

Exercice V-1 : Calcul de potentiel d'oxydoréduction**Énoncé**

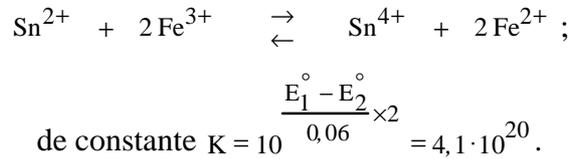
- 1) On mélange $V_1 = 10$ mL de solution de chlorure d'étain (II) à $0,1$ mol/L et $V_2 = 10$ mL de solution de chlorure de fer (III) également à $0,1$ mol/L.
- Quelle est la composition finale du système ?
 - En déduire le potentiel rédox des couples en solution.
- 2) On plonge un fil d'argent dans une solution de sulfate de fer (III) à $0,5 \cdot 10^{-2}$ mol/L.
- Quelle est la composition finale du système ?
 - En déduire le potentiel rédox des couples en solution.

Données :

- $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77$ V ;
- $E^\circ(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0,15$ V ;
- $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80$ V.

Correction :

- 1) La réaction prépondérante a pour équation-bilan :



La réaction est donc quantitative ; le réactif limitant étant les ions Fe^{3+} , on obtient le bilan de matière suivant :

$$[\text{Sn}^{2+}] = [\text{Sn}^{4+}] = 0,025 \text{ mol.L}^{-1}$$

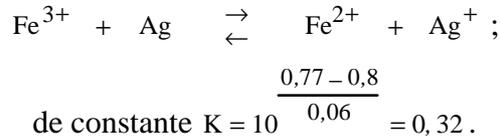
$$\text{et } [\text{Fe}^{2+}] = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$$

et à partir de la constante, on trouve :

$$[\text{Fe}^{3+}] = 2,3 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1} .$$

Le potentiel de chacun des couples est à l'équilibre : $E = 0,15 \text{ V}$.

- 2) La réaction prépondérante a pour équation-bilan :



La réaction n'est donc pas quantitative. On suppose qu'on a un excès d'argent.

De la constante, on déduit :

$$K = \frac{x^2}{0,05 - x} \text{ avec } x \text{ la concentration en ions } \text{Ag}^+ .$$

On a :

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Fe}^{2+}] = x = 4,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{et } [\text{Fe}^{3+}] = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} .$$

Le potentiel à l'équilibre est donné par la formule de Nernst de l'un des couples :

$$E_{\text{éq}} = 0,77 + 0,06 \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} = 0,80 + 0,06 \log [\text{Ag}^+] = 0,72 \text{ V}$$