

## ESERCIZIO 1

Calcolare il pH della soluzione che si forma quando 40.0 mL di  $\text{NH}_3$  0.100 M vengono:

(per  $\text{NH}_4^+$   $K_a = 5.70 \times 10^{-10}$ ):

- a) diluiti fino a 60.0 mL con acqua distillata;
- b) miscelati con 20.0 mL di HCl 0.200 M;
- c) miscelati con 20.0 mL di HCl 0.250 M;
- d) miscelati con 20.0 mL di  $\text{NH}_4\text{Cl}$  0.200 M.

a) calcolo la molarità di  $\text{NH}_3$  nella nuova soluzione: 
$$\frac{40\text{mL} \cdot 0.100\text{M}}{60\text{mL}} = 0.0667\text{M}$$

calcolo la concentrazione di  $\text{OH}^-$  sapendo di avere una soluzione di base debole.

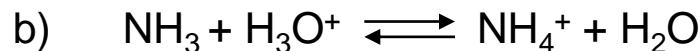
Mi serve la  $K_b$  che ricavo dalla  $K_a$  di  $\text{NH}_4^+ = 5.70 \times 10^{-10}$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{5.70 \cdot 10^{-10}} = 1.75 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{1.75 \cdot 10^{-5} \cdot 0.0667} = 1.08 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log 1.08 \cdot 10^{-3} = 2.97$$

$$\text{pH} = 14 - 2.97 = 11.03$$



calcolo le moli di  $\text{NH}_3$  iniziali:  $0.040\text{L} \cdot 0.100\text{M} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ moli}$

calcolo le moli di HCl aggiunte:  $0.020\text{L} \cdot 0.200\text{M} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ moli}$

poiché il numero di moli di acido forte aggiunto eguaglia il numero di moli di base debole l'equilibrio in questione sarà spostato completamente verso destra e avremo una soluzione di acido debole

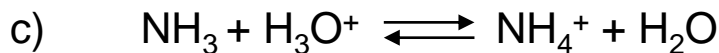
$\text{NH}_4^+$   
calcolo la concentrazione di  $\text{NH}_4^+$  
$$\frac{4 \cdot 10^{-3} \text{ moli}}{0.060\text{L}} = 0.0667\text{M}$$



calcolo la concentrazione di  $H^+$ :

$$[H^+] = \sqrt{5.70 \cdot 10^{-10} \cdot 0.0667} = 6.16 \cdot 10^{-6} M$$

$$pH = 5.21$$



calcolo le moli di  $NH_3$  iniziali:  $0.040L \cdot 0.100M = 4 \cdot 10^{-3} \text{ moli}$

calcolo le moli di  $HCl$  aggiunte:  $0.020L \cdot 0.250M = 5 \cdot 10^{-3} \text{ moli}$

poiché il numero di moli di acido forte aggiunto è superiore al numero di moli di base debole inizialmente presente, e poiché lo ione ammonio formatosi non può più reagire con  $H^+$  avrò un eccesso di acido forte che rimarrà in soluzione e determinerà il pH.

calcolo le moli di  $HCl$  in eccesso:

$$5 \cdot 10^{-3} \text{ moli} - 4 \cdot 10^{-3} \text{ moli} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ moli}$$

$$[HCl] = \frac{1 \cdot 10^{-3} \text{ moli}}{0.060L} = 0.0167M$$

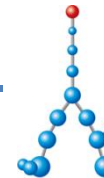
$$pH = 1.78$$

d)  $NH_4Cl$  è un sale, si scioglie completamente per dare  $NH_4^+$  e  $Cl^-$ , in soluzione avremo così  $NH_3$  insieme a  $NH_4^+$ , abbiamo formato una soluzione tampone

$$\text{calcolo la nuova concentrazione di } NH_3: \frac{40mL \cdot 0.100M}{60mL} = 0.0667M$$

$$\text{calcolo la concentrazione di } NH_4^+: \frac{20mL \cdot 0.200M}{60mL} = 0.0667M$$

$$\text{calcolo il pH utilizzando l'equazione di Handerson Hasselback: } pH = pK_a + \log \frac{0.0667}{0.0667} = 9.24$$



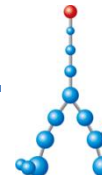
## ESERCIZIO 2

Calcolare il pH della soluzione che si forma quando 20.0 mL di acido formico ( $\text{HCOOH}$ ) 0.200 M vengono:

(per  $\text{HCOOH}$   $K_a = 1.80 \times 10^{-4}$ ):

- a) diluiti fino a 45.0 mL con acqua distillata;
- b) miscelati con 25.0 mL di  $\text{NaOH}$  0.160 M;
- c) miscelati con 25.0 mL di  $\text{NaOH}$  0.200 M;
- d) miscelati con 25.0 mL di formiato di sodio ( $\text{HCOO}^- \text{Na}^+$ ) 0.200 M.

- a)  $\text{pH} = 2.40$
- b)  $\text{pH} = 8.35$
- c)  $\text{pH} = 12.35$
- d)  $\text{pH} = 3.84$



## ESERCIZIO 3

usando  $1.0 \times 10^{-6} \text{ M}$  come criterio per la rimozione quantitativa determina se è possibile usare:

- $\text{SO}_4^{2-}$  per separare  $\text{Ba}^{2+}$  da  $\text{Sr}^{2+}$  in una soluzione che all'inizio è  $0.10 \text{ M}$  in  $\text{Sr}^{2+}$  e  $0.25 \text{ M}$  in  $\text{Ba}^{2+}$
- $\text{SO}_4^{2-}$  per separare  $\text{Ba}^{2+}$  da  $\text{Ag}^+$  in una soluzione che all'inizio è  $0.040 \text{ M}$  in ciascun catione.

Per  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$   $K_{\text{ps}} = 1.60 \times 10^{-5}$

per  $\text{BaSO}_4$   $K_{\text{ps}} = 1.10 \times 10^{-10}$

per  $\text{SrSO}_4$   $K_{\text{ps}} = 3.20 \times 10^{-7}$ .

- calcolo quale sale precipita per primo tenendo conto delle  $K_{\text{ps}}$  e delle concentrazioni iniziali dei due cationi.

$$\text{SO}_4^{2-} \text{ per } \text{BaSO}_4 = \frac{K_{\text{ps}}}{[\text{Ba}^{2+}]} = \frac{1.1 \cdot 10^{-10}}{0.250} = 4.4 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

$$\text{SO}_4^{2-} \text{ per } \text{SrSO}_4 = \frac{K_{\text{ps}}}{[\text{Sr}^{2+}]} = \frac{3.2 \cdot 10^{-7}}{0.100} = 3.2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

precipita per primo  $\text{BaSO}_4$

calcolo la concentrazione di  $\text{Ba}^{2+}$  quando inizia a precipitare  $\text{SrSO}_4$

$$\text{Ba}^{2+} = \frac{K_{\text{ps}}}{[\text{SO}_4^{2-}]} = \frac{1.1 \cdot 10^{-10}}{3.2 \cdot 10^{-6}} = 3.4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

essendo questa concentrazione  $>$  di  $1.0 \times 10^{-6} \text{ M}$  non si possono separare i due cationi



b) calcolo quale sale precipita per primo tenendo conto delle  $K_{ps}$  delle concentrazioni iniziali dei due cationi. (attenzione alla stechiometria dei sali)

$$SO_4^{2-} \text{ per } BaSO_4 = \frac{K_{ps}}{[Ba^{2+}]} = \frac{1.10 \cdot 10^{-10}}{0.040} = 2.8 \cdot 10^{-9} M$$

$$SO_4^{2-} \text{ per } Ag_2SO_4 = \frac{K_{ps}}{[Ag^+]^2} = \frac{1.60 \cdot 10^{-5}}{(0.040)^2} = 0.010 M$$

precipita per primo  $BaSO_4$

calcolo la concentrazione di  $Ba^{2+}$  quando inizia a precipitare  $Ag_2SO_4$

$$Ba^{2+} = \frac{K_{ps}}{[SO_4^{2-}]} = \frac{1.1 \cdot 10^{-10}}{0.010} = 1.10 \cdot 10^{-8} M$$

essendo questa concentrazione  $< 1.0 \times 10^{-6} M$  si possono separare i due cationi



## ESERCIZIO 4

Una soluzione è 0.040 M in  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  e 0.050 M in  $\text{NaOH}$ . ad essa viene aggiunta una soluzione diluita contenente  $\text{Pb}^{2+}$ :

a) Quale composto precipita per primo?

per  $\text{PbSO}_4$   $K_{ps} = 1.6 \times 10^{-8}$

per  $\text{Pb(OH)}_2$   $K_{ps} = 8.0 \times 10^{-6}$

b) qual è la concentrazione di  $\text{Pb}^{2+}$  quando compare il primo precipitato?

c) quale concentrazione di  $\text{Pb}^{2+}$  è richiesta perché abbia inizio la precipitazione della sostanza più solubile?

d) qual è la concentrazione del primo anione quando incomincia a formarsi il precipitato più solubile?

a) calcolo qual è la concentrazione di  $\text{Pb}^{2+}$  necessaria per far precipitare  $\text{PbSO}_4$  e  $\text{Pb(OH)}_2$  tenendo conto delle  $K_{ps}$  e delle concentrazioni iniziali dei due cationi. (attenzione alla stechiometria)

$$\text{Pb}^{2+} \text{ per } \text{PbSO}_4 = \frac{K_{ps}}{[\text{SO}_4^{2-}]} = \frac{1.6 \cdot 10^{-8}}{0.040} = 4.0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

$$\text{Pb}^{2+} \text{ per } \text{Pb(OH)}_2 = \frac{K_{ps}}{[\text{OH}^-]^2} = \frac{8.0 \cdot 10^{-6}}{(0.050)^2} = 3.2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

precipita per primo  $\text{PbSO}_4$

b)  $4.0 \times 10^{-7} \text{ M}$

c)  $3.2 \times 10^{-3} \text{ M}$

d) calcolo la concentrazione di  $\text{SO}_4^{2-}$  quando inizia a precipitare  $\text{Pb(OH)}_2$

$$\text{SO}_4^{2-} = \frac{K_{ps}}{[\text{Pb}^{2+}]} = \frac{1.6 \cdot 10^{-8}}{3.2 \cdot 10^{-3}} = 5.0 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$