

Le concentrazioni delle soluzioni

Una **soluzione** è un **miscuglio omogeneo** formato da due (o più) componenti. Il componente presente in quantità **maggiore** è detto **solvente**, mentre il componente (o i componenti) presente in quantità **minore** è detto **soluto**.

Le soluzioni possono essere:

1. **liquide**: formate da a) due o più liquidi miscibili tra loro (es. acqua e alcool o olio e benzina) e b) un liquido e uno o più solidi in esso miscibili (es. acqua e sale, acqua e zucchero, acqua e solfato di rame);
2. **gassose**: formate da due o più gas, come ad esempio l'aria che respiriamo;
3. **solide**: formate da due o più solidi fusi assieme. Queste soluzioni sono chiamate leghe (es. acciaio, bronzo, ottone, ghisa.).

La **concentrazione** di una soluzione esprime la **quantità di soluto presente in un determinato volume di soluzione**.

Esistono diversi modi di esprimere la concentrazione di una soluzione, poiché alcuni sistemi sono più adatti per certi ambiti e scopi più di altri. Ad esempio in campo analitico/biologico si utilizzano i ppm, mentre in ambito tecnico/industriale si utilizzano le percentuali. In chimica, inoltre, si utilizza una unità molto specifica che verrà affrontata nei prossimi anni: la molarità.

Possiamo suddividere i diversi modi di esprimere la concentrazione in due gruppi: unità fisiche e unità chimiche.

Le unità fisiche sono:

1. percentuale in massa su massa;
2. percentuale in massa su volume;
3. percentuale volume su volume;
4. parti per milione (ppm) o milligrammi su litro (mg/L)

Le unità chimiche sono:

1. molarità;
2. molalità;
3. normalità;
4. formalità;
5. frazione molare.

Come anticipato, queste unità verranno affrontate negli anni successivi. Inoltre molte di queste unità sono cadute in disuso, anche se talvolta ricompaiono in test di ammissione alle università. L'unica che non sento veramente da decine di anni è la formalità. Ovviamente qui non verranno approfondite.

Unità di misura fisiche della concentrazione

Innanzitutto occorre focalizzare l'attenzione sul fatto che le prime tre unità di misura elencate sono delle percentuali. Per cui si risolvono con i concetti matematici riguardanti le percentuali. Si consiglia, quindi, di ripassare questi concetti. Ciò renderà estremamente facile risolvere gli esercizi.

Ad esempio, supponiamo che vediate un paio di scarpe (o una playstation) a 250 € offerta con uno sconto del 25 %. Quanto costa il prodotto scontato ?

Occorre semplicemente calcolare il 25% di 250€ (e poi sottrarlo). Molti problemi nascono da questa strana scrittura : % che a volte non si sa ben interpretare. Se può essere più chiaro il 25% si può anche scrivere 25/100, cioè 25 centesimi del numero sul quale calcolarlo.

Quindi il 25% di 250€ è

$$250 \cdot \frac{25}{100} = 62,5 \text{ €}$$

Attenzione che la percentuale è una frazione per cui non ha unità di misura, il risultato finale riceve l'unità di misura dal numero sul quale la calcolate. In questo caso erano euro.

Tutto qua: la differenza con le percentuali delle concentrazioni è che non avrete euro, ma volumi o masse. Occorre solo fare attenzione che le unità di misura siano le stesse: mL con mL, g con g eccetera. Non mischiate dei litri con millilitri o dei grammi con dei milligrammi.

Vediamo ciascuna unità più in dettaglio.

Concentrazione % massa su massa (m/m)

Esprime la quantità di soluto (in Kg, g, mg ...) in una certa massa di soluzione (in Kg, g, mg ...). Come già anticipato, le unità dovranno essere le stesse. Per gli amanti delle formule:

$$c = \frac{m(\text{soluto})}{m(\text{totale})} \cdot 100$$

Dove c è la concentrazione % (non uso C%m/m perché potrebbe far confusione), m è la massa e per mtotale intendo la massa di tutta la soluzione, questo per ricordare che la massa totale è data dalla somma della massa del soluto + la massa del solvente. Ricordo che le masse si possono sempre sommare, i volumi no !

Dalla formula si ricavano anche le formule inverse.

Esempio 1

Un pezzo di bronzo (lega di Cu + Sn) di 220,0 g contiene 17,0 g di stagno. Quale è la % di stagno nel bronzo.

Dati:

$$m_{\text{soluto}} = 17,0 \text{ g}$$

$$m_{\text{totale}} = 220,0 \text{ g}$$

$$c = ?$$

Ho tutti i dati, quindi basta applicare la formula:

$$c = \frac{17,0 \text{ g}}{220 \text{ g}} \cdot 100 = 7,7\%$$

Esempio 2

Si sciolgono 25,0 g di zucchero in 200,0 mL di acqua. Calcolare la concentrazione % m/m.

Dati:

$$m_{\text{soluto}} = 25,0 \text{ g}$$

$$m_{\text{totale}} = ? \text{ ATTENZIONE ! } 200 \text{ mL non è la massa totale (non è nemmeno una massa !)}$$

$$c = ?$$

Quindi devo calcolare la massa totale che è data da msoluto+msolvente. Il primo lo abbiamo, ma la massa del solvente ? Occorre ricordare la formula della densità e ricordare che l'acqua da laboratorio ha densità 1g/mL (o 1Kg/L) . Per cui, SOLO per l'acqua, si calcola $m = 200 \text{ ml} \cdot 1 \text{ g/ml} = 200 \text{ g}$. Per cui la mtotale è $25 \text{ g} + 200 \text{ g} = 250 \text{ g}$

Adesso si applica la formula:

$$c = \frac{25,0 \text{ g}}{250 \text{ g}} \cdot 100 = 10,0\%$$

Se avessimo aggiunto un soluto ad un solido non era necessario usare la densità, ma occorreva solo sommare le due masse (facendo attenzione alle unità di misura: è un attimo sommare dei mg con dei g !!!)

Esempio 3

Si vuole preparare 1 Kg di ottone (lega Cu + Sn) al 30 % di zinco. Quanti g di rame e di zinco si devono fondere ?

Dati:

msoluto = ?

mtotale = 1 Kg (= 1000 g perché la domanda chiede i g).

c = 30 %

Per calcolare i g di Zn si deve fare il 30% di 1000 g che è immediato = 300 g.

I g di rame ? In questo caso il rame è il componente in quantità maggiore ed è quindi il solvente (anche se può sembrare strano, ma ricordatevi che il solvente non è detto che sia sempre un liquido !) Sapendo che la mtotale è data da msoluto + msolvente si ha :

1000 g = 300 g + msolvente → msolvente = 700 g (cioè i g di rame).

Concentrazione % volume su volume (%v/v o anche %vol)

Numericamente la differenza con la %m/m è solo che in questo caso avremo dei volumi al posto delle masse.

$$c = \frac{V(\text{soluto})}{V(\text{soluzione})} \cdot 100$$

La differenza fondamentale, invece è che NON POSSIAMO sommare o sottrarre i volumi (a meno che non sia chiaramente specificato nel testo). Questo perché spesso unendo due volumi di liquidi diversi non si ottiene una soluzione che ha numericamente la somma dei singoli volumi. Esempio se uniamo 50 ml di acqua con 50 ml di alcool non avremo 100 mL di soluzione, ma circa 98 mL.

E allora come si fanno a fare le soluzioni se non è possibile calcolare il solvente ?

Ecco che esistono i matracci tarati. Per cui si misura il soluto, si pone nel matraccio opportuno (ad esempio dobbiamo fare 100 mL di soluzione, prendiamo un matraccio da 100 mL) e poi si dice che 'si porta a volume' fino alla tacca del matraccio.

Esempio 1

In 300 mL di una soluzione acquosa di acido cloridrico sono presenti 90 mL di acido cloridrico.

Calcolare la % v/v dell'acido.

Dati:

Vsoluto = 90 mL

Vsoluzione = 300 mL

Si applica la formula :

$$c = \frac{90 \text{ mL}}{300 \text{ mL}} \cdot 100 = 30\%$$

Esempio 2

Quanti mL di alcool etilico (o etanolo) sono presenti in una birra da 660,0 mL che ha una gradazione di 5,5 %vol ? A quanti g di etanolo corrispondono, sapendo che d(etanolo) = 0,8 g/mL ?

Dati:

Vsoluto = ?

Vsoluzione = 660,0 mL

c = 5,5%

Occorre calcolare il 5,5 % di 660 mL cioè 36,3 mL (36 approssimato) di etanolo.

Per calcolare i g bisogna ricorrere sempre alle formule della densità, per cui

g = 36,3 mL * 0,8 g/mL = 29,04 g (29,0 approssimato).

Concentrazione % massa su volume

La definizione esatta di questa concentrazione è la seguente: esprime i g di soluto presenti (disciolti) in 100 mL di soluzione. Si potrebbe anche esprimere in g/100mL, ma non si usa mai. E' utile ricordarlo, invece, perché diventa semplice passare da concentrazione % m/V a concentrazione in g/L, in pratica è sufficiente moltiplicare per 10 la concentrazione % m/V (infatti se la %m/V sono i g presenti in 100 ml, allora in 1 L, ovvero in 1000 mL –dieci volte più di 100 - ne avremo 10 volte di più).

La formula per il calcolo non è proprio matematicamente corretta, poiché divide una massa per un volume, ma eccola:

$$c = \frac{m(\text{soluto in g})}{V(\text{soluzione in mL})} \cdot 100$$

Avendo a che fare con dei volumi, anche con questa concentrazione non è possibile (se non espressamente indicato nei testi) sommare o sottrarre il solvente. Per piccole aggiunte di soluto il volume del solvente (e quindi della soluzione) si può considerare costante, ma, nel dubbio, chiedete conferma. Attenzione alle unità di misura del soluto e della soluzione ! Per quanto riguarda i calcoli è sempre una percentuale.

Non so se lo avete affrontato, ma la relazione che lega la %m/m alla %m/V è la seguente:

$$\% \frac{m}{V} = \% \frac{m}{m} \cdot d$$

dove d è la densità della soluzione.

Esempio 1

La candeggina che si usa a casa è una soluzione al 10 % m/V di ipoclorito di sodio in acqua. Quanti g di ipoclorito di sodio sono presenti in un flacone da 1 L ?

Dati:

$$c = 10\%$$

$$m_{\text{soluto}} = ?$$

$$V_{\text{soluzione}} = 1 \text{ L cioè } 1000 \text{ mL (ricordate che i mL e i cm}^3 \text{ coincidono, sono lo stesso volume)}$$

Anche in questo caso dobbiamo calcolare il 10% di 1000 mL, l'unica attenzione, come si faceva notare prima, è che mischiando le unità di misura, con questa operazione non si ottengono i mL, ma i g (lo si ricava dalle formule inverse). Il risultato è 100 g. Da cui è immediato che la concentrazione espressa in g/L è 100 g/L, esattamente 10 volte la %m/v.

Esempio 2

Calcolare i g di glucosio da utilizzare per preparare 250 mL di soluzione acquosa al 20 % m/V.

Dati:

$$m_{\text{soluto}} = ?$$

$$V_{\text{soluzione}} = 250 \text{ mL}$$

$$c = 20\%$$

Calcoliamo il 20 % di 250 mL e ricordiamoci che sono g = 50 g.

P.S: se volessimo sapere quanta acqua serve non potremmo rispondere, o meglio, dovremmo dire: si porta a volume fino a 250 mL. Come si preparano correttamente le soluzione verrà affrontato in laboratorio il prossimo anno.

Esempio 3

Calcolare quanti g di cloruro di sodio occorre pesare per preparare 1 L di soluzione fisiologica allo 0,9 % m/V.

Dati:

$$m_{\text{soluto}} = ?$$

$V_{\text{soluzione}} = 1L = 1000 \text{ mL}$
 $c = 0,9\%$

Di nuovo si calcola lo 0,9% di 1000 cioè 9 g. Oppure si può applicare il seguente ragionamento: 0,9% m/V significa che in 100 mL ci sono 0,9 g, quindi in 1000 mL ce ne saranno 10 volte tanto, cioè 9 g.

Concentrazione in ppm (o mg/L o $\mu\text{g/mL}$)

Il termine ppm significa 'parti per milione'. Quindi fissata una grandezza, il rapporto tra l'unità di misura tra la soluzione e il soluto deve essere uguale a $1 \cdot 10^6$ (un milione).

Facciamo un esempio.

Prendiamo come grandezza la massa. Se esprimiamo il soluto in mg, l'unità della soluzione deve essere un milione di volte più grande: moltiplicando per 10^6 1 mg otteniamo 1 Kg (1 mg è 10^{-3} g, 1 kg sono 10^3 g, per cui tra mg e Kg c'è un 'salto' di un 10^6 .) Per i solidi si può anche usare come unità il mg/Kg.

Perché allora è uguale a mg/L ?

Perché, essendo la densità dell'acqua, come ricordato prima, uguale a 1Kg/L, significa che 1 l di acqua ha massa di 1 Kg. I pochi mg presenti non alterano in alcuna maniera la massa totale della soluzione, per cui si può esprimere tranquillamente in mg/L. Per concentrazioni molto basse si può usare anche il $\mu\text{g/mL}$ (microgrammo/mL), che è equivalente, essendo $1 \mu\text{g} = 10^{-6}$ g.

Per i gas di solito il ppm equivale a mL/m^3 , lo si trova indicato come ppm/v. Per inquinanti solidi in fase gassosa (fumi) spesso si usa il ppm come mg/m^3 .

Il ppm è anche l'unità di misura legale che indica la quantità di sostanze inquinanti presenti in soluzione. Riveste, inoltre, una importanza fondamentale in chimica analitica strumentale.

Sebbene ci sia una formula per il calcolo dei ppm (la trovate sui vostri libri di testo) io preferisco che i calcoli si svolgano o attraverso le proporzioni o semplicemente con il ragionamento, ricordando che, nella maggior parte dei casi, si avrà a che fare con dei mg/L, quindi si possono fare tutti i ragionamenti già fatti per la concentrazioni massa su volume, facendo attenzione al fatto che le unità di misura sono diverse.

Esempio 1

Calcolare quanti g di zinco è necessario sciogliere per ottenere 0,5 L di soluzione a 500 ppm.

Dati:

$m_{\text{soluto}} = ?$

$V_{\text{soluzione}} = 0,5 \text{ L}$

$c = 500 \text{ ppm}$, cioè 500 mg/L (fondamentale questa trasformazione !)

Partiamo dalla concentrazione: dobbiamo avere 500 mg di zinco in 1 L, possiamo applicare una proporzione, ma in questo caso è immediato che, dovendo preparare mezzo litro, dovremo prendere la metà anche della massa, cioè 250 mg. Con la proporzione sarebbe stato:

$$500 : 1 = x : 0,5 \text{ da cui } x = 500 \cdot 0,5 = 250 \text{ mg}$$

Spiegazione proporzione:

La prima parte (prima dell'=) si riferisce alla concentrazione in ppm data (o da calcolare – a seconda del tipo di esercizio), il primo termine sono i mg ed il secondo sono i litri, che sarà sempre uguale a 1 (se avete dei solidi sarà uguale a 1Kg).

La seconda parte (dopo l'=) si riferisce alla massa ed al volume coi quali dovete risolvere il quesito: il primo numero saranno i mg ed il secondo il volume in L.

Si potrebbe anche scriverla così:

$$\frac{mg \text{ (ppm)}}{1L} = \frac{mg}{V(\text{in L})}$$

Esempio 2

Calcolare quanti g di solfato di rame bisogna pesare per preparare 250 mL di soluzione a 200 ppm di solfato di rame.

Dati:

$m_{\text{soluto}} = ?$

$V_{\text{soluzione}} = 250 \text{ ml} = 0,25 \text{ L}$

$c = 200 \text{ ppm}$ cioè 200 mg / L .

Applichiamo la proporzione (o vediamo che 250 ml equivale a $\frac{1}{4}$ di litro...):

$200 : 1 = x : 0,25$ da cui $x = 200 * 0,25 = 50 \text{ mg}$.

Esempio 3

Si preparano 500 mL di soluzione contenenti 0,250 g di nitrato di potassio. Calcolare la concentrazione di nitrato di potassio in ppm della soluzione.

Dati:

$m_{\text{soluto}} = 0,250 \text{ g}$ cioè 250 mg

$V_{\text{soluzione}} = 500 \text{ mL}$, cioè $0,5 \text{ L}$

$c = ?$

Essendo i ppm uguali a mg/L è sufficiente fare il calcolo : $250 \text{ mg} / 0,5 \text{ L} = 500 \text{ mg/L}$ cioè 500 ppm.

Volendo si può fare la proporzione come prima:

$x : 1 = 250 : 0,5$ da cui $x = 250/0,5 = 500 \text{ ppm}$.

Esempio 4

Se nell'esempio 2 avessimo voluto la concentrazione del solo rame ?

Cioè ottenere 250 mL a 200 ppm di Cu.

Bisogna richiamare i concetti base di stechiometria.

Innanzitutto procedo come nell'esempio 2, ricordando che il risultato ottenuto ($50 \text{ mg} = 0,05 \text{ g}$) stavolta sono di rame e non di tutto il sale. Per calcolare quanti g di sale devo prelevare affinché essi 'contengano' i miei 50 mg posso procedere di nuovo con una proporzione o attraverso le moli (che magari è più da "chimico").

Calcolo le moli di rame: $n = 0,05 \text{ g} / 63,55 \text{ g/mol} = 7,8678... * 10^{-4} \text{ mol}$ (i puntini significa che NON approssimo le moli per non commettere errori troppo elevati).

Ora vedendo dalla formula che per ogni mole di sale ottengo 1 mole di rame , è sufficiente moltiplicare le moli per la MM del solfato di rame. $n * MM = 0,1256 \text{ g}$ (che in una situazione reale non si farebbe in quanto è una pesata estremamente bassa !)

Con la proporzione sarebbe stato:

$0,05 \text{ g} : 63,55 \text{ g/mol} = x \text{ g} : 159,62 \text{ g/mol}$ da cui $x = 0,1256$ (approssimato a 4 cifre decimali per bilance analitiche).

NOTA: in caso di sali con stechiometria diversa dal rapporto 1:1 occorre fare le dovute considerazioni. Se dovessi fare uno standard di nitrato con del $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ DEVO ricordare che per 1 mole di sale disciolto si liberano 3 moli di nitrato ...