

Stati di aggregazione della materia

Solido è dotato di una forma e volume definito.

Liquido (forma fluida della materia), il volume e la superficie sono ben definiti, mentre la forma si adatta al recipiente).

Aeriforme/gas/vapore (forma fluida della materia), volume e superficie non definiti, occupa tutto il volume del recipiente).

I gas sono sempre completamente miscibili e quindi formano sempre una singola fase.

I liquidi possono formare più fasi quando non sono completamente miscibili.

I solidi danno luogo a più fasi.

Sostanza pura

Una **sostanza pura** è un sistema omogeneo di composizione definita e costante, caratterizzato da specifiche proprietà chimico-fisiche.

In sostituzione del termine **sostanza pura** si usano spesso i termini **sostanza chimica** o **sostanza**.

Miscela

Un sistema costituito da più sostanze pure in proporzioni variabili è definito **miscela**. Una sostanza non è mai pura al 100%.

Elemento

Una **sostanza elementare** (o **sostanza semplice** o **elemento**) è il più semplice tipo di sostanza pura con proprietà chimiche e fisiche esclusive.

Composto

Una **sostanza composta** (o **composto chimico** o **composto**) è un tipo di sostanza pura formata da due o più sostanze elementari.

Un composto è omogeneo con composizione definita e costante e possiede specifiche proprietà chimico-fisiche.

Teoria atomica

Teoria fisica secondo la quale la materia è costituita da unità elementari chiamate atomi. La teoria atomica si applica agli stati della materia solido, liquido e gassoso.

Atomo

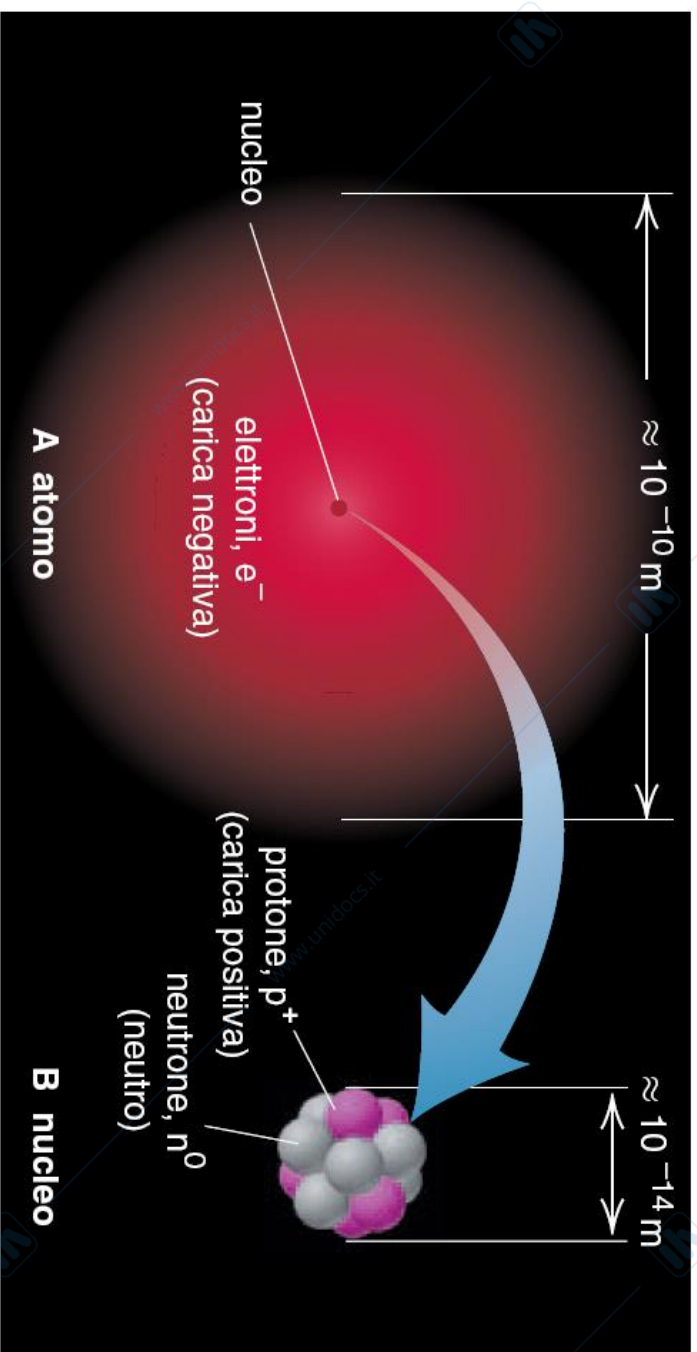
Unità elementare della materia composta da tre tipi di particelle subatomiche: protoni e neutroni (detti nucleoni), ed elettroni.

Z: numero atomico (numero di protoni)

N: numero di neutroni

A: numero di massa atomica ($A=Z+N$)

Se il numero di elettroni presenti nell'atomo è differente dal numero di protoni, l'atomo perde la sua neutralità e si ha uno **ione** (**catione se positivo, anione se negativo**).



Una “nuvola” di elettroni carichi negativamente, in rapido movimento, circonda il minuscolo nucleo centrale.

Il nucleo contiene quasi tutta la massa dell’atomo ed è costituito da protoni carichi positivamente e neutroni elettricamente neutri.

Elemento

Una **sostanza elementare** (o **elemento**) è materia costituita da atomi il cui **nucleo ha la stessa carica positiva** (o stesso numero atomico).

Il termine **elemento** indica anche il **singolo atomo** di cui è costituita una **sostanza elementare**.

Un **atomo** può essere visto come la più piccola quantità unitaria di una sostanza elementare che è in grado di esistere da sola o in combinazione chimica con altri atomi dello stesso tipo o di altri elementi.

Composto

Una **sostanza composta** (o composto chimico o composto) è materia costituita da atomi di specie diverse in proporzioni definite e costanti (legati chimicamente tra loro).

Teoria atomica

- **Tutta** la materia è costituita da atomi. L'atomo è la particella più piccola che identifica univocamente un elemento.
- Gli atomi di un elemento non possono trasformarsi negli atomi di un altro elemento in una reazione chimica. Elementi possono essere convertiti in altri elementi solo in una reazione nucleare.
- Tutti gli atomi di un elemento hanno lo stesso numero di protoni e di elettroni che determina il comportamento chimico dell'elemento.
- I composti sono formati dalla combinazione chimica di due o più elementi in rapporti specifici.

Nome e simboli degli elementi

Gli **elementi** hanno un **nome** e un **simbolo**. I simboli consistono in uno, due o tre lettere romane.

Nome		Simbolo	Z
Idrogeno	Hydrogenium	H	1
Elio	Helium	He	2
Sodio	Natrium	Na	11
Fosforo	Phosphorus	P	15
Potassio	Kalium	K	19
Rame	Cuprum	Cu	29
Oganessio (Ununoctium)	Oganeson/118	Og/Uuo	118

Simbolo atomico e attributi

Un simbolo atomico può, in aggiunta, riportare fino a quattro attributi:



C: indica il **numero di carica**, è presente quando l'atomo non è neutro. In assenza di un numero, la carica è assunta nulla.



Nome	Simbolo
Idrogenione	H^+
Ione/catione calcio	Ca^{2+}
Ione/anione cloruro	Cl^-

Simbolo atomico e attributi



n : indica il numero di atomi legati insieme in una singola sostanza chimica.

Se n è uguale a 1, non è rappresentato.

In una formula chimica può essere usato per indicare le proporzioni relative tra gli elementi.

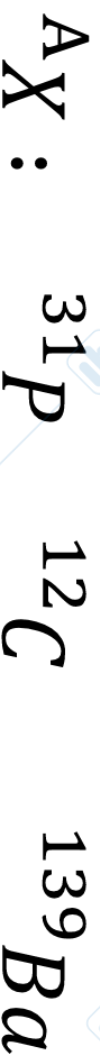


Simbolo atomico e attributi

Z: indica il **numero atomico (Z)**, ma questo spazio è generalmente lasciato vuoto perché il simbolo atomico implica necessariamente il numero atomico.



A: indica **numero di massa atomica (A)**, cioè il numero complessivo di protoni e neutroni presenti nel nucleo.



Nuclide

Specie atomica definita da specifici valori di numero atomico (Z) e numero di massa (A) è definita **nuclide**.

Isotopi

Atomi di uno stesso elemento con differente numero di massa atomica sono detti **isotopi**.



Solo gli isotopi dell'idrogeno hanno uno specifico nome e simbolo: deuterio (D) e trizio (T).



Tavola periodica (o sistema periodico) degli elementi

La tavola periodica è uno schema di classificazione dove gli elementi sono collocati in caselle disposte in una struttura a reticolo.

- Ad ogni casella corrisponde un elemento (tutti gli isotopi dell'elemento occupano la medesima casella).
- Gli elementi sono disposti in ordine crescente di numero atomico.
- Le caselle sono organizzate in **periodi** (righe orizzontali) e in **gruppi** (colonne verticali).
- Le proprietà chimiche e fisiche variano con periodicità lungo le righe (periodi).
- Gli elementi di uno stesso gruppo hanno proprietà chimiche e fisiche simili.

Elementi della crosta terrestre	
Elemento	%
ossigeno	46,5
silicio	27,5
alluminio	8,0
ferro	5,0
calcio	3,5
sodio	2,8
potassio	2,5
magnesio	2,1
altri	2,1

Tavola periodica degli elementi

I periodi sono numerati da 1 a 7.

I gruppi hanno differenti tipi di numerazione i più comuni sono quelli della IUPAC e dell'ACS.

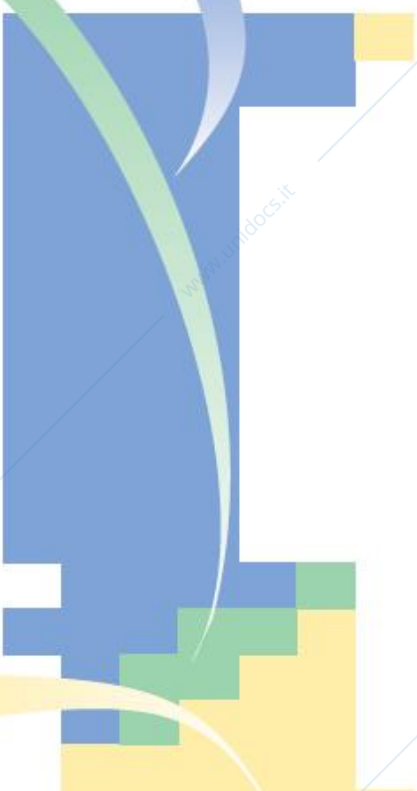
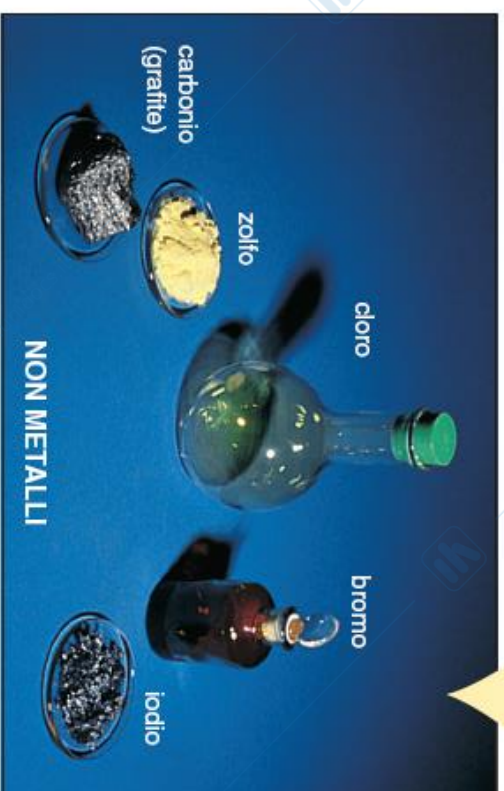
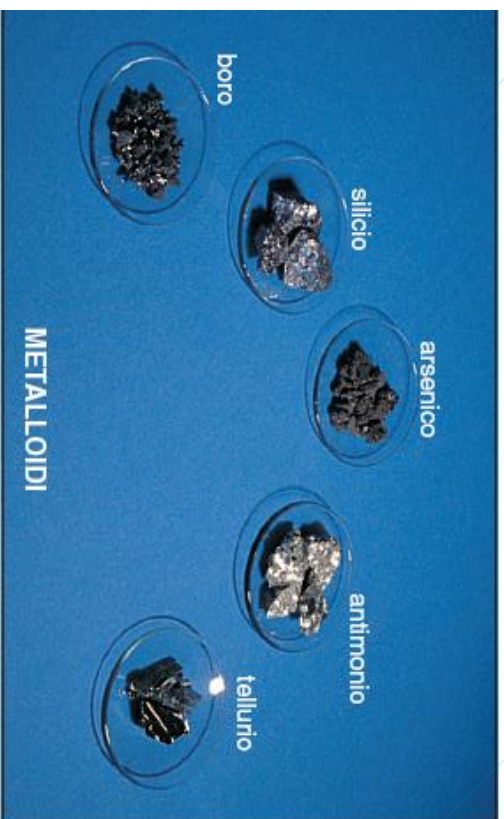
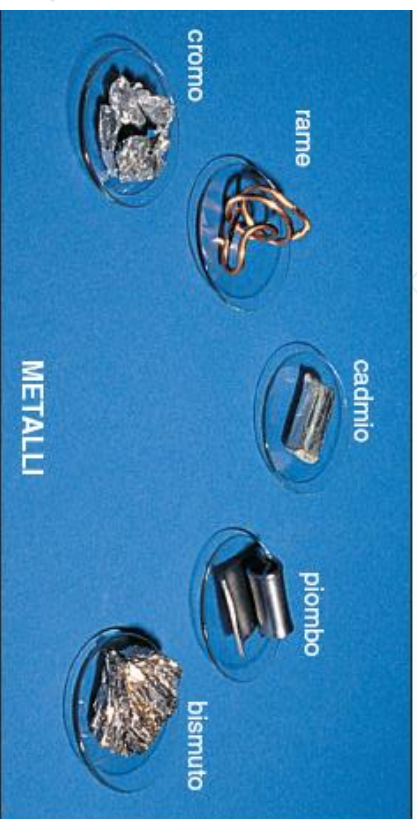
Numerazione IUPAC: ogni gruppo è numerato da 1 a 18.

Numerazione ACS: ogni gruppo ha assegnato un numero da 1 a 8 e la lettera A o la lettera B.

La lettera A è associata agli **8 gruppi principali o rappresentativi** (primi due da sinistra e gli ultimi sei a destra).

La lettera B è associata ai 10 gruppi compresi tra i gruppi principali, che contengono gli **elementi di transizione**.

METALLI, METALLOIDI E NON METALLI



- I **metalli** sono generalmente solidi lucenti a temperatura ambiente (il mercurio è l'unico liquido) che conducono bene il calore e l'elettricità e possono essere lavorati e trasformati in lamine (malleabili) e in fili (duttili).
- I **non metalli** sono di solito gassosi o solidi fragili a temperatura ambiente (il bromo è l'unico liquido) che conducono male il calore e l'elettricità.
- I **metalloidi** (o semimetalli) hanno proprietà intermedie.

Metalli

Circa i 3/4 degli elementi sono metalli:

- Gruppo 1A(1) escluso l'idrogeno metalli alcalini
- Gruppo 2A(2) metalli alcalino-terrosi
- Gruppi B (3-12) Elementi di transizione (blocco d)
- Elementi di transizione interna (blocco f)

Semi-metalli

I semi-metalli sono lungo la scalinata dall'inizio del gruppo 3A (13) al fondo del 6A(16):

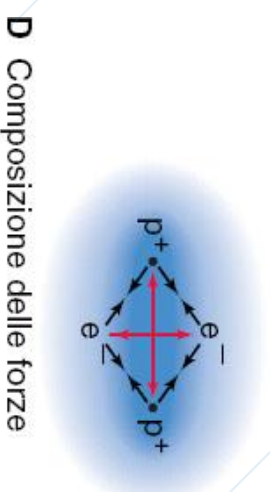
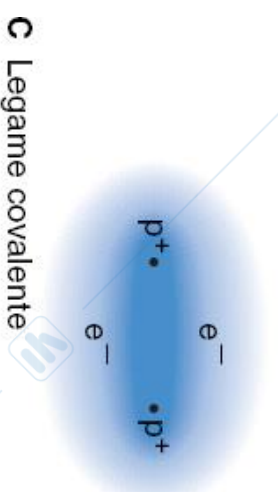
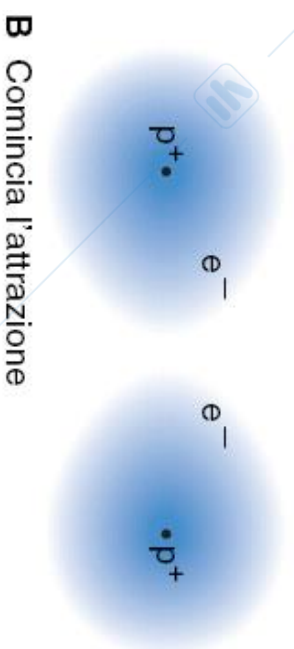
- 3A (13) B
- 4A (14) Si, Ge
- 5A (15) As, Sb
- 6A (16) Te

Non metalli

I non metalli sono sopra la scalinata dei semi-metalli (blocco p)

- 4A (14) C
- 5A (15) N, P
- 6A (16) O, S, Se
- 7A (17) Alogeni F, Cl, Br, I, At
- 8A (18) Gas nobili He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

I legami covalenti si formano quando gli elementi, generalmente non metalli, condividono elettroni.



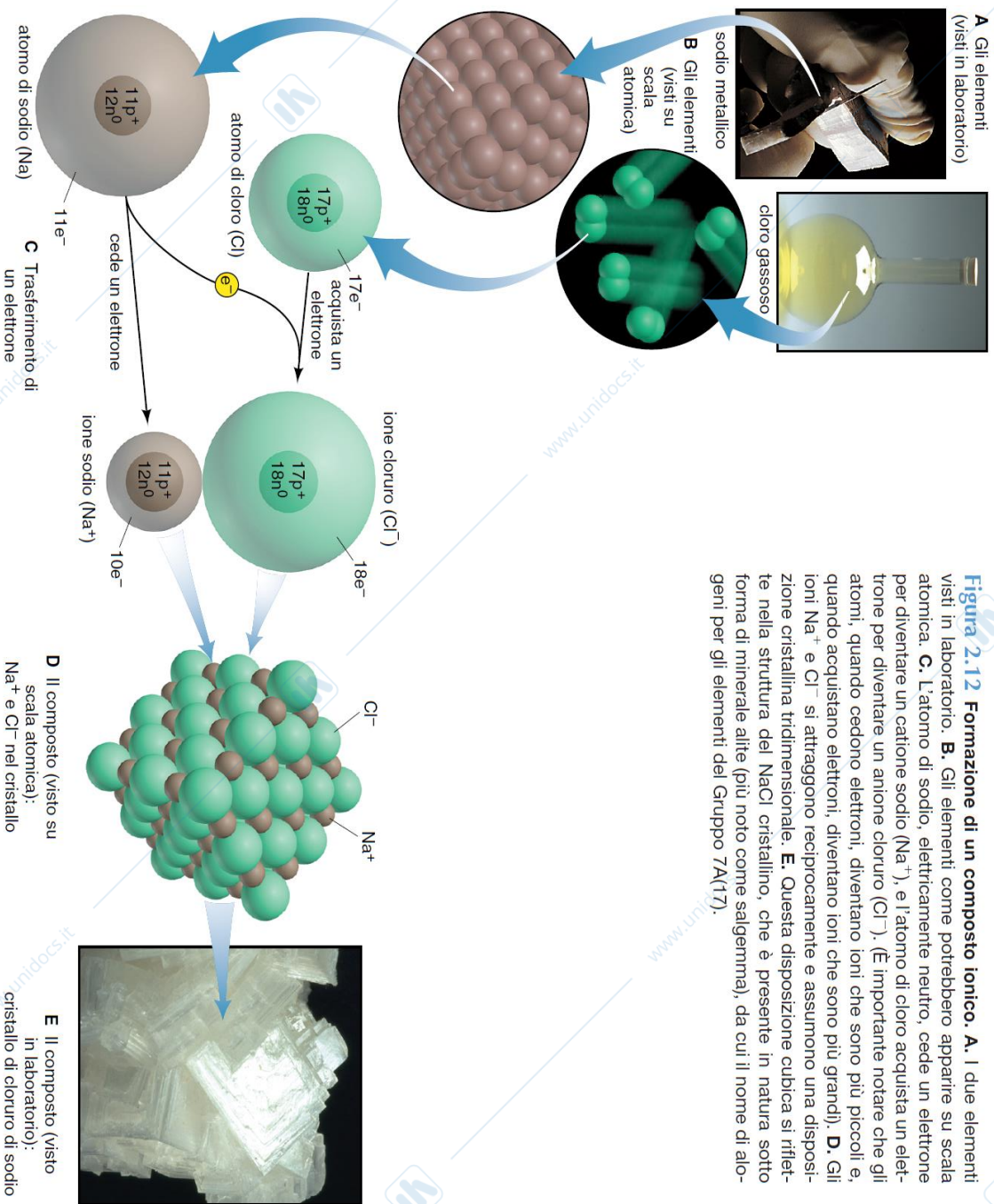
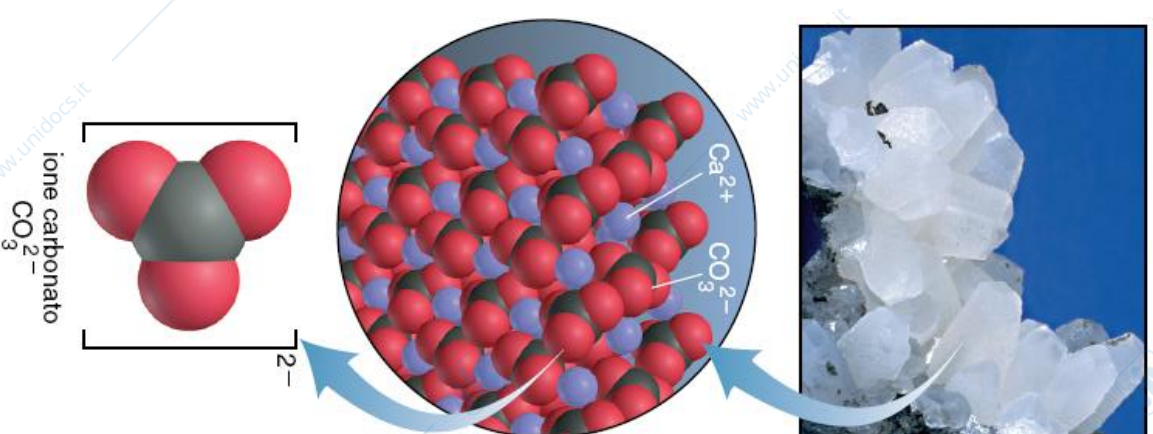


Figura 2.12 **Formazione di un composto ionico.** **A.** I due elementi visti in laboratorio. **B.** Gli elementi come potrebbero apparire su scala atomica. **C.** L'atomo di sodio, elettricamente neutro, cede un elettrone per diventare un catione sodio (Na^+), e l'atomo di cloro acquista un elettrone per diventare un anione cloruro (Cl^-). (È importante notare che gli atomi, quando cedono elettroni, diventano ioni che sono più piccoli e, quando acquistano elettroni, diventano ioni che sono più grandi). **D.** Gli ioni Na^+ e Cl^- si attraggono reciprocamente e assumono una disposizione cristallina tridimensionale. **E.** Questa disposizione cubica si riflette nella struttura del NaCl cristallino, che è presente in natura sotto forma di minerale alite (più noto come salgemma), da cui il nome di alogeni per gli elementi del Gruppo 7A(17).

Uno ione poliatomico: lo ione carbonato nel carbonato di calcio.

Uno ione poliatomico è costituito da due o più atomi legati covalentemente e ha una carica elettrica netta.

In molte reazioni lo ione poliatomico reagisce come un'entità unica.



Molecole e ioni

Molecola – l'unità fondamentale di un elemento o di un composto covalente, costituita da due o più elementi legati tramite condivisione di elettroni.

La maggior parte dei composti covalenti è costituita da molecole

ione – un singolo atomo o un gruppo di atomi legati covalentemente che ha una carica netta positiva o negativa.

Non ci sono molecole nei composti ionici.

LEGGE DELLA COMPOSIZIONE DEFINITA E COSTANTE

J.L. Proust (1799)

Indipendentemente dalla sua fonte, un particolare composto chimico è costituito dagli stessi elementi nelle stesse parti (frazioni) in massa.

Formule chimiche

In una formula chimica, i **simboli degli elementi** e i **pedici numerici** indicano la **specie e il numero di ciascun elemento** presente nella **più piccola unità della sostanza**.

La **formula empirica** mostra il numero relativo di atomi di ciascun elemento nel composto.

Perossido di idrogeno: HO

La **formula molecolare** il numero reale di atomi di ciascun elemento in una molecola del composto.

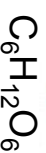
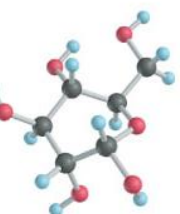
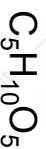
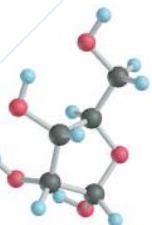
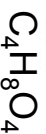
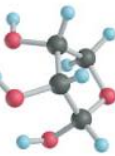
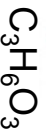
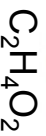
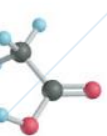
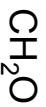
Perossido di idrogeno: H_2O_2

Una **formula di struttura** il numero di atomi e i legami tra di essi.

Perossido di idrogeno: H – O – O – H

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



Stessa formula molecolare (C_2H_6O), 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)

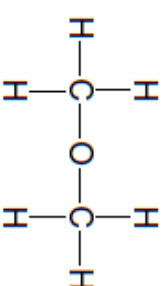
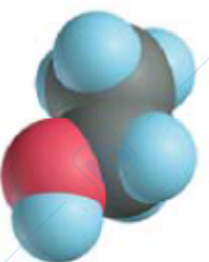
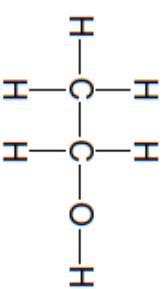
0,00195 g/mL (gas)

impiego

inebriante nelle bevande alcoliche

nella refrigerazione

formula di struttura e
modello space-filling



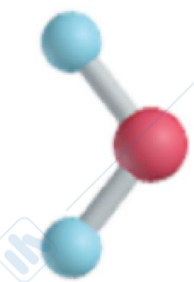
Rappresentazione delle molecole

H₂O Formula chimica: mostra solo i numeri relativi di atomi.

H:O:H

H—O—H

Formula di struttura: ogni coppia di elettroni condivisi è rappresentata con due puntini o una lineetta.



Modelli Ball-and-stick (sfere-bastoncini): angoli e dimensioni relative sono accurati, ma le distanze esagerate.



Modelli Space-filling (a riempimento di spazio): sono versioni accuratamente ingrandite delle molecole ma non rappresentano i legami.

Unità di massa atomica

L'unità di massa atomica (simbolo u) è uguale a $1/12$ della massa dell'atomo di carbonio-12.

L'unità di massa atomica è chiamata anche **dalton** (simbolo Da).

L'unità di massa atomica equivale a una massa assoluta di $1,66053886 \times 10^{-24} g$.

$$1 u = 1 Da = 1,66053886 \times 10^{-24} g$$

Massa atomica

La massa atomica di un elemento è la **media delle masse dei suoi isotopi naturali ponderata secondo le rispettive abbondanze**, cioè la somma della massa atomica di ciascun isotopo ($m_{isotopo}$) moltiplicata per la corrispondente frazione ($f_{isotopo}$) che rappresenta l'abbondanza relativa in un campione naturale.

$$m_{\text{atomo media}} = \sum_{\text{isotopi}} (f_{\text{isotopo}} \cdot m_{\text{isotopo}})$$

Massa atomica relativa

La massa atomica relativa è uguale alla massa atomica divisa per l'unità di massa atomica.

$$\text{massa atomica relativa} = \frac{\text{massa atomica (u)}}{1/12 \text{ massa di } ^{12}\text{C (u)}}$$

La massa atomica relativa è una grandezza adimensionata.

Mole

1 mole di oggetti contiene un numero di oggetti uguale a quello degli atomi di carbonio presenti in 12 g di carbonio-12.

Numero di Avogadro

Il numero di oggetti corrispondente a una mole è detto numero di Avogadro. Poiché la massa di un atomo di carbonio-12 è uguale a $1,99265 \times 10^{-23} \text{ g}$, il numero di Avogadro è:

$$N = \frac{12 \text{ g}}{1,99265 \times 10^{-23} \text{ g}} = 6,221415 \times 10^{23}$$

Il numero di Avogadro è adimensionato.

Costante di Avogadro

Il numero di oggetti per mole è detto costante di Avogadro ed è dimensionato.

Costante di Avogadro $N_A = 6,221415 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

$1 \text{ g} = \text{numero di Avogadro} \times \text{unità di massa atomica} = N \cdot u$

$1 \frac{\text{g}}{\text{mole}} = \text{costante di Avogadro} \times \text{unità di massa atomica} = N_A u$

massa di una mole di atomi in g $= N \cdot (m_{\text{atomo}} \text{ in unità di massa atomica})$

massa molare di un elemento in $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ $= N_A \cdot (m_{\text{atomo}} \text{ in unità di massa atomica})$

Massa molare

La **massa molare di un elemento** è la massa di una mole dei suoi atomi.

La **massa molare di un composto molecolare** è la massa di una mole delle sue molecole.

La **massa molare di un composto ionico** è la massa di una mole delle sue **unità formula**.

$$\text{massa molare in } \frac{\text{g}}{\text{mol}} = N_A \cdot (m_{\text{unità formula in unità di massa atomica)})$$

Le dimensioni della massa molare sono massa/mole. L'unità di misura della massa molare è pari a g/mol.

La massa (m) di un campione è uguale al prodotto delle moli (n) per la massa molare (M):

$$\text{massa} = \text{moli} \times \text{massa molare}$$

$$m = nM$$