

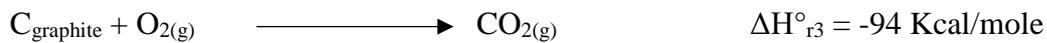
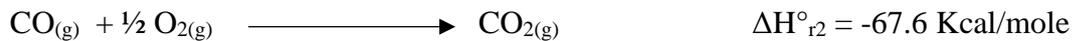
**Série N°2 (Thermochimie)**

**EX 1.** La réaction de combustion de 105 gr d'acide malonique cristallisé  $C_3H_4O_4$  s'accompagne d'une variation d'énergie interne égale à  $(-865.7 \text{ KJ})$  lorsqu'elle est réalisée à volume constant et à la température de  $25^\circ\text{C}$ . Calculer la chaleur de combustion à pression constante de l'acide malonique à cette même température.

**EX 2.** Déterminer la variation d'enthalpie  $\Delta H_{r1}$  de la réaction d'oxydation du carbone en oxyde de carbone :

$$C_{\text{graphite}} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow CO(g) \quad \Delta H^\circ_{r1} = ?$$

Connaissant les enthalpies des réactions ci-dessous :



**EX 3.** Quelle est la quantité de chaleur  $Q$  dégagée par 1 Kg d'aluminium dans la réaction :



On donne les enthalpies des réactions ci-dessous :

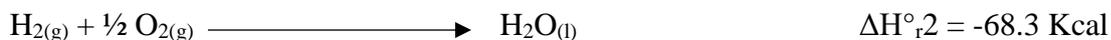
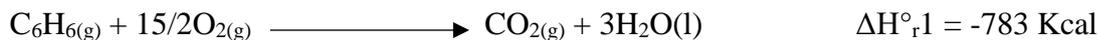


$M(Al) = 27$

**EX 4.** Calculer l'enthalpie correspondante à la réaction :



Connaissant les chaleurs de combustion des réactions ci-dessous:



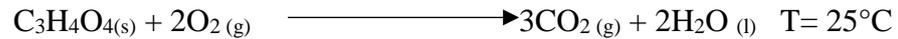
**EX 5.** Connaissant les enthalpies de formation de liaison :

$$\Delta H_{C-H} = 92 \text{ Kcal/mole}$$

$$\Delta H_{C-C} = -83 \text{ Kcal/mole}$$

$$\Delta H_{C=C} = -145 \text{ Kcal/mole}$$

Calculer l'énergie globale de liaison de la molécule  $C_6H_6$

**SERIE N°2 (Corrigé)****EX 1.** 1) Soit la réaction:- A volume constant :  $dV = 0 \Rightarrow W = 0$  et  $\Delta U = Q_v = -865.7 \text{ KJ}$ - A pression constante :  $Q_p = \Delta H$ Comme  $H = U + PV \Rightarrow \Delta H = \Delta U + \Delta(PV)$   $PV = nRT$  (gaz parfait)

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

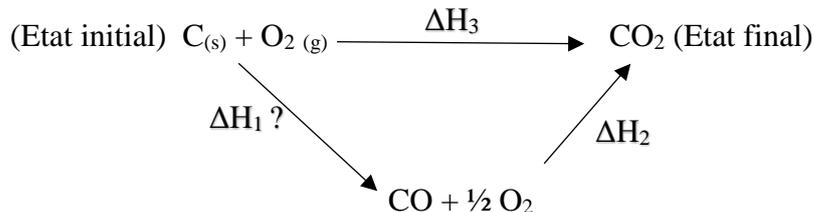
Soit  $Q_p = Q_v + \Delta nRT$  $\Delta n$  : Variation du nombre de moles gazeuses au cours de la réaction

$$\Delta n = n(\text{CO}_2) - n(\text{O}_2)$$

$$\Delta n = 3 - 2 = 1 \text{ mole} ; R \text{ (Cte des gaz parfaits)} = 8.314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1} = \mathbf{8.314 \times 10^{-3} \text{ KJ.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}}$$

$$Q_p = 865.7 + 1 \times 8.314 \times 10^{-3} \times 298$$

$$Q_p = \mathbf{-863.2 \text{ KJ/mol}}$$

**EX 2.** Les trois réactions sont effectuées à pression constante, on peut envisager les transformations suivantes de l'état initial à l'état final :

$$\Delta H^\circ_2 = -67.6 \text{ Kcal/mole}, \Delta H^\circ_3 = -94 \text{ Kcal/mole}$$

**Calcul de  $\Delta H_1$  :**

L'enthalpie étant une fonction d'état, on aura:

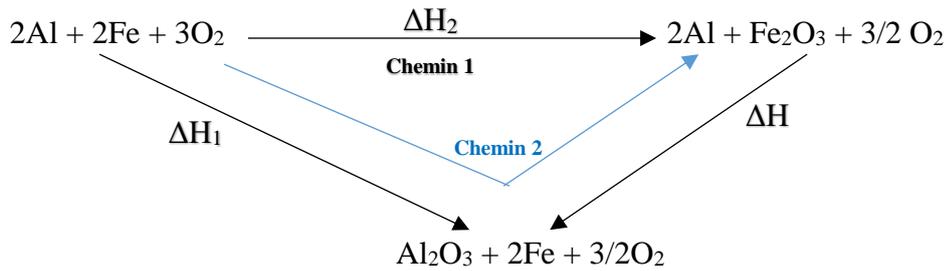
$$\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

$$\Delta H_1 = \Delta H_3 - \Delta H_2$$

$$\Delta H_1 = (-94) - (-67.6)$$

$$\Delta H_1 = \mathbf{-26.4 \text{ Kcal/mole}}$$

**EX 3.** Calcul de  $\Delta H$  de la réaction :  $2Al + Fe_2O_3 \longrightarrow 2Fe + Al_2O_3$



$$\sum \Delta H_{\text{Chemin 1}} = \sum \Delta H_{\text{Chemin 2}}$$

$$\Delta H_2 = \Delta H_1 - \Delta H$$

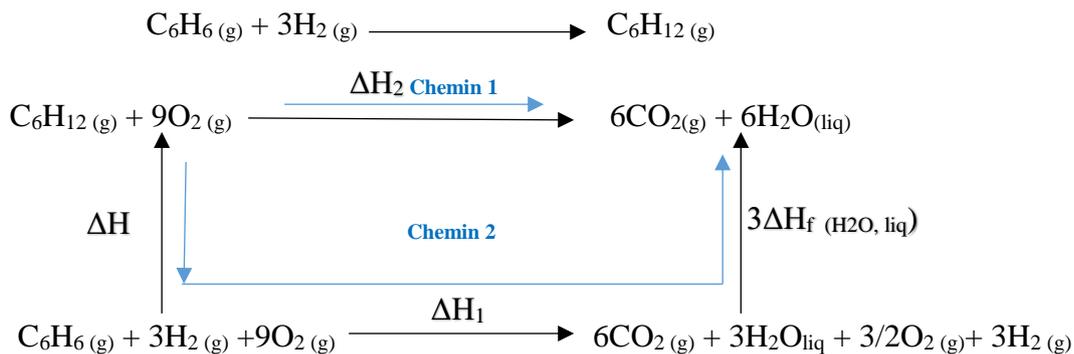
$$\Delta H = \Delta H_1 - \Delta H_2$$

$$= -399 + 196$$

$\Delta H = -203 \text{ Kcal}$ , ceci pour 54g d'Al

Pour 1Kg :  $\Delta H = (-203 \times 1000)/54 = -3760 \text{ Kcal/Kg}$

**EX 4.** Calcul de l'enthalpie ( $\Delta H$ ) de la réaction:



$$\sum \Delta H_{\text{Chemin 1}} = \sum \Delta H_{\text{Chemin 2}}$$

$$\Delta H_2 = -\Delta H + \Delta H_1 + 3\Delta H_{\text{f}}(\text{H}_2\text{O})$$

$$\Delta H = \Delta H_1 + 3\Delta H_{\text{f}}(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H_2$$

$$\Delta H = -\Delta H_2 + \Delta H_1 + 3\Delta H_{\text{f}}(\text{H}_2\text{O})$$

$$\Delta H = +939 - 783 - 3 \times 68.3$$

$$\Delta H = -48.9 \text{ Kcal}$$

**EX 5.** L'énergie globale de liaison  $\Delta H_1$  est la somme des énergies des différentes liaisons:

$$\Delta H_1(\text{C}_6\text{H}_6) = 6\Delta H_{\text{C-C}} + 3\Delta H_{\text{C=C}} + 3\Delta H_{\text{C-H}}$$

$$\Delta H_1(\text{C}_6\text{H}_6) = 6 \times (-92) + 3 \times (-83) + 3 \times (-145)$$

$$\Delta H_1(\text{C}_6\text{H}_6) = -1236 \text{ Kcal/mole}$$

