

MISCELE E SOLUZIONI



In chimica, si possono distinguere sistemi o miscele eterogenee ed omogenee.

- Sistema eterogeneo → miscela di due o più sostanze in cui **la composizione varia localmente**.

CARATTERISTICHE

1. I componenti mantengono le caratteristiche proprie e ciò permette di individuarli anche se sono ben mescolati.
2. I componenti possono essere mescolati in diverse quantità e proporzioni.
3. I componenti possono essere separati mantenendo immutate le loro proprietà.
4. Le proprietà della miscela possono risultare diverse.



Si distinguono 2 componenti:

1) Fase disperdente: componente in maggiore quantità

2) Fase dispersa: tutti gli altri componenti (minor quantità)

In base alla dimensione della fase dispersa, si distinguono:

- **Sospensione**, particelle della fase dispersa $> 1 \mu\text{m}$ (10^{-6} m). Le fasi sono separabili per gravità.

- **Dispersione o soluzione colloidale**, particelle comprese tra 1 nm (10^{-9} m) ed 1 μm (sistema microeterogeneo).

Dimensioni delle particelle di soluto (p)	Sistema	Esempi
$p < 10^{-9}$ m (nm)	Sistema omogeneo (soluzione)	Acqua salata Acqua zuccherata
10^{-9} m $< p < 10^{-6}$ m (nm $< p < \mu\text{m}$)	Sistema microeterogeneo (dispersione o soluzione colloidale)	Panna montata Proteine in acqua Fumo Nebbia Plasma
$p > 10^{-6}$ m (μm)	Sistema eterogeneo (sospensione)	Sangue



Panna montata (*schiuma*)

Fase disperdente: Panna liquida

Fase dispersa: Aria



Nebbia (*aerosol*)

Fase disperdente: Aria

Fase dispersa: vapore acqueo



Maionese (*emulsione*)

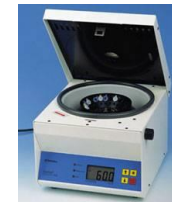
Fase disperdente: Olio

Fase dispersa: Acqua

I componenti delle miscele eterogenee si possono separare tramite processi fisici.

Miscele eterogenee

<i>Stato fisico dei componenti</i>	<i>Tecnica di separazione</i>
Solido – liquido	Decantazione Filtrazione Centrifugazione
Liquido – liquido	Centrifugazione Estrazione (con imbuto separatore)
Solido – solido	Cristallizzazione Sublimazione



- Sistema omogeneo → miscela la cui **composizione è identica in ogni suo punto**. Si parla di **SOLUZIONE!!**

CARATTERISTICHE

1. I componenti non si riescono più a distinguere tra loro.
2. I componenti possono essere mescolati in molte proporzioni.
3. I componenti possono essere separati cambiando lo stato di aggregazione o sfruttando cambiamenti di solubilità.
4. Le proprietà chimico-fisiche (densità, punto di fusione, punto di ebollizione, colore, sapore) sono identiche in ogni punto.

Si distinguono 2 fasi:

- 1) Solvente** (fase disperdente): presente in maggior quantità (es. acqua)
- 2) Soluti** (fase dispersa): sostanze disciolte nel solvente (es. NaCl).

In base allo stato di aggregazione, si distinguono diversi tipi di soluzioni:

a) Soluzioni gassose → soluto (gas o vapore) disperso in solvente gassoso.

Rispettano le leggi dei gas ideali.

Es. due gas A e B.

$$P_{tot} V = (n_A + n_B)RT$$

$$P_A V = n_A RT \quad e \quad P_B V = n_B RT$$

$$P_{tot} = P_A + P_B \rightarrow \textit{legge di Dalton}$$

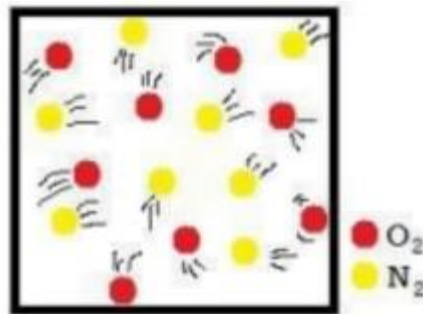


Fig. 2: N2 mixed with O2
(molecules not drawn to scale)

gassose

b) Soluzioni liquide → soluto disperso in solvente liquido.

A seconda della fase del soluto:



- *Soluto gassoso* (es. acqua gassata)

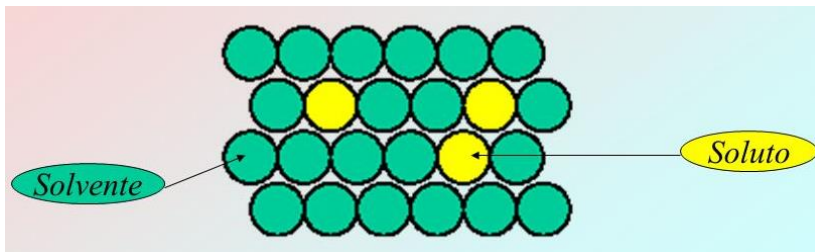
- *Soluto liquido* (es. etanolo in acqua)



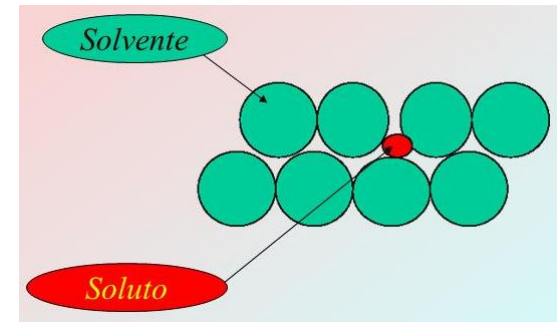
- *Soluto solido* (es. acqua salata o zuccherata)

c) **Soluzioni solide** → soluto solido disperso in solvente solido (es. leghe metalliche)

La struttura cristallina del solvente resta immutata: il soluto rimpiazza il solvente senza distorcere il reticolo cristallino.



Soluzioni «Sostituzionali»



Soluzioni «Interstiziali»

I **gel** sono miscele microeterogenee in cui i solidi sono dispersi uniformemente nei liquidi (formano un «telaio» nel sistema). Lo stato fisico della miscela è solido.



Anche i componenti delle soluzioni si possono separare

Miscele omogenee

Stato fisico componenti

Tecnica

Solido – liquido

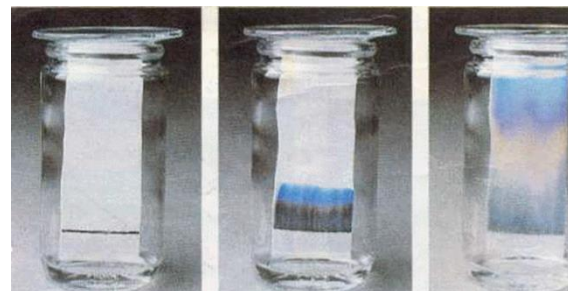
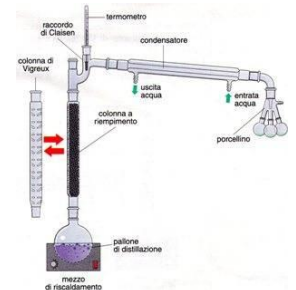
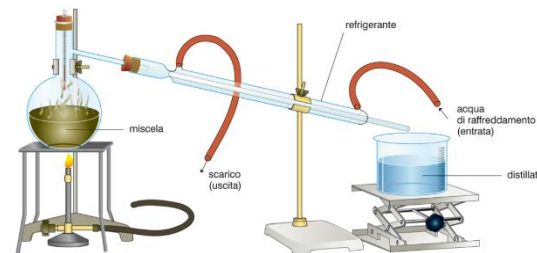
Evaporazione-
cristallizzazione

Liquido – liquido

Distillazione
semplice o
frazionata

Materiale
organico (soluti)-
liquido

Cromatografia



SOLUZIONI

Per caratterizzare una soluzione, oltre a conoscere quali soluti e solvente sono presenti, è necessario definire la composizione relativa dei componenti → la **CONCENTRAZIONE**.

PROPRIETA' DELLA CONCENTRAZIONE

- 1) Caratterizza un sistema indipendentemente dalla quantità di soluzione.
- 2) La concentrazione di un soluto in una soluzione NON può assumere qualunque valore, dipende dalla sua solubilità!

Metodi per esprimere la concentrazione di una soluzione

Metodo	Simbolo	Soluto	Soluzione
Frazione molare	χ_A	Numero moli	Moli totali
Percentuale peso/peso	% p/p	n. grammi	100 grammi
Percentuale peso/volume	% p/v	n. grammi	100 ml
Percentuale volume/volume	% v/v	n. ml	100 ml
Parti per Milione	ppm	n. mg (o n. μg)	1 litro (o 1 ml)
Molarità	M	n. moli	1 litro
Normalità	N	n. grammi equivalenti	1 litro

Frazione molare (χ)

Rapporto tra numero di moli di soluto e numero moli totali.

Es. 3 componenti A, B e C.

$$\chi_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C}$$

1) Se il soluto si dissocia, bisogna considerare il numero di ioni in cui si dissocia (es. Na^+ e Cl^-)

$$\chi_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{Na}^+} + n_{\text{Cl}^-}}$$

2) Una sostanza pura ha $\chi = 1$.

Percentuale peso/peso (%p/p)

Grammi soluto presenti in **100 g di soluzione**

$$\%p/p = \frac{g \text{ soluto}}{g \text{ soluzione}} * 100$$

Si usa soprattutto per sostanze solide e prodotti commerciali (indica il grado di purezza).

Esempio:

Calcolare la % p/p di 7 g di NaCl sciolti in 370 g di acqua.

Percentuale peso/volume (%p/v)

Grammi soluto presenti in **100 ml di soluzione**

$$\%p/v = \frac{g \text{ soluto}}{ml \text{ soluzione}} * 100$$

Esempio:

Calcolare la %p/v di una soluzione in cui sono stati disciolti 4 g NaCl in 25 ml di soluzione.

%p/p e %p/v sono collegate tra loro: per passare da una all'altra basta conoscere la densità (m/V) della soluzione.

$$\%p/v = \%p/p * d$$

Esempio:

Calcolare la %p/v di una soluzione di acido acetico al 99% p/p (densità=1,05 g/ml)

Percentuale volume/volume (%v/v)

millilitri soluto presenti in 100 ml di soluzione

$$\%v/v = \frac{\text{mL soluto}}{\text{mL soluzione}} * 100$$

Esempio:

Calcolare la %v/v di una soluzione contenente 5 ml di etanolo in 25 ml di soluzione.

Molarità (M)

Numero di moli di soluto in 1 L di soluzione.

$$M = \frac{\text{moli soluto } (n)}{\text{L soluzione } (V)}$$

Come si calcola la mole?

$$n = \frac{g}{PM}$$

Esempio:

Calcolare la molarità di una soluzione di H_2SO_4 (PM=98) che contiene 48 gr di acido sciolti in 280 ml di soluzione.

Per soluzioni diluite, spesso si usano sottomultipli della molarità:

mM $\rightarrow 10^{-3}$ M o 0,001M

$\mu\text{M} \rightarrow 10^{-6}$ M o 0,000001 M

nM $\rightarrow 10^{-9}$ M o 0,000000001 M

Inoltre...

mM = mmol/litro oppure $\mu\text{mol/ml}$

$\mu\text{M} = \mu\text{mol/litro}$ oppure nmol/ml

nM = nmol/litro oppure pmol/ml

Molalità (m)

Moli di soluto in 1 Kg di solvente

$$\text{molalità (m)} = \frac{\text{moli soluto}}{\text{Kg solvente}}$$

Usata raramente, ha il vantaggio di essere **indipendente dalla temperatura.**

Esempio:

Calcolare la molalità di una soluzione preparata sciogliendo 50 g NaCl (PM=58 g/mol) in 700 g di acqua.

Diluizioni

Consiste nella diminuzione della concentrazione di soluto trasferendone un piccolo volume in uno maggiore di solvente.

Quello che cambia sono la concentrazione di soluto ed il volume, **la quantità di soluto non varia!!!**

Due modi per calcolare come diluire una soluzione:

$$\text{Fattore di diluizione (F.D)} = \frac{C_i}{C_f}$$

$$V_i = \frac{V_f}{F.D.}$$

Numero moli soluto prelevate (iniziali) = numero moli soluto diluite (finali)

Ricordando che $n = M \cdot V$...

$$C_1 * V_1 = C_2 * V_2$$

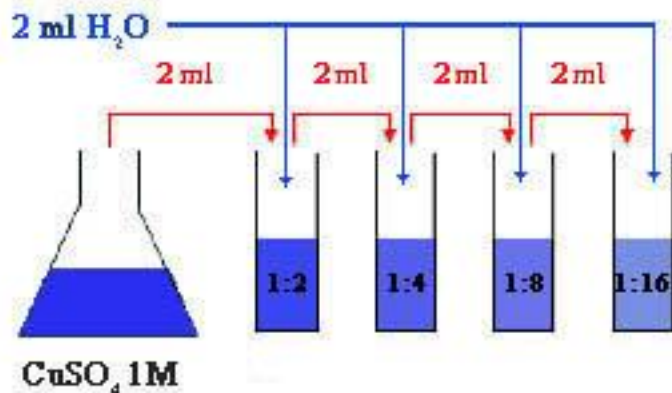
Diluizioni seriali (o scalari)

Metodo utilizzato per analizzare rapidamente un intervallo di concentrazioni molto ampio.

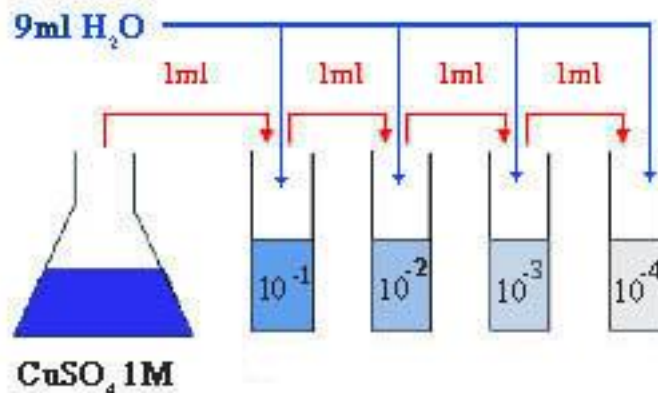
Come si procede?

- 1) Si prende un volume di campione concentrato (S1) e lo si mischia ad un volume noto di diluente in base al fattore di diluizione desiderato (es. F.D. = 2, $V_{\text{diluente}}=0,5 \text{ ml}$, $V_{\text{campione}} = 0,5 \text{ ml}$) \rightarrow S2.
- 2) Si preleva sempre lo stesso volume di campione (0,5 ml) dalla S2 e lo si mischia con lo stesso volume di diluente (0,5 ml) \rightarrow S3.... E così via.

Diluizione scalare in ragione 2 del CuSO_4 1M



Diluizione scalare in ragione 10 del CuSO_4 1M



Come preparare una soluzione

- 1) Calcolare i grammi di soluto da sciogliere nella soluzione.
- 2) Pesare la polvere su una cartina e mettere la polvere pesata in un becker contenente un piccolo volume di acqua.
- 3) Mescolare fino a completa dissoluzione del soluto e trasferire in un recipiente tarato (matraccio) del volume desiderato. In sua assenza, si può usare un cilindro graduato.
- 4) Sciacquare il becker con un piccolo volume di acqua ed unire il «lavaggio» alla soluzione nel matraccio.
- 5) Portare a volume e mescolare.

