

Semana 28

Equilíbrio Iônico da Água

Produto de Solubilidade



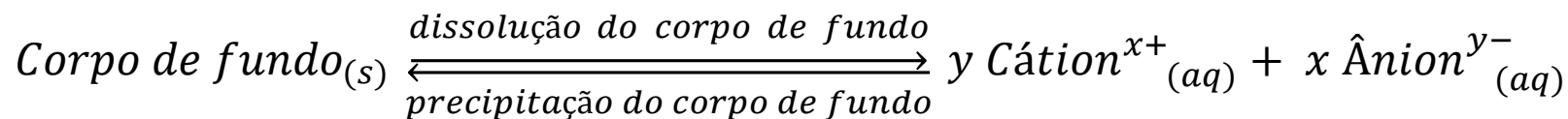
Produto de Solubilidade

De acordo com o texto, um erro em uma indústria farmacêutica pode provocar a intoxicação em dezenas de pessoas e até ser fatal. O laboratório em questão, ao contrário do que vinha fazendo rotineiramente, no lugar de comprar sulfato de bário para preparar a **suspensão**, decidiu por sintetizá-lo a partir de carbonato de bário e ácido sulfúrico. Pela análise feita no produto final, a reação do ácido com o carbonato não foi completa e, no lote do medicamento Celobar[®], havia carbonato de bário ($BaCO_3$). Apesar de pouco solúvel em água, esse sal reage com o ácido clorídrico presente no estômago (o que não acontece com o $BaSO_4$), formando um sal solúvel, o cloreto de bário ($BaCl_2$). Ao se dissolver, o sal solúvel se dissocia e libera íons bário para o organismo, provocando a intoxicação.

A suspensão é um tipo de dispersão em que há uma heterogeneidade de aglomerados de átomos, íons ou moléculas que podem ser visivelmente observados a olho nu ou com o auxílio de instrumentos ópticos simples.

O sulfato de bário ($BaSO_4$), normalmente administrado via oral em suspensão aquosa, é bastante utilizado como agente de contraste para imagens clínicas por ser opaco aos raios X e, também, para outros procedimentos de diagnósticos, como tomografia e ressonância magnética. Apesar de ser constituído por um metal de íon tóxico (Ba^{2+}), sua ingestão é inofensiva, pois a baixa solubilidade do sal, apenas $1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$, faz com que não seja absorvido pelo organismo. Sem dissolução, praticamente não há dissociação do sal e, como os íons bário não são liberados para serem absorvidos, o paciente é protegido de seus efeitos nocivos.

Processos envolvendo a dissolução e a precipitação de sais ou bases pouco solúveis correspondem a **equilíbrios heterogêneos** em que as espécies estão em fases diferentes.



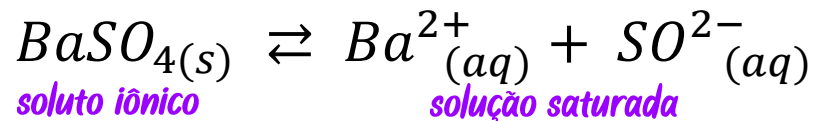
Para uma abordagem quantitativa sobre quanto do sal ou da base tende a se dissolver, utiliza-se a **constante do produto de solubilidade (K_{ps})**.

Matematicamente, o K_{ps} é o produto das concentrações, em mol/L, dos íons existentes em uma solução saturada, cada um elevado à potência que corresponde ao respectivo coeficiente estequiométrico obtido pela equação química balanceada.

$$K_{ps} = [\text{Cation}^{x+}]^y \cdot [\text{Anion}^{y-}]^x$$

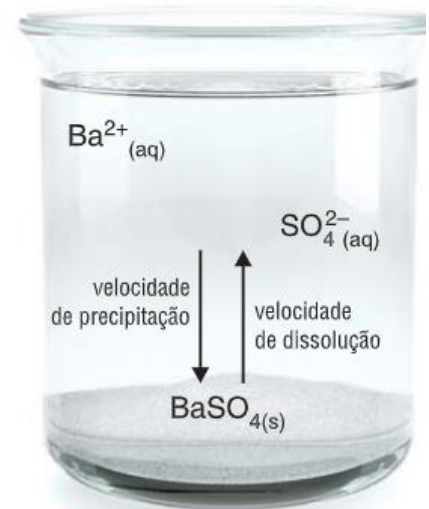
Entretanto, quando se tem uma solução saturada com corpo de fundo, existe um equilíbrio dinâmico entre os íons positivo (cátion) e negativo (ânion) presentes na solução e o sólido depositado no fundo do recipiente.

O equilíbrio heterogêneo da solução aquosa saturada de sulfato de bário ($BaSO_4$) com o soluto não dissolvido é representado da seguinte maneira.



Assim, a constante do produto de solubilidade é:

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



Solubilidade e K_{ps}

Em princípio, é possível utilizar o valor de K_{ps} para calcular a solubilidade sob uma variedade de condições e vice-versa. Porém, para determinar esses cálculos, é importante distinguir, cuidadosamente, a solubilidade do produto de solubilidade.

*A **solubilidade** é a propriedade que as substâncias têm de se dissolverem espontaneamente em outra substância, o solvente. É definida como a máxima quantidade de soluto que pode ser dissolvida em certa quantidade de solvente e em determinadas condições de temperatura e pressão.*



*O **produto de solubilidade** corresponde à constante de equilíbrio relacionada entre um sólido iônico e sua solução saturada.*

A tabela contém os valores de K_{ps} para alguns compostos iônicos, determinados experimentalmente a 25 °C.

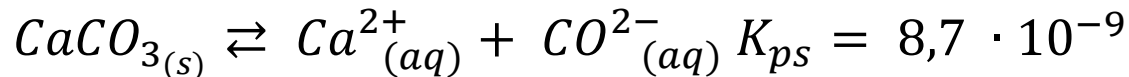
Composto iônico	K_{ps}
Hidróxido de alumínio – $Al(OH)_3$	$1,0 \cdot 10^{-33}$
Carbonato de bário – $BaCO_3$	$8,1 \cdot 10^{-9}$
Sulfato de bário – $BaSO_4$	$1,1 \cdot 10^{-10}$
Sulfeto de bismuto – Bi_2S_3	$1,0 \cdot 10^{-97}$
Carbonato de cálcio – $CaCO_3$	$8,7 \cdot 10^{-9}$
Fluoreto de cálcio – CaF_2	$4,0 \cdot 10^{-11}$
Sulfato de cálcio – $CaSO_4$	$2,4 \cdot 10^{-5}$
Cloreto de chumbo II – $PbCl_2$	$1,6 \cdot 10^{-5}$
Hidróxido de ferro III – $Fe(OH)_3$	$2,0 \cdot 10^{-39}$
Sulfeto de ferro II – FeS	$6,3 \cdot 10^{-18}$
Hidróxido de magnésio – $Mg(OH)_2$	$1,1 \cdot 10^{-11}$
Cloreto de prata – $AgCl$	$1,6 \cdot 10^{-10}$
Hidróxido de prata – $AgOH$	$1,5 \cdot 10^{-8}$
Sulfeto de prata – Ag_2S	$6,3 \cdot 10^{-51}$
Sulfeto de zinco – ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$

Quanto menor o valor de K_{ps} , considerando que os íons presentes nas soluções estão na mesma proporção e na mesma temperatura, menos solúvel será o composto iônico.

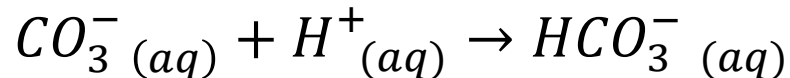
A solubilidade é geralmente expressa em gramas de soluto por litro de solução (g/L), mas também pode ser representada em função da quantidade de matéria por volume (mol/L). Com o valor do K_{ps} , pode-se calcular a solubilidade molar de determinado composto pela expressão matemática dessa constante.

Ex.:

A causa principal dos buracos de escoamento de água é a dissolução do calcário (carbonato de cálcio) pela água do subsolo. Apesar de $CaCO_3$ ter uma constante de produto de solubilidade relativamente baixa, ele é bastante solúvel na presença de ácido.

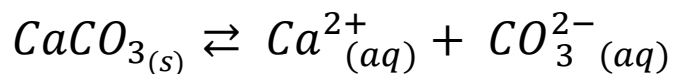


A água da chuva é naturalmente ácida, com um pH na faixa de 5 a 6, podendo tornar-se ainda mais ácida quando em contato com matéria orgânica em decomposição. Uma vez que o íon carbonato é a base conjugada do ácido fraco, o íon hidrogenocarbonato (HCO_3^-) combina-se rapidamente com o íon hidrogênio.



O consumo de íon carbonato desloca o equilíbrio de dissolução para a direita, aumentando assim a solubilidade de $CaCO_3$. Isso pode ter consequências profundas nas áreas onde o terreno consiste em leitos rochosos de carbonato de cálcio poroso coberto por uma camada relativamente fina de argila e/ou solo arável. À proporção que a água ácida infiltra-se e gradualmente dissolve o calcário, ela cria lacunas no subsolo.

Com base nas informações, determine a solubilidade (mol/L) do carbonato de cálcio na temperatura de 25 °C.



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

$$8,7 \cdot 10^{-9} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$$

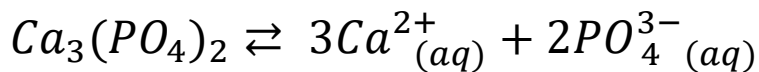
$$8,7 \cdot 10^{-9} = x \cdot x$$

$$x^2 = 87 \cdot 10^{-10}$$

$$x \cong 9,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} = [\text{CaCO}_3]$$

O cálculo renal, conhecido popularmente como "pedra nos rins", é um problema que atinge em média 5% da população mundial, sendo a maior incidência em homens. É formado quando o excesso de algum componente da urina é agregado na forma de cristais. O fosfato de cálcio, um dos principais componentes da urina, quando excretado, apresenta concentração média de íons $\text{Ca}^{2+}_{(aq)}$ igual a $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Determine a concentração de íons $\text{PO}_4^{3-}_{(aq)}$ que inicia a precipitação de $(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)_{(s)}$.

Dados: $K_{ps} = 1 \cdot 10^{-25}$ e $\sqrt{0,125} = 0,354$



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

$$1 \cdot 10^{-25} = (2 \cdot 10^{-3})^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

$$[\text{PO}_4^{3-}]^2 = \frac{1 \cdot 10^{-25}}{8 \cdot 10^{-9}}$$

$$[\text{PO}_4^{3-}]^2 = 0,125 \cdot 10^{-16}$$

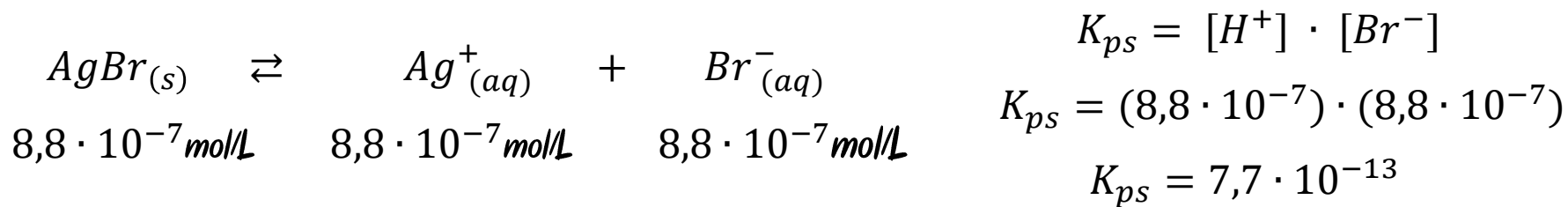
$$[\text{PO}_4^{3-}] = \sqrt{0,125 \cdot 10^{-16}}$$

$$[\text{PO}_4^{3-}] = 0,354 \cdot 10^{-18} \text{ mol/L}$$

Com a solubilidade molar de um sal ou de uma base pouco solúvel, é possível determinar o K_{ps} .

Ex.:

O brometo de prata ($AgBr$) é um sal amplamente utilizado no campo da fotografia, em razão da sua sensibilidade à luz e da baixa solubilidade em água. Sabendo que a solubilidade desse sal em água, a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$, é $8,8 \cdot 10^{-7}\text{ mol/L}$, determine o valor do seu produto de solubilidade (K_{ps}).



O hidróxido de magnésio - $Mg(OH)_2$ - é o principal componente do leite de magnésia, utilizado como antiácido estomacal e laxante. No rótulo desse medicamento, encontra-se a indicação "agite antes de usar", pois se trata de uma base pouco solúvel, formando assim uma suspensão. Determine o valor da constante de solubilidade para essa base, considerando que sua solubilidade em água, a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$, é igual a 10^{-4} mol/L .

