



La corrosion des métaux

La corrosion signifie la destruction du métal par action chimique ou électrochimique. Le métal est graduellement attaqué par son milieu et se transforme en oxyde, en sel ou en tout autre composé. On reconnaît l'existence de deux mécanismes fondamentaux de la corrosion: l'attaque chimique directe et l'attaque électrochimique.

ATTAQUE CHIMIQUE DIRECTE: toute corrosion qui se produit sans passage sensible de courant électrique d'induction à travers le métal. La réaction est relativement uniforme sur la surface entière exposée et une croûte ou un dépôt d'épaisseur égale se forme sur la surface. Exemples de l'attaque chimique directe: rouille du fer et de l'acier, patine des toits en cuivre et ternissage de l'argent.

ATTAQUE ELECTROCHIMIQUE: caractérisée par la formation de petites plaques de cellules électriques. Le métal et la solution corrosive servent de conducteurs entre les deux pôles d'une cellule, ce qui permet le passage du courant électrique d'induction. Ici, l'attaque est locale, contrairement à l'attaque chimique directe qui est uniforme. Selon les circonstances, l'attaque électrochimique que peut être provoquée par une galvanisation ou par une concentration des cellules.

Une cellule galvanique se rencontre lorsque deux métaux différents sont assemblés par un procédé électrique et sont immergés dans une solution électrolytique. Le métal ayant le plus fort potentiel individuel d'électrode ou venant en tête de l'autre dans l'échelle électromotrice (voir tableau) est attaqué, alors que l'autre est protégé. L'intensité de l'attaque diminue graduellement grâce à la polarisation, en d'autres termes, parce que les électrodes recueillent certains produits de l'électrolyse. L'intensité de l'attaque dépend également des surfaces respectives des métaux qui servent de bornes positives et négatives. Ainsi, les clous ou vis d'acier utilisés sur des solins en cuivre sont attaqués très rapidement alors que la corrosion des clous en cuivre utilisés sur les solins en acier est négligeable.

Une cellule de concentration apparaît lorsque deux surfaces d'un même type de métal sont soumises à différentes concentrations d'oxygène dissout ou de liquide excitateur. L'attaque se produit à la surface, aux endroits où la concentration d'oxygène ou de liquide excitateur est faible. Ainsi, dans les régions industrielles ou du bord de mer où les joints de chevauchement métalliques sont imbibés d'eau ou exposés à la pluie, ces derniers sont attaqués au point de chevauchement où la solution agit, empêchant ainsi la concentration d'augmenter.

INERTIE: Lorsque l'agent corrosif et le métal forment, en réagissant, une couche protectrice adhérente. L'action chimique du métal est modifiée, décalant ainsi le rang qu'il occupe dans l'échelle des forces électromotrices. L'aluminium nous offre un bon exemple: bien qu'il occupe une place relativement élevée dans l'échelle des forces électromotrices, il n'est pas attaqué aussi aisément que le fer ou l'acier. Une pellicule d'oxyde d'aluminium, épaisse et très adhérente, se forme et protège le métal qu'il recouvre. Toutefois, cette pellicule d'oxyde n'adhère pas parfaitement au fer et à l'acier, ce qui permet à la corrosion de s'étendre.

LA PIQURE est une forme de corrosion localisée. C'est une sorte d'attaque électrochimique, formant des cellules galvaniques ou de concentration, ou encore des deux sortes. Les cellules galvaniques sont

causés par des différences de composition locales sur la surface du métal, qui sont propres à la fabrication ou causées par le morcellement de la couche passive ou protectrice. Les cellules de concentration se forment à la base des imperfections de surface.

EXPOSITION AUX CONDITIONS ATMOSPHERIQUES.

LES ALLIAGES A BASE D'ALUMINIUM sont très résistants dans les conditions normales d'exposition extérieure. Les alliages qui contiennent un pourcentage important de cuivre (plus d'un pourcent environ) sont un peu moins résistants que les autres alors que les alliages recouverts d'aluminium sont en général les plus résistants. Une exposition périodique à la pluie est probablement utile car elle élimine les produits corrosifs formés par l'air alors que les gaz qui se forment ordinairement dans une atmosphère industrielle n'ont qu'une influence minime.

Lorsque des alliages à base d'aluminium sont placés dans un endroit humide et en contact avec des métaux différents, la surface d'aluminium voisine de l'autre métal est susceptible de subir une attaque galvanique. Cette action est bien plus marquée dans les atmosphères du bord de mer que dans les atmosphères rurales ou industrielles. Une mise en contact avec du cuivre ou des alliages à base de cuivre provoque une attaque galvanique plus prononcée sur l'aluminium que sur la plupart des autres métaux. Généralement, l'acier ne multiplie pas dans une large mesure l'intensité de l'attaque de l'aluminium, sauf éventuellement dans les régions du bord de mer; quant à l'acier inoxydable, il est encore moins nocif. Etant donné leur proximité dans l'échelle d'activité, le zinc (p.e. galvanisation sur acier) protégera la plupart des alliages à base d'aluminium qu'il touche, et ce dans presque tous les cas.

ALLIAGE DE FER ET D'ACIER: il existe deux méthodes courantes pour diminuer l'attaque atmosphérique des métaux ferreux lorsque le titre de l'alliage est inférieur à la teneur en substance inoxydable. La première méthode est de couvrir le métal d'une couche protectrice métallique (comme le zinc, l'étain, le plomb, le nickel, le chrome) ou non métallique telle que la peinture. La deuxième méthode consiste à ajouter au fer des métaux d'alliage qui en favorisant la formation d'une couche de rouille plus épaisse et adhérente, donc plus protectrice, ralentit l'attaque.

CUIVRE: La patine, ou mince couche protectrice, se forme lentement et est accélérée par des atmosphères industrielles ou du bord de mer. Après une longue période d'expositions, la composition de la patine se stabilise ou se minéralise et ne subit plus aucun changement, à moins qu'elle ne soit endommagée. Un manque de précaution relativement aux mesures à prendre pour ménager du jeu pour la dilatation et la contraction par exemple, conjugué à une légère corrosion atmosphérique peut provoquer une corrosion due à la fatigue des métaux.

Bien que le cuivre ne soit pas normalement sujet à la corrosion, des complications peuvent produire une attaque corrosive active. A titre d'exemple, la corrosion peut se produire là où l'eau a été retenue par un gros bourrelet de soudure ou par une capillarité le long d'un bardeau. L'eau qui dégoutte d'une structure saillante peut provoquer l'érosion et la corrosion d'une surface en cuivre, particulièrement dans les endroits industriels où cette eau est probablement contaminée par des produits de combustion.

ZINC: L'intensité de la corrosion est pire lorsqu'il y a mouillages et séchages fréquents dans une atmosphère industrielle où l'humidité est nettement acide, ce qui empêche la formation de la pellicule protectrice de base. Presque tous les métaux ont une protectrice de base. Presque tous les métaux ont

une protection importante ou complète lorsque mis en contact avec le zinc. On devrait éviter de mettre des petites surfaces de zinc en contact avec de grandes surfaces de métaux qui sont électropositifs. Le contact de petites surfaces d'autres métaux avec de grandes surfaces de zinc est relativement sans danger.

Les matériaux galvanisés seront attaqués s'il y a présence du cuivre. Les joints de matériau galvanisé et de zinc devraient être évités lorsqu'ils sont destinés à être exposés car le zinc du joint pourrait être attaqué dans le cas où ce dernier comprend un pont d'eau (électrolyte) à l'effet de réaliser un circuit de cellule galvanique.

PLOMB: La protection ou le revêtement du plomb avec d'autres matériaux n'est pas nécessaire lorsqu'il y a exposition atmosphérique en raison de la pellicule protectrice. Cette pellicule protectrice étant électriquement isolante, le plomb ne cause pas ordinairement de corrosion galvanique assez importante pour qu'on s'en préoccupe lorsque mis en contact avec d'autres métaux.

**ÉCHELLE D'ACTIVITÉ
OU
ÉCHELLE DES FORCES ÉLECTROMOTRICES
(liste abrégée des métaux)**

MÉTAUX	POTENTIEL D'UN ÉLECTRODE SIMPLE
Lithium	+ 3.02
Potasse	+ 2.42
Sodium	+ 2.71
Magnésium	+ 2.34
Aluminium	+ 1.67
Zinc	+ 0.76
Chrome	+ 0.71
Fer	+ 0.44
Cadmium	+ 0.40
Nickel	+ 0.25
Étain	+ 0.135
Plomb	+ 0.125
Hydrogène	0
Cuivre	- 0.345
Mercure	- 0.80
Argent	- 0.80
Platine	- 1.2
Or	- 1.42

Les métaux peuvent être classés dans une échelle d'activité selon la vitesse de déplacement de l'hydrogène de l'acide hydrochlorique. D'autres réactions sont utilisées pour les métaux qui ne réagissent pas à l'acide hydrochlorique.

Si des morceaux de deux différents métaux purs sont assemblés par un procédé électrique et placés dans un liquide excitateur, le plus actif (celui ayant le potentiel électrode le plus élevé) tend à se dissoudre dans la solution alors que le moins actif tend à être protégé par la solution; ainsi, le zinc protège le fer des plaques galvanisées. De plus, tout métal trempé dans une solution d'eau déplacera le sel d'un autre métal qu'il précède dans l'échelle. Ainsi le fer déplacera le cuivre d'une solution de sels de cuivre; un clou en fer trempé dans une solution de sulfate de cuivre sera rapidement recouvert de cuivre.

Les opinions exprimées ci-dessus sont celles du Comité Technique National de l'ACEC. Ce bulletin technique est distribué dans le but de véhiculer des renseignements pertinents sur l'industrie de la couverture. Les énoncés, commentaires, opinions et conclusions, s'il y a lieu, ne constituent pas un avis techniques définitifs, nous invitons le lecteur à solliciter l'avis d'un professionnel en génie ou en architecture. Aucune responsabilité ne sera assumée par l'ACEC, l'un des officiers ou directeurs de même que par des membres ou employés sur l'interprétation et l'utilisation que le lecteur pourra faire des renseignements contenus dans ce bulletin.