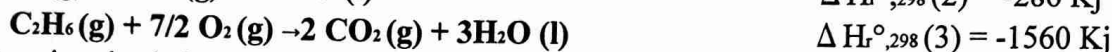


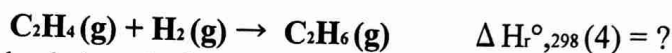
Série en ligne N°3 de Chimie 2

Exercice N°1 .

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



1-Déterminer la chaleur standard de la réaction suivante:



2-Déterminer la chaleur de formation de $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$

3-En utilisant la loi de Hess, déterminer la chaleur de formation de la liaison C-C.

4- En utilisant la loi de Kirchhoff, déterminer la valeur de l'enthalpie de réaction à 300°C .

Données: $\Delta H_f^\circ(\text{C}_2\text{H}_4, \text{g}) = 33.6 \text{ KJ}$; $\Delta H_{sub}^\circ(\text{C}_{(s)}) = 715,62 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;
 $\Delta H_{298}^\circ(\text{H-H}) = -434,72 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_{298}^\circ(\text{C-H}) = -415,91 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta C_p(\text{H}_2)\text{g} = 28,82 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $C_p(\text{C}_2\text{H}_4)\text{g} = 43,56 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$;
 $C_p(\text{C}_2\text{H}_6)\text{g} = 52,63 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Exercice N°2 :

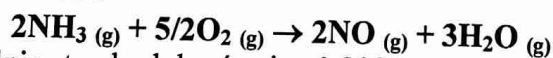
L'enthalpie de combustion du méthane à 25°C est $\Delta H_{298}^\circ = -890.34 \text{ KJ}$.
Déterminer l'enthalpie de la réaction à 100°C dans le cas où l'eau formée est toujours liquide, et dans le cas où elle est gazeuse.

Données :

$C_p(\text{CH}_4) = 35.31 \text{ (J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$; $C_p(\text{CO}_2) = 37.12 \text{ (J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$; $C_p(\text{O}_2) = 29.4 \text{ (J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$;
 $C_p(\text{H}_2\text{O}(\text{liquide})) = 75.28 \text{ (J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$; $\Delta H_{vap} = 43.89 \text{ (KJ} \cdot \text{mol}^{-1})$.

Exercice 03 :

On considère la réaction d'oxydation en phase gazeuse de l'ammoniac en monoxyde d'azote par le dioxygène selon :



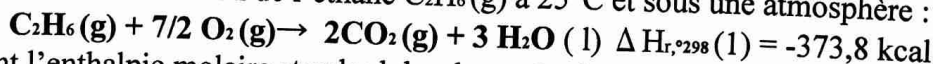
Calculer l'enthalpie standard de réaction à 298 K .

Données : Enthalpies standard de formation en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ à 298 K :

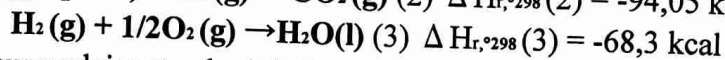
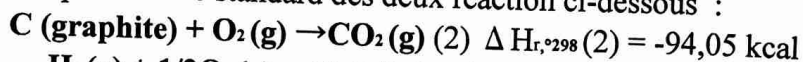
- $\Delta H_f^\circ(\text{NH}_3)\text{gaz} = -46,19$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})\text{gaz} = -241,83$; $\Delta H_f^\circ(\text{NO})\text{gaz} = 90,3$.

Exercice 4 :

Considérant la combustion de l'éthane $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ à 25°C et sous une atmosphère :



Connaissant l'enthalpie molaire standard des deux réaction ci-dessous :

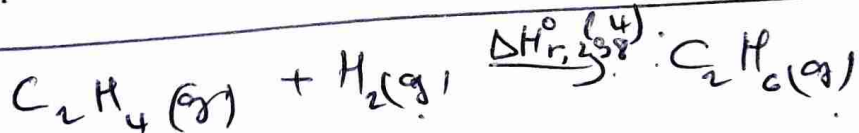
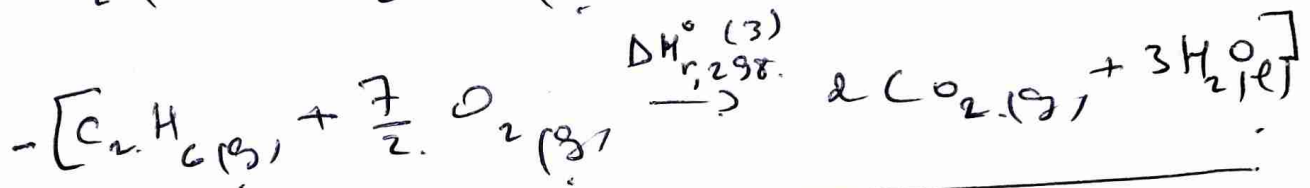
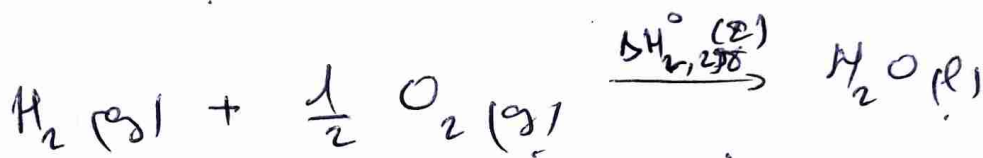
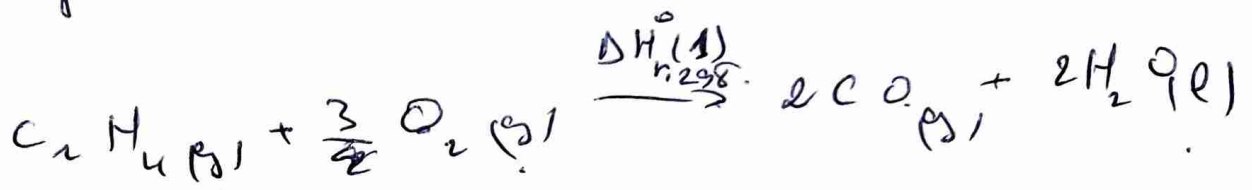


En déduire la chaleur molaire standard de formation de l'éthane $\Delta h_{f,298}^\circ(\text{C}_2\text{H}_6, \text{g})$

corrigé de la séance 3.
en ligne.

Exo 1'

1) Pour calculer l'enthalpie $\Delta H_{r,298}^{\circ}$ (4) il faut combiner les réactions et leurs équations respectives de façon à obtenir la réaction (4) et son enthalpie de réaction.



$$\Delta H_{r,298}^{\circ}(4) = \Delta H_{r,298}^{\circ}(1) + \Delta H_{r,298}^{\circ}(2) - \Delta H_{r,298}^{\circ}(3)$$

$$\begin{aligned} \Delta H_{r,298}^{\circ}(4) &= -1411 + (-286) - (-1560) \\ &= -137 \text{ kJ} \end{aligned}$$

$$\Delta H_{r,298}^{\circ} = -137 \text{ kJ}$$

2. Détermination de la chaleur de formation de $C_2H_6(g)$:

On a $\Delta H_{r,298}^\circ = \sum \Delta H_{f,298}^\circ \text{ produits} - \sum \Delta H_{f,298}^\circ \text{ réactifs}$

$$\Rightarrow \Delta H_{r,298}^\circ (4) = \Delta H_{f,298}^\circ (C_2H_6(g)) - \Delta H_{f,298}^\circ (C_2H_4(g)) - \Delta H_{f,298}^\circ (H_2(g))$$

$$\Rightarrow \Delta H_{f,298}^\circ (C_2H_6(g)) = \Delta H_{r,298}^\circ (4) + \Delta H_{f,298}^\circ (C_2H_4(g))$$

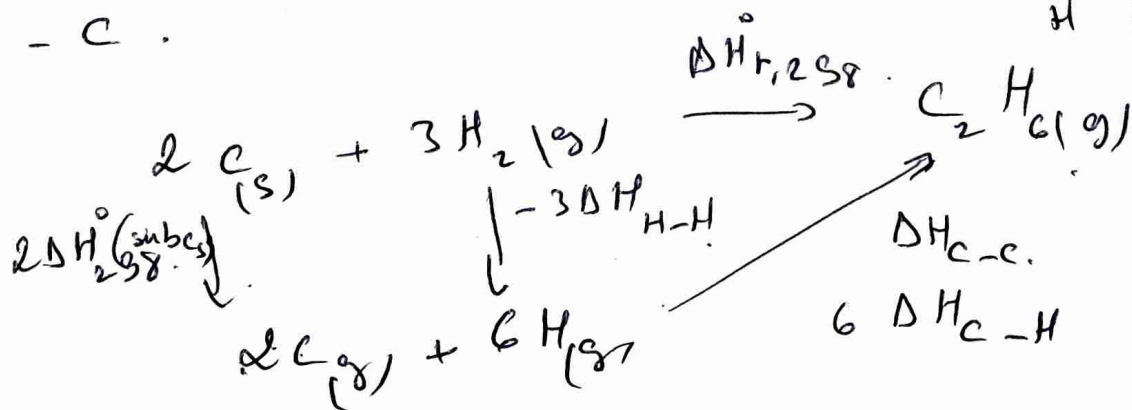
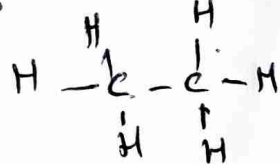
$$= -137 + 33,6 = -103,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{f,298}^\circ (C_2H_6(g)) = \Delta H_{r,298}^\circ + \Delta H_{f,298}^\circ (C_2H_4(g)) = -103,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_{f,298}^\circ (C_2H_6(g)) = -103,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

3. Détermination de la chaleur de formation

de C-C.



$$\sum \Delta H = 0 \Rightarrow$$

$$\Delta H_{r,298}^\circ - \Delta H_{C-C} - 6\Delta H_{C-H} + 3\Delta H_{H-H} - 2\Delta H_{sub}^\circ(Cs) = 0$$

$$\Delta H_{C-C} = 6\Delta H_{C-H} + 3\Delta H_{H-H} + 2\Delta H_{sub}^\circ(Cs) - \Delta H_{r,298}^\circ$$

$$\Delta H_{c-c}^{\circ} = 6 \times (-415,91) + 2 \times 715,68 - 3 \times (-434,72) + 137.$$

$$\Delta H_{c-c}^{\circ} = -2495,46 + 1431,36 + 1304,16 + 137.$$

$$\Delta H_{c-c}^{\circ} = -377,06 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

4) Détermination de l'enthalpie de réaction

à $300^{\circ}\text{C} \Rightarrow 573 \text{ K}$

$$\Delta H_{r,573}^{\circ} = \Delta H_{r,298}^{\circ} + \int_{298}^{573} \Delta C_p dT = \Delta H_{r,298}^{\circ} + \Delta C_p \Delta T.$$

$$\Delta C_p = \sum n C_{p, \text{produits}} - \sum n C_{p, \text{réactifs}}.$$

$$\Delta C_p = C_{p, \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})} - C_{p, \text{C}_2\text{H}_4(\text{g})} - C_{p, \text{H}_2(\text{g})}$$

$$52,63 - 43,69 - 28,82 = -19,84 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta C_p = -19,84 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

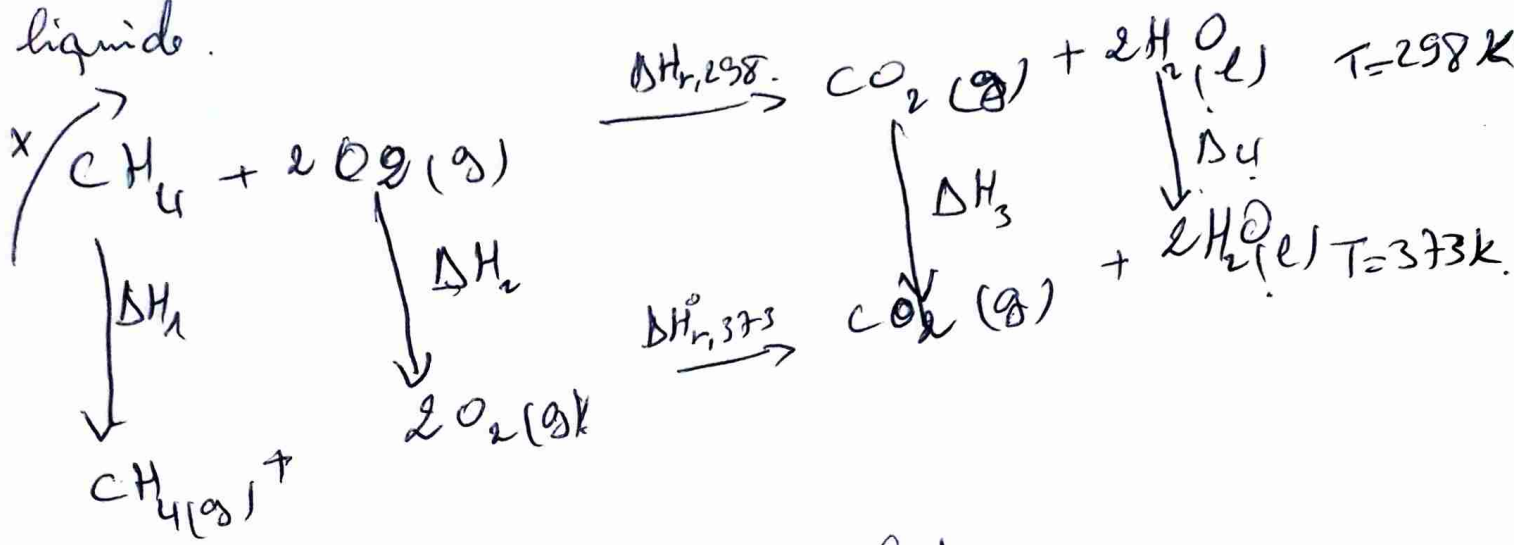
$$\Rightarrow \Delta H_{573}^{\circ} = -137 + (-19,84 \times 10^{-3} (573 - 298)) = -142,44$$

$$\Delta H_{573}^{\circ} = -142,44 \text{ kJ}$$

(3)

exercice N° 2;

1) calcul de $\Delta H_{r,373}^{\circ}$ dans le cas ou H_2O forme est liquide.



1^{ère} méthode: (méthode du cycle)

$$\sum \Delta H_i = 0 \Rightarrow \Delta H_{r,298}^{\circ} + \Delta H_3 + \Delta H_4 - \Delta H_{r,373}^{\circ} - \Delta H_2 - \Delta H_1 = 0$$

$$\Rightarrow \Delta H_{r,373}^{\circ} = \Delta H_{r,298}^{\circ} + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_2 + \Delta H_1$$

$$\Delta H_1 = \int_{298}^{373} c_{p,\text{CH}_4(\text{g})} dT = 1 \times c_{p,\text{CH}_4(\text{g})} (373 - 298)$$

$$\Delta H_2 = 2 \times c_{p,\text{O}_2(\text{g})} (373 - 298)$$

$$\Delta H_3 = 1 \times c_{p,\text{CO}_2(\text{g})} (373 - 298)$$

$$\Delta H_4 = 2 \times c_{p,\text{H}_2\text{O}(\text{l})} (373 - 298)$$

2^{ème} méthode: (loi de Kirchhoff)

$$\Delta H_{r,373}^{\circ} = \Delta H_{r,298}^{\circ} + \int_{298}^{373} \Delta c_p dT = \Delta H_{r,298}^{\circ} + \Delta c_p \Delta T$$

$$\Delta C_p = \sum n C_{p, \text{produits}} - \sum n C_{p, \text{réactifs}}$$

$$= (2 C_{p, \text{H}_2\text{O}(\text{l})} + C_{p, \text{CO}_2(\text{g})}) - (2 C_{p, \text{O}_2(\text{g})} + C_{p, \text{CH}_4(\text{g})})$$

$$= (2 \times 75,28 + 37,2) - (2 \times 29,4 + 35,31)$$

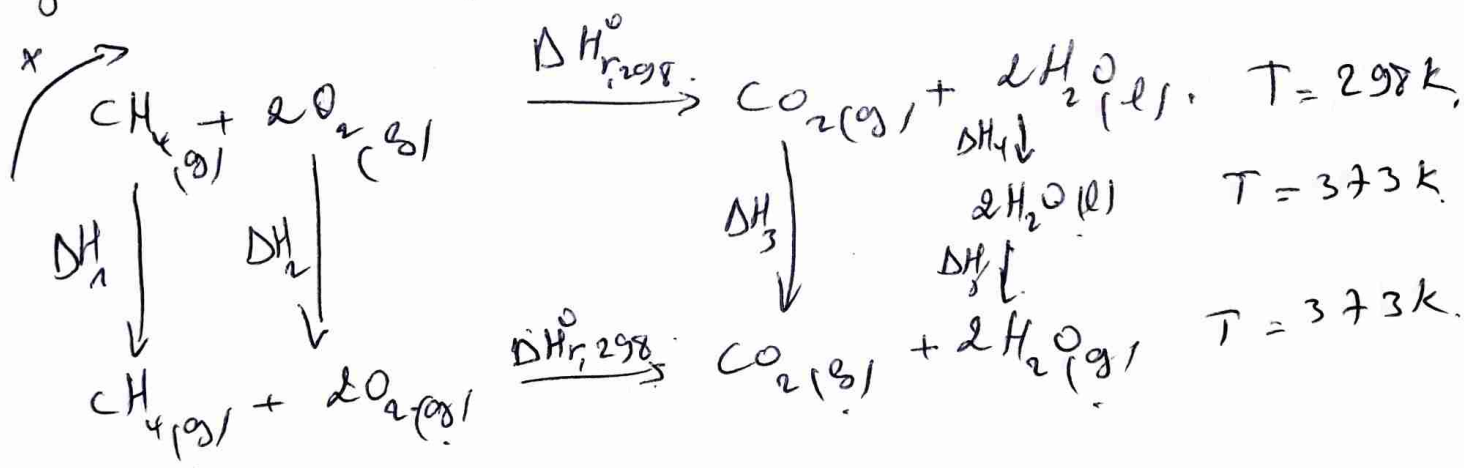
$$= 93,65 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\boxed{\Delta C_p = 93,65 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}}$$

$$\Delta H_{r, 373}^\circ = -890,34 + 93,65 \times 10^{-3} (373 - 298) = -883,316 \text{ kJ}$$

$$\boxed{\Delta H_{r, 373}^\circ = -883,316 \text{ kJ}}$$

2) Enthalpie de la réaction dans le cas où H_2O formé est sous forme gaz.



1^{ère} méthode (méthode de cycle):

$$\sum \Delta H_i = 0 \Rightarrow \Delta H_{r, 298}^\circ + \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5 - \Delta H_{r, 373}^\circ - \Delta H_2 - \Delta H_1 = 0$$

$$\Delta H_1 = \int_{298}^{373} n C_{p, \text{CH}_4(g)} dT = 1 \times C_{p, \text{CH}_4(g)} (373 - 298)$$

$$\Delta H_1 = 2648,25 \times 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_2 = 2 \times C_{p, \text{O}_2(g)} \times (373 - 298) =$$

$$\Delta H_2 = 4410 \times 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} (373 - 298) =$$

$$\Delta H_3 = 1 \times C_{p, \text{CO}_2(g)}$$

$$\Delta H_3 = 2790 \times 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_5 = 2 \Delta H_{\text{vap}} \text{H}_2\text{O}(l) = 87,78$$

$$\Delta H_4 = \int_{298}^{373} n C_{p, \text{H}_2\text{O}(l)} dT = 2 C_{p, \text{H}_2\text{O}(l)} (373 - 298)$$

$$\Delta H_4 = 11292 \times 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Rightarrow \Delta H_{r, 373}^\circ = -890,34 + 2790 \times 10^{-3} + 11292 \times 10^{-3} + 87,78 - 2648,25 \times 10^{-3} - 4410 \times 10^{-3}$$

$$\Delta H_{r, 373}^\circ = -790,08 \text{ kJ}$$

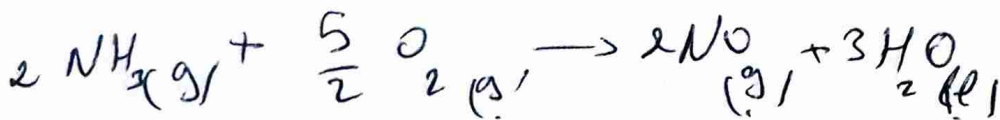
ou bien : 2^e méthode (loi de Kirchhoff).

$$\Delta H_{r, 373}^\circ = \Delta H_{r, 298}^\circ + \int_{298}^{373} \Delta C_p dT + n \Delta H_{\text{vap}} \text{H}_2\text{O}(l)$$

$$= -890,34 + 93,65 (373 - 298) + 2 \times 43,89$$

$$\Delta H_{r, 373}^\circ = -796,53 \text{ kJ}$$

Exercice N° 3:



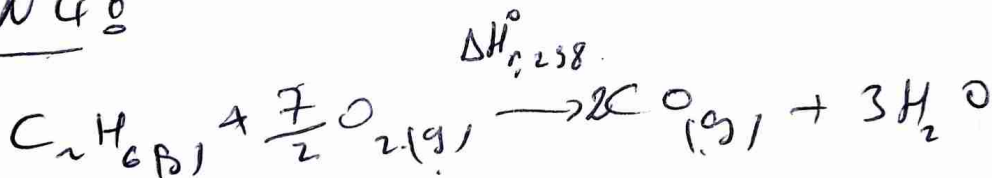
1) calculer l'enthalpie standard de réaction à 298K.

$$\Delta H_{r,298}^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{ produits} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ réactifs}$$

$$\Delta H_{r,298}^\circ = 2 \Delta H_f^\circ \text{ NO}(\text{g}) + 3 \Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) - 2 \Delta H_f^\circ \text{ NH}_3(\text{g}) - \frac{5}{2} \Delta H_f^\circ \text{ O}_2(\text{g})$$
$$= 2 \times 90,37 + 3(-241,83) - 2(-46,19)$$

$\Delta H_{r,298}^\circ = -452,37 \text{ kJ}$ réaction exothermique.

Exercice N° 4:



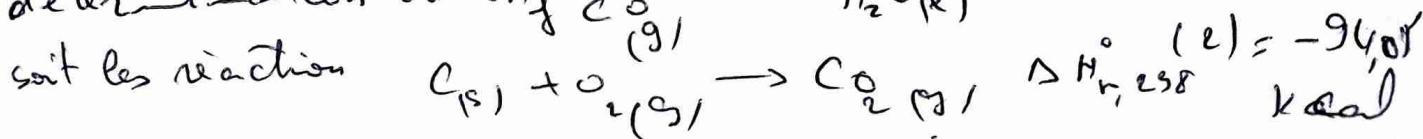
calcul de ΔH°

$$\Delta H_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}))$$

$$\Delta H_{r,298}^\circ = \sum \Delta H_f^\circ \text{ produits} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ réactifs}$$

$$= 2 \Delta H_f^\circ \text{ CO}(\text{g}) + 3 \Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) - \Delta H_f^\circ \text{ C}_2\text{H}_6(\text{g}) - \frac{7}{2} \Delta H_f^\circ \text{ O}_2(\text{g})$$

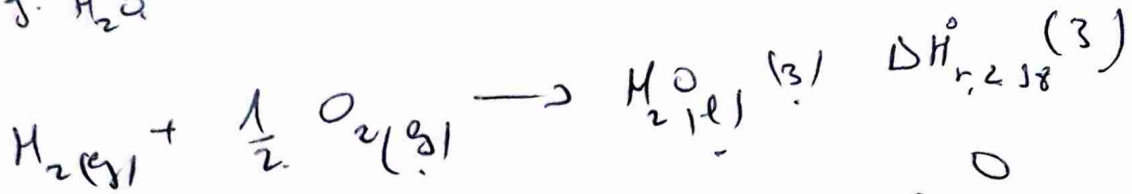
détermination de $\Delta H_f^\circ \text{ CO}(\text{g})$ et $\Delta H_f^\circ \text{ H}_2\text{O}(\text{l})$



$$\Delta H_r = \Delta H_f^\circ \text{ CO}_2 - \Delta H_f^\circ \text{ C}(\text{s}) - \Delta H_f^\circ \text{ O}_2 = \Delta H_f^\circ \text{ CO}_2$$

$$\Rightarrow \Delta H_f^\circ \text{CO}_2 \Rightarrow \Delta H_{r,298}^\circ \quad (2)$$

* $\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}$



$$\Delta H_{r,298}^\circ (3) = \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) - \Delta H_f^\circ \text{H}_2(\text{g}) - \frac{1}{2} \Delta H_f^\circ \text{O}_2(\text{g})$$

$$\Rightarrow \Delta H_{r,298}^\circ (3) = \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

\Rightarrow d'après (1) $\Delta H_{r,298}^\circ = 2 \Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) - \Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$

$$\Rightarrow \Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) = 2 \Delta H_f^\circ \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{l}) - \Delta H_{r,298}^\circ$$

$$\Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) = 2(-94,05) + 3(-68,3) - (-3738)$$

$$= -19,2 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) = -19,28 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1} = 80,59 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$