

LA CORROSION :



FORMES



ET EXEMPLES

christophe.holterbach@cetim-ceremat.fr

Corrosion et Traitement de surface

Tél: 03-89-32-72-20 Fax:03-89-59-97-87

COURS CORROSION

PRINCIPAL MODE DE DEGRADATION DANS LE MONDE

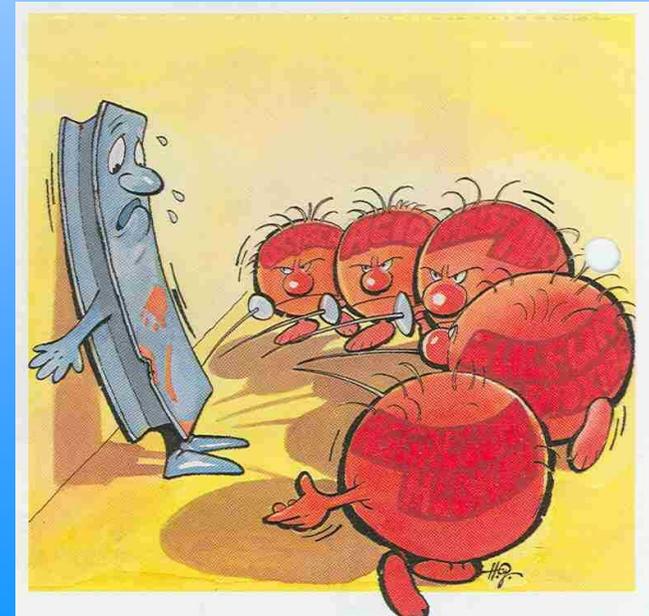
devant les phénomènes d'usures et de ruptures.

**PENDANT QUE VOUS LIREZ CES LIGNES 400
KILOGRAMMES DE FER AURONT DISPARU EN
FRANCE SOUS L'EFFET DE LA CORROSION.**

(1937*)

* Aujourd'hui dans le monde :

1/4 de la production annuelle mondiale d'acier détruite, ce qui représente 5 tonnes d'acier par seconde environ.



COURS CORROSION

LA CORROSION AFFECTE TOUS LES MATERIAUX :

Métalliques – Organiques (polymères) et Minéraux (céramiques)



La résistance à la corrosion

N'EST PAS une propriété intrinsèque du matériau

COURS CORROSION

LE COUT DE LA CORROSION :

La corrosion touche tous les domaines de l'économie

COÛTS DIRECTS :

- Remplacement des matériaux corrodés,
- Réfection et entretien des moyens de protection,
 - ...

COÛTS INDIRECTS :

- Frais d'arrêt des installations,
 - Perte de produits,
 - ...

Dans les pays industrialisés les coûts de la corrosion représentent
3 à 4 % du PNB

+ Facteur « Humain »

+ Pollution de l'Environnement

COURS CORROSION

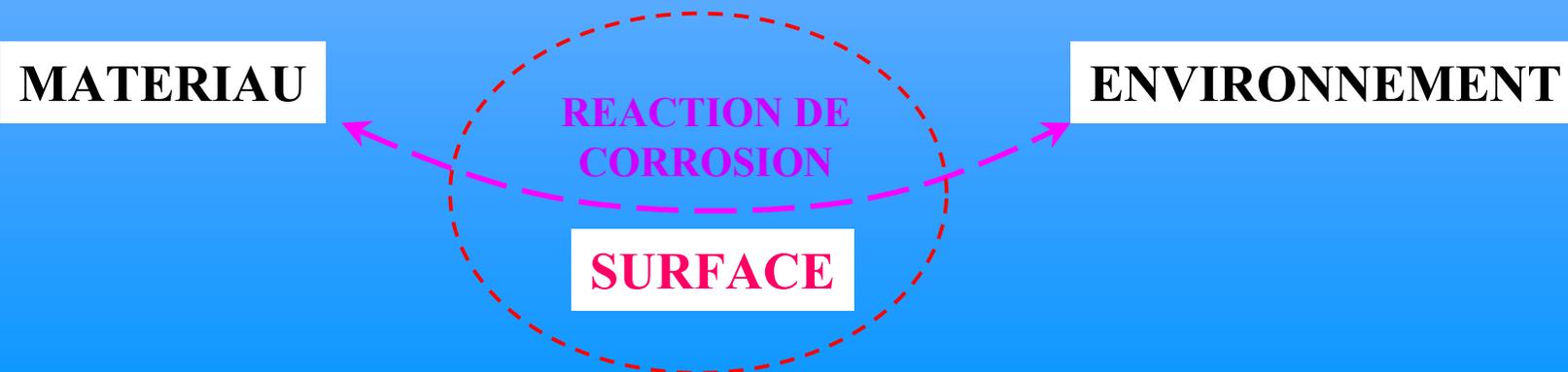
QU'EST-CE QUE LA CORROSION ?

CORROSION ?

(Corrodere = ronger, attaquer)

Dégradation ou transformation du matériau et de ses propriétés par
réaction physico-chimique avec l'environnement

↳ La CORROSION traduit donc **L'INTERACTION** entre la
SURFACE d'un **MATERIAU** et son **ENVIRONNEMENT**.



COURS CORROSION

QU'EST-CE QUE LA CORROSION ?

CORROSION

=

REACTIONS A L'INTERFACE



Matériau- GAZ

Corrosion **SECHE**

Processus Diffusionnel

Matériau- LIQUIDE

Corrosion **HUMIDE**

Réactions Electrochimiques

COURS CORROSION

QU'EST CE QU'UNE REACTION ELECTROCHIMIQUE ?

Une **réaction électrochimique** est une transformation chimique qui implique **un transfert de charges à l'interface** entre un conducteur électronique (le matériau métallique), appelé électrode, et un conducteur ionique liquide (le milieu environnant), appelé électrolyte.

Les réactions électrochimiques peuvent donc se produire dans tous les liquides (ou solutions) conduisant l'électricité tel que par exemple, l'eau douce, l'eau de mer, l'air humide, les acides, les bases (soude, potasse, ammoniacque), etc...

Elles prennent naissance lorsque deux parties d'une structure (ou deux zones d'un même matériau) possèdent un potentiel électrique différent formant ainsi une pile électrochimique que l'on appelle **pile de corrosion**.

Comme toutes les piles, les piles de corrosion se composent **d'une partie anodique** (potentiel le plus bas ou pôle négatif) et **d'une partie cathodique** (potentiel le plus haut ou pôle positif) connectées entre elles et en contact avec un électrolyte.

COURS CORROSION

ORIGINE DES PILES DE CORROSION ?

↳ Quelle partie du métal ou de l'alliage va jouer le rôle d'anode ou de cathode ?

La formation de micropiles dans un métal est induite par la présence **d'hétérogénéités** physique et/ou chimique.

- Hétérogénéité structural,
- Hétérogénéité de surface,
- Hétérogénéité de composition du milieu environnant,
- Hétérogénéité occasionnée par les conditions d'emploi ou de mise en œuvre,
- ...



Tout dispositif métallique présentant **des hétérogénéités**, mis au contact d'un électrolyte, est susceptible de se corroder.

COURS CORROSION

PAR EXEMPLE :

Une différence de potentiel peut apparaître :

- Entre deux zones oxygénées différemment,
 - Suite à une différence de T° entre certains points du métal,
 - Suite à une modification de la valeur du pH de la solution agressive,
- Par des différences locales de la concentration de sels de la solution agressive
 - Entre deux phases d'un même métal (alliage biphasé),
- Suite à la présence de dépôts ou couches de protection à la surface des métaux,
 - Entre deux états d'un même métal (zones écrouies et non écrouies),
 - Entre la matrice d'un métal et des inclusions,
 - Suite à différentes conditions de contraintes et de déformations,
 - Suite à une rugosité de surface différente,
- Suite à des défauts de surface (rayures, abrasion, particules incrustées,..)
 - Suite à une vitesse de fluide différente,
 - Entre deux métaux différents,
 -

COURS CORROSION

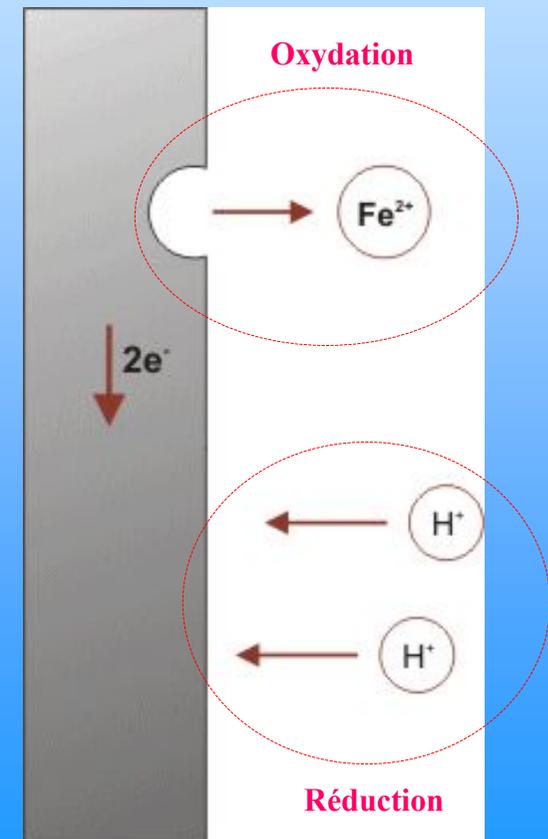
MECANISME DE LA CORROSION ELECTROCHIMIQUE :

Les réactions électrochimiques sont **des réactions d'oxydo-réduction** :

C'est-à-dire que **le métal s'oxyde en réduisant le milieu ambiant**.

Comme tous les processus d'oxydo-réduction, la corrosion électrochimique peut donc être décomposée en, au moins **deux demi-réactions** dépendantes l'une de l'autre et se déroulant en **différents points du métal** :

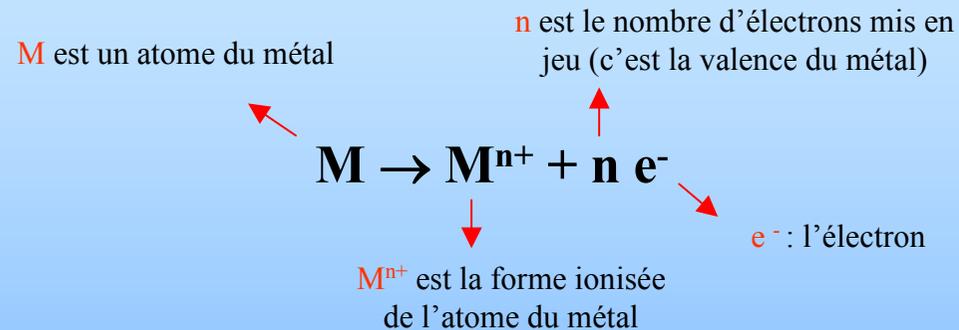
- Une réaction d'OXYDATION
- et une réaction de REDUCTION



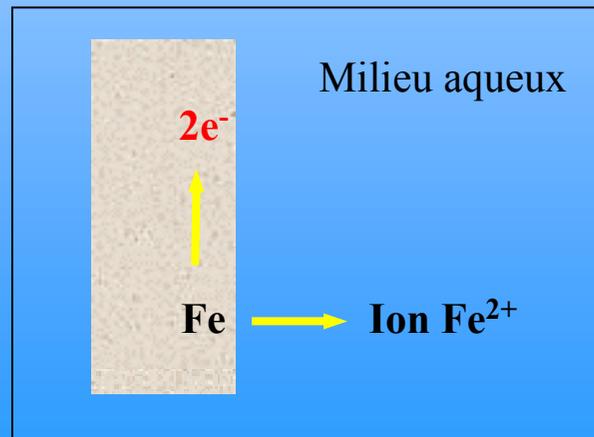
COURS CORROSION

QU'EST CE QU'UNE REACTION D'OXYDATION ?

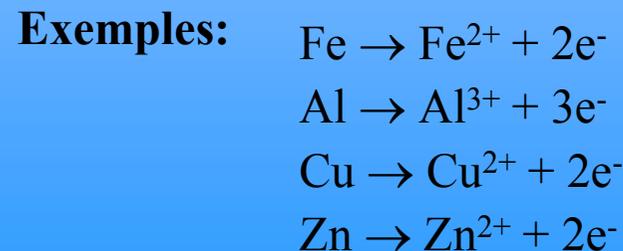
L'OXYDATION correspond à une **PERTE D'ELECTRONS**.



Le corps qui **libère des électrons** est **oxydé** et est nommé **le réducteur** de la réaction.



PROCESSUS ANODIQUE (ou réaction anodique)

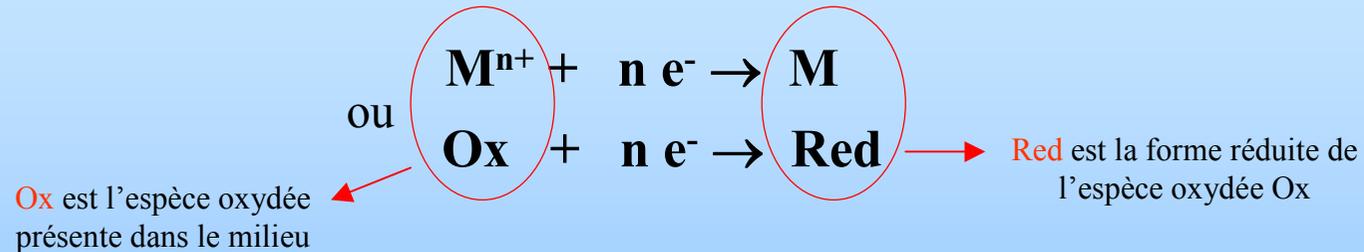


L'oxydation d'un corps s'**accompagne toujours** de la **réduction d'un autre** (*les électrons ne peuvent pas se balader tous seuls et sont nécessairement captés*).

COURS CORROSION

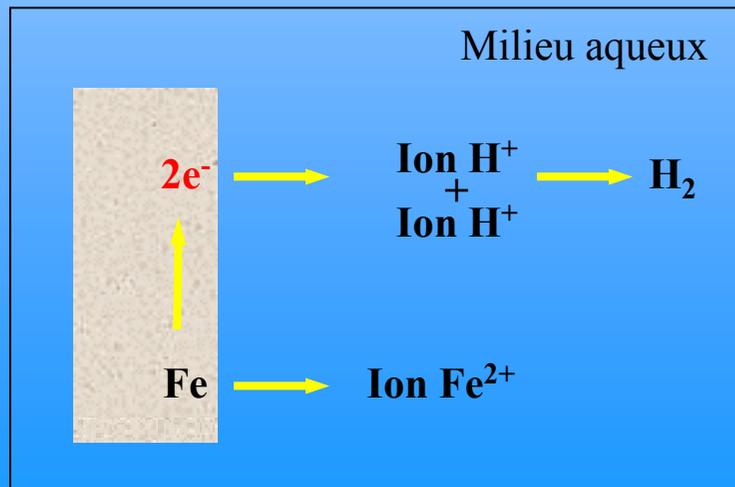
QU'EST CE QU'UNE REACTION DE REDUCTION ?

LA REDUCTION correspond à un **GAIN D'ELECTRONS**.



Le corps qui **capte des électrons** est **réduit** et est nommé **l'oxydant** de la réaction.

PROCESSUS CATHODIQUE (ou réaction cathodique)



Exemples:

Réduction des ions H^+ en hydrogène gazeux



Réduction de l'oxygène dissout



COURS CORROSION

QU'EST CE QU'UNE REACTION D'OXYDO-REDUCTION ?

L'OXYDATION ($M \rightarrow M^{n+} + n e^-$) et la REDUCTION ($M^{n+} + n e^- \rightarrow M$) correspondent à des **demi-réactions** d'oxydo-réduction.

Une réaction d'oxydo-réduction implique en effet **deux couples** oxydo-réducteurs **différents**.

① Un métal



← 1^{er} couple oxydo-réducteur

② Une espèce chimique



← Second couple oxydo-réducteur



← Forme générale

Au cours de la réaction d'oxydo-réduction, le réducteur (Fe) d'un des couples cède des électrons à l'oxydant (H^+) de l'autre couple.

Une réaction d'oxydo-réduction est donc **une réaction d'échange d'électrons** entre l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre couple.

COURS CORROSION

QUELQUES COUPLES REDOX :

Potentiel normal d'oxydoréduction E_0 (V) à 25°C

	Forme Oxydante	E_0 (V)	Forme Réductrice
	Au^{3+}	1.5	Au
	O_2	1.23	H_2O
	Pt^{2+}	1	Pt
	Hg^{2+}	0.86	Hg
	Fe^{3+}	0.77	Fe
	Cu^{2+}	0.34	Cu
METAUX NOBLE OU CATHODIQUE	H^+	0	H_2
	Pb^{2+}	-0.13	Pb
	Sn^{2+}	-0.14	Sn
	Ni^{2+}	-0.23	Ni
	Fe^{2+}	-0.44	Fe
	Zn^{2+}	-0.76	Zn
METAUX ANODIQUE	Al^{3+}	-1.66	Al

Pouvoir oxydant croissant (↑)

Pouvoir réducteur croissant (↓)

Potentiel de référence pris arbitrairement

Un couple Redox

E_0 nous renseigne qualitativement sur la spontanéité du métal à se corroder
+ E_0 est grand, plus l'oxydant du couple est fort et plus le réducteur est faible

COURS CORROSION

Par conséquent:

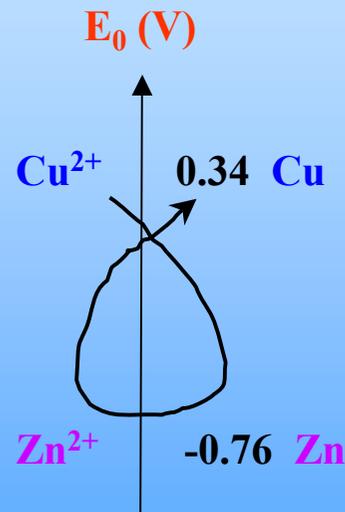
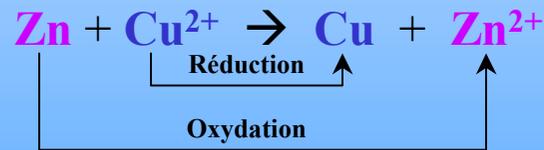
Une substance sera d'autant plus **oxydante** (corrosive) que le potentiel de son couple redox est **élevé**.

Une substance sera d'autant plus **réductrice** (corrodable) que le potentiel de son couple redox est **faible**.

COURS CORROSION

EXEMPLE :

Exemple de réaction entre 2 couples oxydant/réducteur



EXEMPLE:

Présence d'ions cuivriques dans de l'eau sanitaire véhiculée par une conduite en acier galvanisé

← Acier galvanisé

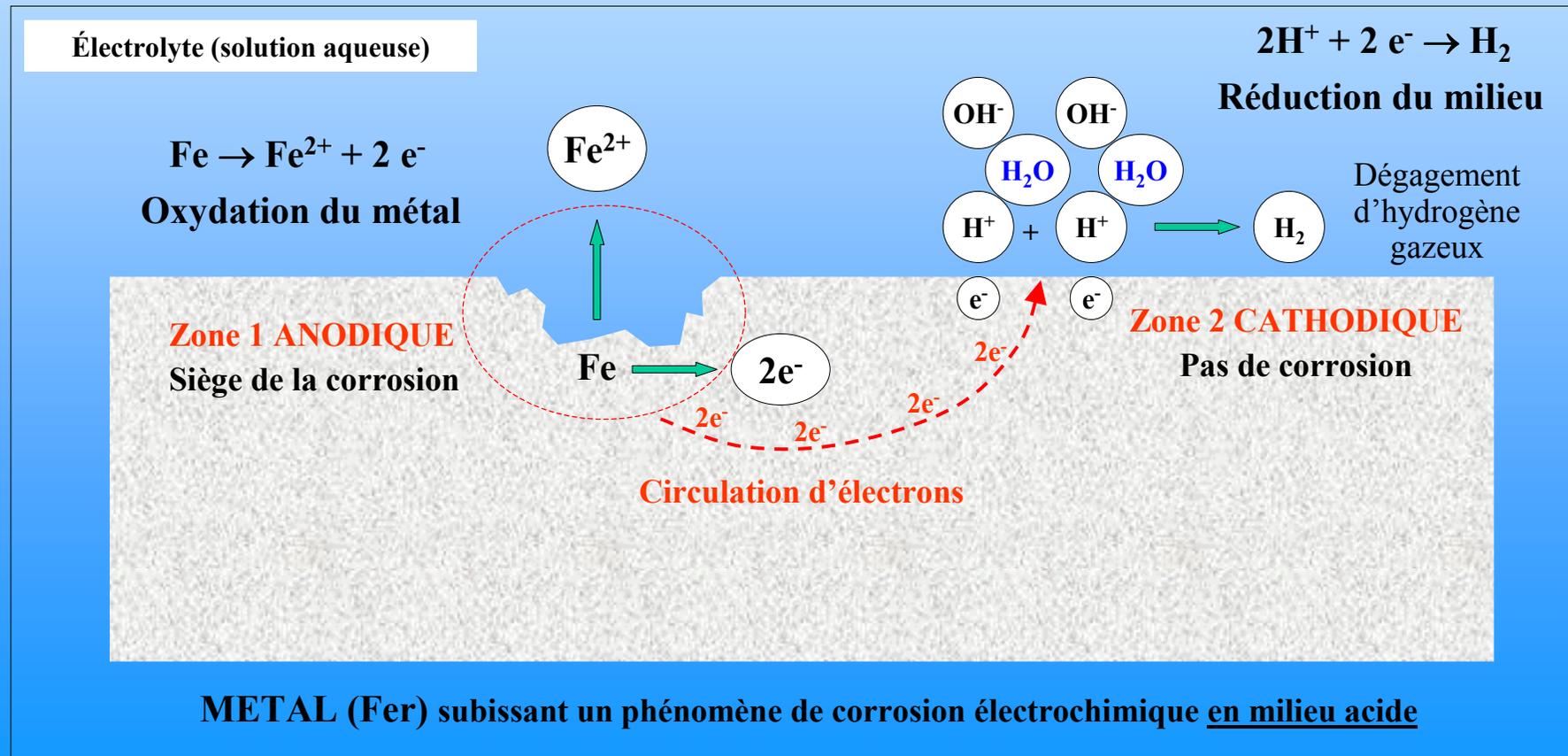
(règle dite du « gamma »)

La réaction d'oxydoréduction spontanée entre 2 couples s'effectue toujours entre **l'oxydant le plus fort** et le **réducteur le plus fort**

↳ d'ou, pour cette exemple, corrosion de la couche de galvanisation (revêtement de zinc)

COURS CORROSION

Du point de vu de la corrosion, la surface (zone 1 anodique) sur laquelle a lieu la réaction d'oxydation ($\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$) correspond à la dissolution du métal qui a lieu avec une émission d'électrons dans le matériau et passage d'ions positifs en solution. La surface (zone 2 cathodique) sur laquelle a lieu la réaction de réduction de l'électrolyte ($2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$) correspond à la consommation des électrons émis dans la zone 1 (neutralisation des charges) :



COURS CORROSION

EN CONCLUSION :

Pour un processus de corrosion électrochimique donné, on a toujours les éléments suivants:

- ① **Un matériau**, en règle générale métallique
- ② La présence d'**un électrolyte conducteur** (solvant polaire)
- ③ Une **zone anodique** siège de la corrosion et **une zone cathodique** siège de la réduction du milieu
- ④ **Une différence de potentiel** (ddp) entre la zone anodique et la zone cathodique
- ⑤ La circulation d'**un courant électrique** entre deux points anode-cathode de la surface (électrons dans le métal, ions dans l'électrolyte)