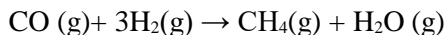


Series N°4 of Thermodynamics

Exercise 01

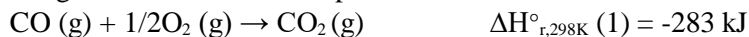
Calculate the standard enthalpy $\Delta H^\circ_{r,298K}$ of the following reaction:



a) Deduce the value of the internal energy $\Delta U^\circ_{r,298K}$ of the same reaction.

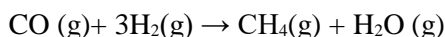
b) Is this reaction endothermic or exothermic?

We give the standard enthalpies of the combustion reactions $\Delta H^\circ_{r,298K}$ of CO, H₂ and CH₄ :



Exercise 01

Calculer l'enthalpie standard $\Delta H^\circ_{r,298K}$ de la réaction suivante :



a) En déduire la valeur de l'énergie interne $\Delta U^\circ_{r,298K}$ de la même réaction.

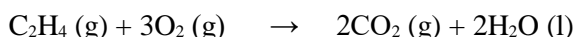
b) Cette réaction est-elle endothermique ou exothermique?

On donne les enthalpies standards des réactions de combustion $\Delta H^\circ_{r,298K}$ de CO, de H₂ et de CH₄ :



Exercise 02

The combustion of one mole of ethylene under standard conditions according to the equation supplies the external environment with 1387.8 kJ.



Using standard molar enthalpies of formation and bond energies, and the enthalpy of sublimation of carbon $\text{C(s)} \rightarrow \text{C(g)}$ $\Delta h^\circ_{\text{sub}}(\text{C, s}) = 171,2 \text{ kcal mol}^{-1}$, $\Delta h^\circ_{f,298}(\text{CO}_2, \text{g}) = -393 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

and $\Delta h^\circ_{f,298}(\text{H}_2\text{O, l}) = -284,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

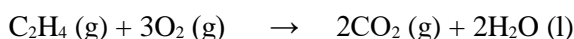
1. Calculate the standard molar enthalpy of formation of C₂H₄(g).

2. Calculate the C = C bond energy in C₂H₄(g)

Liaison	H-H	C-H	C-C
$\Delta h^\circ_{298}(\text{liaison})$ (kJ.mol ⁻¹)	- 434,7	- 413,8	- 263,3

Exercise 02

La combustion d'une mole d'éthylène dans les conditions standards suivant l'équation fournit au milieu extérieur 1387,8 kJ.



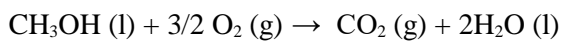
En utilisant les enthalpies molaires standards de formation et les énergies des liaisons ainsi que l'enthalpie de sublimation du carbone $C(s) \rightarrow C(g)$ $\Delta h_{\text{sub}}^{\circ}(C, s) = 171,2 \text{ kcal mol}^{-1}$, $\Delta h_{\text{f}}^{\circ},_{298}(CO_2, g) = -393 \text{ kJ.mol}^{-1}$ et $\Delta h_{\text{f}}^{\circ},_{298}(H_2O, l) = -284,2 \text{ kJ.mol}^{-1}$.

1. Calculer l'enthalpie molaire standard de formation de $C_2H_4(g)$.
2. Calculer l'énergie de liaison C = C dans $C_2H_4(g)$

Liaison	H-H	C-H	C-C
Δh_{298}° (liaison) (kJ.mol ⁻¹)	- 434,7	- 413,8	- 263,3

Exercise 03

Total combustion of one mole of liquid methanol under standard conditions of pressure and temperature releases 725.2 kJ according to the following reaction:



1. Calculate the standard molar enthalpy of formation of liquid methanol.

The standard molar enthalpies of formation of $H_2O(l)$ and $CO_2(g)$.

$$\Delta h_{\text{f}}^{\circ},_{298}(H_2O, l) = -285,2 \text{ kJ.mol}^{-1} \quad \Delta h_{\text{f}}^{\circ},_{298}(CO_2, g) = -393,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

2. Calculate the enthalpy of this reaction at 60°C.
3. Calculate the heat of this reaction at 127°C and one atmosphere pressure, knowing that at this pressure, methanol boils at 64.5°C and water at 100°C, and that the heats of vaporization are :

$$C_p(H_2O, l) = 75,2 \text{ J mol}^{-1}K^{-1} \quad C_p(H_2O, g) = 38,2 \text{ J}$$

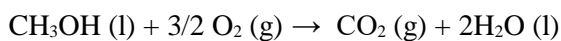
$$\text{mol}^{-1}K^{-1} \quad C_p(CH_3OH, l) = 81,6 \text{ J mol}^{-1}K^{-1} \quad C_p$$

$$(CH_3OH, g) = 53,5 \text{ J mol}^{-1}.K^{-1}$$

$$C_p(O_2, g) = 34,7 \text{ J mol}^{-1}K^{-1} \quad C_p(CO_2, g) = 36,4 \text{ J.mol}^{-1}.K^{-1}$$

Exercise 03

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 formations de $H_2O(l)$ et de $CO_2(g)$.

$$\Delta h_{\text{f}}^{\circ},_{298}(H_2O, l) = -285,2 \text{ kJ.mol}^{-1} \quad \Delta h_{\text{f}}^{\circ},_{298}(CO_2, g) = -393,5 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

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 :

$$\Delta h^{\circ}_{\text{vap}, 373}(H_2O, l) = 44 \text{ kJ.mol}^{-1} \quad \Delta h^{\circ}_{\text{vap}, 337,5}(CH_3OH, l) = 35,4 \text{ kJ.mol}^{-1}$$

On donne les chaleurs molaires à pression constante:

$$C_p (\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 75,2 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1} \quad C_p (\text{H}_2\text{O}, \text{g}) = 38,2 \text{ J}$$

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

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

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

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