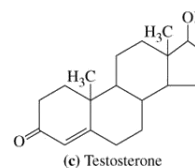
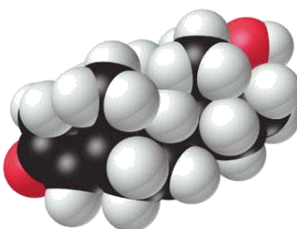
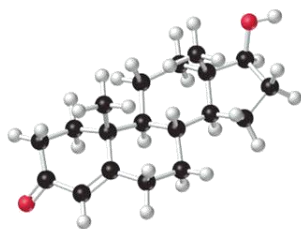
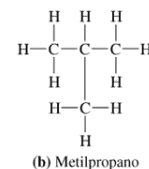
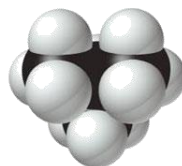
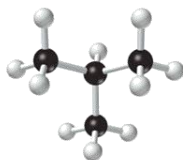
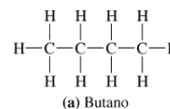
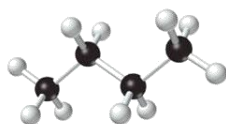


Mole, formula, stato di ossidazione



$$N_A =$$

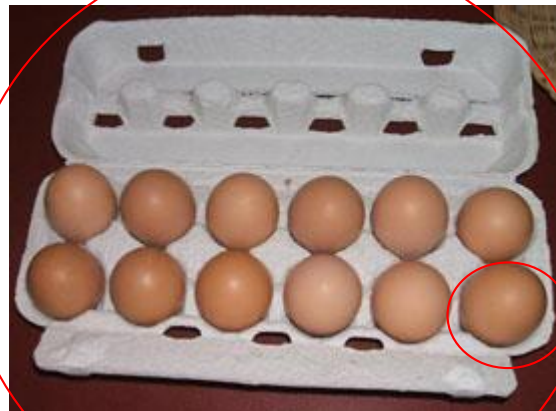
$$6,023 \cdot 10^{23}$$



Micro mondo
(atomi & molecole) $\xrightarrow{??}$ Macro mondo
(grammi)

Massa atomica relativa * è la massa di un atomo espressa in unità di massa atomica (uma, Dalton)

$uma = 1/12$ *parte della massa* di un atomo ^{12}C



Per definizione:
1 atomo ^{12}C “pesa” 12 *uma*

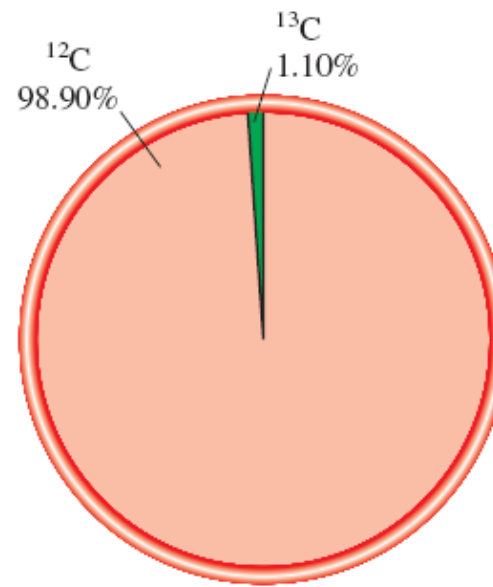
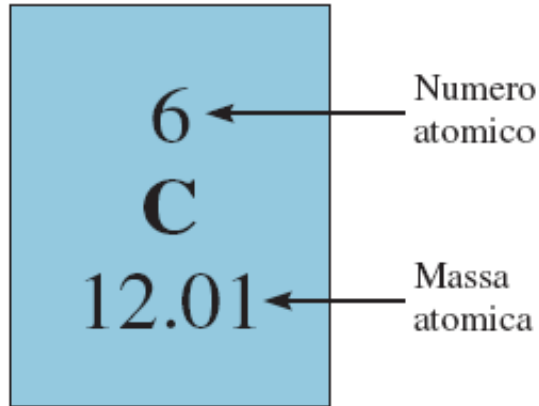
Con questa scala

$$^1\text{H} = 1.008 \text{ uma}$$

$$^{14}\text{N} = 14.01 \text{ uma}$$

* Non confondere con massa di un atomo!!!

**esistono
gli isotopi**



Abbondanza naturale degli isotopi C-12 e C-13.

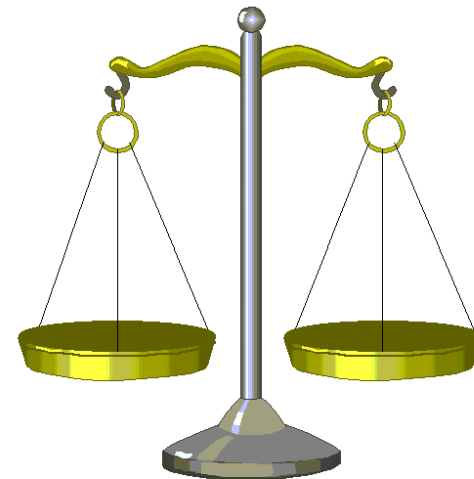
massa atomica media (relativa) del carbonio:

$$\frac{98.90 \times 12.00000 + 1.10 \times 13.00335}{100} = 12.0110 \text{ uma}$$

.....
Litio naturale è:
.....

7.42% ${}^6\text{Li}$ (6.015 uma)

92.58% ${}^7\text{Li}$ (7.016 uma)
.....



massa atomica media del litio:

$$\frac{7.42 \times 6.015 + 92.58 \times 7.016}{100} = 6.941 \text{ uma}$$



In generale, se prendo una quantità in g di qualsiasi sostanza elementare pari alla **sua massa atomica relativa** (in uma) e la divido per la sua **massa assoluta** (cioè il peso in g di un singolo atomo) trovo che essa contiene sempre lo stesso numero di atomi N_A che viene chiamato:

Numero di Avogadro: $N_A = 6.02214 \times 10^{23}$
E' il numero di atomi contenuti in una massa di elemento pari al peso atomico dell'elemento stesso

Cioè,
12 g di ^{12}C contengono N_A di atomi di ^{12}C
58.93 g di Co contengono N_A di atomi di cobalto
15.99 g O contengono N_A di atomi di ossigeno

La **mole (mol)** è la **quantità di una sostanza** che contiene tante unità elementari (atomi, molecole o altre particelle) quanti sono gli atomi contenuti esattamente in 12 g di ^{12}C (cioè N_A atomi)



... x 6.02×10^{23} !!!

1 mol contiene $N_A = 6.0221367 \times 10^{23}$ di specie

(Numero) Costante di Avogadro (N_A) [mol^{-1}]

Osservazioni importanti:

Essendo una costante con dimensione mol^{-1} in nessun caso può essere confusa con un 'numero'

La costante di Avogadro dipende dalla definizione di mole e non viceversa

Massa molare è la massa di **1 mole di atomi**
espressa in grammi

$$1 \text{ mole di atomi } ^{12}\text{C} = 6.022 \times 10^{23} \text{ atomi} = 12.00 \text{ g}$$

$$1 \text{ atomo } ^{12}\text{C} = 12.00 \text{ uma}$$

$$1 \text{ mole atomi } ^{12}\text{C} = 12.00 \text{ g}$$

$$1 \text{ mole atomi litio} = 6.941 \text{ g di Li}$$

Per ogni elemento

massa atomica (uma) $\Leftrightarrow$ massa molare (g/mol)

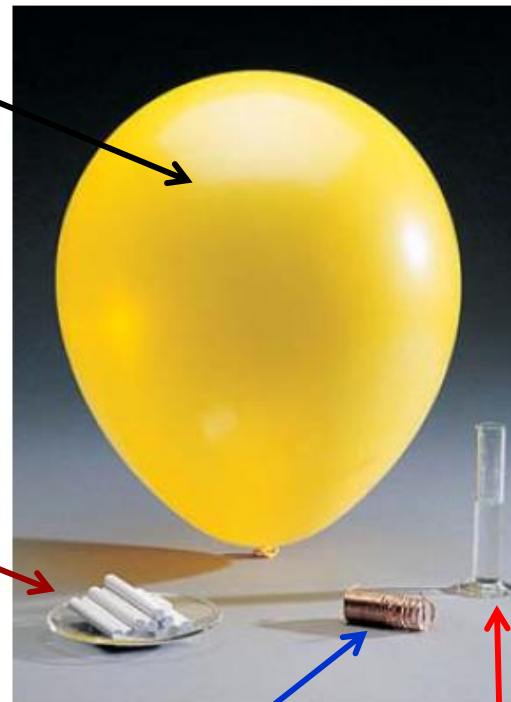
Una mole ($6,022 \times 10^{23}$ entità) di alcune sostanze familiari

1 mol (32,00 g) di O_2 gassoso

1 mol (100,09 g) di carbonato di calcio

1 mol (63,55 g) di rame

1 mol (18,02 g) di H_2O liquida



$$1 \text{ atomo } ^{12}\text{C} \text{ pesa } \frac{12.00 \text{ g/mol}}{6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 1.993 \times 10^{-23} \text{ g}$$



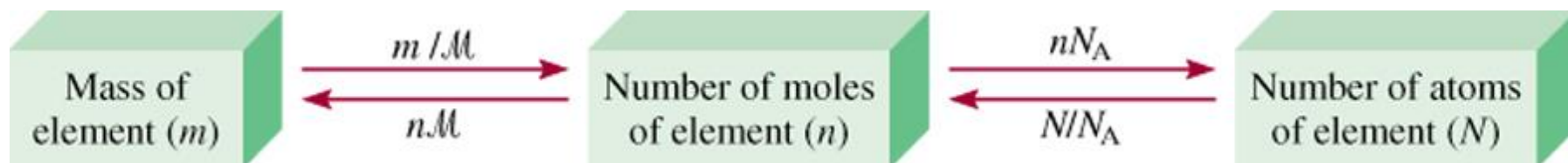
12.00 uma

$$1 \text{ uma} = 1.993 \times 10^{-23} / 12 \text{ g} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 6.022 \times 10^{23} \text{ uma}$$

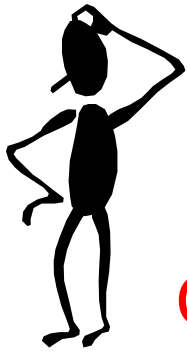
g

mol



M = massa molare in g/mol

N_A = numero Costante di Avogadro (mol^{-1})



Hai capito cos'è la massa molare?

Quanti atomi ci sono in 0.551 g di potassio (K) ?

$$1 \text{ mol K} = 39.10 \text{ g K}$$

$$1 \text{ mol K} = N_A = 6.022 \times 10^{23} \text{ atomi K}$$

$$0.551 \text{ g} \times \frac{1}{39.10 \text{ g/mol}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}}{1} =$$

$$8.49 \times 10^{21} \text{ atomi di potassio}$$

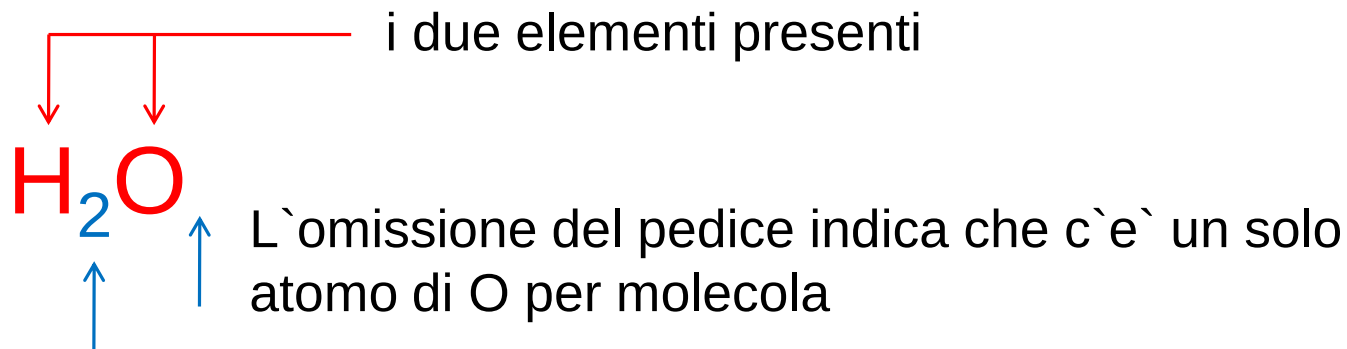
Gli atomi possono istaurare dei **legami** tra di loro formando i composti. A sua volta i composti possono essere divisi in due gruppi principali: **molecolari** e **ionici**. Analogicamente i principali tipi di legame chimico sono: **legame covalente** e **ionico** (**legame metallico** e` un terzo tipo di legame).

Composti molecolari

Un **composto molecolare** e` formato da unita` discrete, dette **molecole**, che consistono tipicamente di un piccolo numero di atomi **non-metallici** tenuti insieme da legami covalenti.

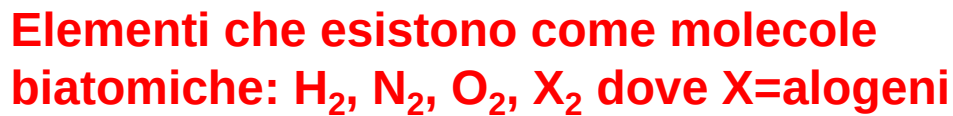
Per rappresentare un composto molecolare si usa una **formula chimica**, rappresentazione simbolica che indica come minimo:

- ✓ gli elementi presenti
- ✓ il numero relativo di atomi di ogni elemento



Due atomi di H per molecola

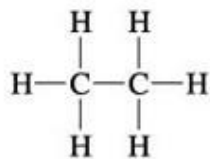
I non metalli combinandosi tra di loro danno composti **molecolari**

[illegible]

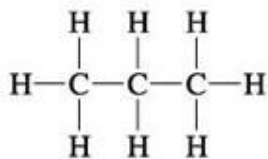
Metalli con non metalli danno composti **ionici**

Metalli e non metalli piu reattivi sono indicati con simbolo

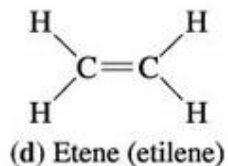
La **formula di struttura** mostra l'ordine in cui gli atomi sono legati tra di loro in una molecola e tipi di legame presente (– - legame covalente semplice, = - legame doppio)



(b) Etano

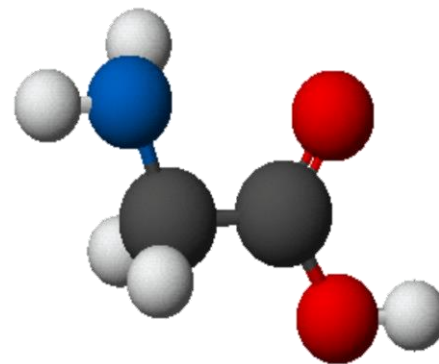
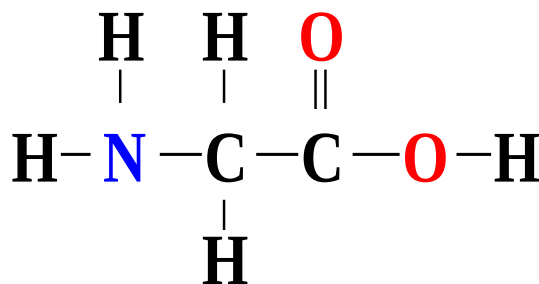
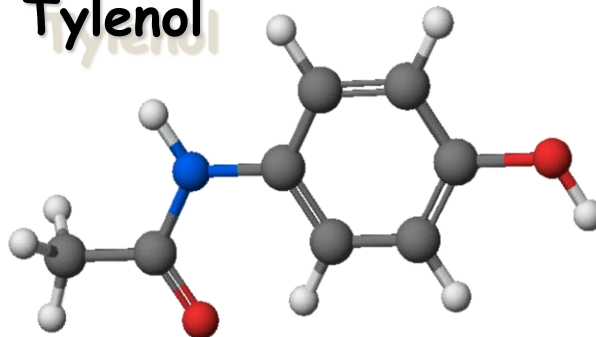


(c) Propano



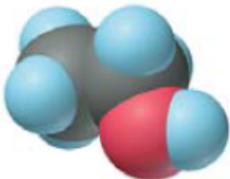
(d) Etene (etilene)

Tylenol



Modello di struttura (es. glicina) da una visione 3D della struttura

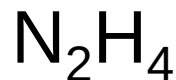
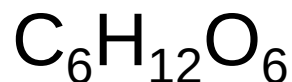
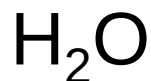
Stessa formula molecolare (C₂H₆O), diverse proprietà: diversi composti

Proprietà	Etanolo	Dimetiletere
M (g/mol)	–46,07	46,07
colore	incolore	incolore
temperatura di fusione	–117 °C	–138,5 °C
temperatura di ebollizione	78,5 °C	–25 °C
densità (a 20 °C)	0,789 g/mL (liquido)	0,00195 g/mL (gas)
impiego	inebriante nelle bevande alcoliche	nella refrigerazione
formula di struttura e modello space-filling	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} $ 	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array} $ 

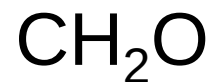
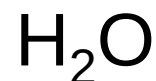
La **formula empirica** indica quali elementi sono presenti all'interno di un composto e il rapporto minimo tra essi (*formula minima*)

La **formula molecolare** mostra il tipo e il numero esatto di atomi che compaiono nella più piccola unità di una sostanza (*formula di struttura*)

molecolare

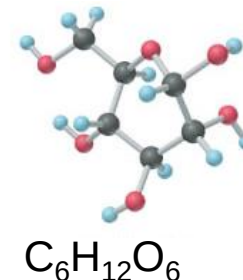
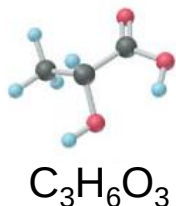
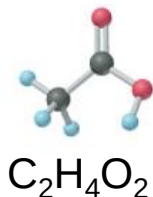
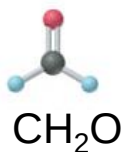


empirica

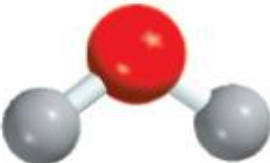
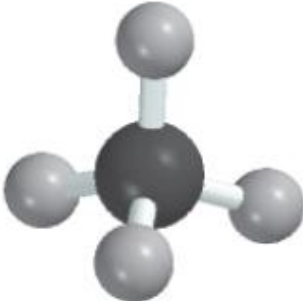
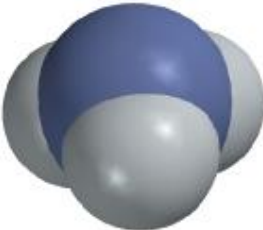
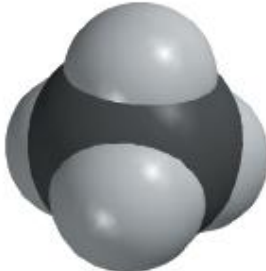


Alcuni composti con formula empirica CH₂O
 (composizione in massa: 40,0% C, 6,71% H, 53,3% O)

Nome	Formula molecolare	Multiplo intero	$\mathcal{M}$ (g/mol)	Impiego o funzione
formaldeide	CH ₂ O	1	30,03	disinfettante, conservante di preparati biologici
acido acetico	C ₂ H ₄ O ₂	2	60,05	polimeri acetati, aceto (soluzione al 5%)
acido lattico	C ₃ H ₆ O ₃	3	90,09	panna acida, si forma nei muscoli durante l'esercizio fisico
eritrosio	C ₄ H ₈ O ₄	4	120,10	prodotto del metabolismo degli zuccheri
ribosio	C ₅ H ₁₀ O ₅	5	150,13	componente degli acidi nucleici e della vitamina B ₂
glucosio	C ₆ H ₁₂ O ₆	6	180,16	principale fonte di energia delle cellule



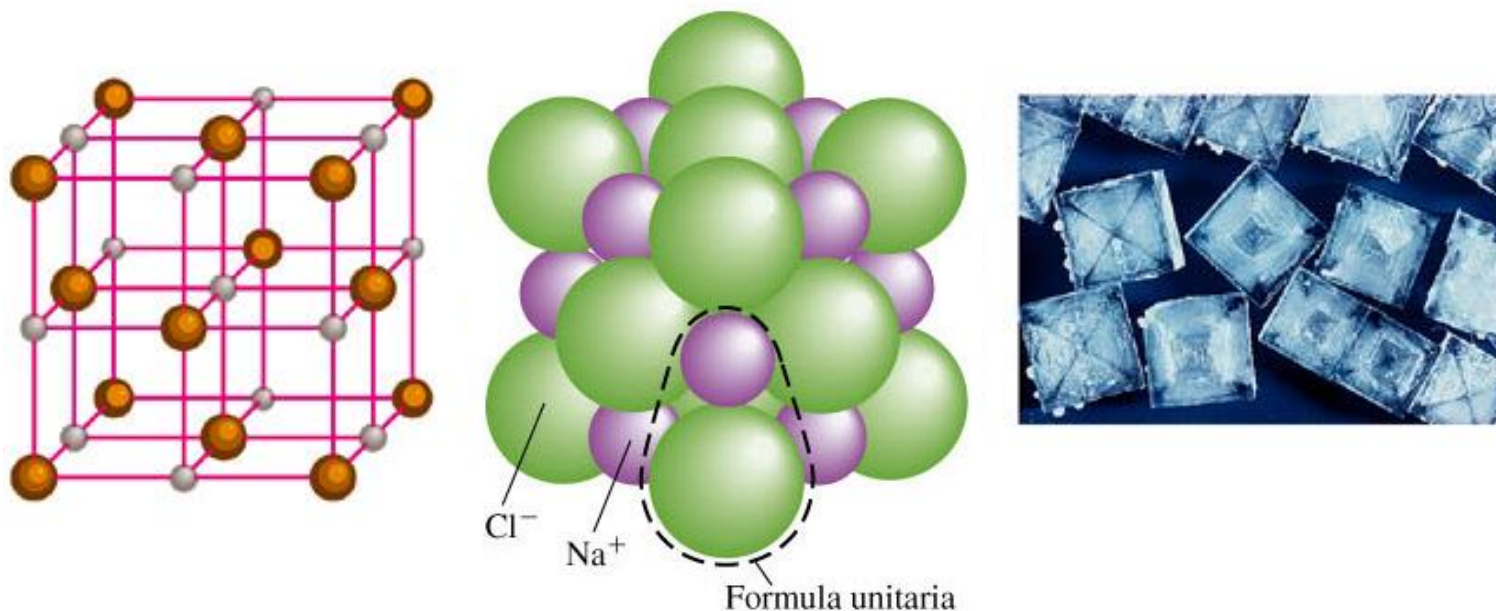
Formule molecolari e di struttura e modelli molecolari di quattro molecole comuni.

	Idrogeno	Acqua	Ammoniaca	Metano
Formula molecolare	H_2	H_2O	NH_3	CH_4
Formula di struttura	$H-H$	$H-O-H$	$\begin{array}{c} H-N-H \\ \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} H \\ \\ H-C-H \\ \\ H \end{array}$
Modello ball-and-stick				
Modello space-filling				

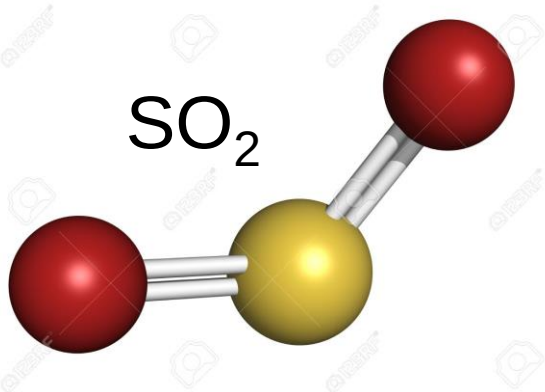
I composti ionici sono formati dall'unione di cationi e anioni (metallo e non-metallo)

- la formula del composto coincide sempre con la formula empirica e si chiama **unita` di formula**
- la somma delle cariche del catione(i) e anione(i) in ogni unità formula deve essere uguale a zero

Il composto ionico NaCl



Massa molecolare (o peso molecolare) è la somma delle masse atomiche (in uma) in a molecola.



$$\begin{array}{rcl} 1\text{S} & & 32.07 \text{ uma} \\ 2\text{O} & + & 2 \times 16.00 \text{ uma} \\ \hline \text{SO}_2 & & 64.07 \text{ uma} \end{array}$$

Per ogni molecola

massa molecolare (uma) $\Leftrightarrow$ massa molare (g/mol)

1 molecola SO₂ = 64.07 uma

1 mole di SO₂ = 64.07 g SO₂

e contiene N_A di molecole SO₂



Hai capito cos'è la massa molecolare?

Quanti atomi di H ci sono in 72.5 g di $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$?

$$1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8\text{O} = (3 \times 12.01) + (8 \times 1.008) + 16.00 = 60.09 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}$$

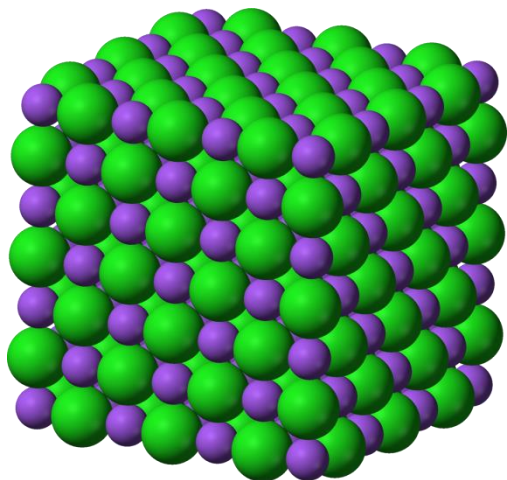
$$1 \text{ mol di molecole di } \text{C}_3\text{H}_8\text{O} = 8 \text{ mol H atomi}$$

$$1 \text{ mol H} = 6.022 \times 10^{23} \text{ atomi H}$$

$$72.5 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8\text{O} \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}}{60.09 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}} \times \frac{8}{1} \times \frac{6.022 \times 10^{23}}{1 \text{ mol}} =$$

$$5.82 \times 10^{24} \text{ atomi H}$$

Massa dell'unità formula è la somma delle masse degli atomi (in uma) in una unità formula di un composto ionico.



NaCl

1Na	22.99 uma
1Cl	+ 35.45 uma
NaCl	58.44 uma

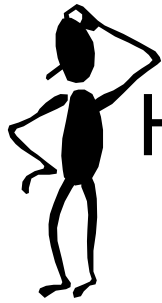
Per ogni composto ionico

Massa dell'unità formula (uma) $\Leftrightarrow$ massa molare (g/mol)

1 unità formula NaCl = 58.44 uma

1 mole NaCl = 58.44 g NaCl

e contiene N_A di unità di formula NaCl



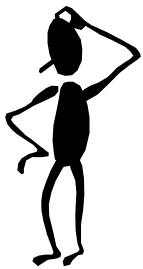
Hai capito cos'è la massa dell'unità formula?

Qual è la massa dell'unità formula di $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?

1 unità formula di $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

3 Ca	3 x 40.08	
2 P	2 x 30.97	
8 O	+ 8 x 16.00	
	310.18	uma

Quindi la sua massa molare è 310.18 **g/mol**



“Come faccio a sapere come sarà la composizione di un eventuale composto?”

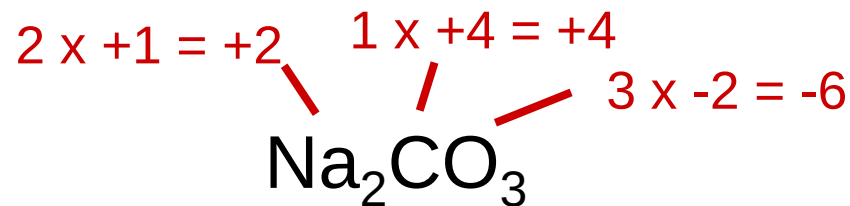
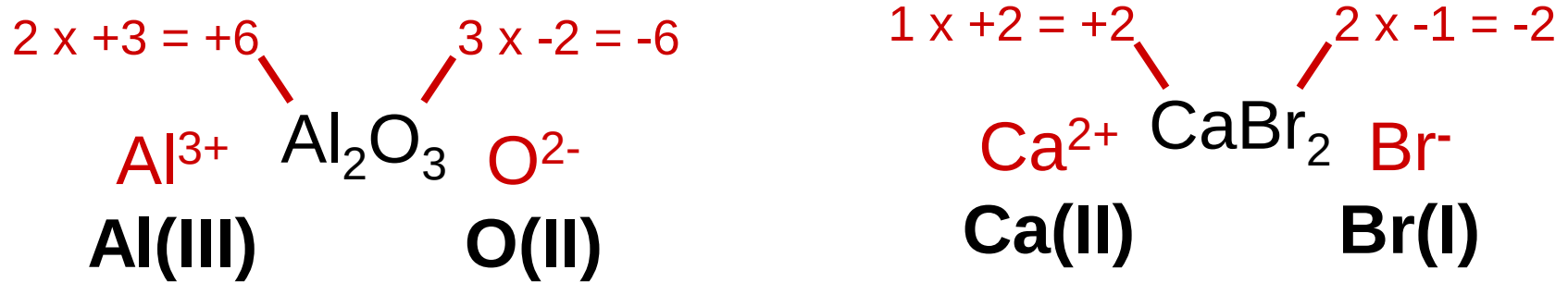
Stati di ossidazione: un utile strumento per descrivere i composti chimici

- 
1. Gli atomi nelle sostanze allo *stato elementare* cioè non legati con atomi diversi, siano esse mono-, bi- o poliatomiche, hanno n.o. zero (es. He, Ca, O₂, Cl₂, P₄).
 2. La somma degli stati di ossidazione (s.o.) di tutti atomi in
 - a) Specie neutre, come atomi isolati, molecole e unità di formula è 0
 - b) Specie cariche: è pari alla carica della specie stessa.Es. L'S.O. di Fe in Fe³⁺ è +3; La somma degli S.O. in MnO₄⁻ è -1
 3. Gli ioni degli elementi del gruppo I (metalli alcalini) hanno s.o.=+1, (es. LiCl, NaOH), quelli del gruppo 2 hanno s.o. +2 (MgBr₂)
 4. Il *fluoro* in tutti i composti ha n.o.=-1.
 5. L'*idrogeno* nei composti ha n.o.=+1. Fanno eccezione gli *idruri metallici* (es. LiH, CaH₂) nei quali l'idrogeno assume n.o.=-1.
 6. L'*ossigeno* nei composti ha n.o. =-2. Fanno eccezione i *perossidi* (es. H₂O₂) dove l'ossigeno ha n.o.=-1.
 7. Nei loro composti binari (a due elementi) con i metalli, gli elementi del gruppo 17 hanno s.o. -1; quelli del gruppo 16, -2; e quelli del gruppo 15, -3.
Es. s.o. di Br in MgBr₂ è -1; s.o. di S è -2 in Li₂S, s.o. di N è -3 in Li₃N

* Le regole vanno applicate secondo la sequenza indicata, ogni volta che due (succede spesso) regole sembrano contraddirsi seguire la regola che nell'elenco viene prima

La **Valenza** può essere definita come il numero di elettroni che un atomo di un elemento acquista, cede o mette in comune nella formazione dei legami con atomi di altri elementi; essa assume gli stessi valori numerici del n.o. ma quest'ultimo è dotato di segno positivo o negativo a seconda della diversa tendenza ad attrarre gli elettroni di legame.

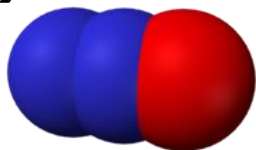
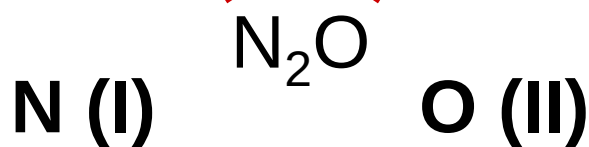
Formula di un composto ionico



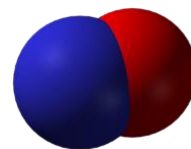
Na(I), C(IV), O(II)

Formula di un composto molecolare

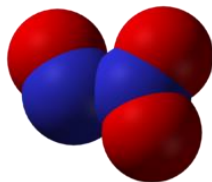
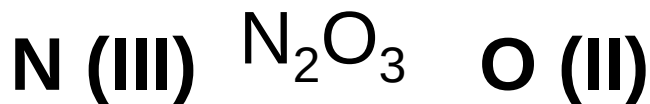
$$2 \times +1 = +2 \quad 1 \times -2 = -2$$



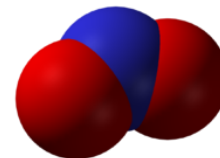
$$1 \times +1 = +2 \quad 1 \times -2 = -2$$



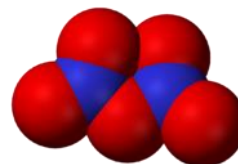
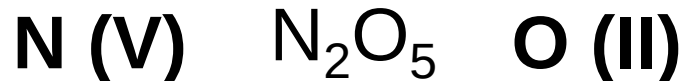
$$2 \times +3 = +6 \quad 3 \times -2 = -6$$



$$1 \times +4 = +4 \quad 2 \times -2 = -4$$

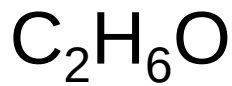
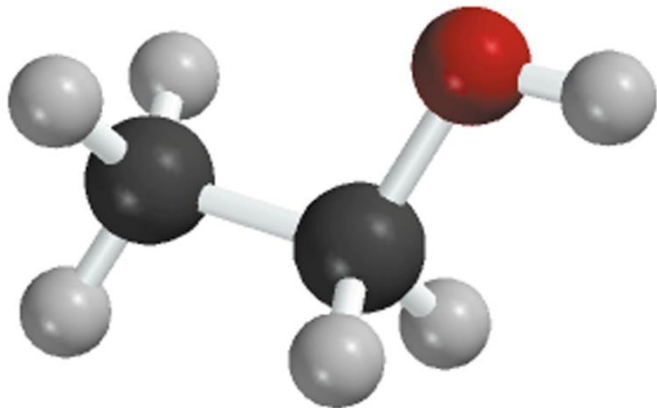


$$2 \times +5 = +10 \quad 5 \times -2 = -10$$



La composizione percentuale di un elemento in un composto = $\frac{n \times \text{massa molare elemento}}{\text{massa molare composto}} \times 100\%$

n è il numero di moli dell'elemento in **1 mole** del composto



$$\%C = \frac{2 \times (12.01 \text{ g/mol})}{46.07 \text{ g/mol}} \times 100\% = 52.14\%$$

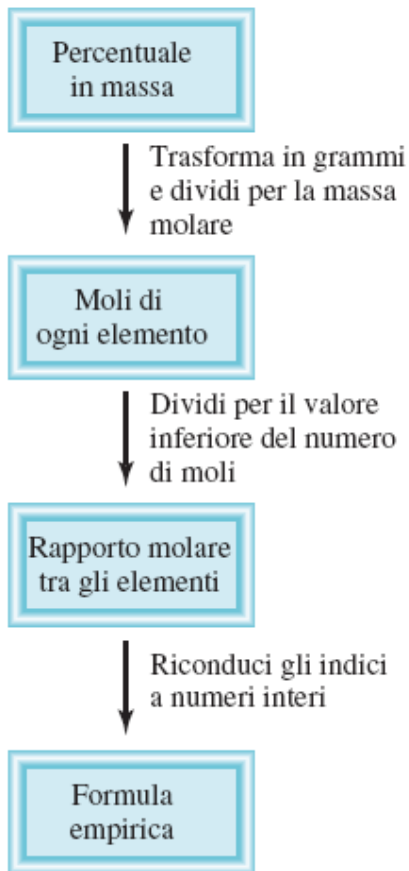
$$\%H = \frac{6 \times (1.008 \text{ g/mol})}{46.07 \text{ g/mol}} \times 100\% = 13.13\%$$

$$\%O = \frac{1 \times (16.00 \text{ g/mol})}{46.07 \text{ g/mol}} \times 100\% = 34.73\%$$

$$52.14\% + 13.13\% + 34.73\% = 100.0\%$$

Composizione percentuale e **formula empirica**

Determina la formula empirica di un composto che ha la seguente composizione percentuale in massa: K 24.74%, Mn 34.75%, O 40.51%.

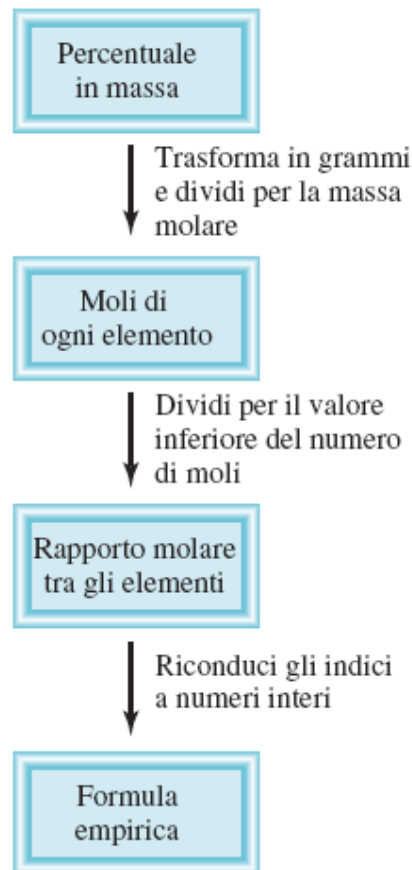


$$n_K = 24.74 \text{ g K} \times \frac{1 \text{ mol K}}{39.10 \text{ g K}} = 0.6327 \text{ mol K}$$

$$n_{Mn} = 34.75 \text{ g Mn} \times \frac{1 \text{ mol Mn}}{54.94 \text{ g Mn}} = 0.6325 \text{ mol Mn}$$

$$n_O = 40.51 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 2.532 \text{ mol O}$$

Composizione percentuale e **formula empirica**



$$n_K = 0.6327, n_{Mn} = 0.6325, n_O = 2.532$$

$$K : \frac{0.6327}{0.6325} \approx 1.0$$

$$Mn : \frac{0.6325}{0.6325} = 1.0$$

$$O : \frac{2.532}{0.6325} \approx 4.0$$

