

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 2023/2024

8 Crediti Formativi Universitari (CFU) → 64 ore di lezione frontale
+ circa 136 ore di studio individuale
(incluse esercitazioni in aula)



Per ogni CFU:

8 ore di lezione + 17 ore di studio individuale

Per CTF, obbligo di frequenza ai corsi (non alle esercitazioni, ma è caldamente consigliata la frequenza)

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 fisica (I anno)
- Chimica organica (II anno)
- Laboratorio chimico farmaceutico (II anno)
- Chimica analitica farmaceutica (III anno)

Orario

- **Martedì 9-11**
- **Giovedì 9-11**
- **Venerdì 11-13**

Le lezioni si terranno nell'aula grande dell'Edificio C6

*In aggiunta, esercitazioni in aula con la docente e/o un tutor, **venerdì 9-11, aula grande, edificio C6***

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. Il concetto di mole. Composizione percentuale. Reazioni chimiche. Bilanciamento di equazioni chimiche.
- **STECIOMETRIA:** Reagente limitante. Resa. Purezza. Reazioni in soluzione acquosa. Elettroliti. Equazioni ioniche. Reazioni di ossidoriduzione.
- **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.

Contenuti del corso - 2

- **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.
- **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.

Contenuti del corso - 3

- **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. Effetto della concentrazione: legge cinetica. Teoria del complesso attivato. Effetto della temperatura: equazione di Arrhenius. Meccanismi di reazione: stadio cinetico determinante, intermedi, catalizzatori.
- **EQUILIBRIO CHIMICO:** Natura dell'equilibrio chimico. Costante di equilibrio K_c e K_p . Grado di dissociazione. Equilibrio mobile. Principio di Le Châtelier.

Contenuti del corso - 4

- **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, K_{ps} . Effetto dello ione comune.
- **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.***
- 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

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 2023 che abbiano frequentato le lezioni dell'anno 2023/24)*
 - Sessione invernale: 1° appello (gennaio) e 2° appello (febbraio)
 - Sessione estiva: 1° appello (giugno) e 2° appello (luglio)
 - Sessione autunnale: 1° e 2° appello (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 di sintesi.

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...)

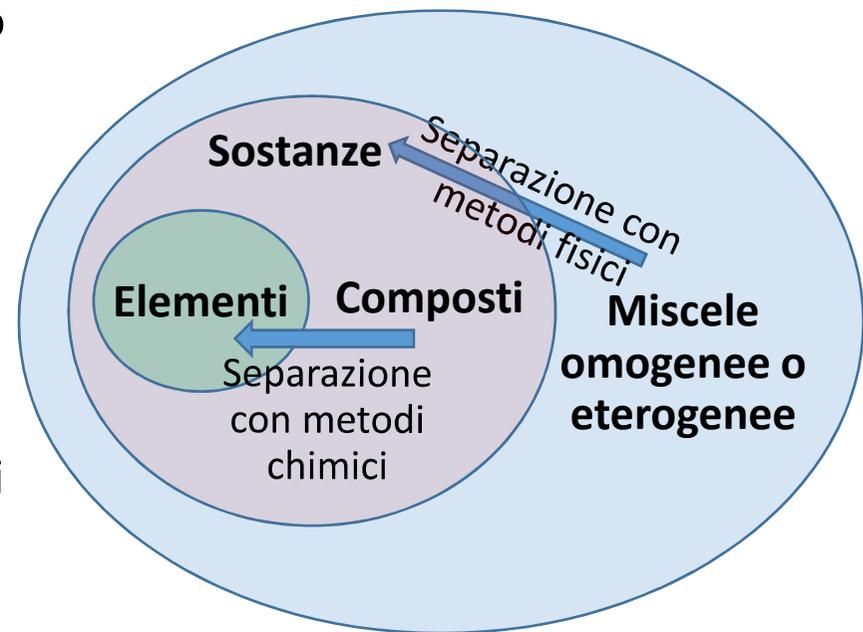
Miscela: Materia composta da più sostanze, che può presentarsi in una singola fase (miscela omogenea) o in più fasi (miscela eterogenea). Può essere separata nelle sostanze che la compongono mediante metodi fisici.

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.



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:

$$(46.05 \pm 0.05) \text{ mL}$$

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 · m/s ²	N
Energia = forza * distanza	joule = kg · m ² /s ²	J
Pressione = forza * superficie	pascal = kg / m / s ²	Pa

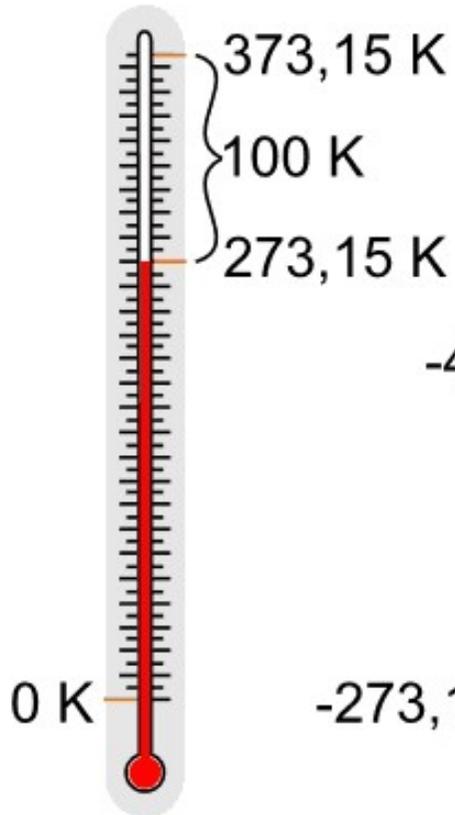
Altre unità di misura utilizzate

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

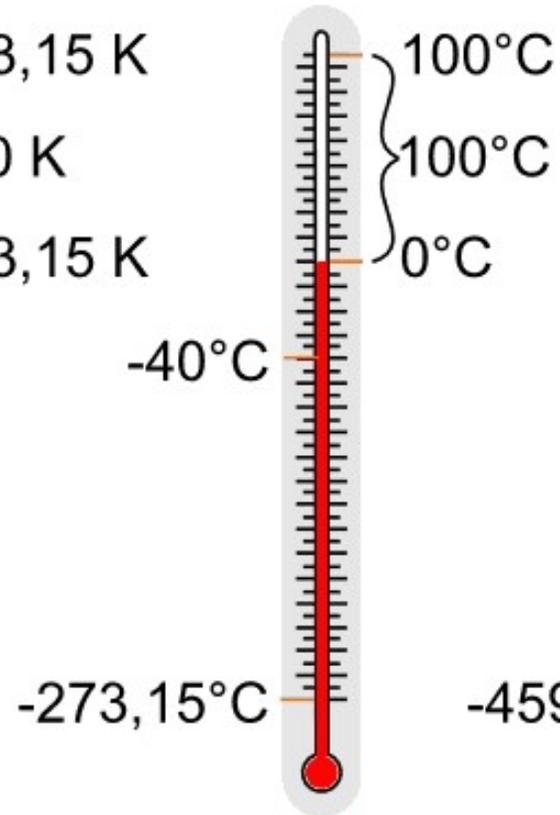
Scale di temperatura

Scala Kelvin



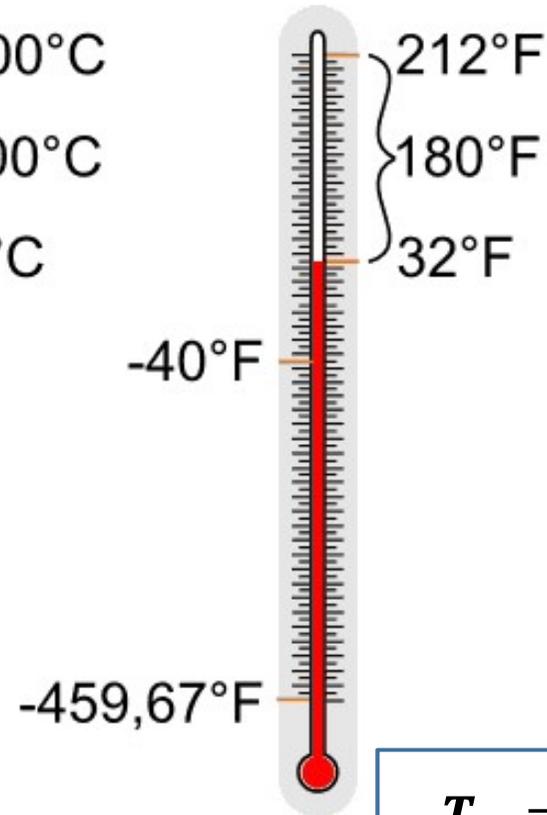
Scala
assoluta

Scala Celsius



Ha lo stesso
intervallo per
grado:
 $\Delta T = 1 \text{ K} = 1 \text{ }^\circ\text{C}$

Scala Fahrenheit



$$T_C = T_K - 273.15$$

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

Grandezze intensive ed estensive

Grandezze estensive:

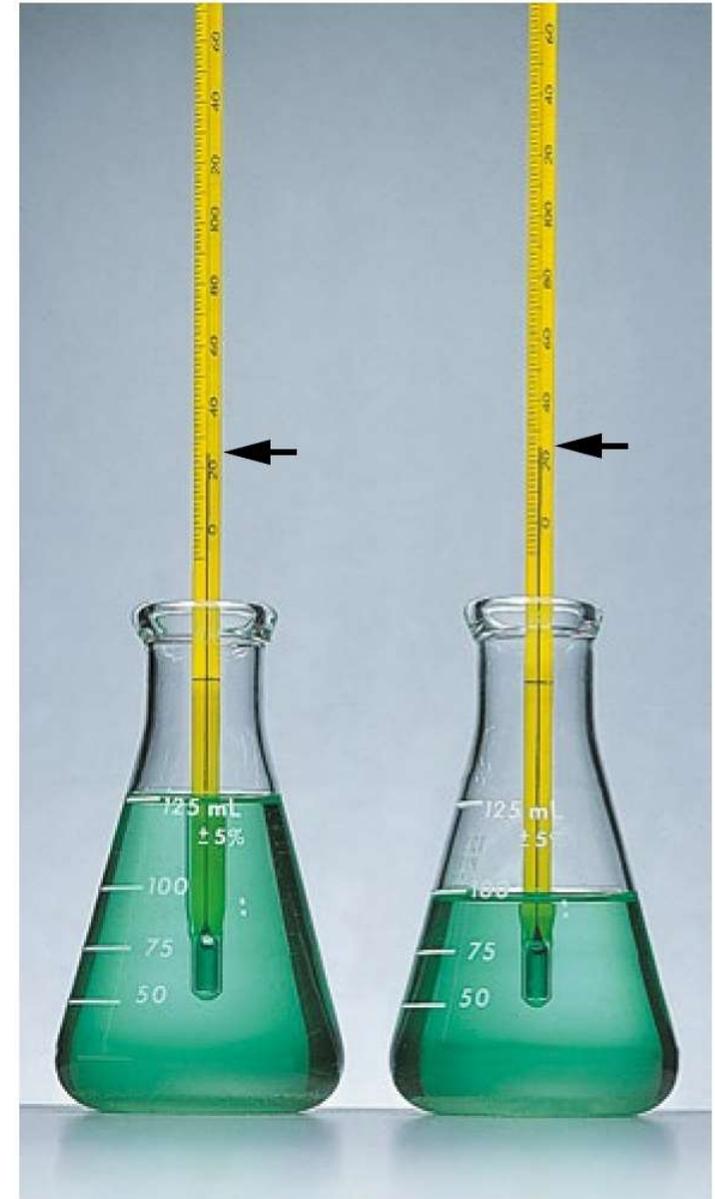
Grandezze che dipendono dalla quantità di materia che viene presa in considerazione.

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 ($d=m/V$) non varia se diminuisco la quantità di soluzione analizzata.*



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.

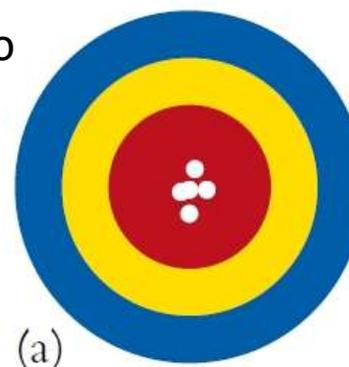
Errori sistematici: sono dovuti a problemi che si ripetono per tutte le misurazioni (esempio: taratura dello strumento).

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 3.0·10² (2 c.s.)

Per le somme e sottrazioni:

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

Ad esempio: $0.0560 + 8.73 = 8.79$

$$\begin{array}{r} 0.0560 + \\ 8.73 \\ \hline 8.7860 \end{array} \rightarrow 8.79$$

$5.4 - 0.456 = 4.9$

$$\begin{array}{r} 5.4 - \\ 0.456 \\ \hline 4.944 \end{array} \rightarrow 4.9$$

Per moltiplicazioni e divisioni:

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

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

2 3 2

$5.4 / 0.456 = 11.842... \rightarrow 12$

2 3 2

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.