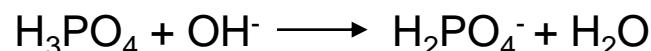


## ESERCIZIO 1

- a) 500 mg di NaOH (P.M. 40) vengono aggiunti a 0.500 L di una soluzione di  $\text{H}_3\text{PO}_4$  0.0205 M. Calcolare il pH della soluzione. ( $K_1 7.11 \times 10^{-3}$ ,  $K_2 6.30 \times 10^{-8}$ ,  $K_3 6.31 \times 10^{-13}$ )  
b) quanti mL di HCl al 37% (P.M. 36.4, densità 1.20) si devono aggiungere per ottenere un pH di 6.00?

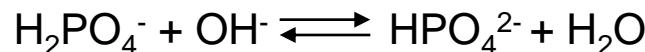
a) Calcolo le moli di NaOH che si aggiungono  $\frac{0.500}{40} = 0.0125$  moli NaOH

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



Calcolo le moli di  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  che si formano  $0.0102 - 0.0125 = -0.00230$

Le moli di NaOH sono in eccesso rispetto a  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Si passa quindi all'equilibrio:



Quante moli di  $\text{HPO}_4^{2-}$  si formano? Quanto è l'eccesso di NaOH? 0.00230 moli

Calcolo le moli di  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$   $0.0102 - 0.00230 = 0.00790$  moli

Utilizzo quindi la  $\text{p}K_2$  ( $-\log K_2$ ) per impostare l'equazione di Henderson 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

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

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

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



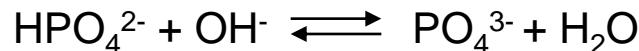
## ESERCIZIO 2

- a) 500 mg di NaOH (P.M. 40) vengono aggiunti a 0.500 L di una soluzione di  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  0.0205 M. Calcolare il pH della soluzione. ( $K_1 7.11 \times 10^{-3}$ ,  $K_2 6.30 \times 10^{-8}$ ,  $K_3 6.31 \times 10^{-13}$ )
- 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  $\frac{0.500}{40} = 0.0125$  moli NaOH
- Calcolo le moli di  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$   $0.500 \times 0.0205 = 0.0102$  moli  $\text{H}_3\text{PO}_4$



Calcolo le moli di  $\text{HPO}_4^{2-}$  che si formano  $0.0102 - 0.0125 = -0.00230$

Le moli di NaOH sono in eccesso rispetto a  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , si passa quindi all'equilibrio:

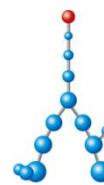


Quante moli di  $\text{PO}_4^{3-}$  si formano? Quanto è l'eccesso di NaOH? 0.0023 moli

Calcolo le moli di  $\text{HPO}_4^{2-}$   $0.0102 - 0.00230 = 0.00790$  moli

Utilizzo quindi la  $\text{pk}_3$  ( $-\log K_3$ ) per impostare l'equazione di Henderson 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

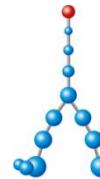
$$10.8 = 12.2 + \log \frac{0.00230 - X}{0.00790 + X}$$

$X = 0.00220$  moli di HBr che devo aggiungere

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

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

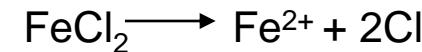
$$\frac{0.371 \text{ g}}{1.49 \text{ g / mL}} = 0.249 \text{ mL di soluzione di HBr al 48\% da prelevare}$$



### ESERCIZIO 3

Una soluzione contiene  $Mg_3(PO_4)_2$  0.080 M e  $FeCl_2$  0.150 M.

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



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

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

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

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

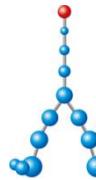
Poiché  $K_{ps} Fe(OH)_2 = [Fe^{2+}] [OH^-]^2$  calcolo la  $[OH^-]$  al momento della precipitazione:

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

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

Calcolo la  $[Fe^{2+}]$  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  $> 1 \times 10^{-5}$  i due idrossidi non si possono separare



## ESERCIZIO 4

Un litro di soluzione contiene  $\text{CaCl}_2$  0.100 M e  $\text{KI}$  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  $\text{Pb}^{2+}$  meno solubile. È possibile separare quantitativamente i due anioni considerando completa la precipitazione quando la concentrazione di anione è inferiore a  $1 \times 10^{-5}$  M?



L'alogenuro meno solubile è  $\text{PbI}_2$

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

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

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

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

Calcolo la [ ] di  $\text{Cl}^-$  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  $\frac{1.70 \times 10^{-5}}{(0.200)^2} = 4.25 \times 10^{-4}$  M

Calcolo la  $[\text{I}^-]$  al momento della precipitazione di  $\text{PbCl}_2$   $\sqrt{\frac{7.9 \times 10^{-9}}{4.25 \times 10^{-4}}} = 4 \times 10^{-3} \text{ M}$

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