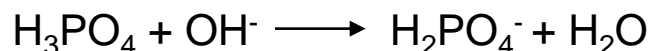


Esercizio 1

- a) 500 mg di NaOH (P.M. 40) vengono aggiunti a 0.500 L di una soluzione di H_3PO_4 0.0205 M. Calcolare il pH della soluzione. (K_1 7.11×10^{-3} , K_2 6.30×10^{-8} , K_3 6.31×10^{-13})
b) quanti mL di HCl al 37% (P.M. 36.4, densità 1.20) si devono aggiungere per ottenere un pH di 6.00?

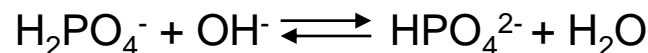
a) Calcolo le moli di NaOH che si aggiungono $\frac{0.500}{40} = 0.0125 \text{ moli NaOH}$

Calcolo le moli di H_3PO_4 $0.500 \times 0.0205 = 0.0102 \text{ moli } \text{H}_3\text{PO}_4$



Calcolo le moli di H_2PO_4^- che si formano $0.0102 - 0.0125 = -0.00230$

Le moli di NaOH sono in eccesso rispetto a H_3PO_4 , Si passa quindi all'equilibrio:



Quante moli di HPO_4^{2-} si formano? Quanto è l'eccesso di NaOH? 0.00230 moli

Calcolo le moli di H_2PO_4^- $0.0102 - 0.00230 = 0.00790 \text{ moli}$

Utilizzo quindi la pk_2 ($-\log K_2$) per impostare l'equazione di Handerson Hasselback

$$\text{pH} = 7.20 + \log \frac{0.00230}{0.00790} = 6.66$$



- b) Imposto l'equazione di H.H. considerando che aggiungendo un acido forte la specie acida del tampone aumenta e quella basica diminuisce

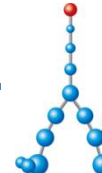
$$6.00 = 7.20 + \log \frac{0.00230 - X}{0.00790 + X}$$

$X = 0.00169$ moli di HCl che devo aggiungere

$$0.00169 \text{ moli} \times 36.4 \text{ g / moli} = 0.0615 \text{ g di HCl}$$

$$\text{poichè } 0.0615 : X = 37 : 100 \rightarrow \frac{0.0615 \times 100}{37} = 0.166 \text{ g di soluzione di HCl al 37\%}$$

$$\frac{0.166 \text{ g}}{1.20 \text{ g / mL}} = 0.138 \text{ mL di soluzione di HCl al 37\% da prelevare}$$

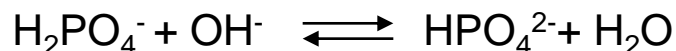


ESERCIZIO 2

- a) 500 mg di NaOH (P.M. 40) vengono aggiunti a 0.500 L di una soluzione di NaH_2PO_4 0.0205 M. Calcolare il pH della soluzione. (K_1 7.11×10^{-3} , K_2 6.30×10^{-8} , K_3 6.31×10^{-13})
- b) quanti mL di HBr al 48% (P.M. 80.9, densità 1.49) si devono aggiungere per ottenere un pH di 10.8?

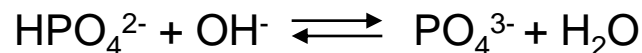
a) Calcolo le moli di NaOH che si aggiungono $\frac{0.500}{40} = 0.0125 \text{ moli NaOH}$

Calcolo le moli di NaH_2PO_4 $0.500 \times 0.0205 = 0.0102 \text{ moli H}_3\text{PO}_4$



Calcolo le moli di HPO_4^{2-} che si formano $0.0102 - 0.0125 = -0.00230$

Le moli di NaOH sono in eccesso rispetto a H_2PO_4^- , si passa quindi all'equilibrio:



Quante moli di PO_4^{3-} si formano? Quanto è l'eccesso di NaOH? 0.0023 moli

Calcolo le moli di HPO_4^{2-} $0.0102 - 0.00230 = 0.00790 \text{ moli}$

Utilizzo quindi la pk_3 ($-\log K_3$) per impostare l'equazione di Handerson Hasselback

$$\text{pH} = 12.2 + \log \frac{0.00230}{0.00790} = 11.7$$



- b) Imposto l'equazione di H.H. considerando che aggiungendo un acido forte la specie acida del tampone aumenta e quella basica diminuisce

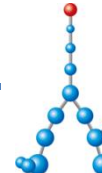
$$10.8 = 12.2 + \log \frac{0.00230 - X}{0.00790 + X}$$

$X = 0.00220$ moli di HBr che devo aggiungere

$$0.00220 \text{ moli} \times 80.9 \text{ g / moli} = 0.178 \text{ g di HBr}$$

$$\text{poichè } 0.178 : X = 48 : 100 \rightarrow \frac{0.178 \times 100}{37} = 0.371 \text{ g di soluzione di HBr al 48\%}$$

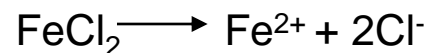
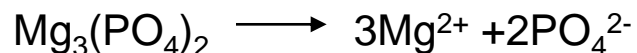
$$\frac{0.371 \text{ g}}{1.49 \text{ g / mL}} = 0.249 \text{ mL di soluzione di HBr al 48\% da prelevare}$$



ESERCIZIO 3

Una soluzione contiene $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ 0.080 M e FeCl_2 0.150 M.

Calcolare i pH in corrispondenza dei quali inizia la precipitazione di $\text{Mg}(\text{OH})_2$ e $\text{Fe}(\text{OH})_2$ sapendo che $K_{\text{ps}} \text{Mg}(\text{OH})_2 = 1.20 \times 10^{-11}$ e $K_{\text{ps}} \text{Fe}(\text{OH})_2 = 1.64 \times 10^{-14}$. È possibile separarli quantitativamente considerando completa la precipitazione quando la concentrazione del catione formante l'idrossido meno solubile è inferiore a $1 \cdot 10^{-5}$?



Calcolo la [] di Mg^{2+} in soluzione $0.080 \times 3 = 0.240\text{M}$

Poiché $K_{\text{ps}} \text{Mg}(\text{OH})_2 = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$ calcolo la $[\text{OH}^-]$ al momento della precipitazione:

$$\sqrt{\frac{1.20 \times 10^{-11}}{0.240}} = 7.07 \times 10^{-6} [\text{OH}^-]$$

Calcolo poi il pOH (-log[OH⁻]): 5.15 e il pH (14-pOH) di precipitazione di $\text{Mg}(\text{OH})_2$: 8.85

Poiché $K_{\text{ps}} \text{Fe}(\text{OH})_2 = [\text{Fe}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$ calcolo la $[\text{OH}^-]$ al momento della precipitazione:

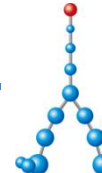
$$\sqrt{\frac{1.64 \times 10^{-14}}{0.150}} = 3.31 \times 10^{-7} [\text{OH}^-]$$

Calcolo poi il pOH (-log[OH⁻]): 6.48 e il pH (14-pOH) di precipitazione di $\text{Fe}(\text{OH})_2$: 7.52

Calcolo la $[\text{Fe}^{2+}]$ a pH 8.85

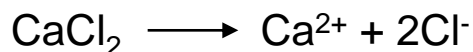
$$\frac{1.64 \times 10^{-14}}{(7.07 \times 10^{-6})^2} = 3.28 \times 10^{-4}$$

Poiché la concentrazione è > di 1×10^{-5} i due idrossidi non si possono separare



ESERCIZIO 4

Un litro di soluzione contiene CaCl_2 0.100 M e KI 0.100 M.
Sapendo che $K_{\text{ps}} \text{PbCl}_2 = 1.70 \times 10^{-5}$ e $K_{\text{ps}} \text{PbI}_2 = 7.90 \times 10^{-9}$ calcolare quanti mL di una soluzione contenente Pb 0.0025M si devono aggiungere per iniziare la precipitazione dell'alogenuro di Pb^{2+} meno solubile. È possibile separare quantitativamente i due anioni considerando completa la precipitazione quando la concentrazione di anione è inferiore a 1×10^{-5} M?



L'alogenuro meno solubile è PbI_2

Poiché $K_{\text{psPbI}_2} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2$ calcolo la $[\text{Pb}^{2+}]$ necessaria per la precipitazione $\frac{7.90 \times 10^{-9}}{(0.100)^2} = 7.90 \times 10^{-7} \text{ M}$

Calcolo il numero di moli di Pb^{2+} necessarie $7.90 \times 10^{-7} \text{ moli} / \text{L} \times 1\text{L} = 7.90 \times 10^{-7} \text{ moli}$

In base alla concentrazione della soluzione di Pb^{2+} calcolo i mL da aggiungere

$$\frac{7.90 \times 10^{-7} \text{ moli}}{0.0025 \text{ moli} / \text{L}} = 3.16 \times 10^{-4} \text{ L} \times 1000 = 0.316 \text{ mL}$$

Calcolo la $[\text{Cl}^-]$ di Cl^- in soluzione $0.100 \times 2 = 0.200 \text{ M}$

Poiché $K_{\text{psPbCl}_2} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^-]^2$ calcolo la $[\text{Pb}^{2+}]$ necessaria per la precipitazione $\frac{1.70 \times 10^{-5}}{(0.200)^2} = 4.25 \times 10^{-4} \text{ M}$

Calcolo la $[\text{I}^-]$ al momento della precipitazione di PbCl_2 $\sqrt{\frac{7.9 \times 10^{-9}}{4.25 \times 10^{-4}}} = 4 \times 10^{-3} \text{ M}$

Poiché la concentrazione è $>$ di 1×10^{-5} i due alogenuri non si possono separare