

LA DUPLICE NATURA DELLA LUCE

Ovvero: Così è, se vi pare

La secolare disputa sulla natura della luce è caratterizzata da numerosi rovesciamenti di fronte. Newton sosteneva essere costituita da un *flusso di corpuscoli*, fino a che Huygens e Fresnel non ne dimostrarono incontrovertibilmente la natura *ondulatoria*, come solo mezzo per spiegare i fenomeni di diffrazione e interferenza. Maxwell diede poi la veste teorica a questa interpretazione, incorporando la luce nella sua teoria del campo elettromagnetico.

Ma decenni dopo l'apparente vittoria della ipotesi ondulatoria, la scoperta dell'effetto fotoelettrico riapre le ostilità, e Albert Einstein, non ancora noto per i successivi lavori sulla struttura dello Spazio e del Tempo, fornisce una meravigliosa teoria dell'assorbimento e dell'emissione della luce sulla base della sua *natura corpuscolare*, ed introduce di fatto il concetto di fotone, o *particella di luce* o granulo di energia.

A questo punto la confusione è massima, perché ognuna delle due teorie fornisce una spiegazione indiscutibile per una classe di fenomeni, ma è incapace di spiegarne un'altra classe.

La guerra finirà solo con l'avvento della nuova fisica e sarà a tutti gli effetti un armistizio senza vinti né vincitori. La Meccanica Quantistica sancisce infatti la duplicità inestricabile della natura, sia per l'energia che per la materia: entrambe, aspetti diversi di una sola realtà, manifestano sia la natura di onda che quella di particella, ma mai nello stesso esperimento e sempre in modo mutuamente esclusivo. In tutti gli esperimenti (come la diffrazione) che presuppongono la natura ondulatoria, la luce si manifesta come onda; in tutti gli esperimenti (come l'emissione e l'assorbimento) che presuppongono la natura corpuscolare, la luce si manifesta come corpuscolo.

Insomma, la luce, e più in generale la radiazione elettromagnetica, ci appare come noi ci aspettiamo che appaia: un'onda in un certo ordine di fenomeni, un flusso di particelle in un altro ordine di fenomeni: come dire: "così è se vi pare" Inoltre, sia la materia che l'energia sono costituite da granuli, cioè da "porzioni minime" al di sotto delle quali non si va. La natura corpuscolare era già acquisita per la materia, mentre appariva indigesta per l'energia, che l'intuito è riluttante a immaginare "a palline". Ancor più indigesta è l'idea che la materia, nei suoi costituenti elementari, sia fatta di onde.

Eppure è così: le particelle elementari, con l'opportuna disposizione sperimentale, danno luogo a fenomeni di diffrazione esattamente come le onde luminose e le onde luminose convogliano granuli di energia ed hanno una massa, come le particelle.

Accingendoci a capire la spettroscopia, avremo a che fare inevitabilmente ora con l'uno ora con l'altro di questi due aspetti contrastanti ma compresenti (duali) della luce.

Per capire come funziona la strumentazione, il solo aspetto rilevante è quello ondulatorio (gli spettroscopi funzionano perché la luce è un'onda elettromagnetica).

Per capire perché gli spettri hanno la struttura che hanno, sono rilevanti sia l'aspetto

corpuscolare (emissione e assorbimento) che quello ondulatorio (propagazione).

EMISSIONE/ASSORBIMENTO

Qualunque corpo emette radiazioni elettromagnetiche; la quantità di energia emessa cresce rapidamente col crescere della temperatura.

Consideriamo **un corpo solido o un gas molto denso**, a temperatura elevata. Se la luce emanata da questo corpo incandescente viene osservata con uno spettroscopio, si vede uno **spettro continuo**, cioè una distribuzione di frequenze che digrada uniformemente dal rosso scuro al violetto; e si nota che col crescere della temperatura il massimo dell'intensità si sposta sempre più verso le minori lunghezze d'onda (o maggiori frequenze).

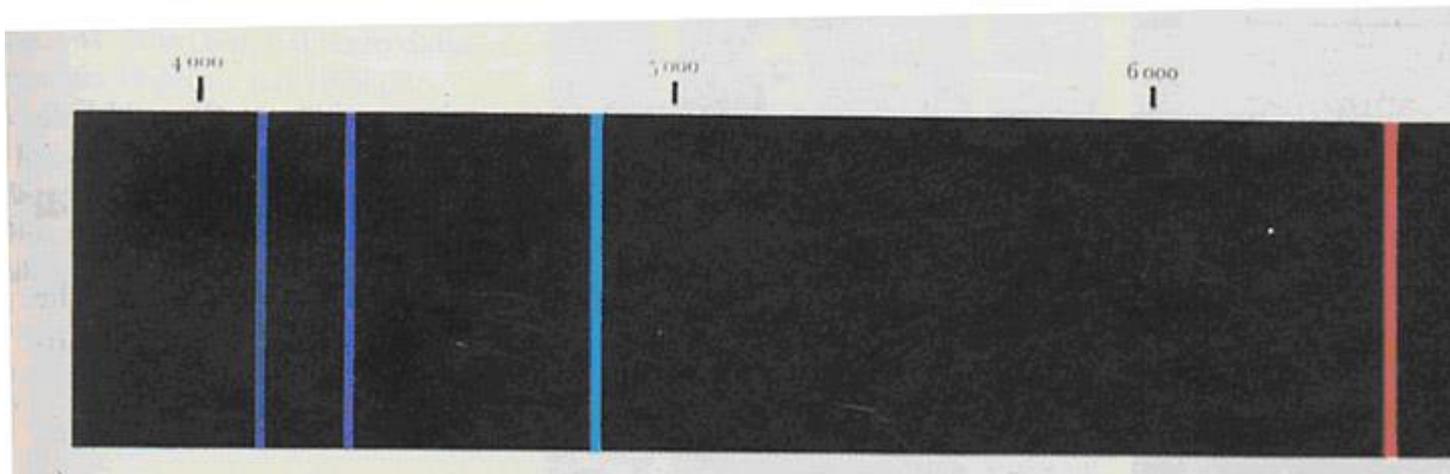
Invece, lo spettro di un **gas rarefatto** e sufficientemente caldo ha un aspetto del tutto diverso da quello di un solido o di un liquido incandescenti: invece di una striscia continua con i colori dell'iride, guardando all'oculare di uno spettroscopio si vede una successione di righe luminose isolate di diverso colore, **cioè uno spettro a righe**.

Ognuna di queste è un'immagine della fenditura, attraverso cui la luce penetra nello strumento, in una particolare lunghezza d'onda; il numero, la posizione e l'intensità delle righe sono diversi a seconda della natura chimica e della temperatura del gas.

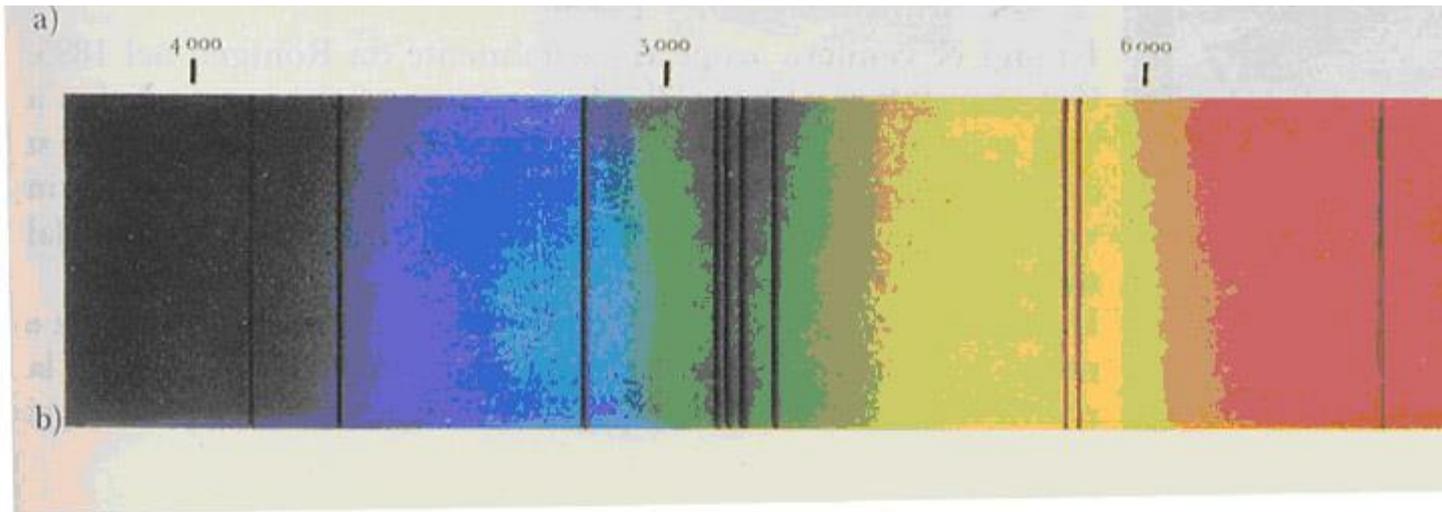
L'insieme delle righe che compaiono nello spettro è caratteristico ed inconfondibile di ogni elemento chimico.

Se la luce di un solido incandescente attraversa un gas freddo, lo spettro continuo della sorgente appare solcato da righe oscure che occupano le stesse posizioni delle righe che apparirebbero luminose se quel medesimo gas fosse riscaldato a sufficiente temperatura. **Le righe oscure non sono altro che luce mancante in quelle particolari lunghezze d'onda; luce sottratta dal gas alla sorgente: un gas assorbe quelle stesse radiazioni che è capace di emettere (legge di Kirchoff).**

Spettro di emissione



Spettro di assorbimento



>

La lampada, sorgente di luce continua, emette radiazioni (o fotoni volendo usare la terminologia corpuscolare) di ogni possibile lunghezza d'onda: non c'è nessun vuoto di lunghezza d'onda fra una radiazione e l'altra. Se questa luce attraversa un'ampolla contenente un gas, gli atomi di questo gas assorbono, eccitandosi, una percentuale dei fotoni aventi energia pari ad uno dei salti di livello possibili (come vedremo fra poco, gli elettroni in un atomo possono muoversi soltanto su orbite ben determinate, per saltare da un'orbita all'altra hanno bisogno di energia di definita lunghezza d'onda).

I fotoni assorbiti vengono riemessi entro un milionesimo di secondo; però non tutti vengono riemessi nella direzione originaria ma bensì ciascuno in una direzione a caso, per cui solo una parte dei fotoni riprende la direzione dell'osservatore che guarda la lampada attraverso il gas. Perciò a questo osservatore arrivano meno fotoni, aventi lunghezza d'onda caratteristica di quel gas, di quanti ne ha emessi la lampada nella sua direzione.

Conseguentemente, se di questa luce si osserva lo spettro, in corrispondenza alle lunghezze d'onda delle radiazioni assorbite appaiono delle righe oscure (luce che manca dal continuo emesso dalla lampada). Se invece si osserva il gas obliquamente, in modo che all'osservatore non giunga la luce diretta dalla lampada, si vedranno solo i fotoni riemessi dal gas in seguito alla diseccitazione degli atomi, e nello spettro appariranno le righe luminose caratteristiche di quel gas.

LEGGI EMPIRICHE

Nel 1855 Johann Balmer aveva riconosciuto che le quattro righe della zona del visibile dello spettro dell'atomo di idrogeno hanno frequenze che ubbidiscono alla seguente legge empirica:

$$\nu = R \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n^2} \right)$$

con $n=3;4;5$; ecc

dove R è una costante che vale $3,2898 \cdot 10^{15}$

successivamente si trovarono altre due serie

$$\nu = R \left(\frac{1}{9} - \frac{1}{n^2} \right)$$

con $n=4;5$; ecc e

$$\nu = R \left(\frac{1}{16} - \frac{1}{n^2} \right)$$

con $n=5;6$; ecc

Queste tre serie, e altre successivamente scoperte nell'infrarosso e nell'ultravioletto si possono scrivere nell'unico modo (formula di Ritz)

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

con $m= 1;2;3$ ecc; $n>m$

Le varie formule introdotte degli spettroscopisti per tentare di mettere ordine nella massa di dati sperimentali, sono **leggi empiriche**, cioè regolarità riscontrate sperimentalmente e formalizzate matematicamente, ma *di cui non è ancora chiara la ragione fisica*. Le leggi empiriche sono una tappa importante della maturazione della Fisica, e preludono di solito alla comprensione vera del fenomeno. Altro esempi illustri sono le leggi di Keplero, spiegate dalla teoria di Newton, le leggi di Laplace, Ampere, Biot-Savart, Neumann-Lentz ecc sui vari fenomeni elettromagnetici, incorporate e spiegate poi dalla Teoria del Campo Elettromagnetico di Maxwell, e ancora la trasformazione di Lorentz, preludio della Relatività Speciale.

Il problema da risolvere, nel caso della formula di Ritz, era capire quale meccanismo di emissione e assorbimento potesse determinare scambi di energia solo a determinate lunghezze d'onda e perché proprio a quelle.

PERCHE' I GAS EMETTONO ED ASSORBONO LUCE

Lo scambio di energia tra fotoni (luce) e particelle (materia) avviene per successivi processi di assorbimento (fotoni cedono energia alla materia), ed emissione (energia contenuta nella materia viene impiegata per generare fotoni) Tutto ciò che diremo in tema di emissione, assorbimento e propagazione, vale a rigore anche per i solidi ed i liquidi, ma parlando di stelle abbiamo a che fare con temperature che precludono l'esistenza dello stato solido o liquido; e parlando di nebulose abbiamo a che fare con materia non condensata.

Per capire i meccanismi di emissione e assorbimento, dobbiamo rifarci al modello dell'atomo.

MODELLO DELL'ATOMO

Dire "modello dell'atomo" è di per sé un controsenso, poiché a causa del principio di indeterminazione, base della Meccanica Quantistica, il sistema atomo non è riconducibile ad un modello univoco ed omnicomprensivo.

Esistono peraltro parecchi "modelli parziali" dell'atomo, ognuno capace di aiutarci a rappresentare determinate classi di fenomeni. Il modello che viene proficuamente usato per comprendere i fenomeni che stanno alla base della spettroscopia, è il modello atomico di Bohr (1913). Per comprenderne altri aspetti più fini bisogna ricorrere al modello di Bohr-Sommerfeld (1915 ..).

In questi modelli si rinuncia a considerare gli orbitali elettronici nel loro aspetto indeterministico (gusci nei quali è alta la probabilità di trovare l'elettrone di data energia), ma si considerano ancora gli elettroni come cariche puntiformi su orbite circolari o ellittiche).

La teoria degli spettri atomici spiega con questo modello la distribuzione delle righe spettrali.

Vediamo come.

Il modello di Bohr si basa su questi presupposti:

a. dai lavori di Rutherford risulta che l'atomo è costituito da una concentrazione centrale di massa e carica positiva, e che le cariche negative sono in qualche modo all'esterno del nucleo a grandissima distanza da esso.

b. da alcune ipotesi che L. De Broglie e Sommerfeld derivano dalla nascente fisica quantistica, si evince che possono esistere orbite elettroniche stabili solo a condizione che il loro raggio abbia valori ben precisi e strettamente selezionati, in modo che le orbite stesse contengano un numero intero di "lunghezze d'onda di De Broglie"

Bohr affrontò il problema nella sua forma più elementare: la costruzione del modello dell'atomo dell'idrogeno. Scelse l'idrogeno sia perché si trattava dell'atomo più semplice di tutti (un nucleo centrale con carica positiva con un unico elettrone che gli gira intorno), sia perché lo spettro di quell'elemento si presentava anch'esso in forma molto semplice, con pochissime righe ben distanziate fra loro.

Bohr ragionò nel modo seguente: se la materia assorbe ed emette energia in modo discontinuo significa che l'atomo, suo costituente fondamentale, può esistere solo in determinate configurazioni ciascuna con un proprio contenuto energetico. Quando l'atomo passa da una configurazione con un certo contenuto energetico ad un'altra con contenuto energetico diverso, esso assorbe o emette energia sotto forma di fotoni di quella esatta energia, e per tale motivo lo spettro appare con una linea scura o con una linea colorata in corrispondenza di quel determinato valore dell'energia. Lo spettro dell'idrogeno pertanto, non è altro che la rappresentazione visiva del passaggio da atomi con un certo contenuto energetico ad altri con diverso contenuto energetico.

Bohr riuscì a dimostrare matematicamente che per ottenere configurazioni dell'atomo di

idrogeno a contenuto energetico diverso bisognava ipotizzare che il momento angolare dell'elettrone che gira intorno al nucleo, fosse quantizzato. Più precisamente, egli suppose che il momento angolare dell'elettrone dovesse essere un multiplo intero del quanto di azione (h) di Planck.

In parole:

quantità di moto ($m \times v$) dell'elettrone in rotazione intorno al nucleo, moltiplicata per la lunghezza dell'orbita ($2 \times \pi r$) uguale a un numero intero di quanti h

Ossia in formula:

$$m \cdot v \cdot 2 \cdot \pi \cdot r = n \cdot h \text{ con } n = 1, 2, 3, \dots$$

Il prodotto mvr (massa dell'elettrone per la sua velocità e per il raggio dell'orbita circolare da esso percorsa) rappresenta il momento angolare dell'elettrone. Esso è quantizzato in quanto non può assumere valori qualsiasi, ma solo valori che sono multipli interi di $h/2\pi$; cioè ad esempio il valore $h/2\pi$ stesso, oppure il valore $2(h/2\pi)$, oppure $3(h/2\pi)$, e così via. Il numero intero n venne chiamato da Bohr "numero quantico dell'elettrone".

La conseguenza dell'ipotesi avanzata da Bohr era che l'elettrone dell'atomo di idrogeno poteva muoversi solo su orbite preferenziali, dette orbite stazionarie, e che muovendosi su tali orbite non emetteva energia. Questa limitazione corrispondeva, in un certo senso, a considerare l'elettrone come qualche cosa di speciale e comunque qualche cosa di diverso da un corpo carico di elettricità che, girando su un'orbita circolare, è tenuto a rispettare le leggi dell'elettromagnetismo.

Per Bohr, in contrasto con le leggi dell'elettromagnetismo, l'elettrone in moto su un'orbita permessa non irradia

L'elettrone emetteva energia solo quando passava spontaneamente da un'orbita più esterna verso una più interna. Viceversa l'elettrone poteva passare da un'orbita più interna (a minore contenuto energetico) ad una più esterna solo se assorbiva dall'ambiente l'energia necessaria.

La quantizzazione del momento angolare permise di determinare, in funzione di n , i raggi delle orbite permesse, nonché i valori dell'energia posseduta dall'elettrone in movimento su dette orbite.

L'elettrone può quindi venirsi a trovare solo a determinate distanze dal nucleo (mai al di sotto di una distanza minima rappresentata da quella che viene chiamata "orbita fondamentale"), e può inoltre assumere solo determinati valori dell'energia, il cui minimo era, per l'appunto, quello relativo all'orbita fondamentale.

Senza entrare nei dettagli della teoria, possiamo farci un'idea del modello atomico di Bohr.

Il raggio della prima orbita percorsa dall'elettrone dell'atomo d'idrogeno, quella corrispondente al valore $n=1$, calcolata utilizzando i postulati imposti da Bohr, è pari a:
 $r = 0,53 \times 10^{-10} \text{ m} = 0,53 \text{ \AA}$

mentre la corrispondente energia risulta:

$$E = - 1,244 \cdot 10^{-19} \text{ Joule}$$

L'elettrone con $n=1$ percorre quindi l'orbita che si trova più vicina al nucleo (orbita fondamentale) e possiede il valore minimo di energia (il valore più negativo).

Sostituendo ad n i successivi valori interi (2, 3, 4, ecc.), si ottengono i raggi e le energie dei livelli più esterni.

Il valore riportato sopra (ma con segno cambiato) rappresenta l'energia necessaria per allontanare l'elettrone dalla prima orbita e portarlo a distanza infinita (praticamente fuori dall'influenza del nucleo). L'atomo, privato di uno o più elettroni, come già sappiamo, è un sistema con carica positiva che prende il nome di ione; l'energia spesa per l'allontanamento degli elettroni viene detta energia di ionizzazione.

Se moltiplichiamo per il numero di Avogadro ($6,022 \cdot 10^{23}$) il valore dell'energia necessaria per allontanare l'elettrone dalla prima orbita dell'atomo di idrogeno e portarlo all'infinito, otteniamo il valore dell'energia necessaria per allontanare tutti gli elettroni di una mole di idrogeno, dalla prima orbita all'infinito. Tale valore risulta di 313,6 Kcal. Pertanto possiamo dire che l'energia corrispondente alla prima orbita dell'atomo di idrogeno è -313,6 Kcal/mol.

I valori dell'energia relativi alle orbite più esterne percorse dall'elettrone, possono essere calcolati con la seguente formula:

$$E = - \frac{1}{n^2} 313,6 \text{ Kcal/mol}$$

Quindi c'è una dipendenza dell'energia dall'inverso quadrato del numero quantico n

L'energia della seconda orbita ($n=2$) vale quindi $1/4$ di quella della prima, quella della terza ($n=3$), vale $1/9$ della prima, e così via. I valori dell'energia relativa ad alcuni livelli dell'atomo di idrogeno (v. fig. 16) crescono all'aumentare del numero quantico n , cioè a mano a mano che gli elettroni occupano orbite più lontane dal nucleo. Il valore massimo (cioè il valore zero) si ha quando la distanza dal nucleo è infinita.

Il modello atomico di Bohr permette di dare un'interpretazione chiara e convincente dello spettro a righe dell'idrogeno. Possiamo infatti immaginare che quando all'idrogeno viene fornita energia, ad esempio all'interno di un tubo a scarica, gli elettroni, dal livello fondamentale, passino ai livelli energetici più esterni; dalle orbite più elevate gli elettroni ritornano quindi immediatamente (e spontaneamente) a quelle più basse.

Nella caduta spontanea degli elettroni vengono emessi fotoni. L'energia posseduta da questi fotoni corrisponde alla differenza energetica degli stati stazionari tra i quali è avvenuta la transizione. Quando gli elettroni, dalle orbite più elevate, ritornano a quella fondamentale (la più bassa di tutte), si ha emissione di fotoni molto energetici, corrispondenti alle righe dell'ultravioletto (serie di Lyman). Quando gli elettroni ricadono, dalle orbite periferiche, sulla seconda orbita stazionaria, si ha emissione di fotoni la cui energia corrisponde alle righe dello spettro visibile (serie di Balmer). Un

discorso analogo vale per gli spostamenti sulla terza, sulla quarta orbita, e così via. Gli spettri che si ottengono in questi casi sono spettri di emissione.

Gli spettri di assorbimento si ottengono invece quando gli atomi di idrogeno vengono illuminati con luce di tutte le lunghezze d'onda. Tutti i fotoni in questo caso passano indisturbati, tranne alcuni. Non passano quei fotoni che, possedendo una quantità di energia esattamente uguale a quella necessaria per far saltare l'elettrone su un'orbita più esterna, vengono utilizzati per questa operazione. Questi fotoni scompaiono quindi dalla scena e pertanto avremo uno spettro continuo di luce di tutti i colori, solcato da alcune linee scure.

RIASSUMENDO

Secondo Bohr, il modello dell'atomo si basa su tre postulati:

1. esistono orbite particolari, sulle quali l'elettrone può stazionare in rotazione senza perdere energia.
2. le orbite stazionarie sono caratterizzate da valori discreti (quantizzati) del momento angolare

$$1. L: L = n \frac{h}{2\pi} \quad \text{che si scrive di solito } L = n\hbar$$

3. un elettrone può cadere spontaneamente da un'orbita stazionaria a un'altra, emettendo un fotone di energia $h\nu = E_i - E_f$ (E_i Energia Iniziale, E_f Energia finale)

Con questo modello vengono calcolati livelli energetici permessi per l'atomo di idrogeno, per He^+ e per Li^{++} , che hanno una conformazione formalmente identica a quella dell'idrogeno, a parte il numero di componenti, e degli atomi alcalini. L'accordo con i valori di energia che conseguono alle transizioni tra i vari livelli è soddisfacente.

IL MODELLO DI SOMMERFELD E LA RELATIVITÀ

E' interessante riflettere sul momento storico in cui il modello di Bohr (1913) viene proposto.

La Meccanica Quantistica vera e propria (1926) era ancora ben lontana da una soddisfacente formalizzazione, ma era già noto che l'energia è quantizzata sia nella propagazione che nell'emissione/assorbimento (Planck e Einstein, 1900, 1905). Si incomincia a capire che il concetto classico di traiettoria e di precisa localizzabilità entra in crisi per le particelle che costituiscono l'atomo; tuttavia, non essendo ancora stato formulato il principio di indeterminazione, non c'è una chiara consapevolezza della non modellizzabilità dei sistemi atomici.

Questo in un certo senso è stato un bene perché ha dato fiducia in modelli che, visti con la scienza del poi, sono fallaci, ma che hanno dato, nel campo specifico della spettroscopia degli atomi e ioni più semplici, dei risultati soddisfacenti.

Era invece ormai accettata dalla comunità scientifica la Relatività Speciale di Einstein, ma il modello di Bohr non ne teneva conto.

Il fondamentale contributo di Sommerfeld consiste appunto nell'introdurre nel modello

di Bohr la fondamentale conquista della Relatività, la dipendenza della massa dell'elettrone dalla velocità lungo l'orbita.

Il primo passo di Sommerfeld è di ampliare il modello di Bohr ad orbite ellittiche: Bohr le aveva supposte circolari per semplicità di trattazione matematica, ma si trattava evidentemente di casi particolari.

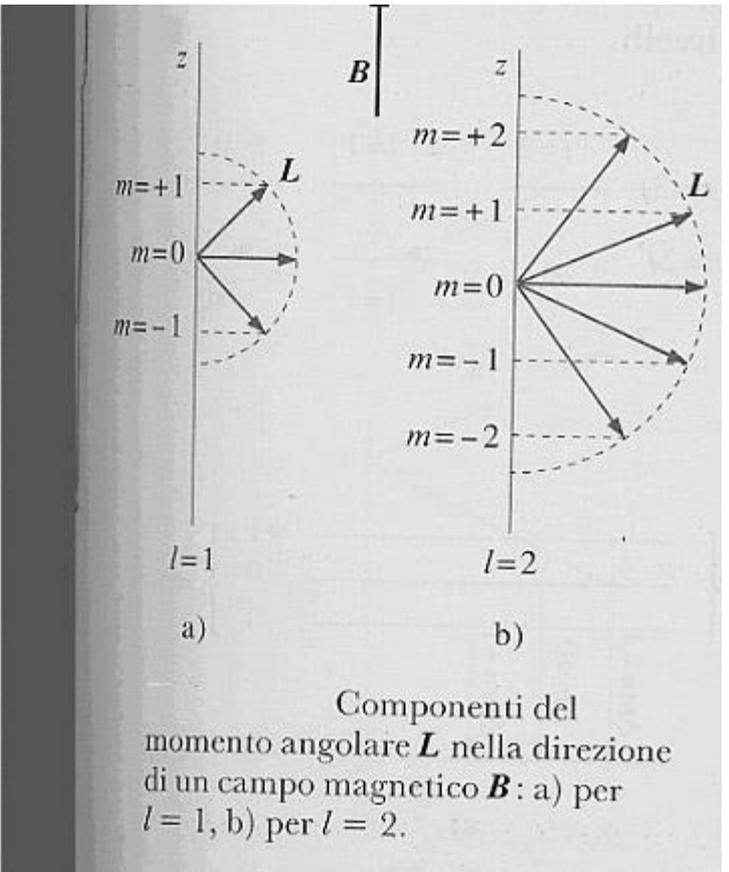
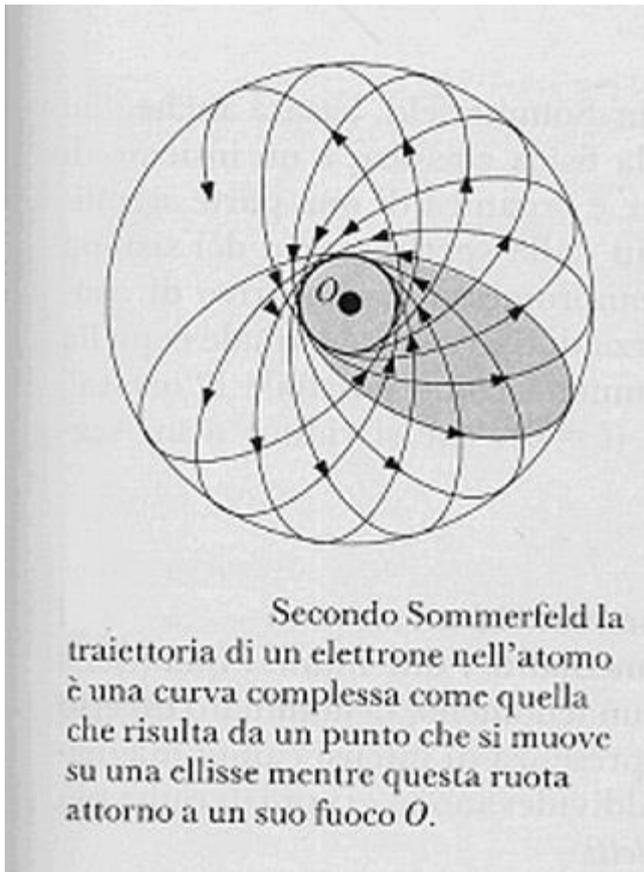
La conseguenza delle orbite ellittiche è che la velocità dell'elettrone varia lungo l'orbita, e di conseguenza ne varia la massa. Da ciò segue che la disposizione dell'orbita nello spazio varia nel tempo, venendo ad occupare un volume intorno al nucleo con una configurazione tridimensionale a rosetta. (figura più in basso) Con questo modello si spiega il fatto che le righe ritenute semplici dai primi sperimentatori sono in realtà dei gruppetti (doppietti, tripletti o multipletti) di frequenze molto vicine fra loro.

Mentre per descrivere un'orbita circolare basta un solo numero quantico n (quello che quantizza il momento angolare), per descrivere orbite ellittiche a rosetta tridimensionale ne occorre un secondo, il numero quantico azimutale indicato con ℓ , che deve essere positivo e non maggiore di n .

L'aumento in numero dei possibili livelli energetici porta alla proliferazione dei possibili salti quantici. Si trova però che i salti osservati (transizioni permesse) sono molto meno di quelli possibili, e corrispondono a transizioni tra livelli il cui ℓ , differisce di una unità. Viene quindi sancita la regola di selezione $\Delta \ell = \pm 1$

Ma non basta: secondo la teoria del Campo EM, un elettrone su un'orbita ellittica equivale ad una spira percorsa da corrente variabile, quindi interagisce con campi magnetici esterni a seconda dell'orientamento nello spazio dell'orbita. L'intensità di interazione è legata dal suo momento magnetico, un'energia potenziale di origine magnetica la cui entità dipende appunto dalla giacitura nello spazio dell'orbita, oltre che dall'intensità della corrente e dalla superficie racchiusa dall'ellisse.

Questo momento magnetico è già di per sé quantizzato, perché a causa della prima quantizzazione di Bohr la superficie racchiusa dall'ellisse non può avere tutti i valori possibili. Sommerfeld intuisce che anche gli orientamenti nello spazio devono essere quantizzati, e introduce questa ulteriore condizione imponendola alla componente del momento angolare orbitale lungo la direzione del campo magnetico: a questa componente quantizzata, corrisponde il nuovo numero quantico magnetico, chiamato m .

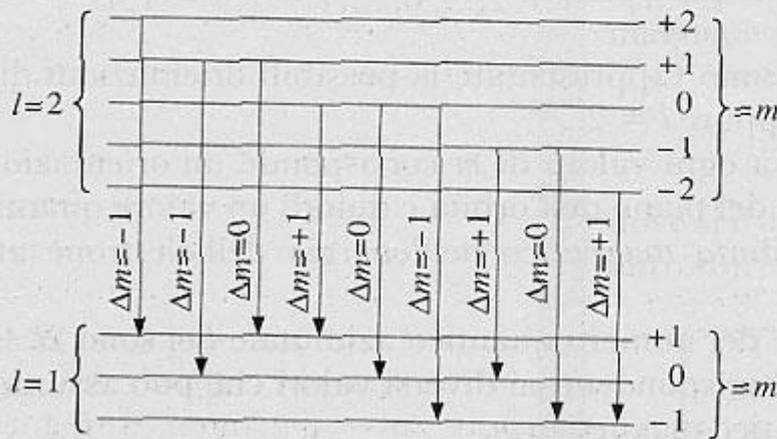


Vi è quindi una catena di 3 numeri quantici: n, l, m ognuno con le sue regole. Il numero quantico magnetico spiega l'Effetto Zeeman, cioè la formazione di multipletti al posto di ogni riga singola, in presenza di forti campi magnetici.

Val la pena di sottolineare (dato che il nostro punto di partenza è la spettroscopia astronomica), quanto sia importante l'effetto Zeeman ai fini delle ricerche sui campi magnetici nelle stelle e in altri oggetti.

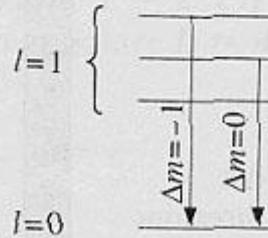
Anche il numero quantico magnetico m è soggetto ad una regola di selezione uguale a quella sul numero quantico azimutale: $m = \pm l$

Figura 5.28 a) Transizioni dall'orbita M all'orbita L ;
 b) 9 transizioni da $l = 2$ a $l = 1$;
 c) 3 sole transizioni da $l = 1$ a $l = 0$.
 Le regole di selezione vietano le transizioni da $l = 2$ a $l = 0$, da $l = 1$ a $l = 1$, da $l = 0$ a $l = 0$ nelle due orbite.



b)

$l=$
 $M (n=3)$
 $L (n=2)$



Ma la storia non è finita. Senza entrare nei particolari, si ritenne di dover introdurre un quarto numero quantico, i cui valori dovevano essere $\pm 1/2$. Al momento fu una forzatura al modello per spiegare ulteriori particolari sperimentali, poi nel 1925 si scoprì che l'elettrone non andava concepito come rigorosamente puntiforme e quindi privo di orientamento nello spazio, ma piuttosto come una piccolissima trottola carica (spin), con un momento magnetico derivante dalla rotazione della carica. Questo nuovo momento magnetico m_s ci obbliga a distinguere gli elettroni orientati nel verso del campo magnetico o in verso opposto. L'evidenza sperimentale di questo fatto si deve a Unlebeck e Goudsmith (1925). Per la comprensione teorica bisognerà attendere due anni (Teoria quantistica relativistica di Dirac, 1927)

In definitiva, ogni possibile livello di energia di un elettrone atomico è caratterizzato da quattro diversi valori dei numeri quantici, così individuati:

fissato un valore per il numero quantico principale n , ci sono n diversi valori del numero quantico azimutale l , per ogni valore di l , ci sono $2(2l+1)$ livelli di energia che si manifestano in presenza di un campo magnetico, dei quali $2l+1$ sono associati ai possibili valori del numero quantico magnetico m e allo spin $+1/2$, e altrettanti associati agli stessi valori del numero quantico magnetico m ma allo spin $-1/2$,

Anche se esula dal tema della spettroscopia, non posso non accennare a questo punto a un principio fondamentale: in un sistema legato (atomo), può essere presente uno ed un solo elettrone in un certo “stato quantico”, cioè con una certa quaterna di numeri quantici.

Questo è il *Principio di Pauli*, ed è la chiave di interpretazione della tavola periodica degli elementi chimici, perché ci fornisce la regola con cui si popolano i vari strati e sottostrati successivi della corteccia elettronica. Si tratta del maggior successo del modello atomico di Bohr Sommerfeld.

In fisica, anche con strumenti imperfetti si possono talvolta realizzare sintesi teoriche mirabili.