

**Exercice 1 :**

Le sulfate de baryum $BaSO_4$, opaque aux rayons X, est utilisé en radiologie. À 25 °C, on prépare une solution de volume $V = 2,0$ L en introduisant une masse $m = 5,0$ g de $BaSO_4$ (s) dans de l'eau.

La dissolution du sulfate de baryum dans l'eau a pour équation : $BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

1. Montrer, qu'à 25 °C, du sulfate de baryum $BaSO_4$ (s) se dissout.
2. À l'état final, $[Ba^{2+}]_f = 1,1 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. En déduire que la transformation n'est pas totale.

Données : Constante d'équilibre à 25 °C : $K = 10^{-9,9}$; $M(BaSO_4) = 233,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 2 :

À un volume $V = 20$ mL d'une solution de nitrate de plomb (II) telle que $[Pb^{2+}] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ est ajouté, sans variation de volume, à 25 °C, 200 mg de poudre d'étain Sn (s).

À l'état final, $[Sn^{2+}]_f = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. À 25 °C, la constante d'équilibre K associée à l'équation de la réaction est égale à 0,33.

1. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation.
2. Calculer la valeur du quotient de réaction à l'état initial du système considéré.
3. En déduire le sens d'évolution spontanée du système.
4. Calculer la valeur du quotient de réaction à l'état final du système. Conclure.

Données : Couples : $Pb^{2+}(aq) / Pb(s)$; $Sn^{2+}(aq) / Sn(s)$. $M(Sn) = 118,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Exercice 3 :

Le recyclage des piles est difficile. L'utilisation de piles « rechargeables » semble une alternative plus écologique.

La pile nickel-cadmium, « rechargeable », est constituée de deux demi-piles reliées par un pont salin et mettant en jeu les couples oxydant / réducteur $Ni^{2+}(aq) / Ni(s)$ et $Cd^{2+}(aq) / Cd(s)$.

La première demi-pile contient 20,0 mL de solution gélifiée de sulfate de nickel telle que $[Ni^{2+}]_i = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

L'autre demi-pile contient une solution gélifiée de sulfate de cadmium telle que $[Cd^{2+}]_i = [Ni^{2+}]_i$. Chacune des deux électrodes a une masse initiale m de 2,0 g.

En branchant la borne COM d'un voltmètre à l'électrode de cadmium Cd, la tension mesurée est $U = +0,15$ V.

1. Écrire l'équation de la réaction de fonctionnement de la pile.
2. Donner l'expression du quotient de réaction $Q_{r,i}$ à l'état initial, puis le calculer numériquement.
3. Sachant qu'à 25 °C, la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction est $K = 4,5 \times 10^6$, prévoir le sens d'évolution spontanée du système chimique constituant la pile.
4. Faire un schéma de la pile et indiquer le sens de circulation des électrons. Le transfert spontané d'électrons est-il direct ou indirect ?
5. Indiquer le rôle du pont salin et justifier la nécessité de séparer les réactifs dans deux demi-piles.
6. Calculer la capacité électrique Q_{\max} de la pile Ni-Cd.
7. La plupart des équipements électroniques nomades actuels sont équipés de batteries rechargeables lithium-ion.
 - a. Le dioxygène gazeux intervient dans la pile. Cette espèce est-elle réductrice ou oxydante ?
 - b. La configuration électronique d'un atome de lithium est $1s^2 2s^1$. Justifier le caractère réducteur du métal lithium.
8. La capacité d'une pile de téléphone portable est de 4 320 C. Sachant que le lithium est le réactif limitant, déterminer la masse de lithium contenu dans une pile lithium-ion.

Données : Couple oxydant/réducteur : Li^+/Li . $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ et $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.
 $M(Ni) = 58,7 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(Cd) = 112,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(Li) = 6,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$