

Série de TD N°03

Exercice 1

Calculer la chaleur de combustion $\Delta H_{r,298}^{\circ}$ de l'acide oxalique ($C_2H_2O_4$, s) à 25°C et la pression atmosphérique, en utilisant les enthalpies molaires standards de formation.

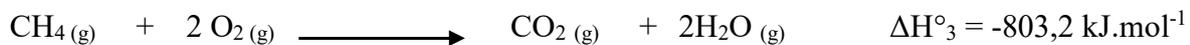
$$\Delta H_{f,298}^{\circ} (C_2H_2O_4 (s)) = - 1822,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{f,298}^{\circ} (CO_{2(g)}) = - 393 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

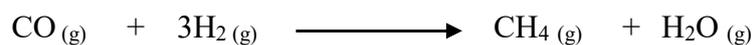
$$\Delta H_{f,298}^{\circ} (H_2O_{(l)}) = - 285,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

Exercice 2

Soient les réactions de combustion suivantes, les valeurs des ΔH° sont données à 298 k :



1) Calculer l'enthalpie standard ΔH° de la réaction suivante à 298 k :



- 2) En déduire la valeur de son énergie interne ΔU° à 298 k.
- 3) Cette réaction est-elle endothermique ou exothermique ?

Exercice 3

La combustion totale d'une mole de méthanol liquide dans les conditions standards de pression et de température, libère 725,2 kJ selon la réaction suivante :



1) Calculer l'enthalpie molaire standard de formation du méthanol liquide.

On donne les enthalpies molaires standards de formation de $H_2O_{(l)}$ et de $CO_{2(g)}$:

$$\Delta H_{f,298}^{\circ} (H_2O_{(l)}) = - 285,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{f,298}^{\circ} (CO_{2(g)}) = - 393,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

- 2) Calculer l'enthalpie de cette réaction à 60°C.
- 3) Calculer la chaleur de cette réaction à 127 °C et à pression d'une atmosphère sachant qu'à cette pression, le méthanol bout à 64,5°C et l'eau à 100°C et que les chaleurs de vaporisations sont :

$$\Delta H^{\circ}_{\text{vap},373}(\text{H}_2\text{O}_{(l)}) = 44 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{vap},337,5}(\text{CH}_3\text{OH}_{(l)}) = 35,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

On donne les chaleurs molaires à pression constante :

$$C_p(\text{H}_2\text{O},l) = 75,2 \text{ Jmol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

$$C_p(\text{CH}_3\text{OH},g) = 53,5 \text{ Jmol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

$$C_p(\text{H}_2\text{O},g) = 38,2 \text{ Jmol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

$$C_p(\text{O}_2,g) = 34,7 \text{ Jmol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

$$C_p(\text{CH}_3\text{OH},l) = 81,6 \text{ Jmol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

$$C_p(\text{CO}_2,g) = 36,4 \text{ Jmol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

Exercice 4

On considère la réaction de combustion d'une mole d'éthylène dans les conditions standards, cette réaction fournit au milieu extérieur 1387,8kJ.



En utilisant les enthalpies molaires standards de formation et les énergies des liaisons ainsi que l'enthalpie de sublimation du carbone $\text{C}_s \longrightarrow \text{C}_g$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{sub}}(\text{C},s) = 171,2 \text{ kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^{\circ}_{f,298}(\text{CO}_2(g)) = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^{\circ}_{f,298}(\text{H}_2\text{O}(l)) = -285,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

- 1) Calculer l'enthalpie molaire standard de formation de $\text{C}_2\text{H}_4(g)$.
- 2) Calculer l'énergie de la liaison C=C dans $\text{C}_2\text{H}_4(g)$.

Liaison	H-H	C-H	C-C
$\Delta H^{\circ}_{\text{liaison}}(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$	-434,7	-413,8	-263,3