

Lezione 19: la materia è fatta di atomi

19.1. L'ipotesi atomica

Vogliamo cominciare questa lezione citando ancora una volta le parole di Richard Feynman, il grande fisico che abbiamo già incontrato nella lezione 14.

"Se un immane cataclisma dovesse distruggere l'intera conoscenza umana, e una frase soltanto potesse essere trasmessa alle generazioni successive, quale affermazione conterrebbe l'informazione più grande, condensata nel più piccolo numero di parole? Io credo che sarebbe l'ipotesi atomica (o il fatto atomico, se preferite) e cioè che tutte le cose sono fatte di atomi, piccole particelle che si muovono animate da un moto perpetuo, che si attraggono quando sono lontane, e che invece si respingono se vengono avvicinate troppo".

19.2. L'idea di atomo per gli antichi

L'idea di atomo viene da lontano, essendo nata nell'antica Grecia quasi 2500 anni or sono. A Leucippo, un filosofo greco del V secolo a. C., viene attribuita la domanda che ancora oggi sta alla base dell'ipotesi atomica: "che cosa succede dividendo ripetutamente a metà un campione di una data sostanza, per esempio d'oro?" La risposta è semplice: otteniamo campioni sempre più piccoli della stessa sostanza, ma il processo non può essere ripetuto all'infinito. L'oro è costituito da entità fondamentali che non possono essere ulteriormente suddivise. A tali entità Leucippo diede il nome di atomi (dalla parola greca *atomòs* che vuol dire proprio "indivisibile").

Democrito, un altro filosofo greco allievo di Leucippo, descrisse con molti dettagli la sua idea di come siano fatti gli atomi: particelle tanto piccole da essere invisibili, e inoltre solide, inalterabili e indivisibili. Secondo Democrito gli atomi differiscono tra di loro per la forma: alcuni sono lisci e tondi, altri angolosi e ricurvi. Inoltre sono tutti animati da un movimento eterno, che li porta a scontrarsi e ad aggregarsi gli uni con gli altri: è così che si originano tutte le cose che osserviamo e con le quali veniamo in contatto.

19.3. Difficoltà nell'accettare l'idea di atomo

L'idea di atomo ebbe scarsa fortuna nel mondo antico: in pratica fu abbandonata per più di duemila anni. Furono soprattutto due i motivi che indussero gli scienziati antichi a dubitare dell'ipotesi atomica.

Primo: gli atomi sono in perenne movimento, ma che cosa li fa muovere? Molti secoli dovevano passare prima che Galileo suggerisse la risposta con il principio di inerzia:

non dobbiamo cercare alcuna ragione per il moto uniforme, ma solo per i cambiamenti di moto.

Secondo: se gli atomi si muovono, che cosa c'è tra un atomo e l'altro? Forse il vuoto? L'idea di vuoto era inconcepibile per la maggior parte dei pensatori antichi, che ragionavano più o meno così: il vuoto è assenza di cose esistenti, dunque è il contrario dell'esistente, dunque non esiste.

Per poter pensare il vuoto c'era bisogno di un esempio concreto di spazio vuoto, e un simile esempio non venne fino a quando Torricelli non costruì il primo barometro, come abbiamo descritto nella lezione 11, immergendo l'estremità aperta di un sottile tubo, pieno di mercurio fino all'orlo, in una bacinella anch'essa contenente mercurio. Che cosa può mai esserci nella parte superiore e sigillata del tubo? Mercurio no, perché lo si vedrebbe. Aria neppure, perché all'inizio non c'era, e nel girare il tubo la si sarebbe vista gorgogliare salendo. Che cos'altro? Nient'altro, il nulla, cioè il vuoto.

19.4. Dal modello dei quattro elementi all'alchimia

Fuoco, aria, acqua e terra non erano altro, per Democrito, che particolari modalità di aggregazione degli atomi.

Tale modello, benché superato dagli sviluppi successivi della scienza, diede comunque un forte impulso alla nascita della chimica moderna. Gli alchimisti, verso la fine del Medio Evo, cominciarono a manipolare le sostanze: le scaldavano, le scioglievano, le macinavano, le distillavano...

Scaldare una sostanza (così ragionavano) significa aggiungere fuoco, dunque trasformarla in una sostanza diversa, perché è mutata la proporzione dell'elemento fuoco. Analogamente, sciogliere una sostanza significa aggiungere acqua, quindi modificare la proporzione di tale elemento, e in definitiva trasformarla in un'altra sostanza.

Un uovo sodo, in effetti, è altra cosa da un uovo crudo. Oppure: quando il sale è sciolto in acqua, non c'è più alcuna sostanza solida, ma solo un liquido salato.

Tutto questo sforzo aveva uno scopo immediato e tangibile: si cercava il modo per trasformare in oro le sostanze più comuni! Lo scopo non fu mai raggiunto, naturalmente, ma in compenso crebbe la conoscenza del modo in cui le sostanze si comportano, e delle tecniche di manipolazione a cui possono essere sottoposte.

19.5. Nasce la chimica

Verso la metà del '700 nasce la chimica in senso moderno: è difficile fissare una data precisa, certo è fondamentale il ruolo delle misure quantitative. Le manipolazioni non bastano più, bisogna saper misurare masse, volumi, temperature... per questa via si

scopre nei laboratori un numero sempre più grande di fenomeni incompatibili con l'idea che gli elementi siano soltanto quattro.

Occorreva per prima cosa concordare una definizione precisa di cosa si intenda con il termine elemento.

La definizione che venne accettata è quella che ancora oggi adottiamo: si chiama elemento una sostanza che non può essere scomposta in altre sostanze, ma può essere combinato con altri elementi per formare composti

Alla fine del '700 i chimici, primo tra tutti il francese Antoine Lavoisier (1743-1794), concordavano su una lista di elementi già piuttosto ricca. La lista includeva molte sostanze che oggi consideriamo davvero elementi, come l'idrogeno, l'ossigeno e l'azoto. Includeva tuttavia sostanze che oggi sappiamo essere composte, come la calce e la silice.

19.6. Un esempio famoso: l'acqua

Un esempio molto chiaro della distinzione tra elementi e composti ci viene fornito dall'acqua. Questa sostanza, per la sua abbondanza e per il suo ruolo fondamentale in tutti i processi legati alla vita, fu ritenuta un elemento già a partire da Empedocle nel V secolo a. C.

Nel 1783 il chimico e fisico inglese Henry Cavendish, facendo esperimenti sulla combustione dell'idrogeno, scoprì che nel corso della combustione si creano dei vapori che condensano sotto forma di gocce liquide. Analizzando le gocce prodotte, Cavendish scoprì che si trattava di acqua! Lavoisier, che sapeva come la combustione consista in una reazione con l'ossigeno contenuto nell'aria, formulò quindi l'ipotesi che l'acqua non fosse un elemento, ma un composto di idrogeno e ossigeno.

Una conferma spettacolare dell'ipotesi di Lavoisier venne qualche anno più tardi, quando fu possibile produrre e utilizzare intense correnti elettriche. Si poté allora realizzare la trasformazione inversa di quella osservata da Cavendish: scindere l'acqua nei due elementi che la compongono.

19.7. La legge delle proporzioni definite

Analizzando i risultati di centinaia di esperimenti in cui, a partire dagli elementi costituenti, si producevano sostanze composte ai primi dell'Ottocento fu possibile formulare la legge delle proporzioni definite. Essa afferma che:

le masse degli elementi che si combinano per formare un dato composto stanno tra di loro in un rapporto ben preciso, caratteristico di quel composto.

Un esempio di ciò che la legge afferma è fornito dalla tabella (► tab.19.1) in cui sono descritti quattro composti che si possono ottenere facendo reagire gli elementi idrogeno, carbonio e ossigeno.

Nome e massa del primo reagente	Nome e massa del secondo reagente	Nome e massa del composto
Idrogeno 1 g	Ossigeno 8 g	Acqua 9 g
Carbonio 3 g	Ossigeno 4 g	Monossido di carbonio 7 g
Carbonio 3 g	Ossigeno 8 g	Anidride carbonica 11 g
Idrogeno 1 g	Carbonio 3 g	Metano 4 g

Tab.19.1 Un esempio di legge delle proporzioni definite

Possiamo far reagire 1 g di idrogeno con 3 g di carbonio, formando così 4 g di metano. Oppure possiamo far reagire 250 g di idrogeno con 750 g di carbonio (il rapporto è sempre 3:1) per formare 1000 g di metano. Se però facciamo reagire 1 g di idrogeno con 5 g di carbonio (il rapporto è ora 5:1, non va bene per il metano!) produciamo ancora 4 g di metano e ci avanzano 2 g di carbonio.

La tabella mostra inoltre che carbonio e ossigeno possono formare due diversi composti: il monossido di carbonio e l'anidride carbonica. Per il monossido il rapporto di massa tra ossigeno e carbonio è un rapporto 4:3, per l'anidride invece il rapporto di massa tra ossigeno e carbonio è 8:3.

Dunque diversi composti hanno diversi rapporti caratteristici. Per esempio a parità di carbonio, l'anidride contiene una quantità di ossigeno doppia rispetto al monossido.

19.8. L'ipotesi atomica spiega la legge delle proporzioni definite

La legge delle proporzioni definite è difficile da spiegare per chi crede che la materia abbia una struttura continua. Viceversa, la spiegazione diventa semplice se accettiamo l'ipotesi atomica: vediamone i dettagli.

Gli atomi di ossigeno sono tutti uguali tra di loro: ciascuno di essi ha una massa che è $\frac{4}{3}$ della massa di un atomo di carbonio (anche gli atomi di carbonio, naturalmente, sono tutti uguali tra di loro).

Il composto monossido di carbonio si forma quando un atomo di carbonio si lega ad un atomo di ossigeno: perciò un campione qualsiasi di monossido contiene un uguale numero di atomi di ossigeno e di carbonio. Quindi la massa di ossigeno contenuta nel campione è $\frac{4}{3}$ di quella di carbonio.

Il composto anidride carbonica si forma invece quando un atomo di carbonio si lega a due atomi di ossigeno: perciò un campione qualsiasi di anidride contiene un numero di atomi di ossigeno che è doppio rispetto al numero di atomi di carbonio. Quindi la massa di ossigeno contenuta nel campione è $\frac{8}{3}$ di quella di carbonio.

Potete fare un semplice esperimento su un modello che riproduce, su scala macroscopica, quanto abbiamo appena descritto al livello microscopico degli atomi.