

Esercizi

1) Calcolare il pH di una soluzione 0.100 M di NH_3 sapendo che $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

Sia $x = \text{mol/L}$ di NH_3 che si dissocia: all'equilibrio $[\text{NH}_3] = 0.100 - x$ $[\text{NH}_4^+] = x$ $[\text{OH}^-] = x$

Sostituendo tali valori nella K_b si ha: $K_b = 1.8 \times 10^{-5} = (x)(x) / 0.100 - x$

Trascurando la x al denominatore e risolvendo si ottiene: $x = 0.0013$ che corrisponde alla concentrazione di OH^-

$$\text{pOH} = -\log 0.0013 = 2.9 \quad \text{pH} = 14 - 2.9 = 11.1$$

2) Calcolare la concentrazione iniziale di NH_3 se si vuole ottenere una soluzione a $\text{pH} = 12.00$. $K_b = 1.81 \times 10^{-5}$

Il pOH corrispondente vale $14 - 12.00 = 2.00$ e pertanto la concentrazione dello ione OH^- all'equilibrio deve essere pari a $10^{-2.00} = 0.0100 \text{ M}$

Detta x la concentrazione iniziale di NH_3 richiesta, all'equilibrio, $[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = 0.0100 \text{ M}$ e $[\text{NH}_3] = x - 0.0100$

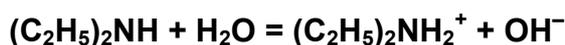
Sostituendo tali valori nella K_b si ha :

$$1.81 \times 10^{-5} = (0.0100)(0.0100) / x - 0.0100$$

$x = 5.5$ che rappresenta la nostra incognita.

3) Calcolare la K_b della base debole dietilammina $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$ sapendo che una soluzione 0.500 M ha un pH pari a 12.33

La reazione è :



Il pOH di tale soluzione è $14 - 12.33 = 1.67$ cui corrisponde una concentrazione dello ione OH^- pari a $10^{-1.67} = 0.0214 \text{ M}$

all'equilibrio la concentrazione di OH^- è pari a quella di $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}_2^+$ mentre quella della base in dissociata è pari a $0.500 - 0.0214 = 0.479 \text{ M}$

$$K_b = (0.0214)(0.0214) / 0.479 = 9.56 \times 10^{-4}$$

4) Calcolare le concentrazioni delle specie all'equilibrio e il pH di una soluzione di HBrO 0.260 M sapendo che K_a vale 2.06×10^{-9}

Sia $x = \text{mol/L}$ di HBrO che si dissocia : all'equilibrio si avrà $[\text{H}^+] = x$; $[\text{BrO}^-] = x$ e $[\text{HBrO}] = 0.260 - x$

Sostituendo tali valori nella costante K_a si ha: $2.06 \times 10^{-9} = (x)(x) / 0.260 - x$

Trascurando la x al denominatore, visto che K_a è molto piccola e risolvendo rispetto a x si ha :

$$[\text{H}^+] = 2.31 \times 10^{-5} \text{ M} ; [\text{BrO}^-] = 2.31 \times 10^{-5} \text{ M} \text{ e } [\text{HBrO}] = 0.260 - 2.31 \times 10^{-5} \text{ M} = 0.260 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 2.31 \times 10^{-5} = 4.64$$

5) Calcolare la concentrazione di tutte le specie all'equilibrio e il pH di una soluzione di H₂S 0.10 M sapendo che K_{a1} = 1.1 x 10⁻⁷ e K_{a2} = 1 x 10⁻¹⁴

Sia x = mol/L di H₂S che si dissocia nel primo equilibrio: si otterranno x mol/L di HS⁻ e x mol/L di H⁺

Sostituendo tali valori nella $K_{a1} = 1.1 \times 10^{-7} = \frac{(x)(x)}{0.10-x}$ si ottiene $x = 1.05 \times 10^{-4}$

Dalla prima dissociazione si ha: [H⁺] = 1.05 x 10⁻⁴ M, [HS⁻] 1.05 x 10⁻⁴ M e [H₂S] = 0.10 - 1.05 x 10⁻⁴ = 0.10 M

Sia y = mol/L di HS⁻ che si dissocia nel secondo equilibrio: si otterrà [H⁺] = 1.05 x 10⁻⁴ + y, [HS⁻] = 1.05 x 10⁻⁴ - y e [S²⁻] = y

Sostituendo tali valori nella $K_{a2} = 1 \times 10^{-14} = \frac{(1.05 \times 10^{-4} + y)(y)}{1.05 \times 10^{-4} - y}$

Si ha: $y = 1 \times 10^{-14}$

Da cui [S²⁻] = 1 x 10⁻¹⁴ M

[HS⁻] = 1.05 x 10⁻⁴ - 1 x 10⁻¹⁴ = 1.05 x 10⁻⁴ M

[H⁺] = 1.05 x 10⁻⁴ + 1 x 10⁻¹⁴ = 1.05 x 10⁻⁴ M

Da cui pH = -log 1.05 x 10⁻⁴ = 3.98