

# La struttura dell'atomo

## 1 La doppia natura della luce

Quasi tutto quello che sappiamo sulla *struttura elettronica degli atomi* viene dall'analisi della luce emessa o assorbita dalle sostanze. Prima di esplorare il mondo infinitamente piccolo degli elettroni e degli atomi dobbiamo quindi analizzare il comportamento della luce e descriverne le caratteristiche principali.

Gli scienziati hanno impiegato secoli per elaborare una teoria in grado di spiegare tutti i fenomeni luminosi che possiamo osservare. Soltanto all'inizio del Novecento il lavoro dei fisici tedeschi (**Figura 9.1**) Max Planck (1858-1947) e Albert Einstein (1879-1955) ha confermato per la luce una doppia natura, **ondulatoria** e **corpuscolare**.

Vi sono fenomeni luminosi che possono essere spiegati indifferentemente con uno dei due modelli, come per esempio la propagazione rettilinea della luce. Ve ne sono altri, invece, che possono essere meglio spiegati con uno solo dei due. La *diffrazione*, la deviazione che subisce la traiettoria della luce quando attraversa una fessura molto piccola, si interpreta facilmente utilizzando il modello ondulatorio; i fenomeni che nascono dall'interazione della luce con la materia, invece, si interpretano agevolmente se si sceglie il modello corpuscolare.

### ► La natura ondulatoria della luce

A metà del 1800, il fisico e matematico James Clerk Maxwell (1831-1879) afferma che la *luce* è un particolare tipo di onda elettromagnetica che nasce da una rapidissima oscillazione di cariche elettriche. Molte altre radiazioni, oggi di frequente utilizzo, hanno la stessa origine: i raggi X, le onde radio, le microonde, i raggi ultravioletti o infrarossi appartengono alla

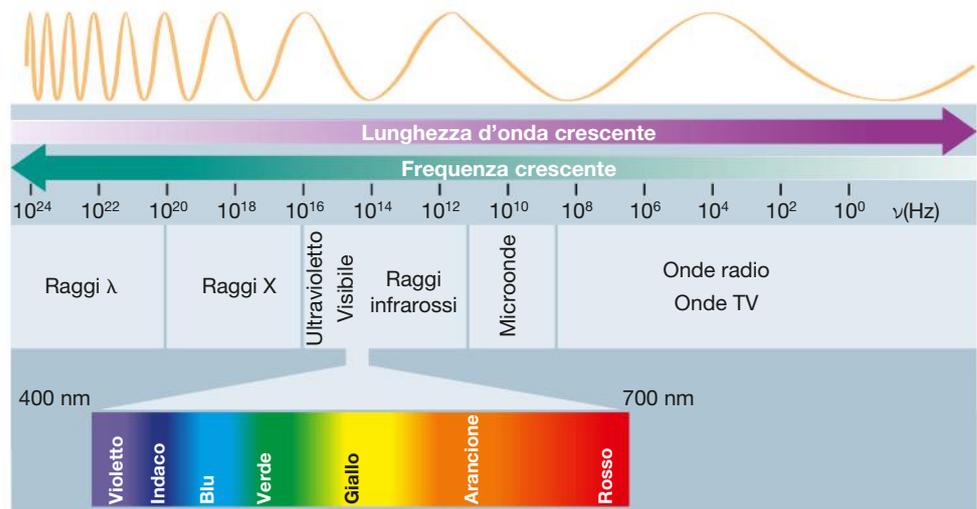
**Figura 9.1**

Max Planck (a sinistra), premio Nobel per la Fisica nel 1918, e Albert Einstein (a destra), premio Nobel per la Fisica nel 1921.



**Figura 9.2**

La luce visibile è una componente dello spettro elettromagnetico, come i raggi X e le onde radio. Lo spettro visibile è un insieme continuo di colori che va dal rosso ( $\lambda = 700 \text{ nm}$ ) fino al violetto ( $\lambda = 400 \text{ nm}$ ).



grande famiglia delle onde elettromagnetiche a cui si dà il nome di **spettro elettromagnetico** (Figura 9.2).

Le grandezze che caratterizzano i fenomeni ondulatori sono:

- la **frequenza**,  $\nu$  (ni). Indica il numero di oscillazioni complete compiute da un'onda in un secondo e si misura in hertz:  $1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1}$ ;
- la **lunghezza d'onda**,  $\lambda$  (lambda). Indica la distanza dopo la quale un'onda si riproduce uguale a se stessa e si misura in metri, nanometri ( $1 \text{ nm} = 1 \cdot 10^{-9} \text{ m}$ ) o ångström ( $1 \text{ \AA} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ m}$ );
- la **velocità di propagazione**,  $v$ . Per le radiazioni elettromagnetiche nel vuoto  $v$  è uguale alla velocità della luce,  $c$ , pari a  $3,00 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

Queste tre grandezze sono legate dalla relazione:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

Il diagramma mostra la relazione  $c = \lambda \cdot \nu$  con frecce che collegano i termini: "velocità della luce" (c), "lunghezza d'onda" ( $\lambda$ ) e "frequenza" ( $\nu$ ).

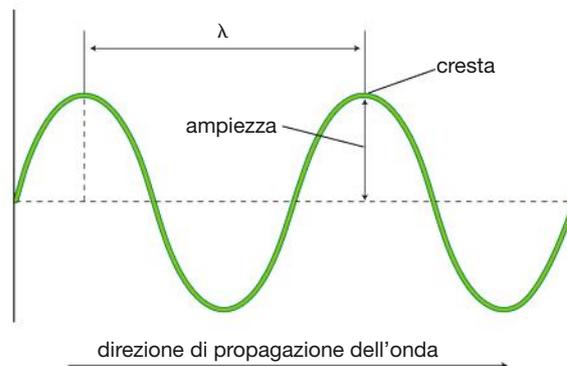
*Lunghezza d'onda e frequenza sono grandezze inversamente proporzionali: a grandi frequenze corrispondono piccole lunghezze d'onda e, viceversa, a piccole frequenze corrispondono grandi lunghezze d'onda. L'ampiezza dell'onda, cioè l'oscillazione della carica, determina l'intensità o luminosità della radiazione* (Figura 9.3).

**Figura 9.3**

La lunghezza d'onda è la distanza tra una cresta e la successiva, l'ampiezza è l'altezza di una cresta.

**Figura 9.4**

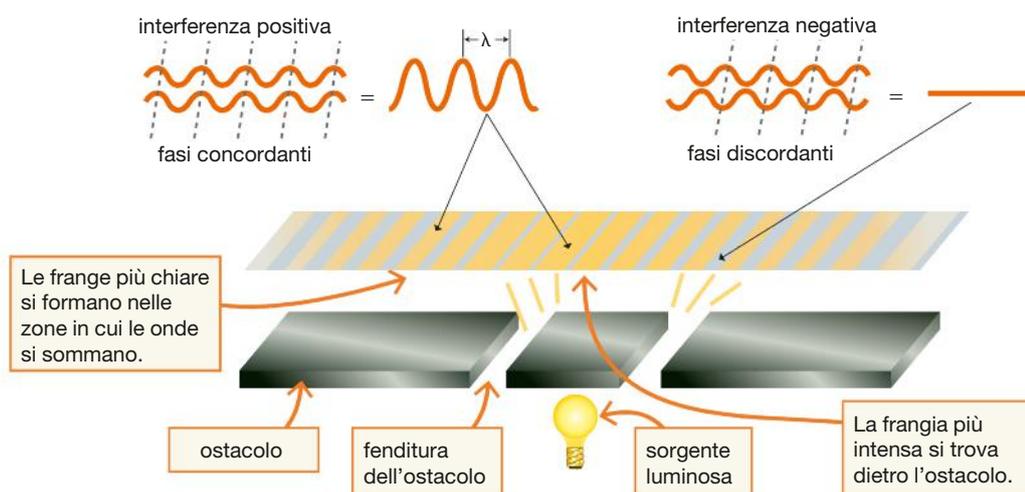
Le goccioline d'acqua presenti nell'atmosfera scompongono la luce bianca del Sole. L'arcobaleno è un esempio di spettro continuo.



L'occhio umano è in grado di percepire solo una piccolissima parte dell'intero spettro, un ristretto intervallo compreso tra circa 400 e 700 nm. Questa banda è lo **spettro del visibile** e comprende i colori dal violetto al rosso. La luce che arriva dal Sole è percepita come luce bianca perché è policromatica, cioè un insieme di tutti questi colori combinati tra loro. Se facciamo passare un fascio di luce solare attraverso un prisma di vetro, infatti, essa viene suddivisa in tanti fasci di colore diverso. La serie continua di colori ottenuti è chiamata **spettro continuo** (Figura 9.4).

La prova più evidente della natura ondulatoria della luce è legata al fenomeno della **diffrazione**. La diffrazione si verifica, per esempio, quando un fascio di luce giunge su una fenditura, un foro o un ostacolo molto piccoli, aventi dimensioni confrontabili con la lunghezza dell'onda luminosa. Il fascio non si propaga più in linea retta ma, dopo l'ostacolo o la fenditura, esso si allarga formando zone chiare e scure alternate, dette *frange di interferenza*.

Le frange chiare sono dovute all'interferenza positiva prodotta da più onde in fase tra loro: esse si rinforzano a vicenda e aumenta quindi la luminosità. Le zone scure sono dovute all'interferenza negativa prodotta da onde in opposizione di fase: le loro ampiezze si annullano e scompare di conseguenza la luminosità. Dalla **Figura 9.5** si nota che le frange chiare possono trovarsi anche nella zona d'ombra, dietro l'ostacolo, dove particelle che viaggiano in linea retta non potrebbero mai giungere.



**Figura 9.5**

Le frange di interferenza si generano se un fascio di luce attraversa fenditure molto piccole; dopo la fenditura esso non si propaga più in linea retta, ma si allarga a ventaglio e invade la zona d'ombra.

### SEGUI L'ESEMPIO

Calcola la frequenza,  $\nu$ , di una radiazione con lunghezza d'onda,  $\lambda$ , pari a 540 nm.

#### Soluzione

Per prima cosa convertiamo la lunghezza d'onda in metri.

$$\lambda = 540 \text{ nm} \times 10^{-9} \text{ m/nm} = 5,40 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

La lunghezza d'onda indica una radiazione che appartiene allo spettro della luce visibile, quindi la frequenza relativa avrà un ordine di grandezza di circa  $10^{14}$  Hz (**Figura 9.2**).

Calcoliamo la frequenza sostituendo i dati nella relazione inversa.

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3,00 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{5,40 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 5,56 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

### HAI CAPITO?

- La fase luminosa della fotosintesi si avvia quando la clorofilla assorbe una radiazione luminosa con  $\lambda = 700 \text{ nm}$ . Calcola la frequenza associata a questa radiazione.
- Osserva la **Figura 9.2** e rispondi alle domande.  
Qual è l'ordine di grandezza delle frequenze dei raggi X?  
E delle microonde?  
Una frequenza maggiore è associata a una radiazione rossa o a una radiazione violetta?





**Approfondimento  
online**  
La luce delle stelle

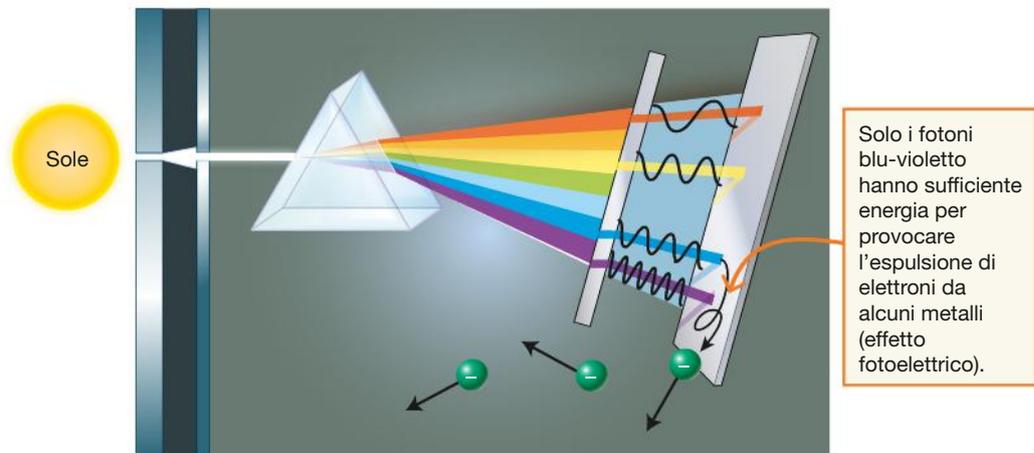
## ► I fotoni

Non appena la luce interagisce con la materia, emerge la sua seconda natura, quella *corpuscolare*.

Quando, per esempio, proiettiamo un fascio di luce ultravioletta prodotto da una lampada a vapori di mercurio su una lastrina di zinco, possiamo provocare l'espulsione di elettroni dalla superficie del metallo (**effetto fotoelettrico**) ma solo se la frequenza della luce è superiore a un certo valore detto **frequenza di soglia**. Come è possibile spiegare questo comportamento? Possiamo pensare a ciascun raggio di luce come a un insieme di «pacchetti di energia». A questi pacchetti di energia si dà il nome di **fotoni** o di **quanti di energia** luminosa. La luce e tutte le radiazioni elettromagnetiche sono composte da fotoni capaci di cedere energia agli elettroni con cui interagiscono (**Figura 9.6**).

**Figura 9.6**

La luce solare viene scomposta dal prisma in uno spettro continuo di colori.



A ogni fotone è associata un'energia espressa dalla relazione:

$$E = h \cdot \nu$$

energia di un quanto di luce (fotone) a frequenza  $\nu$

Ricordando che  $\nu = c/\lambda$ :

$$E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

energia di un quanto di luce (fotone) a lunghezza d'onda  $\lambda$

dove  $h$  (il cui valore è pari a  $6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$ ) è la *costante di Planck*. La quantità di energia trasportata da un fotone è quindi direttamente proporzionale alla frequenza della radiazione elettromagnetica e inversamente proporzionale alla sua lunghezza d'onda.

Nella relazione sono riuniti i due aspetti della natura della luce. Nella propagazione appare il comportamento **ondulatorio** (caratterizzato da una lunghezza d'onda e da una frequenza), nelle interazioni con la materia emerge l'aspetto **corpuscolare** (insieme di fotoni, ciascuno con un quanto di energia  $E$ ).

Il termine «corpuscolare» non deve trarre in inganno: i fotoni non vanno considerati come particelle di materia ma come «pacchetti di energia». *La luce ha cioè una natura discontinua*. Per comprendere meglio il significato del termine «natura discontinua» ricorriamo a un esempio come l'erogazione dell'acqua presso un distributore automatico: non possiamo aprire un rubinetto per ottenere la quantità precisa che desideriamo, ma solo acquistare più bottiglie da 0,5 L.

## SEGUI L'ESEMPIO

Calcola l'energia associata a una radiazione di frequenza pari a  $7,20 \cdot 10^{14}$  Hz. Successivamente calcola la sua lunghezza d'onda e indica se si tratta di luce visibile.

## Soluzione

Per calcolare l'energia associata alla frequenza data, è sufficiente applicare la formula:

$$E = h \cdot \nu = (6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) \cdot (7,20 \cdot 10^{14} \text{ Hz}) = 4,77 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La lunghezza d'onda corrispondente si calcola sostituendo:

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3,00 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{7,20 \cdot 10^{14} \text{ Hz}} = 4,17 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

Tale lunghezza d'onda equivale a 417 nm, cioè a una radiazione visibile.

## HAI CAPITO?

- Una radiazione ha energia pari a  $1,50 \cdot 10^{-17}$  J. Calcola la sua frequenza, la lunghezza d'onda e indica se cade nel campo dello spettro visibile.
- Quale fotone ha più energia: un fotone della luce rossa o un fotone della luce blu?

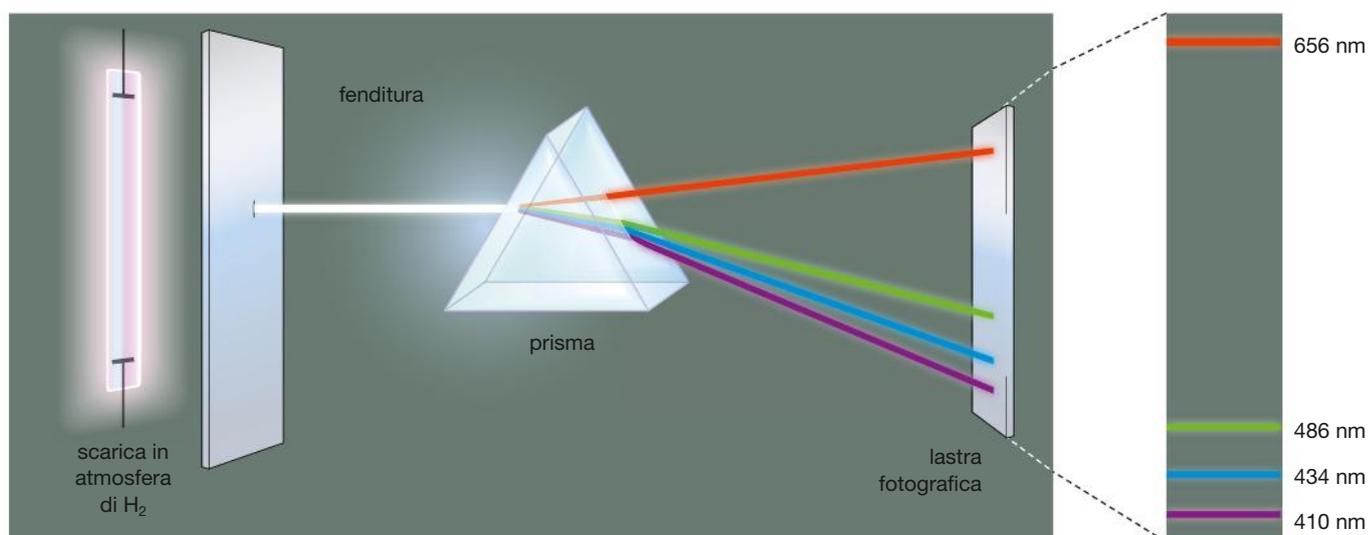
## 2 La «luce» degli atomi

Se riscaldiamo fino all'incandescenza un filo metallico e facciamo passare la luce bianca emessa prima attraverso una fenditura e poi attraverso un prisma di vetro, otteniamo uno spettro continuo (vedi Figura 9.6). Tutti i solidi e i liquidi, se portati all'incandescenza, si comportano in questo modo.

Se, invece, analizziamo la luce emessa da gas rarefatti ad alta temperatura, per esempio la luce di una lampada contenente idrogeno a bassissima pressione, avremo uno spettro discontinuo, costituito da un certo numero di righe colorate.

Tale spettro è chiamato **spettro a righe** ed è caratteristico per ogni elemento chimico analizzato. Per l'idrogeno otteniamo, nella zona del visibile, quattro righe colorate: a 656 nm (riga rossa), a 486 nm (riga verde), a 434 nm (riga blu) e a 410 nm (riga viola) (Figura 9.7). Lo spettro dell'atomo di idrogeno, in realtà, è molto più complesso di quello rappresentato; la figura infatti mostra soltanto le radiazioni che appaiono nella zona della luce visibile.

**Figura 9.7**  
Spettro a righe dell'idrogeno nella regione del visibile.

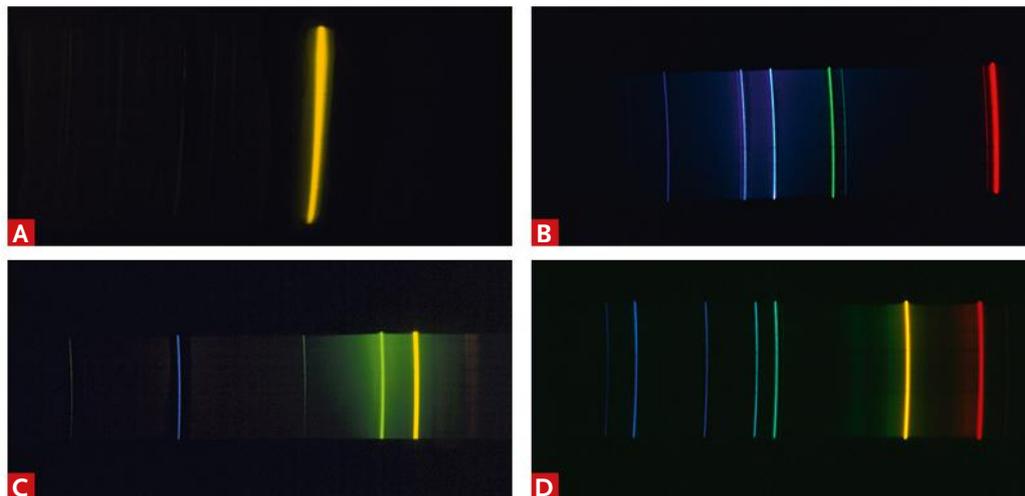


In sostanza, ogni atomo emette uno spettro caratteristico formato da una serie di righe, separate da spazi neri.

Possiamo usare gli spettri atomici per riconoscere gli elementi, come l'impronta digitale per identificare le persone. Per esempio, il sodio, che colora di giallo la fiamma, ha uno spettro a righe molto diverso da quello dell'idrogeno (Figura 9.8).

**Figura 9.8**

Spettri di emissione di **A** sodio; **B** cadmio; **C** mercurio; **D** elio.



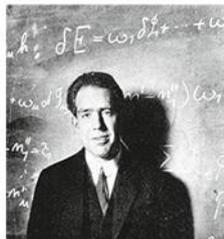
**Approfondimento online**

Come riconoscere un elemento chimico



**Approfondimento online**

Niels Bohr



Quale relazione esiste fra lo spettro di emissione di un elemento e la sua struttura atomica? Perché soltanto certe radiazioni possono interagire con gli atomi? Perché negli spettri dei gas rarefatti si osservano solo alcuni colori? Nel 1913 Niels Bohr (1885-1962), un fisico danese, prova a dare una risposta a queste domande. Bohr comprende che l'emissione di luce, da parte degli atomi, deve avere a che fare con gli elettroni che ruotano intorno al nucleo e che l'energia non viene emessa o assorbita con continuità ma per piccole quantità definite.

#### HAI CAPITO?

- Considera le radiazioni emesse dall'idrogeno nella regione del visibile. Quale radiazione ha, secondo te, la maggiore energia? Determina l'energia di ciascuna radiazione per verificare la tua previsione.

### 3 L'atomo di idrogeno secondo Bohr

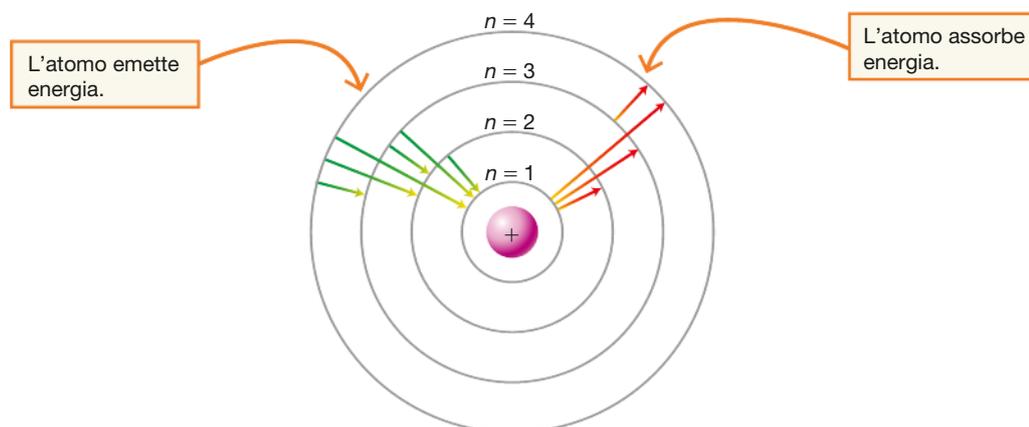
Il modello di Rutherford, che descrive l'atomo come un piccolissimo nucleo centrale con gli elettroni che girano intorno (modello nucleare), dimostra l'inesattezza del modello di Thomson ma non è in grado di spiegare né la stabilità dell'atomo né gli spettri a righe degli elementi. In base alle leggi dell'elettromagnetismo, infatti, un elettrone in rotazione dovrebbe emettere radiazioni, perdere energia e cadere a spirale sul nucleo in brevissimo tempo.

La fisica classica, come ipotizzato dallo stesso Rutherford, non possiede strumenti adeguati per lo studio del mondo microscopico.

Bohr riprende il modello nucleare, lo perfeziona, applicando a livello atomico l'idea dei *quanti* di energia, e riesce in questo modo a giustificare lo spettro a righe dell'atomo di idrogeno. Il nuovo modello proposto per l'atomo di idrogeno si basa sulle seguenti assunzioni:

1. l'elettrone percorre soltanto determinate orbite circolari, chiamate *orbite stazionarie*, senza assorbire o emettere energia;
2. all'elettrone sono permesse solo certe orbite, cui corrispondono determinati valori di energia. In altre parole le orbite sono *quantizzate*;

- per passare da un'orbita a un'altra di livello energetico più elevato, l'elettrone assorbe un *quanto* di energia fornita, per esempio, sotto forma di calore;
- quando un elettrone «cade» su un livello di energia inferiore emette un fotone di opportuna frequenza;
- l'energia del fotone emesso o assorbito corrisponde alla differenza di energia tra le due orbite (Figura 9.9).



**Figura 9.9**  
Il modello di Bohr per l'atomo di idrogeno.

Quali sono le *orbite* che l'elettrone può percorrere? Quali *livelli di energia* può assumere?

Bohr elabora un'equazione matematica per determinare il contenuto energetico di un elettrone in un'orbita. Oltre a costanti fisiche, come la massa dell'elettrone e la costante di Planck, l'equazione comprende un numero intero,  $n$ , detto **numero quantico principale**. Riunendo tutte le costanti fisiche in un'unica costante  $K$ , l'equazione di Bohr diventa  $E_n = -K/n^2$ , dove  $K = 2,18 \cdot 10^{-18}$  J.

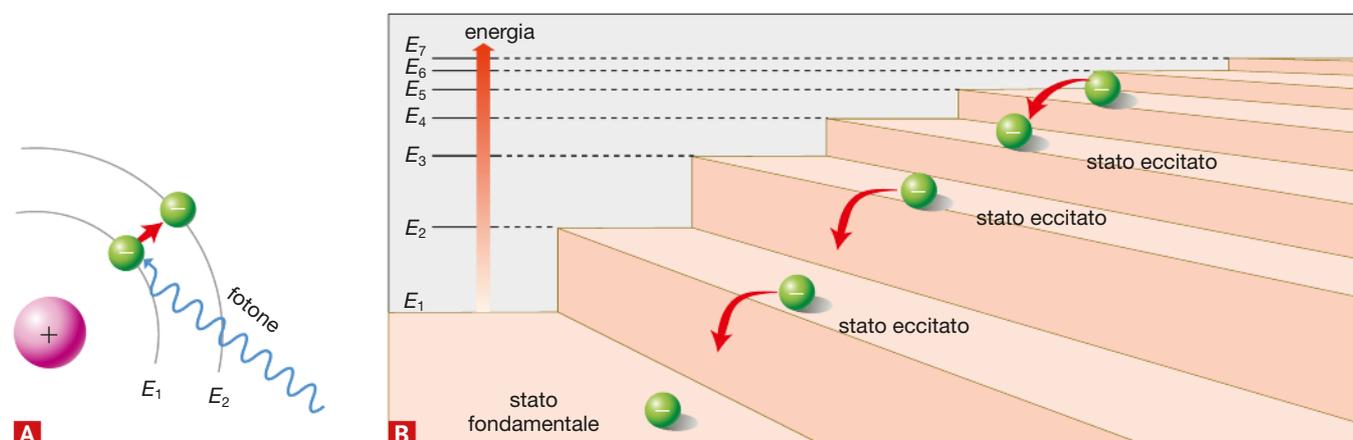
I livelli di energia delle orbite che l'elettrone dell'idrogeno può raggiungere dipendono dal numero quantico principale,  $n$ . Il numero  $n$  assume solo valori interi: 1, 2, 3... Il livello di energia più basso è quello con numero quantico  $n$  uguale a 1. Tale livello è chiamato **stato fondamentale** e ha un'energia uguale a  $E_1$ .

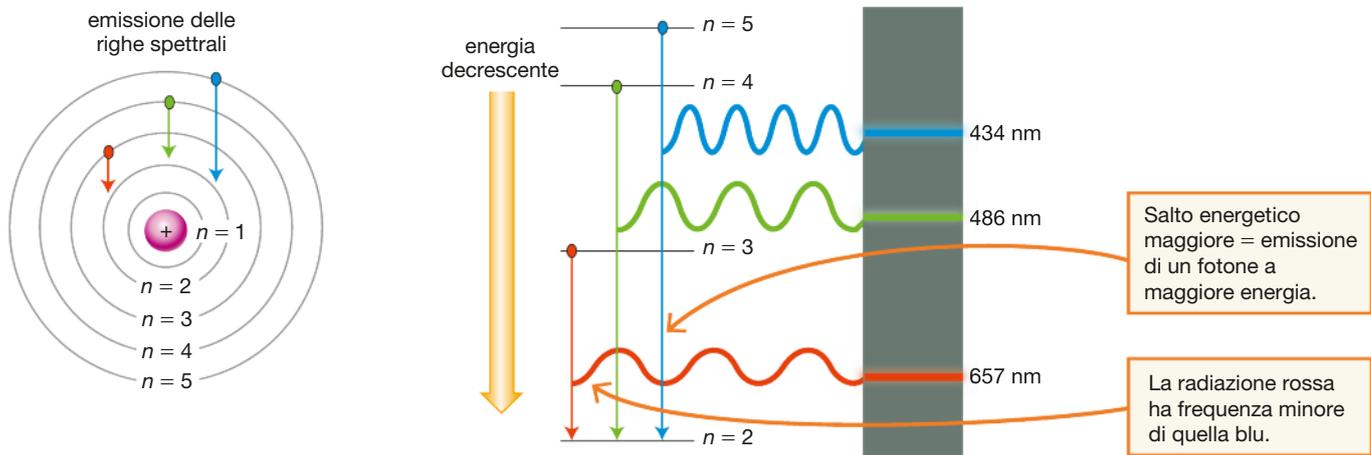
Non esiste alcuna orbita a energia più bassa di  $E_1$ , così come non esiste alcuna orbita intermedia fra  $E_1$  ed  $E_2$  e fra gli altri livelli permessi  $E_3, E_4, E_5, \dots$

I livelli di energia superiore  $E_2, E_3, \dots$  sono chiamati **stati eccitati**. L'elettrone può raggiungerli soltanto se riceve l'esatta quantità di energia necessaria per il salto (*salto quantico*) (Figura 9.10A).

Gli elettroni degli atomi eccitati, attratti dal nucleo, ritornano nello stato fondamentale direttamente (per esempio da  $E_5$  a  $E_1$ ) o scendendo gradino per gradino, cioè passando per i livelli inferiori di energia, con l'emissione di un fotone per ogni «salto» di orbita (Figura 9.10B).

**Figura 9.10**  
**A** L'elettrone, passando da un livello di energia più basso ( $E_1$ ) a uno più alto ( $E_2$ ), assorbe un fotone. **B** Gli elettroni che scendono da un livello più alto emettono energia.



**Figura 9.11**

Porzione visibile dello spettro semplificato (non contiene tutte le righe) dell'atomo di idrogeno.



Scarica **GUARDA!** e inquadra per guardare i video

**Video** Perché alcune sostanze colorano la fiamma?

Per esempio, il salto dell'elettrone eccitato dal livello  $n = 5$  al livello  $n = 2$  è responsabile della radiazione emessa a 434 nm (**Figura 9.11**).

Il modello di Bohr è in grado di spiegare le radiazioni emesse dall'atomo di idrogeno, un atomo molto semplice, con un solo elettrone, ma non riesce a giustificare lo spettro a righe degli altri elementi.

Negli anni immediatamente successivi appare evidente che non è sufficiente modificare le relazioni valide per i corpi macroscopici introducendo la quantizzazione dell'energia. È necessario formulare ipotesi nuove analizzando attentamente le proprietà degli atomi e di particelle piccolissime come gli elettroni e i protoni.

#### HAI CAPITO?

- Perché le leggi della fisica classica non riescono a spiegare gli spettri a righe?
- Consideriamo la nostra posizione su una rampa in salita o su una scala. In quale caso la nostra altezza dal suolo è quantizzata? In quale caso possiamo fare un'analogia con gli elettroni?

## 4 L'elettrone: particella o onda?

Nel modello di Bohr sono presenti sia elementi della *teoria dei quanti* (i valori delle energie delle orbite variano per salti), sia elementi della *fisica classica* (gli elettroni percorrono delle orbite). Questo modello è utile per capire molte delle proprietà degli atomi, ma per approfondire la conoscenza della loro struttura è necessario abbandonare completamente i concetti di orbita e di traiettoria. Passiamo, quindi, da un modello basato sul movimento di oggetti microscopici, come gli elettroni, a un **modello basato sulla probabilità di trovare una particella nello spazio**.

Il primo a rendersi conto che non solo i fotoni, ma anche gli elettroni hanno un comportamento anomalo, è Louis-Victor de Broglie (1892-1987), un fisico francese. Nel 1924 de Broglie ipotizza che il comportamento ambivalente della luce, *corpuscolare* e *ondulatorio*, sia una proprietà caratteristica della materia e associa a ogni particella in movimento un'onda, che chiama **onda di materia**. Ma qual è la lunghezza d'onda associata a un corpo in moto?

Sappiamo che a ciascun fotone corrisponde un'onda la cui lunghezza è espressa dalla relazione  $E = h \cdot c / \lambda$ . Dalla relazione di Einstein sappiamo pure che  $E = m \cdot c^2$ . La sintesi delle due relazioni è:

$$\lambda = \frac{h \cdot c}{E} = \frac{h \cdot c}{m \cdot c^2} = \frac{h}{m \cdot c}$$

quantità di moto del fotone

Le **onde di materia** (da non confondere con le onde elettromagnetiche) si muovono con **velocità diverse**, mentre le **onde elettromagnetiche** hanno, nel vuoto, un'**unica velocità**, quella della luce.

A ciascun fotone si può associare quindi una quantità di moto come a una normale particella di materia e il valore della quantità di moto dipende dalla lunghezza dell'onda elettromagnetica con cui si propaga.

La relazione  $\lambda = h/m \cdot c$  collega le proprietà «corpuscolari» dei fotoni alle proprietà ondulatorie. Il fatto di averla ricavata a partire dalla relazione di Einstein, che sancisce l'equivalenza tra massa ed energia, permette di spiegare l'apparente contraddizione relativa ai fotoni: essendo privi di massa, essi non potrebbero, infatti, presentare alcuna quantità di moto. Un fotone però, in quanto pacchetto di energia, deve essere considerato una manifestazione della massa e può quindi trasmettere la sua energia a un'altra particella come se tra loro si verificasse un urto.

Se, ora, facciamo l'ipotesi che anche a ciascun elettrone corrisponda un'onda ben definita, la sua lunghezza d'onda sarà:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

lunghezza d'onda (proprietà tipica di un'onda)

costante di Planck:  $6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

$m \cdot v$  è la quantità di moto (proprietà tipica delle particelle):  $m$  è la massa e  $v$  la velocità

In generale:

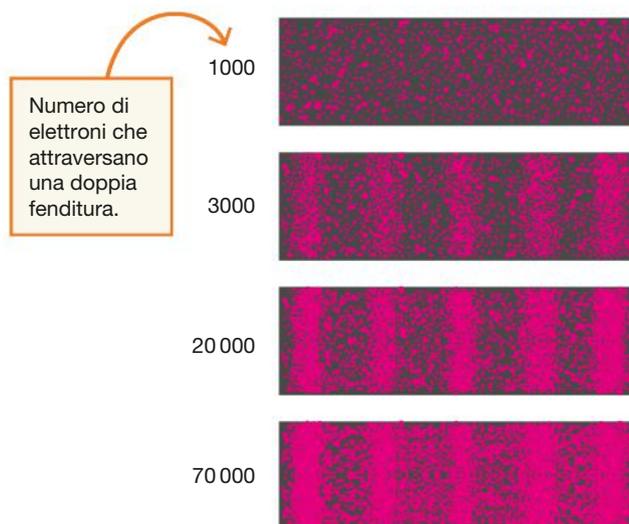
a ciascun corpo in movimento (con massa  $m$  e velocità  $v$ ) è associata una lunghezza d'onda ricavabile con la relazione  $\lambda = h/m \cdot v$ .

Pochi anni dopo Clinton J. Davisson (1881-1958) e Lester H. Germer (1896-1971), due fisici statunitensi, confermano sperimentalmente l'ipotesi di de Broglie. Un fascio di elettroni, dotati di una certa velocità e inviati contro un bersaglio metallico, forma una figura di diffrazione che corrisponde esattamente a quella prevista associando agli elettroni la lunghezza d'onda ricavata dalla relazione di de Broglie.

Questo risultato, incomprensibile per la fisica classica, costringe a pensare agli elettroni, che sappiamo essere particelle dotate di una certa massa, anche come onde.

## 5 L'elettrone e la meccanica quantistica

Immaginiamo di ottenere le frange di diffrazione mostrate in **Figura 9.12** come risultato di lanci successivi sul bersaglio di un elettrone alla volta, anziché di tutti gli elettroni insieme.



**Figura 9.12**

Gli elettroni attraversano una doppia fenditura uno alla volta: ogni macchia colorata corrisponde all'impatto di un solo elettrone sul bersaglio. Le frange di diffrazione si evidenziano man mano che il numero di elettroni aumenta.

Con un solo elettrone non possiamo spiegare il formarsi delle frange; con tanti elettroni, invece, possiamo supporre che le zone chiare si formino dove arrivano molti elettroni e che quelle scure siano la conseguenza dell'arrivo di pochi elettroni.

L'insieme degli elettroni può essere pensato allora come una moltitudine di individui, ciascuno dei quali ha un comportamento imprevedibile. Ogni volta che si deve descrivere il comportamento di un gran numero di soggetti, è più utile far ricorso al metodo statistico; con tale metodo non seguiamo la sorte di ciascun soggetto, ma ci limitiamo alla conoscenza dei valori medi della grandezza esaminata. Se la percentuale di studenti diplomati che, in un certo anno, si sono iscritti all'università è, per esempio, del 70%, incontrando un diplomato qualsiasi abbiamo la probabilità del 70% che esso sia effettivamente iscritto all'università. In conclusione, non possiamo prevedere l'esatto comportamento di ciascun individuo, ma possiamo soltanto conoscere la probabilità che si comporti in un certo modo.

Se interpretiamo la diffrazione degli elettroni o dei fotoni come un fenomeno dovuto a un grandissimo numero di componenti (di cui non possiamo avere, neppure volendolo, alcuna informazione individuale), le uniche leggi in grado di descrivere tale fenomeno sono leggi di carattere statistico. La parte della chimica-fisica che descrive il comportamento di elettroni, fotoni e altre particelle microscopiche basandosi su leggi statistiche è detta **meccanica quantistica**. La meccanica quantistica non è in grado di descrivere le vicende nel tempo di un singolo oggetto; consente soltanto di determinare la probabilità che, in un certo istante, si verifichi un particolare evento riguardante quell'oggetto. Quando un fascio di elettroni o di fotoni viene diffratto, per ciascun componente del fascio non è quindi prevedibile né il cammino che seguirà, né la posizione che andrà a occupare dopo un certo intervallo di tempo.

### ► Il principio di indeterminazione di Heisenberg

Se facciamo un gran numero di misure, ciò che possiamo conoscere attraverso la meccanica quantistica è la probabilità che una particella si trovi in un determinato punto oppure che abbia una certa velocità. Non potremo mai conoscere **contemporaneamente** la posizione e la velocità di una particella come l'elettrone. È questo il significato del principio, enunciato nel 1927 dal fisico tedesco Werner Heisenberg (1901-1976), noto con il nome di *principio di indeterminazione*:

la precisione con cui si può misurare la posizione di una particella in un dato istante è inversamente proporzionale alla precisione con cui si può misurare contemporaneamente la sua quantità di moto.

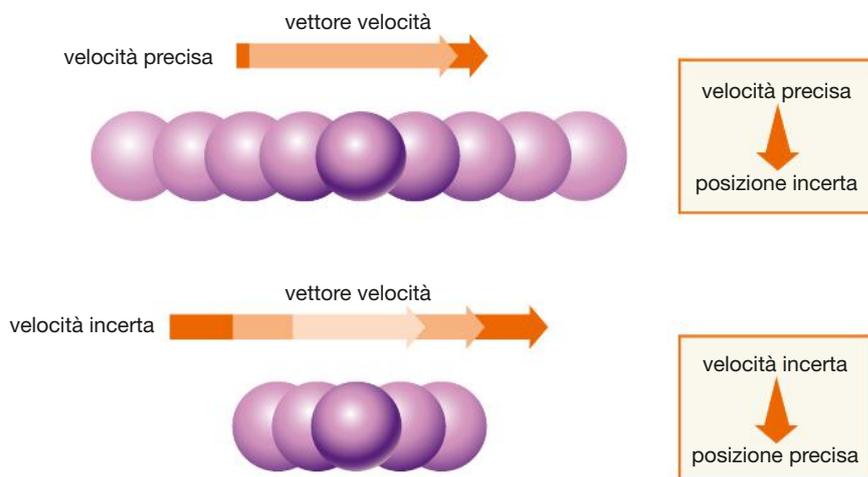
La formulazione matematica di tale principio corrisponde a:

$$\Delta x \cdot m \cdot \Delta v \geq \frac{h}{4\pi} \quad \text{ovvero} \quad \Delta x \cdot \Delta v \geq \frac{h}{4\pi \cdot m}$$

Il valore molto piccolo di  $h$  spiega perché l'indeterminazione diventa trascurabile all'aumentare della massa del sistema osservato.

La meccanica quantistica *non consente quindi di conoscere simultaneamente tutte le proprietà di un sistema che ci interessano*.

Nel caso dell'elettrone, per esempio, potremmo pensare di individuare la sua posizione captando la «luce» da esso diffusa. Sappiamo però che la «luce» adatta a rivelare un oggetto non può avere una lunghezza d'onda maggiore dell'oggetto stesso perché, in tal caso, essa non verrebbe diffusa e non arriverebbe al nostro occhio. La «luce» adatta al nostro caso deve allora avere una lunghezza d'onda molto piccola e, di conseguenza, una frequenza molto grande. Il fotone capace di farci «vedere» l'elettrone ha quindi grande energia e, quando colpisce l'elettrone, causa un aumento

**Figura 9.13**

Secondo il principio di indeterminazione, se è nota con precisione la posizione di una particella microscopica, la sua velocità resta indeterminata; se è nota con precisione la velocità, resta indeterminata la posizione.

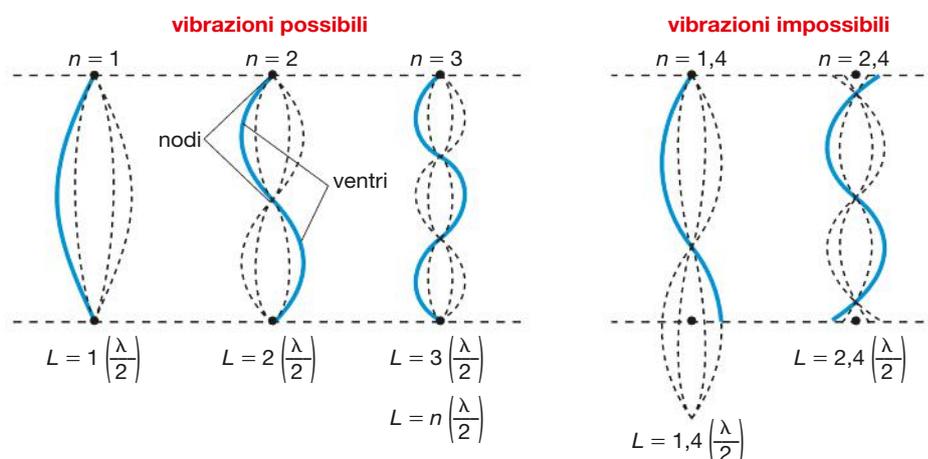
significativo della sua velocità. Abbiamo così perso ogni possibilità di conoscere la velocità e la quantità di moto dell'elettrone (**Figura 9.13**).

Pertanto, non ha senso parlare di orbita di un elettrone, cioè di un percorso ben definito che l'elettrone segue durante i suoi spostamenti. L'esistenza di un'orbita, infatti, comporta la possibilità di determinare con sicurezza la posizione occupata dall'elettrone dopo un certo intervallo di tempo, se si conosce la velocità con cui esso si sposta. Dobbiamo quindi rinunciare alla conoscenza dettagliata del comportamento dell'elettrone e accontentarci di una descrizione degli eventi che lo riguardano in termini di probabilità. Ma in che modo possiamo calcolarla?

## 6 L'equazione d'onda

Sappiamo che a ogni particella in movimento corrisponde un'onda. Quando un elettrone si muove nel campo di un nucleo atomico, il suo moto non è libero perché l'attrazione del nucleo lo vincola entro il ristretto volume dell'atomo. L'onda a esso associata deve essere, allora, un'onda stazionaria. Un'onda è detta stazionaria quando la posizione dei suoi nodi e dei suoi ventri rimane inalterata durante tutta la vibrazione.

Un esempio di onda stazionaria è quella che si produce pizzicando una corda di chitarra: perché si formi è necessario che la lunghezza della corda ( $L$ ) sia un multiplo della semilunghezza dell'onda ( $\lambda/2$ ) che si propaga. In caso contrario, l'onda non avrebbe ampiezza nulla agli estremi e non potrebbe esistere proprio perché la corda dello strumento, ai due estremi, è invece fissa. La lunghezza d'onda non può quindi assumere qualsiasi valore, ma deve variare in modo discontinuo (**Figura 9.14**).

**Figura 9.14**

Le vibrazioni possibili di una corda di chitarra sono «quantizzate» perché la loro semilunghezza d'onda ( $\lambda/2$ ) deve essere contenuta un numero intero di volte nella lunghezza  $L$  della corda. Le vibrazioni che non rispettano questa condizione sono impossibili.



**Figura 9.15**  
Erwin Schrödinger  
(Vienna, 1887-1961),  
premio Nobel per la  
Fisica nel 1933.

Il caso di un elettrone in moto entro un atomo è certamente più complesso: l'onda che esso genera non oscilla in una sola dimensione, come quella della corda, ma in tutte e tre le dimensioni. Anche in questo caso, tuttavia, deve instaurarsi un insieme di onde stazionarie le cui lunghezze d'onda possono assumere soltanto alcuni valori. La lunghezza dell'onda associata all'elettrone è pertanto quantizzata e ciò determina la quantizzazione dell'energia dell'elettrone.

Così come un'onda elettromagnetica anche le onde che si propagano con l'elettrone in moto nell'atomo possono essere descritte da una funzione matematica. Nel 1926 Erwin Schrödinger (**Figura 9.15**), fisico e matematico austriaco, formula un'equazione nota come **equazione d'onda**.

L'equazione d'onda presenta come soluzioni, anziché dei numeri, delle funzioni chiamate **funzioni d'onda**. Una funzione d'onda, indicata in genere con la lettera  $\psi$  (**psi**), è una funzione delle tre coordinate spaziali  $x$ ,  $y$  e  $z$  e del tempo  $t$ ; il suo simbolo è quindi  $\psi(x, y, z, t)$ . Il suo valore, variabile da punto a punto, consente di determinare la probabilità di presenza della particella in ogni punto dello spazio in un certo intervallo di tempo.

Così come la funzione matematica che descrive un'onda elettromagnetica consente di determinare la probabilità di presenza dei suoi fotoni nei vari punti dello spazio in cui si propaga, la funzione matematica che descrive le onde associate all'elettrone consente di determinare la probabilità di presenza dell'elettrone in ogni punto dello spazio da esso attraversato. Più precisamente:

il quadrato della funzione d'onda  $\psi^2$  fornisce la probabilità che un elettrone si trovi, durante l'intervallo di tempo  $\Delta t$ , in un volume  $\Delta V$  il cui centro ha coordinate  $x, y, z$ .

Dove  $\psi^2$  è grande, è grande la probabilità di trovare l'elettrone; viceversa, dove  $\psi^2$  è piccolo, l'elettrone si trova raramente. Vicino al nucleo il valore di  $\psi^2$  è molto elevato, e la probabilità che l'elettrone sia presente in questa regione di spazio è alta; allontanandosi dal nucleo, la probabilità invece diminuisce.

L'atomo non può, pertanto, assomigliare a un sistema planetario perché gli elettroni non occupano posizioni fisse e determinate; essi possono trovarsi in un'ampia zona intorno al nucleo ma con una probabilità che varia in ragione della loro distanza dal nucleo.

## 7 Numeri quantici e orbitali

La funzione d'onda  $\psi$  definisce i diversi stati in cui può trovarsi l'elettrone nell'atomo. Nella sua espressione matematica, essa contiene tre numeri interi, chiamati *numeri quantici*, che possono assumere valori diversi, ma non qualsiasi, e che sono indicati con le lettere  $n$ ,  $l$  e  $m$ .

Un **numero quantico** è un numero che specifica il valore di una proprietà dell'elettrone e contribuisce a definire lo stato quantico dell'elettrone stesso.

A ciascuna terna di valori di  $n$ ,  $l$  e  $m$  corrisponde un particolare stato quantico dell'elettrone. Alla funzione d'onda elettronica che contiene una particolare terna di numeri quantici si dà invece il nome di *orbitale*.

L'orbitale è quindi un'espressione matematica che consente di determinare l'energia dell'elettrone e di calcolare la probabilità di trovare l'elettrone in un qualunque punto dell'atomo.

L'**orbitale** è una funzione d'onda elettronica caratterizzata da una particolare terna di valori dei numeri quantici  $n$ ,  $l$  e  $m$ ; a ciascuna terna corrisponde un particolare stato quantico dell'elettrone.

Esiste poi un quarto numero quantico che descrive una proprietà tipica dell'elettrone: il numero quantico di spin  $m_s$ . Per individuare un elettrone che si muove nel campo del nucleo, servono in tutto, quindi, quattro numeri quantici. Vediamoli ora un po' più in dettaglio.

### ► Il numero quantico principale

Il numero quantico principale  $n$  definisce l'energia dell'elettrone e può assumere soltanto valori interi positivi, cioè 1, 2, 3, ... A ogni valore di  $n$  corrisponde un particolare valore dell'energia dell'elettrone; all'aumentare del valore di  $n$  aumenta la distanza dell'elettrone dal nucleo e si ha un conseguente aumento dell'energia. Lo stato a più bassa energia si ha quando  $n = 1$ .

Tutti gli orbitali che sono caratterizzati dallo stesso valore di  $n$  appartengono allo stesso livello energetico. Il numero di orbitali di un certo livello energetico corrisponde a  $n^2$ ; nel secondo livello energetico, per esempio,  $n$  è uguale a 2 e il numero di orbitali possibili è  $2^2$ , cioè 4.

### ► Il numero quantico secondario

Il numero quantico secondario  $l$  può assumere tutti i valori interi compresi tra zero e  $n - 1$  (0, 1, 2, 3, ...  $n - 1$ ). Quando  $n = 2$ , per esempio,  $l$  può valere esclusivamente 0 oppure 1; se invece  $n$  è 3,  $l$  può valere 0, 1 o 2. Il numero quantico  $l$  determina le caratteristiche geometriche della funzione di distribuzione della probabilità. Approfondiremo più avanti questo aspetto.

Mentre nell'atomo di idrogeno lo stato energetico dell'elettrone dipende esclusivamente dal numero quantico principale, negli atomi polielettronici, a causa delle forze repulsive che agiscono tra gli elettroni, l'energia dipende anche dal numero quantico secondario.

Il valore di  $l$  definisce pertanto il sottolivello energetico a cui appartiene quel certo orbitale. Comunemente, i sottolivelli sono indicati con lettere, piuttosto che con numeri, secondo la seguente corrispondenza:

<b>valori di <math>l</math></b>	<b>0</b>	<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>
<b>sottolivello energetico</b>	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>
<b>numero di orbitali</b>	1	3	5	7

Se  $l$  ha valore 1, per esempio, il sottolivello energetico è contraddistinto dalla lettera *p*. Questo simbolismo viene completato antepoendo alla lettera del sottolivello il numero quantico principale in modo da specificare a quale livello energetico appartiene il sottolivello in questione. Il simbolo  $2p$ , che è l'equivalente della coppia di numeri quantici  $n = 2$ ,  $l = 1$ , indica pertanto che il sottolivello *p* appartiene al secondo livello energetico.

### ► Il numero quantico magnetico

Il terzo numero quantico è il numero quantico magnetico  $m$ ; il suo nome deriva dal fatto che esso determina le proprietà dell'atomo quando è sottoposto a un campo magnetico esterno.

**Tabella 9.1**

Gli orbitali dei primi quattro livelli di energia. Ogni orbitale è descritto da una particolare terna di valori dei tre numeri quantici  $n$ ,  $l$ ,  $m$ .

$n$	Numeri quantici		Tipo di orbitale	Numero massimo di elettroni per tipo di orbitale
	$l$ da 0 a $(n - 1)$	$m$ ( $-l, 0, +l$ )		
4	3	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3	4f	14
	2	-2 -1 0 +1 +2	4d	10
	1	-1 0 +1	4p	6
	0	0	4s	2
3	2	-2 -1 0 +1 +2	3d	10
	1	-1 0 +1	3p	6
	0	0	3s	2
2	1	-1 0 +1	2p	6
	0	0	2s	2
1	0	0	1s	2

Il numero quantico  $m$  può assumere tutti i valori compresi tra  $-l$  e  $+l$ , incluso lo 0, e definisce il numero di orbitali di ciascun sottolivello energetico (Tabella 9.1). Nel secondo livello energetico, che ha  $n = 2$ , se consideriamo il sottolivello avente  $l = 1$ ,  $m$  può assumere tre valori diversi, cioè  $-1$ ,  $0$  e  $+1$ . Sono possibili pertanto tre diverse terne di numeri quantici, che definiscono tre distinti orbitali, cioè:

$$n = 2, l = 1, m = -1 \quad n = 2, l = 1, m = 0 \quad n = 2, l = 1, m = +1$$

Anche in questo caso si preferisce indicare i tre orbitali con lettere; poiché essi sono nel secondo livello energetico e sono di tipo  $p$  (avendo  $l = 1$ ), per distinguerli si rappresentano con  $2p_x$ ,  $2p_y$  e  $2p_z$ . In assenza di campi magnetici esterni, questi orbitali (e tutti quelli che si diversificano soltanto per il valore di  $m$ ) possiedono la medesima energia. Se invece l'atomo è assoggettato a un campo magnetico esterno, a diversi valori di  $m$  corrispondono valori di energia leggermente diversi.

La Tabella 9.2 elenca gli orbitali e il numero massimo di elettroni descritti dal tipo di orbitale.

**Tabella 9.2**

Orbitali e numero massimo di elettroni che possono ospitare.

Tipo di orbitale	Numero massimo di orbitali in un livello	Numero massimo di elettroni descritti dal tipo di orbitale
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

### ► Il numero quantico di spin

Il quarto numero quantico, che non deriva dall'equazione di Schrödinger, è il numero quantico magnetico di spin,  $m_s$ , spesso semplicemente chiamato *spin dell'elettrone*. Esso può assumere esclusivamente due valori, pari a  $+\frac{1}{2}$  o  $-\frac{1}{2}$ , poiché, a

parità degli altri numeri quantici, per ciascun elettrone sono possibili due diversi stati energetici.

Infatti, un'accurata analisi dello spettro dell'atomo di idrogeno mostra che ciascuna riga è in realtà costituita da due righe molto vicine. Un'ulteriore prova che l'elettrone può trovarsi in due diversi stati energetici viene dagli esperimenti condotti dai fisici tedeschi Otto Stern (1888-1969) e Walther Gerlach (1889-1979) nel 1922. Gli elettroni sono effettivamente associati a un piccolo campo magnetico e quando sono immersi in un campo magnetico esterno creato da poli magnetici di forma irregolare, possono disporsi in due soli modi, cioè parallelamente o antiparallelamente al campo stesso, con la conseguente differenziazione della loro energia.

Il termine *spin*, che in inglese significa «trottola», è stato introdotto con il modello dell'elettrone rotante. Secondo tale modello, l'elettrone corrisponde a una sfera rotante su se stessa e i due diversi stati energetici dipendono dal verso orario o antiorario della sua rotazione (Figura 9.16). Con l'introduzione della meccanica quantistica lo spin viene interpretato come momento angolare e deve quindi essere considerato una proprietà intrinseca degli elettroni, al pari della massa o della carica elettrica.

Lo **spin** è una proprietà intrinseca dell'elettrone che si manifesta quando l'elettrone, sottoposto all'azione di un campo magnetico esterno disomogeneo, assume due diversi stati energetici.

La scoperta di questa ulteriore proprietà dell'elettrone porta il fisico austriaco Wolfgang Pauli (1900-1958) a enunciare nel 1925 una legge fondamentale nota con il nome di **principio di esclusione di Pauli**.

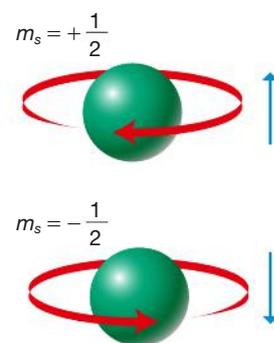
Un orbitale può descrivere lo stato quantico di due soli elettroni; essi devono avere spin opposto, cioè antiparallelo.

Due elettroni che hanno la stessa serie di numeri quantici  $n$ ,  $l$ ,  $m$  devono avere allora un diverso numero quantico di spin,  $m_s$ . Per esempio, alla coppia di elettroni descritti dall'orbitale  $4s$  corrispondono le seguenti serie di numeri quantici:  $(4, 0, 0, +\frac{1}{2})$  e  $(4, 0, 0, -\frac{1}{2})$ ; come si può notare, esse si diversificano soltanto per il numero quantico di spin.

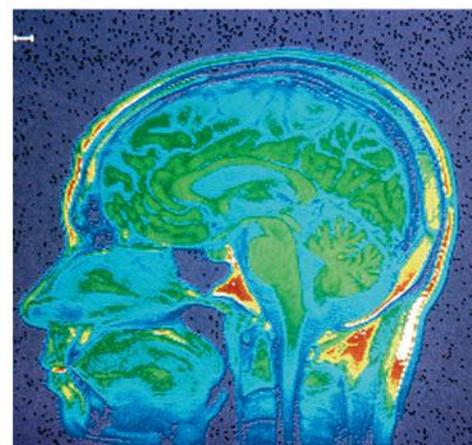
Anche i nuclei atomici, come gli elettroni, sono dotati di spin: questa proprietà permette la produzione di immagini per risonanza magnetica (MRI) a scopo diagnostico (Figura 9.17).

### HAI CAPITO?

- Per  $n = 3$  quali valori può assumere  $l$ ?
- Quale coppia di numeri quantici rappresenta il simbolo  $2p$ ?
- Quali valori può assumere  $m$  per  $l = 2$ ?
- Quanti elettroni può ospitare il livello energetico con  $n = 2$ ?
- Determina il numero di orbitali possibili nel terzo livello energetico.
- Indica l'equivalente della coppia di numeri quantici per il simbolo  $3d$ .
- Determina il numero massimo di elettroni che possono essere ospitati su ciascun livello energetico.  
Esiste una relazione matematica tra la popolazione massima di elettroni e il valore  $n$  del livello?



**Figura 9.16**  
Il numero quantico di spin,  $m_s$ .



**Figura 9.17**  
Produzione di immagini per risonanza magnetica (MRI). La diversa risposta degli atomi di idrogeno a un campo magnetico molto intenso permette di ricavare un'accurata immagine degli organi interni.

## SEGUI L'ESEMPIO

Indica gli elettroni rappresentati dalle seguenti serie di numeri quantici.

**a**  $(3, 0, 0, +\frac{1}{2})$

**b**  $(2, 1, 0, -\frac{1}{2})$

## Soluzione

Gli elettroni sono per convenzione rappresentati da una serie di quattro numeri, racchiusi da parentesi tonde, che corrispondono ai quattro numeri quantici che li caratterizzano, secondo la seguente notazione generale:  $(n, l, m, m_s)$ .

- a**  $n = 3$  indica un orbitale che appartiene al terzo livello energetico;  
 $l = 0$  indica un orbitale di tipo  $s$ ;  
 $m = 0$  è l'unico orientamento possibile per un orbitale di tipo  $s$ , che immerso in un campo magnetico esterno non altera la propria energia;  
 $m_s = +\frac{1}{2}$  corrisponde per convenzione alla freccia orientata verso l'alto  $\uparrow$ .  
 Quindi si tratta di un elettrone appartenente all'orbitale  $3s$ .
- b**  $n = 2$  indica un orbitale che appartiene al secondo livello energetico;  
 $l = 1$  indica un orbitale di tipo  $p$ ;  
 $m = 0$  indica uno dei tre orbitali di tipo  $p$ ;  
 $m_s = -\frac{1}{2}$  corrisponde per convenzione alla freccia orientata verso il basso  $\downarrow$ .  
 Quindi si tratta di un elettrone appartenente all'orbitale  $2p_y$ .

## HAI CAPITO?

- Scrivi la serie di numeri quantici corrispondenti ai seguenti elettroni:
- a** elettrone con spin  $\downarrow$ , contenuto nell'orbitale  $5s$ ;
- b** elettrone con spin  $\uparrow$ , contenuto nell'orbitale  $4p_x$ .

## 8 Dall'orbitale alla forma dell'atomo

Sappiamo che un orbitale è un'espressione matematica da cui si ricava la probabilità di presenza dell'elettrone in un certo punto dello spazio circostante il nucleo. Un altro modo efficace per visualizzare l'andamento della probabilità consiste nel punteggiare lo spazio intorno al nucleo in modo proporzionale alla probabilità di presenza dell'elettrone in quello spazio: a una punteggiatura più fitta corrisponde una probabilità più alta di presenza dell'elettrone (Figura 9.18).

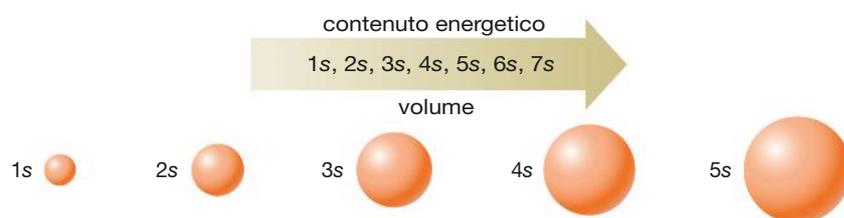
La forma degli orbitali e il volume degli spazi da essi racchiusi variano notevolmente da un orbitale all'altro. La forma è determinata dal valore del numero quantico secondario  $l$ , mentre il volume dipende anche dal numero quantico principale  $n$ .

La superficie di contorno (o superficie limite) di un orbitale riunisce tutti i punti caratterizzati dalla stessa probabilità di presenza dell'elettrone; nel caso degli orbitali  $s$  è sferica e al centro della sfera c'è il nucleo. Il volume della sfera aumenta al crescere del numero quantico principale  $n$ ; all'orbitale  $1s$  corrisponde una sfera con diametro più piccolo del  $2s$  e con energia inferiore al  $2s$  (Figura 9.19). Queste dimensioni relative vanno considerate solo all'interno di un dato atomo; non hanno quindi valore assoluto. L'aumento del numero atomico, infatti, comporta quasi sempre la contrazione del volume racchiuso dalla superficie di contorno; all'orbitale  $1s$  dell'atomo di uranio, per esempio, corrisponde una sfera di raggio 92 volte più piccolo di quello della sfera derivata dall'orbitale  $1s$  dell'idrogeno.



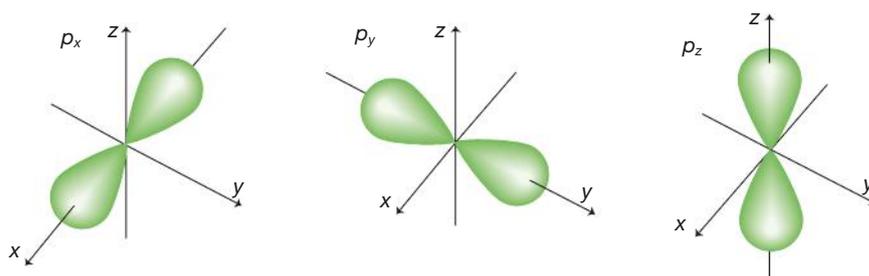
**Figura 9.18**

Superficie di contorno corrispondente all'orbitale  $s$  (a sinistra); rappresentazione dell'andamento della probabilità attraverso la densità di punteggiatura (a destra).



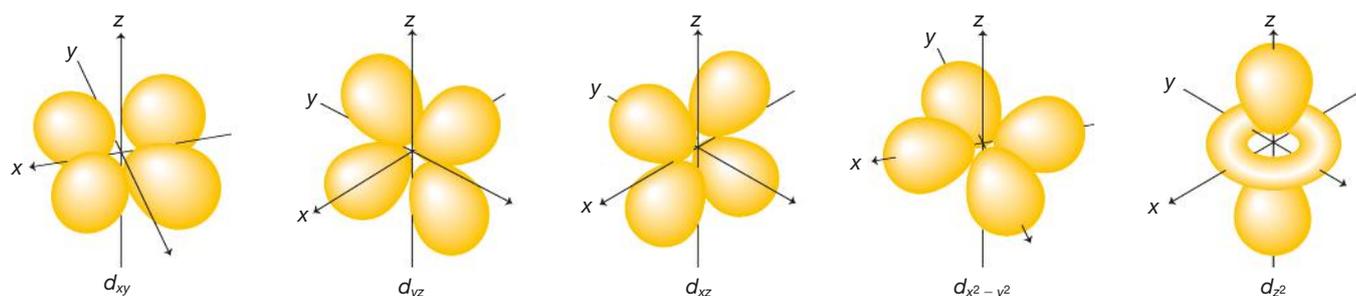
**Figura 9.19**  
Dimensioni relative degli orbitali  $s$  di uno stesso atomo al variare del numero quantico principale.

Ai tre orbitali  $p$ , di uguale energia, che avevamo distinto chiamandoli  $p_x$ ,  $p_y$  e  $p_z$ , corrisponde una forma con un doppio lobo; il nucleo si trova nel punto di congiunzione dei due lobi. Come si nota dalla **Figura 9.20**, le tre superfici di contorno sono del tutto equivalenti: si distinguono soltanto perché si espandono, rispettivamente, lungo gli assi  $x$ ,  $y$  e  $z$  di un sistema di tre assi cartesiani ortogonali la cui origine è nel punto di congiunzione dei lobi.



**Figura 9.20**  
Forme corrispondenti agli orbitali  $p$ .

Agli orbitali  $d$ , che sono in tutto cinque, corrispondono forme a quattro lobi (**Figura 9.21**). Ancora più complessa è la forma dei sette orbitali  $f$ .



**Figura 9.21**  
Forme corrispondenti agli orbitali  $d$ .

La distribuzione complessiva degli elettroni di qualunque atomo isolato è sempre perfettamente sferica. Dentro a tale sfera si possono individuare zone con maggiore o minore densità elettronica, ma esse, rispetto al nucleo, hanno sempre simmetria sferica.

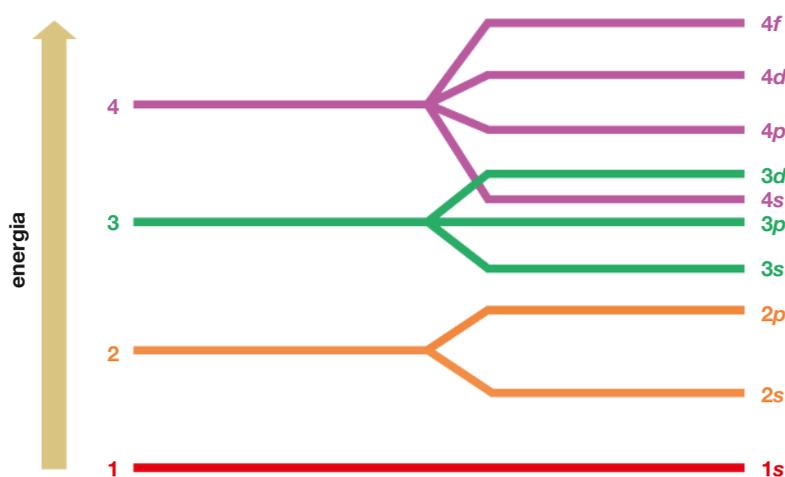
## 9 La configurazione elettronica

L'equazione d'onda è in grado di fornire soluzioni esatte soltanto per l'atomo di idrogeno. Per atomi a più elettroni essa è tanto complessa che deve essere risolta in modo approssimato. All'aumentare del numero atomico, infatti, l'elettrone non risente soltanto di una maggiore forza attrattiva da parte del nucleo, ma risente anche delle forze repulsive degli altri elettroni. Tali repulsioni fanno sì che, diversamente da quanto accade nell'idrogeno, si creino differenze energetiche fra un sottolivello e l'altro di uno stesso livello, per cui l'energia di un orbitale  $s$  risulta inferiore a quella di un orbitale  $p$ , che è a sua volta inferiore a quella di un orbitale  $d$ , e così via.

Può accadere, inoltre, che l'energia di un orbitale di un livello superiore, per esempio  $4s$ , sia minore di quella di un orbitale appartenente al livello inferiore, per esempio  $3d$ . All'aumentare del numero quantico principale, diminuiscono le diffe-

**Figura 9.22**

Livelli e sottolivelli energetici di atomi polielettronici disposti per contributo energetico crescente.



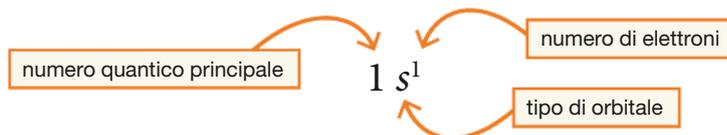
renze di energia tra un livello e l'altro, tanto che alcuni sottolivelli possono «invadere» i livelli energetici adiacenti (Figura 9.22).

La struttura di base dell'atomo di idrogeno resta comunque valida anche per gli atomi polielettronici. Se l'atomo ha più di due elettroni, essi sono descritti da più orbitali perché a ciascun orbitale, secondo il principio di esclusione di Pauli, corrispondono al massimo due elettroni con spin antiparallelo. Se l'atomo è nello stato fondamentale, ha elettroni più vicini al nucleo e l'energia dei rispettivi orbitali deve essere la più piccola possibile.

Per rappresentare la struttura elettronica di un atomo si riporta l'elenco degli orbitali necessari a descrivere tutti i suoi elettroni, in ordine crescente di energia; tale rappresentazione si chiama *configurazione elettronica*.

La **configurazione elettronica** di un atomo o di uno ione è l'insieme degli orbitali necessari a descrivere tutti i suoi elettroni.

La configurazione elettronica dell'atomo di idrogeno nel suo stato fondamentale è:



La configurazione elettronica dei primi 18 elementi è riportata nella **Tabella 9.3**. I loro elettroni sono descritti da orbitali appartenenti, nell'ordine, al 1° livello energetico, al 2° livello energetico e ai primi due sottolivelli del 3°.

Cominciamo a descrivere la configurazione elettronica dei primi cinque elementi.

- L'**idrogeno** (H) ha numero atomico  $Z = 1$  e la sua configurazione è  $1s^1$ .
- L'**elio** (He) ha numero atomico uguale a 2 e i suoi due elettroni sono descritti dallo stesso orbitale; la sua configurazione risulta pertanto  $1s^2$ . I due elettroni dell'elio completano il primo livello di energia.
- Il **litio** (Li) ha tre elettroni: i primi due sono descritti dall'orbitale  $1s$ ; il terzo, che appartiene al secondo livello energetico, è descritto dall'orbitale a maggiore energia, cioè il  $2s$ . La sua configurazione è, allora,  $1s^2 2s^1$ .
- I quattro elettroni del **berillio** (Be) sono rappresentati rispettivamente dalla configurazione  $1s^2 2s^2$ .
- Nel caso del **boro** (B), il quinto elettrone appartiene a un altro sottolivello, il  $2p$ . Per il boro, quindi, si ha  $1s^2 2s^2 2p^1$ .

Tavola  
periodica  
interattiva



**Tabella 9.3**

La configurazione elettronica degli atomi neutri dei primi 18 elementi. Le configurazioni sono state costruite aggiungendo un elettrone per volta. La somma degli esponenti, cioè degli elettroni, è uguale al numero atomico (Z) dell'elemento.

Atomo	Z	Configurazione elettronica dello stato fondamentale						
H	1	1s <sup>1</sup>						1° livello
He	2	1s <sup>2</sup>						
Li	3	1s <sup>2</sup>	2s <sup>1</sup>					2° livello
Be	4	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>					
B	5	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	2p <sup>1</sup>				
C	6	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	2p <sup>2</sup>				
N	7	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	2p <sup>3</sup>				
O	8	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	2p <sup>4</sup>				
F	9	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	2p <sup>5</sup>				
Ne	10	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	2p <sup>6</sup>				
Na	11	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	2p <sup>6</sup>	3s <sup>1</sup>			3° livello
Mg	12	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	2p <sup>6</sup>	3s <sup>2</sup>			
Al	13	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	2p <sup>6</sup>	3s <sup>2</sup>	3p <sup>1</sup>		
Si	14	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	2p <sup>6</sup>	3s <sup>2</sup>	3p <sup>2</sup>		
P	15	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	2p <sup>6</sup>	3s <sup>2</sup>	3p <sup>3</sup>		
S	16	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	2p <sup>6</sup>	3s <sup>2</sup>	3p <sup>4</sup>		
Cl	17	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	2p <sup>6</sup>	3s <sup>2</sup>	3p <sup>5</sup>		
Ar	18	1s <sup>2</sup>	2s <sup>2</sup>	2p <sup>6</sup>	3s <sup>2</sup>	3p <sup>6</sup>		

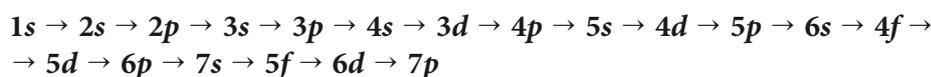
Come si può facilmente notare, la somma degli esponenti corrisponde al numero atomico dell'elemento a cui si riferisce la configurazione, perché si tratta di atomi neutri.

La **Tabella 9.3** evidenzia che, dopo l'elio, gli atomi i cui elettroni completano un livello energetico sono quelli del neon e dell'argon; tutti e tre appartengono allo stesso gruppo della tavola periodica, quello dei gas nobili. Non è questa l'unica regolarità: nel capitolo successivo vedremo che è proprio la configurazione elettronica degli elementi a dare ragione delle loro proprietà e della particolare struttura della tavola periodica.

### ► Il principio di Aufbau

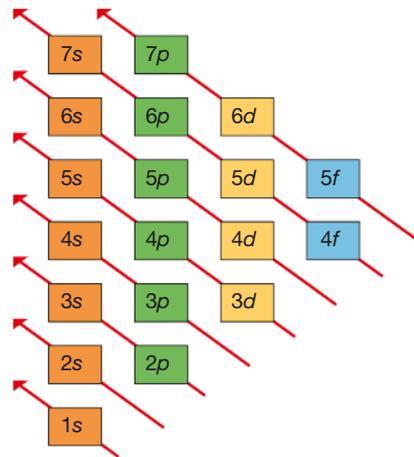
Per scrivere la configurazione elettronica di un atomo qualsiasi nel suo stato fondamentale si segue un particolare procedimento, chiamato **principio di Aufbau** (dal tedesco *Aufbau* = costruzione). Secondo tale procedimento, si immagina di «costruire» un atomo aggiungendo uno a uno i suoi Z elettroni negli orbitali di minor energia disponibili. Esso si articola in quattro punti.

- 1. Determinare il numero di elettroni** dell'atomo; per l'atomo neutro il numero di elettroni corrisponde a Z.
- 2. Distribuire gli elettroni negli orbitali in ordine di energia crescente** seguendo la sequenza delle **Figure 9.23** e **9.24** (alle pagine seguenti) riportando all'esponente di ciascun orbitale, o di ciascun gruppo di orbitali, il numero di elettroni che esso descrive; ricorda che, prima di aggiungere orbitali a più alta energia, è necessario saturare tutti quelli a energia inferiore!



**Figura 9.23**

La successione degli orbitali in ordine di energia crescente si ricava seguendo l'andamento delle frecce.



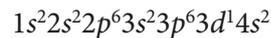
3. Se necessario, **riorganizzare la configurazione elettronica** in base al valore di  $n$  crescente.
4. Controllare che la **somma di tutti gli esponenti corrisponda al numero di elettroni**.



La struttura elettronica del **potassio** (K), che ha 19 elettroni, e del **calcio** (Ca), che ne ha 20, presenta l'anomalia preannunciata all'inizio del paragrafo: il sottolivello 4s ha infatti energia inferiore rispetto al 3d, per cui le configurazioni elettroniche di minima energia sono:

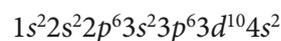


La configurazione dello **scandio** (Sc), che ha numero atomico 21, invece diventa:



L'elettrone aggiunto rispetto al calcio è descritto da un orbitale 3d. Come è possibile notare dalla configurazione, gli orbitali 3d precedono ora l'orbitale 4s e ciò indica che la loro energia è inferiore a quella dell'orbitale 4s. La presenza anche di un solo elettrone di tipo 3d indebolisce l'attrazione che il nucleo esercita sui due elettroni 4s. Aumenta quindi la loro distanza dal nucleo e, di conseguenza, la loro energia.

Un cambiamento analogo si verifica anche nei livelli energetici successivi, cioè tra gli orbitali 4d e l'orbitale 5s, oppure tra i 5d e il 6s. Nella corretta configurazione di un elemento che ha elettroni di tipo d, l'orbitale s del livello successivo deve essere riportato di seguito agli orbitali d. Per esempio, la struttura dello **zinco** (Zn), che ha 30 elettroni, è:



Seguendo lo schema della **Figura 9.24**, è comunque possibile scrivere la configurazione elettronica corretta della maggior parte degli elementi, anche di quelli con elettroni di tipo d e di tipo f. Le anomalie che si riscontrano, come per esempio nella configurazione elettronica del **chromo**, Cr ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ ), sono dovute al fatto che, all'aumentare di  $n$ , diminuiscono le differenze energetiche tra un sottolivello e l'altro e che certe configurazioni (come quelle con gli orbitali d semipieni o del tutto saturati) sono più stabili di altre.

La configurazione elettronica di ciascun elemento è comunque riportata sulla tavola periodica, in corrispondenza del simbolo dell'elemento stesso; essa viene abbreviata scrivendo tra parentesi quadra il simbolo del gas nobile che precede l'elemento, a cui si fa seguire l'elenco degli orbitali del livello energetico incompleto. Nel caso dello zinco, per esempio, si ha  $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$ , perché al gas nobile che lo precede, l'argon, corrisponde proprio la configurazione  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ .

### HAI CAPITO?

- Qual è la configurazione elettronica dell'arsenico (As), che ha numero atomico 33?
- Qual è la configurazione elettronica dello ione  $\text{O}^{2-}$ ?
- A quale atomo neutro corrisponde la configurazione elettronica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ?
- Perché nel rame  $[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$  il sottolivello 4s non è riempito come ci si aspetterebbe?

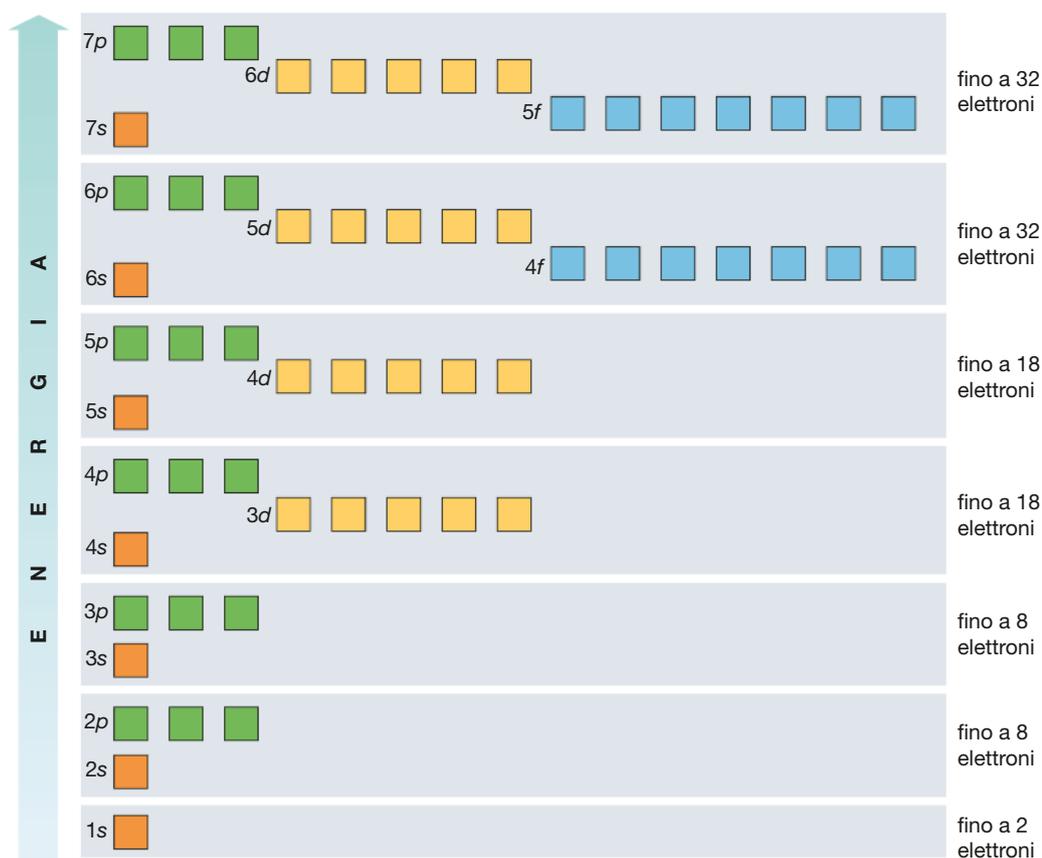


Figura 9.24

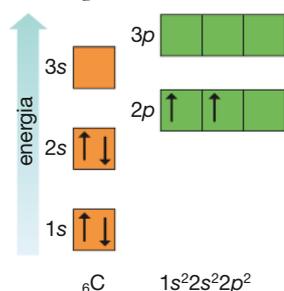
Disposizione dei livelli energetici di un atomo polielettronico (la scala dell'energia è arbitraria).

### ► La regola di Hund

La rappresentazione sin qui utilizzata per descrivere la configurazione elettronica di un elemento, seppur dettagliata, non consente di specificare un'altra particolarità, emersa anch'essa dall'analisi approfondita degli spettri atomici. Quando in un atomo ci sono elettroni appartenenti allo stesso sottolivello, essi tendono ad avere spin parallelo. In tal caso risultano descritti da orbitali distinti e ciò comporta che si attenuino le forze repulsive che agiscono tra loro. Questa particolarità è nota come *regola di Hund*.

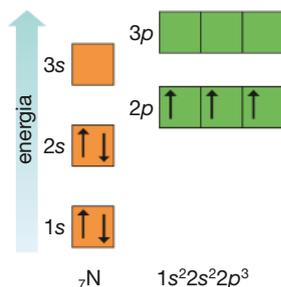
Nella configurazione elettronica più stabile di un atomo, gli **elettroni appartenenti a un medesimo sottolivello** tendono ad assumere lo **stesso spin**.

Un orbitale senza elettroni è indicato da un quadratino senza frecce, un orbitale con un solo elettrone (semipieno) da un quadratino con una freccia e un orbitale con due elettroni (pieno) da un quadratino con due frecce. Poiché sappiamo che un orbitale descrive due elettroni con spin opposto, le due frecce di uno stesso quadratino sono disegnate con verso opposto. Gli orbitali dei sottolivelli *p*, *d* e *f* sono rappresentati rispettivamente da tre, cinque e sette quadratini. Per esempio, la configurazione dell'atomo di **carbonio**, che è  $1s^2 2s^2 2p^2$ , risulta così rappresentata:

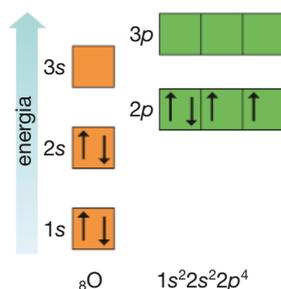


I due elettroni di tipo  $p$ , che per la regola di Hund sono descritti da due orbitali distinti e hanno spin paralleli, sono rappresentati con due frecce di ugual verso allongiate in due distinti quadratini.

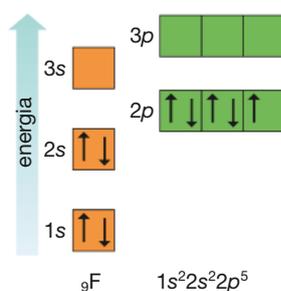
Nell'**azoto**, la cui configurazione è  $1s^22s^22p^3$ , ciascuno dei tre quadratini che rappresentano gli orbitali  $p$  contiene una freccia di verso uguale alle altre due:



Nell'**ossigeno**, avente configurazione  $1s^22s^22p^4$ , l'elettrone aggiunto va ad appaiarsi a uno degli altri tre. Uno degli orbitali  $p$  descrive quindi due elettroni con spin opposto; nel corrispondente quadratino compaiono allora due frecce di verso opposto.



L'atomo di **fluoro** ha configurazione  $1s^22s^22p^5$ . Solo un orbitale  $2p$  è semipieno; gli altri sono tutti occupati da coppie di elettroni a spin opposti.



### SEGUI L'ESEMPIO

Scrivi la configurazione elettronica dei seguenti elementi neutri, sia in lettere e numeri, sia con la rappresentazione mediante i quadratini e le frecce.

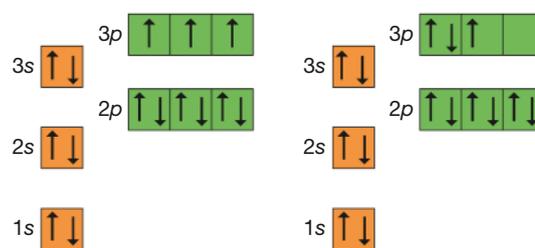
**a** fosforo

**b** vanadio

### Soluzione

**a** Il fosforo ha numero atomico 15, pertanto quando è neutro possiede 15 elettroni e ha la seguente configurazione elettronica:  $1s^22s^22p^63s^23p^3$ .

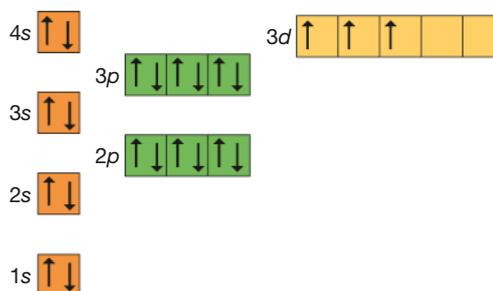
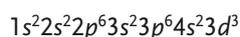
Per la configurazione con i quadratini, occorre ricordarsi di applicare la regola di Hund: negli orbitali  $3p$  il dispendio energetico è minore (e di conseguenza l'atomo gode di una maggiore stabilità) se gli elettroni si dispongono uno per ogni orbitale  $3p$ , con spin parallelo.



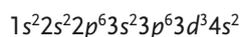
**CORRETTA**

**SBAGLIATA**

**b** Il vanadio ha numero atomico 23 e dispone di 23 elettroni che devono essere sistemati nei suoi orbitali, nel rispetto dell'ordine energetico (il sottolivello 4s si riempie prima del sottolivello 3d); si ottiene la seguente configurazione elettronica:



La configurazione elettronica deve essere riscritta secondo valori di  $n$  crescenti, quindi occorre riordinarla, scrivendo  $3d$  prima di  $4s$ , anche se non è completo ed è stato occupato successivamente. Si ottiene la configurazione corretta del vanadio:



Per la configurazione con i quadratini, anche in questo caso va applicata la regola di Hund.

### HAI CAPITO?

■ Scrivi la configurazione elettronica in lettere e numeri e disegna quella con i quadratini dei seguenti atomi neutri:

- a** sodio;  
**b** bromo.

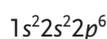
### SEGUI L'ESEMPIO

Scrivi la configurazione elettronica dei seguenti ioni, sia in lettere e numeri, sia con la rappresentazione mediante i quadratini e le frecce:

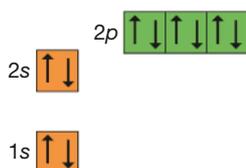
- a**  $O^{2-}$   
**b**  $Al^{3+}$

#### Soluzione

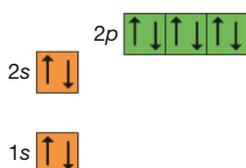
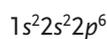
**a** L'ossigeno ha numero atomico 8, ma siccome si tratta dell'anione  $O^{2-}$ , gli elettroni da posizionare nella configurazione elettronica sono due in più, cioè 10. Per  $O^{2-}$  si ottiene la seguente configurazione elettronica:



che corrisponde alla configurazione con i quadratini riportata di seguito.



**b** L'alluminio ha numero atomico 13, ma siccome si tratta del catione  $Al^{3+}$ , gli elettroni da posizionare nella configurazione elettronica sono tre in meno, cioè 10. Per  $Al^{3+}$  si ottiene la seguente configurazione elettronica:



#### Potevi prevederlo?

Sì, perché sebbene siano due ioni differenti, con diverso numero atomico, entrambi possiedono 10 elettroni e mostrano la configurazione elettronica di un atomo di neon neutro ( $Z = 10$ ).

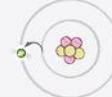
### HAI CAPITO?

■ Scrivi la configurazione elettronica in lettere e numeri (in linea) e disegna quella con i quadratini dei seguenti ioni:

- a**  $Mg^{2+}$ ;  
**b**  $Cl^-$ .

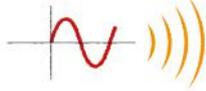


## LEGAME TRA LUCE E STRUTTURA ELETTRONICA DELLA MATERIA



la LUCE ha un comportamento

### ONDULATORIO



#### ONDE ELETTROMAGNETICHE

≈ onde meccaniche  
si propagano nel VUOTO con  
velocità costante  $c$   
 $c = \lambda \cdot \nu$

### CORPUSCOLARE



#### FOTONI

pacchetti di energia  
elettromagnetica

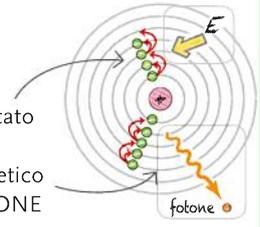
$$E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

$h = \text{costante di Planck} = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

### MODELLO DI BOHR

orbite con valore  
di  $E$  determinato  
(QUANTIZZATE)

se  $e^-$  assorbe  $E$  passa a stato  
energetico superiore  
se  $e^-$  passa a stato energetico  
inferiore emette un FOTONE  
di frequenza ( $\nu$ ) opportuna



qualunque corpo ha una doppia natura

**EQUAZIONE di de Broglie**  $\lambda = \frac{h}{m \cdot \nu}$

spiega lo spettro a righe  
dell'atomo di H ma **NON**  
gli spettri a righe degli altri  
elementi

### principio di indeterminazione di Heisenberg per una particella

precisione misura  
POSIZIONE

precisione misura  
QUANTITÀ DI  
MOTO

INVERSAMENTE  
PROPORZIONALI

descrizione della posizione di un  $e^-$   
in termini di **probabilità**

#### ORBITALI

regioni in cui è **massima la  
probabilità** di individuare un  $e^-$   
le onde associate all'elettrone  
in movimento sono descritte  
dall'equazione di Schrödinger che  
presenta tre **NUMERI QUANTICI**

$n$  n° quantico principale → definisce **ENERGIA**  
valori interi positivi

$l$  n° quantico secondario → determina **FORMA**  
 $0 \leq l \leq n-1$

valori di $l$	0	1	2	3
tipo orbitale	s	p	d	f
n° max di $e^-$	2	6	10	14

$m$  n° quantico magnetico → determina  
 $-l \leq m \leq +l$  **ORIENTAMENTO**

$m_s$  n° quantico magnetico  
di spin → **MOVIMENTO**  
 $+1/2$  o  $-1/2$  **ANGOLARE**

### CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

insieme degli orbitali  
necessari per descrivere  
gli elettroni

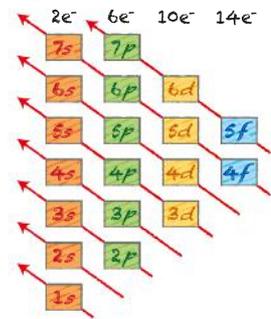
**PRINCIPIO DI AUFBAU**  
 $e^-$  distribuiti negli  
orbitali di minore energia  
disponibili

**PRINCIPIO DI  
ESCLUSIONE DI PAULI**  
2  $e^-$  nello stesso orbitale  
devono avere spin  $\uparrow \downarrow$

**REGOLA DI HUND**  
distribuzione più stabile:  
max n° di  $e^-$  spaiati con  
stesso spin  $\uparrow \uparrow \uparrow$

### CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

disposizione elettroni  
si scrive seguendo questa successione:



per esempio,  ${}_6\text{C}$   $1s^2 2s^2 2p^2$  ← n°  $e^-$

numero  
quantico  
principale      tipo di  
orbitale

## Quesiti e problemi

### 1 La doppia natura della luce

- 1 Qual è la prova più evidente della natura ondulatoria della luce?
- 2 Come sono chiamate le «particelle» che costituiscono la luce secondo la teoria corpuscolare?
- 3 Quale rapporto lega la frequenza e la lunghezza d'onda della luce?
- 4 Un bagnante seduto sulla spiaggia si mette a contare le onde che si infrangono sulla battigia.
  - Se ne conta dodici in un minuto, quale proprietà delle onde marine sta valutando?
  - Dopo qualche ora ripete la stessa osservazione e ne arriva a contare venti in un minuto. Che cosa è cambiato nel moto ondoso?
- 5 Qual è l'ordine di grandezza delle lunghezze d'onda delle onde sulla superficie del mare, delle increspature sulla superficie di uno stagno e delle onde luminose?
- 6 Esprimi le lunghezze d'onda dello spettro visibile in metri.
- 7 Una frequenza maggiore è associata a una radiazione rossa o a una radiazione violetta?
- 8 Esporsi ai raggi solari è pericoloso per la pelle. Perché i raggi UV sono in grado di danneggiare le cellule mentre gli infrarossi non hanno lo stesso effetto?
- 9 Che cosa percepirebbe il nostro occhio se i colori dell'arcobaleno fossero fra loro ricomposti?
- 10 Per quale motivo la luce bianca del Sole è definita policromatica?
- 11 Calcola la lunghezza d'onda della radiazione avente  $\nu = 10^4$  Hz.
- 12 Determina l'energia associata a un fotone che possiede una frequenza  $\nu = 5,1 \cdot 10^7$  Hz.
- 13 Calcola l'energia associata a un fotone di una radiazione con  $\lambda = 5,2 \cdot 10^{-7}$  m.
- 14 Se l'energia di un singolo fotone è  $2,60 \cdot 10^{-18}$  J, calcola l'energia associata a una mole di fotoni.
- 15 Una radiazione monocromatica (cioè di un solo colore) è costituita da fotoni che hanno una lunghezza d'onda  $\lambda$  pari a 450 nm. Riferendoti allo spettro elettromagnetico (Figura 9.2), individua il colore e calcola l'energia associata a ogni fotone di questa radiazione.
- 16 In una stanza buia, basta che si apra un sottilissimo spiraglio di luce perché essa venga illuminata interamente. Quale fenomeno tipico della luce può giustificare ciò?

- 17 Se si colpisce una lamina di magnesio con luce violetta si rileva una emissione di elettroni da parte del metallo; al contrario, in un altro esperimento, si osserva che usando luce rossa non si ha alcuna emissione. Perché?
    - Un compagno obietta che la luce rossa usata potrebbe essere stata troppo debole per produrre un effetto e ti suggerisce di ripetere l'esperimento con luce rossa intensissima. Sai prevedere il risultato di questa verifica?
  - 18 La lamina di magnesio, raggiunta da luce ultravioletta, emette elettroni più veloci di quelli ottenuti con luce violetta. Come interpreti questo fenomeno?
  - 19 Per rimuovere una mole di elettroni da una lamina di potassio occorrono 217 kJ.
    - Calcola l'energia necessaria per estrarre un solo elettrone, la frequenza e la lunghezza d'onda della radiazione utilizzata.
    - Perché tale frequenza è detta «di soglia»?
    - A quale settore dello spettro elettromagnetico appartiene?
  - 20 Per rimuovere un elettrone da una lamina d'argento occorrono  $7,53 \cdot 10^{-19}$  J.
    - Calcola la frequenza di soglia e la lunghezza d'onda della radiazione.
    - A quale settore dello spettro elettromagnetico appartiene?
  - 21 Il processo di fotosintesi è possibile grazie all'energia solare. I pigmenti fotosintetici captano i fotoni luminosi e convertono la loro energia in energia chimica. I fotoni assorbiti sono soprattutto quelli rossi ( $\lambda = 680$  nm) e quelli blu ( $\lambda = 440$  nm), mentre i fotoni verdi non vengono quasi per niente assorbiti.
    - Calcola l'energia trasportata da ogni fotone rosso e blu.
    - Sai giustificare il colore verde delle foglie?
- ### 2 La «luce» degli atomi
- 22 Qual è la differenza fra uno spettro continuo e uno spettro a righe?
  - 23 Come vengono ottenuti gli spettri di emissione dei gas rarefatti?
  - 24 Quale fra i seguenti scienziati diede per primo una interpretazione degli spettri a righe emessi dagli atomi?
    - A Hans Geiger.
    - B Niels Bohr.
    - C Max Planck.
    - D Ernest Rutherford.

- 25** Lo spettro a righe emesso da un elemento  
**ZTE**  A) varia al variare dello stato fisico dell'elemento stesso.  
 B) è formato da una banda continua di colori.  
 C) ha caratteristiche legate alla disposizione degli elettroni nell'atomo.  
 D) contiene solo lunghezze d'onda del visibile.

- 26** La prima prova dell'esistenza dei livelli energetici negli atomi è stata ottenuta studiando  
**ZTE**  A) il decadimento  $\beta$ .  
 B) i raggi catodici.  
 C) gli spettri a righe degli elementi.  
 D) le proprietà chimico-fisiche degli isotopi.

### 3 L'atomo di idrogeno secondo Bohr

- 27** Che cosa si intende con il termine *quantizzazione*? Prova a descrivere questo termine con parole tue, utilizzando dei sinonimi.

- 28** Quali sono i punti principali su cui si basa il modello atomico di Bohr?

- 29** È giusto affermare che l'elettrone dell'idrogeno percorre le orbite stazionarie solo quando si trova nello stato fondamentale?

- 30** Perché un elettrone che si sposta dal sesto al secondo livello può emettere fotoni di diversa energia?

- 31** Tra gli esempi riportati, stabilisci quali siano quantizzati e quali no, discutendo le tue risposte in classe:

- scambio di denaro;
- acqua che scorre dal rubinetto;
- latte in tetrabrick;
- marmellata presa con un cucchiaino dal barattolo;
- tempo che scorre;
- costituenti della materia.

- 32** Calcola i valori delle energie di tutte le orbite dell'atomo di idrogeno.

- 33** A quale regione dello spettro elettromagnetico appartiene la riga prodotta dal salto dell'elettrone di un atomo di idrogeno dallo stato con  $n = 5$  a quello con  $n = 2$ ?

### 4 L'elettrone: particella o onda?

- 34** Che cosa sono le *onde di materia*?

- 35** In che modo è stata verificata sperimentalmente l'ipotesi di de Broglie?

- 36** Quale/i delle seguenti affermazioni riferite alla relazione di de Broglie è/sono corretta/e?  
**ZTE**

- La massa e la velocità sono inversamente proporzionali.
- La lunghezza d'onda è inversamente proporzionale alla velocità.
- La lunghezza d'onda è inversamente proporzionale alla quantità di moto.

- D) Al diminuire della massa diminuisce la lunghezza d'onda.  
 E) Il valore di  $h$  dipende dalla natura delle onde.

- 37** Se un elettrone, un protone, un neutrone, un atomo di deuterio e un atomo di argon si muovessero con la stessa velocità, quale di essi avrebbe la lunghezza d'onda di de Broglie maggiore?

- 38** Perché non apprezziamo la natura ondulatoria di un corpo in movimento, per esempio una palla da tennis?

- 39** Il microscopio elettronico utilizza un fascio di elettroni che subisce fenomeni di diffrazione e di interferenza.

- Quale proprietà dell'elettrone permette di spiegare questo tipo di comportamento?

- 40** Dimostra che il rapporto  $h/(m \cdot v)$  ha le dimensioni di una lunghezza, per cui va espresso in metri o sottomultipli del metro.

- 41** Il vento solare è un flusso di particelle proveniente dalle regioni più esterne del Sole, che investe tutto lo spazio interplanetario, compresa la Terra. È costituito da elettroni, protoni e altre particelle elettricamente cariche che si muovono a una velocità molto elevata, oltre  $5,00 \cdot 10^2$  km/s.

- Usando la relazione di de Broglie sull'onda di materia, calcola la lunghezza d'onda associata a ogni elettrone del vento solare.

- 42** Quale dovrebbe essere la velocità di un corpo di massa pari a 50 kg affinché l'onda di materia (onda di de Broglie) a esso associata abbia una lunghezza d'onda di 700 nm? Esegui il calcolo e commenta il risultato.

### 5 L'elettrone e la meccanica quantistica

- 43** Che cosa si intende con l'espressione *meccanica quantistica*?

- 44** Che cosa afferma il *principio di indeterminazione di Heisenberg*?

- 45** A proposito del principio di Heisenberg, durante una discussione in classe, ti viene suggerito che si potrebbe «illuminare» l'elettrone con radiazioni di bassa energia per non modificarne la velocità.

- Qual è la tua opinione al riguardo?

- 46** Con riferimento al principio di Heisenberg, spiega perché, se si colpisce un elettrone con un fotone di alta energia, aumenta l'indeterminazione della sua velocità.

- 47** Perché, alla luce di quanto enunciato dal principio di indeterminazione, non ha senso parlare di orbita di un elettrone?

## 6 L'equazione d'onda

- 48 Che cosa si intende per *onda stazionaria*?
- 49 Che cosa è la *funzione d'onda*?
- 50 Quale significato assume  $\psi^2$ ?

## 7 Numeri quantici e orbitali

- 51 Scrivi la definizione di *orbitale*.
- 52 Descrivi il significato di ciascuno dei quattro *numeri quantici*.
- 53 Scrivi tutti i valori che possono assumere  $l$  e  $m$  quando  $n = 3$ .
- 54 Abbinare alle seguenti terne di numeri quantici il rispettivo orbitale:
- a.  $n = 2$      $l = 0$      $m = 0$   
 b.  $n = 6$      $l = 2$      $m = -1$   
 c.  $n = 4$      $l = 3$      $m = -3$   
 d.  $n = 3$      $l = 2$      $m = +2$
- 55 Individua gli eventuali errori presenti nei seguenti gruppi di numeri quantici:
- a.  $n = 2$      $l = 2$      $m = 0$      $m_s = +1/2$   
 b.  $n = 1$      $l = 0$      $m = 1$      $m_s = \pm 1/2$   
 c.  $n = 3$      $l = -2$      $m = 0$      $m_s = -1/2$   
 d.  $n = 0$      $l = 0$      $m = 0$      $m_s = +1$
- 56 Quali dei seguenti insiemi di numeri quantici  $n, l, m, m_s$  non sono corretti?
- A 1, 0, 1,  $-1/2$     C 3, 0, 0,  $+1/2$   
 B 3, 1, 0,  $-1/2$     D 2, 2, 1,  $+1/2$

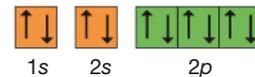
## 8 Dall'orbitale alla forma dell'atomo

- 57 Da quali numeri quantici sono determinati la forma e il volume degli orbitali?
- 58 Quali sono le forme delle superfici di contorno degli orbitali  $s, p$  e  $d$ ?

## 9 La configurazione elettronica

- 59 Spiega la *regola di Hund* e il *principio di esclusione di Pauli*.
- 60 Quali sono le regole per il corretto riempimento degli orbitali?
- 61 Spiega le irregolarità di riempimento degli orbitali che si verificano a partire dagli elementi con  $Z = 21$ .
- 62 Quali delle seguenti scritte possono essere parti di configurazioni elettroniche? Individua gli errori e spiegali.
- a.  $2s^2$     d.  $5s^3$   
 b.  $2d^5$     e.  $8s^1$   
 c.  $3f^{10}$     f.  $6d^5$

- 63 Quale elemento presenta la seguente configurazione elettronica?



- 64 Quale elemento presenta la seguente configurazione elettronica?



- 65 Date le seguenti configurazioni elettroniche, determina il numero atomico  $Z$  e il nome dell'elemento di cui sono caratteristiche.

- a.  $1s^2 2s^2 2p^3$   
 b.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$   
 c.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$   
 d.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^2$   
 e.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$

- 66 Quanti sono complessivamente gli orbitali riempiti di tipo  $p$  in un atomo che ha 20 elettroni?

- 67 Individua gli eventuali errori nelle seguenti configurazioni, spiegando perché non sono corrette.

- a.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2 4f^{10} 5d^{10} 6p^2$   
 b.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$   
 c.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$   
 d.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2$   
 e.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^2$

- 68 Scrivi la configurazione elettronica e rappresenta l'ordine di riempimento degli orbitali di ossigeno, zolfo e selenio. Che cosa hanno in comune le configurazioni elettroniche di questi elementi?

- 69 Individua i seguenti elementi, di cui viene fornito il numero atomico  $Z$ . Scrivi poi la configurazione elettronica completa e rappresenta l'ordine di riempimento degli orbitali.

- a.  $Z = 13$   
 b.  $Z = 31$   
 c.  $Z = 52$   
 d.  $Z = 29$   
 e.  $Z = 41$   
 f.  $Z = 58$

- 70 Scrivi la configurazione elettronica e rappresenta l'ordine di riempimento degli orbitali di quattro elementi aventi numero atomico tra 10 e 20.

- 71 Scrivi la configurazione elettronica dell'ittrio  $Y$  ( $Z = 39$ ) tenendo conto delle irregolarità nell'ordine di riempimento degli orbitali.

## Il laboratorio delle competenze

### Collega

**72** Quali tra i seguenti orbitali atomici non possono esistere?

- A  $6s$        C  $4p$        E  $3f$   
 B  $3d$        D  $2d$        F  $1p$

**73** Write the electron configuration for an atom that has 17 electrons.

**74** How many orbitals are completely filled in an atom of an element whose atomic number is 18?

**75** Calculate the maximum number of electrons that can occupy the third energy level orbitals.

**76** Due elementi allo stato ionico presentano la stessa configurazione elettronica  $1s^2 2s^2 2p^6$ . Un elemento assume carica  $2-$ , l'altro carica  $3+$ .

- Indica il nome dei due elementi.

**77** Write the electron configuration for nickel, whose atomic number is 28. Remember that the  $4s$  orbital has lower energy than the  $3d$  orbital does and that the  $d$  sublevel can hold a maximum of 10 electrons.

**78** Scrivi la configurazione elettronica dei seguenti ioni:  $K^+$ ;  $O^{2-}$ ;  $Hf^{4+}$ .

### Confronta

**79** Indica qual è il numero di elettroni contenuti in 30 g di ioni  $Cu^{2+}$ .

**80** Per rompere i legami di una mole di  $Cl_2$  sono necessari 243,4 kJ di energia. Puoi rompere i legami irraggiando il gas con una luce di lunghezza d'onda opportuna.

- Qual è la lunghezza d'onda della radiazione?
- In quale zona dello spettro si trova?

**81** Lo ione sodio colora la fiamma di una caratteristica e intensa luce giallo-arancione con lunghezza d'onda pari a 589 nm.

- Calcola la frequenza della radiazione.
- Qual è l'energia associata a una mole di fotoni con la frequenza della luce del sodio?

### Classifica

**82** Scrivi i simboli degli orbitali che corrispondono alle seguenti coppie di numeri quantici  $n$  e  $l$ . Se esistono coppie impossibili, quali sono?

- a. (2, 1)      c. (3, 4)      e. (3, 3)  
 b. (1, 0)      d. (4, 3)      f. (5, 2)

**83** Use the Pauli exclusion principle, the Aufbau principle or the Hund rule to explain why the following electron configurations are incorrect.

- a.  $1s^2 2s^3 2p^6 3s^1$       b.  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$

Write the correct configurations.

### Ipotizza

**84** Calcola il numero degli orbitali contenuti in un teorico sottolivello  $h$  con  $l = 5$ .

**85** Rappresenta mediante quadratini e frecce un sottolivello  $4f$  parzialmente occupato da 7 elettroni. Fai una ricerca in rete per risalire alla forma degli orbitali  $f$ .

**86** Uno degli strumenti più potenti per lo studio della natura fisica e chimica degli oggetti più lontani del cosmo (stelle, galassie e nebulose) è la loro analisi spettrale. Per lo studio del Sole è molto importante la cosiddetta riga H-alfa dello spettro dell'idrogeno, con lunghezza d'onda pari a  $\lambda = 656,28$  nm.

- Calcola l'energia del fotone emesso dall'atomo di idrogeno che porta alla produzione di questa riga e stabilisci la banda dello spettro a cui appartiene.
- A quale salto elettronico è dovuta la riga?



### Applica

**87** È possibile ottenere una vibrazione con  $\lambda = 0,15$  m con una corda di chitarra lunga 45 cm?

**88** Le fotocellule sono dispositivi contenenti due elettrodi: un anodo (polo positivo) e un catodo (polo negativo). Quando il catodo viene illuminato emette elettroni per effetto fotoelettrico. Se un oggetto o una persona si pone tra la sorgente di luce e il catodo, quest'ultimo cessa di emettere elettroni e la corrente si interrompe, come accade, per esempio, per le porte degli ascensori.

- Dopo esserti documentato su questi dispositivi, scegli, fra i seguenti, il metallo che ritieni più adatto per il catodo:
  - cesio: frequenza di soglia =  $4,7 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$ ;
  - argento: frequenza di soglia =  $1,14 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$ ;
  - rame: frequenza di soglia =  $1,08 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$ .
- Quali sono state le ragioni della tua scelta?

### DICTIONARY

to fill

riempire

Investiga e rifletti

