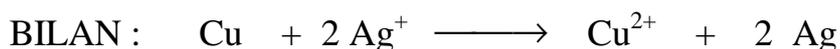
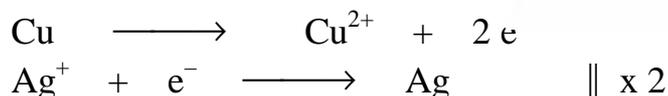


OXYDO-REDUCTION EN SOLUTION AQUEUSE

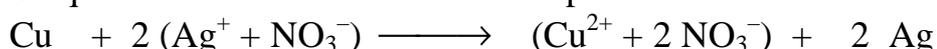
1. ETUDE EXPERIMENTALE

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 Cu^{2+} dans la solution
- Interprétation :

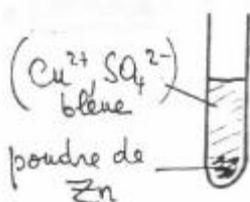
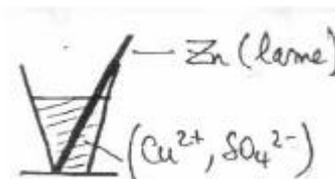


Ce qui donne : en écrivant les ions spectateurs :



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 :



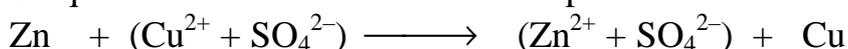
On agite fortement et on constate un échauffement : la réaction est exothermique. Et la solution initialement bleue, devient incolore : les ions Cu^{2+} ont disparu.

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

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

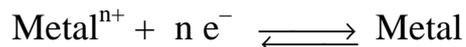
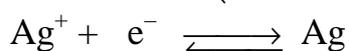
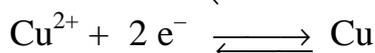
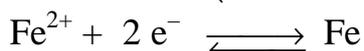
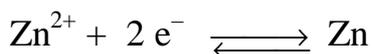
2.2. Couple REDOX

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 : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$

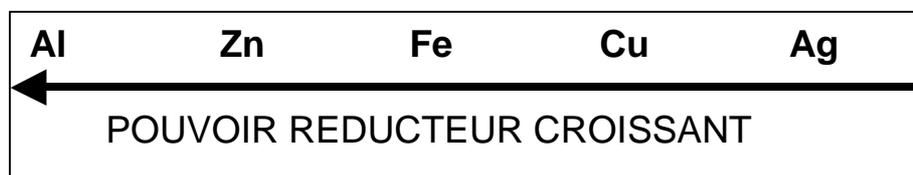
De la même manière on peut définir pour tous les métaux, et par extension à d'autres corps, un **COUPLE REDOX** de la manière suivante :



- 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.

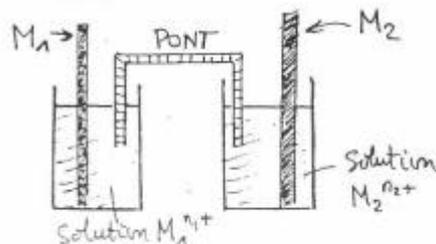
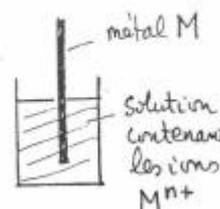
3. CLASSIFICATION ELECTROCHIMIQUE DES METAUX

- 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 M^{n+} / M
- Pile :
c'est l'association de 2 demi-piles reliées par un pont :



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

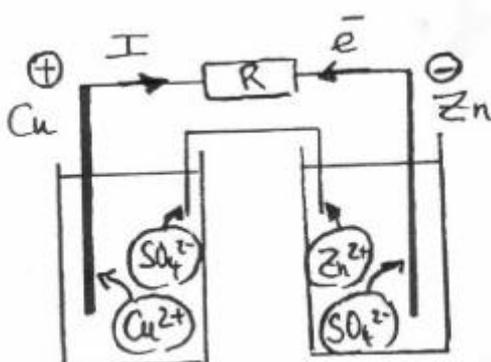
Le pont : permet le passage du courant et évite le mélange des solutions

- 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) : $E = 1,10 \text{ V}$

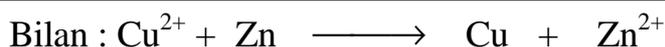
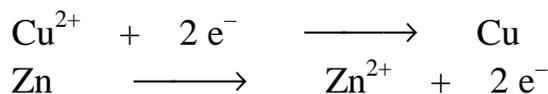
Le fonctionnement en générateur se fait de la manière suivante :



⇒ 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 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°

⇒ 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°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

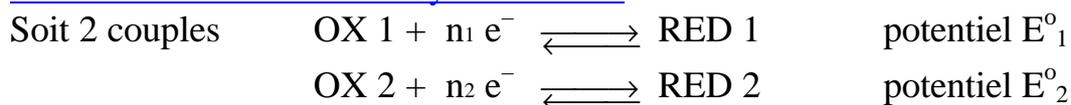
POUVOIR REDUCTEUR DECROISSANT

↑

⇒ 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 $E_2^0 < E_1^0 \Rightarrow \text{RED 2}$ 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_1^0 = valeur la plus haute donne
l'oxydant FORT : c'est Cu^{2+}

E_2^0 = valeur la plus basse donne
le réducteur FORT : c'est Zn

Donc ce qui marche : c'est Zn trempé dans une solution 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 ?

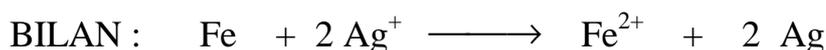
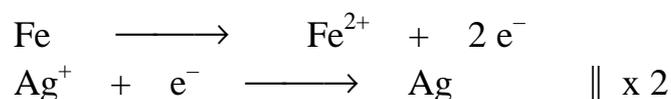
Couples en présence :



E_1^0 = valeur la plus haute donne
l'oxydant FORT : c'est Ag^+

E_2^0 = valeur la plus basse donne
le réducteur FORT : c'est Fe

On aura donc les réactions :



Ce qui donne : en écrivant les ions spectateurs :

