



CENTO ANNI FA, CON LA TEORIA DI BOHR, LA GENESI DELL'ATOMO

ALESSANDRO PASCOLINI

Dipartimento di Fisica e Astronomia "Galileo Galilei"

Università di Padova, Padova, Italia

INFN, Sezione di Padova, Padova, Italia



Copenhagen 6 marzo 1913
Caro prof. Rutherford
Mando allegato il primo capitolo del mio lavoro sulla costituzione degli atomi. Spero che i prossimi capitoli seguano entro alcune settimane. [...] Ho tuttavia alcune difficoltà a mettere tutto assieme nello stesso tempo, e sarò estremamente felice ad avere il lavoro pubblicato nel minor tempo possibile, dato l'accumularsi di pubblicazioni sull'argomento [...] per cui le sarò estremamente grato se lei gentilmente comunicherà per me il presente primo capitolo al Phil. Mag. [...] Spero che lei trovi che io ho individuato un ragionevole punto di vista sulla delicata questione dell'uso simultaneo della vecchia meccanica e delle nuove assunzioni introdotte dalla teoria della radiazione di Planck. Sono veramente ansioso di sapere cosa lei possa pensare di tutto questo [...]
Molto sinceramente suo
Niels Bohr

Il "primo capitolo" allegato da Niels Bohr (fig. 1) a questa lettera apre il suo fondamentale lavoro "sulla costituzione degli atomi e delle molecole", che la rivista *Philosophical Magazine* pubblicherà in tre parti, a luglio, settembre e novembre 1913 (vedi fig. 2). L'importanza di questo lavoro nella storia della scienza è difficilmente sopravvalutabile: trasformerà l'atomo da immagini speculative contrastanti in un'entità fisica ben definita, punto di partenza per un vastissimo programma di ricerca, collocherà in un contesto preciso gli studi sulla radioattività, indicherà percorsi operativi alla fisica e chimica molecolare, rivoluzionerà la teoria della radiazione e darà una svolta significativa alla teoria dei quanti, con la quantizzazione di sistemi materiali singoli e introducendo il principio di corrispondenza.

Come dirà Max Planck nella sua conferenza Nobel

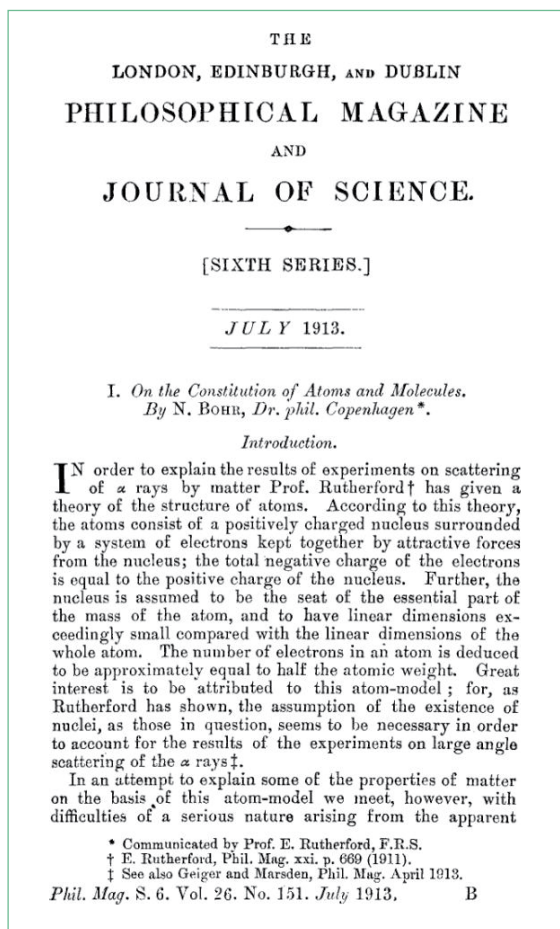
"Se vari esperimenti ed esperienze [...], in diversi campi della fisica, forniscono una prova imponente in favore dell'esistenza del quanto d'azione, l'ipotesi dei quanti riceve tuttavia il suo massimo supporto dalla fondazione e dallo sviluppo della teoria dell'atomo di Niels Bohr. Perché toccò a questa teoria di scoprire, nel quanto d'azione, la chiave a lungo cercata per la porta d'ingresso al paese incantato della spettroscopia, che dalla scoperta dell'analisi spettrale aveva ostinatamente respinto ogni sforzo di effrazione. E appena la via fu aperta, un'improvvisa ondata di nuove conoscenze si riversa su tutto il campo e sui campi vicini sia della fisica sia della chimica".

In questo lavoro ripercorriamo alcune tappe essenziali del giovane Bohr verso il suo mirabile contributo scientifico, nel quadro delle ricerche del suo tempo.



Fig. 1 Niels Hendrik David Bohr attorno al 1913, cortesia del Niels Bohr Archive

Fig. 2 Prima pagina della prima parte dell'articolo di N. Bohr "On the constitution of Atoms and Molecules", riprodotta da The Philosophical Magazine, series 6, vol. 26, no. 151 (1913) 1-25, con il permesso di Taylor & Francis, © 1913 (<http://www.tandfonline.com>)



analitici, coerenti con le leggi fondamentali della fisica. I primi modelli atomici, nella tradizione della scuola inglese, erano invece generalmente intesi solo come immagini suggestive e semplificate della realtà irraggiungibile, analogie dei possibili meccanismi, un aiuto a comprendere un qualche aspetto fenomenologico, speculazioni prive di una base formale consolidata e coerente.

Fra le prime descrizioni non effimere, lord Kelvin (allora ancora William Thomson) attorno al 1880 propose gli atomi come vortici in un fluido perfetto onnipervasivo, analogia ripresa da Joseph John Thomson (dal 1884 successore di Kelvin quale "Cavendish professor of Physics" a Cambridge), che la sviluppò dal punto di vista matematico e nel 1890 collegò il modello al sistema periodico degli elementi, sottolineando le analogie fra una disposizione di vortici e la regolarità degli elementi chimici. Abbandonato il modello a vortici, nel 1897 Kelvin propose un "atomo epiniano" composto da una sfera di fluido elettrico positivo contenente particelle negative, da lui chiamate "electroni" (per distinguerle dagli elettroni) fra cui agivano forze non coulombiane.

Una volta individuato nell'elettrone un elemento costitutivo degli atomi, apparvero naturali analogie con il Sistema Solare. (Elettroni orbitanti attorno a un centro di carica positiva). Un primo modello planetario venne proposto in termini puramente qualitativi, senza approfondirne le proprietà dinamiche, da Jean Perrin nel 1901 per spiegare la radioattività e l'emissione di luce. Hantaro Nagaoka considerò (1904) un modello più evoluto, con gli elettroni disposti uniformemente su anelli rotanti attorno un vasto centro elettricamente positivo. Fu subito dimostrato che il modello "saturniano" di Nagaoka era meccanicamente instabile: spostamenti radiali di un elettrone nel piano dell'orbita originano oscillazioni di ampiezza crescente fino a distruggere l'atomo stesso. Tale instabilità meccanica si

1 Lo stato dell'atomo nel 1913

L'ipotesi atomica nel secolo XIX veniva presentata dai chimici come molto plausibile e conveniente, ma del tutto priva di verifica, mentre la maggior parte dei fisici accettava gli atomi, senza nutrire molto interesse verso di loro, in particolare al di fuori dell'Inghilterra. Gli unici dati a caratterizzare gli atomi si riducevano al peso atomico e alla posizione nella tavola periodica degli elementi, forniti dalla chimica. Speculazioni fisiche sulla costituzione degli atomi predatano la scoperta dell'elettrone nel 1897, ma solo con la nuova particella i modelli atomici iniziarono a diventare più realistici.

È opportuno precisare che i vari modelli atomici prima di Bohr sono ben lontani dall'accezione attuale di modello fisico, quali, per esempio, il modello standard o il modello a strati nucleare, i quali hanno capacità sia descrittive che predittive, essendo quantitativi e definiti da enti matematici

aggiunge all'instabilità radiativa presente in tutti i modelli con elettroni in moto accelerato, durante il quale, in base all'elettrodinamica, emettono radiazioni e perdono energia fino al collasso della struttura atomica. Il problema delle instabilità fu una delle ragioni principali per l'abbandono dei modelli a forze centrali.

Intanto Thomson aveva individuato sei classi di ostacoli principali da superare per costruire una consistente architettura atomica basata su elettroni:

1. la natura della carica positiva necessaria per la neutralità dell'atomo: Thomson fece suo il fluido elettrico positivo senza massa proposto da Kelvin; James Hopwood Jeans (1901) introdusse l'idea di elettroni positivi, nascosti nella profondità atomica, con un enorme numero di elettroni concentrati sulla superficie; elettroni positivi furono anche considerati da John William Strutt lord Rayleigh e da Oliver Lodge nel 1906, nonostante le contrarie evidenze sperimentali; unità positive, mistura di cariche opposte ("dinamidi") indivisibili e inseparabili compaiono nell'atomo di Philipp Eduard Anton von Lenard (1903);
2. il numero di elettroni in un dato atomo e la sua relazione con il peso atomico A : data la piccola massa dell'elettrone, se solo essi contribuiscono ad A , sia i modelli con elettroni positivi che quelli con fluido positivo richiedevano un numero enorme di elettroni, migliaia di volte il valore di A ; ciò anche per poter collegare alle loro oscillazioni la grande molteplicità delle righe spettrali;
3. la dimensione spaziale dell'atomo e la distribuzione degli elettroni;
4. l'instabilità radiativa: il problema varia di gravità a seconda dei modelli e del numero di elettroni, favorendone la massima molteplicità;
5. la forma della radiazione spettrale: le formule spettrali, per la loro semplicità a fronte della complessità degli spettri, sono difficilmente riconducibili a oscillazioni arbitrarie del sistema di elettroni, per cui vanno individuate le condizioni di compatibilità; queste difficoltà convinsero la maggior parte dei ricercatori, incluso Thomson, a rimandare il problema a fasi più evolute del modello;
6. la natura degli oscillatori: le informazioni spettroscopiche, incluse le differenti modifiche delle righe di uno stesso spettro al variare delle condizioni di generazione o alla presenza di campi magnetici, suggerivano che fosse necessario associare numerosi diversi sistemi di vibratorii a uno stesso spettro.

Thomson non solo formulò i problemi, ma egli e i suoi studenti furono all'inizio pressoché i soli fisici a lavorare alla loro soluzione; nel 1903-4 trasformò la prima cruda descrizione dell'atomo in un modello quantitativo e raffinato,

che fino al 1910 sarà considerato il miglior candidato a una teoria atomica: migliaia di elettroni (tanti da fornire tutta la massa atomica e ridurre l'irraggiamento) si muovono senza attrito su orbite circolari coplanari concentriche all'interno di una sfera di elettricità positiva con una densità di carica costante. La sfera diffusa priva di massa era un conveniente artificio a garantire, con la sua forza di richiamo lineare, l'equilibrio dinamico del sistema degli elettroni.

La determinazione del numero effettivo di elettroni per atomo era cruciale anche perché Thomson aveva scoperto che gli atomi di elementi successivi nella tavola periodica differivano fra di loro per l'aggiunta di un solo elettrone; nel 1906, tenendo conto dei dati sperimentali sulla diffusione di radiazione X e beta, giunse a una drastica riduzione della popolazione elettronica. Ciò riapriva il problema della perdita di energia per irraggiamento e, effetto ancora più importante, costringeva ad attribuire quasi tutta la massa atomica alla sfera diffusa positiva che avrebbe dovuto essere un mero artificio matematico. Il modello inoltre non era assolutamente in grado di spiegare, senza assunzioni artificiose, le regolarità spettroscopiche, per cui l'interesse degli altri fisici nel suo approccio gradualmente venne meno, apparendo sempre più evidente che non avrebbe potuto svilupparsi in una teoria generale e consistente.

Un processo particolare di cui il modello di Thomson non riuscì a render conto fu la diffusione delle particelle alfa da atomi pesanti, mentre era stato in grado di spiegare quella di raggi beta sulla base di diffusione multipla: nel 1910 Hans Johannes Wilhelm Geiger ed Ernest Marsden, lavorando sotto la direzione di Ernest Rutherford, con grande sorpresa di tutti, trovarono che una particella alfa su circa 8000 dopo l'urto contro un foglio sottile di oro riemergeva dal lato di incidenza.

Rutherford comprese che un tale risultato era solo possibile se la massa atomica fosse tutta concentrata in una "particella" praticamente puntiforme con una carica elettrica positiva e se la diffusione fosse dovuta a una singola interazione; nel maggio 1911 fu in grado di spiegare quantitativamente gli esperimenti di diffusione delle particelle alfa con l'ipotesi del nucleo atomico. Bohr, nel suo lavoro del 1913, così caratterizzerà il modello di Rutherford: "il prof. Rutherford ha proposto una teoria della struttura degli atomi. Secondo questa teoria, gli atomi consistono di un nucleo carico positivamente circondato da un sistema di elettroni tenuti assieme da forze attrattive verso il nucleo; la carica negativa totale degli elettroni è uguale alla carica positiva del nucleo. Inoltre, si assume che la parte essenziale della massa dell'atomo risieda nel nucleo, che ha dimensioni lineari estremamente piccole rispetto alle dimensioni lineari dell'atomo intero. Si deduce che il numero di elettroni in un atomo è approssimativamente uguale a metà del peso

atomico" (si noti come ancora agli inizi del 1913 non fosse chiaro il numero di elettroni dei singoli atomi).

Tutti i modelli atomici finora considerati si basavano strettamente sulla meccanica ed elettromagnetismo classici, ignorando gli sviluppi paralleli della teoria quantistica di Planck ed Einstein, che al tempo della prima conferenza Solvay (1911) appariva ormai consolidata nella trattazione di sempre maggiori fenomeni riguardanti la radiazione e la sua interazione con la materia.

Un primo tentativo di applicazione della teoria quantistica alla struttura atomica, è dovuto all'austriaco Arthur Erich Haas, che nel 1910 adattò il modello di Thomson alla descrizione dell'atomo di idrogeno, come composto da un unico elettrone (ipotesi allora non accettata universalmente) rotante sulla superficie della sfera positiva di raggio a ; detta ν la frequenza di rotazione, Haas quantizzò l'energia potenziale dell'elettrone come $E = e^2/a = h\nu$, ottenendo una determinazione del valore di h e della carica elettrica elementare e in termini di a e della massa dell'elettrone, utilizzando per ν la frequenza limite dello spettro sperimentale dell'idrogeno. Va osservato che il suo obiettivo non era impiegare la teoria dei quanti per giungere alla struttura dell'atomo, ma, all'opposto, di esprimere la costante di Planck in termini di quantità meccaniche.

Nello stesso anno Johannes Stark di Aachen suggerì atomi consistenti di elettroni e di un massiccio "ione atomico" (corrispondente all'atomo chimico) contenente un numero di quanti ("archioni") di carica positiva, e legò la frequenza dell'emissione spettrale delle molecole alla differenza di energia potenziale di due stati degli elettroni di valenza mediante la costante di Planck.

Nel 1911 John William Nicholson di Cambridge riprese un modello di tipo planetario-saturniano con un piccolissimo centro di elettricità positiva circondato da elettroni disposti in anelli di raggio fisso rotanti con una precisa frequenza; era convinto che la materia terrestre fosse evoluta a partire da forme più semplici ancora esistenti nel cosmo e da studiare con tecniche spettroscopiche. In nebulose e nella corona solare individuò quattro sub-elementi: il più semplice il "coronio" con due elettroni e di peso atomico 0,513, l'"idrogeno", il "nebulio", e il "protofluoro", con tre, quattro e cinque elettroni sullo stesso anello, rispettivamente, e di peso atomico 1,008, 1,628, and 2,362; in seguito aggiungerà il "proto-idrogeno" (un elettrone) e l'"arconio" (6 elettroni), precisando che i nuclei positivi degli elementi terrestri, formati da combinazioni di cariche positive e negative, risultano molto più complessi dei corrispondenti proto-elementi. La sua teoria portò ad analisi e previsioni spettroscopiche per numerose linee osservate nella corona solare e in nebulose, con buoni accordi coi dati sperimentali, ancorché dedotte da ipotesi discutibili. Nelle sue descrizioni degli spettri e per

determinare le dimensioni degli atomi, nel 1912 introdusse la costante di Planck per quantizzare il momento angolare (appunto delle dimensioni di un'azione) degli atomi semplici, variabile solo per multipli interi di $h/2\pi$. La teoria di Nicholson trovò molto interesse e resterà per alcuni anni un modello alternativo a quello di Bohr, finché gli spettri da lui attribuiti ai proto-elementi non si rivelarono generati da atomi "terrestri" fortemente eccitati.

In questo panorama, nella tarda primavera del 1912 Bohr decise di dedicarsi con tutta la sua forza e caparbia tenacia alla ricerca di una formulazione coerente della struttura atomica consistente con i dati empirici e basata sul modello nucleare di Rutherford.

2 Lo scienziato come giovane uomo

Niels Bohr, assieme a Einstein, è una figura emblematica della fisica e della cultura scientifica del secolo scorso: svolse un ruolo centrale nello sviluppo delle nostre conoscenze della natura e rivoluzionò lo stesso stile e organizzazione della ricerca, divenendo un punto di riferimento per la comunità scientifica mondiale dagli anni '20 alla sua morte. Inoltre egli fu più di altri coinvolto nei problemi umani posti dalla scienza nel suo impatto sulla società. Bohr era fortemente radicato nella cultura danese, ma aperto a ragionare su scala mondiale e sensibile ai maggiori problemi internazionali; di fatto impiegò la propria autorevolezza e fama a livello mondiale per sollecitare azioni concrete ai massimi livelli politici finalizzate a creare un mondo aperto, quale presupposto per una pace globale.

Nella primavera del 1913, alla vigilia dei lavori che daranno il via alla sua ascesa, il libero docente Bohr, assistente di Martin Knudsen presso il "Polytekniske Loereanstalt" di Copenhagen, si presenta come un fisico estremamente competitivo, ambizioso, determinato e un duro lavoratore. L'anno prima, quando la cattedra di fisica all'università era stata lasciata libera da Christian Christiansen, il neodottore Bohr aveva concorso per la sua assegnazione, ma gli era stato preferito il più anziano e titolato Knudsen.

Niels Hendrik David Bohr era nato il 7 ottobre 1885 in uno dei più bei palazzi di Copenhagen di proprietà della nonna materna Jenny Adler, vedova del ricco banchiere e uomo politico ebreo danese David Baruch; Niels era il secondo figlio del trentenne Christian Bohr e di Ellen Adler dopo la sorella Jenny e avrà un fratello un anno e mezzo più giovane, Harald, che diventerà un importante matematico e resterà una figura centrale nella vita dello stesso Niels. Christian Bohr con un dottorato in medicina aveva intrapreso la carriera universitaria, diventando professore di fisiologia (venne proposto due volte per il premio Nobel in medicina) e fu rettore dell'università di Copenhagen per il biennio 1905-06;

come professore aveva diritto a occupare l'ampio ed elegante appartamento professorale all'interno dell'università, e lì visse Niels fino al suo dottorato. I Bohr facevano parte delle famiglie patrizie danesi e Niels utilizzerà il potere e l'influenza derivanti da tale collocazione sociale per lo sviluppo delle istituzioni scientifiche e, nei momenti critici del secolo scorso, per aiutare persone in difficoltà; nei rapporti con i colleghi non fece pesare la propria classe sociale ma, pur restando sostanzialmente un uomo semplice, il senso di sicurezza derivante dall'ambiente della sua formazione gli permise di trattare direttamente e senza complessi anche con le massime autorità politiche mondiali (inclusi Churchill e Roosevelt).

La famiglia di Bohr non era religiosa ma i figli furono battezzati nella fede luterana prima di andare a scuola, perché non trovassero problemi nei rapporti con gli altri scolari e con gli insegnanti. I due fratelli rinunceranno all'appartenenza alla chiesa luterana prima dei loro matrimoni, celebrati con rito civile. Questioni religiose non avranno alcun peso nella vita e nel pensiero di Niels, attento invece a problemi filosofici e culturali in molti campi, con una predisposizione alla ricerca della complessità (il suo aforisma preferito era lo schilleriano "Nur die Fülle führt zur Klarheit"¹). Dai tempi del liceo partecipava alle discussioni fra i colleghi del padre, che si riunivano regolarmente in casa Bohr per proseguire i dibattiti iniziati nelle riunioni della "Videnskabernes Selskab" (l'Accademia Reale Danese) su questioni scientifiche e culturali. Assieme ad altri studenti di varie discipline aveva creato un gruppo di discussione su temi filosofici, che continuerà come associazione di ex-studenti, col nome di "Ekliptika".

Niels e il fratello erano molto sportivi, con particolare interesse per il calcio; fin dai tempi del liceo giocavano in squadre di primo piano, Niels in porta e Harald mediano; Harald partecipò alle olimpiadi di Londra (1908) con la nazionale danese che vinse la medaglia d'argento.

Come lui stesso dirà, il suo interesse per la fisica risale a prima del liceo, in gran parte per influenza del padre; nel 1903 iniziò gli studi di fisica all'università con Christiansen come docente principale, con astronomia, chimica e matematica come materie complementari. Niels raggiunse il grado di *magister scientiarum* nel dicembre 1909 con una tesi sull'applicazione della teoria dell'elettrone alla spiegazione delle proprietà fisiche dei metalli, un argomento estremamente avanzato che affrontò praticamente da solo; tema che svilupperà per la tesi di dottorato (dedicata alla memoria del padre, morto il 2 febbraio 1911) ottenuto nel maggio 1911.

Bohr si proponeva di estendere la teoria di Lorentz, che considerava il metallo come composto da ioni positivi immobili e da un gas di elettroni interagenti con gli ioni in urti

elastici e deduceva le proprietà termiche ed elettriche con tecniche di meccanica statistica. La trattazione dava conto di osservazioni empiriche ma presentava significative difficoltà e problemi insoliti, che Bohr voleva chiarire considerando forze elettrone-ione più generali, dipendenti dalla distanza relativa. Il lavoro si presenta esauriente ed erudito e manifesta il potere critico dell'autore, la sua padronanza della matematica e la sicura comprensione dei principi fisici coinvolti. Trovò e corresse vari errori delle trattazioni precedenti, ma non solo non riuscì a risolvere tutti i punti dubbi, ma mise in luce ulteriori paradossi; ciò gli fece intuire che la radice del problema stava nell'impiego della meccanica classica per trattare gli elettroni legati nell'atomo, e che fosse quindi necessario un suo superamento, probabilmente in qualche forma di teoria quantica alla Planck. È la prima occasione in cui Bohr fu portato a considerare la teoria dei quanti come possibile rimedio ai limiti della trattazione classica di un sistema materiale a livello microscopico.

3 L'esperienza inglese (1911-12)

Grazie a un finanziamento della Fondazione Carlsberg per un anno di studi all'estero, alla fine del settembre 1911 Niels si recò a Cambridge per iniziare una ricerca post-dottorato al Cavendish Laboratory, sotto la guida di Thompson, in quel periodo impegnato a riformulare tutta la fisica sulla base dell'esistenza dell'elettrone; Bohr a Cambridge ebbe modo di seguire corsi avanzati ma soprattutto di entrare in contatto con fisici di grande levatura, in uno dei principali centri di ricerca mondiali; il suo lavoro prevedeva uno studio sperimentale sui raggi catodici, che non riuscì a decollare, mentre il giovane danese, anche per difficoltà con la lingua, non riusciva a interagire utilmente con l'ambiente, e in particolare con Thomson, per consolidare il suo lavoro sulle proprietà dei metalli e poterlo poi pubblicare.

Nel mese di dicembre 1911 avvenne una svolta decisiva per il futuro scientifico di Bohr, quando incontrò Rutherford e decise di trasferirsi al suo laboratorio a Manchester, che costituiva il principale centro per la ricerca sperimentale sulla radioattività. Rutherford, neozelandese formatosi con Thomson, era vigoroso, estroverso, brillante, moderno, e, appena quarantenne, già un'indiscussa autorità scientifica mondiale. La personalità e lo stile di Rutherford influiranno notevolmente a forgiare in Bohr la sua futura natura di leader.

A Manchester dal marzo 1912, Bohr trovò grande disponibilità e una guida sicura in Rutherford e la collaborazione e amicizia di giovani ricercatori di altissimo livello, in particolare George Charles von Hevesy, un chimico-fisico di origine ungherese, futuro premio Nobel per la chimica per le applicazioni chimiche e biologiche degli isotopi radioattivi, Henry Gwin Jeffreys Moseley, impegnato nello studio dei raggi X (cadrà nel 1915 nella battaglia di

¹ Solo il molteplice porta alla chiarezza.

Suvla Bay a Gallipoli durante la prima guerra mondiale, l'anno in cui era stato candidato al premio Nobel), e Charles Galton Darwin (pronipote del grande naturalista), che aveva appena concluso un lavoro sulla perdita di energia della radiazione alfa nell'attraversamento della materia.

Bohr impiegò i primi mesi ad apprendere le basi della radioattività e a raffinare il suo lavoro sui metalli; sospese le previste ricerche sperimentali a causa della momentanea carenza di emanazione di radio e rinunciò definitivamente a occuparsi dei metalli (la redazione di una pubblicazione in inglese sull'argomento era risultata troppo complicata), ai primi di giugno informa il fratello di essere passato a un nuovo problema, che comunque coinvolgeva gli elettroni atomici: il perfezionamento della teoria di Darwin dell'assorbimento delle radiazioni alfa. Bohr comprese che i limiti di tale teoria erano dovuti al considerare liberi gli elettroni atomici interagenti con le alfa, trascurando il loro legame col nucleo; Bohr invece li descrisse come "oscillatori atomici", legati al nucleo da forze elastiche e, anticipazione importante dell'evoluzione del suo pensiero, impose dei vincoli quantistici: "secondo la teoria della radiazione di Planck [...] la minima quantità di energia che possa venir emessa da un oscillatore di frequenza ν è $k \nu$ " (Bohr chiama k la costante h di Planck).

Va osservato che mentre a Manchester negli studi di diffusione delle alfa si trascurava la presenza degli elettroni e per il loro assorbimento non si considerava l'esistenza del nucleo (approssimazioni corrette, ma che sottolineavano la limitata portata attribuita al modello nucleare), Bohr riteneva cruciale considerare l'atomo nella completezza della sua struttura, come proposta dal modello di Rutherford.

Nel suo lavoro sull'interazione fra raggi alfa ed elettroni, Bohr si rese così conto dell'instabilità meccanica del modello, già causa dell'abbandono del modello di Nagaoka, ma ignota a Rutherford e ai suoi collaboratori, che, d'altra parte, trattavano separatamente il nucleo e gli elettroni. Un ulteriore limite del modello notato da Bohr è la mancanza di una qualsiasi indicazione per l'estensione spaziale dell'atomo.

Da Hevesy Bohr apprese l'esistenza di più sostanze radioattive di quanti siano gli elementi della tavola periodica, ossia degli isotopi atomici (termine che sarà introdotto nel 1913 da Frederick Soddy) caratterizzati da identiche proprietà chimiche ma diversa massa atomica. Bohr immediatamente colse nel modello di Rutherford la possibilità di una netta distinzione fra fenomeni chimici e fenomeni intra-nucleari: "fui rapidamente assorbito nelle implicazioni teoriche generali del nuovo modello atomico e specialmente nella possibilità che esso offriva di una netta distinzione delle proprietà chimiche e fisiche della materia tra quelle direttamente originate nel nucleo atomico stesso e quelle dipendenti primariamente dalla distribuzione degli elettroni legati a distanze molto grandi rispetto alle dimensioni

nucleari. Mentre la spiegazione delle disintegrazioni radioattive doveva essere cercata nella costituzione intrinseca del nucleo, era evidente che le ordinarie caratteristiche fisiche e chimiche degli elementi manifestavano proprietà del sistema degli elettroni circondanti il nucleo. Era immediatamente chiaro che, data la grande massa del nucleo e la sua piccola estensione confrontata con quella di tutto l'atomo, la costituzione del sistema elettronico dovrebbe dipendere quasi esclusivamente dalla carica elettrica totale del nucleo. Tali considerazioni suggerivano immediatamente la prospettiva di basare il computo delle proprietà chimiche e fisiche di ogni elemento su un singolo numero intero, ora generalmente noto come numero atomico, esprimente la carica nucleare come multiplo dell'unità elementare di elettricità".

Bohr suggerì quindi che l'ordinamento degli elementi nella tavola periodica corrispondesse al numero Z di elettroni e che gli elementi "elettronicamente equivalenti" fossero atomi con lo stesso Z (e quindi con nuclei con la stessa carica elettrica Ze) e differente massa atomica A ; dedusse in modo logicamente cogente le leggi dello spostamento radioattivo, (anticipando lo stesso Soddy), dato che si sapeva che le radiazioni alfa avevano carica elettrica $Z = 2e$ e quelle beta $Z = -e$; come Bohr racconterà in seguito, "la conclusione più immediata è che l'elemento, a seguito del decadimento radioattivo, [...] si sposta nella tavola periodica degli elementi di due posizioni verso il basso o di una verso l'alto a seconda si abbia una diminuzione o un aumento della carica nucleare, cioè emissione di raggi alfa o beta rispettivamente". Bohr sottopose a Rutherford questa sua proposta, sottolineando come tale spiegazione dei processi radioattivi costituiva un potente elemento a sostegno del suo stesso modello atomico, ma Rutherford lo dissuase dalla pubblicazione: "quando mi rivolsi a Rutherford per conoscere le sue reazioni a tali idee, egli espresse, come sempre, vivo interesse in ogni promettente semplicità, ma con caratteristica cautela mise in guardia contro il pericolo di sovra-enfatizzare la portata del modello atomico ed estrapolare da evidenze sperimentali comparativamente magre". Rutherford, oltre alla cautela con cui considerava il suo modello, era ancora dell'opinione corrente che la radioattività non fosse completamente di origine nucleare.

Il 24 luglio 1912 Bohr era rientrato a Copenhagen, e, dopo il matrimonio con Margrethe Nørlund (3 agosto), nel suo viaggio di nozze, il 12 agosto, era di nuovo da Rutherford per consegnare il suo lavoro sul rallentamento delle particelle alfa. I mesi passati a Manchester risulteranno fondamentali per la sua formazione e il suo lavoro, al di là dei contatti e delle acquisizioni scientifiche: vi aveva trovato un'atmosfera congeniale per la sua natura sensibile, e in tale atmosfera aveva potuto concentrarsi efficacemente su un tema di amplissimo respiro in un dominio assolutamente vergine.

4 Il programma di Bohr sulla questione atomica

Bohr ormai aveva individuato come suo obiettivo scientifico la definizione di una piena e consistente teoria della struttura atomica (un programma in un certo senso analogo a quello di Thomson) portando alle estreme conseguenze il modello di Rutherford, che con la sua instabilità, derivante inevitabilmente dalla meccanica e dall'elettrodinamica classiche, creava una contraddizione così acuta con l'evidenza chimica e fisica della stabilità delle strutture atomiche e molecolari. Tali difficoltà attirarono l'attenzione di Bohr, che, era già convinto che per spiegare i fenomeni atomici fosse necessario un allontanamento radicale dalle concezioni classiche. Accertato che la stabilità dell'atomo di Rutherford era al di là delle teorie classiche, la situazione si semplificava considerevolmente dato che egli così poteva prenderla per garantita senza ulteriori analisi e procedere a svelare le conseguenze ulteriori del modello.

Bohr, nella sua conferenza in occasione del premio Nobel (1922), illustra questo punto con un'analogia astronomica: "data la straordinaria somiglianza del modello atomico a un sistema planetario, quale il nostro Sistema Solare, proprio come la semplicità delle leggi che governano i moti del Sistema Solare è intimamente connessa con il fatto che le dimensioni dei corpi che si muovono sono piccole rispetto alle orbite, così le corrispondenti relazioni nella struttura atomica ci forniscono la spiegazione degli aspetti essenziali dei fenomeni naturali che dipendono dalle proprietà degli elementi." L'analogia fra un sistema planetario e il modello atomico permette di individuare immediatamente differenze essenziali fra i due sistemi e il punto specifico di demarcazione fra la meccanica classica e la nuova meccanica atomica ancora da scoprire. "I moti dei corpi in un sistema planetario, anche se obbediscono alla legge generale di gravitazione, non saranno completamente determinati da questa legge da sola, ma dipenderanno in larga parte dalla storia precedente del sistema [...] Se un giorno un corpo estraneo abbastanza grande dovesse attraversare il nostro Sistema Solare, noi dovremo aspettarci fra gli altri effetti che da quel giorno la lunghezza dell'anno sia differente dal valore attuale. Nel caso degli atomi la situazione è completamente diversa. Le proprietà definite e immutabili degli elementi richiedono che lo stato di un atomo non possa subire cambiamenti permanenti a causa di azioni esterne. Non appena l'atomo è lasciato di nuovo a se stesso, le sue particelle costituenti devono muoversi in un modo che è completamente determinato dalle cariche elettriche e dalle masse delle particelle. Di ciò troviamo l'evidenza più convincente negli spettri, ossia nelle proprietà della radiazione emessa dalle sostanze in alcune circostanze, che possono essere studiate con grandissima precisione [...] e che sono sempre esattamente le stesse, entro i limiti dell'errore sperimentale, e del tutto indipendenti dal

precedente trattamento delle sostanze."

Nella ricerca di concetti alternativi su cui costruire la nuova meccanica non si doveva guardare lontano: come Bohr dirà nella Conferenza Faraday "la scoperta fondamentale di Planck del quanto elementare d'azione [...] aveva svelato un nuovo aspetto di atomicità nelle leggi naturali [...] L'insufficienza dei concetti classici per render conto delle reazioni atomiche era dovuta proprio al fatto che un'analisi dettagliata dei moti infra-atomici avrebbe implicato la considerazione di tratti di percorso elettronici per cui l'azione è dello stesso ordine di grandezza del quanto, o anche inferiore. Certamente i due aspetti fondamentali di atomicità, simbolizzati dai quanti di elettricità e di azione, sono intimamente connessi".

In un promemoria a Rutherford (giugno 1912) Bohr ricorre quindi a un'imposizione quantistica per stabilizzare le orbite elettroniche e fissarne la dimensione: un elettrone rimane stabile solo se energia cinetica E e frequenza orbitale ν sono legate dalla relazione $E/\nu = K$, con la costante K strettamente collegata al quanto d'azione h , ma non necessariamente coincidente con h ; nella lettera a von Hevesey del 7 febbraio 1913 prima scrive $E = h \nu$ ma poi osserva che questa relazione va corretta per un fattore numerico "in conformità con quanto ci si deve attendere da considerazioni teoriche [...] Questa ipotesi, per cui non verrà dato alcun tentativo di fondamento meccanico (poiché sembra senza speranza) è scelta perché è l'unica che sembra offrire la possibilità di una spiegazione globale della varietà di risultati sperimentali che si stanno infittendo e sembra confermare le concezioni del meccanismo della radiazione, quali quelle proposte da Planck ed Einstein".

Va osservato che Bohr, non essendo al corrente del lavoro di Haas, non ha precedenti cui rifarsi nella scelta del vincolo quantistico per un sistema materiale come l'atomo, per il quale non poteva ritenere immediatamente valide le condizioni introdotte da Planck per la radiazione.

A questo punto Bohr traccia il suo programma di costruzione degli atomi e delle molecole, aggiungendo via via un elettrone all'orbita più esterna e un'unità di carica positiva al nucleo (per cui usa l'espressione tedesca "Kern"), senza la necessità di modificare le orbite interne (a differenza di Thomson), consistentemente con la sua intuizione che le proprietà chimiche dipendono solo dagli elettroni più esterni ("elettroni di valenza"); trova (erroneamente) che un'orbita stabile può avere al massimo sette elettroni, e quindi un legame con la periodicità della tavola degli elementi. Come prima applicazione considera la struttura della molecola d'idrogeno (schematizzata come composta da due nuclei e da due elettroni ruotanti sulla stessa orbita a spiegare il legame molecolare) e, imposta la condizione d'equilibrio fra l'interazione coulombiana e la forza centrifuga del moto orbitale, esprime energia, frequenza e dimensione in termini della costante universale K , per cui trova, sulla base dei valori

sperimentali delle costanti atomiche, un valore prossimo a 0,6 h; particolarmente importante per gli sviluppi successivi l'espressione dell'energia

$$E = \frac{\pi^2 m e^4 X^2}{2K^2},$$

ove X vale 1 per l'atomo d'idrogeno, 1,049 per la molecola d'idrogeno e 1,75 per la molecola di elio.

Fornisce poi modelli per altre molecole, trovando, fra l'altro una dimostrazione teorica del fatto che in natura non può esistere libera una molecola biatomica di elio. Il suo programma prevedeva la totalità delle questioni atomiche: il volume atomico e la sua variazione con la valenza, la periodicità del sistema degli elementi, le condizioni della combinazione di atomi in molecole, le energie di eccitazione di raggi X caratteristici, la dispersione, il magnetismo e la radioattività.

5 Bohr e lo spettro dell'idrogeno

Bohr nel memorandum per Rutherford non aveva affatto considerato gli spettri e il suo progetto sulla struttura atomica non includeva gli aspetti legati all'emissione e assorbimento della radiazione, nonostante fosse acquisita la stretta relazione fra struttura interna della materia e i segnali spettrali, in una tradizione che risaliva a Newton, che in appendice alla "Opticks" si chiedeva: "Tutti i corpi, se riscaldati oltre un certo grado, emettono luce e risplendono? E l'emissione è forse dovuta ai moti vibratorii delle loro parti?"

Con la scoperta dell'elettrone divenne ragionevole collegare gli spettri a moti infra-atomici degli elettroni: l'opinione corrente, sulla base dell'elettrodinamica, riteneva che la linea spettrale di una data frequenza dovesse essere generata da una carica vibrante alla stessa frequenza; solo atomi ionizzati erano considerati responsabili degli spettri, generati quando l'elettrone ritornando alla sua orbita iniziale fa vibrare gli elettroni nelle orbite più alte alla loro frequenza di risonanza.

Bohr ancora nel gennaio 1913 (lettera a Rutherford) e ai primi di febbraio (lettera a Hevesy) non prevedeva di occuparsi di spettri, ritenendoli troppo complicati per servire da guida nello studio degli atomi. A sollecitare la sua attenzione alla spettroscopia furono i successi ottenuti da Nicholson con un modello analogo a quello nucleare e condizioni di quantizzazione equivalenti a quelle di Bohr, dato che i valori ottenuti per l'idrogeno nei due casi portavano a grandi discrepanze. Il confronto critico dei risultati di Nicholson con i suoi porta Bohr a uno sviluppo cruciale per la sua teoria: si convince infatti che la differenza è dovuta al fatto che "lo stato del sistema considerato nei miei calcoli va identificato con quello degli atomi nel loro stato permanente (naturale)[...] mentre gli stati del sistema

considerati da Nicholson al contrario sono di natura meno stabile".

Ciò suggerisce a Bohr di dotare il suo atomo di una serie di livelli energetici ammissibili, di energie $E = \tau K v$ per valori crescenti di $\tau = 1, 2, \dots$ (o più in generale $E = f(\tau) K v$, con $f(\tau)$ funzione da scoprire): allora la propria teoria può riguardare sia lo stato "naturale" con $\tau = 1$, sia gli stati altamente eccitati di Nicholson, con τ molto grande. L'introduzione degli stati atomici eccitati porterà rapidamente Bohr vicino alla versione finale del suo atomo.

In tempi rapidissimi Bohr si impadronì del nuovo campo e il successivo 6 marzo fu in grado di trasmettere a Rutherford la prima parte completa del suo lavoro, la chiave di volta del quale è appunto l'interpretazione dello spettro dell'idrogeno.

Bohr in una conversazione con Rosenfeld (1954) ricordò come un suo amico spettroscopista, Hans Marius Hansen, assistente al laboratorio fisico del politecnico, attrasse la sua attenzione sulla grande semplicità con cui le serie spettrali erano rappresentate da Gustav Robert Rydberg, con formule in grado di esprimere leggi generali. Una formula particolarmente semplice è quella espressa per lo spettro visibile dell'idrogeno (vedi fig. 3) nel 1885 da Johann Jacob Balmer (un professore di Basilea), per collegare le 4 frequenze scoperte da Anders Jonas Ångström; in termini di numeri d'onda ($\sigma = 1/\lambda$, con λ lunghezza d'onda) la formula risulta

$$\sigma_n = \frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad \text{con } n = 3, 4, 5, 6.$$

Balmer trovò per la costante R (costante di Rydberg) un valore che presenta un errore inferiore a 0,1% rispetto alla determinazione attuale ($10967758,1 \pm 8 \text{ m}^{-1}$); la formula si dimostrò immediatamente valida per altre righe trovate in osservazioni astronomiche, corrispondenti a valori di n fino a 15. Ai tempi di Bohr erano note 33 righe della serie e altre due serie sempre dell'idrogeno, quella di Theodore Lyman nell'ultravioletto (1906) e quella nell'infrarosso di Friedrich Paschen (1908) corrispondenti alla formula generale

$$\sigma_{m,n} = R \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad \text{con } n = 4, 5, 6, 7, 8$$

con $m = 1$ e $m = 3$, rispettivamente.

In seguito Bohr ebbe a dire: "Appena vidi la formula di Balmer, il quadro completo mi fu immediatamente chiaro". Leon Rosenfeld, che conosceva intimamente Bohr e il suo modo di ragionare, suggerisce che Bohr, intuito che "la struttura della formula di Balmer impone di concepire il meccanismo dell'emissione radiativa come una transizione fra due stati stazionari, i cui aspetti quantitativi sono fissati nelle modalità indicate dal postulato quantico [...] Posso vividamente immaginare cosa successe poi: egli avrebbe pazientemente rigirato la formula di Balmer nella sua mente, come (per dire) un geologo rigirerebbe una pietra



Fig. 3 La serie di Balmer dello spettro dell'idrogeno: le prime quattro righe si trovano nel visibile alle lunghezze d'onda (in nanometri): H_{α} , 656,3; H_{β} , 486,1; H_{γ} , 434,1 e H_{δ} , 410,2; le altre nell'ultravioletto col valore limite a H_{∞} , 364,6 nm.

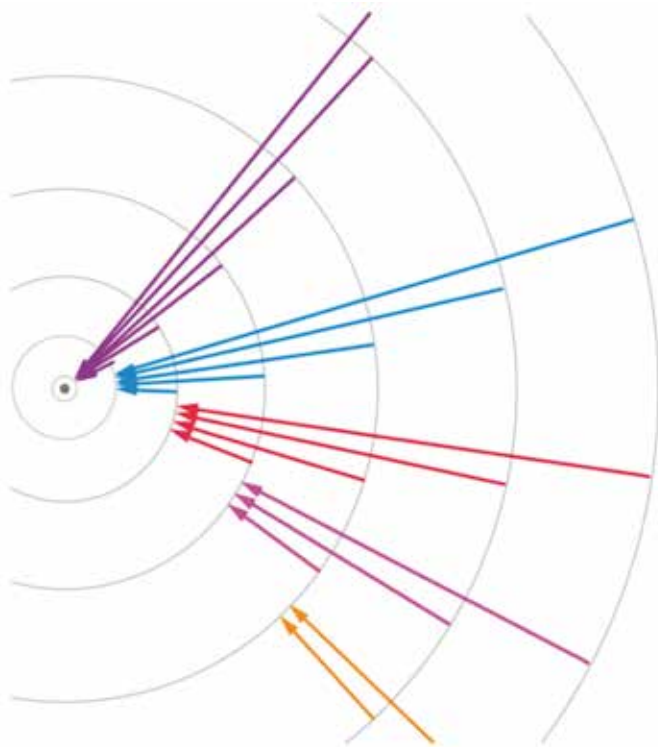
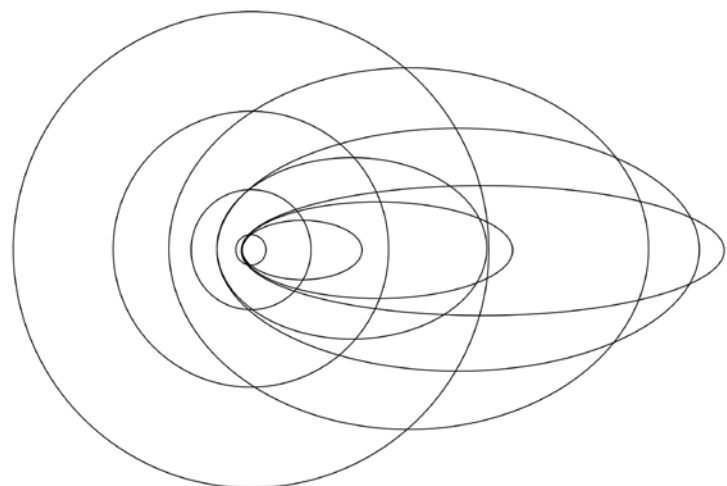


Fig. 4 Rappresentazione schematica dei primi stati stazionari dell'idrogeno rappresentati da orbite circolari, come nel primo lavoro Bohr, e delle serie spettrali di Lyman (colore violetto) nell'ultravioletto, verso lo stato con indice 1, di Balmer (azzurro) nel visibile, allo stato con indice 2, di Paschen (colore rosso) nell'infrarosso, allo stato con indice 3, di Brackett (colore fucsia) nell'infrarosso, allo stato con indice 4, e di Pfund (colore ocra) nell'infrarosso, allo stato con indice 5.

Fig. 5 Rappresentazione degli stati stazionari dell'idrogeno mediante orbite circolari ed ellittiche.



fra le sue dita, osservandola da ogni angolatura, scrutando tutti i dettagli della sua struttura, tentando vari approcci, analizzando in modo critico la necessità logica di ogni passo da lui stesso fatto; con una rapida occhiata avrebbe esplorato le sue conseguenze sottoponendole alle prove sperimentali."

Bohr collega la frequenza $\nu_{m,n} = c \sigma_{m,n}$ di una riga spettrale all'energia della radiazione emessa mediante la relazione di Planck ottenendo la formula di Bohr-Balmer

$$E_{m,n} = h\nu_{m,n} = hc\sigma_{m,n} = R \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad \text{con } n > m.$$

La formula suggerisce un'immediata analogia con l'espressione dell'energia dell'idrogeno trovata nel promemoria del 1912, in particolare una volta riscritta per gli stati stazionari tenendo conto della nuova relazione $E = f(\tau) K\nu$,

$$E(\tau, K) = \frac{\pi^2 m e^4}{2f(\tau)^2 K^2},$$

data la dipendenza quadratica inversa del termine corrente da n in un caso e K nell'altro. L'analogia nasconde una differenza fondamentale della natura della frequenza nei due casi: in un caso si tratta della frequenza della radiazione emessa dall'idrogeno e dall'altra della frequenza del moto orbitale di un livello ammissibile.

A questo punto, in assenza di una teoria quantistica generale, Bohr per la descrizione quantistica degli atomi introdusse due postulati, che nella sua conferenza in occasione del premio Nobel formulò "come segue:

1. Fra gli stati di moto possibili in un sistema atomico esiste un certo numero [discreto] di cosiddetti stati stazionari, i quali, nonostante che il moto delle particelle in questi stati obbedisca in larga parte alle leggi della meccanica classica, possiedono una stabilità peculiare, non spiegabile meccanicamente, di natura tale che ogni cambiamento permanente del moto del sistema debba consistere in una transizione completa da uno stato stazionario all'altro.
2. Mentre, in contraddizione con la teoria elettromagnetica classica, non vi è radiazione dall'atomo negli stati stazionari, un processo di transizione fra due stati stazionari può essere accompagnato da emissione di radiazione elettromagnetica, che avrà le stesse proprietà di quella che sarebbe emessa secondo la teoria classica da una particella carica elettricamente che esegue una vibrazione armonica con frequenza costante. Questa frequenza ν non ha alcuna relazione semplice con il moto delle particelle dell'atomo, ma è data dalla relazione

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

dove h è la costante di Planck ed E' ed E'' sono i valori di energia dell'atomo nei due stati stazionari che formano lo stato iniziale e finale del processo radiativo."

I postulati di Bohr erano audaci, e alla maggioranza dei fisici del tempo dovette apparire quasi inimmaginabile che la radiazione emessa o assorbita da un atomo non dovesse coincidere con alcuna frequenza dei suoi movimenti interni e che il processo potesse avvenire anche senza ionizzazione. Inoltre, l'eliminazione di oscillatori elementari imponeva una revisione della teoria della radiazione di Planck, alla base della stessa teoria dei quanti. Bohr era pienamente consapevole che questo punto era il più eretico delle sue assunzioni e lo mette chiaramente in evidenza nel lavoro.

Le ipotesi di Bohr rendono ragione della struttura discreta degli spettri (vedi fig. 4), motivata dal fatto che gli stati atomici ammissibili sono discreti (vedi fig. 5). Con la scelta esplicita $\tau h/2 = f(\tau) K\nu$ per l'energia dello stato corrispondente all'indice τ , la formula di Bohr-Balmer esprime l'energia della radiazione emessa nella transizione dallo stato con $\tau = n$ allo stato con $\tau = m$ e per la costante di Rydberg nel caso di atomi idrogenoidi (ioni di nuclei con carica Z e con un solo elettrone) ottiene immediatamente

$$R_Z = \frac{2\pi^2 m e^4 Z}{h^3},$$

che nel caso dell'idrogeno ($Z = 1$) con i valori allora disponibili delle costanti elettroniche differisce dal valore noto di R meno del 7%. La generalizzazione della formula al caso $Z = 2$ permetterà a Bohr di assegnare correttamente all'elio ionizzato le righe dello spettro trovate da Charles Pickering (1896), attribuite all'idrogeno ma discordanti con la formula di Balmer.

Il punto cruciale per Bohr rimane quello di trovare una motivazione per la sua scelta arbitraria per la quantizzazione dell'energia degli stati stazionari; nel corso del 1913 darà tre derivazioni differenti, due nella prima parte del lavoro e una in un articolo presentato alla "Fysik Forening" il 20 dicembre. La prima si muove nell'ambito della teoria della radiazione di Planck, con una stretta analogia ai suoi oscillatori e accettando la costruzione degli stati stazionari a partire da atomi ionizzati, per ottenere la condizione di quantizzazione e successivamente derivare (in modo imperfetto) la formula di Balmer e la costante di Rydberg; Bohr si rese conto dell'incompatibilità della teoria di Planck con il suo modello di emissione e ribalterà l'approccio, accettando come dato empirico la formula di Balmer, che assieme al suo secondo postulato dà l'energia degli stati stazionari in funzione di R . Per determinare l'espressione teorica della costante di Rydberg considera l'emissione fra due stati vicini corrispondenti ad alti valore di τ , per cui la frequenza di emissione vale approssimativamente

$$\nu = R [(\tau - 1)^{-2} - \tau^{-2}] \sim 2R/\tau^3$$

e quindi è estremamente bassa; Bohr introduce a questo

punto un nuovo postulato, che evolverà nel principio di corrispondenza: in tali condizioni si può ricorrere alla fisica classica e uguagliare la frequenza della radiazione con quella meccanica dell'orbita dell'elettrone nel campo elettrico del nucleo, in analogia al fatto che per basse frequenze anche la formula di Planck si riconduce all'espressione classica di Rayleigh-Einstein-Jeans. In questo modo ottiene l'espressione di R , senza procedere ad alcuna ipotesi per la quantizzazione degli stati stazionari.

Il principio di corrispondenza, che stabilisce il legame concettuale e operativo fra la meccanica classica e la teoria quantistica, rielaborato in termini generali diverrà uno dei concetti fondamentali della teoria dei quanti.

Nelle parti II e III del lavoro Bohr sviluppa i temi indicati nel suo memorandum del 1912: la struttura degli atomi multi-elettronici, la periodicità del sistema degli elementi e la struttura delle molecole. In questi lavori si limita alla caratterizzazione dello stato fondamentale e rinuncia, per la loro complessità, ad analisi spettroscopiche, ma enuncia l'estensione a ogni sistema atomico e molecolare dei suoi due postulati sugli stati ammissibili e l'emissione di radiazione. In queste due parti Bohr non ha a disposizione criteri universali di quantizzazione per cui deve ricorrere a varie informazioni sperimentali e ipotesi forzate; ottiene dei risultati corretti (fra cui una cogente motivazione per attribuire il decadimento beta unicamente a processi nucleari, l'interpretazione del processo alla base dei raggi X, il legame molecolare omopolare) ma anche soluzioni errate; l'importanza delle sue intuizioni in questi contesti sta soprattutto nell'aver indicato un programma di ricerca che impegnerà la comunità dei fisici atomici e molecolari negli anni successivi.

Nel dimostrare il loro interesse nella teoria di Bohr, Rutherford ed Einstein subito notarono, accanto al distacco dalla formulazione classica, anche la messa in questione dei presupposti alla base della ricerca fisica: la mancanza di un preciso nesso causale nel passaggio da uno stato stazionario a un altro e l'incompletezza della descrizione della radiazione emessa. Questi problemi segnalano la necessità di una profonda rifondazione concettuale della fisica per poter inquadrare correttamente le proprietà del

microcosmo, rifondazione che sarà fornita nel decennio successivo dalla meccanica quantistica, che comporta la rinuncia al determinismo e alla conoscenza completa di tutte le osservabili microscopiche, come implicato dai principi di indeterminazione e di complementarità. E l'attenta guida di Bohr sarà cruciale nella definizione e sviluppo del nuovo quadro concettuale e delle sue conseguenze per tutta la scienza.

Fonti Bibliografiche:

- N. Bohr, "On the Constitution of Atoms and Molecules", *Philos. Mag.*, ser. 6, 26 (1913) 1-25 (Part I), 476-502 (Part II), 857-875 (Part III).
- N. Bohr, "The Structure of the Atom" (1922), tr. ingl. *Nature*, CXII (1923) 29-44.
- N. Bohr, "Chemistry and the Quantum Theory of Atomic Constitution, Faraday Lecture May 8th 1930", *J. Chem. Soc.*, parte I (1932) 349-384.
- N. Bohr, "The Rutherford Memorial Lecture 1958. Reminiscences of the Founder of Nuclear Science and of Some Developments Based on his Work", *Proc. Phys. Soc.*, 78, n. 6 (1961) 1083-1115.
- C. G. Darwin, "The Discovery of Atomic Number in Niels Bohr and the Development of Physics", a cura di W. Pauli (Pergamon Press, Londra) 1955.
- J. L. Heilbron, "Lectures in the History of Atomic Physics 1900-1922", in *Rendiconti della Scuola Internazionale di Fisica Enrico Fermi*, corso LVII, "Storia della Fisica del XX secolo", a cura di C. Weiner (Academic Press, New York) 1977.
- J. L. Heilbron and T. S. Kuhn, "The genesis of the Bohr atom, Historical Studies", *Phys. Sci.*, I (1969) 211-290.
- H. Kragh, "Resisting the Bohr Atom: The Early British Opposition", *Phys. Perspect.*, 13 (2011) 4-35.
- H. Kragh, "Niels Bohr and the Quantum Atom: The Bohr Model of Atomic Structure 1913-1925" (Oxford University Press, Oxford) 2012.
- T. S. Kuhn, "Alle origini della fisica contemporanea. La teoria del corpo nero e la discontinuità quantica", (1978), tr. it. (Il Mulino, Bologna) 1981.
- P. Langevin et M. de Broglie, (Editors), "La Théorie du Rayonnement et les Quanta: Rapports et discussions de la réunion tenue a Bruxelles, du 30 octobre au 3 novembre 1911" (Gauthier-Villars, Parigi) 1912.
- A. Pais, "Il danese tranquillo, Niels Bohr, un fisico e il suo tempo 1885-1962", (1991) tr. it. (Bollati Boringhieri, Torino) 1993.
- M. Planck, "The Genesis and Present State of Development of the Quantum Theory (1920)", tr. ing. in *Nobel Lecture in Physics 1901-1921* (Elsevier, Amsterdam) 1967.
- L. Rosenfeld, Introduction, in N. Bohr, "On the Constitution of Atoms and Molecules" (Munksgaard, Copenhagen) 1963.
- V. F. Weisskopf, "Niels Bohr, the Quantum and the World (1967)", *Physics in the Twentieth Century: Selected Essays* (The M.I.T. Press, Cambridge, Mass) 1972.

Alessandro Pascolini

Alessandro Pascolini è Professore Associato di Fisica Teorica all'Università di Padova, ove insegna anche un corso di "Scienza per la Pace" e dirige il master in Comunicazione delle Scienze. È membro del Consiglio Direttivo del Centro Diritti Umani dell'ateneo patavino, partecipa alle Pugwash Conferences on Science and World Affairs ed è vicepresidente dell'International School on Disarmament and Arms Control.

I suoi interessi di ricerca riguardano la Fisica Nucleare Teorica, la Storia della Fisica e le Tecnologie Militari e loro controllo. Si dedica ad attività di promozione della cultura scientifica in Italia e in Europa, in particolare realizzando mostre e producendo audiovisivi. La Società Europea di Fisica gli ha conferito il premio 2004 per la divulgazione scientifica.