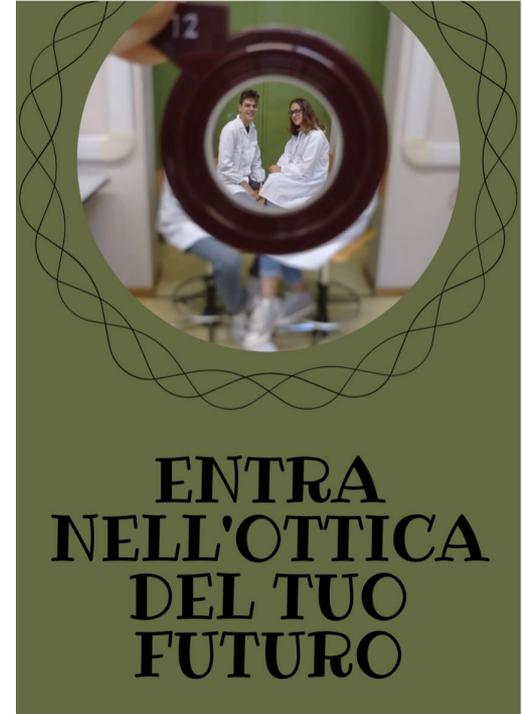

Una proposta di attività ISLE-based sulla fisica quantistica

Simon Peter Leban

Contesto didattico

Il seguente percorso didattico è stato realizzato nella 4^D dell'IPS A. Mattioni (ISIS Paolino d'Aquileia) - Istituto Professionale Socio-Sanitario - indirizzo Ottico.

<https://www.paolinodaquileia.edu.it/orientamento-ips/>



Dopo la scuola

Arti ausiliarie delle professioni sanitarie OTTICO

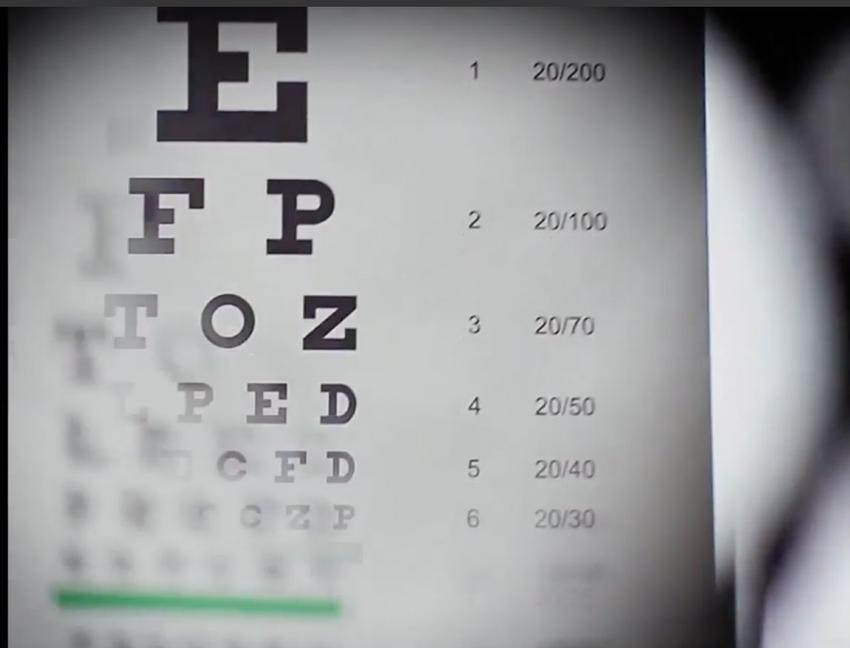
Realizza
l'occhiale per
il cliente

Esegue
l'esame della
vista

Applica Lenti a
Contatto

Consiglia la
montatura
più adatta

E' titolare dei
negozi di
ottica





Materie - ore settimanali

Gli alunni nel corso del loro percorso di studi hanno studiato queste materie

→ **Matematica**

4 ore al biennio, 3 al triennio.

→ **Scienze integrate - Chimica**

2 ore al biennio.

→ **Scienze integrate - Fisica**

1 ora al biennio.

→ **Ottica/Ottica applicata**

Biennio: 2 ore in prima classe, 3 ore in seconda,

Triennio: 5 ore in terza e quarta, 4 ore in quinta.

Conoscenze pregresse

Basi di chimica
inorganica e
organica (pochi
contenuti e ben
confusi)

Le conoscenze di
fisica sono limitate
alla cinematica e
pochi concetti di
dinamica.

**NO
ELETTROSTATICA e
MAGNETISMO**

Le conoscenze di
matematica sono
limitate alle
equazioni di primo
e secondo grado,
rappresentazioni
nel piano
cartesiano.

Programma in tappe: classe quarta

FOTOMETRIA

Grandezze fotometriche e grandezze qualitative della luce

SPETTROSCOPIA

tipi di spettri, tipologie di sorgenti luminose, effetto fotoelettrico

Argomenti svolti

Argomenti da svolgere

NATURA DELLA LUCE

Le natura quantistica e ondulatoria della luce

COLORIMETRIA

meccanismo della visione dei colori, sintesi additive, identificazione di un colore, etc.

28

28 Atomic Physics

880

28.1 Early atomic models

881

28.2 Bohr's model of the atom: quantized orbits

885

28.3 Spectral analysis

892

Atomic Physics

- How do scientists determine the chemical composition of stars?
- How do lasers work?
- Why is it impossible to know exactly where an electron is?

The photo above shows a spectrum of the Sun obtained using a spectrometer. It looks like a continuous spectrum with lots of dark lines. The dark lines mean that little light of those wavelengths reaches Earth. What causes these dark lines in the spectrum, and how do scientists use them to identify chemical elements present in the Sun's atmosphere as well as to study the Sun's magnetic field?

BE SURE YOU KNOW HOW TO:

- Write an expression for the rota-

PREVIOUSLY, you learned about cathode ray experiments that led to the discovery of the electron, a very low mass, negatively charged particle.

Libro College Physics

Gli argomenti trattati a lezione seguono il capitolo 28 del libro College Physics (Etkina, Planišič e Van Heuvelen, 2019)

Attività 1:

Che cos'è un atomo?

Com'è composto?

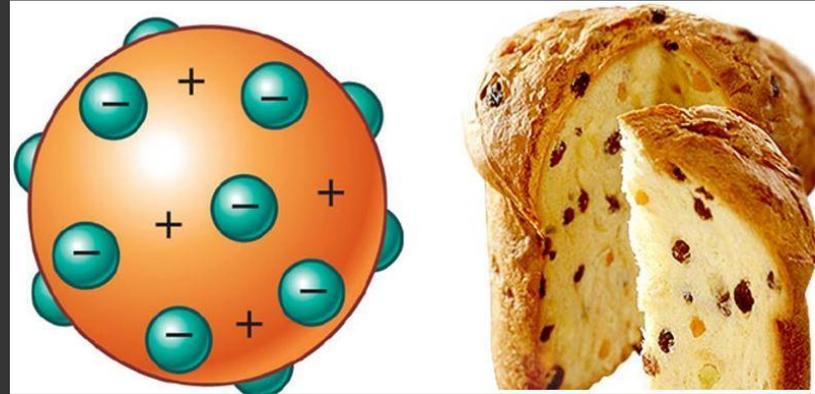
Attività introduttiva

Agli alunni viene chiesto di disegnare a gruppi un modello di atomo e di esporlo ai compagni

Scopo

Indagare i concetti base della conoscenza pregressa. - Spesso gli studenti hanno delle vaghe idee, mischiano concetti di atomo e molecole, confondono i componenti elementari.

– **Introduzione storica:
modello di Dalton e Thompson
(emersi già nei lavori di gruppo)**





Attività 2:

Di chi è questa mano?

Ricerca in rete a gruppi della nota foto della mano di Anna Berthe, moglie di Roentgen.

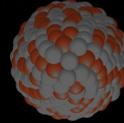
Scopo

Occasione per presentare la scoperta dei raggi x e dei raggi catodici (elettrone, 1897)
- contenuto che non rientra nel programma

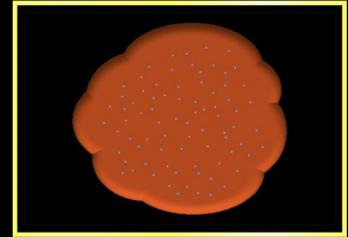
—

Attività 3:
cliccate sul link
sottostante,
scegliete il modello
a panettone e
cercate di spiegare
cosa osservate.

Diffusione di Rutherford

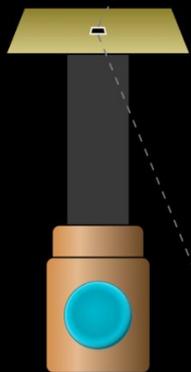


Atomo di Rutherford

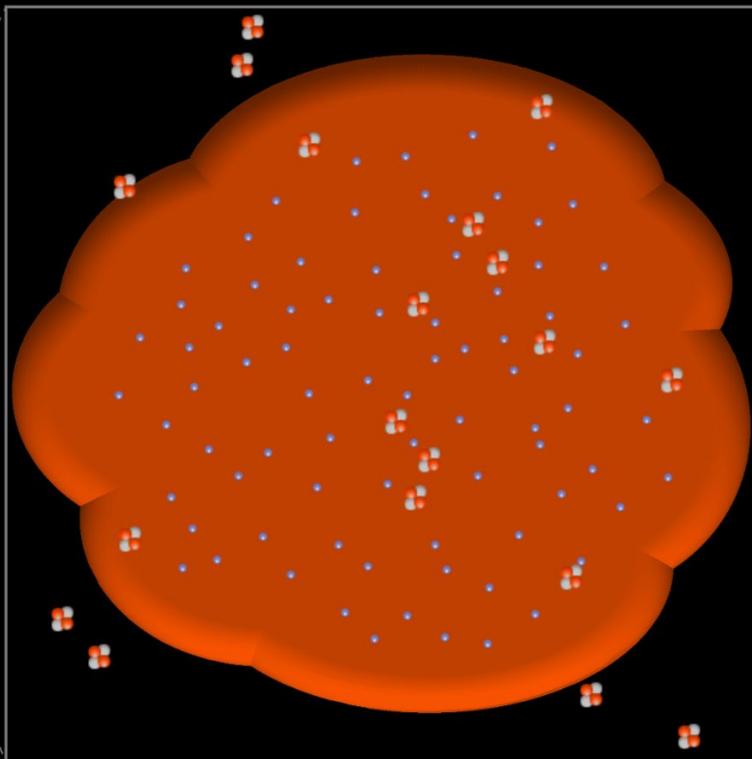


Modello atomico a panettone

https://phet.colorado.edu/sims/html/rutherford-scattering/latest/rutherford-scattering_it.html



Particelle alfa



3.0×10^{-10} m (scala atomica)

Legenda

- Elettrone
- Protone
- Neutrone
- Particella alfa
- Carica positiva

Proprietà delle particelle Alfa

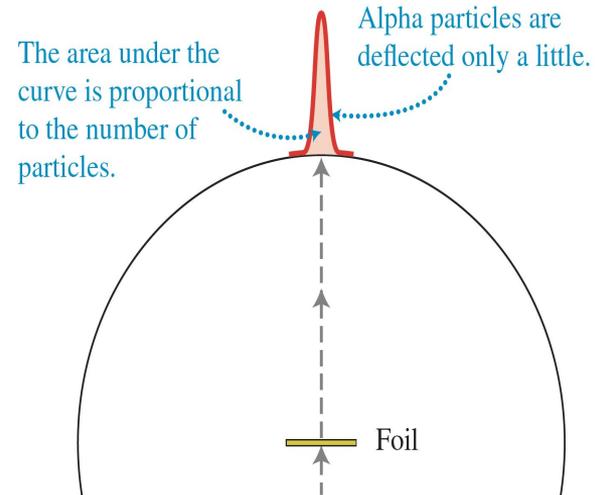
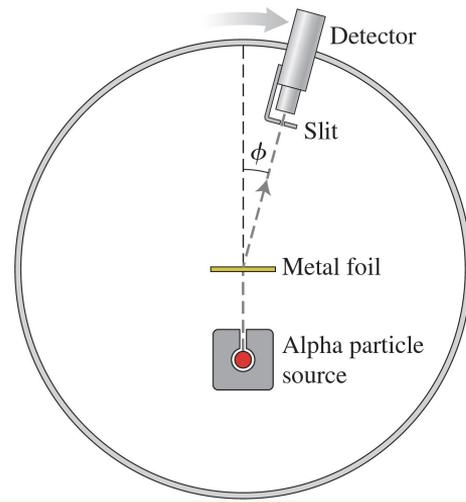
Energia



Tracce

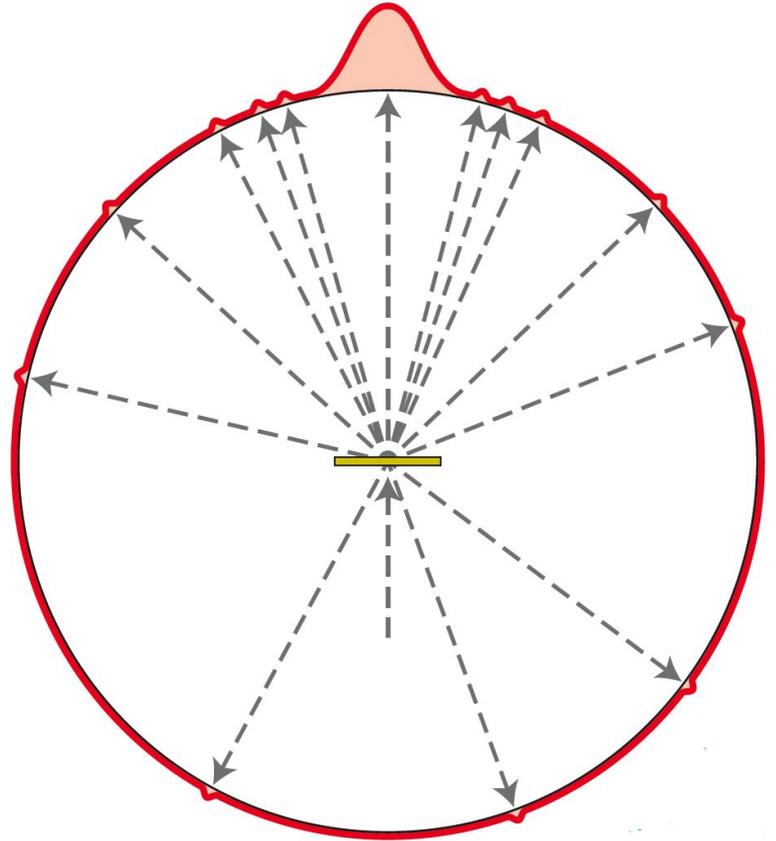


Ed era ciò che
Rutherford si
aspettava...



e invece...

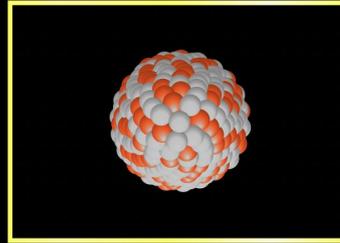
cosa può essere
successo?



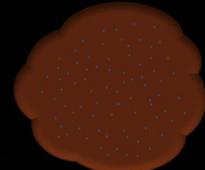
—

Attività 4:
cliccando sul link
sottostante,
scegliete
l'esperimento di
Rutherford

Diffusione di Rutherford

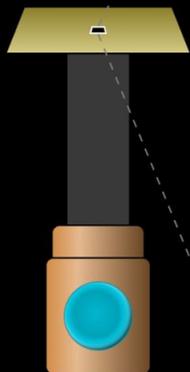


Atomo di Rutherford

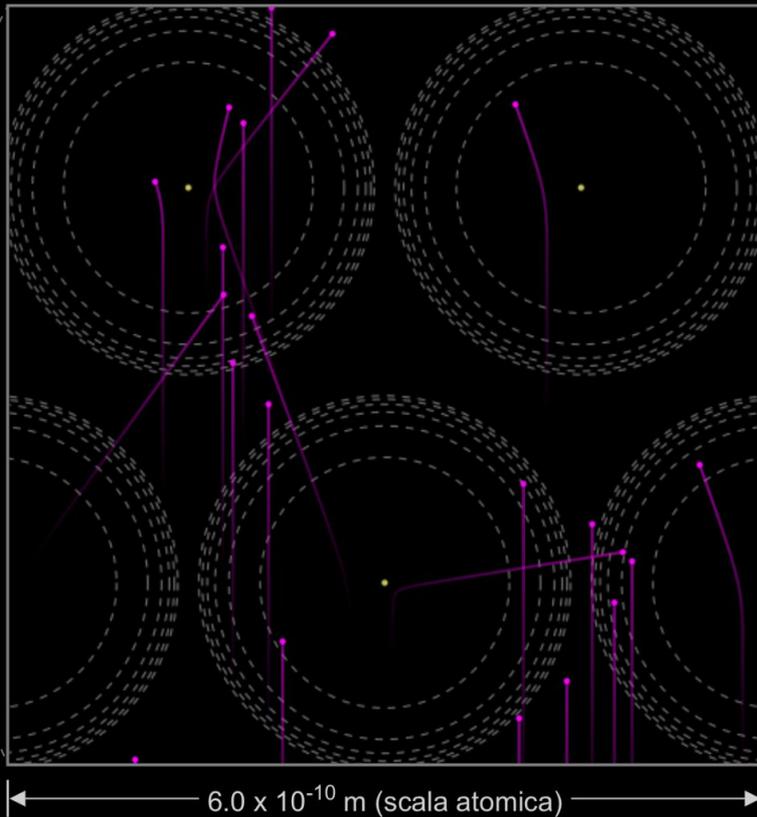


Modello atomico a panettone

https://phet.colorado.edu/sims/html/rutherford-scattering/latest/rutherford-scattering_it.html



Particelle alfa



Legenda

- Nucleo
- - - Livello energetico elettrone
- ➔ Traccia particella alfa

Proprietà delle particelle Alfa

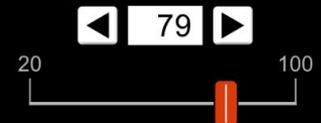
Energia



Tracce

Nucleoni dell'atomo

Protoni

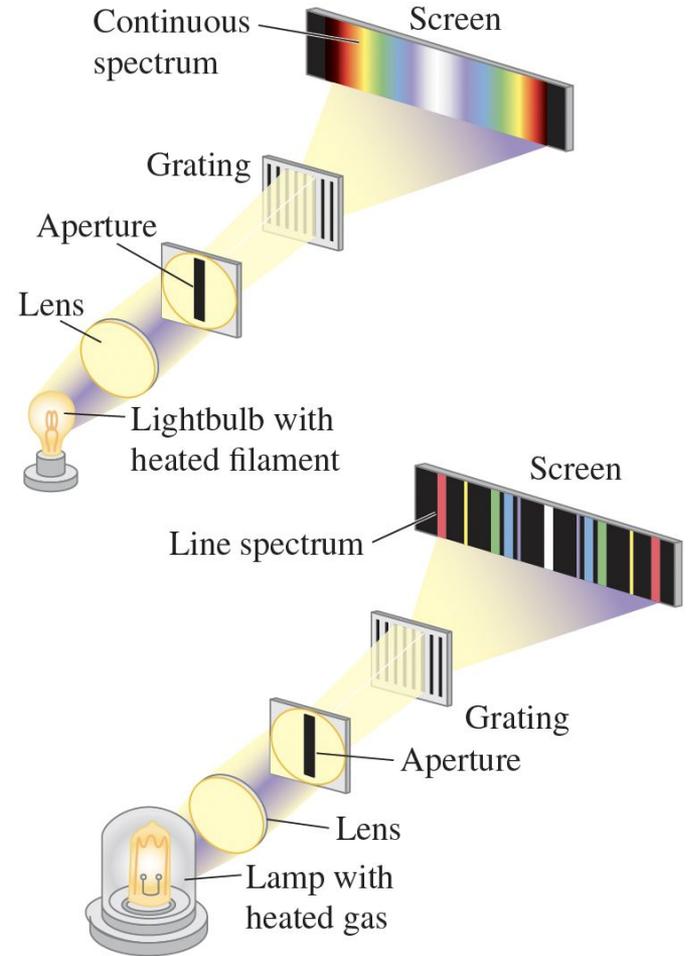


Neutroni

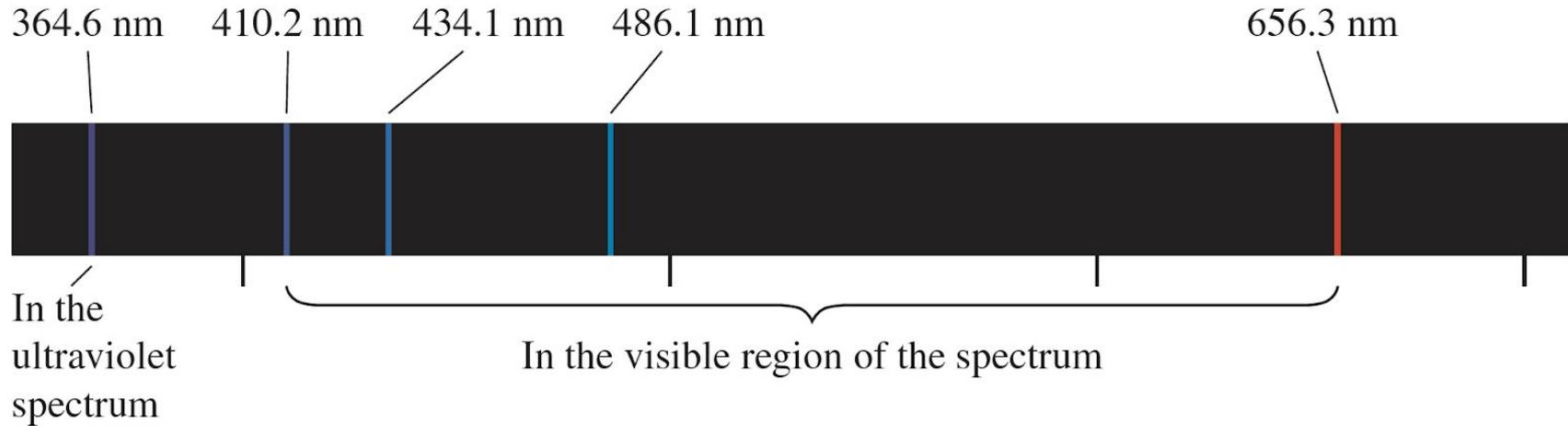


Invece alla fine
del 19esimo
secolo...

Quale differenza
notate fra le due
figure sullo
schermo?



Le osservazioni di Balmer nel 1885





C'è una legge che lega le linee spettrali?

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

$$R = 1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$E = hf = \frac{hc}{\lambda} = hc \frac{1}{\lambda}$$

QUANTITATIVE EXERCISE 28.1 Calculate photon energies

Use Balmer's formula [Eq. (28.1)] to determine the energies in joules and in electron volts of the possible visible photons emitted by hydrogen atoms.

Represent mathematically Balmer's formula [Eq. (28.1)] provides an expression for the inverse of the emitted photon wavelength:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

The four visible spectral lines correspond to $n = 3, 4, 5,$ and 6 . The energy of a photon is

$$E = hf = \frac{hc}{\lambda} = hc \frac{1}{\lambda}$$

Solve and evaluate Combine these two equations to get

$$E = hcR \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

Inserting the appropriate values for Planck's constant h , the speed of light c , and Rydberg's constant R , we get for the combined constant hcR

$$\begin{aligned} hcR &= (6.63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})(3.00 \times 10^8 \text{ m/s})(1.097 \times 10^7 \text{ m}^{-1}) \\ &= 2.18 \times 10^{-18} \text{ J} \end{aligned}$$

This combined constant shows up frequently when we deal with line spectra, and it is worth remembering for convenience.

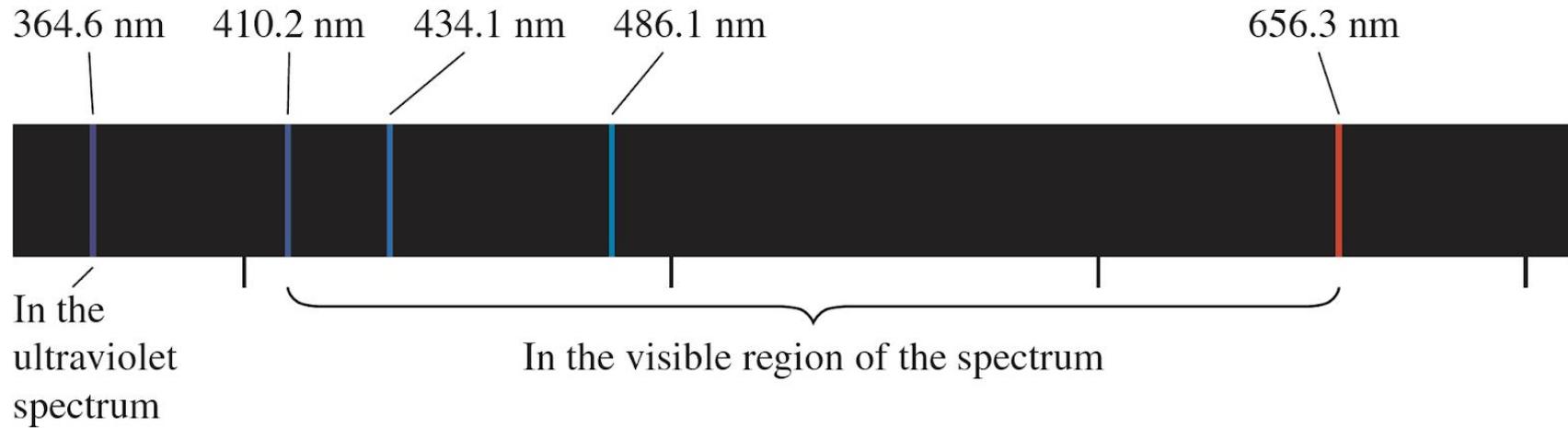
Inserting the four different n values and converting to electron volts ($1 \text{ eV} = 1.6 \times 10^{-19} \text{ J}$), we get the following:

$$\begin{aligned}n = 3: E_3 &= (2.18 \times 10^{-18} \text{ J}) \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 3.03 \times 10^{-19} \text{ J} \\ &= (3.03 \times 10^{-19} \text{ J}) \left(\frac{1 \text{ eV}}{1.6 \times 10^{-19} \text{ J}} \right) = 1.89 \text{ eV}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}n = 4: E_4 &= (2.18 \times 10^{-18} \text{ J}) \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right) = 4.09 \times 10^{-19} \text{ J} \\ &= (4.09 \times 10^{-19} \text{ J}) \left(\frac{1 \text{ eV}}{1.6 \times 10^{-19} \text{ J}} \right) = 2.55 \text{ eV}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}n = 5: E_5 &= (2.18 \times 10^{-18} \text{ J}) \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) = 4.58 \times 10^{-19} \text{ J} \\ &= (4.58 \times 10^{-19} \text{ J}) \left(\frac{1 \text{ eV}}{1.6 \times 10^{-19} \text{ J}} \right) = 2.86 \text{ eV}\end{aligned}$$

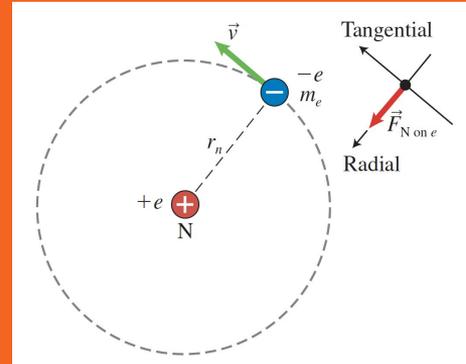
$$\begin{aligned}n = 6: E_6 &= (2.18 \times 10^{-18} \text{ J}) \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{6^2} \right) = 4.84 \times 10^{-19} \text{ J} \\ &= (4.84 \times 10^{-19} \text{ J}) \left(\frac{1 \text{ eV}}{1.6 \times 10^{-19} \text{ J}} \right) = 3.03 \text{ eV}\end{aligned}$$



Using the Balmer equation, we get 656 nm for $n = 3$ (orange), 486 nm for $n = 4$ (greenish blue), 434 nm for $n = 5$ (blue), and 410 nm for $n = 6$ (violet). All of these wavelengths fall within the visible part of the EM spectrum. Compare them to the values in Figure 28.5.

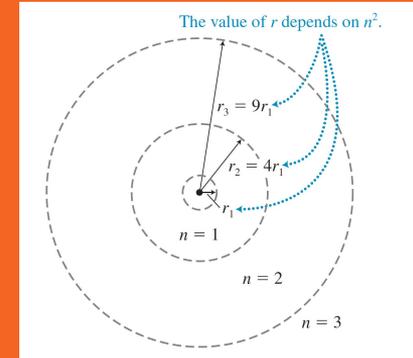
Atomo di Bohr

- L'atomo è costituito da un piccolo nucleo di carica positiva e un elettrone orbitante. L'elettrone può occupare solo alcune orbite (**orbite stabili**) indicate con un numero intero **n (numero quantico principale)**. Quando l'elettrone sta su queste orbite non emette energia (non irradia). Tutte le altre orbite sono proibite. L'energia totale dell'elettrone su una certa orbita è E_n .
- Se l'elettrone "salta" da un'orbita all'altra, cambia energia: $hf = E_i - E_f$. L'atomo può assorbire o cedere solo una quantità discreta di energia.
- Le orbite stabili dell'elettrone hanno un momento angolare ben definito e discreto: $L = mvr = nh/2\pi$



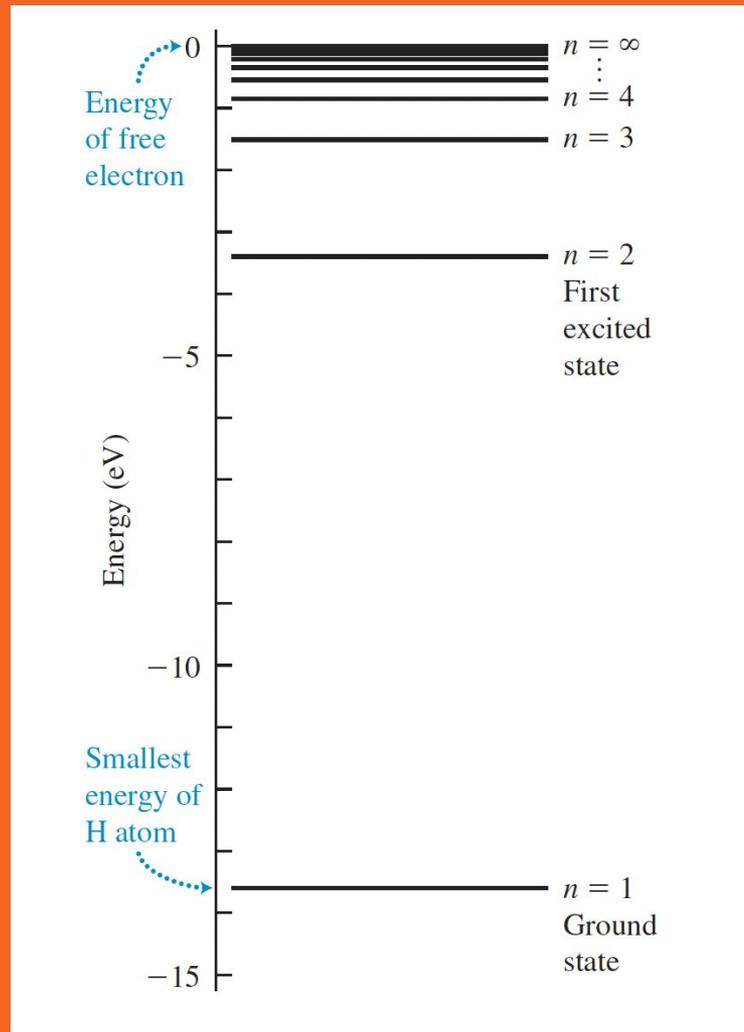
Scelta didattica

L'atomo viene introdotto con i postulati ("le regole del gioco"), non c'è modo di seguire il libro, perché le lacune degli studenti in fisica non permettono di fare un discorso energetico.



I possibili livelli energetici dipendono da n

$$E_n = \frac{-13.6 \text{ eV}}{n^2} \quad \text{for } n = 1, 2, 3, \dots$$



- 1) Si calcoli i **livelli energetici** (ground state e i 6 livelli eccitati) **dell'atomo di Bohr**, utilizzando per il ground state (= stato fondamentale) la relazione con le costanti:

$$E_1 = - \frac{m_e e^4}{8 \epsilon_0^2 h^2}$$

Costante di Planck

$$h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

Velocità della luce nel vuoto

$$c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m/s}$$

Carica dell'elettrone

$$e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Massa dell'elettrone

$$m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

Costante dielettrica nel vuoto

$$\epsilon_0 = 8,85 \cdot 10^{-12} \text{ F/m}$$

Costante di Rydberg

$$R = 1,097 \cdot 10^{-2} \text{ nm}^{-1}$$

$$1 \text{ eV} = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

e per gli stati eccitati la relazione che collega lo stato fondamentale agli altri ($n > 1$):

$$E_n = \frac{E_1}{n^2} \quad \text{ovvero } n = 2, 3, 4, 5, 6 \text{ e } 7.$$



Ma come si
crea la luce?

FIGURE 28.9 An example of photon emission. An atom transitions from the first excited state to the ground state, and a photon is emitted.

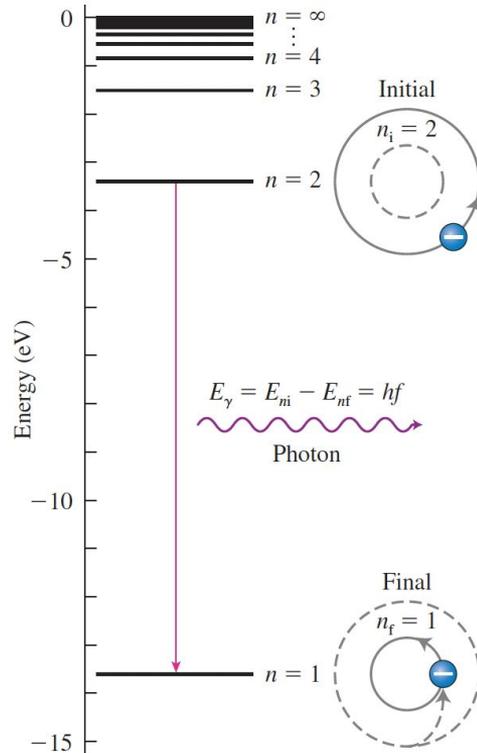
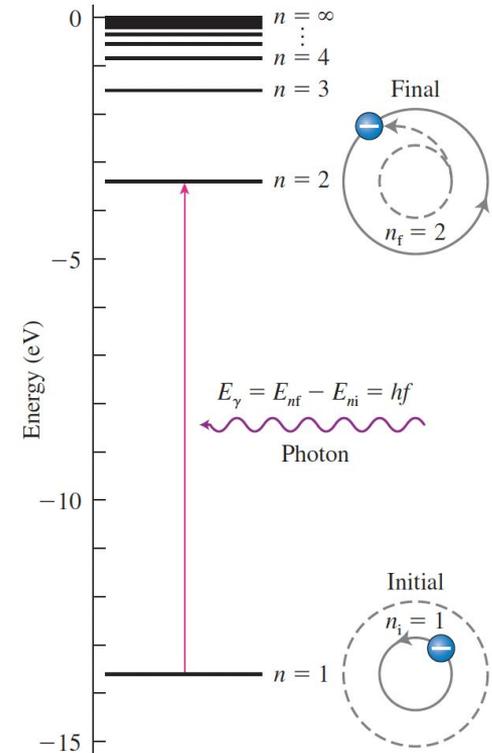


FIGURE 28.10 An example of photon absorption. An atom transitions from the ground state to the first excited state by absorbing the energy of a photon.



Esercizio svolto in classe

EXAMPLE 28.2

Photons emitted by hydrogen atoms

Use the Bohr model to predict the energies and wavelengths of photons that a group of hydrogen atoms would emit if the atoms were all initially in the $n = 3$ state. In which parts of the electromagnetic spectrum are each of these photons?

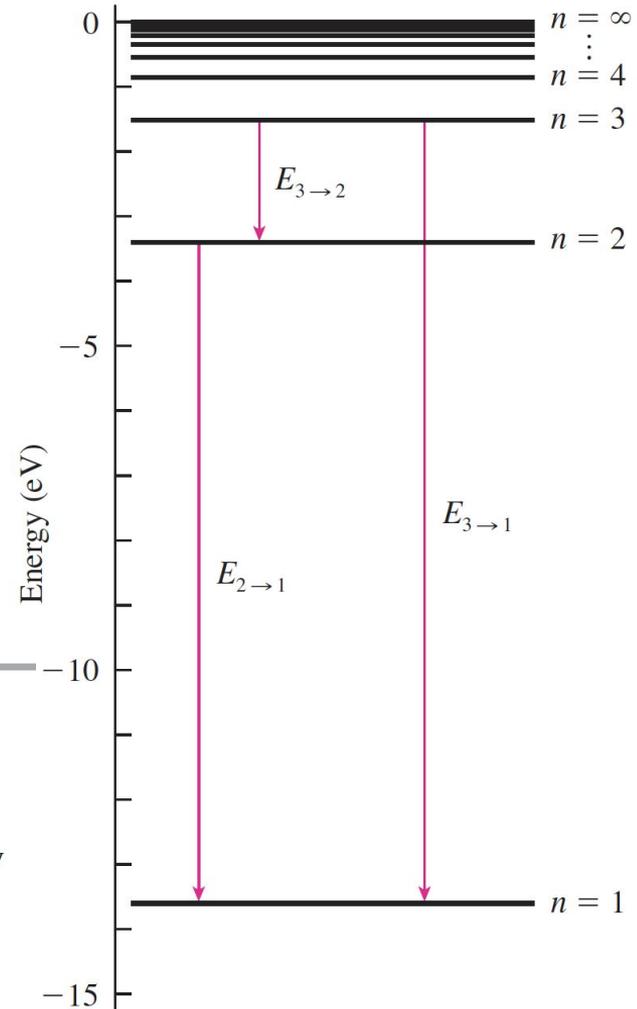
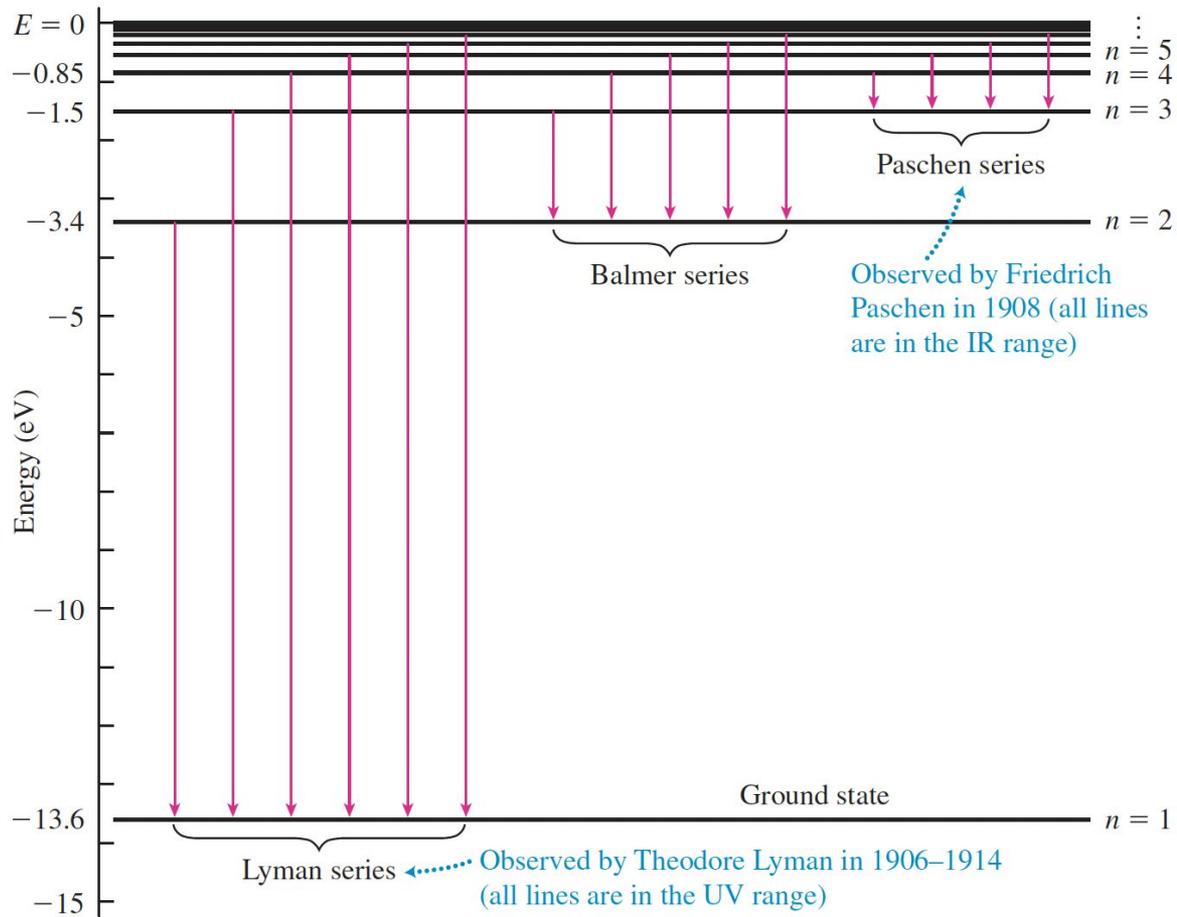


FIGURE 28.11 Three series of emission transitions for H atoms.



Una volta ottenuti i livelli energetici dell'atomo di idrogeno, si dica se un fotone:

- a) di energia $E = 7.53 \cdot 10^{-19} J$ può essere assorbito o emesso;
- b) di frequenza $f = 6930 THz$ può essere assorbito o emesso;
- c) di lunghezza d'onda $\lambda = 95.5 nm$ può essere assorbito o emesso.

Conoscendo i livelli energetici dell'atomo di idrogeno (e le varie costanti), si dica se i seguenti fotoni possono essere emessi o assorbiti dall'atomo di idrogeno, spiegando come avviene l'interazione con il modello di Bohr: (5 punti)

- a) fotone di energia $E = 21.76 \cdot 10^{-19} J$;
- b) fotone di frequenza $f = 729 THz$;
- c) fotone di lunghezza d'onda $\lambda = 410 nm$.

Costante di Planck

$$h = 6.63 \cdot 10^{-34} J \cdot s$$

Velocità della luce nel vuoto

$$c = 3.00 \cdot 10^8 m/s$$

Costante di Rydberg

$$R = 1.097 \cdot 10^{-2} nm^{-1}$$

$$1 eV = 1.60 \cdot 10^{-19} J$$

Indica se le seguenti affermazioni siano vere o false e correggi quelle errate. (3 punti)

Le serie di Balmer (visibile), Paschen (IR) e Lyman (UV) sono serie di foto-emissione dell'atomo di elio.

Lo spettro elettromagnetico solare è uno spettro continuo che contiene tutte le lunghezze d'onda (o frequenze) della luce visibile.

Lo spettro elettromagnetico solare è composto perlopiù da luce visibile e infrarossa, solo marginalmente dai raggi ultravioletti.

Le microonde sono più energetiche dei raggi γ .

L'energia è quantizzata, vuol dire che sono possibili solo multipli di un "pacchetto" di energia minimo chiamato quanto d'energia.

La massa dell'atomo non è disposta uniformemente all'interno del volume dello stesso, ma è concentrata nel suo nucleo. Vuol il volume dell'atomo è composto prettamente dal vuoto.

per i capitoli
più avanzati
non sono
reperibili
molti
materiali
online

Chapter 20: Magnetism	
ALG 20.4.1	
ALG 20.7.2	
Chapter 21: Electromagnetic Induction	
ALG 21.1.1	
ALG 21.1.2	
ALG 21.5.14	
Chapter 27: Quantum Optics	
ALG 27.2.1	
ALG 27.6.5	
ALG 27.6.6a	
ALG 27.6.6b	
Appendix A	
ALG A.1	

Libro di testo utilizzato: Elementi di ottica generale Zanichelli, 2002

Nella Tabella 21.1 sono riepilogate tutte le serie spettrali dell'idrogeno.

Tabella 21.1			
Denominazione	Scopritore	Numeri interi	Zona spettrale
Serie di Lyman	Th. Lyman 1906	$m = 1$ $n = 2, 3, 4, \dots, \infty$	Ultravioletto
Serie di Balmer	J.J. Balmer 1895	$m = 2$ $n = 3, 4, 5, \dots, \infty$	Visibile
Serie di Paschen	F. Paschen 1908	$m = 3$ $n = 4, 5, 6, \dots, \infty$	Infrarosso
Serie di Brackett	P.S. Brackett 1922	$m = 4$ $n = 5, 6, 7, \dots, \infty$	Infrarosso
Serie di Pfund	A.H. Pfund 1924	$m = 5$ $n = 6, 7, 8, \dots, \infty$	Infrarosso lontano
Serie di Humphrey	Humphrey	$m = 6$ $n = 7, 8, 9, \dots, \infty$	Infrarosso lontano

Se si esprime il termine $\frac{1}{\lambda}$ introducendo la frequenza f , ricordando che la relazione che intercorre tra lunghezza d'onda, frequenza e velocità della luce è $\frac{1}{\lambda} = \frac{f}{c}$, la relazione generale si può scrivere:

$$f = Rc \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (21.1)$$

21.3 TEORIA ATOMICA DI BOHR

Alla fine del XIX secolo, benché fosse chiaro che l'emissione luminosa fosse dovuta a fenomeni di natura atomica, non si riusciva a spiegare la disposizione regolare delle righe spettrali mediante i modelli della teoria classica di Newton. Nel 1906 lo scienziato neozelandese E. Rutherford eseguì degli esperimenti decisivi sulla diffusione delle particelle alfa da parte di sottili lamine d'oro (Figura 21.7).

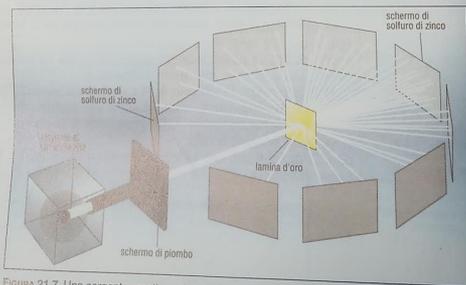


FIGURA 21.7 Una sorgente emette un fascio di particelle alfa (particelle positive molto veloci) contro una sottilissima lamina d'oro. La maggior parte di questi "proiettili" attraversa la lamina come se fosse trasparente, mentre una piccola parte rimbalza e torna indietro. Dopo l'"urto" contro gli atomi d'oro, le particelle alfa terminano la loro corsa contro uno schermo fluorescente di solfuro di zinco che segnala ogni loro arrivo con un piccolo lampo di luce.

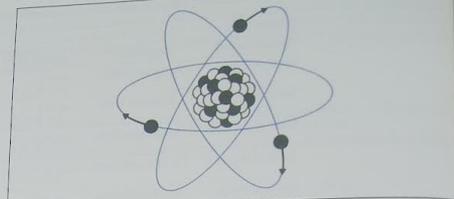


FIGURA 21.8 Il modello atomico di Rutherford.

Da tali esperimenti si poté comprendere che l'atomo è costituito da un nucleo centrale in cui è concentrata tutta la carica positiva e praticamente quasi tutta la massa dell'atomo. Rutherford ipotizzò che gli elettroni, particelle di massa trascurabile e di carica negativa, si muovessero all'esterno del nucleo atomico su orbite circolari a grande distanza dal nucleo stesso. Le dimensioni dell'atomo sono infatti circa 10000 volte maggiori del diametro del nucleo. Ciò giustifica l'affermazione, apparentemente paradossale, che la materia è costituita essenzialmente da spazio vuoto (Figura 21.8).

Il modello "planetario" dell'atomo di Rutherford (detto così in quanto ha delle analogie con il sistema solare), prevedeva inoltre che gli elettroni ruotassero attorno al nucleo (forza elettrostatica di Coulomb) fosse compensata dalla forza centrifuga. L'equilibrio delle due forze avrebbe garantito la stabilità delle orbite (Figura 21.9).

Un tale modello (dedotto dalla teoria classica di Newton), sebbene valido su scala macroscopica, portava tuttavia a delle conclusioni contraddittorie quando si doveva affrontare il problema dell'emissione luminosa.

Se una particella materiale si muove su un'orbita circolare il suo moto è accelerato in quanto il vettore velocità varia continuamente la sua direzione.

Secondo l'elettrodinamica classica di Maxwell, una carica elettrica che si muove di moto accelerato irradia energia sotto forma di onde elettromagnetiche.

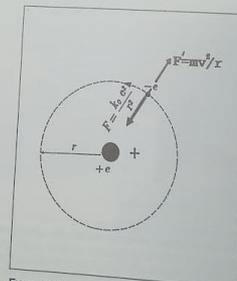


FIGURA 21.9

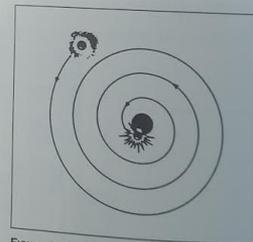


FIGURA 21.10 Secondo l'elettrodinamica classica un elettrone circolante intorno al nucleo irradierebbe continuamente perdendo energia; dopo aver percorso una traiettoria a spirale finirebbe per cadere nel nucleo.



Conclusione

Delle domande sorgono spontanee...

→ **è vero ISLE?**

NO.

→ **si può migliorare?**

Si.

→ **Come?**

Un modo per contribuire: **tirocinio presso
ISIS Paolino d'Aquileia di Cividale del
Friuli.**