



Prof. Ricardo Honda

<http://www.professorhonda.com.br>

Resumão do Hondinha

Termodinâmica: Lei de Hess

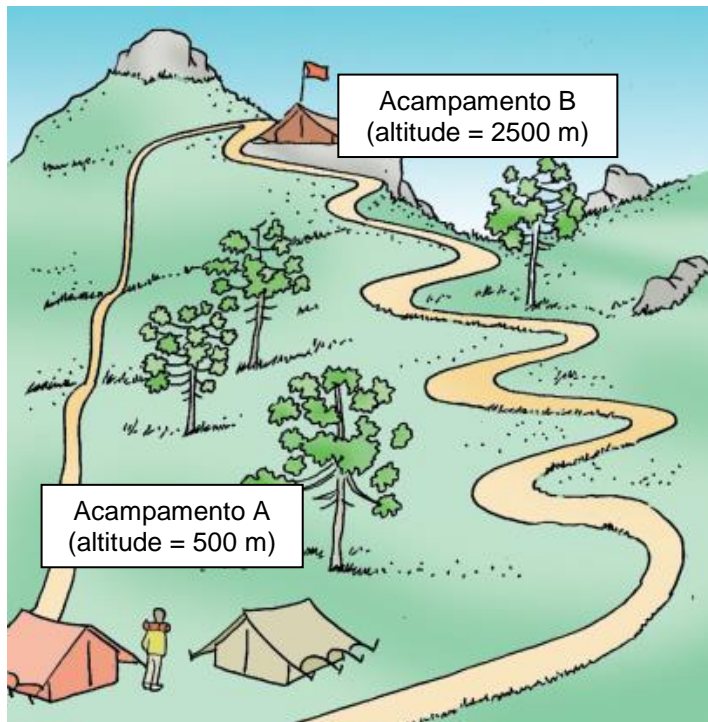
“A lei de Hess é utilizada para prever a variação de entalpia de uma reação, quando esta é lenta, explosiva, incompleta ou quando ocorrem outras reações simultaneamente”.

Lei de Hess

Para irmos do acampamento **A** ao acampamento **B**, a distância a ser percorrida depende do caminho escolhido, mas a diferença de altitude depende, exclusivamente, das altitudes dos dois acampamentos, ou seja, dos estados inicial e final. Da mesma maneira, a variação de entalpia (ΔH) numa dada reação só depende dos estados inicial e final e independe dos estados intermediários.

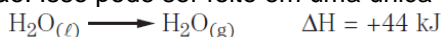
A entalpia de muitas reações químicas não pode ser determinada experimentalmente em laboratórios. Não é possível, por exemplo, determinar a entalpia de formação do álcool comum (etanol ou álcool etílico — C_2H_6O), pois não conseguimos sintetizá-lo a partir da combinação entre carbono, hidrogênio e oxigênio.

Assim, a entalpia desse tipo de reação pode ser calculada a partir da entalpia de outras reações, utilizando-se uma lei estabelecida pelo químico suíço G. H. Hess, em 1840:



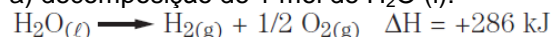
Lei de Hess: para uma dada reação, a variação de entalpia é sempre a mesma, esteja essa reação ocorrendo em uma ou em várias etapas.

Um exemplo simples da aplicação da lei de Hess consiste na passagem de 1 mol de $H_2O(l)$ para o estado gasoso nas condições do estado padrão. Isso pode ser feito em uma única etapa:

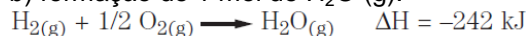


Poderíamos também obter $H_2O(g)$ em duas etapas:

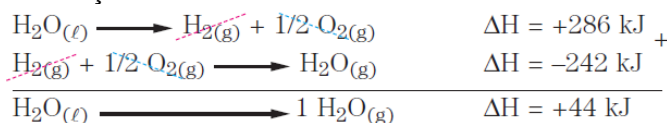
a) decomposição de 1 mol de $H_2O(l)$:



b) formação de 1 mol de $H_2O(g)$:



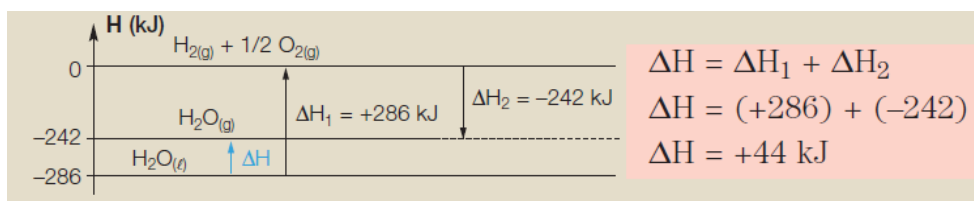
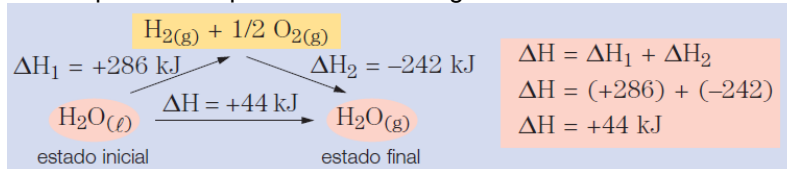
Como a reação global corresponde à soma dessas duas reações, o ΔH da reação global também corresponde à soma dos ΔH das reações envolvidas:



A lei de Hess permite concluir que o valor do ΔH do processo direto é a soma de todos os ΔH intermediários.

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \dots$$

Esse mesmo processo pode ser representado das seguintes maneiras:



Observações:

- Quando uma equação termoquímica é multiplicada por um determinado valor, seu ΔH também será multiplicado pelo mesmo valor.
- Quando uma equação termoquímica for invertida, o sinal de seu ΔH também será invertido.

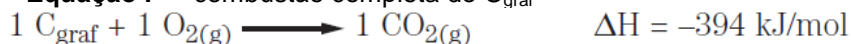
Vamos ver outro exemplo da aplicação da lei de Hess.

Considere a equação:

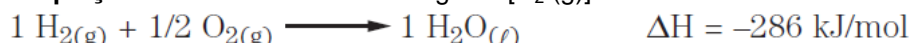


O valor do ΔH dessa reação pode ser determinado a partir de outras três equações:

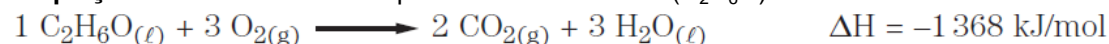
• **Equação I** — combustão completa do C_{graf}



• **Equação II** — combustão do hidrogênio [$\text{H}_2(\text{g})$]

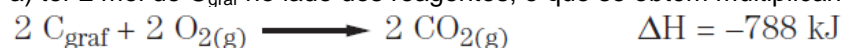


• **Equação III** — combustão completa do álcool comum ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$)



Vamos trabalhar com as equações I, II e III, de modo que a soma delas nos permita obter a equação termoquímica de formação do álcool comum. Para isso devemos:

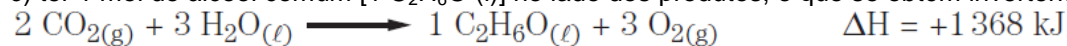
a) ter 2 mol de C_{graf} no lado dos reagentes, o que se obtém multiplicando-se a equação I por 2:



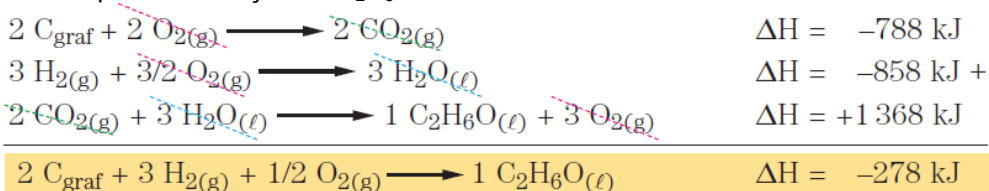
b) ter 3 mol de $\text{H}_2(\text{g})$ no lado dos reagentes, o que se obtém multiplicando-se a equação II por 3:



c) ter 1 mol de álcool comum [$1 \text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\ell)$] no lado dos produtos, o que se obtém invertendo-se a equação III:



Somando essas três equações, agora devidamente adaptadas, obteremos a equação desejada e, também, o valor de ΔH para a formação do $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$:



A entalpia de formação do $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\ell)$ é de -278 kJ/mol .