

# Programma

Misure ed Unità di misura. Incertezza della misura. Cifre significative. Notazione scientifica. Atomo e peso atomico. Composti, molecole e ioni. Formula molecolare e peso molecolare. Mole e massa molare. Formula chimica: empirica e molecolare. Nomenclatura dei composti inorganici. Equazioni chimiche. Bilanciamento delle equazioni chimiche. Bilanciamento delle reazioni redox con il metodo delle semireazioni. Calcolo stechiometrico delle quantità molari e delle masse. Reagente limitante. Resa di reazione. **Soluzioni e loro concentrazione**. Acidi e Basi. Reazioni di ossidoriduzione e loro bilanciamento. Leggi dei gas ideali (cenni). Equilibrio chimico gassoso ed in soluzione acquosa. Legge di azione di massa. Principio di Le Chatelier e quoziente di reazione. Equilibri Acido-Base: autoprotolisi dell'acqua; pH; idrolisi di sali; soluzioni tampone; titolazioni acido-base (cenni). Equilibrio di solubilità: solubilità e prodotto di solubilità; previsione di precipitazione; effetto dello ione in comune, del pH, della temperatura. Elettrochimica: serie elettrochimica; celle galvaniche.

# 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 sovrassatura**: 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 ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ )
  - **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

## 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....

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

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

**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**.

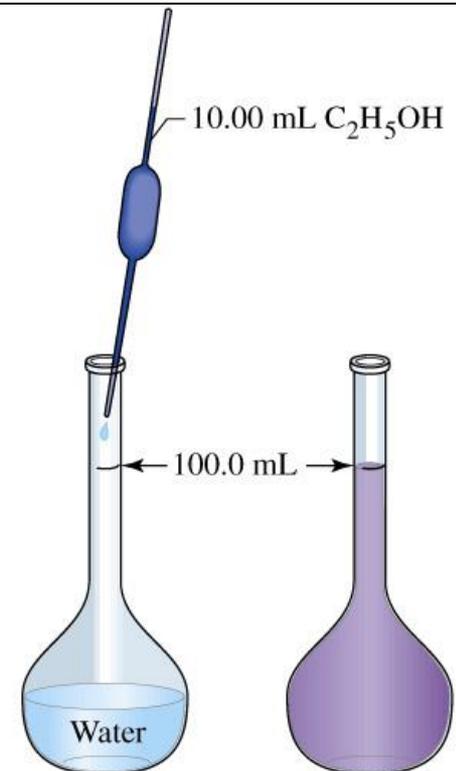
# Volume percentuale (% v/v) (o percentuale in volume) :

**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  $\text{KMnO}_4$  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  $\text{KMnO}_4$  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  $\text{HNO}_3$ , che contiene **655 g litro<sup>-1</sup>** di  $\text{HNO}_3$ , 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**

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

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

## 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....

# 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 molarì 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:

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



## 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



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

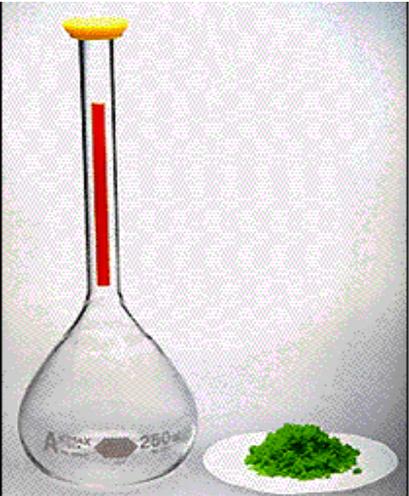
$$M = \frac{n^{\circ} \text{ moli soluto}}{V(\text{litri}) \text{ soluzione}}$$



**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**

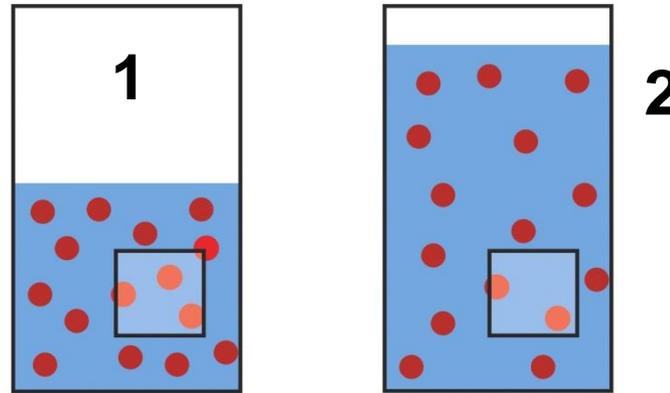
$$n = m(\text{g}) / M \text{ g/mol}$$

**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?



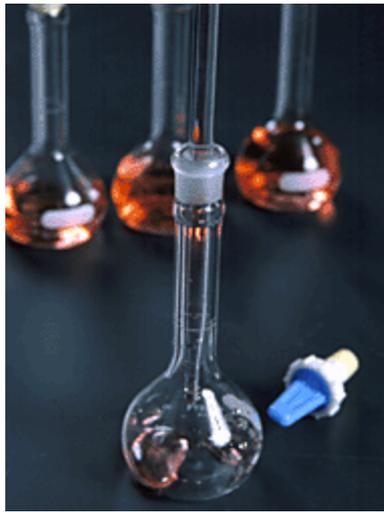
1- Calcolare il **numero di moli** presenti nella soluzione da preparare

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

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



$\text{KMnO}_4$



Se prepariamo una soluzione di  $\text{KMnO}_4$  0,30 M, questo significa che

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

**Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> : composto ionico solubile**



**se [Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>] = 0.100 M**

**[Na<sup>+</sup>] = 2 x 0.100 M = 0.200 M**

**[CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>] = 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

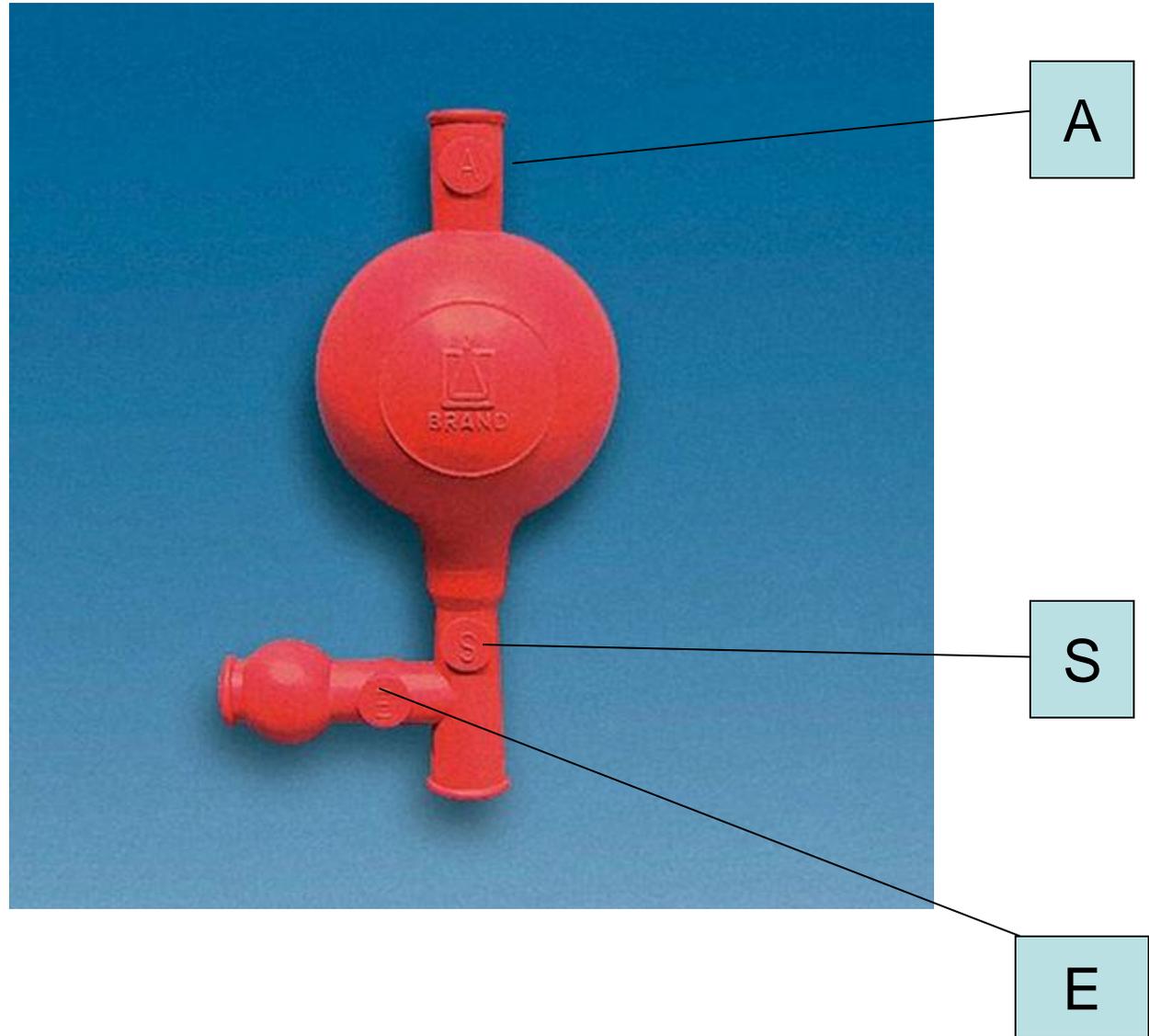
# Pipetta Tarata (doppia tacca, svutamento totale)



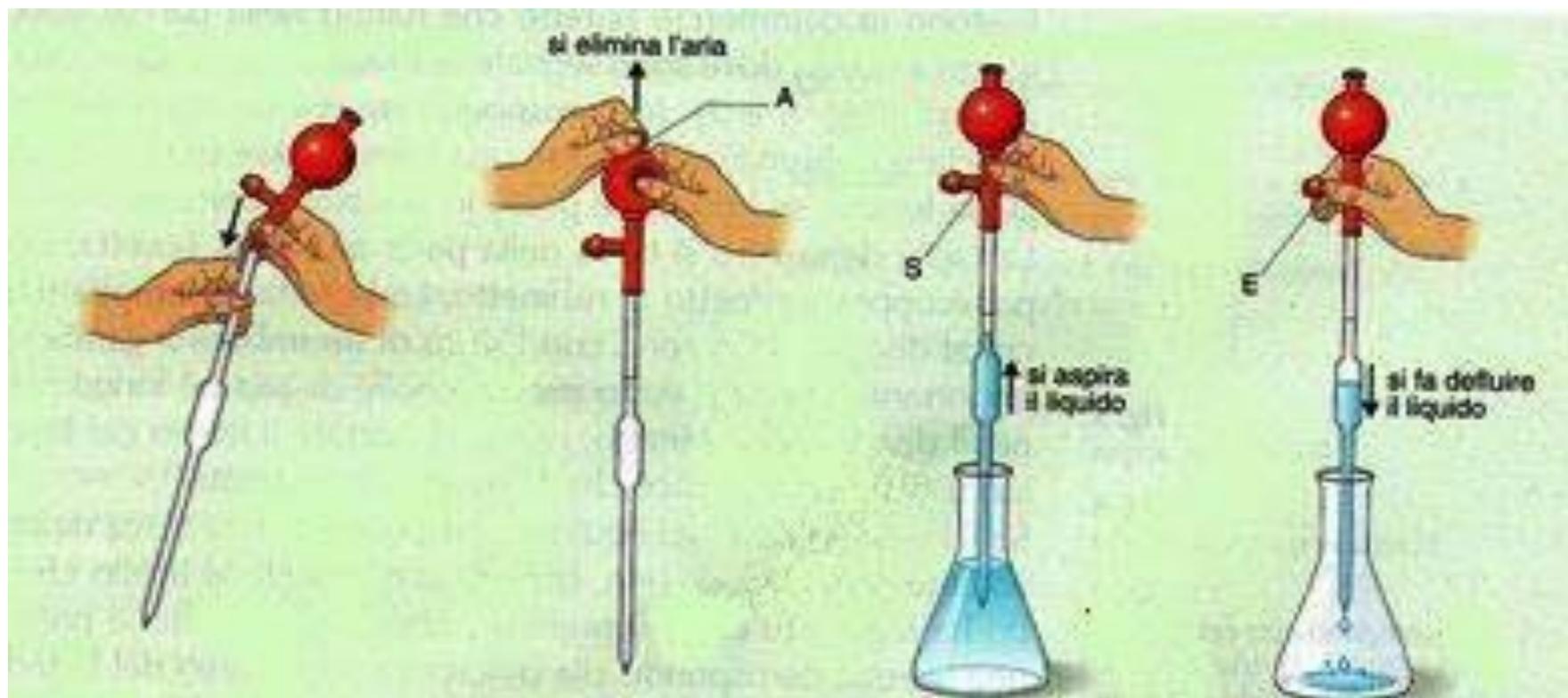
# Pipetta Graduata



# 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)

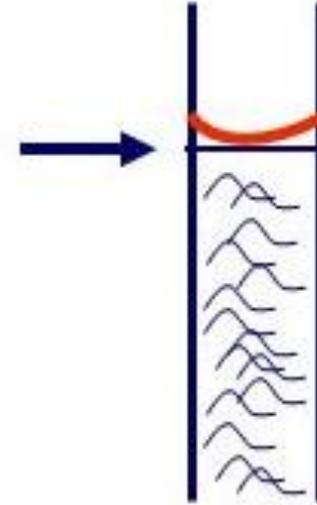
# **Preparazione di soluzioni a concentrazione nota**

## ***Preparazione di soluzioni per pesata.***

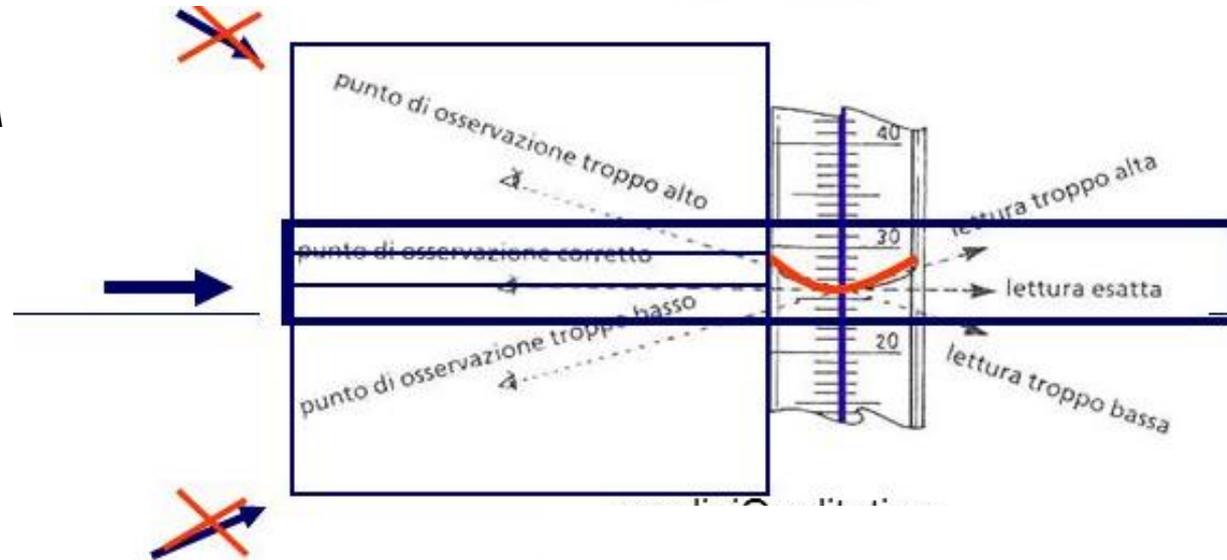
- 1) Si pesa ACCURATAMENTE una quantità nota di una certa sostanza***
- 2) Si trasferisce con cautela all'interno di un matraccio tarato per mezzo di un imbuto con l'aiuto del getto d'acqua di una spruzzetta. Bisogna fare attenzione che tutto il solido venga trasferito.***
- 3) Si riempie il matraccio 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.***

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  $1.0 \text{ dm}^3$  di acido 0.400 M per ottenere una soluzione di acido nitrico 1.00M.