

TP 02 : Etude des réactions d'oxydo-réduction et réalisation d'une pile électrochimique

But

- Réaliser une réaction entre un métal et une solution ionique et établir une classification électrochimique des métaux.
- Réaliser des différentes piles électrochimiques.

Partie 1 : les réactions d'oxydo-réduction

- Expérience a :

Première étape : Dans un tube à essai, verser quelques millilitres de solution de sulfate de cuivre ensuite introduire la paille de fer ou un clou de fer.

Deuxième étape, Verser le contenu du tube à essai dans deux autres tubes. Ajouter dans un tube quelques goutte de la soude et introduire dans l'autre un fil de cuivre.

- Expérience b :

Première étape : Dans un tube à essai verser quelques millilitres de solution de nitrate d'argent et introduire quelques fils de cuivre.

Deuxième étape : Filtrer la solution dans le tube à essai et verser 2 à 3 gouttes de soude.

- Expérience c :

-Première étape : Dans un tube à essai verser quelques millilitres de solution de sulfate de cuivre et introduire la poudre ou une lame de zinc.

Deuxième étape : Filtrer la solution dans le tube à essai et verser 2 à 3 gouttes de soude.

Observer et interpréter les résultats dans chaque étape en écrivant les demis équations et l'équation globale d'oxydo-réduction.

1. Indiquer pour chacune des affirmations ci-dessous, si elle est vraie ou si elle est fausse, en cochant la case correspondant.

Affirmation	Vraie	Fausse
Une réaction d'oxydo-réduction est un échange de protons		
Une oxydation est une perte d'électrons		
Une réduction est un gain d'électrons		
Un oxydant perd des électrons		
Un réducteur gagne des électrons		
L'ion Cu^{2+} est plus oxydant que l'ion Fe^{2+}		
Le métal cuivre est un réducteur		

2. Les ions cuivre (Cu^{2+}) réagissent avec le métal zinc pour donner un dépôt de cuivre métallique et des ions Zn^{2+}

- L'ion Cu^{2+} est l'oxydant le plus fort : Oui Non
- L'ion Zn^{2+} est l'oxydant le plus fort : Oui Non
- Le métal cuivre est le réducteur le plus fort : Oui Non
- Le métal zinc est le réducteur le plus fort : Oui Non

- Cocher la case correspondant à toute équation exacte :



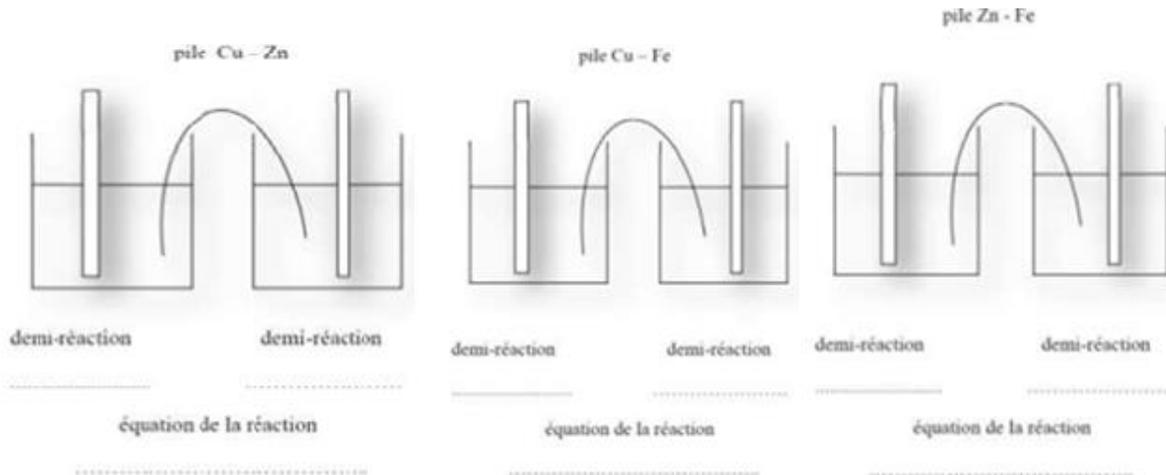
Partie 2 : Réalisation des piles électrochimiques

• Matériel et produits

Lame de zinc + solution molaire de chlorure de zinc / Lame de cuivre + solution de sulfate de cuivre
 Un clou + solution de sulfate de fer / Ponts ioniques (papier filtre imbibé de chlorure de potassium)
 / fils de connexion / pinces crocodile / voltmètre / Ampèremètre / résistance / diode électroluminescente LED.

• **Mode opératoire**

- Réaliser les quatre demi-piles en plongeant une lame métallique dans la solution ionique correspondant au même élément (Par exemple lame de cuivre dans la solution de sulfate de cuivre).
- Pour chaque pile compléter le schéma correspondant :



- Compléter le tableau suivant après avoir réalisé les différentes piles :

Pile	Pole +	Pole -	Fem E (V)
Cu-Zn			
Cu-Fe			
Zn-Fe			

↑ $E^*(V)$

- A partir des résultats, classer les 3 couples redox sur un axe en fonction de leur potentiel standard. On donne $E^*Cu^{2+}/Cu = + 0,34 V$.

• **Réalisation de piles au fruits**

- Réaliser une pile en plantant dans le citron une plaque de cuivre Cu et une plaque de zinc Zn. Mesurer la fém E de la pile.
- En branchant en série 3 de vos piles, essayez d'allumer une diode électroluminescente.
- Réaliser deux piles Zn - Cu et brancher en série aux bornes de la pile une résistance de 30Ω et l'ampèremètre en position mA.
 - Quelle est la valeur de l'intensité débitée par la pile ?
 - Dans quel sens circule le courant électrique ? Est-ce cohérent avec la polarité de la pile ?
 - Représenter le schéma du montage dans la situation précédente. Indiquer sur le schéma, les pôles de la pile, le sens de circulation du courant électrique, celui des électrons dans les métaux et dans les fils, le sens des ions dans les solutions.