

AULA 11

FATORES QUE AFETAM A SOLUBILIDADE DOS PRECIPITADOS

OBJETIVOS

- ✓ Conhecer os fatores que afetam a solubilidade dos precipitados.
- ✓ Definir o efeito do íon comum.
- ✓ Determinar como o efeito do íon comum afeta a solubilidade de um composto.
- ✓ Definir o efeito das reações paralelas.
- ✓ Determinar como o efeito das reações paralelas afeta a solubilidade de um composto.

Depois de formado, um precipitado pode ser total ou parcialmente dissolvido, isto é, pode ter sua solubilidade aumentada por qualquer processo que faça o seu produto iônico igual ou menor do que o K_{ps} . Por outro lado, pode ter a sua solubilidade diminuída por qualquer processo que torne a solução supersaturada. Alguns fatores alteram a solubilidade por alterarem o valor do K_{ps} e outros alteram a solubilidade de acordo com o Princípio de Le Chatelier.

a) Efeito da Temperatura

O efeito da temperatura sobre a solubilidade depende do efeito térmico que acompanha a dissolução do precipitado. Se o processo de dissolução for endotérmico, um aumento na temperatura aumenta a solubilidade do precipitado. Se o processo de dissolução for exotérmico, um aumento na temperatura diminui a solubilidade do precipitado.

Como a dissolução da maioria dos precipitados é endotérmica, eles são solúveis em água quente em maior proporção do que em água fria. O efeito pode ser muito acentuado para alguns precipitados e pouco acentuado para outros. Este fator altera o valor numérico do K_{ps} .

b) Efeito da composição do solvente

A dissolução de um precipitado iônico ocorre frequentemente em um meio de alta constante dielétrica, no nosso caso a água, que reduz a força de atração entre os íons de carga oposta, facilitando a passagem desses íons para a solução.

Se à solução for adicionado um outro solvente que reduz a constante dielétrica do meio, a solubilidade do precipitado é reduzida e também o valor do K_{ps} .

c) Efeito da concentração de eletrólitos

A solubilidade dos compostos pouco solúveis é, em geral, maior em soluções que contêm eletrólitos inertes do que em água. A presença desses eletrólitos inertes influencia a força iônica do meio levando assim à variação dos coeficientes de atividade dos íons.

Como já mencionado na Aula 2, a constante de equilíbrio termodinâmica é expressa em função das atividades das espécies em solução.

Assim, o produto de solubilidade termodinâmico pode ser expresso como:

$$K_{ps}^T = a_{A^+} \times a_{B^-}$$

$$K_{ps}^T = f_A [A^+]^a \times f_B [B^-]^b$$

$$\frac{K_{ps}^T}{f_A f_B} = [A^+] [B^-]$$

À medida que aumenta a força iônica da solução, os coeficientes de atividade f_{A^+} e f_{B^-} diminuem, de modo que o produto $[A^+] [B^-]$ deverá aumentar para manter o K_{ps}^T constante. Embora o produto de solubilidade termodinâmico se mantenha constante há um aumento na solubilidade do composto, aumentando assim o produto de solubilidade em termos de concentração.

d) Efeito do tamanho e do sistema de cristalização

Devido à alta superfície específica, os cristais menores são mais solúveis do que os maiores, assim como os cristais imperfeitos são mais solúveis que os perfeitos. A razão é que um íon submetido a um menor número de forças de atração (como numa superfície convexa ou numa imperfeição do cristal) pode mover mais facilmente para a solução.

Também o sistema de cristalização afeta a solubilidade uma vez que altera a distância entre os íons na rede. Assim a calcita, que é a denominação do CaCO_3 romboédrico, é menos solúvel do que a aragonita, que é a denominação do CaCO_3 ortorrômbico. Esse efeito afeta o valor numérico do K_{ps} .

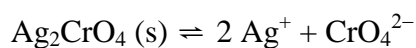
e) Efeito do íon comum

Quando aumentamos a concentração de um dos íons envolvidos no equilíbrio entre uma solução saturada e um sólido, o equilíbrio se desloca, como previsto pelo princípio de Le Chatelier, de modo a reduzir a modificação imposta. O resultado é a diminuição da solubilidade do precipitado. O deslocamento do equilíbrio em sistemas desse tipo recebe o nome particular de **efeito do íon comum**.

Exemplo 1 – Calcular a solubilidade do cromato de prata, Ag_2CrO_4 .

$$K_{ps} = 2,0 \times 10^{-12}$$

a) em água



$$[\text{Ag}^+] = 2s$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = s$$

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}]$$

$$K_{ps} = (2s)^2 (s) \Rightarrow K_{ps} = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{2,0 \times 10^{-12}}{4}}$$

$$s = 7,94 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

b) em uma solução de nitrato de prata, AgNO_3 , $0,010 \text{ mol L}^{-1}$.

$$[CrO_4^{2-}] = s$$

$$[Ag^+] = 2s + 0,010$$

Pelo Princípio de Le Chatelier, a presença do íon comum desloca o equilíbrio no sentido de diminuir a solubilidade do precipitado. Portanto, a solubilidade do cromato de prata na presença desse íon deve ser menor do que $7,94 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$, que corresponde à solubilidade em água. Logo, fazendo uma aproximação teremos,

$$[Ag^+] \cong 0,010 \text{ mol L}^{-1}$$

$$K_{ps} = [Ag^+]^2 [CrO_4^{2-}]$$

$$K_{ps} = (0,010)^2 \times s \quad \Rightarrow \quad s = \frac{2,0 \times 10^{-12}}{10^{-4}} \quad \Rightarrow \quad s = 2,0 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$$

Verificando a aproximação

$$0,01 \text{ mol L}^{-1} \quad \rightarrow \quad 100 \%$$

$$2 \times 2,0 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1} \quad \rightarrow \quad X \quad \Rightarrow \quad X = 4 \times 10^{-4} \%$$

Portanto, confirmamos que a solubilidade do cromato de prata na presença de uma solução de nitrato de prata é menor do que a sua solubilidade em água.

f) O efeito de reações paralelas

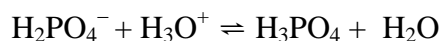
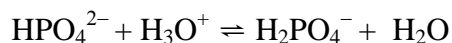
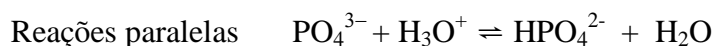
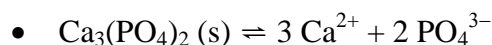
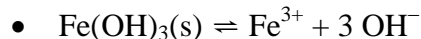
Alguns íons presentes em uma solução podem reagir paralelamente com os íons que compõem a solução saturada, afetando assim, o equilíbrio estabelecido.

A reação paralela mais comum do ânion é a reação entre ele e os íons H_3O^+ , que será tanto mais eficaz quanto mais forte for o ânion como base. A reação paralela mais comum com o cátion é a reação de formação de complexos estáveis.

A – O efeito do pH (reação paralela com o íon H_3O^+)

Muitos precipitados têm suas solubilidades alteradas em função do pH, como consequência da alteração na concentração de um dos íons ou de ambos, por reações com o

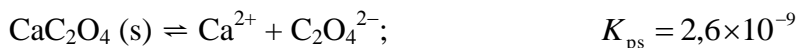
H_3O^+ ou OH^- do meio. Por isso, os hidróxidos pouco solúveis dos metais de transição e os sais derivados de ácidos fracos como carbonatos, fosfatos, cromatos, entre outros têm a solubilidade aumentada em meio ácido.



Em ambos os casos ocorrem reações paralelas entre o ânion derivado do precipitado e o íon H_3O^+ , cujo efeito na solubilidade (o aumento da solubilidade) pode ser previsível pelo princípio de Le Chatelier.

Exemplo 1 – Comparar a solubilidade do oxalato de cálcio, CaC_2O_4 , em água e em uma solução de pH 3.

a) solubilidade em água



$$[\text{Ca}^{2+}] = s$$

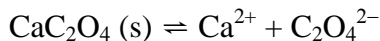
$$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = s$$

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}][\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$$

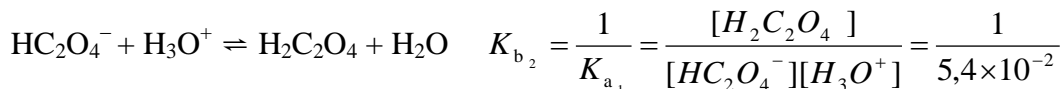
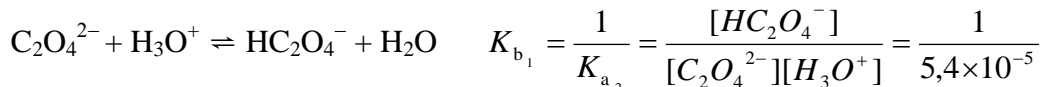
$$K_{\text{ps}} = s^2$$

$$s = \sqrt{K_{\text{ps}}} = \sqrt{2,6 \times 10^{-9}} = 5,1 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

b) solubilidade em pH 3:



Reações paralelas:



$$[\text{Ca}^{2+}] = s$$

$$s = [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] + [\text{HC}_2\text{O}_4^-] + [\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4]$$

$$s = [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] + \frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2}} + \frac{[\text{HC}_2\text{O}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_1}}$$

$$s = [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] + \frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2}} + \frac{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_{a_2} K_{a_1}}$$

$$s = [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] \left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2}} + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_{a_2} K_{a_1}} \right)$$

$$s = \frac{K_{ps}}{[\text{Ca}^{2+}]} \left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2}} + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_{a_2} K_{a_1}} \right)$$

$$s = \frac{K_{ps}}{s} \left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2}} + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_{a_2} K_{a_1}} \right)$$

$$s^2 = K_{ps} \left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2}} + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_{a_2} K_{a_1}} \right)$$

$$s^2 = 2,6 \times 10^{-9} \left(1 + \frac{10^{-3}}{5,4 \times 10^{-5}} + \frac{(10^{-3})^2}{5,4 \times 10^{-5} \times 5,4 \times 10^{-2}} \right)$$

$$s = 2,3 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

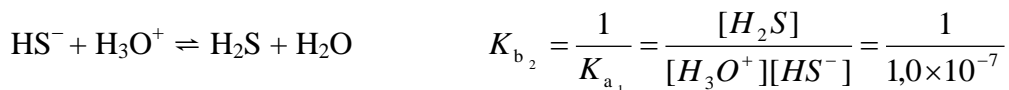
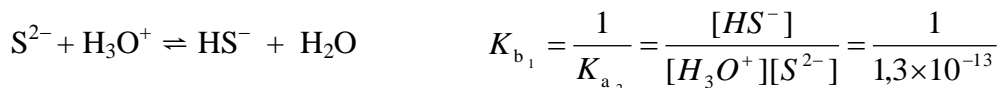
Em pH 3, a solubilidade do oxalato de cálcio é $\frac{2,3 \times 10^{-4}}{5,1 \times 10^{-5}} = 4,5$ vezes maior do que em

água.

Exemplo 2 - Calcular a solubilidade do sulfeto de níquel (II), NiS, em solução tampão de pH 3.



Reações paralelas:



$$s = [\text{Ni}^{2+}]$$

$$s = [\text{H}_2\text{S}] + [\text{HS}^-] + [\text{S}^{2-}]$$

$$s = [\text{S}^{2-}] + \frac{[\text{S}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2}} + \frac{[\text{HS}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_1}}$$

$$s = [\text{S}^{2-}] + \frac{[\text{S}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2}} + \frac{[\text{S}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_{a_2} K_{a_1}}$$

$$s = [\text{S}^{2-}] \left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2}} + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_{a_1} K_{a_2}} \right)$$

$$s = \frac{K_{ps}}{[\text{Ni}^{2+}]} \left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2}} + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_{a_1} K_{a_2}} \right)$$

$$s = \frac{K_{ps}}{s} \left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2}} + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_{a_1} K_{a_2}} \right)$$

$$s^2 = 2 \times 10^{-2} \left(1 + \frac{10^{-3}}{1,3 \times 10^{-13}} + \frac{(10^{-3})^2}{1,3 \times 10^{-13} \times 1,0 \times 10^{-7}} \right)$$

$$s = \sqrt{1,54 \times 10^{-7}} = 3,92 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

Exemplo 3 - Qual deve ser o pH da solução para se dissolver completamente 0,01 mg de sulfeto de zinco, ZnS, em um volume de 2 mL?



$$M_{\text{ZnS}} = 97,3 \text{ g mol}^{-1}$$

Cálculo da concentração da solução de sulfeto de zinco após a dissolução completa do precipitado.

$$C = \frac{10^{-5} \text{ g de ZnS}}{97,3 \text{ g mol}^{-1} \times 2 \times 10^{-3} \text{ L}} = 5,1 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

De maneira análoga ao exemplo anterior, temos

$$s = [\text{Zn}^{2+}]$$

$$s = [\text{S}^{2-}] + [\text{HS}^-] + [\text{H}_2\text{S}]$$

$$s = [\text{S}^{2-}] + \frac{[\text{S}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2}} + \frac{[\text{HS}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_1}}$$

$$s = [\text{S}^{2-}] + \frac{[\text{S}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2}} + \frac{[\text{S}^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_{a_2} K_{a_1}}$$

$$s = [\text{S}^{2-}] = \left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2}} + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_{a_1} K_{a_2}} \right)$$

$$s = \frac{K_{\text{ps}}}{[\text{Zn}^{2+}]} \left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2}} + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_{a_1} K_{a_2}} \right)$$

$$s = \frac{K_{\text{ps}}}{s} \left(1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{a_2}} + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_{a_1} K_{a_2}} \right)$$

$$(5,1 \times 10^{-5})^2 = 1,0 \times 10^{-23} + \frac{1,0 \times 10^{-23} [\text{H}_3\text{O}^+]}{1,3 \times 10^{-13}} + \frac{1,0 \times 10^{-23} [\text{H}_3\text{O}^+]^2}{1,3 \times 10^{-13} \times 1,6 \times 10^{-7}}$$

$$2,6 \times 10^{-9} - 1,0 \times 10^{-23} - 7,7 \times 10^{-11} [\text{H}_3\text{O}^+] - 7,7 \times 10^{-4} [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

$$7,7 \times 10^{-4} [\text{H}_3\text{O}^+]^2 + 7,7 \times 10^{-11} [\text{H}_3\text{O}^+] - 2,6 \times 10^{-9} = 0$$

resolvendo a equação do 2º grau, temos

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,85 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$pH = 2,73$

B – O efeito da formação de complexos

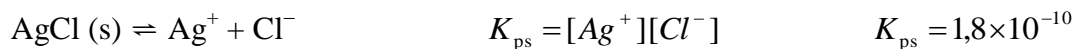
No caso das reações paralelas do cátion com espécies presentes no sistema que resulta na formação de complexos solúveis, haverá um aumento na solubilidade do precipitado, de acordo com o princípio de Le Chatelier. Quanto mais estáveis forem os complexos, mais provável será a dissolução dos precipitados. Por outro lado, quanto menor a solubilidade dos precipitados, mais difícil será conseguir um agente complexante apropriado para dissolvê-los.

Dois tipos diferentes de reações envolvendo a formação de complexos a partir da dissolução de um precipitado são de importância na química analítica.

b.1- Solubilização de um precipitado por formação de complexo solúvel a partir de um ligante diferente do agente precipitante

Exemplo - Comparar a solubilidade de cloreto de prata, AgCl, em água e numa solução contendo amônia livre, NH₃, na concentração 1 mol L⁻¹.

a) Em água:



$$[\text{Ag}^+] = s$$

$$[\text{Cl}^-] = s$$

$$s = \sqrt{K_{ps}} = 1,34 \times 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

b) Na solução amoniacal são formados os seguintes complexos:





$$s = [\text{Cl}^-]$$

$$s = [\text{Ag}^+] + [\text{AgNH}_3^+] + [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]$$

$$s = [\text{Ag}^+] + K_{f_1} [\text{Ag}^+][\text{NH}_3] + K_{f_2} [\text{AgNH}_3^+][\text{NH}_3]$$

substituindo $[\text{AgNH}_3^+]$

$$s = [\text{Ag}^+] + K_{f_1} [\text{Ag}^+][\text{NH}_3] + K_{f_1} K_{f_2} [\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2$$

$$s = [\text{Ag}^+] (1 + K_{f_1} [\text{NH}_3] + K_{f_1} K_{f_2} [\text{NH}_3]^2)$$

sabendo que $\beta_1 = K_{f_1}$

$$\beta_2 = K_{f_1} K_{f_2} \text{ temos}$$

$$s = \frac{K_{ps}}{[\text{Cl}^-]} (1 + \beta_1 [\text{NH}_3] + \beta_2 [\text{NH}_3]^2)$$

$$s = \frac{K_{ps}}{s} (1 + \beta_1 [\text{NH}_3] + \beta_2 [\text{NH}_3]^2)$$

$$s^2 = K_{ps} (1 + \beta_1 [\text{NH}_3] + \beta_2 [\text{NH}_3]^2)$$

$$s^2 = 1,8 \times 10^{-10} (1 + 2,0 \times 10^4 \times 1 + 2,0 \times 10^4 \times 7,9 \times 10^3 \times 1^2)$$

$$s = 0,17 \text{ mol L}^{-1}$$

A solubilidade em solução amoniacal é cerca de 10^4 vezes maior que a solubilidade em água.

b.2 – Solubilização de um precipitado por formação de complexo solúvel a partir de excesso de reagente precipitante

Apesar do efeito do íon comum, muitos precipitados são solúveis no excesso do reagente. Isto ocorre devido à reação entre o cátion do precipitado e o ânion do reagente precipitante levando à formação de complexos solúveis.

Inicialmente, a solubilidade do precipitado diminui pelo efeito do íon comum e à medida que a concentração do ânion precipitante aumenta, a solubilidade aumenta devido ao efeito da formação de complexos solúveis.

Daí, é de grande valia o cálculo da concentração do ligante em que é mínima a solubilidade do precipitado. Pode-se então, saber se em uma determinada concentração do ligante teremos o sal pouco solúvel ou os seus íons em solução.

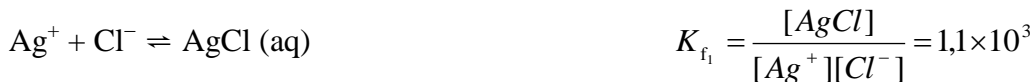
Exemplo:

a) Calcular a solubilidade do cloreto de prata, AgCl, para as concentrações de íons cloreto, Cl^- , de 10 , $1,5 \times 10^{-1}$, 2×10^{-1} , 10^{-1} , 10^{-2} , 10^{-3} , 10^{-4} e $10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$.

- Para a concentração de $Cl^- 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$



Reações paralelas



$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] \quad (1)$$

$$[Cl^-] = s + 10^{-4}$$

$$s = [Ag^+] + [AgCl] + [AgCl_2^-]$$

$$s = [Ag^+] + K_{f_1} [Ag^+][Cl^-] + K_{f_2} [AgCl][Cl^-]$$

substituindo $[AgCl]$

$$s = [Ag^+] + K_{f_1} [Ag^+][Cl^-] + K_{f_1} K_{f_2} [Ag^+][Cl^-]^2$$

$$s = [Ag^+] (1 + K_{f_1} [Cl^-] + K_{f_1} K_{f_2} [Cl^-]^2)$$

sabendo que $\beta_1 = K_{f_1}$ e $\beta_2 = K_{f_1} K_{f_2}$ temos

$$s = \frac{K_{ps}}{[Cl^-]} (1 + \beta_1 [Cl^-] + \beta_2 [Cl^-]^2) \quad (2)$$

$$s = \frac{K_{ps}}{s + 10^{-4}} (1 + \beta_1 [Cl^-] + \beta_2 [Cl^-]^2)$$

fazendo $[Cl^-] \approx 10^{-4}$, temos

$$s = \frac{1,8 \times 10^{-10}}{10^{-4}} (1 + 1,1 \times 10^3 \times 1,0 \times 10^{-4} + 1,1 \times 10^3 \times 1,0 \times 10^2 \times (1,0 \times 10^{-4})^2)$$

$$s = 2,00 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$$

Para o cálculo da solubilidade do AgCl nas outras concentrações de cloreto, usaremos a expressão (2). Os valores obtidos constam do quadro 3.

Quadro 3: Solubilidade (mol L^{-1}) para as concentrações de cloreto, $10, 1, 5 \times 10^{-1}, 2 \times 10^{-1}, 10^{-1}, 10^{-2}, 10^{-3}, 10^{-4}$ e $10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$

Concentração de cloreto $[Cl^-]$ (mol L^{-1})	Solubilidade (s) (mol L^{-1})	-log da solubilidade
10^{-5}	$1,82 \times 10^{-5}$	5,00
10^{-4}	$2,00 \times 10^{-6}$	5,70
10^{-3}	$3,98 \times 10^{-7}$	6,40
3×10^{-3}	$3,17 \times 10^{-7}$	6,50
10^{-2}	$4,14 \times 10^{-7}$	6,38
10^{-1}	$2,18 \times 10^{-6}$	5,75
2×10^{-1}	$4,16 \times 10^{-6}$	5,38
5×10^{-1}	$1,01 \times 10^{-5}$	5,00
1	$2,00 \times 10^{-5}$	4,70
10	$1,98 \times 10^{-4}$	3,70

A figura 1 representa o logaritmo da solubilidade do cloreto de prata em função das diversas concentrações de íons cloreto.

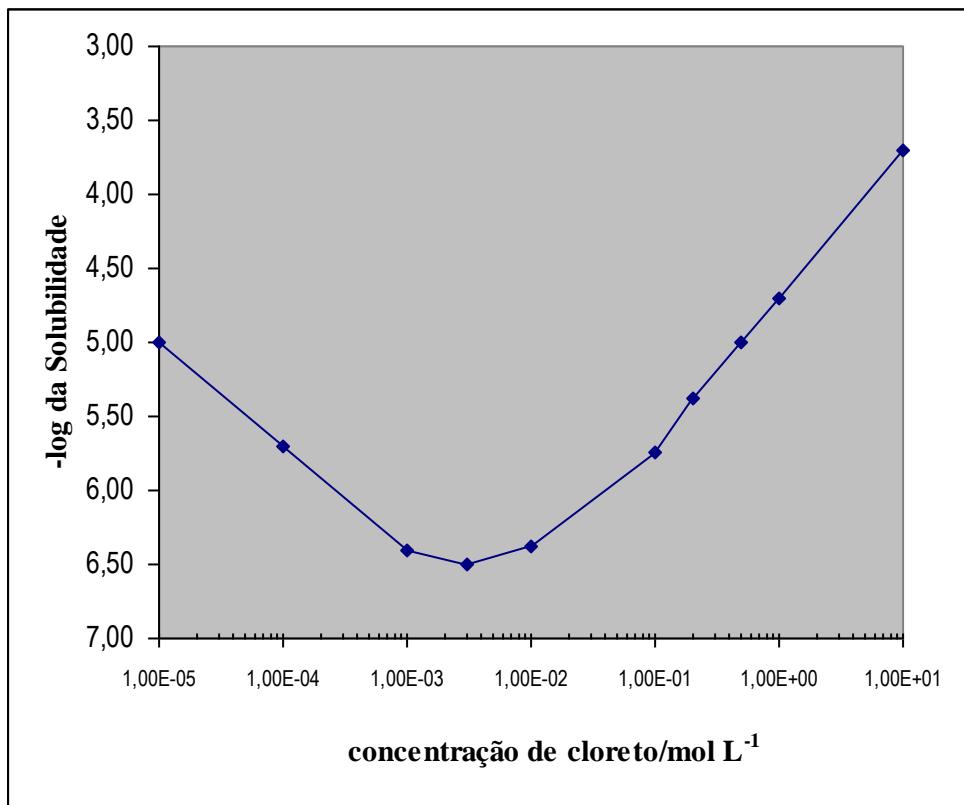


Figura 1 – Logaritmo da solubilidade do cloreto de prata em função da concentração de íons cloreto.

b) Calcule a concentração de íons cloreto em que a solubilidade de cloreto de prata é mínima.

Pela curva de solubilidade versus a concentração de íons cloreto, verificamos que há um valor mínimo para a solubilidade do cloreto de prata em excesso de íons cloreto.

Matematicamente, o ponto mínimo de uma curva é obtido quando a derivada primeira da função s com relação à concentração dos íons cloreto se iguala a zero:

$$\frac{ds}{d[Cl^-]} = 0$$

Rearranjando a expressão (2) temos

$$s = \frac{K_{ps}}{[Cl^-]} + K_{ps} \beta_1 + K_{ps} \beta_2 [Cl^-] \quad (3)$$

Diferenciando a expressão (3) em relação à concentração dos íons cloreto e igualando a zero, temos

$$\frac{ds}{d[Cl^-]} = \frac{-K_{ps}}{[Cl^-]^2} + 0 + K_{ps} \beta_2$$

$$\frac{ds}{d[Cl^-]} = \frac{-K_{ps}}{[Cl^-]^2} + K_{ps} \beta_2$$

como $\frac{ds}{d[Cl^-]} = 0$ então

$$0 = \frac{-K_{ps}}{[Cl^-]^2} + K_{ps} \beta_2$$

$$\frac{K_{ps}}{[Cl^-]^2} = K_{ps} \beta_2$$

$$[Cl^-]^2 = \frac{1}{\beta_2}$$

Calculando a concentração dos íons cloreto

$$[Cl^-] = \sqrt{\frac{1}{1,1 \times 10^5}} = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

Vamos concluir?

Verifiquem no gráfico e no quadro que para concentrações baixas dos íons cloreto a solubilidade do cloreto de prata diminui, passando por um valor mínimo e posteriormente, com o aumento da concentração de íons cloreto, a solubilidade aumenta.

Por que isto acontece?

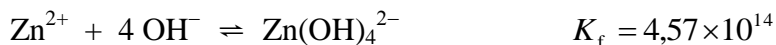
Quando o íon cloreto está presente em pequenas quantidades não há formação significativa de complexos de prata com o íon cloreto, logo prevalece apenas o efeito do íon comum. Lembre-se que a presença de um íon comum diminui a solubilidade de um precipitado. Entretanto, após um valor mínimo da solubilidade, o efeito da formação do

complexo começa a ser importante, e, portanto, a solubilidade do precipitado aumenta com o aumento da concentração dos íons cloreto.

Autoavaliação

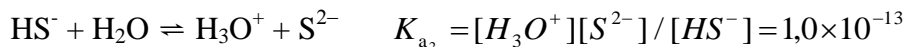
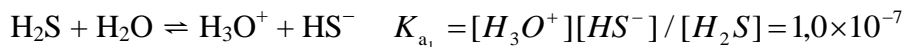
- 1) Quais são os fatores que afetam a solubilidade?
- 2) Calcule a solubilidade do hidróxido de zinco, $Zn(OH)_2$, em:
 - a) água
 - b) solução $0,010 \text{ mol L}^{-1}$ de hidróxido de sódio, NaOH

Dados:



- 3) Calcule a solubilidade de sulfeto de prata (Ag_2S , $K_{ps} = 6,3 \times 10^{-50}$) em pH igual a zero.

Dados:



- 4) Calcule a solubilidade de Ag_2S ($K_{ps} = 6,3 \times 10^{-50}$) numa solução $0,50 \text{ mol L}^{-1}$ de cianeto livre, CN^- . Obs: Não leve em consideração o caráter básico do ânion S^{2-} .

Dados:

