

Definizione: una soluzione è una miscela omogenea di due o più componenti. Solitamente una soluzione è composta da un componente base, chiamato **solvente** che si presenta in quantità maggiore e da un **soluto** che è la sostanza che si scioglie poi nel solvente.

Per esempio, l'acqua e lo zucchero formano una soluzione. Una soluzione si dice **acquosa** quando il solvente è l'acqua.

Nelle soluzioni gassose il soluto gassoso si scioglie in un solvente gassoso. Nelle soluzioni liquide si possono avere le seguenti situazioni:

- Soluto gassoso sciolto in solvente liquido
- Soluto liquido sciolto in solvente liquido
- Soluto solido sciolto in solvente liquido

Analogamente per quanto riguarda le soluzioni solide:

- Soluto gassoso sciolto in un solvente solido
- Soluto liquido sciolto in un solvente solido
- Soluto solido sciolto in un solvente solido

Per **diluzione** si intende quel processo in cui si aggiunge un solvente ad una soluzione. Questo comporta un cambiamento della molarità. Si ricorda che per molarità il numero di moli di soluto disciolte in un certo volume di soluzione:

$$M = \text{molarità} = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}}} \quad \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)$$

La **concentrazione molare** è la molarità.

Quindi con la diluizione si passa da Π_i (concentrazione iniziale) ad una Π_f (concentrazione finale) dove

$$\Pi_i > \Pi_f.$$

Il volume della soluzione aumenta mentre diminuisce la concentrazione della soluzione.

$$m_{\text{soluto}_i} = m_{\text{soluto}_f} \Rightarrow \Pi_i V_i = \Pi_f V_f$$

$$V_f = \frac{\Pi_i V_i}{\Pi_f}$$

Vediamo un esempio. Si sappia di voler calcolare il volume finale V_f di una soluzione di 200 mL con $\Pi_i = 0,5$ per ottenere $\Pi_f = 0,1$.
Quindi i dati sono:

$$V_i = 200 \text{ mL}$$

$$\Pi_i = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\Pi_f = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\Rightarrow V_f = \frac{\Pi_i V_i}{\Pi_f} = 1000 \text{ mL}$$

Per **molalità** invece si intende la concentrazione molale ossia il numero di moli contenute in 1 kg di solvente puro.

$$m = \text{molalità} = \frac{n}{1 \text{ kg solvente}} \left(\frac{\text{mol}}{\text{kg}} \right)$$

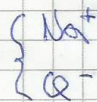
mentre la molalità dipende dalla temperatura, la molalità è indipendente dalla temperatura.

Una soluzione, come già accennato, in cui il solvente è l'acqua (H_2O), si chiama soluzione acquosa. In una soluzione acquosa, le sostanze che si possono sciogliere possono essere classificate in:

- **elettroliti**, sali che disciolti in acqua si scindono in ioni positivi e ioni negativi.

- **non elettroliti**, sali che disciolti in acqua non si dissociano in ioni.

I non elettroliti permettono alla soluzione di non condurre corrente elettrica. Un esempio di non elettrolita è il **glucosio** (zucchero, fondamentale fonte di energia per qualsiasi organismo vivente). Un esempio di elettrolita è: **$NaCl$** (**cloruro di sodio**, ossia il normale sale da cucina) e quale, sciogliendolo in acqua, si dissocia in ioni:



Le soluzioni elettrolitiche permettono di condurre corrente elettrica.

La conducibilità elettrica di un elettrolita può ovviamente variare in funzione del fatto che un elettrolita sia forte o debole.

I sali (tranne i più comuni come sono) sono tutti elettroliti forti come alcuni acidi ed alcune basi. Gli elettroliti deboli sono solitamente acidi e basi. Si indica con:

$$\alpha = \frac{\text{num. moli dissociate}}{\text{num. moli}} \rightarrow \text{grado di dissociazione}$$

In particolare si ha:

$\alpha = 0$ → non elettrolita

$\alpha = 1$ → elettrolita forte

$0 < \alpha < 1$ → elettrolita debole

Valiamo qualche esercizio.

ESERCIZIO 5:

Calcolare la molarità di una soluzione di 15 g di CuSO_4 sciolti in 320 g di H_2O pura. È noto che: $\rho_{\text{CuSO}_4} = 159,5 \text{ g mol}^{-1}$.

* SOLUZIONE:

Crescenzia è semplice. Per definizione la molarità vale:

$$m = \frac{m_{\text{CuSO}_4}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} \Rightarrow M_{\text{CuSO}_4} = \frac{m_{\text{CuSO}_4}}{\rho_{\text{CuSO}_4}} = \cancel{15} \cancel{94} \text{ mol}$$

Nell'ultimo passaggio va ricordato che:

$$m = \text{numero moli} = \frac{\text{massa (g)}}{\rho}$$

Quindi:

$$m = \frac{m_{\text{CuSO}_4}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 1000 = \cancel{15} \cancel{94} \text{ mol kg}^{-1}$$

In quest'ultimo passaggio si moltiplica per mille in quanto $1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$.

ESERCIZIO 6:

Calcolare la molarità di una soluzione di 54 g di H_3PO_4 in 455 ml di soluzione, nota $\rho_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 98 \text{ g mol}^{-1}$.

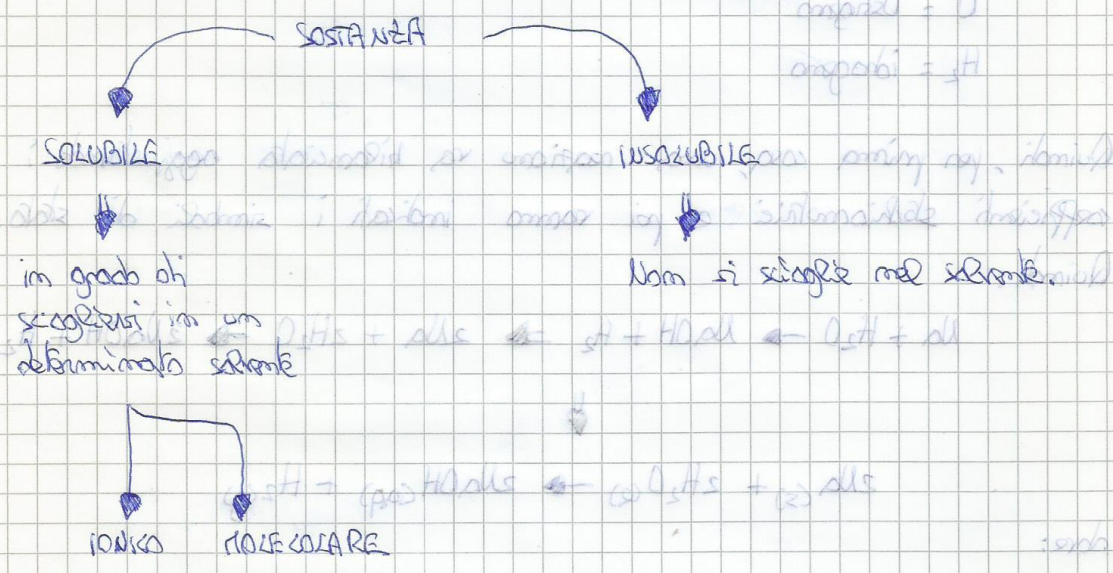
* SOLUZIONE: ...

Il problema è semplice. Basta ricambiare:

M_{H3PO4} = \frac{m_{H3PO4}}{r_{H3PO4}} = 4,551 mol.

r = molarità = \frac{M_{H3PO4}}{V} = \frac{4,551}{4,55} = 1,2 mol l^{-1}

Quindi ricambiando, si ha:



La reazione di precipitazione si ha quando, per atto del mescolamento di due soluzioni elettrolitiche, si forma un prodotto solido insolubile detto precipitato.

... (faint handwritten notes at the bottom of the page)

Si ricorda che una reazione chimica è una equazione del seguente tipo:



Per esempio:



dove:

NaOH = idrossido di sodio (soda caustica)

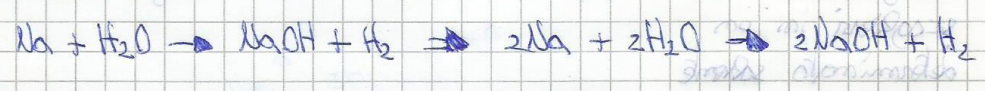
Na = sodio

O = Ossigeno

H₂ = idrogeno

Quindi, per prima cosa, una reazione va bilanciata aggiungendo i coefficienti stechiometrici e poi vanno indicati i simboli di stato.

Quindi:



dove:

s = SOLIDO

g = GASSOSO

l = LIQUIDO

aq = ACQUOSO (sol)

Per la legge della conservazione della massa, gli atomi non si passano né creano né distruggono ma possono soltanto subire trasformazioni chimiche.