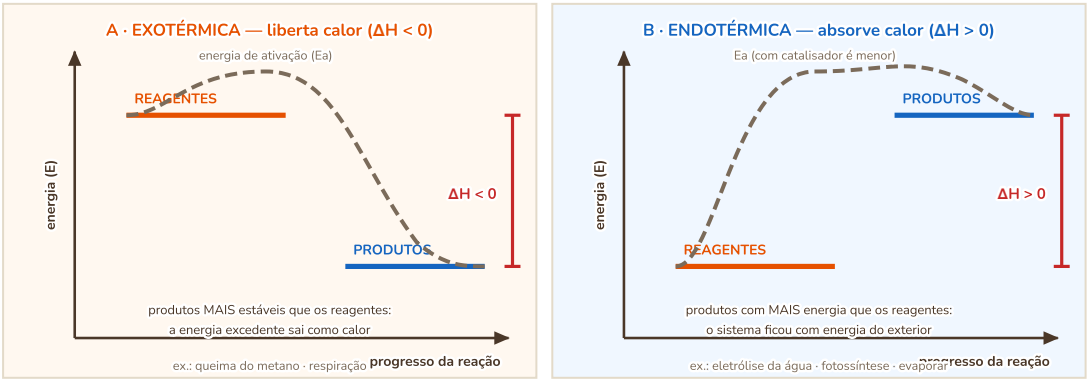
Ficha — Entalpia: Quebra e Formação de Ligações

10.º Ano · Física e Química A · 4 páginas · 12 exercícios

Competências que desenvolve: Ler o diagrama de níveis de energia das reações exotérmicas e endotérmicas, calcular ΔH pela diferença entre ligações quebradas e formadas, e ligar o sinal de ΔH ao aspeto energético (calor absorvido ou libertado) das transformações.



ΔH = Σ energias das ligações QUEBRADAS − Σ energias das ligações FORMADAS · quebrar absorve · formar liberta

Figura 15 — Os dois perfis de reação: na exotérmica os produtos ficam abaixo dos reagentes (ΔH < 0); na endotérmica, acima (ΔH > 0). A barreira tracejada é a energia de ativação.

1. Comparar os painéis: a) em qual deles os produtos estão com menos energia? b) o que é que sai ou entra na reação A? c) como se lê o sinal de ΔH em cada caso?

2. Energia de ativação: o que representa a «barreira» tracejada? Porque é que a reação A não arranca sozinha à temperatura ambiente apesar de ser favorável?

3. Calcular ΔH por ligações: reação $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$. Usa: H–H = 436 kJ/mol · Cl–Cl = 242 · H–Cl = 431. Calcula ΔH e classifica a reação.

4. Porque muda o sinal: no exercício 3, as ligações formadas libertaram mais do que as quebradas gastaram. Explica porque é que isso faz ΔH negativo — ligando-o ao painel A.

5. Identificar pelas figuras: classifica cada processo como exo ou endo usando a lógica da figura: queima de gasolina · fotossíntese · fundir gelo · reação de uma barra de magnésio com ácido · condensação do vapor.

6. Estabilidade: na reação A os produtos estão em nível inferior. O que é que isso diz sobre a estabilidade relativa dos produtos face aos reagentes? E na B?

7. Catalisador: o que faz a Ea num mecanismo com catalisador (painel B)? O ΔH muda? Justifica com o diagrama.

© 2026 Estudantices

8. Conta inversa: uma reação tem ΔH = −185 kJ/mol. a) que sinal e que processo é? b) se escreveres a reação ao contrário (produtos ↔ reagentes), quanto vale o ΔH agora?

9. Quente ou frio ao tocar: um saco de água gelada e uma pedra ao sol — um liberta calor para as mãos, o outro absorve. Associa cada um aos painéis A/B e justifica.

10. V/F — corrige as falsas: a) «Numa reação exotérmica os produtos ficam com mais energia.» ( ) b) «O catalisador muda ΔH.» ( ) c) «Endotérmica absorve energia do meio.» ( ) d) «ΔH positivo liberta calor.» ( )

11. Grandezas por mol: na queima do metano, ΔH = −890 kJ/mol. a) quanto se liberta ao queimar 2 mol? b) e ao queimar 0,5 mol? c) o sinal negativo «perde-se» nos cálculos — como convém escrever sempre o valor?

12. Produção: descreve em 3 frases o que um diagrama de níveis conta sobre uma reação — usando os termos reagentes, produtos, ΔH e energia de ativação.

© 2026 Estudantices

Soluções — Entalpia: Quebra e Formação de Ligações

1. a) painel **A** (produtos em nível inferior aos reagentes) b) na A o calor **sai** para o exterior (o sistema perde energia); na B **entra** c) A: **ΔH < 0** · B: **ΔH > 0**.

2. A barreira é a **energia de ativação (Ea)**: a energia mínima para quebrar as ligações iniciais e chegar ao estado de transição. Mesmo sendo exotérmica no resultado, a reação A precisa de um «empurrão» (faísca, calor, catalisador) — a favorabilidade não dá a velocidade.

3. Quebradas: 436 + 242 = **678 kJ** · Formadas: 2 × 431 = **862 kJ** · ΔH = 678 − 862 = **−184 kJ/mol** → **exotérmica**.

4. ΔH = Σquebra − Σformação: quando a segunda parcela é maior, o resultado é **negativo** — a diferença ficou «sobrando» e foi libertada como calor, exatamente como no painel A (produtos mais estáveis, em nível mais baixo).

5. Queima de gasolina: **exotérmica** · fotossíntese: **endotérmica** (usa a luz) · fundir gelo: **endotérmica** · Mg + ácido: **exotérmica** (a tuba aquece) · condensação: **exotérmica** (liberta o calor que o vapor tinha).

6. Nível inferior = **mais estável**: os produtos do painel A têm a energia mais bem distribuída (ΔH negativo = sistema mais estável). Na B os produtos guardam **mais energia** que os reagentes — são menos estáveis por si e mantêm-se enquanto a fonte de energia os alimenta.

7. O catalisador oferece um caminho alternativo com **Ea menor** (a barreira sobe menos) — mais moléculas reagem ao mesmo tempo. **ΔH não muda**: os patamares de reagentes e produtos são os mesmos, muda só o caminho.

8. a) sinal **negativo → exotérmica** (liberta 185 kJ por mol) b) ao inverter, o mesmo troco passa a ser absorvido: ΔH = **+185 kJ/mol** — os sinais trocam sempre ao inverter a equação.

9. Água gelada: as mãos **cedem calor** à água (que o absorve para aquecer/fundir) → para a água é um processo **endotérmico (B)** — e por isso arrefece a mão. Pedra ao sol: **absorve** radiação e aquece (B); já a pedra morna ao toque **liberta** calor para as mãos → as mãos sentem **calor (A)**. Regra prática: **A = calor sai do sistema (esfria)** · **B = calor entra no sistema (aquece)** — o sinal depende de quem se olha.

10. a) **F** — ficam com **menos** energia b) **F** — só muda a Ea c) **V** d) **F** — positivo **absorve** (ΔH > 0).

11. a) 2 × 890 = **1780 kJ libertados** b) 0,5 × 890 = **445 kJ libertados** c) escreve-se sempre o valor com o sinal: **ΔH = −890 kJ/mol** — o sinal é que indica o sentido, os cálculos usam-no à letra.

12. (modelo) O diagrama mostra o **nível de energia dos reagentes** e dos **produtos** e a diferença entre eles, que é o **ΔH** — negativo se os produtos ficarem abaixo, positivo se ficarem acima. Entre eles ergue-se a barreira da **energia de ativação**, que se reduz com catalisadores. Ler os quatro elementos (dois patamares, ΔH e Ea) permite prever se a reação liberta ou absorve calor e que condições precisa para arrancar.

© 2026 Estudantices