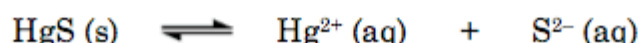


RESOLUÇÃO DE EXERCÍCIOS PROPOSTOS
AULA 13 – TURMA INTENSIVA

01.

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

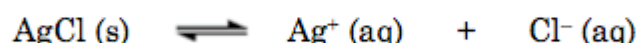


No equilíbrio têm-se $[\text{Hg}^{2+}] = [\text{S}^{2-}] = 1 \times 10^{-26} \text{ mol/L}$.

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} mol/L de NaCl, daí $[\text{Cl}^-] = 10^{-2} \text{ mol/L}$.

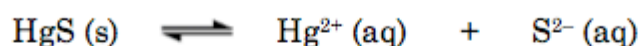
A constante de solubilidade (Kps) deste sal é representada por $K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$, sendo seu valor 1×10^{-10} . Desta forma, podemos encontrar a concentração em íons prata como a seguir.

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

Sendo assim, o sal do qual se obtém este íon prata (AgNO_3) tem concentração $1 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$.

03.

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

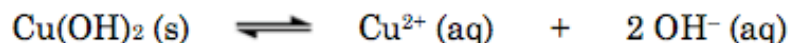


Se a solubilidade do sal é de $6,3 \times 10^{-27} \text{ mol/L}$, pode-se esperar que $[\text{Hg}^{2+}] = 6,3 \times 10^{-27} \text{ mol/L}$. Sendo a constante de Avogadro ($6,023 \times 10^{23}/\text{mol}$) Num volume de 10.000L de solução, a quantidade de íons mercúrio II presente pode ser encontrado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

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

04.

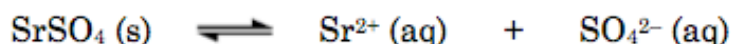
O equilíbrio de solubilidade do $\text{Cu}(\text{OH})_2$ é representado pela equação abaixo.



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

05.

O equilíbrio de solubilidade do SrSO_4 é representado pela equação abaixo.

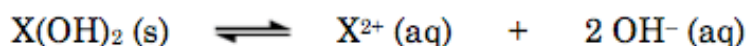


No equilíbrio têm-se $[\text{Sr}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}]$.

A constante de solubilidade (K_{ps}) 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 $[\text{Sr}^{2+}] = 6 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$.

06.

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

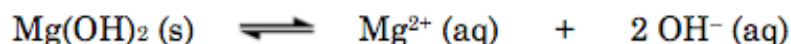


No equilíbrio têm-se $[\text{OH}^-] = 2 [\text{X}^{2+}]$. Como $\text{pH} = 10$, a 25°C fica $\text{pOH} = 4,0$, de modo que teremos $[\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol/L}$ e conseqüentemente $[\text{X}^{2+}] = 10^{-4}/2 \text{ mol/L}$.

A constante de solubilidade (K_{ps}) 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 (K_{ps}) deste sal é representada por $K_{\text{ps}} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2$, podemos estabelecer outra relação em que $K_{\text{ps}} = \frac{[\text{OH}^-]^3}{2}$. Deste modo, teremos:

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

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

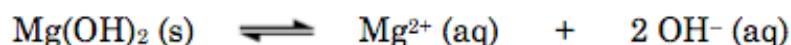
$$\text{pOH} = -\log (2 \times 10^{-12})^{1/3} \quad \text{:::::} \quad \text{pOH} = -1/3 (\log 2 \times 10^{-12})$$

$$\text{pOH} = -1/3 (\log 2 + \log 10^{-12}) \quad \text{:::::} \quad \text{pOH} = -1/3 (\log 2 - 12 \log 10)$$

$$\text{pOH} = -1/3 (0,3 - 12) \quad \text{:::::} \quad \text{pOH} = 3,9 \quad \text{:::::} \quad \text{pH} = 10,1$$

08.

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



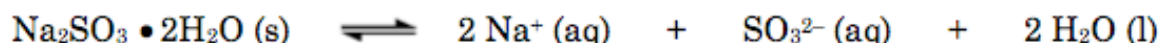
No equilíbrio têm-se $[\text{OH}^-] = 2 [\text{Mg}^{2+}]$. Como a constante de solubilidade (K_{ps}) deste sal é representada por $K_{\text{ps}} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2$, podemos estabelecer outra relação em que $K_{\text{ps}} = 4 [\text{Mg}^{2+}]^3$. Deste modo, teremos:

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

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

09.

O equilíbrio de solubilidade do $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ é representado pela equação abaixo.



No equilíbrio têm-se $[\text{SO}_3^{2-}] = [\text{Na}^+]/2$. Como a constante de solubilidade (K_{ps}) deste sal é representada por $K_{\text{ps}} = [\text{Na}^+]^2[\text{SO}_3^{2-}]^2$, podemos estabelecer outra relação em que $K_{\text{ps}} = \frac{[\text{Na}^+]^3}{2}$. Deste modo, teremos:

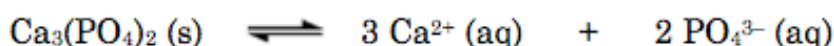
$$32 = \frac{[\text{Na}^+]^3}{2} \quad \therefore \quad [\text{Na}^+] = 4 \text{ mol/L}$$

Isto quer dizer que o $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (162 g/mol) dissolve numa razão de 2,0 mol/L, o que pode ser convertido em g/100gH₂O do seguinte modo:

$$S = \frac{2,0 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}{1,0 \text{ L H}_2\text{O}} \times \frac{162 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \times \frac{0,1 \text{ L H}_2\text{O}}{100 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{32,4 \text{ g Na}_2\text{SO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}{100 \text{ g H}_2\text{O}}$$

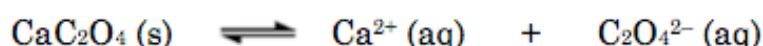
10.

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 2×10^{-19} excede o valor de K_{ps} (1×10^{-25}) e assim ocorre precipitação deste sal.

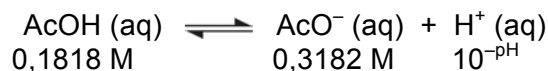
O equilíbrio de solubilidade do sal CaC_2O_4 (s) é dado por;



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 2×10^{-10} não excede o valor de K_{ps} ($1,3 \times 10^{-9}$) e assim não ocorre precipitação deste sal.

11.

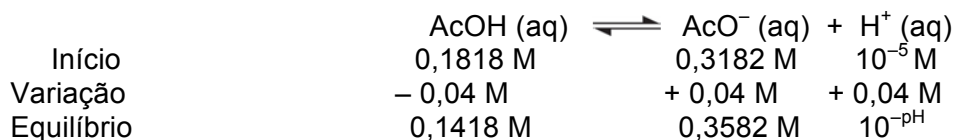
1 – A equação de ionização do ácido acético em água é resumidamente mostrada abaixo. A partir dela, vamos encontrar o pH inicial da solução em equilíbrio.



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

$$\text{pH} = 5$$

2 – Havendo a redução de todo o RNO_2 , 0,01 mol/L, o íon 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 AcOH(aq) na reação de deslocamento do equilíbrio acima, provocando a seguinte mudança de concentrações:



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

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

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

12.

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

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

$$\begin{array}{llll} \text{pH} = -\log K_a & \text{.....} & -\text{pH} = \log(1,38 \times 10^{-4}) & \text{.....} & -\text{pH} = \log 1,38 - 4 \log 10 \\ & & -\text{pH} = 0,14 - 4 & \text{.....} & \text{pH} = 3,86 \end{array}$$

13.

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

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

14.



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

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

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

15.

- Incorreto. Uma grande concentração de CO_2 (g) desloca o sistema para a direita, fazendo crescer a acidez (H^+) e assim diminuindo o pH.
- Correto. Uma pequena concentração de CO_2 (g) desloca o sistema para a esquerda, fazendo diminuir a acidez (H^+) e assim aumentando o pH.
- Incorreto. Para que o pH do sangue caia a 6,4 é preciso que as concentrações de CO_2 (g) e HCO_3^- (aq) sejam iguais.
- Incorreto. Mesmo que o item anterior.
- Incorreto. Dificuldade de respirar implica em pouca liberação de CO_2 (g) e assim o pH diminui conforme explicado no item A.