

L'**enthalpie standard de formation** d'une espèce chimique X est l'enthalpie standard de la réaction standard de formation de cette espèce (i.e. la réaction de formation d'une mole de ce composé à partir de ses éléments pris dans leur état standard de référence, à la température T) à une température T et dans un état physique donné.

Cette grandeur est noté  $\Delta_f H^\circ$ , l'indice f faisant référence à la formation.

D'après cette définition, l'enthalpie standard de formation du corps simple correspondant à l'état standard de référence d'un élément est nulle.

L'**énergie de liaison** d'une molécule diatomique AB est égale à l'énergie interne standard de la réaction hypothétique, à 0 K, au cours de laquelle une mole de molécules à l'état gazeux est dissociée en deux radicaux A et B, à l'état gazeux et sans interaction les uns avec les autres suivant l'équation bilan :



$D_{A-B}$  est une grandeur positive.

L'enthalpie standard de dissociation de la molécule AB, à la température T, est pratiquement confondue avec l'énergie de liaison  $D_{A-B}$ .

$$\Delta_{\text{dis}} H^\circ(T) \approx \Delta_{\text{dis}} U^\circ(0 \text{ K}) = D_{A-B}$$

L'**enthalpie molaire standard de vaporisation** (ou chaleur latente molaire de vaporisation) est définie par :

$$\Delta H_{\text{vap}}^\circ = L_V = H_V^\circ - H_L^\circ$$

**Exemple** : A 25°C, l'enthalpie standard de formation  $\Delta_f H^\circ$  du trichlorométhane  $\text{CHCl}_{3(l)} = -131,83 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  et la chaleur latente  $L_{\text{vap}}$  massique de vaporisation de  $\text{CHCl}_3 = 257 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1}$ .

- Calculer  $\Delta_f H^\circ$  pour  $\text{CHCl}_{3(g)}$ .
- Sachant que les enthalpies standards de formation  $\Delta_f H^\circ$  de  $\text{Cl}_{(g)}$  (avec  $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ) de  $\text{H}_{(g)}$  (avec  $M_{\text{H}} = 1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ) et de  $\text{C}_{(g)}$  (avec  $M_{\text{C}} = 12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ) sont respectivement de 121,3 ; 218,0 ; 716,7  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  et que l'enthalpie de liaison C-H est de 415  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , calculer l'enthalpie de liaison C-Cl.

$$\begin{aligned} \text{Réponse : } \Delta_f H^\circ (\text{CHCl}_{3(g)}) &= \Delta_f H^\circ (\text{CHCl}_{3(l)}) + M \cdot L_{\text{vap}}(\text{CHCl}_3) = -131,83 + (119,5 \times 0,257) \\ &= -101,11 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

