

Termoquímica

Fábio Lima

Sumário

- 1 Termoquímica
- 2 Transformações Químicas
- 3 Fatores que influenciam a entalpia
- 4 Estado Alotrópico
- 5 Entalpia Padrão
- 6 Entalpia de padrão de formação
- 7 Tipos de Entalpia

Termoquímica



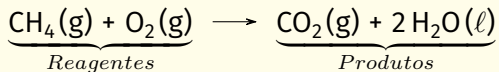
Termoquímica

Termoquímica: é a parte da Físico-Química voltada para o estudo dos processos que envolvem troca de energia (liberada ou absorvida), sob a forma de **calor**, à pressão constante

Calor: é energia térmica que passa de um corpo em maior temperatura para um corpo de menor temperatura!

Entalpia (H)

Entalpia (H) é, de forma simplificada, a quantidade total de energia que se encontra nas substâncias e que pode estar em trânsito, mediante transformações físicas ou químicas.



- A variação de entalpia é dada por:

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$
$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

Transformações Químicas

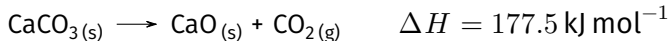


Processos Endotérmicos

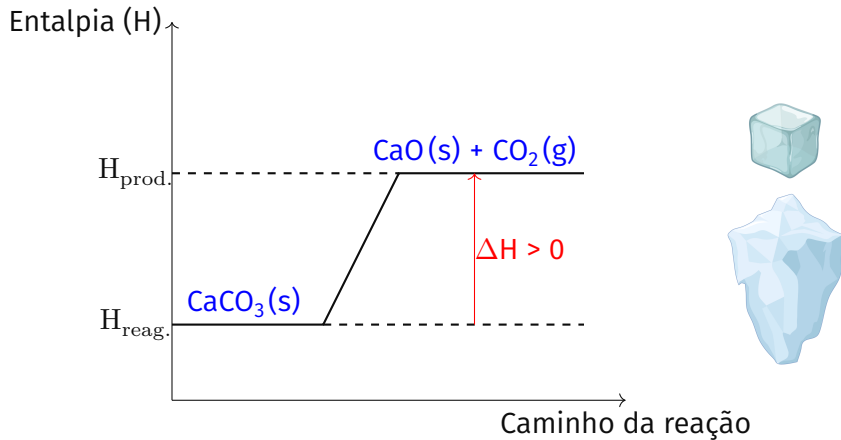
- Nas reações endotérmicas, ocorre **absorção** de calor (o sistema **esfria**), a entalpia dos produtos (H_p) é **maior** do que a entalpia dos reagentes (H_r) e o $\Delta H = (+)$.



Exemplo



Processos Endotérmicos

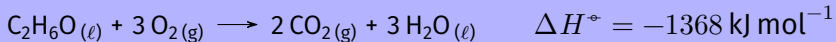


Processos Exotérmicos

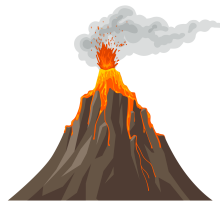
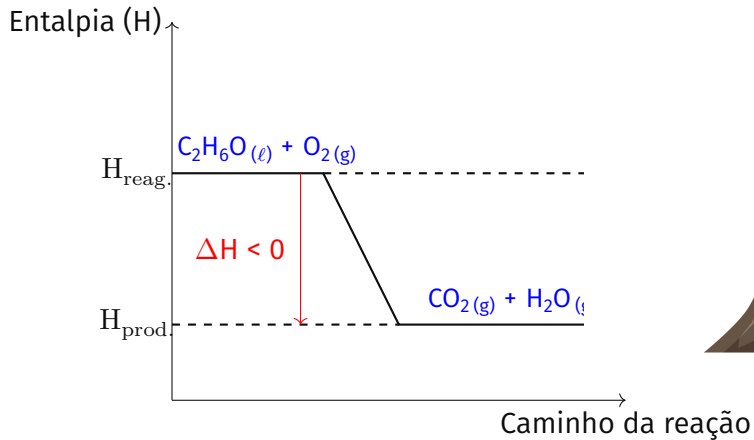
- Reações exotérmicas, ocorre liberação de calor (o sistema esquenta), a entalpia dos produtos (H_P) é menor do que a entalpia dos reagentes (H_R) e o $\Delta H = (-)$.



Exemplo



Processos Exotérmicos



Fatores que influenciam a entalpia



Fatores que influenciam a entalpia



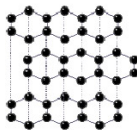
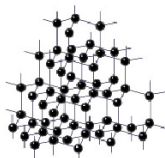
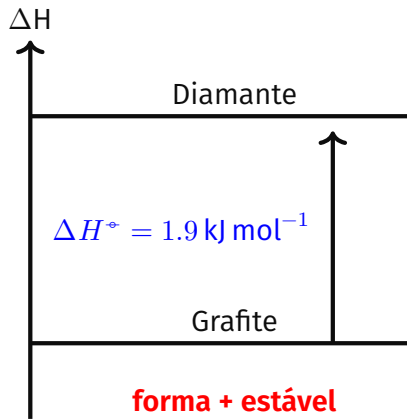
Principais Fatores

- Temperatura
- Pressão
- Estado físico
- Quantidade de matéria
- Estado alotrópico

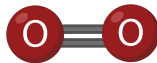
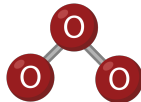
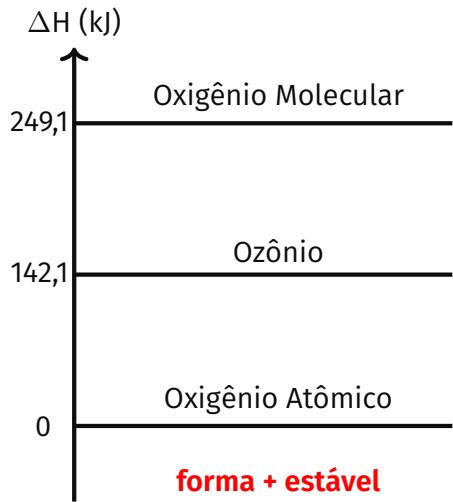
Estado Alotrópico



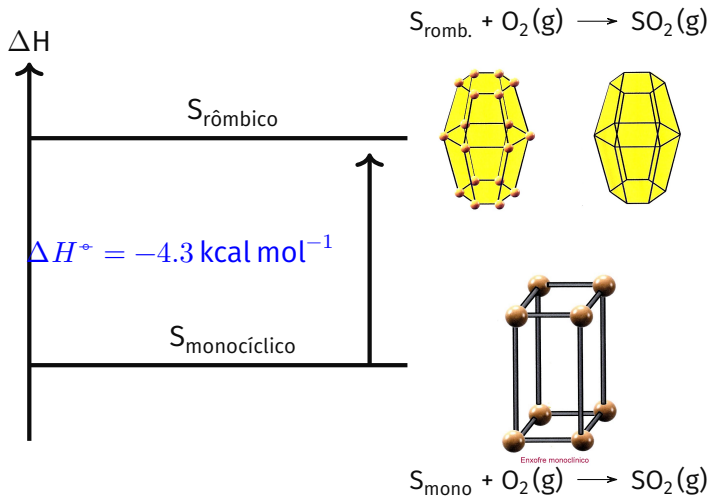
Carbono (C)



Oxigênio (O)



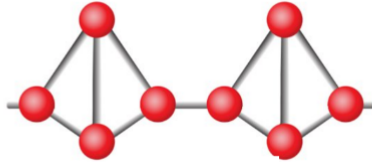
Enxofre (S)



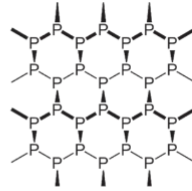
Fósforo (P)



Branco



Vermelho



Preto

Ordem decrescente de estabilidade

Entalpia Padrão



Entalpia padrão (ΔH°)

- **Entalpia de padrão (ΔH°)** 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 mols e da variedade alotrópica das substâncias envolvidas.
- 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 ΔH° .

Por convenção foi estabelecido que:



Definição

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

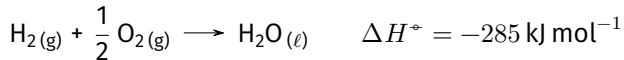
Entalpia de padrão de formação



Entalpia Padrão de Formação

Entalpia Padrão de Formação: é a variação de entalpia que ocorre na formação de 1 mol de uma substância composta a partir de substâncias simples no estado padrão.

Exemplo H₂O (a 25 °C e 1 atm)



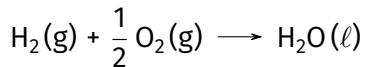
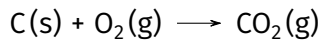
Observe que todos os reagentes são substâncias simples no estado padrão



Equação de Formação



Exemplo



Tipos de Entalpia

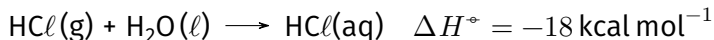


Entalpia de dissolução ($\Delta H_{\text{dissol.}}$)

O calor de dissolução é a variação de entalpia associada à dissolução de um mol de uma substância num determinado solvente para preparar uma solução diluída ideal:



Exemplo (a 25 °C e 1 atm)

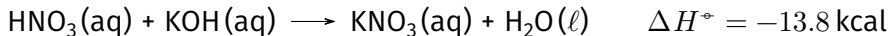
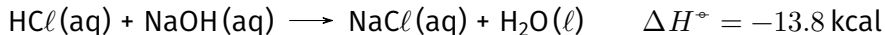


Entalpia de neutralização ($\Delta H_{\text{neutr.}}$)

- O calor de neutralização é a variação de entalpia associada à formação de 1 mol de $\text{H}_2\text{O}(\ell)$ a partir de 1 mol de $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ e 1 mol de $\text{OH}^-_{(\text{aq})}$, no estado padrão, em reações de neutralização entre ácidos e bases.

A entalpia de neutralização é praticamente constante no caso de ácidos e bases fortes.

Exemplo



Isto ocorre porque a reação que realmente acontece é:



Cálculo de ΔH por entalpia de formação



Exemplo 1

(Fuvest) A seguir são fornecidos dados relativos ao etanol hidratado e à gasolina.

Tabela 1: Dados relativos ao etanol hidratado e à gasolina.

Combustível	Calor de Combustão (kcal/g)	Densidade (kg/L)	Preço por litro (U. M.) *
Etanol hidratado	6,0	0,80	65
Gasolina	11,5	0,70	100

* (U. M. = unidade monetária arbitrária.)

Calcule:

- As energias liberadas na combustão de 1 L de cada combustível.
- Os custos de 1 000 kcal (em U. M.) provenientes da queima do etanol e da gasolina.

Solução 1

Transforme as unidades equivalentes

a)

$$\text{Etanol} = 0,80 \text{ kg/L} = 800 \text{ g/L} \longrightarrow 6 \text{ kcal/g} \times 800 \text{ g/L} = 4800 \text{ kcal/L}$$

$$\text{Gasolina} = 0,70 \text{ kg/L} = 700 \text{ g/L} \longrightarrow 11,5 \text{ kcal/g} \times 700 \text{ g/L} = 8050 \text{ kcal/L}$$

b)

Etanol

$$65 \text{ U.M.} \text{ — } 4800 \text{ kcal}$$

$$x \text{ U.M.} \text{ — } 1000 \text{ kcal}$$

$$x = 13,54 \text{ U.M.}$$

Gasolina

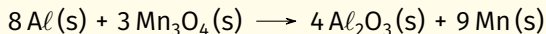
$$100 \text{ U.M.} \text{ — } 8050 \text{ kcal}$$

$$x \text{ U.M.} \text{ — } 1000 \text{ kcal}$$

$$x = 12,42 \text{ U.M.}$$

**Exemplo 2**

(UERJ) O alumínio é utilizado como redutor de óxidos, no processo denominado de aluminotermia, conforme mostra a equação química:



Observe a tabela:

Substância	Entalpia de Formação ΔH a 298 K
$\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})$	- 1667,8
$\text{Mn}_3\text{O}_2(\text{s})$	- 1385,5

Segundo a equação acima, para a obtenção do $\text{Mn}(\text{s})$, a variação de entalpia, na temperatura de 298 K, em KJ, é de:

(a) -282,5

(b) -2515,3

(c) -3053,1

(d) -10827,1

Solução 2

Letra b). Veja o passo a passo para a determinação da variação de entalpia:

1º Passo: O cálculo da entalpia dos produtos (H_p) é feito pela multiplicação do coeficiente de cada participante pela sua entalpia e, depois, pela soma dos resultados.

2º Passo: O cálculo da entalpia dos reagentes (H_r) é feito pela multiplicação do coeficiente de cada participante pela sua entalpia e, depois, pela soma dos resultados.

$$\Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

$$\Delta H = [(4 \cdot \Delta H_{\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s})} + 9 \cdot \Delta H_{\text{Mn}(\text{s})})] - [8 \cdot \Delta H_{\text{Al}(\text{s})} + 3 \cdot \Delta H_{\text{Mn}_3\text{O}_4(\text{s})}]$$

$$\Delta H = [4 \cdot (-1667,8) + 9 \cdot (0)] - [8 \cdot (0) + 3 \cdot (-1385,3)]$$

$$\Delta H = [- 6671,2] - [- 4155,9]$$

$$\Delta H = -2515,3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Fim da Aula



Bons Estudos !!!!

Download Aula



Lista de Exercícios

