

Logaritmi

Il logaritmo in base a di un numero x , scritto $\log_a x$, è l'esponente a cui dobbiamo elevare a per ottenere x .

Sono comunemente usati solo i logaritmi in base 10 ed e (numero di Nepero=2,712...):

$$\log_{10} x = \log x \quad \text{logaritmi in base 10}$$

$$\log_e x = \ln x \quad \text{logaritmi naturali o in base } e$$

In base alla definizione stessa si ha:

$$a^{(\log_a x)} = x$$

$$10^{(\log x)} = x$$

$$e^{(\ln x)} = x$$

Si ha inoltre

$$\log_a 1 = 0$$

$$a^0 = 1$$

a qualsiasi

Dalla definizione di log segue anche la possibilità di ottenere immediatamente il logaritmo decimale di semplici potenze di 10:

$$\log(10^3) = 3$$

$$\log(10^{-3}) = -3$$

$$\log(10^{-7}) = -7$$

Proprietà dei logaritmi

I logaritmi godono delle seguenti proprietà:

$$\log(A \cdot B) = \log A + \log B$$

$$\log(A^p) = p \cdot \log A$$

$$\log(A/B) = \log A - \log B$$

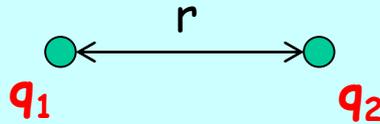
$$\log(1/A) = -\log A$$

$$\log(A^p) = p \cdot \log A$$

$$\log(A^{1/p}) = (1/p) \cdot \log A$$

$$\log\left(\sqrt[p]{A}\right) = \frac{1}{p} \log A$$

Elettrostatica



Fra due cariche elettriche q_1 e q_2 poste a distanza r si esercita una forza espressa dalla Legge di Coulomb:

$$F_{el} = \frac{q_1 q_2}{4\pi\epsilon_0\epsilon_r r^2}$$

$\epsilon_r = 1$ cariche nel vuoto

$\epsilon_r > 1$ cariche in un mezzo (24 alcol, 80 acqua)

L'energia potenziale che si stabilisce fra le due cariche, rispetto alla situazione in cui le due cariche sono a distanza infinita (preso come riferimento con E_p pari a zero) vale:

$$E_{pot} = \frac{q_1 q_2}{4\pi\epsilon_0\epsilon_r r}$$

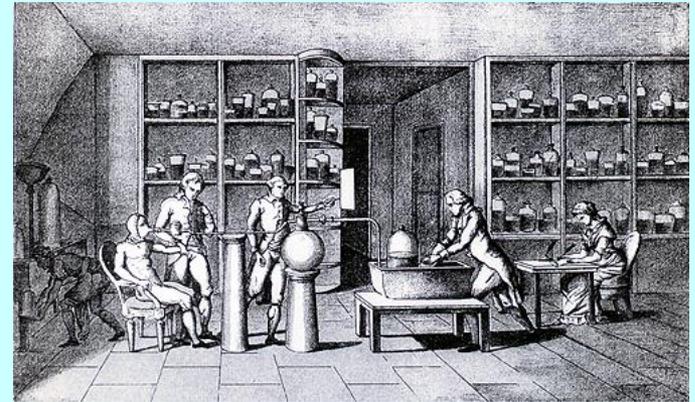
CHIMICA: studio della composizione e della struttura della materia e delle sue trasformazioni



Lavoisier e la legge di conservazione della massa

Lavoisier riconobbe l'importanza delle **misurazioni** accurate e fece una serie di esperimenti sulla **combustione**.

All'epoca si pensava che la combustione fosse dovuta ad una proprietà chiamata *flogisto* espulsa dal legno o dai metalli quando bruciavano.



Lavoisier riscaldò dei metalli (stagno o piombo) in **recipienti chiusi** con quantità limitate di aria. La calce che si formava pesava di più del metallo originale, ma **il peso dell'intero recipiente era immutato**.

Analogamente bruciando la legna la cenere residua era più leggera del legno di partenza ma **il peso del recipiente rimaneva lo stesso**.

La trasformazione del metallo (o della legna) non era conseguenza della perdita di flogisto ma **dell'acquisto di una parte di aria (ossigeno)**.

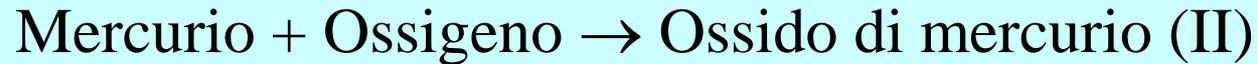
Legge di Conservazione di Massa:

"In una reazione chimica la massa totale si conserva"

(la somma delle masse dei reagenti e' uguale alla somma delle masse dei prodotti)

2 g di Idrogeno + 16 g di Ossigeno =
18 g di Acqua

Esempio: Riscaldare 2,53 g di mercurio metallico all'aria in modo da ottenere 2,73 g di residuo rosso-arancione. Supponete che la trasformazione chimica sia la reazione del metallo a contatto con l'ossigeno dell'aria:



Quale è la massa dell'ossigeno che reagisce?

$$2,53 \text{ g} + \text{massa dell'ossigeno} = 2,73 \text{ g}$$

$$\text{Massa dell'ossigeno} = (2,73 - 2,53) \text{ g} = 0,20 \text{ g}$$

Materia

stato fisico e costituzione chimica

Stati fisici della materia:

Solido: forma e volume fisso

Liquido: volume fisso ma forma variabile

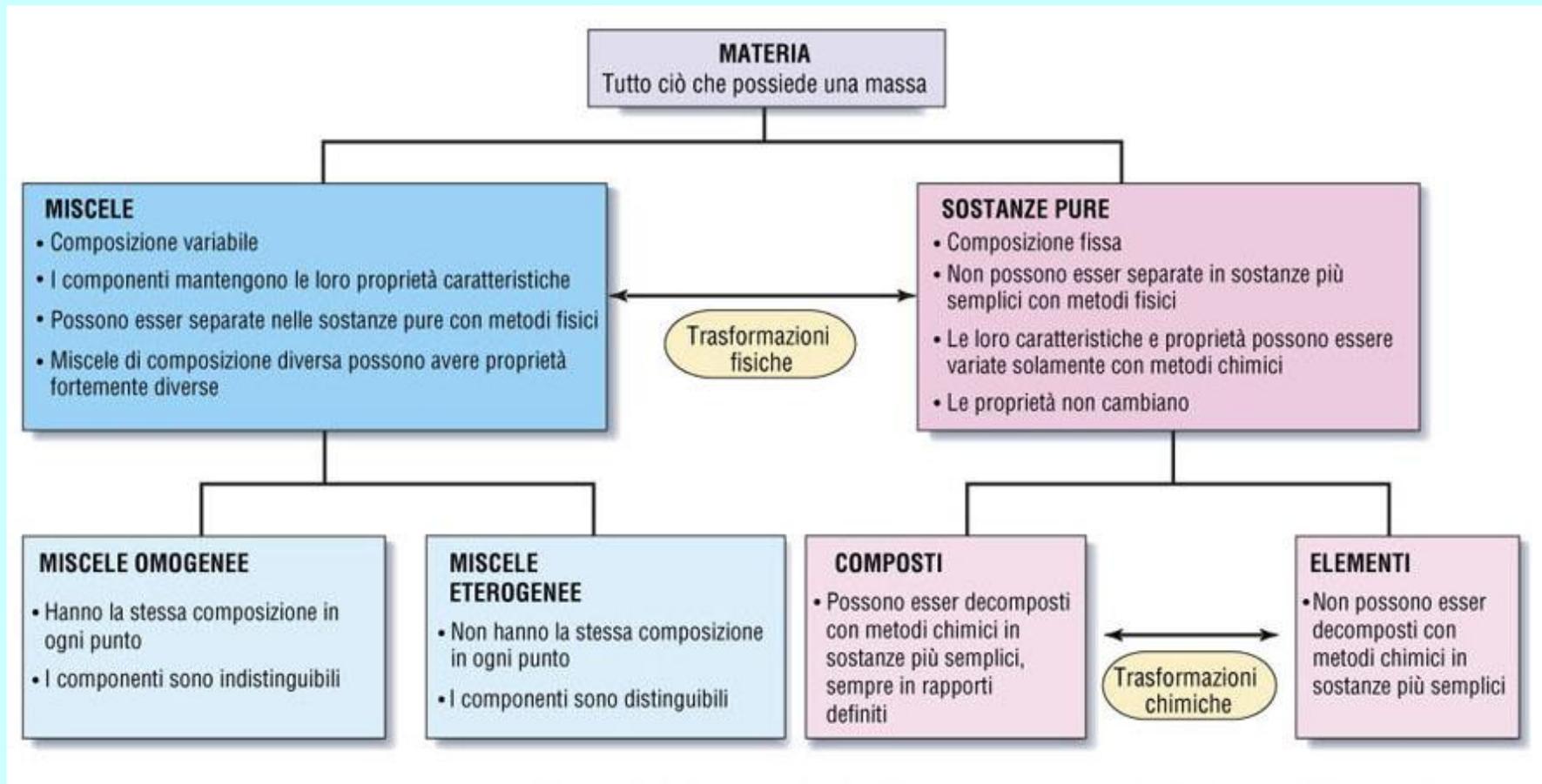
Gas: volume e forma variabili (comprimibile)

Trasformazioni della materia:

Trasformazione fisica: cambiamento dello stato fisico ma non della natura chimica (es: ebollizione dell'acqua)

Trasformazione chimica: Cambiamento dell'identità chimica (es: arrugginimento del ferro, da Fe a Fe₂O₃)

Miscela, Composti, Elementi



Miscela: Acqua e sale

Composizione variabile

1.0 g sale e 10.0, 20.0, 1000,.... g acqua

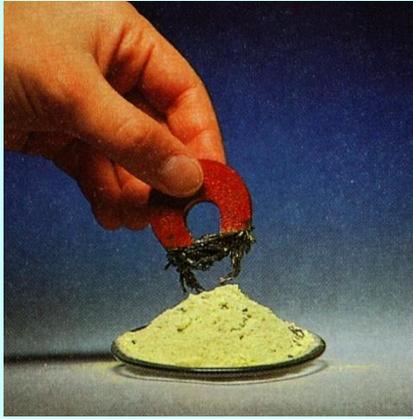
Separazione per evaporazione acqua (fisica)

Composti: Acqua (H_2O), sale ($NaCl$)

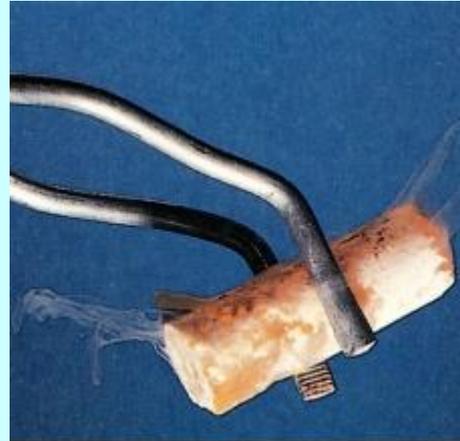
Composizione fissa: 1.0 g H per 7.94 g O

1.0 g Na per 1.54 g Cl

Separazione negli elementi per elettrolisi (chim)



Miscela eterogenea
Zolfo ferro



Elementi:

P bianco, S, Carbonio, Br, I

Composti:

NaCl, CuSO₄, NiCl₂, K₂Cr₂O₇, CoCl₂



La teoria atomica di Dalton

1. Tutta la materia è composta da **atomi indivisibili**. Un **atomo** è una particella estremamente piccola che mantiene la sua identità durante le reazioni chimiche.
2. Un **elemento** è un tipo di materia composto da un solo tipo di atomo. Tutti gli atomi dello stesso elemento hanno la stessa massa e le stesse proprietà
3. Un **composto** è un tipo di materia costituito da atomi di due o più elementi chimicamente uniti in proporzioni fisse. Due tipi di atomi in un composto si legano in proporzioni espresse da numeri semplici interi
4. Una **reazione chimica** consiste nella ricombinazione degli atomi presenti nelle sostanze reagenti in modo da dare nuove combinazioni chimiche presenti nelle sostanze formate dalla reazione



John Dalton (1766-1844)
"Un nuovo sistema di filosofia chimica"
(1808)

La teoria di Dalton spiegava tutte le leggi empiriche note ai suoi tempi

Legge di conservazione di massa (Lavoisier)

Legge delle proporzioni definite (o legge di Proust)

Un composto puro, qualunque sia l'origine o il modo di preparazione, contiene sempre quantità definite e costanti degli elementi proporzionali alla loro massa

Anidride Carbonica CO_2 :

100 g di CO_2 contengono sempre 27,3 g di carbonio e 72,7 g di ossigeno: 27,3% di C e 72,7% di O

Monossido di Carbonio CO :

100 g di CO contengono sempre 42,9 g di carbonio e 57,1 g di ossigeno: 42,9 % di C e 57,1 % di O

SIMBOLI ATOMICI

Notazione fatta di una o due lettere corrispondente ad un particolare elemento.

In genere corrisponde alla prima o alle prime due lettere del nome dell'elemento.

Per gli elementi noti dall'antichità, si fa uso delle prime lettere del nome latino

O	Ossigeno
Cl	Cloro

Au	Oro	da	Aurum
Na	Sodio	da	Natrium
K	Potassio	da	Kalium

STRUTTURA DELL'ATOMO

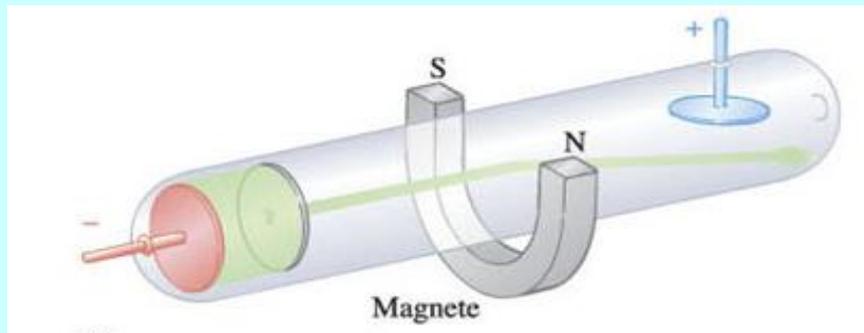
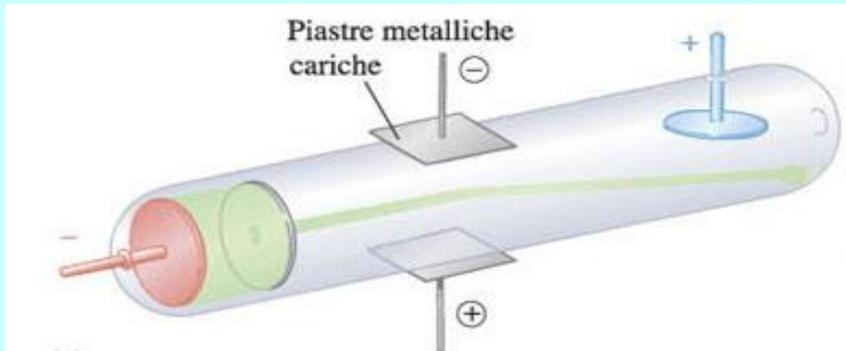
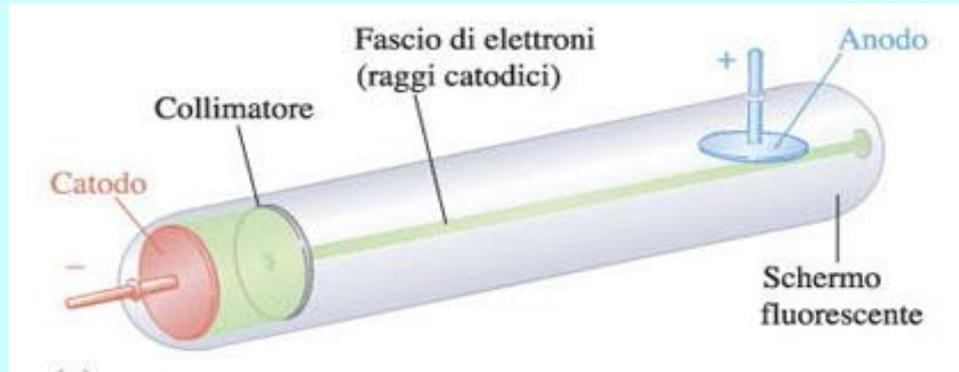
Vari esperimenti condotti all'inizio del 1900 dimostrarono che gli atomi non sono indivisibili ma costituiti da particelle più piccole (elementari).

Elettrone

Se a due elettrodi posti alle estremità di un tubo in cui è fatto il vuoto viene applicato un alto voltaggio, dall'elettrodo negativo (**catodo**) si dipartono dei raggi detti **raggi catodici**.

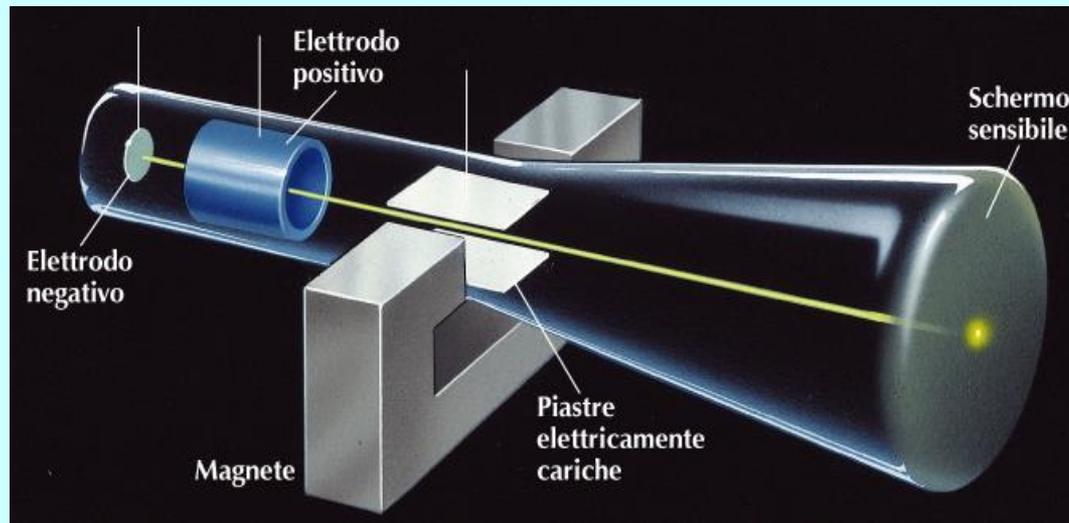
Thomson dimostrò che tali raggi sono costituiti da un flusso di particelle cariche negativamente che chiamò **elettroni**.

Tubo a raggi catodici



La deviazione di un raggio catodico da parte di un campo elettrico e di un campo magnetico

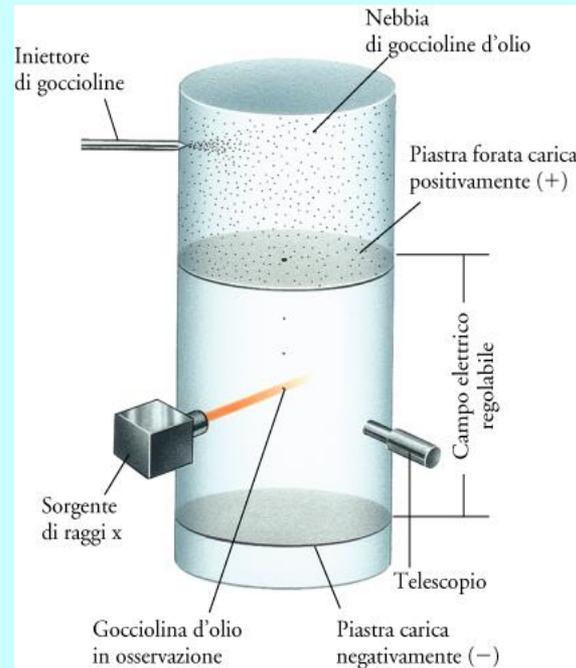
ESPERIMENTO DI THOMSON



Misura del rapporto carica/massa dell'elettrone: un fascio di raggi catodici attraversa un campo elettrico e un campo magnetico. L'esperimento è predisposto in modo che il campo elettrico devii il fascio in una direzione mentre il campo magnetico lo devia nella direzione opposta. Bilanciando gli effetti è possibile determinare il rapporto carica/massa dell'elettrone.

$$e/m = 1,7588 \cdot 10^{11} \text{ C/Kg}$$

Quantizzazione della carica elettrica: esperimento di Millikan



Gocce di olio cariche elettricamente vengono fatte cadere in presenza di un campo elettrico. Dalla massa nota delle goccioline e dal voltaggio applicato per mantenere ferme le gocce cariche si può calcolare la carica presente sulle gocce. Fu trovato che tutte le cariche elettriche sono multiple di una carica elementare minima e assunta come carica dell'elettrone.

$$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C (coulomb)}$$

$$Q(\text{goccia}) = n \cdot e \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

Thomson aveva calcolato:

$$e/m = 1,76 \times 10^{11} \text{ C/Kg}$$

Da cui si dedusse:

$$m = 9,11 \times 10^{-31} \text{ Kg}$$

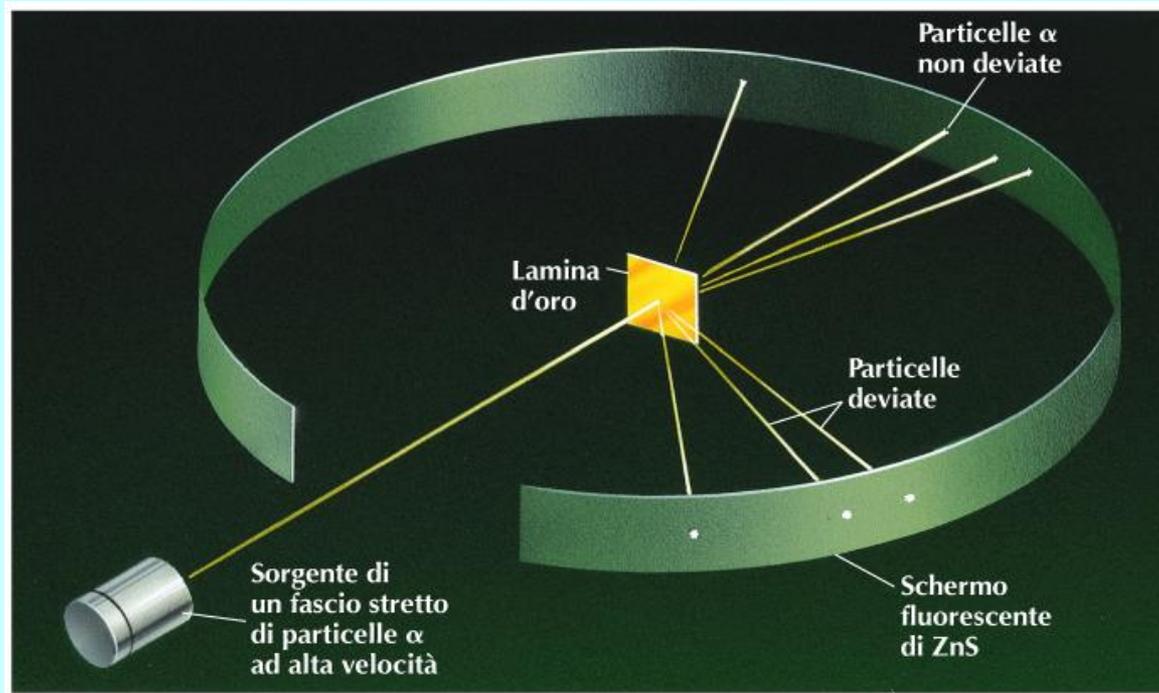
Un valore circa 1800 volte più piccolo della massa dell'idrogeno.

Quasi tutta la massa atomica è quindi associata alla carica positiva (cioè, come vedremo, è concentrata nel nucleo)

Modello Nucleare dell'Atomo

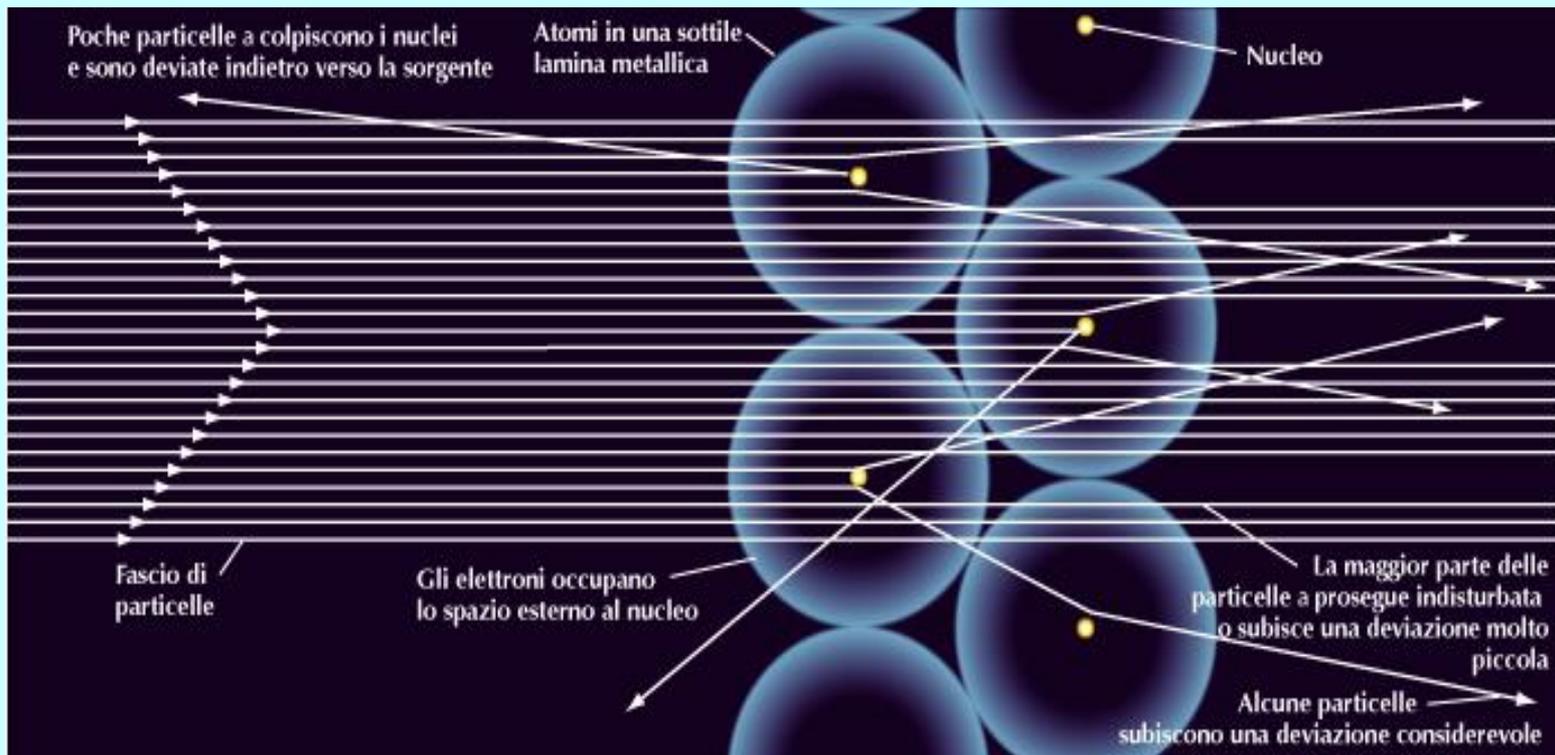
Modello di Thompson: elettroni in una carica positiva uniforme

L'esperienza di Rutherford (1909)



Raggi α : particelle positive con massa 4 volte l'idrogeno (massa dell'elio, carica +2)

La maggiorparte delle particelle α passavano la lamina senza subire deviazioni ma una piccola parte veniva fortemente deviata o addirittura respinta



Modello nucleare

Rutherford concluse che la maggiorparte della massa atomica è concentrata in un centro carico positivamente, **nucleo**, attorno al quale si muovono gli elettroni (di massa trascurabile) a distanze molto grandi

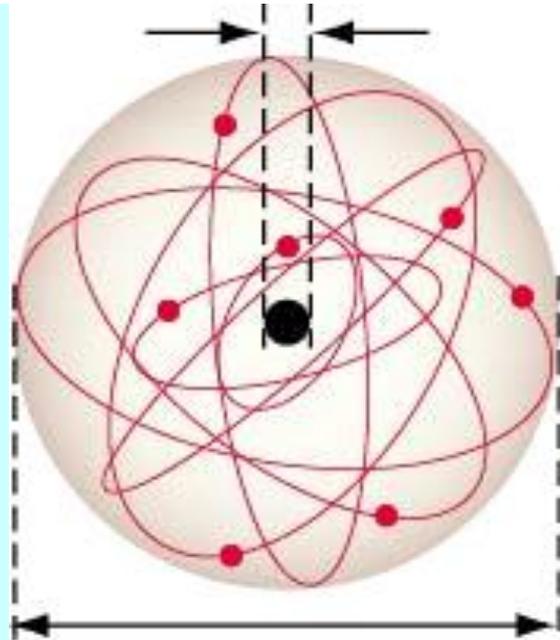
La maggior parte dell'atomo è vuoto

Dall'analisi dettagliata delle traiettorie delle particelle α deflesse Rutherford stimò che il nucleo era circa 10000 volte più piccolo dell'atomo

Dimensioni atomiche: circa 1 \AA
Dimensioni nucleari: circa 10^{-4} \AA

$$1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$$

dimensioni del nucleo $< 2 \times 10^{-14}$ m



dimensioni dell'atomo $< 2 \times 10^{-10}$ m

La carica nucleare doveva essere anch'essa un multiplo, con valore positivo della carica unitaria dell'elettrone:

$$q = + Z e$$

Un'analisi quantitativa delle traiettorie delle particelle a deflesse permise inoltre a Rutherford di stimare la carica dei nuclei: ad esempio il nucleo dell'atomo di oro risultò avere una carica circa +100 e non troppo diverso dal valore attualmente accettato di +79 e.

Solo qualche anno più tardi, nel 1913, fu riconosciuto che il numero atomico Z rappresenta la caratteristica fondamentale di ogni atomo che ne determina le proprietà, piuttosto che la massa come si pensava precedentemente.

STRUTTURA NUCLEARE

La natura della carica nucleare e la struttura dei nuclei fu chiarita negli anni '20 da vari fisici fra cui Rutherford.

Ogni elemento è caratterizzato da una carica nucleare tipica che è un multiplo della carica elettronica e . Questo multiplo viene indicato con la lettera Z .

Ad ogni Z corrisponde un elemento, nell'ordine:

H $Z=1$ He $Z=2$ Li $Z=3$

Nell'atomo neutro attorno a tale nucleo si muovono Z elettroni.

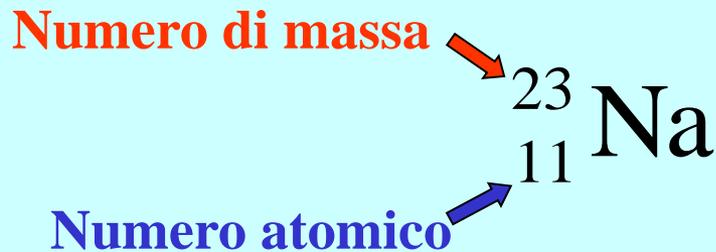
Un nucleo è costituito da due tipi di particelle:

- ❖ Protoni carica $+e$ massa 1836 volte quella dell'elettrone
- ❖ Neutroni carica 0 massa 1839 volte quella dell'elettrone

Un nucleo è quindi caratterizzato da due numeri

- ❖ Un numero atomico $Z \Rightarrow$ numero di protoni
- ❖ Un numero di massa $A \Rightarrow$ numero di protoni + numero di neutroni

Un nucleo particolare caratterizzato da Z e da A è anche chiamato **nuclide** e rappresentato con la seguente notazione:



$$Z=11$$

$$A=23$$

11 protoni

$$23-11= 12 \text{ neutroni}$$

(definisce l'elemento **Na**)

Atomi i cui nuclei hanno lo stesso numero di protoni ma diverso numero di neutroni sono detti isotopi.

Ad esempio l'idrogeno ha tre isotopi:

${}^1_1\text{H}$	idrogeno	1 protone	nessun neutrone
${}^2_1\text{H}$	deuterio	1 protone	1 neutrone
${}^3_1\text{H}$	trizio	1 protone	2 neutroni

Gli elementi presenti in natura sono in genere miscele di isotopi:

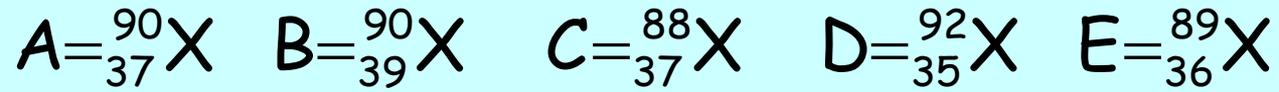
Cloro 75,8 % ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ 24,2 % ${}^{37}_{17}\text{Cl}$

Abbondanza relativa: frazione del numero totale di atomi di un dato isotopo.

Il postulato di Dalton ?

Il postulato di Dalton rimane valido se si fa riferimento ad una massa media: infatti la composizione isotopica rimane costante.

Quali tra i seguenti atomi:



sono isotopi dello stesso elemento?

- A - A e B
- B - A e C
- C - A e D
- D - A e E