

# RÉVISIONS DE 1S : PILES, ACCUMULATEURS ET RÉACTIONS D'OXYDORÉDUCTION

Pierre-André LABOLLE

Lycée International des Pontonniers

# I. Oxydants et réducteurs

## 1. Les oxydants

- **Définition** : un oxydant est une espèce chimique susceptible de capter un ou plusieurs électrons. On le note *ox*.
- **Exemples** :  $\text{H}^+$ (aq),  $\text{Fe}^{2+}$ (aq),  $\text{Fe}^{3+}$ (aq),  $\text{Cu}^{2+}$ (aq),  $\text{Zn}^{2+}$ (aq),  $\text{Al}^{3+}$ (aq),  $\text{Ni}^{2+}$ (aq), ...,  $\text{MnO}_4^-$ (aq),  $\text{I}_2$ (aq),  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ (aq), ...

## 2. Les réducteurs

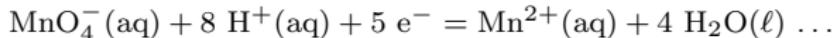
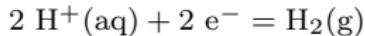
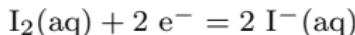
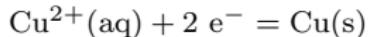
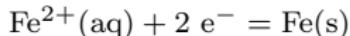
- **Définition** : un réducteur est une espèce chimique susceptible de céder un ou plusieurs électrons. On le note *red*.
- **Exemples** :  $\text{H}_2$ (g),  $\text{Fe}$ (s),  $\text{Cu}$ (s),  $\text{Zn}$ (s),  $\text{Al}$ (s),  $\text{Ni}$ (s), ...,  $\text{Mn}^{2+}$ (aq),  $\text{I}^-$ (aq),  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ (aq), ...

## II. Couples oxydant/réducteur ou couples redox

### 1. Définition

Selon les conditions physico-chimiques de la solution :

- un oxydant est capable de capturer des électrons :



On dit que l'oxydant est réduit ou qu'il subit une réduction.

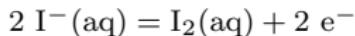
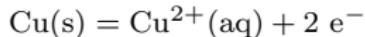
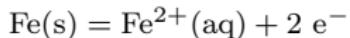
**RÉDUCTION = GAIN D'ÉLECTRONS**

## II. Couples oxydant/réducteur ou couples redox

### 1. Définition

Selon les conditions physico-chimiques de la solution :

- un réducteur est capable de céder des électrons :



On dit que le réducteur est oxydé ou qu'il subit une oxydation.

**OXYDATION = PERTE D'ÉLECTRONS**

## II. Couples oxydant/réducteur ou couples redox

### 1. Définition

- Ainsi, selon les conditions, la transformation peut avoir lieu dans un sens ou dans l'autre  $ox + n e^- = red$  ou  $red = ox + n e^-$
- *ox* et *red* forment un couple redox ou couple oxydant/réducteur. On le note *ox/red*.
- On dit que *ox* et *red* sont deux espèces conjuguées : *ox* est l'oxydant conjugué de *red* et *red* est le réducteur conjugué de *ox*.
- On définit aussi une demi-équation redox telle que  $ox + n e^- = red$

## II. Couples oxydant/réducteur ou couples redox

### 2. Exemples

- $\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$  ou  $2 \text{ H}^+(\text{aq}) + 2 \text{ e}^- = \text{H}_2(\text{g})$
- $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  ou  $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
- $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe}(\text{s})$  ou  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{ e}^- = \text{Fe}(\text{s})$
- $\text{MnO}_4^-(\text{aq})/\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$  ou  
 $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8 \text{ H}^+(\text{aq}) + 5 \text{ e}^- = \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{ H}_2\text{O}(\ell)$
- $\text{I}_2(\text{aq})/\text{I}^-(\text{aq})$  ou  $\text{I}_2(\text{aq}) + 2 \text{ e}^- = 2 \text{ I}^-(\text{aq})\dots$

### III. Réactions d'oxydoréduction

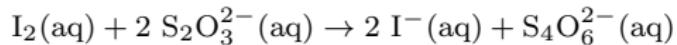
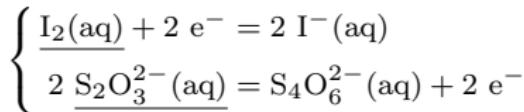
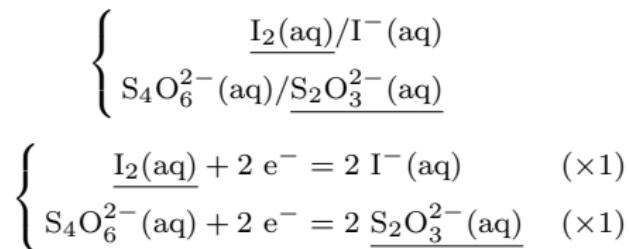
#### 1. Définition

- Les électrons n'existent pas en solution aqueuse : si un réducteur cède des électrons, il le fait directement à un oxydant qui va les capter lors de la rencontre des deux molécules ou ions.
- On assiste donc à un transfert direct d'électrons qui n'apparaissent pas en solution et ne figurent donc jamais dans l'équation-bilan de la réaction.
- **Définition** : une réaction d'oxydoréduction consiste en un transfert d'électrons du réducteur d'un couple redox vers l'oxydant d'un autre couple redox.
- Remarque : l'oxydant se transforme en son réducteur conjugué, le réducteur se transforme en son oxydant conjugué et les électrons ne figurent pas dans l'équation-bilan.

### III. Réactions d'oxydoréduction

#### 2. Exemples

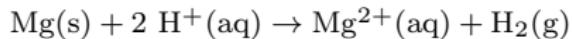
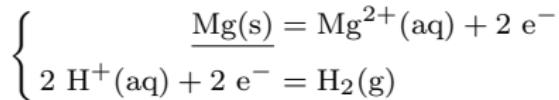
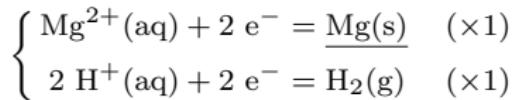
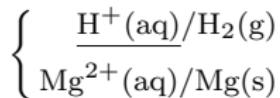
##### a. Réaction du diiode avec les ions thiosulfate



### III. Réactions d'oxydoréduction

#### 2. Exemples

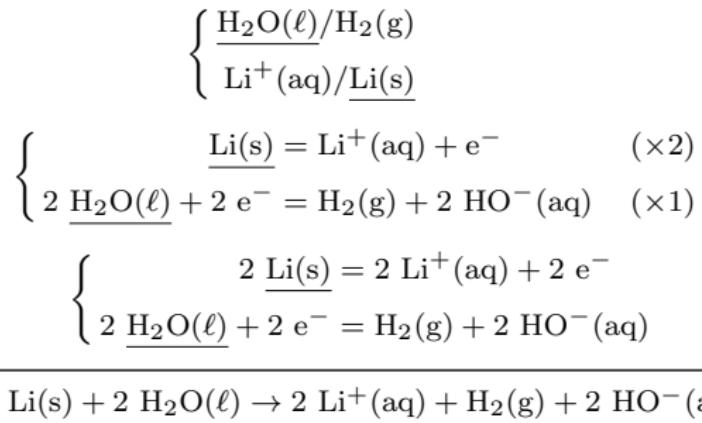
b. Réaction entre le magnésium Mg et l'acide chlorhydrique  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$



### III. Réactions d'oxydoréduction

#### 2. Exemples

##### c. Réaction entre le lithium Li et l'eau



### III. Réactions d'oxydoréduction

#### 3. Méthode générale pour écrire les demi-équations redox

##### MÉTHODE

- Écrire le couple sous la forme  $\text{ox} + n \text{ e}^- = \text{red}$
- Établir la conservation des atomes autres que H et O
- Équilibrer pour l'oxygène avec  $\text{H}_2\text{O}(l)$
- Équilibrer pour l'hydrogène avec  $\text{H}^+(\text{aq})$
- Équilibrer les charges avec  $\text{e}^-$

### III. Réactions d'oxydoréduction

#### 3. Méthode générale pour écrire les demi-équations redox

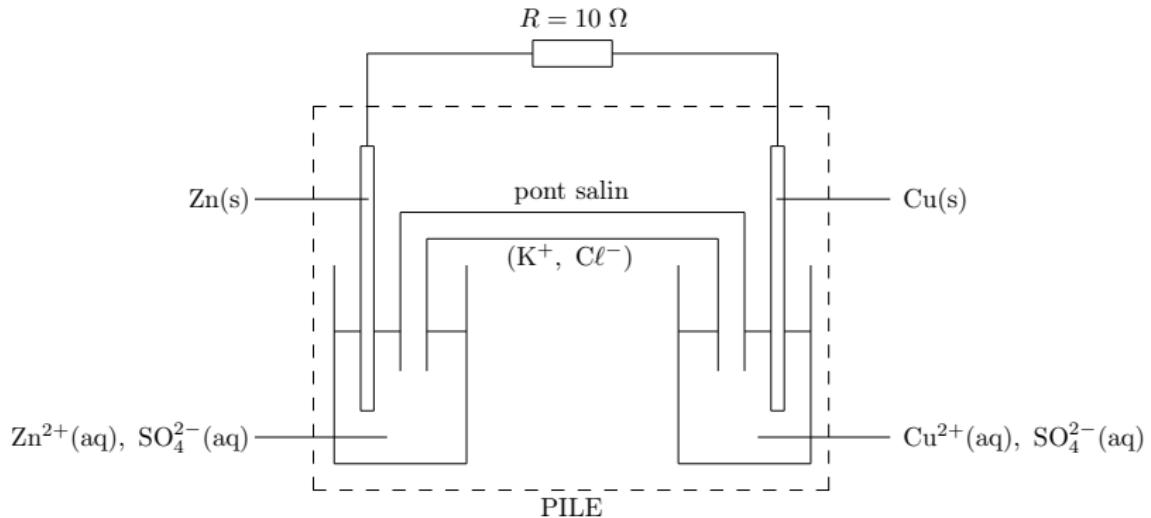
**EXAMPLE DU COUPLE**  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})/\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$

- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + \text{e}^- = \text{Cr}^{3+}(\text{aq})$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + \text{e}^- = 2 \text{ Cr}^{3+}(\text{aq})$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + \text{e}^- = 2 \text{ Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7 \text{ H}_2\text{O}(\ell)$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{ H}^+(\text{aq}) + \text{e}^- = 2 \text{ Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7 \text{ H}_2\text{O}(\ell)$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{ H}^+(\text{aq}) + 6 \text{ e}^- = 2 \text{ Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7 \text{ H}_2\text{O}(\ell)$

## IV. Principe de fonctionnement d'une pile

**Les piles mettent en jeu des réactions d'oxydoréduction dans lesquelles le transfert d'électrons est indirect.**

### 1. Transfert indirect d'électrons



## IV. Principe de fonctionnement d'une pile

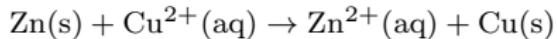
### 2. Interprétation microscopique

- Un ampèremètre placé en série dans le circuit montre que le courant circule, dans le circuit, de la borne de cuivre vers la borne de zinc.
- On en déduit que la borne  $(+)$  est la borne de cuivre alors que la borne  $(-)$  est la borne de zinc.
- Les électrons circulent donc dans le circuit de la borne de zinc vers la borne de cuivre.
- Dans les parties métalliques, ce sont les électrons qui assurent le passage du courant électrique.
- Dans les solutions et le pont salin, ce sont les ions qui assurent le passage du courant électrique.
- Le pont salin permet d'assurer un contact électrique entre les deux solutions sans que celles-ci ne soient en contact direct : le transfert d'électrons est donc nécessairement indirect, les électrons étant forcés de passer dans le circuit extérieur pour que la réaction redox ait lieu.

## IV. Principe de fonctionnement d'une pile

### 2. Interprétation microscopique

- Réaction à la borne de zinc :  $\text{Zn(s)} = \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^-$  OXYDATION
- Réaction à la borne de cuivre :  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- = \text{Cu(s)}$  RÉDUCTION
- Réaction de fonctionnement de la pile :



## IV. Principe de fonctionnement d'une pile

### 3. Définitions

- Chaque côté de la pile est appelé demi-pile.
- Les deux métaux sont appelés électrodes et constituent les bornes de la pile.
- Le pont salin consiste en un solution ionique gélifiée ou imbibant un papier filtre.
- On appelle ANODE l'électrode où a lieu l'OXYDATION.
- On appelle CATHODE l'électrode où a lieu la RÉDUCTION.