



**Química Analítica I
2015**

Prof^a: *Flávia Marques*

9ª Lista de Exercícios

Equilíbrio de precipitação

1 – Sabendo que a solubilidade do cromato de prata Ag_2CrO_4 é de $2,5 \times 10^{-2} \text{ g L}^{-1}$, a determinada temperatura, calcular o seu produto de solubilidade nessa temperatura.
Dado: $\text{PM Ag}_2\text{CrO}_4 = 331,74 \text{ g mol}^{-1}$

2 – Determinar a solubilidade (em mol L^{-1}) do sulfeto de prata (Ag_2S) a certa temperatura, sabendo que o produto de solubilidade nessa temperatura é $1,6 \times 10^{-48}$.

3 – Em um béquer foram misturadas soluções aquosas de cloreto de potássio, sulfato de sódio e nitrato de prata, ocorrendo, então, a formação de um precipitado branco, que se depositou no fundo de um béquer. A análise da solução sobrenadante revelou as seguintes concentrações: $[\text{Ag}^+] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$; $[\text{SO}_4^{2-}] = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$ e $[\text{Cl}^-] = 1,6 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$. De que é constituído o sólido formado? Justifique com cálculos.
Dados: $K_{\text{ps AgCl}} = 1,8 \times 10^{-10}$ $K_{\text{ps Ag}_2\text{SO}_4} = 1,5 \times 10^{-5}$

4 – O K_{ps} para o BaSO_4 é $1,0 \times 10^{-10}$. Se em 1 L de solução existem 0,0010 mol de Ba^{2+} e 0,00010 mol de SO_4^{2-} haverá precipitação de BaSO_4 ?
Dado: $K_{\text{ps BaSO}_4} = 1,0 \times 10^{-10}$

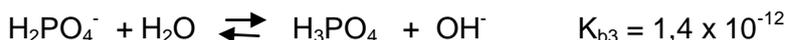
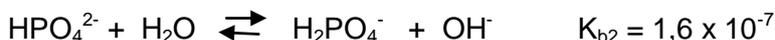
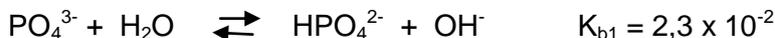
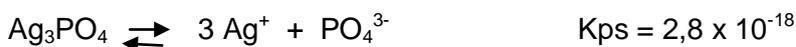
5 – Calcular a concentração de íon sulfeto necessária para iniciar a precipitação de FeS em uma solução $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ em Fe^{2+} .
Dado: $K_{\text{ps FeS}} = 5 \times 10^{-18}$

6 – Calcular a solubilidade molar do Mg(OH)_2 em água.
Dado: $K_{\text{ps Mg(OH)}_2} = 7,1 \times 10^{-12}$

7 – Calcule a solubilidade molar do $\text{Ba(IO}_3)_2$ em água e diga quantos gramas de $\text{Ba(IO}_3)_2$ podem ser dissolvidos em 500 mL de água a 25°C ?
Dados: $K_{\text{ps Ba(IO}_3)_2} = 1,57 \times 10^{-9}$ $\text{PM Ba(IO}_3)_2 = 487 \text{ g mol}^{-1}$

8 – Calcular as concentrações de Ca^{2+} , F^- e HF em solução saturada de CaF_2 mantendo o pH em 2,00.
Dados: $K_{\text{ps CaF}_2} = 3,9 \times 10^{-11}$ $K_{\text{aHF}} = 6,8 \times 10^{-4}$

9 – Calcule a molaridade de Ag^+ em uma solução saturada de Ag_3PO_4 em pH 6,00 se os equilíbrios são:



10 – Que concentração de carbonato deve ser adicionada a uma solução de Zn^{2+} 0,10 mol L^{-1} para precipitar 99,90% do Zn^{2+} ?

Dado: $K_{ps} \text{ZnCO}_3 = 1,0 \times 10^{-10}$

11 – A solubilidade do BaSO_4 em água é $1,0 \times 10^{-5}$ mol L^{-1} . Qual será a sua nova solubilidade em uma solução de K_2SO_4 0,1 mol L^{-1} .

Dado: $K_{ps} \text{BaSO}_4 = 1,1 \times 10^{-10}$

12 – Qual o pH em que se observa o início da precipitação de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ a partir de uma solução contendo 0,01 mol L^{-1} de Mg^{2+} ?

Dado: $K_{ps} \text{Mg}(\text{OH})_2 = 7,1 \times 10^{-12}$

13 – Ao misturarmos volumes iguais de soluções 0,1 mol L^{-1} de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e 0,01 mol L^{-1} de NaCl ocorrerá precipitação? Demonstre a sua resposta.

Dado: $K_{ps} \text{PbCl}_2 = 1,7 \times 10^{-5}$

14 – Quantos miligramas do íon manganês estão em 1 L de uma solução com pH 8,6 sem que ocorra precipitação ?

Dado: $K_{ps} \text{Mn}(\text{OH})_2 = 2 \times 10^{-13}$

15 – Qual a solubilidade do BaSO_4 em: a) solução de KNO_3 10^{-3} mol L^{-1} e b) solução de KNO_3 0,1 mol L^{-1} .

Dados: $\alpha_{\text{Ba}} = 500$ pm, $\alpha_{\text{SO}_4} = 400$

$K_{ps} \text{BaSO}_4 = 1,0 \times 10^{-16}$

$$\log \gamma = \frac{-0,51 Z^2 \sqrt{\mu}}{1 + (\alpha \sqrt{\mu/305})}$$

🗑️ **GABARITO:**

1 – $K_{ps} = 1,7 \times 10^{-12}$

2 – $S = 7,4 \times 10^{-17} \text{ mol L}^{-1}$

3 – Note que para o sulfato de prata, o K_{ps} não é alcançado ($1,5 \times 10^{-5}$), indicando que a presença de íons Ag^+ e Cl^- é a máxima possível na solução. Então, se houver formação de precipitado, este será de cloreto de prata.

- 4 – a) $\text{BaSO}_4 \leftrightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
b) $K_{ps} \text{BaSO}_4 = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = 1,0 \times 10^{-10}$
c) Antes de alcançar o equilíbrio:
 $[\text{Ba}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$
 $[\text{SO}_4^{2-}] = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$
d) $PI = (1,0 \times 10^{-3})(1,0 \times 10^{-4}) = 1,0 \times 10^{-7}$
 $PI \gg K_{ps} = 1,0 \times 10^{-10} \therefore$ precipitará BaSO_4

5 –

- a) $\text{FeS} \leftrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-}$
b) $K_{ps} = [\text{Fe}^{2+}] [\text{S}^{2-}]$
c) $[\text{Fe}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$
d) $[\text{S}^{2-}] = K_{ps} / 1,0 \times 10^{-4} = 5,0 \times 10^{-14} \therefore$ **saturação da solução**
Portanto, para precipitar FeS é necessário que a $[\text{S}^{2-}] > 5,0 \times 10^{-14}$

6 – $1,2 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$.

7 – 0,178 g

8 – $[\text{Ca}^{2+}] = 1,34 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$
 $[\text{F}^-] = 1,7 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$
 $[\text{HF}] = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$

9 – $[\text{Ag}^+] = 4,3 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$

10 – $1 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$

11 – $S = 1,0 \times 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$

12 – $\text{pH} = 9,426$

13 – Não, pois $PI (5 \times 10^{-6}) < K_{ps} (1,7 \times 10^{-5})$

14 – $m = 693 \text{ mg}$

15 – $S = 1,2 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$
 $S = 2,7 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$