

Lezione 3 - La teoria atomica

Lezione 3 - La teoria atomica

- Osservazioni alla base della teoria atomica della materia
- La teoria atomica di Dalton
- L'atomo. Particelle atomiche fondamentali
- La teoria atomica odierna
- Numero atomico. Numero di massa. Isotopi.
- Massa atomica. L'unità di massa atomica.

- Gli elementi e la tavola periodica

Osservazioni alla base della teoria atomica della materia

La legge di conservazione della massa



La massa totale delle sostanze rimane costante durante una reazione chimica:

reagente 1 + reagente 2



prodotto

massa totale

=

massa totale

ossido di calcio + diossido di carbonio \longrightarrow carbonato di calcio

CaO

+

CO₂



CaCO₃

56,08 g

+

44,00 g



100,08 g

La legge di conservazione della massa

- In una reazione chimica la massa totale delle sostanze che si formano è uguale alla massa delle sostanze che reagiscono

- Magnesio + Ossigeno → Ossido di magnesio



Prima della reazione: magnesio 0.455 g; ossigeno 0.300 g;

massa totale: 0.755 g

Dopo la reazione : ossido di magnesio 0.755 g;

massa totale: 0.755 g

Prima della reazione: magnesio 0.455 g; ossigeno 2.315 g;

massa totale: 2.770 g

Dopo la reazione : ossido di magnesio 0.755 g; ossigeno 2.015 g;

massa totale: 2.770 g

La legge della composizione costante o delle proporzioni definite

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

Carbonato
di calcio

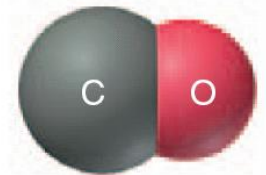
Analisi in massa (grammi/20,0 g)	Frazioni in massa (parti/1,00 parte)	Percentuale in massa (parti/100 parti)
8,0 g calcio	0,40 calcio	40% calcio
2,4 g carbonio	0,12 carbonio	12% carbonio
9,6 g ossigeno	0,48 ossigeno	48% ossigeno
20,0 g	1,00 parte in massa	100% in massa

Legge delle proporzioni multiple

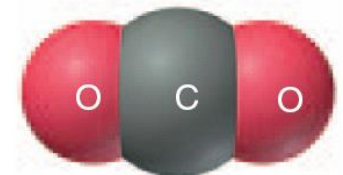
- Se gli elementi A e B reagiscono per formare due composti, le differenti masse di B che si combinano con una massa fissa di A possono essere espresse come rapporti di numeri interi piccoli.
- I rapporti tra le masse di un elemento A che si combinano con una massa fissa di un secondo elemento B sono uguali a numeri interi piccoli
- Ossido di Carbonio I : 57,1% ossigeno e 42,9% carbonio
- Ossido di Carbonio II : 72,7% ossigeno e 27,3% carbonio

- Ossido di carbonio A: 1.000 g C 1.333 g O
- Ossido di carbonio B: 1.000 g C 2.667 g O

$$2.667/1.333 = 2$$



Ossido di carbonio I
(monossido di carbonio)



Ossido di carbonio II
(diossido di carbonio)

Teoria atomica di Dalton - Postulati

- Un elemento chimico è composto di particelle indivisibili (atomi) che non possono essere create né distrutte.
- Gli atomi di un elemento non possono essere convertiti negli atomi di un altro elemento
- Tutti gli atomi di un elemento hanno la stessa massa e le stesse proprietà.
→ Gli atomi di un elemento sono diversi da quelli di un altro elemento
- In ciascuno dei loro composti elementi diversi si combinano tra loro secondo un rapporto numerico definito e costante

La teoria atomica di Dalton spiega le leggi di massa

Conservazione della massa

Gli atomi non possono essere creati o distrutti

postulato 1

o convertiti in altri tipi di atomi.

postulato 2

Poiché ogni atomo dei diversi elementi ha una massa fissa,

postulato 3

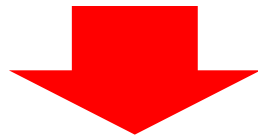


durante una reazione chimica in cui gli atomi si combinano in differenti modi l'uno con l'altro, non si ha variazione di massa.

Composizione definita

Un composto è una combinazione di uno specifico rapporto di differenti atomi

e ogni atomo ha una specifica massa



Ogni elemento presente in un composto costituisce una frazione fissa della massa totale.

postulato 4

postulato 3

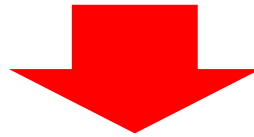
Proporzioni multiple

Gli atomi di un elemento hanno la stessa massa

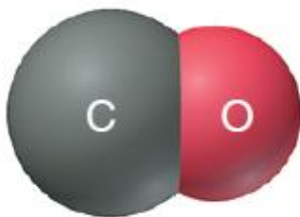
postulato 3

e gli atomi sono indivisibili

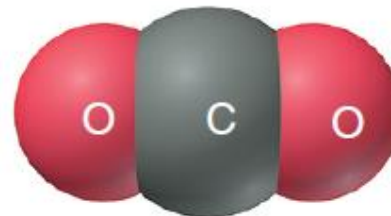
postulato 1



Quando atomi di elementi diversi si combinano tra loro in composizioni diverse, il loro rapporto è rappresentato da piccoli numeri interi piccoli.



Ossido di carbonio I
(monossido di carbonio)

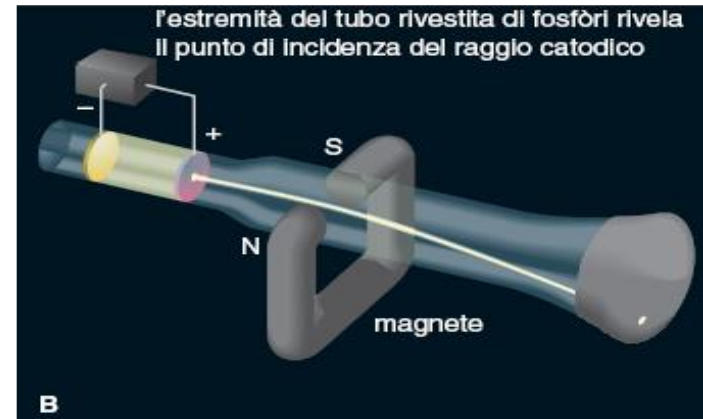
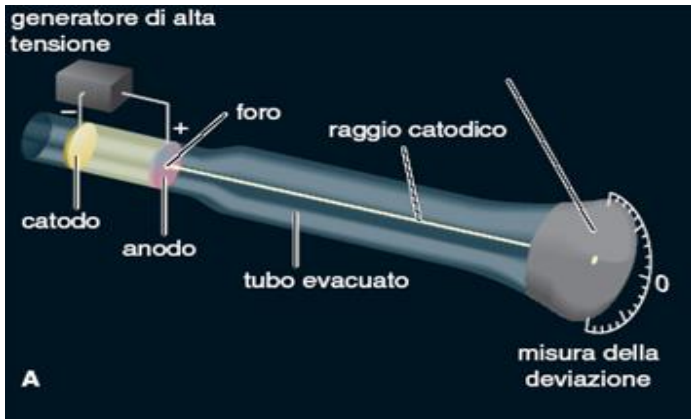


Ossido di carbonio II
(diossido di carbonio)

Esperimenti per determinare le proprietà dei raggi catodici

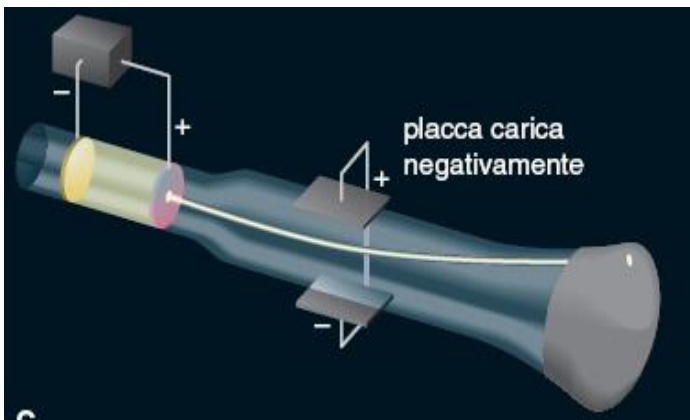
1. Il raggio devia in presenza di un campo magnetico.

Consiste di particelle cariche.



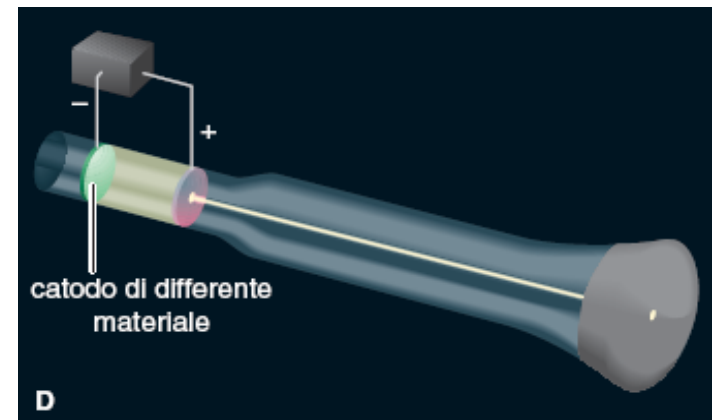
2. In presenza di un campo elettrico il raggio viene deviato verso la placca positiva.

Consiste di particelle negative

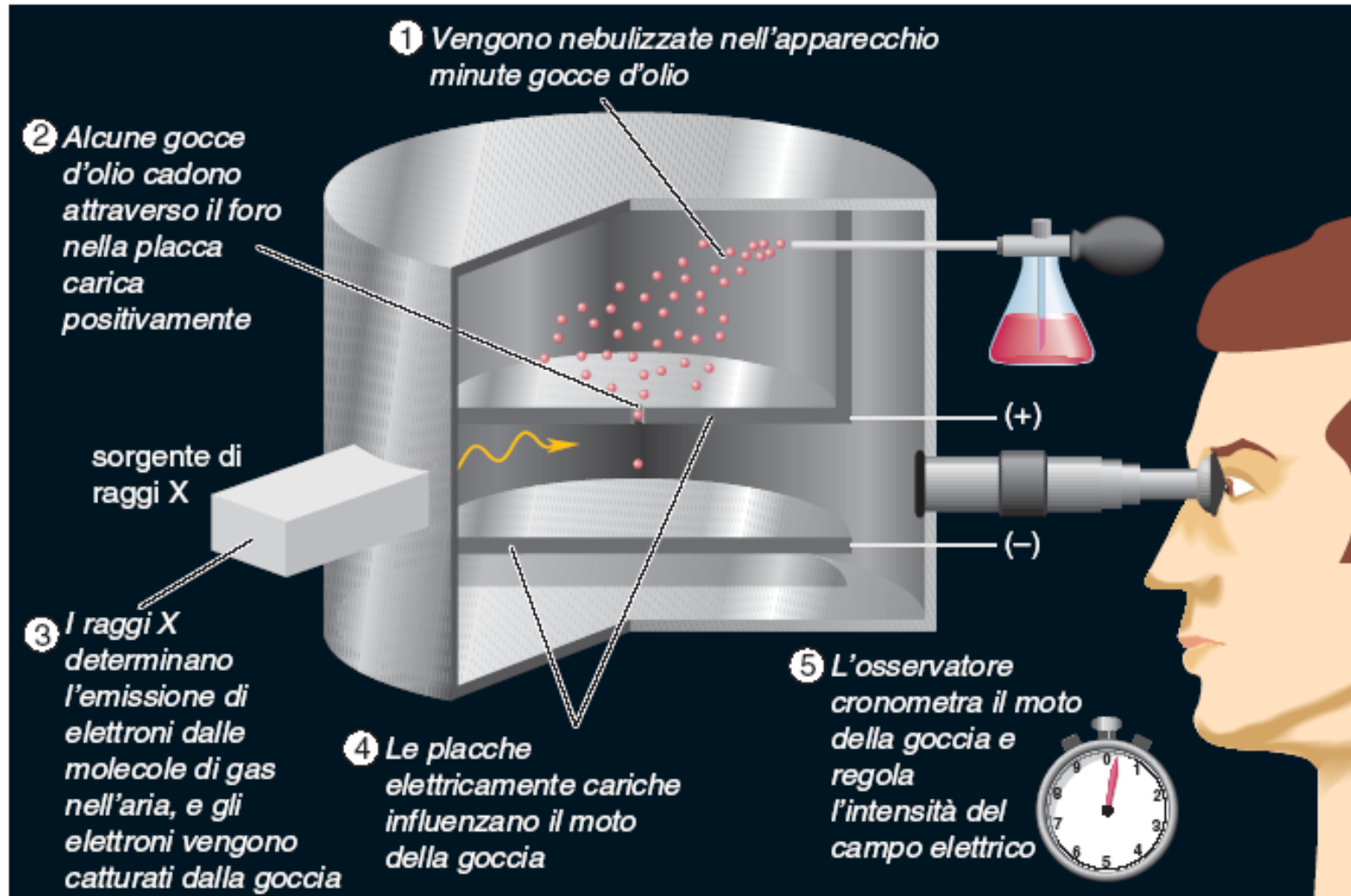


3. Il raggio è identico per ogni catodo.

Le particelle fanno parte di tutta la materia



Esperimento della goccia d'olio di Millikan per misurare la carica di un elettrone.



Calcolare della massa di un elettrone

**determinata da J.J. Thompson
e altri**



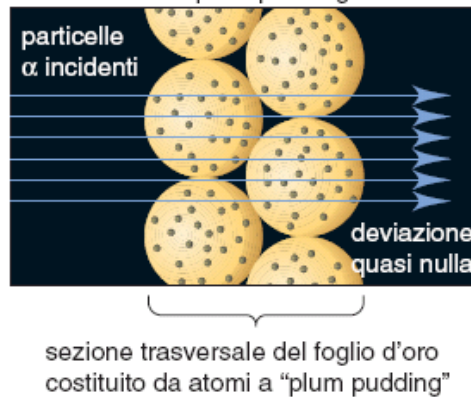
$$\text{massa di un elettrone} = \frac{\text{massa}}{\text{carica}} \times \text{carica}$$

$$= (-5,686 \times 10^{-12} \text{ kg}/\cancel{\text{C}}) \times (-1,602 \times 10^{-19} \cancel{\text{C}})$$

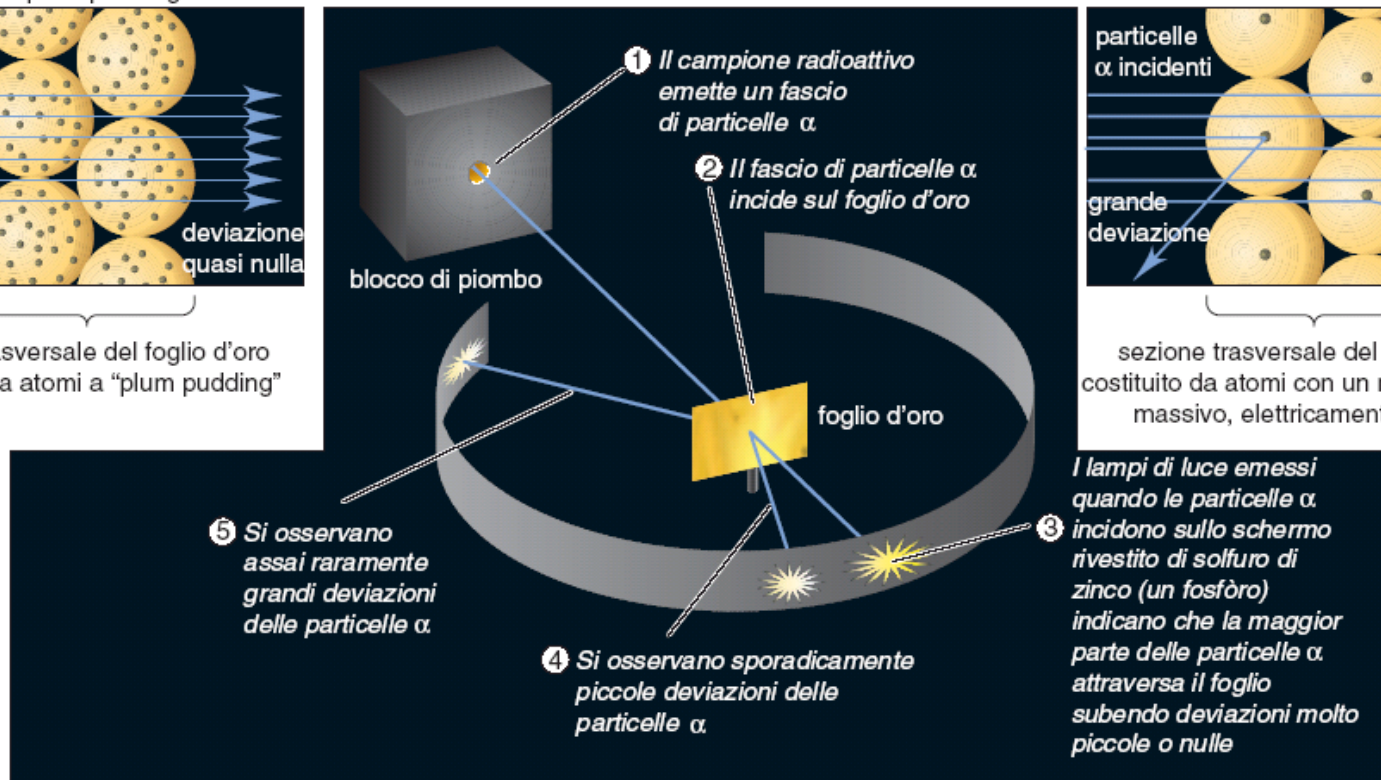
$$= 9,109 \times 10^{-31} \text{ kg} = 9,109 \times 10^{-28} \text{ g}$$

Esperimento di Rutherford di diffusione delle particelle α e scoperta del nucleo atomico

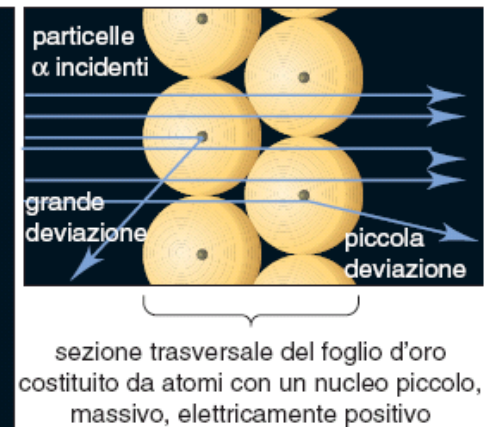
A Ipotesi: il risultato atteso sulla base del modello dell'atomo a "plum pudding"



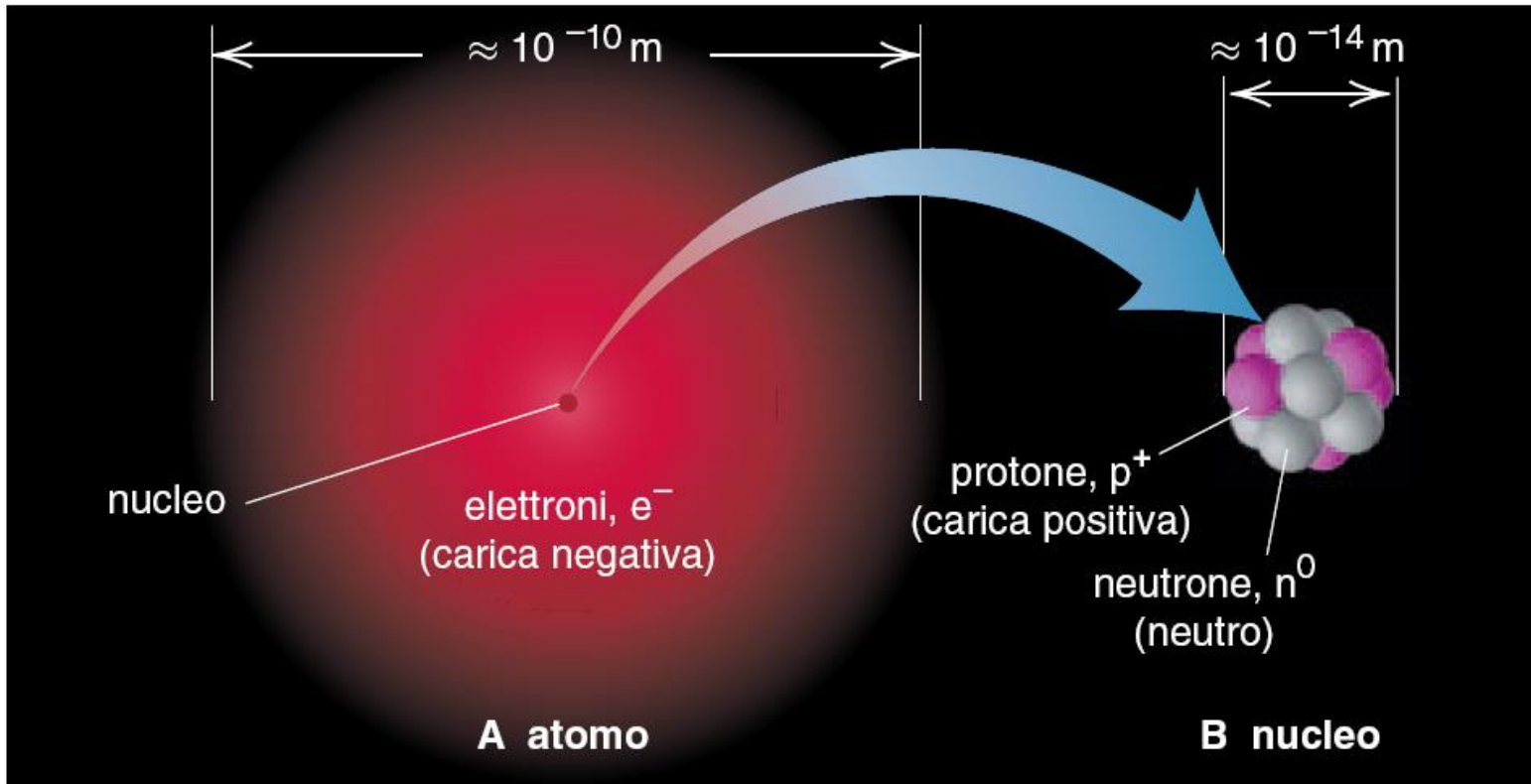
B Esperimento



C Risultato reale



Caratteristiche generali dell'atomo



- A. Una “nuvola” di elettroni carichi negativamente, in rapido movimento, occupa pressoché tutto il volume atomico e circonda il minuscolo nucleo centrale.
- B. Il nucleo contiene pressoché tutta la massa dell'atomo ed è costituito da protoni carichi positivamente e neutroni elettricamente neutri. Se il nucleo avesse effettivamente le dimensioni indicate nella figura (diametro $\cong 1 \text{ cm}$) l'atomo avrebbe un diametro di circa 100 m.

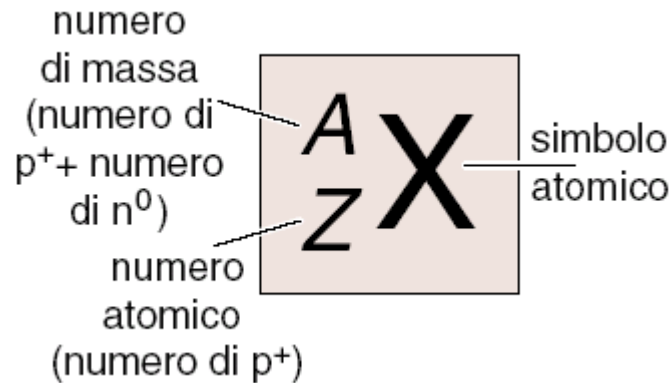
Proprietà delle tre particelle subatomiche principali

Nome (Simbolo)	Carica		Massa		Posizione nell'atomo
	Relativa	Assoluta (C)*	Relativa (u)†	Assoluta (g)	
Protone (p ⁺)	1+	+1,60218x10 ⁻¹⁹	1,00727	1,67262x10 ⁻²⁴	Nucleo
Neutrone (n ⁰)	0	0	1,00866	1,67493x10 ⁻²⁴	Nucleo
Elettrone (e ⁻)	1-	-1,60218x10 ⁻¹⁹	0,00054858	9,10939x10 ⁻²⁴	All'esterno del nucleo

* Il coulomb (C) è l'unità SI di carica elettrica.

† L'unità di massa atomica (u) equivale a 1,66054x10⁻²⁴ g.

Simbolo atomico, numero atomico e numero di massa



X = simbolo atomico dell'elemento

A = numero di massa; $A = Z + N$

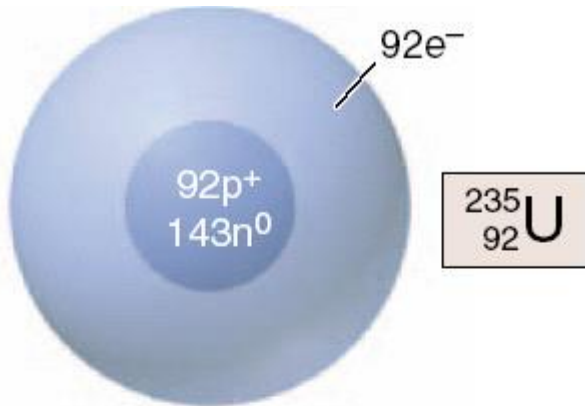
Z = numero atomico

(il numero di protoni nel nucleo)

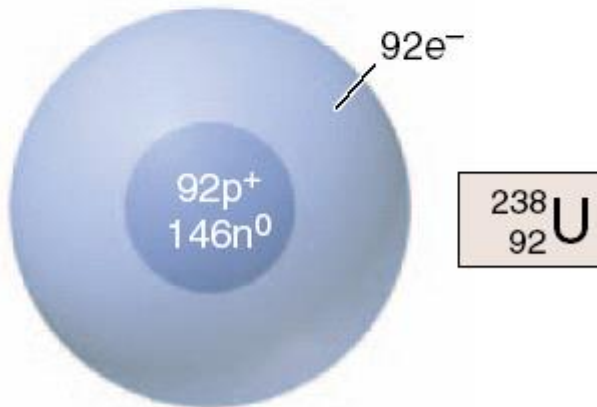
N = numero di neutroni nel nucleo



Isotopi



un atomo di uranio-235



un atomo di uranio-238

Gli **isotopi** sono atomi di un elemento con lo stesso numero di **protoni**, ma con diverso numero di **neutroni**.

Gli isotopi hanno lo stesso numero atomico, ma diverso numero di massa.

La teoria atomica moderna

1. *Tutta la materia è costituita da atomi.* L'atomo è la particella più piccola che *identifica univocamente* un elemento.
2. *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.
3. *Tutti gli atomi di un elemento hanno lo stesso numero di protoni e di elettroni che determina il comportamento chimico dell'elemento.* Gli isotopi di un elemento differiscono nel numero di neutroni, dunque nel numero di massa. Un campione di un elemento viene considerato come se tutti i suoi atomi avessero una massa *media*.
4. *I composti sono formati dalla combinazione chimica di due o più elementi in rapporti specifici.*

Tavola Periodica degli Elementi

1 IA H Idrogeno 1.00784	2 IIA He Elio 4.002602											13 IIIA B Boro 10.811	14 IVA C Carbonio 12.0107	15 VA N Azoto 14.00674	16 VIA O Ossigeno 15.9994	17 VIIA F Fluoro 18.9984032	18 VIIIA Ne Neon 20.1797	
3 Li Litio 6.941	4 Be Berillio 9.012182											5 B Boro 10.811	6 C Carbonio 12.0107	7 N Azoto 14.00674	8 O Ossigeno 15.9994	9 F Fluoro 18.9984032	10 Ne Neon 20.1797	
11 Na Sodio 22.989770	12 Mg Magnesio 24.3050	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 Al Alluminio 26.981538	14 Si Silicio 28.0855	15 P Fosforo 30.973761	16 S Zolfo 32.066	17 Cl Cloro 35.453	18 Ar Argon 39.948	
19 K Potassio 39.0983	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Scandio 44.955910	22 Ti Titanio 47.867	23 V Vanadio 50.9415	24 Cr Cromo 51.9961	25 Mn Manganese 54.938049	26 Fe Ferro 55.8457	27 Co Cobalto 58.933200	28 Ni Nichel 58.6934	29 Cu Rame 63.546	30 Zn Zinco 65.409	31 Ga Gallio 69.723	32 Ge Germanio 72.64	33 As Arsenico 74.92160	34 Se Selenio 78.96	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Kriptone 83.798	
37 Rb Rubidio 85.4678	38 Sr Stronzio 87.62	39 Y Ittrio 88.90585	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.90638	42 Mo Molibdeno 95.94	43 Tc Tecnezio (98)	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.90550	46 Pd Palladio 106.42	47 Ag Argento 107.8682	48 Cd Cadmio 112.411	49 In Indio 114.818	50 Sn Stagno 118.710	51 Sb Antimonio 121.760	52 Te Tellurio 127.60	53 I Iodio 126.90447	54 Xe Xeno 131.293	
55 Cs Cesio 132.90545	56 Ba Bario 137.327	57 to 71	72 Hf Afnio 178.49	73 Ta Tantalio 180.9479	74 W Tungsteno 183.84	75 Re Renio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.217	78 Pt Platino 195.078	79 Au Oro 196.96655	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Tallio 204.3833	82 Pb Piombo 207.2	83 Bi Bismuto 208.98038	84 Po Polonio (209)	85 At Astatio (210)	86 Rn Radone (222)	
87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio (226)	89 to 103	104 Rf Rutherfordio (261)	105 Db Dubnio (262)	106 Sg Seaborgio (266)	107 Bh Bohrio (264)	108 Hs Hassio (269)	109 Mt Meitnerio (268)	110 Ds Darmstadtio (271)	111 Rg Roentgenio (272)	112 Uub Ununbio (285)	113 Uut Ununtrio (284)	114 Uuq Ununquadio (289)	115 Uup Ununpentio (288)	116 Uuh Ununhexio (292)	117 Uus Ununseptium	118 Uuo Ununoctium	

- Metalli alcalini
- Metalli alcalino terrosi
- Metalli del blocco d
- Lantanidi
- Attinidi
- Metalli del blocco p
- Nonmetalli
- Gas nobili
- Solidi
- Liquidi
- Gas
- Artificiali

Le masse atomiche tra sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

Design Copyright © 1997 Michael Dayah (michael@dayah.com), <http://www.dayah.com/periodic/>

Nota: il sotto gruppo dei numeri 1-18 è stato adottato nel 1984 dalla International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC). I nomi degli elementi 112-118 sono gli equivalenti latini di quei nomi.

57 La Lantanio 138.9055	58 Ce Cerio 140.116	59 Pr Praseodimio 140.90765	60 Nd Neodimio 144.24	61 Pm Promezio (145)	62 Sm Samario 150.36	63 Eu Europio 151.964	64 Gd Gadolinio 157.25	65 Tb Terbio 158.92534	66 Dy Dizobolo 162.500	67 Ho Olmio 164.93032	68 Er Erbio 167.259	69 Tm Tullio 168.93421	70 Yb Itterbio 173.04	71 Lu Lutetio 174.967
89 Ac Attinio (227)	90 Th Torio 232.0381	91 Pa Protoattinio 231.03688	92 U Uranio 238.02891	93 Np Nettunio (237)	94 Pu Plutonio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einsteinio (252)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (288)	102 No Nobelio (289)	103 Lr Laurenzio (262)

Massa atomica

L'unità di massa atomica

La massa atomica media

Massa atomica

- Unità di massa atomica:

1/12 della massa del ^{12}C = 1 amu (atomic mass unit) = 1 Dalton

- Massa di un atomo di ^{12}C = 12 amu

- Massa ^{12}C = $1.9926 \cdot 10^{-23}$ g

$$1 \text{ amu} = 1.9926 \cdot 10^{-23} \text{ g} / 12 = 1.6606 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

- Le masse atomiche degli elementi sono riferite all'unità di massa atomica:

H 1.008

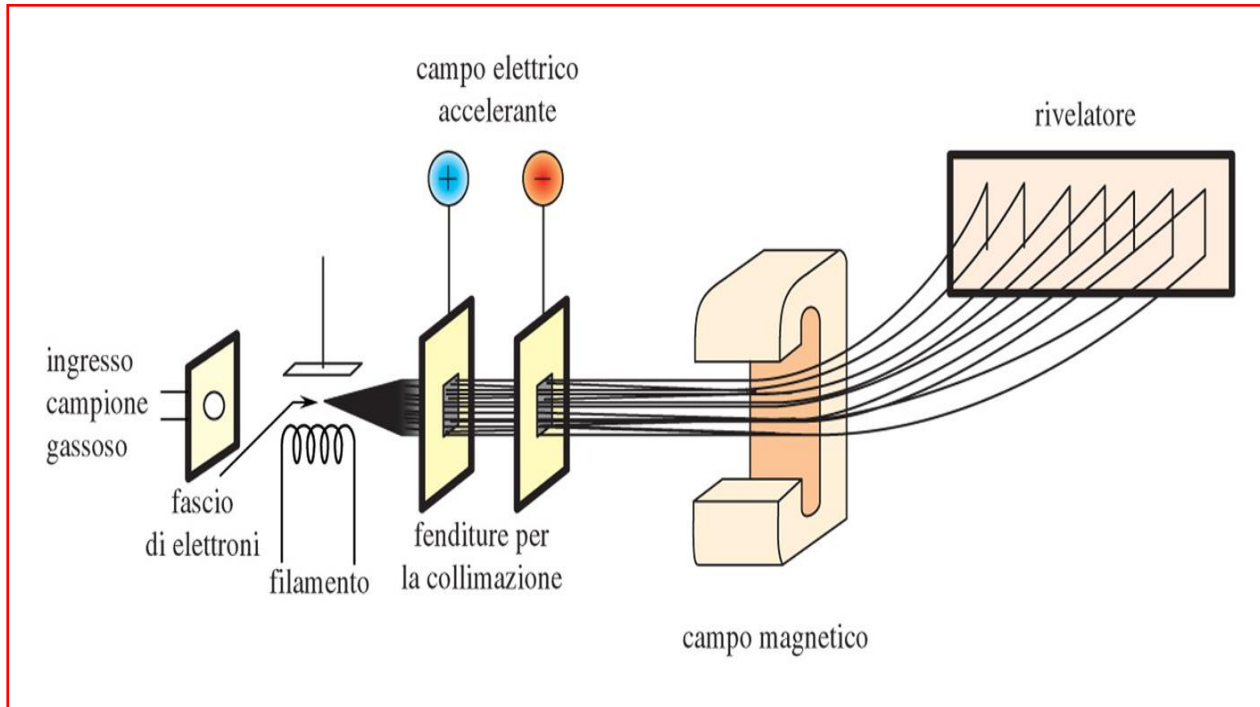
He 4.003

N 14.007

O 15.999

Determinazione sperimentale della massa atomica

Lo spettrometro di massa



- Massa ^{19}F / Massa di $^{12}\text{C} = 1.583$
- Massa atomica $^{19}\text{F} = 1.583 \times 12.00 = 19.00 \text{ amu}$

- Massa ^{16}O / Massa di ^{12}C = 1.33291
- Massa atomica ^{16}O = $1.33291 \times 12.00 = 15.9949$ amu
- Massa ^{16}O / Massa di ^{15}N = 1.06632
- Massa atomica ^{15}N = $15.9949 / 1.06632 = 15.0001$ amu

Massa atomica media

- **Abbondanza isotopica:** percentuale atomica di un isotopo in un campione naturale di un elemento

- | | | |
|-----------------|--------------|----------|
| ^{12}C | 12.00000 amu | 98.892 % |
| ^{13}C | 13.00335 amu | 1.108 % |

- Contributo di ^{12}C alla massa atomica:

$$0.98892 \times 12.00000 = 11.867 \text{ amu}$$

- Contributo di ^{13}C alla massa atomica:

$$0.01108 \times 13.00335 = 0.1441 \text{ amu}$$

- **Massa atomica del C naturale:**

$$11.867 + 0.1441 = 12.011 \text{ amu}$$