

# Oxydo-Reduction

## I – Définition

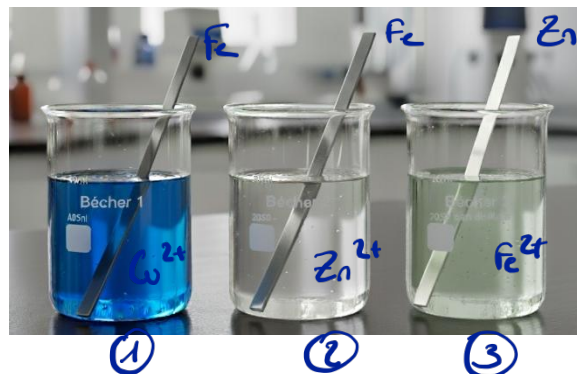
Une **Oxydo-Réduction** est une réaction au cours de laquelle un composé ..... prend ..... des électrons à un autre.

- Le composé qui prend les électrons s'appelle un ..... oxydant .....
- Le composé qui perd les électrons s'appelle un ..... reducteur .....
- Le fait de prendre les électrons est une ..... oxydation .....
- Le fait de céder les électrons est une ..... réduction .....

## II – TP

### 1) Manipulation

- Réaliser les expériences ci-dessous
  - **Bécher N°1** : Lame de fer dans du sulfate de cuivre
  - **Bécher N°2** : Lame de fer dans du sulfate de zinc
  - **Bécher N°3** : Lame de zinc dans du sulfate de fer
- Attendre 10 minutes et prélever 2ml environ de chacune des solutions pour les placer dans 3 tubes à essais.
- Ajouter quelques gouttes de soude dans chacun des tubes à essais.



### 2) Observations :

- Dans chaque bécher après 10 minutes :





- ① Un dépôt de cuivre apparaît sur le fer
- ② Rien ne se produit
- ③ On constate une petite attaque

- Dans chaque tube à essais après ajout de la soude :

- ① Précipité vert
- ② Précipité blanc
- ③ Précipité blanc + vert (vert sale)

c) En utilisant le tableau ci-dessous faire un bilan des ions mis en évidence

- ① Présence d'ions  $\text{Fe}^{2+}$  (lamelle)  
 ② Présence d'ions  $\text{Zn}^{2+}$  (solution)  
 ③ Présence d'ions  $\text{Zn}^{2+}$  (lamelle)  
 $\text{Fe}^{2+}$  (solution)

Ion	Aspect du précipité	
$\text{Fe}^{2+}$	Précipité de couleur verte	
$\text{Fe}^{3+}$	Précipité de couleur brun-rouille	
$\text{Cu}^{2+}$	Précipité de couleur bleue	
$\text{Zn}^{2+}$	Précipité blanc, soluble en excès de soude	

### 3) Conclusion

- ①  $\text{Cu}^{2+}$  attaque  $\text{Fe}$  :  $\text{Fe}^{2+}$  est retrouvé dans la solution  
 ②  $\text{Zn}^{2+}$  n'attaque pas  $\text{Fe}$   
 ③  $\text{Fe}^{2+}$  attaque  $\text{Zn}$  :  $\text{Zn}^{2+}$  est retrouvé dans la solution

## III – La classification et la règle du gamma

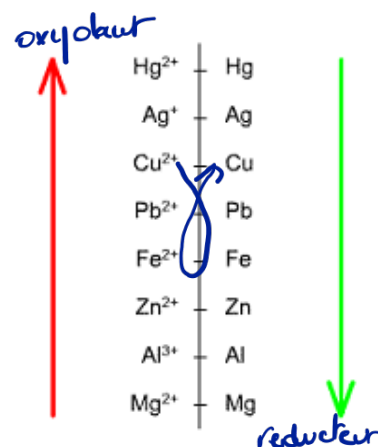
### 1) La classification

Voici ci-contre un extrait de la classification électrochimique des métaux :

### 2) La règle du gamma

Un oxydant attaque un réducteur situé en bas à droite.

Cela forme un Y qui donne la réaction  
 $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$  (voir ici)



Cette règle explique toutes les observations du II !

### 3) Une classification plus complète

La classification électrochimique des métaux ci-dessous reste un extrait de la classification complète.

Couples oxydo-reducteurs		
Oxydant	E° (Volts)	Reducteur
F <sub>2</sub>	2.85	F <sup>-</sup>
S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> <sup>2-</sup>	2.01	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	1.68	MnO <sub>2</sub>
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	1.51	Mn <sup>2+</sup>
Au <sup>3+</sup>	1.5	Au
Cl <sub>2</sub>	1.36	Cl <sup>-</sup>
Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	1.33	Cr <sup>3+</sup>
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	1.33	Cr <sup>3+</sup>
O <sub>2</sub>	1.23	H <sub>2</sub> O
MnO <sub>2</sub>	1.21	Mn <sup>2+</sup>
Br <sub>2</sub>	1.07	Br <sup>-</sup>
Pt <sup>2+</sup>	1	Pt
NO <sup>3-</sup>	0.96	NO
Hg <sup>2+</sup>	0.86	Hg
Ag <sup>+</sup>	0.80	Ag
Fe <sup>3+</sup>	0.77	Fe <sup>2+</sup>
I <sub>2</sub>	0.55	I <sup>-</sup>
Cu <sup>+</sup>	0.52	Cu
Cu <sup>2+</sup>	0.34	Cu
HCHO	0.19	CH <sub>3</sub> OH
CH <sub>3</sub> CHO	0.19	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	0.17	SO <sub>2</sub>
Cu <sup>2+</sup>	0.16	Cu <sup>+</sup>
HCO <sub>2</sub> H	0.12	CH <sub>3</sub> OH
S <sub>4</sub> O <sub>6</sub> <sup>2-</sup>	0.08	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
HCO <sub>2</sub> H	0.06	HCHO
CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H	0.03	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	0	H <sub>2</sub>
CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H	-0.12	CH <sub>3</sub> CHO
Pb <sup>2+</sup>	-0.13	Pb
Ni <sup>2+</sup>	-0.23	Ni
Fe <sup>2+</sup>	-0.44	Fe
CO <sub>2</sub>	-0.49	C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> H <sub>2</sub>
Cr <sup>3+</sup>	-0.74	Cr
Zn <sup>2+</sup>	-0.76	Zn
Al <sup>3+</sup>	-1.66	Al
Na <sup>+</sup>	-2.71	Na
Ca <sup>2+</sup>	-2.87	Ca
K <sup>+</sup>	-2.92	K

Exemple 1 Attaque du Fe par Cu<sup>2+</sup>

Equation:  $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$

1/2 équation:  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

1/2 équation:  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$

Les 1/2 équations montrent les échanges d'électrons

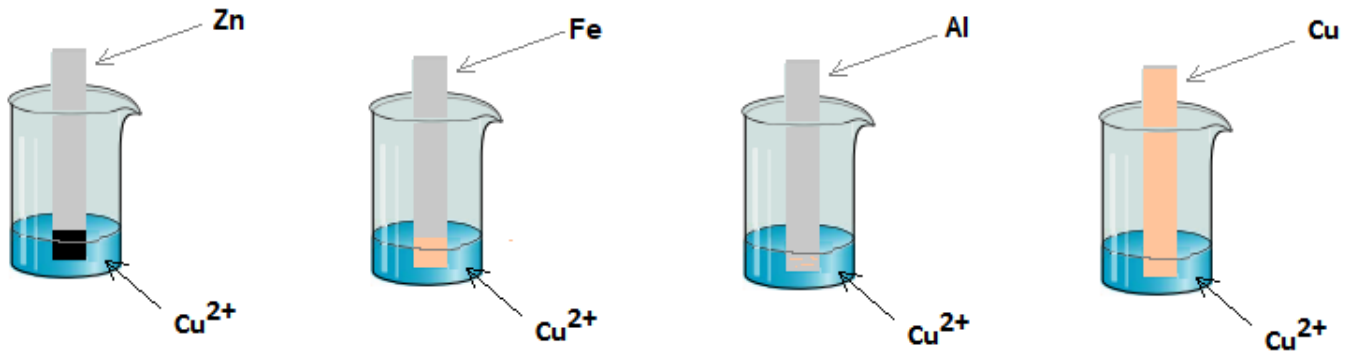
Important!

S'il y avait eu une lame de zinc en contact avec la lame de fer, le fer aurait été protégé!

Le gamma vert est plus grand. (Le Zn est plus bas). Cette réaction prend donc la place du gamma bleu

## IV – Application : corrosion de métaux

Lors d'une expérience, on plonge 4 lamelles de Zinc, Fer, Aluminium et Cuivre dans une solution contenant du  $\text{Cu}^{2+}$



On observe le dépôt le plus important sur la lamelle de ..... **zinc** .....

Sur le ..... **fer** ..... le dépôt est bien net et de couleur reconnaissable.

Sur ..... **l'aluminium** ..... on n'observe que des traces qui se sont déposées.

Sur le ..... **cuivre** ..... on n'observe aucun dépôt. La classification simplifiée ci-contre permet

d'expliquer ce qui se passe.  $\text{Cu}^{2+}$  attaque **Fe** car il se situe en ..... **bas** ..... à ..... **droite** .....

↑	$\text{Hg}^{2+}$	Hg	↓
	$\text{Ag}^+$	Ag	
	$\text{Cu}^{2+}$	Cu	
	$\text{Pb}^{2+}$	Pb	
	$\text{Fe}^{2+}$	Fe	
	$\text{Zn}^{2+}$	Zn	
	$\text{Al}^{3+}$	Al	
	$\text{Mg}^{2+}$	Mg	

**Zn**, plus bas est attaqué plus ..... **fort** ..... **Al** qui est encore plus bas devrait être attaqué plus encore mais ce n'est pas le cas car ..... **il s'auto-protège** .....

## V – La corrosion du fer

Visionner la video suivante sur la corrosion et compléter le texte ci-dessous <https://www.youtube.com/watch?v=kCaleA2eats>

La plupart des métaux s'..... **oxydent** ..... au contact de l'air. La rouille est l'..... **oxydation** ..... du fer. L'oxyde de fer ne protège pas le fer contrairement à ce qui se passe pour ..... **l'aluminium** ..... qui s'auto-protège très rapidement.

C'est le ..... **dioxygène** ..... de l'air qui attaque le fer (la réaction est complexe). On peut protéger le fer avec une couche de ..... **peinture** ..... Une méthode plus efficace encore utilise du ..... **zinc** ..... Lorsque celui-ci est en contact avec le fer, il réagit en priorité en récupérant les ..... **électrons** ..... et protège ainsi le fer de la corrosion.

## 1) Conditions de la corrosion du fer

La manipulation en illustration ci-dessous nécessite d'être réalisée sur plusieurs jours pour donner des résultats.



### Observations

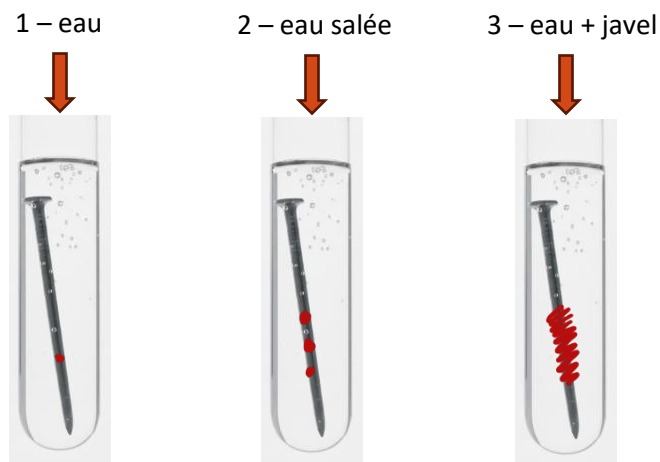
② : Pas d'eau, pas de rouille  
 ③ : Pas de dioxygène, pas de rouille

### Conclusions

Pour que la rouille se forme, il faut du dioxygène et de l'eau

## 2) Accélération et freinage de la rouille : Expérience 1

Réaliser la manipulation ci-dessous en plongeant un clou en fer dans des tubes à essais



### Observations

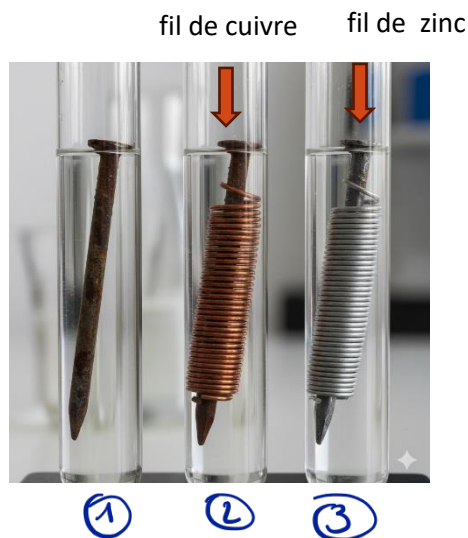
En quelques minutes :  
eau : pas encore de rouille  
eau salée : un peu de rouille  
eau de javel : rouille rapide

### Conclusion

Dans l'eau, le sel accélère le phénomène de rouille, le chlore plus encore.

### 3) Accélération et freinage de la rouille : Expérience 2

Réaliser la manipulation ci-dessous en plongeant un clou en fer dans des tubes à essais contenant de l'eau de javel



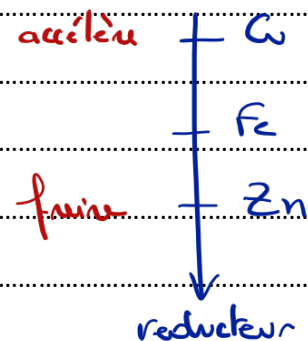
#### Observations

- ① clou: la rouille apparaît
- ② avec du cuivre: accélération de la rouille
- ③ avec du zinc: pas de rouille

#### Conclusion

le zinc protège le fer de la rouille le cuivre l'accélère

Cela provient des positions des réducteurs par rapport au fer



## VI – Les moyens de protéger le fer de la rouille

### 1) La peinture :

Une couche de peinture isole le fer de l'oxygène et de l'eau mais une rayure et l'attaque reprend



**Principe des deux moyens de protection suivants**

Le métal le plus utilisé est le zinc. Plus réducteur que le fer, il est attaqué en priorité et le protège. Il faut un contact direct entre fer et zinc.

	Hg <sup>2+</sup>	Hg	
	Ag <sup>+</sup>	Ag	
	Cu <sup>2+</sup>	Cu	
	Pb <sup>2+</sup>	Pb	
	Fe <sup>2+</sup>	Fe	
	Zn <sup>2+</sup>	Zn	
	Al <sup>3+</sup>	Al	
	Mg <sup>2+</sup>	Mg	

↑ (red arrow pointing up) and ↓ (green arrow pointing down) are placed next to the table.

**2) L'anode sacrifiée :**

Chaque anode protège une zone autour d'elle.

**3) La galvanisation :**

On recouvre l'ensemble de l'acier d'une couche de zinc. Une rayure ne pose pas de problème tant qu'il reste suffisamment de zinc.

**4) L'inox :**

Une des méthodes les plus efficaces - la plus coûteuse également. Des atomes de chrome viennent "boucher" les accés aux atomes de fer. L'attaque ne peut avoir lieu.

