

M. H03/101

REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE  
MINISTERE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA RECHERCHE

SCIENTIFIQUE

UNIVERSITE DE OUARGLA

Faculté des sciences et sciences de l'ingénieur

Département des Sciences de l'Ingénieur



Mémoire de Fin d'études

en vue de l'obtention du diplôme d'ingénieur d'état

Spécialité : Génie des procédés

Option : Génie chimique

Présenté par :

**CHOHRA Samira Toufik**

Thème

**Etude de phénomène de corrosion de tuyauterie  
de la pompe de recyclage de l'unité de déshuilage  
de Haoud Berkaoui**

Soutenu publiquement le : 02/10/2003 à 08 : 30 devant le jury :

- |                           |                                |                   |
|---------------------------|--------------------------------|-------------------|
| <b>Dr. LANEZ Touhami</b>  | <b>(Université de Ouargla)</b> | <b>Président</b>  |
| <b>Dr. BAAMEUR Lotfi</b>  | <b>(Université de Ouargla)</b> | <b>Examineur</b>  |
| <b>Dr. SAIDI Mokhtar</b>  | <b>(Université de Ouargla)</b> | <b>Examineur</b>  |
| <b>MA. ZERROUKI Hayat</b> | <b>(Université de Ouargla)</b> | <b>Rapporteur</b> |
| <b>Mr. ATTAB Menouar</b>  | <b>( Sonatrach HBK)</b>        | <b>Rapporteur</b> |

Année Universitaire 2002/2003

## Sommaire

<b>Introduction</b> .....		1
	<b>Partie théorique</b>	
	<b>Chapitre I : Généralité.</b>	
I.1	Définition.....	4
I.2	Différents types de corrosion.....	4
I.2.1	Corrosion chimique.....	4
I.2.2	Corrosion électrochimique.....	5
I.2.3	Corrosion biologique.....	5
I.3	Formes de la corrosion.....	6
I.3.1	Corrosion généralisée uniforme.....	6
I.3.2	Corrosion localisée.....	6
I.3.2.1	Corrosion par piqûre.....	6
I.3.2.2	Corrosion intergranulaire.....	6
I.3.2.3	Corrosion galvanique.....	7
I.3.2.4	Corrosion caverneuse.....	7
I.3.2.5	Corrosion selective.....	7
I.3.2.6	Erosion-corrosion.....	7
I.3.2.7	Corrosion sous contraintes.....	8
I.4	Facteurs affectent de la corrosion.....	8
I.4.1	Milieu aqueux.....	8
I.4.1.1	pH.....	9
I.4.1.2	Température.....	9
I.4.1.3	Pression.....	10
I.4.1.4	Présence de bactérie.....	10
I.4.1.5	Gaz dissous.....	10
I.4.1.6	Vitesse d'écoulement.....	10
I.4.1.7	Sels dissous.....	10
I.4.2	Matériaux.....	11
I.5	Agressivité de l'eau.....	12
I.5.1	Teste de marbre.....	12
	<b>Chapitre II : Corrosion électrochimique</b>	
II.1	Aspect thermodynamique.....	15
II.1.1	Importance de la corrosion électrochimique.....	17
II.2	Cinétique de la réaction électrochimique.....	19
II.3	Potentiel d'électrode.....	21
II.4	Méthodes de détermination de la vitesse de la corrosion.....	23
II.4.1	Introduction.....	23
II.4.2	Essais chimique.....	23
II.4.3	Essais électrochimique.....	24
II.4.3.1	Polarisation.....	24
II.4.3.2	Extrapolation de droite de Tafel.....	25
II.4.3.3	Droite de Tafel.....	26
	<b>Chapitre III : Protection contre la corrosion</b>	
III.1	Protection passive.....	29
III.1.2	Passivation des métaux.....	29
III.1.3	Revêtements protecteurs.....	30
III.1.3.1	Revêtements métallique.....	30
III.1.3.2	Revêtements non métalliques.....	31

III.1.3.3	Revêtements organiques .....	31
III.1.4	Traitement du milieu corrosif .....	32
III.1.4.1	Inhibiteurs de corrosion.....	32
III.1.4.2	Bactéricides .....	34
III.2	Protection active.....	34
III.2.1	Anode sacrificielle .....	34
III.2.2	Protection par courant imposé.....	35

### **Partie pratique**

#### **Chapitre IV : Localisation de l'origine de corrosion**

IV.1	Historique de l'unité de déshuilage .....	37
IV.2	Floculation .....	37
IV.3	Présentation du problème .....	41
IV.4	Analyses et identification .....	41
IV.4.1	Mesures de l'épaisseur (Contrôle ultrasonore).....	41
IV.4.2	Analyses de dépôts .....	42
IV.4.2.1	Matières organiques.....	43
IV.4.2.2	Teneur en NaCl.....	43
IV.4.2.3	Attaque par l'acide.....	44
IV.4.2.4	Dosage du fer.....	44
IV.5	Résultats de l'analyses de dépôt.....	44
IV.6	Analyse physico-chimique d'eau .....	45
IV.6.1	Mesure de pH.....	45
IV.6.2	Calorimétrie .....	46
IV.6.3	Chlorures.....	47
IV.6.4	Sulfates.....	47
IV.6.5	Matière en suspension.....	48
IV.6.6	Dosage de nitrate.....	48
IV.6.7	Carbonates et bicarbonates.....	49
IV.6.8	Calcium et magnésium.....	50
IV.6.9	Calcium , sodium et potassium.....	51
IV.7	Résultats de l'analyses physico-chimique d'eau.....	55
IV.7.1	L'eau de l'entrée.....	55
IV.7.2	L'eau de la sortie.....	55

#### **Chapitre V : propositions de lutter contre la corrosion**

V.1	Potentiostas.....	57
V.2	Cellule de mesure et les électrodes .....	57
V.2.1	Cellule de mesure.....	57
V.2.2	Electrode de référence.....	57
V.2.3	Electrode auxiliaire.....	58
V.2.4	Electrode de travail.....	58
V.3	Conditions pratiques.....	59
V.3.1	Echantillon de travail.....	59
V.3.2	Milieu corrosif.....	59
V.3.3	Stabilisation du potentiel libre.....	60
V.4	Résultats.....	60
V.4.1	Détermination de la vitesse de la corrosion avec l'acier API 5 L X grade B avec le milieu acide .....	60
V.5	Première proposition (changement de la nuance) .....	62
V.6	Deuxième proposition .....	64
V.6.1	Stockage et manipulation des produits chimique de l'unité de déshuilage .....	64
V.6.2	Neutralisation.....	64
V.6.2.1	Essais de la neutralisation .....	65

V.6.3	Résultats de l'analyse physico-chimique de la neutralisation d'eau .....	67
V.6.4	Détermination la vitesse de la corrosion avec l'eau neutralisée.....	71
	<b>Conclusion</b> .....	72
	<b>Bibliographies</b> .....	73
	<b>Annexe</b> .....	

## Liste des figures

I.1	Formation des ions ferreux ( $\text{Fe}^{++}$ ) dans la corrosion de fer .....	5
I.2	Formes de corrosion .....	8
I.3	Courbe de AKIMOV.....	9
II.1	Diagramme de corrosion du fer dans l'eau.....	19
II.2	Mécanisme de la réaction électrochimique.....	21
II.3	Courbe de polarisation.....	24
II.4	Droite de Tafel.....	26
III.1	Inhibiteur anodique.....	33
III.2	Inhibiteur cathodique.....	33
IV.1	Tuyauterie d'aspiration corrodée de la pompe de recyclage.....	40
IV.2	Pompe de recyclage de l'unité de déhuilage.....	40
IV.3	Schéma des points de mesures.....	42
V.1	Electrode de travail.....	58
V.2	Potentiostat.....	59
V.3	Courbe courant tension obtenue de l'utilisation de l'acier API 5 L X grade B.....	61
V.4	Courbe de Tafel obtenue de l'utilisation de l'acier API 5 L X grade B.....	61
V.5	Courbe courant tension obtenue de l'utilisation de l'acier API 5 L X grade 52.....	63
V.6	Courbe de Tafel obtenue de l'utilisation de l'acier API 5 L X grade 52.....	63
V.7	Neutralisation d'eau par $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .....	66
V.8	Neutralisation d'eau par $\text{NaHCO}_3$ .....	66
V.9	Neutralisation d'eau par $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .....	69
V.10	Courbe courant tension obtenue de l'utilisation de l'acier API 5 L X grade B avec l'eau neutralisée .....	69
V.11	Courbe de Tafel obtenue de l'utilisation de l'acier API 5 L X grade B avec l'eau neutralisée.....	69
V.12	Courbe courant tension obtenue de l'utilisation de l'acier API 5 L X grade 52 avec l'eau neutralisée.....	70
V.13	Courbe de Tafel obtenue de l'utilisation de l'acier API 5 L X grade 52 avec l'eau neutralisée.....	70

## Liste des Tableaux

I.1	Importants facteurs de la corrosion.....	11
II.1	Potentiels standards d'équilibre d'oxydoréduction à 25 C <sup>0</sup> .....	22
IV.1	Résultats des mesures des épaisseurs de la tuyauterie corrodée.....	42
IV.2	Résultats d'analyses d'eau de l'entrée de l'unité de déshuilage .....	55
IV.3	Résultats d'analyses d'eau de la sortie de l'unité de déshuilage .....	56
V.1	Neutralisation d'eau par Ca(OH <sub>2</sub> ).....	65
V.2	Neutralisation d'eau par NaHCO <sub>2</sub> .....	66
V.3	Neutralisation d'eau par Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> .....	67
V.4	Résultats de l'analyses d'eau neutralisée par NaHCO <sub>3</sub> .....	68

## Nomenclature

A : Surface de l'échantillon ( $\text{mm}^2$ ).  
CR : Taux de corrosion ( $\text{mm/an}$ ).  
D : Densité ( $\text{g/cm}^3$ ).  
E : Potentiel.  
 $E^0$  : Potentiel Standard.  
F: constante de FARADAY ( $96500\text{C/ éq-gr}$ ).  
I : intensité du courant.  
 $I_s$  : indice de saturation.  
 $\Delta G$ : L'enthalpie libre.  
K : constante d'équilibre.  
Ma : masse atomique du métal.  
N : normalité.  
n : valence du métal.  
 $n_a$  : poids de la nacelle.  
 $n_c$  : poids de la nacelle après calcination.  
P : prise d'essai.  
Q : quantité de la matière.  
R : Constante des gaz parfaits ( $8.314\text{J/kmol}$ ).  
T : température absolue.  
t : Temps d'exposition (jour).  
V : volume.  
W : Perte de pois (g).  
 $a_i$  : l'activité.  
 $\beta_i$  : Espèces chimique qui participent à la réaction  
 $\gamma_i$  coefficient stœchiométrie.  
 $\mu_i$  : potentiel chimique.  
 $\mu_i^0$  : potentiel chimique standard.  
 $\zeta$  : polarisation  
 $\eta_a$  : surtension anodique.  
 $\eta_c$  : surtension cathodique.

## Symbole

HBK: Haoud Berkaoui.  
Icorr courant de corrosion.  
M : Métal.  
Red: réducteur.  
OX: oxydant.  
Vcorr: vitesse de corrosion.

# Introduction



### Introduction

La région de Houad Berkaoui est située à 35 km au sud de Ouargla sur la route nationale reliant Ghardaïa à Ouargla et à 115 km ouest de Hassi Messaoud. La région est subdivisée en trois champs producteurs de pétrole brut et un champ satellite :

- Champ de Houad-Berkaoui;
- Champ de Benkahla;
- Champ de Guellale;
- Champ satellite de Guellala nord-est.

Les ouvrages pétroliers constituent la richesse, la fierté et, surtout, l'artère principale du pays. Ils permettent l'exploitation, le stockage et le transport du pétrole sur de vastes étendus vers les points de transformation et /ou de consommation.

En générale les eaux produites avec le brut, ainsi que les eaux de rejets des usines de traitement de gaz et des raffineries peuvent contenir des hydrocarbures, des particules solides et des matières en suspension.

Ces eaux de rejets du point de vue de la protection de l'environnement contre la pollution ou du point de vue de leur recyclage doivent être débarrassées de leurs matières en suspension qui peuvent causer la dégradation de l'environnement, le développement bactérien dans les circuits de recyclage, le colmatage des filtres et de la roche de formation dans le cas de la ré injection de ces eaux dans le réservoir.

Dans ce cas, on conçu les stations de déshuilage pour éliminer les hydrocarbures et les matières en suspension.

Malheureusement la plupart des stations sont exposée à un phénomène redoutable qu'est la corrosion. Ce phénomène se produit à cause de la nature physico-chimique de la matière constituant l'ouvrage et son environnement et ses conséquences sont très néfastes.

A travers ce mémoire, j'ai mené une étude consacrée, particulièrement, au phénomène de corrosion ayant affecté la tuyauterie de la pompe de recyclage de l'unité de déshuilage de la Région de Haoud Berkaoui, (Sonatrach/DP).

J'ai partagé mon travail en deux parties districts comme suit :

1. Une partie théorique, traitant le phénomène d'une façon générale.
2. Une approche expérimentale étalée à l'étude de la corrosivité de l'eau acide.

Cette dernière partie vise, entre autres objectifs, localisation de l'origine de la dite corrosion, aussi, la proposition de solutions adéquates et pratiques (dans la mesure du possible) pour minimiser, voir anéantir ce phénomène ravageur dans ses racines.

# **Partie**

# **Théorique**

# **Chapitre I**

## **Généralité**

## I.1 Définition

La corrosion que l'on définit d'une manière simple comme étant la dégradation du métal par action du milieu environnant est, par contre, un phénomène très complexe, lié au milieu d'attaque à la nature du métal, aux conditions d'emploi au temps [1].

La corrosion est le résultat de l'action qu'exerce un réactif liquide ou gazeuse sur un métal ou un alliage. Sa forme la plus connue est la rouille du fer exposé à l'air humide [2]. Ou d'une autre façon la corrosion est la conséquence de l'oxydation du métal par suite d'une réaction avec un agent oxydant présent dans l'eau.

Il y'a deux sortes de corrosion, en solution par un liquide et l'autre sèche causée par un gaz. On trouve plusieurs matériaux qui sont attaqués par la corrosion tels que, le verre, béton, plastique et les métaux.

Dans le domaine économique, par exemple, les dommages causés par la corrosion ont une incidence non négligeable sur l'établissement des prix de revient. C'est ainsi que l'on estime à 20 p. 100 environ de la production la quantité d'acier qui est chaque année utilisée pour le remplacement des installations de toutes sortes détruites par la corrosion. Le remplacement du matériel corrodé constitue donc, pour l'industrie en particulier, une charge financière très élevée à laquelle il faut ajouter le manque à gagner correspondant à l'arrêt des installations, nécessaire pour effectuer les réparations.

Les technologies avancées constituent également un bon exemple du rôle fondamental que joue la tenue des matériaux métalliques aux agents corrosifs. En effet, bien souvent, le développement d'une technique est freiné parce qu'il est difficile de trouver un métal ou un alliage qui résiste aux conditions d'emploi toujours plus difficiles qui sont exigées.

## I.2 Différents types de corrosion

Il existe trois types de corrosion d'un métal :

### I.2.1 Corrosion chimique

La corrosion chimique d'un métal n'est autre que sa destruction spontanée suivant les mêmes lois qui régissent l'évolution des réactions chimiques classiques.

### I.2.2 Corrosion électrochimique

La corrosion électrochimique est le type de corrosion le plus fréquent mais aussi le plus dangereux pour les métaux. Elle résulte de l'attaque d'un métal par un électrolyte susceptible de

conduire le courant par déplacement d'ions. La notion d'oxydation a été généralisée et interprétée, aujourd'hui, comme une perte d'électrons, et la réduction comme un gain d'électrons :

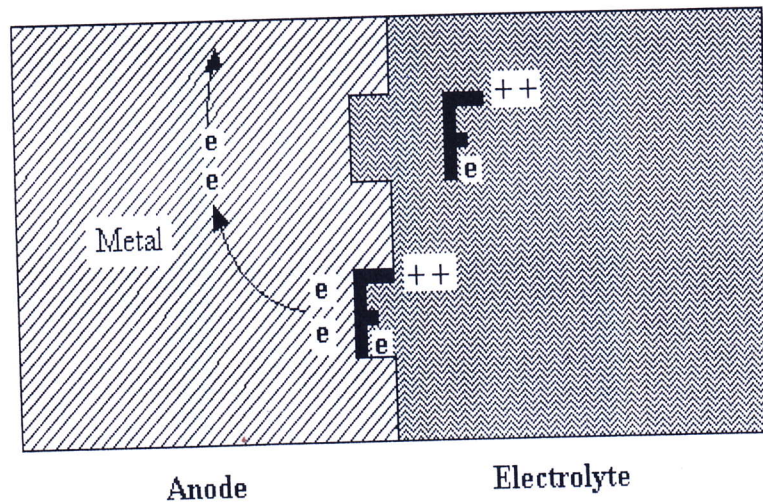


Fig.I.1 : Formation des ions ferreux (Fe<sup>++</sup>) dans la corrosion du fer.

### I.2.3 Corrosion biologique

Cette corrosion est liée à la présence de certaines bactéries qui jouent un rôle primordial dans ce phénomène soit en accélérant un processus déjà établi, soit en créant un terrain favorable à son établissement. Cette attaque des métaux peut alors y'avoir formation de composés.

## **I.3 Formes de la corrosion**

On a coutume d'effectuer une classification des principales manifestations visibles de la corrosion dont certaines sont plus ou moins reliées entre elle[1]. Les grands traits des principales formes de corrosion sont :

### **I.3.1 Corrosion généralisée(uniforme)**

C'est la forme de corrosion dans laquelle la perte de métal est à peu près uniformément répartie sur l'ensemble de la surface exposée au milieu. Le métal devient plus mince et éventuellement se détruit. Les surfaces anodiques et cathodiques se déplacent de telle sorte que la corrosion se propage plus ou moins régulièrement sur la totalité de la surface du métal.

### **I.3.2 Corrosion localisée**

C'est le groupe de la corrosion dans le quelle les pertes de métal n'affectent que certaines zones spécifiques du matériau, elles affectent surtout les matériaux passivables, les formes les plus couramment rangées sous le vocable de corrosion localisée sont :

#### **I.3.2.1 Corrosion par piquûre**

Il s'agit d'attaques très ponctuelles, liées à la création d'anode, peu étendues à coté d'un lavage cathode [1]. Elle peut être très rapide et provoquer la formation de trous plus ou moins hémisphériques.

#### **I.3.2.2 Corrosion inter granulaire**

C'est une dissolution préférentielle aux environs immédiats des joints de grains qui peut entraîner un dé cohésion totale des grains, avec une perte de résistance et des propriétés mécaniques du matériau, c'est le cas des aciers inoxydables après sensibilisation par précipitation du carbure de chrome aux joints de grains.

### **I.3.2.3 Corrosion galvanique**

Elle est due à un contact entre des matériaux de nature différente exposés au même milieu elle est provoquée par couplage électrique du métal attaqué avec un métal plus noble, dans un électrolyte.

### **I.3.2.4 Caverneuse**

Ce sont des attaques par suite d'un confinement du milieu qui rend de métal anodique à son niveau se développant dans des zones confinées [1]. Cette aération différentielle crée une pile galvanique où la partie de la structure métallique la moins exposée à l'air est le siège de la corrosion [3].

### **Autres formes de corrosion**

Sont également souvent considérées comme des formes de corrosion localisées bien que l'air affecté puisse être très étendu :

### **I.3.2.5 Corrosion sélective**

Il s'agit d'une forme de corrosion dans laquelle un ou plusieurs éléments d'alliage se dissolvent de façon préférentielle, un des éléments constitutifs de l'alliage est préférentiellement attaqué ce qui conduit à une perte totale de résistance mécanique sans perte apparente de matière c'est le cas de la dézincification des laitons et de la corrosion graphitique [1].

### **I.3.2.6 Erosion-corrosion**

C'est une corrosion électrochimique aggravée par une érosion mécanique due à un écoulement rapide d'un fluide. La plupart des alliages cuivreux sont sensibles à l'érosion corrosion dès que la vitesse du fluide atteint quelques m/s, ce qui constitue une limitation à leur utilisation à la réalisation déchargeurs[3].



### I.3.2.7 Corrosion sous contraintes

Elle se manifeste par une fissuration du métal provoquée par l'action conjuguée d'une corrosion électrochimique et d'une contrainte mécanique[3].

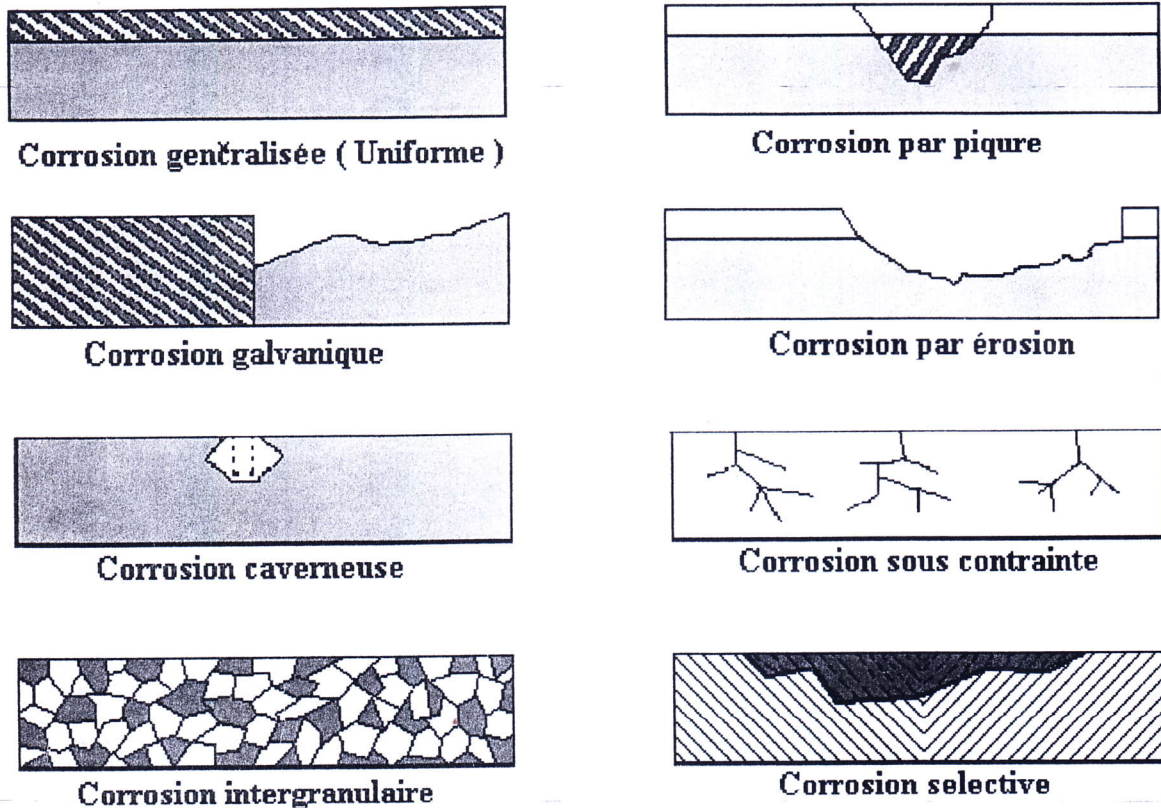


Fig.I.2 : Formes de corrosion.

## I.4 Facteurs affectant de la corrosion

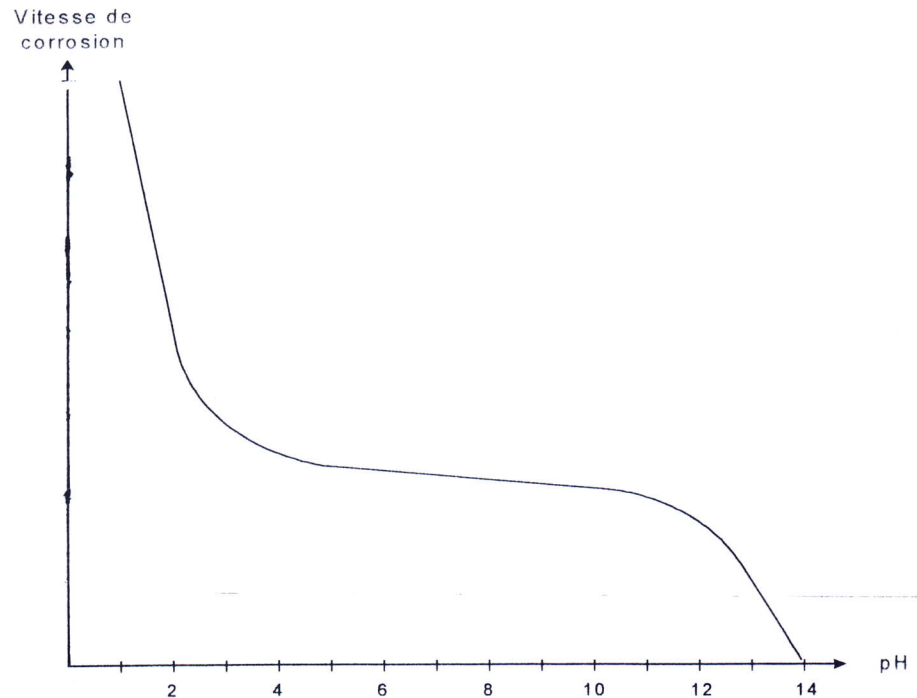
La corrosion dépend essentiellement du couple matériau/ milieu.

### I.4.1 Milieu aqueux

Le milieu de corrosion est constitué par l'eau ( $H_2O$ ) qui n'a pas en elle-même lorsqu'il n'est présent dans l'eau qu'à des concentrations faibles. L'agressivité de milieu aqueux dépend de façon générale d'un certain nombre de paramètres parmi les quels.

### I.4.1.1 pH

L'agressivité des milieux corrosifs augmente généralement quand leur pH s'écarte de la neutralité partiellement du côté acide. Le pH dépend de sa teneur en gaz dissous tels que le  $\text{CO}_2$  ou le  $\text{H}_2\text{S}$  [4].



D'après AKIMOV

Fig.I.3: Courbe de Akimov.

### I.4.1.2 Température

L'augmentation de la température accélère en général les phénomènes de corrosion car elle diminue les domaines de stabilité des métaux et accélère les cinétiques de réaction et de transport. On peut admettre que le taux de corrosion est multiplié par 2 ou par 3 par  $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ , d'augmentation dans l'eau. Alors que dans les acides [4].

### **I.4.1.3 Pression**

La pression ne semble pas avoir d'effet direct sur la corrosion elle joue simplement sur la quantité de gaz dissous. Dans des cas particuliers elle favorise l'attaque lorsque celle-ci est faible, elle la ralentit lorsque celle-ci est grande [1].

### **I.4.1.4 Présence de bactéries**

En liaison avec des substances chimiques bien précises peut augmenter localement la vitesse de corrosion en provoquant une dépolarisation accrue des cathodes[3].

### **I.4.1.5 Gaz dissous**

Les gaz rencontrés dans les systèmes d'injection d'eau sont le  $\text{CO}_2$ , l'oxygène et le  $\text{H}_2\text{S}$ . La solubilité des gaz dissous est régie par la pression, la température et la teneur en sels dissous de l'eau. Si à des températures peu élevées ces gaz ne sont pas dangereux en milieu sec, ils ont, au contraire, un pouvoir très corrosif en milieu humide.

### **I.4.1.6 Vitesse d'écoulement**

Dans le cas du fer attaqué par une solution neutre, la vitesse de circulation accroît d'abord la corrosion, puis au contraire, entraîne une diminution suivie d'une nouvelle augmentation. Dans le cas de milieux acide, la corrosion n'est intensifiée que très faiblement.

### **I.4.1.7 Sels dissous**

Les sels dissous ont une action due à l'abaissement de la résistivité de l'eau. Mais à ce phénomène se juxtapose le fait que la solubilité des gaz diminue dans les milieux chargés en sels. L'allure de la courbe de corrosion par des solutions chargées en  $\text{NaCl}$  en présence d' $\text{O}_2$ .

## I.4.2 Matériau

Le métal peut aussi être à l'origine de certains cas de corrosion électrochimique par: la nature du métal qui doit résister au milieu corrosif et ne pas être couplé à un métal ayant dans le même milieu un potentiel très différent. Les chances de corrosion sont accrues.

- L'hétérogénéité du métal, facteur important de corrosion. Cette hétérogénéité peut provenir:
  - De précipitations préférentielles (surtout dans le cas d'alliages) ;
  - D'inclusions ou d'impuretés;
  - De différences de concentration en élément d'addition ;
  - D'écroûssages locaux ;
  - De différences d'états de la surface métallique, de défauts de fabrication, de fissurations ;
  - De différences notables de température sur une faible portion du métal;
  - De tensions internes dues à l'écroûssage, aux traitements thermiques, soudures;
  - De la structure et de la forme de l'installation;

**Tab.I.1:** Importants facteurs de la corrosion.

MILIEU D'ATTAQUE	NATURE DU METAL
Concentration du réactif Impuretés Teneur en oxygène pH Températures Pression Présence de bactéries Particules solides Addition d'inhibiteurs/bactéricide	Composition du métal ou de l'alliage Procédés d'élaboration Impuretés Traitements thermiques et mécaniques Additions protections
CONDITION D'EMPLOI	INFLUENCE DU TEMPS
Etats de surface Moyens de protection Sollicitations mécaniques Forme des pièces Conditions d'entretien et d'assemblage Soudure, brasure Rivetage	Métaux ne subissant pas de vieillissement Conditions d'entretien Tension mécanique Températures Modification des enduits de protection

## I.5 Agressivité de l'eau

A froid, la corrosion peut agir d'une façon directe sur le métal, donc il sera nécessaire d'introduire la notion de l'agressivité qui est liée à trois paramètres :

- Le taux d'anhydride carbonique.
- L'alcalinité.
- Le pH.

Cette propriété qu'on attribue à l'eau est introduite lorsque la quantité de  $\text{CO}_2$  dissous dépasse la quantité équilibrante. En effet, l'eau contient du Mg, du Ca, du  $\text{CO}_2$ , et du  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , et suivant les conditions d'équilibre, il existe une certaine quantité de  $\text{CO}_2$  libre exprimé en  $\text{H}_2\text{CO}_3$  qui tend à maintenir la stabilité de l'équilibre, d'où :

- Une eau qui contient une quantité de  $\text{CO}_2$ , supérieure à celle dite équilibrante, est nommée agressive. Lorsque cette quantité se trouve inférieure, l'eau sera incrustante.
- A l'équilibre de saturation, le  $\text{CaCO}_2$  ne tend ni à se précipiter, ni à se dissoudre, ce qui correspond à un pH de saturation ( $\text{pH}_s$ ).

### I.5.1 Teste de marbre

#### Principe

Deux pH sont mesurés : le  $\text{pH}_0$  qui est mesuré sur une eau brute in situ, et le pH de saturation ( $\text{pH}_s$ ), qui est en ? pour le transformer en bicarbonate. Ainsi, le sens(1) de la réaction ci dissous ? est favorisée et accompagnée d'une diminution des ions ( $\text{H}^+$ ) libérés, donc, d'une augmentation du  $\text{pH}_0$ , qui se maintiendra inférieur à  $\text{pH}_s$ .

#### ◆ l'eau est incrustante

Cette fois-ci, c'est le sens inverse de ladite réaction ci-dissous, qui est activé : le bicarbonate contenu dans l'échantillon d'eau va se déposer en carbonates et en acide carbonique entraînant une hausse de la concentration des ions ( $\text{H}^+$ ) et une diminution du  $\text{pH}_0$ , qui se maintiendra supérieur à  $\text{pH}_s$ .

**◆ L'eau est équilibrée**

Ce cas est très spécifique à une eau neutre où un équilibre dynamique s'installe permettant la déposition rapide de la même quantité de bicarbonate formée. Le pH demeure inchangé, et donc  $pH_0 = pH_S$ . L'indice de saturation  $I_S$ , défini par la formule citée ci-après, est le meilleur paramètre à nous renseigner sur la tendance d'une eau quelconque.

$$I_S = pH_0 - pH_S$$

$$I_S < 0 \Rightarrow \text{Eau Agressive.}$$

$$I_S > 0 \Rightarrow \text{Eau Incrustante}$$

$$I_S = 0 \Rightarrow \text{Eau Equilibrée}$$

# **Chapitre II**

## **Corrosion électrochimique**

La corrosion électrochimique a pour origine des réactions d'oxydo-réduction. Le métal s'oxyde en réduisant l'agent <sup>corrosif</sup> corrosif. Lorsque les réactions se développent en présence d'un électrolyte, la corrosion est de nature électrochimique.

## II.1 Aspect thermodynamique

Les réactions observées en corrosion obéissent, comme les autres réactions aux lois de la thermodynamique chimique. Il serait intéressant d'aborder la thermodynamique pour savoir, si ces réactions sont possibles, dans quelles directions elles peuvent évoluer. Il nous faut, pour cela, connaître les potentiels d'équilibre des diverses réactions anodiques et cathodiques. En thermodynamique, on exprime, généralement, les réactions chimiques de la façon suivante:

$$\sum \nu_i B_i = 0 \quad (II.1)$$

$\nu_i$  : Coefficient stoechiométrique, de signe positif, pour les produits, et de signe négatif pour les réactifs.

$B_i$  : désigne les espèces chimiques qui participent à la réaction.

L'enthalpie libre de la réaction  $\Delta G$  est définie par :

$$\Delta G = \sum \nu_i U_i \quad (II.2)$$

$U_i$  : Potentiel chimique

$$U_i = U_{i0} + RT \ln a_i \quad (II.3)$$

$U_{i0}$  : Potentiel chimique standard, qui dépend de la pression et de la température.

$a_i$  : L'activité. Elle dépend, seulement, de la concentration.

Ceci, amène deux nouvelles définitions:



L'enthalpie libre standard de réaction  $\Delta G^\circ$ , défini par:

$$\Delta G^\circ = \sum V_i B_i \quad (II.4)$$

La constante d'équilibre  $k$ , défini par:

$$\ln K = \sum \ln V_i a_i = \ln \prod a_i^{\nu_i} \quad (II.5)$$

Ainsi on peut écrire l'équation (II.2):

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln K \quad (II.6)$$

A l'équilibre,  $\Delta G = 0$  ce qui donne:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K \quad (II.7)$$

Avec

$$\Delta G^\circ = -n F E_0 \quad (II.8)$$

On obtient

$$E_0 = [RT/nF] \ln K \quad (II.9)$$

D'où l'équation de Nernst:

$$E = E_0 + [RT/nF] \ln K \quad (II.10)$$

Suivant l'équation (II.5) on obtient :

$$E = E_0 - [RT/nF] \ln II a i^{vi} \quad (II.11)$$

L'équation (II.11) exprime le potentiel en fonction de l'activité des ions. Cette dernière n'étant pas mesurable en pratique, la concentration vient remplacer l'activité (par simplification). L'équation (II.11) prend la forme:

$$E = E_0 - [RT/nF] \ln II C i^{vi} \quad (II.12)$$

Qui est définie, par convention, comme une échelle de potentiels standard des électrodes en attribuant, arbitrairement, la valeur zéro au potentiel d'équilibre de l'électrode, sous condition standards, ( $P_{H_2} = 1 \text{ bar} = 1 \text{ atm}$ ,  $T = 298^\circ \text{C}$ ,  $a_{H^+} = 1$ ). Le potentiel normal de tout métal est mesuré par rapport à l'électrode normale d'hydrogène.

### II.1.1 Importance de la corrosion électrochimique

Le processus de corrosion électrochimique est le plus important dans une installation d'injection. Pour apprécier les risques de corrosion d'un métal, l'utilisateur dispose du diagramme de Pourbaix.

#### Diagramme de Pourbaix :

Le diagramme de Pourbaix permet de déterminer si un métal risque d'être corrodé ou non, connaissant le pH du milieu et le potentiel pris par le métal dans le milieu. Il est à utiliser avec précaution, car il a été calculé pour l'association Fe, H<sub>2</sub>O.

Ce diagramme, établi d'une manière théorique (possibilités thermodynamiques de passage du fer en solution), indique simplement une possibilité thermodynamique d'attaque mais ne doit pas être prise comme donnant des renseignements précis dans les cas pratiques d'un acier plongé dans une eau salée.

Le diagramme de Pourbaix, comme schématisé sur la page suivante, est divisé en trois domaines principaux :

- **Passivité** : la passivité est l'état d'un métal qui étant anode, donc théoriquement actif vis-à-vis d'un milieu, devient passif et se comporte dans ce milieu comme un métal plus noble, cet état passif est dû à la formation, sur la surface du métal, d'une pellicule qui puisse isoler efficacement le métal, il faut qu'elle soit imperméable, insoluble et non fragile.
  
- **Immunité** : Etat d'un métal dont la corrosion est thermodynamiquement impossible sous l'action du milieu environnant. Ce métal est thermodynamiquement stable. Là il n'y a pas d'attaque du fer dans la mesure où le potentiel de ce dernier soit inférieur à 0.85V avec électrode de  $\text{CuSO}_4$ . Pour des valeurs de potentiel plus négatives, il y a un fort dégagement d'hydrogène. A priori, pour qu'il n'y ait pas de corrosion on doit soit :
  - Elever le potentiel de façon à se trouver dans la zone de passivation, bien entendu les variations éventuelles du pH au lieu d'instabilité des oxydes protecteurs.
  - Dépasser le pH 10 ce qui n'est pas chose aisée.
  - Diminuer le potentiel pour se trouver dans le domaine d'immunité ; c'est ce qui se fait actuellement et que l'on désigne par la protection cathodique
  
- **Corrosion** : le fer se dissout avec formation d'hydroxyde ferreux qui se transforme en hydroxyde ferrique, puis de la rouille (suite à une chaîne de réactions d'oxydation par l'oxygène dissous).

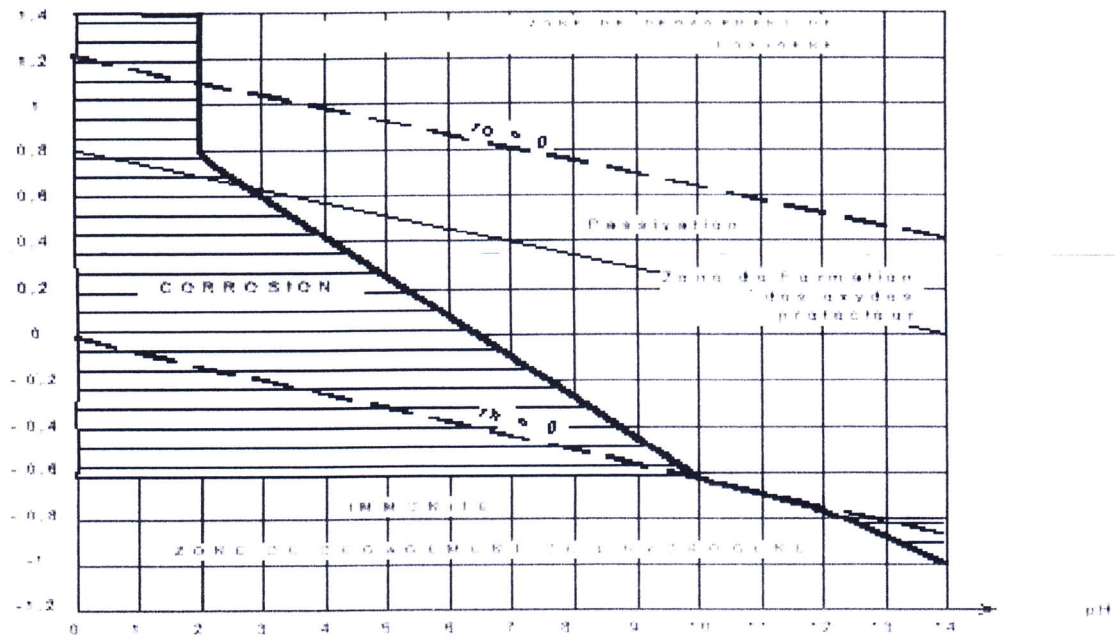


Fig. II.1 : Diagramme de corrosion du fer dans l'eau.

## II.2 Cinétique de la réaction électrochimique

Lorsqu'on plonge un métal ferreux dans une solution acide qui ne contient pas d'oxygène dissous, il se produit une réaction entre le fer et les ions  $H^+$  de la solution acide. Globalement cette réaction peut s'écrire :



Ici un atome de fer cède deux électrons de valence à deux ions d'hydrogène et passe en solution sous la forme d'un ion  $Fe^{2+}$ . Cette réaction s'accompagne d'un dégagement d'hydrogène gazeux. On peut décomposer la réaction précédente en deux demi-réactions distinctes :



La réaction (II.14) est une réaction d'oxydation : un atome de fer du réseau métallique passe en solution sous la forme d'ion ferreux  $Fe^{2+}$ , en perdant deux électrons de valence, cette réaction est anodique. Par contre la réaction (II.15) est une réaction réductrice, deux ions hydrogènes  $H^+$  réagissent avec les électrons laissés par le métal par la réaction anodique pour former une molécule d'hydrogène, c'est une réaction cathodique. Toutes les réactions anodiques sont les mêmes et en général pour tout métal (M) possédant n électrons de valence, on peut écrire la réaction anodique suivante :



Réduction métallique:



Même si, en pratique, la réaction (II.17) se manifeste rarement au cours de la corrosion des métaux, on l'utilise souvent dans l'étude du potentiel de la réaction globale et dans celle du dépôt électrolytique des métaux.

Selon le milieu, dans lequel se produit la corrosion, c'est à dire selon le type d'électrolyte, sa concentration en ions  $H^+$  ou (pH) et sa teneur en déférant ions, plusieurs réactions cathodiques peuvent avoir lieu dont les principales sont données ci-dessous :

- Milieu acide (pH<7) désaéré :



- Milieu acide (pH<7) contenant l'oxygène dissous :



- Milieu neutre ou basique (pH ≥ 7) contenant de l'oxygène dissous :



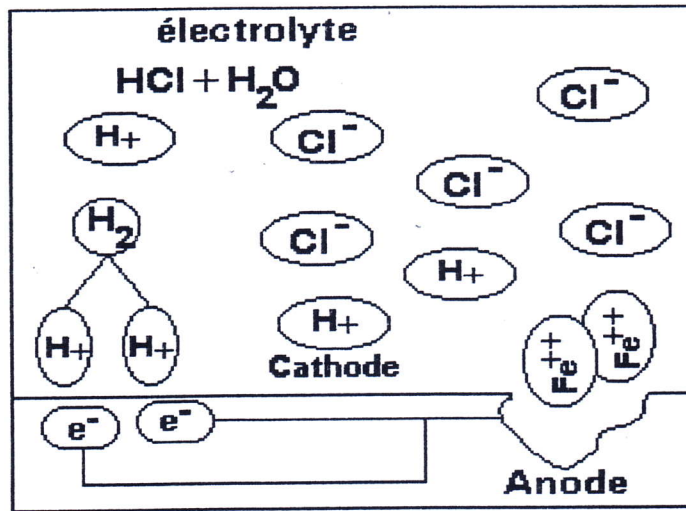


Fig.II.2 : Mécanisme de la réaction électrochimique.

### II.3 Potentiel d'électrode

Lorsqu'un métal (par exemple le fer) est mis en contact avec une solution liquide conductrice, c'est à dire susceptible de se dissocier en ions, il se trouve porté à un potentiel correspondant à l'équilibre de dissolution :



Ce potentiel de dissolution dépend :

1. De la nature du métal, de son état métallurgique et de son état de surface.
2. De la nature de la solution, et en particulier de la concentration du soluté.
3. De la température.

Si l'on prend la précaution d'utiliser une solution d'un sel du métal à une concentration et à une température définie, la valeur obtenue est caractéristique du métal. Si la solution a une concentration normale (activité des ions  $\text{Fe}^{+2}$  par exemple égale à 1), le potentiel est appelé potentiel normal d'électrode.

Le potentiel normal de l'électrode normale à hydrogène correspondant à la réaction.



Tab.II.1 : Potentiels standards d'équilibre d'oxydoréduction à 25 °C.

Réaction	Potentiels standard $E^0$ (v)
Au $\Leftrightarrow$ Au <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup>	+ 1.50
2H <sub>2</sub> O $\Leftrightarrow$ O <sub>2</sub> + 4H <sup>+</sup> + 4e <sup>-</sup>	+ 1.23
Pt $\Leftrightarrow$ Pt <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	+ 1.19
Ag $\Leftrightarrow$ Ag <sup>+</sup> + e <sup>-</sup>	+ 0.18
4OH <sup>-</sup> $\Leftrightarrow$ O <sub>2</sub> + 2H <sub>2</sub> O + 4e <sup>-</sup>	+ 0.40
Cu $\Leftrightarrow$ Cu <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	+ 0.34
H <sub>2</sub> $\Leftrightarrow$ 2H <sup>+</sup> + 2e <sup>-</sup>	+ 0.00
Pb $\Leftrightarrow$ Pb <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	- 0.13
Sn $\Leftrightarrow$ Sn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	- 0.14
Ni $\Leftrightarrow$ Ni <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	- 0.25
Cd $\Leftrightarrow$ Cd <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	- 0.40
Fe $\Leftrightarrow$ Fe <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	- 0.44
Cr $\Leftrightarrow$ Cr <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup>	- 0.70
Zn $\Leftrightarrow$ Zn <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	- 0.76
Al $\Leftrightarrow$ Al <sup>3+</sup> + 3e <sup>-</sup>	- 1.67
Mg $\Leftrightarrow$ Mg <sup>2+</sup> + 2e <sup>-</sup>	- 2.37
Na $\Leftrightarrow$ Na <sup>1+</sup> + e <sup>-</sup>	- 2.71

Les valeurs données, dans le Tab.II.1, sont valables pour une concentration normale et une température de 25°C. Connaissant le potentiel normal  $E^0$ , le potentiel d'équilibre peut être calculé pour une concentration et pour une température, quelconques, à l'aide de la formule de NERNST.

$$E = E^0 + \left( \frac{RT}{nF} \right) \cdot \ln \left( \frac{[ox]}{[Red]} \right) \quad (II.23)$$

Avec :

**R**: ( 8.314 J/K mol ) constante des gaz parfaits.

**T** : ( K ) température absolue.

**F** : ( 96500 C/ég-gr ) constante de FARDAY.

**E<sup>0</sup>**: Potentiel Standard.

## II.4 Méthodes de détermination de la vitesse de la corrosion

### II.4.1 Introduction

Les essais de corrosion fournissent d'intéressantes informations et des milliers d'essais de cette sorte sont effectués chaque année. Beaucoup nécessitent des recherches coûteuses. La valeur ou la représentativité des données obtenues dépendant des détails opératoires mis en œuvre. Malheureusement beaucoup d'essais ne sont pas effectués ou expliqués convenablement et les informations sont souvent trompeuses. Beaucoup d'études sont de nature très complexe, en particulier lorsqu'elles comportent des recherches fondamentales[5].

### II.4.2 Essais chimique

Le taux de corrosion par l'eau est un des critères importants que le concepteur doit considérer. Bien que l'influence des caractéristiques de l'eau. Soit comme qualitativement, il faut recourir à des essais de corrosion sur le site pour la quantifier. Si la connaissance de la tendance des eaux, en fonction des indices de saturation et de stabilité, est importante, il n'en demeure pas moins que la connaissance de leur taux de corrosion reste essentielle, d'où la nécessité des essais sur le site. Ils consistent en essais d'immersion, en essais à la ligne d'eau et en essais de vitesse, permettant d'obtenir des taux de corrosion à partir des pertes de poids d'échantillons suivant la formule [6].

$$CR = W \cdot 3.65 / ATD \quad (II.24)$$

**CR**: Taux de corrosion millimètres par an (mm/an).

**W**: perte de poids en mm.

**A**: surface de l'échantillon (mm<sup>2</sup>).



t: temps d'exposition en jour.

D: densité en grammes par centimètre cube de l'échantillon ( $\text{g/cm}^3$ ).

### II.4.3 Essais électrochimiques

Les essais par immersion ne donnent pas d'indication sur les mécanismes réactionnels et s'aèrent extrêmement longs dans des milieux peu corrosifs. Les essais électrochimiques n'ont pas ces inconvénients. La discussion suivante concerne seulement les essais qui donnent une information sur la vitesse de corrosion uniforme, dans les cas contrôlés par des réactions de transfert de charges.

#### II.4.3.1 Polarisation

Lorsqu'un courant circule, les interfaces électrode / électrolyte se modifient. La résistance de passage augmente, et l'intensité du courant diminue. On dit que les électrodes se sont polarisées. Remarquons qu'il suffit qu'une des deux électrodes se polarise pour ralentir la corrosion.

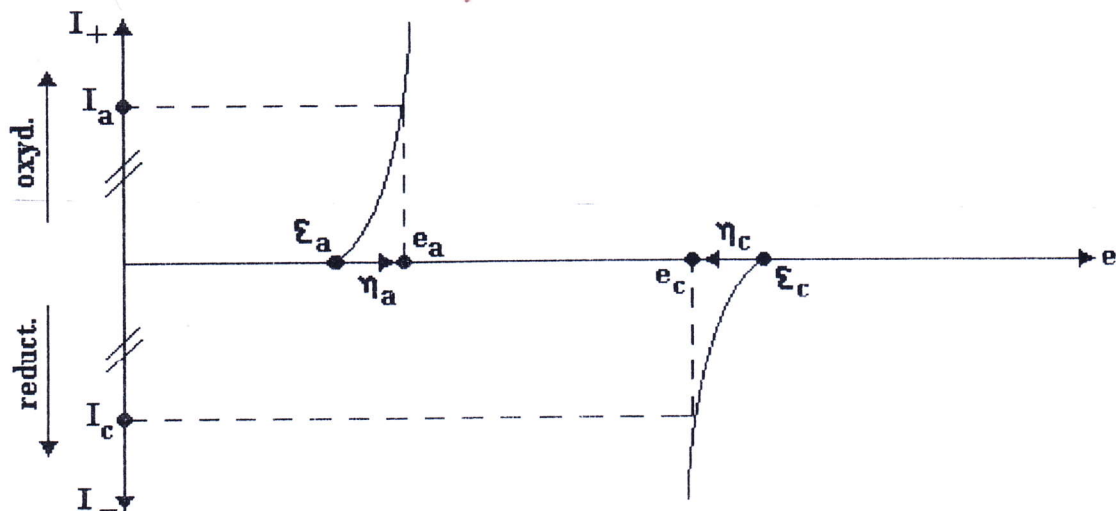


Fig.II.3: Courbe de polarisation.

$\eta_a$  : Surtension anodique.

$\eta_c$  : Surtension cathodique.

$e_a$  et  $e_c$  : Sont différentes des tensions d'équilibre  $\zeta_a$  et  $\zeta_c$  à courant nul.

$I_c$ : Courant cathodique.

$I_a$ : Courant anodique.

### Types de polarisation

Suivant la nature du stade lent on peut distinguer plusieurs sortes de polarisation :

- Polarisation de résistance.
- Polarisation de concentration.
- Polarisation d'activation.

### Intensité du courant

Le potentiel d'électrode pris par le métal dans son électrolyte résulte d'un équilibre. Dès que deux électrodes, différentes, sont raccordées, une pile est constituée, un courant ionique circule dans la solution et les équilibres sur les électrodes sont rompus. Il en résulte un transport de matière de l'anode, qui constitue la corrosion. La quantité de matière, arrachée à l'anode, est proportionnelle à l'intensité  $I$  du courant ( première loi de FARADAY ) selon l'équation :

$$Q = (Ma/96500 n)It \quad (II.25)$$

$M_a$  : Masse atomique du métal.

96500 : Cste de Faraday

$Q$  : Quantité de la matière.

$t$  : Temps en secondes

$I$  : Intensité du courant.

$n$  : Valence du métal.

#### II.4.3.2 Extrapolation de droite de Tafel

On utilise la courbe de tafel anodique et cathodique pour obtenir deux valeurs : le potentiel de corrosion et densité de courant.

l'équation de Buter-Volmer s'écrit pour une seule réaction anodique et cathodique :

$$I = I_{corr} \exp(\zeta/\beta_{a,M}) - I_{corr} \exp(-\zeta/\beta_{c,0}) \tag{II.26}$$

Si la polarisation  $\zeta$  dépasse, en valeur absolue, 50 à 100 mV, un des deux termes logarithmiques devient négligeable et le courant mesuré correspond au courant partiel anodique ou cathodique donc :

$$I = -I_{corr} \exp(-\zeta/\beta_{c,0}) \tag{II.27}$$

Au potentiel de corrosion  $\zeta = 0$  le courant vaut  $I = I_{corr}$  et la vitesse de corrosion

$$V_{corr} = I_{corr} / n.F.A \tag{II.28}$$

A : la surface de l'électrode de travail.

### II.4.3.3 Courbe de Tafel

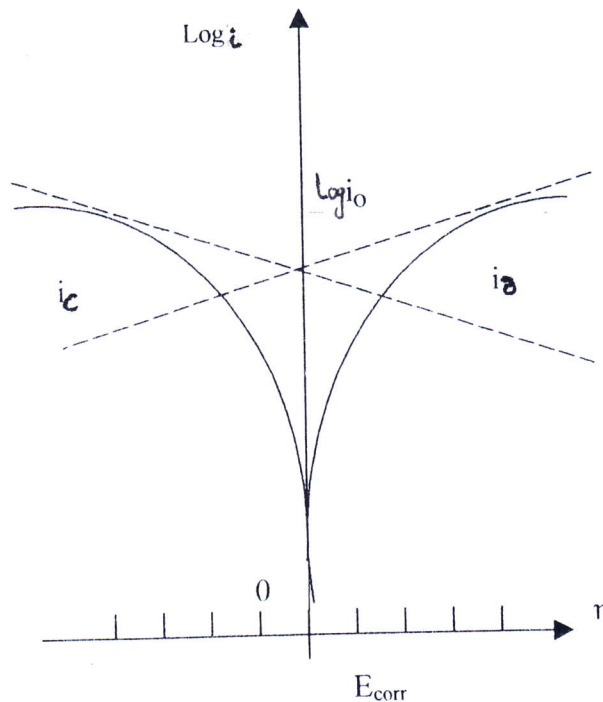


Fig.II.4: Courbe de Tafel

X

$I_c$  : courant cathodique.

$I_a$  : courant anodique.

$\eta$  : surtension.

La relation de Tafel est obtenue par la relation de Butler Volmer.

$$\log i = f(E) \quad (II.29)$$

$$\log i = \log i_a = \log i_{corr} + \eta / 2.3 \beta_a \quad (II.30)$$

$$\log I = \log I_c = \log I_{corr} - \eta / 2.3 \beta_c \quad (II.31)$$

# **Chapitre III**

**Protection contre la corrosion**

Pour utiliser la protection comme moyen de lutte contre la corrosion il existe deux méthodes pour ce moyen:

### III.1 Protection passive

En se basant sur le diagramme de Pourbiax, illustrant les différentes zones de corrosion passivation et immunité de l'acier, la prévention de la corrosion est assurée par plusieurs procédés, comme suit :

- Passivation des surfaces en maintenant le milieu suffisamment oxydant et alcalin
- Isolation chimique ou physique (revêtement)
- Adjonction dans l'eau
- Abaissement du potentiel d'électrode (protection cathodique)

#### III.1.2 Passivation des métaux

Un métal actif est considéré passif, quand son comportement électrochimique devient comparable à celui d'un métal plus noble, c'est à dire, moins actif. Donc il devient plus résistant à la corrosion dans un milieu donné (thermodynamiquement il y a une diminution importante de l'énergie libre de la réaction de corrosion).

En se rapportant au diagramme de Pourbaix, on constate que pour les conditions les plus oxydantes que celles de la réaction de corrosion, le métal se passive et se corrode légèrement. En effet, il y a un début de corrosion avec formation de  $Fe_3O_4$  qui forme une pellicule fine et continue empêchant par la suite la diffusion de l'oxygène.

Le phénomène de passivation est différent de l'état d'immunité où le métal est inattaquable. En effet, un état passif peut, sous l'effet de causes diverses, se détruire et, par conséquent, se corroder.

- **Agents passivant**

Les agents passivant sont des produits oxydants inorganiques qui ont la propriété essentielle de réagir lentement quand ils sont au contact d'un métal, mais qui sont réduits plus

Rapidement par les courants cathodiques. C'est pour cette raison qu'ils peuvent s'adsorber à la surface du métal, et chaque site d'adsorption augmente les aires cathodiques. Pour une

concentration élevée des dits agent. Les aire cathodique s'étend, au détriment des aires anodiques, donnent naissance à une polarisation anodique élevée et diminue la corrosion d'où : passivation.

### III.1.3 Revêtements protecteurs

Il faudrait un manuel complet pour traiter de la question des revêtements protecteurs face au problème de corrosion. Les revêtements protecteurs permettent de combattre la corrosion parce que par leur application sur métal ils suppriment le contact avec l'électrolyte et ainsi réduisent la corrosion.

Pour que la corrosion survienne, il faut la réunion de quatre conditions : une anode, une cathode, un électrolyte et une différence de potentiel ou débit de courant. L'emploi des revêtements protecteurs supprime l'électrolyte par conséquent la corrosion ne peut pas exister avec la seule présence d'anode et de cathode.

Les revêtements passifs constituant une barrière étanche entre la surface métallique et le milieu agressif [2].

#### III.1.3.1 Revêtement métallique

Les revêtements métalliques peuvent être appliqués de plusieurs façons selon les épaisseurs voulues et les caractéristiques du support. Les revêtements métalliques obtenus par : électrodéposition de nickel de zinc, d'étain, de cuivre, de chrome, les revêtements résistants à l'action des intempéries ou de certaines substances chimiques, et à l'usure, cela est utilisé pour les objets en acier nickelé, chromé, zingué,

L'immersion des matériaux dans des bains de métal fondus, galvanisation, plombage, aluminage. Rend les revêtements résistant aux intempéries, à la chaleur, aux produits alimentaires. Elle est utilisée pour les tôles galvanisées, plombées, aluminium, ou plomb, à l'étain, etc. résistant aux intempéries, à l'eau de mer aux fortes températures.

Cette protection est utilisée dans les ouvrages d'art. Matériels portuaires et matériels d'usines.

### III.1.3.2 Revêtements non métalliques

Obtenus par : peintures, vernis, laques et préparations assimilées contenant des substances organiques : résines naturelles ou artificielles, plastifiants, solvants, protègent contre l'action des intempéries, des eaux naturelles et des solutions diluées.

Ils sont utilisés pour les ossatures de bâtiments, murs-rideaux, hangars, ponts, pylônes, grues, mobiliers métalliques, etc.

Graisses, cires, huiles, produits à base de cellulose, enduits temporaires durant le stockage ou le transport des matériaux.

Ils sont utilisés pour les pièces mécaniques de précision pour des machines ou des moteurs : éléments de construction métalliques.

Plastification par projection de matières plastiques fondues ou par immersion dans des poudres en suspension (polyéthylène, rilsan, etc.)

Elle est utilisée pour la protection des matériels de l'industrie chimique contre l'action des acides.

### III.1.3.3 Revêtements organiques

Il existe une grande variété de revêtements organiques parmi lesquels les polymères et les peintures.

Ces revêtements limitent ou empêchent l'accès du milieu au substrat. Ainsi, les peintures constituent une membrane semi-perméable qui limite la diffusion de l'eau et de l'oxygène et empêche la migration d'ions nocifs comme les chlorures vers le substrat. Ces revêtements, notamment les peintures, sont souvent appliqués sur des surfaces déjà protégées par un traitement de conversion ou d'anodisation. De plus, ils peuvent contenir des charges d'inhibiteur ou parfois de poudres assurant une protection cathodique (peintures au zinc). Les revêtements organiques présentent l'avantage d'une bonne plasticité qui autorise parfois leur application avant la mise en œuvre finale des matériaux (tôles pré laqué pour le bâtiment) et sont souvent relativement faciles à appliquer et à réparer sur site.



### III.1.4 Traitement du milieu corrosif

Comme la corrosion a pour origine l'eau produite rendue agressive soit par des gaz dissous, soit par des bactéries, on va donc chercher à éliminer les causes de l'agressivité en agissant sur le milieu par l'introduction de substances qui vont supprimer les inconvénients sans pour autant modifier ce milieu.

Ceci peut être obtenu en utilisant des produits qui en s'adsorbant à la surface du métal supprime le contact métal / eau, dans ce cas il s'agit d'inhibiteurs de corrosion ou d'autres produits dont le rôle est de tuer les bactéries ou limiter leur métabolisme, ce sont les bactéricides pour le choix de ces différents produits plusieurs critères interviennent. En général les paramètres du chantier conditionneront. Le type d'inhibiteurs et les essais en laboratoires, le ou les inhibiteurs à utiliser, de même pour les bactéricides, le choix se fera en fonction de leur solubilité dans l'eau d'une part et leur tendance à se composer comme un inhibiteur d'autre part.

#### III.1.4.1 Inhibiteurs de corrosion

Les inhibiteurs de corrosion sont des substances qui ajoutées en faible quantité dans le milieu, suppriment les inconvénients de ce milieu, sans le modifier.

D'une manière générale, l'inhibiteur va filmer les surfaces métalliques. Trois types d'inhibiteurs sont disponibles sur le marché.

- **Inhibiteurs anioniques**

Ces produits vont filmer les anodes, essentiellement en réagissant avec le fer émis à l'anode. Un dépôt (produit de réaction inhibitrice / $Fe^{++}$ ) colmate l'anode. Il est impératif que l'ensemble de l'anode soit totalement colmaté. Sinon, les phénomènes de corrosion étant sous contrôle cathodique, on aura simplement réduit la surface d'attaque sans diminuer l'intensité de corrosion. Cela veut dire qu'on attaquera une surface moindre mais beaucoup plus vite.

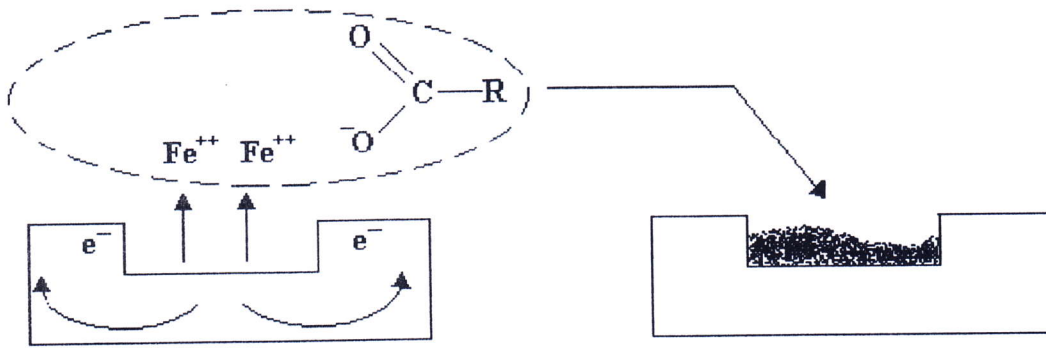


Fig.III.1 : Inhibiteurs anodiques.

• Produits cationiques

Ces produits ayant, par leur tendance ionique. Une affinité pour les électrons va filmer les zones cathodiques. Ils sont constitués d'un site actif électrophile qui s'adsorbe et d'un radical constitue le film protecteur.

L'adsorption à la cathode présente l'avantage de réduire l'intensité d'attaque quel que soit le pouvoir couvrant de l'inhibiteur. Ces produits ne sont jamais dangereux (sauf en présence d'oxygène) d'où leur utilisation en milieu pétrolier. [2]

D'autre part, la longueur et la composition de la chaîne hydrocarbonée conditionnent la solubilité des produits. On aura toute une gamme de possibilités allant de l'entière solubilité dans l'eau à l'entière solubilité dans l'huile.

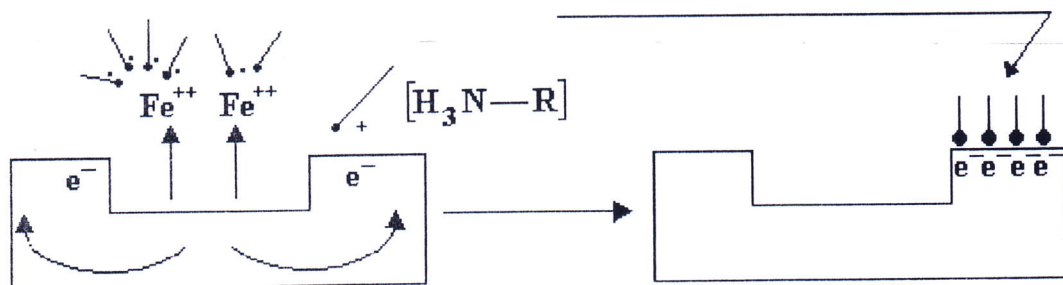


Fig.III.2 : Inhibiteur cathodique.

- **Inhibiteurs mixtes**

Ils diminuent la vitesse des deux réactions partielles, mais il modifie peu le potentiel de corrosion

### **III.1.4.2 Bactéricides**

Les bactéricides sont des produits chargés de tuer les bactéries. En général, il y a adsorption, par la bactérie des bactéricides qui bloque le processus du métabolisme bactérien à un niveau bien spécifique (un enzyme). Après un temps de contact donné (quelques heures), la bactérie meurt. D'où la nécessité laisser un temps de contact suffisant pour détecter s'il y'a ou non-efficacité du produit. Parfois, la quantité du bactéricide étant trop faible la bactérie a la capacité de bloquer elle-même ses échanges avec l'extérieur en attendant qu'il n'y ait plus de produit. Il y'a donc blocage du métabolisme mais la bactérie n'est pas tuée. Le produit est alors simplement bactériostatique. Dès la disparition du produit la prolifération reprend.

L'utilisation permanente d'un entraîne des phénomènes d'accoutumance (la bactérie apprend à contourner le blocage enzymatique). D'où la nécessité d'utiliser deux produits différents ou bien de traiter de manière très discontinue avec un seul produit [2].

## **III.2 Protection active**

La protection cathodique se définit comme une méthode de protection où les surfaces anodiques sont rendues cathodiques et où le métal est rendu dans sa zone d'immunité [6].

### **III.2.1 Anode sacrificielles**

Les anodes sacrificielles sont les métaux moins nobles tels que les anodes de zinc, de magnésium ou d'aluminium. Elle peut aussi être constituée de fer de rebut dans le cas de protection de l'acier, celles-ci vont se corroder préférentiellement et fournir un courant cathodique à la structure.

Il suffit de mettre un nombre suffisant de telles anodes sacrificielles poque le seuil de protection. Soit bien atteint en tous points de la structure à protéger l'emploi de ce type de système est bien appropriée aux électrolytes très conducteurs (résistivité du sol très faible)[2].

### III.2.2 Protection par courant imposé

Les anodes de graphite, de fer à teneur élevée en silice et de niobium platiné peuvent s'utiliser comme anodes à courant imposé, ces anodes électriquement liées à une source de courant et à des structures à protéger, débitent des électrons, il est possible de mesurer le potentiel et les courants qui sont une indication du degré de corrosion du milieu [6].

— L'emploi de ce système n'est pratiquement pas limité économiquement par la résistance de l'électrolyte.

# **Partie Pratique**

# **Chapitre IV**

**Localisation de l'origine de corrosion**

## IV.1 Historique de l'unité de déshuilage

L'unité de déshuilage a été conçue dans le cadre de l'environnement pour lutter contre la pollution de la nappe phréatique et le but de traitement des eaux de rejets industriels.

La station est située à l'Ouest du centre de production. elle a été mise en service

Le 21 août 2000.

Les eaux huileuses (eau de séparateur) sont acheminées par des conduites vers la station de déshuilage et sont recueillies par l'intermédiaire d'un ballon de flash pour dégazage, les eaux de bac de stockage sont recueillies directement dans des bacs tampon où une première récupération d'huile est faite à l'aide d'un discoil.

Les eaux subissent ensuite un traitement dans un bassin CPI où trouver une 2<sup>ème</sup> séparation d'huile qui est envoyée vers les bacs à huile. Dans ce bassin on injecte silice activée pour former les floes, l'eau passe vers le flotateur où on utilise le flocculant (kurifixe) pour rassembler les matières en suspension, après le flotateur l'eau passe vers le flocculateur pour éliminer le MES à l'aide d'un racleur, avec une injection de l'eau saturée d'air à fin de favoriser la floculation, l'eau produite (clair) envoyée vers la cuve d'eau traitée, une partie est utilisée comme eau de recyclage. La boue passe vers les bacs des boues (s 107) puis envoyée vers l'épaisseur à fin d'éliminer l'eau, elle a repris par centrifugeuse à la décharge à bous.

## IV.2 Floculation

- **Principe**

Afin de rassembler les particules en suspension et d'accélérer leur chute, on ajoute à l'eau à traiter des coagulants et des flocculants, par réaction ou par décomposition, les coagulants forment des précipités qui emprisonnent et absorbent les particules et les grosses molécules organiques. Les flocculants apportent des qualités supplémentaires telles qu'une plus grande cohésion de floe et une meilleure vitesse de sédimentation, ce qui permet d'utiliser au maximum la capacité des installations.

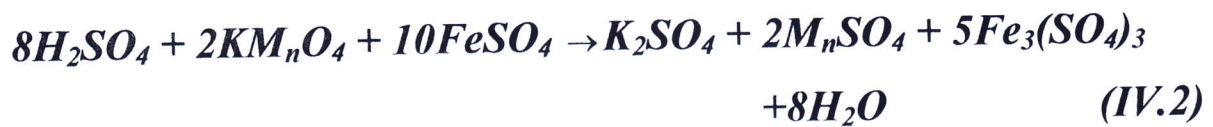
Le coagulant qui est utilisé c'est la silice activée, obtenue par action préalable d'acide sulfurique ou de chlore sur une solution de silicate dans des conditions telles qu'on obtienne un sol. Ce sol est injecté dans le décanteur ou la silice précipitée sous forme floconneuse, et le flocculant...

Cette floculation-décantation conduit généralement à une eau d'excellente qualité, elle est souvent associée à un autre traitement, décarbonatation à la chaux, par exemple, l'eau traitée de vient très acide à cause de l'acide sulfurique qui pose des problèmes de corrosion au niveau de la tuyauterie de la pompe de recyclage.

Dans une solution  $H_2SO_4$ , l'acier est corrodé électro-chimiquement par la réaction totale :

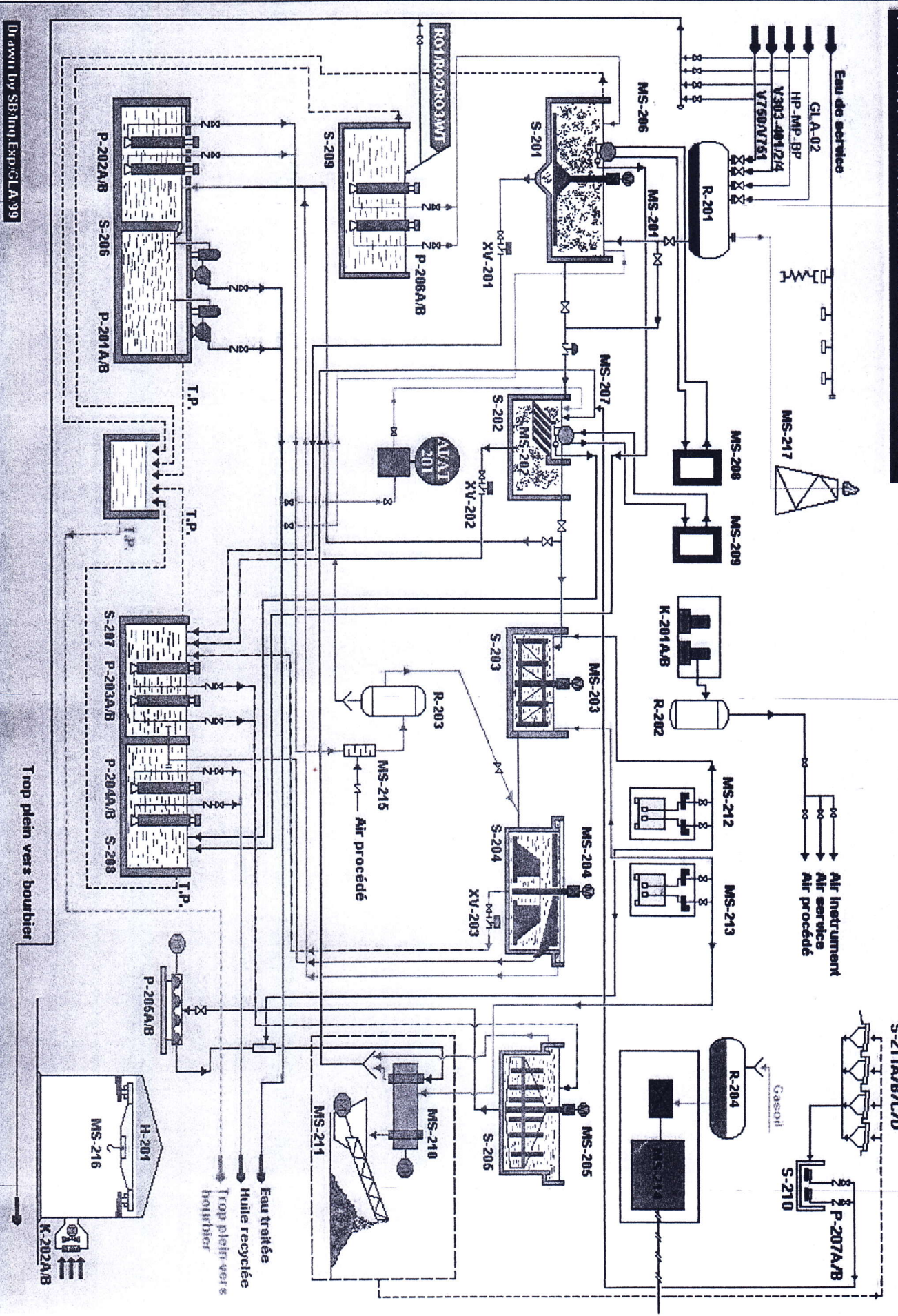


La perte d'acier est déterminée par la méthode de dosage volumétrique avec la solution de  $KM_nO_4$  d'après la réaction :



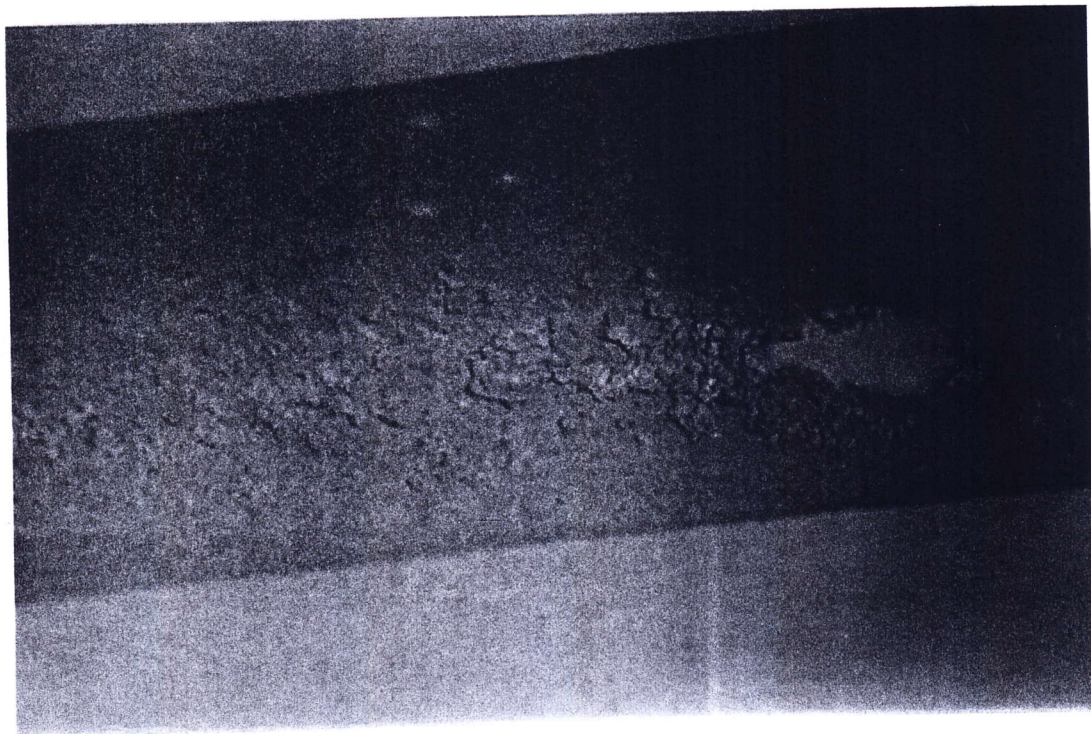


II - STATION DE DESHUILEGE DE GUELLAMA

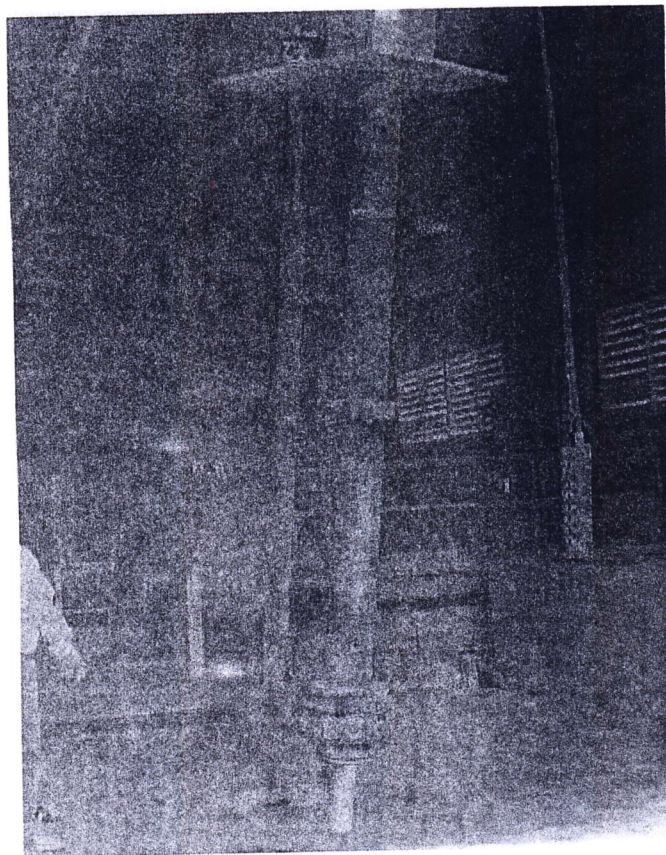


Drawn by SBInp/exp/CLA39

STATIO-1.JPG



**Fig.IV.1:** Tuyauterie d'aspiration corrodée de la pompe de recyclage.



**Fig.IV.2 :** Pompe de recyclage de l'unité déshuilage.

### IV.3 Présentation du problème

Mon séjour, de stage de fin de cycle, dans la région de Haoud Berkaoui coïncida, fort heureusement, avec la décision de la division exploitation, actuellement l'unité de déshuilage est en recyclage suite à une rupture de stocke à l'acide sulfurique depuis la mise en service de l'unité, nous avons rencontré un problème qu'est la rupture de la tuyauterie de la pompe de recyclage p102, A et B suite au problème de corrosion (voir fig.(IV.1) et fig( IV.2)). Après l'accord de la structure pour préparer mon mémoire de fin d'étude et lors de ma prise de contact avec le service de l'unité à Haoud Berkaoui, il m'a été demandé d'étudier ce problème d'une manière détaillée.

Après visite sur site est récupération d'un échantillon de la tuyauterie corrodé, j'ai adopté un plan de travail, purement et simplement, très conventionnel s'articulant, notamment, sur l'appréciation objective et le traitement approfondi de chacune des ces étapes, énumérées, ci-après :

- L'analyse de dépôt au niveau de laboratoire de la région de Haoud Berkaoui.
- L'analyse physique et chimique de l'eau d'entrée, de sortie et de la neutralisation au niveau de laboratoire faculté de Médecine d'Oran commun d'exploration.
- Détermination de la vitesse de corrosion au niveau de laboratoire de l'université de Ouargla.
- Propositions.

### IV.4 Analyses et identifications

#### IV.4.1 Mesure de l'épaisseur (contrôle ultrasonore)

L'appareil (appelé couramment mesurer d'épaisseurs des parois) est, spécialement, conçu pour la mesure et le suivi des variations des épaisseurs des parois souffrant de pertes imputées à l'érosion ou à la corrosion.

- **Principe**

L'appareil fonctionne en émettant des impulsions, pas le biais d'un palpeur, dans un matériau quelconque. Durant son parcours à travers le matériau, l'impulsion n'est réfléchi qu'à la rencontre d'un corps de densité, totalement, différent (interface : acier / air ), et à ce moment là, elle revient à sa source.

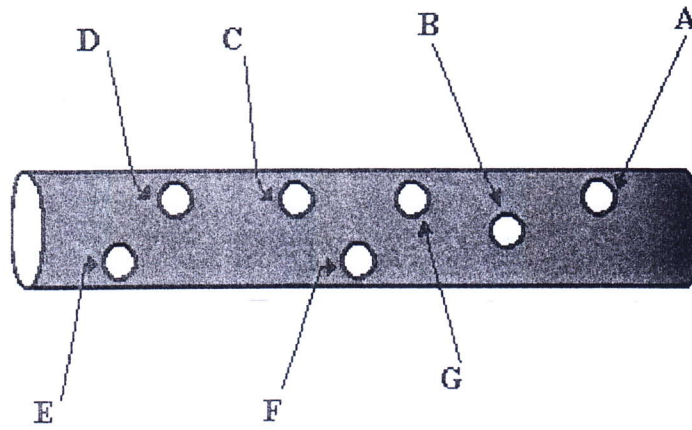


Fig.IV.3: Schéma des points de mesures.

Tab.IV.1 : Résultats des mesures des épaisseurs de la tuyauterie corrodée.

Zone	A	B	C	D	E	F	G
L'épaisseur De la tuyauterie corrodée	5.53	4.44	5.85	4.57	4.04	4.06	4.99
Perte de poids en (mm)	0,47	1,56	0,15	1,43	1,96	1 ; 94	1,01

D'après ces mesures on déduit qu'il y'a une perte d'épaisseur moyenne de 1.21 mm (L'épaisseur réelle est de 6.1 mm).

#### IV.4.2 Analyse de dépôt

Les dépôts provenant de canalisation ou de bassin sont fréquemment soumis à l'analyse. Il nous a donc paru intéressant de donner un schéma permettant l'identification rapide des constituants et par-là même d'en préciser l'origine.

Un examen préalable à la loupe binoculaire permet souvent de déterminer la nature du dépôt (débris organiques, matières végétales, sels cristallisés, etc.) ; après cet examen préliminaire l'échantillon est séché et pulvérisé. Il peut être utile d'effectuer une calcimétrie pour évaluer la teneur en carbonates alcalino-terreux qui constituent souvent le composant principal de ce dépôt.

#### IV.4.2.1 Matières organiques

On prélève un échantillon de dépôt (Rouille) et on sèche dans une étuve à une température de 150 à 200°C, pendant environ deux heures est broyé dans un mortier en porcelaine. On prélève 5 g dans une nacelle en porcelaine préalablement séchée et pesée à l'aide d'une balance analytique. Le dépôt sera ensuite calciné dans un four à moufle à 800°C pendant une heure. On refroidit la nacelle à l'air libre. Ensuite on la pèse. Le pourcentage en matières organiques est :

$$M.org\% = [P - (nc - nv)]. 100 / p \quad (IV.3)$$

Soit :

P : la prise d'essai.

nv : poids de la nacelle vide.

nc : poids de la nacelle après calcination.

#### IV.4.2.2 Teneur en NaCl

1g d'échantillon (séché et broyé) est dissous dans un volume d'eau avec chauffage. La solution sera ensuite filtrée. On complète à 100ml par l'eau distillée. On prélève 5ml dans une fiole conique et on les dose par  $AgNO_3$  (0.01M ou 0.01 N) en présence d'indicateur  $K_2CrO_4$ . Soit V le volume d'  $AgNO_3$  .

$$NaCl \% = N . V . 58.45 \quad (IV.4)$$

### IV.4.2.3 Attaque par acide

Dissoudre une prise d'essai de 1g dans 60ml d'eau régale (40ml HCl + 20ml HNO<sub>3</sub>), évaporer complètement la solution sur une plaque chauffante. L'opération dure environ de deux heures.

Dissoudre le résidu dans 20ml de HCl et évaporer à sec, ajouter 10ml d'eau et faire dissoudre le précipité par ébullition pendant 1mn. Répéter l'opération précédente en utilisant 20ml d'eau et une ébullition de 15mn, puis filtrer. Après filtration le précipité est gardé et le filtrat est ramené à un volume de 250ml.

### IV.4.2.4 Dosage du fer

Après mise en évidence de sa présence, on procède à son dosage. Pour cela on prélève 25ml du filtrat qui est préparé par l'attaque acide dans un bêcher de 250ml, on oxyde le milieu avec HNO<sub>3</sub> à chaud on laisse refroidir. On élève le pH avec NaOH puis on ajoute un peu d'acide acétique dilué et d'acétate de sodium. On ajoute ensuite 5ml d'indicateur (acide sulfosalicylique). Et on titre par l'EDTA 0.1N ou 0.05M selon la concentration du fer jusqu'à virage du pourpre au jaunâtre.

Soit (V) le volume versé :

$$Fer\% = N_{EDTA} \cdot V_{EDTA} \cdot 55,847 / 2 \quad (IV.5)$$

## IV.5 Résultats de l'analyse de dépôt

Au niveau de laboratoire de traitement de corrosion à HBK on fait les analyses suivantes :  
NaCl :



Le volume utilisé V=0,4 ml de AgNO<sub>3</sub> 0,1N  $\Leftrightarrow$  0,1M

$$N_1 V_1 = N_2 V_2 \Leftrightarrow 0,4 \cdot 0,1 = 10 N_2$$

$$N_2 = 0,4 \cdot 0,1 / 10 = 0,4 \cdot 10^{-2} \text{ N} \Leftrightarrow 0,4 \cdot 10^{-2} \text{ N}$$

$$\text{Calcul de concentration : } 0,4 \cdot 10^{-2} \cdot 58,5 \cdot 1000 = 234 \text{ mg/l}$$

Le % de NaCl dans le dépôt :

$$23,4 \text{ mg} \rightarrow 1000 \text{ ml}$$

$$X \leftarrow 100 \text{ ml}$$

$$X = 23,4 \cdot 100 / 1000 = 2,34 \%$$

On a trouvé aussi:

$$\text{Fer} = 330 \text{ mg/l} \rightarrow 33\%$$

$$\text{SO}_4^{2-} + \text{BaCl}_2 \rightarrow 0\%$$

$$\text{Ba}^{2+} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow 0\%$$

$$\text{Matière soluble} = 0,1658 \text{ g} \rightarrow 0,016\%$$

## IV.6 Analyses physico-chimiques de l'eau

### IV.6.1 Mesure de pH

#### • Principe

La différence du potentiel existant entre une électrode de verre et une électrode de référence-calomel KCl saturé- plongeant dans une même solution : une fonction linéaire du pH, selon les lois de NERNEST le potentiel de l'électrode est lié à l'activité des ions  $\text{H}^+$  présent par la relation :

$$E = K + (RT/F) \log H \quad (IV.7)$$

R : constante des gaz en joule par degré.

T : température absolue.

F : unité de faraday.

$a_{\text{H}^+}$  : activité des ions  $\text{H}^+$ .

K : constante dépendante de la nature du verre des électrodes.

- **Réactifs**

Solution étalon qui est préparée à partir de sels minéraux portant la mention (pur pour détermination du pH) avant l'emploi ; ces sels seront laissés pendant une heure dans l'étuve à 100° C (sauf pour le borate de sodium qui est utilisé à l'état de déca hydrate).

L'eau distillée entrant dans la composition des solutions sera rigoureusement exempte de gaz carbonique.

- **Mesures**

Pour les eaux non tamponnées ou susceptibles de se modifier au contact de l'air, les mesures s'effectuent à l'abri de l'air, en utilisant un dispositif isolant l'électrode de verre de l'atmosphère ambiante.

L'eau à examiner sera menée alors au contact de l'électrode en absence de l'air, puis faire la lecture après stabilisation du pH (cas rare). Pour les eaux suffisamment tamponnées, le pH peut être mesuré au contact de l'air. Il est nécessaire d'effectuer un certain nombre de mesures pour s'assurer de la constance de la valeur obtenue (cas couramment utilisé).

## IV.6.2 Colorimétrie

- **Principe**

Le principe des dosages colorimétrique est le suivant :

Un faisceau de lumière traverse la solution colorée à analyser. L'absorption de la lumière par la solution, on déduit la concentration de la substance absorbante. La méthode est appelée absorptiométrie ou colorimétrie.

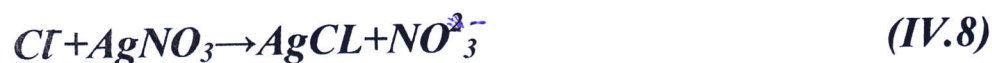
- **Mode opératoire**

On détecte la sensibilité du colorimètre, on règle le zéro de l'appareil par l'eau distillée. On fait passer ensuite la gamme puis les échantillons. Chaque solution de la gamme ou gamme échantillon doit être séparée par l'eau distillée qui sert pour rinçage. On obtient une série de pics, dont les premiers correspondent à la gamme, on porte, leur hauteur sur un graphique (papier millimètre) en fonction de la concentration qui est connue pour chaque solution de la gamme.



### IV.6.3 Chlorures

Les chlorures se précipitent avec le nitrate d'argent on donnant une réaction complète:



Lorsque la réaction est terminée, l'excès de nitrate d'argent donnera une couleur rouge avec le chromate de potassium.

- **Réactifs**

Nitrates d'argent 20 mg/l.

Chromate de potassium 10%.

Carbonate de calcium (CaCO<sub>3</sub>).

- **Mode opératoire**

On prélève 10 ml de chaque échantillon ainsi que de la solution étalon à trois reprises. On ajoute une pincée de carbonate de calcium (CaCO<sub>3</sub>) qui conservera un pH constant pendant le dosage (2 ml d'emploi d'amidon qui favorisera la formation d'un précipité très fin), et trois gouttes de chromate de potassium.

Après avoir rincé la burette électrique avec du nitrate d'argent, on dose les trois échantillons de la solution étalon puis successivement les échantillons à analyser.

Attention : on arrête le dosage à la première teinte orangée de l'indicateur.

### IV.6.4 Sulfates

- **Principe**

Les sulfates forment avec les chlorures de baryum en milieu acide un précipité très fin, grâce à un agent disperser (gélatine). On obtient une suspension homogène qu'on peut passer au colorimètre puisque l'intensité avec laquelle, elle absorbe la lumière d'un faisceau lumineux, est proportionnelle à la concentration en sulfate.



Précipité stabilisé par la gélatine.

- **Réactifs**

Solution de chlorure de baryum et de gélatine.

Gélatine 40g.

Chlorure de baryum  $BaCl_2$ , 200g dissoudre

#### IV.6.5 Matière en suspensions

Théoriquement ce sont les matières qui ne sont ni solubilisées ni à l'état colloïdal. En fait les limites séparant les trois états sont indistincts et seuls la normalisation de la méthode d'analyse permet de faire une distinction précise mais conventionnelle. Les matières en suspension comportent des matières organiques et minérales, toutes les matières en suspension ne sont pas décan tables en particulier les colloïdes retenus par la filtration.

- **Mode opératoire**

On fait passer 500 ml d'eau à analyser, sur papier filtre ( déjà pesé ), après filtration, on met le papier filtre dans l'étuve à une température de  $106^{\circ}C$  après 24 heures, on récupère le papier filtre et on le pèse :

M.E.S à  $600^{\circ}C$  = capsule pleine – capsule vide.

On calcule la perte au feu = M.E.S à  $105^{\circ}C$  – M.E.S à  $600^{\circ}C$ .

#### IV.6.6 Dosage de nitrate

- **Principe**

Les nitrates sont réduits en nitrites par une solution d'hydrazine en milieu alcalin et en présence de sulfate de cuivre comme catalyseur.

Les nitrates obtenus sont alors dosés par colorimétrie après diazotation avec l'acide sulfanilique et copulation avec l' $\alpha$ -naphtylamine.

On mesure la densité du colorant ainsi formé à 520 nm.

- **Réactifs**

Solution de réserve :

- Solution de soude NaOH 40g/l
- Solution de sulfate de cuivre à 2.6g/l. additionner de 40 ml d'acide sulfurique 1N.
- Solution d'hydrazine 0.1 M ; soit 13 g/l de  $NH_2-NH_2$ .

- Solution l'acide sulfurique (conservé en flacon brun).
- Acide sulfurique 6g.
- Acide chlorhydrique concentré (HCL) 200 ml
- Eau q.s 1000 ml

Solution d'a-naphtylamine :

- Naphtylamine 6g.
- Acide chlorhydrique concentré 40 ml
- Eau q.s. 1000ml.
- Solution d'EDTA à 5 g/l destinées à complexer le fer et les métaux lourds qui peuvent provoquer des interférences.
- Solution d'acétate de sodium à 272 g/l.
- Solution de nitrate de sodium à 1g/l.
- Dissoudre 1.631g de nitrate de sodium bien sèche au dessiccateur et compléter à 1 litre avec de l'eau distillée.

#### IV.6.7 Carbonates et bicarbonates

- **Principe**

Les ions  $\text{CO}_3^{2-}$  qui n'existe que si le pH est supérieur à 8.4 sont neutralisés par les ions  $\text{H}^+$  de l'acide sulfurique selon la réaction suivante :



Les carbonates sont ainsi transformés en bicarbonates les ions  $\text{HCO}_3^-$  existent si le pH est compris entre 4.2 et 8.4 sont neutralisés avec l'acide sulfurique, suivant la réaction.



- **Réactifs**
- Acide sulfurique ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) à 50 meq/l
- Phénolphtaléine à 1 %.
- Hélianthine 1%.

- **Mode opératoire**

Prélever 50 cm<sup>3</sup> d'eau à analyser et les verser dans bûcher pour pouvoir mesurer le pH.

**1<sup>er</sup> cas :**

si le pH > 8.4, il existe des carbonates, ajouter 2 gouttes de phénolphtaléine

- Verser l'acide sulfurique à l'aide d'une burette jusqu'à décoloration de l'incolore au rose violet, noter le volume versé N(1)
- Ajouter 3 gouttes d'hélianthine et verser l'acide sulfurique jusqu'au virage au jaune, noter le volume versé N(2).

**2<sup>ème</sup> cas :**

Si le pH est inférieur de 8.4 cela implique qu'il n'existe pas de CO<sub>3</sub> (carbonate) donc on mesure directement les bicarbonates (HCO<sub>3</sub>).

#### IV.6.8 Calcium et magnésium

- **Principe**

Le calcium et le magnésium forment un sel complexe avec l'EDTA, la réaction est complète à pH = 10 et un excès d'EDTA fera virer le noir d'eriochrome T du violet au bleu franc.

- **Réactifs**

EDTA à 20 meq /l peser 40g d'EDTA et 1g de MgCl<sub>2</sub> pour 10l d'eau distillée. Solution tampon pH = 10 ;

- 67.5g (NH<sub>4</sub>Cl) jauger.
- 285 cm<sup>3</sup> (NH<sub>4</sub>OH) à 1 litre.

Noir d'eriochrome T à 0.4%

400 mg d'eriochrome T dissoudre dans 100 ml d'alcool méthylique.

Solution étalon de (Ca + Mg).

- **Mode opératoire**

Prélever à la pipette de 10 ml, 3 échantillons de l'étalon puis, de chaque eau à analyser

PE= 10 ml

- Ajouter 2 ml de solution tampon.
- Ajouter 2 gouttes d'indicateur.
- La couleur doit rester assez pale

Rincer la burette électrique avec l'EDTA et doser successivement les échantillons étalons et eaux à analyser.

### IV.6.9 Calcium, Sodium et Potassium

- **Réactifs**

Solution mère de  $\text{Na}^+$  et  $\text{K}^+$ , dissoudre dans l'eau distillée 25.434 g de  $\text{NaCl}$  préalablement séché à l'étuve à  $100^\circ\text{C}$  pendant 12 heures puis refroidies au dessiccateur.

Dissoudre simultanément 3.823 g de  $\text{KCl}$  préalablement séché dans les conditions décrites ci-dessus. Ajuster-le tout à 100 ml exactement. On obtient une solution contenant 10000 mg/l en  $\text{Na}^+$  et 2000 mg/l en  $\text{K}^+$ . Mettre successivement dans des fioles jaugées à 1000 ml 50, 40, 30, 20, 15, 10, 5, 2 ml de la solution mère en  $\text{Na}^+$  et  $\text{K}^+$ . Compléter exactement à 1000 ml par l'eau distillée, on obtient des solutions étalons contenant respectivement : 500, 400, 300, 200, 150, 100, 50, et 20 mg/l de  $\text{Na}^+$  et 100, 80, 60, 40, 30, 20, 10, et 4 mg/l de  $\text{K}^+$ .

- **Solution mère en  $\text{Ca}^{++}$**

Dissoudre dans de l'eau distillée 36.663g de chlorure de calcium  $\text{CaCl}_2$  préalablement séché à l'étuve à  $100^\circ\text{C}$  pendant 12 heures puis refroidies au dessiccateur. Ajuster exactement à 1000 ml par l'eau distillée, la solution obtenue contient 10000 mg/l en  $\text{Ca}^+$ .

- **Solution étalon en  $\text{Ca}^{++}$**

Mettre successivement dans des fioles jaugées à 1000 ml, 50, 40, 30, 20, 10 et 5 ml de la solution mère en  $\text{Ca}^{++}$ , puis les jaugées par l'eau distillée. On obtient une solution étalons contenant respectivement 500, 400, 300, 200, 100, et 50 mg/l en  $\text{Ca}^{++}$ . Les stockes soigneusement dans des flacons plastiques.

#### **Dosage du sodium**

Appareillage : photomètre de flamme

Réglage : sensibilité du photomètre 100mv

Sensibilité du servotage : 100mv

Pression de l'acétylène : 450 mm d'eau

Pression d'air : 0.45 p/cm<sup>2</sup>.

#### **Dilution des échantillons**

D'une manière générale, la dilution dépend de la conductivité

Si  $X < 3\text{m}\Omega/\text{cm}$  → pas de dilution

Si  $X > 3\text{m}\Omega/\text{cm}$  → une dilution de 5 fois ( 10ml d'échantillon dilué à 50ml à l'eau distillée) permet de résoudre la plus part des cas.

#### **Dosage de potassium**

Appareillage : photomètre de flamme

Réglage : sensibilité du photomètre : 100 MV

- Sensibilité du servotage : 100mv
- Pression de l'acétylène : 450mm d'eau.
- Pression d'air : 0.45Kgp/cm<sup>2</sup>.

#### **Dilution des échantillons**

Dans la grande majorité des cas, la teneur en K<sup>+</sup> des échantillons permet des dosages sans dilution.

#### **Dosage du calcium**

Appareillage : spectrophotomètre de flamme.

Réglage : sensibilité du photomètre : 1000mv.

- Sensibilité du servotage : 1000mv.
- Pression de l'acétylène : 300mv d'eau.
- Pression d'air comprimé : 0.45 Kgp/cm<sup>2</sup>.

#### **Dilution des échantillons**

Pour la plus part des échantillons, la teneur en Ca<sup>++</sup> permet des dosages sans dilution

Tab.IV.2: Résultats d'analyses d'eau de l'entrée de l'unité de déshuilage.

Paramètre	Unité	Normes O.M.S	Système International	Système Européen (CEE)	Résultat
Ph		6.5-8.5	6.5-9.22	6.5-9.5	5.21
Température	°C				21.7
Conductivité	ms/cm	2800		1250	162.9
Calcium	mg/l		200	100	00
Magnésium	mg/l	150	150	50	00
Sodium	mg/l	200		100	
Potassium	mg/l	20		12	
Chlorures	mg/l	200	350	200	
MES à 105C <sup>0</sup>	mg/l				400
Résidus secs	mg/l				
Phosphore total	mg/l				
Ortho- phosphates	mg/l				
Nitrates	mg/l				
Nitrites	mg/l	0.1		0.1	
Ammonium	mg/l	0.5	/	0.5	2.34
Zinc	mg/l	5	5	2	
Chrome	mg/l	0.05	0.05	0.05	
Fer	mg/l	0.3	0.3	0.3	

Tab.IV.3 : Résultat d'analyses d'eau de sortie de l'unité de déshuilage.

Paramètre	Unité	Normes O.M.S	Système International (S.I)	Système Européen (CEE)	Résultat
PH		6.5-8.5	6.5-9.22	6.5-9.5	2.14
Température	<sup>0</sup> C				27.1
Conductivité	ms/cm	2800		1250	161.5
Calcium	mg/l		200	100	00
Magnésium	mg/l	150	150	50	00
Sodium	mg/l	200		100	
Potassium	mg/l	20		12	
Chlorures	mg/l	200	350	200	385
MES à 105C <sup>0</sup>	mg/l				17
Résidus secs	mg/l				148
Phosphore total	mg/l				
Ortho- phosphates	mg/l				
Nitrates	mg/l				
Nitrites		0.1		0.1	
Ammonium		0.5	/	0.5	
Zinc		5	5	2	
Chrome		0.05	0.05	0.05	
Fer		0.3	0.3	0.3	



## IV.7 Résultats de l'analyse physico-chimique d'eau de déshuilage

D'après les résultats obtenus des analyses chimiques de l'eau de l'unité de déshuilage c'est une eau potable à cause de la présence de chlorures et chrome.

### IV.7.1 L'eau de l'entrée

- **Le pH**

De l'eau entrée dans la station est égale à 5.21 ( moins acide ).

- **La température**

La valeur de température c'est 27.1 °C

- **Le fer dissous**

La quantité de fer est un peu élevée 33%.

- **MES**

Le matière en suspension de cette eau très élevée parce qu'elle est une eau de rejet.

### IV.7.2 L'eau de la sortie

On trouve que, il y 'à une différence entre elle et l'eau de entrée surtout de le pH et les MES :

- **pH**

Le milieu est très acide

- **MES**

Sont diminués.

- **L'agressivité d'eau**

On trouve que  $I_s = 2.89 > 0$ , alors que l'eau incrustante.

# **Chapitre V**

**Propositions de lutter contre la corrosion**

D'après les analyses de l'eau et le dépôt de la tuyauterie en acier API 5 L X grade B nous avons constaté que cette corrosion devient de l'acidité de l'eau à cause de l'injection de l'acide sulfurique dans l'unité de déshuilage de la région de HBK.

On propose comme une lutte contre la corrosion deux solutions :

- Choisir un autre acier (API 5 L X grade 50).
- La neutralisation de l'eau devient à la pompe (du bassin de flottateur).

Utilisant dans cette étude le moyen d'un potentiostat, pour tracer les courbes de polarisation  $E=f(I)$  et la droite de Tafel.

## V.1 Potentiostat

Pour déterminer une courbe de polarisation potentiostatique, on applique, à l'aide d'un potentiostat, différents potentiels entre l'électrode de travail et l'électrode de référence. On mesure le courant stationnaire qui s'établit après un certain temps dans le circuit électrique entre l'électrode de travail et une contre-électrode, un potentiostat est une source de courant qui, au moyen d'un amplificateur, maintient le potentiel entre l'électrode de travail et l'électrode de référence constante et égale à la valeur désirée par l'opérateur.

## V.2 Cellule de mesure et les électrodes

### V.2.1 Cellule de mesure

Les expériences électrochimiques sont effectuées dans une cellule de mesure en verre cylindrique de contenance 500 ml, munie de cinq rodages permettant de déplacer en position fixe et reproductible nos éléments de travail qui sont les électrodes.

### V.2.2 Electrode de référence

Est une électrode au calmel saturée en KCl. Cette électrode de référence notée (E.C.S). Son potentiel régoureusement constant. Pour mesurer le potentiel d'une électrode, on utilise n'électrode de référence qui devrait satisfaire aux conditions suivantes :

1. avoir un potentiel reproductible,
2. correspondre à une réaction bien définie du point de vue thermodynamique,

- 3. être non polarisable (aux faibles intensités de courant, le potentiel ne varie pratiquement pas),
- 4. Être facile à utiliser.

**V.2.3 Electrode auxiliaire**

Est une électrode au platine de 1 cm<sup>2</sup>, son rôle est d'assurer le passage du courant électrique dans la cellule électrochimique.

**V.2.4 Electrode de travail**

Est l'électrode à l'interface de la quelle se produit les réactions de corrosion étudiée. C'est un acier de type API 5 L X grade B, sa composition chimique a représenté sous dissous :

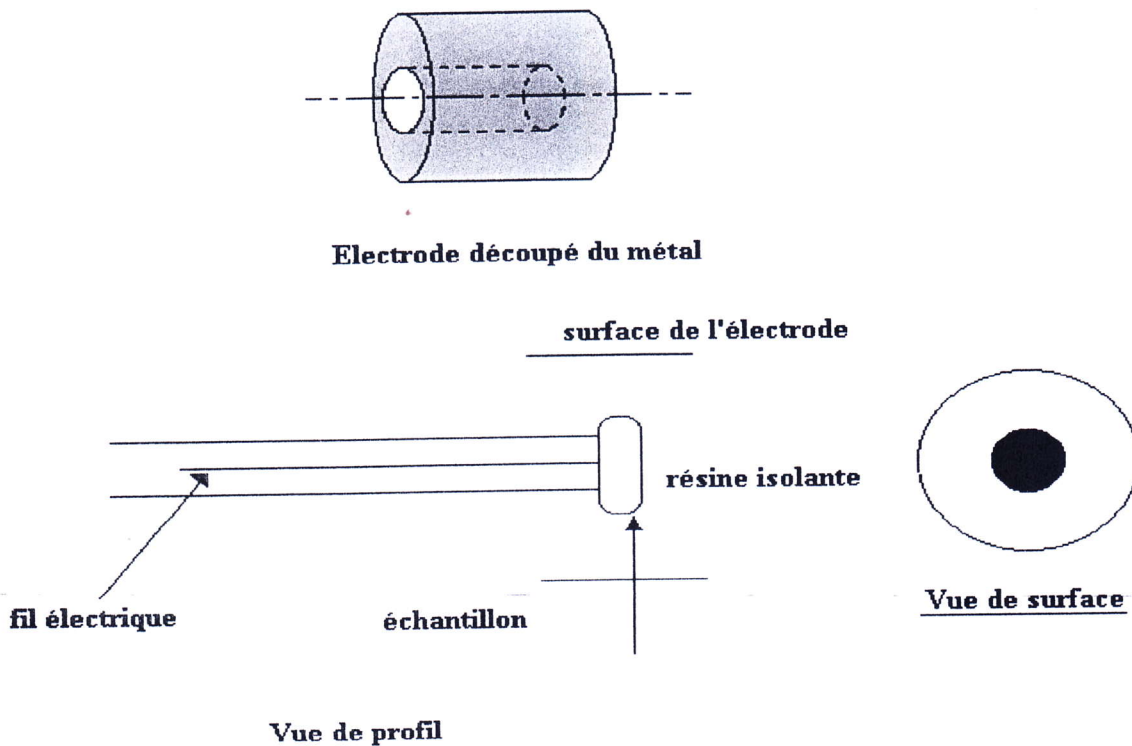


Fig.V.1 : Electrode de travail.

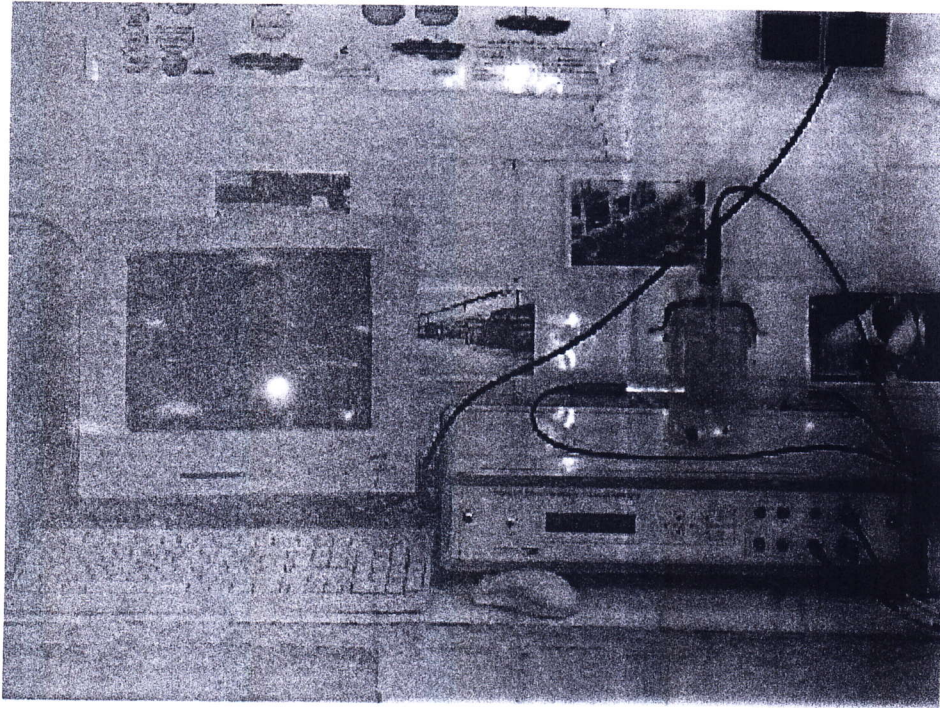


Fig.V.2 : Potentiostat.

### V.3 Conditions pratique

#### V.3.1 Echantillon de travail

La préparation de l'échantillon a été élaborée selon les étapes suivantes :

- Elle a été découpée à l'atelier mécanique, sous forme cylindrique de diamètre 1.4 cm
- Le polissage mécanique de l'échantillon est réalisé à l'aide d'une polisseuse sous un jet d'eau sur les disques de papier de finesse croissante allant de 500, 1000, jusqu'à 4000.
- Après le polissage, l'échantillon est dégraissé avec l'acétone, rincé à l'eau distillée, séché à l'aide d'un papier.

L'échantillon présente ainsi l'aspect d'un miroir permettant des résultats reproductibles.

#### V.3.2 Milieu corrosif

Dans notre travail le milieu corrosif ou la pompe est immergée c'est l'eau acide (à cause de l'injection de l'acide sulfurique ) de l'unité de déshuilage, les essais de préparation de l'eau

sont réalisés au niveau de laboratoire de HBK, parce que l'unité actuellement est en recyclage suite à une rupture de stocke à l'acide sulfurique.

### **V.3.3 Stabilisation du potentiel libre**

Une immersion de l'échantillon pendant 30 min, pour la stabilisation de potentiel libre, avant de tracer les courbes de polarisation.

## **V.4 Résultats**

### **V.4.1 Détermination de la vitesse de corrosion de l'acier API 5 L X grade B en milieu acide**

Nous allons trouvés que l'origine de notre cas de corrosion devient de l'injection de silicate de soude (acide sulfurique ), ici on détermine la vitesse avec le milieu de l'unité de déshuilage.

Au niveau de laboratoire de valorisation et promotion des ressources Saharienne à l'université de Ouargla, on a utilisé le potentiostat pour tracer les courbes de Tafel représentant dans la figure (V.4), et la vitesse de corrosion est calculée à l'aide de logiciel Volta Master. On a trouvé que sa valeur est 0.911mm / an.

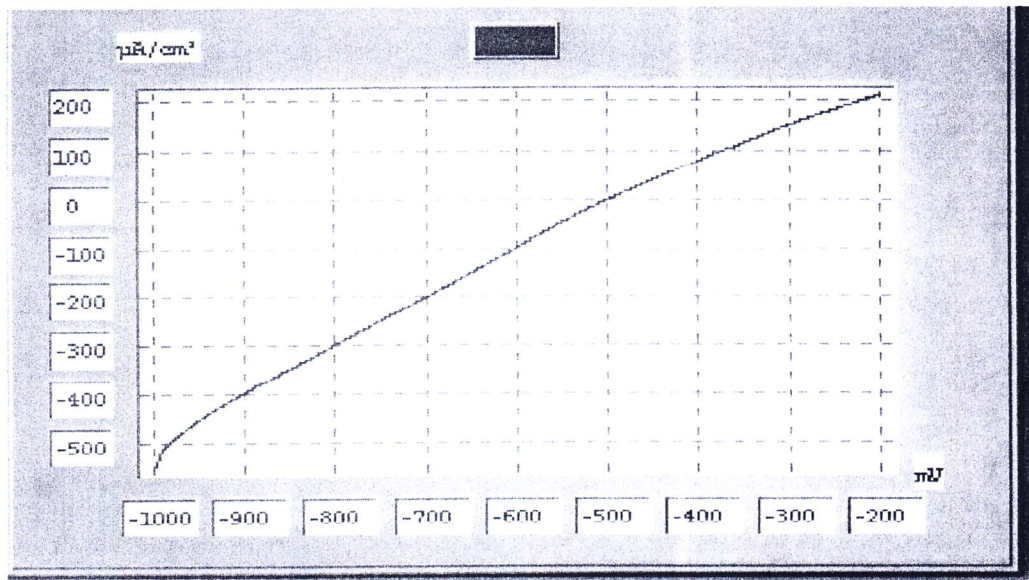


Fig.V.3: Courbe courant tension obtenue de l'utilisation de l'acier API 5 L X grade B

<b>E(i=0) :</b>	<b>-498.8 mV</b>
<b>Rp :</b>	<b>1.09 kohm.cm²</b>
<b>i corr. :</b>	<b>0.0777 mA/cm²</b>
<b>Ba :</b>	<b>680.7 mV</b>
<b>Bc :</b>	<b>-487.7 mV</b>
<b>Coef. :</b>	<b>1.00000000</b>
<b>Corr. :</b>	<b>0.911 mm/an</b>

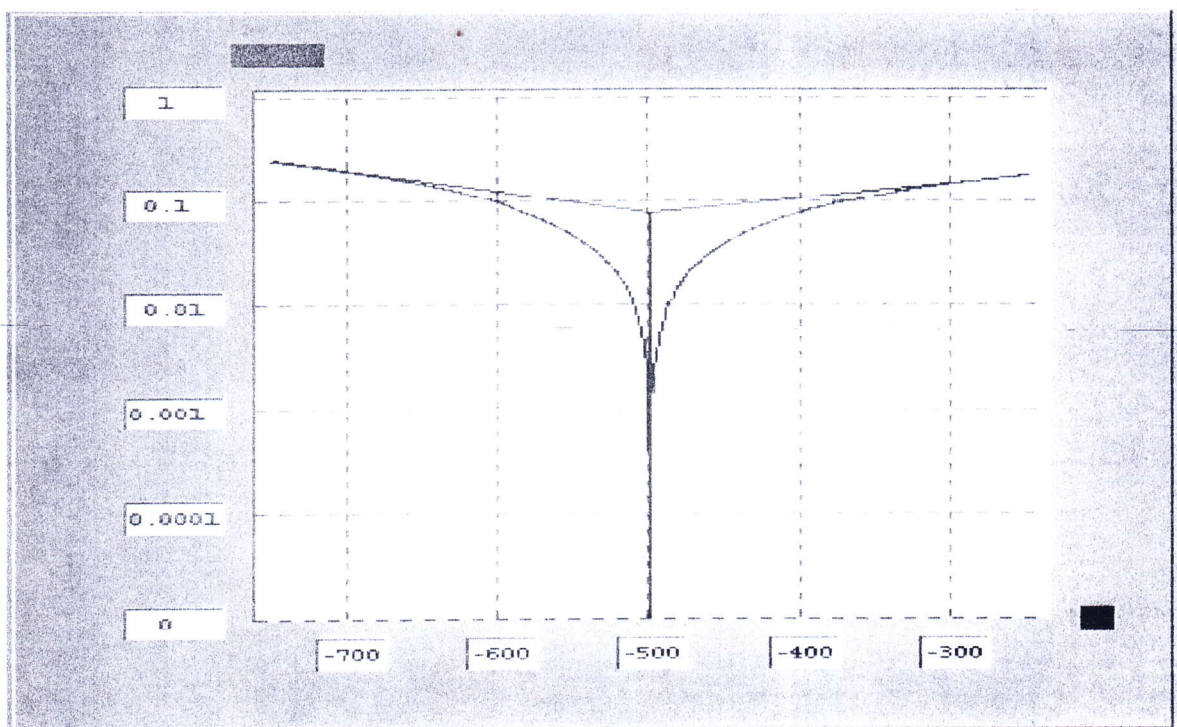


Fig.V.4 Courbe de Tafel obtenue de l'utilisation de l'acier API 5 L X grade B.

### V.5 Première proposition (changement de la nuance )

On a fait un changement de l'acier API 5 L X grade B par l'acier API 5 L X grade 52, sous dissous les résultats de la détermination de la vitesse de la corrosion avec l'acier API 5 L X grade 52 : On a trouver que la vitesse est démunie jusqu'à 0.127 mm / an, mais elle restera toujours grande.

#### Calcul de Taux de la vitesse de corrosion

$$R = \frac{v_0 - v_1}{v_0} = \frac{0.911 - 0.127}{0.911} = 86 \%$$



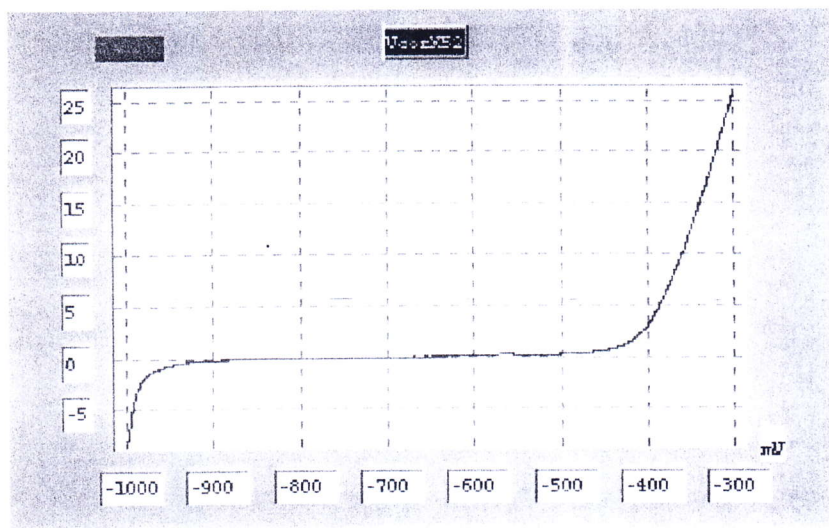


Fig.V.5 : Courbe courant tension obtenue de l'utilisation de l'acier API 5 L X grade 52.

<b>E(i=0) :</b>	<b>-575.8 mV</b>
<b>Rp :</b>	<b>61.46 ohm.cm²</b>
<b>i corr. :</b>	<b>10.8606 µA/cm²</b>
<b>Ba :</b>	<b>12.0 mV</b>
<b>Bc :</b>	<b>-3.8 mV</b>
<b>Coef. :</b>	<b>1.00000000</b>
<b>Corr. :</b>	<b>0.127 mm/an</b>

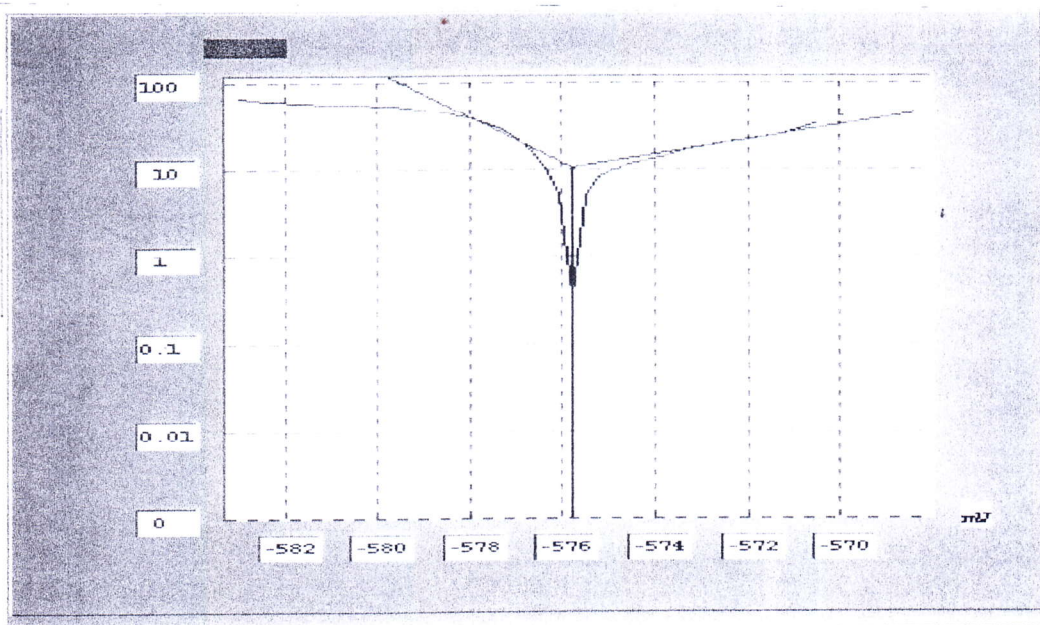


Fig.V.6 : Courbe de Tafel obtenue de l'utilisation de l'acier API 5 L X grade 52.

## V.6 Deuxième proposition

### V.6.1 Stockage et manipulation des produits chimique de l'unité de déshuilage

La préparation de la silice activée est faite avec le mélange d'une solution de silicate de sodium et d'acide sulfurique en proportion fixe et bien déterminée :

L'acide sulfurique  $H_2SO_4$  de concentration 98% est un acide fort, il est stocké dans le ballon R-208 à la température ambiante. Une cuvette de rétention en béton sert à retenir le liquide momentanément.

- **Silicate de soude** : Le silicate de soude  $Na_2SiO_3$  est une base forte qui réagit violemment avec les acides en dégagant de la chaleur. Il est stocké dans le ballon R-207 à la température ambiante. La conduite d'aspiration est réchauffée par une résistance électrique en sous-sol pour éviter sa solidification.
- **Le polyélectrolite** : Le polyélectrolite KURIFIX CP-658 est un polymère à base d'ester métachrylique, son aspect est une poudre blanche qui ne présente aucune spécification particulière.

### V.6.2 Neutralisation

Les réactions acide-base sont parmi les procédés chimiques les plus répandus, utilisés lors du conditionnement de l'eau. Il est heureux que les acides et les bases commercialement utilisables soient de prix relativement faibles. En plus de ces produits chimiques, il y a les rejets chimiques, à caractère résiduel acide ou basique qu'on peut employer pour neutraliser les rejets du traitement. Par exemple, une solution de décapage, provenant d'une aciérie, peut être utilisée à la fois pour son caractère acide et aussi pour sa teneur en fer en tant que coagulant. La boue de chaux ou de soude provenant d'un procédé d'adoucissement est une source de produits alcalins parfaite pour la neutralisation des rejets acides. On peut suivre facilement la neutralisation d'un acide ou d'une base en mesurant le pH. Cependant, le caractère pratique de l'emploi du pH pour suivre une réaction de neutralisation est fortement influencé par le pouvoir tampon de l'eau.

### V.6.2.1 Essais de neutralisation

Au niveau de laboratoire de HBK, nous avons fait les 3 essais sous dissous pour le but de neutralisation 50ml d'eau traitée.

#### Trois bases utilisées

- La chaux  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .
- Le  $\text{NaHCO}_3$ .
- Le  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

#### Eau traitée

On utilise 50 ml d'eau traitée dans l'unité de déshuilage.

#### Appareils de travail

- pH mètre étalonné.
- 3 Bûchers
- Agitateur
- Pipette

#### Mode d'emploi

On fait la dilution de chaque base (10g) dans un litre d'eau avec une petite agitation, après l'injection goutte à goutte de la base dans les trois bûchers d'eau traitée avec les mesures de pH et le volume de bases à chaque fois. On obtenu les résultats suivants :

**Essai N°01 :** Les résultats de neutralisation d'eau traitée par 10g de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  diluée dans un litre d'eau.

**Tab.V.1:** Neutralisation d'eau par  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

<b>V:deCa(OH)<sub>2</sub></b> <b>en ml</b>	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
<b>pH:de l'eau</b>	1,44	1,87	2,21	2,95	3,374,86	5,13	5,63	5,97	6,29	6,71	7,06

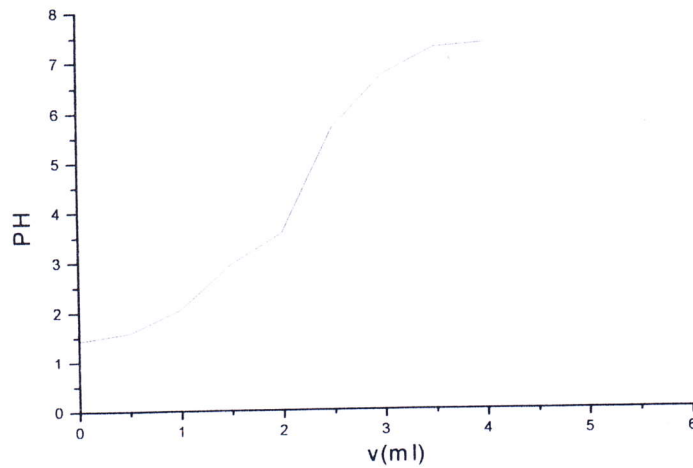


Fig.V.7 : Neutralisation d'eau par Ca(OH)<sub>2</sub>.

Essai N°02 : Les résultats de neutralisation d'eau par 10 de ( NaHCO<sub>3</sub>) diluée dans un litre d'eau.

Tab.V.2: Neutralisation d'eau par NaHCO<sub>3</sub>.

<b>V:deNaHCO<sub>3</sub></b> <b>en ml</b>	0	1	2,5	3,5	4,5	7	9	16	30	40	60	70
<b>pH:de l'eau</b>	1,90	2,11	3,39	4,68	5,26	5,80	6,04	6,43	6,83	6,90	7,02	7,13

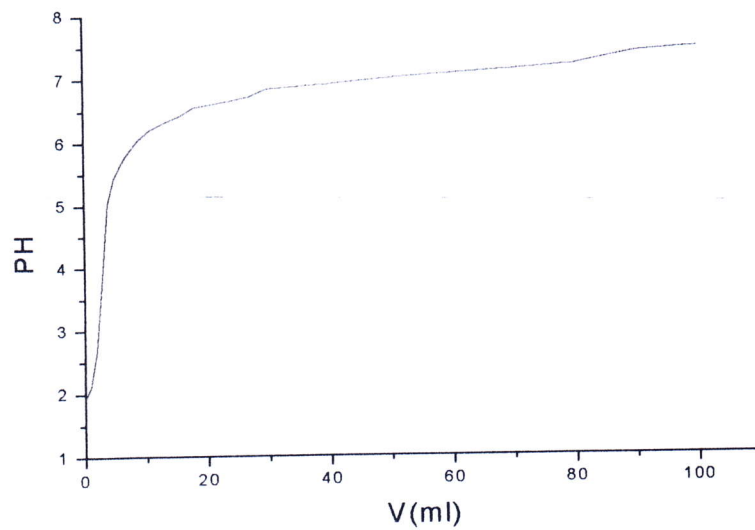
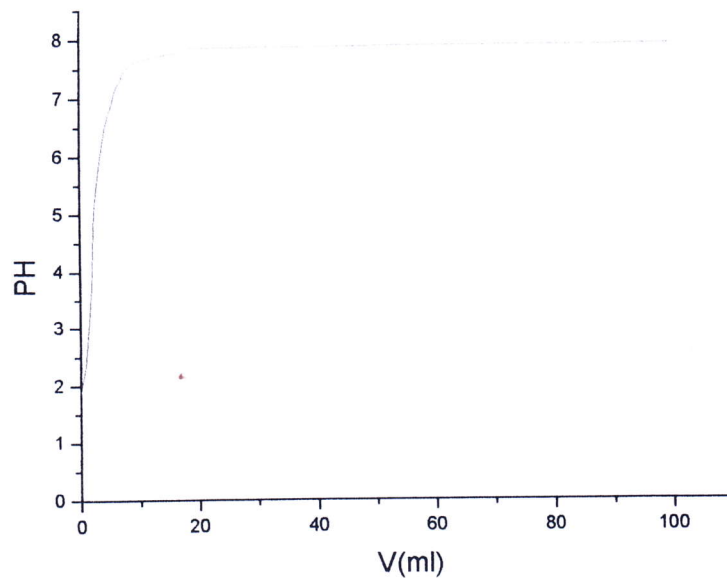


Fig.V.8: Neutralisation d'eau par NaHCO<sub>3</sub>.

**Essai N°03 :** Les résultats de neutralisation de l'eau traitée par 10g ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) diluée dans un litre d'eau.

**Tab.V.3 :** Neutralisation d'eau par  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

<b>V:de<math>\text{Na}_2\text{CO}_3</math> en ml</b>	0	0,5	1,5	2	2,5	3	4	5	5,5	6
<b>pH:de l'eau</b>	1,86	2,06	2,95	3,72	5,06	5,56	6,27	6,75	6,90	7,12



**Fig.V.9. :** Neutralisation d'eau par  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

**Remarque :**

On trouve un très grand précipité qui ne donne pas un bon résultat malgré les doses finales de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  est très petites, pour ce cas on choisit le  $\text{NaHCO}_3$  (moins précipité).

**V.6.3 Résultats de l'analyse physico-chimique de l'eau neutralisée**

Après les trois essais de les trois produits on choisit la neutralisation par  $\text{NaHCO}_3$ . Les résultats de l'analyse d'eau nous donnent que le pH de milieu devine neutre avec une diminution

dans les MES.

**Tab.V.4** : Résultat de l'analyse d'eau neutralisée par  $\text{NaHCO}_3$ .

Paramètre	Unité	Normes O.M.S	Système International (S.I)	Système Européen (CEE)	Résultat
<b>pH</b>		6.5-8.5	6.5-9.22	6.5-9.5	6.53
<b>Température</b>	$^{\circ}\text{C}$				27.7
<b>Conductivité</b>	ms/cm	2800		1250	153.3
<b>Calcium</b>	mg/l		200	100	
<b>Magnésium</b>	mg/l	150	150	50	
<b>Sodium</b>	mg/l	200		100	
<b>Potassium</b>	mg/l	20		12	
<b>Chlorures</b>	mg/l	200	350	200	268
<b>MES à 105<math>^{\circ}\text{C}</math></b>	mg/l				17
<b>Résidus secs</b>	mg/l				148
<b>Phosphore total</b>	mg/l				
<b>Ortho- phosphates</b>	mg/l				
<b>Nitrates</b>	mg/l				
<b>Nitrites</b>		0.1		0.1	
<b>Ammonium</b>		0.5	/	0.5	
<b>Zinc</b>		5	5	2	
<b>Chrome</b>		0.05	0.05	0.05	
<b>Fer</b>		0.3	0.3	0.3	

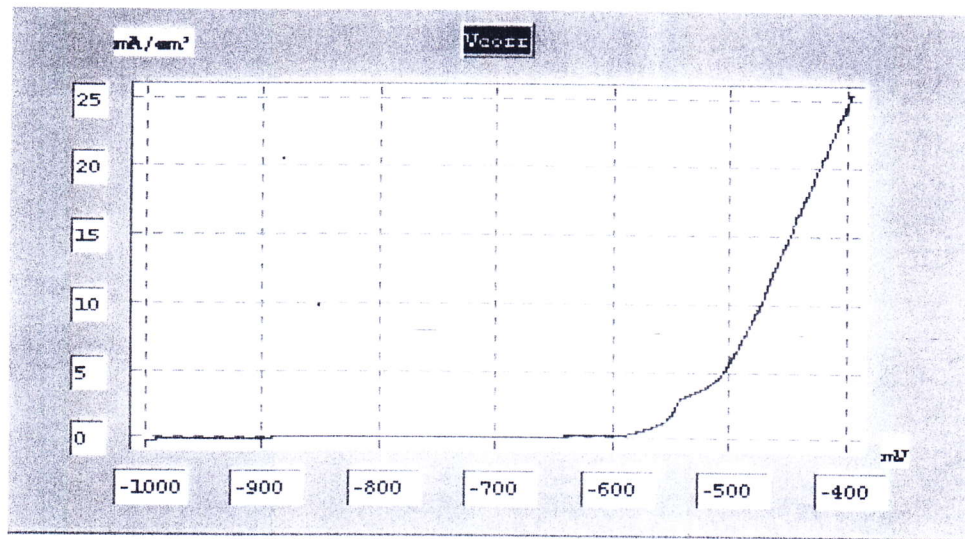


Fig.V.10 : Courbe courant tension obtenue de l'utilisation de l'acier API 5 L X grade B avec l'eau neutralisée.

**E(i=0) :** -637.1 mV  
**Rp :** 977.97 ohm.cm<sup>2</sup>  
**i corr. :** 7.9819 μA/cm<sup>2</sup>  
**Ba :** 35.8 mV  
**Bc :** -51.4 mV  
**Coef. :** 0.99992755  
**Corr. :** 0.094 mm/an

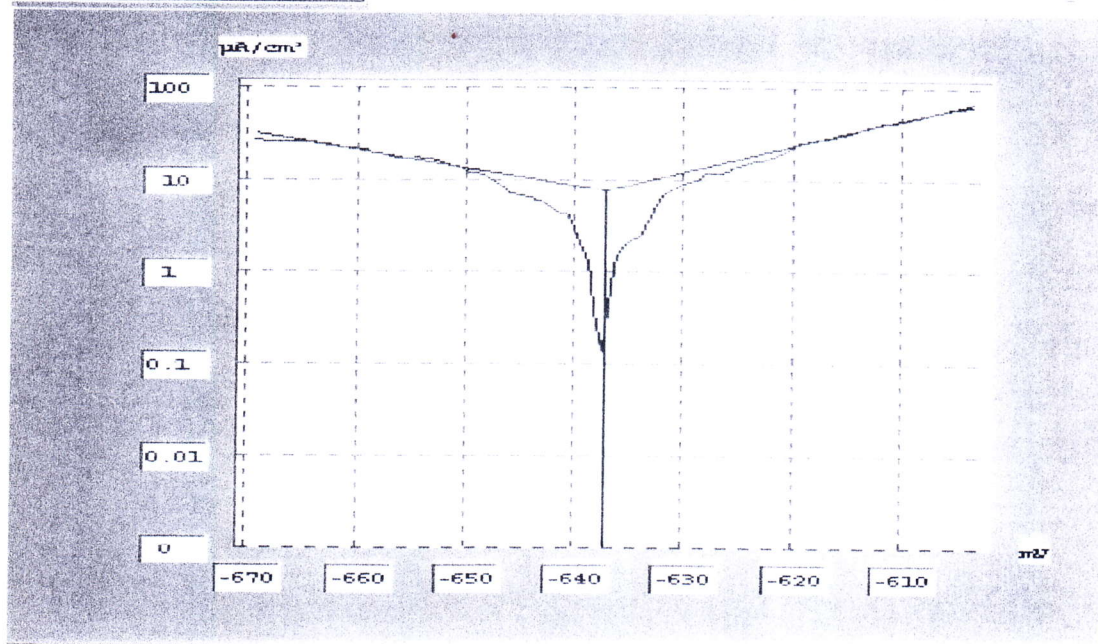


Fig.V.11 : Courbe de Tafel obtenue de l'utilisation de l'acier API 5 L X grade B avec l'eau neutralisée.

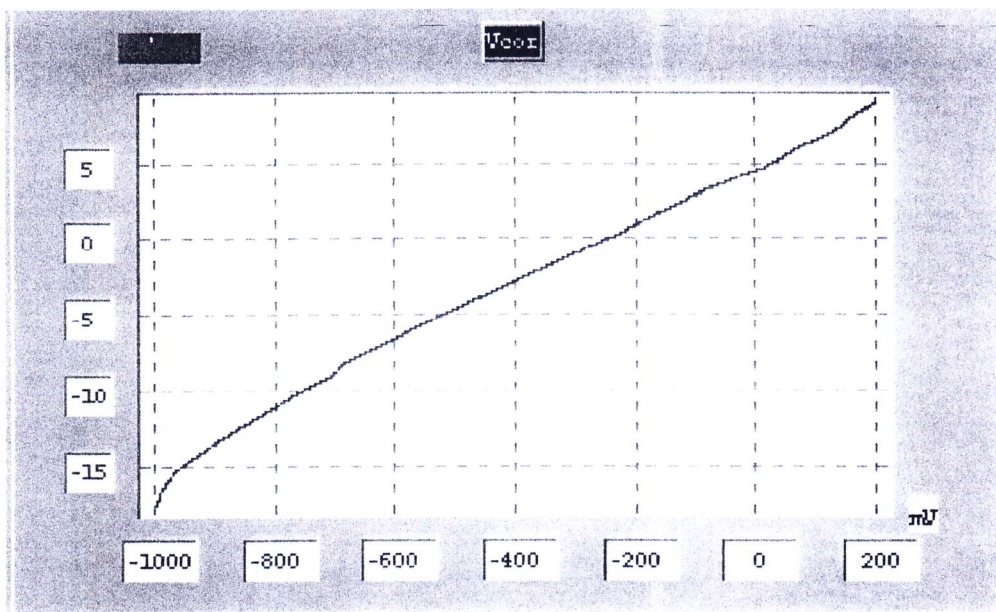


Fig.V.12 : Courbe courant tension obtenue de l'utilisation de l'acier API 5 L X grade 52 avec l'eau neutralisée.

<b>E(i=0) :</b>	<b>-237.8 mV</b>
<b>Rp :</b>	<b>74.23 kohm.cm<sup>2</sup></b>
<b>i corr. :</b>	<b>0.7090 μA/cm<sup>2</sup></b>
<b>Ba :</b>	<b>223.6 mV</b>
<b>Bc :</b>	<b>-245.0 mV</b>
<b>Coef. :</b>	<b>0.99699600</b>
<b>Corr. :</b>	<b>0.008 mm/an</b>

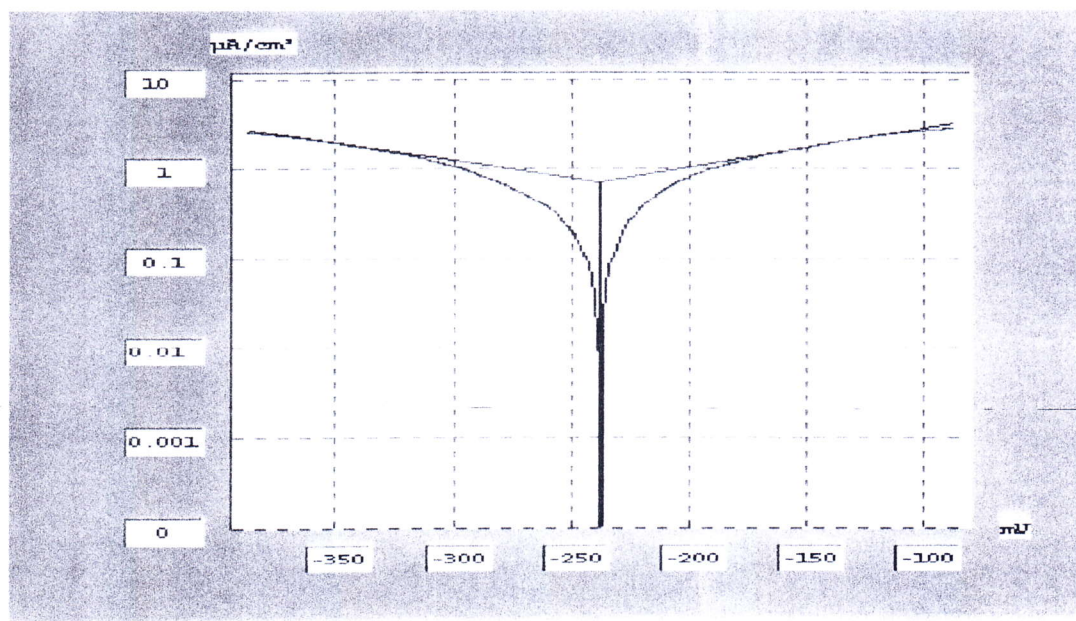


Fig.V.13 Courbe de Tafel obtenue de l'utilisation de l'acier API 5 LX grade 52 avec l'eau neutralisée.



#### V.6.4 Détermination de la vitesse de corrosion de l'eau neutralisée

On utilise le  $\text{NaHCO}_3$  pour neutraliser l'eau, d'après Tafel on trouve que la vitesse de la corrosion diminue par rapport à la première (0.008 mm / an).

- **Taux de vitesse de corrosion**

$$R = 0.911 - 0.008 / 0.911 = 0.99 = 99 \%$$

# Conclusion

## Conclusion

Au terme de ce travail, j'ai étudié les causes principales de la corrosion de la tuyauterie d'aspiration de la pompe de recyclage de l'unité de déshuilage de la région de Haoud Berkaoui.

Afin de déceler ces causes de cette corrosion, dont le but de trouver des solutions efficaces pour lutter contre ce type de corrosion, j'ai procédé aux analyses suivantes :

- Analyse de dépôt récupéré de la tuyauterie d'aspiration montre que le pourcentage du fer est très important.
- Analyses physico-chimique de l'eau à l'entrée de l'unité est de  $\text{pH} = 5.21$ , et à la sortie est de 2.14 (milieu très acide).
- Mesures des vitesses de corrosion de deux nuances différentes sans et avec neutralisation.

A la lumière de ces résultats on peut déduire que ce type de corrosion provient d'une corrosion acide, et remédier à cette situation, je suggère les points suivants :

- Changement de la nuance du métal utilisé API 5 LX grade B à API 5L X grade 52.
- Peut être de prévoir la neutralisation du milieu par  $\text{NaHCO}_3$ .

## Bibliographies

- [1] Chamber syndicale de la recherché et production du pétrole et du gaz naturel, Corrosion et inhibition des puits et collectes, Technip, 1981.
- [2] John C. Scully, corrosion protection, Masson Paris, 1995.
- [3] A. Hannani, corrosion et protection, S.H.D.P Berkaoui 1998.
- [4] Masson, métallurgie du minerai au matériau, Paris milan Barcelone, 1998.
- [5] Joseph F. Bosich, prévention de la corrosion.
- [6] Jean-Jacques Lamoureux, Précis de corrosion, Masson-Beau chemin Itée, 1994.
- [7] Kraut Krame, Mesure d'épaisseur des parois, GMBH West Germany, 1998.
- [8] Division Exploitation service Guellala, Station de déshuilage de Guellala, Glalle 28/10/2000.
- [9] Pierre Bachmann et Paul Tissot, Précis de Génie chimique, Librairie de université Geneve.
- [10] Dieter Landolt, Corrosion et chimie de surfaces des métaux, Press polytechniques et universités romandes.
- [11] Rabah Djebari, Reproduction du mélange eau de gisement et eau d'injection Albien au laboratoire /DEP, S.H.D.P Berkaoui.
- [12] M. Pinta, Spectrométrie d'adsorption atomique, Masson, 1978.
- [13] L.Germain, L. Colas, J. Rouquet, Le traitement des eaux, Dunod Technique.
- [14] Frank N. Kemmer Giampaolo Gelsoni, Manuel d'eau, Technique et Documentation Lavoisier NALCO.
- [15] André Hache, la corrosion des métaux, Presse université de France 1966.

# Annexe



## SOCIÉTÉ ALGÉRIENNE DE RÉALISATION DE PROJET INDUSTRIELS

Société par action au capital de 301 908 000.00 DA

38, Rue Med Khoudi El-Biar - ALGER

Tel : (02) 92 31 12 - (02) 92 31 16 - (02) 92 31 22 Fax : (02) 92 31 07

BASE LOGISTIQUE HMD BP 390 HASSI - MESSAOUD

Tel : (09) 73 78 64 - (09) 73 68 10 - (09) 73 68 11 Fax : (09) 73 78 93

Berkaoui, Le 15-10-00

PROJET : TROIS STATIONS DE DESHUILAGE  
HAOUD BERKAOUI

**COSOMMATION PRODUIT CHIMIQUE** : acide sulfurique et silicate de soude  
Besoin de produit chimique pour le traitement de  $1\text{m}^3$  d'eau huileuse.

Pour  $1\text{m}^3$  d'eau huileuse, nous devons avoir 100ppm maximum de silice activée

Préparation de silice activée :

100 ppm. correspond à  $100\text{mg/litre} = 0.1\text{kg/m}^3 = 100\text{g/m}^3$

pour avoir 100g de silice activée il nous faut :

250cc silicate de soude et 25cc d'acide sulfurique

masse volumique de silicate de soude =  $1.4\text{g/cc}$  donc  $250\text{cc} \times 1.4 = 350\text{g} = 0.35\text{kg}$

masse volumique de l'acide sulfurique =  $1.8\text{g/cc}$  donc  $25\text{cc} \times 1.8 = 45\text{g} = 0.045\text{kg}$

Alors pour doser 100ppm. de silice activé dans  $1\text{m}^3$  d'eau huileuse il nous faut :

0.35kg de silicate de soude et 0.045kg d'acide sulfurique

Etant donné que la quantité traitée d'eau pendant une année à raison de  $100\text{m}^3/\text{h}$  est de

$876000\text{m}^3$

donc la quantité nécessaire de produit chimique est de :

Silicate de soude :  $876000\text{ (m}^3/\text{an)} \times 0.35\text{ (kg/m}^3) = 306600\text{ kg/an}$

$306600/1.4 = 219000\text{ litres/an} = 219\text{ m}^3/\text{an}$

Acide sulfurique :  $876000\text{ (m}^3/\text{an)} \times 0.045\text{ (kg/m}^3) = 39420\text{ kg/an}$

$39420/1.8 = 21900\text{ litre/an} = 21.9\text{ m}^3/\text{an}$



## SOCIETE ALGERIENNE DE REALISATION DE PROJET INDUSTRIELS

Société par action au capital de 301 908 000.00 DA  
38, Rue Med Khoudi El-Biar - ALGER  
Tel : (02) 92 31 12 - (02) 92 31 16 - (02) 92 31 22 Fax : (02) 92 31 07  
BASE LOGISTIQUE HMD BP 390 HASSI - MESSAOUD  
Tel : (09) 73 78 64 - (09) 73 68 10 - (09) 73 68 11 Fax : (09) 73 78 93

Berkaoui, Le 25-10-00

### PROJET : TROIS STATIONS DE DESHUILAGE HAOUD BERKAOUI

Consommation du produit chimique : polyelectrolyte « kurifix »

#### 1- TRAITEMENT DE L'EAU

dans  $1\text{m}^3$  d'eau huileuse nous devons ajouter 10ppm de polyelectrolyte. Soit  $10\text{g}/\text{m}^3$   
le skid de polyelectrolyte est prédisposé à donner une solution à 2‰

pour un débit maximal de la station :

$$100\text{m}^3/\text{h} \times 10 \text{ g}/\text{m}^3 = 1\text{kg}/\text{h} \text{ de kurifix}$$

$$\text{pour une anné } 100 (\text{m}^3/\text{h}) \times 24 (\text{h}/\text{jour}) \times 365 (\text{jours}/\text{an}) = 876000(\text{m}^3/\text{an})$$

$$876000(\text{m}^3/\text{an}) \times 10 (\text{g}/\text{m}^3) = 8760000 (\text{g}/\text{an}) = 8760\text{kg}/\text{an}$$

#### 2- TRAITEMENT DE LA BOUE

La production de la boue à la sortie de l'épaississeur est de  $54 (\text{m}^3/\text{semaine})$

La centrifugeuse travail 3 (jours/semaine) et 6 (h/jour)

Dans la semaine la centrifugeuse travail 18heurs

$$\text{Donc son debit est de } (54\text{m}^3/\text{sem}) / (18\text{h}/\text{Sem}) = 3\text{m}^3/\text{h}$$

La consommation de polyelectrolyte à une solution de 2‰ pour traiter  $54\text{m}^3$  de boue est :  
12.6kg

La consommation pendant une anné est :  $12.6(\text{kg}/\text{semaine}) \times 52 \text{ semaine} = 655\text{kg}/\text{an}$

Donc la consommation totale du kurifix  $655+8760 = 9415\text{kg}/\text{an}$  de kurifix

## ملخص

هذه الدراسة تمت في وحدة التزيت في المنطقة الصناعية حوض بركاوي، لاجل حماية انبوب مضخة الارحاع (م 102 أ و ب) من خطر التآكل الناتج عن الماء الحمضي. فأقترحنا حلين اولهما تغيير نوعية الحديد والاخرى تعديل الماء الحمضي باساس. حيث كانت النتائج المتحصل عليها مقبولة.

## Résumé

Cette étude à été faite à l'unité de déshuilage de la région de Haoud Berkaoui, pour lutter contre la corrosion de la tuyauterie de la pompe de recyclage (p102 A et B) par l'acidité d'eau. On proposant deux solutions : le changement de l'acier et la neutralisation d'eau. Les résultats trouver sont adéquats et satisfaits.

## Abstract

This study has been made in the unit of deshuilage of the region of Haoud Berkaoui, to fight against the corrosion of the tubing of the retraining pump (102 A and B) caused by the acidity of water, we propos two solutions the change of steel and the neutralization of water. Results that we find are adequate and satisfied.