

Oxydo-Reduction

I – Définition

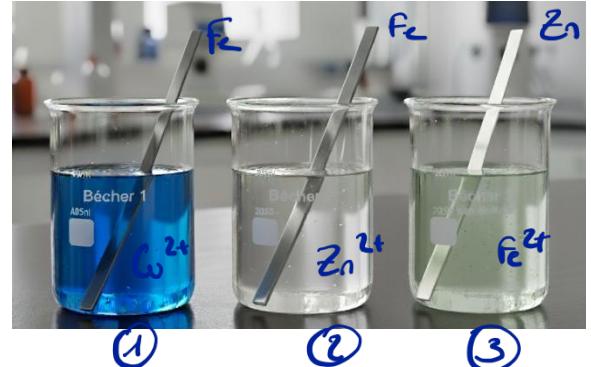
Une **Oxydo-Réduction** est une réaction au cours de laquelle un composé prend des électrons à un autre.

- Le composé qui prend les électrons s'appelle un oxydant
- Le composé qui perd les électrons s'appelle un réducteur
- 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 "sak")

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

- ① Présence d'ion Fe^{2+} (lameille)
- ② Présence d'ions Zn^{2+} (solution)
- ③ Présence d'ions Zn^{2+} (lameille)
 Fe^{2+} (solution)

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

3) Conclusion

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

III – La classification et la règle du gamma

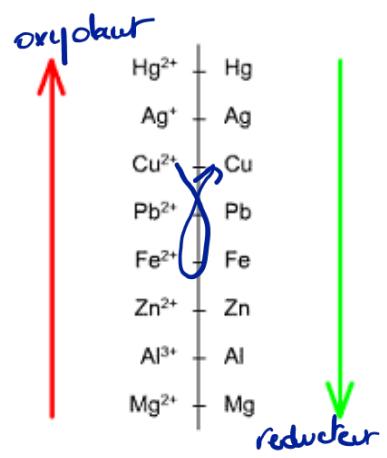
1) La classification

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)



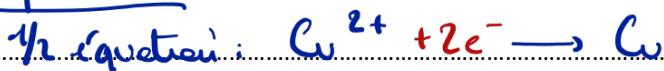
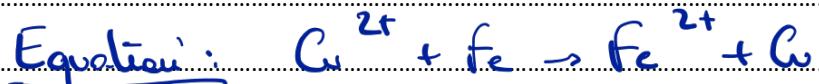
Cette règle explique toutes les observations du II !

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

Exemple 1 Attaque du Fe par Cu²⁺



Le 1/2 équation montre les échanges d'1 e⁻

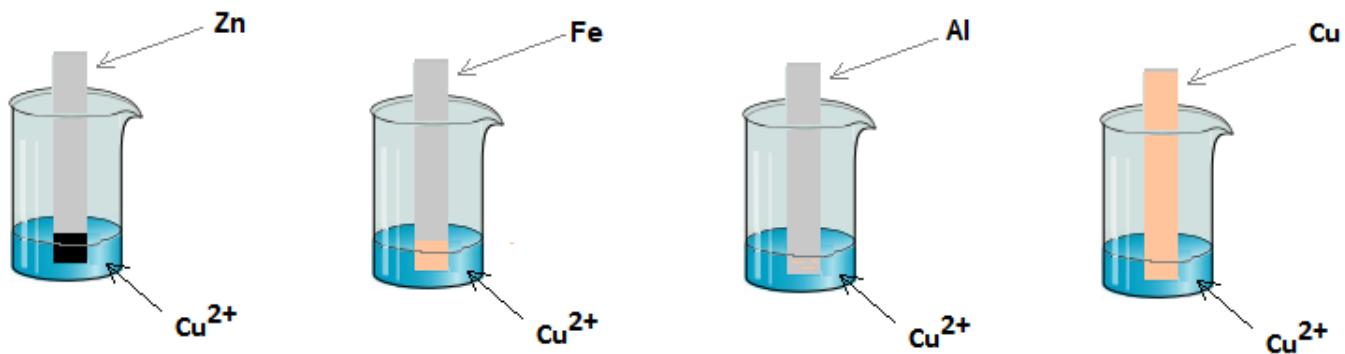
Important!

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) Cet anode prend donc la place du gummie 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 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. Cu^{2+} attaque Fe car il se situe en bas à droite

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

Hg^{2+}	Hg
Ag^+	Ag
Cu^{2+}	Cu
Pb^{2+}	Pb
Fe^{2+}	Fe
Zn^{2+}	Zn
Al^{3+}	Al
Mg^{2+}	Mg

V – La corrosion du fer

Visionner la vidéo 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 dioxygine 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

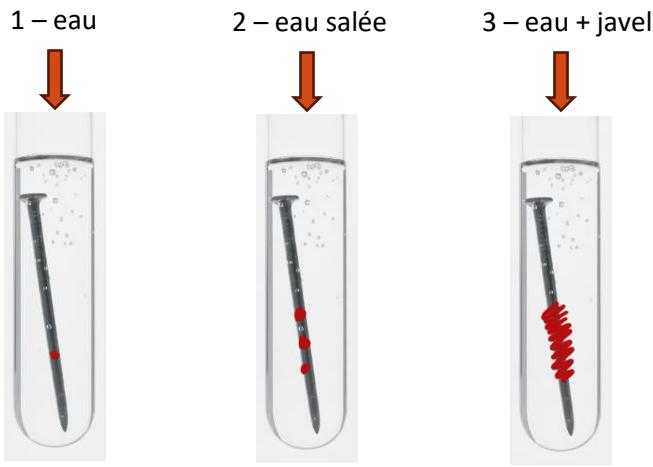
- ② : Pas d'eau, pas de rouille
 ③ : Pas de dioxygène, pas de rouille

Conclusions

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

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 salé : un peu de rouille

eau de javel : rouille rapide

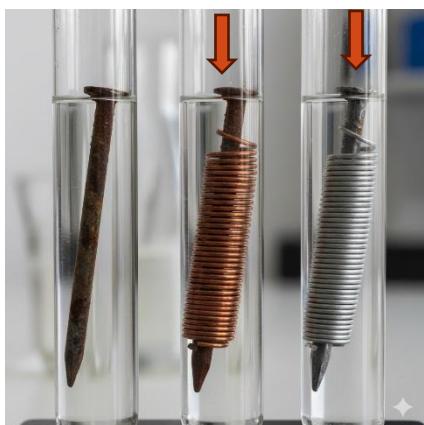
Conclusion

Dans l'eau, de sel accélère la 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

fil de cuivre fil de zinc



① ② ③

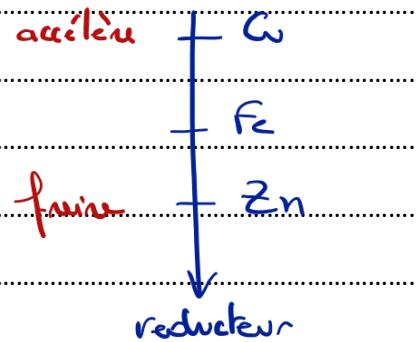
Observations

- 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 du dioxygène 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^{2+}	Hg
Ag^+	Ag
Cu^{2+}	Cu
Pb^{2+}	Pb
Fe^{2+}	Fe
Zn^{2+}	Zn
Al^{3+}	Al
Mg^{2+}	Mg

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 accès aux atomes de fer. L'attaque ne peut avoir lieu.

