

# Appunti di Chimica

## La composizione delle soluzioni

<i>Premessa sulle soluzioni</i> .....	1
<i>Concentrazione</i> .....	2
Frazione molare .....	2
Molarità.....	3
Normalità .....	4
Molalità.....	4
Percentuale in peso.....	4
Percentuale in volume .....	5
Massa per unità di volume .....	5
<i>Osservazioni</i> .....	6

### Premessa sulle soluzioni

Per definizione, una **soluzione** è una miscela omogenea di due o più sostanze, ossia un sistema costituito da UNA sola **fase**, che presenta proprietà chimico-fisiche costanti in ogni punto. In generale, il **solvente** è il componente che è presente in maggiore quantità, mentre invece i **soluti** sono tutti gli altri componenti (per parlare di soluzione ci deve essere almeno 1 soluto).

Una soluzione si può presentare in uno qualsiasi dei 3 stati di aggregazione:

1. ci sono le **soluzioni gassose**, come nel caso di tutte le miscele gassose, prima tra tutte l'aria che respiriamo;
2. ci sono le **soluzioni solide**, come ad esempio alcune leghe metalliche;
3. ci sono infine le **soluzioni liquide**, che sono le più comuni.

In questa sede, ci occupiamo solo delle **soluzioni liquide**, ossia di quei sistemi omogenei in cui uno o più soluti (che possono essere gassosi, liquidi o solidi allo stato puro) vengono disciolti in un solvente liquido. In particolare, siamo interessati a capire come si esprime la **composizione** di una soluzione liquida.

## Concentrazione

Quando dobbiamo studiare una soluzione, abbiamo bisogno fondamentalmente di 2 informazioni su di essa:

- da un lato ci serve la **composizione qualitativa** della soluzione, ossia ci serve sapere QUALI componenti sono presenti;
- dall'altro lato, ci serve la **composizione quantitativa** della soluzione, ossia dobbiamo conoscere la QUANTITA' o "concentrazione" di ciascun componente nella soluzione.

Proprio sulla **concentrazione** vogliamo soffermarci: in particolare, vogliamo far vedere le diverse unità di misura in cui essa può essere espressa.

In generale, la concentrazione di un certo componente si può esprimere in 2 categorie di unità di misura:

- come massa del componente rapportata alla massa della soluzione (percentuale in peso, molalità);
- come massa o volume del componente rapportati al volume della soluzione (percentuale in volume, frazione molare, molarità, normalità).

## Frazione molare

Il concetto di frazione molare è forse più familiare se applicato ad una miscela gassosa, ma in realtà è perfettamente applicabile alle soluzioni: indicato con  $n_i$  il numero di moli dell'*i*-esimo componente, la sua **frazione molare** sarà

$$\chi_i = \frac{n_i}{\sum_k n_k}$$

## Molarità

Si definisce **molarità** (o anche **concentrazione molare**) dell'i-esimo soluto il numero di moli di tale soluto disciolto in 1 litro di soluzione. Allora, se  $n_i$  è il numero di moli di soluto i-esimo sciolto in  $V$  litri di soluzione, la sua molarità sarà data da

$$C_i = \frac{n_i}{V} \text{ (moli / litro)}$$

Ad esempio, una soluzione 1-molare di un certo soluto in un certo solvente si ottiene sciogliendo 1 mole di tale soluto nel solvente e facendo in modo che il volume complessivo della soluzione sia di 1 litro.

Spesso, anziché scrivere "x-molare" si scrive brevemente "xM", dove "**M**" sta appunto per moli/litro.

### Esempio numerico

Supponiamo che 130g di KCN (cianuro) siano disciolti in 200 cm<sup>3</sup> di soluzione acquosa: vogliamo la molarità della soluzione. Possiamo intanto calcolarci facilmente le moli di cianuro che corrispondono a 130 g con la formula **n=m/M**: il peso molecolare (somma dei pesi atomici) del cianuro è

$$M = 39 + 12 + 14 = 65$$

per cui il numero di moli è

$$n = m/M = 130/65 = 2 \text{ moli}$$

e la molarità è

$$C = 2/0,2 = 10 \text{ moli/litro}$$

dove ricordiamo che 1 litro = 1 dm<sup>3</sup> = 10<sup>3</sup> cm<sup>3</sup>.

Quindi, la soluzione è 10-molare

## Normalità

Si chiama **normalità** (o anche "concentrazione equivalente") di un soluto in una soluzione il numero di "equivalenti" per litro di soluzione. Vediamo di capirci meglio.

Per conoscere quanti **equivalenti** ci sono in una mole di sostanza è necessario conoscere la particolare reazione (acido-base o ossido-riduzione) alla quale quella sostanza partecipa. In particolare, per le **reazioni acido-base** (numeri di ossidazione costanti) il numero di equivalenti  $Z_e$  per mole di sostanza è pari al numero di protoni ceduti o acquistati da una mole di sostanza. Invece, per le **reazioni di ossido-riduzione**, il numero di equivalenti  $Z_e$  è pari al numero di elettroni ceduti o acquistati da una mole della sostanza.

In tal modo, se  $n$  è il numero di moli di sostanza disciolta in 1 litro di soluzione, la sua normalità sarà data dalla seguente formula:

$$C_{eq} = \frac{Z_{eq} n}{V} \text{ (eq / litro)}$$

Ricordando, inoltre che la molarità è pari a  $M = n/V$ , possiamo anche esprimere la normalità in funzione della molarità: infatti

$$C_{eq} = MZ_{eq} \text{ (eq / litro)}$$

## Molalità

Si chiama **molalità** (o anche "concentrazione molale") di un soluto in un solvente il numero di moli di soluto disciolto in 1000g di solvente. In tal modo, se  $n_i$  è il numero di moli del soluto  $i$ -esimo sciolto in  $m$  grammi di solvente, la sua molalità sarà data da

$$M_i = 1000 \frac{n_i}{m} \text{ (moli / Kgsoluto)}$$

## Percentuale in peso

La **percentuale in peso** di un soluto in una soluzione è il numero di parti in peso (per esempio in g o in Kg) di soluto disciolti in 100 parti in peso (sempre in g o

in Kg) di soluzione. Se  $m_i$  è la massa del componente  $i$ -simo disciolto nella massa  $m_s$  di soluzione, la sua percentuale in peso è data da

$$\%(i)_{\text{peso}} = 100 \frac{m_i}{m_s}$$

### **Esempio numerico**

Consideriamo una **soluzione acquosa** al 3% di  $\text{H}_2\text{SO}_4$ : con questa espressione, intendiamo dire che ci sono 3g di acido solforico ogni 100 g di soluzione. Ricaviamo la molalità di questa soluzione.

In 100g di soluzione, noi avremo 3g di acido ed i restanti 97g di acqua. La molalità è il numero di moli di soluto disciolti in 1000g di solvente: avremo allora

$$M = \text{molalità} = (3 \cdot 1000) / (98 \cdot 97) = 0,3$$

dove 98 è il peso molecolare dell'acido solforico. Quindi, la soluzione è 0,3-molale.

## **Percentuale in volume**

La **percentuale in volume** di un componente in una soluzione è pari al volume del componente considerato per 100 volumi complessivi dei componenti. Si tratta di un modo molto raro di esprimere la composizione, in quanto, al contrario dei gas, la somma dei volumi dei singoli componenti non dà, nei liquidi, il volume totale.

## **Massa per unità di volume**

E' possibile esprimere la concentrazione di un soluto come numero di grammi di soluto per litro di soluzione oppure come grammi di soluto per 100 grammi di solvente.

## Osservazioni

Prima di concludere, , facciamo 2 importanti osservazioni:

- in primo luogo, per passare dal I al II gruppo di unità di misura è necessario conoscere la densità  $\rho$  ( $=m/V$ ) della soluzione;
- in secondo luogo, qualsiasi operazioni si esegua su una soluzione, essa non muta la composizione della stessa. Ad esempio, se  $C$  è la concentrazione di un soluto e  $V$  è il volume totale occupato dalla soluzione, si ha sempre  **$CV=m=cost$** , dove  $m$  è la quantità di soluto presente nella soluzione (e che rimane costante).

Autore: **Sandro Petrizzelli**

e-mail: [sandry@iol.it](mailto:sandry@iol.it)

sito personale: <http://users.iol.it/sandry>