

57 Las lámparas de sodio usadas a menudo en el alumbrado público producen una luz amarillenta debido a una emisión de 580 nm de longitud de onda. Los fluorescentes de neón, frecuentes en los anuncios luminosos producen una luz roja debido a una emisión de 640 nm. Calcula la energía de un mol de fotones de luz amarilla de sodio y de un mol de luz roja de neón.

---oo0oo---

$$\lambda_{\text{Na}} = 580 \text{ nm} = 580 \cdot 10^{-9} \text{ m.}$$

$$\lambda_{\text{Ne}} = 640 \text{ nm} = 640 \cdot 10^{-9} \text{ m.}$$

$$E_{\text{Fotón de Na}} = h \frac{c}{\lambda_{\text{Na}}} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}}{580 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 3,43 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_{\text{Mol de Na}} = E_{\text{Fotón de Na}} \cdot N_{\text{Avogadro}} = 3,43 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Fotones/mol} = 2,06 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$$

$$E_{\text{Fotón de Ne}} = h \frac{c}{\lambda_{\text{Ne}}} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}}{640 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 3,106 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_{\text{Mol de Ne}} = E_{\text{Fotón de Ne}} \cdot N_{\text{Avogadro}} = 3,106 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Fotones/mol} = 1,87 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$$

*** ** * * * * *

58 Cuando se practican ensayos a la llama, las sales de potasio se reconocen por un color violeta característico. Este color es la suma de dos radiaciones, una de 405 nm y otra de 767 nm de longitud de onda. ¿Qué cambio energético representa para un átomo de potasio la liberación de estos dos fotones?

---oo0oo---

$$E_1 = h \frac{c}{\lambda_1}$$

$$E_2 = h \frac{c}{\lambda_2}$$

$$\Delta E = E_2 - E_1 = hc \left(\frac{1}{\lambda_2} - \frac{1}{\lambda_1} \right) = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}} \left(\frac{1}{405 \cdot 10^{-9}} - \frac{1}{767 \cdot 10^{-9}} \right) = 2,32 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

*** ** * * * * *

59 Un láser de CO₂ genera impulsos cada 5 nanosegundos. La radiación coherente producida es radiación infrarroja de 1,05 μm de longitud de onda. Si la potencia del láser es de 110 MW, calcula el número de fotones emitidos por segundo.

---oo0oo---

$$T = 5 \cdot 10^{-9} \text{ s.}$$

$$\lambda = 1,05 \cdot 10^{-6} \text{ m.}$$

$$P = 110 \cdot 10^6 \text{ W.}$$

$$t = 1 \text{ s.}$$

$$P = \frac{E}{t} \Rightarrow E = P \cdot T = 110 \cdot 10^6 \text{ W} \cdot 5 \cdot 10^{-9} \text{ s} = 0,55 \text{ J}$$

es la energía de los fotones en cada impulso.

$$E_{\text{Fotón IR}} = h \frac{c}{\lambda} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{1,05 \cdot 10^{-6} \text{ m}} = 1,89 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

En cada segundo, emite luz con una frecuencia de $\frac{1}{5 \cdot 10^{-9} \text{ s}} = 2 \cdot 10^8 \text{ Hz}$

$$\text{N}^\circ \text{ de fotones de cada impulso} = \frac{E_{\text{Impulso}}}{E_{\text{fotón}}} = \frac{0,55 \text{ J}}{1,89 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 2,9 \cdot 10^{18} \text{ fotones}$$

$$\text{Luego } \frac{\text{N}^\circ \text{ fotones}}{\text{s}} = \frac{\text{N}^\circ \text{ fotones/impulso}}{\text{s/impulso}} = \frac{2,9 \cdot 10^{18} \text{ fotones/impulso}}{5 \cdot 10^{-9} \text{ s/impulso}} = 5,8 \cdot 10^{26} \text{ fotones/s}$$



60 Según el modelo de Bohr, ¿qué separación energética es mayor, la que existe entre la primera y la segunda órbita o la que existe entre la segunda y la quinta órbita? Justifica tu respuesta.

$$\Delta E_{1 \rightarrow 2} = k \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{1^2} \right] = -\frac{3}{4}k; \quad \Delta E_{2 \rightarrow 5} = k \left[\frac{1}{5^2} - \frac{1}{2^2} \right] = -\frac{21}{100}k$$

$$\text{Como } \frac{3}{4} = \frac{75}{100} > \frac{21}{100} \Rightarrow \Delta E_{2 \rightarrow 1} > \Delta E_{2 \rightarrow 5}$$



61 Aplicando el modelo de Bohr, compara la distancia que separa la segunda órbita de la tercera con la que separa la tercera de la cuarta. ¿Cuál es mayor? justifica tu respuesta.



Como $r = k n^2$:

$$\begin{cases} \Delta r_{3-2} = r_3 - r_2 = k \cdot 3^2 - k \cdot 2^2 = k(9 - 4) = 5k \\ \Delta r_{4-3} = r_4 - r_3 = k \cdot 4^2 - k \cdot 3^2 = k(16 - 9) = 7k \end{cases} \Rightarrow \frac{\Delta r_{3-2}}{\Delta r_{4-3}} = \frac{5k}{7k} = \frac{5}{7} \Rightarrow \Delta r_{4-3} = \frac{7}{5} \Delta r_{3-2}$$

luego $\Delta r_{4-3} > \Delta r_{3-2}$



62 Compara la velocidad con que se movería el electrón en la primera órbita de Bohr y la velocidad con que se movería si estuviese orbitando en la segunda. ¿Cuál es mayor? ¿Cuántas veces es mayor?



$$v^2 = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{zq_e^2}{m_e} \cdot \frac{1}{r} \Rightarrow v = \sqrt{\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{zq_e^2}{m_e} \cdot \frac{1}{r}} = K \cdot \sqrt{\frac{1}{r}} \text{ como } \begin{cases} r_1 = k \cdot 1^2 = k \\ r_2 = k \cdot 2^2 = 4k \end{cases} \text{ sustituyendo:}$$

$$\begin{cases} v_1 = K \sqrt{\frac{1}{r_1}} = K \cdot \sqrt{\frac{1}{k}} \\ v_2 = K \sqrt{\frac{1}{r_2}} = K \cdot \sqrt{\frac{1}{4k}} \end{cases} \Rightarrow \frac{v_1}{v_2} = \frac{K \cdot \sqrt{\frac{1}{k}}}{K \cdot \sqrt{\frac{1}{4k}}} = \sqrt{\frac{1/k}{1/4k}} = \sqrt{4} = 2 \text{ es decir } v_1 = 2v_2.$$



63 Calcula la longitud de onda y la frecuencia de las radiaciones correspondientes a las dos primeras transiciones de la serie de Lyman para el átomo de hidrógeno según el modelo atómico de Bohr.

---oo0oo---

1ª transición de la serie de Lyman: de $n = 2$ a $n = 1$

2ª transición de la serie de Lyman: de $n = 3$ a $n = 1$

$$\text{Como } \frac{1}{\lambda} = k \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right] \text{ luego}$$

$$\begin{cases} \frac{1}{\lambda_{2-1}} = 10.974.000 \left[\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right] = 8.230.500 \text{ m} \\ \frac{1}{\lambda_{3-1}} = 10.974.000 \left[\frac{1}{1^2} - \frac{1}{9^2} \right] = 9.754.666,7 \text{ m} \end{cases} \text{ y como } v = \frac{c}{\lambda} :$$

$$\begin{cases} v_{2-1} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{8.230.500 \text{ m}} = 36,45 \text{ s}^{-1} \\ v_{3-1} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{9.754.666,7 \text{ m}} = 30,75 \text{ s}^{-1} \end{cases}$$



64 Calcula, aplicando el modelo atómico de Bohr, la longitud de onda y la frecuencia de las radiaciones correspondientes a las dos primeras transiciones de la serie de Balmer para el ión hidrogenoide He^+ .

---oo0oo---

1ª transición de la serie de Balmer: de $n = 3$ a $n = 2$

2ª transición de la serie de Balmer: de $n = 4$ a $n = 2$

$$\begin{cases} \frac{1}{\lambda_{3-2}} = 10.974.000 \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right] = 10.974.000 \frac{5}{36} = 1.524.166,7 \text{ m} \\ \frac{1}{\lambda_{4-2}} = 10.974.000 \left[\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right] = 10.974.000 \frac{3}{36} = 2.057.625 \text{ m} \end{cases} \text{ y como } v = \frac{c}{\lambda} :$$

$$\begin{cases} v_{3-2} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{1.524.166,7 \text{ m}} = 196,83 \text{ s}^{-1} \\ v_{4-2} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}{2.057.625 \text{ m}} = 145,8 \text{ s}^{-1} \end{cases}$$



65 Un microscopio electrónico usa electrones que son acelerados con una diferencia de potencial de 10^5 V .

- a) Calcula la velocidad y la longitud de onda asociada a dichos electrones;
- b) si se construyera un microscopio protónico que usara la misma diferencia de potencial, calcula la velocidad que alcanzarían los protones y la longitud de onda asociada a ellos.



$$\Delta V = 10^5 \text{ V}$$

a) $E_p = q_e \cdot \Delta V = \frac{1}{2} m_e v^2 \Rightarrow 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 10^5 \text{ V} = \frac{1}{2} 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot v^2$ de donde, despejando:

$$v = \sqrt{\frac{2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 10^5}{9,109 \cdot 10^{-31}}} = 1,87 \cdot 10^8 \text{ m/s} \Rightarrow \lambda = \frac{h}{m_e v} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34}}{9,109 \cdot 10^{-31} \cdot 1,87 \cdot 10^8} = 3,88 \cdot 10^{-12} \text{ m}$$

b) $E_p = q_p \cdot \Delta V = \frac{1}{2} m_p v^2 \Rightarrow 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 10^5 \text{ V} = \frac{1}{2} 1,672 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot v^2$ de donde, despejando:

$$v = \sqrt{\frac{2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 10^5}{1,672 \cdot 10^{-27}}} = 4,37 \cdot 10^8 \text{ m/s} \Rightarrow \lambda = \frac{h}{m_p v} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34}}{1,672 \cdot 10^{-27} \cdot 4,37 \cdot 10^8} = 9,13 \cdot 10^{-16} \text{ m}$$



66 La energía cinética de los electrones arrancados por efecto fotoeléctrico de la superficie de un bloque de rubidio es de $3,3 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ cuando sobre dicho metal incide una radiación ultravioleta de 300 nm de longitud de onda. Calcula cuál debe ser la frecuencia mínima de las ondas electromagnéticas que consiguen desencadenar efecto fotoeléctrico sobre el rubidio.



$$E_c = 3,3 \cdot 10^{-19} \text{ J} \text{ y } \lambda = 300 \text{ nm} = 300 \cdot 10^{-9} \text{ m.}$$

$$h \frac{c}{\lambda} = W + E_c \Rightarrow W = h \frac{c}{\lambda} - E_c = 6,626 \cdot 10^{-34} \frac{3 \cdot 10^8}{300 \cdot 10^{-9}} - 3,3 \cdot 10^{-19} = 3,326 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\text{y como } W = h\nu \Rightarrow \nu = \frac{W}{h} = \frac{3,326 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}^{-1}} = 9,17 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$



67 Dados los siguientes subniveles, indica para cada uno de ellos los valores de los números cuánticos principal y secundario, así como los valores posibles del número cuántico magnético: **a)** 4p; **b)** 3d; **c)** 5f; **d)** 2p; **e)** 8s.

---oo0oo---

$$\begin{array}{l} \mathbf{a)} \ 4p \left\{ \begin{array}{l} n = 4 \\ l = 1(p) \\ m = \{-1, 0, 1\} \end{array} \right. ; \mathbf{b)} \ 3d \left\{ \begin{array}{l} n = 3 \\ l = 2(d) \\ m = \{-2, -1, 0, 1, 2\} \end{array} \right. ; \mathbf{c)} \ 5f \left\{ \begin{array}{l} n = 5 \\ l = 3(f) \\ m = \{-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3\} \end{array} \right. ; \\ \mathbf{d)} \ 2p \left\{ \begin{array}{l} n = 2 \\ l = 1(p) \\ m = \{-1, 0, 1\} \end{array} \right. ; \mathbf{e)} \ 8s \left\{ \begin{array}{l} n = 8 \\ l = 0(s) \\ m = 0 \end{array} \right. . \end{array}$$

*** ** * * * ***

Ejercicios de Selectividad

68 Un electrón se acelera dentro de un campo eléctrico establecido con una diferencia de potencial de 2 000 V.

- a)** Calcula la longitud de onda de De Broglie asociada al electrón en movimiento;
b) indica la precisión máxima con la que se puede calcular la posición del electrón. Datos: 1 eV = $1,6 \cdot 10^{-19}$ J; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$ kg; $h = 6,62 \cdot 10^{-34}$ J s. (Cataluña, 1991.)

---oo0oo---

$$\mathbf{a)} \ E_p = q_e \Delta V = E_C = \frac{1}{2} m_e v^2 \Rightarrow v = \sqrt{\frac{2q_e \Delta V}{m_e}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 2000 \text{ V}}{9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}}} = 26506637 \text{ m/s}$$

$$\lambda = \frac{h}{m_e v} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34}}{9,109 \cdot 10^{-31} \cdot 26506637} = 2,74 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

$$\mathbf{b)} \ v = 2,6 \cdot 10^7 \text{ m/s}$$

$$p = m_e \cdot v = 2,41 \cdot 10^{-11} \text{ kg} \cdot \text{m/s} \Rightarrow \Delta p = 0,01 \cdot 10^{-23} \text{ kg} \cdot \text{m/s} \text{ y, por tanto:}$$

$$\Delta x \geq \frac{h}{\Delta p} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34}}{0,01 \cdot 10^{-23}} = 2,4 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

*** ** * * * ***

69 En 1924, De Broglie postuló la dualidad onda-partícula y en 1927 se confirmó experimentalmente su postulado, proponiendo Heisenberg, en el mismo año, el conocido como principio de incertidumbre.

- a)** Explica brevemente en qué consisten ambos principios;
b) ¿qué relación existe entre ambos principios y la llamada ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno?;

c) ¿de qué manera cambiaron el concepto de «órbita de Bohr» por el de «orbital atómico»? (Sevilla, 1992.)

---oo0oo---

a) **Postulado de De Broglie:** que la dualidad onda-partícula de la radiación electromagnética no sólo ocurre en ese sentido sino también en sentido opuesto, toda masa en movimiento lleva asociada una onda. La dualidad es una propiedad general de la materia. La ecuación que relaciona el carácter ondulatorio(λ) y las corpusculares($p = m \cdot v$) es :

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{h}{p} \text{ en donde } h = \text{constante de Planck}$$

Principio de Incertidumbre: Es imposible medir simultáneamente, y con absoluta precisión, el valor de las dos variables conjugadas.

b) El principio de Incertidumbre y el de dualidad onda-corpúsculo, le dieron a Schrödinger ideas de partida para obtener una ecuación de onda que describiera el movimiento del electrón en términos de probabilidades de encontrarle en cada momento, su función de onda Ψ .

c) Al existir una incertidumbre para conocer con absoluta precisión dos magnitudes conjugadas, el concepto clásico de órbita como trayectoria perfectamente determinada, para los electrones, según el modelo de Böhr, hubo de ser abandonado y emplear el concepto de orbital atómico por el concepto de “nube de densidad de probabilidades” de encontrar el electrón en cada instante. La forma de la superficie límite de esta densidad de probabilidad se asemeja a la imagen clásica de orbital atómico.

⌘⌘⌘* *⊙* *⌘⌘⌘

7⊙ El espectro de emisión del sodio presenta una línea amarilla de longitud de onda igual a 588,9 nm. Calcula:

a) la diferencia de energía entre los dos estados energéticos de un átomo de sodio entre los cuales se produce la transición;

b) la energía que sería necesaria suministrar a 0,23 g de sodio para que se excitasen todos los átomos desde el estado de baja energía al estado de alta energía antes citados.

Datos: 1 nm = 10^{-9} m; $h = 6,6 \cdot 10^{-34}$ J s; $c = 3,0 \cdot 10^8$ m/s; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ mol $^{-1}$; $m_{Na} = 23$. Cataluña, 1993.)

---oo0oo---

$$\lambda = 588,9 \text{ nm} = 588,9 \cdot 10^{-9} \text{ m}$$

$$a) \Delta E = h \frac{c}{\lambda} = 6,626 \cdot 10^{-34} \frac{3 \cdot 10^8}{588,9 \cdot 10^{-9}} = 3,38 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$b) 0,23 \text{ gr de Na} = 0,23 \text{ gr de Na} \frac{1 \text{ mol de át de Na}}{23 \text{ gr de Na}} \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ át Na}}{1 \text{ mol de át de Na}} \frac{3,38 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{1 \text{ át de Na}} = 210,36 \text{ J}$$

⌘⌘⌘* *⊙* *⌘⌘⌘

71 En un átomo de hidrógeno el electrón está en la órbita $n = 1$, y en otro átomo en la órbita $n = 3$. Razona con ayuda del modelo de Bohr:

- a) ¿cuál de los dos electrones se mueve más rápidamente en su órbita?;
- b) ¿cuál será la órbita con un radio mayor?;
- c) ¿cuál de los dos electrones posee menor energía?;
- d) ¿qué átomo tiene mayor potencial de ionización? (Navarra, 1993.)

---oo0oo---

$$n_1 = 1; n_2 = 3$$

a) Según el modelo atómico de Bohr, el radio de una órbita es proporcional al cuadrado de n :

$$r = n^2 k \quad (1)$$

Además, de igualar fuerza centrífuga de giro del electrón a la fuerza electrostática de atracción tenemos:

$$v = \sqrt{\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{Zq_e^2}{r \cdot m_e}} = K\sqrt{\frac{1}{r}} = K\sqrt{\frac{1}{k \cdot n^2}} \quad \text{sustituyendo la fórmula (1)}$$

luego:

$$\begin{cases} v_1 = K\sqrt{\frac{1}{k1^2}} \\ v_2 = K\sqrt{\frac{1}{k3^2}} \end{cases} \Rightarrow \frac{v_1}{v_2} = \frac{K\sqrt{\frac{1}{k1^2}}}{K\sqrt{\frac{1}{k3^2}}} = \sqrt{9} = 3 \Leftrightarrow v_1 = 3v_2$$

$$b) \begin{cases} r_1 = 1^2 \cdot k \\ r_2 = 3^2 \cdot k \end{cases} \Rightarrow \frac{r_1}{r_2} = \frac{k}{9k} = \frac{1}{9} \Leftrightarrow r_2 = 9r_1$$

$$c) \begin{cases} E_1 = \frac{1}{n_1^2} k' = \frac{1}{1^2} k' \\ E_2 = \frac{1}{n_2^2} k' = \frac{1}{3^2} k' \end{cases} \Rightarrow \frac{E_1}{E_2} = \frac{k'}{k'/9} = 9 \Leftrightarrow E_1 = 9E_2$$

d) El potencial de ionización es la energía necesaria para arrancar el electrón de la órbita en que se halle, es decir la energía necesaria para llevar el electrón desde su órbita al infinito:

$$\Delta E = E_{\text{Final}} - E_{\text{inicial}} = E_{(n=\infty)} - E_n = k_2 \left[\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right]$$

☉ Para el electrón en $n = 1$: $\Delta E_1 = k_2 \left[\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2} \right] = k_2$.

☉ Para el electrón en $n = 3$: $\Delta E_3 = k_2 \left[\frac{1}{3^2} - \frac{1}{\infty^2} \right] = k_2 / 9$.

$$\text{Luego: } \frac{\Delta E_1}{\Delta E_3} = \frac{k_2}{k_2/9} = 9 \Rightarrow \Delta E_1 = 9\Delta E_3$$



7 2 ¿Qué son espectros atómicos de absorción y de emisión? Los espectroscopistas de principios del siglo xx descubrieron una sorprendente relación entre las distintas longitudes de onda del espectro del átomo de hidrógeno. Escribe e indica la forma en que la realidad suministra apoyo a la intuición de las «órbitas estacionarias» del átomo de Bohr. (Sevilla, 1993.)

---oo0oo---

En el espectro de emisión, las rayas se corresponden con determinadas longitudes de onda (λ) de la radiación emitida por el cuerpo y en el de absorción con la de la radiación absorbida, pero ambas se producen por transacciones electrónicas entre distintos niveles de energía: si electrones de un cuerpo son excitados, por cualquier procedimiento, a niveles energéticos superiores, al regresar a estados energéticos inferiores, emiten el exceso de energía en forma de radiación que se corresponde con las rayas del espectro de emisión. Si por el contrario, una radiación atraviesa un cuerpo capta ciertos niveles energéticos para excitarse y aparecen las rayas negras que se corresponden con las rayas luminosas del espectro de emisión.

Se estudian con los espectroscopios identificando a qué λ corresponden cada "raya", es decir la energía asociada a cada radiación emitida o absorbida en las transacciones electrónicas.

Al dar valores a los números naturales n_1 y n_2 se obtienen λ y ν que coinciden bastante bien con las correspondientes a las rayas de los espectros obtenidos en el H al producirse transiciones entre órbitas.



7 3

a) ¿Cuántos orbitales p existen en un nivel cuyo número cuántico principal es igual a 2? ¿Es esa, respuesta general para cualquier valor de número cuántico principal?

b) ¿Cuántos electrones admiten los orbitales p? ¿Qué número o números cuánticos distinguen a esos electrones entre sí? Justifica las respuestas. (La Laguna, 1993.)

---oo0oo---

a) Si $n = 2$, $l = 0, 1$, a los orbitales con $l = 1$ se les llama orbitales p y hay 3 (para valores de $m = -1$, $m = 0$ y $m = 1$) de forma idéntica pero que se diferencian en la orientación a lo largo de los ejes x, y o z. Para $n \geq 1$, los orbitales p son aquellos en los que $l = 1$.

b) Los orbitales p pueden admitir dos por cada orbital, es decir $2 \times 3 = 6$ electrones:

$$l = 1 \begin{cases} m = -1 \rightarrow p_x \\ m = 0 \rightarrow p_z \\ m = 1 \rightarrow p_y \end{cases}$$



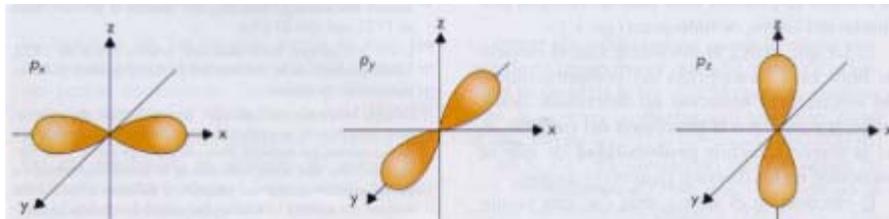
7 4 Escribe los valores de los números cuánticos que definen los orbitales del subnivel 2p. ¿De qué orbitales se trata? Razona las analogías y las diferencias que presentan los citados orbitales en su energía, tamaño, forma y orientación espacial. (Madrid, 1993.)

---oo0oo---

$n = 2$

$l = 1$ son los orbitales p_x, p_y, p_z .

$$m = \begin{cases} -1 & \begin{cases} s = 1/2 \\ s = -1/2 \end{cases} \\ 0 & \begin{cases} s = 1/2 \\ s = -1/2 \end{cases} \\ 1 & \begin{cases} s = 1/2 \\ s = -1/2 \end{cases} \end{cases}$$



Los orbitales p ($l = 1$) existen cuando n es igual o mayor que 2. Están formados por dos lóbulos idénticos que se proyectan a lo largo de un eje. La zona de unión de ambos lóbulos coincide con el núcleo atómico. Hay tres orbitales p ($m = -1, m = 0$ y $m = +1$) de idéntica forma, que difieren solo en su orientación a lo largo de los ejes x, y o z. Por ello reciben los nombres de p_x, p_y y p_z según sea el eje a lo largo del cual se extienden. Los orbitales p presentan un plano nodal, es decir, un plano en el que la probabilidad de encontrar el electrón es cero. Dicho plano es perpendicular al eje (x, y o z) que caracteriza al orbital.

⌘⌘⌘* *⊙* *⌘⌘⌘

7 5 Explica razonadamente los valores que puede tomar m (el número cuántico magnético) para los orbitales 3d y 4p. Indica cuántos orbitales hay para cada uno de estos tipos y el número máximo de electrones que pueden contener. (Zaragoza, 1993.)

---oo0oo---

$$3d \rightarrow n = 3 \rightarrow l = 2 \rightarrow m = \begin{cases} -2 \\ -1 \\ 0 \\ 1 \\ 2 \end{cases} \quad \begin{matrix} 5 \text{ orbitales } d_{x^2-y^2}, d_{z^2}, d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, \text{ el } n^{\circ} \text{ máximo de electrones} \end{matrix}$$

es 2 por cada uno de los 5 orbitales $\Rightarrow 2 \times 5 = 10 e^-$

$$4p \rightarrow n = 4 \rightarrow l = 1 \rightarrow m = \begin{cases} -1 \Rightarrow p_x (2) \\ 0 \Rightarrow p_z (2) \\ 1 \Rightarrow p_y (2) \end{cases} \text{ Electrones totales} = 6 e^-$$



76 El primer y segundo potencial de ionización para el átomo de litio son, respectivamente, 520 y 7 300 kJ/mol. Razona:

- a) la gran diferencia que existe entre ambos valores de energía;
- b) ¿qué elemento presenta la misma configuración electrónica que la primera especie iónica?;
- c) ¿cómo varía el potencial de ionización para los elementos del mismo grupo? Dato: $Z_{\text{Li}} = 3$. (Cantabria, 1994.)



a) El potencial de ionización o energía de ionización (I) de un átomo es la energía necesaria para arrancar un electrón al átomo en estado gaseoso. El primero mide la energía necesaria para arrancar el primer electrón y el segundo para arrancar un segundo electrón.

La gran diferencia de ambas energías es explicada pues al arrancar el primero, el ión resultante se queda cargado con una diferencia de carga positiva en el núcleo que retiene con mayor fuerza el resto de los electrones. Además como la configuración del Li es $1s^2 2s^1$, el electrón más externo está en la segunda capa y desapareado lo que hace menos costoso su extracción, pero, perdido el primero, el Li^+ tiene configuración $1s^2$, luego el electrón a arrancar está más próximo al núcleo y, como la fuerza de atracción electrostática es inversamente proporcional a la distancia entre cargas, a menor distancia mayor es la fuerza de atracción entre la carga nuclear positiva y los electrones, lo que hace que la energía que hay que suministrar para vencer esta atracción mucho mayor ahora.

b) El Li^+ es isoelectrónico al He y tiene la misma configuración que este $1s^2$.

c) La I disminuye al aumentar Z en el grupo ya que los electrones (con la misma configuración electrónica en su última capa ns^1) se van colocando en capas cada vez más alejadas de la atracción nuclear positiva (ya hemos dicho que la fuerza de atracción electrostática es inversa a la distancia), lo que unido a que los electrones intermedios hacen un efecto de apantallamiento de la carga nuclear positiva sobre los exteriores, hace que la I disminuya al bajar en un grupo (al aumentar n).



77 Justifica si es posible o no que existan en un átomo electrones con los siguientes números cuánticos:

- a) (2, -1, 1, 1/2); (3, 1, 2, 1/2);
- b) (2, 1, -1, 1/2); (1, 1, 0, -1/2). (La Laguna, 1994.)



78 **n** es el **número cuántico principal**. Solo puede tomar valores naturales, excluido el cero: $n = 1, 2, 3, 4, \text{etc.}$ Determina la extensión del orbital atómico.

☼ **l** es el **número cuántico secundario o azimutal**. Puede tomar valores naturales desde 0 hasta $n - 1$. Determina la forma del orbital atómico. Siguiendo la antigua terminología de los espectroscopistas, es corriente, según sea el valor del número cuántico secundario, designar a los orbitales atómicos como:

- $l = 0$. Orbital s (sharp).
- $l = 1$. Orbital p (principal).
- $l = 2$. Orbital d (diffuse).
- $l = 3$. Orbital f (fundamental).

☼ **m** es el **número cuántico magnético**. Puede tomar valores enteros desde $-l$ hasta $+l$. Determina la orientación espacial del orbital y se denomina magnético porque esta orientación espacial se acostumbra a definir en relación a un campo magnético externo.

☼ **s** es el **número cuántico de spin**. Solo puede tomar dos valores: $-1/2$ y $+1/2$. Se dice a menudo que s determina el sentido de giro del electrón sobre sí mismo (to spin, en inglés, significa girar). Aunque en la mecánica ondulatoria no tiene sentido que un electrón gire sobre sí mismo, se mantiene esta descripción porque, de ser cierta, proporcionaría los mismos resultados que los observados.

Teniendo en cuenta lo dicho más arriba:

a) $n = 2$ (Sí), $l = -1$ (Sí), $m = 1$ (Sí), $s = 1/2$ (Sí).

$n = 3$ (Sí), $l = 1$ (Sí), $m = 2$ (No, como varía de $-l$ a $+l$ sólo puede tomar los valores -1 , 0 y $+1$), $s = 1/2$ (Sí).

b) $n = 2$ (Sí), $l = 1$ (Sí), $m = -1$ (Sí), $s = 1/2$ (Sí).

$n = 1$ (Sí), $l = 1$ (No sólo puede tomar el valor $0 = n - 1 = 1 - 1$), $m = -1$ (No, como varía de $-l$ a $+l$ sólo puede tomar el valor 0), $s = 1/2$ (Sí).



7 8 Describe de forma concisa las contribuciones al desarrollo de la teoría cuántica moderna debidas a: N. Bohr, L. de Broglie y E. Schrödinger. (Las Palmas, 1994.)

---oo0oo---

☼ **Niels Henrik David Bohr** fue discípulo de Rutherford en Manchester. Enunció un modelo atómico que intentaba compaginar el modelo planetario de Rutherford con la teoría cuántica de Planck. El modelo está basado en los siguientes postulados que enunció sin demostrar:

1.º postulado

Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas estacionarias sin emitir energía (sin cumplir, por tanto, los principios del electromagnetismo clásico).

Así quedaba eludida la cuestión de la pérdida de energía del electrón que acabaría conduciendo a su caída sobre el núcleo.

2.º postulado

Solo son posibles las órbitas en las que el momento angular del electrón (producto de su masa por su velocidad por el radio de la órbita) es un múltiplo natural de $h/2\pi$.

$$mvr = n \frac{h}{2\pi}$$

3.er postulado

Cuando un electrón pasa de una órbita superior a una órbita inferior, la diferencia de energía entre ambas órbitas se emite en forma de radiación electromagnética.

En el segundo postulado, aparece un número n que sólo puede tener valores naturales ($n = 1, 2, 3, 4, \dots$). Se puede decir que n **cuantifica** el valor de las magnitudes atómicas, puesto que de él dependerán no solo el momento angular, sino también el radio de las órbitas y la energía del electrón. Este número n es un **número cuántico**.

🌀 **Louis-Victor de Broglie** sugirió que las masas en movimiento se pueden comportar también como ondas. No solamente los fotones tienen una onda asociada, sino que la dualidad es una propiedad general de la materia.

La ecuación que lleva su nombre relaciona la longitud de onda con la masa y la velocidad de las partículas:

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{h}{p}$$

λ = longitud de onda asociada.

h = constante de Planck.

m = masa de la partícula.

v = velocidad de la partícula.

p = cantidad de movimiento de la partícula.

🌀 En 1926, **Erwin Schrödinger**, inspirado en la teoría de De Broglie sobre la naturaleza ondulatoria de las partículas, propuso que se describiera al electrón no como un partícula que giraba alrededor del núcleo, sino como una onda que vibraba alrededor de dicho núcleo, de modo que estaba al mismo tiempo en todos los puntos de la órbita. Por motivos obvios, su descripción es conocida como mecánica ondulatoria.

La llamada ecuación de Schrödinger es una ecuación diferencial que permite obtener los números cuánticos de los electrones como una función propia. Suponiendo que el electrón se pueda describir como una onda ψ , la ecuación de Schrödinger permite calcularla:

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

En esta ecuación:

- ψ es la llamada función de onda. ψ no tiene por sí misma significación física alguna, pero contiene la información sobre la posición del electrón. Se denomina también orbital, por analogía con las órbitas de los modelos atómicos clásicos.
- El cuadrado de la función de onda $|\psi|^2$ es la llamada densidad de probabilidad relativa del electrón y representa la probabilidad de encontrar el electrón en un punto del espacio de coordenadas (x, y, z) .
- E es el valor de la energía total del electrón. Sus valores dependen de las limitaciones impuestas a ψ . Estas limitaciones, bastante lógicas, son que la probabilidad de encontrar el electrón, $|\psi|^2$, sea una función:
 - Sin discontinuidades.
 - Que no tenga valores diferentes en un mismo punto.
 - Que no tome valores infinitos en ningún punto.
- V representa la energía potencial del electrón en un punto (x, y, z). Por tanto, (E – V) es el valor de la energía cinética cuando el electrón está en el punto (x, y, z).

La imagen de los orbitales habitualmente empleada por los químicos consiste en una representación de una parte del orbital mediante superficies límite que engloban una zona del espacio donde la probabilidad de encontrar el electrón es del 99%.

La descripción del átomo mediante la mecánica ondulatoria está basada en el cálculo de las soluciones de la ecuación de Schrödinger. Cuando se hallan dichas soluciones o funciones de onda, ψ , se observa que son unas funciones matemáticas que dependen de unas variables que solo pueden tomar valores enteros. Estas variables de las funciones de onda son designadas como números cuánticos: n, l, m y s.

Ya que las funciones de onda, ψ , son funciones complicadas y difíciles de recordar, en lugar de referirnos a ellas, acostumbramos a referirnos a los números cuánticos de los que dependen. Así, cuando se hable de la función de onda 1 s o del nivel energético 1 s, nos estaremos refiriendo a la función de onda (solución de la ecuación de Schrödinger) que está definida por los números cuánticos n = 1 y l = 0. Estos valores de los números cuánticos citados comportan una determinada energía y una determinada probabilidad de encontrar al electrón en el espacio.



7 9 Calcula la longitud de onda asociada a un neutrón que se mueve a una velocidad de $4,21 \cdot 10^3$ m/s. Datos: $m_n = 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg; $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J s. (León, 1994.)

---oo0oo---

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Js}}{1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot 4,21 \cdot 10^3 \text{ m/s}} = 9,42 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$



8 0 Define los postulados de Bohr. (Málaga, 7994.)

---oo0oo---

1.º postulado

Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas estacionarias sin emitir energía (sin cumplir, por tanto, los principios del electromagnetismo clásico).

Así quedaba eludida la cuestión de la pérdida de energía del electrón que acabaría conduciendo a su caída sobre el núcleo.

2.º postulado

Solo son posibles las órbitas en las que el momento angular del electrón (producto de su masa por su velocidad por el radio de la órbita) es un múltiplo natural de $h/2\pi$.

$$mvr = n \frac{h}{2\pi}$$

3.º postulado

Cuando un electrón pasa de una órbita superior a una órbita inferior, la diferencia de energía entre ambas órbitas se emite en forma de radiación electromagnética.



③ ① Establece las aportaciones de Sommerfeld y Zeeman en cuanto a la estructura atómica. (Valladolid, 1994.)

---oo0oo---

La mejora de las técnicas espectrográficas permitió obtener espectros de mayor resolución. Algunas líneas espectrales que se mostraban como simples, aparecieron como dos o más líneas que debían corresponder a energías muy parecidas, pero distintas. Si el análisis espectrográfico se realizaba mientras los átomos eran sometidos a un campo magnético, aparecían nuevos desdoblamientos de las rayas del espectro. El hecho, conocido como **efecto Zeeman**, indicaba que el electrón podía tener varios estados con igual energía en ausencia de un campo magnético, pero distinta si el campo magnético afectaba al átomo. Esto confirma los valores de s ($-1/2$, $+1/2$).

Arnold J. W. Sommerfeld intentó ampliar el modelo de Bohr para dar explicación a las nuevas líneas que se descubrían al analizar los espectros atómicos con mayor resolución. Sommerfeld pretendía introducir más estados energéticos del electrón para que así hubiera más tránsitos entre unos y otros y se pudieran explicar más tipos de radiación emitida. La principal modificación que introdujo Sommerfeld fue la suposición de que las órbitas electrónicas también podían ser elípticas. Allí donde Bohr observaba un único nivel energético, por ejemplo el correspondiente a la órbita cuarta, Sommerfeld proponía que existían varios subniveles energéticos correspondientes a órbitas ligeramente distintas. Estas órbitas eran elipses y se diferenciaban precisamente en su grado de excentricidad, quedando la órbita circular como un caso particular de órbita elíptica de excentricidad nula.

En el modelo de Bohr, el radio de las órbitas circulares depende de un único número cuántico, n . En cambio, para definir una elipse son necesarios dos radios. La corrección de Sommerfeld introduce dos números cuánticos:

- k o número cuántico angular.
- n, o número cuántico radial.

Ambos números cuánticos determinan los dos semiejes de la órbita elíptica. Su suma es igual al antiguo número cuántico de Bohr:

$$k + n_r = n$$

- El semieje mayor, a, coincide con el radio de las órbitas circulares del modelo de Bohr:

$$a = r$$

- El semieje menor, b, es igual a:

$$b = a \frac{k}{n}$$

k puede tomar valores desde 1 hasta n. De modo que si en el modelo de Bohr había un único número cuántico n y cada valor determinaba una única órbita, en el modelo de Bohr-Sommerfeld, a cada valor de n le corresponden n valores del número cuántico k (k = 1, 2... n) que determinan n órbitas distintas.

El distinto valor de la energía en una u otra órbita pudo ser explicado a partir de un efecto relativista. El fenómeno consiste en considerar que el electrón recorre la órbita a diferente velocidad según esté más o menos cercano a uno de los focos. Según la teoría de la relatividad, a una variación en la velocidad le acompaña una variación en la masa, lo que dará lugar a que la trayectoria del electrón no se cierre sobre sí misma y se convierta en la llamada trayectoria en «roseta». Así, se introducen ligeras variaciones en la energía del electrón según sea el valor de k.



③② Indica los posibles valores de los tres primeros números cuánticos correspondientes a los orbitales 2p y 4d. (Zaragoza, 1994.)

$$\begin{array}{c} \text{---oo0oo---} \\ \left. \begin{array}{l} n = 2 \\ l = 1 \\ m = \{-1, 0, 1\} \end{array} \right\} 2p, \quad \left. \begin{array}{l} n = 4 \\ l = 2 \\ m = \{-2, -1, 0, 1, 2\} \end{array} \right\} 4d \end{array}$$



③③ Señala las insuficiencias del modelo atómico de Bohr. Teoría de Bohr-Sommerfeld. (Madrid, 1995.)



Arnold J. W. Sommerfeld intentó ampliar el modelo de Bohr para dar explicación a las nuevas líneas que se descubrían al analizar los espectros atómicos con mayor resolución. Sommerfeld

pretendía introducir más estados energéticos del electrón para que así hubiera más tránsitos entre unos y otros y se pudieran explicar más tipos de radiación emitida. La principal modificación que introdujo Sommerfeld fue la suposición de que las órbitas electrónicas también podían ser elípticas. Allí donde Bohr observaba un único nivel energético, por ejemplo el correspondiente a la órbita cuarta, Sommerfeld proponía que existían varios subniveles energéticos correspondientes a órbitas ligeramente distintas. Estas órbitas eran elipses y se diferenciaban precisamente en su grado de excentricidad, quedando la órbita circular como un caso particular de órbita elíptica de excentricidad nula.

En el modelo de Bohr, el radio de las órbitas circulares depende de un único número cuántico, n . En cambio, para definir una elipse son necesarios dos radios. La corrección de Sommerfeld introduce dos números cuánticos:

- k o número cuántico angular.
- n_r , o número cuántico radial.

Ambos números cuánticos determinan los dos semiejes de la órbita elíptica. Su suma es igual al antiguo número cuántico de Bohr:

$$k + n_r = n$$

- El semieje mayor, a , coincide con el radio de las órbitas circulares del modelo de Bohr:

$$a = r$$

- El semieje menor, b , es igual a:

$$b = a \frac{k}{n}$$

k puede tomar valores desde 1 hasta n . De modo que si en el modelo de Bohr había un único número cuántico n y cada valor determinaba una única órbita, en el modelo de Bohr-Sommerfeld, a cada valor de n le corresponden n valores del número cuántico k ($k = 1, 2, \dots, n$) que determinan n órbitas distintas.

El distinto valor de la energía en una u otra órbita pudo ser explicado a partir de un efecto relativista. El fenómeno consiste en considerar que el electrón recorre la órbita a diferente velocidad según esté más o menos cercano a uno de los focos. Según la teoría de la relatividad, a una variación en la velocidad le acompaña una variación en la masa, lo que dará lugar a que la trayectoria del electrón no se cierre sobre sí misma y se convierta en la llamada trayectoria en «roseta». Así, se introducen ligeras variaciones en la energía del electrón según sea el valor de k .



8 4 Explica las limitaciones de la teoría atómica de Dalton: la ley de los volúmenes de combinación. Hipótesis de Avogadro. (Sevilla, 1995.)

---oo0oo---

Dalton (1808), para explicar las leyes de las reacciones químicas, totalmente experimentales y sin conexión entre sí, supuso que la materia estaba formada por partículas infinitamente pequeñas, indivisibles e inalterables: los átomos.

Más detalladamente, la teoría atómica postula lo siguiente:

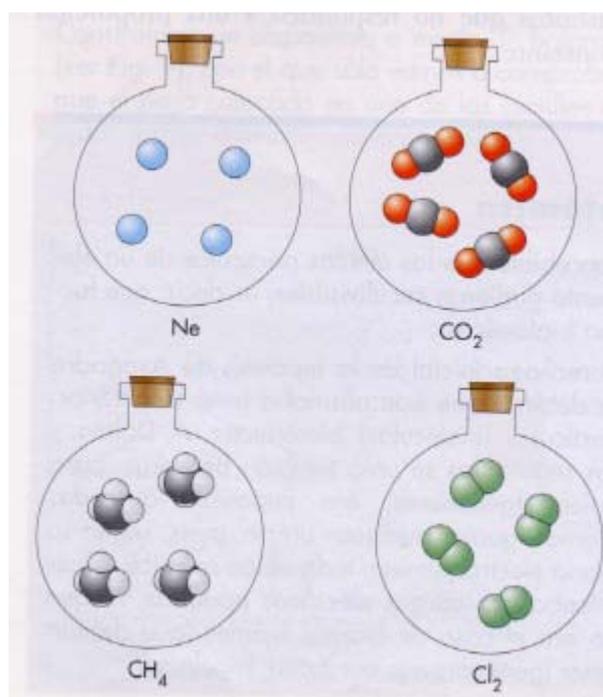
1. Un elemento está constituido por átomos de la misma clase, todos idénticos en masa y propiedades.
2. Un compuesto está constituido por átomos de clase diferente, correspondientes a los elementos que lo forman. La relación numérica entre los átomos de clase diferente que forman el compuesto es constante.
3. En una reacción química los átomos no cambian, sólo se agrupan de modo distinto a como estaban, originando, por tanto, otras sustancias.

Estas ideas tan simples bastan para explicar las leyes de las combinaciones químicas.

En efecto, si en una reacción los mismos átomos que había salen unidos de otra forma, no puede haber variación de masa. La masa se conserva.

En cuanto a la ley de las proporciones definidas, incapaz de ser explicada por una teoría continua de la materia, lo es con facilidad por la teoría atómica. Por otra parte, permite, además, interpretar de manera sencilla lo que es elemento, compuesto y mezcla. El elemento está constituido por una sola clase de átomos; el compuesto lo forman átomos distintos unidos entre sí, siempre en la misma proporción, y la mezcla presenta átomos distintos que no responden a una proporción constante.

A pesar de sus grandes aciertos, la incipiente teoría atómica se vio en graves dificultades. Uno de sus postulados afirmaba que los compuestos estaban formados por átomos de elementos en una relación constante y sencilla. Pero como esta relación numérica (la fórmula) era entonces imposible de calcular, Dalton supuso que era la más simple posible. Así la fórmula que asignó al agua fue HO, al amoníaco NH, etc. El principio de simplicidad le condujo también a otra suposición errónea: las últimas partículas de los elementos gaseosos (nitrógeno, hidrógeno...) debían ser átomos sueltos. Le resultaba inconcebible que las últimas partículas de un elemento pudieran ser divisibles, es decir, que fueran biatómicas.

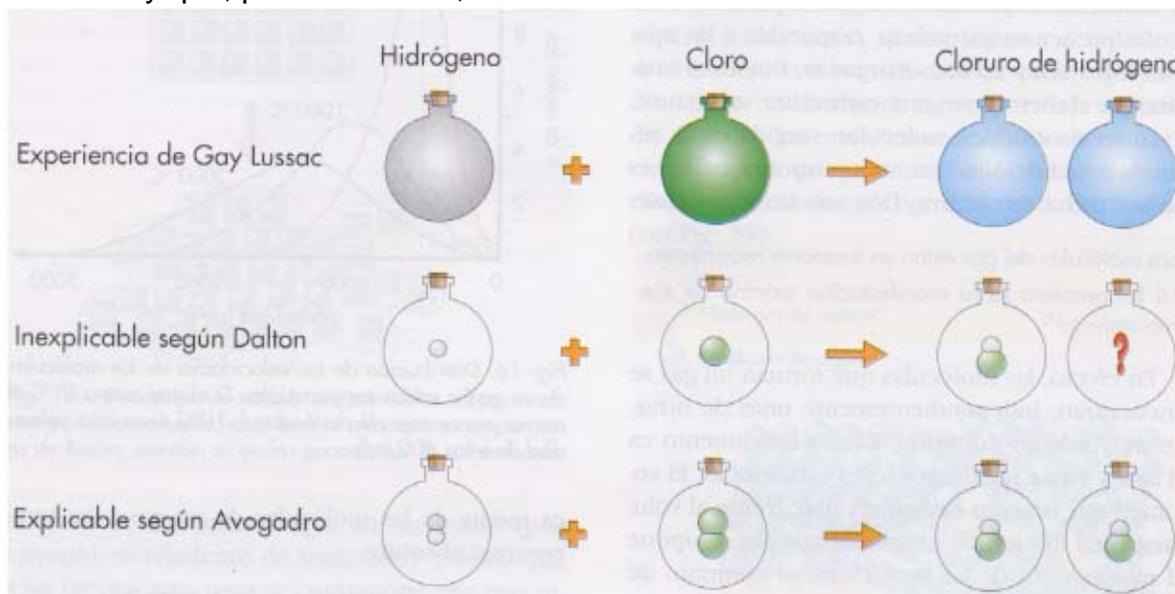


Poco más tarde de que fuera enunciada la teoría atómica, Gay Lussac halló que los volúmenes de los gases que intervenían en una reacción química estaban en una relación entera sencilla. Avogadro (1811) trató de explicar la ley de Gay Lussac dentro de la teoría atómica, y para ello sugirió como hipótesis que dos porciones de igual volumen (en idénticas condiciones de un mismo gas, o gases diferentes, contienen igual número de moléculas.

A igualdad de presión y temperatura, hay el mismo número de moléculas por unidad de volumen en todos los gases.

Por esto, las relaciones volumétricas de los gases que intervienen en una reacción son sencillas (ley de Gay Lussac). Pero para explicar totalmente los resultados de Gay Lussac, Avogadro

supuso, además, que las moléculas de los gases elementales son diatómicas (H_2 , Cl_2 , O_2 etc.) y no monoatómicas (H, Cl, O, etc.), como la teoría atómica, con Dalton al frente, hasta entonces había creído. Dalton rechazó de lleno los resultados de Gay Lussac, y creyó confirmada su opinión porque sus propios experimentos volumétricos arrojaban otros datos, diferentes a números enteros. Hoy día se reconoce que Gay Lussac era un gran experimentador y que, por el contrario, los datos de Dalton eran defectuosos.



Pero en el fondo de la polémica subyace una disputa teórica sobre cuál es la estructura de un gas. Según Dalton, las partículas de un gas, rodeadas de una atmósfera de calórico ("sustancia del calor"), estaban en contacto unas con otras. Entonces, en un mismo volumen habría tantas más partículas cuanto menor fuera el tamaño de éstas. Por esta razón tenía que oponerse a la ley de Gay Lussac, que insinuaba lo que poco más tarde Avogadro afirmaría: volúmenes iguales de gases podían contener el mismo número de partículas.

Según Avogadro, las partículas de un gas, rodeadas de una atmósfera muy delgada de calórico, estaban muy separadas unas de otras. El volumen que ocupaban era una fracción despreciable frente al volumen total del gas. Con el modelo de Avogadro se explicaba bien que un conjunto de moléculas grandes pudiera ocupar el mismo volumen que otro conjunto, de igual número, de moléculas pequeñas. Ésta fue una idea esencial que recogió la teoría cinético-molecular, desarrollada a partir del siglo xix.

Un enunciado de la ley de Avogadro, acorde con las definiciones propuestas para las leyes de Boyle y Charles, es el siguiente:

El volumen de un gas, a presión y temperatura constantes, es directamente proporcional al número de moles:

$$V = k n \text{ (P y T constantes)}$$

donde k tiene un valor fijo para cada valor de la presión y la temperatura.



85 Indica los números cuánticos que caracterizan a un electrón y su significado. Escribe los cuatro números cuánticos correspondientes a cada uno de los electrones 2p del átomo de ${}_6C$. (Canarias, 1996.)

---oo0oo---

☼ **n** es el **número cuántico principal**. Solo puede tomar valores naturales, excluido el cero: $n = 1, 2, 3, 4, \text{etc.}$ Determina la extensión del orbital atómico.

☼ **l** es el **número cuántico secundario o azimutal**. Puede tomar valores naturales desde 0 hasta $n - 1$. Determina la forma del orbital atómico. Siguiendo la antigua terminología de los espectroscopistas, es corriente, según sea el valor del número cuántico secundario, designar a los orbitales atómicos como:

- $l = 0$. Orbital s (sharp).
- $l = 1$. Orbital p (principal).
- $l = 2$. Orbital d (diffuse).
- $l = 3$. Orbital f (fundamental).

☼ **m** es el **número cuántico magnético**. Puede tomar valores enteros desde $-l$ hasta $+l$. Determina la orientación espacial del orbital y se denomina magnético porque esta orientación espacial se acostumbra a definir en relación a un campo magnético externo.

☼ **s** es el **número cuántico de spin**. Solo puede tomar dos valores: $-1/2$ y $+1/2$. Se dice a menudo que s determina el sentido de giro del electrón sobre sí mismo (to spin, en inglés, significa girar). Aunque en la mecánica ondulatoria no tiene sentido que un electrón gire sobre sí mismo, se mantiene esta descripción porque, de ser cierta, proporcionaría los mismos resultados que los observados.

Configuración del ${}_6\text{C}$: $1s^2 2s^2 2p^2$.

$$2p \left\{ \begin{array}{l} (n = 2, l = 1, m = -1, s = 1/2) \\ (n = 2, l = 1, m = +1, s = 1/2) \end{array} \right\} \text{ están despareados}$$

⌘⌘⌘*⌘⌘⌘⌘⌘⌘⌘⌘⌘

③⑥ El espectro de emisión del sodio presenta una línea denominada línea D, de longitud de onda igual a 589 nm.

a) Calcula la diferencia de energías expresada en kJ/mol de los átomos de los niveles entre los cuales se produce la transición;

b) explica por qué los átomos pueden emitir luz y cuál es el fenómeno que tiene lugar. Datos: $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$; $c = 3,0 \cdot 10^8 \text{ m/s}$; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. (Cataluña, 1996.)

---oo0oo---

$$\lambda = 589 \text{ nm} = 589 \cdot 10^{-9} \text{ m.}$$

$$\mathbf{a)} \quad \Delta E_{\text{átomo}} = h \frac{c}{\lambda} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s} \cdot \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}}{589 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 3,37 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$\Delta E_{\text{mol}} = \Delta E_{\text{átomo}} \cdot N_A = 3,37 \cdot 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{átomo}} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{átomo}}{\text{mol}} = 2,1 \cdot 10^5 \frac{\text{J}}{\text{mol}} = 209,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

b) Al excitar los átomos mediante fuentes de energía (por ejemplo la electricidad) algunos electrones pasan a capas o niveles energéticos superiores, al caer a niveles inferiores o al de partida, ese exceso de energía es irradiada en forma de radiación electromagnética visible en cuantos, que es lo se conoce como emisión de radiaciones y se estudia mediante los espectrografía.



8 7 Indica cuál o cuáles de las siguientes frases son ciertas:

a) Según Bohr, la fuerza que mantiene al electrón en su órbita es debida sólo a la atracción gravitatoria entre dicha partícula y el núcleo;

b) se consume la misma energía para arrancar el electrón del átomo de hidrógeno si éste se encuentra en el orbital 1s que si se encuentra en el orbital 2p.

Explica por qué es verdadera o falsa cada frase del apartado anterior. Reescribe correctamente aquellas que sean falsas. (Comunidad Valenciana, LOGSE, 1996.)



a) Falso, se mantiene en equilibrio entre la fuerza de atracción electrostática del núcleo y la fuerza centrífuga debida al giro de los electrones.

b) Falso, el orbital 2p está más lejos del núcleo y se necesita menor energía para arrancar un electrón que se haya en este orbital ya que la fuerza de atracción electrostática del núcleo es menor que en el 1s conforme a la ley de Coulomb de la inversa del cuadrado de la distancia.



8 8 a) Establece cuáles de las siguientes series de números cuánticos serían posibles y cuáles imposibles para especificar el estado de un electrón en un átomo:

Serie	n	l	m	S
I.	0	0	0	+1/2
II	1	1	0	+1/2
III	1	0	0	+1/2
IV	2	1	-2	+1/2
V	2	1	-1	+1/2

b) Indica en qué tipo de orbital estarían situados los que son posibles. (Madrid, LOGSE, 1996.)



a y b) Serie I:No, n ha de ser mayor que 0, luego no es posible.

Serie II: No, si n = 1, l sólo puede valer 0 no 1.

Serie III: Sí, orbital 1s.

Serie IV: No, si l = 1, m sólo puede valer -1, 0, 1, no -2.

Serie V: Sí, orbital 2p.



⊗ Si el potencial de ionización del potasio es de $6,94 \cdot 10^{-19}$ J/átomo,

- a) determina si una radiación ultravioleta de longitud de onda 50 nm ionizará el potasio;
- b) calcula la energía necesaria para ionizar 4 g de potasio en su estado fundamental;
- c) la energía de ionización del sodio es 493 kJ/mol, mientras que la segunda energía de ionización de este elemento es 4,556 kJ/mol. Justifica por qué la segunda energía de ionización es mucho mayor que la primera. Datos: $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$; $m_K = 39,1$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$. (Cataluña, 1997.)

---oo0oo---

$$I = 6,94 \cdot 10^{-19} \text{ J/átomo.}$$

a) $\lambda_{UV} = 50 \text{ nm} = 50 \cdot 10^{-9} \text{ m.}$

$$E_{UV} = h \cdot \frac{c}{\lambda_{UV}} = 6,626 \cdot 10^{-34} \cdot \frac{3 \cdot 10^8}{50 \cdot 10^{-9}} = 3,98 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Como $E_{UV} > I$, la radiación ultravioleta sí ionizará al potasio.

b) $m = 4 \text{ gr.}$

$$N^\circ \text{ de moles de Potasio} = n_K = \frac{m}{m_K} = \frac{4 \text{ gr}}{39,1 \text{ gr/mol}} = 0,102 \text{ moles.}$$

$$N_A = \text{Átomos de potasio} = n_K \cdot N_A = 0,102 \text{ moles} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol} = 6,16 \cdot 10^{22} \text{ átomos.}$$

$$E = I \cdot n_A = 6,94 \cdot 10^{-19} \text{ J/átomo} \cdot 6,16 \cdot 10^{22} \text{ átomos} = 4,28 \cdot 10^4 \text{ J.}$$

c) El potencial de ionización o energía de ionización (I) de un átomo es la energía necesaria para arrancar un electrón al átomo en estado gaseoso. El primero mide la energía necesaria para arrancar el primer electrón y el segundo para arrancar un segundo electrón.

La gran diferencia de ambas energías es explicada pues al arrancar el primero, el ión resultante se queda cargado con una diferencia de carga positiva en el núcleo que retiene con mayor fuerza el resto de los electrones. Además como la configuración del Na es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, el electrón más externo está en la tercera capa y desapareado lo que hace menos costoso su extracción, pero, perdido el primero, el Na^+ tiene configuración $1s^2 2s^2 2p^6$, luego el electrón a arrancar está más próximo al núcleo y, como la fuerza de atracción electrostática es inversamente proporcional a la distancia entre cargas, a menor distancia mayor es la fuerza de atracción entre la carga nuclear positiva y los electrones, lo que hace que la energía que hay que suministrar para vencer esta atracción mucho mayor ahora.

