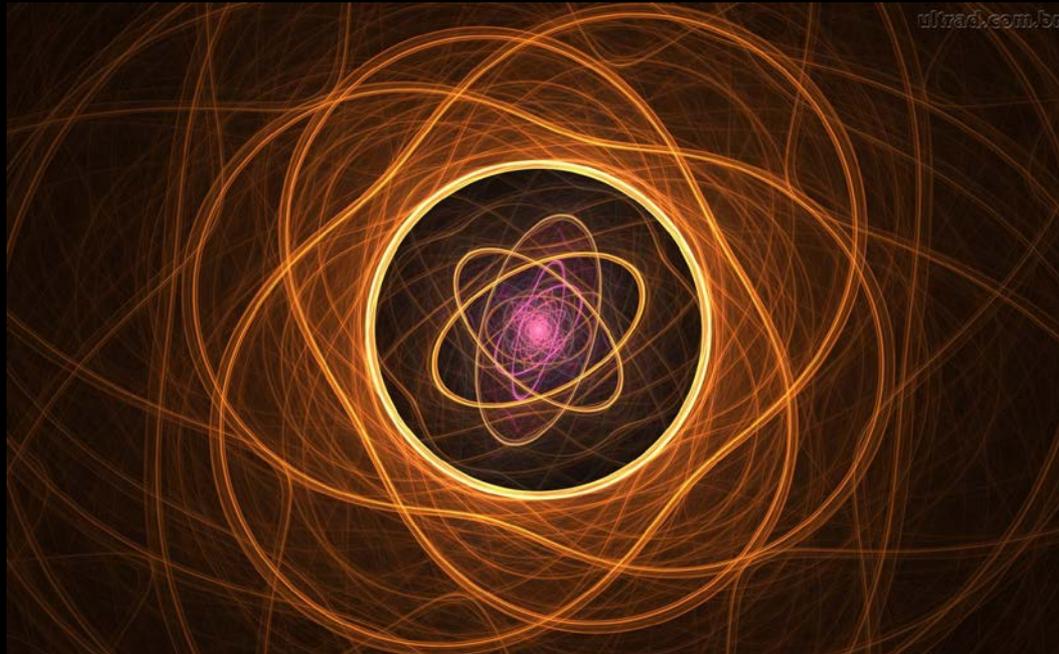


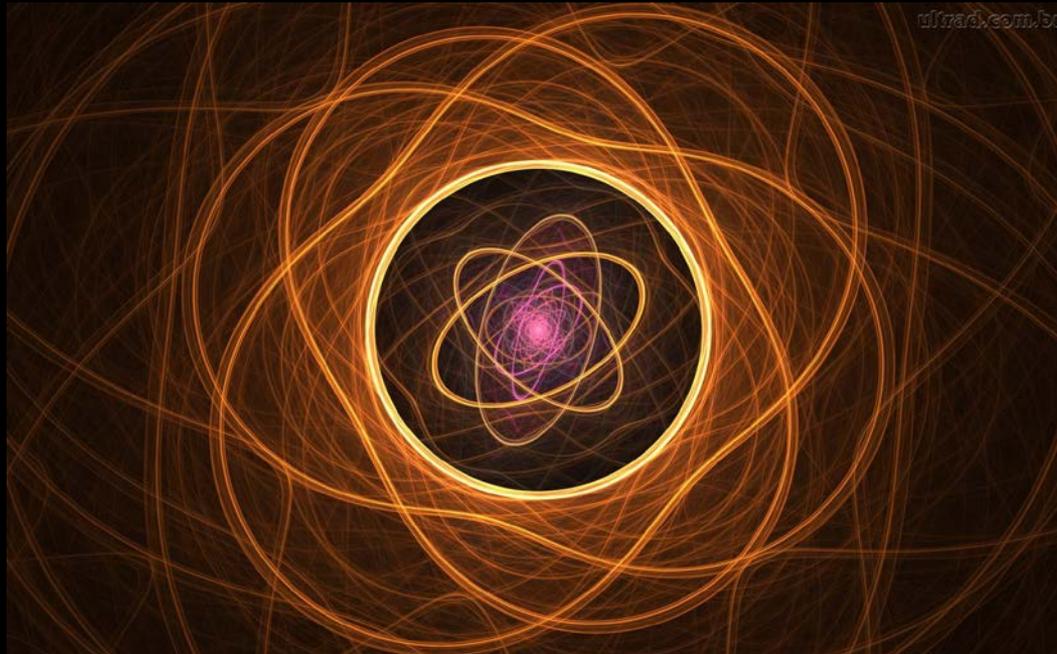
Atomo

- l'unità fondamentale della MATERIA



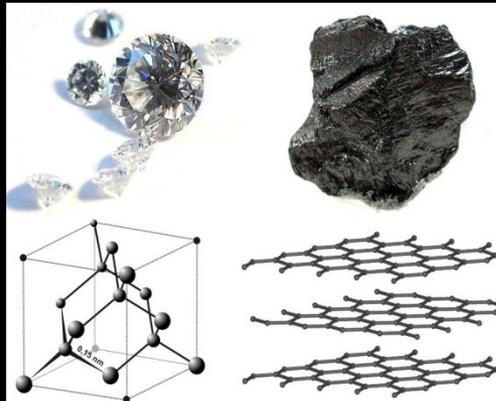
Atomo

- l'unità fondamentale della MATERIA
- la più piccola particella di un elemento che non subisce alterazioni nelle trasformazioni chimiche, ma che può subire trasformazioni fisiche

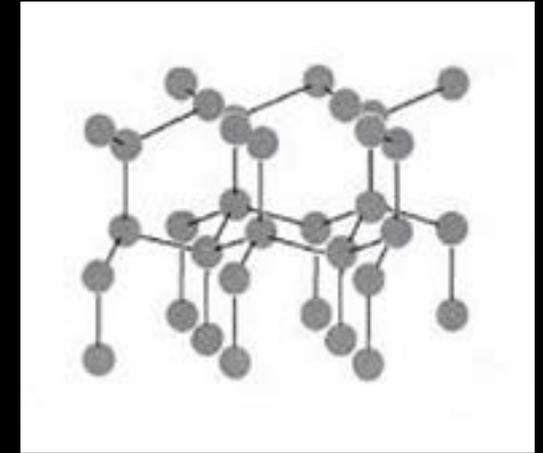
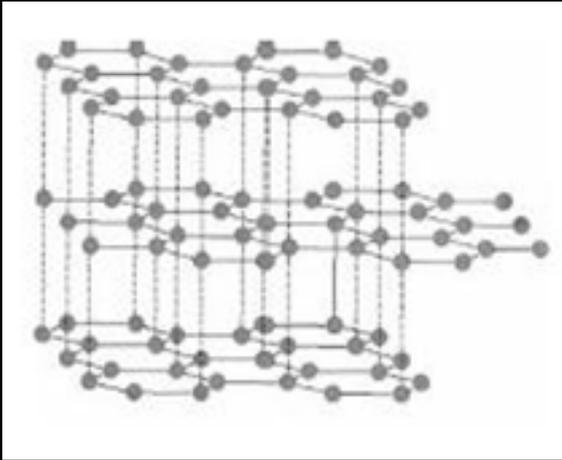


Atomo

- La **MATERIA** è costituita da atomi uniti tra loro da forze di legame strettamente dipendenti dalla *struttura elettronica* degli atomi
- le **proprietà della materia** sono condizionate dalla natura:
 - degli atomi
 - **dei legami** che tali atomi tengono uniti



Atomo



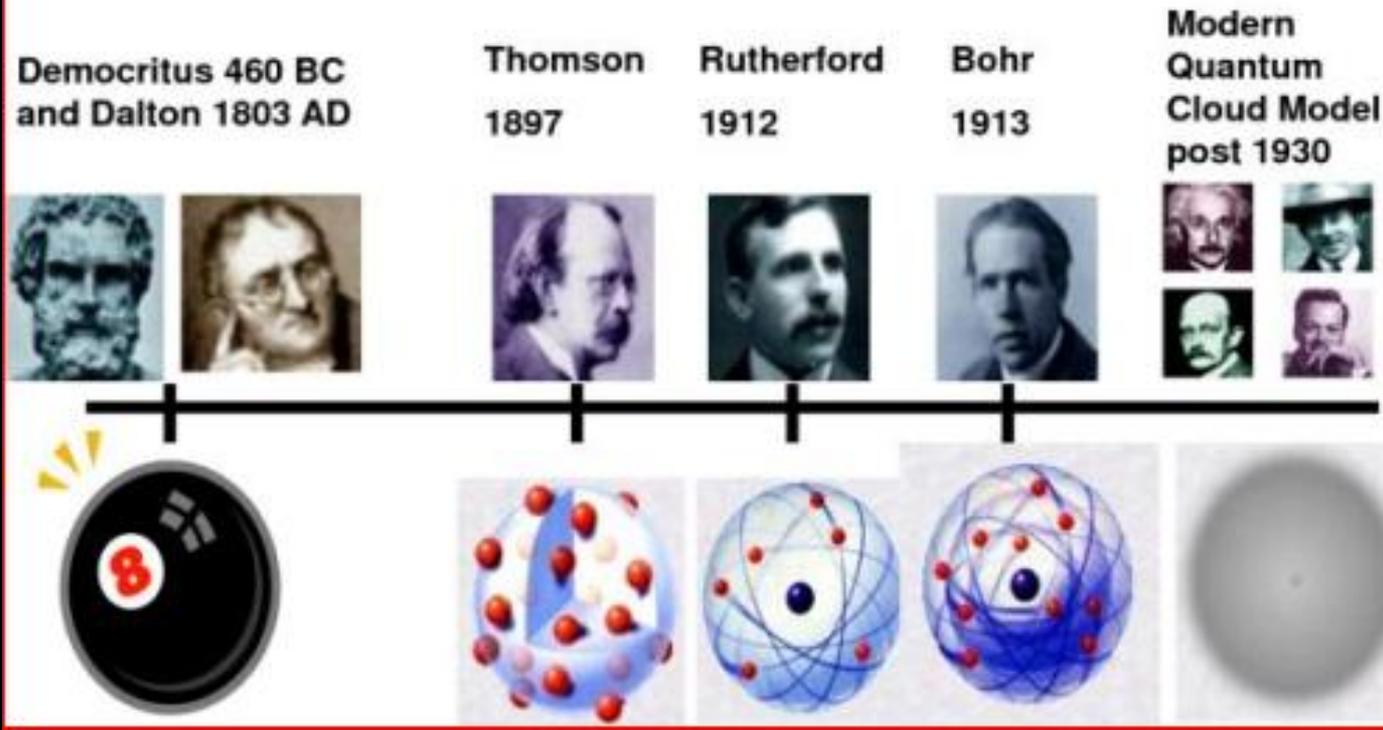
grafite



diamante

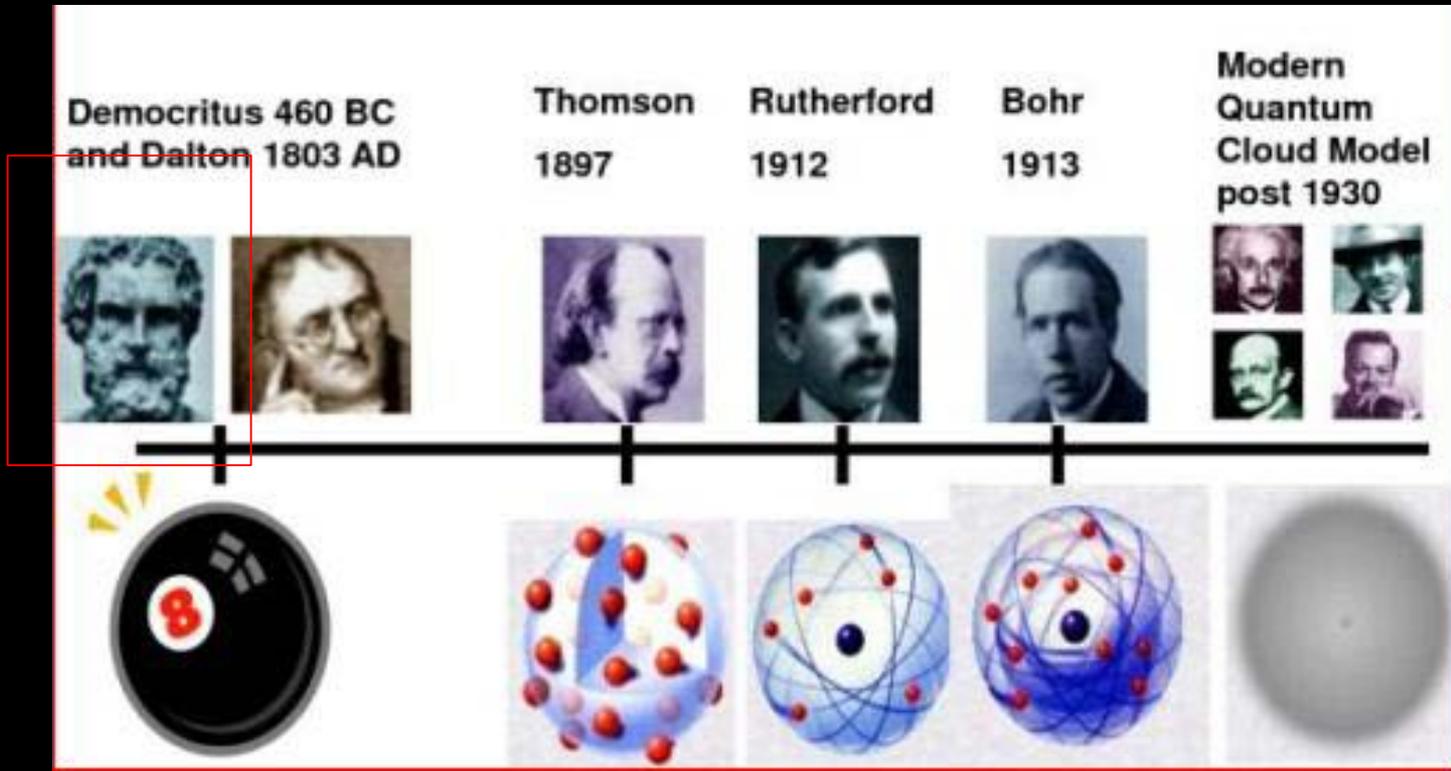
entrambi sono costituiti da atomi di **carbonio**, ma presentano struttura cristallina e proprietà chimico-fisiche differenti

History of the Atom Timeline



Il **modello atomico** oggi riconosciuto è l'ultima tappa di una serie di ipotesi che sono state avanzate nel tempo

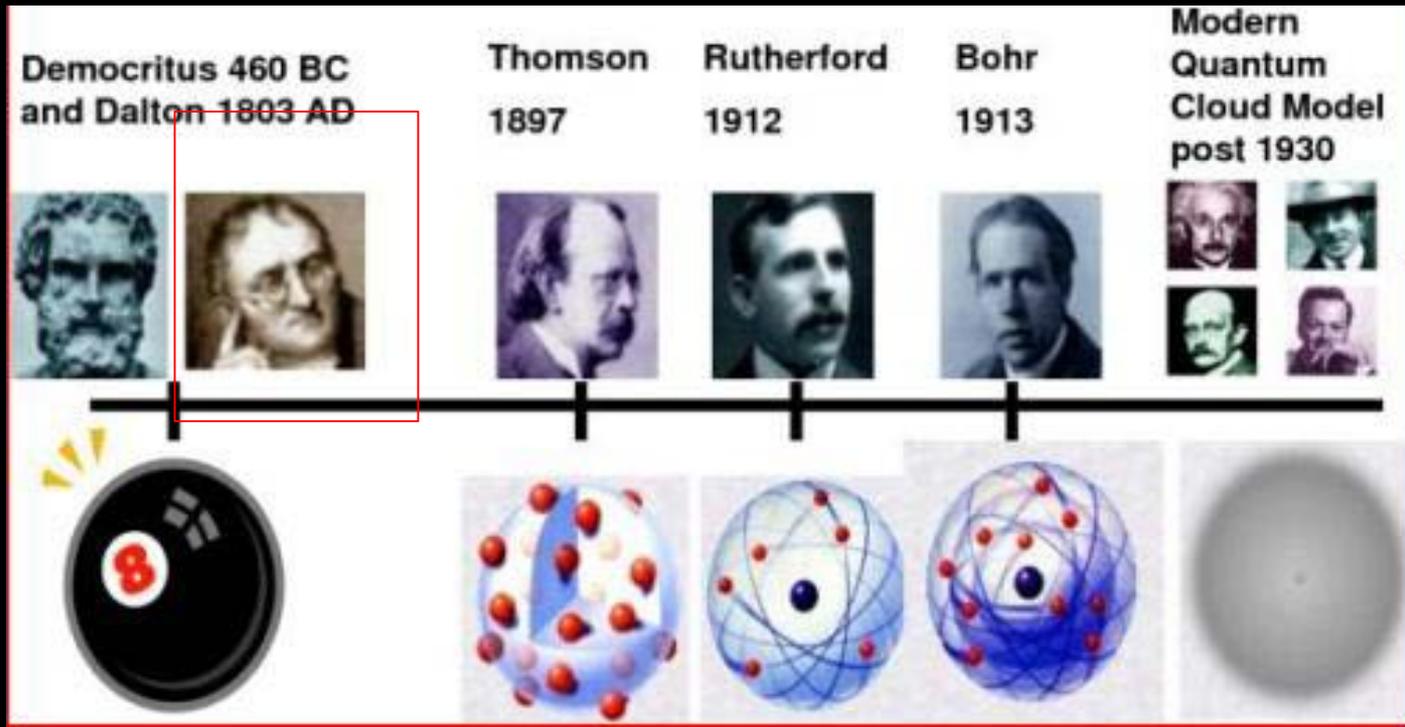
L'atomo di Democrito



460 a.c. Democrito fece **considerazioni filosofiche**:

ipotizzò che tutta la materia fosse costituita da particelle piccolissime, invisibili e indivisibili che chiamò **atomos (indivisibile)**

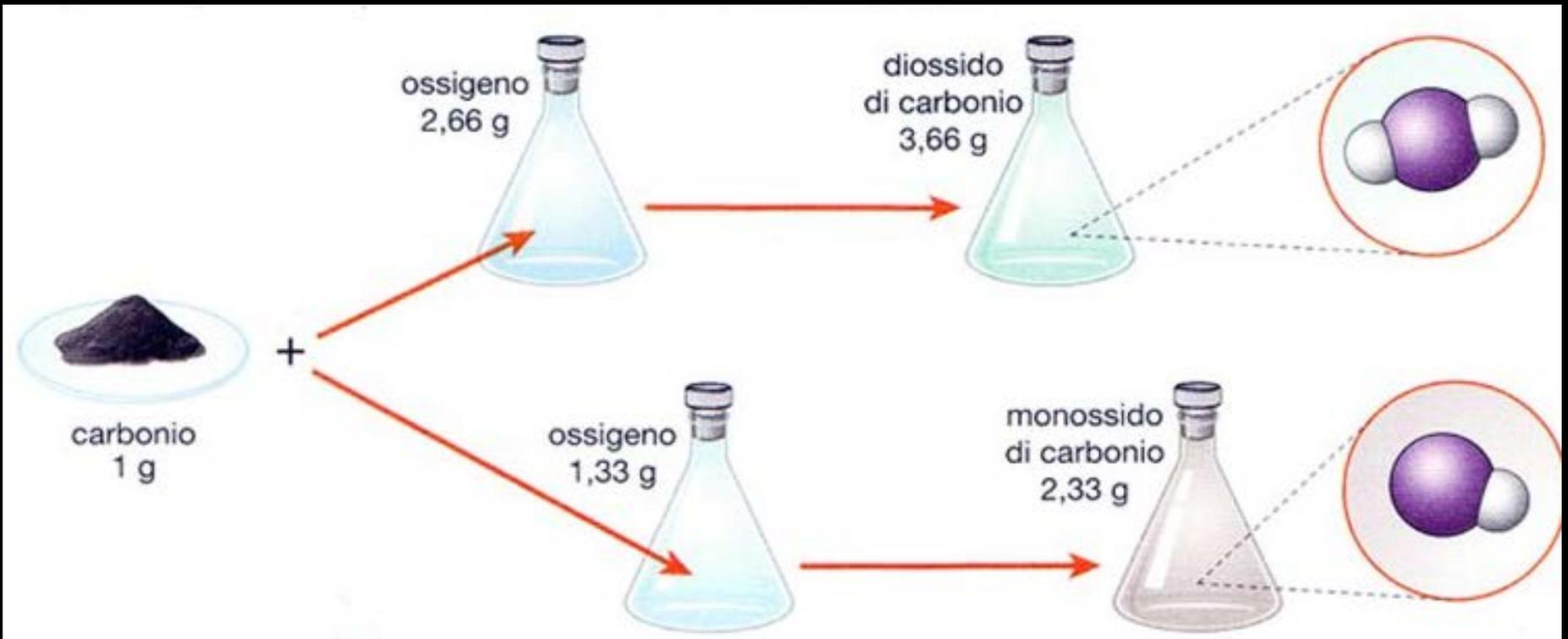
Teoria atomica di Dalton



Dalton basandosi sulla composizione della materia e le regolarità che si notavano nella formazione dei composti.

Teoria atomica di Dalton

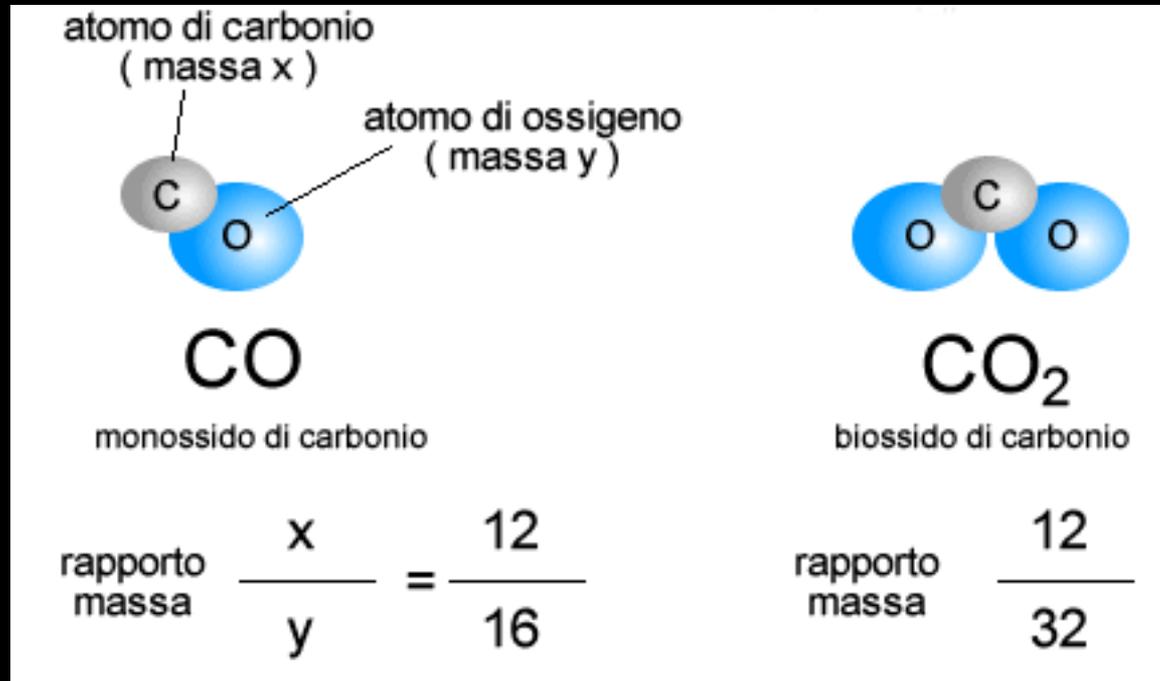
Legge delle proporzioni multiple (inizi 1800)



gli atomi di un elemento **si combinano**, per formare un composto, solamente **con numeri interi di atomi** di altri elementi
gli atomi **non** possono essere **né creati né distrutti**, ma si trasferiscono **interi** da un composto ad un altro

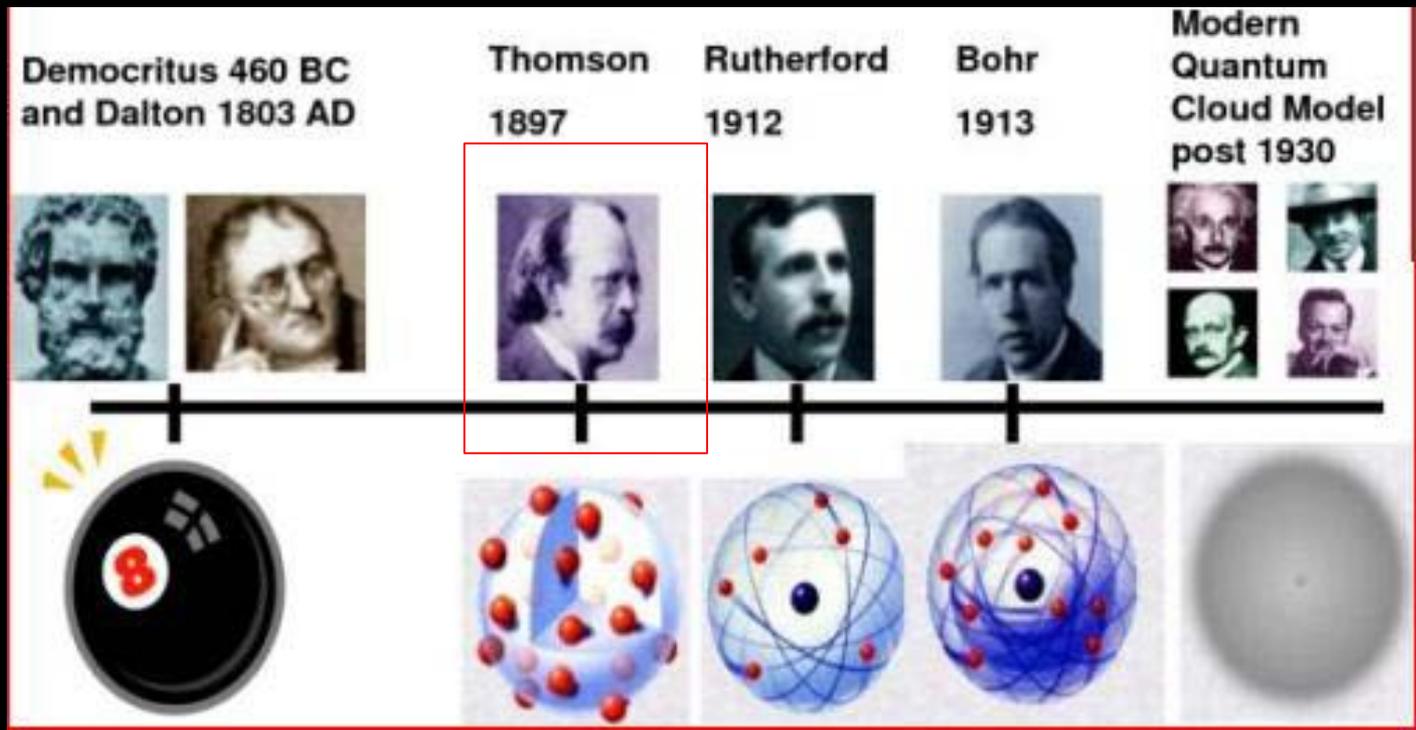
Teoria atomica di Dalton

Dalle leggi ponderali alla teoria atomica

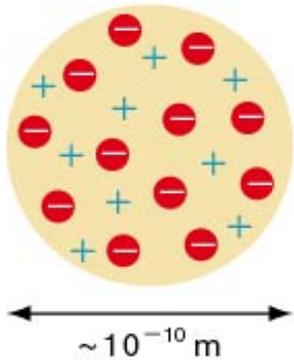


L'ossigeno reagisce con il carbonio per dare due composti, il monossido di carbonio (CO) e il diossido di carbonio (CO₂)
Il **rapporto tra le masse** di ossigeno che si combinano con 1 g di carbonio è di 2,66:1.33 cioè 2:1

Modello atomico di Thomson



Thomson's atomic model



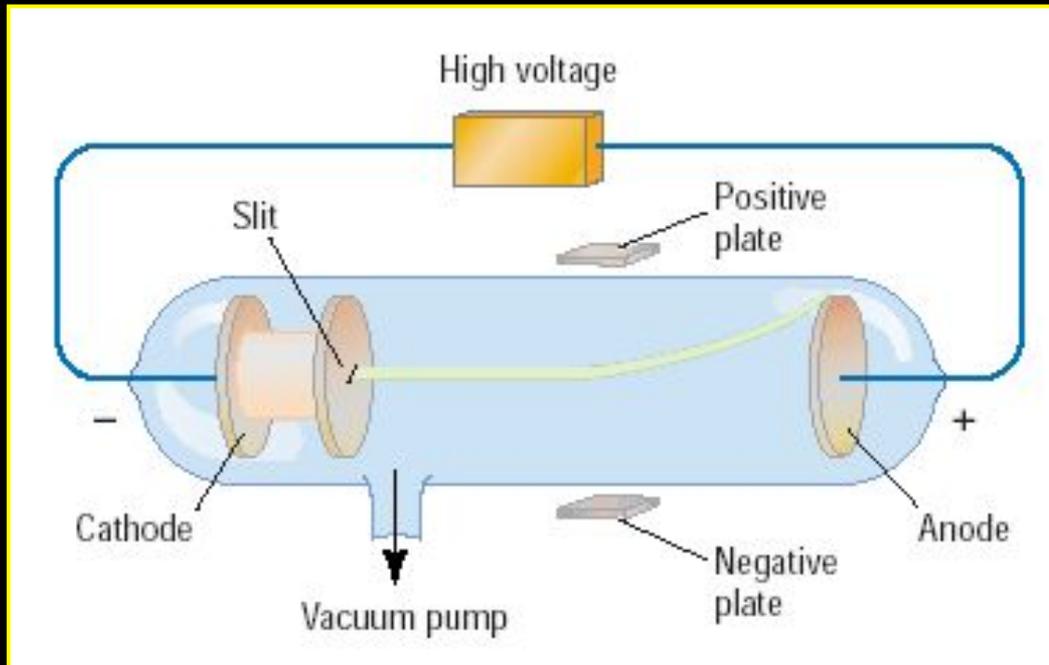
l'atomo è divisibile



La scoperta dell'elettrone

1897: Thomson osservando la deviazione dei raggi catodici per effetto di un campo elettrico,

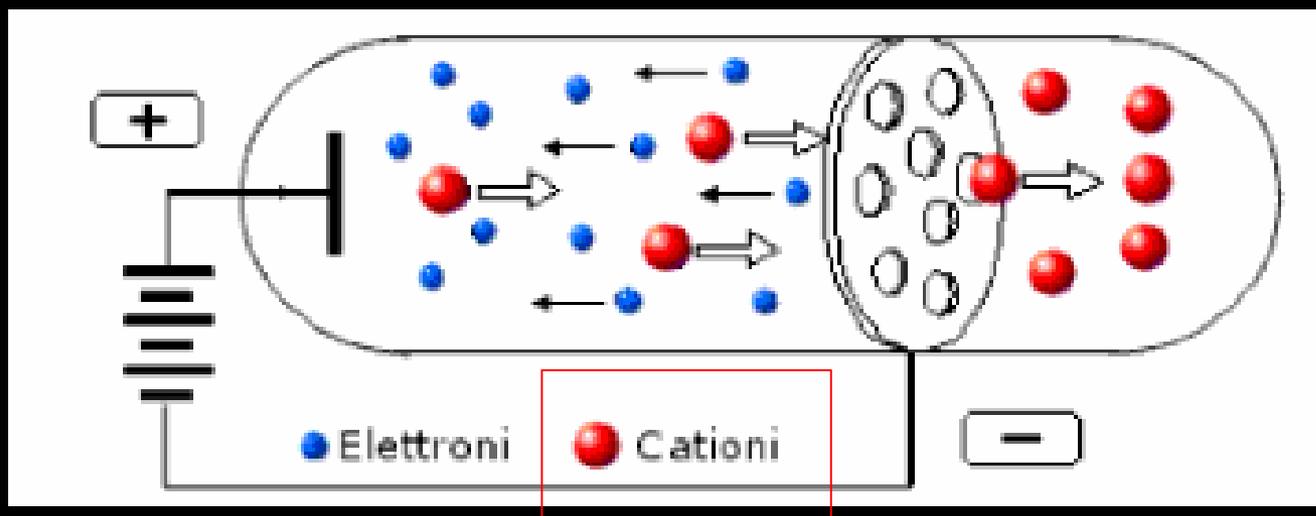
definì la natura corpuscolare dell'elettrone



L'elettrone è una corpuscolo subatomico carico negativamente

La scoperta dei cationi

1886: Goldstein osservando la deflessione dei raggi anodici per effetto di un campo elettrico,



Raggi anodici

è inferiore a quella subita dai raggi CADOTICI
a causa della *differenza di massa tra elettroni e ioni positivi*

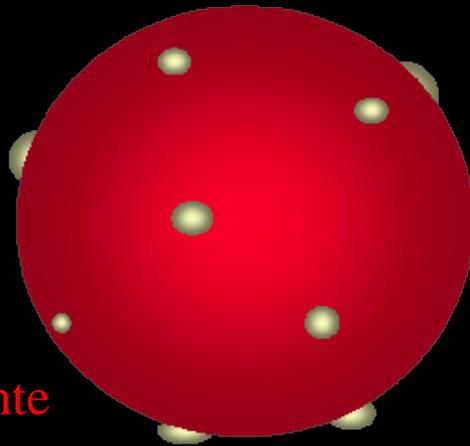
1897: Thomson's "plum pudding" model

gli elettroni (negativi) dispersi come gli acini di uvetta in un panettone, in una massa elettricamente positiva, in modo da determinarne l'equilibrio delle cariche

L'atomo elettricamente neutro

● elettroni

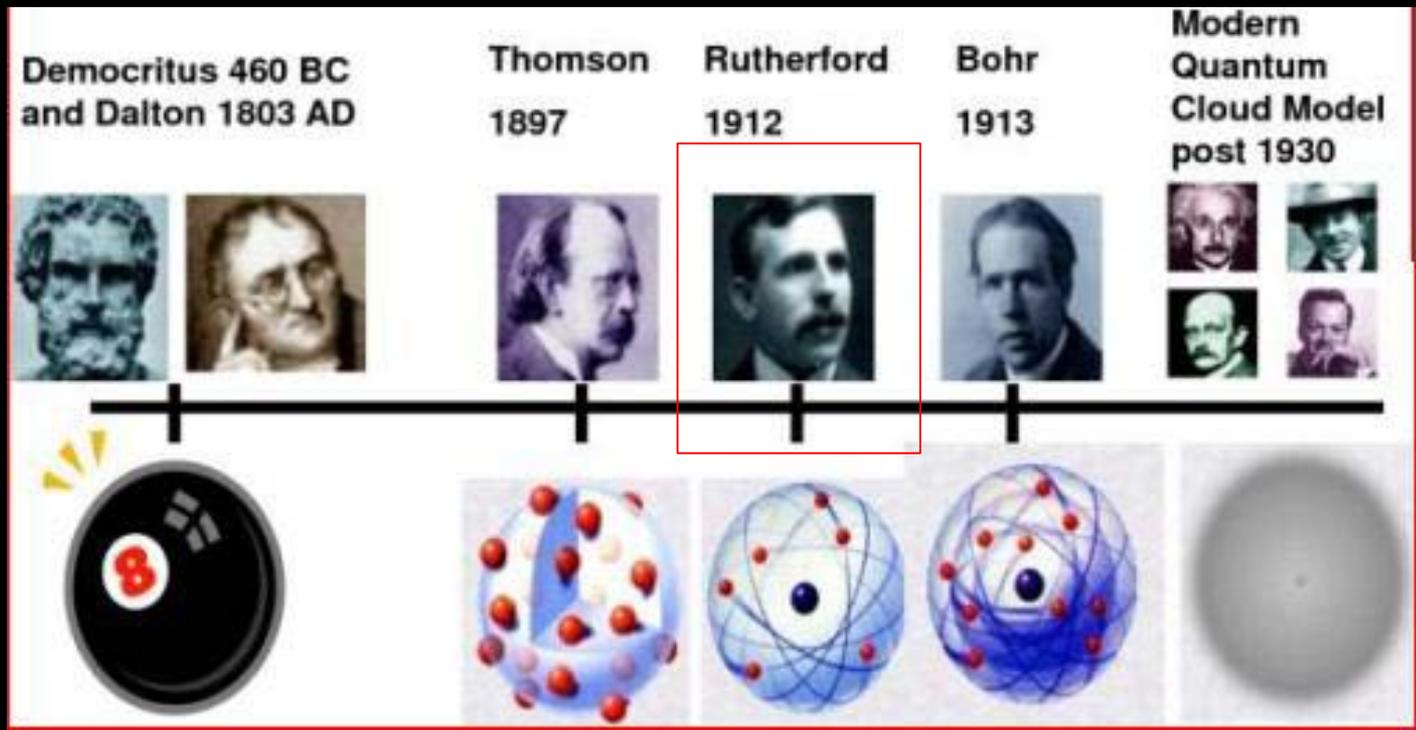
● massa
elettricamente
positiva



Il modello
atomico di
Thomson
NON
ammetteva
spazi vuoti !



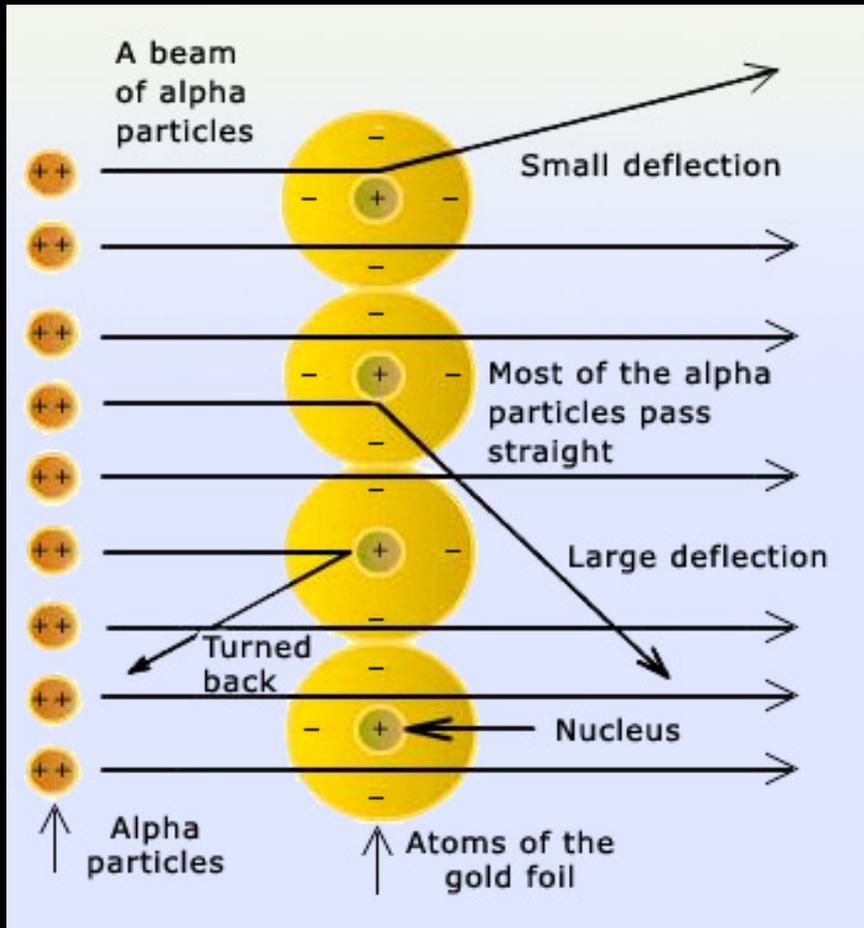
Modello atomico di Rutherford



l'atomo contiene
spazi vuoti ,
scoperta del nucleo



Rutherford's Experiment (1911)(Golden foil exp)

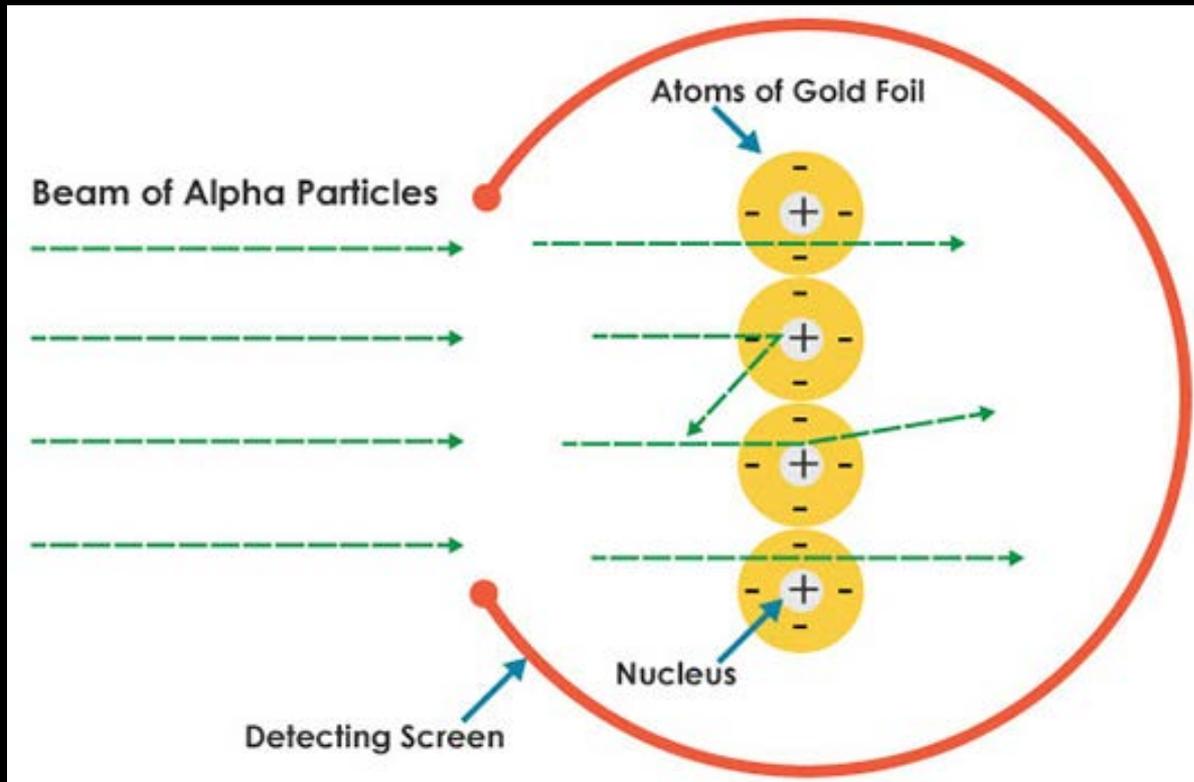


Actual results

Ci si aspettava che la maggior parte delle particelle alpha tornassero indietro perché l'atomo di Thomson non ammetteva spazi vuoti

The atom is mostly empty space

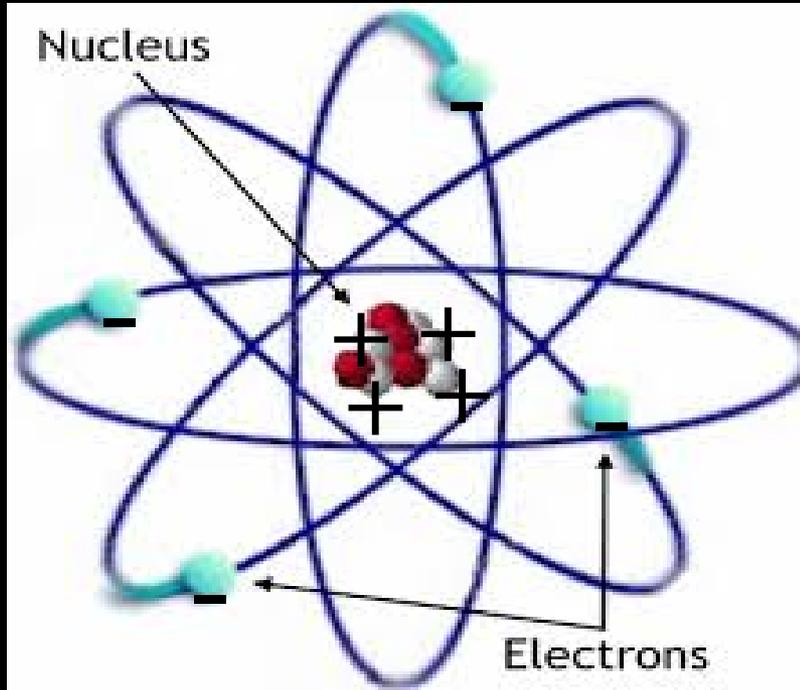
Golden foil Experiment



- Una notevole percentuale di particelle alfa **passava indisturbata** attraverso il bersaglio
- Un certo numero subiva una deviazione (**scattering**) rispetto al percorso rettilineo.
- Una minima quantità veniva **respinta**

Rutherford scopre il **nucleo** atomico

The atom is mostly empty space



L'atomo è struttura complessa composta da un **nucleo** centrale e da **elettroni** esterni ruotanti

Rutherford aveva dimostrato che la maggior parte della massa degli atomi era concentrata in un volume molto piccolo rispetto alle dimensioni dell'atomo: il **NUCLEO**

Scoperta dei protoni

- Definition

- a positively charge subatomic particle that is found in the nucleus of an atom

- About Protons

- **proton** is nearly 2000 times more massive than the electron, but equal in charge and opposite in sign to the electron

L'atomo elettricamente neutro, contiene un ugual numero di elettroni e di protoni

Diametro: nucleo vs atomo

- Il raggio del nucleo ha dimensioni dell'ordine dei femtometri ($1 \text{ fm} = 10^{-15} \text{ m}$)

Bromo-80: $r = 6 \text{ fm}$; Uranio-238: $r = 8,68 \text{ fm}$

il diametro di un atomo è 10 000 volte più grande del diametro del suo nucleo

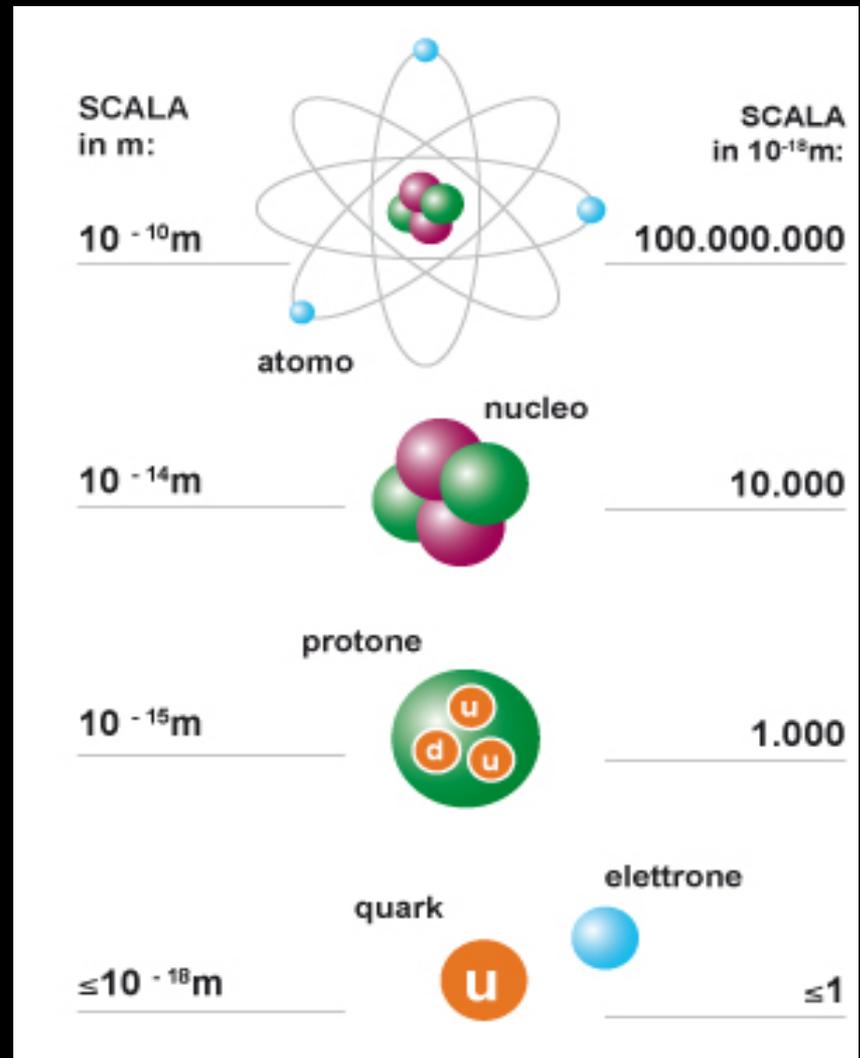
Diametro: nucleo vs atomo



Tra i diametri del nucleo e dell'atomo c'è un rapporto pari a quello fra la *capocchia di uno spillo* e la *cupola della basilica di San Pietro a Roma*

materia e spazio vuoto

E poiché tutto è fatto di atomi, ciò vuol dire che il nostro corpo è composto da una quantità di spazio vuoto un milione di milioni di volte maggiore dello spazio occupato dalla materia.



elettrone

■ Definizione

L'elettrone (e^-) è

una particella subatomica
con carica elettrica negativa
che si trova al di fuori del nucleo

Si ritiene essere una particella elementare

elettrone

L'**elettrone** è una particella subatomica con carica elettrica negativa che si trova al di fuori del nucleo

Si ritiene essere una particella elementare



Nelle aurore polari gli elettroni sono visibili ad occhio nudo

Modello atomico di Chadwick

Democritus 460 BC
and Dalton 1803 AD



Thomson
1897



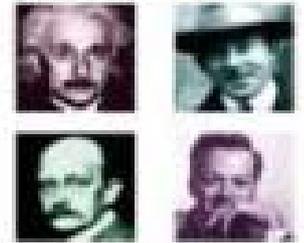
Rutherford
1912



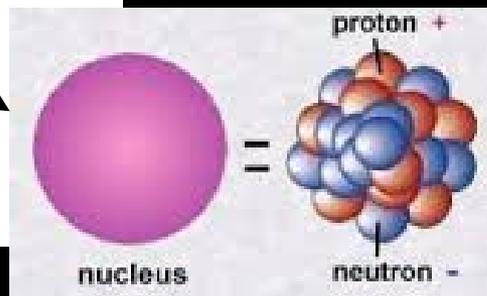
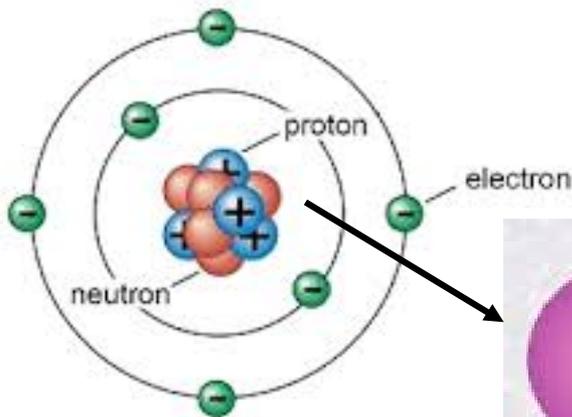
Bohr
1913



Modern
Quantum
Cloud Model
post 1930



Carbon atom



Scoperta dei **NEUTRONI**
nel nucleo



Neutrone

■ Definizione

Il **neutrone** è
una particella subatomica
con carica elettrica netta pari a zero.



Circa la metà dell'universo che vediamo è fatta di neutroni

Il nucleo

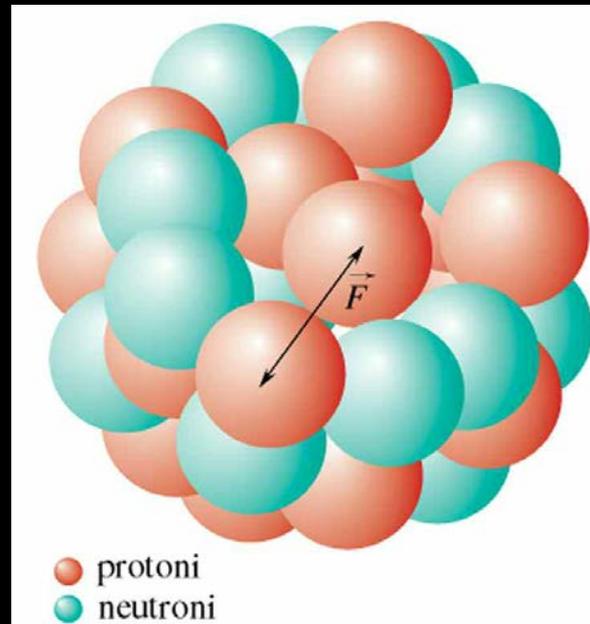
Il nucleo

DA
RICORDARE!

Struttura complessa composta da
particelle sub-nucleari:

- ✓ protoni (nucleoni positivi)
- ✓ neutroni (nucleoni neutri)

nucleoni di
massa uguale

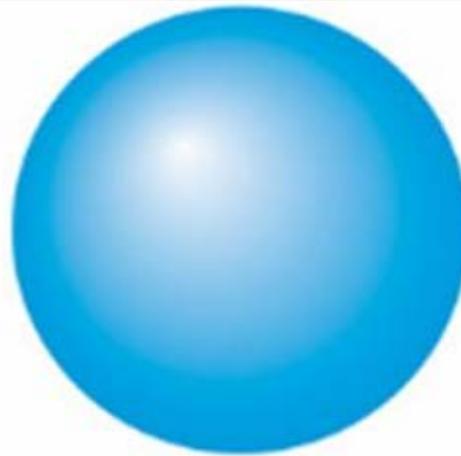
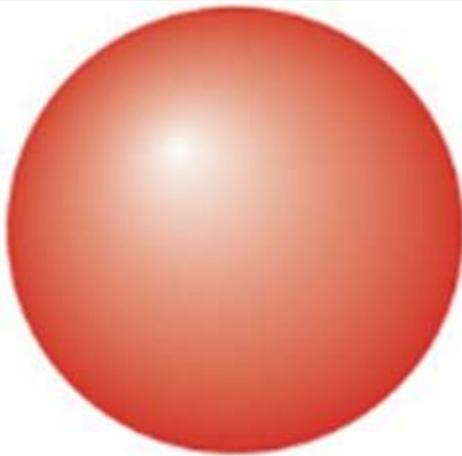


Comparing Subatomic Particles

p^+

n

e^-



particella

protone

neutrone

elettrone

massa (kg)

$1,673 \cdot 10^{-27}$

$1,675 \cdot 10^{-27}$

$9,1094 \cdot 10^{-31}$

carica (C)

$1,6022 \cdot 10^{-19}$

0

$-1,6022 \cdot 10^{-19}$

Carica
relativa

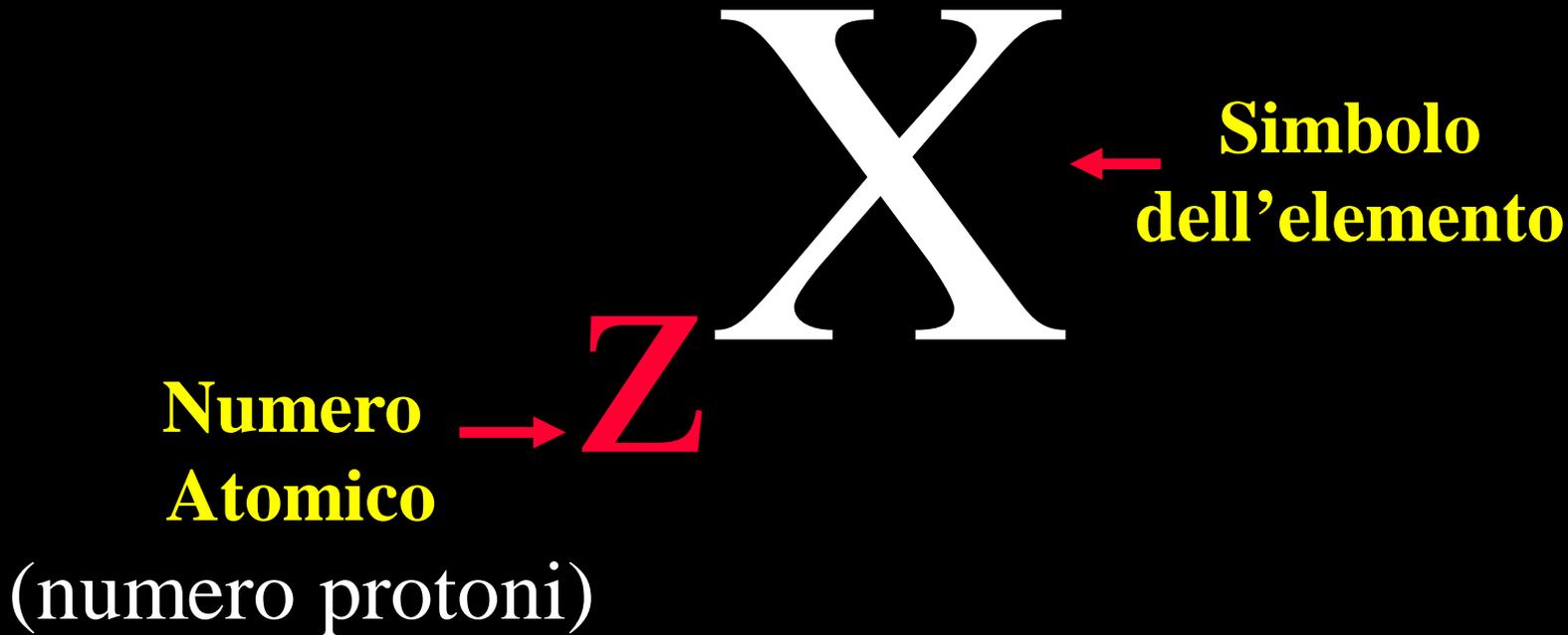
+1

0

-1

Rappresentazione di un atomo

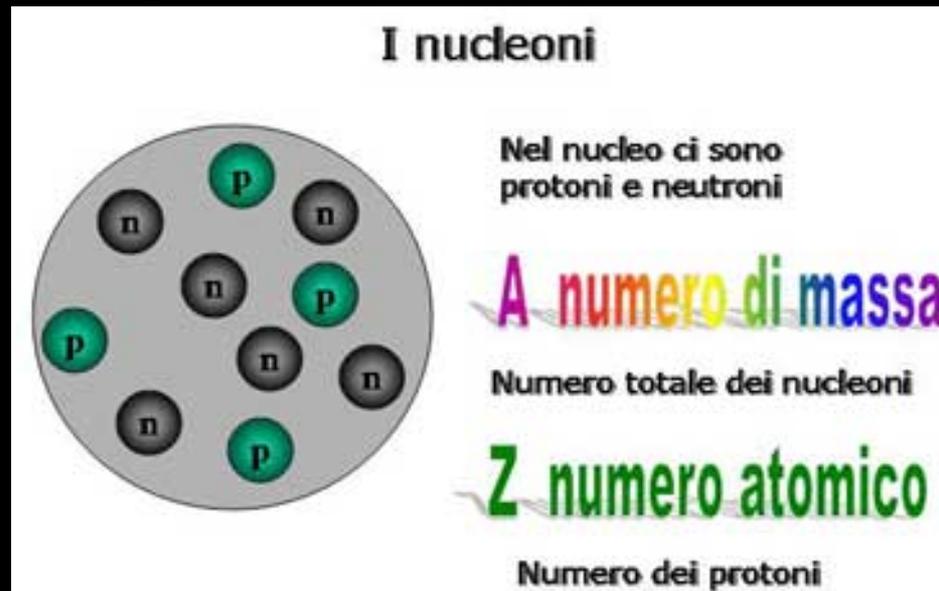
Rappresentazione di un atomo



Numero Atomico (Z)

Il numero dei protoni (Z) identifica a quale elemento corrisponde un dato atomo

protons = # electrons



Numero Atomico (Z)

Il numero dei protoni (Z) identifica a quale elemento corrisponde un dato atomo

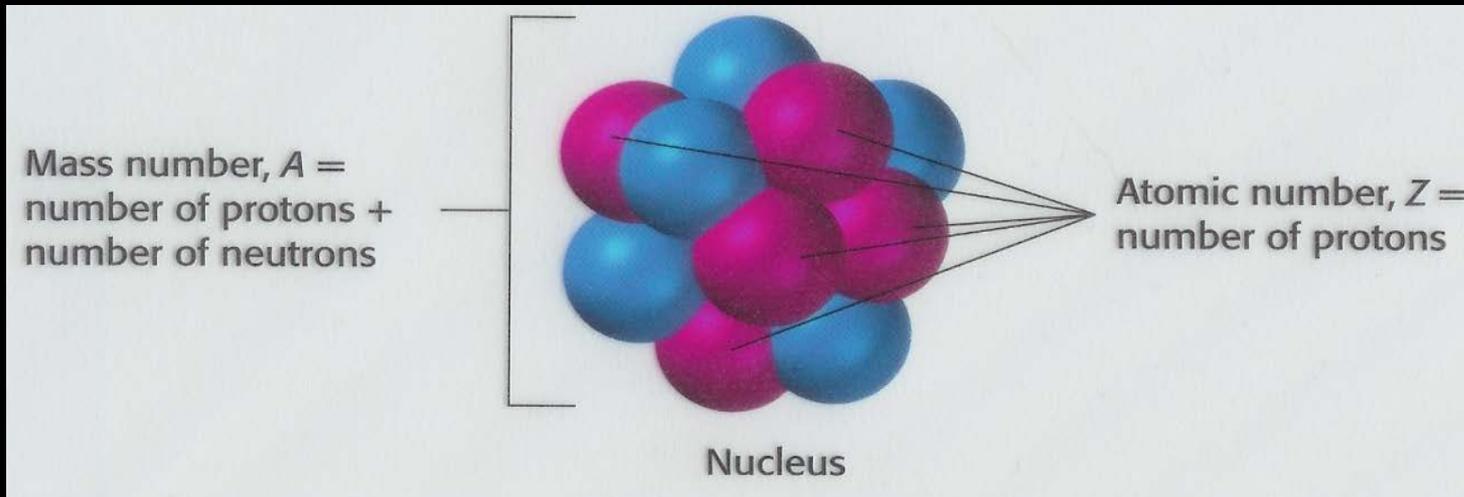
Element	p ⁺	e ⁻
Carbon (C)	6	6
Phosphorus (P)	15	15
Gold (Au)	79	79

Numero di massa (A)

■ Definition

The **total** number of **protons + neutrons** in the nucleus of an atom

mass number – atomic number = neutrons



Numero di massa (A)

■ Definition

The **total** number of **protons + neutrons** in the nucleus of an atom

mass number – atomic number = neutrons

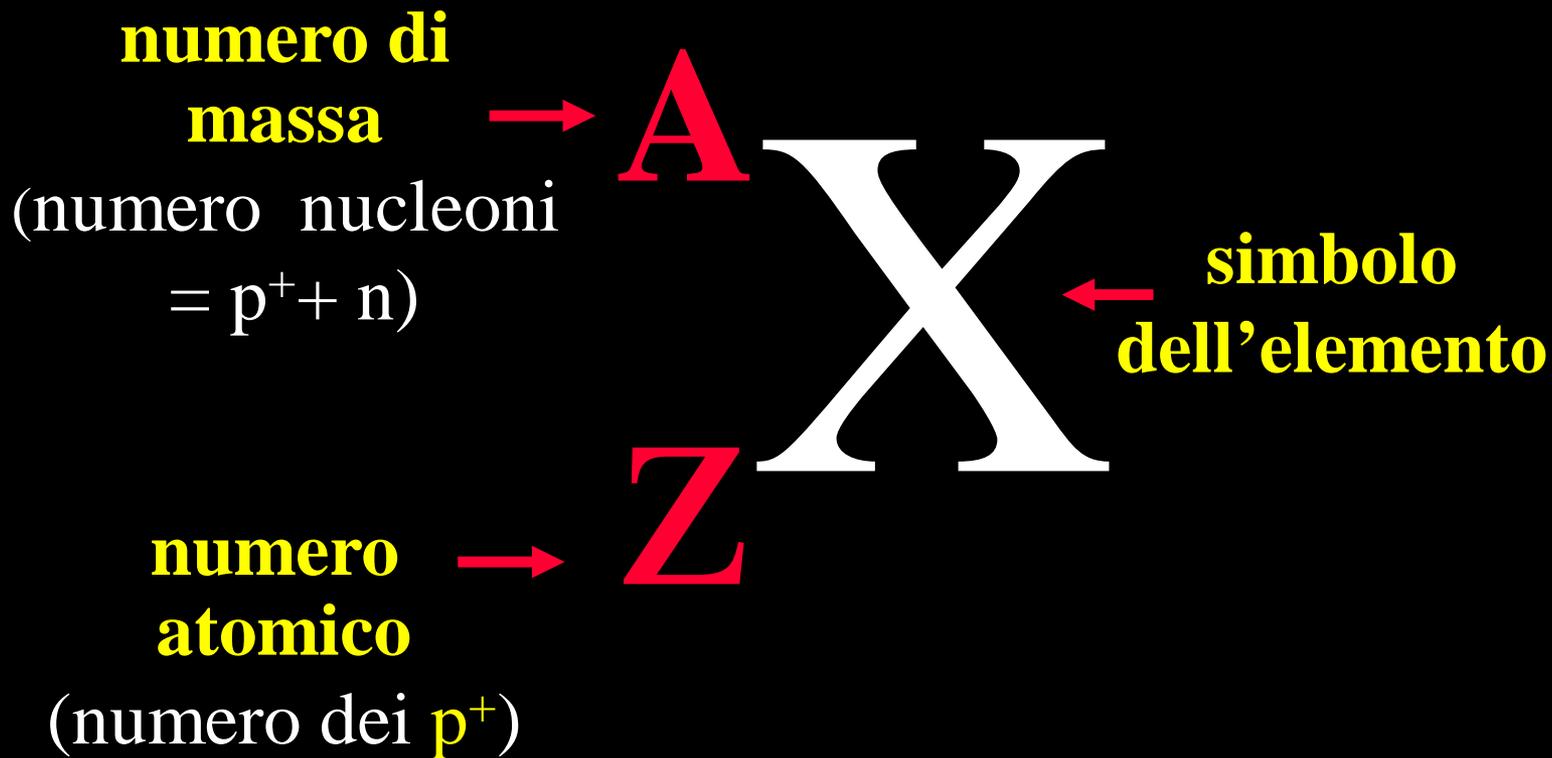
es. N, azoto ($Z=7$)

$A-Z=\text{neutroni}$

14, numero di massa (A) \rightarrow 14 nucleoni

7, numero atomico (Z) \rightarrow 7 protoni

Rappresentazione di un atomo



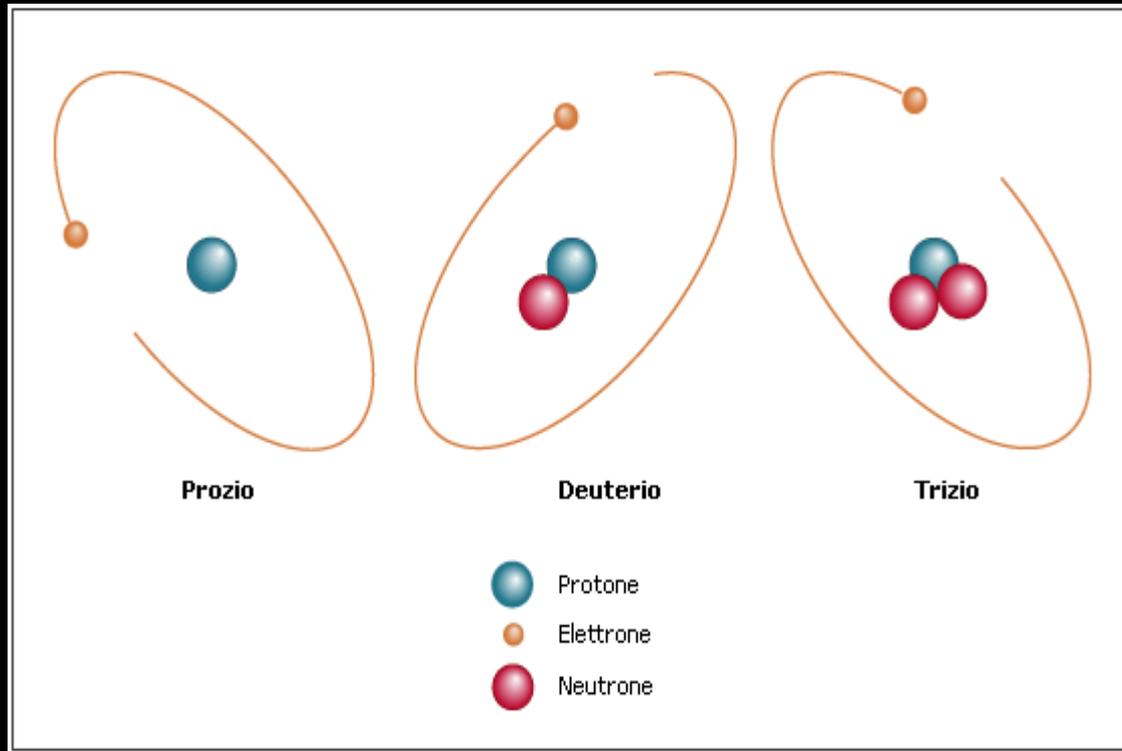
ISOTOPI

si definiscono **ISOTOPI**

Due atomi caratterizzati da due nuclei
stesso numero atomico (Z)
diverso numero di massa (A)

Gli isotopi hanno **UGUALE** numero di **PROTONI**
ma **DIFFERENTE** numero di **NEUTRONI**

H (Z=1), 3 Isotopi



1 protone 0 neutroni (${}^1\text{H}$) *prozio*

1 protone and 1 neutrone (${}^2\text{H}$) deuterio

1 protone and 2 neutroni (${}^3\text{H}$) trizio

Numero di massa ($A = p+ + n$) definisce l'isotopo

Table below shows several isotopes:

Element	Name of Isotopes		Protons	Neutrons	Nucleon number
Hydrogen	Hydrogen – 1 (protium)	${}^1_1\text{H}$	1	0	1
	Hydrogen – 2 (deuterium)	${}^2_1\text{H}$	1	1	2
	Hydrogen – 3 (tritium)	${}^3_1\text{H}$	1	2	3
Carbon (3 isotopes)	Carbon – 12	${}^{12}_6\text{C}$	6	6	12
	Carbon – 13	${}^{13}_6\text{C}$	6	7	13
	Carbon – 14	${}^{14}_6\text{C}$	6	8	14
Oxygen (3 isotopes)	Oxygen – 16	${}^{16}_8\text{O}$	8	8	16
	Oxygen – 17	${}^{17}_8\text{O}$	8	9	17
	Oxygen – 18	${}^{18}_8\text{O}$	8	10	18
Chlorine (2 isotopes)	Chlorine – 35	${}^{35}_{17}\text{Cl}$	17	18	35
	Chlorine – 37	${}^{37}_{17}\text{Cl}$	17	20	37
Bromine (2 isotopes)	Bromine – 79	${}^{79}_{35}\text{Br}$	35	44	79
	Bromine – 81	${}^{81}_{35}\text{Br}$	35	46	81

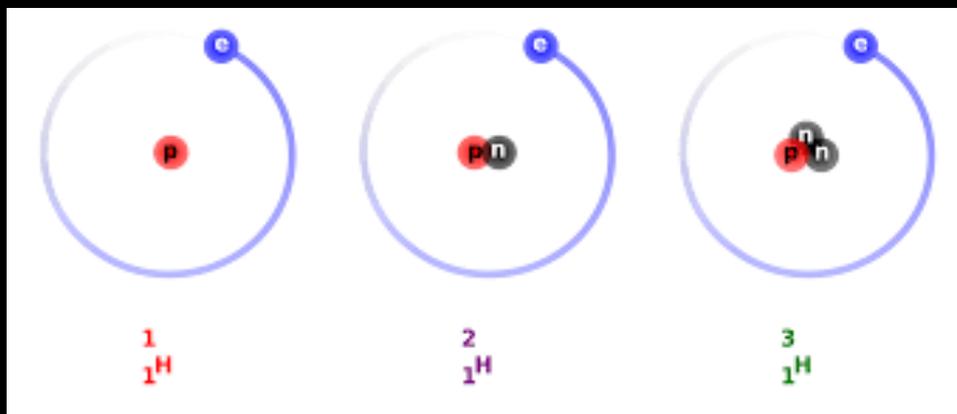
↓ ↓ ↓

Same	Different	Different
------	-----------	-----------

same number of protons but **different** numbers of **neutrons**

Isotopes

- Isotopes of a particular element have
- **same** chemical properties (due to $= Z$)
- **different** physical properties because they differ in neutron content
- Thus their *densities* and *boiling points* are different.



Acqua deuterata
(bolle a 100 °C) e
l'acqua triziata
(bolle a 101.4 °C)
hanno diversa
densità

ieer INSTITUTE FOR ENERGY AND ENVIRONMENTAL RESEARCH RNA NEWS

6935 Laurel Avenue, Suite 201
Takoma Park, MD 20912

Phone: (301) 270-6500
FAX: (301) 270-3029
E-mail: ieer@ieer.org
<http://www.ieer.org>

February 8, 2012 – Press Conference, Red Wing, Minnesota

My name is Christina Mills. I am a staff scientist and policy analyst with the Institute for Energy and Environmental Research (IEER) which provides policymakers, journalists, and the public with understandable and accurate scientific and technical information on energy and environmental issues.

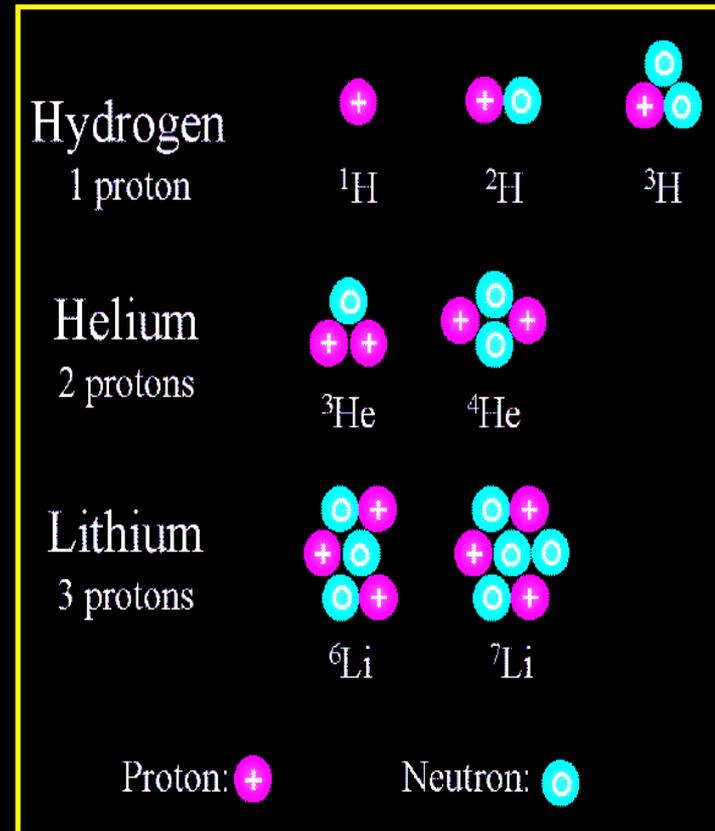
IEER's aim is to bring scientific excellence to public policy issues in order to promote the democratization of science and a safer, healthier environment.

**TRIZIO E RADIOATTIVITÀ NELL'ACQUA POTABILE
PER MILIONI DI AMERICANI**

Isotopi

- Il numero di isotopi esistenti per un elemento
- La quantità relativa dei vari isotopi in natura

VARIANO



H (Z=1), 3 Isotopi

- H (Z = 1), ${}^1_1\text{H}$, *prozio* → isotopo stabile
- rappresenta il 99,985% della miscela di isotopi naturali

- H (Z = 2), ${}^2_1\text{H}$, *deuterio* → isotopo stabile
- costituisce lo 0.015% della miscela naturale

- H (Z = 3), ${}^3_1\text{H}$, *trizio* → isotopo instabile
- presente in natura in quantità trascurabili

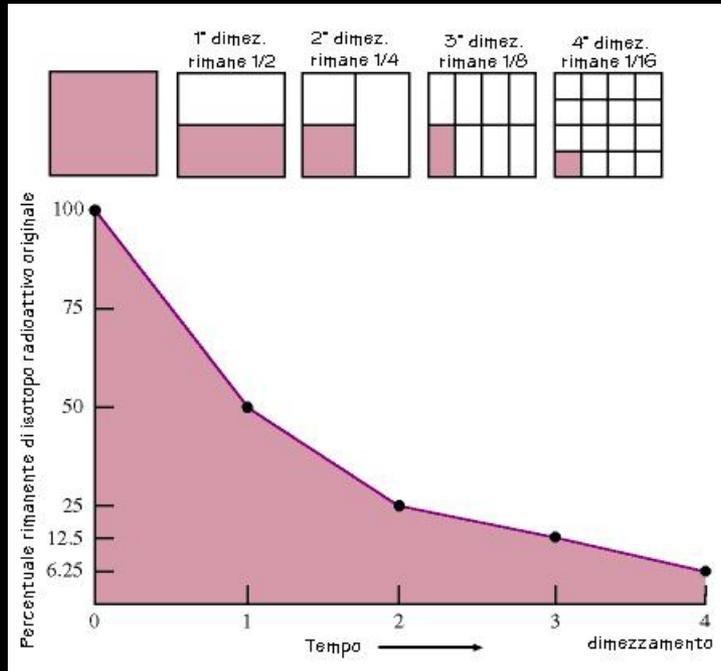
nuclei stabili e instabili

Isotopo radioattivo e isotopo stabile

La stabilità di un nucleo dipende
sia dal rapporto fra neutroni e protoni

Il concetto di stabilità non è netto, infatti esistono isotopi "quasi stabili". La loro stabilità è dovuta al fatto che, pur essendo radioattivi, hanno un tempo di dimezzamento estremamente lungo

IL TEMPO di DIMEZZAMENTO ,VITA MEDIA o EMIVITA



Il tempo richiesto perché metà di un ISOTOPO radioattivo decada

misura della stabilità di un isotopo

Il **carbonio 14** usato per determinare l'età di materia una volta organica (vivente), ha una vita media di **5730 anni**

in tal modo se in origine in un osso ci fosse stato una quantità x di carbonio 14, 5730 anni dopo ce ne sarebbe solo $x/2$,

e dopo altri 5730 anni ne rimarrebbe $x/4$,

e ancora, dopo altri 5730 anni ne rimarrebbe $x/8$ e così via.

Isotopi stabili

- Nonostante l'intensità delle forze elettriche repulsive,

la maggior parte dei nuclei presenti in natura è stabile

→ per cui essi si mantengono **inalterati nel tempo**



Tra i nucleoni, agisce una forza attrattiva molto grande chiamata forza nucleare forte, che prevale nettamente sulle forze elettriche repulsive e consente al nucleo di **non disintegrarsi**

Isotopi instabili

- Solo alcuni isotopi, invece, sono instabili ed emettono spontaneamente una particella trasformandosi nel nucleo di un altro elemento

■ I nuclei instabili vanno incontro a decadimento radioattivo

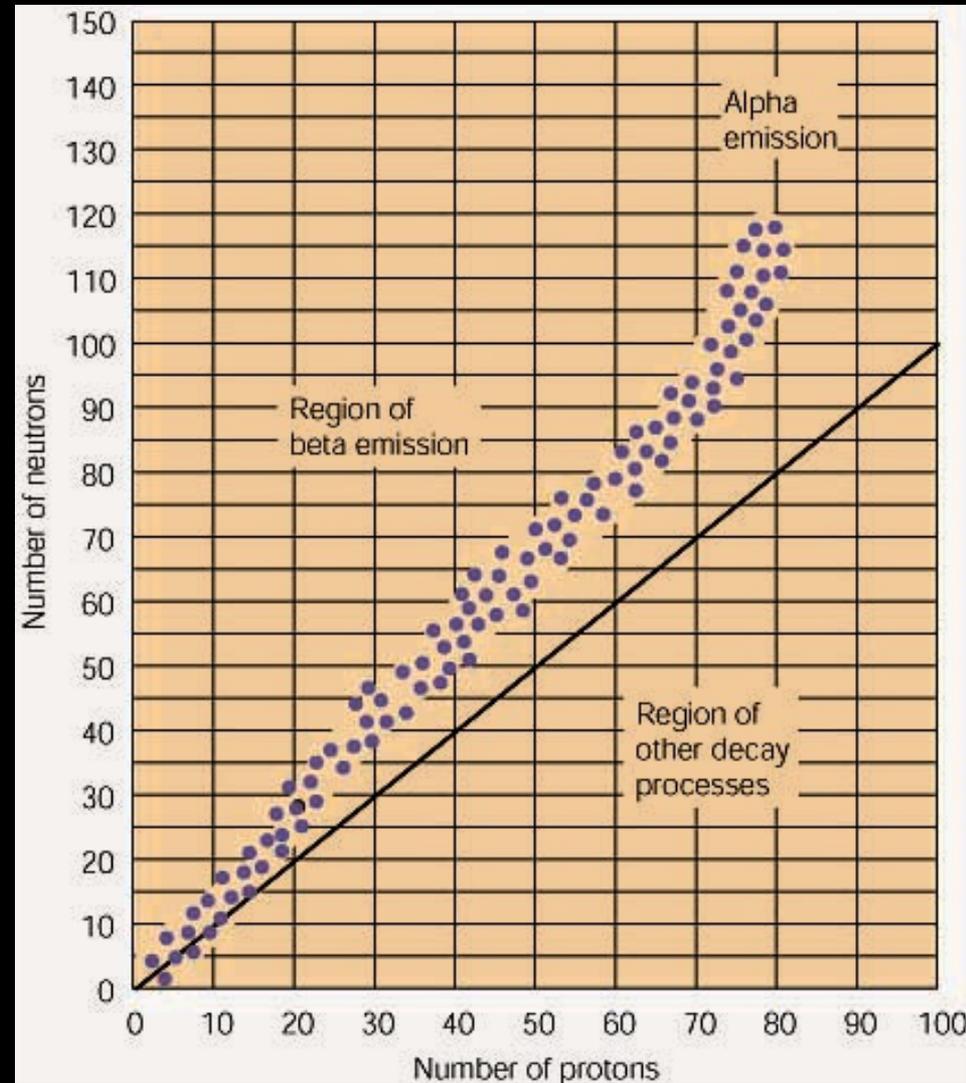
■ RADIOATTIVITA': il processo di emissione di radiazione

Banda di stabilità degli isotopi degli elementi

*

Per essere stabile un nucleo deve avere un rapporto protoni/neutroni ben definito

In generale, negli isotopi stabili, il rapporto **neutroni/protoni** = 1 o di poco superiore



- Tutti gli elementi naturali con numero atomico superiore a 83 sono radioattivi (anche alcuni isotopi con Z inferiore)

Radioisotopi (radionuclidi)

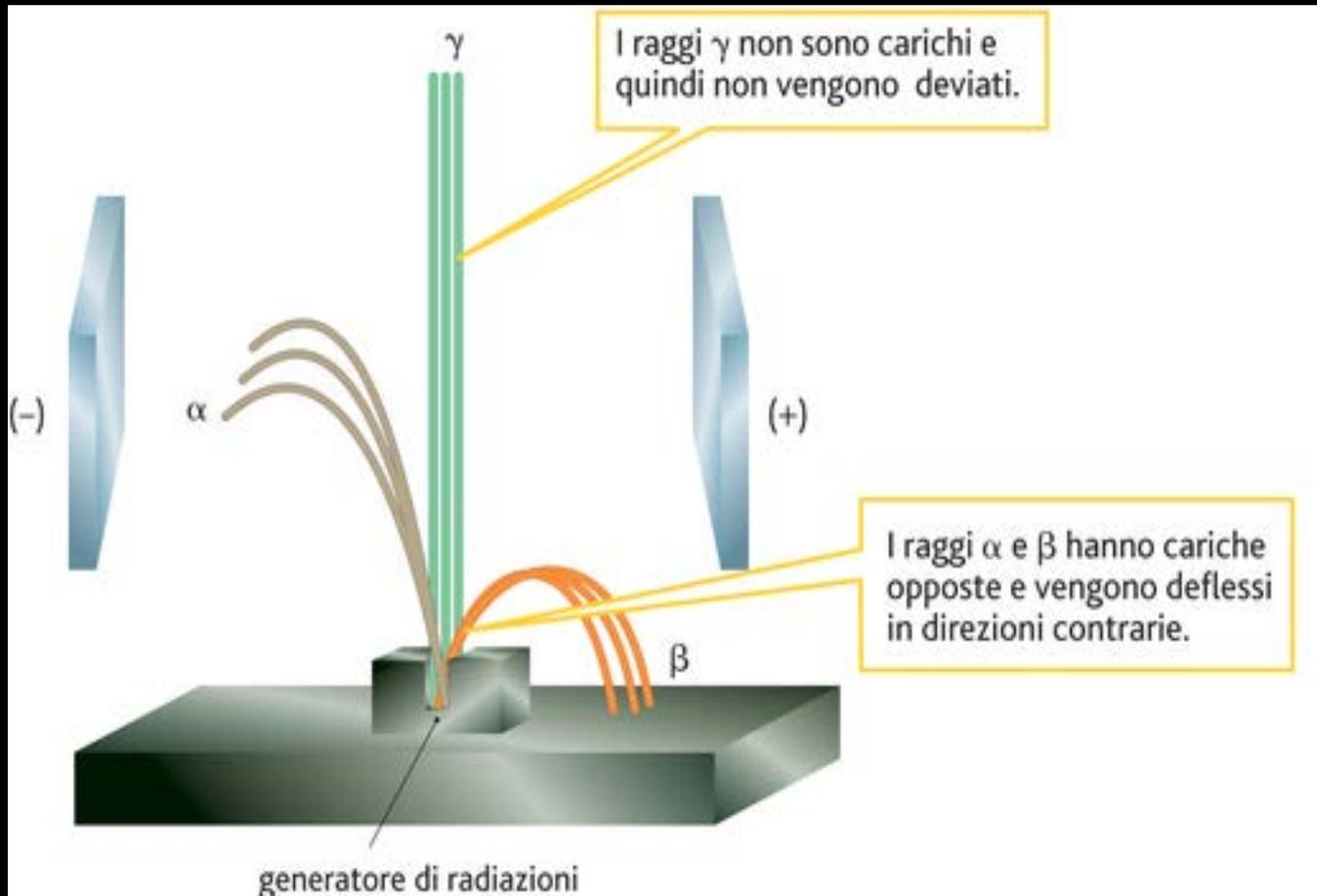
Le emissioni che accompagnano la trasformazione spontanea dei **nuclei instabili** esistenti in natura costituiscono la **RADIOATTIVITA' NATURALE**

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo
57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu			
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr			

La radioattività

- *O decadimento radioattivo* → processo tramite cui i nuclei atomici instabili di particolari isotopi emettono radiazioni e o particelle trasformandosi in nuclei diversi
- Esistono tre tipi di decadimento:
 - Emissione di particelle α (decadimento α)
 - Emissione di particelle β (decadimento β)
 - Emissione di radiazioni γ (decadimento γ)

Un campo elettrico deflette le radiazioni



α verso il polo negativo,
le β verso il polo positivo,
mentre non altera la traiettoria delle radiazioni γ .

Radiazioni

*

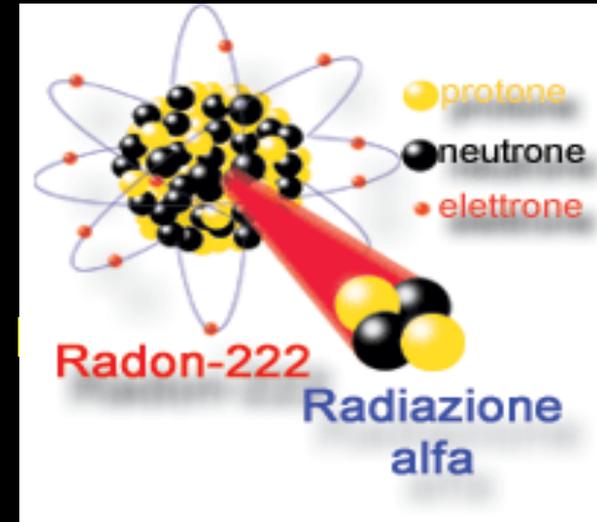
Le **RADIAZIONI IONIZZANTI** sono onde elettromagnetiche o particelle subatomiche capaci di ionizzare la materia

Le **RADIAZIONI NON IONIZZANTI** non corpuscolate onde sono incapaci di ionizzare la materia

IL DECADIMENTO RADIOATTIVO

Il decadimento radioattivo può avvenire per emissione di radiazioni di 4 tipi:

1. Radiazioni α formate da nuclei di elio (2 protoni e 2 neutroni)
2. Radiazioni β formate da positroni ad elevata E
3. Radiazioni β^- formate da elettroni ad elevata E
4. Radiazioni γ elettromagnetiche (fotoni ad altissima E)

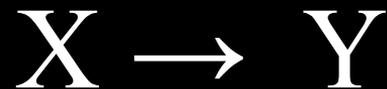


IL DECADIMENTO RADIOATTIVO

Il decadimento radioattivo risulta in una **perdita di massa**, che viene convertita in **energia (energia di disintegrazione)** secondo la formula

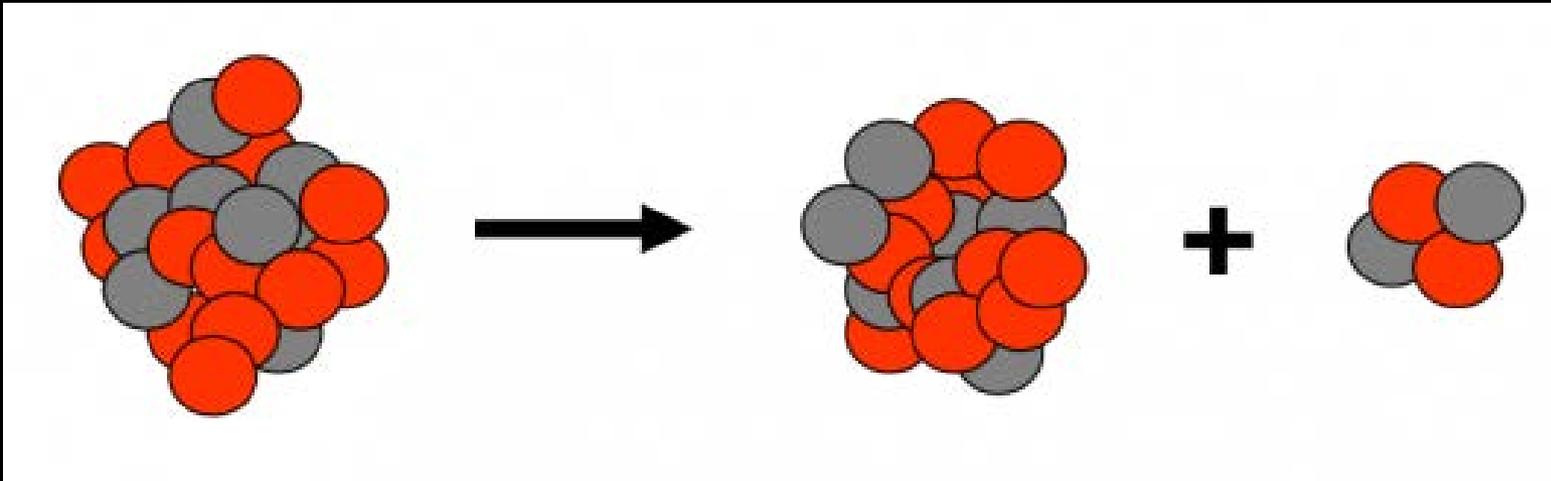
$$E = mc^2$$

Il decadimento si dice avvenga da un *nucleo genitore* che produce un *nucleo figlio*

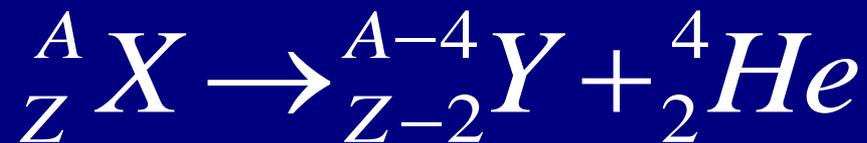


Alpha Decay

- When a nucleus emits an alpha particle it loses 2 protons and 2 neutrons

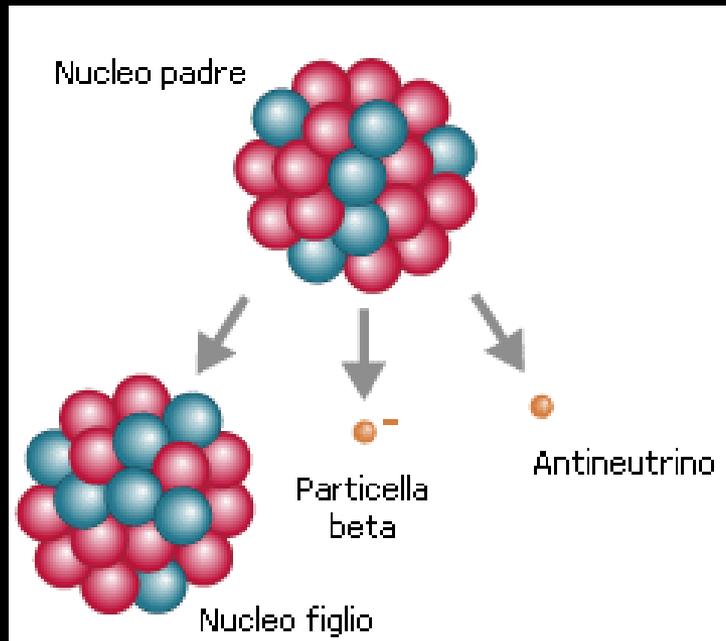


- X : parent nucleus
- Y : daughter nucleus



Decadimento β^- (Negatroni)

un **neutrone** viene convertito in un **protone**, un negatrone e un antineutrino

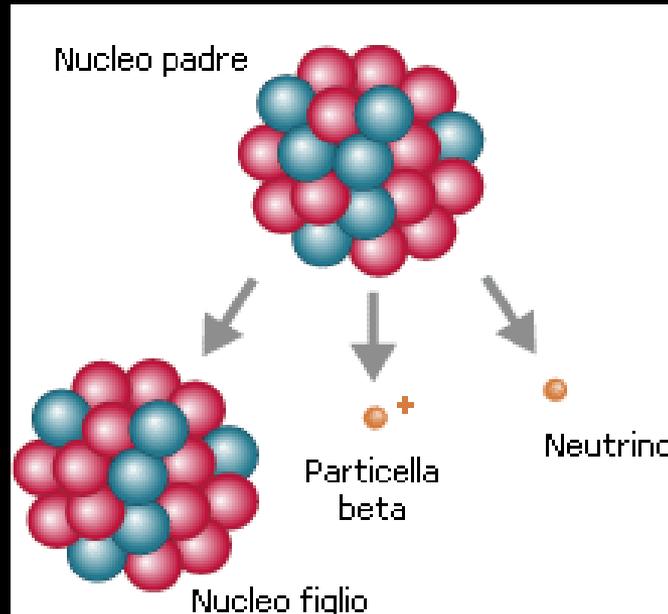


il nucleo figlio ha lo stesso numero di nucleoni (A) del nucleo madre ma ha un protone in più e un neutrone in meno.

un **protone** in più, quindi $Z+1$

decadimento β^+ (Positroni)

un **protone** viene convertito in un **neutrone**, un positrone e un neutrino

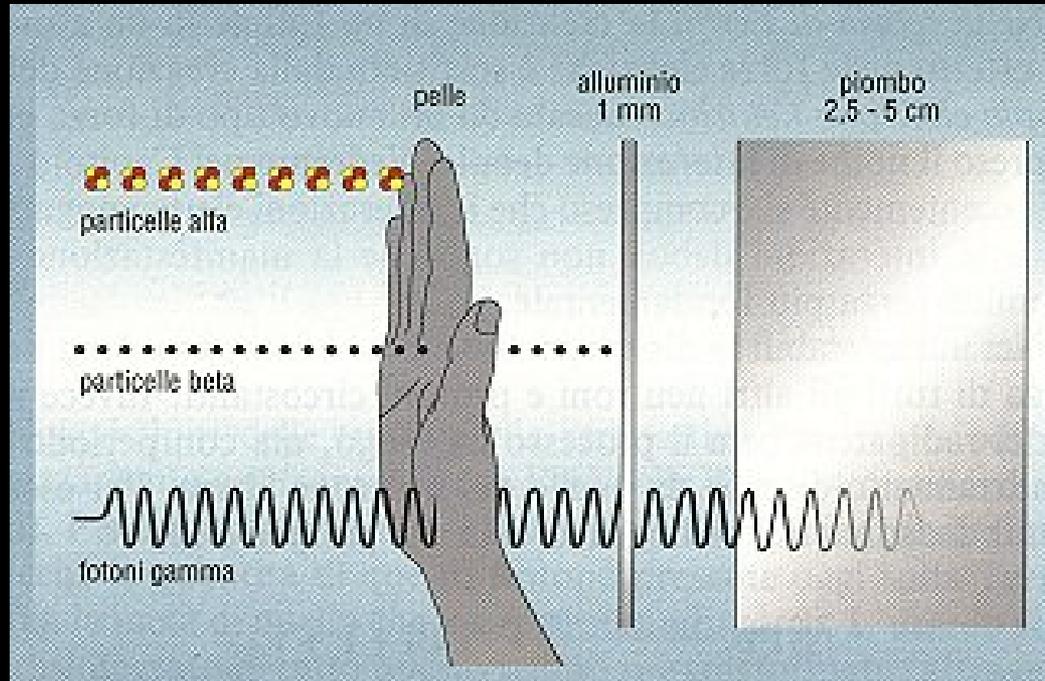


il nucleo figlio ha lo stesso numero di nucleoni del nucleo madre (A) un protone in meno ma un neutrone in più

un protone in meno quindi (Z-1)

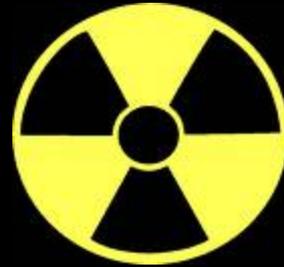
Potere penetrante delle particelle radioattive

- Raggi α (carica elettrica +2) e β (carica elettrica +/-1), essendo carichi, sono in grado di interagire con la materia circostante con diverso potere penetrante
- Raggi γ (elettricamente neutri), percorrono distanze molto maggiori



The Uses of Isotopes

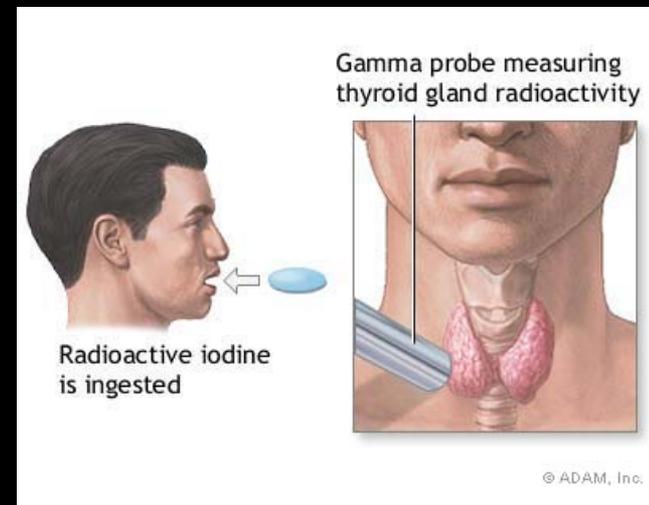
- Many isotopes which are used in the medical, industrial and agricultural fields involve **radioactive** elements.
- These isotopes are called **radioisotopes**.



The Uses of Isotopes

Medicine

- **Iodine-131** can be injected into the **thyroid gland** of patient with **hyperthyroidism** (over-active thyroid gland) to destroy the hyperactive thyroid cells



^{131}I ($t/2 = 8$ giorni)

decadimento β^- (90%) e γ (10%)

Nuclear medicine

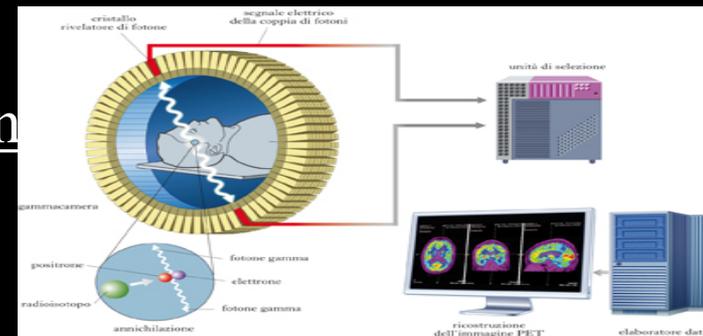


Positron Emission Tomography

La PET-TC è un'apparecchiatura in cui vengono combinate sia l'attività metabolica rivelata con la PET sia quella anatomica rappresentata dalla tomografia computerizzata (TC)

I positroni derivano da radionuclidi instabili (*radiofarmaci*).
Il positrone (β^+) associato anche al decadimento di tipo γ

La diagnostica **PET** si basa sulla rilevazione di fotoni γ , che permettono di monitorare un particolare fenomeno biologico



Radiopharmaceuticals

- Radioisotopi

Tecnezio (Z=43) metallo di transizione non presente in natura

- ^{99}Tc , $t_{1/2} = 6$ hours

- ^{11}C , $t_{1/2} = \text{few minutes}$

- ^{18}F , $t_{1/2} = 2$ hours

- activity in the organ can then be studied either as a **two dimensional** picture or, with a special technique called tomography, as a **3D** picture (SPECT, PET)

Il **radiofarmaco** più usato è un analogo del glucosio, il **2-deossi-2-fluoro-Dglucosio (FDG)**

Le cellule tumorali per alimentare i processi di moltiplicazione e di crescita, consumano più glucosio di quelle normali^R

La captazione differenziale del FDG marcato può essere misurata e convertita in immagini utilizzando un tomografo PET, permettendo così di evidenziare le aree tumorali.



Atomic Mass

massa atomica

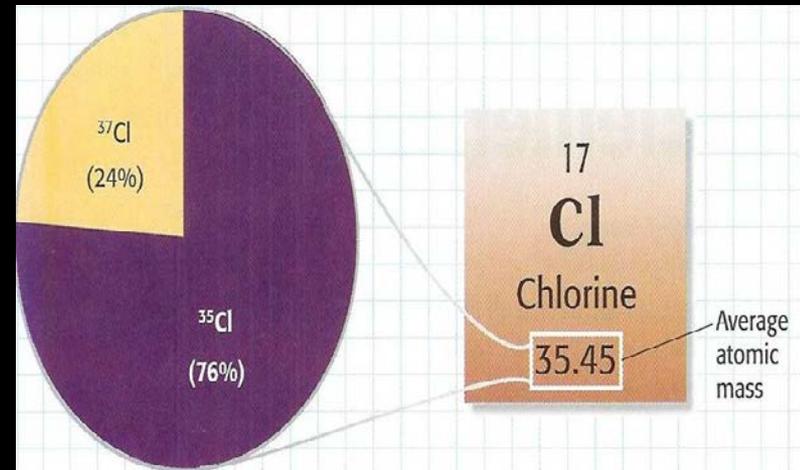
- Definizione

- la massa dei nucleoni in (uma), che possiamo approssimare alla massa atomica

- la massa degli elettroni trascurabile rispetto alla massa dei nucleoni

- often an average mass

- AMU or the Dalton (Da)
(1.6×10^{-27} kg)



Relative atomic mass, A_r

The relative atomic mass of an element is the average mass of one atom of the element when compared with 1/12 of the mass of a carbon-12

La massa di un atomo ha un valore troppo piccolo dell'ordine di 1×10^{-27} Kg

→ esigenza di creare una **unità di misura diversa** dall'unità di massa standard (uma)

Unità di massa atomica

(uma)

1961:

fu definita l'unità di misura di massa atomica (*uma*)

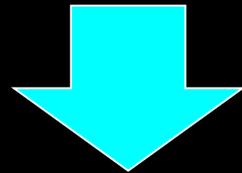
equivale ad 1/12 della massa del nucleo dell'atomo di C

$$^{12}\text{C} = 1.6605402 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$1 \text{ AMU} = 1 \text{ Dalton (Da)}$$

Relative atomic mass, A_r

ogni elemento è costituito da una miscela di isotopi



massa atomica relativa si ottiene dalla **media ponderata** dalla **massa atomica relativa** dei **diversi isotopi** in **funzione** della **rispettiva abbondanza isotopica**

Relative atomic mass, A_r

Per calcolare la massa atomica relativa dell'H, ovvero,
Il peso dell'atomo di H

Isotopo dell H	Peso isotopo (uma)	Abbondanza isotopica
prozio	1	99,985
deuterio	2	0,015
trizio	3	0,001

- pr l'H la massa atomica relativa sarà :
- $99,985/100 \times 1 + 0.015/100 \times 2 + 0.001/100 \times 3$
 $= 1,008 \text{ uma}$

Examples of isotopes of some elements

Element	Proton number	Nucleon number	Number of protons	Number of neutrons	Percentage abundance
Hydrogen, ${}^1_1\text{H}$	1	1	1	0	99.985%
Deuterium ${}^2_1\text{H}$	1	2	1	1	0.015%
Tritium ${}^3_1\text{H}$	1	3	1	2	Man-made isotope
Carbon-12, ${}^{12}_6\text{C}$	6	12	6	6	98.1%
Carbon-13, ${}^{13}_6\text{C}$	6	13	6	7	1.1%
Carbon-14, ${}^{14}_6\text{C}$	6	14	6	8	0.8 %
Chlorine-35, ${}^{35}_{17}\text{Cl}$	17	35	17	18	75.5%
Chlorine-37, ${}^{37}_{17}\text{Cl}$	17	37	17	20	24.5%
Oxygen-16, ${}^{16}_8\text{O}$	8	16	8	8	99.757%
Oxygen-17, ${}^{17}_8\text{O}$	8	17	8	9	0.038%
Oxygen-18, ${}^{18}_8\text{O}$	8	18	8	10	0.205%

Calculating Atomic Mass

- Percent (%) abundance of isotopes
- Mass of each isotope of that element
- Weighted average =

$$\frac{\text{mass isotope}_1(\%)}{100} \times \text{aw } i_1 + \frac{\text{mass isotope}_2(\%)}{100} \times \text{aw } i_2 +$$

Per l'H la massa atomica relativa sar :

$$(99,985/100) \times 1 + (0.015/100) \times 2 + (0.001/100) \times 3 = 1,008 \text{ uma}$$

Atomic Mass of Magnesium

Isotopes	Mass of Isotope	Abundance
^{24}Mg	= 24.0 amu	78.70%
^{25}Mg	= 25.0 amu	10.13%
^{26}Mg	= 26.0 amu	11.17%

Atomic mass (average mass) Mg = 24.3 amu



Atomic Masses

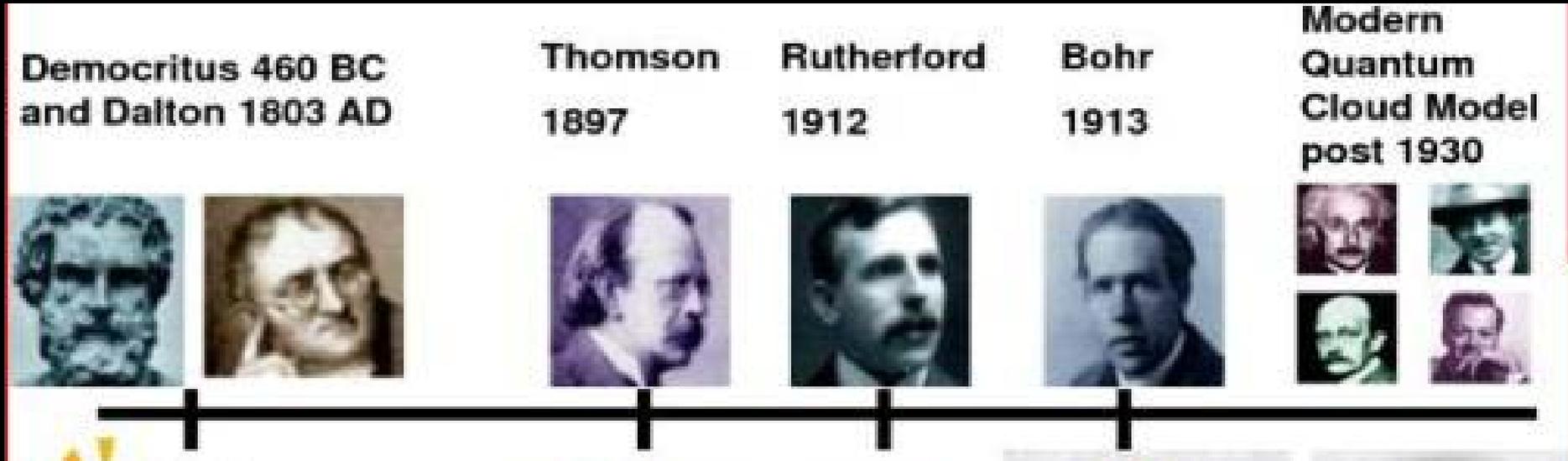
Atomic mass is the average of all the naturally occurring isotopes of that element.

*

Isotope	Symbol	Composition of the nucleus	% in nature
Carbon-12	^{12}C	6 protons 6 neutrons	98.89%
Carbon-13	^{13}C	6 protons 7 neutrons	1.11%
Carbon-14	^{14}C	6 protons 8 neutrons	<0.01%

Carbon = 12.011

modello atomico «nucleare»

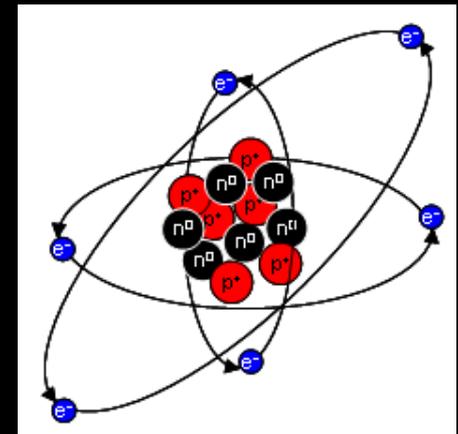


Atomo struttura complessa composta da

nucleo centrale ($p^{++}n^{\circ}$)

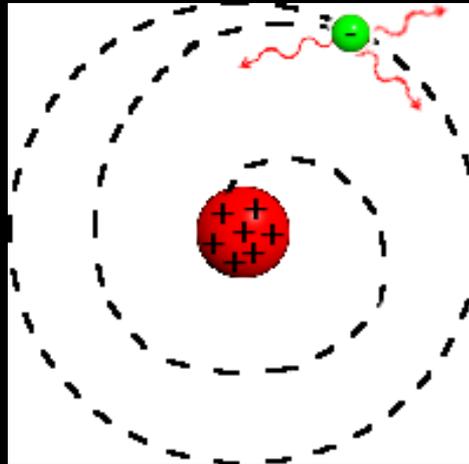
elettroni e^{-} esterni orbitanti

rimane il **problema** relativo alla **Teoria del collasso**



problema della Teoria del collasso:

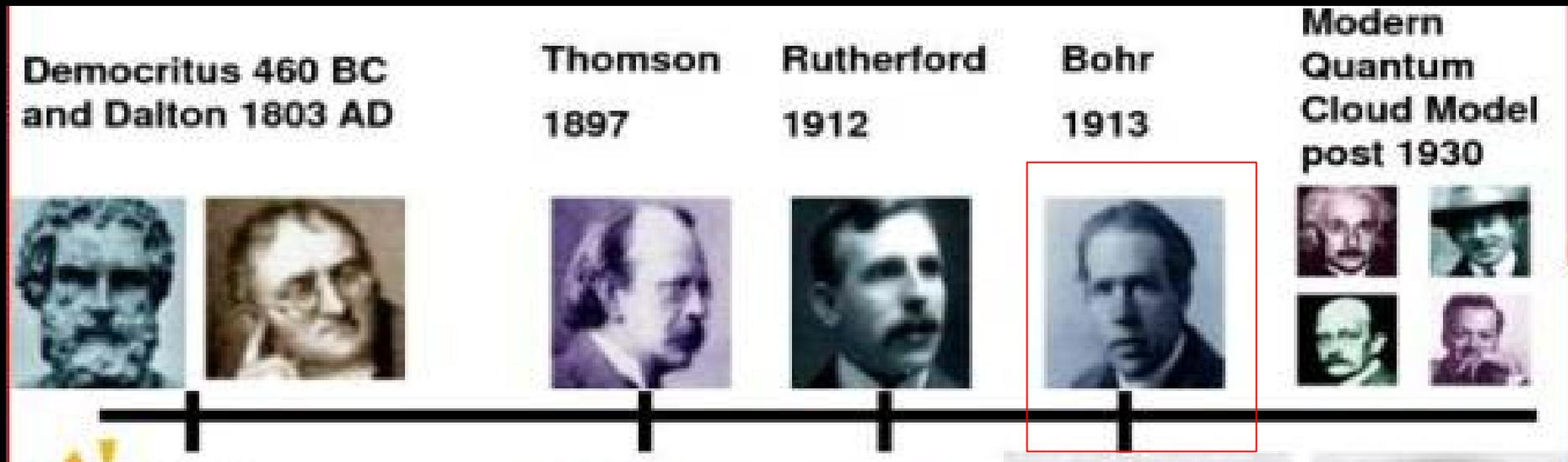
e- perdendo energia dovrebbe cadere nel nucleo
mentre invece l'atomo è stabile



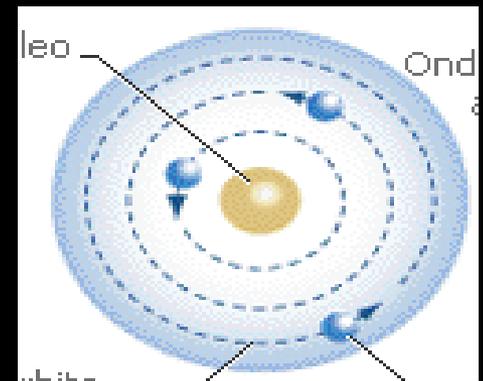
per la fisica classica il moto dell'e- puo' percorrere qualsiasi orbita attorno al nucleo

questo modello non era in grado di interpretare gli spettri atomici di emissione e di assorbimento di molte sostanze

Quantizzazione delle orbite Bohr

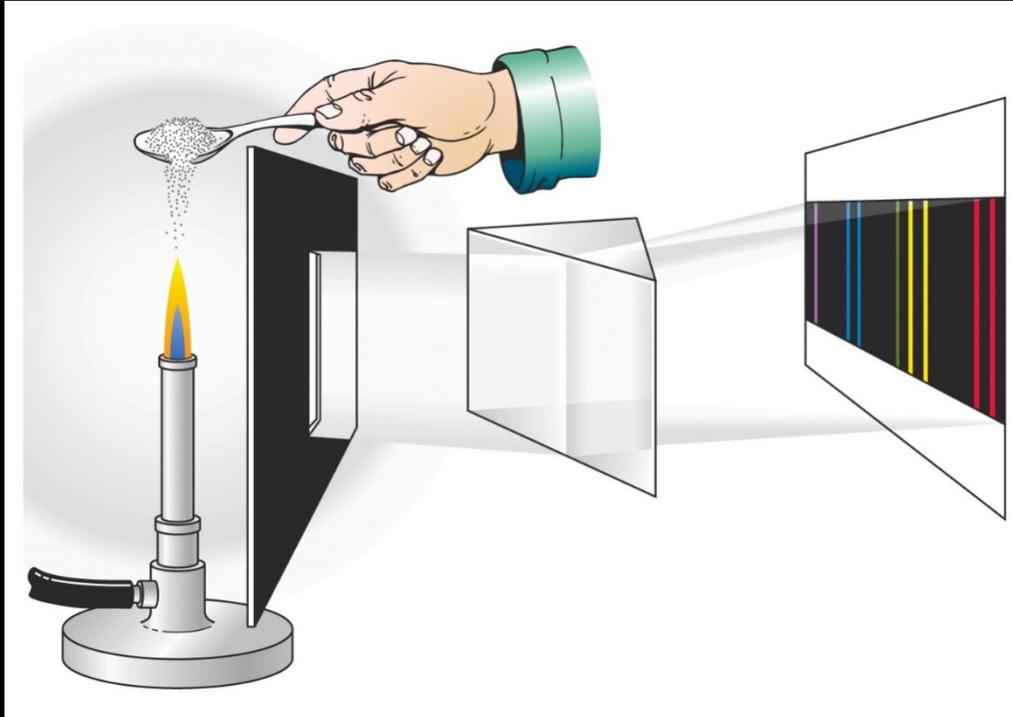


- Bohr propone un modello atomico che permetterà di spiegare il comportamento e la distribuzione degli e^- rispetto al nucleo



Modello atomico di Bohr

orbite stazionarie (livelli di energia)



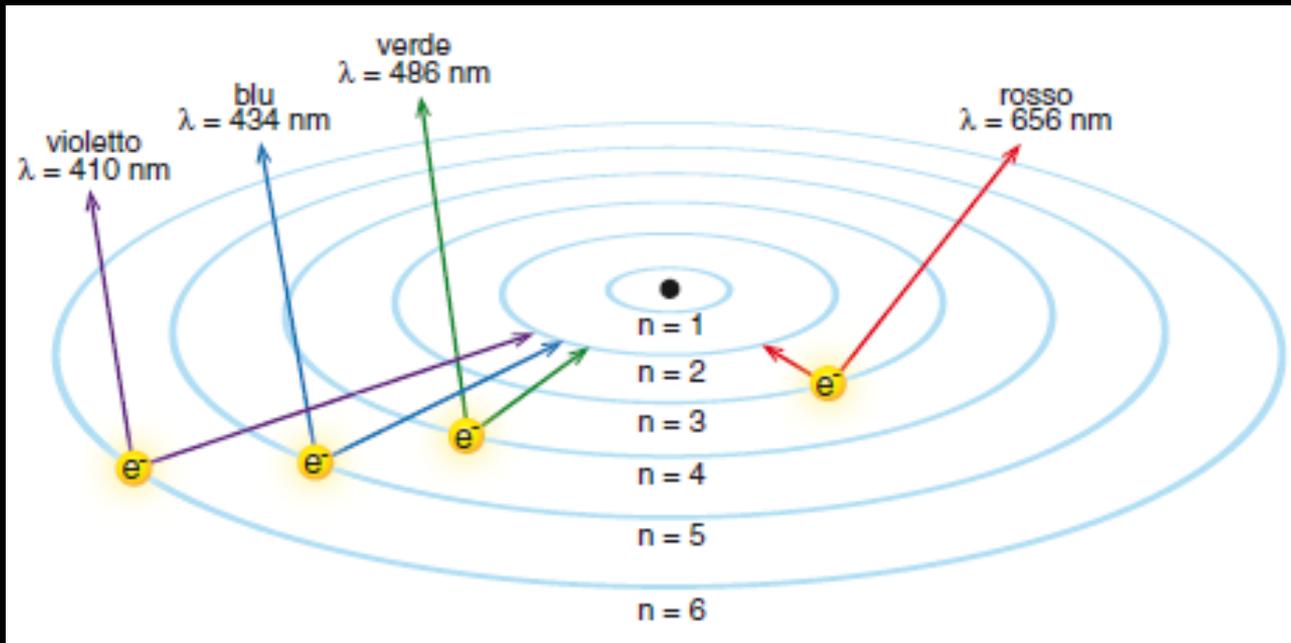
Riscaldando l'idrogeno si assiste all'emissione di luce a particolari frequenze

Associò la frequenza delle bande osservate nello **spettro di emissione dell'H** (*spettro a righe*) a **valori di E delle orbite** nelle quali poteva trovarsi l'elettrone dell'atomo di H

Modello atomico di Bohr

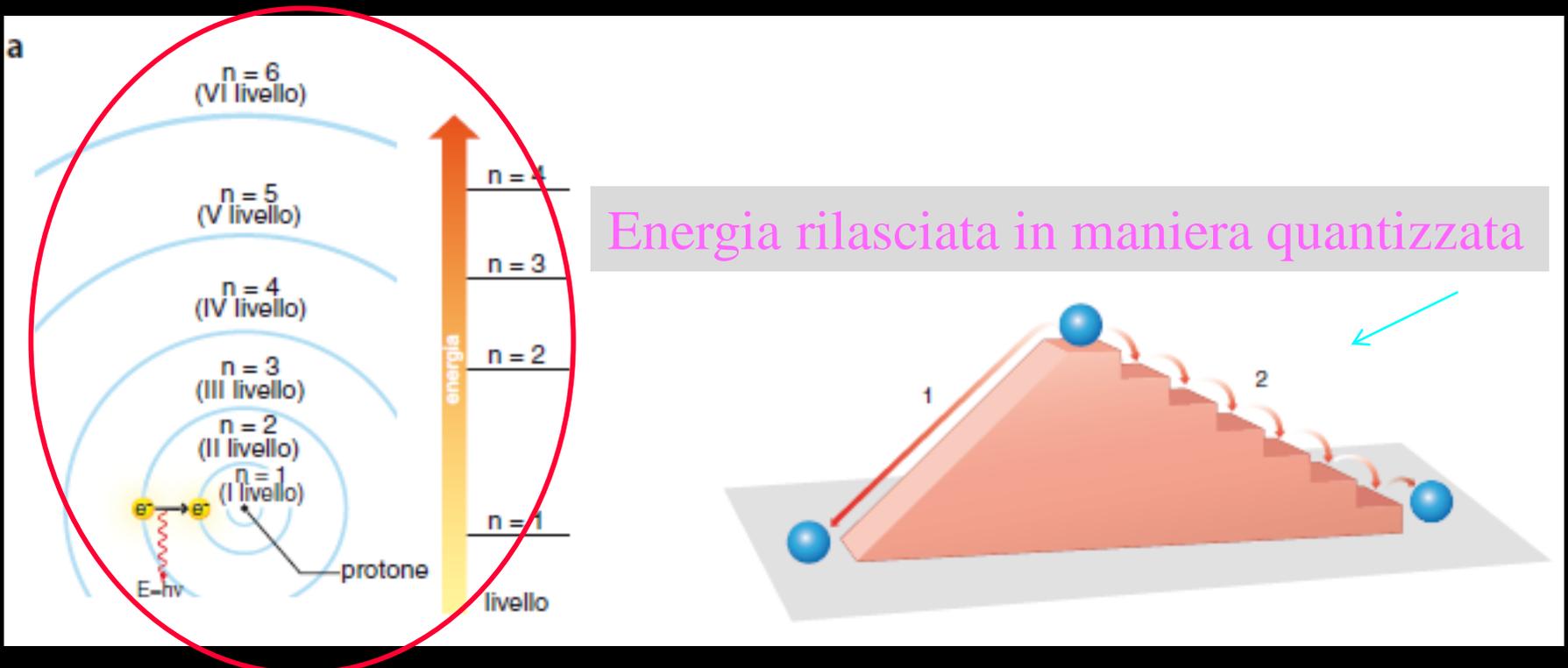
orbite stazionarie (livelli di energia)

Orbite circolari stabili caratterizzate da un numero denominato “quantico principale” (n) che può assumere tutti i valori fra 1 e infinito



n è correlato all' E potenziale dell' e^- ovvero alla distanza dal nucleo

- Minima $E \rightarrow e^-$ nell'orbitale più vicino al nucleo
 $n = 1 = \textit{stato fondamentale dell'atomo}$
- Riscaldando l'H l' e^- può spostarsi su orbite ad $E >$
 $n > 1 = \textit{stato eccitato}$
- Passaggio da un orbita all'altra a contenuto energetico diverso \rightarrow
rilascio o assorbimento di E (frequenze diverse di luce \rightarrow spettri)

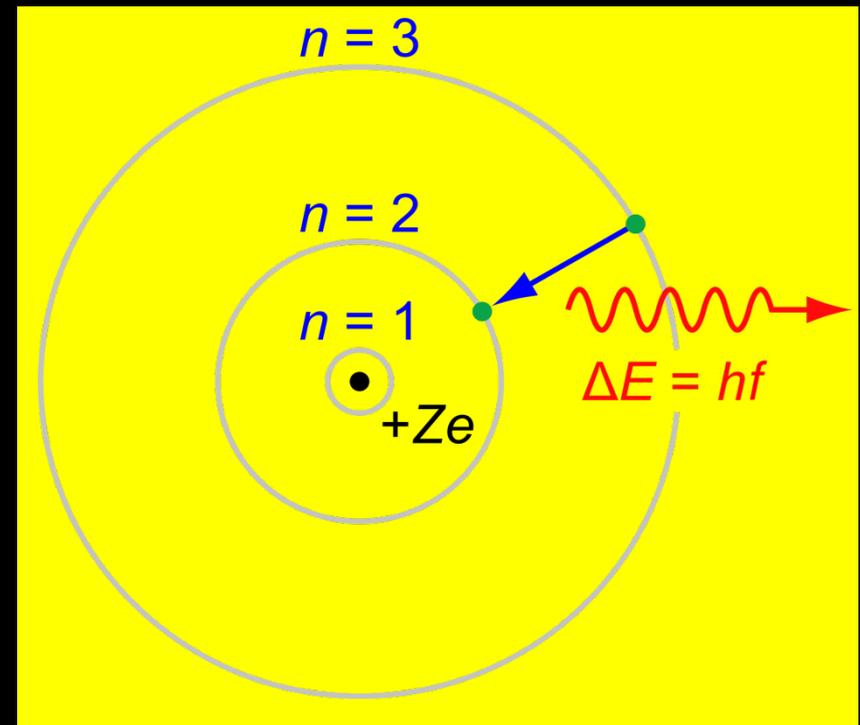


Bohr's Model & Planck's Constant

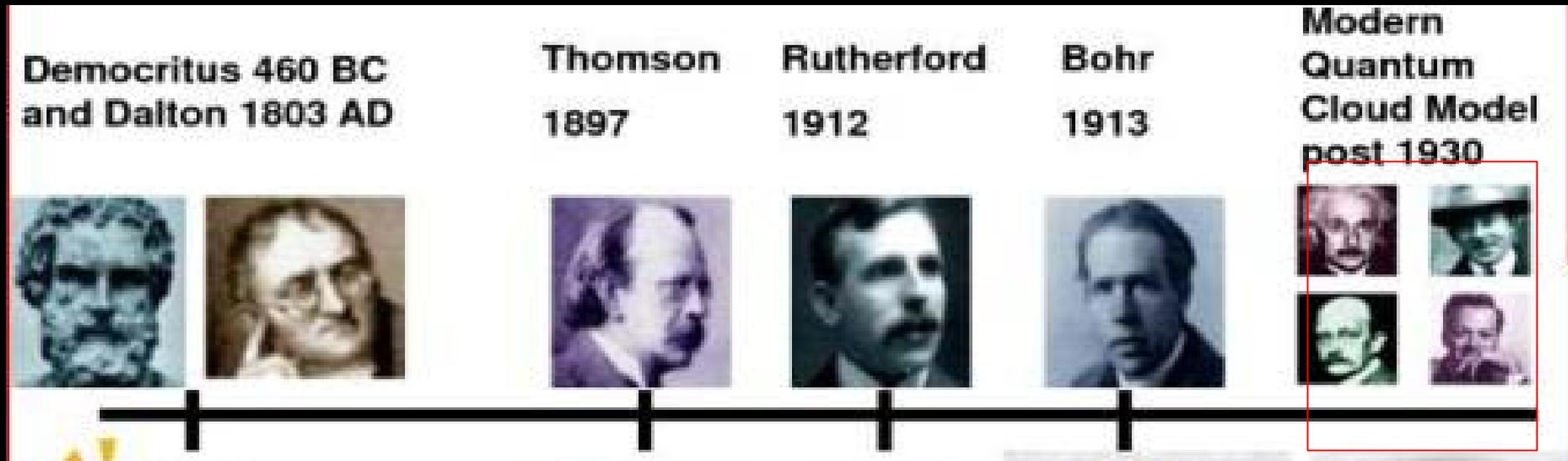
Anche l'energia che può assorbire o rilasciare l'elettrone è quantizzata

$$E = h\nu$$

frequency of radiation, sometimes written as f giving expression $E = hf$.
Quantum energy of a photon.
 $h = \text{Planck's constant} = 6.626 \times 10^{-34} \text{ Joule}\cdot\text{sec} = 4.136 \times 10^{-15} \text{ eV}\cdot\text{s}$



Quantum Mechanical Model

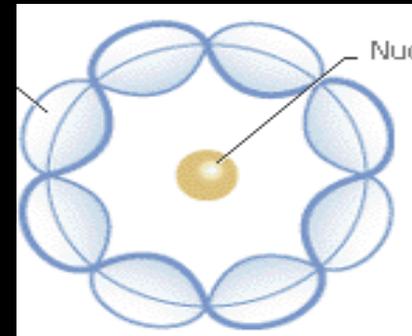


rispose al **problema** sollevato dalla teoria del **collasso**

La **quantizzazione** della quantità di moto dell'elettrone **imposta arbitrariamente** da Bohr

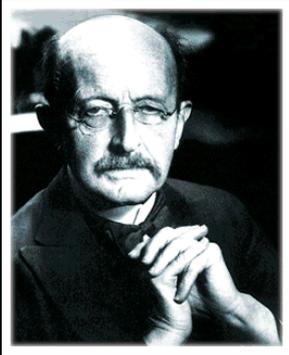
assume un significato coerente solo con la meccanica quantistica

Si definiscono gli **orbitali**



applicando al sistema atomo la teoria quantistica teorizzata da Plank e dimostrata da Einstein *

Max Planck



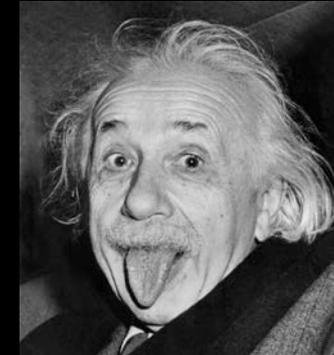
E=energy

ν =frequency

h=Plank's constant $6.7 \times 10^{-34} \text{Js}$

$$E=h \nu$$

Albert Einstein



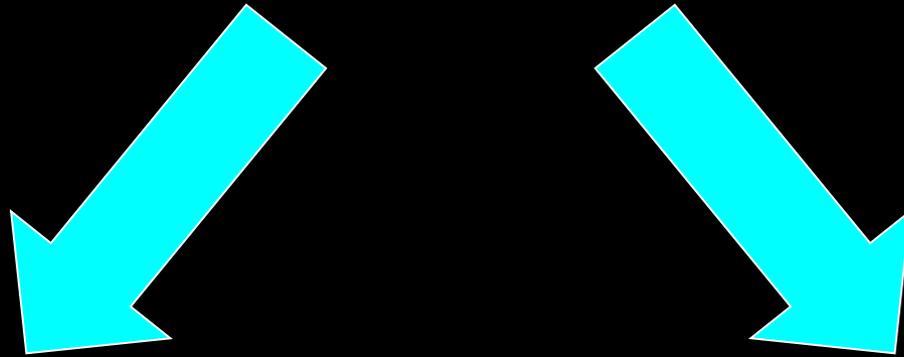
si concluse che la **condizione perchè un e- muovendosi non irradia energia deve percorrere orbite note e quantizzate**

Pertanto per fornire all'e- un' energia radiante è necessario servirsi di una radiazione di frequenza opportuna e quantizzata

dall'osservazione di evidenze sperimentali

si svilupparono **due teorie antitetiche** ed inconciliabili
che
consideravano

elettrone



onda

particella

**ciascuna delle quali però era necessaria per spiegare
alcuni fenomeni non giustificabili con l'altra**



Idea risolutiva per conciliare due teorie antitetiche

applica la dualità onda-particella all'elettrone



Nel 1923, l'idea fondamentale **de Broglie**:

cioè, **associa un'onda all'elettrone**

Sia le onde che le particelle possono
muoversi da un luogo ad un altro con una velocità ben determinata
trasportare energia da un punto ad un altro



Idea risolutiva di conciliare due teorie antitetiche

Nel 1923, l'idea fondamentale **de Broglie**:

Applicare la *dualità onda-particella* all'elettrone

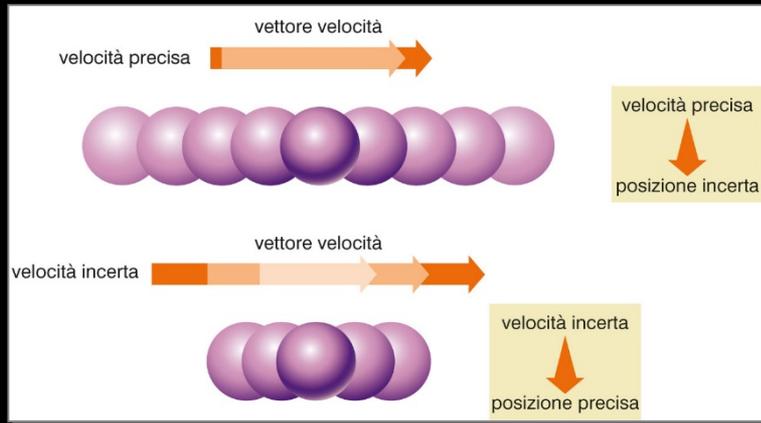
cioè, **associare un'onda all'elettrone**

Tale idea fu accettata ed estesa da **Schrödinger** a cui si deve

una **trattazione matematica completa di tali onde**

si **definisce l'ORBITALE**

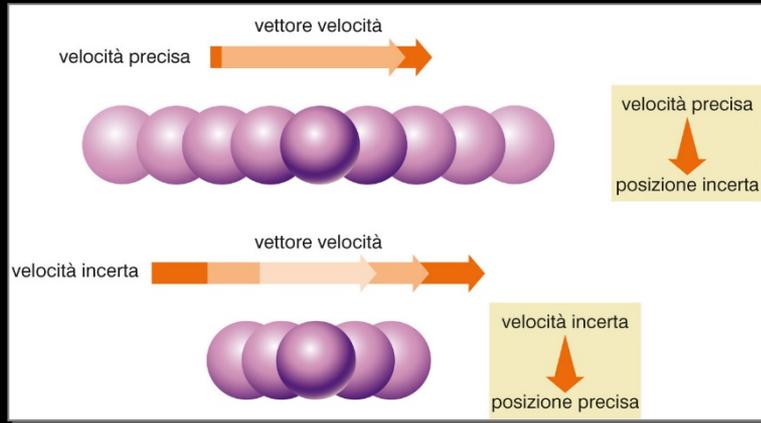
Il principio di indeterminazione di Heisenberg



afferma che **NON** è possibile conoscere a ogni istante, **contemporaneamente**, la **posizione** e la **velocità** di un e-

Heisenberg, coerentemente con il suo **principio di indeterminazione**, si convinse che non aveva senso visualizzare aspetti del mondo subatomico che **NON si sarebbero poi potuti osservare direttamente**.

Il principio di indeterminazione di Heisenberg



afferma che **NON** è possibile conoscere a ogni istante, **contemporaneamente**, la **posizione** e la **velocità** di un e-

Costruì una **meccanica astratta** in cui comparissero soltanto gli unici **valori osservabili** (stati energetici su matrici) definendo la "meccanica delle matrici".

m. Ondulatoria + m matrici = m quantistica

La meccanica ondulatoria di Schrödinger



e la meccanica delle matrici di Heisenberg,



pur essendo **diverse nello sviluppo matematico** e nelle premesse fisiche, rappresentavano in realtà la stessa teoria.

Il riconoscimento della loro equivalenza segnò la nascita della meccanica quantistica

Le particelle vengono associate a delle onde

L'onda è legata alla probabilità che la **particella** si trovi in qualche punto dell'onda stessa

e- in movimento possiede un suo **moto ondulatorio**

con lunghezza d'onda λ (lunghezza d'onda di De Broglie)

data dalla relazione:

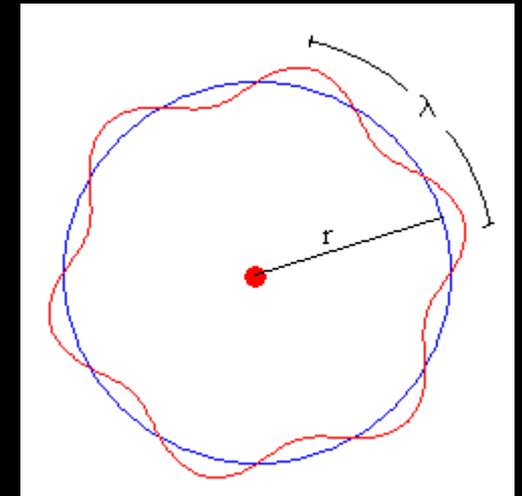
$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

in cui:

$h =$ costante di Plank $= 6,63 \cdot 10^{-34}$ (J · sec);

$m =$ massa dell'elettrone $= 9,11 \cdot 10^{-31}$ Kg

$v =$ velocità dell'elettrone (m/s)



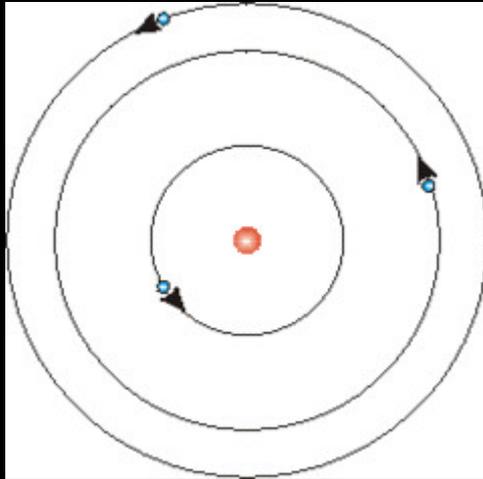
Secondo la meccanica quantistica :

Le **onde di materia** sono associate a qualsiasi corpo in movimento sono significative però solo per le particelle piccole

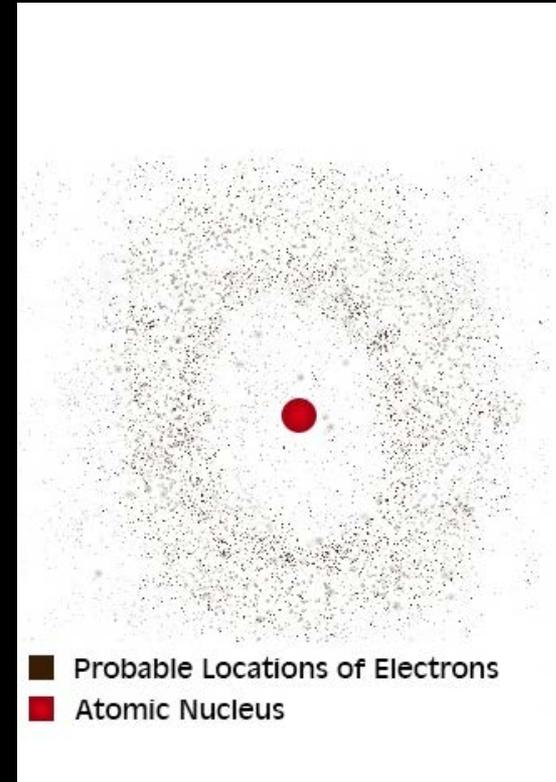
orbita sostituita con orbitale Heisenberg



Bohr's
Model



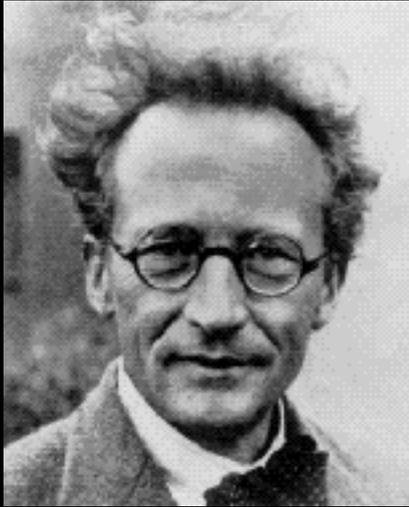
orbite



orbitali

Poiché le informazioni sul moto dell'elettrone possono essere solo di tipo probabilistico, con la meccanica quantistica il concetto di orbita di un elettrone è superato e inadeguato

L'orbitale: La funzione d'onda di Schrodinger



Schrodinger applied idea of e- behaving as a wave to the problem of electrons in atoms.

Solution to **WAVE EQUATION** gives set of mathematical expressions called

WAVE FUNCTIONS, Ψ

Each describes an allowed energy state of a e-

la funzione d'onda Ψ (psi) è una formulazione matematica delle onde associate all'e- solo il suo quadrato Ψ^2 ha un significato fisico osservabile:
l'orbitale

L'orbitale: La funzione d'onda di Schrodinger

$$\Psi_{n,l,m}$$



DA
RICORDARE!

- $|\psi|^2$ Indica la probabilità di trovare l' e^- in un determinato volume nello spazio
- Ogni funzione d'onda è definita da tre numeri interi (n, l, m) , numeri quantici
- Ogni orbitale (zona dello spazio attorno al nucleo) è definito da una particolare terna di numeri quantici

Four Quantum Numbers

1. Principal Quantum Number (n)
2. Angular Quantum Number (l)
3. Magnetic Quantum Number (m_l)
4. Spin Quantum Number (m_s)

Sono 4 i numeri quantici necessari per determinare lo stato di ciascun e⁻ in un atomo

Il modello elettronico a strati

Gli **elettroni** sono legati al **nucleo** dall'**attrazione elettrostatica** che si instaura tra le cariche positive e negative.

Gli **elettroni** sono sistemati **in livelli di energia** crescenti, denominati **STRATI** o **gusci elettronici**.