

GTA | Guião de Trabalho Autónomo n.º 58

FÍSICA E QUÍMICA A 11.º ANO

Tema 4: Reações em sistemas aquosos Subtema 4: Soluções e equilíbrio de solubilidade



PORQUÊ APRENDER SOBRE...?



O QUE VOU APRENDER?



COMO VOU APRENDER?



O QUE APRENDI?



COMO POSSO COMPLEMENTAR A
APRENDIZAGEM?



PORQUÊ APRENDER SOBRE...?

Alteração da solubilidade e tratamento da água

A qualidade da água é essencial para a saúde, para a proteção do ambiente e para muitas atividades do dia a dia. Compreender os equilíbrios de solubilidade ajuda a explicar fenómenos como a dureza da água, a formação de precipitados e a remoção de poluentes. Estes conhecimentos são utilizados no tratamento da água, permitindo torná-la mais segura para consumo e reduzir o impacto da poluição.



O QUE VOU APRENDER?

- Relacionar as características das águas (naturais ou tratadas), enquanto soluções aquosas, com a dissolução de sais e do dióxido de carbono da atmosfera numa perspetiva transversal da importância da água no planeta e no desenvolvimento da sociedade humana.
- Interpretar equilíbrios de solubilidade, relacionando a solubilidade com a constante de produto de solubilidade.
- Avaliar se há formação de um precipitado, com base nas concentrações de iões presentes em solução e nos valores de produtos de solubilidade, classificando as soluções de um dado soluto em não saturadas, saturadas e sobressaturadas.
- Investigar, experimentalmente, o efeito da temperatura na solubilidade de um soluto sólido em água, formulando hipóteses, controlando variáveis e avaliando os resultados.
- Interpretar, com base no Princípio de Le Châtelier, o efeito do ião-comum na solubilidade de sais em água.
- Pesquisar sobre a dureza total da água e processos para a minimizar e sobre a utilização de reações de precipitação na remoção de poluentes da água, e comunicar as conclusões.



COMO VOU APRENDER?

GTA 56: Mineralização das águas e solubilidade de sais

GTA 57: Equilíbrio de solubilidade

GTA 58: Alteração da solubilidade e tratamento da água

Tema 4: Reações em sistemas aquosos

Subtema 4: Soluções e equilíbrio de solubilidade



GTA 58: Alteração da solubilidade e tratamento da água

Objetivos:

- Interpretar, com base no Princípio de Le Châtelier, o efeito do ião-comum na solubilidade de sais em água.
- Pesquisar sobre a dureza total da água e processos para a minimizar e sobre a utilização de reações de precipitação na remoção de poluentes da água, e comunicar as conclusões.
- **Recursos e materiais:** manual de Química, caderno diário, calculadora e internet.

TAREFA 1: Um problema real**Lê e reflete****Como é possível transformar uma água contaminada numa água segura para consumo?**

A água captada no ambiente pode conter substâncias potencialmente nocivas, como compostos de arsénio, que têm de ser removidas antes de a água ser distribuída à população. Em alguns sistemas de abastecimento do Marco de Canaveses, o tratamento da água captada no subsolo inclui uma etapa de remoção de arsénio, seguida de desinfecção. Como é possível separar da água substâncias que se encontram dissolvidas e torná-la segura para consumo?

Fonte: [Qualidade da Água - Companhia da Água Marco](#). Texto adaptado.

Responde às questões seguintes no teu caderno.

- 1. Por que razão** é importante remover da água substâncias potencialmente nocivas, como as que contêm arsénio, antes de esta ser consumida ou devolvida ao ambiente?
- 2. Recorda** o conceito de produto de solubilidade, K_s , estudado no GTA 57. O que preverias acontecer à solubilidade de um sal pouco solúvel se aumentasses a concentração de um dos iões que o constitui? **Justifica** a tua previsão.
- 3. Que tipo** de reação química permite remover determinados iões metálicos dissolvidos na água, transformando-os num sólido que possa ser facilmente separado por filtração?

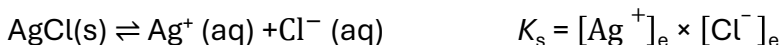


TAREFA 2: O efeito do íon comum

Etapa 1: Estuda a informação

Recorda o conceito de solubilidade e produto de solubilidade

O cloreto de prata, AgCl , é um sal pouco solúvel ($K_s = 1,8 \times 10^{-10}$, a 25°C), cujo equilíbrio de solubilidade em água é:



Numa solução saturada preparada apenas com água, os iões Ag^+ e Cl^- resultam exclusivamente da dissolução do AgCl , pelo que:

$$[\text{Ag}^+]_e = [\text{Cl}^-]_e = s$$

em que **s** representa a solubilidade molar do AgCl .

O Efeito do íon comum

Se adicionares à solução aquosa de AgCl , uma pequena quantidade de nitrato de prata (AgNO_3), um sal muito solúvel, e considerando que o AgNO_3 se dissocia totalmente, existirá um aumento da concentração de iões Ag^+ na solução, fazendo com que o quociente da reação (Q_c) passe a ser superior ao produto de solubilidade (K_s).

$$Q_c > K_s$$

De acordo com o Princípio de Le Châtelier, o sistema responde contrariando essa alteração, favorecendo a reação inversa (precipitação).

Assim, parte dos iões Ag^+ combina-se novamente com os iões Cl^- para formar AgCl(s) . Forma-se, portanto, mais precipitado e a quantidade de AgCl dissolvido diminui.

Este fenómeno designa-se **efeito do íon comum** e ocorre quando se adiciona à solução um íon que já participa no equilíbrio de solubilidade. O aumento da concentração desse íon desloca o equilíbrio no sentido da formação do sólido, diminuindo a solubilidade do sal pouco solúvel.

Nota: O valor de K_s não se altera, porque depende apenas da temperatura.

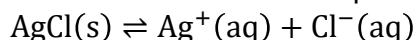
Esquema Resumo

$\text{AgCl(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
↓ adiciona AgNO_3
aumenta $[\text{Ag}^+]$
↓
 $Q_c > K_s$
↓
Princípio de Le Châtelier
↓
Equilíbrio desloca-se para a esquerda
↓
Forma-se mais AgCl(s)
↓
A solubilidade do sal diminui



Etapa 2: Responde no caderno

Considera o equilíbrio de solubilidade do cloreto de prata:



1. Explica, com base no Princípio de Le Châtelier, por que razão a adição de AgNO_3 a uma solução saturada de AgCl provoca a precipitação deste sal.

2. O valor de K_s do AgCl altera-se quando se adiciona AgNO_3 , mantendo-se a temperatura constante? **Justifica**.

3. Sabendo que, a 25°C , $K_s(\text{AgCl}) = 1,8 \times 10^{-10}$, **calcula** a solubilidade molar do AgCl em água pura.

4. Considera agora a dissolução do AgCl numa solução aquosa de NaCl , de concentração $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$.

4.1. Calcula a solubilidade molar do AgCl nessa solução, desprezando a contribuição dos iões Cl^- provenientes do AgCl dissolvido.

4.2. Compara o valor obtido com a solubilidade molar do AgCl em água pura e explica a diferença com base no efeito do ião comum.

5. Num recipiente existe uma solução saturada de AgCl em equilíbrio com AgCl(s) . Um colega afirma:

«Se adicionar à solução um sal muito solúvel que contenha o ião Cl^- , a massa de AgCl(s) no fundo do recipiente aumenta.»

Concordas com a afirmação? **Justifica** com base no efeito do ião comum e no Princípio de Le Châtelier.

TAREFA 3: Dureza da água

Etapa 1: Explora o manual

Consulta as informações do manual sobre a dureza da água e **responde** às questões seguintes no teu caderno.

- 1. O que** se entende por dureza da água?
- 2. Quais são** os iões responsáveis pela dureza da água?
- 3. Explica** por que razão as águas que atravessam terrenos calcários tendem a ser mais duras do que as que atravessam terrenos graníticos.
- 4. Indica** duas consequências da utilização de água dura no dia a dia.

Etapa 2: Explora o mapa da dureza da água

A ERSAR (Entidade Reguladora dos Serviços de Águas e Resíduos) disponibiliza um mapa interativo da dureza da água de abastecimento público em Portugal Continental.

Consulta o mapa [ERSAR - Características da água](#) e **responde** às questões seguintes no teu caderno.



- 1. Classifica** a dureza da água da zona onde vives ou onde se localiza a tua escola.
- 2. Identifica** uma região de Portugal onde a água seja **muito dura** e outra onde seja **macia**.
- 3. Relaciona** a dureza da água observada nas regiões escolhidas com o tipo de terreno predominante e verifica se os resultados confirmam a informação consultada no manual. **Justifica**.



TAREFA 4: Aplicações da Química no tratamento da água

Etapa 1: Pesquisa

Consulta o manual e/ou outras fontes de informação fidedignas e **pesquisa**:

- um processo utilizado para reduzir a dureza da água;
- a utilização de reações de precipitação na remoção de poluentes metálicos da água.

Completa a tabela-síntese para comunicar as conclusões da tua pesquisa.

Aspeto	Redução da dureza da água	Remoção de poluentes metálicos
Processo utilizado		
Objetivo		
Iões removidos		
Como são removidos os iões?		
Resultado obtido		

Etapa 2: Aplica

Explica, com base no Princípio de Le Châtelier, como a adição de um agente precipitante pode diminuir a concentração de um ião metálico dissolvido na água.

TAREFA 5: Aplica e consolida

Etapa 1: Resolve o exercício

Exercício

Durante o período de crescimento das espécies vegetais utiliza-se o ião potássio em soluções aquosas.

Para preparar uma solução aquosa de sulfato de potássio, $\text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq})$, diluída, adicionaram-se iguais volumes de água dura, com uma concentração de Ca^{2+} de $0,010 \text{ mol dm}^{-3}$, e de uma solução de $\text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ previamente preparada. Após a mistura, a concentração de $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ na solução diluída é $9,00 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$. Admite que, à temperatura a que se realizou a diluição, o produto de solubilidade, K_s , do sulfato de cálcio, CaSO_4 , é $7,10 \times 10^{-5}$ e que são desprezáveis as contribuições dos iões K^+ e SO_4^{2-} provenientes da água dura.

Na solução diluída, a concentração do ião potássio, K^+ , é

- (A) $1,8 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$, e há formação de precipitado de $\text{CaSO}_4(\text{s})$.
(B) $1,8 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$, e não há formação de precipitado de $\text{CaSO}_4(\text{s})$.
(C) $9,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$, e há formação de precipitado de $\text{CaSO}_4(\text{s})$.
(D) $9,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$, e não há formação de precipitado de $\text{CaSO}_4(\text{s})$.

(Exame Final Nacional de Física e Química A, Prova 715, Época Especial, 2022.)



Etapa 2: Verifica o que aprendeste

Resolve os exercícios do teu manual sobre os equilíbrios de solubilidade e as suas aplicações.

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. Por que razão é importante remover da água substâncias potencialmente nocivas, como as que contêm arsénio, antes de esta ser consumida ou devolvida ao ambiente?

Algumas substâncias potencialmente nocivas, como as que contêm arsénio, podem ser prejudiciais para a saúde humana e para os ecossistemas. A sua remoção permite garantir a qualidade da água e reduzir os riscos para o ambiente e para a saúde pública.

2. Recorda o conceito de produto de solubilidade, K_s , estudado no GTA 57. O que preverias acontecer à solubilidade de um sal pouco solúvel se aumentasses a concentração de um dos iões que o constitui? Justifica a tua previsão.

Prevê-se que a solubilidade do sal diminua. Ao aumentar a concentração de um dos iões presentes no equilíbrio de solubilidade, favorece-se a formação do sólido, diminuindo a quantidade de sal que permanece dissolvida.

3. Que tipo de reação química permite remover determinados iões metálicos dissolvidos na água, transformando-os num sólido que possa ser facilmente separado por filtração?

As reações que permitem remover iões metálicos dissolvidos na água, transformando-os num sólido que pode ser separado por filtração, designam-se reações de precipitação. Nestas reações forma-se um sal pouco solúvel, denominado precipitado, que pode ser posteriormente separado da água por filtração.



TAREFA 2:

Etapa 2:

1. Explica, com base no Princípio de Le Châtelier, por que razão a adição de AgNO_3 a uma solução saturada de AgCl provoca a precipitação deste sal.

A adição de AgNO_3 aumenta a concentração de Ag^+ na solução saturada de AgCl , pelo que $Q_c = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$ passa a ser superior a K_s . De acordo com o Princípio de Le Châtelier, o sistema evolui no sentido de contrariar este aumento, favorecendo a reação inversa (precipitação de AgCl), até se restabelecer o equilíbrio.



PROPOSTA DE RESOLUÇÃO

TAREFA 2:

Etapa 2:

(continuação)

2. O valor de K_s do AgCl altera-se quando se adiciona AgNO_3 , mantendo-se a temperatura constante? Justifica.

O valor de K_s não se altera. K_s é uma constante de equilíbrio que só depende da temperatura e esta mantém-se constante durante o processo.

3. Sabendo que, a 25 °C, $K_s(\text{AgCl}) = 1,8 \times 10^{-10}$, calcula a solubilidade molar do AgCl em água pura.

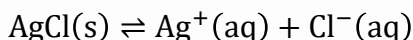
Em água pura, $[\text{Ag}^+]_e = [\text{Cl}^-]_e = s$

$$K_s = s^2 \Leftrightarrow s = \sqrt{K_s} = \sqrt{(1,8 \times 10^{-10})} = 1,34 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$

4. Considera agora a dissolução do AgCl numa solução aquosa de NaCl, de concentração $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$.

4.1. Calcula a solubilidade molar do AgCl nessa solução, desprezando a contribuição dos iões Cl^- provenientes do AgCl dissolvido.

Para o equilíbrio



tem-se:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Numa solução de NaCl,

$$[\text{Cl}^-] \approx 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

e

$$[\text{Ag}^+] = s$$

Logo,

$$1,8 \times 10^{-10} = s \times 1,0 \times 10^{-2} \quad s = 1,8 \times 10^{-8} \text{ mol dm}^{-3}$$

4.2. Compara o valor obtido com a solubilidade molar do AgCl em água pura e explica a diferença com base no efeito do ião comum.

Em água pura, a solubilidade molar do AgCl é:

$$s = \sqrt{1,8 \times 10^{-10}} = 1,34 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$$

A solubilidade do AgCl na solução de NaCl é, portanto, cerca de 740 vezes menor do que em água pura.

Esta diminuição deve-se ao **efeito do ião comum**. A presença de uma elevada concentração de Cl^- desloca o equilíbrio de solubilidade no sentido da formação de AgCl(s) , diminuindo a quantidade de sal que se dissolve.



PROPOSTA DE RESOLUÇÃO

5. Num recipiente existe uma solução saturada de AgCl em equilíbrio com $\text{AgCl}(s)$. Um colega afirma:

«Se adicionar à solução um sal muito solúvel que contenha o íon Cl^- , a massa de $\text{AgCl}(s)$ no fundo do recipiente aumenta.»

Concordas com a afirmação? Justifica com base no efeito do íon comum e no Princípio de Le Châtelier.

Concordo. Ao adicionar um sal muito solúvel que contenha Cl^- , aumenta a concentração deste íon na solução. De acordo com o Princípio de Le Châtelier, o equilíbrio desloca-se no sentido de consumir o excesso de Cl^- , favorecendo a formação de $\text{AgCl}(s)$. Assim, ocorre precipitação e a massa de sólido no fundo do recipiente aumenta. O valor de K_s mantém-se constante, desde que a temperatura não se altere.



TAREFA 3:

Etapa 1:

1. O que se entende por dureza da água?

A dureza de uma água está associada à concentração total de íões cálcio, Ca^{2+} , e magnésio, Mg^{2+} , nela dissolvidos: quanto maior for essa concentração, mais dura é a água.

2. Quais são os íões responsáveis pela dureza da água?

Os principais íões responsáveis pela dureza da água são os íões cálcio (Ca^{2+}) e magnésio (Mg^{2+}).

3. Explica por que razão as águas que atravessam terrenos calcários tendem a ser mais duras do que as que atravessam terrenos graníticos.

Os terrenos calcários são ricos em minerais contendo cálcio e, em alguns casos, magnésio. A sua dissolução parcial aumenta as concentrações de Ca^{2+} e Mg^{2+} na água, tornando-a mais dura. Nos terrenos graníticos, estes minerais são menos abundantes e dissolvem-se menos facilmente, originando águas geralmente mais macias.

4. Indica duas consequências da utilização de água dura no dia a dia.

- Formação de depósitos de calcário em canalizações, torneiras e eletrodomésticos.
- Diminuição da eficácia dos sabões e detergentes devido à formação de precipitados pouco solúveis.

Outras respostas corretas:

- Maior consumo de detergente.
- Redução da eficiência de equipamentos de aquecimento de água.
- Necessidade de maior manutenção de máquinas de lavar e esquentadores.



PROPOSTA DE RESOLUÇÃO

TAREFA 3:

Etapa 2:

1. Classifica a dureza da água da zona onde vives ou onde se localiza a tua escola.

Resposta variável, dependendo da zona consultada. Em Portugal Continental, a dureza da água varia de acordo com a geologia da região. De um modo geral, predominam águas macias no Norte, águas duras no Alentejo e águas de dureza moderada a dura em grande parte do Sul do país.

2. Identifica uma região de Portugal onde a água seja muito dura e outra onde seja macia.

Resposta variável.

Exemplos:

Água muito dura: zonas do Alentejo e Ribatejo.

Água macia: várias zonas do Minho ou da Serra da Estrela.

3. Relaciona a dureza da água observada nas regiões escolhidas com o tipo de terreno predominante e verifica se os resultados confirmam a informação consultada no manual. Justifica

As regiões de terreno predominantemente calcário apresentam, em geral, águas mais duras, enquanto as regiões de terreno predominantemente granítico apresentam águas mais macias. Os resultados observados no mapa confirmam, de um modo geral, a relação entre a geologia da região e a dureza da água.

TAREFA 4:

Etapa 1:

Consulta o manual e/ou outras fontes de informação fidedignas e pesquisa:

- um processo utilizado para reduzir a dureza da água;
- a utilização de reações de precipitação na remoção de poluentes metálicos da água.

Completa a tabela-síntese para comunicar as conclusões da tua pesquisa.

Aspeto	Redução da dureza da água	Remoção de poluentes metálicos
Processo utilizado	Troca iónica ou precipitação química.	Reações de precipitação.
Objetivo	Reduzir a concentração de iões Ca^{2+} e Mg^{2+} .	Remover da água iões metálicos potencialmente tóxicos.
Iões removidos	Ca^{2+} e Mg^{2+} .	Por exemplo: Ag^+ , Pb^{2+} , Cd^{2+} , Cu^{2+} e Cr^{3+} .
Como são removidos os iões?	Por substituição por Na^+ , na troca iónica, ou pela formação de sais pouco solúveis, na precipitação química.	Pela formação de um sal pouco solúvel, que precipita e é posteriormente removido por decantação ou filtração.
Resultado obtido	Água menos dura e menor formação de calcário.	Água com menor concentração de poluentes metálicos.



PROPOSTA DE RESOLUÇÃO

TAREFA 4:

Etapa 2:

Explica, com base no Princípio de Le Châtelier, como a adição de um agente precipitante pode diminuir a concentração de um íão metálico dissolvido na água.

A adição de um agente precipitante aumenta a concentração de um íão capaz de formar um sal pouco solúvel com o íão metálico. Se $Q_c > K_s$, favorece-se a formação de um sal pouco solúvel (precipitado), diminuindo a concentração do íão metálico dissolvido até se atingir um novo estado de equilíbrio.

TAREFA 5:

Etapa 1:

Exercício

Durante o período de crescimento das espécies vegetais utiliza-se o íão potássio em soluções aquosas.

Para preparar uma solução aquosa de sulfato de potássio, $K_2SO_4(aq)$, diluída, adicionaram-se iguais volumes de água dura, com uma concentração de Ca^{2+} de $0,010 \text{ mol dm}^{-3}$, e de uma solução de $K_2SO_4(aq)$ previamente preparada. Após a mistura, a concentração de $SO_4^{2-}(aq)$ na solução diluída é $9,00 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$. Admite que, à temperatura a que se realizou a diluição, o produto de solubilidade, K_s , do sulfato de cálcio, $CaSO_4$, é $7,10 \times 10^{-5}$ e que são desprezáveis as contribuições dos íões K^+ e SO_4^{2-} provenientes da água dura.

Na solução diluída, a concentração do íão potássio, K^+ , é

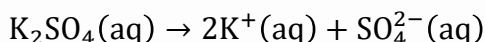
(A) $1,8 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$, e há formação de precipitado de $CaSO_4(s)$.

(B) $1,8 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$, e não há formação de precipitado de $CaSO_4(s)$.

(C) $9,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$, e há formação de precipitado de $CaSO_4(s)$.

(D) $9,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$, e não há formação de precipitado de $CaSO_4(s)$.

Na solução de K_2SO_4 ,



Assim, $[K^+] = 2 \times [SO_4^{2-}] \quad [K^+] = 2 \times 9,00 \times 10^{-3} = 1,8 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$

Após a mistura de iguais volumes, $[Ca^{2+}] = \frac{0,010}{2} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$

Calculando o quociente da reação: $Q_c = [Ca^{2+}][SO_4^{2-}]$

$$Q_c = 5,0 \times 10^{-3} \times 9,0 \times 10^{-3} = 4,5 \times 10^{-5}$$

Como $Q_c < K_s$ a solução está **não saturada** relativamente ao $CaSO_4$ e **não ocorre precipitação**.

Logo, a opção correta é **(B)**.



O QUE APRENDI?

Já sabes aplicar o Princípio de Le Châtelier aos equilíbrios de solubilidade?

És capaz de...

- explicar o efeito do ião comum na solubilidade de um sal pouco solúvel?
- explicar o que é a dureza da água e identificar os iões responsáveis?
- pesquisar sobre a dureza total da água e indicar processos para a minimizar?
- explicar como as reações de precipitação podem ser utilizadas na remoção de poluentes da água?
- comunicar, com linguagem científica adequada, as conclusões de uma pesquisa?
- identificar dificuldades e procurar ajuda quando necessário?

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?

[Alteração da solubilidade dos sais. Desmineralização de águas | Estudo Autónomo](#)



[Sais e Solubilidade - Equilíbrio Químico | Princípio de Le Chatelier | Solubilidade - Simulações Interativas PhET](#)



[When is water safe to drink? - Mia Nacamulli](#)



Resolve o exercício:

[EX-FQA715-EE-2025.pdf](#) (exercício 8.1)



[EX-FQA715-F1-2022-CC-VD_net.pdf](#)

