

Lei de Hess

Luís Spencer Lima
Universidade do Porto

CITAÇÃO

Lima, L. (2015)
Lei de Hess,
Rev. Ciência Elem., V3(01):094.
doi.org/10.24927/rce2015.094

EDITOR

José Ferreira Gomes,
Universidade do Porto

RECEBIDO EM

27 de fevereiro de 2010

ACEITE EM

17 de fevereiro de 2011

PUBLICADO EM

31 de março de 2015

COPYRIGHT

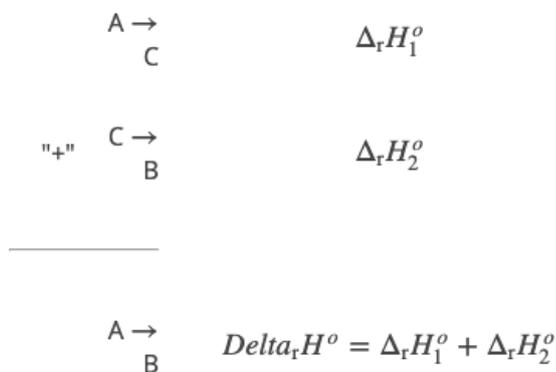
© Casa das Ciências 2015.
Este artigo é de acesso livre,
distribuído sob licença Creative
Commons com a designação
[CC-BY-NC-SA 4.0](https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/), que permite
a utilização e a partilha para fins
não comerciais, desde que citado
o autor e a fonte original do artigo.

rce.casadasciencias.org



A lei de Hess surge na Termoquímica como uma consequência do princípio da conservação da energia e do facto de uma função de estado depender apenas dos estados inicial e final e não do caminho percorrido entre ambos. Refere-se à aditividade de valores de variação de entalpia padrão de reações químicas $\Delta_r H^\circ$ que podem ser utilizadas na estimativa da variação de entalpia de uma reação difícil (ou mesmo impossível) de medir experimentalmente.

Por exemplo, se se pretender saber o valor de $\Delta_r H^\circ$ da reação $A \rightarrow B$ mas não for possível efetuar uma medição direta, podem ser utilizadas outras reações para as quais se conhecem ou se podem medir os valores de $\Delta_r H^\circ$ (por exemplo, as reações $A \rightarrow C$ e $C \rightarrow B$), desde que, quando “somadas” as equações químicas intermediárias originem a equação química cujo valor de $\Delta_r H^\circ$ interessa obter:



Foi em 1840 que Germain Henri Hess (1802-1850), médico e químico nascido na Suíça e naturalizado russo, publicou o seu artigo mais conhecido¹, onde descreve os princípios que constituem a base daquela que é hoje conhecida como Lei de Hess, assim denominada em sua homenagem. Para a correta aplicação/utilização da Lei de Hess, tem de se ter em consideração os seguintes pontos:

Os valores de variação de entalpia devem ter uma base molar e ser referentes aos mesmos valores de pressão e temperatura, normalmente à pressão que define estado padrão ($p^\circ = 105 \text{ Pa}$) e à temperatura de referência $T = 298,15 \text{ K}$ ($25,00 \text{ }^\circ\text{C}$);

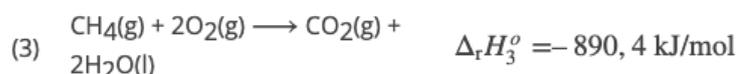
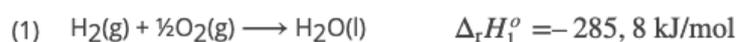
Qualquer operação que afete a equação química intermediária em questão, afeta da mesma forma o seu valor de $\Delta_r H^\circ$. Por exemplo, se a equação química for invertida, o sinal de $\Delta_r H^\circ$ é o seu simétrico; se se multiplicarem os coeficientes estequiométricos de uma equação por um número inteiro ou fracionário, o valor de $\Delta_r H^\circ$ também deverá ser multiplicado por esse número;

Ao “somarem-se” as equações químicas intermediárias, devem reduzir os termos semelhantes (isto é, anular as mesmas quantidades de substâncias no mesmo estado físico comuns aos reagentes e produtos). Por exemplo, se existirem 4 moles de água no estado líquido nos reagentes e 5 moles de água no estado líquido nos produtos de reação, anulam-se as 4 moles de água comuns nos reagentes e produtos, sobrando 1 mole de água nos produtos – é como se a reação não consumisse água e formasse apenas 1 mole de água no estado líquido). Isto denomina-se “reduzir os termos semelhantes”.

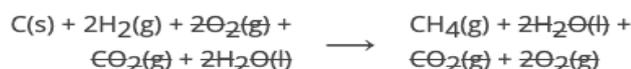
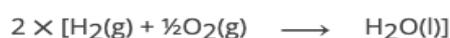
$\Delta_r H^\circ$ da reação de síntese do metano (CH₄) a partir da reação do carbono (da grafite) com o hidrogénio gasoso (H₂), cuja equação química é:



O valor de $\Delta_r H^\circ$ pode ser obtido com base nas seguintes reações:



Para se obter a equação que se pretende, podem “somar-se” as equações (1) a (3) por aplicação de operações matemáticas como se fossem parcelas numa soma. Para efetuar a soma tem de se ter em atenção quais as espécies químicas que estão nos reagentes e produtos das equações intermediárias e na equação cujo valor de $\Delta_r H^\circ$ é desconhecido. Para originar a equação problema, as equações intermediárias devem ser somadas da seguinte forma:



Os coeficientes estequiométricos da equação (1) foram multiplicados por dois, pelo que o valor também o deve ser. O sentido da equação (3) foi invertido, pelo que se deve utilizar o valor simétrico de $\Delta_r H_3^\circ$

$$\Delta_r H^\circ = 2 \times \Delta_r H_1^\circ + \Delta_r H_2^\circ - \Delta_r H_3^\circ = 2 \times (-285,8) + (-393,5) - (-890,4) = -74,7 \text{ kJ/mol}$$