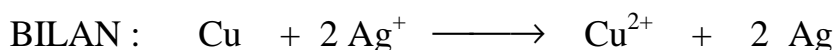
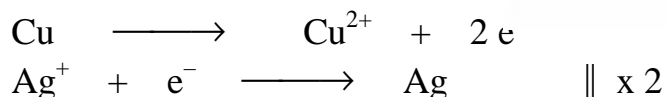


## OXYDO-REDUCTION EN SOLUTION AQUEUSE

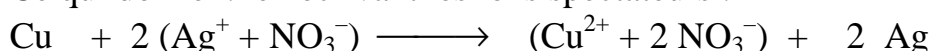
### 1. ETUDE EXPERIMENTALE

#### 1.1. Action du cuivre sur le nitrate d'argent :

- constatations : il se forme un *dépôt d'argent* sur le cuivre (sous forme pulvérulante) et la solution initialement incolore devient bleue  $\Rightarrow$  apparition d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  dans la solution
- Interprétation :

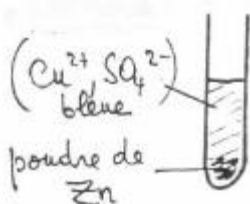
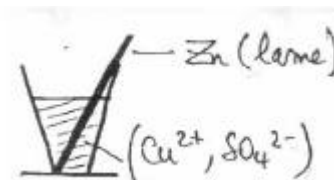


Ce qui donne : en écrivant les ions spectateurs :



#### 1.2. Action du zinc sur le sulfate de cuivre :

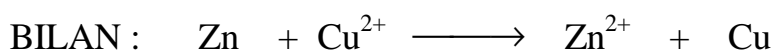
- Forme I : il se forme un dépôt pulvérulent de cuivre sur la plaque de zinc
- Forme II :



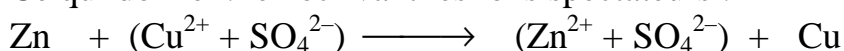
On agite fortement et on constate un échauffement : la réaction est exothermique. Et la solution initialement bleue, devient incolore : les ions  $\text{Cu}^{2+}$  ont disparu.

En ajoutant à la solution finale une solution de soude ( $\text{Na}^+ + \text{HO}^-$ ), il se forme un précipité blanc, caractéristique des ions  $\text{Zn}^{2+}$ .

- Interprétation :
- $$\begin{array}{rcl} \text{Cu}^{2+} + 2e^- & \longrightarrow & \text{Cu} \\ \text{Zn} & \longrightarrow & \text{Zn}^{2+} + 2e^- \end{array}$$



Ce qui donne : en écrivant les ions spectateurs :



#### 1.3. Remarques :

- action de l'argent sur le sulfate de cuivre :  $\text{Ag} + \text{Cu}^{2+} \Rightarrow$  RIEN
- action du cuivre sur le sulfate de zinc :  $\text{Cu} + \text{Zn}^{2+} \Rightarrow$  RIEN
- Le cuivre a fonctionné tantôt dans un sens (perte d'électrons), tantôt dans l'autre sens (gain d'électrons)

### 2. DEFINITIONS

#### 2.1. Définition des termes utilisés :

- oxydoréduction : c'est une réaction chimique au cours de laquelle il y a un ECHANGE d'ELECTRONS
- Oxydation = PERTE d'ELECTRONS
- Réduction = GAIN d'ELECTRONS
- Oxydant : c'est un corps qui subit une réduction : c'est donc un corps capable de FIXER des électrons ( $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ , ...)

- Réducteur : c'est un corps qui subit une oxydation : c'est donc un corps capable de DONNER des électrons ( Cu, Ag, ...)

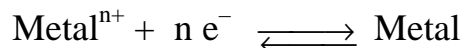
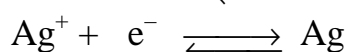
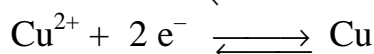
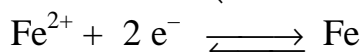
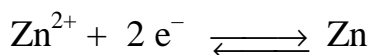
## 2.2. Couple REDOX

Dans l'expérience 1.1. :  $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$

Dans l'expérience 1.2. :  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$

On définit alors un couple REDOX  $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$  par :  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$

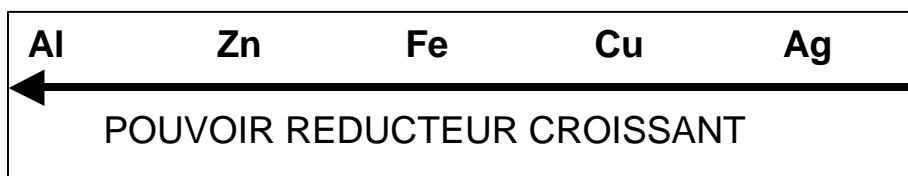
De la même manière on peut définir pour tous les métaux, et par extension à d'autres corps, un **COUPLE REDOX** de la manière suivante :



- 2.3. Définition d'une oxydoréduction : c'est la somme de 2 couples rédox, chaque couple étant écrit dans le sens qui convient . C'est le réducteur FORT qui réagira avec l'oxydant FORT.

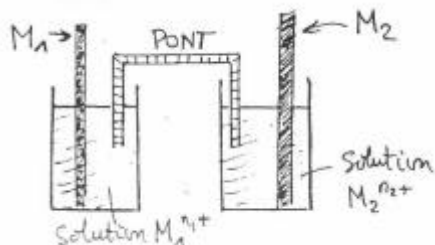
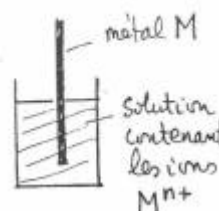
## 3. CLASSIFICATION ELECTROCHIMIQUE DES METAUX

- 3.1. Pouvoir réducteur des métaux : des expériences analogues à celles du paragraphe 1.) conduisent à constater que certains métaux sont plus réducteurs que d'autres. Les métaux usuels peuvent être classés de la manière suivante :



### 3.2. Notion de pile REDOX

- Demi-pile : c'est un **métal** qui **plonge** dans la solution de **son propre ion** : on parlera de la demi-pile  $\text{M}^{n+} / \text{M}$
- Pile : c'est l'association de 2 demi-piles reliées par un pont :



PONT ELECTROCHIMIQUE (papier filtre, buvard, pont à KCl,...)

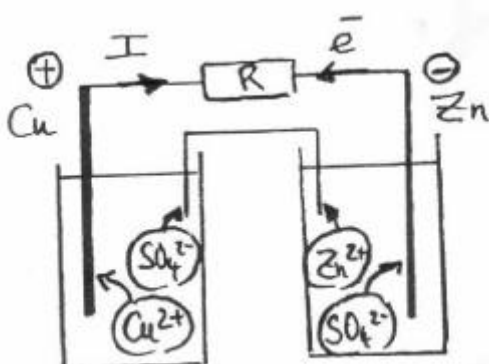
Le pont : permet le passage du courant et évite le mélange des solutions

- exemple : Pile DANIELL :  $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu} \parallel \text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$

On constate : Cu : pôle +      Zn : pôle -

Tension à vide (mesurée au voltmètre) :  $E = 1,10 \text{ V}$

Le fonctionnement en générateur se fait de la manière suivante :

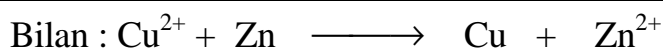
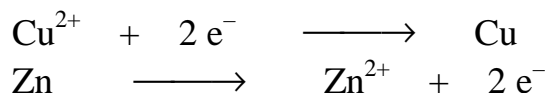


⇒ sens conventionnel du courant :

du + vers le - dans le circuit extérieur au générateur (pile)

⇒ sens de déplacement des  $e^-$  : en sens inverse de I (du Zn vers le Cu)

⇒ Réactions aux électrodes :



Remarques :

**Rem 1 :** c'est le même bilan que pour l'action directe entre les 2 couples (lame de Zn + solution  $\text{Cu}^{2+}$ ), mais dans la pile l'échange des électrons se fait par le circuit extérieur ce qui donne naissance à un courant électrique :

**Rem 2 :** Bilan énergétique :

Dans la pile : énergie chimique  $\longrightarrow$  énergie électrique

Action directe : énergie chimique  $\longrightarrow$  chaleur

**Rem 3 :** le fonctionnement de la pile est limité dans le temps : Zn disparaît et la concentration  $[\text{Cu}^{2+}]$  diminue.

### 3.3. Classification électrochimique : POTENTIEL STANDARD $E^\circ$

⇒ couple  $\text{H}^+_{\text{aq}} / \text{H}_2$  : ce couple sert de référence : l'électrode normale à hydrogène est constitué d'un fil de platine inattaquable qui plonge dans une solution acide à  $\text{pH} = 0$  sur lequel on fait arriver un courant de dihydrogène à la pression de 1 bar (température  $25^\circ\text{C}$ ).

Par convention :  $E^\circ (\text{H}^+_{\text{aq}} / \text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$

⇒ En réalisant les piles entre la demi-pile à hydrogène et la demi-pile de différents métaux, on peut dresser un tableau avec les valeurs des potentiels standards de tous les couples :

Couples :	Potentiel standard en V
$\text{Ag}^+ + e^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	+ 0,80 V
$\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+ 0,34 V
$2\text{H}^+_{\text{aq}} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{H}_2$	0,00 V
$\text{Fe}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	- 0,44 V
$\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	- 0,76 V

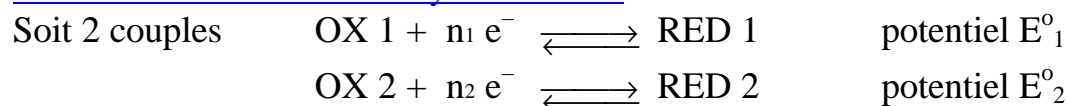
**POUVOIR REDUCTEUR DECROISSANT**

↑

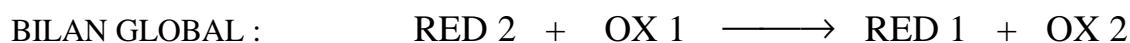
⇒ Fém d'une pile : OX1/RED1 || OX2/RED2

$$E = E^\circ_{\text{grand}} - E^\circ_{\text{petit}}$$

### 3.4. Prévision des réactions d'oxydoréduction :



**Si  $E_2^{\circ} < E_1^{\circ} \Rightarrow$  RED 2 est le réducteur FORT et OX 1 est l'oxydant FORT**



**Exemple 1 :** On trempe une lame de cuivre dans une solution de sulfate de zinc . Que se passe-t-il ?

Couples en présence :



$E_1^{\circ}$  = valeur la plus haute donne  
l'oxydant FORT : c'est  $\text{Cu}^{2+}$

$E_2^{\circ}$  = valeur la plus basse donne  
le réducteur FORT : c'est Zn

Donc ce qui marche : c'est Zn trempé dans une solution  $\text{Cu}^{2+}$

Pour la réaction inverse : Cu trempé dans une solution  $\text{Zn}^{2+} \Rightarrow$  RIEN

**Exemple 2 :** On trempe une lame de fer dans une solution de nitrate d'argent . Que se passe-t-il ?

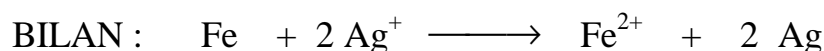
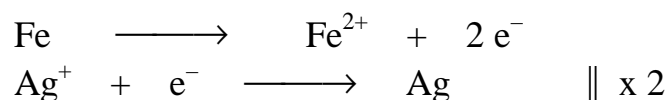
Couples en présence :



$E_1^{\circ}$  = valeur la plus haute donne  
l'oxydant FORT : c'est  $\text{Ag}^+$

$E_2^{\circ}$  = valeur la plus basse donne  
le réducteur FORT : c'est Fe

On aura donc les réactions :



Ce qui donne : en écrivant les ions spectateurs :

