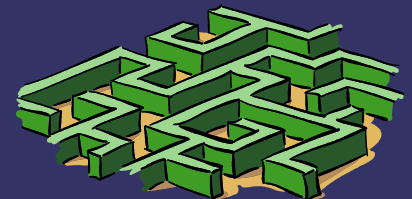


# ***II MODELLO ATOMICO***

***Classe V B CHB  
a.s. 2010-11***

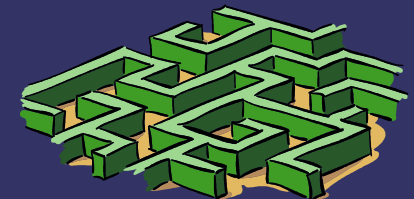
***prof.ssa Villani***

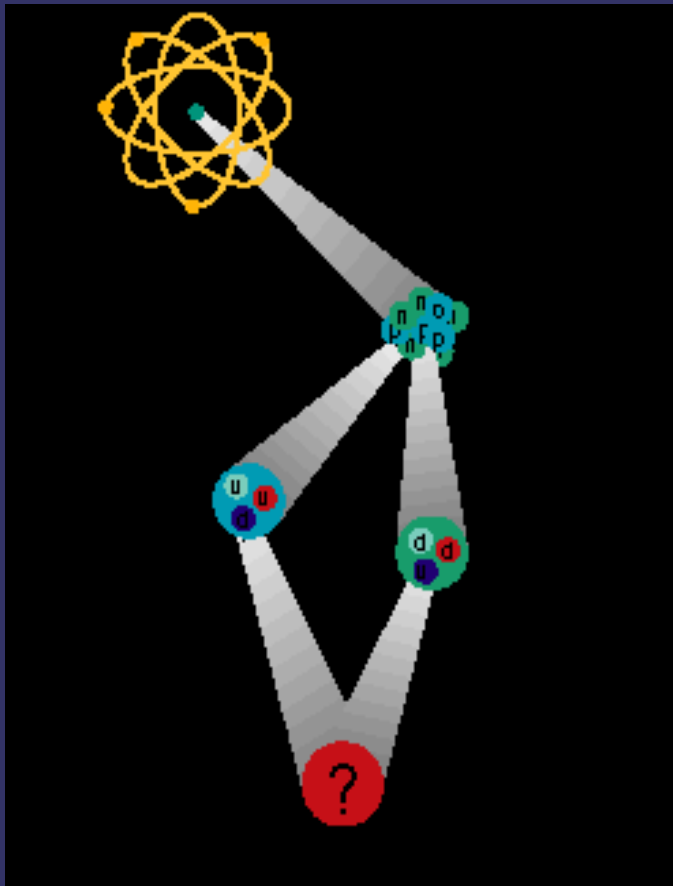


***Il mondo intorno a noi e l'intero Universo sono popolati da una grande diversità di materiali e forme di materia ma sorprendentemente questa grande varietà di materia è composta da pochi e relativamente semplici mattoni fondamentali.***

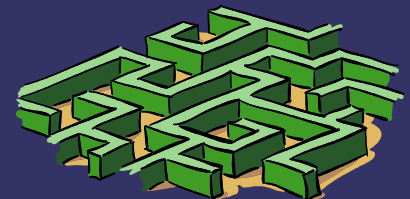


***La parola fondamentale e/o elementare è una parola chiave lungo tutto il percorso di esplorazione dell'infinitamente piccolo. Per mattoni fondamentali si intendono oggetti privi di una struttura interna, ovvero oggetti che a loro volta non possono essere scomposti in entità più piccole.***





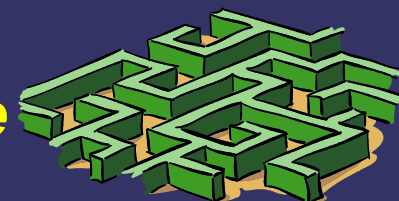
*L'idea dell'esistenza di tali entità fondamentali risale al tempo dell'antica Grecia, ai filosofi greci Leucippo e Democrito nel V secolo avanti Cristo. **Essi credevano che tutta la materia dell'Universo fosse fatta di piccolissimi mattoni indivisibili (che essi chiamarono atomi che in greco significa appunto non divisibile) separati dal vuoto.** Aristotele invece sosteneva che "la natura aborre il vuoto" e immaginava che la materia fosse indefinitivamente divisibile in parti sempre più piccole. **L'opinione di Aristotele prevalse, e l'ipotesi dell'atomo fu quasi completamente dimenticata per più di duemila anni.***



**Per più di duemila anni l'idea di Aristotele ebbe la meglio, ma a partire dal diciottesimo secolo gli scienziati, con una serie di scoperte che hanno dato origine alla chimica moderna,**

The image shows a standard periodic table of elements. The transition metals, including Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Ga, Ge, As, Se, Br, Kr, Rb, Sr, Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd, In, Sn, Sb, Te, I, Xe, Cs, Ba, La, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn, Fr, Ra, Ac, and the lanthanide and actinide series (Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr), are highlighted in yellow. The lanthanide and actinide series are also highlighted in red.

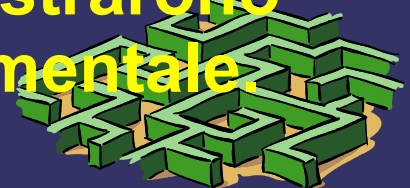
**hanno dimostrato che tutte le sostanze sono scomponibili in piccolissimi costituenti corpuscolari, troppo piccoli per essere osservati con le tecniche dell'epoca. Seguendo la tradizione greca i chimici chiamarono tali costituenti atomi.**



**In seguito i fisici dimostrarono che gli atomi identificati dai chimici erano divisibili. Nelle decadi tra Ottocento e Novecento diversi brillanti esperimenti mostrarono che gli atomi sono composti da un piccolo e denso nucleo centrale di carica elettrica positiva intorno al quale sono in costante moto particelle di carica elettrica negativa chiamati elettroni.**

**Nuclei ed elettroni si combinano in diversi modi, tali da determinare le diverse proprietà chimiche osservate.**

**Per un certo tempo i fisici pensarono che gli elettroni e il nucleo fossero gli atomi dei greci, le particelle elementari di cui tutta la materia è composta. Avevano solo parzialmente ragione. Mentre l'elettrone è ancora oggi ritenuto indivisibile, nuovi esperimenti mostrarono che il nucleo atomico non è una particella fondamentale.**

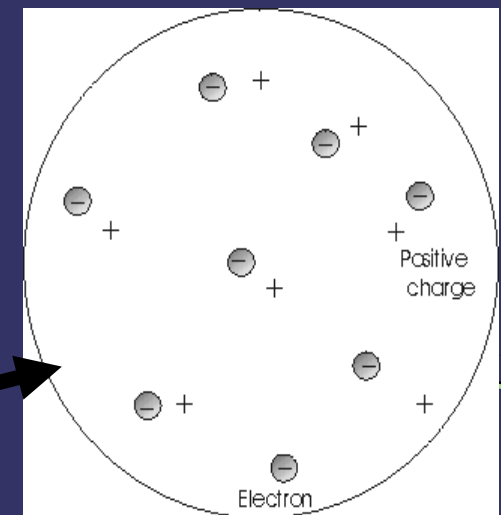
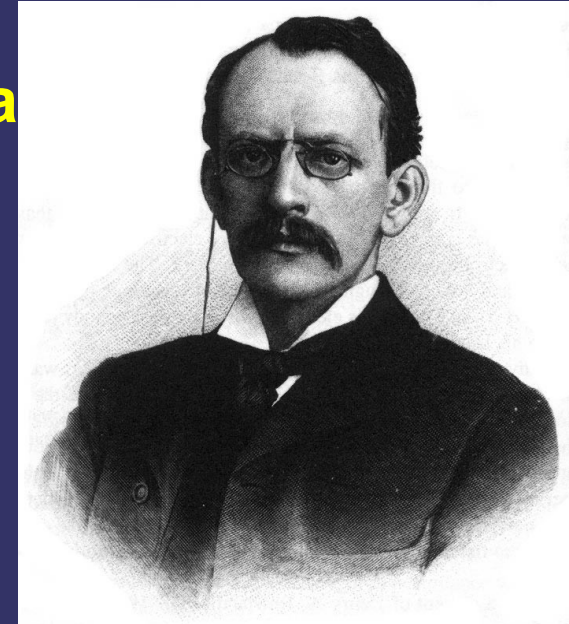


# Modello di THOMSON (1846-1940)

Alla fine dell'ottocento vi erano molti dati sperimentali che, in chimica e in termodinamica potevano essere spiegati applicando il modello teorico atomico e molecolare della materia.

La scoperta dei raggi catodici aveva messo in evidenza l'esistenza di particelle leggere, gli elettroni, praticamente puntiformi e dotate di carica elettrica.

Quindi sembrava che gli atomi dovessero contenere al loro interno, gli elettroni. Essendo però la materia globalmente neutra ed essendo gli elettroni molto leggeri, la massa doveva essere tutta concentrata nella carica positiva. Thomson propose il suo plum pudding model in cui l'atomo era costituito da carica positiva in cui vi erano disseminati gli elettroni.



In realtà Thomson non ha mai definito un "confine"!

# ESPERIMENTO DI RUTHERFORD 1911

Ideò un esperimento innovativo: scagliò contro una lamina d'oro molto sottile un fascio di particelle alfa (nuclei di elio, con massa 10000 volte la massa di un elettrone e con carica  $2e$ ).

Si aspettava che le particelle alfa passassero attraverso la lamina quasi senza effetti.

Misurando gli angoli di diffusione si stupì vedendo che alcune particelle erano riflesse (*“era come vedere tornare indietro un proiettile di artiglieria dopo averlo sparato contro un foglio di carta velina”*).

Dedusse che l'atomo doveva essere costituito da un nucleo centrale estremamente piccolo, massivo e positivo.

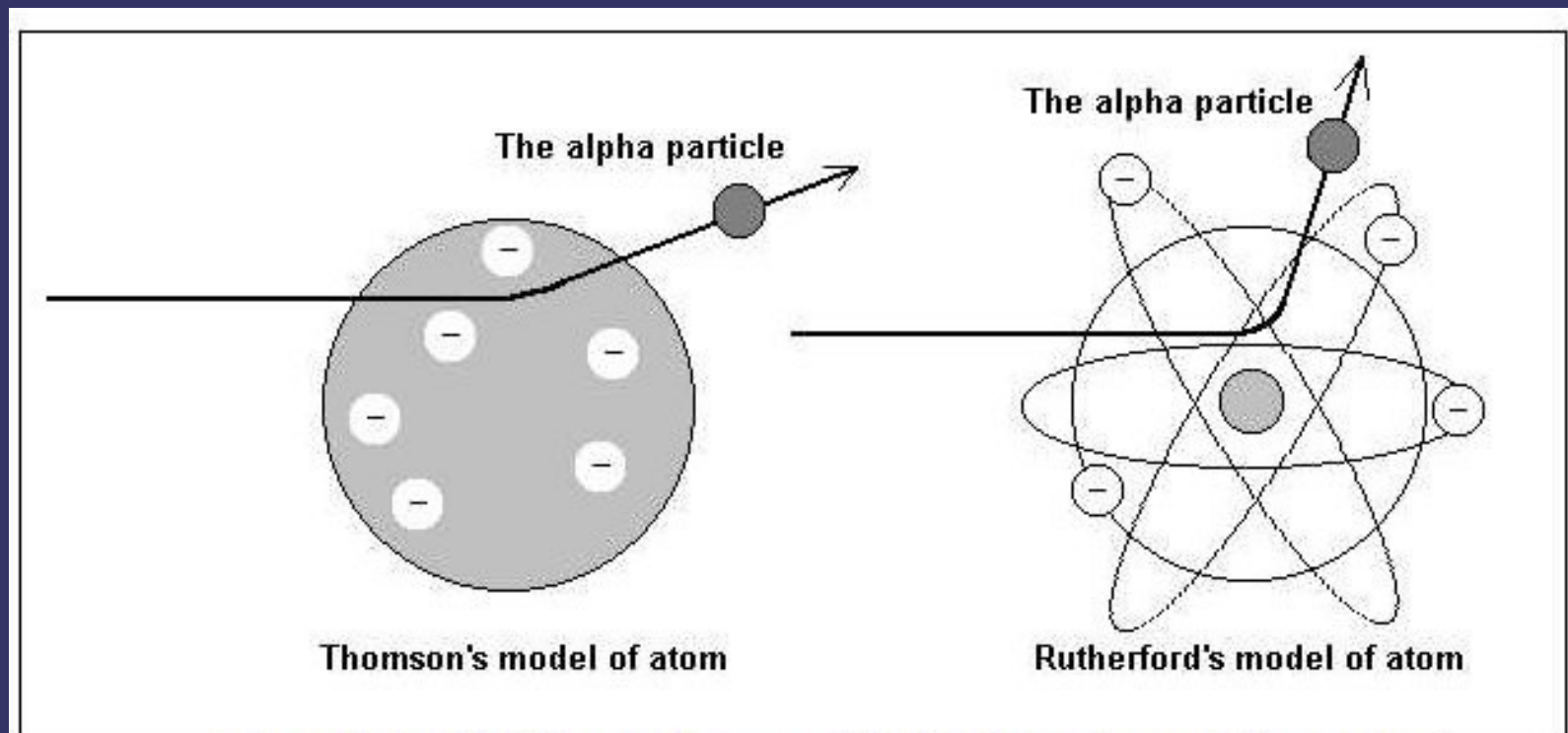
Gli elettroni dovevano ruotare attorno al nucleo perché, se fossero stati fermi, sarebbero stati attirati dalla forza di Coulomb verso il nucleo.

Ipotizzò il modello planetario: gli elettroni ruotano attorno al nucleo come i pianeti attorno al Sole.

**LIMITI:** irraggiamento e perdita di energia!



# *L'esperimento:*

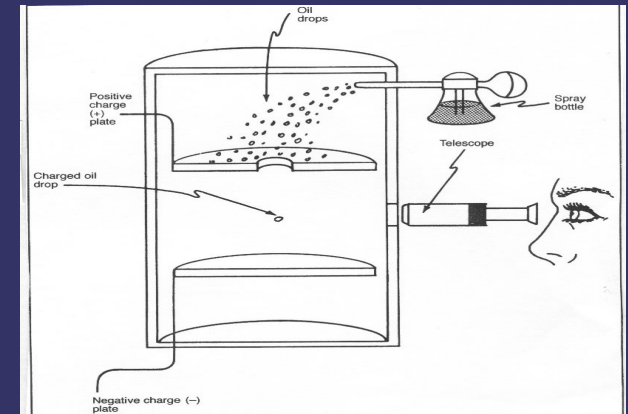


The models of the Thomson's atom and Rutherford's atom; and the expected aberrations of alpha particle in both cases.

# Esperimento di Millikan

L'esperimento, condotto negli anni dal 1907 al 1911 ha permesso di conoscere la carica di un elettrone.

Tra le due lastre conduttrici vi è  $\Delta V$ , da cui  $E = \Delta V/s$ . Le goccioline di olio passano attraverso il forellino e per sfregamento si elettrizzano. Cadono nel condensatore e si muovono di m.r.u. Perché c'è l'attrito viscoso con l'aria. Sulla gocciolina che risale verso l'alto agiscono tre forze: quella elettrica verso l'alto, quella peso e quella di attrito verso il basso. Si ottiene:



$$q \frac{\Delta V}{s} = mg + 6\pi r \eta v \quad \rightarrow \quad q = \frac{s}{\Delta V} \left( \rho \frac{4}{3} \pi r^3 g + 6\pi r \eta v \right)$$

# *Risultato:*

*I valori di  $q$  erano, dopo ripetuti esperimenti, tutti multipli di una carica fondamentale che, alla luce dei modelli atomici, non poteva che essere la carica dell'elettrone.*

*Dunque: la carica elettrica in natura è quantizzata.  
Il valore della carica dell'elettrone è  $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ .*

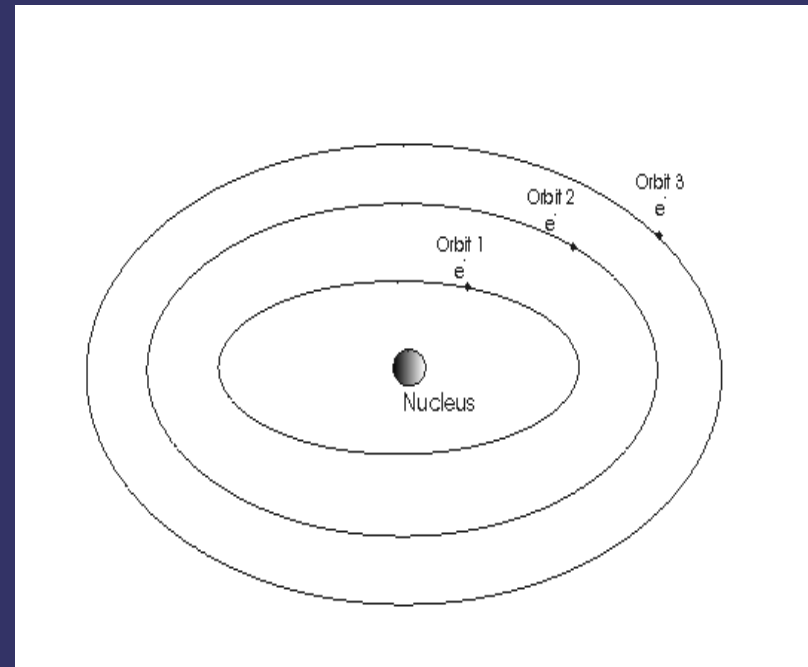


# Modello di Bohr

Nel 1912 il giovane “danese tranquillo” si rese conto che necessariamente gli elettroni in moto circolare dovevano essere accelerati in continuazione e ciò avrebbe provocato irraggiamento, perdita di energia e caduta sul nucleo. Il tutto in  $10^{-7}$  s.

Per spiegare la stabilità degli atomi introdusse alcune ipotesi, allora arbitrarie, ma che presto si rivelarono corrette:

- L'elettrone può percorrere solo orbite fisse;
- Quando l'elettrone percorre queste orbite fisse non irraggia: le orbite dell'atomo di Bohr sono allora **QUANTIZZATE!**
- Nell'atomo di Bohr il raggio  $r$  dell'orbita, la velocità  $v$  dell'elettrone e la sua energia totale  $E$  non possono assumere valori qualunque ma solo un insieme di valori ben definiti.



# CONDIZIONE DI QUANTIZZAZIONE

Bohr diede la condizione di quantizzazione per stabilire quali orbite sono permesse:

$n$ : numero quantico principale,  $h = 6.62 \times 10^{-34} \text{Js}$

$$2\pi r_n p_n = nh \quad \text{con } n \in \mathbb{N}_o = \{1, 2, 3, \dots\}$$

L'atomo di idrogeno è stabile se la forza centripeta è, in modulo, intensa come la forza coulombiana:

$$\left| -\frac{1}{4\pi \epsilon_0} \frac{e^2}{r_n^2} \right| = \left| m_e \frac{v^2}{r_n} \right| \rightarrow v = \sqrt{\frac{e^2}{4\pi \epsilon_0 r_n m_e}} \rightarrow 2\pi r_n m_e \sqrt{\frac{e^2}{4\pi \epsilon_0 r_n m_e}} = nh$$

$$e \sqrt{\frac{\pi r_n m_e}{\epsilon_0}} = nh \rightarrow r_n = n^2 \frac{\epsilon_0 h^2}{\pi m_e e^2}$$

N.B.:  $r_n$  proporzionale a  $n^2$

# L'energia:

In meccanica classica è:

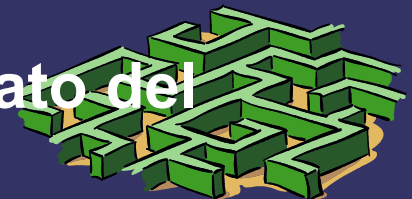
$$E_{tot} = \frac{1}{2} m_e v^2 - \frac{1}{4\pi \epsilon_0} \frac{e^2}{r} = - \frac{1}{4\pi \epsilon_0} \frac{e^2}{r} + \frac{1}{8\pi \epsilon_0} \frac{e^2}{r} = - \frac{1}{8\pi \epsilon_0} \frac{e^2}{r} < 0$$

L'energia totale è negativa: il sistema è legato!

Introducendo i valori dei raggi permessi, si ha

$$E_{tot} = - \frac{1}{8\pi \epsilon_0} \frac{e^2}{r_n} = - \frac{1}{8\pi \epsilon_0} e^2 \frac{1}{n^2} \frac{\pi m e^2}{\epsilon_0 h^2} = - \frac{1}{n^2} \frac{m}{8} \left( \frac{e^2}{\epsilon_0 h} \right)^2$$

da cui E è inversamente proporzionale al quadrato del numero quantico n!!!!

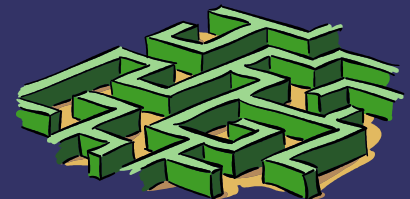


# Esercizio

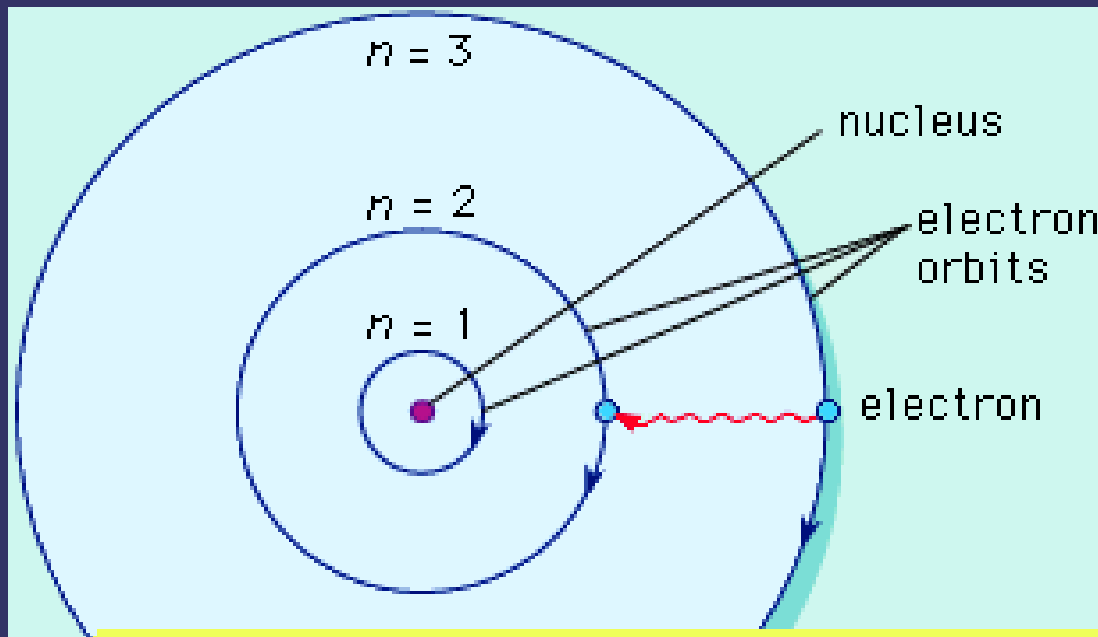
Determinare l'energia totale di un elettrone di un atomo di idrogeno nel suo stato fondamentale. Calcolare la sua velocità e commentare.

$$E_{tot,1} = - \frac{1}{1^2} \frac{m}{8} \left( \frac{e^2}{\epsilon_0 h} \right)^2 = - 2.18 \times 10^{-18} J$$

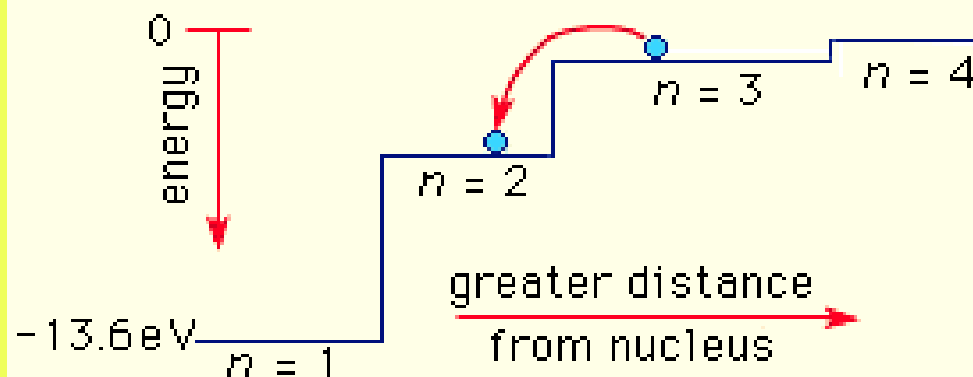
$$v = \sqrt{\frac{2E}{m}} = 2.19 \times 10^6 m/s \ll c \rightarrow \text{no relatività !}$$



# L'atomo di idrogeno di Bohr



The electron travels in circular orbits around the nucleus. The orbits have quantized sizes and energies. Energy is emitted from the atom when the electron jumps from one orbit to another closer to the nucleus. Shown here is the first Balmer transition, in which an electron jumps from orbit  $n = 3$  to orbit  $n = 2$ , producing a photon of red light with an energy of  $1.89 \text{ eV}$  and a wavelength of  $656 \times 10^{-9} \text{ m}$ .



# Il problema dello spettro a righe dell'atomo di idrogeno...

Tra i problemi irrisolti di inizio '900 c'era pure la necessità di spiegare l'emissione a righe dell'atomo di idrogeno.

Bohr dice che un elettrone non irraggia nella sua rotazione attorno al nucleo. Eppure un gas attraversato da corrente elettrica emette luce, cioè fotoni.

Bohr postula che un elettrone passando da un'orbita più esterna (avente energia maggiore) ad una più interna (con energia minore), emette un fotone di frequenza:

**In accordo coi risultati sperimentali: si spiega l'emissione a righe!**

$$\nu = \frac{E}{h} = \frac{E(n_1) - E(n_2)}{h} = \frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^3} \left( \frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) = cR_H \left( \frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right)$$

essendo

$$E(n) = - \frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n^2} = - \frac{13.6}{n^2} eV$$

# Lo spettro

$$\nu = cR_H \left( \frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) \text{ Hz}, \quad R_H = 1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}, \quad n_2 > n_1$$

Ponendo  $n_1=1$ ,  $n_2=2,3,4\dots$  si ottiene la serie di Lyman (ultravioletto).

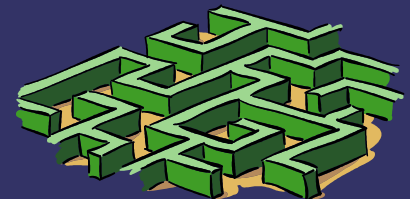
Ponendo  $n_1=2$ ,  $n_2=3,4,5\dots$  si ottiene la serie di Balmer (visibile).

Ponendo  $n_1=3$ ,  $n_2=4,5,6\dots$  si ottiene la serie di Paschen (infrarosso).

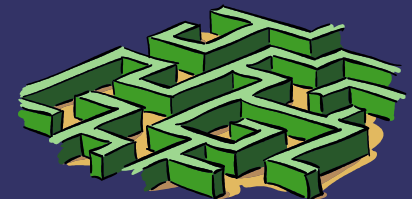
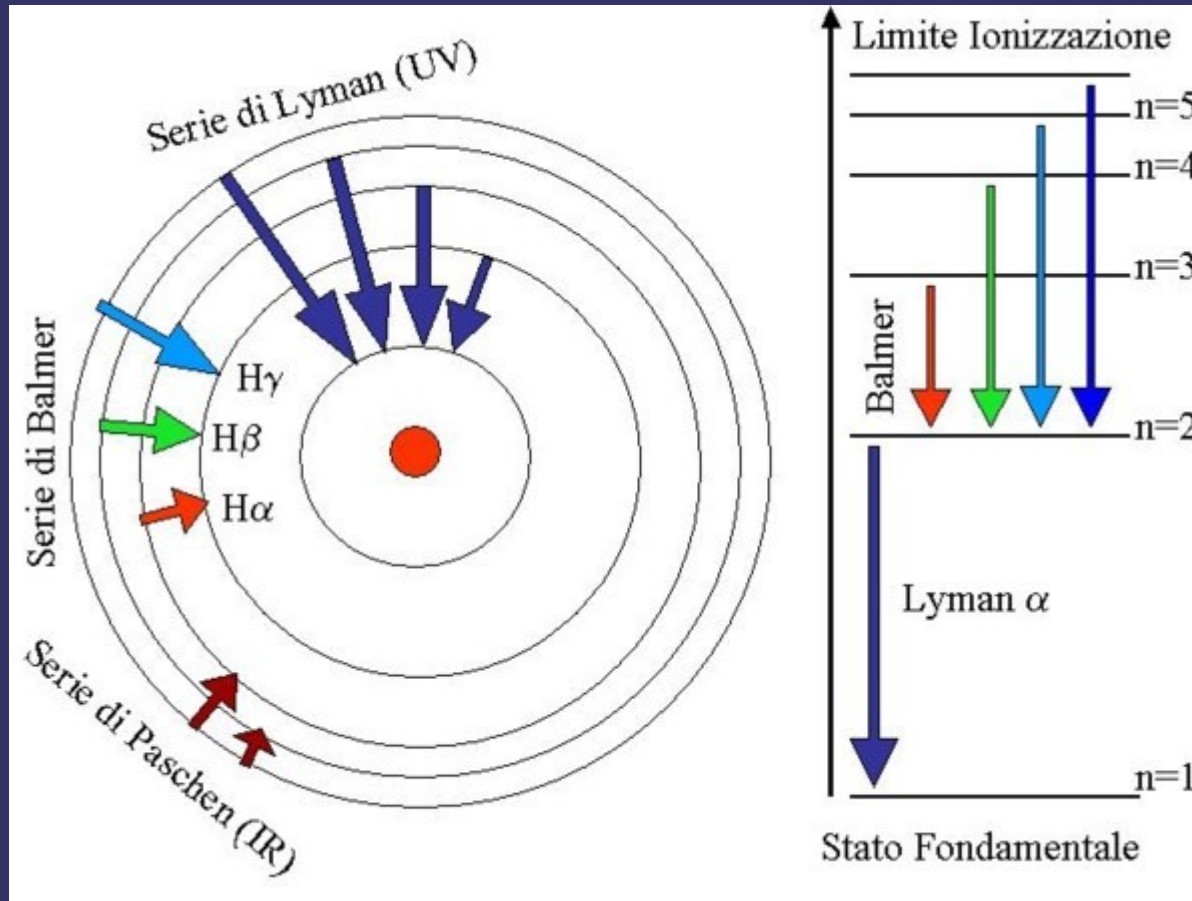
$n_1=4$ ,  $n_2=5,6,7$  serie di Brackett

$n_1=5$   $n_2=6,7,8$  serie di Pfund

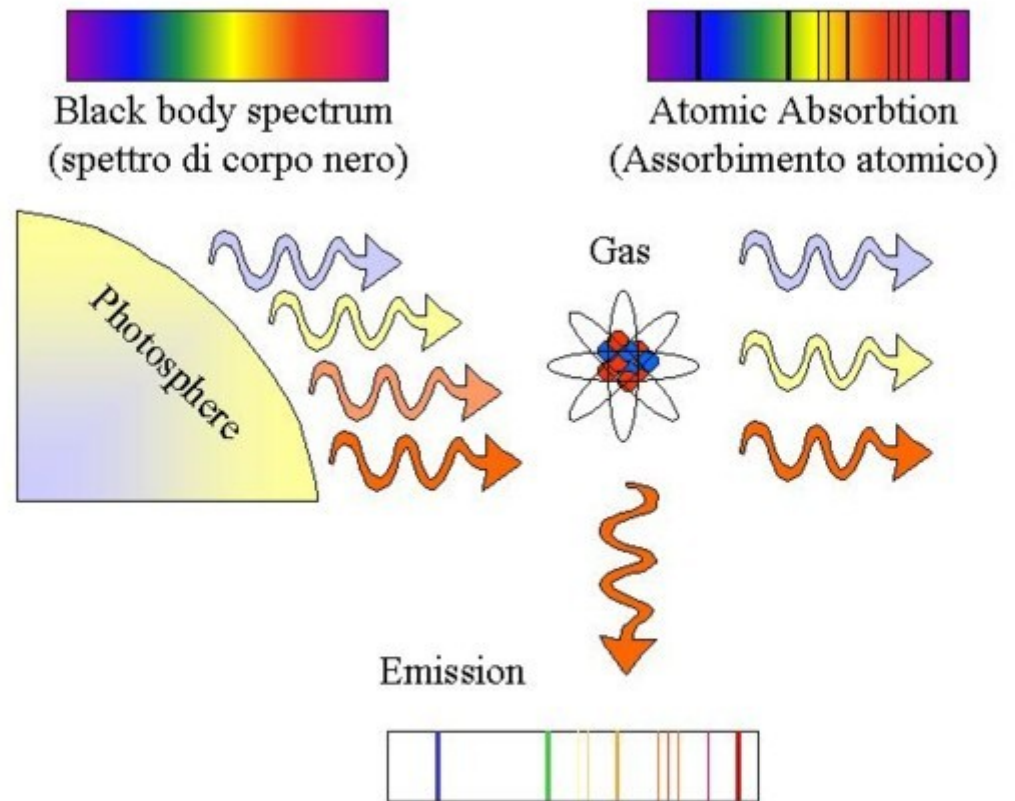
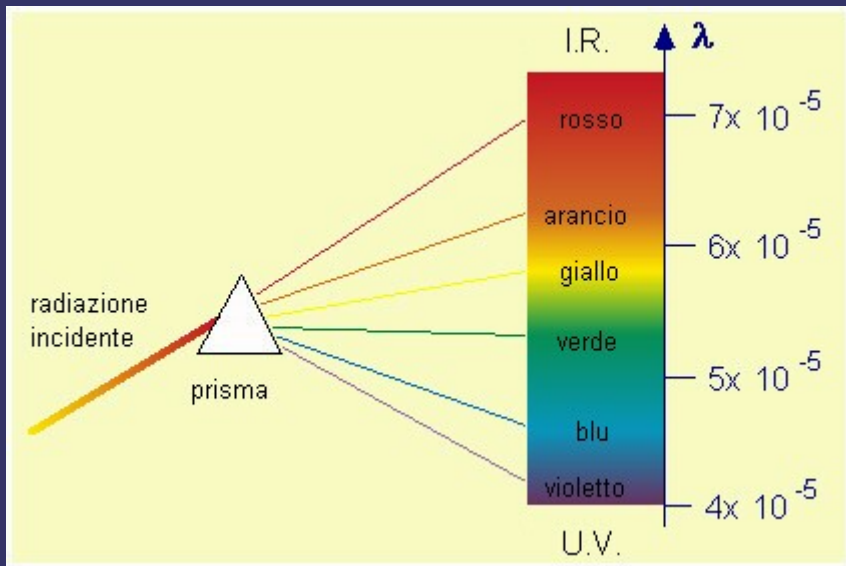
***COSA SIGNIFICA???***

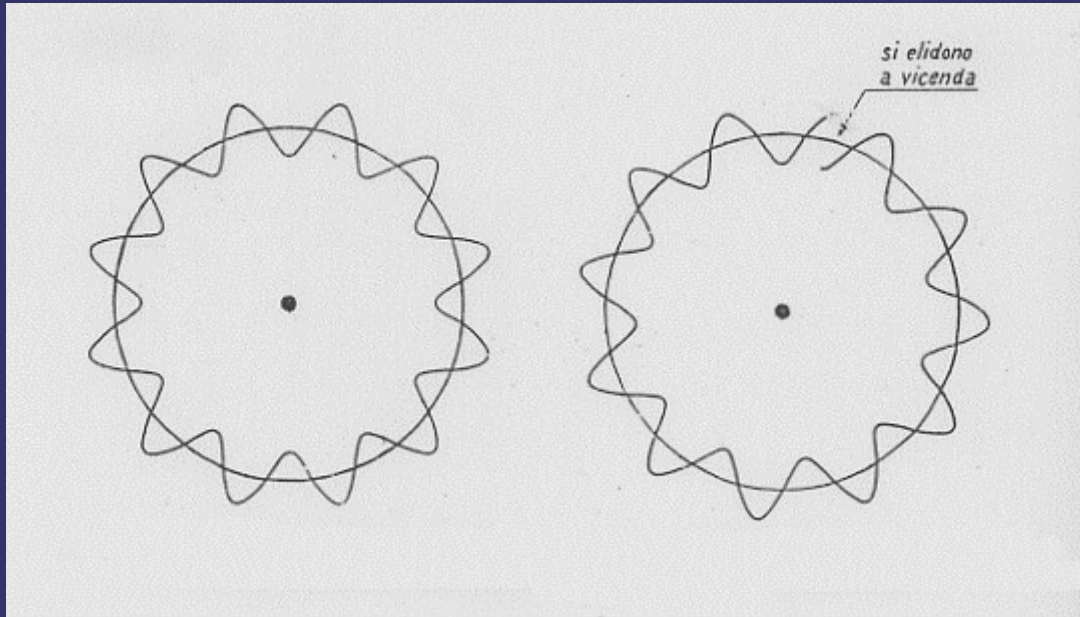


# Idrogeno



# Spettro continuo, di emissione e di assorbimento





Introduciamo preliminarmente un concetto classico elementare. Se uno ha una circonferenza e su di essa vuole metterci un'onda, la cosa è realizzabile solo se vi sono delle condizioni rispettate e cioè che la lunghezza della circonferenza  $2\pi r$  sia un multiplo intero della lunghezza dell'onda  $\lambda$ .

Deve cioè valere la relazione:

$$2\pi r = n\lambda \quad \Rightarrow \quad \lambda = 2\pi r/n$$

Mettendo insieme questa relazione con quella di De Broglie ( $\lambda = h/p$ ) si trova una naturale spiegazione all'ipotesi di Bohr secondo la quale esistono solo determinate orbite (quelle per le quali  $mvr = nh/2\pi$ ). Si ha:  $\lambda = 2\pi r/n = h/mv \Rightarrow mvr = nh/2\pi$ .

Resta da giustificare l'altra ipotesi di Bohr, quella che vuole un elettrone in un data orbita non emettere o assorbire energia. La cosa viene spiegata da De Broglie mediante le onde stazionarie. L'elettrone che si trova su di un'orbita elettronica è descritto da un'onda stazionaria (che non si modifica nel tempo). In tale situazione non vi sono cambiamenti energetici.

