

[TAPEZ LE NOM DE LA SOCIETE]UNIVERSITE BEN BOULAIID BATNA 2
FACULTE DE TECHNOLOGIE
DEPARTEMENT DE MECANIQUE



Dégradation des Matériaux

Cours destiné aux étudiants de L3 Génie des Matériaux

Dr.Nora bouzeghaia

[Sélectionnez la date]

Introduction :

Le génie des matériaux est une discipline qui s'intéresse à l'étude des propriétés et du comportement des matériaux, ainsi qu'à leur utilisation dans différentes applications industrielles. Cependant, l'utilisation des matériaux n'est pas sans conséquence, car ils peuvent subir différents types de dégradations qui peuvent altérer leur intégrité, leur durabilité et leur performance. C'est pourquoi la compréhension de la dégradation des matériaux est cruciale pour les ingénieurs des matériaux afin de développer et d'utiliser des matériaux résistants et durables pour les différentes applications industrielles.

Dans ce cours, nous allons étudier les différents types de dégradations des matériaux, tels que la corrosion métallique, la dégradation des matières plastiques et la dégradation des céramiques. Nous allons également examiner les différents facteurs qui influencent la dégradation des matériaux, tels que l'environnement, les contraintes mécaniques, l'exposition aux produits chimiques, etc.

Enfin, nous allons aborder les méthodes de prévention de la dégradation des matériaux, notamment le choix de matériaux résistants, les traitements de surface, la lubrification, la protection cathodique, le contrôle de l'environnement et la maintenance régulière. En comprenant ces différentes méthodes de prévention, vous serez en mesure de concevoir des matériaux durables et résistants pour les applications industrielles.

En somme, ce cours est essentiel pour les étudiants en génie des matériaux afin de comprendre comment les matériaux se dégradent et comment prévenir cette dégradation pour améliorer la performance et la durabilité des matériaux utilisés dans les différentes applications industrielles.

Plan du cours

Chapitre 1. Corrosion des métaux en milieu aqueux

Chapitre 2. Protection contre la corrosion des métaux en milieu aqueux.

Chapitre 3. Oxydation sèche des métaux et alliages

Chapitre 4. Dégradation des matières plastiques

Chapitre 5. Dégradation des céramiques

Chapitre 1 Corrosion des métaux en milieu aqueux

I.1 Introduction

La corrosion est un phénomène naturel qui affecte la plupart des matériaux métalliques, entraînant une détérioration de ces derniers. Presque toutes les installations et équipements métalliques sont en interaction avec les différents environnements agressifs.

La corrosion des métaux en milieu aqueux est un phénomène électrochimique courant qui se produit lorsque des métaux sont exposés à de l'eau ou à des solutions aqueuses contenant des sels ou des acides. Cette exposition peut causer une dégradation des propriétés physiques et mécaniques des métaux, ce qui peut entraîner une perte de fonctionnalité et même la défaillance de la structure ou du système dans lequel ils sont utilisés.

Chaque année des dégâts considérables sont constatés, qui ont pour conséquences des pertes se chiffrant en Milliards de Dollars d'où l'intérêt porté par les scientifiques pour l'étude de la corrosion et de la lutte contre la corrosion.

I.2 Définitions de la corrosion

Le terme corrosion vient du mot latin corroder, qui signifie ronger, attaquer. La corrosion affecte la plupart des métaux usuels, elle résulte de l'interaction physico-chimique entre le matériau et son environnement entraînant des modifications des propriétés du métal souvent accompagnées d'une dégradation fonctionnelle de ce dernier, sachant que les métaux dans la nature sont généralement sous forme d'oxydes, de sulfures, de sels... Ainsi les métaux se trouvent dans un état d'énergie le plus faible c.-à-d. thermodynamiquement plus stable, les métaux fabriqués à partir des composés se trouvent dans un état d'énergie plus élevé, c'est la raison pour laquelle ces métaux ont tendance à revenir à leur état d'énergie initial et ce après interaction avec le milieu environnant.

I.3. Importance économique de la corrosion

Les conséquences de la corrosion sur le plan économique peuvent être résumées dans les points suivants :

- **Pertes directes** : remplacement des matériaux corrodés et des équipements dégradés,
- **Pertes indirectes** : coûts des réparations et pertes de production (temps),
- **Mesures de protection** : inspections, entretiens, etc.

La diversité des coûts rend toute estimation des charges économiques dues à la corrosion difficile et incertaine. Cependant, il s'agit sans aucun doute de montants assez élevés.

I.4. Les facteurs de la corrosion

I.4.1. Facteurs liés à l'environnement : le facteur de l'environnement peut être considéré comme l'un des éléments qui contribuent à la corrosion. En effet, la nature de l'environnement (humide, salin, acide, etc.) peut affecter la réaction chimique ou électrochimique qui se produit entre le matériau et son environnement, ce qui entraîne la corrosion. Ces principaux facteurs sont :

- La concentration du réactif
- La teneur en oxygène
- Le pH du milieu
- La température
- Les impuretés

I.4.2. Les facteurs métallurgiques : c'est des facteurs liés à la nature du métal se sont les caractéristiques physiques et chimiques du métal qui affectent sa résistance à la corrosion. Ils comprennent :

- La composition du métal ou de l'alliage
- Les procédés d'élaboration
- Les traitements thermiques
- Les additions protectrices
- Les impuretés

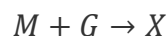
I.4.3. Facteurs liés aux conditions d'emploi : La corrosion des matériaux métalliques est influencée par divers facteurs liés aux conditions d'emploi, tels que :

- Etats de surface
- Moyens de protection
- Forme des pièces
- Emploi d'inhibiteur
- Sollicitations mécaniques
- Procédés d'assemblage (soudure, brasage, etc.)
- Températures

I.5. Les types de corrosion

I.5.1. Corrosion sèche

Il s'agit le plus souvent de l'attaque d'un métal (M) par un gaz (G) selon une réaction du type :



Où X est un produit de corrosion le plus souvent solide.

Le gaz considéré est souvent l'oxygène mais il faut aussi tenir compte d'autres gaz tels que: SO₂, Cl₂, Br₂ ou H₂S.

En présence d'un environnement sec contenant de l'oxygène et essentiellement à haute température, le métal, instable, tend à revenir sous sa forme oxydée stable.

I.5.2. Corrosion bactérienne (Biochimique)

La corrosion bactérienne est un type de corrosion qui est causée par l'activité de micro-organismes tels que des bactéries, des champignons et des algues. Ces micro-organismes peuvent se développer dans des environnements humides et acides et

produire des produits chimiques tels que des acides, des gaz et des enzymes qui peuvent corroder les métaux.

Elle est souvent rencontrée dans des réservoirs ou des conduites enterrées.

I.5.3. La corrosion électrochimique (Corrosion humide ou Corrosion dans un milieu aqueux)

La corrosion électrochimique est le mode de corrosion le plus important et le plus fréquent. On parle de corrosion humide quand les agents oxydants sont en solution (aqueuse en pratique). Elle réside essentiellement dans l'oxydation du métal sous forme d'ions ou d'oxydes. La corrosion électrochimique fait appelle à la fois à une réaction chimique et un transfert de charges électriques (circulation d'un courant).

I.5.3.1. Les réactions de la corrosion électrochimique (Réactions d'oxydoréduction)

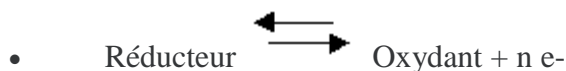
Les réactions de la corrosion électrochimiques sont appelées réactions d'oxydoréduction ou réactions redox. Il se produit un transfert d'électrons entre les atomes. Comme exemple, considérons deux atomes **A** et **B**. La réaction d'oxydoréduction implique un transfert d'électrons de l'atome **A** vers l'atome **B**, ceci signifie que l'atome **A** a cédé des électrons à l'atome **B**, et que l'atome **B** a reçu des électrons de l'atome **A**. Le transfert d'électrons entre les atomes **A** et **B**, on l'exprime par les termes oxydation et réduction :

- L'atome **A** a subi une **oxydation**, ce qui signifie que l'atome A a été **oxydé**.
- L'atome **B** a subi une **réduction**, ce qui signifie que l'atome B a été **réduit**.

Réaction d'oxydation : Perte d'électron.

Réaction de réduction : Gain d'électron.

- **L'Oxydant** est une espèce chimique (atomes, ions, molécules) capable de **gagner** un ou plusieurs électrons.
- **Le Réducteur** est une espèce chimique (atomes, ions, molécules) capable de **perdre** un ou plusieurs électrons.



- Le métal en s'oxydant produit des ions qui migrent vers le milieu aqueux, et des électrons qui sont évacués par le métal.

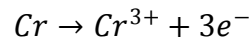
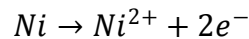
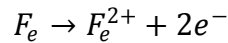
C'est une réaction dite **anodique**:



- Des ions ou des molécules dissoutes dans le milieu aqueux peuvent être réduites en captant les électrons libérés par la réaction anodique. C'est la réaction dite *cathodique*:

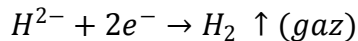
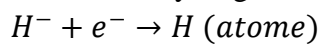


- **L'anode** : comme étant l'électrode dans laquelle l'oxydation a eu lieu et d'où partent des cations dans la solution ou encore à partir de laquelle sont libérés les électrons, elle se charge donc négativement et on lui attribue le signe négatif (-).

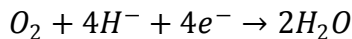


- **La cathode** : c'est l'électrode d'où partent les anions ou encore la partie où arrivent les électrons libres par l'anode. On lui attribue le signe positif (+). Généralement la cathode ne s'oxyde pas (ne se corrode pas). Différents types de réactions cathodiques pouvant exister dans la corrosion métallique :

Evolution d'hydrogène :



Réduction d'oxygène dans les solutions acides :



Comment attribuer les nombres d'oxydation des atomes dans une molécule.

- Le nombre d'oxydation

Le nombre d'oxydation est la charge attribuée à un atome d'une molécule ou d'un ion.

➤ Conseils pour déterminer le nombre d'oxydation

1. Les éléments simples ont un nombre d'oxydation de zéro.
Ex., le fer (Fe) dans sa forme pure a un nombre d'oxydation de zéro.
2. Dans une molécule diatomique (des molécules constituées uniquement de deux atomes, de même ou de différents éléments chimiques), chaque atome a un nombre d'oxydation de zéro.
Ex., dans une molécule d'oxygène (O₂), chaque atome d'oxygène a un nombre d'oxydation de zéro.

3. Les métaux alcalins ont un nombre d'oxydation de +1 et les métaux alcalino-terreux ont un nombre d'oxydation de +2.
Ex., dans le chlorure de sodium (NaCl), le sodium a un nombre d'oxydation de +1 et le chlore a un nombre d'oxydation de -1.
4. L'oxygène a généralement un nombre d'oxydation de -2, sauf dans les peroxydes où il a un nombre d'oxydation de -1.
Ex., dans l'eau (H_2O), chaque atome d'oxygène a un nombre d'oxydation de -2, tandis que dans le peroxyde d'hydrogène (H_2O_2), chaque atome d'oxygène a un nombre d'oxydation de -1.
5. L'hydrogène a généralement un nombre d'oxydation de +1, sauf dans les hydrures métalliques où il a un nombre d'oxydation de -1.
Ex., dans l'eau (H_2O), chaque atome d'hydrogène a un nombre d'oxydation de +1, tandis que dans l'hydruire de sodium (NaH), l'hydrogène a un nombre d'oxydation de -1.
6. La somme des nombres d'oxydation de tous les atomes dans une molécule neutre est égale à zéro.
Ex., dans le dioxyde de carbone (CO_2), la somme des nombres d'oxydation de chaque atome est de zéro : l'oxygène a un nombre d'oxydation de -2 et le carbone a un nombre d'oxydation de +4.
7. La somme des nombres d'oxydation de tous les atomes dans un ion polyatomique est égale à la charge de l'ion.
Ex., dans le sulfate (SO_4^{2-}), la somme des nombres d'oxydation de chaque atome est égale à la charge de l'ion : l'oxygène a un nombre d'oxydation de -2, le soufre a un nombre d'oxydation de +6 et la charge de l'ion est -2, donc $(-2) + 4(-2) = -2$.

1.6. Cellule électrochimique (pile de corrosion)

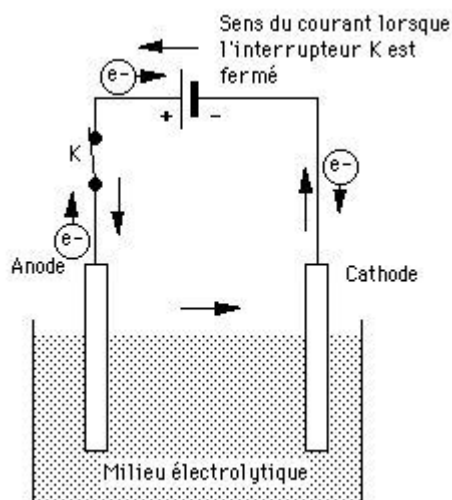


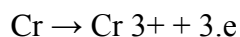
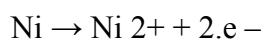
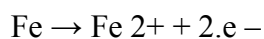
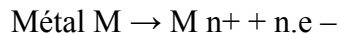
Figure I.1 Cellule électrochimique

Une cellule électrochimique, également appelée pile de corrosion, est un système dans lequel une réaction électrochimique se produit entre deux métaux différents en contact avec un électrolyte conducteur, formant ainsi un courant électrique. Dans une pile de corrosion, il y a une réaction d'oxydation (perte d'électrons) sur l'un des métaux (anode) et une réaction de réduction (gain d'électrons) sur l'autre métal (cathode).

1.6.1 L'anode :

L'anode est l'électrode dans une cellule électrochimique où se produit la réaction d'oxydation. C'est l'endroit où les électrons sont perdus lors d'une réaction électrochimique.

- Dans le cas de la corrosion, l'anode est le métal qui se corrode.
- Lorsque l'anode se corrode, des ions métalliques positifs (cations) sont libérés dans l'environnement électrolytique.
- Dans une pile de corrosion, l'anode est souvent considérée comme l'électrode négative (-) car elle est le site de la réaction d'oxydation où les électrons sont perdus.
- L'anode est en contact direct avec l'environnement électrolytique et peut être physiquement dégradée au fil du temps en raison de la réaction d'oxydation qui se produit.



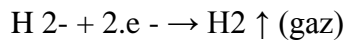
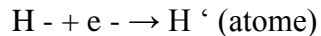
1.6.2 La cathode :

La cathode est l'électrode dans une cellule électrochimique où se produit la réaction de réduction. C'est l'endroit où les électrons sont gagnés lors d'une réaction électrochimique.

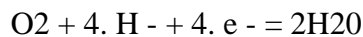
- Dans le cas de la corrosion, la cathode est souvent constituée d'un autre métal, ou d'un ion présent dans l'environnement électrolytique.
- Dans une pile de corrosion, la cathode est souvent considérée comme l'électrode positive (+) car elle est le site de la réaction de réduction où les électrons sont gagnés.
- La cathode est souvent placée à une distance de l'anode et est en contact avec l'environnement électrolytique. La cathode peut également être physiquement dégradée au fil du temps en raison de la réaction de réduction qui se produit.

Différents types de réactions cathodiques pouvant exister dans la corrosion métallique :

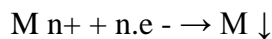
Evolution d'hydrogène :



Réduction d'oxygène dans les solutions acides :



Dépôt de métal :



1.6.3 L'électrolyte :

C'est la solution dans laquelle sont plongées l'anode et la cathode c'est un milieu conducteur d'ions qui est utilisé dans une cellule électrochimique pour permettre la réaction électrochimique de se produire, en fournissant un chemin pour les électrons et les ions de se déplacer entre l'anode et la cathode. Dans le contexte de la corrosion, l'électrolyte est le milieu dans lequel le métal se corrode.

1.6.4. La connexion électrique

C'est un élément clé d'une cellule électrochimique. Elle permet de relier les électrodes (anode et cathode) à un circuit électrique extérieur, ce qui permet aux électrons de se déplacer de l'anode à la cathode et de produire un courant électrique.

Dans une pile de corrosion, la connexion électrique est réalisée par un fil de métal qui relie l'anode et la cathode. Le courant électrique qui circule à travers le fil est le résultat de la réaction électrochimique qui se produit à l'interface métal/électrolyte. Le courant électrique peut être mesuré en utilisant un instrument appelé un ampèremètre.

I.7. Potentiel d'électrode dans les cellules électrochimiques

Le potentiel d'électrode est une mesure de la capacité d'une électrode à échanger des électrons avec une solution électrolytique. Dans une cellule électrochimique, le potentiel d'électrode est une mesure **de la force électromotrice** (fem) de la cellule, qui est la force qui pousse les électrons à se déplacer d'une électrode à l'autre.

Le potentiel d'électrode dépend de nombreux facteurs, tels que la composition de l'électrolyte, la concentration des ions dans l'électrolyte, la température et la pression. Il peut également être affecté par des facteurs externes tels que la présence de contaminants ou de catalyseurs.

Le potentiel d'électrode peut être mesuré par rapport à une électrode de référence standard, telle que l'électrode standard à hydrogène (ESH), qui a un potentiel de

référence de zéro volts. Les mesures de potentiel d'électrode sont généralement effectuées à l'aide d'un voltmètre ou d'un potentiostat.

I.7.1. Différents types de potentiel dans une cellule électrochimique

1. Potentiel standard : c'est le potentiel de l'électrode par rapport à l'électrode standard à hydrogène (ESH) dans des conditions standard, c'est-à-dire à 25°C dans une solution contenant l'ion métallique et sa forme réduite (c'est-à-dire le métal pur) à une concentration standard de 1 mol/L.

- Classification électrochimique des métaux

La classification électrochimique des métaux est basée sur le potentiel standard de chaque métal par rapport à l'ESH.

Les métaux ayant un potentiel standard plus négatif que celui de l'ESH sont appelés des métaux actifs et ont tendance à perdre des électrons plus facilement, tandis que les métaux ayant un potentiel standard plus positif sont appelés des métaux nobles et ont tendance à perdre des électrons plus difficilement.

Cette classification est importante en électrochimie, où elle est utilisée pour prédire la réactivité des métaux dans des environnements différents, tels que dans des piles et des électrolyses.

Le tableau, ci-dessous, indique le potentiel de certains métaux par rapport à l'électrode standard d'hydrogène.

Métaux actifs	Potentiel standard (V)	Réaction redox
Lithium (Li)	-3,04	$2 \text{Li} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{LiOH} + \text{H}_2$
Potassium (K)	-2,92	$2 \text{K} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{KOH} + \text{H}_2$
Calcium (Ca)	-2,87	$\text{Ca} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$
Sodium (Na)	-2,71	$2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$
Magnésium (Mg)	-2,37	$\text{Mg} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
Aluminium (Al)	-1,66	$2 \text{Al} + 3 \text{CuCl}_2 \rightarrow 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{Cu}$
Zinc (Zn)	-0,76	$\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
Fer (Fe)	-0,44	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
Étain (Sn)	-0,14	$\text{Sn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_2 + \text{H}_2$
Plomb (Pb)	-0,13	$\text{Pb} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{Cu}$
Hydrogène (H)	0	$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
Cuivre (Cu)	+0,34	$\text{Cu} + 2 \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + 2 \text{Ag}$
Argent (Ag)	+0,80	$2 \text{Ag} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} + \text{H}_2$
Or (Au)	+1,68	$3 \text{Au} + 8 \text{HCl} \rightarrow 3 \text{AuCl}_4^- + 4 \text{H}_2$

Dans chaque réaction redox, le métal actif subit une oxydation (perte d'électrons) tandis que l'autre espèce subit une réduction (gain d'électrons). Les métaux avec un potentiel standard plus négatif ont tendance à être oxydés plus facilement, tandis que les métaux nobles ont tendance à être réduits plus facilement. L'hydrogène est également inclus dans le tableau pour servir de référence.

2. Potentiel d'équilibre (Potentiel de Nernst)

Le potentiel d'équilibre est le potentiel électrique d'une électrode pour une réaction redox donnée, lorsque la réaction atteint un état d'équilibre thermodynamique. À l'équilibre, il n'y a pas de flux net d'électrons entre l'électrode et la solution, et le potentiel de l'électrode ne change pas avec le temps.

Le potentiel d'équilibre peut être déterminé à partir de l'équation de Nernst, qui relie le potentiel de l'électrode à la constante d'équilibre et à la concentration des espèces chimiques impliquées dans la réaction.

L'équation de Nernst s'écrit comme suit :

$$E = E^0 + \frac{nRT}{nF} \ln \frac{[Ox]}{[Red]} = E^0 + \frac{2.3RT}{nF} \log \frac{[Ox]}{[Red]}$$

Où E^0 est le potentiel standard de l'électrode, R est la constante des gaz parfaits, T est la température en kelvins, n est le nombre d'électrons échangés lors de la réaction redox, F est la constante de Faraday, $[Ox]$, $[Red]$ c'est les concentrations des espèces oxydées et réduite respectivement.

A 298 K, $F \cdot 2.3 \cdot RT = 0,059$ V. (dans les conditions standards, $[i] = 1$ mol.L⁻¹ ou $P_i = 1$ bar) ; $R = 8,314$ J.K⁻¹.mol⁻¹ ; T / K ; $F = 96485$ C.mol⁻¹ ≈ 96500 C.mol.

3- Le potentiel de corrosion

Le potentiel de corrosion est la mesure du potentiel électrique d'un matériau par rapport à un électrolyte, qui indique sa tendance à subir une réaction de corrosion. Plus précisément, le potentiel de corrosion est la mesure de la tendance d'un matériau à perdre des électrons, ce qui peut entraîner la corrosion et la dégradation du matériau.

Le potentiel de corrosion est mesuré en volts (V) ou en millivolts (mV) par rapport à un électrode de référence standard, comme l'électrode au calomel saturé (ECS) ou l'électrode de référence au chlorure d'argent (Ag/AgCl).

- Variation du potentiel de corrosion en fonction du temps

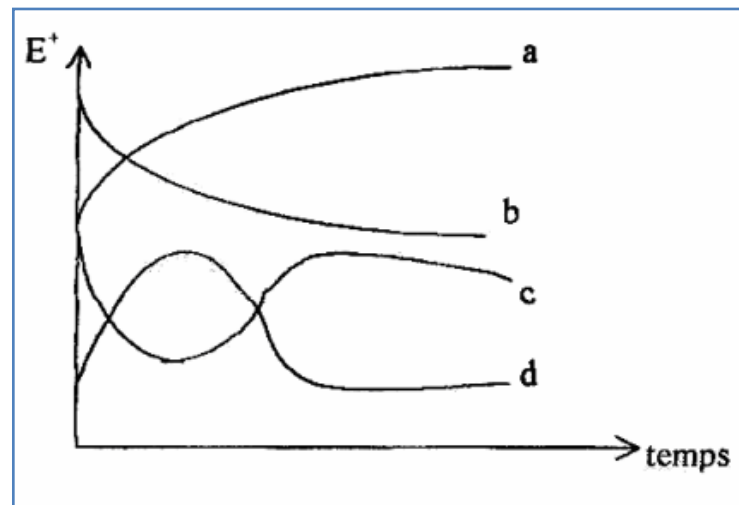


Figure1.2 Variation du potentiel de corrosion

- **Courbe a** : le potentiel devient de plus en plus noble, il y a passivation du métal par formation à la surface d'un produit de corrosion insoluble protecteur. C'est le cas du fer plongé dans l'acide nitrique concentré.
- **Courbe b** : le potentiel devient de moins en moins noble, ou plus négatif, il y a attaque du métal c'est le cas de l'aluminium plongé dans la soude.
- **Courbe c** : le potentiel devient d'abord plus négatif, puis tend vers des valeurs plus positives, il y a attaque suivie de passivation. C'est le cas de l'aluminium plongé dans une solution d'acide nitrique à 15 ou 20 %.
- **Courbe d** : le potentiel devient plus noble puis se déplace vers des valeurs plus négatives. C'est le cas lorsqu'au moment de son immersion, le métal est recouvert d'une couche protectrice, celle-ci se développe dans un temps plus ou moins long puis elle est détruite. Le métal est alors mis à nu.

- La différence entre les 3 types de potentiel

La différence entre ces potentiels est que :

- le potentiel standard est une grandeur thermodynamique qui décrit l'énergie nécessaire pour que l'oxydation ou la réduction se produise à l'électrode dans des conditions standard.

- Le potentiel d'équilibre décrit le potentiel à partir duquel il n'y a plus de flux net d'électrons entre l'électrode et la solution électrolytique.

- Enfin, le potentiel de corrosion décrit le potentiel à partir duquel la corrosion de l'électrode commence à se produire. Le potentiel de corrosion est un potentiel dynamique et peut varier en fonction des conditions environnementales, comme la concentration des ions dans la solution, la température, le pH et la présence d'impuretés.

1.8 Formes de corrosion

Les formes de corrosion les plus courantes sont les suivantes :

1. **Corrosion uniforme (généralisée):** Cette forme de corrosion se produit de manière uniforme sur toute la surface du matériau métallique. Elle est généralement causée par une exposition prolongée à un milieu électrolytique corrosif tel que l'eau salée ou l'air pollué. c'est le cas des aciers au carbone dans l'atmosphère, on assiste ainsi, à la formation d'une homogène couche d'oxydes de fer qui couvre toute la surface. La vitesse de corrosion dans ce cas est exprimées eu perte de masse
2. **Corrosion par piqûres :** Cette forme de corrosion se produit lorsque des zones localisées sur la surface du métal sont attaquées. Les piqûres peuvent être causées par des micro-organismes, des ions chlorures, des sulfates ou d'autres agents corrosifs. Les piqûres peuvent être difficiles à détecter car elles peuvent être très petites et se produire sous la surface du métal.
3. **Corrosion localisée:** Ce phénomène est rencontré lorsque le matériau est un alliage composé de phase hétérogène, ou d'inclusion, ou d'une protection localement défectueuse qu'on au milieu, la variation local de sa composition chimique ou de son PH ou de sa température peut former localement des sites préférentiels de développement de corrosion.
4. **Corrosion sous contrainte:** due à l'effet conjugué de la contrainte mécanique et du milieu agressif cette forme de corrosion est particulièrement dangereuse, elle conduit à la rupture des installations par la propagation de la fissure. La perte de matière dans ce cas est faible.
5. **Corrosion galvanique:** Cette forme se manifeste particulièrement aux milieux aqueux, c'est la conséquence de la formation d'une pile entre différentes zone de matériaux. Des zones qui sont siège à des réactions anodiques (corrosion du matériau) et des zones siège a des réactions cathodique (réduction de l'oxydant).
6. **Corrosion intergranulaire :** Cette forme de corrosion se produit le long des joints de grains d'un matériau métallique. Elle peut être causée par la ségrégation de certaines impuretés dans les zones de jointures des grains, ce qui rend ces zones plus sensibles à la corrosion.
7. **Corrosion érosion:** Elle est à l'action conjointe d'une réaction électrochimique et d'un enlèvement mécanique de la matière; elle a souvent lieu sur des métaux exposés à l'écoulement rapide d'un fluide.
8. **Corrosion par cavitation :** Cette forme de corrosion se produit dans les zones soumises à des turbulences, telles que les pales de turbines, les hélices de navires ou les pompes. La cavitation peut provoquer des bulles de vapeur à haute pression qui endommagent la surface du métal.

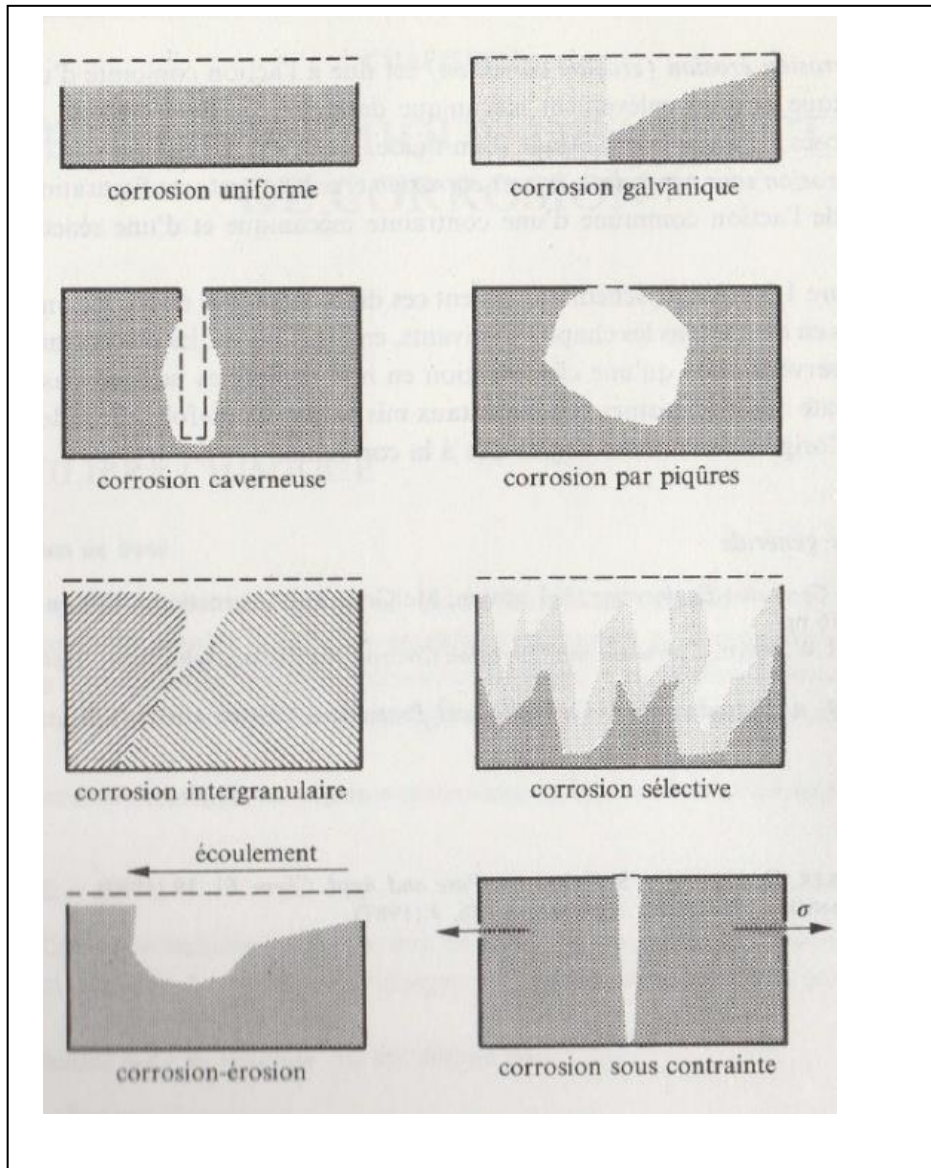


Figure I.3 : Huit types de corrosion souvent rencontré en pratique

1.9 Méthode d'évaluation de la corrosion

Il existe plusieurs méthodes d'évaluation de la corrosion, qui sont utilisées en fonction des objectifs de l'analyse et des propriétés du matériau. Voici quelques-unes des méthodes courantes :

- **Mesure de la perte de masse** : Cette méthode consiste à mesurer la quantité de matériau perdu à la suite de la corrosion. Les échantillons sont exposés à l'environnement corrosif et sont ensuite pesés à intervalles réguliers pour déterminer la quantité de matériau perdue.

Loi de Faraday

La loi de Faraday qui permet de relier la quantité d'électricité échangée lors d'une réaction électrochimique à la quantité de matière qui a été transformée lors de cette réaction:

$$Q = n \cdot N \cdot F$$

$$Q = I \cdot t$$

où Q est la quantité d'électricité en coulombs (C) échangée lors de la réaction, n est le nombre d'électrons échangés, N est la quantité de matière en moles (mol) qui a été transformée, et F est la constante de Faraday, qui a une valeur de 96 485,34 C/mol.

I est la quantité de courant électrique (A), t le temps (s).

En utilisant la loi de Faraday, il est possible de déterminer la quantité de métal perdue par corrosion en mesurant la quantité d'électricité échangée lors de la réaction de corrosion.

En utilisant la relation entre la masse, la quantité de matière et la masse molaire, on peut exprimer la quantité de matière transformée en fonction de la masse :

$$N = m/M$$

où m est la masse en grammes, M est la masse molaire en g/mol.

En combinant ces équations (1) et (2), on obtient:

$$m = \frac{I \cdot t \cdot M}{n \cdot F}$$

Cette relation montre que la vitesse de corrosion dépend du courant électrique qui passe à travers le métal, de la masse molaire du métal et du nombre d'électrons échangés lors de la réaction de corrosion.

- **Mesure de la résistance à la corrosion** : Cette méthode mesure la résistance d'un matériau à la corrosion en exposant des échantillons à des conditions corrosives spécifiques et en mesurant la durée de leur résistance.

- **Évaluation visuelle** : Cette méthode consiste à observer visuellement les changements de surface du matériau exposé à l'environnement corrosif.

- **Analyse microscopique** : Cette méthode permet d'examiner la structure interne du matériau pour détecter les signes de corrosion. L'analyse microscopique peut être réalisée à l'aide d'un microscope électronique à balayage (MEB) ou d'un microscope optique.

Il est important de choisir la méthode d'évaluation appropriée pour une application donnée, en tenant compte des propriétés du matériau, de l'environnement corrosif et des objectifs de l'analyse.