



Energia, calor e entalpia

Essencial

- Distinguir as grandezas energia, calor, entalpia e variação de entalpia.
- Associar a entalpia padrão de reação à variação de entalpia numa reação que ocorre nas condições padrão, identificando designações específicas (entalpia de formação e de combustão).
- Aplicar a Lei de Hess para determinar a entalpia padrão de uma reação, explicando as estratégias de resolução.
- Relacionar a entalpia de combustão com o poder energético de um combustível, interpretando-a com base na composição e estrutura das moléculas do combustível.

Palavras-chave

- Energia.
- Calor.
- Entalpia.
- Variação de entalpia.
- Entalpia de formação.
- Entalpia de combustão.
- Lei de Hess.



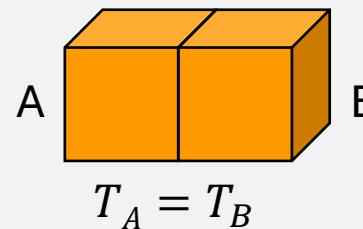
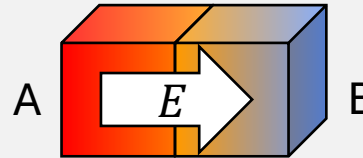
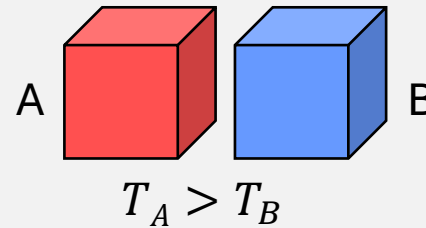
Temperatura, T

A temperatura, T , é uma propriedade que mede a energia cinética média das partículas de um sistema.

Partículas com maior energia
cinética média
↓
Maior temperatura

Calor, Q

O calor, Q , é a energia transferida, de forma espontânea, entre um corpo a temperatura superior e um corpo a temperatura inferior.



Energia térmica

A energia térmica de um sistema é a soma da agitação de todas as partículas do sistema.

Maior temperatura
↓
Maior energia térmica

Mais partículas
↓
Maior energia térmica

Energia interna, U

A **energia interna** de um sistema, U , depende de todas as **energias potenciais**, E_p , e **energias cinéticas**, E_c , de **todas as partículas** que o constituem:

$$U = E_p + E_c$$

A **energia potencial** está relacionada com todas as **interações** entre as partículas desse sistema:

- Interações entre todas as partícula subatômicas dos átomos;
- Interações entre átomos (ligações, rotações, vibrações...);
- Ligações intermoleculares.

A **energia cinética** está relacionada com os **movimentos translacionais** das partículas.

A energia interna pode ser alterada por:

- Alteração do número de partículas, N , do sistema;
- Realização de trabalho, W , ou troca de calor, Q , com a vizinhança.

1ª Lei da Termodinâmica

A 1ª Lei da Termodinâmica é uma leitura da Lei da Conservação da Energia.

A energia interna de um sistema varia se houver transferência de energia, entre o sistema e a vizinhança, sob a forma de trabalho e calor.

$$\Delta U = Q + W$$

em que:

ΔU – variação da energia interna do sistema (J)

Q – calor (J)

W – trabalho (J)

Variação da energia interna, ΔU

$$\Delta U = Q + W$$

$$\Delta U = Q + p \Delta V$$

Quando um **processo químico ocorre sem variação de volume:**

$$\Delta U = Q_V$$

a variação da energia interna é igual à quantidade de calor envolvida no processo.

Trabalho

$$W = F d \cos \theta$$

Pressão

$$p = \frac{F}{A}$$

$$F = p A$$

então,

$$W = p A d \cos \theta$$

$$W = p \Delta V$$

Entalpia

$$\Delta U = Q + W$$

$$\Delta U = Q + p \Delta V$$

Quando um **processo químico** ocorre em **fase gasosa**, recebe **calor** e se **expande** sob **pressão constante**:

$$\Delta U = Q - p \Delta V$$

ou $\Delta U + p \Delta V = Q$

Definindo a **entalpia** como

$$H = U + p V$$

ficará

$$\Delta H = U + p \Delta V$$

Então, a **quantidade de calor** envolvida no processo, a **pressão constante**, Q_p , é igual à **variação de entalpia**, ΔH :

$$Q_p = \Delta H$$

Recebe calor:

Q é positivo

Expandir-se,
implica realizar
trabalho sobre o
exterior:

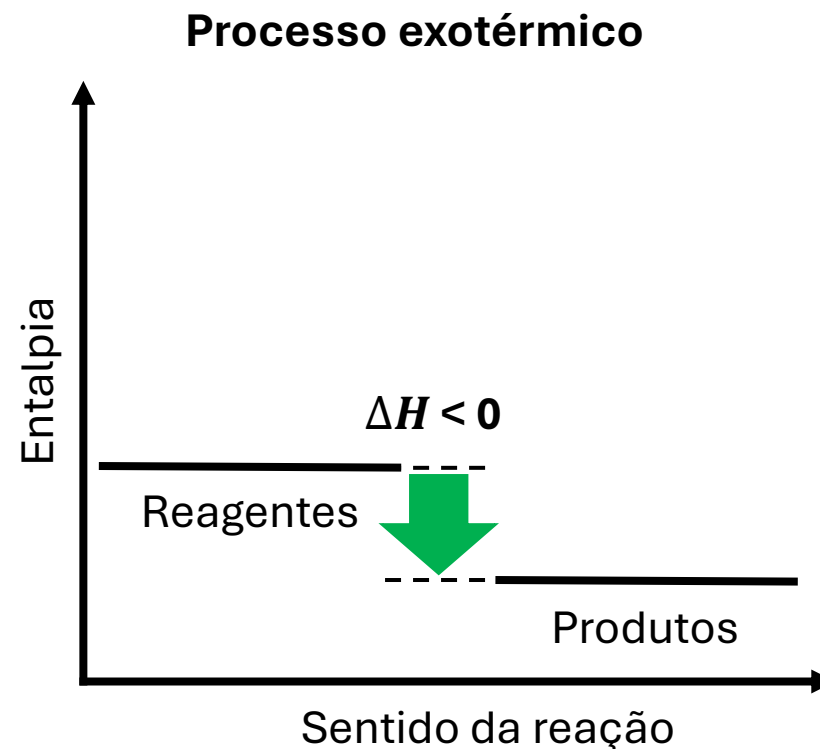
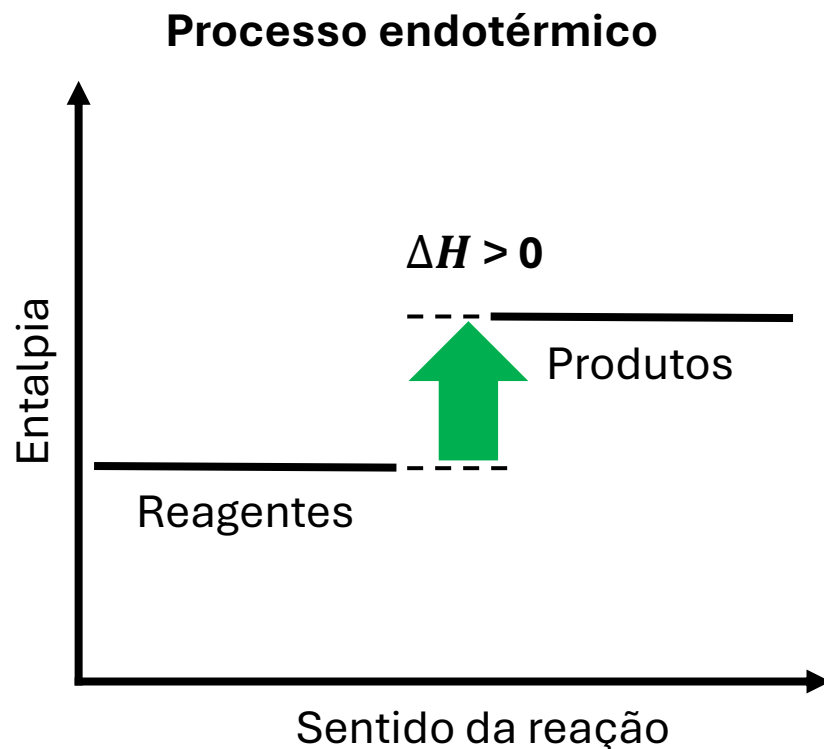
W é negativo

U , p , V , H e ΔH são
funções de estado
(apenas dependem
do estado inicial e
final do sistema).

Variação de entalpia, ΔH

A **variação de entalpia** que ocorre durante uma reação, $\Delta H_{\text{reação}}$, depende do estado inicial (reagentes) e do estado final (produtos) da reação:

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



Condições-padrão

Para se poder comparar valores de entalpias de reação foi necessário criar um sistema padrão (IUPAC) para as reações:

Temperatura:	298,15 K (25 °C)
Sólidos e líquidos:	Estado puro
ou	
Concentração (soluções):	1 mol dm ⁻³
ou	
Pressão (gases):	1 bar (1 × 10 ⁵ Pa)

Entalpia-padrão de reação, $\Delta H^\circ_{\text{reação}}$

Se uma reação ocorrer nestas condições-padrão, a variação de entalpia, ΔH , será entalpia-padrão da reação, $\Delta H^\circ_{\text{reação}}$.

Entalpia-padrão de formação, ΔH_f°

A entalpia-padrão de formação, ΔH_f° , corresponde à variação de entalpia na formação de 1 mol de uma substância, quando todos os reagentes da reação se encontram nas condições padrão.

Substância	Fórmula química	Estado	$\Delta H_f^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$
Água	H ₂ O	gasoso	-241,8 [1,2]
Butano	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃	gasoso	-126,2 [1]
Cloreto de prata	AgCl	sólido	-127,0 [2]
Cloreto de potássio	KCl	sólido	-435,9 [2]
Cloreto de sódio	NaCl	sólido	-411,1 [1]
Dióxido de nitrogénio	NO ₂	gasoso	+33,9 [2]
Dióxido de carbono	CO ₂	gasoso	-393,5 [1,2]
Dióxido de enxofre	SO ₂	gasoso	-297,0 [1]
Etano	CH ₃ CH ₃	gasoso	-84,7 [1,2]
Etanol	CH ₃ CH ₂ OH	gasoso	-235,3 [1]
Eteno	CH ₂ CH ₂	gasoso	+52,3 [1,2]
Etino	CHCH	gasoso	+226,7 [1,2]
Metano	CH ₄	gasoso	-74,9 [1]
Metanol	CH ₃ OH	gasoso	-200,7 [1]
Monóxido de azoto	NO	gasoso	+90,0 [1]
Monóxido de carbono	CO	gasoso	-110,5 [1,2]
Propano	CH ₃ CH ₂ CH ₃	gasoso	-104,5 [2]
Propeno	C ₃ H ₆	gasoso	+20,4 [1]

[1] J. Magalhães, “Elementos 11º ano”, Santillana, Carnaxide, 2008.

[2] C. Cunha, C. C. Silva, “Química em reação 12”, Porto Editora, Porto, 2023.

Entalpia-padrão de combustão, ΔH_c°

A entalpia-padrão de combustão, ΔH_c° , corresponde à variação de entalpia na combustão de 1 mol de uma substância, quando todos os reagentes e produtos da reação se encontram nas condições padrão.

As combustões são processos exotérmicos.

Substância	Fórmula química	$\Delta H_c^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$
Carbono	C(s)	-394
Metano	CH ₄ (g)	-890
Propano	C ₃ H ₈ (g)	-2219
Butano	C ₄ H ₁₀ (g)	-2878
Octano	C ₈ H ₁₈ (l)	-5471
Etino	C ₂ H ₂ (g)	-1300
Etanol	C ₂ H ₅ OH(l)	-1368
Di-hidrogénio	H ₂ (g)	-286

C. Cunha, C. C. Silva, "Química em reação 12", Porto Editora, Porto, 2023.

Poder energético de um combustível

Quanto maior for o valor de ΔH_c° de um combustível maior é o seu poder energético.

O poder energético mede a quantidade de energia libertada na combustão de 1kg de combustível.

O poder energético está relacionado com:

- Número de átomos da carbono da cadeia;
- Quantidade de átomos de oxigénio;
- Posição do grupo característico.

Substância	Fórmula química	$\Delta H_c^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$	Entalpia / kJ g^{-1}
Carbono	C(s)	-394	32,8
Metano	CH ₄ (g)	-890	55,6
Propano	C ₃ H ₈ (g)	-2219	50,5
Butano	C ₄ H ₁₀ (g)	-2878	49,6
Octano	C ₈ H ₁₈ (l)	-5471	48,0
Etino	C ₂ H ₂ (g)	-1300	50,0
Etanol	C ₂ H ₅ OH(l)	-1368	29,7
Di-hidrogénio	H ₂ (g)	-286	143

C. Cunha, C. C. Silva, "Química em reação 12", Porto Editora, Porto, 2023.

Lei de Hess

Lei de Hess

A variação de entalpia para uma equação química obtida por adição de duas ou mais equações químicas é a soma das variações de entalpia das equações que foram adicionadas.

ou

A variação de entalpia de uma reação química é independente do processo de formação dos produtos.

A Lei de Hess permite calcular a variação de entalpia de uma reação a partir de valores conhecidos da variação de entalpia de outras reações químicas.

Se



e

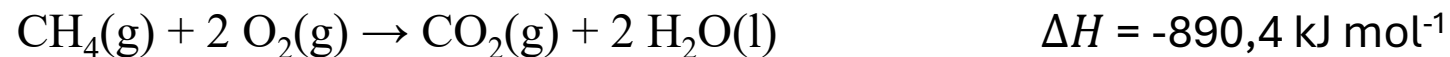


então a reação

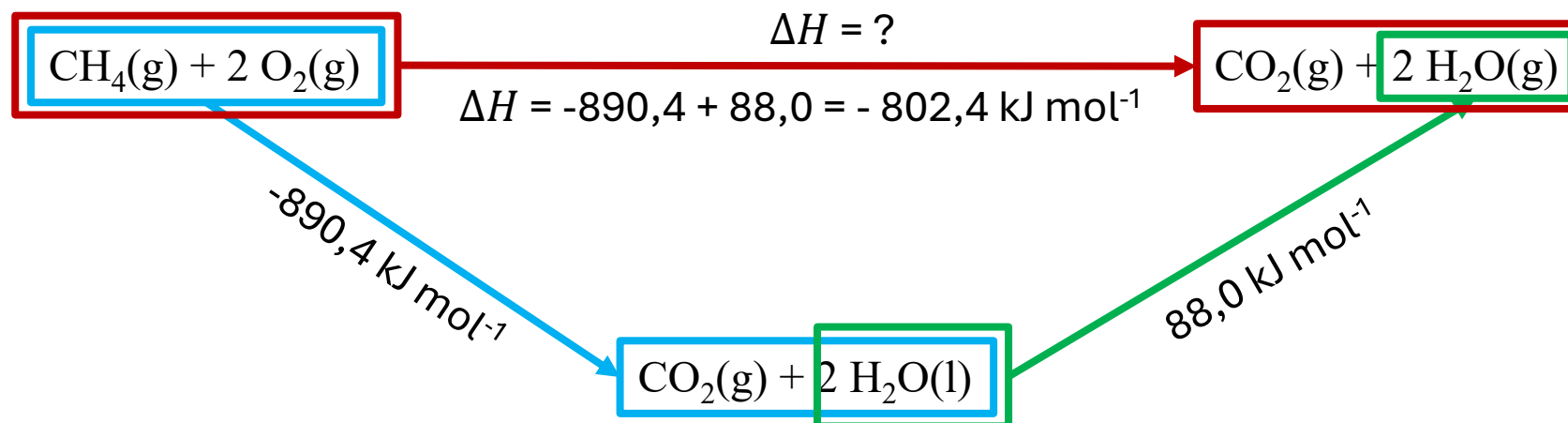
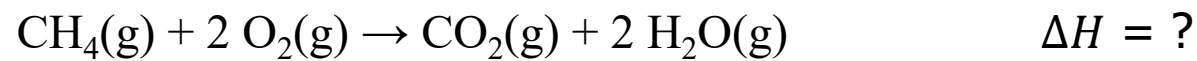


Lei de Hess

Exemplo: Sabendo que



Qual o ΔH de



Essencial

- Distinguir as grandezas energia, calor, entalpia e variação de entalpia.
 - Associar a entalpia padrão de reação à variação de entalpia numa reação que ocorre nas condições padrão, identificando designações específicas (entalpia de formação e de combustão).
 - Aplicar a Lei de Hess para determinar a entalpia padrão de uma reação, explicando as estratégias de resolução.
 - Relacionar a entalpia de combustão com o poder energético de um combustível, interpretando-a com base na composição e estrutura das moléculas do combustível.
-

Palavras-chave

- Energia.
 - Calor.
 - Entalpia.
 - Variação de entalpia.
 - Entalpia de formação.
 - Entalpia de combustão.
 - Lei de Hess.
-

Bibliografia

- “Aprendizagens Essenciais – Química – 12º ano”, Ministério da Educação, 2018.
- C. Cunha, C. C. Silva, “Química em reação 12”, Porto Editora, Porto, 2023.
- D. Reger, S. Goode, E. Mercer, “Química: Princípios e Aplicações”, Fundação Calouste Gulbenkian, Lisboa, 2010.