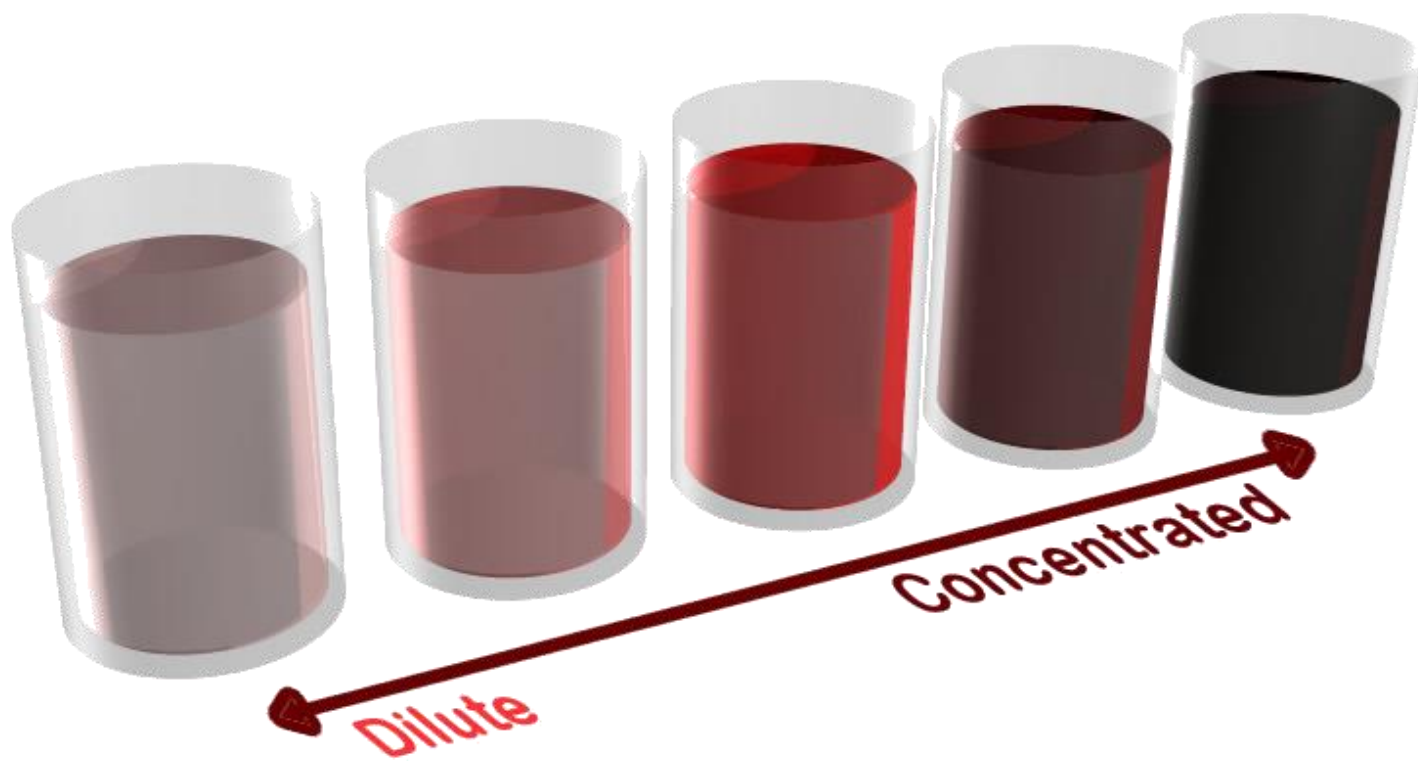
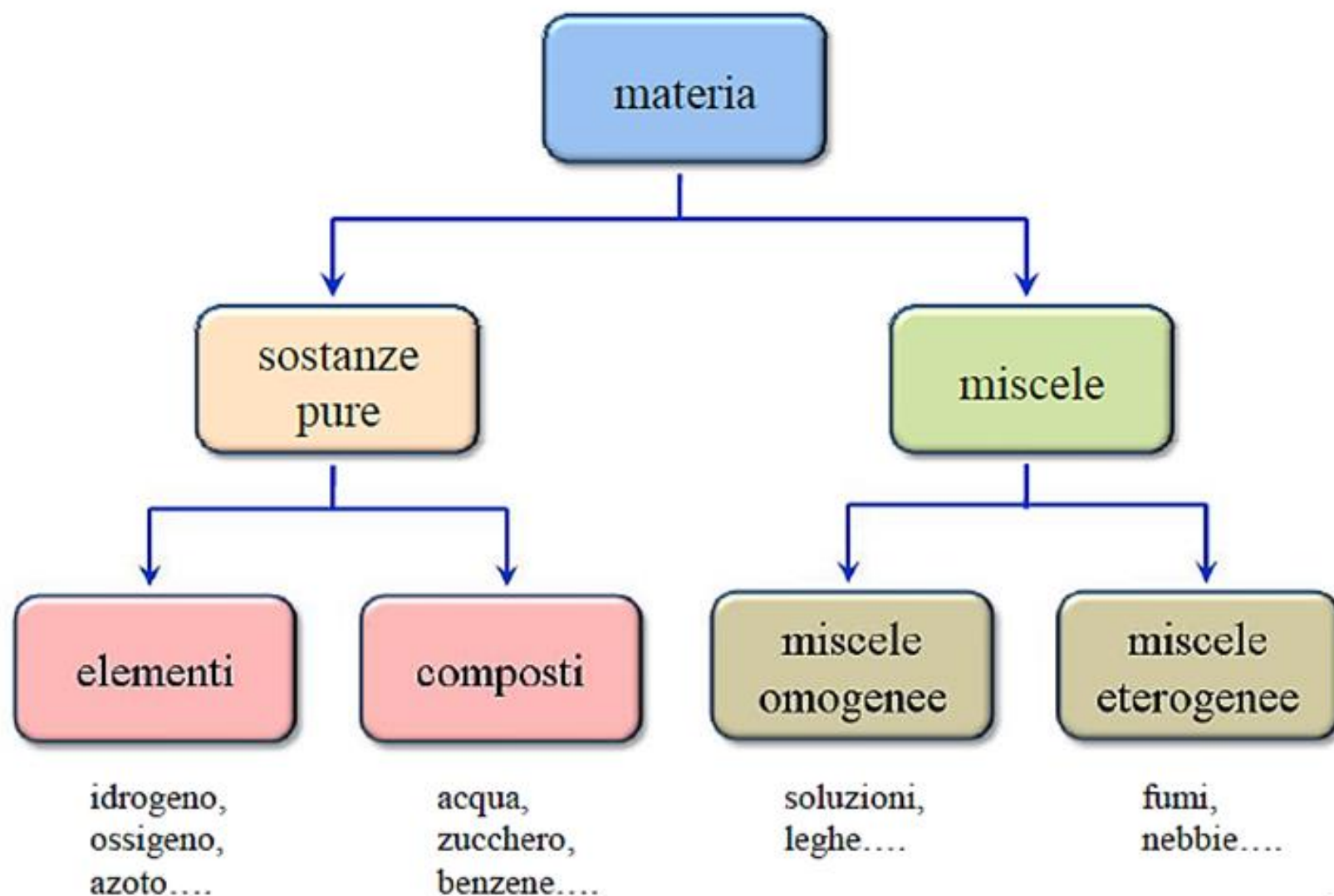


## 5. LIQUIDI: CONCENTRAZIONI





# La suddivisione della materia





# Sistemi dispersi: miscele omogenee e eterogenee

Un **SISTEMA DISPERSO** è una mescolanza (**miscela**) di più componenti. Generalmente, in un sistema disperso vi sono un **componente disperdente** ed **uno o più componenti dispersi**.

Il **componente disperdente** è quello che da solo ha lo stesso stato fisico del sistema disperso ed è presente in **maggior quantità**.

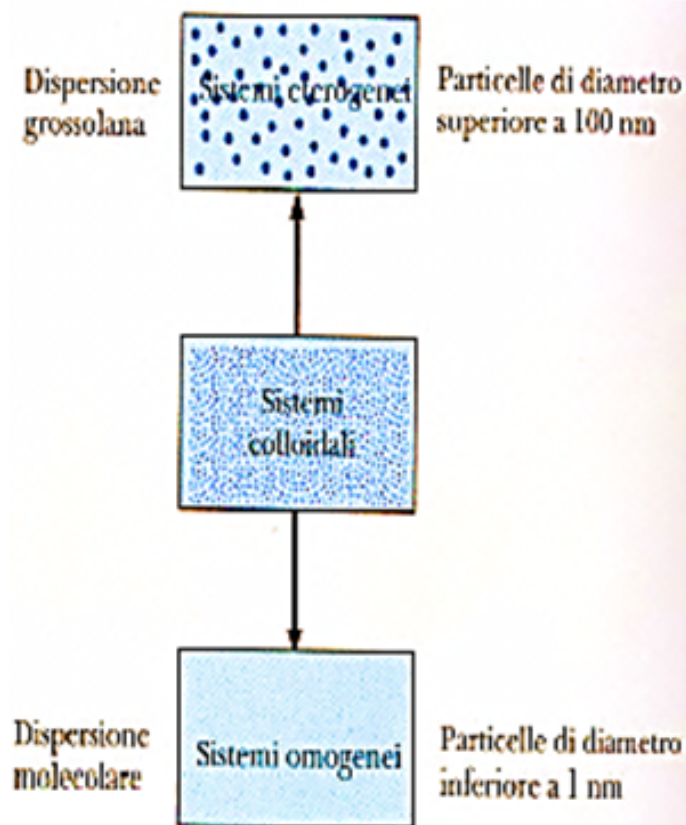
I sistemi dispersi si distinguono sulla base delle **dimensioni delle particelle** che costituiscono la fase dispersa.

Se il diametro delle particelle **supera i 100 nm**, la **DISPERSIONE** è **GROSSOLANA**.

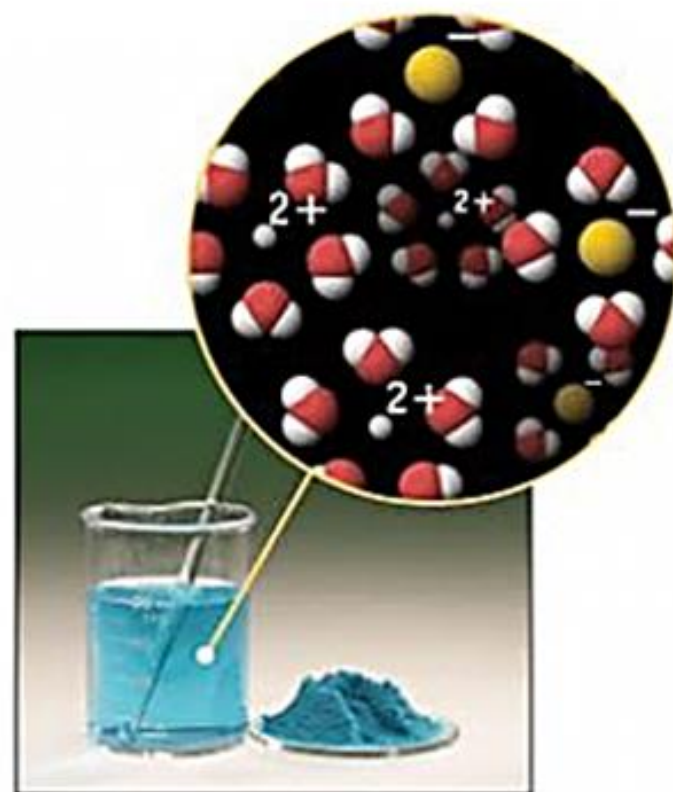
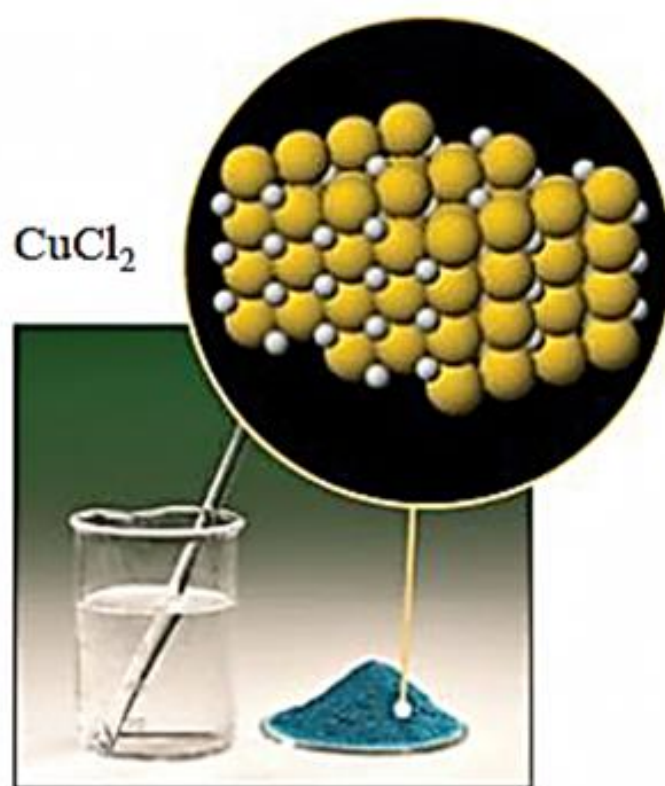
Quando il diametro è di **pochi nm**, si ha una **DISPERSIONE COLLOIDALE** o **colloide**. In entrambi i casi si distinguono **più fasi** e il sistema è da considerarsi **eterogeneo**.

Se il diametro scende **sotto 1 nm**, si ottengono delle **DISPERSIONI MOLECOLARI e/o IONICHE**.

Queste ultime sono **miscele omogenee** dotate di proprietà continue (costituite da una fase sola) e vengono chiamate **SOLUZIONI**.



# Cos'è una soluzione?



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

Alcune immagini sono state prese e modificate da "Chimica" di Kotz, Treichel & Weaver, Edises 2007, III edizione



# Cos'è una soluzione?

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

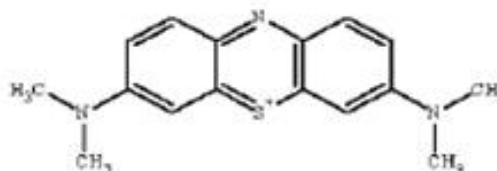
In una soluzione omogenea le particelle elementari risultano essere **distribuite in maniera uniforme** e ogni porzione della soluzione possiede le **stesse proprietà chimico-fisiche**



blu di metilene

In questa 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





# Tipi di soluzioni

## SOLUZIONI GASSOSE

***Le miscele gassose sono sempre omogenee e, quindi, formano sempre una soluzione:*** i gas sono miscibili in tutte le proporzioni (gas perfetti, legge di Dalton delle pressioni parziali).

## SOLUZIONI LIQUIDE

***Si possono formare sciogliendo in un liquido (il solvente) uno o più gas, solidi o altri liquidi.*** Ad es.:  $O_2$  disciolto in  $H_2O$  (processi biologici),  $CO_2$  disciolta in  $H_2O$ , NaCl disciolto in  $H_2O$ , alcool disciolto in  $H_2O$ .

## SOLUZIONI SOLIDE

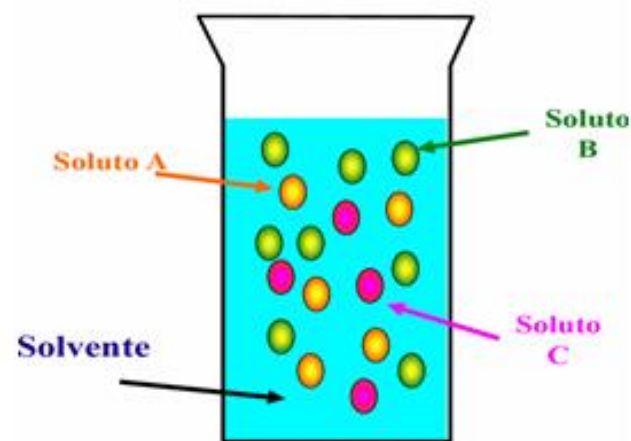
***Sono abbastanza comuni.*** Per esempio le *leghe metalliche* sono una miscela omogenea solida di più metalli (OTTONI: lega Zn/Cu, acciai al C: lega Fe/C), acciaio inox: lega Fe/Cr.





## Alcune definizioni

- Il solvente è il componente presente, in genere ma non di regola, in **maggior quantità** rispetto agli altri. 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**, espressa in unità di peso, di volume o in moli, disciolto in un certo volume o peso di soluzione o di solvente puro.
- La concentrazione può essere espressa in **unità fisiche o unità chimiche**.







# Concentrazione delle soluzioni

La quantità di soluto che si trova disciolta in una data quantità di solvente si chiama **CONCENTRAZIONE**.

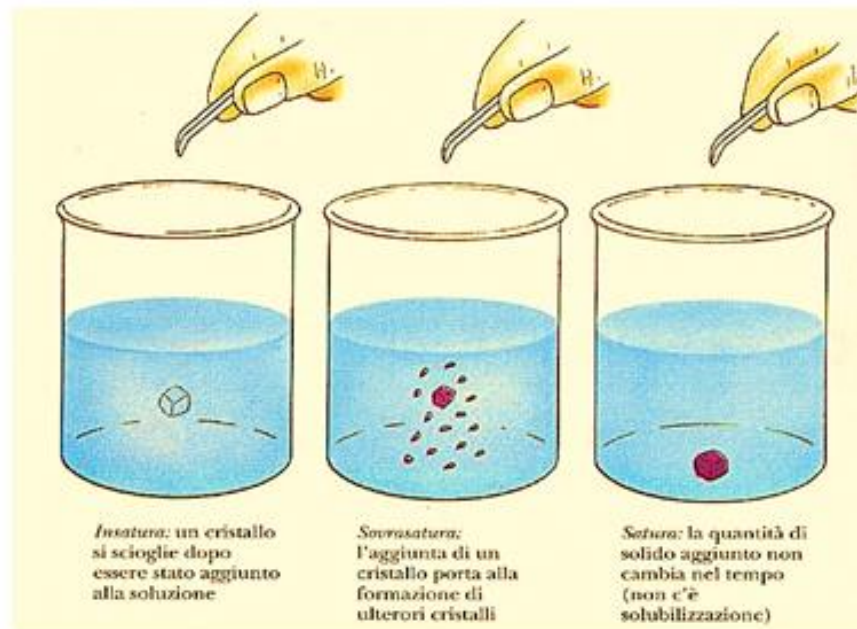
**Le soluzioni formate dagli stessi componenti possono presentare proprietà diverse.**

*Es.: se prendiamo una soluzione di acqua e sale che usiamo per cucinare e all'acqua aggiungiamo quantità di sale diverse, ogni volta che aggiungiamo il sale il sapore della soluzione cambia, diventa sempre più salata.*

Quindi **se la quantità di solvente rimane uguale, le proprietà della soluzione cambiano rispetto alla quantità di soluto che viene disciolto.**

**Quanto soluto è possibile sciogliere in un solvente ?**

*Se prendiamo un bicchiere di  $H_2O$  e mettiamo alcuni cristalli di  $KMnO_4$ , poi agitiamo il bicchiere, vediamo che i cristalli di  $KMnO_4$  si sono sciolti. I cristalli di  $KMnO_4$  sono di colore viola e man mano che aggiungiamo i cristalli di solfato di rame vediamo che l'acqua diventa viola. **Se continuiamo ad aggiungere cristalli di  $KMnO_4$  all'acqua, vediamo che ad un certo punto questi cristalli non si sciolgono più...***





# Soluzioni sature e solubilità

**...perché? ...perché la soluzione è satura !**

Una **SOLUZIONE** è chiamata **SATURA** quando ad una certa temperatura la quantità di soluto disciolto nel solvente è arrivata alla quantità massima, in quantità maggiore non si discioglie. La quantità massima di soluto che si può sciogliere in un solvente è chiamata **solubilità** del materiale.

Es.: in 100 g d'acqua con una temperatura di  $20^{\circ}\text{C}$  si possono sciogliere massimo 34 g di cloruro di potassio. Quindi 34 g è la solubilità del cloruro di potassio in 100 g di acqua con  $20^{\circ}\text{C}$ . Questa solubilità si esprime così: 34 g / 100 g acqua

In **condizioni particolari** è possibile ottenere concentrazioni superiori a quelle della soluzione satura. Si parla allora di **soluzione sovrassatura**.

Sono sistemi instabili e, se perturbati meccanicamente o chimicamente, il soluto solubilizzato in eccesso si separa dalla soluzione e precipita sul fondo del recipiente



# Misura della concentrazione delle soluzioni

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

LE MASSE SONO SEMPRE ADDITIVE; I VOLUMI A VOLTE NO (forze intermolecolari)!

## unità fisiche

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



## unità chimiche

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

Il SI e la IUPAC hanno soppresso l'uso della normalità

Le unità di concentrazione che contengono il **volume** dipendono dalla **temperatura**. perché  $V$  varia con  $T$  !!!





# Percentuale in peso

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.

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



**ES 5.1]** Calcolare le percentuali in peso dei due componenti di una soluzione preparata sciogliendo 65.39 g di  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$  in 114.2 g di  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ .

$$\% \frac{w}{w} = \frac{m_{\text{SOLUTO}}(g)}{m_{\text{SOLUZIONE}}(g)} \cdot 100$$



## Percentuale in volume

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)

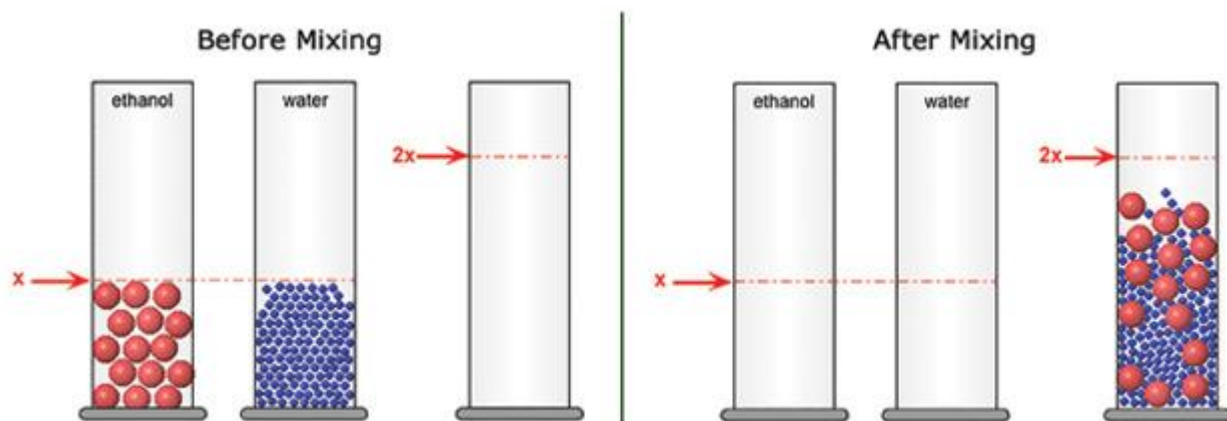
**Esempio 4:** Si mescolano 110 mL di alcol etilico ( $C_2H_5OH$ ) con 890 mL di acqua. Calcolare la percentuale in volume dell'etanolo.

Soluzione:

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

**ES 5.2]** Si mescolano 25.0 mL di  $C_2H_6O$  (etanolo) e 95.5 mL di acqua: calcolare la percentuale in volume dei due componenti, sapendo che il volume finale della soluzione è di 116.8 mL.

$$\% \frac{V}{V} = \frac{V_{SOLUTO}(mL)}{V_{SOLUZIONE}(mL)} \cdot 100$$







## Percentuale in massa/volume

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** in ml

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

Soluzione:

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



**ES 5.3]** Una soluzione contiene 8.0 g di soluto in 250 g di solvente e ha una densità di 1.08 g mL<sup>-1</sup>. Calcolare la %m/v della soluzione.

$$\% \frac{m}{V} = \frac{m_{SOLUTO}(g)}{V_{SOLUZIONE}(mL)} \cdot 100$$

# Frazione molare

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 ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ , massa molecolare = 98 g/mol) al 10% in peso?

Soluzione:

Una soluzione acquosa al 10% in peso di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  contiene 10 g di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( pari a 10/98 moli ) e 90 g di  $\text{H}_2\text{O}$  (pari a 90/18 moli):

$$X_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{H}_2\text{SO}_4} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{\frac{10}{98}}{\frac{10}{98} + \frac{90}{18}} = 0.02 \quad \text{e} \quad X_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - X_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0.98$$





**ES 5.4]** Calcolare la frazione molare dei due componenti di una soluzione preparata sciogliendo 65.39 g di  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$  (nitrobenzene) in 114.2 g di  $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$  (piridina).

$$\chi_i = \frac{mol_i}{mol_{TOT}}$$

$$\sum \chi_i = 1$$



# Molarità

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

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

numero di moli  
dell'i-esimo componente

volume della soluzione in L

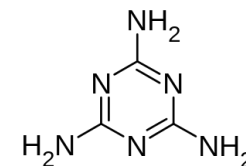
L'uso di questo tipo di concentrazione si dimostra comodo perché una soluzione di molarità nota si ottiene **pesando il soluto** (o i soluti), **disciogliendolo nel solvente** e **portando** la soluzione al volume desiderato con il solvente.





**ES 5.5]** Calcolare la massa di  $\text{C}_3\text{H}_6\text{N}_6$  (melammina) contenuta in 110.3 mL di soluzione 0.350 M.

$$M = \frac{\text{mol}_{\text{SOLUTO}}}{V_{\text{SOLUZIONE}}(\text{l})}$$



La **melammina** è un composto eterociclico fortemente azotato. Il composto, in virtù della presenza del gruppo  $\text{NH}_2$  nella molecola e del suo elevato tenore d'azoto, può falsare alcuni metodi di determinazione analitica della concentrazione di proteine negli alimenti, in quanto le proteine sono anch'esse formate da polimeri aminoacidici, dotati del gruppo funzionale. Per simulare in modo criminale una maggiore presenza proteica, si sono verificati gravissimi casi di intossicazione alimentare dovuta a sofisticazione con questo composto. Il fatto avvenne per la prima volta nel 2005, in tutto il nord America, con fatti di evidenza veterinaria e morte di animali da compagnia, e in seguito - per quanto noto - dal 2008 in Cina, con sofisticazione di latte in polvere e non, di largo uso pediatrico. Il fatto ha causato in primo luogo danni a carico dei reni, migliaia di intossicazioni e persino la morte di alcuni bambini.



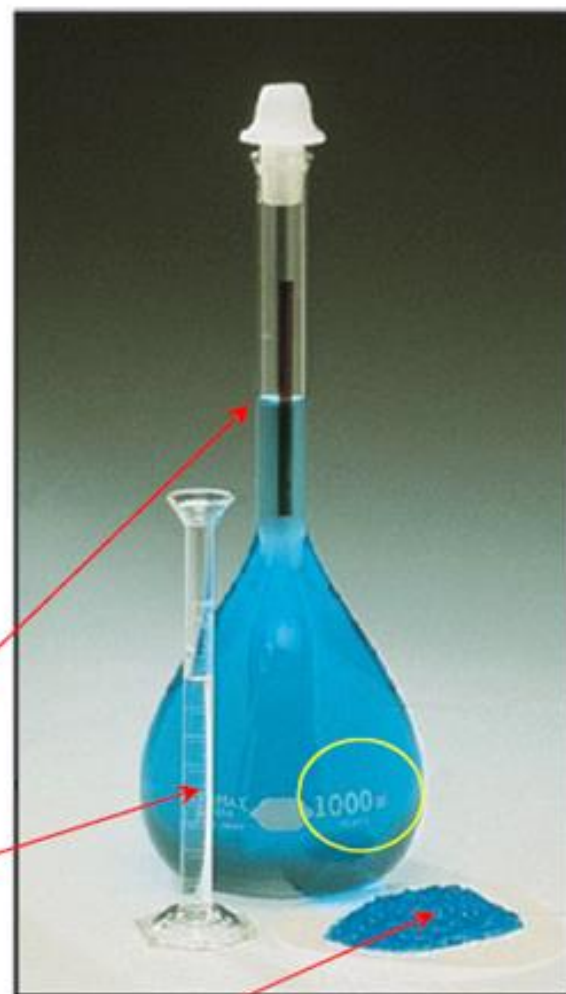
# Volume della soluzione e volume del solvente

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  $w = 0.1 \cdot 249.7 \cdot 1 = 25 \text{ g}$  del composto e scioglierli in 1 L di soluzione.

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



25 g di  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$



**ES 5.6]**  $1.00 \cdot 10^{-2}$  L di soluzione acquosa di HCl 0.150 M sono aggiunti a 0.400 L di una soluzione acquosa di HCl  $2.50 \cdot 10^{-3}$  M. Calcolare la molarità della soluzione risultante.



**ES 5.7]** Calcolare il volume di  $\text{NH}_3$ , a  $70.0\text{ }^\circ\text{C}$  e  $1.05\text{ atm}$ , necessario per preparare  $4.00\text{ L}$  di una soluzione acquosa  $0.500\text{ M}$ .





# Molalità

È definita come il **numero di moli del soluto i 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:

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

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.

**ES 5.8]** Determinare la molalità di una soluzione acquosa di densità  $1.123 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ , contenente 10.50 g di  $\text{HNO}_3$  in un volume di 503.0 mL.

$$m' = \frac{\text{mol}_{\text{SOLUTO}}}{m_{\text{SOLVENTE}} (\text{Kg})}$$

$$m_{\text{SOLVENTE}} = m_{\text{SOLUZIONE}} - m_{\text{SOLUTO}}$$

# Molarità e molalità

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 ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $M = 194.2 \text{ g/mol}$ ), cioè 19.42 g.

**0.1 m  $\text{K}_2\text{CrO}_4$**  (unità massa/massa)  
si prepara sciogliendo 0.1 moli del sale in 1 kg ( $\approx 1 \text{ L}$ ) di acqua.

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

**0.1 M  $\text{K}_2\text{CrO}_4$**  (unità massa/volume)  
si prepara aggiungendo a 0.1 moli del sale una quantità di acqua tale da portare il volume ad 1 L

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

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



19.42 g di  $\text{K}_2\text{CrO}_4$





# Normalità

Indica il numero di equivalenti di un soluto disciolti in un litro di soluzione.

$$N = \frac{n_{eq}}{V}$$

numero di equivalenti del componente

volume della  
soluzione in L

$$n_{eq} = \frac{m}{M_{eq}} = \frac{m \cdot z}{MM}$$

valenza  
operativa

peso molecolare

peso equivalente

Inoltre,  $N = M * z$ ,  
dove M = molarità

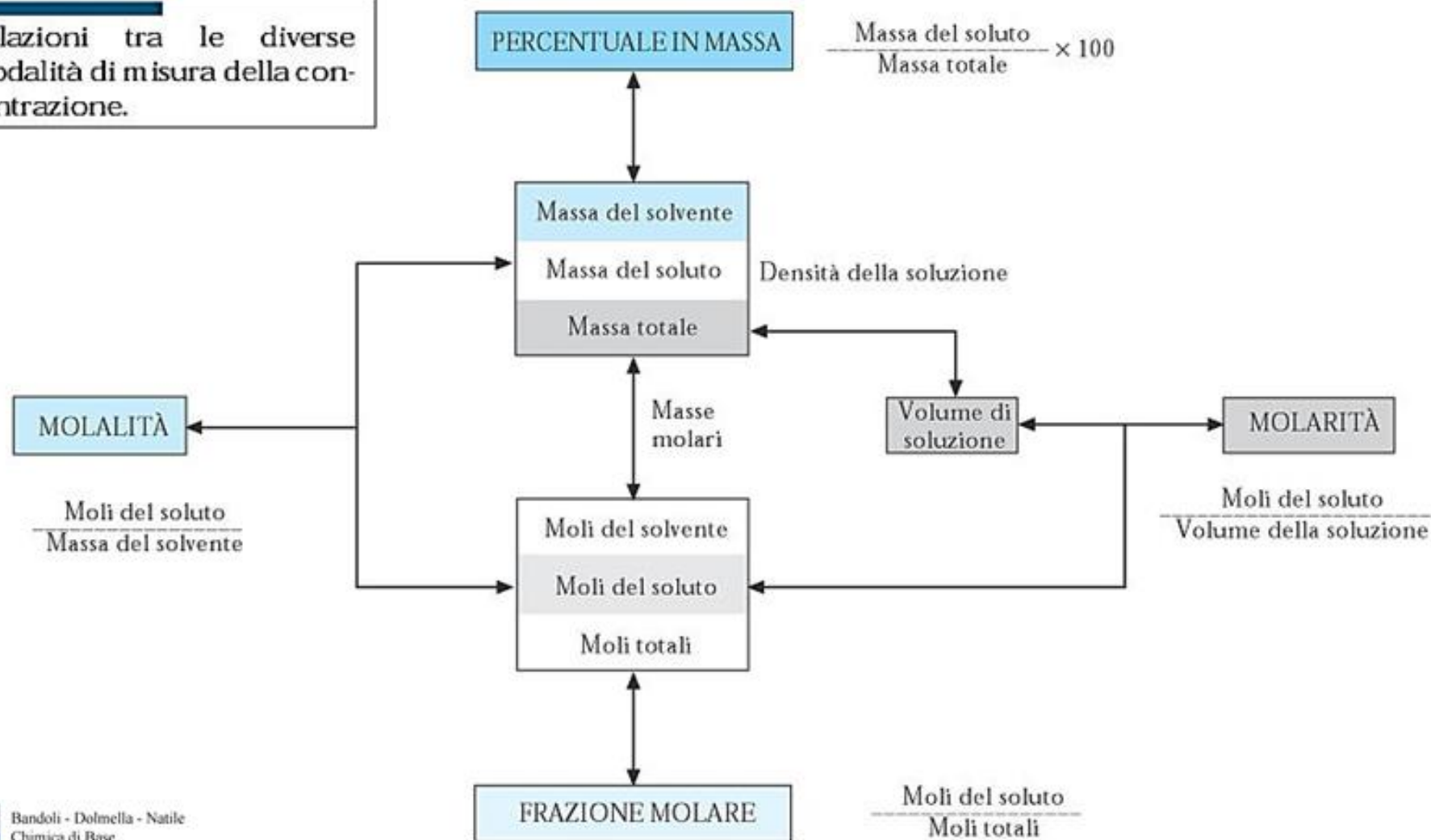
La valenza operativa z varia a seconda del soluto in questione:

- per gli acidi: z = numero di ioni  $H^+$  rilasciati
- per i sali: z = numero di cariche (+) o (-)
- per gli idrossidi: z = numero di ioni  $OH^-$  rilasciati
- per le reazioni redox: z = numero di elettroni scambiati nella semireazione



# Relazioni tra le modalità di misura della concentrazione

Relazioni tra le diverse modalità di misura della concentrazione.





## Conversioni tra 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**.

*esempi al fondo e ad esercitazioni...*





# 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  $K_2Cr_2O_7$

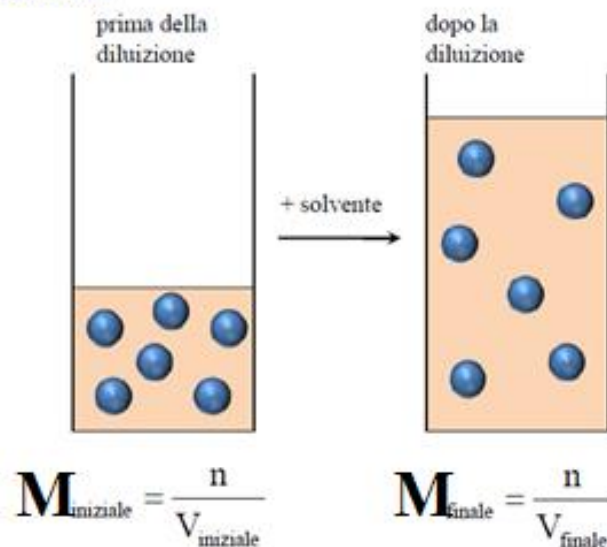
Il rapporto  $V_{\text{finale}}/V_{\text{iniziale}}$  è detto diluizione (in questo caso  $500/5=100$ )





# Diluizione

Nelle diluizioni 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:

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

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:

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





**ES 5.9]** Si vogliono diluire 75.0 mL di una soluzione di  $\text{CaCl}_2$  0.600 M a 0.350 M. Calcolare il volume finale della soluzione e quello di  $\text{H}_2\text{O}$  da aggiungere.

$$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$$



**ES 5.10]** Si vuole preparare una soluzione acquosa di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  2.00 M avente un volume pari a 10.0 mL. Si ha a disposizione un recipiente che contiene  $\text{H}_2\text{SO}_4$  al 53.6% in peso, di densità  $1.44 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ . Calcolare il volume di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  da prelevare.

$$M = \frac{\% \frac{w}{w} (\text{decimale}) \cdot \rho (\text{g} \cdot \text{l}^{-1})}{MM (\text{g} \cdot \text{mol}^{-1})}$$

**EVAPORAZIONE:** PASSAGGIO DALLO STATO LIQUIDO ALLO STATO GASSOSO. E' UN PROCESSO ENDOTERMICO (IL GAS HA MAGGIORE ENERGIA CINETICA DEL LIQUIDO)

**TENSIONE DI VAPORE:** PRESSIONE ESERCITATA DALLA FASE VAPORE SULLA FASE LIQUIDO IN CONDIZIONI DI EQUILIBRIO (N° DI PARTICELLE CHE EVAPORANO = N° DI PARTICELLE CHE CONDENSANO). QUANDO LA TENSIONE DI VAPORE È UGUALE ALLA PRESSIONE ESTERNA, LIQUIDO E VAPORE SONO IN EQUILIBRIO: SI È QUINDI AL PUNTO DI EBOLLIZIONE

LA TENSIONE DI VAPORE CRESCE AL CRESCERE DELLA TEMPERATURA, IN BASE ALLA **LEGGE DI CLAUSIUS-CLAPEYRON:**

$$\ln \frac{p_2}{p_1} = -\frac{\Delta H_{vap}}{R} \cdot \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

$$R = 8.31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$





**ES 5.11]** Sapendo che l'entalpia di vaporizzazione del tetraclorometano è  $33.05 \text{ kJ mol}^{-1}$  e la pressione di vapore a  $57.8^\circ\text{C}$  è pari a 405 torr, calcolare la pressione di vapore a  $25.0^\circ\text{C}$ .

*Il tetraclorometano è un composto sintetico anche noto anche come freon 10 (o CFC 10). A temperatura ambiente è un liquido apolare, volatile, dal caratteristico odore dolciastro, avvertibile anche a basse concentrazioni. È un composto molto tossico perché capace di innescare reazioni a catena radicaliche che degradano le membrane cellulari. Non infiammabile, è stato usato in passato negli estintori e come liquido di raffreddamento, ma è stato via via sostituito da altri composti per via della sua tossicità.*



## ESERCIZI/ 12

**ES 5.12]** Calcolare il volume a cui si devono diluire 30.0 mL di HCl 5.50 M per ottenere una soluzione 0.85 M.

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 6.1$$

**ES 5.13]** Calcolare il volume di H<sub>2</sub>O da aggiungere a 150 mL di NaCl 0.10 M per ottenere una soluzione  $3.0 \cdot 10^{-2}$  M.

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 5.5$$

**ES 5.14]** Calcolare la molarità di una soluzione di HCl al 15.0 %w/w, di densità  $1.19 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ .

$$M = 4.90$$

**ES 5.15]** Calcolare la molarità di una soluzione preparata mescolando 5.0 L di H<sub>2</sub>O e 2.0 L di NaCl 0.20 M.

$$M = 7 \cdot 10^{-2}$$

**ES 5.16]** Calcolare il volume di HCl gassoso che deve essere sciolto in H<sub>2</sub>O, a NTP, per ottenere 1.50 L di una soluzione 1.50 M.

50.4 L

**ES 5.17]** Calcolare a quale volume occorre diluire con H<sub>2</sub>O una soluzione di 50 mL di HCl al 37.0 %w/w e densità 1.20 g · mL<sup>-1</sup>, affinché la sua concentrazione diventi 8.00 M.

76.1 mL

**ES 5.18]** Calcolare la molalità di una soluzione acquosa di 350 g contenente 5.31 g di Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

0.18 m

**ES 5.19]** Calcolare la massa di Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> da aggiungere a 500 mL di H<sub>2</sub>O (di densità unitaria) affinché la molalità degli Na<sup>+</sup> sia 0.15 m.

4.1 g



## ESERCIZI/ 14

**ES 5.20]** Calcolare la molarità degli ioni  $\text{Na}^+$  in una soluzione acquosa contenente  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  0.25 M e  $\text{NaCl}$  0.25 M.

1.50 M

**ES 5.21]** Calcolare la massa di solvente presente in 2.50 L di una soluzione di nitrato d'argento 3.000 M, avente densità  $1.161 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ .

1.63 kg

**ES 5.22]** Calcolare la molalità di una soluzione di acido nitrico 1.20 M, di densità pari a  $1.19 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ .

1.80 m

**ES 5.23]** Calcolare le moli di  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  che, insieme ad  $\text{H}_2\text{O}$ , si formano dalla reazione tra 25.0 ml di  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $2.0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$  e 30.0 ml di  $\text{NaOH}$   $5.0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ .

$5.0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

**ES 5.24]** Determinare il volume di  $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$  (etere etilico, densità  $0.715 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ ) che deve essere addizionato a  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  (diclorometano) per ottenere 250 g di soluzione contenente  $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$  al 15.0% in peso.

52.4 mL





**ES 5.25]** Calcolare il volume di NO gassoso che si ottiene, a NTP, facendo reagire 2.50 L di  $\text{HNO}_3$   $1.0 \cdot 10^{-2}$  M con 0.25 g di Cu, secondo la reazione  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ .

17.01 · 6.5

**ES 5.26]** Una miscela gassosa contiene il 30 %w/w di  $\text{F}_2$  e il rimanente di  $\text{Cl}_2$ . Calcolare le pressioni parziali dei due gas, sapendo che 3.1 g della miscela occupano 1.7 L a 25 °C.

$$p_{\text{F}_2} = 0.35 \text{ atm}; p_{\text{Cl}_2} = 0.44 \text{ atm}$$

**ES 5.27]** In una miscela gassosa, si ha  $p(\text{N}_2) = 0.350$  atm,  $p(\text{O}_2) = 0.200$  atm e  $p(\text{H}_2) = 0.450$  atm. Calcolare la percentuale in peso di  $\text{N}_2$  nella miscela.

57.3%

**ES 5.28]** La pressione di vapore saturo dell'acqua a 25 °C è 26.75 torr e la sua entalpia di vaporizzazione a tale temperatura ammonta a 44.0 kJ mol<sup>-1</sup>. Si calcoli la pressione di vapore dell'acqua a 35 °C.

48 torr