

Réponse à une qu que j'ai posé sur futurascience :

Dac, on peut calculer l'enthalpie libre de réaction de 2 façons aboutissant au même résultat :

1ère façon : à l'aide de la formule : $\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \Delta_r S^\circ$

en calculant à part les enthalpies de formation des différents produits et réactions, leurs soustractions aboutira à l'enthalpie de réaction on fait de même avec l'entropie .

2ème façon : à l'aide la formule : $\Delta_r G^\circ = \Delta_f G^\circ(\text{produits}) - \Delta_f G^\circ(\text{réactifs})$

En soustrayant les $\Delta_f H^\circ$ avec $T \cdot \Delta_f S^\circ$ des produits d'un côté et des réactifs de l'autre côté on arrive aussi à l'autre formule $\Delta_r G^\circ = \Delta_f G^\circ(\text{produit}) - \Delta_f G^\circ(\text{réactifs})$.

Afin d'illustrer cela , je prends l'exemple de la réaction : $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

diagramme de hess →

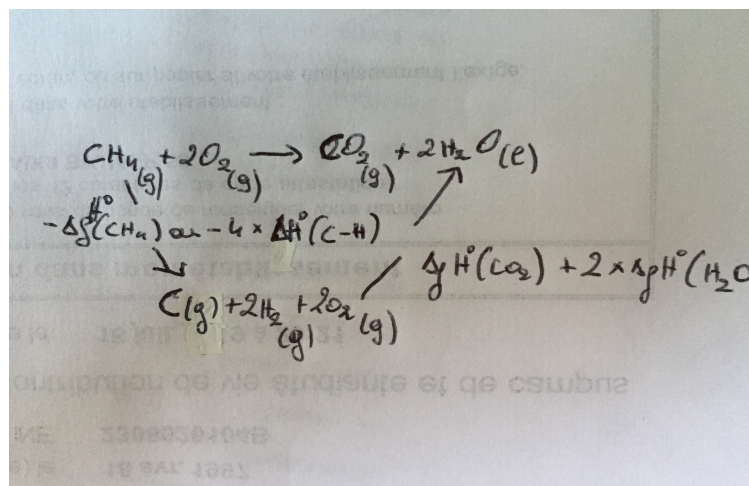


Illustration des # cas :

Cas 1

$$\begin{aligned} -285 \times 2 - 393,5 - (-74,8 - 2 \times 0) &= -883,1 \text{ kJ/mol} \quad (\Delta_r H^\circ) \\ (2 \times 70 + 214 - 186 - 2 \times 205) \times T &= -242 \text{ J/mol/K} \times T \end{aligned} \Rightarrow \Delta_r G^\circ = -816,5 \text{ kJ/mol}$$

Cas 2

$$\begin{aligned} \Delta_f G^\circ(\text{H}_2\text{O}) &= -285 \times 10^3 \times 2 - 2 \times 70 \times T \\ \Delta_f G^\circ(\text{produits}) &= -285 \times 10^3 \times 2 - 2 \times 70 \times T - 393,5 \times 10^3 - 214 \times T \\ \Delta_f G^\circ(\text{réactifs}) &= (-74,8 \times 10^3 - T \times 186 - 2 \times 0 - T \times 2 \times 205) \end{aligned}$$

nb₁ : $\Delta_f G^\circ$ car c'est tant calculer à partir de $\Delta_f H^\circ$ donc de corps simples

nb₂ : pour $\Delta_f G^\circ(\text{produit})$, j'aurais plutôt écrit $\Delta_r G^\circ(\text{produit})$ si l'on additionne plusieurs produits en suivant l'ex de $\Delta_r H^\circ$ qui résulte de l'addition de plusieurs $\Delta_f H^\circ$