06333	-0.427	5.450* 10 ⁻⁶
50g	89.463	0.02079	-0.384	1.789* 10 ⁻⁶

D’après le **tableau III.10** on observe que :

- ❖ Le potentiel de corrosion est basculé vers des valeurs positives (**Figure III.19**)
- ❖ La vitesse de corrosion a diminué, sauf dans la masse 30g il est augmenté.
- ❖ La résistance de polarisation a augmenté
- ❖ La densité de courant de corrosion a diminué sauf dans la masse 30g.

➤ **Calcul de Pouvoir protecteur**

On le calcule à partir de la relation suivante :

$$\text{Pouvoir protecteur (\%)} = \frac{i_{\text{corr}} - i_{\text{corr}}^{\text{Zn}}}{i_{\text{corr}}} * 100$$

Tableaux III.12 : Valeurs de pouvoir protecteur en fonction de la masse

Masse(g)	10	20	30	50
Pouvoir protecteur (%)	20.99	46.58	0.88	66.90

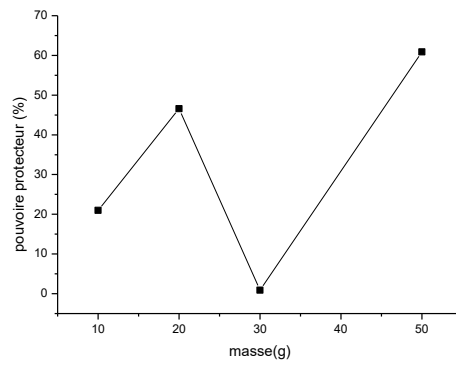
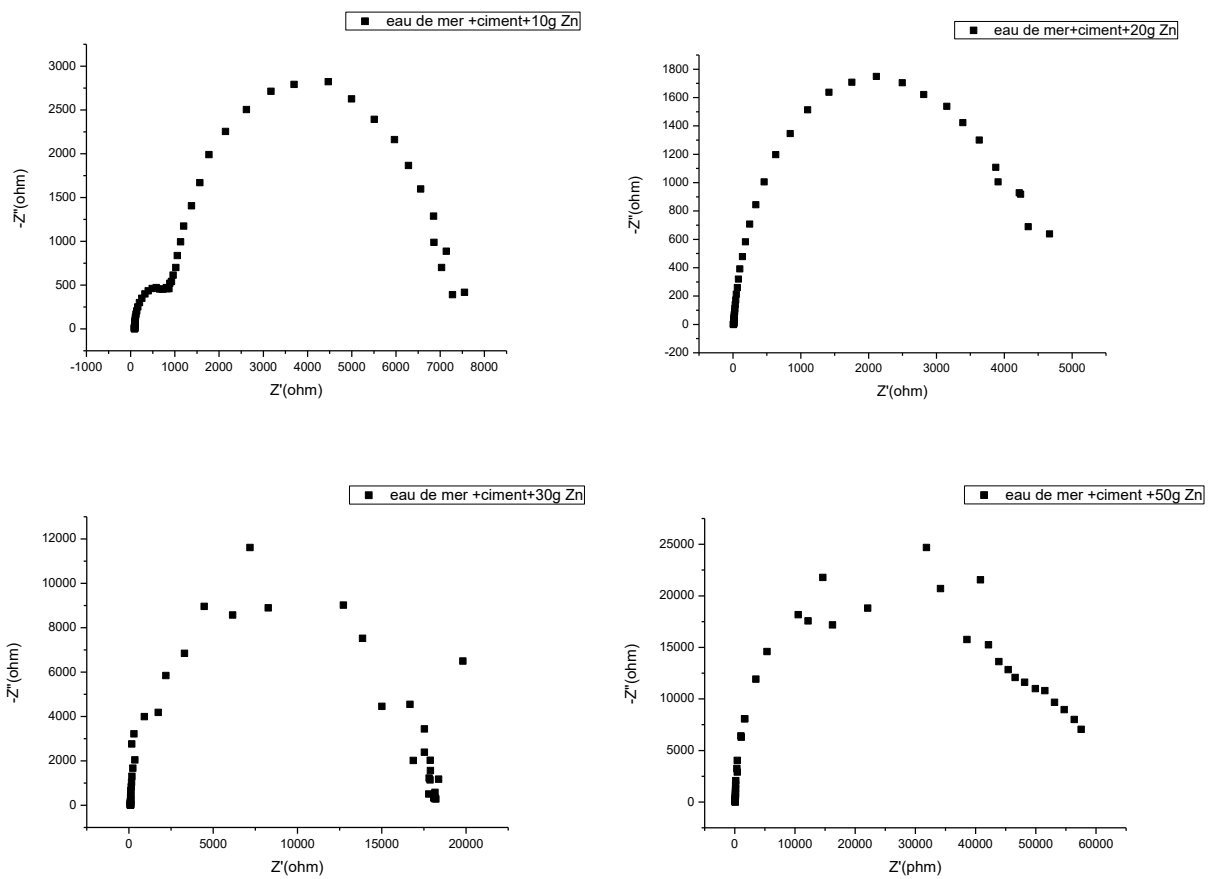


Fig (III.21). Représente le pouvoir protecteur en fonction de la masse

III.5.2.3. Spectroscopie d'impédance électrochimique :



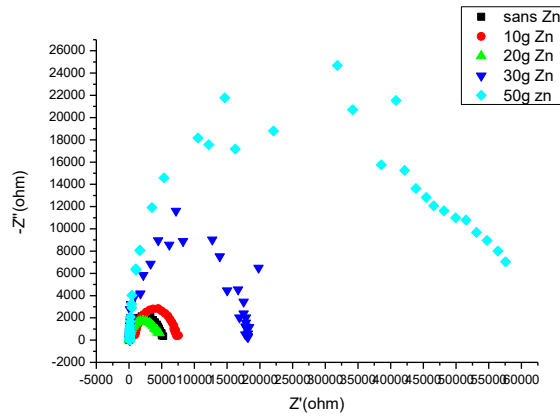


Fig (III.22). Diagramme de Nyquist de la ferraille dans un milieu (eau de mer+ciment) en présence de Zinc à différentes masses.

Tableau (III.13) : Les paramètres relatifs aux mesures des impédances électrochimique

Paramètres de corrosion	Rs (Ω)	Rc (K Ω)	Rtc (K Ω)	Cc (μ f)	Cf (μ f)
Sans zinc	20.9	/	4.66	/	14.5
10g	91.0	0.789	6.34	1.32	19.6
20g	9.62	/	4.35	/	34.404
30g	100	/	18.1	/	962
50g	100	40.6	17	1.01	25.5

- ❖ Dans le cas 10g et 50g : L'apparition de deux boucle signifie la formation d'un film protecteur a la surface de ferraille.
- ❖ Le cas de 30 : L'augmentation de Rtc prouve prouver l'existence de pouvoir protecteur.

RÉFÉRENCES BIBLIOGRAPHIQUES

Chapitre1

- [1] .www.memoireonline.com/09/13/7346/m_Etude-des-couches-minces--base-de-terre-rare-destinees--la-protection-des-materiaux-contre-la5.html
- [2]. G. Daufin, J. Talbot. étude de quelques problèmes de corrosion dans l'industrie laitière. première partie. généralités sur la corrosion des métaux et alliages. le lait, INRA éditions, 1971, 51 (507), pp.375-398. fihal-00928553f
- [3] .www.thesis.univ-biskra.dz
- [4.5] .H.El bakouri. Etude de l'inhibition de la corrosion de l'acier doux au carbone en milieu acide orthophosphorique par un antibiotique organique. Mémoire pour du DESA Université Mohammed 1 – Oujda
- [06] I. A Ammar, F. M El Khorafi, Werkst., Corrosion, 24 (1973) 702.
- [07]. S. Payan, « Comportement à la corrosion galvanique de matériaux composites à matrice d'alliage d'aluminium renforcée par des fibres de carbone haut-module », Thèse de doctorat, Université de Bordeaux, France(2001).
- [08]. A. Popova, E. Sokolova, S. Raicheva, M. Christov, « AC and DC study of the temperature effect on mild steel corrosion in acid media in the presence of benzimidazole derivatives » Corros. Sci. 45(2003) 33.

Chapitre2

- [1] .www.experience-zamak.fr
- [2] www.rncan.gc.ca
- [3] www.dspace.univ-tlemcen.dz
- [4] .C. W., Hydratation of slag cement, Theory, Modeling and Application, these de Doctorat, (2006), Université de Twente, Netherlands, p. 241
- [5] .Raupach M., Elsener B., Polder R., Mietz J., Corrosion of reinforcement in concrete, Mechanisms, monitoring, inhibitors and rehabilitation techniques, European Federation of Corrosion Publications, 2006, p.312
- [6] .K .Tuutti., Corrosion of steel in concrete, CBI Research Report no.4.82, Swedish Cement and Concrete Research Institute, Stockholm, Sweden, 1982.

RÉFÉRENCES BIBLIOGRAPHIQUES

[7] .M .Codina., Les bétons à bas pH : Formulation, caractérisation et étude à long terme, Thèse de Doctorat, (2007), Institut national des sciences appliquées, Université de Toulouse, France

[8] .S. Latéfa : etude de la performance d'inhibiteurs de corrosion a base de phosphate pour les constructions en beton arme

Chapitre III

[7] Mémoire de Master, A. Assia, A. Bounemoura, Etude de comportement à la corrosion du fer blanc dans un milieu chloruré., effet de l'inhibition, 2019

ملخص

التآكل هو ظاهرة لتفاعل بين المعدن أو السبيكة المعدنية وبيئتها ، وهذا يؤدي إلى تدهور الخصائص المفيدة للمعدن مما يسمح بالعودة إلى الوضع المستقر.

يعتبر تآكل الاسمنت المسلح من الأسباب الرئيسية لتدهور الهياكل الخرسانية المسلحة، ولحمايته يعتبر استخدام مثبطات التآكل من أكثر الطرق استخدامًا.

درسنا في عملنا سلوك تآكل الفولاذ (الخردة) في وجود الزنك كمثبط في وسطين مختلفين و هما ماء صنبور الحنفية و ماء البحر.

للقيام بذلك، استخدمنا طرقاً كهروكيميائية ثابتة مثل تطور الإمكانات الحرة كدالة للوقت ومنحنيات الاستقطاب وطريقة عابرة: التحليل الطيفي للمقاومة الكهروكيميائية.

النتائج الايجابية المتحصل عليها تبين زيادة مقاومة التآكل بزيادة كمية الزنك المستعمل و بالتالي نقص في سرعة التآكل.

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

Résumé

La corrosion est interaction entre un métal ou un alliage métallique et son environnement, cela conduit à la dégradation des propriétés utiles du métal permettant le retour à la position stable.

La corrosion des armatures est l'une des causes majeures de dégradation des structures de béton armé, Pour les protéger, l'utilisation des inhibiteurs de corrosion est l'une des méthodes les plus utilisées.

Dans notre travail, nous avons étudié le phénomène la corrosion via le comportement de l'acier (la ferraille) en présence de Zinc comme inhibiteur dans deux milieux différents, à savoir, l'eau de robinet et l'eau de mer.

Pour se faire, nous avons utilisées les méthodes électrochimiques stationnaires tel que l'évolution du potentiel libre en fonction du temps, les courbes de polarisation ainsi que une méthode transitoire: la spectroscopie d'impédance électrochimique.

Les résultats positifs obtenus montrent une augmentation de la résistance en fonction de la masse de zinc et par conséquent la diminution de la vitesse de corrosion.

Mots clés: Corrosion, inhibiteur, zinc, l'acier (ferraille), armature et méthodes électrochimiques.

Abstract

Corrosion is the phenomenon of interaction between a metal or a metal alloy and its environment, this leads to the degradation of the useful properties of the metal allowing the return to the stable position.

Reinforcement corrosion is one of the major causes of deterioration of reinforced concrete structures. To protect it, the use of corrosion inhibitors is one of the most widely used methods.

In our work, we studied the corrosion behavior of steel (scrap) in the presence of Zinc as an inhibitor in two different media (tap water), (sea water).

To do this, we used stationary electrochemical methods such as the evolution of the free potential as a function of time, polarization curves and a transient method: electrochemical impedance spectroscopy.

The results obtained show a decrease in the corrosion rate in the presence of inhibitor (zinc).

Keywords: Corrosion, inhibitor, zinc, steel (scrap), electrochemical methods.