

Dal peso atomico al numero atomico: un nuovo criterio ordinatore per gli elementi della Tavola Periodica

Matteo Chioccioli e Antonio Testoni

Gruppo Tematico Epistemologia e Storia della Chimica della Società Chimica Italiana
e-mail: matteo.chioccioli@gmail.com; antonio.testoni55@gmail.com

Abstract. The periodic table is an icon of chemistry and an essential component of every school curriculum. However, the fundamental concepts underpinning this extraordinary scientific framework are often overlooked in both schools and universities due to their deceptive simplicity. Even the transition from atomic weight to atomic number as the basis for organizing elements is sometimes glossed over in textbooks with a few oversimplified sentences. This work aims to provide teachers with an overview of the 19th-century debates among eminent chemists over three key notions central to Mendeleev's system: atomism, atomic weight, and the nature of elements. Furthermore, we illustrate that the transition to a new organizing principle was not a sudden shift but an extended process requiring new experimental data, updated atomic models, and a great deal of imagination. We also highlight the fact that the introduction of atomic number sparked a *paradigmatic shift* in the periodic system; it provided Mendeleev's construction with a more solid foundation by anchoring it to the atom's internal structure and ultimately led to a redefined concept of a chemical element.

Keywords: Tavola Periodica; atomismo; elemento chimico; peso atomico; numero atomico

1. Introduzione

Questo nostro lavoro è incentrato sulle premesse teoriche che hanno portato alla nascita del sistema periodico di D. I. Mendeleev e sull'evoluzione temporale dei criteri di classificazione degli elementi chimici. L'argomento è di notevole interesse per l'insegnamento scolastico superiore, perché permette di indagare e approfondire con gli studenti una serie di concetti chiave della chimica che solitamente sono trattati in modo molto superficiale nei libri di testo, in considerazione della loro *apparente semplicità*. A conferma di quanto appena detto, nei manuali di chimica la questione del passaggio dal peso atomico al numero atomico viene spesso liquidata in modo molto sbrigativo, con frasi che suonano pressappoco così: "nella Tavola Periodica di Mendeleev, come abbiamo visto, gli atomi erano ordinati secondo il loro peso atomico crescente. Le conoscenze successive sulla struttura atomica hanno portato a ordinare gli elementi in funzione del loro numero atomico".

In questi testi, in particolare, non viene detto niente riguardo al *come* e al *perché* sia avvenuto questo cambiamento radicale nel criterio di classificazione degli elementi chimici e ben poco circa il *contesto* nel quale è maturata e si è sviluppata l'idea del sistema periodico di Mendeleev. È, invece, fondamentale mostrare innanzitutto agli studenti come si è giunti a questa grande costruzione, che rappresenta quasi un'icona della scienza chimica, per poi passare a chiarire gli eventi che hanno determinato un ripensamento del principio ordinatore.

2. Le premesse teoriche del sistema periodico basato sul peso atomico

Occorre, innanzitutto, dire che la Tavola Periodica è stata il frutto maturo dell'*atomismo ottocentesco*, sviluppatosi in ambito chimico, quando i modelli fisici erano del tutto inadeguati per rappresentare la realtà atomico/molecolare.

L'atomismo costituisce uno dei grandi trionfi della *razionalità* e della *creatività* umana, ha segnato un intero secolo, l'Ottocento, e ha gettato le basi per gli sviluppi successivi della disciplina. E proprio l'idea ottocentesca di *atomo*, nata in ambito chimico, costituisce una delle nozioni chiave per comprendere la genesi del sistema periodico di Mendeleev, insieme a quelle di *peso atomico* e di *elemento chimico*.

Si tratta di tre concetti che, come emergerà dalla lettura di questo lavoro, non sono stati definiti una volta per tutte, ma sono stati rielaborati più volte nel corso dell'Ottocento.

2.1 L'idea ottocentesca di atomo

Iniziamo il nostro percorso dando un breve sguardo all'atomismo, originatosi in ambito chimico, che ha avuto in J. Dalton il principale artefice. Con Dalton (1803), abbiamo una nuova e moderna concezione di *atomo*, che potremo definire *scientifico*, e che rappresenta un superamento radicale dell'idea di atomo filosofico proveniente dalla tradizione degli atomisti greci. A proposito dell'atomismo daltoniano, è interessante leggere le parole dello storico C. C. Gillispie [1]: “La chimica è la scienza che *per prima*, ha rivestito di *significato scientifico* l'antica concezione atomistica e l'ha fatta diventare una *teoria scientifica* e non solo un sistema filosofico. Senza quella teoria lo sviluppo della chimica moderna, e non solo, sarebbe semplicemente impensabile”.

Nello specifico, gli atomi postulati da Dalton erano delle entità microscopiche *modellate* sulla chimica di A. L. Lavoisier. Il modello atomico da lui proposto era, infatti, perfettamente integrato con la nuova definizione operativa di *elemento chimico*, o principio, o sostanza semplice introdotta da Lavoisier nel suo “*Traité Élémentaire de Chimie*”, cioè il termine ultimo a cui arriva l'analisi chimica. Infatti, come scrive il chimico francese [2]: “Se attribuiamo al nome di elementi o di principi dei corpi l'idea del termine ultimo al quale arriva l'analisi, tutte le sostanze che non siamo ancora riusciti a decomporre con alcun mezzo, sono per noi degli elementi”.

E anche in questo caso, come già detto per Dalton, si può affermare che la proposta di Lavoisier sugli elementi chimici rappresentò un radicale superamento dell'idea filosofica dei quattro elementi proveniente dall'antichità; una visione degli elementi, quella di Lavoisier, che era, invece, molto concreta. Dalton riteneva, in particolare, che gli elementi, così come erano stati definiti da Lavoisier, fossero veramente delle sostanze non più decomponibili, perché pensava che ciascun elemento fosse costituito a livello microscopico da *atomi tutti uguali, indivisibili e diversi da elemento a elemento sia dal punto di vista qualitativo che quantitativo, in quanto aventi un peso atomico diverso*. E fu proprio la proposta di associare agli atomi una grandezza fisica misurabile, il *peso atomico*, che rappresentò una delle principali novità dell'ipotesi daltoniana rispetto alle precedenti idee di atomo. Con tale ipotesi gli atomi acquisirono, infatti, una consistenza e una realtà fisica. Dalton riteneva, in particolare, che nella formazione dei composti, gli atomi si combinassero *interi e inalterati*, secondo rapporti definiti e costanti, caratteristici della sostanza considerata. Il fondamento della nuova teoria atomistica era costituito, pertanto, dall'ipotesi di una precisa relazione tra la composizione costante in peso delle sostanze composte a livello macroscopico, così come espressa dalla legge di Proust, e il rapporto tra i pesi atomici degli elementi costituenti a livello microscopico. Proprio partendo da questi presupposti, Dalton arrivò, con un procedimento del tutto innovativo, a determinare il *peso atomico relativo* di vari elementi (relativo in quanto riferito al peso atomico dell'idrogeno preso convenzionalmente uguale ad 1) e a stilare una prima tabella di tali *pesi atomici*.

La determinazione dei *pesi atomici* rappresentò, tuttavia, un grosso problema anche per la stessa credibilità della nascente teoria atomica, almeno fino al successivo contributo di S. Cannizzaro. Molti pesi atomici determinati da Dalton si riveleranno, infatti, sbagliati perché il procedimento da lui seguito per il calcolo del *peso atomico* si basava, da un lato, su dati analitici di composizione non sempre accurati e, dall'altro, su ipotesi di formule chimiche che spesso erano errate. Caso emblematico è quello della formula dell'acqua alla quale, in accordo con il *principio della massima semplicità*, Dalton attribuì una formula che, oggi, potremo pensare come HO, ipotizzando che una particella d'acqua fosse costituita da un atomo di idrogeno e uno di ossigeno.

Va detto, però, che la teoria atomistica di Dalton incontrò delle resistenze nella comunità dei chimici per tutto l'Ottocento non solo per quanto riguarda la determinazione dei pesi atomici, ma anche per

quello che concerne il significato stesso che si dovesse attribuire al termine *atomo*. E questo *scetticismo* di molti chimici verso la teoria daltoniana emerge chiaramente dal seguente brano del chimico britannico A. W. Williamson, che ci fornisce una fotografia abbastanza fedele di quelle che erano le idee dei chimici sugli atomi e la teoria atomica nella seconda metà dell'Ottocento [3]: “Ci sono *differenze* considerevoli, per non dire *contraddizioni*, tra le affermazioni fatte da diversi chimici sull'argomento della *teoria atomica*. [...] Sembra certamente strano che uomini così abituati a studiare costantemente la natura mediante esperimenti, come fanno i chimici, si avvalgano di un tale sistema di idee. Penso di non esagerare quando dico che, da un lato, *tutti i chimici usano la teoria atomica*, e che, dall'altro, *un numero considerevole di loro la vede con diffidenza, alcuni con decisa antipatia*”.

Ed è interessante notare che questo articolo di Williamson sia proprio del 1869, cioè dello stesso anno in cui Mendeleev propose la prima versione del suo sistema periodico degli elementi. D'altra parte, sembra che lo stesso Mendeleev fosse *cauto*, e addirittura *scettico*, sulla reale esistenza degli atomi in senso daltoniano [4], tanto che arrivò persino a scrivere [5]: “A me sembra che sostituendo la denominazione *peso atomico* con quella di *peso elementare* si potrebbe pervenire a rimuovere l'idea di atomo quando il discorso verte sugli elementi”.

Tuttavia, per comprendere appieno i brani di Williamson e Mendeleev, è necessario approfondire come la comunità dei chimici nel corso dell'Ottocento abbia accolto il concetto di atomo e la teoria daltoniana nel suo insieme. Desta, infatti, una certa perplessità il fatto che i chimici utilizzavano la teoria atomica, i pesi atomici, e anche le formule di struttura, senza credere alla reale esistenza degli atomi e alla natura corpuscolare della materia.

Illuminante in questo senso è un brano di A. Kekulé, che chiarisce bene l'apparente ambiguità con cui i chimici ottocenteschi trattavano il concetto di atomo. Scrive, infatti, il chimico tedesco [6]: “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. [...] 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 chimico rimarrà sempre l'unità chimica*”.

Arrivati a questo punto, per fare maggiore chiarezza su tale questione così centrale dal punto di vista epistemologico per comprendere le origini del sistema periodico, può essere utile riprendere la distinzione terminologica utilizzata anche dallo storico della chimica A. J. Rocke in un suo famoso testo del 1984 [7]. Si può, infatti, distinguere tra quello che potremmo chiamare un *atomismo fisico*, quale quello introdotto da Dalton, e sostenuto da chi credeva nella reale esistenza fisica degli atomi come particelle ultime della materia, e un *atomismo chimico*, che emerge dalle parole di Kekulé, ed è basato sull'idea *pratica* di una porzione di materia che rimane inalterata nelle trasformazioni chimiche e nella formazione dei composti, senza però ritenere accettabile l'ipotesi che essa costituisca l'unità fisica nella quale può essere scomposta la materia a livello microscopico. Se si vuole, tale distinzione richiama quella filosofica che si ha tra realismo (*scientific realism*) e strumentalismo (*instrumentalism o anti-realism*), due approcci antitetici di guardare al reale valore delle teorie scientifiche. Come si può, infatti, leggere in un testo di P. K. Feyerabend [8]: “Realismo e strumentalismo offrono due interpretazioni alternative della scienza e, più in generale, della conoscenza dei fatti. Secondo il realismo, tale conoscenza descrive realmente le caratteristiche del mondo. Secondo lo strumentalismo, invece, anche una teoria completamente corretta non descrive nulla, ma funziona come strumento per prevedere i fatti che costituiscono il suo contenuto empirico”.

Occorre sottolineare che la contrapposizione sopra citata, tra *atomismo fisico* in senso daltoniano e *atomismo chimico*, si estese per larga parte dell'Ottocento, tanto che la maggior parte dei chimici ragionava

proprio in termini di *atomo chimico*. D'altra parte, l'idea di atomo in senso fisico si affermerà nella comunità scientifica solo alla fine del secolo, dopo la scoperta dell'elettrone. Alla luce di quanto detto, la comprensione dei brani di Williamson e Mendeleev dovrebbe ora risultare più immediata. Il chimico russo si avvicinò, infatti, a un'idea di *atomo chimico* nella costruzione del suo sistema periodico.

Ma, nonostante questa contrapposizione che potremmo definire *ontologica* sul significato che si dovesse attribuire al concetto di atomo, c'era comunque un aspetto che accomunava l'atomismo daltoniano e i fautori di un atomismo chimico: l'idea che esistesse per ogni elemento un *peso atomico* unico, cioè un'*unità chimicamente indivisibile e quantificabile*, che entra in combinazione con unità simili di altri elementi nella formazione dei composti e che si mantiene inalterata nelle trasformazioni chimiche. In estrema sintesi, si può dire che tutti i chimici utilizzavano i *pesi atomici* perché *erano utili*, soprattutto nel campo della stechiometria, anche se, come già anticipato, fino al lavoro di Cannizzaro non arrivarono all'accettazione di un sistema unico di pesi atomici e molecolari.

2.2 I pesi atomici e il contributo di Cannizzaro

In questo scenario si inserì, infatti, lo straordinario contributo di Cannizzaro, il quale, applicando con rigore e genialità il principio di Avogadro, fece finalmente chiarezza distinguendo nettamente le molecole dagli atomi. Egli non concepiva l'atomo come un'entità esistente allo stato isolato, bensì come la componente minima, indivisibile e costante di un elemento all'interno di una molecola. Questa rigorosa distinzione pose fine a decenni di confusione e permise finalmente di calcolare pesi atomici *esatti*, riducendo la loro determinazione a una ricerca matematica basata su rapporti semplici e sul massimo comune divisore. Si arrivò così a una definizione *macroscopica* e pienamente operativa di atomo che consolidò la teoria atomica e spianò definitivamente la strada alla Tavola Periodica di Mendeleev.

Il procedimento innovativo per la determinazione dei pesi atomici relativi venne presentato dal chimico italiano nel suo testo fondamentale, il "Sunto di un corso di filosofia chimica" pubblicato nel 1858. Da ricordare che un estratto del Sunto fu distribuito durante il primo congresso della chimica moderna svoltosi a Karlsruhe nel settembre 1860, dal professor A. Pavesi, amico e ammiratore dell'opera di Cannizzaro.

Così Cannizzaro riassume nel Sunto il *procedimento operativo* messo a punto per la determinazione dei pesi atomici degli elementi [9]: "[...] si trova quella più piccola quantità di ciascun elemento che entra sempre intera nelle molecole che ne contengono, ed alla quale si dà con ragione il nome di *atomo*. Per trovare dunque il *peso atomico* di ciascun elemento, bisogna prima conoscere i pesi di tutte, o della maggior parte delle molecole ove è contenuto, e la composizione loro".

Va, inoltre, sottolineato che tale proposta operativa era slegata da qualsivoglia volontà di confermare o smentire l'ipotesi daltoniana di una struttura microscopica particellare della materia. I pesi atomici erano per Cannizzaro il risultato del trattamento di *dati sperimentali*. Infatti, attraverso una serie di operazioni sperimentali esattamente definite, Cannizzaro arrivava a determinare in modo univoco una caratteristica dell'atomo, la sua massa relativa, comunemente detta peso atomico. Fu anche per questo motivo che le idee di atomo e di peso atomico proposte da Cannizzaro furono in breve tempo accettate sia dai sostenitori di un atomismo fisico che dai fautori di un atomismo chimico. Di tutto ciò era perfettamente consapevole lo stesso Cannizzaro, quando scriveva [10]: "Ma i concetti di molecola e d'atomo nati in questa maniera sono *spogliati* d'ogni immagine di forma, di grandezza, di distanza, di *continuità* o *discontinuità*. La sola proprietà intimamente legata a questo concetto è la *ponderabilità*, cioè la massa, la definizione stessa della materia".

Il significato del contributo di Cannizzaro sui pesi atomici è ben riassunto da F. Abbri, quando scrive [11]: "Cannizzaro fu il primo a costruire un sistema di pesi atomici e di formule che incorporava rilevanti dati fisici allora disponibili [...] con lo scopo di *saldare* la frattura fra atomismo chimico e referente fisico [...] presentando la chimica come scienza unitaria che parlava a pieno titolo della *struttura della materia*".

Saranno proprio i pesi atomici determinati secondo il procedimento operativo definito da Cannizzaro, cioè *slegati da ogni ipotesi sulla natura corpuscolare della materia*, che costituiranno la base su cui Mendeleev costruirà il suo sistema di classificazione degli elementi. Mendeleev fu, infatti, uno dei primi e più entusiasti sostenitori dell'ipotesi di Cannizzaro sui pesi atomici, che lui stesso aveva

appreso al congresso di Karlsruhe del 1860. Ma, per comprendere pienamente la genesi della Tavola Periodica, non è sufficiente aver chiaro le idee di atomo (atomo chimico) e di peso atomico (risultato del procedimento operativo proposto da Cannizzaro) che sono alla base del sistema di classificazione di Mendeleev. C'è, infatti, un altro tassello da aggiungere a questo puzzle: riguarda l'idea stessa di elemento chimico che aveva in testa Mendeleev quando costruì il suo sistema periodico.

2.3 L'idea di elemento chimico secondo Mendeleev

Si deve osservare innanzitutto, che il chimico russo giunse a ridefinire la concezione di *elemento chimico*, non identificandolo più con la sostanza semplice (indecomponibile) di Lavoisier, ovvero con il termine ultimo a cui arriva l'analisi chimica. Mendeleev, in particolare, propose un dualismo nella sua visione degli elementi chimici, distinguendo, da un lato, l'idea di *sostanza semplice*, che si avvicina al concetto di elemento secondo Lavoisier e che può essere identificata con la manifestazione materiale di un elemento chimico allo stato libero, e, dall'altro, la concezione di *elemento chimico* vero e proprio, che sarebbe un'essenza immutabile della sostanza semplice che si mantiene inalterata quando si formano i composti e durante una trasformazione chimica e che risulta caratterizzata dal peso atomico. In un certo senso, Mendeleev con questa nozione sembra quasi rivitalizzare quell'idea filosofica degli elementi che si aveva nell'antichità. Una visione di elemento, questa di Mendeleev, che è però perfettamente coerente con l'idea di *atomo chimico*.

Il seguente testo di Mendeleev è particolarmente esplicativo di questa sua visione sugli elementi [12]: "L'idea principale con la quale si può giungere a spiegare la legge della periodicità consiste proprio nella *differenza radicale* dei concetti di elemento e di sostanza semplice. [...] Gli elementi non vanno soggetti a varietà e a trasformazioni reciproche e appaiono, stando alle attuali risultanze, *l'essenza immutabile di una sostanza* che invece muta (sotto il profilo chimico, fisico, meccanico), *essenza* che entra a far parte sia dei corpi semplici sia di quelli composti. Questa concezione ci presenta gli elementi chimici come qualcosa di *astratto* , dato che non siamo in grado né di vederli né di sapere alcunché di essi. [...] Non si tratta di un corpo concreto, quanto piuttosto di una *sostanza ponderabile* . [...] All'elemento corrisponde il concetto di *atomo* . Così il carbonio è un elemento, mentre carbone, diamante e grafite sono sostanze semplici".

Questa visione, che Mendeleev sviluppò sugli elementi chimici, rappresentava anche un tentativo di proporre una soluzione a un problema ancora aperto nella chimica della seconda metà dell'Ottocento, al quale né Lavoisier né Dalton avevano saputo dare una risposta. Se, infatti, le cose fossero effettivamente come ipotizzato da Lavoisier, cioè (1) se l'elemento è il termine ultimo a cui arriva l'analisi chimica e (2) la massa nelle reazioni rimane costante, perché la qualità e la quantità degli elementi rimane sempre la stessa anche dopo una trasformazione chimica, come è possibile spiegare il fatto che, quando si combinano l'idrogeno e l'ossigeno, uno combustibile l'altro comburente, si forma l'acqua che spegne il fuoco, o combinando il sodio e il cloro si ottiene il cloruro di sodio, cioè il normale sale da cucina? Secondo Mendeleev questo accade perché ciò che rimane inalterato in una trasformazione chimica non è la sostanza semplice di Lavoisier, ma l'elemento chimico, cioè quell'*essenza immutabile* della sostanza semplice, caratterizzata dal peso atomico.

È proprio su questa idea *astratta* di elemento chimico che Mendeleev baserà il suo sistema periodico, che è, infatti, un sistema di classificazione degli elementi, e non delle sostanze semplici così come definite da Lavoisier, elementi che furono classificati dal chimico russo secondo le loro proprietà chimiche e il loro peso atomico crescente. Come è noto, tuttavia, per far tornare le cose, Mendeleev fu costretto a fare delle forzature nella sua sistematica, quando, per posizionare correttamente alcuni elementi sulla base delle loro proprietà chimiche, invertì la posizione di alcuni elementi (casi emblematici, le coppie cobalto-nichel e tellurio-iodio), basandosi sull'assunto che i loro pesi atomici non fossero stati determinati in modo accurato.

Tuttavia, questa geniale costruzione basata sul peso atomico, che aveva consentito di prevedere l'esistenza di elementi chimici non ancora scoperti e aveva saputo integrare, senza vacillare, la scoperta dei gas nobili, fu messa in discussione da una serie di eventi e risultati scientifici emersi tra la fine dell'Ottocento e l'inizio del Novecento.

3. Il passaggio a un nuovo criterio ordinatore degli elementi

Un ripensamento dei fondamenti teorici del sistema periodico si rese necessario, in particolare, in seguito alle scoperte: (1) dell'*elettrone*, che metteva in discussione l'idea dell'atomo come entità indivisibile, (2) della *radioattività* e dei *decadimenti radioattivi*, che avevano come conseguenza quella *trasmutazione* degli elementi così a lungo sognata dagli alchimisti, e degli *isotopi*, che mostravano come a uno stesso atomo/elemento corrispondessero pesi atomici diversi. A questi risultati va, inoltre, aggiunta l'elaborazione dei primi *modelli atomici*. Tutti questi eventi portarono, innanzitutto, a un ripensamento dell'idea, fino a quel momento ritenuta indiscussa, di considerare gli atomi *entità chimiche indivisibili e immutabili* e, conseguentemente, a ripensare il ruolo del peso atomico quale parametro ordinatore della tavola periodica.

Un contributo fondamentale per l'identificazione di un nuovo criterio ordinatore degli elementi venne dal giovane scienziato inglese H. G. J. Moseley, allievo di E. Rutherford. Fu proprio Rutherford a scrivere sulla rivista *Nature* il ricordo di Moseley all'indomani della sua prematura scomparsa, avvenuta nel 1915 durante la Prima Guerra Mondiale nella battaglia di Gallipoli, in Turchia. Nell'occasione, lo scienziato neozelandese sottolineò l'importanza del lavoro di Moseley con queste parole [13]: "Non vi è alcun dubbio che la sua dimostrazione, secondo cui le proprietà di un elemento sono determinate dal suo numero atomico, costituisca una scoperta di grande e vasta portata, [...], destinata con ogni probabilità ad affermarsi come una delle grandi conquiste nello sviluppo della nostra conoscenza della costituzione degli atomi".

Tuttavia, per arrivare a comprendere a pieno l'importanza decisiva del lavoro sperimentale di Moseley, occorre che si facciano almeno due premesse fondamentali, riguardanti, da un lato, gli studi che furono intrapresi intorno al modello atomico di Rutherford e, dall'altro, il fondamentale contributo del fisico amatoriale olandese A. van den Broek.

3.1 Il ruolo degli studi condotti intorno al modello atomico di Rutherford

Innanzitutto, un percorso, che porti alla comprensione del lavoro di Moseley, non può che avere come punto di partenza il 1911. In quell'anno, infatti, Rutherford, basandosi sui risultati sperimentali ottenuti dai suoi due assistenti H. Geiger e E. Marsden, pubblicò un articolo in cui fornì una geniale interpretazione dello scattering a grandi angoli delle particelle alfa, causato dalla loro collisione con una sottile lamina metallica d'oro [14]. Un'interpretazione, quella di Rutherford, che si basava su un nuovo modello atomico planetario, dove la maggior parte della massa e l'intera carica positiva erano concentrati in una piccolissima regione di spazio al centro dell'atomo, che Rutherford in seguito chiamò *nucleo*. Nell'articolo del 1911, in particolare, attraverso la formalizzazione matematica del suo modello atomico, Rutherford elaborò anche una formula con cui si poteva calcolare il numero y di particelle alfa deviate di un determinato angolo, in funzione di una serie di variabili. Per gli scopi del nostro lavoro, è fondamentale sottolineare che per Rutherford tale numero y risultava proporzionale al quadrato della *carica nucleare*, indicata nell'articolo come N_e ($y \propto N_e^2$). La carica nucleare, a quel tempo, era però una variabile incognita dell'atomo e della quale si potevano fare solo delle *ipotesi*.

Una prima importante ipotesi sull'entità della carica nucleare fu formulata, in modo indipendente, dallo stesso Rutherford e dal fisico C. Barkla su basi sperimentali. Secondo questa ipotesi, la *carica nucleare*, N_e , sarebbe stata approssimativamente uguale a metà del peso atomico A dell'elemento ($N_e \approx A/2$). In particolare, se questa ipotesi sulla carica nucleare fosse stata corretta, in accordo con la relazione di Rutherford del 1911 ($y \propto N_e^2$), il numero y di particelle alfa deviate di un certo angolo sarebbe risultato proporzionale al quadrato del peso atomico A ($y \propto A^2$), anche utilizzando lamine di metalli diversi (assumendo lo stesso numero di atomi per unità di volume). Detto in altri termini, ciò significava che, mantenendo inalterate le condizioni sperimentali e cambiando solo la lamina metallica, il rapporto tra il numero di particelle deviate y e il quadrato di A avrebbe dovuto mostrare un valore *costante* ($y/A^2 = \text{costante}$), poiché l'unica variabile dipendente dalla natura dell'elemento scelto è proprio la carica nucleare.

Geiger e Marsden, per verificare l'attendibilità di questa ipotesi sull'entità della carica nucleare, effet-

tuarono una serie di misure di scattering di particelle alfa, utilizzando lamine di un numero limitato di diversi elementi metallici [15]. I valori calcolati dai due fisici per i rapporti y/A^2 , attraverso due serie successive di esperimenti, sono riportati nella Tabella 1.

Tabella 1. Valori determinati da Geiger e Marsden per lo scattering di particelle alfa da parte di lamine di vari metalli (riproduzione tratta da E. Scerri [16])

Element	scattering per atom/ A^2	
	Experiment 1	Experiment 2
Cu	3.7	3.95
Ag	3.6	3.4
Sn	3.3	3.4
Pt	3.2	3.4
Au	3.4	3.1

La tabella mostra chiaramente che tali rapporti non risultarono del tutto costanti; tuttavia, le discrepanze vennero ritenute da Geiger e Marsden compatibili con gli errori sperimentali e l'accordo con quanto previsto dal modello di atomo nucleare di Rutherford fu considerato *accettabile*.

In realtà, un'attenta analisi di questi valori evidenzia la necessità di una proposta più convincente sull'entità della carica nucleare, rispetto alla semplice approssimazione a metà del peso atomico. Ma il lavoro dei due fisici, e più in generale del gruppo di ricerca guidato da Rutherford, aveva come finalità una prima verifica sperimentale del modello di atomo nucleare e, per questo obiettivo, i valori ottenuti sembravano più che accettabili; tra i loro interessi principali non c'era sicuramente quello di rivedere il criterio ordinatore degli elementi chimici nella Tavola Periodica.

Questo obiettivo diventerà, invece, fondamentale per il fisico amatoriale olandese van den Broek.

3.2 Il contributo del fisico amatoriale van den Broek

Economista di formazione, van den Broek aveva iniziato a interessarsi al sistema periodico degli elementi e alle problematiche connesse alla struttura dell'atomo a partire dal 1903.

Il suo contributo sulla Tavola Periodica non seguì, tuttavia, un percorso lineare e per ricostruirlo occorre necessariamente analizzare una serie di articoli che egli pubblicò tra il 1907 e il 1913, caratterizzati da geniali balzi in avanti e continui ripensamenti.

Nel primo di questi lavori del 1907 [17], il fisico olandese prendeva in considerazione un lavoro preliminare di Rutherford sulle particelle alfa dell'anno precedente, dove il fisico neozelandese aveva avanzato delle ipotesi sulla natura delle particelle alfa, che non era stata ancora chiarita. All'epoca, infatti, era noto solamente il rapporto massa/carica per queste particelle, che risultava quasi il doppio di quello determinato per gli ioni idrogeno. Conseguentemente, le particelle alfa potevano essere sia ioni con una carica elettrica uguale a quella dello ione idrogeno e peso atomico 2, sia ioni elio, di peso atomico uguale a 4 e carica doppia di quella di uno ione idrogeno [18]. Il fisico amatoriale olandese, nel suo lavoro del 1907, optò per l'ipotesi, poi rivelatasi non corretta, secondo la quale queste entità avrebbero avuto una massa pari a metà di quella di un atomo di elio, propendendo, quindi, per l'esistenza di particelle di peso atomico uguale a 2.

Sulla base di questa assunzione, van den Broek chiamò *alphon* queste presunte particelle di massa atomica 2 e avanzò l'ipotesi che tutti gli atomi fossero costituiti da multipli interi di questa unità fonda-

mentale. In questo modo elaborò una tavola periodica (Tabella 2) basata sull'idea dell'*alphon*, in cui ogni elemento differiva dal precedente in termini di peso atomico proprio di un valore pari a due unità. Così facendo, van den Broek si spingeva con la propria immaginazione ben oltre quello che era stato l'intento originario di Rutherford, portando le idee dello scienziato neozelandese sulle particelle alfa nel *regno della Tavola Periodica* e della classificazione degli elementi. Questo rappresenta sicuramente un bell'esempio del ruolo dell'*immaginazione* nella scienza che, invece, troppo spesso viene presentata nell'insegnamento come una disciplina arida, fredda, noiosa e puramente nozionistica.

Tabella 2. Tavola Periodica di van den Broek del 1907 (riproduzione tratta da E. Scerri [19]).

	VII	0	I	II	III	IV	V	VI
1	2* (α)	4 He	6 Li	8 Be	10 B	12 C	14 N	16 O
2	18 F	20 Ne	22 Na	24 Mg	26 Al	28 Si	30 P	32 S
3	34 Cl	36 Ar	38 K	40 Ca	42 Sc	44 Ti	46 V	48 Cr
4	50 Mn	52	54	56 Fe	58 Co	60 Ni	62	64
5	66	68	70 Cu	72 Zn	74 Ga	76 Ge	78 As	80 Se
6	82 Br	84 Kr	86 Rb	88 Sr	90 Y	92 Zr	94 Nb	96 Mo
7	98	100	102	104 Ru	106 Rh	108 Pd	110	112
8	114	116	118 Ag	120 Cd	122 Jn	124 Sn	126 Sb	128 Te
9	130 J	132 Xe	134 Cs	136 Ba	138 La	140 Ce	142 Nd	144 Pr
10	146	148	150 Sa	152	154 Gd	156	158 Tb	160
11	162	164	166 Er	168 Tu	170 Yb	172	174 Ta	176 W
12	178	180	182	184 Os	186 Ir	188 Pt	190	192
13	194	196	198 Au	200 Hg	202 Tl	204 Pb	206 Bi	208
14	210	212	214	216	218	220	222	224
15	226	228	230	232 Ra	234	236 Th	238	240 U

* Theoretical atomic weight.

Dopo il lavoro del 1907, il problema della classificazione degli elementi diventò ancora più centrale per van den Broek, come dimostra un suo brevissimo lavoro del 1911 apparso sulla rivista *Nature* [20]. Va detto che, rispetto al 1907, van den Broek aveva nel frattempo abbandonato l'idea originale dell'*alphon* come *building block* degli elementi chimici, mantenendo però l'ipotesi secondo la quale un elemento differisce da quello che lo affianca nel *suo* sistema periodico di due unità di peso atomico. Su queste basi, nel lavoro del 1911, van den Broek avanzò la proposta di integrare nel proprio sistema periodico l'ipotesi di Rutherford e Barkla, già discussa in precedenza, secondo la quale la carica nucleare sarebbe stata approssimativamente uguale a metà del peso atomico A. Ancora una volta, come già aveva fatto nel caso dell'*alphon*, van den Broek fece un balzo in avanti decisivo con la propria immaginazione, utilizzando una proposta formulata senza alcun riferimento al sistema periodico, per valutare l'ordinamento degli elementi chimici.

L'introduzione di questa uguaglianza, che van den Broek assunse essere esatta, nel *suo* sistema periodico ebbe però una fondamentale conseguenza. Poiché, infatti, ogni elemento si differenziava da quello che lo affianca di un peso atomico pari a due, con questa identità, ogni elemento veniva a differire da quello che lo segue, e da quello che lo precede, di *una sola unità di carica nucleare*. Per usare le parole dello stesso van den Broek: "ad ogni possibile carica permanente per atomo appartiene un possibile elemento". Detto in altri termini, cioè significava implicitamente che la carica nucleare dell'atomo (non ancora definita numero atomico) corrispondeva alla posizione di un elemento nella tavola periodica e poteva, quindi, rappresentare un efficace criterio

ordinatore degli elementi. Se si vuole, questa è una prima *implicita scoperta* di quello che sarà in seguito chiamato *numero atomico*, Z . Un interessante commento a questo proposito è stato fatto dal fisico e storico della scienza A. Pais, che così scrive a proposito del lavoro di van den Broek [21]: “Così pur basato su una versione non corretta della Tavola Periodica e su una non corretta relazione tra Z e A , la priorità del numero atomico Z come criterio ordinatore della tavola periodica entrò nella fisica per la prima volta”.

Arrivati a questo punto del nostro percorso, va però detto che, nonostante il fondamentale passo in avanti compiuto da van den Broek, in questo lavoro del 1911, l'entità della carica nucleare era ancora strettamente legata al valore del peso atomico dell'elemento. Il passo in avanti decisivo verso un pieno riconoscimento della carica nucleare come possibile criterio ordinatore degli elementi, il cui valore è però slegato da quello del peso atomico, venne compiuto da van den Broek in un successivo articolo, pubblicato sempre su *Nature*, nel novembre 1913 [22].

In questo lavoro del 1913, il fisico amatoriale olandese utilizzò i già citati dati di Geiger e Marsden sullo scattering di particelle alfa da parte di diverse lamine metalliche. L'obiettivo era di verificare la propria intuizione sulla relazione tra la carica nucleare e la posizione di un elemento nel sistema periodico di Mendeleev, già presente in forma implicita nel suo lavoro del 1911. L'idea avanzata da van den Broek era, in pratica, quella di ricalcolare i rapporti trovati dai due collaboratori di Rutherford, utilizzando però una carica nucleare che fosse uguale al numero seriale dell'elemento nel sistema periodico (parametro che indicò con M , per riconoscenza verso Mendeleev), ma completamente indipendente dal valore del peso atomico A . Voleva verificare se, in questo modo, i rapporti fossero risultati realmente più costanti. Come auspicato, i rapporti fra il numero di particelle deviate di un certo angolo y e M^2 risultarono *effettivamente costanti*, in accordo con quanto previsto dal modello di Rutherford, con una deviazione standard minore del 2%. Sulla base di questi risultati, van den Broek trasse le seguenti conclusioni: “Se adesso in questi valori si introduce il numero M , relativo alla posizione che ciascun elemento occupa nel sistema di Mendeleev, anziché il valore di A , cioè il peso atomico, si ottiene una *reale costante*; quindi, l'ipotesi proposta [che la carica nucleare sia uguale al numero di serie dell'elemento] è valida per la serie di Mendeleev, ma la carica nucleare *non* è uguale alla metà del peso atomico”.

Il contributo di van den Broek fu decisivo per il successivo lavoro di Moseley, che conferì alla congettura del fisico olandese quella solidità che solo la concretezza sperimentale poteva darle. Come, infatti, scriverà in seguito lo stesso Moseley [23]: “Il mio lavoro è stato intrapreso con l'esplicito scopo di verificare l'ipotesi di van den Broek”.

3.3 Il lavoro sperimentale di Moseley

Per verificare l'ipotesi di van den Broek, occorreva ovviamente che Moseley determinasse per via sperimentale la *carica nucleare* dell'atomo. Tuttavia, questo passaggio chiave del lavoro di Moseley risulta pienamente comprensibile solo alla luce degli esperimenti con i raggi X condotti in quel periodo. Alcuni anni prima, in particolare, Barkla aveva scoperto che ogni elemento, opportunamente bombardato con un fascio di elettroni ad alta energia o con radiazioni X, emette raggi X contraddistinti da una caratteristica lunghezza d'onda [24]. Per questi studi, Barkla fu insignito del premio Nobel per la fisica nel 1917. L'interpretazione di tali raggi X emessi dagli elementi venne fornita attraverso il modello a orbite elaborato nel 1913 da N. Bohr, sulla base del modello di atomo nucleare di Rutherford. Secondo questa interpretazione, una radiazione esterna espelle un elettrone da un livello energetico interno dell'atomo; la lacuna così creata viene colmata da un elettrone di un livello superiore che, compiendo una transizione verso il basso, emette raggi X caratteristici dell'elemento, la cui energia corrisponde alla differenza tra i due livelli coinvolti.

Basandosi sui lavori di Barkla e Bohr, Moseley condusse i suoi esperimenti con l'esplicito intento di riuscire a collegare gli spettri a raggi X emessi da elementi metallici con una qualche proprietà fisica fondamentale degli atomi. Con una tecnica innovativa, da lui stesso messa a punto, Moseley riuscì a

registrare una serie di spettri X caratteristici per diversi elementi metallici, quando venivano bombardati con elettroni ad alta energia, utilizzando come reticolo di diffrazione un cristallo di ferrocianuro di potassio [25]. Tali spettri presentavano una parte continua e alcune righe, la più intensa delle quali rappresentava la cosiddetta K_α (Figura 1).

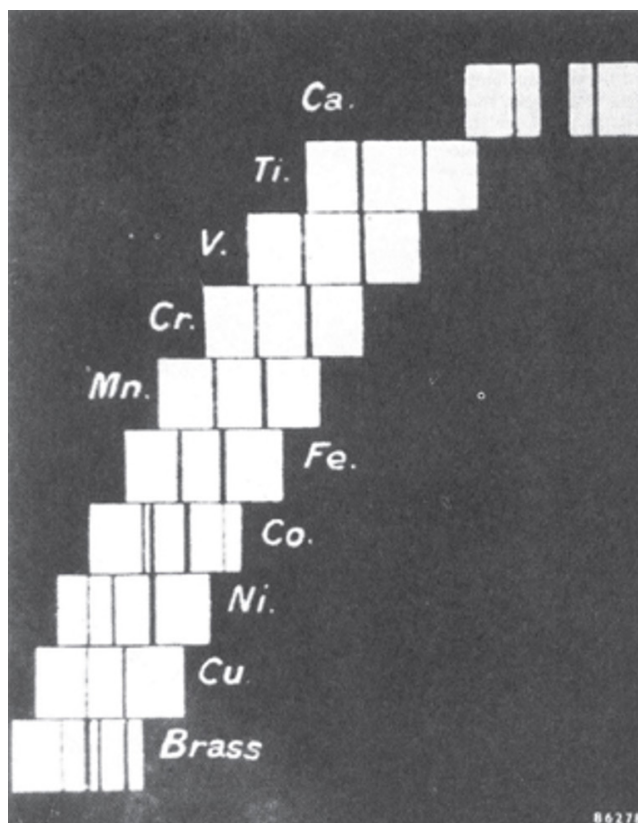


Figura 1. Immagine degli spettri a raggi X ottenuti da Moseley; le righe più intense corrispondono alla transizione K_α [26]

Moseley determinò accuratamente, elemento per elemento, le frequenze, ν della riga K_α negli spettri dei metalli analizzati. Secondo il modello atomico di Bohr tale riga è prodotta dalla transizione elettronica dal livello $n = 2$ al livello $n = 1$ dell'atomo nucleare. Rielaborando i dati trovati sperimentalmente, Moseley ricavò una relazione lineare tra la radice quadrata delle frequenze, ν , caratteristiche delle righe K_α , e la posizione degli elementi nella tavola periodica di Mendeleev, cioè a quello che da allora in poi sarà rinominato *numero atomico*, Z . Questa semplice relazione lineare, che aveva la forma del tipo $\nu = a(Z-b)$, è nota oggi come *legge di Moseley*, dove a e b sono due costanti di cui Moseley determinò il valore. In questo modo, Moseley aveva trovato un parametro caratteristico dell'atomo, determinabile per via sperimentale, che aumentava regolarmente muovendosi lungo il sistema periodico degli elementi. Si trattava di capire a cosa corrispondesse questo parametro.

Rapidamente Moseley riconobbe che questa quantità non poteva che essere la *carica positiva del nucleo*, riuscendo nel proprio intento di collegare gli spettri dei raggi X con una proprietà atomica e a confermare contemporaneamente il modello nucleare di Rutherford e l'ipotesi di van den Broek. Queste le parole di Moseley nel suo lavoro del 1913 [25]: "Abbiamo qui una prova che nell'atomo c'è una grandezza fondamentale, che cresce per intervalli regolari quando si passa da un elemento a quello vicino. Questa grandezza può essere solo la *carica positiva del nucleo centrale*, della cui esistenza abbiamo già avuto una prova definitiva [...] Essa è uguale al numero del posto occupato dall'elemento nel sistema periodico".

In questo modo, con la tecnica messa a punto da Moseley si era finalmente in grado di determinare i valori della carica nucleare degli atomi degli elementi da una serie di misure sperimentali di raggi X. I valori ottenuti da una prima serie di misure sono riportati nella Tabella 3.

Tabella 3. Misure delle cariche nucleari ottenute da Moseley (riproduzione tratta da S. Weinberg [27])

Elemento	Carica nucleare (in unità di carica elettronica)	Peso atomico
Calcio	20,00	40,09
Scandio	non misurata	44,1
Titanio	21,99	48,1
Vanadio	22,96	51,06
Cromo	23,98	52,0
Manganese	24,99	54,93
Ferro	25,99	55,85
Cobalto	27,00	58,97
Nichel	28,04	58,68
Rame	29,01	63,57
Zinco	30,01	65,37

Com'era prevedibile, le cariche nucleari risultavano tutte multipli interi della carica dell'elettrone, quello che, invece, non era del tutto previsto è che la carica nucleare aumentasse semplicemente di una unità nel passare da un elemento a quello di peso atomico immediatamente superiore. Inoltre, come si scoprì in seguito, tale schema risultava valido anche per altri elementi che non erano stati studiati inizialmente da Moseley.

Alla luce di questa fondamentale scoperta, si era così in grado di riesaminare alcune delle criticità del sistema periodico elaborato da Mendeleev. In particolare, rimaneva il problema dell'inversione di alcune coppie di elementi ordinati in base al loro peso atomico (le coppie cobalto-nichel, tellurio-iodio, alle quali si era aggiunta dopo la scoperta dei gas nobili, la coppia argon-potassio). Ebbene, dopo la scoperta di Moseley, si trovò che se queste coppie di elementi venivano ordinate secondo la successione dei valori crescenti della loro carica nucleare: l'inversione fatta da Mendeleev, una sorta di forzatura, risultava pienamente giustificata. Il *numero atomico*, Z , era così entrato a pieno titolo nel sistema periodico ed era diventato il nuovo criterio ordinatore degli elementi chimici.

4. Conseguenze della scoperta di Moseley

Come prima grande conseguenza del passaggio dal peso atomico alla carica nucleare (numero atomico) come criterio ordinatore degli elementi, si realizzò, come sottolineato dal filosofo francese G. Bachelard, un vero e proprio *sconvolgimento semantico* in seno alla Tavola Periodica [28]: "All'inizio questo numero atomico era un vero numero ordinale; era, insomma, il numero che fissava il posto di sostanze elementari nelle serie delle diverse linee orizzontali della tavola di Mendeleev. *Filosoficamente* il progresso compiuto al livello della nozione di numero atomico è consistito precisamente nel suo passaggio da funzione *ordinale* [cioè primo, secondo, ...] alla funzione *cardinale* [1, 2, ...]. Ci si è potuti rendere conto che con questa nozione, non solo si ordinavano gli elementi ma si *contava* qualcosa".

In pratica ciò significa che, se con il peso atomico si era potuto stabilire l'ordine degli elementi, cioè quale elemento precedeva l'altro, con il numero atomico si poteva andare alla conta degli elementi:

stabilire cioè, per la prima volta, il *numero* degli elementi compresi fra il primo e l'ultimo e quanti ne restavano ancora da scoprire: ($Z = 43, 61, 72, 75, 85, 87$).

Si può, inoltre, aggiungere che l'introduzione del numero atomico ha fornito alla sistematica di Mendeleev un fondamento più profondo e meno intuitivo del peso atomico, ancorandola cioè alla nozione di *struttura atomica* della materia. Questo passaggio è stato cruciale per l'evoluzione della chimica moderna e per una comprensione sempre più profonda dell'intima natura della materia. Infatti, come affermato dallo storico della scienza H. Kragh [29]: “Le *radici storiche* della moderna teoria della struttura atomica si trovano non solo nello sviluppo della fisica, ma anche nello sviluppo della chimica. *Tra i fenomeni chimici che hanno maggiormente influenzato la teoria atomica, il sistema periodico degli elementi è il più importante.* L'esistenza di regolarità nelle proprietà degli elementi, come riassunte nella Tavola Periodica, è stata una fonte di enigma e di *ispirazione* per molti scienziati che volevano conoscere i meccanismi e le cause sottostanti che *immaginavano* esistessero. Lo schema di classificazione di Mendeleev ha svolto un ruolo *euristico* nelle prime versioni della struttura atomica”. Il brano suggerisce, in sostanza, che idee come quella secondo la quale gli elettroni siano disposti a gusci/strati all'interno degli atomi sia scaturita da intuizioni chimiche derivate dalla Tavola Periodica di Mendeleev; tale stratificazione rispecchia, infatti, la distribuzione periodica degli elementi. Ciò sottintende anche che questa fondamentale concezione della moderna teoria atomica non è una conseguenza della meccanica quantistica, come spesso riportato nei manuali, ma è *antecedente* a essa e all'introduzione dei numeri quantici, e ne costituisce quasi una premessa necessaria.

Infine, a conclusione di questo excursus sui fondamenti della Tavola Periodica e sull'evoluzione dei criteri di ordinamento degli elementi chimici, è importante evidenziare che con la determinazione sperimentale della carica nucleare si era finalmente trovata anche quella *proprietà degli elementi che si conserva inalterata quando questi vanno a formare le sostanze composte e durante le trasformazioni chimiche*. Come importante conseguenza, ciò ha permesso di arrivare a una nuova e più moderna concezione di elemento chimico, dove con questo termine si può indicare: *una classe di nuclei aventi tutti lo stesso numero atomico* [30].

Riferimenti bibliografici

- [1] C. C. Gillispie, *Il Criterio dell'oggettività. Un'interpretazione della storia del pensiero scientifico*, Il Mulino, Bologna, 1981.
- [2] A. L. Lavoisier, *Trattato Elementare di Chimica*, opera originale pubblicata nel 1789 (<https://gallica.bnf.fr/ark:/12148/btv1b8615746s/f66.item>).
- [3] A. W. Williamson, On the atomic theory, *J. Chem. Soc.*, 1869, **22**, 328-365.
- [4] P. Thyssen, Mendeleev's Periodic Law and the 19th Century Debates on Atomism, in *Chemistry without Atoms* (Eds. K. Ruthenberg, P. Thyssen), Königshausen & Neumann, Würzburg, 2025.
- [5] D. I. Mendeleev, La legge della periodicità degli elementi chimici, 1871, in *Il sistema periodico degli elementi* (a cura di S. Tagliagambe), Tecknos Edizioni, Roma, 1994.
- [6] A. Kekulé, On some points of chemical philosophy, *The Laboratory*, 1867, **1**, 304.
- [7] A. J. Rocke, *Chemical Atomism in the Nineteenth Century: From Dalton to Cannizzaro*, Ohio State University Press, Columbus, 1984.
- [8] P. K. Feyerabend, *Realism, Rationalism & Scientific Method: Philosophical Papers*, Cambridge University Press, 1981, p. 176-202 (chapter: *Realism and Instrumentalism*).
- [9] S. Cannizzaro, *Sunto di un corso di filosofia chimica* (1858); *commento e nota storica di Luigi Cerutti; introduzione di Leonello Paoloni*, Sellerio editore, Palermo, 1991.
- [10] S. Cannizzaro, Sui limiti e sulla forma dello insegnamento teorico della chimica, *Gazzetta Chimica Italiana*, 1872, vol. II, 305-333.
- [11] F. Abbri, L'atomismo chimico, in *Storia della Scienza moderna e contemporanea* (a cura di P. Rossi), TEA, Milano, 2000, vol. II, 269-300.
- [12] D. I. Mendeleev, La legge della periodicità degli elementi chimici (1898), in D. I. Mendeleev, *Il sistema periodico degli elementi* (a cura di S. Tagliagambe), Teknos Edizioni, Roma, 1994

- [13] E. Rutherford, Henry Gwyn Jeffreys Moseley, *Nature*, 1915, **96**, 33-34.
- [14] E. Rutherford, The scattering of α and β particles by matter and the structure of the atom, *Philosophical Magazine*, 1911, **21** (Series 6, n. 125), 669-688.
- [15] H. Geiger, E. Marsden, The Laws of deflection of α -particles through large angles, *Philosophical Magazine*, 1913, **25** (Series 6, n. 148), 604-628.
- [16] E. Scerri, *A Tale of Seven Scientists and a New Philosophy of Science*, Oxford UP, 2016, p. 52.
- [17] A. van den Broek, Das α -Teilchen und das periodische System der Elemente, *Annalen der Physik*, 1907, **328**, 199-203.
- [18] S. Weinberg, *La scoperta delle particelle subatomiche*, Zanichelli Editore, 1986, p. 114.
- [19] E. Scerri, *A Tale of Seven Scientists and a New Philosophy of Science*, Oxford UP, 2016, p. 45.
- [20] A. van den Broek, The number of possible elements and Mendel  ff's "cubic" periodic system, *Nature*, 1911, **87**, 78.
- [21] A. Pais, *Inward Bound: Of matter and forces in the physical world*, Oxford UP, 1988.
- [22] A. van den Broek, Intra-Atomic Charge, *Nature*, 1913, **92**, 372-373.
- [23] H. G. J. Moseley, Atomic Models and X-Ray Spectra, *Nature*, 1914, **92**, 554.
- [24] J. I. Solov'ev, *L'evoluzione del pensiero chimico dal '600 ai giorni nostri*, Biblioteca della EST, Mondadori, 1976.
- [25] H. G. J. Moseley, The High-Frequency Spectra of the Elements, *Philosophical Magazine*, 1913, vol. 26 (Series 6, n. 156), 1024-1034.
- [26] H. G. J. Moseley, The High-Frequency Spectra of the Elements. Part II, *Philosophical Magazine*, 1914, vol. 27 (Series 6, n. 160) 703-713.
- [27] S. Weinberg, *La scoperta delle particelle subatomiche*, Zanichelli, Bologna, 1986, p. 134.
- [28] G. Bachelard, *Il materialismo razionale*, Dedalo Edizioni, Bari, 1993, p. 116.
- [29] H. Kragh, The first subatomic explanations of the periodic system, *Foundations of Chemistry*, 2001, **3**, 129-143.
- [30] W. Jensen, Logic, History, and the Chemistry Textbook II. Can We Unmuddle the Chemistry Textbook? *J. Chem. Educ.*, 1998, **75**, 817-828.

