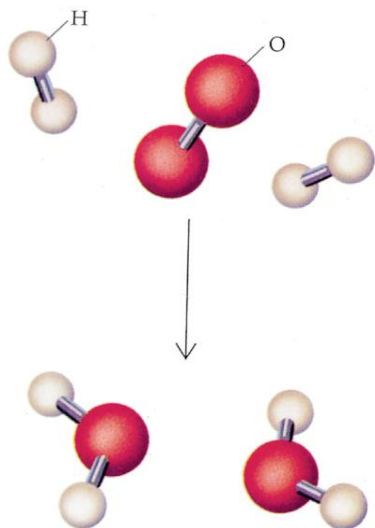
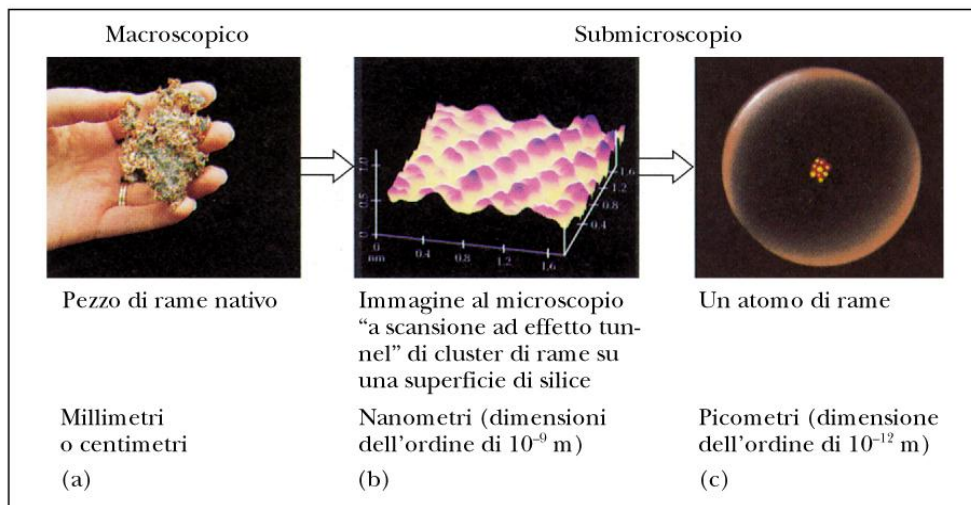
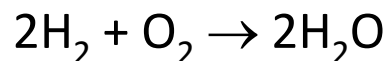


CHIMICA : studia le proprietà della materia ed i suoi cambiamenti



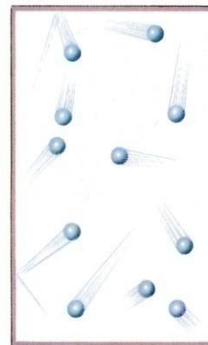
Nasce come disciplina esclusivamente empirica per classificare le sostanze, le loro proprietà e le loro trasformazioni durante le reazioni chimiche. Al crescere di questa conoscenza diviene fondamentale cominciare a correlare i "fatti" per spiegare perché le sostanze si comportano in una certa maniera.



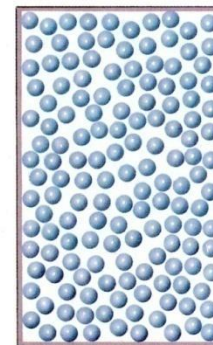
MATERIA: è ciò che costituisce l'Universo: ogni cosa che occupa spazio ed ha massa

Stati di aggregazione della materia:

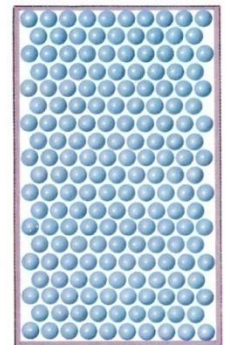
1. **GAS O VAPORE:** LE PARTICELLE CHE LO COMPONGONO SI MUOVONO CASUALMENTE NELLO SPAZIO ED OCCUPANO UN GRANDE VOLUME;
 - NON HA VOLUME E FORMA PROPRIA, MA ASSUME VOLUME E FORMA DEL SUO CONTENITOREI
 - PUÒ ESSERE COMPRESSO O ESPANSO PER OCCUPARE UN DIFFERENTE VOLUME.
2. **LIQUIDO:** LE PARTICELLE CHE LO COMPONGONO HANNO MINOR LIBERTÀ DI MOVIMENTO;
 - HA VOLUME PROPRIO, INDIPENDENTE DA QUELLO DEL SUO CONTENITORE
 - NON HA FORMA SPECIFICA, MA ASSUME QUELLA DEL SUO CONTENITORE
 - NON PUÒ ESSERE COMPRESSO IN MANIERA APPREZZABILE
3. **SOLIDO:** LE PARTICELLE CHE LO COMPONGONO SONO DISPOSTE NELLO SPAZIO IN MANIERA FISSA E REGOLARE;
 - VOLUME E FORMA PROPRIA.
 - NON PUÒ ESSERE COMPRESSO.



Gas



Liquido



Solido

Suddivisione della materia:

Sostanze pure: hanno composizione fissa e proprietà distinte.

elementi: sono le sostanze di base di cui tutta la materia è composta.

- ✓ hanno nomi comuni e la loro abbreviazione (*simbolo chimico*) consiste in una o due lettere, di cui la prima maiuscola.
- ✓ non possono essere decomposti con mezzi chimici in sostanze più semplici.

composti: risultano dall'unione chimica di due o più elementi in proporzioni definite.

- ✓ possono essere decomposti in sostanze più semplici.

Elemento

Carbonio

C

composto

biossido di carbonio

$\text{CO}_2 \longrightarrow \text{C} + \text{O}_2$

Ogni sostanza pura ha un caratteristico set di proprietà che le permettono di essere distinguibile da altre sostanze:

Proprietà fisiche: proprietà che possono essere modificate senza cambiare l'identità della sostanza \Rightarrow *cambiamenti di stato* (solido \leftrightarrow liquido \leftrightarrow gas)

Proprietà chimiche: descrivono il modo in cui una sostanza può “cambiare” per dare altre sostanze \Rightarrow *reazione chimica*: una sostanza viene trasformata in un'altra chimicamente differente.

Miscela: è la combinazione di due o più sostanze in cui ognuna mantiene la sua identità chimica e, di conseguenza, le sue proprietà.

Miscela eterogenea: non sono uniformi in tutto il campione.

Miscela omogenea (soluzioni): sono uniformi in tutto il campione. Pertanto è possibile separare i componenti sulla base delle differenti proprietà fisiche (es. Distillazione). Tipo più comune di soluzioni è costituito da un solido (il soluto) sciolto in un liquido (il solvente).

TEORIA ATOMICA DELLA MATERIA

E' possibile suddividere la materia in porzioni sempre più piccole, oppure essa è costituita da particelle non ulteriormente divisibili?

Platone e Aristotele: *la materia ha carattere continuo*

Democrito: *la materia è composta da particelle fondamentali indivisibili.*

Nei 18 secoli successivi le persone considerarono le opinioni di Aristotele molto importanti e, siccome i suoi principi filosofici erano anti-atomisti, la visione atomica non avanzò di molto.

All'inizio dell'800 il chimico inglese **John Dalton** eseguì degli esperimenti che lo portarono ad affermare che:

la materia è formata da piccole particelle elementari.



Teoria atomica di Dalton (1803)

1. Ogni elemento è formato da particelle molto piccole chiamate "atomi"
2. Tutti gli atomi di un dato elemento sono identici; atomi di differenti elementi sono differenti ed hanno differenti proprietà (comprese differenti masse)
3. Gli atomi di un elemento non possono essere trasformati in atomi di un altro elemento per reazione chimica
4. I composti si formano quando atomi di più di un elemento si combinano; un dato composto ha sempre lo stesso numero relativo e tipo di atomi.

GLI ATOMI SONO I "MATTONI" DI BASE DELLA MATERIA, CIOÈ LE UNITÀ PIÙ PICCOLE DI UN ELEMENTO.

Riassumendo:

elemento: composto da un solo tipo di atomo

composti: atomi di 2 o più elementi si combinano in proporzioni definite.

- in un dato composto il numero ed il tipo relativo di atomi sono costanti (**legge delle proporzioni definite**)
- se due elementi possono combinarsi per formare più di un composto, il rapporto tra le loro masse relative può essere rappresentato da numeri interi caratteristici (formule chimiche) (**legge delle proporzioni multiple**)

miscele: non coinvolgono specifiche interazioni tra gli elementi che le compongono, e tali elementi possono essere presenti in rapporti variabili.

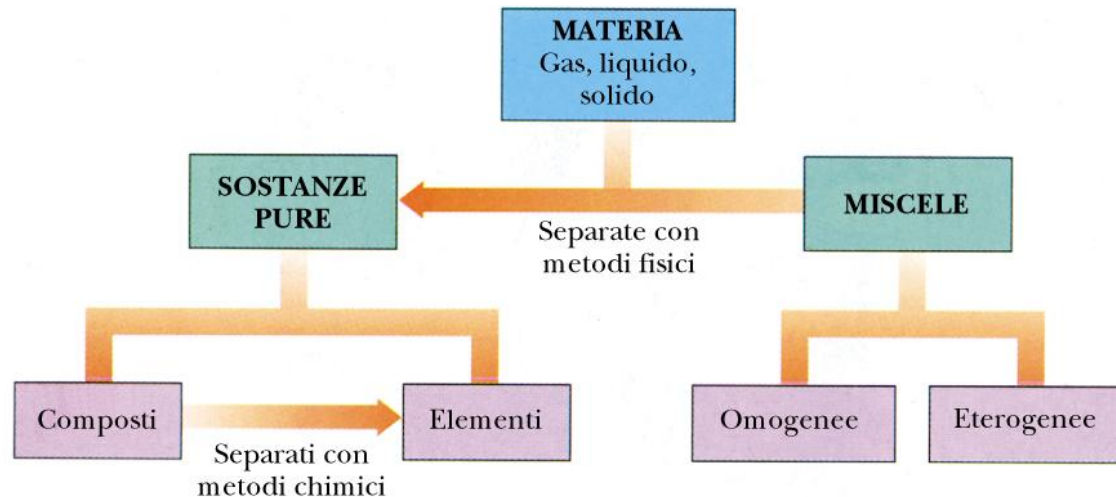


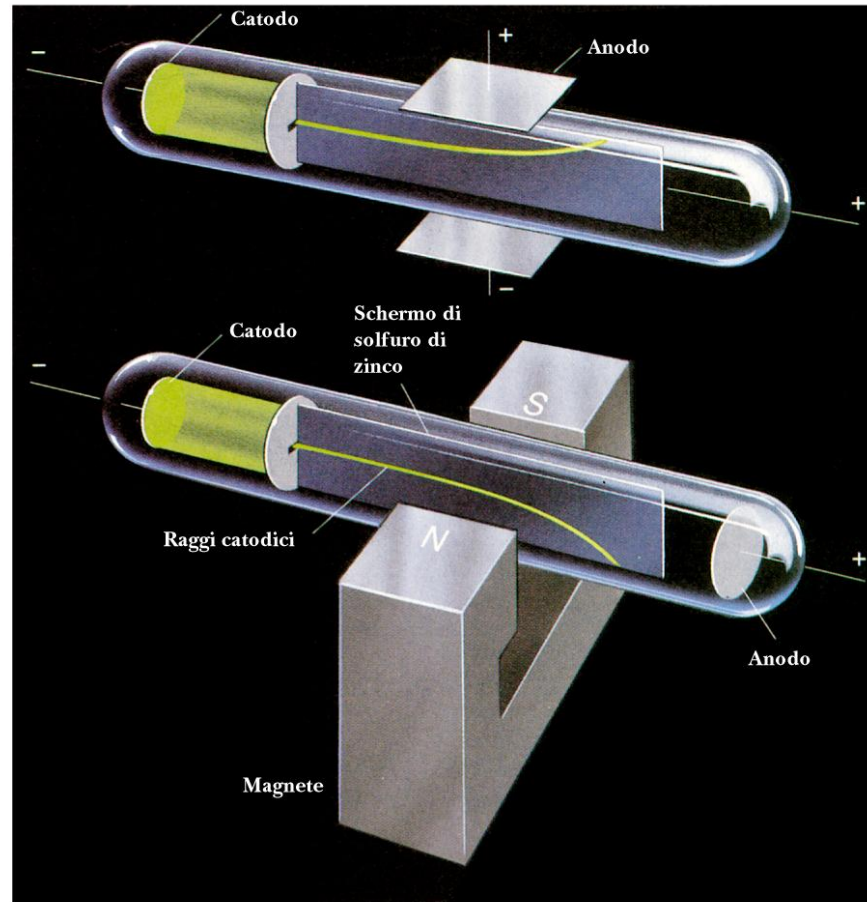
Figura 1.13 I componenti della materia e la correlazione tra miscele e sostanze pure.



1897

Joseph John Thomson (Premio Nobel per la Fisica 1906) scopre che nell'atomo sono presenti delle particelle cariche negativamente \Rightarrow elettroni.

Figura 2.4 Deflessione di un raggio catodico ad opera di un campo elettrico (in alto) e di un campo magnetico (in basso). Quando si applica un campo elettrico esterno, il raggio catodico è deviato verso la lastra carica positivamente. Per azione di un campo magnetico, il raggio catodico devia dal suo cammino rettilineo e si curva. In entrambi i casi la curvatura dipende dalla massa e dalla velocità delle particelle del raggio catodico e dalla forza del campo.



DETERMINAZIONE DEL RAPPORTO CARICA/MASSA

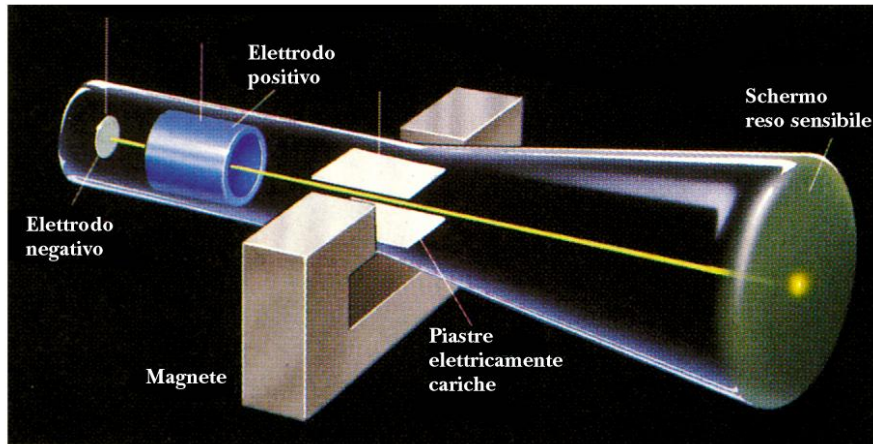
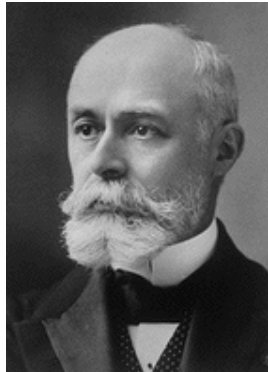


Figura 2.5 L'esperimento di Thomson per misurare il rapporto carica/massa dell'elettrone. Un fascio di elettroni (raggi catodici) passa attraverso un campo elettrico e un campo magnetico. L'esperimento è condotto in modo che il campo elettrico provochi la flessione del fascio in una direzione, il campo magnetico in direzione opposta. Bilanciando gli effetti dei due campi, si può determinare il rapporto tra la carica e la massa dell'elettrone.



1895

Wilhelm Roentgen (Premio Nobel per la Fisica 1901) scopre che quando degli elettroni colpiscono certi materiali vengono emesse delle radiazioni elettromagnetiche estremamente energetiche, dette "raggi X".



1896

Henri Becquerel (Premio Nobel per la Fisica 1903) scopre che minerali contenenti uranio producono radiazioni X.



1898

Pierre e Marie Curie (Premi Nobel per la Fisica 1903) riuscirono ad isolare le componenti radioattive nei minerali a base di uranio.



1898

Ernest Rutherford (Premio Nobel per la Chimica 1908) scopre che le sorgenti radioattive possono emettere tre tipi di radiazioni:

raggi α : particelle cariche positivamente

raggi β : elettroni ad alta velocità

raggi γ : radiazioni elettromagnetiche

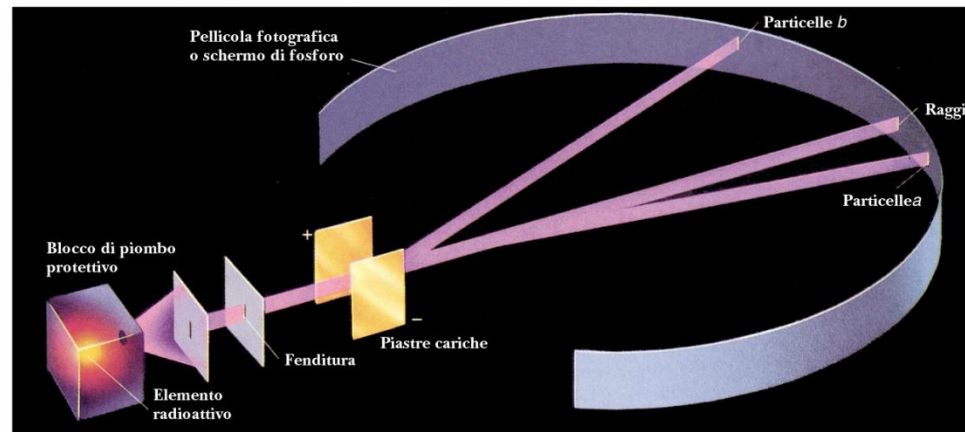


Figura 2.3 I raggi *a*, *b*, *g*, provenienti da un elemento radioattivo si possono separare facendoli passare attraverso lamine cariche elettricamente. Le particelle *a* cariche positivamente sono attratte dalla lamina negativa e le particelle *b* negative dalla lamina positiva. (Le particelle *a* più pesanti subiscono una deviazione minore rispetto alle particelle *b*). I raggi *g* non hanno carica elettrica e non sono deviati dalle lamine cariche.



1909

Robert Millikan (Premio Nobel per la Fisica 1923) misura la carica di un singolo elettrone = 1.60×10^{-19} coulomb.

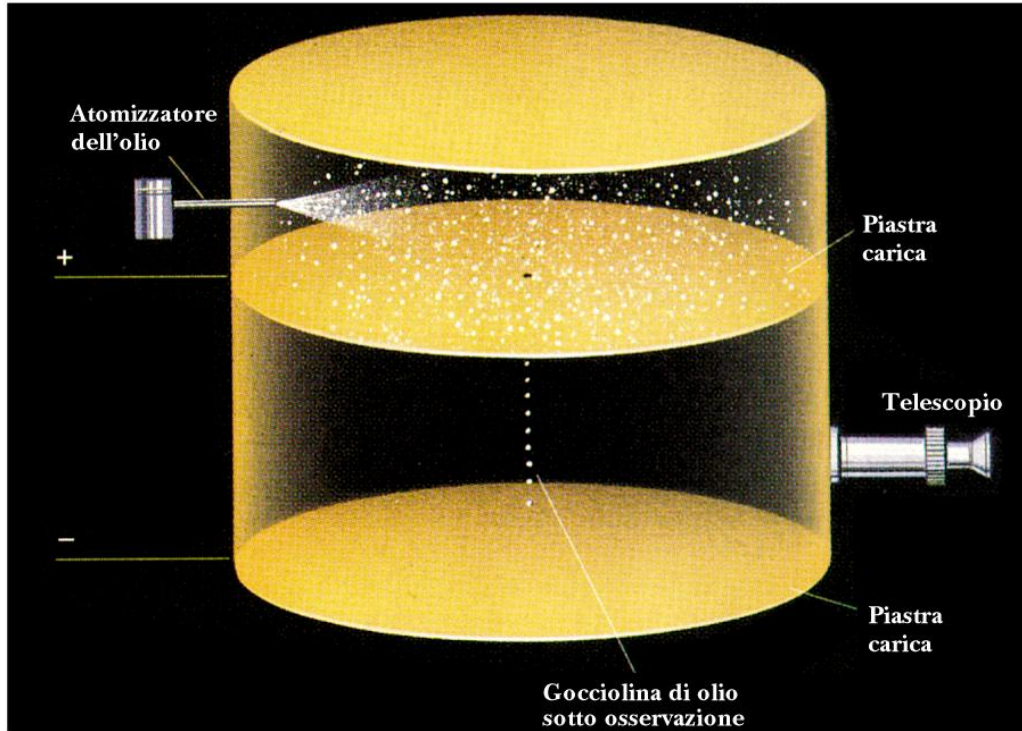


Figura 2.6 Esperimento di Millikan delle gocce di olio. Una nebbia di goccioline di olio è introdotta nella camera. Le molecole di gas entro la camera vengono ionizzate (cioè sono scisse in elettroni e ioni positivi) mediante un fascio di raggi X. Gli elettroni aderiscono alle goccioline di olio; alcune goccioline assorbono un elettrone, altre due e così via. Queste goccioline d'olio che sono ora cariche negativamente cadono per forza di gravità nella regione tra le due piastre recanti carica elettrica opposta. Regolando con molta attenzione il voltaggio tra le due lastre si riesce a controbilanciare esattamente la forza di gravità con l'attrazione della gocciolina d'olio carica negativamente verso la piastra superiore carica positivamente. L'analisi di queste forze permette di calcolare il valore della carica dell'elettrone.

A questo punto la presenza nell'atomo neutro di particelle cariche negativamente presuppone la contemporanea presenza di particelle cariche positivamente.

1919

Ernest Rutherford scopre la particella positiva del nucleo, il protone

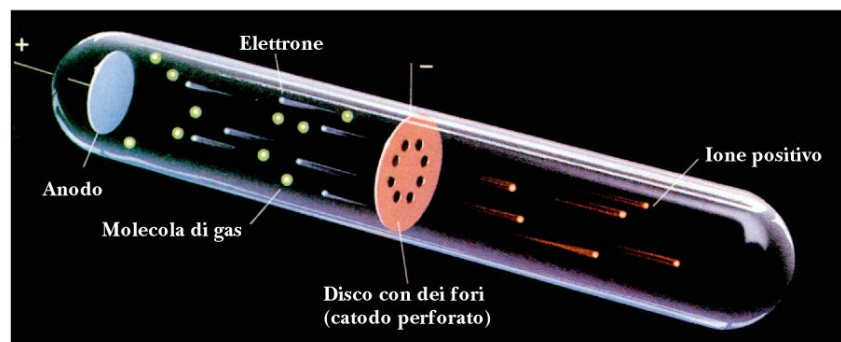


Figura 2.7 Tubo a raggio catodico con catodo perforato. Gli elettroni urtano le molecole del gas e formano ioni positivi che sono attratti dal catodo negativo. Alcuni degli ioni positivi passano attraverso i fori e formano un raggio positivo. Come i raggi catodici, i raggi positivi (o "raggi canale") sono deviati da un campo elettrico e da un campo magnetico ma a parità del campo, molto meno perché le particelle positive sono più pesanti.



1932

James Chadwick (Premio Nobel per la Fisica 1935) scopre la particella neutra del nucleo, il neutrone

L'atomo nucleare

Modello atomico di Thompson (1900): l'atomo è una sfera di carica positiva all'interno della quale sono "sepolti" elettroni di carica negativa.

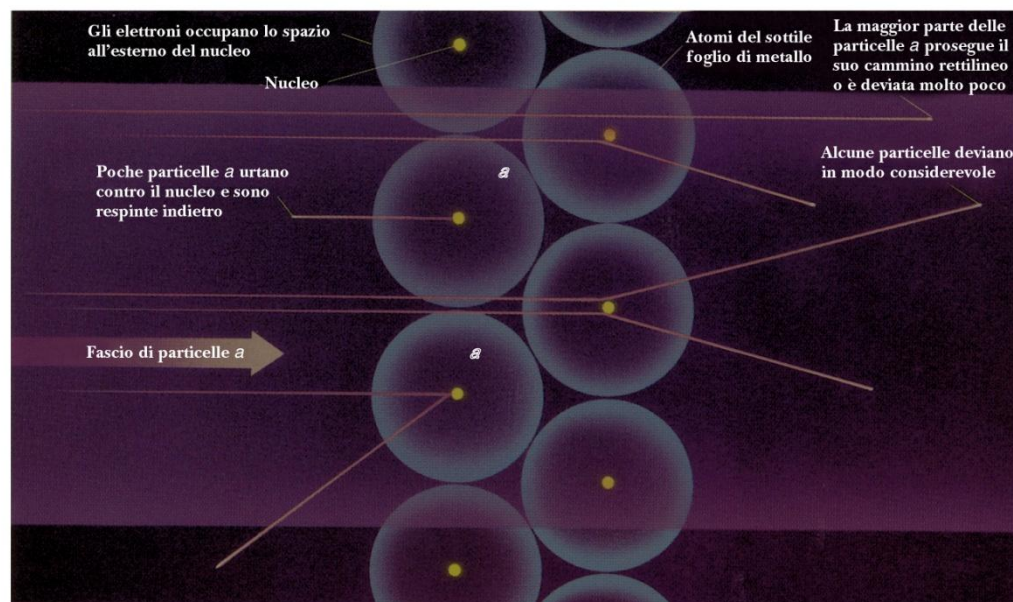
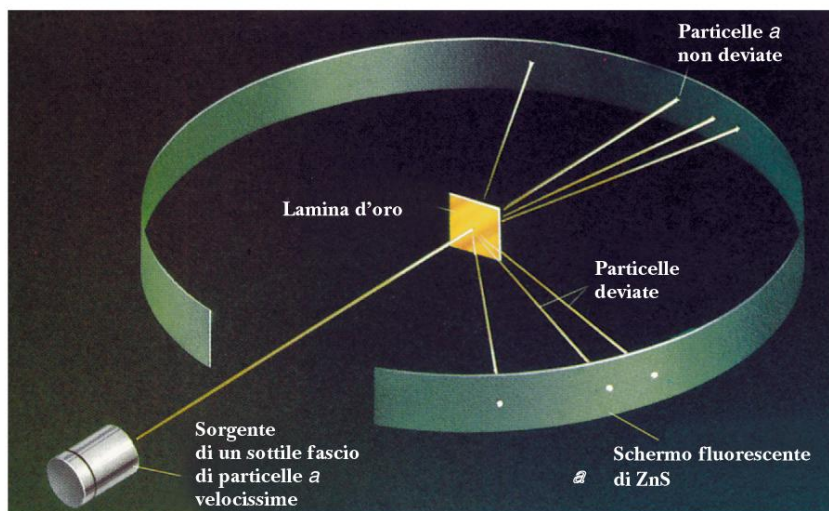
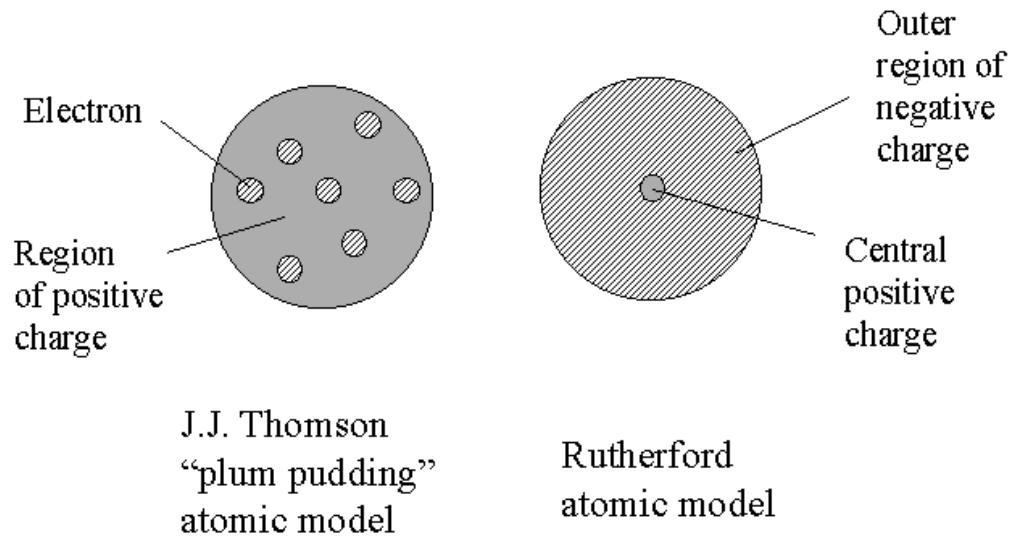


Figura 2.9 L'interpretazione di Rutherford dei risultati dell'esperimento compiuto da Geiger e Marsden.

Modello atomico di Rutherford (1910): la maggior parte della massa dell'atomo, e tutta la sua carica positiva, risiede in una piccolissima e densa regione centrale dell'atomo (*nucleo*), la maggior parte del volume è uno spazio vuoto dentro il quale gli elettroni si muovono attorno al nucleo.



Riassumendo:

Le principali particelle subatomiche sono:

elettrone: carica: -1.602×10^{-19} C e massa: 9.11×10^{-28} g.

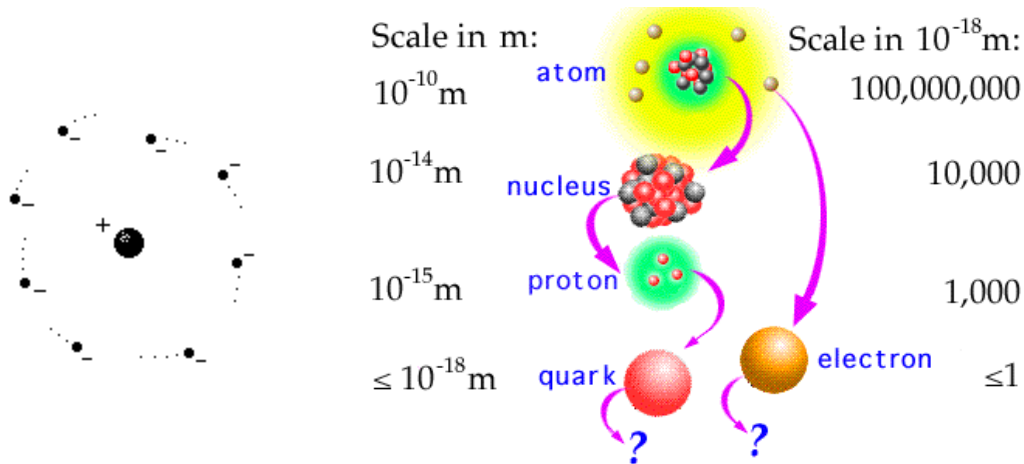
Per convenienza, la carica di particelle atomiche e subatomiche è espressa come multiplo di questo valore (*carica elettronica*) \Rightarrow carica = -1.

protone: ha carica +1 e massa: 1.67×10^{-24} g.

neutrone: è la particella neutra del nucleo con massa: 1.67×10^{-24} g.

Protoni e neutroni sono sistemati nel centro dell'atomo (nucleo). Le dimensioni del nucleo ($\sim 10^{-14}$ m) sono piccole rispetto alle dimensioni dell'atomo ($\sim 10^{-10}$ m).

La maggior parte dello spazio atomico è lo spazio vuoto in cui gli **elettroni** ruotano, trattenuti vicino al nucleo dalle forze di attrazione tra particelle di carica opposta.



Quali caratteristiche delle particelle subatomiche distinguono gli elementi?

Atomi ed Isotopi

numero atomico Z = numero di protoni nel nucleo

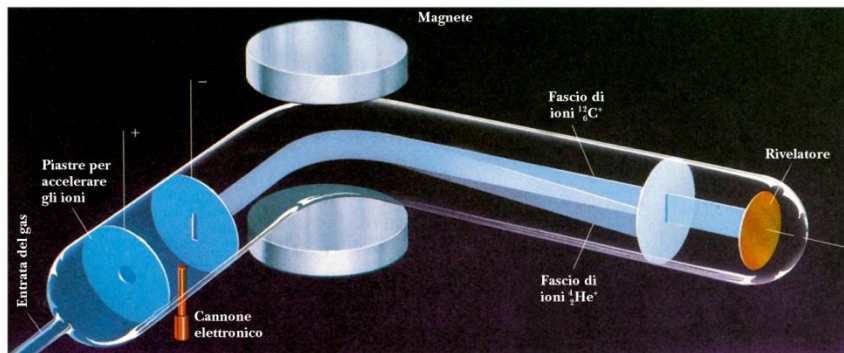
numero di massa A = numero di protoni + numero di neutroni nel nucleo
(= numero di *nucleoni*)

atomo = è la porzione più piccola di un elemento

tutti gli atomi di un elemento hanno lo stesso

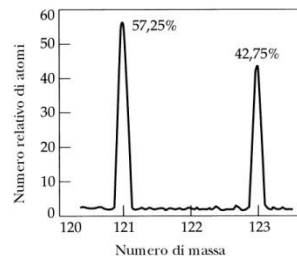
- numero atomico (= di protoni)
- carica elettrica atomica netta è 0 \Rightarrow numero protoni = numero elettroni.
- numero neutroni \geq numero protoni.

isotopi = atomi dello stesso elemento con numero differente di neutroni



(a)

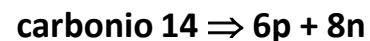
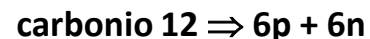
Figura 2.11 Spettrometro di massa e spettro. (a) Il gas è iniettato in un tubo in cui è stato fatto il vuoto. Un fascio di elettroni ionizza una parte del campione strappando elettroni dagli atomi neutri e dalle molecole. Piastre cariche sono disposte in modo da accelerare gli ioni positivi verso la prima fenditura e dentro la parte rimanente dell'apparato sperimentale. Gli ioni positivi che hanno attraversato la fenditura si muovono in un campo magnetico perpendicolare alla loro direzione, compiendo una curva la cui angolatura dipende dal rapporto carica/massa dello ione. Un rivelatore, al di là della seconda fenditura, rileva le particelle cariche che hanno attraversato la fenditura. (In questo caso il campo magnetico è regolato in modo che gli ioni di carbonio-12 possano attraversare la seconda fenditura, mentre il fascio degli ioni di elio-4 meno pesanti è decisamente troppo curvato per attraversare la fenditura). (b) Il risultato della separazione degli ioni ottenuti da diversi isotopi dell'antimonio in uno spettrometro di massa. Il picco principale corrisponde all'isotopo più abbondante, l'antimonio-121. Lo spettro mostra le abbondanze relative in percentuale degli isotopi dell'antimonio.



(b)

Poiché il neutrone ha una massa quasi uguale a quella del protone, **gli isotopi hanno masse differenti**. I diversi isotopi sono presenti in natura in percentuali diverse. Un atomo di uno specifico isotopo è chiamato nuclide.

Gli isotopi prendono il nome dell'atomo che ha il loro stesso numero atomico, tranne l'idrogeno.



idrogeno	protio	^1H	99.984 %
	deuterio	^2H	0.0156 %
	trizio	^3H	<1 su 10^{17} atomi

unità di massa atomica (u.m.a.) = massa di un ^{12}C = 1.66×10^{-24} g

- massa protone (1.0073 u.m.a.) \approx massa neutrone (1.0087 u.m.a.)
- il nucleo (protoni + neutroni) contiene in pratica tutta la massa dell'atomo
- gli elettroni hanno solo lo 0.05% della massa protonica (5.486×10^{-4} u.m.a.).

La massa atomica riportata nelle tabelle è la massa atomica media degli isotopi pesata con l'abbondanza naturale degli stessi:

^6Li	MA= 6.015126 u.m.a.	abbondanza naturale= 7.50%
^7Li	MA= 7.016005 u.m.a.	abbondanza naturale= 92.50%

$$1000 \text{ atomi} = 75 * \text{MA}(^6\text{Li}) + 925 * \text{MA}(^7\text{Li})$$

Quando il numero degli elettroni è superiore o inferiore al numero dei protoni la carica netta non sarà più 0 \Rightarrow ioni

Carica positiva \Rightarrow **cationi**

Carica negativa \Rightarrow **anioni**

${}^1_1\text{H}$ idrogeno

${}^1_1\text{H}^+$ catione idrogeno

${}^{35}_{17}\text{Cl}$ cloro

${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$ anione cloruro