

Definições

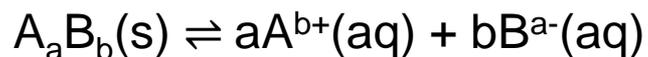
Solubilidade de uma substancia refere-se à concentração ou à quantidade máxima de uma substância química que pode ser colocada em um solvente para formar uma solução estável.

Algumas substâncias se dissolvem com moléculas intactas e **substâncias iônicas** se dissolvem formando íons.

Dissociação iônica

Considerando um composto iônico sólido hipotético: A_aB_b

Em uma solução:



Soluções

Solução insaturada: A concentração dissolvida do soluto é **inferior a sua solubilidade máxima** em uma solução em equilíbrio.

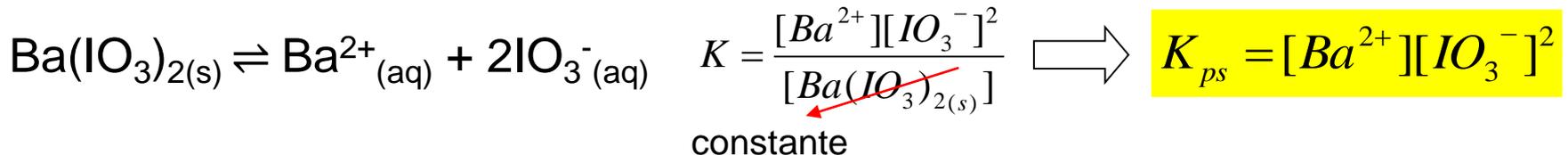
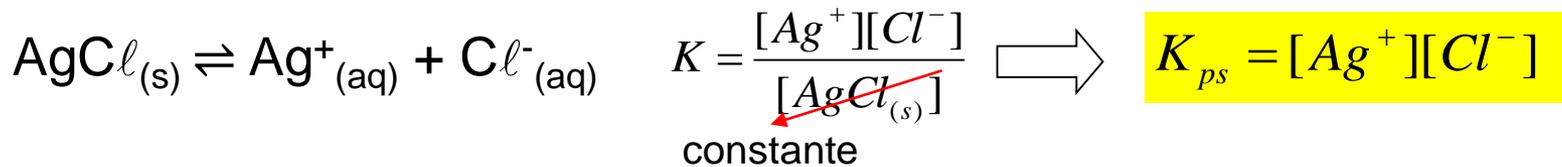
Solução saturada: A concentração dissolvida do soluto é **igual a sua solubilidade máxima** em uma solução em equilíbrio.

Solução supersaturada: A concentração dissolvida do soluto é **temporariamente maior que a sua solubilidade máxima** em uma solução em equilíbrio (sistema instável)

Produto de solubilidade

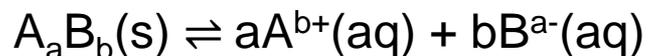
A **constante do produto de solubilidade** ou **Produto de solubilidade (K_{ps})** é a constante numérica que descreve o equilíbrio de sais iônicos pouco solúveis em soluções saturadas.

É a constante de equilíbrio para a reação na qual um sólido se dissolve, dando origem a seus íons constituintes em solução.



Se uma solução aquosa é deixada em contato com excesso do sólido, o sólido irá se dissolver até que a condição do K_{ps} seja satisfeita. Em seguida a quantidade de sólido não dissolvido permanece constante.

Produto de solubilidade



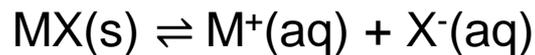
$$K_{ps} = [A^{b+}]^a [B^{a-}]^b$$

- O produto de solubilidade é a concentração em quantidade de matéria dos íons elevados às suas potências estequiométricas.
- A solubilidade é a quantidade (gramas) da substância que se dissolve para formar uma solução saturada: **S (g L⁻¹)**
- A solubilidade molar é a quantidade de matéria do soluto dissolvida para formar um litro de solução saturada: **S (mol L⁻¹)**

Solubilidade e K_{ps}

A expressão do K_{ps} permite o cálculo rápido da solubilidade das substâncias.

Considerando MX um sal hipotético pouco solúvel:



Início	sólido	-	-
Equilíbrio	sólido	x	x

$$K_{ps} = [\text{M}^+][\text{X}^-] = x^2$$

$$x(\text{molL}^{-1}) = \sqrt{K_{ps}}$$

A comparação dos valores de K_{ps} pode ser usada para prever a **ordem de precipitação de sais** que apresentam a **mesma proporção estequiometria** entre cátion e ânion. Nestes casos, **quanto menor o K_{ps} , menor será a solubilidade, e o íon menos solúvel precipita primeiro.**

Solubilidade molar de MX

Exercícios

1-Escreva a expressão para a constante de solubilidade para:

- a) CaF_2
- b) Carbonato de bário
- c) Sulfato de prata
- d) Ag_3PO_4

2-Qual desses compostos tem a maior solubilidade molar em água: AgCl ($K_{ps} = 1,8 \times 10^{-10}$), AgBr ($K_{ps} = 5,0 \times 10^{-13}$) ou AgI ($K_{ps} = 8,3 \times 10^{-17}$)?

3-A partir dos valores de K_{ps} , calcule a solubilidade molar dos seguintes sais: AgCl , AgBr , AgI e Ag_2CO_3 ($K_{ps} = 6,2 \times 10^{-12}$).

4-A solubilidade molar do cromato de prata é $6,5 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$. Determine o valor de K_{ps} .

5-Quantos gramas de $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ (487 g mol^{-1}) podem ser dissolvidos em 500 mL de água a 25°C ? Dado: $K_{ps} = 1,57 \times 10^{-9}$. (Skoog, Fundamentos de Química Analítica, pag. 225)

Efeito do íon comum na solubilidade

É um efeito da ação das massas previsto a partir do princípio de Le Chatelier.

Exemplo:

Calcule a solubilidade molar do $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ em uma solução $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ $0,0200 \text{ mol L}^{-1}$. Dado: $K_{\text{ps}} = 1,57 \times 10^{-9}$.

$$\text{solubilidade molar do } \text{Ba}(\text{IO}_3)_2 = \frac{1}{2} [\text{IO}_3^-] = 1,41 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = 0,0200 + \frac{1}{2} [\text{IO}_3^-]$$

$$\frac{1}{2} [\text{IO}_3^-] \ll 0,0200 \text{ mol L}^{-1}$$

Excesso de Ba^{2+}

redução da solubilidade em 5 vezes
($7,32 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$)



Exemplo:

Calcule a solubilidade molar do $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ em uma solução preparada pela mistura de 200 mL de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ $0,0100 \text{ mol L}^{-1}$ com 100 mL de NaIO_3 $0,100 \text{ mol L}^{-1}$.

$$n_{\text{Ba}^{2+}} = 2,00 \text{ mmol}$$

$$n_{\text{IO}_3^-} = 10,0 \text{ mmol}$$

$$n_{\text{NaIO}_3 \text{ excesso}} = n_{\text{IO}_3^-} - 2x n_{\text{Ba}^{2+}} = 6,00 \text{ mmol}$$

$$[\text{IO}_3^-] = \frac{6,00}{300} = 0,0200 \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{solubilidade molar do } \text{Ba}(\text{IO}_3)_2 = [\text{Ba}^{2+}] = 3,93 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{IO}_3^-] = 0,0200 + 2[\text{Ba}^{2+}]$$

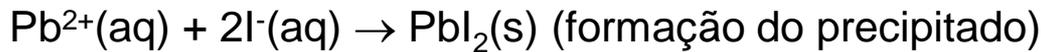
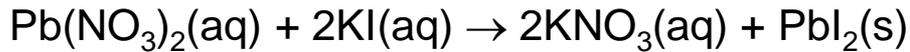
$$2[\text{Ba}^{2+}] \lll 0,0200 \text{ mol L}^{-1}$$

Excesso de IO_3^-

Mais eficiente
para a redução da
solubilidade

Predição de precipitação

Haverá formação do precipitado PbI_2 quando volumes iguais de soluções $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ de nitrato de chumbo(II) e iodeto de potássio são misturadas?



$$K_{ps} = [Pb^{2+}][I^{-}]^2$$

$Q \rightarrow$ quociente de reação ($Q = [Pb^{2+}][I^{-}]^2$)

$Q = K_{ps} \rightarrow$ sistema em equilíbrio; solução está saturada; essa é a maior concentração que a solução pode atingir sem precipitar.

$Q < K_{ps} \rightarrow$ a reação seguirá para a direita aos íons solúveis; nenhum precipitado será formado.

$Q > K_{ps} \rightarrow$ a reação seguirá para a esquerda em direção ao sólido; precipitados serão formados.

Exemplos

1-Será que haverá formação de um precipitado de cloreto de prata quando 200 mL de $1,0 \times 10^{-4}$ mol L⁻¹ AgNO₃(aq) e 900 mL de $1,0 \times 10^{-6}$ mol L⁻¹ KCl(aq) forem misturados? Considere a dissociação completa.

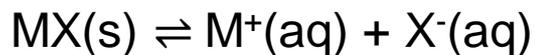
2-Suponha que existam tipicamente 20 gotas de tamanho médio em 1 mL de uma solução em água. Será que ocorrerá formação de um precipitado quando 1 gota de 0,01 mol L⁻¹ NaCl(aq) for adicionada a 10 mL de (a) 0,004 mol L⁻¹ de AgNO₃(aq); (b) 0,004 mol L⁻¹ de Pb(NO₃)₂(aq)?

Dados: AgCl ($K_{ps} = 1,8 \times 10^{-10}$), PbCl₂ ($K_{ps} = 1,6 \times 10^{-5}$),

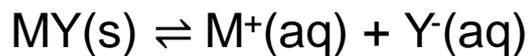
Precipitação fracionada

A partir do K_{ps} é possível prever as condições experimentais e a sequência de formação dos precipitados a partir de uma solução contendo íons precipitantes.

Supondo uma solução contendo íons X^- e Y^- capazes de formar sais pouco solúveis MX e MY , sendo $K_{ps\ MY} < K_{ps\ MX}$ (sais com a mesma proporção estequiometria entre cátion e ânion. MY é menos solúvel e precipita primeiro).



$$K_{ps\ MX} = [M^+][X^-]$$



$$K_{ps\ MY} = [M^+][Y^-]$$

$$\frac{K_{ps\ MX}}{K_{ps\ MY}} = \frac{[M^+][X^-]}{[M^+][Y^-]}$$

O ânion menos solúvel precipita sozinho até que a razão entre as concentrações dos íons se torne igual a razão dos **K_{ps}** . Uma maior adição de reagente precipitante causa precipitação dos dois compostos simultaneamente em tais quantidades que **$[X^-]/[Y^-]$** permaneça constante.

Exercícios

1- Considere a adição de uma solução de AgNO_3 em uma solução aquosa contendo $0,100 \text{ mol L}^{-1}$ de cada um dos seguintes íons Cl^- , Br^- e I^- :

Dados: AgCl ($K_{ps} = 1,8 \times 10^{-10}$), AgBr ($K_{ps} = 5,0 \times 10^{-13}$) e AgI ($K_{ps} = 8,3 \times 10^{-17}$)

a) Qual a ordem de precipitação dos ânions como sais de prata?

b) Qual será a concentração do 1º íon a precipitar na solução, quando o 2º íon começar a precipitar?

c) Qual será a concentração do 1º íon a precipitar na solução, quando o 3º íon começar a precipitar?

2- Adição de uma solução de AgNO_3 em uma solução aquosa contendo $0,100 \text{ mol L}^{-1}$ de NaCl e $2,00 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ de cromato de potássio.

a) Qual a ordem de precipitação dos ânions como sais de prata?

b) Qual será a concentração do 1º íon a precipitar na solução, quando o 2º íon começar a precipitar?

3-Uma amostra de água de mar, contém, entre outros solutos, as seguintes concentrações de cátions solúveis: $0,05 \text{ mol L}^{-1} \text{ Mg}^{2+}(\text{aq})$ e $0,01 \text{ mol L}^{-1} \text{ Ca}^{2+}(\text{aq})$. Sabendo que o $K_{ps}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 1,1 \times 10^{-11}$ e $K_{ps}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 5,5 \times 10^{-6}$ determine a ordem em que cada íon precipita com a adição progressiva de NaOH sólido. Dê a concentração de OH^- quando a precipitação de cada um deles começar. Suponha que não há mudança de volume com a adição de NaOH.