

## La Concentrazione

La concentrazione,  $C_i$ , di un composto chimico “i” all’interno di un sistema a più componenti, definisce il rapporto

$$C_i = m_i / M,$$

dove  $m_i$  è la massa di “i” e  $M = (\sum_i m_i)$  è la massa totale del sistema. Secondo questa definizione,  $C_i$  ha le dimensioni di un numero puro, quando sia  $m_i$  che  $M$  sono espresse nelle stesse unità di misura (g, o kg). Questo criterio di esprimere la concentrazione viene utilizzato spesso per indicare valori molto piccoli, ad esempio, nel caso di composti presenti in minime tracce all’interno di un materiale. Si utilizza la espressione “parte per milione” o *ppm* per indicare una massa dell’ordine di pochi milionesimi della massa totale. Valori ancora più piccoli si esprimono come “parte per miliardo (o bilione)”, ovvero *ppb*. La pratica corrente, tuttavia, ha portato ad espressioni alternative della concentrazione.

La più diffusa consiste nel riferire la massa del componente i-esimo a 100 g di massa totale. La concentrazione diventa così

$$i\% = C_i \times 100$$

Altre espressioni della concentrazione consistono nel sostituire  $m_i$ , o  $M$ , o entrambi i fattori del rapporto  $C_i$ , con i valori di grandezze direttamente correlate alla massa, come numero di moli, volume, ecc.. Queste sostituzioni comportano ovviamente una variazione del valore numerico e delle dimensioni della concentrazione rispetto a  $C_i$ . Ad esempio, se entrambe le masse sono sostituite col rispettivo numero di moli, la concentrazione diventa:

$$X_i = n_i / (\sum_i n_i) \neq C_i.$$

$X_i$  è la cosiddetta **frazione molare** del componente i-esimo e, pur avendo le dimensioni di un numero puro, ha valore differente da quello di  $C_i$ .

Se  $M$  viene sostituita col volume totale del sistema,  $V$ , espresso in litri o 100 mL, la concentrazione diventa

$$c_i = m_i/V \neq C_i$$

in unità  $\text{g L}^{-1}$ , o  $\text{g}/100\text{mL}$ ; il suo valore è ovviamente differente da quello di  $C_i$ .

Se  $M$  viene sostituita col volume totale del sistema,  $V$ , espresso in litri, e  $m_i$  viene sostituita col numero di moli, la concentrazione diventa:

$$[i] = n_i/V \neq C_i.$$

$[i]$  è denominata **molarità** del componente  $i$ -esimo e viene espressa in  $\text{mol L}^{-1}$ ; il suo valore è ovviamente differente da quello di  $C_i$ .

E' facile tra loro  $C_i$  e  $X_i$ , quando si conosca la M.M. di tutti i componenti del sistema; mentre è necessario conoscere anche la densità del sistema per convertire tra loro  $C_i$ ,  $c_i$  e  $[i]$ .

Se il sistema è una soluzione, cioè contiene un componente, denominato **solvente**, che prevale su tutti gli altri, denominati **soluti**, la concentrazione di un soluto  $i$ -esimo viene spesso definita come il rapporto tra la massa del soluto e la massa del solvente:

$$M_i = m_i / m_{\text{solv}}$$

E' ovvio che questa definizione è sostanzialmente diversa da quella di  $C_i$ . Tuttavia essa porta ad un valore della concentrazione convertibile in quello di  $C_i$  quando il solvente ospita un unico soluto, oppure si conosca la massa di tutti i soluti presenti nella soluzione.

Se  $m_{\text{solv}}$  è espressa in kg e  $m_i$  viene sostituita col numero di moli, la concentrazione diventa:

$$\mathbf{m}_i = n_i/(m_{\text{solv}}/\text{kg}) \neq C_i$$

ed è denominata **molalità** del soluto  $i$ -esimo e viene espressa in  $\text{mol kg}_{\text{solv}}^{-1}$ .

In alcuni casi, si esprime la concentrazione come rapporto tra la massa di un componente di specifico interesse e la massa restante del sistema. Ad esempio, è comune esprimere il tenore di umidità come:

$$m_W = m_{\text{acqua}}/m_{\text{sostanza secca}}$$

Anche in questo caso, la concentrazione di acqua può essere riferita a 100 g di sostanza secca, cioè  $w\% = m_w \times 100$ .

Quando il sistema che interessa è costituito dalla miscela di due liquidi, le cui rispettive quantità sono definite in termini di volume, si usa definire la concentrazione come rapporto tra i due volumi,

$$C_{\text{vol}} = V_1/V_2$$

oppure come volume%,  $C_{\text{vol}} \times 100$ .

“Quale concentrazione” scegliere dipende, a seconda dei casi, dal tipo di sistema in esame e/o dal tipo di valutazioni stechiometriche, chimiche, o fisiche che interessano.

È poco ragionevole utilizzare  $X_i$  quando si vogliono valutare gli effetti della concentrazione di un soluto ad elevata massa molecolare (esistono polimeri solubili in acqua che hanno  $MM > 10^5$ ) sulle proprietà di una soluzione acquosa diluita: converrà invece utilizzare  $C_i$ ,  $c_i$ , o  $[i]$ , o  $\mathbf{m}_i$ .

Se invece interessano le proprietà di una miscela omogenea (cioè costituita da una unica fase, gassosa, liquida, o solida) di composti con MM dello stesso ordine di grandezza, è più conveniente l'uso delle frazioni molari.

Se il processo, nel corso del quale hanno luogo le variazioni di concentrazione, comporta anche una sensibile variazione del volume del sistema (ad esempio, per effetto di un concomitante cambiamento di temperatura), è meglio usare  $C_i$  o  $\mathbf{m}_i$ , che non dipendono da  $V$ .

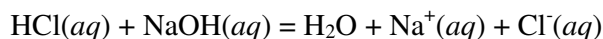
Quando si deve preparare una soluzione, ad esempio dissolvendo un solido in un solvente liquido, conviene programmare l'operazione in termini di  $C_i$  o  $\mathbf{m}_i$ , anziché di  $[i]$ , poiché è difficile prevedere in quale misura l'aggiunta del soluto può modificare la densità del solvente.

In alternativa, se si vuole preparare una soluzione di una data molarità, conviene aggiungere ad una massa di soluto nota (come numero di moli) tanto solvente quanto basta a **portare a volume** (ad esempio 1 L) l'intero sistema, avendo cura di verificare, fin dalle prime aggiunte di solvente, che tutto il soluto passi effettivamente in soluzione.

Questi brevi cenni dovrebbero essere sufficienti a comprendere che è essenziale sempre precisare “quale” concentrazione viene utilizzata, pena la possibilità di fraintendimenti grossolani e, qualche volta, pericolosi.

La conoscenza della concentrazione permette di valutare le equivalenze stechiometriche tra soluzioni differenti che vengono mescolate per dar luogo ad una reazione chimica.

Ad esempio, la reazione tra un acido e una base, disciolti entrambi in soluzione acquosa, porta alla formazione di molecole di  $\text{H}_2\text{O}$ . Se acido e base sono mescolati in quantità equivalenti, la soluzione acquosa si trasforma in una soluzione salina, dove i soluti sono l'anione dell'acido e il catione della base, nonché ioni  $(\text{H}_3\text{O})^+$  e  $(\text{OH})^-$  provenienti dalla ridottissima dissociazione di  $\text{H}_2\text{O}$  ( $10^{-7}$  moli  $\text{L}^{-1}$ ).



Se le due soluzioni di partenza contengono lo stesso numero di moli, rispettivamente di HCl e NaOH, la soluzione finale non conterrà eccessi né di acido né di base; essa sarà una **soluzione neutra**. Per questo motivo, **neutralizzare** la soluzione di base (o di acido) significa aggiungere acido ad una soluzione basica (o base ad una soluzione acida) in misura esattamente equivalente.

La condizione di neutralità si raggiunge quando il numero di ioni  $(\text{H}_3\text{O})^+$  presenti nella soluzione acquosa di acido (HCl) è lo stesso degli ioni  $(\text{OH})^-$  presenti nella soluzione di base (NaOH). Poiché ogni molecola di HCl genera un solo  $(\text{H}_3\text{O})^+$ , basterà calcolare il numero di moli di HCl presenti. Se la concentrazione di questa soluzione è  $10^{-2}$  mol  $\text{L}^{-1}$  e il suo volume è 50 mL (cioè  $50 \cdot 10^{-3}$  L), si ricava:

$$n(\text{HCl}) = 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \times 50 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ moli} \equiv 0.5 \text{ mmoli}$$

Se la concentrazione della soluzione di NaOH è  $5 \cdot 10^{-2}$  mol  $\text{L}^{-1}$ , il volume di essa che contiene esattamente 0.5 mmoli di NaOH, cioè di ioni  $(\text{OH})^-$ , è:

$$V(\text{NaOH}, aq) = \frac{5 \cdot 10^{-4} \text{ moli}}{5 \cdot 10^{-2} \text{ moli L}^{-1}} = 10^{-2} \text{ L} \equiv 10 \text{ mL}$$

La espressione generale (**da tenere sempre presente**) che sta alla base di questi calcoli è:

$$\text{Numero moli} = \text{Molarità} \times \text{Volume}_{\text{soluzione}}(\text{in Litri})$$

Se l'acido o la base considerati si dissociano in acqua formando più di uno ione  $(\text{H}_3\text{O})^+$ o, rispettivamente,  $(\text{OH})^-$  per molecola, se ne dovrà tenere conto nella determinazione dei **volumi equivalenti**, cioè contenenti lo stesso numero di  $(\text{H}_3\text{O})^+$  e  $(\text{OH})^-$ :

**Numero  $(\text{H}_3\text{O})^+$  in soluzione = Numero moli  $\times$  Numero  $(\text{H}_3\text{O})^+$  per molecola.**