

EXERCICES DE CHIMIE GÉNÉRALE

PARTIE 2 - SÉRIE 3

Exercice 1

Construire un cycle Born-Haber pour calculer l'enthalpie standard réticulaire du $\text{AgCl}(\text{s})$ à 25°C (voir appendices 2A et 2D du livre Atkins/Jones). L'enthalpie standard de sublimation de $\text{Ag}(\text{s})$ est de $286 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ à 25°C , l'enthalpie de liaison de $\text{Cl}_2(\text{g})$ est de $242 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercice 2

Utiliser les enthalpies de liaison des Tableaux 6.7 et 6.8 du livre Atkins/Jones (p.252, 4^{ème} éd.) pour calculer les enthalpies des réactions suivantes:

- $\text{HCl}(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow \text{HF}(\text{g}) + \text{ClF}(\text{g})$ avec $\Delta H_L(\text{Cl} - \text{F}) = 256 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
- $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}(\text{g})$

Exercice 3

Un ouvrier dans une usine chimique travaille dans un labo non-ventilé de 50 m^3 avec des grandes quantités de benzène et d'eau dans des récipients ouverts. Il y a une canicule et la température est de 30°C .

- Après saturation du labo, quelles vont être les pressions partielles (en kPa) des deux substances dans l'air? Utiliser le graphique de la figure 8.3 (p.312 du livre Atkins/Jones) pour estimer les tensions de vapeur.
- En utilisant la loi des gaz parfaits, déterminer la masse des deux substances qu'on va trouver dans l'air après saturation.

Exercice 4

Considérer le diagramme de phase du soufre (figure 8.8, p.316 du livre Atkins/Jones).

- Que se passe-t-il lors des changements consécutifs suivants, en partant à 323K et 1atm :
 - Chaudrage isobare jusqu'à 120°C .
 - Décompression isotherme jusqu'à 1 Pa .
 - Chaudrage isobare jusqu'à 151°C .
 - Compression isotherme jusqu'à $7.6 \cdot 10^6 \text{ Torr}$.
- Peut-on déterminer la température critique à partir de ce diagramme de phase ?
- Au dessus de 151°C , la phase liquide ou rhombique est-elle la plus dense ?

Exercice 5

Les poissons ont besoin d'une concentration massique d'au moins $4 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ de O_2 dans l'eau.

- Quelle est la pression partielle minimum d'oxygène dans l'air qui permet d'obtenir cette concentration à 20°C ($k_{\text{H}}(\text{O}_2) = 1.3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{atm}^{-1}$) ?
- Sachant que l'oxygène contribue de 21% à la pression atmosphérique, quelle est la pression atmosphérique minimale nécessaire ?
- Si la température augmente, quel est l'effet sur la solubilité de l'oxygène ?

Exercice 6

A 25°C , l'enthalpie d'hydratation de l'ion isolé H^+ est de $-1130 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, l'enthalpie d'hydratation du HF est de $-1613 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, l'enthalpie d'hydratation du Na^+ est de $-444 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ et l'enthalpie réticulaire du NaF est de $+929 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Calculer l'enthalpie de dissolution et écrire l'équation thermochimique pour la dissolution du $\text{NaF}(\text{s})$ dans l'eau.