

***Exercice VIII-10 : Détermination d'enthalpie
de liaison de C-Cl et applications***

Énoncé

A 25°C, l'enthalpie standard de formation, $\Delta_f H^\circ$, du trichlorométhane CHCl_3 liquide est de :

$$- 131,83 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

et la chaleur latente massique de vaporisation de CHCl_3 est de :

$$257 \text{ g} \cdot \text{J}^{-1}.$$

- 1- Calculer $\Delta_f H^\circ$ pour CHCl_3 gaz.
- 2- Sachant que les enthalpies standard de formation $\Delta_f H^\circ$ de $\text{Cl}(\text{g})$, $\text{H}(\text{g})$ et $\text{C}(\text{g})$ sont respectivement de 121,3 ; 218 et 716,7 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ et que l'énergie de liaison C-H est de 415 $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, calculer l'énergie de liaison de C-Cl.
- 3- En déduire l'enthalpie standard de formation $\Delta_f H^\circ$ pour CCl_4 gaz.



Correction :

- 1- $\Delta H^{\circ}_f(\text{CHCl}_3(\text{g})) = - 101,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- 2- ΔH° rupture de liaison (C-Cl) = 328,3 kJ . mol⁻¹.
- 3- $\Delta H^{\circ}_f(\text{CCl}_4(\text{g})) = - 596,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.