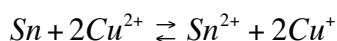


Exercice 1 (11.1.6)

Soit la réaction



- a) est-elle spontanée aux conditions standard ?
- b) calculer sa constante d'équilibre à 25°C.

Données : $E^0_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}} = -0.136 \text{ V}$; $E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0.342 \text{ V}$; $E^0_{\text{Cu}^+/\text{Cu}} = 0.521 \text{ V}$

Exercice 2 (11.2.5)

Soit la pile Daniell constituée d'une plaque de zinc plongeant dans une solution de ZnSO_4 dont l'activité de Zn^{2+} est 1 et d'une plaque de Cu plongée dans une solution de CuSO_4 ; les deux électrodes sont reliées par un pont salin. Lorsque le courant est nul, la différence de potentiel mesurée aux bornes de la pile est de 1,02 V.

- a) Quel est le potentiel de l'électrode Cu^{2+}/Cu ?
- b) Calculer l'activité de Cu^{2+} dans le deuxième compartiment ?
- c) Quelles sont les fonctions des électrodes et les réactions qui s'y déroulent lorsque la pile débite ?

Données : $E^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0.762 \text{ V}$; $E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0.342 \text{ V}$

Exercice 3 (11.2.6)

On considère une pile formée de deux électrodes reliées par un pont salin à 25 °C. La première électrode est constituée d'une plaque de platine plongeant dans une solution contenant 78 g L^{-1} de FeSO_4 et $46,8 \text{ g L}^{-1}$ de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. La seconde électrode est une électrode à hydrogène ($p = 1 \text{ bar}$) plongeant dans une solution de chlorure d'ammonium, NH_4Cl $0,1 \text{ mol L}^{-1}$. La différence de potentiel mesurée entre les deux électrodes est de 1,052 V.

- a) Identifier l'anode et la cathode?
- b) Quel est le pH de la solution dans le deuxième compartiment ?
- c) Calculer le pK_a du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$
- d) Ecrire l'équation globale de la réaction spontanée lorsque la pile débite.

Données : $E^0_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}} = -0.037 \text{ V}$; $E^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0.440 \text{ V}$

Exercice 4 (11.2.7)

Soit la pile thermodynamique à 25°C constituée de deux électrodes reliées par un pont salin : la première est une lame de cuivre immergée dans 1 litre de solution $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ dont l'activité en Cu^{2+} est 1 et la seconde électrode est également une lame de cuivre plongée dans 1 litre de solution de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, l'activité de Cu^{2+} étant $5 \cdot 10^{-4}$.

- Quel est le type de cette pile?
- Déterminer la différence de potentiel (fem) aux bornes des deux électrodes si le courant est nul.
- Quelles sont les activités du Cu^{2+} dans les deux compartiments lorsque la pile est déchargée (plate) ?
- Quelle est alors la modification de la masse des deux lames en cuivre ?

Données : $E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0.342 \text{ V}$

Exercice 5 (11.2.14)

Une lame de cobalt métallique est plongée dans une solution de $\text{Ni}^{2+}(\text{aq})$ dont l'activité est 1 à 25 °C.

- Quelle est la réaction globale?
- Quelles sont les activités lorsque l'équilibre est atteint ?

Données : $E^0_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}} = -0,280 \text{ V}$ $E^0_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,257 \text{ V}$

Exercice 6

Soit la pile thermodynamique suivante :

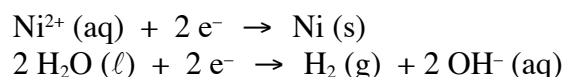


La différence de potentiel de cette pile à 25°C et 1 bar est de 72 mV

- Quelles sont les polarités de deux électrodes ?
 - Calculer le pH de la solution du second compartiment.
 - Calculer la constante d'acidité K_a de l'acide chloroéthanoïque.
 - Dans quel sens les réactions aux électrodes se déroulent-elles lorsque la pile débite ?
-

Exercice 7 (11.2.4, modifié)

On utilise un courant de 15 A pour faire un dépôt de Ni dans un bain d'une solution aqueuse de NiSO_4 . Le métal Ni et le gaz H_2 se forment simultanément à la même électrode selon les deux réactions suivantes. 60% du courant est utilisé pour faire du Ni et 40% pour faire du H_2 .



- a) Quelle est la masse de Ni déposée pendant 1 heure ?
- b) Quel est le volume de H_2 dégagé à 25°C et 1 bar pendant ce même laps de temps ?

Exercice 8

Soit une pile thermodynamique, constituée de deux électrodes reliées par un pont salin. La première électrode est une lamelle de cuivre plongée dans 200 mL d'une solution aqueuse de CuSO_4 (1M); la seconde électrode est une lamelle de fer plongée dans 200 mL d'une solution aqueuse de FeCl_2 (1M) aux conditions standard (25°C, 1 bar).

$$E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0.342 \text{ V} \qquad E^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0.447 \text{ V}$$

- a) Indiquer la force électromotrice de la pile à courant nul. Identifier l'anode et la cathode ainsi que le sens de direction des électrons lorsque la pile débite du courant.
 - b) Ecrire la réaction globale d'oxydoréduction de la pile, puis calculer sa valeur d'enthalpie libre et sa constante d'équilibre aux conditions standard.
 - c) On laisse la pile débiter du courant jusqu'à ce qu'on obtienne un dépôt de 10.8 g de métal à la cathode. Calculer la nouvelle force électromotrice de la pile.
-

Exercice 9

Soit une pile, constituée de deux électrodes reliées par un pont salin. La première électrode est une lamelle de zinc plongée dans 2 L d'une solution aqueuse de ZnCl_2 ($a_{\text{Zn}^{2+}}=1$; $[\text{Zn}^{2+}]=1$ mol/l); la seconde électrode est une lamelle de fer plongée dans 2 L d'une solution aqueuse de FeCl_3 ($a_{\text{Fe}^{3+}}=1$, $[\text{Fe}^{3+}]=1$ mol/L) aux conditions standard (25°C, 1 bar). (Considérez que les activités sont égales aux valeurs numériques des concentrations exprimées en mol/L)

- Calculer la force électromotrice standard de la pile à courant nul. Identifier l'anode et la cathode ainsi que le sens de direction des électrons dans le circuit extérieur lorsque la pile débite du courant. Ecrire les 2 demi-réactions à l'anode et à la cathode.
- Ecrire la réaction globale d'oxydoréduction lorsque la pile débite puis calculer sa valeur d'enthalpie libre $\Delta_r G^0$ et sa constante d'équilibre aux conditions standard
- Calculer les concentrations de Zn^{2+} et Fe^{3+} après le passage d'une quantité de charges électriques de 3×10^5 C débitées par la pile. Indiquer la masse gagnée ou perdue par les 2 lamelles métalliques, puis calculer la nouvelle force électromotrice de la pile (à courant nul) à 25°C.

Données : $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0.762$ V $E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}}^0 = -0.037$ V