CAPITOLO 4
LA STRUTTURA ELETTRONICA DEGLI ATOMI

4.7

(a) $$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{8.6 \times 10^{13} \text{ /s}} = 3.5 \times 10^{-6} \text{ m} = \mathbf{3.5 \times 10^3 \text{ nm}}$$

(b) $$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{566 \times 10^{-9} \text{ m}} = 5.30 \times 10^{14} \text{ /s} = \mathbf{5.30 \times 10^{14} \text{ Hz}}$$

4.8
(a)
Impostazione: Ci viene data la lunghezza d'onda di un'onda elettromagnetica e ci viene richiesto di calcolarne la frequenza. Riarrangiando l'equazione (7.1) del testo e sostituendo *u* con *c* (la velocità della luce otteniamo:

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

Soluzione: Poiché la velocità della luce è data in metri al secondo, è conveniente convertire la lunghezza d'onda in metri. Ricorda che 1 nm = 10^{-9} m (vedi Tabella 1.3 del testo). Scriviamo:

$$456 \text{ nm} \times \frac{1 \times 10^{-9} \text{ m}}{1 \text{ nm}} = 456 \times 10^{-9} \text{ m} = 4.56 \times 10^{-7} \text{ m}$$

Sostituendo i valori della lunghezza d'onda e la velocità della luce (3.00×10^8 m/s), la frequenza è:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3.00 \times 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{4.56 \times 10^{-7} \text{ m}} = \mathbf{6.58 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}} \text{ or } \mathbf{6.58 \times 10^{14} \text{ Hz}}$$

Verifica: La risposta dimostra che 6.58×10^{14} onde passano per un punto fisso ogni secondo. Questa frequenza molto alta è in accordo con il valore molto alto della velocità della luce.

(b) Impostazione: Ci viene data la frequenza di un'onda elettromagnetica e ci viene richiesto di calcolarne la lunghezza d'onda. Riarrangiando l'equazione (7.1) del testo e sostituendo *u* con *c* (la velocità della luce otteniamo:

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

Soluzione: Sostituendo i valori della frequenza e la velocità della luce (3.00×10^8 m/s), la lunghezza d'onda è:

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3.00 \times 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{2.45 \times 10^9 \frac{1}{\text{s}}} = 0.122 \text{ m}$$

Il problema richiede il valore della lunghezza d'onda in nanometri. Ricorda che 1 nm = 10^{-9} m.

$$\lambda = 0.122 \text{ m} \times \frac{1 \text{ nm}}{1 \times 10^{-9} \text{ m}} = \mathbf{1.22 \times 10^8 \text{ nm}}$$

4.9 Dato che la velocità della luce è 3.00×10^8 m/s, possiamo scrivere:

$$(1.3 \times 10^8 \text{ mi}) \times \frac{1.61 \text{ km}}{1 \text{ mi}} \times \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} \times \frac{1 \text{ s}}{3.00 \times 10^8 \text{ m}} = \mathbf{7.0 \times 10^2 \text{ s}}$$

Il tempo sarebbe diverso per altri tipi di radiazioni elettromagnetiche?

4.10 Un'onda radio è un'onda elettromagnetica che viaggia alla velocità della luce. La velocità della luce è espressa in m/s così convertiamo la distanza da chilometri a metri (45061632 km)

$$? \text{ distance (m)} = (2.8 \times 10^7 \text{ mi}) \times \frac{1.61 \text{ km}}{1 \text{ mi}} \times \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} = 4.5 \times 10^{10} \text{ m}$$

Ora, possiamo usare la velocità della luce come fattore di conversione per convertire da metri a secondi ($c = 3.00 \times 10^8$ m/s).

$$\textbf{? min} = (4.5 \times 10^{10} \text{ m}) \times \frac{1 \text{ s}}{3.00 \times 10^8 \text{ m}} = 1.5 \times 10^2 \text{ s} = \textbf{2.5 min}$$

4.11

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{9192631770 \text{ s}^{-1}} = 3.26 \times 10^{-2} \text{ m} = \mathbf{3.26 \times 10^7 \text{ nm}}$$

Questa radiazione cade nella regione dello spettro delle microonde. (vedi figura 7.3 del testo).

4.12 La lunghezza d'onda è:

$$\lambda = \frac{1 \text{ m}}{1,650,763.73 \text{ wavelengths}} = 6.05780211 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{6.05780211 \times 10^{-7} \text{ m}} = \mathbf{4.95 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}}$$

4.16

(a) Impostazione: Ci viene data la frequenza di un'onda elettromagnetica e ci viene richiesto di calcolarne la lunghezza d'onda. Riarrangiando l'equazione (7.1) del testo e sostituendo u con c (la velocità della luce otteniamo:

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

Soluzione: Sostituendo i valori della frequenza e la velocità della luce (3.00×10^8 m/s), nell'equazione precedente, la lunghezza d'onda è:

$$\lambda = \frac{3.00 \times 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}}{7.5 \times 10^{14} \frac{1}{\text{s}}} = 4.0 \times 10^{-7} \text{ m} = \mathbf{4.0 \times 10^2 \text{ nm}}$$

Verifica: La lunghezza d'onda calcolata di 400 nm cade, come aspettato, nella regione blu dello spettro del visibile.

(b) Impostazione: Ci viene data la frequenza di un'onda elettromagnetica e ci viene richiesto di calcolarne l'energia. L'equazione (7.2) del testo mette in relazione l'energia e la frequenza di un'onda elettromagnetica.

$$E = h\nu$$

Soluzione: Sostituendo la frequenza e la costante di Plank (6.63×10^{-34} J · s) nell'equazione precedente, l'energia di un singolo fotone associata con questa frequenza è:

$$\boldsymbol{E} = h\nu = (6.63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})\left(7.5 \times 10^{14} \frac{1}{\text{s}}\right) = \mathbf{5.0 \times 10^{-19} \text{ J}}$$

Verifica: Ci aspettiamo che l'energia di un singolo fotone sia molto bassa come dai calcoli precedenti, 5.0× 10 J.

4.17 (a)

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{6.0 \times 10^4 \text{ /s}} = \mathbf{5.0 \times 10^3 \text{ m}} = \mathbf{5.0 \times 10^{12} \text{ nm}}$$

La radiazione non cade nella regione del visibile; è un'onda radio. (Vedi figura 7.3 del testo).

(b) $E = h\nu = (6.63 \times 10^{-34}\ \text{J·s})(6.0 \times 10^{4}\ /\text{s}) = \mathbf{4.0 \times 10^{-29}\ J}$

(c) Convertendo a J/mol: [fotone; fotoni]

$$E = \frac{4.0 \times 10^{-29}\ \text{J}}{1\ \text{photon}} \times \frac{6.022 \times 10^{23}\ \text{photons}}{1\ \text{mol}} = \mathbf{2.4 \times 10^{-5}\ J/mol}$$

4.18 In questo problema l'energia è data per una mole di fotoni. Per applicare $E = h\nu$, noi dobbiamo dividere l'energia per il numero di Avogadro. L'energia di un fotone è:

$$E = \frac{1.0 \times 10^{3}\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}} \times \frac{1\ \text{mol}}{6.022 \times 10^{23}\ \text{photons}} \times \frac{1000\ \text{J}}{1\ \text{kJ}} = 1.7 \times 10^{-18}\ \text{J/photon}$$

La lunghezza d'onda di questo fotone può essere trovata usando la relazione,

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

$$\lambda = \frac{hc}{E} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})\left(3.00 \times 10^{8}\ \frac{\text{m}}{\text{s}}\right)}{1.7 \times 10^{-18}\ \text{J}} = 1.2 \times 10^{-7}\ \text{m} \times \frac{1\ \text{nm}}{1 \times 10^{-9}\ \text{m}} = \mathbf{1.2 \times 10^{2}\ nm}$$

La radiazione è nella regione dell'ultravioletto. (Vedi figura 7.3 del testo).

4.19

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{(0.154 \times 10^{-9}\ \text{m})} = \mathbf{1.29 \times 10^{-15}\ J}$$

4.20

(a) $\lambda = \dfrac{c}{\nu}$

$$\lambda = \frac{3.00 \times 10^{8}\ \frac{\text{m}}{\text{s}}}{8.11 \times 10^{14}\ \frac{1}{\text{s}}} = 3.70 \times 10^{-7}\ \text{m} = \mathbf{3.70 \times 10^{2}\ nm}$$

(b) Controllando la figura 7.3 del testo, dovresti trovare che la regione visibile dello spettro va da 400 a 700 nm. 370 nm è nella regione ultravioletta dello spettro.
(c) $E = h\nu$. Sostituiamo la frequenza (ν) in questa equazione e calcoliamo l'energia di un quanto associato con questa frequenza.

$$E = h\nu = (6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})\left(8.11 \times 10^{14}\ \frac{1}{\text{s}}\right) = \mathbf{5.38 \times 10^{-19}\ J}$$

4.25 La disposizione dei livelli energetici per ciascun elemento è unica. Le frequenze della luce emessa da un elemento sono caratteristiche dell'elemento stesso. Anche le frequenze emesse dagli isotopi dello stesso elemento sono leggermente differenti.

4.26 La luce emessa può essere analizzata facendola passare attraverso un prisma.

4.27 La luce emessa dai materiali fluorescenti ha sempre energia più bassa rispetto alla luce che colpisce la sostanza fluorescente. L'assorbimento della luce visibile potrebbe non dare luogo all'emissione di luce ultravioletta perché quest'ultima ha energia più alta.
Il processo inverso, fluorescenza di luce visibile prodotta da radiazione ultravioletta è molto comune. Alcune marche di detersivi per bucato contengono materiali chiamati "sbiancanti ottici" i quali, per esempio, possono far apparire una maglietta bianca molto più bianca e brillante di una maglietta uguale lavata in un detersivo ordinario.

4.28 Gli atomi degli elementi chimici eccitati emettono le stesse frequenze o linee caratteristiche sia in un laboratorio sulla terra, nel sole, o in stella distanti molti anni-luce dalla terra.

4.29 **(a)** La differenza di energia tra gli stati E_1 e E_4 è:

$$E_4 - E_1 = (-1.0 \times 10^{-19})\text{J} - (-15 \times 10^{-19})\text{J} = 14 \times 10^{-19}\ \text{J}$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{14 \times 10^{-19}\ \text{J}} = \mathbf{1.4 \times 10^{-7}\ m = 1.4 \times 10^{2}\ nm}$$

(b) La differenza di energia tra gli stati E_2 e E_3 è:

$$E_3 - E_2 = (-5.0 \times 10^{-19}\ \text{J}) - (-10.0 \times 10^{-19}\ \text{J}) = \mathbf{5 \times 10^{-19}\ J}$$

(c) La differenza di energia tra gli stati E_1 e E_3 è:

$$E_1 - E_3 = (-15 \times 10^{-19}\ \text{J}) - (-5.0 \times 10^{-19}\ \text{J}) = -10 \times 10^{-19}\ \text{J}$$

Ignorando il segno negativo di Δ E, la lunghezza d'onda viene calcolata come in (a).

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{10 \times 10^{-19}\ \text{J}} = \mathbf{2.0{\times}10^{-7}\ m = 2.0 \times 10^{2}\ nm}$$

4.30 Usiamo dei valori accurati di *h* e *c* per questo problema.

$$\boldsymbol{E} = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6.6256 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(2.998 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{656.3 \times 10^{-9}\ \text{m}} = \mathbf{3.027 \times 10^{-19}\ J}$$

4.31 In questo problema $n_i = 5$ e $n_f = 3$.

$$\Delta E = R_{\text{H}}\left(\frac{1}{n_{\text{i}}^2} - \frac{1}{n_{\text{f}}^2}\right) = (2.18 \times 10^{-18}\ \text{J})\left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{3^2}\right) = -1.55 \times 10^{-19}\ \text{J}$$

Il segno di Δ E significa che questa è l'energia associata con un processo di emissione.

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{1.55 \times 10^{-19}\ \text{J}} = \mathbf{1.28 \times 10^{-6}\ m = 1.28 \times 10^{3}\ nm}$$

La variazione nel segno dell'energia è coerente con la convenzione dei segni per i processi eso- e endotermici?

4.32
Impostazione: Ci vengono dati gli stati iniziali e finali di un processo di emissione. Possiamo calcolare l'energia di un fotone emesso usando l'equazione (7.5) del testo. Quindi, da questa energia, noi possiamo calcolare la frequenza del fotone, e dalla frequenza possiamo risalire alla lunghezza d'onda. Il valore della costante di Rydberg è 2.18×10^{-18} J.
Soluzione: Dall'equazione (7.5) scriviamo:

$$\Delta E = R_{\text{H}}\left(\frac{1}{n_{\text{i}}^2} - \frac{1}{n_{\text{f}}^2}\right)$$

$$\Delta E = (2.18 \times 10^{-18}\ \text{J})\left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{2^2}\right)$$

$$\Delta E = -4.09 \times 10^{-19}\ \text{J}$$

Il segno di Δ E significa che questa è l'energia associata con un processo di emissione. Per calcolare la frequenza, ometteremo il segno meno di Δ E perché la frequenza del fotone deve essere positiva. Noi sappiamo che: $\Delta E = h\nu$

Riarrangiando l'equazione e sostituendo i valori noti,

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{(4.09 \times 10^{-19}\ \text{J})}{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})} = \mathbf{6.17 \times 10^{14}\ s^{-1}}\ \text{or}\ \mathbf{6.17 \times 10^{14}\ Hz}$$

Noi sappiamo anche che $\lambda = \frac{c}{\nu}$. Sostituendo la frequenza calcolata in questa equazione otteniamo:

$$\lambda = \frac{3.00 \times 10^{8}\ \frac{\text{m}}{\text{s}}}{\left(6.17 \times 10^{14}\ \frac{1}{\text{s}}\right)} = 4.86 \times 10^{-7}\ \text{m} = \mathbf{486\ nm}$$

Verifica: Questa lunghezza d'onda cade nella regione visibile della radiazione elettromagnetica (vedi figura 7.3 del testo). Ciò è coerente con il fatto che poiché $n_i = 4$ e $n_f = 2$, questa transizione da luoga ad una linea spettrale nella serie di Balmer (vedi figura 7.9 del testo).

4.33 Questo problema deve essere risolto con un'accuratezza alle quattro cifre significative. Usiamo 6.6256 × 10 J· s per la costante di Plank e 2.998 × 10 m/s per la velocità della luce. Calcoliamo per primo l'energia di ciascun fotone.

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6.6256 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(2.998 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{589.0 \times 10^{-9}\ \text{m}} = 3.372 \times 10^{-19}\ \text{J}$$

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6.6256 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(2.998 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{589.6 \times 10^{-9}\ \text{m}} = 3.369 \times 10^{-19}\ \text{J}$$

Per *un* fotone la differenza di energia è: $\boldsymbol{\Delta E} = (3.372 \times 10^{-19}\ \text{J}) - (3.369 \times 10^{-19}\ \text{J}) = \mathbf{3 \times 10^{-22}\ J}$

Per *una mole* di fotoni la differenza di energia è:

$$\frac{3 \times 10^{-22}\ \text{J}}{1\ \text{photon}} \times \frac{6.022 \times 10^{23}\ \text{photons}}{1\ \text{mol}} = \mathbf{2 \times 10^{2}\ J/mol}$$

$$\Delta E = R_\text{H}\left(\frac{1}{n_\text{i}^2} - \frac{1}{n_\text{f}^2}\right)$$

4.34 n_f è dato dal problema e R_H è una costante, ma noi dobbiamo calcolare Δ E. L'energia del fotone è:

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{434 \times 10^{-9}\ \text{m}} = 4.58 \times 10^{-19}\ \text{J}$$

Dato che questo è un processo di emissione, la variazione di energia ΔE è negativa, ovvero -4.58×10^{-19} J.
Sostituisci Δ E nella seguente equazione e risolvi per n_i.

$$\Delta E = R_\text{H}\left(\frac{1}{n_\text{i}^2} - \frac{1}{n_\text{f}^2}\right)$$

$$-4.58 \times 10^{-19}\ \text{J} = (2.18 \times 10^{-18}\ \text{J})\left(\frac{1}{n_\text{i}^2} - \frac{1}{2^2}\right)$$

$$\frac{1}{n_\text{i}^2} = \left(\frac{-4.58 \times 10^{-19}\ \text{J}}{2.18 \times 10^{-18}\ \text{J}}\right) + \frac{1}{2^2} = -0.210 + 0.250 = 0.040$$

$$\boldsymbol{n_\text{i}} = \frac{1}{\sqrt{0.040}} = \mathbf{5}$$

4.39

$$\lambda = \frac{h}{mu} = \frac{6.63 \times 10^{-34}\ \text{J} \cdot \text{s}}{(1.675 \times 10^{-27}\ \text{kg})(7.00 \times 10^{2}\ \text{m/s})} = 5.65 \times 10^{-10}\ \text{m} = \mathbf{0.565\ nm}$$

4.40
Impostazione: Ci viene data la massa e la velocità del protone e ci viene chiesto di calcolarne la lunghezza d'onda. Dobbiamo usare l'equazione di De Broglie, cioè l'equazione (7.7) del testo. Nota che poiché l'unità di misura della costante di Plank è J · s, m deve essere in kg e u in m/s (1J = 1 kg·m^2/s^2).

Soluzione: Utilizzando l'equazione (7.7) scriviamo:

$$\lambda = \frac{h}{mu}$$

$$\lambda = \frac{h}{mu} = \frac{\left(6.63 \times 10^{-34}\ \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2} \cdot \text{s}\right)}{(1.673 \times 10^{-27}\ \text{kg})(2.90 \times 10^{8}\ \text{m/s})} = 1.37 \times 10^{-15}\ \text{m}$$

Il problema richiede di esprimere la lunghezza d'onda in nanometri.

$$\lambda = (1.37 \times 10^{-15}\ \text{m}) \times \frac{1\ \text{nm}}{1 \times 10^{-9}\ \text{m}} = \mathbf{1.37 \times 10^{-6}\ nm}$$

4.41 Convertendo la velocità in m/s:

$$\frac{1.20 \times 10^{2}\ \text{mi}}{1\ \text{hr}} \times \frac{1.61\ \text{km}}{1\ \text{mi}} \times \frac{1000\ \text{m}}{1\ \text{km}} \times \frac{1\ \text{hr}}{3600\ \text{s}} = 53.7\ \text{m/s}$$

$$\lambda = \frac{h}{mu} = \frac{6.63 \times 10^{-34}\ \text{J} \cdot \text{s}}{(0.0124\ \text{kg})(53.7\ \text{m/s})} = 9.96 \times 10^{-34}\ \text{m} = \mathbf{9.96 \times 10^{-32}\ cm}$$

4.42 Prima convertiamo i km/h in m/s.

$$\frac{35\ \text{mi}}{1\ \text{h}} \times \frac{1.61\ \text{km}}{1\ \text{mi}} \times \frac{1000\ \text{m}}{1\ \text{km}} \times \frac{1\ \text{h}}{3600\ \text{s}} = 16\ \text{m/s}$$

$$\lambda = \frac{h}{mu} = \frac{\left(6.63 \times 10^{-34}\ \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2} \cdot \text{s}\right)}{(2.5 \times 10^{-3}\ \text{kg})(16\ \text{m/s})} = 1.7 \times 10^{-32}\ \text{m} = \mathbf{1.7 \times 10^{-23}\ nm}$$

4.53 Il numero quantico angolare *l* può assumere valori interi compresi tra 0 e *n* – 1. In questo caso *n* = 2, così i valori permessi per il numero quantico secondario ***l*** sono **0** ed **1**.
Ogni valore permesso per il numero quantico angolare etichetta un sottolivello. Dato un sottolivello (etichettato *l*) ci sono 2*l* + 1 stati energetici permessi (orbitali) ognuno caratterizzato da un valore diverso del numero quantico magnetico. I valori permessi variano da –*l* a +*l* zero compreso (solo numeri interi). Per il sottolivello caratterizzato dal numero quantico angolare ***l* = 1**, i valori permessi per il numero quantico magnetico m_l sono **–1, 0 e 1**. Per l'altro sottolivello di questo problema caratterizzato dal numero quantico angolare ***l* = 0**, il valore permesso del numero quantico magnetico è **0**.
Se i valori permessi variano da –1 a +1 ci sono sempre 2*l* + 1 valori?

4.54
Impostazione: Quali sono le relazioni tra *n*, *l* e m_l?
Soluzione: Ci viene dato il numero quantico principale, *n* = 3. I possibili valori di *l* variano da 0 a (*n* – 1). Quindi ci sono tre possibili valori di *l*: 0, 1 e 2, corrispondenti, rispettivamente, agli orbitali *s*, *p* e *d*. I valori di m_l possono variare da –*l* a *l*. I valori di m_l per ogni valore di *l* sono:

$l = 0$: $m_l = 0$ $\qquad$ $l = 1$: $m_l = -1, 0, 1$ $\qquad$ $l = 2$: $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$

4.55

(a) $2p$: $n = 2$, $l = 1$, $m_l = 1, 0, \text{or} -1$

(b) $3s$: $n = 3$, $l = 0$, $m_l = 0$ (solo valore permesso)

(c) $5d$: $n = 5$, $l = 2$, $m_l = 2, 1, 0, -1, \text{or} -2$

Un orbitale in un sottolivello può assumere ognuno dei valori permessi per il numero quantico magnetico per quel sottolivello. Tutti gli orbitali di un sottolivello hanno esattamente la stessa energia.

4.56

(a) Il numero dato nell'identificazione del sottolivello è il numero quantico principale, così in questo caso $\boldsymbol{n = 3}$. Per gli orbitali s, $\boldsymbol{l = 0}$. m_l può assumere valori interi da $-l$ a $+l$, quindi $\boldsymbol{m_l = 0}$. Il numero quantico magnetico di spin, $\boldsymbol{m_s}$ può essere sia **+1/2** o **–1/2**.

Seguendo lo stesso ragionamento della parte **(a)**

(b) $4p$: $n = 4$; $l = 1$; $m_l = -1, 0, 1$; $m_s = +1/2, -1/2$

(c) $3d$: $n = 3$; $l = 2$; $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$; $m_s = +1/2, -1/2$

4.57 Un orbitale 2*s* è più grande di un orbitale 1s. Entrambi hanno forma sferica. L'orbitale 1s ha energia più bassa del 2*s*.

4.58 I due orbitali sono identici in dimensioni, forma ed energia. Essi differiscono soltanto nell'orientamento relativo uno rispetto all'altro.
Puoi assegnare un valore specifico del numero quantico magnetico a questi orbitali? Quali sono i valori permessi del numero quantico magnetico per il sottolivello 2*p*?

4.59 I valori permessi di *l* sono 0, 1, 2, 3 e 4. Questi corrispondono ai sottolivelli 5*s*, 5*p*, 5*d*, 5*f* e 5*g*. Questi sottolivelli hanno, rispettivamente, uno, tre, cinque, sette e nove orbitali.

4.60 Per $n = 6$ i valori permessi di *l* sono 0, 1, 2, 3, 4 e 5 [valori interi da $l = 0$ a $(n - 1)$]. Questi valori di *l* corrispondono ai sottolivelli 6*s*, 6*p*, 6*d*, 6*f* , 6*g* e 6*h*. Questi sottolivelli hanno 1, 3, 5, 7, 9 e 11 orbitali rispettivamente (numero di orbitale = $2l + 1$).

4.61 Possono esistere al massimo due elettroni per ciascun orbitale.
(a) due **(b)** sei **(c)** dieci **(d)** quattordici
In base a quale regola possono esistere al massimo due elettroni per orbitali? Essi hanno la stessa energia? In cosa differiscono? Potrebbero cinque orbitali 4*d* ospitare gli stessi elettroni di cinque orbitali 3*d*? In altre parole, il numero quantico principale *n* pregiudica il numero di elettroni in un dato sottolivello?

4.62

valore di *n*	somma degli orbitali	numero totale di elettroni
1	1	2
2	1 + 3 = 4	8
3	1 + 3 + 5 = 9	18
4	1 + 3 + 5 + 7 = 16	32
5	1 + 3 + 5 + 7 + 9 = 25	50
6	1 + 3 + 5 + 7 + 9 + 11 = 36	72

In ogni caso il numero totale di orbitali è uguale esattamente a n^2. Il numero totale di elettroni è $\boldsymbol{2n^2}$.

4.63 3*s*: due 3*d*: dieci 4*p*: sei 4*f*: quattordici 5*f*: quattordici

4.64 Le configurazioni elettroniche degli elettroni sono:

(a) N: $1s^22s^22p^3$ Ci sono tre elettroni su orbitali *p*.

(b) Si: $1s^22s^22p^63s^23p^2$ Ci sono sei elettroni su orbitali *s*.

(c) S: $1s^22s^22p^63s^23p^4$ Non ci sono elettroni su orbitali *d*.

4.65 Vedi la figura 7.19 del libro di testo.

4.66 Negli atomi polielettronici, gli elettroni dell'orbitale 3*p* sono schermati più efficacemente dagli elettroni interni dell'atomo (cioè gli elettroni 1*s*, 2*s* e 2*p*) rispetto agli elettroni 3*s*. L'orbitale 3*s* è detto essere più penetrante rispetto agli orbitali 3*p* e 3*d*. Nell'atomo di idrogeno c'è solo un elettrone, così gli orbitali 3*s*, 3*p* e 3*d* hanno la stessa energia.

4.67 L'equazione (7.4) del testo fornisce l'energia dell'orbitale in funzione del numero quantico principale *n* solo (per l'atomo di idrogeno). L'energia non dipende da ciascuno degli altri numeri quantici. Se due orbitali dell'atomo di idrogeno hanno lo stesso valore di *n* essi hanno anche la stessa energia.

(a) $2s > 1s$ **(b)** $3p > 2p$ **(c)** uguale **(d)** uguale **(e)** $5s > 4f$

4.68

(a) $2s < 2p$ **(b)** $3p < 3d$ **(c)** $3s < 4s$ **(d)** $4d < 5f$

4.79

(a) è sbagliato perché il numero quantico m_l può avere soltanto valori interi.
(b) è sbagliato perché il valore massimo del numero quantico angolare *l* è $n - 1$.
(c) è sbagliato perché il numero quantico magnetico di spin m_s può assumere solo valori semi interi.

4.80 Per l'alluminio non ci sono abbastanza elettroni nel sottolivello 2*p*. (Il sottolivello 2*p* ospita 6 elettroni). Il numero di elettroni (13) è corretto. La configurazione elettronica dovrebbe essere $1s^22s^22p^63s^23p^1$. La configurazione mostrata dovrebbe corrispondere ad uno stato eccitato dell'atomo di alluminio.
Per il boro ci sono troppi elettroni. (il boro ha solo cinque elettroni). La configurazione elettronica dovrebbe essere $1s^22s^22p^1$. Quale dovrebbe essere la carica elettrica dello ione boro con la disposizione elettronica riportata nel problema?
Per il fluoro ci sono troppi elettroni. (il fluoro ha solo nove elettroni). La configurazione elettronica mostrata è quella dello ione F^-. La configurazione elettronica corretta è $1s^22s^22p^5$.

4.81 Dato che il numero atomico è dispari, è matematicamente impossibile che tutti gli elettroni siano appaiati. Ci deve essere almeno un elettrone spaiato. L'elemento dovrebbe essere paramagnetico.

4.82 Dovresti scrivere le configurazioni elettroniche di ognuno di questi elementi per rispondere alla domanda. In alcuni casi un diagramma ad orbitali sarebbe di aiuto.

B: $[He]2s^22p^1$ (1 elettrone spaiato)
P: $[Ne]3s^23p^3$ (3 elettroni spaiati)
Mn: $[Ar]4s^23d^5$ (5 elettroni spaiati)
Kr: (0 elettroni spaiati)
Cd: $[Kr]5s^24d^{10}$ (0 elettroni spaiati)
Pb: $[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^2$ (2 elettroni spaiati)

Ne: (0 elettroni spaiati, perché?)
Sc: $[Ar]4s^23d^1$ (1 elettrone spaiato)
Se: $[Ar]4s^23d^{10}4p^4$ (2 elettroni spaiati)
Fe: $[Ar]4s^23d^6$ (4 elettroni spaiati)
I: $[Kr]5s^24d^{10}5p^5$ (1 elettroni spaiati)

4.83

B:	$1s^22s^22p^1$	As:	$[Ar]4s^23d^{10}4p^3$
V:	$[Ar]4s^23d^3$	I:	$[Kr]5s^24d^{10}5p^5$
Ni:	$[Ar]4s^23d^8$	Au:	$[Xe]6s^14f^{14}5d^{10}$

Qual è il significato di "[Ar]"? di "[Kr]"? di "[Xe]"?

4.84 Impostazione: Quanti elettroni ci sono nell'atomo di Ge (Z = 32)? Partiamo da $n = 1$ e procediamo con il riempimento degli orbitali secondo l'ordine mostrato nella figura 7.20 del testo. Ricorda che in ogni orbitale possono essere accomodati al massimo due elettroni. Tuttavia non devi dimenticare gli orbitali degeneri. Partendo da $n = 2$, ci sono tre orbitali *p* di uguale energia, corrispondenti a $m_l = -1$, 0. 1. Partendo da $n = 3$ ci sono cinque orbitali *d* di uguale energia, corrispondenti a $m_l = -2$, -1, 0. 1, 2. Disponiamo gli elettroni negli orbitali in accordo con il principio di esclusione di Pauli e la regola di Hund. Il compito è semplificato se usiamo il gas nobile che precede Ge per gli elettroni interni.

Soluzione: Il germanio ha 32 elettroni. Il nucleo di gas nobile in questo caso è [Ar]. (Ar è il gas nobile nel periodo che precede il germanio). [Ar] rappresenta $1s^22s^22p^63s^23p^6$. Questo nucleo arrangia 18 elettroni, quindi ne restano 14 elettroni da piazzare.
Vedi la figura 7.20 del tuo testo per verificare l'ordine di riempimento dei sottolivelli successivi al nucleo di gas nobile Ar. Dovresti trovare che l'ordine di riempimento è 4*s*, 3*d*, 4*p*. Ci sono 14 elettroni restanti da distribuire tra questi orbitali. L'orbitale 4*s* può ospitare due elettroni. Ognuno dei cinque orbitali 3*d* può ospitare due elettroni per un totale di *10* elettroni. Questo lascia due elettroni da sistemare negli orbitali 4*p*.

La configurazione elettronica del Ge è: $[\mathrm{Ar}]4s^23d^{10}4p^2$

Dovresti seguire il medesimo ragionamento per gli atomi restanti.

Fe:	$[\mathrm{Ar}]4s^23d^6$	Zn:	$[\mathrm{Ar}]4s^23d^{10}$	Ni:	$[\mathrm{Ar}]4s^23d^8$
W:	$[\mathrm{Xe}]6s^24f^{14}5d^4$	Tl:	$[\mathrm{Xe}]6s^24f^{14}5d^{10}6p^1$		

4.85 Ci sono un totale di 12 elettroni: l'elemento è il magnesio.

Orbital	n	l	m_l	m_s
1*s*	1	0	0	$+\frac{1}{2}$
1*s*	1	0	0	$-\frac{1}{2}$
2*s*	2	0	0	$+\frac{1}{2}$
2*s*	2	0	0	$-\frac{1}{2}$
2*p*	2	1	1	$+\frac{1}{2}$
2*p*	2	1	1	$-\frac{1}{2}$
2*p*	2	1	0	$+\frac{1}{2}$
2*p*	2	1	0	$-\frac{1}{2}$
2*p*	2	1	-1	$+\frac{1}{2}$
2*p*	2	1	-1	$-\frac{1}{2}$
3*s*	3	0	0	$+\frac{1}{2}$
3*s*	3	0	0	$-\frac{1}{2}$

4.86

$\underset{3s^2}{\uparrow\downarrow}$ $\quad$ $\underset{3p^3}{\uparrow\ \uparrow\ \uparrow}$	$\underset{3s^2}{\uparrow\downarrow}$ $\quad$ $\underset{3p^4}{\uparrow\downarrow\ \uparrow\ \uparrow}$	$\underset{3s^2}{\uparrow\downarrow}$ $\quad$ $\underset{3p^5}{\uparrow\downarrow\ \uparrow\downarrow\ \uparrow}$
S^+ (5 elettroni di valenza)	S (6 elettroni di valenza)	S^- (7 elettroni di valenza)
3 elettroni spaiati	2 elettroni spaiati	1 elettrone spaiato

S^+ ha il numero più grande di elettroni spaiati.

4.91 $[\mathrm{Ar}]4s^23d^{10}4p^4$

4.92 La configurazione elettronica dello stato fondamentale di Tc è: $[\mathrm{Kr}]5s^24d^5$.

4.93 Calcoliamo inizialmente la lunghezza d'onda, quindi troviamo il colore usando la figura 7.3 del testo.

$$\lambda = \frac{hc}{E} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{4.30 \times 10^{-19}\ \text{J}} = 4.63 \times 10^{-7}\ \text{m} = 463\ \text{nm}$$ che è **blu**.

4.94

(a) Con $n = 2$, ci sono n^2 orbitali $= 2^2 = 4$. $m_s = +1/2$, specifica 1 elettrone per orbitale, per un totale di **4 elettroni**.
(b) $n = 4$ e $m_l = +1$, indica un orbitale in ogni sottolivello con $l = 1, 2,$ o 3 (i.e., un orbitale 4*p*, 4*d* e 4*f*). Ognuno dei tre orbitali ospita due elettroni per un totale di **6 elettroni**.
(c) Se $n = 3$ e $l = 2$, m_l assume i valori 2, 1, 0, –1, o –2. Ognuno dei cinque orbitali può ospitare due elettroni per un totale di 10 elettroni ($2e^-$ in ognuno dei cinque orbitali 3*d*).
(d) Se $n = 2$ e $l = 0$ allora m_l può essere solo zero. $m_s = -1/2$ indica un elettrone in questo orbitale per un totale di **1 elettrone** (un e^- nell'orbitale2s)
(e) $n = 4$, $l = 3$ e $m_l = -2$ indicano un orbitale 4*f*. Questo orbitale può contenere **2 elettroni**.

4.95 Vedi il paragrafo appropriatonel capitolo 7 del libro di testo.

4.96 Le proprietà ondulatorie degli elettroni sono usate funzionamento di un microscopio elettronico.

4.97 Ci vogliono $(5.0 \times 10^{2}\ \text{g ice}) \times \frac{334\ \text{J}}{1\ \text{g ice}} = 1.67 \times 10^{5}\ \text{J}$ per fondere 5.0×10^2 g di ghiaccio.

Energia di un fotone con una lunghezza d'onda di 660nm:

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{660 \times 10^{-9}\ \text{m}} = 3.01 \times 10^{-19}\ \text{J}$$

Numero di fotoni necessari per fondere 5.0×10^2 g di ghiaccio:

$$(1.67 \times 10^{5}\ \text{J}) \times \frac{1\ \text{photon}}{3.01 \times 10^{-19}\ \text{J}} = \mathbf{5.5 \times 10^{23}\ photons}$$

Il numero di molecole di acqua è:

$$(5.0 \times 10^{2}\ \text{g H}_2\text{O}) \times \frac{1\ \text{mol H}_2\text{O}}{18.02\ \text{g H}_2\text{O}} \times \frac{6.022 \times 10^{23}\ \text{H}_2\text{O molecules}}{1\ \text{mol H}_2\text{O}} = 1.7 \times 10^{25}\ \text{H}_2\text{O molecules}$$

Il numero di molecole di acqua convertite da ghiaccio ad acqua da un fotone è:

$$\frac{1.7 \times 10^{25}\ \text{H}_2\text{O molecules}}{5.5 \times 10^{23}\ \text{photons}} = \mathbf{31\ H_2O\ molecules/photon}$$

4.98

(a) prima convertiamo 161 km/h inm/s: $\frac{100\ \text{mi}}{1\ \text{h}} \times \frac{1\ \text{h}}{3600\ \text{s}} \times \frac{1.609\ \text{km}}{1\ \text{mi}} \times \frac{1000\ \text{m}}{1\ \text{km}} = 44.7\ \text{m/s}$

Usando l'equazione di De Broglie:

$$\lambda = \frac{h}{mu} = \frac{\left(6.63 \times 10^{-34}\ \frac{\text{kg}\cdot\text{m}^2}{\text{s}^2}\cdot\text{s}\right)}{(0.141\ \text{kg})(44.7\ \text{m/s})} = 1.05 \times 10^{-34}\ \text{m} = \mathbf{1.05 \times 10^{-25}\ nm}$$

(b) La massa media di un atomo di idrogeno è

$$\frac{1.008\ \text{g}}{1\ \text{mol}} \times \frac{1\ \text{mol}}{6.022 \times 10^{23}\ \text{atoms}} = 1.674 \times 10^{-24}\ \text{g/H atom} = 1.674 \times 10^{-27}\ \text{kg}$$

$$\lambda = \frac{h}{mu} = \frac{\left(6.63 \times 10^{-34}\ \frac{\text{kg}\cdot\text{m}^2}{\text{s}^2}\cdot\text{s}\right)}{(1.674 \times 10^{-27}\ \text{kg})(44.7\ \text{m/s})} = 8.86 \times 10^{-9}\ \text{m} = \mathbf{8.86\ nm}$$

4.99
(a) Inizialmente, possiamo calcolare l'energia di un singolo fotone con una lunghezza d'onda di 633 nm.

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{633 \times 10^{-9}\ \text{m}} = 3.14 \times 10^{-19}\ \text{J}$$

Il numero di fotoni prodotto da un impulso di 0.376 J è:

$$0.376\ \text{J} \times \frac{1\ \text{photon}}{3.14 \times 10^{-19}\ \text{J}} = \mathbf{1.20 \times 10^{18}\ photons}$$

(b) Dato che 1W = 1 J/s, la potenza sviluppata da un impulso di 1.00×10^{-9} s è:

$$\frac{0.376\ \text{J}}{1.00 \times 10^{-9}\ \text{s}} = 3.76 \times 10^{8}\ \text{J/s} = \mathbf{3.76 \times 10^{8}\ W}$$

Compara questa potenza con quella sviluppata da una lampada ad incandescenza da 100 W!

4.100 L'energia richiesta per scaldare l'acqua è: $ms\Delta t = (368\ \text{g})(4.184\ \text{J/g}\cdot{}^\circ\text{C})(5.00^\circ\text{C}) = 7.70 \times 10^{3}\ \text{J}$

Energia di un fotone con una lunghezza d'onda = 1.06×10^4 nm è:

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{1.06 \times 10^{-5}\ \text{m}} = 1.88 \times 10^{-20}\ \text{J/photon}$$

Il numero di fotoni richiesto è:

$$\frac{285.8\ \text{kJ}}{1\ \text{mol}} \times \frac{1\ \text{mol}}{6.022 \times 10^{23}\ \text{molecules}} = 4.746 \times 10^{-22}\ \text{kJ/molecule} = 4.746 \times 10^{-19}\ \text{J/molecule}$$

4.101 Per prima cosa troviamo l'energia necessaria per fotodissociare una molecola d'acqua.

$$(7.70 \times 10^{3}\ \text{J}) \times \frac{1\ \text{photon}}{1.88 \times 10^{-20}\ \text{J}} = \mathbf{4.10 \times 10^{23}\ photons}$$

La lunghezza d'onda massima di un fotone necessaria per fornire l'energia sopra riportata è:

$$\lambda = \frac{hc}{E} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{4.746 \times 10^{-19}\ \text{J}} = \mathbf{4.19 \times 10^{-7}\ m = 419\ nm}$$

Questa lunghezza d'onda è nella regione del visibile dello spettro elettromagnetico. Dato che l'acqua è continuamente colpita dalla radiazione visibile senza decomporsi, sembra improbabile che la fotodissociazione dell'acqua attraverso questa metodologia sia fattibile.

4.102 Dalla serie di Lyman prendiamo la lunghezza d'onda più lunga (minore energia), con $n_i = 2$ e $n_f = 1$. Utilizzando l'equazione (7.5) del testo:

$$\Delta E = R_H\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) = (2.18 \times 10^{-18}\ \text{J})\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{1^2}\right) = -1.64 \times 10^{-18}\ \text{J}$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{1.64 \times 10^{-18}\ \text{J}} = \mathbf{1.21 \times 10^{-7}\ m = 121\ nm}$$

Dalla serie di Balmer prendiamo la lunghezza d'onda più lunga (minore energia), con
$n_i = \infty$ e $n_f = 2$.

$$\Delta E = R_H\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) = (2.18 \times 10^{-18}\ \text{J})\left(\frac{1}{\infty^2} - \frac{1}{2^2}\right) = -5.45 \times 10^{-19}\ \text{J}$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{5.45 \times 10^{-19}\ \text{J}} = \mathbf{3.65 \times 10^{-7}\ m = 365\ nm}$$

Di conseguenza le due serie non si sovrappongono.

4.103 Dato che 1W = 1 J/s, l'energia emessa dalla lampadina in un secondo è 75 J. L'energia effettivamente convertita in luce visibile è il 15% di questo valore ovvero 11J.
Inizialmente, calcoliamo l'energia di un fotone di 550 nm. Quindi possiamo determinare quanti fotoni sono necessari per fornire 11 J di energia. L'energia di un fotone di 550 nm è:

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \mathrm{J \cdot s})(3.00 \times 10^{8}\ \mathrm{m/s})}{550 \times 10^{-9}\ \mathrm{m}} = 3.62 \times 10^{-19}\ \mathrm{J/photon}$$

Il numero di fotoni necessari per produrre 11 J di energia è:

$$11\ \mathrm{J} \times \frac{1\ \mathrm{photon}}{3.62 \times 10^{-19}\ \mathrm{J}} = \mathbf{3.0 \times 10^{19}\ photons}$$

4.104 Il calore necessario per innalzare la temperatura di 150 mL di acqua da 20°C a 100°C è:

$$q = ms\Delta t = (150\ \mathrm{g})(4.184\ \mathrm{J/g \cdot °C})(100 - 20)\mathrm{°C} = 5.0 \times 10^{4}\ \mathrm{J}$$

Il microonde dovrà fornire più energia di questa perché solo in 92.0% dell'energia delle microonde è convertita in energia termica per l'acqua. L'energia che dovrà essere fornita dal microonde è:

$$\frac{5.0 \times 10^{4}\ \mathrm{J}}{0.920} = 5.4 \times 10^{4}\ \mathrm{J}$$

L'energia fornita da un fotone con una lunghezza d'onda di 1.22×10^{8} nm (0.122 m) è:

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \mathrm{J \cdot s})(3.00 \times 10^{8}\ \mathrm{m/s})}{(0.122\ \mathrm{m})} = 1.63 \times 10^{-24}\ \mathrm{J}$$

Il numero di fotoni necessari per fornire 5.4×10^{4} J di energia è:

$$(5.4 \times 10^{4}\ \mathrm{J}) \times \frac{1\ \mathrm{photon}}{1.63 \times 10^{-24}\ \mathrm{J}} = \mathbf{3.3 \times 10^{28}\ photons}$$

4.105 La serie di Balmer corrisponde alla transizione al livello n = 2.

Per He^+:$\Delta E = R_{\mathrm{He}^+}\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$ $\qquad \lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \mathrm{J \cdot s})(3.00 \times 10^{8}\ \mathrm{m/s})}{\Delta E}$

Per la transizione n = 3 -+ 2

$$\Delta E = (8.72 \times 10^{-18}\ \mathrm{J})\left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{2^2}\right) = -1.21 \times 10^{-18}\ \mathrm{J} \qquad \lambda = \frac{1.99 \times 10^{-25}\ \mathrm{J \cdot m}}{1.21 \times 10^{-18}\ \mathrm{J}} = 1.64 \times 10^{-7}\ \mathrm{m} = \mathbf{164\ nm}$$

For the transition, $n = 4 \rightarrow 2$, $\Delta E = -1.64 \times 10^{-18}$ J $\qquad$ λ = **121 nm**

For the transition, $n = 5 \rightarrow 2$, $\Delta E = -1.83 \times 10^{-18}$ J $\qquad$ λ = **109 nm**

For the transition, $n = 6 \rightarrow 2$, $\Delta E = -1.94 \times 10^{-18}$ J $\qquad$ λ = **103 nm**

Per H, i calcoli sono identici a quelli sopra riportati, tranne che per la costante di Rydberg che per H è 2.18×10^{-18} J.

For the transition, $n = 3 \rightarrow 2$, $\Delta E = -3.03 \times 10^{-19}$ J $\qquad$ λ = **657 nm**

For the transition, $n = 4 \rightarrow 2$, $\Delta E = -4.09 \times 10^{-19}$ J $\qquad$ λ = **487 nm**

For the transition, $n = 5 \rightarrow 2$, $\Delta E = -4.58 \times 10^{-19}$ J $\qquad$ λ = **434 nm**

For the transition, $n = 6 \rightarrow 2$, $\Delta E = -4.84 \times 10^{-19}$ J $\qquad$ λ = **411 nm**

Tutte le transizioni di Balmer per He^+ sono nella regione dell'ultravioletto, mentre le transizioni per H sono tutte nella regione visibile. Nota che il segno negativo per l'energia indica che il fotone è stato emesso.

4.106

(a) $\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ(O) + \Delta H_f^\circ(O_2) - \Delta H_f^\circ(O_3) = 249.4 \text{ kJ/mol} + (0) - 142.2 \text{ kJ/mol} = \mathbf{107.2\ kJ/mol}$

(b) L'energia in (a) è per una mole di fotoni. Per applicare l'equazione E = hν dobbiamo dividere per il numero di Avogadro. L'energia di un fotone è:

$$E = \frac{107.2 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \times \frac{1 \text{ mol}}{6.022 \times 10^{23} \text{ photons}} \times \frac{1000 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 1.780 \times 10^{-19} \text{ J/photon}$$

La lunghezza d'onda di questo fotone può essere trovata usando la relazione $E = hc/\lambda$.

$$\lambda = \frac{hc}{E} = \frac{(6.63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s})(3.00 \times 10^8 \text{ m/s})}{1.780 \times 10^{-19} \text{ J}} \times \frac{1 \text{ nm}}{1 \times 10^{-9} \text{ m}} = \mathbf{1.12 \times 10^3\ nm}$$

4.107 Prima dobbiamo calcolare l'energia di un fotone di 600 nm. Quindi possiamo determinare quanti fotoni sono necessari per fornire 4.0 × 10 J di energia. L'energia di un fotone di 600 nm è:

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6.63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s})(3.00 \times 10^8 \text{ m/s})}{600 \times 10^{-9} \text{ m}} = 3.32 \times 10^{-19} \text{ J/photon}$$

Il numero di fotoni necessari per produrre 4.0×10^{-17} J di energia è:

$$(4.0 \times 10^{-17} \text{ J}) \times \frac{1 \text{ photon}}{3.32 \times 10^{-19} \text{ J}} = \mathbf{1.2 \times 10^2\ photons}$$

4.108 Dato che l'energia corrispondente ad un fotone di lunghezza d'onda λ_1 è uguale all'energia di un fotone di lunghezza d'onda λ_2 più l'energia di un fotone di lunghezza d'onda λ_3, quindi l'equazione deve relazionare la lunghezza d'onda all'energia.
energia del fotone 1 = (energia del fotone 2 + energia del fotone 3)

dato che $E = \frac{hc}{\lambda}$, allora: $\frac{hc}{\lambda_1} = \frac{hc}{\lambda_2} + \frac{hc}{\lambda_3}$

Dividendo per *hc*: $\mathbf{\frac{1}{\lambda_1} = \frac{1}{\lambda_2} + \frac{1}{\lambda_3}}$

4.109 Un fotone "blu" (lunghezza d'onda più corta) ha energia più alta di un fotone "giallo". Per la stessa quantità di energia fornita alla superficie metallica, ci saranno meno fotoni "blu" che fotoni "gialli". Quindi la luce gialla dovrebbe espellere più elettroni poiché ci sono più fotoni "gialli". Dato che i fotoni "blu" hanno energia più alta, la luce blu espellerà elettroni con maggiore energia cinetica.

4.110 Energia di un fotone di 360 nm:

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6.63 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s})(3.00 \times 10^8 \text{ m/s})}{360 \times 10^{-9} \text{ m}} = 5.53 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Area esposta del corpo in cm^2:

$$0.45 \text{ m}^2 \times \left(\frac{1 \text{ cm}}{1 \times 10^{-2} \text{ m}}\right)^2 = 4.5 \times 10^3 \text{ cm}^2$$

Il numero di fotoni assorbiti dal corpo in due ore è:

$$0.5 \times \frac{2.0 \times 10^{16} \text{ photons}}{\text{cm}^2 \cdot \text{s}} \times (4.5 \times 10^3 \text{ cm}^2) \times \frac{7200 \text{ s}}{2 \text{ hr}} = 3.2 \times 10^{23} \text{ photons/2 hr}$$

Il fattore 0.5 è usato perché solo il 50% della radiazione è assorbita.
3.2×10^{23} fotoni con una lunghezza d'onda di 360 nm corrispondono ad un'energia di:

$$(3.2 \times 10^{23} \text{ photons}) \times \frac{5.53 \times 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ photon}} = \mathbf{1.8 \times 10^5 \text{ J}}$$

4.111 La lunghezza d'onda di un atomo He può essere calcolata usando l'equazione di De Broglie. Prima dobbiamo calcolare la velocità quadratica media usando l'equazione (5.16) del testo.

$$u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3\left(8.314 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}\right)(273 + 20)\text{K}}{4.003 \times 10^{-3} \text{ kg/mol}}} = 1.35 \times 10^3 \text{ m/s}$$

Per calcolare la lunghezza d'onda, abbiamo bisogno della massa di un atomo di elio in kg.

$$\frac{4.003 \times 10^{-3} \text{ kg He}}{1 \text{ mol He}} \times \frac{1 \text{ mol He}}{6.022 \times 10^{23} \text{ He atoms}} = 6.647 \times 10^{-27} \text{ kg/atom}$$

Infine, la lunghezza d'onda dell'atomo di elio è:

$$\lambda = \frac{h}{mu} = \frac{(6.63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})}{(6.647 \times 10^{-27} \text{ kg})(1.35 \times 10^3 \text{ m/s})} = \mathbf{7.39 \times 10^{-11} \text{ m} = 7.39 \times 10^{-2} \text{ nm}}$$

4.112 Come stima, si può equiparare l'energia di ionizzazione (Fe^{13+} -+ Fe^{14+}) all'energia cinetica media (3/2 RT) degli ioni.

$$\frac{3.5 \times 10^4 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \times \frac{1000 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = 3.5 \times 10^7 \text{ J}$$

$$IE = \frac{3}{2} RT$$

$$3.5 \times 10^7 \text{ J/mol} = \frac{3}{2}(8.314 \text{ J/mol} \cdot \text{K})T$$

$$\boldsymbol{T = 2.8 \times 10^6 \text{ K}}$$

La temperatura effettiva può essere, e molto probabilmente è, più alta di questa.

4.113 L'energia data nel problema è l'energia di una mole di raggi gamma. Da questo dato ricaviamo l'energia di un raggio gamma, quindi calcoliamo la lunghezza d'onda e la frequenza di questo raggio gamma.

$$\frac{1.29 \times 10^{11} \text{ J}}{1 \text{ mol}} \times \frac{1 \text{ mol}}{6.022 \times 10^{23} \text{ gamma rays}} = 2.14 \times 10^{-13} \text{ J/gamma ray}$$

Ora, possiamo calcolare la lunghezza d'onda e la frequenza da questa energia.

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

$$\lambda = \frac{hc}{E} = \frac{(6.63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})(3.00 \times 10^8 \text{ m/s})}{2.14 \times 10^{-13} \text{ J}} = \mathbf{9.29 \times 10^{-13} \text{ m} = 0.929 \text{ pm}}$$

e

$$E = h\nu$$

$$\nu = \frac{E}{h} = \frac{2.14 \times 10^{-13} \text{ J}}{6.63 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = \mathbf{3.23 \times 10^{20} \text{ s}^{-1}}$$

4.114

(a) Falso. $n = 2$ è il primo stato eccitato.
(b) Falso. Nello stato $n = 4$, l'elettrone è (mediamente) più lontano dal nucleo e quindi più facile da rimuovere.

(c) Vero
(d) Falso. La transizione da $n = 4$ a $n = 1$ è una transizione ad energia più alta che corrisponde ad una lunghezza d'onda più corta.
(e) Vero

4.115 Basandoci sulla *regola di selezione* che afferma che $\Delta l = \pm 1$, solo **(b)** e **(d)** sono transizioni permesse.

4.116
(a) La linea A corrisponde alla lunghezza d'onda più lunga ovvero alla più bassa energia di transizione. La linea B corrisponde alla transizione 4 -+ 2 e la linea C alla transizione 5 -+ 2.
(b) Possiamo ricavare un'equazione per la variazione di energia (Δ E) per una transizione elettronica.

$$E_f = -R_H Z^2\left(\frac{1}{n_f^2}\right) \quad \text{and} \quad E_i = -R_H Z^2\left(\frac{1}{n_i^2}\right)$$

$$\Delta E = E_f - E_i = -R_H Z^2\left(\frac{1}{n_f^2}\right) - \left(-R_H Z^2\left(\frac{1}{n_i^2}\right)\right)$$

$$\Delta E = R_H Z^2\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$$

La linea C corrisponde alla transizione 5 -+ 2. La variazione di energia associata con questa transizione può essere calcolata dalla lunghezza d'onda (27.1 nm).

$$E = \frac{hc}{\lambda} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{(27.1 \times 10^{-9}\ \text{m})} = 7.34 \times 10^{-18}\ \text{J}$$

Per la transizione 5 -+ 2, conosciamo Δ E, n_i, n_f e R_H ($R_H = 2.18 \times 10^{-18}$ J). Dato che questa transizione corrisponde ad un processo di emissione, l'energia è rilasciata e il Δ E è negativo. ($\Delta E = -7.34 \times 10^{-18}$ J). Possiamo ora sostituire questi valori
nell'equazione sopra riportata e calcolare Z.

$$\Delta E = R_H Z^2\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$$

$$-7.34 \times 10^{-18}\ \text{J} = (2.18 \times 10^{-18}\ \text{J})Z^2\left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{2^2}\right)$$

$$-7.34 \times 10^{-18}\ \text{J} = (-4.58 \times 10^{-19})Z^2$$

$$Z^2 = 16.0$$

$$Z = 4$$

Z deve essere un numero intero perché rappresenta il numero atomico dell'atomo genitore.
Ora, conoscendo il valore di Z, possiamo sostituirlo in n_i e in n_f per le transizioni 3 -+ 2 (linea A) e 4 -+ 2 (linea B) per calcolare Δ E. Da questo valore di energia possiamo ricavare la lunghezza d'onda.
Per la linea A (3 -+ 2)

$$\Delta E = R_H Z^2\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) = (2.18 \times 10^{-18}\ \text{J})(4)^2\left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{2^2}\right)$$

$$\Delta E = -4.84 \times 10^{-18}\ \text{J}$$

$$\lambda = \frac{hc}{E} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{(4.84 \times 10^{-18}\ \text{J})} = \mathbf{4.11 \times 10^{-8}\ m = 41.1\ nm}$$

Per la linea A (4 -+ 2)

$$\Delta E = R_H Z^2\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) = (2.18 \times 10^{-18}\ \text{J})(4)^2\left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{2^2}\right)$$

$$\Delta E = -6.54 \times 10^{-18}\ \text{J}$$

$$\lambda = \frac{hc}{E} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(3.00 \times 10^8\ \text{m/s})}{(6.54 \times 10^{-18}\ \text{J})} = \mathbf{3.04 \times 10^{-8}\ m = 30.4\ nm}$$

(b) il valore dello stato energetico finale è n = ∞. Usa l'equazione derivata in (b) per calcolare Δ E.

$$\Delta E = R_H Z^2\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) = (2.18 \times 10^{-18}\ \text{J})(4)^2\left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{\infty^2}\right)$$

$$\Delta E = \mathbf{2.18 \times 10^{-18}\ J}$$

(c) Come ci muoviamo verso livelli energetici più alti in un atomo o in uno ione i livelli energetici si avvicinano. Vedi la figura 7.9 del testo che rappresenta i livelli energetici per l'atomo di idrogeno. Le transizioni dai livelli energetici più alti al livello n = 2 avranno energie molto simili e quindi lunghezze d'onda simili. Le linee sono così ravvicinate da sovrapporsi formando un continuo.. Il continuo mostra che l'elettrone è stato rimosso dallo ione e non abbiamo più livelli energetici quantizzati associati con l'elettrone. In altre parole, l'energia dell'elettrone può adesso variare con continuità.

4.117 Per calcolare l'energia necessaria per rimuovere un elettrone dagli stati $n = 1$ e $n = 5$ nello ione Li^{2+} usiamo l'equazione ricavata nel problema 7.117 (b).

$$\Delta E = R_H Z^2\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$$

Per $n_i = 1$, $n_f = \infty$, e Z = 3, abbiamo:

$$\Delta E = (2.18 \times 10^{-18}\ \text{J})(3)^2\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2}\right) = \mathbf{1.96 \times 10^{-17}\ J}$$

Per $n_i = 5$, $n_f = \infty$, e Z = 3, abbiamo:

$$\Delta E = (2.18 \times 10^{-18}\ \text{J})(3)^2\left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{\infty^2}\right) = \mathbf{7.85 \times 10^{-19}\ J}$$

Per calcolare la lunghezza d'onda del fotone emesso nella transizione elettronica da n= 5 a n = 1, dobbiamo prima calcolare Δ E e poi calcolare la lunghezza d'onda.

$$\Delta E = R_H Z^2\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) = (2.18 \times 10^{-18}\ \text{J})(3)^2\left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{1^2}\right) = -1.88 \times 10^{-17}\ \text{J}$$

Ignoriamo il segno meno in Δ E nel calcolo di λ .

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(3.00 \times 10^8\ \text{m/s})}{1.88 \times 10^{-17}\ \text{J}}$$

$$\lambda = \mathbf{1.06 \times 10^{-8}\ m = 10.6\ nm}$$

4.118

(a) Prima dobbiamo calcolare la massa in movimento del protone e poi calcolare la sua lunghezza d'onda utilizzando l'equazione di De Broglie.

$$m_{\text{moving}} = \frac{m_{\text{rest}}}{\sqrt{1-\left(\frac{u}{c}\right)^2}} = \frac{1.673 \times 10^{-27}\ \text{kg}}{\sqrt{1-\left(\frac{(0.50)(3.00 \times 10^8\ \text{m/s})}{3.00 \times 10^8\ \text{m/s}}\right)^2}} = 1.93 \times 10^{-27}\ \text{kg}$$

$$\lambda = \frac{h}{mu} = \frac{6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s}}{(1.93 \times 10^{-27}\ \text{kg})[(0.50)(3.00 \times 10^8\ \text{m/s})]}$$

$$\lambda = 2.29 \times 10^{-15}\ \text{m} = \mathbf{2.29 \times 10^{-6}\ nm}$$

(b)

$$m_{\text{moving}} = \frac{m_{\text{rest}}}{\sqrt{1-\left(\frac{u}{c}\right)^2}} = \frac{6.0 \times 10^{-2}\ \text{kg}}{\sqrt{1-\left(\frac{63\ \text{m/s}}{3.00 \times 10^8\ \text{m/s}}\right)^2}} \approx 6.0 \times 10^{-2}\ \text{kg}$$

L'equazione ha senso solo per velocità prossime alla velocità della luce. Nota che i protoni hanno una massa a riposo di zero; altrimenti, la loro massa in movimento dovrebbe essere infinita!

4.119 Calcoliamo W (l'energia necessaria per rimuovere un elettrone dal metallo) alla lunghezza d'onda di 351 nm. Una volta conosciuta W calcoliamo la velocità di un elettrone emesso usando luce con una lunghezza d'onda di 313 nm.
Per prima cosa convertiamo la lunghezza d'onda in frequenza.

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3.00 \times 10^8\ \text{m/s}}{351 \times 10^{-9}\ \text{m}} = 8.55 \times 10^{14}\ \text{s}^{-1}$$

$$h\nu = \text{W} + \frac{1}{2}m_e u^2$$

$$(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(8.55 \times 10^{14}\ \text{s}^{-1}) = \text{W} + \frac{1}{2}(9.1094 \times 10^{-31}\ \text{kg})(0\ \text{m/s})^2$$

$$\text{W} = 5.67 \times 10^{-19}\ \text{J}$$

Poi convertiamo la lunghezza d'onda di 313 nm in frequenza e quindi calcoliamo la velocità dell'elettrone emesso.

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3.00 \times 10^8\ \text{m/s}}{313 \times 10^{-9}\ \text{m}} = 9.58 \times 10^{14}\ \text{s}^{-1}$$

$$h\nu = \text{W} + \frac{1}{2}m_e u^2$$

$$(6.63 \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s})(9.58 \times 10^{14}\ \text{s}^{-1}) = (5.67 \times 10^{-19}\ \text{J}) + \frac{1}{2}(9.1094 \times 10^{-31}\ \text{kg})u^2$$

$$6.82 \times 10^{-20} = (4.5547 \times 10^{-31})u^2$$

$$\boldsymbol{u = 3.87 \times 10^5\ \text{m/s}}$$

4.120
(a) Notiamo che il massimo della radiazione solare è centrato attorno ai 500 nm. Quindi per miliardi di anni gli organismi hanno adattato il loro sviluppo per catturare l'energia di questa lunghezza d'onda o comunque vicina. I due casi più comuni sono la fotosintesi e la visione.
(b) Gli astronomi hanno registrato la radiazione di corpo nero proveniente dalle stelle e l'hanno confrontata con quella ottenuta il laboratorio, riscaldando oggetti a differenti temperature.
Poiché la forma della curva e la lunghezza d'onda del massimo corrispondente dipendono dalla temperatura di un oggetto, gli astronomi possono realmente determinare la temperatura sulla superficie di una stella dalla più vicina corrispondenza tra curva e lunghezza d'onda.