

BULLES DE SCIENCES



Valérie L'Hostis  
et Damien Féron

# Pourquoi faut-il toujours repeindre la Tour Eiffel ?

Une histoire de rouille

edp sciences

**Pourquoi faut-il toujours  
repeindre la Tour Eiffel ?**

# **Pourquoi faut-il toujours repeindre la Tour Eiffel ?**

---

**Une histoire de rouille**

**VALÉRIE L'HOSTIS ET DAMIEN FÉRON**

Illustrations de peb & fox

The logo for 'edp sciences' features the lowercase letters 'edp' in a stylized, rounded font, followed by the word 'sciences' in a clean, sans-serif font.

17, avenue du Hoggar – P.A. de Courtabœuf  
BP 112, 91944 Les Ulis Cedex A

Composition et mise en pages : Patrick Leleux PAO  
Couverture : conception graphique de B. Defretin, Lisieux  
Illustration de couverture : peb & fox

Imprimé en France  
ISBN (papier) : 978-2-7598-2223-2  
ISBN (ebook) : 978-2-7598-2224-9

Tous droits de traduction, d'adaptation et de reproduction par tous procédés, réservés pour tous pays. La loi du 11 mars 1957 n'autorisant, aux termes des alinéas 2 et 3 de l'article 41, d'une part, que les « copies ou reproductions strictement réservées à l'usage privé du copiste et non destinées à une utilisation collective », et d'autre part, que les analyses et les courtes citations dans un but d'exemple et d'illustration, « toute représentation intégrale, ou partielle, faite sans le consentement de l'auteur ou de ses ayants droit ou ayants cause est illicite » (alinéa 1<sup>er</sup> de l'article 40). Cette représentation ou reproduction, par quelque procédé que ce soit, constituerait donc une contrefaçon sanctionnée par les articles 425 et suivants du code pénal.

© EDP Sciences, 2019

## SOMMAIRE

---

<i>INTRODUCTION</i> .....	7
<b>Chapitre 1. Il était une fois, la rouille</b> .....	9
La rouille est tout autour de nous .....	9
Pour faire du fer, il faut le dérouiller ! .....	10
La rouille, un retour à l'état initial .....	13
Des réactions plus ou moins rapides .....	20
Les « couples » Métal/Milieu .....	23
<b>Chapitre 2. Les liaisons tumultueuses de la rouille et du béton</b> .....	29
Il était une fois... le béton armé .....	29
Qu'y a-t-il dans le béton armé ? .....	30
Le béton et l'acier : Un couple bien assorti... au départ.....	32
Le vieillissement en milieu urbain : là où le béton craque.....	36
Vieillissement en milieu marin : là où le béton saigne.....	41
<b>Chapitre 3. Peut-on éviter la rouille ?</b> .....	47
... ou comment faire de l'anticorrosion ? .....	47
Modifier le milieu pour protéger le métal.....	48
Empêcher le contact entre le métal et le milieu.....	53
Corroder un métal pour protéger l'autre .....	59
<b>Chapitre 4. Là où la corrosion est utile</b> .....	65
La rouille contre la corrosion !.....	66

La passivité ou comment quelques millièmes de millimètre de produits de corrosion protègent de la corrosion .....	69
Les piles électriques .....	73
<b>Chapitre 5. Où les auteurs démontrent comment la lutte contre la corrosion peut être écologique .....</b>	<b>77</b>
Comment empêcher que la corrosion pollue l'eau de pluie ? .....	80
Comment économiser les matériaux ? .....	81
Comment la lutte contre la corrosion permettra de travailler dans des conditions plus sûres ? .....	83
À bas les produits chimiques toxiques ! .....	85
Les solvants toxiques, dehors ! .....	87
Économiser de l'énergie en luttant contre la corrosion ! .....	88
Utiliser des produits naturels et renouvelables ! .....	90
Comment ne pas produire de déchets ? .....	91
Et les bactéries nous sont utiles ! .....	92
Et on prévoit la fin de la vie de l'objet .....	92
Surveiller la corrosion en temps réel ! .....	94
Prévoir le futur de la corrosion .....	95
Alors, convaincu ? .....	96
<b>Chapitre 6. La corrosion proche de nous .....</b>	<b>97</b>
Pour nos bijoux .....	97
Dans notre corps .....	98
Dans les arts .....	99



## INTRODUCTION

---

Regardez la rouille, c'est passionnant. Vous ne nous croyez pas ?

La rouille, nous la côtoyons tout autour de nous, sans savoir pourquoi ni comment elle se forme. Elle est présente dans nos cuisines (casseroles, moules en métal, tuyauteries et robinets), dans notre jardin (outils de jardin, poteaux de clôtures), dans nos loisirs et nos vacances (boules de pétanque, vieux gréements en bord de mer), dans l'environnement urbain (bâtiments, ponts, statues) et même dans notre corps (couronnes dentaires, implants) !

Elle peut prendre différentes formes : rouille généralisée, piqûres, crevasses ; et différentes couleurs : marron, rouge, blanche et même verte parfois.

Dans cet ouvrage, nous expliquons comment le fer se corrode, à quelle vitesse et pourquoi la rouille se forme. Nous verrons aussi pourquoi cette réaction de corrosion est différente sur du fer, ou bien de l'aluminium, et pourquoi elle n'a pas lieu sur l'or. Elle peut même s'accompagner de bulles d'hydrogène !

---

Nous passerons un peu de temps sur le cas du fer noyé dans le béton. Si le couple formé par les armatures et le béton dans les bâtiments est bien assorti au départ, leurs relations se dégradent au fur et à mesure du temps et finalement, nous verrons comment la rouille fait craquer, fait saigner le béton !

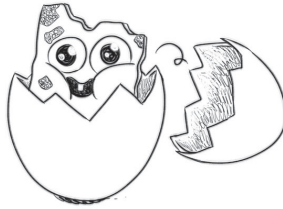
Nous verrons qu'il existe une multitude de traitements possibles pour empêcher la formation de la rouille, des traitements chimiques, mécaniques et parfois biologiques ! Nous nous attarderons sur le cas des peintures comme celles qui protègent la tour Eiffel ! La lutte contre la corrosion implique l'utilisation de nombreux produits chimiques. Mais nous vous montrerons en quoi l'anticorrosion peut être aussi écologique !

La formation de la rouille peut aussi présenter des avantages ! Vous connaissiez peut-être les aciers que l'on dit inoxydables ? Nous vous expliquerons pourquoi ils sont appelés inoxydables, car au contraire ils s'oxydent facilement et rapidement !

Finalement, nous constaterons que les objets métalliques sont tout autour de nous, proches de nous et même en nous, comme dans le cas des implants dentaires ou bien les prothèses. La rouille est à la mode puisque de nombreux artistes, sculpteurs et auteurs, la mettent en scène et l'utilisent pour évoquer l'éphémère, le temps qui passe...

Tous ces sujets sont autant de thèmes de recherche et développement qui nous motivent au quotidien. Nous avons eu envie de vous faire partager notre intérêt pour ces phénomènes de corrosion. Pour cela, nous vous proposons un ouvrage dans lequel la corrosion sera abordée de façon simple et imagée. Imaginez deux équipes de coureurs sur la ligne de départ, les plus lents franchiront la ligne d'arrivée en même temps que les plus rapides, surprenant, non ?





# 1

Il était une fois, la rouille

## LA ROUILLE EST TOUT AUTOUR DE NOUS

La rouille, et plus largement le phénomène de corrosion des métaux, est tout autour de nous. Nous avons tous été au moins une fois en présence d'un objet rouillé, corrodé, et nous nous sommes demandé comment le restaurer : ustensiles de cuisine, outils de jardin, boules de pétanque, vieux gréements en bord de mer (**Figure 1**), etc.



**Figure 1** | Photographies de deux cas de corrosion rencontrés en bord de mer.

Le phénomène de corrosion présente un enjeu économique majeur : en effet, le coût de la corrosion, incluant l'ensemble des moyens de protection contre la corrosion, le remplacement des pièces ou ouvrages corrodés et les conséquences directes et indirectes des accidents dus à la corrosion, est estimé à 2 % du produit brut mondial. À l'échelle de la France, cela revient à dire que chaque jour la corrosion coûte 1 euro à chaque Français<sup>1</sup> ! Chaque seconde, environ 5 tonnes d'acier sont ainsi transformées en oxydes de fer.

Pour coordonner les recherches et les réglementations concernant la corrosion, des organisations ont vu le jour, à l'échelle mondiale : il existe une organisation non gouvernementale (World Corrosion Organization), reconnue par l'ONU, qui chapeaute ces aspects. Savez-vous par exemple que le 24 avril est la Journée mondiale de la corrosion ?

À l'échelle européenne, la Fédération européenne de corrosion regroupe les associations nationales, comme en France le CEFRACOR.

Nous verrons dans ce chapitre que la corrosion existe depuis toujours, c'est-à-dire depuis que le fer existe ! Nous verrons également comment se forme la rouille, puis nous expliquerons comment le métal réagit avec son environnement au travers de quelques exemples du quotidien.

## **POUR FAIRE DU FER, IL FAUT LE DÉROUILLER !**

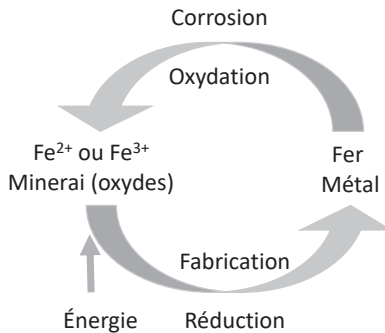
La corrosion du fer, c'est-à-dire la transformation du fer en rouille, est en réalité le retour à l'état naturel de celui-ci. En effet, l'état stable du fer, que l'on trouve dans la nature, est oxydé comme dans la rouille. Le fer est fabriqué à partir d'un minerai constitué d'oxydes de fer (comme l'oxyde de fer appelé hématite de formule  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  ou la magnétite de formule  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ) ; ce minerai est chauffé à très haute température en présence de carbone, qui joue le rôle de « réducteur »

---

1. *Corrosion des métaux et alliages*, Béranger, Mazille (Hermès, Lavoisier), page 26.

de l'oxyde de fer (**Figure 2**). Pour fabriquer du fer, il faut donc le « dérouiller » !

Ainsi, si l'homme, de tout temps, a cherché à améliorer les techniques d'élaboration du fer, il ne peut pas empêcher que celui-ci revienne dans son état naturel : la rouille.



**Figure 2** | Évolution du fer, de la fabrication à la corrosion.

Les techniques de fabrication du fer ont énormément évolué au cours de l'histoire<sup>2</sup>. Les premiers signes d'usage du fer remontent aux temps préhistoriques avec les fers météoriques. Ces morceaux de fer naturel proviennent de chutes de météorites. Ces matériaux sont rares sur Terre, mais lorsqu'ils en découvraient, nos ancêtres les retaillaient pour en faire des objets rituels, des outils et des armes.

Les plus anciens objets fabriqués en fer météorique datent d'il y a près de 6 000 ans, soit plus de 2 000 ans avant le début de l'âge du fer ! Très peu d'objets en fer météorique ont été retrouvés, on peut toutefois mentionner des perles en fer, qui ont été trouvées à Gizeh

2. *Le Livre des aciers*, Béranger, Henry, Sanz (Lavoisier), chapitre 1.

(en Égypte ancienne). De plus, une dague en fer météorique a été trouvée dans la tombe de Toutankhamon.

La fabrication du fer nécessite de cuire le minerai à très haute température (1 200 °C). Pour cette raison, les hommes n'ont commencé à en élaborer que lorsqu'ils ont été capables de mettre au point les fours permettant de monter à cette température : ces fours s'appellent les fourneaux. Les premiers fers obtenus par réduction de minerai dans un four remonteraient au III<sup>e</sup> millénaire av. J.-C., en Anatolie. Un des plus anciens objets en fer connu fabriqué par cette technique date des environs de 2500 av. J.-C. et provient d'une tombe royale du Hatti dans le nord de l'Anatolie.

À partir de cette période, la vie des hommes a été transformée, c'est pour cela que le fer a donné son nom à une période de la pré-histoire (l'âge du fer). En effet, à partir de ce moment, les techniques de guerre ont été modifiées (remplacement de l'armement en bronze par des armes de fer, plus percutantes), ainsi que celles de l'agriculture (augmentation des rendements agricoles grâce aux charrues équipées de pièces de fer, aux haches qui permettaient de défricher des terres nouvelles). Parallèlement, l'amélioration des conditions de travail de la terre a permis aux hommes de faire évoluer leurs activités, et par exemple, de passer plus de temps à faire de l'artisanat et du commerce avec les villages voisins.

De tout temps, jusqu'à aujourd'hui encore, les hommes ont étudié comment améliorer les méthodes de fabrication du fer de façon à augmenter les quantités produites. L'amélioration a, tout d'abord, porté sur la technique de « forge » : aux origines, l'homme (le forgeron) martelait à la main le minerai fondu, progressivement le marteau hydraulique (qui utilisait la force produite par l'eau) l'a remplacé et a permis d'accélérer le rythme de fabrication. L'autre voie de progrès a concerné la chauffe du four. De la même manière que pour la forge, les soufflets actionnés au départ par les hommes pour attiser le feu ont été remplacés par des soufflets « hydrauliques ». Ces progrès furent

utilisés pour la fabrication d'armes, de cuirasses, de jambières, de brassards et les premières armures de plaque à la fin du XIII<sup>e</sup> siècle.

La métallurgie moderne (1850 à nos jours) a poursuivi cette recherche d'augmentation de la productivité des usines et de la qualité du métal produit : ainsi de la fabrication du fer, on est passé à la production de fonte, puis d'acier de nos jours. L'acier devient alors le métal le plus produit dans le monde, malgré quelques critiques liées au fait qu'il rouille.

Ainsi, certains constructeurs ont peur que les ouvrages ne tiennent pas dans la durée. C'est dans ce contexte que Gustave Eiffel décide de construire la tour Eiffel en fer, mais impose que celle-ci soit revêtue de peinture pour la protéger de la corrosion.

## **LA ROUILLE, UN RETOUR À L'ÉTAT INITIAL**

Comme nous l'avons vu juste avant, l'état naturel stable du fer est la rouille. Cela veut dire que le fer va inexorablement redevenir rouille. Nous allons expliquer maintenant pourquoi ce « retour aux origines » peut se produire de différentes manières et à différentes vitesses.

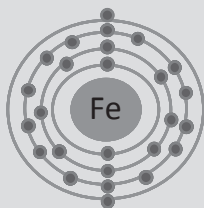
Nos ancêtres n'avaient pas encore la connaissance scientifique suffisante pour comprendre ce phénomène naturel. Ils pensaient que la formation de rouille était un phénomène mystique ! C'est ainsi que les constructeurs d'un pont pour Alexandre le Grand organisèrent une cérémonie religieuse pour protéger ses chaînes en fer (III<sup>e</sup> siècle av. J.-C.) ! Plus tard (au I<sup>er</sup> siècle apr. J.-C.), Pline l'Ancien relate l'événement et indique qu'il aurait été plus judicieux de protéger le fer ou le bronze avec de l'huile ou du bitume<sup>3</sup> !

Ce n'est qu'à la fin du XIX<sup>e</sup> siècle, au moment de l'invention de la pile par l'Italien Alessandro Volta (en 1799) que la notion d'électrochimie est apparue pour expliquer que la corrosion est un processus qui implique de la chimie et de l'électronique (au travers des échanges d'électrons).

---

3. *Anticorrosion et durabilité dans le bâtiment, le génie civil et les ouvrages industriels*, Audisio et Béranger, page 25.

Chaque atome du système est constitué d'un noyau, contenant entre autres des protons (charges positives) et autour duquel gravitent des électrons (charges négatives).



**Figure 3** | Représentation schématique d'un atome de fer contenant 1 noyau et 26 électrons.

Nous pouvons observer le phénomène de corrosion de deux manières : la dissolution du métal d'un côté, et la formation de rouille de l'autre côté.

### Les réactions anodiques et cathodiques à la base du système de corrosion

**La première façon** de faire pour observer le phénomène de corrosion est de plonger un échantillon de métal dans une solution très agressive (de l'acide concentré par exemple). Après un certain temps d'immersion, on observe une ébullition et le métal a disparu, c'est-à-dire qu'il s'est dissout dans la solution acide. La solution s'est colorée, est devenue plus sombre, car elle a reçu des ions métalliques en grande quantité. Cette réaction est une dissolution électrochimique.

Mais attention, cette dissolution n'est pas celle rencontrée lorsque l'on dissout un sucre dans un verre d'eau. La dissolution électrochimique entraîne une production d'électricité au travers d'échanges d'électrons, et de réactions anodiques et cathodiques. Ce sont ces réactions que nous détaillons maintenant.

#### *Exemple du fer immergé dans de l'acide*

Si on reprend le cas du **fer immergé dans de l'acide** (acide chlorhydrique par exemple), la réaction de dissolution est également appelée réaction anodique. Il s'agit de :  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$ .

Au cours de cette réaction, l'atome de fer a cédé deux électrons à son environnement et se retrouve donc à son état d'oxydation +2.

L'« électroneutralité » de l'environnement doit être respectée, cela signifie que si des espèces chargées positives ou négatives sont produites, elles doivent impérativement être consommées par une autre réaction. Ainsi, les deux électrons produits lors de la réaction anodique sont consommés à la « cathode » selon la réaction cathodique suivante :  $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$  (gaz). Les protons ( $\text{H}^+$ ) présents en grande quantité dans la solution acide sont réduits en hydrogène gazeux. Cette réaction se voit lors de l'expérience, car des bulles de gaz s'échappent de la surface métallique vers la surface du liquide.

La réaction anodique de dissolution du fer a lieu en même temps que la réaction cathodique de réduction des protons. Cet échange d'électrons produit de l'électricité et du gaz.

La réaction de corrosion est la réaction globale, c'est-à-dire la somme des réactions anodiques et cathodiques se produisant dans un milieu donné. Cela signifie que si on change l'un des trois paramètres (le métal, l'espèce oxydante ou le milieu), nous pouvons entraîner une infinité de systèmes de corrosion.

### Définition du pH d'une solution

Le pH est une valeur qui indique l'acidité ou au contraire la basicité d'un liquide. Cette valeur est liée à la quantité de protons ( $\text{H}^+$ ) et d'ions hydroxyles ( $\text{OH}^-$ ) présents. Plus la solution contient des  $\text{H}^+$ , plus elle est acide et son pH est faible. Plus elle contient des  $\text{OH}^-$ , plus elle est basique et son pH est élevé. Les valeurs de pH vont le plus souvent de 0 (1 mol/l de  $\text{H}^+$ ) à 14 ( $10^{-14}$  mol/l de  $\text{H}^+$ ). Un pH neutre (pH typique de l'eau) de l'ordre de 7 indique que la solution contient autant de  $\text{H}^+$  que d' $\text{OH}^-$ .

*Exemple du fer immergé dans de l'eau aérée*

Imaginons maintenant un objet en **fer immergé dans de l'eau aérée** (c'est-à-dire contenant de l'oxygène). Dans ce système, le fer est « oxydé » selon la réaction anodique :  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$ .

Dans ce milieu de pH neutre, les deux électrons produits lors de la réaction anodique sont consommés à la « cathode » selon la réaction cathodique suivante :  $\frac{1}{2} \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{OH}^-$ . Cette réaction est la « réduction » de l'oxygène. Elle se produit uniquement si le milieu contient de l'oxygène.

Finalement, dans un milieu aéré et de pH neutre, le fer est corrodé selon la réaction globale suivante (somme des réactions anodiques et cathodiques) :  $\text{Fe} + \frac{1}{2} \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{OH}^-$ .

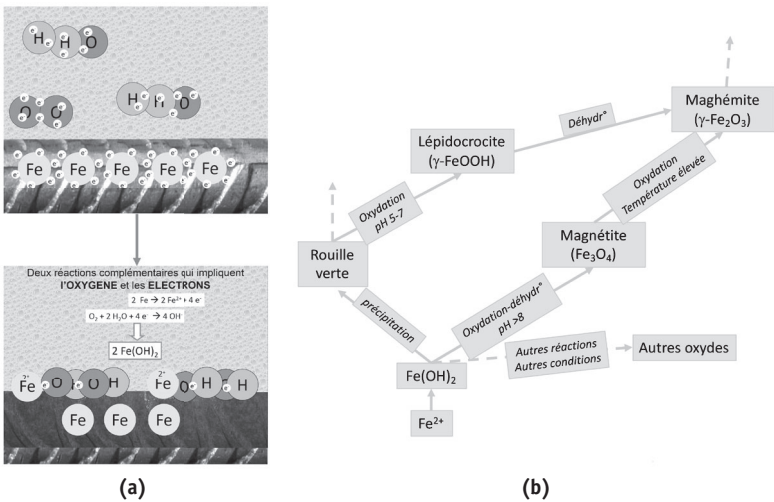
Il est intéressant de souligner que de l'eau est consommée lors de la réaction de corrosion. Cela implique que la corrosion électrochimique est une corrosion qui se produit dans un milieu humide, voire liquide (aqueux). C'est pourquoi elle est appelée « corrosion aqueuse » (ou corrosion humide). À noter qu'il existe d'autres formes de corrosion dites « non aqueuses » qui ne seront pas détaillées dans cet ouvrage : par exemple corrosion dans des milieux acides concentrés, corrosion par les gaz, etc.

### Le couple métal/rouille

**La deuxième façon** d'observer le phénomène de corrosion est de noter la formation de rouille sur les objets métalliques ayant longtemps séjourné dans l'eau, à l'atmosphère ou bien dans des environnements agressifs (milieux marins, milieux industriels, les ponts autoroutiers à cause de la projection de sels de déneigement en hiver, etc.). La rouille formée sur les objets en fer est de couleur brunâtre, elle peut également être rougeâtre et même tendre vers la couleur verte dans certaines conditions !

Dans le cas du fer immergé dans l'eau aérée, les produits de la réaction de corrosion sont des ions ferreux ( $\text{Fe}^{2+}$ ) et des ions hydroxyles ( $\text{OH}^-$ ). Dans ce cas, les produits se combinent pour former un produit de corrosion ( $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ) (**Figure 4a**). Le produit  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  est dit « précurseur », car il est ensuite susceptible de se combiner, voire de se transformer, en fonction de l'environnement dans lequel est placé l'objet en fer (**Figure 4b**).





**Figure 4** | (a) Schéma de formation de la rouille sur le fer immergé dans l'eau aérée ; (b) exemples de produits de corrosion et leurs conditions d'évolution. *déhydr°* signifie *déshydroxylation*, c'est-à-dire que le produit « perd » ses composés « OH » ; les flèches pointillées signifient que d'autres produits peuvent se former dans d'autres conditions non listées sur ce graphique.

Par exemple, selon le scénario présenté sur la **Figure 4b**, l'hydroxyde ferreux peut précipiter en rouille verte (de couleur verte), ou bien, si l'objet se trouve dans une solution de pH plus élevé, il peut s'oxyder en magnétite, plutôt de couleur rougeâtre, et finalement, devenir de la lépidocrocite ou bien de la maghémite, selon les conditions, qui sont de couleur marron-noir.

À noter que le fer peut également, selon l'environnement dans lequel la corrosion se produit, être oxydé selon un état d'oxydation +3 (dans ce cas, l'ion  $\text{Fe}^{3+}$  est appelé ion ferrique). Ici encore, les produits de corrosion sont différents de ceux rencontrés dans le cas de la formation d'ions ferreux.

L'environnement dans lequel a lieu la corrosion est donc un élément majeur !

### Et les autres métaux ? Une question de noblesse !

Reprenons l'exemple de l'objet en acier plongé dans la solution d'acide chlorhydrique. Nous avons vu précédemment que l'acier, dans ces conditions, se dissout de façon homogène (on dit qu'il subit la corrosion **généralisée**). Cela signifie que les réactions anodiques et cathodiques se produisent au même endroit sur la surface de l'objet.

Si un objet en inox (acier inoxydable) est plongé dans la même solution, nous pouvons voir un phénomène totalement différent de celui observé pour l'acier. Dans le cas de l'inox, l'attaque est locale, et se présente sous forme d'une cavité, une « piqûre » (dont la taille peut être celle d'une aiguille à coudre). Dans ce cas, l'inox subit la corrosion dite « corrosion par piqûre ». Les ions chlorures présents dans l'acide chlorhydrique attaquent la couche « inoxydable » du métal de façon localisée. La zone anodique est concentrée au fond de cette cavité, et la zone cathodique s'effectue sur tout le reste de la surface de l'objet. C'est une autre forme de corrosion qui se développe alors. Au lieu d'avoir une couche de rouille sur toute la surface de l'objet, nous ne voyons que de petites piqûres en surface.

Ce que nous ne voyons pas en revanche, c'est que cette piqûre progresse à l'intérieur du métal, jusqu'à finalement peut-être le percer. Ce type de corrosion dite « **localisée** » peut donc causer d'importants dégâts sur les objets et sur les structures.

L'acier et l'acier inoxydable ne se corrodent pas de la même façon ni avec la même intensité. L'acier inoxydable est plus résistant que l'acier vis-à-vis de la corrosion. On dit qu'il est plus « noble ».

Plus largement, tous les métaux sont classés selon des « séries galvaniques » qui les répertorient selon un ordre de « noblesse ». Des séries galvaniques sont établies pour les différents milieux (eau de mer, milieux acides, basiques, etc.). Chaque métal présente un certain potentiel de corrosion dans un milieu donné (ce potentiel est appelé le « potentiel de corrosion libre »). Ce potentiel traduit la facilité avec laquelle la réaction de corrosion peut se produire, c'est une notion « thermodynamique ».

**Définition d'un alliage, des aciers doux, et des aciers faiblement alliés**

Un alliage est la combinaison d'un élément métallique avec un ou plusieurs métaux par fusion.

Un acier est un alliage métallique constitué principalement de fer et de carbone. La teneur en carbone est comprise entre 0,02 % et 2 % en masse.

Un acier doux est un acier dont la teneur en carbone varie de 0,15 % à 0,2 % et dont la résistance à la traction est de l'ordre de 400 MPa. Les aciers doux sont les aciers courants de construction (profilés, tôles) et certaines armatures de béton armé.

Un acier faiblement allié contient des additions, qui ne dépassent pas 5 % en masse. Ces aciers sont utilisés pour des applications nécessitant une haute résistance.

Plus le potentiel de corrosion libre d'un métal est bas, plus ce métal se corrode facilement dans le milieu donné. Nous retrouvons sur la **Figure 5** le fait qu'un acier inoxydable se comporte mieux qu'un acier lorsqu'il est immergé en eau de mer. Le métal résistant mieux à la corrosion est dit plus « noble ». Le platine et l'or sont les deux métaux les plus nobles (ils ne se corrodent pas).

Cette série galvanique peut aussi servir à prévoir ce qui se passe lorsque deux métaux de potentiels de corrosion différents sont en contact. En effet, dans ce cas, une pile est créée : ce phénomène est également appelé la **corrosion galvanique**. La différence de potentiel entre les deux métaux entraîne la mise en place d'une pile électrique dans laquelle les électrons circulent d'un métal à l'autre.

Le métal le moins noble (dont le potentiel de corrosion est le plus bas) subit la réaction anodique, c'est-à-dire qu'il se corrode plus tandis que le métal le plus noble sert, lui, de zone cathodique ; il se corrode moins. Un courant de corrosion s'installe entre les deux métaux. Ce type de corrosion est injuste : le métal le plus fragile devient encore plus fragile, tandis que le plus solide est renforcé !

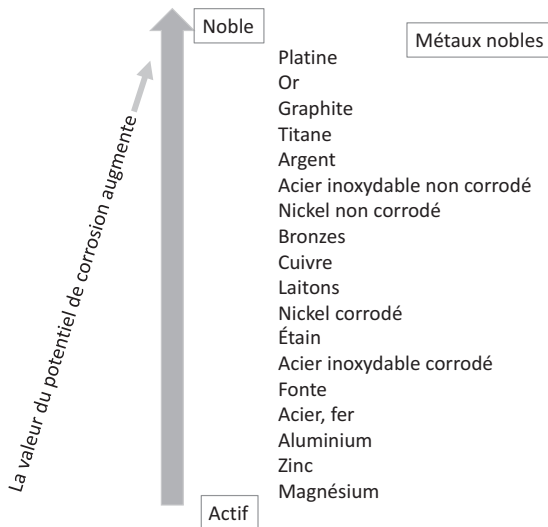


Figure 5 | Série galvanique de quelques métaux en eau de mer.

## DES RÉACTIONS PLUS OU MOINS RAPIDES

### Le cas du fer plongé dans l'acide

Reprenons notre objet en fer plongé dans la solution d'acide chlorhydrique. La mise en place des réactions anodique ( $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$ ) et cathodique ( $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ ) entraîne un échange d'électrons, donc un courant électronique qui circule au sein du métal. Ce courant correspond à une vitesse de corrosion (« cinétique » de corrosion). Le fer se dissout et des bulles d'hydrogène se forment en surface.

Nous aurions pu imaginer un autre métal plongé dans la solution acide : par exemple une lame en zinc. Le zinc est un métal moins noble que le fer, selon la série galvanique. La lame se corrode à une vitesse qui correspond au courant généré par les réactions anodiques de dissolution du zinc ( $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$ ) et la réaction cathodique ( $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ ). Il n'y a aucune raison pour que le fer et le zinc se corrodent à la même vitesse dans la solution. Nous pouvons même

la Science de l'Art en 2017, l'artiste, Anna Mano a cherché l'éclosion et l'émancipation de l'œuvre. « On ne peut pas qualifier ces sculptures d'art pérenne, car elles existent à travers leur autodestruction. Ni d'art éphémère, car leur autodestruction n'est qu'une déformation dilatée sur des siècles. Elles se situent sûrement entre les deux. Dans l'interstice risqué où l'œuvre échappe à son créateur. Puisque essayer de dompter un phénomène aussi chaotique que la corrosion est avant tout chercher à perdre le contrôle ». Comment ne pas conclure sur cette utilisation artistique, originale et philosophique des phénomènes de corrosion.



**Figure 18** | À gauche : sculpture de Bernar Venet intitulée « 222.5° Arc x 5 » (acier Corten, 466 x 466 x 102,5 cm, 1999, aéroport de Toulouse-Blagnac) ; à droite : sculptures réalisées par Marco Da Costa en 2000 pour l'IUT de Cherbourg.

**Valérie L'Hostis et Damien Féron**

# Pourquoi faut-il toujours repeindre la Tour Eiffel ?

## Une histoire de rouille

Pourquoi doit-on régulièrement nettoyer ses boules de pétanque ?

Pourquoi les coques et hélices de bateaux sont souvent équipées de petites plaques métalliques ?

Pourquoi conseille-t-on aux cuisiniers d'attendre que l'eau soit chaude pour ajouter le sel pour la cuisson des aliments ?

La corrosion est tout autour de nous, elle est présente dans nos cuisines, dans notre jardin, durant nos loisirs et nos vacances en bord de mer, et même dans notre corps !

Cet ouvrage a pour objectif de vous expliquer de façon ludique et originale pourquoi le fer rouille et comment on fait pour le protéger.

**Valérie L'Hostis** et **Damien Féron** sont ingénieurs-chercheurs au Commissariat à l'énergie atomique et aux énergies alternatives où ils développent les connaissances et les technologies pour comprendre, prédire, et limiter les phénomènes de corrosion dans des environnements industriels ou naturels. Bien connus au niveau national et international, ils sont auteurs ou coauteurs de nombreux articles et ouvrages scientifiques et techniques.



9 782759 822232

**edp** sciences

14 €

ISBN : 978-2-7598-2223-2  
[www.edpsciences.org](http://www.edpsciences.org)