

GTA | Guião de Trabalho Autónomo n.º 43

FÍSICA E QUÍMICA A 11.º ANO

Tema 3: Equilíbrio químico

Subtema 2: Estado de equilíbrio e extensão das reações químicas



PORQUÊ APRENDER SOBRE...?



O QUE VOU APRENDER?



COMO VOU APRENDER?



O QUE APRENDI?



COMO POSSO COMPLEMENTAR A
APRENDIZAGEM?



PORQUÊ APRENDER SOBRE...?

Variação de temperatura e otimização

Na indústria química, controlar as condições de uma reação é essencial para produzir substâncias importantes, como fertilizantes e ácido sulfúrico. A temperatura, a pressão e os catalisadores influenciam o rendimento e a velocidade das reações, obrigando a encontrar compromissos entre eficiência e custo. Neste guião vais explorar como um sistema químico em equilíbrio responde a alterações de temperatura e como esse conhecimento é aplicado em processos industriais reais.



O QUE VOU APRENDER?

- Aplicar, na resolução de problemas, o conceito de equilíbrio químico em sistemas homogéneos, incluindo a análise de gráficos, a escrita de expressões matemáticas que traduzam a constante de equilíbrio e a relação entre a constante de equilíbrio e a extensão de uma reação, explicando as estratégias de resolução.
- Relacionar as constantes de equilíbrio das reações direta e inversa.
- Prever o sentido da evolução de um sistema químico homogéneo quando o estado de equilíbrio é perturbado (variações de pressão em sistemas gasosos, de temperatura e de concentração), com base no Princípio de Le Châtelier.
- Prever o sentido da evolução de um sistema químico homogéneo por comparação entre o quociente da reação e a constante de equilíbrio.
- Investigar, experimentalmente, alterações de equilíbrios químicos em sistemas aquosos por variação da concentração de reagentes e produtos, formulando hipóteses, avaliando procedimentos e comunicando os resultados.
- Aplicar o Princípio de *Le Châtelier* à síntese do amoníaco e a outros processos industriais e justificar aspetos de compromisso relacionados com temperatura, pressão e uso de catalisadores.



COMO VOU APRENDER?

GTA 40: Equilíbrio em reações incompletas

GTA 41: Extensão das reações químicas

GTA 42: Fatores que alteram o equilíbrio químico

GTA 43: Variação de temperatura e otimização

GTA 44: Efeito da concentração no equilíbrio químico

Tema 3: Equilíbrio químico

Subtema 2: Estado de equilíbrio e extensão das reações químicas



GTA 43: Variação de temperatura e otimização

Objetivos:

- Prever o sentido da evolução de um sistema químico homogéneo quando o estado de equilíbrio é perturbado (variações de temperatura), com base no Princípio de *Le Châtelier*.
- Aplicar o Princípio de *Le Châtelier* à síntese do amoníaco e a outros processos industriais e justificar aspetos de compromisso relacionados com temperatura, pressão e uso de catalisadores.

Recursos e materiais: manual de Química, caderno diário, calculadora e internet.

TAREFA 1: Temperatura: para que lado evolui o equilíbrio?**Etapa 1: Vê o vídeo**

Assiste ao vídeo [Le Chatelier's Principle: Part 2](#).
(Podes ativar as legendas em português).



Presta especial atenção:

- à explicação do efeito da temperatura;
- ao desafio sobre o dióxido de nitrogénio (NO_2) e o tetróxido de dinitrogénio (N_2O_4).

Resumo (se não conseguiste ver o vídeo):

Quando a temperatura de um sistema em equilíbrio varia:

- o sistema evolui no sentido que contraria essa variação;
- o aumento de temperatura favorece a reação que absorve energia;
- a diminuição de temperatura favorece a reação que liberta energia;
- o catalisador não altera a posição de equilíbrio, apenas altera a velocidade.

Etapa 2: Responde no caderno

1. O vídeo usa a reação hipotética $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ com $\Delta H = -75 \text{ kJ}$.

- a) A reação direta é exotérmica ou endotérmica? E a inversa? **Justifica**.
- b) Se a temperatura aumentar, em que sentido evolui o equilíbrio? **Explica** a tua resposta.
- c) E se a temperatura diminuir? Qual é a reação favorecida?



2. O vídeo propõe o seguinte desafio. **Considera** a reação:



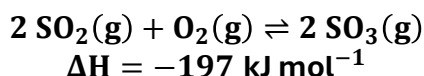
- a) **Indica** o sentido de deslocamento do equilíbrio quando a temperatura diminui. **Explica** a tua resposta.
- b) O que se observaria na cor da mistura gasosa? **Explica**.
- c) Repete a análise para um aumento de temperatura.
- d) O vídeo usa a metáfora de duas pás maiores para explicar o catalisador. **Explica** por que razão o catalisador não altera a composição do sistema em equilíbrio.

TAREFA 2: Temperatura e otimização industrial

Nesta tarefa vais aplicar o que aprendeste a processos industriais. **Consulta** o teu manual sempre que necessário.

Etapa 1: Exercício resolvido

Considera a reação de formação do trióxido de enxofre, importante na produção industrial de ácido sulfúrico:



1. **Prevê** o efeito do aumento da temperatura na produção de SO_3 .
2. **Prevê** o efeito do aumento da pressão na produção de SO_3 .

Resolução:

A reação direta é exotérmica, pois $\Delta H < 0$.

1. Efeito do aumento da temperatura

Quando a temperatura aumenta, é favorecida a reação que absorve energia, isto é, a reação endotérmica.

Como a reação direta é exotérmica, a reação inversa é endotérmica.

Assim, o equilíbrio desloca-se no sentido inverso, diminuindo a produção de SO_3 .

2. Efeito do aumento da pressão

Nos reagentes existem 3 moles gasosas: $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2$

Nos produtos existem 2 moles gasosas: 2SO_3

O aumento da pressão favorece o sentido com menor número de moles gasosas.

Assim, o equilíbrio desloca-se no sentido direto, aumentando a produção de SO_3 .



Etapa 2: Aplica à síntese do amoníaco (processo de Haber-Bosch)

A síntese do amoníaco, em sistema fechado, é uma reação exotérmica:



1.1 Explica, usando o Princípio de Le Châtelier, por que razão a diminuição da temperatura favorece a produção de amoníaco.

1.2 Explica por que razão temperaturas demasiado baixas tornam o processo industrial pouco eficiente.

1.3 Explica como o catalisador de ferro ajuda o processo industrial.

1.4 O catalisador altera o valor da constante de equilíbrio, K_c ? **Justifica**.

1.5 A reação direta envolve 4 moles de gás nos reagentes e 2 moles nos produtos. **Prevê** o efeito de um aumento de pressão, **justificando**.

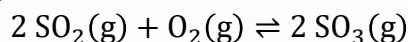
1.6 Explica por que razão a pressão industrial (150 atm a 300 atm) é um compromisso entre rendimento e custo.

TAREFA 3: Exercícios

Etapa 1: Resolve os exercícios

Exercício 1:

Nas imediações de um lago, um vulcão entra em erupção, libertando dióxido de enxofre, $\text{SO}_2(\text{g})$. Este gás reage com o dióxigénio atmosférico, $\text{O}_2(\text{g})$, formando trióxido de enxofre, $\text{SO}_3(\text{g})$:



O gráfico da Figura 1 representa o rendimento da reação de formação de SO_3 , em equilíbrio, a diferentes temperaturas, à pressão de 1 atm, em sistema fechado.

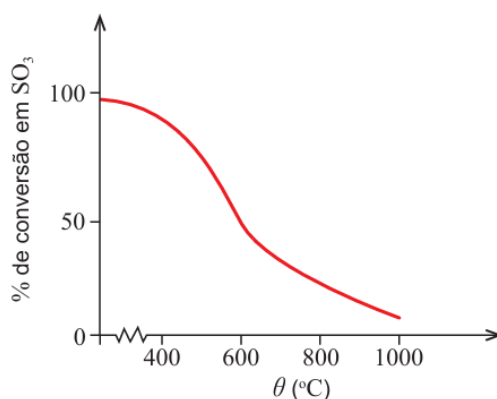


Figura 1



1.1 A partir da informação do gráfico, conclui se a reação direta é exotérmica ou endotérmica. **Justifica.**

1.2 Compara o valor da constante de equilíbrio, K_c , a 800 °C com o valor de K_c a 400 °C. **Justifica.**

1.3 Prevê, de acordo com o Princípio de *Le Châtelier*, o que aconteceria ao rendimento de formação de SO_3 se, a temperatura constante, a pressão aumentasse.

(Adaptado de Exame Final Nacional de Física e Química A, 1.ª fase, 2022, Item 5.)

Exercício 2:

Completa as frases seguintes.

- O aumento da temperatura favorece a reação _____.
- A diminuição da temperatura favorece a reação _____.
- Um catalisador altera a _____ da reação, mas não altera a _____ de equilíbrio.
- Em processos industriais, a temperatura e a pressão resultam de um compromisso entre:
 - _____;
 - _____;
 - _____.

Etapa 2: Verifica o que aprendeste

Resolve os exercícios propostos no teu manual sobre o efeito da temperatura no equilíbrio químico.

Compara as tuas respostas com as soluções e com as respostas dos teus colegas.

Regista dúvidas e **revê** os conceitos, se necessário.

Estuda com um colega.



PROPOSTA DE RESOLUÇÃO

TAREFA 1

1. $A + B \rightleftharpoons C + D$ com $\Delta H = -75 \text{ kJ}$.

a) **A reação direta é exotérmica ou endotérmica? E a inversa? Justifica.**

A reação direta é exotérmica, porque $\Delta H = -75 \text{ kJ}$ (liberta energia).

A reação inversa é endotérmica, porque absorve a mesma quantidade de energia.

b) **Se a temperatura aumentar, em que sentido evolui o equilíbrio? Explica.**

Se a temperatura aumentar, o equilíbrio evolui no **sentido inverso** (\leftarrow).

A reação direta é exotérmica (liberta calor), enquanto a inversa é endotérmica (absorve calor). Ao aumentar a temperatura, há mais energia disponível, pelo que é favorecida a reação que **absorve energia**, isto é, a reação inversa.

c) **E se a temperatura diminuir? Qual é a reação favorecida?**

Se a temperatura diminuir, o equilíbrio evolui no sentido direto (\rightarrow). A reação direta é exotérmica, ou seja, liberta calor. Ao diminuir a temperatura, é favorecida a reação que liberta energia, isto é, a reação direta.

2.

$2 \text{ NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$
castanho incolor

$\Delta H = -57,2 \text{ kJ mol}^{-1}$

a) **Indica o sentido de deslocamento do equilíbrio quando a temperatura diminui. Explica a tua resposta.**

Quando a temperatura diminui, o equilíbrio desloca-se no sentido direto, formando mais N_2O_4 . A reação direta é exotérmica, pois $\Delta H < 0$, e por isso é favorecida quando a temperatura diminui.

b) **O que se observaria na cor da mistura gasosa? Explica.**

A mistura fica **mais clara**, porque se forma mais N_2O_4 , que é incolor, e diminui a quantidade de NO_2 , que é castanho.

c) **Repete a análise para um aumento de temperatura.**

Quando a temperatura aumenta, o equilíbrio desloca-se no sentido inverso, formando mais NO_2 (castanho). A mistura fica mais escura, porque aumenta a quantidade de NO_2 .

d) **O vídeo usa a metáfora de duas pás maiores para explicar o catalisador. Explica por que razão o catalisador não altera a composição do sistema em equilíbrio.**

O catalisador aumenta a velocidade da reação direta e da reação inversa de igual forma.

Assim, o equilíbrio é atingido mais rapidamente, mas as quantidades de reagentes e produtos no equilíbrio não se alteram, mantendo-se a composição do sistema.



TAREFA 2:

Etapa 2:



1.1 Explica, usando o Princípio de *Le Châtelier*, por que razão a diminuição da temperatura favorece a produção de amoníaco.

A reação direta é exotérmica, pois $\Delta H < 0$, ou seja, liberta energia. Assim, ao diminuir a temperatura, o sistema evolui no sentido que liberta calor, favorecendo a reação direta. Por isso, aumenta a produção de amoníaco.

1.2 Explica por que razão temperaturas demasiado baixas tornam o processo industrial pouco eficiente.

Temperaturas demasiado baixas embora favoreçam a formação de amoníaco, diminuem muito a velocidade da reação, tornando o processo industrial pouco eficiente.

1.3 Explica como o catalisador de ferro ajuda o processo industrial.

O catalisador de ferro aumenta a velocidade da reação, permitindo atingir o equilíbrio mais rapidamente.

1.4 O catalisador altera o valor da constante de equilíbrio, K_c ? Justifica.

O catalisador não altera o valor da constante de equilíbrio, K_c . Ele aumenta igualmente a velocidade da reação direta e da reação inversa, mas não altera a composição do sistema no equilíbrio.

1.5 A reação direta envolve 4 moles de gás nos reagentes e 2 moles nos produtos. Prevê o efeito de um aumento de pressão, justificando.

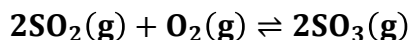
O aumento da pressão favorece o sentido em que existe menor número de moles gasosas. Na reação direta, existem 4 moles gasosas nos reagentes e 2 moles gasosas nos produtos. Assim, o equilíbrio desloca-se no sentido direto, favorecendo a formação de amoníaco.

1.6 Explica por que razão a pressão industrial (150 atm a 300 atm) é um compromisso entre rendimento e custo.

A utilização de uma pressão industrial elevada, tipicamente entre 150 atm a 300 atm é um compromisso estratégico entre o rendimento químico (quantidade de produto obtido) e o custo operacional (energia e segurança), porque apesar de o aumento da pressão favorecer o sentido da direta, maximizando a produção de amoníaco, comprimir gases a pressões extremamente elevadas consome uma quantidade enorme de energia elétrica. Pelo que pressões acima de 300 atm produziram mais amoníaco, mas não são usadas industrialmente devido a fatores económicos (equipamentos muito mais resistentes e espessos, aumentando drasticamente o investimento inicial e os custos de manutenção). Assim, a faixa de 150 atm a 300 atm é considerada o "ponto ótimo", pois é alta o suficiente para garantir um rendimento significativo e é baixa o suficiente para manter os custos de produção e os riscos de segurança (engenharia) em níveis aceitáveis.



TAREFA 3



O gráfico da Figura 1 representa o rendimento da reação de formação de SO_3 , em equilíbrio, a diferentes temperaturas, à pressão de 1 atm, em sistema fechado.

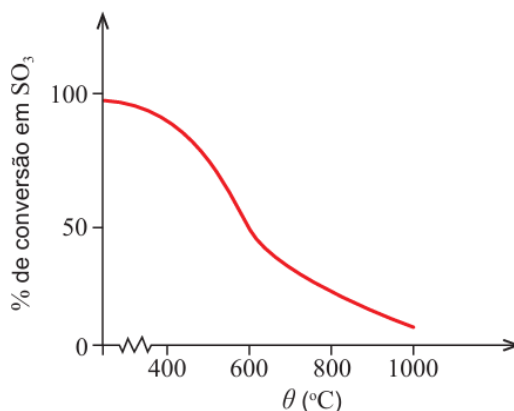


Figura 1

1.1 A partir da informação do gráfico, conclui se a reação direta é exotérmica ou endotérmica. Justifica.

A reação direta é **exotérmica**.

Pelo gráfico, verifica-se que o rendimento de formação de SO_3 diminui quando a temperatura aumenta. Logo, o aumento da temperatura favorece a reação inversa. Assim, conclui-se que a reação direta é exotérmica.

1.2 Compara o valor da constante de equilíbrio, K_c , a 800 °C com o valor de K_c a 400 °C. Justifica.

A constante de equilíbrio, K_c , a 800 °C é inferior à constante de equilíbrio a 400 °C, porque a 800 °C o rendimento em SO_3 é menor, há menor quantidade de produto no equilíbrio. Por isso, o valor de K_c é menor.

1.3 Prevê, de acordo com o Princípio de *Le Châtelier*, o que aconteceria ao rendimento de formação de SO_3 se, a temperatura constante, a pressão aumentasse.

Se a pressão aumentar, o rendimento da reação de formação de SO_3 aumenta.

Nos reagentes existem 3 moles gasosas: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

Nos produtos existem 2 moles gasosas: $2 \text{SO}_3(\text{g})$

De acordo com o Princípio de *Le Châtelier*, o aumento da pressão favorece o sentido com menor número de moles gasosas. Assim, o equilíbrio desloca-se no sentido direto, aumentando o rendimento de formação de SO_3 .



PROPOSTA DE RESOLUÇÃO

TAREFA 3

2. Completa as frases seguintes.

- O aumento da temperatura favorece a reação **endotérmica**.
- A diminuição da temperatura favorece a reação **exotérmica**.
- Um catalisador altera a **velocidade** da reação, mas não altera a **constante** de equilíbrio.
- Em processos industriais, a temperatura e a pressão resultam de um compromisso entre:
 - rendimento e velocidade da reação;
 - custo operacional;
 - segurança do processo.



O QUE APRENDI?

Já sabes prever o sentido de evolução de um sistema por variação de temperatura e aplicar este conhecimento a processos industriais?

És capaz de...

- prever o sentido de deslocamento do equilíbrio quando a temperatura varia, indicando a reação favorecida?
- relacionar o sinal de ΔH com a reação favorecida pelo aumento ou diminuição de temperatura?
- explicar por que razão a temperatura, ao contrário da concentração e da pressão, altera o valor de K_c ?
- distinguir o efeito do catalisador do efeito da temperatura no equilíbrio?
- justificar os compromissos de temperatura, pressão e catalisador na síntese do amoníaco e na produção de SO_3 ?

Sugestões:

Analisa as propostas de resolução dos exercícios. Se necessário, **repete** as tarefas.

Estuda com um ou mais colegas de turma, para reforçares as aprendizagens e, se possível, esclarece as tuas dúvidas.

Pratica, resolvendo os exercícios do teu manual escolar.



COMO POSSO COMPLEMENTAR A APRENDIZAGEM?

Assiste à videoaula [Variação de temperatura e equilíbrio químico. Otimização de reações químicas](#) e **resolve** os exercícios propostos.



Explora outros recursos:

[Reações e Taxas - Cinemática | Concentração | Reação - Simulações Interativas PhET](#)



[FATORES QUE AFETAM A TAXA DE REAÇÃO: TEMPERATURA - ANIMAÇÃO INTERATIVA](#)



Realiza o Exercício de Exame Nacional :

[EX-FQA715-F2-2025-V1_net.pdf](#) (exercício 1.1)



Proposta de resolução:

[ex-fqa715-f2-2025-cc-vt-net.pdf](#)

