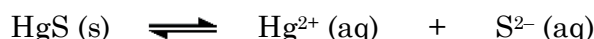


01.

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

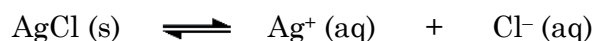


No equilíbrio têm-se $[\text{Hg}^{2+}] = [\text{S}^{2-}] = 1 \times 10^{-26} \text{ mol/L}$.

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

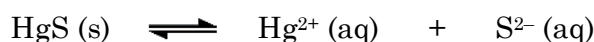
A constante de solubilidade (Kps) deste sal é representada por $K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$, sendo seu valor 1×10^{-10} . Desta forma, podemos encontrar a concentração em íons prata como a seguir.

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

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.

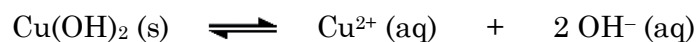


Se a solubilidade do sal é de $6,3 \times 10^{-27} \text{ mol/L}$, pode-se esperar que $[\text{Hg}^{2+}] = 6,3 \times 10^{-27} \text{ mol/L}$. Sendo a constante de Avogadro ($6,023 \times 10^{23} / \text{mol}$) Num volume de 10.000L de solução, a quantidade de íons mercúrio II presente pode ser encontrado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

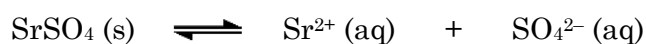
O equilíbrio de solubilidade do $\text{Cu}(\text{OH})_2$ é representado pela equação abaixo.



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.

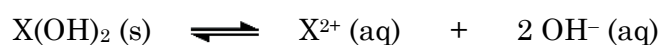


No equilíbrio têm-se $[\text{Sr}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}]$.

A constante de solubilidade (K_{ps}) deste sal é representada por $K_{\text{ps}} = [\text{Sr}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$, 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.

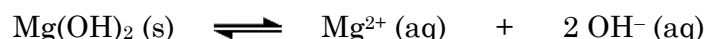


No equilíbrio têm-se $[\text{OH}^-] = 2 [\text{X}^{2+}]$. Como $\text{pH} = 10$, a 25°C fica $\text{pOH} = 4,0$, de modo que teremos $[\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ mol/L}$ e conseqüentemente $[\text{X}^{2+}] = 10^{-4}/2 \text{ mol/L}$.

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

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 $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$

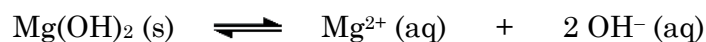
$$\text{pOH} = -\log (2 \times 10^{-12})^{1/3} \quad \text{:::::} \quad \text{pOH} = -1/3 (\log 2 \times 10^{-12})$$

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

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

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 (Kps) 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:

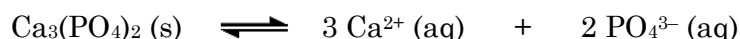
$$32 = \frac{[\text{Na}^+]^3}{2} \quad \therefore \quad [\text{Na}^+] = 4 \text{ mol/L}$$

Isto que 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:

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

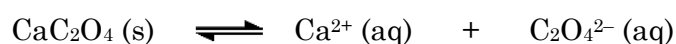
10.

O equilíbrio de solubilidade do sal $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 (\text{s})$ 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 Kps (1×10^{-25}) e assim ocorre precipitação deste sal.

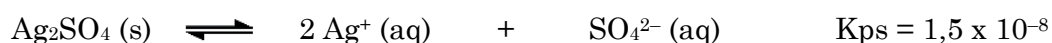
O equilíbrio de solubilidade do sal $\text{CaC}_2\text{O}_4 (\text{s})$ é dado por;



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 Kps ($1,3 \times 10^{-9}$) e assim não ocorre precipitação deste sal.

11.

Adicionando-se volumes iguais de HCl (0,1 mol/L) e H₂SO₄ (0,1 mol/L) a um mesmo tubo de ensaio, o volume final para cada solução é o dobro do inicial, de modo que as concentrações caem pela metade e passam a ser 0,05 mol/L. Estes ácidos entram em contato com o íon prata que, juntamente com os ânions ácidos, dá origem aos equilíbrios de solubilidade abaixo.



O íon prata é oriundo de uma solução na concentração 0,1 mol/L. O volume de uma gota é estimado em 0,05 mL, de modo que quando uma gota é adicionada a 100mL ocorre diluição e a concentração do íon prata é dada por $0,1 \times 0,05 = [\text{Ag}^+] \times 100,05$, com $[\text{Ag}^+] \cong 5 \times 10^{-5}$ mol/L.

Para o AgCl, o quociente reacional fica $Q = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = (5 \times 10^{-5}) \times 0,05 = 2,5 \times 10^{-6}$.

Como este valor é maior que seu K_{ps} ($1,8 \times 10^{-10}$), ocorre precipitação deste sal.

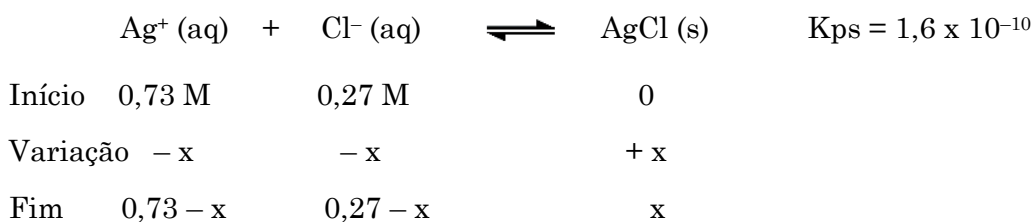
Já para o Ag₂SO₄, o quociente reacional fica $Q = [\text{Ag}^+]^2[\text{SO}_4^{2-}] = (5 \times 10^{-5})^2 \times 0,05 = 1,25 \times 10^{-10}$. Como este valor é menor que seu K_{ps} ($1,5 \times 10^{-8}$), não ocorre precipitação deste sal.

12.

Havendo mistura de 100,0 mL de solução 1,0 mol/L de AgNO_3 a 37 mL de solução 0,50 mol/L de CaCl_2 , as concentrações das substâncias ficam:

$$\begin{aligned} 100 \times 1,0 &= [\text{AgNO}_3] \times 137 & \text{.....} & [\text{AgNO}_3] = 0,73 \text{ mol/L} \\ 37 \times 0,50 &= [\text{CaCl}_2] \times 137 & \text{.....} & [\text{CaCl}_2] = 0,135 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Os íons prata e cloreto interagem dando origem ao equilíbrio de solubilidade

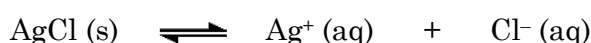


Como $K_{\text{ps}} \cong 0$, uma das concentrações em equilíbrio deve ser desprezível e para tal teríamos $x = 0,73 \text{ mol/L}$ ou $x = 0,27 \text{ mol/L}$, sendo satisfatória a segunda solução. Isto permite concluir que no equilíbrio:

$$m (\text{Ag}) = 137 \text{ mL} \times \frac{0,27 \text{ mol AgCl}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{108 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol AgCl}} \cong 4 \text{ g AgCl (s)}$$

13.

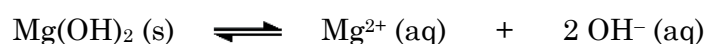
O equilíbrio de solubilidade do AgCl é representado pela equação abaixo.



A adição de íons cloreto promove o deslocamento do sistema para a esquerda e desta a concentração do íon prata diminui, conforme indica o item C da questão.

14.

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



Sendo a solubilidade do composto igual a 10^{-4} mol/L , no equilíbrio têm-se que as concentrações são $[\text{Mg}^{2+}] = 10^{-4} \text{ mol/L}$ e $[\text{OH}^-] = 2 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$.

18.

O equilíbrio de solubilidade do composto MX pode ser representado pela equação



Sendo no equilíbrio $[\text{M}^+] = [\text{X}^-]$, temos que $K_{ps} = [\text{M}^+][\text{X}^-] = 4 \times 10^{-4}$. Assim, esta relação leva a $[\text{M}^+]^2 = 4 \times 10^{-4}$, com $[\text{M}^+] = 2 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$, sendo que este valor corresponde à solubilidade do sal MX (s).

Um cilindro de 4,0 cm de altura e diâmetro da base 1,0 cm deve ter raio da mesma igual a 0,5 cm. Seu volume é dado por $V = \pi R^2 h = 3 \times (0,5)^2 \times 4 = 3 \text{ cm}^3$. Sendo sua densidade 0,85 g/mL, a massa do cilindro é dada por $3 \text{ cm}^3 \times 0,85 \text{ g/cm}^3 = 2,55 \text{ g}$.

Uma vez que $\text{MX} = 150 \text{ g/mol}$, 2,55g do mesmo correspondem a $1,7 \times 10^{-2} \text{ mol}$. O tempo em horas necessário para dissolver este sal, considerando um fluxo de água igual a 1,7L/dia fica:

$$t \text{ (h)} = 1,7 \times 10^{-2} \text{ mol} \times \frac{1,0 \text{ L}}{2 \times 10^{-2} \text{ mol}} \times \frac{24 \text{ h}}{1,7 \text{ L}} = 12 \text{ h} \text{ ou } 0,5 \text{ dia}$$

19.

Quando o K_{ps} de um sal é menor, significa que menos íons estão dissolvidos na sua solução, ou seja, menos solúvel é a substância e mais facilmente ela deve precipitar. Desta forma, observando os valores de K_{ps} fornecidos, a ordem de precipitação dos sais é respectivamente AgI, AgBr e AgCl.

20.

A reação do H_2S (g) com solução 0,02 mol/L de MnCl_2 (aq) até precipitação de MnS (s) fica representada como H_2S (g) + Mn^{2+} (aq) \rightleftharpoons MnS (s) + 2 H^+ (aq).

De acordo com os equilíbrios mostrados na questão, a constante de equilíbrio da reação acima é encontrada como abaixo:

$$K = K_{II} \times \frac{1}{K_I} \times K_{III} = 9,5 \times 10^{-8} \times \frac{1}{3 \times 10^{-11}} \times 1 \times 10^{-14} = 3,17 \times 10^{-11}$$

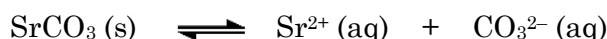
Uma vez que é informado $[\text{H}^+] = 2,5 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$, vamos determinar a concentração de H_2S (g) na equação anterior.

$$3,17 \times 10^{-11} = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{H}_2\text{S}][\text{Mn}^{2+}]} \quad \text{.....} \quad 3,17 \times 10^{-11} = \frac{(2,5 \times 10^{-7})^2}{[\text{H}_2\text{S}] \times 0,02}$$

$$[\text{H}_2\text{S}] \cong 1 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

21.

O equilíbrio de solubilidade do sal SrCO_3 é mostrado no processo abaixo.



No equilíbrio têm-se $[\text{Sr}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}]$. A constante de solubilidade deste sal é dada por $K_{\text{ps}} = [\text{Sr}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = 16 \times 10^{-10}$, o que leva a $[\text{Sr}^{2+}]^2 = 16 \times 10^{-10}$, portanto temos que $[\text{Sr}^{2+}] = 4 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$.

Este valor encontrado corresponde à parte solúvel do sal que, portanto, tem solubilidade de $4 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$. Sabendo-se que SrCO_3 (148 g/mol), vamos determinar sua massa (em mg) presente em 507 mL de solução.

$$m (\text{mg}) = 507 \text{ mL} \times \frac{4 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{148 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \times \frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} = 3 \text{ mg}$$

22.

O sal que deve precipitar primeiro é aquele cujo comportamento é menos solúvel e portanto com menor valor de K_{ps} , neste caso BaSO_4 ($K_{\text{ps}} = 1 \times 10^{-10}$). Quando inicia sua precipitação, já que $[\text{Ba}^{+2}] = 0,20 \text{ mol/L}$, fica $[\text{SO}_4^{-2}] = 5 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$.

Já para precipitar o sal SrSO_4 ($K_{\text{ps}} = 8 \times 10^{-7}$), teremos $[\text{Sr}^{+2}] = 0,20 \text{ mol/l}$ e $[\text{SO}_4^{-2}] = 4 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$. Assim, voltando ao equilíbrio do BaSO_4 , $[\text{Ba}^{+2}] \times (4 \times 10^{-6}) = 10^{-10}$, levando a $[\text{Ba}^{+2}] = 2,5 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$.

23.



$$K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^+]^2[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = 10^{-12}$$

$$[\text{Ag}^+]^2[0,01] = 10^{-12}$$

$[\text{Ag}^+] = 10^{-5} \text{ mol/L}$. Acima deste valor, haverá precipitação do cromato de prata.

24.

A questão fala na precipitação de CaSO_4 ($K_{ps} = 2,4 \times 10^{-5}$). Quando inicia sua precipitação, já que $[\text{Ca}^{+2}] = 0,10 \text{ mol/L}$, fica $[\text{SO}_4^{-2}] = 2,4 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$.

Já para precipitar o sal BaSO_4 ($K_{ps} = 1,5 \times 10^{-9}$), teremos também $[\text{SO}_4^{-2}] = 2,4 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$. Assim, relacionado as concentrações ao equilíbrio do BaSO_4 , $[\text{Ba}^{+2}] \times (2,4 \times 10^{-4}) = 1,5 \times 10^{-9}$, leva a $[\text{Ba}^{2+}] = 6,25 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$.