CAPITOLO

3

Le particelle dell'atomo

«Abbiamo nei raggi catodici la materia in un nuovo stato, uno stato in cui la suddivisione della materia è spinta molto più in là che nell'ordinario stato gassoso.» — J. J. Thomson, «Cathode Rays», Philosophical Magazine, 1897 (traduzione della redazione)

OBIETTIVI

1. Ricostruire gli esperimenti che hanno portato a scoprire elettrone, protone e neutrone, distinguendo le osservazioni dalle deduzioni.
2. Descrivere le radiazioni α, β e γ e il loro comportamento in un campo elettrico e nella materia.
3. Confrontare il modello di Thomson e il modello nucleare di Rutherford alla luce dell'esperimento di Geiger e Marsden.
4. Usare numero atomico, numero di massa e simbolo del nuclide per contare protoni, neutroni ed elettroni in atomi, isotopi e ioni.
5. Calcolare la massa atomica media di un elemento dalle masse e dalle abbondanze dei suoi isotopi, e spiegare come le misura lo spettrometro di massa.

INDICE DEL CAPITOLO

3.1 La natura elettrica della materia 2
3.2 L'elettrone e le particelle positive 3
3.3 La radioattività 7
3.4 Il nucleo atomico 8
3.5 Numero atomico, numero di massa e isotopi 11
3.6 Le masse degli atomi 14

Scienze naturali 3 · Parte I · La quantità chimica e la struttura dell'atomo · versione 1.0
Capitolo 3: Le particelle dell'atomo · pagine 63–84 del volume completo · estratto per lo studio

Accendi una lampada a LED, fai una radiografia, guarda le insegne colorate di una via di notte: in ognuno di questi casi entrano in gioco particelle più piccole degli atomi. Eppure, fino alla fine dell'Ottocento, molti chimici consideravano l'atomo il mattone ultimo e indivisibile della materia, come aveva proposto Dalton. Nel giro di circa trentacinque anni, fra il 1897 e il 1932, una serie di esperimenti ingegnosi mostrò che l'atomo ha una struttura: un nucleo piccolissimo, carico positivamente, formato da protoni e neutroni, e intorno a esso gli elettroni. Qui ripercorri quegli esperimenti chiedendoti ogni volta che cosa si osservava e che cosa se ne poteva dedurre. Alla fine saprai leggere il «documento d'identità» di ogni atomo e calcolare la massa atomica di un elemento a partire dai suoi isotopi.

3.1 La natura elettrica della materia

DA RICORDARE

Richiamo · L'atomo di Dalton. In *Scienze naturali 1*, cap. 6, hai visto che la teoria atomica di Dalton (1808) spiega le leggi ponderali: ogni elemento è formato da atomi tutti uguali fra loro, gli atomi non si creano né si distruggono nelle reazioni e si combinano in rapporti di numeri interi. L'idea di atomo è però molto più antica: la proposero Leucippo e Democrito nel V secolo a.C., come studi quest'anno in Filosofia, ma come ipotesi filosofica, senza esperimenti. Negli Approfondimenti di *Scienze naturali 1*, cap. 7, hai già incontrato i nomi di elettrone, protone e neutrone; qui vediamo le prove sperimentali che hanno portato a scoprirli.

3.1.1 Cariche elettriche e materia

Se strofini una penna di plastica su un maglione di lana, la penna attira pezzetti di carta: si è *elettrizzata*. Esperienze come questa mostrano che esistono due tipi di carica elettrica, che per convenzione si chiamano positiva e negativa. Cariche dello stesso segno si respingono, cariche di segno opposto si attraggono, e la forza fra due cariche diventa più debole quando aumenta la distanza (in Fisica la studierai negli ultimi anni del liceo, con la legge di Coulomb: raddoppiando la distanza, la forza diventa quattro volte più debole). Lo strofinio non crea la carica: ne *sposta* una parte da un corpo all'altro, e un corpo resta carico perché ha ricevuto o ceduto qualcosa. La materia ordinaria, che di solito è neutra, deve quindi contenere cariche positive e negative in quantità uguali. Ma in quale forma? Divisibili all'infinito, come un fluido, o a «pacchetti» tutti uguali?

3.1.2 L'elettrolisi e l'elettricità «a pacchetti»

Il primo indizio venne dall'elettrolisi, che conosci da *Scienze naturali 1*, cap. 5: la corrente elettrica che attraversa una soluzione di un sale ne separa gli elementi. Fra il 1833 e il 1834 Michael Faraday misurò con cura le quantità di sostanza che si depositano sugli elettrodi e formulò le **leggi di Faraday dell'elettrolisi**. In termini moderni: la massa di un elemento che si deposita è proporzionale alla quantità di carica elettrica che passa nel circuito; e la stessa quantità di carica deposita sempre lo stesso numero di moli di atomi, oppure la metà o un terzo di quel numero, secondo l'elemento. Per esempio, la carica che deposita una mole di argento ne deposita mezza di rame.

Questi rapporti semplici, 1, ½, ⅓, ricordano le proporzioni multiple di Dalton. Se la materia è fatta di atomi, sembra che anche l'elettricità sia fatta di «atomi di carica»: ogni ione d'argento trasporterebbe un'unità di carica, ogni ione di rame due. Nel 1891 il fisico irlandese George Johnstone Stoney propose di chiamare *elettrone* questa unità naturale di carica. Restava da dimostrare che l'unità esistesse davvero, come particella, e da misurarla.

3.2 L'elettrone e le particelle positive

3.2.1 I raggi catodici

Nella seconda metà dell'Ottocento i fisici studiavano le scariche elettriche nei gas rarefatti. Un tubo di vetro contiene due elettrodi metallici e un gas a pressione bassissima; collegando gli elettrodi a una tensione di migliaia di volt, dall'elettrodo negativo, il *catodo*, parte una radiazione invisibile che fa brillare di luce verdastra il vetro di fronte. Nel 1876 Eugen Goldstein la chiamò **raggi catodici**. Se ne scoprirono via via le proprietà: si propagano in linea retta (un oggetto metallico posto sul loro cammino proietta un'ombra netta), sono deviati da una calamita e, come mostrò J. J. Thomson nel 1897 con un vuoto migliore dei suoi predecessori, anche da un campo elettrico, verso la piastra positiva (Figura 3.1). Sono dunque particelle con carica negativa.

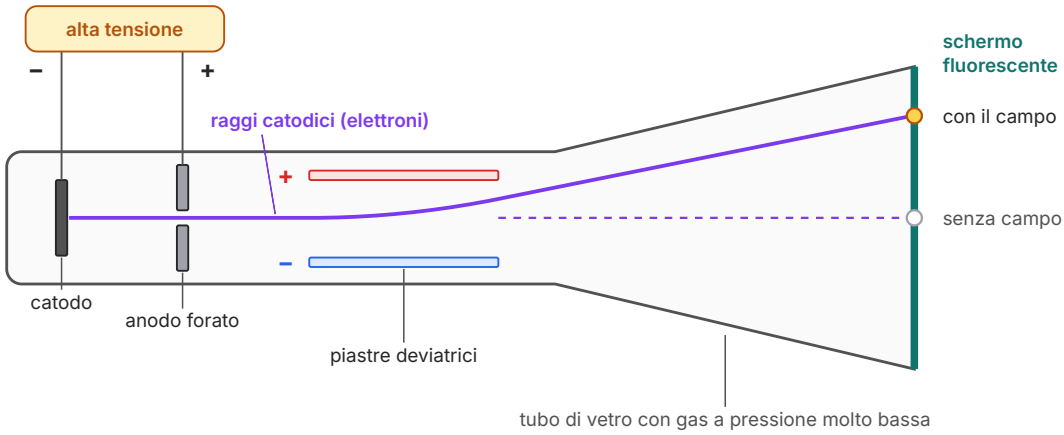


Figura 3.1 Schema di un tubo a raggi catodici come quello usato da Thomson (non in scala). Gli elettroni partono dal catodo, sono accelerati verso l'anodo e un sottile fascio ne attraversa il foro. Fra le piastre deviatrici il fascio curva verso la piastra positiva; il punto luminoso sullo schermo si sposta rispetto alla posizione senza campo (tratteggio). Thomson aggiungeva anche un campo magnetico, che deviava il fascio in verso opposto.

3.2.2 Thomson e il rapporto carica/massa (1897)

La deviazione di una particella carica in un campo elettrico è tanto maggiore quanto più grande è la sua carica e quanto più piccola la sua massa. Combinando un campo elettrico e uno magnetico, Thomson non riuscì a misurare separatamente carica e massa, ma ne misurò il **rapporto carica/massa**, e/m. Arrivò a due conclusioni sorprendenti. La prima: il rapporto era lo stesso qualunque fosse il gas del tubo (aria, idrogeno, anidride carbonica) e qualunque il metallo degli elettrodi. Le particelle erano quindi un costituente comune di tutta la materia. La seconda: il rapporto e/m era circa mille volte maggiore di quello dello ione idrogeno nell'elettrolisi, il più grande noto fino ad allora. Thomson scrisse che questo poteva dipendere da una massa molto piccola, da una carica molto grande o da entrambe le cose; oggi sappiamo che dipende dalla massa: la carica dell'elettrone è uguale, in valore assoluto, a quella dello ione idrogeno.

Thomson chiamò queste particelle «corpuscoli»; presto si affermò il nome proposto da Stoney, elettroni. Il valore moderno del rapporto è $1{,}759 \times 10^{11}$ C/kg. Per la scoperta Thomson ricevette il premio Nobel per la fisica nel 1906. L'atomo indivisibile di Dalton era finito: da qualunque atomo si possono strappare elettroni, tutti identici.

3.2.3 Millikan e la carica elementare (1909)

Per conoscere la massa dell'elettrone bisognava misurarne la carica. Ci riuscì il fisico statunitense Robert Millikan, con un esperimento iniziato nel 1909. Minuscole goccioline d'olio, nebulizzate fra due piastre orizzontali, si caricavano elettricamente (per strofinio uscendo dal nebulizzatore, oppure colpite da raggi X). Osservando una singola gocciolina al microscopio, Milli-

kan regolava la tensione fra le piastre finché la forza elettrica, diretta verso l'alto, non bilanciava il peso: dal valore della tensione, noti la massa della goccia e la distanza fra le piastre, ricavava la carica della goccia. Dopo moltissime misure trovò che la carica di ogni goccia era sempre un multiplo intero di una stessa quantità, la **carica elementare**:

$$e = 1{,}602 \times 10^{-19}\ \text{C}$$

Nessuna goccia portava una frazione di e: la carica elettrica è davvero «a pacchetti», come facevano pensare le leggi di Faraday. L'elettrone ha carica $-e$. Dividendo la carica per il rapporto di Thomson si ottiene la massa dell'elettrone: $m_e = (1{,}602 \times 10^{-19}\ \text{C})/(1{,}759 \times 10^{11}\ \text{C/kg}) = 9{,}11 \times 10^{-31}$ kg, circa 1836 volte meno dell'atomo di idrogeno. Il valore preciso, $9{,}109 \times 10^{-31}$ kg, è nella Tabella A.1 dell'appendice. Millikan ricevette il premio Nobel per la fisica nel 1923.

ESEMPIO SVOLTO

La carica elementare dalle gocce d'olio

Problema. In un esperimento come quello di Millikan si misurano le cariche di cinque goccioline (dati di esempio): 3,21; 4,79; 8,02; 6,40; 11,22, tutte in unità di 10^{-19} C. Ricava il valore della carica elementare.

Soluzione. Ordiniamo i valori: 3,21; 4,79; 6,40; 8,02; 11,22. Le differenze fra valori consecutivi sono 1,58; 1,61; 1,62; 3,20: tutte circa 1,6 o un suo multiplo. Ipotizziamo che l'unità sia circa $1{,}6 \times 10^{-19}$ C e dividiamo ogni carica per 1,6: si ottengono 2,0; 3,0; 4,0; 5,0; 7,0, numeri interi. Le gocce portano dunque 2, 3, 4, 5 e 7 cariche elementari, in tutto 21. La stima migliore della carica elementare è la carica totale divisa per il numero totale di unità: $(3{,}21 + 4{,}79 + 6{,}40 + 8{,}02 + 11{,}22)/21 = 33{,}64/21 = 1{,}602$, cioè $e = 1{,}602 \times 10^{-19}$ C.

Risultato. Le cinque gocce portano 2, 3, 4, 5 e 7 cariche elementari; $e \approx 1{,}602 \times 10^{-19}$ C.

Attenzione. Se avessimo provato con un'unità di $0{,}8 \times 10^{-19}$ C avremmo ottenuto ancora numeri interi (4, 6, 8…), ma sempre pari: nessuna goccia ne porta un numero dispari. Fra le unità compatibili con i dati si sceglie la più grande; per questo servono molte misure.

ESPERIENZA DI LABORATORIO

Contare gli elettroni pesando il rame

Obiettivo. Misurare quante moli di elettroni servono a depositare il rame.

Materiale. Alimentatore a bassa tensione in corrente continua (4–6 V), amperometro, cronometro, becher da 250 mL, soluzione di solfato di rame(II) circa 0,5 mol/L acidificata dall'insegnante con poche gocce di acido solforico diluito, due lamine di rame, carta abrasiva, acetone o alcol per asciugare, bilancia con sensibilità 0,001 g.

Procedimento. Si puliscono le lamine con la carta abrasiva, si pesa quella che farà da catodo (collegata al polo negativo) e si montano le due lamine nel becher senza che si tocchino. Si chiude il circuito e si regola la corrente a 0,500 A, mantenendola costante; dopo 20,0 minuti si apre il circuito, si sciacqua il catodo con acqua distillata e alcol e, asciutto, lo si ripesa.

Sicurezza. Occhiali e guanti; il solfato di rame(II) è nocivo se ingerito e irritante per occhi e pelle, ed è tossico per gli organismi acquatici: non si versa nel lavandino ma nel contenitore di raccolta indicato dall'insegnante. Si spegne l'alimentatore prima di toccare gli elettrodi. Niente fiamme vicino all'alcol o all'acetone.

Risultato atteso. Sul catodo si forma uno strato rosato di rame, perché ogni ione Cu^{2+} acquista due elettroni. La carica passata è $Q = I \cdot t = 0{,}500\ \text{A} \times 1200\ \text{s} = 600\ \text{C}$, cioè, divisa per la carica di una mole di elettroni ($F = N_A \cdot e = 96\,485$ C/mol, la *costante di Faraday*), $600/96\,485 = 6{,}22 \times 10^{-3}$ mol di elettroni, che depositano $3{,}11 \times 10^{-3}$ mol di rame: 0,198 g. Una classe che misuri 0,195 g ricava $F = 600\ \text{C} \times 63{,}55\ \text{g/mol}/(2 \times 0{,}195\ \text{g}) \approx 9{,}78 \times 10^{4}$ C/mol, l'1,3 % in più del valore vero.

Domande. 1) Perché nel calcolo compare il fattore 2? 2) Che cosa prevedi se raddoppi il tempo, a parità di corrente? 3) Il catodo non asciugato bene dà un valore di F maggiore o minore? 4) Dividendo la costante di Faraday misurata per la carica elementare, quale altra costante ottieni?

3.2.4 I raggi canale e le particelle positive

Se gli atomi neutri contengono elettroni negativi, devono contenere anche una carica positiva uguale. Già nel 1886 Goldstein, usando un catodo forato, aveva osservato una seconda radiazione che attraversava i fori e procedeva in verso opposto ai raggi catodici: la chiamò **raggi canale**, dai «canali» del catodo. Misure successive mostrarono che si tratta di particelle positive, deviate dai campi in verso opposto agli elettroni e molto meno, perché molto più pesanti. Sono gli ioni positivi del gas contenuto nel tubo, cioè atomi o molecole che hanno perso uno o più elettroni negli urti con i raggi catodici. A differenza degli elettroni, il loro rapporto carica/massa dipende dal gas: il più grande si ottiene con l'idrogeno, ed è quello dello ione H^+, circa 1836 volte più pesante di un elettrone. Questa particella positiva leggerissima avrà un ruolo da protagonista nel nucleo.

3.3 La radioattività

Nel 1896, pochi mesi dopo la scoperta dei raggi X, il fisico francese Henri Becquerel trovò che i sali di uranio impressionano una lastra fotografica avvolta in carta nera, anche al buio e senza essere stati esposti alla luce. L'effetto non dipendeva dal composto né dal suo stato fisico, ma soltanto dalla quantità di uranio: era una proprietà degli *atomi* di uranio. Marie Curie chiamò questo fenomeno **radioattività**: l'emissione spontanea di radiazioni da parte di alcuni atomi. Nel 1898 trovò che anche il torio è radioattivo e che la pechblenda, un minerale di uranio, è più attiva dell'uranio puro: doveva contenere elementi sconosciuti, ancora più attivi. Con il marito Pierre ne scoprì due, il *polonio* (nome scelto in onore della Polonia, patria di Marie) e il *radio*; per ottenerne quantità pesabili i Curie dovettero lavorare tonnellate di residui di minerale.

Studiando le radiazioni emesse dall'uranio, Ernest Rutherford ne distinse nel 1899 due tipi, che chiamò α e β; un terzo tipo, molto penetrante, fu osservato nel 1900 da Paul Villard e chiamato poi γ. Il loro comportamento in un campo elettrico ne rivela la natura (Figura 3.2).

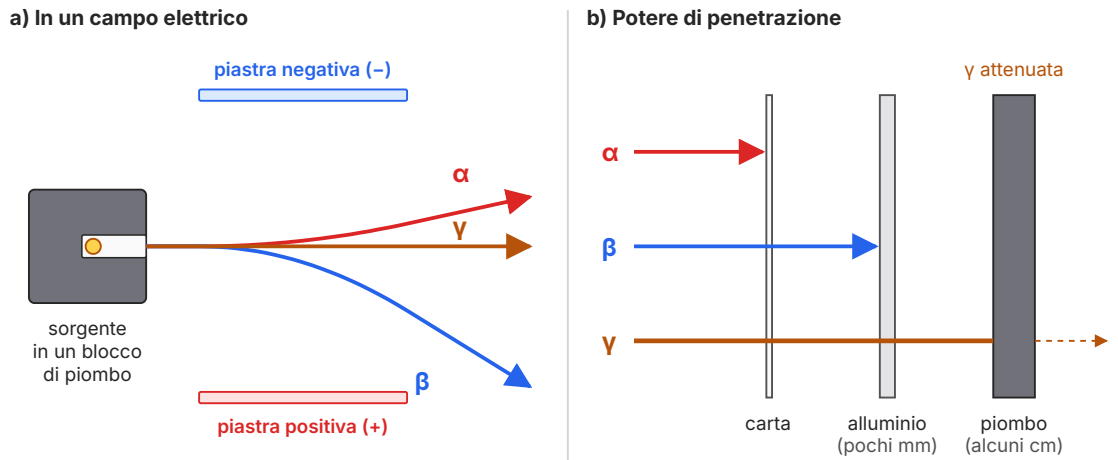


Figura 3.2 Le tre radiazioni emesse dalle sostanze radioattive (schema). a) Fra due piastre cariche le particelle α (positive) deviano poco verso la piastra negativa, le particelle β (negative e molto più leggere) deviano molto verso la piastra positiva, i raggi γ non deviano. b) Le particelle α si fermano in un foglio di carta, le β in pochi millimetri di alluminio; i raggi γ sono attenuati, ma non fermati del tutto, da alcuni centimetri di piombo.

- La **radiazione alfa** (α) è formata da particelle con carica $+2e$ e massa di circa 4 u: sono nuclei di elio, come dimostrarono Rutherford e Thomas Royds nel 1909 raccogliendo l'elio che si formava. In un campo elettrico deviano verso la piastra negativa, ma poco, perché sono pesanti. Sono fermate da un foglio di carta o da pochi centimetri d'aria.
- La **radiazione beta** (β) è formata da elettroni molto veloci, emessi dal nucleo. Deviano verso la piastra positiva, molto più delle particelle α, perché sono migliaia di volte più leggere. Le

ferma qualche millimetro di alluminio.

- La **radiazione gamma** (γ) è un'onda elettromagnetica di energia molto alta, della stessa natura della luce ma molto più penetrante (la luce la studierai nel cap. 4). Non ha carica e non è deviata dal campo. Per attenuarla servono alcuni centimetri di piombo o spessori di calcestruzzo.

Le tre radiazioni hanno abbastanza energia da strappare elettroni agli atomi che incontrano, trasformandoli in ioni: sono **radiazioni ionizzanti**. Per questo possono danneggiare le molecole delle cellule, a cominciare dal DNA, e vanno maneggiate con precauzioni. La radioattività rivelò anche un fatto che sconvolse la chimica: un atomo che emette una particella α o β diventa un atomo di *un altro elemento*. Lo dimostrarono Rutherford e Frederick Soddy nel 1902. Gli atomi, dunque, non sono immutabili; ma questo cambiamento avviene nel nucleo, e nessuna reazione chimica può provocarlo o impedirlo.

APPROFONDIMENTO

Approfondimento · Marie Curie

Maria Skłodowska nacque a Varsavia nel 1867, quando in Polonia le università non ammettevano le donne. Si trasferì a Parigi nel 1891, dove si laureò in fisica e in matematica e conobbe Pierre Curie. Per la tesi di dottorato scelse di misurare i «raggi uranici» di Becquerel. Nel 1903 condivise con Pierre e con Becquerel il premio Nobel per la fisica, prima donna a riceverlo; nel 1911 ebbe da sola quello per la chimica, per la scoperta del polonio e del radio. È tuttora l'unica persona premiata in due diverse discipline scientifiche. Morì nel 1934 di una grave malattia del sangue, probabilmente causata dalla lunga esposizione alle radiazioni, i cui rischi all'epoca erano poco conosciuti.

3.4 Il nucleo atomico

3.4.1 Il modello di Thomson (1904)

Come sono disposti, dentro l'atomo, gli elettroni e la carica positiva? Nel 1904 Thomson propose il **modello atomico di Thomson**: l'atomo è una sfera uniforme di carica positiva, nella quale gli elettroni sono immersi in numero sufficiente a renderla neutra (Figura 3.4, a). In Italia lo si chiama modello «a panettone», con gli elettroni al posto dell'uvetta; in inglese, *plum pudding*. Il modello spiegava la neutralità degli atomi e la facilità con cui se ne strappano elettroni. Ma era giusto?

3.4.2 L'esperimento di Geiger e Marsden (1909)

A Manchester, nel laboratorio di Rutherford, Hans Geiger ed Ernest Marsden «bombardarono» lamine metalliche sottilissime con particelle α emesse da una sorgente radioattiva (Figura 3.3).

Una lamina d'oro si può battere fino a uno spessore di meno di un millesimo di millimetro: qualche migliaio di strati di atomi al massimo. Ogni particella α che colpiva uno schermo di solfuro di zinco produceva un minuscolo lampo di luce, una *scintillazione*, che i ricercatori contavano al microscopio, al buio, spostando lo schermo intorno alla lamina.

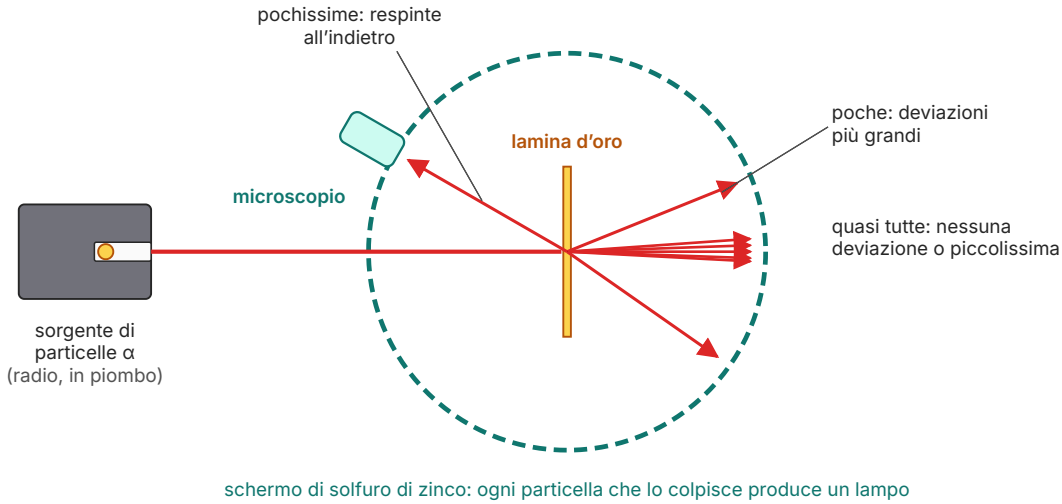


Figura 3.3 Schema dell'esperimento di Geiger e Marsden visto dall'alto (non in scala). Un sottile fascio di particelle α colpisce una lamina d'oro; uno schermo fluorescente con un microscopio, mobile intorno alla lamina, permette di contare le particelle deviate in ogni direzione. Il numero di frecce non rispetta le proporzioni reali: le particelle respinte all'indietro erano pochissime.

Secondo il modello di Thomson le particelle α, pesanti e velocissime, avrebbero dovuto attraversare la lamina deviando al massimo di una frazione di grado: la carica positiva, diffusa su tutto l'atomo, non poteva respingerle con forza, e gli elettroni sono migliaia di volte più leggeri di loro. In effetti quasi tutte passavano diritte o quasi. Ma alcune deviavano di angoli grandi e qualcuna tornava indietro: nelle misure del 1909, con una lamina di platino, circa una particella su 8000 veniva respinta dalla parte da cui era arrivata. Rutherford ricordò più tardi che il risultato era incredibile quanto vedere un proiettile rimbalzare su un foglio di carta velina.

3.4.3 Il modello nucleare di Rutherford (1911)

Per respingere all'indietro una particella α serve una forza enorme, concentrata in uno spazio piccolissimo. Nel 1911 Rutherford propose quindi il **modello nucleare dell'atomo**: tutta la carica positiva e quasi tutta la massa dell'atomo sono concentrate in un nucleo minuscolo, al centro; gli elettroni si muovono intorno al nucleo, in uno spazio molto più grande e quasi vuoto (Figura 3.4, b). Una particella α che passa lontano dal nucleo non devia quasi; una che gli passa vicino è respinta dalla sua carica positiva e devia molto; una che lo punta quasi in pieno torna indietro. Rutherford ricavò dal suo modello come il numero di particelle deviate dovesse dimi-

nuire all'aumentare dell'angolo, e Geiger e Marsden lo confermarono con nuove misure nel 1913.

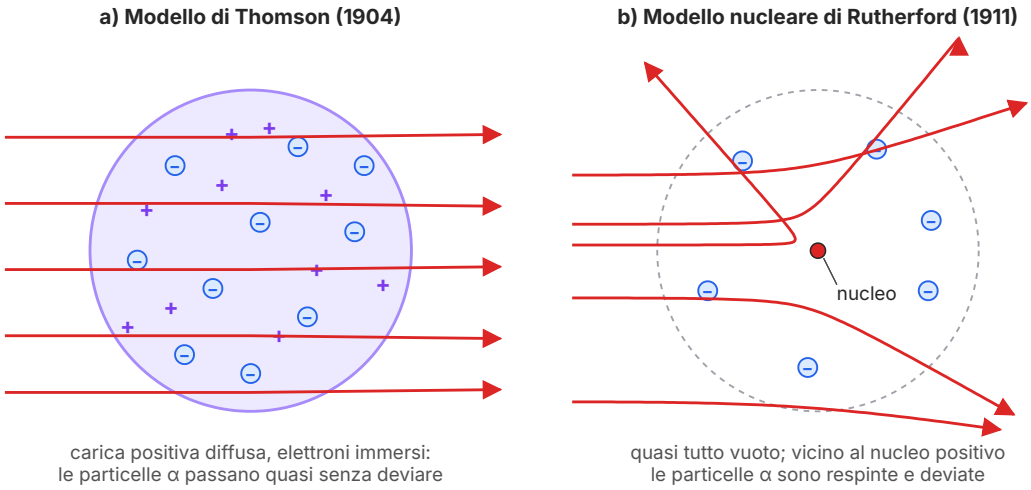


Figura 3.4 Il modello di Thomson e il modello nucleare di Rutherford (schemi non in scala). Le traiettorie delle particelle α nel modello di Rutherford sono calcolate con la repulsione elettrica del nucleo: più la particella passa vicino al nucleo, più devia; quella diretta quasi contro il nucleo torna indietro. In scala, con un atomo grande come il disegno, il nucleo sarebbe un punto invisibile.

Quanto è piccolo il nucleo? Il raggio di un atomo è dell'ordine di 10^{-10} m, quello di un nucleo fra 10^{-15} e 10^{-14} m: da diecimila a centomila volte di meno. Un atomo d'oro, per esempio, ha un diametro di circa $2{,}9 \times 10^{-10}$ m e il suo nucleo di circa $1{,}4 \times 10^{-14}$ m, circa 21 000 volte meno. Se il nucleo fosse una biglia di 1 cm, l'atomo sarebbe una sfera di circa 200 m di diametro, quasi due campi da calcio in fila. Eppure nel nucleo c'è più del 99,9 % della massa dell'atomo.

ERRORE FREQUENTE

«Se gli atomi sono quasi vuoti, perché non attraversiamo i muri?». Lo spazio intorno al nucleo è vuoto di *materia*, non di forze. Gli elettroni degli atomi della tua mano e quelli degli atomi del muro, avvicinandosi, si respingono fortemente: è questa repulsione elettrica, non un contatto fra «palline piene», a impedirti di passare. Allo stesso modo, il modello di Rutherford non dice che gli elettroni sono fermi o che girano su orbite come pianeti: come si muovono lo vedrai nel cap. 4.

Il modello di Rutherford lasciava però aperto un problema. Secondo la fisica dell'Ottocento una carica che si muove su una traiettoria curva emette onde elettromagnetiche e perde energia: gli elettroni avrebbero dovuto cadere sul nucleo in una piccola frazione di secondo. Gli atomi, in-

vece, sono stabili. La soluzione richiederà una fisica nuova, con il modello di Bohr e il modello quantistico (cap. 4).

3.4.4 Il protone e il neutrone

Nel 1919 Rutherford bombardò con particelle α un gas di azoto e osservò che ne uscivano nuclei di idrogeno: le particelle α avevano strappato nuclei di idrogeno da un nucleo che di idrogeno non era. Ne concluse che il nucleo di idrogeno è un costituente di tutti i nuclei e nel 1920 lo chiamò protone (dal greco *prôton*, «primo»). Il protone ha carica $+e$, uguale e opposta a quella dell'elettrone, e massa 1836 volte maggiore.

Restava un conto che non tornava. Il nucleo di elio ha carica +2, quindi contiene 2 protoni, ma la sua massa è circa 4 volte quella del protone. Rutherford ipotizzò nel 1920 l'esistenza di una particella neutra di massa simile a quella del protone. Era difficile da trovare proprio perché neutra: non è deviata dai campi elettrici e magnetici e non lascia tracce di ionizzazione. Nel 1932 James Chadwick, studiando una radiazione molto penetrante che il berillio emette quando è colpito da particelle α, dimostrò che era fatta di particelle neutre di massa quasi uguale a quella del protone: i neutroni. Per questa scoperta ricevette il premio Nobel per la fisica nel 1935. Protoni e neutroni, le particelle che formano il nucleo, si chiamano insieme **nucleoni**.

Che cosa tiene uniti nel nucleo i protoni, che pure si respingono? Una forza diversa da quella elettrica, molto intensa ma che agisce solo a distanze piccolissime, dell'ordine delle dimensioni del nucleo: l'*interazione nucleare forte*, che studierai in Fisica. La Tabella 3.1 riassume le proprietà delle tre particelle.

Tabella 3.1 Le particelle che formano l'atomo (masse dalla Tabella A.1 dell'appendice). La carica relativa è espressa in unità di carica elementare e.

Particella	Simbolo	Carica (C)	Carica relativa	Massa (kg)	Massa (u)	Dove si trova
elettrone	e^-	$-1{,}602 \times 10^{-19}$	−1	$9{,}109 \times 10^{-31}$	0,000 549	intorno al nucleo
protone	p	$+1{,}602 \times 10^{-19}$	+1	$1{,}6726 \times 10^{-27}$	1,007 28	nucleo
neutrone	n	0	0	$1{,}6749 \times 10^{-27}$	1,008 66	nucleo

3.5 Numero atomico, numero di massa e isotopi

3.5.1 Il «documento d'identità» di un atomo

Che cosa distingue un atomo di carbonio da uno di ossigeno? Il numero di protoni del nucleo. È il numero atomico Z: tutti gli atomi con $Z = 6$ sono di carbonio, tutti quelli con $Z = 8$ di ossigeno. In un atomo neutro gli elettroni sono tanti quanti i protoni, quindi Z dice anche quanti elettroni ha l'atomo. Nel 1913 Henry Moseley mostrò, studiando i raggi X emessi dagli elementi, che proprio Z è il numero che ordina la tavola periodica (cap. 5).

Il numero totale di nucleoni, protoni più neutroni, è il numero di massa A. Poiché protone e neutrone hanno massa di circa 1 u e l'elettrone è quasi duemila volte più leggero, A è il numero intero più vicino alla massa dell'atomo espressa in u. Il **numero di neutroni** N si ricava per differenza:

$$A = Z + N \qquad N = A - Z$$

Un tipo di atomo caratterizzato da un certo Z e da un certo A si chiama **nuclide**. Lo si rappresenta con il simbolo dell'elemento, il numero di massa in alto a sinistra e il numero atomico in basso a sinistra (Figura 3.5): ${}^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ è il nuclide del cloro con 17 protoni e 35 − 17 = 18 neutroni. Poiché Z è già indicato dal simbolo, spesso lo si omette: ${}^{35}\mathrm{Cl}$, oppure, a parole, cloro-35 o Cl-35. Per uno ione, la carica si scrive in alto a destra: ${}^{35}_{17}\mathrm{Cl}^{-}$.

3.5.2 Gli isotopi

Atomi dello stesso elemento possono avere un numero diverso di neutroni: sono gli isotopi (dal greco *ísos tópos*, «stesso posto»: occupano la stessa casella della tavola periodica). Quasi tutti gli elementi naturali sono miscele di isotopi. L'idrogeno ne ha tre (Figura 3.5): il *prozio*, ${}^{1}_{1}\mathrm{H}$, senza neutroni, che è di gran lunga il più abbondante; il **deuterio**, ${}^{2}_{1}\mathrm{H}$ (simbolo D), con un neutrone; il *trizio*, ${}^{3}_{1}\mathrm{H}$, con due neutroni, radioattivo e presente in natura solo in tracce. Il carbonio ha due isotopi stabili, carbonio-12 e carbonio-13, e uno radioattivo, il carbonio-14; il cloro ne ha due, cloro-35 e cloro-37 (Tabella 3.2).



Figura 3.5 A sinistra, come si legge il simbolo di un nuclide. A destra, i tre isotopi dell'idrogeno, con le loro abbondanze in atomi (dati IUPAC, abbondanze medie terrestri): il nucleo contiene sempre un protone e da zero a due neutroni (schema non in scala).

Tabella 3.2 Alcuni isotopi naturali. Masse in u e abbondanze in percentuale degli atomi (NIST, *Atomic Weights and Isotopic Compositions*, consultato nel 2026; abbondanze medie terrestri, arrotondate). Il carbonio-12 ha massa 12 u esatta per definizione.

Isotopo	*Z*	*N*	*A*	Massa (u)	Abbondanza (%)
$^{1}_{1}\mathrm{H}$ (prozio)	1	0	1	1,0078	99,988
$^{2}_{1}\mathrm{H}$ (deuterio)	1	1	2	2,0141	0,012
$^{12}_{6}\mathrm{C}$	6	6	12	12 (esatta)	98,93
$^{13}_{6}\mathrm{C}$	6	7	13	13,0034	1,07
$^{35}_{17}\mathrm{Cl}$	17	18	35	34,9689	75,76
$^{37}_{17}\mathrm{Cl}$	17	20	37	36,9659	24,24

Gli isotopi di un elemento hanno lo stesso numero di protoni e, nell'atomo neutro, lo stesso numero di elettroni. Poiché il comportamento chimico dipende dagli elettroni, **gli isotopi di un elemento hanno le stesse proprietà chimiche**: il cloro-35 e il cloro-37 formano lo stesso cloruro di sodio, e il nostro organismo usa senza distinzione il carbonio-12 e il carbonio-13. Differiscono invece, di poco, le proprietà che dipendono dalla massa. L'acqua pesante, $\mathrm{D_2O}$, con il deuterio al posto del prozio, ha una densità circa l'11 % maggiore dell'acqua comune e solidifica a circa 3,8 °C anziché a 0 °C; chimicamente, però, si comporta come l'acqua.

ERRORE FREQUENTE

Isotopi e ioni non sono la stessa cosa. Due isotopi dello stesso elemento hanno un numero diverso di *neutroni*; uno ione ha un numero di *elettroni* diverso dal numero di protoni. Né l'una né l'altra differenza cambia l'elemento, che è deciso soltanto dal numero di *protoni*. Se cambia *Z*, cambia l'elemento: non è più un isotopo, è un altro elemento.

3.5.3 Gli ioni

Come hai visto in *Scienze naturali 1*, cap. 7, un atomo che perde uno o più elettroni diventa uno ione positivo, o catione; uno che ne acquista diventa uno ione negativo, o anione. Il nucleo non cambia: cambia soltanto il numero di elettroni. La carica dello ione è il numero di protoni meno il numero di elettroni. Ora puoi contare con precisione tutte le particelle di un atomo o di uno ione, come nell'esempio che segue; perché certi atomi formino cationi e altri anioni lo capirai con la configurazione elettronica (cap. 4) e con i legami (cap. 6).

ESEMPIO SVOLTO

Protoni, neutroni ed elettroni di ioni e isotopi

Problema. Quanti protoni, neutroni ed elettroni contengono: a) $^{56}_{26}Fe^{3+}$; b) $^{32}_{16}S^{2-}$; c) uno ione del sodio-23 con carica 1+ (il sodio ha $Z = 11$)? Scrivi il simbolo del nuclide nel caso c.

Soluzione. Protoni = Z; neutroni = $A - Z$; elettroni = Z − carica.

- a) 26 protoni; 56 − 26 = 30 neutroni; 26 − 3 = 23 elettroni.
- b) 16 protoni; 32 − 16 = 16 neutroni; 16 − (−2) = 18 elettroni.
- c) 11 protoni; 23 − 11 = 12 neutroni; 11 − 1 = 10 elettroni. Simbolo: $^{23}_{11}Na^{+}$.

Risultato. Protoni, neutroni ed elettroni: a) 26, 30, 23; b) 16, 16, 18; c) 11, 12, 10.

Attenzione. Nel caso b la carica è 16 − 18 = −2: corretto. Attenzione al segno: un anione ha *più* elettroni che protoni.

3.6 Le masse degli atomi

3.6.1 La massa atomica media

Ricordi da *Scienze naturali 1*, cap. 7, che le masse degli atomi si esprimono in unità di massa atomica, u, pari a 1/12 della massa di un atomo di carbonio-12 (lo riprende anche il cap. 1). Per definizione il carbonio-12 ha massa 12 u esatta; le masse degli altri nuclidi sono vicine a numeri interi ma non esattamente intere (il cloro-35, per esempio, ha massa 34,9689 u), per ragioni che dipendono dall'energia che tiene uniti i nucleoni e che studierai in Fisica.

Se un elemento è una miscela di isotopi, la massa atomica scritta nella tavola periodica è la loro media, ponderata sulle abbondanze. L'**abbondanza isotopica** di un isotopo è la percentuale (o la frazione) dei suoi atomi sul totale degli atomi dell'elemento. Chiamando m_1, m_2… le masse degli isotopi e x_1, x_2… le loro abbondanze espresse come frazioni (con somma 1):

$$m_{\text{media}} = m_1 \cdot x_1 + m_2 \cdot x_2 + \dots$$

Per il cloro: 34,9689 u × 0,7576 + 36,9659 u × 0,2424 = 35,45 u, il valore della tavola. È più vicino a 35 che a 37 perché il cloro-35 è circa tre volte più abbondante. Le abbondanze sono quasi le stesse in ogni campione naturale; per alcuni elementi, come l'idrogeno, il boro e il cloro, variano un poco secondo la provenienza, e la IUPAC ne indica l'intervallo: i valori della tavola sono medie arrotondate.

ESEMPIO SVOLTO

La massa atomica media del boro e del rame

Problema. Calcola la massa atomica media del boro (boro-10: 10,0129 u, 19,9 %; boro-11: 11,0093 u, 80,1 %) e del rame (rame-63: 62,9296 u, 69,15 %; rame-65: 64,9278 u, 30,85 %). Confronta i risultati con la Tabella B.1 dell'appendice.

Soluzione. Trasformiamo le percentuali in frazioni dividendole per 100 e controlliamo che la loro somma sia 1 (0,199 + 0,801 = 1; 0,6915 + 0,3085 = 1).

Boro: 10,0129 u × 0,199 + 11,0093 u × 0,801 = 1,9926 u + 8,8184 u = 10,81 u.

Rame: 62,9296 u × 0,6915 + 64,9278 u × 0,3085 = 43,5158 u + 20,0302 u = 63,55 u.

Risultato. Boro 10,81 u, rame 63,55 u: coincidono con i valori dell'appendice. Ogni media cade fra le masse dei due isotopi, più vicina a quella dell'isotopo più abbondante. Con abbondanze di tre cifre significative (19,9 % e 80,1 %) il risultato del boro è affidabile fino ai centesimi di u.

ERRORE FREQUENTE

La massa atomica media non è la massa di un atomo. Nessun atomo di cloro ha massa 35,45 u: ogni atomo di cloro ha massa 34,97 u oppure 36,97 u. Il valore 35,45 u è la massa *media* degli atomi di un campione naturale, e per questo è quello che serve nei calcoli con le moli, dove gli atomi sono miliardi di miliardi.

3.6.2 Lo spettrometro di massa

Come si misurano le masse e le abbondanze degli isotopi? Con lo **spettrometro di massa**, uno strumento che separa gli ioni secondo il rapporto massa/carica (Figura 3.6). Il campione, allo stato gassoso, viene ionizzato (per esempio bombardandolo con elettroni, che strappano un elettrone a ogni atomo); gli ioni positivi sono accelerati da una tensione elettrica e poi attraversano un campo magnetico, che ne incurva la traiettoria. A parità di carica, gli ioni più leggeri curvano di più. Un rivelatore conta gli ioni che arrivano a ogni posizione e il risultato, lo *spettro di massa*, è un grafico con un picco per ogni isotopo: la posizione del picco dà la massa, la sua altezza l'abbondanza.

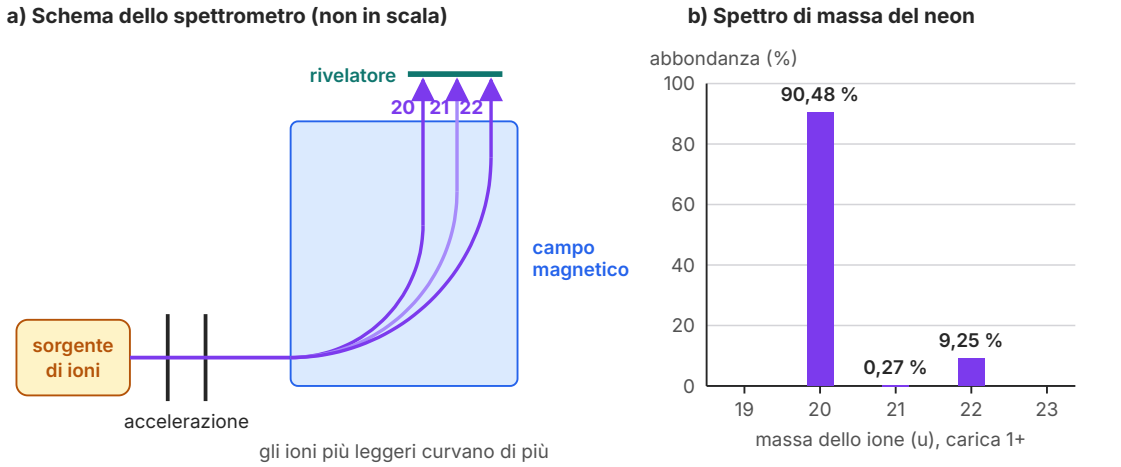


Figura 3.6 a) Principio dello spettrometro di massa: gli ioni accelerati entrano in un campo magnetico e descrivono archi di circonferenza tanto più stretti quanto minore è la loro massa (a parità di carica). b) Spettro di massa del neon naturale; le altezze delle barre sono le abbondanze isotopiche (dati IUPAC/NIST): neon-20 90,48 %, neon-21 0,27 %, neon-22 9,25 %.

Il principio risale agli studi di Thomson sui raggi positivi: nel 1913 trovò che il neon dava due tracce, corrispondenti a masse 20 e 22, il primo indizio che un elemento stabile può avere isotopi diversi. Nel 1919 il suo allievo Francis Aston costruì il primo spettrografo di massa abbastanza preciso da misurare le masse degli isotopi di molti elementi, e per questo ebbe il premio Nobel per la chimica nel 1922.

COLLEGAMENTI

Vita quotidiana e salute · Lo spettrometro di massa oggi. Gli spettrometri di massa moderni si usano nei controlli antidoping, per riconoscere nelle urine degli atleti tracce di sostanze proibite; negli ospedali, per lo screening neonatale di alcune malattie del metabolismo; nei controlli sugli alimenti, dove i rapporti fra isotopi aiutano a scoprire falsi di origine (un olio o un vino dichiarato di una regione ma prodotto altrove); nelle datazioni geologiche e archeologiche (cap. 10).

IN SINTESI

Carica elementare: $e = 1{,}602 \times 10^{-19}$ C; massa dell'elettrone: $m_e = 9{,}109 \times 10^{-31}$ kg; una mole di elettroni porta $N_A \cdot e = 96\,485$ C (costante di Faraday, F).

Numero atomico Z = numero di protoni (= numero di elettroni nell'atomo neutro). Numero di massa A = protoni + neutroni. Neutroni: $N = A - Z$. Elettroni di uno ione: Z − carica.

Massa atomica media: $m_{\text{media}} = \Sigma\, m_i \cdot x_i$, con le abbondanze x_i espresse come frazioni.

APPROFONDIMENTO

Approfondimento · Il decadimento radioattivo

Un nucleo *instabile* si trasforma spontaneamente in un altro nucleo emettendo radiazioni: è il **decadimento radioattivo**. Nelle equazioni nucleari si conservano sia il numero di massa sia la carica, cioè la somma dei numeri atomici. Nel *decadimento* α il nucleo emette una particella α, ${}^{4}_{2}\mathrm{He}$: A diminuisce di 4 e Z di 2. Il radio-226, per esempio, diventa radon-222:

$$ {}^{226}_{88}\mathrm{Ra} \rightarrow {}^{222}_{86}\mathrm{Rn} + {}^{4}_{2}\mathrm{He} $$

Nel *decadimento* β^- un neutrone del nucleo si trasforma in un protone e in un elettrone, che viene emesso (insieme a una particella neutra leggerissima, un antineutrino, che qui trascuriamo): A resta uguale e Z aumenta di 1. Il carbonio-14 diventa azoto-14:

$$ {}^{14}_{6}\mathrm{C} \rightarrow {}^{14}_{7}\mathrm{N} + {}^{0}_{-1}\mathrm{e} $$

L'emissione γ accompagna spesso gli altri decadimenti e non cambia né A né Z. Non si può prevedere quando decadrà un singolo nucleo, ma in un grande numero di nuclei dello stesso tipo dopo un tempo fisso, il **tempo di dimezzamento**, ne resta la metà; dopo due tempi di dimezzamento un quarto, dopo tre un ottavo: dopo n tempi di dimezzamento ne resta la frazione $(1/2)^n$. Il tempo di dimezzamento non dipende dalla quantità, dalla temperatura né dal composto in cui si trova l'atomo, e varia moltissimo da un nuclide all'altro: circa 3,8 giorni per il radon-222, circa 5730 anni per il carbonio-14, circa 4,5 miliardi di anni per l'uranio-238.

Il carbonio-14 si forma di continuo nell'alta atmosfera e un organismo vivo, scambiando carbonio con l'ambiente, ne contiene la stessa proporzione dell'aria. Dopo la morte gli scambi cessano e il carbonio-14 diminuisce: un osso che ne conserva un quarto ha circa due tempi di dimezzamento, cioè circa 11 000 anni. Il metodo funziona fino a circa 50 000 anni; per datare le rocce, vecchie di milioni o miliardi di anni, si usano nuclidi con tempi di dimezzamento molto più lunghi (cap. 10).

Nella *fissione* un nucleo pesante, come l'uranio-235, colpito da un neutrone si spezza in due nuclei medi liberando altri neutroni ed energia; a Chicago, il 2 dicembre 1942, il gruppo di Enrico Fermi ottenne la prima reazione a catena controllata, il principio delle centrali nucleari. Nella *fusione*, che alimenta il Sole (vedi *Scienze naturali 1*, cap. 9), nuclei leggeri si uniscono in nuclei più pesanti. In entrambi i casi l'energia liberata, a parità di massa, è milioni di volte maggiore di quella delle reazioni chimiche.

Radioprotezione. Il radon, un gas radioattivo prodotto dal decadimento dell'uranio presente in rocce e suoli, può accumularsi nei locali chiusi e poco ventilati, soprattutto ai piani bassi e nei seminterrati. Respirato, emette particelle α direttamente nei polmoni: secondo l'Organizzazione mondiale della sanità è, in molti Paesi, la seconda causa di tumore del polmone dopo il fumo. In Italia il decreto legislativo 101/2020 fissa livelli di riferimento per abitazioni e luoghi di lavoro; la concentrazione si misura con semplici rilevatori e si riduce aerando e isolando i locali dal suolo.

SINTESI

- La materia contiene cariche positive e negative in quantità uguali. Le **leggi di Faraday** (1833–1834) suggerirono che la carica elettrica sia fatta di unità indivisibili.
- I **raggi catodici** sono elettroni. Thomson (1897) ne misurò il **rapporto carica/massa**, uguale per ogni gas e ogni metallo: l'elettrone è un costituente di tutti gli atomi.
- Millikan (1909) misurò la **carica elementare**, $e = 1{,}602 \times 10^{-19}$ C; la massa dell'elettrone è $9{,}109 \times 10^{-31}$ kg, circa 1/1836 di quella del protone.
- I **raggi canale** (Goldstein, 1886) sono ioni positivi del gas; il più leggero è lo ione H^+, cioè il protone.
- La **radioattività** (Becquerel 1896; Marie e Pierre Curie 1898, polonio e radio) è l'emissione spontanea di radiazioni α (nuclei di elio), β (elettroni) e γ (onde elettromagnetiche), con potere di penetrazione crescente.
- Nel **modello di Thomson** (1904) gli elettroni sono immersi in una sfera di carica positiva. L'esperimento di Geiger e Marsden (1909) lo smentì: alcune particelle α venivano respinte all'indietro.
- Nel **modello nucleare di Rutherford** (1911) carica positiva e quasi tutta la massa sono in un nucleo 10^4–10^5 volte più piccolo dell'atomo; intorno si muovono gli elettroni.
- Il nucleo contiene **protoni** (Rutherford, 1919–1920) e **neutroni** (Chadwick, 1932), detti insieme nucleoni, di massa circa 1 u.
- Z = numero di protoni (identifica l'elemento); A = protoni + neutroni; $N = A - Z$. Un **nuclide** si scrive con A in alto e Z in basso a sinistra del simbolo.
- Gli **isotopi** hanno lo stesso Z e diverso N; hanno le stesse proprietà chimiche. Gli **ioni** hanno un numero di elettroni diverso da Z.
- La massa atomica di un elemento è la media delle masse dei suoi isotopi ponderata sulle **abbondanze isotopiche**; non è la massa di un singolo atomo.
- Lo **spettrometro di massa** separa gli ioni secondo il rapporto massa/carica e misura masse e abbondanze degli isotopi.

ESERCIZI

Comprendere e ricordare

1. ● Che cosa dimostrò Thomson sui raggi catodici nel 1897?

   A. Sono onde elettromagnetiche, come la luce

   B. Sono particelle negative con lo stesso rapporto carica/massa qualunque sia il gas del tubo

   C. Sono ioni positivi del gas contenuto nel tubo

   D. Sono nuclei di elio emessi dal catodo

2. ● Che cosa misurò Millikan con l'esperimento delle gocce d'olio?

   A. La massa del protone
   B. Il rapporto carica/massa dell'elettrone
   C. La carica elementare
   D. Il raggio del nucleo

3. ● Quale radiazione *non* è deviata da un campo elettrico?

   A. α
   B. β
   C. I raggi canale
   D. γ

4. ● Nell'esperimento di Geiger e Marsden, che cosa accadeva alle particelle α che colpivano la lamina metallica?

   A. Quasi tutte passavano senza deviare o quasi, e pochissime tornavano indietro
   B. Tutte deviavano di piccoli angoli, come prevedeva il modello di Thomson
   C. Quasi tutte erano respinte all'indietro
   D. Nessuna attraversava la lamina

5. ● Il numero di massa A di un nuclide è:

   A. il numero di protoni
   B. il numero di neutroni
   C. il numero di protoni più il numero di elettroni
   D. il numero di protoni più il numero di neutroni

6. ● Due isotopi dello stesso elemento hanno diverso:

   A. numero di protoni
   B. numero di massa
   C. numero di elettroni nell'atomo neutro
   D. comportamento chimico

7. ●● Quante particelle contiene lo ione $^{40}_{20}Ca^{2+}$?

   A. 20 protoni, 20 neutroni, 18 elettroni
   B. 20 protoni, 20 neutroni, 22 elettroni
   C. 20 protoni, 40 neutroni, 18 elettroni
   D. 18 protoni, 22 neutroni, 20 elettroni

8. ●● Perché il neutrone fu scoperto molto dopo l'elettrone e il protone?

   A. Perché è molto più leggero dell'elettrone
   B. Perché si trova soltanto negli atomi radioattivi
   C. Perché, non avendo carica, non è deviato dai campi elettrici e non ionizza direttamente la materia
   D. Perché si forma solo negli acceleratori di particelle

9. ●●● Il cloro naturale ha massa atomica 35,45 u. Che cosa se ne deduce?
   A. Esistono atomi di cloro con 18,45 neutroni
   B. Ogni atomo di cloro ha massa 35,45 u
   C. Il cloro-35 e il cloro-37 sono presenti in quantità uguali
   D. Il cloro-35 è più abbondante del cloro-37

Vero o falso

10. ● Vero o falso? Nel nucleo è concentrata quasi tutta la massa dell'atomo.

11. ● Vero o falso? Le particelle β sono nuclei di elio.

12. ●● Vero o falso? Gli isotopi di un elemento hanno proprietà chimiche diverse perché hanno masse diverse.

13. ● Vero o falso? Lo ione Cl^- ha un protone in più dell'atomo di cloro.

14. ●● Vero o falso? Secondo il modello di Thomson, una particella α non avrebbe mai potuto essere respinta all'indietro da un atomo.

15. ●●● Vero o falso? Il rapporto carica/massa dei raggi canale, come quello dei raggi catodici, non dipende dal gas contenuto nel tubo.

Applicare

16. ● Indica il numero di protoni, neutroni ed elettroni di: a) $^{27}_{13}Al$; b) $^{31}_{15}P$; c) $^{39}_{19}K^+$; d) $^{16}_{8}O^{2-}$; e) $^{66}_{30}Zn^{2+}$.

17. ● Un atomo ha 26 protoni e 30 neutroni. a) Di quale elemento si tratta (usa la Tabella B.1)? b) Scrivi il simbolo del nuclide. c) Scrivi il simbolo dello ione dello stesso nuclide che ha 23 elettroni.

18. ●● Quanti protoni, neutroni ed elettroni contiene una molecola di acqua pesante, D_2O, formata da due atomi di deuterio e uno di ossigeno-16? Qual è, approssimativamente, la sua massa in u?

19. ●● Il magnesio naturale è formato da magnesio-24 (23,9850 u; 78,99 %), magnesio-25 (24,9858 u; 10,00 %) e magnesio-26 (25,9826 u; 11,01 %). Calcola la massa atomica media e confrontala con la Tabella B.1.

20. ●●● Il litio naturale ha massa atomica 6,94 u ed è formato da litio-6 (6,0151 u) e litio-7 (7,0160 u). Calcola l'abbondanza percentuale dei due isotopi.

21. ●● In un esperimento come quello di Millikan si misurano le cariche di cinque gocce: 4,82; 9,62; 6,39; 11,21; 3,19, in unità di 10^{-19} C. Quante cariche elementari porta ciascuna goccia? Qual è la stima migliore di e?

22. ●● a) Calcola il rapporto carica/massa del protone, usando i valori della Tabella A.1. b) Quante volte è minore di quello dell'elettrone ($1{,}759 \times 10^{11}$ C/kg)? c) Che cosa significa il risultato per la deviazione dei due tipi di particelle in un campo elettrico?

23. ●●● In un'elettrolisi di una soluzione di nitrato d'argento passa una corrente costante di 0,250 A per 30,0 minuti. Ogni ione Ag^+ acquista un elettrone e si deposita come argento. Usa la costante di Faraday, 96 485 C/mol, per calcolare la massa di argento depositata.

24. ●●● Il nucleo di un atomo di idrogeno (un protone) ha un diametro di circa $1{,}7 \times 10^{-15}$ m, l'atomo di circa $1{,}1 \times 10^{-10}$ m. Se il nucleo fosse ingrandito fino a diventare una biglia di 1,0 cm, quale diametro avrebbe l'atomo? Confrontalo con una distanza che conosci.

Leggere dati e figure

25. ●● Osserva la Figura 3.6, b. a) Quanti isotopi ha il neon? b) Qual è il più abbondante? c) Calcola la massa atomica media del neon usando, al posto delle masse esatte, i numeri di massa 20, 21 e 22, e confrontala con il valore della Tabella B.1 (20,18 u). d) Perché il picco a 21 si vede appena?

26. ●● Osserva la Figura 3.2. a) Perché le particelle α e β deviano verso piastre opposte? b) Perché le β deviano di più, pur avendo una carica minore in valore assoluto? c) Hai tre sorgenti, una per tipo di radiazione: quale schermo minimo basta per ciascuna?

Tabella 3.3 Particelle α deviate da una lamina d'oro, contate per uno stesso tempo e con lo schermo a diversi angoli dalla direzione del fascio (dati di esempio, calcolati con il modello di Rutherford e riferiti a 1 000 000 conteggi a 15°).

Angolo di deviazione	15°	30°	60°	90°	150°
Conteggi (relativi)	1 000 000	64 700	4640	1160	333

27. ●●● Leggi la Tabella 3.3. a) Come varia il numero di particelle deviate al crescere dell'angolo? b) Quante volte meno particelle si contano a 150° rispetto a 15°? c) Perché il fatto che alcune particelle arrivino a 150° è incompatibile con il modello di Thomson e conferma quello di Rutherford?

Indagare e argomentare

28. ●● Una particella α ha massa $6{,}64 \times 10^{-27}$ kg. a) Quante volte è più pesante di un elettrone? b) Usa il risultato per spiegare perché, secondo Rutherford, le grandi deviazioni delle particelle α non potevano essere causate dagli elettroni dell'atomo.

29. ●●● *Il bersaglio nascosto.* Sotto una tavola sollevata di qualche centimetro sono fissati alcuni oggetti che non puoi vedere. Progetta un esperimento in cui, facendo rotolare biglie sotto la tavola e osservando da dove escono, ricavi informazioni sulla forma, sul numero e sulle dimensioni degli oggetti. Indica le variabili da tenere costanti, il numero di lanci necessario e in che cosa l'esperimento somiglia a quello di Geiger e Marsden.

30. ●● Educazione alla salute. Una sorgente α tenuta fuori dal corpo è poco pericolosa, mentre lo stesso nuclide inalato o ingerito è molto pericoloso; per i raggi γ, invece, conta soprattutto la schermatura. Spiega queste differenze con il potere di penetrazione delle radiazioni e indica perché il radon nelle abitazioni è un rischio per la salute.

Approfondimento

31. ●● (Approfondimento) Completa le equazioni nucleari: a) il polonio-210 ($Z = 84$) emette una particella α; b) il fosforo-32 ($Z = 15$) emette una particella β^-. Quale elemento si forma in ciascun caso?

32. ●●● (Approfondimento) a) Quale frazione di un campione di radon-222 resta dopo 3 tempi di dimezzamento (circa 11 giorni e mezzo)? b) Un osso contiene il 25 % del carbonio-14 di un organismo vivo: quanti anni ha? c) Perché il carbonio-14 non serve a datare una roccia di un milione di anni?

PER APPROFONDIRE

- [ATK] P. Atkins, L. Jones, L. Laverman, *Chemical Principles*: il capitolo sugli atomi e sul nucleo, con la storia degli esperimenti di Thomson, Millikan e Rutherford raccontata attraverso i dati originali.
- [TRO] N. J. Tro, *Chemistry: A Molecular Approach*: i paragrafi su particelle subatomiche, isotopi e massa atomica, con molti esercizi svolti sulle abbondanze isotopiche e sulla spettrometria di massa.

Glossario del capitolo

Abbondanza isotopica
Percentuale (o frazione) degli atomi di un elemento che appartengono a un certo isotopo, in un campione naturale.

Carica elementare
La più piccola carica elettrica libera osservata in natura, $e = 1{,}602 \times 10^{-19}$ C; ogni carica è un suo multiplo intero. L'elettrone ha carica $-e$, il protone $+e$.

Decadimento radioattivo
Trasformazione spontanea di un nucleo instabile in un altro nucleo, con emissione di radiazioni α, β o γ.

Deuterio
Isotopo dell'idrogeno con un protone e un neutrone nel nucleo (${}^{2}_{1}\mathrm{H}$, simbolo D).

Leggi di Faraday dell'elettrolisi
Leggi (1833–1834) secondo cui la massa di sostanza depositata in un'elettrolisi è proporzionale alla carica che passa, e la stessa carica deposita quantità di elementi diversi in rapporti semplici di moli.

Modello atomico di Thomson
Modello (1904) in cui l'atomo è una sfera di carica positiva uniforme con gli elettroni immersi, detto «a panettone».

Modello nucleare dell'atomo
Modello di Rutherford (1911): la carica positiva e quasi tutta la massa sono concentrate in un nucleo piccolissimo, intorno al quale si muovono gli elettroni.

Nucleoni
Le particelle che formano il nucleo: protoni e neutroni.

Nuclide
Tipo di atomo caratterizzato da un determinato numero atomico Z e da un determinato numero di massa A, rappresentato con il simbolo ${}^{A}_{Z}\mathrm{X}$.

Numero di neutroni
Numero N di neutroni contenuti in un nucleo: $N = A - Z$.

Radiazione alfa
Radiazione formata da nuclei di elio (2 protoni e 2 neutroni), con carica +2 e massa di circa 4 u; poco penetrante, è fermata da un foglio di carta.

Radiazione beta
Radiazione formata da elettroni veloci emessi dal nucleo; è fermata da pochi millimetri di alluminio.

Radiazione gamma
Radiazione elettromagnetica di energia molto alta, senza carica né massa, emessa dai nuclei; è molto penetrante.

Radiazioni ionizzanti
Radiazioni con energia sufficiente a strappare elettroni agli atomi che attraversano, trasformandoli in ioni.

Radioattività
Emissione spontanea di radiazioni da parte dei nuclei di alcuni atomi, indipendente dal composto e dallo stato fisico.

Raggi canale
Fascio di ioni positivi del gas di un tubo a scarica, che attraversa i fori di un catodo forato in verso opposto ai raggi catodici.

Raggi catodici
Fascio di elettroni emesso dal catodo di un tubo con gas a pressione molto bassa, quando fra gli elettrodi c'è una tensione elevata.

Rapporto carica/massa
Quoziente fra la carica e la massa di una particella (e/m); per l'elettrone vale $1{,}759 \times 10^{11}$ C/kg.

Spettrometro di massa
Strumento che separa gli ioni secondo il rapporto massa/carica e ne misura masse e abbondanze.

Tempo di dimezzamento
Tempo dopo il quale si è trasformata la metà dei nuclei di un nuclide radioattivo presenti in un campione.

Soluzioni

1. B. Il rapporto e/m era lo stesso per ogni gas e ogni metallo degli elettrodi: gli elettroni sono un costituente comune della materia.

2. C. La carica elementare, $e = 1{,}602 \times 10^{-19}$ C.

3. D. I raggi γ sono onde elettromagnetiche, senza carica.

4. A. Quasi tutte attraversavano la lamina senza deviare o quasi; circa una su migliaia (una su 8000 con il platino, nel 1909) tornava indietro.

5. D. $A = Z + N$.

6. B. Hanno lo stesso numero di protoni e di elettroni, quindi lo stesso comportamento chimico, ma un diverso numero di neutroni e quindi un diverso numero di massa.

7. A. 20 protoni; 40 − 20 = 20 neutroni; 20 − 2 = 18 elettroni.

8. C. È neutro: non è deviato dai campi e non lascia tracce di ionizzazione; Chadwick lo riconobbe nel 1932 dagli urti con i protoni della paraffina.

9. D. La media ponderata è più vicina a 35 che a 37 perché il cloro-35 (75,76 %) è circa tre volte più abbondante del cloro-37 (24,24 %). Non esistono «frazioni» di neutrone (A), nessun atomo ha massa 35,45 u (B) e con abbondanze uguali la media sarebbe circa 36 (C).

10. V. Gli elettroni contribuiscono per meno dello 0,03 % della massa (nel carbonio-12, 6 × 0,000 549 u su 12 u).

11. F. Le particelle β sono elettroni; i nuclei di elio sono le particelle α.

12. F. Gli isotopi hanno le stesse proprietà chimiche, perché hanno lo stesso numero di elettroni; la massa influisce soltanto, di poco, su alcune proprietà fisiche.

13. F. Ha lo stesso numero di protoni (17) e un *elettrone* in più (18).

14. V. La carica positiva era diffusa su tutto l'atomo e gli elettroni sono troppo leggeri: le deviazioni previste erano al massimo di una frazione di grado.

15. F. I raggi canale sono ioni positivi del gas: il loro rapporto carica/massa dipende dal gas (il più grande è quello dello ione H^+). Solo il rapporto dei raggi catodici è lo stesso per ogni gas.

16. a) 13 p, 14 n, 13 e. b) 15 p, 16 n, 15 e. c) 19 p, 20 n, 18 e. d) 8 p, 8 n, 10 e. e) 30 p, 36 n, 28 e.

17. a) $Z = 26$: ferro. b) $^{56}_{26}\mathrm{Fe}$. c) 26 − 23 = 3: $^{56}_{26}\mathrm{Fe}^{3+}$.

18. Protoni: 1 + 1 + 8 = 10; neutroni: 1 + 1 + 8 = 10; elettroni: 10 (la molecola è neutra). Massa ≈ 2 × 2,014 u + 15,995 u ≈ 20,02 u, cioè circa 20 u (contro circa 18 u dell'acqua comune).

19. 23,9850 × 0,7899 + 24,9858 × 0,1000 + 25,9826 × 0,1101 = 18,946 + 2,499 + 2,861 = 24,31 u, uguale al valore della Tabella B.1 (24,31).

20. Chiamiamo x la frazione di litio-6; quella di litio-7 è $1 - x$. $6{,}0151x + 7{,}0160(1 - x) = 6{,}94 \rightarrow 7{,}0160 - 1{,}0009x = 6{,}94 \rightarrow x = 0{,}0760/1{,}0009 = 0{,}0759$. Litio-6: 7,6 %; litio-7: 92,4 % (i valori NIST sono 7,59 % e 92,41 %).

21. Divise per 1,6 le cariche danno 3,0; 6,0; 4,0; 7,0; 2,0: le gocce portano 3, 6, 4, 7 e 2 cariche elementari, in tutto 22. Stima migliore: (4,82 + 9,62 + 6,39 + 11,21 + 3,19)/22 = 35,23/22 = 1,601, cioè $e \approx 1{,}60 \times 10^{-19}$ C.

22. a) $e/m_p = 1{,}602 \times 10^{-19}$ C/($1{,}6726 \times 10^{-27}$ kg) = $9{,}579 \times 10^{7}$ C/kg. b) $1{,}759 \times 10^{11}/9{,}579 \times 10^{7} = 1836$ volte (il rapporto fra le masse, perché le cariche sono uguali in valore assoluto). c) A parità di velocità e di campo, l'elettrone devia molto di più del protone, e in verso opposto.

23. $Q = I \cdot t = 0{,}250$ A × 1800 s = 450 C. Moli di elettroni = 450 C/(96 485 C/mol) = $4{,}66 \times 10^{-3}$ mol = moli di argento. Massa = $4{,}66 \times 10^{-3}$ mol × 107,9 g/mol = 0,503 g.

24. Rapporto fra i diametri: $1{,}1 \times 10^{-10} / 1{,}7 \times 10^{-15} = 6{,}5 \times 10^{4}$. L'atomo avrebbe un diametro di $6{,}5 \times 10^{4} \times 1{,}0$ cm $= 6{,}5 \times 10^{4}$ cm ≈ 650 m: più di sei campi da calcio in fila.

25. a) Tre: neon-20, neon-21, neon-22. b) Il neon-20 (90,48 %). c) $20 \times 0{,}9048 + 21 \times 0{,}0027 + 22 \times 0{,}0925 = 20{,}19$ u; con le masse esatte si ottiene 20,18 u: la differenza è piccola perché le masse dei nuclidi sono vicine ai numeri di massa. d) Perché il neon-21 è solo lo 0,27 % degli atomi: la barra è alta meno di un trecentesimo di quella del neon-20.

26. a) Hanno cariche di segno opposto: le α (positive) sono attratte dalla piastra negativa, le β (negative) da quella positiva. b) La deviazione dipende dal rapporto fra carica e massa: un elettrone ha massa migliaia di volte più piccola di una particella α, e questo conta molto più della carica doppia della α. c) Per le α basta un foglio di carta, per le β pochi millimetri di alluminio, per le γ servono alcuni centimetri di piombo, che le attenuano senza fermarle del tutto.

27. a) Diminuisce rapidamente: già a 30° i conteggi sono circa 15 volte meno che a 15°. b) 1 000 000/333 ≈ 3000 volte meno. c) Nel modello di Thomson nessuna particella avrebbe potuto deviare più di una frazione di grado; deviazioni di 150°, anche se rare, richiedono una forza enorme concentrata in un punto, cioè un nucleo piccolo, positivo e pesante. La rarità delle grandi deviazioni mostra che il nucleo occupa una parte minima dell'atomo.

28. a) $6{,}64 \times 10^{-27} / 9{,}109 \times 10^{-31} \approx 7{,}3 \times 10^{3}$ volte. b) Traccia: una particella che urta un oggetto migliaia di volte più leggero (come una boccia contro una pallina da ping-pong) prosegue quasi senza deviare; per respingerla serve un oggetto più pesante di lei, con una carica positiva concentrata: il nucleo, che contiene quasi tutta la massa dell'atomo.

29. Traccia: si lanciano molte biglie (almeno un centinaio) da posizioni distribuite uniformemente lungo un lato, con la stessa velocità (per esempio lungo uno scivolo alla stessa altezza) e sempre perpendicolari al lato; si registrano la posizione di ingresso e la direzione di uscita. Le biglie che escono diritte non hanno colpito nulla; quelle deviate hanno urtato un oggetto; l'angolo di uscita dice qualcosa sulla forma (un bordo piatto riflette in modo regolare, uno curvo disperde). La frazione di biglie deviate, moltiplicata per la larghezza della tavola, stima la larghezza totale «vista» dagli oggetti (aumentata del diametro della biglia per ogni oggetto). Come nell'esperimento di Geiger e Marsden, si ricava la struttura di un bersaglio invisibile dalla statistica delle deviazioni; la differenza è che le particelle α sono deviate a distanza dalla forza elettrica, le biglie solo per contatto.

30. Traccia: le particelle α si fermano in pochi centimetri d'aria e nello strato esterno, morto, della pelle; ma se il nuclide è inalato o ingerito emettono tutta la loro energia, molto ionizzante, nei tessuti vivi vicini. I raggi γ attraversano il corpo e i materiali: per proteggersi contano distanza, tempo di esposizione e schermi spessi. Il radon è un gas: si respira e decade nei polmoni (con i suoi prodotti di decadimento, anch'essi radioattivi), emettendo particelle α a contatto con le cellule dei bronchi; si previene aerando e isolando i locali e misurando la concentrazione.

31. a) ${}^{210}_{84}\mathrm{Po} \rightarrow {}^{206}_{82}\mathrm{Pb} + {}^{4}_{2}\mathrm{He}$: si forma piombo-206. b) ${}^{32}_{15}\mathrm{P} \rightarrow {}^{32}_{16}\mathrm{S} + {}^{0}_{-1}\mathrm{e}$: si forma zolfo-32. In entrambi i casi la somma dei numeri di massa e quella dei numeri atomici sono uguali prima e dopo.

32. a) $(1/2)^3 = 1/8$, cioè il 12,5 %. b) 25 % = 1/4 = $(1/2)^2$: due tempi di dimezzamento, 2×5730 anni ≈ 11 000 anni (11 460 con i dati usati). c) Un milione di anni sono circa 175 tempi di dimezzamento del carbonio-14: non ne resta nemmeno un atomo misurabile (già dopo 9 tempi di dimezzamento, circa 50 000 anni, ne resta solo lo 0,2 %). E una roccia non si è formata scambiando carbonio con l'atmosfera come un organismo vivo.