

GTA | Guião de Trabalho Autónomo n.º 41

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...?

Extensão das reações químicas

Compreender a constante de equilíbrio, K_c , e a extensão das reações químicas permite perceber até que ponto uma reação ocorre e quais as espécies que predominam no equilíbrio.

Este conhecimento, é essencial para interpretar resultados experimentais e resolver problemas envolvendo sistemas químicos em equilíbrio.

Além disso, permite compreender e prever o comportamento de reações em contextos reais, como processos industriais e sistemas biológicos.



O QUE VOU APRENDER?

- Aplicar, na resolução de problemas, o conceito de equilíbrio químico em sistemas homogêneos, 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 homogêneo 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 homogêneo 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 41: Extensão das reações químicas

Objetivos:

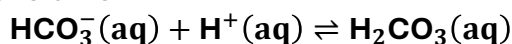
- Aplicar, na resolução de problemas, o conceito de equilíbrio químico em sistemas homogéneos, incluindo a análise de gráficos, a escrita de expressões matemáticas que traduzam a constante de equilíbrio e a relação entre a constante de equilíbrio e a extensão de uma reação, explicando as estratégias de resolução.
- Relacionar as constantes de equilíbrio das reações direta e inversa.

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

TAREFA 1: O bicarbonato de sódio e os atletas olímpicos**Etapa 1: Lê**

Sabes por que razão alguns atletas de alta competição ingerem bicarbonato de sódio (NaHCO_3) antes de competir?

Durante o exercício intenso, os músculos produzem iões H^+ em excesso, tornando o sangue mais ácido e reduzindo o desempenho. No sangue, estes iões participam num **equilíbrio químico dinâmico**, que ajuda a manter o pH aproximadamente constante.



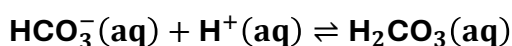
Investigadores mostraram que a ingestão de bicarbonato pode ajudar a controlar a acidez do sangue, permitindo aos atletas manter esforços intensos por mais tempo.

Adaptado de Hansen, A. (2024). *Baking soda and other tips for Olympians - or everyday athletes*. ASU News, Arizona State University, 11 julho 2024.

Disponível em: <https://news.asu.edu/20240711-health-and-medicine-baking-soda-and-other-tips-olympians-or-everyday-athletes>

Etapa 2: Responde no caderno

Considera o equilíbrio químico que ocorre no sangue durante o exercício físico intenso:



1. Explica por que razão a seta dupla (\rightleftharpoons) é usada nesta equação e o que representa o estado de equilíbrio químico neste sistema.

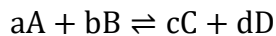


2. Durante o exercício intenso, a concentração de H^+ no sangue aumenta. **Explica**, usando o conceito de equilíbrio dinâmico, como o sistema responde a esta perturbação.

TAREFA 2: Constante de equilíbrio

Etapa 1: Pesquisa e responde

Pesquisa informações do manual sobre a constante de equilíbrio e considerando a reação geral:



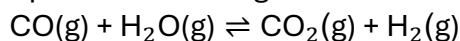
- **Escreve** a expressão da constante de equilíbrio, K_c .
- **Elabora** uma tabela que relacione o valor numérico de K_c com a extensão da reação.

Sugestão de estrutura:

Valor de K_c	Extensão da reação	No equilíbrio, predominam...
$K_c \gg 1$?	?
$K_c \ll 1$?	?

Etapa 2: Exercício resolvido

1. **Considera** a reação química em fase gasosa:



Num determinado estado de equilíbrio, mediram-se as seguintes concentrações:

$$[CO] = 0,50 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[H_2O] = 0,50 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[CO_2] = 1,00 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[H_2] = 1,00 \text{ mol dm}^{-3}$$

1.1. **Escreve** a expressão da constante de equilíbrio, K_c , para esta reação.

Resolução:
$$K_c = \frac{[CO_2]_e \times [H_2]_e}{[CO]_e \times [H_2O]_e}$$

1.2. **Calcula o valor de K_c** e indica que compostos predominam no equilíbrio.

Resolução:
$$K_c = \frac{1,00 \times 1,00}{0,50 \times 0,50} = \frac{1}{0,25} = 4$$

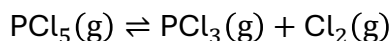
$K_c = 4$: O equilíbrio favorece os produtos, mas de forma moderada.



TAREFA 3: Resolução de Exercícios

Exercício 1

O pentacloreto de fósforo, PCl_5 , decompõe-se em fase gasosa, originando tricloreto de fósforo, PCl_3 , e cloro, Cl_2 .



A uma certa temperatura, as concentrações das espécies químicas no equilíbrio são:

$$[\text{PCl}_5] = 1,08 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{PCl}_3] = 0,44 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{Cl}_2] = 0,12 \text{ mol dm}^{-3}$$

1.1. Escreve a expressão da constante de equilíbrio, K_c , para esta reação.

1.2. Calcula o valor de K_c .

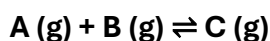
1.3. Calcula a constante de equilíbrio da reação inversa, K_c' .

1.4. Indica, justificando, se a reação direta é muito extensa, pouco extensa ou moderadamente extensa.

(Adaptado de Exame Final Nacional de Física e Química A, 1.ª fase, 2021, item 5.)

Exercício 2:

Considera a reação química em fase gasosa traduzida por:



Num reator com a capacidade de 1,00 L, introduziram-se, à temperatura T, 0,400 mol de A(g) e 0,400 mol de B(g).

Num determinado estado de equilíbrio, as quantidades das espécies presentes no reator são as que constam na tabela seguinte:

Espécie química	Quantidade / mol
A	0,100
B	0,100
C	0,300



TAREFA 3: (continuação)

2.1. Escreve a expressão da constante de equilíbrio, K_c , para esta reação.

2.2. Indica as concentrações, em mol dm^{-3} , de cada espécie química no equilíbrio.

2.3. Calcula o valor da constante de equilíbrio, K_c , à temperatura T .

2.4. Indica, justificando, se a reação é pouco extensa, muito extensa ou se, no equilíbrio, há predomínio de produtos.

(Adaptado de Exame Final Nacional de Física e Química A, 1.ª fase, 2017, Grupo VI.)

TAREFA 4: Verifica o que aprendeste

Resolve os exercícios propostos no teu manual sobre a relação entre a constante de equilíbrio e a extensão de uma reação.

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. Explica por que razão a seta dupla (\rightleftharpoons) é usada nesta equação e o que representa o estado de equilíbrio químico neste sistema.

A seta dupla (\rightleftharpoons) indica que a reação é **reversível**, ou seja, ocorre nos dois sentidos: no sentido direto (formação de H_2CO_3) e no sentido inverso (formação de HCO_3^- e H^+).

No estado de equilíbrio químico, as reações direta e inversa ocorrem à **mesma velocidade**, mantendo-se constantes as concentrações das espécies químicas ao longo do tempo.

2. Durante o exercício intenso, a concentração de H^+ no sangue aumenta. Explica, usando o conceito de equilíbrio dinâmico, como o sistema responde a esta perturbação.

Quando a concentração de H^+ aumenta, o sistema deixa de estar em equilíbrio.

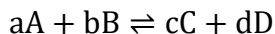
De acordo com o conceito de equilíbrio dinâmico, o sistema responde de forma a contrariar essa perturbação, favorecendo a reação no sentido direto.

Assim, há consumo de H^+ e formação de H_2CO_3 , o que contribui para diminuir a acidez do meio e restabelecer o equilíbrio.

TAREFA 2:

Escreve a expressão da constante de equilíbrio, K_c .

Para a reação geral:



A expressão da constante de equilíbrio é:

$$K_c = \frac{[C]_e^c \times [D]_e^d}{[A]_e^a \times [B]_e^b}$$

$[A]_e$, $[B]_e$, $[C]_e$ e $[D]_e$ – Valores numéricos das concentrações no equilíbrio, sem unidades, tendo como referência mol dm^{-3} .



TAREFA 2:

(continuação)

2. **Elabora** uma tabela que relacione o valor numérico de K_c com a extensão da reação.

Valor de K_c	Extensão da reação	No equilíbrio, predominam...
$K_c \gg 1$	Muito extensa	Produtos
$K_c \ll 1$	Pouco extensa	Reagentes

TAREFA 3:

Exercício 1:



A uma certa temperatura, as concentrações das espécies químicas no equilíbrio são:

$$[\text{PCl}_5] = 1,08 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{PCl}_3] = 0,44 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[\text{Cl}_2] = 0,12 \text{ mol dm}^{-3}$$

1.1. Escreve a expressão da constante de equilíbrio, K_c , para esta reação.

Expressão de K_c

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3]_e \times [\text{Cl}_2]_e}{[\text{PCl}_5]_e}$$

1.2. Calcula o valor de K_c .

$$K_c = \frac{0,44 \times 0,12}{1,08} = 0,0489$$

$$K_c \approx 4,9 \times 10^{-2}$$

1.3. Calcula a constante de equilíbrio da reação inversa, K_c' .

Para a reação inversa: $\text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g) \rightleftharpoons \text{PCl}_5(g)$

a constante de equilíbrio é o inverso da constante da reação direta:

$$K_c' = \frac{1}{K_c}$$

$$K_c' = \frac{1}{4,9 \times 10^{-2}} \approx 20,4$$

1.4. Indica, justificando, se a reação direta é muito extensa, pouco extensa ou moderadamente extensa.

Como $K_c < 1$, a reação direta é **pouco extensa**.

Isto significa que, no equilíbrio, há **predomínio de reagentes**.

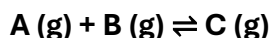
Como $K_c' > 1$, a reação inversa é **mais extensa** do que a reação direta.



PROPOSTA DE RESOLUÇÃO

TAREFA 3

Exercício 2:



Num reator com a capacidade de 1,00 L, introduziram-se, à temperatura T, 0,400 mol de A(g) e 0,400 mol de B(g).

Num determinado estado de equilíbrio, as quantidades das espécies presentes no reator são as que constam na tabela seguinte:

Espécie química	Quantidade / mol
A	0,100
B	0,100
C	0,300

2.1. Escreve a expressão da constante de equilíbrio, K_c , para esta reação.

Expressão de K_c

$$K_c = \frac{|C|_e}{|A|_e \times |B|_e}$$

2.2. Indica as concentrações, em mol dm^{-3} , de cada espécie química no equilíbrio.

Como o volume do reator é 1,00 L, os valores numéricos das concentrações coincidem com os valores das quantidades em mol:

$$[A] = 0,100 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[B] = 0,100 \text{ mol dm}^{-3}$$

$$[C] = 0,300 \text{ mol dm}^{-3}$$

2.3. Calcula o valor da constante de equilíbrio, K_c , à temperatura T.

$$K_c = \frac{0,300}{0,100 \times 0,100}$$

$$K_c = \frac{0,300}{0,010} = 30$$

2.4. Indica, justificando, se a reação é pouco extensa, muito extensa ou se, no equilíbrio, há predomínio de produtos.

Como $K_c > 1$, o equilíbrio favorece os **produtos**.

Como $K_c = 30$, a reação pode ser considerada **bastante extensa**.



O QUE APRENDI?

Já sabes determinar a constante de equilíbrio e a relação entre a constante de equilíbrio e a extensão de uma reação?

És capaz de...

- calcular K_c a partir de concentrações em equilíbrio?
- relacionar K_c com K_c' (reação inversa)?
- interpretar o valor de K_c em termos da extensão da reação?
- relacionar novos conceitos com anteriores?
- perceber quando precisas de ajuda e pedir orientação?

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 [Extensão das reações químicas | Estudo Autónomo](#) e **resolve** os exercícios propostos.



Explora outros recursos:

[Using the reaction quotient to predict a pressure change \(worked example\) \(video\) | Khan Academy](#)



Realiza o exercício de exame nacional:

[EX-FQA715-F1-2019-V1_net.pdf](#) **Exercício 4**



[EX-FQA715-F1-2019-CC-VD_net.pdf](#)

