Corso di Laurea Magistrale in Chimica e Tecnologia Farmaceutiche

Chimica Generale ed Inorganica

Prof. Rita De Zorzi (rdezorzi@units.it)
Dipartimento di Scienze Chimiche e Farmaceutiche
Via L. Giorgieri, 1 – Trieste
Edificio C11 – 4° piano, ufficio 427
Ricevimento su appuntamento, da concordare via email

Anno accademico 2026/2027

8 **C**rediti **F**ormativi **U**niversitari (CFU) → 64 ore di lezione frontale
(solo teoria, escluse le esercitazioni)
+ circa 136 ore di studio individuale

↓

Per ogni CFU:
8 ore di lezione + 17 ore di studio individuale

Per CTF, obbligo di frequenza ai corsi

Prerequisiti del corso:

- Matematica: notazione esponenziale, equazioni di 1° e 2° grado, logaritmi, derivate
- Fisica: vettori, moto, forza, peso, pressione, energia

↓

Test di autoverifica sulle conoscenze richieste all'inizio del corso e prima di ciascun argomento trattato

Propedeuticità per i corsi successivi:

- Chimica organica (I anno)
- Chimica analitica (I anno)
- Laboratorio analitico farmaceutico (I anno)
- Chimica fisica (II anno)
- Biochimica e biochimica applicata (II anno)
- ...

Orario

- **Lunedì 11-13** – Aula piccola edificio C6
- **Mercoledì 9-11** – Aula piccola edificio C6
- **Giovedì 9-11** – Aula piccola edificio C6
- **Venerdì 9-11** – Aula piccola edificio C6

Ciascuna lezione comincerà 15 minuti dopo l'orario di inizio ufficiale ("quarto d'ora accademico"), ma il rilevamento della presenza (**obbligatorio!!!**) inizia all'inizio dell'ora

Da definire se le lezioni da 2h verranno interrotte da una pausa di 10-15 minuti

* Dalla 3a settimana, esercitazione con tutor, senza obbligo di frequenza (**ma fortemente consigliata!**)

Materiale del corso

- Materiale didattico sulla piattaforma Moodle

Ma è fondamentale lo studio su un libro di testo

Testi suggeriti:

- Kotz, Treichel, Townsend. «**Chimica»** Ed. Edises
- Atkins, Lones, Laverman **«Principi di chimica»** Ed. Zanichelli
- Petrucci, Herring et al. **«Chimica generale»** Ed. Piccin

Stechiometria:

- Michelin-Lausarot, Vaglio **«Stechiometria per chimica generale»** Ed.Piccin

Contenuti del corso - 1

- **TEORIA ATOMICA**: Definizioni. Unità di misura. Postulati di Dalton e modello atomico. La Tavola Periodica. Isotopi. Massa atomica. Formule chimiche. Stato di ossidazione. **Nomenclatura.**
- **STECHIOMETRIA**: Il concetto di mole. Composizione percentuale. Reazioni chimiche. Bilanciamento di equazioni chimiche. Reagente limitante. Resa. Purezza. Reazioni in soluzione acquosa. Elettroliti. Equazioni ioniche. Reazioni di ossidoriduzione.

Contenuti del corso - 2

- **STRUTTURA ATOMICA**: Spettri atomici. Quantizzazione dell'energia. Atomo di Bohr. Proprietà ondulatorie dell'elettrone. Descrizione quantomeccanica dell'atomo. Principio di indeterminazione. Equazione di Schrödinger. Funzioni d'onda. Numeri quantici e orbitali atomici. Principio di Pauli. Configurazione elettronica: aufbau, Principio di Pauli, regola di Hund. Proprietà periodiche: dimensioni atomiche, dimensioni ioniche, energia di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività. Stabilità degli ioni. Elettroni di valenza.
- **LEGAME CHIMICO**: Legame ionico. Legame covalente. Proprietà dei legami: ordine, lunghezza, energia e polarità di legame. Strutture di Lewis e regola dell'ottetto. Risonanza. Carica formale. Eccezioni alla regola dell'ottetto. Geometria molecolare e teoria VSEPR. Polarità delle molecole. Teoria del legame di valenza. Orbitali ibridi. Teoria degli orbitali molecolari.

Contenuti del corso - 3

- **GAS/LIQUIDI/SOLIDI**: Equazione di stato dei gas. Miscele di gas: legge di Dalton, pressioni parziali. Gas reali ed equazione di Van der Waals. Accenni alla teoria cinetico-molecolare. Forze intermolecolari. Proprietà dei liquidi: tensione di vapore, evaporazione, ebollizione, volatilità. Classificazione dei solidi: covalenti, molecolari, ionici, metallici. Trasformazioni di fase. Diagrammi di stato dell'acqua e del biossido di carbonio.
- **SOLUZIONI**: Concentrazione e sue unità di misura. Processo di dissoluzione. Soluzioni sature. Soluzioni liquido-liquido, solido-liquido, gas-liquido. Legge di Henry sulla solubilità. Proprietà colligative: abbassamento della tensione di vapore, innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico, pressione osmotica. Proprietà colligative di soluzioni di elettroliti.
- **CINETICA CHIMICA**: Velocità di reazione. Legge cinetica. Teoria del complesso attivato. Equazione di Arrhenius. Meccanismi di reazione: stadio cinetico determinante, intermedi, catalizzatori.

Contenuti del corso - 4

- **EQUILIBRIO CHIMICO**: Natura dell'equilibrio chimico. Costante di equilibrio Kc e Kp. Grado di dissociazione. Equilibrio mobile. Principio di Le Châtelier.
- **ACIDI E BASI**: Teorie acido-base secondo Arrhenius, Lowry-Broensted, Lewis. Prodotto ionico dell'acqua. pH e pOH. Acidi e basi forti e deboli. Acidi poliprotici. Coppie acido-base coniugate.
- **EQUILIBRI IONICI IN SOLUZIONE ACQUOSA**: Reazioni di idrolisi. pH di soluzioni di sali. Soluzioni tampone. Reazioni acido-base. Titolazioni acidimetriche. Indicatori. Equilibri nei sistemi eterogenei. Prodotto di solubilità, Kps. Effetto dello ione comune.

Contenuti del corso - 5

- **CHIMICA DI COORDINAZIONE**: Cenni sui composti di coordinazione: classificazione dei leganti, numero di coordinazione, geometria di coordinazione. Costante di formazione.
- **ELETTROCHIMICA:** Cella elettrochimica e potenziale di cella. Potenziali standard di riduzione. Equazione di Nerst. Pile a concentrazione. Celle elettrolitiche. Peso equivalente e normalità.

Obiettivi del corso

L'obiettivo del corso di Chimica Generale NON è quello di "passare l'esame", ma quello di fornire agli studenti le basi di chimica che saranno necessarie per la loro futura carriera accademica e lavorativa.

- CONOSCENZA E COMPRENSIONE: comprendere il modello atomico, i legami, gli equilibri, le transizioni di fase, le reazioni acido-base e redox... ***vi aiuterà a comprendere i corsi avanzati di chimica.***
- CAPACITÀ DI APPLICARE CONOSCENZA E COMPRENSIONE: ***Gli esercizi vi saranno utili ad applicare le nozioni apprese a situazioni reali. Gli esercizi NON SONO fini a se stessi, ma sono solo un COMPLEMENTO DELLA TEORIA.***
- AUTONOMIA DI GIUDIZIO: Acquisire la **capacità di riconoscere** le reazioni che possono avvenire in un sistema e gli effetti di cambiamenti esterni.
- ABILITA' COMUNICATIVE: Discutere i fenomeni con il **linguaggio della chimica**.
- CAPACITA' DI APPRENDERE: Individuare le fonti di approfondimento. ***Possedere un riferimento concettuale e terminologico utile al proseguimento della carriera accademica e professionale.***

Metodi del corso

1. **TEORIA**:

   Lezioni in aula

   Studio individuale che combina:
   - libro di testo
   - appunti e slide delle lezioni

E' consigliabile uno studio **ordinato** degli argomenti: nel corso di chimica generale quasi tutti gli argomenti sono tra loro correlati.

Gli esercizi sono sempre **subordinati** alla comprensione della teoria.

Altrimenti, diventano solo soluzioni matematiche non utili alla formazione.

2. **ESERCITAZIONI**

   In aula

   Svolgimento individuale di esercizi con eventuale correzione collettiva

Approccio agli esercizi:

1. **Comprensione del problema**: per comprendere il problema è necessario leggere con attenzione il testo e individuare le «parole chiave» che rimandano ai concetti di teoria studiati.
2. Identificazione di una strada per la risoluzione del problema: Che grandezze sono in gioco? Come sono definite queste grandezze? Quali sono le leggi che regolano il fenomeno di cui si parla nel testo?
3. Eseguire il calcolo. Nel caso si utilizzi una calcolatrice scientifica, è necessario prima imparare ad utilizzare la calcolatrice.
4. **Verifica del risultato**: al termine del problema, valutare se il risultato ottenuto ha senso ed è plausibile.

Esame

- L'esame sarà costituito da una **prova scritta**, il cui superamento dà accesso alla **prova orale** (nello stesso appello). La valutazione (in trentesimi) terrà conto sia della prova scritta che di quella orale.

- Appelli di esame:
  - 2 Prove intercorso: se positive, valide come esonero alla prova scritta *(solo per studenti immatricolati nel 2026 che abbiano frequentato le lezioni dell'anno 2026/27)*
  - Sessione invernale: 1° appello (gennaio) e 2° appello (febbraio)
  - Sessione estiva: 1° appello (giugno), 2° appello (inizio luglio) e 3° appello (fine luglio)
  - Sessione autunnale: appello unico (settembre)

- Per accedere alle prove è necessario iscriversi all'appello di esame su Esse3 (www.units.it/esse3)

La chimica

È una scienza sperimentale che studia la **materia** (proprietà, composizione, struttura) e le sue **trasformazioni**, naturali o prodotte artificialmente in processi indotti.

Materia: Tutto ciò che ha una massa e occupa uno spazio.

Copre molti campi, dalla geologia alla biologia, dalla fisica dei materiali all'analisi di campioni medici...

Tiene sempre conto sia di fenomeni che avvengono a livello **macroscopico** (oggetti grandi e visibili, è il livello del laboratorio) che di fenomeni che avvengono a livello **microscopico** (a livello di particelle, atomi o molecole), e li esprime a livello **simbolico** (simboli ed equazioni chimiche).

Definizioni

Sistema omogeneo: Sistema in cui è presente una sola fase e la composizione è costante in tutto il campione.

Esempi: soluzione di acqua e sale, aria, lega metallica.

Sistema eterogeneo: Sistema in cui sono presenti più fasi con composizione diversa o in uno stato fisico diverso.

Esempi: bicchiere di acqua e ghiaccio, sabbia, latte.

Fase: porzione di materia che si presenta nello stesso stato fisico e la cui composizione è costante.

Stato di aggregazione: Stato fisico in cui la materia si presenta.

Può essere:

- Solido: la materia è dotata di un proprio volume e una propria forma
- Liquido: la materia è dotata di un proprio volume ma assume la forma del recipiente che la contiene
- Gassoso: la materia assume volume e forma del recipiente che la contiene

Sostanza: Materia con una composizione costante che presenta proprietà caratteristiche. Una sostanza non può essere separata in sostanze più semplici mediante tecniche fisiche (come filtrazione, distillazione...)

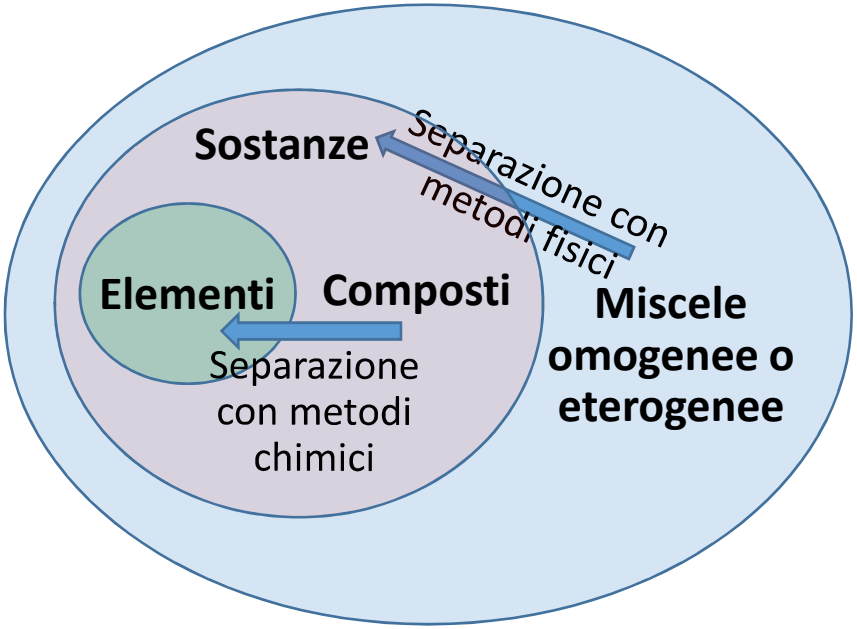
Miscela: Materia composta da più sostanze, che può presentarsi in una singola fase (miscela omogenea) o in più fasi (miscela eterogenea). Può essere separata nelle sostanze che la compongono mediante metodi fisici.

Ad esempio: una soluzione di sale è una miscela omogenea, che può essere separata per evaporazione dell'acqua.

Elementi: Sostanze composte da un solo tipo di atomi. Non sono ulteriormente separabili attraverso metodi chimici. Sono 118, alcuni naturali, altri artificiali.

Composti: Sostanze formate da più tipi di atomi, in rapporti costanti. Separati negli elementi attraverso metodi chimici

L'acqua è composta da idrogeno e ossigeno, separabili per elettrolisi.



Massa

E’ la quantità di materia presente in un campione (diversa dal peso!!).

Le nostre discussioni riguardo alle reazioni chimiche si baseranno su un principio chiave, quello della **conservazione della massa**: all’inizio e alla fine di una reazione, la quantità di materia presente deve essere sempre la stessa.

Energia

E’ la capacità di svolgere un lavoro.

In chimica abbiamo a che fare con diverse forme di energia:

- Energia termica: dovuta al movimento degli atomi a livello microscopico (legata all’energia cinetica delle molecole – $E_k = \frac{1}{2}mv^2$)
- Energia chimica: immagazzinata nei legami presenti nelle molecole
- Energia elettrica: legata al movimento degli elettroni all’interno di un conduttore

Uno dei principi chiave su cui si basa il nostro discorso sull’energia è quello della **conservazione dell’energia**: l’energia non può essere nè creata nè distrutta, ma si trasforma da una forma all’altra.

Grandezze misurabili

Alcune **proprietà dei sistemi** possono essere direttamente misurate, senza modificare il sistema durante la misura. A queste proprietà sono associate delle grandezze fisiche.

La misura di una grandezza fisica è una procedura sperimentale per mezzo della quale alla grandezza fisica del sistema è associato un numero, il relativo errore nella misura, e un'unità di misura.

Ad esempio, una buretta permette di misurare il volume di una soluzione:

$(46.05 \pm 0.05)\ mL$

misura errore unità di misura



Unità di misura del Sistema Internazionale

Nel Sistema Internazionale (S.I.) sono presenti 7 unità di misura fondamentali:

Grandezza	Unità di misura	Simbolo
Lunghezza	metro	m
Massa	chilogrammo	kg
Tempo	secondo	s
Corrente elettrica	ampere	A
Temperatura	kelvin	K
Quantità di sostanza	mole	mol
Intensità luminosa	candela	cd

Altre grandezze sono derivate da queste:

Grandezza derivata	Unità di misura	Simbolo
Area	metro quadro	m^2
Forza = massa *accelerazione	newton = $kg \cdot m/s^2$	N
Energia = forza * distanza	joule = $kg \cdot m^2/s^2$	J
Pressione = forza / superficie	pascal = $kg / m / s^2$	Pa

Altre unità di misura utilizzate

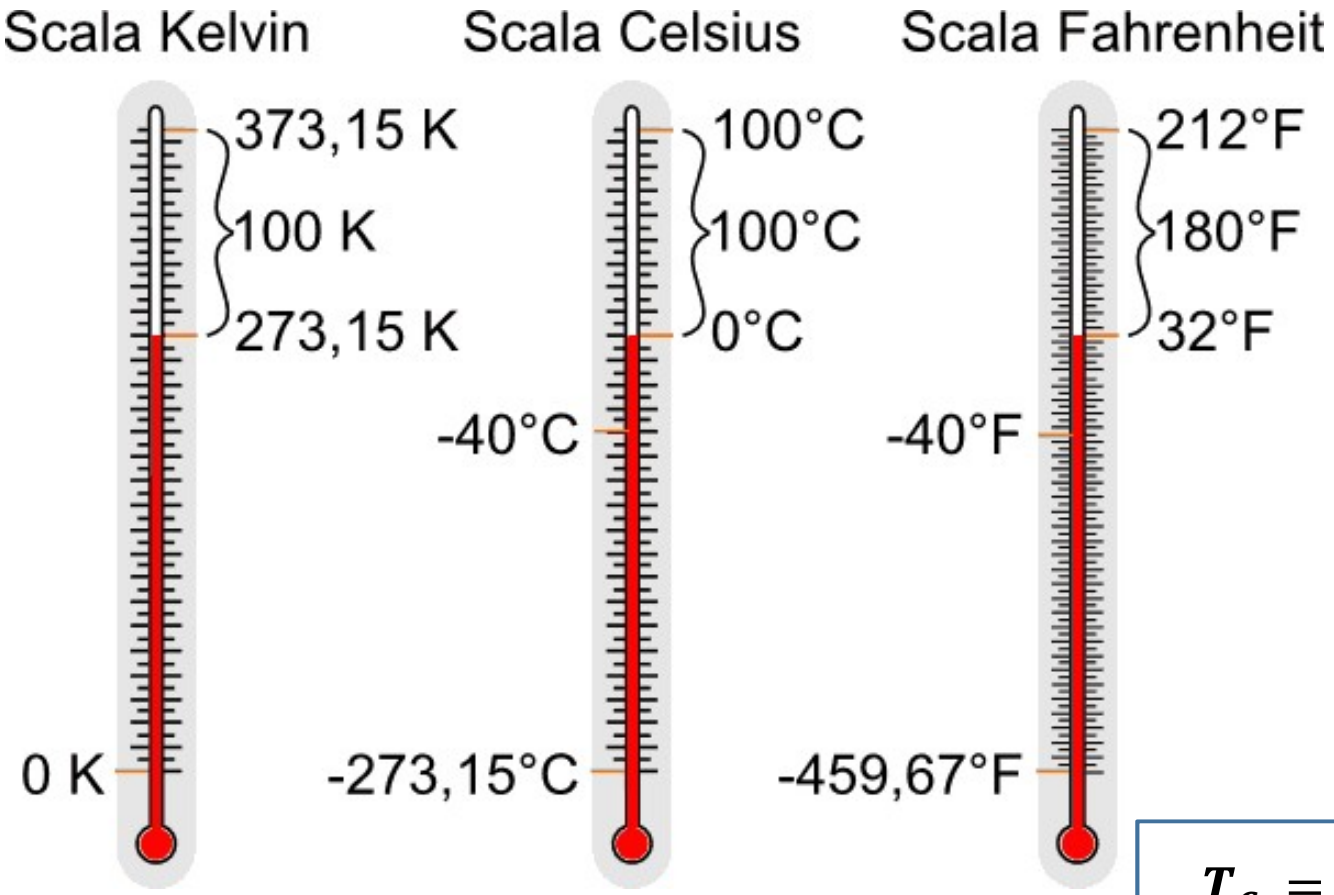
In chimica vengono tradizionalmente utilizzate anche altre unità di misura:

Grandezza	Unità di misura	Simbolo
Lunghezza	ångstrom = 10^{-10} m	Å
Volume	litro = 10^{-3} m^3	L
Volume	millilitro = 10^{-6} m^3	mL
Pressione	atmosfera = 101325 Pa	atm
Pressione	mm mercurio = 1/760 atm = 101325/760 Pa	mmHg
Temperatura	grado celsius	°C
Energia	caloria = 4.184 J	cal

Multipli e sottomultipli delle unità di misura

Multiplo	Potenza	Simbolo
Exa	10^{18}	E
Peta	10^{15}	P
Tera	10^{12}	T
Giga	10^{9}	G
Mega	10^{6}	M
Chilo	10^{3}	k
Etto	10^{2}	h
Deca	10^{1}	da
deci	10^{-1}	d
centi	10^{-2}	c
milli	10^{-3}	m
micro	10^{-6}	µ
nano	10^{-9}	n
pico	10^{-12}	p
femto	10^{-15}	f
atto	10^{-18}	a

Scale di temperatura



Scala assoluta

Ha lo stesso intervallo per grado:
$\Delta T = 1\ K = 1\ °C$

$$T_C = T_K - 273.15$$

$$T_F = \frac{9}{5} T_C + 32$$

Grandezze intensive ed estensive

Grandezze estensive:

Grandezze che dipendono dalla quantità di materia che viene presa in considerazione.

Esempi: Il volume di una soluzione, massa di una soluzione

Grandezze intensive:

Grandezze che non dipendono dalla quantità di materia analizzata.

Esempi: La temperatura di due soluzioni è la stessa anche se la quantità di campione che ho preso è differente. La densità di una soluzione non varia se diminuisco la quantità di soluzione analizzata.



Densità

Definizione: rapporto tra la massa di un campione e il suo volume. $d = \frac{m}{V}$

Unità di misura della densità: g/mL, g/L, kg/L, g/dm^3, g/cm^3 ecc.

Attenzione: non confondere la densità con la concentrazione.

La concentrazione esprime la quantità di *un singolo componente* all'interno di una miscela e si può esprimere con diverse unità di misura, tra cui mg/mL o g/L. La densità invece rappresenta la massa dell'*intero campione* divisa per il suo volume.

Tipici valori di densità:

- Campioni solidi: 0.2 g/mL – 20 g/mL
- Campioni liquidi: 0.5 g/mL – 3 g/mL (eccezione: Hg $d = 13.5\ g/mL$)
- Campioni gassosi: molto variabile, ma solitamente inferiore a quella dei solidi

Errori

Ogni misurazione di una grandezza fisica è soggetta ad errori. Gli errori possono essere casuali o sistematici.

Errori casuali: errori che hanno grandezza e segno diversi in misure ripetute. Possono essere ridotti facendo la media aritmetica di più misurazioni.

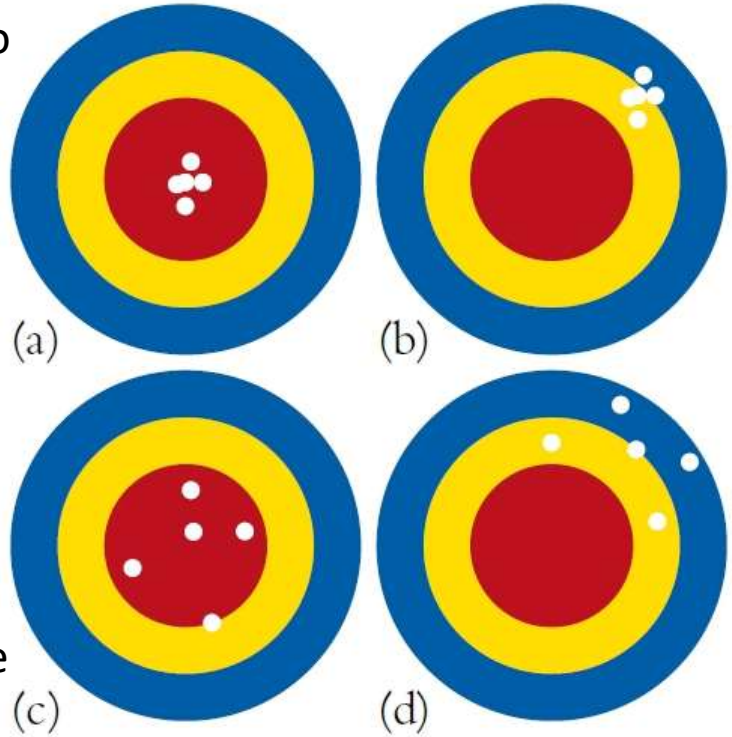
Errori sistematici: sono dovuti a problemi che si ripetono per tutte le misurazioni (esempio: taratura dello strumento).

Una misurazione ideale è quella in cui il valore vero è simile alla media delle misurazioni ripetute. In questo caso si parla di misure **accurate** e **precise**.

Se una misura ripetuta da valori simili, ma distanti dal valore reale, tale misura è precisa, ma non accurata.

Se una serie di misure ha un valore medio vicino al valore reale, ma con misure molto distanti tra loro, è accurata, ma non precisa.

Il caso peggiore è quello di misure che non sono nè accurate, nè precise.



Cifre significative

Quando si indica la misura di una grandezza fisica, è necessario indicare tutte (e solo) le **cifre significative** che rappresentano l'esatta precisione della misura.

Per farlo, è sufficiente seguire alcune regole:

1. Sono significative tutte le cifre diverse da 0.
2. Sono significativi gli zeri in mezzo ad altre cifre o dopo le altre cifre (alla destra). NON sono significativi gli zeri all'inizio del numero, indipendentemente dalla presenza del punto.
3. La situazione è incerta per i numeri senza virgola che possiedono zeri alla fine...

Qualche esempio:

0.04750	4 cifre significative
4002.30	6 cifre significative
401	3 cifre significative
300	1, 2 o 3 cifre significative?? Meglio indicare come $3.0 \cdot 10^2$ (2 c.s.)

Per le somme e sottrazioni:

Il <u>numero di cifre significative dopo la virgola</u> del risultato deve essere pari al minimo numero di cifre significative dopo la virgola dei numeri di partenza.

Ad esempio: 0.0560 + 8.73 = 8.79

0.0560 +
8.73
8.7860 → 8.79

5.4 - 0.456 = 4.9

5.4 -
0.456
4.944 → 4.9

Per moltiplicazioni e divisioni:

Il <u>numero di cifre significative</u> del risultato deve essere pari al minimo numero di cifre significative dei numeri di partenza.

Ad esempio: 0.056 · 8.73 = 0.48888 → $0.49 = 4.9 \cdot 10^{-1}$

2 3 2

5.4 / 0.456 = 11.842... → 12

2 3 2