

## I-Notion de réactions d'oxydo-réduction :

### 1) Mise en évidence de la notion d'oxydo-réduction :

#### a)Activité n°1 : ■ Expérience :

On immerge partiellement une plaque de cuivre dans un bécher contenant une solution de nitrate d'argent ( $Ag^+ + NO_3^-$ ) .

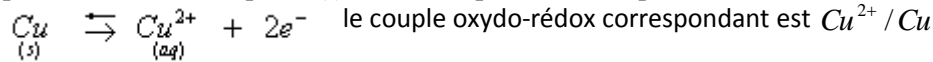


On observe après quelques minutes un dépôt gris sur la partie immergée de la plaque et la solution prend une couleur bleue.

#### ■ Interprétation :

L'apparition de la couleur bleue s'explique par la présence des ions  $Cu^{2+}$  qui résulte de l'oxydation du cuivre.

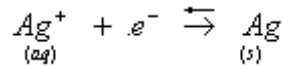
La transformation subie par le cuivre métallique  $Cu_{(s)}$  se traduit par la demi-équation suivante :



On dit que le cuivre  $Cu$  a subi une oxydation : donc l'oxydation est une perte d'électrons.

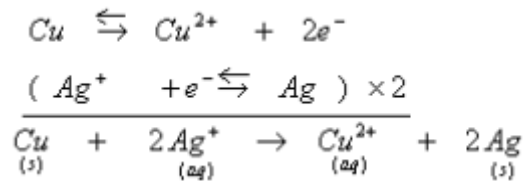
Le dépôt qui se forme sur la plaque est de l'argent métallique  $Ag_{(s)}$  qui résulte de la réduction des ions  $Ag^+_{(aq)}$ .

La transformation subie par les ions  $Ag^+_{(aq)}$  se traduit par la demi-équation suivante :



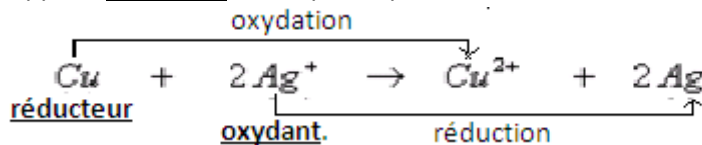
On dit que l'ion  $Ag^+$  a subi une réduction : donc la réduction est un gain d'électrons.

On obtient l'équation de la réaction bilan en ajoutant les deux demi-équations précédentes :



**Remarque** : Cette réaction au cours de laquelle il y'a transfert des électrons s'appelle réaction d'oxydo-réduction.

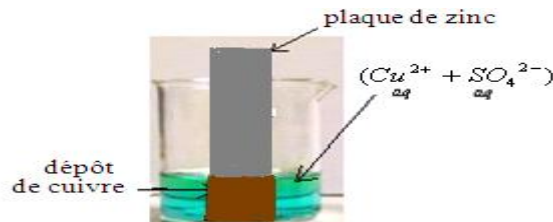
L'espèce qui a subi l'oxydation s'appelle **réducteur** et l'espèce qui a subi une réduction s'appelle **oxydant**.



#### a)Activité n°2 : ■ Expérience :

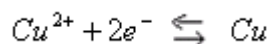
On immerge partiellement une plaque de zinc dans un bécher contenant une solution de sulfate de cuivre ( $Cu^{2+} + SO_4^{2-}$ ).

On observe après quelques minutes un dépôt gris sur la partie immergée de la plaque et on constate la disparition de la couleur bleue qui caractérise les ions  $Cu^{2+}$ .

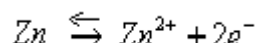


#### ■ Interprétation :

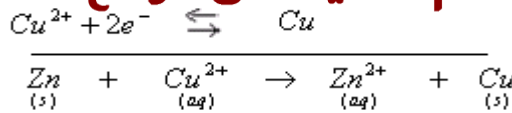
Il s'agit d'une réaction chimique au cours de laquelle les ions  $Cu^{2+}$  se transforment en cuivre métallique  $Cu_{(s)}$  qui se dépose sur la plaque de fer .Ceci est traduit par la demi-équation suivante :



On dit que les ions  $Cu^{2+}$  ont été réduits en  $Cu$ , alors que le zinc s'oxyde en  $Zn^{2+}$  selon la demi-équation suivante :

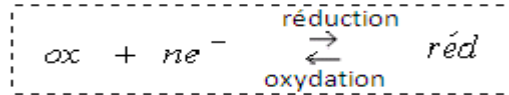


On obtient l'équation de la réaction bilan en ajoutant les deux demi-équations précédentes :



## 2) Conclusion :

On appelle **oxydant** toute espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électrons au cours d'une réaction chimique.  
On appelle **réducteur** toute espèce chimique capable de perdre un ou plusieurs électrons au cours d'une réaction chimique.  
**L'oxydation** est une perte d'électrons par une espèce chimique (et l'espèce qui a subi l'oxydation s'appelle réducteur)  
**La réduction** est un gain d'électrons par une espèce chimique (et l'espèce qui a subi la réduction s'appelle oxydant)  
Dans le cas général une demi-équation ox/réd s'écrit de la manière suivante :



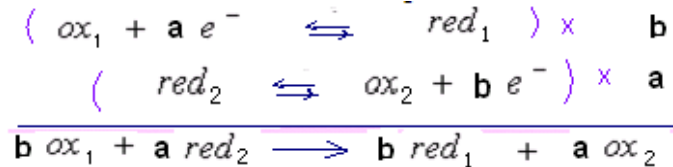
**Remarque** : Dans une demi-équation d'oxydo-réduction les électrons se trouvent toujours à côté de l'oxydant.

## II-Généralisation de la notion d'oxydo-réduction :

### 1)Equation de la réaction d'oxydo-réduction :

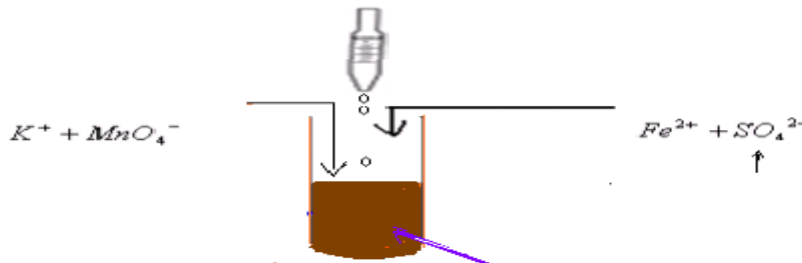
Dans le cas général la réaction d'oxydo-réduction est une transformation au cours de laquelle s'effectue un transfert d'électrons entre deux couples oxydo-rédox :  $\text{ox}_1/\text{red}_1$  et  $\text{ox}_2/\text{red}_2$  au cours de laquelle le réducteur de l'un des deux couples perd les électrons et le réducteur de l'autre couple gagne les électrons.

On obtient l'équation de la réaction bilan en ajoutant les deux demi-équations de la manière suivante :

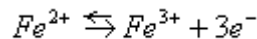


### 2) Exemple :

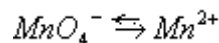
Dans un bécher contenant une solution de permanganate de potassium ( $\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$ ) acidifié par quelques gouttes d'acide sulfurique , ajoutons de sulfate de fer II ( $\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ )



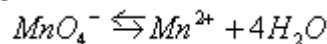
On constate que la disparition de la couleur violette et la solution finale prend une coloration rouge brique.  
Au cours de cette transformation les ions  $\text{Fe}^{2+}$  ont été oxydés en ions  $\text{Fe}^{3+}$  selon la demi-équation suivante :



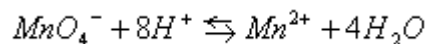
Alors que les ions permanganates  $\text{MnO}_4^-$  ont été transformés en ions manganèse  $\text{Mn}^{2+}$  incolore dans les solutions aqueuses selon la demi-équation suivante :



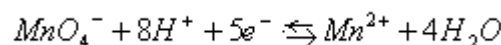
Pour faire apparaître l'élément oxygène dans le deuxième membre on ajoute 4 molécules de  $\text{H}_2\text{O}$ .



Pour équilibrer les atomes d'hydrogène on ajoute  $8\text{H}^+$  dans le premier membre.



puis on ajoute  $5e^-$  du côté de l'oxydant pour équilibrer l'équation au point de vue charge.



Le bilan de la réaction est obtenu en ajoutant les deux demi-équations précédentes :

