

**Objectifs :**

- Mettre en évidence l'influence de certains facteurs sur la corrosion du fer.
- Identifier un oxydant et un réducteur dans une réaction donnée.
- Classer des couples rédox.
- Prévoir si une réduction est possible à partir d'une classification électrochimique.
- Écrire et équilibrer les demi-équations.
- Écrire le bilan de la réaction d'oxydoréduction.

**I. Introduction : vidéo « Oxydation et Corrosion »**

1. Quel phénomène est mis en évidence dans la vidéo ?

.....

2. Comment peut-être accentué le phénomène de corrosion ?

.....

3. La corrosion est un cycle naturel qui retransforme les métaux produits par l'homme en leur état .....

4. Comment pouvons nous voir qu'une pièce en fer est oxydée ?

.....

5. Comment rouille le fer ?

- Le dioxygène contenu dans l'eau attaque les molécules de ....., leur arrachant 2 électrons formant les ions .....
- Ensuite il y a formation d'ions  $Fe^{3+}$  qui réagissent avec les ions Hydroxyde pour former la couche de rouille orange en surface.
- Cette rouille attaque alors plus en profondeur le fer.

6. De quelle manière s'oxyde d'autres métaux ?

- L'aluminium : .....
- Le cuivre : .....

7. Comment protéger l'acier de la corrosion ?

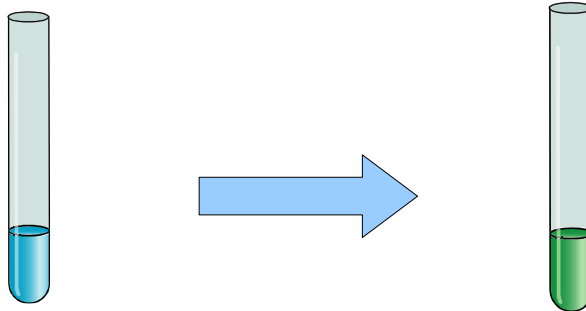
.....

.....

**II. Oxydoréduction :****a) Expérience 1 :**

On dispose de la paille de fer et d'une solution de sulfate de cuivre II.

- Nommer les ions présents dans la solution de sulfate de cuivre : .....
- Verser 3 mL de sulfate de cuivre II ( $\text{CuSO}_4$ ) sur de la paille ou poudre de fer introduite dans le tube à essai (1)

**b) Observation :**

- Qu'observe-t-on sur la paille de fer au bout de quelques instants ?

.....

- .....

- Compléter l'équation de réduction des ions cuivre II en métal cuivre :



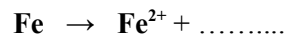
- Récupérer une partie de la solution ainsi obtenue dans le tube à essai (2)
- Verser quelques gouttes d'hydroxyde de sodium (soude) dans la solution recueillie dans le tube (2)
- Qu'obtient-on ?

.....

- Ce précipité caractérise les ions .....

- .....

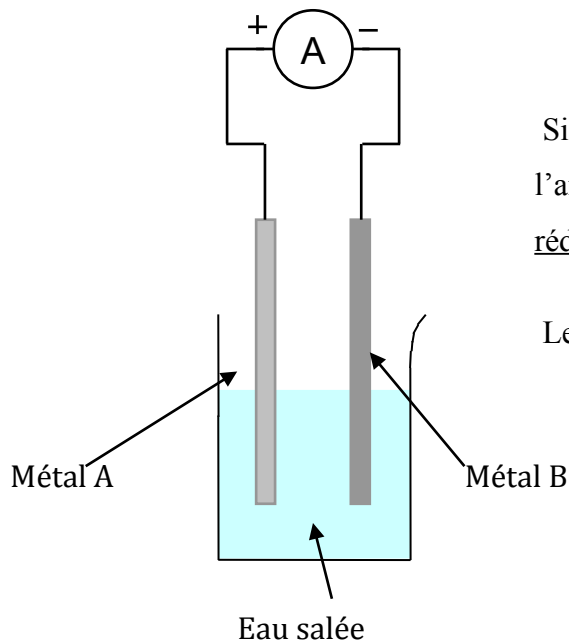
- Compléter l'équation d'oxydation des atomes de Fe en ion  $\text{Fe}^{2+}$  :

**c) Interprétation :**

...

### III. Classement des métaux

#### a) Principe :



Si l'intensité du courant électrique, mesurée avec l'ampèremètre, est positive, alors le métal B est plus réducteur que le métal A.

Le métal B subit une oxydation.

#### b) Expérience :

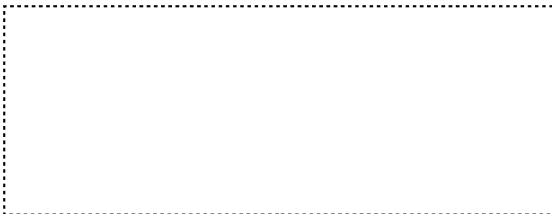
En utilisant ce principe, classer ces métaux suivant leur pouvoir réducteur croissant.

**Zinc ; cuivre ; fer ; magnésium, aluminium.**

#### Matériel disponible :

- Plaques des différents métaux ;
- Eau salée ;
- Bêchers ;
- 1 ampèremètre
- Fils ;
- Pincés crocodiles.

#### Montage 1



I = .....

Le ..... est plus réducteur que le.....

**Montage 2**

I = .....

Le ..... est plus réducteur que le.....

**Montage 3**

I = .....

Le ..... est plus réducteur que le.....

**Montage 4**

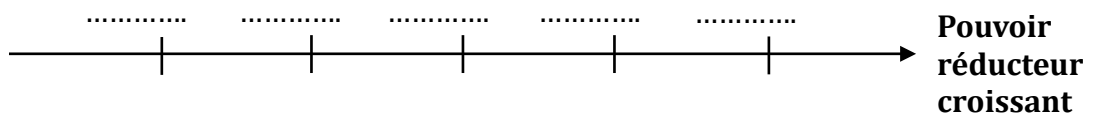
I = .....

Le ..... est plus réducteur que le.....

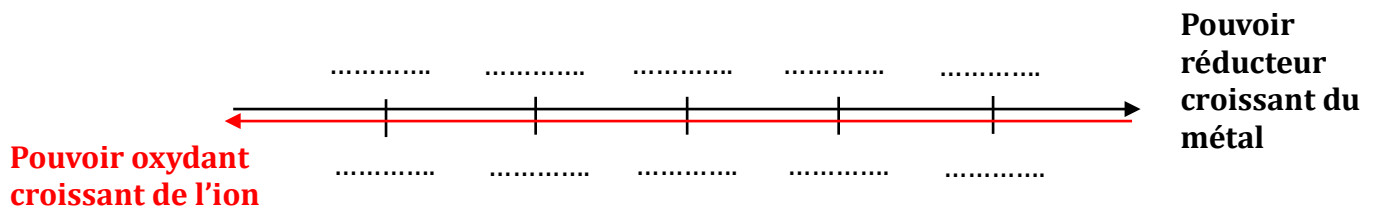
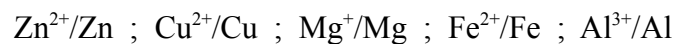
Ces 4 montages ne suffisent pas pour classer tous les métaux, on pourrait réaliser d'autres manipulations.

**c) Interprétation :**

Placer les différents métaux sur l'axe suivant :



En déduire la position des couples redox suivants :



**Retenons 1 :**

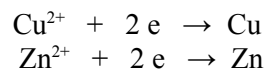
- ✓ L'oxydation est une perte d'électrons
- ✓ La réduction est un gain d'électrons
- ✓ L'oxydant est l'espèce chimique (atome, ion ou molécule) qui gagne des électrons
- ✓ Le réducteur est l'espèce chimique qui donne des électrons
- ✓ L'ensemble des formes oxydées et réduites constitue un couple oxydo-réducteur  $M^{n+}/M$  appelé couple rédox.
- ✓ Par convention, l'oxydant figure en premier dans l'écriture du couple rédox (exemple :  $Cu^{2+}/Cu$  ;  $Ag^+/Ag$  ;  $Fe^{2+}/Fe$ )

**Retenons 2 :**

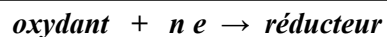
Couple oxydant réducteur ou redox.

- ✗ Dans le cas qui nous concerne, l'ion cuivre  $Cu^{2+}$  est un oxydant et le métal cuivre Cu obtenu est alors le réducteur "associé".
- ✗ On dit que le **couple**  $Cu^{2+}/Cu$  forme un couple oxydant /réducteur ou plus simplement le **couple redox**  $Cu^{2+}/Cu$ .
- ✗ De la même façon, il existe le couple redox  $Zn^{2+}/Zn$ .

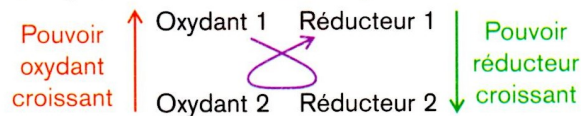
Les **deux demi équations électroniques** s'écrivent :

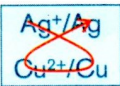


Se généralise par

**Document Les réactions d'oxydoréduction**

- Entre deux couples oxydant/réducteur, la réaction naturelle se produit entre l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort.
- L'écriture de la lettre grecque  $\gamma$  « gamma » permet, en utilisant la classification électrochimique, de prévoir les réactions d'oxydoréduction.



Exemple :  Les ions argent ( $Ag^+$ ) réagissent avec les atomes de cuivre (Cu) pour donner des atomes d'argent (Ag) et des ions cuivre II ( $Cu^{2+}$ ).

↑ Pouvoir oxydant croissant	$Cl_2/Cl^-$ $Ag^+/Ag$ $Cu^{2+}/Cu$ $H^+/H_2$ $Pb^{2+}/Pb$ $Sn^{2+}/Sn$ $Fe^{2+}/Fe$ $Zn^{2+}/Zn$ $Al^{3+}/Al$ $Mg^{2+}/Mg$	↓ Pouvoir réducteur croissant
--------------------------------	---	----------------------------------

**Classification électrochimique**

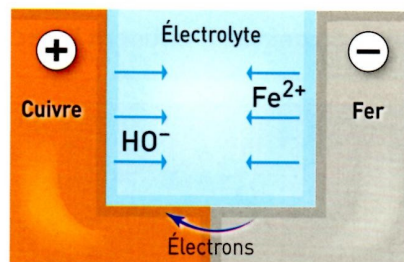
● En appliquant la méthode du document ci-dessus, cochez les réactions possibles :

- $Fe + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu$
- $H_2 + Fe^{2+} \rightarrow 2 H^+ + Fe$
- $3 Cu + 2 Al^{3+} \rightarrow 3 Cu^{2+} + 2 Al$
- $Zn + 2 Ag^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2 Ag$

- La corrosion électrochimique (par phénomène de pile)

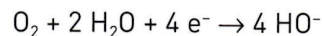
Principe d'une pile électrochimique.

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

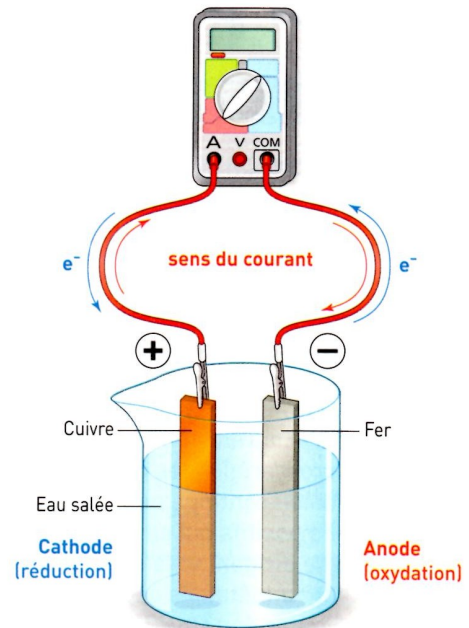
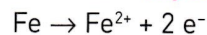


- À la borne (+)

appelée « **cathode** », le milieu devient basique par apparition d'ions hydroxyde  $\text{HO}^-$  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.

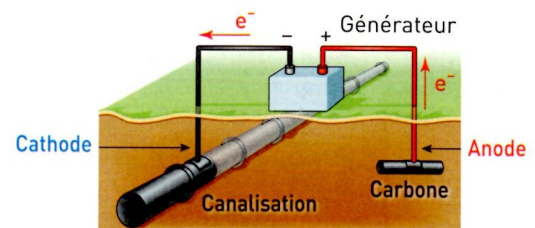
## 2. La protection contre la corrosion des métaux



Anodisation de l'aluminium par électrolyse



Inhibiteur pour circuit de chauffage central.



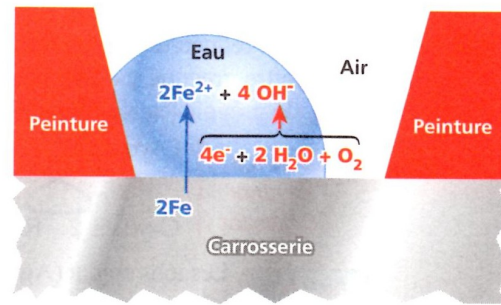
Protection cathodique d'une conduite en fonte ou en acier.

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 attaquée (anode sacrificielle) ;
- la **modification du milieu** : les **inhibiteurs** stoppent les échanges entre l'anode et la cathode de la pile de corrosion.

Document 1 La corrosion des carrosseries

- Les carrosseries des automobiles sont **protégées** par plusieurs couches de peinture. En l'absence de peinture, les atomes de fer s'oxydent et le métal rouille. La **corrosion** observée est accentuée par la présence de certains éléments chimiques (ions Cl<sup>-</sup> en milieu marin).
- La corrosion est un **phénomène électrochimique**. Le fer est oxydé ( $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$ ) sous l'action conjuguée des molécules de dioxygène de l'air et des molécules d'eau ( $\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$ ).



La corrosion du fer d'une carrosserie

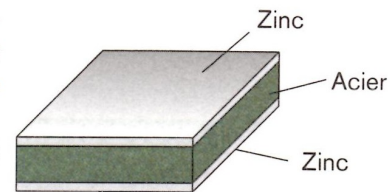
À l'aide du document 1, écrivez et équilibrez l'équation de l'oxydation du fer par le dioxygène et l'eau.

.....

.....

Document 2 La lutte contre la corrosion des carrosseries automobiles

- Les tôles utilisées pour la fabrication des carrosseries sont recouvertes d'une fine pellicule de zinc de 5 à 10 μm d'épaisseur (1 μm = 10<sup>-6</sup> m). Le zinc, plus réducteur que le fer, assure la **protection** du fer en cas de dégradation du film de peinture.
- Une fois assemblée, au cours d'une série d'opérations entièrement automatisées, une carrosserie est :
  - **dégraissée** afin d'éliminer les traces d'huile qui se déposent lors de la découpe des tôles ;
  - **décapée** pour éliminer les dernières traces d'oxydation ;
  - **recouverte** d'une couche de phosphates métalliques pour améliorer l'adhérence de la peinture ;
  - **peinte**. Le film de peinture, imperméable au dioxygène de l'air, assure à la fois la protection contre la corrosion et la décoration.

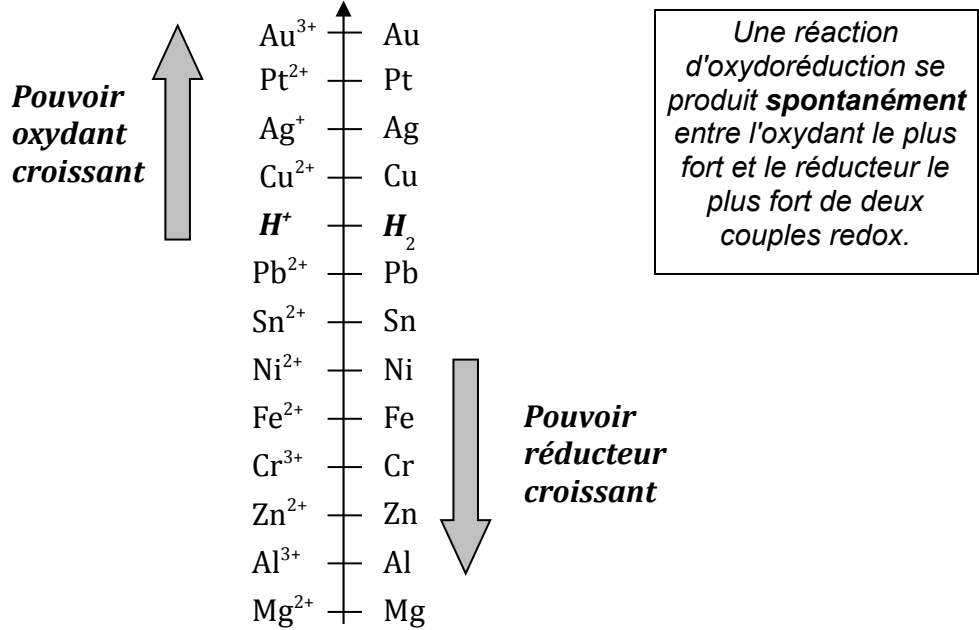


Tôle utilisée pour la fabrication des carrosseries. L'acier est un alliage constitué de fer et de carbone (moins de 2 %) auxquels peuvent venir s'ajouter d'autres métaux.

À l'aide du document 2, répondez aux questions ci-dessous.

- Quel type de tôles utilise-t-on pour la fabrication des carrosseries ?  
.....
- Pourquoi la couche de zinc peut-elle empêcher la corrosion du fer ?  
.....
- Quelles sont les différentes opérations subies par une carrosserie avant d'être peinte ?  
.....
- Quel est le rôle de la peinture dans la protection de la carrosserie ?  
.....

**Classification :**



Règle du gamma  $\gamma$

- x Elle permet d'expliquer pourquoi la réaction d'oxydoréduction se réalise dans le cas d'une lame de zinc dans des ions  $\text{Cu}^{2+}$  et ne se réalise pas dans le cas d'une lame de Cu dans des ions  $\text{Zn}^{2+}$ .
- x Elle est un moyen rapide pour savoir quelle réaction se produit spontanément.

Exemple

Cas de la lame de zinc et des ions  $\text{Cu}^{2+}$

Cas de la lame de cuivre et des ions  $\text{Zn}^{2+}$

