

République algérienne démocratique & populaire

Ministère de l'enseignement supérieur & de la recherche scientifique



N°d'ordre :

N°de

Université de Ghardaïa

Faculté des Sciences et Technologies
Département des Sciences et Technologies

MEMOIRE

**Projet de fin d'étude en vue de l'obtention du
diplôme de licence académique en sciences et
technologies**

SPECIALITE : Génie des procédés

THEME

Electrodes et cellule électrochimique

Présenté Par :

M^r: Hemmi zakaria

M^r: Tougga Khaled

Devant le jury, compose de:

M^r : Khaled Mansour

Maitre assistant B univ Ghardaïa

Encadreur

M^r : AGGOUN

Maitre assistant B univ Ghardaïa

Examineur

ANNEE UNIVERSITAIRE : 2014/2015

REMERCIEMENTS

Tout d'abord, nous tenons à remercier Allah, le clément et le miséricordieux de nous avoir donné la force et la patience de mener à bien ce modeste travail.

Nous voudrai exprimer mes vifs remerciements À mon encadreur Monsieur MANSOURI KHALED, maitre d'assistant (B) pour ses aides, ses encouragements et ses conseils judicieux durant toute la période du travail.

En définitive, nous remercie toute personne qui a participé de près ou de loin, de façon directe ou indirecte, à la réussite de ce travail.

Dédicace

Je dédie ce modeste mémoire:

*A mes très chers parents : ma très chère mère
que m'a soutenu par ces bénédictions et mon
très cher père que m'a aussi été d'une aide
morale et matérielle.*

A mes très chers grands parents.

A mes très chères sœurs : Salma .hoda. Samira

*A mes très chers frères: Abdellatif. momen.
mohamed*

*A toute ma famille (hemmi et ghorma) grande
et petite qu'ils soient.*

*A son crédit exatement ce collègue de travail :
khaled*

*A tous mes amis : souidi.moussa.youssef
.taher....*

A mes amis de

l'étude :fatima.hayet.sakina.wahiba

*A toute la promotion de 3^{ème} année génie des
procédés*

zakaria

Dédicace

Je dédie ce modeste mémoire:

A mes très chers parents : ma très chère mère que m'a soutenu par ces bénédictions et mon très cher père que m'a aussi été d'une aide morale et matérielle.

A mes très chers grands parents.

A mes très chère sœur : zohra

*A mes très chers frères: abdelbasset. djamel. ilyasse. omran. a
bdennor. adel*

*A toute ma famille (tougga et charouine) grande et
petite qu'ils soient.*

A son crédit exatement ce collège de travail : zakaria

A tous mes amis: khadija. yacine. hamza. ahmed. .souidi.

A mes amis de l'étude : fatima. hayet. sakina. wahiba

A toute la promotion de 3ème année génie des procédé

khaled

Sommaire

Introduction générale.....1

Première partie

Chapitre I:

La cellule électrochimique

Définition de la cellule électrochimique.....5

Principe.....6

Les types de la cellule électrochimique.....7

Cellule à deux électrodes7

Cellule à trois électrodes.....7

Cellule à quatre électrodes.....7

Propriété physique.....8.

Polarité des électrodes.....8

Fem d'un cellule électrochimique.....8

Cellule électrochimique sous courant.....9

Courant, densité de courant.....9

Convention sur le courant9

Polarisation des électrode.....9.10

Type de fonctionnement d'une cellule électrochimique.....11

Application de la cellule électrochimique11

Corrosion électrochimique.....12

Mécanisme de la corrosion électrochimique.....13



Deuxième partie

Chapitre II :

Les électrodes

Définition des électrodes.....	17
Les électrodes	17
Description des électrodes.....	18
Electrode de référence	18
Préparation électrode de retirance	19
Electrode auxiliaire.....	20
Electrode de travail.....	21
Traitement électrode de travail.....	21
Différents types des électrodes.....	22
Conclusion.....	23

Bibliographique

Liste des figures

Figure	page
Chapitre I	
Figure 1 : Cellule électrochimique	6
Figure 2 : Schémas de cellules électrochimiques: A- à un compartiment et deux électrodes, B- à deux compartiments et deux électrodes, C- à un compartiment et trois électrodes, D- à deux compartiments et quatre électrodes.	8
Figure 3 : f.e.m. d'une chaîne électrochimique.	9
Figure 4 : Polarisation d'électrode: A- électrode à l'abandon, B- électrode polarisée anodiquement	10
Figure 5 : schémas de fonctionnement d'une cellule électrochimique : A-générateur (pile ou accumulateur en décharge) ,récepteur (cellule d'électrolyse ou accumulateur en charge).	11
Figure 6 : Exemple de corrosion électrochimique	12
Figure 7 : Corrosion en milieu aéré	13
Chapitre II	
Figure 8 : Electrode référence	19
Figure 9 : Electrode auxiliaire	20
Figure 10 : Electrode de travail	21
Figure 11 : différents type des électrode	22

Liste des tableaux

Tableau 1 : différentes méthodes de fabrication de l'électrode de référence Ag/AgCl.	20
Tableau 2 : La Composition chimique d'électrode de travail.	21

Chapitre : I

Introduction Générale

Introduction générale

A)- Définition :

L'électrochimie est la science qui étudie tous les phénomènes engendrés lorsqu'un milieu chimique électrolytique est en interaction avec un circuit électrique [1].

B)- historique et applications de l'électrochimie :

En 1780, **Luigi Galvani** (1737-1798) a mis en évidence ce qu'il a appelé « l'électricité animale » : en reliant deux plaques de métaux différents (cuivre et fer), il a provoqué la contraction de jambes de grenouille ; son explication était l'existence d'une électricité intrinsèque au corps de la grenouille.

Alessandro Volta (1745-1827) a réfuté cette explication en 1792 et démontré que ce sont les métaux différents qui produisent l'électricité et la fermeture du circuit qui conduit à la contraction observée. Il a continué ses expériences et a publié en 1800 ses résultats qui l'ont conduit à concevoir la première pile électrique (qui est un empilement – d'où le nom de pile – de disques métalliques de zinc et de cuivre séparés par un tissu ou un carton imbibé d'acide ou d'eau salée).

Les premières piles avaient une durée de fonctionnement d'une vingtaine de minutes. Elles ont ouvert la voie à de nombreuses expériences. La pile de Volta est donc la première source d'énergie électrique indépendante disponible.

Raymond Gaston Planté (1834 – 1889) a inventé la batterie au plomb en 1859, Louis Alphonse Faure l'a améliorée en 1881 ; son concept est resté jusqu'à aujourd'hui.

Michael Faraday a posé en 1831 les principes de l'induction magnétique (création d'un courant électrique dans un conducteur placé dans un champ magnétique). Il a créé les termes électrode, électrolyte, anode, cathode et ion.

Théophile Gramme (1826 – 1901), après les bases posées par Faraday, a construit la première dynamo industrielle en 1871 fournissant un courant continu.

A ce moment, tous les jalons du développement de l'électricité comme énergie sont posés. De nombreux perfectionnements vont suivre, conduisant à l'industrialisation à grande échelle. [1]

C)- objet de l'électrochimie :

L'électrochimie étudie les phénomènes engendrés lorsqu'un milieu électrolytique est en interaction avec un circuit électrique. On distingue deux systèmes importants :

- **Les piles ou cellules galvaniques** : elles transforment l'énergie chimique en énergie électrique.

- **Les électrolyseurs** : l'énergie électrique sert à provoquer des réactions électrochimiques.

Un système électrochimique (pile ou électrolyseur) est composé de **deux électrodes** (milieu à conduction électronique) plongeant dans **un milieu électrolytique** (milieu à conduction ionique) contenant éventuellement : diaphragme, membrane semi-perméable, membrane échangeuse d'ions.

Les réactions électrochimiques se produisent à l'interface métal-solution et on distingue : **les processus faradiques** : ce sont des réactions avec transfert d'électrons (oxydation ou réduction) obéissant à la loi de Faraday.

les processus non faradiques : ceux-ci sont liés à l'existence d'une double couche (assimilable à un condensateur) à l'interface métal-solution et ils engendrent des courants capacitifs de charge ou de décharge.[1]

La cellule électrochimique

a)-Définition :

Une *électrode* est un système constitué de deux phases en contact, un conducteur majoritairement électronique et un conducteur majoritairement ionique, dont l'*interface* est le lieu de transfert de charges entre les constituants des deux phases. L'association d'au moins deux électrodes constitue une *cellule électrochimique*. Si, au sein d'un circuit électrique, la cellule fonctionne en générateur d'énergie, on est en présence d'une *pile*. Au contraire, si la cellule joue le rôle d'un récepteur d'énergie, il s'agit d'un *électrolyseur*. Les réactifs présents dans une pile réagissent au cours de sa décharge, et l'énergie chimique de la réaction est convertie en énergie électrique. Les générateurs rechargeables sont appelés *accumulateurs* (l'appellation *batterie* est impropre). Au cours des cycles de charge/décharge, un accumulateur joue alternativement les rôles de récepteur et de générateur.

On ne parlera que des cellules monopolaires. Ce type de cellule comporte un conteneur dans lequel se trouvent une *anode* (ou un jeu d'anodes au même potentiel) et une *cathode* (ou un jeu de cathodes), chacune étant en contact avec un électrolyte.

L'anode est l'électrode à laquelle a lieu une réaction d'oxydation (ou éventuellement plusieurs).

C'est le pôle (+) dans un électrolyseur et le pôle (-) dans un générateur. La cathode est l'électrode à laquelle se déroule une réaction de réduction (ou éventuellement plusieurs).

La cellule comporte un ou plusieurs électrolyte(s), qui sont des conducteurs ioniques, le plus souvent liquides, quoique nous donnerons des exemples d'électrolytes solides. Si l'électrolyte en contact avec l'anode (*anolyte*) a une composition différente de celui en contact avec la cathode (*catholyte*), un *séparateur* est nécessaire pour empêcher le mélange des électrolytes, tout en assurant l'écoulement du courant, essentiellement par *migration* ionique. [2]



Figure 1 : cellule électrochimique

b)-Principe :

L'électrochimie permet d'analyser les liens qui existent entre la chimie et l'électricité. Elle traite des réactions où interviennent un ou plusieurs électrons, en particulier les réactions d'oxydo-réduction. Chaque technique électrochimique étant différenciée par le régime de transport diffusionnel (modalités expérimentales employées), nous présenterons seulement les rapports théoriques nécessaires à la compréhension de la méthode utilisée dans ce travail (voltampérométrie cyclique).

1)-Les types des cellules

1.2)- cellule électrochimique à deux électrodes

La cellule électrochimique réalisée en associant une électrode métallique (m) et une électrode de référence (réf) par l'intermédiaire de leurs électrolytes respectifs est de ce type. Pour représenter cette chaîne on utilise le symbolisme $m / s // s \text{ réf} / \text{réf}$ où “ / ” désigne une interface électrode / solution et “ // ” la jonction entre les deux solutions réalisée par l'intermédiaire du poreux de l'électrode de référence. La chaîne précédente ne doit pas être parcourue par un courant afin que l'électrode de référence remplisse correctement son rôle de sonde de potentiel en solution. Cette condition est remplie lorsqu'on mesure la ddp entre les deux électrodes à l'aide d'un voltmètre d'impédance élevée.

A l'inverse, les cellules d'électrolyse industrielle (électrosynthèse) ou les piles et accumulateurs commerciaux (générateurs électrochimiques) sont des chaînes électrochimiques dont la fonction est d'être parcourues par un courant. Une telle chaîne peut comporter un seul compartiment (Fig. 2A) contenant deux électrodes plongées dans une même solution selon le symbolisme $m1 / s / m2$ ou deux compartiments séparés par un poreux, un verre fritté, un diaphragme ou une membrane perméable aux ions, selon le symbolisme $m1 / s1 // s2 / m2$ (Fig. 2B). [3]

1.3)- Cellule électrochimique à trois électrodes

La cellule généralement utilisée pour les études de cinétique électrochimique⁹ comporte trois électrodes associées par un ou plusieurs électrolytes. Deux de ces électrodes (m) et (m) peuvent être traversées par le courant. La troisième est une électrode de référence (réf) qui ne doit pas être parcourue par le courant afin de servir de sonde de potentiel dans la solution

La cellule peut comporter un seul compartiment (Fig. 2C). Deux compartiments sont parfois nécessaires pour séparer deux solutions différentes et/ou les produits des réactions aux deux électrodes. Les deux compartiments sont alors séparés par l'intermédiaire d'un poreux, d'un verre fritté, d'un diaphragme ou d'une membrane perméable aux ions. [3]

1.4)- Cellule électrochimique à quatre électrodes

Certaines études électrochimiques nécessitent l'utilisation de deux électrodes de référence, une pour chaque électrode parcourue par le courant (Fig. 2D). Le schéma de la Figure 1D s'applique par exemple à l'étude électrochimique de l'interface entre deux liquides non miscibles. [3]

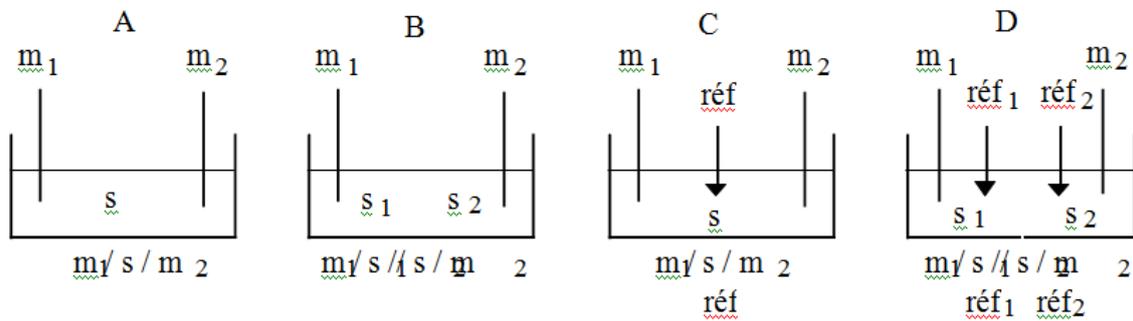


Figure 2: Schémas de cellules électrochimiques: A- à un compartiment et deux électrodes, B- à deux compartiments et deux électrodes, C- à un compartiment et trois électrodes, D- à deux compartiments et quatre électrodes.

2)-Propriété physique

2.1)- Polarités des électrodes

Le pôle (+) d'une chaîne électrochimique est l'électrode dont la tension relative est la plus élevée. Le pôle (-) est l'autre électrode. Dans le cas particulier où les deux électrodes identiques ont la même tension d'abandon, il n'y a pas de pôle (+), ni de pôle (-) dans la chaîne.[4]

2.2)- f.e.m d'une cellule électrochimique

La force électromotrice (fem) d'une chaîne, notée $u_{1=0}$ sur la Figure 3, est la ddp aux bornes de la chaîne lorsque celle-ci n'est pas parcourue par un courant. La fem est égale à la différence entre la tension d'abandon de l'électrode pôle (+) de la chaîne et celle de l'électrode pôle (-) mesurées toutes deux par rapport à la même référence:

$$u_{1=0} = E_{1=0} (+) - E_{1=0} (-) > 0$$

La fem est bien sur nulle lorsque les deux électrodes ont la même tension d'abandon.[4]

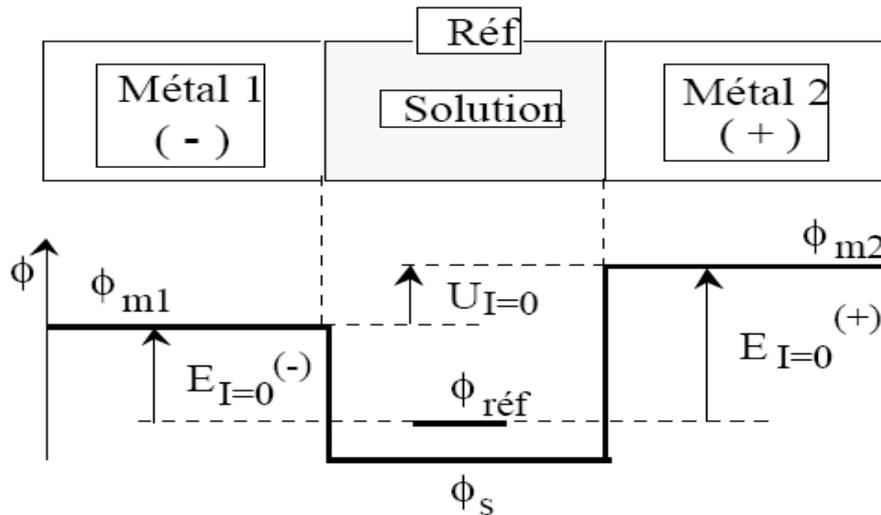


Figure 3: f.e.m. d'une chaîne électrochimique.

3)- Cellule électrochimique sous courant

3.1)- Courant, densité de courant :

Un courant électrique I est un déplacement de charges sous l'effet d'un champ électrique: charges électroniques dans les électrodes et charges portées par les ions dans les solutions d'électrolytes. Aux interfaces électrode / électrolyte, les réactions électrochimiques mettant en jeu des électrons et des ions assurent la continuité entre les deux modes de conduction électrique. On définit la densité de courant i comme le courant par unité de surface d'électrode: $i = I / S$. [4]

3.2)- Convention sur le courant :

Dans une cellule électrochimique en fonctionnement, le même courant traverse les deux électrodes. Cependant les électrochimistes attribuent un signe différent au courant d'électrode selon que des électrons sont produits ou consommés par la réaction électrochimique à l'interface électrode, solution.

Par convention, le courant I correspondant à une réaction d'oxydation (production d'électrons à l'interface) est compté positivement, celui correspondant à une réaction de réduction (consommation d'électrons à l'interface) est compté négativement. [4]

3.3)- Polarisation des électrodes :

La tension d'abandon $E_{i=0}$ d'une électrode métallique (Fig. 4) est égale, à une constante près ($c^{te} = -(\Phi_{réf} - \Phi_s)$) qui dépend du choix de l'électrode de référence, à la ddp

interfaciale

$$E_{I=0} = \Delta\Phi_{m/s} I=0 + c^{te}, \quad \Delta\Phi_{m/s} I=0 = (\Phi_m - \Phi_s) I=0$$

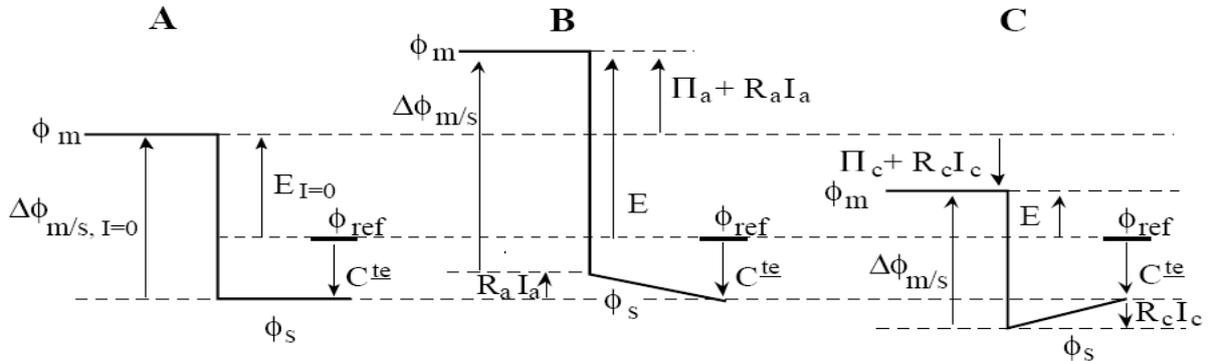


Figure 4: Polarisation d'électrode: A- électrode à l'abandon, B- électrode polarisée anodiquement (indice a)

La tension de l'électrode qui est traversée par un courant est modifiée par rapport à sa valeur à l'abandon (Fig. 4B ou 4C). La tension sous courant mesurée par rapport à la référence est égale, toujours à la même constante près, à la somme de la ddp interfaciale $\Delta\Phi_{m/s} = \Phi_m - \Phi_s$ et de la chute ohmique RI entre l'interface électrode / solution et la surface équipotentielle de la solution où est placée l'extrémité de l'électrode de référence :

$$E = \Delta\Phi_{m/s} + RI + c^{te}, \quad \Delta\Phi_{m/s} = \Phi_m - \Phi_s$$

La différence $E - E_{I=0}$ qui traduit la variation de tension due au passage du courant est appelée polarisation d'électrode. C'est la somme de la variation de la ddp interfaciale ou polarisation interfaciale $\Pi = \Delta\Phi_{m/s} - \Delta\Phi_{m/s} I=0$ et du terme de chute ohmique RI dans la solution:

$$E - E_{I=0} = \Pi + RI \quad \Pi = \Delta\Phi_{m/s} - \Delta\Phi_{m/s} I=0$$

Les tensions d'électrode E et $E_{I=0}$ sont mesurables par rapport à une électrode de référence et

la polarisation de l'électrode $E - E_{I=0}$ déduit facilement. Pour accéder à la polarisation interfaciale Π il est nécessaire de connaître ou de déterminer la valeur de la résistance R . On peut

alors calculer Π par soustraction du terme RI à la polarisation d'électrode [4]

Par contre, lorsque R est inconnu et ne peut être négligé, la polarisation interfaciale Π n'est pas accessible expérimentalement

Π et I sont des grandeurs algébriques dans les relations précédentes. Les produits I et $(E - E_{I=0})$ sont toujours positifs lorsque l'électrode est traversée par un courant. Ils sont nuls pour une électrode à l'abandon

- $\Pi > 0$ et $I > 0 \iff$ production d'électrons à l'interface (bilan = oxydation)
- $\Pi = 0$ et $I = 0 \iff$ électrode à l'abandon (équilibre ou tension mixte),
- $\Pi < 0$ et $I < 0 \iff$ consommation d'électrons à l'interface (bilan = réduction).

3.4)- Types de fonctionnement d'une cellule électrochimique :

Une chaîne peut fonctionner en générateur électrochimique lorsqu'elle débite un courant dans un circuit résistif extérieur en transformant spontanément de l'énergie chimique en énergie électrique (Fig. 5A) ou en récepteur (électrolyseur ou générateur électrochimique en charge lorsqu'elle est alimentée par un générateur externe qui lui fournit de l'énergie électrique permettant ainsi des transformations non spontanées d'espèces chimiques aux interfaces électrode / solution électrolytique (fig.5B) [4]

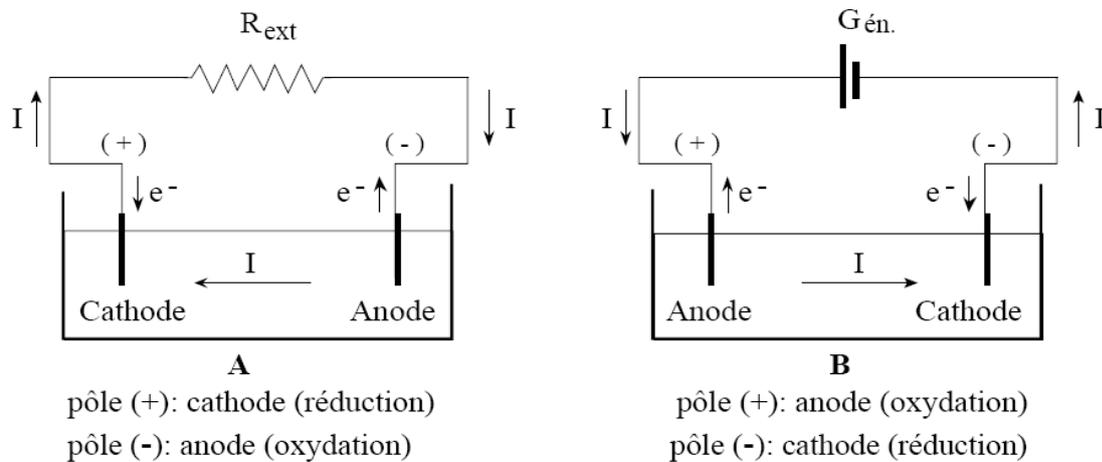


Figure. 5 : schémas de fonctionnement d'une cellule électrochimique :A-générateur (pile ou accumulateur en décharge) ,récepteur (cellule d'électrolyse ou accumulateur en charge).

4)-Applications de la cellule électrochimique :

Lorsque les phénomènes de corrosion sont plus complexes, donc nécessite l'utilisation d'un très grand nombre de méthodes expérimentales pour estimer le taux de corrosion et estimer l'action des inhibitrice de déférentes inhibiteurs utilisés dans l'étude d'autre part. En plus des méthodes gravimétriques qui reposent sur la détermination de la perte de masse au cours du temps n'expliquent pas totalement ces phénomènes, par contre la méthode électrochimique est

capable d'expliquer ses phénomènes à plus loin. La méthode électrochimique présente une sensibilité et une précision remarquable, est aussi utilisée voire indispensable pour l'étude des phénomènes liés à la corrosion.[1]

➤ Autre Applications :

- traitements de surface
- générateurs électrochimiques : piles, accumulateurs
- électrolyses industrielles

a)-Corrosion électrochimique (humide) :

Si le réactif est liquide, il est en général, accompagné d'une corrosion électrochimique qui est produite essentiellement par l'oxydation d'un métal sous forme d'ions ou d'oxydes et réduite l'agent corrosif qui existait dans la solution électrolyte. Par ailleurs, elle se produit par des transferts électroniques entre un métal et une solution électrolytique à son contact (circulation d'un courant électrique).

L'existence de ces hétérogénéités, soit dans le métal ou dans le réactif, détermine la formation d'une pile, alors un courant électrique circule entre anodes et cathodes dans le réactif et les zones qui constituent les anodes sont attaquées (corrodées). Elle nécessite la présence d'un réducteur ; H_2O , H_2 Sans celui-ci, la corrosion du métal (réaction anodique) ne peut se produire. [5]

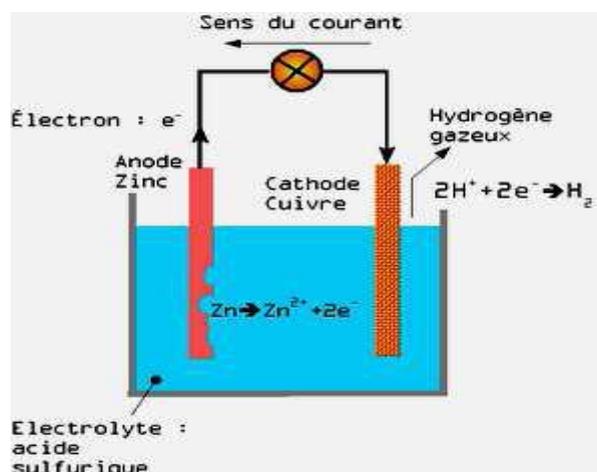


Figure.6 : Exemple de corrosion électrochimique

b)-Mécanisme de la corrosion électrochimique :

La corrosion d'un métal comme le fer est produite dans une cellule électrochimique soit se forme pile galvanique ou cellule de concentration selon les procédés suivants :

Dans le comportement anodique, se produit la réaction d'oxydation de fer selon la réaction suivante :



Dans le comportement cathodique, se produite l'uns des réactions solen la composition de la solution :

✓ Dans le milieu acide (pH 5) et avunculaire de O₂, comme l'acide sulfurique, se produise la réaction suivante :



✓ Dans les milieux de nature acide faible et contenu de l'O₂, on aura la réaction suivant :



✓ Mais dans les milieux alcalins ou neutres (6.5 pH 8.5) et contient l'O₂, on produite la réaction suivante :

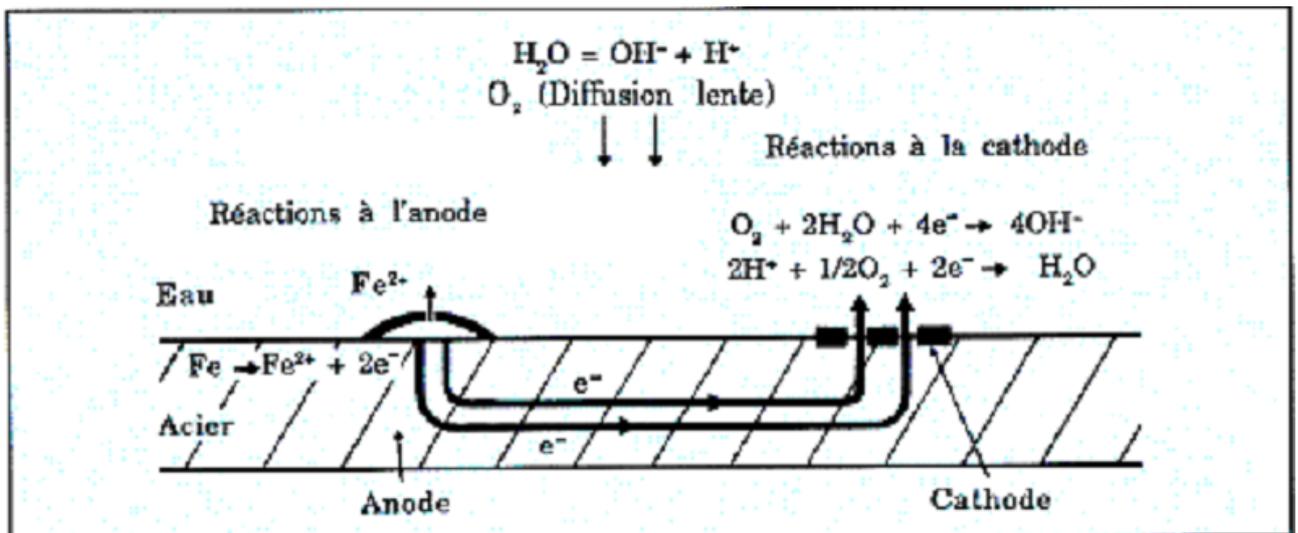


Figure7 : Corrosion en milieu aéré

Chapitre : II

Les électrodes

Définition

Le système électrochimique “simple” appelé électrode est souvent formé d’un conducteur électronique: métal ou composé métallique conducteur ou semi-conducteur , au contact d’un conducteur ionique ou électrolyte: sel dissous dans l’eau ou dans un solvant organique, sel fondu à haute température, oxyde métallique à conduction ionique également à haute température, polymère conducteur ionique... La surface de contact entre les deux conducteurs est appelée interface.

D’autres phases peuvent éventuellement être présentes à cette interface: phase gazeuse ou composé peu soluble.

L’électrode considérée dans la suite du texte est constituée d’un métal au contact d’une solution aqueuse [5]

1) Les Electrodes :

1.1) L’électrode simple :

Lorsque dans un système métal-solution, une seule réaction d’électrode se produit à la surface, on appelle ce système électrode simple ; par exemple, le cas du cuivre immergé dans une solution de sulfate de cuivre désaérée :



Le potentiel de l’électrode diffère du potentiel au repos, un courant traverse l’interface métal- solution. La surtension

$$\eta = E - E_{\text{éq}}$$

avec une surtension positive, indique qu’un courant anodique traverse l’interface ; par contre une surtension négative, signifie un courant cathodique.[7]

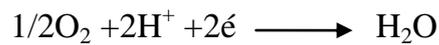
1.2) Electrode mixte :

Le plus souvent, plusieurs réactions d’électrode peuvent avoir lieu simultanément dans un système métal-solution. Ce type d’électrode est appelé électrode mixte qui représente le cas réel de la corrosion. par exemple , une électrode de cuivre immergée dans une solution de sulfate de cuivre aérée. Deux réactions partielles apparaissent au potentiel de repos.

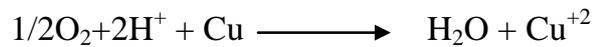
Le cuivre s’oxyde :



Et l'oxygène se réduit :



Cela donne la réaction global :



Le cuivre subit donc une corrosion sous courant extérieur, et on appelle le potentiel au repos d'une électrode mixte qui subit une attaque potentiel de corrosion. Sa situation est entre les potentiels d'équilibre des réactions partielles. Contrairement au potentiel d'équilibre d'une électrode simple qui est une quantité thermodynamique, le potentiel de corrosion est une quantité cinétique, il dépend des paramètres qui dictent la rapidité des réactions cathodique et anodique présentes.

La surtension (polarisation) η exprime l'écart entre le potentiel d'une électrode mixte polarisée et son potentiel de corrosion.

$$\eta = E - E_{cor}$$

Si η est positif, signifie la présence d'un courant global anodique, négatif présence d'un courant global cathodique.[7]

2)-Description des électrodes :

2.1.1)-Électrode de référence :

C'est une électrode au calomel saturée en KCl notée (E.C.S) de type (E110), peut être schématisée par (Hg | Cl₂), KCl(xM). Son potentiel rigoureusement constant est égal à +0,2444V par rapport à l'électrode normale d'hydrogène (E.N.H) à 25 °C. Cette électrode de référence est très utilisée, car est la plus facile à réparer (...). [7]



Figure.8 : Electrode de référence

2.1.2)-Préparation de l'électrode de référence :

Une grande variété de micro-capteurs électrochimiques a été développée sous l'impulsion de ces nouvelles technologies de fabrication. Mais, jusqu'à présent, l'absence d'une électrode de référence intégrée, fiable et durable, représente un des obstacles pour une première commercialisation (Simonis *et al.*, 2004; Suzuki et Taura, 2001; Suzuki *et al.*, 1998). La miniaturisation de ces capteurs est souvent limitée à l'électrode de travail et à l'électrode auxiliaire et, dans de nombreux cas, une électrode de référence commerciale macroscopique est utilisée. Ce constat va à l'encontre de l'objectif des micro dispositifs qui est d'impliquer de faibles quantités de solution à tester. Leurs développements sont donc pénalisés par l'inexistence d'une électrode de référence intégrée, qui nécessite donc des volumes plus importants pour accueillir une électrode macroscopique.

La stabilité de l'électrode de référence est un point clé du bon fonctionnement d'un capteur électrochimique: en effet, une électrode de référence instable empêche un contrôle efficace du potentiel de l'électrode de travail et, par conséquent, entraîne un résultat erroné fourni par le capteur (Migdalski *et al.*, 2009). Cependant, un certain nombre de capteurs électrochimiques admettent une quasi-électrode de référence miniaturisée (Tableau 1).[8]

	Dépôt Ag	Formation AgCl	
		Technique	Conditions
(Popovtzer <i>et al.</i> , 2006)	Electrolyse à intensité constante	Electrolyse à intensité constante	0,1mol.L ⁻¹ HCl I=0,5μA ; t=10s
(Morimoto <i>et al.</i> , 2007)	Evaporation par pulvérisation	Electrolyse à intensité constante	KCl saturé I=1A.cm ⁻² ; t=5min
(Triroj <i>et al.</i> , 2006)	Evaporation par faisceau d'électrons	Plasma Cl ₂	Cl ₂ : 100sccm ; t=120s P=100mTorr ; 100W RF
(Miyashita <i>et al.</i> , 2009)	Evaporation	Electroless	50mmol.L ⁻¹ FeCl ₃ pH=2,1
(Parker <i>et al.</i> , 2009)	Electrolyse à potentiel constant	Electroless	1mol.L ⁻¹ FeCl ₃ t=60s
(Schwake <i>et al.</i> , 1998)	Evaporation par pulvérisation	Electrolyse à potentiel constant	0,1mol.L ⁻¹ KCl E=150mV/Ag/AgCl /3M/KCl ; t=60s

Tableau.1 : différentes méthode de fabrication de l'électrode de référence Ag/AgCl.

2.2)-Electrode auxiliaire :

C est une électrode en platine d'une surface de 1cm² son rôle est d'assurer le passage de courant électrique dans la cellule d'électrolyse, l'électrode ne doit pas être modifié au cours de l'expérience, il ne doit se dissoudre ni sous l'influence du courant ni par suite de l'interaction chimique avec les corps présents dans la solution, en particulière les acide. [7]



Figure.9 : Electrode auxiliaire

2.3.1)-Electrode de travail :

C'est une électrode présent l'échantillon métallique examine prend la forme d'une pastille, dans un support en plastique. [7]

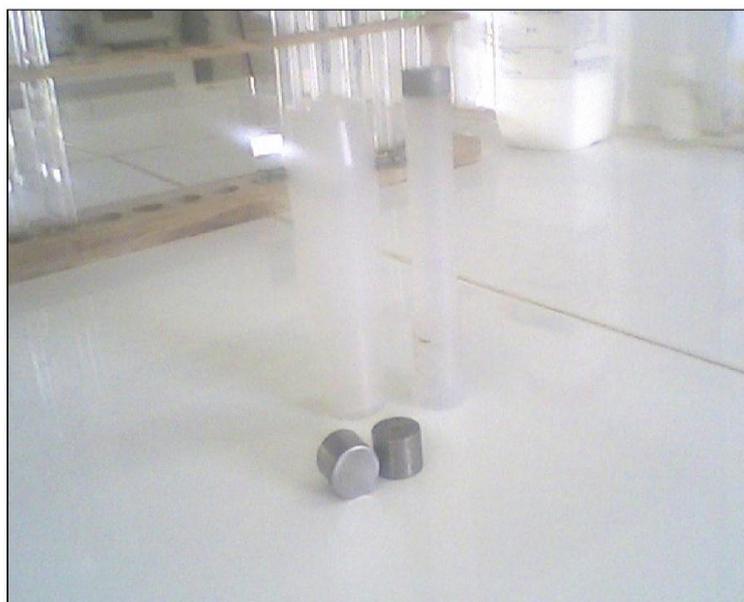


Figure.10 : Electrode de travail

Elément	C	Mn	Si	P	S	V	Al
%	0,0838	0,3651	0,2119	0,0020	0,0024	0,0050	0,0332

Tableau.2 : La Composition chimique d'électrode de travail.

2.3.2)-Traitement d'électrode de travail :

Le traitement permet d'affiner la surface avec du papier en verre de différentes rugosités (150, 220, 320 400 600, 800, 1000) dans l'eau, et de les tremper dans de l'eau distillée et les sécher Pour prendre la forme d'un miroir brillant.

2.3.3)-Différents types d'électrodes :

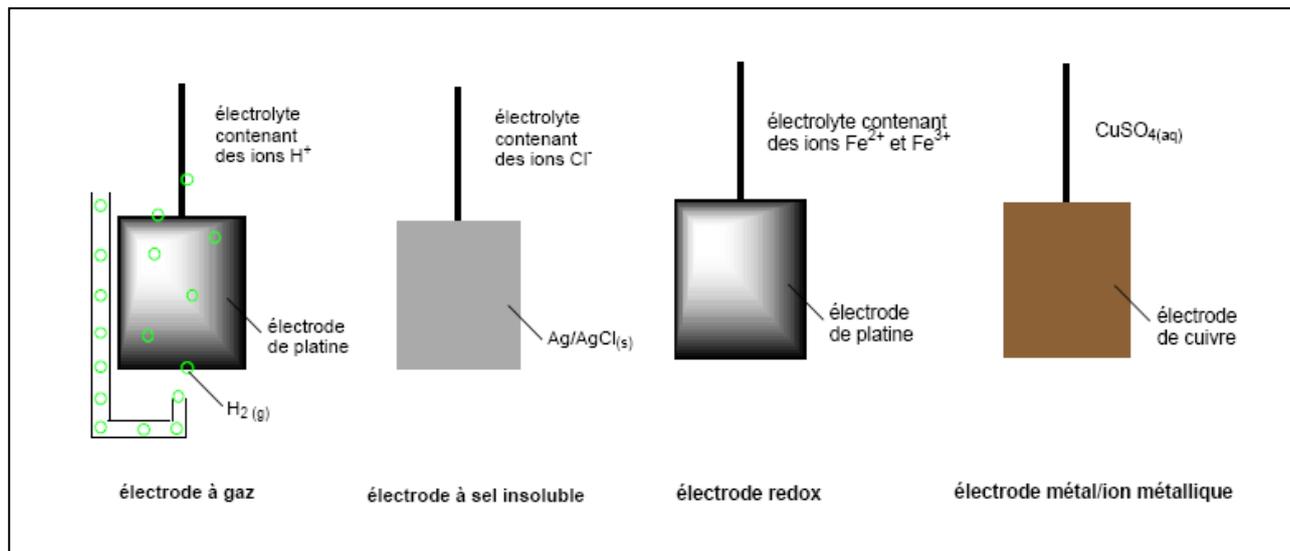


Figure 11 : Différents types d'électrodes

Conclusion général

Dans une cellule électrochimique en fonctionnement (c'est-à-dire dans laquelle un courant s'écoule), interviennent d'une part des réactions aux électrodes et d'autre part le transport d'espèces, électroactives ou non, au sein de l'électrolyte. Dans cette mise au point, les concepts fondamentaux sur la thermodynamique des cellules électrochimiques et la cinétique des réactions aux électrodes sont rappelés. La notion de tension thermodynamique de cellule et les processus de transport de matière dans une cellule en fonctionnement sont abordés. Les propos sont illustrés par des exemples tirés de l'industrie électrochimique (générateurs et électrolyseurs.....).

Bibliographie

[1] Electrochimie et applications

[2] Cellules électrochimiques : aspects thermodynamiques et cinétiques
Applications aux générateurs et aux électrolyseurs industriels

[3 , 4] Notions élémentaires sur les cellules électrochimiques (cours et exercices)

[5] Mémoire ghetas-belkhir : A. Zegloul ; Mécanismes D'endommagement des Structures, Unité de Formation et de Recherche, Université-Mez.

[6] Mémoire habachi Abderrahmane : Raymond Desjardins. Le traitement des eaux, édition de l'école Polytechnique de Montréal ,2^e édition.

[7] Mémoire khaled mansouri : D.A.skoog, D.A.West, et F.J.Holler, chimie analytique ,7^{ème} édition. (1997) ,387

[8] integration de microcapteurs électrochimique en technologies "silicium et polymères " pour l'étude du stress oxydant. Application à la biochimie cutanée