

0.0529 nm, e quello di un protone è 1.5×10^{-15} m. Assumendo che sia l'atomo di idrogeno sia il protone abbiano forma sferica, calcolare la frazione del volume di un atomo di idrogeno occupato dal nucleo. Per una sfera, $V = (4/3)\pi r^3$.

Il raggio approssimativo del neutrone è 1.5×10^{-15} m, e la sua massa è 1.675×10^{-27} Kg. Calcolare la densità di un neutrone. Per una sfera, $V = (4/3)\pi r^3$.

Divisione dell'atomo, isotopi e masse atomiche

- Disporre i seguenti ioni in ordine di rapporto carica/massa crescente: $^{12}\text{C}^+$, $^{12}\text{C}^{2+}$, $^{14}\text{N}^+$, $^{14}\text{N}^{2+}$.
- Riconsiderare i dati dell'Esercizio 12. Supporre che tutti questi ioni siano presenti in uno spettrometro di massa. Per quali di questi ioni si ha (a) la massima e (b) la minima deviazione aumentando l'intensità del campo magnetico esterno? Quale di questi ioni (c) impiegherà il tempo maggiore e (d) il tempo minore a percorrere una data distanza in uno spettrometro di massa a tempo di volo?

Tabella A

Elemento	Numero atomico	Numero di massa	Isotopo
			^{21}Ne
potassio		39	
	14	28	
		202	

Tabella B

Elemento	Numero atomico	Numero di massa	Isotopo
cobalto			
			^{11}B
		182	

- Prima del 1962 la scala delle masse atomiche si basava sull'assegnazione di un valore di massa atomica pari a 16 uma alla miscela *naturale* di isotopi di ossigeno. La massa atomica del nichel è, sulla scala del carbonio-12, pari a 58.6934 uma. Quanto valeva sulla vecchia scala?

- Determinare il numero di protoni, neutroni, ed elettroni in ognuna delle seguenti specie: (a) ^{24}Mg ; (b) ^{51}V ; (c) ^{91}Zr ; (d) ^{27}Al ; (e) $^{65}\text{Zn}^{2+}$; (f) $^{108}\text{Ag}^+$.
- Determinare il numero di protoni, neutroni, ed elettroni in ognuna delle seguenti specie: (a) ^{52}Cr ; (b) ^{112}Cd ; (c) $^{137}\text{Ba}^{2+}$; (d) $^{63}\text{Cu}^+$; (e) $^{56}\text{Fe}^{2+}$; (f) $^{55}\text{Fe}^{3+}$.
- Qual è il simbolo delle specie composte dai seguenti insieme di particelle subatomiche? (a) 24p, 28n, 24e; (b) 20p, 20n, 20e; (c) 33p, 42n, 33e; (d) 53p, 74n, 53e.

- Valutare quale percentuale della massa totale di un atomo ^{58}Ni è costituita (a) da elettroni, (b) da protoni, e (c) da neutroni, *ipotizzando* che la massa dell'atomo sia semplicemente la somma delle masse di un adeguato numero di particelle subatomiche.

- (a) Come si determinano sperimentalmente le abbondanze isotopiche? (b) In cosa differiscono gli isotopi di uno stesso elemento?

- Definire con chiarezza e riportare degli esempi che illustrino il significato dei seguenti concetti: (a) numero atomico; (b) isotopo; (c) numero di massa; (d) carica nucleare.

- Scrivere la composizione in termini di particelle subatomiche dei tre isotopi del silicio: ^{28}Si , ^{29}Si , ^{30}Si .

- Scrivere la composizione in termini di particelle subatomiche dei quattro isotopi dello stronzio: ^{84}Sr , ^{86}Sr , ^{87}Sr , ^{88}Sr .

- Completare la Tabella A che è riferita ad atomi neutri.

- Completare la Tabella B che è riferita ad atomi neutri.

Numero di protoni	Numero di elettroni	Numero di neutroni
80		

Numero di protoni	Numero di elettroni	Numero di neutroni
		32
	25	30
	78	

- Qual è il simbolo delle specie composte dai seguenti insieme di particelle subatomiche? (a) 94p, 150n, 94e; (b) 79p, 118n, 76e; (c) 34p, 45n, 34e; (d) 56p, 80n, 56e.

- La massa atomica del gallio è 69.723 uma. Il gallio ha due isotopi stabili, entrambi usati in medicina nucleare. Questi due isotopi hanno le seguenti masse: ^{69}Ga , 68.925580 uma; ^{71}Ga , 70.9247005 uma. Calcolare la percentuale di ciascun isotopo nel gallio naturale.

- La massa atomica del rubidio è 85.4678 uma. I due isotopi naturali del rubidio hanno le seguenti masse: ^{85}Rb , 84.9118 uma; ^{87}Rb , 86.9092 uma. Calcolare la percentuale di ^{85}Rb nel rubidio presente in natura.

- Lo stronzio ha quattro isotopi con le seguenti masse: 83.9134 uma (0.56%), 85.9094 uma (9.86%), 86.9089 uma (7.00%) e 87.9056 uma (82.58%). Calcolare la massa atomica dello stronzio.

29. Qual è la massa atomica di un ipotetico elemento con i seguenti isotopi nelle abbondanze relative indicate in tabella?

Isotopo	Massa dell'isotopo (uma)	Abbondanza in natura (%)
1	94.9	12.4
2	95.9	73.6
3	97.9	14.0

30. Vi sono in natura quattro isotopi del ferro con le abbondanze relative indicate qui di seguito. Dai dati sulla massa e sull'abbondanza relativa di questi isotopi, calcolare la massa atomica del ferro presente in natura.

Isotopo	Massa dell'isotopo (uma)	Abbondanza in natura (%)
^{54}Fe	53.9396	5.82
^{56}Fe	55.9349	91.66
^{57}Fe	56.9354	2.19
^{58}Fe	57.9333	0.33

31. Calcolare la massa atomica del nichel dalle seguenti informazioni.

Isotopo	Massa dell'isotopo (uma)	Abbondanza in natura (%)
^{58}Ni	57.9353	68.08
^{60}Ni	59.9308	26.22
^{61}Ni	60.9311	1.14
^{62}Ni	61.9283	3.63
^{64}Ni	63.9280	0.93

32. La massa atomica del rame è 63.546 uma. I due isotopi naturali del rame hanno masse: ^{63}Cu , 62.9298 uma; ^{65}Cu 64.9278 uma. Calcolare la percentuale di ^{63}Cu che si trova nel rame reperibile in natura.



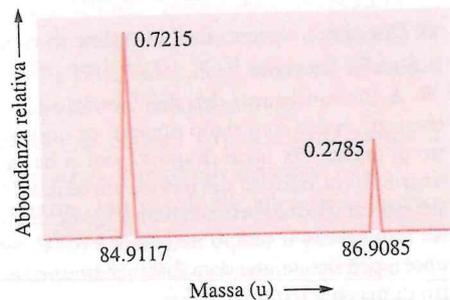
© Cengage Learning/
Charles D. Winters

Rame nativo

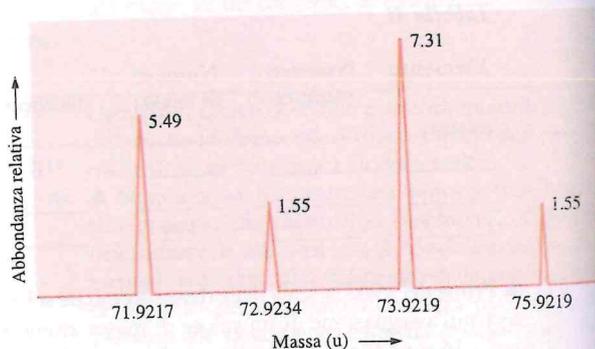
33. L'argento ha due isotopi naturali: ^{107}Ag , con massa di 106.90509 uma, e ^{109}Ag , con massa pari a 108.9047 uma. La massa atomica dell'argento è 107.8682 uma.

Determinare l'abbondanza percentuale di ciascun isotopo nell'argento reperibile in natura.

34. In riferimento *solo* alla Tabella 4-3 calcolare la massa atomica dell'ossigeno e del cloro. Verificare se le risposte sono in accordo con i valori riportati nella Tabella.
35. Lo spettro di massa illustrato si riferisce allo ione di un elemento con carica +1. Calcolare la massa atomica dell'elemento. Di quale elemento si tratta?



36. Si immagini di misurare lo spettro di massa di ioni germanio a carica +1, con massa atomica 72.61 uma. Sfortunatamente il registratore dello spettrometro di massa ha avuto un problema all'inizio e alla fine della registrazione. Si è ottenuto così solo uno spettro parziale, che può essere o non essere completo. Dalle informazioni qui fornite, puoi dire se manca uno degli isotopi del germanio? Se uno è mancante, a quale estremità dello spettro apparirebbe?



37. Calcolare la massa atomica del silicio utilizzando i seguenti dati per l'abbondanza percentuale e la massa per ogni isotopo: (a) 92.23% ^{28}Si (27.9769 uma); (b) 4.67% ^{29}Si (28.9765 uma); (c) 3.10% ^{30}Si (29.9738 uma).



© Cengage Learning/
Charles D. Winters

Silicio

dualismo onda-particella nella materia

75. (a) Quali sono le prove che supportano l'idea che l'elettrone si comporti come una particella? (b) E quali invece convalidano l'idea che l'elettrone si comporti come un'onda?
76. (a) Qual è la lunghezza d'onda di un protone in movimento alla velocità di 2.50×10^7 m/s, secondo de Broglie? Il protone ha massa pari a 1.67×10^{-24} g. (b) Qual è invece la lunghezza d'onda di una pietra con massa di 30.0 g e velocità pari a 2.00×10^5 m/h (≈ 100 mph)? (c) Come sono queste lunghezze d'onda in confronto ai tipici raggi degli atomi? (vedi i raggi atomici in Figura 5-1).
77. Qual è la lunghezza d'onda corrispondente ad un neutrone di massa 1.67×10^{-27} kg che si muove a 2360 m/s?
78. Qual è la velocità di una particella α (un nucleo di elio) che ha una lunghezza d'onda di de Broglie pari a 0.529 Å?

Numeri quantici ed orbitali atomici

79. (a) Cosa è un numero quantico? Cosa è un orbitale atomico? (b) Quanti numeri quantici sono richiesti per specificare un singolo orbitale atomico? Quali sono?
80. Quali sono i possibili valori del numero quantico secondario di un elettrone per un determinato valore di n ?
81. Senza precisare l'intervallo dei possibili valori dei quattro numeri quantici, n , ℓ , m_ℓ e m_s , descrivere brevemente quali informazioni fornisce ognuno di essi.
82. Disegnare un orbitale che abbia i seguenti numeri quantici: $n = 3$, $\ell = 1$, $m_\ell = -1$, $m_s = -1/2$
83. Qual è il numero massimo di elettroni che ci possono essere in un atomo che può avere i seguenti numeri quantici? (a) $n = 2$, (b) $n = 3$ e $\ell = 1$; (c) $n = 3$, $\ell = 1$ e $m_\ell = 0$; (d) $n = 3$, $\ell = 1$, $m_\ell = -1$, e $m_s = -1/2$
84. Qual è il numero massimo di elettroni che ci possono essere in un atomo che può avere i seguenti numeri quantici? (a) $n = 3$ e $\ell = 1$, (b) $n = 3$ e $\ell = 2$; (c) $n = 3$, $\ell = 0$ e $m_\ell = -1$; (d) $n = 3$, $\ell = 1$, $m_\ell = -1$; (e) $n = 3$, $\ell = 1$, $m_\ell = 0$ e $m_s = -1/2$
85. Quali sono i valori di n e di ℓ per i seguenti sottolivelli? (a) $1s$; (b) $3s$; (c) $5p$; (d) $3d$; (e) $4f$.
86. (a) Quanti sottolivelli ci sono nel terzo livello energetico principale? (b) Quale di questi sottolivelli, sempre che ce ne sia uno, contiene un set di orbitali equivalenti? (c) Disegnare, con la stessa scala, almeno un orbitale di ogni sottolivello.
87. (a) Quanti sottolivelli ci sono nel secondo livello energetico principale? (b) Quale di questi sottolivelli, sempre che ce ne sia uno, contiene un set di orbitali equivalenti? (c) Disegnare, con la stessa scala, almeno un orbitale di ogni sottolivello.
88. Quanti orbitali ci sono nel terzo livello? Scrivere per ognuno di essi i valori dei numeri quantici n , ℓ , m_ℓ e indicare per ognuno di essi i simboli s , p , d , f .
89. (a) Scrivere i possibili valori di ℓ , per $n = 4$. (b) Scrivere il numero di orbitali permesso (1) con i numeri

quantici $n = 3$, $\ell = 1$; (2) con i numeri quantici $n = 2$, $\ell = 1$; (3) con i numeri quantici $n = 3$, $\ell = 1$, $m_\ell = -1$; (4) con il numero quantico $n = 1$.

90. Quali sono i possibili valori di m_ℓ per (a) il sottolivello p ? (b) il sottolivello f ? (c) tutti i sottolivelli in cui $n = 3$?
91. Scrivere un set completo di numeri quantici (n , ℓ e m_ℓ) per ognuno dei seguenti orbitali: (a) $5f$, (b) $4d$ e (c) $2s$
92. Quanti orbitali corrispondono alle seguenti sigle? (a) $3p$, (b) $4p$, (c) $4p_x$, (d) $6d$, (e) $5d$, (f) $5f$, (g) $n = 5$ e (h) $7s$
93. I seguenti insiemi di numeri quantici (n , ℓ , m_ℓ e m_s , nell'ordine) scritti per elettroni accoppiati o per elettroni singoli in un orbitale non sono corretti. Correggerli, assumendo che i valori di n siano giusti. (a) 1, 0, 0, $+1/2$, $+1/2$ (b) 2, 2, 1, $+1/2$ (c) 3, 2, 3, $\pm 1/2$ (d) 3, 1, 2, $+1/2$ (e) 2, 1, -1, 0; (f) 3, -0, -1, $-1/2$
94. (a) In cosa si rassomigliano un orbitale $1s$ ed un orbitale $2s$? In cosa si differenziano? (b) In cosa si rassomigliano un orbitale $3p_x$ ed un orbitale $2p_y$? In cosa differiscono?

Configurazioni elettroniche e la tavola periodica

Si dovrebbe utilizzare la posizione degli elementi nella tavola periodica per rispondere agli esercizi di questo paragrafo.

95. Disegnare le configurazioni elettroniche dello stato fondamentale usando la notazione orbitalica ($\uparrow\downarrow$) per i seguenti elementi. (a) F; (b) V; (c) Br; (d) Rh.
96. Disegnare le configurazioni elettroniche dello stato fondamentale usando la notazione orbitalica ($\uparrow\downarrow$) per i seguenti elementi. (a) P; (b) Ni; (c) Ga; (d) Cd.
97. Determinare il numero di elettroni ospitati nel guscio più esterno per i seguenti elementi, ed indicare il numero quantico principale di quel guscio. (a) Na; (b) S; (c) Si; (d) Sr; (e) Ba; (f) Br.
98. Spiegare perché tutte le seguenti configurazioni dello stato fondamentale sono sbagliate, quindi correggerle:
 (a) Si $1s \uparrow\downarrow 2s \uparrow\downarrow 2p \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow 3s \uparrow\downarrow 3p \uparrow \uparrow \uparrow$
 (b) Ni [Ar] $4s \uparrow 3d \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
 (c) S [Ne] $3s \uparrow\downarrow 3p \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
99. Spiegare perché tutte le seguenti configurazioni dello stato fondamentale sono sbagliate, quindi correggerle:
 (a) Ca $1s \uparrow\downarrow 2s \uparrow\downarrow 2p \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow 3s \uparrow\downarrow 3p \uparrow$
 (b) V [Ar] $3d \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$
 (c) F $1s \uparrow\downarrow 2s \uparrow 2p \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
100. Un atomo neutro ha due elettroni con $n = 1$, otto elettroni con $n = 2$, otto elettroni con $n = 3$ e due elettroni con $n = 4$. Assumere che questo elemento sia nel suo stato fondamentale.
 (a) Quali sono il numero atomico, il simbolo ed il nome dell'elemento?
 (b) A quale periodo della tavola periodica appartiene?
 (c) A quale gruppo della tavola periodica appartiene?
 (d) Qual è il numero totale di elettroni s di questo atomo?
 (e) Qual è il numero totale di elettroni p di questo atomo?
 (f) Qual è il numero totale di elettroni d di questo atomo?

101. ● Un atomo neutro ha due elettroni con $n = 1$, otto elettroni con $n = 2$, sedici elettroni con $n = 3$ e due elettroni con $n = 4$. Assumere che questo elemento sia nel suo stato fondamentale.
- Quali sono il numero atomico, il simbolo ed il nome dell'elemento?
 - A quale periodo della tavola periodica appartiene?
 - A quale gruppo della tavola periodica appartiene?
 - Qual è il numero totale di elettroni s di questo atomo?
 - Qual è il numero totale di elettroni p di questo atomo?
102. Con l'aiuto dell'Appendice B, elencare i simboli dei primi cinque elementi, in ordine di numero atomico, che hanno un elettrone spaiato in un orbitale s . Identificare il gruppo nella tavola periodica nel quale questi elementi si trovano.
103. Elencare gli elementi con numero atomico minore o uguale a 20 e che abbiano uno o più elettroni spaiati su orbitali p . Indicare il gruppo della tavola periodica al quale ogni elemento appartiene.
104. Individuare l'elemento, o gli elementi possibili, avendo solo il numero di elettroni nel guscio più esterno e il numero quantico principale di tale livello. (a) 1 elettroni, primo livello; (b) 3 elettroni, secondo livello; (c) 3 elettroni, terzo livello; (d) 2 elettroni, settimo livello; (e) 4 elettroni, terzo livello; (f) 8 elettroni, quinto livello.
105. ● Scrivere le configurazioni elettroniche dello stato fondamentale degli elementi dell'Esercizio 95, utilizzando la notazione breve, cioè $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, e così via.
106. ● Scrivere le configurazioni elettroniche dello stato fondamentale degli elementi dell'Esercizio 96, utilizzando la notazione breve, cioè $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, e così via.
107. Enuncia il Principio di esclusione di Pauli. C'è qualcuna tra queste configurazioni elettroniche che viola questa regola? (a) $1s^3$; (b) $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^3$; (c) $1s^2 2s^2 2p_x^2$; (d) $1s^2 2s^2 3s^2$? Spiegare perché.
108. Enunciare la Regola di Hund. C'è qualcuna tra queste configurazioni elettroniche che viola questa regola? (a) $1s^2$; (b) $1s^2 2s^2 2p_x^2$; (c) $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$; (d) $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_z^1$; (e) $1s^2 2s^1 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$. Spiegare.
109. ▲ Classificare ognuna delle seguenti configurazioni elettroniche come (i) stato fondamentale; (ii) stato eccitato, o (iii) stato proibito: (a) $1s^2 2p^3$; (b) $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^3$; (c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{12} 4s^2$; (d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 2d^1$; (e) $1s^2 2s^2 2p^8 3s^2 3p^5$.
110. Quali elementi con numero atomico uguale o inferiore a 11 sono paramagnetici allo stato atomico?
111. L'industria dei semiconduttori dipende da elementi quali Si, Ga, As, Ge, B, Cd, e S. Scrivere la configurazione elettronica prevista per ciascun elemento.
112. I superconduttori ceramici ad alta temperatura sono costituiti da elementi quali Cu, O, La, Y, Ba, Tl, e Bi. Scrivere la configurazione prevista per ciascun elemento. (consultare l'Appendice B se necessario).
113. In natura il potassio ed il sodio sono spesso trovati insieme. (a) Scrivere le configurazioni elettroniche per entrambi gli elementi. (b) In cosa sono simili? (c) In cosa invece differiscono?



© Cengage Learning/Charles D. Winters

Potassio metallico



© Cengage Learning/Charles D. Winters

Sodio metallico

114. Quali elementi sono rappresentati dalle seguenti configurazioni elettroniche?
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
 - $[\text{Kr}] 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^3$
 - $[\text{Kr}] 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 7s^2$
 - $[\text{Kr}] 4d^5 5s^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$
115. Ripetere l'Esercizio 114 per
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^1$
 - $[\text{Kr}] 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^4$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 - $[\text{Kr}] 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^2$
116. Trovare il numero totale di elettroni di tipo s , p , e d in ognuno dei seguenti elementi: (a) P; (b) Kr; (c) Ni; (d) Zn; (e) Ti.
117. Scrivere la configurazione elettronica di Be, Mg e Ca tutti elementi del Gruppo 2A. Quale somiglianza si può osservare?
118. Considerare i seguenti elementi nel loro stato fondamentale (a) Na; (b) O; (c) Ca. Costruire una tabella contenente i 4 numeri quantici per ogni elettrone di questi elementi.
119. Considerare i seguenti elementi nel loro stato fondamentale (a) Mg; (b) S; (c) Sc. Costruire una tabella contenente i 4 numeri quantici per ogni elettrone di questi elementi.
120. Scrivere le strutture elettroniche per gli elementi del Gruppo A usando la notazione ns essendo n il numero quantico principale del più alto livello energetico occupato.
- | | ns | np |
|----|------|-------|
| 1A | — | — — — |
| 2A | — | — — — |
- e così via