

EXERCICES

Chapitre 9 – Sens d'évolution spontanée d'un

système chimique

Exercice 1 Sulfate de baryum

Le sulfate de baryum BaSO_4 peut être dissous dans l'eau pour donner entre autre l'ion sulfate SO_4^{2-} .
A 25°C , on met une masse $m = 4.5$ g de sulfate de baryum dans $V = 2.0$ L d'eau.
A cette température, $K = 10^{-9.9}$.

- (1) Calculer la masse molaire du sulfate de baryum. De quoi devez-vous vous aider ?
- (2) Ecrire l'équation de dissolution du sulfate de baryum. Comment s'appelle l'ion associé au baryum ?
- (3) Est-ce que du sulfate de baryum va se dissoudre ?
- (4) A l'aide de la constante d'équilibre et d'un tableau d'avancement, calculer x_f .
- (5) Déterminer le taux d'avancement de la réaction. Conclure.

Exercice 2 Pile saline

Une pile saline de type AA fait intervenir les couples rédox Zn^{2+}/Zn et $\text{MnO}_2/\text{MnO}_2\text{H}$. Une électrode de carbone est plongée dans le dioxyde de manganèse pour assurer la conduction électrique. Le voltmètre dont la borne COM est branchée sur l'électrode de carbone indique une valeur de -1.5 V. On a besoin d'une quantité d'électricité de 3.5 Ah et d'une tension de 1.5 V.
La pile contient 3.8 g de zinc et 4.5 g de dioxyde de manganèse.
Pour information : $1 \text{ As (ampère} \times \text{seconde)} = 1 \text{ C}$ et $e = 1.9 \times 10^{-19} \text{ C}$.

- (1) De quoi est constituée l'électrode métallique ? Quelle est sa polarité ?
- (2) Ecrire les 1/2 équations à chaque électrode, puis l'équation globale de la pile.
- (3) Déterminer la capacité électrique maximale Q_m de la pile en A.h (ampère \times heure).
- (4) De combien de piles a-t-on besoin ? Comment faut-il les associer ? En série ou en parallèle ?

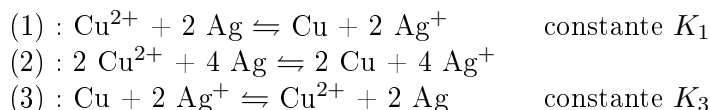
Exercice 3 Taux d'avancement final

Un volume $V_a = 1.00$ mL d'acide éthanóique CH_3COOH pur, de densité $d = 1.05$ est versé dans une fiole jaugée de 500 mL et dilué avec de l'eau jusqu'au trait de jauge pour obtenir une solution dont le pH est 3.1 .

- (1) Ecrire la réaction de l'acide éthanóique avec l'eau.
- (2) Calculer l'avancement maximal de la réaction.
- (3) Calculer l'avancement final de la réaction. Conclure.
- (4) Comment va évoluer le pH de la solution si on ajoute de la soude ?

Exercice 4 Quotient de réaction

Soit les réactions suivantes :



- (1) Calculer le quotient de réaction pour la réaction (1).
- (2) Calculer le quotient de réaction pour la réaction (2).
- (3) Le quotient de réaction dépend-t-il de l'écriture de la réaction chimique ?
- (4) Même question pour la constante d'équilibre.
- (5) Calculer le quotient de réaction pour la réaction (3).
- (6) Quel est le lien entre les constantes d'équilibre K_1 et K_3 ?
- (7) Quel est le lien entre les quotients de réaction $Q_{r,1}$ et $Q_{r,3}$ à $t = 0$?

Exercice 5 Sens spontané d'évolution

On ajoute 200 mg d'étain Sn sous forme de poudre, sans variation de volume, à 35 mL de nitrate de plomb II de formule $Pb^{2+} + 2 NO_3^-$ où $[Pb^{2+}] = 2.5 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. A 25°C , la constante d'équilibre de la réaction est $K = 0.3$. Les ions nitrates sont spectateurs et le couple du plomb est Pb^{2+}/Pb . A l'état final, on a $[Sn^{2+}]_f = 3.2 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

- (1) Quels sont les 2 couples mis en jeu ?
- (2) Dans quel sens va évolué spontanément la réaction ?
- (3) Calculer le taux d'avancement de la réaction.

Exercice 6 Une pluie d'or

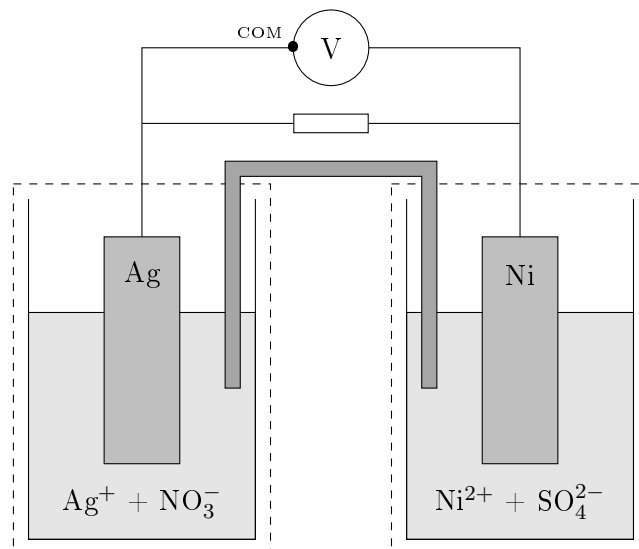
Les ions iodure I^- et plomb II Pb^{2+} réagissent ensemble pour former de l'iodure de plomb solide dont la couleur est dorée (réaction 1) : à 25°C , la constante de cet équilibre est $K = 7.4 \times 10^7$.

On dissout dans de l'eau distillée une masse $m_1 = 5.0 \text{ g}$ d'iodure de potassium KI solide (dissolution 1) et une masse $m_2 = 5.0 \text{ g}$ de nitrate de plomb $Pb(NO_3)_2$ solide (dissolution 2). Après agitation et dissolution complète, on atteint l'état final A. Le volume de la solution obtenue est de 50.0 mL.

- (1) Ecrire l'équation de la réaction 1.
- (2) Ecrire l'équation de la dissolution 1.
- (3) Ecrire l'équation de la dissolution 2.
- (4) Se forme-t-il des cristaux d'iodure de plomb ?
- (5) A l'état d'équilibre, est-il vrai que la réaction s'arrête ?
- (6) Dans l'état final A, quel est le taux d'avancement et le quotient de réaction.
- (7) On plonge le mélange réactionnel dans un bain-marie à 70°C . Au bout de quelques minutes, on atteint l'état final B. La solution est devenue incolore. Comparer $K(25^\circ\text{C})$ à $K(70^\circ\text{C})$.
- (8) Quelle est l'influence de la température sur cette réaction ? Ce n'est pas généralisable aux autres réactions.
- (9) La solution limpide subit une trempe et une « pluie d'or » apparaît. Expliquer.

Exercice 7 Pile

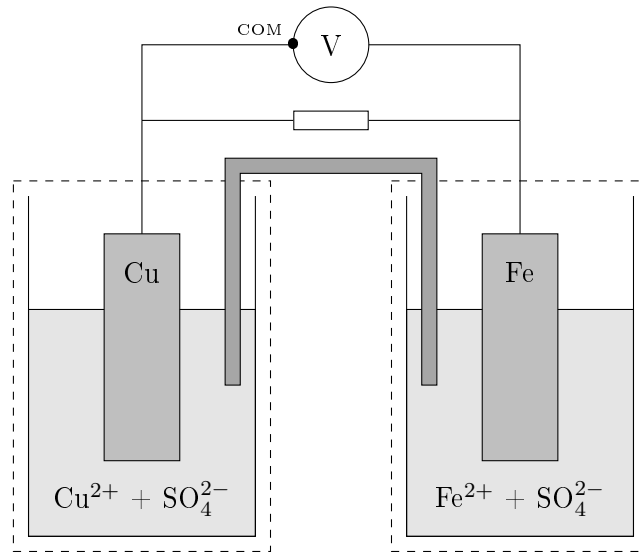
Une pile est constitué, d'une part, par une électrode de nickel Ni (de masse 4.0 g) plongeant dans 500 mL d'une solution de sulfate de nickel $Ni^{2+} + SO_4^{2-}$ de concentration 0.10 mol.L^{-1} ; d'autre part, par une électrode en argent Ag (de masse 6.0 g) plongeant dans 600 mL une solution nitrate d'argent NO_3^- de concentration 0.10 mol.L^{-1} . Un voltmètre dont la borne COM est branché sur l'électrode en argent indique une tension négative.



- (1) Trouver les polarités de la pile, le sens des électrons, les 1/2 équations aux électrodes et l'équation globale de la pile.

(2) Quelle est la capacité de cette pile en Ah ($1 \text{ As} = 1 \text{ C}$) ?

Exercice 8 Pile



- (1) Sachant que l'indication du voltmètre est positive, indiquer les bornes de la pile.
- (2) En déduire le sens de déplacement des électrons.
- (3) En déduire les réactions aux électrodes sachant que les deux couples mis en jeu, ici, sont Cu^{2+}/Cu et Fe^{2+}/Fe .
- (4) En déduire la réaction globale d'oxydoréduction de la pile.
- (5) Quel est le rôle du pont salin ? Il est constitué d'une solution gelifiée de chlorure de potassium ($\text{K}^+ + \text{Cl}^-$). Que relâche-t-il dans chaque demi-pile ?
- (6) Quelle est l'électrode qui est attaquée ? qui est augmentée ?
- (7) A quelle électrode a lieu une réduction ? une oxydation ?