

Concentrazione delle soluzioni

Soluzione { Solvente (liquido) (in quantità molto maggiore)
Soluti (liquido, solido, gas)

Modi di misura della concentrazione:

1. Percentuale in massa

$$\text{massa}_{\text{soluti}} / \text{massa}_{\text{soluzione}} \times 100 = \% \text{ in massa}$$

Poiché $d = m/V$ (g/mL) si può trasformare questo modo di definire la concentrazione nell'altra $n/V = M$

$$\text{massa} = n_{\text{moli}} \times MM$$

$$\% \text{ massa} = n_{\text{soluti}} \times MM \text{ in } 100 \text{ g}$$

$$d \times V(1\text{mL}) = \text{massa in } 1\text{mL} \quad (\% \text{ massa} / 100) \times d \times V = g_{\text{soluti}} \text{ in } 1\text{mL}$$

$$(\% \text{ massa} / 100) \times d \times V / MM = n_{\text{soluti}} \text{ in } 1 \text{ mL}$$

$$(\% \text{ massa} / 100) \times d \times 1000 / MM = M \text{ (Molarità, } n_{\text{moli}} / \text{Litro)}$$

Concentrazione delle soluzioni

2. Molarità

numero di moli per unità di volume (in litri)

$$M = n_{\text{moli}} / \text{volume di soluzione} = \frac{\text{massa}}{\text{Massa Mol.}} / V_{\text{sol}}$$

3. Molalità

$$m = n_{\text{moli}} / \text{massa di solvente (in kg)}$$

4. Normalità

$$N = n_{\text{eq}} / \text{volume di soluzione (in litri)}$$

L'equivalente è quella parte di molecola che fornisce o acquista una **particella (protone, elettrone, etc.)** nella reazione che si considera.

E quindi $n_{\text{eq}} =$ numero di moli di parti di molecole che scambiano una particella. $n_{\text{eq}} = n_{\text{moli}} \times v$ dove $v =$ numero di particelle scambiate

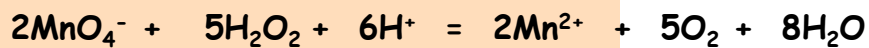
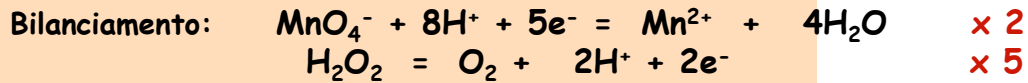
ME = massa della parte di molecola che scambia una particella

$$ME = MM / v$$

Esempio

Bilanciare la reazione

$\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ e
calcolare quanti mL di una soluzione 0.1 N di MnO_4^- bisogna usare per
ottenere 5 g di ossigeno da questa reazione (gli altri reattivi sono in eccesso!)



$$n_{\text{O}_2} = 5/32 = 0.156 \quad n_{\text{eqO}_2} = 0.156 \times 2 = 0.312 = n_{\text{eqMnO}_4^-}$$

$$N = n/V \quad \text{da cui } V = n/N = 0.312/0.1 = 3.120 \text{ L} = 3120 \text{ mL}$$

Altra soluzione:

$$n_{\text{O}_2} = 5/32 = 0.156 \quad n_{\text{MnO}_4^-} = 2/5 n_{\text{O}_2} = 2/5 \times 0.156 = 0.0624$$

$$n_{\text{eqMnO}_4^-} = 0.0624 \times 5 = 0.312$$

$$V = n/N = 0.312/0.1 = 3.120 \text{ L} = 3120 \text{ mL}$$

Diluizioni

Numero di moli $n_{\text{moli}} = \text{Molarità} \times \text{volume (litri)}$

- Se si diluisce una soluzione con il solvente, si varia il volume e non il n_{moli}

Se 1 indica i valori prima della diluizioni e 2 quelli dopo, sarà:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

-Se si mescolano volumi diversi di soluzioni (a e b) a concentrazione diversa della stessa sostanza, bisogna sempre sommare il numero di moli e metterli nel volume totale:

$$- n_a + n_b = n_{\text{tot}} \quad \text{e} \quad V_a + V_b = V_{\text{tot}}$$

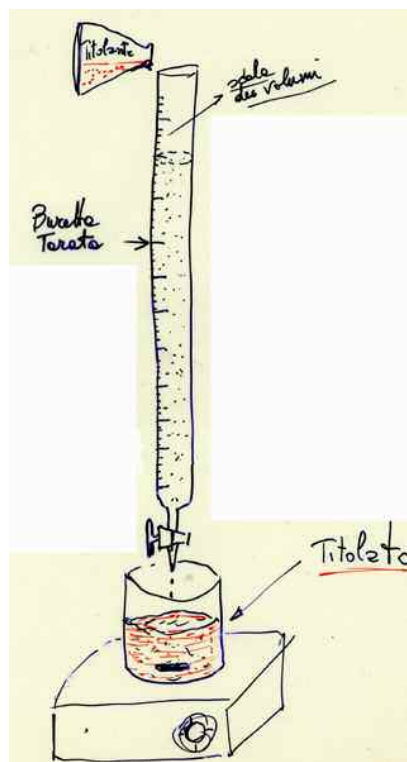
$$- M_a V_a + M_b V_b = M_{\text{tot}} \times V_{\text{tot}} \quad M_{\text{tot}} \text{ deve essere intermedia tra le due soluzioni}$$

Regola della croce:

se $M_a > M_b$

$$\begin{array}{ccc} M_a & & M_{\text{tot}} - M_b \\ & \diagdown & / \\ & M_{\text{tot}} & \\ & / & \diagdown \\ M_b & & M_a - M_{\text{tot}} \end{array} \quad \frac{V_a}{V_b} = \frac{M_{\text{tot}} - M_b}{M_a - M_{\text{tot}}}$$

Titolazione



Esperimento per determinare la concentrazione incognita di un soluto (titolato) nota la concentrazione del titolante.

La concentrazione del soluto si misura se è possibile determinare, con appropriate tecniche, il punto equivalente della titolazione.

Il punto equivalente è il momento nel quale sono stati aggiunti, con la "buretta", un volume di soluzione nota che contiene tanti equivalenti di titolante quanti sono quelli di titolato nella soluzione incognita.

$$n_{eq\text{titolante}} = n_{eq\text{titolato}}$$

Infatti, per la definizione di equivalente, gli equivalenti reagiscono sempre 1 a 1.

Esempio

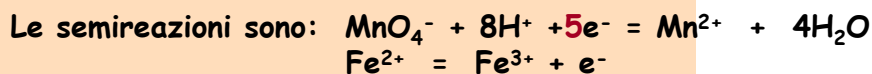
100 mL di una soluzione 0.1N di MnO_4^- sono utilizzati per titolare 50 mL di una soluzione di Fe^{2+} . La reazione che avviene tra le due sostanze è



Qual'è la concentrazione molare di MnO_4^- ?

Calcolare la concentrazione di Fe^{2+} nella soluzione sia in Normalità che in Molarità.

Risposta:



quindi per MnO_4^- $v = 5$ e $M = N/5 = 2 \times 10^{-2}$

Al punto equivalente

$$n_{eq}MnO_4^- = n_{eq}Fe^{2+} = 10^{-2} \quad N_{Fe^{2+}} = 10^{-2}/0.05 = 0.2 = M \quad \text{perché per } Fe^{2+}/Fe^{3+} \quad v = 1$$

Se si utilizza invece la reazione bilanciata si avrà:

$$n_{MnO_4^-} = 2 \times 10^{-2} \times 0.1 = 2 \times 10^{-3} \quad e \quad n_{Fe^{2+}} = 5 \times 2 \times 10^{-3} = 10^{-2}$$

$$M = 10^{-2}/0.05 = 0.2$$