

FISICAST

per
SxT

Intervista impossibile a Niels Bohr

di
Franco Bagnoli



Intervista impossibile a Niels Bohr

Franco Bagnoli

Abstract:

Agli inizi del '900 non si sapeva ancora come fossero davvero fatti gli atomi e i fisici più brillanti tentavano di scoprirlo con esperimenti innovativi e teorie che sovvertivano la fisica classica. Ma come andò in effetti? Lo abbiamo chiesto direttamente a Niels Bohr, il padre della meccanica quantistica.

INIZIO

Introduzione: Sembra impossibile al giorno d'oggi, ma cent'anni fa non si conosceva quasi nulla degli atomi e i fisici si stavano accorgendo che queste entità apparentemente "indivisibili" dovevano essere in realtà molto strutturate. Ma come fecero a capirlo? Ce lo spiega Franco Bagnoli, ricercatore in fisica della materia presso il dipartimento di Fisica e Astronomia dell'Università di Firenze, che in questa intervista di Giovanna Pacini veste i panni di Niels Bohr, il padre della meccanica quantistica.

Q: Buongiorno professor Bohr. Come sta?

A: Potrebbe andare meglio. Mi piacerebbe essere ancora vivo, anche se adesso avrei 133 anni. Ma non mi lamento, ho vissuto una vita piena e avventurosa

Q: Ce ne parli.

A: Beh, sono nato nel 1885, a Copenhagen. Mi sono laureato in fisica nel 1911, in tempo quindi per vivere in pieno la rivoluzione della meccanica quantistica, di cui mi sento un po' un padre.

A quei tempi una delle frontiere della ricerca in fisica era la struttura dell'atomo. Era un vero mistero. Sapevamo che non era indivisibile, come vorrebbe dire il nome, e che conteneva degli elettroni.

Q: Immagino che il problema fosse capire in che posizioni stavano gli elettroni all'interno dell'atomo.

A: E anche come era disposta la carica positiva, perché si sapeva che l'atomo nel suo complesso era neutro. Ora, gli elettroni si possono estrarre facilmente dagli atomi, ed era anche chiaro che fossero delle particelline, perché quando impattavano su uno schermo fluorescente si vedevano dei lampi di luce molto localizzati. Ma come stava il resto? Nel 1911, subito dopo la laurea vinsi una borsa di studio indetta dalla fondazione Carlsberg, e andai da Joseph John Thomson, a Cambridge. Thomson, nel 1900, aveva

formulato un suo modello dell'atomo in cui gli elettroni erano immersi in una gelatina di carica positiva. Fu subito nominato il "modello a panettone".

Q: Modello a panettone?

A: Beh, in inglese è "plum pudding", il budino di prugne, ma in italiano direi che il panettone rende meglio l'idea. Bisogna pensare agli elettroni nel modello di Thomson come alle uvette nel vostro tipico dolce natalizio.

Q: Molto astuto!

A: Sì, ma a me questo modello non piaceva molto, perché non riusciva a spiegare le linee spettrali...

Q: Questa è una parola molto inquietante!

A: Forse è meglio se comincio dall'inizio. Newton aveva mostrato che la luce bianca è separabile in tanti colori, basta farla passare attraverso un prisma di vetro. L'avrete visto tuttQ: una lamina di luce bianca, passando attraverso un prisma trasparente, si trasforma in un striscia che contiene tutti i colori dell'arcobaleno. È il fenomeno che rende così belli i lampadari di cristallo. E gli arcobaleni, ovviamente.

Newton chiamò questa striscia colorata con la parola latina "spectrum", che vuol dire immagine, apparizione. Ma un'apparizione è anche un fantasma, quindi effettivamente spettro è una parola inquietante.

Bene, dopo Newton si sono usati strumenti sempre più sofisticati per analizzare lo spettro della luce solare. Uno di questi, il reticolo di diffrazione, è oggidì, per voi intendo, molto diffuso.

Q: Reticolo di diffrazione? Non mi sembra di averlo mai visto in nessun negozio...

A: Non è altro che un compact disk! Quei colori cangianti del disco sono l'effetto della diffrazione sui tanti "buchini" che codificano la musica.

Wollaston nel 1802 e poi Fraunhofer nel 1814, usando un reticolo di diffrazione, scoprirono che nello spettro prodotto con la luce del Sole c'erano delle sottili righe nere. In pratica mancavano certi colori. Successivamente, nel 1854, Kirchhoff e Bunsen scoprirono che lo spettro della luce emessa dagli atomi scaldati da una fiamma non era una striscia uniformemente colorata, ma soltanto una serie di righe, ovviamente di colori diversi. Inoltre, ogni sostanza aveva uno spettro caratteristico ed unico, tanto che dalla disposizione di questi colori nello spettro si poteva desumere quale sostanza si stava bruciando. In effetti, da allora si usa questo metodo per determinare gli elementi di un composto chimico.

Può fare facilmente anche lei l'esperimento mettendo del sale nella fiamma del fornello della sua cucina. La luce gialla emessa è dovuta al fatto che nello spettro del sodio c'è una riga intensa in corrispondenza del giallo.

Q: Mi sto perdendo... Che relazione c'era tra le righe nere nello spettro del Sole e quelle nello spettro di una fiamma?

A: Qui sta il bello: sono le stesse! Praticamente la regola è questa: gli atomi isolati possono assorbire o emettere luce solo di certi colori caratteristici.

Deve sapere che il colore della luce dipende dalla frequenza dell'onda elettromagnetica di cui è composta. L'altra cosa da sapere è che ogni volta che una carica elettrica viene accelerata si produce un'onda elettromagnetica. È quello che si fa nella radio: gli elettroni vanno su e giù lungo l'antenna e questa irradia onde radio alla frequenza di oscillazione degli elettroni.

Q: Quindi la luce che proviene dagli atomi scaldati è il risultato del fatto che gli elettroni di cui sono composti oscillano all'interno degli atomi?

A: Sì, ma mentre nella radio posso far oscillare gli elettroni alla frequenza che voglio, sembra che gli atomi possano assorbire o emettere onde elettromagnetiche, cioè luce, solo per particolari frequenze, visto che nello spettro compaiono solo alcuni colori. È come se gli elettroni non possano oscillare a tutte le frequenze.

Il problema della fisica dunque era proprio quello di riuscire ad elaborare un modello di atomo che riuscisse a spiegare perché gli elettroni non oscillavano con qualsiasi frequenza, ma solo con quelle stabilite. Ma non era tutto: non si riusciva neanche a capire come potessero gli elettroni atomici vibrare così velocemente da generare le frequenze della luce visibile, che sono molti ordini di grandezza più alte di quelle delle onde radio. La frequenza delle oscillazioni di un oggetto è legata all'intensità della forza che cerca di tenerlo fermo, come può rendersi conto usando una chitarra: tanto più tende una corda tanto più acuto è il tono emesso.

Se si ipotizzava che a tenere gli elettroni fermi nelle loro posizioni fossero delle forze elettriche, come nel modello di Thomson, si ottenevano frequenze troppo basse. E questo era un altro grosso problema, perché le forze elettriche, a parte la gravità che è anche più debole, erano le uniche forze che si conoscevano ai miei tempi.

Q: Un bel problema!

A: E poi, sempre nel 1900, Planck aveva mostrato che gli atomi emettono l'energia solo in pacchetti discreti detti quanti, e nel 1905 Einstein aveva mostrato che in effetti tutta l'energia luminosa era quantizzata. Non sarebbe stato logico supporre che anche i modelli atomici avrebbero dovuto obbedire a qualche principio di quantizzazione?

Q: Quindi Thomson dovette rinunciare al suo modello?

A: Figuriamoci! Thomson mi cacciò dal laboratorio quando gli suggerii questa idea! Ma dato che avevo ancora una parte della borsa di studio Carlsberg da usare, me ne andai dal suo concorrente Rutherford, a Manchester.

Rutherford aveva avuto una brillante idea su come fare per studiare sperimentalmente come erano fatti gli atomi: usare dei proiettili! L'idea era quella di sparare, su un materiale dato, una radiazione conosciuta come "raggi alfa", che oggi sappiamo essere

costituita da nuclei di elio, emessi come proiettili da un pezzo di radio, l'elemento scoperto da Pierre e Marie Curie. Quando Rutherford sparò questi proiettili contro sottili fogli di alluminio e di altri metalli, all'inizio non credette a quello che vedeva! I proiettili in genere attraversavano il bersaglio, ma qualche volta rimbalzavano a grandi angoli, tornando anche indietro, come se cozzassero contro qualcosa di piccolo e duro. Era come se al centro del panettone di Thomson ci fosse una sfera di acciaio. Gli elettroni infatti, essendo molto leggeri, non potevano certo causare questa deflessione.

Q: E allora?

A: Il nucleo doveva essere piccolo, duro e di carica positiva. Ma questo faceva nascere il problema di dove stessero gli elettroni. Non c'è nessuna possibilità di tenerli fermi lontani dal nucleo poiché, se questo è carico positivamente, sarebbero stati irresistibilmente attratti verso il centro. L'unica spiegazione era che fossero in movimento, come i pianeti nel Sistema Solare.

Q: Già, i pianeti non cadono sul Sole grazie alla loro grande velocità!

A: Proprio così. Ma per gli elettroni questo non è sufficiente, perché sono carichi, e una traiettoria circolare è costantemente accelerata verso il centro. Dato che, come abbiamo detto, una carica elettrica accelerata deve emettere onde elettromagnetiche...

Q: ... se l'elettrone si muove in un'orbita circolare dovrebbe emettere luce e quindi perdere energia. Giusto?

A: Eh già. Era un problema che doveva essere rimuginato con calma. Quindi smisi di aiutare Rutherford, e mi misi a pensare.

Q: E cosa venne fuori?

A: Beh, lavorai in maniera parecchio euristica. Supposi che gli elettroni potessero avere soltanto determinate energie, diverse da zero, che in pratica vuol dire che potevano stare soltanto su alcune orbite circolari, ma non su tutte, come treni sui binari, e che non potevano cadere sul nucleo.

In questo modo si poteva spiegare benissimo lo spettro dell'atomo di idrogeno, l'elemento più semplice di tutti, che ha un solo elettrone. Questo elettrone poteva cambiare la sua energia soltanto saltando da un'orbita all'altra, ovvero da un binario all'altro, e quindi poteva emettere soltanto luce di alcuni determinati colori.

In fondo era un trucco, come quello di Planck che non sapendo come spiegare lo spettro del corpo nero con le regole della fisica classica, si inventò delle regole ad hoc.

Q: Sì infatti. Ma se era solo un trucco, perché il suo modello fu subito accettato?

A: Perché oltre a spiegare l'esistenza degli spettri a righe, permetteva di spiegare anche le regolarità di questi spettri. Gli spettroscopisti si erano resi conto che le righe di un elemento non erano messe a caso, ma si raggruppavano in serie che avevano delle speciali caratteristiche. Come fece notare Balmer nel 1885, si potevano trovare delle

formule matematiche che davano le frequenze delle righe di una serie, come differenze di una funzione di un numero intero.

Q: Quest'ultima affermazione non è molto chiara.

A: Lo diventa se pensa al mio modellino: gli elettroni possono girare intorno al nucleo in orbite stabilite. Ogni elettrone in un'orbita possiede un particolare valore di energia e può solo saltare da un'orbita all'altra emettendo o assorbendo un quanto di luce. Poiché l'energia si conserva, l'energia del quanto di luce emesso è data dalla differenza dell'energia degli elettroni nelle varie orbite. Inoltre, come aveva detto Einstein, l'energia di un quanto di luce è data dalla sua frequenza, per la costante di Planck.

Numeriamo le orbite: orbita numero uno, orbita numero due e così via. Nel mio modello l'energia di un'orbita era data dall'inverso del quadrato di questo numero. Quindi, se consideriamo per esempio la transizione tra l'orbita uno e due, la frequenza della luce emessa sarà proporzionale alla differenza tra uno diviso uno al quadrato, e uno diviso due al quadrato, ovvero uno meno un quarto.

Q: capito.

A: E se invece l'elettrone salta dall'orbita uno all'orbita tre la frequenza del quanto emesso sarà proporzionale a uno meno un nono.

Q: Sì, chiaro.

A: Allora mi dica: quanto vale l'energia di transizione tra due e tre?

Q: Sarà proporzionale alla differenza tra un quarto e un nono... Ah, ho capito, posso ottenere questa energia combinando le frequenze delle due transizioni di prima!

A: Proprio così. Era nato il modello atomico che porta il mio nome.

Il modello fu poi generalizzato da Sommerfeld. Lui introdusse la possibilità di orbite ellittiche che, utilizzando la teoria della relatività, potevano spiegare la struttura fine dei livelli, ovvero il fatto che guardando con attenzione uno spettro di righe si vedeva che ognuna era in realtà suddivisa in un certo numero di sotto-righe. Inoltre il mio modello, generalizzato da Sommerfeld, spiegava anche il fatto che la separazione tra queste sotto-righe aumentava se l'atomo era immerso in un campo magnetico, come mostrato da Zeeman, o in un campo elettrico, come mostrato da Stark.

Questo voleva dire che in ogni orbita potevano starci elettroni con livelli di energia leggermente diversi che quindi producevano righe spettrali di colori leggermente diversi.

Q: Geniale. Con il suo modello si potevano spiegare tutti gli atomi?

A: No, in realtà il modello di Sommerfeld e mio funzionava solo per gli atomi con un solo elettrone, ovvero l'atomo di idrogeno, quello di elio ionizzato, e così via. Quando c'erano due o più elettroni non si riusciva a capire come introdurre la loro repulsione,

né perché negli elementi più pesanti gli elettroni delle orbite più esterne non "cadessero" tutti sull'orbita di energia più bassa.

Q: Ma non è proprio la repulsione elettrica a tenerli separati?

A: No, come nel caso delle frequenze, la forza elettrica è troppo debole per spiegarlo. La tavola periodica degli elementi, quella di Mendeleev, mostra appunto che ci sono delle periodicità. Per esempio, le proprietà chimiche del litio assomigliano a quelle del sodio e del potassio, e la chimica del fluoro assomiglia a quella del cloro. Queste regolarità, così come anche la "forma" delle molecole composte dai vari elementi, sembrano indicare che gli elettroni popolino le orbite in maniera molto regolare: nel primo livello energetico si trovano al massimo due elettroni, nel secondo fino a otto, e così via. E inoltre le orbite non sono soltanto circolari, altrimenti le molecole non formerebbero i cristalli con quelle particolari simmetrie.

Q: Ah, e allora?

A: Beh, nel 1925 Wolfgang Pauli risolse il problema con un'altra legge ad hoc, che ora voi chiamate Principio di esclusione di Pauli, secondo la quale in ogni orbita ci possono stare al più due soli elettroni con una grandezza, chiamata "spin", di valore opposto.

Infine, nel 1926, Schroedinger trovò un'equazione secondo la quale gli elettroni di un atomo non si muovevano su vere orbite, ma che esistevano delle zone nelle quali si aveva la massima probabilità di trovare un elettrone. Queste zone vennero chiamate "orbitali". La loro separazione e la loro forma, ottenute per via puramente teorica/matematica, erano tali da spiegare i dati sperimentali per l'atomo di idrogeno. Ma il mio modello aveva il pregio della semplicità.

Q: È per questo che si sente un po' il padre della meccanica quantistica?

A: Non solo per questo. Il fatto è che quando ritornai poi a Copenhagen, riuscii, sempre con un bel contributo della fondazione Carlsberg, a mettere su un istituto di fisica che nel tempo fu visitato praticamente da tutti i fisici che erano interessati alla fisica teorica, da Kramers a Landau, a Heisenberg e così via.

Q: Ma questa Fondazione Carlsberg ha a che fare con la birra con lo stesso nome?

A: Sì, Questi birrai sempre molto generosi, offrendo borse di studio a me ed a parecchi dei giovani che volevano venire a trovarmi, dandomi la casa dove ho abitato dopo aver ricevuto il Nobel nel '22, e soprattutto installando una tubazione che portava la birra dalla fabbrica direttamente a casa mia, ovviamente gratis! Stranamente non hanno mai lanciato il motto: Carlsberg, la birra dei fisici!

Q: Si doveva lavorare piacevolmente a Copenhagen...

A: Si lavorava duro, ma ci si divertiva anche. Quando ero un po' stanco amavo andare al cinema, ma non volevo certo andare da solo! Perciò, passavo dalla biblioteca, dove i miei "ragazzi" stavano giocando a ping-pong o risolvendo problemi di meccanica quantistica, e mi facevo accompagnare a vedere un western.

Q: Solo western?

A: Sì, mi piacevano solo i film con i cow-boy, ma devo ammettere che non riuscivo a seguire l'intreccio di quelle storie complicate, e dovevo sempre chiedere spiegazioni ai miei accompagnatori. Per esempio, potevo capire che una ragazza indiana caduta in burrone riuscisse a salvarsi aggrappandosi a un ramoscello, e che in quel momento passasse un bel cowboy a salvarla. Ma non capivo come facesse la troupe cinematografica a trovarsi lì nello stesso momento!

In maniera simile, ero molto lento a capire la fisica. Spesso durante un seminario c'era una sottile dimostrazione matematica che tutti capivano tranne me, e dato che ero il capo me la facevo spiegare più volte, finché alla fine riuscivo a capire che era sbagliata. Ero lento, ma riuscivo subito ad "annusare", per così dire, la presenza di errori.

Le racconto un altro aneddoto, sempre relativo ai film western. Avevo elaborato una teoria del perché il buono vincessere sempre nei duelli. Secondo me il fattore principale era che il ragionamento è molto più lento della reazione istintiva, e che il buono non vuole mai sparare se non costretto. Così è il cattivo che prende l'iniziativa, e facendolo in maniera razionale è più lento del buono che semplicemente reagisce. Però nessuno credeva alla mia teoria, finché un giorno George Gamov comprò un paio di cinturoni con fondine e pistole e incitò tutti i giovani studenti a "uccidermi" estraendo per primi. Beh, non ci crederete, ma li seccai tutti, dal primo all'ultimo.

Q: Lei è sempre stato un tipo avventuroso!

A: Beh, non mi sono mai tirato indietro. Lo sa che in gioventù giocavo a calcio? Ero portiere, e mio fratello attaccante. Lui arrivò fino alla nazionale, io invece venni buttato fuori perché un giorno mi distrassi a pensare a un problema di matematica e presi un goal facile facile. Ma anche dopo mi sono mantenuto in forma. Sugli sci ero un fenomeno. Ricordo poi che nel 1930, quando avevo 45 anni, venne a trovarmi Casimir, un fisico olandese che era un provetto alpinista. Mentre tornavamo a casa dopo cena vide che il muro della banca era fatto da blocchi di cemento, con delle larghe fughe tra blocco e blocco e volle mostrarci come ci si poteva arrampicare. Beh, non potevo certo lasciar perdere l'occasione. Sotto gli occhi preoccupati di mia moglie mi arrampicai fino al terzo piano, quando arrivarono di corsa due poliziotti.

Q: E l'arrestarono?

A: No, appena videro che ero io, dissero "Ah, è solo il prof. Bohr!" e se ne andarono. Evidentemente ero conosciuto...

Q: Torniamo alla fisica. Lei è famoso anche per il suo rapporto con Heisenberg e la ricerca atomica tedesca, da una parte, e americana dall'altra.

A: Sì, in realtà sono più famoso per la mia teoria della dualità onda-particella, per cui le particelle elementari si comportano come onde o come particelle, a seconda del tipo di misura che viene fatta.

Q: Come, come?

A: Beh, prenda la luce per esempio. La teoria ondulatoria permette di spiegare l'interferenza e la diffrazione, e la teoria corpuscolare l'effetto fotoelettrico. Anche gli elettroni si comportano così, in genere come particelle, ma sono capaci di formare figure di diffrazione quando si fanno interagire con un reticolo, come quello degli atomi in un cristallo.

Q: Cavolo! Ma quindi gli elettroni sono onde o particelle?

A: Lei ragiona come Einstein, che cercava di avere un modello unico per tutta la realtà. Io sono sempre stato molto più pragmatico, e mi sono piegato a usare qualsiasi modello che funzionasse bene come strumento predittivo, anche se era fatto da pezzi poco compatibili tra loro.

Se si meraviglia per il dualismo onda-particella, pensi un po' all'interpretazione della meccanica quantistica detta "di Copenhagen", dovuta appunto ad Heisenberg e a me, secondo cui il pacchetto d'onda "collassa" quando viene misurato da un osservatore.

Q: Che cos'è questo collasso?

A: L'equazione di Schroedinger non è come l'equazione di Newton, non ci dice dove trovare un elettrone intorno al nucleo, ma solo la probabilità di trovarlo in un certo punto. A un certo punto Schroedinger ha anche pensato che l'elettrone fosse veramente "sparpagliato", ma il fatto è che quando si fanno le misure si trova sempre un elettrone tutto intero, mai un pezzo di elettrone. Però, e qui viene il bello, per produrre gli effetti di interferenza l'elettrone ha bisogno di essere "sparpagliato", così come i fotoni hanno bisogno di essere anche onde, per fare la diffrazione. Ma una volta che l'elettrone viene "osservato" in una certa posizione, non è più sparpagliato e gli effetti di interferenza cessano.

Q: Non ho capito gran che.

A: Esaminiamo l'esperimento della doppia fenditura. Prenda un pezzo di cartone, e ci faccia due buchini o due fenditure parallele. Quindi ci invii sopra un fascio di elettroni. Dietro lo schermo bisogna ovviamente mettere un rivelatore, che può misurare la posizione degli elettroni che arrivano, per esempio uno schermo fluorescente. Vedrà che sul piano del rivelatore si formerà una tipica figura di interferenza, formata da zone che ricevono molti elettroni, e zone che non ne ricevono.

Q: Ho capito, strisce chiare e strisce scure.

A: Esatto! Se però adesso lei chiude una delle due fenditure, si forma una figura tutta diversa, semplicemente un'ombra diffusa della fenditura.

Q: Quindi vuol dire che quando passano elettroni in entrambe le fenditure si disturbano a vicenda e invece di produrre due ombre nette, una per ogni fenditura, producono la figura di diffrazione?

A: Potrebbe sembrare così, ma la natura è più subdola. Per verificarlo, renda il flusso di elettroni così debole che viene emesso un solo elettrone ogni volta. Se tiene traccia dei lampeggiamenti, vedrà che la disposizione dei punti dove l'elettrone arriva sul rivelatore forma lo stesso la figura di interferenza, ma solo se i due buchi sono entrambi aperti. Se ne apre uno solo, si forma un'ombra diffusa!

Q: Ma io potrei cercare di scoprire da quale buco passa un elettrone usando della luce. In fondo gli elettroni interagiscono con i fotoni, dovrei vedere un lampo di luce in prossimità del buco utilizzato dall'elettrone!

A: Se fa così, la figura di interferenza scompare! Ovvero: anche il singolo elettrone si comporta come un'onda, passando in entrambe le fenditure, salvo che quando lo misuro si comporta da particella, visto che sul rivelatore lo vedo ogni volta in un punto diverso.

Q: Come gli scarafaggi, che quando si accende la luce corrono a rifugiarsi negli angoli!

A: Anche peggio, perché lei potrebbe pensare di ridurre l'intensità della luce che usa per illuminare il buchino, in modo da disturbare meno gli elettroni.

Q: Proprio quello che stavo per pensare!

A: Purtroppo la luce è composta da fotoni ugualmente energetici, riducendo l'intensità riduce solo il numero di fotoni, non la loro energia. Con una luce debole, qualche elettrone sfugge alla misura. Ebbene, se tiene traccia del punto sul rivelatore dove vanno a finire gli elettroni che ha "visto" passare da un buco specifico e di quelli che invece sono sfuggiti, scoprirà che gli elettroni che non ha visto formano la figura di interferenza, quelli che ha visto formano la figura di diffusione!

Q: Ma questo è diabolico!

A: Proprio così. Il fatto è che le particelle elementari non sono affatto delle palline, e che il nostro cervello non è abituato a trattare questi oggetti quantistici.

È come se lei fosse nato in una fitta foresta, tanto fitta che è sempre buio pesto. Tutte le volte che lancia un sasso, questo finisce per rimbalzare sui rami, e dato che è buio non può seguirlo con la vista. Può solo fare esperimenti, e troverebbe che in genere si può solo predire la probabilità che un sasso arrivi in un certo punto. Sarebbe molto sorpreso dall'idea che il sasso abbia una traiettoria ben definita, perché, dato che non può vederlo, può solo capire dove si trova lanciando un altro sasso, che inevitabilmente disturba il primo.

Non possiamo osservare continuamente le particelle elementari perché non disponiamo di "sonde" sufficientemente fini, anche i fotoni sono troppo "grossi".

Q: Aspetti. L'energia di un fotone è proporzionale alla sua frequenza. Posso usare fotoni a frequenza più bassa, ovvero di lunghezza d'onda più lunga, dei fotoni più "rossi"!

A: Non funziona neppure questo. Via via che la lunghezza d'onda aumenta, si perde di risoluzione spaziale, ovvero il "lampo" generato dall'elettrone che interagisce con il fotone diventa più sparpagliato. Appena la risoluzione diventa così bassa che non può più distinguere da quale buco è passato l'elettrone, la figura di interferenza riappare.

Q: Magia pura! Come può la natura funzionare così?

A: Dobbiamo rinunciare all'idea che gli elettroni e le altre particelle abbiano una posizione ben definita in ogni istante, perché è un concetto non verificabile. Come ha poi mostrato Richard Feynman, per fare i calcoli bisogna sommare su tutte le possibili traiettorie dell'elettrone, tenendo conto che queste traiettorie possono interferire in maniera costruttiva o distruttiva. Se perturba solo una di queste traiettorie, come quando riesce a vedere il buco da cui passa l'elettrone, ottiene il risultato classico della diffusione. Se perturba in maniera coerente le traiettorie, come quando usa un fotone di grande lunghezza d'onda, le traiettorie continuano a formare le figure di interferenza. Ma saper calcolare non vuol dire capire... Il mio amico Albert Einstein non era per nulla contento di questa interpretazione, ma anche se filosoficamente non è molto solida, sicuramente è quella che funziona, almeno a livello pratico.

Q: E la bomba atomica?

A: Lei deve aver visto l'opera di Michel Frayn, "Copenhagen" a teatro. Io ero molto amico di Heisenberg, che consideravo il mio miglior allievo e con cui facevo delle interessantissime passeggiate fisico-filosofiche, anche se in realtà Heisenberg ha fatto tutti i suoi lavori più importanti quando per qualche motivo non eravamo insieme. Nel '27 se ne andò a Lipsia e poi nel '32 prese il Nobel, ma rimanemmo comunque molto amici. Però nel '41 venne a trovarmi. La Danimarca era occupata dai tedeschi e lui era a capo della squadra che doveva costruire la bomba atomica nazista. Io tenevo contatti sia con loro che con gli inglesi...

Q: Lei era una spia? Da quale parte stava?

A: Beh, non voglio togliere il lavoro agli storici, ma dato che gli inglesi vennero a prelevarmi giusto il giorno prima che venissi arrestato e che poi collaborai al progetto Manhattan...

Q: Capito. E Heisenberg? Voleva veramente far trapelare qualcosa agli alleati, come suggerisce il dramma teatrale, o voleva arruolarla tra i suoi uomini?

A: Anche qui lasciamo spazio agli storici, ma il fatto era che i tedeschi erano ancora in alto mare. Non avevano i mezzi per separare in grande quantità l'uranio 235 dal 238, come fecero invece gli americani, e quindi avevano la sola opzione di costruire una bomba al plutonio, che si separa per via chimica dall'uranio. Praticamente la bomba del Trinity Test e quella che fu fatta esplodere a Nagasaki. Ma senza un reattore era dura produrre il plutonio necessario, e inoltre questo materiale non raggiunge così facilmente la massa critica come l'uranio 235.

Q: E quindi?

A: Voglio lasciare in ombra i dettagli di quella conversazione, che mi fece molto male. Basti sapere che fu la fine della nostra amicizia. In seguito Heisenberg sostenne che loro, i fisici nazisti, avrebbero benissimo potuto costruire una bomba atomica ma che non lo fecero per amore di pace. Ma la testimonianza di quanto i fisici tedeschi fossero lontani da questa meta è data dalle registrazioni ambientali fatte dagli americani ai fisici tedeschi prigionieri, tra cui lo stesso Heisenberg. Non riusciva a credere che gli americani avessero veramente fatto esplodere delle bombe nucleari sul Giappone!

Q: Che ne pensa della fisica teorica attuale? Le piacerebbe essere ancora al lavoro?

A: Come lo ho detto, io sono sempre stato un tipo lento a capire le cose. Anche se ho dato inizio alla teoria quantistica dei campi, chissà quanto mi ci sarebbe voluto per capire il modello standard, o ancora peggio la teoria delle stringhe, la supersimmetria o l'universo olografico. È roba da giovani...

Q: Allora la salutiamo. Grazie dell'intervista.

A: Grazie a voi, fa piacere chiacchierare con qualcuno che sia ancora vivo.... È così noioso, qui... Quasi quasi vado a scambiare due parole con Heisenberg.

FINE