

## Activité - Sens d'évolution spontanée d'une réaction d'oxydoréduction

### Activité 1

On plonge une lame de Zinc dans une solution de sulfate de cuivre à une concentration  $[Cu^{2+}] = 1 \text{ mol/L}$ . Nous allons déterminer la constante d'équilibre ainsi que le sens spontané de la réaction.

**Donnée  $E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = 0,34 \text{ V}$  et  $E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = -0,76 \text{ V}$ .**

1. Écrire l'équation bilan de la réaction pouvant se produire.
2. Exprimer puis calculer  $Q_{ri}$ , le quotient de réaction initial.
3. Exprimer  $K$ , la constante d'équilibre.
4. Exprimer les potentiels  $E(Cu^{2+}/Cu)$  et  $E(Zn^{2+}/Zn)$  de ces couples à l'aide de la loi de Nernst.
5. Exprimer la différence  $E(Cu^{2+}/Cu) - E(Zn^{2+}/Zn)$ . A l'équilibre cette différence de potentiel est nulle.
6. Trouver alors une relation entre la constante d'équilibre  $K$  et les potentiels standard des deux couples.
7. Généraliser ce résultat pour le cours.

### Activité 2 :

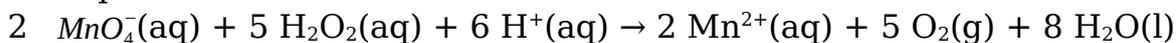
Le peroxyde d'hydrogène  $H_2O_{2(aq)}$  réagit avec les ions permanganate  $MnO_4^-(aq)$ .

**Couple :  $MnO_4^-(aq)/Mn^{2+}(aq)$  et  $O_2(g)/H_2O_2(l)$**

**À  $25^\circ C$ ,  $E^\circ(MnO_4^-(aq) / Mn^{2+}(aq)) = 1,51 \text{ V} = E^\circ_1$**

**et  $E^\circ(O_2(g) / H_2O_2(aq)) = 0,69 \text{ V} = E^\circ_2$**

1. Montrer que la réaction s'écrit :

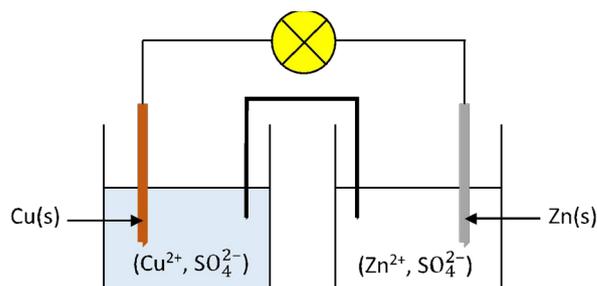


- 2 Calculer La constante d'équilibre:  $K^\circ(T)$  à  $25^\circ C$

### Activité 3 :

On considère la pile représentée ci-dessous :

1. Quels sont les couples mis en jeu ?
2. Calculer les potentiels des deux couples
3. Quelle est la réaction se produisant spontanément ?



$$[Cu^{2+}]_0 = [Zn^{2+}]_0 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$$