

Prof. Marcus Ennes

Prof. Felipe Garcia

Físico-química

UNIDADE 50: Equilíbrio iônico – Parte 3

A solubilização de uma substância é considerada um fenômeno físico. Temos que ter em mente que de maneira geral semelhante dissolve semelhante, ou seja, compostos apolares serão solúveis em solventes apolares e compostos polares ou iônicos serão solúveis em solventes polares.

Sabemos que ao adicionar uma quantidade pequena quantidade de um sal em água, a uma determinada temperatura, observaremos um aspecto homogêneo na mistura, como se tivesse ocorrido o “desaparecimento” do sólido, isso ocorre devido à solubilização. Entretanto se adicionarmos uma quantidade excessiva desse sal, parte continuará em sua forma sólida, não solubilizada, num equilíbrio heterogêneo.

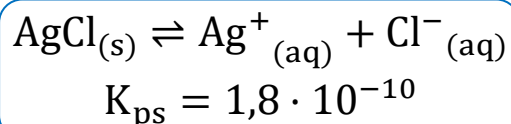
O estudo acerca do produto de solubilidade (K_{ps}) se limita as dissoluções das substâncias que geram espécies com carga (íons), e envolve a relação entre a solubilidade destas substâncias e a concentração das espécies geradas. Normalmente o foco desse estudo são espécies consideradas pouco solúveis ou insolúveis.



Produto de solubilidade (K_{ps})

O cálculo de K_{ps} é idêntico ao cálculo de outras constantes. Multiplicamos as concentrações dos produtos elevadas aos coeficientes estequiométricos, e dividindo este produto pelas concentrações dos reagentes, também elevadas aos seus coeficientes estequiométricos. Num aspecto geral serão trabalhados apenas os sais pouco solúveis.

Entretanto desta vez só teremos um reagente, que será um sal, e se encontrará no estado sólido, logo não possui concentração. Sabemos que o sólido encontra-se em um equilíbrio de solubilidade com seus íons em meio aquoso. Exemplificando:



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$$

Podemos calcular a solubilidade do sal a partir do K_{ps} , sempre lembrando que neste caso as concentrações dos íons Ag^+ e Cl^- vem exclusivamente do sal cloreto de prata (AgCl). Mantenha a proporção estequiométrica em mente (1 : 1 : 1).

Se chamarmos a solubilidade do sal de “s” mol/L, significa que solubilizamos “s” mol de sal para cada litro de solução. Com isso, seguindo a proporção estequiométrica, teremos

para os íons Ag^+ e Cl^- a concentração "s" mol/L. Substituindo "s" na fórmula de K_{ps} temos:

$$K_{ps} = s \cdot s = s^2$$

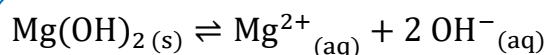
$$s^2 = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

$$s = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-10}}$$

$$s = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Lembrando que a raiz negativa é descartada pois "s" expressa uma concentração e portanto só pode assumir valores positivos. Desta forma calculamos não só a solubilidade do cloreto de prata, mas também a concentração dos íons Ag^+ e Cl^- em uma solução saturada de AgCl sem presença de íon comum. Abordaremos o efeito do íon comum mais adiante.

Vejamos em um segundo exemplo a solubilidade do hidróxido de magnésio (Mg(OH)_2):



$$K_{ps} = 7,1 \cdot 10^{-12}$$

$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$$

Novamente tenha a proporção estequiométrica em mente (1 : 1 : 2). Chamando a solubilidade do hidróxido de "s" mol/L, teremos a concentração de íons Mg^{2+} equivalente a "s" mol/L e a concentração de íons OH^- equivalente a "2s" mol/L. Substituindo estes valores na fórmula de K_{ps} temos:

$$K_{ps} = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

$$4s^3 = 7,1 \cdot 10^{-12}$$

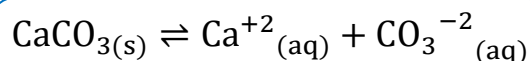
$$s = \sqrt[3]{\frac{7,1 \cdot 10^{-12}}{4}}$$

$$s = 1,21 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Os cálculos podem ficar complicados às vezes, então as questões normalmente irão facilitar estas raízes, de forma que os cálculos possam ser feitos sem uso de calculadora. Os exemplos aqui são apenas para ensinar como calcular a solubilidade e concentração, não se preocupe tanto com as raízes difíceis de calcular.

Não podemos esquecer que o pH afeta diretamente a concentração de íons OH^- , logo afetará também a precipitação dos hidróxidos.

Vamos a um terceiro exemplo, no qual calcularemos o valor de K_{ps} a partir da solubilidade do composto. A solubilidade do sal carbonato de cálcio (CaCO_3) em água a 20°C é de $1,4 \cdot 10^{-4}$ mol/L. A única fonte de íons Ca^{2+} e CO_3^{2-} é o carbonato de cálcio. Primeiramente monta-se a equação de dissociação do composto:



$$K_{ps} = ?$$

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$$

Cuidado para não confundir a carga com o coeficiente estequiométrico, o fato de ser +2 ou -2 não implica que a concentração será elevada ao quadrado. O que define a potência a qual será elevada a concentração é o coeficiente estequiométrico.

Novamente, tendo em mente a proporção estequiométrica das espécies (1 : 1 : 1) podemos dizer que se a solubilidade do sal é "s" mol/L, então teremos "s" mol/L de Ca^{2+} e "s" mol/L de CO_3^{2-} . Logo teremos:

$$K_{ps} = s \cdot s = s^2$$

$$K_{ps} = (1,4 \cdot 10^{-4})^2$$

$$K_{ps} = 1,96 \cdot 10^{-8}$$

$$K_{ps} \approx 2 \cdot 10^{-8}$$

Temos abaixo uma tabela demonstrando alguns valores de K_{ps} para

diversos sais e hidróxidos a temperatura de 25°C, observe:

Soluto	K _{ps}
CaF ₂	$3,9 \cdot 10^{-11}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$
AuCl ₃	$3,2 \cdot 10^{-25}$
HgBr ₂	$1,3 \cdot 10^{-19}$
Fe(OH) ₃	$1,6 \cdot 10^{-39}$
Cd(OH) ₂	$5,0 \cdot 10^{-15}$
BaCO ₃	$5,0 \cdot 10^{-9}$
Zn ₃ (PO ₄) ₂	$5,0 \cdot 10^{-36}$
SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$

Não é necessário memorizar nenhum valor de K_{ps}. A questão pode fornecer a solubilidade ou a concentração das espécies e pedir o K_{ps} ou fornecer o valor da constante e pedir a solubilidade ou a concentração das espécies.

De maneira geral, para constantes que tem a mesma a fórmula de K_{ps} (em função da solubilidade) podemos afirmar que quanto maior o K_{ps}, maior a solubilidade da substância.

A temperatura afeta o K_{ps}, pois esta afeta a solubilidade dos compostos. Não há como dizer se o aumento da temperatura vai aumentar a solubilidade, pois temos tanto fenômenos endotérmicos quanto exotérmicos. Se a solubilização for endotérmica (maioria dos casos) temos o aumento da temperatura aumentando também o K_{ps}.

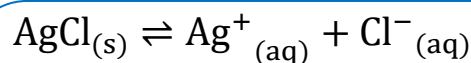
Para concluir, podemos dizer que se o produto das concentrações elevadas a seus coeficientes estequiométricos em um determinado momento (Q_{ps}) for igual ou maior que K_{ps}, ocorrerá precipitação do composto.

Efeito do íon comum

Podemos ter, ao solubilizar um composto, algum íon já presente no meio, originado a partir de outra fonte. A presença deste íon dificultará a solubilização de qualquer composto que tenha como produto o mesmo íon.

Por exemplo, deseja-se calcular a concentração de íons prata em uma solução saturada de cloreto de prata (AgCl, K_{ps} = $1,8 \cdot 10^{-10}$). Nesta solução foi feita adição de ácido

clorídrico (HCl) de forma que a concentração de íons cloreto seja 0,05 mol/L.



$$K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$$

$$1,8 \cdot 10^{-10} = [\text{Ag}^+] \cdot 0,05$$

$$[\text{Ag}^+] = 3,6 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

Agora compare este resultado com o resultado obtido para concentração de prata no primeiro exemplo ($s = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$), onde trabalhamos com uma solução sem a presença do íon comum. Naquele caso, bem como neste, a concentração de íons prata é equivalente a solubilidade do sal. Observe como a concentração de íons prata diminuiu significativamente, bem como a solubilidade. Desta forma confirma-se quantitativamente o que foi dito anteriormente, a presença do íon comum é um fator que dificulta a solubilização do sal.

NOTAS:



1) Cálculos renais, conhecidos popularmente por “pedras nos rins”, consistem principalmente em oxalato de cálcio, CaC_2O_4 , espécie cuja constante de solubilidade (K_{ps}) é de aproximadamente 2×10^{-9} . Os íons oxalato, presentes em muitos vegetais, reagem com os íons cálcio para formar oxalato de cálcio, que pode gradualmente se acumular nos rins. Supondo que a concentração de íons cálcio no plasma sanguíneo seja de cerca de 5×10^{-3} mol/L, qual seria a concentração mínima, em mol/L, de íons oxalato para que CaC_2O_4 precipitasse?

Note e adote:

Desconsidere a presença de quaisquer outros íons e considere que a concentração no plasma é determinante para a precipitação do oxalato.

- a) 4×10^{-13}
- b) 10×10^{-12}
- c) 4×10^{-7}
- d) $2,5 \times 10^{-6}$
- e) 1×10^{-5}

2) Uma suspensão de sulfato de bário pode ser usada como agente de contraste em exames de raios-X. O sulfato de bário é um sal pouco solúvel, com constante do produto de solubilidade (K_{ps}) $1,1 \times 10^{-10}$.

Em relação a uma solução aquosa saturada desse sal, contendo uma certa quantidade de sal sólido, não dissolvido, são feitas as seguintes afirmações.

- I. A adição de nitrato de bário diminui a quantidade de sólido não dissolvido.
- II. A adição de sulfato de sódio aumenta a quantidade de sólido não dissolvido.
- III. Uma reação reversível, na qual a dissolução do sal é exatamente contrabalançada pela sua precipitação, é estabelecida nessa situação.

Quais estão corretas?

- a) Apenas I.
- b) Apenas II.

- c) Apenas I e III.
- d) Apenas II e III.
- e) I, II e III.

3) Admitindo que a solubilidade da azida de chumbo $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$ em água seja 29,1 g/L, pode-se dizer que o produto de solubilidade (K_{ps}) para esse composto é:

(Dados: N = 14 g/mol, Pb = 207 g/mol)

- a) $4,0 \times 10^{-3}$
- b) $1,0 \times 10^{-4}$
- c) $2,0 \times 10^{-4}$
- d) $1,0 \times 10^{-3}$
- e) $3,0 \times 10^{-4}$

4) Em relação aos compostos apresentados abaixo (todos à mesma temperatura), utilizando S para representar a solubilidade dos sais em mol/L, assinale a alternativa que apresenta a expressão de K_{ps} **corretamente**:

- a) $\text{CaCl}_2 \rightarrow K_{ps} = 4s^5$
- b) $\text{CaCO}_3 \rightarrow K_{ps} = 2s^2$
- c) $\text{Ag}_2\text{CrO}_4 \rightarrow K_{ps} = 4s^3$
- d) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow K_{ps} = 36s^5$

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

Experiência – Escrever uma mensagem secreta no laboratório

Materiais e Reagentes Necessários

- Folha de papel
- Pincel fino
- Difusor
- Solução de fenolftaleína
- Solução de hidróxido de sódio 0,1 mol/L ou solução saturada de hidróxido de cálcio

Procedimento Experimental

Utilizando uma solução incolor de fenolftaleína, escreva com um pincel fino uma mensagem numa folha de papel.

A mensagem permanecerá invisível.

Para revelar essa mensagem, borrife a folha de papel com uma solução de hidróxido de sódio ou de cálcio, com o auxílio de um difusor.

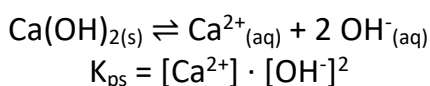
A mensagem aparecerá magicamente com a cor vermelha.

Explicação

A fenolftaleína é um indicador que fica vermelho na presença de soluções básicas, nesse caso, uma solução de hidróxido de sódio ou de cálcio.

5) Para obtermos 100 mL de uma solução aquosa saturada de hidróxido de cálcio, Ca(OH)_2 , para o experimento, devemos levar em consideração a solubilidade desse composto.

Sabendo que o produto de solubilidade do hidróxido de cálcio é $5,5 \times 10^{-6}$, a 25°C , a solubilidade dessa base em mol/L é, aproximadamente,



- a) 1×10^{-2} .
- b) 1×10^{-6} .
- c) 2×10^{-6} .
- d) 5×10^{-4} .
- e) 5×10^{-6} .

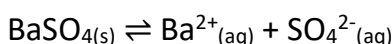
6) Cálculo renal também, conhecido como pedra nos rins, são formações sólidas contendo várias espécies químicas, entre elas o fosfato de cálcio, que se acumula nos rins, causando enfermidades.

Assinale a alternativa que contém a concentração dos íons Ca^{2+} em uma solução aquosa saturada de fosfato de cálcio.

Dado: Considere que a temperatura seja constante e o produto de solubilidade (K_{ps}) do fosfato de cálcio em água seja $1,08 \cdot 10^{-33}$.

- a) $3 \cdot 10^{-7}$ mol/L
- b) $1 \cdot 10^{-7}$ mol/L
- c) $2 \cdot 10^{-7}$ mol/L
- d) $27 \cdot 10^{-7}$ mol/L

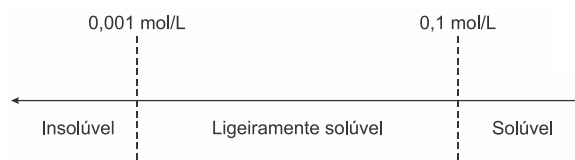
7) O sulfato de bário, BaSO_4 , é usado pelos radiologistas como solução de contraste em exames radiológicos (raios-X). Utiliza-se, em geral, uma solução saturada desse sal cuja solubilidade é de $1,0 \times 10^{-5}$ mol/L.



Considerando que o limite de tolerância do íon bário no organismo é cerca de $7,0 \times 10^{-3}$ mol, assinale a alternativa **INCORRETA**.

- a) A adição de mais sulfato diminui a solubilidade do sulfato de bário.
- b) O BaSO_4 é um material radiopaco, sendo capaz de barrar os raios X.
- c) O produto de solubilidade (K_{ps}) do sal sulfato de bário é $1,0 \times 10^{-10}$.
- d) A ingestão de 100 mL de solução saturada de BaSO_4 pode ser letal.

8) Um composto iônico, a partir da concentração de sua solução aquosa saturada, a 25°C , pode ser classificado de acordo com a figura, quanto à solubilidade em água.



Um litro de solução aquosa saturada de PbSO_4 (massa molar 303 g/mol), a 25°C , contém 45,5 mg de soluto. O produto de solubilidade do CaCrO_4 a 25°C é $6,25 \times 10^{-4}$. Quanto à solubilidade em água a 25°C , os compostos PbSO_4 e CaCrO_4 podem ser classificados, respectivamente, como:

- a) Insolúvel e ligeiramente solúvel.
- b) Insolúvel e solúvel.
- c) Insolúvel e insolúvel.
- d) Ligeiramente solúvel e insolúvel.
- e) Ligeiramente solúvel e solúvel.

9) A solubilidade de CaCO_3 em água, a 20°C , é igual a 13 mg/L. Qual o valor da constante de solubilidade (K_{ps}) nessa temperatura, sabendo-se que a mesma é dada em mol/L?

Dado: massa molar do $\text{CaCO}_3 = 100$ g/mol.

- a) $1,69 \times 10^{-4}$
- b) $1,69 \times 10^{-8}$
- c) $1,30 \times 10^{-2}$
- d) $1,30 \times 10^{-8}$
- e) $1,69 \times 10^{-2}$

10) O hidróxido de magnésio ($Mg(OH)_2$) em suspensão é conhecido como leite de magnésia e utilizado como antiácido e laxante. A equação abaixo representa o equilíbrio da solução saturada de hidróxido de magnésio em água pura.



Se a solubilidade do hidróxido de magnésio em água pura, a $25^{\circ}C$, é igual a 10^{-4} mol/L, o valor da constante do produto de solubilidade é:

- a) 10^{-4}
- b) 10^{-12}
- c) 4×10^{-4}
- d) 4×10^{-12}

11) Os cálculos renais, popularmente chamados de pedras nos rins, são formações sólidas de sais minerais e uma série de outras substâncias, como oxalato de cálcio e fosfato de cálcio, que se formam quando a urina se torna saturada por essas substâncias.

Disponível em:

<https://mundoeducacao.uol.com.br/quimica/calculo-renal.htm> Acesso em: 15 fev. 2022.

Considerando que o oxalato de cálcio é o principal constituinte responsável pela formação de pedras nos rins e que a concentração molar dos íons oxalato presente na urina de um paciente é igual a $3 \cdot 10^{-5}$ mol \cdot L $^{-1}$, afirma-se que a concentração dos íons cálcio (massa molar igual a 40 g \cdot mol $^{-1}$) presente na urina do paciente, a partir da qual favorecerá a precipitação do oxalato de cálcio, é de

Dado: K_{ps} (oxalato de cálcio) = $2,7 \cdot 10^{-9}$.

- a) 3,6 mg \cdot L $^{-1}$.
- b) 4,2 mg \cdot L $^{-1}$.
- c) 5,4 mg \cdot L $^{-1}$.
- d) 6,3 mg \cdot L $^{-1}$.
- e) 7,1 mg \cdot L $^{-1}$.

12) Tem-se uma solução aquosa com concentrações equimolares dos íons Ba^{2+} , Ag^{+} , Pb^{2+} e Cd^{2+} . A essa solução, é borbulhado um pouco de gás sulfídrico (H_2S). Imediatamente, observa-se a formação de um precipitado cinza.

Continuando a adição de gás sulfídrico, observa-se o surgimento de precipitados nas cores preta, amarela e branca, respectivamente.

A tabela abaixo apresenta a constante do produto de solubilidade para cada um dos sulfetos desses íons.

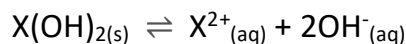
Dados:

Espécie	BaS	Ag ₂ S
K_{ps} ($25^{\circ}C$)	$1,1 \times 10^{-10}$	$6,0 \times 10^{-50}$
Espécie	PbS	CdS
K_{ps} ($25^{\circ}C$)	$3,4 \times 10^{-28}$	$8,0 \times 10^{-27}$

Assinale a alternativa que apresenta a atribuição CORRETA das cores para cada sulfeto.

- a) Ag_2S , cinza; BaS , preto; CdS , amarelo; PbS , branco.
- b) Ag_2S , cinza; PbS , preto; CdS , amarelo; BaS , branco.
- c) BaS , cinza; CdS , preto; PbS , amarelo; Ag_2S , branco.
- d) BaS , cinza; Ag_2S , preto; PbS , amarelo; CdS , branco.
- e) CdS , cinza; PbS , preto; BaS , amarelo; Ag_2S , branco.

13) Uma solução saturada de base, representada por $X(OH)_2$ cuja reação de equilíbrio é:



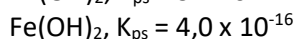
tem um pH = 10 a $25^{\circ}C$. O produto de solubilidade (K_{ps}) do $X(OH)_2$ é:

- a) $5 \cdot 10^{-13}$
- b) $2 \cdot 10^{-13}$
- c) $6 \cdot 10^{-12}$
- d) $1 \cdot 10^{-12}$
- e) $3 \cdot 10^{-10}$

14) A precipitação química é um dos métodos utilizados para tratamento de efluentes da indústria galvânica, tendo como vantagens o baixo custo e a disposição de agentes alcalinizantes como a cal. Em um processo de precipitação a elevação do pH a valores acima

9,0 promove a precipitação de metais na forma de hidróxidos e posteriormente sua separação. Considerando uma solução cuja concentração de íons Fe^{2+} seja 5,58 mg/L e a concentração de íons Zn^{2+} de 6,54 g/L, podemos afirmar que a concentração de hidroxila necessária para que ocorra unicamente a precipitação do $\text{Zn}(\text{OH})_2$ deverá ser:

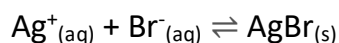
Dados:



Zn = 65,4; Fe = 55,8.

- a) Maior que $3,0 \times 10^{-8}$ M e menor que 2×10^{-6} M
- b) Menor que $3,0 \times 10^{-8}$ M e maior que 4×10^{-16} M
- c) Maior que $9,0 \times 10^{-17}$ M e menor que 2×10^{-6} M
- d) Menor que $3,0 \times 10^{-8}$ M e maior que 4×10^{-16} M
- e) Maior que $9,0 \times 10^{-17}$ M e menor que 4×10^{-16} M

15) Tanto o filme quanto o papel fotográfico possuem um revestimento denominado emulsão sobre base suporte que é sensível à luz. A emulsão consiste em uma gelatina contendo um ou mais haletos de prata (AgCl , AgBr e AgI). A preparação de emulsões fotográficas envolve a precipitação dos haletos de prata e o processo químico é bastante simples: Uma solução de AgNO_3 é adicionada lentamente a uma solução que contém KBr (talvez com pequena porcentagem de KI) e, pequena quantidade de gelatina. A reação que se processa é:



Com base na reação e considerando o K_{ps} do AgBr igual a $5,0 \times 10^{-13}$ a 25°C , pode-se afirmar que

- a) a solubilidade em $\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ é exatamente a raiz cúbica do K_{ps} .
- b) na presença de KBr a solubilidade do AgBr diminui.

- c) quando o equilíbrio é alcançado, a $[\text{Ag}^+]$ é duas vezes maior do que a de $[\text{Br}^-]$.
- d) a $[\text{Br}^-]$ no equilíbrio é $2,0 \times 10^{-6}$ $\text{mols} \cdot \text{L}^{-1}$.
- e) a adição de AgNO_3 faz deslocar o equilíbrio para a esquerda.

TEXTO PARA A PRÓXIMA QUESTÃO:

“[...] Junho de 2003. Um erro em uma indústria farmacêutica provoca intoxicação em dezenas de pessoas. Há uma morte confirmada e outras 15 suspeitas. A causa: um veneno chamado carbonato de bário. O Celobar, medicamento que causou a tragédia, deveria conter somente sulfato de bário. Mas, na tentativa de transformar o carbonato em sulfato, algum erro fez com que quase 15% da massa do Celobar comercializado fosse de carbonato de bário.

Pacientes tomam sulfato de bário para que os órgãos de seu sistema digestório fiquem visíveis nas radiografias. É o chamado contraste. O problema é que os íons bário são muito tóxicos. Quando absorvidos causam vômito, cólicas, diarreia, tremores, convulsões e até a morte. Cerca de 0,5 g é dose fatal. Mas, se a toxicidade é do bário, por que o sulfato de bário não é perigoso e o carbonato de bário sim?

É que o sulfato de bário praticamente não se dissolve na água. Sua solubilidade em água é de apenas $1,0 \times 10^{-5}$ mol/L (sob temperatura de 25°C). O que os pacientes ingerem é uma suspensão aquosa desse sal em que a maior parte dele não está dissolvida. Sem dissolução, não há, praticamente, dissociação do sal. É por isso que os íons bário não são liberados para serem absorvidos pelo organismo. Não há perigo.

Ainda assim, só para garantir, essa suspensão costuma ser preparada em uma solução de sulfato de potássio, um sal bastante solúvel em água. A função desse sal é aumentar a concentração de íons sulfato. Desse modo, o equilíbrio da dissociação do sal é bem deslocado para a esquerda, diminuindo ainda mais a presença de íons bário na suspensão.

Com o carbonato de bário é diferente. Apesar de pouco solúvel em água, ele reage com o ácido clorídrico do nosso estômago formando um sal solúvel, o cloreto de bário. Ao se dissolver, esse sal se dissocia, liberando íons bário para o organismo. O corpo absorve esses

íons, e a intoxicação acontece. Triste é saber que uma simples gota de ácido clorídrico, misturada ao Celobar, teria evitado a tragédia. Essa gota produziria bolhas de gás carbônico, o que evidenciaria a presença do veneno no medicamento [...]”.

<http://www2.unifesp.br/reitoria/residuos//curiosidades/casocelobar>
(data do acesso: 12/04/2016).

16) Baseado nas informações fornecidas e nos conceitos químicos é correto afirmar, exceto:

- a) Os íons sulfato provenientes do K_2SO_4 diminui a solubilidade do $BaSO_4$, caracterizando o efeito dos íons comum.
- b) Em todos os compostos iônicos pouco solúveis, quanto maior o valor da constante do produto de solubilidade (K_{ps}) maior será a solubilidade.
- c) A constante do produto de solubilidade (K_{ps}) do sulfato de bário pode ser expresso como:
 $K_{ps} = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}]$
- d) A solubilidade e a constante do produto de solubilidade (K_{ps}) do sulfato de bário podem variar com a temperatura.

17) O hidróxido de magnésio atua na neutralização do suco digestivo estomacal, sendo por isso amplamente utilizado na formulação de antiácidos. Baseado no equilíbrio $Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{+2} + 2OH^-$, com constante de produto de solubilidade (K_{ps}) igual a $1,2 \times 10^{-11}$, a solubilidade molar e a concentração de íons hidroxila presentes numa solução saturada de $Mg(OH)_2$ são, respectivamente:

(considere $\sqrt[3]{3} = 1,44$)

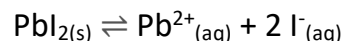
- a) $1,44 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$; $1,44 \times 10^{-4}$.
- b) $2,89 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$; $0,72 \times 10^{-4}$.
- c) $1,44 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$; $2,88 \times 10^{-4}$.
- d) $3,46 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$; $0,72 \times 10^{-4}$.
- e) $1,2 \times 10^{-11} \text{ mol L}^{-1}$; $1,44 \times 10^{-4}$.

18) Se o produto de solubilidade do cloreto de cério é K_{ps} , a solubilidade desse sal será igual a

- a) $\frac{Ks}{2}$
- b) \sqrt{Ks}

- c) $(Ks)^2$
- d) $2Ks$.
- e) Ks .

19) O seguinte equilíbrio ocorre em meio aquoso:



$$K_{ps}(PbI_2) = 8,3 \times 10^{-9}$$

Pode-se afirmar que:

- a) se $[Pb^{2+}] [I^-]^2 = K_{ps}$, então a solução é insaturada.
- b) se $[Pb^{2+}] [I^-]^2 > K_{ps}$, então a solução é saturada.
- c) se $[Pb^{2+}] [I^-]^2 < K_{ps}$, então a solução é super saturada.
- d) se $[Pb^{2+}] [I^-]^2 = K_{ps}$, então a solução é saturada.
- e) se $[Pb^{2+}] [I^-]^2 > K_{ps}$, então a solução é insaturada.

20) Compostos de chumbo podem provocar danos neurológicos gravíssimos em homens e animais. Por essa razão, é necessário um controle rígido sobre os teores de chumbo liberado para o ambiente. Um dos meios de se reduzir a concentração do íon Pb^{2+} em solução aquosa consiste em precipitá-lo, pela formação de compostos poucos solúveis, antes do descarte final dos efluentes. Suponha que sejam utilizadas soluções de sais de Na^+ com os ânions X^{n-} , listados na tabela a seguir, com concentrações finais de X^{n-} iguais a 10^{-2} mol/L , como precipitantes.

X^{n-} (10^{-2} mol/L)	Composto precipitado	Constante do produto de solubilidade do composto, a 25°C
CO_3^{2-}	$PbCO_3$	$1,5 \times 10^{-13}$
CrO_4^{2-}	$PbCrO_4$	$1,8 \times 10^{-14}$
SO_4^{2-}	$PbSO_4$	$1,3 \times 10^{-19}$
S^{2-}	PbS	$7,0 \times 10^{-29}$
PO_4^{3-}	$Pb_3(PO_4)_2$	$3,0 \times 10^{-44}$

Assinale a alternativa que contém o agente

precipitante mais eficiente na remoção do Pb^{2+} do efluente.

- a) CO_3^{2-}
- b) CrO_4^{2-}
- c) SO_4^{2-}
- d) S^{2-}
- e) PO_4^{3-}



GABARITOS

- 1) C
- 2) D
- 3) A
- 4) C
- 5) A
- 6) A
- 7) D
- 8) A
- 9) B
- 10) D
- 11) A
- 12) B
- 13) A
- 14) A
- 15) B
- 16) B
- 17) C
- 18) B
- 19) D
- 20) D