



Equilíbrio Sólido-Líquido

Química II

4. Equilíbrio Sólido-Líquido

- como um sólido e um líquido?
- formar compostos pouco solúveis
- Abre: é solúvel, pelo qd não tem muito furo em solubilidade
- H₂O é pouco solúvel, tem as propriedades de precipitar, aparece um precipitado. → produtos da solubilidade



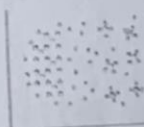
BETTER MINDS

De ideias para soluções

Equilíbrios de Solubilidade

As reações de precipitação são importantes:

- Indústria – produção de carbonato de sódio
- Medicina – contraste para raios X (BaSO₄)
- Natureza – dissolução do esmalte dos dentes



Reação de precipitação: é uma reação que se caracteriza pela formação de um produto insolúvel, ou precipitado.

Solubilidade

A solubilidade do soluto é a quantidade máxima de soluto que se dissolve numa quantidade de solvente a uma dada temperatura.

- ↑ solubilidade com ↑ T → normalmente
- Quando aparece o precipitado atinge o valor do K_{ps}

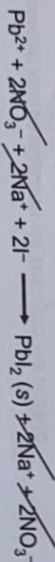
Reações de Precipitação

Precipitado — sólido insolúvel que se separa da solução

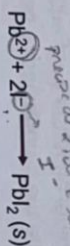
precipitado



equação molecular

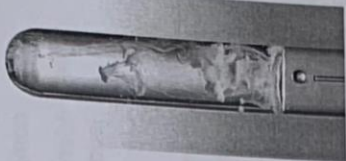


equação iônica



equação iônica efetiva

Na⁺ e NO₃⁻ são íons espectadores



PbI₂

TABELA 4.2

Regras de Solubilidade para Compostos Iônicos em Água a 25°C

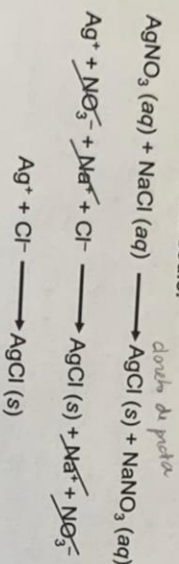
Compostos Solúveis	Exceções
Compostos contendo íons de metais alcalinos (Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , Rb ⁺ , Cs ⁺ e o íon amônio (NH ₄ ⁺))	
Nitratos (NO ₃ ⁻), bicarbonatos (HCO ₃ ⁻), e cloratos (ClO ₃ ⁻)	
Halogenetos Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻)	Halogenetos de Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ e Pb ²⁺ .
Sulfatos (SO ₄ ²⁻)	Sulfatos de Ag ⁺ , Ca ²⁺ , Ba ²⁺ , Sr ²⁺ , Hg ₂ ²⁺ e Pb ²⁺
Compostos Insolúveis	Exceções
Carbonatos (CO ₃ ²⁻), fosfatos (PO ₄ ³⁻), cromatos (CrO ₄ ²⁻), sulfuretos S ²⁻	Compostos contendo íons de metais alcalinos e o íon amônio
Hidróxidos (OH ⁻)	Compostos contendo íons de metais alcalinos e o íon Ba ²⁺

Escrever Equações Iônicas Efectivas

1. Escreva a equação molecular acertada para a reacção.
2. Escreva a equação iónica mostrando os electrólitos fortes completamente dissociados em cations e anions.
3. Identifique e anule os iões espectadores em ambos os lados da equação para chegar à equação iónica efectiva.



Escreva a equação iónica efectiva da reacção do nitrato de prata com o cloreto de sódio.



BETTER MINDS

Do not think just solutions.

Uma vez que o K_{ps} é a constante de dissolução de um composto iónico podemos prever a solubilidade de um composto em água pelo valor do seu K_{ps} . Quanto maior o K_{ps} maior a solubilidade do sólido em água. Relativamente à dissolução de um sólido iónico em água podem surgir 3 situações conforme o Q_c

$Q < K_{ps}$	Solução insaturada	Não há precipitação
$Q = K_{ps}$	Solução saturada	
$Q > K_{ps}$	Solução supersaturada	Formar-se-á um precipitado

⊕ *NaCl precipita mais tarde*

Produto de Solubilidade

As reacções de precipitação são um caso de equilíbrio químico heterogéneo.

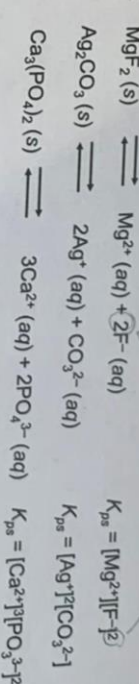
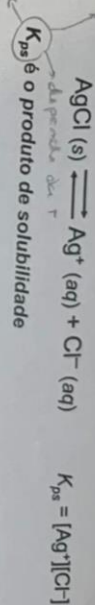


TABELA 16.2

Produtos de Solubilidade de Alguns Compostos Iónicos Pouco Solúveis, a 25°C

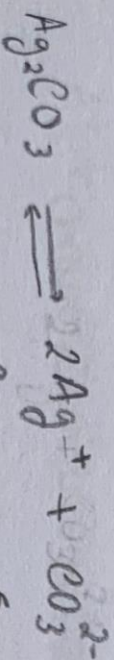
Composto	K_{ps}	Composto	K_{ps}
Bromato de cobre(I) (CuBr)	$4,2 \times 10^{-8}$	Hidróxido de ferro(III) ($\text{Fe}(\text{OH})_3$)	$1,1 \times 10^{-38}$
Bromato de prata (AgBr)	$7,7 \times 10^{-13}$	Hidróxido de magnésio ($\text{Mg}(\text{OH})_2$)	$1,8 \times 10^{-11}$
Carbonato de prata (Ag_2CO_3)	$8,1 \times 10^{-9}$	Hidróxido de zinco ($\text{Zn}(\text{OH})_2$)	$1,4 \times 10^{-14}$
Carbonato de bário (BaCO_3)	$8,7 \times 10^{-9}$	Iodeto de chumbo(II) (PbI_2)	$1,4 \times 10^{-8}$
Carbonato de cálcio (CaCO_3)	$3,3 \times 10^{-14}$	Iodeto de cobre(I) (CuI)	$5,1 \times 10^{-12}$
Carbonato de estanho (SnCO_3)	$1,6 \times 10^{-9}$	Iodeto de prata (AgI)	$8,3 \times 10^{-17}$
Carbonato de magnésio (MgCO_3)	$4,0 \times 10^{-5}$	Sulfato de bário (BaSO_4)	$1,1 \times 10^{-10}$
Cloreto de prata (AgCl)	$1,6 \times 10^{-10}$	Sulfato de estanho (SnSO_4)	$3,8 \times 10^{-7}$
Cloreto de chumbo(II) (PbCl_2)	$2,4 \times 10^{-4}$	Sulfato de bismuto (Bi_2S_3)	$1,6 \times 10^{-72}$
Cloreto de mercúrio(I) (Hg_2Cl_2)	$3,5 \times 10^{-18}$	Sulfato de cádmio (CdS)	$8,0 \times 10^{-28}$
Cromato de chumbo(II) (PbCrO_4)	$1,6 \times 10^{-14}$	Sulfato de chumbo(II) (PbSO_4)	$3,4 \times 10^{-28}$
Fenolato de bário (BaF_2)	$1,7 \times 10^{-10}$	Sulfato de cobalto(II) (CoSO_4)	$4,0 \times 10^{-31}$
Fenolato de cálcio (CaF_2)	$4,0 \times 10^{-11}$	Sulfato de cobre(II) (CuSO_4)	$6,0 \times 10^{-37}$
Fenolato de chumbo(II) (PbF_2)	$4,1 \times 10^{-8}$	Sulfato de ferro(II) (FeSO_4)	$1,0 \times 10^{-26}$
Fosfato de cálcio ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$)	$1,2 \times 10^{-28}$	Sulfato de níquel(II) (NiSO_4)	$6,0 \times 10^{-31}$
Hidróxido de alumínio ($\text{Al}(\text{OH})_3$)	$1,8 \times 10^{-33}$	Sulfato de mercúrio(II) (HgSO_4)	$4,0 \times 10^{-24}$
Hidróxido de cálcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$)	$8,0 \times 10^{-6}$	Sulfato de níquel(II) (NiSO_4)	$1,4 \times 10^{-26}$
Hidróxido de cobre(II) ($\text{Cu}(\text{OH})_2$)	$2,2 \times 10^{-20}$	Sulfato de prata (Ag_2SO_4)	$3,0 \times 10^{-29}$
Hidróxido de cromo(III) ($\text{Cr}(\text{OH})_3$)	$1,6 \times 10^{-31}$		

Existe uma relação entre a solubilidade e o K_{ps} :

16.3

Relação entre K_{ps} e Solubilidade Molar (s)

Composto	Expressão do K_{ps}	Catão	Anião	Relação entre K_{ps} e s
$AgCl$	$[Ag^+][Cl^-]$	s	s	$K_{sp} = s^2; s = (K_{sp})^{\frac{1}{2}}$
$BaSO_4$	$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$	s	s	$K_{sp} = s^2; s = (K_{sp})^{\frac{1}{2}}$
Ag_2CO_3	$[Ag^+]^2[CO_3^{2-}]$	2s	s	$K_{sp} = 4s^3; s = \left(\frac{K_{sp}}{4}\right)^{\frac{1}{3}}$
PbF_2	$[Pb^{2+}][F^-]^2$	s	2s	$K_{sp} = 4s^3; s = \left(\frac{K_{sp}}{4}\right)^{\frac{1}{3}}$
$Al(OH)_3$	$[Al^{3+}][OH^-]^3$	s	3s	$K_{sp} = 27s^4; s = \left(\frac{K_{sp}}{27}\right)^{\frac{1}{4}}$
$Ca_3(PO_4)_2$	$[Ca^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$	3s	2s	$K_{sp} = 108s^5; s = \left(\frac{K_{sp}}{108}\right)^{\frac{1}{5}}$



2s

s

K_{ps}

$$K_{ps} = (2s)^2 \times s$$

$$K_{ps} = 4s^2 \times s = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}}$$

coeficiente de pelo Ag





Adicionaram-se 2,00 mL de NaOH 0,200 M a 1,00 L de CaCl_2 0,100 M. Formar-se-á um precipitado?

Os íons presentes na solução são Na^+ , OH^- , Ca^{2+} , Cl^- .

O único precipitado possível é Ca(OH)_2

$Q > K_{ps}$ para Ca(OH)_2 ?

$$[\text{Ca}^{2+}]_0 = 0,100 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-]_0 = 4,0 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\frac{2 \text{ mL} \times 0,200 \text{ M}}{1000 \text{ mL} + 2,00 \text{ mL}} = 4,0 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$Q = [\text{Ca}^{2+}]_0 [\text{OH}^-]_0^2 = 0,10 \times (4,0 \times 10^{-4})^2 = 1,6 \times 10^{-8}$$

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = 8,0 \times 10^{-6}$$

$$Q < K_{ps}$$

Não há formação de precipitado

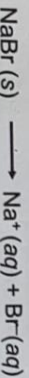


BETTER MINDS

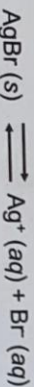
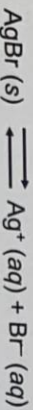
Desafios para evolução



Qual é a solubilidade molar de AgBr em (a) água pura e (b) 0,0010 M de NaBr?



$$[\text{Br}^-] = 0,0010 \text{ M}$$



$$K_{ps} = 7,7 \times 10^{-13}$$

$$s^2 = K_{ps}$$

$$s = \sqrt{K_{ps}} = 8,8 \times 10^{-7}$$

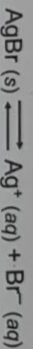
$$K_{ps} = 0,0010 \times s \quad s = 7,7 \times 10^{-10} \text{ M}$$

O valor do pH é igual ao de H_2O

Os íons comuns diminuí a solubilidade



Que concentração de Ag é necessária para precipitar APENAS AgBr numa solução que contém Br^- e Cl^- 0,02 M?



$$K_{ps} = 7,7 \times 10^{-13} \rightarrow \text{precipite primeiro}$$

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{Br}^-]$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_{ps}}{[\text{Br}^-]} = \frac{7,7 \times 10^{-13}}{0,020} = 3,9 \times 10^{-11} \text{ M}$$

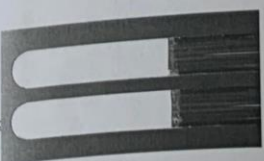


$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$$

$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_{ps}}{[\text{Cl}^-]} = \frac{1,6 \times 10^{-10}}{0,020} = 8,0 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$3,9 \times 10^{-11} \text{ M} < [\text{Ag}^+] < 8,0 \times 10^{-9} \text{ M}$$

Conc. precipitar cada um dos independentemente



pH e Solubilidade

A solubilidade de muitas substâncias também depende do pH.



poliácido ou base fraca

- A presença de um íon comum diminui a solubilidade.
- Bases insolúveis dissolvem-se em soluções ácidas.
- Ácidos insolúveis dissolvem-se em soluções básicas