



Investigation

Pour protéger les carrosseries des véhicules contre la corrosion, on a recours à l'électrolyse.

Sur les bateaux, on fixe des blocs de zinc.

Pourquoi la rouille n'apparaît-elle pas sur la coque en acier des bateaux où l'on a fixé des blocs de zinc ?

1 Comment protéger un véhicule contre la corrosion ?



À l'issue de ce chapitre, vous serez capable de :

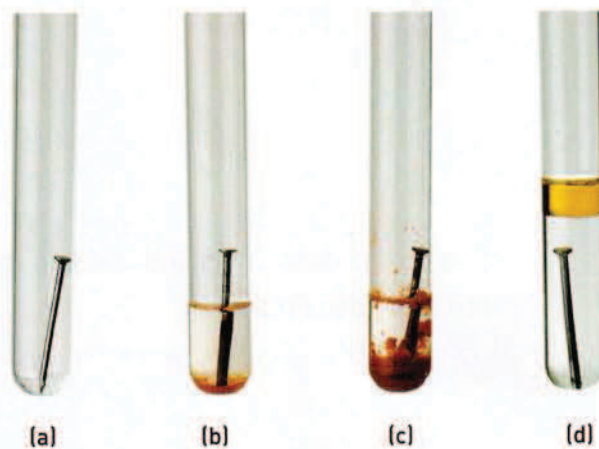
- C1** - mettre en évidence expérimentalement l'influence de certains facteurs sur la corrosion du fer ;
- C2** - identifier dans une réaction donnée un oxydant et un réducteur ;
- C3** - classer expérimentalement des couples rédox ;
- C4** - prévoir si une réduction est possible à partir d'une classification électrochimique ;
- C5** - écrire et équilibrer les demi-équations ;
- C6** - écrire le bilan de la réaction d'oxydoréduction.

Activité 1. Quels facteurs favorisent la corrosion du fer ?

• Réaliser et observer

Expérience 1 • Oxydation par le dioxygène de l'air

- Placer un clou en fer dans quatre tubes à essai contenant :
 - (a) de l'air sec ;
 - (b) de l'air et de l'eau du robinet ;
 - (c) de l'air et de l'eau salée ;
 - (d) de l'eau bouillie recouverte d'huile (l'eau bouillie ne contient pas de dioxygène dissous).
- Observer les résultats une quinzaine de jours après [doc 1].

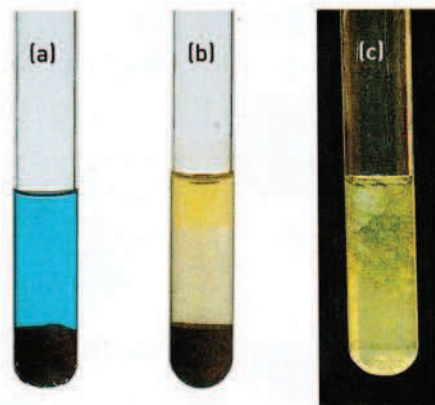


Doc 1. Corrosion du fer dans différents milieux.

Expérience 2 • Oxydation par des solutions ioniques

Le cuivre et le fer existent sous forme de métal ou d'ions.

- Verser 3 mL d'une solution de sulfate de cuivre sur de la paille de fer [doc 2a] puis agiter [doc 2b].
- Au bout de quelques minutes, prélever une partie de la solution et ajouter quelques gouttes de soude. Observer la couleur du précipité [doc 2c].



Doc 2. Le fer est oxydé à l'état d'ions Fe^{2+} qui donnent un précipité vert avec la soude.

• Répondre aux questions

Expérience 1

1. Quelle est l'influence de la présence du dioxygène sur la corrosion du clou ?
2. Quelle est l'influence de la présence d'eau ?
3. Quelle est l'influence des ions chlorure Cl^- provenant du sel ?

Expérience 2

4. Quel métal s'est déposé sur la limaille de fer ?

5. Compléter l'équation suivante en faisant apparaître un nombre d'électrons :
 $Cu^{2+} + \dots e^- \rightarrow Cu$

6. Quel est l'ion mis en évidence par le test à la soude ?

7. Compléter l'équation suivante en faisant apparaître un nombre d'électrons :
 $Fe \rightarrow Fe^{2+} + \dots e^-$

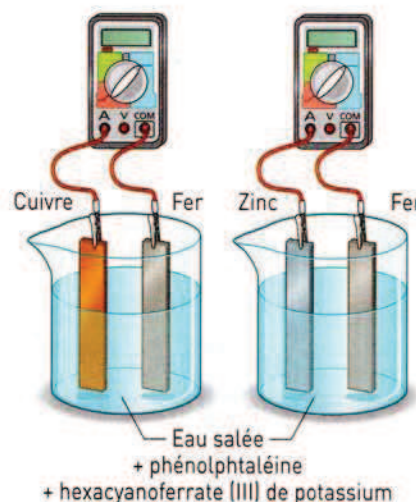
Activité 2. Comment réaliser la protection du fer contre la corrosion ?

• Réaliser et observer

Expérience 1 • Principe de la corrosion du fer

Utilisons des lames de fer, de cuivre et de zinc pour comprendre comment le fer peut s'oxyder.

- Réaliser deux piles en plongeant des lames métalliques dans une solution d'eau salée [doc 3].
- Introduire deux réactifs :
 - la phénolphtaléine qui vire au rose dès que la solution devient basique par apparition d'ions hydroxyde HO^- ;
 - l'hexacyanoferrate III de potassium qui vire au bleu en présence d'ions fer II Fe^{2+} dans la solution.
- Mettre les piles en court-circuit en branchant un ampèremètre [doc 3].
- Laisser les réactions se poursuivre une vingtaine de minutes.



Doc 3. L'ampèremètre permet de déterminer le sens du courant électrique.

Expérience 2 • Protection du fer

Réalisons deux types de protection de clous en fer.

- Chauffer quelques minutes 100 mL d'eau salée et 1 g d'agar-agar (gélifiant) dans un bécher ; ajouter les deux réactifs déjà cités.
- Dans une boîte de Pétri, placer quatre clous en fer : l'un est peint, les trois autres sont entourés d'un tortillon de cuivre, de zinc et de magnésium ; recouvrir de la solution et laisser gélifier [doc 4].



Doc 4. Au bout de quelques minutes à quelques heures, les zones de corrosion apparaissent.

• Répondre aux questions

Expérience 1

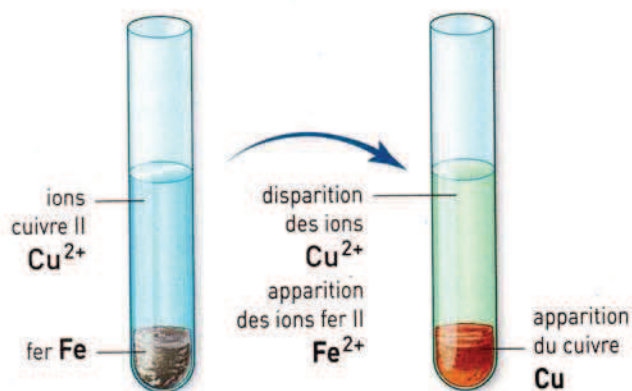
1. Quelles sont les électrodes positive et négative de chaque pile ?
2. Autour de quelle électrode apparaît la coloration rose ? La coloration bleue ?
3. Dans quel bécher, le fer est-il oxydé ? Quelle est alors sa polarité dans la pile ?

Expérience 2

4. Dans quel cas le clou en fer subit-il une oxydation ?
5. Peut-on déduire de l'expérience une technique de protection électrochimique du fer ?
6. Répondre à la question d'investigation de la page d'ouverture : Pourquoi la rouille n'apparaît-elle pas sur la coque en acier des bateaux où l'on a fixé des blocs de zinc ?

1. La corrosion des métaux : une réaction d'oxydoréduction

• La réaction d'oxydoréduction

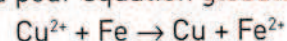


Lors de la réaction d'oxydoréduction entre les ions cuivre Cu^{2+} et les atomes de fer Fe , on observe deux demi-réactions :

- l'oxydation des atomes de fer : le réducteur (le métal fer Fe) s'oxyde : $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^-$

- la réduction des ions cuivre II : l'oxydant (les ions Cu^{2+}) est réduit : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

La réaction a pour équation globale :



Le métal fer Fe (le réducteur) a été oxydé : chaque atome de fer cède 2 électrons et se transforme en ion Fe^{2+} .

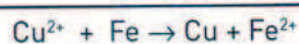
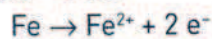
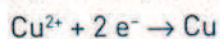
L'ion cuivre Cu^{2+} (l'oxydant) a été réduit : il gagne 2 électrons et se transforme en atome de cuivre Cu .

• Couple oxydant/réducteur ou couple rédox

La règle du gamma (γ)

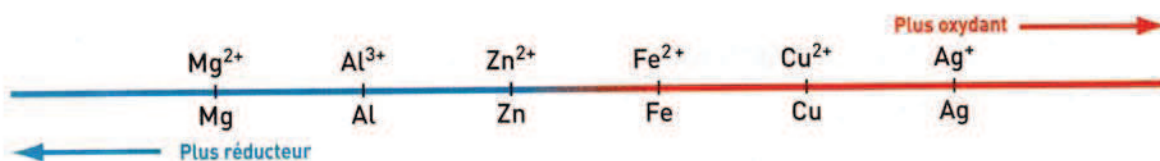


L'oxydant le plus fort (Cu^{2+}) peut oxyder le réducteur le plus fort (Fe).

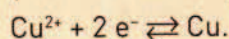


Inversement, l'oxydant le plus faible (Fe^{2+}) ne peut pas oxyder le réducteur le plus faible (Cu).

Classification de quelques couples « ion métallique/métal »



Un ion métallique et le métal correspondant forment un couple oxydant/réducteur (couple rédox). Les ions cuivre Cu^{2+} et le métal cuivre Cu forment le couple noté Cu^{2+}/Cu , de demi-équation électronique :



Les couples rédox sont classés selon leur pouvoir oxydant.

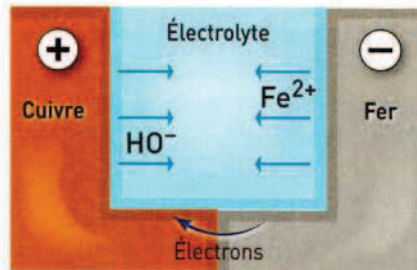
Une oxydoréduction se produit spontanément entre l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort de deux couples oxydant/réducteur en présence, selon la règle du gamma (γ).

1. Comment protéger un véhicule contre la corrosion ?

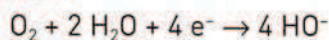
• La corrosion électrochimique (par phénomène de pile)

Principe d'une pile électrochimique.

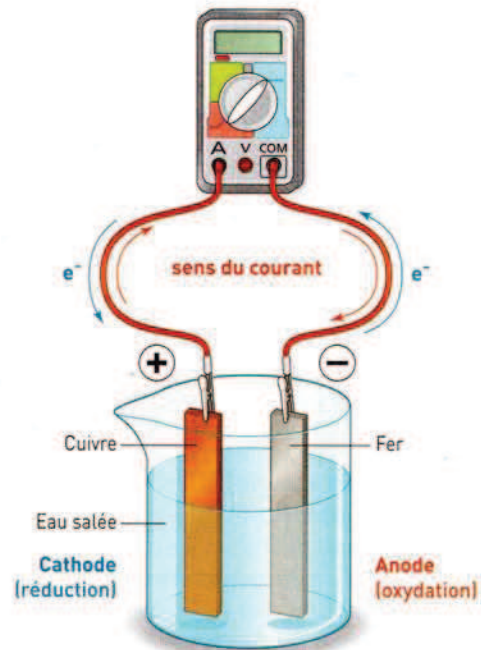
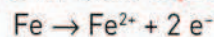
Deux électrodes de deux métaux différents sont en contact et baignent dans un électrolyte. :



- À la borne (+) appelée « **cathode** », le milieu devient basique par apparition d'ions hydroxyde HO⁻ à partir du dioxygène ; c'est une **réduction** :



- À la borne (-) appelée « **anode** » (borne d'entrée du courant électrique), le fer s'est **oxydé** :



Le **courant de corrosion** correspond à un déplacement d'électrons dans les métaux et à un déplacement d'ions dans l'électrolyte.

Le fer s'oxyde lorsqu'il constitue l'électrode négative (anode) d'une pile électrochimique.

Certains facteurs favorisent la corrosion :

- le dioxygène de l'air ou dissous dans l'électrolyte ;
- l'humidité de l'air, car elle assure le transport des charges électriques ;
- les ions chlorure (le milieu salin), qui accélèrent la corrosion.

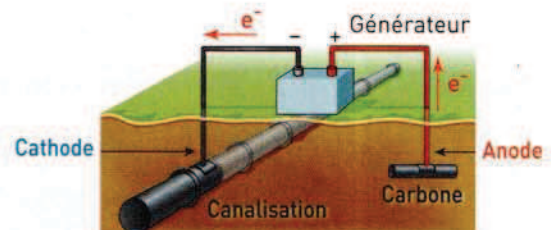
2. La protection contre la corrosion des métaux



Anodisation de l'aluminium par électrolyse



Inhibiteur pour circuit de chauffage central.



Protection cathodique d'une conduite en fonte ou en acier.

Les trois grands types de protection des métaux sont :

- le **revêtement du métal** par des peintures, vernis, laques, film plastique, revêtement métallique (argenture, cadmiage, nickelage, anodisation de l'aluminium...);
- les **protections cathodiques** (on utilise parfois un générateur auxiliaire) : le métal à protéger constitue la cathode, l'anode est alors attachée (anode sacrificielle);
- la **modification du milieu** : les **inhibiteurs** stoppent les échanges entre l'anode et la cathode de la pile de corrosion.