

# Etude quantitative de l'évolution d'un système Constante d'équilibre

## Enoncé :

Dans 100 mL de solution de sulfate de cuivre à 0,1 mol.L<sup>-1</sup>, on agite une masse m=0,8g de zinc. Déterminer la composition de la solution.

$$E_1^0(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = -0,76\text{V}, E_2^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0,34\text{V} \quad M_{\text{Zn}} = 65,39\text{g.mol}^{-1}, M_{\text{Cu}} = 63,546\text{g.mol}^{-1}$$

## Corrigé :

Les demi-équations électroniques et les formules de Nernst des deux couples s'écrivent :

$$\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Zn(s)} \quad E_1 = E_1^0 + \frac{0,059}{2} \log[\text{Zn}^{2+}] \quad \text{car } a(\text{Zn(s)}) = 1$$

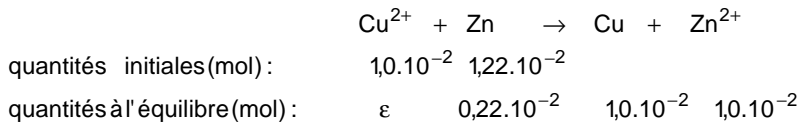
$$\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cu(s)} \quad E_2 = E_2^0 + \frac{0,059}{2} \log[\text{Cu}^{2+}] \quad \text{car } a(\text{Cu(s)}) = 1$$

Les quantités initiales d'ions Cu<sup>2+</sup> et d'atomes de zinc sont :

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = c_{\text{Cu}^{2+}} \cdot v = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} = 1,22 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

La réaction qui se déroule est la suivante :



En effet, l'oxydant (Cu<sup>2+</sup>) du couple ayant le potentiel le plus élevé ( $E_2^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0,34\text{V}$ ) oxyde le réducteur (Zn) du couple ayant le potentiel le plus faible ( $E_1^0(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = -0,76\text{V}$ ).

Le zinc est en excès, les ions Cu<sup>2+</sup> sont donc pratiquement totalement consommés.

La constante d'équilibre s'écrit :

$$K^0 = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} \quad \text{car } a(\text{Zn(s)}) = 1 \text{ et } a(\text{Cu(s)}) = 1.$$

Pour déterminer la quantité exacte d'ions Cu<sup>2+</sup> restant en solution, on peut calculer la constante de la réaction. L'unicité du potentiel des couples présents dans le système considéré à l'équilibre impose  $E_1 = E_2$

soit :

$$E_1^0 + \frac{0,059}{2} \log[\text{Zn}^{2+}] = E_2^0 + \frac{0,059}{2} \log[\text{Cu}^{2+}]$$

c'est à dire :

$$E_2^0 - E_1^0 = \frac{0,059}{2} \log \left[ \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} \right] = \frac{0,059}{2} \log K^0$$

et donc,

$$\log K^0 = \frac{2(E_2^0 - E_1^0)}{0,059} = 1,94 \cdot 10^{37}$$

La concentration en ions Zn<sup>2+</sup> est égale à :

$$[\text{Zn}^{2+}] = \frac{n_{\text{Zn}^{2+}}}{v} = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

La concentration en ions Cu<sup>2+</sup> est donc égale à :

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{K^0} = 5,15 \cdot 10^{-39} \text{ mol.L}^{-1}$$

Il reste une masse de zinc égale à :

$$m_{\text{Znrestant}} = n_{\text{Zn}} \cdot M_{\text{Zn}} = 0,146 \text{ g}$$

et il s'est formé une masse de cuivre égale à :

$$m_{\text{Cuformé}} = n_{\text{Cu}} \cdot M_{\text{Cu}} = 0,635 \text{ g}$$