Ficha — Constante de Equilíbrio e Temperatura

11.º Ano | Física e Química A | 4 páginas | 12 exercícios

Competências que desenvolve: Ler o gráfico de K contra a temperatura para reações exo e endotérmicas, prever o efeito de aquecer ou arrefecer pelo princípio de Le Châtelier, ligar a variação de K à variação de Q e justificar os compromissos industriais de temperatura.

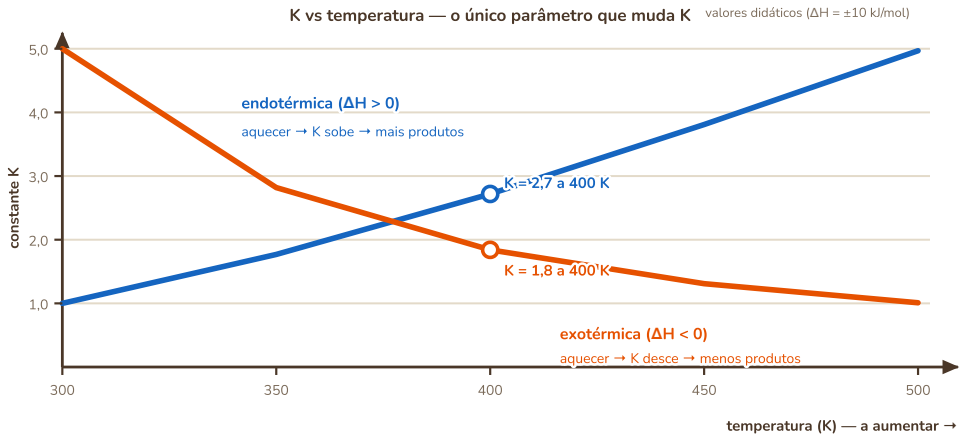


Figura 12 — K contra a temperatura: sobe na endotérmica e desce na exotérmica. Aumentar T é a única perturbação que altera a própria constante (valores didáticos derivados de ΔH = ±10 kJ/mol).

1. Leitura das curvas: a) qual curva é da reação endotérmica? b) o que acontece a K quando a temperatura sobe em cada caso? c) as duas curvas cruzam-se — o que isso significa?

2. Valores a 400 K: lê K nas duas curvas (2,7 e 1,8) e explica porque é que a mesma temperatura dá constantes tão diferentes para reações distintas.

3. Exo e Le Châtelier: numa reação exotérmica, o calor pode ser encarado como um «produto». Se aquecermos, que sentido toma o equilíbrio? E porque é que K desce (liga com a curva laranja)?

© 2026 Estudantices

4. Endo com cor: a dissociação N_2O_4 (incolor) $\rightleftharpoons$ $2NO_2$ (acastanho) é endotérmica. Preve o que se observa ao aquecer o tubo e justifica com K.

5. Síntese do amoníaco (exo): $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$, $\Delta H < 0$. O que acontece ao rendimento se a temperatura subir muito? Relaciona com a curva laranja.

6. Compromisso cinética/equilíbrio: porque é que a indústria não trabalha à temperatura mais baixa possível (rendimento máximo)? Que papel entra aqui e o que não muda por causa dele?

7. Razão de constantes (endo): K passou de 1,0 (300 K) a 2,7 (400 K). Calcula a razão K_2/K_1 e indica se a reação absorve ou liberta calor.

8. Razão de constantes (exo): de 5,0 (300 K) a 1,8 (400 K): calcula K_2/K_1 e compara com o inverso do resultado do exercício 7. O que revela essa simetria? (mesmo $|\Delta H|$)

© 2026 Estudantices

9. K, Q e a subida de T: numa exotérmica a 300 K (equilíbrio), aquece-se. K desce de 5,0 para 1,8 — o que acontece a Q instantes? Em que sentido reage até Q = K?

10. Unica perturbação que muda K: compara as perturbações por concentração, pressão e temperatura. Qual altera a constante? Justifica a diferença.

11. V/F — corrige as falsas: a) «Aquecer uma exotérmica aumenta K.» ( ) b) «Um catalisador muda a posição do equilíbrio ao mudar K.» ( ) c) «Arrefecer uma endotérmica desloca o equilíbrio para os reagentes.» ( ) d) «Só a temperatura altera K.» ( )

12. Produção: escolhe as condições de temperatura da síntese do amoníaco (exo, rendimento baixo a T alta; cinética lenta a T baixa) e justifica em 3 frases o compromisso adotado.

© 2026 Estudantices

Soluções — Constante de Equilíbrio e Temperatura

1. a) a **azul, que sobe** — a endotérmica (ΔH > 0) b) na endotérmica K **aumenta** com a T; na exotérmica K **diminui** c) o cruzamento indica que, numa certa temperatura, as duas reações teriam a mesma K — acima/baixo disso, dominam sentidos opostos.

2. K depende da **reação** (da sua ΔH) — a temperatura é só o eixo: para a endotérmica dá 2,7 e para a exotérmica 1,8 porque a energia envolvida muda a forma como a T entra na constante.

3. Com calor como produto, aquecer **empurra para os reagentes** (←) para consumir o excesso de energia — logo há **menos produtos** e K desce: é exatamente a curva laranja a cair.

4. Ao aquecer, K **sobe** e o equilíbrio desloca-se para a direita (NO_2): o tubo **escurece / ganha cor castanha** — mais NO_2. Ao arrefecer,clareia outra vez.

5. K desce e o equilíbrio desloca-se para os **reagentes** — o rendimento de NH_3 **diminui** com temperaturas elevadas.

6. A T baixa o rendimento seria bom, mas a **reação ficaria lentíssima** (menos moléculas com energia de ativação) — a produção por hora desmoronava. Trabalha-se a T moderada com **catalisador**: este acelera sem mexer em K nem na posição do equilíbrio.

7. $K_2/K_1 = 2{,}7 \div 1{,}0 =$ **2,7** · K aumentou com a T → a reação **absorve calor** (endotérmica) ✓.

8. $K_2/K_1 = 1{,}8 \div 5{,}0 =$ **0,36 ≈ 1/2,7** — o mesmo fator mas invertido: com o mesmo |ΔH| (10 kJ/mol), o aquecimento favorece exatamente a direção oposta (a que absorve calor).

9. Q mantém-se no valor de antes (≈ 5,0) enquanto K cai para 1,8 → **Q > K** → a reação reage no sentido **inverso (←)**, consumindo produtos até Q = K a 1,8.

10. Só a **temperatura**. Concentração e pressão mudam o «estado de partida» (Q) em relação a uma K que continua igual — por isso só deslocam a posição; a T muda a própria K.

11. a) **F** — desce b) **F** — o catalisador não muda K nem a posição c) **V** — K desce, Q passa a ser maior e a reação vai para os reagentes d) **V** (das perturbações estudadas).

12. (modelo) Como a síntese é exotérmica, a T baixa daria **maior rendimento** — mas a cinética seria proibitivamente lenta. Escolhe-se uma **temperatura moderada** (cerca de 400–500 °C) que cede rendimento em troca de velocidade. O **catalisador de ferro** recupera velocidade sem alterar K — e a alta pressão completa o pacote empurrando o equilíbrio para os produtos.

© 2026 Estudantices