

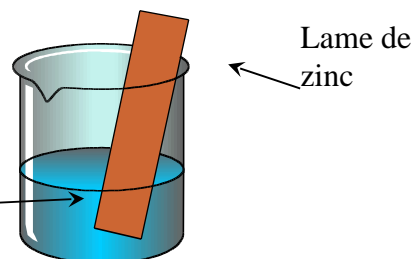
## Chapitre 17 : Réactions d'oxydoréduction

### I - Expériences

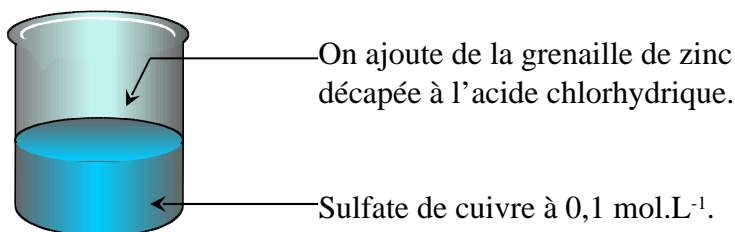
#### 1 - Expérience 1

Observation : un dépôt rouge se forme sur la lame de zinc.  
Il s'agit d'un dépôt de cuivre métal.

Sulfate de cuivre



Observation : la solution se décolore.  
Les ions  $\text{Cu}^{2+}$  disparaissent.



Conclusion :  $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$  .

Interprétation : Zn est devenu  $\text{Zn}^{2+}$  en libérant 2 électrons ;  $\text{Cu}^{2+}$  a capté 2 électrons et est devenu Cu.  
Il y a eu transfert d'électrons du zinc métal vers les ions cuivre.

Ici Zn a libéré des électrons : il est **réducteur** ;  $\text{Cu}^{2+}$  a capté des électrons : il est **oxydant**.

#### 2 – Expérience 2

Passer la vidéo de l'expérience de l'arbre d'argent.

Observation : des aiguilles d'argent se forment autour du fil de cuivre. La solution devient peu à peu bleutée.

Conclusion :  $2 \text{Ag}^+ + \text{Cu} \rightarrow 2 \text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$  .

Interprétation :  $\text{Ag}^+$  a capté un électron pour devenir Ag ; Cu a cédé deux électrons pour devenir  $\text{Cu}^{2+}$ .  
Ici encore il y a eu transfert d'électrons du métal cuivre vers les ions argent.

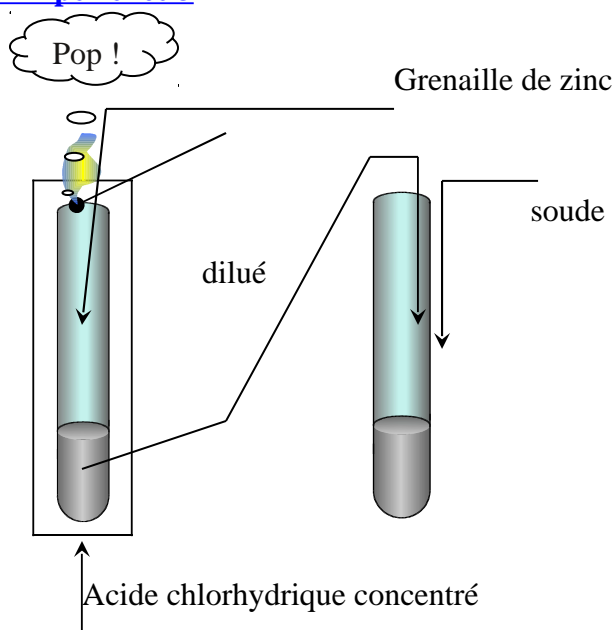
Cu a libéré des électrons : il est **réducteur** ;  $\text{Ag}^+$  a capté un électron : il est **oxydant**.

Remarque : dans l'expérience 1 :  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$  ; dans l'expérience 2 :  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$  .

Donc le cuivre peut être soit oxydant, soit réducteur, selon l'espèce chimique qui est mise en sa présence.

C'est pourquoi on écrit :  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \xrightarrow{\leftarrow} \text{Cu}$  .

#### 3 – Expérience 3



Observation : dégagement gazeux important dans le premier tube ; aboiement caractéristique du dihydrogène.

Précipité blanc de  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  dans le second tube.

Conclusion :  $2 \text{H}^+ + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$

Interprétation :

$\text{Zn} \xrightarrow{\leftarrow} \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$  : Zn est un **réducteur**

$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \xrightarrow{\leftarrow} \text{H}_2$  :  $\text{H}^+$  est un **oxydant**.

## II - Couple oxydant / réducteur

### 1 - Définition

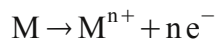
Quand il y a transfert d'électrons entre deux espèces, l'une oxydante, l'autre réductrice, on définit un couple oxydant / réducteur.

On écrit toujours l'oxydant d'abord, puis le réducteur.

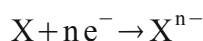
Quelques exemples :  $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$  ;  $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$  ;  $\text{H}^+ / \text{H}_2$  ;  $\text{Ag}^+ / \text{Ag}$ .

### 2 - Position dans la classification périodique des éléments

Les métaux sont plutôt situés dans la partie gauche du tableau. Ces éléments ont plutôt tendance à perdre des électrons : ils sont réducteurs.



Les non métaux sont plutôt situés à droite du tableau. Ces éléments ont plutôt tendance à capturer des électrons : ils sont oxydants.

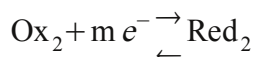
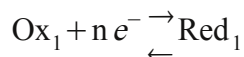


D'une manière générale :  $\text{Ox} + n e^{-} \rightarrow \text{Red}$ .

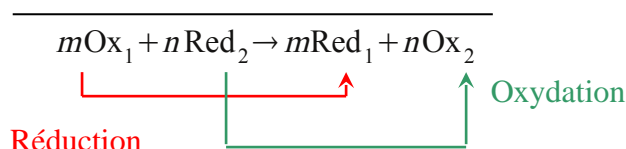
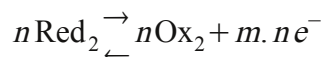
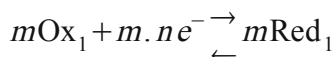
### III - Méthode d'écriture d'une réaction d'oxydoréduction

Soient deux couples :  $\text{Ox}_1 / \text{Red}_1$  et  $\text{Ox}_2 / \text{Red}_2$ . Supposons que les deux espèces en présence soient  $\text{Ox}_1$  et  $\text{Red}_2$ .

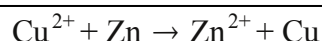
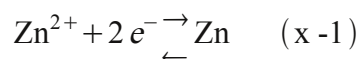
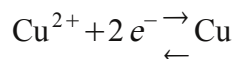
- On écrit les demi-équations correspondant aux deux couples :



- On multiplie la première demi-équation par  $m$  et la deuxième par  $n$  pour avoir le même nombre d'électrons.
- On ajoute les demi-équations membre à membre en les mettant dans le bon sens :



Exemple :  $\text{Cu}^{2+}$  réagit avec du Zn métal. Les couples sont  $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$  et  $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$ .



## IV. Fonctionnement d'une pile

Fabriquer devant les élèves une pile cuivre/zinc

Passer le diaporama de la pile Daniell puis l'animation flash pile.swf.