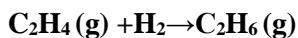


Série N°03 : Application du 1^{er} principe à la chimie (Thermochimie)

Exercice n°1.

1. Calculer l'enthalpie de la réaction ΔH°_R à 298K d'hydrogénéation de l'éthylène (C_2H_4) en éthane (C_2H_6).



On donne dans les conditions standards les réactions de combustion suivantes :

- | | |
|-------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------|
| 1) $C_2H_4(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 2H_2O(l)$ | $\Delta H^\circ_R(1) = - 332 \text{ kcal.mol}^{-1}$ |
| 2) $H_2(g) + 1/2 O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$ | $\Delta H^\circ_R(2) = - 68,3 \text{ kcal.mol}^{-1}$ |
| 3) $C_2H_6(g) + 7/2 O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(l)$ | $\Delta H^\circ_R(3) = - 372,8 \text{ kcal.mol}^{-1}$ |

2. Calculer l'enthalpie de formation de $C_2H_6(g)$

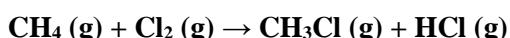
On donne : $\Delta H^\circ_f(C_2H_4, g) = 171,2 \text{ Kcal.mol}^{-1}$

3. On utilisant le cycle de Hess, déterminer l'enthalpie de formation de la liaison C-C

On donne : $\Delta H^\circ_{\text{sublimation (c,s)}} = 171,2 \text{ kcal.mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ_f(C-H) = - 99,5 \text{ Kcal.mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ_f(H-H) = - 104 \text{ kcal.mol}^{-1}$

Exercice n°2.

Soit la réaction suivante à 298K



1. Calculer son enthalpie standard de réaction ΔH°_R , 298 K.
2. Calculer l'énergie de la liaison C-H à 298 K.
3. Calculer l'enthalpie molaire standard de sublimation du carbone à 298 K.

On donne :

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ_{f,298}(CH_4, g) &= -17,9 \text{ kcal mol}^{-1}, \Delta H^\circ_{f,298}(CH_3Cl, g) = -20 \text{ kcal mol}^{-1}, \\ \Delta H^\circ_{f,298}(HCl, g) &= -22 \text{ kcal mol}^{-1}, \Delta H^\circ_{f,298}(Cl-Cl) = -58 \text{ kcal mol}^{-1}, \Delta H^\circ_{f,298}(C-Cl) = -78 \text{ kcal mol}^{-1} \\ \Delta H^\circ_{f,298}(H-Cl) &= -103 \text{ kcal mol}^{-1}, \Delta H^\circ_{f,298}(H-H) = -104 \text{ kcal mol}^{-1} \end{aligned}$$

Exercice n°3.

L'enthalpie molaire de combustion de méthane à 25°C et sous une atmosphère est égale à - 212,8 kcal.

Connaissant les enthalpies des réactions suivantes :



- a) Calculer l'enthalpie molaire standard de formation du méthane gazeux ΔH°_{f,298} (CH₄,g).
- b) Calculer l'enthalpie molaire de combustion du méthane sous une atmosphère et à la température de 1273 K, en utilisant la méthode du cycle et la loi de Kirchhoff.

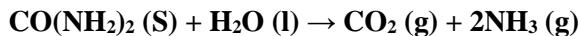
On donne les chaleurs molaires (supposées constantes entre 298 et 1273K) des corps suivants :

$$\begin{aligned}Cp(\text{CH}_4, \text{g}) &= 13,2 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \\Cp(\text{O}_2, \text{g}) &= 7,6 \text{ cal.mol}^{-1}. \text{K}^{-1} \\Cp(\text{CO}_2, \text{g}) &= 11,2 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \\Cp(\text{H}_2\text{O}, \text{g}) &= 9,2 \text{ cal.mol}^{-1}. \text{K}^{-1} \\Cp(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) &= 18,0 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}\end{aligned}$$

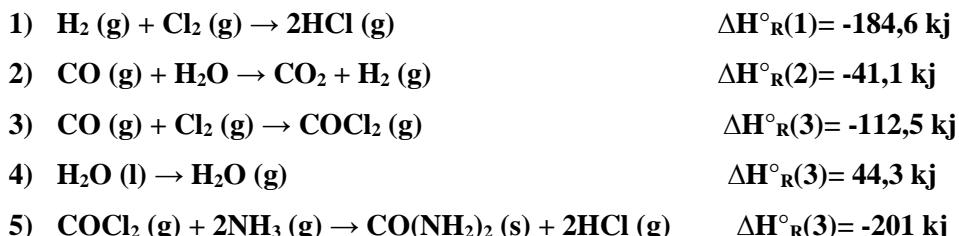
L'enthalpie de vaporisation de l'eau est : ΔH°_{vap,373}(H₂O, l) = 9,7 kcal.mol⁻¹

Exercice n°4.

On considère la réaction de l'urée CO(NH₂)₂ avec l'eau qui s'effectue à 25°C et sous pression de 1bar selon cette réaction :



1. Calculer l'enthalpie de cette réaction connaissant les enthalpies des réactions ci-dessous, effectuées dans les mêmes conditions de pression et de température.



2. En déduire l'enthalpie de formation de l'urée sachant que :

$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -285,8 \text{ kj.mol}^{-1}, \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2, \text{g}) = -395,5 \text{ kj.mol}^{-1}, \Delta H_f^\circ(\text{NH}_3, \text{g}) = -46,1 \text{ kj.mol}^{-1}$$

Exercices supplémentaires :

Exercice sup n°1

On étudie l'équilibre suivant à T0 = 298 K:



- 1- Calculer l'enthalpie standard ΔH°_r, 298K de la réaction.

On augmente la température du système jusqu'à T1 = 500 K,

- 2- Calculer l'enthalpie standard ΔH°_r, 500K.

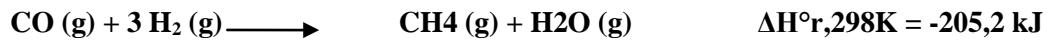
Données à T = 298 K :

	CO(g)	H₂ (g)	CH₃OH (g)
ΔH°f, 298 (kJ·mol⁻¹)	-111	-	-201
Cp (J·mol⁻¹·K⁻¹)	29,5	28,5	44

Constante des gaz parfaits : R = 8,32 J.K⁻¹.mol⁻¹

Exercice sup n°2

On considère la réaction de production du méthane à 298 K:



- 1) Cette réaction est-elle endothermique ou exothermique?
- 2) Déterminer l'enthalpie standard ΔH°r, de la réaction à 700 K.

On donne à T = 700 K :

molécule	Cp (J·mol⁻¹·K⁻¹)
CH₄ (g)	201,45
H₂ (g)	28,30 + 0,002 T
CO (g)	136,90
H₂O (g)	4,18 + 0,001 T