

Esercizi svolti

Argomento: Tamponi

1) Calcolare la concentrazione molare di una soluzione di HCl avente pH=2,3.
A 250 cm³ di questa soluzione si aggiungono 400 cm³ di una soluzione di ammoniaca 0,01 mol dm⁻³ (K_b=1,8·10⁻⁵). Calcolare il pH della nuova soluzione.

SVOLGIMENTO:

HCl è un acido forte: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

Il pH di una soluzione determinato dalla concentrazione degli ioni H₃O⁺:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,3} = 0,005 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$C_{\text{HCl}} = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,005 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Aggiunta di 40 cm³ di NH₃ 0,01 M a 250 cm³ di HCl 0,005 M:

$$n_{\text{NH}_3} = V_{\text{NH}_3} \cdot C_{\text{NH}_3} = 0,40 \cdot 0,01 = 4,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{HCl}} = V_{\text{HCl}} \cdot C_{\text{HCl}} = 0,250 \cdot 0,005 = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

	NH ₃	+	H ₃ O ⁺	=	NH ₄ ⁺	+	H ₂ O
Inizio	4,00·10 ⁻³		1,25·10 ⁻³				
Variation	-1,25·10 ⁻³		-1,25·10 ⁻³				
Fine	2,75·10 ⁻³		---		1,25·10 ⁻³		

Si forma una soluzione tampone NH₄⁺/NH₃.

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

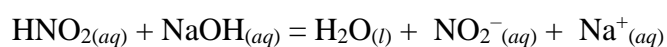
$$\text{p}K_a = -\log K_a = -\log 5,6 \cdot 10^{-10} = 9,25$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{n_a}{n_b} = 9,25 - \log \frac{1,25 \cdot 10^{-3}}{2,75 \cdot 10^{-3}} = 9,59$$

2. Si calcoli di quanto varia il pH di una soluzione acquosa preparata miscelando 5 mL di NaOH 1,0 M con 100 mL di HNO₂ 0,10 M dopo aver aggiunto 2,0 mL di HCl 0,10 M (K_a HNO₂ = 4,5·10⁻⁴).

SVOLGIMENTO

prima dell'aggiunta di HCl



$$n_{\text{iniziale}} \text{HNO}_2 = M \cdot V = 0,10 \text{ mol/L} \cdot 0,100 \text{ L} = 0,010 \text{ mol}$$

$$n \text{ NaOH} = M \cdot V = 1,0 \text{ mol/L} \cdot 0,005 \text{ L} = 0,0050 \text{ mol}$$

$$n \text{NO}_2^- = n \text{NaOH} = 0,0050 \text{ mol}$$

$$n_{\text{residua}} \text{HNO}_2 = n_{\text{iniziale}} \text{HNO}_2 - n \text{NO}_2^- = (0,010 - 0,0050) \text{ mol} = 0,0050 \text{ mol}$$

$$[\text{H}^+] = K_a \cdot n_a/n_b = 4,5 \cdot 10^{-4} \times 0,0050/0,0050 = 4,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH}_{\text{tampone iniziale}} = -\log 4,5 \cdot 10^{-4} = 3,35$$

dopo l'aggiunta di HCl

$$n \text{HCl} = 0,10 \text{ mol/L} \cdot 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = n \text{HNO}_2 \text{ che si forma}$$

$$n \text{NO}_2^- \text{rimanenti} = n \text{NO}_2^- - n \text{HNO}_2 \text{ formato} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} - 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 4,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n \text{HNO}_2 \text{totale} = n_{\text{residua}} \text{HNO}_2 + n \text{HNO}_2 \text{ formato} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} + 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 5,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{H}^+] = K_a \cdot n_a/n_b = 4,5 \cdot 10^{-4} \times 5,2 \cdot 10^{-3}/4,8 \cdot 10^{-3} = 4,875 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH}_{\text{tampone finale}} = -\log 4,875 \cdot 10^{-4} = 3,31$$

$$\Delta \text{pH} = 3,35 - 3,31 = 0,04$$

3. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo 70 mL di NaOH 0,15 M a 400 mL di acido acetico 0,1 M. ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-6}$)

SVOLGIMENTO

NaOH è una base forte e che reagisce quantitativamente con l'acido acetico per formare la base coniugata acetato.

$$n_{\text{AcH}}(\text{iniz.}) = 0,1 \text{ M} \cdot 0,4 \text{ L} = 0,04 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,15 \text{ M} \cdot 0,07 \text{ L} = 0,010 \text{ mol}$$

$$n_{\text{AcH}}(\text{finale}) = n_{\text{AcH}}(\text{iniz.}) - n_{\text{NaOH}} = 0,03 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ac}^-} = 0,01 \text{ mol}$$

Ora applichiamo la formula per il calcolo del pH

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot [\text{base}]/[\text{acido}] = 1,8 \cdot 10^{-6} \cdot 0,03 \text{ mol}/0,01 \text{ mol} = 5,4 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 5,26$$

