

- Le proprietà della materia che possono essere determinate quantitativamente si chiamano *grandezze* (o parametri) e possono essere fisiche o chimiche.
- **Misurare** una grandezza significa confrontare quella grandezza con un'altra di riferimento, ad essa omogenea, detta *unità di misura*. Come risultato dell'operazione si ottiene un numero.
- Quasi tutti gli Stati del mondo riconoscono e usano il *Sistema Internazionale di Unità*, abbreviato in **SI**

UNITA' DI MISURA DEL SISTEMA INTERNAZIONALE

- LUNGHEZZA metro (m)
- MASSA kilogrammo (kg)
- TEMPO secondo (s)
- CORRENTE ELETTRICA ampere (A)
- TEMPERATURA kelvin (K)
- QUANTITA' DI SOSTANZA mole (mol)
- INTENSITA' LUMINOSA candela (cd)

Prefissi per multipli e sottomultipli delle unità di misura

Multipli:

- tera (T) 10^{12}
- giga (G) 10^9
- mega (M) 10^6
- chilo (K) 10^3
- etto (h) 10^2
- deca (da) 10^1

sottomultipli:

- deci (d) 10^{-1}
- centi (c) 10^{-2}
- milli (m) 10^{-3}
- micro (μ) 10^{-6}
- nano (n) 10^{-9}
- pico (p) 10^{-12}

CIFRE SIGNIFICATIVE

- le cifre ottenute da una misura si chiamano **cifre significative**, perché sono quelle che hanno significato in quanto effettivamente registrate dallo strumento utilizzato per compiere la misura. Il numero di tali cifre è dato da quelle note con sicurezza più una incerta.

Le cifre significative di una misura sono il numero di cifre certe più la prima cifra incerta, trascurando nel conteggio tutti gli eventuali zeri a sinistra.

■ **Esempio:**

la massa di un oggetto, pesato con una bilancia tecnica che presenta un **limite di apprezzabilità (o sensibilità)** di 0,01 g, risulta di 12,47 g. Le cifre significative corrispondenti a questo valore sperimentale sarebbero quattro di cui l'ultima, il 7, si presenterebbe incerta di un valore $\pm 0,01$ g. Lo stesso oggetto, pesato con una bilancia con limite di apprezzabilità maggiore, ad esempio, 0,0001 g (0,1 mg), assumerebbe un valore più preciso, diciamo 12,4739 g. In questo caso le cifre significative sarebbero sei con l'ultima, cioè il 9, incerta di un valore $\pm 0,1$ mg.

Ad influenzare la bontà di una misura vi sono anche:

l'accuratezza, che è la capacità di dare un risultato della misura quanto più aderente al valore ideale, e
la precisione, che è la capacità di fornire valori il più possibile vicini nelle ripetizioni di una misura.

Come si compongono le cifre significative?

- *La misura di una grandezza si dice indiretta se viene effettuata attraverso il calcolo di una espressione matematica.*
- Si stabiliscono alcune regole di arrotondamento in modo da ottenere la misura indiretta con il corretto numero di cifre significative.
 - Nel caso di **somme algebriche** il risultato deve essere arrotondato con un numero di **cifre decimali** pari al minor numero di cifre decimali presenti in ciascun addendo:
(**$54 + 3.25 = 57$** e non **57.25**)
 - Nei casi di **prodotto, rapporto, potenza**, il risultato deve essere arrotondato con un numero di **cifre significative** pari al minor numero di cifre significative presenti nelle misure con le quali si opera.
(**$12.31 \times 6.28 = 77.3$** e non **77.3068**)

Regole per l'arrotondamento

- L'arrotondamento si effettua troncando il valore al numero di cifre significative desiderato, aumentando di 1 l'ultima cifra trattenuta se la successiva è ≥ 5 , lasciando inalterata l'ultima cifra trattenuta se la successiva è < 5 .

Notazione scientifica

Un numero si dice espresso in notazione scientifica se viene scritto nella forma $x \cdot 10^a$, dove x è un numero con una sola cifra diversa da zero prima del punto decimale, mentre a è un numero intero.

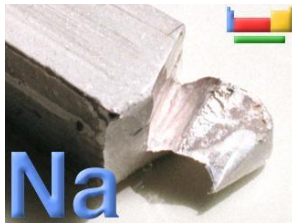
x	notazione scientifica	equivalente elettronico
0.0025	$2.5 \cdot 10^{-3}$	2.5E - 3
-562.5	$-5.625 \cdot 10^2$	-5.625E + 2
23.54	$2.354 \cdot 10^1$	2.354E + 1
-0.07	$-7 \cdot 10^{-2}$	-7E - 2

Natura atomica della materia

ELEMENTO:

Sostanza costituita da atomi tutti UGUALI.

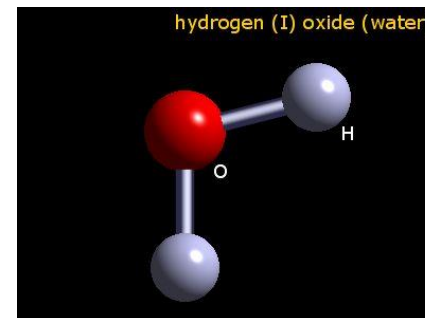
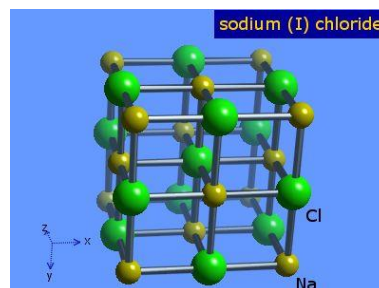
Es.: Na, Cl₂, S₈



COMPOSTO:

Sostanza che contiene atomi DIVERSI.

Un composto può essere scisso, con mezzi chimici, in sostanze elementari (Es.: cloruro di sodio, acqua)



Natura atomica della materia

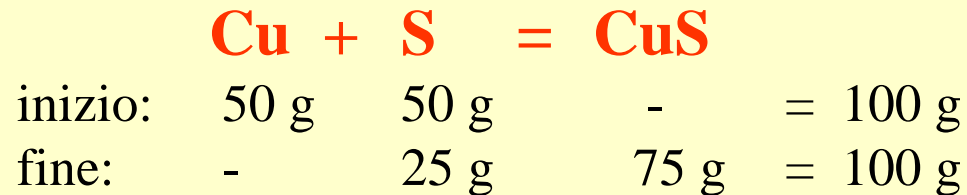
- Leggi fondamentali della chimica
 - Legge della conservazione delle masse
(A.L. Lavoisier)
 - Legge delle proporzioni definite
(Proust)
 - Legge delle proporzioni multiple
(J.J. Dalton)
 - Legge delle proporzioni multiple in volume
(Gay-Lussac)
 - Legge di Avogadro
(A. Avogadro)

Legge della conservazione delle masse

A.L. Lavoisier (1743-1794)

“in ogni reazione chimica la massa totale dei reagenti è uguale alla massa totale dei prodotti della reazione”

Esempio:



Legge delle proporzioni definite

Proust (1754-1826)

“in un dato composto gli elementi costituenti sono sempre presenti in rapporti ponderali costanti, indipendentemente dall’origine o dal modo di preparazione del composto stesso”

Esempio:

in 100 g di H_2O , ci sono
11,1 g di **H** e 88,9 g di **O**

indipendentemente dal fatto che l’acqua sia stata ottenuta da reazione fra idrogeno e ossigeno, sia stata comprata da una qualsiasi fonte o sia stata distillata da qualunque mare (lago, fiume, etc..)

Esempio:

L’anidride carbonica CO_2 è costituita per il:

27,3% in peso di **carbonio**
72,7% in peso di **ossigeno**

indipendentemente dal fatto che sia di origine vulcanica, biologica, industriale, etc.

Legge delle proporzioni multiple

J.J. Dalton (1776-1844)

“quando due elementi entrano a far parte di diversi composti, le quantità in peso dell’elemento che si combina con una quantità costante dell’altro stanno tra loro in rapporti semplici, definiti da numeri interi piccoli”

<u>Composti</u>	<u>Elementi</u>				
	a) N	a) O	b) N	c) O	
N_2O	63,6	36,4	14	8	1 x 8
NO	46,7	53,3	14	16	2 x 8
N_2O_3	36,8	63,2	14	24	3 x 8
NO_2	30,4	69,6	14	32	4 x 8
N_2O_5	25,9	74,1	14	40	5 x 8

a) grammi di azoto e ossigeno contenuti in 100 g di ciascun composto

b) quantità fissa in grammi di azoto

c) quantità in grammi di ossigeno che reagisce con la quantità fissa di azoto

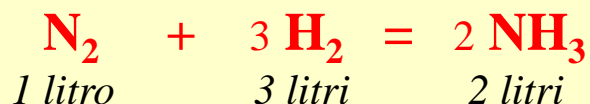
Legge delle proporzioni multiple in volume

Gay-Lussac (1778-1850)

“quando due gas reagiscono tra di loro, il rapporto tra i loro volumi misurati nelle stesse condizioni di temperatura e pressione è definito da numeri interi piccoli...”

...se il prodotto della reazione è anch'esso un gas, il rapporto tra il suo volume e quello di ciascuna delle specie gassose reagenti è ancora definito da numeri interi piccoli”

Esempio:



$$N_2/H_2 = 1/3; N_2/NH_3 = 1/2; H_2/NH_3 = 3/2$$

Legge di Avogadro

A. Avogadro (1776-1856)

“volumi uguali di gas diversi, misurati nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono un uguale numero di particelle (molecole)”

idrogeno + **cloro** = **cloruro di idrogeno**
1 vol 1 vol 2 vol

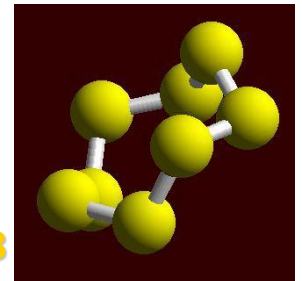
[**idrogeno** = H_2 e **cloro** = Cl_2]

n molec. di H_2 (1 vol) + n molec. di Cl_2 (1 vol) = $2n$ molec. di HCl (2 vol)

H_2 + **Cl_2** = **$2 HCl$**

Alcuni elementi possono esistere sotto forma di molecole discrete

Fra essi:



L'atomo è costituito da :protoni
neutroni
elettroni

Dimensioni atomiche

✓ massa atomo	$1.673 \cdot 10^{-24} \text{ (H)} \div 250 \times 1.673 \cdot 10^{-24} \text{ g}$
✓ raggio atomo	$0.5 \cdot 10^{-8} \div 3 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$
✓ massa elettrone	1/1836 della massa del protone
✓ raggio elettrone	$2.8 \cdot 10^{-13} \text{ cm (} 2.8 \cdot 10^{-5} \text{ \AA)}$
✓ raggio protone	$10^{-12} \text{ cm (} 10^{-4} \text{ \AA)}$
✓ carica elettrone	$e^- = -1.602 \cdot 10^{-19} \text{ coulomb}$

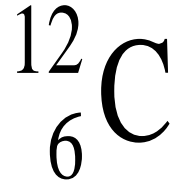
Grandezze che caratterizzano gli elementi:

✓ NUMERO ATOMICO Z

Indica il numero di protoni nel nucleo
Si scrive in basso a sinistra del simbolo

✓ NUMERO DI MASSA A

È la somma del numero dei protoni e di quello di neutroni
Si scrive in alto a sinistra del simbolo



ISOTOPI

atomi aventi lo stesso numero di protoni (Z) ma diverso numero di neutroni



Unità di massa atomica. Peso atomico. Grammo atomo. Numero di Avogadro.

✓ **u.m.a.** (*unità di massa atomica*) \Rightarrow **1/12 della massa di $^{12}_6\text{C}$** = $1.6605 \cdot 10^{-24}$ g

✓ **peso atomico relativo** \Rightarrow $^{12}_6\text{C} = 12$ u.m.a.; $\text{C} = 12.011$ u.m.a. $\left\{ \begin{array}{l} ^{12}_6\text{C} = 98.89 \% \\ ^{13}_6\text{C} = 1.11 \% \end{array} \right.$

✓ **peso atomico assoluto** \Rightarrow $^{12}_6\text{C} = 12$ u.m.a. $\times 1.6605 \cdot 10^{-24}$ (g/u.m.a.)
 $\text{C} = 12.011$ u.m.a. $\times 1.6605 \cdot 10^{-24}$ (g/u.m.a.)
 $\text{W} = 183.85$ (u.m.a.) $\times 1.6605 \cdot 10^{-24}$ (g/u.m.a.)

✓ **grammo atomo** \Rightarrow *“quantità in grammi pari al peso atomico relativo”*

1 grammo atomo $^{12}_6\text{C}$	= 12 g	$12 \text{ (g)} / [12 \text{ (u.m.a.)} \times 1.6605 \cdot 10^{-24} \text{ (g/uma)}] = 1 / 1.6605 \cdot 10^{-24} = n^\circ_{\text{atomi}}$
1 grammo atomo C	= 12.011 g	$12.011 \text{ (g)} / [12.011 \text{ (uma)} \times 1.6605 \cdot 10^{-24} \text{ (g/uma)}] = 1 / 1.6605 \cdot 10^{-24} = n^\circ_{\text{atomi}}$
1 grammo atomo W	= 183.85 g	$183.85 \text{ (g)} / [183.85 \text{ (uma)} \times 1.6605 \cdot 10^{-24} \text{ (g/uma)}] = 1 / 1.6605 \cdot 10^{-24} = n^\circ_{\text{atomi}}$

$1 / 1.6605 \cdot 10^{-24} = N_A$ (*numero di Avogadro*) = $6.022 \cdot 10^{23}$

Peso molecolare. Grammo molecola. Mole.

✓ **peso molecolare (peso formula)** \Rightarrow *“somma dei pesi atomici”*

✓ **grammo molecola** \Rightarrow *“quantità in grammi pari al peso molecolare”*

1 grammo molecola $\text{CO}_2 = (12 + 16 + 16) = 44 \text{ g}$

1 grammo molecola $\text{NH}_3 = (14 + 1 + 1 + 1) = 17 \text{ g}$

✓ **mole** \Rightarrow *“quantità di sostanza che contiene un numero di particelle pari ad un numero di Avogadro N_A ”*

$$\mathbf{n} \text{ (mol)} = \mathbf{m} \text{ (g)} / \mathbf{M} \text{ (g/mol)}$$

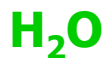
Percentuale in peso di elementi nei composti

$$\%_w \text{ di A in } A_x B_y = \frac{x \cdot A}{A_x B_y} \cdot 100$$

Esercizio: Calcolare il rapporto ponderale tra gli elementi e la percentuale in peso di ciascuno di essi nel solfato di alluminio $Al_2(SO_4)_3$.

Formule minime. Formule molecolari. Formule di struttura

✓ **formula minima** \Rightarrow “indica, con numeri interi più piccoli possibili, i rapporti con cui gli atomi si legano tra loro in un composto”



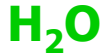
acqua



acetilene

benzene

✓ **formula molecolare** \Rightarrow “indica l'esatto numero di atomi che si legano tra loro in un composto”



acqua

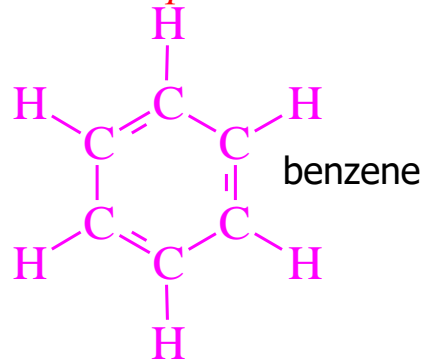
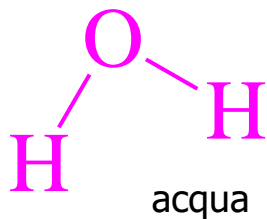


acetilene



benzene

✓ **formula di struttura** \Rightarrow “indica le posizioni steriche relative degli atomi che si legano tra loro in un composto”



Formule minime. Formule molecolari. Formule di struttura

Un composto organico costituito da carbonio, idrogeno ed ossigeno ha dato all'analisi i seguenti risultati: C = 63,12% e H = 8,85%. Il peso molecolare del composto è risultato 114,20 u.m.a. Ricavare la formula minima e la formula molecolare del composto.

Dati

$$\%C = 63,12;$$

$$\%H = 8,85;$$

$$\%O = 100 - 63,12 - 8,85 = 28,03;$$

Peso molecolare del composto: $M = 114,2$ u.m.a.

Pesi atomici: C = 12,01 u.m.a.; H = 1,01 u.m.a.; O = 16,00 u.m.a.