

# Química



## Aula 7 – Físico-Química: Termoquímica

Elaborado e editado por: Eduarda Boing Pinheiro e Gabriela Rosângela dos Santos

**A**gora vamos iniciar nossos estudos na área da termoquímica!

A termoquímica é a área da química que estuda o calor associado a uma reação química.

### 1 Princípio zero da termodinâmica

Quando dois sistemas são colocados em contato térmico, eles atingem um estado de energia no qual apresentam a mesma temperatura, ou seja, atingem o equilíbrio térmico.

Existem alguns termos importantes de serem conhecidos para que haja um melhor entendimento acerca dos conceitos termoquímicos. São eles:

- **Sistema** - porção do universo cujas propriedades estão em estudo.
- **Vizinhança** - é a região que envolve o sistema.
- **Fronteira** - é a região que separa o sistema da vizinhança. Pode ser isolante ou não.

A Figura 1 mostra um exemplo da aplicação desses termos.

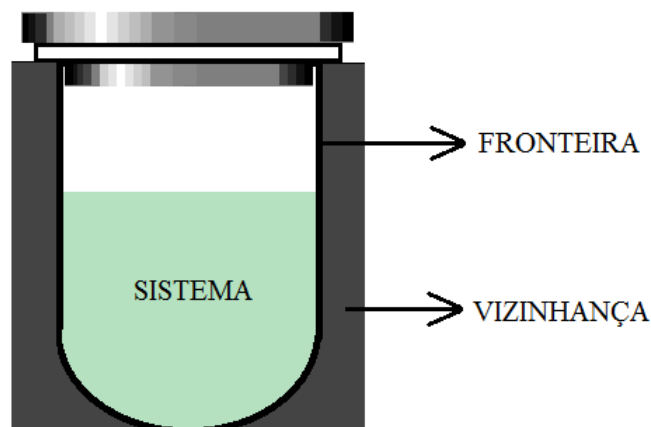


Figura 1: Fronteira e vizinhança de um sistema termodinâmico.

### 2 Calor

Ao falarmos de calor, devemos ter em mente que tal parâmetro termodinâmico se refere a uma forma de energia associada à diferença de temperatura entre dois sistemas.

A capacidade calorífica é a quantidade de calor necessária para aumentar a temperatura de um corpo, e é dada em grau Celsius ( $^{\circ}\text{C}$ ). Para um corpo de massa fixa, a capacidade calorífica é uma grandeza física cuja determinação é dada em função da variação da temperatura. Dessa forma, a quantidade de calor necessária para variar a temperatura de um corpo é dada pela Equação 1.

$$Q = C \cdot \Delta T \quad (1)$$

Em que Q = calor; C = capacidade calorífica;  $\Delta T$  = variação de temperatura

A capacidade calorífica também pode ser calculada considerando-se a massa de uma substância, como se vê pela Equação 2. Para isso, leva-se em conta, ainda, o calor específico, o qual é uma propriedade física dos compostos, definido como a variação de energia necessária (na forma de calor) para variar 1 °C de 1 g dos compostos.

$$C = m \cdot c \quad (2)$$

Em que C = capacidade calorífica; m = massa; c = calor específico

Substituindo o calor específico mostrado na Equação 1 pelo calor específico calculado pela Equação 2, chega-se à outra fórmula, também muito utilizada (Equação 3).

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta T \quad (3)$$

#### Exercício resolvido:

Uma amostra de 500 g de água que está na temperatura inicial de 27 °C é aquecida e sua temperatura é elevada para 48,8 °C. Qual a quantidade de calor produzida nesse processo?

Dados: ( $c_{\text{água}} = 1 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$ )

Podemos considerar: Massa da água (m) = 500 g  
Temperatura inicial ( $T_i$ ) = 27 °C  
Temperatura final ( $T_f$ ) = 48,8 °C

Para calcular a variação de temperatura com os dados fornecidos pelo exercício, vamos utilizar a Equação 3:

$$Q = 500 \text{ g} \cdot 1 \text{ cal g}^{-1} \cdot (48,8 \text{ } ^\circ\text{C} - 27 \text{ } ^\circ\text{C})$$

$$Q = 10900 \text{ cal}$$

### 3 Calor de reação: Entalpia

A entalpia ( $\Delta H$ ) é o calor de reações que acontecem à pressão constante, e é calculada pela Equação 4. Pelo valor da entalpia, conseguimos definir se uma reação é endotérmica ou exotérmica.

$$\Delta H_{\text{reação}} = \Delta H_{\text{produtos}} - \Delta H_{\text{reagentes}} \quad (4)$$

- **Processo endotérmico:** A reação absorve energia da vizinhança, na forma de calor, e apresenta  $\Delta H > 0$ . Dessa forma,  $\Delta H_{\text{produtos}} > \Delta H_{\text{reagentes}}$ , como se vê com o gráfico da Figura

2. Repare que no gráfico, a entalpia dos produtos é maior do que a dos reagentes, o que explica o fato de a entalpia da reação ser positiva.

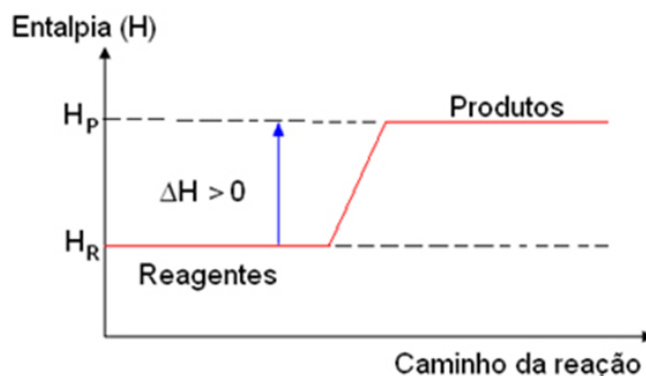


Figura 2: Gráfico representativo de reações endotérmicas. (Fonte: <https://mundoeducacao.bol.uol.com.br>).

- **Processo exotérmico:** A reação libera energia para a vizinhança, na forma de calor, e apresenta  $\Delta H < 0$ . Dessa forma,  $\Delta H_{\text{produtos}} < \Delta H_{\text{reagentes}}$ , como se vê com o gráfico da Figura 3. No gráfico, o  $\Delta H$  negativo é devido à entalpia dos produtos ser menor do que a dos reagentes.

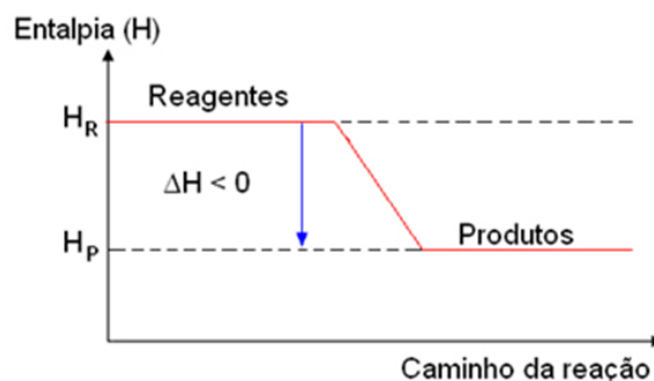


Figura 3: Gráfico genérico de reações exotérmicas. Fonte: <https://mundoeducacao.bol.uol.com.br>).

### 4 Lei de Hess

De acordo com a Lei de Hess, a entalpia depende apenas do estado inicial e final da reação. Ou seja, depende apenas da entalpia padrão de formação ( $\Delta H_f^0$ ) dos reagentes e produtos, como mostra a Equação 5.

$$\Delta H_{\text{reação}} = \sum H_{\text{final}} - \sum H_{\text{inicial}} \quad (5)$$

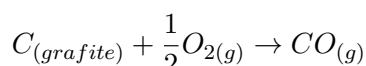
Esta equação pode ser melhor entendida quando escrita como a Equação 6.

$$\Delta H_{\text{reação}} = \sum H_{\text{produtos}} - \sum H_{\text{reagentes}} \quad (6)$$

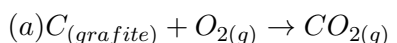
Para compreender como funciona a consideração para o cálculo da lei de Hess, podemos compará-lo à subida de um elevador: o ganho na nossa energia potencial gravitacional (que corresponde à variação de entalpia para o processo global) é o mesmo se formos diretamente para lá ou se pararmos em cada andar durante a subida.

Exercício resolvido:

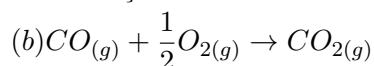
Considere a reação de formação de  $CO_{(g)}$  a partir da reação do  $C_{(grafite)}$  e  $\frac{1}{2}O_{2(g)}$ , representada por:



Para determinar a variação de entalpia dessa reação, precisamos conhecer a variação de entalpia das reações elementares, que, quando combinadas, formarão exatamente a reação acima.

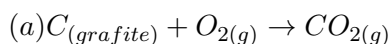


$$\Delta H_{\text{reação}}^0 = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

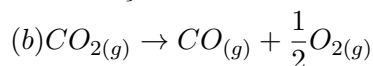


$$\Delta H_{\text{reação}}^0 = -283,0 \text{ kJ/mol}$$

Para obter a reação de formação do  $CO_{(g)}$  com essas reações, precisaremos inverter a reação (b), invertendo também o sinal de sua entalpia (a entalpia de consumo do  $CO_{(g)}$  é negativa, o que indica um processo exotérmico, mas a sua formação é endotérmica).



$$\Delta H_{\text{reação}}^0 = -393,5 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_{\text{reação}}^0 = +283,0 \text{ kJ/mol}$$

Por fim, observa-se que a soma das equações (a) e (b) resulta exatamente na equação de formação do  $CO_{(g)}$ . Dessa forma, soma-se também as suas entalpias, o que resulta em um valor de -110,5 kJ, o qual representa a entalpia de formação do  $CO_{(g)}$ .

## 5 Notas

1. \_\_\_\_\_

2. \_\_\_\_\_

3. \_\_\_\_\_

4. \_\_\_\_\_

5. \_\_\_\_\_

6. \_\_\_\_\_

7. \_\_\_\_\_

8. \_\_\_\_\_

9. \_\_\_\_\_

10. \_\_\_\_\_

11. \_\_\_\_\_

12. \_\_\_\_\_

13. \_\_\_\_\_

14. \_\_\_\_\_

15. \_\_\_\_\_

16. \_\_\_\_\_

17. \_\_\_\_\_

18. \_\_\_\_\_

19. \_\_\_\_\_

20. \_\_\_\_\_

21. \_\_\_\_\_

22. \_\_\_\_\_

23. \_\_\_\_\_

24. \_\_\_\_\_

25. \_\_\_\_\_

26. \_\_\_\_\_

27. \_\_\_\_\_

28. \_\_\_\_\_

29. \_\_\_\_\_

30. \_\_\_\_\_

31. \_\_\_\_\_

32. \_\_\_\_\_

33. \_\_\_\_\_

34. \_\_\_\_\_

35. \_\_\_\_\_

36. \_\_\_\_\_