

GTA | Guião de Trabalho Autónomo n.º 57

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...?

Equilíbrio de solubilidade

Todos os dias ocorrem fenômenos em que substâncias dissolvidas deixam de permanecer em solução e formam sólidos, como acontece na formação de cálculos renais ou de incrustações calcárias. Compreender os equilíbrios de solubilidade permite prever quando um sal permanece dissolvido ou quando precipita. Estes conhecimentos são importantes na Química, na saúde, na indústria e na proteção do ambiente.



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 perspectiva 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 íons 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 íon-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 57: Equilíbrio de solubilidade****Objetivos:**

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

TAREFA 1: Quando um sal deixa de estar dissolvido**Etapa 1: Analisa a realidade e formula hipóteses**

Todos os dias existem sais dissolvidos em líquidos, como na água mineral ou na urina. No entanto, em determinadas condições, esses sais podem deixar de permanecer dissolvidos e formar cristais sólidos.

Formula uma hipótese.

- Porque pensas que se formam **cálculos renais**?
- O que poderá acontecer quando a quantidade de um sal dissolvido ultrapassa um determinado limite?

Etapa 2: Visualiza o vídeo

Assiste ao vídeo [What causes kidney stones? — Arash Shadman](#) (**Ativa** as legendas automáticas em português, se necessário.)



Enquanto observas o vídeo, **responde** às seguintes questões.

- O que são, do ponto de vista químico, os cálculos renais?
- Que relação existe entre a concentração dos iões presentes na urina e a formação de cálculos renais?
- O que significa dizer que uma solução está sobressaturada?
- De que forma beber água pode reduzir o risco de formação de cálculos renais?



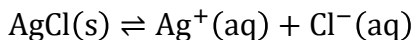
TAREFA 2: Compreender o equilíbrio de solubilidade

Etapa 1: Estuda a informação

Equilíbrio de solubilidade

Quando se adiciona um sal pouco solúvel, à água, apenas uma pequena quantidade se dissolve, originando os respetivos iões em solução. Quando a solução fica saturada, estabelece-se um **equilíbrio de solubilidade** entre o sal que permanece sólido e os iões dissolvidos.

Exemplo:



Neste equilíbrio:

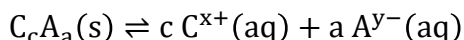
- alguns iões passam do sólido para a solução (dissolução);
- outros iões presentes na solução voltam a formar o sólido (precipitação).

À mesma temperatura, as velocidades destes dois processos tornam-se iguais e as concentrações dos iões permanecem constantes.

Produto de solubilidade (K_s)

O equilíbrio de solubilidade é caracterizado por uma constante denominada **produto de solubilidade, K_s** .

Para um sal genérico,



a expressão do produto de solubilidade é

$$K_s = [\text{C}^{x+}]_e^c \times [\text{A}^{y-}]_e^a$$

em que:

$[\text{C}^{x+}]_e$ representa a concentração do catião **em equilíbrio**;

$[\text{A}^{y-}]_e$ representa a concentração do anião **em equilíbrio**.

O sal sólido **não aparece** na expressão de K_s , porque a sua concentração permanece constante.

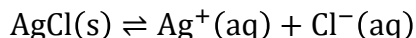


Solubilidade e produto de solubilidade

A **solubilidade**, s , corresponde à concentração máxima de um soluto que pode permanecer dissolvido numa solução saturada, a uma determinada temperatura.

Existe uma relação entre o produto de solubilidade, K_s e a solubilidade, s , que depende da estequiometria da reação de dissociação do sal.

Exemplo



Na solução saturada: $[\text{Ag}^+]_e = [\text{Cl}^-]_e = s$

Logo: $K_s = [\text{Ag}^+]_e \times [\text{Cl}^-]_e$

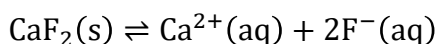
$$K_s = s \times s = s^2$$

Atenção!

Um maior valor de K_s não corresponde necessariamente a uma maior solubilidade. A comparação direta entre valores de K_s só é válida para sais com a mesma estequiometria de dissociação. Por exemplo, não faz sentido comparar diretamente o K_s do AgCl com o do CaF_2 , porque apresentam estequiometrias de dissociação diferentes.

Etapa 2: Exemplo resolvido

O difluoreto de cálcio, CaF_2 , é um sal pouco solúvel em água. O seu equilíbrio de solubilidade é:



O produto de solubilidade do CaF_2 , a 25 °C, é $K_s = 3,45 \times 10^{-11}$

- Escreve** a expressão do produto de solubilidade, K_s .
- Relaciona** a concentração de equilíbrio de cada ião com a solubilidade do CaF_2 .
- Calcula** a concentração de equilíbrio de cada ião na solução saturada.

Resolução:

a) $K_s = [\text{Ca}^{2+}]_e [\text{F}^-]_e^2$

b) Pela estequiometria da dissociação, $\text{CaF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{F}^-(\text{aq})$

1 mol de CaF_2 origina:

1 mol de Ca^{2+} ;

2 mol de F^- .

Logo, $[\text{Ca}^{2+}]_e = s$ $[\text{F}^-]_e = 2s$

c)

Substituindo na expressão do produto de solubilidade:

$$K_s = s(2s)^2 \quad 3,45 \times 10^{-11} = 4s^3 \quad s = \sqrt[3]{\frac{3,45 \times 10^{-11}}{4}}$$
$$s = 2,05 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$$

Assim,

$$[\text{Ca}^{2+}]_e = s = 2,05 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$$
$$[\text{F}^-]_e = 2s = 4,10 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$$



Etapa 3: Aplica os conhecimentos

Responde:

1. **O que é** um equilíbrio de solubilidade?
2. **Porque razão** o sal sólido não aparece na expressão de K_s ?

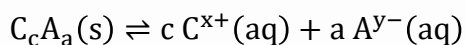
TAREFA 3: Prever a formação de um precipitado

Etapa 1: Estuda a informação

Quando se misturam soluções contendo iões, pode-se formar um sal pouco solúvel, é possível prever se ocorre precipitação comparando duas grandezas:

- **o quociente da reação**, Q_c , calculado a partir das concentrações dos iões presentes na solução;
- **o produto de solubilidade**, K_s , que corresponde à situação de equilíbrio.

Para um sal genérico,



o quociente da reação é dado por

$$Q_c = [C^{x+}]^c \times [A^{y-}]^a$$

A comparação entre Q_c e K_s permite prever o comportamento da solução.

Comparação	Classificação da solução	O que acontece?
$(Q_c < K_s)$	Não saturada	Não ocorre precipitação. Ainda é possível dissolver mais sal.
$(Q_c = K_s)$	Saturada	A solução está em equilíbrio.
$(Q_c > K_s)$	Sobressaturada	Ocorre precipitação até ser restabelecido o equilíbrio.



Etapa 2: Verifica se compreendeste

O produto de solubilidade do cloreto de prata é

$$K_s = 1,8 \times 10^{-10}$$

Completa a tabela.

Valor de (Q_c)	Comparação com (K_s)	Tipo de solução	Há precipitação?
$2,0 \times 10^{-11}$			
$1,8 \times 10^{-10}$			
$4,5 \times 10^{-9}$			

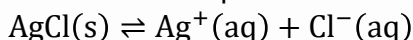
Etapa 3: Resolve o exercício

Numa reprodução de um antigo processo de fotografia, o **papel salgado**, prepararam-se, a 24 °C, duas soluções:

- dissolveram-se **12,0 g de nitrato de prata, AgNO_3** ($M = 169,88 \text{ g mol}^{-1}$), em **100 mL** de água destilada;
- dissolveram-se **5,0 g de cloreto de sódio, NaCl** ($M = 58,44 \text{ g mol}^{-1}$), em **100 mL** de água destilada.

Admite que o volume de cada solução corresponde ao volume do solvente.

O equilíbrio de solubilidade do cloreto de prata é



e o seu produto de solubilidade, a 24 °C é

$$K_s = 1,6 \times 10^{-10}$$

Nota: o valor de K_s de um sal depende da temperatura; por isso, o valor determinado no exercício anterior (a 25 °C) é diferente deste, dado no enunciado do exame a 24 °C.

Verifica se ocorre formação de precipitado de AgCl quando as duas soluções são misturadas. Apresenta todos os cálculos efetuados.

(Adaptado do Exame Final Nacional de Física e Química A, Prova 715, 2.ª Fase, 2023, item 1.2.2.)

Etapa 4: Retoma da situação inicial

Explica, com base na comparação entre Q_c e K_s , porque se podem formar cálculos renais.

Etapa 5: Verifica o que aprendeste

Resolve os exercícios do teu manual sobre equilíbrios de solubilidade; produto de solubilidade (K_s); formação de precipitados; comparação entre Q_c e K_s .

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:

Etapa 1

- **Porque pensas que se formam cálculos renais?**

Os cálculos renais podem formar-se quando determinadas substâncias presentes na urina deixam de permanecer dissolvidas e formam pequenos cristais sólidos.

- **O que poderá acontecer quando a quantidade de um sal dissolvido ultrapassa um determinado limite?**

Quando a quantidade de um sal dissolvido ultrapassa um determinado limite, parte do sal pode precipitar, formando cristais sólidos.

Etapa 2

1. **O que são, do ponto de vista químico, os cálculos renais?**

Os cálculos renais são agregados sólidos constituídos por sais pouco solúveis, sendo o oxalato de cálcio o mais comum.

2. **Que relação existe entre a concentração dos iões presentes na urina e a formação de cálculos renais?**

Quando a concentração dos iões na urina é demasiado elevada, aumenta a probabilidade de se agregarem e cristalizarem, originando cálculos renais.

3. **O que significa dizer que uma solução está sobressaturada?**

Uma solução está sobressaturada quando contém mais soluto dissolvido do que consegue manter em equilíbrio, nas mesmas condições. Nessa situação, o excesso de soluto tende a precipitar.

4. **De que forma beber água pode reduzir o risco de formação de cálculos renais?**

Beber água dilui a urina, diminuindo a concentração dos iões dissolvidos. Assim, reduz-se a probabilidade de formação de cristais e, consequentemente, de cálculos renais.



PROPOSTA DE RESOLUÇÃO

TAREFA 2:

Etapa 3:

1. O que é um equilíbrio de solubilidade?

É o equilíbrio que se estabelece entre um sal pouco solúvel que permanece sólido ao mesmo tempo que os seus iões permanecem dissolvidos na solução saturada.

2. Porque razão o sal sólido não aparece na expressão de K_s ?

Porque a concentração do sólido permanece constante e a atividade de substâncias puras no estado sólido é sempre igual a 1. Como multiplicar por 1 não altera o resultado, o termo do sólido é omitido da expressão de K_s .

TAREFA 3:

Etapa 2:

O produto de solubilidade do cloreto de prata é

$$K_s = 1,8 \times 10^{-10}$$

Completa a tabela.

Valor de (Q_c)	Comparação com (K_s)	Tipo de solução	Há precipitação?
$2,0 \times 10^{-11}$	($Q_c < K_s$)	Não saturada	Não
$1,8 \times 10^{-10}$	($Q_c = K_s$)	Saturada	Não
$4,5 \times 10^{-9}$	($Q_c > K_s$)	Sobressaturada	Sim



PROPOSTA DE RESOLUÇÃO

TAREFA 3:

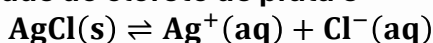
Etapa 3:

Numa reprodução de um antigo processo de fotografia, o papel salgado, prepararam-se, a 24 °C, duas soluções:

- dissolveram-se 12,0 g de nitrato de prata, AgNO_3 ($M = 169,88 \text{ g mol}^{-1}$), em 100 mL de água destilada;
- dissolveram-se 5,0 g de cloreto de sódio, NaCl ($M = 58,44 \text{ g mol}^{-1}$), em 100 mL de água destilada.

Admite que o volume de cada solução corresponde ao volume do solvente.

O equilíbrio de solubilidade do cloreto de prata é



e o seu produto de solubilidade é

$$K_s = 1,6 \times 10^{-10}$$

Verifica se ocorre formação de precipitado de AgCl quando as duas soluções são misturadas. Apresenta todos os cálculos efetuados.

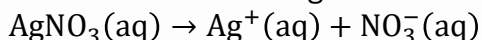
Dados:

$$\begin{aligned} m(\text{AgNO}_3) &= 12,0 \text{ g} & M(\text{AgNO}_3) &= 169,88 \text{ g mol}^{-1} \\ m(\text{NaCl}) &= 5,0 \text{ g} & M(\text{NaCl}) &= 58,44 \text{ g mol}^{-1} \\ V_1 &= 100 \text{ mL} = 0,100 \text{ dm}^3 & V_2 &= 100 \text{ mL} = 0,100 \text{ dm}^3 & V_{\text{total}} &= 0,200 \text{ dm}^3 \\ K_s(\text{AgCl}) &= 1,6 \times 10^{-10} \end{aligned}$$

1. Quantidade de matéria de AgNO_3

$$\begin{aligned} n &= \frac{m}{M} & n(\text{AgNO}_3) &= \frac{12,0}{169,88} \\ n(\text{AgNO}_3) &= 7,06 \times 10^{-2} \text{ mol} \end{aligned}$$

Como o nitrato de prata é um sal solúvel em água:



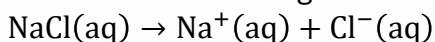
Assim,

$$\begin{aligned} n(\text{Ag}^+) &= n(\text{AgNO}_3) \\ n(\text{Ag}^+) &= 7,06 \times 10^{-2} \text{ mol} \end{aligned}$$

2. Quantidade de matéria de NaCl

$$\begin{aligned} n(\text{NaCl}) &= \frac{5,0}{58,44} \\ n(\text{NaCl}) &= 8,56 \times 10^{-2} \text{ mol} \end{aligned}$$

Como o cloreto de sódio é um sal solúvel em água:



$$\begin{aligned} n(\text{Cl}^-) &= n(\text{NaCl}) \\ n(\text{Cl}^-) &= 8,56 \times 10^{-2} \text{ mol} \end{aligned}$$



PROPOSTA DE RESOLUÇÃO

TAREFA 3:

Etapa 3 (continuação)

3. Concentrações dos iões após a mistura

Após a mistura, o volume total é:

$$\begin{aligned}V_{\text{total}} &= 0,200 \text{ dm}^3 \\[Ag^+] &= \frac{7,06 \times 10^{-2}}{0,200} \\[Ag^+] &= 3,53 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}[Cl^-] &= \frac{8,56 \times 10^{-2}}{0,200} \\[Cl^-] &= 4,28 \times 10^{-1} \text{ mol dm}^{-3}\end{aligned}$$

4. Cálculo do quociente da reação

$$\begin{aligned}Q_c &= [Ag^+] \times [Cl^-] \\Q_c &= (3,53 \times 10^{-1})(4,28 \times 10^{-1}) \\Q_c &= 1,51 \times 10^{-1}\end{aligned}$$

5. Comparação com K_s

$$\begin{aligned}Q_c &= 1,51 \times 10^{-1} \\K_s &= 1,6 \times 10^{-10} \\Q_c &> K_s\end{aligned}$$

6. Conclusão

Como $Q_c > K_s$, a solução fica sobressaturada relativamente ao AgCl e ocorre precipitação de AgCl(s) até que o equilíbrio de solubilidade seja restabelecido.

Etapa 4:

Explica, com base na comparação entre Q_c e K_s , porque se podem formar cálculos renais.

Os cálculos renais podem formar-se quando a concentração dos iões presentes na urina é tão elevada que o quociente da reação se torna superior ao produto de solubilidade ($Q_c > K_s$). A solução fica sobressaturada e o excesso de iões precipita, formando cristais que podem crescer e originar um cálculo renal.



O QUE APRENDI?

Já sabes interpretar equilíbrios de solubilidade?

És capaz de...

- escrever a equação do equilíbrio de solubilidade de um sal pouco solúvel?
- escrever a expressão do produto de solubilidade, K_s , de um sal genérico?
- relacionar o valor do produto de solubilidade, K_s com a solubilidade, s , de um sal, tendo em conta a sua estequiometria?
- comparar o quociente da reação, Q_c , com K_s , para prever se ocorre precipitação?
- classificar uma solução como não saturada, saturada ou sobressaturada?
- relacionar novos conceitos com conhecimentos anteriores?
- 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?

Assiste à videoaula [Equilíbrio químico e solubilidade de sais | Estudo Autónomo](#) e **resolve** os exercícios.



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



Resolve o exercício:

[EX-FQA715-F1-2022-V1_net.pdf](#) (Exercício 5.3)



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

