

Ficha — Princípio de Le Châtelier: perturbações e aplicações industriais

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

Objetivo: Prever o **sentido da evolução** de um sistema em equilíbrio quando perturbado (variação de **pressão, temperatura e concentração**) pelo Princípio de **Le Châtelier** — e justificar os **compromissos industriais** da síntese do amoníaco (T, pressão, catalisadores).

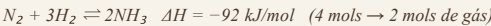
Revisão rápida

Princípio de Le Châtelier: um sistema em equilíbrio, ao ser **perturbado**, desloca-se no sentido que **tende a contrariar a perturbação** — até um novo equilíbrio.

Perturbação	Deslocação	«Porquê» curto
+ [reagente] ou – [produto]	→ frente (para os produtos)	consumir o que foi acrescentado / repor o que foi tirado
+ pressão (gasosos)	para o lado com menos mols de gás	menos mols = menos pressão — contraria o aumento
+ temperatura (exotérmica)	→ trás (para os reagentes)	consumir o calor acrescentado
+ catalisador	não desloca nada	acelera os dois sentidos por igual → chega-se ao mesmo equilíbrio mais depressa

Temperatura é especial: é a **única** que muda o valor de **K** (as restantes mudam o caminho, não o alvo). Exotérmica ($\Delta H < 0$): aquecer → **K** cai · Endotérmica ($\Delta H > 0$): aquecer → **K** sobe.

Síntese do amoníaco (Haber–Bosch):



Condições industriais: $\approx 450\text{ }^{\circ}\text{C}$ · $150\text{--}300\text{ atm}$ · **catalisador de ferro** — cada uma é um **compromisso** entre rendimento (equilíbrio), velocidade (cinética) e custo.

Estratégia: identificar a perturbação → contar os mols de gás de cada lado → decidir o sentido (ou: T muda K → Q vs K) → justificar com «contrariar a perturbação».

Exercícios

1. Completar: pelo Princípio de Le Châtelier, um sistema perturbado desloca-se no sentido que _____ a perturbação, até atingir _____ equilíbrio. Porque é que «tende a» não significa «consegue sempre compensar tudo»?

2. Concentração: prevê o sentido em cada caso: (a) acrescenta-se H_2 a $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ · (b) retira-se HI continuamente (por condensação) · (c) acrescenta-se HI. O que têm em comum (a) e (b)?

3. Pressão: em $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ ($4 \rightarrow 2$ mols), o que acontece se (a) se aumentar a pressão, (b) se retirar NH_3 , (c) se acrescentar um gás inerte mantendo o volume? E em $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ ($2 \rightarrow 2$), pressão afeta?

4. Catalisador: (a) porque é que não altera a posição do equilíbrio (nem K)? (b) Num processo industrial, o que é que ele melhora então — rendimento de equilíbrio ou produção por hora? (c) Dá um exemplo e explica por que é que ambos contam para o fabrico.

5. Temperatura: numa reação exotérmica, (a) o que acontece a K ao aquecer? (b) Que sentido dá a deslocação? (c) E numa endotérmica? (d) Porque é que T é a única perturbação que altera K?

6. Amoníaco — o compromisso da temperatura: o equilíbrio favorece NH_3 a temperatura baixa (exotérmica), mas industrialmente usa-se $\approx 450^\circ C$. (a) O que se ganha com T alta (cinética)? (b) O que se perde (equilíbrio/K)? (c) Como resolve este dilema o catalisador de ferro?

7. Amoníaco — o compromisso da pressão: (a) porquê 150–300 atm e não 1 atm (equilíbrio) nem 3 000 atm? (b) Pondera rendimento, custo e segurança/limites dos materiais.

8. Reciclagem: no processo Haber–Bosch, só $\approx 15\%$ do gás se converte por passagem. O que se faz com o resto («tratamento do gás residual») e porquê é que essa reciclagem é obrigatória (Q vs K + sustentabilidade)?

9. Tabela de sistemas: prever o efeito de aumentar a pressão: (a) $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$ (3→2) · (b) $PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$ (1→2) · (c) $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$ (2→2).

10. $T \times Q \times K$: numa reação exotérmica em equilíbrio, aquece-se o sistema. (a) K muda como? (b) Com K menor, Q fica como (maior, menor, igual) e porquê? (c) Qual o sentido da deslocação — confirma com a regra da «consumição do calor».

11. Laboratório (AL 22): a cor de uma solução em equilíbrio colorido (ex.: complexo de ferro com tiocianato, vermelho) intensifica-se ou desfaz-se consoante se dilui ou se acrescenta iões. Explica, com Le Châtelier, o que se vê ao (a) diluir fortemente e (b) acrescentar KSCN. O que isto prova sobre o equilíbrio ser reversível?

12. Síntese: um engenheiro quer «mais produto numa reação reversível». Enumera as quatro alavancas (concentração, pressão, temperatura, catalisador — dizendo o que cada uma faz e o que não faz) e explica porque o catalisador é a única que não mexe no rendimento de equilíbrio — mas não é por isso inútil.

Soluções — Princípio de Le Châtelier

11.º Ano

Física e Química A

Resolução completa

1. **contrária** · um **novo** equilíbrio. «Tende a» porque a compensação é **parcial** (ninguém fugiu: as leis do equilíbrio mudam o grau, não anulam a perturbação — ex.: acrescentar reagente desloca, mas com rendimento < 100 %) — e porque **velocidade limita**: compensar depende de tempo (sem catalisador pode ser lentíssimo).

2. (a) → **frente** (consumir o H_2 extra). (b) → **frente** (repôr o HI removido) — **tirar produto é a manobra industrial por excelência** (tira-se para o sistema «fabricar mais»). (c) → **trás** (consumir o HI acrescentado). (a) e (b) têm em comum: as duas empurram para os **produtos** — acrescentar reagente ou retirar produto dá no mesmo.

3. (a) +P → para o lado com **menos mols** → **frente** ($2 < 4$): mais NH_3 . (b) Retirar NH_3 → **frente** (reposição). (c) Gás inerte a volume constante: **não desloca** — as pressões parciais dos reagentes mantêm-se (o inerte não reage nem altera-as); só muda a pressão total, que aqui é irrelevante. Em $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$: **não afeta** — 2 mols de cada lado ($\Delta n = 0$).

4. (a) Catalisador baixa a **barreira** dos dois sentidos por igual (energia de ativação) — v direta e v inversa aceleram o mesmo fator → razão no equilíbrio (K) não muda. (b) Melhora a **velocidade**: atinge o mesmo equilíbrio em menos tempo. (c) Ex.: ferro no Haber–Bosch — **produção por hora** dispara (menos horas = menos custo e mais caudal); embora o rendimento de equilíbrio seja o mesmo, a **taxa** decide a viabilidade económica — e permite até trabalhar a T mais baixa (mais rendimento) mantendo velocidade.

5. (a) **K diminui**. (b) Sentido ← **trás** (para os reagentes — reação endotérmica inversa consome o calor). (c) Endotérmica: aquecer → K **aumenta** → → frente (a reação consome calor). (d) Porque a **temperatura muda a energia** com que as espécies reagem (populações de Maxwell–Boltzmann / posição do equilíbrio é função de $\Delta G^\circ = -RT \ln K$ — só T entra) — as outras perturbações variam quantidades, não a «economia energética» da reação.

6. (a) Com T alta a **velocidade** aumenta (mais colisões com energia $\geq E_a$) → produção por hora sobe. (b) Exotérmica: T alta → K **cai** → equilíbrio desloca-se ← **menos NH_3 por passagem**. (c) O **catalisador de ferro** permite operar a 450 °C com **velocidade já suficiente** — se fosse possível catalisar a frio, usar-se-ia T menor (mais rendimento); o catalisador é o que torna possível o compromisso T ↔ cinética.

7. (a) 1 atm daria **pouquíssimo NH_3** ($4 \rightarrow 2$ mols: a pressão é alavanca real); 3 000 atm daria pouco mais (diminuiu retornos) mas **custaria uma fortuna** em compressores e exigiria tubagens/proteções extremas. (b) 150–300 atm = **ponto de equilíbrio económico**: rendimento já alto × custo de energia/material × segurança (risco de fuga de H_2 inflamável; $N_2 + H_2$ inertes mas H_2 fragiliza metais — hidrogenação). É otimização, não fórmula única.

8. O gás residual ($N_2 + H_2 + NH_3$) é **resfriado para condensar o NH_3** (tira-se produto) e o que sobra é **reciclado** aos reatores. Porquê: (1) **químico** — com produto removido, $Q < K$ → o sistema volta a reagir na próxima passagem; (2) **económico/verde** — N_2 e H_2 caros (H_2 do gás natural, energia) não podem deitar-se fora: reciclar = matéria-prima 100 % aproveitada, menos emissões — é o mesmo princípio da química verde da ficha 8.

9. (a) $3 \rightarrow 2$ mols: +P → **frente** (mais SO_3). (b) $1 \rightarrow 2$ mols: +P → **trás** (menos mols: PCl_5). (c) $2 \rightarrow 2$: **sem efeito**.

10. (a) Exotérmica: aquecer → K **diminui**. (b) Q **fica igual** (as concentrações de partida não mudaram de repente) e K cai → $Q > K$. (c) Sentido ← **trás** — confirma: o sistema consome o «calor acrescentado» indo para os reagentes (a endotérmica direta trás come calor). Duas linguagens, a mesma resposta — Le Châtelier é a versão qualitativa de Q vs K com T.

11. (a) Diluir: todas as espécies ficam mais raras → $Q < K$ (razão muda a favor dos produtos) e pelo princípio, menos concentração → a reação **frente** repõe cor até certo ponto — a cor **desfaz-se parcialmente** (não totalmente: o novo equilíbrio é mais diluído). (b) Acrescentar KSCN (mais SCN^-): → **frente**, mais complexo vermelho → cor **intensifica-se**. Prova: o sistema **responde** a cada intervenção nos dois sentidos — é reversível e dinâmico (exatamente o que o AL 22 investiga).

12. (1) **Concentração**: + reagente ou – produto → mais produto (não muda K). (2) **Pressão**: só gasosos, vai ao lado de menos mols (não muda K). (3) **Temperatura**: muda K (exotérmica: baixar T dá mais produto, mas abrandar; endotérmica: subir) — a única com efeito em K. (4) **Catalisador**: **não mexe no rendimento** de equilíbrio — só na **velocidade**: chega-se ao mesmo alvo mais depressa (e, com ele, pode escolher-se T mais baixa a trabalhar). Conclusão: as três primeiras mudam **onde** se chega; o catalisador muda **quanto tempo** leva — e tempo é dinheiro.

Nota: quatro blocos — **princípio** + **concentração/pressão** · T e **catalisador** · **Haber–Bosch: os compromissos** · **Q×K com T** + **laboratório**. Liga às fichas 8–9 e ao AL 22.