

Corso di Laurea Magistrale in Farmacia

# Corso di Chimica Generale e Inorganica con Esercitazioni

Michele Melchionna ([melchionnam@units.it](mailto:melchionnam@units.it))

Dipartimento di Scienze Chimiche e Farmaceutiche

Via L. Giorgieri, 1 – Trieste

Edificio C11 – 4° piano, ufficio 442

Ricevimento su appuntamento

Anno accademico 2021/2022

Orario  
dal 4/10/2021  
al 29/10/2021

- Martedì 11-13
- Mercoledì 11-13
- Giovedì 11-13
- Venerdì 11-13

❖ Aula Magna edificio C11

Orario  
dal 4/11/2021  
al 21/01/2022

- Martedì 16-18
- Mercoledì 11-13
- Giovedì 16-18
- Venerdì 11-13 \*

**\* = lezioni sospese per i 4 venerdì dal 26/11 al 17/12**

# 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
- Petrucci, Herring et al. «**Chimica generale**» Ed. Piccin
- Cheng & Overby «**Fondamenti di chimica generale**» Ed. McGraw-Hill

Va comunque bene qualsiasi testo universitario che svolga in modo approfondito la teoria (non libri di stechiometria!!).

# Contenuti del corso - 1

- **TEORIA ATOMICA:** Classificazione della materia. Postulati di Dalton e modello atomico. La Tavola Periodica. Formule chimiche. Composti ionici e molecolari. Il concetto di mole. Reazioni chimiche. Bilanciamento di equazioni chimiche. Nomenclatura della chimica inorganica.
- **STECIOMETRIA:** Composizione percentuale e calcolo della formula minima. Reagente limitante. Resa. Purezza.
- **STRUTTURA ATOMICA:** Spettri atomici. Quantizzazione dell'energia. Atomo di Bohr. Proprietà ondulatorie dell'elettrone. Descrizione quantomeccanica dell'atomo. Principio di indeterminazione. Orbitali atomici. Principio di Pauli. Configurazione elettronica. Proprietà periodiche. Elettroni di valenza.
- **LEGAME CHIMICO:** Formazione dei legami chimici. Legame ionico. Legame covalente polare e puro. Strutture di Lewis e regola dell'ottetto. Risonanza. Geometria molecolare e teoria VSEPR. Polarità delle molecole. Teoria del legame di valenza. Legami  $\sigma$  e  $\pi$ . Orbitali ibridi.

# Contenuti del corso - 2

- **I GAS:** Leggi dei gas. 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.
- **I LIQUIDI:** Interazioni intermolecolari. Forze di Van der Waals. Legame a idrogeno. Proprietà dei liquidi.
- **I SOLIDI:** Classificazione dei solidi: covalenti, molecolari, ionici, metallici. Impaccamento di atomi, struttura di NaCl. Proprietà dei solidi.
- **EQUILIBRI DI FASE:** Trasformazioni di fase. Diagrammi di stato dell'acqua e anidride carbonica.
- **SOLUZIONI:** Concentrazione e sue unità di misura. Processo di dissoluzione. Soluzioni sature. Legge di Henry sulla solubilità. Soluzioni liquido-liquido, solido-liquido, gas-liquido. Soluzioni ideali e legge di Raoult. Proprietà colligative. Soluzioni di due componenti volatili. Diagrammi temperatura-composizione e distillazione. Azeotropi.

# Contenuti del corso - 3

- **EQUILIBRIO CHIMICO:** Natura dell'equilibrio chimico. Costante di equilibrio  $K_c$  e  $K_p$ . Effetto di variazioni di concentrazione, di pressione e di temperatura sull'equilibrio chimico. Principio di Le Châtelier.
- **ACIDI E BASI:** Elettroliti forti e deboli. Grado di dissociazione. Teorie acido-base secondo Arrhenius, Lowry-Broensted, Lewis. Scala di pH. Calcolo del pH di soluzioni di acidi e basi forti e deboli. Acidi poliprotici.
- **EQUILIBRI IONICI IN SOLUZIONE ACQUOSA:** Reazioni di idrolisi. Soluzioni tampone. Titolazioni acidimetriche. Indicatori. Equilibri nei sistemi eterogenei. Prodotto di solubilità,  $K_{ps}$ . Effetto dello ione comune.

# Contenuti del corso - 4

- **ELETTROCHIMICA:** Numero di ossidazione. Reazioni di ossidoriduzione: bilanciamento con il metodo delle semireazioni. Peso equivalente e normalità. Celle elettrochimiche e potenziali standard. Equazione di Nerst. Calcolo della forza elettromotrice di semplici pile.
- **TERMODINAMICA CHIMICA:** Funzioni di stato. Entalpia. Reazioni eso ed endotermiche, eso ed endoergoniche. Spontaneità di una reazione. Secondo principio della termodinamica. Entropia. Energia libera di Gibbs. Relazione tra costante di equilibrio ed energia libera.
- **CINETICA CHIMICA:** Cenni sulla velocità di reazione. Equazione di Arrhenius ed energia di attivazione. Meccanismi di reazione e processi elementari.

# Esame

- Appelli di esame:

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)

Le date verranno comunicate sulla pagina Moodle del corso.

- 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.
- La prova scritta avrà una durata di 2h e consisterà in 5/6 esercizi. La prova orale spazia su tutti i contenuti del programma.
- Per accedere alle prove è necessario iscriversi all'appello di esame su Esse3 ([www.units.it/esse3](http://www.units.it/esse3))



# La chimica

È una scienza sperimentale che studia la materia, le sue proprietà, la sua composizione, la sua struttura, e le sue trasformazioni – naturali o prodotte artificialmente in processi di sintesi.

*A cosa serve lo studio della chimica ai farmacisti?*

- sintesi della maggior parte dei farmaci
- studio della composizione (ottimale) dei farmaci
- studio dell'assorbimento del farmaco da parte del corpo umano
- studio degli effetti collaterali
- delle interazioni con altri farmaci

**La chimica è spesso chiamata *la scienza centrale!***

# Alchimia

Un ostacolo allo sviluppo della chimica si può individuare nella teoria elaborata dal fisico tedesco G. E. Stahl (1660-1734) per interpretare la combustione. L'ipotesi di Stahl era che tutte le sostanze infiammabili contenessero un componente detto *flogisto*, dal greco "fuoco". Secondo questa teoria, che trovò ampia diffusione, quando i materiali bruciano cedono flogisto all'aria.



Jean Baptiste Van Helmont (1577-1644) riconobbe l'esistenza dei gas.

Brandt (morto nel 1692), è ritenuto lo scopritore del fosforo

Raimondo Lullo (1235-1315) ottenne il bicarbonato di potassio

# Metodo scientifico:

**Observation of an event or object**

A question

A Hypothesis

Experimentation

Theory

New hypothesis

further experimentation

Development of new  
experimentation and theory

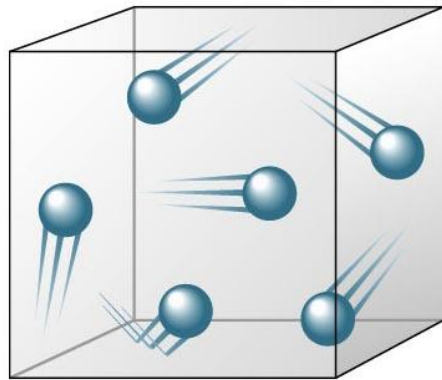
**LAW**

Nella Grecia antica i filosofi, come ad esempio Aristotele, fecero pochi esperimenti. Gli esercizi mentali erano il metodo preferito per risolvere i problemi.

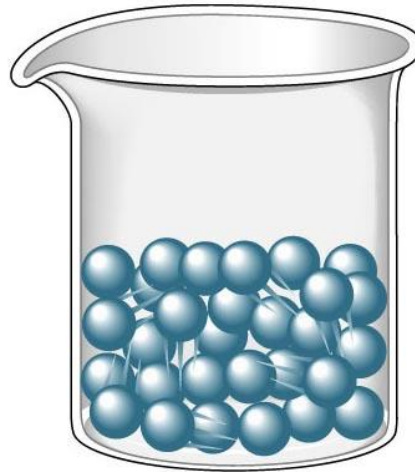
L'oggetto di studio della **chimica** è la **materia** (tutto ciò che ha una massa e occupa uno spazio).

In particolare è una scienza che studia:

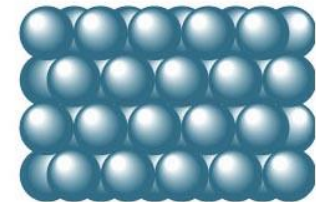
- la **struttura** e la **composizione** della materia;
- le **trasformazioni** che la materia subisce;
- l'**energia** coinvolta in queste trasformazioni.



Gas



Liquid



Solid

- proprietà chimiche;
- proprietà fisiche.

# Sistemi omogenei ed eterogenei, definizioni

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

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

**Fase:** porzione di materia delimitata da superfici definite, in cui la 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

# Sistema omogeneo

- Sistema in cui è presente una sola **fase** e la composizione è costante in tutto il campione



Aria



# Sistema eterogeneo

- Sistema in cui sono presenti più **fasi** con composizione diversa o in uno stato fisico diverso



Acqua e ghiaccio



Terriccio



Roccia

# Sostanze e miscele

**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 e composti

**Elementi:** *Sostanze* composte da un solo tipo di atomi. Non sono ulteriormente separabili attraverso metodi chimici.

**Composti:** *Sostanze* formate da più tipi di atomi, in rapporti costanti. Attraverso metodi chimici possono essere separati negli elementi.

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

# Elementi – tavola periodica

The periodic table displays 118 elements, organized into groups and periods. The elements are color-coded by groups: IA (pink), IIA (orange), IIIA (light blue), IVA (blue), VA (green), VIA (light green), VIIA (yellow-green), VIIIA (yellow), and VIII (yellow). The Lanthanide and Actinide series are shown below the main table.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII	VIII	VIII	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1 H Hydrogen 1.008	2 He Helium 4.003																
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012											5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998	10 Ne Neon 20.180
11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305											13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon 28.086	15 P Phosphorus 30.974	16 S Sulfur 32.066	17 Cl Chlorine 35.453	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.631	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.972	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.796
37 Rb Rubidium 85.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium 98.907	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.906	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.411	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.711	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.904	54 Xe Xenon 131.294
55 Cs Cesium 132.905	56 Ba Barium 137.328	57-71 Lanthanide Series	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.217	78 Pt Platinum 195.085	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.592	81 Tl Thallium 204.383	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.980	84 Po Polonium [209]	85 At Astatine [209]	86 Rn Radon [222]
87 Fr Francium [223]	88 Ra Radium [226]	89-103 Actinide Series	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [269]	109 Mt Meitnerium [278]	110 Ds Darmstadtium [281]	111 Rg Roentgenium [289]	112 Cn Copernicium [289]	113 Nh Nihonium [289]	114 Fl Flerovium [289]	115 Mc Moscovium [289]	116 Lv Livermorium [293]	117 Ts Tennessine [294]	118 Og Oganesson [294]

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Lanthanum	Cerium	Praseodymium	Neodymium	Promethium	Samarium	Europium	Gadolinium	Terbium	Dysprosium	Holmium	Erbium	Thulium	Ytterbium	Lutetium
138.905	140.116	140.908	144.242	144.913	150.36	151.964	157.25	158.925	162.500	164.930	167.259	168.934	173.055	174.967

89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
Actinium	Thorium	Protactinium	Uranium	Neptunium	Plutonium	Americium	Curium	Berkelium	Californium	Einsteinium	Fermium	Mendelevium	Nobelium	Lawrencium
227.028	232.038	231.036	238.029	237.048	244.064	243.061	247.070	247.070	251.080	[254]	257.095	258.1	259.101	[262]

**118 elementi (ad oggi) → 90 naturali e 28 prodotti artificialmente**

10 di questi elementi sono conosciuti da più di **5000 anni**:

antimonio (Sb), carbonio (C), rame (Cu), oro (Au), ferro (Fe), piombo (Pb), mercurio (Hg), Argento (Ag), zolfo (S), stagno (Sn)



# Sostanza

- Tipo di materia con composizione definita e proprietà distinte come colore, odore, sapore...



Acqua



Morfina



Barrette metalliche

# Miscela

- Combinazione di due o più sostanze in cui ogni sostanza conserva la propria identità distinta



Acqua e ghiaccio



Terriccio

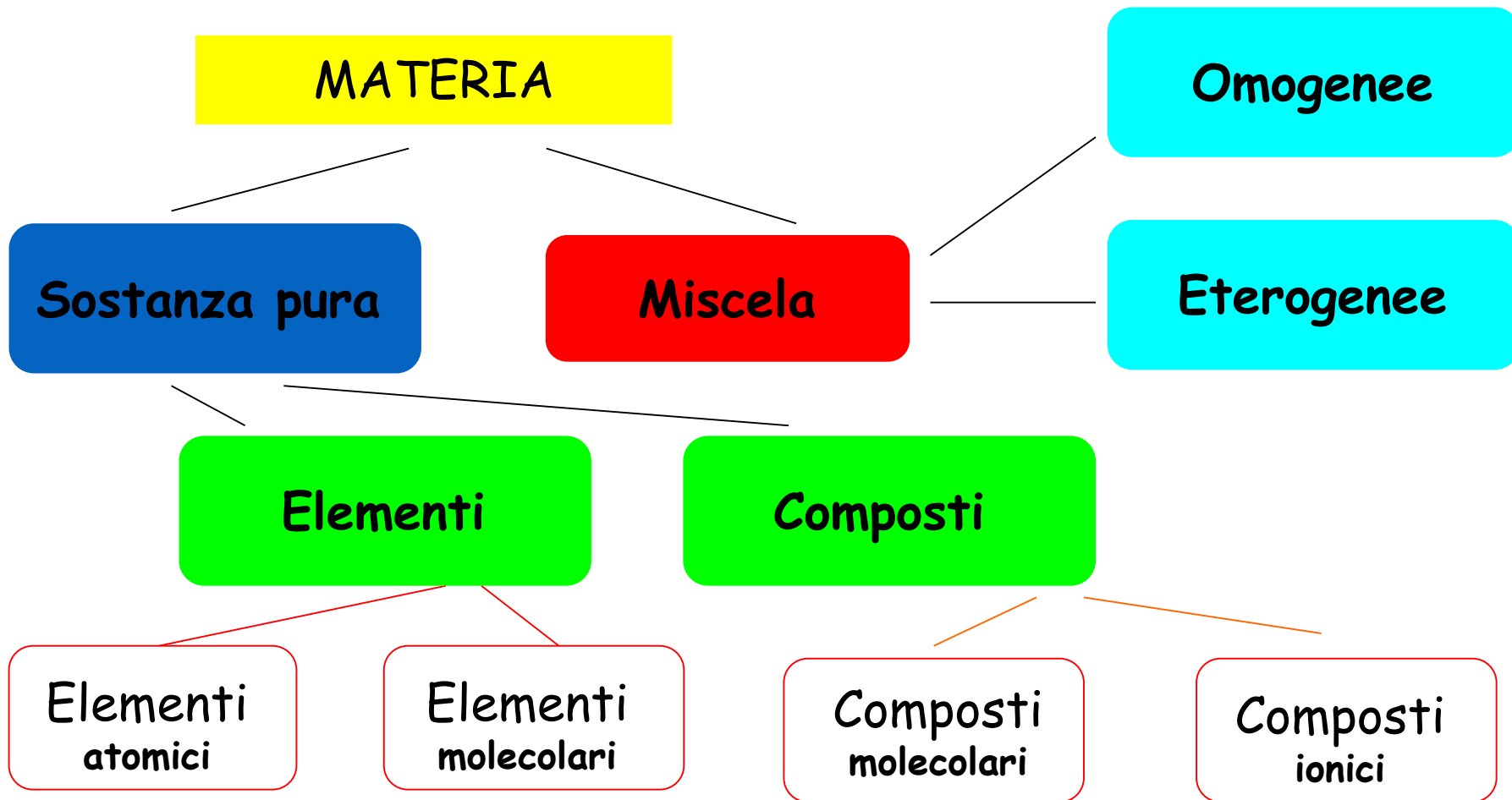


Roccia

Aria



Acqua e sale



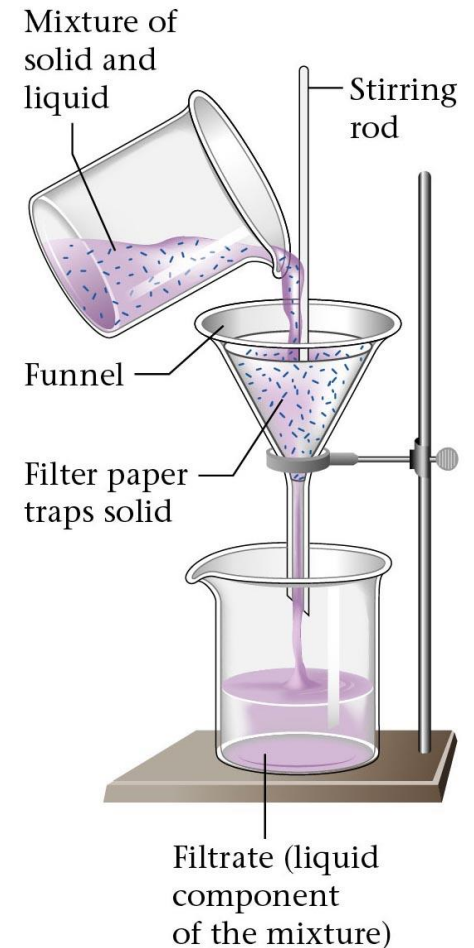
**fase:** porzione di un sistema in cui le proprietà fisiche sono identiche in ogni punto, separata dal resto da superfici limitanti

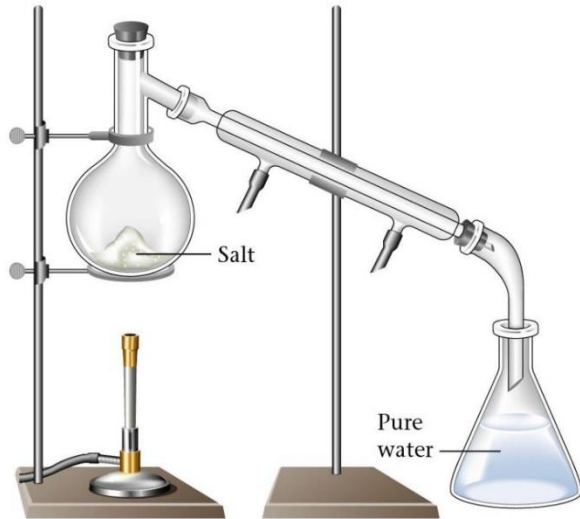
# METODI di SEPARAZIONE di una MISCELA

Separando una miscela si ottengono sostanze pure.

La **scelta** del metodo dipende dallo stato fisico dei componenti e dalle loro proprietà chimiche e fisiche.

**Filtrazione** : separazione di una miscela eterogenea costituita da un liquido e un solido sfruttando la diversa dimensione delle particelle





(b)

**Distillazione** : sfrutta la diversa temperatura di ebollizione  
semplice : quando si separa un liquido da un solido;  
frazionata: quando si separa un liquido da una soluzione di due o più liquidi

**Cromatografia** : permette di separare i componenti di una miscela eterogenea sfruttando la diversa velocità su un supporto sotto la spinta di un solvente (eluente)

**Centrifugazione** : permette di separare i componenti di una miscela eterogenea sfruttando la diversa densità e la forza centrifuga

**Estrazione con solventi**: permette di separare i componenti di una miscela eterogenea sfruttando la diversa solubilità in un solvente.

E' vero che

**Le sostanze "naturali" fanno bene!!!**

**Le sostanze "chimiche" fanno male!!!**

Qual è l'errore di fondo in questa asserzione che compare spesso nei giornali e/o in televisione?

**TUTTE LE SOSTANZE SONO "CHIMICHE"**

Viene commesso l'errore di confondere "chimico" con "sintetico", nel senso di preparato in laboratorio e non esistente in natura.

**Come prima cosa ci si dovrebbe correttamente chiedere:**

**Tutte le sostanze "naturali" fanno bene?**

**Tutte le sostanze "sintetiche" fanno male?**

**Ma è vero che tutte le sostanze naturali fanno "bene"?**

I veleni più tossici sono naturali, presenti come tali o prodotti da batteri:

es. ricina, estratto della cicuta, assenzio, oppio, antrace, arsenico, cianuro di potassio, monossido di carbonio, veleni dei serpenti, ...

**E' vero che tutte le sostanze sintetiche fanno "male"?**

es. chi ha dovuto mai prendere delle medicine o adoperare tecnologie elettroniche o usa indumenti colorati o è venuto all'università con autobus o moto o ha mangiato della nutella o delle patatine fritte o dei cioccolatini, etc, conosce la risposta.

E' possibile preparare in laboratorio (quindi sintetizzare) molte delle sostanze presenti in natura, con esattamente la stessa composizione e le stesse proprietà.

Ad es. l'alcol etilico proveniente dalla fermentazione degli zuccheri e quello sintetizzato in laboratorio partendo dal gas etilene sono assolutamente uguali e indistinguibili.



# Proprietà fisiche e chimiche:

massa, volume, pressione, temperatura, indice di rifrazione, reattività...

- **extensive:** dipendono dalla quantità di materia.  
Es. massa, volume, mole,
- **intensive:** non dipendono dalla quantità di materia.  
Es. temperatura, concentrazione, densità

Densità  $\rho = \text{massa} / \text{volume}$

# 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.

**Misurare una grandezza** = confrontare quella grandezza con un'altra di riferimento, ad essa omogenea, detta *unità di misura*.

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



# 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.

**Misurare una grandezza** = confrontare quella grandezza con un'altra di riferimento, ad essa omogenea, detta *unità di misura*.

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.

*Una bilancia permette di misurare la massa di una sostanza (o in generale di una porzione di materia)*

$(25.28 \pm 0.01) \text{ g}$   
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 <sup>2</sup>
Forza = massa * accelerazione	newton = kg · m/s <sup>2</sup>	N
Energia = forza * distanza	joule = kg · m <sup>2</sup> /s <sup>2</sup>	J
Pressione = forza * superficie	pascal = kg / m / s <sup>2</sup>	Pa

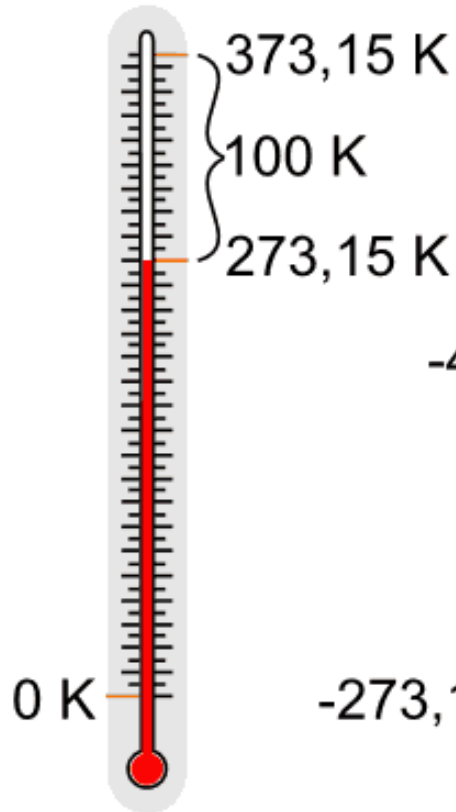
# Altre unità di misura utilizzate

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 <sup>3</sup>	L
Volume	millilitro = $10^{-6}$ m <sup>3</sup>	mL
Pressione	atmosfera = 101325 Pa	Atm
Pressione	mm mercurio = $1/760$ atm = $101325/760$ Pa	mm Hg
Temperatura	grado celsius	°C
Energia	caloria = 4.184 J	cal

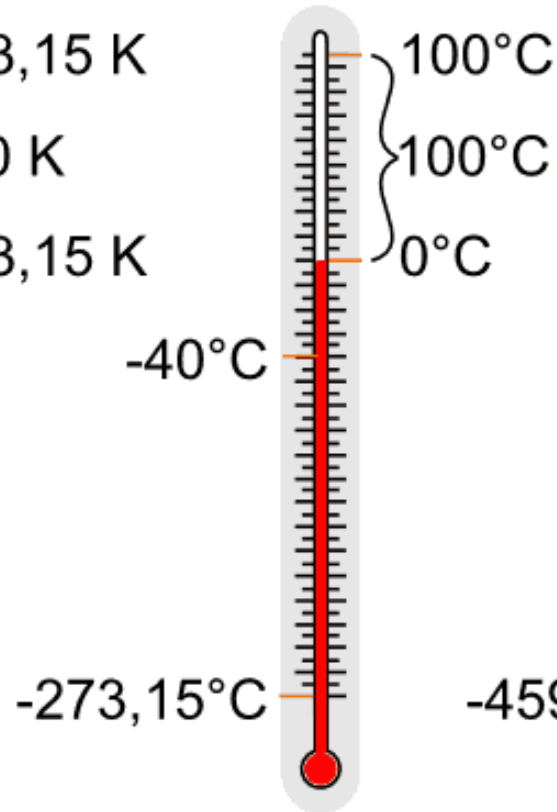
# Scale di temperatura

Scala Kelvin



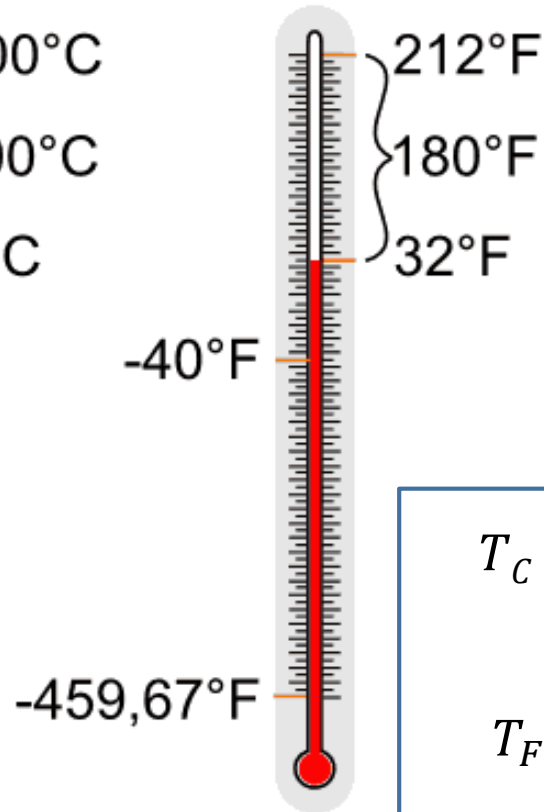
Scala assoluta

Scala Celsius



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

Scala Fahrenheit



$$T_C = T_K - 273.15$$

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

$$T_F = \frac{9}{5} T_K - 459.67$$

# 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.

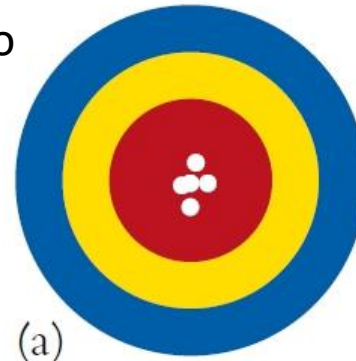
**Errori sistematici:** sono dovuti a problemi che si ripetono per tutte le misurazioni (esempio: taratura dello strumento).

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.

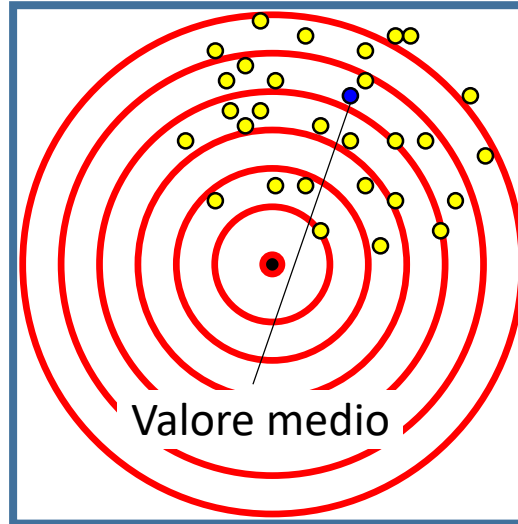
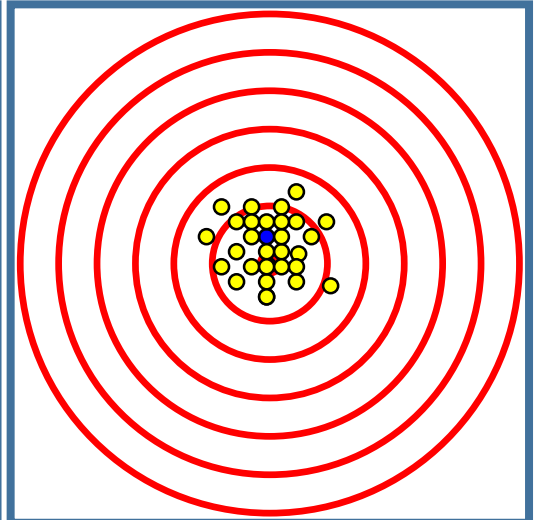
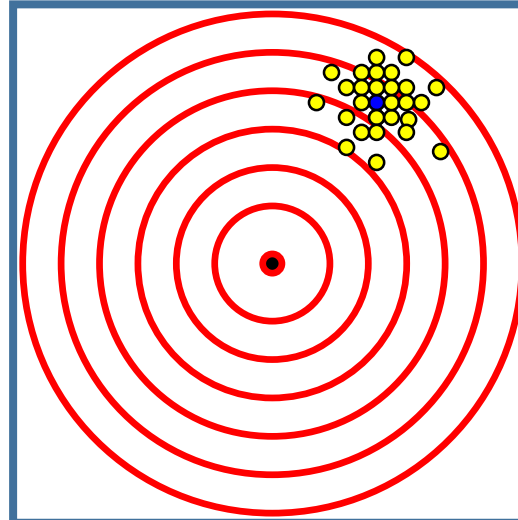
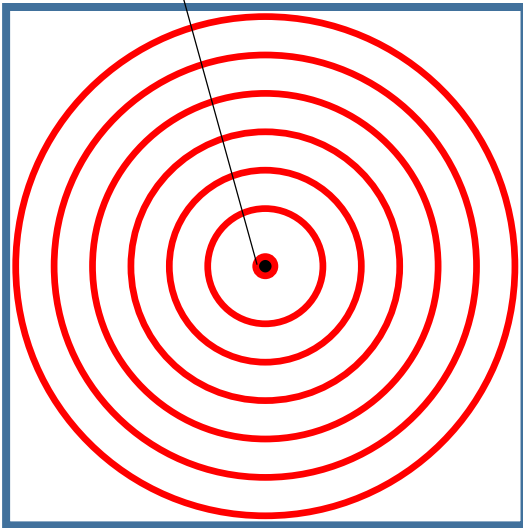


Misura precisa ma non accurata

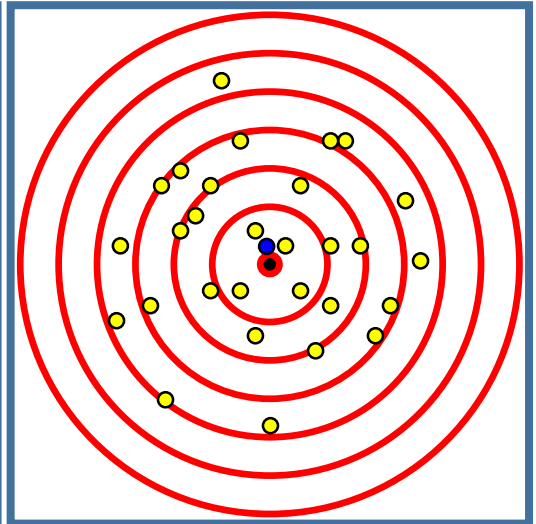
Misura accurata e precisa

Serie di misure ripetute:

Valore vero



Valore medio



Misura imprecisa e inaccurata

Misura accurata ma imprecisa



# 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 3.0·10<sup>2</sup> (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:  $0.056 \cdot 8.73 = 0.48888 \rightarrow 0.49 = 4.9 \cdot 10^{-1}$

232

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

232

# 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, tra cui:

- Energia termica: dovuta al movimento degli atomi a livello microscopico
- Energia chimica: quella immagazzinata nei legami presenti nelle molecole delle diverse sostanze.
- 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.