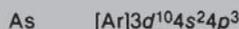


**ESERCIZIO 9** Scrivete la configurazione elettronica abbreviata di (a) Ni, (b) Ru.

**ESEMPIO 6.7 COME SCRIVERE LA CONFIGURAZIONE ELETTRONICA DEL LIVELLO DI VALENZA**

**Problema:** Prevedete la configurazione elettronica del livello di valenza dell'arsenico, As ( $Z = 33$ ).

**Soluzione:** L'arsenico è un elemento del periodo 4. Il gas nobile che lo precede è Ar. Per raggiungere l'arsenico, passiamo attraverso il blocco s ottenendo  $4s^2$ , il blocco d per avere  $(4-1)d^{10}$  o  $3d^{10}$ , e ancora tre spazi nel blocco p, per avere  $4p^3$ . Questo dà:



Per gli elementi rappresentativi, i sottolivelli completi interni rispetto ai livelli più esterni non sono determinanti ai fini delle proprietà chimiche. Per gli elementi come l'arsenico siamo interessati solo al livello di valenza. Il livello di valenza è quello con il più alto valore di  $n$ , in questo caso 4, così la configurazione del livello di valenza è  $4s^2 4p^3$ .

**ESERCIZIO 10** Qual è la configurazione elettronica per il livello di valenza di (a) Se, (b) Sn, (c) I?

## 6.10

### Dove l'elettrone passa il suo tempo

*Gli orbitali s, p, d e f hanno forme e orientamenti direzionali che indicano dove e come gli elettroni sono, più probabilmente, distribuiti.*

La stessa teoria che parla delle energie degli orbitali atomici descrive le forme delle onde associate agli elettroni. Come possiamo sapere se queste forme sono corrette? Non possiamo essere sicuri, ma molte delle previsioni fatte secondo questa teoria sembrano generate dagli esperimenti. Ciò dà forza e supporto alle spiegazioni teoriche. Per esempio, il fatto che i risultati della meccanica ondulatoria sono perfettamente in accordo con la forma della tavola periodica, dà alla teoria un buon margine di credibilità.

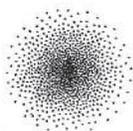
La difficoltà nel descrivere dove gli elettroni si trovano nell'atomo è dovuta al problema base che incontriamo quando tentiamo di rappresentare una particella come un'onda. Non esiste niente di paragonabile nella nostra quotidiana esperienza. Il modo per affrontare questo problema concettuale, che lascia perplessi, consiste nel non pensare all'elettrone come a una particella, ma di parlarne in termini di probabilità statistica, cioè, che l'elettrone si possa trovare in un particolare spazio.

La descrizione della posizione dell'elettrone in termini di probabilità statistica, è basata su più di un semplice vantaggio. Il fisico tedesco Werner Heisenberg dimostrò matematicamente che esistono dei limiti nella capacità di misurare contemporaneamente sia la velocità sia la posizione di una particella. Questo è il famoso **principio di indeterminazione** di Heisenberg. Le limitazioni teoriche che derivano dal fatto di non poter misurare velocità e posizione, per molti oggetti non sono significative. Tuttavia, per le piccole particelle come l'elettrone, queste limitazioni impediscono di prevedere, o sapere esattamente, dove l'elettrone sarà in un particolare istante. Quindi dobbiamo parlare di probabilità.

La meccanica ondulatoria stabilisce che la probabilità di trovare l'elettrone in un dato punto dello spazio corrisponde al quadrato dell'ampiezza dell'onda associata all'elettrone, per quel punto. Sembra abbastanza ragionevole correlare la probabilità all'ampiezza, o intensità, dato che dove un'onda è più intensa la sua presenza deve essere più alta. L'ampiezza viene elevata al quadrato perché, matematicamente, l'ampiezza può essere positiva o negativa, ma la probabilità ha senso solo se positiva. Comunque, per gli attuali interessi di studio, non è necessario approfondire ulteriormente questo concetto.

Il concetto di probabilità elettronica porta a due idee molto importanti e frequentemente usate. Una è che un elettrone si comporta come se fosse distribuito intorno al nucleo in una specie di **nube elettronica**. Nella figura 6.22 è indicato come

Heisenberg vinse il Premio Nobel in fisica nel 1932, per il suo lavoro su questo argomento.



**Figura 6.22** Probabilità di distribuzione elettronica per un elettrone 1s.

Nella figura 7.3 sono riassunti gli stadi da seguire per tracciare una struttura di Lewis. L'esercizio 4 ci permetterà di fare pratica applicandoli.

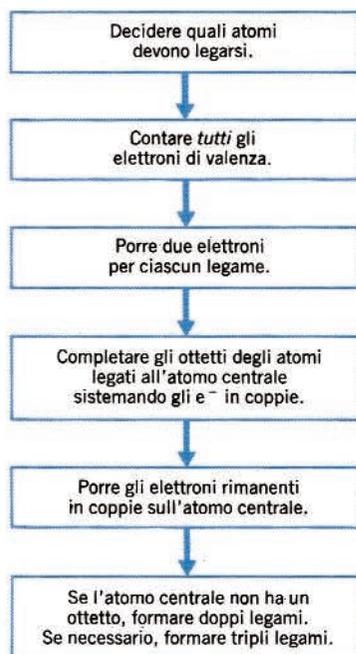


Figura 7.3 Elenco degli stadi da percorrere per poter scrivere le strutture di Lewis.

**ESERCIZIO 4** Rappresentate le strutture di Lewis per  $\text{OF}_2$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{ClF}_3$  e  $\text{HClO}_4$ .

## 7.6

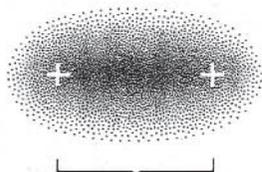
### Risonanza: quando le strutture di Lewis falliscono

*In alcune molecole e ioni il legame non può essere adeguatamente descritto da una singola struttura di Lewis.*

Le strutture di Lewis rappresentano un metodo utile per tener presenti gli elettroni di valenza, e molte volte la rappresentazione del legame fornita è accettabile rispetto alle proprietà che vengono sperimentalmente verificate. Due proprietà fra queste sono la lunghezza di legame (la distanza fra i nuclei degli atomi legati) e l'energia di legame; l'energia necessaria per rompere il legame formando particelle neutre. Per esempio, come menzionato nel paragrafo 7.1, sperimentalmente è stato dimostrato che la molecola  $\text{H}_2$  ha una lunghezza di legame di  $0,75 \text{ \AA}$  (fig. 7.4) e un'energia di legame di  $435 \text{ kJ/mol}$ , questo valore indica che sono necessari  $435 \text{ kJ}$  per rompere i legami di una mole di molecole di  $\text{H}_2$  per dare atomi di idrogeno.

La lunghezza e l'energia di legame dipendono dal valore della densità elettronica esistente fra i due atomi nel legame. Più alta è la densità elettronica, più fortemente i nuclei sono tenuti insieme a una distanza più piccola. Quindi, ci dovremmo attendere che un doppio legame sia più corto e più forte di un legame semplice, poiché la densità elettronica prodotta da due coppie di elettroni è più grande di quella provocata da una coppia. In modo simile, un triplo legame dovrebbe essere più corto e più forte di un doppio legame. Tali previsioni sono ricavate dai dati riportati nella tabella 7.1, che elenca le lunghezze tipiche dei legami e le energie per i legami carbonio-carbonio singolo, doppio e triplo.

Vi sono alcune molecole e ioni per i quali non possiamo scrivere strutture di Lewis in accordo con le misure relative alla lunghezza e energia del legame. Un



Lunghezza di legame =  $0,75 \text{ \AA}$

Figura 7.4 La molecola di idrogeno.