



Prof. Ricardo Honda

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

Resumão do Hondinha

Termodinâmica: Entalpia de formação e combustão

“Utilizando como referência o conceito de entalpia no estado padrão, podemos determinar o valor da entalpia de um grande número de substâncias, além de calcular o valor da variação de entalpia numa infinidade de reações químicas. Genericamente, essa variação de entalpia é denominada **entalpia** ou **calor de reação**. Porém, é costume atribuir nomes específicos a alguns tipos de reação, tais como: de formação, de combustão, de neutralização etc. A seguir vamos estudar alguns tipos de entalpia de reações”.

Entalpia padrão

Como já vimos, devido à impossibilidade de determinarmos diretamente a entalpia das substâncias, trabalhamos com a variação de entalpia (ΔH). Porém, a variação de entalpia de uma reação depende da temperatura, da pressão, do estado físico, do número de mol e da variedade alotrópica das substâncias envolvidas. Por esse motivo foi criado um referencial para fazermos comparações: a entalpia padrão. Dessa maneira, as entalpias serão sempre avaliadas em relação a uma mesma condição (condição padrão ou estado padrão).

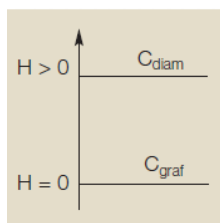
O **estado padrão** de uma substância corresponde à sua forma mais estável, a 1 atm, a 25 °C. A **entalpia padrão** de uma substância é indicada por H^0 .

Por convenção foi estabelecido que:

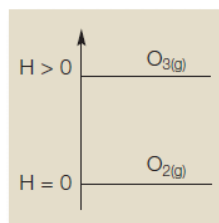
Toda substância **simples**, no estado padrão e na sua forma alotrópica mais estável (mais comum), tem entalpia (H) igual a **zero**.

As substâncias simples H_2 (g), O_2 (g), Fe (s), Hg (l), Cl_2 (g), no estado padrão (25 °C a 1 atm), apresentam entalpia $H^0 = 0$.

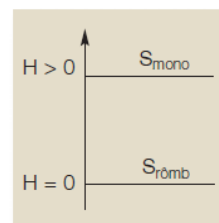
Os gráficos a seguir nos mostram as diferenças de entalpia encontradas em algumas variedades alotrópicas.



carbono



oxigênio



enxofre

Entalpia de formação

São denominadas **reações de formação** aquelas em que ocorre a formação (síntese) de **1 mol** de uma substância a partir de substâncias simples, no estado padrão. A variação de entalpia (ΔH) nessas reações pode receber os seguintes nomes: **entalpia de formação**, **calor de formação**, **ΔH de formação** ou **entalpia padrão de formação**.

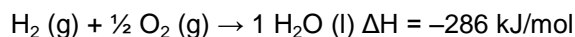
Entalpia de formação é o calor liberado ou absorvido na formação de 1 mol de uma substância a partir de substâncias simples, no estado padrão, com $H = 0$.

Para estudarmos a entalpia dessas reações, convém lembrar que a 25 °C e 1 atm:

| Elemento | H | O | C | S | N | F | Cl | Br | I |
|--------------------------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|-------------|-------------|------------|
| Substância simples com $H = 0$ | $H_{2(g)}$ | $O_{2(g)}$ | C_{graf} | S_{romb} | $N_{2(g)}$ | $F_{2(g)}$ | $Cl_{2(g)}$ | $Br_{2(l)}$ | $I_{2(s)}$ |

Agora, vamos representar as equações termoquímicas que caracterizam a formação de algumas substâncias bastante comuns, indicando os valores dos ΔH determinados experimentalmente:

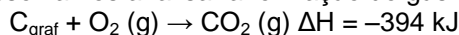
• Água líquida — H_2O (l)



- Ácido sulfúrico líquido — H_2SO_4 (l)

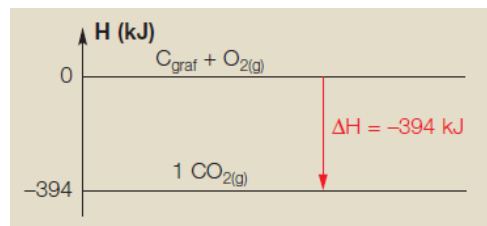


Conhecendo a equação de formação de uma substância e o valor do ΔH dessa reação, podemos estabelecer um novo conceito. Para isso vamos analisar a formação do gás carbônico [CO_2 (g)]:



Como já sabemos que tanto o C_{graf} como o O_2 (g) apresentam no estado padrão $H^0 = 0$, podemos representar a reação de acordo com o gráfico ao lado.

Como a entalpia de formação do CO_2 (g) é -394 kJ/mol , a análise do gráfico permite concluir que esse valor corresponde à entalpia do CO_2 :

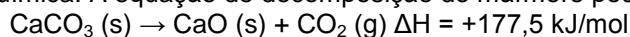


$$\Delta H_{\text{formação CO}_2} = H_{\text{CO}_2} \Rightarrow \text{entalpia de formação do CO}_2 = -394 \text{ kJ/mol}$$

Generalizando, temos:

$$\text{entalpia de formação} = \text{entalpia da substância}$$

Vamos ver um exemplo de cálculo da entalpia de uma substância, ou seja, da sua entalpia de formação, a partir de uma equação termoquímica. A equação de decomposição do mármore pode ser representada por:



Dadas as entalpias:

- $H_{\text{CaO}(\text{s})} = -635,5 \text{ kJ/mol}$
- $H_{\text{CO}_2(\text{g})} = -394 \text{ kJ/mol}$

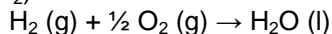
No entanto, não encontramos a entalpia de $H_{\text{CaCO}_3(\text{s})}$, que pode ser determinada da seguinte maneira:

$$\begin{array}{ccc} \text{CaCO}_3(\text{s}) & \longrightarrow & \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) & \Delta H = +177,5 \text{ kJ/mol} \\ \underbrace{H_{\text{CaCO}_3(\text{s})} = ?}_{H_R} & & \underbrace{(-635,5) \quad (-394)}_{H_P} & \\ \Delta H = H_P - H_R & & & \\ \Delta H = [(H_{\text{CaO}(\text{s})}) - (H_{\text{CO}_2(\text{g})})] - [(H_{\text{CaCO}_3(\text{s})})] & & & \\ +177,5 = [(-635,5) + (-394)] - [(H_{\text{CaCO}_3(\text{s})})] & & & \\ +177,5 = [-635,5 - 394] - H_{\text{CaCO}_3(\text{s})} & & & \\ H_{\text{CaCO}_3(\text{s})} = -1029,5 - 177,5 & & & \\ \mathbf{H_{\text{CaCO}_3(\text{s})} = -1207 \text{ kJ/mol}} & & & \end{array}$$

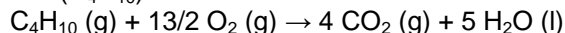
Entalpia de combustão

São classificadas como **reações de combustão** aquelas em que uma substância, denominada **combustível**, reage com o gás oxigênio (O_2), denominado **comburente**. Por serem sempre exotérmicas, as reações de combustão apresentam $\Delta H < 0$. Veja alguns exemplos:

- Combustão completa do gás hidrogênio (H_2)



- Combustão completa do gás butano (C_4H_{10})

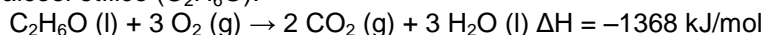


Quando os combustíveis são formados por carbono, hidrogênio e oxigênio, os produtos das reações (combustões completas) serão sempre CO_2 (g) e H_2O (l). A variação de entalpia na combustão completa pode ser denominada **entalpia de combustão**, **ΔH de combustão**, **calor de combustão** ou **entalpia padrão de combustão**.

Entalpia de combustão é a energia liberada na combustão completa de **1 mol** de uma substância no estado padrão.

Vejam um exemplo:

Combustão completa do álcool etílico ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$):



Pela equação, podemos concluir que na combustão completa de 1 mol de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ (l) ocorre a liberação de 1368 kJ: entalpia de combustão do $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ (l) = -1368 kJ/mol