

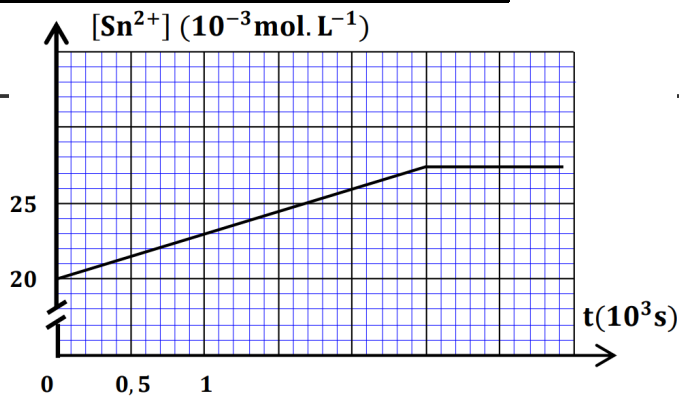
## Transformation Spontanées dans les piles et production d'énergie

### Exercice 1 : Étude de la pile plomb-étain

Les piles électrochimiques sont l'une des applications des réactions d'oxydo-réduction. Au cours de leur fonctionnement, une partie de l'énergie chimique se transforme en énergie électrique.

On réalise, à 25°, la pile plomb-étain en plongeant une plaque de plomb dans un bécher contenant un volume  $V_1 = 30\text{mL}$  d'une solution aqueuse de nitrate de plomb  $\text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$  de concentration molaire initiale  $C_1^0 = [\text{Pb}^{2+}]$ , et en plongeant une plaque d'étain dans un autre bécher contenant un volume  $V_2 = V_1$  d'une solution aqueuse de chlorure d'étain II  $\text{Sn}^{2+} + 2\text{Cl}^-$  de concentration molaire initiale  $C_2^0 = [\text{Sn}^{2+}]$ . Les deux solutions sont reliées par un pont salin contenant une solution saturée de chlorure d'ammonium  $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$ .

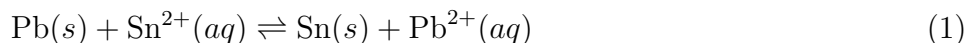
On monte en série entre les pôles de la pile un conducteur ohmique (D), un ampèremètre et un interrupteur. On ferme l'interrupteur à l'instant  $t = 0$ , un courant d'intensité  $I = 17.13\text{mA}$  circule alors dans le circuit. La courbe ci-contre représente l'évolution temporelle de la concentration des ions  $\text{Sn}^{2+}$ .



### Donnée

- La constante de Faraday:  $F = 9,65 \cdot 10^4 \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Soit  $K$  la constante d'équilibre, à 25°, associée à l'équation de la réaction:



### Questions

- En exploitant la courbe, déterminer le sens d'évolution du système chimique. (0,5pt)
- Écrire l'équation de la réaction qui se produit au niveau de l'anode. (0,25pt)
- Représenter le schéma conventionnel de la pile étudiée. (0,25pt)
- Déterminer le sens de migration des ions chlorure  $\text{Cl}^-$  lors du fonctionnement de cette pile. (0,25pt)
- En utilisant le tableau d'avancement de la réaction:
  - Trouver, au cours du fonctionnement de la pile, l'expression de  $[\text{Sn}^{2+}]$  à un instant  $t$  en fonction de  $V_2$ ,  $C_2$ ,  $F$ ,  $I$  et  $t$ . (0,75pt)
  - Montrer que:

$$K = \frac{2FC_2V_2 - I\Delta t}{2FC_2V_2 + I\Delta t} \quad (2)$$

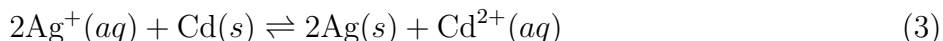
où  $\Delta t$  est la durée maximale de fonctionnement de la pile. Calculer  $K$ . (1pt)

**Exercice 2 : Etude de la pile Cadmium – Argent**

On étudie la pile Cadmium – Argent qui fait intervenir les deux couples ox/red :  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  et  $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$ .

**Données**

- Le Faraday :  $F = 9,65.10^4 \text{C.mol}^{-1}$ .
- La constante d'équilibre associée à la réaction :



$$K = 5 \times 10^{40} \text{ à } 25^\circ.$$

- La masse molaire du Cadmium :  $M(\text{Cd}) = 112.4 \text{g.mol}^{-1}$ .

On réalise cette pile en plongeant une lame d'argent dans un bécher contenant un volume  $V = 250 \text{mL}$  d'une solution aqueuse de nitrate d'argent  $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$  de concentration molaire initiale  $C_1^i = 0.400 \text{mol.L}^{-1}$ , et une lame de cadmium dans un autre bécher contenant un volume  $V = 250 \text{mL}$  d'une solution aqueuse de nitrate de cadmium  $\text{Cd}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$  de concentration molaire initiale  $C_2^i = 0.200 \text{mol.L}^{-1}$ . On relie ensuite les deux solutions par un pont salin.

On branche entre les électrodes de la pile un conducteur ohmique monté en série avec un ampèremètre et un interrupteur.

1. Choisir la proposition juste parmi les affirmations suivantes :
  - (a) Le pôle positif de la pile est l'électrode d'argent.
  - (b) L'oxydation se produit au niveau de la cathode.
2. Exprimer, à un instant  $t$ , le quotient de réaction  $Q_r$  en fonction de l'avancement  $x$  de la réaction.
3. Calculer  $Q_r$  à l'instant  $t = 10 \text{h}$ .
4. Calculer la variation de la masse de l'électrode de cadmium entre l'instant  $t = 0$  et l'instant où la pile est usée.