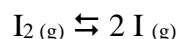


Cognome e Nome.....N. di Matricola.....

1) Si deve preparare una soluzione acquosa avente volume 500 ml e concentrazione 0,10 M in  $\text{NH}_3$  e 0,10 M in  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Calcolare:

- il volume di soluzione di  $\text{NH}_3$  al 30% in peso, avente densità  $d=0,90$  g/ml che bisogna prelevare;
- i grammi di  $\text{NH}_4\text{Cl}$  che bisogna pesare;
- il pH della soluzione risultante, sapendo che per  $\text{NH}_3$   $K_b=1,8 \times 10^{-5}$ .

2) In un recipiente vuoto del volume di 2,0 litri vengono introdotti 5,076 g di iodio e la temperatura viene portata a  $900^\circ\text{C}$ ; lo iodio molecolare si dissocia secondo la reazione:



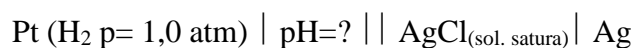
Sapendo che la costante di equilibrio è pari a  $K_P=0,025$ , calcolare:

- il grado di dissociazione;
- le pressioni parziali di  $\text{I}_2$  e  $\text{I}$  e la pressione totale.

3) Quando 40 ml di soluzione 0,05 M di  $\text{AgNO}_3$  vengono mescolati con 10 ml di soluzione 0,25 M di  $\text{NaBr}$  si forma un precipitato di  $\text{AgBr}$  ( $K_{PS}=5,4 \times 10^{-13}$ ). Calcolare:

- i grammi di precipitato che si formano;
- la concentrazione degli ioni  $\text{Ag}^+$  e  $\text{Br}^-$  presenti in soluzione all'equilibrio.

4) Sapendo che la f.e.m. della seguente pila



è pari a 0,747 V a  $25^\circ\text{C}$ , calcolare il pH della soluzione del semielemento di sinistra.

$$E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0,80 \text{ V} \quad K_{PS \text{ AgCl}} = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

1) Si deve preparare una soluzione acquosa avente volume 500 ml e concentrazione 0,10 M in  $\text{NH}_3$  e 0,10 M in  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Calcolare:

a) il volume di soluzione di  $\text{NH}_3$  al 30% in peso, avente densità  $d = 0,90 \text{ g/ml}$  che bisogna prelevare;

$$V = 0,50 \text{ l} \quad n_{\text{NH}_3} = M_{\text{NH}_3} \times V = 0,1 \times 0,5 = 0,05 \text{ mol}$$

$$PM_{\text{NH}_3} = PA_{\text{N}} + 3PA_{\text{H}} = 17 \text{ g/mol} \quad g_{\text{NH}_3} = n_{\text{NH}_3} \times PM_{\text{NH}_3} = 17 \times 0,05 = 0,85 \text{ g}$$

$$\%_{\text{NH}_3} = \frac{g_{\text{NH}_3}}{g_{\text{soluz}}} \times 100 \Rightarrow g_{\text{soluz}} = \frac{g_{\text{NH}_3}}{\%_{\text{NH}_3}} \times 100 = \frac{0,85 \times 100}{30} = 2,833 \text{ g}$$

$$d_{\text{soluz}} = \frac{g_{\text{soluz}}}{V_{\text{soluz}}} \Rightarrow V_{\text{soluz}} = \frac{g_{\text{soluz}}}{d_{\text{soluz}}} = \frac{2,833}{0,9} = 3,1 \text{ ml}$$

b) i grammi di  $\text{NH}_4\text{Cl}$  che bisogna pesare;

$$n_{\text{NH}_4\text{Cl}} = M_{\text{NH}_4\text{Cl}} \times V = 0,1 \times 0,5 = 0,05 \text{ mol} \quad PM_{\text{NH}_4\text{Cl}} = PA_{\text{N}} + 4PA_{\text{H}} + PA_{\text{Cl}} = 53,49 \text{ g/mol}$$

$$g_{\text{NH}_4\text{Cl}} = n_{\text{NH}_4\text{Cl}} \times PM_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 0,05 \times 53,49 = 2,67 \text{ g}$$

c) il pH della soluzione risultante, sapendo che per  $\text{NH}_3$   $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ .

E' una soluzione tampone formata da base debole e suo sale con acido forte e avente  $c_s = c_b$  quindi

$$\text{pOH} = \text{p}K_b = -\log(1,8 \times 10^{-5}) = 4,75 \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,75 = 9,25$$

2) In un recipiente vuoto del volume di 2,0 litri vengono introdotti 5,076 g di iodio e la temperatura viene portata a  $900 \text{ }^\circ\text{C}$ ; lo iodio molecolare si dissocia secondo la reazione:  $\text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{I}(\text{g})$

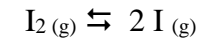
Sapendo che la costante di equilibrio è pari a  $K_p = 0,025$ , calcolare:

a) il grado di dissociazione;

b) le pressioni parziali di  $\text{I}_2$  e  $\text{I}$  e la pressione totale.

$$T = 1173 \text{ K} \quad PM_{\text{I}_2} = 253,8 \text{ g/mol} \quad n_{\text{I}_2} = \frac{g_{\text{I}_2}}{PM_{\text{I}_2}} = \frac{5,076}{253,8} = 0,02 \text{ mol}$$

$$P^\circ = n_{\text{I}_2} \frac{RT}{V} = \frac{0,02 \times 0,0821 \times 1173}{2} = 0,963 \text{ atm}$$



$$P^\circ(1-\alpha) \quad 2P^\circ\alpha$$

$$K_P = \frac{P_I^2}{P_{I_2}} = \frac{(2P^\circ\alpha)^2}{P^\circ(1-\alpha)} = \frac{4P^\circ\alpha^2}{1-\alpha} \quad \Rightarrow \quad 4P^\circ\alpha^2 + K_P\alpha - K_P = 0$$

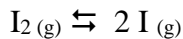
$$\alpha = \frac{-K_P \mp \sqrt{K_P^2 + 16P^\circ K_P}}{8P^\circ} = \frac{-0,025 \mp \sqrt{(0,025)^2 + 16 \times 0,963 \times 0,025}}{8 \times 0,963} = 0,074 \quad (\text{scartata soluzione negativa})$$

$$P_{I_2} = P^\circ(1-\alpha) = 0,963(1-0,074) = 0,89 \text{ atm}$$

$$P_I = 2P^\circ\alpha = 0,9846 \times 2 \times 0,0767 = 0,14 \text{ atm}$$

$$P_{\text{tot}} = P_{I_2} + P_I = 1,03 \text{ atm}$$

Soluzione alternativa



$$P^\circ - x \quad 2x$$

$$K_P = \frac{P_I^2}{P_{I_2}} = \frac{4x^2}{P^\circ - x} \quad \Rightarrow \quad 4x^2 + K_P x - K_P P^\circ = 0$$

$$x = \frac{-K_P \mp \sqrt{K_P^2 + 16P^\circ K_P}}{8} = \frac{-0,025 \mp \sqrt{(0,025)^2 + 16 \times 0,963 \times 0,025}}{8} = 0,071 \text{ atm}$$

(scartata soluzione negativa)

$$P_{I_2} = P^\circ - x = 0,89 \text{ atm}$$

$$P_I = 2x = 0,14 \text{ atm}$$

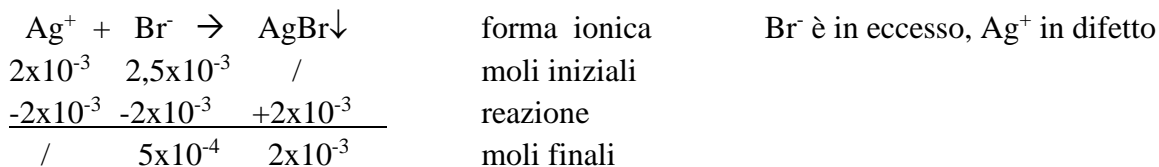
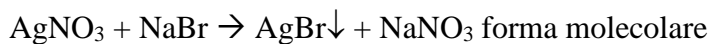
$$\alpha = \frac{n_{\text{dissociate}}}{n_{I_2}^0} = \frac{x}{P^\circ} = 0,074$$

3) Quando 40 ml di soluzione 0,05 M di  $AgNO_3$  vengono mescolati con 10 ml di soluzione 0,25 M di  $NaBr$  si forma un precipitato di  $AgBr$  ( $K_{PS} = 5,4 \times 10^{-13}$ ). Calcolare:

a) i grammi di precipitato che si formano;

$$V_{AgNO_3} = 0,04 \text{ l} \quad n_{AgNO_3} = M_{AgNO_3} V_{AgNO_3} = 0,05 \times 0,04 = 2 \times 10^{-3} = n_{Ag^+}$$

$$V_{NaBr} = 0,01 \text{ l} \quad n_{NaBr} = M_{NaBr} V_{NaBr} = 0,25 \times 0,01 = 2,5 \times 10^{-3} = n_{Br^-}$$



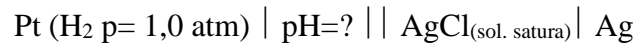
$$n_{AgBr} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol} \quad PM_{AgBr} = PM_{AgBr} + PM_{Br} = 187,77 \text{ g/mol} \quad g_{AgBr} = n_{AgBr} PM_{AgBr} = 0,375 \text{ g}$$

b) la concentrazione degli ioni  $Ag^+$  e  $Br^-$  presenti in soluzione all'equilibrio.

$$V_{\text{tot}} = V_{AgNO_3} + V_{NaBr} = 50 \text{ ml} = 0,05 \text{ l} \quad [Br^-] = \frac{n_{Br^-}}{V} = \frac{5 \times 10^{-4}}{0,05} = 0,01 \text{ M}$$

$$AgCl(s) \rightleftharpoons Ag^+(aq) + Br^-(aq) \quad K_{PS} = [Ag^+][Br^-] \quad [Ag^+] = \frac{K_{PS}}{[Br^-]} = \frac{5,4 \times 10^{-13}}{0,01} = 5,4 \times 10^{-11} \text{ M}$$

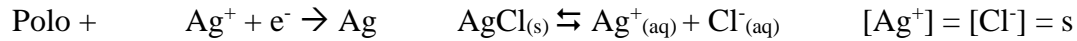
4) Sapendo che la f.e.m. della seguente pila



è pari a 0,747 V calcolare il pH della soluzione del semielemento di sinistra.

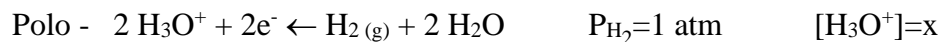
$$E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0,80 \text{ V}$$

$$K_{\text{PS AgCl}} = 1,7 \cdot 10^{-10}$$



$$K_{\text{PS}} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = s^2 \quad [\text{Ag}^+] = s = \sqrt{K_{\text{PS}}} = \sqrt{1,7 \times 10^{-10}} = 1,3 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$E_+ = E_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} + 0,059 \log [\text{Ag}^+] = 0,8 + 0,059 \log (1,3 \times 10^{-5}) = 0,51 \text{ V}$$



$$E^\circ_{\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2} = 0 \quad E_- = E_{\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2} = \frac{0,059}{2} \log \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{P_{\text{H}_2}} = 0,059 \log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$E_{\text{pila}} = E_+ - E_- \Rightarrow E_- = E_+ - E_{\text{pila}} = 0,51 - 0,747 = -0,237 \text{ V} = 0,059 \log [\text{H}_3\text{O}^+] = -0,059 \text{ pH}$$

$$\text{pH} = \frac{0,237}{0,059} = 4$$