



Chimica

La materia è qualsiasi cosa che occupa spazio e ha una massa propria

gli stati di aggregazione della materia sono: Solido, Liquido e Gassoso

Solido

I singoli "mattoncini" si attraggono reciprocamente e non possono muoversi gli uni rispetto agli altri. La caratteristica dei solidi è che hanno volume e forma definiti

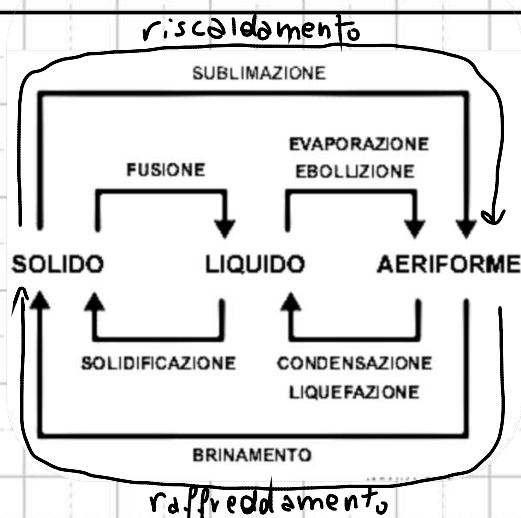
Liquido

I "mattoncini" si attraggono reciprocamente con forza minore rispetto ai solidi, possono "scivolare" gli uni rispetto agli altri. I liquidi hanno volume proprio ma forma non definita, infatti si adattano al recipiente in cui si trovano

Gas

I "mattoncini" sono liberi di muoversi perché c'è poca attrazione tra loro. I gas non hanno né forma né volume definiti

I tre stati di aggregazione possono essere convertiti tra loro



Una **sostanza** ha una composizione ben definita e distinte proprietà, non può diventare ulteriormente pura

Una **miscela** è fatta da più componenti che mantengono la stessa composizione. Può diventare pura separando le componenti. Non ha una composizione costante (a differenza della sostanza)

Le miscele possono essere:

- **Miscela omogenea o soluzione**

È una miscela in cui i componenti non sono distinguibili, mantengono inalterate molte proprietà originarie. La composizione e le proprietà della miscela omogenea sono uguali in ogni punto.

(Miscele diverse ma create dalle stesse componenti possono comunque avere composizioni ponderali e proprietà distinte)

- **Miscela eterogenea**

È una miscela in cui la composizione è diversa in ogni punto, e sono diverse anche le sue proprietà. Per esempio le miscele eterogenee solido-liquido si chiamano sospensioni, (acqua e sabbia), mentre quelle liquido-liquido si chiamano emulsioni, (latte, acqua e olio)

Ogni miscela può essere separata nei suoi componenti attraverso mezzi fisici, senza alterare proprietà e composizione dei componenti.

Una sostanza si divide in elemento e composto

L'**elemento** è una sostanza pura, costituita da atomi. Ha una composizione chimica che è costante e invariabile. Ne sono noti 118, tra cui 90 che si trovano in natura, e la restante parte prodotti artificialmente.

Il **composto** è sempre una sostanza pura con composizione chimica costante e invariabile, però è formato da atomi di almeno due elementi o più. Possiede le proprietà degli elementi che lo costituiscono e la composizione contenente gli elementi A e B viene indicata con formula AB_x

Differenze tra miscele e composti

Composto

Ha una composizione fissa (a eccezione dei composti **non stechiometrici** che hanno composizione variabile)

Non si può separare

Le proprietà sono diverse da quelle dei suoi componenti

È coinvolto molto calore durante la sua formazione

Miscela

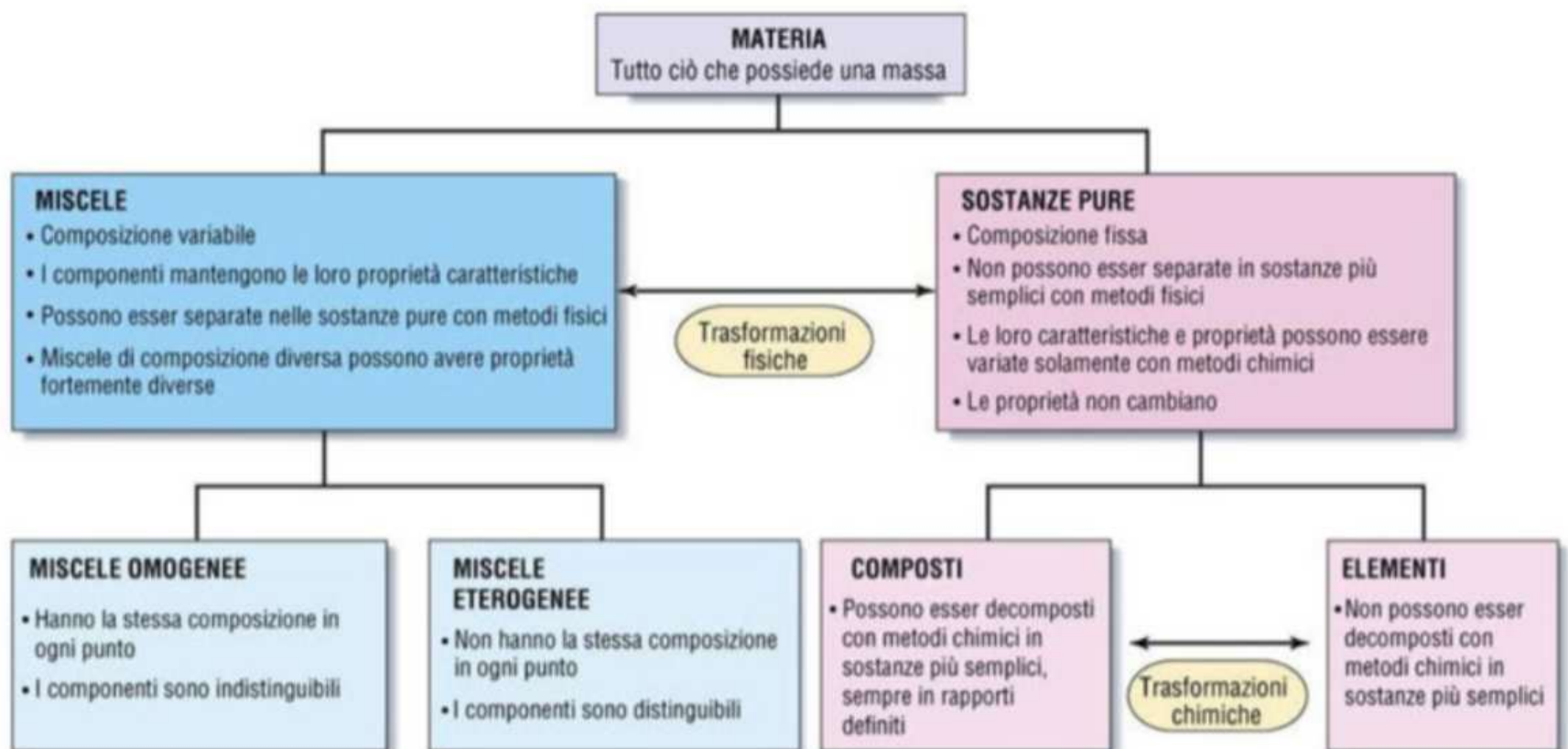
Ha composizione variabile

Si può separare

Le proprietà dipendono da quelle dei suoi componenti

È coinvolto poco calore durante la formazione (a eccezione per esempio della miscela acido solforico e acqua)

Mappa riassuntiva:



Proprietà chimiche e fisiche della materia

La chimica si occupa delle "proprietà" della materia, vale a dire le sue caratteristiche distintive. I chimici distinguono le proprietà fisiche e le proprietà chimiche.

Le proprietà **fisiche** sono caratteristiche della sostanza che possiamo osservare o misurare senza alterare l'identità della sostanza stessa. Il colore, il punto di ebollizione e la densità sono proprietà fisiche. (Per esempio l'acqua è diversa dal ghiaccio solo per il suo aspetto, ma la composizione è la stessa.

Le proprietà si classificano anche in base al fatto che dipendano o no dall'entità del campione.

Le **proprietà intensive della Materia** non dipendono dalla quantità di materia o dalle dimensioni del campione. Per esempio la temperatura, la densità, il punto di fusione.

Le **proprietà estensive della Materia** dipendono dalla quantità di materia o dalle dimensioni del campione, per esempio la massa, la lunghezza o il volume

Le proprietà **chimiche** si riferiscono all'attitudine delle sostanze a mutarsi in altre. Per poterle osservare infatti deve avvenire una trasformazione/reazione chimica. Una proprietà chimica, per esempio, del gas idrogeno è quella di reagire con l'ossigeno producendo acqua.

Misure

Lo studio della chimica è legato alle **misure**.

Le **proprietà macroscopiche** possono essere direttamente determinate, per esempio il metro per misurare la lunghezza, o diversi strumenti come la buretta, la pipetta, il cilindro graduato per misurare il volume

Le **proprietà microscopiche** possono essere determinate in maniera indiretta, e sono su scala atomica o molecolare

Grandezza fisica	Simbolo della grandezza	Nome dell'unità di misura	Simbolo dell'unità di misura
lunghezza	l	metro	m
massa	m	kilogrammo	kg
tempo	t	secondo	s
corrente elettrica	I	ampere	A
temperatura	T	kelvin	K
quantità di sostanza	n	mole	mol
intensità luminosa	iv	candela	cd

Ogni grandezza fisica misurabile ha la sua unità di misura. Le grandezze fisiche si dividono in fondamentali e derivate, ovvero che derivano da quelle fondamentali. La **conferenza generale dei pesi e delle misure** nel 1960 ha adottato un sistema di unità di misura chiamato "Sistema Internazionale" basato su 7 grandezze fondamentali.

Spesso si utilizzano multipli e sottomultipli delle unità di misura fondamentale

μ = micro- (10^{-6} m)

n= nano- (10^{-9} m)

p= pico- (10^{-12} m)

f= femto- (10^{-15} m)

Lunghezze (m)	Tempi (s)	Masse (Kg)
1 km = 10^3 m	1 anno = 31536000 s	1 Ton = 10^3 Kg
1 mm = 10^{-3} m	1 giorno = 86400 s	1 g = 10^{-3} Kg
1 μ m = 10^{-6} m	1 ms = 10^{-3} s	1 mg = 10^{-6} Kg
1 nm = 10^{-9} m	1 μ s = 10^{-6} s	1 μ g = 10^{-9} Kg
1 Å = 10^{-10} m	1 ns = 10^{-9} s	1 ng = 10^{-12} Kg
1 pm = 10^{-12} m	1 ps = 10^{-12} s	
1 fm = 10^{-15} m	1 fs = 10^{-15} s	

Le grandezze di misura derivate si ottengono da una o più grandezze di misura fondamentali

Grandezza fisica	Nome dell'unità di misura	Simbolo dell'unità di misura	Definizione dell'unità di misura SI
area	metro quadrato	m ²	
volume	metro cubo	m ³	
densità o massa volumica	kilogrammo al metro cubo	kg/m ³	
forza	newton	N	N = kg · m/s ²
pressione	pascal	Pa	Pa = N/m ²
energia, lavoro, calore	joule	J	J = N · m
velocità	metri al secondo	m/s	
accelerazione	metro al secondo quadrato	m/s ²	
potenza	watt	W	W = J/s
carica elettrica	coulomb	C	C = A · s
differenza di potenziale elettrico, forza elettromotrice	volt	V	V = J/C
resistenza	ohm	Ω	Ω = V/A
frequenza	hertz	Hz	Hz = 1/s

Le grandezze **estensive** sono:

Massa	Volume	Lunghezza
Unità di misura: kilogrammo (kg)	Litro (L)	Metro (m)

Grandezze **intensive**

Densità

Peso specifico

Temperatura

La **massa** descrive la quantità di materia dell'oggetto. Massa e peso si riferiscono a differenti grandezze. Per la massa si utilizza come unità di misura il kg, o il grammo che equivale a:
 $1 \text{ kg} = 1000 \text{ g} = 1 \times 10^3 \text{ g}$

Il **peso** è la forza che la gravità esercita su un oggetto, e si calcola: $\text{peso} = \text{forza} \times \text{massa}$

Il **volume** ha unità di misura SI il metro cubo (m^3)

$$1 \text{ cm}^3 = (1 \times 10^{-2} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = (1 \times 10^{-1} \text{ m})^3 = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

I chimici utilizzano anche il litro e il millilitro per il volume dei liquidi. $1 \text{ L} = 1000 \text{ mL} = 1000 \text{ cm}^3 = 1 \text{ dm}^3$

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

La **densità** è la massa di un oggetto divisa per il suo volume

$$\text{Densità} = \text{massa} / \text{volume}$$

La densità è una proprietà intensiva e non dipende dalla quantità di massa presente. ρ aumenta in accordo con m , quindi il rapporto delle due quantità rimane sempre lo stesso.

L'unità di misura è il chilogrammo per metro cubo (kg/m^3), anche se è più pratico utilizzare (g/cm^3). Per i liquidi è più comunemente utilizzato i grammi per millilitro (g/mL)

$$1 \text{ g/cm}^3 = 1 \text{ g/mL} = 1000 \text{ kg/m}^3$$

Scale di temperatura

Attualmente si usano tre scale di temperatura. Le loro unità di misura sono:

- Fahrenheit, condizioni normali punto di congelamento 32°F e punto di ebollizione 212°F per l'acqua
- Celsius, punto di congelamento 0°C e punto di fusione 100°C
- Kelvin, è la scala assoluta, 0 K è la temperatura più bassa che può essere raggiunta. È l'unità fondamentale SI della temperatura

EQUAZIONI DI CONVERSIONE

$$- 273.15 \text{ K} = 0^\circ\text{C}$$

$$- 373.15 \text{ K} = 100^\circ\text{C}$$

$$- 32^\circ\text{F} = 0^\circ\text{C}$$

$$- 212^\circ\text{F} = 100^\circ\text{C}$$

$$^\circ\text{C} = (^\circ\text{F} - 32^\circ\text{F}) \times \frac{5^\circ\text{C}}{9^\circ\text{F}} \quad ^\circ\text{F} = \frac{9^\circ\text{F}}{5^\circ\text{C}} \times (^\circ\text{C}) + 32^\circ\text{F}$$

$$\text{K} = (^\circ\text{C} + 273.15^\circ\text{C}) \frac{1 \text{ K}}{1^\circ\text{C}} \quad ^\circ\text{C} = \text{K} \times (1^\circ\text{C} / 1 \text{ K}) - 273.15^\circ\text{C}$$

Notazione scientifica

I chimici hanno spesso a che fare con numeri estremamente grandi o estremamente piccoli. Questi numeri sono scomodi da maneggiare ed è facile commettere errori quando si devono fare calcoli aritmetici. Per questo quando si lavora con questo tipo di numeri si utilizza la notazione scientifica. Tutti i numeri possono essere espressi nella forma $N \times 10^n$

Dove N è un numero compreso tra 1 e 10 e n , l'esponente, è un numero intero positivo o negativo.

Supponiamo che ci sia stato fornito un certo numero e ci venga chiesto di esprimerlo secondo la notazione scientifica. Se il punto deve essere spostato a sinistra, allora n è un numero intero positivo, se deve essere spostato a destra n è un numero intero negativo. In base a quante volte viene spostato il punto si dà l'esponente al 10.

Esempio: $568.762 = 5.68762 \times 10^2$

Esempio: $0.000000772 = 7.72 \times 10^{-6}$

Ci sono due concetti da ricordare, $n=0$ si usa per numeri che non sono espressi secondo la notazione scientifica, $n=1$ viene omesso e quindi rimane il numero $\times 10$.

Addizione e sottrazione

Per prima cosa, per addizionare o sottrarre usando la notazione scientifica, scriviamo i numeri con il medesimo esponente n

Esempio: $4,31 \times 10^4 + 3,9 \times 10^3 = 4,31 \times 10^4 + 0,39 \times 10^4$

Ora somma o sottrai N_1 e N_2 , l'esponente n non cambia

Quindi diventa: $(4,31+0,39) \times 10^4 = 4,70 \times 10^4$

Moltiplicazione

Bisogna moltiplicare N_1 e N_2 tra di loro e sommare gli esponenti n

Esempio: $(4.0 \times 10^5) \times (7.0 \times 10^3) = (4.0 \times 7.0) \times (10^{5+3}) = 28 \times 10^8 = 2.8 \times 10^9$

Divisione

Bisogna dividere N_1 e N_2 e bisogna sottrarre tra loro gli esponenti n

Esempio: $8.5 \times 10^4 : 5.0 \times 10^9 = (8.5 : 5.0) \times 10^{4-9} = 1.7 \times 10^{-5}$

Regole cifre significative

Le **cifre significative** sono i valori che hanno significato quando si misura o si calcola una data quantità. Quando si usano le cifre significative, l'ultima cifra è per convenzione quella su cui si ha l'incertezza. Per determinare quante cifre significative ha un numero si seguono diverse regole:

- Qualsiasi cifra diversa da 0 è significativa

Per esempio 1.234 ha 4 cifre significative

- Gli 0 compresi tra cifre diverse da zero sono significativi

Per esempio 606 ha 3 cifre significative

- Gli zeri a sinistra della prima cifra diversa da zero non sono significativi, il loro scopo è indicare il posizionamento del punto

Per esempio 0,08 ha 1 sola cifra significativa che è 8

- Se un numero è maggiore di 1, tutti gli zeri scritti a destra del punto sono cifre significative

Per esempio 2.0 ha 2 cifre significative

- Se un numero è minore di 1, solo gli zeri che si trovano alla fine e nel mezzo sono cifre significative

Per esempio 0.00420 ha 3 cifre significative

Addizione o sottrazione delle cifre significative

Il risultato deve avere lo stesso numero di cifre significative del numero di partenza con il minor numero di cifre significative

Per arrotondare un numero bisogna eliminare le cifre che lo seguono se l'ultima è minore di 5, per esempio 8,724 si arrotonda a 8,72 perché il 4 è minore di 5. Se l'ultima cifra è maggiore di 5 si aggiunge 1 alla cifra che precede, per esempio 8,727 diventa 8,73 mentre 0,425 diventa 0,43

Moltiplicazione o divisione

Il numero di cifre significative nel prodotto finale o nel quoziente viene determinato dal numero iniziale avente il più piccolo numero di cifre significative.

Per esempio $4.51 \times 3.6666 = 16.536366 = 16.5$

Accuratezza e precisione

Nel trattare misure e cifre significative è utile distinguere tra accuratezza e precisione. L'**accuratezza** ci dice quanto una misura è vicina al vero valore della quantità che è stata misurata. La **precisione** si riferisce a quanto strettamente due o più misure della stessa quantità sono in accordo l'una con l'altra. Più è alta la deviazione standard tanto più vuol dire che le misure non sono state precise. Le misure possono essere precise ma non accurate.

Errore casuale

L'errore casuale o indeterminato o statistico è un errore di misurazione che può incidere in aumento o diminuzione sul valore misurato.

Questo genere di errore dipende per esempio da errori di lettura, fenomeni esterni come variazioni di temperatura ecc.

L'errore casuale può essere ridotto ma mai eliminato, perché l'errore non dipende solo dall'operatore e dal sistema di misura, ma anche dal sistema misurato.

Errore sistematico

L'errore sistematico è definito come la differenza tra il valore sperimentale della media di una serie di valori replicati e il valore reale della grandezza studiata. È un errore sistematico perché è costante al ripetersi della misura, non può essere eliminato o ridotto con la ripetizione della misurazione. Alcuni tipi di errore sistematico sono per esempio l'errore sperimentale, l'errore di metodo e l'errore personale.

La **precisione** dipende dagli errori casuali

L'**accuratezza** dipende dagli errori sistematici, e si riferisce a quanto un valore misurato è vicino al valore vero

Il modo migliore per eliminare l'errore casuale è ripetere tante volte la misurazione, la stima migliore del valore vero è la media aritmetica delle misure.

La dispersione dei dati intorno alla media è misurata dalla **deviazione standard**

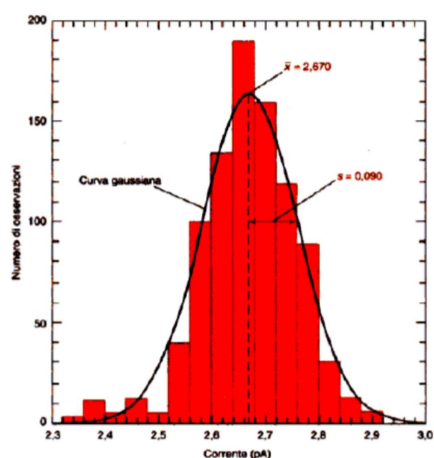
$$s = \sqrt{\frac{\sum_i (x_i - \bar{x})^2}{n - 1}}$$

Media e deviazione standard hanno la stessa unità di misura della grandezza misurata

La **deviazione standard relativa** è la deviazione standard divisa per la media, ed è una grandezza adimensionale

La **deviazione standard percentuale** è la deviazione standard relativa moltiplicata per 100

I risultati di una serie di misure possono essere rappresentati da un istogramma che segue un andamento gaussiano



La media rappresenta il centro della distribuzione

La deviazione standard è una misura dell'ampiezza di distribuzione

Oltre al risultato, bisogna esprimere anche una corretta unità di misura. Il metodo per trasformare le unità di misura per risolvere i problemi chimici è chiamato **analisi dimensionale**. È una tecnica basata sulle relazioni tra differenti unità di misura che esprimono la medesima quantità fisica.

- Determina quale fattore di conversione dell'unità di misura sia necessario
- Considera le unità di misura nel calcolo
- se le unità di misura si possono semplificare fatta eccezione per le unità di misure necessarie, il problema è risolto correttamente

$$\cancel{\text{unità di misura fornita}} \times \frac{\text{unità di misura desiderata}}{\cancel{\text{unità di misura fornita}}} = \text{unità di misura desiderata}$$

Atomi e molecole

La teoria atomica

Le idee moderne sulla struttura della materia hanno cominciato a prendere forma all'inizio del XIX secolo con la teoria atomica di Dalton. Nel V secolo a.C. il filosofo Democrito espresse l'idea secondo la quale la materia è composta da particelle molto piccole e indivisibili, a cui diede il nome di "atomos" (non può essere tagliato). L'idea di Democrito seppur non accettata da suoi contemporanei sopravvisse nel tempo. Gli esperimenti che nacquero nel XIX fornirono supporto scientifico alla teoria sviluppata da Democrito. Nel 1808 lo scienziato inglese John Dalton segnò l'inizio dell'era della chimica moderna. Secondo Dalton:

- Gli elementi sono formati da particelle estremamente piccole e indivisibili, dette atomi
- Esistono atomi di diversa natura, con massa e proprietà distinte. Si parla di elementi
- Atomi di un dato elemento sono identici, hanno le stesse dimensioni, massa e proprietà chimiche
- I composti sono formati da atomi di almeno due elementi diversi. In un dato composto il numero relativo e la specie degli atomi sono costanti (legge delle proporzioni definite). In qualsiasi composto il rapporto del numero di atomi di qualsiasi coppia di elementi presenti è un numero intero o una frazione semplice (legge delle proporzioni multiple)
- Una reazione chimica coinvolge solo la separazione, la combinazione di atomi, il suo risultato non è la loro creazione dal nulla o la loro distruzione. Quindi nel corso delle reazioni chimiche gli atomi non si creano né si distruggono (legge di conservazione della massa di Lavoisier)
- Le reazioni chimiche non possono mutare un elemento in un altro

La terza ipotesi, secondo il quale gli atomi di un dato elemento sono identici, è riportata nella legge pubblicata nel 1799 da Joseph Proust un chimico francese. La **legge delle proporzioni definite** afferma che "campioni differenti dello stesso composto contengono sempre gli stessi elementi costituenti, nelle stesse proporzioni di massa."

Perciò se analizzassimo per esempio diversi campioni di diossido di carbonio di diversa provenienza, troveremmo in ogni campione il medesimo rapporto tra le masse di carbonio e ossigeno.

La terza ipotesi di Dalton supporta anche un'altra legge, la **legge delle proporzioni multiple**. "Se due elementi possono combinarsi per formare più di un composto, le masse di un elemento, che si combinano con una determinata massa dell'altro elemento, stanno tra loro in un rapporto esprimibile con numeri interi e piccoli."

Basandoci sulla teoria atomica di Dalton, possiamo definire un atomo come l'unità base della materia, la più piccola porzione di un elemento chimico che conserva le proprietà chimiche dell'elemento stesso. Da una serie di esperimenti si osservò che gli atomi hanno una struttura interna, sono costituiti da particelle più piccole chiamate **particelle subatomiche**, l'elettrone, il protone e il neutrone.

L'elettrone

Uno dei primi dispositivi utilizzati per studiare l'emissione di radiazioni fu il tubo a raggi catodici. È un esperimento di Joseph John Thomson che fece nel 1897. Si tratta di un tubo di vetro, contenente un gas rarefatto, con due piastre metalliche fissate all'interno. Un gas quando viene rarefatto può condurre l'elettricità. Quando le due piastre sono collegate ad una sorgente ad alta tensione, la piastra con carica negativa, chiamata **catodo**, emette un raggio chiamato **catodico**, che è attratto dalla piastra con carica positiva chiamata **anodo**. Da qui poi passa fino all'altra estremità del tubo. Quando il raggio colpisce una superficie produce una luce intensa.

Poiché il raggio catodico è attratto dalla piastra positiva e respinto dalla piastra negativa, si deduce che esso deve essere composto con particelle negative, che sono denominate **elettroni**. Thomson, grazie ad esperimenti condotti con un campo magnetico ed elettrico, riuscì a determinare il rapporto carica/massa dell'elettrone. Il numero che trovò è $-1.76 \times 10^{-19} \text{ C/g}$ dove C indica il Coulomb, che è l'unità di carica elettrica.

Successivamente, in vari esperimenti condotti tra il 1908 e il 1917, Robert Millikan un fisico americano, riuscì a determinare la carica dell'elettrone, che risulta essere -1.6022×10^{-19} , in particolare grazie all'esperimento della "goccia d'olio".

Egli si servì di: una camera isolante, goccioline d'olio nebulizzate, condensatore con armature distanti 1,6cm, un microscopio dotato di scala graduata per osservare il moto delle gocce d'olio e infine un cronometro

-Fase 1,