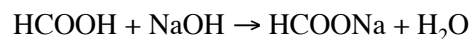


Esercizi di ricapitolazione

Esercizio 2

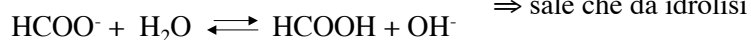
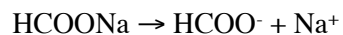
Determinare il pH di una soluzione preparata mescolando 100ml di acido formico 0.04M con 25ml di idrossido di sodio 0.16M. ($K_a=1.5 \times 10^{-4}M$)



$$\text{Equivalenti}_{\text{acido}} = C_a \times V_a = 0.04 \times 0.1 = 4 \times 10^{-3}$$

$$\text{eq}_{\text{base}} = C_b \times V_b = 0.16 \times 0.025 = 0.004 = 4 \times 10^{-3}$$

$$\text{eq}_{\text{base}} = \text{eq}_{\text{acido}} = \text{eq}_{\text{sale}} = 4 \times 10^{-3} \quad \Rightarrow \text{Titolazione completa}$$



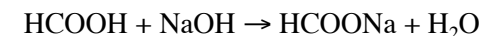
$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} C_s} = \sqrt{\frac{10^{-14}}{1.5 \cdot 10^{-4}} \cdot \frac{4 \cdot 10^{-3}}{0.125}} = \sqrt{\frac{10^{-10}}{1.5} \cdot 0.032} = \sqrt{2.13 \cdot 10^{-12}} = 1.46 \cdot 10^{-6} M$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = 5.83$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8.17$$

Esercizio 1

Determinare il pH di una soluzione preparata mescolando 100ml di acido formico 0.1M con 25ml di idrossido di sodio 0.16M. ($K_a=1.5 \times 10^{-4}M$)



$$\text{equivalenti}_{\text{acido}} = C_a \times V_a = 0.1 \times 0.1 = 0.01 = 10 \times 10^{-3}$$

$$\text{eq}_{\text{base}} = C_b \times V_b = 0.16 \times 0.025 = 0.004 = 4 \times 10^{-3}$$

$$\text{eq}_{\text{base}} = \text{eq}_{\text{sale}} = 4 \times 10^{-3}$$

$$\text{eq}_{\text{a-fin}} = \text{eq}_a - \text{eq}_{\text{base}} = (10-4) \times 10^{-3} = 6 \times 10^{-3}$$

} Titolazione incompleta
Tampone!

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_s}{C_a} = 3.74 + \log \frac{4 \cdot 10^{-3} / 0.125}{6 \cdot 10^{-3} / 0.125} = 3.74 - 0.17 = 3.56$$

Esercizio 3

Una soluzione è stata preparata mescolando 450ml di ammoniaca 0.1M con 250ml di acido cloridrico 0.1M. Qual è il suo pH?

($K_b=1.8 \cdot 10^{-5}M$)

$$\text{Eq}_{\text{base}} = 0.45 \cdot 0.1 = 0.045$$

$$\text{Eq}_{\text{acido}} = 0.25 \cdot 0.1 = 0.025 = \text{eq}_{\text{sale}}$$

Titolazione incompleta \Rightarrow tampone

$$\text{Eq}_{\text{base}} \text{ finali} = 0.045 - 0.025 = 0.02$$

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{C_s}{C_b} = 4.74 + \log \frac{0.025 / 0.7}{0.02 / 0.7} = 4.74 + \log 1.25 = 4.74 + 0.097 = 4.84$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4.84 = 9.16$$

Esercizio 4

Calcolare il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo ad 1 litro di acqua 1ml della soluzione commerciale di ammoniaca (30% peso/peso, $d=0.91\text{g/ml}$) e 1g di cloruro di ammonio.

(PA N=14, H=1, Cl=35.5; $K_b=1.8 \cdot 10^{-5}\text{M}$)

$$C_{NH_3} = \frac{\%d1000}{PM} = \frac{0.3 \cdot 0.91 \cdot 1000}{17} = 16.06\text{M}$$

$$C_b = C_1 V_1 / V_2 = 16.06 \cdot 10^{-3} / 1 = 0.016\text{M}$$

$$C_s = g/PM \cdot V = 1/53.5 \cdot 1 = 0.0187\text{M}$$

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log C_s/C_b = 4.74 + \log 1.168 = 4.74 + 0.068 = 4.81$$

$$\text{pH} = 14 - 4.67 = 9.19$$

Esercizio 6

Quale volume di NaOH 1M deve essere aggiunto a 100ml di una soluzione tampone contenente 0.01M acido acetico e 0.01M acetato di sodio per portare il pH a 5? (si trascuri la variazione di volume, $K_a=1.8 \cdot 10^{-5}\text{M}$)

$$\text{pH}_1 = \text{p}K_a + \log (C_s/C_a) = 4.74 + \log (0.01/0.01) = 4.74$$



$$\text{pH}_2 = \text{p}K_a + \log (C_{s+x}/C_{a-x}) \Rightarrow [H^+] = K_a \frac{(eq_a - x)/V}{(eq_s + x)/V}$$

$$10^{-5} = 1.8 \cdot 10^{-5} \frac{(10^{-3} - x)/0.1}{(10^{-3} + x)/0.1}$$

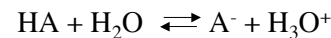
$$10^{-8} + 10^{-5}x = 1.8 \cdot 10^{-8} - 1.8 \cdot 10^{-5}x$$

$$2.8 \cdot 10^{-5}x = 0.8 \cdot 10^{-8} \Rightarrow x = 2.86 \cdot 10^{-4} \text{eq}$$

$$V = n/M = 0.286\text{ml}$$

Esercizio 5

Determinare il peso molecolare ed il grado di dissociazione di un acido debole monoprotico con $K_a=3 \cdot 10^{-6}\text{M}$, sapendo che la soluzione contenente 1g/l presenta $\text{pH}=4$.



$$[H^+] = \sqrt{K_a C_a}$$

$$[H^+]^2 = K_a C_a = K_a \frac{g}{PM \cdot V}$$

$$PM = \frac{K_a \cdot g}{V \cdot [H^+]^2} = \frac{3 \cdot 10^{-6} \cdot 1}{1 \cdot (10^{-4})^2} = 300$$

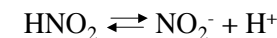
$$K_a = \alpha^2 C_a \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_a}} = \sqrt{\frac{3 \cdot 10^{-6}}{3.33 \cdot 10^{-3}}} = \sqrt{9 \cdot 10^{-4}} = 0.03$$

Esercizio 7

Una soluzione di acido nitroso ottenuta sciogliendo 3.53g in 500ml di acqua a 25°C ha una pressione osmotica di 3.87atm. Calcolare il grado di dissociazione dell'acido.

(PA: N=14, H=1, O=16)

$$\pi = \text{CRT}[1 + \alpha(v-1)]$$



$$C = g/PM \cdot V = 3.53/47 \cdot 0.5 = 0.15\text{M}$$

$$\pi = \text{CRT}[1 + \alpha(v-1)]$$

$$\Rightarrow 3.87 = 0.15 \cdot 0.082 \cdot 298[1 + \alpha(2-1)]$$

$$3.87 = 3.66[1 + \alpha]$$

$$3.87 = 3.66 + 3.66\alpha \Rightarrow 3.66\alpha = 3.87 - 3.66$$

$$\alpha = 0.21/3.66 = 0.057$$

Esercizio 8

Calcolare la pressione osmotica di una soluzione di acetato di potassio a 25°C, sapendo che il suo pH è 9.02. ($K_a=1.8 \cdot 10^{-5} M$)



$$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} C_s} \Rightarrow [OH^-]^2 = \frac{K_w}{K_a} C_s \Rightarrow C_s = \frac{[OH^-]^2 K_a}{K_w}$$

$$pOH = 14 - pH = 4.98 \quad \Rightarrow [OH^-] = 10^{-4.98} = 1.047 \cdot 10^{-5} M$$

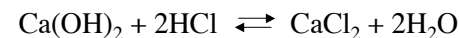
$$C_s = \frac{(1.047 \cdot 10^{-5})^2 \cdot 1.8 \cdot 10^{-5}}{10^{-14}} = \frac{1.096 \cdot 10^{-10} \cdot 1.8}{10^{-9}} = 0.197 M$$

$$\pi = CRT[1 + \alpha(v-1)] = 0.197 \cdot 0.082 \cdot 298 \cdot [1 + 1(2-1)] = 9.63 \text{ atm}$$

Esercizio 9

Calcolare la pressione osmotica a 25°C di una soluzione ottenuta mescolando 400ml di una soluzione di idrossido di calcio 0.1N con 200ml di una soluzione di acido cloridrico 0.2N.

Indicare, inoltre, lo schema di reazione e il pH della soluzione ottenuta.



$$Eq_{base} = C \cdot V = 0.1 \cdot 0.4 = 0.04$$

$$\Rightarrow Eq_{sale} = 0.04$$

$$Eq_{acido} = C \cdot V = 0.2 \cdot 0.2 = 0.04$$

$$\pi = CRT[1 + \alpha(v-1)] = (0.04/0.6) \cdot 0.082 \cdot 298 [1 + 1(3-1)] = 4.89 \text{ atm}$$

Il sale $CaCl_2$ proviene da specie forti $\Rightarrow pH=7$