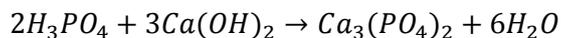


### Esercizio 1.

15.00 ml di una soluzione di  $H_3PO_4$  sono titolati con una soluzione 2.00 M di  $Ca(OH)_2$ . La reazione che avviene è la seguente:



Al punto di equivalenza il volume di base aggiunto è 20.00 ml. Qual è la concentrazione della soluzione di acido?

*Svolgimento:*

Dall'equazione bilanciata sappiamo che l'acido e la base si combinano in rapporto 2:3 (2 moli di acido reagiscono con 3 moli di base). Quindi all'equivalenza abbiamo:

$$\frac{3}{2}n_A = n_B \text{ oppure } n_A = \frac{2}{3}n_B$$

dove  $n_A$  e  $n_B$  sono le moli di acido e di base rispettivamente. Dalla definizione di concentrazione molare sappiamo che

$$n = CV$$

ovvero le moli di un soluto ( $n$ ) sono uguali al prodotto della sua concentrazione ( $C$ ) nella soluzione moltiplicata per il volume in litri ( $V$ ) della soluzione. Sostituendo nella prima equazione si ottiene:

$$C_A V_A = \frac{2}{3} C_B V_B$$

L'incognita del problema è la concentrazione di acido  $C_A$  e la ricaviamo dividendo il primo ed il secondo membro dell'equazione per  $V_A$ .

$$C_A = \frac{2C_B V_B}{3V_A} = \frac{2 \cdot 2.00 \text{ M} \cdot 20.00 \text{ ml}}{3 \cdot 15.00 \text{ ml}} = 1.78 \text{ M}$$

In generale se  $a$  è il coefficiente stechiometrico dell'acido nell'equazione bilanciata e  $b$  è quello della base, allora all'equivalenza avremo

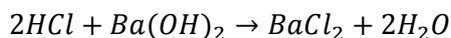
$$n_A = \frac{a}{b} n_B \text{ oppure } \frac{b}{a} n_A = n_B$$

In questo esercizio  $a$  valeva 2 e  $b$  valeva 3 e quindi abbiamo

$$\frac{3}{2} n_A = n_B \text{ oppure } n_A = \frac{2}{3} n_B$$

### Esercizio 2.

Qual è il volume, in litri, di una soluzione 1.50 M di  $HCl$ , necessario per neutralizzare 0.200 l di una soluzione 2.50 M di  $Ba(OH)_2$ ?



*Svolgimento:*

Dall'equazione bilanciata sappiamo che l'acido e la base reagiscono in rapporto 2:1. Quindi all'equivalenza avremo:

$$n_A = 2n_B \text{ oppure } \frac{1}{2}n_A = n_B$$

Dalla definizione di concentrazione molare possiamo ricavare come sopra

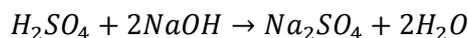
$$C_A V_A = 2C_B V_B$$

L'incognita del problema è il volume di acido e lo ricaviamo dividendo il primo ed il secondo membro dell'equazione per  $C_A$ .

$$V_A = \frac{2C_B V_B}{C_A} = \frac{2 \cdot 2.50 \text{ M} \cdot 0.200 \text{ l}}{1.50 \text{ M}} = 0.667 \text{ l}$$

### Esercizio 3.

Qual è il volume, in litri, di una soluzione 2.00 M di  $H_2SO_4$ , necessario per neutralizzare 5.00 g di  $NaOH$ ?



*Svolgimento:*

Dall'equazione bilanciata sappiamo che l'acido e la base reagiscono in rapporto 1:2. All'equivalenza abbiamo quindi

$$n_A = \frac{1}{2} n_B$$

Possiamo ricavare le moli di base come rapporto della massa e della massa molare

$$n_B = \frac{m_B}{MM_B}$$

dove  $m_B$  è la massa della base (5.00 g) e  $MM_B$  la sua massa molare (40.00 g/mol). Sostituendo nell'equazione sopra otteniamo

$$n_A = \frac{m_B}{2MM_B}$$

Dalla definizione di concentrazione molare possiamo ricavare

$$C_A V_A = \frac{m_B}{2MM_B}$$

L'incognita del nostro problema è il volume di acido  $V_A$  e possiamo ricavarlo dividendo membro a membro l'equazione sopra per la concentrazione dell'acido  $C_A$

$$V_A = \frac{m_B}{2MM_B C_A} = \frac{5.00 \text{ g}}{2 \cdot 40.00 \text{ g/mol} \cdot 2.00 \text{ mol/l}} = 0.0313 \text{ l}$$