

N° d'ordre : DO12114012M

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE  
MINISTRE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA RECHERCHE  
SCIENTIFIQUE  
UNIVERSITE 20 AOUT 1955 DE SKIKDA



FACULTE DES SCIENCES  
DEPARTEMENT DES SCIENCES DE LA MATIERE

## MEMOIRE DE MAGISTER

SPECIALITE : CHIMIE APPLIQUEE  
OPTION : ELECTROCHIMIE-CORROSION

Présenté par :

**Hind BOUGHAZI**

**Intitulé**

---

*Etude du comportement à la corrosion de l'acier inoxydable  
AISI 304L dans des milieux synthétiques similaires aux  
solutions interstitielles du béton*

---

Soutenu le : 02/12/2014

Devant le jury d'examen suivant :

- |                     |            |                          |            |
|---------------------|------------|--------------------------|------------|
| • Bouzid BOUDJEMAA  | Professeur | U. 20 Août 1955 -Skikda- | Président  |
| • Kamel BELMOKRE    | Professeur | U. 20 Août 1955 -Skikda- | Rapporteur |
| • Chabane MOUATS    | Professeur | U .Constantine 1         | Examineur  |
| • Messaoud LEGOUERA | Professeur | U. 20 Août 1955 -Skikda- | Examineur  |
| • Yamina BOUDINAR   | M.C. (B)   | U. 20 Août 1955 -Skikda- | Invitée    |

## Remerciements

---

Nous remercions tout d'abord Allah tout puissant et miséricordieux de nous avoir donné le courage, la confiance en soi, la sagesse, et la patience de terminer ce travail.

Le travail expérimental s'est déroulé dans deux laboratoires : Laboratoire de corrosion et traitement de surface du hall de technologie conçu par le professeur Kamel BELMOKRE et laboratoire de génie chimique et d'environnement sous la direction du professeur M.S.MEDJRAM

Je tiens à manifester mes sincères remerciements A Monsieur le Professeur Kamel BELMOKRE pour avoir accepté de diriger ce travail et de m'avoir donné la chance d'enrichir mes connaissances et d'acquérir plus d'expérience en ce domaine de recherche. Ses conseils m'ont été très précieux pour mener à bien ce travail. L'expérience d'avoir travaillé avec lui m'a été très enrichissante.

J'adresse mes vifs remerciements à Monsieur B. BOUDJEMAA, Professeur à l'université 20 août 1955 -Skikda-, pour avoir accepté la présidence de ce jury.

J'adresse mes respectueux remerciements à Monsieur C.MOUATS, Professeur à l'université Constantine1, pour l'honneur qu'il me fait en acceptant de juger ce travail.

Je suis particulièrement flatté pour l'intérêt que Monsieur M. LEGOUERA, Professeur à l'université 20 août 1955-Skikda-, a porté à ce travail en acceptant de faire partie de ce jury.

Ma profonde gratitude et ma reconnaissance la plus distinguée vont particulièrement à Madame BOUDINAR YAMINA, Docteur à la faculté des sciences Université 20 août 1955-Skikda-, qui m'a vraiment aidée par son professionnalisme, par son soutien, ses orientations et ses excellents conseils. Qu'elle veuille bien trouver ici l'expression sincère de ma haute et respectueuse considération et de mes vifs remerciements.

Mes remerciements vont également à tous mes enseignants de la post-graduation Pr. K. BELMOKRE, Dr. M. LITIM, Dr Y.BOUDINAR, Dr N.HAMMOUDA, Dr S.BRIOUA, Pr. D.ALLOUSSI, Dr. KEBIR, S. ZOUITI, DR. GUESMIA.

Je remercie le professeur MOHAMED SALAH MEDJRAM pour m'avoir accueilli au sein du laboratoire de génie chimique et d'environnement dont il est le directeur et pour avoir mis à ma disposition les moyens pour mener à bien ce travail.

Mes remerciements s'adressent également à Madame BOUKARMA ILHEM ingénieur au laboratoire de corrosion et traitement de surface.

Parmi tous mes collègues, je tiens à adresser une mention particulière à tous ceux avec qui j'ai partagé bien plus qu'un bureau ou un bout de paillasse. Merci à (par ordre alphabétique, n'y voyez aucun favoritisme) Amina, Assia, Faïza, Farida et Hiba pour tous ces moments passés ensemble.

J'exprime ma plus profonde gratitude et mon affection à mes parents qui m'ont permis de découvrir cet univers et à toute ma famille pour leur soutien sans faille.

Enfin, tous ceux qui m'ont aidé de près ou de loin, que ce soit par leur amitié, leurs conseils ou leurs soutien moral, trouveront dans ces quelque lignes l'expression de mes remerciements les plus vifs.

Merci à tous

Hind

# Dédicace



*Je dédie le fruit de mes efforts :*

*A mes très chers parents, qui ont employés tous leurs moyens et efforts, pour m'élever, pour me former et pour me faire arriver à ce niveau, cela a porté ses fruits finalement j'espère qu'ils sont fiers ;*

*A mes frères Ramzi et Alla Eddine ;*

*A mes sœurs Zineb et Abir ;*

*A toute ma famille ;*

*A tout mes amies en particulier Hiba, Amina, Faîza, Farida, Assia, Fatima, Rokaya, Imen, Soumaya, Badra, Sofiane et Fahd.*



## Liste des figures

---

### Chapitre I : Le béton armé

Fig I.1:	Structure en béton armé.	4
Fig I.2:	procédés de fabrication du ciment et du béton.	12

### Chapitre II : la corrosion des aciers au carbone dans le béton.

Fig II.1:	Diagramme de Pourbaix pour un acier dans l'eau à 25°C.	18
Fig II.2 :	Mécanismes d'initiation de la corrosion des aciers dans le béton.	20
Fig II.3:	Illustration schématique de la corrosion des armatures dans le béton comme un processus électrochimique.	21
Fig II.4 :	Volume relatif des produits d'oxydation du fer.	22
Fig II.5 :	Les aciers corrodés (en bas), comparé à un acier sain(en haut).	22
Fig II.6 :	Diagramme de POURBAIX simplifié du fer. (Conditions théoriques d'immunité et de passivation du fer à 25°C (pour $[Fe^{2+}] = [Fe^{3+}] = 10^{-6}$ mol/L).	24
Fig II.7 :	Schéma de corrosion par piqûre de l'acier en présence des ions chlorure.	27
Fig II.8 :	Représentation simplifiée du processus de corrosion dans les armatures par carbonatation.	28
Fig II.9:	Vue d'une fracture fraîche de béton après aspersion d'une solution de phénolphthaléine.	29
Fig II.10:	Vitesse de diffusion du gaz carbonique et vitesse de carbonatation en fonction de l'humidité relative.	30
Fig II.11:	Evolution du (a)courant de corrosion (b) potentiel de corrosion, et (c) concentration molaire d'oxygène sur la surface acier au contact d'un béton carbonaté (E/C=0.487) en fonction de l'humidité relative.	33
Fig II.12 :	Corrosion généralisé des armatures (par carbonatation) sur une poutre en béton armé.	34
Fig II.13 :	Corrosion localisée par piqûres des armatures (par les chlorures) sur une poutre en béton armé.	35
Fig II.14 :	Représentation schématique de fissures de corrosion sous contrainte	36

	observées au microscope.	
Fig II.15 :	Représentation simplifiée de l'évolution de la corrosion des armatures dans le béton en fonction du temps.	37
Fig II.16 :	Les phases de dégradation par corrosion des aciers dans le béton.	38
Fig II.17:	Effets de la corrosion sur le comportement mécanique de structures corrodées.	39
Fig II.18:	Schéma simplifié du processus corrosion-fissuration.	40
Fig II.19 :	Variation de l'allongement à la rupture de barres d'aciers ( $\varnothing = 6\text{mm}$ ) en fonction des charges pour différents degré de corrosion.	41
Fig II.20 :	Effet de la corrosion sur : (a) la masse et (b) le diamètre des armatures d'acier subissent à une attaque accélérée, par un brouillard salin artificiel.	42
Fig II.21 :	Image MEB (x35) des armatures d'acier: (a)acier non corrodé et aciers exposés à un brouillard salin artificiel après élimination des produits de corrosion pendant (b) 10 jours, (c) 20 jours et (d) 30 jours.	42

### **Chapitre III : Matériaux, conditions et techniques expérimentales.**

Fig III.1 :	Schéma de montage permettant l'enregistrement du potentiel de corrosion d'un alliage.	44
Fig III.2 :	Evaluation du potentiel en fonction de temps d'immersion.	45
Fig III.3 :	Courbe intensité-potentiel représentant un métal en situation de corrosion.	46
Fig III.4 :	Détermination du courant de corrosion par la méthode des droites de Tafel.	48
Fig III.5:	Tracé pour la détermination de la résistance de polarisation.	49
Fig III.6:	Principe général de la spectroscopie d'impédance électrochimique.	50
Fig III.7:	Schéma de fonctionnement de la SIE représentant la perturbation sinusoïdale en potentiel et sa réponse en courant.	50
Fig III.8:	Représentation, dans le plan de Nyquist, de l'impédance électrochimique, dans le cas d'un processus de transfert de charge et circuit électrique équivalent.	52
Fig III.9:	Représentation, dans le plan de Nyquist, de l'impédance électrochimique d'une électrode de surface hétérogène et circuit électrique équivalent.	53

Fig III.10:	Représentation, dans le plan de Nyquist, de l'impédance électrochimique, dans le cas où la diffusion à travers une couche infinie est le processus limitant la corrosion et circuit électrique équivalent.	54
Fig III. 11:	Représentation, dans le plan de Nyquist, de l'impédance électrochimique d'une électrode poreuse et circuit électrique équivalent.	54
Fig III. 12:	Représentation, dans le plan de Nyquist, de l'impédance électrochimique, d'une espèce adsorbée à la surface d'une électrode et schéma électrique équivalent.	55
Fig III.13:	Electrode de travail (acier inoxydable AISI 304L et acier au carbone).	58
Fig III.14 :	Schéma du montage pour les essais électrochimiques.	60
Fig III.15 :	Montage électrochimique.	61

#### **Chapitre IV : L'acier Fe E500 dans les solutions interstitielles du béton simulées**

Fig IV.1:	Evolution du potentiel d'abandon de l'acier Fe E500 dans la solution SIBS (pH=13).	6
Fig IV.2:	Courbe de polarisation de l'acier Fe E500 dans la solution SIBS (pH=13).	64
Fig IV.3:	Courbe de polarisation $\log i=f(E)$ de l'acier Fe E500 dans la solution SIBS (pH=13).	66
Fig IV.4:	Représentation de diagramme d'impédance en mode a) Nyquist, b) Bode de l'acier Fe E500 dans SIBS (pH=13).	67
Fig IV.5:	Evolution du potentiel libre de l'acier Fe E500 en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS (pH=13).	68
Fig IV.6:	Evolution du potentiel de quasi-stabilisation avec la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS (pH=13).	69
Fig IV.7:	Représentation de l'évolution des courbes de polarisation de l'acier Fe E500 en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS (pH=13)	70
Fig IV.8:	Evolution du potentiel de rupture en fonction la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS.	71
Fig IV.9:	Représentation des courbes de polarisation $\log i=f(E)$ de l'acier Fe E500 en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS	72

	(pH=13).	
Fig IV.10:	Evolution a) du potentiel de corrosion et b) de la densité de courant de corrosion en fonction de la quantité de NaCl introduite dans la solution SIBS.	73
Fig IV.11:	Représentation dans le plan de a) Nyquist et b) Bode des diagrammes d'impédance électrochimique de l'acier Fe E500 en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS	75
Fig IV.12:	Circuit équivalent utilisé pour la modélisation des diagrammes d'impédance (partie HF).	76
Fig IV.13:	Evolution paramètres électriques en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS.	77
Fig IV.14:	Evolution du potentiel d'abandon de l'acier Fe E500 dans la solution SIBC (pH=9).	78
Fig IV.15:	Courbe de polarisation de l'acier Fe E500 dans la solution SIBC (pH=9).	80
Fig IV.16:	Courbe de polarisation $\log i=f(E)$ de l'acier Fe E500 dans SIBC.	82
Fig IV.17:	Evolution du potentiel libre de l'acier Fe E500 en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC (pH=9).	83
Fig IV.18:	Evolution du potentiel de quasi-stabilisation avec la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC.	83
Fig IV.19:	Influence de la concentration des ions chlorures sur les courbes de polarisation de l'acier Fe E500 dans la solution SIBC.	84
Fig IV.20:	Evolution du potentiel de rupture en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC.	85
Fig IV.21:	Evolution du courant critique au maximum du pic d'activité avec la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC.	86
Fig IV.22:	Courbe de polarisation $\log i= f(E)$ de l'acier Fe E500 en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC (pH=9).	86
Fig IV.23:	Variation a) du potentiel de corrosion et b) de la densité de courant de corrosion en fonction de la quantité de NaCl ajoutée à la solution SIBC.	87

**Chapitre V : L'acier inoxydable AISI 304L dans les solutions interstitielles du béton simulées**

Fig V.1:	Evolution du potentiel d'abandon de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBS (pH=13).	89
Fig V.2:	Courbe de polarisation de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBS (pH=13).	90
Fig V.3:	Courbe de polarisation $\log i=f(E)$ de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBS (pH=13).	92
Fig V.4:	Représentation en a) mode Nyquist, b) mode Bode de l'impédance électrochimique de l'acier AISI 304L dans SIBS (pH=13).	94
Fig V.5:	Evolution du potentiel libre de l'acier inoxydable AISI 304L en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS (pH=13).	95
Fig V.6:	Evolution du potentiel de quasi-stabilisation avec la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS.	96
Fig V.7:	Représentation de l'évolution des courbes de polarisation de l'acier inoxydable AISI 304L en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS (pH=13)	97
Fig V.8:	Evolution du potentiel de rupture en fonction la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS.	98
Fig V.9:	Représentation des courbes de polarisation $\log i=f(E)$ de l'acier inoxydable AISI 304L en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS (pH=13)	99
Fig V.10:	Evolution a) du potentiel de corrosion et b) de la densité de courant de corrosion en fonction de la quantité de NaCl ajoutée à la solution SIBS.	100
Fig V.11:	Représentation dans le plan de a) Nyquist et b) Bode des diagrammes d'impédance électrochimique l'acier inoxydable AISI 304L en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS	102
Fig V.12:	Circuit électrique équivalent proposé pour les spectres d'impédance (partie HF).	103
Fig V.13:	Evolution des paramètres électriques en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS.	104
Fig V.14:	Evolution du potentiel d'abandon de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBC (pH=9).	105

Fig V.15:	Courbe de polarisation de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBC (pH=9).	106
Fig V.16:	Courbe de polarisation $\text{Log } i=f(E)$ de L'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBC (pH=9).	107
Fig V.17:	Evolution du potentiel libre de l'acier inoxydable AISI 304L en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC (pH=9).	108
Fig V.18:	Evolution du potentiel de quasi-stabilisation avec la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC.	109
Fig V.19:	Représentation de l'évolution des courbes de polarisation de l'acier inoxydable AISI 304L en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC (pH=9)	110
Fig V.20:	Evolution du potentiel de rupture en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC.	111
Fig V.21:	Courbe de polarisation $\text{log } i= f(E)$ de l'acier inoxydable AISI 304L en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC (pH=9).	112
Fig V.22 :	Evolution a) du potentiel de corrosion et b) de la densité de courant de corrosion en fonction de la quantité de NaCl ajoutée à la solution SIBC.	113

### **Chapitre VI : Etude Comparative**

Fig VI.1:	Evolution du potentiel d'abandon de l'acier Fe E500 et l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBS (pH=13) sans et avec addition de NaCl.	115
Fig VI.2:	Courbes de polarisation de l'acier Fe E500 et l'acier inoxydable AISI 304L dans SIBS (pH=13) sans et avec addition de NaCl.	117
Fig VI.3:	Comparaison des potentiels de ruptures des deux aciers dans les solutions SIBS avec et sans addition des chlorures.	118
Fig VI.4:	Courbes de polarisation $\text{Log } i =f(E)$ de l'acier Fe E500 et l'acier inoxydable AISI 304L dans SIBS (pH=13) sans et avec addition de NaCl.	119
Fig VI.5:	Evolution a) du potentiel de corrosion et b) de la densité de courant de corrosion des deux aciers en fonction de la quantité de NaCl ajoutée à la solution SIBS.	119

- Fig VI.6: Représentation en mode Nyquist de l'impédance électrochimique des deux aciers dans SIBS (pH=13) : évolution avec la concentration des ions chlorures. 120
- Fig VI.7: Evolution des paramètres électrique (partie HF) des deux aciers en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS. 121
- Fig VI.8: Evolution du potentiel d'abandon de l'acier Fe E500 et l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBC (pH=9) sans et avec addition de NaCl. 122
- Fig VI.9: Courbes de polarisation de l'acier Fe E500 et l'acier inoxydable AISI 304L dans SIBC (pH=9) sans et avec addition de NaCl. 123
- Fig VI.10: Comparaison des potentiels de ruptures des deux aciers dans les solutions SIBC avec et sans addition des chlorures. 124
- Fig VI.11: Courbes de polarisation  $\text{Log } i = f(E)$  de l'acier Fe E500 et l'acier inoxydable AISI 304L dans SIBC (pH=9) sans et avec addition de NaCl. 125
- Fig VI.12: Evolution du a) potentiel de corrosion et b) courant de corrosion des deux aciers en fonction de la quantité de NaCl ajoutée à la solution SIBC. 126

# Liste des tableaux

---

## Chapitre I : Le béton armé

Tableau I.1 :	Les granulats les plus utilisés pour la confection des bétons procédés de fabrication du ciment et du béton.	8
---------------	--	---

## Chapitre II : la corrosion des aciers au carbone dans le béton

Tableau II.1:	Domaines de résistivité et risques de corrosion associés, pour une température de 20°C.	34
---------------	---	----

## Chapitre III : Matériaux, conditions et techniques expérimentale

Tableau III.1 :	Composition chimique de l'acier inoxydable AISI 304L	56
Tableau III.2 :	Caractéristiques mécaniques de l'acier inoxydable AISI 304L	56
Tableau III.3 :	Composition chimique de l'acier Fe E500	56
Tableau III.4 :	Caractéristiques mécaniques de l'acier d'armature Fe E500 utilisé	56
Tableau III.5 :	Composition chimique des solutions utilisées pour représenter la solution interstitielle du béton.	59

## Chapitre IV : L'acier Fe E500 dans les solutions interstitielles du béton simulées

Tableau IV.1 :	Valeurs des grandeurs électrochimiques de l'acier Fe E500 dans la solution SIBS (pH=13).	66
Tableau IV.2 :	Valeurs des grandeurs électrochimiques de l'acier Fe E500 en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS (pH=13)	73
Tableau IV.3 :	Caractéristiques électriques relevées à partir des diagrammes d'impédance électrochimique de l'acier Fe E500 immergé dans la solution SIBS à pH de 13 avec addition de différentes concentrations des ions chlorures.	77
Tableau IV.4 :	Valeurs des grandeurs électrochimiques de l'acier Fe E500 dans le milieu synthétique simulant un l'eau interstitielle du béton carbonaté (pH=9).	82
Tableau IV.5 :	Valeurs des grandeurs électrochimiques de l'acier Fe E500 dans la solution SIBS (pH=9) avec addition de différentes concentrations des	87

ions chlorures.

**Chapitre V : L'acier inoxydable AISI 304L dans les solutions interstitielles du béton simulées**

Tableau V.1 :	Valeurs des grandeurs électrochimiques de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBS (pH=13).	92
Tableau V.2 :	Valeurs des grandeurs électrochimiques de l'acier inoxydable AISI 304L dans le milieu synthétique (pH=13) avec addition de différentes concentrations des ions chlorure.	100
Tableau V.3 :	Caractéristiques électriques relevées à partir des diagrammes d'impédance électrochimique de l'acier inoxydable AISI 304L immergé dans la solution SIBS à pH de 13 avec addition de différentes concentrations des ions chlorures.	103
Tableau V.4 :	Valeurs des grandeurs électrochimiques de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBC (pH=9).	108
Tableau V.5 :	Valeurs des grandeurs électrochimiques de l'acier inoxydable AISI 304L dans les solutions SIBC (pH=9) avec addition de différentes concentrations des ions chlorures.	112

## Symboles et abréviations

---

Cr	Chrome
Mo	Molybdène
C	Carbone
Si	Silicium
Mn	Manganèse
P	Phosphore
S	Soufre
Ni	Nickel
AISI	American iron and steel institute
m	Mètre
$\mu$	Micro
$\Omega$	Ohm
Cm	Centimètre
CO <sub>2</sub>	Dioxyde de carbone
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Ion bicarbonate
CO <sub>3</sub> <sup>-2</sup>	Ion carbonate
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Carbonate de sodium
CaCO <sub>3</sub>	Carbonate de calcium
NaHCO <sub>3</sub>	Bicarbonate de sodium
H <sub>2</sub> O	Molécule d'eau
pH	Potentiel d'hydrogène
h <sub>r</sub>	Humidité relative
OH <sup>-</sup>	Ion hydroxyde
Cl <sup>-</sup>	Ion chlorure
e <sup>-</sup>	Electron
Fe	Fer
Fe <sup>+2</sup>	Ion ferreux
Fe <sup>3+</sup>	Ion ferrique
Cu	Cuivre
Na <sup>+</sup>	Ion sodium
K <sup>+</sup>	Ion potassium
NaOH	Hydroxyde de sodium

KOH	Hydroxyde de potassium
Ca(OH) <sub>2</sub>	Hydroxyde de calcium
FeCl <sub>2</sub>	Chlorure de fer
NaCl	Chlorure de sodium
HCl	Acide chlorhydrique
O <sub>2</sub>	Oxygène
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	Magnétite
Fe(OH) <sub>2</sub>	Hydroxyde ferreux
Fe(OH) <sub>3</sub>	Hydroxyde ferrique
γ-FeOOH	Lépidocrocite
α-FeOOH	Goethite
E <sup>0</sup>	Potentiel standard
n	Nombre d'électrons
R	Constante des gaz parfaits
F	Nombre de Faraday
T	Température
E	Potentiel
ΔE	Différence de potentiel
i <sub>corr</sub>	Densité de courant de corrosion
Ag /AgCl	Electrode de référence Argent /chlorure d'argent
E <sub>corr</sub>	Potentiel de corrosion
V	Volt
A	Ampère
Log	Logarithme décimal
mV	Millivolt
min	Minute
V <sub>corr</sub>	Vitesse de corrosion
t	Temps
F	Constante de Faraday
ρ	Densité du métal
n	Valence
T	Température
°C	Degré Celsius

E/C	Rapport eau/ciment
M	Métal
Mn <sup>+</sup>	Ion métallique
OX	Oxydant
Réd	Réducteur
R <sub>p</sub>	Résistance de polarisation
f	Fréquence
Z	Impédance
Z <sub>i</sub>	Partie imaginaire de l'impédance électrochimique
Z <sub>r</sub>	Partie réelle de l'impédance électrochimique
I <sub>F</sub>	Courant faradique
I <sub>c</sub>	Courant capacitif
R <sub>e</sub>	Résistance d'électrolyte
R <sub>t</sub>	Résistance de transfert de charge
C <sub>d</sub>	Capacité de la double couche
CPE	Constant phase element
W	Impédance de Warburg
Hz	Hertz
HF	Haute fréquence
BF	Basse fréquence
β <sub>a</sub> et β <sub>c</sub>	Pentes de Tafel anodique et cathodique.
MPa	Mega Pascal
HA	Haute adhérence
KCl	Chlorure de potassium
SIBS	Solution interstitielle du béton sain
SIBC	Solution interstitielle du béton carbonaté
E <sub>rup</sub>	Potentiel de rupture
i <sub>crit</sub>	Densité de courant critique

# Table des matières

---

<b>Introduction générale</b>	1
------------------------------	---

## **Première partie : Etude bibliographique**

### **Chapitre I : Le béton armé**

I.1. Introduction.	4
I.2. Le béton armé.	4
I.2.1. Le béton.	4
I.2.1.1. Le ciment.	5
I.2.1.2. Les granulats.	8
I.2.1.3. Les adjuvants.	9
I.2.1.4. L'eau.	9
I.2.1.5. La solution interstitielle d'un matériau cimentaire.	11
I.2.2. L'acier.	13
I.2.2.1. Les aciers au carbone	13
I.2.2.2. Les aciers inoxydables	14
I.2.2.2.1. Définition d'un acier inoxydable	14
I.2.2.2.2. Classification des aciers inoxydables	14
I.2.2.2.3. Les aciers inoxydables austénitiques	16
I.2.2.2.3.1. Influence des principaux éléments d'alliage	16
I.2.2.2.3.2. Propriétés mécaniques des aciers inoxydables austénitiques	16

### **Chapitre II : Corrosion des aciers au carbone dans le béton armé.**

II.1. Présentation générale.	18
II.2. Processus de corrosion des aciers dans le béton.	20
II.3. Passivation et dépassivation des aciers dans le béton.	22
II.3.1. Passivation.	22
II.3.2. Dépassivation.	25
II.3.2.1. Dépassivation induite par les ions chlorures.	25
II.3.2.2. Dépassivation induite par la carbonatation.	27

II.4. Facteurs influents sur la corrosion des armatures du béton.	30
II.4.1. Influence de l'enrobage.	31
II.4.2. Influence de la composition du béton.	31
II.4.3. La disponibilité de l'oxygène et de l'humidité au niveau de l'armature.	32
II.4.4. Influence de la résistivité du béton.	33
II.5. Formes de corrosion de l'acier dans le béton armé.	34
II.5.1. La corrosion généralisée (uniforme).	34
II.5.2. La corrosion localisée par piqûres.	35
II.5.3. Corrosion sous contrainte.	35
II.6. Amorçage et propagation de la corrosion.	36
II.6.1. Corrosion généralisée.	37
II.6.2. Corrosion localisée par piqûres.	37
II.7. Les effets de corrosion sur le comportement mécanique du béton.	38
II.7.1. Dégradation du béton.	40
II.7.2. Diminution de l'allongement à la rupture des sections d'aciers.	41
II.7.3. Détérioration de l'adhérence entre l'acier et le béton.	41

## **Deuxième partie : Etude expérimentale**

### **Chapitre III : Matériaux, conditions et techniques expérimentales**

III.1. Introduction.	43
III.2. Méthodes expérimentales.	43
III.2.1. Techniques électrochimiques.	43
III.2.1.1. Techniques stationnaires.	43
III.2.1.1.1. Suivi du potentiel en circuit ouvert (Chronopotentiométrie).	43
III.2.1.1.2. Tracé des courbes de polarisation.	46
III.2.1.2. Technique transitoire (La spectroscopie d'impédance électrochimique).	49
III.2.1.2.1. Principe	49
III.2.1.2.2. Interprétation des diagrammes de Nyquist	51
III.3. Conditions expérimentales.	55
III.3.1. Matériaux utilisés.	55
III.3.1.1. Composition chimique.	55
III.3.1.2. Préparation des électrodes de travail.	57

III.3.2. Milieu d'étude.	58
III.3.3. Montage expérimental.	59
III.3.4. Conditions d'essai.	61

#### **Chapitre IV : L'acier Fe E500 dans les solutions interstitielles du béton simulées**

IV.1. Comportement de l'acier doux FeE500 dans la solution synthétique SIBS (pH=13)	62
IV.1.1. Evolution du potentiel d'abandon en fonction du temps.	62
IV.1.2. Courbe de polarisation potentiodynamique.	63
IV.1.3. Tracés de diagramme d'impédance électrochimique.	66
IV.2. Comportement de l'acier doux FeE500 dans les solutions SIBS contaminé par les ions chlorures	68
IV.2.1. Evolution du potentiel libre en fonction de la concentration de NaCl.	68
IV.2.2. Courbes de polarisation potentiodynamiques.	69
IV.2.3. Tracés des diagrammes d'impédance électrochimique.	74
IV.3. Comportement de l'acier Fe E500 dans la solution synthétique SIBS (pH=9)	78
IV. 3.1. Evolution du potentiel d'abandon en fonction du temps.	78
IV.3.2. Courbe de polarisation potentiocinétique.	79
IV.4. Comportement de l'acier FeE500 dans les SIBC (pH=9) contaminé par les ions chlorure.	82
IV.4.1. Evolution du potentiel libre en fonction de la concentration de NaCl.	82
IV.4.2. Courbes de polarisation potentiocinétique.	84
Conclusion du chapitre IV	88

#### **Chapitre V : L'acier inoxydable AISI 304L dans les solutions interstitielles du béton simulées**

V.1. Comportement de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBS (pH=13)	89
V.1.1. Evolution du potentiel d'abandon en fonction du temps.	89
V.1.2. Les courbe de polarisation potentiodynamique.	90
V.1.3. Tracés de diagramme d'impédance électrochimique.	92
V.2. Comportement de l'acier inoxydable AISI 304L dans les solutions SIBS contaminé par les ions chlorure	95
V.2.1. Evolution du potentiel libre en fonction de la concentration de NaCl.	95

---

V.2.2. Courbes de polarisation potentiodynamiques.	96
V.2.3. Tracés des diagrammes d'impédance électrochimique.	101
V.3. Comportement de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBC (pH=9)	104
V. 3.1. Evolution du potentiel d'abandon en fonction du temps.	104
V.3.2. Courbe de polarisation potentiodynamique.	105
V.4. Comportement de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBC (pH=9) polluée par les ions chlorures	108
V.4.1. Evolution du potentiel libre en fonction de la concentration de NaCl.	108
V.4.2. Courbes de polarisation potentiocinétique.	109
Conclusion du chapitre V	113

### **Chapitre VI : Etude comparative**

VI.1. Comparaison du comportement des deux aciers dans la solution synthétique SIBS (pH=13) en présence et en absence des ions chlorures.	115
VI.1.1. Evolution du potentiel d'abandon	115
VI.1.2. Les courbes de polarisation potentiodynamiques	116
VI.1.3. Tracés des diagrammes d'impédance électrochimique	120
VI.2. Comparaison du comportement des deux aciers dans la solution synthétique SIBC (pH=9) en présence et en absence des ions chlorures.	121
VI.2.1. Evolution du potentiel libre	121
VI.2.2. Courbes de polarisation	123
Conclusion du chapitre VI	126
<b>Conclusion générale</b>	128
<b>Références bibliographiques</b>	130



# **Introduction générale**



## Introduction générale

---

Toute construction connaît, sans exception, une durée de vie limitée. Les structures classiques du génie civil en béton armé sont conçues pour durer quelques dizaines ou une centaine d'années. Au fil du temps, elles se détériorent en raison des charges qui leur sont appliquées, des conditions d'environnement, de leur utilisation. En fin de compte, tout ouvrage est destiné à être démoli, remplacé, rénové ou réparé. Le béton et le béton armé n'échappent pas à cette règle.

Les effets de la détérioration touchent plusieurs aspects, tels que la sécurité, le confort et la qualité esthétique. L'expérience montre que la principale cause de détérioration des constructions est *la corrosion des armatures*. Toutefois, dans certains cas, le matériau béton lui-même peut s'altérer. En fait, n'importe quelle structure en béton se retrouve confrontée durant sa vie à des agressions chimiques, physico-chimiques, mécaniques ou thermiques et, le plus souvent, à ces actions conjuguées. Ces agressions se traduisent, dans la plupart des cas, par une diminution des propriétés mécaniques des matériaux utilisés et, par conséquent, par une diminution notable de la durée de vie de la structure à laquelle ils sont incorporés.

Le béton armé, longtemps considéré comme un matériau idéal dans lequel les armatures étaient à l'abri de la corrosion, génère aujourd'hui des coûts de réparation énormes précisément à cause de la corrosion des aciers provoquée par la pénétration de chlorures ou la carbonatation du béton : la rouille qui se forme occupe un espace bien supérieur à celui de l'acier original et provoque l'éclatement du béton et à terme la destruction des ouvrages. Les dommages dus à la corrosion commencent par des expansions au niveau des aciers qui conduisent à la formation de fissures dans le béton et provoquent éventuellement le décollement de l'enrobage. En plus de la disparition du béton d'enrobage, des dommages structuraux peuvent survenir en raison de la perte d'adhérence des barres et de la diminution de leur diamètre effectif (perte de capacité en traction).

Les réparations conventionnelles ne sont réellement efficaces que si tout le béton qui n'est plus protecteur contre la corrosion est également enlevé et remplacé, opération qui peut provoquer des problèmes de cohésion entre armatures, béton ancien et mortier de réparation et qui allonge la durée des travaux et des nuisances associées.

Aujourd'hui, l'armature en acier inoxydable constitue aussi pour certaines applications, une solution à prendre en considération, dans le cadre d'une durabilité pérenne des ouvrages, en cas de difficultés de maintenance. L'acier inoxydable présente une résistance à la corrosion adaptée à de nombreux milieux d'utilisation du béton armé.

Le coût des aciers inoxydables explique leur faible utilisation dans les applications structurelles. Le prix de ces aciers est directement associé aux prix des éléments d'alliage (nickel, chrome et molybdène).

Le choix d'armer les ouvrages par de l'inox présente de multiples avantages par rapport au béton armé avec des aciers traditionnels [1,2] :

- La pérennité de l'esthétisme de l'ouvrage à long terme, ce qui s'inscrit parfaitement dans les critères actuels du développement durable ;
- Des coûts de maintenance et d'exploitation réduits, ce qui est primordial dans le cas d'ouvrages routiers «très stratégiques» ;
- Une optimisation du volume de béton, des quantités de ferrailage et des poids des structures donc par conséquent des gains sur les coûts liés au poids ;
- Des garanties de tenue au feu, de tenue aux chocs, et de résistance au séisme bien supérieures à celles des armatures traditionnelles.

Le travail dans ce manuscrit a pour but d'étudier le comportement à la corrosion de l'acier inoxydable AISI 304L dans divers milieux synthétiques simulant la solution interstitielle des différents états du béton : sain exempt ou pollué par les ions chlorures et carbonaté exempt ou pollué par les ions chlorures pour simuler un béton dégradé en milieu très sévère. Cette étude sera accompagnée avec une étude comparative entre l'acier au carbone Fe E500 utilisé classiquement en génie civile et l'acier inoxydable AISI 304L.

Le présent rapport se divise en deux grandes parties.

La première partie présente une étude bibliographique est composée de deux chapitres :

- Le premier donne un aperçu sur le béton armé.
- Le second correspond à une étude bibliographique axée sur la corrosion des aciers traditionnels dans le béton.

La deuxième partie est consacrée au travail expérimental qui englobera tous nos résultats ainsi que leurs interprétations. Elle contient quatre chapitres :

- Le troisième chapitre détaille les matériels et méthodes ; il décrit les conditions expérimentales utilisées.
- Le quatrième chapitre exposera et analysera les différents résultats relatifs à la l'étude électrochimique du comportement de l'acier au carbone Fe E500 dans le milieu synthétique simulant la solution interstitielle de différents états du béton.
- Le cinquième chapitre sera quant à lui consacré à la présentation et à la discussion des résultats obtenus lors de l'étude expérimentale de la corrosion de l'acier inoxydable AISI 304L dans le milieu synthétique simulant la solution interstitielle de différents états du béton.
- Enfin, dans le sixième et dernier chapitre du présent mémoire, une étude comparative entre l'acier inoxydable AISI 304L et l'acier Fe E500.

Une conclusion générale et les perspectives clôtureront ce mémoire.



# **Etude bibliographique**



Chapitre I



# **Le Béton armé**



## I.1. Introduction

Connu depuis l'antiquité romaine, le béton est aujourd'hui le matériau de construction le plus utilisé dans le monde. D'abord employé en complément ou en substitution de la pierre, le matériau a connu un réel essor dans son association avec l'acier dans le béton armé. La complémentarité, à la fois mécanique et chimique, entre ces deux matériaux, a permis de construire de façon économique et fiable les ouvrages nécessaires à toutes les activités humaines.

## I.2. Le béton armé

Le béton armé est l'intime assemblage de barres d'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 [3].



*Fig I.1 : Structure en béton armé [4].*

### I.2.1. Le béton

Le béton est issu d'un mélange ciment, eau, granulats, et souvent adjuvants réalisé suivant des proportions bien déterminées en fonction des caractéristiques que l'on veut obtenir. L'ensemble doit être homogène et la pâte, résultante des réactions entre le ciment et l'eau, est l'élément actif du béton.

### I.2.1.1. Le ciment

Le ciment est un liant hydraulique, c'est-à-dire une matière inorganique finement moulue qui, gâchée avec de l'eau, forme une pâte qui fait prise et durcit par suite de réactions et processus d'hydratation et qui, après durcissement, conserve sa résistance et sa stabilité même sous l'eau. Le ciment est obtenu à partir d'un ou plusieurs constituant(s).

Les ciments anhydres sont en général composés de clinker et de gypse auxquels on peut ajouter éventuellement des additions minérales telles que les fillers, les cendres volantes, les laitiers ou la fumée de silice pour en améliorer les propriétés.

Le clinker, riche en silicates et en aluminates de calcium, est issu de la cuisson à haute température (1450 °C) dans des fours rotatifs d'un mélange de calcaire et d'argile dans des proportions proches de 80 % - 20 %. Du sulfate de calcium, essentiellement sous forme de gypse ( $\text{CaSO}_4, 2 \text{H}_2\text{O}$ ), est ajouté au clinker en faible quantité pour réguler la prise [4].

Les quatre principaux constituants du clinker sont les suivants [5]:

- |  |           |
|--|-----------|
| • Le silicate tricalcique $3\text{CaO}, \text{SiO}_2$ ( $\text{C}_3\text{S}^*$ )                                       | 50 à 70 % |
| • Le silicate bi calcique $2\text{CaO}, \text{SiO}_2$ ( $\text{C}_2\text{S}$ )   | 15 à 30 % |
| • L'aluminate tricalcique $3\text{CaO}, \text{Al}_2\text{O}_3$ ( $\text{C}_3\text{A}$ )                                | 5 à 10 %  |
| • L'aluminoferrite tétracalcique $4\text{CaO}, \text{Al}_2\text{O}_3, \text{Fe}_2\text{O}_3$ ( $\text{C}_4\text{AF}$ ) | 5 à 15 %  |

Des additions minérales peuvent être utilisées en complément ou en substitution du ciment, soit incluses dans le ciment lors de sa fabrication (ciment composé), soit ajoutées au moment de la fabrication du béton, lors du malaxage. Les principales sont [4] :

- **Les fillers** (norme NF P 18-501) : matériaux minéraux issus de roches calcaires (norme NF P 18-508) ou siliceuses (norme NF P 18-509), broyés très finement (au moins 85 p. 100 des grains de fillers sont inférieurs à 80  $\mu\text{m}$ ). Leur taille très fine leur permet de jouer un rôle de remplissage de la porosité en substitution d'une partie du ciment.

---

\* Une notation cimentière a été établie pour simplifier l'écriture des phases solides. Les équivalences sont les suivantes :  $\text{CaO} = \text{C}$ ,  $\text{SiO}_2 = \text{S}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3 = \text{A}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{F}$ ,  $\text{SO}_3 = \text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{O} = \text{H}$

- **Les cendres volantes** (normes NF EN 450-1 et 450-2) : poudre dont la taille varie du  $\mu\text{m}$  à quelques dizaines de  $\mu\text{m}$ , obtenue par filtration des fumées produites par la combustion du charbon dans les centrales thermiques. Selon le type de charbon et de chaudière, on obtient des cendres de nature différente dont certaines, essentiellement silico-alumineuses, ont des propriétés pouzzolaniques (capacité de réagir avec la chaux produite par l'hydratation du ciment, comme la pouzzolane naturelle). L'emploi de cendres volantes, en quantité limitée, permet d'obtenir des bétons résistant bien aux ambiances agressives.

- **Les laitiers de haut-fourneau** (norme NF P 18-506) : Le processus de fabrication de la fonte utilise des minerais de fer qui contiennent des minéraux voisins de ceux que l'on rencontre lors de la fabrication du ciment. La fusion du minerai dans le haut-fourneau entraîne une séparation par gravité de la fonte liquide, plus lourde, et du résidu, plus léger et qui donc surnage, dénommé laitier en raison de sa couleur claire. En refroidissant très rapidement ce laitier (par une trempe), puis en le broyant, on obtient un minéral qui a, comme le ciment, des propriétés liantes. Le laitier seul a une prise très lente (qui peut toutefois être activée par une base, par exemple la soude). C'est pourquoi on l'emploie en combinaison avec du ciment. On obtient alors des bétons particulièrement résistants aux ambiances agressives. La consommation de laitier est actuellement en augmentation, compte tenu de son effet positif sur le bilan de  $\text{CO}_2$  des bétons qui en contiennent.

- **Les fumées de silice** : (norme NF P 18-502), poudre très fine (grains sphériques submicroniques) composée essentiellement de silice pure et qui est récupérée dans les filtres des fours servant à produire du silicium et ses alliages. Les fumées de silice, compte tenu de leur finesse, jouent un rôle de remplissage du squelette granulaire du béton, qui est donc plus compact, et ont aussi un fort pouvoir pouzzolanique. Associées à des superplastifiants, elles permettent ainsi d'obtenir des bétons de très haute performance.

Les ciments se répartissent en cinq types selon la nature et la proportion des constituants et sont régis par la norme NF EN 197-1 [6]:

- **Les ciments portlands : CEM I**

Ces ciments contiennent au moins 95 % de clinker.

- **Les ciments portlands composés : CEM II**

On distingue deux catégories de CEM II :

- Les CEM II/A qui contiennent plus de 80 % de clinker et moins de 20 % de constituants secondaires ;
- Les CEM II/B dont les valeurs sont respectivement plus de 65 % de clinker et moins de 35 % de constituants secondaires.

- **Les ciments de hauts fourneaux : CEM III**

Ces ciments sont subdivisés en trois catégories selon leur teneur en laitier :

- Les CEM III/A (de 36 à 65% de laitier) ;
- Les CEM III/B (de 66 à 80 % de laitier) ;
- Les CEM III/C (de 81 à 95 % de laitier).

Le reste des constituants est du clinker avec éventuellement un filler dans la limite de 5 % de l'ensemble des constituants.

- **Les ciments pouzzolaniques : CEM IV**

On distingue également deux catégories :

- Les CEM IV/A qui contiennent plus de 65 à 90 % de clinker ;
- Les CEM IV/B dont la valeur est de 45 à 64 % de clinker.

Le reste des constituants sont des ajouts pouzzolaniques avec éventuellement un filler dans la limite de 5 %. Les ajouts pouzzolaniques peuvent être des fumées de silice, des pouzzolanes naturelles et des cendres volantes siliceuses.

- **Les ciments au laitier et aux cendres : CEM V**

Ils sont subdivisés en deux catégories selon leur teneur en laitier de haut fourneau et de pouzzolanes naturelles ou de cendres volantes siliceuses :

- CEM V/A (de 18 à 30 % de laitier) ;
- CEM V/B (de 31 à 50 % de laitier).

### I.2.1.2. Les granulats

Les granulats sont obtenus en exploitant des gisements de sables et de graviers d'origine alluvionnaire terrestre ou marine, en concassant des roches massives (calcaires ou éruptives) ou encore par le recyclage de produits tels que les matériaux de démolition. Leur nature, leur forme et leurs caractéristiques varient en fonction des gisements et des techniques de production.

Les granulats sont les principaux composants du béton (70% en poids). Les performances mécaniques des granulats vont donc conditionner la résistance mécanique du béton et leurs caractéristiques géométriques et esthétiques, en particulier, l'aspect des parements des ouvrages. Le choix des caractéristiques des granulats (roulés ou concassés, teintes, dimensions) est déterminé par les contraintes mécaniques, physico-chimiques et esthétiques du projet à réaliser et de mise en œuvre du béton (critère de maniabilité, enrobage) [4].

Les granulats utilisés pour la confection des bétons sont les sables, les gravillons, les cailloux et les graves.

La taille d'un granulat répond à des critères granulométriques précis. Les granulats sont classés en fonction de leur granularité (distribution dimensionnelle des grains) déterminée par analyse granulométrique à l'aide de tamis. Si « d » est la dimension inférieure des granulats et « D » la dimension supérieure, l'intervalle d/D est appelé classe granulaire.

**Tableau I.1 :** Les granulats les plus utilisés pour la confection des bétons [4].

Familles	Dimensions	Caractéristique
Fillers	0/D	D < 2 mm avec au moins 85 % de passant au tamis de 1,25 mm et 70 % de passant au tamis de 0,063 mm
Sables	0/D	d = 0 et D ≤ 4 mm
Graves	0/D	D ≥ 6,3 mm
Gravillons	d/D	d ≥ 2 mm et D ≤ 63 mm

### I.2.1.3. Les adjuvants

Les adjuvants sont des composés organiques ou minéraux, présentés en général sous forme de solution aqueuse mais existent aussi sous forme solide. Ils sont souvent incorporés au béton, à la dose maximale de 5 % par rapport au ciment, afin de modifier ses propriétés à l'état frais ou durci [4].

Il existe plusieurs familles d'adjuvants :

- **les plastifiants et les fluidifiants ou superplastifiants** Ils augmentent la maniabilité du béton, ils modifient le comportement rhéologique des bétons, à l'état frais, avant le début de prise. Ils abaissent le seuil de cisaillement de la pâte et en modifient la viscosité.
- **Les entraîneurs d'air** : Ils servent à améliorer la durabilité des bétons situés dans des zones où les hivers sont froids et donc soumis à des cycles alternant gel et dégel ou aux sels de déverglaçage. Lorsque l'on fabrique le béton, une certaine quantité d'air dit occlus, 1 à 2 %, est emprisonnée. L'emploi de l'entraîneur d'air permet d'augmenter cette quantité de manière à constituer dans le béton durci un réseau de bulles d'air qui servira de vase d'expansion pour les mouvements d'eau qui ont lieu dans le béton en cas de gel.
- **Les hydrofuges de masse** : Ils permettent de diminuer l'absorption capillaire des bétons durcis. Ils sont donc utilisés pour les ouvrages hydrauliques et les mortiers d'étanchéité.
- **Les accélérateurs et les retardateurs de prise et de durcissement** : les accélérateurs de prise servent à diminuer les temps de prise et à accélérer le développement des résistances à court terme du béton. Les retardateurs, à l'inverse, augmentent le temps de prise et retardent le développement des résistances initiales. Ils sont utiles lorsque l'on transporte le béton sur de longues distances ou lorsque l'on bétonne des pièces très massives. Le sucre est un exemple de retardateur de prise. Il est à noter qu'un surdosage peut conduire à une inhibition complète de la réaction d'hydratation du ciment.

### I.2.1.4. L'eau

L'eau est avec le ciment l'ingrédient le plus important du béton. Elle remplit à la fois une fonction physique conférant au béton frais les propriétés rhéologiques d'un liquide, et une

fonction chimique contribuant au développement de la réaction d'hydratation du ciment et par la suite à la résistance mécanique du béton.

Les principaux hydrates, formés par réaction entre l'eau et les constituants du ciment, sont les silicates de calcium hydratés (C-S-H), l'hydroxyde de calcium (ou portlandite ; CH), l'ettringite ( $C_3A \cdot 3Cs \cdot H_{32}$ ) et le monosulfoaluminate de calcium hydraté ( $C_3A \cdot Cs \cdot H_{12}$ ).

Les principales réactions d'hydratation des ciments sont résumées dans la liste suivante [7] :

Phases anhydres		Phases hydratées
$C_3S$	→	C-S-H + CH
$C_2S$	→	C-S-H + CH
$C_3A$	→	$C_2AH_8 + C_4AH_{13} + C_3AH_6$
$C_3A + \text{gypse}$	→	$C_3A \cdot 3Cs \cdot H_{32} + C_3A \cdot Cs \cdot H_{12} + C_4AH_{13}$
$C_4AF$	→	$C_2(A, F) \cdot H_8 + C_4(A, F) \cdot H_{13} + C_3(A, F) \cdot H_6$
$C_4AF + \text{gypse}$	→	$C_3(A, F) \cdot 3Cs \cdot H_{32} + C_3(A, F) \cdot Cs \cdot H_{12} + C_4(A, F) \cdot H_{13}$

La portlandite, quant à elle, joue un rôle essentiel du matériau. En effet, elle dissout dans l'eau des pores du béton, conférant au béton, avec les hydroxydes alcalins KOH et NaOH, la basicité de sa solution interstitielle, dont le pH va évoluer d'environ 12 à 13 au cours de l'hydratation, c'est cette basicité qui va permettre la passivation des armatures en acier du béton armé.

L'association ciment-eau génère des réactions extrêmement complexes. Les silicates et aluminates qui se développent dans la phase d'hydratation, forment un gel cristallin qui marque le début du phénomène de "prise". Le développement et la multiplication de ces microcristaux au cours de la phase de durcissement, qui peut durer plusieurs mois, expliquent l'augmentation des résistances mécaniques et font du ciment une véritable "roche composite".

Avant d'atteindre son stade final et durant son hydratation, la pâte de ciment passe par trois phases successives [8] :

- **La phase dormante** : la pâte reste en apparence inchangée malgré le démarrage des premières réactions.
- **Le début et la fin de prise** : après une à deux heures, pour la plupart des ciments, une augmentation brusque de la viscosité se produit, accompagnée d'un dégagement

de chaleur, c'est le début de prise. La fin de prise est effective lorsque la pâte cesse d'être déformable et devient un matériau rigide.

- **Le durcissement** : l'hydratation du ciment se poursuit et la résistance mécanique continue à croître durant plusieurs mois. La résistance à 28 jours est la valeur conventionnelle de contrôle.

#### **I.2.1.5. La solution interstitielle d'un matériau cimentaire**

La composition de la solution interstitielle résulte de la mise en solution des composés anhydres du ciment lors de son hydratation. Dès la fin de la prise dans le processus d'hydratation du ciment, la libération de grandes quantités de chaux tend à saturer le liquide interstitiel présent dans le réseau poreux. Pendant un certain nombre d'années, il a été admis que la composition de cette solution, saturée en chaux, n'évoluait pas au cours du temps [9].

Des travaux ont été réalisés pour étudier la composition de la solution interstitielle. LONGUET et al [9] a ainsi été le premier à mettre au point un dispositif expérimental permettant l'extraction de cette solution en appliquant des pressions de 375 MPa à des pâtes de ciment durcies. La composition de la solution porale a ainsi pu être déterminée. D'autres études ont été réalisées plus récemment et ont confirmé les observations de LONGUET. Dans une solution interstitielle âgée d'au moins un jour, les seuls ions présents dans des concentrations supérieures à quelques mmol/l sont des ions potassium ( $K^+$ ), des ions sodium ( $Na^+$ ) et des ions hydroxyles ( $OH^-$ ). On a pu montrer que les concentrations de ces ions augmentent avec le temps pour atteindre une valeur limite constante après 28 à 90 jours en fonction de la nature du ciment [9].

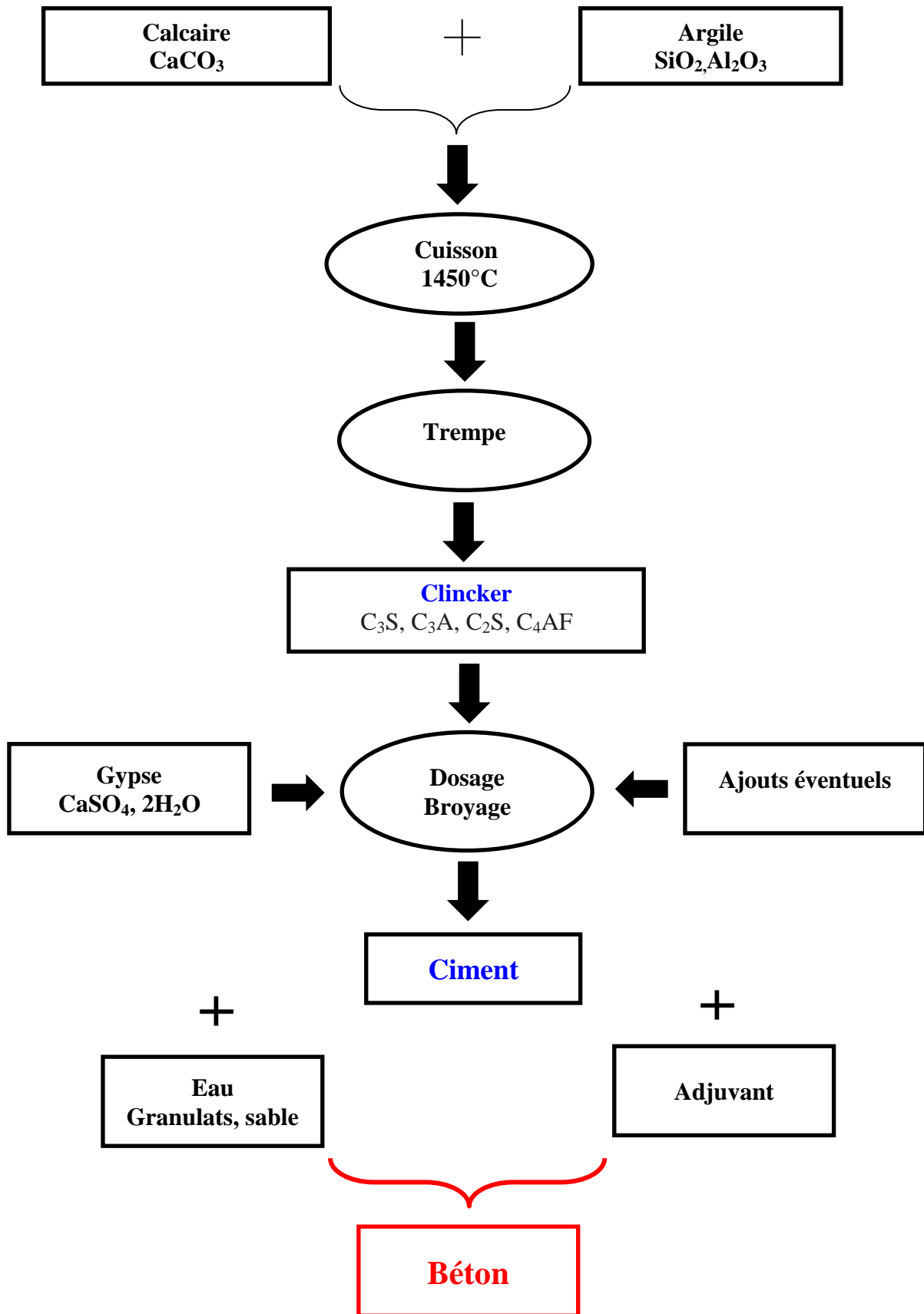


Fig I.2 : procédés de fabrication du ciment et du béton.

### I.2.2. L'acier

Le béton possède une grande résistance à la compression et une résistance moindre à la traction. De plus, le béton de ciment a un comportement fragile, c'est pourquoi l'on dispose dans les parties tendues d'une pièce en béton des armatures en acier (matériau qui présente une bonne résistance à la traction) dont les formes utilisées les plus courantes sont des aciers lisses, des aciers à haute adhérence, ou des treillis soudés fils lisses. Chaque constituant joue ainsi son rôle au mieux de ses performances, le béton travaille en compression et l'acier en traction.

L'adhérence entre l'acier et le béton est nécessaire. Celle-ci est en fonction de la forme des armatures, de leur surface (les nervures améliorent l'adhérence), de la rugosité de l'acier et de la résistance du béton.

On distingue deux types d'aciers pour béton armé en fonction de leur forme et de leur surface [10].

- **Les aciers lisses** : barres lisses ou fils tréfilés lisses. Elles sont de section circulaire sans aucune gravure.
- **Les aciers à haute adhérence** dont la surface présente des saillies ou des creux. La surface de ces armatures présente des aspérités en saillies inclinées par rapport à l'axe de la barre appelée verrous ou des aspérités en creux appelées empreintes qui sont destinées à favoriser l'adhérence des armatures au sein du béton.

#### I.2.2.1. Les aciers au carbone

Les aciers au carbone ne contiennent aucun élément d'alliage autre que le carbone. L'addition de carbone augmente la résistance à la traction, à la dureté et à la corrosion, mais diminue la ductilité et la malléabilité. Même en très petites quantités, le carbone modifie grandement la résistance du fer [11].

La teneur en carbone de l'acier et celle du fer ont peu d'influence sur la résistance à la corrosion, mais elles déterminent, avec le traitement thermique, la dureté et les résistances mécaniques. L'acier au carbone a les caractéristiques mécaniques suivantes [12] :

- Résistance à la traction de 275 à 1380 MPa ;

- Dureté entre 100 à 500 Brinell ;
- Allongement de 5% à 50%.

Les aciers au carbone se divisent en trois sous-familles : les aciers doux (contiennent 0,30% de carbone et moins), les aciers à moyenne teneur en carbone (0,30% à 0,60%) et les aciers à forte teneur en carbone (0,60% à 1,7%). Du point de vue pratique, la teneur en carbone de l'acier est inférieure à 2 % donnant ainsi diverses nuances. Outre le carbone, il existe dans l'acier, en proportions infimes, d'autres éléments tels le manganèse, Mn, le phosphore, P, le soufre, S et le silicium, Si. La dureté d'un acier est fonction de sa teneur en carbone.

### **I.2.2.2 Les aciers inoxydables**

#### **I.2.2.2.1 Définition d'un acier inoxydable**

L'acier inoxydable est un alliage résultant de la fusion, à très haute température (plus de 1500 °C), de différents constituants, principalement le fer, le carbone et le chrome. Pour que l'acier soit appelé « inoxydable », ces éléments doivent obéir à la composition suivante (norme européenne NF EN 10088-1):

- Chrome : plus de 10,5 % en poids ;
- Carbone : moins de 1,2 % en poids ;
- Fer : le complément.

D'autres éléments comme le nickel, le molybdène, le titane, le silicium,.... etc. peuvent être ajoutés ; ils se substituent alors à une partie du fer en vue d'améliorer certaines des propriétés physiques, chimiques ou mécaniques de l'acier inoxydable.

#### **I.2.2.2.2 Classification des aciers inoxydables**

Les aciers inoxydables sont généralement classés en fonction de leur structure cristalline [13]. Il en existe quatre catégories :

- Les aciers Martensitiques ;
- Les aciers Ferritiques ;
- Les aciers Austénitiques ;
- Les aciers Austéno-ferritiques.

- **Les aciers martensitiques**

Ils ont une structure cristalline quadratique. Ils sont choisis autant pour leurs propriétés mécaniques que pour leur résistance à la corrosion.

Ce sont généralement des aciers avec 12 % à 18 % de chrome et dont la teneur en carbone est d'au moins 0,1%. Avec une faible addition de nickel (2 à 4 %) pour éviter de stabiliser l'austénite.

- **Les aciers ferritiques**

Ils ont une structure cristalline cubique centrée. Ils se caractérisent par une forte teneur en chrome (allant jusqu'à 30 %) qui leur confère une bonne résistance à l'oxydation à haute température, en particulier en atmosphère sulfureuse.

Leurs caractéristiques mécaniques sont beaucoup moins favorables que celles du groupe précédent.

En outre, ils sont sensibles à des "fragilisations" lorsqu'ils sont chauffés dans certaines zones de température. Il en résulte des difficultés de mise en œuvre, en particulier pour le soudage.

- **Les aciers austénitiques**

Les aciers inoxydables dits austénitiques, parce qu'ils conservent à température ordinaire la structure gamma, ils sont couramment appelés 18-8 ou 18-10 d'après les pourcentages en chrome et en nickel des nuances les plus utilisées.

Ces aciers ont une structure cristalline cubique à face centrée. Sont de loin les plus appréciés, en raison de leur résistance chimique très élevée, de leur ductilité comparable à celle du cuivre ou du laiton, et aussi de leurs bonnes caractéristiques mécaniques élevée. Ils contiennent au moins 8 % de nickel à côté de 18 à 20 % de chrome [13].

- **Les aciers austéno-ferritiques**

La composition de base comporte du carbone, du chrome et du nickel. Cette composition est équilibrée de manière à ce que pour des températures inférieures à 1000/1100°C, les aciers ont des propriétés intermédiaires entre les deux précédentes catégories et parmi eux se trouvent des alliages particulièrement aptes à la soudure et d'autres, très résistants à la corrosion intergranulaire.

L'élévation de la teneur en chrome favorise la structure ferritique et l'abaissement de la teneur en nickel favorise la structure austénitique.

Dans cette étude on s'intéresse aux aciers inoxydables austénitiques.

### **I.2.2.2.3 Les aciers inoxydables austénitiques**

Les aciers inoxydables austénitiques gardent leur structure gamma à température ordinaire. D'après les pourcentages en chrome et en nickel des nuances les plus utilisées, ils sont couramment appelés 18-8 ou 18-10. Leur relative facilité de fabrication et de mise en œuvre, leur aptitude à la déformation et une grande résistance à la corrosion expliquent leur emploi dans des domaines d'application très variés. L'influence des éléments d'alliage sur la stabilité de la microstructure, sur les caractéristiques mécaniques à chaud et à froid et sur la résistance à la corrosion, explique l'origine de la variété des nuances industrielles d'aciers inoxydables.

#### **I.2.2.2.3.1 Influence des principaux éléments d'alliage**

Le nickel favorise la formation de structures homogènes de type austénitique, intéressantes pour éviter la corrosion mais à éviter soigneusement dans le domaine du frottement.

Le chrome, élément de base de tous les aciers inoxydables, augmente la résistance à la corrosion (sauf en milieu sulfurique) et la résistance à l'oxydation à chaud.

Le molybdène joue un rôle important dans la résistance à la corrosion par piqûres des aciers inoxydables austénitiques dans les milieux chlorurés. Il leur confère une grande facilité de passivation en augmentant la polarisabilité anodique à l'état actif et en accélérant la cinétique de formation des films passifs.

Le cuivre joue un rôle bénéfique dans les solutions diluées en chlorures, il tend à augmenter les durées d'amorçage.

#### **I.2.2.2.3.2 Propriétés mécaniques des aciers inoxydables austénitiques**

La structure cubique face centrée des aciers inoxydables austénitiques et leurs teneurs élevées en éléments d'alliage sont responsables des propriétés mécaniques bien particulières. Ces aciers présentent un comportement élastoviscoplastique. Le module d'élasticité, inférieur à celui du fer, est de l'ordre de 2.105 MPa. La limite d'élasticité, assez basse, est difficile à

apprécier à partir des courbes de traction car celles-ci présentent une transition domaine élastique - domaine plastique difficile à déterminer. Sa valeur conventionnelle à 0,2 % d'allongement est comprise entre 180 et 300 MPa à la température ambiante. La contrainte à la rupture est de l'ordre de 500 à 650 MPa. Ces valeurs peuvent être considérablement augmentées par écrouissage. La déformation à la rupture est assez importante (de 40 à 60) ce qui dénote le comportement ductile de ces aciers.

Chapitre II



**La corrosion des aciers au carbone dans  
le béton**



## II.1. Présentation générale

La corrosion métallique est un phénomène qui existe depuis que les hommes ont réussi à préparer des métaux qui ne se trouvaient pas à l'état pur dans la nature. La corrosion est le phénomène suivant lequel les métaux et les alliages métalliques subissent de la part de leur environnement, quel qu'il soit, une attaque destructive dont la conséquence est de les faire retourner vers leur forme d'origine, de minerais.

Le béton est un matériau poreux et réactif, susceptible de se dégrader physiquement et chimiquement en contact avec son environnement, en raison d'un déséquilibre chimique entre ces deux milieux. Ainsi en milieu insaturé (à l'atmosphère), cette réactivité peut conduire par exemple à la réduction de section des armatures du béton armé, à la perte d'adhérence entre matériau métallique et milieu cimentaire ou bien à l'apparition de fissures dans l'enrobage cimentaire. Ces fissures sont dues à la corrosion des armatures en acier.

Dans un béton sain, l'alcalinité de la solution interstitielle contenue dans les pores du béton (pH entre 12 et 13) engendre la formation d'une couche d'oxydes ou d'hydroxydes de fer sur la surface des armatures, d'une épaisseur entre  $10^{-3}$  et  $10^{-1}$   $\mu\text{m}$ , protégeant contre la corrosion. Cette alcalinité est due à l'hydroxyde de calcium  $\text{Ca}(\text{OH}_2)$  produit durant l'hydratation du ciment [14].

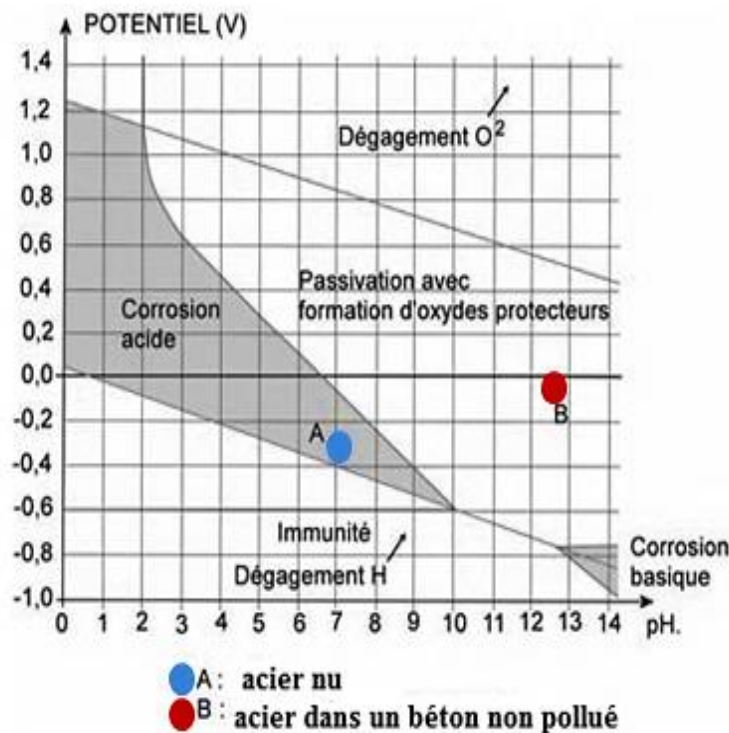


Fig II.1 : Diagramme de Pourbaix pour un acier dans l'eau à 25°C [15].

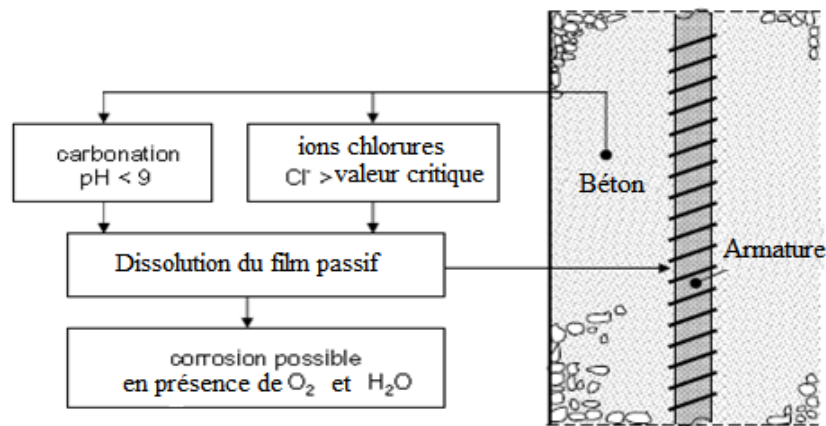
Le diagramme de Pourbaix présenté à la figure II.1 montre que l'alcalinité du ciment (pH de 12 à 13) rend le milieu passivant. Les aciers se trouvent dans une zone dite de recouvrement ou de passivation (formation d'oxydes protecteurs) ce qui les protège de la corrosion [15].

On accepte généralement que l'acier noyé dans le béton se trouve dans un état passif. Cependant, il y a certaines circonstances exceptionnelles qui provoquent la corrosion des armatures à l'état actif, ce qui peut diminuer aussi sensiblement la durabilité des structures en béton armé [16]. Les deux principaux facteurs de détérioration du béton par corrosion des armatures sont les chlorures et le phénomène de carbonatation [16], qui provoquent la destruction du film de passivation. Cette dépassivation des armatures est initiée lorsque le front de carbonatation ou le front de pénétration des ions chlorures (défini par une concentration critique) a traversé le béton d'enrobage et atteint le premier lit d'armatures. La corrosion des aciers devient alors possible en présence d'oxygène et d'humidité. L'acier est alors dépassivé et la corrosion devient possible avec formation de nouveaux oxydes, dont le volume est plus important à celui de l'acier initial entraînera des fissurations du béton qui accélèrent le processus de corrosion en facilitant la diffusion de l'oxygène et les espèces corrosifs.

Le développement de la corrosion de l'acier dépend aussi d'autres facteurs comme le rapport E/C [17], le type de ciment [18], les additions minérales [19], la qualité de l'interface acier-béton [9], l'épaisseur d'enrobage [20], le pH, le potentiel de l'acier, les hétérogénéités de la surface de l'acier, etc.

La corrosion des armatures est issue d'un processus électrochimique qui ne peut se produire que si certaines conditions sont réunies. En effet pour qu'un acier se corrode, il doit avoir simultanément [21] :

- Un électrolyte ayant une conductivité ionique non négligeable ;
- Une quantité d'oxygène accédant à la zone cathodique ;
- La présence d'un agent agressif.



**Fig II.2 :** Mécanismes d'initiation de la corrosion des aciers dans le béton [22].

## II.2. Processus de corrosion des aciers dans le béton

La corrosion des armatures en acier dans le béton est un processus électrochimique qui implique l'existence d'une anode, d'une cathode et d'un milieu électrolytique (solution interstitielle du béton) pour constituer une pile électrochimique [22].

L'armature joue le rôle à la fois d'anode, de cathode et de conducteur électrique. En présence d'un électrolyte (solution interstitielle du béton), l'acier s'oxyde en ions ferreux ( $\text{Fe}^{2+}$ ) selon la réaction anodique suivante :



Les électrons libérés à la zone anodique affluent jusqu'à la zone cathodique de l'acier.

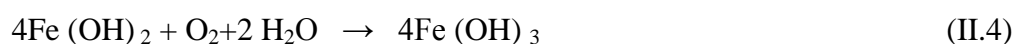
La réaction anodique (Eq II.1) est équilibrée par la réaction cathodique de réduction de l'oxygène dissous en ions hydroxydes (Eq. II.2) :



En milieu fortement alcalin (béton sain), les ions hydroxydes ( $\text{OH}^{-}$ ) dans la solution interstitielle se combinent aux ions ferreux ( $\text{Fe}^{2+}$ ) pour donner une précipitation d'hydroxyde ferreux à la surface de l'acier, lorsque la concentration en ions ferreux ( $\text{Fe}^{2+}$ ) est assez élevée :



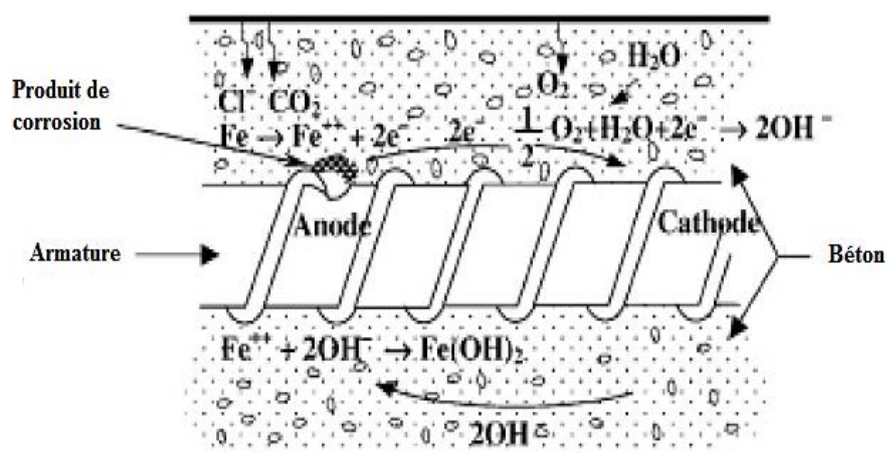
L'oxygène dissous dans l'eau oxyde ce film d'hydroxyde ferreux pour former un autre film insoluble d'hydroxyde ferrique :



Puis, une oxydation lente conduit aux oxydes hydratés :  $\gamma$ -FeOOH (lépidocrocite) qui représente la rouille fraîchement formée,  $\alpha$ -FeOOH (goethite) qui représente la rouille vieillie, et la magnétite  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . La rouille formée sur les armatures est un mélange de ces trois constituants, en proportions variables dépendant de nombreux facteurs comme l'âge du béton et la nature du milieu environnant [22].

Comme cité précédemment, dans un système de corrosion, deux couples sont en présence : le fer et le dioxygène. Le fer est oxydé à l'anode et le dioxygène est réduit à la cathode. La figure II.3 présente une synthèse des différents processus mis en jeu. Le système est à l'équilibre lorsque le courant anodique est égal au courant cathodique qui sont alors tous deux égaux au courant dit de corrosion.

La figure II.3 illustre un schéma simplifié du phénomène de corrosion :

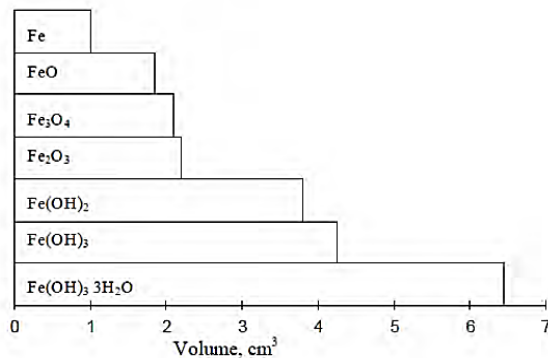


**Fig II.3 :** Illustration schématique de la corrosion des armatures dans le béton comme un processus électrochimique.

Les investigations effectuées sur les structures de béton en service démontrent aussi que les oxydes sont habituellement distribués inégalement autour des armatures. Les produits de corrosion semblent diffuser de l'armature pour précipiter dans la matrice cimentaire [23].

La corrosion des aciers d'armature peut provoquer des dommages au béton environnant du fait que la rouille est formée de produits fortement expansifs. Le volume de produits de corrosion peut être jusqu'à 6 fois supérieur à celui du métal initial [24]. Une contrainte d'expansion se crée à l'interface acier-béton. Plus l'acier est corrodé, plus cette contrainte est importante, et lorsque celle-ci devient plus importante que la résistance à la traction de

l'enrobage, des fissures apparaissent. Ces fissures vont accélérer la pénétration des espèces agressives.



**Fig II.4 :** Volume relatif des produits d'oxydation du fer [9].



**Fig II.5 :** Les aciers corrodés (en bas) comparé à un acier sain(en haut) [15].

### II.3. Passivation et dépassivation des aciers dans le béton

#### II.3.1. Passivation

Le phénomène de passivité d'un métal peut être défini par l'absence d'oxydation du métal considéré due à la formation par voie chimique ou électrochimique de couches d'oxydes capables de protéger le métal de façon durable. Les couches passives sont des films minces, dont l'épaisseur est en général de l'ordre de quelques nm, constitués d'oxydes et/ou d'hydroxydes métalliques. Leur structure et leur composition sont souvent mal connues, car leur faible épaisseur rend leur analyse difficile.

Les constituants cimentaires forment un milieu idéal pour protéger l'acier du processus de dégradation par corrosion électrochimique. Le pH de la solution interstitielle, présente dans le réseau capillaire du milieu poreux, est basique. Une telle alcalinité du milieu favorise une protection chimique de la surface de l'acier par la formation d'une interface qui agit comme une barrière ralentissant fortement le processus de corrosion (corrosion à l'état passif).

Les conditions d'existence et d'équilibre de cette couche peuvent être calculées à l'aide des diagrammes de Pourbaix [25] qui représentent, en fonction du pH, le potentiel réversible des réactions d'électrode calculé par l'équation de Nernst :

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \left[ \frac{C_{ox}}{C_{Red}} \right] \quad (\text{II.5})$$

$E^0$  : potentiel standard de l'électrode de travail, le métal.

$n$  : nombre d'électrons.

$R$  : constante des gaz parfaits ( $8,314 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ).

$F$  : nombre de Faraday ( $96500 \text{ C/mol}$ ).

$T$  : température absolue.

$C_{\text{Ox}}$  et  $C_{\text{Red}}$  : concentration des espèces Ox et Red en solution.

Le potentiel standard de l'électrode  $E^0$  est mesuré par rapport à une électrode de référence.

Le métal a un potentiel qui dépend fortement de son environnement. Certains potentiels d'électrode sont influencés par le pH du milieu environnant. C'est le cas de l'armature dans le béton. Le pH de la solution électrolytique a une forte influence sur le potentiel de l'armature.

Le pH de la solution interstitielle du béton fortement basique joue le rôle de protecteur de l'armature. Si l'on fait varier le pH de la solution interstitielle, le potentiel du système acier/béton va varier et modifier l'état de l'armature. On trace ainsi le diagramme de Pourbaix  $E = f(\text{pH})$  à partir des équations d'équilibre donnant le potentiel d'équilibre d'une réaction d'oxydoréduction, issues de l'équation de Nernst (Eq II.5). De nombreuses réactions d'électrode dont celles conduisant à la formation d'oxydes en milieu aqueux font intervenir les ions  $\text{H}^+$ . Mais en aucun cas, ces prévisions ne font intervenir de considérations cinétiques.

Le potentiel  $E$  dépend donc du pH de la solution. Les diagrammes de Pourbaix (potentiel-pH) (Fig II.6) pour le fer tenant compte des oxydes formés,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  et  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . Les lignes pointillées représentent les limites de stabilité de l'eau à la pression atmosphérique : en dessous de la ligne (a) l'eau se réduit en formant de l'hydrogène et au-dessus de la ligne (b) l'eau s'oxyde en formant de l'oxygène. L'oxyde ferrique hydraté et la magnétite sont les seuls oxydes pris en compte et la concentration en ions ferreux et ferriques dissous est de  $10^{-6}$  moles par litre. Ainsi le rôle de l'oxygène dissous dans l'eau n'est pas pris en compte. Selon ce diagramme, le fer peut réagir avec les protons en milieu acide et neutre accompagné d'un dégagement d'hydrogène. Par contre en milieu alcalin, la corrosion de fer ne se produit pas car les oxydes formés par réaction avec les ions hydroxydes sont insolubles [26].

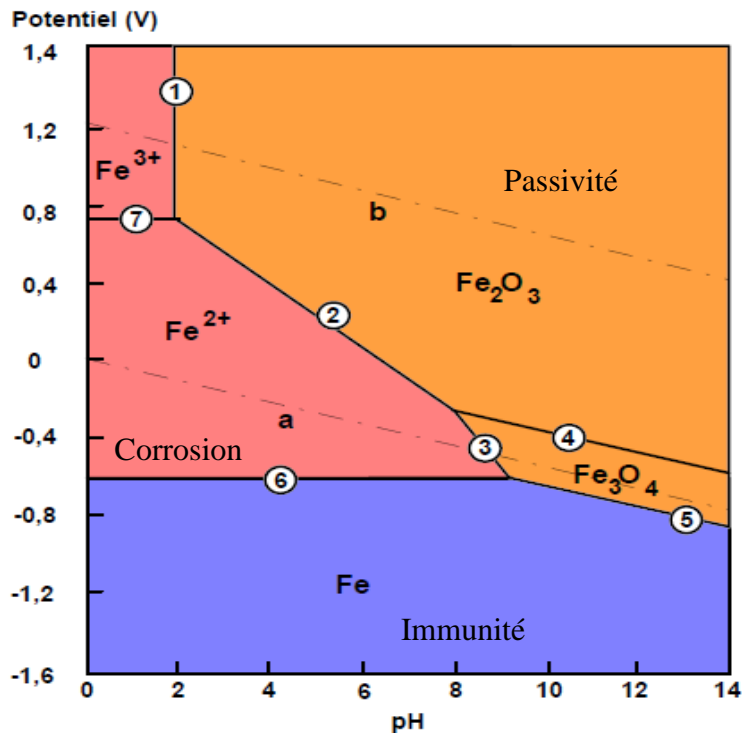
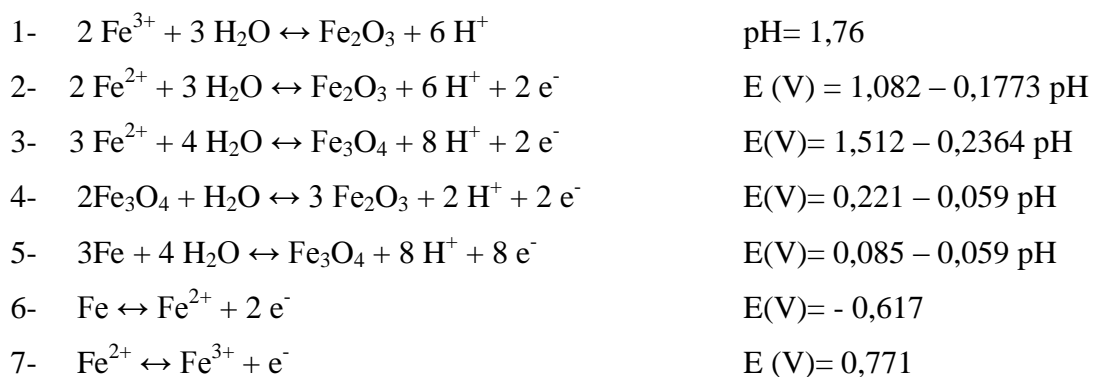


Fig II.6 : Diagramme de POURBAIX simplifié du fer [25].

Dans ce diagramme, les zones délimitées par des traits indiquent les couples de valeurs (E, pH) pour lesquelles une espèce est stable. Il met en évidence plusieurs domaines :

- Corrosion du métal : Zones où le fer est soluble sous forme d'ions (Fe<sup>2+</sup> et Fe<sup>3+</sup>) ;
- Immunité du métal : Zone où le métal ne réagit pas, domaine de stabilité du fer (Fe) ;
- Passivation du métal : Zones de stabilité des oxydes métalliques qui protègent le fer (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>).

Les différentes frontières représentées correspondent respectivement aux équilibres suivants [25] :



Dans le cas des aciers utilisés dans le béton armé, ce diagramme ne correspond pas exactement aux conditions dans lesquelles nous nous trouvons (l'acier utilisé est un composé d'alliages et contient des impuretés, la solution contient des cations ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ )), nous pouvons supposer que, d'une manière qualitative, le phénomène de passivation est le même pour le système fer/ $\text{H}_2\text{O}$  et acier/solution interstitielle.

### II.3.2. Dépassivation

La dépassivation de l'acier dans le béton se produit le plus souvent par l'action de deux agents pouvant se présenter simultanément : le dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$  (carbonatation) et l'ion chlorure au niveau des armatures.

Ces deux agents interagissent entre eux puisque la carbonatation peut affecter la diffusion des chlorures au sein du béton en changeant la structure des réseaux poreux. La carbonatation pourrait provoquer une réduction de la porosité totale et une redistribution de la taille des pores. Cela pourrait rendre la pénétration des chlorures plus difficile [26].

#### II.3.2.1. Dépassivation induite par les ions chlorures

La corrosion des armatures générée par la pénétration des ions chlorures est la principale cause de dégradation des structures en béton armé.

Des ions chlorures véhiculés par l'eau peuvent être présents dans le béton : ils peuvent être présents dans les composants du béton (granulats marins), être incorporés au moment du malaxage (adjuvants accélérateurs de prise chlorés) ou encore pénétrer dans l'ouvrage au fil du temps par diffusion à partir du milieu extérieur (eau de mer, produits chimiques) [27].

Les chlorures peuvent exister dans le béton selon les deux formes suivantes [28] :

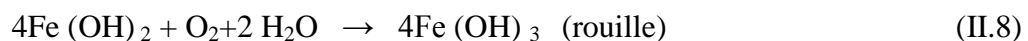
- Les chlorures libres se trouvent sous forme ionique dans la solution interstitielle. Ils sont extractibles à l'eau et sont de ce fait appelés également «chlorures solubles dans l'eau» ;
- Les chlorures chimiquement liés, principalement sous la forme de chloroaluminates ou sel de Friedel [22] résultant des réactions chimiques entre les chlorures et des phases du ciment hydraté ou absorbés physiquement sur les parois des pores du béton.

Seuls les chlorures libres peuvent diffuser et jouer un rôle actif dans le processus de dépassivation et de corrosion des armatures.

Les chlorures qui pénètrent dans le béton peuvent en effet réagir chimiquement avec le  $C_3A$  du ciment. Cette réaction produit des monochloroaluminates hydratés ( $C_3A.CaCl_2.10H_2O$ ) ou sels de Friedel qui sont des hydrates relativement stables dans le béton. La formation des chloroaluminates permet de fixer des chlorures dans le béton, ce qui réduit en conséquence la teneur en chlorures libres et, par le fait même, les risques de corrosion [22]. Ce phénomène explique pourquoi les ciments riches en  $C_3A$  offrent en général une meilleure protection contre la corrosion des aciers.

Les chlorures agissent dans les mécanismes de corrosion en diminuant la résistivité de l'électrolyte et en permettant un amorçage plus rapide de la corrosion en dépassivant la couche superficielle. La corrosion qui en résulte, sous forme de piqûres à la surface de l'acier, est une corrosion localisée [22]. Les chlorures agissent aux zones anodiques, de surface bien plus petite que celle des zones cathodiques, et la vitesse de corrosion sur les zones anodiques s'en trouve fortement augmentée.

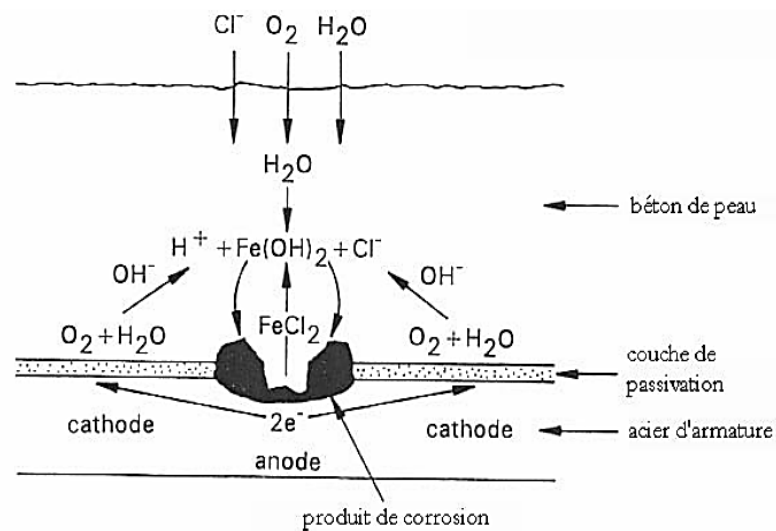
A partir d'une teneur critique en chlorures, une armature peut se corroder localement pour autant qu'elle soit mise en présence d'eau et d'oxygène : des cratères de faible dimension affectent l'acier et s'agrandissent progressivement. En effet, les ions  $Cl^-$  réagissent avec les ions  $Fe^{2+}$  pour former du chlorure de fer. Celui-ci consomme les ions hydroxyle, migre et s'oxyde plus loin en déposant de la rouille. De là, les taches de rouille en surface du béton, typiques d'une corrosion par les chlorures. Les réactions se déroulent comme suit [29] :



On note, aussi, dans les réactions liées à la corrosion que les ions chlore ne sont pas présents dans la rouille, même si on les trouve dans les étapes intermédiaires de la réaction.

Les ions hydroxyde de la solution interstitielle du béton se combinent alors avec les ions ferreux  $Fe^{2+}$  ayant diffusé hors de la piqûre tandis que la réaction cathodique est la même que dans le cas de corrosion en absence de chlorure.

Le mécanisme de dissolution de l'acier dans le béton en présence d'ions chlorure est représenté par la figure II.7.



**Fig II.7 :** Schéma de corrosion par piqûre de l'acier en présence des ions chlorures [30].

Ces réactions acidifient la solution dans la piqûre, il y a chute brutale du pH et la corrosion des armatures se développe [31]. Les ions chlorures régénérés continuent d'être actifs pendant tout le processus de corrosion qui est ainsi autocatalysé.

Les piqûres continuent de croître si la concentration locale en ions chlorure est suffisante (la concentration des chlorures doit augmenter tandis que celle des ions hydroxyde doit diminuer). Si ce n'est pas le cas, la repassivation de l'acier est possible.

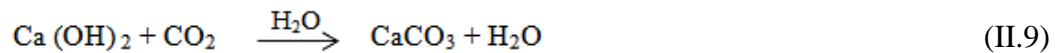
La corrosion des armatures s'amorce dès que la teneur en chlorures au niveau des armatures atteint un certain seuil de dépassivation. Il est admis que ce seuil critique correspond à un rapport de concentration  $Cl^-/OH^-$  comprise entre 0,6 et 1, soit de manière plus pratique en fonction de l'alcalinité du béton, une teneur en chlorures de 0,4 %, exprimée par rapport à la masse de ciment. C'est cette valeur qui est retenue par la norme NF EN 206-1, dans le cas des bétons armés [31].

### II.3.2.2. Dépassivation induite par la carbonatation

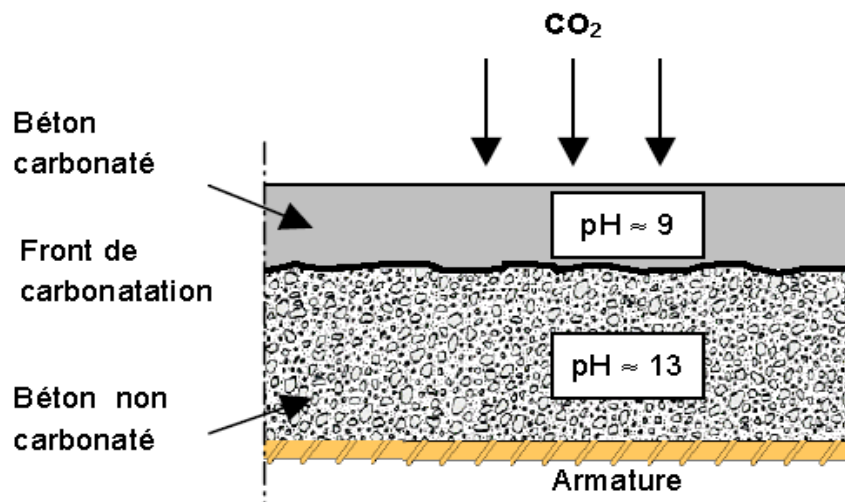
La stabilité du film passif est étroitement liée à la valeur du pH au voisinage de l'acier. Ce film passif disparaît lorsque le pH devient inférieur à environ 9 [27]. Tous les mécanismes qui provoquent une diminution du pH dans le béton peuvent donc contribuer à amorcer ou

accélérer la corrosion des aciers d'armature. Dans la grande majorité des cas, c'est la carbonatation qui est responsable de la baisse du pH dans le béton.

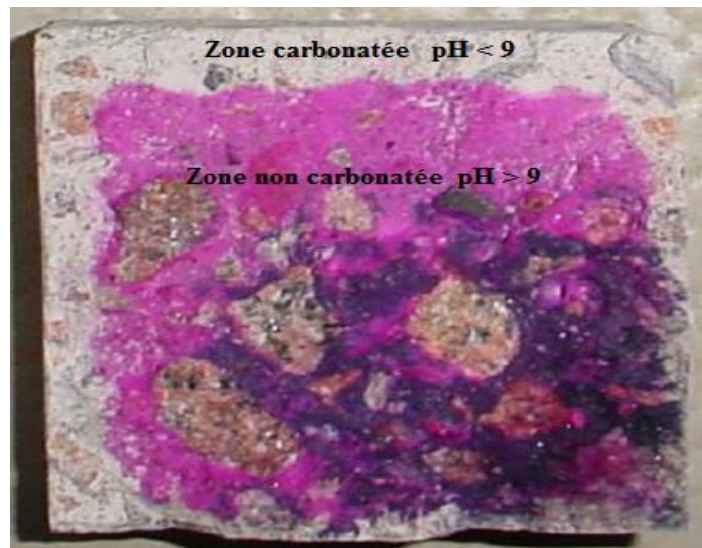
La carbonatation est engendrée par réaction entre le dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ) issu de l'air avec les substances alcalines du béton. La combinaison du dioxyde de carbone avec l'hydroxyde de calcium (portlandite) donne lieu à un carbonate de calcium, comme le montre la réaction ci-après [32] :



Le processus de carbonatation peut être succinctement décrit comme suit : le dioxyde de carbone atmosphérique diffuse dans le béton sous forme gazeuse, se dissout dans la solution interstitielle et réagit avec les hydrates de la pâte de ciment, notamment la Portlandite, pour former des carbonates de calcium  $\text{CaCO}_3$  [33]. Cette réaction s'accompagne d'une diminution du pH de la solution interstitielle à une valeur inférieure à 9, dépassant ainsi les aciers dans le cas du béton armé et favorisant, par conséquent, leur corrosion.



*Fig II.8 : Représentation simplifiée du processus de corrosion dans les armatures par carbonatation.*



**Fig II.9 :** Vue d'une fracture fraîche de béton après aspersion d'une solution de phénolphthaléine [15].

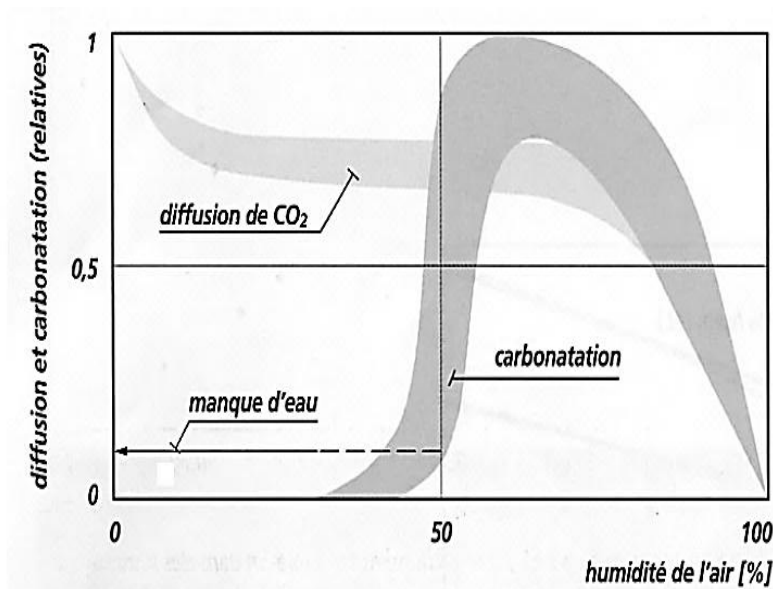
*En gris : zone carbonatée (exposée au  $CO_2$  atmosphérique).*

*En violet : zone non carbonatée.*

L'humidité relative du milieu environnant qui détermine la teneur en eau du béton est un paramètre fondamental. En effet, pour que le processus se poursuive, il faut un apport de dioxyde de carbone frais. Or, la diffusion du dioxyde se déroule 10.000 fois plus rapidement dans l'air que dans l'eau [33]. L'humidité relative doit donc être suffisamment faible pour que la diffusion du gaz carbonique soit possible mais elle doit aussi être suffisamment importante pour que la réaction de carbonatation proprement dite, qui ne peut être réalisée qu'en phase aqueuse, puisse avoir lieu [34].

La vitesse de carbonatation diminue avec le temps. Au fur et à mesure que la zone de carbonatation (front de carbonatation) progresse, le carbonate de calcium formé colmate progressivement les pores du béton. Le  $CO_2$  doit parcourir une distance plus longue pour trouver les substances alcalines, et des lors, le processus se ralentit. La carbonatation est maximale lorsque l'humidité relative se situe entre 50 et 60 %, elle diminue, ensuite, rapidement [35].

Dans les environnements secs, la quantité d'eau est insuffisante pour dissoudre le  $CO_2$ , alors que dans les environnements très humides, le béton étant saturé, la diffusion de  $CO_2$  est considérablement ralentie.



**Fig II.10 :** Vitesse de diffusion du gaz carbonique et vitesse de carbonatation en fonction de l'humidité relative [34].

La corrosion initiée par la carbonatation est une corrosion généralisée de l'acier qui se traduit par une diminution progressive de la section des armatures [34]. L'accumulation des produits de corrosion volumineux au niveau des armatures génère des gonflements et fait alors éclater le béton d'enrobage.

#### II.4. Facteurs influents sur la corrosion des armatures du béton

Les ions chlorure et le dioxyde de carbone sont tenus pour responsables de la plupart des cas de corrosion des ouvrages en béton armé. Cependant, d'autres facteurs peuvent jouer un rôle important dans la corrosion d'acier dans le béton.

La tenue, face à la corrosion, des armatures dans le béton est fonction des paramètres concernant l'acier et le béton ainsi que des propriétés existantes à leur interface. Cela est déterminé par la composition de la solution interstitielle du béton et des caractéristiques métallurgiques de l'acier. Les facteurs environnementaux (humidité, température, dioxyde de carbone, ions chlorure) ne peuvent affecter directement les processus de corrosion mais ils peuvent causer des dégradations du béton et accélérer l'entrée d'espèces agressives rendant la solution interstitielle en contact avec l'acier plus corrosive.

#### II.4.1. Influence de l'enrobage

L'épaisseur de l'enrobage en béton détermine le temps que vont mettre les espèces agressives pour arriver à l'armature. Parfois la durée de vie d'une structure peut être fortement améliorée en augmentant l'épaisseur de l'enrobage, barrière mécanique freinant, voire stoppant la pénétration d'espèces participant à la corrosion des armatures [20].

#### II.4.2. Influence de la composition du béton

Tout ce qui conditionne la solution interstitielle et la porosité du béton est un facteur pouvant affecter ou non la corrosion. Le type et la teneur en liant, les additions minérales et le rapport E/C (eau/ciment) déterminent la performance d'un béton. Le choix de la formulation du béton et de la nature de ses principaux constituants constitue une approche pour augmenter la résistance à la corrosion du béton. Toutes modifications de la formulation d'un béton produisant une augmentation de sa compacité ou une réduction de sa perméabilité ont généralement un effet favorable sur la résistance à la corrosion.

Le rapport E/C est connu principalement pour contrôler la résistance mécanique, la durabilité, et l'imperméabilité du béton, et donc en conséquence le taux de corrosion d'armatures. La profondeur de pénétration des chlorures et la profondeur de carbonatation augmentent avec l'augmentation du rapport E/C. Le coefficient de diffusion de l'oxygène pourrait également augmenter avec une augmentation du rapport E/C [20].

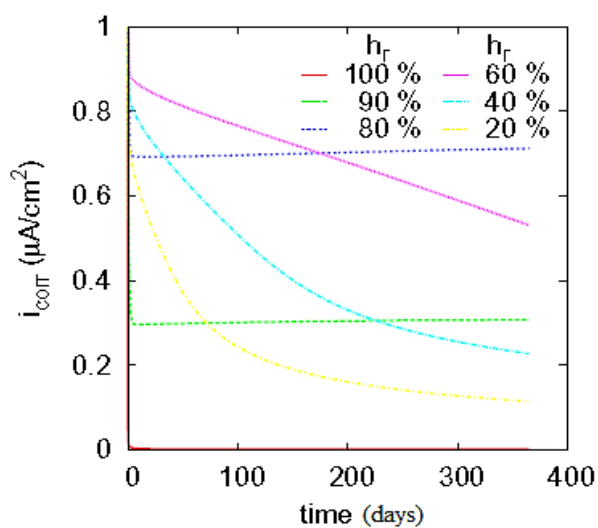
Quant aux ajouts minéraux, en faibles quantités, ce sont les cendres volantes et les fumées de silice qui ont généralement une influence bénéfique puisqu'elles produisent une très nette diminution de la perméabilité, du coefficient de diffusion et de la conductivité du béton [23]. Mais leur teneur ne doit pas conduire à une diminution trop forte du pH de solution interstitielle. Néanmoins, d'après la littérature, l'augmentation de la compacité provoquée par les ajouts minéraux (utilisés en quantité suffisante) semble annuler largement les effets néfastes de la diminution du pH interne et de la moins grande quantité de  $C_3A$  qui découlent de leur utilisation.

L'addition de chlorure de calcium au béton pour accélérer l'hydratation du ciment peut être la raison la plus significative de la présence de chlorures dans le béton.

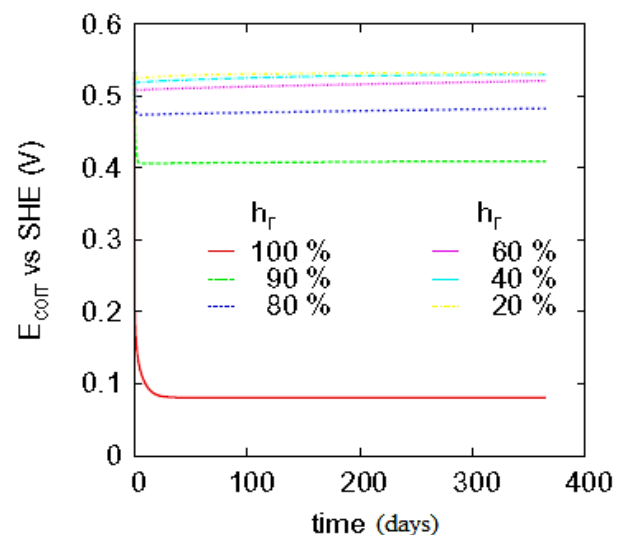
### II.4.3. La disponibilité de l'oxygène et de l'humidité au niveau de l'armature

La présence d'humidité et d'oxygène est indispensable à la corrosion. L'humidité remplit la condition électrolytique de la cellule de corrosion, et l'humidité et l'oxygène participent ensemble à la formation d'ions  $\text{OH}^-$  produisant le premier composant de la rouille, c'est-à-dire  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ . Lorsque les pores du béton sont saturés d'humidité, le passage des courants de corrosion sera facile mais l'accessibilité de l'oxygène sera limitée : dans ce cas la vitesse de la corrosion ne sera pas élevée. Il en est de même si les pores ne contiennent pas beaucoup d'humidité, car c'est alors le passage des courants de corrosion qui devient difficile. Une vitesse de corrosion élevée correspond à un béton présentant une haute teneur en humidité mais sans arriver à la saturation.

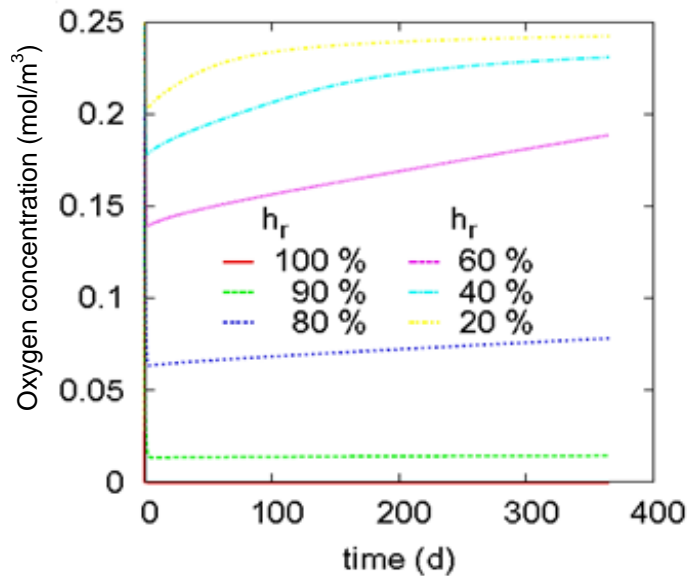
L'humidité relative du milieu environnant est un paramètre pouvant influencer le type de contrôle. En effet, elle agit directement sur la conductivité, la résistivité électrique et la diffusion de l'oxygène. Lorsque l'humidité relative est inférieure à 80 %, l'oxygène peut atteindre facilement l'armature, mais la faible conductivité du béton limite cependant la vitesse de corrosion. À l'inverse, plus l'humidité relative augmente, plus la conductivité du béton augmente et plus la diffusion de l'oxygène est difficile. Ainsi, la valeur d'humidité relative optimale pour la corrosion se situerait entre 70 et 80 % [36].



(a)



(b)



(c)

**Fig II.11 :** Evolution du (a) courant de corrosion (b) potentiel de corrosion, et (c) concentration molaire d'oxygène sur la surface acier au contact d'un béton carbonaté ( $E/C=0.487$ ) en fonction de l'humidité relative [36].

#### II.4.4. Influence de la résistivité du béton

La résistivité électrique du béton est liée à la composition de la solution interstitielle, la microstructure du béton, l'humidité, la teneur en sels et la température [37]. La résistivité a été utilisée pour évaluer indirectement les caractéristiques du béton comme la diffusion de l'ion chlore, le degré de saturation et l'agressivité, de l'humidité et de la température.

La résistivité électrique du béton dépend de son humidité et de sa salinité. Ainsi, dans une zone toujours humide et polluée par des sels, le béton a une faible résistivité électrique et les armatures sont dans des conditions qui favorisent leur corrosion.

**Tableau II.1** : Domaines de résistivité et risques de corrosion associés, pour une température de 20°C [37].

Résistivité ( $\Omega \cdot m$ )	Risque de corrosion
>1000	Négligeable
500-1000	Faible
100-500	Modéré
<100	Elevé

## II.5. Formes de corrosion de l'acier dans le béton armé

La corrosion des aciers dans les ouvrages en béton armé est de trois types :

### II.5.1. La corrosion généralisée (uniforme)

La corrosion uniforme se produit lorsque les anodes et cathodes sont irrégulièrement réparties sur la surface d'acier avec un changement aléatoire de position durant le processus. Cette forme est considérée comme caractéristique de la corrosion causée par la carbonatation. Elle conduit à la diminution progressive de la section des armatures.

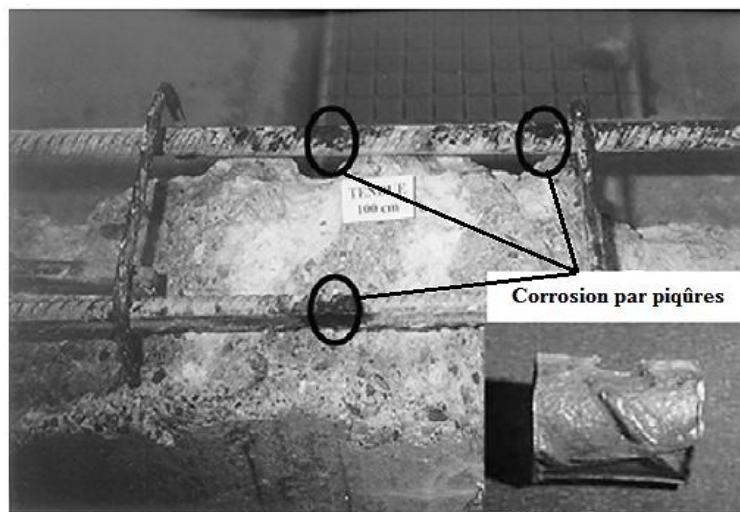


**Fig II.12** : Corrosion généralisée des armatures (par carbonatation) sur une poutre en béton armé [37].

### II.5.2. La corrosion localisée par piqûres

La corrosion par piqûres survient lorsque les anodes sont situées à des points fixes et que la superficie des zones cathodiques excède largement celle des zones anodiques. Cette attaque est généralement observée en présence de chlorures qui d'une part réduisent la résistivité du béton et d'autre part acidifient la solution interstitielle dans la zone anodique.

La corrosion par piqûres est l'un des types de corrosion les plus dommageables puisqu'elle agit de manière ponctuelle. Elle implique une diminution localisée de section, engendre nécessairement une grande concentration de contraintes à l'endroit touché.



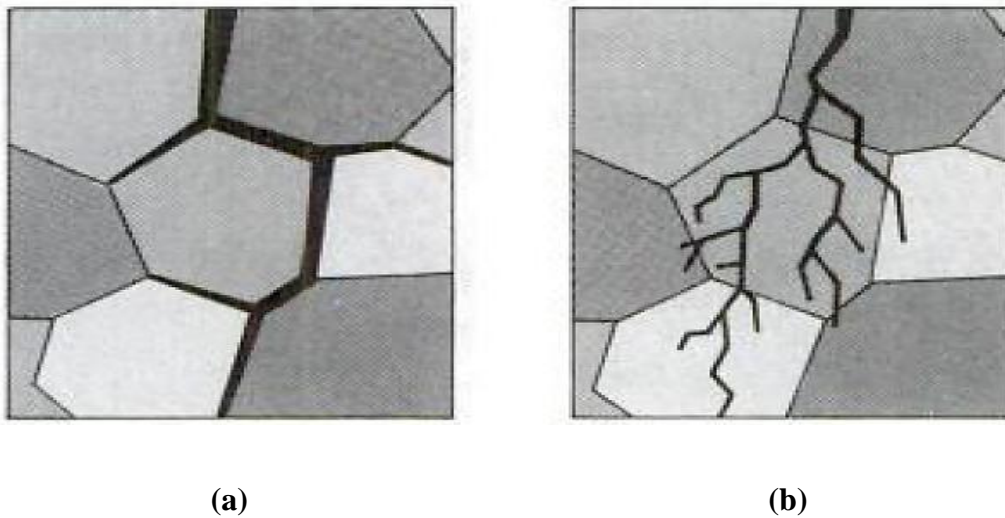
*Fig II.13 : Corrosion par piqûres des armatures (par les chlorures) sur une poutre en béton armé [37].*

### II.5.3. Corrosion sous contrainte

La corrosion sous contrainte est le résultat de l'action simultanée d'un milieu corrosif et d'une contrainte mécanique. Ce type de corrosion se définit comme un processus de développement de fissures, pouvant aller jusqu'à la rupture complète de la pièce. La fissure naît à partir d'un défaut localisé, dans la couche de passivation. Elle grandit sous l'action combinée d'une dissolution très localisée (au fond de ce défaut) et d'une charge mécanique [38].

La corrosion sous tension se présente sous la forme de fissures intergranulaires, qui suivent les joints de grains, ou des fissures transgranulaires, souvent ramifiées, qui traversent les grains. Les fissures sont habituellement perpendiculaires aux contraintes et possèdent une

branche unique ou plusieurs branches suivant la composition du milieu ainsi que la composition et la structure du métal [38].



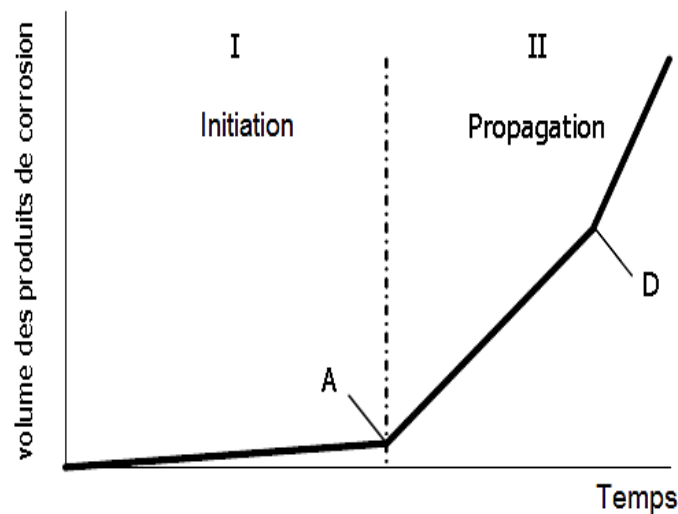
**Fig II.14 :** Représentation schématique de fissures de corrosion sous contrainte observées au microscope. (a) fissure intergranulaire, (b) fissure transgranulaire [38].

## II.6. Amorçage et propagation de la corrosion

L'évolution de la corrosion des armatures du béton armé s'effectue généralement en deux phases (Fig II.15) [39] :

- Une première phase où la corrosion est dite « à l'état passif ». Pendant cette période, les caractéristiques chimiques du milieu cimentaire au droit de l'armature ne sont pas modifiées et la vitesse de corrosion des armatures reste négligeable. Les espèces néfastes vis-à-vis de la corrosion pénètrent dans le béton pour atteindre un seuil suffisant au niveau des aciers afin d'entraîner leur dépassivation. Cette dépassivation peut être engendrée par la carbonatation et/ou la pénétration des ions chlorure. Cette phase est aussi appelée « phase d'initiation du processus de corrosion ».
- Une deuxième phase où la corrosion est dite « à l'état actif ». Pendant cette période, les oxydes et hydroxydes produits par réactions d'oxydation à la surface s'accumulent. La formation de ces produits d'oxydation expansifs va alors entraîner un gonflement qui finira par provoquer la fissuration de l'enrobage de béton (point D). Ceci va conduire à une accélération de la corrosion en créant de nouveaux

chemins préférentiels pour les agents agressifs. Cette phase est aussi appelée « phase de propagation du processus de corrosion ».



*Fig II.15 : Représentation simplifiée de l'évolution de la corrosion des armatures dans le béton en fonction du temps [40].*

En pratique, il doit être fait en sorte que la période d'initiation soit la plus longue possible. Pour cela, il faut prévoir des épaisseurs d'enrobage suffisantes et choisir une formulation de béton permettant de diminuer sa perméabilité à l'eau et aux gaz.

### II.6.1. Corrosion généralisée

Dans le cas de la corrosion de l'armature par carbonatation du béton, on considère que l'amorçage de la corrosion commence dès que le front de carbonatation atteint les armatures correspondant au commencement du processus de dépasseivation. Pour accélérer ou retarder l'amorçage, il faut intervenir sur l'épaisseur du béton d'enrobage. En comparant les profondeurs de pénétration des agents agressifs et l'épaisseur du béton d'enrobage, on peut estimer si la corrosion est amorcée.

Dès lors que l'amorçage de la corrosion a eu lieu, si les conditions environnementales ne sont pas modifiées, la propagation ne peut pas être interrompue.

### II.6.2. Corrosion localisée par piqûres

Les ions chlorures  $Cl^-$  pénètrent dans le béton et provoquent, à partir d'une certaine concentration dans la solution des pores, au niveau des armatures, la destruction locale du film de passivation et l'initiation d'une corrosion localisée. Les ions chlorures s'introduisent

dans la couche passive en remplaçant l’oxygène et en augmentant à la fois sa solubilité, sa perméabilité et sa conductivité ionique. Ils sont rarement distribués de manière homogène à la surface de l’acier laissant subsister quelques imperfections dans la couche passive qui facilite l’incorporation des ions chlore. La dégradation de la couche passive est un phénomène local conduisant à une corrosion par piqûre. Des études ont établi des teneurs en chlorures critiques ou valeur limite. La valeur limite de la teneur en chlorures de 0,4% par masse de ciment est utilisée pour la prédiction de vie des bétons.

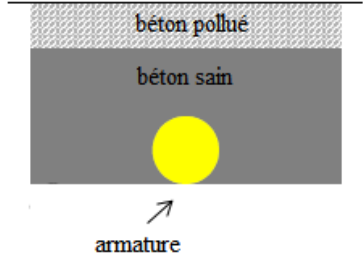
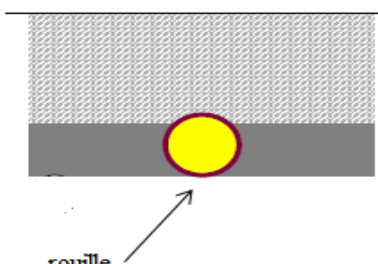
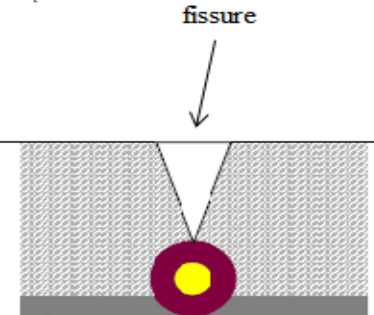



Stade 1 : initiation	Stade 2 : propagation	Stade 3 : fissuration
		
		
<p>Aucune dégradation visible</p>	<p>Défauts difficiles à détecter</p>	<p>Défauts visibles à la surface du béton</p>

Fig II.16 : Les phases de dégradation par corrosion des aciers dans le béton.

### II.7. Les effets de corrosion sur le comportement mécanique du béton

La corrosion des aciers d’armature d’un élément en béton armé s’accompagne de plusieurs changements des caractéristiques mécaniques de l’acier et du béton [41].

Au début de corrosion, il y a une perte de section d'acier qui est due soit à la corrosion par piqûre engendrée par pénétration des chlorures, soit à la corrosion généralisée provoquée par la carbonatation. De plus, la corrosion provoque une diminution de l'adhérence acier-béton. En fin l'augmentation des produits de corrosion formés sur l'armature engendre la fissuration du béton de recouvrement.

Dans un second temps, les pertes de section peuvent mener à une diminution de la ductilité et de la résistance des éléments armés. La diminution d'adhérence peut causer une réduction de l'interaction acier-béton. La fissuration du béton d'enrobage facilite la pénétration des agents agressifs et rend l'acier exposé à la dépassivation. Lorsque la corrosion atteint un certain niveau, le béton de recouvrement éclate et il y a diminution de section de béton. Tous ces aspects peuvent conduire à la diminution de la capacité portante de la structure en béton armé.

La figure II.17 montre les effets de la corrosion sur le comportement mécanique du béton armé.

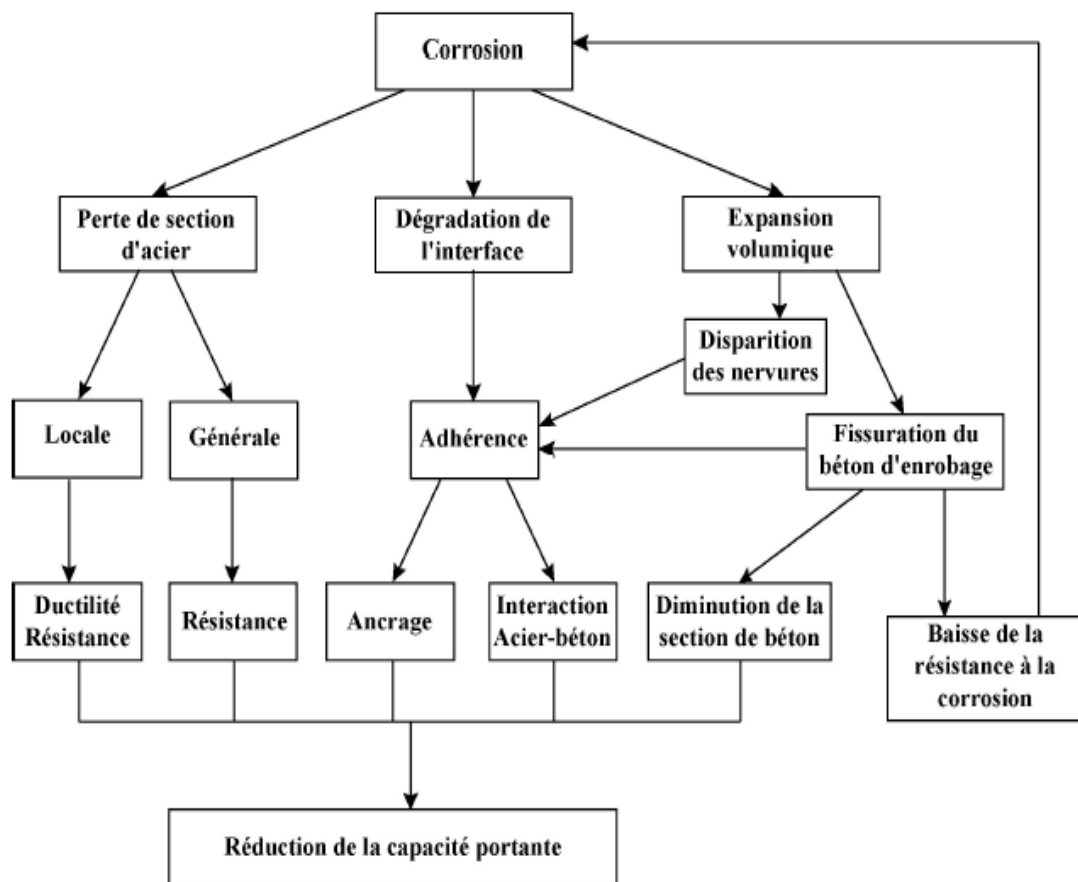


Fig II.17 : Effets de la corrosion sur le comportement mécanique des structures corrodées [23].

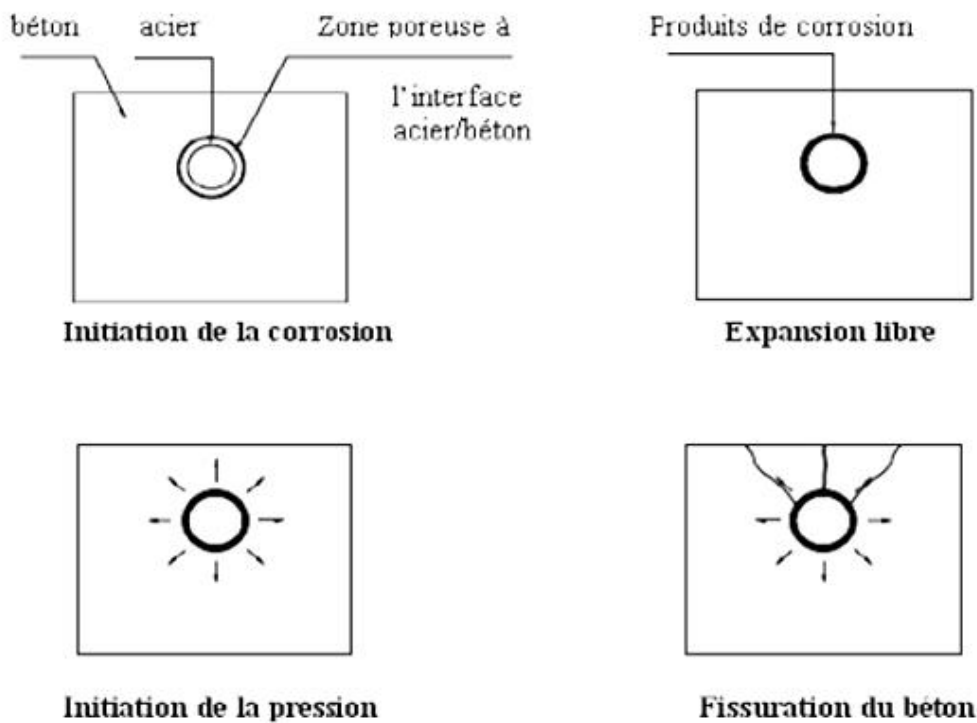
### II.7.1. Dégradation du béton

Au niveau de la surface du béton, les dégâts provoqués par la corrosion sont dus à l'augmentation des pressions internes. Ces dernières sont causées par l'augmentation de volume provenant de la formation des produits de corrosion [41].

La fissuration du béton engendre des problèmes d'ordre esthétique, mais surtout des problèmes de sécurité. Lorsque la corrosion atteint un certain niveau, le béton de recouvrement éclate et des pièces de béton peuvent chuter de la structure et mettre en danger la sécurité des usagers. Ce phénomène peut se produire à des degrés de corrosion très faible d'environ 1 à 2% de perte d'acier [23]. Il est donc primordial de prendre en considération ce phénomène et essayer de prédire l'endommagement du béton de recouvrement.

Dans ce cas, les fissures se forment au niveau des armatures et elles se propagent jusqu'à la surface. L'augmentation de ces produits de corrosion mène à l'agrandissement de l'ouverture de ces fissures qui finissent par dépasser une valeur critique. En conséquence, l'éclatement ou la désagrégation du béton a lieu et les armatures sont mises à nu.

La figure II.18 montre Schéma simplifié du processus corrosion-fissuration :

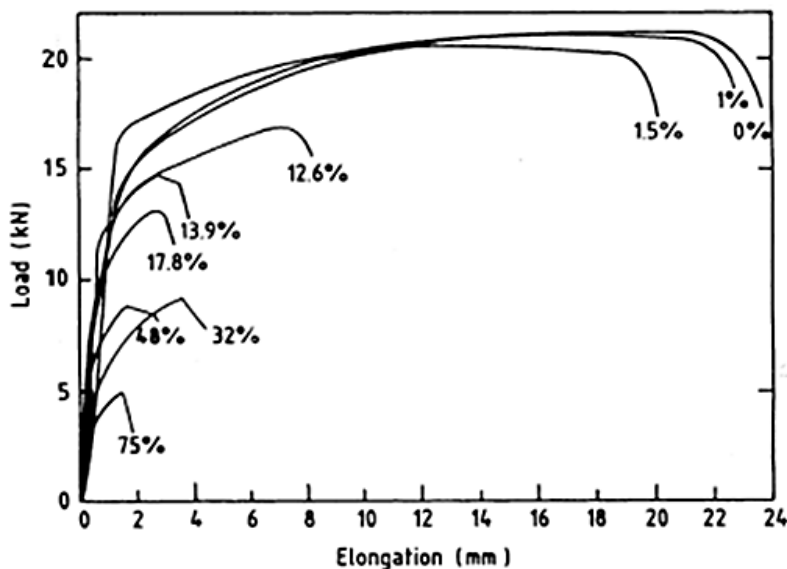


*Fig II.18 : Schéma simplifié du processus corrosion-fissuration [42].*

### II.7.2. Diminution de l'allongement à la rupture des sections d'aciers

En ce qui concerne les caractéristiques mécaniques, la ductilité de l'acier semble être réduite lorsqu'elle est fortement corrodée. Si l'acier est soumis à un effort de traction, la perte de section mène à la formation d'une zone perturbée qui se caractérise par une distribution de contraintes différente de celles dans les autres sections. De ce fait, le type de rupture de l'élément peut être influencé par le changement de comportement mécanique de l'acier.

Des essais de traction ont été réalisés sur des barres corrodées de diamètre 6 mm par champs électrique [43]. Les résultats obtenus ont montré que l'élongation diminue avec l'augmentation du degré de corrosion (Fig II.19). La diminution de la surface est due à la réduction de la section de barres corrodées.



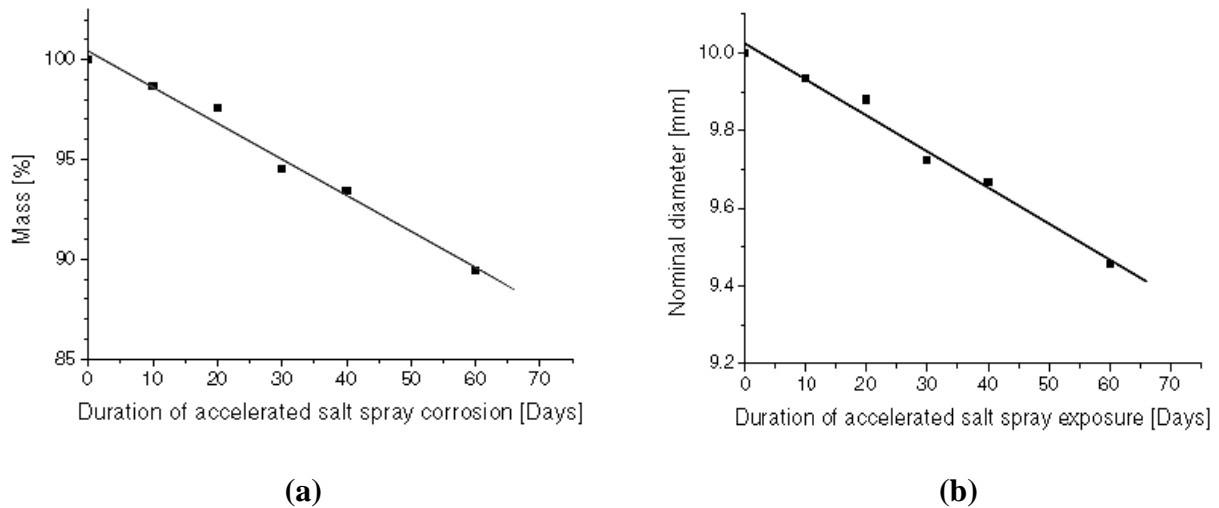
*Fig II.19 : Variation de l'allongement à la rupture de barres d'aciers ( $\varnothing = 6\text{mm}$ ) en fonction des charges pour différents degrés de corrosion [43].*

### II.7.3. Détérioration de l'adhérence entre l'acier et le béton

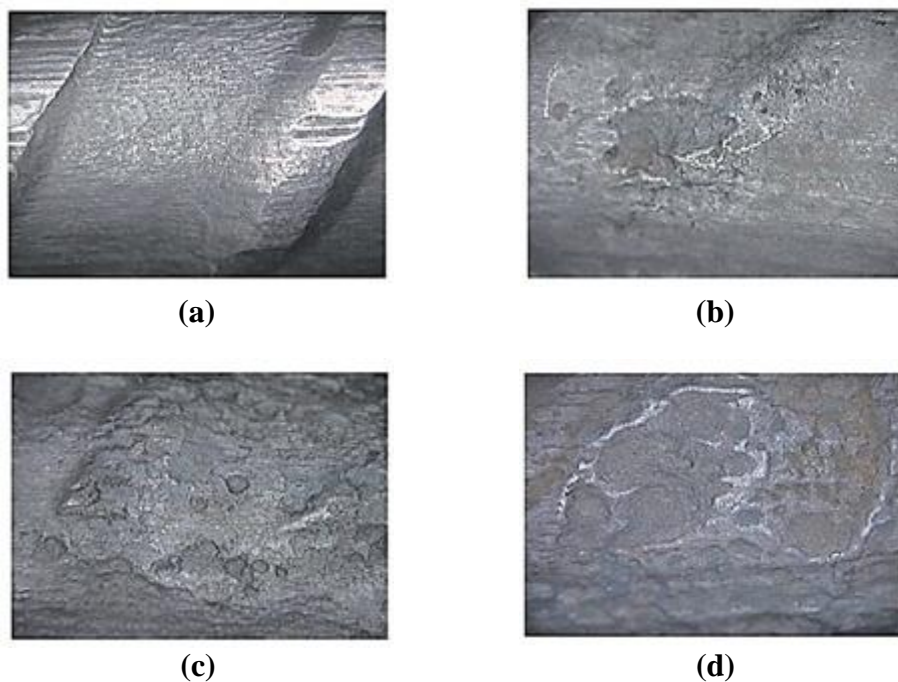
La réaction de corrosion est un processus électrochimique qui se manifeste par la transformation graduelle du fer en oxydes de fer. Dans un premier temps, cette réaction engendre une perte de section d'acier. Cette perte de section se manifeste selon deux phénomènes : soit la corrosion par piqûre (locale), soit par la corrosion généralisée sur toute la longueur de la barre. Dans un premier temps, la corrosion provoque une dégradation de l'interface acier-béton. Cette dégradation fait diminuer l'adhérence entre les deux matériaux. L'expansion volumique des produits de corrosion provoque d'une part, la disparition des

nervures et d'autre part, la fissuration du béton de recouvrement. Dans un second temps, ces pertes de section peuvent mener à une diminution de la ductilité et de la résistance des éléments armés.

Les figures II.20 et II.21 illustrent l'effet de la corrosion sur la masse et le diamètre des armatures d'acier subit une attaque accélérée par un brouillard salin artificiel.



**Fig II.20 :** Effet de la corrosion sur : (a) la masse et (b) le diamètre des armatures d'acier subissent à une attaque accélérée, par un brouillard salin artificiel [14].



**Fig II.21 :** Image MEB ( $\times 35$ ) des armatures d'acier : (a) acier non corrodé et aciers exposés à un brouillard salin artificiel pendant (b) 10 jours, (c) 20 jours et (d) 30 jours suivi d'élimination des produits de corrosion [14].



# **Etude expérimentale**



## Chapitre III



# **Matériaux, conditions et techniques expérimentales**



### III.1. Introduction

Ce chapitre a pour but de présenter les méthodes expérimentales et électrochimiques, utilisées dans cette étude. Une description du matériau, de l'électrolyte et du montage, permet, dans un premier temps, de fixer une démarche expérimentale assurant une bonne reproductibilité des résultats.

### III.2. Méthodes expérimentales

La complexité des phénomènes de corrosion nécessite l'utilisation d'un grand nombre de méthodes expérimentales pour déterminer le taux de corrosion et la nature des mécanismes qui interviennent au cours de l'attaque du métal.

Selon les informations recherchées nous pouvons faire appel à l'une ou l'autre méthode; mais du fait de la complémentarité qui existe entre eux l'expert en corrosion est souvent obligé d'effectuer le maximum d'essais afin de cerner au mieux le phénomène.

#### III.2.1. Techniques électrochimiques

Comme nous avons pu le noter précédemment, la corrosion des aciers dans le béton est un processus électrochimique. Ce processus peut donc être naturellement suivi par des méthodes électrochimiques, Ces méthodes s'avèrent d'une importance capitale pour la compréhension du phénomène étant donné les informations qu'elles fournissent.

Les méthodes électrochimiques peuvent être classées selon deux groupes distincts :

- Les méthodes stationnaires
- Les méthodes non-stationnaires dites transitoires.

##### III.2.1.1. Techniques 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.

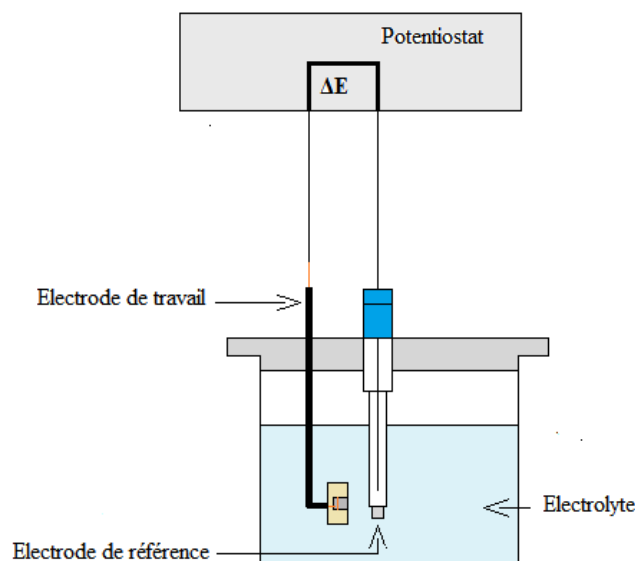
###### III.2.1.1.1. Chronopotentiométrie

Le potentiel auquel on se réfère est généralement le potentiel de repos, également appelé potentiel en circuit ouvert ou potentiel de corrosion ( $E_{\text{corr}}$ ), potentiel spontané, potentiel d'abandon, de repos ou encore libre.

Lorsqu'on plonge un métal dans un électrolyte donné, la nature de l'interface métal/solution varie avec le temps donc le métal prend par rapport à une électrode de référence, un potentiel qui évolue avec le temps pour se stabiliser à une valeur appelée : potentiel libre ou d'abandon. Il s'agit de la grandeur électrochimique la plus immédiatement mesurable.

Le suivi temporel du potentiel de corrosion a un double objectif : d'une part, il permet d'avoir une première idée du comportement de la surface en milieu corrosif (corrosion, formation d'une couche passive ...), et d'autre part, il permet de déterminer le temps nécessaire à l'obtention d'un régime stationnaire, indispensable pour les tracés potentiodynamiques.

Le montage expérimental est simple (Fig III.1), on plonge en solution, dans une cellule électrochimique, l'électrode de travail (échantillon métallique à tester) et une électrode de référence (qui a un potentiel constant), Le potentiel est enregistré par un voltmètre jusqu'à sa stabilisation. On obtient ainsi une courbe potentiel-temps  $E=f(t)$  renseignant sur les changements se produisant à la surface de l'électrode.



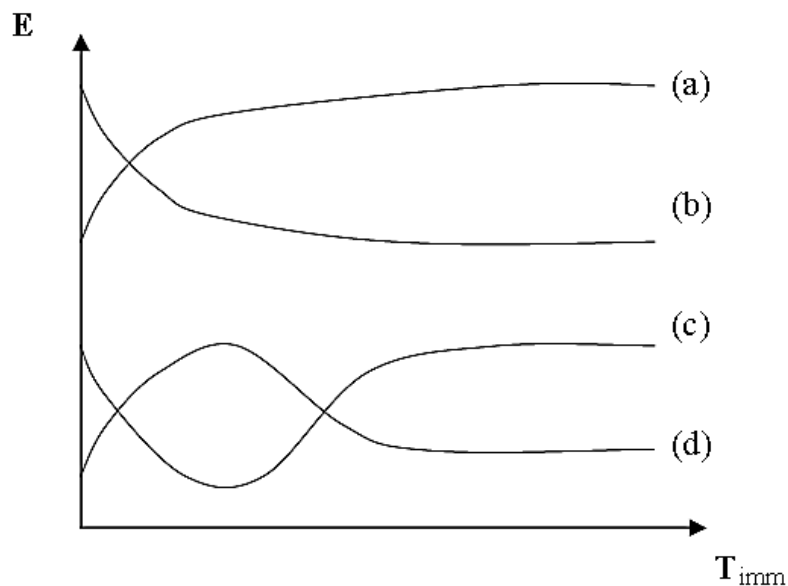
**Fig III.1 :** Schéma de montage permettant l'enregistrement du potentiel de corrosion d'un alliage.

En outre c'est la seule mesure électrochimique qui n'apporte absolument aucune perturbation à l'état du système étudié.

Ce potentiel n'est pas caractéristique du métal. Il dépend des conditions expérimentales liées au milieu (nature, pH, température...) et à l'état de surface du métal. Il correspond à un équilibre tel que les vitesses d'oxydation et de réduction du métal sont égales, c'est-à-dire, il n'y a pas de courant net traversant l'interface.

Durant l'enregistrement, le potentiel de corrosion n'atteint pas une valeur stationnaire immédiatement. Quatre situations (Fig III.2) peuvent se produire :

- Le potentiel augmente puis se stabilise (courbe a). Ce phénomène peut traduire l'apparition d'un phénomène de passivation d'un métal par une couche protectrice isolant le matériau de l'électrolyte. Ce comportement traduit généralement une évolution favorable.
- Le potentiel diminue puis se stabilise (courbe b). Il peut s'agir d'une corrosion continue.
- Le potentiel diminue dans un premier temps puis augmente et se stabilise (courbe c). Il peut s'agir de la destruction d'une couche de passivation préexistante suivie d'une nouvelle passivation du métal par un agent oxydant de la solution.
- Le potentiel augmente puis diminue et se stabilise (courbe d). Il peut s'agir de la formation d'une couche protectrice au premier contact de l'électrode suivie d'une destruction de la même couche par un phénomène de piqûres.



**Fig III.2 :** Evaluation du potentiel en fonction de temps d'immersion [44].

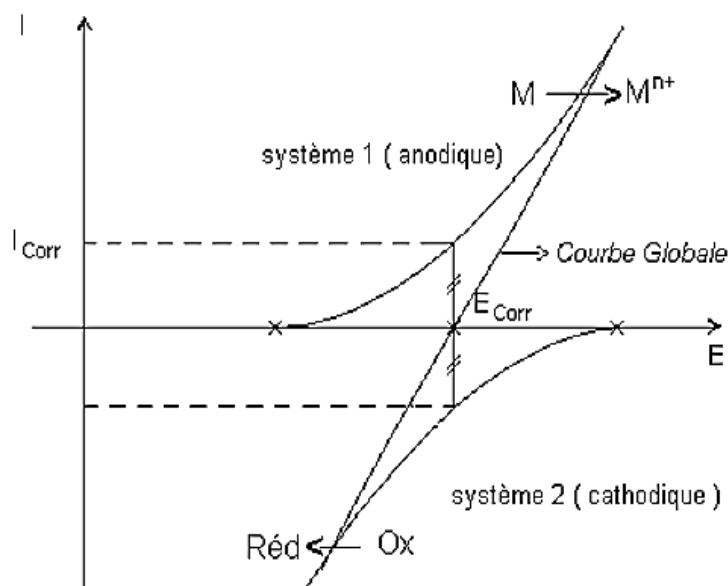
Cependant la mesure du potentiel de repos ne donne aucune indication sur la vitesse de corrosion. Pour cela il est nécessaire de mesurer la valeur de l'intensité du courant de corrosion (notée  $I_{corr}$ ).

### III.2.1.1.2. Voltampérométrie

Les courbes intensité-potentiel  $E=f(i)$  ou  $i=f(E)$  représentent l'évolution de l'intensité de courant de l'électrode de travail soumise à une différence de potentiel. Cette courbe donne des informations sur la vitesse de la réaction électrochimique et sur les éventuelles modifications de la surface de l'électrode étudiée. Nous imposons, grâce au potentiostat, une différence de potentiel entre l'électrode de travail et l'électrode de référence et on mesure la densité de courant traversant l'électrode de travail et le contre électrode.

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.



**Fig III.3 :** Courbe intensité-potentiel représentant un métal en situation de corrosion [45].

Un métal en situation de corrosion se place à un potentiel d'équilibre ou potentiel de corrosion  $E_{corr}$  pour lequel aucun courant global  $I$  ne passe. Compte tenu du fait que le métal est attaqué, cette situation pour laquelle  $I=0$  traduit en fait un équilibre entre deux valeurs algébriquement antagonistes de courant (Fig III.3) :

- le courant anodique qui décrit l'attaque du métal suivant :  $M \longrightarrow M^{n+} + ne^{-}$  (réaction anodique de dissolution)
- le courant cathodique qui correspond à la réduction du ou des oxydants présents dans la solution suivant :  $Ox + ne^{-} \longrightarrow Red$  (réaction cathodique)

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 :  $i_a = |i_c|$ .

- **Détermination de la vitesse de corrosion**

- **Méthode d'extrapolation des droites de Tafel**

Cette méthode détermine la densité de courant de corrosion et la vitesse de corrosion. Les courbes  $\log i = f(E)$  qui représentent la variation du logarithme de la densité de courant en fonction du potentiel présentent deux droites dites "droites de Tafel" (Fig III.4), et cette densité peut être déterminée à partir de la relation suivante [46] :

$$i_{\text{corr}} = \frac{\beta_a \cdot \beta_c}{2,3 \beta_a + \beta_c} \left( \frac{\Delta i}{\Delta E} \right) \quad (\text{III.1})$$

Ou  $\beta_a$  et  $\beta_c$  les coefficients de Tafel anodique et cathodique.

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 selon l'équation (III.2) [44].

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 densité du courant de corrosion par la relation suivante :

$$V_{\text{corr}} = \frac{M \cdot t \cdot i_{\text{corr}}}{n \cdot F} \quad (\text{III.2})$$

$V_{\text{corr}}$  : vitesse de corrosion ( $\text{g/sec.cm}^2$ ) ;

$M$  : masse atomique ( $\text{g/mole}$ ) ;

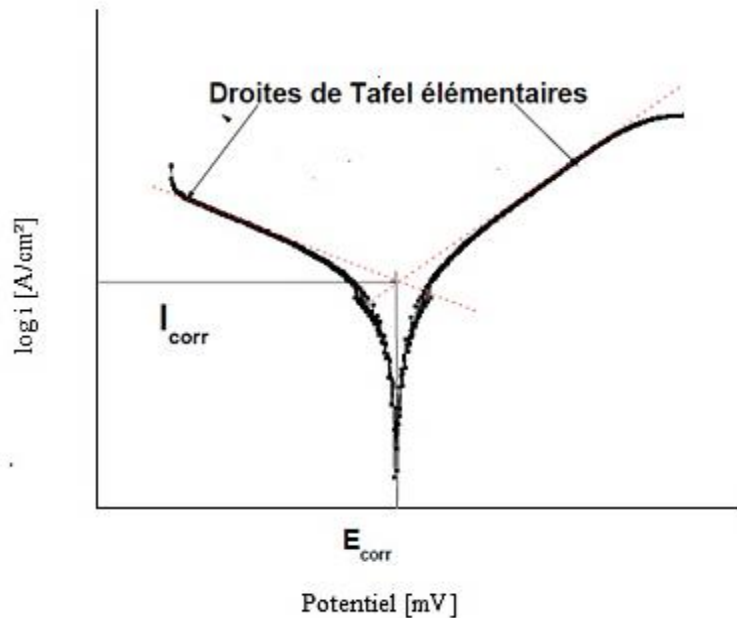
$t$  : temps d'immersion du métal dans la solution (seconde) ;

$i_{\text{corr}}$  : densité du courant de corrosion ( $\text{A}/\text{cm}^2$ ) ;

$F$  : nombre de Faraday (96500 coulombs/mole) ;

$n$  : nombre d'électrons (valence).

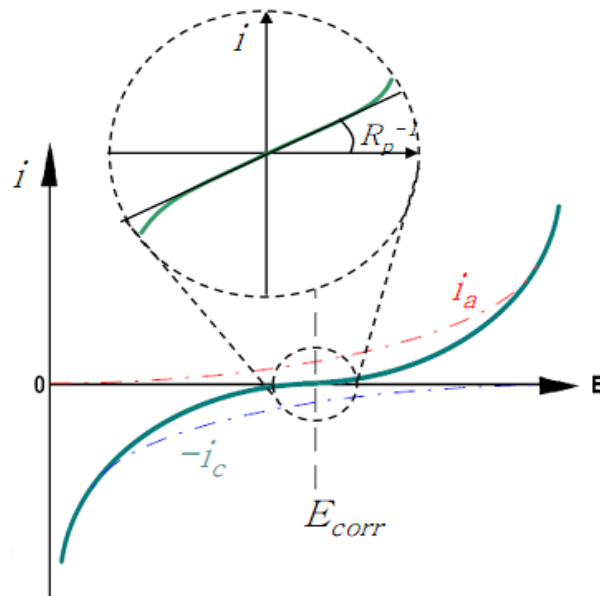
L'intersection des droites de Tafel donne  $i_{\text{corr}}$  et  $E_{\text{corr}}$  (Fig. III.4)



**Fig III.4 :** Détermination du courant de corrosion par la méthode des droites de Tafel [47].

#### ▪ Méthode de la résistance de polarisation

Le principe de cette mesure consiste à tracer les courbes « intensité-potentiel » au voisinage du potentiel de corrosion  $E_{\text{corr}}$  (ex :  $\pm 20$  mV autour de  $E_{\text{corr}}$ ) de l'échantillon concerné (Fig III.5), la mesure de la pente au voisinage immédiat du potentiel de corrosion permet de déduire la résistance de polarisation [48] :



**Figure III.5 :** Tracé pour la détermination de la résistance de polarisation [49].

La théorie électrochimique montre qu'en premier approximation, cette résistance de polarisation  $R_p$  est inversement proportionnelle à la vitesse de corrosion [49] :

$$R_p = \frac{\Delta E}{\Delta i} = \frac{B}{i_{corr}} \quad (\text{III.3})$$

Où  $B$  est un terme constant ( $B = \beta_a \cdot \beta_c / 2,3(\beta_a + \beta_c)$ ) dépendant du système étudié et qui peut être estimé à partir du tracé des droites de Tafel. Plus la résistance de polarisation est grande et plus le courant de corrosion, donc la vitesse de corrosion, est faible. La valeur de  $R_p$  traduit donc la résistance d'un matériau à la corrosion.

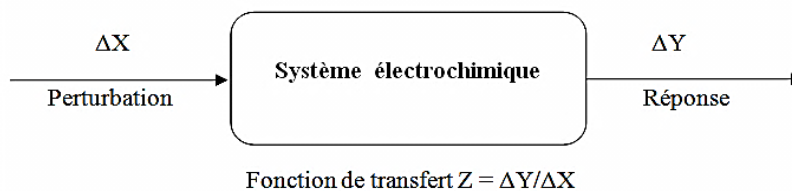
### III.2.1.2. Technique transitoire (La spectroscopie d'impédance électrochimique)

La spectroscopie d'impédance électrochimique (SIE) est, entre autre, une technique classiquement employée pour détailler les mécanismes intervenant dans les processus de corrosion.

#### III.2.1.2.1. Principe

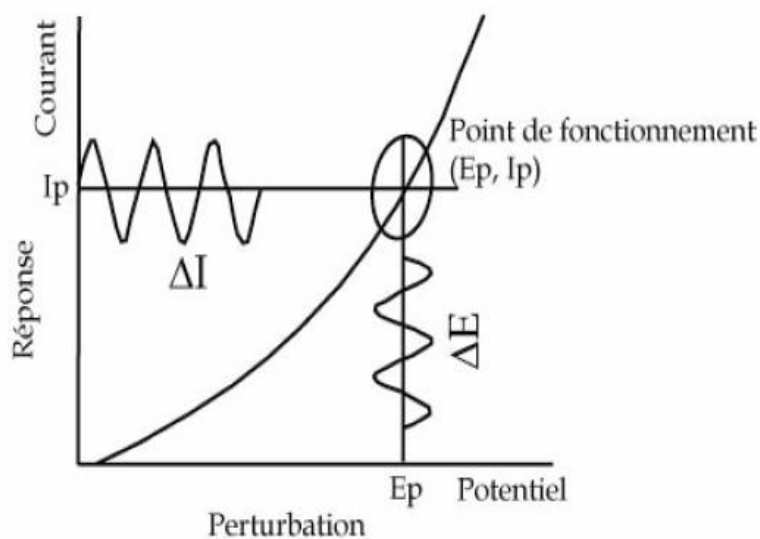
La méthode de spectroscopie d'impédance électrochimique fait appel aux analogies qui existent, sous certaines conditions de linéarité et de stabilité du système, entre une réaction électrochimique et un circuit électrique équivalent comportant des résistances et des capacités associées, suivant un schéma plus ou moins complexe qui dépend des différentes étapes intervenant au cours de la réaction. Ce schéma 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.6).



**Fig III.6 :** 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 (Fig III.7).



**Fig III.7 :** Schéma de fonctionnement de la SIE représentant la perturbation sinusoïdale en potentiel et sa réponse en courant [50].

Deux représentations graphiques de la fonction de transfert  $Z(2\pi f)$  sont couramment utilisées :

- L'une, en coordonnées cartésiennes, représente la partie imaginaire  $-\text{Im } Z(2\pi f)$  en fonction de la partie réelle de la fonction de transfert  $\text{Re } Z(2\pi f)$ . Il s'agit de la représentation dans le plan de Nyquist.

- L'autre, dans le plan de Bode, représente le logarithme du module de la fonction de transfert  $\ln [Z (2\pi f)]$  ainsi que la phase  $\varphi$  en fonction du logarithme de la fréquence  $\ln (f)$ .

Seule la représentation dans le plan de Nyquist a ici été utilisée. L'interprétation des diagrammes permet de déterminer les différents processus qui ont lieu à l'électrode. Dans certains cas, notamment lorsque les constantes de temps des étapes élémentaires sont mal découplées, il est nécessaire de modéliser l'impédance du système électrochimique par celle d'un circuit électrique équivalent.

La partie suivante détaille les différents profils des diagrammes dans le plan de Nyquist qui peuvent être observés en corrosion, et, lorsque les processus opérant à l'interface métal/électrolyte ne sont pas trop complexes, un circuit équivalent, qui permet de modéliser le diagramme, est proposé.

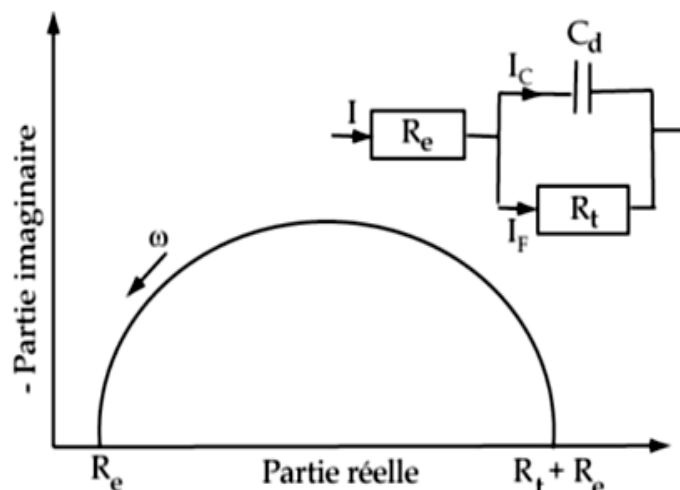
#### III.2.1.2.2 Interprétation des diagrammes de Nyquist

- **Transfert de charge**

La plupart des modèles définissant l'interface électrolyte/électrode considèrent que le courant faradique  $I_F$  et le courant de charge de la double couche  $I_c$  peuvent être dissociés dans l'expression globale du courant  $I$  traversant le système [51], soit :

$$I = I_F + I_c \quad (\text{III.4})$$

L'interface peut être représentée, dans le cas de perturbations de faibles amplitudes, par un arc de cercle dans le plan de Nyquist, et être modélisée par un circuit électrique équivalent, dit de Randles (Fig III.8).

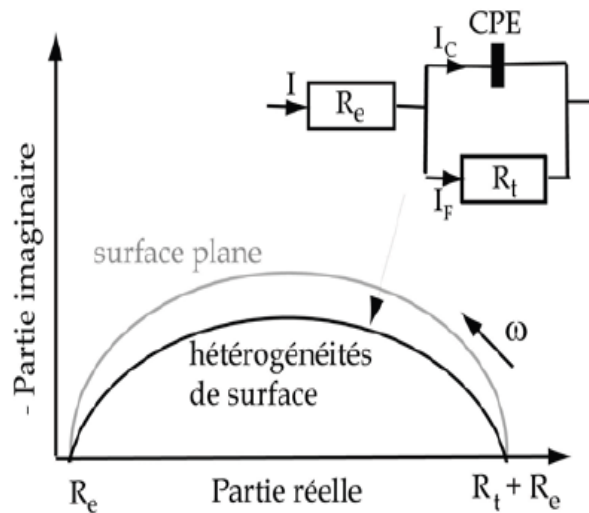


**Fig III.8 :** Représentation, dans le plan de Nyquist, de l'impédance électrochimique, dans le cas d'un processus de transfert de charge et circuit électrique équivalent [50].

La résistance  $R_e$  du circuit de Randles correspond à la résistance de l'électrolyte de conductivité finie. Sur le diagramme de Nyquist, lorsque la fréquence tend vers l'infini ( $\omega \rightarrow \infty$ ), la valeur de l'impédance totale du système correspond uniquement à la résistance de l'électrolyte. Le phénomène de charge de l'interface électrode/solution provoque l'apparition d'un courant capacitif (représenté par la capacité notée  $C_d$ ). La résistance de transfert de charges  $R_t$  est, quant à elle, traversée par le courant faradique.

- **Hétérogénéités de surface**

Dans certains cas, la modélisation, par un circuit électrique équivalent, de la boucle capacitive en hautes fréquences est difficile à cause de la présence d'hétérogénéités à la surface de l'électrode [50]. Les sites de réaction ne sont alors pas uniformément distribués et le demi-cercle représentant la résistance de transfert de charges et la capacité de la double couche dans le plan de Nyquist est aplati (Fig III.9). La modélisation du comportement de la double couche par une capacité devient imparfaite. Il convient alors d'ajouter à cette capacité une constante de temps, nommée élément de phase constante (CPE), qui est représentée par la valeur  $\alpha$ . Si  $\alpha$  est proche de 0, la CPE représente une résistance, si elle est proche de -1, le comportement est celui d'une inductance et enfin pour  $\alpha = 0,5$ , le résultat est équivalent à l'impédance de diffusion de Warburg [50].

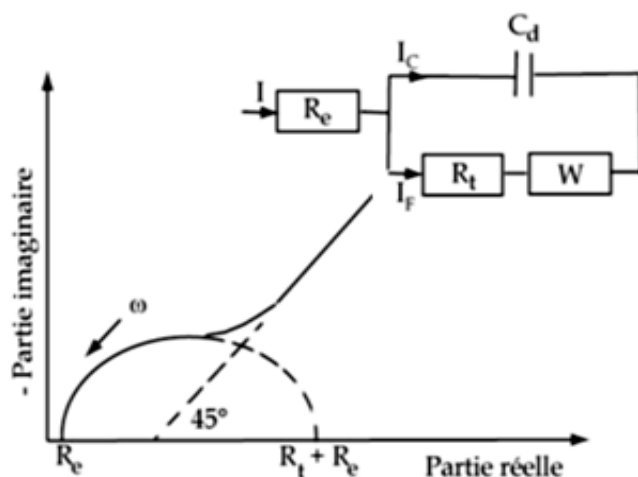


**Fig III.9 :** Représentation, dans le plan de Nyquist, de l'impédance électrochimique d'une électrode de surface hétérogène et circuit électrique équivalent [50].

- **Diffusion dans une couche d'épaisseur infinie**

Lorsque le transport de matière à l'intérieur d'une couche d'épaisseur infinie limite l'oxydation de l'alliage, l'impédance, dans le plan de Nyquist, est représentée par une boucle capacitive, liée au transfert de charge, pour les hautes fréquences et par une droite formant un angle de  $45^\circ$  avec l'axe des abscisses pour les basses fréquences (Fig III.10). Celle-ci correspond à la diffusion des espèces à travers la couche d'épaisseur infinie (à travers l'électrolyte immobile par exemple) [51].

Le schéma électrique de l'impédance totale correspond à une capacité (celle de la double couche,  $C_d$ ) en parallèle avec l'impédance de diffusion,  $W$ , montée en série avec la résistance de transfert de charge,  $R_t$ .

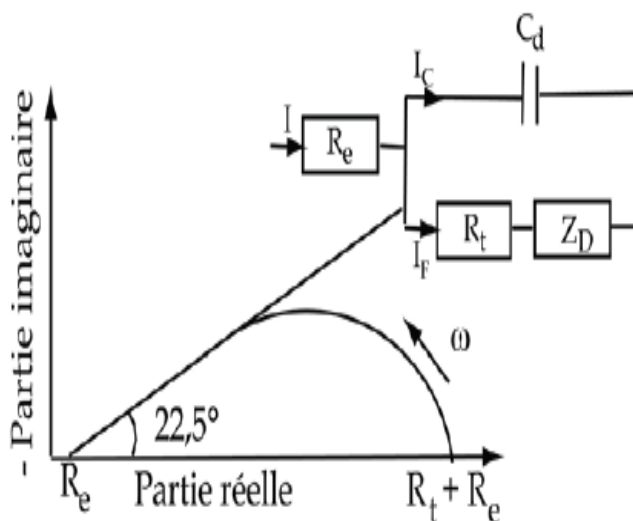


**Fig III.10 :** Représentation, dans le plan de Nyquist, de l'impédance électrochimique, dans le cas où la diffusion à travers une couche infinie est le processus limitant la corrosion et circuit électrique équivalent [50].

- **Electrode poreuse**

Lorsque la couche formée à l'interface métal/électrolyte est poreuse, la diffusion à travers cette dernière peut être le processus limitant. Dans ce cas, le diagramme d'impédance représenté dans le plan de Nyquist présente une droite de diffusion en hautes fréquences, qui forme un angle de  $22,5^\circ$  avec l'axe des abscisses (Fig III.11).

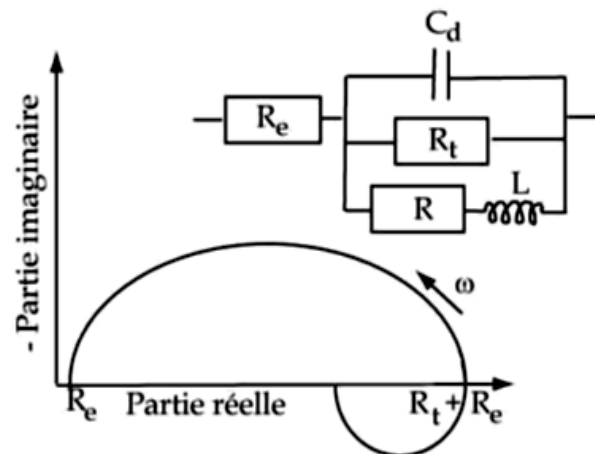
L'impédance de Warburg,  $W$ , est alors remplacée dans le circuit électrique équivalent, par l'impédance de diffusion à travers des pores macroscopiques, notée  $Z_D$  [52].



**Fig III.11 :** Représentation, dans le plan de Nyquist, de l'impédance électrochimique d'une électrode poreuse et circuit électrique équivalent [50].

- **Etape d'adsorption**

Dans les processus de corrosion, une étape intermédiaire d'adsorption d'une espèce peut avoir lieu à l'électrode. Celle-ci se manifeste sur le diagramme d'impédance, représenté dans le plan de Nyquist, par une boucle inductive (Fig III.12) [50]. Elle est modélisée par une résistance  $R$  et une inductance  $L$  en parallèle avec le circuit de Randles.



*Fig III.12 : Représentation, dans le plan de Nyquist, de l'impédance électrochimique, d'une espèce adsorbée à la surface d'une électrode et schéma électrique équivalent [50].*

Les processus lents, par exemple la diffusion, sont représentés en basses fréquences. Ainsi, une boucle inductive présente en basses fréquences signifie que le processus d'adsorption est limité par la diffusion.

### III.3. Conditions expérimentales

#### III.3.1. Matériaux utilisés

Les matériaux utilisés dans cette étude sont:

- Un acier inoxydable de type austénitique AISI 304L.
- Un acier au carbone FeE500 utilisé classiquement en génie civile.

##### III.3.1.1. Composition chimique et caractéristiques mécaniques

###### A- Acier inoxydable AISI 304L

La composition chimique ainsi que les caractéristiques mécaniques de l'acier inoxydable AISI 304L sont résumés dans les tableaux ci-après :

**Tableau III.1 :** Composition chimique de l'acier inoxydable AISI 304L [12].

Elément	C	Cr	Ni	Si	Mn	P	S	Fe
Composition %	0,02	17-19	9-11	1	2	0,04	0,03	reste

**Tableau III-2 :** Caractéristiques mécaniques de l'acier inoxydable AISI 304L [12].

Résistance à la traction (MPa)	Limite élastique (MPa)	Allongement (%)	Dureté Rockwell
500-670	200-220	48	79

### B- L'acier au carbone

L'acier Fe E500 utilisé dans le cadre de notre travail est un acier doux coupé des barres d'armatures à haute adhérence de 12 mm de diamètre et d'une limite élastique de 500 MPa utilisées classiquement en génie civil, ces aciers ne sont pas définis par rapport à leurs caractéristiques chimiques mais par rapport à leurs caractéristiques mécaniques. Ces armatures sont désignées HA12, Fe E500. La composition chimique et les caractéristiques mécaniques de cette nuance d'acier sont présentées au tableau III.3 et III.4 :

**Tableau III.3 :** Composition chimique de l'acier d'armature Fe E500 utilisé.

Elément	Cu	Si	Mn	Mo	Fe
Composition %	0,37	0,23	0,36	0,2	reste

**Tableau III. 4 :** Caractéristiques mécaniques de l'acier d'armature Fe E500 utilisé.

Barres à haute adhérence (HA)	Limite d'élasticité (MPa)	Contrainte à rupture (MPa)	Allongement à la rupture (%)
Nuance Fe E	500	550	12,0

### III.3.1.2. Préparation des électrodes de travail

- **Enrobage des échantillons**

Afin de réaliser nos essais, nous avons confectionné des électrodes de travail, ces dernières sont préparées à partir de nos échantillons (Fig III.13).

Les échantillons sont reliés à un fil en cuivre enfoncé dans un tube en verre et enrobés à froid dans une résine inattaquable par les solutions étudiées qui permet de délimiter une section circulaire libre et qui évite toute infiltration d'électrolyte.

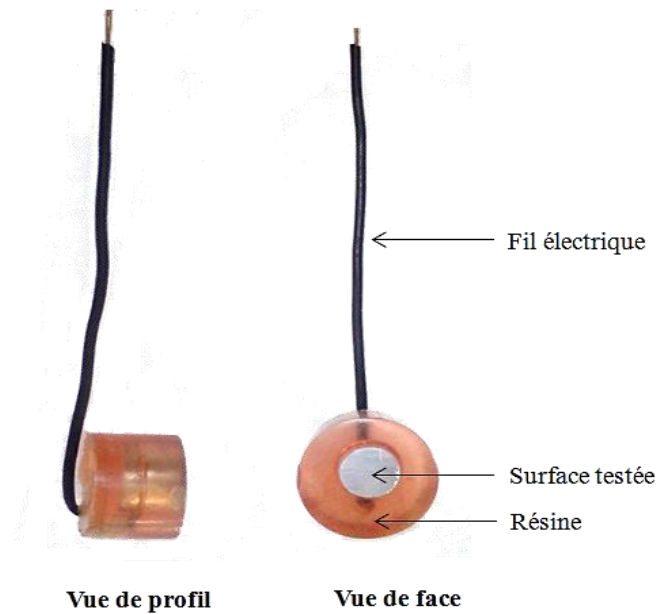
Lors de ce travail de recherche, nous avons utilisé des échantillons de :

- 1,12 cm<sup>2</sup> de surface pour l'acier inoxydable AISI 304L ;
- 0,94 cm<sup>2</sup> de surface pour l'acier au carbone.

- **Préparation de la surface à étudier**

Afin d'obtenir des résultats fiables et reproductibles, la surface à étudier subit, avant chaque essai, un prétraitement, qui consiste à :

- Un polissage mécanique à l'aide de disques abrasifs en carbure de silicium à différentes granulométries (100, 150, 320, 600, 800, 1000, 1200, 1500 et 2000). C'est une opération qui consiste à rendre la surface lisse et brillante en supprimant les fissures, les aspérités et toutes les impuretés (produits de corrosion).
- Rinçage à l'eau distillée pour nettoyer la surface après l'abrasion mécanique.
- Rinçage à l'acétone : c'est un dégraissage chimique qui élimine les corps indésirables.
- Rinçage à l'eau distillée pour éliminer les traces d'acétone.
- Séchage à l'air chaud pour éviter toute sorte de réaction entre l'eau distillée et la surface de l'échantillon avant les mesures.



*Fig III.13 : Electrode de travail (acier inoxydable AISI 304L et acier au carbone).*

### III.3.2. Milieu d'étude

La caractérisation du comportement à la corrosion de structure en béton armé est conditionnée par le vieillissement physique et/ou chimique de l'enrobage. Afin d'éviter cette étape de conditionnement de l'enrobage de béton, de nombreux auteurs ont choisi de travailler en solution simulant la solution interstitielle du matériau cimentaire [40,53,54,55,56,57].

La bibliographie présentée dans le chapitre II a montré que la corrosion des armatures dans le béton est principalement engendrée par l'action des ions chlorures ou de dioxyde de carbone présents, simultanément ou non, dans le béton. Un milieu corrosif pour les armatures pourra être représenté par un milieu simulant un béton sain contaminé ou non par les ions chlorures et un béton carbonaté contaminé ou non par les ions chlorure.

Différents solutions sont utilisées dans la littérature pour reproduire les caractéristiques chimiques d'un béton sain ou carbonaté de façon simplifiée :

- Solution alcaline pour le béton sain : NaOH. [53, 54, 55]
- Solution à base de carbonate pour le béton carbonaté : hydrogénocarbonate de sodium  $\text{NaHCO}_3$  et carbonate de sodium  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  [56, 57]

Pour simuler la phase aqueuse d'un béton pollué par des chlorures, nous avons introduit dans chacune des solutions utilisées les chlorures sous forme de NaCl [54, 55, 57].

De très nombreux tests accélérés de résistance à la corrosion ont été réalisés dans notre laboratoire dans des milieux chimiques synthétiques, alcalins, carbonatés et chlorurés, c'est pourquoi le comportement des aciers (acier au carbone et acier inoxydable) vis-à-vis de la corrosion a été étudiée dans des solutions synthétiques similaires à la solution interstitielle d'un béton à pH 13 (béton sain) et à pH 9 (béton carbonaté) aux quelles sont ajoutées différents concentrations d'ions chlorures provenant de NaCl soit :

- 1% de NaCl : Concentration faible ;
- 3% de NaCl : Correspondant à la salinité de l'eau de mer ;
- 10% de NaCl : Pour simuler des milieux très agressifs.

*Tableau III.5 : Composition chimique des solutions utilisées pour représenter la solution interstitielle du béton.*

pH	Béton sain (SIBS à pH=13)	Béton carbonaté (SIBC à pH=9)
NaOH	0,1 M	
NaHCO <sub>3</sub>		0,3 M
Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>		0,1 M

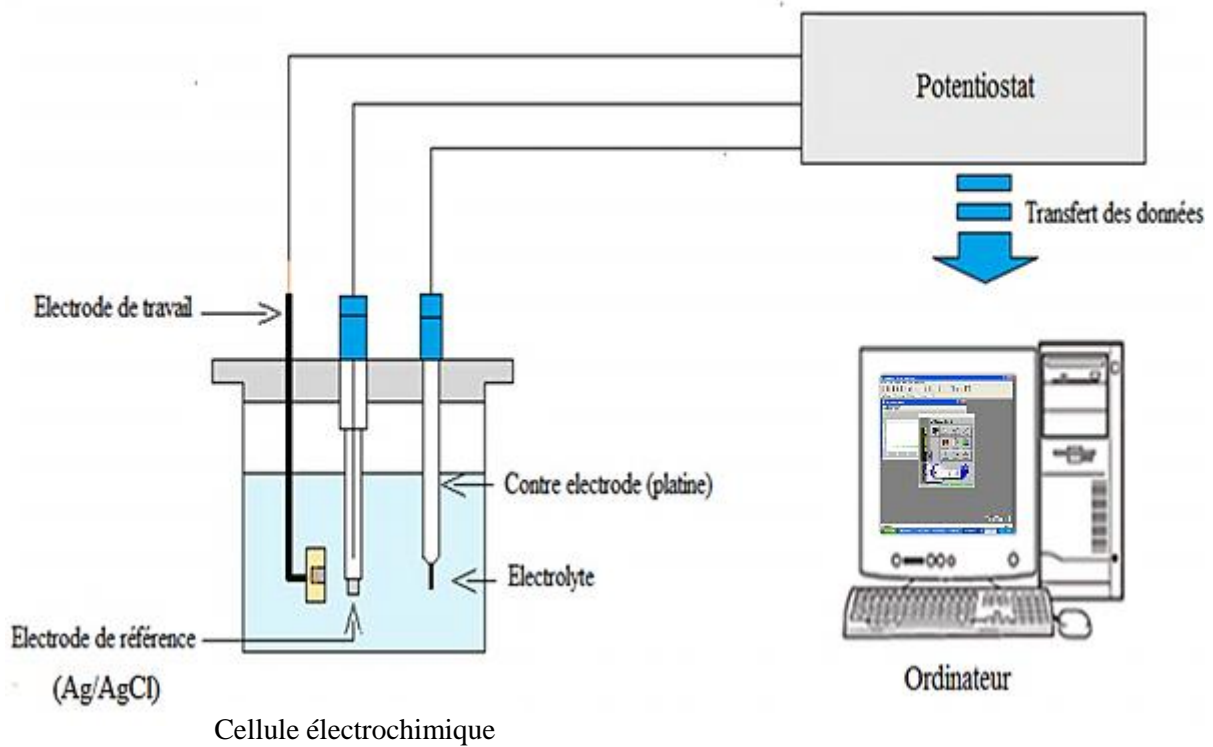
### II.3.3. Montage expérimental

Le dispositif expérimental utilisé pour les essais électrochimiques est constitué :

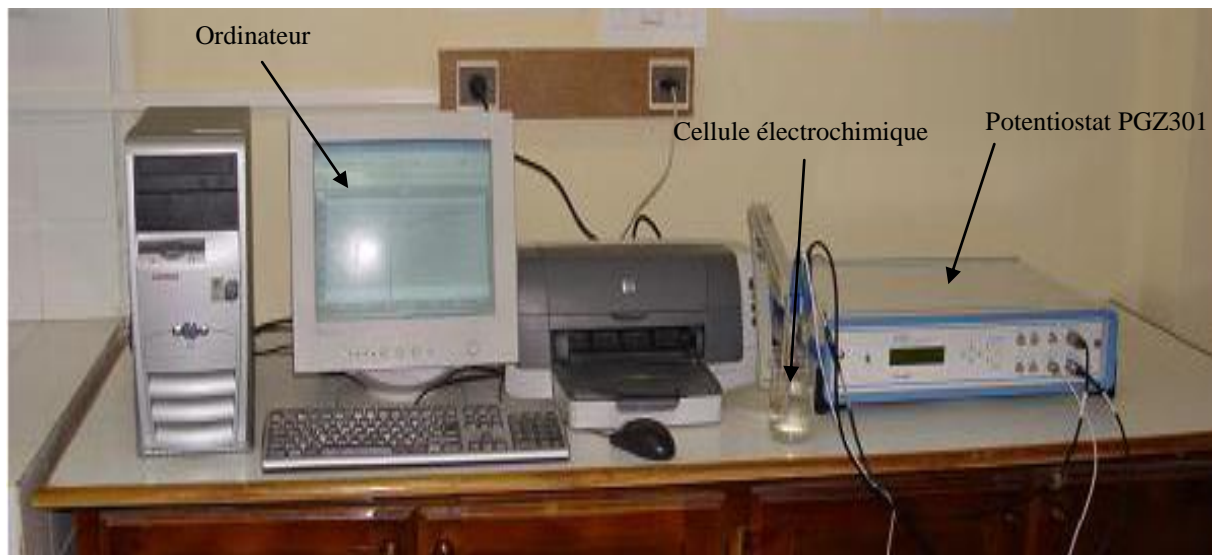
- Une cellule électrochimique cylindrique est surmontée d'un couvercle qui permet d'adapter :
  - Electrode de travail (échantillon élaboré).
  - Electrode de référence au (Ag/AgCl) saturé en KCl : permet de mesurer la tension de l'électrode étudiée. Le potentiel standard de cette électrode, à 25°C, par rapport à l'électrode normale à hydrogène est de 199 mV.
  - Contre électrode en platine (permet de déterminer le courant traversant l'électrode de travail lors de tracés potentiodynamiques).
- Un potentiostat- galvanostat de type :

- **PGP 201** pour le montage potentiodynamique qui permet d'imposer les potentiels à l'électrode de travail en fournissant un courant entre la surface à étudier et la contre électrode.
  - **PGZ301** pour le montage impédancemétrique.
- Un micro-ordinateur muni d'un logiciel Volta Master 4 qui asservit le potentiostat et permet l'enregistrement des courbes de polarisation et des diagrammes d'impédance.

Les figures III.14 et III.15 illustrent ce montage expérimental :



*Fig III.14 : Schéma du montage pour les essais électrochimiques.*



*Fig III.15 : Montage électrochimique.*

### III.3.4. Conditions d'essai

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

- La vitesse de balayage du potentiel : le choix de la vitesse de balayage en potentiel est important. Pour nos essais, nous avons choisi la vitesse de 30 mV/min.
- Le polissage avec un papier abrasif après chaque essai pour l'acier au carbone et l'acier inoxydable et le rinçage avec l'eau distillée et à l'acétone avant chaque essai.
- Les solutions utilisées sont normalement aérée et la température des essais est celle du milieu ambiant.
- Les solutions synthétiques similaires à la solution interstitielle d'un béton sain sont utilisées immédiatement après préparation afin d'éviter le phénomène de carbonatation.
- Le pH des solutions est vérifié avant chaque expérience par un pH-mètre.
- Tous les essais sont répétés au moins trois fois.

Chapitre IV



**Identification du comportement de  
l'acier FeE500 dans les solutions  
interstitielles du béton simulées**



Ce chapitre présente les résultats obtenus à partir des essais de corrosion effectués sur l'acier au carbone Fe E500 dans les solutions synthétiques simulant les différents états du béton.

Notre recherche a été orientée sur l'étude du comportement à la corrosion de l'acier dans des solutions synthétiques simulant :

- La solution interstitielle du béton sain SIBS (pH=13) +X% NaCl (X=0, 1, 3 et 10%)
- La solution interstitielle du béton carbonaté SIBC (pH=9) + X% NaCl (X=0, 1, 3 et 10%) (béton dégradé en milieu très sévère).

L'étude a été réalisée par :

- Les méthodes électrochimiques stationnaires :
  - Potentiel libre  $E=f(t)$  ;
  - Courbe de polarisation potentiodynamique  $i=f(E)$ .
- Méthode électrochimique transitoire :
  - Impédancemétrie.

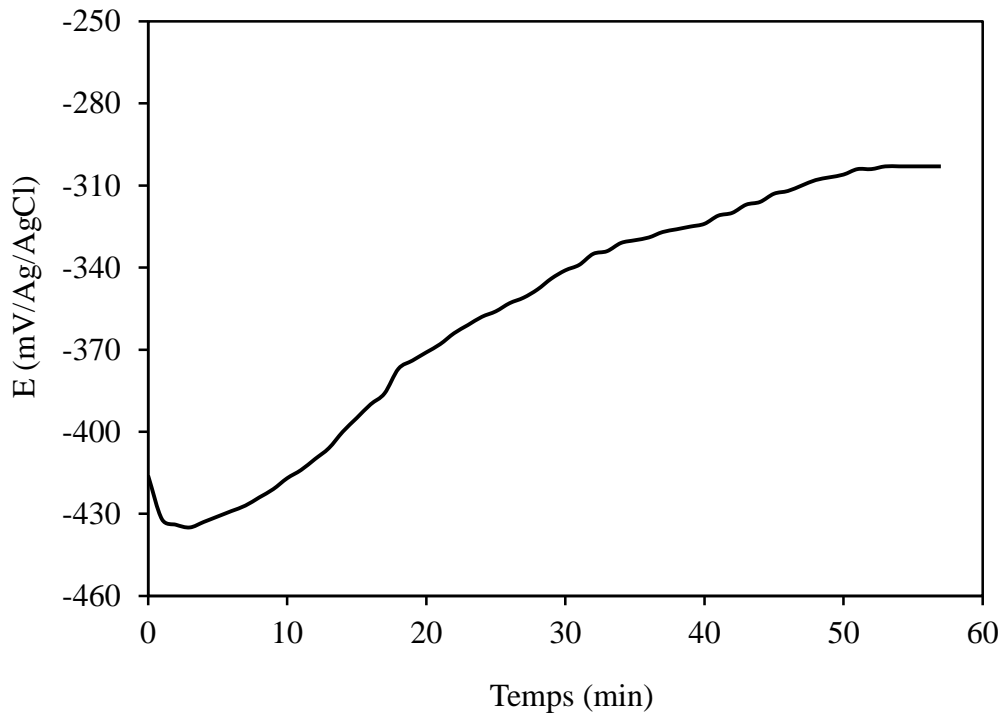
## IV.1. Comportement de l'acier FeE500 dans la solution synthétique SIBS (pH=13)

### IV.1.1. Evolution du potentiel d'abandon

Afin de voir l'évolution globale du potentiel d'abandon en fonction du temps, nous avons effectué une série de mesures qui consiste à immerger l'échantillon dans une solution normalement aérée de NaOH (pH=13) à la température ambiante.

A l'aide d'un potentiostat et un chronomètre, nous avons relevé après chaque minute les valeurs du potentiel, résultant des réactions qui se déroulent à l'interface métal/solution et cela jusqu'à la quasi stabilité.

Les résultats enregistrés sont représentés sur la figure IV.1.



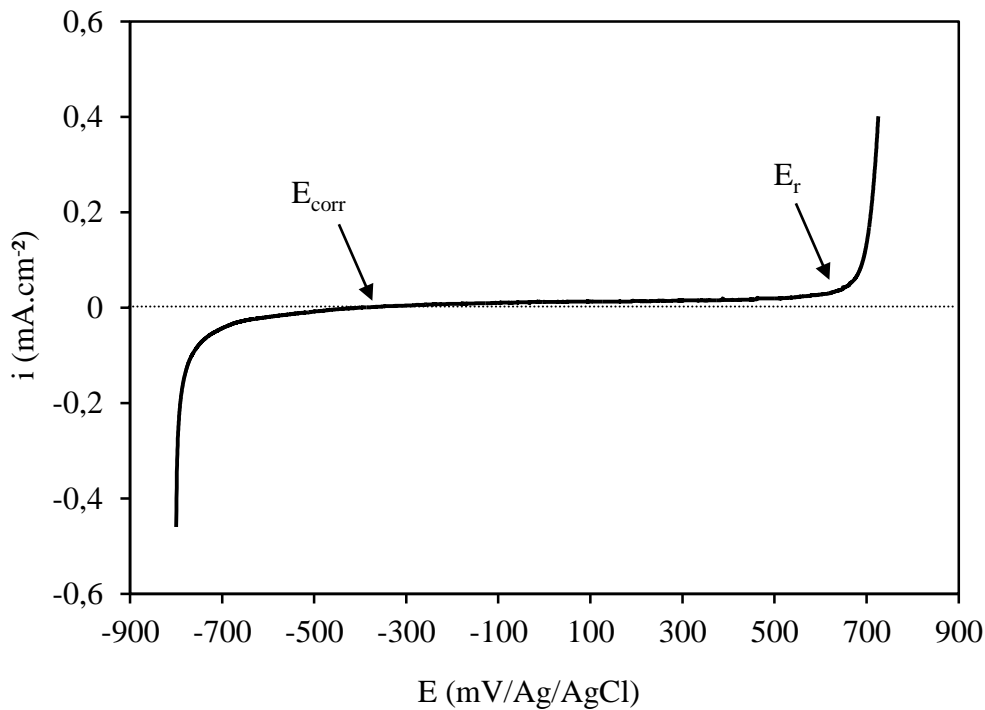
**Fig IV.1 :** Evolution du potentiel d'abandon de l'acier Fe E500 dans la solution SIBS (pH=13).

A pH=13, le suivi de potentiel libre montre trois zones temporelles caractéristiques : une baisse de potentiel pendant 4 minutes, puis une augmentation rapide avant d'atteindre des valeurs quasi-stationnaires.

La stabilité est atteinte après 56 minutes d'immersion, Nous notons une valeur de -303 mV/Ag/AgCl. L'évolution du potentiel vers des valeurs plus nobles traduit l'attaque de la surface métallique avec formation d'une couche protectrice.

#### **IV.1.2. Courbe de polarisation potentiodynamique**

La courbe de polarisation  $i=f(E)$  a été tracée dans le milieu SIBS (pH=13) après la stabilité du potentiel d'abandon dans un domaine de balayage compris entre (-800 et +800 mV/Ag/AgCl) avec une vitesse de balayage de 0,5 mV/S (Fig IV.2).



**Fig IV.2 :** Courbe de polarisation de l'acier Fe E500 dans la solution SIBS (pH=13).

La courbe de polarisation  $i$ - $E$  possède deux points particuliers à savoir : le potentiel de corrosion  $E_{\text{corr}}$  et le potentiel de rupture  $E_r$ .

La courbe de polarisation  $i$ - $E$  du substrat tracée dans le milieu SIBS (pH=13) permet de distinguer deux domaines électrochimiques différents :

- **Le domaine cathodique**

La partie cathodique s'étend du potentiel de départ -800 mV/Ag/AgCl jusqu'au potentiel de corrosion. La courbe présente un plateau relativement bien défini caractéristique de la réduction de l'oxygène dissous en solution à la surface de l'électrode de travail. La réaction électrochimique mise en jeu dans un milieu peu acide, neutre ou basique aéré est la suivante [58] :



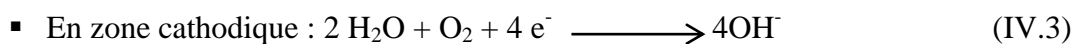
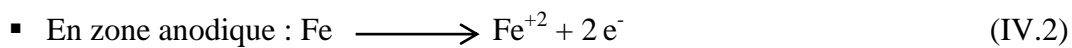
- **Le domaine anodique**

La branche anodique de la courbe de polarisation (Fig IV.2) qui constitue la région de dissolution de l'acier, permet de distinguer deux domaines de comportement différent :

- Une large zone de passivité comprise entre  $E_{\text{corr}} = -317,1 \text{ mV/Ag/AgCl}$  et  $E_r = +634 \text{ mV/Ag/AgCl}$  qui témoigne de l'existence d'un film protecteur, équivalent à une densité de courant quasiment nulle.
- Un domaine de rupture de la passivité qui s'étend du potentiel de rupture  $+634 \text{ mV/Ag/AgCl}$  jusqu'au potentiel final de  $+711,8 \text{ mV/Ag/AgCl}$ , correspondant à une augmentation brusque de la densité de courant suite à la détérioration du film.

Sur la base de ces résultats, on peut expliquer les phénomènes de dissolution de cet acier comme suit :

En absence de chlorures, la corrosion des armatures comporte schématiquement deux étapes, lors d'un premier stade, se déroulent simultanément deux réactions :



Lors de la deuxième étape du processus de corrosion, l'ion métallique ( $\text{Fe}^{+2}$ ) dissout réagit avec les hydroxydes pour former un précipité qui recouvre l'acier suivant la réaction :



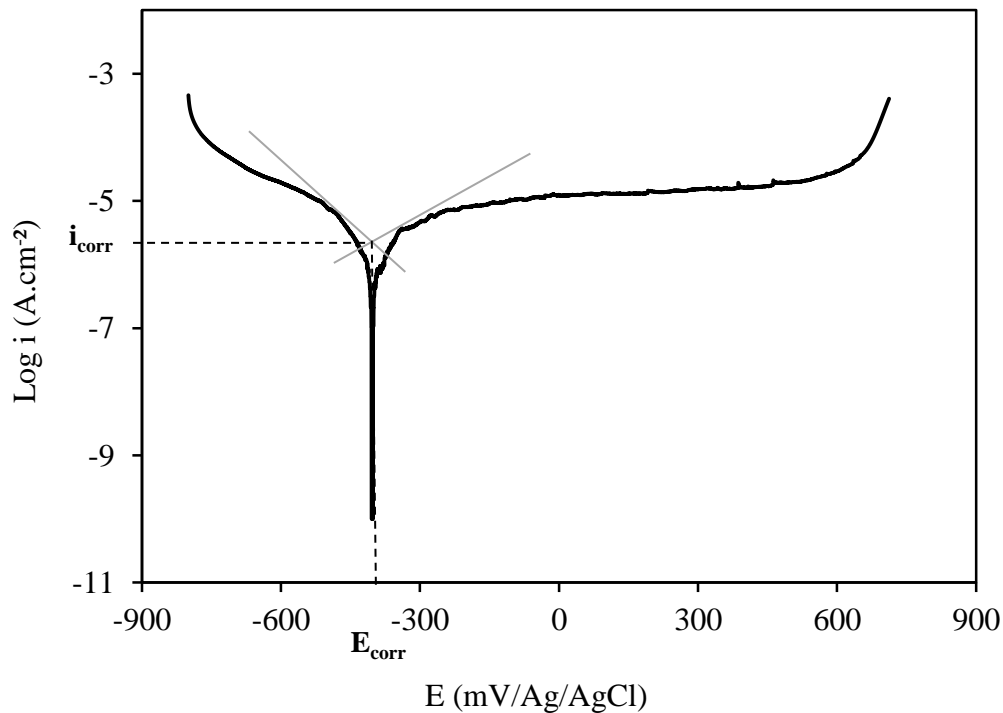
La nature du film passif formé sur la surface de l'acier dans une solution alcaline, comme celle trouvée dans le béton est attribué à la présence de la magnétite  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  et/ou l'hématite  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  [23, 53] ou à la présence de lépidocrocite  $\gamma\text{-FeOOH}$  [59].

En milieu alcalin, la présence des ions  $\text{OH}^-$  génère une formation des oxydes et des hydroxydes de fer plus ou moins stables sur la surface métallique [22, 60, 61]. Ainsi il est utile de dire que l'alcalinité du béton protège l'acier, chose confirmée par nos résultats : bonne passivité observée (Fig IV.2).

#### • Détermination des paramètres électrochimiques

Le tracé des courbes de Tafel (Fig IV.3) nous a permis la détermination des paramètres électrochimiques à savoir, le potentiel de corrosion  $E_{\text{corr}}$  et la densité de courant de corrosion  $i_{\text{corr}}$ .

Les caractéristiques électrochimiques, déduites de ces courbes de polarisation par les tracés des droites de Tafel sont regroupées dans le Tableau IV.1.



**Fig IV.3 :** Courbe de polarisation  $\log i=f(E)$  de l'acier Fe E500 dans la solution SIBS ( $pH=13$ ).

**Tableau IV.1 :** Valeurs des grandeurs électrochimiques de l'acier Fe E500 dans la solution SIBS ( $pH=13$ ).

Milieu	$E_{\text{corr}}$ (mV/Ag/AgCl)	$i_{\text{corr}}$ ( $\mu\text{A}\cdot\text{cm}^{-2}$ )
SIBS ( $pH=13$ )	-317,1	0.0709

L'acier immergé dans une solution SIBS présente une densité de courant de corrosion très faible ( $0,0709 \mu\text{A}\cdot\text{cm}^{-2}$ ) soit par conséquent une faible vitesse de corrosion due à une passivation de l'acier liée à une faible solubilité des oxydes ; une couche dense et fine protectrice se forme à l'interface métal/ solution alcaline [23,53].

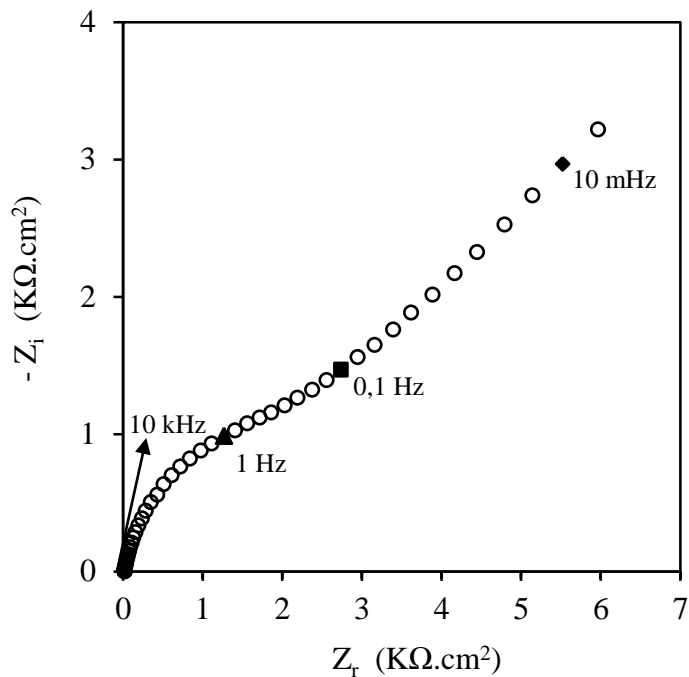
#### IV.1.3. Tracé de diagramme d'impédance électrochimique

L'étude du mécanisme des processus électrochimiques de corrosion de l'acier Fe E500 dans la solution SIBS a été réalisée par des mesures d'impédance électrochimique au potentiel libre de corrosion. Le diagramme d'impédance enregistrée est représenté sur la figure IV.4.

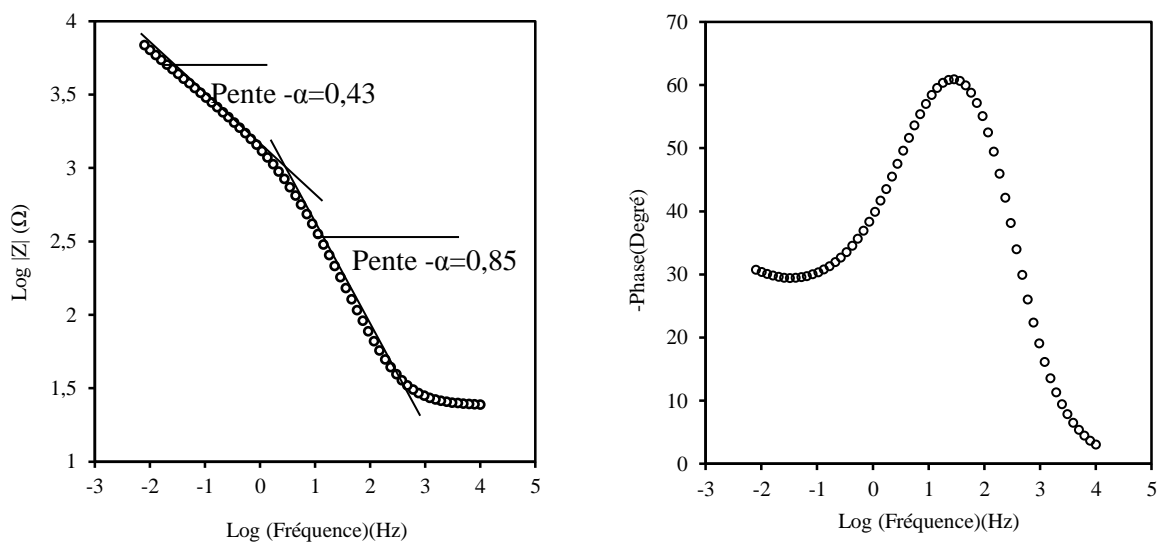
Les paramètres d'acquisition ont été fixés aux valeurs indiquées ci-dessous :

- Gamme de fréquence analysée : de 10 kHz à 8 mHz ;
- Durée d'attente pour la stabilité du potentiel de corrosion libre : 1h ;
- Nombre de points par décade : 10.

Les valeurs numériques des paramètres du circuit équivalent sont évaluées à l'aide du logiciel EC-Lab (V10.32, 2013) en faisant correspondre les points expérimentaux à la courbe théorique.



(a)



(b)

**Fig IV.4 :** Représentation de diagramme d'impédance en mode a) Nyquist b) Bode de l'acier Fe E500 dans SIBS (pH=13).

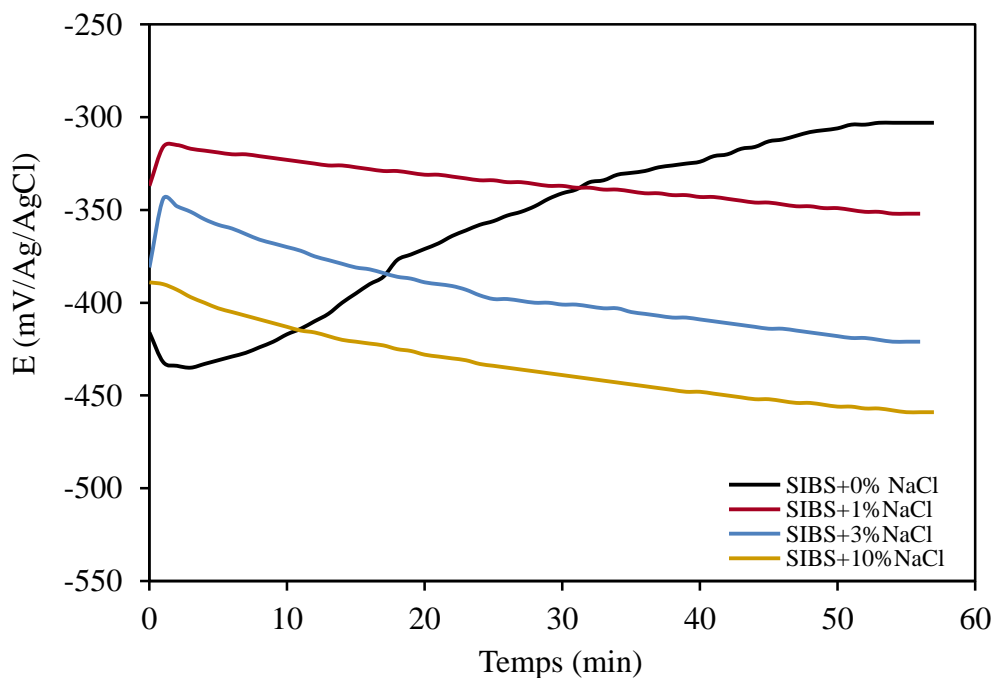
Pour l'acier au carbone Fe E500, Le diagramme d'impédance électrochimique regroupé sur la figure IV.4 montre deux boucles capacitives. La première boucle capacitive dans le domaine des hautes fréquences (HF) est caractéristique d'un phénomène de transfert de charge à l'interface métal/solution. Une deuxième boucle capacitive aux basses fréquences (BF) est liée à la formation d'une couche passive sur la surface de l'acier grâce au pH élevé de la solution interstitielle et le processus de diffusion (impédance de Warburg) contrôle les mesures à basses fréquences (la partie réelle de l'impédance évolue linéairement avec la partie imaginaire).

Le coefficient  $\alpha$ , l'opposé de la pente du courbe  $\log |Z_i|=f(\text{fréquence})$ , est compris entre 0, 43 et 0,85, La partie imaginaire de l'impédance ne se comporte donc pas comme une capacité idéale mais comme un CPE (Constant Phase Element). Autrement dit, la capacité du système présente une dispersion en fonction de la fréquence.

## IV.2. Comportement de l'acier doux FeE500 dans les solutions SIBS contaminé par les ions chlorures

### IV.2.1. Evolution du potentiel libre en fonction de la concentration de NaCl

La figure IV.5 donne les évolutions du potentiel naturel en fonction de la quantité de NaCl introduite dans la solution SIBS (pH=13) pour l'acier Fe E500.



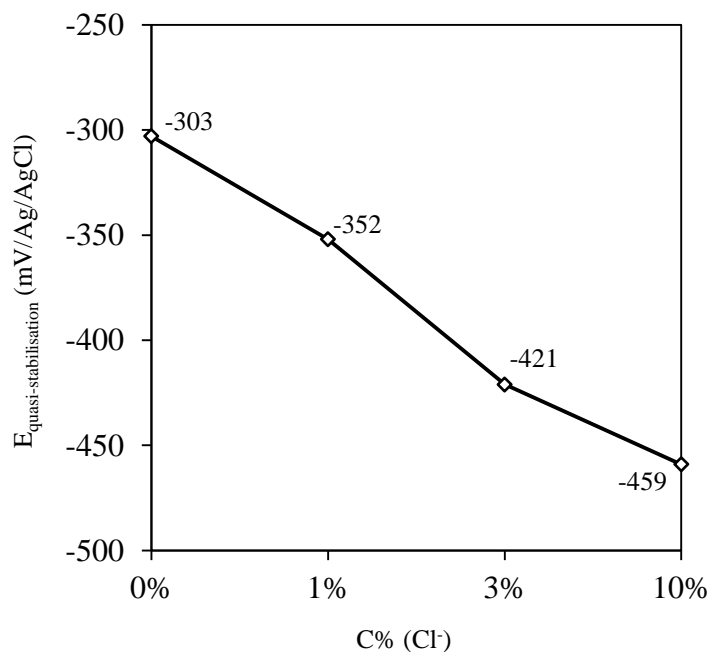
**Fig IV.5 :** Evolution du potentiel libre de l'acier Fe E500 en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS (pH=13).

Nous remarquons que l'ajout de différentes concentrations de NaCl provoque un changement de l'allure des courbes. Nous observons que, au moment où on ajoute des quantités de NaCl, l'anoblissement du potentiel n'est plus marquant.

Pour les concentrations de 1% et 3% de NaCl, nous observons un léger anoblissement du potentiel libre dans les premières minutes d'immersion, ce qui signifie que, sur la surface métallique, se forme une couche protectrice, puis le potentiel diminue, indiquant une attaque de la surface métallique. Après 54 minutes le potentiel est presque constant, montrant une quasi stabilité de l'interface surface métallique/solution simulée. En augmentant la teneur en chlorures à 10%, l'agressivité du métal est grande ce qui engendre une diminution du potentiel libre dès l'immersion de l'acier.

Par ailleurs, nous constatons que les potentiels sont nettement plus négatifs lorsque la concentration des ions chlorures augmente dans la solution simulée.

Les valeurs du potentiel libre stabilisées du subjectile en fonction de la concentration de NaCl, sont présentées dans la figure IV.6.

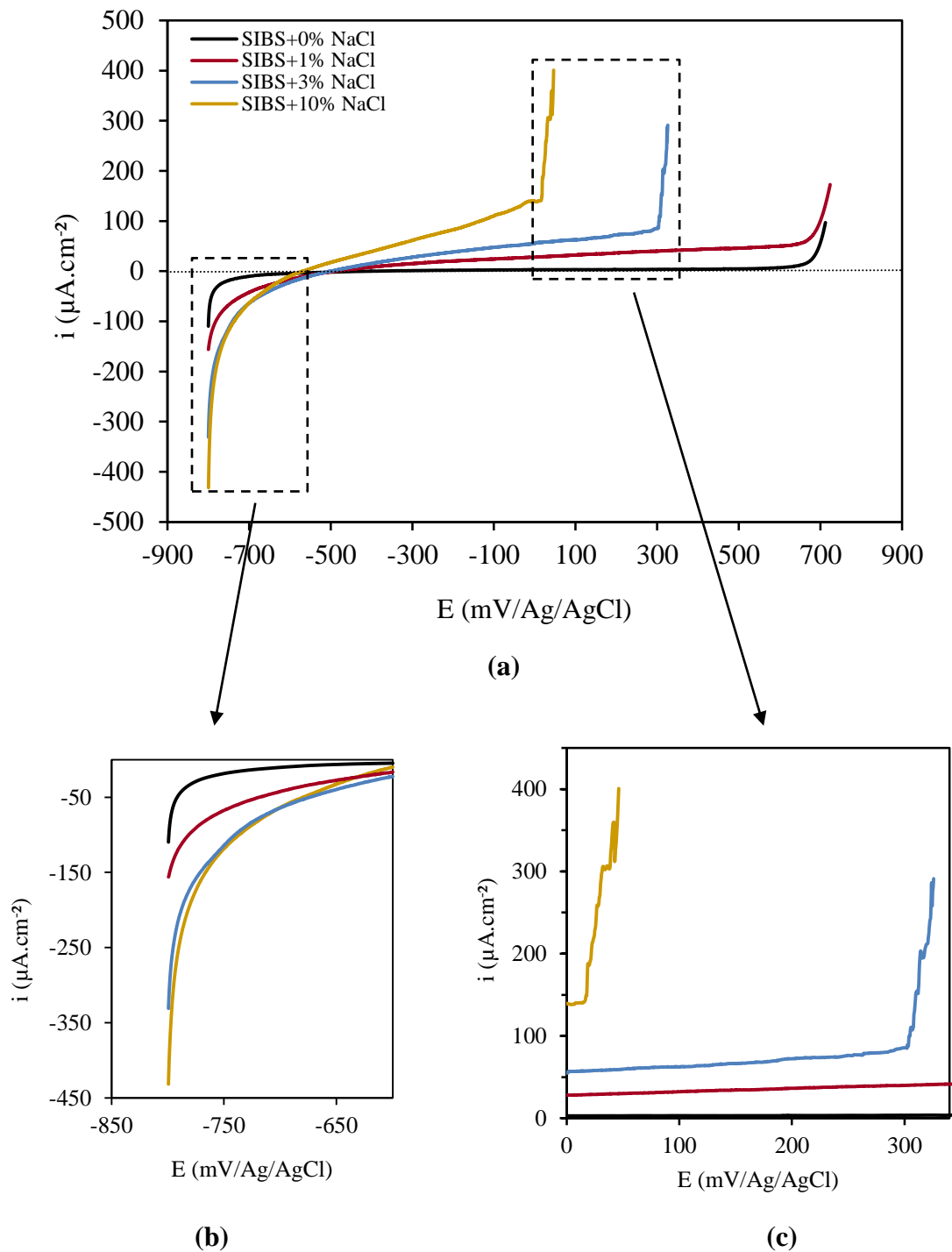


**Fig IV.6 :** Evolution du potentiel de quasi-stabilisation avec la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS (pH=13).

#### IV.2.2. Courbes de polarisation potentiodynamiques

Les figures IV.7 et IV.9 illustrent les courbes de polarisation  $i$ - $E$  et  $\log i$ - $E$  correspondantes obtenues pour l'acier Fe E500 dans la solution SIBS (pH=13) avec l'addition

de différentes concentrations massiques des ions chlorures (1, 3 et 10%) et parmi lesquelles nous avons ajouté la courbe sans chlorure à titre comparatif.



**Fig IV.7 :** Représentation de l'évolution des courbes de polarisation de l'acier Fe E500 en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS (pH=13)

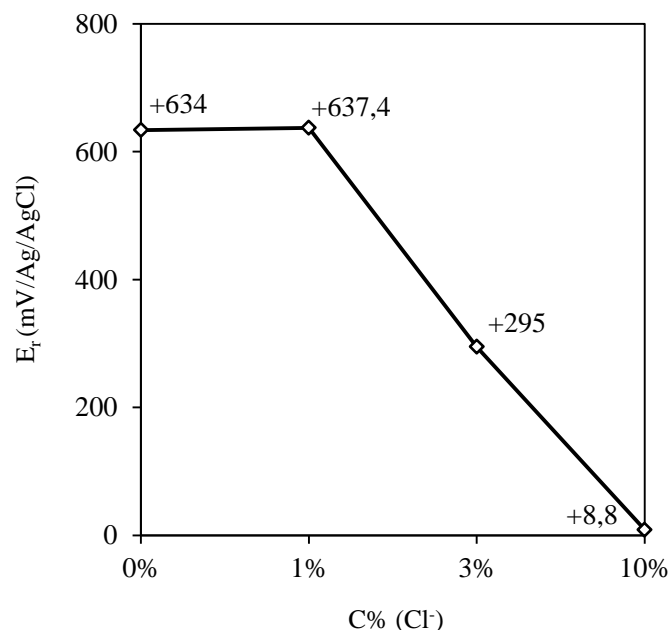
L'examen de ces courbes révèle que leur allure générale demeure pratiquement inchangée.

L'ajout de NaCl dans la solution électrolytique conduit à une diminution de la densité de courant cathodique (Fig IV.7(b)). Du côté anodique, l'effet des ions chlorure est remarquable. Nous notons toutefois, que l'ajout de 1, 3 et 10% de NaCl dans la solution simulée se traduit par une instabilité de la densité de courant anodique, ce qui est visible sur le tracé ; une augmentation de la densité de courant anodique avec l'augmentation de la concentration des ions chlorure dans la solution.

Nous pouvons noter que l'addition de 1% NaCl ne suffit pas pour rompre le film passif mais provoque une augmentation de la densité de courant anodique. Ceci peut faire penser à une tendance à la piqûration avec possibilité de repassivation, comme en témoigne la continuité du palier [62].

En présence de 3 et 10% de NaCl, l'agressivité du milieu augmente. Dans ces conditions, il apparaît une rupture du film passif, la montée de la densité de courant dans la partie anodique (Fig IV.7(c)) comporte des irrégularités due à la formation des piqûres. A une teneur de 3% des chlorures, le potentiel de rupture correspondant est de +295 mV/Ag/AgCl. En augmentant la teneur en chlorures à 10%, l'agressivité est grande ce qui engendre une diminution de potentiel de rupture à une valeur de +8,8 mV/Ag/AgCl.

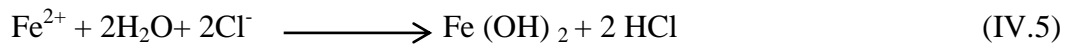
L'évolution du potentiel de rupture en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS est présentée dans la figure IV.8 :



**Fig IV.8 :** Evolution du potentiel de rupture en fonction la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS.

Sur la base de ces résultats, nous pouvons expliquer les phénomènes de dissolution de cet acier comme suit [53] :

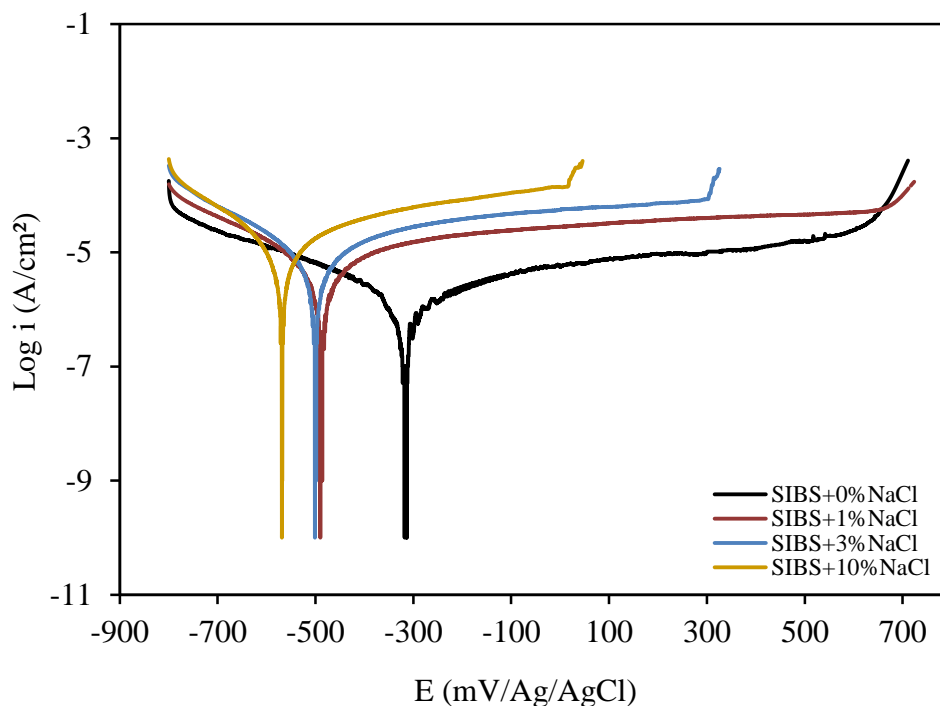
En présence des chlorures, les ions chargés positivement  $Fe^{2+}$  attirent les anions chargés négativement tels que les chlorures  $Cl^-$  au voisinage de la piqûre :



Cette réaction diminue le pH au voisinage de l'amorce de la piqûre et entraîne le mécanisme autocatalytique de propagation de la piqûre, la solution acide accélère la dissolution anodique qui, à son tour, augmente la concentration des chlorures dans la piqûre. Il se forme alors une couche insoluble de  $Fe(OH)_3$  à l'ouverture de la piqûre. Cette couche restreint la sortie des ions  $Fe^{2+}$ , mais elle permet la migration des chlorures vers l'intérieur de la piqûre, ce qui maintient ainsi une forte concentration d'acide dans la piqûre favorisant sa nature autocatalytique [12].

- **Détermination des paramètres électrochimiques**

Les courbes de polarisation de l'acier Fe E500 dans la solution synthétique avec l'addition de différentes concentrations de NaCl apparaissent dans la figure IV.9 :



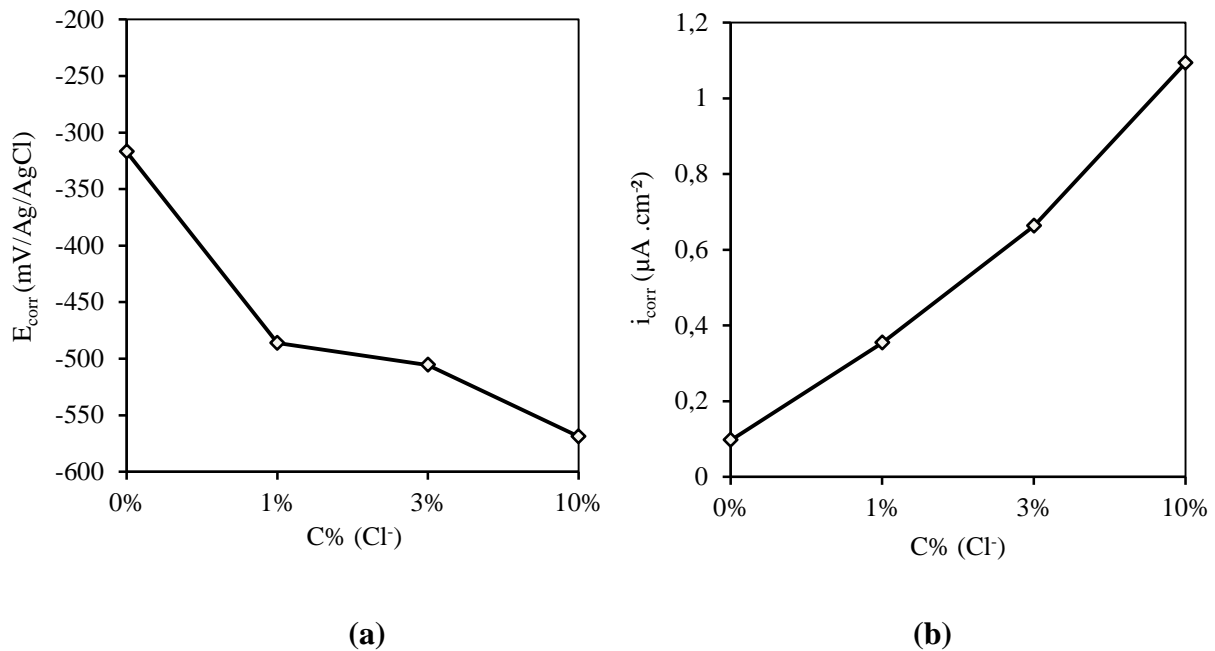
**Fig IV.9 :** Représentation des courbes de polarisation  $\log i=f(E)$  de l'acier Fe E500 en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS (pH=13)

Les courbes (Fig IV.10) et le tableau IV.2 représentent l'évolution des paramètres électrochimiques déterminé à partir des courbes de polarisation par les tracés des droites de Tafel de l'acier Fe E500 immergé dans la solution SIBS en fonction des concentrations de NaCl ajoutées.

**Tableau IV.2 :** Valeurs des grandeurs électrochimiques de l'acier Fe E500 en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS (pH=13)

Milieu	$E_{\text{corr}}$ (mV/Ag/AgCl)	$i_{\text{corr}}$ ( $\mu\text{A}\cdot\text{cm}^{-2}$ )
SIBS+0% NaCl	-317,1	0,0709
SIBS+1% NaCl	-486,9	0,3540
SIBS+3% NaCl	-505,5	0,6628
SIBS+10% NaCl	-568,9	1,0935

Les histogrammes (Fig IV.10) illustrent l'évolution des paramètres électrochimiques en fonction de la quantité de NaCl ajoutée à la solution SIBS.



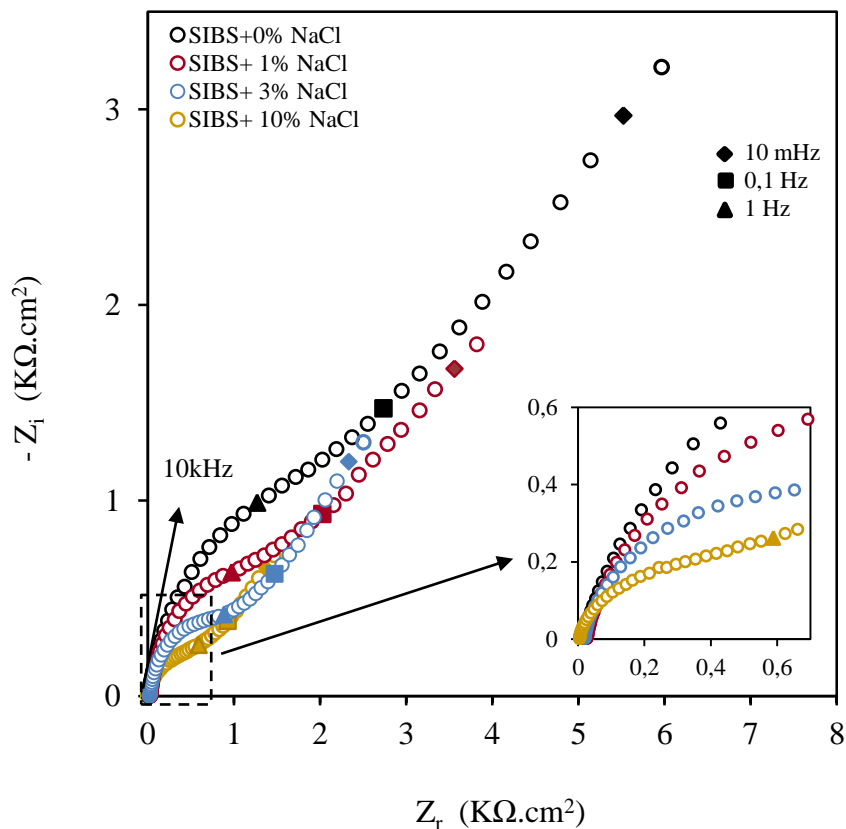
**Fig IV.10 :** Evolution a) du potentiel de corrosion b) de la densité de courant de corrosion en fonction de la quantité de NaCl introduite dans la solution SIBS.

Les courbes de polarisation présentées sur la figure IV.7 montrent la même tendance que la variation de potentiel d'abandon et mettent en évidence l'effet négatif d'ajout des ions chlorures sur le comportement à la corrosion de l'acier Fe E500 dans la solution synthétique.

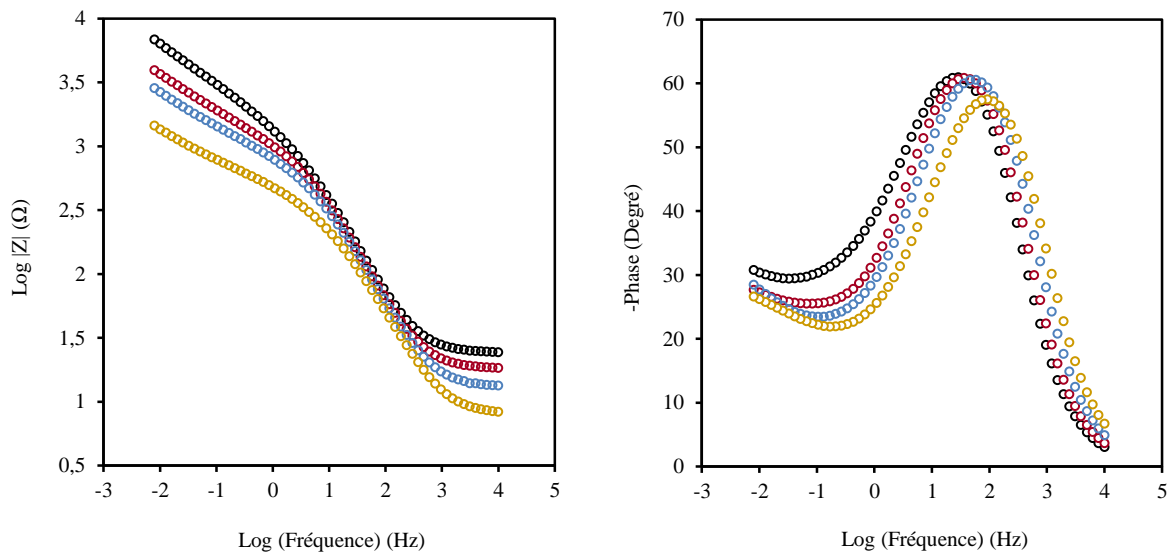
L'examen des résultats obtenus (Fig IV.10 et Tableau IV.2) montre que l'augmentation des ions chlorures dans la solution simulée provoque un déplacement du potentiel de corrosion vers des valeurs plus négatives, et l'augmentation des densités de courant de corrosion sont de plus en plus importants quand la concentration de NaCl ajoutée est plus importante.

### IV.2.3. Tracés des diagrammes d'impédance électrochimique

L'étude du mécanisme de corrosion de l'acier Fe E500 dans la solution SIBS polluée par des ions chlorures a été réalisée par des mesures d'impédance électrochimique, au potentiel d'équilibre. Les diagrammes d'impédances enregistrés (en mode Nyquist et Bode) pour des durées d'immersion de 1h sont représentés sur la figure IV.11.



(a)



(b)

**Fig IV.11 :** Représentation dans le plan de a) Nyquist b) Bode des diagrammes d'impédance électrochimique de l'acier Fe E500 en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS

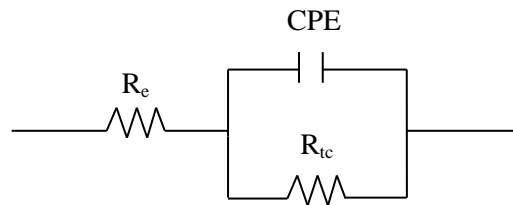
Pour l'acier au carbone Fe E500, Les diagrammes d'impédance électrochimique sont regroupés sur la figure IV.11. Ils montrent deux boucles capacitives. La première boucle capacitive dans le domaine des hautes fréquences (HF) est caractéristique d'un phénomène de transfert de charge à l'interface métal/solution. Une deuxième boucle capacitive aux basses fréquences (BF) est associée aux produits de la couche d'oxydes et le processus de diffusion (impédance de Warburg) contrôle les mesures à basses fréquences (la partie réelle de l'impédance évolue linéairement avec la partie imaginaire).

Il ressort de la figure IV.11 que la forme des diagrammes (deux demi-cercle), n'est pas modifiée par l'augmentation de la concentration de NaCl. En revanche, le diamètre du cercle diminue, au fur et à mesure que la concentration s'élève de 1 à 10%. Ce phénomène se traduit, sur le diagramme de Bode (Fig.IV.11(b)), par une diminution du module de l'impédance ( $|Z|$ ) et de l'angle de déphasage.

#### • Circuit équivalent

La réponse du système aux variations de fréquences imposées, peut être représentée par un circuit électrique équivalent qui met en jeu différentes contributions correspondant aux diverses gammes de fréquence.

Les spectres d'impédance ont été simulés à l'aide du circuit électrique équivalent représenté sur la figure IV.12 (partie HF). Ce circuit est formé de deux combinaisons d'une résistance et d'un élément dit 'constant phase element' ou CPE, utilisé pour prendre en compte le comportement non idéal de la capacité.



*Fig IV. 12 : Circuit équivalent utilisé pour la modélisation des diagrammes d'impédance (partie HF).*

L'interprétation physique des éléments dans le circuit est la suivante :

- **$R_e$**  : La résistance de la solution interstitielle simulée ;
- **CPE,  $R_{tc}$**  : La capacité et la résistance liées à la boucle à haute fréquence. Cette boucle est attribuée au transfert de charge à l'interface métal / solution.

Le paramètre Q du CPE n'a pas de sens physique. Les capacités sont calculées à partir des valeurs de Q par la formule de Brug-den Eeden [63] :

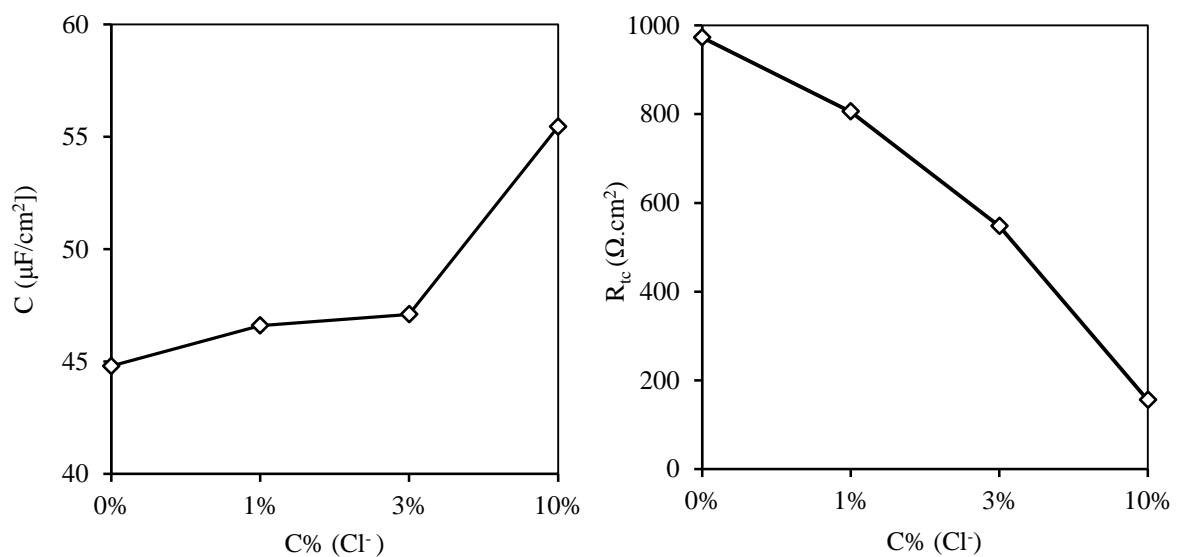
$$C = (Q \cdot R^{1-\alpha})^{1/\alpha}$$

Cette méthode permet d'obtenir une estimation de la capacité à partir des valeurs du paramètre Q et du coefficient  $\alpha$ .

Le tableau IV.3 résume les valeurs de  $R_e$ ,  $\alpha$ ,  $R_{tc}$  et C trouvées pour les quartes expériences détaillées précédemment.

**Tableau IV.3 :** Caractéristiques électriques relevées à partir des diagrammes d'impédance électrochimique (partie HF) de l'acier Fe E500 en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS.

Milieu	SIBS+0%NaCl	SIBS+1%NaCl	SIBS+3%NaCl	SIBS+10%NaCl
$R_e$ ( $\Omega.cm^2$ )	24,82	18,41	12,59	8,63
$\alpha$	0,8565	0,8474	0,8465	0,8162
$R_{tc}$ ( $\Omega.cm^2$ )	972,8	805,5	547,6	155,3
$C$ ( $\mu F.cm^{-2}$ )	44,8	46,6	47,1	55,46



**Fig IV.13 :** Evolution paramètres électriques en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS.

Le tableau IV.3 et les histogrammes (Fig IV.13) montrent :

- Une diminution de la résistance de l'électrolyte  $R_e$  a été enregistrée. Ceci indique une augmentation de la conductivité de la solution entraînée par l'augmentation des ions chlorure.
- Une augmentation de la capacité  $C$  résulte de la formation de produit d'attaque du fer au cours de la dissolution de l'acier conduisant à une augmentation de la surface réactionnelle[62], l'électrolyte (les ions chlorures) pénètre dans les piqûres et entraîne l'attaque de l'acier. Conjointement à ce phénomène, nous notons une diminution de la résistance  $R_{tc}$ .

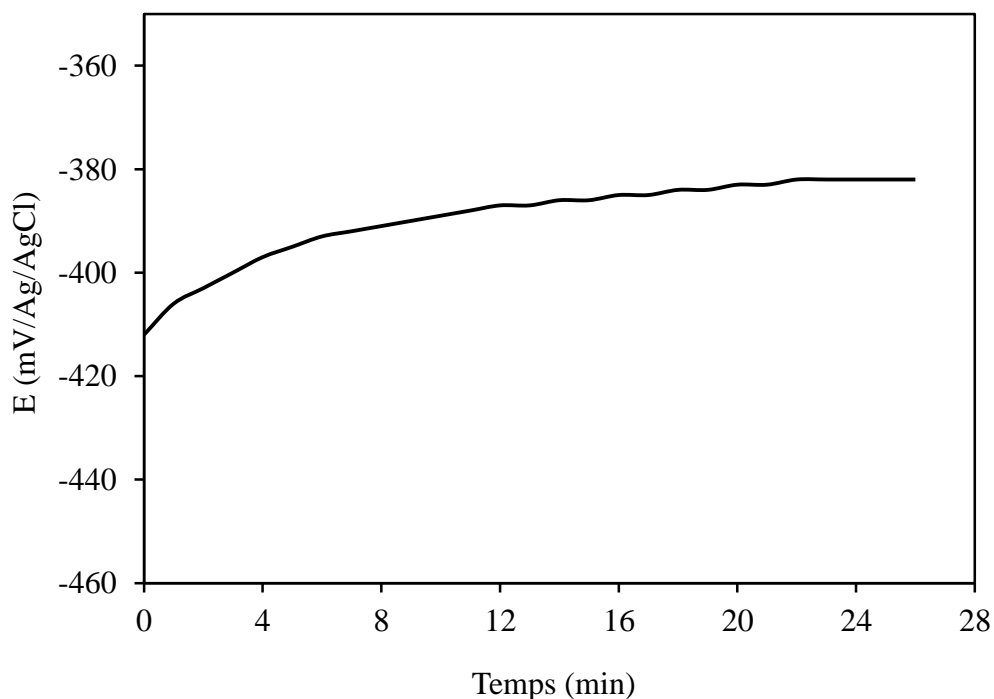
- Il est rappel que  $\alpha$  est lié au décentrage de la boucle capacitive correspondante. La valeur de  $\alpha$  dans le cas du béton sain sans chlorures ( $\alpha=0,8565$ ). L'addition de chlorures provoque une diminution de  $\alpha$  (jusqu'à  $\alpha=0.8162$ ) probablement liée à l'existence d'une couche d'oxyde perturbé à caractère peu protecteur avec piqûration possible [62].

### IV.3. Comportement de l'acier Fe E500 dans la solution synthétique SIBS (pH=9)

#### IV.3.1. Evolution du potentiel d'abandon en fonction du temps

Les relevés du potentiel libre à partir du temps d'immersion ( $t=0$ ) jusqu'à sa stabilisation sont illustrés par la figure IV.14.

Le potentiel libre de l'acier inoxydable Fe E500 est mesuré immédiatement après le polissage mécanique de la surface dans une solution à base de carbonates (SIBC) à pH 9 normalement aérée à la température ambiante.



**Fig IV.14 :** Evolution du potentiel d'abandon de l'acier Fe E500 dans la solution SIBC (pH=9).

Selon l'allure de la courbe (Fig IV.14), nous notons une légère augmentation du potentiel naturel avec le temps d'immersion pour atteindre après 26 minutes d'immersion une valeur quasi-stationnaire de l'ordre de -382 mV/ Ag/AgCl. Cet anoblissement peut être

raisonnablement attribué à la formation d'un pseudo-passif film parce qu'il ralentit considérablement la dissolution anodique sans pour autant conférer une protection aussi sûre que le film passif.

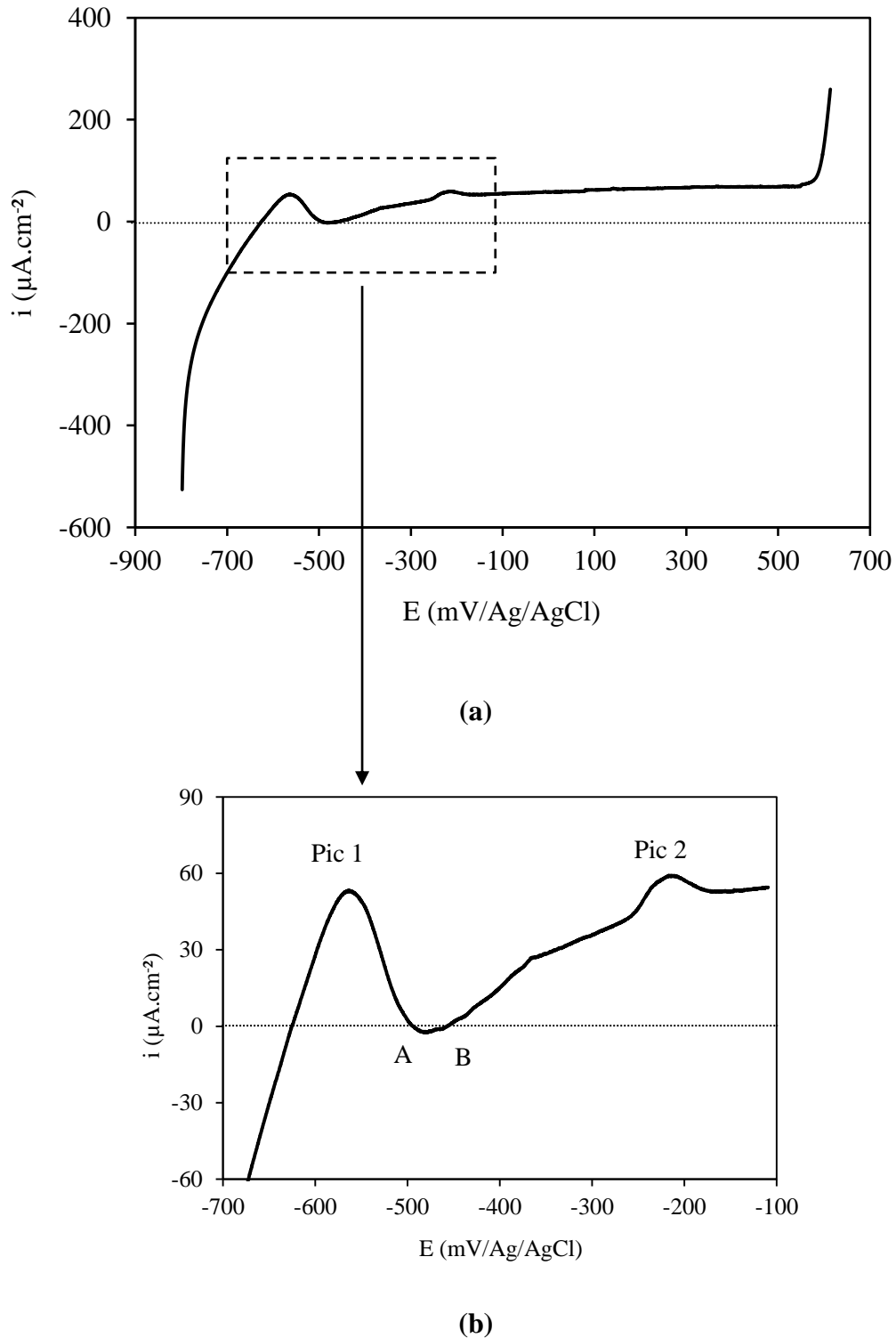
Le pseudo-passif film est constitué d'un sel de carbonate de fer (ou sidérite)  $\text{FeCO}_3$  formé à partir d'anions présents dans la solution (des ions carbonate  $\text{CO}_3^-$  et des ions bicarbonate  $\text{HCO}_3^-$ ) et de cations de métal ( $\text{Fe}^{2+}$ ) [64].

Le dépôt de sidérite (isolant électronique) est souvent qualifié de protecteur vis-à-vis de la corrosion. Cet effet protecteur serait lié à la fois au blocage partiel de la surface métallique par le dépôt et à l'inhibition du transport de matière induit par la présence de ce film [65].

### IV.3.2. Courbe de polarisation potentiocinétique

La courbe de polarisation  $i=f(E)$  a été tracée pour le milieu d'étude (solution synthétique simulant SIBC (pH=9)) après stabilité du potentiel d'abandon dans un domaine de balayage compris entre (-800 et +600 mV/Ag/AgCl) avec une vitesse de balayage de 0,5 mV/S (Fig IV.15).

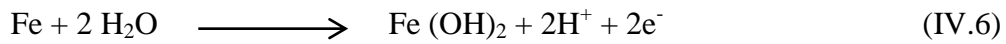
L'examen de la courbe relative à l'acier Fe E500 (Fig.IV.15(a)) dans la solution synthétique SIBC révèle la présence de deux pics anodiques (pic 1 et pic 2) (Fig IV.15(b)) et un plateau de pseudo-passivation pour les potentiels les plus élevés.



**Fig IV.15 :** Courbe de polarisation de l'acier Fe E500 dans la solution SIBC (pH=9).

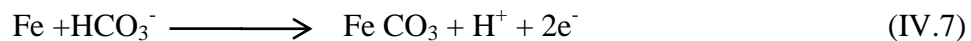
Aux premières surtensions anodiques, la densité de courant croît rapidement avec l'augmentation du potentiel jusqu'à atteindre une valeur de la densité de courant critique  $i_{\text{crit}} = 51,48 \mu\text{A}/\text{cm}^2$  à  $E = -568,1 \text{ mV}/\text{Ag}/\text{AgCl}$  (l'apparition du premier pic d'oxydation). Dans cette zone on assiste à une dissolution anodique généralisée du fer au-delà duquel le courant chute

de nouveau signifiant que la dissolution métallique est ralentie à la faveur de la formation d'un film sur l'électrode. Le premier pic est attribué par plusieurs auteurs à la formation d'un film d'hydroxyde ferreux adsorbé à la surface qui a tendance à ralentir la dissolution métallique sans pour autant passiver l'électrode (film poreux non protecteur) selon l'équation IV.6 [64,66].



La densité de courant cathodique enregistré au-delà du premier pic d'activité (zone AB, Fig. IV.15(b)) s'explique par une compétition entre formation et dissolution de la couche formée sur l'acier.

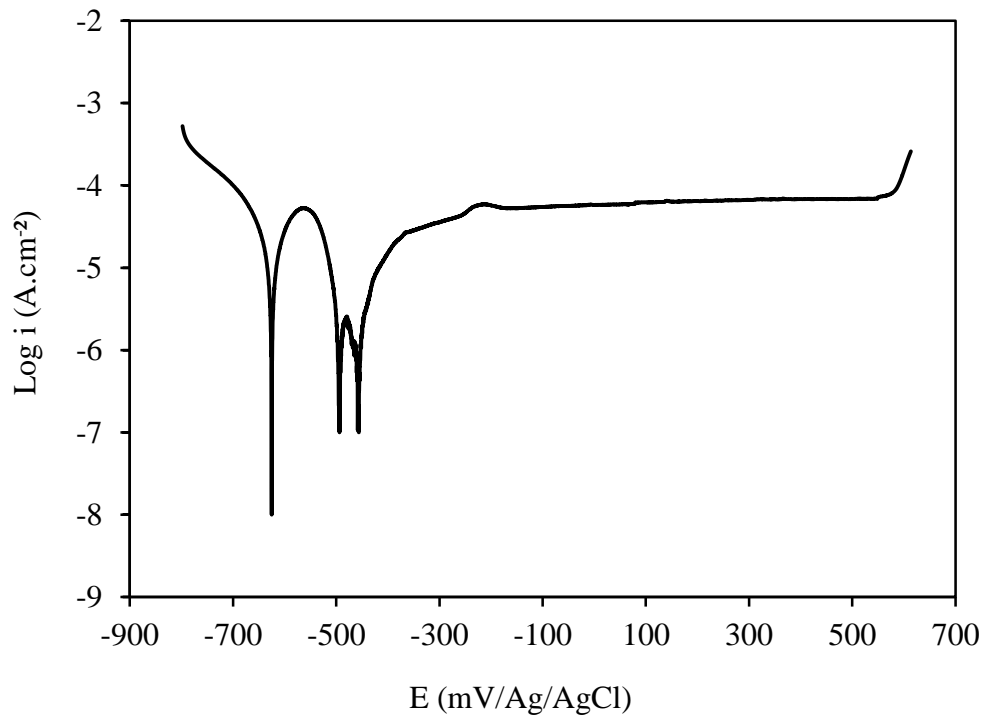
Le film formé s'avère non protecteur, dès lors que la densité de courant se remet à augmenter de nouveau jusqu'à atteindre une valeur du courant critique  $i_{\text{crit}} = 59,15 \mu\text{A}\cdot\text{cm}^{-2}$  à  $E = -217,1 \text{ mV}/\text{Ag}/\text{AgCl}$ , atteignant ainsi un second pic anodique. Moreno et al [64] montrent la formation d'un précipité de carbonate de fer (ou sidérite)  $\text{FeCO}_3$  selon l'équation IV.7 conduisant ainsi à un ralentissement de la dissolution métallique [64]. Ce processus favorise alors l'établissement d'un palier en courant stationnaire, dans un large domaine de potentiels. La hauteur de ce palier, supérieur à  $55 \mu\text{A}\cdot\text{cm}^{-2}$ , laisse supposer la formation d'un précipité peu protecteur limitant la vitesse de dissolution de l'acier dans ces conditions.



#### • Détermination des paramètres électrochimiques

Le tracé des courbes de Tafel (Fig IV.16) nous a permis la détermination des caractéristiques électrochimiques à savoir, la densité de courant de corrosion  $i_{\text{corr}}$  et le potentiel de corrosion  $E_{\text{corr}}$ .

Les caractéristiques électrochimiques sont regroupées dans le tableau IV.4.



**Fig IV.16 :** Courbe de polarisation  $\log i=f(E)$  de l'acier Fe E500 dans SIBC.

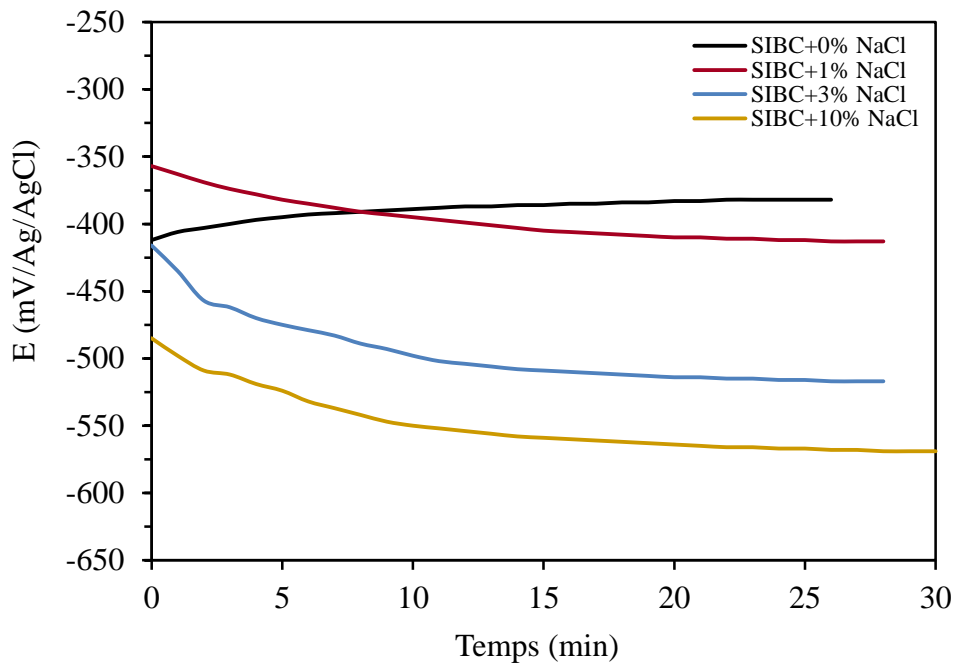
**Tableau IV.4 :** Valeurs des grandeurs électrochimiques de l'acier Fe E500 dans SIBC.

Milieu	$E_{\text{corr}}$ (mV/Ag/AgCl)	$i_{\text{corr}}$ ( $\mu\text{A}\cdot\text{cm}^{-2}$ )
SIBC+0% NaCl	-626,1	0,8296

#### IV.4. Comportement de l'acier FeE500 dans les solutions synthétiques simulant SIBC contaminé par les ions chlorures

##### IV.4.1. Evolution du potentiel libre en fonction de la concentration de NaCl

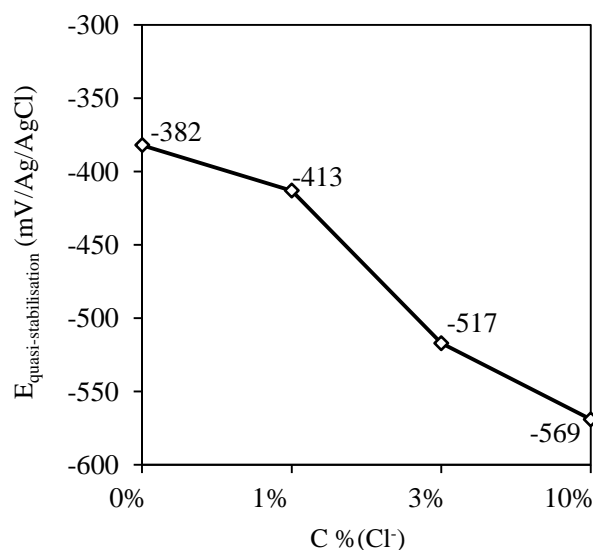
L'évolution du potentiel naturel de l'acier Fe E500 dans la solution synthétique simulant la solution interstitielle du béton carbonaté (pH=9) (SIBC) en présence de NaCl à différentes concentrations, est présentée dans la figure IV.17.



**Fig IV.17 :** Evolution du potentiel libre de l'acier Fe E500 en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC (pH=9).

Nous pouvons observer que l'augmentation de la concentration des ions chlorures entraîne l'augmentation de l'agressivité du milieu, le potentiel se déplace vers des valeurs électro-négatives, se traduisant par l'attaque de la surface métallique ; phénomène qui est de plus en plus important à concentrations élevées. Cette variation de potentiel explique la réactivité de la surface au contact du milieu agressif.

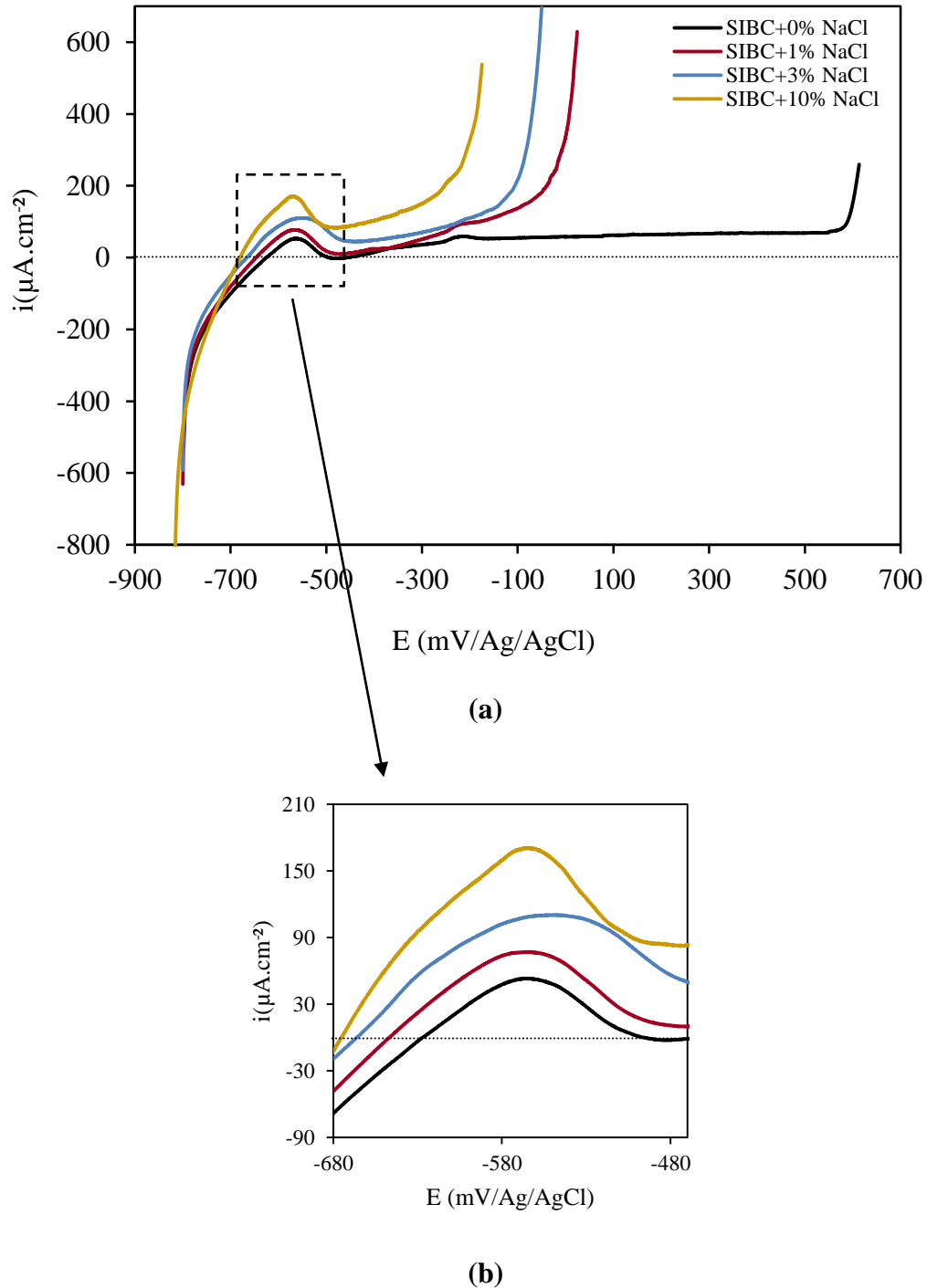
Les valeurs du potentiel libre stabilisées de l'acier Fe E500 en fonction de la concentration de NaCl, sont présentées dans la figure IV.18.



**Fig IV.18 :** Evolution du potentiel de quasi-stabilisation avec la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC.

#### IV.4.2. Courbes de polarisation potentiodynamique

L'influence de la concentration des ions chlorures sur le comportement de l'acier de construction Fe E500 dans la solution SIBC (pH=9) est présentée dans la figure IV.19.

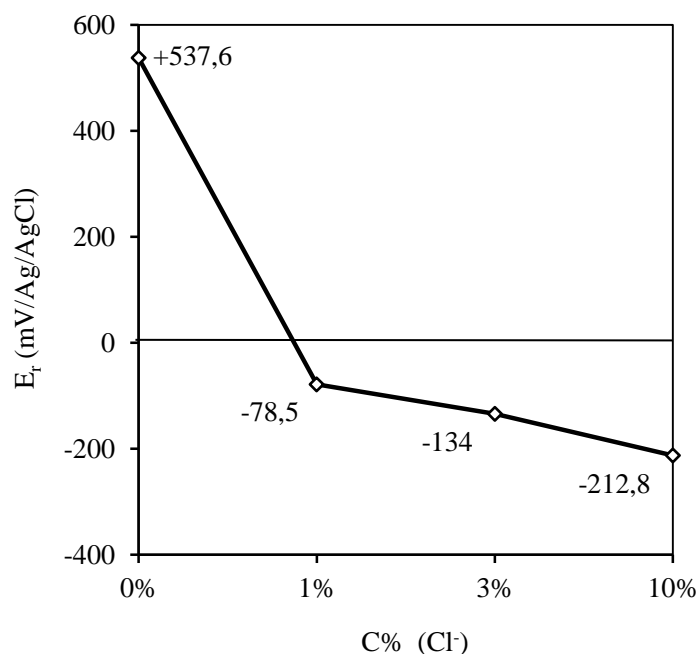


**Fig IV.19 :** Influence de la concentration des ions chlorures sur les courbes de polarisation de l'acier Fe E500 dans la solution SIBC.

A l'analyse des courbes (Fig IV.19), nous enregistrons un rétrécissement du palier anodique en fonction de la concentration des chlorures. Autrement dit, déplacement du potentiel de rupture vers des valeurs moins nobles (Fig IV.20). Le film formé à pH=9 résiste moins à la présence des ions chlorures dans la solution SIBC.

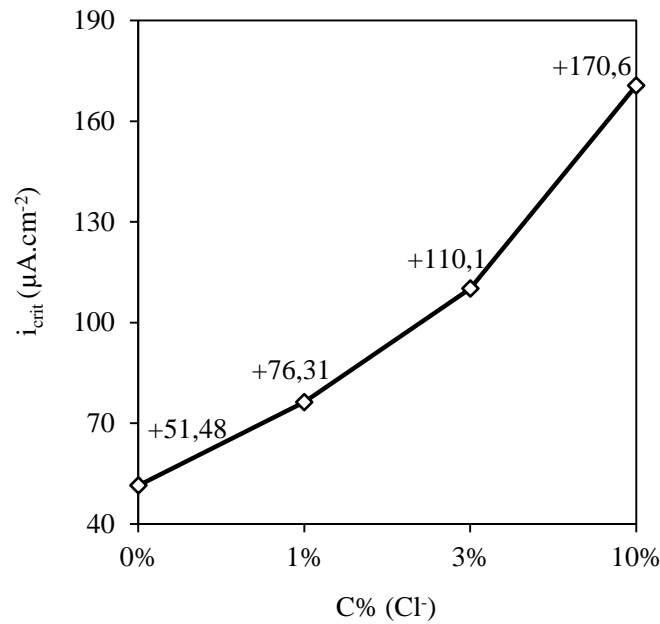
Les ions chlorures provoquent une dépassivation facile du métal. Véronique Nobel [40] a relevé que la structure du film formé dans ces conditions est très sensible à la piqûration dans des conditions similaires. Le développement des piqûres s'accompagne d'une corrosion généralisée.

L'évolution du potentiel de rupture en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC est présentée dans la figure IV.20.



**Fig IV.20 :** Evolution du potentiel de rupture en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC.

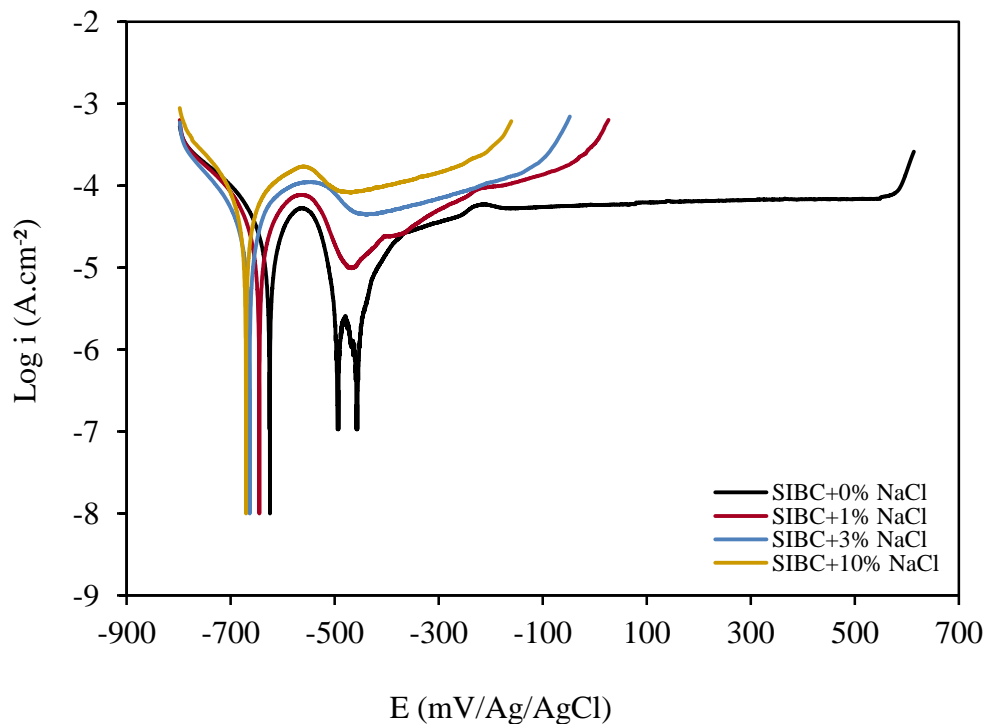
Les courbes de polarisation obtenues dans les solutions synthétiques simulant SIBC en présence de NaCl révèlent la présence des pics d'activités anodiques, la densité de courant ( $i_{crit}$ ) au maximum de chacun des pics d'activité associés augmente avec l'augmentation de la concentration de NaCl (Fig IV.19(b)). Cependant, plus ce courant sera élevé, plus la vitesse de dissolution sera importante donc moins l'acier sera résistant. L'évolution de la densité de courant critique " $i_{crit}$ " au maximum du pic d'activité dans SIBC avec la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC est présentée dans la figure IV.21.



**Fig IV.21 :** Evolution du courant critique au maximum du pic d'activité avec la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC.

- **Détermination des paramètres électrochimiques**

Les courbes de polarisation  $\text{Log } i=f(E)$  de l'acier Fe E500 dans la solution synthétique SIBC en présence des chlorures apparaissent dans la figure IV.22 :



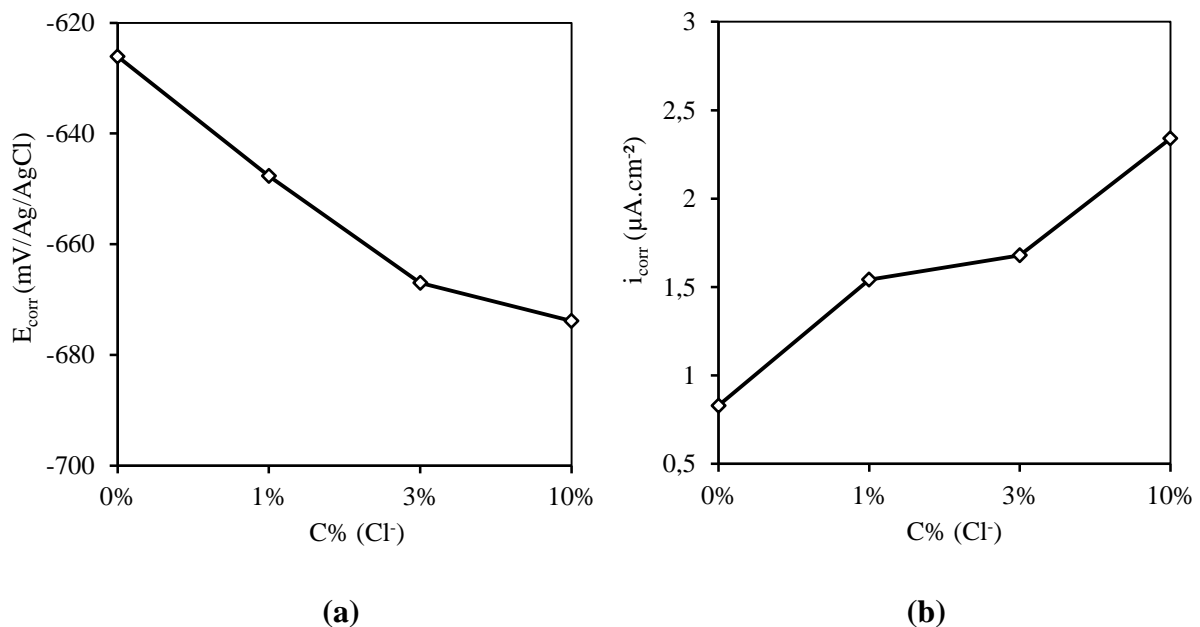
**Fig IV.22 :** Courbe de polarisation  $\log i=f(E)$  de l'acier Fe E500 en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC (pH=9).

Les courbes (Fig IV.23) et le tableau IV.5 représentent l'évolution des paramètres électrochimiques déterminé à partir des courbes de polarisation par les tracés des droites de Tafel de l'acier Fe E500 immergé dans la solution SIBC en fonction des concentrations de NaCl ajoutées.

**Tableau IV.5 :** Valeurs des grandeurs électrochimiques de l'acier Fe E500 en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC (pH=9)

Milieu	$E_{\text{corr}}$ (mV/Ag/AgCl)	$i_{\text{corr}}$ ( $\mu\text{A}\cdot\text{cm}^2$ )
SIBC+0% NaCl	-626,1	0,8296
SIBS+1% NaCl	-647,7	1,5424
SIBS+3% NaCl	-667,0	1,6795
SIBS+10% NaCl	-673,9	2,3400

Les courbes (Fig IV.23) illustrent l'évolution des paramètres électrochimiques en fonction de la quantité de NaCl ajoutée à la solution SIBC.



**Fig IV.23 :** Variation a) du potentiel de corrosion b) de la densité de courant de corrosion en fonction de la quantité de NaCl ajoutée à la solution SIBC.

Il ressort du tableau IV.5 et des courbes (Fig IV.23) que l'augmentation de la concentration de NaCl dans la solution SIBC déplace le potentiel de corrosion vers des valeurs plus anodiques et conduit à une augmentation des densités de courant de corrosion.

### Conclusion du chapitre IV

Compte tenu des résultats obtenus, nous pouvons résumer le comportement électrochimique l'acier Fe E500 dans les milieux synthétiques simulant les solutions interstitielles de différents états du béton, en plusieurs points cités ci-dessous :

- L'acier Fe E500 est passivé et protégé en milieu fortement basique exempt des ions chlorures en raison de la stabilité des produits formés dans ces conditions.
- La présence de chlorures dans les milieux synthétiques similaires aux solutions interstitielles du béton sain SIBS est également défavorable du point de vue de la corrosion, les chlorures ont pour effet de dépassiver l'acier et initier la corrosion. les chlorures génèrent une corrosion localisée par piqûres.
- La diminution du pH (milieu carbonaté à pH=9) a un effet néfaste sur le comportement de l'acier Fe E500. Formation d'un précipité peu protecteur limitant la vitesse de dissolution de l'acier sans d'autant le protéger.
- Les chlorures présents dans le milieu synthétique similaire à la solution interstitielle du béton carbonaté provoquent une dissolution active de l'acier, Le développement des piqûres s'accompagne d'une corrosion généralisée.
- Les trois méthodes électrochimiques utilisées dans les différentes études présentées dans ce chapitre montrent la même tendance.
- La carbonatation et la pénétration des ions chlorure sont les deux processus susceptibles de dépassiver l'acier Fe E500 et d'initier la corrosion.

Chapitre V



**Identification du comportement de  
l'acier inoxydable AISI 304L dans les  
solutions interstitielles du béton  
simulées.**



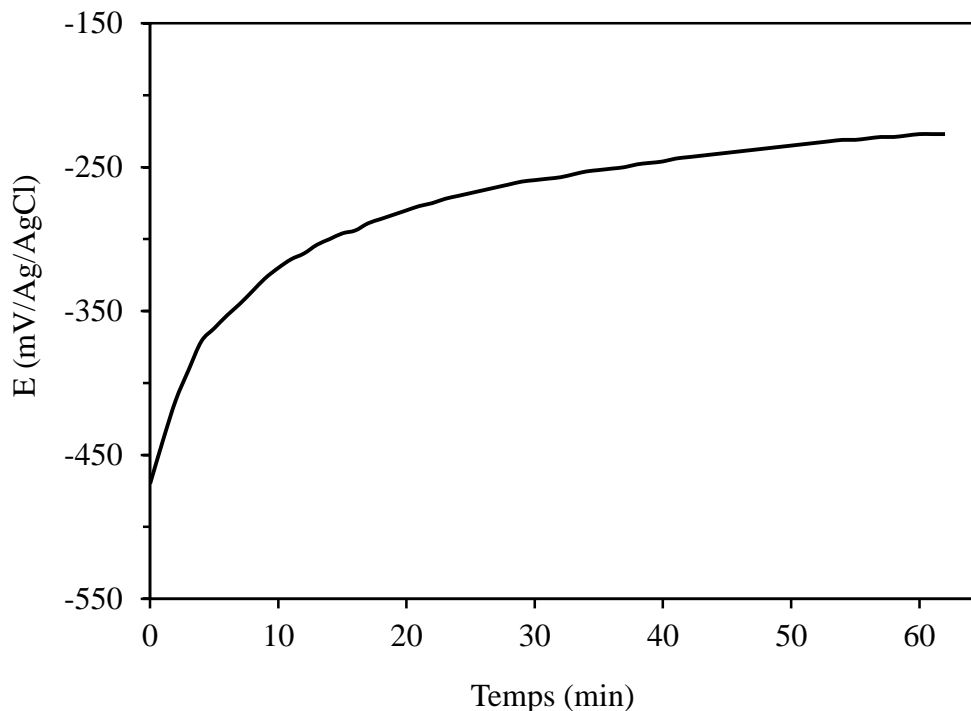
Ce chapitre est consacré à l'étude du comportement électrochimique et des processus de corrosion de l'acier inoxydable AISI 304L dans des milieux synthétiques similaires aux solutions interstitielles des différents états du béton.

- Béton sain SIBS (pH=13) + X% NaCl (X=0, 1, 3 et 10%) ;
- Béton carbonaté SIBC (pH=9) + X% NaCl (X=0, 1, 3 et 10%).

## V.1. Comportement de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBS (pH=13)

### V.1.1. Evolution du potentiel d'abandon en fonction du temps

Le potentiel libre de l'acier inoxydable AISI 304L est mesuré immédiatement après le polissage mécanique de la surface dans une solution de NaOH normalement aérée à la température ambiante. Les résultats enregistrés sont représentés sur la figure V.1.

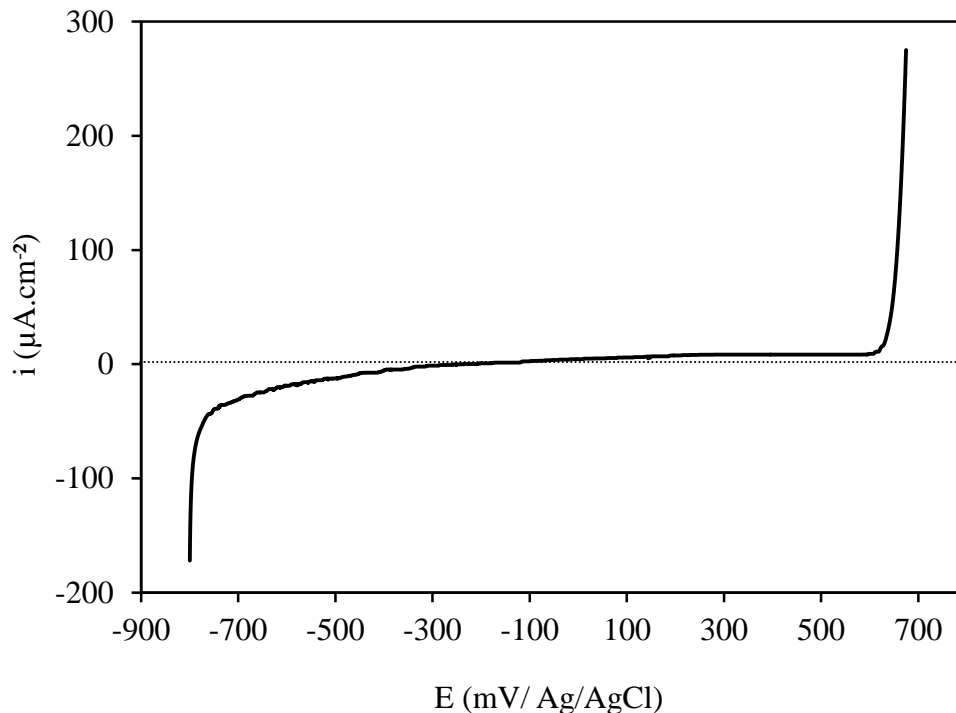


**Fig V.1 :** Evolution du potentiel d'abandon de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBS (pH=13).

Le suivi du potentiel d'abandon montre la présence de deux zones temporelles caractéristiques : une augmentation rapide vers des potentiels plus nobles, puis une stabilisation avant d'atteindre une valeur quasi-stationnaire après une heure d'immersion de l'ordre de  $-227$  mV/Ag/AgCl. Cet anoblissement indique la formation d'une couche protectrice sur la surface de l'échantillon.

### V.1.2. Courbe de polarisation potentiodynamique

La courbe voltampérométrique  $i=f(E)$ , réalisée après la stabilité du potentiel d'abandon, permet de suivre le comportement intrinsèque du matériau immergé dans la solution SIBS (pH=13). La vitesse de balayage en potentiel est fixée à 0.5 mV/sec. La courbe a été tracée à partir de -800 mV/Ag/AgCl par rapport au potentiel de corrosion, jusqu'à la rupture du film passif du métal (Fig V.2).



**Fig V.2 :** Courbe de polarisation de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBS (pH=13).

La courbe de polarisation  $i-E$  de l'acier inoxydable AISI 302 dans le milieu synthétique simulant l'eau interstitielle du béton sain (pH=13) permet de distinguer deux domaines électrochimiques différents :

- **Le domaine cathodique**

La partie cathodique s'étend du potentiel de départ -800 mV/Ag/AgCl jusqu'au potentiel de corrosion -236,1 mV/Ag/AgCl. La courbe présente un plateau relativement bien défini caractéristique de la réduction de l'oxygène dissous en solution à la surface de l'électrode de travail [66]. La réaction électrochimique mise en jeu dans un milieu basique aéré est la suivante :



- **Le domaine anodique**

La branche anodique de la courbe de polarisation (Fig V.2) qui constitue la région de dissolution de l'acier, permet de distinguer deux domaines de comportement différent :

- Une large zone de passivité compris entre  $E_{\text{corr}} = -236,1 \text{ mV/Ag/AgCl}$  et  $E_r = +620,7 \text{ mV/Ag/AgCl}$  qui témoigne de l'existence d'un film protecteur, équivalent à une densité de courant quasiment nulle.
- Un domaine de rupture de la passivité qui s'étend du potentiel de rupture  $+620,7 \text{ mV/Ag/AgCl}$  jusqu'au potentiel final de  $+673,8 \text{ mV/Ag/AgCl}$ , correspondant à une augmentation brusque de la densité de courant qui s'explique par un dégagement d'oxygène (oxydation des ions hydroxyle) qui entraîne la destruction de la couche passive selon la réaction (V.2) [67,68].



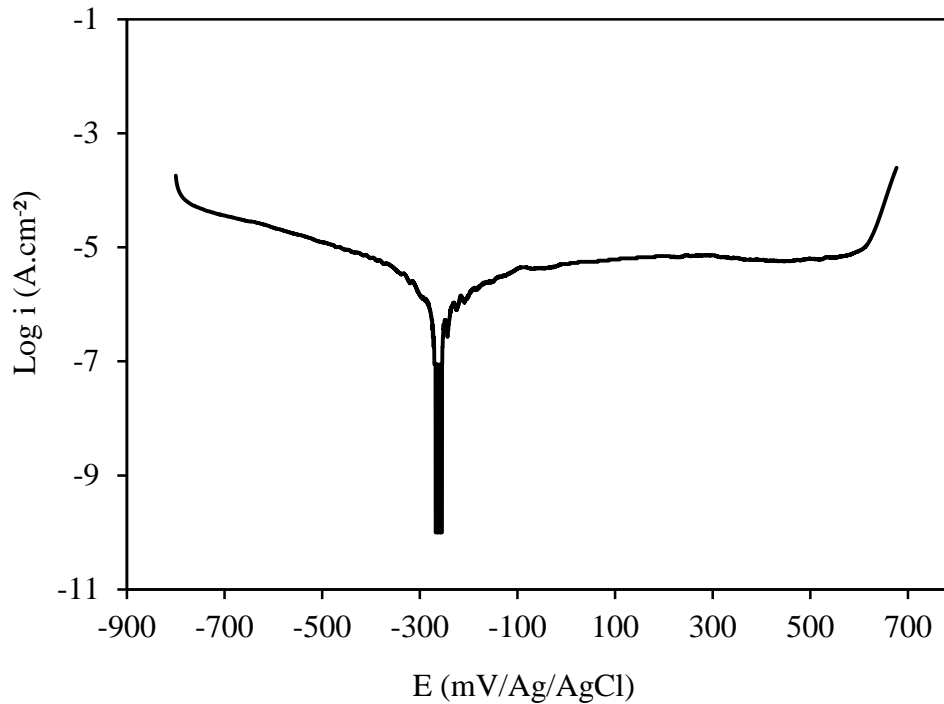
Plusieurs auteurs proposent une structure bicouche du film passif formés sur un acier inoxydable dans des solutions alcalines. En raison de la faible mobilité du chrome et de la dissolution préférentielle du fer, Ce film est constitué d'une très fine couche interne enrichie d'oxy-hydroxydes de chrome (Cr III), et une couche externe, en contacte directe avec l'électrolyte, mélanges d'oxy-hydroxydes de fer (Fe III) [54, 69, 70].

Luo et al [71] ont affirmé que la présence d'une grande quantité de Ni métallique à l'interface film passif/substrat, le Ni pourrait affecter le processus de diffusion de chrome sur le film passif et influe sur la distribution du chrome dans le film passif selon [54] donc, le Ni semble avoir un effet sur la croissance et la résistance à la corrosion créé dans des solutions alcalines.

Dans des solutions alcalines, Les ions  $\text{OH}^-$  sont attirés préférentiellement à la surface métallique ce qui favorise la stabilité du film passif [71].

- **Détermination des paramètres électrochimiques**

Le tracé des courbes de Tafel (Fig V.3) nous a permis la détermination des caractéristiques électrochimiques à savoir, la densité de courant de corrosion  $i_{\text{corr}}$  et le potentiel de corrosion  $E_{\text{corr}}$ .



**Fig V.3 :** Courbe de polarisation  $\text{Log } i = f(E)$  de L'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBS ( $\text{pH}=13$ ).

Les caractéristiques électrochimiques, déduites de ces courbes de polarisation par les tracés des droites de Tafel sont regroupées dans le tableau V.1.

**Tableau V.1 :** Valeurs des grandeurs électrochimiques de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBS ( $\text{pH}=13$ ).

Milieu	$E_{\text{corr}}$ (mV/Ag/AgCl)	$i_{\text{corr}}$ ( $\mu\text{A}\cdot\text{cm}^{-2}$ )
SIBS ( $\text{pH}=13$ )	-236,1	0.06251

L'acier inoxydable 304L est un matériau passivable qui se caractérise par un palier de passivation bien étendu avec une faible densité de courant de corrosion.

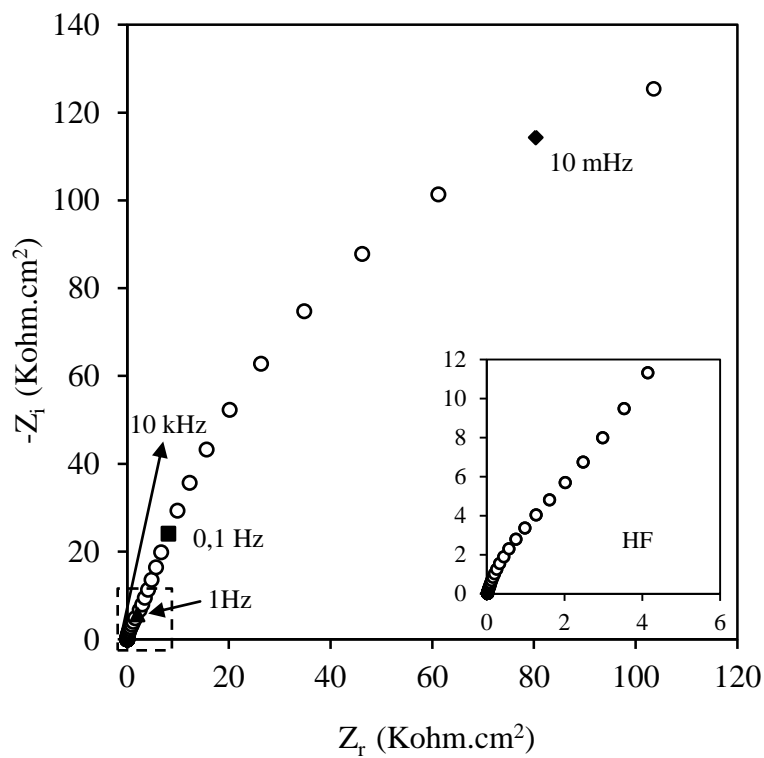
### V.1.3. Tracé de diagramme d'impédance électrochimique

L'étude du mécanisme de corrosion de l'acier AISI 304L dans le milieu similaire à la solution interstitielle du béton sain a été réalisée par des mesures d'impédance électrochimique, au potentiel d'équilibre de corrosion. Le diagramme d'impédance dans le plan de Nyquist et Bode enregistré est représenté sur la figure V.4.

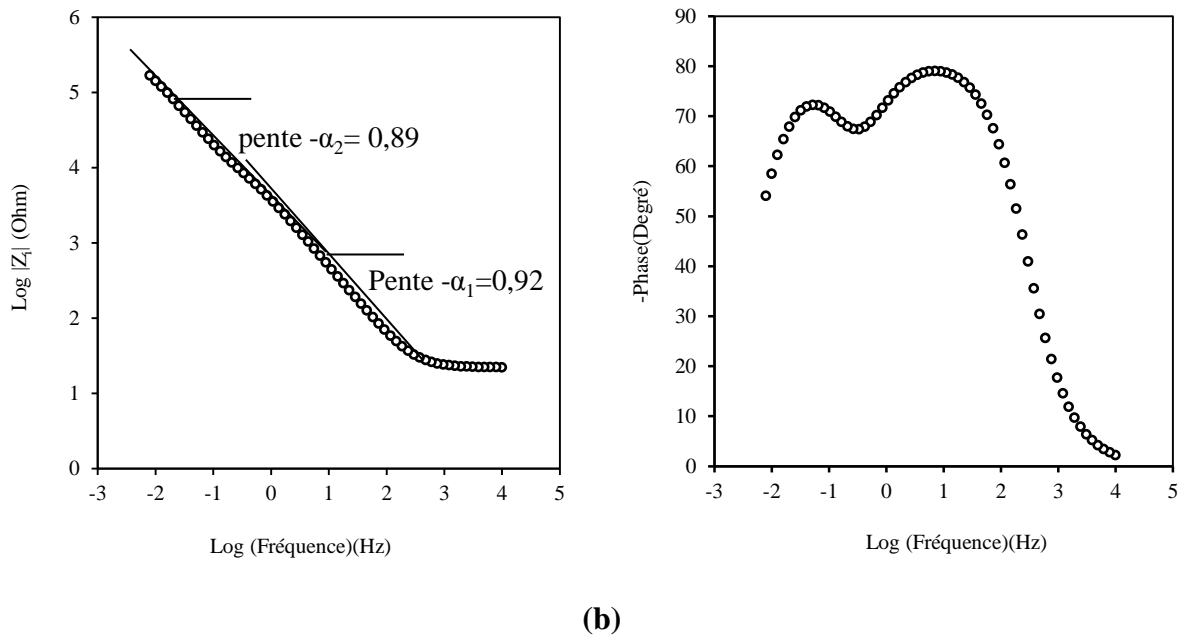
Les paramètres d'acquisition ont été fixés aux valeurs indiquées ci-dessous :

- Gamme de fréquence analysée : de 10 kHz à 8 mHz ;
- Durée d'attente pour la stabilité du potentiel de corrosion libre : 1h ;
- Nombre de points par décade : 10.

Les valeurs numériques des paramètres du circuit équivalent sont évaluées à l'aide du logiciel EC-Lab V10.32 en faisant correspondre les points expérimentaux à la courbe théorique.



(a)



**Fig V.4 :** Représentation en a) mode Nyquist b) mode Bode de l'impédance électrochimique de l'acier AISI 304L dans SIBS (pH=13).

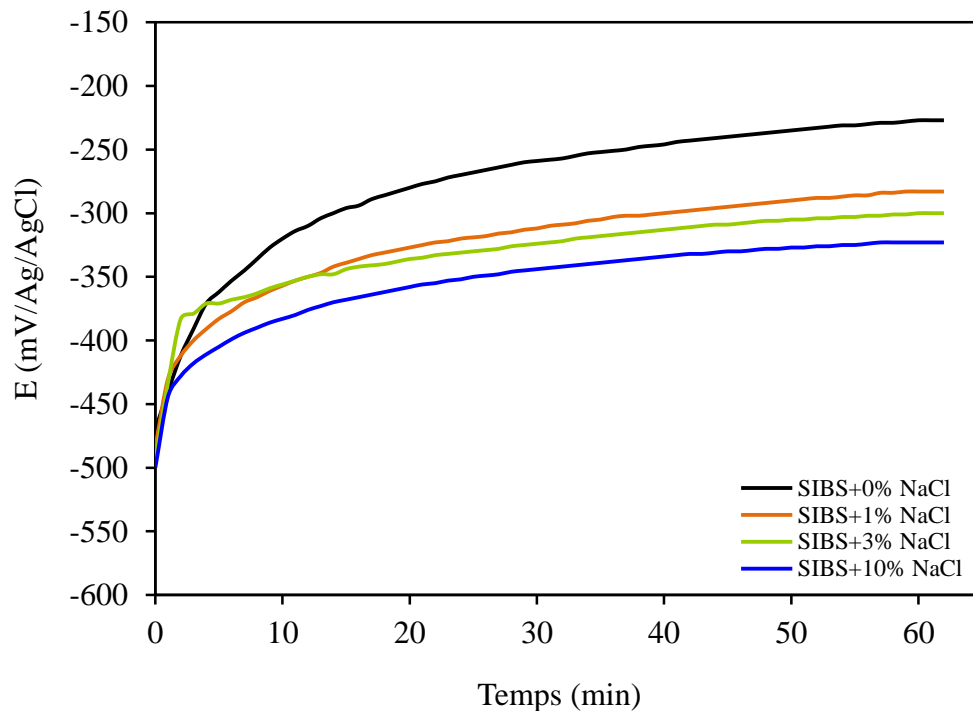
Pour l'acier inoxydable AISI 304L, Le diagramme d'impédance électrochimique regroupé sur la figure V.4 montre deux boucles capacitives. La première boucle capacitive dans le domaine des hautes fréquences (HF) est caractéristique d'un phénomène de transfert de charge à l'interface métal/solution. Une deuxième boucle capacitive aux basses fréquences (BF) est liée à la formation d'une couche passive sur la surface de l'acier grâce au pH élevé de la solution interstitielle.

Le coefficient  $\alpha$ , l'opposé de la pente du courbe  $\log |Z_i|=f$  (fréquence), est compris entre 0,89 et 0,92, La partie imaginaire de l'impédance ne se comporte donc pas comme une capacité idéale mais comme un CPE (Constant Phase Element). Autrement dit, la capacité du système présente une dispersion en fonction de la fréquence.

## V.2. Comportement de l'acier inoxydable AISI 304L dans les solutions SIBS contaminé par les ions chlorure

### V.2.1. Evolution du potentiel libre en fonction de la concentration de NaCl

La figure V.5 donne les évolutions du potentiel d'abandon en fonction de la quantité de NaCl introduite dans la solution SIBS pour l'acier inoxydable AISI 304L.

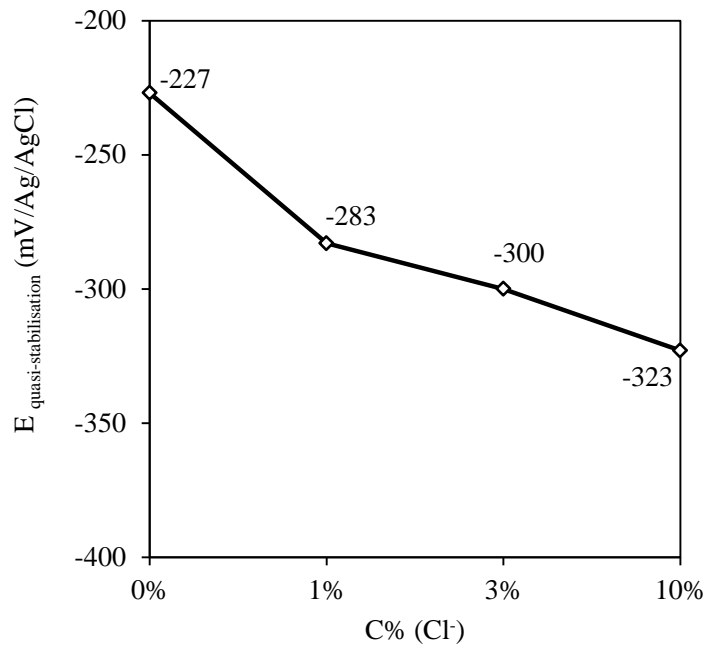


**Fig V.5 :** Evolution du potentiel libre de l'acier inoxydable AISI 304L en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS (pH=13).

La figure V.5 montre que :

- Toutes les courbes ont la même allure ascendante, ce qui traduit par la formation d'une couche passive quel que soit la quantité de NaCl ajouté à la solution interstitielle simulée.
- L'allure des courbes est caractéristique d'un matériau passivable.
- L'ajout de NaCl déplace les potentiels libres vers des valeurs légèrement moins nobles.

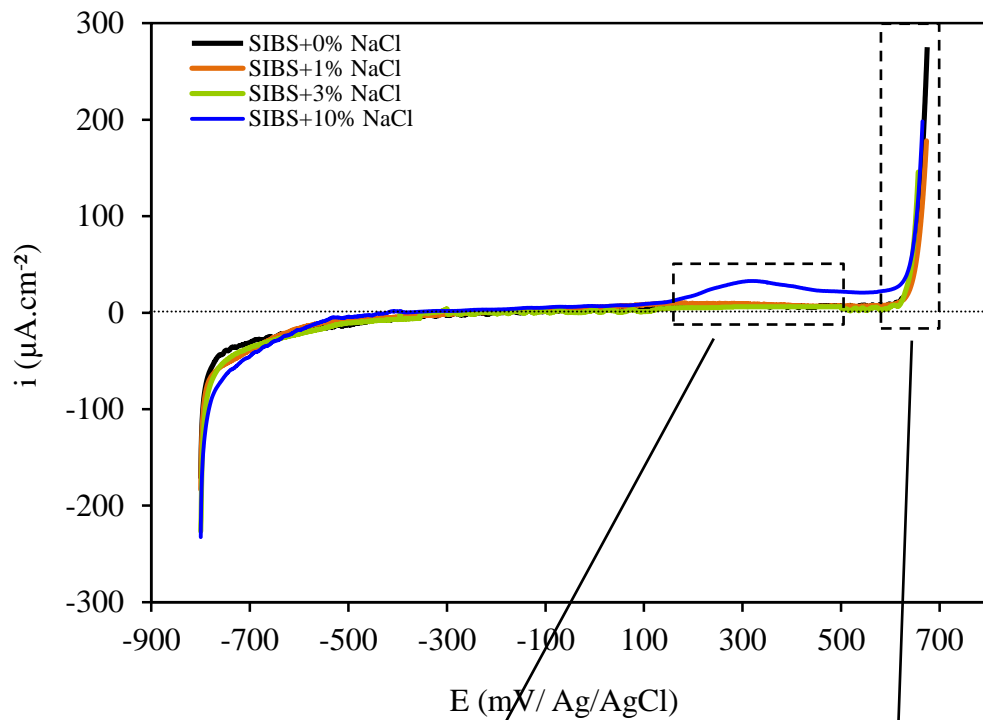
Les valeurs du potentiel libre stabilisées de l'acier inoxydable AISI 304L en fonction de la concentration de NaCl, sont présentées dans la figure V.6.



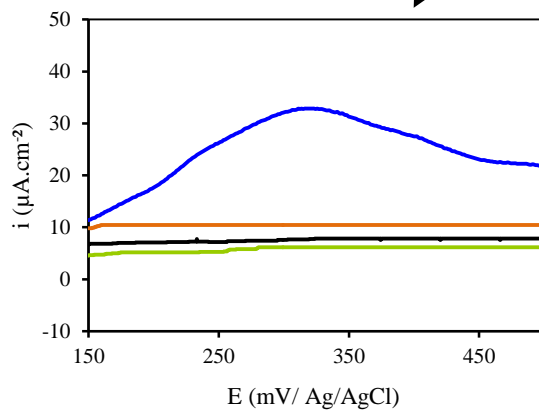
**Fig V.6 :** Evolution du potentiel de quasi-stabilisation avec la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS.

### V.2.2. Courbes de polarisation potentiodynamiques

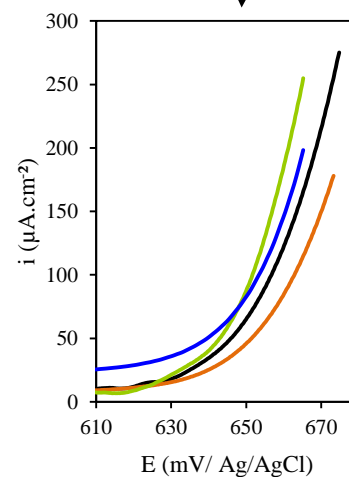
Les figures V.7 et V.9 illustrent les courbes de polarisation  $i$ - $E$  et  $\text{Log } i = g(E)$  correspondantes obtenues pour l'acier AISI 304L dans la solution simulant l'eau interstitielle du béton sain ( $\text{pH}=13$ ) avec l'addition de différentes concentrations massiques d'ions chlorures (1, 3 et 10%).



(a)



(b)



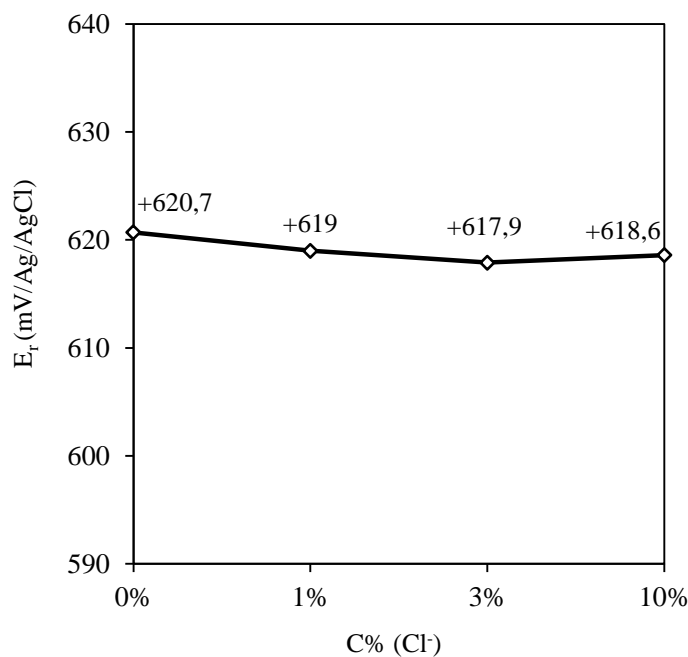
(c)

**Fig V.7 :** Représentation de l'évolution des courbes de polarisation de l'acier inoxydable AISI 304L en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS ( $pH=13$ )

En se référant à la figure V.7, nous constatons que l'allure générale des courbes de polarisation des quatre systèmes n'a pas été affectée par l'ajout et l'accroissement de la concentration de NaCl introduite dans la solution alcaline. En effet, quelle que soit la concentration de NaCl, nous enregistrons des grands domaines de passivation avec des densités de courant quasiment nulle.

Aucune corrosion par piqûre n'a lieu quand l'acier inoxydable AISI 304L a été exposé aux solutions interstitielles alcalines simulées contenant jusqu'à 10% de NaCl et la densité de courant des paliers de passivation reste stable et quasiment nulle. Dans les quatre solutions, la densité de courant augmente fortement dès que le potentiel dépasse +617 mV/Ag/AgCl (Fig V.7(c)). Cette augmentation est due à l'évolution de l'oxygène : au-dessus de cette valeur de potentiel, l'oxydation des ions hydroxydes en oxygène apparaît selon l'équation (V.2).

L'évolution du potentiel de rupture en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS est présentée dans la figure V.8.



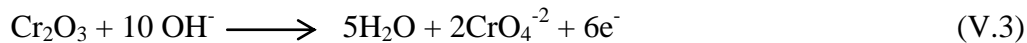
**Fig V.8 :** Evolution du potentiel de rupture en fonction la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS.

Les ions  $\text{OH}^-$  présents dans le milieu alcalin peuvent jouer le rôle d'inhibiteur de corrosion et empêcher l'amorçage des piqûres [72], l'action des ions chlorure reste au niveau de la surface (couche externe) et aucune incorporation de ces ions dans le film passif [69,73].

La résistance à la corrosion localisée des aciers inoxydables est généralement associée à l'enrichissement de Ni à l'interface film passif/substrat à des conditions alcalines [71].

Nous avons pu observer sur la courbe de polarisation de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution synthétique avec addition de 10% de NaCl (Fig V.7, b), que la densité de courant augmente à partir d'un potentiel égale à +150 mV/Ag/AgCl et prend une valeur critique d'environ  $32,67 \mu\text{A}\cdot\text{cm}^{-2}$  correspond à  $E = +300 \text{ mV/Ag/AgCl}$ . Ce courant anodique,

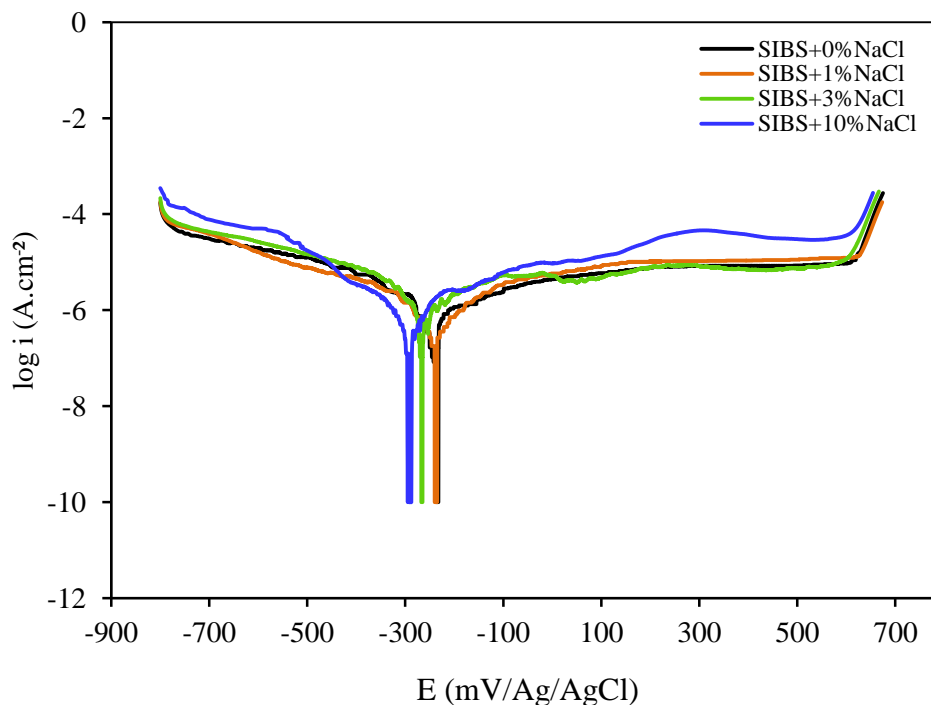
qui ne correspond ni à la corrosion par piqûres ni à l'oxydation des ions hydroxyle (potentiels trop faibles), est nécessairement dû à une oxydation qui se produit au niveau de la couche d'oxydes. Dans cet intervalle de potentiels, le courant est le plus souvent attribué à l'oxydation du chrome (III) en chrome (VI) dans la couche passive selon la réaction (V.3) [54, 56, 67, 68, 74]. Puis on assiste à une décroissance de la densité du courant (passivité secondaire) suivie d'une augmentation brusque qui s'explique par un dégagement d'oxygène.



En général, nous pouvons constater que l'acier inoxydable AISI 304L présente une bonne résistance à la corrosion par piqûre en présence des ions chlorure à pH= 13. En effet, le risque de l'attaque par piqûre en présence de NaCl jusqu'à 10% est très faible sous des conditions alcalines. Nos résultats sont en adéquation avec les résultats de Freire et al [69] et Marijana et al [70].

#### • Détermination des paramètres électrochimiques de Tafel

Les courbes de polarisation de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBS avec l'addition de différentes concentrations de NaCl apparaissent dans la figure V.9.



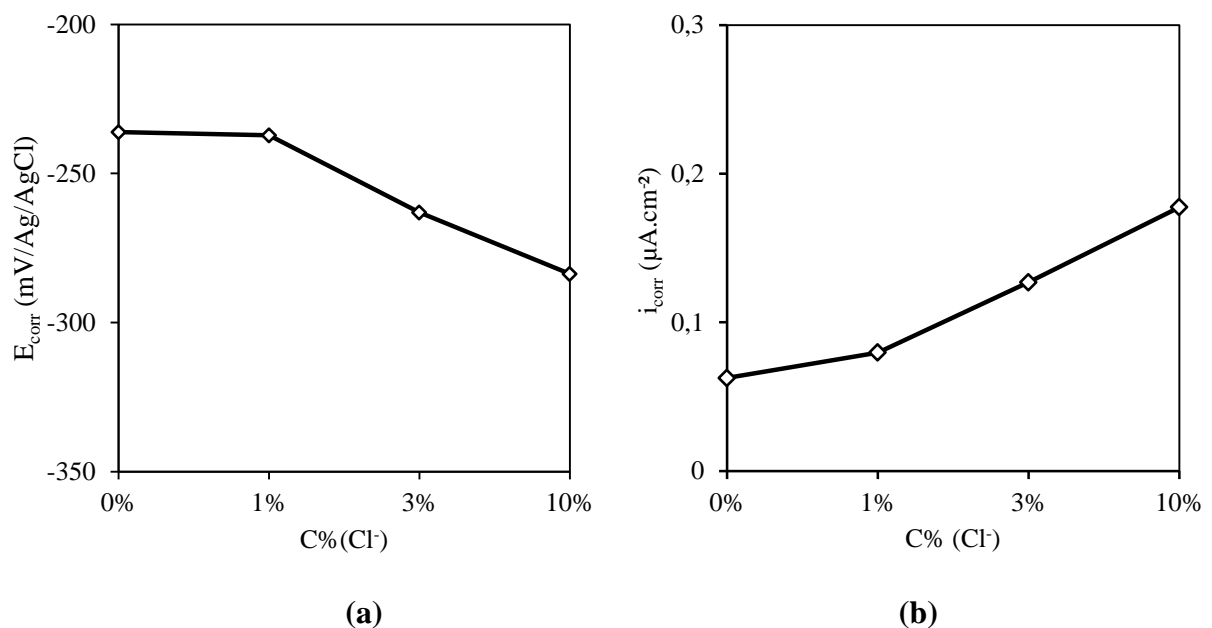
**Fig V.9 :** Représentation des courbes de polarisation  $\log i=f(E)$  de l'acier inoxydable AISI 304L en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS (pH=13)

Les paramètres électrochimiques ont été déterminés, comme auparavant pour l'acier inoxydable AISI 304L, à partir des courbes de polarisation, et regroupés dans le tableau V.2.

**Tableau V.2 :** Valeurs des grandeurs électrochimiques de l'acier inoxydable AISI 304L en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS (pH=13)

Milieu	$E_{\text{corr}}$ (mV/Ag/AgCl)	$i_{\text{corr}}$ ( $\mu\text{A} \cdot \text{cm}^{-2}$ )
SIBS+0% NaCl	-236,1	0,06251
SIBS+1% NaCl	-237,2	0,0797
SIBS+3% NaCl	-263,2	0,1269
SIBS+10% NaCl	-283,7	0,1775

Les courbes (Fig V.10) illustrent l'évolution des paramètres électrochimiques en fonction de la quantité de NaCl ajoutée à la solution SIBS.



**Fig V.10 :** Evolution a) du potentiel de corrosion b) de la densité de courant de corrosion en fonction de la quantité de NaCl ajoutée à la solution SIBS.

A la lumière des résultats obtenus pour l'acier inoxydable AISI 304L, il ressort que :

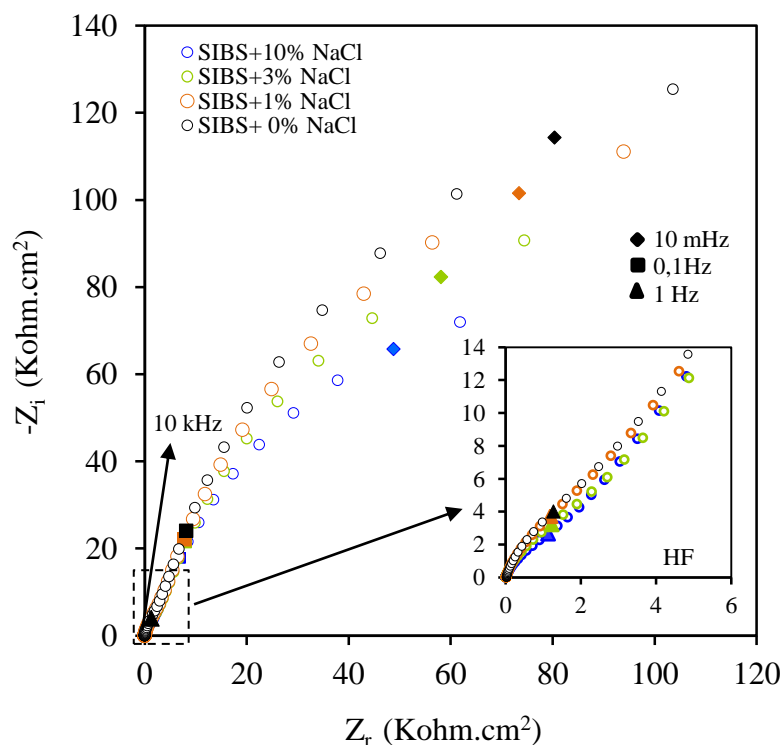
- l'augmentation de la quantité de NaCl n'affecte pas de façon notable le potentiel de corrosion, un léger déplacement du potentiel de corrosion dans

le sens cathodique et une faible augmentation de la densité de courant de corrosion.

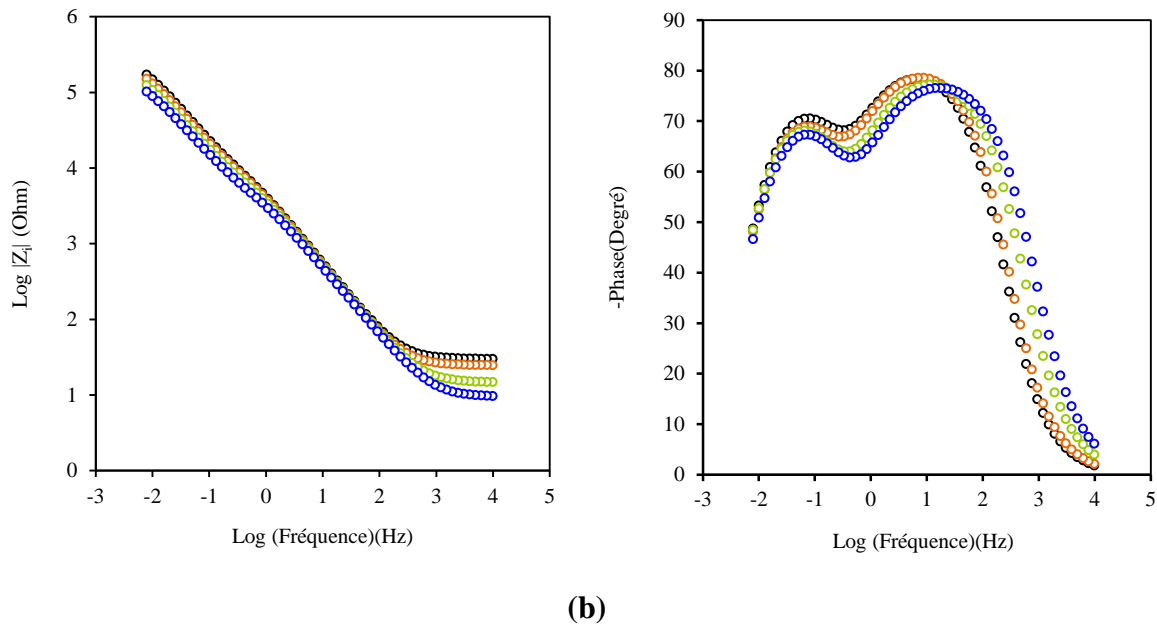
- l'ajout de 1% de NaCl à la solution alcaline ne paraît pas avoir d'effet par rapport à la solution sans NaCl, les paramètres électrochimiques ont à peu près les mêmes ordres de grandeur.
- La variation de ces paramètres n'étant pas très significative, nous pouvons conclure que l'augmentation de la concentration de NaCl n'exerce pas d'effet notable sur la dissolution de l'acier AISI 304L étudiée dans le milieu synthétique (pH=13).

### V.2.3. Tracés des diagrammes d'impédance électrochimique

L'étude du mécanisme de corrosion de l'acier AISI 304L dans le milieu similaire à la solution interstitielle du béton sain contaminé ou non par les ions chlorure a été réalisée par des mesures d'impédance électrochimique, au potentiel libre de corrosion. Les diagrammes d'impédance dans le plan de Nyquist et Bode enregistrés pour des durées d'immersion de 1h sont représentés sur la figure V.11. Les caractéristiques électrochimiques prélevées à partir de ces diagrammes, et en utilisant un circuit équivalent (Fig V.12) sont regroupés dans le Tableau V.3.



(a)



**Fig V.11 :** Représentation dans le plan de a) Nyquist b) Bode des diagrammes d'impédance électrochimique l'acier inoxydable AISI 304L en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS

Pour l'acier inoxydable AISI 304L, Les diagrammes d'impédance électrochimique sont regroupés sur la figure V.11. Ils montrent, tous les quatre, deux boucles capacitives. La première boucle capacitive dans le domaine des hautes fréquences (HF) est caractéristique d'un phénomène de transfert de charge à l'interface métal/solution. Une deuxième boucle capacitive aux basses fréquences (BF) est liée à la formation d'une couche passive sur la surface de l'acier grâce au pH élevé de la solution interstitielle.

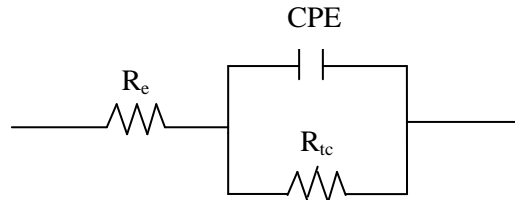
Le rayon des demi-cercles de la boucle capacitive est d'autant plus petit que la concentration est élevée. Nous constatons que la présence de chlorure diminue le rayon du demi-cercle aux basses fréquences, ce qui peut être expliqué par le rôle des ions chlorures dans l'accélération du processus des réactions électrochimiques.

#### • Circuit équivalent

Les spectres d'impédance ont été simulés à l'aide du circuit électrique équivalent représenté sur la figure V.12. Ce circuit est formé de deux combinaisons d'une résistance et d'un élément dit 'constant phase element' ou CPE, utilisé pour prendre en compte le comportement non idéal de la capacité.

L'interprétation physique des éléments dans le circuit est la suivante :

- $R_e$  : La résistance de la solution interstitielle simulée ;
- $CPE, R_{tc}$  : La capacité et la résistance liées à la boucle à haute fréquence. Cette boucle est attribuée au transfert de charge à l'interface métal / solution.

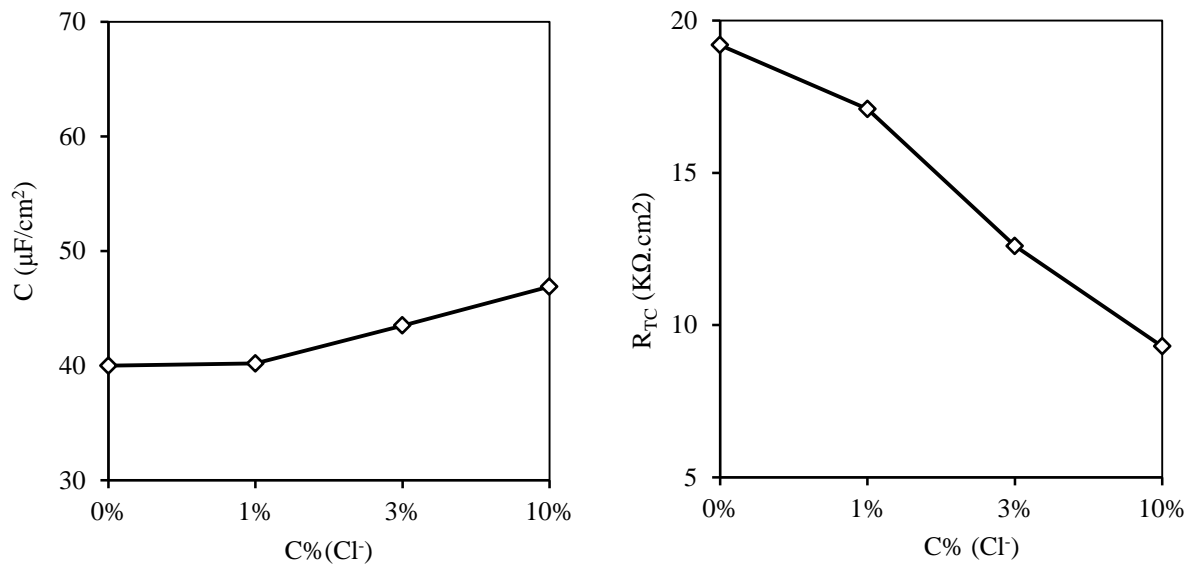


**Figure V. 12 :** Circuit électrique équivalent proposé pour les spectres d'impédance (partie HF).

Le tableau V.3 résume les valeurs de  $R_e$ ,  $R_{tc}$ ,  $\alpha$  et de  $C$  trouvées pour les quartes expériences détaillées précédemment.

**Tableau V.3 :** Caractéristiques électriques relevées à partir des diagrammes d'impédance électrochimique (partie HF) de l'acier Fe E500 en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS.

Milieu	SIBS+0%NaCl	SIBS+1%NaCl	SIBS+3%NaCl	SIBS+10%NaCl
$R_e$ ( $\Omega \cdot \text{cm}^2$ )	29,85	24,61	14,64	9,43
$R_{tc}$ ( $\text{K}\Omega \cdot \text{Cm}^2$ )	19,2	17,1	12,6	9,3
$\alpha$	0,92	0,92	0,90	0,89
$C$ ( $\mu\text{F} \cdot \text{cm}^{-2}$ )	40	40,2	43,5	46,9



**Fig V.13 :** Evolution des paramètres électriques en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS.

L'augmentation de la capacité du film C montre une dégradation du film formé. Elle augmente légèrement avec l'augmentation de la concentration des ions chlorures et par conséquent une diminution de  $R_{Tc}$ .

La  $R_{Tc}$  diminue légèrement avec l'augmentation de la concentration des ions chlorures mais sa variation demeure faible

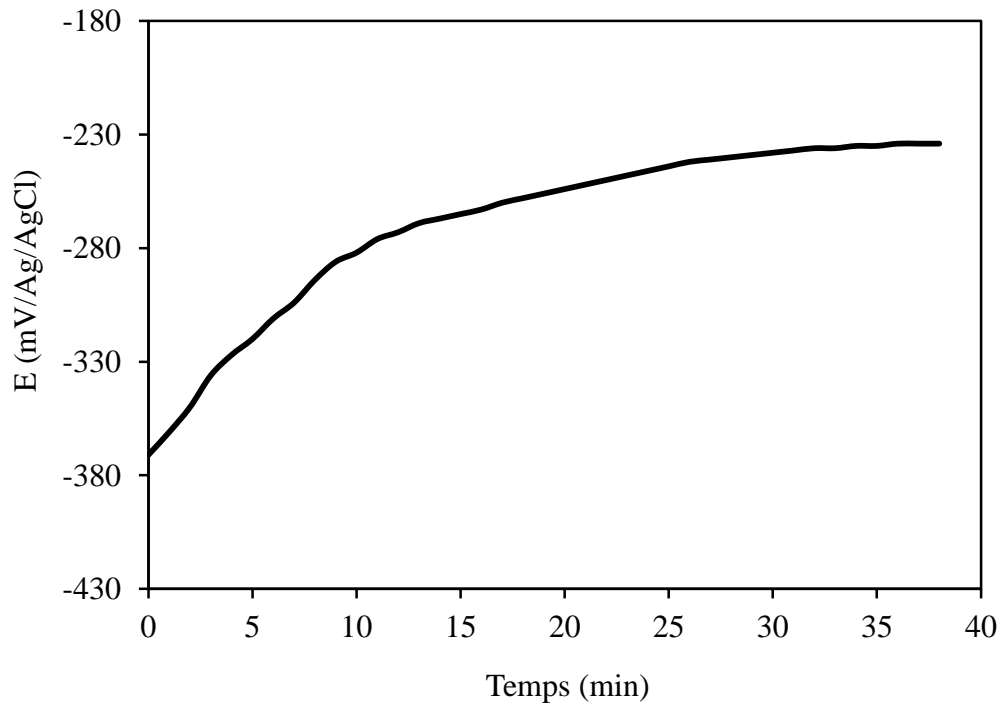
### V.3. Comportement de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBC (pH=9)

Nous complétons notre étude par l'étude de comportement à la corrosion de l'acier AISI 304L dans des conditions plus agressives (solution interstitielle carbonatée à pH 9 polluée ou non par les ions chlorure).

#### V.3.1. Evolution du potentiel d'abandon en fonction du temps

Le potentiel de repos de l'acier inoxydable AISI 304L est mesuré immédiatement après le polissage mécanique de la surface dans une solution SIBC normalement aérée à la température ambiante.

Les résultats enregistrés sont représentés sur la courbe (Fig V.14).

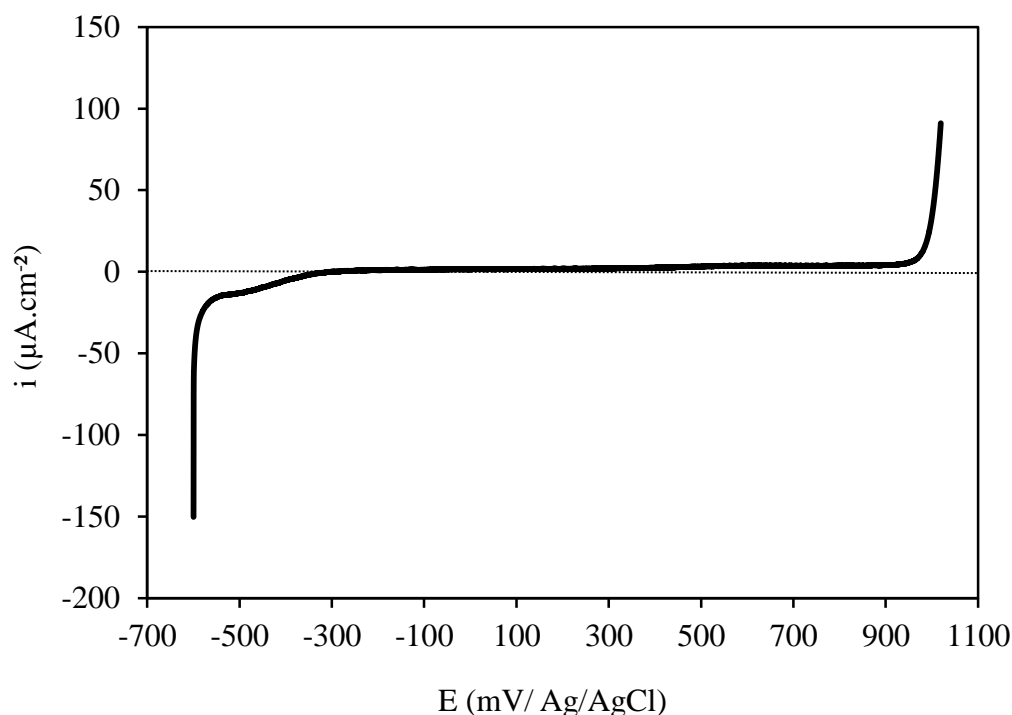


**Fig V.14 :** Evolution du potentiel d'abandon de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBC (pH=9).

Le suivi de potentiel d'abandon montre la présence de deux zones temporelles caractéristiques : une augmentation rapide vers des potentiels plus nobles, puis une stabilisation avant d'atteindre une valeur stationnaire après 38 minutes d'immersion de l'ordre de  $-230$  mV/Ag/AgCl. Cet anoblissement indique la formation d'une couche protectrice sur la surface de l'échantillon.

### V.3.2. Courbe de polarisation potentiodynamique

La figure V.15 montre l'enregistrement potentiodynamique obtenu après la stabilité du potentiel d'abandon, La courbe a été tracée à partir de  $-600$  mV/Ag/AgCl par rapport au potentiel de corrosion, jusqu'à la rupture du film passif du métal.



**Fig V.15 :** Courbe de polarisation de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBC (pH=9).

La courbe de polarisation (Fig V.15) de notre échantillon dans SIBC se divise en deux branches : une branche cathodique et une branche anodique. La dissolution de l'acier inoxydable AISI 304L commence quand les deux composantes du courant (anodique et cathodique) sont égales. Le potentiel de corrosion  $E_{\text{corr}}$  correspondant est de  $-269,7 \text{ mV/ (Ag/AgCl)}$ . Dans le domaine cathodique, on note un ralentissement de la réaction de réduction de l'oxygène à partir de  $-546 \text{ mV/ Ag/AgCl}$  correspond à la limitation du courant cathodique liée à la diffusion de l'oxygène vers la surface.

La branche anodique de la courbe de polarisation (Fig V.15) qui constitue la région de dissolution de l'acier inoxydable AISI 304L, permet de distinguer deux domaines de comportement différent :

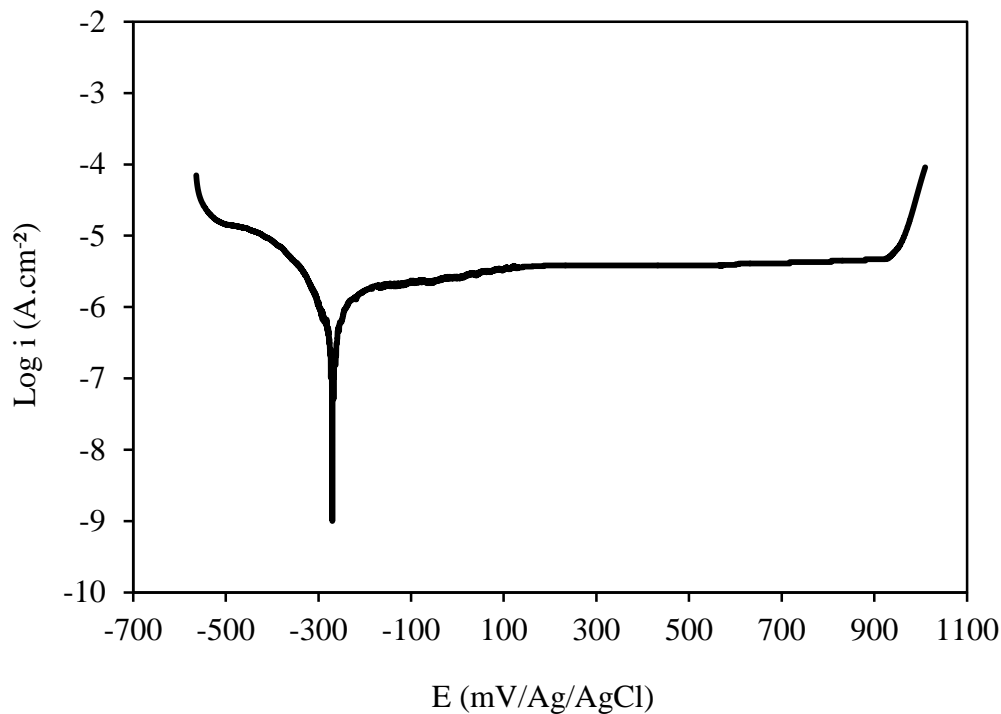
- Un large domaine de passivation équivalent à une densité de courant quasiment nulle justifiant ainsi la formation d'un film protecteur. C'est le domaine où le film adhère à la surface métallique et forme une barrière entre le substrat et la solution.
- La valeur de  $+956,9 \text{ mV/Ag/AgCl}$  caractérisant le potentiel de rupture est le point de départ de la montée de la densité du courant. Cette montée est due à

l'évolution de l'oxygène, au-dessus de cette valeur de potentiel, l'oxydation de l'eau en oxygène apparaît.

Freire et al [60] ont montré que le film passif formé dans la solution SIBC est enrichi en élément chrome au détriment de l'élément fer, ils attribuent cet enrichissement à la dissolution du fer dans la solution à pH=9 et par conséquent une augmentation du rapport chrome / fer dans la solution SIBC. En d'autres termes, les espèces de Cr sont plus stables que les espèces de fer dans des conditions peu alcalines. Ce qui engendre la formation d'une couche d'oxydes de chrome protectrice.

- **Détermination des paramètres électrochimiques**

Le tracé des courbes de Tafel (Fig V.16) nous a permis la détermination des caractéristiques électrochimiques à savoir, la densité de courant de corrosion  $i_{\text{corr}}$  et le potentiel de corrosion  $E_{\text{corr}}$ .



**Fig V.16 :** Courbe de polarisation  $\text{Log } i = f(E)$  de L'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBC (pH=9).

Les caractéristiques électrochimiques, déduites de cette courbe de polarisation par le tracé des droites de Tafel sont regroupées dans le tableau V.4.

**Tableau V.4 :** Valeurs des grandeurs électrochimiques de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBC (pH=9).

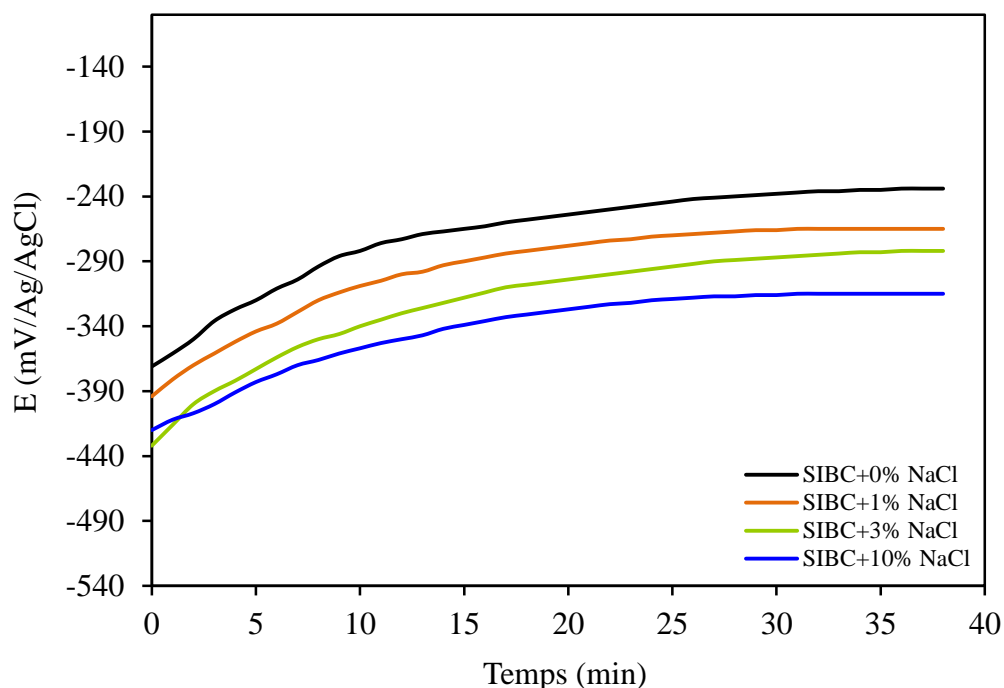
Milieu	$E_{\text{corr}}$ (mV/Ag/AgCl)	$i_{\text{corr}}$ ( $\mu\text{A} \cdot \text{cm}^{-2}$ )
SIBC (pH=9)	-285,9	0.0549

L'acier inoxydable 304L est un matériau passivable qui se caractérise par un palier de passivation bien étendu avec une très faible densité de courant de corrosion.

#### V.4. Comportement de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBC (pH=9) polluée par les ions chlorures

##### V.4.1. Evolution du potentiel libre en fonction de la concentration de NaCl

Les mesures du potentiel d'abandon de l'acier AISI 304L dans les solutions d'étude normalement aérées à la température ambiante ont abouti aux résultats représentés par la figure V.17 :

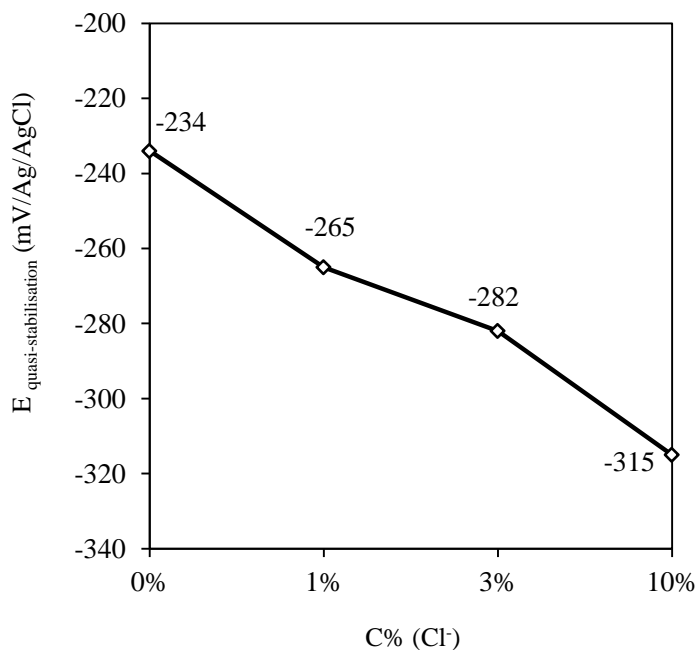


**Fig V.17 :** Evolution du potentiel libre de l'acier inoxydable AISI 304L en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC (pH=9).

La figure V.17 montre que :

- Toutes les courbes ont la même allure ascendante, ce qui traduit par la formation d'une couche passive quel que soit la quantité de NaCl ajouté à la SIBC simulée.
- L'allure des courbes est caractéristique d'un matériau passivable.
- L'ajout de NaCl déplace les potentiels libres vers des valeurs légèrement moins nobles.

Les valeurs du potentiel libre stabilisées de l'acier AISI 304L en fonction de la concentration de NaCl, sont présentées dans la figure V.18.

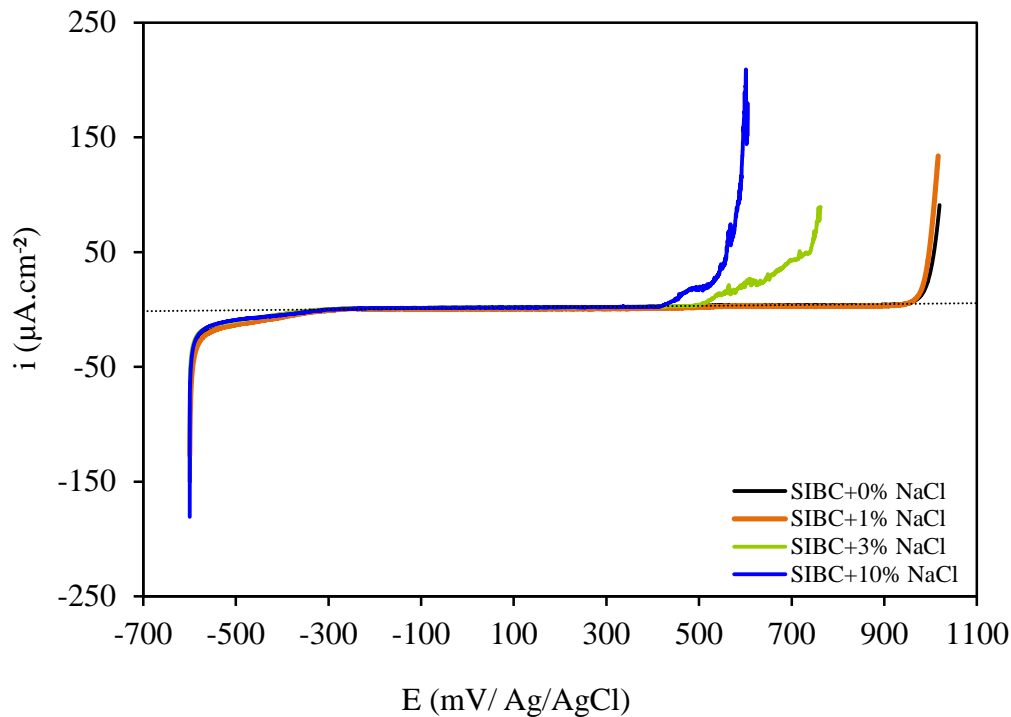


**Fig V.18 :** Evolution du potentiel de quasi-stabilisation avec la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC.

#### V.4.2. Courbes de polarisation potentiodynamiques

Nous avons conduit nos essais au moyen du tracé des courbes de polarisation  $i$ - $E$  et  $\log i=f(E)$  dans la solution synthétique similaire à la solution SIBC ( $pH=9$ ) avec l'addition de différentes concentrations de NaCl (0, 1, 3 et 10%) dans un domaine de balayage en potentiel qui s'étend de  $-600$  mV/Ag/AgCl jusqu'à la rupture de la passivité du métal.

Les résultats enregistrés sont représentés dans la figure V.19.



**Fig V.19 :** Représentation de l'évolution des courbes de polarisation de l'acier inoxydable AISI 304L en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC ( $\text{pH}=9$ )

Les courbes de polarisations obtenues dans les différentes solutions présentent toutes la même allure générale et se caractérisent par une passivation spontanée.

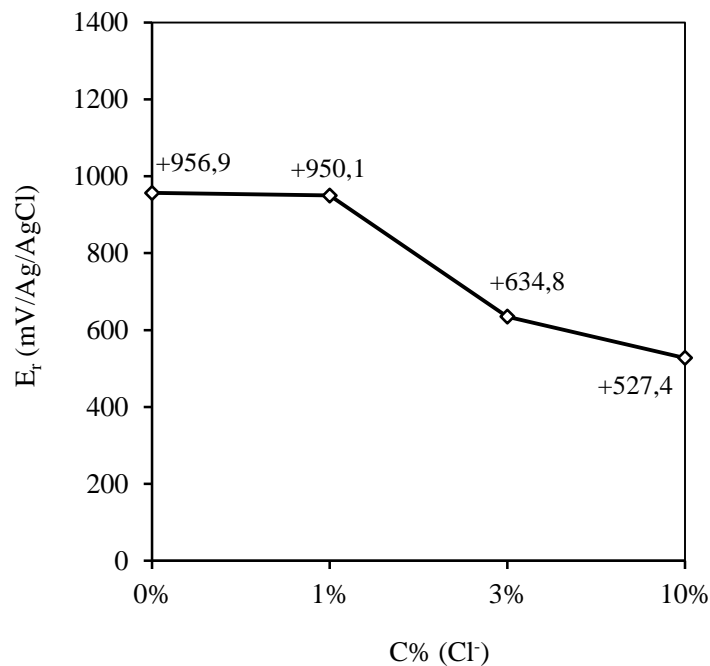
Aucune corrosion par piqûre ou autre forme de corrosion n'ont lieu quand l'acier inoxydable AISI 304L a été exposé à la solution SIBC contenant 1% de NaCl (la montée de la densité de courant dans la partie anodique ne comporte pas des irrégularités dues à la formation des piqûres) et la densité du courant de palier de passivation reste stable et quasiment nulle. La densité de courant augmente fortement dès que le potentiel dépasse +950,1 mV/Ag/AgCl. Cette augmentation est due à l'évolution de l'oxygène : au-dessus de cette valeur de potentiel, l'oxydation de l'eau en oxygène apparaît.

La modification la plus importante concerne le potentiel de piqûre qui correspond ici au potentiel de rupture du film passif pour les concentrations en ions  $\text{Cl}^-$  (3 et 10%), l'apparition des irrégularités sur la montée de la densité de courant dans la branche anodique indique le développement de la corrosion par piqûre, donc les teneurs en ions chlorures sont suffisantes pour générer l'apparition de piqûres. Ce qui entraîne une rupture du film passif.

L'amorçage des piqûres s'amorce au niveau des défauts de surface ou d'inclusions de certains éléments (cas du sulfure de manganèse  $\text{MnS}$  dans les aciers inoxydables)[60].

Les essais effectués indiquent nettement que l'augmentation de la concentration des chlorures dans la solution synthétique simulant la solution interstitielle du béton carbonaté s'accompagne par un décalage du potentiel de rupture vers des valeurs moins nobles et la repassivation est difficile [60] (Fig V.20).

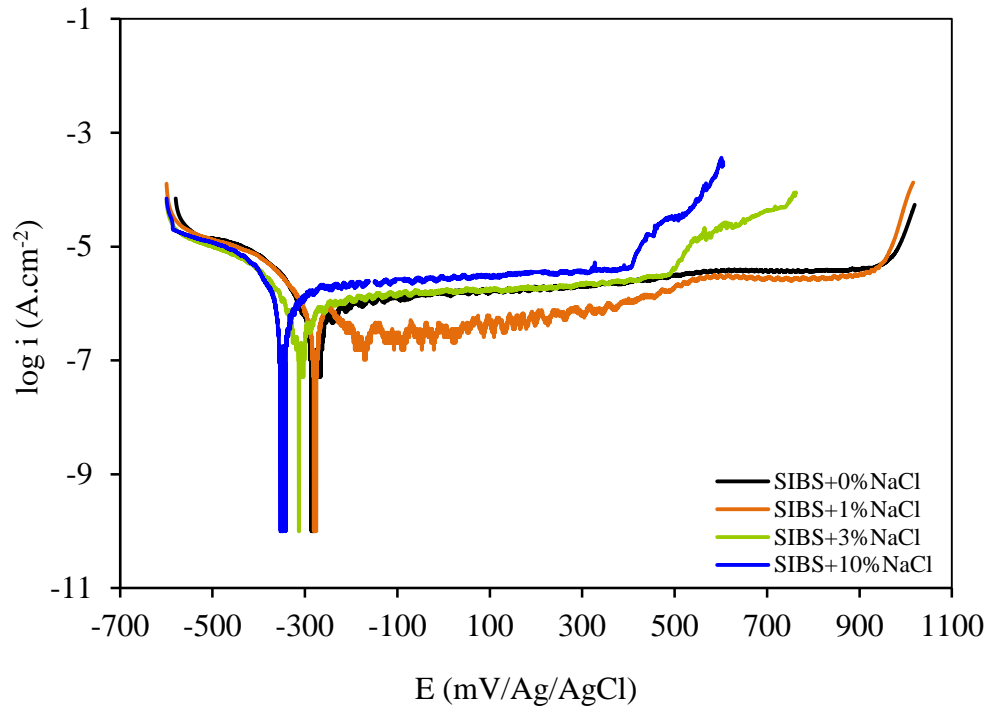
L'évolution du potentiel de rupture en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS est présentée dans la figure V.20.



**Fig V.20 :** Evolution du potentiel de rupture en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC.

- **Détermination des paramètres électrochimiques**

Les courbes de polarisation  $\text{Log } i = f(E)$  de l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBC avec l'addition de différentes concentrations de NaCl apparaissent dans la figure V.21 :



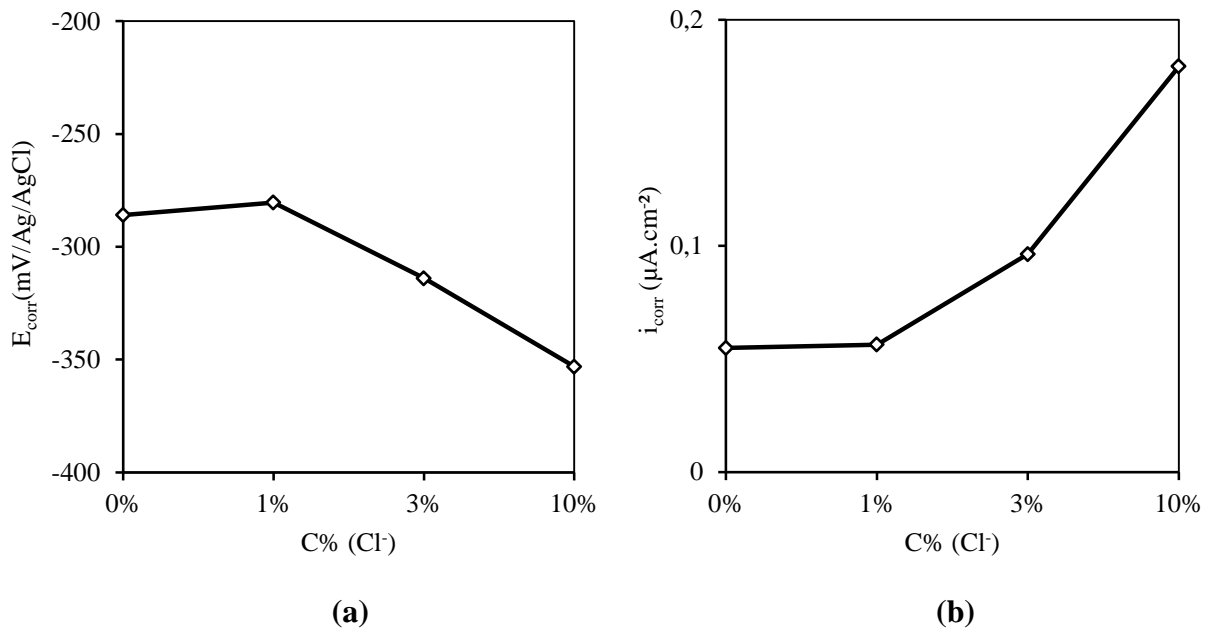
**Fig V.21:** Courbe de polarisation  $\log i = f(E)$  de l'acier inoxydable AISI 304L en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC ( $pH=9$ ).

L'ensemble des résultats prélevés à partir de ces courbes de polarisation est reporté dans le tableau V.5.

**Tableau V.5 :** Valeurs des grandeurs électrochimiques de l'acier inoxydable AISI 304L en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC ( $pH=9$ ).

Milieu	$E_{\text{corr}}$ (mV/Ag/AgCl)	$i_{\text{corr}}$ ( $\mu\text{A}\cdot\text{cm}^{-2}$ )
SIBC+0% NaCl	-285,9	0,0549
SIBC+1% NaCl	-280,4	0,0564
SIBC+3% NaCl	-313,9	0,0963
SIBC+10% NaCl	-353,1	0,1793

Les courbes (Fig V.22) illustrent l'évolution des paramètres électrochimiques en fonction de la quantité de NaCl ajoutée à la solution SIBC :



**Fig V.22 :** Evolution a) du potentiel de corrosion b) de la densité de courant de corrosion en fonction de la quantité de NaCl ajoutée à la solution SIBC.

Une inspection du tableau V.5 et figure V.22 montre que l'ajout de différentes concentrations de NaCl déplace le potentiel de corrosion très peu vers des valeurs moins nobles et conduit à une faible augmentation des densités de courant de corrosion.

### Conclusion du chapitre V :

L'étude du comportement électrochimique l'acier inoxydable AISI 304L dans les milieux synthétiques simulant les solutions interstitielles de différents états du béton, a abouti aux principaux résultats énumérés ci-dessous :

- L'acier inoxydable AISI 304L présente une bonne résistance à la corrosion par piqûre en présence des ions chlorure à pH= 13. En effet, Le risque de l'attaque par piqûre en présence de NaCl jusqu'à 10% est très faible sous des conditions alcalines.
- Le changement de la composition de la solution interstitielle (milieu carbonaté à pH=9) ne paraît pas avoir d'effet sur le comportement de l'acier AISI 304L par rapport à la solution interstitielle saine, un palier de passivation bien étendue est observé.
- L'acier inoxydable 304L peut être victime de corrosion par piqûres dans le milieu carbonaté à pH de 9 en présence de 3% et 10% de NaCl.

- Lorsqu'il y a corrosion sur l'acier 304L, celle-ci est principalement de type corrosion par piqûres (milieu carbonaté en présence de 3% et 10% de NaCl).
- Les trois méthodes électrochimiques utilisées sont en parfait accord.

Chapitre VI



**Etude comparative**

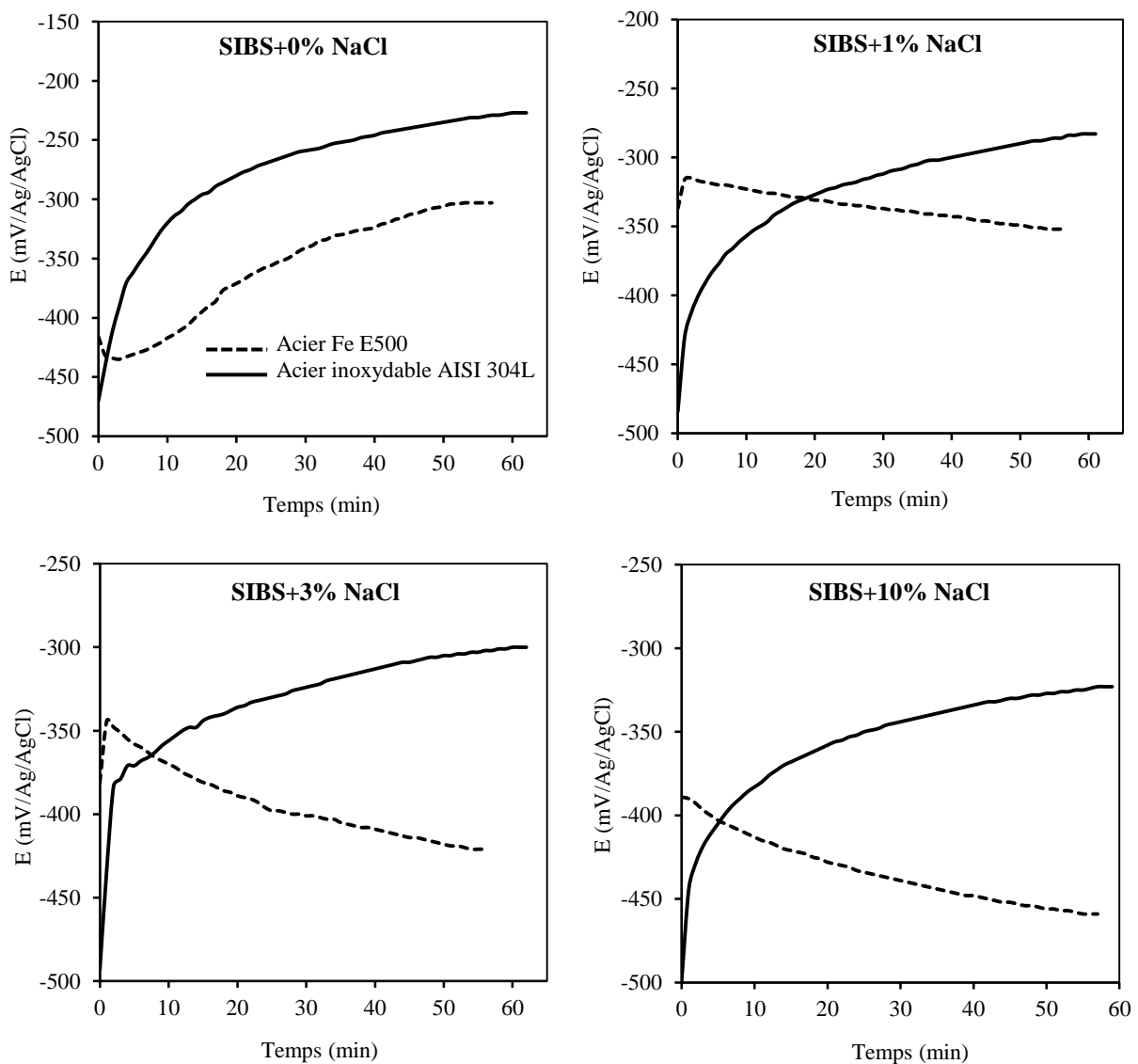


Nous complétons notre travail par une étude comparative entre l'acier inoxydable AISI 304L et l'acier au carbone Fe E500 utilisé actuellement comme acier de construction dans les milieux synthétiques similaires aux solutions interstitielles du béton.

## VI.1. Comparaison du comportement des deux aciers dans la solution SIBS (pH=13) en présence et en absence des ions chlorures.

### VI.1.1. Evolution du potentiel d'abandon

Les expériences que nous avons menées sur l'acier Fe E500 et l'acier inoxydable AISI 304L, ont donné les résultats illustrés par les courbes (Fig VI.1).



**Fig VI.1 :** Evolution du potentiel d'abandon de l'acier Fe E500 et l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBS (pH=13) sans et avec addition de NaCl.

D'après les résultats obtenus (Fig VI.1), nous constatons que :

- **En absence des ions chlorures :**

Les deux courbes prennent la même allure ascendante, Il est à noter que le potentiel libre de l'acier inoxydable AISI 304L est plus noble que celui de l'acier Fe E500.

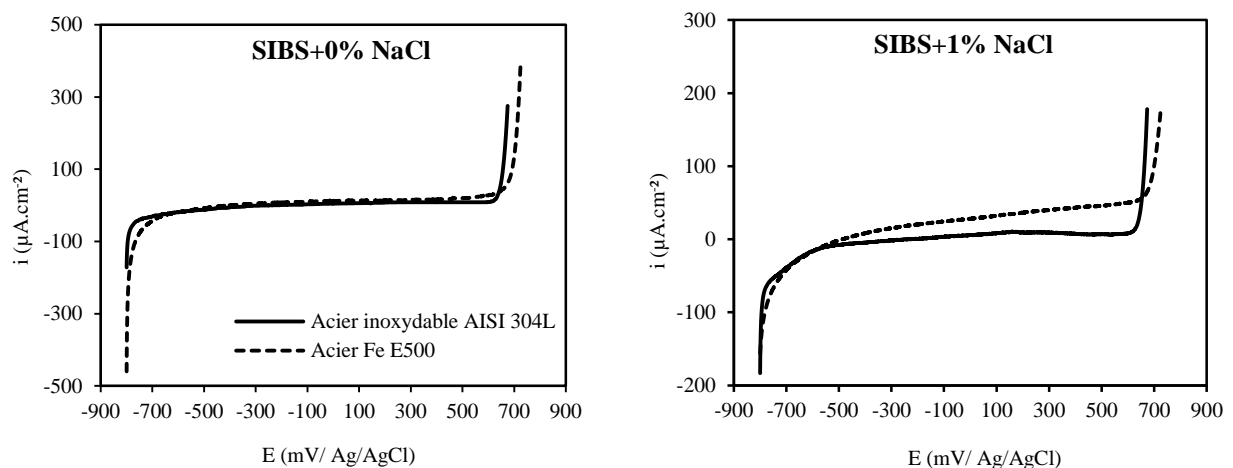
- **En présence des ions chlorures :**

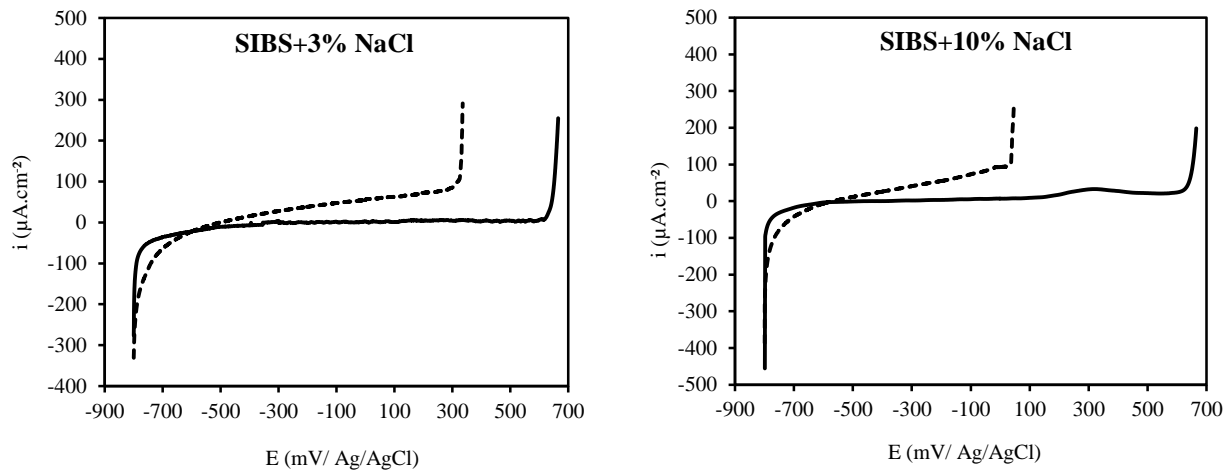
En présence de NaCl, l'acier inoxydable AISI 304L reste en état passif quel que soit la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS. Par contre le potentiel libre de l'acier Fe E500 se déplace vers des valeurs moins nobles, indiquant une attaque de la surface métallique.

Les potentiels libres de l'acier inoxydable AISI 304L sont plus nobles que ceux correspondant à l'acier Fe E500, d'où une meilleure résistance de l'acier inoxydable AISI 304L.

### VI.1.2. Courbes de polarisation potentiodynamiques

La figure VI.2 présente les tracés des courbes de polarisation des deux aciers au contact des solutions SIBS sans et avec addition de différentes concentrations de NaCl.





**Fig VI.2 :** Courbes de polarisation de l'acier Fe E500 et l'acier inoxydable AISI 304L dans SIBS ( $pH=13$ ) sans et avec addition de NaCl.

La comparaison entre l'acier inoxydable 304L et l'acier Fe E500 dans les milieux d'étude permet de conclure que :

- **En absence des ions chlorures**

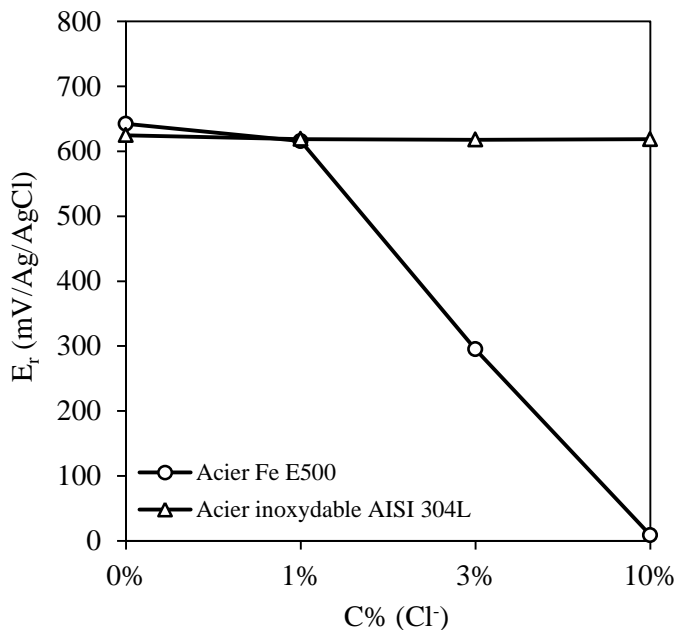
L'allure de la courbe de polarisation de l'acier Fe E500 dans ce milieu est similaire à celle de l'acier inoxydable 304L, Les deux aciers manifestent des larges paliers de passivation équivalents à des densités de courant quasiment nulles.

- **En présence des ions chlorures**

L'examen de ces résultats permet de faire les constatations suivantes :

- En présence de NaCl, l'acier inoxydable AISI 304L reste en état passif quel que soit la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS et les densités de courant des paliers de passivations de l'acier inoxydable AISI 304L sont très faibles et quasiment nulle, ils sont nettement plus basses que celles de l'acier Fe E500. Nous pouvons dire que les films formés sur la surface métallique de l'acier inoxydable AISI anodique 304L sont plus stables que ceux formés sur l'acier Fe E500.
- Pour les concentrations de 3% et 10%, les potentiels de rupture de l'acier Fe E500 sont inférieurs à ceux de l'acier inoxydable AISI 304L (Fig VI.3). En d'autres termes, l'agressivité des chlorures est très importante sur l'acier Fe E500 que l'acier inoxydable AISI 304L.

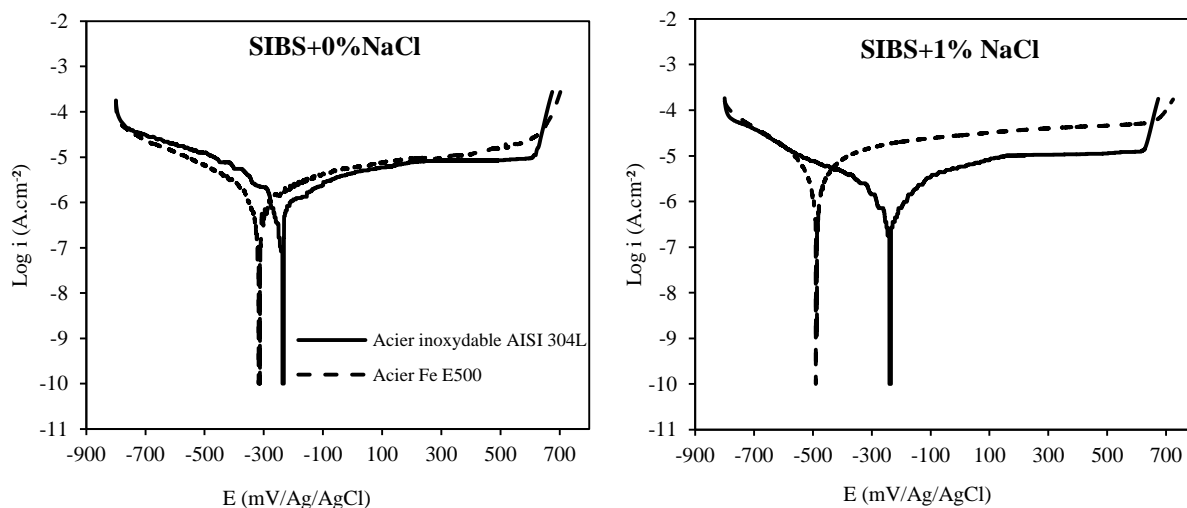
L'évolution du potentiel de rupture des deux aciers en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS est présentée dans la figure VI.3.

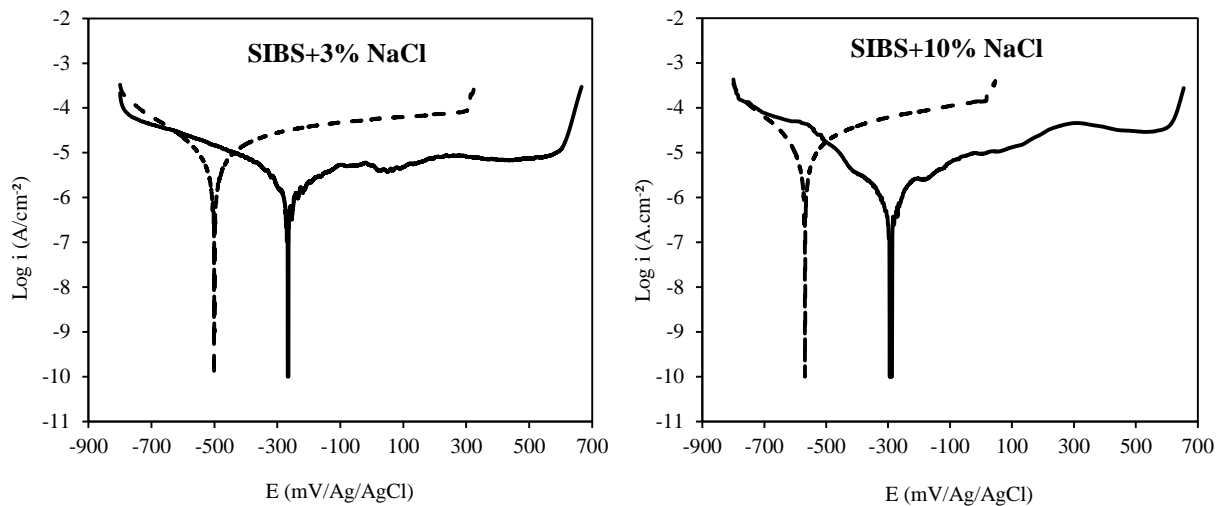


**Fig VI.3 :** Comparaison des potentiels de ruptures des deux aciers dans les solutions SIBS avec et sans addition des chlorures.

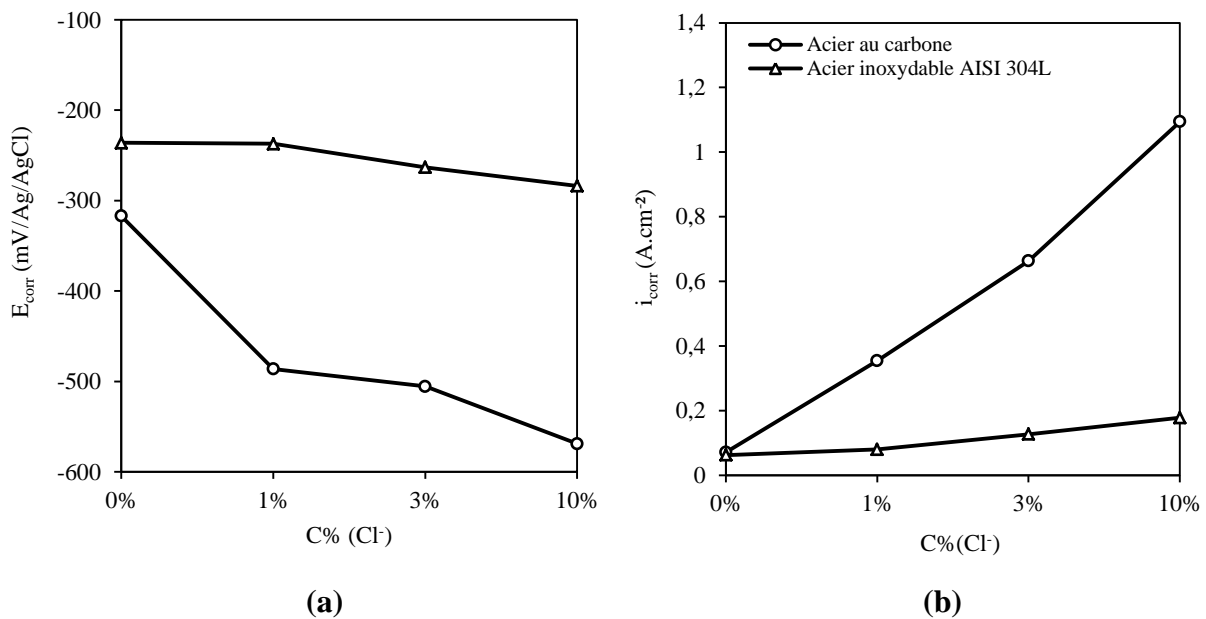
#### • Détermination des paramètres électrochimiques

La figure VI.4 présente les courbes de polarisation  $\log i=f(E)$  de l'acier Fe E500 et l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBS avec addition de 1, 3 et 10% de NaCl.





**Fig VI.4 :** Courbes de polarisation  $\text{Log } i = f(E)$  de l'acier Fe E500 et l'acier inoxydable AISI 304L dans SIBS ( $\text{pH}=13$ ) sans et avec addition de NaCl.



**Fig VI.5 :** Evolution a) du potentiel de corrosion b) de la densité de courant de corrosion des deux aciers en fonction de la quantité de NaCl ajoutée à la solution SIBS.

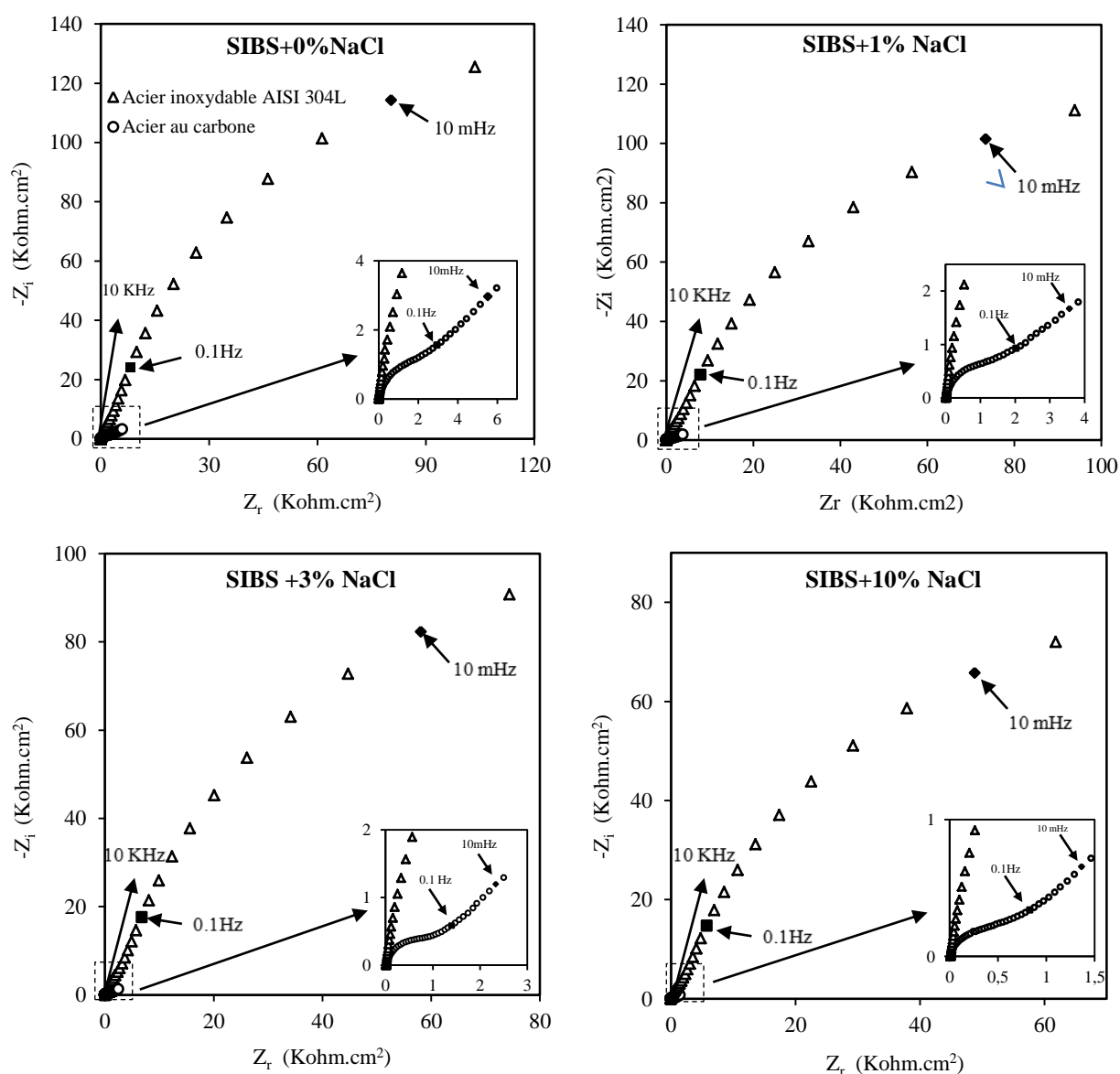
La compilation des résultats obtenus permet de dégager les points suivants :

- Les valeurs de  $i_{\text{corr}}$  des deux aciers sont presque similaires en absence des ions chlorures à  $\text{pH}=13$ .
- Le comportement à la corrosion de l'acier inoxydable AISI 304L dans SIBS contaminé par les ions chlorures est meilleur que celui de l'acier Fe E500. En effet, les valeurs de potentiel de corrosion sont plus nobles dans le cas de

l'acier inoxydable AISI 304L et les courants de corrosion sont plus faibles. Les densités de courant de corrosion sont presque cinq fois plus grandes pour l'acier Fe E500 que pour l'acier inoxydable AISI 304L, ce qui signifie aussi des vitesses de corrosion plus grandes.

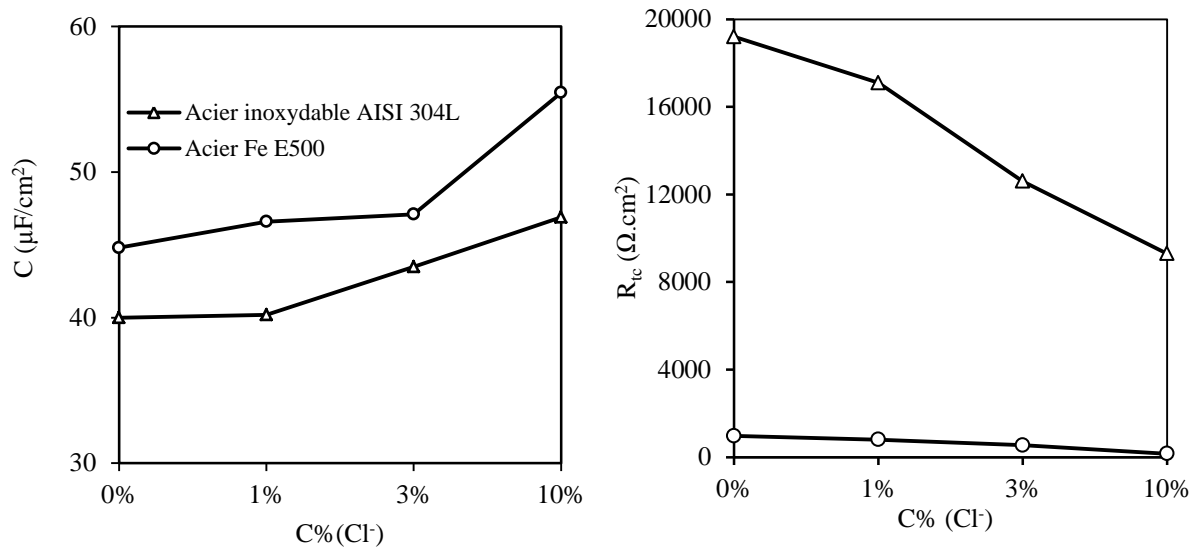
### VI.1.3. Tracés des diagrammes d'impédance électrochimique

Les courbes d'impédances en mode Nyquist obtenues pour les deux aciers dans en fonction de la concentration de NaCl ajoutée à la solution SIBS sont représentées dans la figure VI.6.



**Fig VI.6 :** Représentation en mode Nyquist de l'impédance électrochimique des deux aciers dans SIBS ( $\text{pH}=13$ ) : évolution avec la concentration des ions chlorures.

La réponse en spectroscopie d'impédance électrochimique montre que le comportement face à la corrosion de l'acier Fe E500 est différent par rapport à l'acier inoxydable AISI 304L. Les diagrammes d'impédance des deux alliages ne présentent pas la même allure.



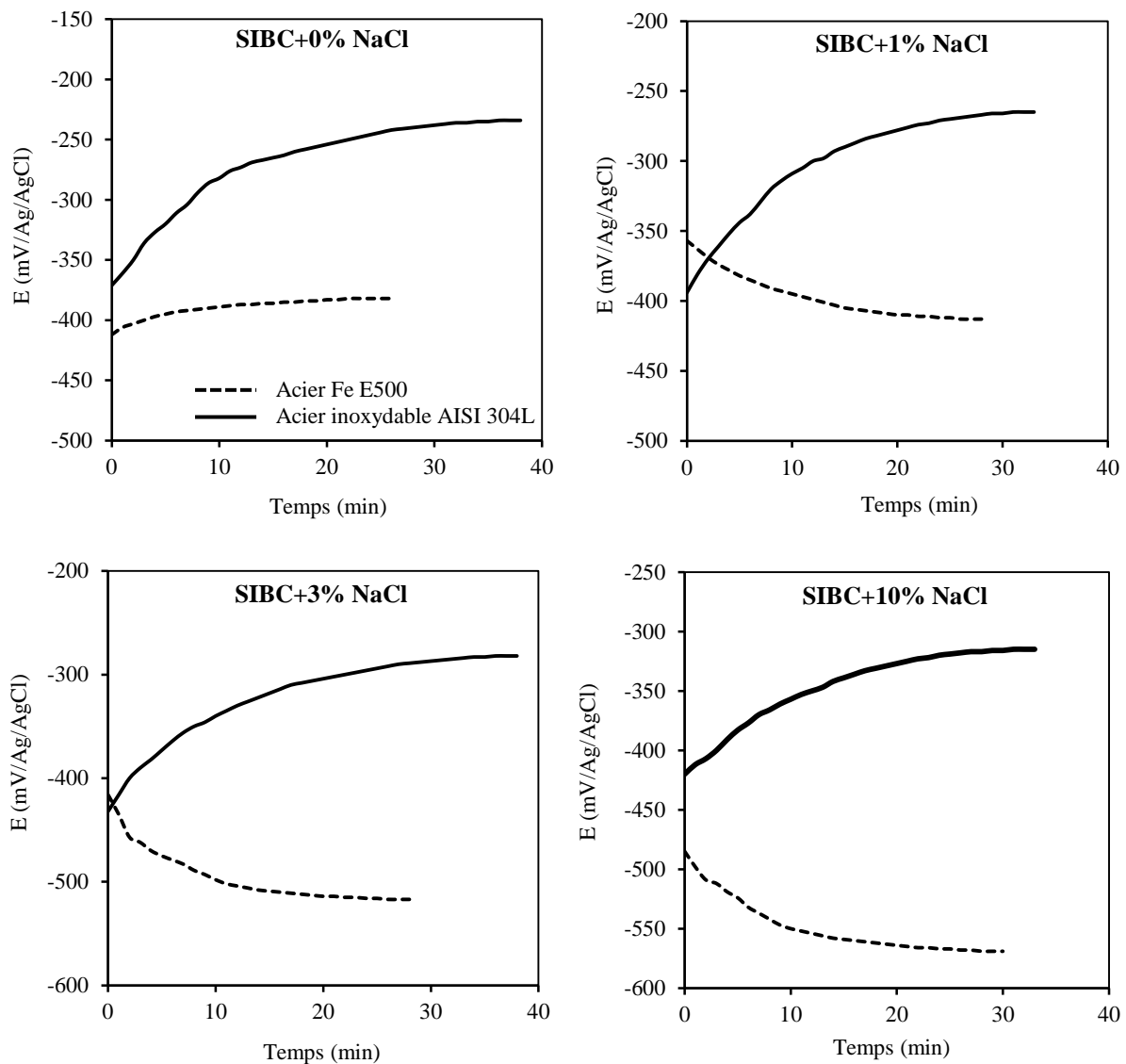
**Fig VI.7 :** Evolution des paramètres électrique (partie HF) des deux aciers en fonction de la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBS.

Nous notons que, pour l'acier inoxydable AISI 304L, les valeurs de  $R_{tc}$  restent beaucoup plus élevées que celles de l'acier Fe E500 et les valeurs de  $C$  sont plus faibles que celles mesurée pour l'échantillon Fe E500 d'où une meilleure résistance de l'acier inoxydable AISI 304L.

## VI.2. Comparaison du comportement des deux aciers dans la solution SIBC (pH=9) en présence et en absence des ions chlorures.

### VI.2.1. Evolution du potentiel libre

Les expériences que nous avons menées sur l'acier Fe E500 et l'acier inoxydable AISI 304L ont donné les résultats illustrés par les courbes suivantes (Fig VI.8).



**Fig VI.8 :** Evolution du potentiel d'abandon de l'acier Fe E500 et l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBC (pH=9) sans et avec addition de NaCl.

D'après les résultats obtenus (FigVI.8), nous constatons que :

- **En absence des ions chlorures :**

Les deux courbes prennent la même allure ascendante, Il est à noter que le potentiel libre de l'acier inoxydable AISI 304L est plus noble que celui de l'acier Fe E500.

- **En présence des ions chlorures :**

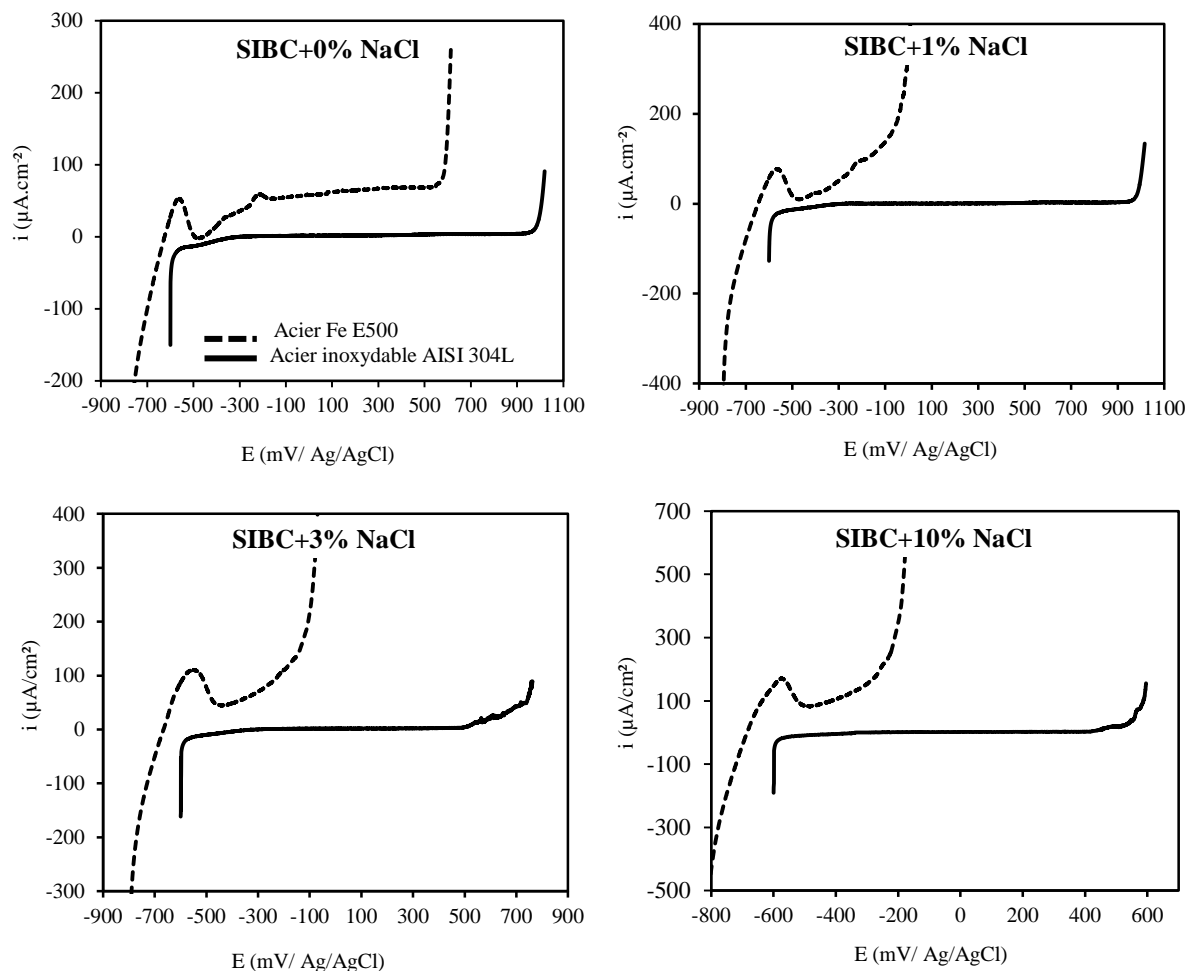
En présence de NaCl, l'acier inoxydable AISI 304L reste en état passif quel que soit la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC. Par contre le potentiel libre de l'acier

Fe E500 se déplace vers des valeurs moins nobles, indiquant une attaque de la surface métallique.

Les potentiels libres de l'acier inoxydable AISI 304L sont plus nobles que ceux correspondant à l'acier Fe E500, d'où une meilleure résistance de l'acier inoxydable AISI 304L.

### VI.2.2 Courbes de polarisation potentiocinétiques $i=f(E)$

La figure VI.9 représente les courbes de polarisation globale décrivant le comportement électrochimique des deux aciers au contact des solutions SIBC (pH=9) chlorurées.



**Fig VI.9 :** Courbes de polarisation de l'acier Fe E500 et l'acier inoxydable AISI 304L dans SIBC (pH=9) sans et avec addition de NaCl.

Il est intéressant de noter des comportements différents pour les deux matériaux étudiés à pH=9 en absence et en présence de NaCl.

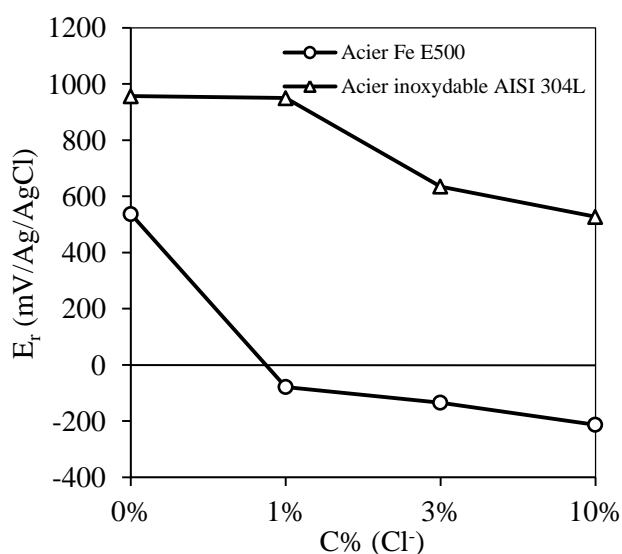
La courbe relative à l'acier Fe E500 dans la solution synthétique simulant SIBC en absence des chlorures présentent des pics d'oxydation anodiques, par contre aucun pic anodique n'apparaît sur la courbe relative à l'acier inoxydable AISI 304L donc Le film formé sur l'acier inoxydable se forme beaucoup plus facilement à pH=9.

L'acier inoxydable AISI 304L est en état passif quel que soit la concentration de NaCl introduite dans la solution SIBC et les densités de courant des paliers de passivation sont très faibles et quasiment nulle. On note l'absence des paliers anodiques dans le cas de l'acier Fe E500 et la branche anodique s'élève très rapidement dans les mêmes conditions.

Pour un pH=9, l'acier Fe E500 se corrode sur toute sa surface, avec la création de volumes importants de produits de corrosion. Cette même situation ne va se rencontrer sur les aciers inoxydables que pour des pH inférieurs à 2,5 [2] ; autant dire que la corrosion de l'acier inoxydable se limitera à de la corrosion localisée par piqûres avec création d'un volume faible de produits de corrosion. Ceci montre encore une fois que l'acier inoxydable AISI 304L présente un meilleur comportement à la corrosion que l'acier Fe E500 dans le milieu carbonaté en absence et en présence des chlorures.

L'histogramme comparatif des potentiels de rupture montre l'effet de l'addition des ions chlorure sur la tenue à la corrosion des deux aciers dans les solutions SIBC (pH=9).

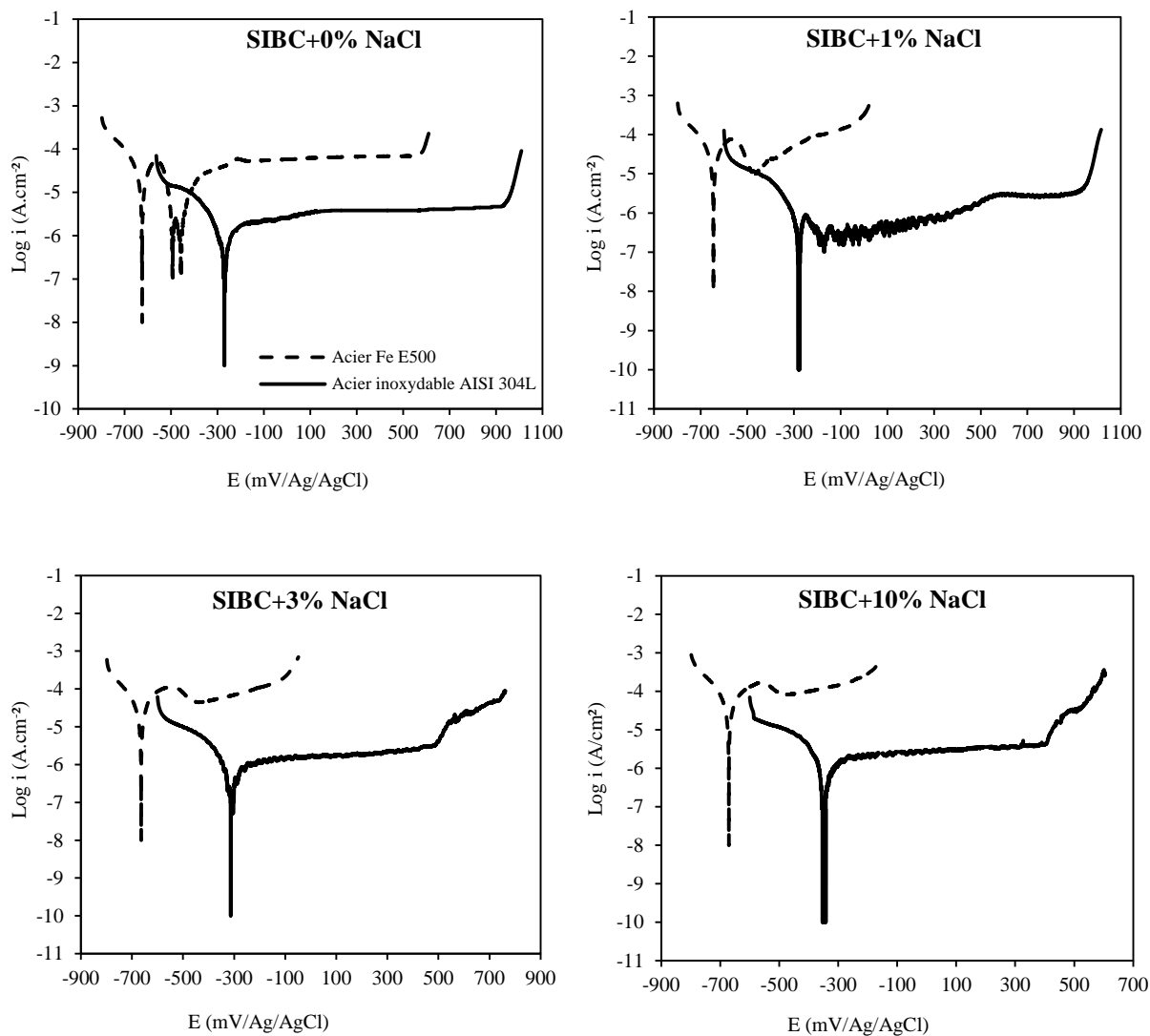
Il apparaît clairement que, dans ces milieux sévères, la différence de comportement entre l'acier Fe E500 (potentiel de rupture négatif) et l'acier AISI 304L (potentiel de rupture positif compris entre +527,4 à +956,9 mV/Ag/AgCl) est considérable.



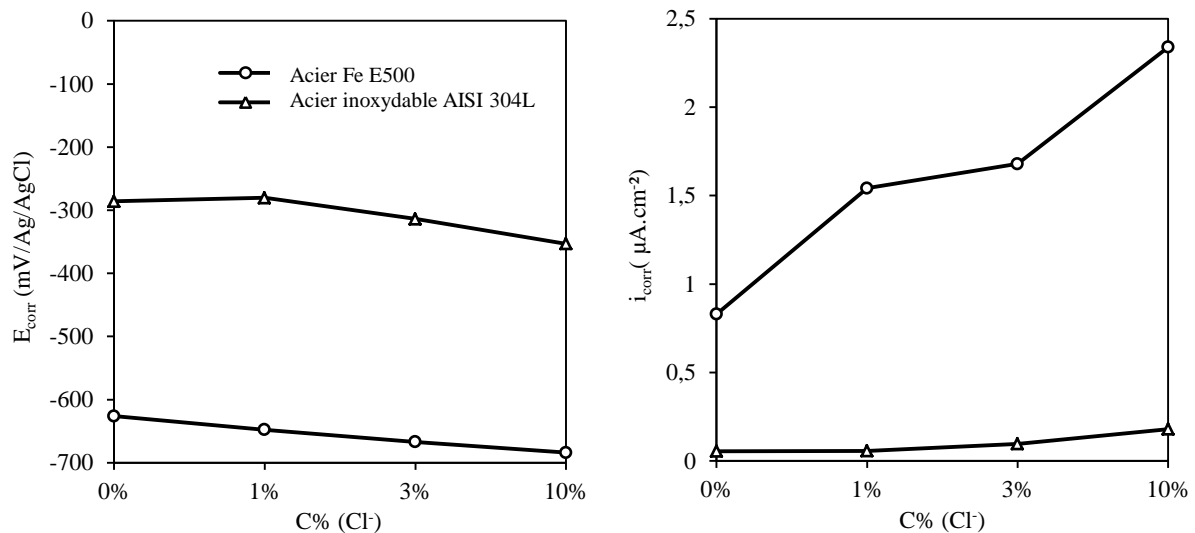
**Fig VI.10 :** Comparaison des potentiels de ruptures des deux aciers dans les solutions SIBC avec et sans addition des chlorures.

- Détermination des paramètres électrochimiques

La figure VI.11 présente les courbes de polarisation  $\log i=f(E)$  de l'acier Fe E500 et l'acier inoxydable AISI 304L dans la solution SIBC avec addition de 1, 3 et 10% de NaCl.



**Fig VI.11 :** Courbes de polarisation  $\text{Log } i=f(E)$  de l'acier Fe E500 et l'acier inoxydable AISI 304L dans SIBC ( $\text{pH}=9$ ) sans et avec addition de NaCl.



**Fig VI.12 :** Evolution a) du potentiel de corrosion b) de la densité de courant de corrosion des deux aciers en fonction de la quantité de NaCl ajoutée à la solution SIBC.

La compilation des résultats obtenus permet de dégager les points suivants :

- Les densités de courant de corrosion de l'acier inoxydable AISI 304L présentent une faible augmentation par rapport à l'acier Fe E500.
- Dans le cas de l'acier inoxydable AISI 304L, les densités de courant de corrosion sont très inférieures à celles de l'acier Fe E500, ce qui explique que ce dernier est fortement attaqué.

Ce qui confirme que l'acier inoxydable AISI 304L manifeste la meilleure résistance à la corrosion dans la solution SIBC en absence et en présence de NaCl alors que l'acier Fe E500 est le moins résistant dans les conditions considérées.

## Conclusion du chapitre VI

Ce chapitre a été consacré à l'étude comparative du comportement électrochimique des deux aciers Fe E500 et l'acier inoxydable AISI 304L dans les solutions simulées similaires aux solutions interstitielle de différents états du béton. Nous énumérons ci-dessous les résultats issus de cette étude :

- Les résultats électrochimiques obtenus montrent un bon comportement de l'acier inoxydable AISI 304L par rapport à l'acier Fe E500 en milieu interstitielle du béton sain et carbonaté avec ou sans ajout de différentes quantités de NaCl.

- L'acier inoxydable AISI 304L présente une excellente résistance à la corrosion, il est donc adapté pour des milieux très sévères (béton carbonaté très chargé en chlorures).
- Les trois méthodes électrochimiques utilisées dans les différentes études présentées dans ce chapitre montrent la même tendance.



## **Conclusion générale**



## Conclusion générale

---

L'objectif de ce travail de recherche consistait à étudier le comportement à la corrosion de l'acier au carbone Fe E500 utilisé classiquement en génie civile et l'acier inoxydable AISI 304L dans divers milieux synthétique simulant les solutions interstitielles des différents états du béton : sain exempt ou pollué par les ions chlorures et carbonaté exempt ou pollué par les ions chlorures (pour simuler un béton dégradé en milieu très sévère) et par la suite faire une étude comparative entre les deux aciers.

Des techniques électrochimiques ont été mises en œuvre pour l'accomplissement de ce travail : Evolution du potentiel libre en fonction du temps, tracé des courbes de polarisation potentiocinétique et des diagrammes d'impédance électrochimique.

Dans le cadre de ce mémoire, nous nous sommes focalisé sur l'effet des ions chlorures et la carbonatation.

Nous nous sommes intéressés dans un premier temps à l'étude du comportement électrochimique de l'acier Fe E500 dans divers milieux synthétiques simulant la solution interstitielle des différents états du béton sain exempt ou pollué par les ions chlorures et carbonaté exempt ou pollué par les ions chlorures. Si l'on reprend le cheminement suivi au cours de ces travaux de mémoire, les principales conclusions sont les suivantes :

- L'acier Fe E500 est passivé et protégé en milieu fortement basique exempt des ions chlorures en raison de la stabilité des produits formés dans ces conditions.
- La présence de chlorures dans les milieux synthétiques similaires aux solutions interstitielles du béton sain SIBS est également défavorable du point de vue de la corrosion, les chlorures ont pour effet de dépassiver l'acier et initier la corrosion. les chlorures génèrent une corrosion localisée par piqûres.
- La diminution du pH (milieu carbonaté à pH=9) a un effet néfaste sur le comportement de l'acier Fe E500. Formation d'un précipité peu protecteur limitant la vitesse de dissolution de l'acier sans d'autant le protéger.
- Les chlorures présents dans le milieu synthétique similaire à la solution interstitielle du béton carbonaté provoquent une dissolution active de l'acier, Le développement des piqûres s'accompagne d'une corrosion généralisée.

- La carbonatation et la pénétration des ions chlorures sont les deux processus susceptibles de dépassiver l'acier Fe E500 et d'initier la corrosion.

La deuxième partie de notre travail concerne l'étude du comportement de l'acier inoxydable AISI 304L dans les mêmes conditions précitées, nous pouvons constater que :

- L'acier inoxydable AISI 304L présente une bonne résistance à la corrosion par piqûre en présence des ions chlorure à pH= 13, donc, Le risque de l'attaque par piqûre en présence de NaCl jusqu'à 10% est très faible sous des conditions alcalines.
- Le changement de la composition de la solution interstitielle (milieu carbonaté à pH=9) ne paraît pas avoir d'effet sur le comportement de l'acier AISI 304L par rapport à la solution interstitielle saine, un palier de passivation bien étendue est observé.
- L'acier inoxydable 304L peut être victime de corrosion par piqûres dans le milieu carbonaté à pH de 9 en présence de 3% et 10% de NaCl.
- Lorsqu'il y a corrosion sur l'acier 304L, celle-ci est principalement de type corrosion par piqûres (milieu carbonaté en présence de 3% et 10% de NaCl).

Les trois méthodes électrochimiques utilisées dans les différentes études présentées dans cette étude montrent la même tendance.

Par la suite, l'étude comparative de la corrosion d'acier Fe E500 et l'acier inoxydable AISI 304L dans le milieu similaire à la solution interstitielle d'un béton montre un bon comportement de l'acier inoxydable AISI 304L par rapport à l'acier Fe E500 en milieux interstitielles du béton sains et carbonatés avec ou sans ajout de différentes quantités de NaCl. En raison de la remarquable stabilité de sa couche passive, l'acier inoxydable AISI 304L présente une excellente résistance à la corrosion, il est donc adapté pour des milieux très sévères (béton carbonaté très chargés en chlorures).

## Références bibliographiques

---

- [1] J.T. Pérez-Quiroz J. Terána, M.J. Herrera, M. Martínez, J. Genescá, Assessment of stainless steel reinforcement for concrete structures rehabilitation, *Journal of Constructional Steel Research*, Vol 64, pp.1317–1324, 2008.
- [2] Aldo Benani, Christophe Bourgin, Éric Chauveau, Béton armé d'inox : le choix de la durée, centre d'information sur le ciment et ces applications T81, p73-76, avril 2004.
- [3] Jean-Pierre Mougín, *Le Béton armé*, Edition Eyrolles, p.13. 2000.
- [4] Centre d'information sur le ciment et ses applications. " Les constituants des bétons et des mortiers", Tome I, paris, 2005.
- [5] V.S. Ramachandran, Ralph M. Paroli, James J. Beaudoin, and Ana H. Delgado, *Handbook of thermal analysis of construction materials*, Noyes Publications, p. 37, New York, 2002.
- [6] Centre d'information sur le ciment et ses applications, *La normalisation française des ciments*, p. 6, paris, 2001.
- [7] Nicolas HYVERT, Thèse de doctorat, Application de l'approche probabiliste à la durabilité des produits préfabriqués en béton, Université Paul Sabatier – Toulouse III, 2009.
- [8] Centre d'information sur le ciment et ses applications. "Ciments et bétons", paris, 2005.
- [9] Nasser Abdelkader, Thèse de doctorat, La corrosion des aciers dans le béton à l'état passif et par carbonatation : Prise en compte des courants galvaniques et des défauts d'interface acier – béton, Université Paul Sabatier – Toulouse III, 2010.
- [10] Jacques Lamirault, Henri Renaud, *Le béton armé Guide de calcul*, Edition Foucher, p.38, Paris, 1993.
- [11] Michel Dupeux, *Aide-mémoire science des matériaux*, p. 221, Edition Dunod, Paris, 2004.
- [12] Jean- Jacques Lamoreux, *Sciences des matériaux, Précis de corrosion*, p.93, Ed, Beauchemin, 1994.
- [13] Pierre-Jean Cunat, *Technique d'ingénieur, Aciers inoxydables, Critères de choix et structure*, P M4540 17, France, 2000.
- [14] C.A. Apostolopoulos, V.G. Papadakis, Consequences of steel corrosion on the ductility properties of reinforcement bar, *Construction and Building Materials*, Vol 22, pp.

- 2316–2324, 2008.
- [15] Guillaume Prot, Préparation du béton, Le moniteur des travaux publics et du bâtiment, Paris, mars 2011.
- [16] J.A. González, S. Feliú, P. Rodriguez, E. Ramirez, C. Alonso, C. Andrade, Some questions on the corrosion of steel in concrete – Part 1: when, how and how much steel corrodes, *Materials and Structures*, Vol 29, pp. 40-46, janvier-février 1996.
- [17] Yves F. Houst, Folker H. Wittmann, Depth profiles of carbonates formed during natural carbonation, *Cement and Concrete Research*, Vol 32, pp.1923–1930, 2002
- [18] Nicolas HYVERT, Thèse de doctorat, Application de l'approche probabiliste à la durabilité des produits préfabriqués en béton, Université Paul Sabatier, Toulouse III, 2009.
- [19] D.D.L. Chung, Corrosion Control of Steel-Reinforced Concrete, *Journal of Materials engineering and performance*, Vol 9, issue 5, pp. 585-588, 2000.
- [20] G. Balabanić, N. Bićanić, A. Dureković, The influences of w/c ratio, concrete cover thickness and degree of water saturation on the corrosion rate of reinforcing steel in concrete, *Cement and Concrete Research*, Vol 26, pp. 761-769, 1996.
- [21] Fiche technique, corrosion des aciers dans le béton, oxand, France, 2002.
- [22] M.F. Montemor, A.M.P. Simões, M.G.S. Ferreira, Chloride-induced corrosion on reinforcing steel: from the fundamentals to the monitoring techniques, *Cement and Concrete Composites*. Vol 25, pp 491–502, 2003.
- [23] F. Paradis, V. Lapointe, S.Fellah, M. Jolin et J. Marchand, Avancement des travaux sur l'étude de la corrosion des armatures à l'université laval, Septième édition des Journées scientifiques du Regroupement francophone pour la recherche et la formation sur le béton, Toulouse, France, pp.16-19, 20 juin 2006.
- [24] J.L Smith et Y.P Virmani, *Materials and methods for corrosion control of reinforced and prestressed concrete structures in new construction*, 76pp, Federal highway administration, virginia, 2000.
- [25] M. Hélie, *Matériaux métalliques – Phénomènes de corrosion*, Cours CEA/IUP Génie des Matériaux, Université d'Evry, p. 43,44. 2006.
- [26] Centre d'informations sur le ciment et ces applications, *Les bétons et les ouvrages en site maritime*, T93, paris.
- [27] Mohamed A. el Reedy, *Steel-Reinforced Concrete Structures*, Gulf of Suez Petroleum Company, Cairo, Egypt, p.21, 22, 2008.

- [28] Ir C. Ployaert, La corrosion Des armatures des bétons Armés et précontraints, T1, Fédération de l'Industrie Cimentière Belge, Bruxelles, p.7, Novembre 2009.
- [29] John Proomfield, Corrosion of steel in concrete, understanding, investigation and repair, E&FN SPON, London and new york, 1997.
- [30] David Conciatori, Thèse de doctorat, effet du microclimat sur l'initiation de la corrosion des aciers d'armature dans les ouvrages en béton armé, Ecole polytechnique fédérale de lausanne, 2006.
- [31] Christophe Carde, Pathologie de la corrosion des armatures, Laboratoire d'études et de recherches sur les matériaux LERM, juillet, aout pp. 61-63, 2006.
- [32] Adrian Muntean, Michael Böhm, A moving-boundary problem for concrete carbonation: Global existence and uniqueness of weak solutions, Journal of Mathematical Analysis and Applications. Vol 350, pp. 234–251, 2009.
- [33] M.A. Peter, A. Muntean 1, S.A. Meier, M. Böhm, Competition of several carbonation reactions in concrete: A parametric study, Cement and Concrete Research. Vol 38, pp.1385–1393, 2008.
- [34] Fiche technique, corrosion des armatures - carbonatation, oxand, France, 2002.
- [35] Woo-Yong Jung, Young-Soo Yoon, Young-Moo Sohn, Predicting the remaining service life of land concrete by steel corrosion, Cement and Concrete Research, Vol 33, pp. 663–677, 2003.
- [36] P. Dangla a, W. Dridib, Rebar corrosion in carbonated concrete exposed to variable humidity conditions. Interpretation of Tuutti's curve, Corrosion Science, Vol 5, pp. 1747–1756, 2009.
- [37] J.L Garciaz, E. Marie victoire, Durée de vie des ouvrages – Approche prédictive performantielle, Agence nationale de la recherche, p. 22, 2008.
- [38] D. Landolt, Corrosion et chimie de surface des métaux, Vol. 12 de Traité des matériaux. Presses Polytechniques et Universitaires Romandes, p.76, 1993.
- [39] Guy Taché, André Raharinaivo, Réhabilitation du béton armé dégradé par la corrosion, Comité Scientifique et Technique de l'AFGC et CEFACOR (Centre Français de l'Anti- Corrosion), p. 11, Novembre 2003.
- [40] Véronique Nobel Pujol-Lesueur, Thèse de doctorat, Etude de mécanisme d'action du monofluoro-phosphate de sodium comme inhibiteur de la corrosion des armatures métalliques dans le béton, Université Pierre et Marie curie – Paris 6, 2004.
- [41] Quang Thanh Nguyen, Sabine Caré, Yves Berthaud, A.Millard, Fissuration du béton

- soumis à la corrosion ; l'objet Volume 8 – n°2, p.1-8, 2005.
- [42] Amarni Lynda, Mémoire de Magister, Durabilité des éléments en béton armé en milieu agressif, corrosion des armatures, Université Mouloud Mammeri de Tizi Ouzou, 2012.
- [43] AA. Almusallam, Effect Of Degree Of Corrosion On The Properties Of Reinforcing Steel Bars, Construction and building materials, Vol 15, pp 361-368, 2001.
- [44] Laidi Babouri, Etude de la résistance à la corrosion des alliages de cuivre en milieu salin, Mémoire de magister, Université du 20 août 1955 – Skikda, 2008.
- [45] B. Grosogeat, P. Colon, La Corrosion, Société Francophone de Biomatériaux Dentaires, p.14, 2009-2010.
- [46] B. Elsener, Corrosion rate of steel in concrete—Measurements beyond the Tafel law, Corrosion Science, Vol 47, pp 3019–3033, 2005.
- [47] Elena Luminita, comportement à la corrosion des alliages d'aluminium utilisés dans l'industrie automobile pour la fabrication de radiateur de chauffage, Thèse de doctorat, Université de Pitesti, 2005.
- [48] A. Poursaeae, Potentiostatic transient technique, a simple approach to estimate the corrosion current density and Stern–Geary constant of reinforcing steel in concrete, Cement and Concrete Research, Vol 40, pp1451–1458, 2010.
- [49] Clement Antoine, Simulation de a mesure de résistance de polarisation, premiers résultats, ,34p, LMDC-INSA Toulouse – UPS Paris, 26 mai 2009.
- [50] Johanna Muller, Etude électrochimique et caractérisation des produits de corrosion formés à la surface des bronzes Cu-Sn en milieu sulfate, Thèse de doctorat, Université Paris Est – Créteil, 2010.
- [51] Claude Gabrielli, Méthodes électrochimiques Mesures d'impédances, Techniques de l'Ingénieur, PE 2 210, France, 2000.
- [52] Allen J. Bard Larry R. Faulkner, electrochemical methods: Fundamentals and Applications, John Wiley & Sons, Inc, 2<sup>nd</sup> eddition, 2001.
- [53] J.K. Singh, D.D.N. Singh, The nature of rusts and corrosion characteristics of low alloy and plain carbon steels in three kinds of concrete pore solution with salinity and different pH, Corrosion Science, Vol 56, pp 129–142, 2012.
- [54] D. Addari, B. Elsener, A. Rossi, Electrochemistry and surface chemistry of stainless steels in alkaline media simulating concrete pore solutions, Electrochimica Acta, Vol 53, pp. 8078–8086, 2008.
- [55] C.M. Abreu, M.J. Crist obal, R. Losada, X.R. N ova, G. Pena, M.C. Perez, High

- frequency impedance spectroscopy study of passive films formed on AISI 316 stainless steel in alkaline medium, *Journal of Electroanalytical Chemistry*, Vol 572, pp. 335–345, 2004.
- [56] Robert D. Moser , Preet M. Singh, Lawrence F. Kahn, Kimberly E. Kurtis, Chloride-induced corrosion resistance of high-strength stainless steels in simulated alkaline and carbonated concrete pore solutions, *Corrosion Science*, Vol 57, pp. 241–253, 2012.
- [57] S.B. Farina, G.S. Duffó, Corrosion of zinc in simulated carbonated concrete pore solutions *Electrochimica Acta*, pp. 5131–5139, 2007.
- [58] Bardal, Einar, *Corrosion and protection*, Springer-Verlag, Berlin–Heidelberg–New York, p.6, 2004.
- [59] Florica Simescu, Thèse *Élaboration des revêtements de phosphates de zinc sur armature à béton. Étude de leur comportement à la corrosion en milieu neutre et alcalin*, Ecole doctorale Matériaux de Lyon Spécialité : Microstructure et comportement mécanique et macroscopique des matériaux – Génie des matériaux, 2008.
- [60] L. Freire, M.J. Carmezima, M.G.S. Ferreira, M.F. Montemor, The electrochemical behaviour of stainless steel AISI 304 in alkaline solutions with different pH in the presence of chlorides, *Electrochimica Acta*, Vol 56, pp. 5280–5289, 2011.
- [61] Fan Zhang, Jinshan Pan, Changjian Lin, Localized corrosion behaviour of reinforcement steel in simulated concrete pore solution, *Corrosion Science*, Vol 51, pp. 2130–2138, 2009.
- [62] M. Saremi, E. Mahallati, A study on chloride-induced depassivation of mild steel in simulated concrete pore solution, *Cement and Concrete Research*, Vol 32, pp. 1915–1921, 2002.
- [63] Y. Boudinar, N. Hammouda, M. Touiker, K. Belmokre, Influence of the thermal treatments on the electrochemical behavior of a stainless steel (AISI 304), *Journal of Engineering and Applied Sciences*, Vol 2 issue 2, pp 385-390, 2007.
- [64] M. Moreno, W. Morris, M.G. Alvarez, G.S. Duff, Corrosion of reinforcing steel in simulated concrete pore solutions Effect of carbonation and chloride content, *Corrosion Science*, Vol 46, pp. 2681–2699, 2004.
- [65] Elias Remita, *Etude de la corrosion d'un acier faiblement allié en milieu confiné contenant du CO<sub>2</sub> dissous*, Thèse de doctorat de l'université Pierre et Marie Curie, Spécialité Génie des procédés et haute technologie, 2007.
- [66] Bruno Huet, *Comportement à la corrosion des armatures dans un béton carbonaté :*

- influence de la chimie de la solution interstitielle et d'une barrière de transport, thèse de doctorat, Ecole doctorale matériaux de Lyon, 2005.
- [67] S.M. Alvarez, A. Bautista, F. Velasco, Corrosion behavior of corrugated lean duplex stainless steels in simulated concrete pore solutions, *Corrosion Science*, Vol 53, pp. 1748–1755, 2011.
- [68] A. Bautista , G. Blanco, F. Velasco, Corrosion behaviour of low-nickel austenitic stainless steels reinforcements: A comparative study in simulated pore solutions, *Cement and Concrete Research*, Vol 36, pp 1922 - 1930, 2006.
- [69] L. Freire, M.A. Catarino, M.I. Godinho, M.J. Ferreira, M.G.S. Ferreira, A.M.P. Simões, M.F. Montemor, Electrochemical and analytical investigation of passive films formed on stainless steels in alkaline media, *Cement & Concrete Composites*, Vol 34, pp1075–1081, 2012.
- [70] Marijana Serdar, , Lidija Valek Zulj, Dubravka Bjegovića, Long-term corrosion behaviour of stainless reinforcing steel in mortar exposed to chloride environment, *Corrosion Science*, Vol 69, pp149–157, 2013.
- [71] H. Luo, C.F. Dong, X.G. Li , K. Xiao, The electrochemical behavior of 2205 duplex stainless steel in alkaline solutions with different pH in the presence of chloride, *Electrochimica Acta*, Vol 64, pp 211– 220, 2012.
- [72] P .Lacombe, B. Baroux, G. Beranger, *Les aciers inoxydables*, les éditions de physique, France, 1990.
- [73] C.M. Abreu, M.J. Cristobal, R. Losada, X.R. Novoa 1, G. Pena, M.C. Perez, Long-term behaviour of AISI 304L passive layer in chloride containing medium, *Electrochimica Acta*, Vol 51, pp 1881–1890, 2006.
- [74] Han Xiao-chen , LI Jun , Zhao Kun-yu, Zhang We, Effect of Chloride on Semiconducting Properties of Passive Films formed on Supermartensitic Stainless Steel in NaHCO<sub>3</sub> Solution, *journal of iron and steel research, international*, Vol 20 issue 5, pp.74-79, 2013.

## Résumé

---

Aujourd'hui, l'armature en acier inoxydable constitue une solution effective pour augmenter la durabilité des structures en béton armé exposées à des environnements très agressifs. Nous avons comparé la résistance à la corrosion de l'acier inoxydable AISI 304L à celle de l'acier traditionnel Fe E500. Ainsi, nous avons consacré ce travail à l'étude du comportement de l'acier inoxydable AISI 304L dans des solutions alcalines à différents pH (13 et 9) simulant la solution interstitielle du béton, ces électrolytes sont contaminés par différentes concentrations en ions chlorures (1, 3 et 10%).

Cette recherche a été conduite au moyen des méthodes électrochimiques stationnaires: évolution du potentiel libre en fonction du temps, tracé des courbes de polarisation et par une méthode transitoire: la spectroscopie d'impédance électrochimique (SIE).

Les résultats prouvent le bon comportement à la corrosion de l'acier inoxydable AISI 304L dans le milieu sain, carbonaté et contaminé par les chlorures. Nous avons déduit que sa résistance est supérieure à celle de l'acier Fe E500 dans des solutions très agressives.

### **Mots-clés :**

Acier, chlorures, béton, méthodes électrochimiques.

## Abstract

---

Nowadays, stainless steel reinforcements appear as an effective solution to increase the durability of reinforced concrete structures exposed to very aggressive environments. In this work, the corrosion resistance of stainless steel 304L is compared with that of traditional steel Fe E500. Thus, the present work aims at studying the behavior of AISI 304L in alkaline solutions of different pH (pH from 13 to 9), simulating the sane and carbonated interstitial concrete electrolyte. These solutions were contaminated with different concentrations of chloride ions (1%, 3% and 10% as NaCl).

This study has been realized by mean of stationary electrochemical methods: evolution of the free potential according to time and layout of the curves of polarization and by electrochemical impedance spectroscopy (EIS).

Results prove the very good corrosion behavior of stainless steel 304L in carbonated media and in non-carbonated, chloride contaminated media. The corrosion resistance of stainless steel 304L is higher than that of traditional steel Fe E500 in very highly aggressive solutions.

### **Keywords:**

Steel, chlorides, concrete, electrochemical methods.

## ملخص

يظهر الفولاذ الغير قابل للصدأ كحل فعال لزيادة متانة منشآت الخرسانة المسلحة المعرضة إلى عوامل جد قاسية. قورنت مقاومة الفولاذ الغير قابل للصدأ 304L للتآكل مع الفولاذ Fe E500 المستعمل عادة في هذه الدراسة. لهذا، يهدف العمل المقدم إلى دراسة سلوكه في محاليل قاعدية ذات pH مختلف (13 و 9) مصطنعين بذلك المحلول البيئي للخرسانة السليمة والمكربنة، لوثت المحاليل بتراكيز مختلفة من أيونات الكلور (1، 3 و 10%).

تمت هذه لدراسة بواسطة الطرق الكهروكيميائية المستقرة: متابعة تطور فرق الكمون بدلالة الزمن و رسم منحنيات الاستقطاب و طريقة عابرة طيف الممانعة الكهروكيميائية.

أثبتت النتائج سلوك الفولاذ الغير قابل للصدأ 304L الجيد للتآكل في الوسط الغير مكربن، المكربن و الملوث بالكلور. مقاومة التآكل للفولاذ الغير قابل للصدأ 304L أعلى من الفولاذ المعتاد Fe E500 في محاليل جد قاسية.

### الكلمات المفتاحية:

الفولاذ، أيونات الكلور، الخرسانة، الطرق الكهروكيميائية.