

Loriano Storchi

loriano@storchi.org

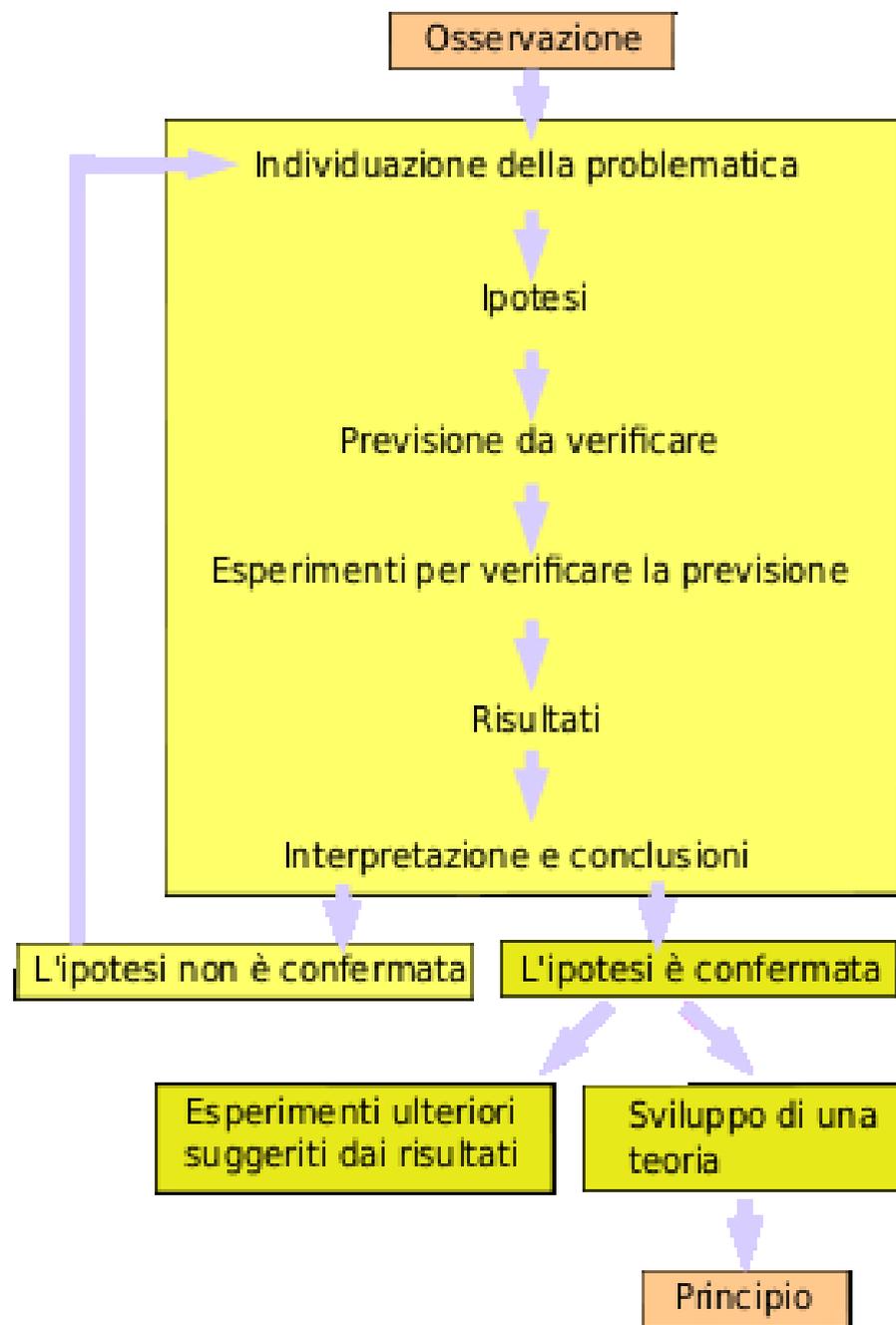
<http://www.storchi.org/>

Metodo scientifico

Nessuna quantità di esperimenti potrà dimostrare che ho ragione; un unico esperimento potrà dimostrare che ho sbagliato

- Il metodo scientifico è la modalità tipica con cui la scienza procede per raggiungere una conoscenza della realtà oggettiva, affidabile, verificabile
- Il metodo induttivo
- Il metodo deduttivo

Una teoria scientifica è un modello o un insieme di modelli che spiegano i dati osservativi a disposizione, e che offrono predizioni che possono essere verificate. Nella scienza, una teoria non può essere mai completamente provata, perché non è possibile assumere che conosciamo tutto ciò che c'è da conoscere (compresi eventuali elementi che potrebbero screditare la teoria). Invece, le teorie che spiegano le osservazioni vengono accettate finché un'altra osservazione non è in disaccordo con esse. In tal caso, la teoria incriminata viene eliminata del tutto oppure, se possibile, cambiata leggermente per poter comprendere l'osservazione. (fonte Wikipedia)

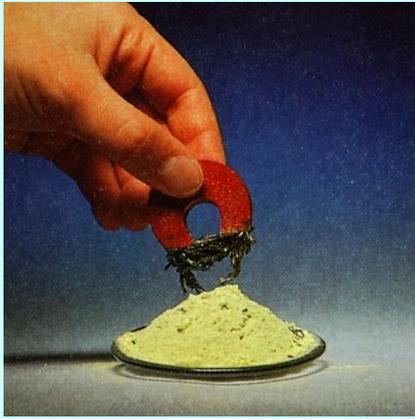


Teoria Atomica di Dalton

1. Tutta la materia è composta da **atomi indivisibili**. Un **atomo** è una particella estremamente piccola che mantiene la sua identità durante le reazioni chimiche.
2. Un **elemento** è un tipo di materia composto da un solo tipo di atomo. Tutti gli atomi dello stesso elemento hanno la stessa massa e le stesse proprietà
3. Un **composto** è un tipo di materia costituito da atomi di due o più elementi chimicamente uniti in proporzioni fisse. Due tipi di atomi in un composto si legano in proporzioni espresse da numeri semplici interi
4. Una **reazione chimica** consiste nella ricombinazione degli atomi presenti nelle sostanze reagenti in modo da dare nuove combinazioni chimiche presenti nelle sostanze formate dalla reazione

CHIMICA: studio della composizione e della struttura della materia e delle sue trasformazioni





Miscela eterogenea
Zolfo ferro



Elementi:

P bianco, S, Carbonio, Br, I



Composti:

NaCl, CuSO₄, NiCl₂, K₂Cr₂O₇, CoCl₂

SIMBOLI ATOMICI

Notazione fatta di una o due lettere corrispondente ad un particolare elemento.

Spesso si fa uso delle prime lettere del nome latino

Au	Oro	da	Aurum
Na	Sodio	da	Natrium
Cl	Cloro		

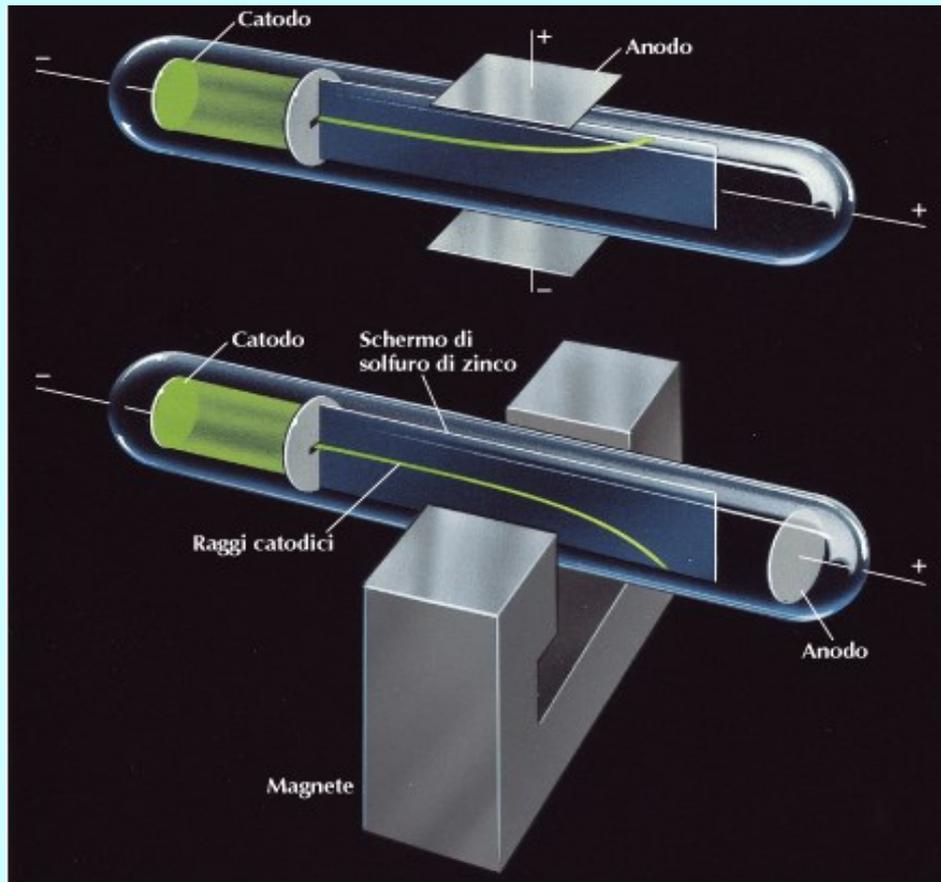
STRUTTURA DELL'ATOMO

Vari esperimenti condotti all'inizio del 1900 dimostrarono che gli atomi non sono indivisibili ma costituiti da particelle più piccole (elementari).

Elettrone

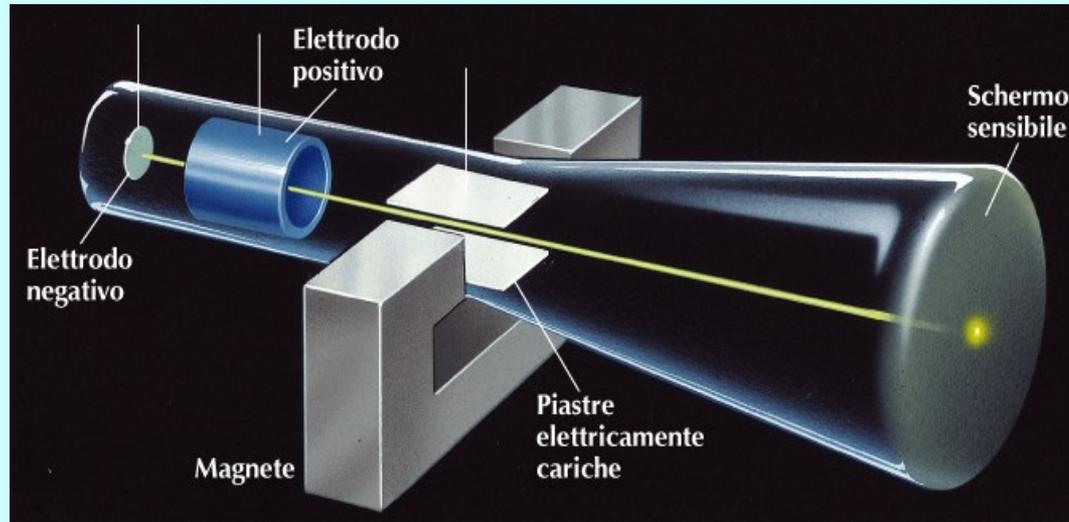
Se a due elettrodi posti alle estremità di un tubo in cui è fatto il vuoto viene applicato un alto voltaggio, dall'elettrodo negativo (**catodo**) si dipartono dei raggi detti **raggi catodici**. Thomson dimostrò che tali raggi sono costituiti da un flusso di particelle cariche negativamente che chiamò **elettroni**.

Tubo a raggi catodici



La deviazione di un raggio catodico da parte di un campo elettrico e di un campo magnetico

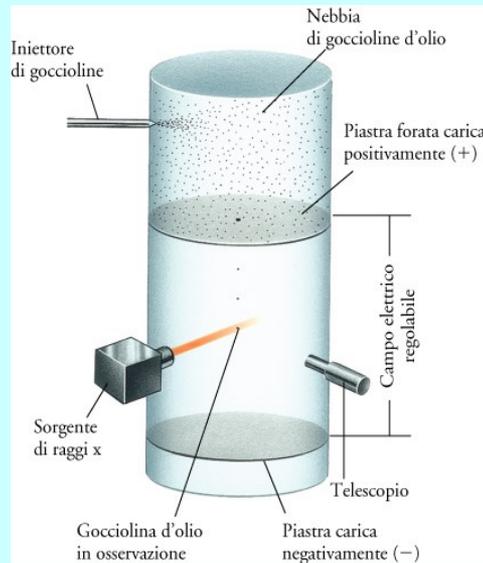
ESPERIMENTO DI THOMSON



Misura del rapporto carica/massa dell'elettrone: un fascio di raggi catodici attraversa un campo elettrico e un campo magnetico. L'esperimento è predisposto in modo che il campo elettrico devii il fascio in una direzione mentre il campo magnetico lo devia nella direzione opposta. Bilanciando gli effetti è possibile determinare il rapporto carica/massa dell'elettrone.

$$e/m = 1,7588 \cdot 10^{11} \text{ C/Kg}$$

Quantizzazione della carica elettrica: esperimento di Millikan



Gocce di olio cariche elettricamente vengono fatte cadere in presenza di un campo elettrico. Dalla massa nota delle goccioline e dal voltaggio applicato per mantenere ferme le gocce cariche si potè calcolare la carica presente sulle gocce. Fu trovato che tutte le cariche elettriche sono multiple di una carica elementare minima e assunta come carica dell'elettrone.

$$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C (coulomb)}$$

Thomson aveva calcolato:

$$e/m = 1,76 \times 10^{11} \text{ C/Kg}$$

da cui si dedusse:

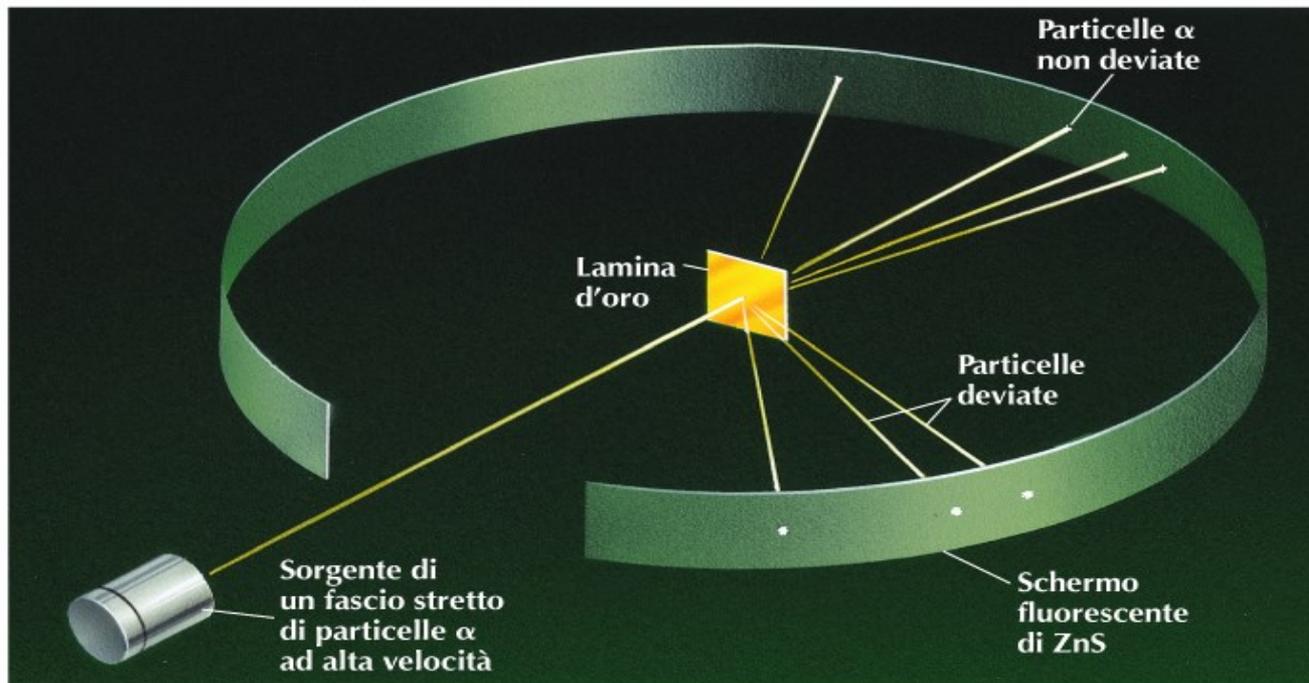
$$M = 9,11 \times 10^{-31} \text{ Kg}$$

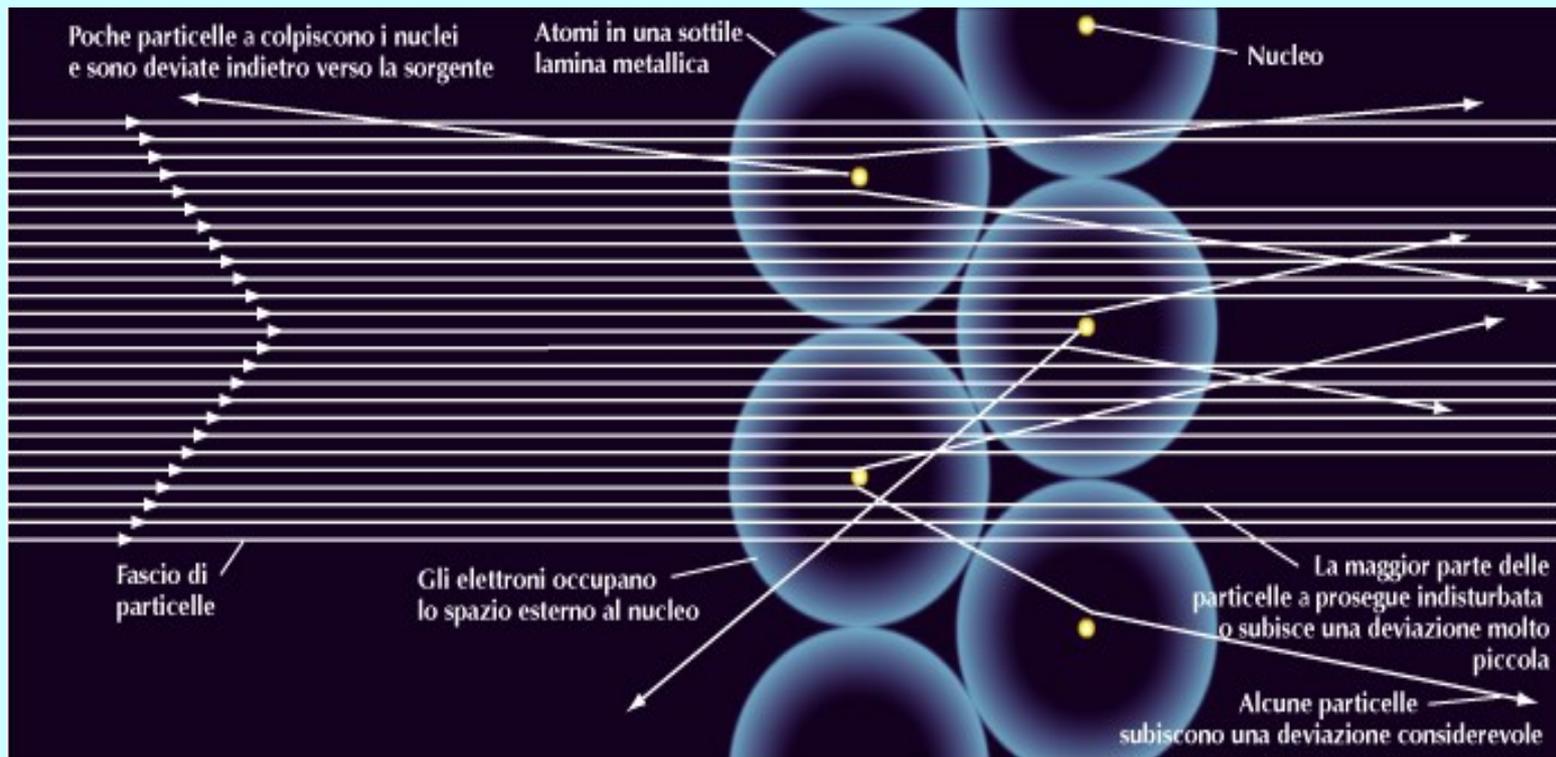
Un valore circa 1800 volte più piccolo della massa dell'idrogeno.

Dimensioni atomiche: circa $10^{-10}\text{m} = 1 \text{ \AA} = 10 \text{ nm}$

Modello di Thomson

L'esperimento di Rutherford

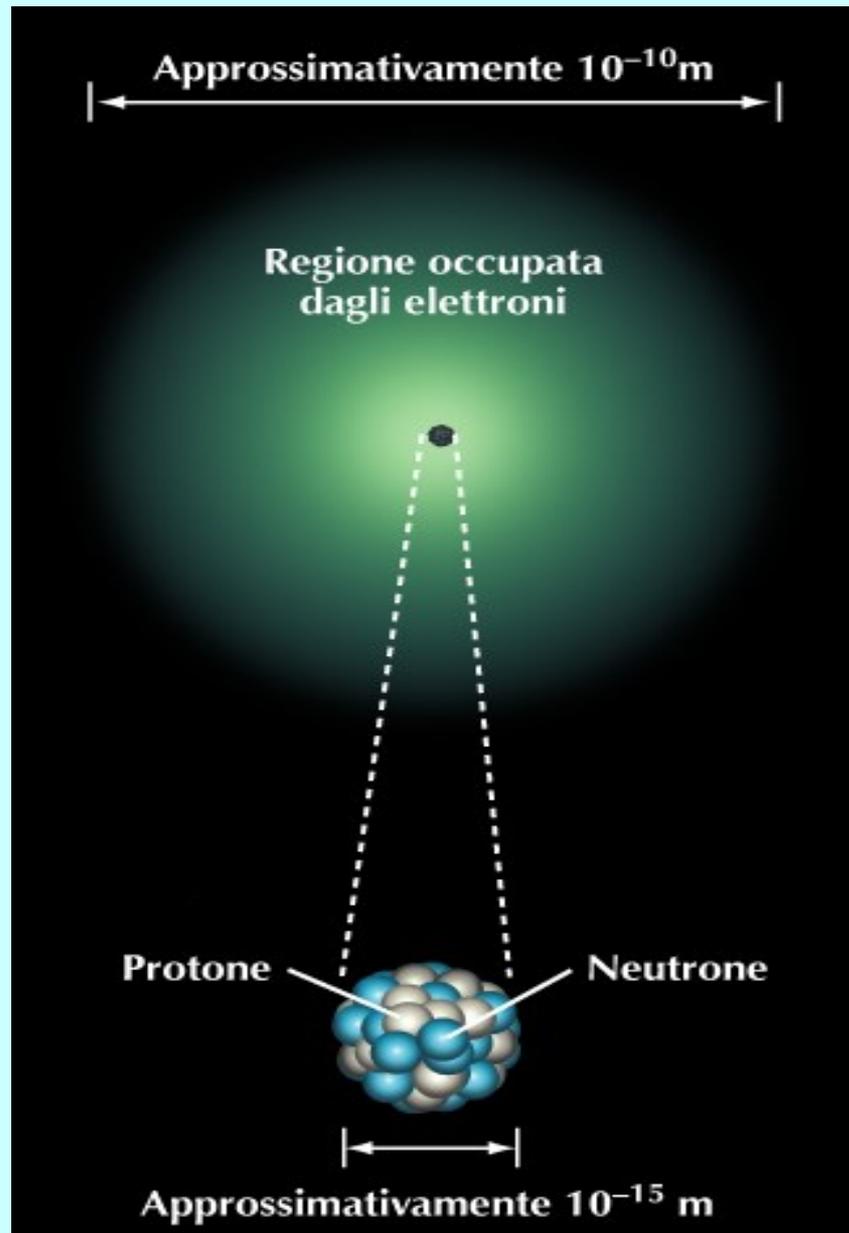




Dimensioni atomiche: circa 1 \AA
Dimensioni nucleari: circa 10^{-5} \AA

La maggior parte dell'atomo è vuoto

Quasi tutta la massa atomica è quindi concentrata nel nucleo



STRUTTURA NUCLEARE

Ogni elemento è caratterizzato da una carica nucleare tipica che è un multiplo della carica elettronica e . Questo multiplo viene indicato con la lettera Z .

Ad ogni Z corrisponde un atomo

H $Z=1$

He $Z=2$

Li $Z=3$

Nell'atomo neutro attorno a tale nucleo si muovono Z elettroni.

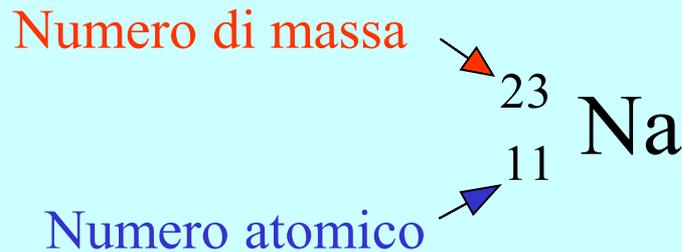
Un nucleo è costituito da due tipi di particelle:

- ❖ Protoni carica $+e$ massa 1831 volte quella dell'elettrone
- ❖ Neutroni carica 0 massa 1831 volte quella dell'elettrone

Un nucleo è quindi caratterizzato da due numeri

- ❖ Un numero atomico $Z \Rightarrow$ numero di protoni
- ❖ Un numero di massa $A \Rightarrow$ numero di protoni + numero di neutroni

Un nucleo particolare caratterizzato da Z e da A è anche chiamato **nuclide** e rappresentato con la seguente notazione:



$$Z=11$$

11 protoni

(definisce l'elemento Na)

$$A=23$$

$23-11= 12$ neutroni

Atomi i cui nuclei hanno lo stesso numero di protoni ma diverso numero di neutroni sono detti isotopi.

Ad esempio l'idrogeno ha tre isotopi:

${}^1_1\text{H}$	idrogeno	1 protone	nessun neutrone
${}^2_1\text{H}$	deuterio	1 protone	1 neutrone
${}^3_1\text{H}$	trizio	1 protone	2 neutroni

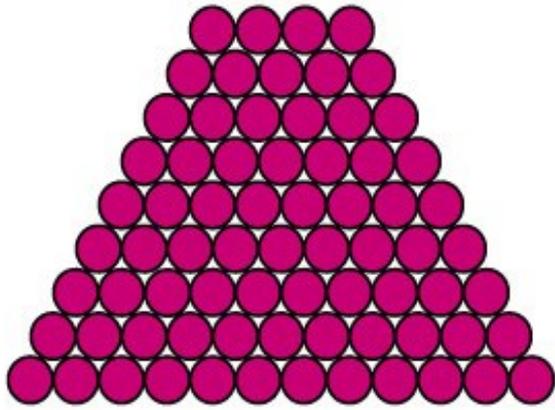
Gli elementi presenti in natura sono in genere miscele di isotopi:

Cloro 75,8 % ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ 24,2 % ${}^{37}_{17}\text{Cl}$

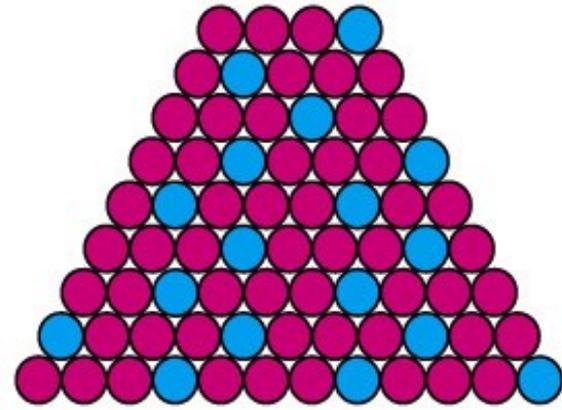
Abbondanza relativa: frazione del numero totale di atomi di un dato isotopo.

Il postulato di Dalton ?

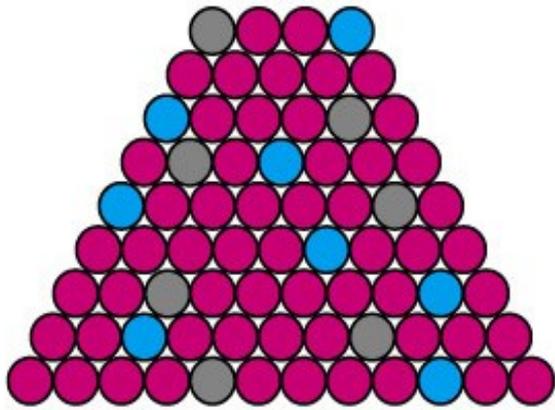
Il postulato di Dalton rimane valido se si fa riferimento ad una massa media: infatti la composizione isotopica rimane costante.



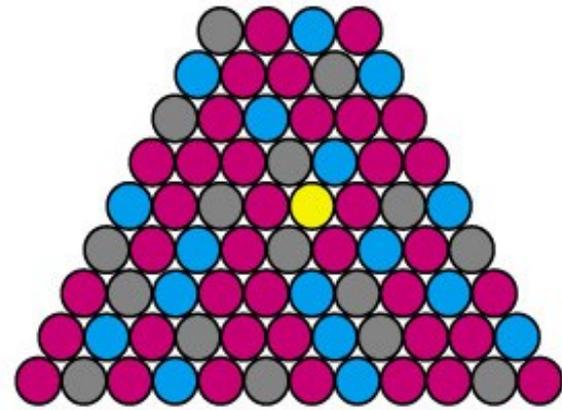
(a) F atoms
= 18.9984 g



(b) Cl atoms
= 35.4527 g

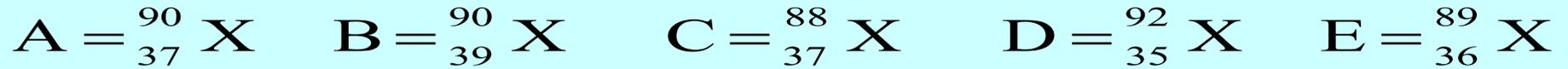


(c) Mg atoms
= 24.3050 g



(d) Pb atoms
= 207.2 g

Quali tra i seguenti atomi:



sono isotopi dello stesso elemento?

- A - A e B
- B - A e C
- C - A e D
- D - A e E

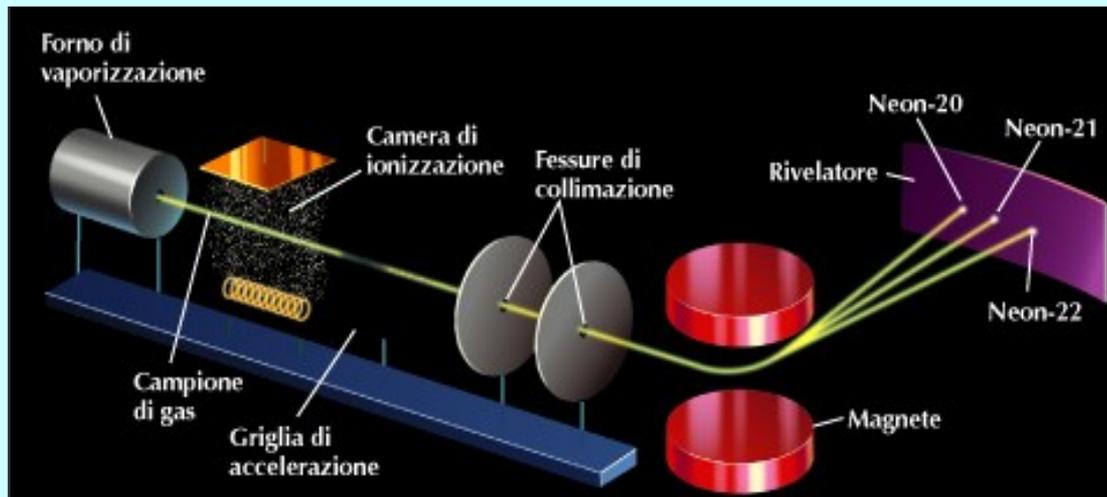
Dal 1969 si usa una scala basata sul **carbonio-12** ossia sull'isotopo ^{12}C

A tale isotopo è stata arbitrariamente assegnata una massa di 12 unità di massa atomica.

Una **unità di massa atomica** (u.m.a.)= un dodicesimo della massa dell'atomo di carbonio-12 = $1,661 \times 10^{-27}$ Kg

Peso atomico= massa atomica media di un elemento allo stato naturale espresso in unità di massa atomica

Oggi è possibile misurare accuratamente le masse atomiche tramite uno strumento chiamato **spettrometro di massa**



Masse atomiche ed abbondanza isotopica

Calcolo della massa atomica media di un elemento note le **abbondanze relative** (=frazione del numero totale di atomi costituiti da un dato isotopo) degli isotopi costituenti.

Cloro:	isotopo	massa isotopo	abbondanza relativa
	$^{35}_{17}\text{Cl}$	34,96885	0,75771
	$^{37}_{17}\text{Cl}$	36,96590	0,24229

$$\begin{aligned} 34,96885 \text{ uma} \times 0,75771 &= 26,49625 \text{ uma} & + \\ 36,96590 \text{ uma} \times 0,24229 &= 8,95647 \text{ uma} \\ \hline \text{massa atomica media} &= 35,45272 \text{ uma} \end{aligned}$$

Lo stesso procedimento può essere applicato ad elementi costituiti da tre o più isotopi di cui sono note le abbondanze relative.

La somma delle abbondanze relative di tutti gli isotopi di un dato elemento è uno.

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

Nel 1869 i chimici Mendeleev (russo) e Meyer (tedesco) indipendentemente trovarono che ordinando gli elementi in ordine di peso atomico e disponendoli in file orizzontali una sopra l'altra, gli elementi di ogni colonna avevano proprietà simili.

Tale disposizione tabulare degli elementi è nota come tavola periodica:

- ❖ un **periodo** è composto dagli elementi di una qualsiasi fila **orizzontale**
- ❖ un **gruppo** è costituito dagli elementi di una qualsiasi colonna **verticale**

Il **primo** periodo è costituito da due elementi: idrogeno e elio.

Il **secondo** e il **terzo** periodo sono costituiti da 8 elementi.

Il **quarto** e il **quinto** periodo sono costituiti da 18 elementi.

Il **sesto** periodo è costituito da 32 elementi (14 a parte).

Il **settimo** periodo è incompleto (fino al 109?).

La tabella è costituita da 18 gruppi più i 14 elementi di **transizione interna** (lantanidi e attinidi). I gruppi sono numerati secondo due convenzioni:

1) I A - VIII A e I B - VIII B

2) 1 - 18 nell'ordine

1
H
1,00794

numero atomico
massa atomica

metalli

semimetalli

non-metalli

stato fisico
a temperatura
ambiente

nero = solido
blu = liquido
rosso = gas

gruppi

	IA																						gas nobili						0
1	1 H 1,00794																2 He 4,00260												
2	3 Li 6,941	4 Be 9,01218											5 B 10,811	6 C 12,011	7 N 14,00674	8 O 15,9994	9 F 18,99840	10 Ne 20,1797											
3	11 Na 22,98977	12 Mg 24,3050	IIIB		IVB	VB	VIB	VII B	VIII B		IB	II B	13 Al 26,98154	14 Si 28,0855	15 P 30,97376	16 S 32,066	17 Cl 35,4527	18 Ar 39,948											
4	19 K 39,0983	20 Ca 40,078	21 Sc 44,95591	22 Ti 47,88	23 V 50,9415	24 Cr 51,9967	25 Mn 54,93805	26 Fe 55,847	27 Co 58,93320	28 Ni 58,6934	29 Cu 63,546	30 Zn 65,39	31 Ga 69,723	32 Ge 72,61	33 As 74,92159	34 Se 78,96	35 Br 79,904	36 Kr 83,80											
5	37 Rb 85,4678	38 Sr 87,62	39 Y 88,90585	40 Zr 91,224	41 Nb 92,90638	42 Mo 95,94	43 Tc 98,9072	44 Ru 101,07	45 Rh 102,90550	46 Pd 106,42	47 Ag 107,8682	48 Cd 112,411	49 In 114,818	50 Sn 118,710	51 Sb 121,757	52 Te 127,60	53 I 126,90447	54 Xe 131,29											
6	55 Cs 132,90543	56 Ba 137,327	57 La 138,9055	72 Hf 178,49	73 Ta 180,9479	74 W 183,84	75 Re 186,207	76 Os 190,23	77 Ir 192,22	78 Pt 195,00	79 Au 196,96654	80 Hg 200,59	81 Tl 204,3833	82 Pb 207,2	83 Bi 208,98037	84 Po 208,9824	85 At 208,9871	86 Rn 222,0176											
7	87 Fr 223,0197	88 Ra 226,0254	89 Ac 227,0278	104 Unq 261,1	105 Unp 262,114	106 Unh 263,118	107 Uns 262,12	108 Uno (260) ^f	109 Une (260) ^f																				
	serie dei lantanidi			58 Ce 140,115	59 Pr 140,90766	60 Nd 144,24	61 Pm 144,9127	62 Sm 150,36	63 Eu 151,965	64 Gd 157,25	65 Tb 158,92534	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93032	68 Er 167,26	69 Tm 168,93421	70 Yb 173,04	71 Lu 174,967												
	serie degli attinidi			90 Th 232,0381	91 Pa 231,0369	92 U 238,0289	93 Np 237,0482	94 Pu 244,0642	95 Am 243,0614	96 Cm 247,0703	97 Bk 247,0703	98 Cf 251,0796	99 Es 252,083	100 Fm 257,0851	101 Md 258,10	102 No 259,1000	103 Lr 262,11												

*Le masse atomiche sono i valori nel 1991, indicati nella tabella delle masse atomiche e dei numeri atomici arrotondati dove appropriato, alla quinta cifra decimale.

^bIl rapporto della IUPAC del 1991 non ha indicato alcun valore della costante di questo elemento il valore indicato tra parentesi è la stima migliore.



Metalli, Non-metalli e Semimetalli

Gli elementi sono classificati in due categorie principali **metalli** e **non-metalli** divisi sulla tavola da una linea a zigzag

I **metalli** sono solidi (eccetto il mercurio) con una caratteristica lucentezza, malleabilità e duttilità; sono inoltre buoni conduttori di calore ed elettricità

I **non-metalli** sono gas o solidi (eccetto il bromo) che non presentano caratteristiche metalliche

Gli elementi attorno alla linea a zigzag hanno caratteristiche intermedie fra metalli e non-metalli e sono noto come **semimetalli** o **metalloidi**.

Le caratteristiche metalliche aumentano da destra verso sinistra e dall'alto verso il basso

FORMULA CHIMICA

E' una notazione che usa i simboli atomici con dei numeri a pedice per indicare le quantità relative degli elementi che costituiscono la sostanza.

In tale accezione è anche nota come **formula empirica** o **formula minima**.

NaCl 1:1 Al₂O₃ 2:3

Questo è il tipo più semplice di formula chimica.

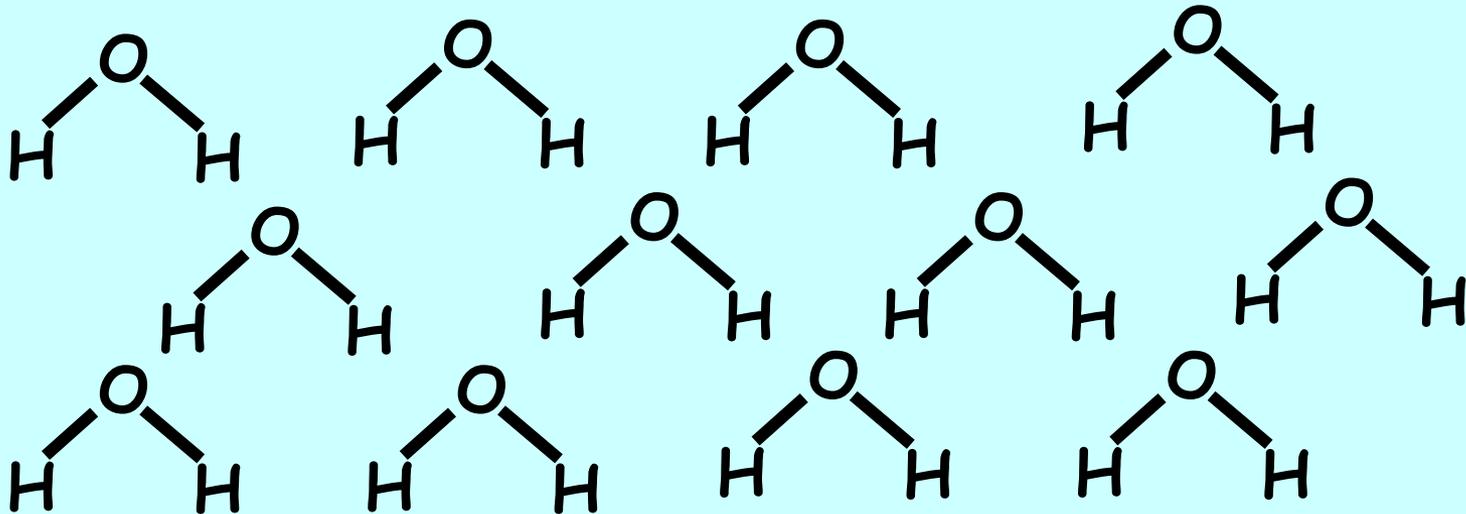
Prima di passare a formule chimiche più elaborate occorre considerare la classificazione delle sostanze in due tipi principali:

sostanze molecolari o **sostanze ioniche**

Sostanze molecolari

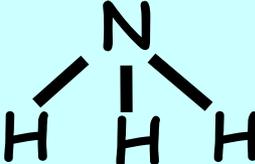
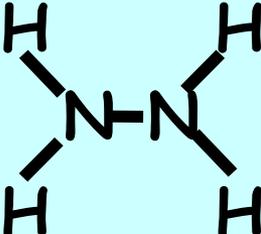
Una **molecola** è un gruppo di atomi connessi da legami chimici (forti).

Una **sostanza molecolare** è una sostanza composta da molecole tutte uguali.



Una formula molecolare è una formula chimica che dà l'esatto numero degli atomi di una molecola.

La formula di struttura mostra come sono legati fra di loro gli atomi di una molecola.

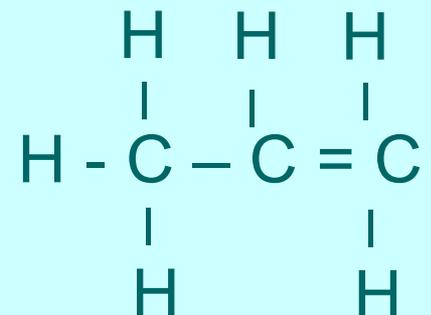
	Acqua	Ammoniaca	Idrazina
Formula empirica	H_2O	NH_3	NH_2
Formula molecolare	H_2O	NH_3	N_2H_4
Formula di struttura			

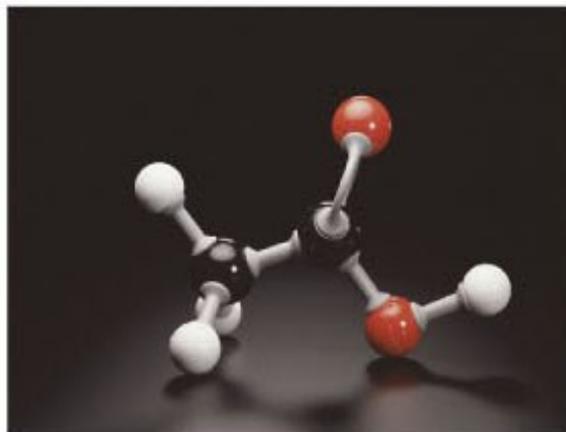
propene (propilene)

formula minima: CH_2

formula molecolare: C_3H_6

formula di struttura:

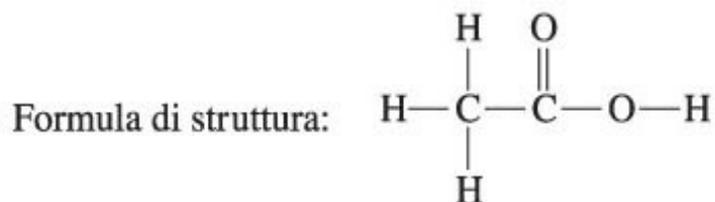




Modello molecolare
("ball and stick")

Formula empirica: CH_2O

Formula molecolare: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$



Modello molecolare:
("space-filling")

▲ **FIGURA 3.1** Diverse rappresentazioni del composto acido acetico

Nei modelli molecolari, le sfere nere rappresentano il carbonio, le rosse l'ossigeno e quelle bianche l'idrogeno. Per mostrare che un atomo di idrogeno è fondamentalemente diverso dagli altri tre, la formula dell'acido acetico si scrive spesso come $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ (vedi Sezione 5-3). Per mostrare che questo atomo di idrogeno è legato ad un atomo di ossigeno si usano anche le formule CH_3COOH e $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$. Per alcuni composti chimici si possono trovare, a seconda delle fonti, diverse versioni delle loro formule chimiche.

Sostanze ioniche

Uno **ione** è una particella carica ottenuta da un atomo o un gruppo di atomi legati chimicamente per addizione o sottrazione di elettroni.

Anione: ione carico **negativamente** Cl^- SO_4^{2-}

Catione: ione carico **positivamente** Na^+ Ca^{2+}

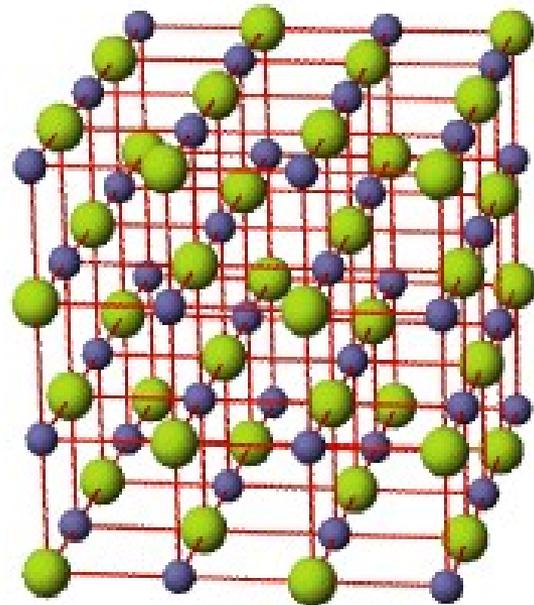
Un **composto ionico** è un composto costituito da cationi ed anioni tenuti assieme da forze elettrostatiche in una disposizione spaziale regolare.

In tali casi si parla di **unità di formula** più che di formula chimica e non si può definire una molecola

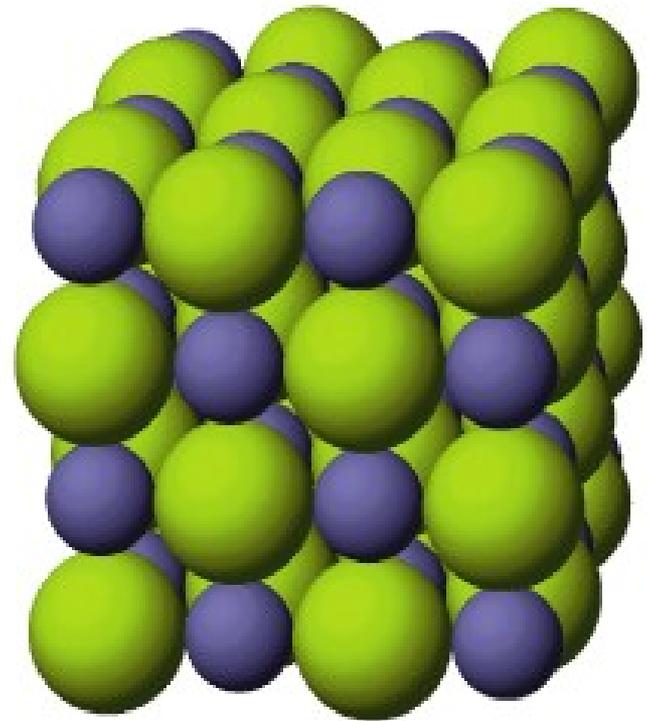
NaCl 1 ione Na^+ per ogni ione Cl^-

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ 2 ioni Fe^{3+} per 3 ioni SO_4^{2-}





(a)



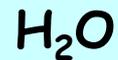
(b)

I composti chimici sono suddivisi in:

- ❖ Composti organici: composti del carbonio, considerabili come derivati da idrocarburi (composti di carbonio e idrogeno)
- ❖ Composti inorganici: composti formati da tutti gli altri elementi, inclusi alcuni composti semplici del carbonio (CO, CO₂, ecc.)

PESO MOLECOLARE

Il peso molecolare di una sostanza è la **somma dei pesi atomici** di tutti gli atomi nella molecola della sostanza.



$$\text{PA}(\text{H})=1,0 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{PA}(\text{O})=16,0 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{PM}(\text{H}_2\text{O})=2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ u.m.a.}$$

Nel caso di composti ionici si parla di peso formula di quel composto riferendoci ad **unità formula**



$$\text{PA}(\text{Na})=22,99 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{PA}(\text{Cl})=35,45 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{PF}(\text{NaCl})=22,99 + 35,45 = 58,44 \text{ u.m.a.}$$

Massa molecolare (peso molecolare) =
somma delle masse atomiche della molecola

Esempi:

H_2SO_4 : massa molecolare =

$$2 \times 1,008 + 32,066 + 4 \times 15,999 = 98,078$$

$C_6H_{12}O_6$: massa molecolare =

$$6 \times 12,011 + 12 \times 1,008 + 6 \times 15,999 = 180,156$$

MOLE E MASSA MOLARE

Una mole è definita come la quantità di una data sostanza che contiene tante molecole, o unità formula, pari al numero di atomi presenti in 12 g di carbonio-12.

Il numero di atomi in un campione di 12 g di carbonio-12 è chiamato

numero di Avogadro

$$N_A = 6,022 \times 10^{23}$$

Si sceglie il valore di N_A in modo che N_A molecole abbiano una massa in grammi numericamente uguale alla massa molecolare.

N_A particelle (atomi, molecole, etc.) = 1 mole

Una mole di particelle =
un numero di Avogadro di particelle

1,0 mol di
atomi di carbonio = $6,022 \times 10^{23}$
atomi di carbonio

1,0 mol di
molecole di ossigeno = $6,022 \times 10^{23}$
molecole di ossigeno

1,0 mol di
elettroni = $6,022 \times 10^{23}$
elettroni

La **massa molare** di una sostanza è la massa di una mole.

Per definizione il carbonio-12 ha massa molare di 12 g.
massa atomica degli atomi di carbonio = 12,011 u.m.a

1,0 mol di
atomi di carbonio = $6,022 \times 10^{23}$
atomi di carbonio = 12,011 g
di carbonio

Per tutte le sostanze la massa molare in grammi è uguale al peso molecolare in u.m.a.

massa molecolare delle molecole O_2 = 31,998 u.m.a

1,0 mol di
molecole O_2 = $6,022 \times 10^{23}$
molecole O_2 = 31,998 g
di O_2

Le unità di massa molare sono g/mol.

Calcoli di moli

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

A quante moli corrispondono 10,0 g di C_2H_5OH ?

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

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 ?

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

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

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

Massa di un atomo

Quanto pesa un atomo di cloro?

Massa molare di Cl= 35,5 g/mol

1 mole contiene $N_A=6,022 \times 10^{23}$ molecole/mol

$$\text{massa atomo Cl} = \frac{35,5 \text{ g/mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomi/mol}} = 5,90 \times 10^{-23} \text{ g/atomo}$$

Numero di molecole per una data massa

Quante molecole ci sono in 3,46 g di HCl?

$$PM(\text{HCl}) = 1,0 + 35,5 = 36,5$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{3,46 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 0,0948 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{Numero di molecole} &= 0,0948 \text{ mol} \times 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molecole/mol} = \\ &= 5,71 \cdot 10^{22} \text{ molecole} \end{aligned}$$

Quanti **atomi** di cloro sono contenuti in 100 g di AlCl_3 ?

A - $6,02 \times 10^{23}$

B - $1,35 \times 10^{24}$

C - $4,52 \times 10^{23}$

D - $3,74 \times 10^{-24}$

$$\text{PM}(\text{AlCl}_3) = 26,98 + 35,45 \times 3 = 133,33$$

$$\text{Moli}(\text{AlCl}_3) = \frac{100 \text{ g}}{133,33 \text{ g/mol}} = 0,7500 \text{ mol}$$

$$\text{Molecole}(\text{AlCl}_3) = 0,750 \text{ mol} \times 6,022 \cdot 10^{23} \text{ molecole/mol} = 4,517 \cdot 10^{23} \text{ molecole}$$

$$\text{Atomi}(\text{Cl}) = \text{Molecole}(\text{AlCl}_3) \times 3 = 4,517 \cdot 10^{23} \times 3 = 1,355 \cdot 10^{24}$$

Percentuali in peso dalla formula

Per un atomo A in una data molecola

$$\text{massa \% A} = \frac{\text{massa di A nel totale}}{\text{massa totale}} \times 100$$

Esempio

Calcolare le percentuali in peso di C, H ed O in CH_2O

$$\text{PA}(\text{C}) = 12,0$$

$$\text{PA}(\text{H}) = 1,01$$

$$\text{PA}(\text{O}) = 16,0$$

$$\text{PM}(\text{CH}_2\text{O}) = 12,0 + 2 \times 1,01 + 16,0 = 30,0 \quad \text{1 mole} \Rightarrow$$

$$\text{massa \% C} = \frac{12,0 \text{ g}}{30,0 \text{ g}} \times 100 = 40,0 \%$$

$$\text{massa \% H} = \frac{2 \times 1,01 \text{ g}}{30,0 \text{ g}} \times 100 = 6,73 \%$$

$$\text{massa \% O} = \frac{16,0 \text{ g}}{30,0 \text{ g}} \times 100 = 53,3 \%$$

$$\text{N.B.} \quad \% \text{ O} = 100\% - 40,0\% - 6,73\% = 53,3\%$$

Problemi:

- 1) Quanti grammi di carbonio ci sono in 83,5 g di CH_2O (formaldeide)?

Dal problema precedente abbiamo visto che il carbonio costituisce il 40% della massa totale.

$$\text{massa \% C} = 40,0 = \frac{\text{massa di C}}{\text{massa totale}} \times 100 = \frac{\text{massa di C}}{83,5 \text{ g}} \times 100$$

$$\text{massa di C} = 40,0 \times \frac{83,5 \text{ g}}{100} = 33,4 \text{ g}$$