

UNIVERSITE KASDI MERBAH OUARGLA

Faculté des sciences et sciences de l'Ingénieur

Département de Génie des Procédés



Mémoire de fin d'études

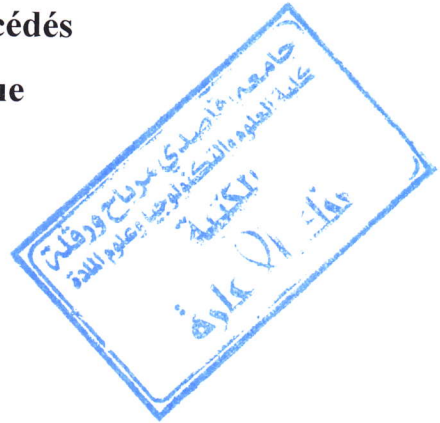
En vue de l'obtention du Diplôme d'Ingénieur d'Etat

Spécialité : Génie des procédés

Option : Génie chimique

Présenté par :

- ✓ ADJILA BOUHAFS
- ✓ FETHALLAH MESBAH



THÈME

# La corrosion du réseau gaz en acier de la ville de Ouargla

Soutenu publiquement devant le jury :

- ✓ Président : GHARAF Nouredine
- ✓ Examineur : MANOUCHE Djamel
- ✓ Examineur : SEKRIFA Mohammed Lamine
- ✓ promoteur : BITOUR Abd El Kader
- ✓ Co-promoteur : TABCHOUCHE Ahmed

Année universitaire 2007 / 2008

# Liste des abréviations

Fe	Fer	Cl	Chlore
Al	aluminium	Zn	Zinc
O <sub>2</sub>	oxygène	Ni	Nikel
H	Hydrogène	Cu	Cuivre
Na	Sodium	Cr	Chrome
K	Potassium	V	Volume
Ca	Calcium	Ag	Argent
Mg	Magnésium	P	Pression
G	Gramme	µm	Micromètre
L	Litre	D	Diamètre
PH	Potentiel hydrogène	N	Normalité
CO <sub>2</sub>	Dioxyde de carbone	M	La masse
E	Potentiel	e	Electron
OX	Oxydation	Pb	Plomb
Re	Réduction	T	Température
F	Faraday	n	Nombre de moles
R	C <sup>te</sup> gaz parfait		

## Liste des tableaux

N° de tableaux	N° de page	tableaux
1	5	Résistivité et agressivité des sols
2	21	Dosage de sulfatas
3	23	Dosage des carbonets
4	23	Potentiel d'hydrogéné de quelque zone
5	24	Résultats pratiquée mesure d'humidité
6	25	Taux de corrosion
7	25	Résultats de dosage du sulfatas, chlorures, carbonate
8	27	Fish de mesure de prise potentiel Alli mellah
9	28	Fiche de mesure de P;P ellkasaser
10	29	Fiche de mesure de P,P Ruissat
11	30	Fiche de mesure de P,P GHARBOUZE

## LISTE DES FIGURES

N° de page	N° de figure	La figure
13	1	Diagramme d'équilibre potentiel _PH de fer
16	2	Courbe de polarisation d'un métal inattaquable
16	3	Courbe de polarisation d'un métal corrodable
20	4	Diagramme du dosage des chlorures
22	5	Diagramme de détermination de la teneur en sulfate



# SOMMAIRE

Introduction .....	01
<b>CHAPITRE I :</b>	<b>PARTIE THEORIQUE</b>
<b>I-1-LES PHENOMENES DE CORROSION</b>	<b>02</b>
I-1-1 Définition de la corrosion	02
I-1-2-Classification des phénomènes de corrosion	02
a) La corrosion chimique à haute température ou corrosion sèche	02
b) La corrosion électrochimique	03
I-1-3-Les différentes formes de corrosion	04
La corrosion généralisée ou uniforme	04
La corrosion localisée	04
Corrosion macroscopique	04
Corrosion microscopique	04
I-1-4-La corrosion dans le sol	05
I-1-4-1-Les types et constituants de sol	05
I-1-4-2-La physico-chimie d'un sol	06
I-1-4-3 L'influence de la nature des sols sur la tenue à la corrosion des métaux	07
I-1-5-Les principaux facteurs de la corrosion	07
I-1-5-1-Les facteurs liés au milieu	08
a) La nature du milieu	08
b) La concentration	08
c) La teneur en oxygène	08
d) Le pH	09
e) La température	09
f) L'eau	09
g) La pression	10
h) La vitesse d'écoulement	10
I-1-5-2-Les facteurs liés au métal	10
a) Le mode d'élaboration et de transformation	10
b) Les traitements thermiques	10
c) L'état de surface	10
I-1-5-3-Les facteurs liés aux conditions d'emploi	11
a) Les dispositions constructives	11
b) Les contacts avec d'autres métaux et matériaux	11
c) Les contraintes mécaniques	11
d) Les conditions d'entretien	11
I-1-6-Aspect thermodynamique de la corrosion	11
I-1-6-1-Condition thermodynamique	11
I-1-6-2-Diagramme d'équilibre de POURBAIX	12
I-1-6-3-L'utilisation de diagramme E.PH pour l'étude de la corrosion	12
I-1-7-Aspect cinétique de la corrosion	13
I-1-7-1-Equilibre métal / solution	13
I-1-7-2-Polarisation et surtension d'une électrode	14
I-1-7-3-Courbe de polarisation	14
I-1-8-Conclusion	15
I-9-Présentation générale des modes de protection contre la corrosion	17
I-1-9-1-Dépôts protection	18
I-1-9-2-Protection par modification du milieu corrosif : ( inhibition)	18
a) L'élimination des corrodants	18
* Elimination de l'oxygène (O <sub>2</sub> )	18
* Elimination du proton <H+>	18
* Utilisation d'inhibiteurs	18
I-1-9-3-La protection cathodique	18
* Méthodes de protection	19

a) Protection par anode réactive	19
b) Protection par soutirage de courant	19
c) Protection par drainage des courant vagabonds	19
d) La protection anodique	19

**CHAPITRE II : PARTIE EXPERIMENTALE**

II-1- DOSAGE DU CHLORURE	20
II-2- DOSAGE DES SULFATES	21
II-3- DOSAGE DES CARBONETES	23
II-4- MUSIRE DE HUMIDITE	24
MODE D'OPERATOIRE	24
CALCULS	24
II-5- TAUX DE CORROSION	25
II-6- MESURES DES PRISE POTENTIEL	26
II-7- EXPLOITATION ET ENTRETIEN DES INSTALLATIONS	26
II-8- INTERPRETATION DES MESURES	26
CONCLUSIONS ET RECOMMANDATIONS	31
Bibliographie	32
Annexes	

**ANNEXES DE CHAPITRE I** Partie Théorique

I-1 POTENTIELS DES METAUX	33
I-2-DIAGRAMME DE POURBAIX	35
II-3- MESURES DE RESISTIVITE DES SOLS	36
I-4- FORMES DE CORROSION	37
I-4-1- CORROSION UNIFORME	37
I-4-2- CORROSION GALVANIQUE	37
I-4-3- CORROSION CAVERNEUSE	38
I-4-4- CORROSION PAR PIQUES	38
I-4-5- CORROSION INTERGRANULAIRE	38
I-4-6- CORROSION SELECTIVE	39
I-4-7- CORROSION EROSION/ABRASION/CAVITATION	39
I-4-8- CORROSION FROTTEMENT (TRIBOCORROSION)	39
I-4-9- CORROSION SOUS CONTRAINTE MECANIQUE	40
I-5- TYPES DE CORROSION	40
I-5-1- CORROSION CHIMIQUE	40
I-5-2- LA CORROSION SECHE	40
I-5-3- CORROSION ELECTROCHIMIQUE	41
I-5-3-1. HETEROGENEITE DE LA CONDUITE	41
I-5-3-1-a COUPLE GALVANIQUE	41
I-5-3-2- HETEROGENEITE DE LA MATIERE	41
I-5-3-3- HETEROGENEITE DE L'ELECTROLYTE	42
I-5-3-3-a. AERATION DIFFERENTIELLE	42
I-5-3-3-b. PILES GEOLOGIQUES	42
I-5-4- CORROSION BACTERIENNE	43
I-5-5- CORROSION PAR COURANTS VAGABONDS	44
I-5-5-1-INFLUENCES ELECTRIQUE	45
I-5-5-1-a. INFLUENCE DUE A LA PROTECTION CATHODIQUE	46
I-5-5-1-b. INFLUENCE DUEX AUX LIGNES DE TRANSPORT ELECTRIQUE	46
HAUTE TENSION	46
I-5-5-1-b-1 INFLUENCE PAR INDUCTION	
I-5-5-1-b-2 INFLUENCE PAR CONDUCTION	46

**ANNEXES DE CHAPITRE II** Partie Théorique

II.1.1.2 LE POTENTIEL DE LA CONDUITE SANS PROTECTION CATHODIQUE	47
II.1.1.3 LA RESISTIVITE DU SOL	
-M E S U R E S DE LA RESISTIVITE DU SOL	47

<b>II.1.2 CONCEPTION DE LA STATION DE PROTECTION CATHODIQUE</b>	<b>48</b>
<b>TENSION AUX BORNES DE SORTIES DE LA STATION</b>	<b>48</b>
<b>II.1.3 REALISATION DE LA STATION DE SOUTIRAGE</b>	<b>49</b>
<b>II.1.6 EXPLOITATION ET ENTRETIEN DES INSTALLATIONS</b>	<b>50</b>
	<b>51</b>



## INTRODUCTION

La corrosion est l'itération destructive d'un matériau (alliage métallique, béton arme.....etc.) avec l'environnement agressif, le phénomène se traduit par une réaction chimique ou électrochimique. Chaque couple (matériau environnement agressif) donne lieu à une corrosion spécifique et doit être étudié comme tel.

Au cours de cette transformation, ils perdent toutes leurs qualités mécaniques et ainsi deviennent après un temps plus ou moins long inutilisables pour l'industrie.

Une fuite sur une canalisation entraîne non seulement une perte du produit transporté mais peut provoquer des arrêts d'usine coûteux, des incendies (sekra été 2008), des explosions, des pollutions, dont les conséquences peuvent être graves et parfois mortelles.

Le réseau acier de OUARGLA est posé depuis l'année 1980 et maintenant de longueur environ 100 Km,

Depuis de l'année de déposé aucun problèmes jusqu'à la Fen de l'année 2004 et débite l'année 2008

Pour protéger notre réseau il a été appliquée:

- La protection passive et protection active
- La protection cathodique



# Partie théorique

## I-1-LES PHENOMENES DE CORROSION :

### I-1-1 Définition de la corrosion:

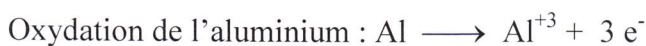
La corrosion est l'ensemble des phénomènes chimiques et électrochimiques constituant une destruction totale ou partielle des matériaux en général métalliques sous l'action chimique, biochimique ou électrochimique du milieu environnant.

On définit la corrosion comme la destruction des métaux qui se produit sous l'effet de réactions chimiques ou électrochimiques, lorsqu'ils sont en contact avec un électrolyte [1].

La corrosion est un phénomène électrochimique dans lequel un métal se dissout en cédant



#### Exemples :

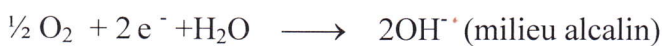


Les électrons cédés par le métal lors de son passage en solution à  $M^{n+}$  sont alors reçus par un autre système qu'on appelle moteur de corrosion :



Qui peut être :

- soit l'oxygène :



- soit l'hydrogène :



La corrosion c'est le couplage des deux réactions (1) et (2). Pour lutter contre la corrosion c'est donc de supprimer le moteur (2) s'il n'y a pas la réaction (2), il n'y a pas de corrosion.

Les réactions (1) et (2) sont caractérisées par des tensions thermodynamiques suivantes [2]:

$$e_1 = e^{\circ}_{M^{n+}/M} + 2,3RT/nF \text{ Log } (M^{n+}) \text{ ----- (3)}$$

$$e_2 = e^{\circ}_{OX/Red} + 2,3 R T/n F \text{ Log } (OX)/(Red) \text{ ----- (4)}$$

### I-1-2-Classification des phénomènes de corrosion :

On distingue deux types de corrosion : chimique et électrochimique (voir l'annexes de chapitre I) .

#### a) La corrosion chimique à haute température ou corrosion sèche :

La corrosion chimique n'est autre chose que la destruction spontanée des métaux soumis aux lois qui régissent l'évolution des réactions chimiques hétérogènes classiques.

La destruction des métaux exposés à l'action des gaz agressifs aux températures élevées, qui excluent la condensation de l'humidité à la surface du métal ainsi que vraisemblablement leur dissolution en contact de milieux organiques non-conducteurs électriques, se classent parmi les phénomènes de corrosion chimique. C'est la combinaison chimique du métal et de l'électrolyte (passage des ions directement en solution) [3].

**Exemple :**

Action d'un gaz sur un métal à haute température et corrosion par métaux liquides.

**b) La corrosion électrochimique :**

La corrosion électrochimique est la plus répandue par rapport aux autres formes de corrosion, elle est aussi la plus dangereuse pour les métaux. Elle représente tous les autres cas de corrosion rencontrés [6].

La corrosion électrochimique (corrosion dans les électrolytes) implique une réaction de transfert de charges entre la phase solide et la phase liquide.

Elle peut intervenir dans une atmosphère gazeuse, lorsqu'une condensation de l'humidité peut se produire sur la surface du métal (corrosion atmosphérique), dans les sols (corrosion souterraine), dans les solutions (corrosion mouillée).

La corrosion d'une électrode dans un milieu aqueux, se fait par la réaction anodique de dissolution :  $M \longrightarrow M^{n+} + n e^{-}$  (1)

La réaction (1) ne peut avoir lieu que si elle est couplée à une réaction de réduction :

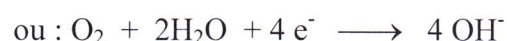


Ox : représente une espèce oxydant existant en solution.

Red : c'est la forme réduite.

Le phénomène de la corrosion électrochimique est donc un processus d'oxydoréduction qui du point de vue électrique, correspond à des échanges de courant à l'interface.

Aux réactions d'oxydation de type (1) correspond un courant électrique anodique (la réaction principale décrivant la corrosion) et aux réactions de type (2) correspond à un courant cathodique, dite réaction moteur, qui est généralement :



Citons des cas de corrosion électrochimique :

Corrosion industrielle dans les raffineries ; Corrosion atmosphérique (air humide) : l'eau liquide joue le rôle de l'électrolyte ; ex : ferraille dans le béton ; Corrosion marine : l'ion  $\text{Cl}^{-}$  joue le rôle d'attaque par piqûre ; Corrosion dans les sols : pipeline [3].



### **I-1-3-Les différentes formes de corrosion :**

Lors d'une attaque d'un métal par un milieu agressif ; la morphologie de la surface de ce métal peut prendre des formes diverses ; qui résultent de la répartition des zones anodique et cathodique à l'interface métal-électrolyte et éventuellement de l'interaction d'autres phénomènes (biologique, mécanique).

Si la corrosion correspond bien à l'attaque d'un métal ou d'un alliage, suivant les cas, celle-ci peut prendre diverses formes [2]. D'une manière générale, on peut distinguer plusieurs types de corrosion ( voir l'annexes de chapitre I) :

- **La corrosion généralisée ou uniforme :**

L'attaque est répartie également ou à peu près sur toute la surface, elle a pour conséquence une perte de poids de matière importante ; on la rencontre fréquemment dans les milieux acides. Elle présente une forme de corrosion pas très dangereuse, cas visible et peut être estimé quantitativement [6].

- **La corrosion localisée :**

Cette forme de corrosion n'intéresse que certains sites de la surface ; ces derniers ne comportent que des zones anodiques par opposition aux parties non attaquées qui sont des zones cathodiques. La vitesse de corrosion n'est plus définie avec précision et sa mesure ne peut plus être faite à partir des pertes de poids ou des diminutions d'épaisseur. Les observations métallographiques et les mesures électrochimiques permettent, par contre, une caractérisation utile de ce type d'attaque. Il existe deux types de corrosion localisée, la corrosion macroscopique et la corrosion microscopique [2].

- **Corrosion macroscopique :**

La corrosion macroscopique est liée aux caractéristiques du métal ou de surface. Il existe plusieurs types parmi lesquels on peut citer : la corrosion galvanique ; la corrosion érosion ; la corrosion frottement ; la corrosion par crevasse ; la corrosion par piqûre ; la corrosion sélective.

- **Corrosion microscopique :**

Pour ce type de corrosion on peut distinguer :

- La corrosion inter granulaire et la corrosion fissuration ou sous tension.



### I-1-4-La corrosion dans le sol :

La tenue à la corrosion des métaux dans le sol est un sujet complexe mais important, compte tenu des applications concernées : câbles électriques et de télécommunications, réseaux de distribution d'eau et de gaz, scellements enterrés des embases des portiques de signalisation routière, des candélabres d'éclairage, de supports divers, etc.

La prévision de la tenue à la corrosion d'un métal ou l'appréciation de l'agressivité d'un sol est très difficile du fait de la très grande diversité dans la composition des sols [6].

**Tableau 1** : Résistivité et agressivité des sols.

Résistivité $\Omega.cm$	Agressivité vis-à-vis des métaux
<500	Très corrosif
500-1000	Corrosif
1000-2000	Modérément corrosif
2000-10000	Moyennement corrosif
>10000	De moins en moins corrosif

Décemment de sonal gaz

#### I-1-4-1-Les types et constituants de sol :

La notion de sol n'a pas la même signification pour le géologue, l'agronome, l'ingénieur de travaux publics ou pour le corrosionniste.

La nature des sols est très diversifiée, et l'on peut observer des différences entre des sites distants de quelques centaines de mètres, y compris pour des sols naturels en zone rurale. La nature du sol varie en fonction de la profondeur, celle des couches successives dépendant de la géologie locale. La couche supérieure est généralement constituée d'humus.

Les différences peuvent être encore plus marquées en zone urbaine et industrielle, où le sol a souvent été bouleversé par l'urbanisation. Il peut être constitué en partie de remblais.

Il en est des sols comme des eaux : le corrosionniste a besoin de connaître les caractéristiques physico-chimiques pour essayer d'établir une relation entre celles-ci et le degré d'agressivité vis-à-vis d'un métal (ou d'un alliage).

Les sols naturels sont issus de la désagrégation des roches au cours des temps géologiques. Il existe plusieurs types de constituants dont les propriétés physico-chimiques sont spécifiques : les argiles, les glaises, le calcaire, le sable, les graviers, etc.

Les sols artificiels sont constitués par des remblais, des scories d'origine industrielle, des résidus d'exploitation minière, etc. La composition et la structure des sols artificiels sont

souvent sans grand rapport avec celles des sols naturels et elles varient beaucoup d'un point à un autre, selon leur origine.

A côté des constituants d'origine minérale, il faut prendre en compte toute la partie organique d'origine végétale et animale, qui est très importante dans les terres arables. La décomposition bactérienne des organiques constitue l'humus [6].

#### **I-1-4-2-La physico-chimie d'un sol :**

Un sol est un milieu très hétérogène plus ou moins humide. Le taux d'humidité dépend de la nature du sol, et du volume des précipitations, donc du climat du site. L'eau s'y maintient essentiellement par capillarité.

Les principaux paramètres d'un sol sont les suivants :

- Physiques : ce sont la forme, la granulométrie des constituants minéraux et leur plasticité, dont dépendent le drainage des eaux et l'aération. Un sol argileux ou limoneux a une texture fine qui retient l'eau. Il est mal drainé et mal aéré. Au contraire, un sol sablonneux est plus aéré et l'eau y est facilement évacuée.
- Chimiques : c'est la composition de l'eau qui imbibe le sol. Elle dépend des conditions climatiques et de la percolation des couches qu'elle traverse. Les principaux constituants minéraux qu'on trouve dans l'eau sont : Les cations :  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  et  $\text{Mg}^{2+}$  ; Les anions :  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  ;

La minéralisation de l'eau d'un sol varie entre 0,5 et 1,5g.l<sup>-1</sup> ;

Sur des sites industriels, même anciens, on peut trouver d'autres éléments minéraux dont la nature est en rapport avec l'activité industrielle.

Un sol contient aussi des gaz : de l'oxygène, de l'azote, du dioxyde de carbone, provenant principalement de la décomposition de la phase organique, etc.

- Organiques et bactériologiques : les sols naturels peuvent être le siège d'une intense activité biologique, principalement dans la couche superficielle constituée de terre arable et d'humus qui est acide. Elle contient des acides organiques dont la nature est plus ou moins bien connue.

Un sol est caractérisé par un pH et une résistivité électrique, qui dépendent étroitement de la nature des sels dissous dans l'humidité. Le PH dépend aussi de la quantité d'acides minéraux et organiques et du dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$  présents, ainsi que des rejets éventuels des eaux industrielles ou domestiques. En général, le pH des sols est acide, compris entre 3,5 et 4,5. Il augmente avec la profondeur [6].



### **I-1-4-3 L'influence de la nature des sols sur la tenue à la corrosion des métaux :**

La tenue à la corrosion d'un métal dépend de plusieurs paramètres, plus ou moins interdépendants :

La teneur en eau ; La structure du sol ; La teneur en sels minéraux ; Le PH ;

La teneur en oxygène dissous, qui dépend de la profondeur et de la structure du sol : un sol sablonneux et perméable est plus fréquemment «oxygène » par l'eau de pluie qui s'infiltrer qu'un sol argileux et dense.

La teneur en acide organique et en produits provenant de la décomposition des organismes animaux et végétaux.

La résistivité du sol, qui dépend elle-même de la teneur en eau et en sels minéraux.

L'expérience montre que l'agressivité des sols est liée à leur résistivité (voir tableau1). La résistivité n'est pas le seul critère de l'agressivité d'un sol. Il faut aussi prendre en compte la structure du sol, l'acidité et la matière organique contenue.

Malgré les essais de corrosion dans de très nombreux sols, entrepris depuis presque un siècle avec beaucoup d'échantillons de métaux différents, on n'a pas réussi à établir un rapport entre la typologie des sols et la tenue à la corrosion des métaux [6].

**\* Exemples de formes de corrosion :** (cas de l'aluminium dans le sol)

La corrosion des métaux dans le sol est de nature électrochimique du fait de la présence d'eau. Dans le sol, l'aluminium non protégé est susceptible de subir :

Une corrosion par piqûre ; une corrosion galvanique, s'il y a contact avec d'autres métaux : acier, cuivre, plomb, etc. On observe souvent une sévère corrosion galvanique quand la mise à la terre d'une structure enterrée en partie ou en totalité est faite dans le sol avec une tresse en cuivre [6].

Une corrosion par les courants vagabonds.

### **I-1-5-Les principaux facteurs de la corrosion :**

La corrosion est un phénomène complexe qui dépend de beaucoup de paramètres, relatifs au milieu ou au métal. Les cas de corrosion sont parfois difficiles à expliquer parce que la cause de la corrosion n'a pas été identifiée ou que les bases théoriques ne permettent pas toujours d'apporter une réponse satisfaisante.

Il n'y a pas une corrosion mais plusieurs formes de corrosion possibles pour un métal. Il n'y a pas de métal ou alliage capable de résister à tous les milieux aqueux, même à la température ambiante.

La tenue à la corrosion d'un métal ou d'un alliage dépend de nombreux facteurs inhérents au métal lui-même, au milieu dans lequel il est placé et aux conditions d'emploi.

### **I-1-5-1-Les facteurs liés au milieu :**

Le milieu joue un rôle très important sur la tenue à la corrosion d'un métal ou d'un alliage. Il n'est nul besoin de long développement pour reconnaître ce fait d'expérience.

#### **a) La nature du milieu**

Il n'est pas facile de dresser une typologie rigoureuse des milieux par rapport aux phénomènes de corrosion des métaux. On peut toutefois avancer les tendances suivantes :

- Dans les milieux aqueux ionisés, les réactions électrochimiques fondamentales de la corrosion des métaux peuvent avoir lieu.
- Dans les milieux organiques non aqueux, non inusables, il n'y a pas de réactions d'oxydoréductions possibles ; il faut donc s'attendre à ce que la tenue soit très différente.

Il faut aussi distinguer entre :

- Les milieux gazeux, qui sont généralement peu réactifs à la température ambiante, sauf en présence d'humidité ;
- Les milieux liquides, dans lesquels le contact avec le métal est facile, surtout si le liquide mouille le métal. C'est dans ces milieux que les réactions seront les plus probables ;
- Les milieux solides, comme les pulvérulents, qui sont généralement peu réactifs, sauf en présence d'humidité. Les sels minéraux anhydres n'ont en théorie aucune action s'ils sont réellement anhydres [6].

#### **b) La concentration**

La concentration est un facteur important de la corrosion des métaux. En règle générale, la vitesse de corrosion augmente avec la concentration des agents actifs de la corrosion. Mais la relation entre leur concentration dans l'air, dans l'eau, etc., et la vitesse de corrosion n'est pas forcément proportionnelle.

Dans un milieu complexe où plusieurs anions et cations sont présents, il peut y avoir des synergies ou des antagonismes entre eux. C'est le cas en particulier dans les eaux naturelles. Les chlorures sont agressifs mais leur action peut être ralentie par des précipitations de carbonates, par exemple [6].

#### **c) La teneur en oxygène**

La vitesse et la forme de la corrosion de certains métaux dont le fer sont fortement influencées par la teneur en oxygène de l'eau.



L'oxygène est un oxydant et un facteur de corrosion en ce sens qu'il dépasse les cathodes en entretenant la réaction cathodique :



Ce qui a comme conséquence de favoriser la réaction d'oxydation à l'anode, c'est-à-dire la corrosion. Avec l'aluminium, ce n'est pas aussi simple parce que la corrosion est régie par le film d'oxyde naturel, lequel a besoin d'oxygène pour se reconstituer [6].

#### **d) Le PH :**

Le pH est un facteur très important de la tenue à la corrosion des métaux dans les solutions aqueuses. Il est bien connu que l'acier résiste mal dans les milieux acides et que l'aluminium supporte mal les milieux très alcalins à base d'hydroxyde de sodium ou de potassium.

Pourbaix a tracé des diagrammes d'équilibre électrochimique des métaux dans l'eau en fonction du potentiel  $E$  par rapport à l'électrode à hydrogène et du PH. Ces diagrammes délimitent plusieurs domaines : corrosion, passivation et immunité.

Toutefois, le pH n'est pas un indicateur suffisant pour prévoir la tenue à la corrosion d'un métal ou d'un alliage dans une solution aqueuse. Il faut aussi connaître la nature de l'acide (donc de l'anion associé au proton  $\text{H}^+$ ) et celle de la base (donc du cation associé à  $\text{OH}^+$ ) [6].

#### **e) La température :**

Il est connu que l'élévation de température augmente la vitesse des réactions chimiques. Cela est vérifiée dans le cas de la corrosion de l'aluminium, dans les acides et les bases inorganiques et aussi dans certains milieux organiques (dont les alcools, les phénols et les dérivés chlorés), surtout quand la température s'approche de leur point d'ébullition.

Par contre dans l'eau pure, distillée ou peu minéralisée, l'élévation de température a pour effet de modifier la forme de la corrosion de l'aluminium parce que le film d'oxyde naturel peut réagir avec l'eau pour former une couche protectrice de boehmite. La tenue à la corrosion de l'aluminium dans l'eau dépend de la température [4].

#### **f) L'eau :**

La corrosion par l'eau pure est possible mais sa vitesse de corrosion est très faible ; l'eau pure étant peu dissociée, sa conductivité électrique est très faible, d'autre part la seule espèce réductible est constituée par les ions ( $\text{H}^+$ ) provenant de la dissociation de l'eau.

Réaction de réduction :

En milieu acide [6]:



En milieu basique ou milieu neutre :



**g) La pression :**

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

La pression n'a pas d'influence sur la corrosion de l'aluminium [6].

**h) La vitesse d'écoulement :**

Dans le cas du fer attaqué par une solution neutre, la vitesse de circulation accroît la corrosion.

**I-1-5-2-Les facteurs liés au métal :**

Ils concernent le métal (ou alliage) lui-même. C'est sur la composition des alliages, les gammes de transformation et les traitements thermiques que les métallurgistes et les corrosionnistes essaient de jouer pour obtenir la meilleure résistance à la corrosion possible [4].

**a) Le mode d'élaboration et de transformation :**

Il existe plusieurs modes d'élaboration des alliages : moulage, laminage, extrusion, etc. ; ils ne représentent pas un facteur déterminant. On constate souvent que les parties usinées d'une pièce de fonderie sont plus sensibles à la corrosion par piqûre que le reste de la surface non usinée [4].

**b) Les traitements thermiques :**

Les traitements thermiques des alliages à durcissement structural : mise en solution, trempé et revenu provoquent des changements dans la nature et la répartition des constituants métallurgiques en présence dans ces alliages. Ils ont une incidence très importante sur la sensibilité de ces alliages à certaines formes de corrosion, en particulier, la corrosion inter-cristalline et la corrosion sous contrainte [4].

**c) L'état de surface :**

Il s'agit là non pas d'un seul facteur mais d'un ensemble de caractéristiques définissant l'état de surface et qui peuvent avoir une influence importante sur l'initiation et le développement de la corrosion. Il est très difficile de définir un état de surface. La méthode la plus simple consiste à classer les facteurs en quatre catégories : caractéristiques chimiques, structurales, micro-géométriques et physico-chimiques auxquelles il faut ajouter la propriété de la surface prise dans le sens le plus courant du terme [6].

**I-1-5-3-Les facteurs liés aux conditions d'emploi :**



Ils sont souvent décisifs. L'expérience montre que dans beaucoup de cas de corrosion en service, ce n'est pas l'alliage, souvent choisi à bon escient, qui en est la cause, mais les dispositions constructives et les conditions d'emploi.

#### a) Les dispositions constructives :

Il faut entendre par ce terme tout ce qui a trait aux formes définitives d'un matériel et à sa réalisation. De mauvaises dispositions constructives peuvent avoir un effet désastreux sur la résistance à la corrosion, toutes choses étant égales par ailleurs : choix correct des alliages, conditions de service acceptables, etc...[6]

#### b) Les contacts avec d'autres métaux et matériaux :

Les assemblages mécaniques avec d'autres métaux (ou avec le graphite) sont possibles à condition d'apprécier le risque de corrosion galvanique et de prendre, s'il le faut, les mesures nécessaires pour l'éviter.

Le contact avec les matériaux non métalliques ne présente pas de risque de corrosion galvanique. S'ils sont poreux, ils peuvent favoriser une corrosion [6].

#### c) Les contraintes mécaniques :

Elles peuvent dans certains cas entraîner une corrosion sous contrainte

#### d) Les conditions d'entretien :

Que ce soit dans le matériel à usage industriel ou dans le bâtiment, l'entretien périodique est un facteur de longévité. L'élimination régulière des poussières et des dépôts minéraux réduit très sensiblement le risque de corrosion par piqûres. Des batteries d'échangeurs thermiques à ailettes en aluminium sont capables de tenir plus de 10 ans, même dans des usines d'engrais qui connaissent un fort empoussiérage, s'ils sont entretenus par un lavage au jet des surfaces d'échange [6].

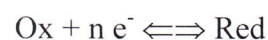
### I-1-6-Aspect thermodynamique de la corrosion :

#### I-1-6-1-Condition thermodynamique :

Pour que la corrosion ait lieu, la thermodynamique électrochimique exige que :

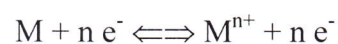
$$E_{\text{Ox/Red}} > E_{\text{M/M}^{n+}}$$

Ou :  $E_{\text{Ox/Red}}$  : est la tension de Nernst correspondant à la présence suivante :



$$\text{Avec : } E_{\text{Ox/Red}} = E_0 + \frac{RT}{nf} \ln \frac{(\text{Ox})}{(\text{Red})}$$

$E_{\text{Ox/Red}}$  : est la tension de Nernst correspondant à la présence suivante :



$$\text{Avec : } E_{\text{M/M}^{n+}} = E_0 + \frac{RT}{n} \ln \frac{(\text{M})}{(\text{M}^{n+})}$$

$$nF \quad (M^{n+})$$

ou :  $E_0$  : est le potentiel standard.

F : le faraday ( $F = 965000C$ ).

R : constante des gaz parfait ( $R = 8,314 J /mol k$ ).

(Ox), (Red), (M), ( $M^{n+}$ ) : C'est les activités de diverses espèces dans la solution.

$E_{Ox/Red}$  et  $E_{M/Mn+}$  : dépendent des conditions expérimentales et en particulier du PH [1].

### I-1-6-2-Diagramme d'équilibre de POURBAIX :

Le professeur Marcel POURBAIX a établi, pour la plupart des métaux, des diagrammes PH-Potentiel d'équilibre des réactions, qui décrivent les différentes réactions théoriques possibles entre ces métaux et leurs ions en présence d'eau selon la solubilité des corps formés, C'est la représentation isotherme de l'évolution de la tension d'une électrode en fonction du pH de la solution électrolytique, pour une composition donnée (fg 1).

Il en déduit des domaines théoriques de la situation du métal (Corrosion, Immunité, Passivation).

- **Corrosion** : ensemble des phénomènes chimiques et électrochimiques constituant la détérioration de matériaux, en général métallique sous l'action du milieu environnant.
- **Immunité** : état d'un matériau dont la corrosion est thermodynamiquement impossible sous l'action du milieu environnant. Ce matériau est alors thermodynamiquement stable.
- **Passivation** : La passivation peut être obtenue par les moyens électrochimiques (par exemple polarisation anodique du fer en solution de bicarbonate) et par des moyens chimiques (par exemple immersion du fer dans une solution contentée d'acide nitrique)[7].

### I-1-6-3-L'utilisation de diagramme E.PH pour l'étude de la corrosion :

Pour exploiter le diagramme E, PH en corrosion, il est convenu que :

- Le métal se corrode si  $[M^{n+}] > 10^{-6} \text{ mol.l}^{-1}$ , le métal est passif s'il se forme une espèce insoluble, dans les autres cas, le métal est dans l'état d'immunité.

On peut donc déterminer dans le plan E, PH :

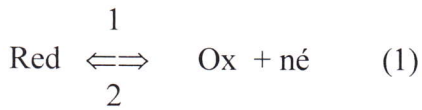
- Un domaine de corrosion ou le fer se dissout dans la solution et forme des sels et des hydroxydes solubles ( $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Fe(OH)_3$  ...)
- Un domaine de passivation ou le fer est protégé par un film superficiel qui l'isole du milieu ambiant, c'est un domaine où le fer est protégé contre la corrosion ( $Fe_2O_3$ ,  $Fe(OH)_2$ ...).
- Un domaine d'immunité où le fer reste à l'état métallique et ne peut donc se corroder, les réactions d'oxydations n'étant plus possible. C'est le domaine de protection cathodique [7].



I-1-7-Aspect cinétique de la corrosion :

I-1-7-1-Equilibre métal / solution :

Considérons une électrode de travail, constitué par un métal inattaquable, plongé dans une solution qui contient un système oxydoréduction.



Dans le sens 1, on a une réaction d'oxydation.

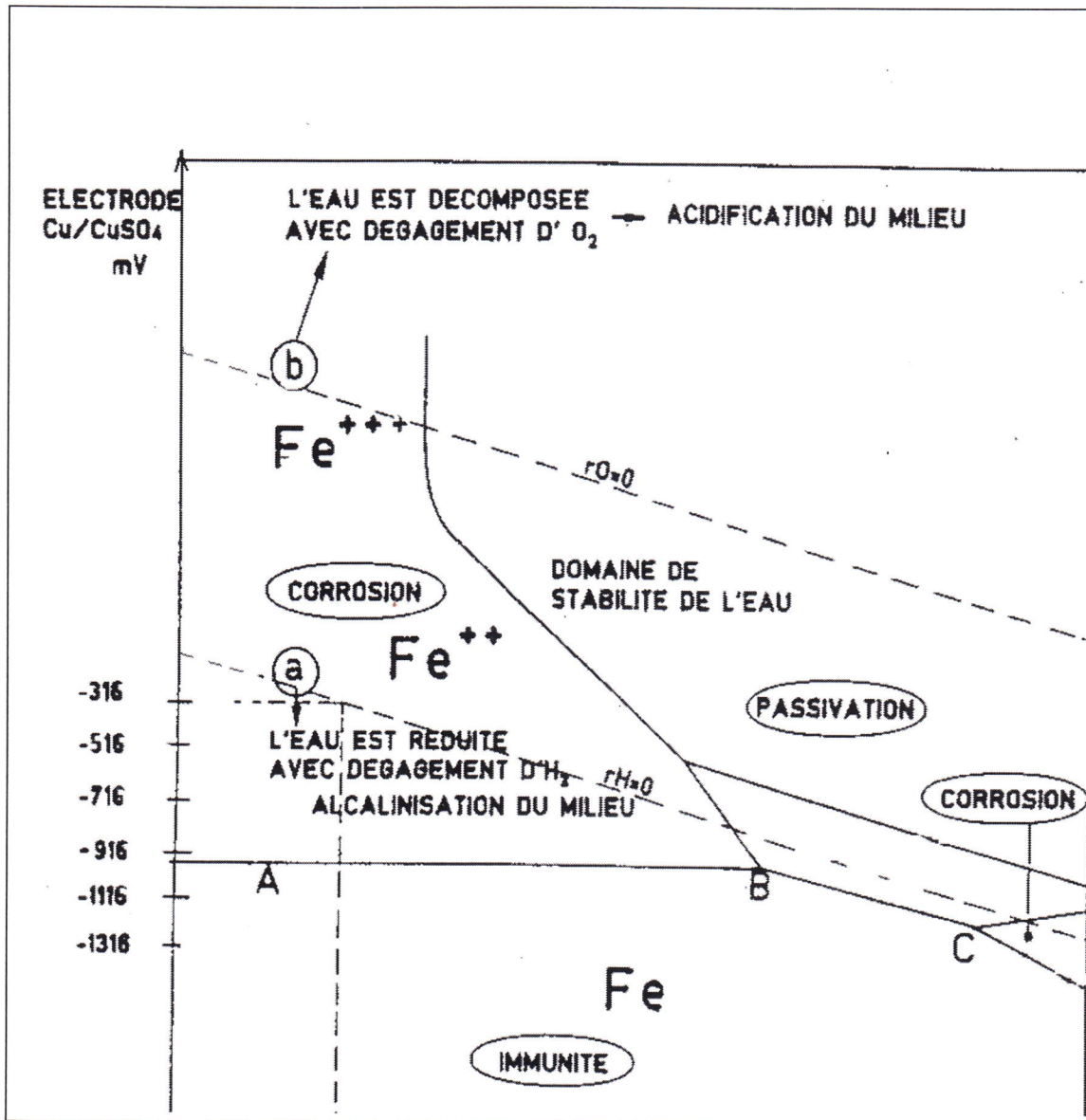


Fig1 : Diagramme d'équilibre potentiel -PH du Fer.

Dans le sens 2, on a une réduction, en absence de tout courant imposé, il se produit entre le métal et la solution un échange d'électrons et finalement il s'établit un équilibre.

L'électrode prend alors par rapport à la solution un potentiel d'équilibre défini par la relation de Nernst :

$$E = E_0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{(Ox)}{(Red)} \quad (2)$$

(Ox) et (Red) : étant les activités des espèces oxydantes et réductibles.

C'est le potentiel d'abandon cet équilibre est caractérisé par une densité de courant nulle.

$$I = i_a + i_c = 0 \quad (3)$$

Avec :  $i_a$  : densité du courant anodique.

$i_c$  : densité du courant cathodique.

On a donc :

$$i_a = |i_c| = i_o \quad (4)$$

$i_o$  : C'est la densité de courant d'échange [5].

### I-7-1-2-Polarisation et surtension d'une électrode :

Si on fait passer un courant dans le système considéré, une réaction se déroule sur l'électrode et celle-ci prend un potentiel  $E$  différent du potentiel à l'abandon, on dit qu'elle se polarise. On appelle polarisation  $\pi$ , la différence :

$$\pi = E - E_{i=0} \quad (5)$$

Dans le cas d'un système réversible,  $E_{i=0}$  est égal à la tension thermodynamique  $E_{th}$  ; ou tension de Nernst, la polarisation de l'électrode prend le nom de surtension [1] :

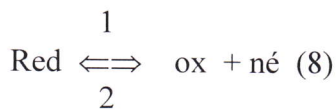
$$\pi = E - E_{th} \quad (6)$$

### I-1-7-3-Courbe de polarisation:

Le but de la cinétique électrochimique est l'étude de la vitesse, donc de la densité de courant  $i$  en fonction des différents paramètres qui peuvent influencer sur elle.

On sera donc renseigné sur la vitesse d'une réaction électrochimique en étudiant la variation de potentiel ou réciproquement. Ces variations sont représentées par des courbes de polarisation [6].

*Métal inattaquable.*



Si on impose à l'électrode un potentiel E différent du potentiel à l'équilibre, la réaction se produit dans le sens 1 ou 2 suivant le sens de passage du courant, on peut alors tracer les courbes (Figure I-2).

$i_a = f(E \text{ anode})$  : courbe élémentaire anodique.

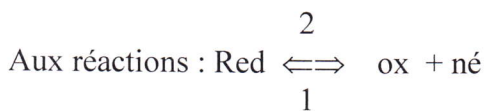
$i_c = f(E \text{ cathode})$  : courbe élémentaire cathodique.

La courbe globale est obtenue en faisant varier potentiel de façon continue du domaine cathodique au domaine anodique.

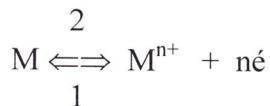
L'expérience permet de mesurer le courant global, qui traverse l'électrode.

*Métal corrodable :*

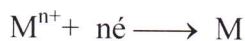
Supposons maintenant que le métal M qui constitue l'électrode à étudier soit corrodable :



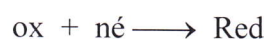
Convient d'ajouter les réactions correspondant à l'équilibre :



Si on fait varier le potentiel appliqué au métal étudié, on obtiendra les courbes élémentaires correspondant aux réactions :



La courbe globale dépend de la position relative des quatre courbes élémentaires. En général, on ne considère que les deux réactions élémentaires. (Figure 3).

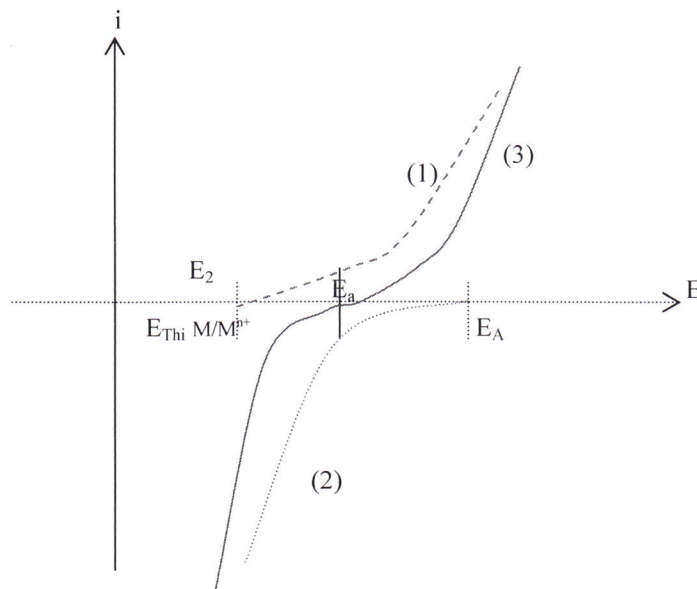


Les deux autres peuvent être négligées [1].

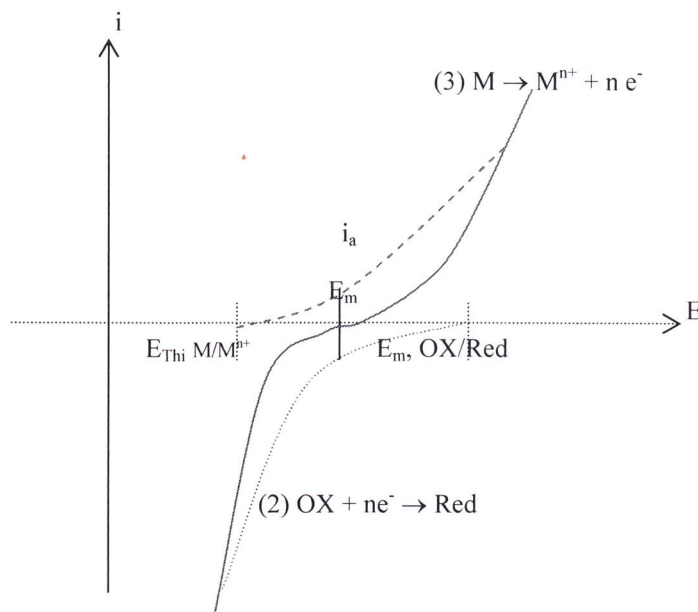
### **I-1-8-Conclusion :**

les types de corrosion observés dépendent de la nature du couple matériau-milieu. Tous les paramètres physico-chimiques, mécaniques et métallurgiques doivent donc être définis avec précision dans l'étude d'un phénomène de corrosion ; l'approche métallographique fournira, quant à elle, des informations précieuses et indispensables pour identifier les faciès de corrosion, les sites impliqués en relation avec la structure du substrat métallique et donc pour





**Fig. 2** : Courbe de polarisation d'un métal inattaquable.



**Fig3** : Courbe de polarisation d'un métal corrodable.

G/betanger (1981)

Connaître la nature du phénomène de corrosion impliqué. Celui-ci doit en effet, être parfaitement interprété pour mettre en œuvre des moyens appropriés afin de prévenir et de lutter efficacement contre la corrosion.

Il faut bien avoir à l'esprit que la majorité des matériaux métalliques ne sont pas stables du point de vue thermodynamique dans les milieux qui les environnent et qu'il ont donc tendance à se corroder ; toutefois, par des moyens appropriés découlant directement de l'étude phénoménologique de chaque cas de corrosion, on peut agir sur la cinétique du phénomène pour diminuer, voire rendre négligeable ou nulle, la vitesse d'attaque d'un matériau métallique. La prévention et le contrôle de la corrosion doivent être ainsi pris en compte dès la conception de la pièce ou de la structure à réaliser, tant dans le choix des matériaux, dans le dessin des structures que dans les moyens de protection à utiliser.

### I-9-Présentation générale des modes de protection contre la corrosion :

Pour protéger une surface métallique contre la corrosion, il existe quatre directions d'action possibles :

- 1) rendre la surface chimiquement inerte → dépôts protecteurs
- 2) modifier l'environnement → inhibiteur
- 3) rendre la surface thermodynamiquement stable → protection cathodique
- 4) rendre la surface électro chimiquement plus noble ▶ {  
Passivation  
Protection anodique

Les critères devant permettre de choisir la meilleure solution sont :

Caractéristiques de l'agressivité de l'environnement → {  
PH, O<sub>2</sub>, Cl<sup>-</sup> ...  
Condition d'emploi : T...

Durée de vie envisagée, conditions de mise en œuvre et d'entretien, le coût de la solution retenue.

Nous allons brièvement présenter les différentes possibilités d'action (d'autres conférences développeront certains de ces aspects) (voir l'annexe de chapitre I) [5].

**I-1-9-1-Dépôts protection :**

Les critères généralement retenus pour caractériser un dépôt protecteur sont très nombreux : épaisseur, porosité, corrodabilité, adhérence, fragilité, contraintes internes, fissuration, rugosité, dureté, soudabilité, dilatabilité, conductivité électrique et thermique, tonicité...

1. Dépôt épais ( $200\mu\text{ m} < e < 5\mu\text{ m}$ ).

1.1. Revêtements plastiques, revêtements céramiques et réfractaires, métallisation, placage.

2. Dépôts minces ( $e < 200\mu\text{ m}$ ).

2.1. Peintures, vernis, laques : couches primaire, intermédiaires, de finition.

2.2. Emaux ( $\text{SiO}_2 + \text{B}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3$ )

2.3. Galvanisation, étamage, plombage, aluminage.

2.4. Déposition auto catalytique : nickelage chimique.

2.5. Traitements de conversion chimique, oxydation, phosphatation.

2.6. Electrodeposition par voie cathodique (galvanoplastie)

Zn, Cd, Sn, Cr, Ni, Cu, métaux précieux [5].

**I-1-9-2-Protection par modification du milieu corrosif : (inhibition) :**

**a) L'élimination des corrodants :**

**\* Elimination de l'oxygène ( $\text{O}_2$ ) :**

L'élimination de l'oxygène peut se faire soit par action du vide, soit par déplacement à l'aide d'un gaz inerte tel que l'azote, soit par addition de réducteurs tels que les sulfites ou l'hydrazine.

**\* Elimination du proton  $\langle\text{H}^+\rangle$**

Lorsque cela est possible, on relève le PH des solutions aqueuses par neutralisation.

**\*Utilisation d'inhibiteurs :**

Les inhibiteurs de corrosion sont des substances qui ajoutées en très faible quantité dans le milieu corrosif, diminuent la vitesse de corrosion, en modifiant la nature ou la structure de l'interface substrat métallique / électrolyte, ces inhibiteurs sont les composés minéraux ou organiques, favorisant la polarisation anodique ou cathodique et diminuent l'intensité du courant de corrosion. Ils peuvent agir :

- Soit par réaction à la surface du métal.
- Soit par adsorption sur les sites actifs du métal [5].

**I-1-9-3-La protection cathodique :**

La protection cathodique a pour but d'amener à l'interface métal-électrolyte un excès d'électrons, c'est-à-dire un excès de charges négatives, d'où abaissement du potentiel du



métal par rapport à l'électrolyte pour éviter le départ des ions métalliques positifs dans la solution ; on empêche ainsi toute réaction d'oxydation. En pratique, on atteint ce but par circulation d'un courant entre deux structure : celle à protéger constituant la cathode d'où le nom protection cathodique, et celle qui est sacrifiée, l'anode.

La protection cathodique est caractérisée par le potentiel pris résistance électrique des éléments du circuit [8].

#### \* Méthodes de protection :

Trois méthodes exposées ci-dessous peuvent être envisagées.

##### a) Protection par anode réactive :

Pour abaisser le potentiel d'un métal par rapport au sol, on peut le réunir à un métal plus électronégatif que lui dans le milieu considéré. On crée ainsi une pile dont la structure à protéger est la cathode.

Donc si l'on connecte à une structure en acier un métal plus électronégatif, le magnésium par exemple, l'ensemble va prendre un potentiel moyen entre celui de l'acier et celui du magnésium. Il suffit de mettre un nombre d'anodes suffisant pour que le potentiel moyen de l'ensemble atteigne le potentiel de protection de l'acier [8].

##### b) Protection par soutirage de courant :

Le potentiel d'une structure peut être abaissé par rapport au milieu en la connectant au pôle négatif d'une source de courant continu dont le pôle positif est relié à une anode déversoir. Cette anode devra présenter une masse suffisamment importante, si elle est métallique, pour avoir une durée de vie acceptable. On admet en effet que sur une anode en acier, 1 ampère heure consomme 1 g de fer, soit 9 Kg de fer par ampère an (loi Faraday). On peut utiliser aussi des anodes faiblement consommables (graphite alliage de plomb par exemple) [8].

##### c) Protection par drainage des courant vagabonds :

La protection par drainage consiste à diriger le courant vagabond, émis par les réseaux de voies ferrées par exemple, et à les ramener à leur source par un chemin préférentiel, de la plus faible résistance possible, en créant une liaison entre les deux structures. On évite ainsi la sortie des courants de la structure vers le sol [8].

#### La protection anodique :

Elle consiste à élever la valeur de la tension métal- milieu de manière à l'amener dans la zone de passivation. Cette méthode n'est applicable qu'aux métaux et alliages adoptés à une passivation lors d'un déplacement de leurs potentiels dans le sens positif [3].

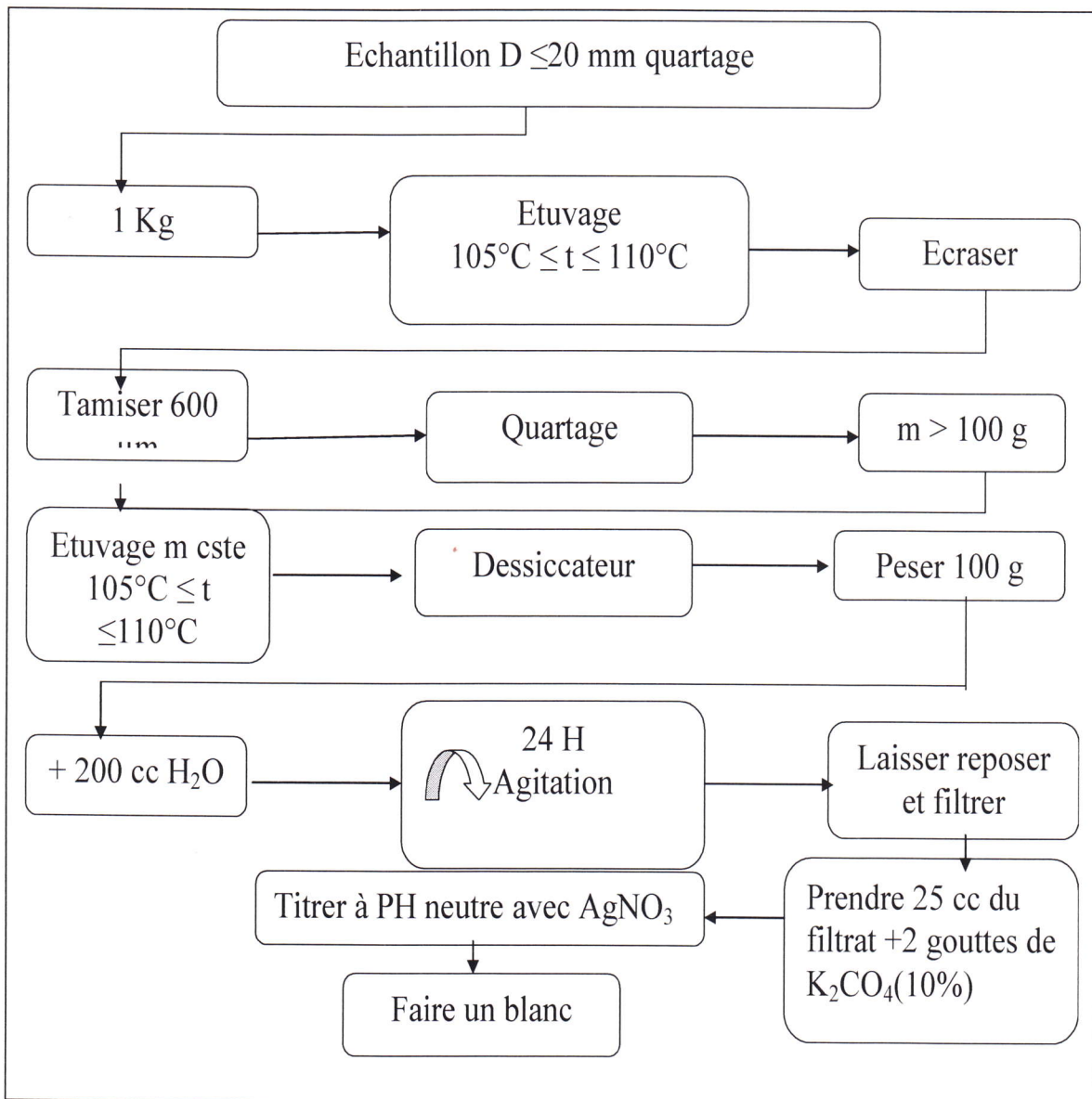
# Partie pratique

Ce chapitre constitue les principales tâches aux quelles nous avons participées durant la période de stage effectué au sein du SONELGAZ DISTRIBUTION CENTRE. SPA DE LA VILLE DE OUARTA.

Ce stage a été très bénéfique non seulement du point de vue pratique mais également de point de vue théorique. Cette occasion, qui nous a été donnée, nous a permis d'assister, sur terrain, aux différents tâches inhérentes à l'appliquer les connaissances théoriques acquises au sein de l'université.

**II-1- DOSAGE DU CHLORURE :**

**Fig N°2 : ORGANIGRAMME DE DOSAGE DES CHLORURES METHODE DE MOHR**



Si : \*V=25cc

$$\% \text{ NaCl} = 1,64 \times \text{Cl}^-$$

$$\% \text{ Cl}^- = 56,72 \times 10^{-4} \times V$$

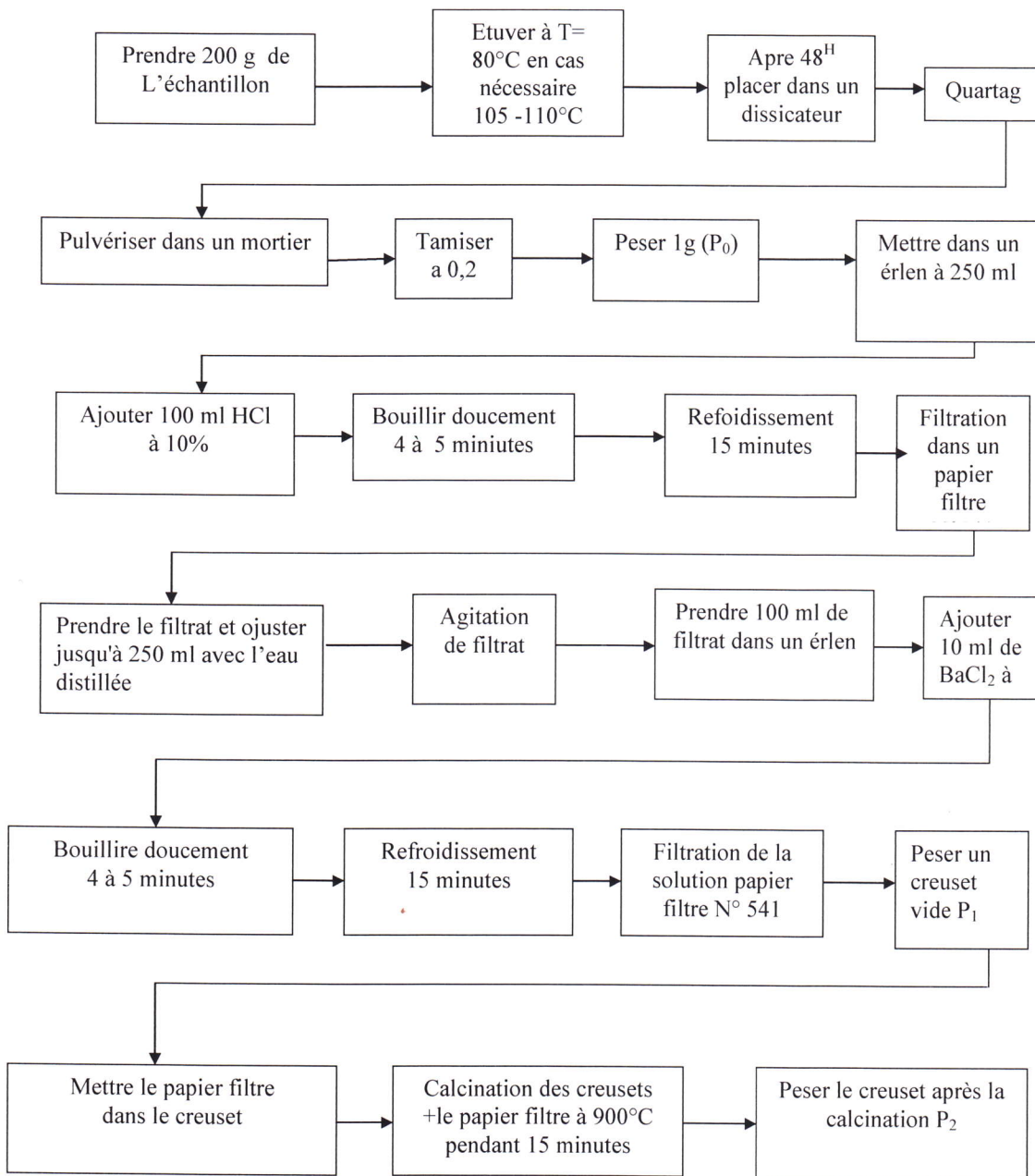


## II-2- DOSAGE DES SULFATES :

Tableau N°3: organigramme des dosage de sulfates

Masse de la prise d'essai	m	g	100
Volume d'eau ajouté pour extraction des chlorures		M <sub>1</sub>	200
Période d'agitation (intermittente)	t	H	24h
Partie aliquote pour analyse		M <sub>1</sub>	25
PH initial		PH <sub>i</sub>	8
PH titrage		PH <sub>t</sub>	6,5 et 7
Volume de titrage (blanc)	V <sub>0</sub>	ml	0,2
Volume de titrage 1 <sup>er</sup> test	V <sub>1</sub>	ml	10
Volume de titrage 2 <sup>er</sup> test	V <sub>2</sub>	ml	10,2
Volume moyen de titrage	$V_m = (V_1 + V_2) / 2$	ml	10,1
Volume de titrage corrigé	$V = V_m - V_0$	ml	9,9
Pourcentage des chlorures exprimé en Cl <sup>-</sup> (si normalité de AgNO <sub>3</sub> = 0,02) $\% \text{ Cl}^- = \frac{0,02 \times 35,45}{1000} \times \frac{200}{25} \times V$			0,056 %
% NaCl = 1,64x Cl <sup>-</sup>			0,092 %

Fig N°3 : ORGANIGRAMME DE DETERMINATION DE LA TENEUR EN SULFATES



- LES FORMULES DES CALCULES :

$$\text{SO}_3^{2-} = 34,3 \times (p_2 - p_1) / p_0$$

$$\text{CaSO}_4 = 184,23 \times (p_2 - p_1) / p_0$$

**II-3- DOSAGE DES CARBONATES :**

L'utilisation de la méthode potentiométrique pour le dosage des carbonates et bicarbonates offre de nombreux avantages, elle évite toutes erreurs d'estimation particuliers aux méthodes utilisant des indicateurs colorés. En outre elle est particulièrement intéressante dans le cas d'eaux troubles ou colorées.

Tableau N°:4 valeur de dosage carbonates

Echantillon	1	2	3	4
Prise d'essai : $m_0$ (g)	0,5	0,5	0,5	0,5
Volume HCl : $V_a$ ( $\text{Cm}^3$ ) 1N	10	10	10	10
Volume HCl : $V_b$ ( $\text{Cm}^3$ ) 1N	8	7,5	7	6,5
Volume d'acide réagissant ( $\text{cm}^3$ ) $X = V_a - V_b$	2	2,5	3	3,5
Teneur en $\text{CaCO}_3$ $\frac{5 \cdot X}{m_0}$ (%)	20	25	30	35

**\* RESULTATS D'ANALYSE DE PRODUITS SOLIBLE ET :**

Tableau N°5 :Le potentiel d'hydrogène de chaque zone

Zones	PH
Silice	7,34
Mekhadma	6,96
Ruissat	6,94
Boughoufala	6,81



**II-4- MUSIRE DE HUMIDITE :**

- **MODE D'OPERATOIRE :**

Chaque échenillions sera place dans une cuvette en email numérotée et au préalable tare (soit  $P_1$  le poids de la cuvette vide)

Des que l'on a sorti l'échantillon du sac en plastique, peser la cuvette et prélèvement (soit  $P_2$  le poids de la cuvette+prélèvement).

Porter la cuvette et son contenu dans l'évite a dessiccations dont la température devra être maintenue a  $100^\circ$   
Laisser sécher durant une nuit au moins.

Le lendemain matin peser le nouveau chaque cuvette (soit  $P_3$  le poids de la cuvette +prélèvement séché a  $105^\circ\text{C}$ ).

- **CALCULS :**

Humidité au Champ : (quantité d'eau contenue soit dans 100 g de terre, soit dans 100g de terre, au moment du prélèvement et éliminée âpres une dessiccation a  $105^\circ\text{C}$ ).

$$(P_2 - P_3) \times 100 / 250 = (P_2 - P_3) \times 0,4 \text{ (quantité d'eau contenue dans 100 g de terre).}$$

$$(P_2 - P_3) / (P_3 - P_1) \times 100 \text{ (quantité d'eau contenue 100g de terre séché a } 105^\circ\text{C).}$$

( $P_1$ ,  $P_2$ ,  $P_3$  sont exprime en g).

**Tableau N°6 : les résultats pratique de mesure de l'humidité**

Zones	L'humidité ( $\text{H}_2\text{O}$ %/100gde sol) %
Silice	8,11
Mekhadma	3,9
Ruissat	9,46
Boughoufala	15,54

## II-5- TAUX DE CORROSION :

Pour étudier la variation de taux de corrosion en fonction de l'humidité et de l'agressivité du terrain, on a entré des morceaux de fer nus préalablement pesés dans différents régions de Ouargla et on a effectuée la pesée de chaque échantillon tout les 30 jours.

Tableau N°7: valeur de mesure de corrosion

N°	Régions	m <sub>1</sub>	m <sub>2</sub>	m <sub>3</sub>	m <sub>4</sub>	m <sub>5</sub>	Taux de Corrosion
1	Mekhadma	247,49	247,45	247,40	247,33	247,29	0,08%
2	Bouameur	286,53	286,48	286,41	286,32	286,24	0,10%
3	Boughoufala	237,42	237,36	237,29	237,21	237,14	0,12%

Le taux de corrosion est calculé par la formule suivant :

$$\text{TAUX DE CORROSION (\%)} = ((m_1 - m_5) / m_1) \times 100$$

Tableau N°8 : les résultats généraux des dosages

Régions	SULFATES %	CHLORURES %	CARBOUNATES %	NAPPE En (m)
Ruissat	55,7	0,06	3,04	1,50 m
Mekhadma	2,61	0,05	3,47	1,50 m
Tezaggraret	1,51	0,015	7,40	1,50 m
Ain Beida	2,68	0,03	9,56	pas de nappe (pas d'humidité)
Guebouz	8,87	0,026	7,40	1,60 m
Sokra	4,97	0,016	0,86	1,20 m

### II-6- MESURES DES PRISE POTENTIEL:

Pour effectuer ces mesures on utilise un voltmètre très sensible en branchant sa borne négative à la prise de potentiel (conduite) et sa borne positive à l'électrode Cu/CuSO<sub>4</sub>

Pour avoir une mesure correcte, on place l'électrode Cu/CuSO<sub>4</sub> dans le sol aussi près que possible de la conduite et si nécessaire, dans un emplacement humide.(voir l'annexe de chapitre II)

### II-7- EXPLOITATION ET ENTRETIEN DES INSTALLATIONS :

La protection cathodique n'est efficace que si elle fonctionne en permanence, son fonctionnement épisodique est néfaste car le métal se trouve alternativement oxydé et réduit.

Cette situation peut provoquer une perte supérieure du métal à celle provoquer par une corrosion normale.

Il faut donc vérifier périodiquement le fonctionnement des installations de protection par une série de mesures pour s'assurer que ces ouvrages sont bien protégés.

- Une fois par mois relevé la tension et l'intensité au niveau du redresseur.
- Une fois par semestre relevé le potentiel au niveau des prises.

### II-8- INTERPRETATION DES MESURES:

- Si la valeur du potentiel relevé sur le voltmètre est supérieure à -600 mV la conduite n'est pas protégée.
- Si la valeur du potentiel relevé est inférieur à -850 mV la conduite est bien protégée.
- Si la valeur du potentiel relevé sur le voltmètre est comprise entre -600 mV et -850 mV, la n'est pas bien protégée.



## FICHE DE MESURE MENSUELLE

SONELGAZ DISTRIBUTION CENTRE. SPA

DIRECTION REGIONALE DE : OUARGLA I  
 SERVICE TECHNIQUE GAZ  
 DE : OUARGLA  
 TABLEAU°09 VALEUR DE PRISE  
 PETANTIELE ALI MELLAH

N° DE SECTEUR : 01  
 DATE DE RELEVÉ : MARS  
 2008

## POSTE DE SOUTIRAGE N° 01(Ali mellaH)

**Lecture sur les cadrans de redresseur :**

Intensité : 12 Ampères  
 Tension : 9 Volts  
 Rhéostat : .....%

**Lecture sur compteur électrique :**

Nouvel index : 21815 KWh  
 Ancien index : 21646 KWh  
 Consommation : 169 KWh

**Mesures sur redresseur :**

Intensité débitée : .....Ampères  
 Tension de sortie: .....Volts  
 Résistance déversoir/sol : ..... Ohm

## MESURES DE POTENTIELS (mV)

N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*	N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*	N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*	N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*	N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*
1	-1405		12	-1006		23	-982		34	-1069		45	-960	
2	-1330		13	-935		24	-976		35	-1112		46	-992	
3	-1000		14	-1005		25	-981		36	-1124		47	-1090	
4	-1084		15	-1061		26	-980		37	-1124		48	-1110	
5	-1071		16	-1027		27	-954		38	-966		49	-960	
6	-1015		17	-999		28	-1080		39	-950		50	-940	
7	-980		18	-1090		29	-1111		40	-946		51	-923	
8	-987		19	-1054		30	-1120		41	-866				
9	-995		20	-980		31	-1190		42	-853				
10	-1018		21	-991		32	-1185		43	-922				
11	-1020		22	-1004		33	-1192		44	-992				

\* : Si une de ces anomalies apparaît lors de la relève, le releveur doit la mentionner sur la fiche par son code dans la rubrique Obs. :

**SUR P.P**

- P.P enterrée : 1
- P.P inaccessible : 2
- P.P arrachée : 3

- Coffret de la P.P cassé : 4
- Câble de la P.P déshunté : 5
- P.P fourreau : 6
- P.P Disparue : 7

**SUR REDRESSEUR**

- Cadrant ampérométrique cassé ou bloqué : a
- Cadrant Volt-métrique cassé ou bloqué : b

- Rhéostat cassé ou bloqué : c

FICHE DE MESURE MENSUELLE

SONELGAZ DISTRIBUTION CENTRE. SPA

DIRECTION REGIONALE DE : OUARGLA I  
 SERVICE TECHNIQUE GAZ  
 DE : OUARGLA

N° DE SECTEUR : 02  
 DATE DE RELEVÉ : MARS  
 2008

TABLEAU° 10:VALEUR P,P ELKASSAE

POSTE DE SOUTIRAGE N° 02(Elkaser)														
<b>Lecture sur les cadrans de redresseur :</b> Intensité : 12 Ampères Tension : 6 Volts Rhéostat : .....%							<b>Mesures sur redresseur :</b> Intensité débitée : .....Ampères Tension de sortie: .....Volts Résistance déversoir/sol : ..... Ohm							
<b>Lecture sur compteur électrique :</b> Nouvel index : 32025 KWh Ancien index : 31853 KWh Consommation : 172 KWh														
MESURES DE POTENTIELS (mV)														
N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*	N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*	N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*	N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*	N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*
1	-1500		12	-887		23	-1078							
2	-1495		13	-1112		24	-1071							
3	-1300		14	-986		25	-1002							
4	-1400		15	-983		26	-1011							
5	-1450		16	-1355		27	-1030							
6	-1366		17	-1230		28	-965							
7	-1412		18	-1151		29	-978							
8	-1407		19	-1196		30	-994							
9	-885		20	-1166		31	-1030							
10	-920		21	-702		32	-1040							
11	-966		22	-1171		33	-999							

\* : Si une de ces anomalies apparaît lors de la relève, le releveur doit la mentionner sur la fiche par son code dans la rubrique

Obs. :

**SUR P.P**

- P.P enterrée : 1
- P.P inaccessible : 2
- P.P arrachée : 3
- Coffret de la P.P cassé : 4
- Câble de la P.P déschunté : 5
- P.P fourreau : 6
- P.P Disparue : 7

**SUR REDRESSEUR**

- Cadrant ampérométrique cassé ou bloqué : a
- Cadrant Volt-métrique cassé ou bloqué : b



- Rhéostat cassé ou bloqué : c

FICHE DE MESURE MENSUELLE

SONELGAZ DISTRIBUTION CENTRE. SPA

DIRECTION REGIONALE DE : OUARGLA I  
 SERVICE TECHNIQUE GAZ  
 DE : OUARGLA

N° DE SECTEUR : 03  
 DATE DE RELEVÉ : MARS  
 2008

TABLEAU N° 11 : VALEUR DE P, P RUISSAT

POSTE DE SOUTIRAGE N° 03(Ruissète)														
<u>Lecture sur les cadrans de redresseur :</u>							<u>Mesures sur redresseur :</u>							
Intensité : 5 Ampères Tension : 3 Volts Rhéostat : .....%							Intensité débitée : .....Ampères Tension de sortie: .....Volts Résistance déversoir/sol : ..... Ohm							
<u>Lecture sur compteur électrique :</u>														
Nouvel index : 10589 KWh Ancien index : 10545 KWh Consommation : 44 KWh														
MESURES DE POTENTIELS (mV)														
N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*	N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*	N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*	N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*	N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*
1	-1070		12	-907		23	-1235		34	-1199				
2	-1266		13	-900		24	-1195		35	-1172				
3	-1152		14	-990		25	-1145		36	-1207				
4	-1166		15	-985		26	-1125		37	-500				
5	-1125		16	-948		27	-1209		38	-500				
6	-937		17	-890		28	-1145							
7	-1020		18	-885		29	-1120							
8	-997		19	-820		30	-500							
9	-1000		20	-917		31	-1221							
10	-893		21	-900		32	-1222							
11	-1002		22	-927		33	-1224							

\* : Si une de ces anomalies apparaît lors de la relève, le releveur doit la mentionner sur la fiche par son code dans la rubrique Obs. :

**SUR P.P**

- P.P enterrée : 1
- P.P inaccessible : 2
- P.P arrachée : 3
- Coffret de la P.P cassé : 4
- Câble de la P.P déchunté : 5
- P.P fourreau : 6
- P.P Disparue : 7

**SUR REDRESSEUR**

- Cadrant ampérométrique cassé ou bloqué : a



- Cadran Volt-métrique cassé ou bloqué : b
- Rhéostat cassé ou bloqué : c

FICHE DE MESURE MENSUELLE

SONELGAZ DISTRIBUTION CENTRE. SPA

DIRECTION REGIONALE DE : OUARGLA I  
 SERVICE TECHNIQUE GAZ  
 DE : OUARGLA

N° DE SECTEUR : 04  
 DATE DE RELEVÉ : MARS  
 2008

TABLEAU N° 12 : VALEUR DE P, P GHARBOUSE

POSTE DE SOUTIRAGE N° 04(gharbouse)														
<b>Lecture sur les cadrans de redresseur :</b> Intensité : 19 Ampères Tension : 3 Volts Rhéostat : .....%							<b>Mesures sur redresseur :</b> Intensité débitée : .....Ampères Tension de sortie: .....Volts Résistance déversoir/sol : ..... Ohm							
<b>Lecture sur compteur électrique :</b> Nouvel index : 4940 KWh Ancien index : 4862 KWh Consommation : 78 KWh														
MESURES DE POTENTIELS (mV)														
N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*	N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*	N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*	N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*	N° P.P	Potentiel (mV)	Obs.*
1	-1429		12	-1669										
2	-1530		13	-1362										
3	-1044		14	-1388										
4	-1249		15	-1364										
5	-967		16	-1346										
6	-968		17	-1420										
7	-990		18	-1380										
8	-1040		19	-1385										
9	-1005		20	-1352										
10	-970		21	-1326										
11	-960													

\* : Si une de ces anomalies apparaît lors de la relève, le releveur doit la mentionner sur la fiche par son code dans la rubrique Obs. :

**SUR P.P**

- P.P enterrée : 1
- P.P inaccessible : 2
- P.P arrachée : 3
- Coffret de la P.P cassé : 4
- Câble de la P.P déschunté : 5
- P.P fourreau : 6
- P.P Disparue : 7

**SUR REDRESSEUR**

- Cadran ampérométrique cassé ou bloqué : a

- Cadrant Volt-métrique cassé ou bloqué : b
- Rhéostat cassé ou bloqué : c

## CONCLUSIONS ET RECOMMANDATIONS

Le réseau acier de la ville de Ouargla est très touché par la corrosion, des mesures doivent être préconisées pour la préservation de ce réseau contre la corrosion, ceci par :

- Le remplacement des parties touchés de l'acier par le PE tout en parement eu considération la conductivité de la protection cathodique.
- Ne plus posé de l'acier à l'avenir
- Une étude technico économique est à envisage afin de procéder au remplacement au fur est à mesure de ce réseau.

## RECOMMANDATIONS

- 1-L'acier corrodé doit être repris en PE.
- 2-Les parties d'enrobages touches doivent être repris avec grand soins et avec au enrobage de qualité.
- 1- La protection cathodique doit être suivie de très prêt.
- 2- La visite du redresseur de courant de protection cathodique est à visiter tous les jours.
- 3- Eviter les coupes de courant électrique afin de minimiser la dépolarisation du réseau
- 4- Etudier la possibilité d'installer une source d'énergie stable (énergie solaire).
- 5- La durée de vie de l'anode sacrificielle est à contrôler.
- 6- Des sondages et des mesures de résistivités et intensités de courant sont à effectués au niveau de l'anode sacrificielle périodiquement.
- 7- Le remplacement de l'anode sacrificielle doit être effectuée.

# Annexes



**I-1 POTENTIELS DES METAUX :**

Lorsqu'un métal est plongé dans une solution de l'un de ses sels, et qu'il s'équilibre réversible entre le métal et ions métalliques, le potentiel d'électrode à une température bien déterminée est défini par la formule de NERNST :

**Fig 1 :Equilibre ionique et potentiel d'Electrode**

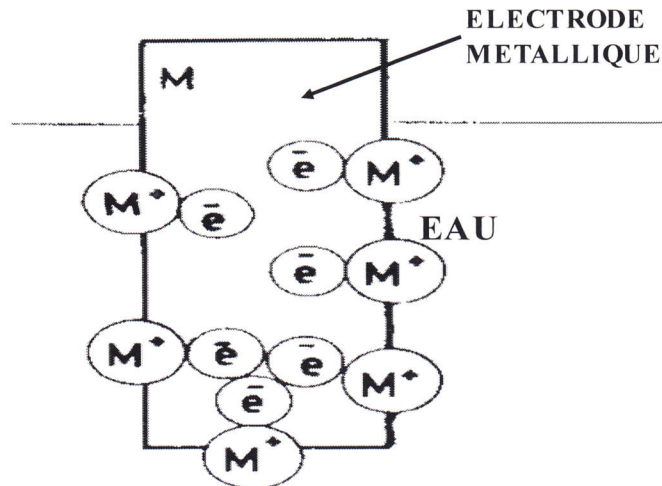


Fig (1)

Les réactions 1 et 2 ont lieu simultanément :  $M \rightleftharpoons M^{++} + 2e^{-}$

$$E = E_0 + \frac{RT}{nF} \ln C \dots \dots (2)$$

Où:

E: Potentiel d'équilibre en volt

E<sub>0</sub>: Potentiel normal (correspondant à l'électrode d'hydrogène)

R: constant des gaz parfait

T: température en °K

n: nombre de valence du metal

F: 96500 coulombs

C: concentration en ions du metal dans l'électrolyte

Ln : logarithme népérien

**Tableau N° :la liste des Potentiels Normaux d'Oxydoréduction des métaux usuels à 25°C :**

Métaux	Couple Oxy/Red	Potentiel (Volt)
Flore	$F_2/F^-$	+2,87
L'eau D'oxygene	$H_2O_2/H_2O$	+1 ,77
Parmanganate	$MnO_4^-/Mn^{2+}$	+1,51
OR	$Au^{3+}/Au$	+1 ,50
Plomb	$PbO_2/Pb^{2+}$	+1,45
Clore	$Cl_2/Cl^-$	+1,36
Oxygène	$O_2/H_2O$	+1,23
Platine	$Pt^+/Pt$	+1,20
brome	$Br_2/Br^-$	+1,08
Nitrate	$NO_3^-/NO$	+0,96
Mercure	$Hg^{2+}/Hg$	+0,85
Argent	$Ag^+/Ag$	+0,80
Fer	$Fe^{3+}/Fe^{2+}$	+0,77
Iode	$I_2/I^-$	+0,62
Cuivre	$Cu^{2+}/Cu$	+0,34
Sulfate	$SO_4^{2-}/SO_2$	+0,17
Hydrogène	$H_2/H^+$	00
Plomb	$Pb^{2+}/Pb$	-0,13
Etain	$Sn^{2+}/Sn$	-0,14
Nickel	$Ni^{2+}/Ni$	-0,23
Cadmium	$Cd^{2+}/Cd$	-0,40
Fer	$Fe^{2+}/Fe$	-0,44
Zinc	$Zn^{2+}/Zn$	-0,76
Aluminium	$Al^{3+}/Al$	-1,66
Magnésium	$Mg^{2+}/Mg$	-2,37

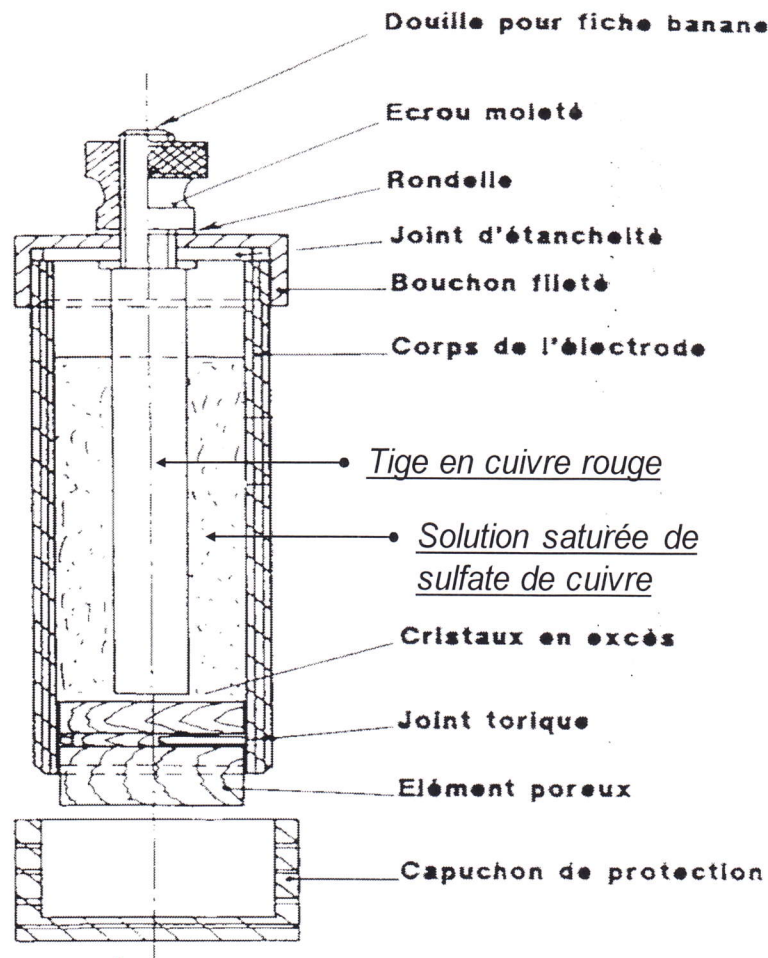


Fig 2 : ELECTRODE DE REFERENCE AU  $\text{Cu}/\text{CuSO}_4$

## I-2-DIAGRAMME DE POURBAIX :

- zone de corrosion où les atomées de fer passent sous forme d'ions dans la solution, et forment des sels et des hydroxydes solubles
- zone de passivation où la corrosion est empêchée par formation d'une couche protectrice d'oxyde ou hydroxyde de fer à la surface du métal. cette couche se présente sous forme d'un film superficiel qui l'isole du milieu ambiant.
- zone d'immunité où le fer reste à l'état métallique et ne peut donc se corroder.

Les réactions d'oxydation n'étant plus possible, c'est la zone de la protection cathodique.

Les deux droites a et b délimitent le zone de stabilité d'eau. Au dessous de la droite b il y'a dégagement d'hydrogène et ou dessus il y'a dégagement d'oxygène.



Le diagramme précédent montre qu'il est possible de protéger le fer par les (03) trois méthodes suivantes.

- Elever le potentiel pour se trouver dans la zone de passivation,

Ce procédé est connu sous le nom de protection anodique, cette protection ne l'est pas pour le fer du fait de l'instabilité de ses oxides protecteur et par crainte d'éventuelles variation du PH.

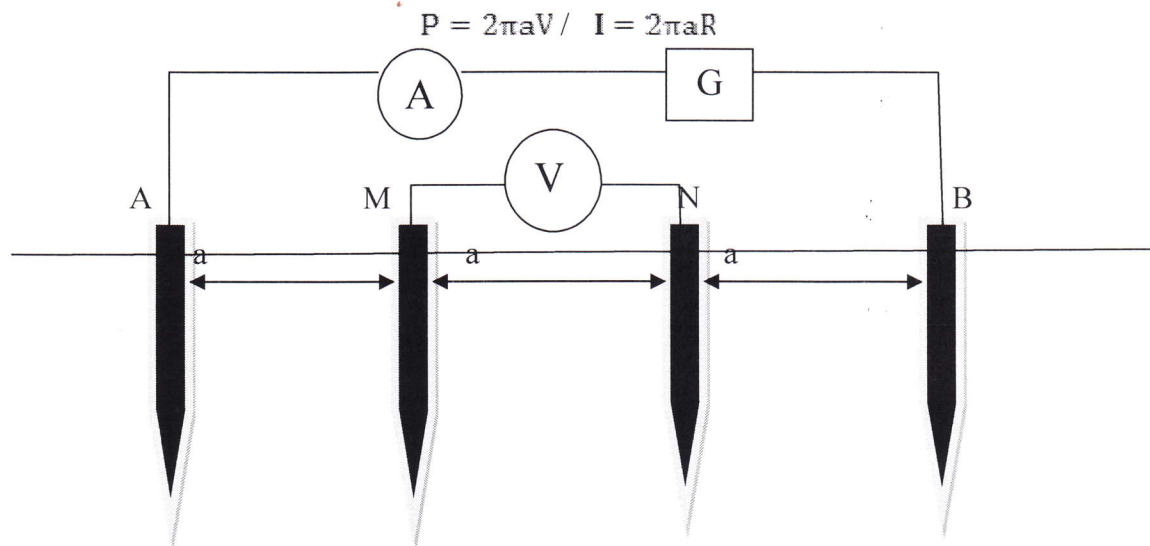
- Rendre le milieu alcalin (bassique) de manière à dépasser le PH =10
- Abaisser le potentiel pour se trouver dans la zone d'immunité (dégagement d'hydrogène), ce procédé, beaucoup plus utilisé est connu sous, le nom de protection cathodique.

### II-3- MESURES DE RESISTIVITE DES SOLS :

Les mesures de résistivité sont généralement effectuées avant la pose de l'ouvrage à l'occasion de la reconnaissance du tracé d'une canalisation pour les études de protection cathodique.

Il existe plusieurs méthodes de mesure de la résistivité du sol, on utilise la méthode des quatre piquets qui consiste à enfoncer dans le sol en ligne droite et équidistants quatre piquets. On alimente les piquets extrêmes à l'aide d'un générateur de courant et on mesure l'intensité et la différence de potentiel entre les piquets intermédiaires.

La résistivité du sol est donnée par la formule simplifiée suivante :



Où :

P : Résistivité en  $\Omega.m$

V : Différence de potentiel en volts piquets N et M

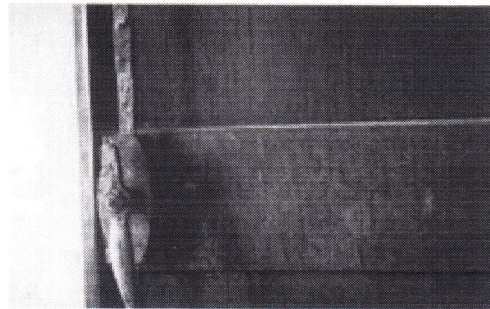
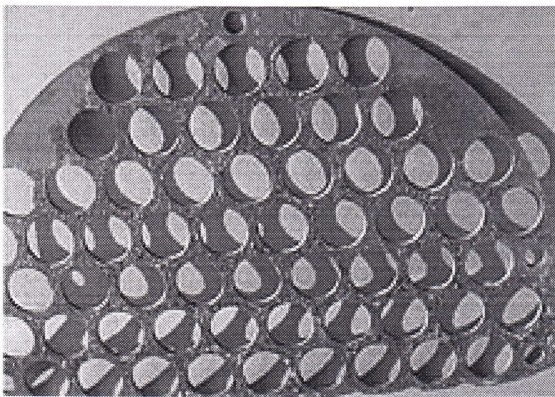
I : Intensité de courant en ampère entre les piquets N et M

a : Distance entre les piquets en mètre

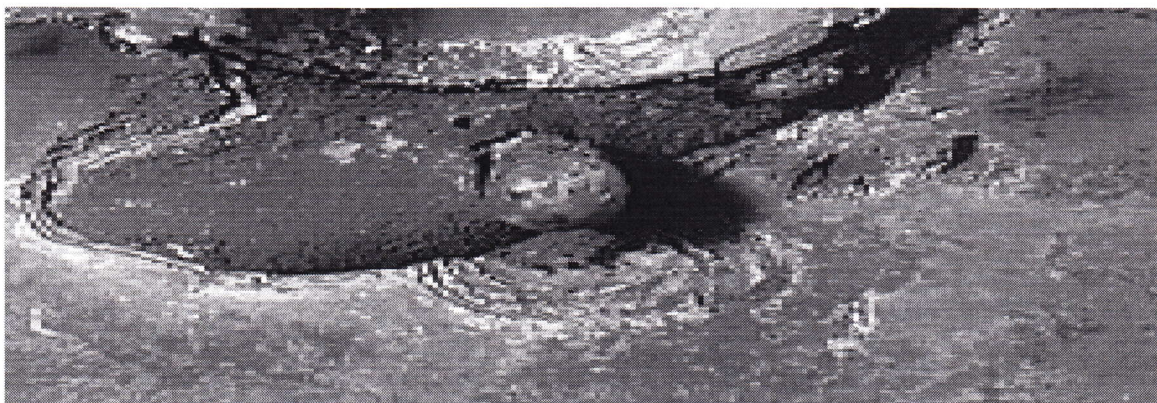
R : Résistance du sol.

## I-4- FORMES DE CORROSION

### I-4-1- CORROSION UNIFORME :

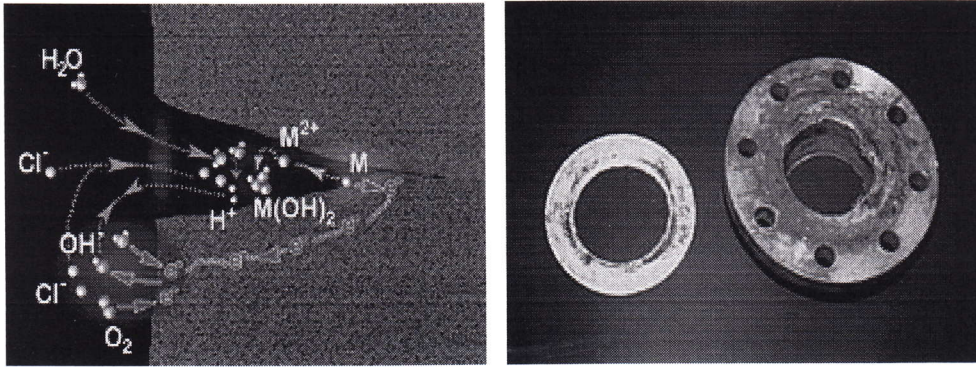


### I-4-2- CORROSION GALVANIQUE :

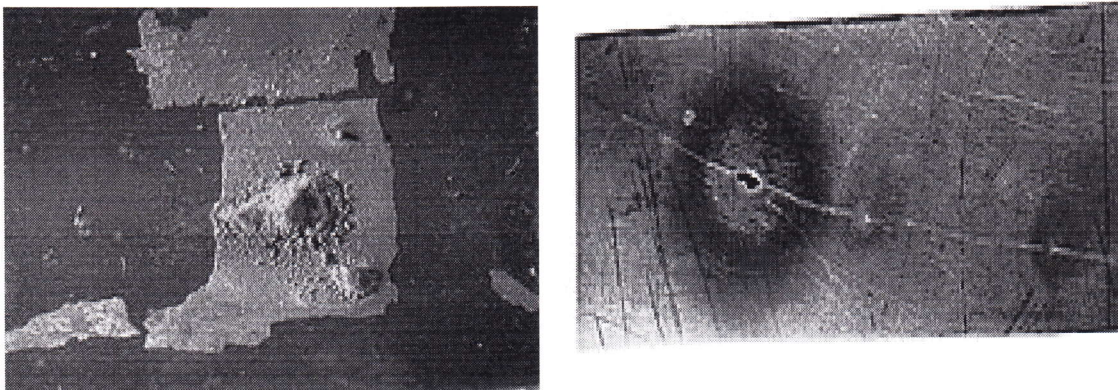


### I-4-3- CORROSION CAVERNEUSE :





#### I-4-4- CORROSION PAR PIQUES :



#### I-4-5- CORROSION INTERGRANULAIRE :

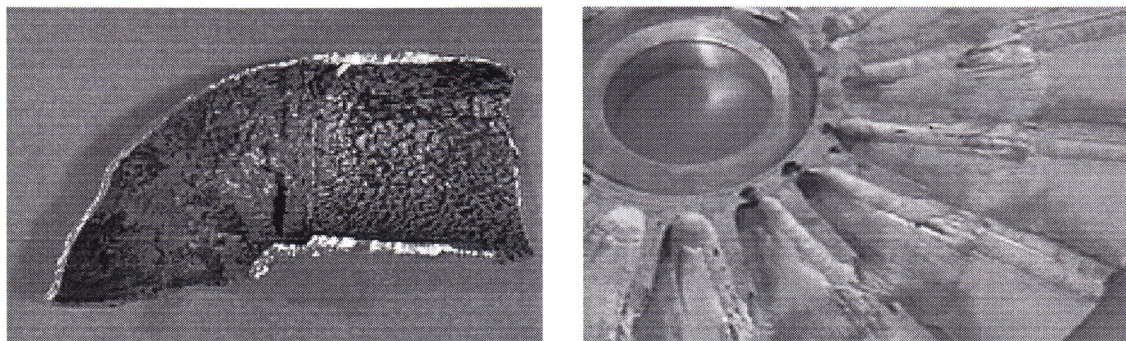


#### I-4-6- CORROSION SELECTIVE :

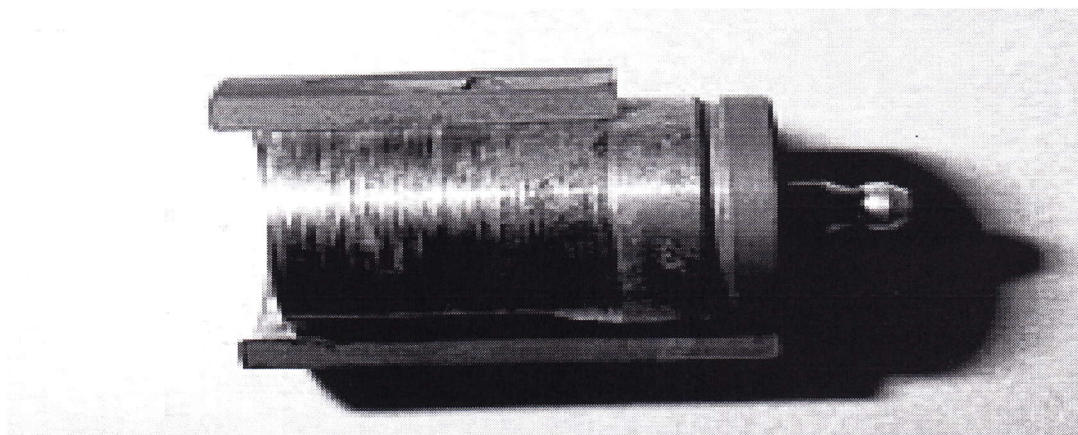




**I-4-7- CORROSION EROSION/ABRASION/CAVITATION :**



**I-4-8- CORROSION FROTTEMENT (TRIBOCORROSION) :**



**I-4-9- CORROSION SOUS CONTRAINTE MECANIQUE :**





## I-5- TYPES DE CORROSION :

### I-5-1- CORROSION CHIMIQUE :

C'est l'attaque directe du métal par le milieu ambiant en fonction de :

- Sa composition chimique
- Son aération
- Son humidité
- La présence de produits agressifs

Elle est caractérisée par le passage des ions du métal dans la solution.

Des ions négatives viennent se fixer sur les ions métalliques en constituant des oxydes ou des sels qui peuvent rester sur place ou en solution.

Exemple :

- ✓ L'attaque du fer par l'acide chlorhydrique.
- ✓ L'attaque du cuivre par l'ammoniac formé en présence du fumier.

### I-5-2- LA CORROSION SECHE :

À côté de la corrosion électrolytique, qui suppose la présence d'un liquide conducteur, on constate l'existence de phénomènes de dégradation des métaux lorsque ceux-ci sont en contact avec des gaz à des températures élevées. Ce phénomène, qui est appelé corrosion sèche, joue un rôle important dans tous les appareils qui fonctionnent à haute température comme les chaudières et les fours de raffineries. Cette corrosion peut être produite :

- Par les gaz transportés (en particulier les gaz de combustion)
- Par l'air ambiant au voisinage de la tuyauterie chaude.

Quelque fois .le mouvement du milieu environnant diminue la corrosion particulièrement lorsque des attaques locales surviennent sous des conditions de stagnation .mais alors il ne s'agit pas de corrosion érosion puisque la détérioration n'est pas amplifiée.

### **I-5-3- CORROSION ELECTROCHIMIQUE :**

Elle est caractérisée par la circulation d'un courant électrique engendré par le système conduite-sol.

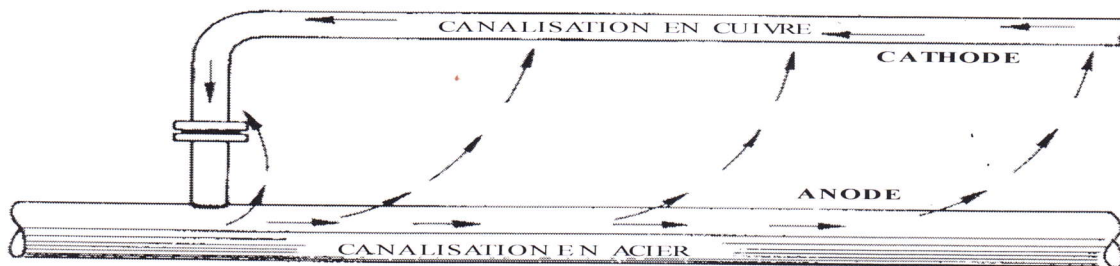
Cette corrosion est susceptible à l'hétérogénéité soit du métal, soit du sol (électrolyte).

#### **I-5-3-1. HETEROGENEITE DE LA CONDUITE :**

##### **I-5-3-1-a COUPLE GALVANIQUE :**

D'un pile galvanique, est des deux métaux est obligatoirement attaqué.en effet le métal dont le potentiel est le plus négatif devient l'anode de la pile il se anode et l'autre métal devient cathode et il est protégé.

Ce phénomène est utilisé pour la protection cathodique des canalisations en acier par anodes sacrificielles.l'existence des couple galvanique peut se recontrer dans les réseaux de distribution de gaz en acier dont les branchements d'abonnées sont en cuivre.



**COUPLE GALVANIQUE**

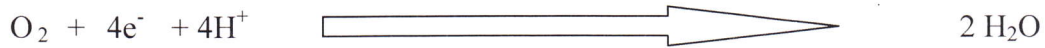
#### **I-5-3-2- HETEROGENEITE DE LA MATIERE :**

Il peut également se produire une corrosion de même type que précédemment par formation de piles locales, dans le cas où le métal lui même est hétérogène.on peut citer comme exemple la corrosion de l'acier contenant des inclusions de sulfures ou de carbures, l'association d'une conduite neuve à un réseau ancien du même métal.



**I-5-3-3- HETEROGENEITE DE L'ELECTROLYTE :****I-5-3-3-a. AERATION DIFFERENTIELLE :**

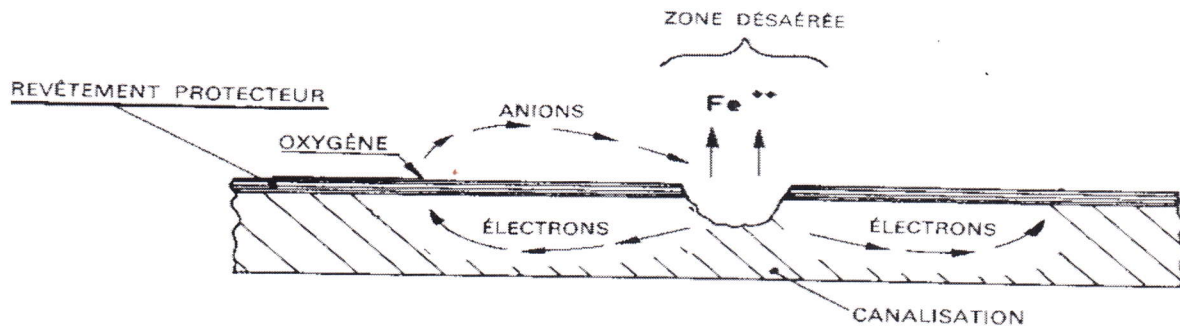
Ce phénomène a été étudié par EVANS qui a démontré que les concentrations différentes d'oxygène en étaient responsables, dans les zones aérées l'oxygénation se fait aisément (cathode), et la demi réaction de réduction peut s'écrire



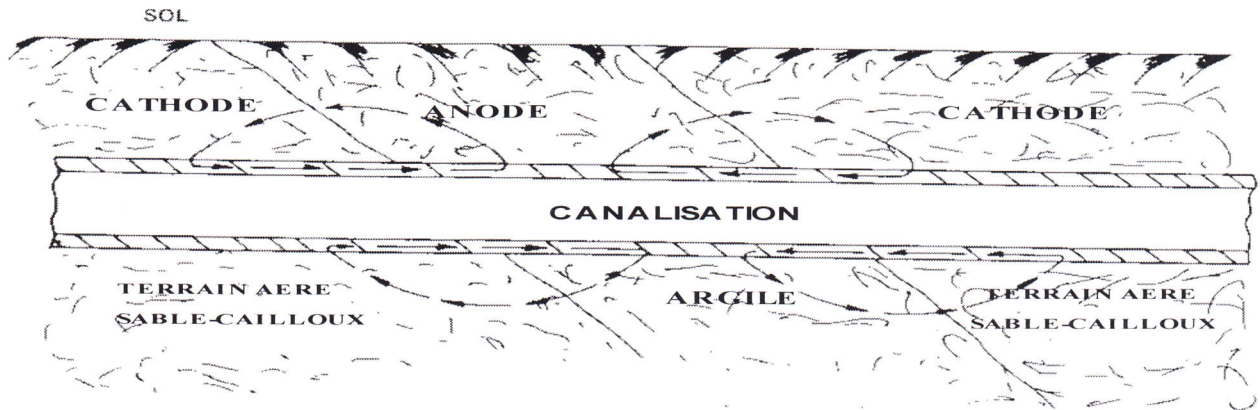
Dans les zones désaérées l'oxygène pénètre mal (anode) et la demi réaction d'oxydation du fer est :



Les électrons vont de l'anode à la cathode à travers le métal. Tandis que les ions ferreux partent de la zone anodique vers électrolyte.

**Aération Différentielle****I-5-3-3-b. PILES GEOLOGIQUES :**

Une conduite enterrée dans un terrain bien défini, prend par rapport à ce terrain un potentiel bien déterminé. Le potentiel pour un métal donné varie suivant les électrolytes des terrains de nature très différents, ce qui provoque la formation de piles géologiques dont les zones anodiques seront celles où le métal présentera le potentiel le plus négatif. l'importance de la corrosion étant fonction du rapport des surfaces anodique et cathodique, elle sera d'autant plus rapide que la zone cathodique est importante par rapport à la zone anodique.



### PILES GEOLOGIQUES

#### I-5-4- CORROSION BACTERIENNE :

Dans certains terrains, il peut y avoir des bactéries qui attaquent les métaux par le processus chimique et électrochimique parmi ces bactéries on trouve :

BACTERIES SULFATO REDUCTRICES :

Responsables de la corrosion en milieu anaérobique elles réduisent les sulfates en sulfures :



SULFO-BACTERIES :

Leurs rôles est d'oxyder le soufre (formé par d'autres bactéries) en sulfates.

Des ferrobactéries qui transforment les ions  $\text{Fe}^{2+}$  en  $\text{Fe}^{3+}$ .

Ces derniers sont aérobiqque par contre les sulfato-réductrices sont anaérobiques et se rencontrent dans les milieux riches en sulfates, pauvre en oxygène.comme certains terrains argileux ou vases compactes ou des sols noyés une nappe stagnante anaérobique, en plus elles prolifèrent dans des conditions suivantes :

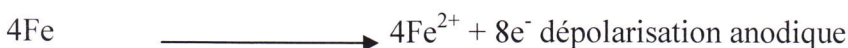
PH = 5,5 à 8,5 (au delai de ces limites elles sont quasiment inactive)

T=30 à 50°C l'intervention de ces bactéries (micro-organismes) entraîne la corrosion des métaux qui repose sur deux types de mécanisme :

✓ Déplacement d'un équilibre d'oxydoréduction

Ou dépolariation d'un système électrochimique :

Les bactéries sulfatoreductrices mobilisant l'hydrogène.elles amènent à la dépolariation cathodique.





✓ La formation des produits de corrosion :

Les ions sulfures vont réagir au niveau de l'anode avec une partie des ions ferreux mis en solution selon les réactions suivantes :



un autre partie des ions ferreux va se combiner aux ions hydroxydes selon les réactions suivantes :



Soit globalement :



la présence de sulfure de fer dans des produits de corrosion formés en milieu anaérobie est un bon indice révélant une activité bactérienne, elle peut être facilement détectée sur place par une attaque chlorhydrique (dégagement de  $\text{H}_2\text{S}$ ), mais en présence de matières organiques pouvant servir de donneur d'hydrogène. La réduction bactérienne des sulfates conduit à la formation d'acide sulfurique

### I-5-5- CORROSION PAR COURANTS VAGABONDS :

Les courants vagabonds créent toujours des phénomènes de corrosion électrochimique très violents et rapides. Ces courants sont dus à des fuites provenant d'installations en courants continus mal isolées par rapport au sol. Il sont particulièrement fréquents aux abords des lignes à traction électrique (métro, train électrique.....etc).

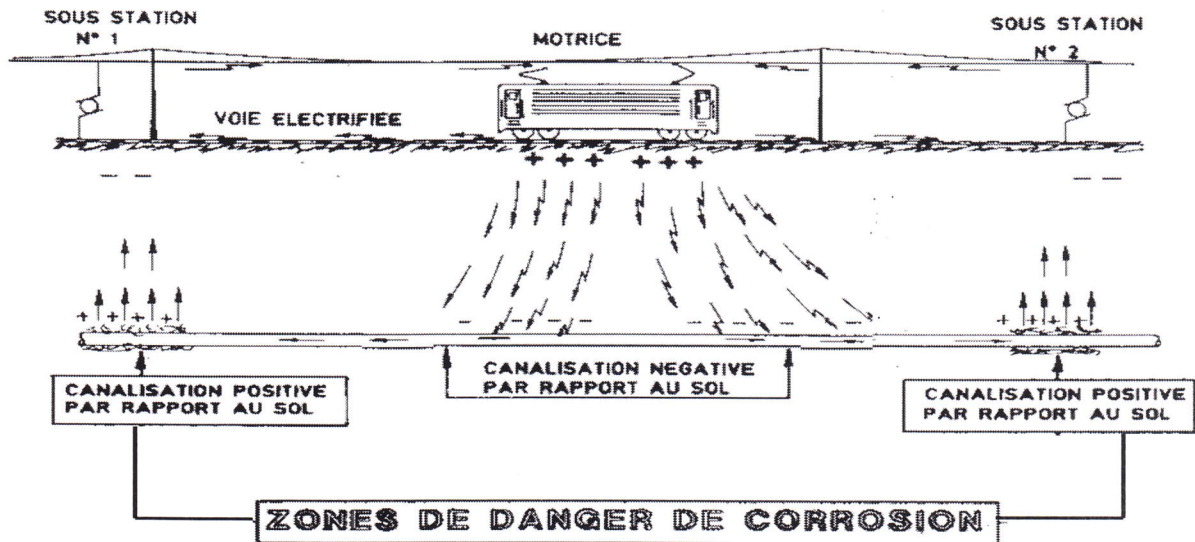
En effet le courant de traction est amené à la motrice par des conducteurs aériens et le retour s'effectue par le rail jusqu'à la sous station. Une fraction plus ou moins importante du courant de retour peut pénétrer dans le sol, en dérivation du circuit constitué par le rail.

Le courant dans le sol peut emprunter des ouvrages métalliques enterrés avoisinants pour revenir aux rails généralement dans la zone proche des sous stations.

La circulation de courant dans le sol conduit à la formation de deux cellules électrolytiques :

- Rail/Sol/Conduite (rail se corrode)
- Conduite/Sol/Rail (Conduite se corrode)



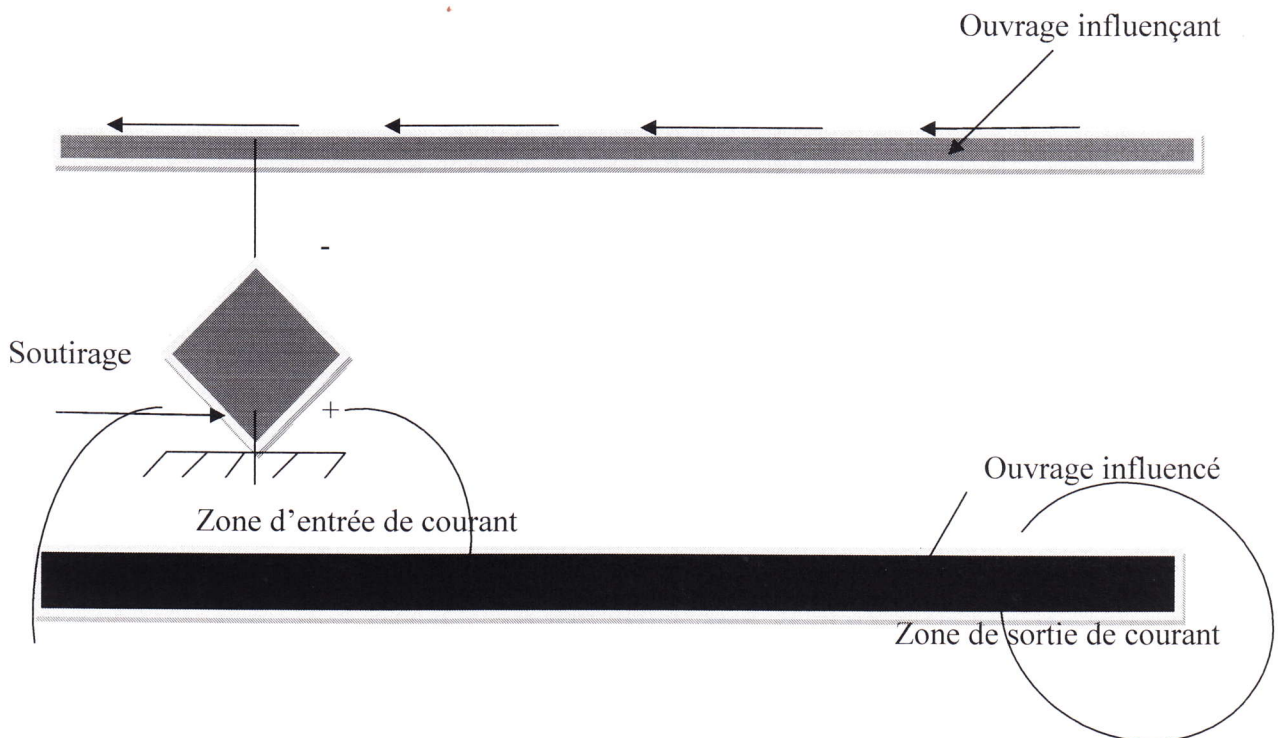


### Courants Vagabonds

#### I-5-5-1-INFLUENCES ELECTRIQUE :

##### I-5-5-1-a. INFLUENCE DUE A LA PROTECTION CATHODIQUE :

Il est à noter aussi qu'une installation de protection cathodiquement en circulation des courants électrique continu dans le sol, et tout structure métallique enterrée à proximité d'une conduite protégée peut être éventuellement influencée.



Fig(18)

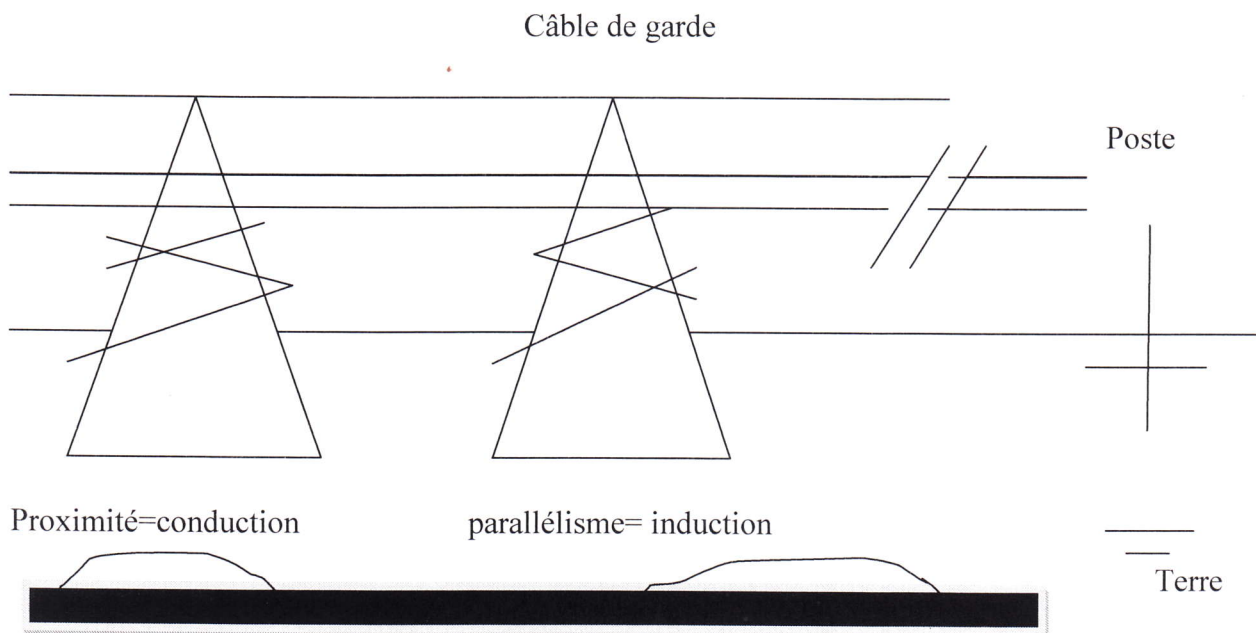
### I-5-5-1-b. INFLUENCE DUEX AUX LIGNES DE TRANSPORT ELECTRIQUE HAUTE TENSION :

#### I-5-5-1-b-1 INFLUENCE PAR INDUCTION :

Celle-ci se manifeste lors d'un parallélisme des deux ouvrages.son amplitude est maximale lors de défauts survenant sur les lignes, cette influence peut détériorer les accessoires de la protection cathodique tels que les joints isolants et les postes de protection cathodique

#### I-5-5-1-b-2 INFLUENCE PAR CONDUCTION :

Se produit lors d'écoulement à la terre du courant esuintant d'un défaut de la ligne électrique et à proximité rapprochement de pieds de pylône avec une conduite enterrée.ce type d'influence provoque en plus des défauts par induction,des perforation par fusion du métal de la structure.le phénomène est d'autant plus violent que la densité de courant est grande et la distance entre le point de défaut électrique et la canalisation est faible.



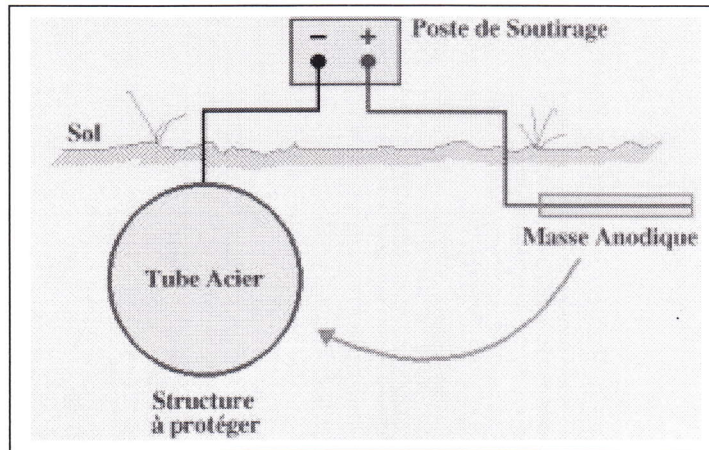


Fig II.1 : Protection cathodique de canalisation par soutirage de courant.

### II.1.1.2 LE POTENTIEL DE LA CONDUITE SANS PROTECTION CATHODIQUE :

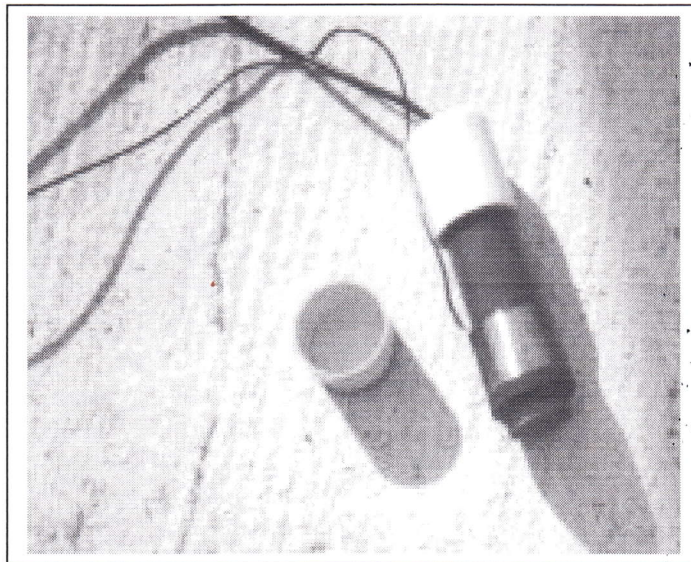


Fig II.2 : Electrode de référence (Cu/ CuSO<sub>4</sub>).

### II.1.1.3 LA RESISTIVITE DU SOL :

Les mesures de résistivité sont généralement effectuées avant la pose de l'ouvrage afin de déterminer le tracé de la conduite pour l'étude de la protection cathodique.

Il existe plusieurs méthodes de mesures de résistivité du sol qui sont :

- Méthode des deux piquets.
- Méthode des quatre piquets (Dr WENNER).

Nous avons utilisé la méthode de WENNER pour mesurer la résistance du sol.



Cette méthode consiste à enfoncer dans le sol en ligne droite et équidistante «a» Quatre piquets On alimente les piquets externes à l'aide d'un générateur de courant et on mesure l'intensité et la différence de potentiel entre les piquets intermédiaires. (Fig II.3)

### M E S U R E S DE LA RESISTIVITE DU SOL:



Fig II.3 : mesure de résistivité du sol.

### II.1.2 CONCEPTION DE LA STATION DE PROTECTION CATHODIQUE :





Fig II.6 : réalisation de la protection cathodique sur site.



Fig II.7 : Installation de masse anodique.

- TENSION AUX BORNES DE SORTIES DE LA STATION :



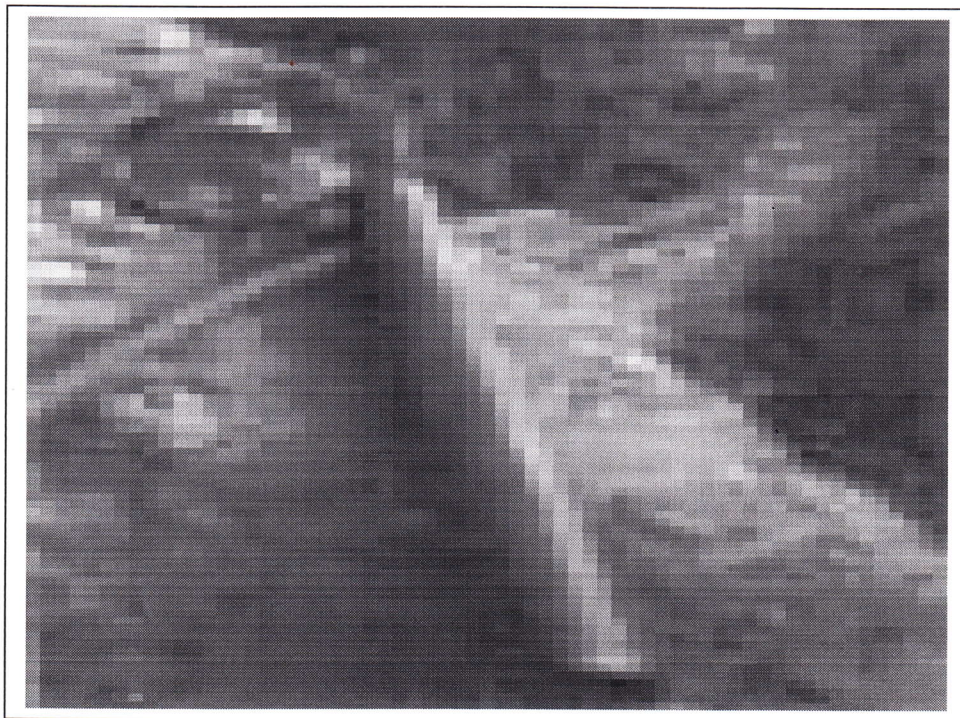
Fig II.8 : mesure de potentiel au bout de réseau.



**II.1.3 REALISATION DE LA STATION DE SOUTIRAGE :**



**Fig II.9 :** poste de soutirage.



**Fig II.10 :** anode en ferro-selicism





Fig II.12 : installation d'anode sur site.

### II.1.6 EXPLOITATION ET ENTRETIEN DES INSTALLATIONS :

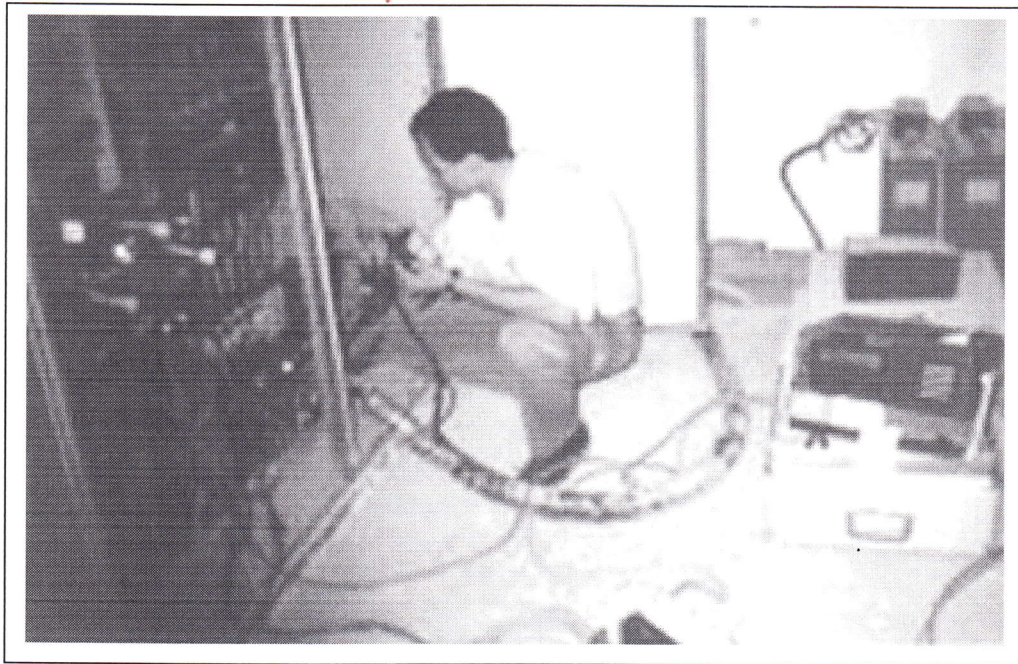


Fig II.14 : maintenance des équipements

## Bibliographie

- [1] RENE DIDIER, «Chimie général » .Edit 6 ,TEC & DOC.
- [2] A.DJABOU, A.KHABACHI, génie chimie, institut génie des procédés, Université
- [3 ] FERHAT ABBAS. SETIF, «Protection cathodique des “ PIPE-LINE” projet :  
OLEODUC 34’’H.E.H/ SKIKDA » ;1993.
  
- [4] L.ANTROPOV ; “ Electrochimie théorique ” ; Edit mir- Moscou ; 1979.
- [5] J. TALBOT, “La corrosion des métaux dans la construction ”, Edit EYROLLES, Paris,  
1976.
- [6] G.BERANGER “ Corrosion et protection des métaux ”, Edit les houches, Paris 1981.
- [7] CHRISTIAN VARGEL ; “ Corrosion de l’aluminium ” ; Dunod, Paris ; 1999
- [8] J.BARALLIS, G.MOEDER ; “ Précis de métallurgie, élaboration ”; Edit AFNOR Nathan,  
Paris 1993.
- [9] C.S.R.P.P.G.N, “ Manuel de protection cathodique ”, Edit TECHNIP ; Paris 1970.
- [10] décegment de sonal gaz
- [11] décegment de laboratoire de travaux publique des sud



## ملخص:

تهدف الدراسة التي قمنا بها من خلال هذا العمل (تآكل شبكة الحديد الناقلة للغاز بمدينة ورقلة) والى أسباب حدوث هذه الظاهرة

ولقد كانت النتائج المتحصلة عليها في المختبر تثبت أن نوعية التربة العدوانية لها الدور الكبير في عملية التآكل بالإضافة إلى احتوائها على بعض المعادن كالكلورين والسيلفات والكربونات التي بدورها تهاجم الحديد خاصة السيلفات المتواجدة بكثرة في تراب ورقلة

وهذا ما جعلنا نقترح بعض الحلول كحماية الشبكة بالحماية المهبطية والتي هي الأفضل في حالة الحديد وكذا استبدال الشبكة المتآكلة بالبوليتيلان

## Résumé:

L'objectif de notre étude effectuée durant ce travail intitulé (la corrosion du réseau gaz en acier dans la ville d'Ouargla) aux raisons de corrosion.

Nos résultats conclus au sein du laboratoire prouvent que la qualité du sol joue un rôle primordial dans l'opération d'altération des métaux, et ce pour son teneur des minéraux (chlorure, sulfate, carbonates).

Le pourcentage du sulfate très élevée dans le sol de la région, ce qui nous amène à suggérer la protection cathodique, la meilleure solution ou bien substituer le réseau d'acier corrodé en conduite polyéthylène.