

Soluzioni

- **soluzione**: miscela omogenea di due o più componenti con proprietà chimiche e fisiche identiche in ogni sua parte
- in una soluzione
 - componente in eccesso = il **solvente**
 - gli altri = **soluti**
- esistono esempi di soluzioni nei tre stati di aggregazione
- focalizzeremo l'attenzione sulle soluzioni liquide in cui il solvente è l'acqua (**soluzioni acquose**)

Tipi di soluzioni

- **soluzioni gassose**

- due o più gas danno sempre una soluzione gassosa (miscela gassosa)
- es. aria

- **soluzioni liquide**

- gas in un liquido (es. O_2 in H_2O)
- liquido in liquido (es. CH_3CH_2OH in H_2O)
- solido in liquido (es. $C_6H_{12}O_6$ in H_2O)

- **soluzioni solide**

- gas in solido (es. H_2 in Pd)
- liquido in solido (es. Hg in Cd)
- solido in solido (es. Au in Ag)

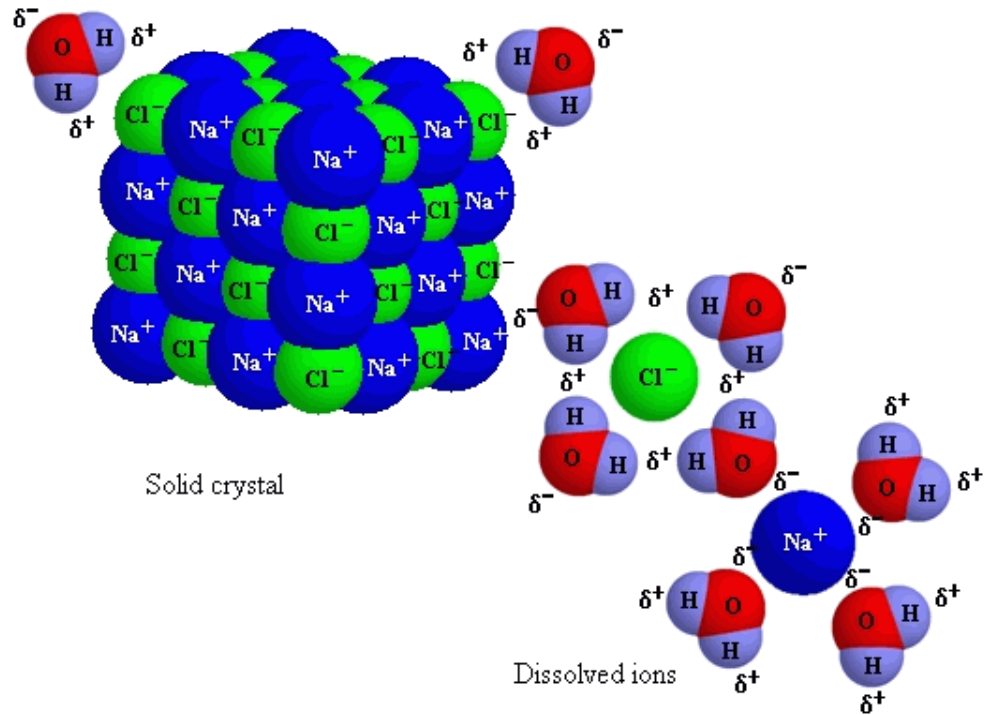
Definizioni

- **concentrazione**: misura delle quantità relative delle sostanze nella soluzione **Rapporto tra soluto e solvente o soluzione**
- **solubilità**: quantità massima di soluto che si può sciogliere in una determinata quantità di solvente
- **soluzione satura**: soluzione **in equilibrio** nella quale il soluto ha raggiunto la sua solubilità massima ed è presente anche come fase solida (corpo di fondo)
- **soluzione sovrasatura**: soluzione instabile nella quale il soluto è disciolto in quantità superiore alla sua solubilità massima

Definizioni

- **elettrolita**: soluto che in soluzione si dissocia dando ioni
 - tipici elettroliti sono
 - i sali solubili
 - gli idrossidi dei metalli del 1° e 2° gruppo
 - gli acidi forti (HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_3 , HClO_4)
 - **elettrolita forte**: elettrolita completamente dissociato in soluzione
 - **elettrolita debole**: elettrolita parzialmente dissociato in soluzione
- **soluzione elettrolitica**: soluzione (tipicamente acquosa) di un elettrolita
 - conduce la corrente elettrica

Dissoluzione delle sostanze



fattori che influenzano la solubilità

interazioni

le sostanze composte da molecole legate da forze intermolecolari simili tendono ad essere reciprocamente solubili: il simile scioglie il simile.

temperatura

aumentando la T, aumenta la sol. dei soluti che si sciolgono endotermicamente e diminuisce per quelli che si sciolgono esotermicamente

pressione

la solubilità dei gas nei liquidi aumenta con la pressione: stappando una bottiglia d'acqua gassata diminuisce la pressione e si formano le bollicine

fattori che influenzano la velocità di dissoluzione

agitazione

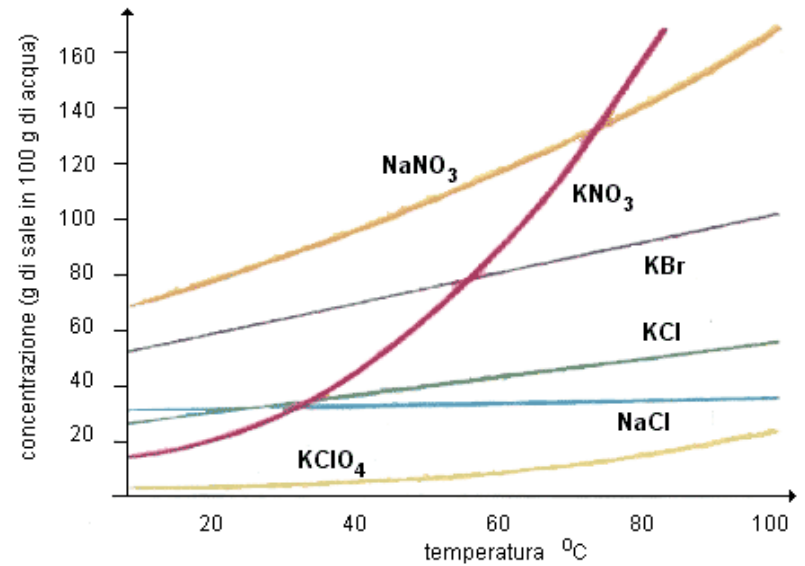
agitando la soluzione aumenta la velocità di dissoluzione del soluto

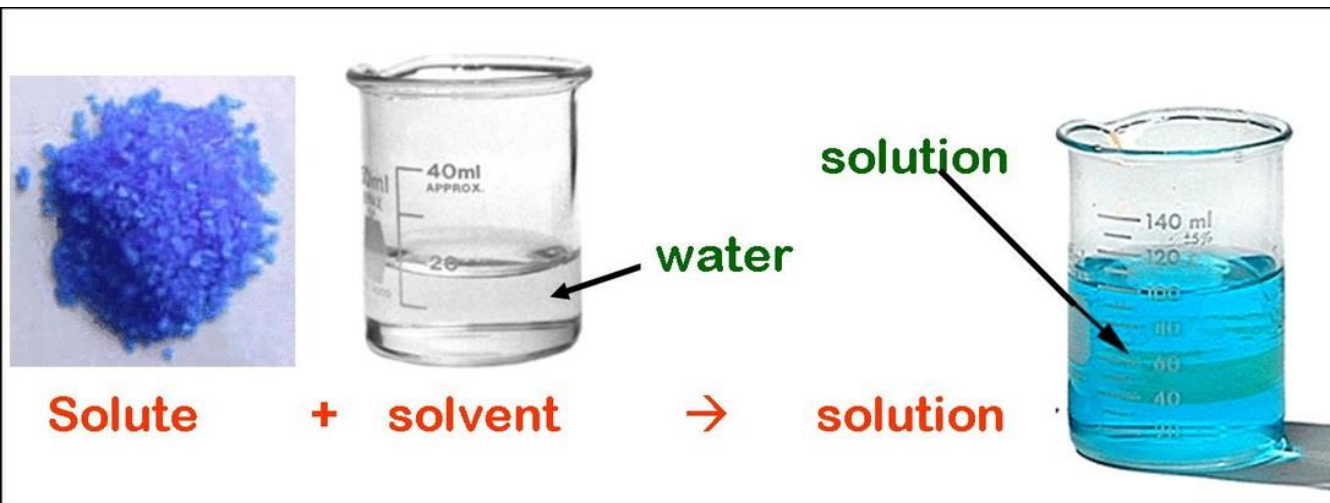
temperatura

aumentando la temperatura aumenta la velocità di dissoluzione

granulometria

aumentando la superficie di contatto tra solvente e soluto aumenta la velocità di dissoluzione





Concentrazione espressa in unità chimiche :

Molarità

Frazione molare

Concentrazione espressa in unità fisiche :

Percentuale in peso (% p/p)

Percentuale peso per volume (% p/v)

Percentuale in volume (% v/v)

ppm, ppt, ppb....

Modi di esprimere le concentrazioni

- molarità (M): moli di soluto per litro di soluzione

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}}}$$

$$[M] = \text{mol l}^{-1}$$

Molarità

Dire che una soluzione di glucosio è 1M significa che **in un litro di soluzione** è disciolta una mole di glucosio.

Glucosio $C_6H_{12}O_6$

$$\begin{array}{r} \text{PM glucosio :} \quad 6 \times 12.0112 + \\ \quad \quad \quad 12 \times 1.008 \quad + \\ \quad \quad \quad 6 \times 15.994 \quad = \\ \hline \quad \quad \quad 180.1272 \end{array}$$

In 1 litro di soluzione sono disciolti
180,1272 g di glucosio



Modi di esprimere le concentrazioni

- frazione molare (x): moli di soluto per moli totali

$$x_{\text{soluto}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{solvente}} + n_{\text{soluto}}}$$

$$[x] = []$$

- percentuale in massa (massa%): massa di soluto per massa di soluzione

$$\text{massa\%} = \frac{w_{\text{soluto}}}{w_{\text{soluzione}}} \times 100$$

$$[\text{massa\%}] = []$$

Frazione molare

Per una soluzione costituita da n_a moli di A, n_b moli di B, n_c moli di C, ..., n_z moli di Z, si definisce frazione molare di un componente il rapporto fra il numero di moli di quel componente ed il numero totale di moli presenti nella miscela

$$\text{Frazione molare di A} = \chi_a = \frac{n_a}{n_a + n_b + n_c + \dots + n_z}$$

La somma delle frazioni molari è uguale a 1

Frazione molare

(esempio)

Una soluzione è costituita da 18 g di glucosio e 18 g di fruttosio dissolti in 1800 g di acqua.

- a) 18 g di **glucosio** (PM 180) corrispondono a **0.1 moli** dello zucchero
- b) 18 g di **fruttosio** (PM 180) corrispondono a **0.1 moli** dello zucchero
- b) 1800 g di **acqua** (PM 18) corrispondono a **100 moli** di acqua

La frazione molare del glucosio si calcola come segue:

$$\chi_{\text{glucosio}} = \frac{0.1}{0.1 + 0.1 + 100} = 0.000998$$

Frazione molare (*esempio*)

Una soluzione è costituita da **36 g di acqua** e **64 g di metanolo**

a) 36 g di **acqua** (PM 18) corrispondono a **2 moli** di acqua

b) 64 g di **metanolo** (PM 32) corrispondono a **2 moli** dell'alcol

La frazione molare dell'acqua si calcola come segue:

$$\chi_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{2}{2 + 2} = 0.5$$



$$n = m \text{ (g)} / M \text{ g/mol}$$

$$d = m \text{ (g)} / V \text{ (ml)}$$

Massa percentuale (% p/p)
(o percentuale in peso) :
grammi di soluto contenuti in
100 grammi di soluzione

$$\%p/p = \frac{m_{\text{soluto}} \text{ (g)}}{m_{\text{soluzione}} \text{ (g)}} \times 100$$

Di soluto per soluto solido!

***Esempio:* una soluzione di NaCl 37% (p/p) contiene**
37 g di sale puro in 100 g di soluzione acquosa.

Massa-volume percentuale (% p/v)
(o percento peso / volume) :
grammi di soluto contenuti in
100 ml di soluzione

$$\%p/V = \frac{m_{\text{soluto}} \text{ (g)}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (ml)}} \times 100$$



Esempio: una soluzione fisiologica di NaCl
contiene **0,9 g** di sale in **100 ml** di soluzione
acquosa, quindi è **0,9 % p/v**.

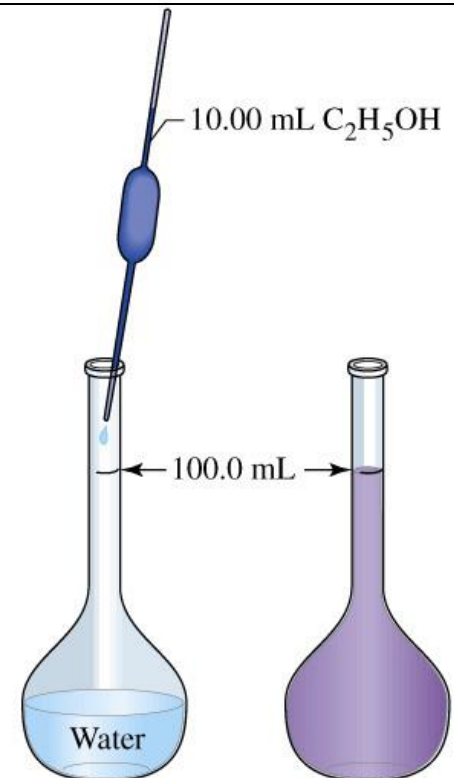
Volume percentuale (% v/v) (o percentuale in volume) :

ml di soluto contenuti in 100 ml di soluzione

$$\%V/V = \frac{V_{\text{soluto}} \text{ (ml)}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (ml)}} \times 100$$

Esempio: etanolo 10 % (v/v)
significa **10 ml** di etanolo puro in
100 ml di soluzione.

Soluto e solvente liquidi



Esercizio 1

15 g di KMnO_4 sono sciolti in **500 ml** di acqua.

Calcolare la % in peso (**% p/p**) dei componenti la soluzione.

[$d_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ g/ml}$]

$$\boxed{500 \text{ ml di acqua} = 500 \text{ g}}$$

$$m_{\text{soluzione}} = 15 \text{ g} + 500 \text{ g} = 515 \text{ g}$$

$$\% \text{ p/p} = \frac{15 \text{ g}_{\text{soluto}}}{515 \text{ g}_{\text{soluzione}}} \times 100 = 2,91$$

100 g di soluzione contengono 2,91 g di KMnO_4 e 97,09 g di acqua.

Esercizio 2

Calcolare quanti g di NaCl sono necessari per ottenere 215 g di soluzione acquosa all'8 %p/p di NaCl.

$$\%p/p = \frac{m_{\text{soluto}} \text{ (g)}}{m_{\text{soluzione}} \text{ (g)}} \times 100$$

$$m_{\text{soluto}} = \% \times m_{\text{soluzione}} / 100$$

$$m_{\text{NaCl}} = 8 \times 215 / 100 = 17,2 \text{ g}$$

oppure

8 g NaCl in 100 g
x g NaCl in 215 g

$$8\text{g} : 100\text{g} = x \text{ g} : 215\text{g}$$

$$X \text{ g} = (215 \times 8) / 100 = 17,2$$

Esercizio 3 (conversione % p/p in % p/V)

Calcolare la concentrazione % p/V di una soluzione al 38% p/p di HCl, sapendo che la densità della soluzione è $d = 1,19 \text{ g/ml}$

38 % p/p significa che 38 g di HCl sono contenuti in 100 g di soluzione.

La densità mi permette di calcolare il volume relativo ai 100g della soluzione:

$$V_{\text{soluzione}} = 100 \text{ g} / 1,19 \text{ g ml}^{-1} = 84,0 \text{ ml}$$

$$\%p/V = \frac{m_{\text{soluto}} \text{ (g)}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (ml)}} \times 100 = \frac{38 \text{ g}}{84 \text{ ml}} \times 100 = 45,2$$

oppure

$$V \times d = m_{\text{soluzione}}$$

$$100 \text{ ml}_{\text{soluzione}} \times 1,19 \text{ g ml}^{-1} = 119 \text{ g}_{\text{soluzione}}$$

$$38 \text{ g} : 100\text{g} = x \text{ g} : 119\text{g}$$

$$x \text{ g} = 38\text{g}/100\text{g} \times 119\text{g} = 45,2 \text{ g}$$

$$\%p/v = 45,2 \text{ g}/100\text{ml} \times 100 = 45,2$$

Quindi si può usare la densità per convertire la % p/p in % p/v e viceversa

$$\%p/p \times d = \% p/V$$

Esercizio 4

Calcolare la % p/p di una soluzione di HNO_3 , che contiene **655 g litro⁻¹** di HNO_3 , nota la densità della soluzione ($d = 1,310 \text{ g ml}^{-1}$)

655 g di acido sono contenuti in 1 litro di soluzione e poiché 1 L di soluzione pesa 1310 g

$$\% \text{ p/p} = 655 \text{ g} / 1310 \text{ g} \times 100 = 50$$

Parti per milione (ppm)

**g di soluto contenuti in 1 milione di grammi di
soluzione**

$$\text{ppm} = \frac{\text{gsoluto}}{\text{gcampione}} \times 10^6$$

$$\text{ppb} = \frac{\text{gsoluto}}{\text{gcampione}} \times 10^9$$

Molarità (M) : numero di moli di soluto contenute in 1 litro di soluzione

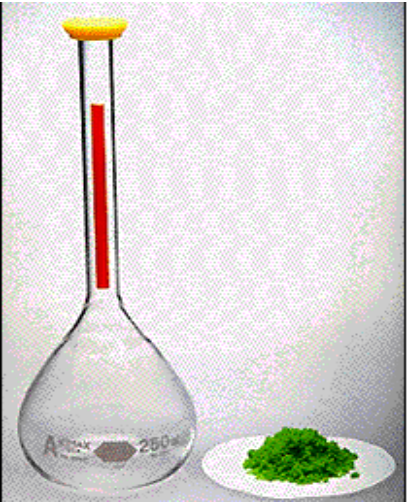
$$M = \frac{n^{\circ} \text{ moli soluto}}{V(\text{litri}) \text{ soluzione}}$$



Il volume della soluzione dipende dalla temperatura !!
Quindi M cambia con T

Esempio:

Sciogliere 5.00 g di $\text{NiCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ in acqua sufficiente per preparare 250 mL di soluzione. Calcolare la molarità.



1: Calcolare **moli di $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$**

$$n = g / M \text{ g/mol}$$

$$5.00 \text{ g} / 237,7 = 0,021 \text{ moli}$$

2: Calcolare la **molarità**

$$0,021 \text{ moli} / 0,25 \text{ litri} = 0,0841 \text{ M}$$

$$[\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}] = 0,0841 \text{ M} = 84,1 \text{ mM}$$

•una soluzione di glucosio **250 mM** contiene 0,25 moli di glucosio per ogni litro di soluzione.
Calcolare la composizione % p/V.

1: Calcolare massa di glucosio $C_6H_{12}O_6$

$$\boxed{n = g / M \text{ g/mol}} \quad 0,25 \text{ mol} \times 180 \text{ g/mol} = 45 \text{ g}$$

2: Calcolare la % p/V

$$\%p/V = \frac{m_{\text{soluto}} \text{ (g)}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (ml)}} \times 100 = 4,5$$

Esercizio:

Calcolare quanti g di NaOH occorrono per preparare 250 ml di una soluzione 180 mM. PM NaOH = 40

1: Calcolare moli di NaOH

$$M = n/V_{\text{litri}}$$

$$n = M \times V_{\text{litri}}$$

Numero di moli $n = 0,18 \text{ M} \times 0,25 \text{ L} = 0,045$

2: dalle moli ai grammi

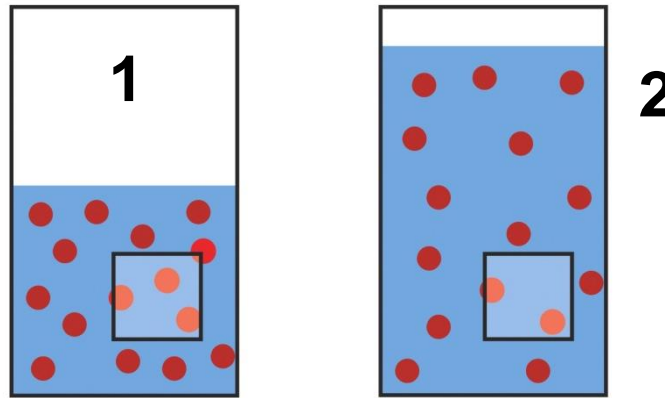
$$n = m(\text{g}) / M \text{ g/mol}$$

g di NaOH = $0,045 \text{ mol} \times 40 \text{ g/mol} = 1,8$

DILUIZIONE

**MESCOLAMENTO DI DUE O PIU' SOLUZIONI
(senza reazioni chimiche tra i soluti)**

DILUIZIONE con solvente puro



*Stesso numero di moli
Diversa concentrazione!*

$$n_1 = n_2$$

Quando una soluzione viene diluita si aggiunge del solvente.

Se aggiungiamo ad una soluzione di molarità nota del solvente in più, noi NON modifichiamo il numero di moli ($n_1 = n_2$) ma modifichiamo il volume.

M_1 = concentrazione iniziale della soluzione

V_1 = volume iniziale della soluzione

$$M_1 = n_1/V_1$$

M_2 = nuova concentrazione dopo diluizione

V_2 = nuovo volume della soluzione dopo diluizione

$$M_2 = n_2/V_2$$

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$n_1 = n_2$$

Esempio: si vogliono preparare **100 ml** di una soluzione **0,05 M** da una soluzione 0,20 M.
Che volume occorre prelevare?



1- Calcolare il **numero di moli** presenti nella soluzione da preparare

$$n = 0,1 \text{ L} \times 0,05 \text{ mol / L} = 5 \times 10^{-3}$$

2- Data una soluzione concentrata calcolare il **volume** della stessa che contiene le moli richieste

$$0,2 \text{ mol / L} \times V_L = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$V_L = 5 \times 10^{-3} / 2 \times 10^{-1} = 2,5 \times 10^{-2} \text{ L} = 25 \text{ ml}$$



3- prelevare il volume (25 ml) e trasferire nel palloncino da 100 ml

4- aggiungere il solvente e mescolare



Mescolamento soluzioni

160 ml di soluzione di NaOH **0,50 M** vengono mescolati con **200 ml** di soluzione di NaOH **0,20 M**.

Calcolare la molarità della soluzione risultante.

*Per calcolare la molarità della soluzione finale bisogna conoscere il **numero delle moli totali** presenti e il **volume totale** della soluzione.*

1: calcolare il numero di moli in ciascuna soluzione prima del mescolamento.

$$n_1 = 0,160 \times 0,50 = 0,080 \text{ moli}$$

$$n_2 = 0,200 \times 0,20 = 0,040 \text{ moli}$$

2: calcolare il numero di moli dopo il mescolamento e il volume totale della soluzione.

$$n_{\text{totali}} = 0,080 + 0,040 = 0,12 \text{ moli}$$

$$V_{\text{soluzione}} = 160 + 200 = 360 \text{ ml}$$

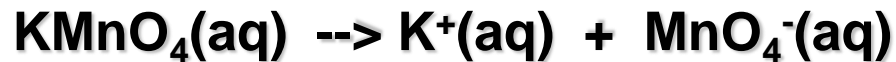
3: calcolare la molarità della nuova soluzione dopo mescolamento

$$[M] = 0,12 \text{ moli} / 0,360 \text{ L} = 0,33 \text{ moli l}^{-1}$$

COMPOSTI IONICI SOLUBILI



KMnO_4



Se prepariamo una soluzione di KMnO_4 0,30 M, questo significa che

$$[\text{K}^+] = [\text{MnO}_4^-] = 0.30 \text{ M}$$

Na₂CO₃ : composto ionico solubile



se [Na₂CO₃] = 0.100 M

[Na⁺] = 2 x 0.100 M = 0.200 M

[CO₃²⁻] = 0.100 M

Vetreria per la misurazione dei volumi

Tarata

- E' adatta al prelievo e all'erogazione di un solo volume di liquido
- E' la più precisa e accurata:
- Una pipetta tarata da 5 mL serve solo a prelevare e erogare 5 mL di liquido

Graduata

- Riporta una scala graduata che permette di prelevare e erogare volumi di liquido in un certo intervallo
- E' meno accurata e precisa, ma più versatile:
- Una pipetta graduata da 5 mL serve a prelevare e erogare volumi di liquido che vanno da 0.1 mL a 5 mL con intervalli di 0.1 mL

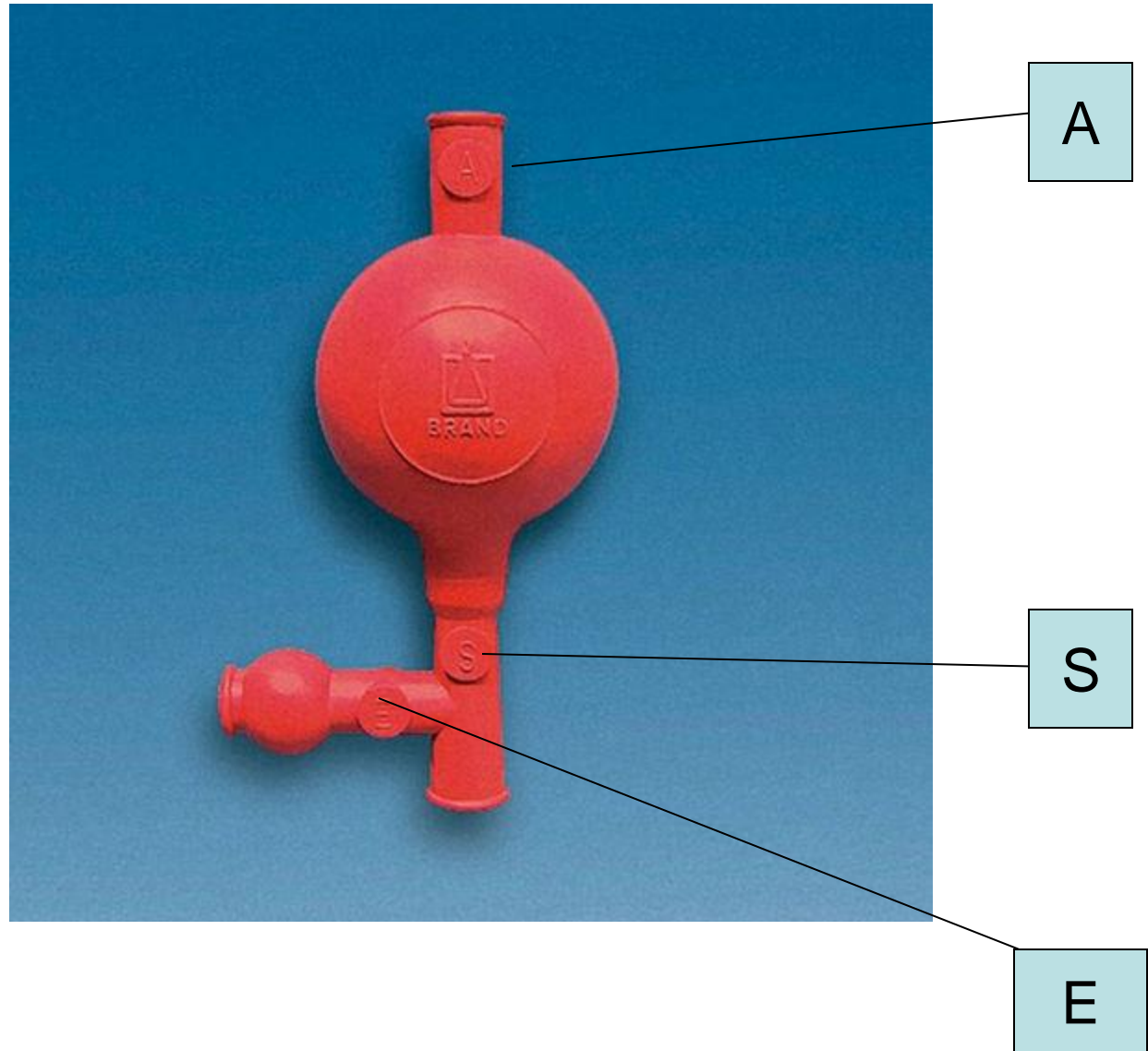
Pipetta Tarata (doppia tacca, svutamento totale)



Pipetta Graduata



Propipetta



Prelievo di una soluzione



Matraccio

- **E' una bottiglia con tappo che riporta sul collo una tacca che indica il raggiungimento del volume nominale**
- **Serve a preparare soluzioni a concentrazione (titolo) nota e di agitarle e conservarle perché dotato di tappo (in teflon o in vetro smerigliato) con una buona tenuta**



La vetreria può essere di classe A e B

Classe A: prodotta alla migliore tolleranza con vetro Pyrex o Kimax

Classe B: la tolleranza della vetreria è circa doppia rispetto a quella di classe A (vetreria economica)

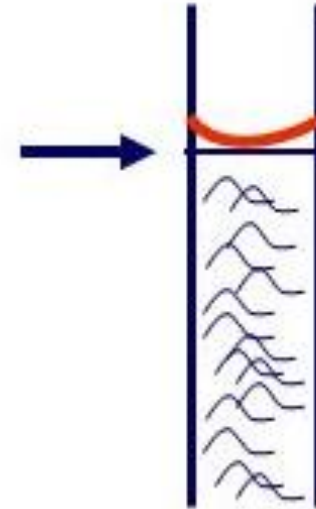
Preparazione di soluzioni a concentrazione nota

Preparazione di soluzioni per pesata.

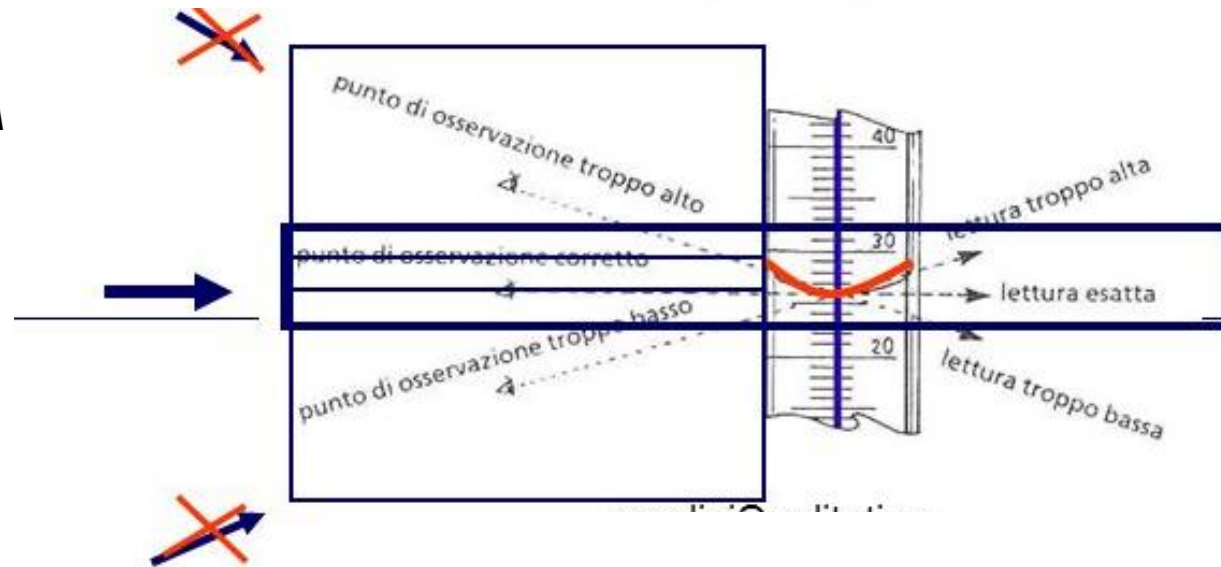
- 1) Si pesa ACCURATAMENTE una quantità nota di una certa sostanza***
- 2) Si trasferisce con cautela all'interno di un matraccio tarato per mezzo di un imbuto con l'aiuto del getto d'acqua di una spruzzetta. Bisogna fare attenzione che tutto il solido venga trasferito.***
- 3) Si riempie il matraccio a circa metà con l'acqua distillata e si agita in modo da facilitare il processo di solubilizzazione.***
- 4) Si continua ad aggiungere acqua poco alla volta continuando ad agitare fino a quando tutto il solido non si è sciolto.***
- 5) Si porta a volume.***

Portare a volume

Si deve fare in modo che il menisco concavo della soluzione, visibile nel collo del matraccio, sia tangente alla tacca che indica il volume totale riportata sul collo stesso.



**CONTROLLARE L'ALTEZZA
A CUI SI EFFETTUA LA
LETTURA
(ERRORE DI PARALLASSE)**



Preparazione di soluzioni a concentrazione nota

Preparazione di soluzioni per DILUIZIONE.

- 1) Si preleva con una pipetta provvista di propipetta una quantità nota della soluzione più concentrata***
- 2) Si trasferisce con cautela all'interno di un matraccio tarato.***
- 3) Si riempie il matraccio a circa metà con l'acqua distillata e si agita in modo da omogeneizzare la soluzione.***
- 4) Si porta a volume.***

Calcolare quanti grammi di una soluzione di acido fosforico all'85% in massa ($d = 1.685 \text{ g/cm}^3$) contengono 25 g di acido puro e quanti cm^3 devono essere diluiti con acqua per preparare 1.00 kg di soluzione al 10%.

E' stato acquistato dell'acido nitrico commerciale al 65% ($d = 1.383 \text{ kg dm}^{-3}$). Calcolare la molarità della soluzione, il volume di soluzione che contiene 0.15 mol di acido e il volume di acido concentrato che occorre aggiungere a 1.0 dm^3 di acido 0.400 M per ottenere una soluzione di acido nitrico 1.00M.

Un campione di acqua di lago contiene 16.8 ppm di nitrato di sodio. Calcolare la concentrazione di nitrato di sodio espressa come molarità sapendo che la densità del campione di acqua è 1.018 g/mL .