Lei de Hess e poder energético

12.º Ano | Química | 4 páginas | 12 exercícios

Competências que desenvolve: Aplicar a lei de Hess para determinar a entalpia padrão de uma reação (por soma ou por entalpias de formação), relacionar a entalpia de combustão com o poder energético de um combustível e interpretar o papel da composição e da estrutura das moléculas nessa energia.

Revisão rápida

- **Lei de Hess:** ΔH só depende dos estados *inicial e final* — não do caminho. Para somar reações: reverter uma equação **troca o sinal** de ΔH; multiplicar por um fator **multiplica** ΔH; as equações somam-se só depois de os intermediários cancelarem.
- **Por entalpias de formação:** $\Delta_r H° = \Sigma\, \Delta_f H°(\text{produtos}) - \Sigma\, \Delta_f H°(\text{reagentes})$.
- **Poder energético:** energia libertada por unidade de massa (ou volume) na combustão completa — $\Delta_c H° \div M$ em kJ/g.
- **Referências (25 °C):** $\Delta_c H°(CH_4) \approx -890$ kJ/mol (M = 16) · $\Delta_f H°(H_2O, l) = -285{,}8$ → o H_2 queima com −285,8 kJ/mol (M = 2).

Exercícios

1. Soma de reações (Hess): dados (i) $C + \tfrac{1}{2}O_2 \rightarrow CO$, ΔH = −110,5 kJ/mol e (ii) $CO + \tfrac{1}{2}O_2 \rightarrow CO_2$, ΔH = −283,0 kJ/mol. a) soma as equações (cancela o CO) b) ΔH da soma = __ c) escreve a equação resultante.

2. Reversão: $H_2 + \tfrac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O(l)$, ΔH = −285,8 kJ/mol. a) escreve a reação invertida b) ΔH da invertida = __ c) porque troca o sinal?

3. Multiplicação: sabendo que $H_2 + \tfrac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$ tem ΔH = −285,8 kJ/mol, calcula o ΔH de $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$.

4. Combustão do metano por $\Delta_f H°$: $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O(l)$ com $\Delta_f H°$: CO_2 −393,5 · H_2O −285,8 · CH_4 −74,8. a) aplica Σprod − Σreg b) resultado __ c) confirma com o −890 kJ/mol tabelado.

5. Poder energético: a) define b) calcula o do metano (890 kJ/mol; M = 16 g/mol) em kJ/g c) o do hidrogénio (285,8 kJ/mol; M = 2 g/mol) d) qual é maior? __ — porque?

6. Porque é que o hidrogénio, com um $\Delta_c H°$ *menor* em valor absoluto que o do metano, tem *maior* poder energético por grama? (relaciona com a massa molar)

7. Combustão completa vs. incompleta do carbono: a) completa: $C + O_2 \rightarrow CO_2$ (−393,5) · incompleta: $2C + O_2 \rightarrow 2CO$ (−221,0 — cerca de 2 × (−110,5)) b) energia perdida por mol de carbono: 393,5 − 110,5 = __ c) que percentagem se perde? (× 100)

8. Tabela de comparação (kJ/g): hidrogénio 142,9 · metano 55,6 · gasolina ≈ 46 (valor típico de referência). a) qual o maior poder energético por grama? b) porque é que a gasolina é mesmo assim a preferida dos transportes? (2 razões: densidade de energia *volúmica* e manuseio)

9. Reação com ΔH = −890,3 kJ/mol. a) energia libertada por 2 mol de CH_4 __ b) sinal e sentido: o sistema ganha ou perde entalpia? c) para onde vai essa energia?

© 2026 Estudantices

10. Princípio de caminho: a) por que razão se pode calcular ΔH de uma reação indireta? b) aplica: calcular $C + O_2 \rightarrow CO_2$ usando as duas etapas do ex. 1 e confirmar o valor direto.

11. V/F — corrige as falsas: a) «Reverter uma equação mantém o mesmo ΔH.» ( ) b) «O poder energético depende da unidade de massa considerada.» ( ) c) «Dois combustíveis com o mesmo $\Delta_c H°$ por mol têm o mesmo poder energético por grama.» ( ) d) «A lei de Hess permite somar reações para obter uma nova.» ( )

12. Produção: explica em 3 frases porque é que o poder energético de um combustível depende da sua composição e estrutura, usando o metano e o hidrogénio como exemplo.

© 2026 Estudantices

Soluções — Lei de Hess e poder energético

1. a) $C + O_2 \rightarrow CO_2$ (½O₂ + ½O₂ = O₂; o CO cancela) b) −110,5 + (−283,0) = **−393,5 kJ/mol** c) (escrita acima) — coincide com $\Delta_f H°(CO_2)$ ✓.

2. a) $H_2O(l) \rightarrow H_2 + \frac{1}{2}O_2$ b) **+285,8 kJ/mol** c) (modelo) Inverter o sentido obriga a *repor* a energia que antes se libertou — a mesma troca, contada ao contrário, tem sinal oposto.

3. 2 × (−285,8) = **−571,6 kJ/mol**.

4. a) Σprod = (−393,5) + 2 × (−285,8) = −967,1 · Σreg = −74,8 + 0 → $\Delta_r H°$ = −967,1 + 74,8 = **−890,3 kJ/mol** b) (valor acima) c) ✓ coincide com −890 kJ/mol (arredondado).

5. a) (modelo) energia libertada na combustão completa por unidade de massa (ou de volume) b) 890 ÷ 16 = **55,6 kJ/g** c) 285,8 ÷ 2 = **142,9 kJ/g** d) **o hidrogénio** — porque cada grama corresponde a muito mais moléculas (mol de 2 g vs. 16 g).

6. (modelo) O poder energético divide o $\Delta_c H°$ pela massa molar: o metano tem 890 kJ a distribuir por 16 g, o hidrogénio 285,8 kJ por apenas 2 g. Por grama, o hidrogénio liberta cerca de 2,6× mais. É a leveza molecular, não a reação, que faz a diferença.

7. a) (escritas acima) b) 393,5 − 110,5 = **283,0 kJ** c) (283,0 ÷ 393,5) × 100 = **71,9%** — quase 72% da energia fica por contar, e ainda se produz CO tóxico.

8. a) o **hidrogénio** (142,9 kJ/g) b) (modelo) Por volume, a gasolina concentra muita energia e é líquida à temperatura ambiente — fácil de armazenar e transportar; o hidrogénio exige pressão ou frio e ocupa volumes muito maiores.

9. a) 2 × 890,3 = **1 780,6 kJ** b) ΔH < 0 — o sistema **perde** entalpia c) (modelo) sai como calor para o ambiente (e luz), que é o que aproveitamos na chama.

10. a) (modelo) Porque a entalpia é uma função de estado: o que importa é a diferença entre os extremos, independentemente das etapas b) −110,5 + (−283,0) = **−393,5 kJ/mol** ✓ — igual ao valor direto.

11. a) **F** — troca o sinal b) **V** — kJ/g, kJ/L ou kJ/mol dão valores diferentes c) **F** — divisão por massas molares diferentes dá poderes energéticos diferentes d) **V**.

12. (modelo) O poder energético é o $\Delta_c H°$ dividido pela massa molar — depende, portanto, de quantas ligações se quebram e reorganizam por grama de combustível. O metano (CH_4, 16 g/mol) liberta 890 kJ por mol, mas tem de os repartir por 16 g, ficando em 55,6 kJ/g; o hidrogénio liberta menos por mol (285,8 kJ) mas só tem 2 g, o que dá 142,9 kJ/g. É por isso que, mesmo com uma reação menos energética à escala molecular, o hidrogénio é o combustível com maior poder energético por unidade de massa.

© 2026 Estudantices