

T3 Comment protéger un véhicule contre la corrosion ?

I) La corrosion :

Observer les images suivantes et les décrire en faisant abstraction des objets qu'elles représentent mais de l'état dans lequel se trouvent ces objets.



Bateaux, voitures, chaînes, tuyaux, etc....

Tout les objets en fer et en acier exposés à l'air et à l'humidité qui ne sont pas protégés, finissent par



La corrosion désigne l'altération d'un matériau par réaction chimique. Les exemples les plus connus sont les altérations chimiques des métaux, telles du fer et de l'acier ou la formation de sur le cuivre et ses alliages (bronze, laiton). Cependant, la corrosion est un domaine bien plus vaste qui touche toutes sortes de matériaux (métaux, céramiques, polymères) dans des environnements variables (milieu aqueux, atmosphère, hautes températures).

L'étude fondamentale des phénomènes de corrosion relève essentiellement de L'étude appliquée des phénomènes de corrosion est un domaine de la science des matériaux, qui comporte à la fois des notions de chimie et de physique (physico-chimie).

La corrosion est un problème industriel important : le coût de la corrosion, qui recouvre l'ensemble des moyens de lutte contre la corrosion, le remplacement des pièces ou

ouvrages corrodés et les conséquences directes et indirectes des accidents dus à la corrosion, est estimé à 2 % du produit brut mondial. Chaque seconde, ce sont quelque 5 tonnes d'acier qui sont ainsi transformées en oxydes de fer...

Dans l'écrasante majorité des cas, le métal est présent sur Terre sous forme dans les minerais : bauxite pour l'aluminium, hématite pour le fer, chalcoppyrite pour le cuivre, rutile pour le titane... Depuis la préhistoire, le travail de métallurgie a consisté à réduire ces oxydes dans des bas-fourneaux puis des hauts-fourneaux pour fabriquer le La corrosion n'est qu'un retour à l'état d'oxyde naturel. La corrosion des métaux est dans la grande majorité des cas une réaction électrochimique (une oxydoréduction) qui fait intervenir la pièce manufacturée et l'environnement.

Voir le T.3 T.P. N° 1 Quels facteurs favorisent la corrosion du fer ?

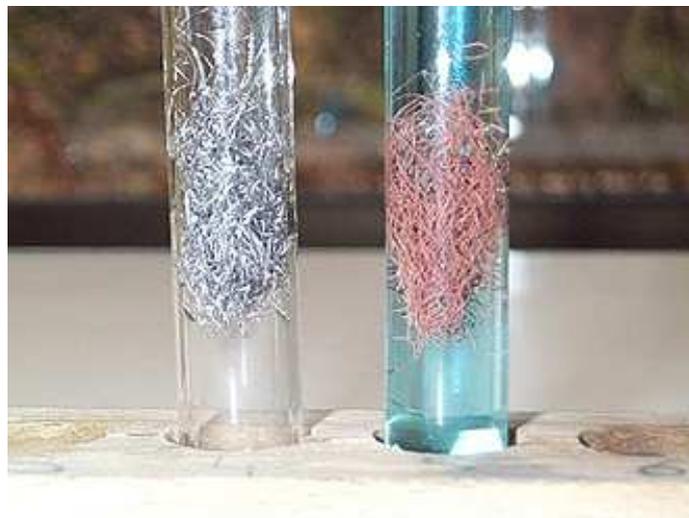
II) La réaction d'oxydo-réduction :

Une réaction d'oxydoréduction ou rédox est une réaction chimique au cours de laquelle se produit un échange d' L'espèce chimique qui capte les électrons est appelée « » ; celle qui les cède, « ».

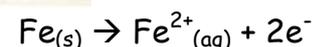
Lors de la réaction lorsque l'on immerge de la paille fer dans une solution de sulfate de cuivre (II).

Au bout de quelques secondes on observe alors sur la paille de fer un dépôt brun rouge.

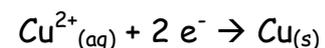
Au bout d'une durée suffisamment longue on observe la décoloration de la solution de sulfate de cuivre (II).



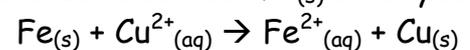
Le fer cède deux électrons. C'est un réducteur.



L'ion cuivre (II) capte deux électrons. C'est un oxydant.



Il apparaît donc que cette réaction mettant en jeu un oxydant et un réducteur, ou réaction rédox, consiste en un transfert de deux électrons du réducteur $\text{Fe}_{(s)}$ à l'oxydant $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$.



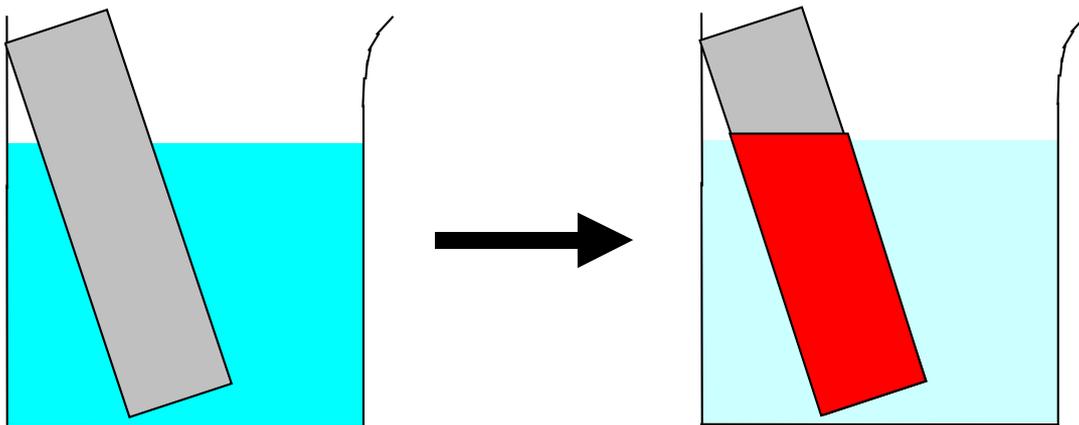
Lors de la réaction d'oxydoréduction le réducteur $\text{Fe}_{(s)}$ est oxydé et l'oxydant $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ est réduit.

III) Réaliser et interpréter des réactions d'oxydoréduction :

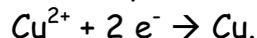
Certaines réactions chimiques peuvent être qualifiées de réactions d'oxydoréduction. Ce type de transformation est caractérisé par un transfert d'électrons entre deux réactifs de départ : un oxydant et un réducteur. Un oxydant est une espèce capable de capter des électrons. Un réducteur est à l'inverse capable de céder des électrons. Ces derniers ne pouvant exister libres en solution aqueuse, tout électron perdu par un réducteur est automatiquement capté par un oxydant.

Les oxydants et les réducteurs peuvent être des atomes, des ions ou des molécules. Un métal comme le zinc Zn, un ion tel que le manganèse Mn^{2+} en solution aqueuse, ou une molécule comme le méthane CH_4 , sont des réducteurs. Les ions cuivre Cu^{2+} ou le dioxygène gazeux O_2 sont par contre de très bons oxydants.

Par exemple, en plongeant une lame de zinc (métal Zn) dans une solution de sulfate de cuivre $CuSO_4$ (composée d'ions Cu^{2+}), la couleur bleue caractéristique des ions cuivre Cu^{2+} disparaît, un dépôt rouge de cuivre métallique Cu et des ions zinc Zn^{2+} se forment alors.

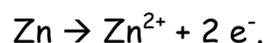


Les ions cuivre Cu^{2+} ont réagi selon la demi-équation électronique suivante :



En captant deux électrons, les ions Cu^{2+} jouent le rôle d'....., ils subissent donc une (gain d'électrons).

Le zinc métallique Zn a lui été transformé en ions Zn^{2+} selon la demi-équation électronique suivante :



En cédant deux électrons, Zn joue le rôle de et subit une (perte d'électrons).

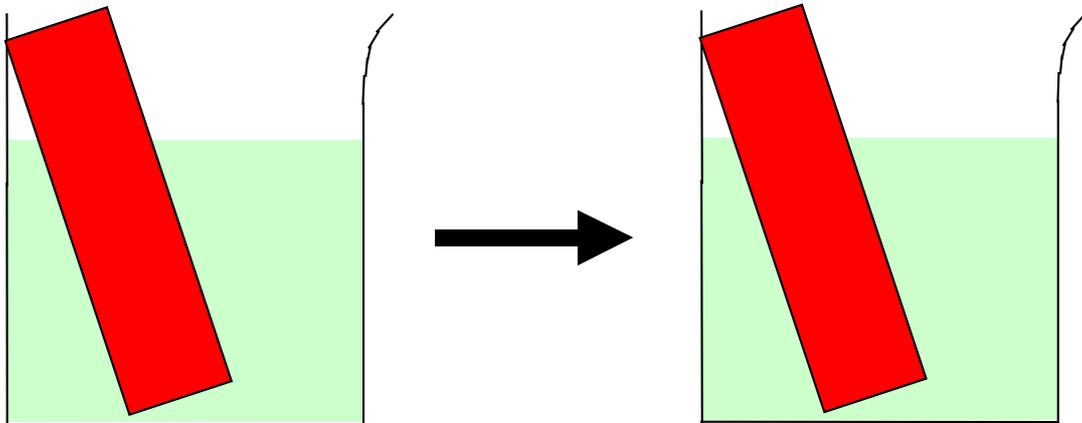
L'équation générale de cette réaction d'oxydoréduction est la superposition des deux demi-équations électroniques précédentes :



Cu^{2+}/Cu , tout comme Zn^{2+}/Zn , constituent des couples oxydant/réducteur. Chaque oxydant possède en effet son réducteur conjugué, il existe ainsi un nombre important de couples, tous répertoriés dans des tables.

IV) Classifier expérimentalement des couples rédox :

Si à l'inverse de la réaction précédente, on plonge une lame de cuivre (métal Cu) dans une solution de sulfate de zinc $ZnSO_4$ (composée d'ions Zn^{2+}), il ne se passe rien.

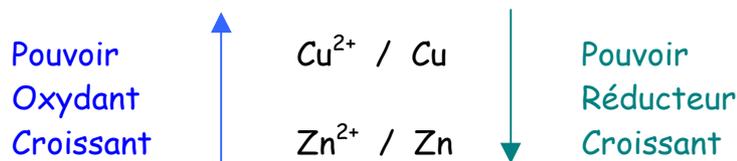


Un atome de cuivre ne peut pas céder deux électrons à un ion Zn^{2+} . Les ions Zn^{2+} n'oxydent pas le cuivre Cu.

D'après les deux expériences précédentes, on constate :

- a) Zn réduit Cu^{2+}
mais Cu ne peut réduire Zn^{2+}
Zn est plus que Cu
- b) Cu^{2+} oxyde Zn
mais Zn^{2+} ne peut oxyder Cu
 Cu^{2+} est plus que Zn^{2+}

On peut donc classer ces deux couples suivant leur pouvoir oxydant et réducteur croissant.



Le classement des différents couples oxydoréducteurs permet de prévoir quel est le sens de la réaction d'oxydoréduction qui a lieu entre deux couples oxydoréducteurs :

C'est l' le plus fort qui réagit avec le le plus fort

V) Prévoir le sens d'une réaction d'oxydoréduction :

Une oxydoréduction se traduit par un transfert d'électrons. Dans ce transfert, un atome cède un ou plusieurs électrons, il devient un ion positif et on dit qu'il a été Ces électrons sont captés par un ion en solution, cet ion redevient atome et se dépose sur l'élément dont sont issus les électrons. On dit qu'il a été Cette réaction ne peut avoir lieu que si l'électropositivité de l'élément qui perd ses électrons est plus

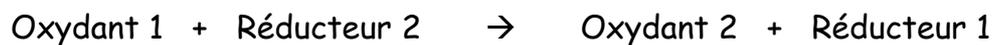
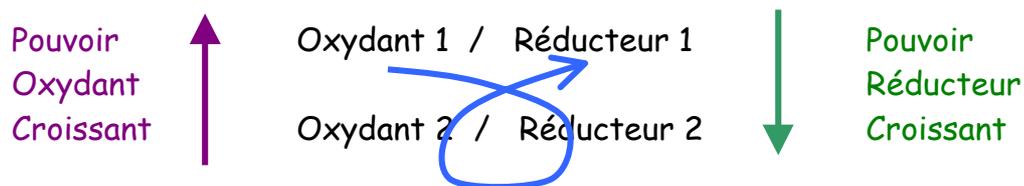
grande que celle de l'élément qui les gagne. On peut donc classer les atomes par électropositivité croissante, c'est à dire par réducteur croissant.

Voir le T.3 T.P. N° 2 Oxydoréduction - Classement électrochimique des métaux. (Afin de pouvoir effectuer toutes les réactions dans un minimum de temps. Ce T.P. s'effectuera en simulation informatique.)

Les couples oxydant réducteurs sont classés en fonction de leur pouvoir oxydant ou réducteur.

C'est l'..... le plus fort qui réagit avec le le plus fort.

La règle du gamma permet de déterminer le sens de la réaction.



Pouvoir oxydant croissant	Au ³⁺ / Au	Pouvoir réducteur croissant
	Cl ₂ / Cl ⁻	
	MnO ₂ / Mn ²⁺	
	Hg ²⁺ / Hg	
	Ag ⁺ / Ag	
	Fe ³⁺ / Fe ²⁺	
	I ₂ / I ⁻	
	Cu ²⁺ / Cu	
	H ⁺ / H ₂	
	Pb ²⁺ / Pb	
	Sn ²⁺ / Sn	
	Ni ²⁺ / Ni	
	Fe ²⁺ / Fe	
	Cr ³⁺ / Cr	
	Zn ²⁺ / Zn	
	Al ³⁺ / Al	
Mg ²⁺ / Mg		
Na ⁺ / Na		
Ca ²⁺ / Ca		
K ⁺ / K		

Classification électrochimique

Le schéma ci-contre représente une classification électrochimique plus complète.

A l'aide de la règle du Gamma, on peut voir que les ions cuivres Cu²⁺ réagissent avec les atomes de zinc Zn pour donner des atomes de cuivre Cu et des ions zinc Zn²⁺.

(L'ion « plus haut » réagit avec l'atome « plus bas » que lui.)

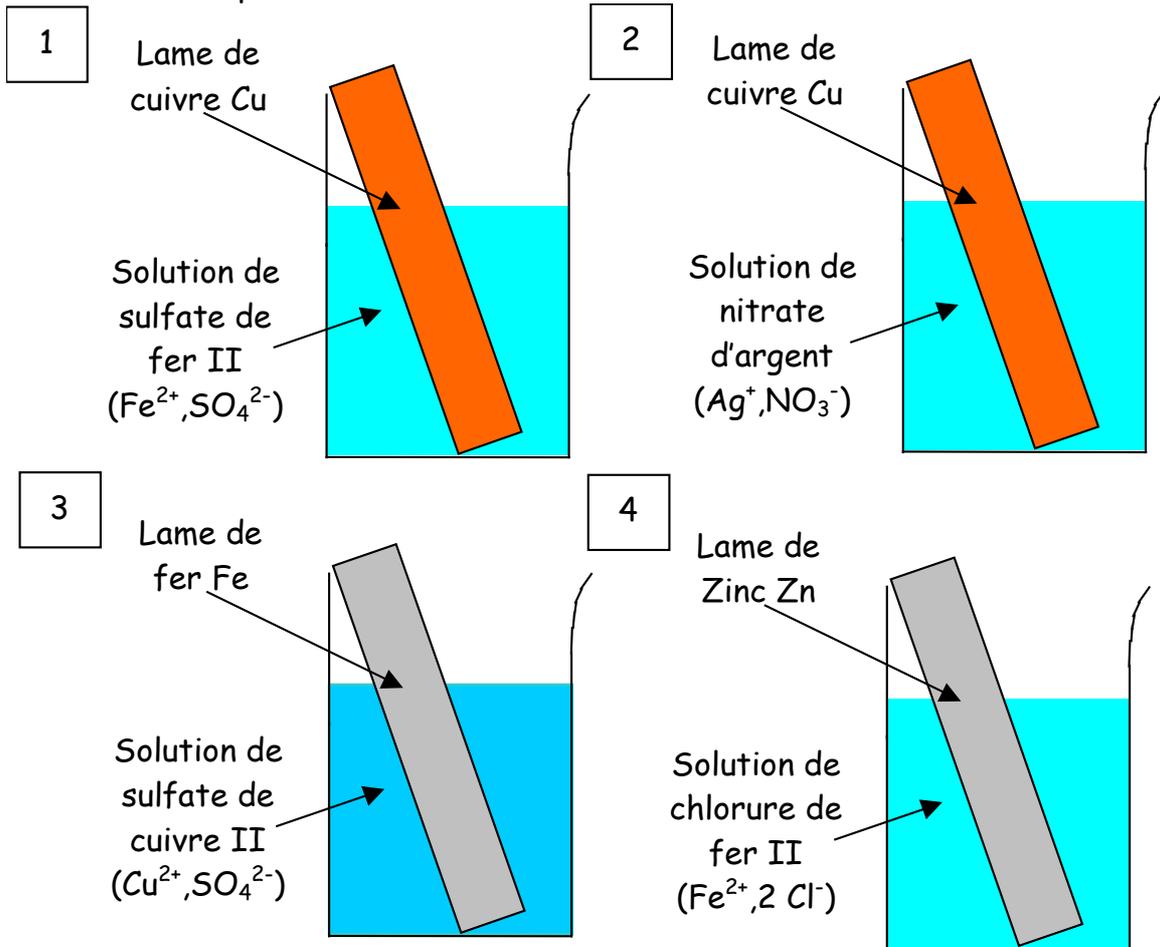
On peut grâce à cette règle affirmer par exemple que l'ion zinc Zn²⁺ ne réagira pas avec l'atome de fer Fe.

(En effet l'ion Zn²⁺ est « plus bas » que l'atome Fe dans la classification.)

Exercice N°1 : En appliquant la règle du Gamma et en utilisant la classification précédente, cocher les réactions possibles.

- Fe + Cu²⁺ → Fe²⁺ + Cu
- H₂ + Fe²⁺ → 2 H⁺ + Fe
- 3 Cu + 2 Al³⁺ → 3 Cu²⁺ + 2 Al
- Zn + 2 Ag⁺ → Zn²⁺ + 2 Ag

Exercice N° 2 : Au cours d'une séance de travaux pratiques, Virginie réalise les expériences décrites par les schémas ci-dessous.



a) Pour chaque cas 1 à 4, en consultant la classification électrochimique, indiquer si la lame se recouvre d'un dépôt métallique (barrer la mention inutile). Dans le cas positif, indiquer la nature du dépôt.

- | | | | | |
|---|------------------|------------------------------|------------------------------|-------------------|
| 1 | dépôt métallique | <input type="checkbox"/> oui | <input type="checkbox"/> non | nature du dépôt : |
| 2 | dépôt métallique | <input type="checkbox"/> oui | <input type="checkbox"/> non | nature du dépôt : |
| 3 | dépôt métallique | <input type="checkbox"/> oui | <input type="checkbox"/> non | nature du dépôt : |
| 4 | dépôt métallique | <input type="checkbox"/> oui | <input type="checkbox"/> non | nature du dépôt : |

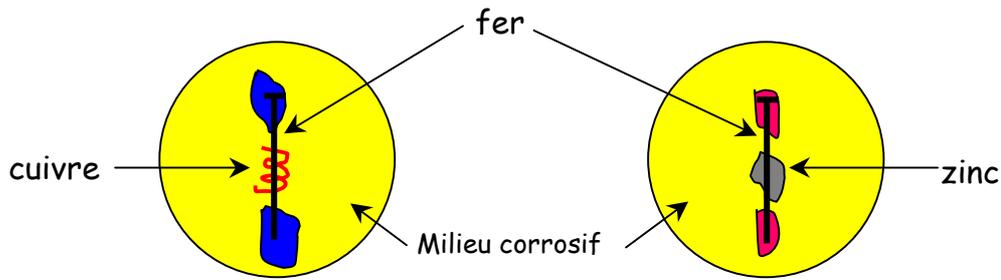
b) Écrire pour chaque réaction positive l'équation de la réaction d'oxydoréduction.

- 1
- 2
- 3
- 4

VI) La protection contre la corrosion des métaux :

(Document issu de l'académie de Besançon)

1) Par un métal plus réducteur que le fer



le clou est oxydé

(zone bleue à la tête et à la pointe du clou)

le clou est protégé

(zone rose à la tête et à la pointe du clou)

Interprétation :

Fer + cuivre : le fer étant plus réducteur que le cuivre, c'est le fer qui s'oxyde.

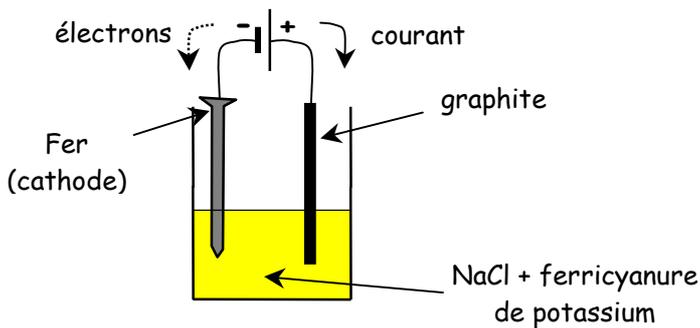
Fer + zinc : le zinc étant plus réducteur que le fer, c'est le zinc qui s'oxyde.

C'est donc le métal le plus réducteur qui s'oxyde

La formation de la rouille (oxyde de fer) est évitée par la présence d'un métal plus réducteur que le fer : par exemple Zn ou Mg.

Application : bloc de Zn ou Mg pour protéger la coque d'un navire contre la corrosion.

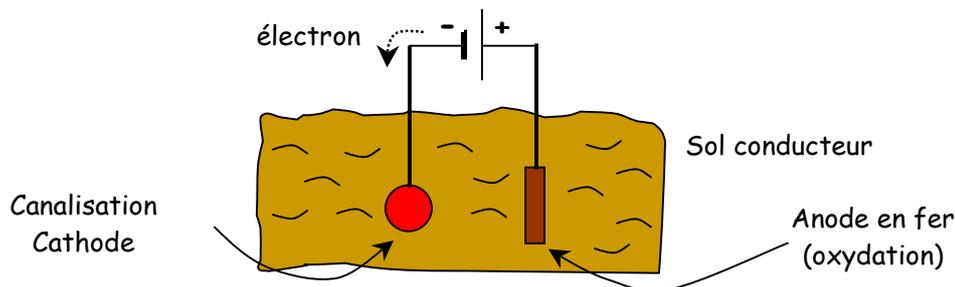
2) Protection cathodique



Le fer ne se corrodé pas quand il est relié à la borne négative de la pile (l'afflux d'électrons provoque une réduction et non une oxydation)

Si on inverse les polarités, la corrosion du clou est immédiate.

Application : protection des canalisations souterraines. C'est l'anode qui s'oxyde (anode sacrificielle).



3) Dépôt métallique

Si on utilise un métal plus réducteur que le fer (Zn), la protection est assurée même si le revêtement n'est pas uniforme. (galvanisation)

Si on utilise un métal moins réducteur que le fer (Cr, Ni), la protection est assurée **seulement** si le revêtement est uniforme. (chromage, nickelage)

On peut aussi protéger par peinture à base de plomb (minium), ou par revêtement plastique.