

Elettronica dei Dispositivi

Parte I

Proprietà' fisiche dei
semiconduttori

A. Bonfiglio

Programma della I parte

- ◆ Cenni alla meccanica quantistica: il modello dell' atomo
- ◆ Dall' atomo ai cristalli: statistica di Fermi-Dirac, il modello a bande di energia, popolazione delle bande, livello di Fermi nei cristalli
- ◆ classificazione dei materiali in base alla loro conducibilita' : metalli, semiconduttori, isolanti
- ◆ Semiconduttori intrinseci ed estrinseci; mobilita' , legge dell' azione di massa
- ◆ Diffusione, Legge di Einstein

Premessa

Richard Feynman (Premio Nobel per la Fisica, 1965)



Se credete di aver capito la teoria de quanti, vuol dire che non l'avete capita

Penso di poter affermare che nessuno capisce la meccanica quantistica

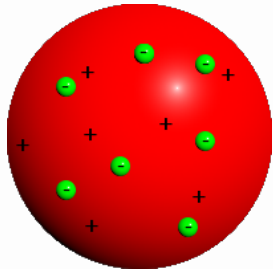
Che cos' è un atomo: evoluzione storica

Il concetto di atomo risale agli antichi Greci; e' pero' solo alla fine dell'800 che furono formulati dei modelli della struttura degli atomi. Numerose evidenze sperimentali (Faraday, Thompson) dimostrarono che:

- l'atomo non e' una porzione continua di materiale ma e' composto a sua volta di altre particelle (pero' non e' divisibile a meno di non somministrargli un'energia sufficiente)
- Le particelle che compongono l'atomo sono elettricamente cariche
- Le cariche positive sono riunite al centro in una struttura detta NUCLEO
- La carica negativa ruota continuamente intorno al nucleo

Esperimento di Rutherford

Premessa: prima di questo esperimento si credeva che la carica positiva e negativa nell'atomo fosse equamente distribuita (come uvetta e canditi nel panettone – Modello di Thompson).



<http://micro.magnet.fsu.edu/electromag/java/rutherford/>

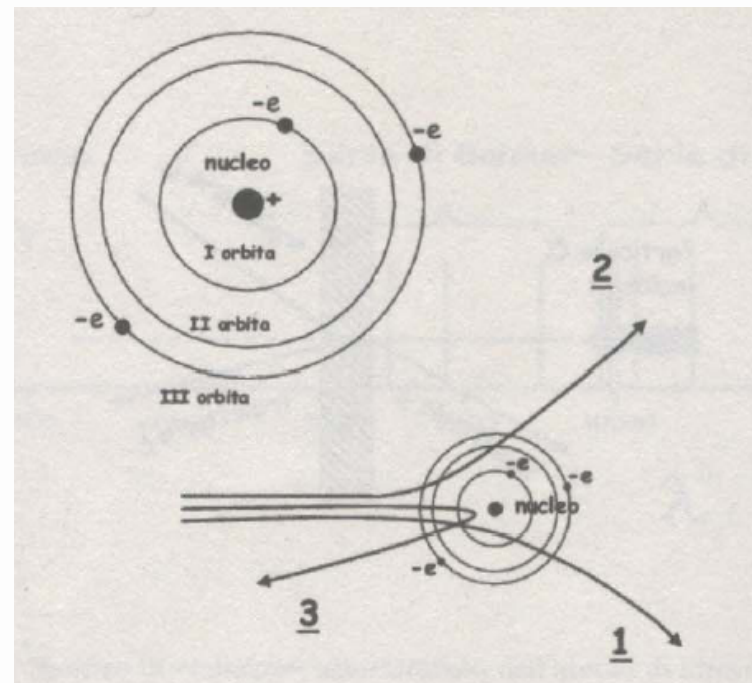
Le particelle alfa sono nuclei di Elio carichi positivamente, molto energetici

La lamina metallica e' molto sottile (~ proiettili contro foglio di carta)

Se fosse valido il modello “uvetta nel panettone” i nuclei di elio, pesanti, dovrebbero subire delle deflessioni molto piccole, attraversando sostanzialmente indisturbati la lamina. Invece si osserva che....

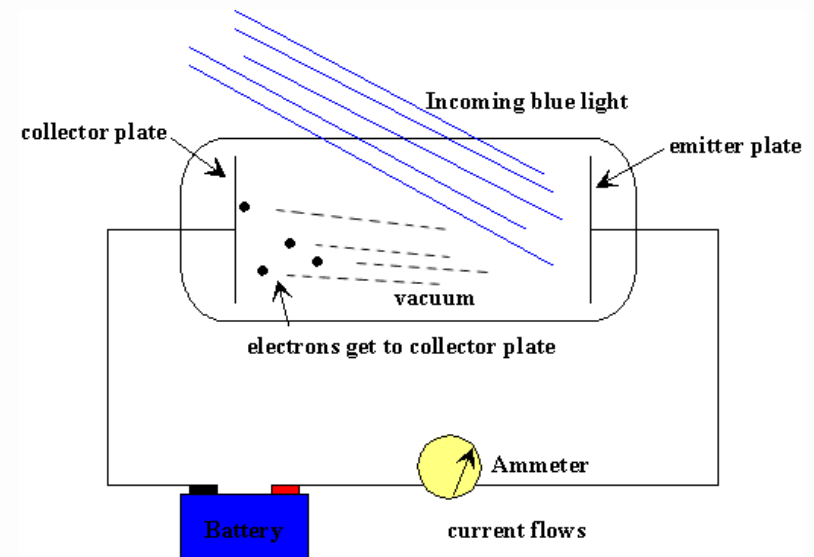
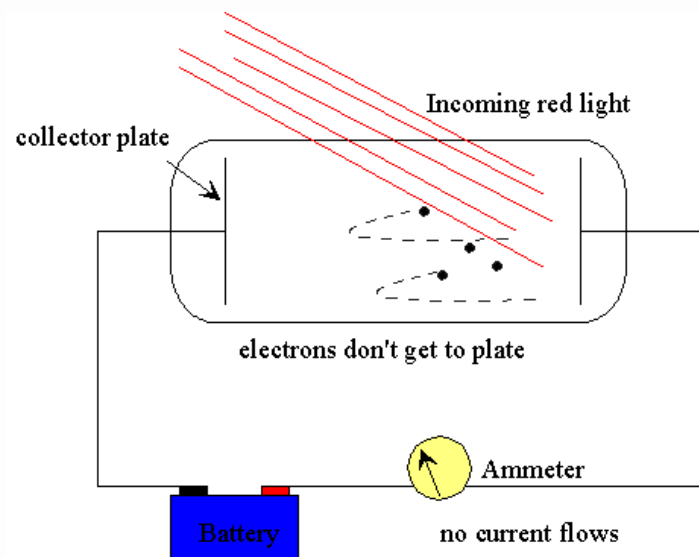
Esperimento di Rutherford

Conclusione: gli atomi devono avere una struttura costituita da nuclei carichi positivamente (visto che sono in grado di respingere le cariche positive delle particelle alfa) di massa relativamente grande e molto concentrata, circondati da carica negativa dispersa, con molto spazio vuoto .



Effetto fotoelettrico (<https://phet.colorado.edu/en/simulation/legacy/photoelectric>)

Di cosa e' fatta la luce?

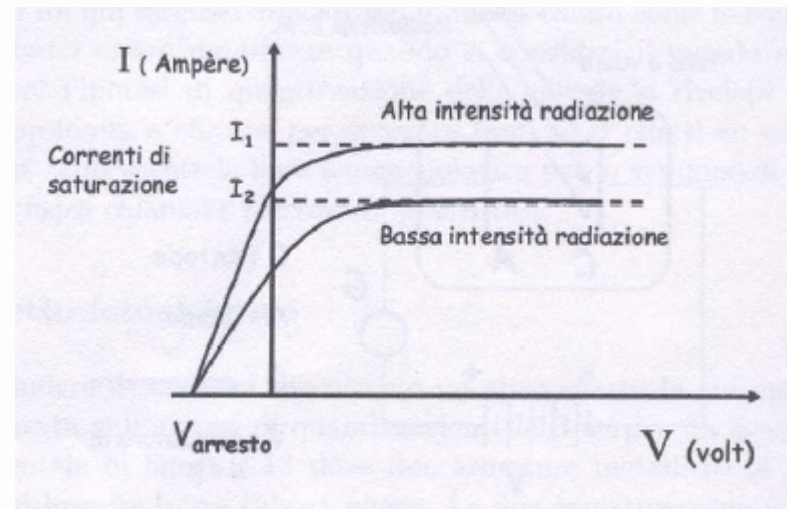


Esempio di interazione tra luce e materia

Effetto fotoelettrico

Punti chiave:

- 1) Si misura una corrente se e solo se la radiazione luminosa ha una certa frequenza (o colore, ultravioletto per i metalli), qualunque sia l'intensità della luce incidente → la realizzazione del fenomeno dipende dalla frequenza e non dall'intensità della luce)
- 2) Fissata la frequenza opportuna, il fenomeno dipende anche dall'intensità', secondo l'andamento seguente:



Effetto fotoelettrico

Punti chiave – continua:

- 3) Per $V = 0$, si ha I diverso da 0
- 4) I satura ad un valore massimo che non aumenta nemmeno aumentando V
- 5) $I = 0$ per V negativo

Spiegazione di Einstein (1905).

La luce interagisce con gli elettroni del materiale liberandoli dal loro legame. In pratica la luce interagisce con gli elettroni come se fosse costituita da singole particelle di luce, i fotoni, ciascuno con energia pari ad $h\nu$, (ν e' la frequenza ovvero il suo "colore")

Dualismo ondulatorio-corpuscolare

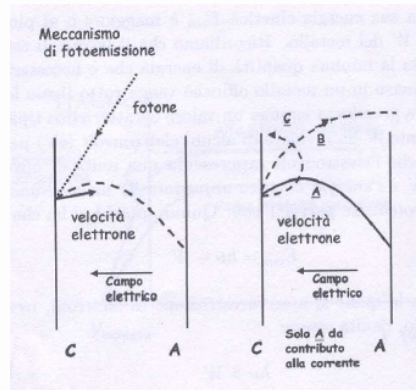
La luce e' un'onda per quanto riguarda le modalita' di propagazione, riflessione, rifrazione e interferenza

Ma

Agisce come un flusso di corpuscoli (i fotoni) quando interagisce con gli elettroni del metallo

Percio' l'elettrone, ricevendo l'energia $h\nu$ del fotone lascia il metallo solo se l'energia del fotone e' superiore al lavoro di estrazione del metallo

Dualismo ondulatorio-corpuscole



La corrente satura perché in principio non tutti gli elettroni hanno la traiettoria “giusta” per andare dal catodo all’anodo. Ma aumentando V , aumenta la componente orizzontale della velocità, perciò prima o poi tutti finiscono sull’anodo e in queste condizioni la corrente è massima.

Invertendo il segno di V , si favorisce una componente orizzontale della velocità diretta verso sinistra, prima o poi la corrente si annulla

Aumentare l’intensità del fascio significa aumentare il numero di fotoni, non la loro energia!

Spettri atomici

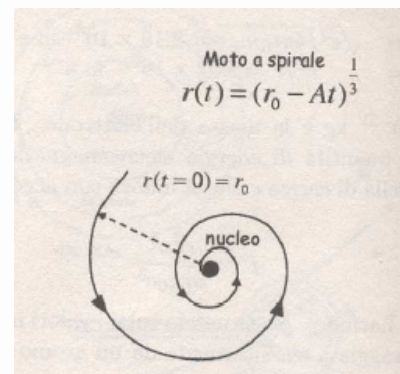
<https://phet.colorado.edu/en/simulation/legacy/discharge-lamps>

Qualunque elemento chimico, sottoposto a riscaldamento, emette luce. Se questa luce viene fatta passare attraverso un prisma (piu' realisticamente ad un insieme di prismi) si decompone la luce nelle sue componenti e si ottiene il cosiddetto Spettro di Emissione. Nel caso degli atomi mostrati nell'animazione, si nota come lo spettro non sia continuo, ma sia costituito da un insieme discreto di colori.

Questo fatto non puo' essere spiegato con un semplice modello dell'atomo alla Rutherford.

Il modello dell' atomo

Perciò occorre ammettere che gli elettroni all'interno di un atomo non possono avere energie qualsiasi, ma possono solamente avere energie comprese entro un insieme discreto. Ciò fu un primo motivo di contrasto rispetto alla fisica classica. D'altra parte, senza questa ipotesi, non è giustificabile la stabilità dimostrata dagli atomi: infatti, secondo la fisica classica, l'elettrone ruotando perde energia, e il raggio della sua orbita dovrebbe progressivamente diminuire fino a far collassare l'elettrone sul nucleo. Invece questo non succede: perché?



Il modello energetico di un atomo

Il primo modello fu formulato da Niels Bohr, il quale fece la seguente serie di ipotesi:

- l'elettrone ruota su orbite circolari intorno al nucleo e possiede un'energia il cui valore può solo appartenere ad un insieme discreto di valori possibili

- Ogni stato energetico si distingue per il valore del momento angolare dell'elettrone che è pari al multiplo intero di una quantità base, chiamata \hbar (costante di Planck, $= h/2\pi$ con $h = 6.6 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$) $= n \hbar$

- Ogni variazione energetica dell'elettrone può avvenire solo per il passaggio da uno stato con un certo n ad un altro con m diverso da n .

Cioè sono permesse solo transizioni tra stati caratterizzati da n intero. Perciò, ad esempio, l'elettrone può cambiare orbita solo se riceve energia pari almeno alla differenza tra due stati permessi.

Il modello energetico di un atomo

Se riceve un'energia inferiore non cambia stato. Similmente se perde energia, ne può perdere solo una quantità pari alla differenza di energia tra lo stato di partenza e quello di arrivo. Come può avvenire la transizione tra stati per un elettrone, ovvero in quali forme l'energia ceduta o acquistata si può manifestare?

Attraverso la luce: quando l'elettrone passa ad uno stato di energia inferiore, l'energia persa si manifesta sotto forma di radiazione elettromagnetica, che può anche essere visibile (cioè percepibile dai nostri occhi come colore). Perciò le righe di emissione negli spettri atomici sono il segno della natura discreta delle energie possedute dall'elettrone nell'atomo.

Niels Bohr provò a fare qualche calcolo per spiegare i fenomeni sperimentali osservati (righe di emissione dell'atomo di idrogeno):

Il modello energetico di un atomo

$$m\omega^2 r_n = \frac{q^2}{4\pi\epsilon_0 r_n^2}$$

Legge di Newton

ma

$$m\omega r_n^2 = n \frac{h}{2\pi}$$

Momento angolare

$$\omega = n \frac{h}{2\pi m r_n^2}$$

$$m n^2 \frac{h^2}{4\pi^2 m^2 r_n^4} r_n = \frac{q^2}{4\pi\epsilon_0 r_n^2}$$

$$r_n = \epsilon_0 \frac{n^2 h^2}{q^2 \pi m}$$

Il modello energetico di un atomo

Quindi scrivendo l'energia totale dell'elettrone come energia cinetica piú energia potenziale si ha:

$$\mathbf{E_n} = -\frac{\mathbf{q^2}}{4\pi\epsilon_0\mathbf{r_n}} + \frac{1}{2} \frac{\mathbf{q^2}}{4\pi\epsilon_0\mathbf{r_n}} = -\frac{1}{2} \frac{\mathbf{q^2}}{4\pi\epsilon_0\mathbf{r_n}}$$

ma

$$\mathbf{r_n} = \epsilon_0 \frac{\mathbf{n^2 h^2}}{\mathbf{q^2 \pi m}}$$

$$\mathbf{E_n} = -\frac{1}{2} \frac{\mathbf{q^2}}{4\pi\epsilon_0} \left(\epsilon_0 \frac{\mathbf{n^2 h^2}}{\mathbf{q^2 \pi m}} \right)^{-1} = -\frac{\mathbf{q^4 m}}{8\epsilon_0^2 \mathbf{n^2 h^2}}$$

Sostituendo i valori delle costanti si ottiene:

$$\mathbf{r_n} = 0.53\mathbf{n^2}$$

$$\mathbf{E_n} = -\frac{13.6}{\mathbf{n^2}} \mathbf{eV}$$

Le linee spettrali dell'atomo di Idrogeno sono spaziate esattamente di multipli di 13.6 eV!

Il modello energetico di un atomo

13.6 eV e' l'energia necessaria per strappare un elettrone all'atomo di idrogeno (energia di ionizzazione).

Sfortunatamente il modello di Bohr spiega solo il comportamento dell'atomo di idrogeno, non quello di atomi con un numero superiore di elettroni.

Ecco come si spiegano le linee spettrali alla luce del modello:

<http://www.colorado.edu/physics/2000/quantumzone/lines2.html>