

Introduzione alla fisica quantistica

Prima parte: i fatti

Elio Fabri

Dipartimento di Fisica – Università di Pisa



*Things should be made
as simple as possible,
but no simpler.
Albert Einstein*

Premessa

La fisica quantistica è, insieme alla relatività, il prodotto più largamente conosciuto — almeno come nome — dell'indagine fisica di questo secolo. Non solo ha rivoluzionato le concezioni che i fisici si erano formati della realtà, ma ha anche fortemente influenzato il pensiero filosofico e finanche l'espressione artistica. Allo stesso tempo la fisica quantistica ha prodotto moltissime applicazioni concrete, che si ritrovano ormai nella nostra vita di tutti i giorni.

Per tutte queste ragioni non è ammissibile che una persona di cultura moderna, anche non specialistica, non abbia una qualche comprensione di questo grande capitolo della fisica. D'altra parte, come vedremo, per raggiungere tale comprensione occorre superare dei modi di pensare radicati nella nostra mente dall'esperienza quotidiana e accostarsi a idee del tutto nuove e in certi casi anche apparentemente paradossali. Si tratta di un'impresa non facile, ma anche affascinante, che ora cercheremo di realizzare insieme.

Il modello atomico di Rutherford

Agli inizi di questo secolo, con le ricerche di Rutherford e collaboratori, fu stabilito in modo inequivocabile che gli atomi hanno una struttura che venne detta “planetaria”: un piccolo *nucleo* centrale a carica positiva, dove è concentrata quasi tutta la massa dell'atomo, e un certo numero di elettroni (carica negativa $-e$) che gli si muovono attorno, sotto l'azione della forza di attrazione che si esercita fra cariche di segno opposto. L'atomo nel suo insieme è neutro perché la carica totale degli elettroni compensa esattamente quella del nucleo.

Così ad es. l'idrogeno consiste degli atomi più semplici, con un nucleo di carica $+e$ (di fatto un solo *protone*) e un unico elettrone. L'elio, che segue nel

sistema periodico, ha un nucleo di carica $+2e$ e attorno ad esso due elettroni, ecc.

L'analogia fra atomo e sistema solare è giustificata dal fatto che in entrambi i casi la forza tra la massa centrale (Sole oppure nucleo) e le masse periferiche (pianeti oppure elettroni) ha la stessa legge di variazione con la distanza: infatti tanto la forza di gravitazione newtoniana, quanto quella elettrostatica di Coulomb, sono inversamente proporzionali al quadrato della distanza. Inoltre sia nell'atomo sia nel sistema solare la massa del corpo centrale (nucleo, Sole) è molto maggiore di quella degli elettroni/pianeti. C'è anche un'importante differenza, ed è che la forza di gravitazione dipende dalle *masse* dei corpi, quella elettrostatica dalle *cariche*; ma evitiamo di approfondire le conseguenze di questo fatto.

Il modello planetario, noto anche come “modello di Rutherford,” era stato stabilito, come abbiamo detto, sulla base d'indiscutibili fatti sperimentali; tuttavia appena nato incontrò alcuni problemi, di cui riparleremo in seguito. Osserviamo invece subito che nel modello di Rutherford, per analogia col sistema solare, ci si può aspettare che il moto degli elettroni avvenga in infiniti modi possibili, diversi poco quanto si vuole l'uno dall'altro.

Spieghiamoci meglio con l'esempio più semplice: l'idrogeno. Abbiamo qui a che fare con un sistema solare composto di un sole con un unico pianeta. Il pianeta si muoverà su di un'orbita ellittica, con un periodo che dipende solo dal semiasse maggiore dell'ellisse (terza legge di Keplero). Questa ellisse potrà avere forma e dimensioni qualsiasi: ne segue quindi che *le dimensioni dell'atomo non sono fissate dal modello*.

Inoltre sappiamo dalla meccanica che per un moto del genere si conserva l'energia, composta della somma di energia cinetica e potenziale. L'energia cinetica è sempre positiva per definizione; quella potenziale ha nel caso gravitazionale l'espressione $V = -GMm/r$ e in quello elettrostatico

$$V = \frac{q_1 q_2}{4\pi\epsilon_0 r} = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

perché le due cariche sono uguali ma di segno contrario. (In entrambi i casi abbiamo scelto la costante arbitraria, che sempre esiste nell'energia potenziale, in modo che V si annulli all'infinito.)

È facile calcolare l'energia per un'orbita circolare: nel caso dell'atomo il risultato è:

$$E = -\frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r} \quad (1-1)$$

ossia l'energia totale è negativa, e vale la metà dell'energia potenziale. Il fatto che E sia negativa sta a significare che per strappare l'elettrone all'atomo (per *ionizzare* l'atomo) sarà necessario compiere un lavoro positivo, pari al valore assoluto di E .

Si può dimostrare che la stessa formula (1-1) vale anche per orbite ellittiche, con la sola differenza che al posto di r ci sarà il semiasse maggiore a :

$$E = -\frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 a}.$$

Dunque l'energia di un atomo dipende dalle dimensioni dell'orbita, e può assumere *con continuità* qualsiasi valore negativo fra zero e quello che corrisponderebbe alla più piccola orbita possibile.

La stessa cosa accade anche per atomi con più elettroni: solo che il calcolo dell'energia è molto più complicato.

La quantizzazione dell'energia negli atomi

Nel 1913 due fisici tedeschi, Jacob Franck e Gustav Hertz, studiando che cosa accade nell'urto fra elettroni e atomi, arrivarono a un risultato sorprendente: non è vero che l'energia di un atomo possa assumere una continuità di valori. Invece l'energia ammette solo alcuni valori separati tra loro, ossia è *quantizzata*.

Ricordiamo brevemente come fu condotto l'esperimento di Franck-Hertz. Studiando, come abbiamo detto, l'urto fra elettroni e atomi di mercurio (praticamente fermi) essi videro che finché l'energia cinetica degli elettroni non raggiungeva una certa soglia (4.9 eV) l'urto era *perfettamente elastico*, ossia gli elettroni rimbalzavano con l'energia cinetica iniziale. Quando invece si superava quella soglia diventavano possibili urti *anelastici*, in cui l'energia cinetica non si conservava, e gli elettroni rimbalzavano con energia minore. Videro inoltre che l'energia perduta dall'elettrone urtante non era qualsiasi, ma aveva sempre uno stesso valore, pari all'energia di soglia sopra indicata.

Se ammettiamo che l'energia perduta dall'elettrone sia stata assorbita dall'atomo, e conservata sotto forma di energia (cinetica + potenziale) degli elettroni appartenenti all'atomo, dobbiamo concludere che questi elettroni non possono acquistare una quantità arbitraria di energia, ma solo un "quanto" di 4.9 eV.

Proseguendo l'esperimento si può vedere che in realtà esistono più soglie, ossia più valori per l'energia che gli elettroni dell'atomo possono acquistare: dunque l'energia interna dell'atomo è *quantizzata*. Per il mercurio usato da Franck e Hertz i valori di soglia sono 4.9, 6.7, 8.8... eV. È interessante osservare che l'esperimento non si limita a mostrarci l'esistenza della quantizzazione: esso ci permette di *misurare* le distanze fra le possibili energie.

Il fatto che la prima soglia sia sempre la stessa, per tutti gli atomi di mercurio, prova un'altra cosa: che questi atomi si trovano inizialmente ad avere tutti la stessa energia, che è ovviamente la minima possibile. Diremo in seguito che essi sono nello *stato fondamentale*.

Il risultato dell'esperimento di Franck-Hertz è sorprendente, perché la quantizzazione dell'energia *non è spiegabile con la fisica classica*, ossia con le leggi

della fisica conosciute fino allora. Infatti abbiamo già visto che secondo la fisica classica il moto degli elettroni in un atomo, così come quello di un pianeta attorno al Sole, potrebbe avvenire con qualsiasi energia.

La quantizzazione pone quindi un grave problema: da un lato si tratta di una conseguenza indubitabile di un esperimento; dall'altro non è possibile interpretarla nel quadro delle leggi fisiche note. Quando si crea una situazione del genere, se l'esperimento è valido al di là di ogni ragionevole dubbio non c'è che una via d'uscita: occorre cambiare qualcuna delle leggi fisiche conosciute. Proprio questo è stato il risultato finale della ricerca che ebbe inizio in quegli anni e che richiese il contributo dei maggiori fisici del tempo.

Prima di andare avanti, è bene osservare che oggi abbiamo la prova che la quantizzazione *non è una particolarità dei sistemi atomici*, ma un fatto del tutto generale; solo che per gli atomi l'effetto è molto più visibile, mentre per oggetti di dimensioni macroscopiche è generalmente del tutto trascurabile, perché le differenze fra i possibili valori dell'energia sono estremamente piccole.

A questo punto si potrebbe credere che non sia più possibile occuparsi di fisica finché non avremo risolto il problema posto dalla quantizzazione. È invece vero il contrario: anche in assenza di una teoria definitiva, dalla quantizzazione dei livelli possiamo già dedurre delle conseguenze importanti, che ci permettono di spiegare altri fatti che a prima vista potrebbero sembrare del tutto indipendenti dalla scoperta di cui abbiamo parlato.

Stabilità e solidità della materia

Abbiamo accennato poco sopra ad alcune difficoltà inerenti al modello di Rutherford: vediamo ora di che si tratta.

Una prima difficoltà è l'*instabilità per irraggiamento*. Gli elettroni di un atomo sono soggetti a forze, quindi si muovono di moto accelerato; poiché una carica elettrica in moto accelerato irraggia onde e.m. e perde quindi energia, gli elettroni atomici dovrebbero avvicinarsi progressivamente al nucleo. Se così fosse, le dimensioni degli atomi sarebbero poco diverse da quelle dei nuclei (dell'ordine di 10^{-14} m, come aveva mostrato lo stesso Rutherford) mentre invece sono intorno a 10^{-10} m, ossia 10 000 volte più grandi.

Per di più secondo il modello planetario le dimensioni delle orbite appaiono arbitrarie: ogni atomo, a seconda della sua storia, degli urti da esso subiti, ecc. avrebbe dimensioni diverse. Invece gli atomi di uno stesso elemento sono tutti rigorosamente uguali. Come possiamo dirlo? La prova migliore è data dall'esistenza dei cristalli, che non potrebbero formarsi secondo quella precisa regolarità geometrica, se i costituenti avessero dimensioni casuali.

Se invece l'energia è quantizzata, e in particolare se esiste un'energia minima, esiste anche una dimensione minima degli atomi, fissata una volta per tutte per gli atomi della stessa specie.

Questa stessa ipotesi spiega anche la “solidità della materia,” ossia il fatto che i corpi solidi siano pressoché incompressibili. Poiché tutti gli atomi in essi contenuti stanno nel loro stato fondamentale, che ha energia minima e anche dimensioni minime, non è possibile ridurre le dimensioni, e quindi avvicinarli tra loro, se non con grande sforzo. Questo perché gli elettroni periferici di atomi vicini, avendo cariche dello stesso segno, si respingono tra loro. Ciò non accade in un gas, dove gli atomi (o le molecole) sono tra loro molto lontani rispetto alle proprie dimensioni. A rigore la questione della scarsa comprimibilità dei solidi è più complicata, ma noi possiamo accontentarci di questo cenno sommario.

La quantizzazione dell’energia, e in particolare l’esistenza di un’energia minima, risolve un altro problema del modello di Rutherford: la sua apparente inconciliabilità con il modello “a palline” che ha invece successo nello studio dei gas.

Ricordiamo di che si tratta. Per comprendere le proprietà dei gas, espresse dalle ben note leggi che si riassumono nell’equazione di stato, si suppone di poter trattare gli atomi come delle piccole palline rigide, che si urtano tra loro in modo perfettamente elastico. Gli esperimenti di Rutherford avevano mostrato che gli atomi non sono fatti così: non c’è nessuna pallina, ma un nucleo con un “corteo” di elettroni attorno. Ma se così stanno le cose, come mai nell’urto fra due atomi il corteo di elettroni non viene disturbato, acquistando o perdendo energia? Eppure le leggi dei gas mostrano che tutto va come se gli urti fossero perfettamente elastici.

La spiegazione sta nella “soglia” scoperta da Franck e Hertz, e in particolare nella sua grandezza. Ricordiamo infatti che a temperatura ambiente le energie cinetiche tipiche degli atomi sono di pochi centesimi di eV, ossia molto più piccole dei salti tra i livelli atomici: è perciò molto improbabile che un atomo possa acquistare energia durante un urto. Si noti: molto improbabile, ma a rigore non impossibile, perché possono sempre esistere atomi con energia cinetica parecchio superiore a quella media. Però se si fanno i conti si vede che la probabilità in questione è del tutto trascurabile: ne riparleremo.

È quindi vero che *a temperatura ambiente* gli atomi possono essere trattati come palline elastiche; ma questo non è vero a temperature maggiori. Per es. non è vero alla superficie o peggio ancora all’interno di una stella.

Scendendo di scala, lo stesso accade per i nuclei. Oggi sappiamo che anche i nuclei sono sistemi composti, e perciò possono avere diverse energie; però anche le energie nucleari sono quantizzate. Per ragioni che capiremo in seguito, le distanze dei livelli nucleari sono molto maggiori (dell’ordine di 10^4 o più volte) di quelle dei livelli atomici. Ne segue che negli esperimenti di fisica atomica (chimica, spettroscopia, ecc.) nelle quali le energie in gioco sono di pochi eV per atomo, il nucleo si comporta come una pallina senza struttura e incapace di acquistare o perdere energia. Per ottenere *reazioni nucleari* occorre arrivare a energie dell’ordine del MeV: per via termica ciò può accadere solo a temperature

elevatissime, quali si trovano al centro delle stelle o si realizzano sulla Terra, per un tempo brevissimo, nelle esplosioni nucleari.

L'effetto fotoelettrico

A partire dalla fine del secolo scorso, con numerosi esperimenti, è stato accertato che è possibile estrarre elettroni da un metallo semplicemente illuminandolo. Il fenomeno prende il nome di “effetto fotoelettrico.”

Non si tratta in sé di un fatto strano, anzi era del tutto prevedibile in base alle conoscenze del tempo. Se infatti la luce consiste di onde e.m., ossia di campi elettrici e magnetici oscillanti che si propagano anche nel vuoto, è naturale che tali campi producano forze su particelle cariche come gli elettroni, mettendoli così in oscillazione. Possiamo anche dire che gli elettroni assorbono energia dall'onda e.m. Ammesso che per estrarre un elettrone da un metallo occorra una certa energia, nell'effetto fotoelettrico è proprio la luce a fornirla.

Il problema nasce quando si studia il fenomeno più in dettaglio. La prima scoperta fu che la luce non è sempre in grado di produrre l'effetto fotoelettrico: occorre che la sua lunghezza d'onda sia sufficientemente corta. Quanto corta, dipende dal metallo usato. Per ragioni che vedremo fra poco, riesce più utile ragionare sulla frequenza della luce, piuttosto che sulla lunghezza d'onda: ricordiamo che fra le due grandezze esiste una semplice relazione: $\nu = c/\lambda$ dove c indica come al solito la velocità della luce. A titolo di esempio, al centro della regione visibile $\lambda = 550$ nm, e

$$\nu = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{550 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 5.5 \cdot 10^{14} \text{ Hz.}$$

Esiste dunque una frequenza minima (detta *soglia fotoelettrica*) caratteristica di ciascun metallo, che sta di solito tra 10^{14} e 10^{15} Hz, corrispondente a luce tra infrarosso e ultravioletto.

Il secondo risultato importante degli esperimenti è che l'intensità della luce influisce sul numero di elettroni emessi (a condizione che la frequenza sia sopra la soglia): c'è anzi diretta proporzionalità fra l'intensità e il numero di elettroni emessi per unità di superficie e di tempo. Questa proporzionalità si mantiene anche se la luce è molto debole.

Un terzo fatto è che gli elettroni vengono emessi con diverse energie cinetiche, ma per luce di una data frequenza *esiste un'energia massima*, che cresce linearmente con la frequenza. Invece l'energia degli elettroni *non dipende* dall'intensità della luce.

Si osserva poi che l'emissione degli elettroni è pressoché istantanea, anche quando l'intensità della luce è molto bassa.

Tutti questi aspetti dell'effetto fotoelettrico sono incomprensibili se ci si basa sull'idea che la luce consista di onde e.m., come era universalmente accettato dai fisici. Vediamo perché.

In primo luogo, non si spiega l'esistenza di una soglia: qualunque sia la frequenza dell'onda, essa è sempre in grado, in più o meno tempo, di cedere a un elettrone l'energia richiesta per uscire dal metallo. Non si capisce poi perché l'intensità della luce influisca sul numero di elettroni emessi, anziché sull'energia di ciascuno. Ci si aspetterebbe, al contrario, che con luce più intensa un elettrone possa catturare facilmente più energia.

Infine, con luce molto debole gli elettroni dovrebbero uscire con poca energia, ma soprattutto richiederebbero più tempo per essere emessi. Proviamo a fare un semplice calcolo, usando una sorgente di luce molto intensa: quella solare. Sulla superficie terrestre arriva dal Sole un'intensità dell'ordine di 10^3 W/m^2 , prevalentemente a lunghezze d'onda intorno ai 550 nm che abbiamo usato sopra. Si vede dall'esperimento che gli elettroni emessi hanno energie fino a $2 \text{ eV} \simeq 3 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ e oltre; e abbiamo trascurato l'energia spesa per estrarre l'elettrone, che è dello stesso ordine di grandezza.

Chiediamoci ora quanto tempo occorre a un elettrone per raccogliere questa energia dalla luce solare. Il tempo dipende dalla superficie "di raccolta" disponibile a ciascun elettrone, che è ragionevole supporre dell'ordine della superficie di un atomo del metallo, cioè 10^{-19} m^2 . (Abbiamo calcolato questa superficie supponendo che un atomo sia un dischetto di raggio $2 \cdot 10^{-10} \text{ m}$.) Su questa superficie il Sole manda $10^3 \text{ W/m}^2 \times 10^{-19} \text{ m}^2 = 10^{-16} \text{ W} = 10^{-16} \text{ J/s}$; quindi il tempo richiesto è

$$t = \frac{3 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{10^{-16} \text{ J/s}} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ s}.$$

Invece i primi elettroni appaiono in tempi almeno 10^6 volte più brevi, anche se la luce è molto meno intensa di quella del Sole!

Possiamo dunque asserire che i fatti sperimentali sono del tutto incompatibili con un modello ondulatorio della luce.

La quantizzazione della radiazione e.m.

La situazione era a questo punto quando Einstein, nel 1905, avanzò un'ipotesi rivoluzionaria, che riportiamo qui con le sue stesse parole:

“Infatti mi sembra che le osservazioni compiutesi sulla radiazione di corpo nero, la fotoluminescenza, l'emissione di raggi catodici mediante luce ultravioletta e altri gruppi di fenomeni relativi all'emissione ovvero alla trasformazione della luce, risultino molto più comprensibili se vengono considerate in base all'ipotesi che l'energia sia distribuita nello spazio in modo discontinuo. Secondo l'ipotesi che voglio qui proporre, quando una radiazione luminosa si espande partendo da un punto, l'energia non si distribuisce su volumi sempre più grandi, bensì rimane costituita da un numero finito di quanti di energia localizzati nello spazio e che si muovono senza suddividersi, e che non possono essere assorbiti o emessi parzialmente.”

Osserviamo che Einstein cita, a sostegno della sua idea, numerosi altri fenomeni: di alcuni non possiamo trattare, ad altri accenneremo in seguito. Insomma l'idea di Einstein non esce come un coniglio dal cappello del prestigiatore, ma è il risultato della riflessione su tutto il quadro sperimentale del tempo. Noi siamo stati costretti a semplificare la storia descrivendo uno solo di questi fatti: l'effetto fotoelettrico.

Vediamo ora perché l'ipotesi di Einstein spiega i fatti. Si spiega in primo luogo l'esistenza di una soglia, se si suppone che per luce di una data frequenza i quanti abbiano tutti la stessa energia, e che questa cresca con la frequenza. Allora se la frequenza è bassa i quanti hanno poca energia, insufficiente a estrarre un elettrone. È molto improbabile che un elettrone riesca ad assorbire insieme due quanti, e quindi l'effetto fotoelettrico non si vede.

Supponiamo ancora che per un dato metallo sia E_0 l'energia minima per estrarre un elettrone. Se l'energia di un quanto è ε , l'energia cinetica di un elettrone emesso, nel caso più favorevole che tutta l'energia del quanto resti all'elettrone, è $E = \varepsilon - E_0$. Sulla base del lavoro di Planck sul corpo nero Einstein precisa in effetti la sua ipotesi, asserendo che l'energia ε dei quanti deve essere *proporzionale* alla frequenza, secondo la famosissima relazione

$$\varepsilon = h\nu \quad (1-2)$$

dove h (costante di Planck) vale $6.6 \cdot 10^{-34}$ J s. Ne segue allora

$$E = h\nu - E_0,$$

ossia una relazione lineare fra energia massima dei fotoelettroni e frequenza della luce. Questa relazione fu messa alla prova sperimentale negli anni seguenti e risultò verificata, confermando in pieno l'idea di Einstein.

Non appare più strano che l'emissione sia istantanea, se l'energia di un quanto è localizzata nello spazio: infatti l'assorbimento può essere assai rapido. Se l'intensità della luce è bassa, ciò significa solo che i quanti presenti sono pochi, e quindi che verranno emessi pochi elettroni per unità di tempo, distribuiti a caso.

Qualche anno dopo la scoperta di Einstein, i quanti della luce vennero denominati *fotoni*, che è il nome in uso ancor oggi.

Il fotomoltiplicatore

Gli esperimenti descritti fin qui permettono di rivelare l'effetto fotoelettrico solo come un'emissione globale di elettroni, che si manifesta attraverso una debole corrente elettrica. Per capire quanto debole, riprendiamo in esame l'esempio già visto.

Supponiamo che la superficie abbia un'area di 1 cm^2 , ed esponiamola al sole. Supponiamo inoltre, molto ottimisticamente, che nessun fotone vada perduto,

ma tutti producano fotoelettroni. L'energia tipica di un fotone della luce solare vale

$$\varepsilon = h\nu = 6.6 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \times 5.5 \cdot 10^{14} \text{ Hz} = 3.6 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2.2 \text{ eV}.$$

La potenza totale della luce che incide sul metallo è

$$P = 10^3 \text{ W/m}^2 \times 10^{-4} \text{ m}^2 = 10^{-1} \text{ W} = 10^{-1} \text{ J/s}$$

e quindi il numero di fotoni è

$$N = \frac{P}{\varepsilon} = \frac{10^{-1} \text{ J/s}}{3.6 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 2.8 \cdot 10^{17} \text{ s}^{-1}. \quad (1-3)$$

Questo sarà anche il numero di fotoelettroni emessi. Per avere la corrente, basterà moltiplicare per la carica di un elettrone:

$$I = Ne = 2.8 \cdot 10^{17} \text{ s}^{-1} \times 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C} = 4.5 \cdot 10^{-2} \text{ A}.$$

Se avessimo usato, in luogo della luce del Sole, quella di una normale lampada da illuminazione, e avessimo tenuto conto che in realtà non tutti i fotoni danno luogo all'emissione di un elettrone, avremmo trovato una corrente molto più debole, anche di 6 ordini di grandezza.

Per questa ragione sono stati inventati dei dispositivi capaci di amplificare la debolissima corrente: i *fotomoltiplicatori* (FM). Non entriamo in dettagli sulla loro costituzione: contentiamoci di sapere che sono in grado di amplificare la corrente anche un milione di volte.

Usando un FM avremo dunque ancora una corrente elettrica, la cui intensità è proporzionale a quella della luce incidente, ossia al numero di fotoni che arrivano sulla superficie sensibile per unità di tempo. La cosa interessante è che un FM è così sensibile da essere capace di rivelare anche l'arrivo *di un solo fotone*, come si può vedere se la sorgente di luce è molto debole. In tal caso il FM non fornisce una corrente costante, ma una successione di *impulsi* (fig. 1-1) corrispondenti all'arrivo dei singoli fotoni: si vede così distintamente che l'arrivo dei fotoni è *casuale*, e che solo quando il loro numero è molto grande tutti gli impulsi si fondono in una corrente totale pressoché costante.

Con sorgenti comuni il numero di fotoni può essere veramente molto grande: ad es. nel caso del Sole abbiamo visto nella (1-3) che su un solo cm^2 arrivano oltre 10^{17} fotoni al secondo, che è un numero difficilmente immaginabile; ma anche se prendiamo la luce di una candela a un km di distanza, il loro numero è ancora di un milione al secondo! Questo è anche, come ordine di grandezza, il numero di fotoni che arrivano da una delle stelle più brillanti.

Tutti i fatti che abbiamo citato ci obbligano a prendere atto che il modello teorico della luce accettato dalla fisica dell'800 (le onde e.m.) non descrive correttamente la realtà: la luce (e la radiazione e.m. in generale) *non consiste di*

onde, bensì di particelle. Si potrebbe pensare che sia il FM che vede la luce come fatta di particelle, ma non è così: qualsiasi strumento abbastanza sensibile per rivelare una luce molto debole ha sempre fornito lo stesso risultato.

[Si può forse ritenere insufficiente l'effetto fotoelettrico come fondamento del carattere corpuscolare della radiazione e.m.: in tal caso si potrà ricorrere, a titolo di rafforzamento dell'idea, all'effetto Compton e all'esperimento di Compton e Simon. A tale scopo sarebbe però necessario introdurre diversi altri argomenti: la diffusione della radiazione e.m., forse i raggi X, la camera di Wilson come rivelatore di particelle cariche, l'impulso della radiazione.]

I fotoni nella fisica e oltre

Se accettiamo l'esistenza dei fotoni come quanti della radiazione e.m., possiamo spiegare diversi altri fatti, già noti ai tempi di Einstein o scoperti in seguito.

In primo luogo, la radiazione e.m. è capace di strappare elettroni non soltanto da un metallo, ma anche dagli atomi di un gas (*ionizzazione*). Era già noto che questo accade, per un dato gas, solo se la frequenza della radiazione è abbastanza alta: per la maggior parte dei gas occorrono raggi ultravioletti “duri,” ossia di frequenze molto maggiori di quella della luce visibile.

Sempre in un gas, se questo è composto da molecole bi- o poliatomiche, la luce può scinderle in atomi (*dissociazione*). Anche in questo caso c'è una soglia: ad es. per l'ossigeno (O_2) occorre una frequenza maggiore di $1.24 \cdot 10^{15}$ Hz, corrispondente a una lunghezza d'onda di 240 nm, che sta ancora nell'ultravioletto. È questo processo di fotodissociazione, dovuto alla luce solare, che nell'alta atmosfera dà luogo alla formazione di ozono, quando uno degli atomi di ossigeno così separati si unisce a una molecola O_2 .

I chimici avevano scoperto per via sperimentale che la luce può dar luogo a reazioni chimiche (*fotochimica*). Anche in questo caso si trova una soglia, quasi sempre situata nell'ultravioletto. (Per questa ragione i raggi ultravioletti venivano chiamati un tempo “attinici.”) Ci sono però reazioni fotochimiche per le quali è sufficiente la luce visibile: la più importante è la *fotosintesi*, in cui da acqua e anidride carbonica si formano nelle foglie verdi i carboidrati (zuccheri, amido).

Un altro esempio di reazione chimica indotta dalla luce si ha nella *fotografia*. In questo caso la luce decompone un sale di argento (prevalentemente AgBr) nei due elementi. In realtà il processo è più complicato: esso è solo iniziato dalla luce, e viene poi completato con un *rivelatore* (o *sviluppo*) il quale riduce completamente un microcristallo di AgBr che sia stato “attivato” dalla luce. Le prime emulsioni fotografiche, che contenevano solo AgBr, avevano una soglia piuttosto alta, nel senso che non tutta la luce visibile era efficace, ma solo quella blu-verde; in seguito sono state inventate le emulsioni *ortocromatiche* e poi le *pancromatiche* che sono sensibili a tutta la luce visibile.

Abbiamo parlato più volte di “luce visibile”: non bisogna dimenticare che anche la visione comincia con un processo fotochimico nella retina, ed è per questo motivo che possiamo vedere solo luce da una certa frequenza in su. Il fatto che ci sia anche un limite superiore alle frequenze cui l’occhio è sensibile ha un’altra causa: la luce ultravioletta non arriva alla retina, perché viene assorbita prima, di nuovo in un processo fotochimico.

Il fatto che tutti questi fenomeni presentino una soglia si spiega assai bene, grazie ai fotoni, se si pensa che in ogni caso occorre un’energia minima perché il processo abbia luogo. Così ad es. l’energia di ionizzazione dell’idrogeno è 13.6 eV e quella di dissociazione di O_2 vale 5.1 eV: queste sono le energie minime che un fotone deve avere perché possa essere efficace. Usando la (1–2) si può calcolare la frequenza di soglia, e verificare quella ottenuta sperimentalmente. O viceversa, più spesso è la misura della frequenza di soglia il modo più semplice per conoscere l’energia di ionizzazione o di dissociazione.

L’effetto fotoelettrico ha anche applicazioni tecniche. In primo luogo viene usato in molti tipi di rivelatori di luce (fotocelle, fototransistor, fino a quei mosaici di rivelatori microscopici che si trovano nelle telecamere). Inoltre la capacità di ottenere una corrente elettrica dalla luce sta alla base di un metodo per ottenere energia elettrica direttamente dal Sole, con le celle *fotovoltaiche*, che non hanno ancora grande diffusione a causa del basso rendimento e dell’alto costo.

Sebbene molti degli esempi che abbiamo dati siano precedenti alla scoperta dei fotoni, è stato solo dopo tale scoperta che è stato possibile comprenderne il meccanismo, assoggettarli a studio scientifico e progettare svariate applicazioni.

Gli spettri atomici

Un altro grave problema della fisica classica era costituito dagli *spettri atomici*: ricordiamo di che si tratta.

Fin dalla prima metà dell’800 (Fraunhofer, Bunsen) era stato scoperto che composti chimici esposti alla fiamma emettevano luce di un colore caratteristico degli elementi costituenti: gialla per il sodio, viola per il potassio, verde per il rame, ecc. L’analisi spettroscopica aveva poi rivelato che quella luce consisteva di un numero di lunghezze d’onda discrete, che prese il nome di *spettro* dell’elemento; le singole lunghezze d’onda si chiamano tradizionalmente *righe spettrali*.

Lo spettro degli elementi chimici divenne subito un potente mezzo di analisi chimica, perché permetteva di rivelare la presenza dell’elemento anche in piccolissime quantità, non rivelabili con altri metodi. Poiché si tratta di luce emessa, più precisamente si parla in questo caso di *spettri d’emissione*.

Fu scoperto poi (Kirchhoff) che un gas o vapore era in grado di assorbire luce solo sulle stesse lunghezze d’onda (*spettro di assorbimento*) e questo portò

a un'altra scoperta fondamentale: già nella luce emessa dal Sole, e più tardi in quella di tutte le stelle, si erano visti degli spettri di assorbimento. Segno che nell'atmosfera esterna erano presenti dei gas capaci di assorbire la luce. In questo modo nasceva la *spettroscopia astronomica*, che studiava la composizione chimica delle atmosfere stellari attraverso lo studio degli spettri. Fu così accertato che gli elementi chimici presenti nelle stelle erano gli stessi conosciuti sulla Terra: una prova dell'unicità della materia e dell'universalità delle sue leggi.

Si realizzava così (e molto più in grande di quanto egli potesse pensare) il programma di Galileo: dimostrare che non ci sono differenze fra la materia terrestre e quella celeste.

Anzi: nello spettro della corona solare si notava (1868) l'esistenza di un elemento allora sconosciuto sulla Terra, ma che più tardi (1895) veniva ritrovato, in piccole tracce, in certi minerali. Si trattava del secondo elemento del sistema periodico: l'elio ($\text{H}\lambda\iota\omicron\varsigma = \text{Sole}$).

Fin qui le scoperte: dov'era il problema? Il problema nacque quando si tentò di spiegare perché gli atomi dovessero emettere e assorbire proprio quelle particolari lunghezze d'onda e non altre: nessuno riusciva a dedurre dalla struttura degli atomi (per es. dal modello di Rutherford) il complicato sistema di lunghezze d'onda caratteristiche di un certo elemento. Questo perfino nel caso più semplice: quello dell'idrogeno.

Era nota la formula empirica di Balmer:

$$\lambda = \frac{Kn^2}{n^2 - 4} \quad (1-4)$$

dove n è un intero > 2 e K vale circa 365 nm. Usando questa formula si possono calcolare tutte le lunghezze d'onda che si vedono nello spettro dell'idrogeno in luce visibile: per $n = 3$ si ha $\lambda = 657$ nm, poi si trovano i valori successivi: 487, 435... 365 nm. Le righe dello spettro dell'idrogeno vengono indicate con $\text{H}_\alpha, \text{H}_\beta, \dots$: si vede che la riga H_α corrisponde a luce rossa, la H_β verde, la H_γ a luce blu. Le righe s'infittono verso un limite che sta giusto al confine tra visibile e ultravioletto.

È importante per il nostro discorso sapere che lo spettro dell'idrogeno (come di tutti gli altri atomi) non è limitato alla sola regione visibile: esistono righe tanto nell'ultravioletto quanto nell'infrarosso. Per tutte queste righe è possibile scrivere una formula generale, dovuta a Rydberg, che assume forma più semplice se si usa la frequenza al posto della lunghezza d'onda:

$$\nu = R \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (1-5)$$

dove m e n possono essere interi positivi qualsiasi ($m < n$) e R , detta *costante di Rydberg*, vale $3.2880510 \cdot 10^{15}$ Hz. Già agli inizi del secolo la precisione delle

misure spettroscopiche era tale che la formula di Rydberg poté essere verificata con un errore di poche unità sull'ultima cifra scritta!

È ora facile verificare che per $n = 2$ la formula di Rydberg (1-5) ci riporta a quella di Balmer (1-4), con $K = 4c/R$, e che il valore di K è in accordo con quello dato sopra.

Secondo il modello di Rutherford l'unico elettrone dell'atomo d'idrogeno si muove di moto *periodico*, descrivendo un'orbita ellittica, o circolare nel caso più semplice. Era noto da tempo (l'abbiamo già ricordato) che una carica elettrica che si muove di moto accelerato deve emettere onde e.m., ma la frequenza delle onde può solo essere quella stessa del moto, o un suo multiplo intero. Dunque le frequenze delle righe spettrali dovrebbero essere tutte multiple di una fondamentale, il che non accade affatto.

L'interpretazione quantistica

È chiaro da quanto abbiamo detto che per il moto degli elettroni in un atomo e per l'emissione di radiazione e.m. valgono leggi fisiche diverse da quelle che si riassumono nel termine "fisica classica"; però i fatti che abbiamo descritto assumono un quadro coerente se si collegano i fenomeni di quantizzazione (dell'energia degli atomi, e di quella della radiazione) con i risultati della spettroscopia.

Accettiamo infatti, sulla base degli esperimenti di Franck e Hertz, che un atomo d'idrogeno possieda solo dei livelli discreti di energia, che indicheremo con $E_1, E_2, \dots, E_n, \dots$: allora potrà acquistare o perdere energia solo in quantità pari alla differenza di due livelli:

$$\Delta E_{m \rightarrow n} = E_n - E_m.$$

Se $m < n$ l'atomo acquista energia, se $m > n$ la perde.

Se poi lo scambio di energia avviene attraverso un fotone, la frequenza corrispondente si potrà ricavare dalla (1-2):

$$\nu_{m \rightarrow n} = \frac{E_n - E_m}{h}. \quad (1-6)$$

La formula così scritta si riferisce a un fotone *assorbito*; per un fotone *emesso* occorre scambiare E_m ed E_n a secondo membro. La (1-6) è la *regola di Bohr*, che fornisce la chiave per l'interpretazione degli spettri atomici.

Applichiamo infatti la regola di Bohr al caso dell'idrogeno: è evidente la corrispondenza fra la (1-6) e la formula di Rydberg (1-5). Basta prendere

$$E_n = -Rh/n^2 \quad (1-7)$$

perché le due formule coincidano. C'è solo una cosa da dire: se al posto della (1-7) avessimo scritto

$$E_n = -Rh/n^2 + E_0 \quad (1-8)$$

avremmo ugualmente ritrovato la formula di Rydberg, perché il termine costante E_0 si cancella nelle differenze. Le righe spettrali ci possono dare solo le differenze delle energie, ma questo non è un problema, perché già sappiamo che l'energia è definita a meno di una costante arbitraria.

Se scegliamo, come è d'uso, che l'energia valga zero quando l'elettrone è infinitamente lontano dal nucleo (e di conseguenza che sia negativa quando l'elettrone è *legato* nell'atomo) allora la costante E_0 va presa proprio nulla: infatti la (1-8) ci dice che al crescere di n l'energia dei livelli tende al limite E_0 . Ritroviamo così la (1-7).

Una prima osservazione: dalla (1-7) si vede che lo stato fondamentale dell'atomo, ossia quello di minima energia, si ha per $n = 1$, e la sua energia vale $E_1 = -Rh = -2.18 \cdot 10^{-18} \text{ J} = -13.6 \text{ eV}$. Per ionizzare l'atomo occorrerà dunque un'energia di 13.6 eV. La cosa importante è che abbiamo potuto calcolare l'energia di ionizzazione *partendo solo dai dati spettroscopici*.

Purtroppo non esistono formule semplici come quella di Rydberg per gli spettri degli altri atomi; di conseguenza non ci sono formule come la (1-7) per i livelli di energia. Però continua a valere l'idea di Bohr, e dalla conoscenza delle frequenze delle righe spettrali è sempre possibile (anche se molto più complicato) risalire ai livelli di energia. [Cenno al calcolo di Bohr?]

Emissione di luce e fluorescenza

Possiamo ora comprendere alcuni fenomeni che appartengono oggi alla vita quotidiana, come pure altri che hanno avuto grande importanza nello sviluppo della fisica di questo secolo.

Pensiamo, come primo passo, ad atomi d'idrogeno: per es. a una bottiglia di vetro che contiene il gas. Cominciamo col chiederci: se in condizioni normali gli atomi si trovano (quasi) tutti nello stato fondamentale, come possiamo fare per portarli a un'energia più alta (o, come si dice, a uno stato *eccitato*)?

Ci sono più modi possibili, due dei quali sono già stati descritti: possiamo urtare gli atomi, per es. con elettroni (come nell'esperimento di Franck-Hertz) oppure possiamo mandarci sopra dei fotoni della giusta energia. Il primo metodo è quello che viene usato in tutti i *tubi luminescenti*, nei quali si produce una scarica elettrica attraverso il gas rarefatto. La corrente elettrica che passa nel tubo consiste prevalentemente di elettroni, che urtando gli atomi del gas li eccitano. Avremo quindi nel gas atomi che si trovano ad avere tante diverse energie: E_1 (quella fondamentale) ma anche E_2 (primo livello eccitato) E_3 , ecc.

Gli atomi non restano a lungo nello stato eccitato, perché possono facilmente perdere energia *emettendo un fotone*. Se l'atomo è nello stato E_2 , l'unica possibilità è che emetta un fotone di energia $E_2 - E_1$; se invece è nello stato E_3 può emettere fotoni di due diverse energie: $E_3 - E_1$ ed $E_3 - E_2$. E così via. Il gas emetterà quindi radiazione e.m. di molte diverse frequenze, e già sappiamo che

quelle della serie $E_n - E_2$ corrispondono a luce visibile. Perciò il tubo apparirà luminoso ai nostri occhi.

I tubi luminescenti non contengono di solito idrogeno, ma altri gas, per es. neon o argon: a seconda del gas, cambierà il colore della luce emessa, che è la combinazione di molte righe spettrali caratteristiche del gas.

I *tubi fluorescenti* invece sono ancora tubi nei quali ha luogo una scarica in un gas, ma per di più portano uno *strato fluorescente* sulla parete. La funzione di questo materiale è la seguente. Nel tubo è presente vapore di mercurio, che ha una forte emissione nell'ultravioletto, ossia con fotoni di energia maggiore di quelli della luce visibile. Questi fotoni arrivano sulla parete del tubo ed eccitano gli atomi dello strato fluorescente. Gli atomi riemettono l'energia assorbita, sotto forma di fotoni *di energia minore* di quella ricevuta: perciò la luce che arriva all'esterno non è ultravioletta, ma visibile.

Questa conversione da radiazione ultravioletta in visibile (più in generale, da frequenza maggiore a frequenza minore) è appunto la *fluorescenza*.

Le nebulose planetarie e l'enigma del Nebulio

Il fenomeno della fluorescenza ha permesso di spiegare l'emissione di luce da alcuni oggetti celesti di un tipo peculiare: le nebulose planetarie. Il termine "nebulosa" nell'astronomia fino agli inizi di questo secolo si applicava indifferentemente a tutti gli oggetti celesti che avessero un aspetto non stellare, ma in qualche modo diffuso. Oggi sappiamo che in questa categoria erano stati confusi almeno tre tipi di oggetti: le *galassie*, le *nebulose gassose* propriamente dette, e le *nebulose planetarie*. L'oggetto più noto del primo tipo è la "nebulosa di Andromeda," così detta dalla costellazione in cui appare. Al secondo tipo appartiene la "nebulosa di Orione"; la più nota fra le nebulose planetarie è quella "della Lira."

Le nebulose planetarie si chiamano così perché sono sempre associate a stelle, e hanno spesso la forma di un anello, più o meno completo, che circonda la stella. Oggi sappiamo che in effetti si tratta di un guscio di materia gassosa, che è stato emesso dalla stella durante una fase esplosiva. Ma l'aspetto interessante è la luce emessa dalla nebulosa.

Questa luce si presenta composta di righe spettrali discrete, che non hanno niente a che fare con la luce della stella centrale. Il problema è che per lungo tempo nessuno riuscì a riconoscere a quali elementi appartenessero queste righe, tanto che si finì per pensare che si trattasse di un elemento nuovo, presente solo nelle planetarie, e che perciò venne battezzato "Nebulio." Solo nel 1928 Bowen scoprì che quelle righe erano in realtà dovute a elementi assai comuni anche sulla Terra: azoto e ossigeno, ma ionizzati.

Bisogna tener presente che in qualunque tubo a scarica sono presenti ioni degli atomi del gas, perché ci sono sempre elettroni di energia così grande da

poter ionizzare per urto. Dunque perché le righe “del nebulio” non si erano mai viste in laboratorio?

Ritorniamo all'emissione di fotoni da parte di un atomo (o di uno ione) eccitato. Abbiamo già detto che in genere da un livello eccitato sono possibili diverse strade di emissione, ai livelli inferiori; quello che non avevamo spiegato è che i diversi atomi (o ioni) prendono l'una o l'altra di queste strade *in modo casuale*, con ben definite probabilità che sono caratteristiche dell'atomo. Ci sono quindi *transizioni* più o meno probabili: tra queste alcune hanno probabilità bassissime e vengono dette abitualmente *proibite*.

Però un atomo di un gas che si trovi in uno stato eccitato non perde energia necessariamente emettendo un fotone: può anche accadere che la perda urtando un altro atomo o un elettrone. Se l'emissione del fotone è poco probabile, come accade in una transizione proibita, quasi sempre prevarrà la diseccitazione per urto, e i fotoni non saranno emessi. Di conseguenza la riga spettrale corrispondente non sarà visibile.

Tuttavia la diseccitazione per urto può diventare a sua volta assai improbabile, se il gas è *molto rarefatto*: in tal caso ogni atomo resta isolato per lungo tempo, e finisce “per forza” per emettere un fotone. Questo è proprio ciò che accade nelle nebulose planetarie, dove la densità del gas è di molti ordini di grandezza inferiore a quella dei tubi a scarica usati in laboratorio.

Resta da capire che cosa eccita gli ioni di azoto e di ossigeno. Sebbene il meccanismo sia più complicato, in sostanza si tratta di fotoni emessi dalla stella centrale. Solo che l'energia necessaria per eccitare gli ioni è maggiore di quella dei fotoni riemessi. La ragione è la seguente: indichiamo (semplificando un po') con E_1 , E_2 , E_3 le energie dei primi tre livelli di uno ione. La transizione proibita di cui abbiamo detto è quella da E_2 a E_1 . Gli ioni possono arrivare allo stato E_2 nel seguente modo: un fotone assorbito porta da E_1 a E_3 , poi viene riemesso un fotone di energia $E_3 - E_2$ (fig. 1-2).

I fotoni necessari per passare da E_1 a E_3 corrispondono a radiazione ultravioletta, che proviene dalla stella centrale, che ha un'alta temperatura superficiale (anche 10 volte maggiore di quella del Sole, come temperatura assoluta). Siamo quindi in presenza di un tipico esempio di fluorescenza, associato al fenomeno di irradiazione emessa in una transizione proibita: una combinazione di eventi che risolve l'enigma del Nebulio.

Riassumiamo

- Una serie di fatti sperimentali ci hanno obbligato ad ammettere due cose:
- Gli atomi (ma non solo gli atomi) non possono avere energie qualsiasi, ma solo certi *livelli quantizzati*, che sono caratteristici dell'atomo in questione.
 - La radiazione e.m. consiste di quanti, o *fotoni*, ciascuno dei quali porta una quantità di energia ben definita, legata alla frequenza della radiazione dalla formula di Einstein-Planck.

Entrambi questi fatti sono incompatibili con le leggi della fisica classica; però abbiamo potuto usarli per spiegare una quantità di fenomeni: stabilità e identità degli atomi, reazioni fotochimiche, righe spettrali della luce emessa o assorbita dai gas, fluorescenza. E ancora: perché esistono solidi e in particolare cristalli; perché le molecole di un gas si comportano come palline rigide.

In realtà, come i fisici videro subito, il potere esplicativo di queste poche idee è ancora più esteso, ma per capirlo dobbiamo far entrare in gioco un altro aspetto della fisica microscopica: il comportamento *statistico* di grandi numeri di atomi o molecole. A questo dedicheremo la seconda parte.

Quanto maggiore è il successo di queste idee, tanto maggiore si fa l'urgenza di risolvere il contrasto con la fisica classica, ossia di costruire una *fisica quantistica*; a questo sarà dedicata la terza parte.