

NON SOLO ATOMI

PIETRO ARALDO (*)

Riassunto

L'articolo restituisce in modo semplificato, rispetto a una ricostruzione storica, per la didattica della chimica del biennio di scuola media superiore, il processo di costruzione delle conoscenze chimiche che hanno portato a ridurre l'idea di atomo alla misura di una grandezza, il "peso atomico", distinguendo l'idea di atomo da quella di molecola.

Abstract

This paper describes a didactic point of view for the first year of senior high school on the progress of chemistry in the nineteenth century. Stanislao Cannizzaro (1826 – 1910), a sicilian professor of chemistry at Genoa University, was successful in quantifying the idea of atom in «atomic weights» so that chemists could discern between atoms e molecules.

Le leggi ponderali della chimica classica sono state interpretate attraverso la teoria atomica di Dalton del 1803; quegli «strani» rapporti, piccoli e interi, fra le quantità di un elemento che si combinano con una quantità fissa di un altro elemento, sono spiegabili se alla parola «elemento» si attribuisce il significato di «tipo di atomo». Un «tipo di atomo» è caratterizzato soprattutto dalla sua massa relativa: quante volte un atomo di un elemento pesa di più di un atomo preso come riferimento.

John Dalton (1766 – 1844) e Jacob Berzelius (1779 – 1848), illustri scienziati dell'ottocento, cercarono di stabilire le masse atomiche degli elementi, ma la confusione tra i concetti di atomo e di molecola concorse a impedire loro di giungere a valori concordanti.

ATOMI, EQUIVALENTI E PROPORZIONI

Il valore della massa atomica dell'ossigeno sarebbe stata differente se la composizione dell'acqua fosse stata espressa come H_2O o come OH . Dalton usava OH come formula dell'acqua mentre Berzelius usava H_2O .

Nel 1774, Henry Cavendish fece detonare una miscela di idrogeno e di ossigeno allo stato gassoso e osservò la formazione di gocce d'acqua. Lavoisier analizzò la composizione dell'acqua che secondo i suoi dati conteneva l'85% di ossigeno. [4] Nel 1801, Anthony Carlisle e William Nicholson, due ricercatori inglesi, ottennero la decomposizione dell'acqua in idrogeno e ossigeno allo stato gassoso. [1] Humbolt e Gay Lussac (1778 – 1850), pochi anni dopo, condussero una ricerca e conclusero che «99,6 [volumi, n.d.r.] d'ossigeno hanno assorbito 199 [volumi] d'idrogeno o [...], in numeri

tondi, che 100 [volumi] di ossigeno chiedono per saturarsi 200 [volumi] d'idrogeno» Questi «numeri tondi» furono sufficienti per suscitare un sospetto fra i più fertili della storia della scienza¹. In una memoria letta il 31 dicembre 1808 così Gay – Lussac ricorda l'origine della sua indagine: «sospettando dal rapporto esatto di 100 [volumi] di ossigeno per 200 [volumi] d'idrogeno [...] che anche altri gas potevano combinarsi in rapporti semplici, ho fatto i seguenti esperimenti [...]» [8]

Nel 1811 Amedeo Avogadro (1776 – 1856) enunciò la sua famosa ipotesi che portava alla conclusione che se un volume doppio di idrogeno si univa a un volume di ossigeno la composizione dell'acqua era H_2O e non OH come voleva Dalton.² Se la densità dell'ossigeno era 15 volte quella dell'idrogeno, la massa dell'atomo di ossigeno doveva essere 15 volte quella dell'atomo di idrogeno³. [3]

Se il composto fosse stato rappresentabile dalla formula H_2O la massa atomica relativa dell'ossigeno sarebbe stata 16; se invece, il composto fosse stato rappresentabile con la formula OH la massa atomica relativa dell'ossigeno sarebbe stata 8. Il calcolo è il seguente.

Poniamo X uguale alla quantità in peso di ossigeno che entra nella molecola di acqua e poniamo Y uguale alla quantità in peso di idrogeno che entra nella stessa molecola. L'analisi quantitativa fornisce il rapporto tra i pesi, $X/Y = 8$. Se si pone uguale a 1 il peso atomico dell'idrogeno, la molecola di acqua contiene 1 atomo di idrogeno. Affinché il rapporto X/Y sia soddisfatto un atomo di ossigeno deve pesare 8 (e quindi la formula dell'acqua è OH). Se invece la molecola di acqua contiene due atomi di idrogeno, allora essa deve contenere un atomo di ossigeno che vale 16 affinché il rapporto tra i pesi degli elementi sia 8.

Il peso atomico dell'ossigeno calcolato da Dalton nel 1810 era uguale a circa 7⁴ e non concordava con le determinazioni di Berzelius del 1818 e del 1826, che, una volta uniformata l'unità di misura, si attestavano su un valore che era più del doppio (= 16). [4]⁵ Berzelius, tuttavia, prendeva come atomo di riferimento l'ossigeno che poneva uguale a 100 mentre Dalton prendeva come riferimento l'atomo di idrogeno

¹ Da un punto di vista didattico, mi sembra utile fare notare agli allievi le «coincidenze» e le regolarità dei fatti chimici prima di enunciare le leggi della chimica classica.

² Jurij I. Solov'ev ha scritto che «Avogadro diede una interpretazione atomista della legge dei volumi di Gay – Lussac ed approfondì l'ipotesi atomistica con nuove concezioni» [4] Cfr. Fisher per un'interpretazione scettica di questo problema storiografico, nato dal salto epistemologico tra l'enunciazione della legge di Gay – Lussac e la sua lettura atomistica [13]

³ Nel 1811, secondo Solov'ev, e non nel 1814, Avogadro attribuì il valore di 15 al peso atomico dell'ossigeno. Nel 1814 il valore si era già assestato a 16 (Cfr. tab V del testo di Solov'ev, pag. 153).

⁴ Il valore del peso atomico dell'ossigeno determinato da Dalton nel 1810 non fu 8 ma 7, anche perché i dati dell'analisi quantitativa elementare di Dalton erano quelli di Lavoisier [4], meno precisi e meno accurati di quelli di Berzelius del 1826.

⁵ cfr. Tab V del testo di Solov'ev, pag. 153

che poneva uguale a 1.

Vi era un considerevole accordo tra i sistemi stechiometrici di Berzelius, Davy e Wollaston e quello di Dalton, fatta eccezione per l'uso che Dalton faceva del termine «atomo». William Whewell, ripercorrendo l'intera questione nella sua *History of the Inductive Sciences* (1837), osservò che il termine «atomo» era più adatto di «proporzione» o di «equivalente» per definire i «pesi atomici», ma aggiunse che l'uso del termine non implicava necessariamente l'adesione all'ipotesi atomica [2]

La notazione di Stanislao Cannizzaro del 1858 era più schierata dalla parte dell'ipotesi atomica: ogni simbolo, ad esempio H, contava per un atomo. La formula H₂ significava che una molecola di idrogeno conteneva due atomi di idrogeno con le stesse proprietà chimiche. Se fossero state rappresentate due molecole di idrogeno, non si sarebbe scritto H₄ ma 2 H₂. Se l'atomo di idrogeno fosse invece comparso due volte nella stessa formula, come per l'acido acetico CH₃COOH, avrebbe significato che i primi tre atomi di idrogeno (CH₃) avevano proprietà chimiche diverse dal quarto (COOH), che poteva essere sostituito da metalli.

MOLECOLE COSTITUENTI, ELEMENTARI E INTEGRANTI

Ad aggiungere confusione nella determinazione dei pesi atomici, Gay – Lussac (1778 –1850) formulò la sua legge dei volumi secondo cui, se due gas si combinano tra loro, si uniscono sempre in rapporti di volume semplici; se il prodotto della reazione è allo stato gassoso, anche il suo volume sta in rapporto semplice con i volumi dei gas reagenti. Berzelius ipotizzò che si potesse sostituire alla parola «volume» la parola «atomo», nel senso che due volumi uguali di gas alla stessa temperatura e pressione, avrebbero dovuto contenere sempre lo stesso numero di atomi, indipendentemente dalla natura dei gas.

Dalton interpretò allo stesso modo di Berzelius la legge dei volumi di Gay – Lussac, aggiungendovi la considerazione che se volumi uguali avessero contenuto lo stesso numero di atomi, allora la legge di Gay – Lussac sarebbe stata equivalente alla legge delle proporzioni multiple, con la differenza che la seconda sarebbe stata generale, e quindi, valida per ogni stato di aggregazione (gassoso, liquido e solido), mentre la prima sarebbe stata valida solo per i gas.

Le reazioni che avvenivano tra i gas erano studiate con un'apparecchiatura di misura dei volumi, l'EUDIOMETRO, nella quale la miscela era fatta detonare per mezzo di una scintilla scoccata tra due elettrodi. Alcune delle reazioni così studiate contraddicevano l'ipotesi di Berzelius. Tra queste vi era la sintesi del cloruro di idrogeno, a partire dalle sostanze semplici degli elementi che lo compongono, il diidrogeno e il dicloro⁶.

Facendo reagire 1 volume di diidrogeno con 1 volume di dicloro si ottenevano stranamente 2 volumi di cloruro di idrogeno. Era strano perché se un atomo di idrogeno avesse reagito con un atomo di cloro, la reazione chimica avrebbe dovuto produrre un atomo doppio, quindi 1 volume di idrogeno, se avesse reagito con 1 volume di cloro, avrebbe dovuto dare 1 volume di cloruro di idrogeno. Si tenga presente che Berzelius dubitava della natura elementare del cloro che credeva composto da ossigeno e da un'altra sostanza incognita, il *murium*.

⁶ Diidrogeno e dicloro sono rispettivamente i nomi IUPAC di idrogeno e cloro. Il prefisso di- ha la funzione di differenziare l'idrogeno atomico H dalle molecole di idrogeno H₂.

Tra il 1811 (*«Essai»*)⁷ e il 1814 (*«Memoire»*)⁸, Amedeo Avogadro (1776 – 1856), di dieci anni più giovane di Dalton e di tre più anziano di Berzelius, sostenne qualcosa che ancora nel 1860 appariva simile a quanto aveva sostenuto Berzelius a proposito della sostituzione del termine «volume» con quello di «atomo». Invece della parola atomo (o «molecola elementare»), Avogadro aveva usato il termine «molecola integrante» (o, semplicemente, molecola)⁹. Avogadro adoperò la parola molecola con un significato più specifico di quanto avessero fatto fino a allora i suoi contemporanei. Secondo Avogadro, nel caso dei gas semplici, come il diidrogeno, il diazoto, il diossigeno, le *molecole integranti* erano composte di un certo numero di *molecole elementari della medesima specie*. (5)

Nella chimica newtoniana, un elemento chimico aveva certe proprietà secondo il modo in cui gli atomi fisici primordiali formavano un'aggregazione caratteristica di quell'elemento; queste particelle formavano poi ulteriori aggregazioni [2]. Dalton eliminò la distinzione tra atomi fisici primordiali ed elementi chimici eterogenei formati da aggregazioni di tali atomi [2]. Divenne così difficile distinguere tra molecola elementare e molecola integrante.

IL SISTEMA DI CANNIZZARO DI MISURA DEI PESI ATOMICI

L'ipotesi di Avogadro venne tenuta ai margini del dibattito scientifico, e per i successivi cinquanta anni si utilizzò il termine «atom» in ambito scientifico anglosassone e «molécule» in ambito scientifico francese per riferirsi allo stesso ente, la particella (o corpuscolo¹⁰), indipendentemente se fosse stata «semplice» o «doppia».

L'ipotesi di Avogadro (1811) non fu apprezzata dalla gran parte della comunità degli scienziati anche perché il chimico che dominò la scena dagli anni venti agli anni quaranta del secolo XIX, Berzelius, andava sostenendo una teoria dualistica dell'affinità chimica che vietava la combinazione di atomi aventi identica elettropositività o identica elettronegatività. Molecole come H₂, O₂, N₂, Cl₂, Br₂, essendo formate da atomi identici (e quindi aventi la stessa elettropositività o la stessa elettronegatività), non avrebbero potuto formarsi perché le particelle semplici di pari elettropositività (o elettronegatività) avrebbero dovuto respingersi. Inoltre, l'ipotesi di Avogadro non fu compresa appieno anche a causa dell'usanza dei chimici di dedurre i pesi atomici da misure di equivalenti. [5] Un equivalente di una sostanza, semplice o composta, corrisponde alla frazione della sua massa molare espressa in grammi che può

⁷ Il titolo completo dell'opera del 1811 di Avogadro è *Essai d'une manière de déterminer les masses relatives des molécules élémentaires des corps, et les proportions selon lesquelles elles entrent dans ces combinaisons*.

⁸ Il titolo completo dell'opera del 1814 di Avogadro è *Memoire sur les masses relatives des molécules des corps simples ou densités présumées des gaz, et sur la constitution des quelques – uns de leurs composés, pour servir de suite à l'«Essai» sur le même sujet*.

⁹ Luigi Cerruti mostra un rigore filologico maggiore riguardo a questa precisazione linguistica affermando che: «l'analisi chimica di Fourcroy non poteva distinguere tra le *intégrantes* e le *constituentes* in un corpo semplice, la reattività chimica di Avogadro doveva distinguere, all'interno delle *constituantes* che reagivano, delle *molécules élémentaires* che si ripartissero nelle *intégrantes* dei prodotti.»

¹⁰ Nei secoli XVII e XVIII, il termine greco «atomo» (indivisibile) veniva spesso sostituito da quello latino «corpuscolo», cioè di particella (*corpusculum* è il diminutivo di *corpus*)

reagire quantitativamente con un grammo-atomo¹¹ di un elemento monovalente (ad esempio, con 1 grammo di idrogeno o con 35,5 grammi di cloro). 36,5 grammi di cloruro di idrogeno (1 equivalente) in 1 litro di acqua distillata (si osserva il colore rosso della cartina al tornasole¹² imbevuta della soluzione acida) si combinano con 40 grammi di idrossido di sodio (1 equivalente) in 1 litro di acqua distillata (si osserva il colore blu della cartina al tornasole imbevuta della soluzione basica) per dare una soluzione acquosa neutra (con pH = 7 rivelato dal colore viola della cartina al tornasole) da cui si può ricavare, dopo aver portato a secco, un equivalente di cloruro di sodio pari a 58,5 grammi.

Nella prima metà dell'ottocento, le costanti chimiche, chiamate "equivalenti", "pesi atomici" e "pesi di combinazione" ("combining proportions"), erano ancora usate indifferentemente. Al congresso di Karlsruhe del 1860, Stanislao Cannizzaro distribuì il suo *Sunto di un corso di filosofia chimica* ai presenti che si sentirono "...come se una benda cadesse dagli occhi, sparivano tutte le incertezze e al loro posto subentrava un'impressione di perfetta chiarezza piena di armonia". [7]

Il *Sunto* è uno scritto nella forma di una lettera indirizzata al direttore della rivista *Nuovo Cimento* nel quale, prima di tutto, vengono spiegati attraverso un esame storico – critico delle teorie elaborate nei decenni precedenti, i motivi per i

quali erano sorte le contraddizioni sulla determinazione dei «pesi atomici». Nell'incipit del *Sunto* si enuncia il fondamento della teoria molecolare di Cannizzaro, l'ipotesi di Avogadro, di Ampere e di Dumas, sottolineando che un volume di gas contiene sempre lo stesso numero di molecole, ma non lo stesso numero di atomi¹³.

Cannizzaro pose a confronto i «pesi atomici» di undici corpi, tra semplici e composti. Nella prima colonna i valori erano riferiti al «peso» (massa)¹⁴ della mezza molecola di diidrogeno posta uguale a 1. Nella seconda colonna, gli stessi «pesi atomici» erano riferiti al peso (relativo) della molecola di diidrogeno posta uguale a 2 perché comparato al peso (massa) di mezza molecola di diidrogeno preso per unità. Si riassume in tabella 1 quanto riportato nella prima tabella del *Sunto* di Cannizzaro. [7]

Se un volume di gas contiene lo stesso numero di molecole indipendentemente dal tipo di gas, è abbastanza semplice intuire che il rapporto delle masse dello stesso volume di due gas è una misura del rapporto fra le masse molecolari dei due gas.

Era convenzione, nella determinazione dei «pesi atomici», riferire le densità delle sostanze semplici gassose alla densità dell'aria. Per passare dalle masse molecolari riferite all'aria a quelle riferite alla mezza molecola di diidrogeno (uguale a 1), sarebbe bastato moltiplicare per 28,87, cioè per la massa molecolare media dell'aria riferita a mezza molecola di diidrogeno.

Tab.1: La differenza tra i valori delle densità relative di otto corpi variando la densità di riferimento.

NOMI DEI CORPI	DENSITÀ ossia pesi di un volume fatto = 1 quello di un volume d'idrogeno, ossia pesi delle molecole comparati al peso di un'intera molecola d'idrogeno considerata come unità	DENSITÀ Riferite a quella dell'idrogeno =2, ossia pesi delle molecole comparati al peso di mezza molecola d'idrogeno preso per unità
Idrogeno	1	2
Ossigeno ordinario	16	32
Molecola ossigeno elettrizzato (ozono)	64	128
Solfo sopra i 1000°C	32	64
Solfo sotto i 1000°C	96	192
Cloro	35,5	71
Acqua	9	18
Acido cloridrico	18,25	36,50

¹¹ Con *grammo – atomo*, Cannizzaro intendeva una quantità in grammi numericamente uguale alla massa atomica, espressa in unità di massa atomica (u.m.a.)

¹² La soluzione di tornasole non è un indicatore universale in quanto discrimina solo nell'intervallo di pH 4,4 – 8,0. Il colorante blu vegetale estratto con alcali e latte di calce da licheni del genere *Roccella* e da altri licheni colorati, è il componente fondamentale della nota soluzione di tornasole, composta da vari cromofori, tra cui il principale è il 7 – idrossi – 2 – fenazinone.

¹³ Si tratta del noto ostacolo epistemologico che gli allievi devono superare nell'affrontare la parte del programma del primo anno che tratta dell'ipotesi di Avogadro.

¹⁴ La distinzione tra massa e peso è una distinzione tra grandezze che è stata accolta tardi dalla comunità dei chimici. I chimici, soprattutto nel passato, adoperavano bilance a doppio piatto. Queste bilance forniscono una misura indipendente dall'entità del campo gravitazionale al quale le masse confrontate sono sottoposte.

La teoria di Cannizzaro dava un quadro coerente alla legione biblica dei fatti chimici; essa spiegava le varie discrepanze tra le misure dei «pesi atomici» delle sostanze semplici. Ad esempio, se poniamo sulla bilancia 1 litro di diossigeno, a 20 °C e a 1 atmosfera, esso ha massa 1,33 grammi che, se rapportati agli 0,084 grammi di 1 litro di diidrogeno alla stessa temperatura e pressione, danno circa 16. Il risultato è già riferito alla mezza molecola di diidrogeno perché entrambe le particelle elementari di ossigeno e di idrogeno sono «atomi doppi». Se si pone invece sulla bilancia 1 litro di aria (in condizioni standard) la massa sarà di 1,20 grammi. Se si fa il rapporto tra il peso di 1 litro di aria e il peso di 1 litro di diidrogeno si otterrà un valore di 14,3 che rappresenta la massa molecolare media dell'aria riferita alla massa molecolare di idrogeno posta uguale a 2 anziché a 1. Sappiamo che l'aria è composta da una miscela di diazoto e diossigeno e la sua massa molecolare media non può essere più piccola di 28, la massa molecolare relativa della molecola del componente più leggero: il diazoto. Ne risulta che bisogna moltiplicare per 2 il risultato ottenuto in modo da confrontarlo con un volume corrispondente a mezza molecola di diidrogeno, ottenendo come massa molecolare media dell'aria un valore prossimo a 29. Per confronto con la misura sperimentale, si può calcolare la massa molecolare media della miscela di diazoto (80%) e di diossigeno (20%) ("l'aria"): $0,80 \times 28 + 0,2 \times 32 = 28,8$, prossimo al valore trovato da Cannizzaro (28,87), come massa molecolare media dell'aria.

Quando passò ad analizzare i composti, Cannizzaro mostrò come i loro «pesi molecolari» fossero delle combinazioni lineari dei multipli dei pesi atomici degli elementi che li componevano. Se l'acqua ha peso molecolare 18, essa conterrà un «peso» di 1×16 corrispondente a 1 atomo di ossigeno che pesa 16 e un «peso» di 2×1 corrispondente a 2 atomi di idrogeno che pesano 1. Il peso molecolare dell'acido acetico è 60 e contiene un «peso» di ossigeno di 2×16 , quindi la molecola di acido acetico conterrà due atomi di ossigeno.

Misurando le densità allo stato aeriforme, Cannizzaro esaminò la costituzione del cloruro di idrogeno, del calomelano, del sublimato corrosivo (cloruro di mercurio), dei cloruri di etile e di acetile, del «cloruro di eterene¹⁵» ($C_2H_4Cl_2$), del triclorigenocloruro di arsenico, di fosforo e di boro, dei dicloruri di stagno (II) e di titanio (II), del tetracloruro di silicio e di zirconio, dell'esacloruro di bialluminio, di biferro e di bicromo (III)¹⁶ e attribuì una formula a ciascuno di questi composti. Nella maggior parte dei casi la formula proposta da Cannizzaro è stata confermata da studi successivi.

Dai dati sulle densità dei cloruri è possibile conoscere il peso relativo delle molecole e le quantità di cloro contenute nei composti. Queste quantità sono sempre combinazioni lineari dei pesi di cloro e dei «radicali» che accompagnano il cloro. Non vi è quindi dubbio sui pesi atomici di questi elementi e sul numero degli atomi che entrano nelle molecole dei loro composti. [7] Esiste qualche volta l'incertezza¹⁷ nel decidere la quantità dell'altro elemento combinato al cloro nella

molecola. Per decidere quale sia il numero di atomi del metallo, occorre confrontare la composizione di tutte le altre molecole contenenti lo stesso elemento e scoprire il peso di esso che entra costantemente intero. [4] Entrando sempre un peso costante dello stesso elemento (o un suo multiplo intero) nel peso molecolare di uno dei suoi composti, può solo significare che quella quantità costante che entra nei vari composti deve chiamarsi «atomo».

Cannizzaro riuscì così a fare accettare la seguente proposta: «Si propone di adottare concetti diversi per molecola e atomo, considerando MOLECOLA la quantità più piccola di sostanza che entra in reazione e che ne conserva le caratteristiche fisiche e intendendo per ATOMO la più piccola quantità di un corpo che entra nella molecola dei suoi composti» (citato da Solov'ev, pp. 177 – 178) [4]

LE PROPRIETÀ DELLE SOSTANZE COME INFORMAZIONE STATISTICA

La proposta di attribuire alla molecola le caratteristiche fisiche della sostanza corrispondente non è utilizzabile per scopi didattici. Essa ha le stesse limitazioni della concezione atomica di Dalton. L'«atomo» era per Dalton la più piccola parte di materia che conservava le stesse proprietà della sostanza semplice dell'elemento da cui proveniva. Attribuendo tale proprietà all'atomo, si confonde i due piani della chimica, MICRO e MACRO, che andrebbero distinti fin dall'inizio del corso di chimica. Invece, non è possibile estrapolare, se non come informazione statistica, le proprietà degli oggetti macroscopici (le sostanze semplici o composte) dalle proprietà spesso non misurabili degli oggetti microscopici (atomi, molecole, ecc.).

In una conferenza intitolata *Molecules* del 1873, Maxwell esaminò l'insieme delle prove esistenti sulla natura della materia. La teoria cinetica dei gas forniva la prova che le proprietà della materia potevano essere spiegate dalla conoscenza dei moti delle molecole. La spettroscopia era interpretata quale effetto delle vibrazioni delle molecole, che erano la sorgente degli spettri; la spettroscopia forniva la base per una teoria della struttura molecolare e anch'essa ambiva a spiegare le proprietà della materia. Nel 1873, gli scienziati non riuscivano a conciliare i diversi principi della teoria cinetica e della spettroscopia. Si trattava di discipline con la stessa ambizione scientifica: spiegare il comportamento della materia. Gli studi sulla teoria cinetica dei gas e le indagini spettroscopiche avrebbero determinato la ricerca successiva nella fisica molecolare, che sarebbe confluita nella rivoluzione quantistica.

Nell'ambito della stessa conferenza *Molecules*, Maxwell evidenziò come la più piccola porzione di materia che si poteva sottoporre a un esperimento era composta da milioni di molecole: il moto delle singole molecole non poteva essere osservato. La spiegazione delle cause, da un punto di vista meccanicista, delle proprietà delle sostanze non aveva in ultima analisi il conforto sperimentale. Gli esperimenti in fisica molecolare non potevano quindi pretendere la precisione assoluta, essi fornivano solo una informazione statistica su grandi aggregati di molecole.

¹⁵ Cannizzaro, con il termine «eterene», indica l'«etilene». Presumo che il «cloruro di eterene» sia il composto ottenuto aggiungendo dicloro all'etilene, quindi il 1,2 dicloroetano. Forme isomere di composti organici erano già note dal 1830, ma il fenomeno fu spiegato, credo, da Butlerov (1828 – 1886) nel decennio successivo rispetto a quello di pubblicazione del *Sunto*.

¹⁶ Cannizzaro propone formule non più accreditate dalla comunità dei chimici: Al_2Cl_6 («cloruro di alluminio»), Fe_2Cl_6 («percloruro di ferro»), Cr_2Cl_6 («sequicloruro di cromo»).

¹⁷ Nei manuali di chimica analitica qualitativa, infatti, ad esempio quello del Tuccari – Parigi, si trova la formula Hg_2Cl_2 per il cloruro di mercurio (I) invece di $HgCl$, come scrive Cannizzaro nel *Sunto*.

Maxwell sostenne che nella teoria dei gas la probabilità, o certezza morale, delle regolarità delle medie sostituiva la certezza assoluta di un metodo che si occupasse del moto delle singole particelle di materia. Nonostante la stabilità delle medie, tipica di una grande quantità di eventi variabili, in un caso particolare avrebbe potuto verificarsi un evento molto differente da quello atteso in base alla regolarità delle medie, per quanto «siamo moralmente certi che un tale evento non avrà luogo» [2].

I due punti di vista, MICRO e MACRO, per scopi didattici, possono essere collegati dal seguente postulato: «una proprietà macroscopica è il risultato mediato nel tempo di una serie di proprietà microscopiche non misurabili direttamente». [9]

UNA METODOLOGIA PER LA RICERCA DI NUOVI ELEMENTI

Occorre rilevare che non tutti i chimici dell'ottocento apprezzarono l'idea troppo metafisica di atomo come fondamento della chimica. Si trattava di un'idea che risaliva a Leucippo e Democrito e che aveva acquistato, con Epicuro¹⁸ [10] e con Lucrezio, implicazioni etiche di abbandono di un rapporto superstizioso con la divinità. Scritto cinquanta anni prima della nascita di Cristo, il poema *De Rerum Natura* di Lucrezio è un invito alla *pietas*, contrapposta alla formale *religio* consistente nell'inclinarsi passivamente ai simboli della divinità.

Alcuni chimici, in particolar modo negli ambienti scientifici francesi, sostennero che l'idea di atomo non aveva dignità scientifica, e quindi, non doveva essere considerata «scienza». Celebre, a questo proposito, la frase di Jean Baptiste André Dumas che disse dell'atomo: «Se tanto io potessi, cancellerei dalla scienza questa parola, persuaso che nelle attribuzioni vada oltre i limiti dell'esperienza, la quale dobbiamo studiare di mai oltrepassare». [11] Tuttavia, se fosse stato possibile racchiudere l'idea di atomo in una misura (e quindi in un numero), essa avrebbe assunto realtà (o meglio, impegno ontologico da parte degli scienziati), dignità scientifica e sarebbe stata accolta tra le credenze della comunità degli scienziati. Con il *Sunto*, Stanislao Cannizzaro ridusse in modo sistematico il concetto di atomo alla misura di una grandezza, il «peso atomico».

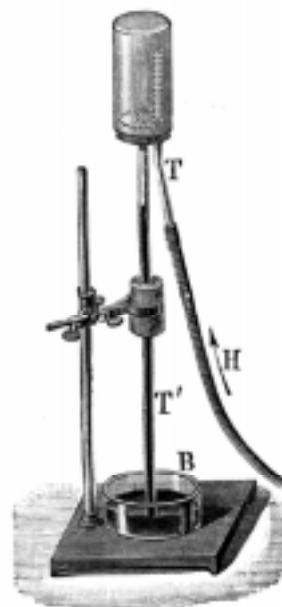
Tra il 1868 e il 1871, Mendeleiev mise in fila gli elementi secondo la loro massa atomica e riconobbe la periodicità delle proprietà chimiche delle sostanze semplici corrispondenti. Così, quando, dal 1898 al 1902, in piena epoca positivista, i coniugi Curie sostennero di aver scoperto un nuovo elemento, il radio, la comunità dei chimici, chiese loro di determinarne il peso atomico. Se ciò che i Curie stavano trattando era ciò che sostenevano essere, il peso atomico del radio, e quindi l'atomo di radio, avrebbe dovuto collocarsi in modo armonico all'interno della tavola periodica degli elementi. Dopo molte determinazioni, il peso atomico di un elemento sconosciuto che aveva proprietà chimiche simili a quelle del bario si attestò sul valore di 225 (vicino a quel 226, attribuito qualche anno dopo). I chimici si arrese-

ro all'evidenza e all'ostinazione di Pierre e Marie Curie: il radio esisteva [12].

RINGRAZIAMENTI: desidero ringraziare il prof. Paolo Mirone; con affettuose critiche e una attenta redazione, ha contribuito in modo decisivo al miglioramento dell'articolo.

BIBLIOGRAFIA

- (1) M. Ciardi, *L'atomo fantasma. Genesi storica dell'ipotesi di Avogadro*, Olschki, Firenze 1995, pag. 82
- (2) P.H. Harman, *Energia, forza e materia*, Il Mulino, Bologna 1984, pp. 128, 150, 151, 155, 165
- (3) F. Abbri, *La chimica italiana dalle origini ad Avogadro in Storia sociale e culturale dell'Italia*, volume V, tomo II: *La storia delle scienze*, a cura di C. Taccagni e P. Freguglia, Bramante Editrice, Busto Arsizio 1989, pag. 408
- (4) J. I. Solov'ev, *L'evoluzione del pensiero chimico dal '600 ai giorni nostri*, Arnoldo Mondadori, Milano 1976, pp. 144, 153 e 167; pp. 177-178
- (5) F. Thorpe, *Storia della chimica*, S.T.E.N., Torino 1911, pag. 217
- (6) F. Ghisotti, *Dall'alchimia alla chimica*, Fenice 2000, Milano 1994, pag. 63
- (7) S. Cannizzaro, *Sunto di un corso di filosofia chimica*; commento e nota storica di L. Cerruti; introduzione di L. Paoloni, Sellerio, Palermo 1991, pp. 24, 32
- (8) L. Cerruti, *Il luogo del «Sunto»*, Sellerio, Palermo 1991, pp. 122 - 123
- (9) Cozzi, Tenca, Caratto, *Chimica. Teoria e pratica*, Garzanti, Milano 2000, vol. I, pag. 36.
- (10) Epicuro, *Lettere*, Fabbri, Milano 2004, 123 - 124, pag. 106 - 107.
- (11) M. Ciardi, *Breve storia delle teorie della materia*, Carocci, Roma 2003, pag. 77
- (12) P. Araldo, *Marie Curie: una vita per la scienza*, Brescia, La Scuola, in «Nuova Secondaria», n.5, a. XXI, 2004, p. 103
- (13) N. Fisher, *Avogadro, the Chemists, and Historian of Chemistry*, «History of Science», XX, 1982, pp. 77 - 102, 212 - 234



Diffusibilità de l'hydrogène.

¹⁸ Nella Lettera a Meneceo [123 - 124] si legge: «Gli dei esistono: perché la loro conoscenza è evidente; ma non esistono nel modo in cui i più li concepiscono, perché non conservano la nozione che hanno. Empio non è chi non riconosce gli dei del volgo. Perché non sono prenozioni, ma ingannevoli supposizioni i giudizi del volgo sugli dei. Da ciò si attribuiscono agli dei i più grandi danni e vantaggi. Essi in realtà, dediti soltanto alle virtù loro proprie, accolgono i loro simili, reputando estraneo tutto ciò che non è tale».