

***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  $\text{CHCl}_3$  liquide est de :

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

et la chaleur latente massique de vaporisation de  $\text{CHCl}_3$  est de :

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

- 1- Calculer  $\Delta_f H^\circ$  pour  $\text{CHCl}_3$  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  $\text{CCl}_4$  gaz.



***Correction :***

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