

Exercice V-2 : Oxydation du zinc**Énoncé**

Dans 50 mL de solution de sulfate de cuivre à 0,25 mol/L on agite une masse m de zinc.

- 1) Décrire les phénomènes observés.
- 2) Déterminer la composition de la solution si la masse m de zinc introduit est de masse :
 - $m = 1 \text{ g}$;
 - $m = 0,5 \text{ g}$.

Données :

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

Correction :

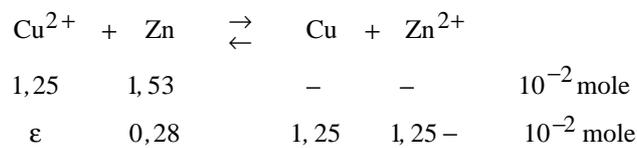
1) La réaction prépondérante a pour équation-bilan :



$$\text{de constante } K = 10^{\frac{0,34 + 0,76}{0,06} \times 2} = 4,6 \cdot 10^{36}$$

il y a consommation du zinc et dépôt de cuivre.

2) Pour $m = 1 \text{ g}$: $n_{\text{Zn}} = 1,53 \cdot 10^{-2}$; le zinc est en excès :



$$\text{soit } [\text{Zn}^{2+}] = 0,25 \text{ mol. L}^{-1}$$

$$\text{et } [\text{Cu}^{2+}] = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{K} = 5,4 \cdot 10^{-34} \text{ mol. L}^{-1} .$$

Pour $m = 0,5 \text{ g}$, on fait le même raisonnement avec un nombre de mole de Zn :

$$n_{\text{Zn}} = 7,6 \cdot 10^{-3} . \text{ (le zinc est en défaut)}$$

On trouve alors :

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

$$\text{et } [\text{Zn}^{2+}] \approx 0,15 \text{ mol. L}^{-1}$$