

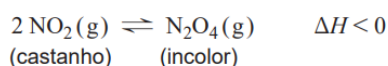
# Equilíbrio químico, Princípio de Le Châtelier e coloração de uma solução

|                                                                            |    |
|----------------------------------------------------------------------------|----|
| Contextualização .....                                                     | 2  |
| Coloração da solução resultante de uma mistura em equilíbrio químico ..... | 4  |
| Abordagem da temática no ensino secundário .....                           | 9  |
| Links úteis (consulta) e bibliografia .....                                | 11 |

## Contextualização

A temática deste boletim surge na sequência da necessidade de esclarecimento dos conceitos e relações envolvidos no item 5.2 da prova do Exame Nacional de Física e Química A (FQA), 2ª fase, de 2026. Neste item, que se reproduz na Figura 1 (versão 1 da prova), é requerida a comparação da intensidade da cor da mistura gasosa de dois gases em equilíbrio químico.

5. O dióxido de nitrogénio,  $\text{NO}_2$  (g), é um poluente atmosférico, de cor acastanhada, que, em sistema fechado, estabelece com o tetróxido de dinitrogénio,  $\text{N}_2\text{O}_4$  (g), um gás incolor, um equilíbrio químico que pode ser traduzido por



- 5.2. Duas seringas, contendo, cada uma, uma mistura igual dos dois gases, em equilíbrio químico, apresentam, a 20 °C, a mesma cor acastanhada.

Considere duas experiências:

I – o êmbolo da primeira seringa é pressionado, comprimindo a mistura gasosa;

II – a segunda seringa é colocada num gobelé contendo gelo.

Prevê-se que, comparativamente com a cor inicial da mistura dos dois gases, a intensificação da cor castanha

- (A) ocorra na experiência I e ocorra na experiência II.  
(B) ocorra na experiência I, mas não ocorra na experiência II.  
(C) não ocorra na experiência I, mas ocorra na experiência II.  
(D) não ocorra na experiência I nem na experiência II.

Figura 1 – Enunciado do item 5.2 da prova de Exame Nacional de Física e Química A – 2.ª Fase, 2026

Ao solicitar se ocorre intensificação da cor comparativamente com a cor inicial, o item introduz uma propriedade observável e requer uma comparação com o estado inicial. A observação da tonalidade de uma solução colorida (sendo usual utilizar, por exemplo, uma solução aquosa de sulfato de cobre(II)) é frequentemente usado em aula para avaliar qualitativamente a concentração de uma solução (mantendo-se comparáveis as condições de observação, nomeadamente a iluminação e o percurso ótico da luz através da amostra). É necessário, portanto, relacionar a evolução do equilíbrio com a concentração final da espécie colorida.

Na experiência II, a temperatura diminui, mantendo-se o volume. O arrefecimento da mistura favorece a reação exotérmica, neste caso, a direta, diminuindo a concentração de  $\text{NO}_2$ , espécie responsável pela coloração castanha. A mistura torna-se, por isso, mais clara.

Na experiência I, a mistura gasosa é comprimida, supostamente a temperatura constante. O equilíbrio químico será, então, afetado pelo aumento da pressão (por via da diminuição do

volume), a temperatura constante. Neste caso, a mistura ficará, no final, mais escura do que no início (antes da compressão), pois:

- na compressão, a temperatura constante, mantêm-se o valor da constante de equilíbrio  $K_c = \frac{[N_2O_4]_e}{[NO_2]_e^2}$ ;
- a concentração de  $N_2O_4$  aumenta, em relação ao estado inicial, porque a quantidade desta espécie irá aumentar, de acordo com o Princípio de Le Châtelier, e o volume da mistura diminui;
- se a concentração de  $N_2O_4$  aumenta, a concentração de  $NO_2$  também terá de aumentar, para manter o valor da constante de equilíbrio.

Igual conclusão poderá ser obtida, utilizando também o conceito de concentração e aplicando o Princípio de Le Châtelier, pelo seguinte raciocínio qualitativo:

- a compressão da mistura gasosa (perturbação imposta ao sistema) provoca o aumento da concentração de todas as espécies envolvidas na reação, incluindo a da espécie  $NO_2$ , responsável pela coloração castanha da mistura, o que determina a intensificação da cor castanha;
- o sistema reage, de acordo com o Princípio de Le Châtelier, no sentido de contrariar a perturbação imposta (o sistema evolui no sentido direto), mas no novo estado de equilíbrio, a concentração de  $NO_2$  será superior à concentração desta espécie no estado de equilíbrio inicial;
- haverá, assim, inequivocamente, na experiência I, uma intensificação da cor castanha, comparativamente com a cor inicial da mistura dos dois gases.

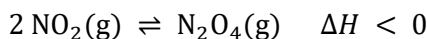
O enunciado não obriga, em momento algum, a que o sistema reacional tenha de atingir novamente o equilíbrio químico para que se proceda à avaliação da cor. O item requer, de forma simples e direta, uma comparação genérica entre a intensificação da cor após a perturbação e a "cor inicial".

O presente documento visa fundamentar, cientificamente e curricularmente, a exclusividade da opção (B), da versão 1, como a única resposta correta para o item 5.2 e apresentar reflexões didáticas para a leção deste tema.

As considerações que se seguem na secção seguinte têm o propósito de complemento e reflexão científica e não são necessárias para a resolução correta do item ao nível do ensino secundário. O item pode ser resolvido apenas a partir dos conhecimentos e capacidades previstos nas Aprendizagens Essenciais (como anteriormente exemplificado), envolvendo apenas o conceito de concentração e o Princípio de Le Châtelier, ou a Lei de Guldberg-Waage.

## Coloração da solução resultante de uma mistura em equilíbrio químico

### Caso particular do Equilíbrio $\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$



Considere-se, no equilíbrio inicial:

$$[\text{NO}_2]_i = a$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4]_i = b$$

pelo que a constante de equilíbrio é

$$K_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{b}{a^2}.$$

Defina-se o fator de compressão:

$$r = \frac{V_i}{V_f} > 1.$$

Imediatamente após a compressão, as quantidades de matéria mantêm-se (admitindo que ainda não ocorreu evolução do sistema químico), mas as concentrações são multiplicadas por  $r$ :

$$[\text{NO}_2] = r \times a$$

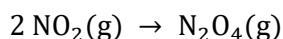
$$[\text{N}_2\text{O}_4] = r \times b$$

O quociente da reação imediatamente após a compressão é:

$$Q_c = \frac{r \times b}{(r \times a)^2} = \frac{1}{r} \cdot K_c$$

$$r > 1 \Rightarrow Q_c < K_c$$

Consequentemente, o sistema evolui no sentido direto, consumindo  $\text{NO}_2$  e formando  $\text{N}_2\text{O}_4$ :



*Demonstração que a concentração final de  $\text{NO}_2$  é superior à inicial*

Seja  $x$  o aumento da concentração de  $\text{N}_2\text{O}_4$  durante o reajustamento do equilíbrio, medido relativamente ao volume final. Pela estequiometria da reação, ter-se-á:

$$[\text{NO}_2]_f = r \times a - 2x$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4]_f = r \times b + x$$

O valor da constante de equilíbrio tem de ser de ser igual, no novo estado de equilíbrio e no equilíbrio inicial, dado que a temperatura é constante, pelo que se terá:

$$\frac{r \times b + x}{(r \times a - 2x)^2} = \frac{b}{a^2}$$

Da equação anterior, obtém-se

$$(r \times a - 2x)^2 = a^2 \times \left( \frac{r \times b + x}{b} \right) \Leftrightarrow r \times a - 2x = a \times \sqrt{r + \frac{x}{b}}$$

Como

$$r > 1 \Rightarrow r + \frac{x}{b} > 1 \Rightarrow \sqrt{r + \frac{x}{b}} > 1 \Rightarrow r \times a - 2x > a \Leftrightarrow$$

$$[\text{NO}_2]_{\text{novo equilíbrio}} > [\text{NO}_2]_{\text{inicial}}$$

Apesar de a reação direta ser favorecida,

$$[\text{NO}_2]_{\text{novo equilíbrio}} > [\text{NO}_2]_{\text{inicial}}$$

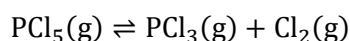
$$(e [\text{NO}_2]_{\text{novo equilíbrio}} < [\text{NO}_2]_{\text{após compressão}})$$

## Ilustração gráfica da variação da concentração das espécies envolvidas em situações de equilíbrio químico, em função do tempo, após perturbação externa, para três exemplos

Demonstrado, para o equilíbrio  $\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$ , que a concentração final de  $\text{NO}_2$  após a compressão permanece superior à inicial, interessa explorar este comportamento recorrendo-se à modelação das concentrações e do quociente de reação em três sistemas reacionais.

### Exemplo 1

#### O caso da decomposição do pentacloreto de fósforo



Neste sistema, escrito como se apresenta na equação química anterior, a soma dos coeficientes dos produtos de reação é superior ao coeficiente do reagente. O padrão de evolução é uma propriedade geral de qualquer sistema gasoso em equilíbrio sujeito a uma variação de

volume, desde que a soma dos coeficientes estequiométricos dos reagentes gasosos seja diferente da soma dos coeficientes estequiométricos dos produtos de reação, conforme se pode constatar analisando a modelação gráfica da Figura 2, apresentada a seguir:

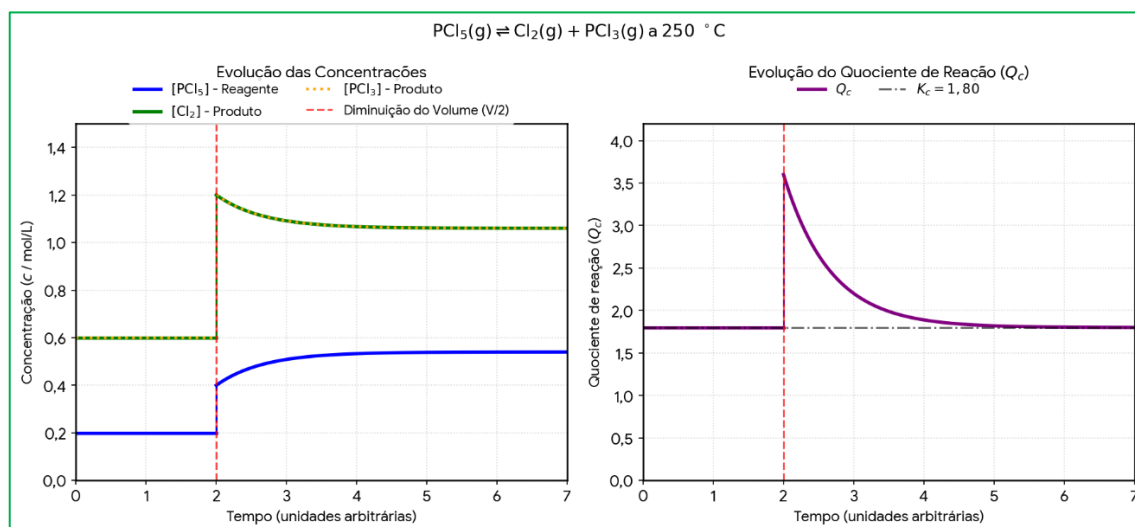


Figura 2 – Modelação gráfica da evolução das concentrações (esquerda) e do quociente de reação (direita) para o sistema dinâmico de decomposição do  $\text{PCl}_5(\text{g})$  sujeito a uma redução de volume para metade.

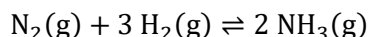
Aquando da redução do volume para metade (compressão), as concentrações de todas as espécies gasosas duplicam e o quociente de reação duplica, conforme a expressão:

$$Q_c = \frac{([\text{PCl}_3]_{\text{ei}} \times 2) \times ([\text{Cl}_2]_{\text{ei}} \times 2)}{([\text{PCl}_5]_{\text{ei}} \times 2)} \Rightarrow Q_c = 2 K_c$$

Sendo  $Q_c > K_c$ , o sistema reacional evolui subsequentemente no sentido da reação inversa (consumindo produtos de reação). Contudo, o reajuste é apenas parcial: as concentrações dos produtos de reação no segundo equilíbrio são superiores a essas concentrações no equilíbrio inicial. De acordo com o Princípio de Le Châtelier, a evolução espontânea do sistema reacional apenas minimiza a perturbação introduzida, nunca a anulando ou revertendo.

## Exemplo 2

### O caso da síntese do amoníaco



Neste sistema reacional, escrito como se apresenta na equação química anterior, o coeficiente estequiométrico do produto de reação é inferior à soma dos coeficientes estequiométricos dos reagentes.

Partindo de um estado de equilíbrio, aquando da redução do volume para metade (compressão), as concentrações de todas as espécies gasosas duplicam e o quociente de reação passa a valer um quarto da constante de equilíbrio, conforme se deduz analiticamente e se ilustra através da modelação gráfica da Figura 3:

$$Q_c = \frac{([\text{NH}_3]_{\text{ei}} \times 2)^2}{([\text{N}_2]_{\text{ei}} \times 2) \times ([\text{H}_2]_{\text{ei}} \times 2)^3} \Rightarrow Q_c = \frac{1}{4} K_c$$

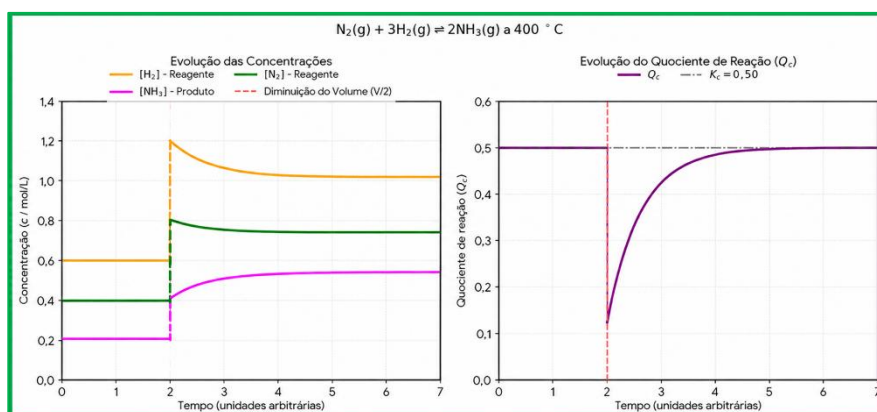
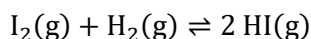


Figura 3 – Modelação gráfica da evolução das concentrações (esquerda) e do quociente de reação (direita) para o sistema reacional da síntese do amoníaco sujeito a uma redução de volume para metade.

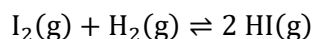
Sendo  $Q_c < K_c$ , o sistema reacional evolui subsequentemente no sentido da reação direta, promovendo a síntese de  $\text{NH}_3(\text{g})$  com o concomitante consumo de  $\text{N}_2(\text{g})$  e de  $\text{H}_2(\text{g})$ . Contudo, em conformidade com o Princípio de Le Châtelier, a evolução espontânea do sistema reacional apenas minimiza a perturbação física introduzida, nunca a anulando ou revertendo. Como resultado, após o período de reajuste e o restabelecimento do equilíbrio, a temperatura constante, a concentração final de equilíbrio de todas as espécies químicas intervenientes é superior às respetivas concentrações de equilíbrio iniciais.

### Exemplo 3

#### O caso da síntese do iodeto de hidrogénio



Para mostrar que o comportamento descrito nos exemplos 1 e 2 se verifica sempre, importa analisar um cenário estequiométrico, no qual o sistema reacional não sofra evolução após a compressão, como, por exemplo, a síntese do iodeto de hidrogénio, traduzida pela equação química:



Neste sistema reacional, em condições em que todas as espécies se encontram na fase gasosa, a redução do volume para metade origina um aumento das concentrações de todas as espécies químicas para o dobro. Como a concentração de  $\text{I}_2(\text{g})$  (gás colorido) duplica, a intensidade da sua cor violeta característica aumenta de imediato.

Contudo, ao contrário do que se verifica com a dimerização do  $\text{NO}_2(\text{g})$ , o fator multiplicativo do volume anula-se algebricamente na expressão do quociente de reação, dado que a soma dos coeficientes estequiométricos dos reagentes é igual ao coeficiente estequiométrico do produto de reação, conforme ilustrado na Figura 4:

$$Q_c = \frac{([\text{HI}]_{\text{ei}} \times 2)^2}{([\text{I}_2]_{\text{ei}} \times 2) \times ([\text{H}_2]_{\text{ei}} \times 2)} \Rightarrow Q_c = K_c$$

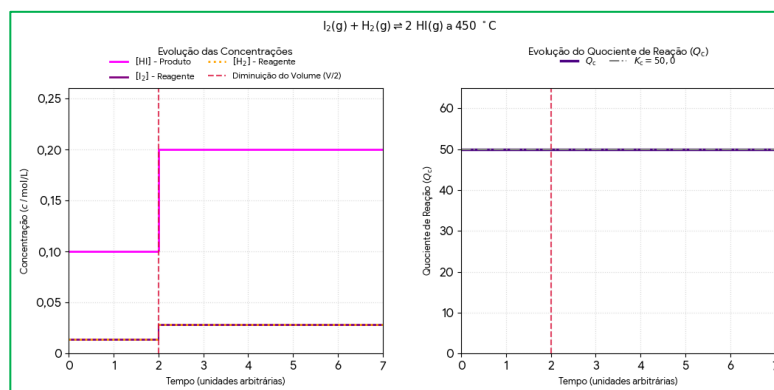


Figura 4 – Modelação gráfica da evolução das concentrações (esquerda) e do quociente de reação (direita) para o sistema reacional da síntese do iodeto de hidrogénio sujeito a uma redução de volume para metade.

Dado que  $Q_c$  permanece igual a  $K_c$ , conforme ilustrado graficamente, o sistema reacional não sofre qualquer evolução por via química pós-perturbação. As concentrações e a cor violeta estabilizam imediatamente no novo patamar elevado atingido no instante da compressão mecânica, mantendo-se a igualdade estrita entre as velocidades das reações direta e inversa ( $v_i = v_d$ ). Faz-se notar, contudo, que as constantes de velocidade das reações direta e inversa são, em geral, diferentes.



## Abordagem da temática no ensino secundário

A resolução correta do item enquadra-se nos conhecimentos e capacidades previstos nas Aprendizagens Essenciais (AE) de Física e Química A, em particular no estudo do equilíbrio químico.

No domínio "Estado de equilíbrio e extensão das reações químicas", as AE estipulam explicitamente que o aluno deve ser capaz de:

- Aplicar, na resolução de problemas, o conceito de equilíbrio químico em sistemas homogéneos, incluindo a análise de gráficos [da concentração das espécies em função do tempo], [...].
- Prever o sentido da evolução de um sistema químico homogéneo quando o estado de equilíbrio é perturbado (variações de pressão [ou de volume] em sistemas gasosos, de temperatura e de concentração), com base no Princípio de Le Châtelier.

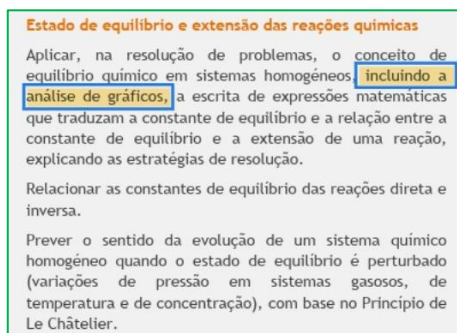


Figura 5 – Extrato das Aprendizagens Essenciais (AE) de Física e Química A do 11.º ano, com destaque para a obrigatoriedade da "análise de gráficos"

No estudo do Equilíbrio Químico e, em particular, no estudo da evolução de um sistema químico após uma perturbação, a análise e interpretação de gráficos de concentração em função do tempo são particularmente importantes e pertinentes.

A exploração destes gráficos permite acompanhar de forma clara a evolução de um sistema inicialmente em equilíbrio após uma perturbação, distinguindo o efeito físico imediato dessa perturbação, do reajuste químico subsequente que conduz a um novo estado de equilíbrio. Esta abordagem torna evidente que a resposta do sistema contraria a perturbação, mas não a anula.

Do ponto de vista didático, esta distinção é especialmente relevante, pois ajuda os alunos a compreender que o reajuste químico é apenas parcial e que o sistema reacional não «apaga» o efeito físico inicialmente provocado, por exemplo, por uma compressão.

Em relação ao sistema reacional referido no item da prova externa,  $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ , refira-se que é um exemplo de referência usado em manuais escolares do 11.º ano (Ensino Secundário) para contextualizar o subdomínio “Estado de equilíbrio e extensão das reações químicas”.

O seu estudo é tradicionalmente explorado, através da variação de volume em seringas e da respetiva análise de gráficos da concentração em função do tempo, como mostram, a título de exemplo, os excertos de dois manuais escolares, atualmente em vigor em Portugal: do manual *Rumo à Química 11* (da Areal Editores), a Figura 6, e do manual *Química em reação 11* (da Porto Editora), a Figura 7.

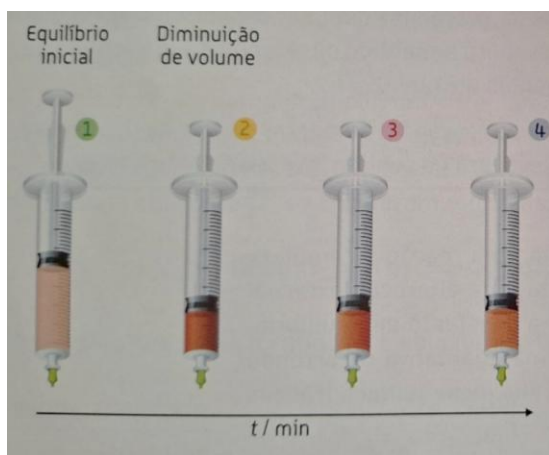


Figura 6 – Representação macroscópica da evolução cromática do sistema reacional  $2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  numa seringa, evidenciando o escurecimento imediato no instante da diminuição de volume devido ao aumento de concentração da espécie castanha.  $\text{NO}_2(\text{g})$

A análise da imagem da seringa (Figura 6) fornece uma evidência macroscópica direta: após a compressão, a intensidade da cor não regressa ao nível correspondente ao equilíbrio inicial.

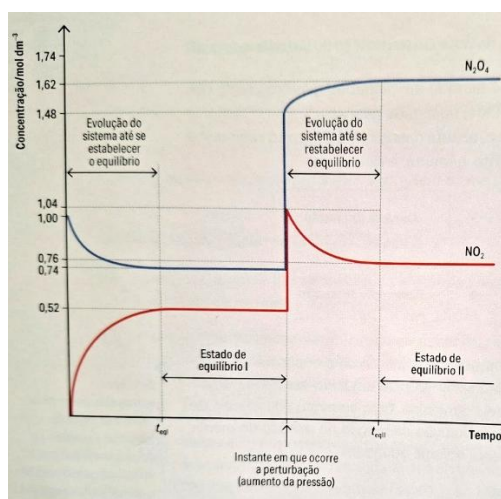


Figura 7 – Gráficos das concentrações do reagente e do produto de reação, onde se comprova que, após a perturbação (aumento de pressão por diminuição de volume), a concentração do  $\text{NO}_2(\text{g})$  estabiliza num valor substancialmente superior ao do equilíbrio inicial.

O gráfico da concentração em função do tempo evidencia uma variação inicial brusca, de natureza física, seguida de uma evolução correspondente ao resultado das reações químicas que ocorrem no sistema (admite-se que a compressão é mais rápida do que a evolução do sistema até ser atingido um novo estado de equilíbrio). Esta representação constitui uma ferramenta poderosa para interpretar perturbações de sistemas reacionais em equilíbrio e a evolução posterior a essas perturbações.

## Links úteis (consulta) e bibliografia

### Fontes institucionais e científicas

EduQA — Exame Final Nacional de Física e Química A, Prova 715, 2.ª Fase, 2026, Versão 1.

Disponível em: [https://eduqa.pt/wp-content/uploads/2026/07/EX-FQA715-F2-2026-V1\\_net.pdf](https://eduqa.pt/wp-content/uploads/2026/07/EX-FQA715-F2-2026-V1_net.pdf)

EduQA — Critérios de classificação definitivos da Prova 715, 2.ª Fase, 2026. Disponível em:

[https://eduqa.pt/wp-content/uploads/2026/07/EX-FQA715-F2-2026-CC-VD\\_net.pdf](https://eduqa.pt/wp-content/uploads/2026/07/EX-FQA715-F2-2026-CC-VD_net.pdf)

Direção-Geral da Educação — Aprendizagens Essenciais de Física e Química A, 11.º ano.

Disponível em: [https://www.dge.mec.pt/sites/default/files/Curriculo/Aprendizagens\\_Essenciais/11\\_fq\\_a.pdf](https://www.dge.mec.pt/sites/default/files/Curriculo/Aprendizagens_Essenciais/11_fq_a.pdf)

APPFQ — Parecer sobre o Exame Final Nacional de Física e Química A, Prova 715, 2.ª Fase,

2026. Disponível em: [https://appfq.pt/wp-content/uploads/2026/07/Parecer\\_APPFO\\_715\\_2F\\_2026.pdf](https://appfq.pt/wp-content/uploads/2026/07/Parecer_APPFO_715_2F_2026.pdf)

APPFQ — Proposta de resolução da Prova 715, 2.ª Fase, 24 de julho de 2026. Disponível em:

[https://appfq.pt/wp-content/uploads/2026/07/Resolucao\\_715\\_2fase\\_24julho2026.pdf](https://appfq.pt/wp-content/uploads/2026/07/Resolucao_715_2fase_24julho2026.pdf)

EduQA — Resposta ao parecer da APPFQ sobre o item 5.2 do Exame Final Nacional de Física e

Química A (715), 2.ª fase. Disponível em: <https://eduqa.pt/resposta-ao-parecer-apresentado-pela-appfq-associacao-portuguesa-de-professores-de-fisica-e-de-quimica/>

APPFQ — Exposição sobre o item 5.2 e resposta à posição do EduQA. Disponível em:

<https://appfq.pt/2026/08/02/exposicao-sobre-o-item-5-2-e-resposta-a-posicao-do-eduqa/>

IUPAC Gold Book — “Beer–Lambert law”. Disponível em: <https://goldbook.iupac.org/terms/view/B00626>

### Manuais citados

RODRIGUES, Carla; SANTOS, Carla; MIGUELOTE, Lúcia; SANTOS, Paulo — Rumo à Química 11: Física e Química A, 11.º ano. Areal Editores. ISBN 978-989-767-831-8.

CUNHA, Carlos; SILVA, Cristina Celina — Química em Reação 11: Física e Química A. Porto Editora. ISBN 978-972-0-42358-0.

**Ficha técnica**

Ana Carla Campos

Escola Secundária de Eça de Queirós – Póvoa de Varzim

Artur José Monteiro Valente

Departamento de Química da Universidade de Coimbra

Carlos Portela

Escola Secundária Dr. Joaquim de Carvalho – Figueira da Foz

Maria Deolinda Campos

Agrupamento de Escolas Alberto Sampaio – Braga

Maria João Paz Carvalho

Professora Aposentada de Química da Universidade de Trás-os-Montes e Alto Douro