

## TP 1 : Réaction d'oxydo-réduction

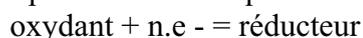
### 1-But :

Le but de ce TP est de se familiariser avec les réactions d'oxydoréduction.

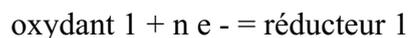
### 2-Principe :

*Couple oxydant / réducteur*

- Un oxydant est une espèce chimique pouvant capter un ou plusieurs électrons e<sup>-</sup>.
- Un réducteur est une espèce chimique pouvant donner un ou plusieurs électrons e<sup>-</sup>.
- Un couple oxydant / réducteur est constitué d'un oxydant et d'un réducteur, reliés par la demi-équation électronique :



Toute réaction d'oxydoréduction fait intervenir l'oxydant d'un couple oxydant 1 / réducteur 1 qui reçoit un ou plusieurs électrons donnés par le réducteur autre couple oxydant 2 / réducteur 2 :



L'équation-bilan de toute réaction d'oxydo-réduction s'écrit donc :



La flèche simple  $\longrightarrow$  indique que la réaction est supposée totale. Ainsi, si les deux réactifs ont été pris dans des proportions stœchiométriques, alors ils seront entièrement transformés.

### 3-Mode opératoire

#### 1. Réduction des ions cuivrique $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ par le métal zinc $\text{Zn}_{(s)}$

- Dans un tube à essais, verser environ 2 mL d'une solution de sulfate de cuivre (II) de concentration 1mol/L, puis une spatule de poudre de zinc.
- Boucher, agiter puis laisser décanter.

#### Questions :

- Schématiser l'expérience.
- Quel métal semble s'être formé ? Quels ions métalliques se sont formés dans la solution ?
- Ecrire une demi-équation pour chacun d'eux et l'équation bilan correspondante à la réaction étudiée.

#### 2. Arbre de Diane / Zinc/cuivre

On réalise l'expérience schématisée ci-contre.

- Noter toutes vos observations pour chaque partie de la manipulation. En déduire les produits de la réaction ?
- Ecrire les demi-équations et l'équation bilan correspondante à la réaction étudiée.



#### 3. Réduction des ions permanganates $\text{MnO}_4^-$ - par les ions fer (II) $\text{Fe}^{2+}$ en milieu acide

a. Placer dans un bécher 10 mL d'une solution de permanganate de potassium de concentration  $10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup>. On ajoute progressivement environ 3 mL d'une solution acidifiée (ajouter quelques gouttes de l'acide sulfurique concentré) de sulfate de fer (II) ( $10^{-2}$  mol.L<sup>1</sup>).

**Questions :**

- Noter toutes vos observations pour chaque partie de la manipulation.
- Que se passe t-il ? En déduire les produits de la réaction ?
- Proposer une équation pour la réaction entre les ions  $MnO_4^{-(aq)}$  et les ions  $Fe^{2+(aq)}$ .

**4. Dosage de l'acide oxalique par le permanganate de potassium :**

**Matériel :** Burette, Erlenmeyer, éprouvette, pissette, solution de  $KMnO_4$  (0.1N), solution  $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ , Eau distillée,  $H_2SO_4$  (10 %).

- Rincer le matériel. Burette, erlenmeyer.
- Remplir la burette avec la solution de  $KMnO_4$  de Normalité ( $N_A = 0.2N$ ).
- Prendre un erlenmeyer de 200 mL Ajouter ( $V_B = 10$  ml) de la solution ( $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ ).
- Ajouter environ 2ml de  $H_2SO_4$  à (10 %), et chauffer jusqu'à 60-70°C,
- Réaliser un dosage rapide pour estimer le volume d'équivalence.
- Noter le volume  $V_A$  de ( $KMnO_4$ ) versé.

**Questions :**

- Ecrire les demi-réactions d'oxydo- réduction, préciser les couples redox.
- Ecrire la réaction globale.
- Noter le volume ( $V_A$ ) de ( $KMnO_4$ ) versé et calculer la Normalité ( $N_B$ ) de ( $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ ).
- Calculer la Concentration ( $C_B$ ) de la solution ( $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ ).
- Que conclure quand le rôle de l'acide sulfurique  $H_2SO_4$  ?
- Pour quelle raison en chauffe.