

Corso di Fisica moderna di base
Modulo 1: Elementi di Struttura della Materia

**ATTENZIONE: LE SEGUENTI PAGINE SONO INTESE COME UNO SCHEMATICO
RIASSUNTO DI QUANTO TRATTATO IN AULA, NON PRETENDONO DI ESSERE
ESAURIENTI O SOSTITUTIVE ALLE LEZIONI STESSE**

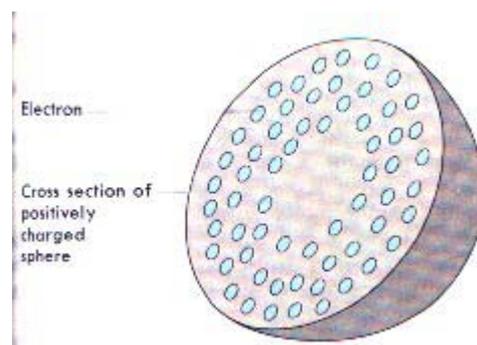
Lezione 5: Primi modelli atomici

5.1 Cenni storici

- dal IV secolo a.C. Leucippo e Democrito (filosofi greci) e Lucrezio (filosofo romano), i cosiddetti “atomisti” : materia costituita da particelle minuscole e indivisibili (atomòs = indivisibile). Si trattava di considerazioni derivate da semplici intuizioni filosofiche e non da una corretta analisi sperimentale dei fenomeni. L'idea atomistica fu invece avversata da Aristotele, che influenzò moltissimo il pensiero dei secoli successivi.
- Avvalendosi delle teorie chimiche del tempo Dalton nel 1803 formulò una propria teoria atomica :
 - la materia è formata da particelle elementari chiamate atomi;
 - gli atomi di uno stesso elemento sono tutti uguali tra loro;
 - gli atomi non sono ulteriormente scomponibili;
 - gli atomi non possono essere né creati né distrutti.

5.1.1 Thomson (1904/06)

Il modello proposto da J.J. Thomson era innovativo, perché superava la visione dell'atomo come un ente indivisibile e introduceva gli elettroni, le particelle da lui stesso scoperte pochi anni prima. Immaginava l'atomo come una sfera positiva, in cui erano distribuiti gli elettroni, in numero tale da rendere neutro l'atomo nel suo complesso. Viene chiamato modello a “panettone”, e vi si immaginano gli elettroni come le uvette e i canditi.

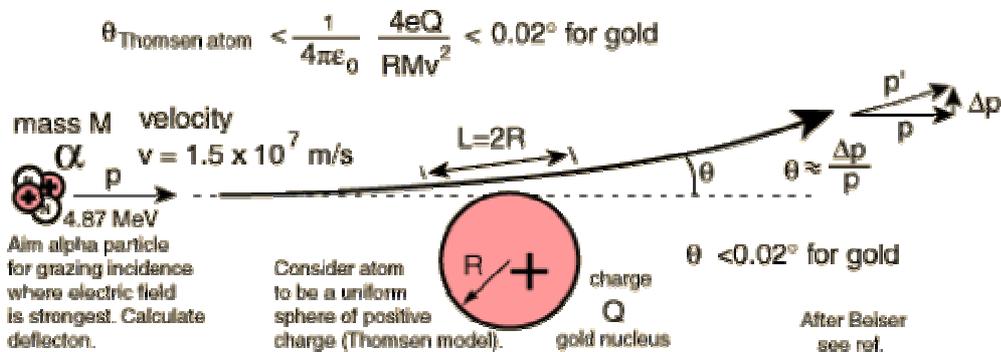


5.1.2 Rutherford

Allievo di Thomson, grande scienziato sperimentale, tra le diverse esperienze in cui era impegnato decise di incaricare due suoi studenti, Geiger e Marsden, di osservare la deflessione che le particelle α mostravano attraversando una lamina d'oro. I risultati lo lasciarono allibito: *It was quite the most incredible event that ever happened to me in my life. It was almost as incredible as if you fired a 15-inch shell at a piece of tissue paper and it came back and hit you! Era come sparare una palla di cannone su un foglio di carta velina e vederla rimbalzare.* Rutherford aveva già vinto un Nobel per la chimica, grazie alle proprie ricerche sulla radioattività, ma non ne era soddisfatto. Al discorso per

la premiazione sottolineò: di tutte le trasformazioni che ho studiato, la più repentina è stata la mia, da fisico a chimico. A breve sarà ricompensato con un nuovo Nobel per la fisica.

Nel laboratorio di Ernest Rutherford, Hans Geiger and Ernest Marsden prepararono un esperimento per studiare lo scattering delle particelle α attraverso una lamina d'oro. Nel 1909 osservarono che le particelle α talvolta potevano deviare ad angoli maggiori di 90° , il che sembrava fisicamente impossibile, assumendo per valido il modello atomico di Thomson. Ciò portò Rutherford a dedurre che la carica positiva nell'atomo era concentrata in un piccolo nucleo compatto. Negli anni seguenti (1911-1913) il team bombardò le lamine con α ad alte energie, registrando il numero di deflessioni in funzione dell'angolo. Secondo il modello di Thomson si sarebbero dovute osservare deviazioni nell'ordine della frazione di grado, ma addirittura i risultati riportavano scattering fino a 180° . I dati erano consistenti con l'ipotesi di un nucleo concentrato. Negli esperimenti Rutherford utilizzò come sorgente per gli α un campione di radio, che emetteva circa 4 miliardi di particelle al secondo. Rutherford aveva calcolato che una particella α , attraversando una lamina d'oro costituita da atomi alla Thomson, avrebbe deviato la propria traiettoria al massimo di $0,02^\circ$, con una probabilità che crollava rapidamente per deviazioni maggiori, e si stimava, per angoli maggiori di 90° , dell'ordine di circa 10^{-3500} .



In realtà gli esperimenti mostravano che circa 1 particella ogni 10'000 deviava ad angoli maggiori di 90° (la probabilità era quindi 10^{-4}), risultato che non poteva spiegarsi neppure immaginando che le particelle fossero soggette a una somma di piccole deviazioni, a cui sarebbero state soggette mano a mano che attraversavano la lamina d'oro. La forza che faceva deviare le α era la forza coulombiana, e dipendeva dal raggio della carica positiva. Thomson immaginava che l'atomo fosse una sfera di raggio dell'ordine di 10^{-10} m. Rifacendo i calcoli come se la carica positiva fosse tutta concentrata in un "nucleo" di raggio dell'ordine dei 10^{-14} m, si ottenevano i valori corretti.

Rutherford modellizzava lo scattering con una traiettoria iperbolica, immaginando una interazione di tipo coulombiano. Ne deduceva un numero di α deflesse ad un certo angolo θ :

$$N(\theta) \div Z^2 (\sin^4 \theta/2)^{-1}, \quad \text{Equazione 1}$$

secondo una formula che ben si accordava "fino ad un certo limite". (Z è il numero atomico del bersaglio). Rutherford vide che, se cresceva l'energia cinetica delle α e diminuiva il numero atomico del bersaglio Z, i dati sembravano di nuovo discordare. Questo perché, in quel caso, egli osservava urti in cui le α "si avvicinavano troppo al nucleo", ovvero si osservavano urti in cui alle forze coulombiane si aggiungevano le forze nucleari. Proprio la misura degli angoli limite in cui sembrava non più valere il modello di Rutherford per lo scattering delle α diede la possibilità di stimare le dimensioni del nucleo atomico, dell'ordine come si è detto dei $10^{-14}/10^{-15}$ m.

NOTA: in fisica nucleare spesso si utilizza come unità di misura il Fermi, equivalente a 10^{-15} m.

5.1.3 Spettroscopia atomica, le righe spettrali

Come avevamo visto, negli ultimi decenni del XIX secolo si era giunti alla conclusione che le linee spettrali, che si erano individuate nella radiazione emessa sia dalle stelle sia dalle sostanze chimiche, fossero legate alle proprietà degli atomi; lo spettro costituiva una carta di identità, un

“codice a barre” caratteristico della struttura atomica della sorgente considerata, il cui studio avrebbe permesso di penetrare finalmente nel cuore della materia. A partire dagli anni Sessanta del secolo scorso, Kirchhoff aveva iniziato uno studio sistematico della radiazione emessa dai gas monoatomici ad alta temperatura. Il prodotto più interessante, e sostanzialmente non previsto dalle concezioni dell'epoca sulla struttura degli atomi, di queste ricerche fu la constatazione che, mentre un generico corpo solido incandescente genera uno spettro continuo di radiazione, un gas monoatomico ad alta temperatura o sottoposto a scariche elettriche genera spettri a righe. Poiché ogni riga dello spettro corrisponde a una radiazione di frequenza ben definita, questo tipo di spettri stava a indicare che le sostanze erano in grado di emettere solo secondo precise modalità di radiazione.

La distribuzione di queste righe (ovvero i valori delle frequenze delle radiazioni emesse) mostrano regolarità notevoli, e molti ricercatori tentarono di individuare delle formule empiriche che consentissero di calcolare i valori della frequenza delle righe osservate. Una osservazione fondamentale fu effettuata nel 1884 da Johann Balmer, insegnante svizzero, il quale osservò che alcune righe dello spettro di emissione **dell'idrogeno** potevano essere calcolate utilizzando la formula (dove λ è espressa in Å):

$$\lambda = 3646 \frac{n^2}{n^2 - 4}$$

Equazione 2: legge di Balmer (per l'idrogeno)

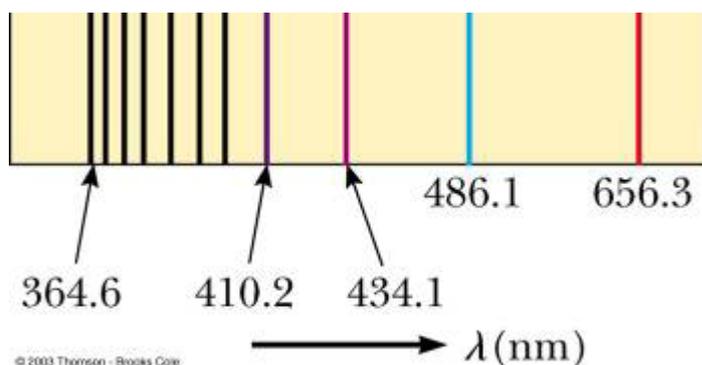


Figura 1: Lo spettro dell'idrogeno

Balmer suppose che tale formula fosse un caso particolare di una legge più generale, la quale venne effettivamente individuata da Johannes Rydberg e Walter Ritz. Nel 1890 Johannes Rydberg scriveva: *"Le ricerche, i cui risultati di maggior importanza sono riportati in queste pagine [...] sono state estese a tutt'oggi solo ad alcuni elementi; non c'è tuttavia ragione di dubitare che le leggi che ho trovato possano essere applicate nello stesso modo a tutti gli elementi."*¹ Rydberg, "On the structure of the line-spectra of the chemical elements", *Philosophical Magazine*, 1890, vol.29, pagg 331 e segg.

In effetti in seguito si ricavò una legge più generale. Nel caso dell'idrogeno la legge, che oggi è nota come legge di Rydberg-Ritz, si scrive:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right)$$

Equazione 3 legge di Rydberg-Ritz per l'idrogeno

con $n_1 > n_2$ ed R la costante¹ di Rydberg R ($R = 10,97 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$). Con questa legge si riescono ad ottenere anche le serie di Lyman ($n_2=1$), Paschen ($n_2=3$), etc... dell'idrogeno. Oltre all'idrogeno, ciascun elemento è in grado di produrre diverse serie spettrali, che si riescono a ottenere con la legge di Rydberg-Ritz scritta in forma generale.

¹ In realtà, nella formula più generale, scritta per elementi diversi dall'idrogeno, la "costante" dipende in minima misura dalla massa dell'elemento considerato.

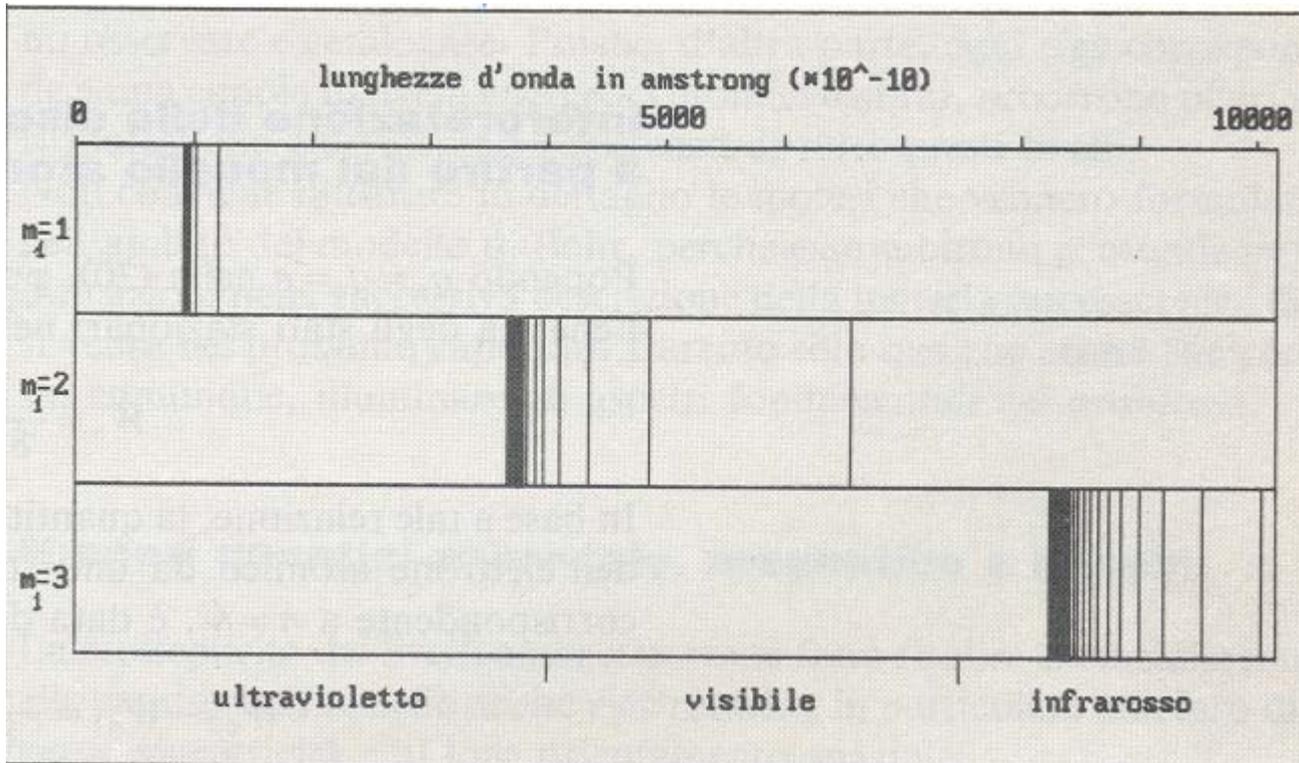


Figura 2: diagramma delle serie spettrali di Lyman, Balmer e Paschen dell'idrogeno.

5.2 Serie spettrali e stabilità atomica: il modello di Bohr

Furono fatti numerosi tentativi per ottenere le serie spettrali da un modello teorico, ma si dovette attendere fino all'intuizione di Bohr per avere successo. Egli iniziò a riflettere su quello che era uno dei principali problemi di un modello atomico, come quello precedente di Rutherford, basato sull'idea di elettroni (particelle negative) che ruotano attorno a un nucleo positivo. Un tale atomo, secondo le regole dell'elettromagnetismo, sarebbe risultato instabile, perché gli elettroni sono carichi e in moto, e quindi dovrebbero emettere onde elettromagnetiche. Questo farebbe diminuire la loro energia, così che gli elettroni dovrebbero collassare, "precipitare" sul nucleo. Inoltre, dal punto di vista classico io potrei avere infiniti livelli energetici, distribuiti con continuità. Come spiegare allora le righe discrete?

Nel 1913 Bohr sviluppò un nuovo modello atomico, che prendeva le mosse da quello di Rutherford, ma introduceva una ipotesi di quantizzazione. Esso si basa sui seguenti postulati:

1. Gli elettroni si spostano su orbite circolari, e sono soggetti a legge di Coulomb e meccanica classica.
2. Ogni elettrone può muoversi solo su alcune determinate orbite, il cui momento angolare è un multiplo intero di \hbar ($h/2\pi$)
3. Tali orbite sono non-radiative (**stati stazionari**)
4. Possono avvenire transizioni solo fra due stati stazionari, con differenze di energia:

$$h\nu = E_i - E_f$$

(con h costante di Planck; E_i ed E_f valori di energia dell'atomo nello stato iniziale e finale del processo radiativo).

Postulato 1 + 3: Bohr intuì che debbano esistere delle configurazioni di equilibrio, delle disposizioni in cui l'atomo non emette energia elettromagnetica. L'equilibrio vedrà la forza centrifuga perfettamente bilanciata da quella attrattiva colombiana, così che dovrà valere:

$$m \frac{v^2}{r} = \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} \quad \text{Equazione 4}$$

L'energia totale di un elettrone sarà la somma dell'energia cinetica + en. potenziale elettrica:

$$E = \frac{1}{2}mv^2 - \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r} \quad \text{Equazione 5}$$

Dalla 4, semplificando ottengo:

$$mv^2 = \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r} \quad \text{Equazione 6.1}$$

che poi sostituisco nella 5, ottenendo

$$E = \frac{1}{2} \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r} - \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r} = -\frac{1}{2} \frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0 r} \quad \text{Equazione 7.1}$$

Scrivo ora la **condizione di quantizzazione** del momento angolare (**postulato 2**):

$$L = mvr = n \frac{h}{2\pi} \quad \text{Equazione 8}$$

Elevo al quadrato e sostituisco v^2 nella 6.1, per ottenere l'espressione dei raggi permessi:

$$\begin{aligned} m^2 v^2 r^2 &= n^2 \frac{h^2}{4\pi^2} \\ r_n &= \frac{n^2 h^2 \epsilon_0}{\pi m Z e^2} \end{aligned} \quad \text{Equazione 6}$$

Es.: nel caso in cui $Z=1, n=1$ si ottiene $r_1=5.3 \cdot 10^{-11} \text{ m}$ **raggio di Bohr** (è il raggio dell'atomo di idrogeno!).

Se inserisco questa espressione di r nella 7.1, ottengo:

$$E_n = -\frac{mZ^2 e^4}{8\epsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n^2} \quad \text{Equazione 7.2}$$

posso raggruppare le costanti:

$$\frac{me^4}{8\epsilon_0^2 h^2} = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 13,6 \text{ eV}^2$$

L'energia di legame di un elettrone che si trova al livello n di un atomo con numero atomico Z si può scrivere:

$$E_n = -13,6 \frac{Z^2}{n^2} \text{ eV} \quad \text{Equazione 7}$$

Es.: nel caso in cui $Z=1, n=1$ si ottiene $E_1 = -13,6 \text{ eV}$ (è l'energia corrispondente al primo livello dell'atomo di idrogeno!).

Si è mostrato come dalla quantizzazione del momento angolare derivano la quantizzazione di r e di E . Il modello atomico di Bohr, oltre a prevedere un atomo stabile dal punto di vista energetico, è quindi in grado di spiegare perché negli spettri dei gas monoatomici si osservano le

² Si ricordi che

serie spettrali. Difatti, sia nei processi di emissione, sia in quelli di assorbimento di energia, l'elettrone non può spostarsi liberamente all'interno dell'atomo, ma può solo come "saltare" da un livello permesso ad un altro. Come previsto dal **postulato 4**, l'energia sarà emessa o assorbita solo per quantità $h\nu = E_i - E_f$. I livelli energetici iniziale e finale saranno tra quelli permessi in quel particolare atomo, così che anche le frequenze (o le lunghezze d'onda) osservate negli spettri di emissione o di assorbimento saranno caratteristici di quel particolare atomo.

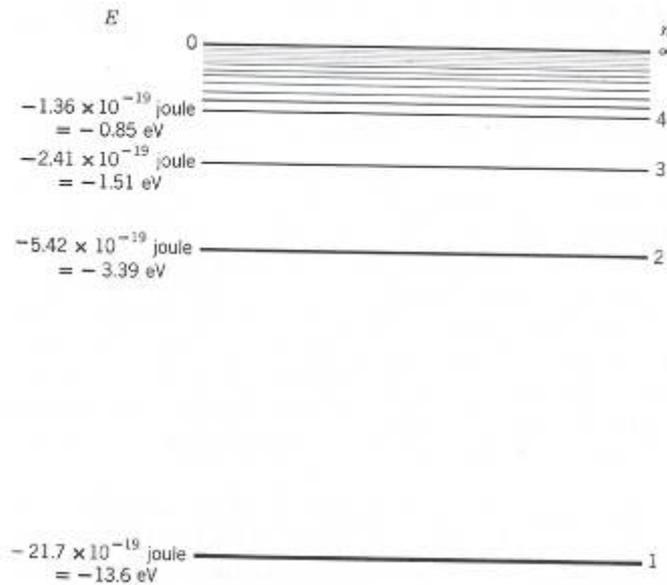


Figure 4-11 An energy-level diagram for the hydrogen atom.

In maniera ancora più esplicita, posso scrivere le frequenze che si ottengono per un particolare atomo, sostituendo i valori di E_n ricavati dalla eq.ne 7:

$$\nu = \frac{E_1 - E_2}{h} = \frac{1}{h} 13.6 \times 1.6 \cdot 10^{-19} \times Z^2 \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right)$$

Se pongo $Z=1$, cioè scelgo l'idrogeno, ottengo l'eq.ne 3, scritta per la frequenza invece che per la lunghezza d'onda³:

$$\nu = \frac{E_1 - E_2}{h} = \frac{1}{h} 13.6 \times 1.6 \cdot 10^{-19} \times Z^2 \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right) = 3.28 \cdot 10^{15} \left(\frac{1}{n_2^2} - \frac{1}{n_1^2} \right)$$

- ponendo $n_2 = 1$, $n_1 = 2, 3, 4, \dots$ si ottiene la serie di Lyman (ultravioletto).
- ponendo $n_2 = 2$, $n_1 = 3, 4, 5, \dots$ si ottiene la serie di Balmer (visibile).
- ponendo $n_2 = 3$, $n_1 = 4, 5, 6, \dots$ si ottiene la serie di Paschen (infrarosso).

³ Ricordare che per passare da frequenza a lunghezza d'onda basta ricordare l'equazione fondamentale: $c = \lambda \nu$.

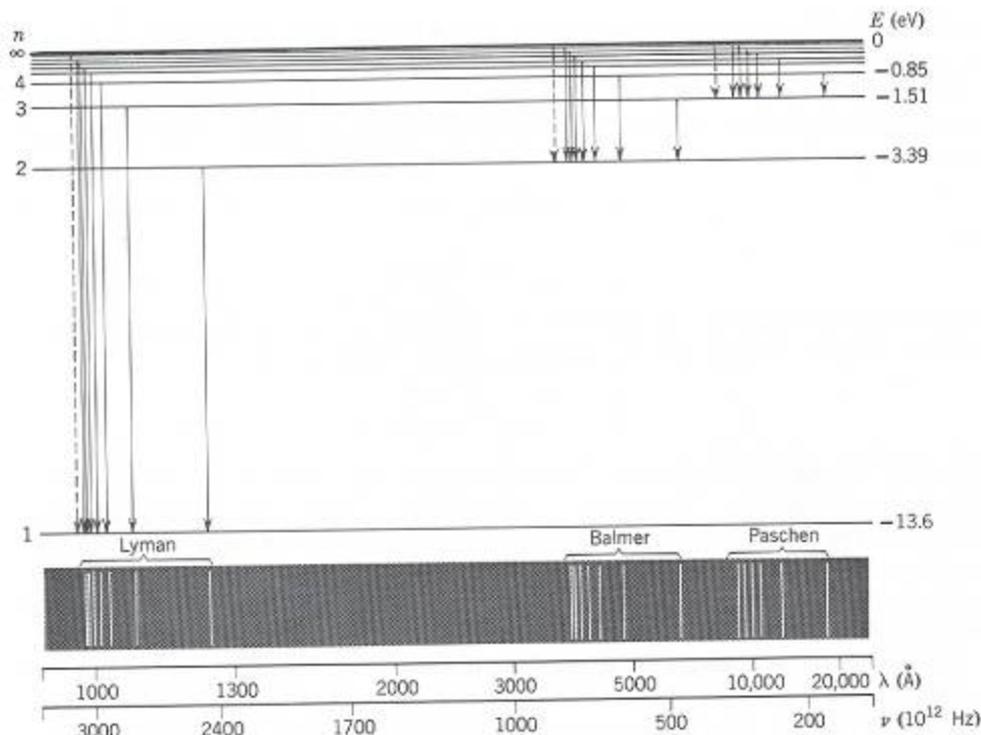


Figure 4-12 Top: The energy-level diagram for hydrogen with the quantum number n for each level and some of the transitions that appear in the spectrum. An infinite number of levels is crowded in between the levels marked $n = 4$ and $n = \infty$. Bottom: The corresponding spectral lines for the three series indicated. Within each series the spectral lines follow a regular pattern, approaching the series limit at the shortwave end of the series. As drawn here, neither the wavelength nor frequency scale is linear, being chosen as they are merely for clarity of illustration. A linear wavelength scale would more nearly represent the actual appearance of the photographic plate obtained from a spectroscope.

Planck stesso, ricevendo il premio Nobel nel 1921, riconobbe che *l'ipotesi dei quanti riceve il suo massimo supporto dalla fondazione e dallo sviluppo della teoria dell'atomo di Niels Bohr. Perché toccò a questa teoria di scoprire, nel quanto d'azione, la chiave a lungo cercata per la porta d'ingresso al paese incantato della spettroscopia, che dalla scoperta dell'analisi spettrale aveva ostinatamente respinto ogni sforzo di effrazione. E appena la via fu aperta, un'improvvisa ondata di nuove conoscenze si riversa su tutto il campo e sui campi vicini sia della fisica sia della chimica.*

5.2.1 Esperimento di Franck Hertz

Un'importanza notevole nel confermare il modello di Bohr viene assegnata all'esperimento di Franck ed Hertz, eseguito nel 1914, anche se solo alcuni anni più tardi ne venne fornita l'interpretazione "corretta".

I due scienziati utilizzarono un tubo a bassa pressione contenente mercurio (Hg), in cui un filamento (generalmente di tungsteno che "riscaldato" emette elettroni) funge da catodo (elettrodo a potenziale negativo); di fronte è posta una griglia con funzione di anodo (elettrodo a potenziale positivo) che "attrae" gli elettroni (accelerandoli per mezzo del potenziale applicato fra tali elettrodi), e un collettore o controcatodo a potenziale leggermente negativo rispetto all'anodo. La piccola tensione applicata tra la griglia ed il collettore esercita un'azione frenante sugli elettroni, per cui solo quelli che hanno acquistato una sufficiente energia cinetica possono raggiungere il collettore e contribuire alla circolazione della corrente.

Si misura la corrente di collettore al variare della tensione di accelerazione. Inizialmente, aumentando la tensione, la corrente di collettore aumenta in maniera proporzionale. Si osserva però che, periodicamente, la corrente diminuisce sensibilmente, come in figura 3:

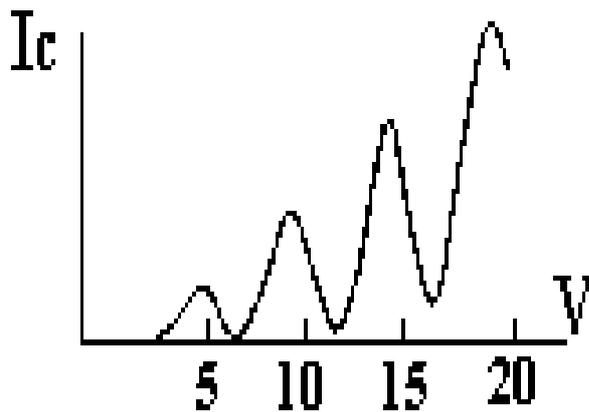


Figura 3: la corrente misurata nel collettore nell'esperimento di Franck-Hertz. V è la differenza di potenziale tra catodo e griglia.

Si hanno dei picchi di corrente, corrispondenti a valori della tensione iniziale di ~ 4.9 V, 9.8 V, 14.7 V...

L'esperimento fu infine interpretato asserendo che la corrente raggiunge i punti di massimo quando gli elettroni hanno acquistato un'energia cinetica sufficiente ad eccitare per collisione almeno un atomo di mercurio. Dopo tale collisione, poiché gli elettroni non riescono più a vincere l'azione della tensione frenante (quella tra griglia ed anodo), la corrente diminuisce drasticamente. Aumentando ancora la tensione di accelerazione, gli elettroni raggiungono l'energia sufficiente ad eccitare più di un atomo di mercurio. I picchi seguenti corrispondono quindi ai valori di potenziale che consentono all'elettrone di eccitare rispettivamente 2,3,4... atomi di mercurio.

Volendo verificare la nostra ipotesi, si consideri che un atomo di Hg nel primo stato eccitato torna allo stato fondamentale emettendo radiazione alla lunghezza d'onda di 235.6 nm, che corrisponde ad un'energia di :

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}) \times (3 \times 10^8)}{235.6 \times 10^{-9}} = 8.44 \times 10^{-19} \text{ J} \text{ corrispondenti proprio a } \sim 5 \text{ eV}$$

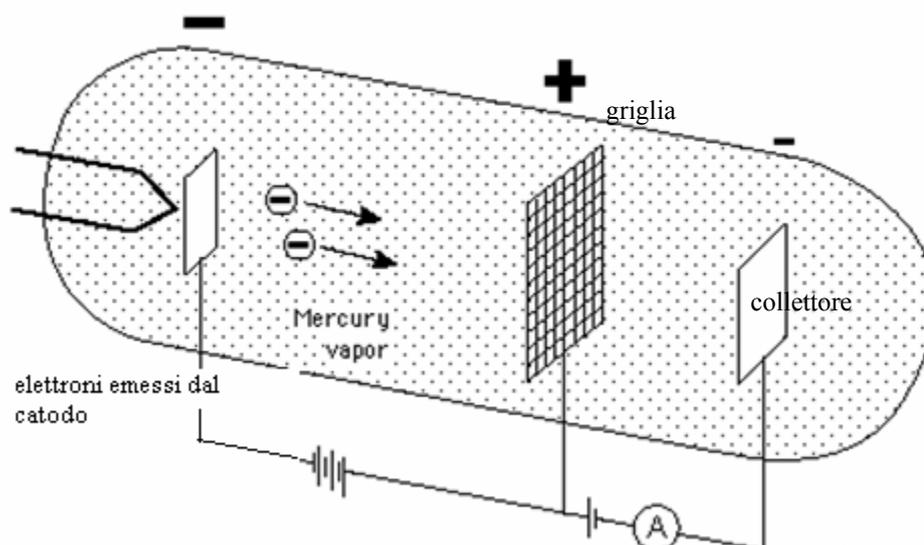


Figura 4: schema semplificato dell'apparato sperimentale necessario alla realizzazione dell'esperimento di Franck-Hertz.

Agli autori dell'esperimento venne assegnato il premio Nobel nel 1925.

5.3 Lunghezza d'onda di de Broglie

Nel 1924 Louis de Broglie ipotizzò che la materia avesse proprietà ondulatorie; ad un corpo con quantità di moto $p=mv$ veniva infatti associata un'onda di lunghezza d'onda λ :

$$\lambda_B = \frac{h}{p} \quad \text{Equazione 9}$$

dove h è la costante di Planck e λ_B è detta lunghezza d'onda di de Broglie.

Secondo de Broglie, la stessa ambigua natura (modellizzabile con una particella oppure con un'onda) che era stata appurata per la radiazione elettromagnetica, poteva caratterizzare anche la materia; egli introduceva così il concetto di "onde di materia". In un primo momento tali affermazioni, che costituivano il contenuto della tesi di dottorato del fisico francese, non ebbero una larga diffusione, anche per il fatto che non esistevano fatti sperimentali in grado di supportarle.

In particolare, si lascia al lettore la semplice verifica che agli oggetti macroscopici (con masse ad esempio dell'ordine del grammo) corrispondono lunghezze d'onda davvero minime, che non generano alcun effetto osservabile nella vita quotidiana.

5.3.1 Confronto tra le ipotesi di de Broglie e di Bohr

Si consideri ora il caso di un atomo; se un elettrone descrive indisturbato una certa orbita, ad esso deve essere associata un'onda stazionaria, cioè un'onda che permanga invariata fino a che l'elettrone non cambia stato di moto. Allora la lunghezza dell'orbita non può avere un valore arbitrario, ma deve essere un multiplo della λ associata all'elettrone; perciò deve valere:

$$2\pi r = n\lambda$$

Sostituendo λ tramite l'eq.ne 9:

$$2\pi r = nh/p$$

ovvero:

$$2\pi r = n \frac{h}{mv}$$

che coincide con la regola di quantizzazione di Bohr! (cfr eq.ne 8)

$$mvr = n \frac{h}{2\pi}$$

5.3.2 Esperimento di Davisson e Germer

Tre anni più tardi, nel 1927, i fisici Joseph Clinton Davisson e Halbert Lester Germer confermarono le previsioni della formula di de Broglie, sparando un fascio di elettroni (che erano fino ad allora stati assimilati a particelle) contro un reticolo cristallino, e osservando come venivano diffusi dal bersaglio a diversi angoli. Sorprendentemente, si otteneva non una distribuzione uniforme, ma caratterizzata da massimi e minimi, come in una figura di interferenza⁴.

Come si è ricordato in aula, l'interferenza è un fenomeno tipico dei processi di tipo ondulatorio: nel classico esempio delle due fenditure (attraverso cui faccio passare un'onda), sullo

⁴ Vedi figura 8, in fondo alla dispensa.

schermo si osserva un'alternanza di massimi e minimi di intensità, corrispondenti ai punti dove i fronti d'onda provenienti dalle due fenditure si sommano o si annullano.

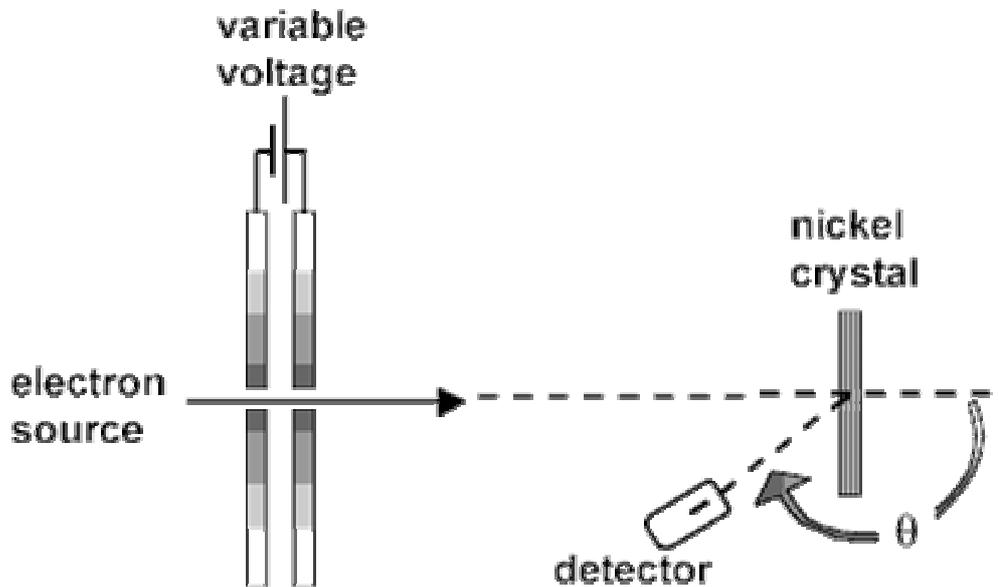


Figura 4: diagramma dell'esperimento di Davisson e Germer: spostando il rivelatore a diversi angoli θ , si osservano massimi e minimi alternati di intensità.

Il risultato dell'esperimento di Davisson e Germe era perciò compatibile solo accettando che, come previsto da de Broglie, agli elettroni fosse associata un'onda, sulla cui natura e sul cui significato si sarebbe a lungo dibattuto negli anni seguenti. Nello stesso esperimento, si osserva inoltre che, tenendo fisso l'angolo di osservazione, ma variando la tensione (la d.d.p.) con cui accelero gli elettroni (variando perciò la loro energia cinetica e il loro momento, e quindi la λ_B associata), ancora una volta si osserva una alternanza di massimi e minimi, come in figura 5, corrispondente anche in questo caso a un fenomeno di interferenza.

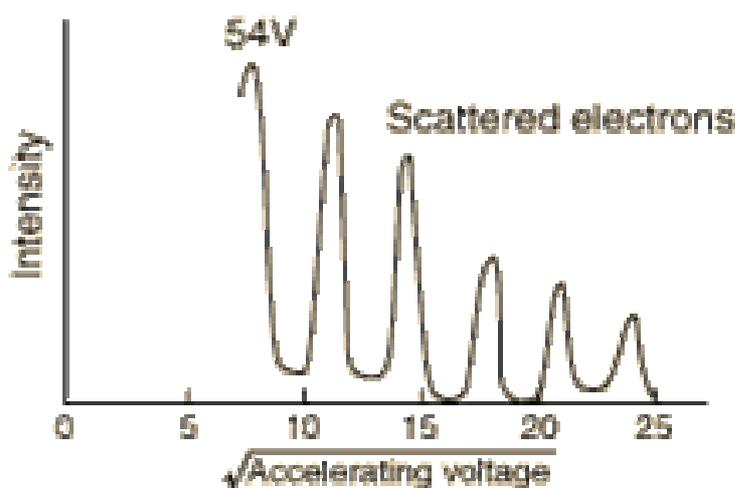


Figura 5: interferenza al variare dell'energia degli elettroni incidenti. In ordinata è il numero di elettroni diffusi a quel particolare angolo, che si misura come intensità di corrente elettrica.

L'interferenza è spiegabile osservando cosa succede all'interno del bersaglio, come in figura 6.

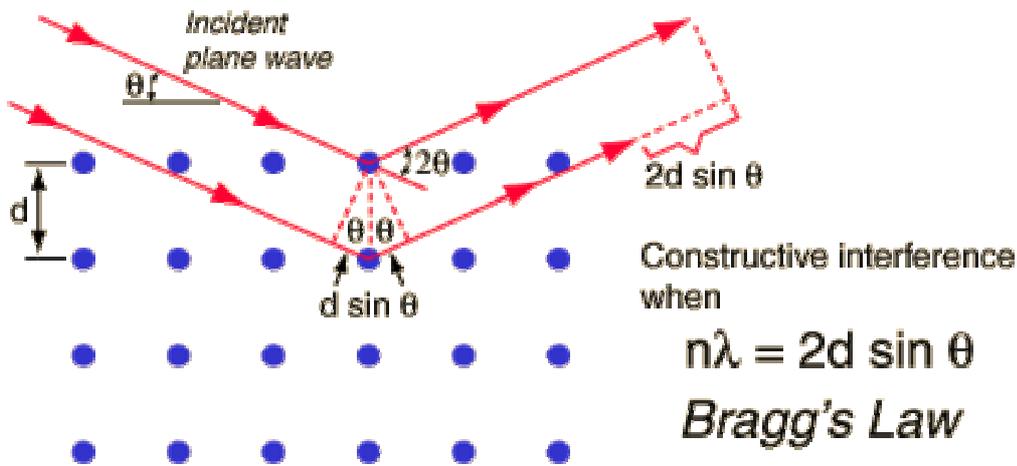


Figura 6: l'onda incidente, in rosso, rappresenta l'onda associata agli elettroni. I cerchi blu corrispondono agli atomi del cristallo, spazati di una distanza, detta passo, d . Si ha un massimo di corrente quando vi è interferenza costruttiva, ovvero vale la relazione di Bragg $n\lambda=2d\sin\theta$. Fissata λ , trovo i massimi al variare della posizione del rivelatore, ovvero al variare di θ . Se invece fisso il rivelatore, cioè θ , trovo i massimi variando la tensione che accelera gli elettroni (ovvero la loro λ_B).

Un esperimento simile venne condotto poco dopo (i risultati vennero pubblicati solo un mese dopo quelli di Davisson) dal figlio di J.J. Thomson, George Paget Thomson, e da A. Reid. Essi inviarono un fascio di elettroni (migliaia di volte più energetici di quelli utilizzati da Davisson e Germer) su un bersaglio estremamente sottile, che tali elettroni erano in grado di attraversare. Osservavano poi come gli elettroni arrivavano su uno schermo. Anche in questo esperimento, gli elettroni venivano diffusi in maniera da evidenziare una figura di interferenza, e quindi un comportamento tipico dei processi ondulatori.

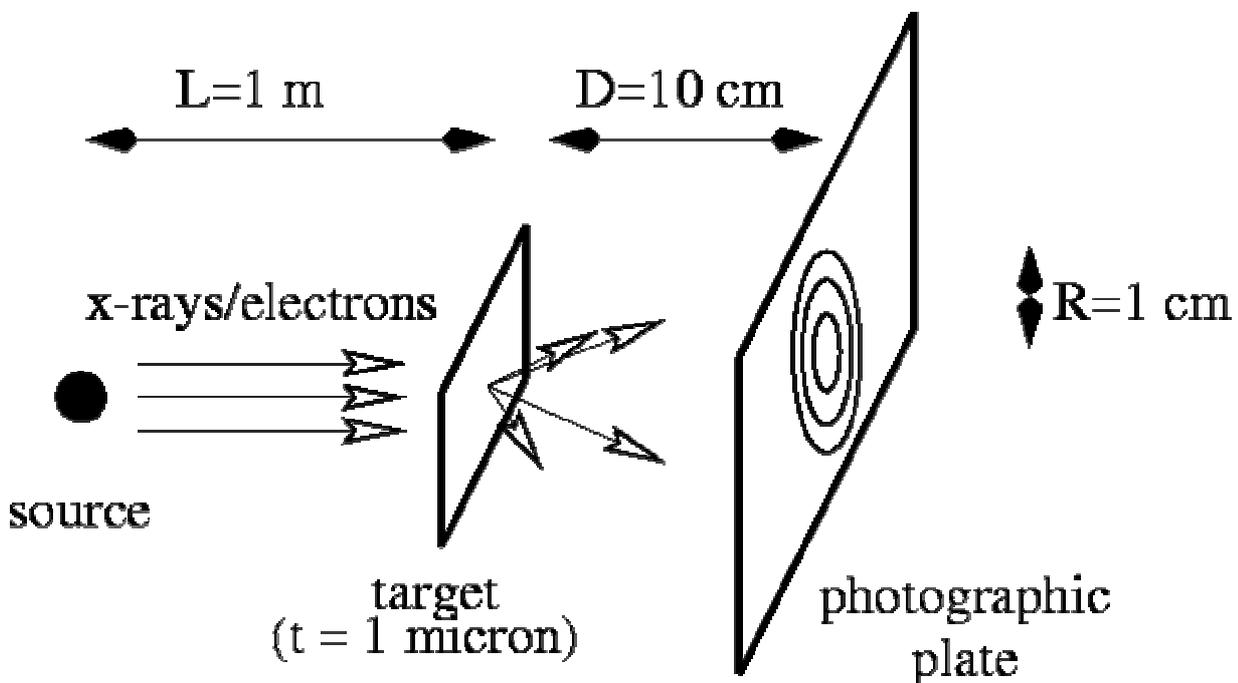


Figura 7: Il diagramma dell'esperimento di G. Thomson e Reid.

Una nota di storia
 1924: hp di de Broglie
 1927: esp. di Davisson-Germer
 1927: esp. di G.P.Thomson-Reid
 1929: Nobel a de Broglie
 1937: Nobel a Davisson e G.P.Thomson

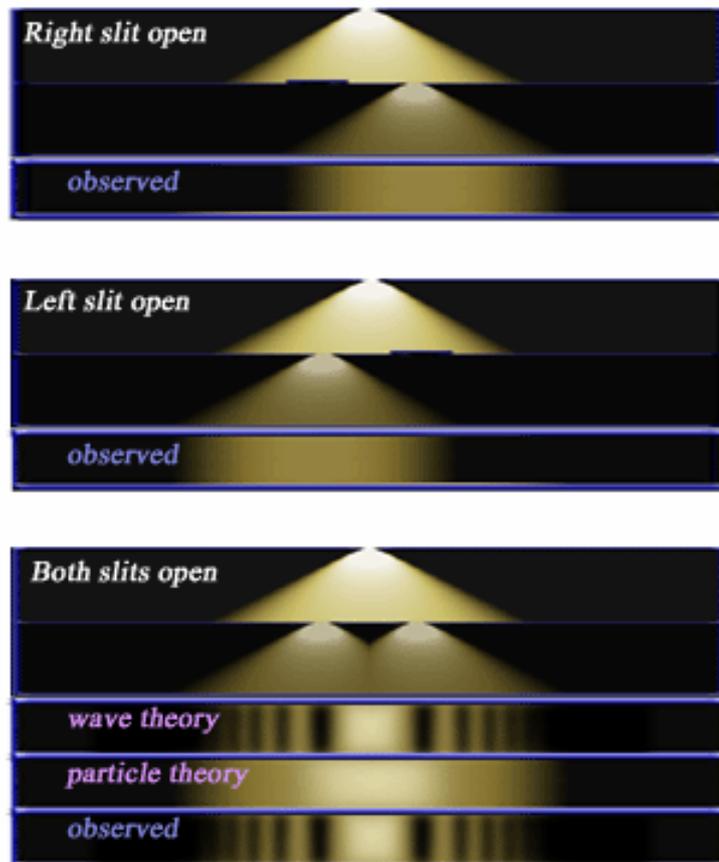


Figura 8

Bibliografia lezione 5

Per i temi trattati è possibile riferirsi a moltissimi testi. Solo come esempio ricordiamo:

- Enge-Wehr_Richards, *Introduction to atomic physics*, Addison Wesley, cap. 5
- Eisberg-Resnick, *Quantum Physics*, Wiley, cap. $\frac{3}{4}$
- Bergamaschini-Maraschini-Mazzoni, *Fisica per i licei scientifici*, tema 6: Strutture microscopiche..., Signorelli ed. capp. 1,2,3. (qui la trattazione a volte va integrata, ma è utile per chi desideri farsi un primo quadro generale).

Materiali

NB come per le lezioni precedenti, i materiali sono solo consigliati, per un approfondimento personale o la preparazione di future unità didattiche. Per la preparazione del presente esame non sono richiesti contenuti disciplinari maggiori di quanto spiegato nelle dispense e nelle lezioni.

Un articolo **molto bello**, lungo ma utile anche per altre unità di studio, è quello del Pais:

http://prola.aps.org/pdf/RMP/v51/i4/p863_1

NB: Per gli articoli che richiedono autorizzazione o abbonamenti, è possibile utilizzare i computer della biblioteca di Fisica.

estratto articolo di Thomson sul proprio modello di atomo:

<http://dbhs.wvusd.k12.ca.us/webdocs/Chem-History/Thomson-Structure-Atom.html>

applet rutherford:

http://www-outreach.phy.cam.ac.uk/camphy/nucleus/nucleus_exp.htm

articolo originale (in Tedesco) di Franck-Hertz

http://leifi.physik.uni-muenchen.de/web_ph12/originalarbeiten/franckhertz/original.htm

esp. Franck-Hertz in italiano con particolari anche per un laboratorio:

http://ww2.unime.it/dipfisica/laboratorio_di_fisica/Franck_ed_Hertz.htm

interferenza con elettroni singoli (descrizione esperimento e VIDEO STUPENDO)

<http://www.hqrd.hitachi.co.jp/em/doubleslit.cfm>

una bella animazione java, che permette di osservare l'interferenza da due fenditure al variare dei parametri:

<http://www.ba.infn.it/%7efisi2005/animazioni/anim015/Simulazione2p.html>

una spiegazione semplice dell'interferenza da due fenditure si trova, nel paragrafetto "analisi fisica", in:

http://ww2.unime.it/dipfisica/laboratorio_di_fisica/doppietto_del_sodio.htm

un approccio pensato per gli studenti delle superiori si trova qui:

<http://www.mi.infn.it/~phys2000/TOC.html>

in particolare, gli argomenti della presente unità di studio sono trattati nei paragrafi (e sottoparagrafi relativi) "atomo quantistico" e "esperimenti di interferenza"