

Exercice VIII-11 : Détermination d'une enthalpie de réaction

Énoncé

- On réalise la combustion du butane gazeux dans un excès de dioxygène, à température et à pression fixées. Dans les conditions expérimentales adoptées, il se forme du dioxyde de carbone gazeux et de l'eau liquide. Sachant que la combustion de 10 g de butane gazeux dégage 495,8 kJ, à 298 K sous un bar, proposer une valeur de l'enthalpie standard de combustion du butane gazeux. En déduire la valeur de l'énergie interne standard de combustion correspondante.
- Calculer, à 298 K, la valeur de l'enthalpie standard de la réaction de déshydrogénation du butane en but-1-ène, sachant que celle de l'enthalpie standard de formation du but-1-ène est égale à /
 $- 0,13 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- En utilisant les données relatives aux énergies de liaison, calculer la valeur de l'enthalpie standard de déshydrogénation du butane en buta-1,3-diène. On trouve dans la littérature une valeur de $238,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ pour cette même transformation. Proposer une explication justifiant l'écart avec la valeur calculée précédemment.

Données :

- Enthalpie standard de formation :**

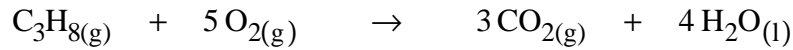
	CO ₂ gaz	H ₂ O
$\Delta_f H^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	- 394	- 285

- Enthalpie standard moyenne de liaison :**

liaison	C-C	C=C	C-H	H-H
énergie de liaison en kJ.mol ⁻¹	345	610	414	435

Correction :

- 1- L'équation-bilan de la combustion est :



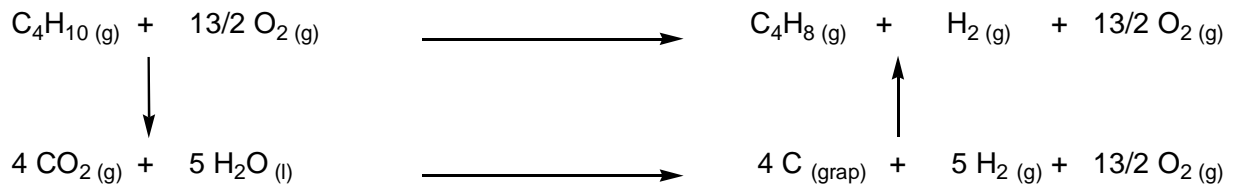
L'enthalpie standard de combustion se déduit de l'application de la loi de Hess :

$$\Delta H^\circ_{\text{comb}} (\text{C}_3\text{H}_8 (g)) = - 2281,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

L'énergie interne de combustion vaut alors :

$$\Delta U^\circ_{\text{comb}} (\text{C}_3\text{H}_8 (g)) = \Delta H^\circ_{\text{comb}} (\text{C}_3\text{H}_8 (g)) - 3 RT = -2288,95 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- 2- On réalise le cycle thermochimique suivant :



On en déduit d'après le cycle, la valeur de l'enthalpie standard de déshydrogénation du butane :

$$\Delta H^\circ_{\text{déshydrogénation}} (\text{C}_4\text{H}_{10}) = 719,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

- 3- $\Delta_f H^\circ = 256 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

La différence avec la littérature réside dans le fait que les enthalpies de liaison sont calculées pour un grand nombre de composés comportant la liaison étudié puis moyennées.