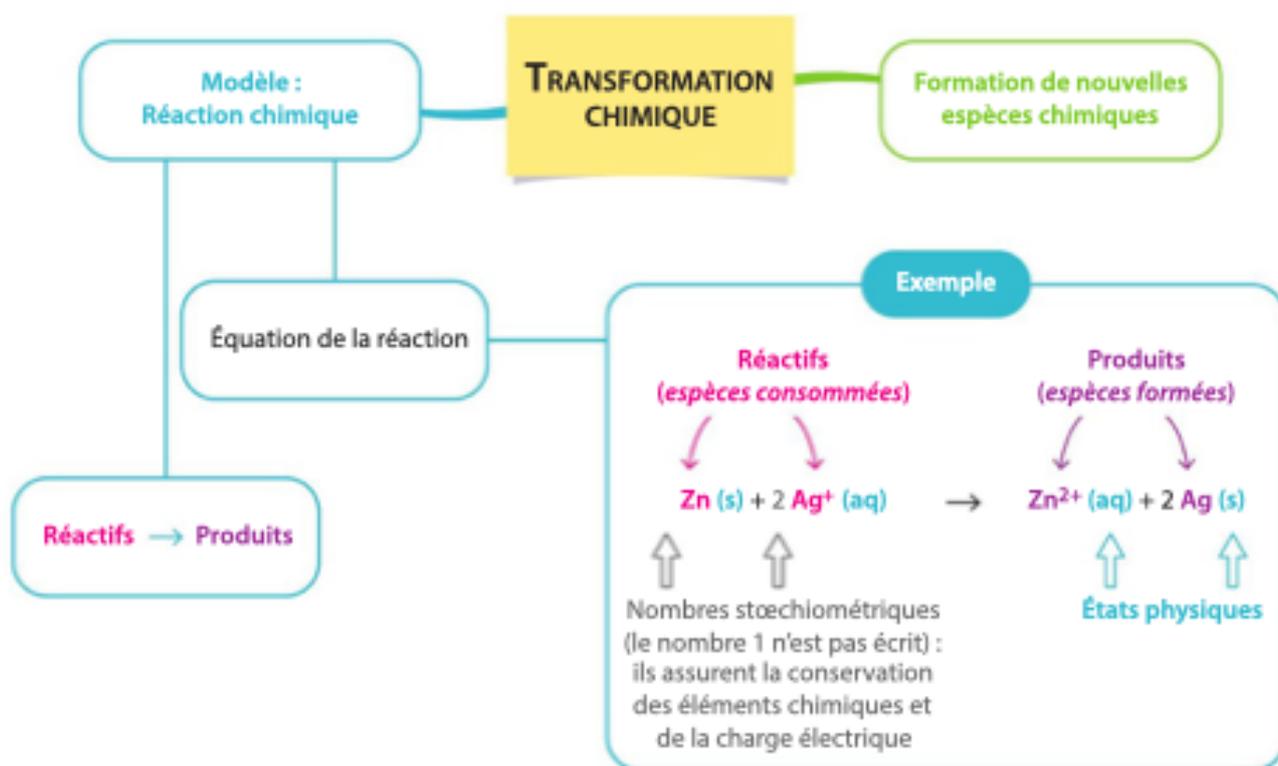


Première STI 2D	Thème : Matière et matériaux	M.KUNST-MEDICA / M.GINEYS	 Frères des Écoles Chrésiennes
<b><u>Chapitre 12 : Réactions d'oxydo-réduction</u></b>		Cours livre p 174 à 175	

# Rappels de seconde

## Équilibrer une équation

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



# I. Les oxydants et les réducteurs, la corrosion des métaux et les moyens de protection

## 1) Rappel indispensable de seconde

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

## 2) Oxydants et réducteurs

Un ....., noté ....., est une espèce chimique capable de ..... 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 ....., noté ....., est une espèce chimique capable de ..... 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 .....

*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 ..... : elles forment un ....., noté .....

*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 .....

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.

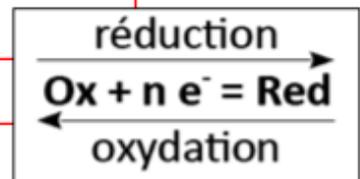
Le signe égal traduit la possibilité d'aller dans un sens ou l'autre suivant les conditions expérimentales.

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

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

Comme l'oxydant subit une réduction, on dit .....

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 .....

Comme le réducteur subit une oxydation, on dit .....

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> = 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> + .....
- 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> + ..... = 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> + ..... + 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> : .....
- 2) I<sub>2</sub>/I<sup>-</sup> : .....
- 3) NO<sub>3</sub><sup>-</sup>/NO : .....
- 4) MnO<sub>4</sub><sup>-</sup>/Mn<sup>2+</sup> : .....

## La corrosion : une histoire d'oxydo-réduction

- ▶ Les pierres et les métaux sont altérés par le milieu qui les entoure. L'ensemble des actions physico-chimiques qui produisent la détérioration de ces matériaux porte le nom de **corrosion** (fig. 11.13).
- ▶ S'il existe deux couples redox différents dans un matériau, il y aura formation d'une **pile électrochimique naturelle**, avec dissolution du métal le plus réducteur à la borne négative.
- ▶ Ce type de corrosion s'applique en particulier au **fer et à ses alliages**, qui sont des matériaux de construction très importants et très utilisés. Il suffit d'une petite impureté (ou inclusion) à la surface d'un matériau pour que l'attaque commence.
- ▶ Cela pose un **problème économique très important** : la corrosion impose la réfection des façades des monuments historiques, la réparation des coques des navires, le remplacement des conduites enterrées, etc.

La **corrosion** désigne l'altération d'un matériau par l'environnement au cours d'une **réaction chimique d'oxydo-réduction**. La corrosion touche la plupart des matériaux, y compris les polymères et les céramiques. Il existe deux types de protection.

- **Revêtement passif** : protection physique

Protection qui consiste à recouvrir l'objet d'un film de **peinture**, de **matière plastique**, ou d'autres matériaux moins sensibles à l'oxydation, pour être totalement imperméable au dioxygène.

- **Revêtement métallique** : protection chimique

Protection qui consiste à recouvrir l'objet d'un métal plus réducteur, qui va se corroder à la place de la pièce à protéger (exemple : la galvanisation).



▲ Les traitements des carrosseries visent à empêcher la corrosion des véhicules.

## II. Réactions d'oxydoréduction et fonctionnement d'une pile

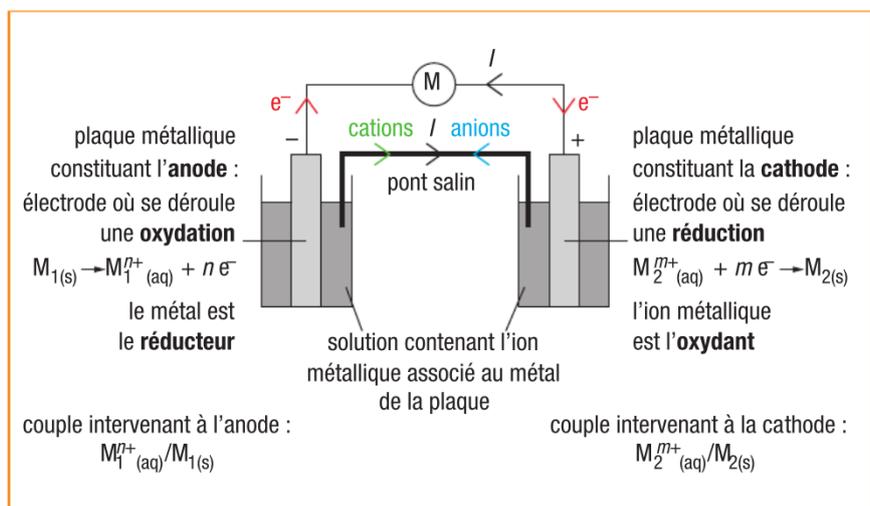
### Vidéo : Équation d'oxydoréduction

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



- Une **pile** est un générateur électrochimique permettant de **transformer l'énergie chimique en énergie électrique** grâce à des réactions d'oxydo-réduction.
- Les **piles** sont composées de deux **électrodes**. Un pont salin relie les deux solutions afin d'assurer la fermeture du circuit et l'électroneutralité des solutions.
- L'**anode** est le siège d'une oxydation qui entraîne la libération d'électrons, c'est la **borne négative**.
- La **cathode** est le siège d'une réduction où les électrons sont captés, c'est la **borne positive**.

Les électrons se déplacent de l'anode vers la cathode.



▲ Description d'une pile

**Une réaction d'oxydoréduction est le ..... 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.

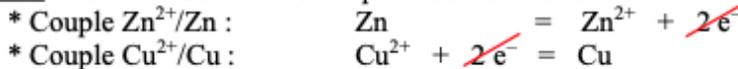
Des petites lettres sont ajoutées à l'équation générale, entre parenthèses et en indice de chaque formule pour indiquer l'état de l'espèce chimique :

(s) : solide                      (l) : liquide                      (g) : gaz                      (aq) : en solution aqueuse

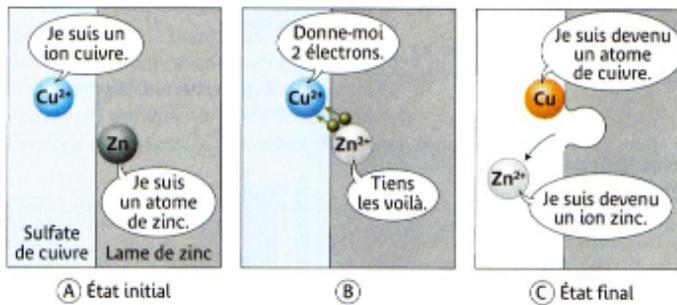
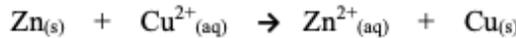
**Méthode : comment écrire une équation d'oxydoréduction ?**

- 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.

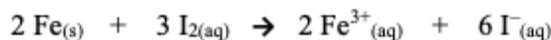
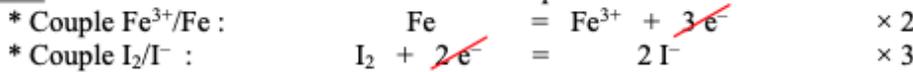
Exemple 1 : Réaction du zinc métallique avec les ions cuivre :



Ici, pas besoin de multiplier les demi-équations.



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



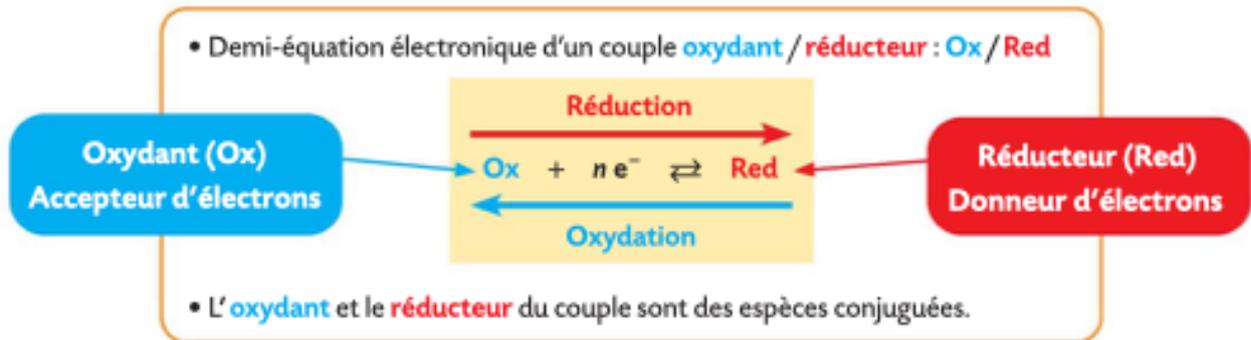
Exercice : écrire la réaction d'oxydoréduction entre les ions permanganate  $MnO_4^-$  et les ions fer II  $Fe^{2+}$  :

\* Couple  $MnO_4^-/Mn^{2+}$  : .....

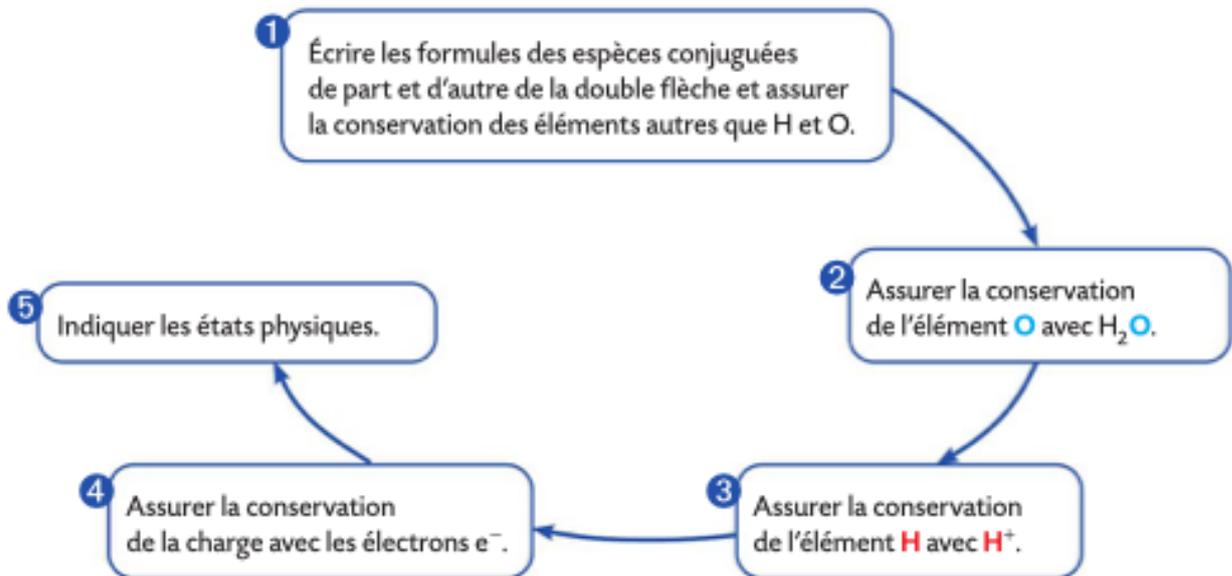
\* Couple  $Fe^{3+}/Fe^{2+}$  : .....

.....

## 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.

