

## ESERCIZIO 1

Calcolare il pH della soluzione che si forma quando 40.0 mL di NH<sub>3</sub> 0.100 M vengono:

(per NH<sub>4</sub><sup>+</sup> K<sub>a</sub>=5.70x10<sup>-10</sup>):

- a) diluiti fino a 60.0mL con acqua distillata;
- b) miscelati con 20.0mL di HCl 0.200 M;
- c) miscelati con 20.0mL di HCl 0.250 M;
- d) miscelati con 20.0mL di NH<sub>4</sub>Cl 0.200 M.

a) calcolo la molarità di NH<sub>3</sub> nella nuova soluzione:  $\frac{40\text{mL} \cdot 0.100\text{M}}{60\text{mL}} = 0.0667\text{M}$

calcolo la concentrazione di OH<sup>-</sup> sapendo di avere una soluzione di base debole.

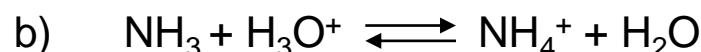
Mi serve la k<sub>b</sub> che ricavo dalla K<sub>a</sub> di NH<sub>4</sub><sup>+</sup>=5.70x10<sup>-10</sup>

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

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

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

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

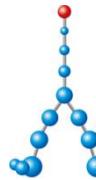


calcolo le moli di NH<sub>3</sub> iniziali: 0.040L · 0.100M = 4 · 10<sup>-3</sup> moli

calcolo le moli di HCl aggiunte: 0.020L · 0.200M = 4 · 10<sup>-3</sup> 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 NH<sub>4</sub><sup>+</sup>

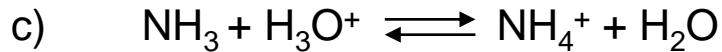
calcolo la concentrazione di NH<sub>4</sub><sup>+</sup>  $\frac{4 \cdot 10^{-3} \text{ moli}}{0.060\text{L}} = 0.0667\text{M}$



calcolo la concentrazione di H<sup>+</sup>:

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

$$\text{pH} = 5.21$$



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

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

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<sup>+</sup> avrò un eccesso di acido forte che rimarrà in soluzione e determinerà il pH.

calcolo le moli di HCl in eccesso:

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

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

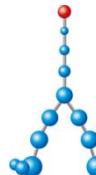
$$\text{pH} = 1.78$$

d) NH<sub>4</sub>Cl è un sale, si scioglie completamente per dare NH<sub>4</sub><sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup>, in soluzione avremo così NH<sub>3</sub> insieme a NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, abbiamo formato una soluzione tampone

calcolo la nuova concentrazione di NH<sub>3</sub>:  $\frac{40\text{mL} \cdot 0.100\text{M}}{60\text{mL}} = 0.0667\text{M}$

calcolo la concentrazione di NH<sub>4</sub><sup>+</sup>:  $\frac{20\text{mL} \cdot 0.200\text{M}}{60\text{mL}} = 0.0667\text{M}$

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

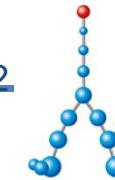


## ESERCIZIO 2

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 45.0mL con acqua distillata;
  - b) miscelati con 25.0mL di  $\text{NaOH}$  0.160 M;
  - c) miscelati con 25.0mL di  $\text{NaOH}$  0.200 M;
  - d) miscelati con 25.0mL di formiato di sodio ( $\text{HCOO}^- \text{Na}^+$ ) 0.200 M.
- 
- a) pH=2.40
  - b) pH=8.35
  - c) pH=12.35
  - d) pH=3.84



### ESERCIZIO 3

usando  $1.0 \times 10^{-6}$  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 M in  $\text{Sr}^{2+}$  e 0.25 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 M in ciascun catione.

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

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

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

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

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

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

precipita per primo  $\text{BaSO}_4$

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

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

essendo questa concentrazione > di  $1.0 \times 10^{-6}$  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)

$$SO_4^{2-} \text{ per BaSO}_4 = \frac{K_{ps}}{[Ba^{2+}]} = \frac{1.10 \cdot 10^{-10}}{0.040} = 2.8 \cdot 10^{-9} M$$

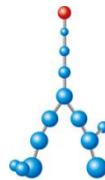
$$SO_4^{2-} \text{ per Ag}_2SO_4 = \frac{K_{ps}}{[Ag^+]^2} = \frac{1.60 \cdot 10^{-5}}{(0.040)^2} = 0.010 M$$

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 < di  $1.0 \times 10^{-6} M$  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?

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

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

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

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

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

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