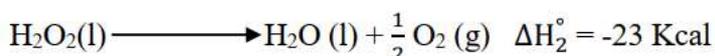


**Série N°03 (LMD) : Application du 1er principe aux réactions chimiques
 (Thermochimie)**

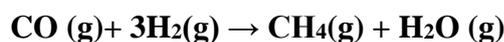
Exercice N°1 :

I/ Calculer l'enthalpie standard de formation de l'eau oxygénée (H₂O₂)_l, en utilisant les réactions suivantes :



Sachant que l'enthalpie standard de formation de l'eau est de $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})_{\text{l}} = -68.3 \text{ kcal. mol}^{-1}$

II/ a) Calculer l'enthalpie standard $\Delta H_{\text{R},298}^\circ$ de la réaction suivante :



b) En déduire la valeur de l'énergie interne $\Delta U_{\text{R},298}^\circ$ de la même réaction.

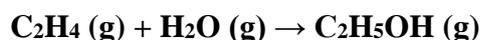
c) Cette réaction est-elle endothermique ou exothermique ?

On donne les enthalpies standards des réactions de combustion $\Delta H_{\text{R},298}^\circ$ de CO, de H₂ et de CH₄ :



Exercice N°2 :

Calculer l'enthalpie standard de la réaction suivante :



a) à partir des enthalpies molaires standards de formation.

b) à partir des énergies de liaisons.

c) donner une explication aux résultats trouvés.

On donne : $\Delta H_{\text{f},298}^\circ(\text{C}_2\text{H}_4)_{\text{g}} = 33,6 \text{ kJ.mol}^{-1}$ $\Delta H_{\text{f},298}^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})_{\text{g}} = -234,1 \text{ kJ.mol}^{-1}$

$\Delta H_{\text{f},298}^\circ(\text{H}_2\text{O})_{\text{g}} = -242,4 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Liaison	H-H	C-H	C-C	O-H	C-O	C=C
ΔH_{298}° (liaison) (kJ.mol ⁻¹)	- 434,7	- 413,8	- 347	- 463	- 360	- 611,8

Exercice N°3 :

Le propène-2-al ($\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CHO}$) de formule brute $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}$ est liquide dans les conditions standards.

1- Ecrire et équilibrer la réaction de combustion de $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}(\text{l})$ à $T_0 = 298 \text{ K}$ en précisant l'état physique des réactifs et des produits.

2- Calculer l'enthalpie standard de formation de $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}(\text{l})$ à partir de la réaction de combustion.

$$\Delta H_{\text{comb}}^\circ (\text{C}_3\text{H}_4\text{O})_1 = -1628.53 \text{ kJ/mol.}$$

3- Si l'enthalpie de formation de $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}(\text{l})$ calculée à partir des énergies de liaison et de sublimation du carbone est de -94.88 kJ/mol . Calculer l'énergie de la liaison $\text{C}=\text{O}$ dans la molécule $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}(\text{l})$

4- Calculer l'enthalpie de cette réaction à $T_1 = 343 \text{ K}$, sachant que $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}(\text{l})$ ne change pas d'état physique à cette température.

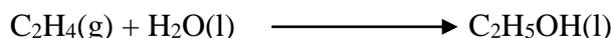
Données : $\Delta H_{\text{v}}^\circ (\text{C}_3\text{H}_4\text{O})_1 = 20.9 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_{\text{sub}}^\circ (\text{C})_s = 717.7 \text{ kJ/mol}$, $R = 8.31 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$,

Molécule	$\text{C}_3\text{H}_4\text{O}(\text{l})$	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\text{O}_2(\text{g})$
$\Delta H_{\text{f}}^\circ (\text{KJ/mol})$?	-392.92	-285.91	0
$c_{\text{p}}(\text{J/mol.K})$	120.50	37.1	75.2	29.4

Liaison	H-H	C-C	O=O	C=C	C-H	C=O
$\Delta H_{\text{d}}^\circ (\text{KJ/mol})$	434.72	346.94	494.91	614.46	413.82	?

Exercice N°4 :

Soit la réaction d'hydratation de l'éthylène à la température standard $T_0 = 298 \text{ K}$ et sous la pression atmosphérique.



1- Calculer l'enthalpie de la réaction à l'état standard sachant que l'enthalpie de la réaction à $T_1 = 573 \text{ K}$ est égale à -66.97 kJ

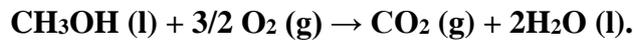
2- En déduire la chaleur de la réaction à volume constant.

Données : $\Delta H_{\text{vap}}^\circ (\text{H}_2\text{O}) = 44 \text{ kJ/mol}$, $T_{\text{vap}} (\text{H}_2\text{O}) = 373 \text{ K}$, $\Delta H_{\text{vap}}^\circ (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 24.52 \text{ kJ/mol}$, $T_{\text{vap}} (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 351 \text{ K}$.

Molécule	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g})$	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})$
$c_{\text{p}}(\text{J.mol}^{-1}\text{K}^{-1})$	41.80	33.44	75.24	54.34	117.00

Exercice supplémentaire

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 $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ et de $\text{CO}_2(\text{g})$:

$$\Delta H_{f,298}^\circ (\text{H}_2\text{O})\text{l} = -285,2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}, \Delta H_{f,298}^\circ (\text{CO}_2)\text{g} = -393,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

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

$$\text{sont : } \Delta H_{\text{vap},373}^\circ (\text{H}_2\text{O})\text{l} = 44 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}, \Delta H_{\text{vap},337,5}^\circ (\text{CH}_3\text{OH})\text{l} = 35,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

On donne les chaleurs molaires à pression constante :

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

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

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

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

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

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