

EJERCICIOS PROPUESTOS

- 12.1 Explica por qué el experimento de Thomson demuestra que los rayos catódicos no eran ondas electromagnéticas, sino haces de partículas con carga negativa.

El hecho de que se desviarán por acción de un campo eléctrico indica que se trata de partículas cargadas. El que se desviarán hacia el electrodo positivo indica que se trata de partículas con carga negativa.

- 12.2 Indica la idea principal que el modelo atómico de Thomson añade al modelo de Dalton.

La idea de que el átomo tiene una estructura interna formada por electrones (partículas con carga negativa) y por una carga positiva que se supone que se distribuye uniformemente por todo el átomo.

- 12.3 Explica por qué en el experimento de Rutherford:

- Se esperaba que todas las partículas alfa pasaran a través de la lámina de oro.
 - La mayor parte de las partículas alfa pasaban sin desviarse, y solo unas pocas se desviaban.
- Porque en el modelo atómico de Thomson se consideraba que toda la masa y la carga positiva estaba distribuida a través de todo el átomo; por tanto, no había motivo para pensar que esta distribución de carga y masa pudiera desviar a las pequeñas partículas alfa lanzadas a gran velocidad.
 - La estructura del átomo no era como se esperaba, sino que la masa y la carga positiva del átomo se concentraban en un núcleo, muy pequeño en relación al volumen total del átomo. Solo las partículas que pasaban muy cerca del núcleo o chocaban frontalmente eran desviadas.

- 12.4 Si el núcleo de un átomo tuviera un diámetro de 10 cm, ¿cuál sería el radio del átomo?

El radio atómico es 10^4 veces el radio del núcleo de un átomo. Por tanto, si el radio fuera de 5 cm, el radio del átomo sería de $5 \cdot 10^4$ cm, o sea, 500 m.

- 12.5 Calcula la relación que hay entre el volumen total de un átomo y el volumen del núcleo.

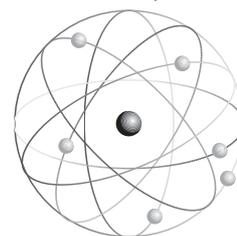
$$\frac{V_{\text{átomo}}}{V_{\text{núcleo}}} = \frac{\frac{4}{3} \pi r_{\text{átomo}}^3}{\frac{4}{3} \pi r_{\text{núcleo}}^3} = (10^4)^3 = 10^{12}$$

- 12.6 ¿Qué partículas del átomo son las responsables de su volumen?

Los electrones, ya que las partículas positivas se concentran en el núcleo y ocupan un espacio muy pequeño en comparación con el volumen total del átomo.

- 12.7 En el modelo de Rutherford:

- ¿Cuántos electrones tiene cada átomo? ¿Cuál es la carga eléctrica del núcleo? ¿Cómo se distribuyen los electrones, es decir, a qué distancia del núcleo se encuentran?
 - Imagina el modelo atómico de Rutherford en tres dimensiones y dibuja cómo podrían ser las órbitas de los electrones.
- Cada átomo debería tener tantos electrones como cargas positivas elementales tenía el núcleo. La carga nuclear de los átomos pudo conocerse a través de las experiencias de Moseley con rayos X provenientes de diferentes átomos. De las experiencias de Moseley se dedujo que la carga nuclear (número de cargas elementales positivas del núcleo) era igual al número de orden del elemento en la tabla periódica, es decir, que cada átomo tenía una carga elemental más en el núcleo que el elemento precedente. Posteriormente se descubrieron los protones como las partículas positivas que se encontraban en el núcleo, de modo que cada átomo de un mismo elemento se caracterizó por tener un determinado número de protones (número atómico). Se supone que los electrones giran en órbitas a diferentes distancias del núcleo, sin que se sepa cuáles son esas distancias.
 - Rutherford imaginó que las órbitas podían ser circulares. Más adelante Sommerfeld sugirió que podían ser elípticas.



12.8 Completa la tabla siguiente:

Elemento	Símbolo	Masa atómica (u)	Número atómico (Z)	N.º de protones	N.º de electrones	N.º de neutrones
Hidrógeno	${}_1\text{H}$	1,008	1	1	1	0
Helio	${}_2\text{He}$	4,003	2	2	2	2
Carbono	${}_6\text{C}$	12,01	6	6	6	6
Cloro	${}_{17}\text{Cl}$	35,45	17	17	17	

Para poder deducir el número de neutrones necesitamos saber el número másico del isótopo en concreto. En el caso del hidrógeno, el helio y el carbono, el número másico del isótopo principal coincide prácticamente con el valor de la masa atómica relativa, por lo que puede deducirse el número de neutrones de este isótopo. En el caso del cloro, no ocurre así. Hay dos isótopos, el cloro-35 y el cloro-37. El número de neutrones del cloro-35 es 18, pero el del cloro-37 es 20.

12.9 A partir de las hipótesis del modelo nuclear, indica:

a) ¿Cuántos protones tiene el ion cloruro (Cl^-)? ¿Cuántos electrones?

b) ¿Cuántos protones tiene el ion sodio (Na^+)? ¿Cuántos electrones?

a) El ion cloruro, Cl^- , tiene el mismo número de protones que un átomo de cloro, es decir, 17 protones. En cambio tiene un electrón más que el átomo de cloro, o sea, 18 electrones.

b) Un ion sodio, Na^+ , tiene el mismo número de protones que un átomo de sodio, es decir, 11 protones; en cambio, tiene un electrón menos, es decir, 10 electrones.

12.10 El gas neón de la atmósfera está formado por un 90,48% de Ne-20, un 0,27% de Ne-21 y un 9,25% de Ne-22. Determina la masa atómica relativa del neón.

$$A_r(\text{Ne}) = \left(\frac{90,48}{100}\right) \cdot 20 + \left(\frac{0,27}{100}\right) \cdot 21 + \left(\frac{9,25}{100}\right) \cdot 22 = 20,19$$

12.11 Determina el número de protones y de neutrones del Si-30.

El silicio-30 tiene 30 nucleones ($A = 30$) y un número atómico de 14 ($Z = 14$), es decir, tiene 14 protones. Por tanto, el número de neutrones es $N = A - Z = 30 - 14 = 16$.

12.12 Calcula la longitud de onda de una radiación electromagnética con fotones de energía $1,21 \cdot 10^{-20}$ J.

$$\nu = \frac{E}{h} = \frac{1,21 \cdot 10^{-20} \text{ (J)}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ (Js)}} = 0,183 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$c = \lambda \nu \Rightarrow \lambda = \frac{3,00 \cdot 10^8 \text{ (ms}^{-1}\text{)}}{0,183 \cdot 10^{14} \text{ (s}^{-1}\text{)}} = 1,64 \cdot 10^{-5} \text{ m}$$

12.13 Ordena, según su energía en orden creciente, las siguientes radiaciones:

Rayos X, μ -ondas, OL de radio, ondas de FM, rayos γ .

OL de radio, ondas de FM, μ -ondas, rayos X, rayos γ .

12.14 Las rayas que forman un espectro discontinuo ¿están igualmente espaciadas? Observa y describe su distribución.

Las rayas que forman el espectro discontinuo de cualquier elemento no están equiespaciadas, sino que se aproximan cada vez más a medida que aumenta la frecuencia.

12.15 Los espectros de emisión de los elementos, ¿están formados por el mismo número de rayas? ¿Crees que este número guarda alguna relación con la complejidad del átomo? Explica cuál.

No están formados por el mismo número de rayas. Este número depende del número de niveles de energía y de los electrones que hay en el átomo.

12.16 La diferencia energética entre dos niveles de la corteza del átomo de hidrógeno es $0,30 \cdot 10^{-18}$ J. Determina la longitud de onda de la radiación emitida cuando un electrón pasa del nivel superior de energía al nivel inferior.

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{0,30 \cdot 10^{-18} \text{ (J)}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ (Js)}} = 4,52 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$c = \lambda \nu \Rightarrow \lambda = \frac{3,00 \cdot 10^8 \text{ (ms}^{-1}\text{)}}{4,52 \cdot 10^{14} \text{ (s}^{-1}\text{)}} = 6,64 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

12.17 Indica los niveles iniciales y finales de las transiciones electrónicas que originan:

- a) La tercera raya de Lyman.
- b) La segunda raya de Paschen.

- a) De $n = 4$ a $n = 1$.
- b) De $n = 5$ a $n = 3$.

12.18 Ordena de menor a mayor energía los siguientes subniveles: 4s, 4p, 3d, 1s, 3s, 2s

1s, 2s, 3s, 4s, 3d, 4p

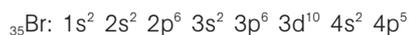
12.19 Ordena de menor a mayor tamaño los siguientes orbitales:

- a) 3s, 2s, 5s, 4s
- b) $4p_x$, $2p_x$, $5p_x$, $3p_x$

- a) Orden de menor a mayor tamaño: 2s, 3s, 4s, 5s
- b) Orden de menor a mayor tamaño: $2p_x$, $3p_x$, $4p_x$, $5p_x$

12.20 Escribe las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos:

Br ($Z = 35$), V ($Z = 23$), Eu ($Z = 63$)



12.21 Indica qué configuraciones son imposibles y por qué.

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^1 3s^2$
- c) $1s^2 2s^2 2p^7 3s^2 3p^2$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^1$

Las configuraciones b y c son imposibles. La b porque no existe un subnivel d en el nivel 2, y la c, porque no puede haber 7 electrones en un subnivel p.

La d sería posible, siempre que se trate de un átomo excitado.

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

EL DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRÓN Y LOS MODELOS ATÓMICOS DE THOMSON Y RUTHERFORD

12.22 Describe el hecho o los hechos experimentales que permitieron establecer las afirmaciones siguientes:

- a) Los rayos catódicos transportan carga negativa.
 - b) Los rayos catódicos están formados por partículas con carga negativa.
 - c) Los electrones proceden de los átomos que constituyen el cátodo.
 - d) Los electrones forman parte de todos los átomos.
 - e) Los átomos están formados por electrones y por una masa, cargada positivamente.
- a) Se desvían bajo la acción de un campo eléctrico como corresponde a partículas con carga negativa.
 - b) Los rayos catódicos se desvían en un campo eléctrico en la dirección correspondiente a partículas con carga negativa.
 - c) Cuando se calienta el cátodo, emite una cierta radiación que viaja hacia el ánodo. Si las paredes internas de vidrio del tubo de rayos catódicos, detrás del ánodo, están cubiertas con un material fosforescente, brillan intensamente.
 - d) Sea cual fuera el metal que formaba el cátodo se obtenían las mismas partículas.
 - e) Puesto que las sustancias son neutras, si los electrones son negativos y proceden del interior de los átomos, el resto de cada átomo debería tener carga positiva y ser responsable de la masa del átomo.
 - f) De hecho, las afirmaciones a y b se basan en la misma evidencia.

12.23 Thomson determinó la relación carga/masa del electrón: $\frac{q_e}{m_e} = 1,76 \cdot 10^{11} \text{ Ckg}^{-1}$

Un científico americano, Robert A. Millikan (1868-1953), determinó la carga del electrón ($q_e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$). A partir de estos datos, calcula la masa del electrón.

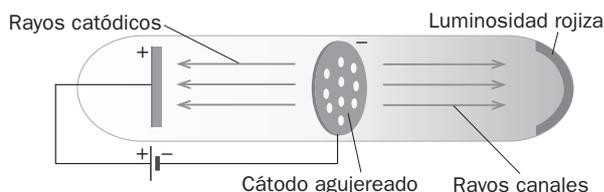
$$m_e = \frac{q_e}{1,76 \cdot 10^{11} \text{ (Ckg}^{-1})} = \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ (C)}}{1,76 \cdot 10^{11} \text{ (Ckg}^{-1})} = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

12.24 La electricidad estática, como la que adquiere un trozo de ámbar frotado con un paño de lana, se debe a la acumulación de electrones. Cierta barra posee una carga eléctrica negativa de $3,24 \cdot 10^{-6} \text{ C}$. ¿Cuántos electrones en exceso contiene dicha barra?

Dato: $q_e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

$$N_{\text{electrones}} = \frac{-3,24 \cdot 10^{-6} \text{ (C)}}{-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ (C electrón}^{-1})} = 2,0 \cdot 10^{13} \text{ electrones}$$

12.25 En 1886, el físico alemán Eugen Goldstein (1850-1930) observó que se producía una luminosidad rojiza detrás del cátodo. Supuso que se podía tratar de un nuevo tipo de rayos y perforó el cátodo de manera que los rayos pudiesen atravesarlo y poder observarlos en el otro extremo del tubo.



Thomson estudió estos rayos. La tabla siguiente resume los hechos experimentales encontrados. Completa la columna correspondiente a las hipótesis que pueden emitirse sobre la naturaleza de los rayos canales.

Hechos experimentales	Teoría (hipótesis)
Se propagan en línea recta y en sentido contrario a los rayos catódicos.	Están constituidos por partículas cargadas positivas.
Para desviarlos hacen falta fuerzas eléctricas o magnéticas mucho mayores que las necesarias para desviar los rayos catódicos.	La masa de estas partículas positivas es mayor que la de los electrones (en el supuesto de que su carga sea similar, aunque de signo contrario).
La masa de las partículas que constituían los rayos canales depende del tipo de gas que contiene el tubo y es casi idéntica a la de los átomos o moléculas del gas.	Las partículas positivas eran iones positivos que se producen cuando los electrones procedentes del cátodo chocan con los átomos o moléculas del gas que contenía el tubo.

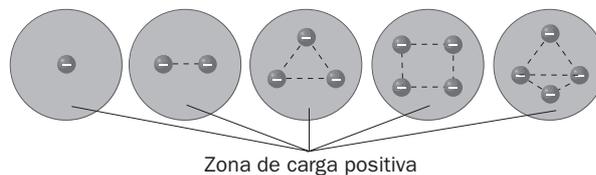
12.26 El mecanismo propuesto para explicar la formación de los rayos canales (rayos positivos) cuando el gas que hay en el tubo es hidrógeno es el siguiente: $e^- + H_2 \rightarrow e^- + H^+ + H^+ + 2 e^-$

- ¿Por qué partículas están formados estos rayos?
- ¿Cómo será la relación carga/masa de estas partículas en relación con la de los electrones?
- Propón un posible mecanismo que explique la formación de rayos positivos cuando el gas residual es oxígeno.
- ¿Por qué crees que es necesario disminuir mucho la presión de gas en el tubo para producir rayos catódicos?
 - Por iones hidrógeno.
 - Una relación 1837 veces menor, ya que esta es la relación entre la masa de un átomo de hidrógeno y la masa de un electrón.
 - $e^- + O_2 \rightarrow e^- + O^+ + O^+ + 2 e^-$
 - Porque si la concentración de moléculas de gas es grande, todos los electrones chocan antes con ellas y no pueden alcanzar al ánodo del tubo.

12.27 La desviación de los rayos positivos depende de la masa de los iones positivos.

- ¿Qué ion se desviará más bajo la acción del mismo campo eléctrico o magnético, el O^+ o el N^+ ? Razona la respuesta.
- ¿Qué característica de los átomos y de las moléculas puede deducirse de la medida de la desviación de los rayos positivos?
 - Se desviará más el N^+ que el O^+ , porque la masa atómica del N^+ (14 u) es menor que la del O^+ (16 u).
 - La relación carga/masa de cada átomo o molécula.

12.28 El primer modelo atómico fue propuesto por el físico escocés lord Kelvin (1824-1907) en 1902 y por Thomson en 1906. Ambos supusieron que el átomo era una esfera cargada positivamente y uniformemente, y que los electrones se encontraban “incrustados” dentro de ella. Thomson realizó cálculos para demostrar la estabilidad de las siguientes configuraciones:



- Explica cualitativamente por qué pueden considerarse estables estas estructuras.
- Para más de seis electrones, Thomson supuso que los electrones deberían disponerse en series concéntricas de anillos, en los cuales girarían a gran velocidad. ¿Por qué es preciso suponer que los electrones giran velozmente?
 - Porque las cargas negativas se encuentran distribuidas simétricamente en el interior del átomo, que se considera cargado positivamente, de modo que se puede suponer que la repulsión entre los electrones se ve equilibrada por la atracción de los electrones por parte de la carga positiva del átomo.
 - Porque de lo contrario los electrones más externos deberían caer hacia el interior atraídos por la carga positiva neta del átomo delimitado por su órbita.

12.29 La radiactividad es un fenómeno en el que los núcleos atómicos inestables (átomos radiactivos) de determinados elementos emitan radiación de forma espontánea. Las direcciones de internet www.e-sm.net/fq1bach38 y www.e-sm.net/fq1bach39 tienen información sobre el trabajo con sustancias radiactivas de Marie y Pierre Curie, y también sobre las propiedades de los tres tipos de emisión radiactiva. Consúltalas y contesta a las siguientes cuestiones.

- ¿Cuáles son la naturaleza y propiedades de los rayos alfa?
- Indica qué partículas forman los rayos beta y qué propiedades tienen.
- Los rayos gamma, ¿están formados por partículas? ¿Cuál es su verdadera naturaleza?
 - Los rayos alfa están formados por iones He^{2+} . Tienen, por tanto, una carga positiva doble que la del electrón y poca velocidad. Son poco penetrantes: una hoja de papel los detiene.
 - Los rayos beta están formados por electrones muy rápidos. Son más penetrantes que los rayos alfa, pueden atravesar una mano, pero son detenidos por una lámina de aluminio.
 - Los rayos gamma son una radiación electromagnética de frecuencia muy alta y, por tanto, se mueven a la velocidad de la luz y transportan mucha energía. Son muy penetrantes, pero pueden ser detenidos por un bloque grueso de hormigón.

PARTÍCULAS SUBATÓMICAS E ISÓTOPOS

12.30 ¿Qué información proporciona el símbolo $^{17}_8\text{O}$?

El símbolo O indica que se trata de un átomo de oxígeno. El subíndice 8 es el número atómico (Z) e indica el número de protones del núcleo del oxígeno. El superíndice 17 es el número másico (A) e indica el número de nucleones (protones + neutrones) que hay en el núcleo de este isótopo.

12.31 Un elemento cuyos átomos neutros poseen 34 electrones es importante para la salud si se ingiere en pequeñas cantidades. Sin embargo, en exceso puede causar pérdida del cabello. Busca, en la tabla periódica, cuál es el nombre, símbolo y número atómico de este elemento.

Es el selenio. Su símbolo es Se. Su número atómico es $Z = 34$.

12.32 ¿Qué tienen en común los átomos de carbono-12, carbono-13 y carbono-14? ¿En qué se diferencian?

Todos ellos tienen 6 protones en el núcleo, puesto que este es el número atómico del carbono ($Z = 6$). Se diferencian en el número de neutrones. El carbono-12 tiene 6 neutrones, el carbono-13, 7 neutrones, y el carbono-14, 8 neutrones.

12.33 El uranio se usa como combustible en las centrales nucleares para generar electricidad. El uranio natural existe en forma de dos isótopos, el uranio-235 y el uranio-238. Con la ayuda de la tabla periódica indica las partículas que forman sus núcleos.

El número atómico del uranio es $Z = 92$. Por tanto, los símbolos de los dos isótopos son:

$^{235}_{92}\text{U}$: el núcleo está formado por 92 protones y 143 neutrones.

$^{238}_{92}\text{U}$: el núcleo está formado por 92 protones y 146 neutrones.

12.34 Representa mediante su símbolo los isótopos de los elementos del grupo 14: carbono-12, silicio-28, germanio-73, estaño-118 y plomo-208, indicando la masa atómica y el número atómico.

¿Cómo varía la relación entre el número de neutrones y el número de protones al bajar en el grupo?

	$^{12}_6\text{C}$	$^{28}_{14}\text{Si}$	$^{73}_{32}\text{Ge}$	$^{118}_{50}\text{Sn}$	$^{208}_{82}\text{Pb}$
A	12	28	73	118	208
Z	6	14	32	50	82
N	6	14	41	68	126

Al bajar en el grupo aumenta cada vez más la diferencia entre el número de neutrones y el de protones.

12.35 Rellena, con la ayuda de la tabla periódica, los huecos de la tabla siguiente:

Símbolo	Protones	Neutrones	Electrones	Número másico
^{23}Na	11	12	11	23
^{31}P	15	16	15	31
^{137}Ba	56	81	56	137
^{122}Sb	51	71	51	122
^{197}Au	79	118	79	197

12.36 Rellena, con la ayuda de la tabla periódica, la tabla:

Átomo	Z	p	n	e	A
Potasio	19	19	20	19	39
Azufre	16	16	16	16	32
Tecnecio	43	43	56	43	99
Oro	79	79	118	79	197
Radio	88	88	138	88	226

12.37 Identifica las partículas subatómicas siguientes:

Partícula	Protones	Neutrones	Electrones
A	8	8	10
B	53	74	54
C	12	13	10
D	8	8	8

A: $^{16}\text{O}^{2-}$; B: $^{127}\text{I}^-$; C: $^{25}\text{Mg}^{2+}$; D: ^{16}O

12.38 El silicio se encuentra en la naturaleza combinado con el oxígeno formando arena, cuarzo, ágata y materiales similares. El elemento tiene tres isótopos estables:

Isótopo	Masa atómica relativa	% abundancia
^{28}Si	27,97	92,23
^{29}Si	28,98	4,67
^{30}Si	29,97	3,10

Calcula la masa atómica relativa del silicio.

$$A_r(\text{Si}) = \left(\frac{92,23}{100}\right) \cdot 27,97 + \left(\frac{4,67}{100}\right) \cdot 28,98 + \left(\frac{3,10}{100}\right) \cdot 29,97 = 28,1$$

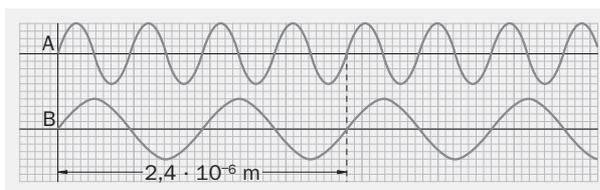
12.39 El antimonio, uno de los elementos conocidos por los antiguos alquimistas, tiene dos isótopos estables: Sb-121 (masa atómica relativa = 120,90) y Sb-123 (masa atómica relativa = 122,90). Calcula su abundancia relativa.

Dato: Masa atómica relativa del antimonio = 121,75.

$$A_r(\text{Sb}) = \left(\frac{x}{100}\right) \cdot 120,90 + \left(\frac{100-x}{100}\right) \cdot 122,90 = 121,7 \Rightarrow x = 57,50 \Rightarrow \begin{cases} \% (^{121}\text{Sb}) = 57,50\% \\ \% (^{123}\text{Sb}) = 42,50\% \end{cases}$$

MOMENTOS ONDULATORIO Y CORPUSCULAR DE LA LUZ. ESPECTROS ATÓMICOS

12.40 Considera las dos ondas electromagnéticas representadas en la figura siguiente:



a) ¿Cuál es la longitud de onda de las ondas A y B?

b) Calcula la frecuencia de las dos ondas dadas.

Dato: $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$.

$$\text{a) } \lambda_A = \frac{1}{4} \cdot 2,4 \cdot 10^{-6} = 6,0 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$\lambda_B = \frac{1}{2} \cdot 2,4 \cdot 10^{-6} = 1,2 \cdot 10^{-6} \text{ m}$$

$$\text{b) } \nu_A = \frac{c}{\lambda_A} = \frac{3,00 \cdot 10^8 \text{ (ms}^{-1}\text{)}}{6,0 \cdot 10^{-7} \text{ (m)}} = 5,0 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$\nu_B = \frac{c}{\lambda_B} = \frac{3,00 \cdot 10^8 \text{ (ms}^{-1}\text{)}}{1,2 \cdot 10^{-6} \text{ (m)}} = 2,5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

12.41 El ojo humano tiene su máxima sensibilidad a una longitud de onda de unos 500 nm. ¿Cuál es la frecuencia que corresponde a esta longitud de onda?

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3,00 \cdot 10^8 \text{ (ms}^{-1}\text{)}}{5,00 \cdot 10^{-7} \text{ (m)}} = 6,0 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

12.42 Casi todos los hornos de microondas comerciales utilizan radiación de frecuencia $\nu = 2,45 \cdot 10^9 \text{ s}^{-1}$. Calcula la longitud de onda de esta radiación.

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{3,00 \cdot 10^8 \text{ (ms}^{-1}\text{)}}{2,45 \cdot 10^9 \text{ (s}^{-1}\text{)}} = 0,122 \text{ m}$$

12.43 La siguiente figura reproduce el espectro de un elemento en estado gaseoso:



- a) Indica si se trata de un espectro continuo o discontinuo.
 b) ¿Es un espectro de emisión o de absorción?
- a) Es un espectro discontinuo, es decir, un espectro de rayas.
 b) Es un espectro de emisión en la zona del visible, porque las rayas tienen colores diferentes.

12.44 El láser de un equipo de música compacto utiliza luz cuya longitud de onda vale 780 nm.

- a) ¿Cuál es la frecuencia de esta radiación?
 b) ¿Qué energía tiene un fotón de esa luz?
- Datos: $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$.

a) $\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3,00 \cdot 10^8 \text{ (ms}^{-1}\text{)}}{780 \cdot 10^{-9} \text{ (m)}} = 3,85 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$
 b) $E = h\nu = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ (Js)} \cdot 3,85 \cdot 10^{14} \text{ (s}^{-1}\text{)} = 2,55 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

12.45 La clorofila absorbe luz azul, de 460 nm de longitud de onda, y emite luz roja, de 660 nm de longitud de onda. Calcula el cambio neto de energía, en kilojulios, que experimenta la clorofila cuando absorbe un mol de fotones de 460 nm y emite un mol de fotones de 660 nm.

Datos: $c = 3,00 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$; $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

$\nu_A = \frac{c}{\lambda_A} = \frac{3,00 \cdot 10^8 \text{ (ms}^{-1}\text{)}}{460 \cdot 10^{-9} \text{ (m)}} = 6,52 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$ $\nu_B = \frac{c}{\lambda_B} = \frac{3,00 \cdot 10^8 \text{ (ms}^{-1}\text{)}}{600 \cdot 10^{-9} \text{ (m)}} = 4,55 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$

$\Delta E = h(\nu_A - \nu_B) = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ (Js)} \cdot (6,52 - 4,55) \cdot 10^{14} \text{ (s}^{-1}\text{)} = 1,31 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

$\Delta E_m = \Delta E N_A = 1,31 \cdot 10^{-19} \text{ (J)} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ (mol}^{-1}\text{)} = 78862 \text{ Jmol}^{-1} = 78,9 \text{ kJmol}^{-1}$

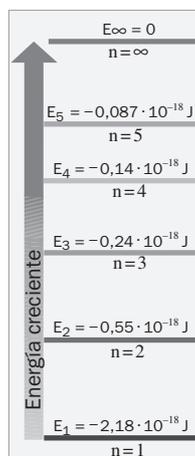
MODELO ATÓMICO DE BOHR. SUBNIVELES DE ENERGÍA Y ORBITALES ATÓMICOS.
 CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

12.46 ¿Cuáles de las siguientes hipótesis están de acuerdo con el modelo atómico de Bohr?

- a) Los electrones giran en torno al núcleo en órbitas circulares y están permitidas todas las órbitas, tengan la energía que tengan.
 b) Solo están permitidas las órbitas que tienen una energía determinada.
 c) Los electrones no pueden pasar, de ninguna manera, de una órbita a otra.

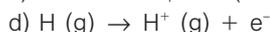
Únicamente la hipótesis b está de acuerdo con el modelo atómico de Bohr.

12.47 La figura adjunta muestra los niveles de energía permitidos para el átomo de hidrógeno.



- a) Observa dónde se encuentra el cero de energía y razona por qué son negativas las energías de los diferentes niveles permitidos.
 b) ¿Qué le ocurre a un átomo de hidrógeno en estado gaseoso cuando absorbe suficiente energía para hacer saltar su electrón hasta el nivel $n = \infty$?
 c) Deduce cuál será la energía de ionización del átomo de hidrógeno en su estado fundamental, es decir, cuando el electrón se encuentra en el nivel $n = 1$ ($E_1 = -2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$).
 d) Escribe la ecuación del proceso de ionización de un átomo de hidrógeno.
 e) Calcula la energía de ionización de un mol de átomos de hidrógeno en kJmol^{-1} . Dato: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
- a) El cero de energía potencial se ha tomado en el infinito. Puesto que la fuerza entre el electrón y el núcleo es atractiva, la energía potencial disminuye a medida que se acerca al núcleo. En consecuencia, la energía potencial de un electrón se va haciendo cada vez más negativa a medida que se encuentra en niveles más próximos al núcleo positivo.
 b) Que el átomo se ioniza, es decir, se convierte en un ion. Puesto que pierde un electrón se convierte en un ion positivo.

c) $E_I = 0 - E_1 = -(-2,18 \cdot 10^{-18}) = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$



e) $E_{I_m} = E_I N_A = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ (J)} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ (mol}^{-1}\text{)} = 1,31 \cdot 10^6 \text{ Jmol}^{-1} = 1310 \text{ kJmol}^{-1}$

- 12.48 Calcula la frecuencia y la longitud de onda de la radiación electromagnética emitida cuando un electrón situado en el nivel $n = 2$ ($E_1 = -0,545 \cdot 10^{-18}$ J) salta al nivel fundamental $n = 1$ ($E_1 = -2,18 \cdot 10^{-18}$ J).

¿A qué región del espectro electromagnético corresponde esta radiación?

Datos: $c = 3,00 \cdot 10^8$ ms⁻¹; $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ Js.

$$\Delta E = E_1 - E_2 = -0,545 \cdot 10^{-18} - (-2,18 \cdot 10^{-18}) = 1,64 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{1,63 \cdot 10^{-18} \text{ (J)}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ (Js)}} = 2,46 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{3,00 \cdot 10^8 \text{ (ms}^{-1}\text{)}}{2,46 \cdot 10^{14} \text{ (s}^{-1}\text{)}} = 1,22 \cdot 10^{-7} \text{ m (Corresponde a la zona del ultravioleta.)}$$

- 12.49 Un tratamiento cuantitativo del modelo de Bohr o la mecánica cuántica permiten deducir la expresión de la energía de un electrón en el átomo de hidrógeno, que es:

$$E_n = -\frac{2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{n^2}$$

Comprueba, con el diagrama del ejercicio 47, que se cumple esta ecuación para varios valores de n .

$$E_1 = \frac{2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{1^2} = -2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$E_2 = \frac{2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{2^2} = -0,545 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

$$E_3 = \frac{2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{3^2} = -2,422 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

- 12.50 Si considerásemos que en el átomo de hidrógeno solo hubiese siete niveles de energía diferentes, ¿cuántas líneas formarían el espectro de la serie de Lyman? ¿Y el de la serie de Balmer?

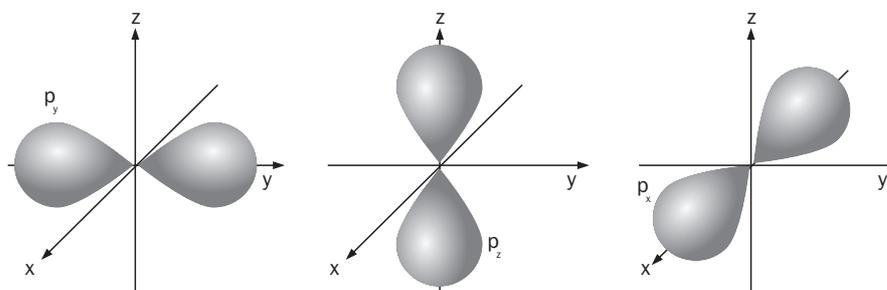
Se formarían 6 líneas en la serie de Lyman, correspondientes a las 6 transiciones electrónicas de los niveles superiores a $n = 1$. Y 5 líneas en la serie de Balmer, correspondientes a las 5 transiciones electrónicas de los niveles superiores a $n = 2$.

- 12.51 a) ¿Cuántos subniveles posee el nivel de energía principal $n = 4$? Designa dichos subniveles utilizando la nomenclatura habitual.

b) ¿Cuántos orbitales tiene el subnivel 4p? Dibújalos e indica sus parecidos y diferencias.

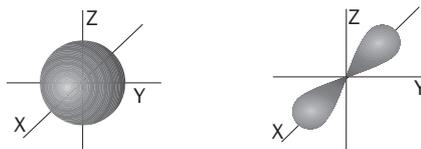
a) El nivel $n = 4$ posee 4 subniveles: 4s, 4p, 4d, 4f.

b) El subnivel 4p tiene 3 orbitales: $4p_x$, $4p_y$, $4p_z$.



Los tres orbitales tienen la misma forma, pero sus direcciones son perpendiculares entre sí.

12.52 Un electrón se encuentra en un orbital 2s y otro en un orbital 2p, como muestra la figura siguiente:



- Explica qué representan los orbitales dibujados.
- ¿En cuál de los dos orbitales el electrón tiene mayor energía?
- En qué se parecen y en qué se diferencian un orbital 2s y un orbital 3s?

- Los orbitales dibujados muestran la región del espacio donde hay más probabilidad de encontrar el electrón.
- En el orbital 2p, que es en el que el electrón se encuentra más alejado del núcleo en término medio.
- Se parecen en la forma. Se diferencian en el tamaño; el orbital 3s es mayor que el orbital 2s.

12.53 Indica cuál de las siguientes configuraciones electrónicas no son posibles e indica por qué.

- | | |
|--------------------------|---|
| a) $1s^2 2s^2 2p^2$ | c) $1s^2 2s^2 2p^6 4s^2$ |
| b) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^2$ | d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ |

La b) no es posible porque no puede haber un subnivel d en el nivel 2 (solo hay 2 subniveles, s y p). La a), la c) y la e) son posibles.

12.54 Señala cuáles de las configuraciones siguientes no son posibles.

- | | | | |
|---|---|---|---|
| a) 1s 2s | b) 1s 2s | c) 1s 2s | d) 1s 2s |
| $\boxed{\uparrow\uparrow} \quad \boxed{\uparrow}$ | $\boxed{\uparrow\uparrow\uparrow} \quad \boxed{}$ | $\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow}$ | $\boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow}$ |

La a) no es posible porque los dos electrones que se encuentran en el orbital 1s tienen igual espín. La b) no es posible porque no puede haber 3 electrones en un mismo orbital. La d) podría darse en el caso de un átomo excitado; si no, los 2 electrones se deberían situar apareados en el orbital 1s.

12.55 Indica cuál de las configuraciones siguientes es más estable.

- | | |
|--|--|
| a) 1s 2s 2p | b) 1s 2s 2p |
| $\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{}$ | $\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow}$ |

Es más estable la estructura b) porque los 3 electrones del orbital 2p se encuentran desapareados (hay un mayor número de electrones desapareados en un mismo subnivel).

12.56 Escribe la configuración electrónica de los átomos o iones siguientes:

- | | |
|-----------------------------------|--------------------------------|
| a) Berilio (Z = 4). | f) Ion Br^- (Z = 35). |
| b) Ion Mg^{2+} (Z = 12). | g) Cesio (Z = 55). |
| c) Cloro (Z = 17). | h) Oro (Z = 79). |
| d) Calcio (Z = 20). | i) Plomo (Z = 82). |
| e) Hierro (Z = 26). | j) Radón (Z = 86). |
-
- | | |
|---|---|
| a) ${}_4\text{Be}: 1s^2 2s^2$ | f) ${}_{35}\text{Br}^-: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ |
| b) ${}_{12}\text{Mg}^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6$ | g) ${}_{55}\text{Cs}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$ |
| c) ${}_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ | h) ${}_{79}\text{Au}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^9 6s^2$ |
| d) ${}_{20}\text{Ca}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ | i) ${}_{82}\text{Pb}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^2$ |
| e) ${}_{26}\text{Fe}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ | j) ${}_{86}\text{Rn}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6$ |

12.57 Las configuraciones electrónicas se pueden abreviar escribiendo los símbolos del gas noble adecuado en lugar de los niveles internos llenos. La configuración del sodio sería, por ejemplo, [Ne] 3s¹.

Predice a qué grupo y período pertenecen los átomos cuyas configuraciones electrónicas abreviadas aparecen a continuación.

a) [Ne] 3s²

b) [Ar] 4s²

c) [Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁴

d) [Kr] 5s¹

e) Identifica los elementos consultando la tabla periódica.

a) Grupo 2, período 3.

b) Grupo 2, período 4.

c) Grupo 16, período 4.

d) Grupo 1, período 5.

e) a) Magnesio (Mg); b) calcio (Ca); c) selenio (Se), y d) rubidio (Rb).