

nel nuovo mondo forse desiderosi di restaurare il vecchio, sono rifuggiti dalle facili esagerazioni, altrettanto facilmente confutabili, per far oggetto di un equivoco giudizio una dottrina che reca l'impronta dell'originalità e di una geniale escogitazione: di essi incontreremo la competenza di ogni scienziato, cominciando dal più modesto, possono riconoscerlo, e, colla loro collaborazione, avvalorarlo, il cospiquo significato.

Milano, Università.

GIAN ANTONIO MAGGI

Problemi di chimica, nella fisica dell'atomo (*)

Una delle proprietà più caratteristiche dell'atomo è la sua attitudine a formare combinazioni chimiche; e il problema del rendersi conto di queste proprietà fu perciò uno dei primi che si presentarono agli studiosi quando, al principio di questo secolo, incominciò a svilupparsi la fisica dell'atomo.

Già da una cinquantina di anni, e precisamente fin dalle prime esperienze sopra il passaggio dell'elettricità attraverso ai gas, i fisici furono condotti alla scoperta di uno dei costituenti fondamentali della materia, l'elettrone, cioè l'elemento di elettricità negativa; e di questo elettrone essi riuscirono a determinare la carica elettrica e la massa giungendo al risultato fondamentale che tutti gli elettroni sono eguali, indipendentemente dalla sostanza da essi vengono estratti. Più difficile si dimostrò invece lo studio delle parti elettricamente positive dell'atomo. Una prima ipotesi sulla loro struttura fu quella di THOMSON, il quale pensava che l'elettricità positiva fosse distribuita in modo uniforme in una sfera di diametro eguale a quello dell'atomo (cioè dell'ordine di grandezza di 10^{-8} cm.) e che gli elettroni fossero immersi in questa sfera e occupassero delle posizioni di equilibrio

(*) Conferenza tenuta al Congresso della "Matheia", Milano 20 ottobre 1925.

sotto l'azione delle mutue repulsioni e della attrazione verso il centro della sfera. L'ipotesi di THOMSON dovette in seguito essere abbandonata perchè in contrasto con numerosi fatti sperimentali, e particolarmente con le esperienze di RUTHERFORD sopra il passaggio delle particelle alfa attraverso alla materia; furono appunto queste esperienze che condussero RUTHERFORD a proporre quella ipotesi sulla struttura dell'elettricità positiva, sulla quale ancora si basano le teorie atomiche moderne.

Secondo il modello atomico di RUTHERFORD la parte positiva dell'atomo, detta nucleo, è concentrata in una regione di dimensioni assai più piccole di quelle dell'atomo, tanto da potersi con grande approssimazione considerare come un punto, e la massa del nucleo è praticamente eguale a la massa totale dell'atomo, poichè risulta che la massa dell'elettrone è eguale a circa 1/1800 della massa del nucleo più leggero, cioè di quello dell'idrogeno. La carica elettrica del nucleo risulta eguale a un multiplo intero di quella dell'elettrone, e il coefficiente, detto numero atomico, coincide col numero d'ordine del posto che l'atomo in considerazione occupa nel sistema periodico di MENDELÉEFF. Siccome complessivamente l'atomo deve essere neutro, il nucleo sarà circondato da un numero di elettroni eguale al numero atomico dell'atomo. Cosicchè l'atomo di idrogeno, di numero atomico 1, sarà costituito da un nucleo di carica eguale, salvo il segno, a quella dell'elettrone, e da un solo elettrone; l'atomo di elio, di numero atomico 2, da un nucleo di carica 2, e da due elettroni; infine p. es. l'atomo di uranio sarà costituito da un nucleo di carica 92 volte quella dell'elettrone e da 92 elettroni. Sotto molti punti di vista dunque il modello atomico di RUTHERFORD ricorda la struttura del sistema solare; il nucleo ha in esso la funzione del Sole, e gli elettroni quella dei pianeti.

Se è merito di RUTHERFORD l'aver tracciate le linee generali della struttura dell'atomo, dobbiamo a BOHR la conoscenza delle leggi fondamentali che ne regolano i movimenti. Per formarci una idea chiara di queste leggi riferiamoci all'atomo di idrogeno che, come si è accennato, è il più semplice, essendo costituito dal nucleo e da un solo elettrone.

Siccome l'elettrone viene attirato dal nucleo secondo la legge di COULOMB, esso dovrebbe descrivere attorno a questo, secondo le leggi della meccanica ordinaria, una ellissi di tipo *Kepleriano*, di cui il nucleo dovrebbe occupare uno dei fuochi. Ora secondo i risultati della elettrodinamica classica, una carica elettrica in moto non uniforme dovrebbe irradiare nello spazio della energia elettromagnetica, e in conseguenza di questa irradiazione l'orbita dell'elettrone dovrebbe andare continuamente restringendosi, per modo che l'elettrone finirebbe per cadere sopra il nucleo. Siccome però in realtà tutto questo non accade, BOHR fu costretto ad ammettere che nella fisica dell'atomo le leggi della elettrodinamica classica dovessero subire delle modificazioni; e l'effetto di codeste modificazioni, la cui forma precisa è tutt'ora ignota, e la cui determinazione costituisce per il momento il problema più importante della fisica atomica, egli cercò di riassumere in alcune leggi di cui ora vogliamo esporre le parti essenziali, limitandoci agli enunciati, e tralasciando le ragioni che ad esse hanno condotto, perchè queste ci porterebbero lontani dal tema di questa conferenza. Secondo BOHR, di tutti i moti meccanicamente possibili dell'atomo, cioè, nel caso dell'idrogeno, di tutte le ellissi *Kepleriane*, soltanto una successione discreta può venire effettivamente descritta dall'atomo; e finchè esso descrive uno di questi moti, detti moti stazionari, non ha luogo alcuna irradiazione di energia. Se con w_1, w_2, \dots indichiamo le energie degli stati stazionari, avremo dunque che normalmente il contenuto di energia dell'atomo potrà soltanto avere uno di questi valori.

L'irradiazione dell'energia luminosa da parte dell'atomo è legata invece ad un processo discontinuo, detto salto quantico, col quale l'atomo passa da un moto stazionario ad un altro. Supponiamo p. es. che il salto avvenga tra due stati stazionari di energie w_2 e w_1 ; verrà allora messa in libertà la differenza tra le energie dei due stati, $w_2 - w_1$, e questa energia verrà emessa in un solo quanto, per modo che la sua frequenza si potrà calcolare con la formula

$$h\nu = w_2 - w_1,$$

essendo h la costante di PLANK. Questa formula permette

di calcolare completamente le frequenze ottiche che un certo atomo può emettere, cioè il suo spettro, una volta che siano noti i suoi moti stazionari, e quindi anche le loro energie. La determinazione teorica degli stati stazionari è però disgraziatamente assai spesso un problema irrisolvibile, cosicchè nella maggior parte dei casi bisogna accontentarsi di risultati qualitativi. L'unico caso in cui riesce la determinazione completa degli stati stazionari è quello dell'idrogeno; le orbite stazionarie dell'idrogeno si possono dividere in gruppi, caratterizzati dall'aver lo stesso asse maggiore, e quindi anche la stessa energia. L'asse maggiore delle ellissi dell' n^{o} gruppo è proporzionale ad n^2 ; e all' n^{o} gruppo appartengono n ellissi, tra cui anche un cerchio, distinte tra di loro da la diversa eccentricità. Nel caso degli atomi più complessi si ha sempre un elettrone esterno che descrive orbite simili a quelle dell'unico elettrone dell'idrogeno; i suoi movimenti vengono però in questo caso perturbati dalla azione degli altri elettroni: e una conseguenza di questo fatto è che le orbite dello stesso gruppo vengono ad avere delle energie un po' differenti tra di loro. Siccome poi l'orbita dell'elettrone esterno può anche avere differenti inclinazioni rispetto a quelle degli altri elettroni, il numero dei possibili livelli di energia viene a crescere ulteriormente. Se p. es. ci riferiamo al caso tipico dei metalli alcalini, si trova che per essi al primo gruppo di orbite appartiene un solo livello di energia, al secondo tre, al terzo cinque, e così di seguito. Ma anche questi livelli di energia non sono semplici, vale a dire non possono essere realizzati in un solo modo; e ciò si riconosce perturbando l'atomo con una causa esterna, p. es. ponendolo in un campo magnetico; si riconosce allora che quei livelli che prima erano apparsi semplici si dividono ciascuno in un numero variabile di livelli, e questo fatto ha, come conseguenza spettroscopica, l'effetto ZEEMAN. Si riconosce così che, nel caso dei metalli alcalini ci sono 2 orbite semplici appartenenti al primo gruppo, 8 al secondo, 18 al terzo, 32 al quarto, e così di seguito.

È ora assai notevole il fatto che i numeri di queste orbite si trovano in una relazione assai stretta con la struttura del sistema periodico di MENDELÉEFF. Per renderci conto di questo osserviamo che per passare da un atomo a quello suo-

cessivo nel sistema periodico occorre, a prescindere dall'aumento di una unità della carica del nucleo, aggiungergli un elettrone. Ora si trova che questo elettrone può occupare soltanto una delle orbite possibili, che sia stata ancora lasciata libera dagli elettroni precedenti. Siccome dunque nel primo gruppo di orbite ce ne sono soltanto due, avremo che alla loro occupazione corrisponderà la formazione dei due primi elementi del sistema periodico, l'idrogeno e l'elio; nel secondo gruppo ci sono 8 posti, che corrispondono alla formazione della seconda orizzontale del sistema periodico, e cioè degli elementi *Li, Be, B, C, N, O, F, Ne*; al completamento del secondo gruppo di orbite corrisponde dunque la formazione del gas nobile N_{20} , che è perciò caratterizzato da una stabilità chimica particolare. Nel terzo gruppo di orbite ci sono 18 posti che corrispondono al formarsi degli elementi del terzo e quarto periodo, dal *Na* al *Ni*, e così di seguito. Ma oltre al renderci conto delle varie particolarità del sistema periodico, come p. es. della formazione del gruppo anomalo delle terre rare, queste idee sopra la distribuzione degli elettroni nell'atomo, ci permettono anche di renderci conto di gran parte delle sue proprietà chimiche caratteristiche, e delle sue proprietà spettroscopiche, sia nel campo della luce visibile che in quello dei raggi ROENTGEN; la verifica di tutti questi fatti costituisce una importante conferma della esattezza della distribuzione degli elettroni tra le varie orbite.

Ma vogliamo ora passare all'esame di una altra classe di fenomeni, che si presentano nello studio della fisica atomica, e che hanno una analogia spiccatissima con delle vere e proprie reazioni chimiche.

Abbiamo detto che un atomo può trovarsi in stati diversi, caratterizzati dai valori delle loro energie; dati allora due stati di energie W_1 e W_2 , potremo domandarci quanti sono, ad una certa temperatura, gli atomi che si trovano nel primo, e quanti quelli che si trovano nel secondo di questi stati; è evidente la analogia di questo problema con quello della determinazione di un equilibrio chimico. La risposta alla domanda che ci siamo posta ci viene data dalle ordinarie leggi statistiche che ci dicono in questo caso che, purché i due livelli di energia siano semplici, indicando con n_1 e n_2 il numero degli atomi che si trovano rispettivamente nel

primo e nel secondo livello si ha

$$(1) \quad \frac{n_1}{n_2} = e^{-\frac{W_2 - W_1}{KT}}$$

essendo K la costante di BOLZEMANN e T la temperatura assoluta.

Questa semplice relazione ci conduce a delle conseguenze importanti. Supponiamo infatti che W_1 sia, per il nostro atomo, il livello energetico di energia minima, e W_2 un altro livello qualunque. Nella maggioranza dei casi si trova allora che il rapporto $\frac{W_2 - W_1}{KT}$, anche per temperature di

qualche migliaio di gradi, è sempre abbastanza grande, dell'ordine di grandezza di 20 o 30; così che il rapporto $\frac{n_1}{n_2}$

risulta dell'ordine di $e^{20} = 5 \cdot 10^8$. Si vede dunque che in queste condizioni n_1 è assai più grande di n_2 , vale a dire la quasi totalità degli atomi si trova nel livello di energia minima. Vi è tuttavia un certo numero di elementi, p. es. il Tallio, in cui la differenza tra le energie dello stato di energia minima e di quello precedente, è assai più piccola, cosicchè l'esponente $\frac{W_2 - W_1}{KT}$ diventa dell'ordine di uno

già per temperature di un migliaio di gradi. Ed è appunto in questi casi che si è potuta fare una verifica sperimentale della (1), diventando, in queste condizioni, n_1 ed n_2 dello stesso ordine di grandezza.

Ma vogliamo ora occuparci di un altro fenomeno atomico, che presenta una somiglianza ancora più spiccata con una ordinaria reazione chimica. Consideriamo per questo un atomo A ; se da esso si estrae un elettrone e esso si trasformerà nello ione positivo A^+ ; e inversamente lo ione positivo, riunendosi all'elettrone, ridarà l'atomo. Possiamo allora considerare la reazione di ionizzazione



che è di tipo completamente analogo a una ordinaria reazione chimica di dissociazione. MEGH NAD SAHA ha applicato alla reazione (2) quegli stessi metodi termodinamici che si

applicano al calcolo delle reazioni chimiche tra sostanze gassose, e le formule da lui date hanno avuto brillanti conferme sperimentali, e sono servite, anche nel campo della astrofisica, a interpretare parecchi fenomeni che erano prima restati incomprensibili. Una delle applicazioni più caratteristiche della teoria di SAHA è la seguente, dovuta a FOWLER, che ha permesso, sia pure in modo grossolano, di verificare le leggi dell'equilibrio di ionizzazione fino a temperature di qualche milione di gradi. È stato scoperto recentemente che quando una particella α (che come si sa non è altro che un nucleo di elio proiettato con velocità grandissima dalle sostanze radioattive) attraversa la materia, essa successivamente cattura e perde degli elettroni. FOWLER ha interpretato questo fenomeno al modo seguente. Invece di considerare la particella α proiettata attraverso agli elettroni contenuti negli atomi attraversati dalla particella, possiamo pensare che la particella sia ferma, e che essa venga investita da uno sciame di elettroni, aventi velocità eguale, salvo il verso, a quella della particella. È chiaro allora che la particella si verrà a trovare press' a poco nelle stesse condizioni in cui sarebbe se fosse immersa in un gas di elettroni, a una temperatura tale che la loro velocità media fosse eguale a quella dello sciame, temperatura che, nel caso concreto, risulta appunto di qualche milione di gradi. Possiamo allora considerare a questa temperatura, la reazione, analoga alla (2)



dove col simbolo α si è indicata la particella isolata, e con quello (αe) la particella accompagnata da un elettrone. Calcolando questo equilibrio chimico con le leggi del SAHA, FOWLER riuscì a ritrovare, in notevole corrispondenza coi risultati sperimentali, il rapporto tra il tempo in cui la particella viaggia isolata e quello in cui si accompagna con un elettrone.

Un altro problema, interessante assai da presso la chimica, che si presenta nello studio della fisica atomica, è quello della struttura delle molecole. Consideriamo per semplicità una molecola biatomica; può darsi che alcuni degli elettroni rotino alternativamente attorno all'uno e all'altro

dei due nuclei, descrivendo delle orbite intrecciate, e allora il composto si dice omeopolare; se invece gli elettroni si separano in un gruppo che rota attorno all'uno, e in un gruppo che rota attorno all'altro nucleo la molecola si dice polare. A questo secondo tipo appartengono specialmente le molecole dei sali, e il suo studio è assai più avanzato che non quello dei composti omeopolari.

Consideriamo p. es. un atomo di cloro e uno di sodio. L'atomo di cloro ha molta tendenza ad assorbire un elettrone, perchè, con esso, forma un ione negativo, Cl^- assai stabile; invece il Na perde assai facilmente un elettrone, perchè il ione che ne risulta, Na^+ , è molto stabile. Si capisce dunque che quando i due atomi si troveranno in presenza uno dell'altro, il sodio cederà uno dei suoi elettroni al cloro, in modo che i due atomi si trasformeranno nei due ioni Cl^- e Na^+ . Una volta formati, questi due ioni di segno contrario si attireranno per la legge di COULOMB, avvicinandosi finchè la repulsione dei loro elettroni corticali non diventerà tale da controbilanciare la attrazione. Avrà così luogo la formazione della molecola di cloruro di sodio.

Avestri, 1925.

ENRICO FERMI

Il Cerchio ⁽¹⁾

Cerchio. Diceasi cerchio o circolo (εἰρηλια, κύκλος) la superficie piana racchiusa da una curva luogo dei punti equidistanti da un punto interno detto « centro »: codesta curva prende anche lo stesso nome di « cerchio », ovvero si distingue dalla superficie racchiusa col nome di « circonferenza » (circumferentia, κύκλου περιφέρεια = periferia del cerchio).

Il segmento che congiunge il centro con un punto della circonferenza (o anche la sua lunghezza) si chiama « raggio »

⁽¹⁾ Articolo di prova per l'Enciclopedia Italiana; cfr. le « Norme » nella Notizia.