

Série n°4 – 13 mars 2025

La thermodynamique et l'équilibre chimique

Exercice 1

Répondez par vrai ou faux aux questions suivantes :

Vrai	Faux

Exercice 2 : L'enthalpie

La combustion du glucose $C_6H_{12}O_6$ aux conditions standards produit du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau.

2a. Ecrire et équilibrer la réaction.

2b. Déterminer l'enthalpie standard de la réaction ΔH_r^0 , à partir des enthalpies standards de formation ΔH^0_f suivantes :

$$\Delta H_f^0 [C_6H_{12}O_{6(s)}] = -1273.3 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0 [CO_{2(g)}] = -393.5 \text{ kJ/mol}$$

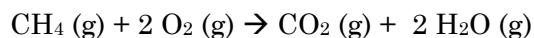
$$\Delta H_f^0 [H_{2O(g)}] = -285.8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta_r H^0 = \sum_{i=1}^p v_i \Delta_f H_i^0 (\text{produits}) - \sum_{j=1}^r v_j \Delta_f H_j^0 (\text{réactifs})$$

2c. Comment qualifie-t-on une réaction dont l'enthalpie standard de réaction a le même signe que l'enthalpie obtenue en b ?

Exercice 3 : L'entropie

3a. Calculer la variation d'entropie standard associée à la réaction :



Connaissant les entropies standard à 298 K :

$$S^0 [CH_4(g)] = 186 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$S^0 [O_2(g)] = 205 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$S^0 [CO_2(g)] = 214 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$S^0 [H_2O(g)] = 189 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

3b. Comment interpréter le résultat ?

3c. Calculer cette variation d'entropie dans le cas où l'eau est formée à l'état liquide, avec $S^0 [H_2O(l)] = 70 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

3d. Pourquoi l'entropie a changé fortement ?

3e. Calculer l'entropie de fusion de la glace à 0°C et de vaporisation de l'eau à 100°C, sachant que $\Delta H_{fus}^0 (H_2O) = 6.01 \text{ kJ/mol}$ et $\Delta H_{vap}^0 (H_2O) = 40.7 \text{ kJ/mol}$.

Exercice 4 : l'enthalpie libre (Energie libre de Gibbs)

Le cerveau d'un étudiant moyen en période de travail intense, fonctionne à une puissance de 25W environ. Quelle masse de glucose faudra-t-il que l'étudiant consomme pour maintenir ce rendement pendant une heure ? L'enthalpie libre standard d'oxydation de $C_6H_{12}O_6$ en CO_2 et en vapeur d'eau à 37°C est $\Delta G_r^0 = -828 \text{ kJ/mol}$.

Exercice 5 : Chaleur spécifique

Pour déterminer la chaleur spécifique de l'eau, 500 ml sont versés dans un récipient isolé (Dewar) sans couvercle (température initiale $T_1 = 298K$). Dans le récipient se trouve un thermoplongeur avec une puissance de sortie de $P = 500W$. Le thermoplongeur est allumé pendant 30 secondes. La température finale de l'eau est mesurée à $T_2 = 305.2 K$. ($Q = P \cdot t$; $1 J = 1 W \cdot s$).

Calculer la chaleur spécifique de l'eau à pression constante.

Exercice 6 : Le principe de Le Chatelier

Dans un récipient fermé, la décomposition endothermique du carbonate de baryum est présentée selon la réaction :



- 6a. Donnez l'expression de la constante d'équilibre
- 6b. Comment évolue le système si la température est augmentée ?
- 6c. Comment évolue le système si la pression totale est diminuée ?
- 6d. Comment évolue le système si on ajoute du carbonate de baryum ?
- 6e. Comment évolue le système si on ajoute du CO_2 ?
- 6f. Comment évolue le système si le récipient est ouvert ?

Exercice 7 : Équilibre chimique

L'ammoniac gazeux est formé à partir de l'azote et de l'hydrogène moléculaire.

- 7a. Écrire la réaction chimique
- 7b. La constante d'équilibre pour la formation de l'ammoniac gazeux est de $K = 782.9$. Quelle est l'enthalpie libre standard à la condition standard et à 25°C ? Est-ce que la formation de NH_3 est spontanée ?
- 7c. Évaluez l'enthalpie standard de la réaction. Quelles conditions de température et de pression préconisez-vous pour la fabrication industrielle d'ammoniac à partir de N_2 et H_2 (procédé Haber) ? Les entropies molaires S^0 à 25°C des composés purs NH_3 , N_2 et H_2 sont respectivement 192.5 J/K·mol, 191.6 J/K·mol et 130.7 J/K·mol.