

### NOTION DE COUPLE OXYDANT REDUCTION

#### I) **Rappel : test d'identification des ions métalliques par l'action de la soude**

On distingue généralement les métaux par leur aspect bimétallique et par quelques propriétés physiques (dureté, élasticité, etc.). Ils s'ionisent facilement en ions positifs (cations :  $Al^{3+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Ag^+$ , etc.). C'est pour cette dernière propriété que les métaux sont dits électropositifs.

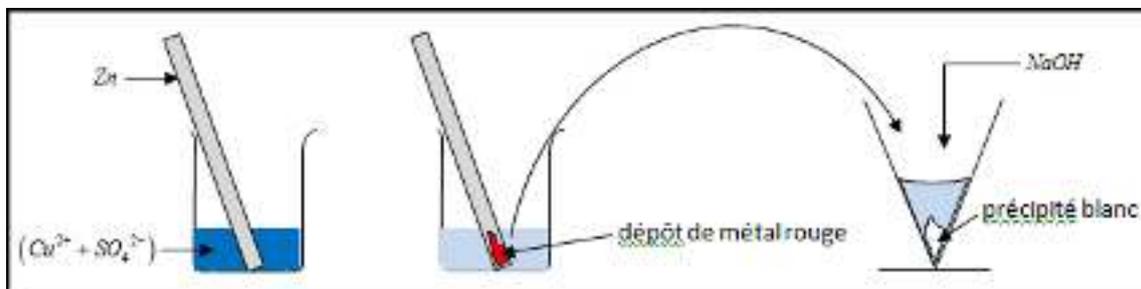
Sur le tableau qui suit, sont répertoriés, pour quelques ions métalliques, leurs couleurs en solution et les précipités d'hydroxyde qui leur correspondent.

Ion métalliqu	Couleur en solution	Test principal	Couleur du précipité	Remarques
$Cu^{2+}$	bleu	Précipitation de l'hydroxyde de cuivre $Cu(OH)_2$ selon : $Cu^{2+} + 2OH^- \rightarrow Cu(OH)_2$	bleu	Le précipité se dissout difficilement.
$Zn^{2+}$	incolore	Précipitation de l'hydroxyde de zinc $Zn(OH)_2$ selon: $Zn^{2+} + 2OH^- \rightarrow Zn(OH)_2$	blanc	Le précipité se dissout par ajout d'un excès de soude.
$Ag^+$	incolore	Précipitation du chlorure d'argent $AgCl$ selon: $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$	blanc	Le précipité se dissout par ajout d'un excès de solution de chlorure de sodium.
$Fe^{2+}$	vert pâle	Précipitation de l'hydroxyde de fer II $Fe(OH)_2$ selon : $Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2$	vert	Le précipité est insoluble dans un excès de réactif.
$Fe^{3+}$	brun-jaune	Précipitation de l'hydroxyde de fer III $Fe(OH)_3$ selon : $Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3$	rouille	Le précipité est insoluble dans un excès de réactif.

#### II) **Réaction d'oxydoréduction**

##### II.1) **Expérience Action du zinc sur le sulfate du cuivre**

Plongeons une lame de zinc dans une solution de sulfate de cuivre



##### II.2./Observation

Au bout d'un certain temps, on observe :

- ♦ une décoloration de la solution ;
- ♦ un dépôt de métal rouge (cuivre) sur la lame de zinc.

Dans la solution complètement décolorée, ajoutons quelques gouttes de soude.

Il se forme un précipité blanc d'hydroxyde de zinc  $Zn(OH)_2$  suivant la réaction :  $Zn^{2+} + 2OH^- \rightarrow Zn(OH)_2$

##### II.3/Interprétation

Au cours de la réaction entre le zinc et la solution de sulfate de cuivre, il y a eu :

- ♦ transformation des ions cuivre ( $\text{Cu}^{2+}$ ) en cuivre métallique ( $\text{Cu}$ ) :  $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$
- ♦ transformation du métal zinc ( $\text{Zn}$ ) en ions zinc ( $\text{Zn}^{2+}$ ) :  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$
- ♦ les ions  $\text{SO}_4^{2-}$  n'ont subi aucune transformation.

L'équation-bilan de cette réaction peut s'écrire alors :  $\boxed{\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}}$

## II.4/ Définitions

- Oxydation : c'est une transformation dans laquelle des électrons sont cédés (perte d'électrons) ;
- Réduction : c'est une transformation dans laquelle des électrons sont captés (gain d'électrons) ;
- Une espèce chimique capable de perdre un ou plusieurs électrons est un **réducteur**.  
Exemple :  $\text{Zn}$
- Une espèce chimique capable de gagner un ou plusieurs électrons est un **oxydant**.  
Exemple :  $\text{Cu}^{2+}$
- On appelle réaction d'oxydoréduction une réaction au cours de laquelle il y a transfert d'électrons.

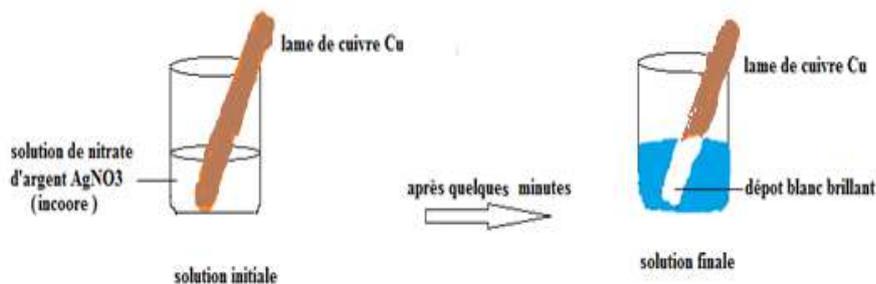
### Remarque

Il n'existe pas d'électrons libre en solution ; tous les électrons cédés par le réducteur sont captés par l'oxydant.

## III) Notion de couple oxydant/ réducteur

### III.1. Expérience

Plongeons une lame de cuivre  $\text{Cu}$  dans une solution de nitrate d'argent ( $\text{AgNO}_3$ ). Attendons environ quelques minutes ou une heure.

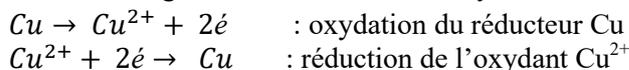


#### - Observation :

- La partie immergée de la lame de cuivre se recouvre d'un dépôt blanc brillant et solide : c'est du métal argenté ;
- La solution initialement incolore devient bleue : couleur caractéristique des ions  $\text{Cu}^{2+}$

#### - Interprétation :

Au cours de la réaction le métal cuivre  $\text{Cu}$  s'est oxydé en ions métalliques  $\text{Cu}^{2+}$ . Ces ions  $\text{Cu}^{2+}$  sont responsables de la coloration bleue de la solution ; et les ions  $\text{Ag}^+$  sont réduits en métal argent  $\text{Ag}$ . Il y a eu transfert d'électrons entre le métal cuivre  $\text{Cu}$  et l'ion  $\text{Ag}^+$  : c'est une réaction d'oxydoréduction.



On peut résumer ces deux formes conjuguées par une demi-équation électronique ci-dessous :  $\text{Cu} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2e^-$ . On dit que  $\text{Cu}^{2+}$  et  $\text{Cu}$  forment un couple oxydant/ réducteur noté  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ .

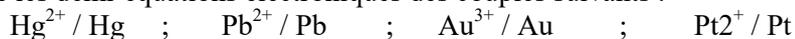
### III.2. Généralisation :

Lorsqu'on peut passer du métal  $\text{M}$  à l'ion métallique  $\text{M}^{n+}$  par une oxydation ; ou de l'ion métallique  $\text{M}^{n+}$  au métal  $\text{M}$  par une réduction, on dit alors que l'ion  $\text{M}^{n+}$  et  $\text{M}$  constitue un couple oxydant/réducteur ou couple rédox noté  $\text{M}^{n+}/\text{M}$ . On associe une demi-équation électronique noté :  $\text{M} \rightleftharpoons \text{M}^{2+} + 2e^-$

#### Evaluation :

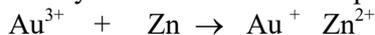
#### Exercice 1 :

Ecrire les demi-équations électroniques des couples suivants :



#### Exercice 2 :

Une réaction d'oxydoréduction se traduit par l'équation-bilan non équilibrée :



- Ecrire les demi-équations électroniques traduisant l'oxydation et la réduction.
- Quel est l'oxydant ? le réducteur ?

Equilibrer l'équation-bilan.

#### Exercice 3 :

On réalise une solution de sulfate de cuivre (II) en dissolvant 58g de cristaux bleus dans 500 cm<sup>3</sup> de solution.

- 1) Quelle est la concentration de la solution obtenue ? Combien y-a-t-il d'ions sulfate et d'ions cuivre (II) par millimètre cube ?
- 2) On ajoute de la limaille de fer. Une réaction peut-elle avoir lieu ? Quelle est son équation-bilan ? Quelle est la masse minimale de limaille de fer à ajouter dans un bêcher contenant 50 cm<sup>3</sup> de la solution précédente si l'on veut faire disparaître la couleur bleue de la solution ?
- 3) Quelle est la quantité de matière d'électrons échangés ? Quelle est la quantité d'électricité correspondante ? Pendant combien de temps faut-il faire circuler un courant de 0,5 A pour mettre en jeu la même quantité d'électrons ?

**Donnée :** les cristaux bleus ont pour formule : CuSO<sub>4</sub>, 5H<sub>2</sub>O

**Exercice 4 :**

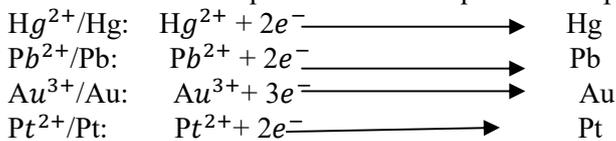
Une lame de cuivre baigne dans 100 cm<sup>3</sup> d'une solution aqueuse de nitrate d'argent de concentration 1,0 mol/L. On constate qu'elle se recouvre d'argent.

- 1) Interpréter cette réaction.
- 2) Quelle masse maximale d'argent peut-on recueillir ?
- 3) Quelle est alors la perte de masse subie par la lame de cuivre ?

**Correction de l'évaluation :**

**Exercice 1 :**

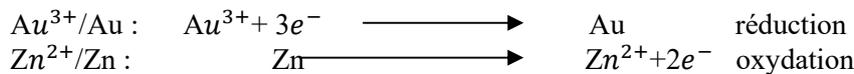
Ecrivons les demi-équations électroniques des couples suivants :



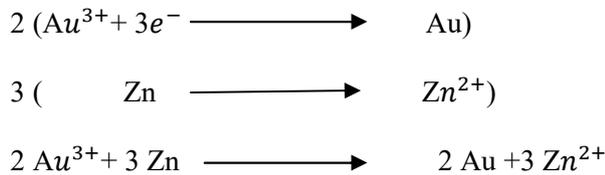
**Exercice 2 :**



- Ecrivons les demi-équations



- Au<sup>3+</sup> est l'oxydant  
Zn est le réducteur



**Exercice 3 :**

Solution de sulfate de cuivre(II) : m=58g ; V=500cm<sup>3</sup>

- Déterminons la concentration de la solution obtenue

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV}$$

CuSO<sub>4</sub>, 5H<sub>2</sub>O (M=249,5g/mol)

$$\text{AN: } C_M = \frac{58}{249,5 \times 0,5}$$