

DEVOIR DE SYNTHESE DE CHIMIE MINERALE

1^{er} SEMESTRE

- Il sera tenu compte de la clarté et du soin apportés à la rédaction de la copie.

EXERCICE 1

On place 4 moles de $AB_2(g)$ et deux moles de $B_2(g)$ dans un récipient. On augmente ensuite la température pour obtenir un équilibre chimique tel que :



On admet que l'enthalpie standard de la réaction dans le sens direct reste constante et est égale à $\Delta_r H^\circ_1 = -198 \text{ kJ.mole}^{-1}$.

1-a) Calculer la variance (F) du système à l'équilibre et interpréter le résultat obtenu.

1-b) Peut-on choisir arbitrairement :

- (i) La fraction molaire de $AB_2(g)$ et la fraction molaire de $B_2(g)$?
- (ii) La fraction molaire de $AB_2(g)$ et la pression partielle de $AB_2(g)$?

2) Que se passe-t-il si on augmente :

- (a) La température ?
- (b) La pression ?

3) Exprimer la constante d'équilibre $K_p = K_p(p, \alpha)$ où α est le degré d'avancement et p est la pression totale.

4) Sous une pression totale de $p = 1 \text{ Bar}$ et à une température de $T_1 = 600^\circ \text{C}$, le degré d'avancement est de 70 %, calculer K_p .

5) Calculer l'enthalpie libre standard ($\Delta_r G^\circ_{600}$) et l'entropie standard de la réaction ($\Delta_r S^\circ_{600}$) à 600°C . Interpréter les résultats obtenus.

6) Quelle doit être la température (T_2) sous $p = 1 \text{ Bar}$ pour obtenir un degré d'avancement α de 95 % ?

Données :

- Constante des gaz parfaits : $R = 8,314 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1} = 0,082 \text{ atm.L.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

EXERCICE 2

L'hydroxyde de zinc (Zn(OH)_2) est utilisé comme absorbant dans les mèches chirurgicales. On se propose d'étudier l'effet de l'ion commun et de la complexation sur la variation de la solubilité de Zn(OH)_2 .

- 1) Calculer la solubilité de Zn(OH)_2 dans l'eau pure.
- 2) Calculer le pH de la solution.
- 3) Calculer la solubilité de Zn(OH)_2 dans une solution de $\text{Zn(NO}_3)_2$ ($10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$). Interpréter.
- 4) Calculer la solubilité de Zn(OH)_2 dans une solution de NH_3 (1 mol.L^{-1}). Interpréter.

Données :

- Le produit de solubilité de Zn(OH)_2 à 25°C : $K_s = 4 \cdot 10^{-17}$.
- La constante de formation de $[\text{Zn(NH}_3)_4]^{2+}$ à 25°C : $K_f = 10^{10}$.

EXERCICE 3

On réalise l'électrolyse de 100 mL d'une solution de AgNO_3 $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ entre deux électrodes de graphite. Au bout de 15 minutes, on retire la cathode et on la pèse après l'avoir séchée. On constate une augmentation de 0,45 g.

- 1) Quelles sont les espèces présentes dans la solution ?
- 2) Quelle est la tension à vide ?
- 3) Schématiser une cellule électrochimique qui permette de déterminer le potentiel standard d'électrode $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag})$, en précisant les concentrations et en indiquant la polarité des électrodes.
- 4) Ecrivez les équations d'oxydation ($\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$) et de réduction (Ag^+/Ag) puis le bilan de l'électrolyse.
- 5) Déterminez la concentration finale en ion Ag^+ de la solution.

Données :

- Potentiel standard d'électrode : $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,8 \text{ V}$.
- Masse molaire (en g.mol^{-1}) : $M(\text{Ag}) = 107,87$.

Fin de l'énoncé