

Equilíbrio iônico: Kps

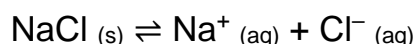
Quer ver esse material pelo Dex? clique [aqui](#)

Resumo

Constante do produto de solubilidade (KPS)

Sabemos que cada composto possui um grau ou **coeficiente de solubilidade**, que é a relação/divisão entre a quantidade do composto em questão(soluto) e a quantidade de água que formam uma **solução saturada** desse soluto. Ou seja, se a quantidade de soluto pela quantidade de água de uma solução supera a solubilidade desse composto, a quantidade excedente do mesmo se cristaliza e precipita, formando o **precipitado**, para evitar que a solução fique supersaturada.

O que vamos estudar aqui é o **equilíbrio** que se estabelece **entre os íons dissociados do soluto e o precipitado** (íons não dissociados), atingido quando a velocidade de dissolução se iguala à de precipitação. Acontece assim com o cloreto de sódio, por exemplo:



Como todo bom equilíbrio químico, este também tem sua constante, seu padrão que varia com a temperatura: a **constante do produto de solubilidade**. Para o caso do NaCl, calculamos da seguinte forma:

$$K_{PS} = [\text{Na}^+][\text{Cl}^-]$$

Obs: Sólidos não entram na equação da constante de equilíbrio, lembra disso? Segue a regra.

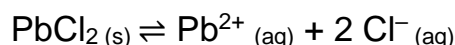
Solubilidade (S) de um soluto é a **concentração** dele (geralmente concentração molar) que fica dissociada na solução, que não compõe o precipitado, a determinada temperatura. Logo, as concentrações de Na^+ e Cl^- que entram na equação do K_{PS} são, cada uma, justamente a solubilidade do NaCl.

Assim, se sabemos o valor de S do NaCl, calculamos o K_{PS} dele assim:

$$K_{PS} = S \times S$$

$$K_{PS} = S^2$$

Que tal mais um exemplo para entender 100%? Vamos ao PbCl_2 . Considerando que a solubilidade dele a 25°C seja S. Qual será o seu K_{PS} , na mesma temperatura?



Se a solubilidade do PbCl_2 é S , a concentração de íons Pb^{2+} na solução será S e a de Cl^- será $2S$, já que a proporção de $\text{PbCl}_2:\text{Pb}^{2+}:\text{Cl}^-$ é 1:1:2. Logo, K_{PS} será:

$$K_{\text{PS}} = [\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2$$

$$K_{\text{PS}} = S \cdot (2S)^2$$

$$\mathbf{K_{PS} = 4S^3}$$

Exercícios

1. Sabendo que o produto de solubilidade do cloreto de prata vale $1,80 \cdot 10^{-10}$, podemos dizer que a solubilidade desse sal em água é (em mol/L)
 - a) $3,26 \times 10^{-20}$
 - b) $0,90 \times 10^{-10}$
 - c) $1,80 \times 10^{-10}$
 - d) $3,60 \times 10^{-5}$
 - e) $1,34 \times 10^{-5}$

2. A solubilidade do fluoreto de cálcio, a $18\text{ }^{\circ}\text{C}$, é $2 \cdot 10^{-5}$ mol/litro. O produto de solubilidade desta substância na mesma temperatura é:
 - a) $8,0 \times 10^{-15}$
 - b) $3,2 \times 10^{-14}$
 - c) 4×10^{-14}
 - d) 2×10^{-5}
 - e) 4×10^{-5}

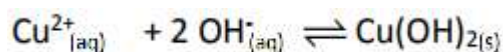
3. Não devem ser lançadas em cursos d'água naturais, soluções aquosas contendo altas concentrações de íons $\text{Hg}^{2+}_{(\text{aq})}$. Uma recomendação para "remover" tais íons, altamente poluidores e tóxicos, é precipitá-los sob forma de sulfeto de mercúrio (II), HgS . O produto de solubilidade desse sal em água é da ordem de 10^{-54} . Sendo assim, a "remoção" é tal que, estatisticamente, para dissolver-se um único íon Hg^{2+} contido no HgS , seria necessário um volume de água da ordem de (constante de Avogadro aproximada: 10^{24} mol^{-1})
 - a) dez mil litros.
 - b) mil litros.
 - c) cem litros.
 - d) dez litros.
 - e) um litro.

4. Nas estações de tratamento da água, comumente provoca-se a formação de flocos de hidróxido de alumínio para arrastar partículas em suspensão. Suponha que o hidróxido de alumínio seja substituído pelo hidróxido férrico. Qual a menor concentração de íons Fe^{3+} , em mol/L, necessária para provocar a precipitação da base, numa solução que contém $1,0 \cdot 10^{-3}$ mol/L íons OH^- ?

Dado: Produto de solubilidade do $\text{Fe}(\text{OH})_3 = 6,0 \cdot 10^{-38}$

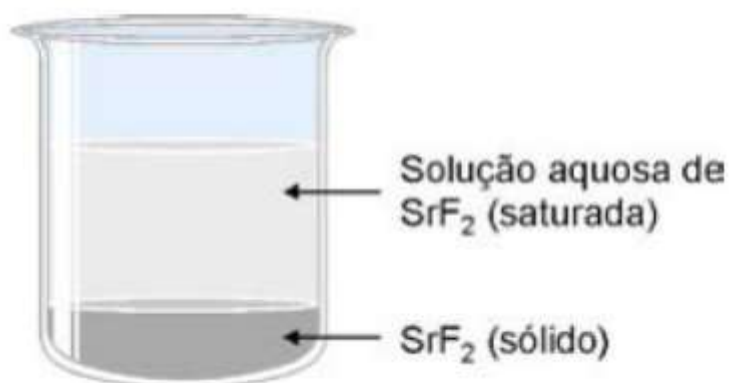
- a) $2,0 \times 10^{-41}$
 - b) $2,0 \times 10^{-38}$
 - c) $2,0 \times 10^{-35}$
 - d) $6,0 \times 10^{-35}$
 - e) $6,0 \times 10^{-29}$
5. O produto de solubilidade do carbonato de cálcio (CaCO_3), que apresenta solubilidade de 0,013 g/L a 20°C , é:
- a) $1,69 \times 10^{-4}$
 - b) $1,69 \times 10^{-8}$
 - c) $1,30 \times 10^{-2}$
 - d) $1,30 \times 10^{-8}$
 - e) $1,69 \times 10^{-2}$
6. Os sulfetos metálicos são encontrados em grande quantidade na natureza. Sabendo-se que a 25°C o produto de solubilidade do sulfeto de Zn (ZnS) vale $1,3 \cdot 10^{-23}$, determine sua solubilidade, em mol/L, nessa temperatura.
- a) $3,6 \cdot 10^{-12}$
 - b) $3,6 \cdot 10^{-8}$
 - c) $3,49 \cdot 10^2$
 - d) $360 \cdot 10^1$
 - e) $3,49 \cdot 10^5$
7. A determinada temperatura, a solubilidade do sulfato de prata em água é $2,0 \cdot 10^{-2}$ mol/L. O produto de solubilidade (Kps) desse sal à mesma temperatura é:
- a) $4,0 \cdot 10^{-4}$
 - b) $8,0 \cdot 10^{-4}$
 - c) $6,4 \cdot 10^{-5}$
 - d) $3,2 \cdot 10^{-5}$
 - e) $8,0 \cdot 10^{-5}$

8. Uma forma de identificar a presença de íons Cu^{2+} em solução aquosa, mesmo em baixas concentrações, é acrescentar amônia. Forma-se um íon complexo que confere à solução uma cor azul intensa. Dessa forma, quando a amônia é acrescentada a um sistema químico no qual ocorre o equilíbrio de solubilidade



o mesmo:

- a) mantém-se inalterado, mas a solução sobrenadante torna-se ácida.
 - b) mantém-se inalterado, mas a solução sobrenadante fica mais básica.
 - c) sofre perturbação e estabelece-se outro estado de equilíbrio no qual a quantidade de precipitado é maior.
 - d) sofre perturbação e estabelece-se outro estado de equilíbrio no qual a quantidade de precipitado é menor ou inexistente.
 - e) sofre perturbação e estabelece-se outro estado de equilíbrio no qual a concentração de íons $\text{OH}_{(\text{aq})}$ é menor ou inexistente.
9. Considere a adição de fluoreto de cálcio (CaF_2) a uma solução aquosa de fluoreto de estrôncio (SrF_2), contendo como corpo de fundo SrF_2 sólido, contidos em um béquer



Nessa adição, com agitação, quantos mols de CaF_2 se dissolverão, considerando 1 litro de solução saturada de SrF_2 ? (Desprezar a contribuição de F^- proveniente da dissolução do CaF_2).

Dados: Solubilidade do $\text{SrF}_2 = 9 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ Kps, $\text{CaF}_2 = 3,2 \cdot 10^{-11}$

- a) $1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$
- b) $2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$
- c) $3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$
- d) $4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$
- e) $5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

10. Preparam-se duas soluções saturadas, uma de oxalato de prata ($\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4$) e outra de tiocianato de prata (AgSCN). Esses dois sais têm, aproximadamente, o mesmo produto de solubilidade (da ordem de 10^{-12}). Na primeira, a concentração de íons prata é $[\text{Ag}^+]_1$ e, na segunda, $[\text{Ag}^+]_2$; as concentrações de oxalato e tiocinato são, respectivamente, $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$ e $[\text{SCN}^-]$. Nesse caso, é correto afirmar que:

- a) $[\text{Ag}^+]_1 = [\text{Ag}^+]_2$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] < [\text{SCN}^-]$
- b) $[\text{Ag}^+]_1 > [\text{Ag}^+]_2$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] > [\text{SCN}^-]$
- c) $[\text{Ag}^+]_1 > [\text{Ag}^+]_2$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = [\text{SCN}^-]$
- d) $[\text{Ag}^+]_1 < [\text{Ag}^+]_2$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] < [\text{SCN}^-]$
- e) $[\text{Ag}^+]_1 = [\text{Ag}^+]_2$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] > [\text{SCN}^-]$

Gabarito

1. E

Equilíbrio químico: $\text{AgCl}(s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$

Solubilidade: $X \quad X$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$

Cálculo da solubilidade: $1,8 \cdot 10^{-10} = (X) \cdot (X) \rightarrow X^2 = 1,8 \cdot 10^{-10} \rightarrow X = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

2. B

Equilíbrio químico: $\text{CaF}_2(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(aq) + 2 \text{F}^-(aq)$

Solubilidade: $2 \cdot 10^{-5} \text{ M} \quad 4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2$

Cálculo do K_{ps} : $K_{ps} = (2 \cdot 10^{-5}) \cdot (4 \cdot 10^{-5})^2 = 2 \cdot 10^{-5} \cdot 16 \cdot 10^{-10} = 3,2 \cdot 10^{-14}$

3. B

Equilíbrio químico: $\text{HgS}(s) \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+}(aq) + \text{S}^{2-}(aq)$

Solubilidade: $X \quad X$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Hg}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$

Cálculo da solubilidade: $10^{-54} = (X) \cdot (X) \rightarrow X^2 = 10^{-54} \rightarrow X = 10^{-27} \text{ mol/L}$

Cálculo do volume de água para dissolver 1 íon Hg^{2+} :

$$1 \text{ íon-Hg}^{2+} \cdot \frac{1 \text{ mol-Hg}^{2+}}{10^{24} \text{ íons-Hg}^{2+}} \cdot \frac{1 \text{ L água do mar}}{10^{-27} \text{ mol-Hg}^{2+}} = 1000 \text{ L de água}$$

4. E

Equilíbrio químico: $\text{Fe}(\text{OH})_3(s) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}(aq) + 3 \text{OH}^-(aq)$

Solubilidade: $X \quad 1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3$

Cálculo da $[\text{Fe}^{3+}]$ na solução saturada: $6 \cdot 10^{-38} = [\text{Fe}^{3+}] \cdot (10^{-3})^3 \rightarrow [\text{Fe}^{3+}] = 6 \cdot 10^{-29} \text{ mol/L}$

5. B

$$\text{Cálculo da concentração molar: } \frac{0,013 \text{ g-CaCO}_3}{1 \text{ L de solução}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g-CaCO}_3} = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

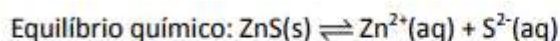
Equilíbrio químico: $\text{CaCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$

Solubilidade: $1,3 \cdot 10^{-4} \text{ M} \quad 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$

Cálculo do K_{ps} : $K_{ps} = (1,3 \cdot 10^{-4}) \cdot (1,3 \cdot 10^{-4}) = 1,69 \cdot 10^{-8}$

6. A

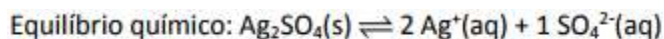


Solubilidade: $X \quad X$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}]$

Cálculo da solubilidade: $1,3 \cdot 10^{-23} = (X) \cdot (X) \rightarrow X^2 = 13 \cdot 10^{-22} \rightarrow X = 3,6 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L}$

7. D



Solubilidade: $4 \cdot 10^{-2} \text{ M} \quad 2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

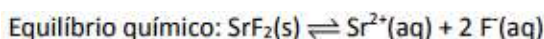
Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$

Cálculo do K_{ps} : $K_{ps} = (4 \cdot 10^{-2})^2 \cdot (2 \cdot 10^{-2}) = 16 \cdot 10^{-4} \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 32 \cdot 10^{-6} = 3,2 \cdot 10^{-5}$

8. C

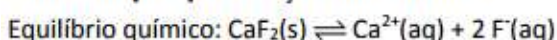
A adição de amônia à solução aquosa indicada origina íons OH^- no meio: $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$. A presença adicional dos íons OH^- , aumenta a concentração destes no equilíbrio, para que a constante do equilíbrio permaneça inalterada, o equilíbrio será deslocado para a direita ocorrendo precipitação do sólido.

9. A



Solubilidade: $9 \cdot 10^{-4} \text{ M} \quad 18 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

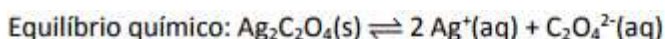
Cálculo da $[\text{Ca}^{2+}]$ na solução saturada de CaF_2 :



Solubilidade: $X \quad 18 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 \rightarrow 3,2 \cdot 10^{-11} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot (18 \cdot 10^{-4})^2 \rightarrow [\text{Ca}^{2+}] = 1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

10. B



Solubilidade: $2X \quad X$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$

Cálculo da solubilidade: $10^{-12} = (2X)^2 \cdot (X) \rightarrow 4X^3 = 10^{-12} \rightarrow X = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

Com isso ficamos com: $[\text{Ag}^+]_1 = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$



Solubilidade: $X \quad X$

Expressão do produto de solubilidade: $K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{SCN}^-]$

Cálculo da solubilidade: $10^{-12} = (X) \cdot (X) \rightarrow X^2 = 10^{-12} \rightarrow X = 1 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$

Com isso ficamos com: $[\text{Ag}^+]_2 = 1 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 1 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$

Portanto temos: $[\text{Ag}^+]_1 > [\text{Ag}^+]_2$ e $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] > [\text{SCN}^-]$