Ficha — Enthalpia, Lei de Hess e Poder Energético

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

Competências que desenvolve: Ler diagramas de níveis de energia de reações exo e endotérmicas (sinal de ΔH, energia de ativação), aplicar a Lei de Hess somando rotas de um ciclo e calcular o poder energético de um combustível a partir do seu valor por massa.

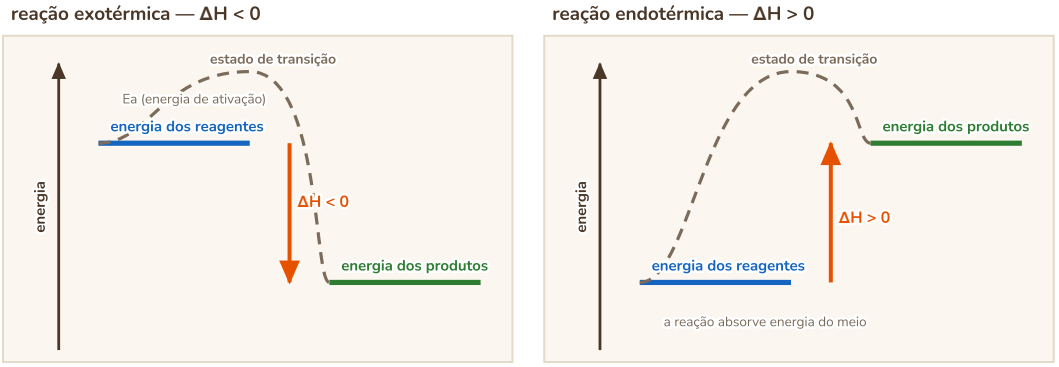


Figura 14 — Níveis de energia: na exotérmica os produtos ficam abaixo dos reagentes (energia libertada, ΔH negativo); na endotérmica ficam acima (energia absorvida). A energia de ativação é a subida inicial nas duas.

1. Leitura da Figura 14 (painel exo): a) os produtos ficam acima ou abaixo dos reagentes? b) qual é o sinal de ΔH? c) a energia libertada corresce à diferença entre que dois níveis?

2. Energia de ativação: a) nos dois painéis a curva tracejada sobe antes de descer — o que representa essa subida? b) um catalisador faria subir ou baixar o pico? e mudaria ΔH?

3. Classifica (exo/endo) e justifica com o sinal de ΔH: combustão do metano (ΔH = −890 kJ/mol) ___ · fotossíntese (ΔH = +2803 kJ/mol) ___ · dissolução de nitrato de amónio em água (ΔH = +25,7 kJ/mol) ___ · condensação do vapor de água (ΔH = −44 kJ/mol) ___.

© 2026 Estudantices

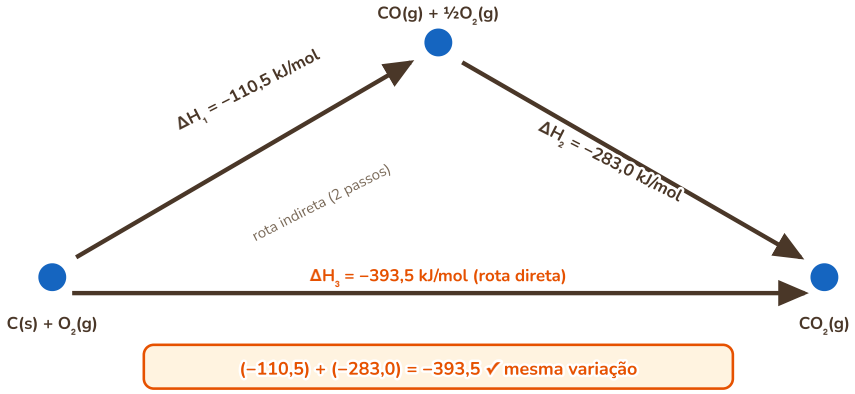


Figura 15 — Ciclo de Hess: chegar de C + O_2 a CO_2 dá o mesmo ΔH por qualquer rota — a soma das etapas iguala o caminho direto.

4. Leitura da Figura 15: a) quantas rotas ligam os reagentes aos produtos? b) o que afirma a caixa laranja sobre a soma das duas primeiras? c) porque é que ΔH_3 é negativo?

5. Confirma a soma: (−110,5) + (−283,0) = _____ kJ/mol. E calcula a diferença entre as duas rotas para provar que são iguais.

6. Outro ciclo (vaporização da água): dadas $H_2 + ½O_2 \rightarrow H_2O(l)$, ΔH = −285,8 kJ/mol e $H_2 + ½O_2 \rightarrow H_2O(g)$, ΔH = −241,8 kJ/mol — calcula ΔH de $H_2O(l) \rightarrow H_2O(g)$ usando a Lei de Hess.

7. Por que funciona Hess? explica com a ideia de *função de estado*: porque é que não importa como se chega aos produtos?

© 2026 Estudantices

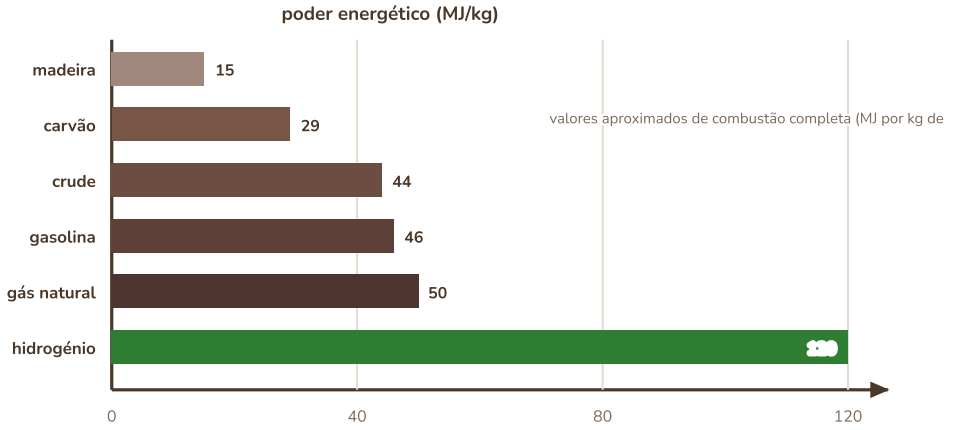


Figura 16 — Poder energético comparado: por quilograma queimado, o hidrogénio entrega cerca de 4× mais energia que a gasolina e 8× mais que a madeira.

8. Leitura da Figura 16: a) qual combustível tem o maior poder energético? b) qual o menor? c) calcula a razão hidrogénio ÷ madeira (120 ÷ 15).

9. Massa para a mesma energia: para obter 1000 kJ, quanta massa precisa de hidrogénio (120 kJ/kg) e quanta de carvão (29 kJ/kg)? Compara.

10. De ΔH ao poder energético: a combustão do etanol (C_2H_6O, M = 46 g/mol) tem ΔH = −1367 kJ/mol. Calcula o poder energético em MJ/kg (divide kJ/mol por M em kg).

11. 5000 kJ para cozinhar: calcula a massa de gasolina (46 kJ/g) e de madeira (15 kJ/g) necessária. O que se prefere num fogão de campismo e porquê (2 critérios: massa e facilidade de transporte)?

12. Produção: foguetões escolhem hidrogénio apesar do custo. Desenvolve em 3 frases usando a Figura 16 — o que é que num lançamento pesa mais: o combustível ou o motor? E o que a razão 120/46 significa para o arranque?

© 2026 Estudantices

Soluções — Enthalpia, Lei de Hess e Poder Energético

1. a) os produtos ficam **abaixo** dos reagentes b) **negativo** (ΔH < 0) c) a energia libertada corresponde à diferença entre a **linha dos reagentes e a linha dos produtos** — é o que sobra depois de vencer a energia de ativação.

2. a) representa a **energia de ativação**: os reagentes têm de ser excitados até ao estado de transição antes de reagir b) o catalisador **baixaria o pico** (caminho de menor Ea) e **não mudaria ΔH** — os níveis inicial e final são os mesmos.

3. combustão do metano: **exo** (ΔH negativo — liberta energia) · fotossíntese: **endo** (ΔH positivo — absorve luz/energia) · dissolução de NH_4NO_3: **endo** (absorve calor do meio — por isso o saco arrefece) · condensação: **exo** (o vapor ao liquefazer liberta o calor que tinha).

4. a) **duas** — a rota direta e a rota indireta em dois passos b) que a soma das etapas (−110,5 + −283,0) dá **exatamente o valor da rota direta** (−393,5) c) porque a combustão/formação do CO_2 a partir de C + O_2 **liberta energia** (produtos com menos energia que os reagentes).

5. (−110,5) + (−283,0) = **−393,5 kJ/mol** ✓ · diferença entre rotas: (−393,5) − (−393,5) = **0 kJ/mol** — as duas rotas são equivalentes.

6. ΔH = ΔH(formação gás) − ΔH(formação líquido) = (−241,8) − (−285,8) = **+44,0 kJ/mol** — a vaporização absorve energia; ao condensar, devolve-se −44,0 kJ/mol.

7. (modelo) A variação de entalpia é uma **função de estado**: depende só do estado inicial e final, não do caminho. Por isso a energia libertada é sempre a mesma, seja numa etapa ou em duas — e é isso que permite somar rotas de um ciclo de Hess.

8. a) **hidrogénio (120 MJ/kg)** b) **madeira (15 MJ/kg)** c) 120 ÷ 15 = **8** — o hidrogénio dá 8× mais energia por quilograma.

9. hidrogénio: 1000 ÷ 120 = **8,3 g** · carvão: 1000 ÷ 29 = **34,5 g** — cerca de **4 vezes mais massa** de carvão para a mesma energia.

10. 1367 kJ/mol ÷ 0,046 kg/mol = **29,7 MJ/kg** — inferior aos hidrocarbonetos da figura (o oxigénio já presente na molécula «pesa» sem contribuir para a queima).

11. gasolina: 5000 ÷ 46 = **108,7 g** · madeira: 5000 ÷ 15 = **333,3 g** — prefere-se a gasolina: leva **3× menos massa** para a mesma energia e é fácil de transportar em contentor fechado e lícito de acender.

12. (modelo) Num lançamento a **maioria da massa é combustível** — e é isso que limita a carga útil. O hidrogénio entrega 120 MJ/kg contra os 46 da gasolina, ou seja **2,6× mais energia por quilograma**: para a mesma energia, o tanque leva cerca de metade da massa. Essa poupança em massa multiplica-se ao longo de toda a aceleração — é a razão de os foguetões usarem hidrogénio (e por o mesmo motivo se estudem combustíveis ainda mais densos).

© 2026 Estudantices