

EQUILÍBRIO IÔNICO

EQUILÍBRIO IÔNICO

Produto de solubilidade

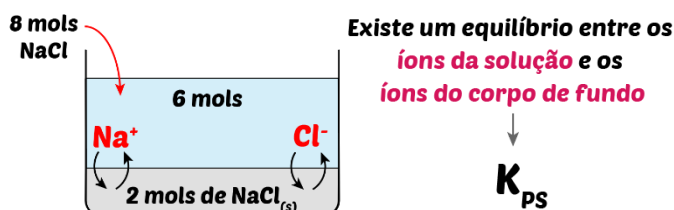
- 1) Definição
- 2) Cálculo do K_{ps} dada a solubilidade
- 3) Solubilidade e o K_{ps}
- 4) Cálculo da solubilidade dado o K_{ps}

PROFESSOR: THÉ

LIÇÃO: 115

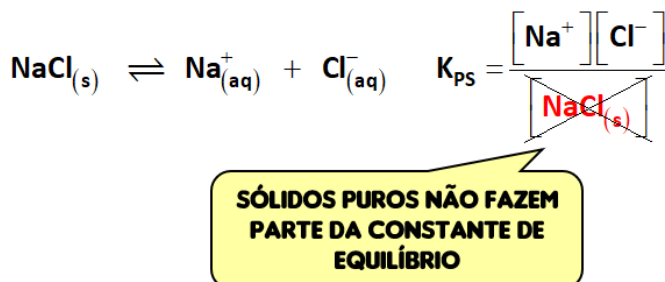
1) Definição

Considere uma solução saturada de NaCl com corpo de fundo a 25°C. Num recipiente vazio, adicionam-se 8 mols de NaCl. em seguida adiciona-se água até formar 1,0 litro de solução.



Na solução saturada os íons da solução permanecem em movimento, e eventualmente colidem com o corpo de fundo, passando a fazer parte do mesmo. Já o íon da fase sólida estando em contato com o meio aquoso eventualmente saltam-se do retículo cristalino passando para a solução.

Como em qualquer outro equilíbrio químico, neste também determina-se uma constante de equilíbrio, agora representada pela notação K_{ps} ou PS .



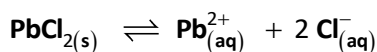
$$K_{ps} = [Na^+][Cl^-] \quad \text{ou} \quad PS = [Na^+][Cl^-]$$

As notações K_{ps} ou PS são lidas assim:

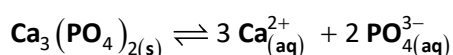
K_{ps} : Constante do produto de solubilidade

PS : Produto de solubilidade

Exemplos:



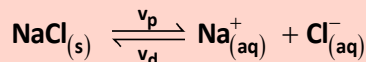
$$K_{ps} = [Pb^{2+}][Cl^-]^2$$



$$K_{ps} = [Ca^{2+}]^3 [PO_4^{3-}]^2$$

Definições

- 1) **Solução Saturada** é aquela na qual encontram-se em equilíbrio dinâmico os íons da fase sólida e os íons da solução, ou em outras palavras, a solução saturada é aquela na qual a velocidade de precipitação (v_p) é igual a velocidade de dissolução (v_d);



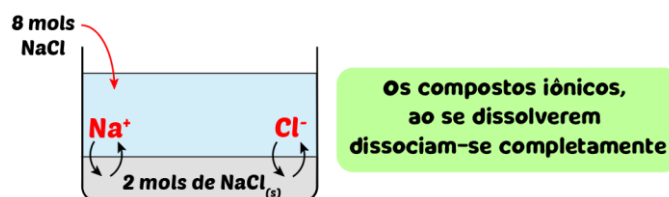
- 2) K_{ps} é a constante de equilíbrio aplicada à solução saturada.
- 3) Os equilíbrios estudados nesse assunto são aqueles observados nas soluções saturadas dos solutos iônicos de pequena solubilidade

Solubilidade da substância	Concentração molar da solução saturada
Solúvel	$\geq 0,1 \text{ mol/L}$
Parcialmente solúvel	Entre 0,1 e 0,01 mol/L
Insolúvel	$\leq 0,01 \text{ mol/L}$

- 4) O K_{ps} varia com a temperatura como qualquer constante de equilíbrio.

2) Cálculos do K_{ps}

Considere a dissolução do NaCl. Adicionaram-se 8 mols de NaCl e água até formar 1,0 L de solução dos quais dissolvem-se até saturar a solução 6 mols NaCl, ficando sem se dissolver, na forma sólida, os 2 mols restantes. Calcular o K_{ps} do NaCl.



	$NaCl_{(s)}$	$Na^+_{(aq)}$	$Cl^-_{(aq)}$
Início	8 mols	0	0
Dissolvido	x	x	x
Equilíbrio	2 mols	x	x

x é o número de mols dissolvidos por litro, isto é, solubilidade.

$$8 - x = 2 \quad \therefore \quad x = 6$$

$$K_{ps} = [Na^+][Cl^-]$$

$$K_{ps} = (6 \text{ mol/L})(6 \text{ mol/L}) = 36$$

O exemplo do NaCl (apresentado no início) tem objetivo apenas didático, porque o NaCl é muito solúvel, caso em que não se recomenda calcular o K_{ps} .

Cálculos do K_{ps} – Generalizando

Considere por exemplo um soluto de fórmula $A_2^{3+} B_3^{2-}$

- 1) Chame a solubilidade de x mol/L
- 2) Escreva a equação do equilíbrio soluto sólido e seus íons dissolvidos. Arme o esquema do equilíbrio:
Início – dissolvido – equilíbrio

$1 A_2^{3+} B_3^{2-} \rightleftharpoons 2 A_{(aq)}^{3+} + 3 B_{(aq)}^{2-}$			
Início	n	0	0
Dissolvido	x	2x	3x
Equilíbrio	n-x	2x	3x

$$K_{ps} = [A^{3+}]^2 [B^{2-}]^3$$

$$K_{ps} = (2x)^2 (3x)^3$$

As quantidades inicial (n) e final (n-x) não têm a menor importância, porque representam quantidades do composto no estado sólido, que não fazem parte do K_{ps} .

A porção solúvel (x) é o que vai dar origem à concentração dos íons, tomando-se o cuidado de guardar a proporção estabelecida pelos coeficientes.

Cuidados:

- A solubilidade tem que estar expressa em mol/L, chamada de **solubilidade molar**.
- Não esquecer de elevar a concentração dos íons aos expoentes devidos (coeficientes da equação).

EXEMPLO – 1

Calcular o produto de solubilidade (K_{ps}) do cloreto de prata (AgCl), a 25°C.

Dados: Solubilidade do AgCl, a 25°C $1,3 \cdot 10^{-5}$ mol/L.

Equação química: $AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^-$

RESOLUÇÃO

- 1) Chamar solubilidade de x

$$S = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} = x$$

- 2) Armar o esquema do equilíbrio:

$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^-$			
Início	?	0	0
Dissolvido	x	x	x
Equilíbrio	? - x	x	x

No início não foi informado quanto de $AgCl_{(s)}$ foi adicionada ao sistema aquoso, mas não importa, porque sólido não participa do cálculo da constante, consequentemente também não é importante o que resta no corpo de fundo.

Interessa-nos somente a parte dissolvida (x).

$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] \rightarrow K_{ps} = (x)(x) = x^2$$

$$K_{ps} = (1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L})^2$$

$$K_{ps} = 1,69 \cdot 10^{-10} (\text{mol/L})^2$$

EXEMPLO – 2

Calcular o produto de solubilidade (K_{ps}) do hidróxido de magnésio, $Mg(OH)_2$, a 25°C.

Solubilidade ($Mg(OH)_2$) = $1,3 \cdot 10^{-4}$ mol/L

Equação: $Mg(OH)_2_{(s)} \rightleftharpoons Mg_{(aq)}^{2+} + 2 OH_{(aq)}^-$

RESOLUÇÃO

- 1) Chamar solubilidade de x

$$S = 1,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} = x$$

- 2) Armar o esquema do equilíbrio:

$Mg(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Mg_{(aq)}^{2+} + 2 OH_{(aq)}^-$			
D	x	x	2x

D = dissolvem-se

$$K_{ps} = [Mg_{(aq)}^{2+}][OH_{(aq)}^-]^2$$

$$K_{ps} = (x)(2x)^2 = 4x^3$$

- 3) Substituir x pelo valor da solubilidade

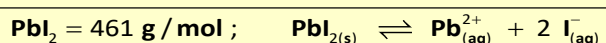
$$K_{ps} = 4 (1,3 \cdot 10^{-4})^3$$

$$K_{ps} = 4 (2,2 \cdot 10^{-12}) \rightarrow K_{ps} = 8,8 \cdot 10^{-12}$$

EXEMPLO – 3

Calcular a constante do produto de solubilidade (K_{ps}) do PbI_2 a certa temperatura.

Nessa temperatura a solubilidade é 0,68 g/L.

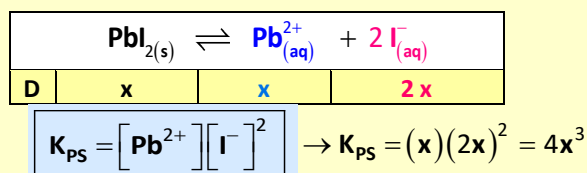
**RESOLUÇÃO**

1) Transformar a solubilidade de g/L para mol/L chamar a solubilidade de x . $S = 0,68 \text{ g/L}$

$$n = \frac{m}{\text{mol}} = \frac{0,68 \text{ g}}{461 \text{ g}} = 0,0015 \text{ mol} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$S = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} = x$$

2) Armar o esquema do equilíbrio



3) Substituir x pelo valor da solubilidade

$$K_{ps} = 4(1,5 \cdot 10^{-3})^3$$

$$K_{ps} = 4(3,3 \cdot 10^{-9}) \therefore K_{ps} = 1,3 \cdot 10^{-8} (\text{mol/L})^3$$

3) Solubilidade e K_{ps}

Comparação do K_{ps} de vários compostos.

Composto	$K_{ps} (\text{mol/L})^2$	S (mol/L)
BaSO ₄	1.10 ⁻¹⁰	10 ⁻⁵
PbSO ₄	1.10 ⁻⁸	10 ⁻⁴
CaSO ₄	3.10 ⁻⁵	5,5.10 ⁻³

Composto	$K_{ps} (\text{mol/L})^3$	S (mol/L)
PbI ₂	1.10 ⁻¹⁰	1,3.10 ⁻³
PbBr ₂	5.10 ⁻⁶	1,1.10 ⁻²
PbCl ₂	1,7.10 ⁻⁵	1,6.10 ⁻²

Examinando estes dois conjuntos compostos, verifica-se que quanto maior o K_{ps} , maior a solubilidade. Contudo, só devem ser comparados os K_{ps} de mesma dimensão (unidade)

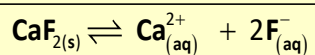
4. Cálculo de solubilidade dado K_{ps}

O produto de solubilidade é uma medida da solubilidade então é possível calcular sua solubilidade a partir do seu K_{ps}

EXEMPLO – 4

Calcular a solubilidade do mineral fluorita, CaF_2 .

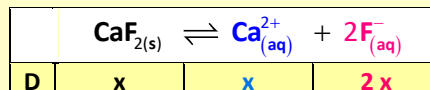
Dado: $CaF_2 = 78 \text{ g/mol}$; $K_{ps}(CaF_2) = 2 \cdot 10^{-10}$



OBS: Expressar a solubilidade em mol/L e em g/L

RESOLUÇÃO

Solubilidade (em mol/L) = x



$$K_{ps} = [Ca_{(aq)}^{2+}][F_{(aq)}^{-}]^2$$

$$2 \cdot 10^{-10} = (x)(2x)^2 = 4x^3$$

$$x^3 = \frac{2}{4} \cdot 10^{-10}$$

$$x^3 = 0,5 \cdot 10^{-10} \therefore x = \sqrt[3]{0,5 \cdot 10^{-10}}$$

$$x = 3,7 \cdot 10^{-4}$$

1º Resposta: A solubilidade do CaF_2 é igual a $3,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

Desejando-se a solubilidade em g/L, transforma-se o número de mols para massa.

$$n = \frac{m}{\text{mol}} \rightarrow 3,7 \cdot 10^{-4} = \frac{m}{78}$$

$$m = 288,6 \cdot 10^{-4} \therefore m = 2,9 \cdot 10^{-2}$$

2º Resposta: A solubilidade do CaF_2 é igual a $2,9 \cdot 10^{-2} \text{ g/L}$