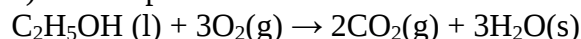


Série d'exercices N°3

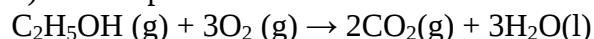
Exercice 1 :

Calculer la différence entre la chaleur de réaction à volume constant et la chaleur de réaction à pression constante dans les deux cas suivants :

a) à la température de 0°C :

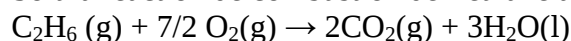


b) à la température de 25°C :



Exercice 2 :

Soit la réaction de combustion de l'éthane à 25 °C et 1 atm :



1- Calculer la variation d'enthalpie de cette réaction ΔH_R° à 25 °C. Que signifie le signe de la valeur trouvée ?

2- Calculer la variation de l'énergie interne ΔU_R° qui accompagne cette réaction à 25 °C.

Données à 25 °C : $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O} (\text{l})) = - 285,8 \text{ kJ.mol}^{-1}$, $\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2 (\text{g})) = - 394,0 \text{ kJ.mol}^{-1}$,

$$\Delta H_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_6 (\text{g})) = - 238, 2 \text{ kJ.mol}^{-1}.$$

Exercice 3 :

I. La combustion d'une mole de méthanol liquide $\text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$ dégage 724 KJ à $T=298\text{K}$ et $P=1\text{atm}$.

a. Ecrire la réaction de combustion du méthanol à 298 K.

b. Calculer l'enthalpie standard de formation du méthanol liquide (ΔH_f°) à 298K, déduire l'enthalpie de formation du méthanol gazeux.

II. Calculer l'énergie de la liaison (O-H) dans le méthanol gazeux ?

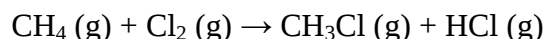
Données: à 298K : $\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2 (\text{g})) = -393 \text{ KJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O} (\text{l})) = - 285 \text{ KJ/mol}$,

$$\Delta H_{\text{vap}}^\circ (\text{CH}_3\text{OH}) = +39 \text{ KJ/mol}, \quad \Delta H_{\text{sub}}^\circ (\text{C}) = +714 \text{ KJ/mol}$$

Liaison	H-H	C-H	C-O	O=O
$\Delta H_{\text{diss}}^\circ (\text{KJ/mol})$	436	415	350	464

Exercice 4 :

Soit la réaction suivante à 298K :



1. Calculer l'enthalpie standard de réaction ΔH_r° , 298.

2. Calculer l'énergie de la liaison C-H à 298 K

3. Calculer l'enthalpie molaire standard de sublimation du carbone à 298K.

On donne :

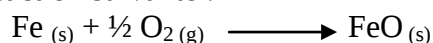
$$\Delta H_f^\circ,_{298} (\text{CH}_4, \text{g}) = -17,9 \text{ kcal mol}^{-1}, \quad \Delta H_f^\circ,_{298} (\text{CH}_3\text{Cl}, \text{g}) = -20 \text{ kcal mol}^{-1}, \quad \Delta H_f^\circ,_{298} (\text{HCl}, \text{g}) = -22 \text{ kcal mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{298}^\circ (\text{Cl-Cl}) = -58 \text{ kcal mol}^{-1}, \quad \Delta H_{298}^\circ (\text{C-Cl}) = -78 \text{ kcal mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{298}^\circ (\text{H-Cl}) = -103 \text{ kcal mol}^{-1}, \quad \Delta H_{298}^\circ (\text{H-H}) = -104 \text{ kcal mol}^{-1}$$

Exercice 5 :

On considère la réaction suivante :



1. Calculer l'enthalpie standard de la réaction ΔH_R° à $T_0 = 298 \text{ K}$.

2. Calculer ΔH_R° de la réaction à $T_1 = 1700 \text{ K}$ et $T_2 = 1900 \text{ K}$, sachant que $\Delta H_{\text{fusion}}^\circ (\text{Fe}) = 14.9 \text{ KJ/mol}$ à $T_f = 1807 \text{ K}$.

Données: à 298K : $\Delta H_f^\circ (\text{FeO} (\text{s})) = - 272,04 \text{ KJ/mol}$, $C_p (\text{Fe} (\text{s})) = 24,9 \text{ J/K.mol}$, $C_p (\text{Fe} (\text{l})) = 46 \text{ J/K.mol}$,

$$C_p (\text{O}_2 (\text{g})) = 29,4 \text{ J/K.mol}, \quad C_p (\text{FeO} (\text{s})) = 49,70 \text{ J/K.mol}$$