

## Il dibattito sull'atomismo e la struttura atomica

Roberto Zingales

Dipartimento di Chimica Inorganica e Analitica *Stanislao Cannizzaro*

[zinko@unipa.it](mailto:zinko@unipa.it)

Le difficoltà che la teoria atomica incontrò, sin dal suo nascere, nel risolvere certe incongruenze tra risultato sperimentale e modello teorico, crearono non solo disaffezione e disinteresse tra i chimici, ma anche un rifiuto generalizzato della reale esistenza degli atomi, che assunse un ruolo paradigmatico nella crisi che rischiò di travolgere la scienza ottocentesca, quando dovette scegliere tra il limitarsi alla mera raccolta di dati sperimentali e l'esigenza di collegarli e razionalizzarli in uno schema teorico generale.

L'atteggiamento mentale che portava a prediligere la semplice osservazione dei fatti rispetto a qualsivoglia loro rielaborazione teorica aveva, in qualche misura, radici comuni con il metodo scientifico moderno: asserire la necessità di prove empiriche a sostegno delle teorie scientifiche. Francesco Bacone riteneva che la speculazione producesse soltanto parole fumose, Galilei affermò che le scienze non si occupavano (per ora) delle cause, per Newton piuttosto che formulare teorie (*hypothesis non fingo*), ci si doveva limitare alle inferenze cui si poteva arrivare, a partire dai fatti, fermo restando che esse potevano essere rovesciate soltanto dimostrando che i fatti erano stati stabiliti erroneamente<sup>1</sup>. Nella seconda metà dell'Ottocento, gli enormi progressi della chimica organica e la nascita della chimica fisica contribuirono enormemente al consolidarsi della teoria atomica che, per i suoi presupposti, rappresentava uno strumento potente per una spiegazione uniforme e consistente di un crescente numero di osservazioni, anche se continuava a sfuggire la prova diretta dell'esistenza degli atomi.

Nei suoi confronti, la comunità scientifica reagiva in tre modi possibili:

- a) accettando la realtà del mondo atomico e portando avanti intense ricerche per provarla;
- b) assumendo una posizione di cauta neutralità, riconoscendo l'impatto intellettuale e l'utilità della teoria atomica, ma evitando accuratamente di schierarsi sul tema del mondo materiale che essa presumeva. Alcuni eminenti chimici assunsero questo atteggiamento, anche portando notevoli contributi sperimentali all'affermazione

---

<sup>1</sup> A. R. Hall, M. Boas Hall, *Storia della Scienza*, Società Editrice Il Mulino (1991) 357

finale della teoria, come evidenziato da quanto affermato da Kekulé nel 1867<sup>2</sup>: *Che gli atomi esistano o no è un problema che compete alla metafisica, ma è di scarso significato in Chimica. Ciò che invece è importante è stabilire se l'ipotesi atomica sia utile per spiegare i fenomeni chimici. Io posso affermare senza esitazioni che, da un punto di vista filosofico, non credo nella reale esistenza degli atomi, nel loro significato letterale di particelle indivisibili di materia, ma spero che un giorno si possa trovare una spiegazione meccanico-matematica per ciò che abbiamo chiamato atomi, che possa dar conto del peso atomico, della valenza e di molte altre loro proprietà. Come chimico, comunque, considero l'ipotesi degli atomi, non solo utile, ma assolutamente essenziale, e credo che gli atomi chimici esistano, purché con questo termine si indichino particelle di materia che rimangono indivisibili nel corso delle trasformazioni chimiche. Anche se un giorno il progresso scientifico porterà a una teoria della costituzione di questi atomi, cosa che costituirebbe un notevole progresso nella filosofia generale della materia, farà poca differenza in Chimica, perché l'atomo rimarrà sempre un'unità chimica;*

- c) rigettando, a priori, l'ipotesi atomica, o, almeno, la possibilità di poterne mai provare la validità. Questa posizione ostile risultava, alla fine, niente di più che un ottuso pregiudizio, che portò alcuni dei più preminenti e, purtroppo, influenti chimici del tempo a combattere una fiera guerra di retroguardia contro la teoria atomica<sup>3</sup>. Emblematico è il caso del francese Dumas, perché più di altri aveva contribuito in maniera decisiva alla determinazione dei pesi atomici e molecolari delle sostanze. Probabilmente deluso dal disaccordo tra i valori dei pesi atomici ottenuti con tecniche differenti, decise di attenersi rigidamente ai dati sperimentali, rinunciando a qualunque speculazione teorica: le teorie atomiche erano *sterili concezioni che avrebbero potuto soltanto gettare entro una deplorabile confusione lo studio dei fenomeni chimici. Antichi o moderni, i chimici insistono nel voler vedere con gli occhi del corpo e non con quelli della mente, e sono interessati a sviluppare teorie dei fatti, non a cercare fatti che siano di supporto a teorie preconcelte*<sup>4</sup>.

Sebbene inizialmente combattuta tra chimici, intorno a un problema squisitamente scientifico - la bontà o meno di un modello teorico esplicativo - questa battaglia

---

<sup>2</sup> B. Pullman, *The Atom in the History of Human Thought*, Oxford University Press (1998) 232

<sup>3</sup> B. Pullman, *The Atom in the History of Human Thought*, Oxford University Press (1998) 225-6

<sup>4</sup> B. Pullman, *The Atom in the History of Human Thought*, Oxford University Press (1998) 204

assunse ben presto il carattere di dibattito filosofico, attorno ai meccanismi della conoscenza e a come andasse impostato e sviluppato il metodo scientifico di indagine della Natura, perchè non portasse a conclusioni false o erranee. Che ne fossero consapevoli o no, i più accaniti oppositori alla reale esistenza degli atomi si rifacevano a un particolare tipo di filosofia, molto di moda a quel tempo, formulata da **Isidore Auguste Comte** (1798-1857), ed esposta nel *Course de philosophie positive*, pubblicato in sei volumi dal 1830 al 1842. Sebbene intrinsecamente non corretta, questa concezione della conoscenza che, tra l'altro, rifiutava l'idea stessa di unità della materia e condannava ogni ricerca volta a determinarne la struttura, al punto di proibire l'uso del microscopio, ebbe grande influenza su un certo numero di autorevoli scienziati ottocenteschi, molti dei quali si unirono a filosofi e teologi nella battaglia anti-atomistica<sup>5</sup>.

## Il positivismo

Nei limiti di questa trattazione, la filosofia di Comte può essere riassunta nel tentativo di imporre allo sviluppo della scienza due restrizioni, una utilitaristica e una concettuale. La restrizione utilitaristica consisteva nel limitare lo scopo ultimo delle scienze al contribuire allo sviluppo di una scienza sociale che, presumibilmente basata su un solido fondamento razionale, organizzasse, o, meglio, riorganizzasse, la società. Non può sfuggire il pericolo potenziale insito nel voler limitare lo scopo della ricerca scientifica, subordinandolo a un criterio utilitaristico, non importa quanto apprezzabile sia la sua presunta praticità<sup>6</sup>. Spinto principalmente da fini pedagogici e didattici<sup>7</sup>, Comte dispose le scienze esatte in una sequenza *naturale*: Matematica, Astronomia, Fisica, Chimica, Fisiologia, cui aggiunse la nuova scienza della Società, la Sociologia, che considerava la *Regina delle Scienze*. Questa scala gerarchica evidenziava come le scienze fossero connesse, storicamente e concettualmente, in modo logico e dipendente l'una dall'altra, e che ciascuna potesse essere interpretata sulla base delle leggi e delle teorie di quella che gerarchicamente la precedeva, in modo da poter essere esposte successivamente, senza ricadere in un circolo vizioso. Ciò diede nuovo impulso alle tendenze riduzioniste, sempre presenti nella storia delle scienze, che cercavano di spiegare pienamente le leggi e le teorie di ogni disciplina, per mezzo delle leggi e delle teorie di un'altra branca fon-

---

<sup>5</sup> B. Pullman, *The Atom in the History of Human Thought*, Oxford University Press (1998) 205

<sup>6</sup> B. Pullman, *The Atom in the History of Human Thought*, Oxford University Press (1998) 225

<sup>7</sup> D. Oldroyd, *Storia della Filosofia della Scienza*, EST (1998) 223

damentale. Comte, però, non pensò mai che un singolo tipo di conoscenza, quella matematica, fosse sufficiente per una comprensione scientifica completa dei fenomeni e che si potesse mai giungere a spiegare tutto con una legge universale<sup>8</sup>.

La seconda restrizione, che sta al centro del costrutto intellettuale di Comte, è più concettuale e riguarda, in principio, lo scopo e la profondità della conoscenza e, per estensione, la descrizione della Natura e anche le metodologie accettabili<sup>9</sup>: ogni branca del sapere passa attraverso tre stadi della conoscenza, quello teologico, quello metafisico e quello positivo. Nello *stadio teologico*, lo spirito umano mira a conoscenze assolute, a scoprire la natura intima degli esseri, le cause prime e finali dei fenomeni, attribuendole all'azione diretta e costante di agenti sovranaturali e divini. Nello *stadio metafisico*, gli agenti sovranaturali sono sostituiti da principi o costruzioni metafisiche, come la gravità o la conservazione dell'energia<sup>10</sup>, vere entità inerenti ai diversi esseri del mondo, capaci di produrre tutti i fenomeni osservabili, che possono essere spiegati, semplicemente assegnando a ciascuno l'entità corrispondente. Nello *stadio positivo*, lo spirito umano, riconosciuta l'impossibilità di ottenere nozioni assolute, rinuncia a indagare l'origine e il destino dell'universo e tenta unicamente di scoprire, mediante l'uso ben combinato di ragione e esperienza, le leggi effettive che regolano i fenomeni, cioè le loro relazioni invariabili di successione e somiglianza<sup>11</sup>.

Ridotta in termini reali, la spiegazione dei fatti non è altro che il legame che si può stabilire tra i diversi fenomeni particolari e alcuni fatti generali, il cui numero tende via via a diminuire, in seguito al progresso costante delle scienze. L'obiettivo della scienza, nel suo aspetto positivo, deve essere semplicemente l'esatta determinazione delle leggi fenomenologiche della Natura, mentre dovrebbero essere evitati decisamente i metodi di spiegazione teologici e metafisici, segni tipici di immaturità scientifica<sup>12</sup>. Questa è la vera *conoscenza positiva*, chiamata così perché assolutamente certa e libera da ogni forma di speculazione. Eccedere i limiti della descrizione analitica o postulare una qualsiasi nozione esplicativa non immediatamente riscontrabile nei fenomeni testimoniava per lui l'incapacità di raggiungere la più alta e più pura forma di scienza. I costrutti teorici, cioè tutto ciò che non potesse essere dimostrato e misurato in modo asso-

<sup>8</sup> D. Oldroyd, *Storia della Filosofia della Scienza*, EST (1998) 223

<sup>9</sup> B. Pullman, *The Atom in the History of Human Thought*, Oxford University Press (1998) 221

<sup>10</sup> A. R. Hall, M. Boas Hall, *Storia della Scienza*, Società Editrice Il Mulino (1991) 358

<sup>11</sup> D. Oldroyd, *Storia della Filosofia della Scienza*, EST (1998) 225

<sup>12</sup> D. Oldroyd, *Storia della Filosofia della Scienza*, EST (1998) 225-6

lutamente immediato (come l'atomo, il gene, l'elettrone, o l'inconscio di Freud) erano finzione, poesia, non scienza. Oltre ai filosofi, molti scienziati ritennero che Comte offrisse una certa garanzia del valore del lavoro scientifico e che se, come Newton, non avessero formulato ipotesi, ma raccolto, analizzato e confrontato i risultati delle misurazioni, avrebbero costituito qualcosa dotato di validità perenne<sup>13</sup>.

Il fallimento del positivismo si andò realizzando attraverso un accumularsi di errori, non ultimo quello di non aver colto il legame tra esperimento e ragionamento nell'avanzamento del progresso scientifico, e nel non aver realizzato che la scienza guarda al futuro e che i fallimenti del passato non precludono i successi futuri. Il nostro modo di fare scienza viola il positivismo e affonda le sue radici in tutto ciò che è proibito nel trattato di Comte<sup>14</sup>. Gli oggetti scientifici sono più potenti delle leggi perché suggeriscono strutture: proporre una struttura ipotetica allo scopo di spiegare nuove leggi significa descrivere un nuovo oggetto, ed equivale a formulare una nuova teoria esplicativa. Dalla prospettiva del progresso scientifico, le relazioni sono semplicemente il punto di partenza, ma le interpretazioni sono lo strumento essenziale<sup>15</sup>.

Molti progressi in molti campi scientifici contribuirono al suo declino e accantonamento finale, ma nessun fattore fu più decisivo dell'incredibile accumulo di evidenze a supporto dell'esistenza reale degli atomi e della notevole fertilità di questo concetto, segnando il destino del positivismo, che è sempre stato ferocemente antiatomista, e della sua ristrettezza di idee.

## Gli equivalentisti

Gli ultimi difensori della causa persa dell'antiatomismo, impegnati a *ridurre la scienza a un fenomeno sistematico, e montare la guardia contro le idee puramente teoriche*, possono essere distinti in *equivalentisti*, *empirocriticisti* e *energeticisti*. I primi rappresentavano il nucleo storico degli oppositori all'atomismo e poggiavano le loro obiezioni su basi prevalentemente scientifiche, senza sconfinare su problemi cognitivi o di filosofia della scienza e della conoscenza. Nella seconda metà dell'ottocento, tra i più attivi, spiccano Henri Sainte-Clare Deville (1818-1881) e, soprattutto, Marcelin Berthelot (1827-1907), per il quale la scienza doveva limitarsi a creare schemi di classificazio-

---

<sup>13</sup> A. R. Hall, M. Boas Hall, *Storia della Scienza*, Società Editrice Il Mulino (1991) 359

<sup>14</sup> B. Pullman, *The Atom in the History of Human Thought*, Oxford University Press (1998) 225

<sup>15</sup> J. Ullmo, *Le Pensée scientifique moderne*, Flammarion, Parigi (1969) citato da Pullman, pag 380 n 40

ne e registrare relazioni tra i fenomeni osservabili; l'ipotesi atomica era solo fonte di confusione, indegna di essere insegnata nei corsi di chimica.

Lo scontro con gli atomisti, soprattutto con Charles Adolphe Wurtz (1818-1884), spalleggiato da Charles Friedel (1832-1899) e Paul Schutzenberger (1829-1887), fu acceso, e articolato in una serie di dibattiti che si tennero tutti i lunedì, dal 9 aprile al 25 luglio 1877, nei locali dell'Istituto di Francia, dove si riuniva l'Accademia delle Scienze. La posizione di Berthelot può essere chiarita dal contenuto di alcuni suoi interventi: *La definizione dei pesi equivalenti è chiara e generalmente può essere dimostrata con esperimenti precisi. Invece, la definizione di atomo è talvolta basata su una nozione camuffata di peso equivalente, talvolta sulla nozione di molecola gassosa (che costituisce un argomento circolare), talvolta su quella di calore specifico, che è una quantità variabile, che non può servire da base per una definizione rigorosa. In breve, l'atomo è definito per mezzo di tre diverse nozioni, che spesso portano a risultati incompatibili e a scelte arbitrarie. Di conseguenza, anche la nozione di atomo è arbitraria ed è a causa della confusione introdotta nella scienza da questa ipotesi mal definita che rifiutiamo di vedere in essa una base per l'insegnamento della chimica*<sup>16</sup>.

Per lui, simboli e formule costituivano una teoria del linguaggio piuttosto che dei fatti e più di un chimico era stato propenso a confondere le proprietà dei numeri nascoste nelle formule, con le misteriose proprietà di entità reali: l'abbaglio risale all'errore dei pitagorici, ma è forse meno giustificabile, alla luce della sperimentazione scientifica. In pratica, i fenomeni sono privati di ogni carattere reale e, al posto della loro legittima descrizione, sono riportate una serie di considerazioni simboliche, che la mente trova più facile manipolare della vera realtà.

Avendo ricoperto una posizione governativa di alto rango, Berthelot ebbe il potere di interferire con la diffusione delle idee che non approvava, arrivando a bandire l'insegnamento della teoria atomica a favore di quella dei pesi equivalenti, almeno fino al 1890. Di conseguenza, in Francia la maggior parte dei libri di testo si adeguò ai decreti governativi, menzionando l'ipotesi atomica come un ripensamento, alla fine del capitolo dedicato alle leggi chimiche. Peggio, alcuni la relegarono in appendice, per enfatizzare il fatto che la chimica dovesse essere insegnata in una forma positivista incorrotta, attraverso i fatti e i fatti soltanto. Come evidenza Bachelard, *Le leggi gravimetri-*

---

<sup>16</sup> M. Berthelot, *Compt. Rend.*, 84 (1877) 1189-1195, citato da Pullman, 233

*che, così semplici, chiare e logiche nell'ordito dell'intuizione atomica, andavano insegnate senza alcun riferimento all'intuizione. Il trucco stava nel non pronunciare mai la parola atomo: tutti pensavano ad esso, ma nessuno ne parlava. Alcuni autori, spinti da scrupoli dell'ultimo minuto, presentavano una breve storia delle teorie atomiche, ma seguiva sempre un trattamento positivista tradizionale<sup>17</sup>.*

### **Mach e l'empirocriticismo**

Il dibattito continuò acceso in tutta Europa; in Germania esso fu, in qualche modo, sollecitato dal poderoso sviluppo di un'industria chimica estremamente avanzata. Paradossalmente, le grandi conquiste scientifiche, che caratterizzarono la fine dell'800, diedero vita a due modi diametralmente opposti di concepire i meccanismi attraverso i quali si compie il processo della conoscenza e di definire il ruolo delle scienze. Da una parte, emerse un nuovo ideale di razionalità, che permeò tutti i settori della cultura e della società; dall'altro, entrò in crisi definitiva la possibilità di un rapporto diretto e immediato con la realtà, in tutti i suoi aspetti, che era stato proprio delle filosofie positiviste. Anche se non direttamente impegnato nelle attività produttive, lo scienziato ne subiva la logica, rimanendo coinvolto nel processo di frammentazione e separazione delle varie discipline scientifiche, che ne rese più difficile quel controllo unitario che aveva caratterizzato l'ottocento. I problemi originati dallo straordinario sviluppo scientifico e tecnologico misero in evidenza le difficoltà nelle quali si dibatteva il meccanicismo, nel quale pure la teoria cinetica e l'elettromagnetismo sembravano indicare il paradigma metodologico di base per una corretta spiegazione scientifica dei fenomeni. Diventava evidente che molti problemi, sul piano strettamente fisico, non avevano una via d'uscita univoca e obbligata, e questo, aprendo la strada ad approcci teorici anche molto differenti tra di loro, metteva in discussione il compito, l'obiettivo, il ruolo della ricerca e della spiegazione scientifica, e il significato stesso delle teorie<sup>18</sup>.

Tutto ciò favorì la nascita di una o più correnti di pensiero che cercavano di riportare la scienza in condizioni di subordinazione rispetto al quadro fenomenologico e quindi al progresso tecnico. Si registrò una regressione alle vecchie teorie positiviste, che rivendicavano la necessità di rifiutare qualunque spiegazione modellistica, contro le quali si batterono quei ricercatori che, come Boltzmann, pur rendendosi conto di quanto

---

<sup>17</sup> G. Bachelard, *Les Intuitions Atomistiques*, J. Vrin, Parigi (1975) citato da Pullman, 235

<sup>18</sup> A. Baracca, S. Ruffo, A. Russo, *Scienza e Industria 1848-1915*, Laterza, Bari (1979)

necessario e fecondo fosse disporre di molteplici ipotesi e modelli, per una scienza in armonia con lo sviluppo produttivo e sociale, non riuscivano a svincolarsi da una concezione del mondo fondamentalmente meccanicistica. Fedeli, però, a un quadro di stampo riduzionistico, cercavano sempre di ricondurre tutti i fenomeni alle interazioni, di natura meccanica o elettromagnetica, tra i costituenti elementari della materia, per ricostruire le leggi specifiche. Lo scontro tra queste due posizioni fu durissimo, ma avrebbe portato ad un reale arricchimento delle conoscenze, pur risultando riduttivo e paralizzante. Solo all'inizio del '900 si sarebbe delineata una terza posizione che, con Planck, Einstein, Nernst e Bohr, avrebbe cercato di allargare al massimo il potere esplicativo delle teorie, senza inchiodarlo a rigidi schemi generali e rinunciando all'idea, ormai vuota, di un controllo unitario.

Uno dei più influenti rappresentanti della scuola di pensiero, poi chiamata *empiriocriticism*, che, per alcuni aspetti, si ricollegava al positivismo di Comte, fu il fisico austriaco **Ernst Mach** (1836-1916), che riteneva, come sole fonti di conoscenza, si dovessero utilizzare le osservazioni legate alle percezioni sensoriali. Nel *Die Mechanik in ihrer Entwicklung historisch-kritisch dargestellt*, pubblicato nel 1883, limita l'attività dello scienziato ad acquisire e organizzare le sensazioni derivate dall'esperienza immediata, alla ricerca di connessioni stabili tra di esse, e, infine, alla riproduzione formale dei fenomeni nel pensiero, realizzando la massima economia concettuale, *Denkonomie*. Quello che lo scienziato non poteva e non doveva fare era cercare le cause dei fenomeni e pretendere di ricavare, dalle osservazioni sensoriali, rappresentazioni sperimentali e modelli della realtà che lo conducessero a nuove scoperte<sup>19</sup>: *Ciò che noi ci rappresentiamo dietro le apparenze esiste soltanto nel nostro intelletto; ha soltanto il valore di una memoria tecnica o di una formula, la cui forma, essendo arbitraria o irrilevante, varia molto facilmente col punto di vista della nostra cultura*<sup>20</sup>.

Mach arrivò persino a ritenere gli oggetti materiali niente altro che *simboli mentali concisi per rappresentare un gruppo di sensazioni*, e che ognuno di questi simboli non avesse esistenza fuorché nel pensiero. Distingueva tra le scienze descrittive, che dovevano limitarsi a classificare e riprodurre fatti particolari e, dove possibile, mettere in evidenza i caratteri comuni a fenomeni differenti, e le scienze più evolute, *in grado di*

<sup>19</sup> C. Cercignani, *Ludwig Boltzmann, The Man Who Trusted Atoms*, Oxford University Press (1998) 13

<sup>20</sup> E. Mach, *Die Geschichte und die Wurzel des Satzes von der Erhaltung der Arbeit*, Praga (1872) 49, citato da Oldroyd

*contenere in un'unica espressione le regole per la riproduzione di un gran numero di fatti.* Credeva, non solo nella supremazia cognitiva dei fenomeni, ma anche dei dati di percezione, che sono la sola fonte della nostra conoscenza del mondo. I corpi e gli oggetti fisici sono semplicemente la somma delle nostre percezioni e tali quali noi ne facciamo esperienza. Queste percezioni costituiscono la sola realtà che ci è accessibile, che deve essere descritta nel modo più semplice possibile, in accordo con il criterio di economia concettuale.

Mach si oppose sempre alle più importanti teorie ottocentesche, che cercavano di ottenere informazioni sulle realtà non osservabili, come, appunto, gli atomi, sulle quali poi costruire delle teorie, abitudine ritenuta impropria e fuorviante. *Gli atomi non possono essere percepiti dai sensi, perchè, come tutte le sostanze, sono **enti mentali**. Anzi, si attribuiscono loro certe proprietà che contraddicono quelle finora osservate da tutti. Certo, le teorie atomiche possono servire a esporre una serie di fatti. Ma gli scienziati, per i quali sono valide le regole metodologiche newtoniane, considerano teorie di questo tipo come **espedienti provvisori**, e cercano di sostituirle con altre più vicine alla Natura.* Vista la loro utilità per coordinare una massa di dati empirici, Mach era disposto ad ammettere, con qualche riluttanza, che gli atomi avessero un qualche valore euristico o didattico, ma non a concedere loro un qualche status reale<sup>21</sup>.

In conclusione, la posizione di Mach riproponeva una problematica che risaliva ai presocratici, determinata da un eccessivo empiricismo, anche se, nel caso di Mach, esso non era totalmente sterile; per esempio, la sua critica epistemologica della meccanica newtoniana influenzò enormemente Einstein, aiutandolo a chiarire certi aspetti della teoria della relatività. Boltzmann, al contrario, aveva un'idea liberale dell'importanza di ipotesi, teorie, e concetti mentali in generale.

## **Gli energitisti**

L'energitismo, nato nella seconda metà dell'ottocento, e fiorito nella prima decade del novecento, è una variante del positivismo, che rivendica uno studio puramente fenomenologico della natura, rigetta ogni ipotesi sulla sua realtà oggettiva e ogni tentativo di spiegarne l'essenza. Questa visione del mondo, chiamata anche **Energetica**, con un termine già usato, alcuni decenni prima, dal fisico W. J. M. Rankine, sebbene con si-

---

<sup>21</sup> D. Oldroyd, *Storia della Filosofia della Scienza*, EST (1998) 234

gnificato differente, fu formulata da uno dei fisici più fortemente influenzati dal pensiero di Mach, Georg Helm (1851-1923), di Dresda, in un volumetto pubblicato nel 1887. Riteneva che l'elemento costitutivo del mondo fosse l'energia, e non gli atomi e le forze tra essi esercitate, e per questo una termodinamica generalizzata doveva sostituire la meccanica come fondamento della Fisica. La scienza non deve occuparsi della cose in sé, perché le sue finalità sono rigidamente limitate allo stabilire connessioni tra le leggi sperimentali e la logica matematica.

L'aspetto caratteristico dell'Energetica è il rifiuto categorico di far ricorso a qualunque modello, che, inevitabilmente, implica il rifiuto di considerare indagine scientificamente legittima lo studio della struttura intima delle sostanze, che sta al di sotto del loro comportamento osservabile. Al centro della dottrina, la supremazia incondizionata dell'energia come l'agente che governa il mondo fisico, consentendo la comprensione, la classificazione e l'unificazione di tutti i fenomeni, meccanici, termici e chimici, che costituiscono il mondo percepibile. L'espressione ultima di questa filosofia è contenuta nei principi fondamentali della termodinamica, in particolare quello di conservazione dell'energia, per descrivere e codificare le condizioni nelle quali la materia reagisce, senza essere costretti a fare qualsivoglia ipotesi sulla natura della materia.

Alla guida di questa nuova corrente di pensiero si pose il chimico tedesco **Wilhelm Ostwald** (1853-1932), che semplicemente negava l'esistenza reale della materia, affermando che la sola realtà vera, quella che ci influenza direttamente, è l'energia<sup>22</sup>. La grandezza fisica fondamentale dell'universo non è la massa, ma l'energia e lo stesso concetto di materia può essere sostituito da quello più ampio di energia. Essa è reale, sia perché le cause di un fenomeno vanno ricercate nelle energie che entrano in gioco, sia perché permette di indicare il contenuto di un fenomeno e costituisce un polo immutabile nella mobilità dei fenomeni e, nello stesso tempo, l'impulso che fa girare il mondo dei fenomeni intorno a questo polo. Pertanto, la Scienza ha lo scopo esclusivo di ricondurre tutte le leggi naturali alle *leggi delle diverse forme di energia*, senza attribuire un ruolo privilegiato ad una in particolare. Le teorie su cui costruire la vera scienza della Natura devono limitarsi a descrivere un certo insieme di fenomeni, in maniera il più possibile chiara e libera da ipotesi e da rappresentazioni del mondo.

---

<sup>22</sup> B. Pullman, *The Atom in the History of Human Thought*, Oxford University Press (1998) 236

Queste tesi non potevano non suscitare le critiche di quegli scienziati che, come **Ludwig Eduard Boltzmann** (1844-1906), avevano una visione realistica del mondo e ritenevano che solo oltrepassando la semplice esperienza si poteva acquisire una visione di insieme più generale dei fenomeni e scoprire nuovi fatti ancora più sorprendenti di quelli osservati. Le teorie dovevano perciò cercare di costruire rappresentazioni interiori della realtà, rielaborandole e perfezionandole di continuo, per adattarele sempre meglio al mondo esterno. Mentre Ostwald era contrario al fatto che lo scienziato si formasse un'immagine del mondo, per Boltzmann era importante che in quest'immagine fossero inclusi il minor numero possibile di elementi arbitrari. Le teorie atomiche avevano in sé la capacità di allargare l'orizzonte delle idee, suggerire nuove associazioni di concetti, spingere verso la progettazione di nuovi esperimenti.

Lo scontro scientifico tra Ostwald e Boltzmann raggiunse il suo apice in occasione del 67° congresso annuale dell'Associazione Tedesca degli Scienziati Naturali e dei Medici (Lubecca, 1895). Presiedeva il convegno Johannes Wislicenus, collega di Ostwald a Lipsia, stereochimico e atomista convinto, che organizzò gli interventi in modo che quello di Viktor Meyer su *Problemi di Atomistica* bilanciassero quelli degli empiricisti: *Sull'attuale condizione dell'Energetica*, di Helm e *Disfatta del materialismo scientifico*, di Ostwald. Questi definì **ipotetico e persino metafisico** il materialismo meccanicistico, che per lui era *un puro e semplice errore*; la materia era immaginaria, *un'entità che abbiamo costruito piuttosto imperfettamente, per rappresentare quello che persiste attraverso il flusso delle apparenze, e l'assunzione che gli elementi persistano materialmente nei loro composti* era puro nonsenso.

A Ostwald e Helm si opposero anche Boltzmann, Nernst, Klein, von Oettinger e Sommerfeld, in maniera tanto vigorosa, da far dire a Ostwald: *Fu quella la prima volta che mi trovai a confrontarmi personalmente con una tale unanime banda di categorici avversari*. Boltzmann, in realtà, non difendeva il punto di vista della meccanica classica, contro il quale si scagliavano Helm e Ostwald, ritenendolo un argomento chiuso, anche se preferiva lavorare su un fondamento meccanicistico, piuttosto che energetico. *Nessuna equazione può rappresentare dei processi con precisione assoluta; sempre ne fa una idealizzazione, insistendo su certe differenze; sicchè, in questo modo, va oltre l'esperienza. Che ciò sia necessario, se vogliamo avere una qualche idea che ci consenta almeno di predire qualcosa per il futuro, segue dalla natura dei nostri stessi processi*

*intellettuali, che consistono, in realtà, nell'aggiungere qualcosa all'esperienza e nel creare una rappresentazione mentale che non coincide con una semplice esperienza e proprio per questo può rappresentare molte esperienze differenti. (Boltzmann, 1899)<sup>23</sup>*

La polemica continuò sulle pagine degli *Annalen der Physik und Chemie*, e si sviluppò principalmente attorno alla teoria cinetica e all'atomismo fisico, per i quali gli energitisti avevano previsto vita precaria. Al contrario, nella prefazione al secondo volume delle *Lezioni sulla Teoria dei Gas* (Agosto 1898), Boltzmann ne dimostrò il contributo determinante alla formulazione delle equazioni di stato dei gas non ideali di van der Waals, alla scoperta di argon e neon da parte di Ramsay sulla base di un ragionamento atomistico, e alla verifica effettuata da Smoluchowski delle predizioni su base cinetica dagli aspetti altrimenti anomali della conduzione termica nei gas rarefatti. A tutto ciò andava aggiunta l'efficacia dell'atomismo chimico nel giustificare, sia le relazioni stechiometriche, che arcani fenomeni come l'isomeria strutturale e la stereoisomeria; nelle relazioni stabilite tra l'attività ottica e i modelli strutturali formulati per le diverse molecole, Ida Freund vedeva la prova più schiacciante di quanto valido e utile fosse stata l'introduzione nelle scienze di queste grandezze ipotetiche, l'atomo e la molecola. Ma i toni di Boltzmann, anziché essere, come sarebbe stato giustificato, trionfalistici, appaiono sobri, addirittura disperati: *Secondo me, sarebbe un peccato per la Scienza se la teoria dei gas dovesse essere temporaneamente eclissata dal momentaneo prevalere di un'atmosfera ostile, come, per esempio, accadde alla teoria ondulatoria della luce, messa in difficoltà più dall'autorevolezza di Newton che dai propri difetti. Riconosco l'impotenza di un singolo individuo contro l'andazzo dei tempi, ma intendo contribuire, per quanto posso, a far sì che, quando la teoria gas sarà di nuovo in auge, non sarà necessario aggiungervi troppi elementi nuovi.*

Per uscire dall'imbarazzo che l'atomismo chimico causava loro, gli energitisti, accolsero con entusiasmo la pretesa del chimico boemo František Wald, altrimenti sconosciuto, di aver trovato la maniera di liberare la chimica dall'atomismo, deducendo, dai principi della dinamica chimica, tutte le leggi della stechiometria. Ostwald ritenne valido il suo trattamento, pubblicandolo nei giornali di cui era editore, lo *Zeitschrift für physikalische Chemie* e gli *Annalen der Naturphilosophie*, e lo fece proprio, esponendolo alla Royal Society, in occasione della propria Faraday Lecture, il 19 aprile 1904. Era

---

<sup>23</sup> citato da N. Robotti, *I primi modelli dell'atomo*, Loescher, Torino (1978) 27

convinto di poter porre la teoria chimica su basi ben più salde di quelle fornite da una pura ipotesi e di poter dimostrare che le leggi delle proporzioni costanti, equivalenti e multiple derivavano tutte, come conseguenza naturale dal modo di preparare e purificare le sostanze chimiche. Non riusciva, però, a convincere i chimici suoi contemporanei che le sue assunzioni di partenza non contenessero già le conclusioni che andavano provate, cioè le leggi della stechiometria. Ad ogni modo, anche lui continuava ad utilizzare l'atomismo chimico, almeno in senso formale, come ipotesi che funzionava bene. È singolare che la sua Faraday lecture su *Elementi e Composti* sia stata tenuta nella stessa aula nella quale, nel gennaio 1804, Dalton aveva esposto la sua teoria, per la prima volta al di fuori della città di Manchester, dove viveva. Per dirla con le parole di Alan J. Rocke, Dalton aveva aperto il sipario sulla tragedia della teoria atomica, e Ostwald cercava di scriverne la fine.

Nel frattempo, le prove indirette a favore dell'esistenza reale degli atomi si erano andate moltiplicando: intorno agli anni '70, la teoria cinetica dei gas, basata sulla concezione di una struttura discontinua della materia, aveva raggiunto un alto grado di formalizzazione, utilizzando metodi statistici per prevedere, a livello macroscopico, il comportamento del grandissimo numero di molecole che costituivano un gas. Tuttavia, troppi problemi rimanevano irrisolti, specie per la difficoltà di correlare, con la supposta indivisibilità e rigidità degli atomi, fenomeni come l'assorbimento e l'emissione di radiazioni tra stati energetici ben definiti, o la possibilità di esistenza in soluzione di specie elettricamente cariche (ioni). Per esempio, Kelvin riteneva che il principio di conservazione dell'energia e i principi della termodinamica fossero più in armonia con l'ipotesi di Boscovich, che concepiva l'atomo come un centro di energia.

Malgrado il pessimismo di Boltzmann, i suoi avversari si avviavano a una rapida sconfitta, travolti dagli avvenimenti scientifici, e ne erano, in larga parte, consapevoli. Raramente, nella storia delle scienze, un costante e graduale accumularsi di dati sperimentali, che puntavano a una conclusione sempre più ineluttabile, ha generato incomprensioni e controversie maggiori. È vero che la questione centrale, gli atomi invisibili e indivisibili, erano il terreno di coltura perfetto per questa confusione, ma è importante evidenziare l'effetto inibitore che chiusura mentale e idee preconcepite hanno avuto sulla costruzione di una visione atomica del mondo. Queste idee o negavano che immaginazione e ragionamento potessero essere componenti legittimi del metodo scientifico, o li

confinavano nei limiti restrittivi imposti da dottrine filosofiche che mancavano di coraggio e lungimiranza. Il fallimento di questi atteggiamenti e dottrine, e, al contrario, il trionfo dell'atomismo, anche se di una versione riformata dell'atomismo, attestano della futilità degli sforzi per limitare lo scopo dell'esplorazione scientifica<sup>24</sup>.

Già tre mesi dopo il congresso di Lubecca, Röntgen aveva scoperto i raggi X, cui si erano aggiunti, nel decennio successivo, la scoperta della radioattività (Becquerel), la determinazione del rapporto carica massa dell'elettrone (Thomson), l'identificazione di radio, polonio e attinio (Curie), la formulazione dell'ipotesi quantistica (Planck), e della teoria speciale della relatività e della emissione della luce da parte di Einstein, che studiò pure il moto browniano. La scoperta delle particelle subatomiche, la formulazione della teoria dei quanti luminosi di Planck-Einstein, e la possibilità di osservare il movimento microscopico delle particelle colloidali, causato da processi cinetico - molecolari casuali, indebolirono le posizioni di energitisti e positivisti; l'atomo fisico, anche se molto differente da quello postulato da Dalton, stava rapidamente diventando incontestabile, almeno quanto quello chimico.

Ostwald si convinse intorno al 1908, dopo gli studi di Einstein, Smoluchowski e Perrin sul moto browniano; pare che, ancora prima, nel 1903, Mach abbia ammesso l'esistenza degli atomi, dopo aver visto le macchie fluorescenti delle particelle alfa, ma questo aneddoto non trova riscontro nella sua successiva produzione scientifica.

La sfida più lucida all'antiatomismo di Mach fu lanciata da Planck (1908) nella conferenza dal titolo *L'unità delle rappresentazioni fisiche del mondo*, una calorosa difesa di una concezione del mondo (Weltanschauung) unificata, scientifica e realistica, che non poteva essere una creazione più o meno volontaria della nostra mente, come ritenevano i seguaci di Mach, ma che piuttosto rifletteva i reali processi naturali, che sono completamente indipendenti da noi. La sua risposta a chi credeva solo nello sperimentalismo era implacabile: affermare che un atomo di idrogeno pesi  $1,6 \cdot 10^{-24}$  grammi contiene lo stesso grado di conoscenza che affermare che la luna ne pesi  $7 \cdot 10^{25}$ . Quanto al fatto che la luna sia visibile e l'atomo no, basta ricordare che la massa di Nettuno fu determinata prima che gli astronomi fossero riusciti a individuarlo con il telescopio.

La scoperta che gli atomi sono costituiti da parti più piccole e i tentativi di chiarirne la natura rappresentano uno degli aspetti più interessanti della Storia delle Scienze

---

<sup>24</sup> B. Pullman, *The Atom in the History of Human Thought*, Oxford University Press (1998) 245

moderne, perché la conoscenza della struttura atomica ha consentito di comprendere meglio il comportamento delle sostanze chimiche e di descriverne in modo semplice e sistematico le proprietà, facilitando la memorizzazione di numerosi fatti chimici<sup>25</sup>. Tuttavia, con buona pace di Dalton e Cannizzaro, fu presto chiaro che l'indivisibilità delle entità chimiche elementari, che partecipano inalterate alle reazioni, poteva conciliarsi con la loro divisibilità fisica.

### L'unità di carica elettrica

Malgrado sia molto più piccolo di protoni e neutroni, l'elettrone fu il primo costituente dell'atomo ad essere individuato, prima per deduzione logica, e poi sperimentalmente. L'ipotesi che potesse esistere una particella recante la carica elettrica unitaria fu la conseguenza di due tappe fondamentali nell'evoluzione dell'elettrochimica: l'enunciato delle leggi dell'elettrolisi (Faraday, 1834) e la formulazione della teoria della dissociazione elettrolitica (Arrhenius, 1884).

Le leggi dell'elettrolisi stabilivano una relazione quantitativa diretta, non solo tra l'elettricità che fluisce su un elettrodo e la massa del materiale che essa trasforma, ma anche tra questa massa (*equivalente elettrochimico*) e il peso di combinazione delle sostanze coinvolte (*equivalente chimico*). L'elettricità è, perciò, un vero e proprio **reattivo chimico** che, come gli altri, prende parte alle reazioni secondo quantità e rapporti definiti: ad ogni ione è associata una definita quantità di elettricità, che si mantiene inalterata quando lo ione passa da un composto a un altro, e ogni molecola è costituita da ioni di carica opposta, in numero tale da realizzare la neutralità elettrica totale.

Negli anni successivi, parecchi fisici, come **John Wilhelm Hittorf** (1824-1914) e **Friedrich Wilhelm Georg Kohlrausch** (1840-1910), cercarono di chiarire il meccanismo della conduzione elettrica nelle soluzioni, ma i loro risultati sperimentali, e le ipotesi che avanzavano per spiegarli, erano troppo in contrasto con i concetti radicati dei chimici, i quali, per esempio, consideravano i sali sostanze particolarmente stabili, perché, nel corso della loro formazione, a partire da un acido e un alcali, si libera una grande quantità di calore. Non riuscivano, perciò, ad accettare che il semplice processo di dissoluzione potesse fornire energia sufficiente a distruggere aggregati così stabili, separandoli in specie di carica opposta, e che queste potessero coesistere in soluzione senza

---

<sup>25</sup> L. Pauling, *General Chemistry*, 3<sup>rd</sup> ed., Dover Publ. Inc., (1988), New York, 39

attrarsi e ricombinarsi, visto che, quando il solvente era fatto evaporare completamente, si ottenevano le sostanze di partenza inalterate. Così, per lungo tempo, il concetto di ione rimase patrimonio esclusivo degli elettrochimici.

Il 5 aprile del 1881, nel corso di una *Faraday Lecture*, il fisico tedesco **Hermann von Helmholtz** (1821-1894) affermò che, se si accetta la teoria atomica della materia, non si può fare a meno di concludere che anche l'elettricità è divisa in definite porzioni elementari, che si comportano come *atomi di elettricità*<sup>26</sup>.

A metà degli anni '80, il chimico svedese **Svante August Arrhenius** (1859-1927) formulò la **teoria della dissociazione degli elettroliti**: in soluzione, gli elettroliti possono assumere due forme, una inattiva e una attiva (più tardi identificata negli ioni) e solo quest'ultima è in grado di condurre la corrente elettrica. In una seconda rielaborazione della teoria, Arrhenius stabilì che, anche in assenza di campi elettrici, certi solventi hanno la capacità di dissociare le molecole di elettrolita in due o più ioni di carica opposta, e di mantenerli separati, in maniera stabile: è la presenza permanente di queste cariche elettriche a consentire il passaggio della corrente attraverso le soluzioni, mentre nel solvente e nell'elettrolita solido, presi separatamente, esso non avviene. La carica elettrica degli ioni che si formano da ciascun elettrolita, a prescindere dal segno, può assumere soltanto determinati valori, eguali o multipli interi e piccoli della più piccola carica elettrica presente su uno ione.

Gli fu obiettato che era inverosimile pensare che dalla semplice dissoluzione in acqua del sale comune potessero separarsi specie molto reattive, come sodio e cloro. Arrhenius replicò che gli ioni sono differenti e hanno caratteristiche differenti da quelle degli elementi da cui si originano per scambio (acquisto o cessione) di *atomi* di elettricità. Solo nel 1914 due fisici inglesi, **William Henry Bragg** (1862-1942) e il figlio **William Lawrence** (1890-1971), analizzando lo spettro di diffrazione dei raggi X da parte di un cristallo di cloruro di sodio, conclusero che il suo aspetto poteva essere spiegato solo ammettendo che gli elettroliti forti siano completamente dissociati negli ioni costituenti, non solo in soluzione, ma anche allo stato solido, per cui il cristallo non contiene molecole, ma ioni già separati.

La spiegazione di Arrhenius, sebbene corretta, non poteva essere accettata né da chi ancora respingeva l'ipotesi atomica, né dagli atomisti perché, cedendo atomi di elet-

---

<sup>26</sup> H. von Helmholtz, *J. Chem. Soc.*, 39 (1881) 290

tricità, l'atomo implicitamente si decomponeva, cosa impossibile per definizione. Tuttavia, all'inizio degli anni novanta, partendo dalle implicazioni insite nelle leggi dell'elettrolisi e della teoria della dissociazione elettrolitica, il fisico irlandese **George Johnstone Stoney** (1826-1911) formulò l'ipotesi che l'elettricità, come la materia, fosse costituita da unità discrete e che la minima quantità di elettricità fosse, con la velocità della luce e la costante gravitazionale di Newton, una delle tre unità fisiche fondamentali<sup>27</sup>; nel 1891, propose di chiamare **elettroni** i portatori della carica elettrica unitaria, rifacendosi all'ambra, dal cui sfregamento era nata la prima osservazione dei fenomeni elettrici<sup>28</sup>. I differenti ioni, le cui cariche, in accordo con la seconda legge di Faraday, sono multipli interi l'una dell'altra, hanno o mancano di una o più di queste particelle.

La conferma sperimentale arrivò nel 1897, quando **Joseph John Thomson** (1856-1940) determinò il rapporto carica/massa dei raggi catodici, dimostrandone, definitivamente, la natura particellare. Thomson formulò l'ipotesi che essi consistessero di **corpuscoli**, dotati di una carica negativa, una massa estremamente piccola, che rappresentava l'unità di carica elettrica. Poiché le proprietà dei raggi catodici si mantenevano inalterate al variare dell'elemento che li emetteva, questi corpuscoli erano un costituente universale della materia, che faceva parte dell'edificio atomico di tutti gli elementi.

Questa ipotesi chiariva il quadro concettuale connesso ai fenomeni fotoelettrici, termoelettrici e, soprattutto, elettrochimici. L'elettrizzazione comportava, inevitabilmente, un'alterazione dell'atomo, che risulta positivo, se uno o più corpuscoli ne sono allontanati, negativo, se li riceve. Durante un processo di elettrolisi, uno ione positivo riceve corpuscoli dall'elettrodo negativo e si neutralizza, uno negativo si neutralizza trasferendo corpuscoli all'elettrodo positivo. Così, la conduzione elettrica, in qualsiasi mezzo, era spiegata *dall'azione dei corpuscoli, che trasferiscono l'elettricità da un atomo all'altro*. Ovviamente, lo stesso Thomson si rendeva conto del fatto che l'edificio atomico, oltre ai corpuscoli che recano la carica individuale negativa, doveva contenere *un qualcosa di positivo che ne garantisse la neutralità elettrica*<sup>29</sup>. Si ponevano dunque diversi problemi: se la carica positiva fosse associata a particelle aventi massa, in che

---

<sup>27</sup> G. J. Stoney, *Phil. Mag.*, V, 38 (1894) 418-20

<sup>28</sup> P. Childs, *Educ. in Chem.*, (1994) 146

<sup>29</sup> J. J. Thomson, *Phil. Mag.*, XLVIII, (1899) 547-67, citato da N. Robotti, *I primi modelli dell'atomo*, Loescher Ed. (1978), Torino, 100

rapporto stesse la loro massa con quella degli elettroni, quanti elettroni fossero presenti in un atomo e come fossero distribuite queste cariche elettriche al suo interno.

Buoni indizi a favore della presenza di cariche positive all'interno dell'atomo vennero dalla identificazione dei **raggi canale**, che erano emessi dall'anticatodo dei tubi di scarica e si propagavano in direzione opposta ai raggi catodici. Dopo numerosi tentativi infruttuosi, nel 1898, utilizzando un campo elettrico di 30.000 Volt, **Wilhelm Wien** (1864-1928) riuscì a defletterli verso la piastra negativa del condensatore, dimostrando che erano costituiti da particelle di carica positiva<sup>30</sup>. Il loro rapporto carica/massa risultava migliaia di volte maggiore di quello dei corpuscoli di Thomson, ed era paragonabile ai valori ottenuti negli esperimenti di elettrolisi per gli ioni atomici. Wien avanzò l'ipotesi che i raggi canale si originassero da atomi o molecole del gas che riempiva il tubo di scarica, che avevano acquisito una carica positiva a seguito degli urti o per effetto dell'intenso campo elettrico: l'ipotesi fu confermata da Thomson, il quale dimostrò che il valore del rapporto carica/massa variava al variare del gas di riempimento. Wien determinò per il rapporto carica/massa relativo all'atomo di idrogeno un valore di  $10^4$ , consistente con quello, di circa  $10^5$ , ottenuto nel 1830 da dati di elettrolisi. Avendo un rapporto carica/massa pari a  $1,76 \cdot 10^8$ , l'elettrone risultava circa duemila volte più leggero dell'atomo di idrogeno, nell'ipotesi che avessero la stessa carica. Infine, l'elio presentava due diversi valori del rapporto, uno a bassi campi elettrici, l'altro, esattamente il doppio del primo, a valori elevati: fu avanzata l'ipotesi che gli atomi di elio potessero perdere due corpuscoli negativi, dando luogo a ioni bivalenti. Thomson intuì anche le potenzialità analitiche di questa tecnica e nel 1913 pubblicò un libro dal titolo *Rays of positive Electricity and their application to Chemical Analysis*, per incoraggiare i chimici analitici a svilupparla<sup>31</sup>; **Francis William Aston** (1887-1945), suo allievo, mise a punto la tecnica, oggi nota come spettroscopia di massa.

### I primi modelli atomici

L'aver identificato quali fossero i frammenti nei quali si decompongono gli atomi entro i tubi di Crookes, poneva l'ulteriore problema di definire la distribuzione della carica e della massa all'interno dell'atomo, nel suo insieme. La risposta a questo quesito

<sup>30</sup> C. E. Moore, B. Jaselskis, A. v. Smolinski, *J. Chem. Educ.*, 62 (1985) 859-860

<sup>31</sup> K. J. Laidler, *The World of Physical Chemistry*, Oxford University Press, Oxford (1993) 191

sarebbe venuta attraverso un percorso teorico-sperimentale legato alla scoperta dei fenomeni radioattivi, ma è chiaro che la bontà dei modelli proposti sarebbe dipesa dalla loro capacità di giustificare, oltre ai fenomeni elettrici, anche quelli spettroscopici (per esempio, le righe nette degli spettri atomici) e radioattivi.

Alcuni risultati sperimentali cominciavano a mettere in crisi anche l'immagine dell'atomo come entità omogenea e impenetrabile; per esempio, non si sarebbe potuto spiegare come mai i raggi catodici possano attraversare sottili lamine di alluminio, senza negare la loro consistenza materiale, se non si fosse accettata l'ipotesi che avesse una struttura aperta e spazi relativamente ampi al suo interno<sup>32</sup>. Tra le varie ipotesi avanzate per risolvere questa questione, alcune postulavano una distribuzione uniforme delle cariche all'interno del volume atomico, altre una loro distribuzione localizzata, ma tutte dovettero confrontarsi con problemi di stabilità elettrostatica e di compatibilità con i fenomeni fisici osservati.

Nel 1901, **James Hopwood Jeans** (1877-1946) formulò l'ipotesi che le cariche positive fossero associate a particelle eguali agli elettroni, ma di segno opposto: gli ioni positivi. Se anche questi avessero avuto massa estremamente piccola, come gli elettroni, si poteva concludere che entrambi non avessero estensione spaziale, ma fossero cariche puntiformi. Essendo, però, questa ipotesi incompatibile con i dati spettroscopici, dovette ammettere che avessero un volume definito e fossero distribuiti in modo che lo strato più esterno avesse carica negativa, vista la relativa facilità con la quale i corpuscoli di questo segno potevano essere allontanati dagli atomi, sotto forma di raggi catodici, emissioni fotoelettriche, eccetera<sup>33</sup>.

Tuttavia, alcuni risultati sperimentali portavano a supporre che tra gli ioni positivi e gli elettroni negativi dovessero esistere delle differenze qualitative. Questa difficoltà non era presente nel modello elaborato, nello stesso anno, dal fisico francese **Jean Baptiste Perrin** (1870-1942), nel quale ciascun atomo era costituito, in parte da una o più masse con carica positiva molto superiore a quella di ogni singolo corpuscolo e, in parte, da una moltitudine di corpuscoli. Le masse si potevano paragonare a soli positivi, i corpuscoli a pianeti negativi, tenuti insieme da forze elettrostatiche; le cariche erano in numero tale da dare, in complesso, un atomo neutro. Perrin condivideva l'ipotesi che i corpuscoli di tutti gli elementi fossero eguali e riteneva che, se si fosse riusciti a stabili-

<sup>32</sup> A. B. Garret, *J. Chem. Educ.*, 39 (1962) 287-8

<sup>33</sup> J. Jeans, *Phil. Mag.*, II (1901) 421-22, 425-7, 454-5

re anche l'identità dei soli positivi di tutti gli elementi, la totalità dell'universo materiale sarebbe risultato dal raggruppamento di due soli tipi di costituenti primordiali: l'elettricità positiva e l'elettricità negativa<sup>34</sup>.

Il *modello Saturniano*, elaborato nel 1904 da **Hautaro Nagaoka** (1865-1950), nel quale un nucleo positivo è circondato da un anello costituito da migliaia di elettroni, subì numerose critiche, sia per la sua instabilità elettromagnetica, che per il fatto che poteva spiegare solo qualitativamente gli spettri atomici<sup>35</sup>.

Poiché il tipo di dati sperimentali disponibili ad inizio '900 rendevano non essenziale la presenza di un nucleo all'interno dell'atomo, nel 1902, **Lord Kelvin** (1824-1907) propose un modello, nel quale gli elettroni erano individualmente inseriti in una nuvola di carica positiva, uniformemente distribuita nell'intero volume dell'atomo, per ottenere una situazione di equilibrio e neutralità elettrica<sup>36</sup>. Thomson giudicò questo modello quello matematicamente più semplice e, in mancanza di qualsiasi dato sperimentale che potesse far luce sulla questione, nel 1904, per soddisfare le esigenze di stabilità meccanica ed elettrica, lo rielaborò immaginando l'atomo come una matrice sferica di carica positiva, priva di massa, al cui interno i corpuscoli si muovevano su orbite circolari concentriche, disposte a intervalli regolari<sup>37</sup>. Poiché riteneva che in essi fosse concentrata tutta la massa atomica, il loro numero doveva ammontare a migliaia o decine di migliaia; tuttavia, già intorno al 1906, i dati ottenuti da esperimenti sulla dispersione della luce, dei raggi X o di fasci di elettroni, o sull'assorbimento di elettroni, sembravano dimostrare che il loro numero fosse dello stesso ordine di grandezza del peso atomico<sup>38</sup>. Le emissioni di luce e radiazioni erano spiegate ammettendo che, all'interno della sfera di elettricità positiva, i corpuscoli vibrassero avanti e indietro<sup>39</sup>.

Questo modello aveva il vantaggio di giustificare la stabilità delle cariche elettriche all'interno dell'atomo, alla luce delle leggi dell'elettromagnetismo classico: la stabilità era ottenuta dal movimento dei corpuscoli su orbite circolari, in numero crescente, dal centro verso l'esterno, per cui, l'immagine didatticamente consolidata del panettone

---

<sup>34</sup> J. Perrin, *Rev. Sci.* (1901) 459-60

<sup>35</sup> N. Robotti, *I primi modelli dell'atomo*, Loescher Ed. (1978), Torino, 98

<sup>36</sup> G. Villani, *La chiave del mondo*, CUEN (Napoli) 2001, 153

<sup>37</sup> L. Cerruti, *Bella e potente*, Editori Riuniti, Roma (2003) 74

<sup>38</sup> E. Bellone, *L'atomo e la Radioattività*, in P. Rossi, *Storia della Scienza Moderna e Contemporanea*, vol. III, 346

<sup>39</sup> B. A. Morrow, *J. Chem. Educ.*, 46 (1969) 584-8

e dei canditi, è, semplicemente, falsa<sup>40</sup>. La possibilità di distribuire, in maniera regolare, un gran numero di elettroni in anelli concentrici sembrava costituire un punto di partenza valido per spiegare teoricamente le periodicità espresse dalla tabella periodica<sup>41</sup>, anche se, in qualche caso, questa distribuzione risultava intrinsecamente contraddittoria.

Alla fine degli anni '60, come ulteriore conseguenza del processo di chiarimento introdotto dalla legge degli atomi di Cannizzaro, il chimico russo **Dimitri Ivanovich Mendeléev** (1834-1907) aveva individuato la *legge di periodicità*: se si dispongono gli elementi secondo il valore crescente dei loro pesi atomici, le loro proprietà chimiche e fisiche si ripetono regolarmente e periodicamente. Questo, non solo sembrava indicare che essi fossero soggetti a un ordine immanente, ma anche che il loro peso atomico avesse un ruolo determinante nell'origine delle loro proprietà chimiche e fisiche. Questo risultò non essere corretto, ma, quando fu enunciata la legge, non esisteva niente che, meglio del peso atomico, caratterizzasse quantitativamente un elemento, anzi fu proprio la regolarità saldamente costruita da Mendeléev a indirizzare i ricercatori che lo seguirono verso la corretta identificazione dell'origine delle differenze chimiche degli elementi. Perciò, Thomson dispose gli elettroni in modo che, quando ad un atomo costituito da un certo numero di elettroni disposti su anelli si aggiungeva un nuovo anello di elettroni, si otteneva un atomo diverso, che però apparteneva allo stesso gruppo della tabella periodica: in altre parole, nello stesso gruppo erano ospitati atomi che differivano tra di loro per il numero di anelli di elettroni<sup>42</sup>.

Quando si appurò che il rapporto carica massa per i raggi canale assumeva al massimo il valore di circa  $10^4$ , qualunque fosse il gas attraverso il quale avveniva la scarica, Thomson formulò l'ipotesi che, all'interno della struttura atomica, la carica positiva fosse associata a particelle simili agli ioni idrogeno<sup>43</sup>. Nel 1909, suggeriva: *L'ipotesi più naturale da prendere in considerazione, a livello provvisorio, è quella che considera la materia come costituita da un insieme di unità di elettricità positiva e negativa, e che attribuisce le forze di coesione tra atomi e molecole e le proprietà caratteristiche*

<sup>40</sup> L. Cerruti, *Bella e potente*, Editori Riuniti, Roma (2003) 74

<sup>41</sup> E. Bellone, *L'atomo e la Radioattività*, in P. Rossi, *Storia della Scienza Moderna e Contemporanea*, vol. III, 342

<sup>42</sup> E. Bellone, *L'atomo e la radioattività*, in *Storia della Scienza moderna e contemporanea*, ed. P. Rossi, TEA, Milano, (2000), vol. III, 342-346

<sup>43</sup> N. Robotti, *I primi modelli dell'atomo*, Loescher Ed. (1978), Torino, 164

dei vari tipi di materia alle forze elettriche esercitate dalle unità positive e negative, che si raggruppano insieme in modi differenti, all'interno degli atomi dei vari elementi<sup>44</sup>.

## La radioattività

Nel 1896 **Henri Antoine Becquerel** (1852-1908) aveva dimostrato che i sali di uranio sono in grado di emettere spontaneamente radiazioni, senza essere stati precedentemente irradiati da alcuna sorgente di energia, in apparente contraddizione col principio della sua conservazione. Becquerel avanzò l'ipotesi che questa energia provenisse dagli atomi, concetto poco ortodosso, visto che erano ritenuti immutabili e non decomponibili. La scoperta destò, comunque, molto interesse tra gli scienziati e, mentre i fisici si dedicarono a chiarirne l'origine e la natura, i chimici si impegnarono a stabilire se e quali altri elementi, oltre all'uranio, erano in grado di emettere queste radiazioni.

In questo campo, si levò ben al di sopra degli altri una dottoranda polacca della Sorbona, **Maria Sklodowska** (1867-1934), che, utilizzando il piezoelettrometro, messo a punto da **Pierre Curie** (1859-1906), suo futuro marito, eseguì per prima determinazioni quantitative della *radioattività*. Dimostrò che: i) uranio e torio sono i soli elementi conosciuti a presentare questo fenomeno; ii) la radioattività dipende soltanto dalla massa dell'elemento e non dal suo stato fisico o dal composto nel quale si trova. Di conseguenza, essa è una proprietà atomica, caratteristica dell'elemento, come il suo peso atomico o le sue righe di emissione. Infine, accortasi che alcuni minerali presentavano una radioattività molto maggiore di quella compatibile con il loro contenuto in uranio, intuì che in alcuni di essi (pechblenda, autunite, ecc.) erano presenti elementi sconosciuti, molto più radioattivi dell'uranio: utilizzando il piezoelettrometro e le tradizionali operazioni chimiche di separazione, isolò dalla pechblenda in quantità macroscopiche tre nuovi elementi, **Polonio** (Luglio 1898), **Radio** (Dicembre 1898) e **Attinio** (1899).

Il problema fisico fu affrontato, a partire dal 1900, da uno dei più brillanti allievi di Thomson, il neozelandese **Ernest Rutherford** (1871-1937), che egli stesso aveva proposto per la cattedra di Fisica alla McGill University di Montreal<sup>45</sup>. Dopo due anni di indagini, in stretta collaborazione con il giovane fisico inglese **Fedrick Soddy** (1877-1956), stabilirono che la frazione delle emanazioni radioattive, prodotte da un sottile

---

<sup>44</sup> J. J. Thomson, *Report of the 79<sup>th</sup> Meeting of the British Association for the Advancement of Sciences*, Winnipeg (1909)

<sup>45</sup> B. Jaffe, *Crucibles: the Story of Chemistry*, 4<sup>th</sup> ed., Dover Publ. Inc., (1976), New York, 207

strato di sali di uranio, che passava inalterata attraverso fogli di alluminio dello spessore di  $5 \cdot 10^{-4}$  cm, diminuiva in progressione geometrica, all'aumentare del numero di fogli, in accordo con le leggi dell'assorbimento; tuttavia, dopo il quarto foglio, essa diminuiva molto poco per aggiunta di altri fogli, fino a un totale di 12.

Numero di strati di fogli di alluminio	Scarica per minuto in divisioni della scala	Rapporto
0	182	0,42
1	77	0,43
2	33	0,44
3	14,6	0,65
4	9,4	
12	7	

Ne dedussero che esistevano almeno due tipi distinti di radiazioni: la radiazione  $\alpha$ , che era assorbita con grande facilità, verosimilmente perchè era di natura particellare e non elettromagnetica, simile alla radiazione di Röntgen, e la radiazione  $\beta$ , con caratteri più penetrante, simile a quella secondaria provocata dall'urto dei raggi Röntgen sui metalli<sup>46</sup>. Becquerel si accorse le radiazioni  $\beta$  presentavano molte analogie con i corpuscoli di Thomson: per esempio, erano deviate nella stessa direzione e della stessa entità dai campi elettrici e magnetici. Poiché presentavano lo stesso valore di  $e/m$ , identificò i raggi  $\beta$  con gli elettroni<sup>47</sup>. Subito dopo, il francese **Paul Ulrich Villard** (1860-1934) riuscì a isolare la radiazione beta, identificandone una terza, chiamata gamma, molto più penetrante dei raggi X, di natura elettromagnetica<sup>48</sup>.

Rutherford e Soddy attribuirono l'origine della radioattività all'instabilità degli atomi, che subivano un continuo processo di decomposizione per frantumazione, del quale l'emissione radioattiva era un passaggio fondamentale. Ben lungi dall'essere immutabili e indivisibili, gli atomi, almeno quelli degli elementi radioattivi, non solo perdevano parti costituenti, ma si trasformavano in elementi differenti da quello di partenza, come dimostrato dalla possibilità di separarli chimicamente. Le particelle  $\alpha$ , erano spinte fuori dall'atomo, come proiettili, da un'esplosione interna che solo la natura poteva

<sup>46</sup> E. Bellone, *L'atomo e la Radioattività*, in Paolo Rossi, *Storia della Scienza Moderna e Contemporanea*, vol. III, pagg 323-325

<sup>47</sup> H. Becquerel, *Compt. Rend.*, CXXX (1900), 809-10, 812-4

<sup>48</sup> L. Pauling, *General Chemistry*, 3<sup>rd</sup> ed., Dover Publ. Inc., (1988), New York, 55

governare; perciò era ragionevole che la radioattività potesse costituire un efficace strumento per ottenere informazioni sui processi che avvengono all'interno dell'atomo<sup>49</sup>.

La determinazione del rapporto carica/massa di queste particelle si rivelò più complicata del previsto, per diversi motivi, tra i quali la contemporanea emissione di elettroni lenti e la necessità di campi magnetici piuttosto intensi. Solo verso la fine del 1903 riuscirono, non solo a dedurre il segno positivo della carica, ma anche ad ottenere una prima stima del valore di questo rapporto, che faceva pensare ad una massa dello stesso ordine di grandezza di quella dell'atomo di idrogeno<sup>50</sup>; nel 1905 determinarono infine un valore di  $e/m$  pari a  $6,5 \cdot 10^3$  u.e.m./g, circa doppio di quello dell'atomo di idrogeno. Non era tuttavia possibile, al momento decidere se si trattava di particelle con carica unitaria e massa due (per esempio molecole biatomiche di idrogeno con carica unitaria, visto che non era noto nessun elemento con questa massa), o di particelle a carica doppia e massa atomica 4 (per esempio ioni elio), ipotesi che Rutherford preferiva.

Nel 1906 Rutherford fu chiamato a ricoprire la cattedra di Fisica all'Università di Manchester, dove si dedicò a risolvere definitivamente il problema. Sapeva che le particelle alfa sono in grado di attraversare sottili pareti di vetro, ma sono bloccate da quelle di una normale provetta: riempì, con le emanazioni provenienti da un elemento radioattivo, un tubo di vetro dalle sottilissime pareti e lo sigillò all'interno di un tubo dalle pareti più spesse. Le particelle alfa attraversavano le sottilissime pareti del tubo interno, rimbalzavano su quelle più spesse del tubo esterno (precedentemente evacuato) e perdevano energia, tanto da non riuscire più ad attraversare la parete interna, rimanendo intrappolate nell'intercapedine<sup>51</sup>. Il loro spettro di emissione corrispondeva, senza possibilità di equivoco, a quello dell'elio<sup>52</sup>, identificato nel 1895 da Travers, nelle emissioni gassose dei sali di uranio. Per la prima volta era stato identificato un componente atomico di carica positiva, a conferma dell'intuizione di Rutherford che la radioattività non fosse altro che la manifestazione di trasformazioni di origine subatomica.

---

<sup>49</sup> E. Bellone, *L'atomo e la Radioattività*, in Paolo Rossi, *Storia della Scienza Moderna e Contemporanea*, vol. III, 325

<sup>50</sup> E. Bellone, *L'atomo e la Radioattività*, in Paolo Rossi, *Storia della Scienza Moderna e Contemporanea*, vol. III, 330

<sup>51</sup> L. Pauling, *Il libro di Fisica*, Mondadori, (2000), 337

<sup>52</sup> B. Jaffe, *Crucibles: the Story of Chemistry*, 4<sup>th</sup> ed., Dover Publ. Inc., (1976), New York, 209

## Il nucleo atomico.

Prima di riesaminare, alla luce di questi risultati, le teorie sulla composizione degli atomi e sulla distribuzione, al loro interno, della massa e delle differenti cariche, Rutherford si propose di acquisire nuovi dati sperimentali, bombardando gli atomi con proiettili di dimensioni e velocità opportune, e misurando gli effetti delle interazioni proiettile-bersaglio. Le particelle alfa sembravano i proiettili ideali: i) avevano una massa ridotta, ma comunque molto maggiore di quella degli elettroni, tale da non poter essere deviate dalle particelle atomiche cariche, se queste fossero state distribuite secondo il modello di Thomson; ii) erano emesse dagli elementi radioattivi con elevate energia e velocità, che potevano essere aumentate in un campo elettrico; iii) potevano essere rilevate dalla scintilla luminosa che ciascuna di esse generava nell'impatto sullo schermo fluorescente di solfuro di zinco dello *spintariscopio*, costruito da Crookes nel 1903<sup>53</sup>.

Rutherford aveva già notato (1903) che, quando attraversavano sottilissimi fogli metallici, le traiettorie di alcune particelle alfa subiscono una deviazione; nel 1907, incaricò due collaboratori, **Johannes Hans Wilhelm Geiger** (1882-1945) e **Ernest Marsden** (1889-1970), di iniziare un programma di ricerche che chiarisse l'origine di questo fenomeno. Bombardarono, per parecchi mesi, con un fascio di particelle  $\alpha$  ben collimate, lamine d'oro così sottili da potersi ritenere costituite da pochi strati atomici: uno di esse era così sottile ( $8.6 \cdot 10^{-6}$  cm), da dover essere supportata su una piastra di vetro (rivelatosi trasparente alle particelle alfa)<sup>54</sup>. I risultati presentavano tre aspetti particolari: 1) quasi tutte le particelle  $\alpha$  attraversavano i fogli senza deviare, come se essi non esistessero; 2) alcune di esse erano deflesse solo leggermente, di solito di  $2^\circ$  o meno. Geiger calcolò che una singola particella alfa era deflessa, in media, di  $0,005^\circ$  per ogni impatto con un singolo atomo d'oro, per cui l'angolo di deflessione più probabile per un foglio era di circa  $1^\circ$ ; 3) un numero estremamente ridotto di particelle alfa (1 su 8000 per un foglio di platino, 1 su 20.000 per un foglio d'oro) era deviato di un angolo di  $90^\circ$  o più, fino ad essere respinto indietro. Quest'ultimo risultato era assolutamente inatteso, perchè non poteva essere spiegato con il modello di Thomson (qualunque porzione del volume atomico particella  $\alpha$  avesse attraversato, avrebbe incontrato una densità media di carica

---

<sup>53</sup> R. Bud e D. J. Warner, *Instruments of Science. An Historical Encyclopedia*, Garland Publishing Inc., (1998), 572

<sup>54</sup> J. L. Park, Rutherford's Experiment - Part II: The Paper of 1911  
<http://dbhs.wvusd.k12.ca.us/AtomicStructure/Rutherford-Model.html>

elettrica nulla), ma soltanto con la presenza di forze enormi, sconosciute, non imputabili agli elettroni, quanto piuttosto a una sorgente di campi molto intensi<sup>55</sup>. Ottennero gli stessi risultati bombardando sottili fogli di piombo, stagno, rame, argento, platino, ferro e alluminio; la riflessione delle particelle alfa era un fenomeno di volume e non superficiale e il rapporto tra il numero di particelle riflesse e il peso atomico dell'elemento bersaglio diminuiva al diminuire del peso atomico, come mostrato in tabella<sup>56</sup>.

<b>Metallo</b>	<b>Peso atomico, A</b>	<b>Numero di scintillazioni per minuto, Z</b>	<b>A/Z</b>
Piombo	207	62	30
Oro	197	67	34
Platino	195	63	33
Stagno	119	34	28
Argento	108	27	25
Rame	64	14,5	23
Ferro	56	10,2	18,5
Alluminio	27	3,4	12,5

Restava di stabilire l'origine di queste inattese riflessioni: sebbene, inizialmente, avesse ritenuto accettabile l'ipotesi che fossero il risultato della somma di tante piccole successive deviazioni, atomo dopo atomo, fino a 90° o più, col tempo, però, Rutherford cominciò a nutrire dei dubbi, anche perché l'ipotesi che una serie di urti ripetuti (con particelle che, secondo il modello di Thomson, avevano massa comunque più piccola) potesse determinare angoli di deflessione superiori a 90°, risultava impraticabile su basi probabilistiche. Sembrava invece più verosimile l'ipotesi che la maggior parte della massa atomica fosse concentrata in un volume enormemente più piccolo di quello dell'atomo stesso. Fu così che Rutherford concepì l'idea di un atomo con un minuscolo centro massiccio, in prima approssimazione puntiforme, nel quale era concentrata la carica positiva. Elaborando le leggi della deflessione, trovò che il numero di particelle deviate di un certo angolo dovevano essere proporzionali allo spessore del foglio metallico, al quadrato della carica nucleare, e all'inverso della quarta potenza della velocità.

Sebbene il modello fosse di facile formulazione, Rutherford indugiò circa 15 mesi prima di proporlo alla comunità scientifica la sera del 7 marzo 1911, durante una seduta della Manchester Literary and Philosophical Society, e in un articolo del maggio

<sup>55</sup> E. Bellone, *L'atomo e la Radioattività*, in Paolo Rossi, *Storia della Scienza Moderna e Contemporanea*, vol. III, 349

<sup>56</sup> N. Robotti, *I primi modelli dell'atomo*, Loescher Ed. (1978), Torino, 183

successivo<sup>57</sup>. Nell'articolo, Rutherford non usò mai la parola *nucleo*, bensì **concentrazione di carica** o **carica centrale positiva**; solo nel 1912 dedicò alcune pagine di un suo libro al modello nucleare e usò una sola volta la parola **nucleo**<sup>58</sup>. La sua esitazione dipendeva dalla consapevolezza del fatto che questo modello risultava instabile, secondo i principi della fisica classica, ma superò questa difficoltà, semplicemente ignorandola, o comunque relegando a un ruolo secondario il problema della instabilità degli elettroni che ruotavano intorno al nucleo, con la motivazione che non conosceva quali forze agissero effettivamente a livello microscopico. Rischiò di mettere in gioco la propria credibilità scientifica, basandosi, piuttosto che su un modello teorico immune da difetti, su risultati sperimentali, ottenuti affrontando il problema con una tecnica innovativa, che rendevano plausibile il modello nucleare<sup>59</sup>, che, a differenza di quello di Thomson, forniva spiegazioni convincenti dei comportamenti osservati da Geiger e Marsden:

1) date le dimensioni ridotte del nucleo, l'atomo è costituito da uno spazio sostanzialmente privo di massa e contenente elettroni, per cui, statisticamente, le particelle alfa non hanno la possibilità di avvicinarsi ai nuclei degli atomi bersaglio e attraversano il foglio d'oro, come se non ci fosse, perché gli eventuali urti con gli elettroni non sono in grado di impartire loro deflessioni apprezzabili;

2) solo per caso alcune particelle alfa passano vicino al nucleo di qualche atomo d'oro e risultano leggermente deviate, perché entrambe portano una carica positiva: alcune o tutte le piccole deflessioni si sommeranno per risultare in una leggera deflessione totale (di 1 o 2°) dalla traiettoria rettilinea;

3) solo un numero estremamente piccolo di particelle, per puro caso, colpirà l'atomo frontalmente e, viaggiando a una velocità che è il 10% di quella della luce, arriverà molto vicino al nucleo. La repulsione tra cariche dello stesso segno è così grande che il nucleo respingerà indietro la particella  $\alpha$ , lungo una traiettoria iperbolica: in funzione di diversi fattori, alla fine essa sarà deviata di circa 90° o più. Sebbene il nucleo riceva un notevole impatto, la sua massa è così elevata, che, sostanzialmente, non si sposterà dalla sua posizione<sup>60</sup>.

---

<sup>57</sup> E. Rutherford, *Phil. Mag.*, 21 (1911) 669-88

<sup>58</sup> J. L. Park, Rutherford's Experiment - Part II: The Paper of 1911  
<http://dbhs.wvusd.k12.ca.us/AtomicStructure/Rutherford-Model.html>

<sup>59</sup> L. Cerruti, *Bella e potente*, Editori Riuniti, Roma (2003) 76

<sup>60</sup> J. L. Park, Rutherford's Experiment - Part II: The Paper of 1911  
<http://dbhs.wvusd.k12.ca.us/AtomicStructure/Rutherford-Model.html>

Il nucleo, la cui composizione rimaneva comunque un enigma, era certamente estremamente piccolo e duro: gli elettroni, in numero tale da garantire la neutralità elettrica, erano privi di massa e distribuiti nello spazio al di fuori del nucleo, che costituiva la parte preponderante del volume atomico; ma il loro numero effettivo e la loro disposizione dovevano essere ancora stabiliti. Accettare questa ipotesi significava suscitare nuovi quesiti: per esempio, se fosse ancora accettabile l'ipotesi di Dalton della diversità degli atomi dei diversi elementi, come la diversità dei pesi atomici si riflettesse sui nuclei, quante cariche elettriche fossero presenti nell'atomo di ciascun elemento, e dove risiedesse la massa atomica, vista l'esiguità di quella elettronica.

### La carica nucleare

Una prima indicazione su quante fossero le cariche nucleari di ciascun elemento la fornì il fisico inglese **Charles Glover Barkla** (1877-1944); nel 1908, notò che l'impatto dei raggi catodici su anticatodi costituiti dagli elementi più leggeri (fino a peso atomico 32) generava due tipi di raggi X, che distinse in radiazioni K, più penetranti, e L, meno penetranti entro sottili fogli di alluminio<sup>61</sup>. Nel 1911, spiegò questi risultati ammettendo che negli atomi dei diversi elementi fosse presente un numero differente di cariche, approssimativamente eguale a metà del peso atomico dell'elemento<sup>62</sup>, dal quale dipendeva il contenuto energetico delle radiazioni X da esso generate. Poiché, in questo modo, le cariche aumentano all'aumentare del peso atomico, Barkla per primo suggerì che potesse essere il numero di cariche elettriche di un elemento a determinarne la posizione nella tabella periodica, piuttosto che il suo peso<sup>63</sup>.

Nella discussione si inserì un avvocato olandese, che si diletta di scienze, **Antonius Johannes van den Broek** (1870-1926): partendo dall'osservazione che le differenze tra i pesi atomici di due elementi adiacenti sono spesso eguali a due unità, aveva concluso che la loro carica dovesse differire esattamente di una unità<sup>64</sup>. In una lettera, pubblicata su *Nature* il 20 Luglio 1911, suggerì che a ogni possibile valore intero della carica intra-atomica corrispondesse un differente elemento, il cui peso atomico doveva essere circa il doppio della carica, che, per ciascuno di essi, doveva essere eguale al suo

---

<sup>61</sup> L. Pauling, *General Chemistry*, 3<sup>rd</sup> ed., Dover Publ. Inc., (1988), New York 129n

<sup>62</sup> W. A. Smeaton, *Chem. in Brit.*, 1 (1965) 353

<sup>63</sup> Central Array of Relayed Transaction for the Advance of General Education - Lebanon:  
[www.cartage.org.lb](http://www.cartage.org.lb)

<sup>64</sup> W. A. Smeaton, *Chem. in Brit.*, 1 (1965) 353

numero di serie nella tabella periodica. Sulla base di considerazioni teoriche, assumendo che la grandezza della carica centrale fosse proporzionale al peso atomico  $A$ , Rutherford aveva dimostrato che, utilizzando fogli contenenti lo stesso numero di atomi di differenti elementi, il numero delle particelle  $\alpha$  deviate dovesse essere proporzionale ad  $A^2$ . Geiger e Marsden avevano determinato il rapporto tra queste due grandezze per diversi elementi, dal carbonio all'oro, e lo avevano trovato accettabilmente costante, con un leggero aumento al diminuire del peso atomico<sup>65</sup>. Invece, van der Broek, usò gli stessi dati sperimentali, dividendoli per il quadrato di  $M$ , numero d'ordine degli elementi nella tabella periodica, anziché per  $A^2$ : ottenne dei valori effettivamente costanti, senza nessuna variazione sistematica, e con una deviazione standard inferiore al 2%, come mostrato in tabella<sup>66</sup>.

	A	I.	II.	Media	M	Media · ( $A^2 / M^2$ )
Cu	63,6	3.7	3.93	3.825	29	18.5
Ag	107,9	3.6	3.4	3.5	47	18.4
Sn	119	3.3	3.4	3.35	50	19.0
Pt	194,7	3.2	3.4	3.3	82	18.6
Au	197	3.4	3.1	3.25	83	18.4
Media		3.44	3.45	3.445		18.6

Questo risultato dava un senso ancora più profondo alla perfetta costruzione della tavola periodica di Mendeléeiev, ma negava ogni relazione tra la carica nucleare e il peso atomico: ai più attenti non era sfuggita la possibilità che essa offriva di risolvere finalmente la questione riguardante l'esistenza di una particella elementare che fosse alla base della costituzione degli atomi e il cui numero determinasse le diversità sia qualitative che quantitative degli elementi<sup>67</sup>.

### Moseley: la correlazione tra numero atomico e struttura nucleare

Nello stesso 1913, un altro allievo di Rutherford, **Henry Gwyn-Jeffreys Moseley** (1887-1915), allo scopo di verificare l'ipotesi di van der Broek<sup>68</sup>, utilizzò, come anodi dei tubi di Crookes, ben 36 elementi differenti, dall'alluminio all'oro. Misurò

<sup>65</sup> H. Geiger e E. Marsden, *Phil. Mag.* 25 (1913) 604

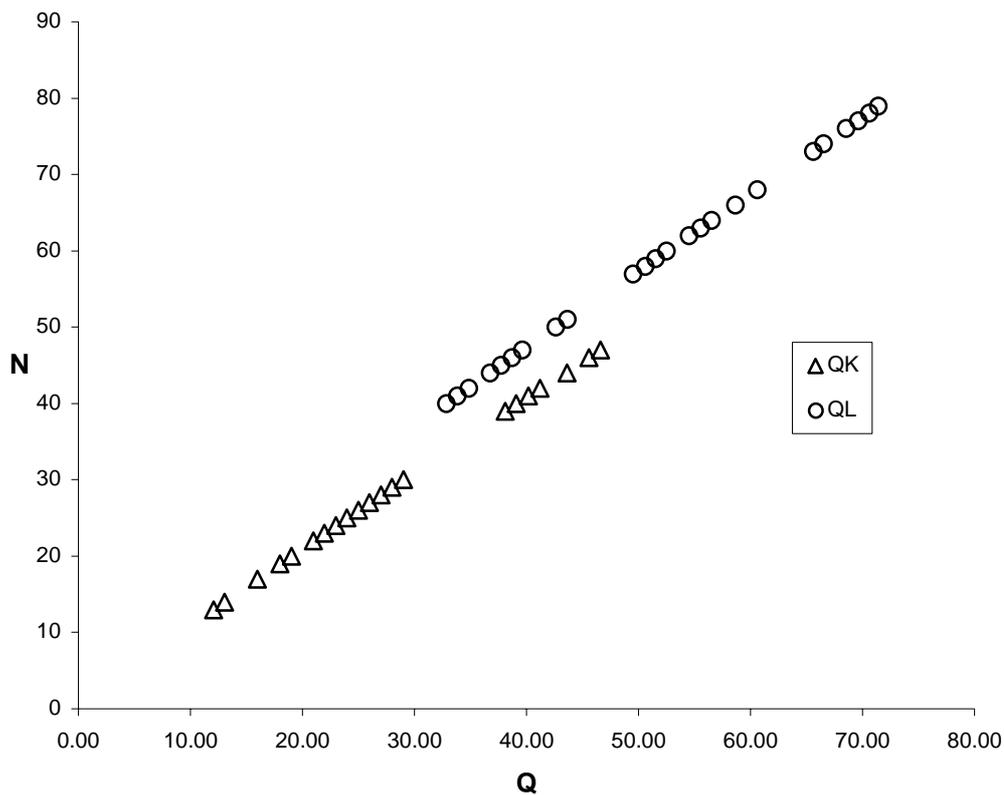
<sup>66</sup> T. M. Brown, A. T. Dronsfield e J. S. Parker, *Educ. Chem.*, (1997) 84

<sup>67</sup> G. Villani, *La chiave del mondo*, CUEN (Napoli) 2001

<sup>68</sup> T. M. Brown, A. T. Dronsfield e J. S. Parker, *Educ. Chem.* (1997) 84

l'intensità della radiazione X da essi emessa, dopo essere stati colpiti da un fascio di raggi catodici. Piuttosto che determinarne il potere di penetrazione, come avevano fatto gli altri ricercatori, ne misurò direttamente la lunghezza d'onda, utilizzando, come reticolo di diffrazione, un cristallo di ferrocianuro di potassio. Infatti, l'anno precedente, **Max Theodore Felix von Laue** (1879-1960), dell'Università di Zurigo, aveva osservato che la minuscola spaziatura tra gli atomi di un cristallo agisce da reticolo di diffrazione per i raggi X<sup>69</sup>. Moseley registrò, per primo, su una lastra fotografica, le righe degli spettri di diffrazione dei raggi X, determinandone la lunghezza d'onda e la frequenza: trovò che, anche per gli elementi più pesanti, all'aumentare del peso atomico, diminuiva la lunghezza d'onda dei raggi X emessi.

**Diagramma di Moseley**



Moseley diagrammò il parametro Q, proporzionale all'inverso della radice quadrata della frequenza della radiazione emessa, contro quello che chiamò *numero atomico*, il numero d'ordine di ciascun elemento nella tabella periodica. Come mostrato in figura, i dati sperimentali effettivamente si disponevano su una linea retta, nell'ordine e-

<sup>69</sup> B. Jaffe, *Crucibles: the Story of Chemistry*, 4<sup>th</sup> ed., Dover Publ. Inc., (1976), New York, 222

satto previsto dalla tabella periodica: *mentre  $Q$  aumenta uniformemente, i pesi atomici aumentano in maniera apparentemente arbitraria, per cui le eccezioni nel loro ordine non devono considerarsi sorprendenti. Questa è la prova che nell'atomo c'è una grandezza fondamentale, che aumenta in maniera regolare, passando da un elemento al successivo: essa non può che essere la carica del nucleo centrale positivo*<sup>70</sup>.

I risultati qualitativi di Barkla erano confermati quantitativamente: mentre i pesi atomici aumentano con incrementi variabili e casuali, esiste una proprietà cruciale degli atomi, legata alla carica dei loro nuclei, che varia lungo la tavola periodica, secondo incrementi regolari ed esatti, come una fuga di scale<sup>71</sup>.

Non è facile sopravvalutare l'importanza di queste conclusioni: non solo confermavano il carattere realistico della classificazione di Mendeléeu, ma le fornivano un supporto oggettivo e inconfutabile. Facendo coincidere la successione degli elementi con quella dei numeri interi, ne accentuava il carattere discontinuo, ma spiegava e risolveva alcune anomalie, come le inversioni argo-potassio, cobalto-nichel e tellurio-iodio. Inoltre, consentiva di chiarire le diverse ipotesi sul numero e sulla molteplicità degli elementi chimici, che costituivano una serie di oggetti definita, il cui limite inferiore nella serie naturale era dato dall'idrogeno, che possedeva una carica eguale a 1, e quello superiore, almeno per il momento, dall'uranio (92); gli elementi ancora da scoprire erano quelli corrispondenti ai numeri mancanti tra 1 e 92<sup>72</sup>. Per la prima volta era stato posto un limite scientifico al numero dei mattoni che costituiscono l'Universo<sup>73</sup>: senza questa consapevolezza, la ricerca di quelli mancanti si sarebbe protratta all'infinito<sup>74</sup>. Basti pensare che, negli ultimi anni, erano state rivendicate 70 scoperte di nuovi elementi, per occupare appena 16 caselle lasciate vuote da Mendeléeu: i risultati di Moseley dimostrarono che la maggior parte di esse erano scorrette<sup>75</sup>. Quello che era stato il punto di partenza della chimica era ora generato dall'elaborazione di un modello fisico, supportato da dati quantitativi sufficienti a renderlo più verosimile di qualunque altro modello precedente<sup>76</sup>.

<sup>70</sup> H. G. J. Moseley, *Phil. Mag.*, 27 (1914) 703-713

<sup>71</sup> D. Knight, *Ideas in Chemistry*, Rutgers University Press, New Brunswick (1992), 168

<sup>72</sup> G. Villani, *La chiave del mondo*, CUEN (Napoli) 2001, 149

<sup>73</sup> B. Jaffe, *Crucibles: the Story of Chemistry*, Dover Publications Inc., New York, IV ed. (1976), 226

<sup>74</sup> W. A. Smeaton, *Chem. in Brit.*, 1 (1965) 353

<sup>75</sup> B. Jaffe, *Crucibles: the Story of Chemistry*, Dover Publications Inc., New York, IV ed. (1976), 227

<sup>76</sup> D. Knight, *Ideas in Chemistry*, Rutgers University Press, New Brunswick (1992), 168

Il lavoro epocale di Moseley sui numeri atomici fece riemergere di colpo, dal limbo nel quale era stata relegata, la teoria del *protilo* di Prout. Forse, l'idea dell'unicità dei costituenti della materia non era del tutto campata in aria. Thomson aveva mostrato che gli elettroni erano comuni a tutti gli elementi e Rutherford che le particelle cariche erano presenti nei nuclei di tutti gli elementi. Moseley era penetrato nel guscio degli atomi e determinato il numero di cariche positive presenti in ciascuno di essi<sup>77</sup>, stabilendo che questo fosse eguale al numero degli elettroni presenti nell'atomo.

### **Bohr: la correlazione tra tabella periodica e configurazione elettronica**

Identificato nel numero atomico il criterio ordinatore degli elementi, nasceva il problema di stabilire una connessione tra questo numero, e quindi il numero di cariche elettriche in un atomo, e le proprietà degli elementi e il loro periodico riprodursi. Un problema addizionale era costituito dalla necessità di giustificare la presenza di tante cariche all'interno dell'atomo: sebbene fosse il migliore disponibile, il modello di Rutherford non forniva una spiegazione convincente degli spettri a righe degli elementi gassosi e risultava instabile, se interpretato alla luce delle leggi della elettrodinamica classica. Infatti, l'elettrone, orbitando intorno a un nucleo a carica positiva, avrebbe dovuto emettere continuamente energia, come tutti i corpi carichi che si muovono in un campo elettrico, e quindi avvicinarsi al nucleo, fino a collassare su di esso. Il primo che riuscì, in qualche modo, a superare queste difficoltà fu il fisico danese **Niels Henrik David Bohr** (1885-1962) che rinunciò ad applicare all'elettrone le leggi della elettrodinamica classica, formulando l'ipotesi che, su scala microscopica, le interazioni elettrostatiche fossero invece consistenti con la visione non classica degli scambi energetici, elaborata da **Max Planck** (1858-1967) nella teoria dei quanti.

Le tappe attraverso le quali si arrivò alla formulazione del modello atomico di Bohr appartengono alla storia della Fisica e sono spesso raccontate seguendo un filo narrativo che parte dalle controversie sulla natura della luce e termina con le ipotesi di Einstein sui quanti luminosi e la meccanica ondulatoria di de Broglie e Schrödinger. Questo modo di presentare i fatti tace sul ruolo dei chimici che, attraverso la laboriosa costruzione dei concetti di atomo e molecola, si erano indirizzati verso l'aritmetica delle quantità discrete piuttosto che verso il calcolo di funzioni continue, ed il cui pensiero

---

<sup>77</sup> B. Jaffe, *Crucibles: the Story of Chemistry*, Dover Publications Inc., New York, IV ed. (1976), 230

aveva raggiunto un grado di maturazione tale da tracciare la strada per lo studio delle particelle elementari<sup>78</sup>.

Le discontinuità introdotte da Plank nei livelli energetici delle singole particelle avevano finalmente fatto luce sugli spettri di emissione osservati, ad inizio del XIX secolo, da Wollaston e **Joseph von Fraunhofer** (1787-1826) e studiati estesamente da **Robert Wilhelm Bunsen** (1824-1887) e **Gustav Robert Kirchhoff** (1811-1899), che avevano scoperto come potessero servire a distinguere e identificare ogni singolo elemento. Nel 1885, il fisico svizzero **Johann J. Balmer** (1825-1898) era riuscito a trovare la relazione matematica piuttosto semplice che lega tra di loro le lunghezze d'onda delle righe dello spettro dell'idrogeno, che consiste sostanzialmente nella differenza tra due termini, uno costante, l'altro che varia proporzionalmente alla successione dei numeri naturali. Queste informazioni, e gli intensi contatti scientifici avuti con i collaboratori di Rutherford, soprattutto Moseley, durante la sua visita al laboratorio di Manchester, costituivano i pezzi sparpagliati di un mosaico che Bohr, tornato a Copenhagen nel 1913, cercò di mettere insieme. Egli era convinto della validità del modello atomico di Rutherford ma anche che esso andasse integrato con la teoria quantistica di Plank, secondo la quale la luce e le radiazioni elettromagnetiche consistono di *quanti* di energia, per potersi finalmente conciliare con gli spettri atomici e giustificare le posizioni degli elementi nella tabella periodica.

Bohr partì dall'atomo più semplice, quello di idrogeno, caratterizzato da una sola carica positiva e un solo elettrone: formulò l'ipotesi che l'elettrone si mantenesse in continuo movimento lungo un'orbita ellittica, in un definito stato di moto, detto *stato stazionario*, senza radiare energia, dal quale si poteva allontanare soltanto a seguito di sollecitazioni esterne come il riscaldamento o l'impatto di raggi catodici o raggi X. Dove Bohr si allontanò decisamente dal modello di Rutherford e dai problemi legati all'elettrodinamica classica, fu nell'introdurre, nel sistema microscopico costituito dall'atomo e dal suo elettrone, rigide regole di selezione, formulate per ottenere un modello che riproducesse l'andamento delle righe di emissione proposto da Balmer.

La regola di Bohr imponeva che esistesse solo un numero definito di orbite, ciascuna identificata da un differente numero naturale  $n$  (diverso da 0); solo successiva-

---

<sup>78</sup> B. Bensaude-Vincent e I. Stengers, *A History of Chemistry*, Harvard University Press, Cambridge (1996) 236

mente stabili che potesse contenere un massimo di  $2n^2$  elettroni<sup>79</sup>. Se opportunamente sollecitati, gli elettroni potevano saltare da un'orbita ad un'altra, per tornare poi a quella di partenza, emettendo così una radiazione luminosa o altra forma di energia. Alle diverse orbite erano associati valori di energia definiti e discreti, la cui unità di misura era il quanto di Plank: poiché non erano previsti stati energetici intermedi, agli elettroni era consentito soltanto di saltare ad un'orbita più esterna, assorbendo energia, o cadere in un'orbita più interna emettendo energia, ma non potevano fermarsi in una posizione intermedia, per cui la quantità di energia coinvolta in ogni passaggio era definita, come definite erano le linee dello spettro di assorbimento o di emissione, ciascuna delle quali rappresentava la transizione da uno stato energetico ad un altro.

Bohr espose queste considerazioni nell'articolo *On the Constitution of Atoms and molecules (part I)*<sup>80</sup>: era in grado di determinare, in via provvisoria, la posizione dell'elettrone, le caratteristiche delle orbite e le linee dello spettro di assorbimento dell'atomo di idrogeno, mentre per gli altri atomi la descrizione era ancora ben lontana dall'essere accurata. Era chiaro però che ogni singola orbita poteva ospitare soltanto un limitato numero di elettroni: la seconda geniale intuizione di Bohr fu l'aver messo in relazione il numero di elettroni in un'orbita con il numero di elementi in un periodo. Riempire un'orbita significava allora completare un periodo e andare a capo, sia dal punto di vista del comportamento chimico, che della distribuzione degli elettroni. Piuttosto che spiegare la periodicità della tabella, di Mendeléeu, il riempimento orbitalico era regolato dalla periodicità delle proprietà chimiche. L'obiettivo del giovane Bohr non era quello di sottomettere la chimica alla meccanica, ma di migliorare il modello atomico cercando di conciliare la specificità chimica degli elementi raggruppati nella tavola di Mendeleev, con la descrizione del comportamento degli elettroni che, in quel modello, orbitavano intorno al nucleo. Infatti, come afferma nella seconda parte del lavoro<sup>81</sup>, per cercare di ottenere indicazioni su quale configurazione di elettroni ci si dovesse aspettare nei diversi atomi, si sarebbe dovuti partire dalla conoscenza delle proprietà dei singoli elementi, procedendo lungo due strade parallele: applicare principi teorici generali e applicare le conoscenze chimiche e fisiche. Perciò, nel lavoro di Bohr sono gli argomenti

<sup>79</sup> J. R. Partington, *A short History of Chemistry*, Dover Publications Inc., New York (1989), 364

<sup>80</sup> N. Bohr, *Phil. Mag.*, 25 (1913) 10

<sup>81</sup> N. Bohr, *Phil. Mag.*, 26 (1913) 476

chimici induttivi a giocare un ruolo predominante, mentre i principi teorici meccanici e quantistici riuscivano a definire soltanto in maniera grossolana le configurazioni<sup>82</sup>.

Questo, in qualche modo, contraddice l'impressione generale creata in molti libri di testo, e trasmessa dallo stesso Bohr nei suoi scritti, che egli abbia derivato, in qualche modo, la configurazione elettronica applicando criteri quantistici. Essa è, comunque, non corretta, perchè i criteri utilizzati per posizionare gli elettroni nella varie orbite non rispondono a principi quantomeccanici, ma furono dettati dal suo intuito e dal suo desiderio di mantenersi in accordo con il comportamento chimico e spettroscopico degli elementi<sup>83</sup>. Per esempio, i calcoli quantomeccanici, nei quali riponeva enorme fiducia, portano al risultato che, per il Litio, la configurazione con tre elettroni nella stessa orbita sia energeticamente più stabile di quella con due elettroni in un orbita e il terzo nella successiva; tuttavia, lo stesso Bohr screditò questi risultati, perché preferì la seconda distribuzione, confermata dalla considerazione delle proprietà chimiche<sup>84</sup>. Così concepito, l'atomo di Bohr era alimentato dalla Chimica e apriva una breccia nella Fisica: non rendeva comprensibile né la stabilità dei moti degli elettroni nelle loro orbite, né il carattere discreto dell'energia in queste orbite, né il passaggio istantaneo da un'orbita all'altra, ma imponeva dei postulati che introducevano nella Fisica le regolarità aritmetiche caratteristiche della Chimica degli elementi<sup>85</sup>.

Tra il 1921 e il 1923, Bohr riconsiderò il problema della struttura atomica e annunciò di aver elaborato una migliore versione della tabella periodica elettronica, basata sulla teoria quantistica. Invece, molti dei fisici di Göttingen cui espose queste idee ritennero che il suo lavoro fosse basato su un insieme di argomenti *ad hoc* e fatti chimici, senza alcuna derivazione dai principi della teoria quantistica: su questa stessa base si fonda il principio di Aufbau che, anche se spesso utilizzato per costruire la tabella periodica, non ne fornisce una spiegazione deduttiva. I calcoli quantomeccanici *ab initio* possono, al meglio, solo predire quale delle molte possibili configurazioni dello stato fondamentale un dato atomo adotterà realmente<sup>86</sup>.

<sup>82</sup> H. Kragh, *J. Chem. Educ.*, 54 (1977) 208

<sup>83</sup> E. R. Scerri, *Chem. in Brit.*, 30 (1994) 379

<sup>84</sup> H. Kragh, *J. Chem. Educ.*, 54 (1977) 208

<sup>85</sup> B. Bensaude-Vincent e I. Stengers, *A History of Chemistry*, Harvard University Press, Cambridge (U.K.), (1996), 236

<sup>86</sup> E. R. Scerri, *Chem. in Brit.*, 30 (1994) 379

La teoria di Bohr legò insieme il modello planetario dell'atomo con la teoria dei quanti e consentì la descrizione delle proprietà degli elettroni atomici con una serie di numeri quantici che finalmente consentivano di formulare un'interpretazione teorica dell'origine della periodicità delle proprietà chimiche degli elementi. Sulla base di questa teoria, Bohr concluse che il sesto periodo deve contenere 32 elementi e che l'elemento 72, ancora da scoprire dovesse essere analogo allo zirconio e non un elemento delle terre rare, come comunemente si riteneva. Anche il principio di esclusione di Pauli (1925) fu formulato come conseguenza del tentativo di collegare il sistema periodico alla teoria dei quanti<sup>87</sup>.

Il sistema periodico, che i moderni libri di chimica presentano come una conseguenza della struttura elettronica degli atomi, appartiene alla chimica del XIX secolo, e Mendeléeef, che quando è citato, è visto come il precursore delle teorie elettroniche, in realtà cercò di riorganizzare le conoscenze chimiche del suo tempo, per costruire un sistema di ampio respiro. Proprio perché la **legge di periodicità** cambiò l'attività chimica da un interminabile processo di diversificazione, per cercare elementi e composti sconosciuti, a un'attività concentrata sulla ricerca dell'ordine e delle cause che lo generano, la Chimica fu in grado di assimilare, senza cambiamenti fondamentali, le nuove scoperte della Fisica, l'elettrone, le trasformazioni radioattive, gli isotopi<sup>88</sup>.

## Gli isotopi

All'inizio del '900, l'interesse suscitato dalla scoperta dei fenomeni radioattivi e dall'isolamento di tre nuovi elementi che presentavano questa caratteristica (Polonio, Radio e Attinio), stimolarono le ricerche dei chimici, soprattutto in vista della possibile scoperta di nuovi elementi. Furono individuati una trentina di sostanze radioattive (**radioelementi**), capaci di emettere radiazioni spontaneamente: nel 1899 J. Elster e H. Geitel scoprirono il piombo radioattivo, R. B. Owens e Rutherford un'emanazione di gas radioattivo, Crookes ottenne dall'uranio la specie instabile uranioX (1900) e Rutherford e Soddy il torioX (1902). Nel 1903, Ramsay e Soddy confermarono sperimentalmente la previsione teorica che il radio dovesse continuamente produrre elio; nel 1905, sotto la guida di Ramsay, Otto Hahn scoprì il Radiotorio, come prodotto della serie di disinte-

---

<sup>87</sup> V. I. Gol'danskii, *J. Chem. Educ.*, 47 (1970) 406

<sup>88</sup> F. Greenaway, *Chem. in Brit.*, 5 (1969) 97

grazione del Torio<sup>89</sup>. Tutto sembrava indicare che questi fossero veri e propri elementi nuovi, con pesi atomici e proprietà chimiche e fisiche individuali e distinte<sup>90</sup>.

Partendo dall'ipotesi, formulata nel 1902, che la radioattività fosse dovuta a una spontanea disintegrazione degli atomi radioattivi, con espulsione di particelle e formazione di nuovi elementi, Rutherford e Soddy cercarono di stabilire quali fossero gli elementi prodotti, e se essi si disintegrassero a loro volta. Stabilito che le trasformazioni degli elementi radioattivi l'uno nell'altro seguivano relazioni genetiche o *serie di decadimento*, insieme a parecchi loro collaboratori e altri ricercatori indipendenti in tutto il mondo, iniziarono una serie di indagini, per chiarire le relazioni genetiche dei radioelementi, identificarne i prodotti e le loro proprietà chimiche, e chiarire i meccanismi di disintegrazione. Tra le numerose evidenze sperimentali raccolte, il caratteristico comportamento radioattivo indicava che si trattava di sostanze diverse, anche se le loro proprietà chimiche simili, se non identiche, ne rendevano impossibile la separazione con gli ordinari metodi chimici, oltre a complicare la loro sistemazione nella tabella periodica.

Un primo tentativo di collegare e razionalizzare i risultati sperimentali e le ipotesi dei diversi ricercatori, fu condotto dal chimico polacco **Kasimir Fajans** (1887-1975), che lavorava a Karlsruhe. Partendo dal fatto assodato che le particelle  $\alpha$  sono in realtà ioni  $\text{He}^{2+}$  a peso atomico 4, mentre le particelle  $\beta$  hanno massa trascurabile, il 31 Dicembre 1912, formulò le due *leggi degli spostamenti*<sup>91</sup>:

- 1) L'emissione di particelle  $\alpha$  è accompagnata da uno spostamento da destra a sinistra lungo una riga orizzontale nella tabella periodica;
- 2) Le disintegrazioni  $\beta$  causano una transizione al gruppo successivo, da sinistra a destra, lungo una riga orizzontale.

Fajans utilizzò queste leggi per prevedere il peso atomico di ciascun radioelemento e dei suoi prodotti di decadimento, e per sistemarli nella tabella periodica: parecchi radioelementi aventi origine, proprietà radioattive e pesi atomici differenti, condividevano lo stesso posto nella tabella periodica, costituendo quelle che Fajans più tardi chiamò *pleiadi*<sup>92</sup>. Il 18 febbraio 1913, Soddy giunse alle stesse conclusioni e propose di chiamarli *elementi isotopici*. Per dare un ulteriore supporto sperimentale alle due leggi,

<sup>89</sup> G. B. Kauffman, *J. Chem. Educ.*, 59 (1982) 3-8

<sup>90</sup> O.U. Anders *J. Chem. Educ.*, 41(1964) 522-5

<sup>91</sup> K. Fajans, *Phys. Z.*, 14 (1913) 131, 136

<sup>92</sup> O.U. Anders *J. Chem. Educ.*, 41(1964) 522-5

Fajans cercò di individuare i termini delle serie di decadimento che ancora non si erano identificati: considerazioni teoriche gli permisero di prevedere che uno dei prodotti di decadimento dell'uranio dovesse occupare uno dei posti vuoti nella tabella periodica, e quindi avere caratteristiche chimiche tali da poter essere depositato elettrochimicamente su catodi di piombo. Gli esperimenti diedero i risultati previsti, confermando le sue teorie, la validità delle generalizzazioni elettrochimiche e la scoperta di un nuovo elemento, che chiamò **Brevio**, poi ribattezzato Protoattinio, quando Hahn e Meitner scoprirono che, per decadimento, genera Attinio.

Un ulteriore risultato dell'applicazione delle leggi degli spostamenti fu l'aver posizionato nella pleiade del piombo, e quindi nello stesso posto della tabella periodica, i prodotti stabili finali delle tre serie di decadimento note fino a quel momento, quelle dell'Uranio, del Torio e del Protoattinio. Per verificare la correttezza di questa assegnazione, occorreva determinare il peso atomico di campioni di piombo e bismuto estratti da minerali di uranio esenti da torio e da minerali di torio, esenti da uranio, perché si sarebbero dovuti ottenere valori differenti<sup>93</sup>. Per questo, nell'autunno del 1913, Fajans inviò il suo giovane collaboratore **Max Ernest Lembert** (1891-1925) presso i laboratori di **Theodore W. Richards** (1868-1928), per verificare se il peso atomico del piombo ottenuto da diverse fonti fosse diverso. Richards si era dedicato per anni a migliorare l'accuratezza dei valori dei pesi atomici, e, soprattutto, a stabilire se essi dipendessero dal minerale del quale l'elemento era stato ricavato. Insieme a Lembert, Richards dimostrò che, sebbene per rame, argento, ferro, sodio e cloro i pesi atomici effettivamente rimanessero costanti a prescindere da quale fosse il minerale di partenza, nel caso del piombo si ottenevano pesi atomici differenti, compresi tra il valore minimo di 206,05 (ottenuto partendo dai minerali di Uranio) a 207,90 (partendo dalle toriti). Fu facile, a questo punto, dimostrare che questi pesi atomici derivavano dalla media di quelli dei diversi isotopi del piombo.

Quasi contemporaneamente, Thomson e Aston osservarono che fasci di ioni  $\text{Ne}^{2+}$ , deflessi da un campo magnetico e raccolti su una lastra fotografica, formavano non una, ma due macchie distinte. Poiché il raggio di deflessione dipendeva dal rapporto carica massa e la carica degli ioni era la stessa, conclusero che il neon fosse costituito da due isotopi a massa differente. Dai valori dei raggi di deflessione, stabilirono che a-

---

<sup>93</sup> O.U. Anders *J. Chem. Educ.*, 41(1964) 522-5

vessero massa 20 e 22 rispettivamente e conclusero che il peso atomico accettato per il Neon (20,2) risultava dalla media pesata degli isotopi che, con diversa percentuale (circa il 90%  $^{20}\text{Ne}$  e 10%  $^{22}\text{Ne}$ ) contribuivano alla distribuzione del Neon nell'Universo<sup>94</sup>. Poiché nessuno dei due isotopi era radioattivo, se ne deduceva che la possibilità di esistenza degli isotopi era indipendente dalla radioattività. La *spettrometria di massa*, tecnica analitica messa a punto da Aston, si rivelò utilissima per separare i differenti isotopi e caratterizzarli in base alle loro masse.

La disponibilità di quantità macroscopiche di specie isotopiche differenti permise di verificare sperimentalmente l'equivalenza delle loro proprietà chimiche e fisiche e confermare la teoria sulla loro origine e natura. La formulazione del termine *isotopo* (Soddy, 1913) pose un punto fermo al lungo processo di elaborazione teorica con il quale, tra la fine dell'800 e l'inizio del '900, si era cercato di porre ordine nella folla di elementi scoperti in tutta Europa, durante le ricerche sulla radioattività. Diventava finalmente chiaro perché i pesi atomici non avessero valori interi, e l'ipotesi di Prout prendeva nuovo vigore, visto che i singoli isotopi avevano masse molto vicine a multipli interi di quella dell'idrogeno. Tuttavia, veniva meno uno dei pilastri su cui si basavano la teoria atomica e della tabella periodica, l'invariabilità dei pesi atomici; era però chiaro da tempo che le proprietà chimiche degli elementi non dipendono dal loro peso atomico, ma dalla loro carica nucleare. Di conseguenza, non si poteva più continuare a utilizzare una scala dei pesi atomici basata su quello dell'ossigeno, preso eguale a 16; a questa massa corrispondeva l'isotopo  $^{16}\text{O}$ , mentre l'ossigeno naturale aveva peso atomico eguale a 16,0044. I chimici continuarono ad utilizzare i vecchi pesi atomici, fino a quando nel 1961 si stabilì una scala basata sul peso dell'isotopo  $^{12}\text{C}$ , preso eguale a 12; in questo modo la scala usata dai chimici rimaneva invariata, mentre i pesi atomici dei fisici subivano una diminuzione di appena lo 0,033%<sup>95</sup>.

### Le reazioni nucleari

Rutherford continuò anche durante la I Guerra mondiale la sua personale battaglia contro l'enigma costituito dal nucleo atomico, nonostante i suoi assistenti, si fossero dispersi, impegnati in attività belliche o di supporto. Utilizzando la camera a nebbia di Wilson aveva fotografato il cammino delle particelle alfa in un tubo pieno di azoto:

<sup>94</sup> I. Asimov, *Il Libro di Fisica*, Mondadori (1986)

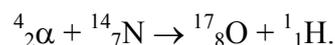
<sup>95</sup> J. Emsley, *The elements*, Oxford University Press, 3<sup>rd</sup> ed. (1998), 271-2

esse si muovevano in linea retta ma, ogni tanto, qualcuna cambiava improvvisamente direzione, di quasi 180°. Se si ammetteva che la causa fosse l'impatto con un nucleo atomico, questa era la conferma della sua solidità e compattezza. Analoghi effetti ottenne sostituendo l'azoto con sodio, alluminio, oro e fosforo; inoltre notò, in ogni caso, la formazione di particelle con carica positiva che, all'analisi spettrale si rivelarono essere ioni idrogeno. Ne trasse la conclusione che, nel nucleo di tutti gli atomi, fossero presenti ioni idrogeno con carica unitaria, la più semplice struttura possibile per un nucleo, che costituivano la controparte positiva dell'elettrone, con la sola eclatante differenza nella massa. Nel 1920 propose di chiamare *protone*<sup>96</sup> questa particella fondamentale, utilizzando un termine generico che nel 1908 era stato proposto per indicare i mattoni con i quali erano costruiti tutti gli elementi.

Rutherford formulò anche l'ipotesi che l'elettrone potesse combinarsi con il nucleo di idrogeno, formando un doppietto nucleare, con carica neutra e proprietà molto diverse da quelle dell'atomo o del nucleo di idrogeno, per il quale William Draper Harkins propose il nome di *neutrone*, e che esistesse un isotopo dell'idrogeno con massa due. L'esistenza del protone fu confermata nel 1932 da **James Chadwick** (1891-1974), mentre **Harold Clayton Urey** (1893-1981) identificò il deuterio nel 1931.

### Fissione e fusione nucleare

A novembre del 1918, Thomson lasciò il Cavendish Laboratory per assumere la carica di Master del Trinity College di Cambridge; Rutherford fu chiamato a sostituirlo e a Manchester realizzò l'ultima sua grande impresa. Nel 1919, studiando gli effetti delle radiazioni  $\alpha$  su elementi leggeri in fase gassosa, notò che, a seguito delle collisioni con l'azoto, esse venivano assorbite, mentre erano riemessi nuclei di idrogeno, più leggeri e quindi più veloci: il nucleo di azoto si arricchiva così di una carica positiva, mentre la sua massa aumentava di tre unità, realizzando l'antico sogno degli alchimisti di trasmutare un elemento in un altro, dimostrando che i nuclei di idrogeno sono particelle elementari, come gli elettroni, e fanno parte dei nuclei di tutti gli altri elementi:



Dopo la scoperta del neutrone, **Enrico Fermi** (1901-1954) formulò l'ipotesi che esso sarebbe stato il proiettile ideale per questo tipo di trasformazione, perché privo del-

---

<sup>96</sup> B. Jaffe, *Crucibles: the Story of Chemistry*, 4<sup>th</sup> ed., Dover Publ. Inc., (1976), New York, 213

le cariche positive che impedivano a protoni e particelle  $\alpha$  di avvicinarsi al nucleo senza essere respinti. In questo modo, si sarebbe potuta realizzare una *fusione nucleare*, ottenendo un nucleo più pesante di quello di partenza, per esempio di elementi più pesanti dell'Uranio. Il primo serio tentativo nella direzione di studiare le conseguenze del bombardamento con neutroni di quanti più elementi possibile fu intrapreso nel 1934 dal gruppo romano di Via Panisperna, guidato da Fermi, del quale facevano parte **Edoardo Amaldi** (1908-1989), **Oscar D'Agostino** (1901-1975), **Franco Rasetti** (1901-2001) e **Emilio Gino Segrè** (1905-1989). Nel 1934, il direttore dell'Istituto, **Orso Mario Corbino** (1876-1937), annunciò che erano stati ottenuti gli elementi 93 e 94.

**Ida Eva Tacke** (1896-1978) dell'Imperial Physico-Technical Research Office di Berlino, non condivise le conclusioni di Fermi, ritenendo che le radioattività osservata fosse dovuta, non alla formazione di nuovi elementi poco più pesanti di quello irradiato, ma piuttosto alla sua disintegrazione in grossi frammenti, costituiti da isotopi di elementi già noti<sup>97</sup>. Questa ipotesi di una *fissione nucleare* non fu però presa in considerazione, forse per il discredito scientifico nel quale era caduta la Noddack, dopo che la della sua pretesa scoperta del Masurio non era stata confermata.

Invece, **Irene Joliot Curie** (1897-1956) a Parigi e **Otto Hahn** (1879-1968), **Lisa Meitner** (1878-1968) e **Fritz Strassmann** (1902-1980) a Berlino, condivisero l'ipotesi che, bombardati con neutroni, i nuclei potessero accrescersi, originando elementi a numero atomico sempre maggiore. Hahn e Strassmann irradiarono l'Uranio con neutroni lenti, produssero radioattività con differenti modalità di decadimento, che attribuirono ai nuovi elementi *ekarenio*, *ekaosmio*, *ekairidio* e *ekaplatino*. Nel 1937 pubblicarono un saggio sulle proprietà chimiche degli isotopi responsabili di queste radioattività, paragonandole a quelle dei presunti omologhi della terza serie di transizione. Negli anni '37-38, a Parigi, Irene Joliot Curie e P. Savitch cedettero di aver identificato un elemento transuranico, il cui comportamento chimico somigliava moltissimo a quello del Lantanio: se avessero approfondito questo aspetto, avrebbero potuto essere i primi a scoprire la fissione, ma non riuscirono a compiere il necessario salto concettuale.

Nel gennaio del '39, poche settimane dopo che Fermi ebbe descritto i dettagli della sintesi dei nuovi elementi, nel suo discorso in occasione del conferimento del premio Nobel, Hahn e Strassmann pubblicarono i risultati di un'indagine sulla natura

---

<sup>97</sup> I. Noddack, *Angew. Chem.*, 47 (1934) 653

chimica dei prodotti ottenuti dal bombardamento neutronico dell'Uranio: decisi a rivelare la presenza del radio, ottennero invece un prodotto chimicamente indistinguibile dal bario. Mentre altri cercavano di sistemare questo elemento nel gruppo del bario, la Meitner, che nel frattempo era stata costretta a rifugiarsi in Svezia, si rese conto che esso era in realtà un prodotto della *fissione* dell'Uranio, di cui aveva una massa circa eguale alla metà. I neutroni non avevano interagito con l'Uranio per formare una specie a numero atomico maggiore, ma ne avevano spezzato il nucleo in due grossi frammenti, uno dei quali era, appunto, un isotopo del Bario. Alla luce di queste conclusioni, furono riviste tutte le presunte rivendicazioni di elementi transuranici e fu confermato che, in tutti i casi, si era avuta una fissione, con formazione di isotopi di elementi più leggeri, già noti. Paradossalmente, mentre la scoperta della fissione fu un sottoprodotto della ricerca degli elementi transuranici, questi, a loro volta, furono invece ottenuti dai fisici a seguito delle indagini svolte per chiarire i meccanismi della fissione<sup>98,99</sup>.

## Conclusioni

A conclusione di questa breve ricostruzione della lenta evoluzione delle teorie sulla struttura della materia, resta da chiedersi se la teoria atomica elaborata dai filosofi greci possa considerarsi precursore della sua versione moderna. Le risposte che oggi si danno non sono tutte concordi. Essa è certamente negativa se si tiene conto che l'atomo democriteo aveva un carattere puramente qualitativo, e la sua indissociabilità e indivisibilità, punti fondanti delle teorie originali, sono ormai assolutamente inappropriate.

Nella fisica e nella chimica moderna il termine atomo è usato con un significato diverso da quello originario, perché le più piccole particelle rappresentative degli elementi chimici sono sistemi composte da entità più piccole; è a queste che a buon diritto va riconosciuto lo status di particelle elementari. Quello che gli atomisti greci non riuscirono a concepire fu l'esistenza di un livello intermedio tra quelle che potremmo chiamare entità elementari fondamentali e le entità elementari derivate. Sono queste ultime che noi chiamiamo atomi e sulle quali è fondata la chimica moderna, come testimoniato dalle affermazioni di Kekulé: *anche se il progresso scientifico porterà un gior-*

---

<sup>98</sup> G. T. Seaborg, *J. Chem. Educ.*, 66 (1989) 379

<sup>99</sup> I. Asimov, *Il Libro di Fisica*, Mondadori (1986)

*no a una teoria sulla struttura interna della materia, questo farebbe poca differenza in Chimica, perché l'atomo chimico rimarrà sempre il suo mattone costitutivo*<sup>100</sup>.

Questo significa che l'atomo è indivisibile al livello di complessità proprio della Chimica, mentre, ad altri livelli di complessità, l'indivisibile può, di volta in volta, essere un organismo, la cellula, il DNA, la cella cristallografica elementare. Per quanto riguarda il livello di complessità della Fisica, alla luce delle nostre attuali conoscenze, protoni e neutroni non possono più essere considerati indivisibili, mentre lo è ancora l'elettrone, anche se accompagnato da una moltitudine di altre particelle elementari.

Lo stesso dualismo atomi/vuoto, introdotto da Democriteo, non può più sussistere; non solo il vuoto ha invaso gli atomi al punto da occuparne virtualmente l'intero volume, non solo si sono individuate svariate particelle elementari in reciproca interazione, ma persino le proprietà più intrinseche dell'atomo, come la sua spontanea emissione di radiazioni, sono condizionate dallo spazio vuoto che lo circonda. E questo non è più lo spazio libero nel quale gli atomi si trastullano, ma un vuoto attivo dal quale il mondo è stato creato *da una gigantesca fluttuazione originale* (qualunque cosa questo significhi) e alla cui evoluzione esso partecipa attivamente<sup>101</sup>.

---

<sup>100</sup> B. Pullman, *The Atom in the History of Human Thought*, Oxford University Press (1998) 333

<sup>101</sup> B. Pullman, *The Atom in the History of Human Thought*, Oxford University Press (1998) 352