

LA RICERCA DEI COMPONENTI ULTIMI DELLA MATERIA: L'APPROCCIO FILOSOFICO, QUELLO CHIMICO E QUELLO FISICO

Roberto Zingales

Dipartimento di Chimica Inorganica e Analitica *Stanislaw Cannizzaro*
Viale delle Scienze, Parco d'Orleans II, edificio 17 - 90128 Palermo
zinko@unipa.it

Il concetto di atomo è nato e si è sviluppato, nel corso di oltre due millenni, grazie ai contributi di filosofi, fisici e chimici, che lo hanno rielaborato secondo prospettive differenti, anche se con larghe e ripetute intersezioni. Esso è il risultato del tentativo di dar conto della composizione ultima della materia, per spiegare le proprietà degli oggetti materiali e le loro trasformazioni, sia quelle spontanee, che quelle indotte dall'uomo in maniera più o meno consapevole.

Non è possibile stabilire quando l'*homo sapiens* abbia iniziato a interrogarsi sulle origini del mondo e sulla composizione degli oggetti materiali, ma, all'inizio del VI secolo a.C., sulle sponde del mediterraneo orientale, le risposte mitologiche e metafisiche, ispirate dalla fantasia, cominciarono ad essere accantonate con ipotesi formulate, per quanto possibile, su basi razionali, che portassero a conclusioni confrontabili con la realtà dei fenomeni osservati. I primi filosofi scelsero il mondo intero come campo di indagine, studiando la Natura e i suoi fenomeni, per ricercarne le cause, nella speranza di riuscire a riprodurne le trasformazioni, secondo le proprie esigenze.

L'enorme quantità di esperienze e conoscenze, accumulate a seguito di questa attenta osservazione della Natura, rese necessaria la loro sistematizzazione e classificazione e, di conseguenza, lo sviluppo della capacità di astrazione e generalizzazione, che consentisse di individuare similitudini e diversità tra oggetti o fenomeni apparentemente differenti. Questa capacità, non solo portò ad individuare un ordine (*cosmos*), laddove prima era il caos di suoni, colori, sensazioni, ma fece sorgere il sospetto che, alla base di tutti i fenomeni, esistesse una realtà immanente, più fondamentale, che poteva essere rivelata soltanto attraverso un'analisi razionale.

Un principio unico o molti elementi?

I primi filosofi naturali scelsero un approccio concettualmente molto semplice, che oggi chiameremmo riduzionista, al problema dell'origine del mondo e della costituzione degli oggetti materiali. Nacquero le filosofie *moniste*, basate sull'ipotesi che tutto avesse origine da un principio primo (*archè*), unico e immutabile, che assumeva, caso per caso, forme e aspetti differenti, generando differenze *formali*, piuttosto che *sostanziali*, tra i diversi oggetti materiali.

Per meglio precisare la natura del principio unico, Talete e i suoi allievi della scuola di Mileto scelsero sostanze (acqua, aria, fuoco) troppo familiari e caratterizzate per essere convincenti come costituenti di corpi che non avevano nessuna delle loro proprietà. Anassimene spostò il problema dalle cause dell'origine del mondo a quello della sua composizione e il termine *archè*, da origine, passò ad indicare il principio costituente¹. Malgrado questo tentativo di spiegare la molteplicità formale di aspetto e di comportamento degli oggetti, sulla base di una unicità materiale non sia riuscito a dare risposte soddisfacenti, esso segnò l'inizio della lunga e travagliata ricerca dei componenti ultimi della materia, che si è sviluppata, nel corso dei millenni, secondo due diversi percorsi. Il primo cercava di arrivare, sulla base di un processo razionale di astrazione, a stabilire la natura e le proprietà dei costituenti microscopici. Il secondo dava più enfasi all'osservazione sperimentale e tentava di definire la composizione delle sostanze sulla base di costituenti familiari, come acqua, aria, terra o fuoco, che, con la loro presenza o assenza, determinassero le proprietà macroscopiche delle sostanze materiali. Essendo stati spesso mescolati e confusi, i due approcci hanno dato risultati contrastanti e non conciliabili, proprio per la loro diversa impostazione: chi cercava di chiarire le proprietà delle particelle microscopiche, voleva trarne conclusioni sulle origini delle proprietà macroscopiche, mentre chi partiva da queste proprietà, pretendeva di arrivare a conclusioni anche sulle caratteristiche delle particelle, rendendo equivoca, fino alla fine del XVIII secolo, la differenza tra i concetti di atomo e elemento.

Il monismo toccò la sua espressione più alta con Parmenide che portò all'estremo il processo di astrazione come autentico strumento di conoscenza, andando al di là della filosofia naturale e dando origine alla logica e alla metafisica². Formulò l'ipotesi che, al di sotto degli aspetti sensoriali, esistesse una faccia nascosta della Natura, l'*essere*,

1. G. Villani, *La chiave del Mondo*, Antitesi, CUEN, Napoli (2001) 24;

2. G. Villani, rif [1], pag 25;

La ricerca dei componenti ultimi della materia

che poteva essere concepito solo dal puro intelletto³. Vedeva il mondo come un continuo, puro, solido, eterno, completamente pieno e non divisibile, perché, con la divisione, sarebbe diventato due o più. Solo l'essere, in quanto è, poteva essere pensato e nominato; in antitesi il **non essere** non esisteva, perché non è e pertanto non poteva essere concepito dalla mente umana. La mancanza di uno spazio vuoto nel quale spostarsi rendeva impossibile sia il moto, che le trasformazioni, le quali avrebbero comportato la scomparsa di ciò che era e il porsi in essere di qualcosa che prima non era, in contrasto con la continuità materiale dell'essere. Di conseguenza, i cambiamenti osservabili evidenziavano la contraddizione tra logica e sensi, e spingevano Parmenide a ritenere vera solo la conoscenza razionale, perché libera dalle ingannevoli apparenze dei sensi, che non forniscono altro che l'illusione del cambiamento⁴.

Della concezione parmenidea, i filosofi successivi accettarono l'idea che la sostanza non possa essere distrutta, cioè che esista qualcosa che non muta nel corso delle trasformazioni, e recepirono le contraddizioni nelle quali cadeva la concezione monista quando affrontava i problemi del moto, delle trasformazioni e di tutto ciò che potesse implicare disomogeneità⁵. Non accettarono, invece, il rigetto dell'esperienza sensoriale e della possibilità del cambiamento. Per superare le difficoltà delle concezioni moniste, furono sviluppate le filosofie **pluraliste**, soprattutto da parte di Anassagora e Empedocle, i quali, introducendo un numero infinito o ben determinato di componenti qualitativamente differenziati, davano enfasi alla **composizione** dei corpi naturali, legando le loro proprietà macroscopiche alla presenza di particolari **omeomerie o radici**, e al rapporto nel quale queste erano mescolate. Empedocle concepiva i corpi materiali come aggregati di particelle elementari, eterne, immutabili, e senza parti al loro interno, appartenenti a quattro diverse radici: acqua, aria, terra e fuoco. Ogni corpo materiale poteva essere diviso meccanicamente molte volte, fino a quando, separandosi le particelle appartenenti alle diverse radici primordiali, ogni ulteriore frammentazione risultava impossibile. Come si vede, per la prima volta, al concetto di frammentazione meccanica era associato quello di separazione di particelle qualitativamente differenziate.

La molteplicità delle sostanze primordiali reintrodusse nel pensiero greco la possibilità, non solo del movimento, ma anche delle trasformazioni, spiegando tutti i fenomeni, fisici, naturali e biologici come una serie di aggregazioni e disgregazioni delle particelle, determinate e governate da altri due tipi di **materia, amore (Philia)** che faceva combinare gli elementi e **discordia (Neikos)** che tendeva a separarli. Questo fu il primo tentativo di spiegare combinazioni e trasformazioni, in termini di un numero definito di agenti esterni e anticipò il concetto ottocentesco di affinità chimica, anche se Empedocle attribuiva ad amore e odio la stessa consistenza materiale degli elementi. Variamente rielaborata, la teoria dei quattro elementi dominò il pensiero chimico greco, arabo ed europeo, fino al 1700, sebbene mostrasse, nella sua totalità, alcuni punti deboli: per esempio, non spiegava perché quattro e non più elementi, e come, avendo essi una natura definita, e mantenendosi inalterati nel corso delle separazioni, potessero produrre qualcosa di diverso⁴.

In maniera indipendente, ma non per questo meno significativa, Pitagora cercò il principio di tutte le cose nei numeri interi, che raffigurava come punti nello spazio e concepiva come unità di esistenza dotate di consistenza fisica: le loro combinazioni, secondo precise figure geometriche, determinavano le caratteristiche dei corpi materiali⁶. La realtà risultava dal modo in cui i numeri si strutturavano tra loro: l'uno era il punto, il due la linea, il tre la superficie, il quattro il solido, e la formazione degli oggetti reali era governata dalle stesse leggi che regolavano la combinazione dei numeri⁷.

Gli atomi

Il primo serio tentativo di superare le obiezioni di Parmenide e conciliare la visione monista con quella pluralista fu realizzato da Leucippo e dal suo allievo Democrito. Essi accettarono il concetto di **essere** parmenideo, eterno e inalterabile, ma rinunciarono alla sua unicità, postulando che fosse suddiviso, senza perdere le sue caratteristiche, in una pluralità di porzioni, chiamate **atomi**, perché non ulteriormente divisibili. Gli atomi si differenziavano l'uno dall'altro per tre caratteristiche geometriche: **forma** (alcuni erano lisci e sferici, altri aguzzi e scabrosi, altri ricurvi o uncinati), **contatto** (l'ordine in cui erano disposti), e **direzione** (la posizione in cui si trovavano), oltre a dimensione e peso (quest'ultimo assente nella formulazione originale di Leucippo; non si sa se sia stato introdotto da Democrito o, più tardi, da Epicuro⁸).

Gli atomi esistevano indipendentemente l'uno dall'altro perché erano separati da uno spazio vuoto, il **non essere**, che Leucippo e Democrito ritenevano altrettanto reale dell'essere. Il vuoto rendeva possibile il loro movimento continuo, vorticoso e intrinseco, regolato da una precisa legge naturale, che li portava ad urtarsi, rimbalzando e separandosi inalterati nella direzione imposta loro dal fato. Tuttavia, se avevano forma, dimensione, direzione e contatto **congruenti**, gli atomi potevano, senza che le caratteristiche di ciascuno venissero alterate, rimanere **allacciati**, dando

3. B. Pullman, *The Atom in the History of Human Thought*, Oxford University Press (1988) 20;

4. M. Gorman, *J. Chem. Educ.*, 37 (1960) 100-104;

5. G. Villani, rif [1], pag 26;

6. A. C. Crombie, *The History of Science from Augustine to Galileo*, Dover Pub. Inc., New York, (1995) 47n;

7. M. Ciardi, *Breve Storia delle Teorie della Materia*, Le Bussolle, Carocci, Roma (2003) 15;

8. B. Pullman, rif [3], pag 33;

luogo ad aggregati sempre più grandi, fino a costituire gli svariati corpi macroscopici, percepibili dai sensi. Quanto più le forme degli atomi si adattavano l'una all'altra, tanto più l'aggregato risultante era duro e resistente agli urti con altri atomi, che, altrimenti, avrebbero causato la sua disgregazione in parti più piccole.

Democrito riteneva che le qualità convenzionali, o **secondarie**, osservabili o percepibili nei corpi macroscopici, come calore, gusto, colore, non corrispondessero a niente di reale, perché non esistevano in realtà nell'oggetto; esse erano, invece, generate dall'interazione con i nostri sensi, dal modo nel quale gli atomi si erano disposti per generare la struttura di ciascun aggregato. Gli atomi non possedevano qualità secondarie, ma soltanto quelle **primarie**, come peso, densità e durezza. Le trasformazioni della materia erano interpretate in chiave combinatoria⁹, come separazione meccanica degli atomi che costituivano le sostanze di partenza e la loro successiva riaggregazione secondo una differente combinazione¹⁰. In questo modo, l'indivisibilità e l'inalterabilità degli atomi garantivano la persistenza della sostanza che costituiva i corpi, rendendo plausibile l'ipotesi dell'esistenza di una realtà permanente al di sotto dei mutamenti macroscopici¹¹. Più difficile era spiegare come in questo processo si potessero produrre sostanze con caratteristiche diverse da quelle delle sostanze di partenza¹², visto che gli atomi rimanevano inalterati.

Questa difficoltà costituì l'ostacolo concettuale più forte all'accettazione dell'ipotesi di Democrito sulla composizione della materia, che, inoltre, risultava intrinsecamente laica, in quanto interpretava in chiave **meccanicistica** i fenomeni naturali, cercando di stabilire quali precedenti circostanze li avessero causato. I suoi contemporanei preferirono, invece, usare una chiave di lettura **teleologica**, che stabilisse quale finalità avesse determinato ciascun evento¹³. Infine, la mancanza di collegamento tra la teoria e i molti fenomeni attentamente osservati era particolarmente sentita in un momento nel quale i Greci stavano costruendo un tipo di conoscenza più "scientifica", nel senso che acquisivano e difendevano una vasta mole di conoscenze, in medicina, biologia, astronomia e matematica, saldamente basata sull'osservazione dei fenomeni naturali, o su veri e propri esperimenti, con un minimo tentativo di generalizzazione, anche se non mancava di discernimento o sofisticazione¹⁴.

La materia prima

Aristotele diede un contributo significativo all'indagine sulla Natura, sia per quanto riguarda le osservazioni sperimentali che le generalizzazioni e le astrazioni conseguenti. Partendo, come Democrito, dall'esigenza di superare le difficoltà evidenziate da Parmenide, formulò l'ipotesi che gli oggetti materiali fossero costituiti da una sostanza prima uniforme (**prote hyle**) che non poteva esistere indipendentemente da un secondo costituente basilico del mondo, la forma (**eidōs**). La materia prima non aveva carattere sostanziale, ma era un astratto principio metafisico che poteva essere distinto dalla forma solo con un processo di astrazione mentale¹⁵.

I principi ultimi non erano i quattro elementi di Empedocle, ma quattro **qualità primordiali**, cui potevano ridursi tutte le altre qualità osservabili. Erano divise in due coppie di opposti, caldo opposto a freddo (qualità attive) e secco opposto a umido (qualità passive), e agivano sulla materia prima, due alla volta (ma quelle opposte mai contemporaneamente), per formare da essa i quattro elementi, secondo le seguenti combinazioni: il secco e il caldo per dare il fuoco, il caldo e l'umido per dare l'aria, il freddo e l'umido per dare l'acqua, il freddo e il secco per dare la terra.

Gli oggetti materiali erano visti come combinazioni di qualità che agivano sulla materia prima, e potevano essere riconosciuti e differenziati in base a specifiche proprietà osservabili (o secondarie), come colore, viscosità, durezza, densità, che dipendevano dagli elementi che li costituivano e dal rapporto nel quale erano combinati. La forma, che Aristotele aveva ereditato da Platone, era anche strumento di classificazione perché caratterizzava una specie, rendendo simili tutti gli oggetti appartenenti a quella specie.

Per quanto riguarda le trasformazioni, Aristotele cercò di superare la negazione parmenidea del cambiamento con un approccio nettamente diverso da quello scelto dagli atomisti. Mentre, per Parmenide, i cambiamenti avrebbero implicato la formazione di qualcosa che prima non era, per Aristotele erano la messa **in atto** di qualcosa che prima esisteva soltanto **in potenza**. Questo passaggio, da essere in potenza ad essere in atto, era fondamentale nella sua filosofia naturale, perché rappresentava lo scopo ultimo che determinava sia le trasformazioni, e quindi i fenomeni chimici e biologici, che i movimenti naturali, e quindi i fenomeni fisici¹⁶. Per esempio, i passaggi di stato erano interpretati come la sostituzione di una qualità con un'altra¹⁷: l'acqua, fredda e umida, si poteva trasformare in aria, calda e umida, semplicemente sostituendo il freddo con il caldo, cioè scaldandola.

Esistevano poi una grande varietà di trasformazioni causate dal mescolamento di due o più sostanze, che portavano a un

9. B. Bensaude-Vincent e I. Stengers, *A History of Chemistry*, Harvard University Press (1996) 12;

10. F. Abbri, *L'atomo fino al XVIII secolo*, in G. Villani Ed., *Molecole*, Tessere, CUEN, Napoli (2001) 43;

11. A. Chalmers, *The Scientist's Atom and the Philosopher's Stone*, Springer (2009) 44;

12. B. Pullman, rif [3], pag 33

13. B. Russell, *Storia della Filosofia Occidentale*, TEA (1991) 84-89;

14. A. Chalmers, rif [11], pag 71;

15. G. Villani, rif [1], pag 84;

16. A. Chalmers, rif [11], pag 62;

17. P. Ball, *The Ingredients*, Oxford University Press, Oxford, (2002) 9;

La ricerca dei componenti ultimi della materia

prodotto di composizione diversa. In questi casi, Aristotele distingueva tra *sintesis* e *mixis*. La sintesi era una semplice miscela meccanica di corpi diversi (come semi di grano e orzo), a seguito della quale non si originava nessuna nuova forma sostanziale perché ciascun componente manteneva la propria identità. Quando, invece, a seguito del loro mescolamento, le qualità simili dei reattivi si combinavano tra di loro (caldo con caldo, ecc.), e quelle opposte si annullavano, se si raggiungeva un opportuno bilanciamento tra le qualità opposte, si otteneva una nuova combinazione di qualità ed elementi (*mixtio*), che era omogenea in tutte le sue parti e costituiva un corpo nuovo. Questa combinazione di qualità superava la principale difficoltà incontrata dagli atomisti, perché spiegava l'origine delle differenze di aspetto tra prodotti e reagenti, malgrado si mantenesse uniforme la materia prima della quale tutti erano costituiti.

Si pose, però la questione della presenza *reale* o soltanto *potenziale* dei costituenti in un composto, che, per molti secoli, costituì il punto cruciale nella disputa tra atomisti ed aristotelici. Nel *De Generatione et Corruptione*, Aristotele chiariva che i componenti di una *mixis*, agendo l'uno sull'altro, perdevano completamente la propria forma sostanziale, e cessavano di esistere come entità distinte, subendo una unificazione (*henosis*), per produrre un prodotto *omeomero*, identico in tutte le sue parti, anche le più minute¹⁸. I componenti rimanevano, però, potenzialmente rigenerabili¹⁹, in quanto la loro *dynamis* si manteneva nel composto, in modo che le sue proprietà riflettessero quelle degli elementi costituenti²⁰.

Aristotele ebbe con le concezioni particellari rapporti, in qualche modo, contraddittori: certamente, riteneva filosoficamente inaccettabile l'ipotesi atomica, perché i suoi presupposti meccanicistici mal si conciliavano con la propria visione teleologica. Tuttavia, alcune critiche, che, nel quarto capitolo del primo libro della Fisica, muove ad Anassagora circa la divisibilità della materia all'infinito, hanno portato qualcuno a credere che Aristotele abbia sviluppato una propria teoria corpuscolare, che comunque fu ampliata molto più tardi dai suoi commentatori, soprattutto Alberto Magno e Tommaso d'Aquino. Un corpo naturale non poteva essere diviso all'infinito, perché, oltre certi limiti, andavano perdute le sue qualità, e il corpo semplicemente, cessava di essere quello che era. Le più piccole parti di materia che si ottenevano, i *minima naturalia*, erano eguali ai corpi macroscopici da cui provenivano e differivano dagli atomi di Democrito perché non erano né immutabili, né indivisibili²¹. Mentre gli atomisti vedevano la combinazione chimica come una semplice giustapposizione degli atomi, per Aristotele si verificava un'interazione degli elementi che si modificavano, dando luogo a un reale cambiamento delle qualità²². Sebbene non avesse una rilevanza apprezzabile nel suo sistema filosofico, questa visione della materia fu accolta dalla schiera dei suoi commentatori più tardi e gradualmente elaborata nella teoria medievale dei minima, che rappresentò una sorta di teoria corpuscolare²³.

In conclusione, Aristotele sviluppò una visione della Natura che, partendo dall'osservazione dei fenomeni, applicava la logica induttiva, sicuramente più adatta alla loro comprensione, e questo probabilmente, unito alla sua istintiva tendenza a ridurre le questioni cosmiche in termini maneggiabili²⁴, contribuì a far accettare le sue idee nei secoli successivi. Ma molto più determinante, in questo senso, fu l'aspetto teleologico della sua filosofia naturale: concepiva un universo ordinato, logico, nel quale tutti i corpi naturali tendevano al conseguimento di una *finalità*, secondo un piano divino. Questo approccio era in armonia con il pensiero ebraico e, più tardi, con quello cristiano e islamico, che, nei secoli successivi, supportarono i suoi punti di vista, accrescendone l'autorità, e includendone il pensiero nella cultura e nel linguaggio medioevali.

Gli alchimisti

Le teorie aristoteliche sulla composizione della materia costituirono fonte di ispirazione per gli alchimisti alessandrini, che le rielaborarono, per adattarle meglio ai risultati che essi ottenevano nelle loro officine. In particolare, essi fecero propria una teoria conflittuale della materia, esposta da Aristotele nel trattato *Meteorologica*, secondo la quale il calore del sole generava due *esalazioni*, una secca, calda e fumosa, l'altra umida, fredda e acquosa, che agivano nelle viscere della terra: la prima formava i minerali, la seconda i metalli²⁵. Avendo molte caratteristiche comuni, i metalli differivano non per *tipi* ma soltanto per *gradi di maturazione*²⁵. Avendo una maggiore familiarità con le sostanze e le loro trasformazioni, gli alchimisti accentuarono il carattere materiale di queste esalazioni, perché, nella loro visione esclusivamente qualitativa della Natura, ogni qualità doveva avere un portatore materiale²⁶. L'esalazione calda fu identificata con un *principio combustibile*, corrispondente allo zolfo, quella fredda con un *principio condensabile*, corrispondente al mercurio, ed il diverso contenuto in zolfo e mercurio differenziava i metalli l'uno dall'altro.

La speculazione sulla composizione della materia era ormai condotta in chiave *chimica*, e l'attenzione era ri-

18. W. R. Newman, *Atomos and Alchemy*, The University of Chicago Press (2006) 28-30;

19. B. Pullman, rif [3], pag 63;

20. B. Bensaude-Vincent e I. Stengers, rif [9], pag 29;

21. T. H. Levere, *Transforming Matter*, The John Hopkins University Press, Baltimore (2001) 15;

22. G. Villani, rif [1], pag 88;

23. D. R. Oldroyd, *J. Chem. Educ.*, 50 (1973) 450-4;

24. P. Ball, rif [17], pag 19;

25. P. Ball, rif [17], pag 18;

26. G. Villani, rif [1], pag 86;

volta, non tanto ai costituenti microscopici, quanto ai componenti macroscopici che trasferivano ai composti le loro proprietà. La scelta di zolfo e mercurio era giustificata in quest'ottica: il mercurio, liquido e lucente, causava la lucentezza e la fusibilità dei metalli che lo contenevano, mentre lo zolfo conferiva ai corpi la sua opacità, la sua capacità di essere ridotto in polvere, la sua combustibilità, era giallo come l'oro, si combinava con i metalli dando scaglie dorate e sembrava liberarsi durante la preparazione dei metalli per arrostitimento dei loro minerali²⁷.

Anche gli Arabi accolsero le teorie di Aristotele, soprattutto quelle naturalistiche, più vicine ai loro interessi, di carattere prevalentemente empirico. **Geber** (~760 - ~815) accettò la teoria delle due *esalazioni*, nella versione rielaborata dagli alchimisti alessandrini, ma considerando mercurio e zolfo, piuttosto che sostanze reali, *principi* che conferivano liquidità e combustibilità ai corpi nei quali erano presenti: se essi si combinavano nel più perfetto equilibrio naturale, si otteneva l'oro, il metallo perfetto; altrimenti, gli errori di combinazione generavano i metalli vili, anche se l'alchimista poteva correggere questi errori con l'opportuno trattamento.

Avicenna (908 - 1037) diede un contributo più originale: in netto contrasto con Aristotele, riteneva che le forme sostanziali degli elementi si mantenessero dopo la formazione dei composti, anche se le loro qualità subivano una *remissio*, un indebolimento: esse non costituivano la forma sostanziale del misto, ma preparavano la strada per la sua ricezione²⁸. Malgrado la larga diffusione e l'influenza delle sue opere, questa idea non ebbe grande seguito.

Averroè (1128 - 1196) diede consistenza reale al concetto aristotelico di *minima naturalia*: essi erano il risultato di una divisione fisica, i mattoni costituenti, qualitativamente e quantitativamente specifici, di ogni sostanza, cui conferivano proprietà caratteristiche²⁹. Ad Averroè è attribuita l'idea che, per creare una nuova sostanza, fosse necessario che i reattivi si scomponessero nei loro minimi, che questi fossero separati e poi ricomposti, agendo gli uni sugli altri. Sia le qualità che le forme sostanziali subivano una remissio, necessaria per fondersi nella forma mixti.

Vaghi accenni, spesso critici, che ne fanno diversi autori cristiani come Lattanzio e Agostino, testimoniano come il concetto di atomo, pur subendo una profonda recessione, fosse ancora presente nella cultura dell'Europa medievale⁴. Tuttavia, non si poteva più non tener conto della esperienza accumulata dalla tradizione alchemica. Ad essa si rifaceva la concezione della materia esposta nel *Summa Perfectionis Magisterii*, di un europeo di fine duecento, che si firmava Geber, recentemente identificato come **Paolo di Taranto**³⁰. I quattro elementi erano concepiti come minuti corpuscoli (*minima*) che costituivano una sorta di substrato. Essi si univano, in una *fortissima compositio*, in corpuscoli complessi più grossi, di zolfo e mercurio, che non potevano essere decomposti neanche dalla forza disgregante del fuoco. Invece, per mezzo delle semplici operazioni della chimica analitica, come il riscaldamento o l'esposizione alla fiamma, dalle varie sostanze, specie i metalli vili, potevano essere separati zolfo e mercurio; in accordo con il principio scolastico che *le cose nei quali i composti possono essere risolte sono quelle dalle quali sono costituiti*, zolfo e mercurio potevano riunirsi per dare le parti minime degli stessi metalli. Il fatto che, dopo aver calcinato i metalli, sciolta la loro calce in acido, portata a secco la soluzione, il residuo potesse essere ridotto al metallo di partenza, era per lui la prova evidente che essi, nel processo di calcinazione, non si riducevano ai quattro elementi, perché la loro successiva ricombinazione non avrebbe dovuto necessariamente riformare lo stesso metallo³¹.

La differenza principale tra il concetto geberiano e quello aristotelico di *mixis* stava nella maggiore attenzione all'esperienza pratica degli alchimisti. Era sempre più evidente che le proprietà dei composti, pur essendo differenti da quelle dei componenti, erano in qualche modo correlate ad essi, e che i prodotti potevano essere riconvertiti nei reagenti. Questo poteva essere spiegato solo rigettando l'ipotesi aristotelica della completa distruzione dei reagenti nel corso delle reazioni, e ammettendo che essi permanessero in qualche misura nei prodotti. Geber rielaborò il pensiero aristotelico sulla base di queste considerazioni empiriche, che sembravano condurre alla nozione di sostanza intermedia, stabilendo una gerarchia di forme, alla cui base stavano quelle dei quattro elementi; al successivo livello di complessità stavano i principi zolfo e mercurio, costituenti di tutti i metalli, e infine quelle dei metalli e dei minerali, accessibili alla nostra esperienza. Perciò, i metalli erano costituiti dai principi mercurio e zolfo in diverse proporzioni, a loro volta costituiti da corpuscoli più piccoli che non era possibile separare e identificare. Questa concezione era il risultato del tentativo di conciliare l'uniformità della materia e dei suoi componenti elementari con la difficoltà sperimentale di isolarli come tali, e con l'idea che esistessero dei componenti macroscopici che l'alchimista poteva isolare e manipolare.

Dal Medio Evo al Rinascimento

Per tener conto delle stesse evidenze sperimentali, **Tommaso d'Aquino** (1225 - 1274), che non ammetteva forme intermedie tra la materia prima e le forme sostanziali del misto, immaginò che il processo di trasformazione avvenisse in una ben definita serie di passaggi: inizialmente, si perdevano le forme degli elementi, mentre le loro qualità

27. Molti di questi sono solfuri, che, per intenso riscaldamento all'aria, liberano anidride solforosa, dal caratteristico odore di zolfo bruciato;

28. W. R. Newman, rif [18], pag 95,

29. B. Pullman, rif [3], pag 113;

30. W. R. Newman, rif [18], pag 26, n 6;

31. W. R. Newman, rif [18], pag 31-33, 98;

La ricerca dei componenti ultimi della materia

si conservavano, e, agendo l'una sull'altra, producevano una singola *qualitas media*, che manteneva qualcosa dei reattivi; questa, a sua volta, forniva la forma sostanziale, *forma mixti*³².

La dottrina dei minimi non risolveva il problema, insito nella nozione aristotelica delle forme sostanziali, perché era sempre difficile visualizzare esattamente cosa succedeva quando due differenti minimi reagivano tra di loro: in un senso, le loro forme originali erano perdute, in un altro, erano mantenute. Non deve sorprendere, allora, che durante il XVI e XVII secolo la teoria sia stata, in qualche modo, soppiantata da una primitiva forma di atomismo²³, riportata all'attenzione degli intellettuali rinascimentali dal ritrovamento, nel 1417, del manoscritto del *De rerum natura*.

I tempi erano maturi perché le speculazioni dei filosofi e quelle dei chimici sperimentali si differenziassero: mentre i primi si interrogavano soprattutto sulla natura e le proprietà delle particelle elementari, i secondi davano più enfasi ai costituenti delle sostanze che adoperavano. La reazione chimica non era più vista come un passaggio dall'*essere in potenza* all'*essere in atto*, come ritenevano gli aristotelici, né un processo di maturazione, per mezzo del calore o di solventi, come ritenevano gli alchimisti alessandrini e arabi, ma una separazione e ricombinazione di particelle, invariabili e incorruttibili, che esistevano come tali prima di combinarsi, e rimanevano invariate nei misti entrando a far parte **realmente** della composizione del prodotto.

Il seicento

All'inizio del '600, l'atomistica non aveva ancora una connotazione scientifica, ma permaneva nel campo dell'astrazione filosofica, mantenendo viva l'attenzione verso il problema della discontinuità della materia, dimostrando, nello stesso tempo, che la sola speculazione logica non poteva dare un supporto teorico ai fenomeni. Esperimenti di scomposizione e ricomposizione delle sostanze, condotti da chimici del calibro di **Angelo Sala** (1576 - 1637) e **Daniel Sennert** (1572 - 1637) avevano consentito di formulare una definizione operativa dei *corpi puri*, come quelle sostanze che, per il fatto di poter essere recuperate dopo essere state disgregate, dimostravano di avere un'identità che si manteneva inalterata durante le trasformazioni cui prendevano parte e che era indipendente dalle sostanze da cui erano estratti³³.

Tra le ipotesi che continuarono a formularsi sulla struttura della materia, quella di **Pierre Gassendi** (1592 - 1655) merita di essere citata per lo sforzo che egli fece di conciliare le teorie corpuscolari con l'insegnamento della Chiesa, facilitandone l'accettazione da parte di scienziati dalle forti inclinazioni religiose, come Boyle e Newton⁴.

L'approccio meccanicistico

Mentre il problema fisico della costituzione della materia sembrava trovare una risoluzione sempre più vicina alla sperimentazione scientifica, nella rinascita e nel miglioramento delle concezioni particellari, il problema chimico della definizione e del significato di principio rimase irrisolto, anche se attorno ad esso si sviluppò un ampio dibattito. I principi erano intesi in almeno tre modi differenti: o come causa, identificabile nella materia e nella forma aristoteliche, o come costituenti della materia, semplici, al limite indivisibili, ma non isolabili, o infine come costituenti concreti della materia, ottenibili allo stato puro, come prodotti ultimi dell'analisi delle sostanze e presenti in tutti i corpi. I principi non isolabili appartenevano a due categorie distinte: gli atomi di Democrito o Epicuro (principi fisici), qualitativamente omogenei, e quelli differenziati qualitativamente come gli elementi di Aristotele, o i tria prima di Paracelso. I principi isolabili chimicamente non erano considerati principi ultimi perché si originavano dalla combinazione di quelli fisici e perciò chiamati *principi secondari* o *chimici*.

D'altro canto, il grande sviluppo della Meccanica, grazie ai contributi di Galilei, Cartesio, Pascal, Huygens e Newton, favorì il tentativo di assoggettare alle sue leggi tutti i fenomeni naturali, in particolare, di spiegare anche le reazioni chimiche come effetto del movimento delle particelle le quali, mutando la loro posizione reciproca, variavano la natura dei composti. Se questa ipotesi fosse risultata convincente, la Chimica sarebbe stata assoggettata alle leggi della meccanica, realizzando quella spiegazione unitaria dei fenomeni naturali cercata da almeno due millenni. Tuttavia, il modello democriteo di atomo spiegava in maniera soddisfacente proprietà come stabilità chimica e volatilità o fenomeni come dissoluzione e evaporazione, ma non quelle più specificatamente chimiche come la reattività delle singole sostanze.

A metà del XVII secolo, **Robert Boyle** (1627 - 1691) cercò di rifondare la Chimica, utilizzando un approccio prevalentemente sperimentale. La sua opera più famosa, frutto di un decennio di indagini, è *The skeptical chymist* (1661), scritto per dimostrare che la filosofia chimica e quella corpuscolare di stampo meccanicistico potevano integrarsi a vicenda. Il chimico scettico non era chi credeva che nulla potesse essere dimostrato, ma chi, attraverso la messa in discussione delle verità accettate, cercava di accrescere le conoscenze ed acquisire una consapevolezza sempre più certa dei fenomeni naturali. Pur non proponendo una visione moderna degli elementi, Boyle voleva sostituire l'ap-

32. G. Villani, rif [1], pag 94;

33. B. Bensaude-Vincent e I. Stengers, rif [9], pag 33

procio aristotelico e quello paracelsiano³⁴, ormai inadeguati a spiegare in maniera convincente la composizione delle sostanze, con un approccio meccanicistico - corpuscolare, di ispirazione cartesiana, ai fenomeni chimici³⁵: gli elementi erano *quei corpi primitivi, semplici o perfettamente omogenei, che, non essendo costituiti da nessun altro, sono l'ingrediente di cui sono fatti i corpi chiamati misti, e nei quali questi possono, alla fine, essere decomposti*.

Le particelle fondamentali, create da Dio a partire dalla materia prima, presentavano una moltitudine di forme diverse, si muovevano nel vuoto (uno spazio completamente privo di materia), ma non si trovavano come tali in Natura. Infatti, si univano tra di loro per formare aggregati stabili, **misti o concrezioni primarie**, ognuno dotato delle qualità primarie di forma, dimensioni e movimento. Questi erano particelle degli elementi chimici e dei corpi semplici, i mattoni dell'Universo: sebbene, in principio, divisibili, non lo erano con le normali reazioni chimiche, considerate niente altro che associazioni di concrezioni primarie, per produrre i corpi composti.

Le qualità sensibili (secondarie), come colore o sapore, non dipendevano dalla presenza di un elemento comune a molte sostanze diverse, ma erano il risultato di una struttura comune a tutte, che dipendeva dalla forma e dalle dimensioni dei misti primari. Tutte le sostanze manipolate dai chimici erano composte da atomi più semplici e le loro distinte proprietà nascevano dalle quattro proprietà dei corpuscoli: consistenza, tessitura, forma e moto. Mentre la dolcezza dello zucchero dipendeva dalla rotondità delle sue particelle, e il sapore pungente e la corrosività degli acidi dalla loro forma acuta, la tessitura rappresentava il modo in cui i misti erano intrecciati nei corpi che venivano a contatto con i nostri sensi³⁶. A differenza degli atomisti classici, Boyle rifiutò il concetto di moto disordinato e scontri casuali, ritenendo che esso fosse governato da Dio, in accordo con Gassendi, dal quale aveva recepito la teoria atomica³⁷.

L'opera di Boyle non ebbe immediata diffusione tra i contemporanei: il concetto dei misti primari non fu accettato perché non era utile, in quanto non si potevano isolare sperimentalmente queste particelle, né determinarne forma e dimensioni. Alla sua definizione, piuttosto vaga, di elemento, fu preferita quella analitico - sperimentale formulata da **Nicolas Lémery** (1645 - 1715) nel *Cours de chymie* (1675): *l'elemento chimico è il termine ultimo della divisione e della separazione delle sostanze con i metodi chimici*. In questo modo, la ricerca dei costituenti elementari aveva compiuto un passo avanti fondamentale, perché era stato anche individuato, nelle operazioni chimiche di laboratorio, lo strumento per separare, non più concettualmente ma effettivamente, i componenti delle sostanze. Restava da stabilire quali reazioni portavano a sostanze più semplici e quali no.

Il flogisto

Nel XVIII secolo, la speculazione sulla composizione della materia continuò a svilupparsi lungo le due direzioni già discusse, cercando o di definire sempre meglio i *principi* costituenti, per giustificare il comportamento chimico delle sostanze, o di delucidare la struttura microscopica dei corpi, senza però riuscire a collegarla efficacemente con il loro chimismo. Nella filosofia naturale settecentesca, i *perché?* erano più frequenti dei *come?* e si preferiva chiarire le cause dei fenomeni, piuttosto che le loro modalità di svolgimento, cercando di stabilire la presenza di principi generali nelle sostanze, anziché individuarne la composizione chimica. Da questo punto di vista, la **teoria flogistica** rappresentò il primo tentativo di elaborare una spiegazione unitaria dei fenomeni chimici, al di là della loro apparente diversità.

Per **Georg Ernst Stahl** (1660 - 1734) i costituenti ultimi, anche se materiali, erano così inaccessibili da non poterne definire razionalmente le proprietà, né isolarli, per cui indirizzò la propria attenzione verso i principi chimici e le classi di fenomeni che potessero essere studiati unendo proficuamente l'analisi sperimentale e quella teorica³⁸, in particolare quello della combustione, considerata dagli alchimisti un processo di decomposizione dei corpi nei loro elementi costituenti. Rifacendosi a **Johan Joachim Becher** (1635 - 1682), Stahl affermò che sono combustibili tutte le sostanze che contengono il **flogisto** (dal greco $\phi\lambda\omega\xi$ = fiamma), principio della combustibilità: esso era una sostanza reale, materia e principio del fuoco, che poteva essere trasferita, di volta in volta, da un corpo a un altro, ma non poteva essere isolato, essendo un principio elementare. Per Stahl, tutti i metalli erano costituiti da un componente comune a tutti (il flogisto) e da una materia terrosa, che variava a seconda del metallo: in questa semplice definizione, formulata per dare conto dei fatti sperimentali, si realizzava la sintesi tra l'unità concettuale (un unico componente caratterizzante, comune a un'intera classe di sostanze) e le diversità osservabili (una calce diversa che caratterizzava ciascun metallo). Per riscaldamento, i metalli si decomponivano nei loro costituenti elementari: il flogisto, che si disperdeva nell'aria, e la calce, che rimaneva nel recipiente. La calce non era altro che metallo privato di flogisto e poteva **ridursi** nuovamente a metallo, se le veniva restituito il flogisto, per esempio, riscaldandola in presenza di un corpo che ne fosse ricco (carbone o grassi). I processi di calcinazione e di formazione dei metalli erano visti, dunque, come un trasferimento di flogisto in direzioni opposte, a seguito del quale i corpi semplicemente si scomponivano o ricomponivano, senza che variasse la

34. tre principi primi: zolfo, mercurio e sale;

35. G. Villani, rif [1], pag 101;

36. T. H. Levere, rif [21], pag 25-26

37. B. Pullman, rif [3], pag 141

38. M. Ciardi, rif [7], pagg 38-41

La ricerca dei componenti ultimi della materia

loro sostanza.

Il calibro e l'ingegnosità degli argomenti elaborati a supporto della teoria del flogisto testimoniano il livello di sofisticazione cui era giunta la Chimica, ormai una scienza pienamente costituita. Sebbene, prima che finisse il secolo, Lavoisier avrebbe dimostrato la falsità del suo presupposto di partenza, la teoria ebbe il merito di costituire il primo tentativo di unificare fenomeni chimici e fisiologici apparentemente diversi (come combustione, calcinazione, arrugginimento, respirazione) in unico vasto sistema, coordinandone e mostrandone le somiglianze fondamentali, e di aver cercato di spiegare, per la prima volta, tutte le reazioni chimiche con il trasferimento di una semplice sostanza elementare da un reagente ad un altro.

Nella prefazione alla seconda edizione della *Critica della Ragion Pura* (1787), Kant ricorda che una gran luce illuminò i naturalisti, non solo grazie a Galilei e Torricelli, ma anche quando *Stahl trasformò dei metalli in calce, e questa di nuovo in metalli, con l'aggiunta o la sottrazione di qualcosa*³⁹. Grazie alla sua semplicità, la teoria fu accettata dai chimici progressisti in tutta Europa, anche se il flogisto non era mai stato isolato, né la sua presenza rivelata, anche fuggacemente, in qualche esperimento. Semplicemente, spiegava troppe cose per essere abbandonata, e per questo regnò incontrastata fino all'avvento di Lavoisier. Al suo successo contribuirono anche le modalità con le quali erano eseguite le osservazioni sperimentali: fino alla metà del settecento, nella scia della tradizione alchemica, la chimica era considerata la scienza delle trasformazioni qualitative dell'aspetto esteriore delle sostanze (colore, consistenza e, più recentemente, stato fisico), piuttosto che di parametri come volume o massa, e quindi le determinazioni quantitative non erano considerate essenziali nell'indagine chimica.

Newton

Negli ultimi anni della sua attività scientifica, Newton diede un contributo originale alle ipotesi sulla struttura della materia, mettendo a punto una teoria estremamente elaborata, basata sull'ipotesi che tutti i corpi macroscopici fossero formati da particelle primordiali chiamate *minima*, molto somiglianti agli atomi di Democrito ed Epicuro, separate da pori assolutamente vuoti. I minima erano invisibili, immutabili, solidi, rigidi, duri, impenetrabili, mobili, molto probabilmente creati in principio da Dio, e differivano l'uno dall'altro solo per forma e dimensioni, alle quali Newton aggiunse una proprietà immanente, l'*inerzia*, cioè la capacità di persistere nello stato di quiete o di moto⁴⁰. I corpuscoli potevano aderire tra di loro per formare particelle più grosse (aggregati del primo ordine), che, a loro volta, potevano formare aggregati di ordine sempre crescente, fino a quelli dell'ultimo ordine, i comuni corpi visibili. In questo processo di aggregazione, le particelle si disponevano secondo una configurazione e un ordine prestabilito, generando la diversità delle sostanze naturali.

Mentre i suoi predecessori, Boyle incluso, avevano dato enfasi alla forma delle particelle, tenute insieme da ganci, scabrosità delle superfici o movimenti coordinati, Newton formulò una teoria dinamica, nella quale le particelle erano tenute insieme da forze attrattive di tipo particolare, probabilmente di natura elettrica. Le forze attrattive più intense in assoluto tenevano insieme le particelle degli aggregati del primo ordine, e diventano via via più deboli, man mano che cresceva l'ordine dell'aggregato. Le forze che si manifestavano nel corso delle reazioni chimiche erano in grado di separare o unire gli aggregati dei diversi ordini, ma non di decomporre quelli del primo ordine nei corpuscoli che li costituiscono, che perciò si mantenevano inalterati nel corso delle reazioni: la differenza tra qualità interne della materia e qualità esterne era dunque dovuta alle differenze tra minima e aggregati primari⁴¹.

Per esempio, quando il mercurio era convertito nei suoi sali, rimaneva inalterata la struttura delle sue particelle di più piccola composizione, che ne determinava le proprietà caratteristiche, e che consentiva, eventualmente, di ottenere di nuovo il metallo di partenza. Questo modo di concepire la struttura degli aggregati primari preparò la strada all'idea della diversità delle particelle microscopiche dei diversi elementi, che sarebbe stata formulata da Eulero e ripresa in modo più consapevole da Dalton.

La teoria della materia di Newton riscosse un consenso generalizzato nella comunità dei fisici. **Leonard Euler** (1707-1783) estese al livello microscopico la definizione macroscopica di Lémery, assegnando a ciascun elemento particelle indivisibili, tutte eguali tra di loro, con proprietà eguali, e capaci di esercitare la stessa azione; di conseguenza, esistevano, non tre o quattro elementi, ma tanti quanti erano i tipi differenti di atomi esistenti in natura, e ogni elemento si differenziava dagli altri, non solo per le proprietà macroscopiche, ma anche per la natura e l'aspetto delle sue particelle microscopiche. Il numero degli elementi non era ovviamente illimitato, ma poteva essere stabilito solo per via sperimentale; suggeriva quindi ai chimici, come strategia di ricerca, il decomporre i corpi fino a ridurli ai loro principi e considerare elementi quelli da cui non era possibile estrarre qualcosa di diverso.

La divisibilità chimica

Alla fine del '700, i chimici sentivano sempre più pressante l'esigenza di affiancare al concetto di divisibilità

39. F. Abbri, *Le terre, l'acqua, le arie*, Il Mulino, Bologna (1984) 26-31

40. B. Pullman, rif [3], pag 137

41. T. H. Levere, rif [21], pag 12

ideale, geometrica o fisico - meccanica, quello di divisibilità chimica⁴², intesa non più come frammentazione, ma come analisi, cioè separazione di componenti diversi, per raccogliere insieme quelli identici. Nel *Dizionario di Chimica* (Macquer, 2^a ed, 1777) e poi anche nella *Filosofia chimica* (1806) di **Antoine-Francois Fourcroy** (1755-1809), ogni corpo materiale era considerato un insieme complesso di *particelle costituenti e particelle integranti*: *la particella integrante è la più piccola molecola [sic] nella quale un corpo può essere ridotto, senza essere decomposto*⁴³. Aveva le stesse caratteristiche dell'intero, ma era sempre più piccola man mano che procedeva la divisione fisico-meccanica, fino al limite inferiore, non osservabile: *la molecola primitiva integrante*. Essa era indivisibile meccanicamente, ma le diverse *particelle costituenti* che la componevano potevano essere separate per mezzo dell'analisi chimica, che distruggeva l'identità del corpo composto, sostituendolo con le sue particelle costituenti, ciascuna dotata di una propria identità individuale. Esse rappresentavano il limite della divisibilità chimica⁴⁴ e potevano riunirsi in modi diversi, per formare i corpi composti: ad esempio, la particella integrante di ciascun sale era composta dalla particella costituente di un acido e dalla particella costituente di una base.

In questo modo, il corpo semplice, o *elemento*, dotato di individualità chimica, e riconoscibile a livello sensibile, era messo in relazione con la propria particella integrante, che costituiva il livello insensibile. Ad ogni livello, l'individuo chimico era caratterizzato, non solo dalla sua indivisibilità, ma anche dal fatto che, nel corso delle reazioni, si manteneva sempre eguale a se stesso, sia dal punto di vista qualitativo che quantitativo. Poiché l'elemento era chimicamente non decomponibile, si fece coincidere la sua particella integrante con quella costituente⁴⁵. Per molti anni questo equivoco di fondo avrebbe portato a considerare monoatomiche le molecole degli elementi puri.

Per l'enfasi che diede sempre alla sperimentazione, Lavoisier rinunciò a indagare la struttura microscopica della materia, non accessibile sperimentalmente, preferendo studiare il livello macroscopico, nel quale operano le reazioni chimiche. Non riteneva possibile alcuna connessione tra le particelle ultime (eventualmente indivisibili) che, non potendo essere osservate, andavano considerate metafisiche (una finzione mentale), e le sostanze chimiche elementari, prodotte dall'analisi dei corpi macroscopici in sostanze sempre più semplici. Formulò, invece, una definizione operativa di elemento (1789) come *quella porzione di materia, qualitativamente differenziata dalle altre, non suscettibile di ulteriore divisione chimica, ma solo compatibilmente con gli strumenti e le forze a disposizione del ricercatore, in un dato momento dello sviluppo della disciplina*.

Finalmente, le difficoltà concettuali nelle quali si era impantanata la filosofia delle particelle elementari erano superate: l'elemento era l'individuo chimico, portatore delle qualità primarie, che lo distinguevano dagli altri elementi, e lo mettevano in relazione con le sostanze composte che lo contenevano. Veniva inoltre stabilito attraverso quali criteri si dovessero distinguere le sostanze semplici da quelle composte: il peso di un corpo semplice era sempre inferiore a quello delle sostanze dalle quali si era generato, e aumentava sempre nel corso delle reazioni. Contrariamente a quanto ritenevano i flogististi, il vigoroso riscaldamento all'aria non dissociava il metallo (composto) nei suoi elementi (calce e flogisto), ma dava luogo a una reazione di sintesi, nella quale il metallo si univa all'ossigeno, per dare un prodotto più pesante.

Le leggi quantitative e la teoria atomica

L'uso sistematico della bilancia per misurare le masse delle sostanze che prendevano parte alle reazioni ebbe effetti dirimpenti sulla Chimica, evidenziando certe regolarità nelle combinazioni e nella composizione delle sostanze⁴⁶, e facendo nascere l'esigenza, non solo epistemologica, ma anche didattica, di una teoria che le disciplinasse e razionalizzasse, agevolando l'apprendimento, e consentendo di classificare i nuovi materiali. Le indagini di **Carl Friedrich Wenzel** (1740-1793) e **Jeremias Benjamin Richter** (1762-1807) portarono alla formulazione del principio di equivalenza, poi generalizzato da **Joseph Louis Proust** (1754-1826) nella legge delle proporzioni definite: *i rapporti tra le masse secondo cui due o più elementi si combinano sono fissi e non sono suscettibili di variare con continuità*. Questi risultati erano molto utili per le applicazioni pratiche, ma andavano, in qualche modo, razionalizzati.

Il primo tentativo coerente di mettere in relazione le leggi quantitative della Chimica con le ipotesi sulla costituzione microscopica della materia fu opera di un insegnante di Manchester, **John Dalton** (1766-1844), il quale, dilettandosi di meteorologia, studiava le caratteristiche dell'aria. Lavoisier aveva dimostrato che essa è una miscela di sostanze gassose e che queste costituiscono uno stato fisico a sé stante. Le indagini sperimentali dei chimici delle arie avevano consentito di differenziare i diversi gas e caratterizzare la reattività chimica e le proprietà fisiche di ciascuno. Queste ultime risultavano, in qualche modo, contraddittorie: la dilatazione termica (Amontons) e la risposta alla compressione o alla rarefazione (Boyle) erano quantitativamente eguali per tutti, mentre erano diverse per ciascun gas la densità e la solubilità in acqua, la quale, come lo stesso Dalton aveva accertato sperimentalmente, dipendeva anche dalla sua pressione sovrastante. Inoltre, i gas mostravano una resistenza alla compressione e una tendenza spontanea a

42. A. Di Meo, *Atomi e molecole nella chimica del XIX secolo*, in G. Villani, *Molecole*, CUEN, Napoli (2001) 62;

43. M. Boas Hall, *The Background of Dalton's Atomic Theory*, Chem. in Brit. (1966) 341-5;

44. A. J. Roche, *Chemical Atomism in the Nineteenth Century*, Ohio State University Press (1984) 5;

45. A. F. Fourcroy, *A general system of chemical knowledge*, tradotto da W. Nicholson, Cadell e Davies, London (1804) vol I, pag 92;

46. J. R. Partington, *A short History of Chemistry*, Dover Publications Inc., New York (1969) 153;

La ricerca dei componenti ultimi della materia

espandersi nel vuoto o negli altri gas, ed erano perfettamente miscibili in tutte le proporzioni, dando sempre miscele a composizione uniforme, a differenza dei liquidi, che si stratificano in funzione della loro densità.

Per spiegare le proprietà dei gas, era necessario tener conto anche di queste differenze. Dalton rielaborò (1801) un modello già proposto da Lavoisier, immaginando che le particelle dei vari aeriformi fossero costituite da una parte centrale, dotata di una *massa caratteristica*, circondata da un'atmosfera di calorico, responsabile delle repulsioni che si esercitavano tra particelle dello stesso gas, ma non tra quelle di gas differenti. Inoltre, attribui l'origine delle differenze di solubilità alla natura e alle dimensioni delle particelle ultime: più piccole e isolate esse erano, meno facilmente le assorbiva il solvente, e la solubilità cresceva all'aumentare delle loro dimensioni e complessità⁴⁷. Formulò quindi una propria ipotesi particellare, chiamando *atomi*, come Democrito, le particelle che costituivano il termine ultimo della divisione meccanica dei corpi, e assumendo, come Eulero, che gli atomi di ciascun elemento fossero tutti eguali tra di loro, non solo qualitativamente, ma anche quantitativamente. Identificò nel peso il fattore discriminante tra atomi di elementi diversi: quelli dello stesso elemento avevano lo stesso peso, diverso da quello degli atomi degli altri elementi.

In questo modo, Dalton estendeva al piano microscopico l'intrinseca differenza qualitativa della materia, che Lavoisier aveva evidenziato sul piano macroscopico, rendendo la copresenza dei due piani l'aspetto caratterizzante della interpretazione chimica della Natura e rimuovendo definitivamente l'uniformità della materia tipico della tradizione chimica precedente⁴⁸.

Questo modello fisico, nel quale gli atomi di ciascun elemento avevano una massa caratteristica, era giustificato dalle leggi della Chimica, perché spiegava la costanza dei rapporti tra i pesi di combinazione. Dalton intuì che da questi rapporti si potevano apprezzare *i pesi relativi delle particelle ultime, sia dei corpi semplici che composti, e il numero delle particelle semplici che costituiscono ciascuna particella composta ...*⁴⁹, rammaricandosi che i chimici non avessero già colto questa opportunità.

Infatti, essendo inaccessibile la dimensione atomica, il problema poteva essere risolto su scala macroscopica; partendo dall'ipotesi che le particelle integranti si formassero dall'unione di atomi indivisibili dei diversi elementi, Dalton decise di far coincidere i rapporti tra i pesi atomici degli elementi con i loro rapporti di combinazione, nell'ipotesi che le particelle integranti dei composti binari si formassero dalla *giustapposizione* di una particella costituente di ciascun elemento. Questa ipotesi, giustificata dal criterio di semplicità, si accordava con il modello di particella elementare da lui adottato. Poiché l'atmosfera di calorico che li circondava respingeva gli atomi di uno stesso elemento, era negata - o, almeno, limitata - la possibilità che due o più atomi eguali si unissero nello stesso composto. Solo nei casi in cui era noto che due elementi potessero formare due o più sostanze a differente composizione, occorreva ammettere che ad esse corrispondessero particelle integranti con un differente contenuto di atomi di uno stesso elemento: la più semplice era costituita da un atomo di ciascuno, le più complesse potevano contenere due o più atomi dello stesso elemento, posizionati in modo da essere separati il più possibile dall'atomo dell'altro elemento.

Come termine di riferimento cui assegnare il valore di peso unitario, Dalton scelse l'idrogeno, l'elemento che dava sempre il contributo minore alla massa dei composti e, partendo dai rapporti di combinazione delle sostanze, costruì una prima tabella di pesi atomici (1803), che in qualche modo giustificava e dava corpo alla teoria. Sebbene, per molti elementi esso era grossolanamente sbagliato, il peso atomico relativo costituiva così l'unico parametro numerico, determinabile sperimentalmente, che caratterizzava gli elementi e, mantenendosi costante nel corso delle reazioni, ne garantiva l'identità chimica.

Così formulata, la teoria atomica spiegava il principio di conservazione di massa, e la costanza dei rapporti di combinazione, e dava un senso anche alle recenti osservazioni di Davy sui rapporti di combinazione tra i gas: nell'*ossido nitroso* (N_2O), nel *gas nitroso* (NO) e nell'*acido nitrico* (NO_2), i rapporti in peso e in volume tra le quantità di ossigeno combinate con la stessa quantità di azoto stavano nel rapporto 1 : 2 : 4. Dalton trovò una relazione simile nei rapporti carbonio/idrogeno del *gas di palude* (metano, CH_4) e nel *gas olefacente* (etilene, CH_2) e la generalizzò nell'enunciato della *legge delle proporzioni multiple*: fissata la quantità in peso di un elemento, l'altro è presente in ciascuno dei diversi composti con quantità diverse, che sono tutte multipli interi e piccoli di quella più piccola. Questa legge confermava quel combinarsi *per salti* che poteva essere causato solo da una struttura particellare della materia; la discontinuità della composizione delle sostanze era una prova a favore della teoria atomica, la cui correttezza non poteva essere dimostrata dalla sola legge di Proust.

In breve, furono accumulate tante nuove prove sperimentali a favore, che i soci della Royal Society si convinsero della validità delle idee di Dalton, malgrado il carattere evidentemente arbitrario delle sue assunzioni. Thomson vide nell'atomismo non tanto la chiave per interpretare le reazioni come combinazione di atomi a peso differente, quanto un criterio generale che consentiva di cogliere da un punto di vista unitario molti fatti scollegati, e di interpretare, allo stesso tempo, le regolarità osservate.

47. A. J. Roche, rif [44], pagg 22-25;

48. G. Villani, rif [1], pagg 120-1;

49. J. Dalton, *A New System of Chemical Philosophy*, [excerpts], (Manchester, 1808) [from facsimile edition (London: Dawson)] <http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/paper.html>;

Il merito di Dalton non fu soltanto quello di aver tentato di dare consistenza scientifica a un'ipotesi filosofica, ma di averlo fatto cercando di conciliare l'approccio fisico con quello chimico, anche se, inizialmente, fu quest'ultimo a rivelarsi più produttivo. Infatti, i chimici erano disposti ad accettare l'esistenza di atomi di peso differente, perché essi, anche se non spiegavano né le proprietà, né la reattività delle sostanze, davano conto delle regolarità di composizione riscontrate sperimentalmente e consentivano di esprimerle, con grande vantaggio concettuale, con il linguaggio delle formule, sintetico e facile da ricordare. Questo, non solo conferiva un fondamento matematico alla Chimica, ma costituì anche un passaggio cruciale nello sviluppo del linguaggio e nella comprensione dell'origine delle differenze tra le sostanze, semplici o composte, che così era più facile caratterizzare con un nome specifico e classificare.

Anche nel continente europeo il concetto di atomo fu accettato dai chimici, almeno come modello ipotetico, in sostituzione della *molecola costituente*, corrispondente microscopica dell'elemento di Lavoisier. La sua utilità pratica era tale che molti erano disposti a sorvolare sulla sua reale esistenza, pronti ad accantonare ogni concezione teorica che non si accordasse con i risultati sperimentali. Così, la distinzione tra atomo chimico e atomo fisico fornì un denominatore comune a tutti coloro che, non volendo lasciarsi coinvolgere in dibattiti metafisici sull'esistenza degli atomi, cercavano di praticare la chimica in maniera pragmatica⁵⁰. La differenza tra l'atomo chimico, che spiegava le leggi della stechiometria e il comportamento dei gas, e l'atomo fisico, ancora legato al modello newtoniano, deve essere ben chiara se si vogliono comprendere gli avvenimenti che seguirono, in particolare certe freddezze o rifiuti nei confronti della teoria atomica, ai nostri occhi ingiustificabili⁵¹.

Avogadro e le combinazioni tra gas

Negli stessi anni, dallo studio dei rapporti tra i volumi di combinazione delle sostanze gassose, Gay-Lussac giunse a una conclusione del tutto generale, enunciando la *legge dei volumi* (1808): *le sostanze gassose si combinano sempre nei rapporti più semplici, espressi da numeri interi*⁵². Per esempio, 100 volumi di azoto si combinano con 50 di ossigeno per dare ossido di azoto e, decomponendo 200 volumi di ammoniaca, se ne ottengono 100 di azoto e 300 di idrogeno. Molto attento ai risultati analitici, **Jöns Jakob Berzelius** (1779-1848) vide una stretta analogia tra la legge di Proust, che si riferiva ai corpi solidi, e quella di Gay-Lussac, che si riferiva a quelli gassosi, perché la costanza dei volumi implicava quella dei pesi di combinazione, visto il valore univoco della densità di ogni singolo gas. Pur senza aderire integralmente all'ipotesi di Dalton, Berzelius introdusse l'uso delle formule chimiche, nella forma da noi comunemente adottata, perché pensava che esse sintetizzassero correttamente i rapporti di combinazione in peso e in volume tra i componenti di una sostanza, senza ricorrere a ipotesi non dimostrate sulla struttura atomica della materia⁵³.

Dalton, invece, rigettò la legge dei volumi, convinto che le particelle dei diversi fluidi elastici avessero dimensioni differenti, e perché i valori sperimentali dei volumi di combinazione sembravano indicare che, nel corso delle reazioni, alcune particelle costituenti si dividessero, ipotesi inconciliabile con la teoria atomica. Partendo da presupposti diversi, Dalton dall'analisi chimica, Gay-Lussac dalla determinazione di grandezze fisiche, non tennero in grande considerazione l'uno il lavoro dell'altro, e persero l'occasione per accorgersi che i due metodi potevano essere integrati. Alla base delle loro divergenze, stava il mancato riconoscimento della differenza tra atomi e molecole e la loro relazione parte/tutto: le leggi dei rapporti di combinazione erano giustificabili in termini di atomi, quella dei volumi era corretta solo in termini molecolari.

Chi colse questa differenza fu il fisico italiano **Amedeo Avogadro** (1776-1856). Partendo dalla eguaglianza dei coefficienti di dilatazione termica dei gas, cercò di conciliare l'evidenza macroscopica sperimentale (legge di Gay-Lussac) con la visione microscopica del fenomeno (teoria atomica), e uniformare la spiegazione delle regolarità nelle proporzioni ponderali e in quelle volumetriche. Nei *Saggi e memorie sulla teoria atomica* (1811), commentando i risultati di Gay-Lussac, affermava: *Bisogna dunque ammettere che vi siano pure dei rapporti molto semplici tra i volumi delle sostanze gassose e il numero delle molecole semplici o composte che le formano. La prima ipotesi che si affaccia a questo riguardo e che pare sia la sola ammissibile è di supporre che il numero delle molecole integranti in qualunque gas è sempre eguale, a volume eguale, o sempre proporzionale ai volumi*⁵⁴. Una conseguenza di questa ipotesi è che i gas reagiscono secondo rapporti in volume espressi da numeri interi e piccoli perché le loro particelle si combinano secondo rapporti espressi da numeri interi e piccoli⁵⁵.

Se accettato, questo principio avrebbe fornito un nuovo criterio per determinare i pesi atomici e molecolari: poiché il rapporto tra le densità di due gas esprime quello tra le masse di due volumi eguali, se si ammette che essi contengano lo stesso numero di particelle, il rapporto tra le densità è eguale a quello delle masse di un egual numero di particelle e quindi al rapporto tra le masse delle due singole particelle. Applicando questo criterio, Avogadro attribuì a etilene e metano le corrette formule molecolari (C_2H_4 e CH_4), al posto di quelle proposte da Dalton (CH e CH_2). Ovviamente, il

50. A. Chalmers, rif [11], pag 189;

51. A. J. Roche, rif [44], pagg 22-25;

52. M. Ciardi, *Introduzione a Amedeo Avogadro, Saggi e memorie sulla Teoria Atomica*, Giunti, Firenze (1995) 28;

53. A. Chalmers, rif [11], pag 183;

54. L. Rolla, in *Amedeo Avogadro commemorato nel primo centenario della sua morte*, Tip. Unione Biellese, Biella (1957) 61;

55. T. H. Levere, rif [21], pag 110;

La ricerca dei componenti ultimi della materia

metodo si poteva applicare solo a un limitato numero di sostanze, quelle gassose, mentre per le altre occorrevo strumenti teorici e sperimentali differenti.

Dalton considerò inattendibili i valori dei pesi atomici ricavati dalle misure di densità gassosa, perché in molti casi diversi dai suoi, e rifiutava il principio di Avogadro: il fatto che l'ossigeno gassoso (che riteneva costituito da atomi singoli) avesse densità maggiore di quella del vapor d'acqua (che riteneva formata dall'unione di un atomo di ossigeno e uno di idrogeno) gli sembrava in evidente contrasto con l'ipotesi che volumi eguali dei due gas contenessero lo stesso numero di particelle. Inoltre, era noto che idrogeno e cloro gassosi reagivano nel rapporto volumetrico di 1 : 1, per dare due volumi di acido cloridrico gassoso. Per interpretare questi e altri risultati simili alla luce del principio di Avogadro, occorreva assumere che la quantità di materia contenuta in un volume di ossigeno, azoto, cloro, idrogeno, dovesse essere divisa in due per fornire la quantità di vapor d'acqua, ammoniaca e acido cloridrico contenuta in un volume.

Ritenendo che il livello materiale di riferimento delle combinazioni chimiche fosse quello delle molecole integranti, e non quello degli atomi, Avogadro era in grado di spiegare queste incongruenze: le molecole integranti risultavano, a loro volta composte dall'unione di due (o altro numero pari) molecole elementari (o costituenti), proprio come le molecole integranti dei corpi composti. Distingueva, perciò, tra *molecole elementari* (corrispondenti agli atomi) e *molecole integranti*, costituite da più atomi, eguali o diversi. Le molecole integranti elementari, dunque, non coincidevano con il livello ultimo della materia, e perciò, prima di reagire con un altro elemento per dare un composto, potevano dividersi nelle loro molecole elementari costituenti, causando così un aumento di volume: se da una molecola di idrogeno e una di cloro se ne ottenevano due di acido cloridrico, esse dovevano essere biatomiche, e per motivi analoghi, la formula dell'acqua risultava H₂O e non HO.

Complicazioni concettuali e sperimentali

Questo costituì un grosso ostacolo concettuale alla possibilità di integrare la teoria atomica con la legge dei volumi. L'esistenza di molecole elementari biatomiche era vietata sia dalle teorie sull'affinità, che si esercitava solo su atomi differenti, che dalla *teoria del dualismo elettrochimico*, formulata da Berzelius, secondo la quale le molecole si formavano a seguito dell'attrazione reciproca di particelle di carica opposta: due atomi dello stesso elemento non potevano che avere la stessa carica elettrica e quindi la loro combinazione era impossibile. Questo equivoco richiese mezzo secolo per essere chiarito e perché fosse finalmente accettata la differenza tra l'atomo, che è il costituente minimo dei corpi composti, e la molecola, che è l'entità più piccola capace di esistenza indipendente.

Anche l'ostinazione a tenere separati i differenti approcci sperimentali complicò la situazione, perché i diversi metodi fornivano differenti valori del peso atomico, multipli interi l'uno dell'altro; per decidere a quale di essi assegnare lo status di peso atomico, si sarebbe dovuto conoscere la formula molecolare del composto⁵⁶. Invece, proliferavano tabelle dei pesi atomici in competizione tra loro, in molti casi con valori differenti per lo stesso elemento, dalle quali si ricavavano formule differenti, non solo per le molecole più semplici, come acqua, metano, ammoniaca, acido nitrico e carbonico, ma anche per le nuove sostanze isolate o sintetizzate in chimica organica.

Queste insanabili divergenze sperimentali e teoriche accesero il dibattito sull'esistenza, reale o fittizia, degli atomi e sulle loro proprietà, che animò tutto l'ottocento scientifico. I fisici ritenevano la teoria atomica troppo primitiva, perché, a differenza di quella newtoniana, si basava su un'entità poco caratterizzata, della quale, a parte il peso (e in modo incerto), non era nota né la struttura interna, né la natura del legame, né le cause delle reazioni. Persino negli anni tra il 1840 e il 1860, mentre fisici come Herepath, Joule, Clausius, Waterston e Maxwell determinavano le dimensioni e la velocità delle particelle di gas, ancora non si accettava la realtà degli atomi e si riteneva che l'atomo concepito dai chimici (unità di composizione) fosse differente da quello dei fisici (unità di costituzione). Anche molti chimici prestigiosi, quali Kekulé, Frankland, Gerhardt e Kolbe, non credevano nell'esistenza materiale dell'atomo, e ancora nel 1890 August Hofmann e Wilhelm Ostwald lo ritenevano niente di più che un'utile fantasia. Eppure, che piacesse o no, questo concetto era indispensabile allo sperimentatore, soprattutto a chi si occupava di Chimica organica; a parte le difficoltà concettuali, era estremamente comodo rappresentare le sostanze con formule sintetiche che tenessero conto della composizione atomica delle loro molecole.

Integrandosi perfettamente con la concezione degli elementi chimici di Lavoisier, la teoria atomica servì come punto di partenza per gli ulteriori sviluppi della Chimica e della Fisica, perché contribuì a rafforzare il concetto che gli elementi sono sostanze immutabili e indipendenti, che non possono in alcun modo essere convertite le une nelle altre. Postulando l'esistenza di un gran numero di particelle elementari, diverse e non intercambiabili, quanti erano gli elementi presenti in Natura, la teoria atomica smentiva l'ipotesi filosofica, greca e recente, che la materia fosse costituita da una sostanza primaria unica e uniforme, fatta di particelle eguali, organizzate in aggregati più o meno complessi. Questo portò molti scienziati, tra i quali Davy, a rifiutarla: sembrava impossibile che Dio avesse creato 50 o 60 tipi di atomi, e si cercava nelle relazioni numeriche tra i pesi atomici, la chiave per diminuirne il numero. Per esempio, il fatto che molti pesi atomici risultavano prossimi a valori interi e quindi multipli interi di quello dell'idroge-

56. A. J. Rocke, *Nationalizing Science, Adolphe Wurtz and the Battle for French Chemistry*, The MIT Press, Cambridge, Mass. (2001) 301;

no, portò **William Prout** (1785-1850) a formulare, nel 1815, l'ipotesi che l'atomo di idrogeno fosse il componente universale della materia, e che ogni elemento chimico fosse costituito dall'unione di un differente numero di atomi di idrogeno⁵⁷. Questa ipotesi riduzionista ebbe un'enorme attrattiva sui chimici perché dava unità e coerenza alla varietà degli elementi e, quando Darwin elaborò la teoria dell'evoluzione (1859), sembrò che anche gli elementi più pesanti potessero essersi evoluti a partire dall'idrogeno⁵⁸.

Il rifiuto quasi generalizzato della reale esistenza degli atomi assunse un ruolo paradigmatico nella crisi che rischiò di travolgere la scienza ottocentesca, quando dovette scegliere tra il limitarsi alla mera raccolta di dati sperimentali e l'esigenza di collegarli e razionalizzarli in uno schema teorico generale. La comunità scientifica assunse tre diversi atteggiamenti nei confronti della teoria atomica:

- a) accettare la realtà del mondo atomico, cercando prove sperimentali a sostegno;
- b) assumere una posizione di cauta neutralità, riconoscendone l'impatto intellettuale e l'utilità, ma evitando accuratamente di schierarsi sul tema del mondo materiale che essa presumeva;
- c) rigettarla, a priori, o, almeno, negare possibilità di poterne mai provare la validità. Questa posizione ostile risultava, alla fine, niente di più che un ottuso pregiudizio, che portò alcuni dei più preminenti e, purtroppo, influenti chimici del tempo a combattere una fiera guerra di retroguardia contro la teoria atomica⁵⁹.

Emblematico è il caso del francese Dumas, il quale, pur avendo portato contributi decisivi alla determinazione dei pesi atomici e molecolari, probabilmente deluso dal disaccordo tra i valori ottenuti con tecniche differenti, decise di attenersi rigidamente ai dati sperimentali, ritenendo le teorie atomiche *sterili concezioni che avrebbero potuto soltanto gettare entro una deplorabile confusione lo studio dei fenomeni chimici*, e aggiungendo: *se tanto io potessi, cancellerei dalla scienza questa parola (atomo), persuaso che nelle sue attribuzioni vada oltre i limite dell'esperienza, la quale noi ci dobbiamo studiare di non mai oltrepassare*.

Sebbene inizialmente ruotasse intorno a un problema squisitamente scientifico - la bontà o meno di un modello teorico esplicativo - la disputa assunse ben presto il carattere di dibattito filosofico, attorno ai meccanismi della conoscenza e a come si dovesse impostare e sviluppare il metodo scientifico di indagine della Natura, per evitare che portasse a conclusioni false o erranee. Che ne fossero consapevoli o no, i più accaniti oppositori della reale esistenza degli atomi si rifacevano a un particolare tipo di filosofia, formulata da **Isidore Auguste Comte** (1798-1857). Sebbene intrinsecamente non corretta, questa concezione della conoscenza che, tra l'altro, rifiutava l'idea stessa di unità della materia e condannava ogni ricerca volta a determinarne la struttura, al punto di proibire l'uso del microscopio, ebbe grande influenza su un certo numero di autorevoli scienziati ottocenteschi, molti dei quali si unirono a filosofi e teologi nella battaglia anti-atomistica⁶⁰.

Mentre la teoria atomica combatteva questa strenua battaglia per la sopravvivenza, la chimica organica subiva un notevole sviluppo, sia dal punto di vista della sintesi che della caratterizzazione dei prodotti. L'analisi delle sostanze organiche aveva evidenziato la loro scarsa differenziazione qualitativa, essendo essenzialmente composte di carbonio, idrogeno, ossigeno e, in misura minore, azoto, fosforo e zolfo, e una enorme differenziazione quantitativa, perché erano possibili svariate diverse combinazioni degli stessi elementi. Questo fece nascere l'ipotesi che le proprietà delle sostanze non dipendessero da *quali* e *quanti* atomi erano costituite, ma piuttosto da *come* essi fossero disposti nelle molecole, ipotesi rafforzata dalla scoperta dell'isomeria.

Il francese **Michel Eugène Chevreul** (1786-1889) si rese conto per primo del fatto che le analisi distruttive delle sostanze, pur fornendo dati accurati sulla loro composizione elementare, ne annullavano le caratteristiche significative, e quindi non riuscivano a fornire spiegazioni del loro comportamento. Occorreva invece isolare i *principi prossimi*, tanto numerosi, se confrontati con il limitato numero di elementi costituenti, da lasciar supporre anche differenze nel riarrangiamento interno degli atomi⁶¹. Per questo, Berzelius aveva introdotto la differenza tra la formula empirica, che indicava la proporzione in peso degli elementi in un composto, e quella razionale, che implicava un certo ordine nella distribuzione dei simboli, collegato alla proprietà macroscopiche della sostanza⁶². Le formule letterali da lui proposte erano state accettate ed estesamente utilizzate, non solo per questioni di economia concettuale, ma anche perché esse si prestavano ad essere manipolate per meglio evidenziare le posizioni relative dei *principi prossimi*.

Le varie teorie che cercavano di razionalizzare il comportamento delle sostanze organiche e classificarle, quella dei radicali, dei tipi, del nucleo, trovavano nelle formule razionali la maniera migliore per evidenziare similitudini e differenze, ma soprattutto quelle relazioni tra i composti che potessero indirizzare la progettazione dalle procedure di sintesi o decomposizione utilizzate per trasformarli gli uni negli altri. Lo studio delle reazioni di sostituzione permise di differenziare gli atomi dello stesso elemento presenti nella stessa molecola, sulla base della loro reattività. Per esempio, l'acido acetico aveva una formula minima di CH₂O, ma, per sostituzione dell'idrogeno con il cloro dava quattro prodot-

57. M. Ciardi, *Chimica nella Scuola*, XVII n° 3 (2007) 28-9;

58. G. Villani, rif [1], pag 125;

59. B. Pullman, rif [3], pagg 225-6;

60. B. Pullman, rif [3], pagg 204-5

61. B. Bensaude-Vincent e I. Stengers, rif [9], pag 129;

62. A. Chalmers, rif [11], pag 186;

La ricerca dei componenti ultimi della materia

ti diversi, tre molto simili all'acido di partenza. Questo risultato venne interpretato raddoppiando la formula minima e differenziando un atomo di idrogeno dagli altri tre, scrivendo la formula razionale come $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$.

Cannizzaro e il congresso di Karlsruhe

In definitiva, dagli anni '30 agli anni '60, i chimici organici andarono ben al di là della rigorosa razionalizzazione dei rapporti di combinazione alla quale si era fermato Dalton, aggiungendo una serie di assunzioni teoriche, che collegavano le proprietà delle sostanze a una struttura invisibile che poteva essere *mappata* per mezzo delle formule razionali, con le quali era facile rappresentare la formazione di un composto più complesso a partire da uno più semplice (serie omologhe) o la sostituzione di un elemento con un altro. Questi notevoli risultati furono ottenuti nonostante molti chimici utilizzassero formule sbagliate in assoluto, perché, per fortuna, la sostanza delle loro argomentazioni non ne risultava alterata⁶³.

Alla fine degli anni '50, era comunque assodato che non era più tollerabile il disaccordo tra i valori dei pesi atomici e tra le formule grezze delle differenti sostanze. **Friedrich August Kekulé von Stradonitz** (1829-1886), giovane professore di Chimica all'Università di Gand, prese l'iniziativa di riunire tutti i chimici che operavano in Europa per un ampio dibattito che contribuisse ad eliminare molte incomprensioni, e favorire un accordo su alcuni temi fondamentali, tra i quali la definizione dei concetti di atomo e molecola. Al Congresso, che si tenne dal 3 al 5 settembre 1860, nella città tedesca di Karlsruhe, presero parte più di 140 chimici, tra i quali il palermitano **Stanislao Cannizzaro** (1826-1910), che vi assunse un ruolo da protagonista, proprio per la chiarezza con la quale seppe distinguere tra questi concetti e per aver presentato un metodo certo per la determinazione dei pesi atomici e molecolari.

Un aspetto particolarmente importante dell'intervento di Cannizzaro è che esso non era stato preparato in vista del Congresso, ma, a testimonianza dello scrupolo con il quale si dedicava all'insegnamento, riprendeva la metodologia e le argomentazioni che utilizzava nel proprio corso di lezioni, e che aveva pubblicato qualche anno prima, con il titolo di *Sunto di un Corso di Filosofia Chimica fatto nella R. Università di Genova*⁶⁴. Per lui, la corretta interpretazione della teoria atomica era un punto cruciale, sia per le attività di ricerca che per la didattica, che andava svolta presentando agli allievi i fenomeni chimici e fisici in modo sistematico e organizzato, collegando i fatti e le spiegazioni, senza cadere in contraddizioni.

Il suo punto di partenza era il passaggio obbligato attraverso il quale la Chimica poteva mettere chiarezza nel materiale sperimentale e teorico che la caratterizzava: riconoscere il differente stato ontologico di atomo e molecola, e operare una distinzione chiara e netta tra i due concetti, che, pur implicandosi a vicenda, non coincidono, ma sono legati da una relazione parte/tutto. Cannizzaro subordinò il concetto di atomo a quello di molecola; solo le molecole possono esistere come entità isolate, mentre gli atomi, pur essendo i veri enti indivisibili, i costituenti elementari delle sostanze, non esistono al di fuori delle molecole. Proprio per dare enfasi alla loro differenza e interdipendenza, Cannizzaro chiamava la teoria **atomico - molecolare** e non semplicemente atomica: il cambio di termini non era banale, ma dava chiarezza e coerenza al quadro teorico e sperimentale della Chimica.

Poiché considerava imprescindibile integrare i risultati sperimentali di carattere chimico (pesi di combinazione) con quelli di carattere fisico (densità, calore specifico), utilizzava il principio di Avogadro, per tradurre a livello microscopico la legge dei volumi e ricavare, dal confronto diretto tra le densità relative dei gas, i pesi molecolari relativi, piuttosto che quelli atomici⁶⁵. Convinto che non potessero esistere atomi singoli, propose la *mezza molecola* di idrogeno come unità di riferimento dei pesi atomici e molecolari. Il suo criterio operativo per determinare i pesi atomici (rimasto valido fino all'avvento degli spettrometri di massa) consisteva nell'esaminare, per ciascun elemento, un gran numero dei suoi composti gassosi, determinarne la densità relativa e la composizione chimica percentuale, e combinare queste coppie di dati per arrivare a individuare il peso di quell'elemento, contenuto in una molecola di ogni composto.

Esprese come *legge degli atomi* la regolarità evidenziata da questa procedura: *le varie quantità dello stesso elemento contenute in volumi eguali sia del corpo libero, sia dei suoi composti, sono tutte multiple intere di una medesima quantità*. Questa quantità macroscopica corrispondeva, a livello microscopico, alla presenza, in una molecola, di un solo atomo dell'elemento in questione, e quindi poteva essere presa come il suo peso atomico. Se, invece, una molecola conteneva una quantità di un elemento multipla intera di questo minimo, il valore del multiplo indicava il numero di atomi presenti. Molti elementi (come idrogeno, ossigeno, azoto, cloro), allo stato gassoso non combinato, mostravano un peso doppio rispetto a quello minimo, e quindi consistevano di molecole biatomiche. Infine, il concetto di atomo di Cannizzaro era così svincolato da quello di molecola da consentire di determinare il peso atomico anche di elementi che, come il carbonio, non potevano essere portati allo stato gassoso, e stabilire correttamente la composizione atomica delle molecole di zolfo, fosforo, arsenico e mercurio, che avevano messo in crisi Dumas.

63. A. Chalmers, rif [11], pagg 197-211;

64. S. Cannizzaro, *Nuovo Cimento*, 7 (1858) 321-66;

65. F. Abbi, *L'atomismo chimico*, in *Storia della Scienza moderna e contemporanea*, ed. P. Rossi, TEA, Milano, (2000), vol. II, 269-300;

Il metodo di Cannizzaro consentì di introdurre, finalmente, una netta distinzione tra peso atomico e peso equivalente (o di combinazione), dalla cui relazione fu possibile dedurre la valenza degli elementi, che contribuì ad assegnare correttamente la posizione degli elementi nelle formule razionali. La teoria della valenza e dei legami tra gli atomi, il riconoscimento dell'esistenza di catene di atomi di carbonio, l'esatta definizione di atomo e molecola, la messa a punto di metodi per la determinazione precisa dei pesi atomici e molecolari costituirono le premesse fondamentali che prepararono il terreno alla nuova teoria strutturale⁶⁶.

La *legge degli atomi* costituiva la conferma macroscopica della teoria atomica, perché consentiva di individuare e quantificare con certezza l'indivisibile della Chimica, cui era attribuita la realtà e la concretezza di materia dotata di peso. Cannizzaro liberò i chimici dal bisogno di risolvere il problema dell'esistenza, a livello microscopico, di enti materiali, definibili come atomi e molecole, per i quali, tuttavia, la teoria cinetica dei gas, ancora in pieno sviluppo forniva indizi favorevoli assai probanti. Concepiva atomi e molecole come *entità macroscopiche*, caratterizzate da pesi esprimibili nelle unità di misura correnti (per esempio grammi), che, proprio per il loro carattere relativo, mantenevano gli stessi valori anche in scala microscopica e riteneva la teoria una semplice ipotesi sulla struttura ultima della materia, a carattere soltanto descrittivo, da utilizzare per armonizzare e rendere comprensibili le leggi delle combinazioni chimiche.

I pesi atomici che Dalton aveva ricavato da un'ipotesi non dimostrata, per Cannizzaro erano il risultato del trattamento di *dati sperimentali*. Se il numero di composti esaminati era sufficientemente ampio, la procedura scongiurava il pericolo di ottenere valori contrastanti, multipli o sottomultipli di quello corretto. Dalton non aveva potuto risolvere il problema perché aveva a disposizione un numero di relazioni (i rapporti tra i pesi di combinazione) inferiore a quello delle incognite (la composizione atomica e i pesi atomici). Cannizzaro aumentò il numero delle equazioni indipendenti nelle stesse incognite, perché, grazie al principio di Avogadro, poteva correttamente paragonare i pesi di uno stesso numero di molecole in fase gassosa. Partendo dall'assunzione che la legge della composizione costante si potesse applicare a ogni singola sostanza, fino all'ultima molecola individuale, ridusse il problema centrale della chimica teorica a un banale esercizio di ricerca del massimo comun denominatore⁶⁷. I pesi atomici calcolati da Cannizzaro si riferivano soltanto a 21 elementi ed erano stati rifiniti utilizzando la legge di Dulong e Petit e il criterio dell'isomorfismo, ma certamente non contenevano errori grossolani.

La concezione che Dalton aveva degli atomi, come espressione dei rapporti dei *pesi di combinazione* degli elementi, venne confermata e arricchita dalla concezione che essi esprimano anche la *composizione* di volumi eguali di gas. La definizione concettuale di Dalton era integrata da una definizione operativa, più utile ai chimici e quindi più facilmente accettabile: svincolato da ogni immagine di forma, grandezza, distanza, continuità o discontinuità, *l'atomo non è altro che un peso costante che costituisce per multipli interi (e mai sottomultipli) i composti chimici* e prende parte, quantitativamente inalterato, alle reazioni chimiche. I fisici non riuscirono a chiarire la struttura delle particelle elementari fino al XX secolo, i chimici a metà ottocento avevano perfettamente identificato e caratterizzato *le unità di composizione e combinazione, gli enti invarianti* (qualitativamente e quantitativamente) nelle reazioni chimiche.

L'intervento di Cannizzaro non convinse tutti i Congressisti, ma quelli che lessero il Sunto ne rimasero profondamente colpiti: per **Julius Lothar Meyer** (1830-1895) fu come squarciare i veli che gli offuscavano la vista, e ne trasse ispirazione per il libro di testo che pubblicò nel 1864. Anche **Dmitrij Ivanovič Mendeléev** (1834-1907) dichiarò di aver concepito un criterio per classificare gli elementi proprio a seguito di questa lettura. Negli anni successivi, comunque, i chimici cominciarono ad usare la notazione di Cannizzaro: nel suo *Dictionnaire de chimie*, Wurtz definì l'atomo *la più piccola massa di un elemento capace di esistere in combinazione e la molecola la più piccola massa capace di esistere allo stato libero*.

Il rifiuto degli atomi

Lo studio delle interazioni tra elettricità e sostanze chimiche, che aveva portato Berzelius a formulare la teoria del *dualismo elettrochimico* per spiegare la reattività e le modalità di combinazione tra atomi, Faraday a scoprire le leggi dell'elettrolisi, Hittorf e Kohlrausch a chiarire i meccanismi della conducibilità elettrica in soluzione, aveva anche fatto sorgere nuove difficoltà concettuali intorno al postulato della presunta inalterabilità e indivisibilità degli atomi. Nel 1884 **Svante August Arrhenius** (1859-1927) pubblicò la propria tesi di dottorato, nella quale giustificava la conducibilità elettrica in soluzione acquosa da parte degli elettroliti, sulla base della dissociazione delle loro molecole in parti più piccole (ioni) dotate di cariche elettriche positive o negative. Di conseguenza, gli atomi potevano acquistare cariche elettriche e, a seguito di questo processo, mutare sensibilmente le loro proprietà, pur mantenendo la loro identità chimica. Per esempio, prima di combinarsi, sodio e cloro scambiano cariche elettriche, assumendo quella *qualitas media*, intuita dagli aristotelici medievali, che li trasforma in ioni sodio e ioni cloro, meno reattivi e più commestibili dei prodotti di partenza, che poi costituiscono il cloruro di sodio. Questo spiegava finalmente le variazioni di aspetto che gli elementi subiscono nel corso delle reazioni: la perdita di lucentezza e altre proprietà da parte dei metalli per

66. G. Villani, rif [1], pag 211;

67. J. Bradley, *Before and After Cannizzaro*, Whittles Publishing Services (1992) 72.

La ricerca dei componenti ultimi della materia

azione degli acidi, per esempio la trasformazione del rame metallico rosso in *vetriolo blu* o *malachite*, verde-azzurra, contenenti ioni rameici azzurri, solubili in acqua.

La spiegazione della combinazione chimica sulla base delle interazioni tra specie aventi cariche elettriche differenti portava alla conclusione che, a parte il segno, le cariche elettriche degli ioni fossero eguali o multiple intere di una quantità elementare, che **George Johnstone Stoney** (1826-1911) nel 1891 propose di chiamare *elettrone*. L'ipotesi che anche la carica elettrica fosse quantizzata avrebbe poi portato all'individuazione dell'elettrone, della struttura atomica e della carica nucleare, del protone e del neutrone, arrivando alla conclusione sorprendente che, a dispetto della loro presunta indivisibilità, gli atomi erano in realtà composti di parti più piccole.

Tuttavia, nel passaggio tra il XIX e il XX secolo, gli ultimi difensori della causa persa dell'antiatomismo si impegnarono nel tentativo di limitare la ricerca scientifica ad una pura e semplice osservazione dei fenomeni, che si potevano, eventualmente, ordinare e classificare, rifiutando categoricamente qualsiasi tentativo di formulare, non solo teorie per razionalizzarli, ma anche qualsiasi modello che cercasse di interpretarli, giustificarli, formulare previsioni, combattendo una guerra senza quartiere contro il modello atomico che, nonostante tutto, a metà dell'ottocento, era quello più evoluto e utilizzato nelle diverse scienze sperimentali.

Eredi del nucleo storico degli oppositori all'atomismo erano gli *equivalentisti*, che rifiutavano il concetto di atomo, ritenendolo basato su ipotesi non dimostrate, e, al posto dei pesi atomici, preferivano usare i pesi equivalenti, perché direttamente ricavabili dai rapporti di combinazione. Tra di essi si segnalano per attivismo **Henri Sainte-Claire Deville** (1818-1881) e, soprattutto, **Marcelin Berthelot** (1827-1907), il quale, addirittura, approfittò della sua posizione governativa di alto rango per interferire con la diffusione delle idee che non approvava, arrivando a bandire l'insegnamento della teoria atomica a favore di quella dei pesi equivalenti. Di conseguenza, almeno fino al 1890, in Francia la maggior parte dei libri di testo citava l'ipotesi atomica come un ripensamento, alla fine del capitolo dedicato alle leggi chimiche, alcuni relegandola in appendice, per enfatizzare il fatto che la chimica dovesse essere insegnata in una forma positivista incorrotta, attraverso i fatti e i fatti soltanto⁶⁸.

Al positivismo di Comte si ricollegava, per alcuni aspetti, una scuola di pensiero, poi chiamata *empiriocriticismo*, della quale il fisico austriaco **Ernst Mach** (1836-1916) fu uno dei più influenti rappresentanti. Mach riteneva che la sola fonte di conoscenza fossero le percezioni derivate dall'esperienza immediata: gli oggetti materiali non erano niente altro che *simboli mentali concisi per rappresentare un gruppo di sensazioni*, e che ognuno di questi simboli *non avesse esistenza fuorché nel pensiero*. L'attività dello scienziato doveva limitarsi ad acquisire e organizzare queste sensazioni, alla ricerca di connessioni stabili tra di esse, riproducendo formalmente i fenomeni nel pensiero, in accordo con il criterio della massima economia concettuale, *Denkonomie*. Quello che lo scienziato non poteva e non doveva fare era cercare le cause dei fenomeni e pretendere di ricavare, dalle osservazioni sensoriali, rappresentazioni sperimentali e modelli della realtà⁶⁹. Mach si oppose sempre alle più importanti teorie ottocentesche, che cercavano di ottenere informazioni e costruire teorie sulle realtà non osservabili, come, appunto, gli atomi, considerati *enti mentali*, che non potevano essere percepiti dai sensi. Era disposto ad ammettere, con qualche riluttanza, che gli atomi avessero qualche valore euristico o didattico, per coordinare una enorme massa di dati empirici, ma non a concedere loro qualsiasi carattere di realtà⁷⁰. In conclusione, anche se riproponeva una problematica che risaliva ai presocratici, determinata da un eccessivo empiricismo, la posizione di Mach non era totalmente sterile; per esempio, la sua critica epistemologica della meccanica newtoniana influenzò enormemente Einstein, aiutandolo a chiarire certi aspetti della teoria della relatività.

Infine, la corrente di pensiero chiamata *energeticismo* affermava che la sola realtà vera fosse l'energia⁷¹, grandezza fisica fondamentale dell'universo, mentre la materia non aveva esistenza reale. Alla guida di questo movimento si pose il chimico tedesco **Wilhelm Ostwald** (1853-1932), che attribuiva alla scienza il compito esclusivo di ricondurre tutte le leggi naturali alle *leggi delle diverse forme di energia*, senza che nessuna di esse avesse un ruolo privilegiato. Le sole realtà accessibili all'osservatore erano la somma delle sensazioni che gli oggetti naturali generavano in lui; la scienza doveva descrivere queste sensazioni nella maniera il più possibile chiara e libera da ipotesi e da rappresentazioni del mondo.

A questi feroci oppositori delle teorie scientifiche e di quella tomica si contrapponevano quegli scienziati che, come **Ludwig Eduard Boltzmann** (1844-1906), avevano una visione realistica del mondo e ritenevano che solo andando al di là della semplice esperienza si poteva acquisire una visione di insieme più generale dei fenomeni e scoprire nuovi fatti ancora più sorprendenti di quelli osservati. Le teorie dovevano perciò cercare di costruire rappresentazioni interiori della realtà, rielaborandole e perfezionandole di continuo, per adattarle sempre meglio al mondo esterno. Mentre Ostwald non accettava che lo scienziato si formasse un'immagine del mondo, per Boltzmann era importante che in quest'immagine fossero inclusi il minor numero possibile di elementi arbitrari. Le teorie atomiche

68. B. Pullman, rif [3], pag 235;

69. C. Cercignani, *Ludwig Boltzmann, The Man Who Trusted Atoms*, Oxford University Press (1998) 13;

70. D. Oldroyd, *Storia della Filosofia della Scienza*, EST (1998) 234;

71. B. Pullman, rif [3], pag 236;

avevano in sé la capacità di allargare l'orizzonte delle idee, suggerire nuove associazioni di concetti, spingere verso la progettazione di nuovi esperimenti.

Lo scontro scientifico tra Ostwald e Boltzmann raggiunse il suo apice in occasione del 67° congresso annuale dell'Associazione Tedesca degli Scienziati Naturali e dei Medici (Lubecca, 1895), dove Ostwald definì *ipotetico e persino metafisico* il materialismo meccanicistico, che per lui era *un puro e semplice errore*, suscitando la vivace opposizione di Boltzmann, Nernst, Klein, von Oettinger e Sommerfeld. Anche se Ostwald continuava ad utilizzare l'atomismo chimico, almeno in senso formale, come ipotesi che funzionava bene, la polemica continuò sulle pagine degli *Annalen der Physik und Chemie*, e si sviluppò principalmente attorno alla teoria cinetica e all'atomismo fisico, per i quali gli energitisti avevano previsto vita precaria. Intorno agli anni '70, la teoria cinetica dei gas, basata sulla concezione di una struttura discontinua della materia, aveva raggiunto un alto grado di formalizzazione, utilizzando metodi statistici per prevedere, a livello macroscopico, il comportamento del grandissimo numero di molecole che costituivano un gas. Nella prefazione al secondo volume delle *Lezioni sulla Teoria dei Gas* (Agosto 1898), Boltzmann ne dimostrò il contributo determinante alla formulazione delle equazioni di stato dei gas non ideali di van der Waals, alla scoperta di argon e neon da parte di Ramsay, ricordando come Smoluchowski avesse verificato la correttezza delle predizioni su base cinetica dagli aspetti altrimenti anomali della conduzione termica nei gas rarefatti. A tutto ciò andava aggiunta l'efficacia dell'atomismo chimico nel giustificare, sia le relazioni stechiometriche, che arcani fenomeni come l'isomeria strutturale e la stereoisomeria; nelle relazioni stabilite tra l'attività ottica e i modelli strutturali formulati per le diverse molecole, Ida Freund vedeva la prova più schiacciante di quanto valido e utile fosse stata l'introduzione nelle scienze di queste grandezze ipotetiche, l'atomo e la molecola.

I costituenti dell'atomo

Malgrado il pessimismo di Boltzmann, i suoi avversari si avviavano a una rapida sconfitta, travolti dagli avvenimenti scientifici, e ne erano, in larga parte, consapevoli. Già tre mesi dopo il congresso, Röntgen aveva scoperto i raggi X, cui si erano aggiunti, nel decennio successivo, la scoperta della radioattività (Becquerel), la determinazione del rapporto carica massa dell'elettrone (Thomson), l'identificazione di radio, polonio e attinio (Curie), la formulazione dell'ipotesi quantistica (Planck) e della teoria speciale della relatività e della emissione della luce da parte di Einstein, che studiò pure il moto browniano.

Il modello di atomo che si andava affermando in campo fisico era, però ben diverso da quello di Democrito, Newton e persino di Dalton, soprattutto perché era sempre più difficile conciliare la sua rigidità e la sua indivisibilità, non solo con la presenza di cariche elettriche al suo interno, ma anche con un numero crescente di fenomeni, come l'assorbimento e l'emissione di radiazioni tra stati energetici ben definiti. La scoperta delle particelle subatomiche, la formulazione della teoria dei quanti luminosi di Planck-Einstein, e la possibilità di osservare il movimento microscopico delle particelle colloidali, causato da processi cinetico - molecolari casuali, indebolirono le posizioni di energitisti e positivisti. Ostwald si convinse intorno al 1908, dopo gli studi di Einstein, Smoluchowski e Perrin sul moto browniano. Perrin utilizzò tredici metodi sperimentali diversi per determinare il valore del numero di Avogadro, ottenendo risultati consistenti e dimostrando che gli atomi e le molecole si potevano, addirittura, contare⁷². Pare che, ancora prima, Mach abbia ammesso l'esistenza degli atomi, dopo aver visto le macchie fluorescenti delle particelle alfa, ma questo aneddoto non trova riscontro nella sua successiva produzione scientifica.

La scoperta che gli atomi sono costituiti da parti più piccole e i tentativi di chiarirne la natura rappresentano uno degli aspetti più interessanti della Storia delle Scienze moderne, perché la conoscenza della struttura atomica ha consentito di comprendere meglio il comportamento delle sostanze chimiche e di descriverne in modo semplice e sistematico le proprietà, facilitando la memorizzazione di numerosi fatti chimici⁷³. La teoria del legame ha chiarito le modalità di combinazione degli elementi e come e in che misura essi vengano effettivamente modificati dall'interazione con gli altri costituenti all'interno delle molecole e, perché la molecola sia ben diversa dalla semplice somma delle proprietà dei suoi componenti, come aveva, in qualche modo intuito Aristotele.

Conclusioni

A conclusione di questa breve ricostruzione della lenta evoluzione delle teorie sulla struttura della materia, resta da chiedersi se la teoria atomica elaborata dai filosofi greci possa considerarsi precursore della sua versione moderna. Le risposte che oggi si danno non sono tutte concordi. Essa è certamente negativa se si tiene conto che l'atomo democriteo aveva un carattere puramente qualitativo, e la sua non dissociabilità e indivisibilità, punti fondanti delle teorie originali, sono ormai assolutamente inappropriate. Nella fisica e nella chimica moderna il termine atomo è usato con un significato diverso da quello originario, perché le più piccole particelle rappresentative degli elementi chimici sono sistemi composti da entità più piccole; è a queste che a buon diritto va riconosciuto lo status di particelle elementari.

72. G. Villani, rif [1], pag 151;

73. L. Pauling, *General Chemistry*, 3rd ed., Dover Publ. Inc., (1988), New York, 39;

La ricerca dei componenti ultimi della materia

Ai filosofi greci va tuttavia riconosciuto il merito di aver posto il problema della realtà della materia e della sua costituzione, e di aver cercato di risolverlo attraverso una riflessione razionale, senza perdere di vista la realtà osservabile. Democrito diede più enfasi all'aspetto strutturale (e per questo il suo modello rimase punto di riferimento per i fisici fino alla fine del XIX secolo), mentre Aristotele affrontò l'aspetto più propriamente chimico connesso alle trasformazioni che le sostanze subiscono quando si combinano.

Quello che gli atomisti greci non riuscirono a concepire fu l'esistenza di un livello intermedio tra quelle che potremmo chiamare entità elementari fondamentali e le entità elementari derivate. Sono queste ultime che noi chiamiamo atomi e sulle quali è fondata la chimica moderna, come testimoniato dalle affermazioni di Kekulé: *anche se il progresso scientifico porterà un giorno a una teoria sulla struttura interna della materia, questo farebbe poca differenza in Chimica, perché l'atomo chimico rimarrà sempre il suo mattone costitutivo*⁷⁴.

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

Lo stesso dualismo atomi/vuoto, introdotto da Democrito, non può più sussistere; non solo il vuoto ha invaso gli atomi al punto da occuparne virtualmente l'intero volume, non solo si sono individuate svariate particelle elementari in reciproca interazione, ma persino le proprietà più intrinseche dell'atomo, come la sua spontanea emissione di radiazioni, sono condizionate dallo spazio vuoto che lo circonda. E questo non è più lo spazio libero nel quale gli atomi si trastullano, ma un vuoto attivo dal quale il mondo è stato creato *da una gigantesca fluttuazione originale* (qualunque cosa questo significhi) e alla cui evoluzione esso partecipa attivamente⁷⁵.

74. B. Pullman, rif [3], pag 333;

75. B. Pullman, rif [3], pag 352.