Universidade de São Paulo
Instituto de Química de São Carlos
Departamento de Físico-Química

PRODUTO DE SOLUBILIDADE

Prof. Dr. Edson Antonio Ticianelli
edsont@iqsc.usp.br

Monitor: Dr. Wanderson Oliveira da Silva
wanders_1988@usp.br

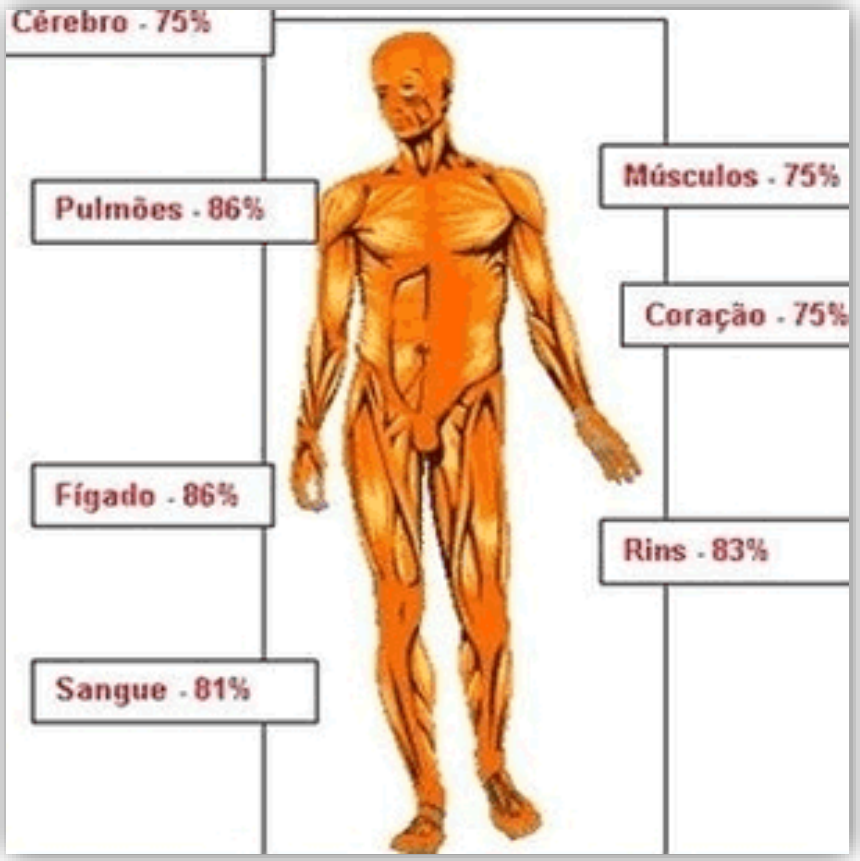
Monitor: Msc. Ricardo Sgarbi de Moraes
r.sb@hotmail.com

São Carlos, 2018

Introdução

Solvente Universal

Habilidade
em dissolver

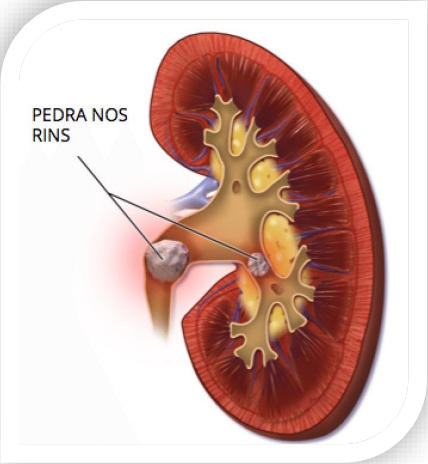


Corpo Humano

Grande variedade de substâncias

Introdução

O **esmalte dos dentes** dissolve-se em soluções ácidas provocando as **cáries dentárias.**



A **precipitação** de determinados sais nos **rins** produz **pedras nos rins**.

A precipitação de **$CaCO_3$** da água do subsolo é responsável pela formação de **estalactites** e **estalagmites** dentro das grutas de calcário.

Introdução

Considere, por exemplo, uma solução aquosa saturada de $BaSO_4$ que está em contato com o sólido $BaSO_4$:

$$BaSO_{4(s)} \leftrightarrow Ba^{2+}_{(aq)} + SO_4^{-2}{}_{(aq)}$$

***A* constante do produto de solubilidade (Kps)** indica o quão solúvel o sólido é em água;

A **solubilidade do produto** é igual ao **produto da concentração** dos **íons** envolvidos no equilíbrio, cada um elevado à potência de seu coeficiente na equação de equilíbrio.

$$K_{ps} = [Ba^{2+}][SO_4^{-2}]$$

Introdução

Diferença entre Solubilidade e Constante do Produto de solubilidade (Kps)

- A **solubilidade** de uma substância é a quantidade que se dissolve para formar uma solução saturada, esta geralmente é expressa em gramas de soluto por litro de solução (g/L);

- A **constante do produto de solubilidade (Kps)** é a constante de equilíbrio para o equilíbrio entre um sólido iônico e sua solução saturada.

Introdução

TABELA 4.1 Regras de solubilidade em água para compostos iônicos comuns

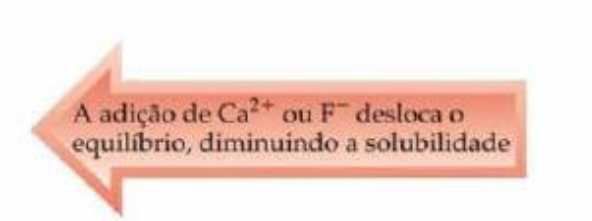
Compostos iônicos solúveis		Exceções importantes
Compostos contendo	NO_3^-	Nenhuma
	$C_2H_3O_2^-$	Nenhuma
	Cl^-	Compostos de Ag^+, Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
	Br^-	Compostos de Ag^+, Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
	I^-	Compostos de Ag^+, Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
	SO_4^{2-}	Compostos de Sr^{2+}, Ba^{2+}, Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
Compostos iônicos insolúveis		**Exceções importantes**
Compostos contendo	S^{2-}	Compostos de NH_4^+ dos cátions de metais alcalinos e Ca^{2+}, Sr^{2+} e Ba^{2+}
	CO_3^{2-}	Compostos de NH_4^+ e dos cátions de metais alcalinos
	PO_4^{3-}	Compostos de NH_4^+ e dos cátions de metais alcalinos
	OH^-	Compostos dos cátions de metais alcalinos e Ca^{2+}, Sr^{2+} e Ba^{2+}

FATORES QUE ALTERAM A SOLUBILIDADE

- Presença de íons comuns;
- pH da solução;
- Presença de agentes complexantes.

EFEITO DO ÍON COMUM

A adição de $Ca^{2+}_{(aq)}$ ou $F^{-}_{(aq)}$ em uma solução reduz a solubilidade de CaF_2, deslocando o equilíbrio de solubilidade de CaF_2 para a esquerda.



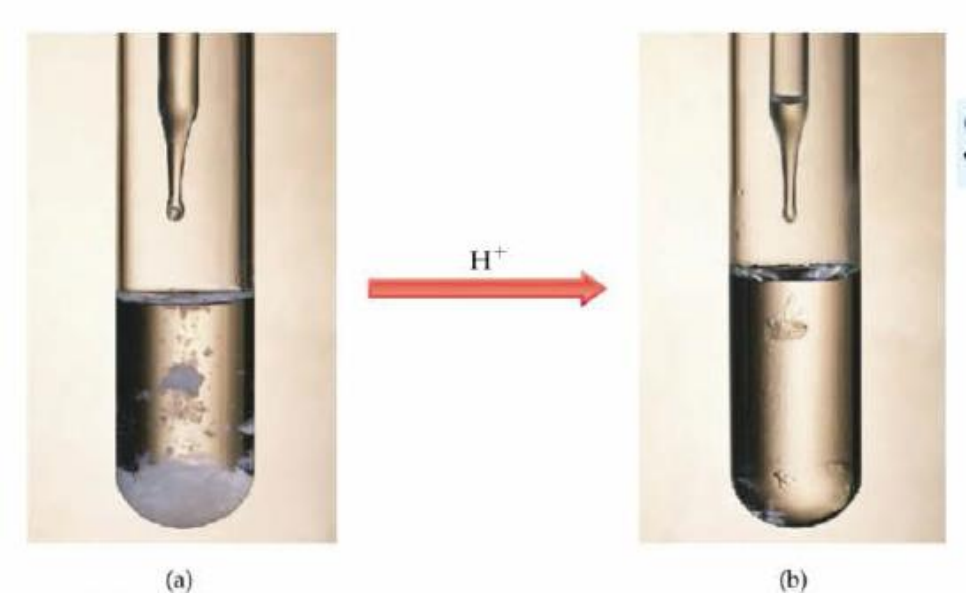
$$CaF_{2(s)} \leftrightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + F^{-}_{(aq)}$$

Em geral, a **solubilidade** de um sal **ligeiramente solúvel** é **diminuída** pela presença de uma segundo soluto que fornece um **íon comum**.

pH

A solubilidade de qualquer substância cujo ânion seja mais básico será afetada em alguma extensão pelo pH da solução. Considere $Mg(OH)_2$, por exemplo, para o qual o equilíbrio de solubilidade é:

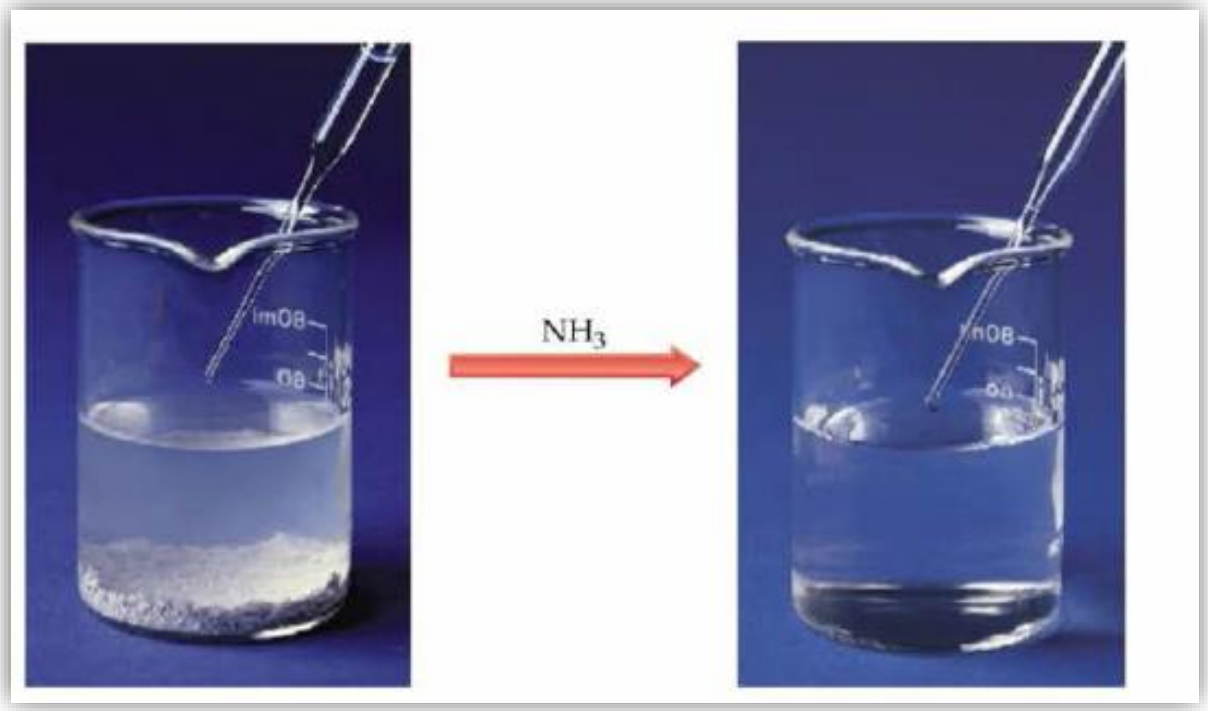
$$Mg(OH)_{(s)} \leftrightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + 2OH^{-}_{(aq)}$$



Formação de íons complexos

Uma propriedade característica dos **íons metálicos** é a habilidade deles em agir como **ácidos de Lewis**, ou **receptores de elétrons**, mediante moléculas de **água**, que age como uma **base de Lewis**, ou **doador de elétrons**. As outras bases de Lewis que não a água também podem interagir com os íons metálicos, especialmente com os íons de metais de transição. Tais interações podem afetar drasticamente a solubilidade de um sal metálico.

Introdução



$$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$$

$$Ag^+(aq) + 2NH_3(aq) \rightleftharpoons Ag(NH_3)_2^+(aq)$$

Total: $$AgCl(s) + 2NH_3(aq) \rightleftharpoons Ag(NH_3)_2^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Objetivos

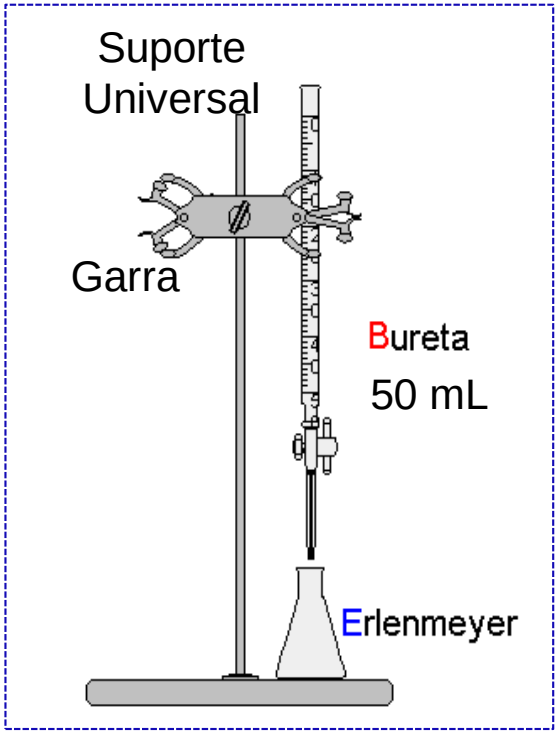
- Entender a relação entre **solubilidade molar** e o **produto de solubilidade**;

- Medir a solubilidade molar do **iodato de cálcio** em água pura e determinar o seu produto de solubilidade;

- Verificar o **efeito do íon comum** pela medida da solubilidade molar do **iodato de cálcio** em uma solução contendo **iodato de potássio**.

Procedimento Experimental

Materiais Necessários:

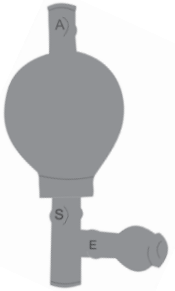


Pipeta Volumétrica

10 mL

Termômetro

Pipetador



Procedimento Experimental

Reagentes:

- Solução padrão de tiossulfato de sódio ($Na_2S_2O_3$) 0,05 mol L^{-1};
- Iodeto de potássio sólido (KI);
- Solução de ácido clorídrico (HCl) 1,0 mol L^{-1};
- Solução 0,1% de amido;
- Solução aquosa saturada de iodato de cálcio - $Ca(IO_3)_2$;
- Solução saturada de iodato de cálcio [$Ca(IO_3)_2$] em iodato de potássio (KIO_3) 0,01 mol L^{-1}.

Procedimento Experimental

Parte A: PADRONIZAÇÃO DA SOLUÇÃO DE TIOSSULFATO DE SÓDIO

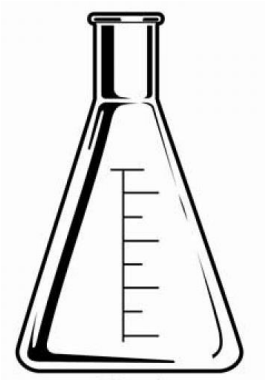
1 - **Enxaguar a bureta** com **5 mL** da solução padrão de tiossulfato de sódio. Em seguida, encher a bureta e anotar o valor inicial;

2 - Colocar **50 mL de água** em um erlenmeyer de 250 mL e adicionar **2 g de KI**, agitando suavemente até que todo o sólido tenha se dissolvido;

3 - Anotar a **temperatura** da solução de **KIO_3** 0,01 mol L^{-1};

Procedimento Experimental

4 - Adicionar **10 mL de HCl 1 mol L^{-1}** e, em seguida, utilizando uma pipeta volumétrica, adicionar **10 mL da solução KIO_3 0,01 mol L^{-1}** no erlenmeyer; 5 - A solução deve apresentar então uma **coloração marrom**;



50 mL de H_2O
+
2 g de KI

10 mL

HCl 1 mol L^{-1}

10 mL

KIO_3 0,01 mol L^{-1}

Procedimento Experimental

6 - Rapidamente, **titular** a solução com o **tiossulfato de sódio** contido na bureta até a solução adquirir a **cor amarela**;

7 - Neste ponto adicionar **5 mL** da solução **0,1%** de **amido** o que acarretará em uma mudança de cor para **azul escuro**;

8 - Continuar a titulação até obter uma **solução límpida** (a mudança total a partir do azul é bem definida);

9 - Anotar o **volume final da bureta**;

10 - Titular pelo menos **duas amostras**;

Procedimento Experimental

11 - Calcular a concentração molar exata de tiossulfato de sódio na solução, lembrando que **1 mol de KIO_3** produz **I_2** suficiente para consumir **6 mol de $Na_2S_2O_3$**. As molaridades calculadas para as duas amostras não devem divergir em mais de 2%. No caso da diferença entre as duas determinações ser maior que 2% repetir o procedimento.

$$\left[IO_3^-\right] = \left(\frac{V_{S_2O_3^{2-}}}{V_{IO_3^-}}\right) x \left[S_2O_3^{2-}\right] x \left(\frac{1\,mol\,IO_3^-}{6\,mol\,S_2O_3^{2-}}\right)$$

Procedimento Experimental

Parte B: SOLUBILIDADE MOLAR DO $Ca(IO_3)_2$ EM ÁGUA PURA

1 - **Enxaguar** a bureta com **5 mL** da solução padrão de tiossulfato de sódio. Em seguida, encher a bureta e anotar o valor inicial;

2 - Colocar **50 mL de água** em um erlenmeyer de 250 mL e adicionar **2 g de KI**, agitando suavemente até que todo o sólido tenha se dissolvido;

3 - Preparar uma solução saturada de **iodato de cálcio**. Esperar 20 min para entrar em equilíbrio. Anotar a **temperatura** da solução saturada de iodato de cálcio;

Procedimento Experimental

4 - Adicionar **10 mL de HCl 1 mol L^{-1}** e, em seguida, utilizando uma pipeta volumétrica, adicionar **10 mL** da solução saturada de **iodato de cálcio** (somente o sobrenadante) no erlenmeyer;

5 - A solução deve apresentar então uma **coloração marrom**;

6 - RAPIDAMENTE, titular a solução com o tiossulfato de sódio contido na bureta até a solução adquirir a **cor amarela**;

Procedimento Experimental

7 - Neste ponto adicionar **5 mL** da solução **0,1% de amido** o que acarretará em uma mudança de cor para **azul escuro**;

8 - Continuar a titulação até obter uma **solução límpida** (a mudança total a partir do azul é bem definida);

9 - Anotar o **volume final** da **bureta**;

10 - **Repetir** o procedimento com uma **segunda amostra**;

11 - A **diferença** em volume deverá ser **menor** ou **igual** a **0,2 mL**.

Procedimento Experimental

Parte C: SOLUBILIDADE MOLAR DO IODATO DE CÁLCIO EM IODATO DE POTÁSSIO 0,01 M

1 - Utilizando o procedimento descrito na PARTE B, titular duas amostras de **10 mL** de solução saturada de **$Ca(IO_3)_2$** em **KIO_3 0,01 mol L^{-1}**;

2 - Anotar a **temperatura** da **solução saturada**, assim como os volumes iniciais e finais para cada titulação na folha de relatório.

Resultados

Resultados

A1 - Padronização da solução de tiosulfato de sódio

1 - Concentração da solução de KIO_3: _____ mol L^{-1}.

2 - Temperatura da solução de KIO_3: _____ ºC.

3 - Para cada titulação calcular a concentração de $Na_2S_2O_3$. Exemplificar o procedimento de cálculo empregado.

$$\left[IO_3^-\right] = \left(\frac{V_{S_2O_3^{2-}}}{V_{IO_3^-}}\right) x \left[S_2O_3^{2-}\right] x \left(\frac{1\,mol\,IO_3^-}{6\,mol\,S_2O_3^{2-}}\right)$$

Valor médio de [$Na_2S_2O_3$]: _____ ± _____ mol L^{-1}

Resultados

B - Solubilidade molar do $Ca(IO_3)_2$ em água pura

1 - Volume da solução saturada de $Ca(IO_3)_2$: _____ mol L^{-1}.

2 - Temperatura da solução saturada de $Ca(IO_3)_2$: _____ ºC.

3 - Para cada titulação calcular a concentração de IO_3^-. Exemplificar o procedimento de cálculo empregado.

$$IO_3^-{}_{(aq)} + 6H_3O^+ + 6S_2O_3^{-2}{}_{(aq)} \leftrightarrow I^-{}_{(aq)} + 9H_2O_{(l)} + 3S_4O_6^{-2}{}_{(aq)}$$

Valor médio de $[IO_3]^-$: _____ ± _____ mol L^{-1}

Resultados

4 - Calcular a **solubilidade molar de $Ca(IO_3)_2$** em água pura utilizando a valor médio da concentração de IO_3^-.

$$Ca(IO_3)_{2(s)} \leftrightarrow Ca^{+2}_{(aq)} + 2IO_3^-{}_{(aq)}$$

5 - Calcular a **constante do produto de solubilidade, Kps,** para uma solução saturada de $Ca(IO_3)_2$ em água.

$$Kps = [Ca^{+2}][IO_3^-]^2$$

Resultados

C - Solubilidade molar de $Ca(IO_3)_2$ em KIO_3 0,01 M

1 - Temperatura da solução saturada de $Ca(IO_3)_2$: _____ ºC.

2 – Volume da solução saturada de $Ca(IO_3)_2$: _____ L.

3 - Para cada titulação calcular a concentração de IO^{3-}. Exemplificar o procedimento de cálculo empregado.

$$\left[IO_3^-\right] = \left(\frac{V_{S_2O_3^{2-}}}{V_{IO_3^-}}\right) x \left[S_2O_3^{2-}\right] x \left(\frac{1\,mol\,IO_3^-}{6\,mol\,S_2O_3^{2-}}\right)$$

Valor médio de $[IO_3]^-$: _____ ± _____ mol L^{-1}

Resultados

4. Subtrair a concentração do íon IO_3^- proveniente de KIO_3 do valor médio da concentração total de IO_3^- para conseguir a concentração do íon iodato proveniente de $Ca(IO_3)_2$ dissolvido.

5. Calcular a solubilidade molar de $Ca(IO_3)_2$ em solução de KIO_3 0,01 M.

Solubilidade molar$^-$: _____ ± _____ mol L^{-1}

Resultados

6 - Comparar a solubilidade molar de $Ca(IO_3)_2$ em solução de KIO_3 0,01 M com a solubilidade molar em água pura determinada na Parte B.

7 - A variação é consistente com o princípio de Le Châtelier ? Explicar.

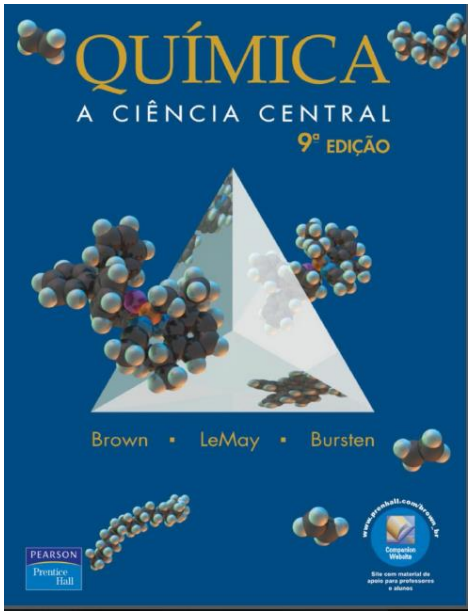
8 - Calcular a constante do produto de solubilidade, Kps, para uma solução saturada de $Ca(IO_3)_2$ em solução de KIO_3 0,01 M.

10 - Comparar o valor da constante do produto de solubilidade, Kps, para uma solução saturada de $Ca(IO_3)_2$ em água determinado na Parte B com o valor apresentado na literatura. Explicar uma possível diferença.

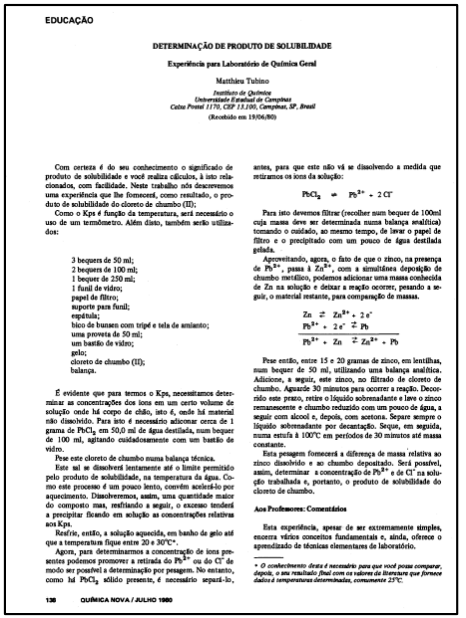
Sugestões

Acessar o guia da prática na Plataforma **Moodle**

Sugestões



Capítulo 17



EDUCAÇÃO

DETERMINAÇÃO DE PRODUTO DE SOLUBILIDADE

Experiência para Laboratório de Química Geral

Matthieu Tubino
Instituto de Química
Universidade Estadual de Campinas
Caixa Postal 1170, CEP 13.100, Campinas, SP, Brasil

(Recebido em 19/06/80)

Com certeza é do seu conhecimento o significado de produto de solubilidade e você realiza cálculos, à isto relacionados, com facilidade. Neste trabalho nós descrevemos uma experiência que lhe fornecerá, como resultado, o produto de solubilidade do cloreto de chumbo (II);

Como o Kps é função da temperatura, será necessário o uso de um termômetro. Além disto, também serão utilizados:

3 bequers de 50 ml;
2 bequers de 100 ml;
1 bequer de 250 ml;
1 funil de vidro;
papel de filtro;
suporte para funil;
espátula;
bico de bunsen com tripé e tela de amianto;
uma proveta de 50 ml;
um bastão de vidro;
gelo;
cloreto de chumbo (II);
balança.

É evidente que para termos o Kps, necessitamos determinar as concentrações dos íons em um certo volume de solução onde há corpo de chão, isto é, onde há material não dissolvido. Para isto é necessário adicionar cerca de 1 grama de $PbCl_2$ em 50,0 ml de água destilada, num bequer de 100 ml, agitando cuidadosamente com um bastão de vidro.

Pese este cloreto de chumbo numa balança técnica.

Este sal se dissolverá lentamente até o limite permitido pelo produto de solubilidade, na temperatura da água. Como este processo é um pouco lento, convém acelerá-lo por aquecimento. Dissolveremos, assim, uma quantidade maior do composto mas, resfriando a seguir, o excesso tenderá a precipitar ficando em solução as concentrações relativas aos Kps.

Resfrie, então, a solução aquecida, em banho de gelo até que a temperatura fique entre 20 e 30°C*.

Agora, para determinarmos a concentração de íons presentes podemos promover a retirada do Pb^{2+} ou do Cl^- de modo ser possível a determinação por pesagem. No entanto, como há $PbCl_2$ sólido presente, é necessário separá-lo, antes, para que este não vá se dissolvendo à medida que retiramos os íons da solução:

$$PbCl_2 \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2\,Cl^-$$

Para isto devemos filtrar (escolher num bequer de 100ml cuja massa deve ser determinada numa balança analítica) tomando o cuidado, ao mesmo tempo, de lavar o papel de filtro e o precipitado com um pouco de água destilada gelada.

Aproveitando, agora, o fato de que o zinco, na presença de Pb^{2+}, passa à Zn^{2+}, com a simultânea deposição de chumbo metálico, podemos adicionar uma massa conhecida de Zn na solução e deixar a reação ocorrer, pesando a seguir, o material restante, para comparação de massas.

$$Zn \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2\,e^-$$
$$Pb^{2+} + 2\,e^- \rightleftharpoons Pb$$
$$Pb^{2+} + Zn \rightleftharpoons Zn^{2+} + Pb$$

Pese então, entre 15 e 20 gramas de zinco, em lentilhas, num bequer de 50 ml, utilizando uma balança analítica. Adicione, a seguir, este zinco, no filtrado de cloreto de chumbo. Aguarde 30 minutos para ocorrer a reação. Decorrido este prazo, retire o líquido sobrenadante e lave o zinco remanescente e chumbo reduzido com um pouco de água, a seguir com alcool e, depois, com acetona. Separe sempre o líquido sobrenadante por decantação. Seque, em seguida, numa estufa à 100°C em períodos de 30 minutos até massa constante.

Esta pesagem fornecerá a diferença de massa relativa ao zinco dissolvido e ao chumbo depositado. Será possível, assim, determinar a concentração de Pb^{2+} e de Cl^- na solução trabalhada e, portanto, o produto de solubilidade do cloreto de chumbo.

Aos Professores: Comentários

Esta experiência, apesar de ser extremamente simples, encerra vários conceitos fundamentais e, ainda, oferece o aprendizado de técnicas elementares de laboratório.

** O conhecimento desta é necessário para que você possa comparar, depois, o seu resultado final com os valores da literatura que fornece dados à temperaturas determinadas, comumente 25°C.*

Equilíbrio Químico de Sais Pouco Solúveis e o Caso Celobar®

Jossadaque J. Sene, Luiz Nelson Prado Catilho, Luiz Rogério Dinelli e Keila Bossolani Kill

Carbonato de bário é um exemplo de sólido cujo íbnion formado pela ionização de um ácido fraco torna-o solável em meio de ácido clorídrico. A intoxicação de vários indivíduos com bário há alguns anos deveu-se ao emprego indevido desse sal em exames de contraste. Ganalmente, é utilizado um contraste comercial para exames radiológicos que consiste em uma suspensão aquosa de sulfato de bário insolúvel no suco gástrico. Entretanto, a contaminação de um lote de produto com carbonato de bário ocasionou a morte de dezenas de pessoas. Nesta artigo, a relação entre a solubilidade de ambos os sais e suas constantes de solubilidade é demonstrada e discutida. Um experimento utilizando tiras de celofane demonstra como íons Ba^{2+} em solução migram para a corrente sanguínea, causando a intoxicação.

▶ equilíbrio de sais pouco solúveis, contraste radiológico, Celobar® ◀

Recebido em 11/11/05, aceito em 21/6/06

Contrastes radiológicos são substâncias utilizadas em exames de diagnóstico por raios X, radiografias ou ressonância magnética. Essas substâncias são capazes de absorver os raios X, de modo que órgãos internos preenchidos pelo contraste tornam-se brancos no filme de raios X, realçando a imagem da estrutura do órgão. Isto cria a necessária distinção (contraste) entre o órgão examinado e os tecidos vizinhos. O contraste auxilia o médico a visualizar qualquer anomalia no órgão sob exame.

No decorrer do ano de 2003, um fato envolvendo a morte de pelo menos 23 pessoas e a intoxicação de dezenas de outras em vários Estados brasileiros chamou a atenção da mídia e da opinião pública brasileira. Investigações realizadas na época pela Agência Nacional de Vigilância Sanitária (Anvisa) e pela Vigilância Sanitária do Rio de Janeiro junto ao laboratório Enila indicaram que o produto Celobar® - um contraste radiológico largamente utilizado em exames de enema opaco, radiografia de esôfago, estômago, intestinos e dos vasos da base do coração - teve a composição adulterada durante sua fabricação.

Sais como o sulfato de bário e o carbonato de bário são pouco solúveis em meio aquoso (de pH neutro; aproximadamente 2,45 mg L^{-1} (1,05 × 10^{-5} mol L^{-1}) e 17,8 mg L^{-1} (9,00 × 10^{-5} mol L^{-1}), a 25 °C, respectivamente. O Celobar® é uma suspensão aquosa de sulfato de bário de concentração 1 g mL^{-1} e a dosagem recomendada para adultos é de 30 mL. Considerando as baixas solubilidades citadas, em condições normais essa dosagem não seria suficiente para atingir a dose mínima letal de 2 a 3 mg de bário por quilo de tecido.

Contrastes radiológicos são substâncias capazes de absorver os raios X, de modo que órgãos internos preenchidos pelo contraste tornam-se brancos no filme de raios X, realçando a imagem da estrutura do órgão

Por que, então, a contaminação do Celobar® com o carbonato de bário provocou a morte de um número significativo de pessoas?

Apresentamos, a seguir, um procedimento experimental que ajuda a responder essa questão.

Material e reagentes

- Barbante
- Membrana semipermeável (tira de celofane usada para fabricação de salsicha e linguiça, encontrada em casas de embutidos)
- 3 espátulas (ou colheres de plástico pequenas)
- Proveta graduada ou seringa descartável de 50 mL
- 3 pipetas graduadas ou seringas descartáveis de 10 mL
- 3 béqueres de 50 mL (ou copos plásticos descartáveis transparentes)
- 2 béqueres de 100 mL (ou copos plásticos descartáveis transparentes)
- Béquer de 250 mL (ou copo plástico descartável transparente)
- Solução de ácido clorídrico 0,5 mol L^{-1} (ou ácido muriático