

Il valore formativo della teoria atomica secondo Cannizzaro

Antonio Testoni

Divisione di Didattica della Società Chimica Italiana

e-mail: antonio.testoni55@gmail.com

Abstract. This paper examines the educational and formative value of nineteenth-century atomic theory, with particular reference to the thought of Stanislao Cannizzaro. Through the historical-conceptual journey from Dalton to Avogadro and Cannizzaro's subsequent clarification, it is argued that a historical-critical approach represents a privileged tool for developing scientific thinking in students. Atomic theory emerges not as an absolute truth, but as an interpretive framework capable of giving meaning to experimental data.

Keywords: Cannizzaro; teoria atomica; storia della chimica; Avogadro; pesi atomici; Dalton

1. Introduzione

Il mio sguardo su Stanislao Cannizzaro non è quello accademico dello storico, né quello speculativo del filosofo; è, molto più semplicemente, lo sguardo di un docente di scuola che ha cercato di misurarsi, giorno dopo giorno, con le sfide concrete dell'insegnamento. È da questa prospettiva, inevitabilmente parziale ma "profondamente vissuta", che nasce l'esigenza di motivare la scelta di dedicare tempo ed energie allo studio di una chimica di due secoli fa, ormai apparentemente superata, invece di orientare l'insegnamento verso contenuti più aggiornati e più vicini alla sensibilità e alle urgenze del presente. In particolare, la mia relazione è centrata sul contributo decisivo di Cannizzaro all'atomismo chimico ottocentesco e sul suo rilevante valore didattico e formativo. Come è noto, i concetti di atomo e di molecola hanno oggi un significato molto più complesso e articolato rispetto a quello che andò delineandosi, non senza difficoltà, nel corso dell'Ottocento. Penso innanzitutto all'idea di atomo formulata da Dalton all'inizio del secolo scorso, in un momento in cui i modelli fisici erano ancora del tutto inadeguati a rappresentare la realtà atomico-molecolare. Fu proprio quell'atomismo a fornire il "quadro teorico di base" da cui prese avvio l'intero sviluppo successivo della chimica moderna, quella degli atomi, delle molecole, delle formule. Infatti, la chimica è la scienza che per prima ha dato un "fondamento scientifico" all'antica idea di atomo, trasformandola da speculazione filosofica a vera teoria scientifica. Senza questa svolta concettuale, la chimica moderna non avrebbe potuto prendere forma.

È chiaro che siamo in presenza di una conoscenza ancora "imperfetta", di grande rilievo non solo dal punto di vista storico-epistemologico, ma anche, mi preme sottolinearlo, dal punto di vista didattico, per le stesse ragioni che Cannizzaro mise in luce con straordinaria lucidità [1]:

Rimontiamo all'epoca di Dalton, leggiamo nella storia della chimica di Thompson la confessione che questo chimico fa dell'effetto prodotto su di lui dall'esposizione che Dalton gli fece della sua teoria: «Io rimasi incantato della nuova luce che immediatamente colpì il mio spirito, e vidi d'un sol colpo d'occhio l'immensa importanza di tale teoria» [...] Essa è il riassunto più succinto, più preciso, più evidente e più accessibile ai differenti tipi di spirito che si incontrano in una scuola, di tutto ciò che concerne l'origine, il significato, il valore e l'uso delle formule grezze e delle equazioni.

A distanza di un secolo e mezzo, questo pensiero conserva intatta la sua freschezza e la sua *attualità*. "L'origine, il significato, il valore e l'uso delle formule grezze e delle equazioni" sono ancora oggi obiettivi didattici irrinunciabili in un corso di chimica di base. E quale altra "teoria scientifica" può

dirsi “più succinta, più precisa, più evidente e più accessibile ...” di quella daltoniana per introdurre in modo significativo e quantitativo l’infinitamente piccolo in chimica? In essa ritroviamo non solo i fondamenti della chimica e del pensiero chimico, ma anche una struttura “concettuale” alla portata di studenti che muovono i primi passi nella disciplina e capace di guidarli verso una prima *visione scientifica*, seppur parziale, dei fenomeni.

Ciò che davvero conta a livello scolastico - tanto più nella fascia dell’obbligo - è proporre teorie che siano “comprensibili e adeguate” alle conoscenze ed allo sviluppo cognitivo dei ragazzi, teorie che siano realmente in grado di incrementare la capacità di interpretare i fenomeni, senza che queste, peraltro, vengano presentate come verità assolute e immutabili, ma come strumenti provvisori e perfezionabili, utili a costruire gradualmente una mentalità scientifica.

Cannizzaro, in base a quanto si è visto, riconosce nel modello daltoniano un impianto concettuale semplice e formativo, in grado di fornire i primi strumenti teorici per interpretare i fenomeni. Ma il valore formativo/didattico della teoria atomica, per Cannizzaro, va anche oltre questo; essa rappresenta il quadro teorico entro cui i dati sperimentali diventano intelligibili [1]:

La teoria atomica non aspettò per nascere che tutte le leggi empiriche sulle proporzioni fossero conosciute in modo indipendente ed enunciate con precisione; al contrario fu essa che ne fece indovinare e scoprire la maggior parte, fu essa che fece apprezzare il valore del poco che prima si conosceva su questo soggetto, fu essa infine che prestò il linguaggio per esprimere tutte queste leggi.

Senza quel “quadro teorico” - osserva Cannizzaro - i dati disponibili rimanevano frammentari e poco intelligibili; solo alla luce della teoria atomica essi acquisivano un significato, un valore e un linguaggio con cui essere espressi.

Questa idea trova una sorprendente consonanza nella riflessione di Kuhn, allorché, riferendosi proprio alla teoria atomica daltoniana, sottolinea che [2]:

All’inizio del XIX secolo, i chimici non sapevano come effettuare analisi quantitative che ponesero in evidenza le proporzioni multiple. Nel 1850 avevano imparato, ma solo facendosi guidare dalla teoria di Dalton. Conoscendo quale risultato si dovessero attendere dalle analisi chimiche, i chimici furono in grado di escogitare tecniche che permettessero di ottenerli. Di conseguenza i manuali di chimica possono ora affermare che le analisi quantitative confermano l’atomismo di Dalton e dimenticano che, storicamente, le tecniche analitiche importanti sono basate sulla stessa teoria che, si dice, esse confermino. Prima che la teoria di Dalton fosse enunciata le misure non davano gli stessi risultati... I numeri raccolti senza una qualche conoscenza delle regolarità da attendersi non sono quasi mai significativi di per sé. Quasi certamente essi restano solo dei numeri.

Letti insieme, Cannizzaro e Kuhn mettono in luce un aspetto essenziale dell’attività scientifica: non è la misura a “precedere” la teoria, ma è la teoria a conferire “significato” alla misura. È il quadro concettuale - per Kuhn i paradigmi scientifici, per Cannizzaro la teoria atomica - che orienta le domande, che seleziona ciò che conta, che organizza le pratiche sperimentali e, in definitiva, che stabilisce “cosa” misurare e “come” interpretare ciò che si misura.

E tutto questo deve emergere con grande chiarezza anche nella trasposizione didattica, se vogliamo veramente valorizzare la dimensione culturale della chimica: quella che permette di coglierne il senso profondo oltre gli aspetti strettamente specialistici.

Cannizzaro indica chiaramente la via per condurre gli studenti a questa profondità di pensiero, che è l’obiettivo primario di ogni insegnamento. Scrive infatti [3]:

Per condurre i miei allievi al medesimo convincimento che io ho, li ho voluti porre sulla medesima strada per la quale io ci sono giunto, cioè l’esame storico delle teorie chimiche. Incominciai dunque nella prima lezione a dimostrare come dall’esame delle proprietà dei corpi aeriformi e dalla legge di Gay Lussac, sui rapporti di volume tra i componenti ed i composti, scaturì quasi spontanea l’ipotesi sopra ricordata che fu per la prima volta annunciata da Avogadro e poco dopo da Ampere.

Tuttavia, il riferimento agli allievi non è soltanto la descrizione di una pratica didattica. Nella retorica del testo esso svolge una funzione più sottile; gli studenti fungono da interlocutori formali, come osserva Cerruti,¹ attraverso cui l'autore si rivolge in realtà ai lettori adulti, specie quando l'argomentazione tocca temi teoricamente scottanti.

Tale punto è ripreso e ribadito più volte negli scritti di Cannizzaro, come, ad esempio, in questo contributo [1]:

Essendo cotali ricordi storici non l'oggetto principale di questa memoria, ma bensì un mezzo e direi quasi un utile artificio a meglio chiarire l'argomento di essa, son certamente dispensato dagli obblighi di uno storico, di proporzionare cioè lo svolgimento delle varie parti e di seguire un rigoroso ordine cronologico. Sceglierò perciò tra i fatti di maggior rilievo quelli che più direttamente giovano allo scopo che mi sono proposto e li esporrò con quella estensione e con quell'ordine che giudicherò più utile al fine postomi... di offrire ai giovani chimici avviati alla carriera dell'insegnamento occasione e materia che li inviti a meditare su questa parte fondamentale della nostra scienza... nell'interpretare e prevedere le trasformazioni delle sostanze.

In queste brevi, ma dense citazioni si coglie con chiarezza l'essenza e, al tempo stesso, l'attualità del pensiero di Cannizzaro in merito all'insegnamento della chimica. Egli concepisce la riflessione storica non come fine a sé stessa, ma come strumento per chiarire e illuminare i "fondamenti teorici" della disciplina, in particolare quella "parte fondamentale della nostra scienza" che, ancora oggi, resta concettualmente essenziale, soprattutto in contesti di primo approccio alla chimica come disciplina autonoma.

Va, però, ricordato che la teoria atomica daltoniana non ebbe vita facile e lasciò un'eredità complessa: basti pensare alle difficoltà legate alla determinazione delle formule e dei pesi atomici.

Ed è proprio da questa "complessità" che emerge, in chiave didattica, tutta la forza del contributo di Cannizzaro. Il modo in cui egli affronta tali questioni diventa infatti un esempio concreto di come una teoria possa orientare non solo la ricerca, ma anche la costruzione di una mentalità scientifica capace di leggere i fenomeni attraverso "modelli, ipotesi e argomentazioni" coerenti.

In questa prospettiva presentiamo un estratto di una sequenza didattica pensata per il primo biennio della scuola secondaria di secondo grado, centrata sull'atomismo ottocentesco.

2. Sequenza didattica

Si tratta di un percorso che, a grandi linee, prende avvio dalla teoria atomica di Dalton, attraversa l'ipotesi di Avogadro e approda al chiarimento concettuale di Cannizzaro.

Nello specifico, ci soffermeremo sul passaggio cruciale che collega l'intuizione di Avogadro alla chiarificazione concettuale di Cannizzaro, utilizzando come filo conduttore la "progressiva definizione della formula molecolare dell'acqua".

Il cuore del ragionamento di Cannizzaro risiede nella riabilitazione dell'ipotesi di Amedeo Avogadro del 1811 [4]:

Gay-Lussac ha mostrato in una Memoria interessante che le combinazioni dei gas fra loro si fanno sempre secondo rapporti molto semplici in volume, e che quando il risultato della combinazione è gassoso, il suo volume è pure in rapporto molto semplice con quello dei suoi componenti; ma i rapporti delle quantità di sostanze nelle combinazioni pare non possano che dipendere dal numero relativo delle molecole che si combinano e da quello delle molecole composte che ne risultano. Bisogna dunque ammettere che vi siano anche dei rapporti molto semplici fra i volumi delle sostanze gassose e il numero delle molecole semplici o composte che le formano. La prima ipotesi, che ci si presenta a questo riguardo e che sembrerebbe essere la sola ammissibile, è di supporre che in qualunque gas il numero delle molecole integranti è sempre lo stesso a volume uguale, o è sempre proporzionale ai volumi.

¹ Nella retorica di questo testo, «gli allievi» di Cannizzaro hanno una funzione importante. Essi sono chiamati in causa quando l'argomentazione affronta temi scottanti e l'Autore vuole rivolgersi ai lettori adulti attraverso i suoi interlocutori formali, i giovani che seguivano le sue lezioni a Genova. Il richiamo al metodo storico-critico, prezioso dal punto di vista didattico, va inteso anche nel senso letterale, di una «strada» per la comprensione.

Avogadro fa ricorso a una molteplice aggettivazione (*molecole integranti, molecole semplici, molecole composte, molecole elementari, molecole parziali, molecole costituenti ...*), che riflette il clima di profonda incertezza teorica e concettuale dell'epoca: una complessità che in un contesto didattico di base non è opportuno affrontare. Risulta, invece, più efficace semplificare il lessico dell'epoca, rendendolo più comprensibile e attuale, sull'esempio proprio di Cannizzaro che, in apertura del "Sunto", riformula l'ipotesi di Avogadro distinguendo con chiarezza - questa è la mossa concettualmente decisiva - tra molecole e atomi [3]:

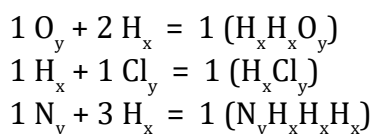
Io credo che i progressi della scienza, fatti in questi ultimi anni, abbiano confermato l'ipotesi di Avogadro, di Ampere e di Dumas sulla simile costituzione dei corpi allo stato aeriforme, cioè che volumi uguali di essi, sieno semplici, sieno composti, contengono l'egual numero di molecole; non però l'egual numero di atomi, potendo le molecole dei vari corpi o quelle dello stesso corpo nei vari suoi stati, contenere un vario numero di atomi, sia della medesima natura, sia di natura diversa.

Chiarita questa distinzione, possiamo seguire il ragionamento originale di Avogadro il quale, partendo dall'ipotesi enunciata, ne trae una conseguenza di grande portata pratica: i pesi relativi delle molecole sono direttamente proporzionali alle densità dei gas [4]:

Partendo da questa ipotesi, si ha il mezzo di determinare assai facilmente le masse relative delle molecole dei corpi che si possono avere allo stato gassoso e il numero relativo di queste molecole nelle combinazioni; i rapporti delle masse delle molecole sono allora gli stessi di quelli delle densità dei diversi gas, a pressione e a temperature uguali, e il numero relativo delle molecole in una combinazione è dato immediatamente dal rapporto dei volumi dei gas che la formano... Così la massa della molecola dell'ossigeno sarà circa 15 volte quella della molecola di idrogeno, o, più esattamente, essa starà a questa come 15,074 sta a 1... D'altra parte, essendo noto che il rapporto dei volumi dell'idrogeno e dell'ossigeno nella formazione dell'acqua è di 2 a 1, ne segue che l'acqua risulta dall'unione di 1 molecola di ossigeno con 2 molecole d'idrogeno.

Vale la pena soffermarsi su questo risultato. Avogadro non sta ancora scrivendo formule chimiche nel senso moderno: sta ragionando su rapporti volumetrici osservabili sperimentalmente e da essi risale alla composizione molecolare.

Il passaggio al simbolismo attuale è però immediato. Se indichiamo con H_x e O_y le molecole (di natura ancora ignota ad Avogadro) rispettivamente dell'idrogeno e dell'ossigeno, le stesse combinazioni si possono riscrivere così:

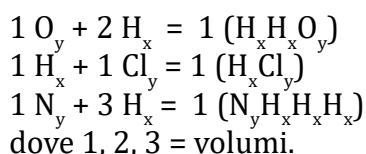


dove O, H, ... = atomi; $O_y, H_x, H_x H_x O_y, \dots$ = molecole; 1, 2, 3 = numero molecole

I pedici x e y non sono ancora determinati: Avogadro sa quante molecole reagiscono tra loro, ma non sa ancora quanti atomi compongono ciascuna molecola. È precisamente questo il limite che Cannizzaro, cinquant'anni dopo, contribuirà a superare, fissando i pesi atomici e trasformando queste formule provvisorie nelle equazioni bilanciate della chimica moderna.

Fin qui il ragionamento procede con elegante linearità. Avogadro si trova, però, ad affrontare un'obiezione che, a prima vista, sembra minacciare l'intera costruzione [4]:

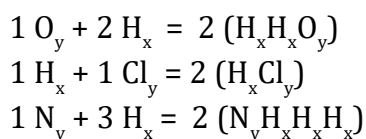
Una riflessione pare opporsi, a prima vista, all'ammissione della nostra ipotesi sui corpi composti [...] Se in una combinazione, a 1 molecola di un corpo si aggiungono 2 o più molecole di un altro corpo, il numero delle molecole composte dovrebbe restare uguale al numero delle molecole del primo corpo. Quindi, nella nostra ipotesi, allorquando un gas si combina con due o più volte il suo volume con un altro gas, il composto che ne risulta, se è gassoso, non potrà che avere un volume uguale al primo di questi gas.



Ma i volumi misurati risultano essere il doppio di quelli attesi [4]:

Nei fatti, però, in generale ciò non avviene. Per esempio, il volume dell'acqua supposta gassosa è, come ha fatto vedere Gay-Lussac, doppio di quello del gas ossigeno che vi entra o, il che è poi la stessa cosa, uguale a quello dell'idrogeno, invece di essere uguale a quello dell'ossigeno.

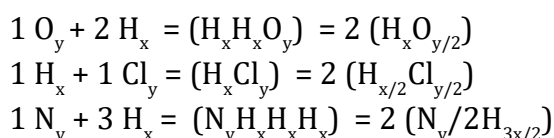
In termini simbolici, le reazioni non rispettano il numero di molecole come ci si aspetterebbe, ma lo raddoppiano:



Come spiegare questo raddoppio senza abbandonare l'ipotesi? Avogadro propone una soluzione audace: le molecole dei gas semplici non sono indivisibili, ma sono già esse stesse aggregati di molecole elementari. Nel momento in cui si forma il composto, quella molecola si scinde, raddoppiando il numero delle particelle risultanti [4]:

Tuttavia esiste un mezzo assai naturale per spiegare i fatti di questo genere in conformità alla nostra ipotesi: ed è di supporre che le molecole costituenti d'un qualsiasi gas semplice... non siano formate da una sola molecola elementare, ma risultino da un certo numero di queste molecole riunite in una sola per mezzo dell'attrazione $[x, y \neq 1]$. Quando le molecole di un'altra sostanza devono essere aggiunte alla prima per formare delle molecole composte, la molecola integrante che ne dovrebbe risultare si divide in due o più parti di modo che il numero delle molecole integranti del composto diventi il doppio, quadruplo, ecc. di ciò che dovrebbe essere senza questa divisione e tale che basti a soddisfare il volume del gas che ne risulta.

Traducendo anche questo passaggio in termini simbolici attuali:



L'ipotesi è ardua - ammettere che una molecola elementare si spezzi era tutt'altro che ovvio per la chimica del 1811 - ma trova una conferma quantitativa immediata nel calcolo delle masse. Avogadro lo mostra con l'esempio dell'acqua [4]:

Quanto alla molecola dell'acqua, essa dovrebbe avere una massa pari a $15 + 2 = 17$ circa, prendendo come unità quella dell'idrogeno, se non vi fosse divisione in due della molecola; ma a causa di questa divisione essa si riduce della metà $8\frac{1}{2}$ o più esattamente 8,357, come si ricava dividendo la densità del vapore 0,625, secondo Gay Lussac, per la densità dell'idrogeno 0,0732.

È questa convergenza tra ipotesi teorica e dato sperimentale a dare alla proposta di Avogadro la sua forza e, al tempo stesso, la sua fragilità - perché x e y restano ancora indeterminati e la natura profonda di quelle molecole elementari rimane, per ora, una questione aperta.

Sarà Cannizzaro che, più che proporre nuovi dati, ebbe l'intuizione geniale di fornire la chiave di lettura per interpretare quelli già esistenti. Il punto di partenza è lo stesso di Avogadro - le densità dei gas come misura delle masse molecolari - ma Cannizzaro lo enuncia con una precisione terminologica nuova e sceglie con cura l'unità di misura [3]:

Stando alla ipotesi sopra citata, i pesi delle molecole sono proporzionali alle densità dei corpi nello stato aeriforme... Essendo l'idrogeno il gas più leggero, potrebbe prendersi come unità a cui

riferire le densità degli altri corpi aeriformi, le quali in tal caso esprimono i pesi delle molecole, comparati al peso della molecola dell'idrogeno fatto = 1. Siccome io preferisco prendere per unità comune ai pesi delle molecole e delle loro frazioni il peso non di una intera ma di mezza molecola d'idrogeno, così riferisco le densità dei vari corpi aeriformi a quella dell'idrogeno fatta = 2.

Stabilita l'unità, il passo successivo è sistematico: per ciascun corpo, semplice o composto, si determina il peso relativo della molecola a partire dalla densità e, poi, lo si scompone nelle quote spettanti a ciascun elemento attraverso l'analisi chimica [3] (Figura 1):

Se il corpo è indecomponibile siamo costretti ad ammettere che la sua molecola è tutta fatta dal peso di una medesima quantità di materia. Se il corpo è composto, se ne fa l'analisi elementare, ossia si scoprono i rapporti costanti fra i pesi dei componenti; quindi si divide il peso della molecola in parti proporzionali ai numeri esprimenti i pesi relativi dei componenti e così si hanno le quantità di loro contenute nella molecola del composto, riferite alla medesima unità alla quale sono riferiti i pesi di tutte le molecole. Con questo metodo fo il quadro seguente.

NOME DEL CORPO	PESO	PESI			
	di un volume, ossia peso della molecola riferito al peso della mezza molecola di idrogeno = 1.	componenti un volume, ossia pesi componenti la molecola, tutti riferiti al peso della mezza molecola d'idrogeno = 1			
Idrogeno	2	2	d'idrogeno.		
Ossigeno ordinario	32	32	d'ossigeno.		
Ossigeno elettrizzato	128	128	d'ossigeno.		
Solfo sotto 1000°	192	192	di solfo.		
Solfo sopra 1000° (?)	64	64	di solfo.		
Fosforo	124	124	di fosforo.		
Cloro	71	71	di cloro.		
Bromo	160	160	di bromo.		
Jodo	254	254	d'iodo.		
Azoto	28	28	d'azoto.		
Arsenico	300	300	d'arsenico.		
Mercurio	200	200	di mercurio.		
Acido cloridrico	36,5	35,5	di cloro	1	d'idrogeno
Acido bromidrico	81	80	bromo	1	»
Acido iodidrico	128	127	d'iodio	2	»
Acqua	18	16	d'ossigeno	2	»
Ammoniaca	17	14	d'azoto	3	»
Idrogeno arsenicato	78	75	d'arsenico	3	»
Idrogeno fosforato	35	32	di fosforo	3	»
Calomelano	235,5	35,5	di cloro	200	di mercurio
Sublimato	271	71	»	200	»
Cloruro d'arsenico	181,5	106,5	»	75	d'arsenico
Protocloruro di fosforo	138,5	106,5	»	32	di fosforo
Percloruro di ferro	325	213	»	112	di ferro
Protossido d'azoto	44	16	d'ossigeno	28	d'azoto
Biossido d'azoto	50	16	»	14	» ⁽⁴⁾
Ossido di carbonio	28	16	»	12	di carbonio
Acido carbonico	44	32	»	12	»
Eterene	28	4	d'idrogeno	24	»
Propilene	42	6	»	36	»
Acido acetico idrato	60	4	»	32	d'ossig. 24 di carb.
Acido acetico anidro	102	6	»	48	» 48 »
Alcool	46	6	»	16	» 24 »
Etere	74	10	»	»	24 » ⁽⁵⁾

Figura 1. Peso relativo di alcune molecole e pesi spettanti ai loro componenti [3]

Il quadro così costruito non è un semplice elenco di dati: è uno strumento didattico. Cannizzaro lo sa, e descrive esplicitamente come usarlo per condurre lo studente a scoprire da solo la legge che vi è nascosta [3]:

Una volta che si è reso familiare ai giovani il valore dei numeri come sono disposti nel quadro precedente, è facile condurli a scoprire la legge che risulta dalla loro comparazione. Comparete, dico loro, le varie quantità dello stesso elemento, contenute sia nella molecola del corpo libero, sia in quelle di tutti i diversi suoi composti, e non vi potrà sfuggire la seguente legge: le varie quantità dello stesso elemento contenute in diverse molecole sono tutte multiple intere di una medesima quantità, la quale, entrando sempre intera, deve a ragione chiamarsi atomo.

Il passo teorico di Cannizzaro trova nella tabella (Figura 2) una verifica concreta: qui, infatti, le diverse quantità di idrogeno presenti nelle molecole sono espresse numericamente e risultano tutte multipli interi di una stessa unità: *L'atomo d'idrogeno è contenuto due volte nella molecola di idrogeno libero.*

Una molecola	di idrogeno libero	contiene	2	di idrogeno	= 2 × 1
»	di acido cloridrico	»	1	»	= 1 × 1
»	di acido bromidrico	»	1	»	= 1 × 1
»	di acido iodidrico	»	1	»	= 1 × 1
»	di acido cianidrico	»	1	»	= 1 × 1
»	di acqua	»	2	»	= 2 × 1
»	di idrogeno solforato	»	2	»	= 2 × 1
»	di acido formico	»	2	»	= 2 × 1
»	di ammoniaca	»	3	»	= 3 × 1
»	di gas idrogeno fosforato	»	3	»	= 3 × 1
»	di acido acetico	»	4	»	= 4 × 1
»	di eterene	»	4	»	= 4 × 1
»	di alcool	»	6	»	= 6 × 1
»	di etere	»	10	»	= 10 × 1

Dunque tutti i vari pesi d'idrogeno contenuti nelle diverse molecole son tutti multipli interi di quello contenuto nella molecola di acido cloridrico; ciò giustifica averlo preso per unità comune dei pesi degli atomi e delle molecole. L'atomo d'idrogeno è contenuto due volte nella molecola di idrogeno libero.

Figura 2. Diverse quantità di idrogeno contenute in varie molecole [3]

Questa conclusione risolve uno dei più grandi enigmi della chimica dell'Ottocento. Attraverso la tabella, Cannizzaro dimostra che se l'unità minima (atomo) è 1, allora la molecola di gas idrogeno (che nella prima riga di figura 2 pesa 2) deve essere necessariamente *biatomica*.

L'atomo non è dunque un postulato: è una conclusione che emerge dalla comparazione sistematica dei dati. E la verifica è immediata, perché la legge vale per ogni elemento senza eccezioni. Cannizzaro la illustra con il cloro e con l'ossigeno (Figura 3), mostrando come in entrambi i casi le quantità presenti nelle varie molecole siano sempre multipli interi di una stessa unità [3]:

Collo stesso modo si dimostra che le varie quantità di cloro esistenti in diverse molecole son tutte multiple intere di quella contenuta nella molecola di acido cloridrico cioè di 35,5, e che le quantità di ossigeno esistenti nelle varie molecole son tutte multiple intere di quella contenuta nella molecola dell'acqua, cioè di 16, la qual quantità è metà di quella contenuta nella molecola di ossigeno libero.

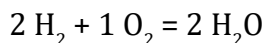
Una molecola di	ossigeno libero	contiene	32	di ossigeno	= 2 × 16
»	ozono	»	128	»	= 8 × 16
»	acqua	»	16	»	= 1 × 16
»	etere	»	16	»	= 1 × 16
»	acido acetico	»	32	»	= 2 × 16
»	ec. ec. ec.	»		»	
[330]					
Una molecola di	cloro libero	»	71	di cloro	= 2 × 35,5
»	acido cloridrico	»	35,5	»	= 1 × 35,5
»	sublimato corrosivo	»	71	»	= 2 × 35,5
»	cloruro d'arsenico	»	106,5	»	= 3 × 35,5
»	cloruro di stagno	»	142	»	= 4 × 35,5
»	ec. ec. ec.	»			

Figura 3. Le quantità di cloro e ossigeno nelle varie molecole sono sempre multipli interi della stessa unità [3]

Una volta fissati i pesi atomici, il simbolismo diventa naturale. Ogni atomo riceve un simbolo, e le formule scrivono da sole la composizione delle molecole [3]:

Dopo ciò mi riesce facilissimo spiegare come, esprimendo con simboli i vari pesi atomici dei vari elementi, si possa esprimere con formule la composizione sia delle loro molecole, sia di quelle dei loro composti.

A questo punto si può scrivere, finalmente senza ambiguità:



Una tale impostazione operativa - chiara, rigorosa e metodologicamente limpida - costituisce uno strumento prezioso anche per la didattica di base, dove la costruzione dei concetti richiede tempi di stesi, passaggi solidamente argomentati e un approccio che accompagni gradualmente la formazione delle idee.

Riferimenti bibliografici

- [1] (a) S. Cannizzaro, *Scritti intorno alla teoria molecolare ed atomica ed alla notazione chimica*, Tipografia "Lo Statuto", Palermo, 1896 (copia anastatica); (b) S. Cannizzaro, *La teoria atomica e molecolare* (a cura di A. Di Meo), Teknos Edizioni, Roma, 1994.
- [2] T. S. Khun, *La tensione essenziale*, Einaudi, Torino, 1985.
- [3] S. Cannizzaro, *Sunto di un corso di filosofia chimica* (a cura di L. Cerruti), Sellerio Editore, Palermo, 1991.
- [4] (a) A. Avogadro, *Saggi e memorie sulla teoria atomica*, Giunti, Firenze, 1995; (b) M. Ciardi, *L'atomo fantasma*, Olschki, Firenze, 1995.