

Ficha — Energia nas reações e entalpia

10.º Ano

Física e Química A

4 páginas

12 exercícios

Objetivo: Relacionar a quebra e a formação de ligações com a energia das reações, classificar processos como exotérmicos ou endotérmicos, interpretar a variação de entalpia (ΔH) e resolver cálculos termoquímicos e de calorimetria.

Revisão rápida

Ligações e energia — **quebrar** uma ligação química **absorve** energia; **formar** uma ligação **liberta** energia. O balanço de uma reação depende de quanto se absorve para separar os reagentes e de quanto se liberta ao juntar os produtos.

Processos — num processo **exotérmico** a sistema liberta calor para o ambiente (aquece o recipiente) e $\Delta H < 0$; num processo **endotérmico** a sistema absorve calor do ambiente (arrefece o recipiente) e $\Delta H > 0$. A **entalpia** H é a energia térmica de um sistema; a **variação de entalpia** ΔH é a energia trocada com o ambiente, medida em kJ ou kJ/mol .

Processo	Calor	Sinal de ΔH	Exemplo
Exotérmico	libertado	negativo (-)	combustão
Endotérmico	absorvido	positivo (+)	fotossíntese

Calorimetria — o calor trocado com a água mede-se por $q = m \times c \times \Delta T$, com $c(\text{água}) = 4,18 \text{ J/(g}^\circ\text{C)}$: a massa em gramas, a variação de temperatura em $^\circ\text{C}$ e o resultado em joules ($\div 1000$ para kJ).

Estratégia: identificar o processo $\rightarrow$ determinar o **sinal de ΔH** $\rightarrow$ escolher entre termoquímica ($q = n \times \Delta H$) e calorimetria ($q = m \times c \times \Delta T$) $\rightarrow$ converter unidades ($\text{g} \leftrightarrow \text{mol}$, $\text{J} \leftrightarrow \text{kJ}$) $\rightarrow$ verificar a coerência do sinal.

Exercícios

1. Completar: quebrar ligações é um processo que _____ energia; formar ligações é um processo que _____ energia. Num processo exotérmico a energia fica _____ o sistema e ΔH é _____; num endotérmico, ΔH é _____.

2. Classificar cada processo como exotérmico (E) ou endotérmico (N): combustão do metano (___); fotossíntese (___); evaporação da água (___); respiração celular (___); derreter gelo (___).

3. A combustão do metano é representada por $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$, com $\Delta H = -890 \text{ kJ/mol}$. Quantos kJ são libertados na queima de 2,00 mol de CH_4 ?

4. Que massa de CH_4 ($M = 16,0 \text{ g/mol}$) corresponde a 445 kJ libertados na mesma reação?

5. A queima de 16,0 g de CH_4 liberta 890 kJ. Calcula a energia libertada por grama de metano.

6. Ao dissolver um sal numa solução, a temperatura de 100,0 g de água sobe 10,0 °C. Calcula o calor absorvido pela água ($c = 4,18 \text{ J/(g}^\circ\text{C)}$).

7. Um processo liberta 6,270 kJ e aquece 200,0 g de água. Que variação de temperatura sofre a água ($c = 4,18 \text{ J/(g}^\circ\text{C)}$)?

8. Com valores de energia de ligação $\text{H-H} = 436 \text{ kJ/mol}$, $\text{Cl-Cl} = 242 \text{ kJ/mol}$, $\text{H-Cl} = 431 \text{ kJ/mol}$, calcula ΔH para $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$ ($\Delta H = \Sigma \text{ energias das ligações quebradas} - \Sigma \text{ energias das ligações formadas}$).

9. Explica, com base na energia das ligações, por que razão a combustão do metano é exotérmica apesar de ser necessário absorver energia para quebrar as ligações dos reagentes.

10. Verdadeiro ou falso. Corrige as falsas.

- a) Quebrar uma ligação química liberta energia. (V/F)
- b) Num processo exotérmico, ΔH tem sinal negativo porque a energia passa do sistema para o ambiente. (V/F)
- c) A variação de entalpia exprime-se em kJ ou em kJ por mol de reação. (V/F)
- d) Um catalisador altera a variação de entalpia de uma reação. (V/F)
- e) Na fotossíntese, a planta absorve energia luminosa — trata-se de um processo endotérmico. (V/F)

11. Os exercícios 6 e 7 libertam/absorvem a mesma quantidade de calor com massas e variações de temperatura diferentes. Explica por que razão.

12. Escreve a equação termoquímica da combustão do metano indicando o valor de ΔH e explica o que o sinal negativo significa na prática (o que se mede no exterior do recipiente).

Soluções — Energia nas reações e entalpia

10.º Ano

Física e Química A

Resolução completa

1. Quebrar ligações **absorve** energia; formar ligações **liberta** energia. No exotérmico a energia fica **fora do sistema** (passa para o ambiente) e ΔH é **negativo**; no endotérmico ΔH é **positivo**.

2. Combustão do metano: **E**. Fotossíntese: **N**. Evaporação da água: **N**. Respiração celular: **E**. Derreter gelo: **N**.

3. $q = n \times |\Delta H| = 2,00 \text{ mol} \times 890 \text{ kJ/mol} = \mathbf{1780 \text{ kJ}}$ libertados. O sinal negativo confirma que a energia sai do sistema.

4. $n = 445 \text{ kJ} \div 890 \text{ kJ/mol} = 0,500 \text{ mol}$; $m = 0,500 \times 16,0 = \mathbf{8,0 \text{ g de CH}_4}$.

5. $890 \text{ kJ} \div 16,0 \text{ g} = \mathbf{55,6 \text{ kJ/g}}$ — é por isto que o metano é um combustível com alto poder energético.

6. $q = m \times c \times \Delta T = 100,0 \text{ g} \times 4,18 \text{ J/(g}^\circ\text{C)} \times 10,0^\circ\text{C} = 4180 \text{ J} = \mathbf{4,18 \text{ kJ}}$ absorvidos.

7. $\Delta T = q \div (m \times c) = 6270 \text{ J} \div (200,0 \text{ g} \times 4,18 \text{ J/(g}^\circ\text{C)}) = \mathbf{7,5^\circ\text{C}}$. Verificação inversa: $200 \times 4,18 \times 7,5 = 6270 \text{ J} \checkmark$

8. Ligações quebradas: $\text{H-H} + \text{Cl-Cl} = 436 + 242 = 678 \text{ kJ/mol}$ (absorve). Ligações formadas: $2 \times \text{H-Cl} = 862 \text{ kJ/mol}$ (liberta). Logo $\Delta H = 678 - 862 = \mathbf{-184 \text{ kJ/mol}}$ — reação exotérmica.

9. Para reagir é preciso quebrar H-H e O=O (absorção). Mas as ligações formadas — C=O no CO_2 e O-H na água — são muito fortes e libertam **mais energia** do que a absorvida na quebra. O balanço é negativo: **o que se liberta ao formar os produtos supera o que se absorveu ao quebrar os reagentes**, e o excedente aquece o ambiente.

10. a) **F** — quebrar ligações **absorve** energia; é formá-las que liberta. b) **V** — a energia passa do sistema para o ambiente, dando $\Delta H < 0$. c) **V** — conforme a escala, kJ (por quantidade usada) ou kJ/mol de reação. d) **F** — o catalisador apenas acelera a reação (caminho alternativo de menor energia de ativação); o ΔH inicial e final são os mesmos. e) **V** — a planta absorve energia luminosa, logo o processo é endotérmico.

11. Porque $q = m \times c \times \Delta T$ é um produto de três fatores: nos dois casos o produto dá $4180 \text{ J} = 100 \text{ g} \times 10^\circ\text{C} = 200 \text{ g} \times 7,5^\circ\text{C} \times 4,18$. **Dobrar a massa e dividir ΔT por dois mantém o mesmo calor**: massas maiores exigem menos aumento de temperatura para acumular a mesma energia.

12. $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ $\Delta H = \mathbf{-890 \text{ kJ/mol}}$. O sinal negativo indica **exotermia**: a reação liberta 890 kJ por mol de CH_4 queima. Na prática, mede-se um **aumento de temperatura** no exterior do recipiente — o calor sai do sistema e passa para a água ou o ar que rodeiam a reação.

Nota: metade dos erros vem dos **sinais**: $\Delta H < 0$ significa que a energia saiu (exotérmico). A outra metade vem das **unidades** — separa sempre termoquímica ($q = n \times \Delta H$, em kJ) de calorimetria ($q = m \times c \times \Delta T$, em J) e converte no fim.