

Le Soluzioni

Una soluzione è una miscela omogenea di due o più componenti (atomi, molecole, ioni) in un'unica fase (solida, liquida o gassosa).

Una soluzione è una **miscela omogenea di due o più componenti** (atomi, molecole, ioni) **in un'unica fase** (solida, liquida o gassosa).

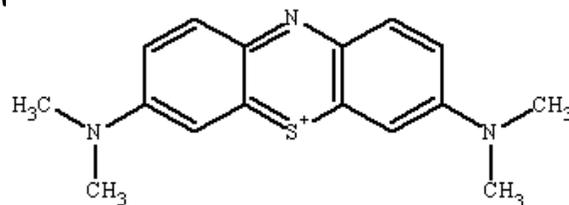
- l'aria è una soluzione gassosa di N_2 , O_2 , CO_2 , H_2O (g) e altri gas
- l'oro a 18 carati è una soluzione solida (lega) di Au (75%) e di Cu (25%)
- l'ottone è una soluzione solida di Zn e Cu
- il bronzo è una soluzione solida Sn e Cu
- la benzina è una soluzione liquida di ottano (C_8H_{18}), altri idrocarburi e additivi

In una soluzione omogenea le particelle elementari risultano essere **distribuite in maniera uniforme** e ogni porzione della soluzione possiede le **stesse proprietà chimico-fisiche**

In una soluzione acquosa di blu di metilene le molecole di **soluto** (blu di metilene) sono uniformemente distribuite nel **solvente** (H_2O), ovvero la composizione è costante.

Il punto di fusione, il punto di ebollizione, la densità, la viscosità, etc. non variano in parti diverse della soluzione

blu di metilene



Alcune definizioni

Il **solvente** è il componente presente, in genere ma non di regola, in **maggior quantità**. Esso può essere un solido, un liquido o un gas.

Il **soluto** o i soluti possono essere solidi, liquidi o gas.

Le soluzioni più comuni (soluzioni liquide) sono caratterizzate dal **solvente allo stato liquido e dal soluto allo stato solido, liquido o gassoso**.

La composizione di una soluzione indica le **quantità relative** dei componenti.

La composizione di una soluzione è definita in modo quantitativo mediante la **concentrazione**.

La **concentrazione** indica la **quantità di soluto**, in unità di peso, volume o in moli, disciolto in un certo volume o peso di soluzione o di solvente.

La concentrazione può essere espressa in **unità fisiche o unità chimiche**.

La concentrazione è definibile in funzione delle quantità relative dei componenti e può essere espressa in **unità fisiche** o **unità chimiche**.

unità fisiche

- percentuale in peso (%w)
- percentuale in volume (%V)
- percentuale in massa/volume (%w/V)

- frazione molare (x)
- molarità (M)
- molalità (m)
- normalità (N)

unità chimiche

Le unità di concentrazione che contengono il **volume** dipendono dalla **temperatura**.

Percentuale in peso (%w)

La percentuale in peso di un soluto in una soluzione indica **il numero di grammi di quel soluto contenuti in 100 g di soluzione**. Per una soluzione con n componenti si ha:

$$\%W = \frac{W_i}{\sum_{i=1}^n W_i} 10^2$$

peso in grammi
dell' i -esimo componente

sommatoria dei pesi in grammi di
tutti gli n componenti (i.e. solvente
+ soluti = peso della soluzione)

Esempio 1: Una soluzione acquosa di glucosio al 10% in peso contiene 10 g di glucosio e 90 g di acqua.

$$\%W_{\text{glucosio}} = \frac{W_{\text{glucosio}}}{W_{\text{glucosio}} + W_{\text{H}_2\text{O}}} 10^2 = \frac{10}{10 + 90} 10^2 = 10\%$$

Esempio 2: Una soluzione viene ottenuta solubilizzando 20.5 g di solfato di sodio (Na_2SO_4) in 78.9 g di acqua. Calcolare la percentuale in peso del sale.

Soluzione:

$$\%W_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{W_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{W_{\text{Na}_2\text{SO}_4} + W_{\text{H}_2\text{O}}} 10^2 = \frac{20.5}{20.5 + 78.9} 10^2 = 20.62\%$$

Esempio 3: Una soluzione viene ottenuta solubilizzando 1.6 g di cloruro di rame (II) (CuCl_2) e 3 g di bicarbonato sodico (NaHCO_3) in 55 g di acqua. Calcolare la percentuale in peso dei 2 sali.

Soluzione:

$$\%W_{\text{CuCl}_2} = \frac{W_{\text{CuCl}_2}}{W_{\text{CuCl}_2} + W_{\text{NaHCO}_3} + W_{\text{H}_2\text{O}}} 10^2 = \frac{1.6}{1.6 + 3 + 55} 10^2 = 2.68\%$$

$$\%W_{\text{NaHCO}_3} = \frac{W_{\text{NaHCO}_3}}{W_{\text{CuCl}_2} + W_{\text{NaHCO}_3} + W_{\text{H}_2\text{O}}} 10^2 = \frac{3.0}{1.6 + 3 + 55} 10^2 = 5.03\%$$

Percentuale in volume (%V)

La percentuale in volume di un soluto in una soluzione indica **il volume di quel soluto contenuto in 100 volumi di soluzione**. Per una soluzione con n componenti si ha:

$$\%V = \frac{V_i}{\sum_{i=1}^n V_i} 10^2$$

volume in mL
dell' i -esimo componente

sommatoria dei volumi in mL di
tutti gli n componenti (i.e. solvente
+ soluti = volume della soluzione)

Esempio 4: Si mescolano 110 mL di alcol etilico (C_2H_5OH) con 890 mL di acqua. Calcolare la percentuale in volume dell'etanolo.

Soluzione:

$$\%V_{C_2H_5OH} = \frac{V_{C_2H_5OH}}{V_{C_2H_5OH} + V_{H_2O}} 10^2 = \frac{110}{110 + 890} 10^2 = 11.0\%$$

Percentuale in massa/volume (%m/V)

La percentuale in massa/volume esprime la quantità di massa in grammi di soluto(i) presente in 100 ml di soluzione. La temperatura va specificata!

$$\%W/V = \frac{W_i}{V} 10^2$$

peso in grammi
dell'i-esimo componente

volume della soluzione

Esempio 5: 10.8 g di idrossido di bario (Ba(OH)_2) vengono sciolti in acqua e portati a volume in un matraccio tarato da 250 ml. Calcolare la percentuale in massa/volume dell'idrossido.

Soluzione:

$$\%W/V_{\text{Ba(OH)}_2} = \frac{W_{\text{Ba(OH)}_2}}{V} 10^2 = \frac{10.8}{250} 10^2 = 4.32\%$$

Esempio 6: Si vogliono preparare 250 ml di una soluzione allo 0.174% in peso/volume di permanganato di potassio (KMnO_4). Quanti g di KMnO_4 dovranno essere pesati?

Soluzione:

$$\%W/V_{\text{KMnO}_4} = \frac{W_{\text{KMnO}_4}}{V} 10^2 \rightarrow \frac{W_{\text{KMnO}_4}}{250} 10^2 = 0.174\%$$

$$W_{\text{KMnO}_4} = \frac{0.174 \cdot 250}{10^2} = 0.435 \text{ g}$$

Frazione molare (x)

Se con $n_1, n_2, n_3, \dots, n_i$ si indicano i **numeri di moli di p componenti** presenti in una soluzione, la **frazione molare** dell'*i*-esimo componente è:

$$X_i = \frac{n_i}{\sum_{i=1}^p n_i}$$

numero di moli dell'*i*-esimo componente

sommatoria del numero di moli di tutti i *p* componenti (i.e. solvente + soluti)

La frazione molare è priva di dimensioni

Esempio 6: Qual'è la frazione molare di una soluzione acquosa di acido solforico (H_2SO_4 , massa molecolare = 98 g/mol) al 10% in peso?

Soluzione:

Una soluzione acquosa al 10% in peso di H_2SO_4 contiene 10 g di H_2SO_4 (pari a $10/98$ moli) e 90 g di H_2O (pari a $90/18$ moli):

$$X_{H_2SO_4} = \frac{n_{H_2SO_4}}{n_{H_2SO_4} + n_{H_2O}} = \frac{\frac{10}{98}}{\frac{10}{98} + \frac{90}{18}} = 0.02 \quad \text{e} \quad X_{H_2O} = 1 - X_{H_2SO_4} = 0.98$$

La molarità

È definita come il **numero di moli del soluto i per litro di soluzione** e ha dimensioni **mol/L**.

$$c_i = \frac{n_i}{V}$$

numero di moli
dell'i-esimo componente

volume della soluzione

L'uso di questo tipo di concentrazione si dimostra comodo perché una soluzione di molarità nota si ottiene **pesando il soluto** (o i soluti), **disciogliendolo nel solvente** e **portando** la soluzione al volume desiderato con il solvente.

La normalità

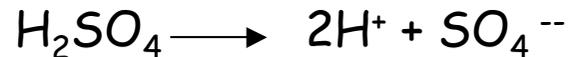
È definita come il **numero di equivalenti del soluto** i per litro di soluzione e ha dimensioni **Eq./L**. La useremo per indicare le concentrazioni di **acidi e basi**.



Acidi e basi monoprotici

1 mole = 1 equivalente

$M=N$



Acidi e basi dioprotici

1 mole = 2 equivalenti

$M=2N$



Acidi e basi trioprotici

1 mole = 3 equivalenti

$M=3N$



Esempio 7: Se si sciolgono 25.3 g di carbonato di sodio (Na_2CO_3) in tanta acqua da preparare 500 mL di soluzione, qual'è la concentrazione molare di Na_2CO_3 (massa molare = 106.0 g/mol)?

Soluzione:

$$n_{\text{MOLI}} = \frac{\text{massa in grammi}}{\text{massa molare}}$$

25.3 g di Na_2CO_3 corrispondono, quindi, a $25.3 / 106.0 = 0.239$ moli di Na_2CO_3 .

La concentrazione del sale è dunque:

$$c_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{n_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{V} = \frac{W_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} V} = \frac{25.3}{106.0 \cdot 0.5} = 0.477 \text{ M}$$

Esempio 8: Quanti grammi di glucosio ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) se devono pesare per preparare 2 L in una soluzione 0.35 M ?(massa molare = 180.16 g/mol)?

Soluzione:

$$c_{\text{glucosio}} = \frac{n_{\text{glucosio}}}{V} = \frac{W_{\text{glucosio}}}{M_{\text{glucosio}} V} \rightarrow W_{\text{glucosio}} = c_{\text{glucosio}} M_{\text{glucosio}} V$$

$$W_{\text{glucosio}} = 0.35 \cdot 180.16 \cdot 2 = 126.11 \text{ g}$$

Volume della soluzione e volume del solvente

Dato che la densità della soluzione può essere diversa dalla densità del solvente puro, il volume di solvente aggiunto può essere maggiore o minore di quanto previsto!

Esempio 9: Si vuole preparare 1 litro di una soluzione 0.1 molare di solfato di rame (II) ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$, massa molare = 249.7 g/mol).

Si dovranno, quindi, pesare $w = 0.1 \times 249.7 \times 1 = 25 \text{ g}$ del composto e scioglierli in 1 L di soluzione.

- a) Si introducono 25 g del composto in un matraccio da 1 L.
- b) Si prende 1 L di acqua e la si versa lentamente nel matraccio facendo attenzione di sciogliere completamente il composto.
- c) Si porta il volume ad 1 L quando il livello del liquido raggiunge la tacca sul collo del matraccio.
- d) Del litro iniziale di acqua rimangono ca. 8 mL

La densità della soluzione è aumentata!

La molalità

È definita come il **numero di moli del soluto per Kg di solvente** e ha dimensioni **mol/Kg**.

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{W_{\text{solvente}}}$$

numero di moli
dell'i-esimo componente

peso in Kg del
solvente

Esprimendo il peso del solvente in grammi
si ha:

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{W_{\text{solvente}}} \cdot 10^3$$

peso in g del solvente

Soluzioni di molalità definita si preparano pesando i soluti e il solvente e poiché **i pesi non dipendono dalla temperatura**, non è necessario tener conto di questa.

Esempio 10: Qual'è la molalità di una soluzione acquosa di cloruro di litio (LiCl, massa molare = 42.4 g/mol) preparata sciogliendo 2 g del sale in 150 g di acqua.

Soluzione:

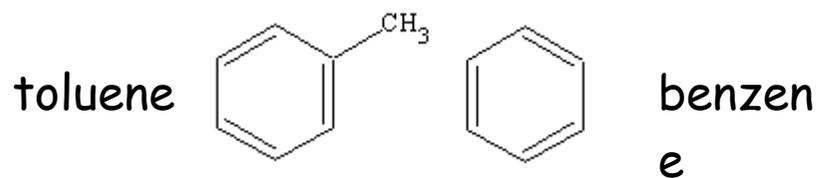
Il numero di moli di LiCl è dato da $n_{\text{LiCl}} = \frac{W_{\text{LiCl}}}{M_{\text{LiCl}}} = \frac{2}{42.4} = 0.047$ moli

La molalità della soluzione è quindi:

$$m = \frac{n_{\text{LiCl}}}{W_{\text{H}_2\text{O}}} 10^3 = \frac{W_{\text{LiCl}}}{M_{\text{LiCl}} W_{\text{H}_2\text{O}}} 10^3 = \frac{2}{42.4 \cdot 150} 10^3 = 0.31 \text{ m}$$

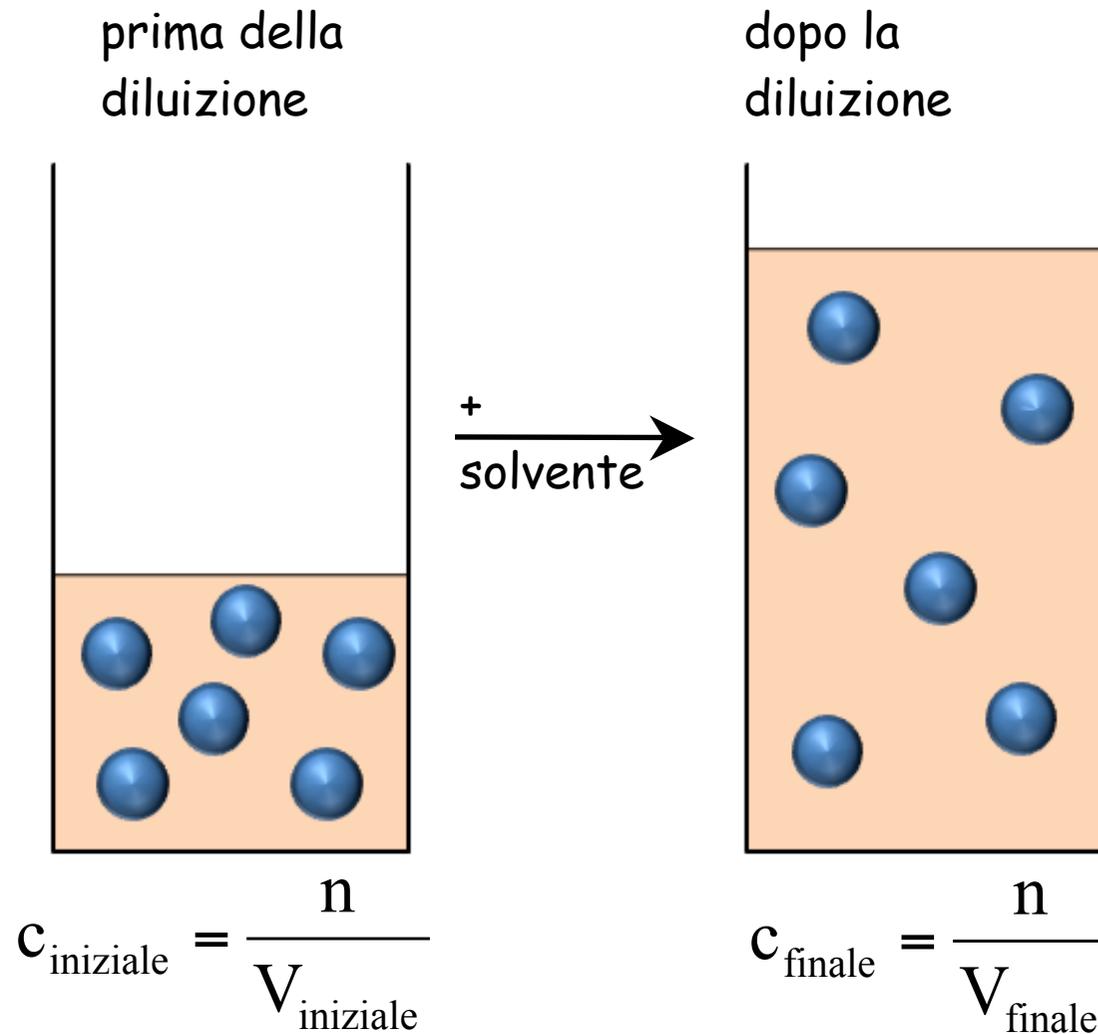
Esempio 11: Una soluzione contiene 5.0 g di toluene (C_7H_8 , massa molare = 92.14) e 225 g di benzene (C_6H_6). Si calcoli la molalità della soluzione.

Soluzione: il toluene è il soluto e il benzene il solvente



$$m = \frac{n_{\text{toluene}}}{W_{\text{benzene}}} 10^3 = \frac{W_{\text{toluene}}}{M_{\text{toluene}} W_{\text{benzene}}} 10^3 = \frac{5.0}{92.14 \cdot 225} 10^3 = 0.24 \text{ m}$$

Nelle diluizione il punto fondamentale è che il **numero di moli di soluto nella soluzione diluita finale deve essere uguale al numero di moli nella soluzione più concentrata.**



Conversioni fra le unità di concentrazione

Può essere necessario dover convertire fra loro le unità di concentrazione. Le unità di concentrazione possono essere suddivise in:

- unità che coinvolgono **rapporti fra masse** (% in peso, molalità, frazione molare). Queste sono utili nello studio delle **proprietà colligative**.
- unità che coinvolgono **rapporti fra massa e volume** (molarità, % in peso/volume). Queste sono utili nei **calcoli stechiometrici**.

La conversione fra un tipo di unità massa/massa e l'altro è relativamente semplice.

Per convertire una **unità massa/massa** in **un'unità massa/volume** è necessario convertire la massa in volume, e viceversa, utilizzando la **densità**.

In generale la **molarità** e la **molalità** di una **stessa soluzione non possono essere uguali** (benchè la loro differenza diventi trascurabile quando la soluzione è diluita).

Pesiamo 0.1 moli di cromato di potassio (K_2CrO_4 , $M = 194.2 \text{ g/mol}$), cioè 19.42 g.

0.1 m K_2CrO_4 (unità massa/massa)
si prepara sciogliendo 0.1 moli del sale in 1 kg (=1 L) di acqua.

$$V_{\text{soluzione}} > 1 \text{ L} \quad V_{\text{H}_2\text{O aggiunto}} = 1 \text{ L (1 kg)}$$

0.1 M K_2CrO_4 (unità massa/volume)
si prepara aggiungendo a 0.1 moli del sale una quantità di acqua tale da portare il volume ad 1 L

$$V_{\text{soluzione}} = 1 \text{ L} \quad V_{\text{H}_2\text{O aggiunto}} < 1 \text{ L (1 kg)}$$

La molarità **non permette di individuare la quantità esatta di solvente utilizzata** per preparare la soluzione.

Conversione fra unità massa/massa: da molalità (m) a frazione molare(x)

Qual'è la frazione molare di ciascun componente di una soluzione acquosa 0.5 m di NaCl?

Sono presenti 2 componenti, il NaCl e l'acqua. Dalla definizione di molalità sappiamo che questa soluzione contiene 0.5 moli di NaCl in 1.0 kg di acqua. Per calcolare la frazione molare è necessario conoscere **quanti moli** di acqua sono contenute in 1 kg di acqua.

$$m_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{W_{\text{H}_2\text{O}}} 10^3 \qquad n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{W_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1000}{18} = 55.5 \text{ moli}$$

$$x_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{n_{\text{NaCl}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{n_{\text{NaCl}} + \frac{W_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}} = \frac{0.5}{0.5 + \frac{1000}{18}} = 0.0089$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{NaCl}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{\frac{W_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}}{n_{\text{NaCl}} + \frac{W_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}} = \frac{\frac{1000}{18}}{0.5 + \frac{1000}{18}} = 0.9911$$

Conversione fra unità massa/massa: da molalità (m) a percentuale in peso (%w)

Qual'è la percentuale in peso del NaCl in una soluzione acquosa 0.5 m di NaCl?

Per calcolare la percentuale in peso del NaCl è necessario conoscere **quanto pesano** 0.5 moli di NaCl (M=58.44 g/mol).

$$w_{\text{NaCl}} = n_{\text{NaCl}} M_{\text{NaCl}} = 0.5 \cdot 58.44 = 29.22 \text{ g}$$

$$\%w_{\text{NaCl}} = \frac{w_{\text{NaCl}}}{w_{\text{NaCl}} + w_{\text{H}_2\text{O}}} 10^2 = \frac{n_{\text{NaCl}} M_{\text{NaCl}}}{n_{\text{NaCl}} M_{\text{NaCl}} + w_{\text{H}_2\text{O}}} 10^2 = \frac{0.5 \cdot 58.44}{0.5 \cdot 58.44 + 1000} 10^2 = 2.84\%$$

Conversione fra unità massa/massa: da frazione molare (x) a molalità (m).

Qual'è la molalità di una soluzione acquosa di NaCl con frazione molare 0.1?

Si ha a disposizione 1 mole di soluzione. Per calcolare la molalità della soluzione è necessario conoscere **quanto pesano** 0.9 moli di H₂O (M=18.01 g/mol).

$$w_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} M_{\text{H}_2\text{O}} = 0.9 \cdot 18.01 = 16.21 \text{ g}$$

$$m_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{w_{\text{H}_2\text{O}}} 10^3 = \frac{0.1}{0.9 \cdot 18.01} 10^3 = 0.617 \text{ m}$$

Conversione fra unità massa/volume: da molarità(M) a molalità (m).

Qual'è la molalità del NaCl ($M=58.44 \text{ g/mol}$) in una soluzione acquosa 4.2 M? La densità della soluzione è 1.05 g/mL.

In 1 L di soluzione vi saranno 4.2 moli di NaCl. Per calcolare la molalità della soluzione è necessario conoscere **quanti grammi di acqua sono presenti in 1 L di soluzione**. Questa informazione si ottiene dalla **densità** della soluzione.

La massa della soluzione è: $w_{\text{soluzione}} = \delta_{\text{soluzione}} \cdot V_{\text{soluzione}} = 1.05 \cdot 1000 = 1050 \text{ g}$

La massa di NaCl nella soluzione è: $w_{\text{NaCl}} = n_{\text{NaCl}} \cdot M_{\text{NaCl}} = 4.2 \cdot 58.44 = 245.4 \text{ g}$

La massa di H₂O nella soluzione è data da:

$$w_{\text{H}_2\text{O}} = w_{\text{soluzione}} - w_{\text{NaCl}} = 1050 - 245.4 = 804.6 \text{ g}$$

Infine la molalità è data da: $m_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{w_{\text{H}_2\text{O}}} 10^3 = \frac{4.2}{804.6} 10^3 = 5.22 \text{ m}$

Conversione fra unità massa/volume: da molarità (M) a frazione molare

Qual'è la frazione molare del NaCl ($M=58.44$ g/mol) in una soluzione acquosa 4.2 M?
La densità della soluzione è 1.05 g/mL.

In 1 L di soluzione vi saranno 4.2 moli di NaCl. Per calcolare la frazione molare del NaCl è necessario conoscere **quante moli di acqua sono presenti in 1 L di soluzione**. Questa informazione si ottiene dalla **densità** della soluzione.

La massa della soluzione è: $w_{\text{soluzione}} = \delta_{\text{soluzione}} \cdot V_{\text{soluzione}} = 1.05 \cdot 1000 = 1050$ g

La massa di NaCl nella soluzione è: $w_{\text{NaCl}} = n_{\text{NaCl}} \cdot M_{\text{NaCl}} = 4.2 \cdot 58.44 = 245.4$ g

La massa di H₂O nella soluzione è data da: $w_{\text{H}_2\text{O}} = w_{\text{soluzione}} - w_{\text{NaCl}} = 1050 - 245.4 = 804.6$ g

Il numero di moli di H₂O è data da: $n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{w_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{804.6}{18.01} = 44.67$ moli

Infine la frazione molare è data da:

$$x_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{n_{\text{NaCl}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{4.2}{4.2 + 44.67} = 0.086$$

Esempio 12: Si abbiano 100 g di una soluzione acquosa di acido cloridrico (HCl, $M=35.46$) al 37% in peso. Calcolate la frazione molare, la molalità e la molarità dell'HCl nella soluzione sapendo che la densità della soluzione è 1.18 g/ml.

Soluzione: In 100 g di soluzione sono contenuti 37 g di HCl e $100-37=63$ g di H_2O .

$$n_{\text{HCl}} = \frac{w_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}} = \frac{37}{35.46} = 1.04 \text{ moli} \qquad n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{w_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{63}{18.01} = 3.5 \text{ moli}$$

frazione molare:
$$x_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{HCl}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1.04}{1.04 + 3.5} = 0.23$$

molalità:
$$m_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{w_{\text{H}_2\text{O}}} 10^3 = \frac{1.04}{63} 10^3 = 16.5 \text{ m}$$

Dato che 100 g della soluzione occupano $V = w/\delta = 100/1.18 = 84.7 \text{ mL} = 0.0847 \text{ L}$

molarità:
$$c_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{V} = \frac{1.04}{0.0847} = 12.3 \text{ M}$$

La diluizione

Un altro metodo per ottenere una soluzione di data concentrazione è partire da una soluzione concentrata ed **aggiungere solvente** (**diluizione**) fino a raggiungere la **concentrazione desiderata**.

0.1 M $K_2Cr_2O_7$
in H_2O

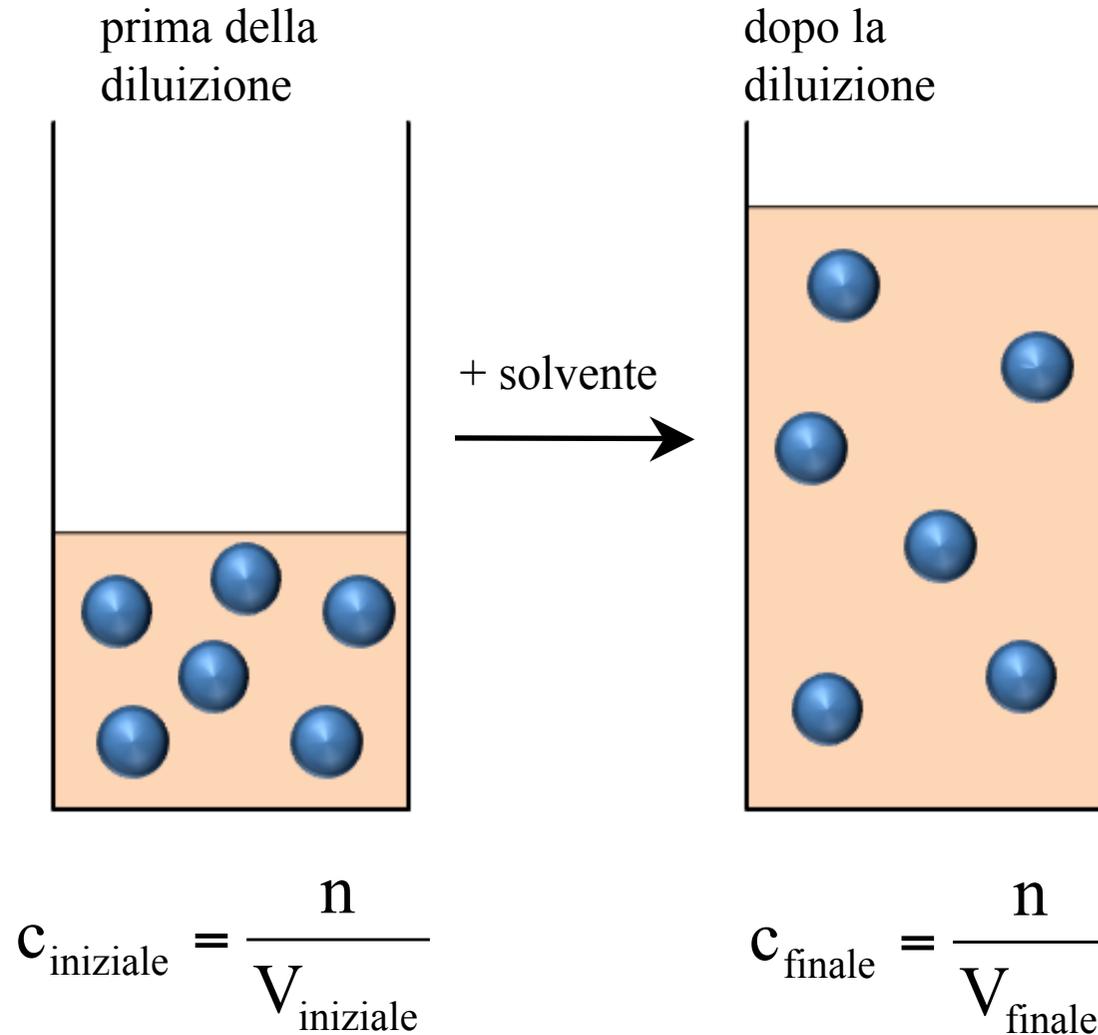
con una pipetta da
5 mL si aspirano 5
mL della soluzione
0.1 M $K_2Cr_2O_7$

si trasferiscono i 5 mL
in un matraccio da
500 mL

si porta il volume a
500 mL con H_2O
ottenendo una
soluzione 0.001 M
di $K_2Cr_2O_7$

Il rapporto $V_{\text{finale}}/V_{\text{iniziale}}$ è detto diluizione (in questo caso $500/5=100$)

Nelle diluizione il punto fondamentale è che il **numero di moli di soluto nella soluzione diluita finale deve essere uguale al numero di moli nella soluzione più concentrata.**



Dato che il numero di moli non cambia nella diluizione si può scrivere:

$$C_{\text{iniziale}} \cdot V_{\text{iniziale}} = C_{\text{finale}} \cdot V_{\text{finale}}$$

ovvero il prodotto della concentrazione e volume iniziali è uguale al prodotto della concentrazione e volume finali.

La concentrazione della soluzione diluita si ottiene da:

$$C_{\text{finale}} = C_{\text{iniziale}} \frac{V_{\text{finale}}}{V_{\text{iniziale}}}$$

Esempio 13: Quanti mL di acqua andranno aggiunti a 300 mL di una soluzione acquosa di NaCl 0.25 M per portare la concentrazione a 0.1 M?

Soluzione: rappresentando i dati in una tabella

	concentrazione (M)	volume (mL)
stato iniziale	0.25	300
stato finale	0.1	?

Dalla espressione $c_{\text{iniziale}} \cdot V_{\text{iniziale}} = c_{\text{finale}} \cdot V_{\text{finale}}$ si ricava:

$$V_{\text{finale}} = \frac{c_{\text{iniziale}}}{c_{\text{finale}}} \cdot V_{\text{iniziale}} = \frac{0.25}{0.1} 300 = 750 \text{ mL}$$

E dato che $V_{\text{finale}} = V_{\text{iniziale}} + V_{\text{aggiunto}}$ si avrà che il $V_{\text{aggiunto}} = 400 \text{ mL}$