3. TEORIA DELLA MISURA

TEORIA DELLA MISURA

Le proprietà della materia che possono essere determinate quantitativamente si chiamano grandezze (o parametri) e possono essere fisiche o chimiche. Esse sono dette anche variabili, perché appunto possono assumere valori diversi.

Nell'analisi quantitativa si determina il valore di una **grandezza fisica** tramite un **processo di misurazione** che fornisce, oltre a un **valore numerico** con la rispettiva **unità di misura**, anche una **valutazione della sua attendibilita'**

Le **misure** sono fornite come prodotto di:

- **VALORE NUMERICO**
- **INCERTEZZA**
- **UNITA' DI MISURA**

Qualsiasi misura è sempre gravata da un errore.

1.Alcune importanti unita' di misura

Per quanto riguarda le ***Unita'di Misura*** tutto il mondo adotta il ***Sistema Internazionale delle Unita' di Misura*** (abbreviato con **SI**) che stabilisce una serie di regole e definisce le cosiddette ***grandezze fondamentali***, da cui derivano tutte le ***grandezze derivate*** che possono essere espresse combinando opportunamente quelle fondamentali.

1.1 Unita' SI

Il **Sistema Internazionale di Unita'(SI)** si basa sulle **sette fondamentali unita'** di base illustrate in tabella. Molte altre unita' di misura come il volt, il joule e il coulomb derivano da queste unita' di base (**unita' derivate**).

UNITA' DI BASE SI

Grandezza	Unità di misura	Simbolo
Intervallo di tempo	secondo	s
Lunghezza	metro	m
Massa	kilogrammo	kg
Temperatura	kelvin	K
Quantità di sostanza	mole	mol
Intensità di corrente elettrica	ampere	A
Intensità luminosa	candela	cd

L'applicazione del SI e' diventata obbligatoria in Italia con la Legge n.122/78 e il DPR n. 802/82

Per indicare **multipli** o **sottomultipli** delle unità di misura si usano i prefissi e i relativi simboli, riportati in tabella.

Prefisso	**Abbreviazione**	**Moltiplicatore**
giga-	G	10^{9}
mega-	M	10^{6}
kilo-	k	10^{3}
deci-	d	10^{-1}
centi-	c	10^{-2}
milli-	m	10^{-3}
micro-	μ	10^{-6}
nano-	n	10^{-9}
pico-	p	10^{-12}
femto-	f	10^{-15}
atto-	a	10^{-18}

Il **litro** è una unità SI definita esattamente come **10^{-3} metri cubi**. Il **millilitro** è definito come **10^{-6} m^3** o **1 cm^3**.

La **massa** è una misura invariante della quantità di una sostanza

Il **peso** è la forza di attrazione gravitazionale fra quella sostanza e la terra.

Peso e massa sono correlati dalla ben nota espressione: $W = mg$, dove W è il peso di un oggetto, m è la sua massa e g è l'accelerazione di gravità. Dato che l'attrazione gravitazionale varia con la posizione geografica, il peso di un oggetto dipende dal luogo in cui viene pesato.

Per questa ragione l'analisi chimica si basa sempre sulla massa

1.2 La mole (mol) e la millimole (mmol)

La **mole** (**mol**) e' l'unita' di base SI della quantita' di una specie chimica. Essa e' spesso associata ad una formula chimica e si riferisce al numero di Avogadro (6.022×10^{23}) di molecole rappresentate da quella formula.

La **massa molare o peso molecolare** (PM) di una sostanza e' la massa espressa in grammi di una mole di quella sostanza e si ottiene sommando le masse di tutti gli atomi che compaiono nella formula chimica.

Es.: PM (H_2O) = 2.0 +16.0 = 18.0 g/mol

Pertanto una mole di acqua ha una massa di 18.0 g.

$$\boxed{\text{mol} = \text{g} / \text{PM}}$$

La **millimole** (**mmol**) e' 1/1000 di una mole.

$$\boxed{1\ \text{mmol} = 10^{-3}\ \text{mol}}$$

1.3 Calcolo della quantita' di una sostanza in moli o millimoli

Il numero di moli di una specie X e' dato da:

$$no.molX = \frac{gX}{gX / molX} = gX \times \frac{molX}{gX}$$

Quante moli e millimoli di acido benzoico (PM = 122.1 g/mol) sono contenute in 2.00 g di acido puro ?

Se usiamo HBz per rappresentare l'acido benzoico, possiamo scrivere che 1 mole di HBz ha una massa di 122.1 g. Pertanto,

$$quantita' \, HBz = 2.00 \cancel{gHBz} \times \frac{1 molHBz}{122.1 \cancel{gHBz}} = 0.0164 molHBz$$

Per ottenere il numero di millimoli moltiplichiamo per 10^{3}.

$$quantita' \, HBz = 16.4 mmolHBz$$

Quanti grammi di Na^+ (PM = 22.99 g/mol) sono contenuti in 25.0 g di Na_2SO_4 (PM = 142.0 g/mol) ?

La formula chimica ci dice che 1 mole di Na_2SO_4 contiene 2 moli di Na^+

$$\text{no.mol } Na^+ = 2 \times \text{no.mol } Na_2SO_4$$

$$no.molNa_2SO_4 = 25.0gNa_2SO_4 \times \frac{1molNa_2SO_4}{142.0gNa_2SO_4}$$

Combinando le due equazioni

$$no.molNa^+ = 25.0gNa_2SO_4 \times \frac{1molNa_2SO_4}{142.0gNa_2SO_4} \times 2 =$$

Per ottenere la massa di sodio in 25.0 g di Na_2SO_4 moltiplichiamo il numero di moli di Na^+ per la sua massa molare

$$massaNa^+ = no.molNa^+ \times \frac{22.99gNa^+}{molNa^+} = 8.10gNa^+$$

2. Soluzioni e loro concentrazioni

Per concentrazione si intende la quantita' di una sostanza contenuta in un determinato volume o in una determinata massa. I chimici esprimono la concentrazione dei solidi in soluzione in diversi modi.

2.1 Concentrazione molare

La concentrazione molare (c_x) della soluzione della specie chimica X e' il numero di moli di quella specie contenuto in un litro di soluzione (non in un litro di solvente). L'unita' di misura della concentrazione molare e' la ***molarita'*, M**, che ha le dimensioni di **$molL^{-1}$**. La molarita' esprime anche il numero di millimoli di soluto per millilitro di soluzione.

$$c_x = \frac{no.molsoluto}{no.Lsoluzione} = \frac{no.mmolsoluto}{no.mLsoluzione}$$

Calcolare la concentrazione molare di etanolo in una soluzione acquosa che contiene 2.30 g di etanolo (PM= 46.07 g/mol) in 3.50 L di soluzione.

Trasformiamo il numero di grammi di etanolo nel corrispondente numero di moli di etanolo e dividere questo numero per il volume.

$$no.molC_2H_5OH = 2.30gC_2H_5OH \times \frac{1molC_2H_5OH}{46.07gC_2H_5OH} = 0.04992molC_2H_5OH$$

Pertanto per ottenere la concentrazione molare dividiamo per il volume.

$$c_{etanolo} = \frac{0.04992molC_2H_5OH}{3.50L} = 0.0143molC_2H_5OH / L = 0.0143M$$

Descrivere la preparazione di 2 L di $BaCl_2$ 0.108 M da $BaCl_2\ 2H_2O$ (PM: 244.3 g/mol)

Per determinare il numero di grammi di soluto da sciogliere e diluire fino a 2 L, notiamo che 1 mole del di-idrato da origine ad 1 mole di $BaCl_2$. Percio', per produrre questa soluzione avremo bisogno di:

$$2\cancel{L} \times \frac{0.108 mol BaCl_2 \times 2H_2O}{\cancel{L}} = 0.216 mol BaCl_2\, 2H_2 0$$

$$0.216 mol BaCl_2\, 2H_2O \times \frac{244.3 g BaCl_2\, 2H_2O}{mol BaCl_2\, 2H_2O} = 52.8 g BaCl_2\, 2H_2O$$

Sciogliere 52.8 g di $BaCl_2\ 2H_2O$ in acqua e diluire fino a 2.00 L

2.2 Concentrazione percentuale

La composizione percentuale di una soluzione puo’ essere espressa in diversi modi. Tre modi comuni sono:

percentuale in peso (w/w o m/m) = *massa del soluto / massa della soluzione* × 100%

percentuale in volume (v/v) = *volume del soluto / volume della soluzione* × 100%

percentuale in peso-volume (w/v) = *massa del soluto* (***g***) */ volume della soluzione* (***mL***) × 100%

Le prime due espressioni non dipendono dalle unita’ impiegate, purche’, naturalmente, ci sia concordanza tra numeratore e denominatore. Le unita’ nella terza espressione non si elidono e percio’ devono essere specificate.

La percentuale in peso andrebbe piu’ propriamente chiamata percentuale in massa ed abbreviata m/m. (Il termine percentuale in peso e’ tuttavia utilizzato nella letteratura chimica).

Il tipo di percentuale deve sempre essere specificato quando si riportano le concentrazioni in questo modo.

La **percentuale in peso** viene impiegata di frequente per esprimere la concentrazione dei reagenti acquosi in commercio.

Es.: l'acido nitrico e' venduto come soluzione al 70% (w/w), il che vuol dire che il reagente contiene 70g di HNO_3 per 100 g di soluzione.

La **percentuale in volume** viene usata comunemente per specificare la concentrazione di una soluzione preparata diluendo un liquido puro con un altro liquido.

Es.: una soluzione acquosa di metanolo al 5% (v/v) sta a significare una soluzione preparata diluendo 5 mL di metanolo puro con acqua sufficiente a dare 100 mL di soluzione.

La **percentuale in peso-volume** viene spesso impiegata per indicare la composizione di soluzioni acquose diluite di reagenti solidi.

Es.: il nitrato d'argento acquoso al 5% si riferisce ad una soluzione preparata sciogliendo 5 g di nitrato d'argento in acqua sufficiente a dare 100 mL di soluzione.

2.3 Parti per milione e parti per bilione

Per soluzioni molto diluite, le parti per milione (ppm) e le parti per bilione (ppb) sono un modo conveniente per esprimere la concentrazione:

c_{ppm}= massa di soluto/massa di soluzione × 10^6 ppm

c_{ppb}= massa di soluto/massa di soluzione × 10^9 ppm

Dicendo una parte per milione, ad esempio, si intende che un grammo della sostanza in questione e' presente in un milione di grammi di soluzione.

Nel caso di soluzioni, la cui densita' e' molto prossima a 1.00 g/mL, 1 ppm corrisponde a 1 μg/mL o 1mg/L

Qual e' la molarita' di K^+ in una soluzione acquosa contenente 63.3 ppm di $K_3Fe(CN)_6$ (PM = 329.2 g/mol) ?

La nostra soluzione contiene 63.3 g di soluto in 10^6 g di soluzione. La densita' di tale soluzione acquosa diluita sara' essenzialmente quella dell'acqua pura. Quindi la concentrazione della soluzione sara' 63.3 mg/L.

$$\frac{63.3\times10^{-3}\,g/L}{329.2\,g/mol}=1.92\times10^{-4}\,M$$ Molarita' della soluzione di **K3Fe(CN)6**

La formula chimica ci dice che 1 mole di **$K_3Fe(CN)_6$** contiene 3 moli di K^+ . Il passaggio successivo sara' moltiplicare la molarita' per 3.

5.76×10^{-4} *M* **Molarita' di K^+**

2.4 p-funzioni

Nella notazione scientifica di frequente si esprime la concentrazione di una specie in termini della **funzione-p**, o **valore-p**. Il valore-p e' il logaritmo negativo (in base 10) della concentrazione molare di quella specie. Cosi', per la specie X

$$pX = -\log[X]$$

La piu' nota funzione-p e' il pH, che e' il logaritmo negativo di $[H^+]$. Cioe' $pH=-\log[H^+]$. I valori-p offrono il vantaggio di consentire a concentrazioni che variano di dieci o piu' ordini di grandezza di essere espresse in termini di piccoli numeri positivi.

Si calcoli il valore-p di ciascuno ione in una soluzione che e' 2.00×10^{-3} M in NaCl e 5.4×10^{-4} M in HCl

$$pNa = -\log\left(2.00\times10^{-3}\right) = -\log 2.00 - \log 10^{-3} = -0.301 - (-3.00) = 2.699$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log\left(5.4\times10^{-4}\right) = -\log 5.4 - \log 10^{-4} = -0.73 - (-4) = 3.27$$

La concentrazione totale di Cl^- e' data dalla somma delle concentrazioni dei due soluti.

$$[Cl^-] = 2.00\times10^{-3} M + 5.4\times10^{-4} M = 2.00\times10^{-3} M + 0.54\times10^{-3} M = 2.54\times10^{-3} M$$

$$pCl = -\log\left(2.54\times10^{-3}\right) = 2.595$$

2.5 Densita' delle soluzioni

La **densita'** di una sostanza e' la sua massa per unita' di volume. La densita' dell'acqua e' circa 1.00 g/mL.

Calcolare la concentrazione molare di HNO_3 (PM: 63.0 g/mol) in una soluzione che ha una gravita' specifica di 1.42 ed e' al 70% di HNO_3 (w/w).

La soluzione contiene 70 g di acido nitrico in 100 g di soluzione, ricaviamo il numero di moli:

$$\frac{70g}{63.0g/mol} = 1.11mol$$

A quale volume corrispondono 100 g di una soluzione avente densita' 1.42 g/ml ?

$$1.42g : 1mL = 100g : xmLsoluzione$$

$$x = 70.42mL$$

Ricaviamo la molarita' dividendo il numero di moli per il volume della soluzione espresso in litri:

$$\frac{1.11mol}{70.42 \times 10^{-3} L} = 15.76M$$

Descrivere la preparazione di 100 mL di HCl 6.0 M da una soluzione concentrata che ha una densita' di 1.18 ed e' al 37% (w/w) di HCl (36.5 g/mol).

Calcoliamo innanzitutto il numero di moli di HCl di cui abbiamo bisogno per la soluzione diluita.

$$0.1L \times 6.0M = 0.6 molHCl$$

Calcoliamo ora il numero di grammi di HCl moltiplicando il numero di moli per il PM

$$0.6mol \times 36.5g/mol = 21.9g$$

$$37gHCl : 100g = 21.9gHCl : xg$$

$$x = 59.19g$$ di soluzione al 37 %

$$1.18g : 1mL = 59.19g : xmL$$

$$x = 50mL$$

Quindi 50mL di reagente concentrato vanno diluiti fino a 100 mL

3.1 Cifre significative delle misure di grandezze fisiche

DATO SPERIMENTALE o DATO ANALITICO

$\Big\downarrow$ **CALCOLI**

RISULTATO FINALE

Per passare dal **dato analitico** al **risultato finale** e' sempre necessario eseguire calcoli più o meno complessi.

Quante cifre utilizzare per esprimere **valori calcolati** a partire da quelli **sperimentali** ?

La misura di una grandezza fisica viene effettuata mediante opportuni **strumenti di misura**: bilancia per la massa, buretta per il volume, termometro per la temperatura, manometro per la pressione, ecc.

Ogni **grandezza fisica misurata** ha un valore espresso mediante il numero di **cifre accertate** nella sua misurazione. Si tratta delle cosiddette **cifre significative**, termine che ne indica la qualita': sono numeri che hanno significato perche' sono stati effettivamente controllati nel corso della misurazione.

Il valore numerico di una misura sperimentale deve contenere tante cifre, dette CIFRE SIGNIFICATIVE, quante sono quelle determinabili con sicurezza mediante lo strumento di misura utilizzato (**cifre certe o esatte o attendibili**), più un'altra cifra, anch'essa significativa, che lo strumento permette di valutare con approssimazione (**cifra incerta o stimata o dubbia**).

2 , 6 3 8 g → unità di misura

cifre esatte o attendibili

cifra stimata o dubbia

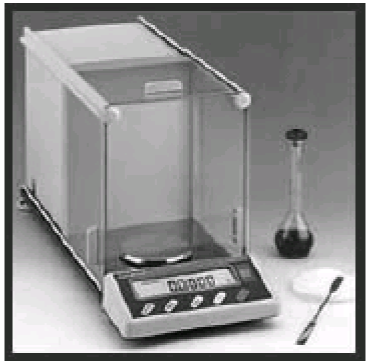
4 cifre significative

Ogni strumento di misura è caratterizzato da una propria **sensibilita’,** definita come la minima differenza che lo strumento è in grado di distinguere tra due misure della grandezza.

Per esempio, la misura di una massa fornisce il valore di 2,638 g: significa che l’intervallo minimo tra due misure è 0,001 g e questo rappresenta la sensibilità dello strumento. La bilancia permette di determinare con sicurezza il numero di grammi (2), di decigrammi (6), di centigrammi (3), ma non di milligrammi.

L’uso delle cifre significative puo’ essere considerato il modo piu’ semplice per esprimere l’incertezza di una misurazione, perche’ la colloca sull’ultima cifra riportata. Se l’intervallo di incertezza non e’ esplicitamente riportato, si assume che esso corrisponda alla variazione di ± 1 dell’ultima cifra significativa.

Se non altrimenti indicato, la **incertezza della misura è pari alla sensibilità dello strumento**, cioè pari alla **variazione in più e in meno di una unità dell’ultima cifra del valore numerico**: quindi, si potrebbe scrivere che la massa misurata è **2,638 ± 0,001** g.



Una bilancia analitica e' uno strumento per pesare che ha una precisione di ± 0.1 mg

Pesata 5.2004 g

Cifre significative: 5
Cifre decimali : 4
Errore: 0.0001

La massa misurata è compresa fra 5.2003 e 5.2005 g

Pesata 10.2000 g

Cifre significative: 6
Cifre decimali : 4
Errore: 0.0001
La massa misurata è compresa fra 10.1999 e 10.2001 g

Significato dello zero nella determinazione del numero di cifre significative

- Se lo zero è compreso fra altre due cifre diverse da zero, esso è una cifra significativa.

Esempio:	1,503 g	4 cifre significative

- Se lo zero è l'ultima cifra di un numero, esso è una cifra significativa.

Esempi:	21,50 g	4 cifre significative
	1,520 g	4 cifre significative
	30 mL	2 cifre significative
	1,0 L	2 cifre significative

- Non sono cifre significative gli zeri che si trovano a sinistra di un numero e che servono solo a localizzare la virgola.

Esempi:	0,235 g	3 cifre significative
	0,0235 g	3 cifre significative
	0,00750 g	3 cifre significative
	0,0080 g	2 cifre significative

✱ Nel passaggio alla numerazione esponenziale, usata per esprimere numeri molto grandi o molto piccoli, occorre mantenere il numero di cifre significative.

Esempi:	8315 g = $8{,}315 \cdot 10^3$ g	4 cifre significative
	0,0076 cm = $7{,}6 \cdot 10^{-3}$ cm	2 cifre significative

Il valore numerico di una grandezza fisica deve essere scritto sempre con un numero appropriato di cifre significative, in modo da non dare false indicazioni sulla precisione della misura stessa.
Ad esempio, se il valore di una massa, misurata con una bilancia sensibile al decimo di grammo, fosse di 10,3 g e volessimo esprimere tale valore in milligrammi, sarebbe sbagliato scrivere 10300 mg. Questo numero, infatti, contiene 5 cifre significative, mentre la bilancia ha fornito solo 3 cifre significative! Correttamente si dovrebbe scrivere:

$$10{,}3\ \text{g} = 1{,}03 \cdot 10^4\ \text{mg}$$

3.2 Cifre significative nei calcoli numerici

Molta attenzione deve essere posta nel determinare il numero appropriato di cifre significative nei risultati di combinazioni aritmetiche di due o piu’ numeri. Vediamo ora il modo di stabilire il numero di cifre significative da mantenere nel risultato dopo aver eseguito varie operazioni aritmetiche con dati sperimentali o analitici.

Arrotondamenti

Quando il valore numerico di una grandezza fisica contiene un numero di cifre superiore a quello delle cifre significative, esso deve essere arrotondato. L'arrotondamento si effettua eliminando tutte le cifre che seguono l'ultima cifra significativa secondo le seguenti regole:

◆ se la prima delle cifre eliminate è maggiore di 5, si aumenta l'ultima cifra significativa di una unità.

Per esempio, per arrotondare a 4 cifre significative 15,376 → 15,38

◆ se la prima delle cifre eliminate è minore di 5, l'ultima cifra significativa resta invariata.

15,373 → 15,37

◆ se la prima delle cifre eliminate è uguale a 5, si considera l'ultima cifra significativa: se è dispari la si aumenta di una unità, se è pari la si lascia invariata.

15,375 → 15,38

dispari

15,365 → 15,36

pari

Addizione e sottrazione

Nel caso dell'addizione e della sottrazione, esprimere tutti i numeri con lo stesso esponente.

Il **risultato** dell'operazione deve contenere lo **stesso numero di decimali** dell'addendo o del sottraendo che ne contiene il minor numero

Spesso i numeri da sommare o da sottrarre hanno lo stesso numero di cifre. In questo caso, il risultato dovra' essere espresso con lo *stesso* *numero di cifre decimali* dei singoli numeri. Ad esempio.

$$\begin{array}{l} 1.362 \cdot 10^{-4} + \\ 3.111 \cdot 10^{-4} \\ \hline 4.473 \cdot 10^{-4} \end{array}$$

Il numero di *cifre significative* nella risposta puo' pero' essere talvolta superiore o inferiore a quello della cifra originaria:

$$\begin{array}{r} 5.345 + \\ 6.728 \\ \hline 12.073 \end{array} \qquad \begin{array}{l} 7.26 \cdot 10^{14} - \\ 6.69 \cdot 10^{14} \\ \hline 0.57 \cdot 10^{14} \end{array}$$

Se i numeri da sommare non hanno lo stesso numero di cifre significative, siamo generalmente limitati da quello meno sicuro. Ad esempio, nel calcolare il peso formula di KrF_2, si conosce il risultato solo fino alla seconda posizione decimale, poiche' siamo limitati dalla nostra conoscenza del peso atomico di Kr.

$$
\begin{array}{rl}
18.998403 + & (F) \\
18.998403 & (F) \\
83.80 & (Kr) \\
\hline
121.796806 &
\end{array}
$$

Il numero 121.796806 dovrebbe essere arrotondato a 121.80 nel risultato finale.

Moltiplicazione e divisione

Il **risultato** della moltiplicazione o della divisione deve contenere lo **stesso numero di cifre significative presenti nel fattore meno preciso**.

$$\begin{array}{l} 3.26 \cdot 10^{-5} \cdot \\ 1.78 \\ \hline 5.80 \cdot 10^{-5} \end{array} \qquad \begin{array}{ll} 4.3179 & \cdot\ 10^{12} \\ 3.6 & \cdot\ 10^{-19} \\ \hline 1.6 & \cdot\ 10^{-6} \end{array} \qquad \begin{array}{l} 34.60 \quad : \\ \ \ 2.46287 \\ \hline 14.05 \end{array}$$

Logaritmi e antilogaritmi

Il logaritmo di a e’ il numero b, il cui valore e’ tale che:

$a = 10^b$

$\log a = b$

a e’ detto **antilogaritmo** di b.

Un logaritmo e’ composto da una **mantissa** e da una **caratteristica**

$$\log 339 = \underbrace{2}_{\textbf{caratteristica}}.\underbrace{530}_{\textbf{mantissa}}$$

Nel **logaritmo** di un numero prendere tante cifre a destra del punto decimale quante sono le cifre significative del numero originale

$$\log (\underbrace{\mathbf{5.403}}_{\text{4 cifre}} \cdot 10^{-8}) = \mathbf{-}\ 7.\underbrace{\mathbf{2674}}_{\text{4 cifre}}$$

Nell'**antilogaritmo** di un numero, prendere tante cifre quante sono quelle alla destra del punto decimale nel numero originale

$$10^{6.\mathbf{142}} = \mathbf{1.39} \cdot 10^{6}$$

Operazioni a cascata

Molte volte le operazioni di calcolo si susseguono l'una all'altra perche' il risultato di una diventa il termine per eseguire la successiva. In questo caso e' consigliabile non arrotondare il risultato di ogni singola operazione, ma solo quello finale, troncando il risultato in base al numero di cifre ritenuto necessario.

Per fare questo, se si utilizza una calcolatrice e' sufficiente non azzerare i valori di volta in volta calcolati, lasciandoli sul display e impostando con essi l'operazione successiva.

Nei valori intermedi di una sequenza di calcolo e' bene mantenere un numero di cifre maggiore di quello strettamente necessario, **arrotondando al corretto numero di cifre solo il risultato finale**.

Questa abitudine permette di evitare che l'accumulo di arrotondamenti porti il risultato a scostarsi sensibilmente dal valore corretto.

PREPARAZIONE DELLE SOLUZIONI

Nel caso in cui si voglia utilizzare un reagente solido o liquido per preparare una soluzione di una data molarità, si dovrà semplicemente pesare la massa esatta del reagente, discioglierla nel solvente e diluire la soluzione portandola al volume finale stabilito utilizzando un matraccio tarato. Un matraccio volumetrico è tarato in modo tale da contenere un determinato volume di soluzione a 20°C quando il fondo del menisco si trova al centro della linea tracciata sul collo del matraccio stesso. La maggior parte dei matracci reca l'etichetta "TC 20°C", ciò significa che il matraccio è tarato per contenere (*to contain*) il volume indicato a 20°C, mentre le pipette e le burette sono tarate per erogare (*to deliver*, "TD") il volume indicato. La temperatura del matraccio è un fattore importante poiché sia il liquido che il vetro si espandono con il calore.

Le pipette erogano volumi noti di liquido. La pipetta di trasferimento è tarata per erogare un volume fisso. La pipetta graduata viene usata per erogare un volume variabile.

I matracci di Classe A hanno tolleranza minore. Le tolleranze dei matracci di Classe B sono il doppio circa di quelle dei matracci di Classe A.

Le micropipette erogano volumi da 1 a 1000 μl. Il liquido è contenuto in un puntale di polipropilene, eliminabile dopo l'uso.

APPARECCHIATURA PER LA MISURA PRECISA DEL VOLUME

- MATRACCI — per contenere uno specifico volume (preparazione di soluzioni standard e diluizione di campioni fino a un volume fissato)

- PIPETTE — per trasferire volumi esattamente noti da un recipiente all'altro

- BURETTE — per erogare qualsiasi volume entro i limiti di capacità massima. In genere sono più precise delle pipette

Sull'apparecchiatura sono indicati:

- Il sistema di calibrazione
  - TC: per contenere (matracci)
  - TD: per trasferire (pipette e burette)
- Temperatura di calibrazione — in genere = 20°C
- La classe (legata alla tolleranza): è indicata dalle sigle
  - AS
  - A
  - B

  ↑ aumenta la precisione
- Tipo di vetro

Matraccio tarato da 500 mL. [Per concessione della A.H. Thomas Co., Philadelphia, Pa].

Tolleranze dei matracci tarati di classe A

Capacità del matraccio (mL)	Tolleranza (mL)
1	±0,02
2	±0,02
5	±0,02
10	±0,02
25	±0,03
50	±0,05
100	±0,08
200	±0,10
250	±0,12
500	±0,20
1000	±0,30
2000	±0,50

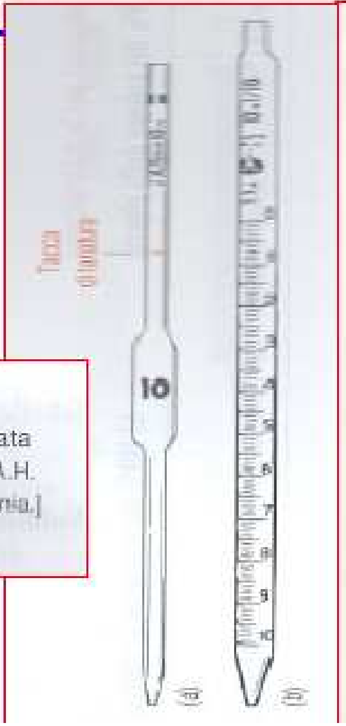
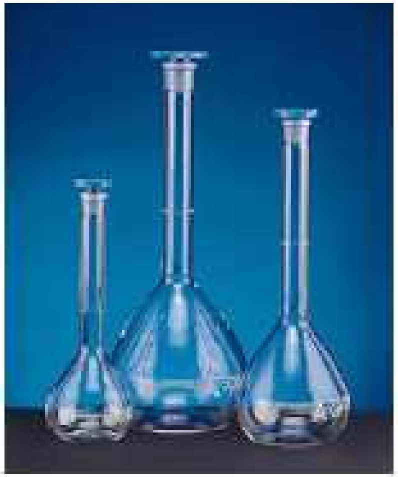


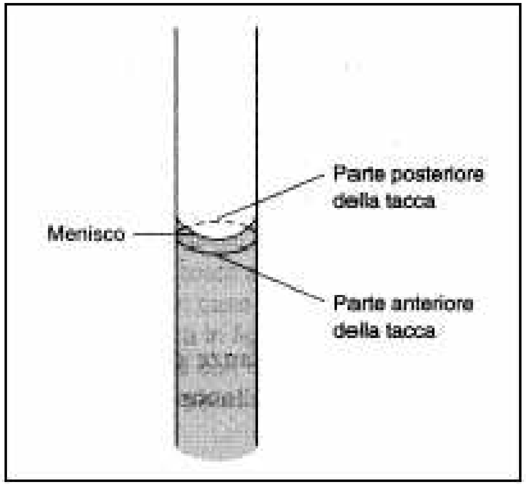
Figura 2-12 (*a*) Pipetta da trasferimento e (*b*) pipetta graduata (Mohr). [Per gentile concessione di A.H. Thomas Co., Philadelphia, Pennsylvania.]

Tolleranze delle pipette da trasferimento di classe A

Volume (mL)	Tolleranza (mL)
0,5	±0,006
1	±0,006
2	±0,006
3	±0,01
4	±0,01
5	±0,01
10	±0,02
15	±0,03
20	±0,03
25	±0,03
50	±0,05
100	±0,08

Matracci: sono di vetro a forma di pera, provvisti sul collo di una tacca che indica dove deve arrivare il volume di riempimento. Esistono di varia capacità (da 1 ml a 10 L). Si utilizzano per preparare soluzioni a titolo noto. Tappi in Teflon





MICROPIPETTE

- - erogano volumi fissi o variabili di microlitri di liquido, con puntali in plastica usa e getta, riempiti mediante spostamento d'aria
- - si regolano a mano

intervallo di volume e precisione
delle tipiche micropipette di Eppendorf

Intervallo di volume μL	Deviazione standard μL
1–20	<0.04 @ 2 μL
	<0.06 @ 20 μL
10–100	<0.10 @ 15 μL
	<0.15 @ 100 μL
20–200	<0.15 @ 25 μL
	<0.30 @ 200 μL
100–1000	<0.6 @ 250 μL
	<1.3 @ 1000 μL
500–5000	<3 @ 1.0 mL
	<8 @ 5.0 mL