

**FACOLTÀ DI FARMACIA E MEDICINA**  
**Prova scritta di Chimica Generale ed Inorganica 16 settembre 2024**  
**COMPITO 1**

*La durata della prova scritta è fissata in un'ora e mezza. Non è ammessa la consultazione di testi ed appunti di Chimica e di Stechiometria*

1. Una soluzione 5,18 M di acido nitrico (soluzione A) ha una densità pari a 1,1668 g/mL. Determinare il percento in peso, la molalità e la frazione molare dell'acido nitrico nella soluzione A. Determinare inoltre il volume di soluzione A ed il volume di acqua pura necessari per preparare 500 mL di una soluzione B al 10 % in peso avente densità 1,0543 g/mL. Considerare additivi i volumi.  
*Pesi Atomici, (u): N= 14,0; H =1,0; O = 16,0.*

2. 40,3 g dell'acido diprotico  $\text{H}_2\text{CO}_3$  vengono sciolti in acqua fino ad ottenere una soluzione A del volume di 832,24 mL. Da A vengono prelevati 250 mL e mescolati con le seguenti soluzioni:
- a) 975,0 mL di NaOH 0,200 M.
  - b) 487,5 mL di NaOH 0,200 M.
  - c) 156,0 mL di NaOH 2,50 M.

Calcolare il pH della soluzione risultante da ciascun mescolamento sapendo che le costanti di dissociazione di  $\text{H}_2\text{CO}_3$  sono  $K_{a1} = 4,3 \cdot 10^{-7}$  e  $K_{a2} = 4,8 \cdot 10^{-11}$ .

*pesi atomici (u): C = 12,0; O = 16,0; H = 1,0.*

3. A 25 °C il prodotto di solubilità  $K_s$  di  $\text{PbI}_2$  è  $8,5 \times 10^{-9}$ .
- a) Calcolare la pressione osmotica di una soluzione satura di  $\text{PbI}_2$  a 25 °C.
  - b) 100 mL di una soluzione 0,300 M di  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  vengono mescolati con 150 mL di una soluzione 0,300 M di  $\text{CaI}_2$ . Determinare se si osserverà la formazione di un precipitato e le concentrazioni di  $\text{Pb}^{2+}$  e  $\text{I}^-$  nella soluzione finale. Considerare additivi i volumi.

## Svolgimento COMPITO 1

### Esercizio 1.1

in 1000 mL di soluzione: 5,18 moli di  $\text{HNO}_3$

$$\text{g di HNO}_3 = (\text{moli} \times \text{PM}) = 5,18 \times 63 = 326,34 \text{ g di HNO}_3$$

$$\text{g di soluzione} = \text{densità} \times \text{volume} = 1,1668 \times 1000 = 1166,8 \text{ g}$$

$$\text{g di H}_2\text{O} = \text{g di soluzione} - \text{g di HNO}_3 = 1166,8 - 326,34 = 840,46 \text{ g}$$

$$\text{moli di H}_2\text{O in 1000 ml di soluzione} = \frac{\text{g}}{\text{PM}} = \frac{840,46}{18} = 46,69 \text{ moli}$$

da cui:

$$m = \frac{\text{moli HNO}_3}{\text{Kg H}_2\text{O}} = \frac{5,18}{0,84046} = 6,16 \text{ m}$$

$$X = \frac{\text{moli HNO}_3}{\text{moli tot}} = \frac{5,18}{(5,18 + 46,69)} = 0,100$$

$$\% = \frac{\text{g HNO}_3}{\text{g soluzione}} \times 100 = \frac{326,34}{1166,8} \times 100 = 28 \%$$

500 mL di soluzione di  $\text{HNO}_3$  al 10% in peso contengono:

$$\text{moli di HNO}_3 = \frac{d \times \% \times V}{\text{PM}} = \frac{1,0543 \times 0,10 \times 500}{63} = 0,837 \text{ moli}$$

mL di soluzione A che contengono 0,837 moli di  $\text{HNO}_3$ :

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0,837}{5,18} = 0,16158 \text{ L pari a } 161,58 \text{ mL}$$

Acqua da aggiungere:  $500 - 161,58 = 338,42$  mL

---

### **Esercizio 1.2**

$$n \text{ moli H}_2\text{CO}_3 = \frac{g}{PM} = \frac{40,3}{62,0} \text{ g mol}^{-1} = 0,650 \text{ moli}$$

$$M \text{ H}_2\text{CO}_3 = \frac{\text{moli}}{V} = \frac{0,650}{0,83224} = 0,781 \text{ M}$$

$$\text{moli H}_2\text{CO}_3 \text{ in } 250,0 \text{ mL: } M \cdot V = 0,781 \cdot 0,250 = 0,195 \text{ moli}$$

$$\text{a) moli NaOH: } M \cdot V = 0,975 \text{ L} \cdot 0,200 \text{ mol L}^{-1} = 0,195 \text{ mol}$$



$$\begin{array}{ccc} 0,195 & 0,195 & - \\ - & - & 0,195 \end{array}$$

$$\text{ANFOLITA: } \text{pH} = -\log \sqrt{K_{a1} \cdot K_{a2}} = -\log \sqrt{4,3 \cdot 10^{-7} \cdot 4,8 \cdot 10^{-11}} = \mathbf{8,34}$$

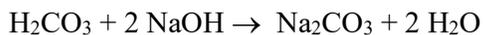
$$\text{b) moli NaOH: } M \cdot V = 0,4875 \text{ L} \cdot 0,200 \text{ mol L}^{-1} = 0,0975 \text{ mol}$$



$$\begin{array}{ccc} 0,195 & 0,0975 & - \\ 0,0975 & - & 0,0975 \end{array}$$

$$\text{TAMPONE: } \text{pH} = \text{p}K_{a1} = -\log (4,3 \cdot 10^{-7}) = \mathbf{6,37}$$

$$\text{c) moli NaOH: } M \cdot V = 0,156 \text{ L} \cdot 2,50 \text{ mol L}^{-1} = 0,390 \text{ mol}$$



$$\begin{array}{ccc} 0,195 & 0,390 & - \\ - & - & 0,195 \end{array}$$

### **IDROLISI BASICA**

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log \sqrt{K_{b1} \cdot cb} = 14 + \log \sqrt{\frac{K_w}{K_{a2}} \cdot cb} = 14 +$$

$$\log \sqrt{\frac{10^{-14}}{4,8 \cdot 10^{-11}} \cdot \frac{0,195 \text{ mol}}{0,25 \text{ L} + 0,156 \text{ L}}} = \mathbf{12,0}$$

### Esercizio 1.3

Calcoliamo la solubilità di  $\text{PbI}_2$ .

$$K_s(\text{PbI}_2) = 4s^3 \rightarrow s = (K_s(\text{PbI}_2)/4)^{1/3} = 1,29 \times 10^{-3}$$

La concentrazione degli ioni nella soluzione satura dipende dalla solubilità.



$$s \quad 2s$$

$$\Pi = 3sRT = 0,0947 \text{ atm}$$

2 – Determiniamo se si forma un precipitato:

$$[\text{Pb}^{2+}]_i = 0,100 \times 0,300 / (0,100 + 0,150) = 0,12 \text{ M}$$

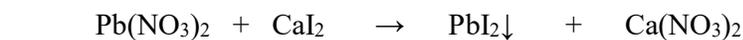
$$[\text{I}^-]_i = 0,150 \times 0,300 \times 2 / (0,100 + 0,150) = 0,36 \text{ M}$$

$$Q = [\text{Pb}^{2+}]_i [\text{I}^-]_i^2 = 0,015 > K_s \Rightarrow \text{PbI}_2 \text{ precipita}$$

Determiniamo ora le concentrazioni dei due ioni  $\text{Pb}^{2+}$  e  $\text{I}^-$

$$n \text{ Pb}(\text{NO}_3)_2 = 0,100 \times 0,300 = 0,030 \text{ mol}$$

$$n \text{ CaI}_2 = 0,150 \times 0,300 = 0,045 \text{ mol}$$



$$i \quad 0,030 \quad 0,045 \quad - \quad -$$

$$f \quad - \quad 0,015 \quad 0,030 \quad 0,030$$

$$K_s(\text{PbI}_2) = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2 = [\text{Pb}^{2+}]((0,015 \times 2/0,250) + s')^2 \approx [\text{Pb}^{2+}] \times 0,0144$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = K_s(\text{PbI}_2)/0,0144 = 5,90 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$[\text{I}^-] \approx 2[\text{CaI}_2] = (0,015 \times 2) / 0,250 = 0,12 \text{ M}$$

**FACOLTÀ DI FARMACIA E MEDICINA**  
**Prova scritta di Chimica Generale ed Inorganica 16 settembre 2024**  
**COMPITO 2**

*La durata della prova scritta è fissata in un'ora e mezza. Non è ammessa la consultazione di testi ed appunti di Chimica e di Stechiometria*

1. Una soluzione acquosa di ammoniaca 6,53 m (A) ha densità 0,9575 g/ml. Determinare la molarità, il percento in peso e la frazione molare dell'ammoniaca nella soluzione. Determinare inoltre il volume di soluzione A ed il volume di acqua pura necessari per preparare 2,2 L di una soluzione B 0,046 M. Considerare additivi i volumi.

*Pesi Atomici, (u): N = 12,0; H = 1,0; O = 16,0.*

2. 34,0 g dell'acido diprotico H<sub>2</sub>S vengono sciolti in acqua fino ad ottenere una soluzione A del volume di 983,8 mL. Da A vengono prelevati 392,2 mL e mescolati con le seguenti soluzioni:

- a) 1,00 L di KOH 0,200 M.
- b) 500,0 mL di KOH 0,800 M.
- c) 800,0 mL di KOH 1,00 M.

Calcolare il pH della soluzione risultante da ciascun mescolamento sapendo che le costanti di dissociazione di H<sub>2</sub>S sono  $K_{a1} = 9,6 \cdot 10^{-8}$  e  $K_{a2} = 1,3 \cdot 10^{-14}$ .

*Pesi atomici (u): S = 32,0; O = 16,0; H = 1,0.*

3. A 25 °C il prodotto di solubilità  $K_s$  di Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> è  $1,1 \times 10^{-12}$ .
- a) Calcolare la pressione osmotica di una soluzione satura di Ag<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> a 25 °C.
  - b) 400 mL di una soluzione 0,300 M di AgNO<sub>3</sub> vengono mescolati con 100 mL di una soluzione 0,100 M di Na<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>. Determinare se si osserverà la formazione di un precipitato e le concentrazioni di Ag<sup>+</sup> e CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup> nella soluzione finale. Considerare additivi i volumi.

## Svolgimento COMPITO 2

### Esercizio 2.1

in 1000 g di H<sub>2</sub>O: (moli × PM)<sub>NH<sub>3</sub></sub> = 6,53 × 17 = 111,01 g di NH<sub>3</sub>

$$\text{moli H}_2\text{O} = \frac{\text{g}}{\text{PM}} = \frac{1000}{18} = 55,56 \text{ moli}$$

Peso della soluzione che contiene 6,53 moli di NH<sub>3</sub> = 1000 + 111,01 = 1111,01

Volume di soluzione che contiene 6,53 moli di NH<sub>3</sub>

$$V = \frac{\text{g}}{d} = \frac{1111,01}{0,9575} = 1160,32 \text{ mL}$$

da cui:

$$m = \frac{\text{moli NH}_3}{V} = \frac{6,53}{1,16032} = 5,63 \text{ M}$$

$$\% = \frac{\text{g NH}_3}{\text{g soluzione}} \times 100 = \frac{111,01}{1111,01} \times 100 = 10 \%$$

$$X = \frac{\text{moli NH}_3}{\text{moli tot}} = \frac{6,53}{(6,53 + 55,56)} = 0,105$$

2,2 L di soluzione di NH<sub>3</sub> 0,046 M contengono: M × V = 0,1012 moli di NH<sub>3</sub>.

Volume di soluzione A che contengono 0,1012 moli di NH<sub>3</sub>:

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0,1012}{5,63} = 0,01797 \text{ L pari a } 17,97 \text{ mL}$$

Acqua da aggiungere: 2200 – 17,97 = 2182,03 mL

---

### Esercizio 2.2

$$\text{moli H}_2\text{S} = \text{g/PM} = 34,0 \text{ g}/34,0 \text{ g mol}^{-1} = 1,0 \text{ mole}$$

$$\text{M H}_2\text{S} = \text{moli/V} = 1,0/0,9838 = 1,02 \text{ M}$$

$$\text{moli H}_2\text{CO}_3 \text{ in } 392,2 \text{ mL: } \text{M} \cdot \text{V} = 1,02 \cdot 0,3922 = 0,400 \text{ moli}$$

$$\text{a) moli KOH: } \text{M} \cdot \text{V} = 1,00 \text{ L} \cdot 0,200 \text{ mol L}^{-1} = 0,200 \text{ mol}$$



$$0,400 \quad 0,200 \quad -$$

$$0,200 \quad - \quad 0,200$$

$$\text{TAMPONE: } \text{pH} = \text{pK}_{a1} = -\log(9,6 \cdot 10^{-8}) = \mathbf{7,02}$$

$$\text{b) moli KOH: } \text{M} \cdot \text{V} = 0,500 \text{ L} \cdot 0,800 \text{ mol L}^{-1} = 0,400 \text{ mol}$$

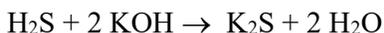


$$0,400 \quad 0,400 \quad -$$

$$- \quad - \quad 0,400$$

$$\text{ANFOLITA: } \text{pH} = -\log \sqrt{K_{a1} \cdot K_{a2}} = -\log \sqrt{9,6 \cdot 10^{-8} \cdot 1,3 \cdot 10^{-14}} = \mathbf{10,4}$$

$$\text{c) moli KOH: } \text{M} \cdot \text{V} = 0,800 \text{ L} \cdot 1,00 \text{ mol L}^{-1} = 0,800 \text{ mol}$$



$$0,400 \quad 0,800 \quad -$$

$$- \quad - \quad 0,400$$

### IDROLISI BASICA

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log \sqrt{K_{b1} \cdot cb} = 14 + \log \sqrt{\frac{K_w}{K_{a2}} \cdot cb} = 14 +$$

$$\log \sqrt{\frac{10^{-14}}{1,3 \cdot 10^{-14}} \cdot \frac{0,400 \text{ mol}}{0,3922 \text{ L} + 0,800 \text{ L}}} = \mathbf{13,7}$$

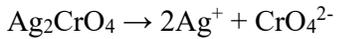
---

### Esercizio 2.3

Calcoliamo la solubilità di  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$

$$K_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 4s^3 \rightarrow s = (K_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)/4)^{1/3} = 6,50 \times 10^{-5}$$

La concentrazione degli ioni nella soluzione satura dipende dalla solubilità.



$$2s \quad s$$

$$\Pi = 3sRT = 4,77 \times 10^{-3} \text{ atm}$$

2 – Determiniamo se si forma un precipitato:

$$[\text{Ag}^+]_i = 0,400 \times 0,300 \times 2 / (0,400 + 0,100) = 0,480 \text{ M}$$

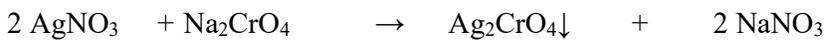
$$[\text{CrO}_4^{2-}]_i = 0,100 \times 0,100 / (0,400 + 0,100) = 0,020 \text{ M}$$

$$Q = [\text{Ag}^+]_i^2 [\text{CrO}_4^{2-}]_i = 4,61 \times 10^{-3} > K_s \Rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4 \text{ precipita}$$

Determiniamo ora le concentrazioni dei due ioni  $\text{Ag}^+$  e  $\text{CrO}_4^{2-}$

$$n \text{ AgNO}_3 = 0,400 \times 0,300 = 0,120 \text{ mol}$$

$$n \text{ Na}_2\text{CrO}_4 = 0,100 \times 0,100 = 0,010 \text{ mol}$$



$$i \quad 0,120 \quad 0,010 \quad - \quad -$$

$$f \quad 0,100 \quad - \quad 0,010 \quad 0,020$$

$$K_s = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] = (0,100/0,500 + s')^2 [\text{CrO}_4^{2-}] \approx (0,100/0,500)^2 [\text{CrO}_4^{2-}]$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = K_s/0,04 = 2,75 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$[\text{Ag}^+] \approx [\text{AgNO}_3] = 0,100 / 0,500 = 0,200 \text{ M}$$