

Soluzioni dello Scritto di chimica generale – 11-06-2012

1 A Una soluzione acquosa di acido bromidrico al 48.5% in peso, ha una densità di 1.488 g/mL. Si calcoli la concentrazione espressa in molarità.

(Peso atomico idrogeno = 1.008 u.m.a, peso atomico bromo = 79.90 u.m.a)

In 1000 mL ho 1488 g
Grammi di HBr = $1488 \text{ g} \cdot 0.485 = 722 \text{ g}$ in 1 litro
Molarità = $722 \text{ g/L} / 80.908 \text{ g/mol} = 8.92 \text{ moli /L}$

1 B La densità di una soluzione di acido solforico al 96.4% in peso è di 1,835 g/mL. Calcolare il volume della soluzione che contiene disciolta una mole dell'acido.

(Peso atomico idrogeno = 1.008 u.m.a, peso atomico zolfo = 32.06 u.m.a, peso atomico ossigeno = 15.999 u.m.a)

1 Litro => 1835 g
Grammi di H_2SO_4 = $1835 \cdot 0.964 = 1769 \text{ g}$
PM H_2SO_4 = 98.08 g/mol
Molarità = $1769 / 98.08 = 18.0 \text{ moli / litro}$
Volume = $1000 / 18.0 = 55.5 \text{ mL}$

2 A Una miscela di 50.0 g di benzene (C_6H_6) e 50.5 g di toluene (C_7H_8) ha una temperatura di ebollizione di 92. °C. Calcolare la tensione di vapore della soluzione e le frazioni molari della fase vapore alla temperatura di ebollizione. La tensione di vapore a 92.0°C dei due liquidi puri è: 1.44 * 10^5 Pa , toluene 7.01 * 10^4 Pa.

(Peso atomico idrogeno = 1.008 u.m.a, peso atomico carbonio = 12.06 u.m.a)

Moli $\text{Benz} = 50.0 \text{ g} / 78.1 \text{ g/mol} = 0.640 \text{ mol}$
Moli $\text{Toluen} = 50.5 \text{ g} / 92.1 \text{ g/mol} = 0.548 \text{ mol}$
 $X_{\text{Benz}} = 0.640 / (0.640 + 0.548) = 0.539$
 $X_{\text{Tol}} = 0.548 / (0.640 + 0.548) = 0.461$
 $P_{\text{tot}} = P_{\text{Benz}} + P_{\text{Tol}} = X_{\text{benz}} \cdot P_{\text{benz}} + X_{\text{tol}} \cdot P_{\text{tol}} = 0.539 \cdot 1.44 \cdot 10^5 \text{ Pa} + 0.461 \cdot 7.01 \cdot 10^4 \text{ Pa} = 1.10 \cdot 10^5 \text{ Pa}$
In fase gassosa $P_{\text{Benz}} = X_{\text{Benz}} \cdot P_{\text{tot}} \Rightarrow X_{\text{Benz}} = P_{\text{Benz}} / P_{\text{tot}} = 0.539 \cdot 1.44 \cdot 10^5 / 1.10 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 0.706$
 $X_{\text{Tol}} = 1 - 0.706 = 0.294$

2 B Una miscela liquida formata da acido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) e alcool benzilico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{OH}$) bolle a 100°C alla pressione di $1.33 \cdot 10^3$ Pa. Calcolare la composizione, espressa in frazioni molari, della fase liquida e della fase gassosa alla temperatura di ebollizione. La tensione di vapore dei due componenti a 100°C è acido benzoico 167 Pa e alcol benzilico $2.04 \cdot 10^3$ Pa.

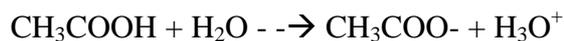
$P_{\text{tot}} = X_A \cdot P_A + X_B \cdot P_B \quad 1.33 \cdot 10^3 \text{ Pa} = 167 \text{ Pa} \cdot X_A + 2.04 \cdot 10^3 \text{ Pa} \cdot X_B$
 $1.33 \cdot 10^3 \text{ Pa} = 167 \text{ Pa} \cdot X_A + 2.04 \cdot 10^3 \text{ Pa} (1 - X_A)$
 $X_A = 0.379$ e $X_B = 0.621$
 $P_A = X_A \cdot P_{\text{tot}} \Rightarrow X_A = 167 \text{ Pa} \cdot 0.379 / 1.33 \cdot 10^3 \text{ Pa} = 0.0476$
 $X_B = 1 - X_A = 0.952$

3A Una soluzione di acido acetico ha pH = 2.50. a 1.000 L di tale soluzione vengono aggiunti 51.0 g di idrossido di bario. Calcolare il pH della soluzione finale assumendo trascurabile la variazione di volume.

(Peso atomico idrogeno = 1.008 u.m.a, peso atomico bario = 137.32 u.m.a peso atomico ossigeno = 15.999 u.m.a)

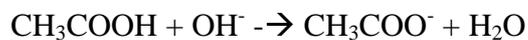
$$\text{moli OH}^- = 2 * \text{moli Ba(OH)}_2 = 2 * 51.0 / 171.3 = 0.595 \text{ moli}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 3.16 \cdot 10^{-3}$$



$$K_a = 1.80 \cdot 10^{-5} = (3.16 \cdot 10^{-3} \cdot 3.16 \cdot 10^{-3}) / C - 3.16 \cdot 10^{-3}$$

$$C = 0.558$$



$$0.558 \quad + \quad 0.595$$

$$0.0370 \text{ moli/}$$

$$\text{pH} = 12.57$$

3 B 0.150 g di idrossido di calcio sono aggiunti a 0.100 litri di soluzione acquosa 0.0650 M di acido acetico. Calcolare il pH della soluzione.

(Peso atomico idrogeno = 1.008 u.m.a, peso atomico calcio = 40.08 u.m.a peso atomico ossigeno = 15.999 u.m.a)

$$\text{Moli OH}^- = 0.150 / 74.1 * 2 = 4.05 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{Moli acido} = 0.0650 * 0.1 = 6.50 \cdot 10^{-3}$$



$$6.50 \cdot 10^{-3} \quad 4.05 \cdot 10^{-3}$$

$$2.45 \cdot 10^{-3} \quad 4.05 \cdot 10^{-3}$$

Tampone

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COOH}] * K_a / [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$= 2.45 \cdot 10^{-3} / V * 1.80 \cdot 10^{-5} / (4.05 \cdot 10^{-3} / V) = 1.09 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 4.96$$

4A. Il clorato di potassio si decompone a ossigeno e cloruro di potassio. A 373 K, la costante di tale equilibrio vale $3.50 \text{ atm}^{3/2}$. In un recipiente di 1.000 litri, inizialmente vuoto, sono messi 10.0 g di clorato di potassio e vengono scaldati a 373 K. Calcolare la pressione di equilibrio dell'ossigeno e la massa di tutte le specie presenti all'equilibrio.

(Peso atomico potassio = 39.09 u.m.a, peso atomico cloro = 35.45 u.m.a peso atomico ossigeno = 15.999 u.m.a)



$$K_p = P_{\text{O}_2}^{3/2} = 3.50 \text{ atm}^{3/2}$$

$$P_{\text{O}_2} = 2.31 \text{ atm}$$

$$PV = nRT \Rightarrow n = PV/RT = 0.0753 \text{ mol}$$

$$\text{Massa O}_2 = 32.00 \text{ g} * 0.0753 = 2.41 \text{ g}$$

$$\text{Moli KCl} = 2/3 \text{ di quelle di O}_2 = 0.0502 \text{ massa KCl} = 3.75$$

$$\text{Massa di KClO}_3 \text{ restante} = 10 - 3.75 - 2.41 = 3.85 \text{ g}$$

4 B Il carbonato di calcio si decompone a ossido di calcio e anidride carbonica. Calcolare la costante a 1000 K per tale equilibrio, sapendo che a partire da 100 g di carbonato di calcio posti in un recipiente di 10.0 litri a 1000 K, si formano 6.00 g di ossido di calcio..

(Peso atomico idrogeno = 1.008 u.m.a, peso atomico calcio = 40.08 u.m.a peso atomico ossigeno = 15.999 u.m.a)



$$\text{moli CaO} = 6.00 / 56.08 = 0.1070 \text{ moli}$$

$$K_p = P_{\text{CO}_2} = nRT/V = 0.1070 * 0.0821 * 1000 / 10.0 = 0.878 \text{ atm.}$$