
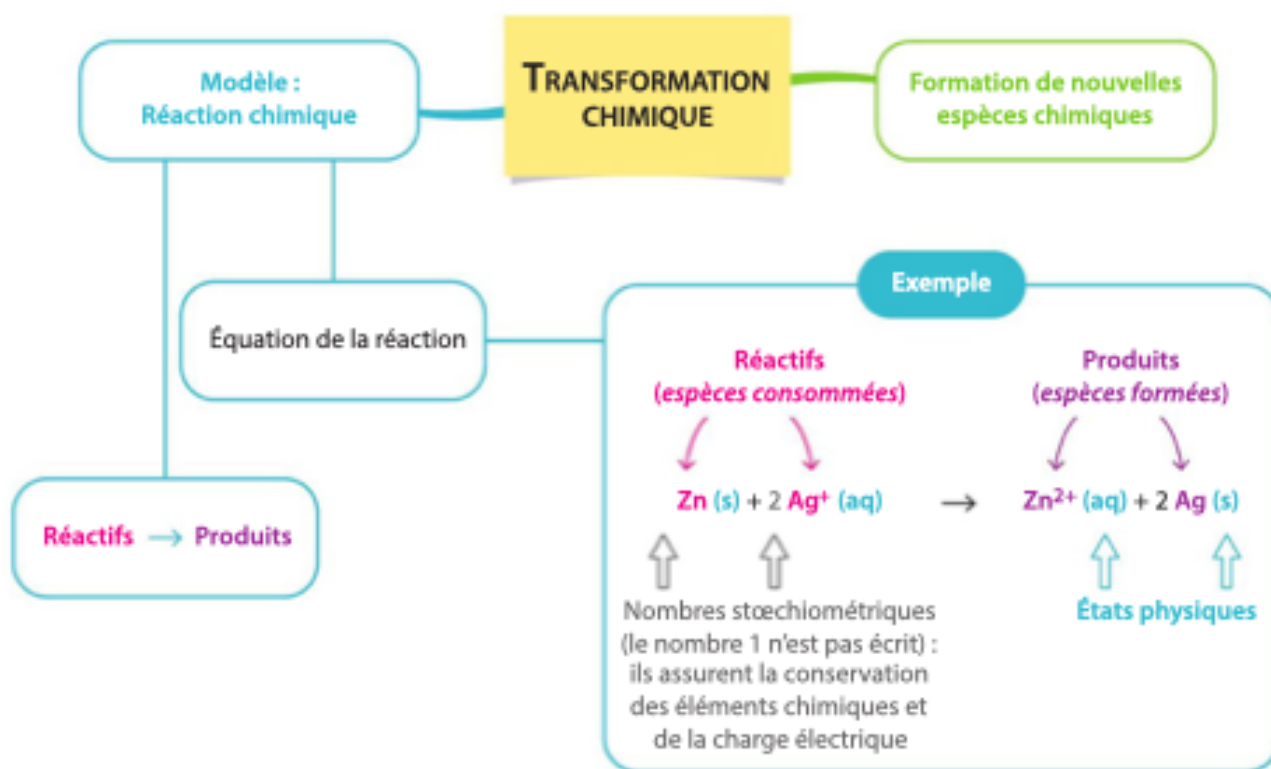


Première Spécialité Physique-Chimie	Thème : Constitution et transformations de la matière	M.KUNST-MEDICA	
<u>Chapitre 2 : Réactions d'oxydo-réduction</u>		Cours livre p 38 à 39	

Rappels de seconde

Équilibrer une équation

<https://youtu.be/VWWUYW-GjoU>



Réactiver ses connaissances et flash test p 34 du livre hachette éducation

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⁻ » est le symbole de l'électron.

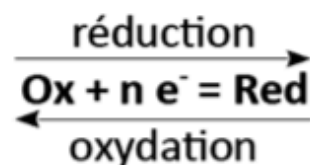
Comme les électrons n'existent pas en solution aqueuse, cette écriture est « formelle » : elle ne constitue qu'une schématisation permettant de comprendre les réactions d'oxydoréduction.

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

<i>Exemples</i> :	Couple Cu ²⁺ /Cu :	demi-équation électronique :	Cu ²⁺ + 2 e ⁻ = Cu
	Couple Zn ²⁺ /Zn :	demi-équation électronique :	Zn ²⁺ + 2 e ⁻ = Zn
	Couple Ag ⁺ /Ag :	demi-équation électronique :	Ag ⁺ + e ⁻ = 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 : Cu²⁺ + 2 e⁻ = 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⁺ + e⁻

Méthode : comment écrire une demi-équation électronique ?

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

Exemple : couple Cr₂O₇²⁻/ Cr³⁺ :

- Ecrire l'équation de la forme : Ox + n e⁻ = Red : Cr₂O₇²⁻ + n e⁻ = Cr³⁺
- Equilibrer le nombre d'éléments autre que O et H : Cr₂O₇²⁻ + n e⁻ = **2** Cr³⁺
- Equilibrer le nombre d'éléments **oxygène** O en ajoutant des molécules d'eau H₂O (solvant) :
Cr₂O₇²⁻ + n e⁻ = 2 Cr³⁺ + **7 H₂O**
- Equilibrer le nombre d'éléments **hydrogène** H en ajoutant des ions hydrogène H⁺ :
Cr₂O₇²⁻ + n e⁻ + **14 H⁺** = 2 Cr³⁺ + 7 H₂O
- Equilibrer la **charge** électrique en ajoutant des électrons (e⁻), normalement toujours à gauche :
Cr₂O₇²⁻ + **6 e⁻** + 14 H⁺ = 2 Cr³⁺ + 7 H₂O

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

- 1) Fe³⁺/Fe²⁺ : Fe³⁺ + e⁻ = Fe²⁺
- 2) I₂/I⁻ : I₂ + 2 e⁻ = 2 I⁻
- 3) NO₃⁻/NO : NO₃⁻ + 4 H⁺ + 3 e⁻ = NO + 2 H₂O
- 4) MnO₄⁻/Mn²⁺ : MnO₄⁻ + 8 H⁺ + 5 e⁻ = Mn²⁺ + 4 H₂O

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

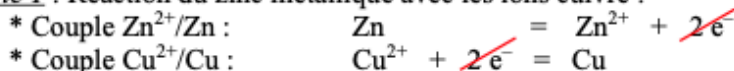
(g) : gaz

(aq) : en solution aqueuse

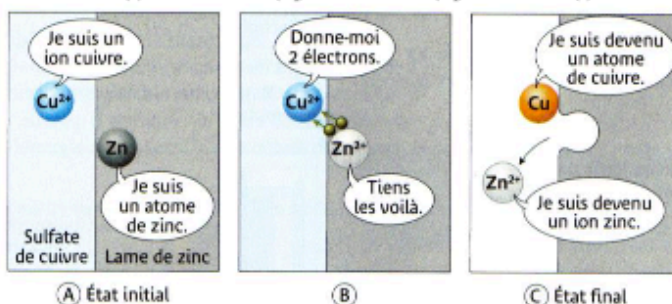
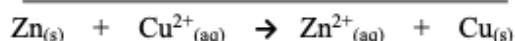
Méthode : comment écrire une équation d'oxydoréduction ?

- 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.

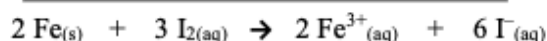
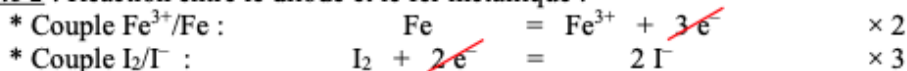
Exemple 1 : Réaction du zinc métallique avec les ions cuivre :



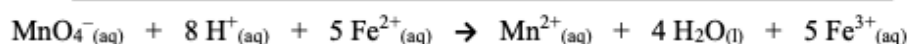
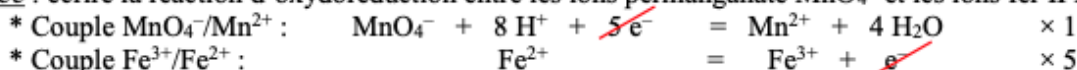
Ici, pas besoin de multiplier les demi-équations.



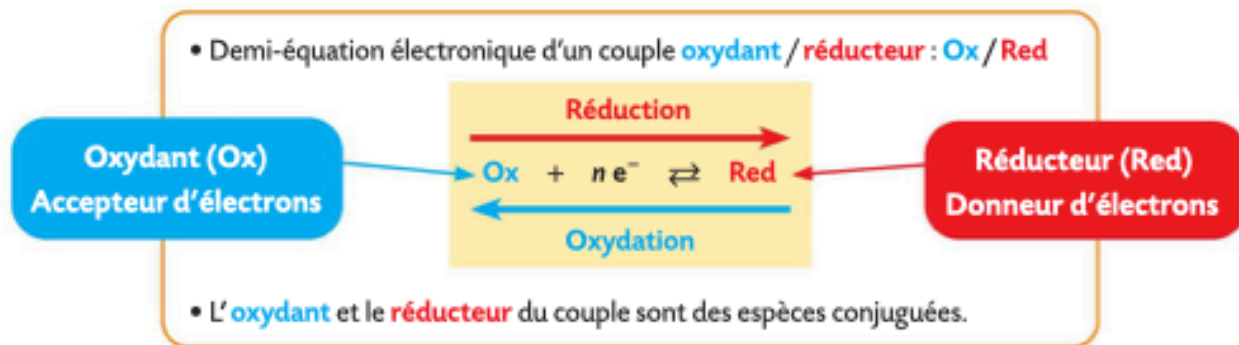
Exemple 2 : Réaction entre le diiode et le fer métallique :



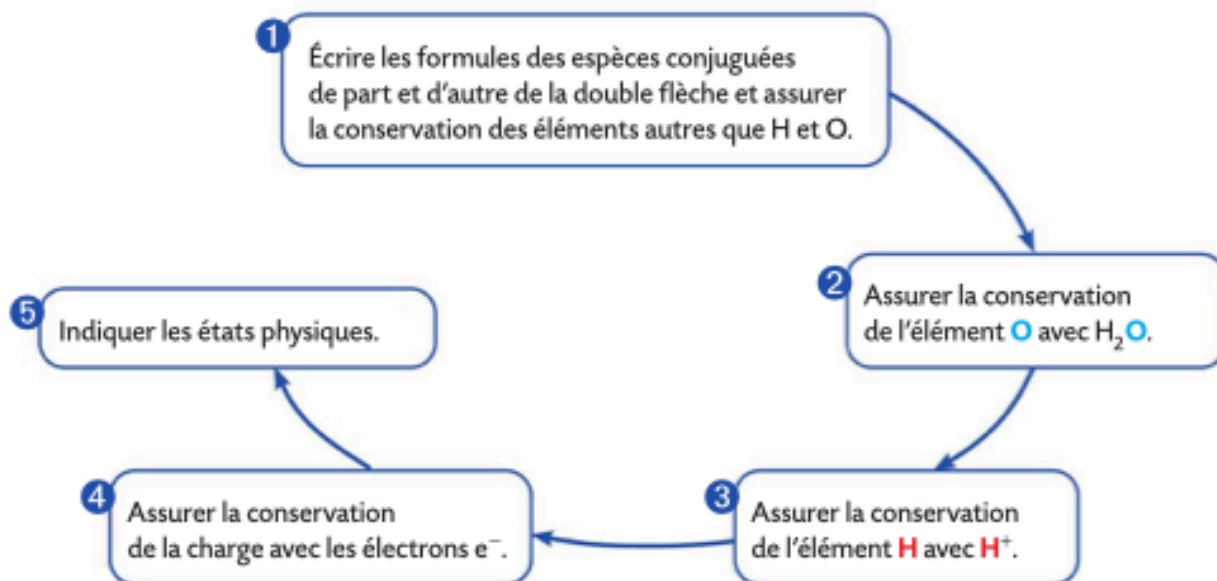
Exercice : écrire la réaction d'oxydoréduction entre les ions permanganate MnO_4^- et les ions fer II Fe^{2+} :



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.

