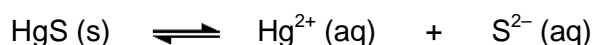


**RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS PROPOSTOS**  
**AULA 08 – TURMA INTENSIVA**

01.

O equilíbrio de solubilidade do HgS é representado pela equação abaixo.

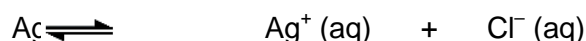


No equilíbrio têm-se  $[\text{Hg}^{2+}] = [\text{S}^{2-}] = 1 \times 10^{-26} \text{ mol/L}$ .

A constante de solubilidade (Kps) deste sal é representada por  $K_{ps} = [\text{Hg}^{2+}][\text{S}^{2-}]$ , o que leva ao valor  $(1 \times 10^{-26})^2$ .

02.

O equilíbrio de solubilidade do cloreto de prata (AgCl) é representado abaixo.



O íon  $\text{Cl}^- \text{ (aq)}$  é oriundo de uma solução  $10^{-2} \text{ mol/L}$  de NaCl, daí  $[\text{Cl}^-] = 10^{-2} \text{ mol/L}$ .

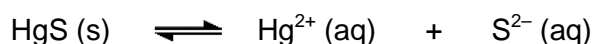
A constante de solubilidade (Kps) deste sal é representada por  $K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$ , sendo seu valor  $1 \times 10^{-10}$ . Desta forma, podemos encontrar a concentração em íons prata como a seguir.

$$1 \times 10^{-10} = [\text{Ag}^+] \times 10^{-2} \quad \text{:::::} \quad [\text{Ag}^+] = 1 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

Sendo assim, o sal do qual se obtém este íon prata ( $\text{AgNO}_3$ ) tem concentração  $1 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$ .

03.

O equilíbrio de solubilidade do HgS é representado pela equação abaixo.

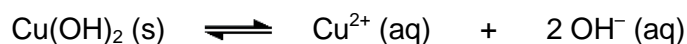


Se a solubilidade do sal é de  $6,3 \times 10^{-27} \text{ mol/L}$ , pode-se esperar que  $[\text{Hg}^{2+}] = 6,3 \times 10^{-27} \text{ mol/L}$ . Sendo a constante de Avogadro ( $6,023 \times 10^{23} / \text{mol}$ ) Num volume de 10.000L de solução, a quantidade de íons mercúrio II presente pode ser encontrado como mostrado a seguir.

$$n = 10.000 \cancel{\text{L}} \times \frac{6,3 \times 10^{-27} \cancel{\text{mol}}}{\cancel{\text{L}}} \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ íons Hg}^{2+} \text{ (aq)}}{\cancel{\text{mol}}} = 38 \text{ íons Hg}^{2+} \text{ (aq)}$$

04.

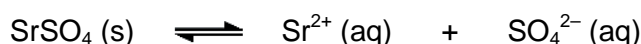
O equilíbrio de solubilidade do  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  é representado pela equação abaixo.



Logo, a expressão  $K = [\text{Cu}^{2+}][\text{OH}^-]^2$  representa a sua constante de solubilidade.

05.

O equilíbrio de solubilidade do  $\text{SrSO}_4$  é representado pela equação abaixo.

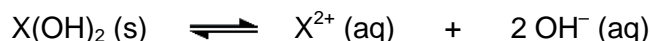


No equilíbrio têm-se  $[\text{Sr}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}]$ .

A constante de solubilidade (Kps) deste sal é representada por  $K_{ps} = [\text{Sr}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$ , o que leva a  $[\text{Sr}^{2+}]^2 = 3,6 \times 10^{-5}$ , portanto com  $[\text{Sr}^{2+}] = 6 \times 10^{-3}$  mol/L.

06.

O equilíbrio de solubilidade do  $\text{X}(\text{OH})_2$  é representado pela equação abaixo.

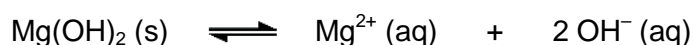


No equilíbrio têm-se  $[\text{OH}^-] = 2 [\text{X}^{2+}]$ . Como  $\text{pH} = 10$ , a  $25^\circ\text{C}$  fica  $\text{pOH} = 4,0$ , de modo que teremos  $[\text{OH}^-] = 10^{-4}$  mol/L e conseqüentemente  $[\text{X}^{2+}] = 10^{-4}/2$  mol/L.

A constante de solubilidade (Kps) deste sal é representada por  $K_{ps} = [\text{X}^{2+}][\text{OH}^-]^2$ , o que leva a  $K_{ps} = (10^{-4})(10^{-4}/2)^2$ , resultando em  $K_{ps} = 5 \times 10^{-13}$ .

07.

O equilíbrio de solubilidade do  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  é representado pela equação abaixo.



No equilíbrio têm-se  $[\text{OH}^-] = 2 [\text{Mg}^{2+}]$ . Como a constante de solubilidade (Kps) deste sal é representada por  $K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2$ , podemos estabelecer outra relação em que  $K_{ps} = \frac{[\text{OH}^-]^3}{2}$ . Deste modo, teremos:

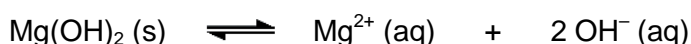
$$10^{-12} = \frac{[\text{OH}^-]^3}{2} \quad \therefore \quad [\text{OH}^-] = (2 \times 10^{-12})^{1/3}$$

Vamos agora determinar o pOH da solução sabendo-se que  $pOH = -\log[OH^-]$

$$\begin{aligned} pOH &= -\log (2 \times 10^{-12})^{1/3} & \dots\dots & pOH = -1/3 (\log 2 \times 10^{-12}) \\ pOH &= -1/3 (\log 2 + \log 10^{-12}) & \dots\dots & pOH = -1/3 (\log 2 - 12 \log 10) \\ pOH &= -1/3 (0,3 - 12) & \dots\dots & pOH = 3,9 & \dots\dots & pH = 10,1 \end{aligned}$$

08.

O equilíbrio de solubilidade do  $Mg(OH)_2$  é representado pela equação abaixo.



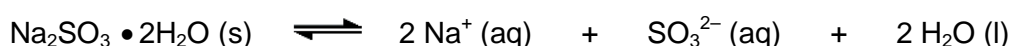
No equilíbrio têm-se  $[OH^-] = 2 [Mg^{2+}]$ . Como a constante de solubilidade (Kps) deste sal é representada por  $Kps = [Mg^{2+}][OH^-]^2$ , podemos estabelecer outra relação em que  $Kps = 4 [Mg^{2+}]^3$ . Deste modo, teremos:

$$4,6 \times 10^{-24} = 4 [Mg^{2+}]^3 \quad \dots\dots \quad [Mg^{2+}] = (4,6 \times 10^{-24}/4)^{1/3}$$

O resultado encontrado para o íon magnésio representa a parte solúvel do composto, sendo esta portanto sua solubilidade.

09.

O equilíbrio de solubilidade do  $Na_2SO_3 \cdot 2H_2O$  é representado pela equação abaixo.



No equilíbrio têm-se  $[SO_3^{2-}] = [Na^+]/2$ . Como a constante de solubilidade (Kps) deste sal é representada por  $Kps = [Na^+]^2[SO_3^{2-}]^2$ , podemos estabelecer outra relação em que  $Kps = \frac{[Na^+]^3}{2}$ . Deste modo, teremos:

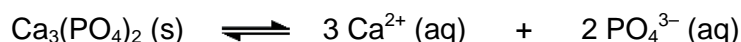
$$32 = \frac{[Na^+]^3}{2} \quad \dots\dots \quad [Na^+] = 4 \text{ mol/L}$$

Isto quer dizer que o  $Na_2SO_3 \cdot 2H_2O$  (162 g/mol) dissolve numa razão de 2,0 mol/L, o que pode ser convertido em g/100gH<sub>2</sub>O do seguinte modo:

$$S = \frac{2,0 \text{ mol } Na_2SO_3 \cdot 2H_2O}{1,0 \cancel{L} H_2O} \times \frac{162 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \times \frac{0,1 \cancel{L} H_2O}{100 \text{ g } H_2O} = \frac{32,4 \text{ g } Na_2SO_3 \cdot 2H_2O}{100 \text{ g } H_2O}$$

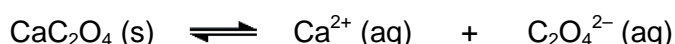
10.

O equilíbrio de solubilidade do sal  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  (s) é dado por;



As concentrações de íons presentes na tabela da questão permitem calcular o quociente reacional como sendo  $Q = [\text{Ca}^{+2}]^3[\text{PO}_4^{3-}]^2 = (2 \times 10^{-3})^3 \times (5 \times 10^{-6})^2$ , de modo que seu valor  $2 \times 10^{-19}$  excede o valor de  $K_{ps}$  ( $1 \times 10^{-25}$ ) e assim ocorre precipitação deste sal.

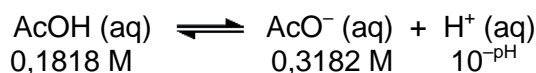
O equilíbrio de solubilidade do sal  $\text{CaC}_2\text{O}_4$  (s) é dado por;



As concentrações de íons presentes na tabela da questão permitem calcular o quociente reacional como sendo  $Q = [\text{Ca}^{+2}][\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = (2 \times 10^{-3}) \times (1 \times 10^{-7})$ , de modo que seu valor  $2 \times 10^{-10}$  não excede o valor de  $K_{ps}$  ( $1,3 \times 10^{-9}$ ) e assim não ocorre precipitação deste sal.

11.

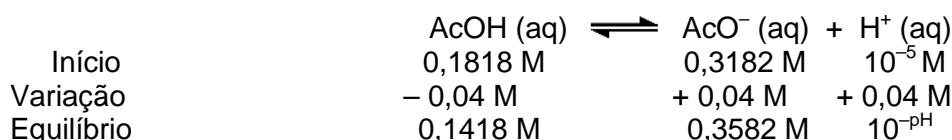
1 – A equação de ionização do ácido acético em água é resumidamente mostrada abaixo. A partir dela, vamos encontrar o pH inicial da solução em equilíbrio.



$$1,75 \times 10^{-5} = K_a = \frac{[\text{AcO}^-] \times [\text{H}^+]}{[\text{AcOH}]} \quad \text{.....} \quad 10^{-\text{pH}} = 1,75 \times 10^{-5} \times \frac{0,1818}{0,3182}$$

$$\text{pH} = 5$$

2 – Havendo a redução de todo o  $\text{RNO}_2$ , 0,01 mol/L, o íon  $\text{H}^+$  (aq) terá um consumo 4 vezes maior (estequiometria da reação), portanto 0,04 mol/L. Este hidrogênio que será consumido é gerado a partir do ácido  $\text{AcOH}$ (aq) na reação de deslocamento do equilíbrio acima, provocando a seguinte mudança de concentrações:



$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{AcO}^-]}{[\text{AcOH}]} \quad \text{.....} \quad \text{pH} = 4,76 + \log 2,5$$

$$\text{pH} = 4,76 + \log 10/4 \quad \text{.....} \quad \text{pH} = 4,76 + \log 10 - 2 \log 2$$

$$\text{pH} = 4,76 + 1 - 0,6 \quad \text{.....} \quad \text{pH} \cong 5,16$$

12.

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{SAL}]}{[\text{ÁCIDO}]}$$

Como  $[\text{ÁCIDO}] = [\text{SAL}]$ , têm-se que  $\text{pH} = \text{pKa}$ . Portanto, resolvemos:

$$\begin{aligned} \text{pH} = -\log \text{Ka} \quad \text{.....} \quad -\text{pH} = \log(1,38 \times 10^{-4}) \quad \text{.....} \quad -\text{pH} = \log 1,38 - 4 \log 10 \\ -\text{pH} = 0,14 - 4 \quad \text{.....} \quad \text{pH} = 3,86 \end{aligned}$$

13.

$$\text{pOH} = \text{pKb} + \log \frac{[\text{NH}_4\text{Cl}]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} \quad \text{.....} \quad \text{pOH} = -\log(2 \times 10^{-5}) + \log 0,02/0,2$$

$$\text{pOH} = 5 \log 10 - \log 2 - \log 10 \quad \text{.....} \quad \text{pOH} = 3,7 \quad \text{.....} \quad \text{pH} = 10,3$$

29.

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{SAL}]}{[\text{ÁCIDO}]} \quad \text{.....} \quad 5 = -\log(1 \times 10^{-4}) + \log \frac{[\text{SAL}]}{[\text{ÁCIDO}]}$$

Desta forma, o tampão tem  $[\text{SAL}] = 10 [\text{ÁCIDO}]$ .

14.



Como  $\text{pH} = 4$ ,  $[\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ mol/L}$ .

$$\text{Ka} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = 8 \times 10^{-3} \quad \text{.....} \quad \frac{10^{-4} \times [\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = 8 \times 10^{-3}$$

$$\frac{[\text{HF}]}{[\text{F}^-]} = 1/80$$

15. O  $\text{CO}_2$  é um óxido ácido e quando se respira aceleradamente este óxido sai rapidamente do sangue, fazendo com que o pH seja menos ácido e assim seu valor aumente levemente, conforme enunciado no item B.