Lei de Hess

"A variação de entalpia de uma reação química depende apenas dos estados inicial e final, não importando o caminho da reação". Assim, somando-se várias equações, soma-se também os respectivos ΔH; invertendo-se a equação, inverte-se também o sinal do ΔH; multiplicando-se uma equação por um número diferente de zero, multiplica-se também o ΔH por esse número.

Exemplo: Calcule o ΔH da reação: $C_3H_{8\,(g)} + 5\,O_{2\,(g)} \rightarrow 3\,CO_{2\,(g)} + 4\,H_2O_{(l)}$,

dadas as equações abaixo:

$$C_{(s)} + O_{2\,(g)} \rightarrow CO_{2\,(g)} \qquad \Delta H = -94 \text{ kcal}$$

$$H_{2\,(g)} + \frac{1}{2}\,O_{2\,(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} \qquad \Delta H = -68 \text{ kcal}$$

$$3\,C_{(s)} + 4\,H_{2\,(g)} \rightarrow C_3H_{8\,(g)} \qquad \Delta H = -33{,}8 \text{ kcal}$$

Resolução:

$$\left.\begin{array}{lll}
C_3H_{8\,(g)} \rightarrow 3\,\cancel{C}_{(s)} + 4\,\cancel{H}_{2\,(g)} & & \Delta H = +33{,}8 \text{ kcal} \\
3\,\cancel{C}_{(s)} + 3\,O_{2\,(g)} \rightarrow 3\,CO_{2\,(g)} & & \Delta H = 3\,.\,(-94) = -282 \text{ kcal} \\
4\,\cancel{H}_{2\,(g)} + 2\,O_{2\,(g)} \rightarrow 4\,H_2O_{(l)} & & \Delta H = 4\,.\,(-68) = -272 \text{ kcal}
\end{array}\right\} +$$

$$C_3H_{8\,(g)} + 5\,O_{2\,(g)} \rightarrow 3\,CO_{2\,(g)} + 4\,H_2O_{(l)} \qquad \Delta H = +520{,}2 \text{ kcal}$$