

IL NUCLEARE

4

Direttore

Ettore GADIOLI

Università degli Studi di Milano

Piero Caldirola International Centre for the Promotion of Science

Comitato scientifico

Giuseppe VIESTI

Università degli Studi di Padova

Elio SINDONI

Università degli Studi di Milano–Bicocca

Comitato redazionale

Francesca BALLARINI

Università degli Studi di Pavia

Francesco CERUTTI

European Organization for Nuclear Research CERN

Comitato editoriale

Giuseppe BATTISTONI

Istituto Nazionale di Fisica Nucleare

Laszlo SAJO BOHUS

Universidad Simón Bolívar

Elio SINDONI

Università degli Studi di Milano–Bicocca

Giuseppe VIESTI

Università degli Studi di Padova

IL NUCLEARE

La Fisica Nucleare ha portato a scoperte fondamentali ed è tuttora un campo di indagine alle frontiere della ricerca che permette in modo peculiare ed esclusivo lo studio della materia elementare in condizioni estreme.

Non meno importante è il suo utilizzo in ricerche e applicazioni tecnologiche di immediato interesse per la Società, tra cui oggi sono di particolare importanza la produzione controllata e sicura di energia e le applicazioni mediche per la diagnosi e la terapia di tumori.

Conclusioni analoghe si raggiungono se si considerano le ricerche sulla radioattività: accanto a studi di carattere fondamentale, le applicazioni di tipo medico ed industriale, per il controllo ambientale, la sicurezza, la datazione di reperti sono innumerevoli.

Questa collana si propone la pubblicazione di testi volti a descrivere questa variegata moltitudine di argomenti e a rappresentare una fonte di informazioni obiettive e documentate.

Ettore Gadioli

La scoperta delle particelle subatomiche

Dall'elettrone al pione



Copyright © MMXIII
ARACNE editrice S.r.l.

www.aracneeditrice.it
info@aracneeditrice.it

via Raffaele Garofalo, 133/ A-B
00173 Roma
(06) 93781065

ISBN 978-88-548-6125-1

*I diritti di traduzione, di memorizzazione elettronica,
di riproduzione e di adattamento anche parziale,
con qualsiasi mezzo, sono riservati per tutti i Paesi.*

*Non sono assolutamente consentite le fotocopie
senza il permesso scritto dell'Editore.*

I edizione: giugno 2013

A Enrica, Lucia, Beatrice e Giulia

Indice

- II *Prefazione*
- 13 **Capitolo I**
L'atomo alla fine del 1800
- 29 **Capitolo II**
La scoperta dell'elettrone (1987)
2.1. Gli esperimenti di Thomson e la misura della carica specifica dell'elettrone, 29 – 2.2. Variazione della carica specifica con la velocità degli elettroni, 36 – 2.3. La carica dell'elettrone, 40 – 2.4. Massa dell'elettrone, 47 – 2.5. Lo spin dell'elettrone, 48.
- 53 **Capitolo III**
La particella α (1899)
- 59 **Capitolo IV**
Il fotone (1905)
- 81 **Capitolo V**
Dualismo onda–corpuscolo
5.1. Gli esperimenti di Davisson & Germer e Thomson, 82.
- 87 **Capitolo VI**
La scoperta del nucleo atomico (1911)
- 101 **Capitolo VII**
La misura delle masse atomiche e la scoperta degli isotopi (1913)

113 Capitolo VIII

La riscoperta del protone come costituente del nucleo atomico (1919)

8.1. Uguaglianza della carica dell'elettrone e del protone, 116 – 8.2. La massa del protone, 118 – 8.3. Lo *spin* del protone, 118 – 8.4. Il momento magnetico del protone, 118 – 8.5. La distribuzione di carica elettrica e magnetica del protone, 122 – 8.6. La fusione di protoni in una particella α , 122.

129 Capitolo IX

La scoperta dell'interazione forte (1919 – 1921)

9.1. Brevi cenni sulle Interazioni Fondamentali, 135.

143 Capitolo X

La scoperta del neutrone e la costituzione del nucleo (1932)

10.1. La massa del neutrone, 149 – 10.2. Carica elettrica del neutrone, 150 – 10.3. Lo *spin* del neutrone, 150 – 10.4. Il momento magnetico del neutrone, 150 – 10.5. Densità di carica elettrica del neutrone, 151.

153 Capitolo XI

La scoperta dell'antimateria (1932)

169 Capitolo XII

I neutrini (dal 1930 ad oggi)

195 Capitolo XIII

La scoperta dei muoni e dei pioni (1934–1947)

13.1. La teoria di scambio di un pione, 208.

211 Appendice 1

Unità di misura maggiormente usate in fisica nucleare e subnucleare, 211.

217 Appendice 2

Richiami di relatività ristretta, 217 – Legge di composizione delle velocità, 221 – Legge di contrazione delle lunghezze, 222 – Legge di dilatazione dei tempi, 223.

229 *Appendice 3*

Interazione della radiazione con la materia, 229 – Interazione di fotoni e neutroni, 229

Prefazione

Alla fine del XIX secolo e nel corso del XX secolo una serie di straordinari esperimenti hanno permesso di scoprire che la materia è costituita da minuscole entità o particelle le cui proprietà ed interazioni si possono spiegare solo con leggi radicalmente diverse da quelle che permettono di spiegare il comportamento dei corpi con cui abbiamo abitualmente a che fare la cui comprensione aveva portato al superbo insieme di leggi della meccanica e dell'elettromagnetismo classico che sembrava costituissero un unicum immutabile a cui si sarebbero solo potute aggiungere piccoli e dal punto di vista concettuale insignificanti perfezionamenti.

La prima di queste scoperte fu quella dell'elettrone un minuscolo costituente dell'atomo. Fu una scoperta totalmente inaspettata e feconda. Si scoprì che oltre essere emesso da un metallo per azione di un forte campo elettrico viene emesso da filamenti portati ad alta temperatura, da metalli illuminati con luce ultravioletta, emesso spontaneamente da atomi instabili. Lo studio del suo moto in campi elettrici e magnetici mostrò che la sua massa varia con l'energia come predetto dalla teoria della Relatività Speciale formulata da Einstein in un ambito completamente diverso.

Un'altra fondamentale scoperta fu quella della radioattività, l'emissione da atomi pesanti di elettroni e particelle di massa enormemente maggiore chiamate per semplicità particelle alfa per distinguerle dagli elettroni o particelle beta. L'interazione delle particelle alfa con gli atomi permise di capire che gli atomi sono costituiti da corpuscoli molto piccoli rispetto alle loro dimensioni, ma in cui è concentrata tutta la loro massa, i nuclei, attorno a cui orbitano gli elettroni.

A queste prime scoperte empiriche si devono aggiungere le previsioni teoriche che la materia è costituita da entità la cui energia non varia con continuità ma può assumere solo valori discreti e che l'energia di ogni radiazione elettromagnetica è suddivisa in quantità o *quanti* discreti a cui venne dato il nome di fotoni, particelle immateriali, cioè

prive di massa, che si muovono a una velocità costante che, quando si propagano nel vuoto, assume un valore limite e insuperabile.

Fin dall'inizio quindi la scoperta dei costituenti microscopici della materia fu dovuta a un fecondo scambio tra esperimento e teoria che da un lato richiese lo sviluppo di apparati di misura nuovi e sempre più perfezionati e dall'altro concetti e leggi radicalmente diverse da quelle che permettono di studiare i corpi macroscopici con cui abbiamo usualmente a che fare.

La storia di queste scoperte è veramente affascinante e ha cambiato radicalmente la nostra percezione della natura.

In questo testo sono presentate le prime fra queste fatte nel periodo che va dalla fine del XIX alla metà del XX secolo in cui ogni esperimento fu opera di singoli o pochi scienziati in grado di costruire apparati che pur via via più complessi erano per così dire artigianali. Esse hanno portato a identificare le particelle che costituiscono la materia e la radiazione con cui abbiamo a che fare nella nostra vita quotidiana, quelle che bombardano costantemente la terra provenendo dallo spazio e costituiscono prevalentemente le stelle e le loro evanescenti compagne, le antiparticelle, che quando interagiscono con le particelle si annichilano producendo energia o trasformandosi in altre particelle.

La presentazione degli argomenti è essenzialmente fenomenologica e si sono evitati approfondimenti troppo matematici. Tuttavia in un limitato numero di casi si sono introdotti in un formato più piccolo inserti di carattere più tecnico che possono essere eventualmente tralasciati da chi li trovi troppo difficili.

L'atomo alla fine del 1800^I

La consapevolezza che la materia è costituita da atomi e da loro aggregati, le molecole, è stata raggiunta lentamente e non senza aspre controversie scientifiche nel corso del 19° secolo.

In realtà l'idea che ogni sostanza sia suddivisibile fino a raggiungere un'unità non più divisibile detta *atomo* è molto antica e data dal 400 a.C. quando fu avanzata dai filosofi greci Parmenide e Leucippo. Anche se probabilmente basata su osservazioni sperimentali quali la trasformazione di stato da solido a liquido a aeriforme dell'acqua e altre sostanze per effetto del riscaldamento o la dissoluzione di sostanze come il sale in acqua, questa ipotesi è generalmente ritenuta una semplice speculazione filosofica senza un reale fondamento scientifico basato su osservazioni sistematiche e riproducibili.

Non si può tuttavia disconoscere la fondamentale importanza data che fa parte di quel complesso di principi che sono il più importante contributo della civiltà greca alla scienza e probabilmente il contributo della filosofia alla conoscenza scientifica più importante in assoluto.

In estrema sintesi questi principi si possono così riassumere:

- a) i fenomeni naturali, per quanto complessi, sono comprensibili,
- b) questa assunzione è possibile solo se le leggi che li regolano sono immutabili,
- c) le sostanze pur nella loro diversità e complessità possono essere decomposte in un piccolo numero di sostanze elementari che combinandosi in proporzioni diverse danno origine alla varietà di sostanze osservate.

I. I testi a cui si fa riferimento sono reperibili sul Web all'indirizzo <http://web.lemoyne.edu/GIUNTA/papers.html#atomic>.

In assenza di un metodo scientifico per lo studio dei fenomeni naturali che è stato per la prima volta chiaramente indicato da Galileo, le ipotesi avanzate successivamente dai greci sono molto lontane da ciò che oggi fa parte della nostra conoscenza. Essi ad esempio ritenevano che le sostanze elementari fossero solo quattro: terra, acqua, aria e fuoco e che le proprietà delle diverse sostanze dipendessero dalla forma degli atomi che le costituiscono.

Tuttavia l'idea della costituzione atomica della materia sussistette nei secoli seguenti anche se non costituì fino all'inizio del 19° secolo argomento specifico di studio. Sono ad esempio ampiamente citate le seguenti considerazioni di Newton che si rifanno all'ipotesi della costituzione atomica della materia:

Considerato tutto questo, mi sembra probabile che Dio all'inizio abbia formato la materia con particelle solide, dotate di massa, dure e impenetrabili, di tali dimensioni e forme e con altre proprietà e proporzioni spaziali che sono le più adatte ai fini per cui le ha create e che queste particelle primigenie solide siano incomparabilmente più dure di ogni corpo poroso da esse costituito; così dure da non logorarsi mai o spezzarsi, dato che nessun potere ordinario è capace di dividere ciò che Dio stesso ha fatto nella prima creazione. Mentre le particelle continuano ad essere intere possono costituire corpi di un'unica e identica natura e consistenza in tutte le epoche: ma se dovessero logorarsi o spezzarsi, la natura delle cose che dipende da esse sarebbe cambiata. L'acqua e la terra composte di particelle vecchie e logorate e di frammenti di particelle non sarebbero ora della stessa natura e consistenza dell'acqua e della terra composte all'inizio di particelle. E perciò la natura può perdurare, il cambiamento di oggetti corporei sono dovuti solo nelle diverse separazioni e nuove associazioni e moti di queste particelle eterne; i corpi composti sono capaci di spezzarsi, non in una nebbia di particelle solide, ma in frammenti in cui queste particelle sono legate insieme e si toccano in pochi punti².

L'ipotesi atomica venne ripresa agli inizi del 19° secolo da John Dalton³ che ipotizzò che gli elementi chimici siano fatti di atomi di identica massa; che gli atomi di elementi diversi abbiano masse diverse e si possano solo combinare in rapporti di piccoli numeri interi come 1:1, 1:2, 2:3 etc. . . . L'insieme di queste ipotesi spiegano

2. Questione 31 dell'*Ottica*, Londra 1704.

3. J. DALTON, *A new system of chemical philosophy*, Manchester 1808.

la “Legge delle Proporzioni Definite” di Joseph Louis Proust⁴ che aveva scoperto che “data una qualunque quantità di una sostanza composta, la proporzione in peso dei componenti è sempre la stessa” e portano anche alla “Legge delle Proporzioni Multiple” che stabilisce che “ogniquale volta due componenti A e B si possono combinare a dare diversi composti C e D, se la massa di A è tenuta costante le masse di B che sono necessarie per produrre C e D stanno tra loro come i rapporti tra piccoli numeri interi”.

Altre ipotesi avanzate da Dalton senza un’adeguata evidenza sperimentale sono invece erronee e lo portarono a proporre una Tavola dei Pesì Atomici chiaramente sbagliata.

Tabella 1.1. Tavola dei Pesì Atomici secondo Dalton

Elemento	Peso atomico	Valore corretto*
Idrogeno	1	1
Azoto	5	13.896
Carbonio	5	11.905
Ossigeno	7	15.748
Fosforo	9	30.729
Zolfo	13	31.812
Ferro	38	55.405
Zinco	56	64.864
Rame	56	63.045
Piombo	95	205.568
Argento	100	107.018
Platino	100	193.542
Oro	140	195.415
Mercurio	167	199.01

* Assumendo come Dalton che l'idrogeno abbia peso atomico 1. Secondo l'unità di misura oggi adottata, l'amu (*atomic mass unit*) il carbonio ha peso atomico 12 e l'idrogeno peso atomico 1.00794

Un successivo fondamentale contributo si ebbe con gli esperimenti di Gay Lussac che dimostrò che le leggi delle Proporzioni Definite e delle Proporzioni Multiple valgono anche quando anziché le masse si considerino i volumi delle sostanze interagenti, portate allo stato gassoso così che “se un gas A si combina con un gas B a formare un gas C, tutti alla stessa pressione e temperatura, i rapporti dei volumi di A, B e C sono tutti rapporti di numeri interi⁵”, un risultato che portò Amedeo Avogadro a formulare, in un lavoro intitolato *Saggio su un*

4. J.L. PROUST, *Ann. Chim.* 32, 26–54 (1799).

5. G. LUSSAC, *Mémoires de la Société d'Arcueil* 2, 207 (1809).

*metodo per determinare le masse relative delle molecole elementari dei corpi e le proporzioni in cui esse entrano in questi composti*⁶ la fondamentale ipotesi che nel caso di gas rarefatti volumi uguali di gas diversi nelle stesse condizioni di pressione e temperatura contengano lo stesso numero di molecole. Senza entrare in eccessivi dettagli, la lettura della memoria di Avogadro mostra con assoluta chiarezza come egli avesse pienamente compreso le ragioni e le conseguenze della sua ipotesi. Anzitutto afferma che nei casi da lui considerati “è molto ragionevole concepire che le molecole del gas siano a distanza tale [tra loro] che la loro mutua attrazione non possa esercitarsi” condizione che sappiamo essere requisito essenziale perché la legge sia valida. Mostra poi con semplici esempi che:

... partendo da questa ipotesi è chiaro che noi abbiamo un mezzo per determinare molto facilmente le masse relative delle molecole delle sostanze ottenibili allo stato gassoso e il numero relativo di queste molecole nei composti; infatti i rapporti delle masse delle molecole sono uguali a quello delle densità dei differenti gas a eguali temperature e pressioni e il numero relativo delle molecole in un composto è immediatamente dato dal rapporto dei volumi dei gas che lo formano. Ad esempio, poiché i numeri 1.10359 e 0.07321 danno le densità dei due gas ossigeno e idrogeno in termini della densità dell'aria presa come unità e che il rapporto dei due numeri rappresenta il rapporto tra le masse di eguali volumi di questi gas, se la nostra ipotesi è valida rappresenta anche il rapporto tra le masse delle loro molecole. Così la massa della molecola di ossigeno sarà circa 15 volte la massa della molecola di idrogeno, o più esattamente [le due molecole] stanno nel rapporto di 15.074 a 1⁷. Analogamente la massa dell'azoto starà a quella dell'idrogeno nel rapporto 0.96913 a 0.07321 ovvero 13,238 a 1⁸. D'altro canto poiché sappiamo che il rapporto dei volumi di idrogeno e ossigeno nella formazione dell'acqua è 2 a 1, ne segue che l'acqua risulta dalla unione di ogni molecola di ossigeno con due molecole di idrogeno.

Nella notazione chimica la formula della molecola dell'acqua è quindi H₂O. Proseguendo nella sua analisi Avogadro determina correttamente la formula chimica di altri composti. Si noti che la formula della molecola dell'acqua all'epoca era assunta essere HO secondo quanto aveva proposto Dalton e non accettando le conclusioni di Avo-

6. A. AVOGADRO, *Journal de Physique* 73, 58–76 (1811).

7. I valori corretti sono 15.748 a 1.

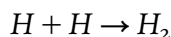
8. I valori corretti sono 13.896 a 1.

gadro verrà considerata tale per molti anni ancora (in Francia dove l'opposizione alla legge fu più dura che altrove, fino agli inizi del 1900).

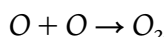
Avogadro nota poi che:

... vi è una considerazione che appare a prima vista opposta alla nostra ipotesi rispetto alle sostanze composte. Sembrerebbe che una molecola composta di due o più molecole elementari debba avere la sua massa uguale alla somma delle masse di queste molecole e che in particolare se in un composto una molecola di una sostanza si unisce con due o più molecole di un'altra sostanza, il numero delle molecole del composto dovrebbe risultare uguale al numero di molecole della prima sostanza. Di conseguenza, sulla base della nostra ipotesi, quando un gas si combina con un volume di un altro gas due o più volte maggiore del suo, il composto che ne risulta, se gassoso dovrebbe avere un volume uguale a quello del primo gas. Ora in generale questo non è il caso. Per esempio il volume dell'acqua allo stato gassoso è, come Gay Lussac ha mostrato, il doppio del volume di ossigeno che lo compone, ovvero è uguale al volume di idrogeno invece di essere uguale a quello dell'ossigeno. Tuttavia un mezzo per spiegare fatti di questo tipo in conformità alla nostra ipotesi si presenta in modo abbastanza naturale; noi supponiamo in effetti che le molecole di qualunque gas semplice (in cui cioè le molecole sono a tale distanza l'una dall'altra da non poter esercitare la loro mutua azione) non siano formate di un singolo atomo⁹ ma siano fatte di un certo numero di atomi uniti per mutua attrazione a formare un'unica molecola e che allorché le molecole di un'altra sostanza si uniscono con la prima per formare la molecola di un composto la molecola che ne risulta si spezzi in due o più parti o molecole integranti composte della metà, di un quarto etc... del numero di atomi di cui era formata la prima sostanza combinate con la metà, un quarto etc... delle molecole della seconda sostanza...

In formule, nel caso dell'idrogeno e dell'ossigeno che si combinano a formare acqua, sia la molecola di idrogeno che la molecola di ossigeno sono costituite da 2 atomi

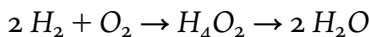


e



9. Nel testo originale Avogadro usa il termine "molecola" così come lo si usa tuttora e il termine "molecola elementare" per indicare l'atomo. Per maggior chiarezza nel riportare il testo originale ho usato quest'ultimo termine.

L'acqua si forma combinando una molecola di ossigeno con due molecole di idrogeno



e quindi il volume del vapor d'acqua è doppio del volume di ossigeno e uguale al volume di idrogeno¹⁰.

Approfondimento sulle leggi di Dalton e Avogadro

Le leggi delle Proporzioni Definite e delle Proporzioni Multiple portarono Dalton a ipotizzare che ogni sostanza sia costituita da "molecole" costituite da un numero intero di "atomi" delle sostanze componenti. Assumendo fissa la massa dell'atomo di una sostanza qualunque questa ipotesi spiega immediatamente la legge delle Proporzioni Definite. La legge delle Proporzioni Multiple si può spiegare assumendo che due componenti si possano combinare in modi diversi in diversi composti. Supponiamo ad esempio che le molecole della sostanza C siano ottenute combinando due atomi di A e tre atomi di B. La formula chimica sarebbe $C = A_2B_3$ e la legge delle proporzioni definite direbbe che per produrre C, indicando con m_A e m_B le masse atomiche di A e B, le loro masse si debbano combinare nel rapporto costante

$$R = M_A/M_B = 2m_A/3m_B$$

Se poi 3 atomi di A si potessero combinare con 4 atomi di B a dare una molecola di D avremmo $D = A_3B_4$ e in questo caso il rapporto costante sarebbe

$$R' = M'_A/M'_B = 3m_A/4m_B = \frac{9}{8}R$$

Combinando una quantità M_A di A con una quantità M_B di B per dare C avremmo

$$M_B = M_A/R$$

e per ottenere D dovremmo combinare con M_A una massa

$$M'_B = 8M_A/9R$$

dando così

10. La nota che segue, come le altre che saranno inquadrate come questa non è indispensabile per la comprensione del testo ed è lasciata a quei lettori che vogliono avere una spiegazione più approfondita delle argomentazioni presentate.