

ATOMI E MOLECOLE

Ipotesi di Dalton (1800)

1. **Un elemento è formato da particelle indivisibili chiamate atomi.**
2. **Gli atomi di uno specifico elemento hanno proprietà identiche.**
3. **Gli atomi si combinano secondo numeri interi per formare i composti**

Legge delle proporzioni definite

In un dato composto, gli elementi che lo costituiscono sono sempre combinati nelle stesse proporzioni in peso, indipendentemente dall'origine e dal metodo di preparazione.



Legge delle proporzioni multiple

Se due elementi formano più di un composto, i vari pesi di uno di essi che si combinano con lo stesso peso dell'altro stanno nel rapporto di numeri interi piccoli.



16 grammi di ossigeno si combinano rispettivamente con 28, 14, 7 grammi di azoto.

Rapporto 4 : 2 : 1

I problemi che si trovarono i chimici dell'800 era come determinare i pesi atomici e le formule molecolari simultaneamente, perché non erano noti ne gli uni e ne le altre.

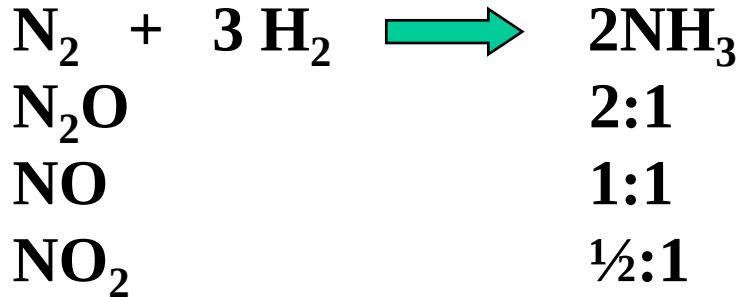
Gay-Lussac (1808)

Trovò che i volumi delle sostanze che si combinano (P,T cte) stavano tra loro in rapporto di numeri interi semplici.



Rapporto 1:2 (valida la legge delle proporzioni multiple)

Fase gassosa



Caso sbagliato dell'acqua



Avogadro (1811)

A questo punto **Avogadro** intuisce che gli atomi in fase gassosa possono essere molecole biatomiche.

- azoto + ossigeno $\longrightarrow$ ossido di azoto
- 1 volume + 1 volume $\longrightarrow$ 2 volumi
- n molecole + n molecole $\longrightarrow$ 2n molecole
- N_2 + O_2 $\longrightarrow$ 2 NO
- $2H_2$ + O_2 $\longrightarrow$ 2 H_2O

Cannizzaro (1858)

Ogni molecola contiene un numero intero di atomi di ogni elemento.

$A_x B_y C_z$

HClO

HClO₂

HClO₃

HClO₄

E facendo uso del principio di **Avogadro “...nelle stesse condizioni di pressione e temperatura volumi uguali di gas contengono lo stesso numero di molecole, le masse di questi volumi devono stare tra loro come le masse delle molecole, ovvero come i pesi molecolari”.**

Con questo insieme di pesi molecolari relativi, **Cannizzaro definì che il peso molecolare dell'idrogeno doveva essere 2 e fissò i valori dei pesi molecolari assoluti degli altri elementi.**

Il riferimento attuale è il peso del ^{12}C che è definito esattamente 12.

Elettroni, protoni e neutroni

Gli **atomi**, quindi tutta la materia, sono formati da tre particelle fondamentali: gli elettroni, i protoni ed i neutroni.

Le **masse** del protone e del neutrone sono quasi uguali, mentre la massa dell'elettrone è molto più piccola.

La **carica** del neutrone è nulla. La carica dell'elettrone è uguale a quella del protone ma di segno contrario.

Numero atomico

La carica netta di un atomo è zero, quindi il numero di protoni e di elettroni è uguale.

Il numero atomico “*Z*” di un elemento è definito come il numero di protoni presenti nel nucleo.

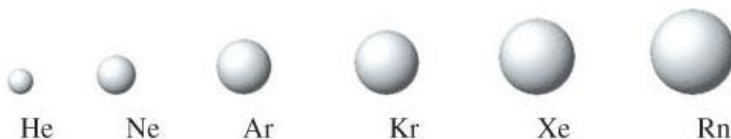
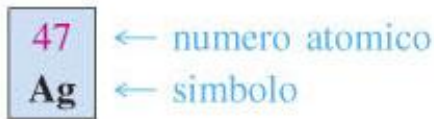


Figura 2-1 Dimensioni relative degli atomi dei gas nobili.

Molecole

La molecola è la parte più piccola di un elemento o di un composto che può esistere libera e stabile in natura.

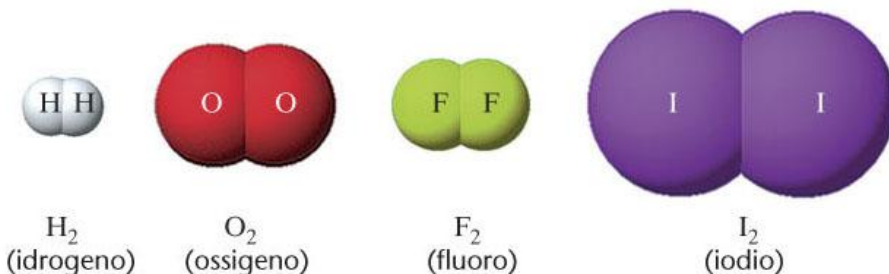
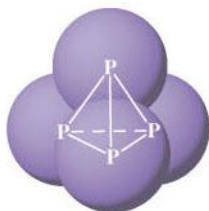
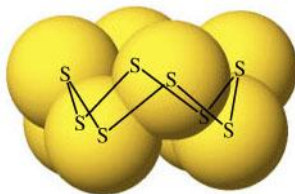


Figura 2-2 Modelli in scala approssimativa delle molecole diatomiche di alcuni elementi. Questi sono chiamati modelli *space-filling* (letteralmente riempienti lo spazio) perché mostrano le dimensioni relative approssimate degli atomi.

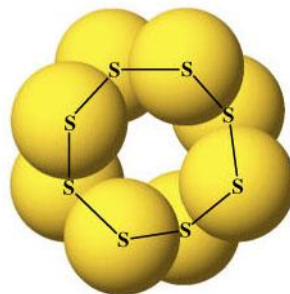
Modello molecole



(a)



(b)



(c)

Figura 2-3 (a) Un modello della molecola P_4 di fosforo bianco. (b) Un modello dell'anello S_8 trovato nello zolfo rombico. (c) Vista dall'alto dell'anello S_8 nello zolfo rombico.

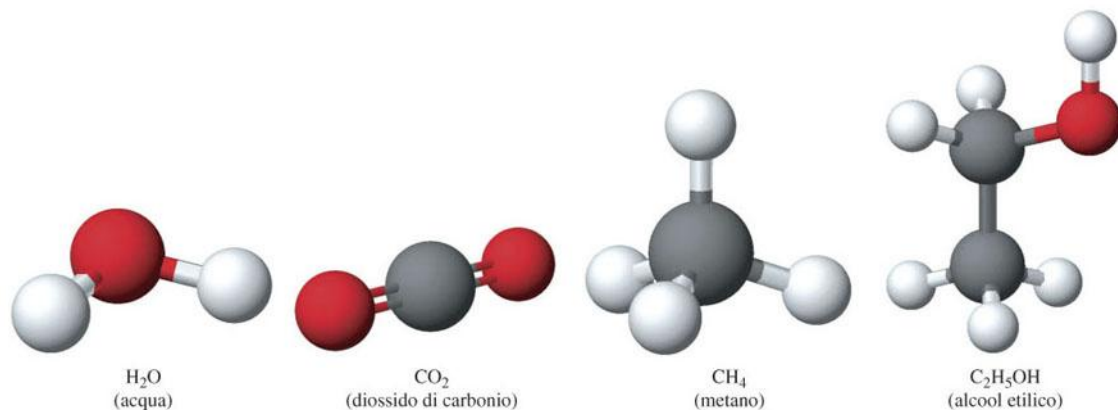
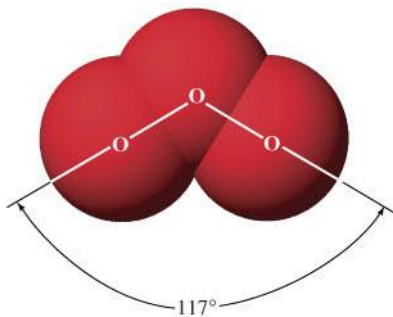


Figura 2-4 Le formule e la rappresentazione *ball-and-stick* (letteralmente modelli a sfera e bastoncino) delle molecole di alcuni composti. La rappresentazione *ball-and-stick* raffigura gli atomi come sfere più piccole rispetto ai modelli *space-filling*, in modo tale da mettere in evidenza come “sticks” (bastoncini) i legami chimici tra gli atomi.



La molecola O_2



La molecola O_3

Formule chimiche

La **formula chimica** di una sostanza descrive la sua composizione chimica. Riporta il tipo di atomo e il numero di essi presenti.



TABELLA 2-2 Nomi e formule di alcuni comuni composti molecolari

Nome	Formula	Nome	Formula	Nome	Formula
Acqua	H ₂ O	zolfo (bi)diossido	SO ₂	butano	C ₄ H ₁₀
Perossido di idrogeno	H ₂ O ₂	zolfo triossido	SO ₃	pentano	C ₅ H ₁₂
Cloruro di idrogeno*	HCl	carbonio monossido	CO	benzene	C ₆ H ₆
Acido solforico	H ₂ SO ₄	carbonio (bi)diossido	CO ₂	metanolo (alcool metilico)	CH ₃ OH
Acido nitrico	HNO ₃	metano	CH ₄	etanolo (alcool etilico)	CH ₃ CH ₂ OH
Acido acetico	CH ₃ COOH	etano	C ₂ H ₆	acetone	CH ₃ COCH ₃
Ammoniaca	NH ₃	propano	C ₃ H ₈	etere dietilico (etere)	CH ₃ CH ₂ OCH ₂ CH ₃

*Chiamato anche acido cloridrico.

Formule e strutture

Composti organici contengono legami C-C o C-H o entrambi, spesso in combinazione con azoto, ossigeno, zolfo e altri elementi.

Composti inorganici non contengono legami C-H

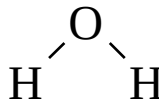
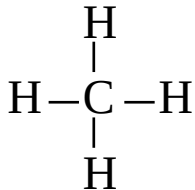
La **formula chimica** fornisce il numero di atomi di ciascun tipo all' interno della molecola.

La **formula di struttura** evidenzia la connessione tra gli atomi.

La **formula chimica** fornisce il numero di atomi di ciascun tipo all' interno della molecola.



La **formula di struttura** evidenzia la connessione tra gli atomi.



I trattini che uniscono i simboli degli atomi rappresentano i **legami chimici**.

I legami sono forze che uniscono gli atomi a distanze e angoli caratteristici.

Formule e modelli strutturali di alcune molecole.

Formula chimica	Formula di struttura	Modello ball-and-stick	Modello space-filling
H ₂ O, acqua	H—O—H		
H ₂ O ₂ , perossido di idrogeno	H—O—O—H		
CCl ₄ , tetracloruro di carbonio	<pre> Cl Cl—C—Cl Cl</pre>		
C ₂ H ₅ OH, etanolo (alcol etilico)	<pre> H H H—C—C—O—H H H</pre>		

Figura 2-6 Formule e modelli strutturali di alcune molecole. Le formule di struttura mostrano l'ordine secondo il quale gli atomi sono legati ma non descrivono le forme reali delle molecole. La rappresentazione *ball-and-stick* usa sfere (ball) di colore diverso per rappresentare gli atomi e bastoncini (sticks) per rappresentare i legami; questi modelli mettono in evidenza la struttura tridimensionale delle molecole. La rappresentazione *space-filling* mostra le dimensioni relative (approssimate) degli atomi e la forma delle molecole mentre i legami tra gli atomi sono nascosti a causa della sovrapposizione delle sfere che rappresentano gli atomi.

IONI E COMPOSTI IONICI

Non tutti i composti sono molecole distinte.

Alcuni composti come “NaCl” sono formati da un raggruppamento di ioni.

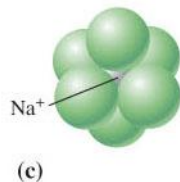
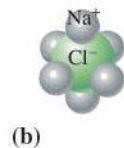
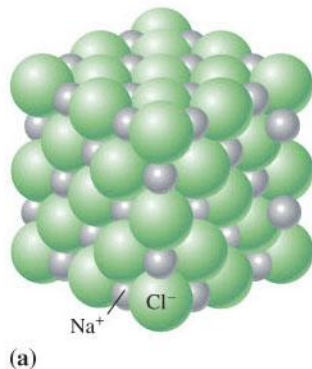
Ioni sono atomi o gruppi di atomi con carica elettrica.

Cationi – ioni positivi (Na^+)

Anioni – ioni negativi (Cl^-)

Cristallo di NaCl. Disposizione degli ioni

Figura 2-7 La disposizione degli ioni in NaCl. (a) Un cristallo di cloruro di sodio è formato da un esteso insieme ordinato di ioni sodio (*sfere piccole*) e ioni cloruro (*sfere grandi*) in egual numero. All'interno del cristallo, (b) ogni ione cloruro è circondato da sei ioni sodio e, (c) ogni ione sodio è circondato da sei ioni cloruro.



Formule, cariche e nomi di ioni

TABELLA 2-2 *Nomi e formule di alcuni comuni composti molecolari*

Nome	Formula	Nome	Formula	Nome	Formula
Acqua	H ₂ O	zolfo (bi)diossido	SO ₂	butano	C ₄ H ₁₀
Perossido di idrogeno	H ₂ O ₂	zolfo triossido	SO ₃	pentano	C ₅ H ₁₂
Cloruro di idrogeno*	HCl	carbonio monossido	CO	benzene	C ₆ H ₆
Acido solforico	H ₂ SO ₄	carbonio (bi)diossido	CO ₂	metanolo (alcool metilico)	CH ₃ OH
Acido nitrico	HNO ₃	metano	CH ₄	etanolo (alcool etilico)	CH ₃ CH ₂ OH
Acido acetico	CH ₃ COOH	etano	C ₂ H ₆	acetone	CH ₃ COCH ₃
Ammoniaca	NH ₃	propano	C ₃ H ₈	etere dietilico (etere)	CH ₃ CH ₂ OCH ₂ CH ₃

*Chiamato anche acido cloridrico.

Peso atomico

Dopo aver ottenuto molti dati sperimentali fu evidente che ogni elemento aveva una sua massa e che questa era relativa agli altri elementi. Ed in base a questo fu possibile definire una scala relativa delle masse atomiche.

Fu introdotta una *scala di pesi atomici* relativi basati sull'unità di massa atomica (uma) che è chiamata anche peso atomico. In questa scala viene definita l'unità di massa atomica come 1/12 esatto della massa di un particolare atomo di carbonio, chiamato carbonio 12.

In questa scala, il peso atomico dell'idrogeno è 1.00794 uma, quello del sodio 22.989768 uma.

LA MOLE

Le dimensioni e il peso di un atomo sono infinitamente piccoli e quindi qualunque peso di un elemento o molecola ne contiene un numero enorme. Si rende necessario una unità di misura conveniente per descrivere un tale numero di atomi o molecole.

L'unità SI per il numero di oggetti è la **Mole**, definita come la quantità di sostanza contenente tante parti (atomi, molecole o altre particelle) quanti sono gli atomi contenuti in **12 g** esatti di **carbonio 12** puro.

Questo numero ha un valore di **6.022×10^{23}** ed è chiamato **numero di Avogadro**.

La massa di una **mole di atomi** di un elemento puro espressa in grammi è numericamente uguale al **peso atomico** di quell'elemento espresso in unità di massa atomiche.

Pesi Formula, Pesi Molecolari

Il **peso formula** (PF), espresso in unità di massa atomiche, di una sostanza è dato dalla somma dei pesi atomici degli elementi presenti ognuno moltiplicato per il numero di volte in cui l'elemento appare nella formula.

Calcolare il peso formula del Na_2CO_3 :

PA Na 23.0 uma

PA C 12.0 uma

PA O 16.0 uma

$$\text{PF} = 23.0 \times 2 + 12.0 + 16.0 \times 3 = 106 \text{ uma}$$

Il termine “**peso formula**” è usato sia per le sostanze ioniche che quelle molecolari. Quando si hanno specie che esistono in forma di molecole distinte si usa il termine peso molecolare

Una mole di atomi di alcuni elementi.

Figura 2-9 Una mole di atomi di alcuni elementi comuni. Dietro (da sinistra a destra): bromo (79.9 g), alluminio (27.0 g), mercurio (200.6 g), rame (63.5 g). Davanti (da sinistra a destra): zolfo (32.1 g), zinco (65.4 g), ferro (55.8 g).



Charles Szele