

# Oxydoréduction en solution aqueuse



Chimie

## Pré-requis

Etre capable de :

- ❖ Calculer le nombre de moles d'atomes (de molécules, d'ions, ...) contenus dans une masse donnée de corps pur ;
- ❖ Déterminer la concentration molaire ou massique d'une espèce chimique dans une solution.

## Objectifs

Etre capable de :

- Reconnaître, pour une réaction donnée, une oxydation et une réduction ;
- Ecrire les demi équations redox et l'équation-bilan ;
- Prévoir la possibilité du déplacement d'un ion métallique à partir de la classification électrochimique ;
- Ecrire l'équation-bilan de la réaction d'un acide sur un métal.

## I. Réaction entre un métal et une solution ionique

### A. Mise en évidence

TP : Réaction entre  $\text{Cu}^{2+}$  et le fer

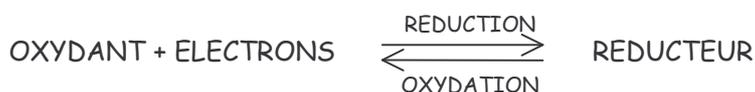
### B. Définitions

Une **réaction d'oxydation** correspond à *une perte d'électrons*.

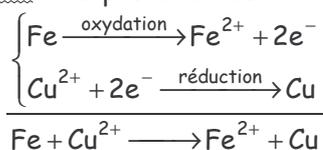
Une **réaction de réduction** correspond à *un gain d'électrons*.

Une **réaction d'oxydoréduction** est un échange d'électrons entre un oxydant qui capte des électrons (il est **réduit**) et un réducteur qui cède des électrons (il est **oxydé**).

De façon plus schématique :



Exemple : interprétation du TP



**NB :**

- ❖ On appelle **demi-équation redox** les deux équations intermédiaires permettant d'écrire l'équation-bilan finale.
- ❖ On doit respecter la conservation des charges électriques lors de l'écriture de ces équations-bilan.

Exercices 1 et 2

## **II. La classification électrochimique des métaux**

### **A. Couple oxydant / réducteur**

Deux espèces constituées par un même élément à des degrés d'oxydation différents forment un **couple redox (oxydant/réducteur)**.

Les couples redox sont classés selon leur pouvoir oxydant ou réducteur dans la classification électrochimique :

<b>OXYDANTS de plus en plus forts</b>	$\text{Au}^{3+}$	—	—	Au
	$\text{Ag}^+$	—	—	Ag
	$\text{Cu}^{2+}$	—	—	Cu
	$\text{H}_3\text{O}^+$	—	—	$\text{H}_2$
	$\text{Pb}^{2+}$	—	—	Pb
	$\text{Sn}^{2+}$	—	—	Sn
	$\text{Ni}^{2+}$	—	—	Ni
	$\text{Cd}^{2+}$	—	—	Cd
	$\text{Fe}^{2+}$	—	—	Fe
	$\text{Zn}^{2+}$	—	—	Zn
	$\text{Al}^{3+}$	—	—	Al
	$\text{Mg}^{2+}$	—	—	Mg
	$\text{Na}^+$	—	—	Na
	$\text{K}^+$	—	—	K
			<b>REDUCTEURS de plus en plus forts</b>	

Classification électrochimique des métaux

## B. Règle du gamma

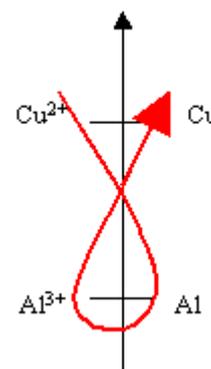
La classification électrochimique des métaux permet de prévoir la possibilité d'une réaction sachant que :

- un oxydant peut oxyder tout réducteur placé au-dessous de lui dans la classification ;
- un oxydant est sans effet sur un réducteur placé au-dessus de lui.

De façon plus imagée, on peut utiliser la « **règle du gamma** » ( $\gamma$ ) :

Exemple : ci-contre

Les ions  $\text{Cu}^{2+}$  réagissent avec l'aluminium pour donner les ions  $\text{Al}^{3+}$  et un dépôt de cuivre.



Exercice 5

## III. Action de l'acide chlorhydrique sur les métaux

### A. Mise en évidence

TP : Action de l'acide chlorhydrique sur les métaux

### B. Observation et interprétation

- Les métaux situés en dessous du couple  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$  dans la classification électrochimique sont attaqués par l'acide chlorhydrique en produisant du dihydrogène.
- Les métaux situés au dessus du couple  $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$  dans la classification électrochimique ne sont pas attaqués par l'acide chlorhydrique.