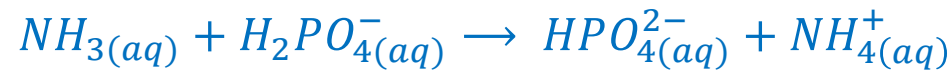
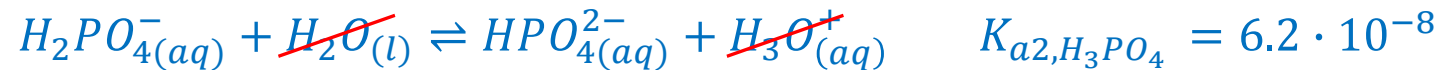
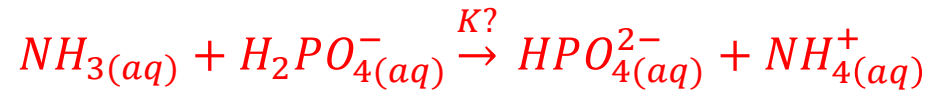


Esercizio 42 degli Esercizi di Ricapitolazione:

Vengono mescolate quantità equimolari di ammoniaca e diidrogenofosfato di sodio.

- (a) Scrivere l'equazione per la reazione acido-base che può in linea di principio avvenire.
- (b) L'equilibrio è spostato a destra o a sinistra?

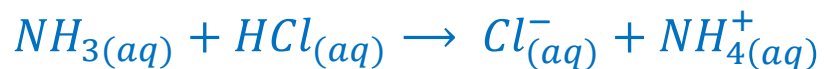


$$K = K_{b,\text{NH}_3} \cdot K_{a2,\text{H}_3\text{PO}_4} \cdot \frac{1}{K_w} = \frac{1.8 \cdot 10^{-5} \cdot 6.2 \cdot 10^{-8}}{10^{-14}} = 111$$

$$K \gg 1$$

Esercizio 43 degli Esercizi di Ricapitolazione:

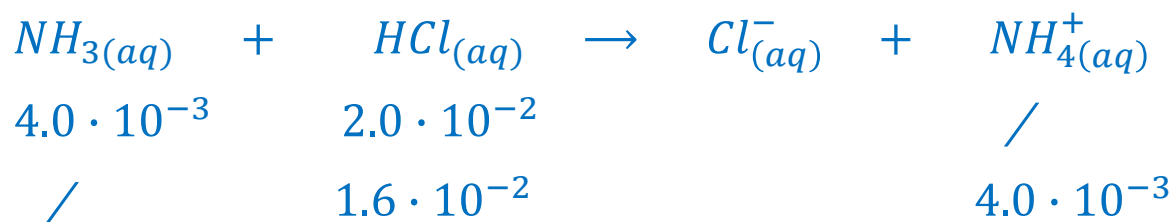
Calcolare la concentrazione dello ione idronio ed il pH quando 10.0 mL di NH_3 0.40 M sono mescolati con 50.0 mL di HCl 0.40 M. ($K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$)



$$n_{NH_3} = [NH_3] \cdot V = 0.40 \text{ mol/L} \cdot 0.010 \text{ L} = 4.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{HCl} = [HCl] \cdot V = 0.40 \text{ mol/L} \cdot 0.050 \text{ L} = 2.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{HCl} > n_{NH_3}$$



$$[HCl] = \frac{n_{HCl}}{V_{tot}} \approx \frac{1.6 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{0.010 \text{ L} + 0.050 \text{ L}} = 0.267 \text{ mol/L} = [H_3O^+]$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = 0.57$$

Esercizio 50 degli Esercizi di Ricapitolazione:

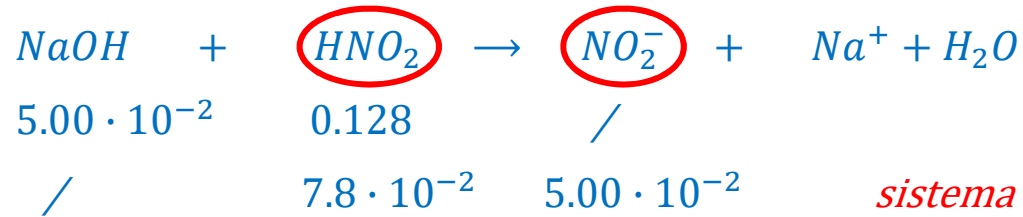
Calcolare il pH della soluzione ottenuta sciogliendo 2.00 g di idrossido di sodio e 6.00 g di acido nitroso in un volume di acqua tale da ottenere 0.10 dm³ di soluzione (per l'acido nitroso $K_a = 7.1 \cdot 10^{-4}$).

$$\text{NaOH} \quad m_{\text{NaOH}} = 2.00 \text{ g} \quad MM_{\text{NaOH}} = 40.00 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{m}{MM} = 5.00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{HNO}_2 \quad m_{\text{HNO}_2} = 6.00 \text{ g} \quad MM_{\text{HNO}_2} = 47.02 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{HNO}_2} = \frac{m}{MM} = 0.128 \text{ mol}$$



$$n_{\text{HNO}_2} > n_{\text{NaOH}}$$

sistema tampone

[]	$\text{HNO}_{2(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{NO}_2^-_{(aq)}$			
E	$\frac{7.8 \cdot 10^{-2}}{V}$		$[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq}$	$\frac{5.00 \cdot 10^{-2}}{V}$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq} \cdot \frac{5.00 \cdot 10^{-2}}{V}}{\frac{7.8 \cdot 10^{-2}}{V}} = 7.1 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{eq} = \frac{7.1 \cdot 10^{-4} \cdot 7.8}{5.00} = 1.1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 2.96$$