

Corso di Laurea in Biologia

Laboratorio di Chimica

Prof. Claudia Caltagirone

Anno Accademico 2018/2019

Prof Claudia Caltagirone

Tel. 070 6754452 (uff)

070 6754495 (lab)

E-mail ccaltagirone@unica.it

Svolgimento delle lezioni

In aula:

- lucidi/power point di materiale grafico di supporto

Testi consigliati:

A) Laboratorio di Chimica, M. Consiglio, V. Frenna, S. Orecchio; EdiSES.

B) CHIMICA Principi Generali con Esercizi, Fusi, Giorgi, Lippolis, Zaccheroni; Idelson Gnocchi

Laboratorio: -esperienze di laboratorio

Le esperienze si devono scaricare da internet

La prova di esame consiste in un compito scritto. Il corso di Chimica Generale e Laboratorio di Chimica prevede un unico voto di esame determinato dalla media delle votazioni (in trentesimi) riportate nei due moduli

ASSENZE CONCESSE IN LABORATORIO: 2

COMPORTAMENTO IN LABORATORIO

Mantenere pulito ed in ordine il laboratorio; non introdurre sostanze ed oggetti estranei alle attività di lavoro.

Nel laboratorio è vietato fumare, conservare ed assumere cibi e bevande.

Rispettare le elementari norme igieniche, per es. lavarsi le mani alla fine del lavoro.

Non portare oggetti alla bocca; è vietato l'uso di pipette a bocca, utilizzare le propipette

Indossare sempre il camice e, ove previsto, i dispositivi di protezione individuali (DPI): guanti, occhiali, maschere ecc.

COMPORTAMENTO IN LABORATORIO

- ✱ I pavimenti e i passaggi fra i banconi devono essere sempre liberi.
- ✱ Non sedersi mai sui banchi di laboratorio. Sedie e sgabelli devono essere tenuti lontani dai banconi durante gli esperimenti.
- ✱ **Raccogliere, separare ed eliminare in modo corretto i rifiuti chimici solidi e liquidi prodotti nei laboratori; è vietato scaricarli nei lavandini e nei cestini.**
- ✱ Prima di lasciare il laboratorio accertarsi che il proprio posto di lavoro sia pulito ed in ordine e che tutti gli apparecchi, eccetto quelli necessari, siano spenti. Togliere il camice e i dispositivi individuali di protezione all'uscita dei laboratori.

SEGNALETICA

Cartelli di divieto



forma rotonda

pittogramma nero su fondo bianco,
bordo e banda rossi (verso il basso da
sinistra a destra, lungo il simbolo con
un'inclinazione di 45° rispetto
all'orizzontale) (35% rosso)



**Vietato fumare o
usare fiamme
libere**



**Divieto di
spegnere con
acqua**



**Vietato ai carrelli
di
movimentazione**



**Divieto di accesso
alle persone non
autorizzate**



Vietato fumare



Non toccare

SEGNALETICA

Cartelli di prescrizione



forma rotonda
pittogramma bianco su fondo
azzurro (50%azzurro)



**Protezione obbligatoria
degli occhi**



**Protezione
obbligatoria delle vie
respiratorie**



**Guanti di protezione
obbligatoria**



**Obbligo generico (con
eventuale cartello
supplementare)**



**Protezione
obbligatoria dell'udito**



**Protezione
obbligatoria del
corpo**

SEGNALETICA

Cartelli di avvertimento



forma triangolare
pittogramma nero su fondo
giallo, bordo nero (50%
giallo)



*Carrelli di
movimentazio
ne*



*Pericolo
generico*



*Sostanze
corrosive*



*Sostanze
velenose*



*Materiale
esplosivo*



*Campo
magnetico
intenso*



*Materiale
infiammabile o
alta
temperatura*



*Tensione
elettrica
pericolosa*



*Materiale
comburente*



*Pericolo di
inciampo*



*Bassa
temperatura*



*Sostanze
nocive
irritanti*



*Caduta con
dislivello*

SEGNALETICA

Cartelli di emergenza



forma quadrata o
rettangolare
pittogramma bianco
su fondo verde
(50% verde)



Percorso/uscita di emergenza



**Direzione da seguire (segnali di informazione aggiuntivi ai pannelli
che seguono)**



Pronto soccorso



Lavaggio degli occhi



**Telefono per
salvataggio e pronto
soccorso**

SEGNALETICA

Cartelli antincendio



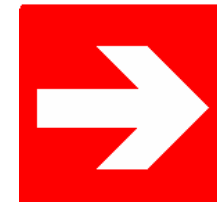
forma quadrata o rettangolare
pittogramma bianco su fondo rosso
(50% rosso)



Estintore



Telefono segnalazioni
antincendio



Direzioni da seguire

LABORATORIO CHIMICO



**DIVIETO DI ACCESSO
ALLE PERSONE NON
AUTORIZZATE**



**VIETATO FUMARE O
USARE FIAMME LIBERE**



**MATERIALE
INFIAMMABILE**



**SOSTANZE
VELENOSE**



**SOSTANZE
CORROSIVE**



**SOSTANZE NOCIVE
O IRRITANTI**



**MATERIALE
COMBURENTE**

CLASSIFICAZIONE PRODOTTI CHIMICI



Sostanze esplosive: possono esplodere per esposizione a fonti di calore o in seguito a urto o attrito (cloriti, clorati, perossidi organici, nitrati..)



Sostanze ossidanti o comburenti: a contatto con sostanze infiammabili provocano reazione estremamente esotermiche (acido perclorico, clorati, perclorati, permanganati, acido nitrico, cromati, bicromati...)



Sostanze infiammabili: portate alla temperatura di ignizione reagiscono con l'ossigeno dell'aria sviluppando fiamme (idrogeno, metano, acetilene e gran parte dei solventi organici)



Sostanze corrosive: in grado di distruggere tessuti e corrodere la maggior parte dei materiali con cui vengono a contatto. Provocano ustioni alla pelle e alle mucose (acidi cloridrico, fosforico, nitrico, solforico, acetico, le basi forti, l'acqua ossigenata).



Sostanze tossiche: possono portare gravi danni alla salute. In genere sono gas volatili (monossido di carbonio, cloro, acido cianidrico, ammoniaca, acido solfidrico..). Possono essere introdotte nell'organismo per via respiratoria, ingestione, contatto con la pelle.

VETRERIA DI USO COMUNE



provette



beuta



beaker

VETRERIA DI USO COMUNE



cilindro



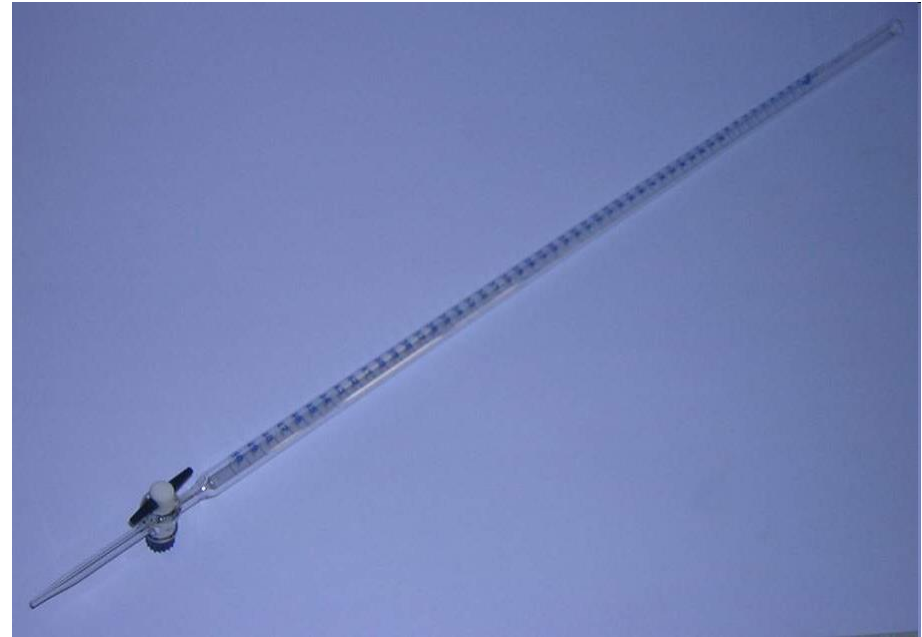
**Misura grossolana
dei volumi**



matraccio



**Per preparare soluzioni
a concentrazione (titolo)
noto**



buretta



**Per misurare volumi in maniera
precisa**

VETRERIA DI USO COMUNE



Pipetta di pasteur



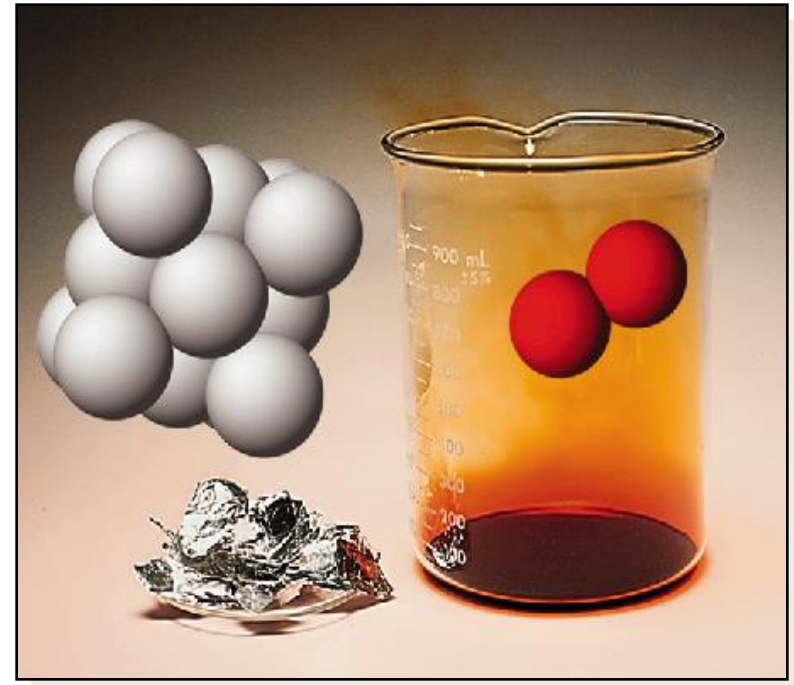
Pro-pipetta



Pipetta graduata

Proprietà Fisiche

- caratteristiche proprie della materia
- caratteristiche che si possono osservare direttamente e misurare senza variare l'identità della sostanza
- es. stato, dimensione, massa, volume, colore, odore, punto di fusione (T_m), punto di ebollizione (T_b), densità, solubilità...



Proprietà Chimiche

- Caratteristiche che descrivono il comportamento (reattività) della materia
- eg. infiammabilità, potere ossidante, acidità/basicità...

Misura della Materia

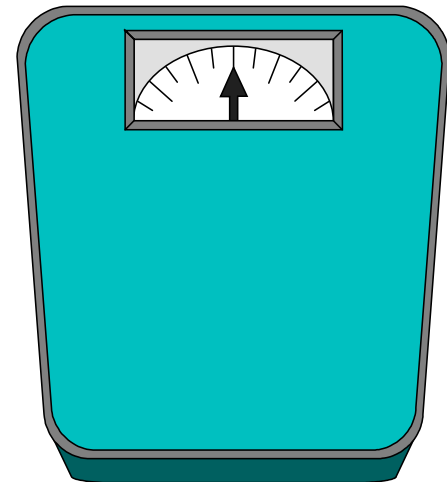
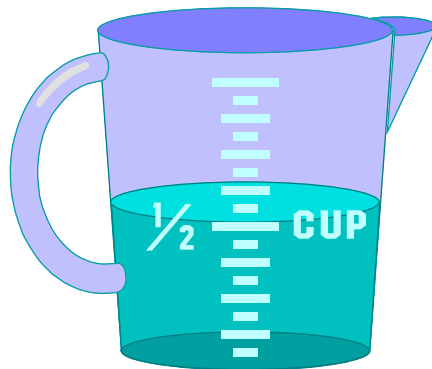
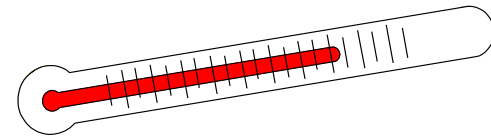
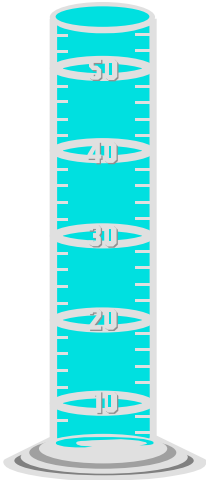
Unità di Misura

Misurazioni

Si sta effettuando una misura quando:

- ◆ **Leggete l'ora**
- ◆ **Prendete la vostra temperatura**
- ◆ **Pesate un oggetto**

Alcuni Strumenti di Misura



Misure in Chimica

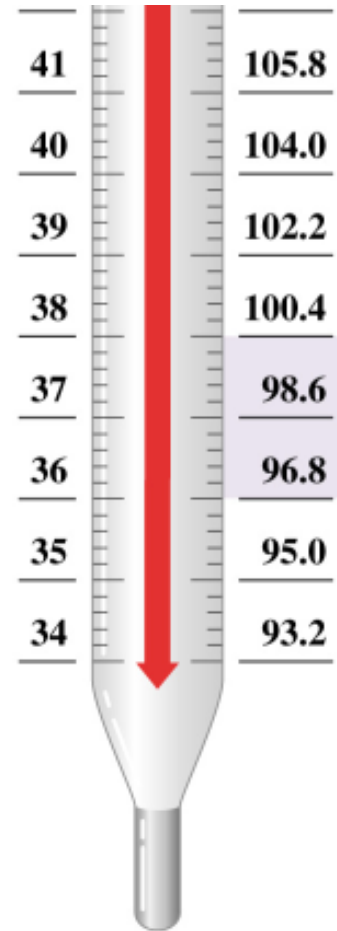
In chimica si

- ◆ fanno esperimenti
- ◆ misurano quantità
- ◆ si usano numeri per riportare le misure



Temperatura

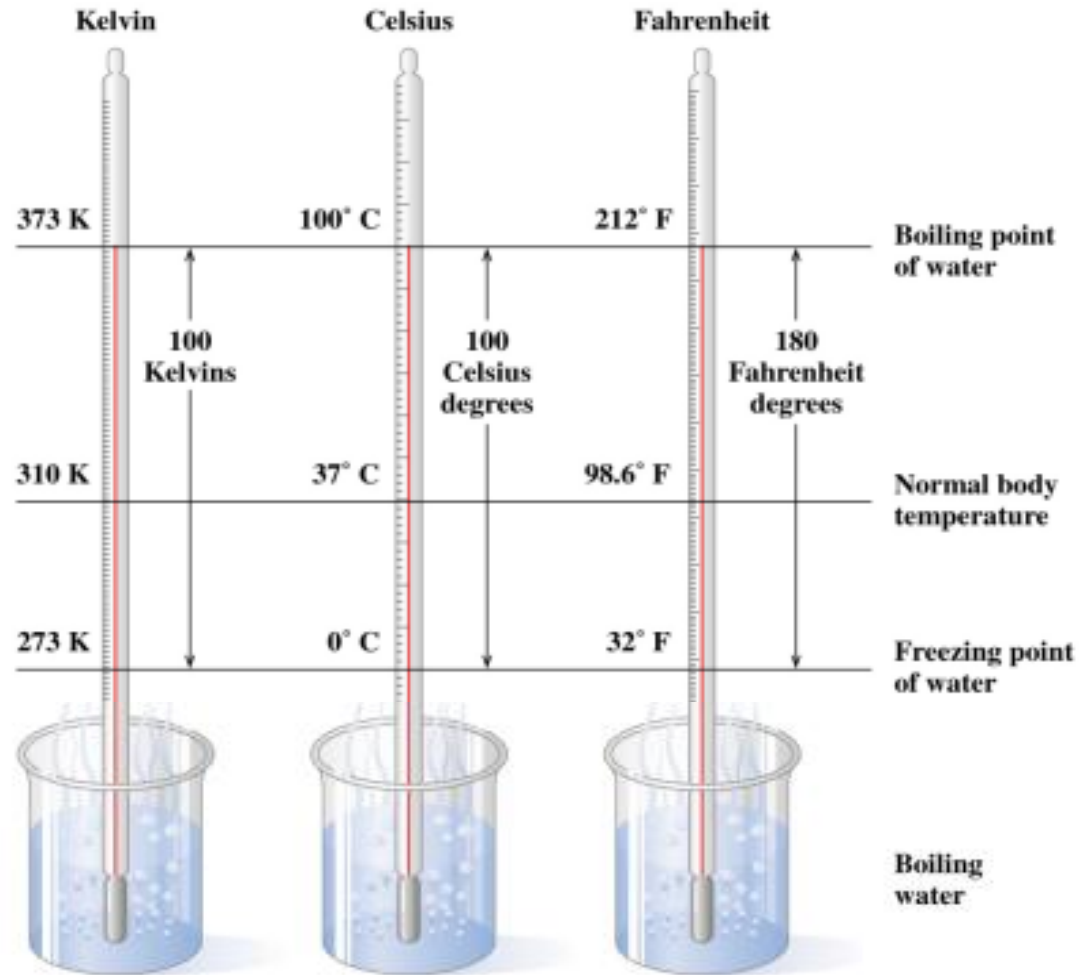
- La **temperatura** è la **proprietà** che caratterizza lo stato termico di due **sistemi** in relazione alla *direzione* del flusso di calore che si instaurerebbe fra di essi.
- Si misura utilizzando un termometro.



Scale di Temperatura

**Sono Fahrenheit,
Celsius, e Kelvin.**

**Punti di riferimento
comune sono la
temperatura di
fusione ed
ebollizione
dell'acqua.**



Temperatura

Scala Kelvin (K) e scala Celsius ($^{\circ}\text{C}$)

Le due scale hanno la stessa ampiezza ($\Delta\text{K} = \Delta^{\circ}\text{C}$)

$$0 \text{ K} = -273.15^{\circ}\text{C} \quad \text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273.15$$

La normale temperatura del corpo umano può oscillare nel corso della giornata da 36°C a 37°C . Esprimere queste due temperature e la loro variazione utilizzando la scala Kelvin

Secondo il sito web della NASA la temperatura media dell'Universo è 2.7 K. Convertire questa temperatura in $^{\circ}\text{C}$

Volume

$$1 \text{ m} = 10 \text{ dm}$$

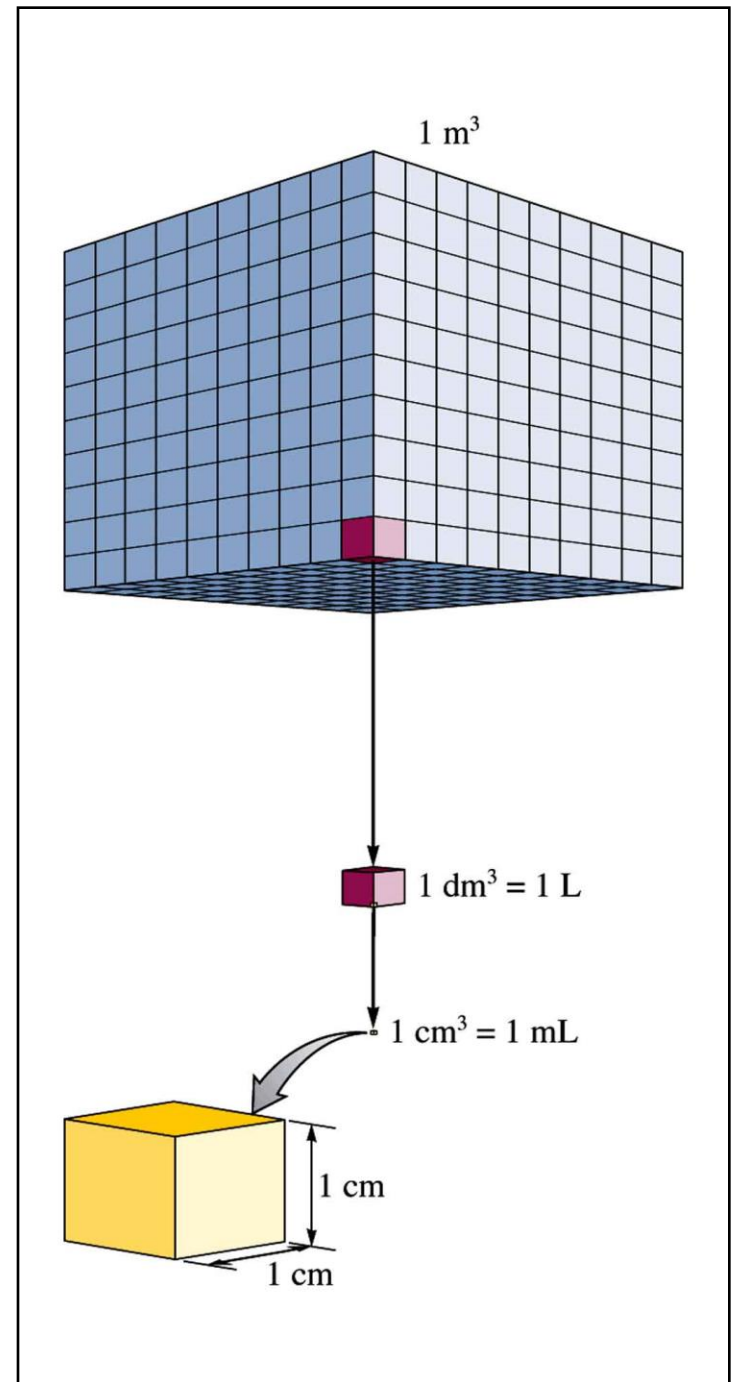
$$(1\text{m})^3 = (10 \text{ dm})^3$$

$$1\text{m}^3 = 1000 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ L}$$

$$1 \text{ dm} = 10 \text{ cm}$$

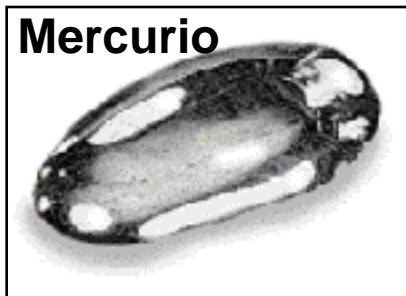
$$(1\text{dm})^3 = (10 \text{ cm})^3$$

$$1\text{dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3 = 1000\text{mL}$$



Densità

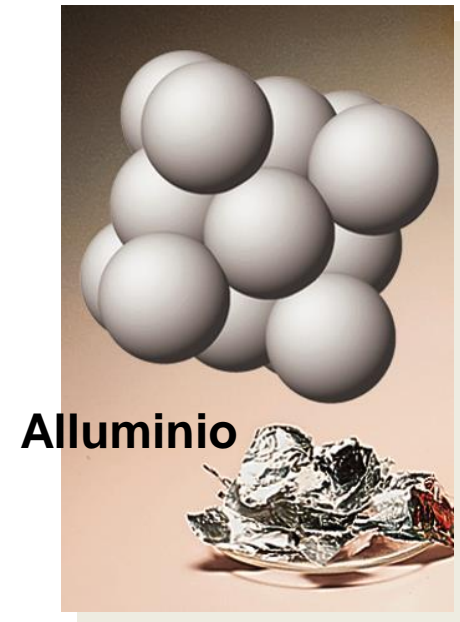
- $\text{Densità} = \frac{\text{massa (g)}}{\text{volume (cm}^3\text{)}} = \frac{\text{massa (g)}}{\text{volume (mL)}}$
- densità di H_2O è 1.00 g/cm^3 (a $\sim 4 \text{ }^\circ\text{C}$)
- $1\text{cm}^3 = 1\text{mL}$



liquido
 13.6 g/cm^3



21.5 g/cm^3



2.7 g/cm^3

La densità dell'aria priva di umidità è $1.18 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$. Quale volume di aria, in cm^3 , ha una massa di 15.5g?

Incertezze nelle Misure Scientifiche

Ogni strumento è caratterizzato da:
sensibilità, accuratezza, precisione

- Errori sistematici.
 - Termometro costantemente 2°C più basso.
- Errori casuali
 - Legati alla lettura della misura.
- Precisione
 - Riproducibilità di una misura.
- Accuratezza
 - Quanto vicino è la misura al valore reale.

Balance



Parametri che caratterizzano i diversi tipi di bilance

Sensibilità : peso più piccolo apprezzato

Precisione: accordo tra diverse misure di una stessa grandezza

Accuratezza: accordo tra peso reale e peso misurato

Portata: peso più grande che può essere misurato

Precisione e Accuratezza



**Buona precisione
Buona accuratezza**



**Buona precisione
Scarsa accuratezza**



**Scarsa precisione
Scarsa accuratezza**

Riportare una Misura

In ogni misura si deve esprimere un

◆ Numero

Seguito dalla sua

◆ Unità

Notazione esponenziale o scientifica

- Il numero è espresso come prodotto di due numeri $N \times 10^n$
- n numero di posti di cui il punto decimale è spostato per ottenere il numero in notazione scientifica
- Es. $1234 = 1.234 \times 10^1 \times 10^1 \times 10^1 = 1.234 \times 10^3$
- $0.01234 = 1.234/10^1 \times 10^1 = 1.234 \times 10^{-1} \times 10^{-1} = 1.234 \times 10^{-2}$

Cifre Significative: cifre di un valore numerico alle quali si
assegna un valore certo
(riflettono l'accuratezza della misura)

- Tutti i numeri diversi da zero sono significativi

1.234 kg 4 cifre significative

- Gli zero tra numeri diversi da zero sono significativi

606 m 3 cifre significative

- Gli zero alla sinistra di numeri diversi da zero NON sono significativi

0.08 L 1 cifra significativa

- Se un numero è maggiore di 1, gli zero alla sua destra sono significativi

2.0 mg 2 cifre significative

- Se un numero è minore di 1, solo gli zero terminali o che si trovano tra i numeri sono significativi

0.00420 g 3 cifre significative

Cifre Significative

Cifre diverse da zero a partire da sinistra.

Nelle addizioni e sottrazioni.

Numero Cifre significative

6.29 g

3

0.00348 g

3

9.0

2

1.0×10^{-8}

2

100 g

3

$\pi = 3.14159$

varie

Usare lo stesso numero di decimali della quantità con il più basso numero di decimali.

1.14

0.6

11.676

13.416 → 13.4

Cifre Significative

Nelle moltiplicazioni e divisioni.

Usare il numero di cifre significative relative alla precisione più bassa.

$$\begin{aligned}0.01208 \div 0.236 \\ &= 0.512 \\ &= 5.12 \times 10^{-1}\end{aligned}$$

Arrotondamento

la 3^a cifra è **incrementata** se la 4^a cifra ≥ 5

Arrotondare a 3 cifre. .

10.235	→	10.2
12.4590	→	12.5
19.75	→	19.8
15.651	→	15.7

Unità

Unità S.I.

Lunghezza	metro, m
Massa	chilogrammo, kg
Tempo	secondo, s
Temperatura	Kelvin, K
Quantità	Mole, $6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Unità derivate

Forza	Newton, kg m s^{-2}
Pressione	Pascal, $\text{kg m}^{-1} \text{ s}^{-2}$
Energia	Joule, $\text{kg m}^2 \text{ s}^{-2}$

Altre unità

Lunghezza	Angstrom, Å, 10^{-8} cm
Volume	Litro, L, 10^{-3} m^3
Energia	Caloria, cal, 4.184 J
Pressione	
	1 Atm = $1.064 \times 10^2 \text{ kPa}$
	1 Atm = 760 mm Hg

Sottomultipli per le grandezze fisiche

frazione	prefisso	simbolo
10^{-1}	deci	d
10^{-2}	centi	c
10^{-3}	milli	m
10^{-6}	micro	μ
10^{-9}	nano	n
10^{-12}	pico	p
10^{-15}	femto	f
10^{-18}	atto	a

Multipli per le grandezze fisiche

multiplo	prefisso	simbolo
10^1	deca	da
10^2	etto	h
10^3	chilo	K
10^6	mega	M
10^9	giga	G
10^{12}	tera	T

Es. Il glicol etilenico, $C_2H_6O_2$, ha una densità di 1.11 g/cm³ a 20 ° C. (1cm³ = 1 mL)

Si devono utilizzare 500 mL di questo liquido, quanti grammi di questo composto si devono pesare?

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

$$500 \text{ mL} \times \frac{1.11 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 555 \text{ g}$$

3 cifre significative

Es. Si devono utilizzare 2.00 g di un liquido avente densità 0.718 g/cm³. Determinare il volume del composto?

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

$$2.00 \text{ g} \times \frac{1 \text{ cm}^3}{0.718 \text{ g}} = 2.78 \text{ cm}^3$$

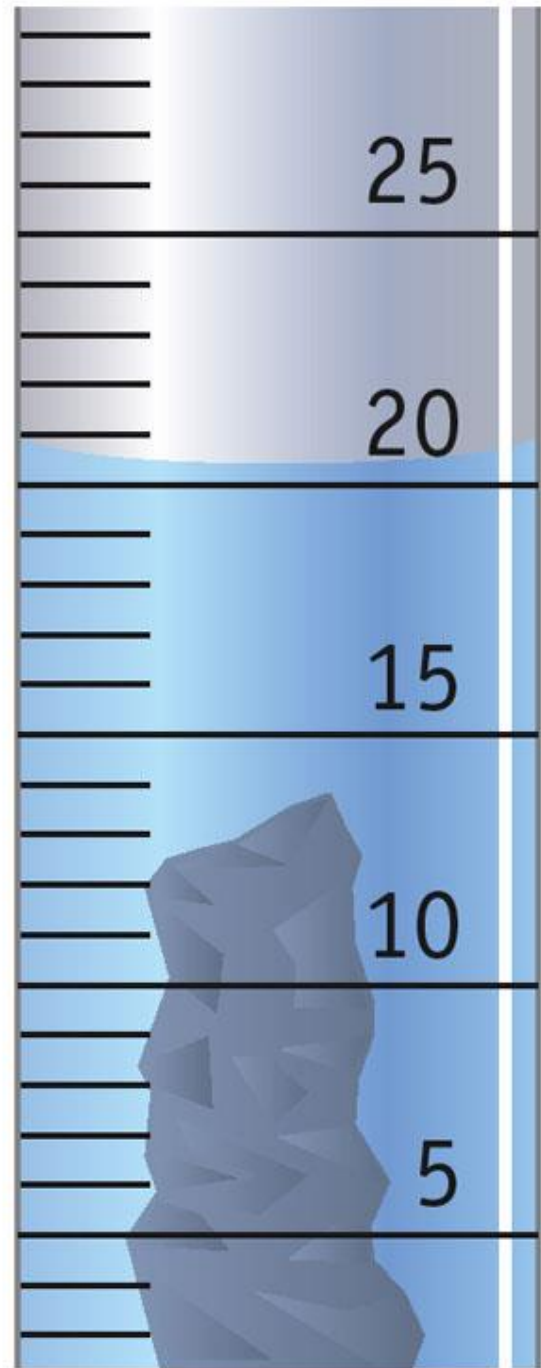
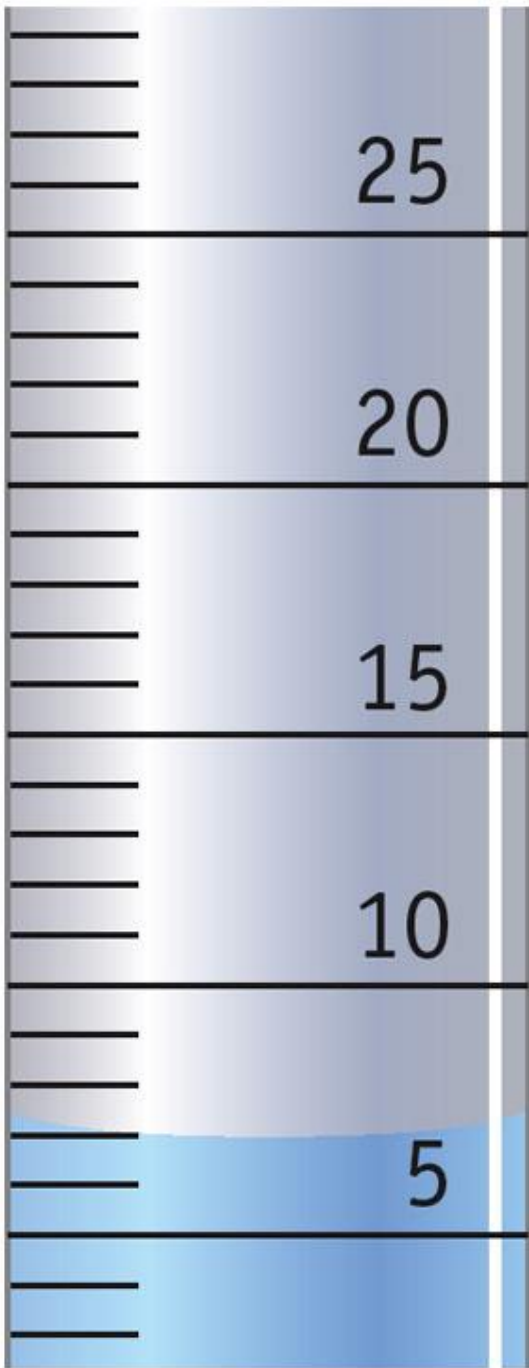
3 cifre significative

Es. Un campione di 37.5 g di un metallo è posto in un cilindro graduato contenente acqua. Il volume dell'acqua passa da 7.0 a 20.5 mL.

Utilizzando i dati di densità stabilire di quale metallo si tratti.

Metallo	d(g/mL)	Metallo	d(g/mL)
Mg	1.74	Al	2.70
Fe	7.87	Cu	8.96
Ag	10.5	Pb	11.3

Volume del campione = volume di acqua spostata nel cilindro = 20.5
– 7.0 = 13.5 mL



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

$$d = \frac{m}{V} = \frac{37.5 \text{ g}}{13.5 \text{ mL}} = 2.78 \text{ g/mL}$$

3 cifre significative

Il metallo è l'alluminio.

La densità del mercurio a 0°C è 13.595 g/cm³, a 10°C è 13.570 g/cm³, e a 20°C 13.546 g/cm³. Stimare la densità del mercurio a 30°C.

Un pezzo d'argento ha una massa di 2.365g. Se la densità dell'argento è 10.5 g/cm³ qual è il volume dell'argento?

La pirite è spesso chiamata l'oro degli sciocchi poiché ha l'aspetto dell'oro. Si supponga di avere un solido che ha l'aspetto dell'oro di massa 23.5g. Quando il campione viene immerso in acqua in un cilindro graduato il livello dell'acqua sale da 47.5 a 52.2 mL. Il campione è pirite ($d = 5\text{g/cm}^3$) o oro ($d = 19.3\text{ g/cm}^3$)?

Esperienza 1: Solubilità e miscibilità

L' esperienza si articola in tre parti:

- A. Prove di solubilità.**
- B. Prove di miscibilità.**
- C. Solubilità e miscibilità.**

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)

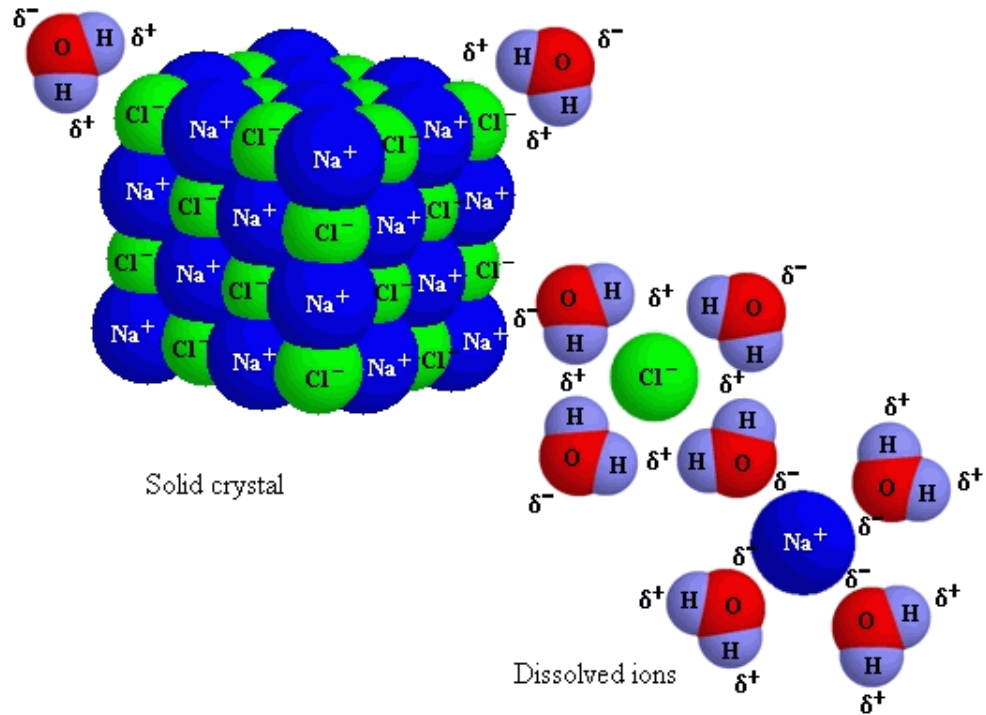
Definizioni

- **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 sovrasatura**: 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 (HCl , H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_3 , 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

Dissoluzione delle sostanze



fattori che influenzano la solubilità

interazioni

le sostanze composte da molecole legate da forze intermolecolari simili tendono ad essere reciprocamente solubili: il simile scioglie il simile.

temperatura

aumentando la T, aumenta la sol. dei soluti che si sciolgono endotermicamente e diminuisce per quelli che si sciolgono esotermicamente

pressione

la solubilità dei gas nei liquidi aumenta con la pressione: stappando una bottiglia d'acqua gassata diminuisce la pressione e si formano le bollicine

fattori che influenzano la velocità di dissoluzione

agitazione

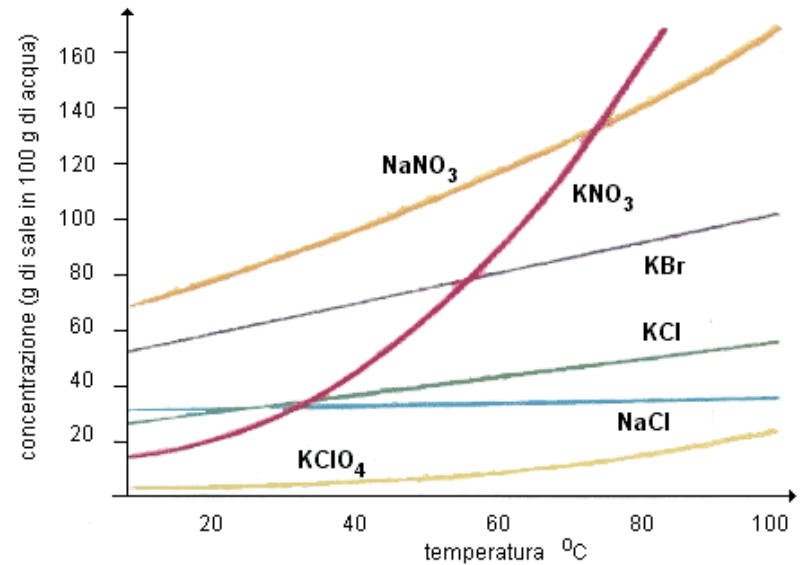
agitando la soluzione aumenta la velocità di dissoluzione del soluto

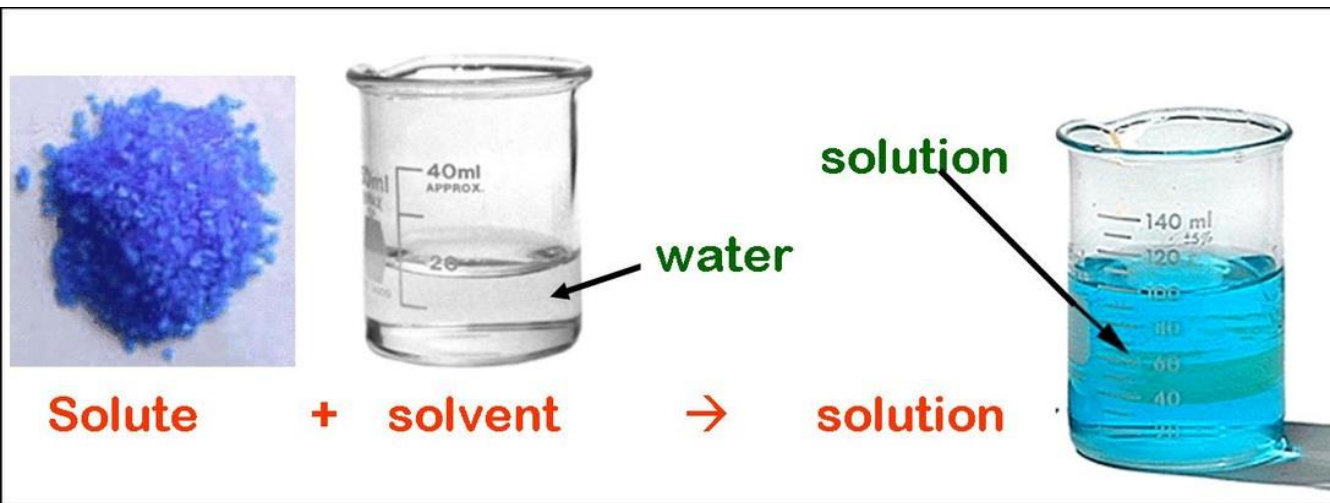
temperatura

aumentando la temperatura aumenta la velocità di dissoluzione

granulometria

aumentando la superficie di contatto tra solvente e soluto aumenta la velocità di dissoluzione





MISCIBILITÀ

La **miscibilità** è la capacità di un liquido di solubilizzarsi in un altro liquido dando origine ad un sistema completamente omogeneo sistema completamente omogeneo.

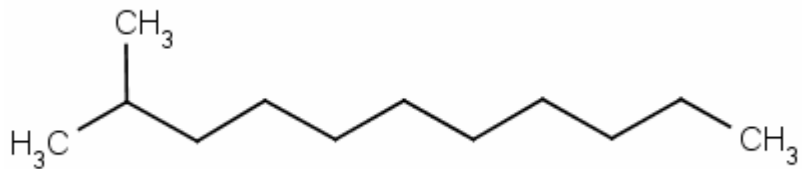
Due liquidi possono essere anche parzialmente miscibili, questo accade quando sono reciprocamente solubili solo in determinate proporzioni. Due liquidi sono immiscibili quando a qualsiasi proporzione essi costituiscono un sistema eterogeneo sistema eterogeneo(due liquidi distinti).



Olio in acqua



Acqua e isododecane



La Mole

Mole: è unità di misura della quantità di sostanza.

- Fisicamente è impossibile contare gli atomi.
- E' necessario mettere in relazione il numero di atomi con una massa misurabile.
- Una mole è la quantità di sostanza che contiene tante particelle elementari (atomi molecole...) pari al numero di atomi contenuti in 12 grammi dell'isotopo carbonio-12

Numero di Avogadro

$$6.0221367 \times 10^{23}$$



1 mole



La mole è una unità

60200000000000000000000000000000

di qualunque cosa!!!!

Atomi

Molecole

ioni

Una mole di sostanza

- Massa
- Occupa spazio o volume
- È una certa quantità

1 mole di Carbonio

```
graph TD; A("1 mole di Carbonio") --> B("6.022 x 1023 atomi di C"); A --> C("12.01 g di Carbonio"); A --> D("22.4 L di Carbonio");
```

6.022×10^{23} atomi di C

12.01 g di Carbonio

22.4 L di Carbonio

1 mole di Elio

```
graph TD; A("1 mole di Elio") --> B("6.022 x 1023 atomi di He"); A --> C("4.0 g di He"); A --> D("22.4 L di He");
```

6.022×10^{23} atomi di He

4.0 g di He

22.4 L di He

1 mole di Neon

```
graph TD; A("1 mole di Neon") --> B("atomi di Ne ?????"); A --> C("g di Ne????"); A --> D("L di Ne ?????");
```

atomi di Ne ?????

g di Ne????

L di Ne ?????

1 mole di Ossigeno O₂

```
graph TD; A("1 mole di Ossigeno O2") --> B("molecole di O2 ?????"); A --> C("g di O2????"); A --> D("L di O2????");
```

molecole di O₂ ?????

g di O₂????

L di O₂????

1 mole di NaCl

```
graph TD; A(1 mole di NaCl) --> B(quanto NaCl ?????); A --> C(g di NaCl????); A --> D(L di NaCl ????)
```

quanto NaCl ?????

g di NaCl????

L di NaCl ????

Numero di Avogadro

- La quantità di atomi, ioni, molecole, elettroni in un composto sono misurati in moli.
- **UNA MOLE DI SOSTANZA CONTIENE SEMPRE LO STESSO NUMERO DI PARTICELLE, INDIPENDENTEMENTE DA QUALE SIA LA SOSTANZA**
- 1 mole di atomi, ... = 6.0221367×10^{23} unità
($6.0221367 \times 10^{23} = N$ Numero di Avogadro).
- in 1 mole di atomi di ^{12}C vi sono 6.02×10^{23} atomi
- in 1 mole di molecole di H_2O vi sono 6.02×10^{23} molecole
- In 1 mole di ioni NO_3^- vi sono 6.02×10^{23} ioni

Massa Molare

- La massa molare, M , è la massa in grammi di una mole di sostanza, ed è numericamente uguale al peso atomico/molecolare della sostanza

Massa molare di Na = 22.990 g/mol

Massa molare di Cl = 35.453 g/mol

Massa molare di O = 15.999 g/mol

Per definizione, 1 mole of $^{12}\text{C} = 12 \text{ g.}$ (12g/mol)

Calcolo del numero di moli



$$n = \frac{W}{P.M.}$$

Diagram illustrating the formula for calculating the number of moles (n):

- n is labeled as "numero di moli (mol)".
- W is labeled as "massa (g)".
- $P.M.$ is labeled as "peso molecolare (g/mol)".

Calcoli di moli

1) **grammi** \Rightarrow **moli**

A quante moli corrispondono 10,0 g di C_2H_5OH ?

$$PM(C_2H_5OH) = 12,0 \times 2 + 16,0 + 6 \times 1,01 = 46,1 \text{ u.m.a.}$$

Massa molare = 46,1 g/mol

$$\text{numero di moli (n)} = \frac{\text{massa (g)}}{\text{massa molare (g/mol)}}$$

$$n = \frac{10,0 \cancel{\text{g}}}{46,1 \cancel{\text{g/mol}}} = 0,217 \text{ mol}$$

2) Moli \Rightarrow grammi

Quanto pesano 0,0654 moli di ZnI_2 ?

$$PM(\text{ZnI}_2) = 65,39 + 126,90 \times 2 = 319,2 \text{ u.m.a.}$$

Massa molare di $\text{ZnI}_2 = 319,2 \text{ g/mol}$

$$\text{Peso} = 0,0654 \text{ mol} \times 319,2 \text{ g/mol} = 20,9 \text{ g}$$

Calcolare il numero di atomi di oro contenuti in
8.73 moli di oro

DALLE MOLI AGLI ATOMI

Quanti atomi di Argon ci sono in un campione di 79.2 g
di Argon

DAI GRAMMI AGLI ATOMI

Qual è la massa in grammi di un singolo atomo di ferro

DAGLI ATOMI AI GRAMMI

Esprimere le composizioni (1): formule chimiche

le formule chimiche esprimono i *rappporti molari*
tra gli elementi componenti

es.: formula chimica del *glucosio*



1 mole di $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
è composta da

6 moli di O

12 moli di H

6 moli di C

C4-11

Pesa 180 grammi

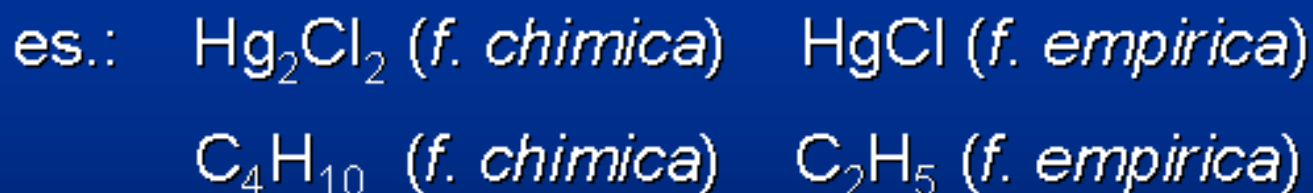
Costituiti da: {

6 x 16 g (96g) di O +
12 x 1g (12g) di H +
6 x 12 g (72g) di C

Descrive la composizione atomica
qualitativa e quantitativa di un composto

Formula empirica

la *formula empirica* (o *minima*) è la formula che esprime i più piccoli rapporti molari tra gli elementi costituenti un composto



Esprimere le composizioni (2): composizione percentuale

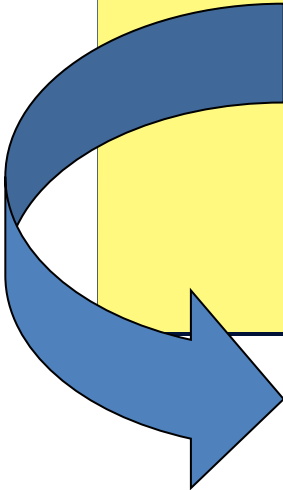
La *composizione percentuale* di un composto è definita dalle percentuali *in massa* degli elementi

$$\% \text{ elemento} = \frac{\text{massa elemento}}{\text{massa composto}} \times 100$$

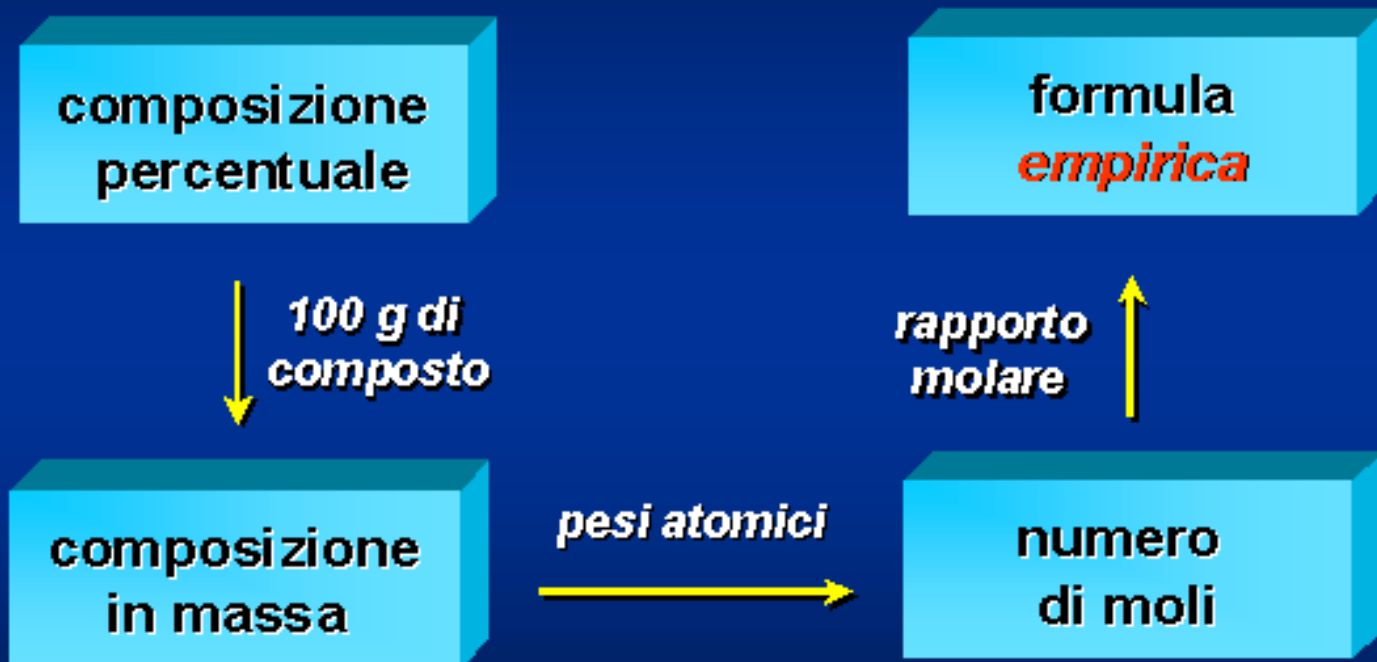
$$\text{C}\% = (72\text{g} / 180\text{g}) \times 100 = 40$$

$$\text{H}\% = (12\text{g} / 180\text{g}) \times 100 = 6,7$$

$$\text{O}\% = (96\text{g} / 180\text{g}) \times 100 = 53,3$$


$$72\text{g C} : 180 \text{ g di composto} = x \text{ g di C} : 100 \text{ g di composto}$$

Dalla composizione percentuale alla formula empirica



Esempio di calcolo di formula empirica

analisi chimica su
25 g (m) di campione

composizione %:

26.56 % K

35.36 % Cr

38.08 % O

$$w_i = \frac{\%_i \cdot m}{100}$$

comp. in massa:

6.64 g K

8.84 g Cr

9.52 g O

x 2

rapporto molare:

1 mol K

1 mol Cr

3.5 mol O

formula empirica:



($n_i / 0.17$)

numero di moli:

0.17 mol K

0.17 mol Cr

0.60 mol O

$$n_i = \frac{w_i}{PA_i}$$

Qual è la massa di piombo in grammi equivalente a 2.50 mol di piombo?

Quale quantità di stagno in moli è rappresentata da 36.5 g di stagno?
A quanti atomi corrisponde?

Un cilindro graduato contiene 32 cm³ di mercurio. Se la densità del mercurio a 25°C è 13.534 g/cm³, qual è l'ammontare in moli del mercurio nel cilindro?

Quando un campione di fosforo brucia all'aria si forma il composto P_4O_{10} . Un esperimento ha mostrato che 0.744 g di fosforo formano 1.704 g di P_4O_{10} . Usare queste informazioni per determinare il rapporto delle masse atomiche del fosforo e dell'ossigeno (massa P/massa O). Se si assume che la massa atomica dell'ossigeno è 16.000u, calcolare la massa atomica del fosforo.

Si dispone di un campione costituito da 16.5 g di acido ossalico $H_2C_2O_4$. A quante moli di acido corrisponde? Quante molecole di acido sono presenti? Quanti atomi di carbonio sono presenti? Quale è la massa di una molecola di acido?

Qual è la composizione percentuale in massa del propano C_3H_8 ? Qual è la massa del carbonio presente in 454 g di propano?

Una numerosa famiglia di composti tra boro e idrogeno ha formula generale B_xH_y . Un membro della famiglia contiene 88.5% di boro e il resto idrogeno. Quale delle seguenti è la sua formula empirica: BH_2 , BH_3 , B_2H_5 , B_5H_7 , B_5H_{11} ?