


Première Spécialité Physique-Chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	M.GINEYS M / M.KUNST-MEDICA F	
<b><u>Chapitre 2 : Réactions d'oxydo-réduction</u></b>		Cours livre p 38 à 39	

## Objectifs et trame du chapitre

### I. Les oxydants et les réducteurs

#### Activité documentaire n°2.1 : Qu'est-ce qu'une réaction d'oxydo-réduction ?

*Capacités visées :*

- A partir de données expérimentales, identifier un transfert d'électrons entre deux réactifs et le modéliser par des demi-équations électroniques et par une réaction d'oxydo-réduction.

#### Activité documentaire n°2.2 : Protection d'un métal contre la corrosion

*Capacités visées :*

- Définir et distinguer un oxydant, un réducteur, une oxydation, une réduction.
- Définir un couple oxydant/réducteur.
- Établir une équation de la réaction entre un oxydant et un réducteur, les couples oxydant-réducteur étant donnés.

**Exercices d'application à faire après les deux activités :** 2-3-4-5-6-7-8-9 p 43

### II. Réactions d'oxydoréduction

#### Activité expérimentale n°2.3 : Fonctionnement d'une pile à combustible

*Capacités visées :*

- Mettre en œuvre des transformations modélisées par des réactions d'oxydoréduction.
- Établir une équation de la réaction entre un oxydant et un réducteur, les couples oxydant-réducteur étant donnés.

**Exercices d'application à faire après l'activité :** 10-11-12-13 p 44

# Bilan des activités :

## I. Les oxydants et les réducteurs

### 1) Rappel indispensable de seconde

- Un atome qui **gagne** un ou plusieurs électrons devient un **ion négatif** (anion). L'ion présente en effet un excès d'électron(s) négatif(s) par rapport à l'atome correspondant.
- Un atome qui **perd** un ou plusieurs électrons devient un **ion positif** (cation). L'ion présente en effet un défaut d'électron(s) négatif(s) par rapport à l'atome correspondant.

### 2) Oxydants et réducteurs

Un **réducteur**, noté **Red**, est une espèce chimique capable de **perdre** un ou plusieurs électrons.

Pour cela, cette espèce cède à une autre espèce chimique le ou les électrons en trop.

*Exemple* : Le zinc métallique  $Zn_{(s)}$  se transforme en ions  $Zn^{2+}_{(aq)}$  en perdant 2 électrons. C'est un réducteur.

Un **oxydant**, noté **Ox**, est une espèce chimique capable de **gagner** un ou plusieurs électrons.

Pour cela, cette espèce prend à une autre espèce chimique le ou les électrons qui lui manquent.

*Exemple* : L'ion cuivre  $Cu^{2+}_{(aq)}$  se transforme en cuivre métallique  $Cu_{(s)}$  en gagnant 2 électrons. C'est un oxydant.

### 3) Couple Oxydant/Réducteur

Dès qu'un oxydant a gagné un électron, il devient une nouvelle espèce chimique capable de ... céder cet électron, donc un réducteur ! Ce réducteur est appelé son réducteur conjugué.

*Exemple* : L'ion cuivre  $Cu^{2+}_{(aq)}$  peut gagner 2 électrons et se transformer en cuivre métallique  $Cu_{(s)}$  : c'est un oxydant. A son tour, dans une autre réaction, le cuivre métallique  $Cu_{(s)}$  peut perdre 2 électrons et se transformer en ion cuivre. C'est un réducteur.

Les deux espèces oxydant et réducteur obtenues en passant de l'une à l'autre par gain ou perte d'un ou plusieurs électrons s'appellent des espèces conjuguées : elles forment un **couple oxydant/réducteur**, noté **Ox/Red**.

*Exemples* : Couples Ox/Red :  $Cu^{2+}/Cu$      $Zn^{2+}/Zn$      $Ag^+/Ag$

#### 4) Demi-équation électronique

Un oxydant et son réducteur conjugué sont liés par une demi-équation électronique.

Cette équation montre la capture d'électron(s) par l'oxydant du couple pour devenir le réducteur conjugué.

Elle se note de manière générale :



« n » est le nombre d'électrons échangé.

« e<sup>-</sup> » est le symbole de l'électron.

Comme les électrons n'existent pas en solution aqueuse, cette écriture est « formelle » : elle ne constitue qu'une schématisation permettant de comprendre les réactions d'oxydoréduction.

Le signe égal traduit la possibilité d'aller dans un sens ou l'autre suivant les conditions expérimentales.

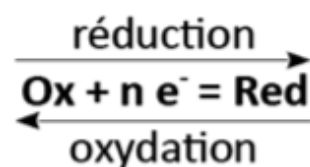
<i>Exemples</i> :	Couple Cu <sup>2+</sup> /Cu :	demi-équation électronique :	Cu <sup>2+</sup> + 2 e <sup>-</sup> = Cu
	Couple Zn <sup>2+</sup> /Zn :	demi-équation électronique :	Zn <sup>2+</sup> + 2 e <sup>-</sup> = Zn
	Couple Ag <sup>+</sup> /Ag :	demi-équation électronique :	Ag <sup>+</sup> + e <sup>-</sup> = Ag

Le passage de l'oxydant à son réducteur conjugué est une réduction.

Une réduction est un gain d'électrons.

Comme l'oxydant subit une réduction, on dit qu'il est réduit.

*Exemple* : Réduction de l'ion cuivre : Cu<sup>2+</sup> + 2 e<sup>-</sup> = Cu



Le passage du réducteur à son oxydant conjugué est une oxydation.

Une oxydation est une perte d'électrons.

Comme le réducteur subit une oxydation, on dit qu'il est oxydé.

*Exemple* : Oxydation de l'argent métallique : Ag = Ag<sup>+</sup> + e<sup>-</sup>

#### Méthode : comment écrire une demi-équation électronique ?

Elle doit respecter la conservation des éléments (en indice) et des charges (en exposant).

*Exemple* : couple Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>/Cr<sup>3+</sup> :

- Ecrire l'équation de la forme : Ox + n e<sup>-</sup> = Red : Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> + n e<sup>-</sup> = Cr<sup>3+</sup>
- Equilibrer le nombre d'éléments autre que O et H : Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> + n e<sup>-</sup> = **2** Cr<sup>3+</sup>
- Equilibrer le nombre d'éléments **oxygène** O en ajoutant des molécules d'eau H<sub>2</sub>O (solvant) :  
Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> + n e<sup>-</sup> = 2 Cr<sup>3+</sup> + **7 H<sub>2</sub>O**
- Equilibrer le nombre d'éléments **hydrogène** H en ajoutant des ions hydrogène H<sup>+</sup> :  
Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> + n e<sup>-</sup> + **14 H<sup>+</sup>** = 2 Cr<sup>3+</sup> + 7 H<sub>2</sub>O
- Equilibrer la **charge** électrique en ajoutant des électrons (e<sup>-</sup>), normalement toujours à gauche :  
Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> + **6 e<sup>-</sup>** + 14 H<sup>+</sup> = 2 Cr<sup>3+</sup> + 7 H<sub>2</sub>O

*Exercice* : Ecrire les demi-équations électroniques correspondant aux couples suivants :

- 1) Fe<sup>3+</sup>/Fe<sup>2+</sup> : Fe<sup>3+</sup> + e<sup>-</sup> = Fe<sup>2+</sup>
- 2) I<sub>2</sub>/I<sup>-</sup> : I<sub>2</sub> + 2 e<sup>-</sup> = 2 I<sup>-</sup>
- 3) NO<sub>3</sub><sup>-</sup>/NO : NO<sub>3</sub><sup>-</sup> + 4 H<sup>+</sup> + 3 e<sup>-</sup> = NO + 2 H<sub>2</sub>O
- 4) MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>/Mn<sup>2+</sup> : MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> + 8 H<sup>+</sup> + 5 e<sup>-</sup> = Mn<sup>2+</sup> + 4 H<sub>2</sub>O

## II. Les réactions d'oxydoréduction

### Vidéo : Équation d'oxydoréduction

<https://youtu.be/6tx-BXHYGd8>



Une **réaction d'oxydoréduction** est le transfert d'électron(s) du réducteur d'un couple vers l'oxydant d'un autre couple.

Il y a donc deux couples en jeu :  $Ox_1/Red_1$  et  $Ox_2/Red_2$

L'équation générale est donc :



Les électrons n'existent pas à l'état libre en solution : le nombre d'électrons perdus par le réducteur doit être exactement égal au nombre d'électrons gagnés par l'oxydant. Ainsi, les électrons n'apparaissent plus dans l'équation.

Des petites lettres sont ajoutées à l'équation générale, entre parenthèses et en indice de chaque formule pour indiquer l'état de l'espèce chimique :

(s) : solide

(l) : liquide

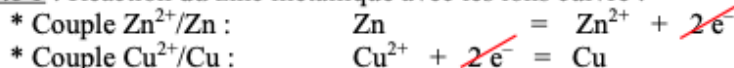
(g) : gaz

(aq) : en solution aqueuse

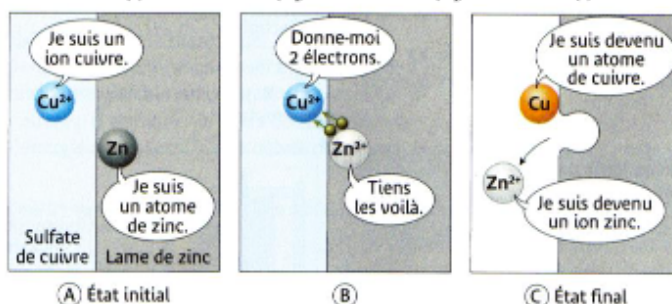
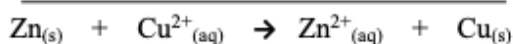
#### Méthode : comment écrire une équation d'oxydoréduction ?

- On écrit les demi-équations électroniques dans le « bon » sens : celui dans lequel **les réactifs sont présents à gauche de la flèche**.
- Si besoin, on multiplie l'une et/ou l'autre des demi-équations pour « éliminer » les électrons, c'est-à-dire pour que le nombre d'électrons perdus soit égal au nombre d'électrons gagnés.
- On additionne les deux demi-équations.

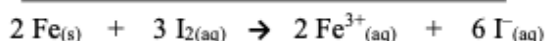
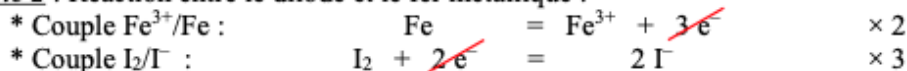
Exemple 1 : Réaction du zinc métallique avec les ions cuivre :



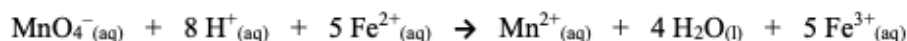
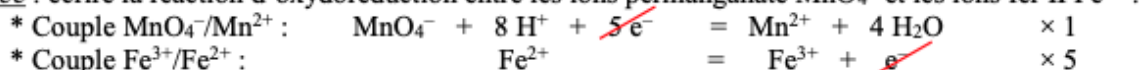
Ici, pas besoin de multiplier les demi-équations.



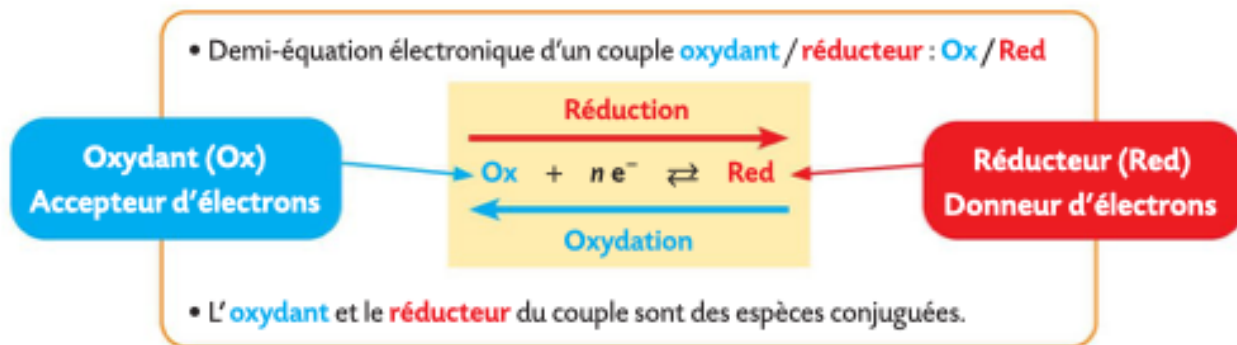
Exemple 2 : Réaction entre le diiode et le fer métallique :



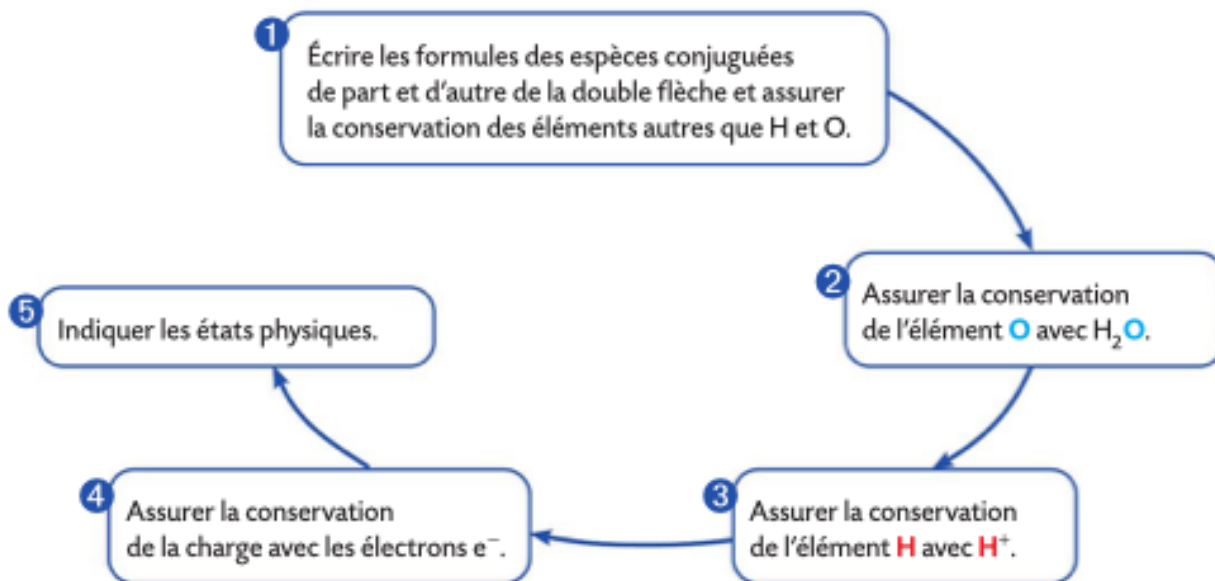
Exercice : écrire la réaction d'oxydoréduction entre les ions permanganate  $MnO_4^-$  et les ions fer II  $Fe^{2+}$  :



## Les oxydants et les réducteurs



Pour établir une demi-équation électronique il faut :



## Les réactions d'oxydoréduction

• Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, des électrons sont transférés entre l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre couple. Il se forme les espèces conjuguées de chacun des réactifs.

