

La corrosion des métaux désigne l'altération d'un métal par réaction d'oxydoréduction. Par exemple, certains métaux se transforment au contact de l'air ou de l'eau c'est le cas du fer qui rouille, du cuivre et de ses alliages qui se transforment en vert de gris... D'autres métaux dits précieux ne rencontrent pas ces problèmes de corrosion. Comment peut-on justifier que tous les métaux ne réagissent pas de la même façon ?

Vert-de-gris sur la statue La harde de cerfs écoutant le rapproché au Jardin du Luxembourg (Licence CreativeCommons)



## I. Le Phénomène De Corrosion

### Données 1

La corrosion a des conséquences importantes au niveau économique.

La lutte contre la corrosion permet de rallonger la durée de vie des objets en acier.

On peut :

- utiliser le fer sous forme d'alliage, c'est-à-dire incorporer du chrome et/ou du nickel à l'acier pour obtenir un acier inoxydable.
- recouvrir l'acier d'un autre métal dont l'oxydation crée une couche étanche : dans les boîtes de conserve, le fer est recouvert d'étain, les tôles d'acier des voitures sont zinguées, soit en plongeant la pièce d'acier dans un bain de zinc fondu (galvanisation) soit électrozingage (électrolyse).
- relier un bloc de zinc à l'objet en acier à protéger : le zinc est alors oxydé et le dioxygène est réduit à la surface du fer ou de l'acier, qui n'est alors pas corrodé (anode sacrificielle sur la coque des navires).

### Données 2

#### Guggenheim à Bilbao

Le responsable de la corrosion est le dioxygène de l'air : il réagit en surface avec le fer, créant une couche de divers oxydes de fer. Cette couche poreuse a tendance à se détacher de la surface, permettant ainsi l'attaque en profondeur. La situation est bien différente pour le cuivre, le zinc, l'aluminium ou le titane, car la couche d'oxydes formée en surface par corrosion est étanche à l'eau et à l'air et contribue à les protéger d'une oxydation en profondeur.

Façade de titane du Guggenheim Muséum à Bilbao



### Données 3

#### **La Dame de Fer se paie un lifting**

Déjà repeinte 18 fois depuis sa construction, la tour Eiffel nécessite 60 tonnes de peinture à chaque fois qu'on lui refait une beauté.

La grande Dame est en effet protégée de l'oxydation par plusieurs couches de peinture, une technique de conservation jugée fondamentale par son concepteur Gustave Eiffel: "La peinture est l'élément essentiel de la conservation d'un ouvrage métallique et [...] les soins qui y sont apportés sont la seule garantie de sa durée"

Repeinte environ tous les sept ans, la tour Eiffel a connu plusieurs couleurs. La première couche vernissée fut brun-rouge (1889), puis on appliqua une peinture pigmentée à l'ocre jaune (1892). Depuis 1968, la tour est peinte en couleur bronze, mais avec un léger dégradé : plus foncé à la base et plus clair au sommet, la peinture permet un rendu homogène de la couleur étant donné la hauteur de l'édifice. La 19<sup>e</sup> campagne de peinture a débuté en mars 2009 et doit durer entre 15 et 18 mois.

1. A partir des documents proposés, citer différents modes de protection des métaux ?
2. Quel pourrait être l'inconvénient des méthodes par « recouvrement » ?
3. Quand aura lieu la prochaine campagne de peinture de la Tour Eiffel ?
4. Pourquoi le Guggenheim est-il construit en titane ?
5. Quel est l'inconvénient d'utiliser des matériaux tels que le titane, l'aluminium ou les métaux précieux ?
6. Pourquoi est-il nécessaire d'étamer les boîtes de conserve ?

## **II. Étude Expérimentale : Réaction Entre Le Métal Cuivre Et Les Ions $H^+$**

Quel métal aura fortement tendance à être oxydé ? Nous allons essayer de répondre à cette question en étudiant les réactions d'oxydoréduction de différents métaux avec une solution aqueuse acide contenant des ions  $H^+$  espèce chimique oxydante du couple  $H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$ .

### Données 4

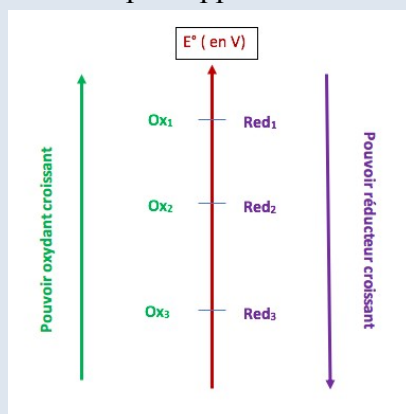
#### Réactions d'oxydo-réduction

Une réaction d'oxydo-réduction est une réaction de transfert d'électrons. Cette réaction met simultanément oxydation d'un réducteur et réduction d'un oxydant. Elle met en jeu deux couples.

Une réaction d'oxydo-réduction spontanée n'est possible qu'entre l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort.

À chaque couple d'oxydo-réduction est associé un potentiel standard d'oxydo-réduction notée  $E^\circ$  (Unité : les Volts).

Les couples peuvent être placés les uns par rapport aux autres sur une échelle de potentiels :



La réaction n'est spontanée qu'entre l'oxydant le plus fort d'un couple et le réducteur le plus fort d'un autre couple.

## Manipulation

- Dans un tube essai introduire un peu de cuivre métallique.
- Ajouter quelques millilitres d'une solution d'acide chlorhydrique à environ  $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- Boucher le tube et attendre quelques minutes. Observer.
- Réaliser éventuellement des tests pour mettre en évidence la présence de certains ions en solution ou pour identifier un gaz formé.
- Adapter les étapes précédentes pour la réaction entre le métal zinc et les ions  $\text{H}^+$
- Adapter les étapes précédentes pour la réaction entre le métal fer et les ions  $\text{H}^+$

7. 3. Noter tous les résultats dans un tableau comme ci-dessous :

	Cuivre	Zinc	Fer
Observations			
Test de reconnaissance d'ions			
Test de reconnaissance du gaz formé			

## III. Interprétation

8. Au cours de la transformation chimique réalisée dans l'expérience n°2 :

Les ions $\text{H}^+$ :					L'atome de zinc Zn :			
	ont gagné	1	électrons			a gagné	1	électrons
	ont perdu	2	protons			a perdu	2	protons
		3	neutrons				3	neutrons
Sont des		oxydants	réducteurs		est un		oxydant	réducteur

9. En déduire les équations de demi-réactions correspondantes.

10. En déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction modélisant la transformation réalisée dans l'expérience n°2.

11. Au cours de la transformation chimique réalisée dans l'expérience n°3 :

Les ions $\text{H}^+$ :					L'atome de fer Fe :			
	ont gagné	1	électrons			a gagné	1	électrons
	ont perdu	2	protons			a perdu	2	protons
		3	neutrons				3	neutrons
Sont des		oxydants	réducteurs		est un		oxydant	réducteur

12. En déduire les équations de demi-réactions correspondantes.

13. En déduire l'équation de la réaction d'oxydoréduction modélisant la transformation réalisée dans l'expérience n°3.

14. En utilisant les renseignements du document, justifier alors pourquoi tous les métaux ne réagissent pas avec une solution acide.