

**Exercice VIII-4 : Calcul d'enthalpie standard de réaction
à partir d'enthalpie de liaison**

Énoncé

- 1- Calculer l'enthalpie de la liaison CO dans le monoxyde de carbone, CO, le dioxyde de carbone, CO₂ et dans le méthanol CH₃OH.
Montrer que l'on peut établir une relation entre l'enthalpie de liaison et la nature de la liaison.
- 2- Soit la réaction $2\text{HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$ effectuée en phase gazeuse homogène.
Calculer l'enthalpie de cette réaction à 298 K à partir des enthalpies de liaison (à 298 K) pour H-H, I-I et H-I, soit respectivement, - 435,56; - 150,90 et - 298,45 kJ.mol⁻¹.

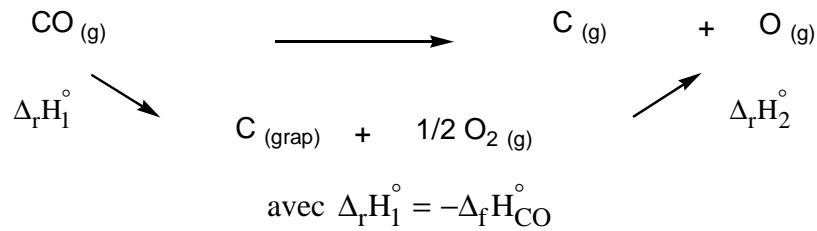
Données exprimées en kJ.mol⁻¹ :

- Enthalpie standard de liaison :

	C-C	C-H	O-H	C-O	H-H	C-C	O=O
$\Delta_l H^\circ$	- 342,3	- 416,3	- 462,6	- 344,3	- 435,9	- 342,3	- 495,1

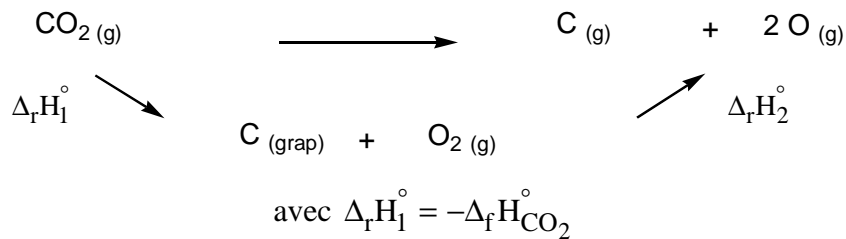
- $\Delta_{\text{sublimation}} \text{ de C graphite } H^\circ = + 713,0 ;$
- Enthalpie standard de formation :

	CO ₂ (g)	CH ₃ OH(l)
$\Delta_f H^\circ$	- 395	- 239

Correction :


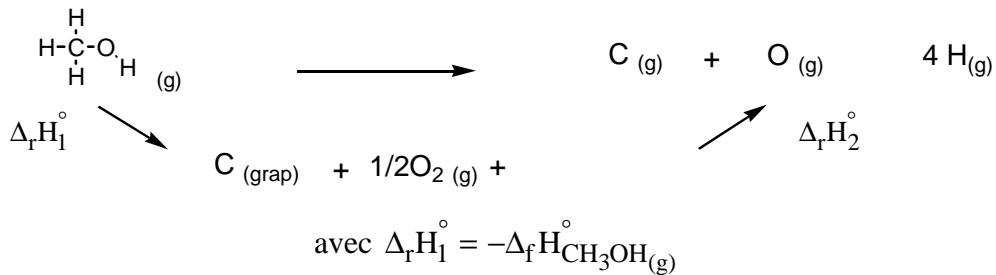
$$\text{et } \Delta_r H_2^\circ = \Delta_{\text{sub}} H^\circ(\text{C}_{(\text{grap})}) - \frac{1}{2} \cdot \Delta_{\text{form de liais}} H^\circ(\text{O}=\text{O})$$

$$\text{d'où } \Delta_{\text{diss de liais}} H^\circ(\text{C}\equiv\text{O}) = 1070,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



$$\text{et } \Delta_r H_2^\circ = \Delta_{\text{sub}} H^\circ(\text{C}_{(\text{grap})}) - \Delta_{\text{form de liais}} H^\circ(\text{O}=\text{O})$$

$$\text{d'où } \Delta_{\text{diss de liais}} H^\circ(\text{C}=\text{O}) = 801,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$



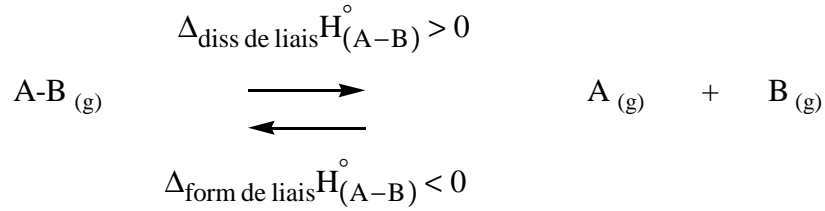
$$\text{et } \Delta_r H_2^\circ = \Delta_{\text{sub}} H^\circ(\text{C}_{(\text{grap})}) - \frac{1}{2} \cdot \Delta_{\text{form de liais}} H^\circ(\text{O}=\text{O}) - 2 \cdot \Delta_{\text{form de liais}} H^\circ(\text{H}-\text{H})$$

$$\text{et } \Delta_{\text{atomisation}} H^\circ = -3 \cdot \Delta_{\text{form de liais}} H^\circ(\text{C}-\text{H}) - \Delta_{\text{form de liais}} H^\circ(\text{C}-\text{O}) - \Delta_{\text{form de liais}} H^\circ(\text{O}-\text{H})$$

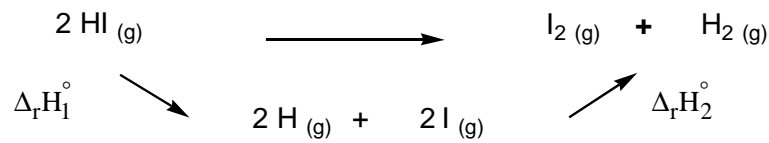
$$\text{d'où } \Delta_{\text{diss de liais}} H^\circ(\text{C}-\text{O}) = 322,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

On en déduit donc que plus l'indice de liaison est grand, plus l'enthalpie de dissociation de liaison est élevée.

On rappelle que l'enthalpie standard de formation de liaison est négative alors que l'enthalpie de dissociation de liaison est positive (tous les constituants étant pris dans l'état gazeux) :



2-



$$\text{avec } \Delta_r H_1^{\circ} = -2 \cdot \Delta_{\text{formdeliais}} H_{(H-I)}^{\circ}$$

$$\text{et } \Delta_r H_2^{\circ} = \Delta_{\text{formdeliaisb}} H^{\circ}(H-H) + \Delta_{\text{formdeliais}} H^{\circ}(I-I)$$

$$\Delta_r H^{\circ} = 10,44 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$