1

Estructura atómica de la materia

Estructura atómica de la materia

1

PARA COMENZAR (página 7)

- **Investiga quién descubrió en 1898 el átomo del radio y qué consecuencias tuvo el descubrimiento de este elemento.**

  El radio fue descubierto por la científica polaca Marie Curie, pionera en sus estudios sobre la radiactividad natural. El 21 de diciembre de 1898, Marie, junto a su marido Pierre Curie, descubrió un nuevo elemento, el radio, a partir del mineral uranita, lo que supuso un hito en la historia de la química.

  Al principio se empleó en la fabricación de pinturas luminiscentes, medicamentos, cremas, etc. Sin embargo, al constatarse diversas muertes de personas expuestas al radio, los científicos se dieron cuenta del alto riesgo que entrañaba para la salud. Entre sus numerosas aplicaciones actuales destaca su uso en medicina para el tratamiento del cáncer.

  El 1911 Marie Curie recibió el premio Nobel de Química «por el descubrimiento del radio y el polonio, el aislamiento del radio y el estudio de la naturaleza y compuestos de este destacable elemento químico».

- **El método científico propone modelos teóricos que se han de contrastar con la experiencia. ¿Qué fenómenos pusieron en cuestión el modelo Bohr-Sommerfeld?**

  El primer postulado del modelo Bohr-Sommerfield dice que «el electrón gira alrededor del núcleo sin emitir energía». Esta afirmación contradecía la teoría electromagnética que afirma que cualquier carga eléctrica acelerada ha de emitir energía en forma de radiación electromagnética. El modelo, además, solo permitía explicar el átomo de hidrógeno y no explicaba átomos con más de un electrón. El nacimiento de la mecánica-cuántica y su aplicación al átomo hizo insuficiente el modelo Bohr-Sommerfield.

  Así, el descubrimiento del efecto fotoeléctrico, que puso de manifiesto que la luz, considerada hasta entonces exclusivamente una onda, se podía comportar bajo determinadas condiciones como una partícula; y el principio de indeterminación de Heisenberg, que establecía que no se podían determinar a la vez la posición y la velocidad de un electrón, no se podían explicar con el modelo Bohr-Sommerfield. La insuficiencia de este modelo dio lugar a diversos modelos atómicos posteriores que incorporaban una explicación a estos fenómenos.

ACTIVIDADES (página 10)

1. **Indica el número de protones, electrones y neutrones en $^{138}_{56}\mathrm{Ba}$.**

Al leer el símbolo, identificamos el número atómico, $Z = 56$, que indica el número de protones en el núcleo; y el número másico, $A = 138$, que indica el número total de partículas en el núcleo.

Al no indicarse carga en el símbolo el átomo es neutro, por lo que el número de electrones es igual al de protones.

Número de protones, p^+: $Z = 56$.

Número de electrones, e^-: $Z = 56$.

Número de neutrones, n^0: $N = A - Z = 138 - 56 = 82$.

Por tanto, la especie presenta **56 protones**, **56 electrones** y **82 neutrones**.

2. **Escribe un símbolo adecuado para la especie con 53 protones, 54 electrones y 78 neutrones.**

Al tener 53 protones su número atómico es $Z = 53$. Usa la tabla para localizar el elemento. Es el yodo, I.

Hay más electrones que protones. Esto indica que es un anión con carga: $q = p^+ - e^- = 53 - 54 = -1$.

El número másico es la suma de protones y neutrones: $A = Z + N = 53 + 78 = 131$.

El símbolo más adecuado es: $^{131}_{53}\mathrm{I}^-$.

3. **Un ion negativo tiene carga –3, siendo su número total de electrones 36, y su número másico, 75. Calcula su número de protones y de neutrones.**

Al ser un ion negativo con carga –3 tiene un exceso de 3 electrones. Por tanto:

$$Z = e - q = 36 - 3 = 33$$

Número de protones, p^+: $Z = 33$.

Calculamos el número de protones y de neutrones a partir de $Z = 33$ y $A = 75$:

$$A = Z + N \;\Rightarrow\; N = A - Z = 75 - 33 = 42$$

Por tanto, la especie presenta **33 protones** y **42 neutrones**.

4. **El litio de masa atómica 6,941 u posee dos isótopos naturales, litio-6 y litio-7, con masas atómicas 6,01513 y 7,01601 u, respectivamente. ¿Cuál de ellos tiene mayor abundancia natural?**

A simple vista podemos comprobar que el valor de la masa atómica, 6,941 u, está más cercano al valor del isótopo litio-7, y que este será el que se encuentre en mayor abundancia.

Calcula numéricamente las abundancias naturales de ambos isótopos de la siguiente manera. Llamamos x a la abundancia de ^{6}Li, la abundancia del ^{7}Li será $100 - x$ (la suma de ambas es 100).

Sustituye los valores en la ecuación para el cálculo de la masa atómica:

$$M(\text{Li}) = 6{,}941 = 6{,}01513 \cdot \frac{x}{100} + 7{,}01601 \cdot \frac{100 - x}{100}$$

Multiplica ambos miembros por 100:

$$694{,}1 = 6{,}01513 \cdot x + 7{,}01601 \cdot (100 - x)$$

Resuelve la ecuación. La abundancia de ^{6}Li es: $x = 7{,}49$ %.

La abundancia del otro isótopo ^{7}Li es: $100 - x = 100 - 7{,}49 = 92{,}51$ %.

El isótopo más abundante es el litio-7.

ACTIVIDAD (página 12)

5. **Contesta breve y razonadamente las siguientes preguntas:**

a) ¿Cómo se llegó a la conclusión de que casi toda la masa de un átomo estaba en el centro del mismo?

b) ¿Cómo se descubrieron los neutrones?

c) ¿Cómo se distribuyen los electrones en el modelo de Thomson?

d) ¿Por qué es necesaria la existencia de neutrones en el núcleo atómico?

a) Mediante el experimento de la lámina de oro. Al bombardear dicha lámina con partículas alfa, la mayoría pasaba sin ningún problema, indicando que la mayor parte del átomo estaba vacío. Por otro lado, que alguna de las partículas rebotara indicaba la presencia en el átomo de una zona muy pequeña donde se encontraba la mayor parte de la masa del átomo y la carga positiva.

b) Fueron descubiertos por E. Chadwick en 1932, tras detectar su presencia la radiación emitida después de bombardear berilio con partículas alfa.

c) En el modelo de Thomson los electrones se encuentran embebidos dentro de la masa positiva.

d) El núcleo atómico está formado por partículas cargadas positivamente que, al ser del mismo signo, producen fuerzas de repulsión entre sí. Los neutrones, al tener masa similar a los protones, compensan dichas repulsiones.

ACTIVIDADES (página 15)

6. La radiación de longitud de onda 242,4 nm es la longitud de onda más larga que produce la fotodisociación del O_2. ¿Cuál es la energía del fotón? ¿Y la de un mol de fotones?

Datos: $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J · s; $c = 3 \cdot 10^8$ m · s^{-1}; $N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ partículas · mol^{-1}.

La energía de un fotón viene determinada por la ecuación de Planck:

$$E = h \cdot f = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

Sustituye los datos para un solo fotón:

$$E = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot \frac{3 \cdot 10^8\ \frac{\cancel{\text{m}}}{\cancel{\text{s}}}}{242{,}4 \cdot 10^{-9}\ \cancel{\text{m}}} = \mathbf{8{,}200 \cdot 10^{-19}\ J}$$

Para calcular la energía de 1 mol de fotones utiliza el número de Avogadro:

$$E = 8{,}200 \cdot 10^{-19}\ \frac{\text{J}}{\cancel{\text{fotón}}} \cdot \frac{6{,}02 \cdot 10^{23}\ \cancel{\text{fotones}}}{1\ \text{mol}} = \mathbf{4{,}9367 \cdot 10^5\ J \cdot mol^{-1}} \approx \mathbf{4{,}94 \cdot 10^5\ J \cdot mol^{-1}}$$

7. Determina la energía cinética y la velocidad de los electrones arrancados de un metal cuando sobre él incide luz de frecuencia $4{,}12 \cdot 10^{15}$ Hz. La frecuencia umbral del metal es de $1{,}12 \cdot 10^{15}$ Hz.

Datos: $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J · s; $m_e = 9{,}11 \cdot 10^{-31}$ kg.

Calcula la energía cinética de los electrones arrancados a partir de la energía de la radiación incidente:

$$E = E_0 + E_C \quad \Rightarrow \quad E_C = E - E_0 = h \cdot f - h \cdot f_0 = h \cdot (f - f_0)$$

Sustituye los datos y opera:

$$E_C = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot (4{,}12 \cdot 10^{15} - 1{,}12 \cdot 10^{15})\ \cancel{\text{s}^{-1}} = \mathbf{1{,}99 \cdot 10^{-18}\ J}$$

De la expresión de la energía cinética obtenemos la velocidad de salida. Sustituye los valores y opera:

$$E_c = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2 \quad \Rightarrow \quad v = \sqrt{\frac{2 \cdot E_c}{m}} = \sqrt{\frac{2 \cdot 1{,}99 \cdot 10^{-18}\ \text{J}}{9{,}11 \cdot 10^{-31}\text{kg}}} = \mathbf{2{,}088 \cdot 10^6\ \frac{m}{s}} \approx \mathbf{2{,}09 \cdot 10^6\ \frac{m}{s}}$$

ACTIVIDADES (página 17)

8. En el espectro del hidrógeno se detecta una línea a 1880 nm. ¿Es una línea de la serie de Balmer? Justifícalo.

Según la ecuación de Rydberg:

$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Teniendo en cuenta que para ser una línea de la serie de Balmer, $n_1 = 2$, despeja n_2 y sustituye los datos:

$$n_2 = \sqrt{\frac{R \cdot \lambda \cdot n_1^2}{R \cdot \lambda - n_1^2}} = \sqrt{\frac{1{,}097 \cdot 10^7\ \frac{1}{\cancel{\text{m}}} \cdot 1880 \cdot 10^{-9}\ \cancel{\text{m}} \cdot 2^2}{1{,}097 \cdot 10^7\ \frac{1}{\cancel{\text{m}}} \cdot 1880 \cdot 10^{-9}\ \cancel{\text{m}} - 2^2}} = 2{,}23$$

Se trata de un valor no entero y, además $n_2 \approx n_1$. Podemos concluir que **1880 nm no es una línea de la serie de Balmer**.

9. La lámpara de vapor de mercurio emite una luz de color ligeramente azul-verdoso. Estos colores proceden de radiaciones de longitudes de onda 4348 Å (azul) y 5461 Å (verde). Calcula la energía de un fotón de cada una de estas radiaciones. Datos: 1 Å = 10^{-10} m; c = 3 · 10^8 m · s^{-1}; h = 6,626 · 10^{-34} J · s.

Calcula las energías de un fotón de las radiaciones de color verde y azul a través de la ecuación de Planck:

$$E = h \cdot f = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

Sustituye los datos:

$$E_{\text{azul}} = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot \frac{3 \cdot 10^{8}\ \dfrac{\cancel{\text{m}}}{\cancel{\text{s}}}}{4348 \cdot 10^{-10}\ \cancel{\text{m}}} = \mathbf{4{,}57 \cdot 10^{-19}\ J}$$

$$E_{\text{verde}} = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot \frac{3 \cdot 10^{8}\ \dfrac{\cancel{\text{m}}}{\cancel{\text{s}}}}{5461 \cdot 10^{-10}\ \cancel{\text{m}}} = \mathbf{3{,}64 \cdot 10^{-19}\ J}$$

La radiación de mayor longitud de onda corresponde con menor energía, ya que ambas magnitudes son inversamente proporcionales.

ACTIVIDADES (página 19)

10. ¿Hay un nivel de energía para el átomo de hidrógeno, $E_n = -2{,}69 \cdot 10^{-20}$ J?

Acude a las tablas para calcular el valor de la constante A:

$$A = \frac{2\pi^2\ k^2 \cdot m_e \cdot e^4}{h^2} = \frac{2\pi^2 \left(8{,}9876 \cdot 10^{9}\ \dfrac{\text{N} \cdot \text{m}^2}{\text{C}^2}\right)^2 \cdot \left(9{,}1094 \cdot 10^{-31}\ \text{kg}\right) \cdot \left(1{,}6022 \cdot 10^{-19}\ \text{C}\right)^4}{\left(6{,}6261 \cdot 10^{-31}\ \text{kg}\right)^2} = 2{,}179 \cdot 10^{-18}\ \text{J}$$

Aplica la ecuación $E_n = -\dfrac{A}{n^2}$, despeja n, sustituye los valores y opera:

$$n = \sqrt{\frac{-A}{E_n}} = \sqrt{\frac{-2{,}179 \cdot 10^{-18}\ \text{J}}{-2{,}69 \cdot 10^{-20}\ \text{J}}} = \mathbf{9}$$

Como el valor de n es un número entero, **sí hay un nivel de energía con ese valor** en el átomo de hidrógeno.

11. Explica el modelo atómico de Bohr y sus principales limitaciones.

El modelo atómico de Bohr se basa en tres postulados:

- 1.er postulado. El electrón gira alrededor del núcleo en órbitas circulares sin emitir energía.
- 2.º postulado. Solo son posibles las órbitas en las que el electrón tiene un momento angular que es múltiplo entero de h/2π.
- 3.er postulado. La energía liberada al pasar un electrón desde una órbita a otra de menor energía se emite en forma de un fotón, cuya frecuencia se obtiene con la ecuación de Planck. Estos fotones, producidos por los saltos energéticos, son los responsables de los espectros de emisión.

Las principales limitaciones del modelo atómico de Bohr son dos:

- Aunque el modelo de Bohr justifica la fórmula de Balmer y explica la estructura de la corteza del átomo de hidrógeno, no es capaz de explicar los espectros de elementos con más de un electrón.
- Tampoco explica que cuando observamos ciertas líneas del espectro de hidrógeno con aparatos de gran resolución se ve que están formadas por grupos de líneas muy juntas, y que algunas se desdoblan al someterlas a un campo magnético. La presencia de estas líneas desdobladas en los espectros indica la existencia de subniveles de energía.

ACTIVIDADES (página 21)

12. **Un coche de carreras, incluido el piloto, tiene una masa de 605 kg. ¿Cuál es la longitud de onda asociada a él si en una carrera adquirió una velocidad de 320 km/h? Dato: $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J · s.**

En primer lugar expresa el valor de la velocidad en unidades del SI:

$$v = 320 \frac{\cancel{\text{km}}}{\cancel{\text{h}}} \cdot \frac{10^3 \text{ m}}{1 \cancel{\text{km}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{h}}}{3600 \text{ s}} = 88{,}\widehat{8} \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

Aplica la ecuación de De Broglie:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6{,}626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{605 \text{ kg} \cdot 88{,}\widehat{8} \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}} = \mathbf{1{,}23 \cdot 10^{-38} \text{ m}}$$

13. **¿A qué velocidad debe acelerarse un haz de protones para poseer una longitud de onda de De Broglie de 20,0 pm? Datos: $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J · s; $m_p = 1{,}673 \cdot 10^{-27}$ kg.**

Despeja la velocidad de la ecuación de De Broglie y sustituye los datos:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} \quad \Rightarrow \quad v = \frac{h}{m \cdot \lambda} = \frac{6{,}626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{1{,}673 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot 20{,}0 \cdot 10^{-12} \text{ m}} = \mathbf{1{,}98 \cdot 10^4 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}}$$

ACTIVIDAD (página 22)

14. **¿Qué diferencia hay entre órbita de Bohr y orbital atómico? El modelo atómico de Bohr viola el principio de indeterminación de Heisenberg, ¿de qué manera?**

En una órbita de Bohr se conoce con precisión dónde se encuentra un electrón. Sin embargo, en un orbital atómico no. Por eso se define como la región del espacio alrededor del núcleo en la que es máxima la probabilidad de encontrar un electrón con una energía determinada.

El modelo atómico de Bohr viola el principio de indeterminación de Heinsenberg porque según este modelo sí que es posible determinar a la vez la posición y la velocidad de un determinado electrón. Según este principio no podemos conocer simultáneamente la posición y la velocidad de un electrón.

ACTIVIDADES (página 24)

15. **Para un átomo en su estado fundamental, razona sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:**

a) El número máximo de electrones con número cuántico $n = 3$ es 6.

b) En el subnivel 2p solo puede haber 2 electrones.

c) Si en los orbitales 3d se sitúan 6 electrones, no habrá ninguno desapareado.

a) **Falso**. El máximo número de electrones de cualquier nivel n, es $2n^2$. Por tanto, para $n = 3$, el número de electrones es $2 \cdot 3^2 = 18$ (2 en el subnivel 3s, 6 en el subnivel 3p y 10 en el subnivel 3d).

b) **Falso**. El subnivel 2p está compuesto por tres orbitales p ($2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$), en cada uno de los cuales puede haber 2 electrones. Entonces, en total en el subnivel 2p puede haber 6 electrones.

c) **Falso**. Los orbitales d tienen los siguientes números cuánticos magnéticos posibles $m_l = [-2, -1, 0, 1, 2]$. Existen, por tanto, cinco posibles orbitales d en los que podrían entrar 5 electrones desapareados. El sexto electrón que entra ha de aparearse en cualquiera de los cinco orbitales. Quedan, por tanto, 4 electrones desapareados.

16. **Dados los siguientes grupos de valores de números cuánticos, indica cuáles son posibles y cuáles no.**

a) (3, 2, –2, +1/2) **b) (4, 0, 1, +1/2)** **c) (2, 2, –1, –1/2)** **d) (2, –1, 0, 0)**

a) **Sí** es posible.

b) **No** es posible. Al ser $l = 0$, el único valor posible para m_l es 0. No puede ser $m_l = 1$.

c) **No** es posible. Al ser $n = 2$, los valores posibles para l son 0 y 1. No puede ser $l = 2$.

d) **No** es posible. El número cuántico secundario l ha de tener un valor positivo. Además, el número cuántico de espín para un electrón es un número fraccionario, $m_s = [-1/2, +1/2]$, no puede ser cero.

17. **Escribe el valor de los números cuánticos *n*, *l* y m_l para los orbitales del subnivel 5d. Indica, de forma razonada, el número máximo de electrones que pueden ocupar el citado subnivel.**

Para un orbital 5d:

- El número cuántico principal, $n = \mathbf{5}$.
- Como se trata de un orbital tipo d, el número cuántico secundario, $l = \mathbf{2}$.
- Los valores posibles del número cuántico magnético son, $m_l = \mathbf{[-2, -1, 0, 1, 2]}$.
  Hay 5 orbitales posibles en el subnivel 5d.

En cada uno de los orbitales pueden alojarse dos electrones. Por eso, el número máximo de electrones que pueden ocupar el subnivel es **10**.

ACTIVIDADES (página 27)

18. **a) Justifica, de los siguientes elementos o iones: F^-, Ar y Na^+, cuáles son isoelectrónicos.**

b) Enuncia el principio de Pauli y pon un ejemplo.

c) Enuncia la regla de Hund y pon un ejemplo para su aplicación.

a) Consulta en la tabla periódica el número atómico de cada elemento y, teniendo en cuenta la carga iónica, halla el número de electrones:

- F ($Z = 9$): $1s^2\ 2s^2 2p^5$

  Su carga eléctrica se debe a que tiene un electrón más F^- ($Z = 9$): $1s^2\ 2s^2 2p^6$. Tiene 10 electrones en total.

- Ar ($Z = 18$): $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6$

  Tiene 18 electrones en total.

- Na ($Z = 11$): $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$

  Su carga eléctrica se debe a que tiene un electrón menos Na^+ ($Z = 11$): $1s^2\ 2s^2 2p^6$. Tiene 10 electrones en total.

Por tanto, **el F^- y el Na^+ son isoelectrónicos**.

b) El principio de exclusión de Pauli establece que:

«Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales».

Así, por ejemplo, si en cada uno de los cinco orbitales 3d que existen no puede haber más de dos electrones, el total de electrones en los orbitales 3d será de 10.

c) El principio de máxima multiplicidad de Hund establece que:

«Los electrones que entran en orbitales degenerados lo hacen ocupando el mayor número posible de ellos, de tal forma que los electrones se coloquen lo más desapareados posible, mientras puedan».

Por ejemplo, en el caso del carbono, con $Z = 6$, los electrones se situarán de la siguiente forma:

$$1s^2\ 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$$

Así ocupan los dos orbitales p y están lo más desapareados posible.

19. **Escribe las configuraciones electrónicas en su estado fundamental de: nitrógeno, argón, magnesio, hierro, ion hierro(II) e ion hierro(III). Indica e identifica los electrones desapareados que existen en cada uno de los átomos e iones anteriores.**

N($Z = 7$): $1s^2\ 2s^2 2p^3 \left(2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1\right)$. El nitrógeno presenta **tres electrones desapareados** en los orbitales del subnivel 2p.

Ar($Z=8$): $1s^2\ 2s^2 2p^6$. El argón **no presenta electrones desapareados.**

Mg($Z=12$): $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2$. El magnesio **no presenta electrones desapareados.**

Fe($Z=26$): $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2\ 3d^6 \left(3d^2_{x^2-y^2} 3d^1_{xz} 3d^1_{z^2} 3d^1_{yz} 3d^1_{xy}\right)$. El hierro presenta **cuatro electrones desapareados** en los orbitales del subnivel 3d.

Fe^{2+} ($Z=26$): $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^0\ 3d^6 \left(3d^2_{x^2-y^2} 3d^1_{xz} 3d^1_{z^2} 3d^1_{yz} 3d^1_{xy}\right)$. El catión hierro(2+) ha perdido los dos electrones más externos, en este caso los del subnivel 4s, quedando la configuración electrónica indicada. Al igual que en el caso del átomo neutro, también presenta **cuatro electrones desapareados.**

Fe^{3+} ($Z=26$): $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^0\ 3d^5 \left(3d^1_{x^2-y^2} 3d^1_{xz} 3d^1_{z^2} 3d^1_{yz} 3d^1_{xy}\right)$. El catión hierro(3+) ha perdido los tres electrones más externos quedando la configuración electrónica indicada. En este caso habrá **cinco electrones desapareados**, y los orbitales en el subnivel 3d aparecen semillenos, lo que le conferirá una estabilidad adicional.

20. **a) Indica, justificando brevemente la respuesta, cuáles de las siguientes designaciones de orbitales atómicos no son posibles:**

9s 1p 4d 0s 1/2s

b) Indica, justificando brevemente la respuesta, cuáles de las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un elemento en su estado fundamental:

$1s^2\ 2s^1$ $2s^1$ $1s^2\ 2s^2\ 3s^2$

$1s^2\ 2s^2 2p^5\ 3s^1$ $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^3\ 4s^2$

a) Teniendo en cuenta las combinaciones posibles de números cuánticos, razona en cada caso:

El orbital **9s sí es posible**. Se encuentra en el nivel energético ($n=9$) y pertenece al subnivel ($l=0$).

El orbital **1 p es imposible**. En el nivel energético ($n=1$) no existe el subnivel ($l=1$). Únicamente existe el subnivel ($l=0$) al que le corresponde la simbología 1s.

El orbital **4d sí es posible**. Se encuentra en el nivel energético ($n=4$) subnivel ($l=2$).

El orbital **0s es imposible**. No existe el nivel energético ($n=0$).

El orbital **1/2s es imposible**. Los números cuánticos principales son números naturales, el 1/2 es fraccionario.

b) La configuración electrónica de un átomo es fundamental cuando los electrones se ubican en los orbitales de menor energía. Así tenemos que:

La configuración electrónica **$1s^2\ 2s^1$ es fundamental** por tener situado los 3 electrones en los niveles de menor energía posible.

Esta configuración **$2s^1$ no es la fundamental** del átomo de hidrógeno, sino una excitada en la que el único electrón en lugar de ocupar el nivel de menor energía del átomo de hidrógeno, $1s^1$, ha sido promocionado a este orbital 2s.

La configuración **$1s^2\ 2s^2\ 3s^2$ no es la configuración electrónica fundamental**, sino la excitada del átomo de carbono cuyos dos electrones del subnivel 2p han promocionado al orbital 3s.

La configuración electrónica **$1s^2\ 2s^2 2p^5\ 3s^1$ no es la fundamental**. Esta es la configuración electrónica excitada en la que un electrón que debía ocupar el subnivel 2p ha sido promocionado al 3s. Esta estructura excitada pertenece al gas noble neón.

La configuración electrónica **$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^3\ 4s^2$ sí es fundamental** por encontrarse los electrones ocupando los orbitales de menor energía. Esta estructura fundamental pertenece al átomo de vanadio.

21. **¿Cuál es el número máximo de electrones que puede haber en los orbitales 3d? ¿Y en los 5p? Razona la respuesta.**

El principio de exclusión de Pauli dice que:

«Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales».

Por tanto, en un mismo subnivel, con un mismo valor de m_l, no puede haber más de dos electrones y estos no pueden tener el mismo valor en los cuatro números cuánticos, diferenciándose al menos en el valor de m_s.

Por tanto, si en cada uno de los cinco orbitales 3d que existen no puede haber más de dos electrones, el total de electrones en los orbitales 3d será como máximo **10**.

Para los tres orbitales 5p, el razonamiento es análogo, por lo que el número máximo de electrones en estos orbitales será como máximo **6**.

ACTIVIDADES FINALES (página 34)

Magnitudes atómicas

22. Determina el número de protones, neutrones y electrones en el ion $^{228}_{88}Ra^{2+}$.

Al leer el símbolo, identificamos el número atómico, $Z = 88$, que indica el número de protones en el núcleo. El número másico, $A = 228$, que indica el número total de partículas en el núcleo.

La carga indica un catión. Al átomo neutro se le extrajeron 2 electrones.

Número de protones, p^+: $Z = 88$.

Número de electrones, e^-: $Z - q = 88 - 2 = 86$.

Número de neutrones, n^0: $N = A - Z = 228 - 88 = 140$.

Por tanto, la especie presenta **88 protones**, **86 electrones** y **140 neutrones**.

23. ¿Cuál de las siguientes especies: $^{24}_{12}Mg^{2+}$, $^{47}_{24}Cr$, $^{60}_{27}Co^{3+}$, $^{35}_{17}Cl^-$, $^{120}_{50}Sn^{2+}$, $^{225}_{90}Th$ y $^{90}_{38}Sr$...

a) ... tiene igual número de protones que de neutrones?

b) ... tiene igual número de neutrones y electrones?

c) ... tiene un número de neutrones igual al número de protones más la mitad del número de electrones?

Halla el número de protones, neutrones y electrones de cada especie. Organiza los resultados en una tabla:

Especie	Z	Protones Z	Neutrones $Z - A$	Electrones $Z - q$
$^{24}_{12}Mg^{2+}$	12	12	12	10
$^{47}_{24}Cr$	24	24	23	24
$^{60}_{27}Co^{3+}$	27	27	33	24
$^{35}_{17}Cl^-$	17	17	18	18
$^{120}_{50}Sn^{2+}$	50	50	70	48
$^{225}_{90}Th$	90	90	135	90
$^{90}_{38}Sr$	38	38	52	38

a) Al revisar la tabla, vemos que la especie que cumple este requisito es: $^{24}_{12}\mathbf{Mg}^{2+}$.

b) Tras observar la tabla, la especie que cumple este requisito es: $^{35}_{17}\mathbf{Cl}^-$.

c) En este caso, tras hacer los cálculos apropiados, vemos que la especie que cumple este requisito es: $^{225}_{90}\mathbf{Th}$.

24. El cromo tiene cuatro isótopos naturales. Sus masas y porcentajes de abundancia natural son: 49,9461 u, 4,35 %; 51,9405 u, 83,79 %; 52,9407 u, 9,50 % y 53,9389 u, 2,36 %. Calcula la masa atómica media ponderada del cromo.

Utiliza la fórmula de la media ponderal y sustituye los datos:

$$\text{Masa atómica} = \left(\frac{\text{abundancia isótopo-1 (\%)}}{100} \cdot M(\text{isótopo-1})\right) + \left(\frac{\text{abundancia isótopo-2 (\%)}}{100} \cdot M(\text{isótopo-1})\right) + \ldots$$

$$M(\text{Cr}) = \left(\frac{4{,}35}{100} \cdot 49{,}9461\right) + \left(\frac{83{,}79}{100} \cdot 51{,}9405\right) + \left(\frac{9{,}50}{100} \cdot 52{,}9407\right) + \left(\frac{2{,}36}{100} \cdot 53{,}9389\right) = 51{,}9959$$

La masa atómica del cromo es **51,9959 u**.

25. Considerando los siguientes datos:

Átomo	Protones	Neutrones	Electrones
I	40	40	40
II	42	38	42

Razona si es verdadero o falso que los átomos I y II:

a) Son isótopos.

b) Pertenecen al mismo elemento.

c) Tienen el mismo número atómico.

Tras revisar las opciones, **no hay ninguna verdadera**.

a) **Falsa.** Son elementos con distinto número de protones, no pueden ser isótopos. No ocupan la misma posición en la tabla periódica.

b) **Falsa.** Para pertenecer al mismo elemento deberían tener el mismo número atómico y no es así.

c) **Falsa.** El número atómico viene dado por el número de protones.

26. Uno de los isótopos del hierro es $^{56}_{26}\text{Fe}$. En algunos compuestos, como la hemoglobina de la sangre, el hierro se encuentra con estado de oxidación +2. Calcula el número de protones, electrones y neutrones de este isótopo en la hemoglobina.

Al leer el símbolo, identificamos el número atómico, $Z = 26$, que indica el número de protones en el núcleo. El número másico, $A = 56$, que indica el número total de partículas en el núcleo.

La carga indica un catión. Al átomo neutro se le extrajeron 2 electrones.

Número de protones, p^+: $Z = 26$.

Número de electrones, e^-: $Z - q = 26 - 2 = 24$.

Número de neutrones, n^0: $N = A - Z = 56 - 26 = 30$.

Por tanto, la especie presenta **26 protones**, **24 electrones** y **30 neutrones**.

27. El silicio tiene un isótopo mayoritario, ^{28}Si (27,976 93 u) con una abundancia del 92,21 %; y dos minoritarios, ^{29}Si (28,976 49 u) y ^{30}Si (29,973 76 u). ¿Cuál es el porcentaje de abundancia natural de los dos isótopos minoritarios? Dato: *M*(Si) = 28,085 50 u.

Si consideramos que el isótopo ^{29}Si tiene una abundancia *x*; entonces el isótopo ^{30}Si tendrá una abundancia:

$$y = 100 - 92{,}21 - x = 7{,}79 - x$$

Utiliza la fórmula de la media ponderal y sustituye los datos:

$$\text{Masa atómica} = \left(\frac{\text{abundancia isótopo-1 (\%)}}{100} \cdot M(\text{isótopo-1})\right) + \left(\frac{\text{abundancia isótopo-2 (\%)}}{100} \cdot M(\text{isótopo-1})\right) + \ldots$$

$$M(\text{Si}) = 28{,}08550 = \left(\frac{92{,}21}{100} \cdot 27{,}97693\right) + \left(\frac{x}{100} \cdot 28{,}97649\right) + \left(\frac{y}{100} \cdot 29{,}97376\right)$$

Resuelve el sistema de ecuaciones: $x = 4{,}71$ %

$y = 3{,}08$ %

Por tanto, la abundancia de los isótopos minoritarios es:

- **^{29}Si del 4,71 %.**
- **^{30}Si del 3,08 %.**

28. Indica justificando la respuesta, qué relación existe entre las especies químicas de cada una de las parejas:

a) ^{108}Rh y ^{108}Ag **b) ^{76}Kr y ^{75}Kr** **c) $^{54}Co^{2+}$ y $^{54}Co^{3+}$**

a) Distintos elementos con el mismo número másico (son **isóbaros**).

b) Mismo elemento con distinto número másico (son **isótopos**).

c) Mismo elemento y mismo número másico (**isóbaros**) con distinta carga: son dos **iones distintos de un mismo elemento**.

29. Indica razonadamente si son ciertas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones:

a) Dos iones de carga +1 de los isótopos 23 y 24 del sodio (*Z* = 11) tienen el mismo comportamiento químico.

b) La masa atómica aproximada del cloro es 35,5, siendo este un valor promedio ponderado entre las masas de los isótopos 35 y 37, de porcentajes de abundancia 75 y 25 %, respectivamente.

c) Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen.

a) **Verdadera.** El comportamiento químico depende de la distribución de electrones en la capa más externa de la corteza. Dos isótopos ionizados con la misma carga y con el mismo número atómico tienen la misma distribución de electrones en la capa más externa. A pesar de tener diferente cantidad de partículas en el núcleo y presentar una reactividad química análoga.

b) **Verdadera.** El razonamiento se hace con el cálculo:

$$M(\text{Cl}) = \left(\frac{75}{100} \cdot 35\right) + \left(\frac{25}{100} \cdot 37\right) = 35{,}5$$

c) **Falsa.** Al ser isótopos, se diferencian en el número de neutrones que poseen, no en el número de electrones.

Orígenes de la teoría cuántica

30. Una operadora de telefonía móvil (sistema 4G) usa la frecuencia de 1800 MHz. Las frecuencias de la luz visible varían entre 4,3 · 10^8 MHz (rojo) y 7,5 · 10^8 MHz (violeta). ¿Cuántos fotones del sistema 4G contienen la misma energía de un solo fotón de luz violeta?

Pasa los datos de las frecuencias a unidades del SI:

$$f_{4G} = 1800\ \cancel{\text{MHz}} \cdot \frac{10^6\ \text{Hz}}{1\ \cancel{\text{MHz}}} = 1{,}8 \cdot 10^9\ \text{Hz} = 1{,}8 \cdot 10^9\ \text{s}^{-1}$$

$$f_{\text{violeta}} = 7{,}5 \cdot 10^8\ \cancel{\text{MHz}} \cdot \frac{10^6\ \text{Hz}}{1\ \cancel{\text{MHz}}} = 7{,}5 \cdot 10^{14}\ \text{Hz} = 7{,}5 \cdot 10^{14}\ \text{s}^{-1}$$

Teniendo en cuenta la expresión de la energía de un cuanto en función de la frecuencia es:

$$E = h \cdot f$$

Siendo $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J · s. Calcula la energía de un fotón del sistema 4G:

$$E_{4G} = h \cdot f_{4G} = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot 1{,}8 \cdot 10^{9}\ \cancel{\text{s}^{-1}} = 1{,}19 \cdot 10^{-24}\ \text{J}$$

Y la de un fotón de luz violeta:

$$E_{\text{violeta}} = h \cdot f_{\text{violeta}} = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot 7{,}5 \cdot 10^{14}\ \cancel{\text{s}^{-1}} = 4{,}97 \cdot 10^{-19}\ \text{J}$$

El número de fotones del sistema 4G necesarios para emitir la misma energía que un fotón violeta es:

$$N_{\text{fotones 4G}} = \frac{E_{\text{violeta}}}{E_{4G}} = \frac{4{,}97 \cdot 10^{-19}\ \cancel{\text{J}}}{1{,}19 \cdot 10^{-24}\ \cancel{\text{J}}} = \mathbf{4{,}17 \cdot 10^{5}\ \textbf{fotones 4G}}$$

31. El espectro visible va de la longitud de onda 400 nm hasta 700 nm. La 1.ª energía de ionización del litio es 5,40 eV.

a) Calcula la máxima energía de la radiación visible.

b) Razona si esta radiación ioniza el litio o no.

Datos: 1 J = 1,6 · 10^{-19} eV; c = 3 · 10^{8} m · s^{-1}; h = 6,626 · 10^{-34} J · s.

a) La radiación de mayor frecuencia será la de menor longitud de onda, 400 nm, pues son magnitudes en relación inversa. Calcula su energía con la ecuación de Planck:

$$E = h \cdot f = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

Sustituye los valores y opera:

$$E_{400\text{ nm}} = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot \frac{3 \cdot 10^{8}\ \frac{\cancel{\text{m}}}{\cancel{\text{s}}}}{400 \cdot 10^{-9}\ \cancel{\text{m}}} = \mathbf{4{,}97 \cdot 10^{-19}\ J}$$

b) Primero expresa el valor de la energía de ionización en julios y compárala con el valor de la energía de la luz de 400 nm:

$$E_{\text{ionización}} = 5{,}40\ \cancel{\text{eV}} \cdot \frac{1{,}6 \cdot 10^{-19}\ \text{J}}{1\ \cancel{\text{eV}}} = 8{,}64 \cdot 10^{-19}\ \text{J}$$

Como la energía de los fotones de 400 nm es menor que la energía de ionización del litio, $E_{400\text{ nm}} = E_{\text{ionización}}$, esta luz **no es capaz de arrancar un electrón al litio**.

Orígenes de la teoría cuántica

32. Utiliza los postulados de Bohr en la descripción del átomo de hidrógeno para determinar:

a) El radio de la sexta órbita de Bohr para el hidrógeno.

b) La energía del electrón cuando está en esa órbita.

Datos: a = 5,3 · 10^{-11} m; A = 2,17 · 10^{-18} J.

a) En la sexta órbita, $n = 6$. Aplica la ecuación:

$$r = n^2 \cdot a = 6^2 \cdot 5{,}3 \cdot 10^{-11}\ \text{m} = \mathbf{1{,}9 \cdot 10^{-9}\ m}$$

b) Utiliza la expresión:

$$E_n = -\frac{A}{n^2} = -\frac{2{,}17 \cdot 10^{-18}\ \text{J}}{6^2} = \mathbf{-6{,}03 \cdot 10^{-20}\ J}$$

ACTIVIDADES FINALES (página 35)

33. ¿Qué valor de n_2 en la ecuación de Rydberg corresponde a la línea de la serie de Balmer a 389 nm?

Según la ecuación de Rydberg:

$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Despeja de la ecuación la incógnita pedida. La serie de Balmer es aquella en la que los electrones decaen al estado $n_1 = 2$. Sustituye los valores y opera:

$$n_2 = \sqrt{\frac{n_1^2 \cdot R \cdot \lambda}{R \cdot \lambda - n_1^2}} = \sqrt{\frac{2^2 \cdot 1{,}097 \cdot 10^7\ \cancel{m^{-1}} \cdot 389 \cdot 10^{-9}\ \cancel{m}}{1{,}097 \cdot 10^7\ \cancel{m^{-1}} \cdot 389 \cdot 10^{-9}\ \cancel{m} - 2^2}} = 7{,}99 \approx \mathbf{8}$$

34. La serie de Lyman del espectro del hidrógeno puede representarse por la ecuación:

$$\boldsymbol{f = \phi \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad \text{(donde } n = 2,\ 3,\ \ldots)}$$

a) Calcula las líneas de esta serie de longitudes de onda máxima y mínima, en nanómetros.

b) ¿Cuál es el valor de *n* que corresponde a la línea espectral a 95,0 nm?

c) ¿Hay alguna línea a 108,5 nm?

Dato: $\phi = 3{,}288 \cdot 10^{15}$ Hz.

a) La longitud de onda máxima corresponde al salto de menor energía; es decir, del nivel 1 al nivel 2. La frecuencia de esta radiación es:

$$f = 3{,}288 \cdot 10^{15}\ s^{-1} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right) = 2{,}466 \cdot 10^{15}\ s^{-1}$$

La longitud de onda correspondiente a esta frecuencia es:

$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8\ m \cdot \cancel{s^{-1}}}{2{,}466 \cdot 10^{15}\ \cancel{s^{-1}}} = 1{,}216 \cdot 10^{-7}\ m = \mathbf{121{,}6\ nm}$$

La longitud de onda mínima corresponderá al salto de mayor energía; es decir, del nivel 1 al infinito. La frecuencia de esta radiación es:

$$f = \lim_{n \to \infty} \left[3{,}288 \cdot 10^{15}\ s^{-1} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \right] = 3{,}288 \cdot 10^{15}\ s^{-1}$$

La longitud de onda correspondiente a esta frecuencia es:

$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8\ m \cdot \cancel{s^{-1}}}{3{,}288 \cdot 10^{15}\ \cancel{s^{-1}}} = 9{,}124 \cdot 10^{-8}\ m = \mathbf{91{,}24\ nm}$$

b) Calcula la frecuencia correspondiente a esta longitud de onda:

$$f = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8\ \cancel{m} \cdot s^{-1}}{95{,}0 \cdot 10^{-9}\ \cancel{m}} = 3{,}158 \cdot 10^{15}\ s^{-1}$$

Aplica la ecuación de Rydberg para la serie de Lyman y despeja *n*. Sustituye los valores y opera:

$$f = \phi \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \Rightarrow n = \sqrt{\frac{\phi}{\phi - f}} = \sqrt{\frac{3{,}288 \cdot \cancel{10^{15}\ s^{-1}}}{(3{,}288 - 3{,}158) \cdot \cancel{10^{15}\ s^{-1}}}} = 5{,}03 \approx \mathbf{5}$$

c) Procede de la misma forma que en el apartado b):

$$f = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8\ \cancel{m} \cdot s^{-1}}{108,5 \cdot 10^{-9}\ \cancel{m}} = 2,765 \cdot 10^{15}\ s^{-1}$$

Sustituye este valor en la expresión anterior para calcular el valor de *n*. Sustituye los valores y opera:

$$f = \phi \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right) \Rightarrow n = \sqrt{\frac{\phi}{\phi - f}} = \sqrt{\frac{3,288 \cdot \cancel{10^{15}\ s^{-1}}}{(3,288 - 2,765) \cdot \cancel{10^{15}\ s^{-1}}}} = 2,507$$

Al no obtener un número entero podemos concluir que **no habrá ninguna línea a 108,5 nm**.

35. Sin hacer cálculos detallados, indica cuál de las siguientes transiciones electrónicas requiere que un átomo de hidrógeno absorba mayor cantidad de energía:

a) Desde *n* = 1 a *n* = 2

b) Desde *n* = 2 a *n* = 5

c) Desde *n* = 3 a *n* = 6

d) Desde *n* = 9 a *n* = 2

En el supuesto d) al pasar de un nivel de mayor energía a otro de menor energía se producirá una emisión y no una absorción.

Para el resto de supuestos tendremos en cuenta que:

$$E = \text{cte.} \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Por tanto, el valor de la energía depende del valor de la diferencia entre las fracciones.
Haz el cálculo para cada uno de los casos propuestos de absorción de energía.

a) $n = 1$ a $n = 2$:

$$\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} = \frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} = \frac{3}{4} = 0,75$$

b) $n = 2$ a $n = 5$:

$$\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} = \frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} = \frac{21}{100} = 0,21$$

c) $n = 3$ a $n = 6$:

$$\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} = \frac{1}{3^2} - \frac{1}{6^2} = \frac{3}{36} = \frac{1}{12} = 0,08\widehat{3}$$

Vemos que la transición que necesitará mayor energía es **la primera**, **desde *n* = 1 a *n* = 2**:

$$0,75 > 0,21 > 0,08\widehat{3}$$

36. Determina para el átomo de hidrógeno de Bohr:

a) El radio de la órbita *n* = 3.

b) Si existe una órbita con un radio de 4,00 Å. (1 Å = 10^{-10} m).

c) La energía del nivel correspondiente a *n* = 5.

d) Si existe un nivel de energía de –25,00 · 10^{-17} J.

Datos: *a* = 5,3 · 10^{-11} m; *A* = 2,17 · 10^{-18} J.

a) Aplica la ecuación:

$$r = n^2 \cdot a = 3^2 \cdot 5,3 \cdot 10^{-11}\ m = \mathbf{4,77 \cdot 10^{-10}\ m}$$

b) Utiliza la misma ecuación y despeja n:

$$n = \sqrt{\frac{r}{a}} = \sqrt{\frac{4{,}00 \cdot 10^{-10}\,\text{m}}{5{,}3 \cdot 10^{-11}\,\text{m}}} = 2{,}75$$

Como el valor de n no es un número entero, **no existe una órbita con ese radio**.

c) Aplica la ecuación:

$$E_\text{n} = -\frac{A}{n^2} = -\frac{2{,}17 \cdot 10^{-18}\,\text{J}}{5^2} = \mathbf{-8{,}68 \cdot 10^{-20}\,J}$$

d) Aplica la ecuación $E_\text{n} = -\frac{A}{n^2}$ y despeja n:

$$n = \sqrt{\frac{-A}{E_\text{n}}} = \sqrt{\frac{-2{,}17 \cdot 10^{-18}\,\text{J}}{-25{,}00 \cdot 10^{-17}\,\text{J}}} = 0{,}093$$

Como el valor de n no es un número entero, **no existe una órbita con ese nivel de energía**.

37. Sabiendo que la energía que posee el electrón de un átomo de hidrógeno en su estado fundamental es –13,625 eV, calcula:

a) La frecuencia de la radiación necesaria para ionizar el átomo de hidrógeno.

b) La longitud de onda en nm y la frecuencia de la radiación emitida cuando el electrón pasa del nivel $n = 4$ al $n = 2$.

Datos: $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J · s; $e = 1{,}6 \cdot 10^{-19}$ C; $c = 3 \cdot 10^8$ m · s^{-1}.

En primer lugar expresa la energía del electrón de hidrógeno en julios:

$$E_0 = -13{,}625\,\cancel{\text{eV}} \cdot \frac{1{,}6 \cdot 10^{-19}\,\text{J}}{1\,\cancel{\text{eV}}} = -2{,}18 \cdot 10^{-18}\,\text{J}$$

a) Para ionizar el átomo de hidrógeno hay que alejar el electrón del núcleo. Hay que incorporar energía al sistema hasta que se anule, $E_\text{ionización} = -E_0 = -\left(-2{,}18 \cdot 10^{-18}\,\text{J}\right) = 2{,}18 \cdot 10^{-18}\,\text{J}$.

Utiliza la ecuación de Planck, despeja la frecuencia y sustituye los datos:

$$E = h \cdot f \quad \Rightarrow \quad f = \frac{E}{h} = \frac{2{,}18 \cdot 10^{-18}\,\cancel{\text{J}}}{6{,}626 \cdot 10^{-34}\,\cancel{\text{J}} \cdot \text{s}} = 3{,}29 \cdot 10^{15}\,\text{s}^{-1} = \mathbf{3{,}29 \cdot 10^{15}\,Hz}$$

b) Utiliza la expresión de Rydberg:

$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right)$$

Sustituye y opera:

$$\frac{1}{\lambda} = 1{,}097 \cdot 10^7\,\text{m}^{-1}\left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2}\right) = 2{,}0569 \cdot 10^6\,\text{m}^{-1} \quad \Rightarrow \quad \lambda = \frac{1}{2{,}0569 \cdot 10^6\,\text{m}^{-1}} = 4{,}86 \cdot 10^{-7}\,\text{m} = \mathbf{486\,nm}$$

Halla la frecuencia correspondiente a la longitud de onda:

$$f = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8\,\cancel{\text{m}} \cdot \text{s}^{-1}}{4{,}86 \cdot 10^{-7}\,\cancel{\text{m}}} = \mathbf{6{,}17 \cdot 10^{14}\,Hz}$$

Mecánica cuántica

38. **Si el trabajo de extracción de la superficie de un metal es $E_0 = 2{,}07$ eV:**

a) ¿En qué rango de longitudes de onda del espectro visible puede utilizarse este material en células fotoeléctricas? Las longitudes de onda de la luz visible están comprendidas entre 380 nm y 775 nm.

b) Calcula la velocidad de extracción de los electrones emitidos para una longitud de onda de 400 nm.

Datos: $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J · s; 1 eV = $1{,}6 \cdot 10^{-19}$ J; $c = 3 \cdot 10^8$ m · s^{-1}; $m_e = 9{,}11 \cdot 10^{-31}$ kg.

a) Primero expresa el valor de la energía umbral en julios.

$$E_0 = 2{,}07\ \cancel{\text{eV}} \cdot \frac{1{,}6 \cdot 10^{-19}\ \text{J}}{1\ \cancel{\text{eV}}} = 3{,}312 \cdot 10^{-19}\ \text{J}$$

Para que puedas extraer electrones de este material necesitas que la energía de los fotones que inciden sobre él sea mayor que la energía umbral:

$$E_{\text{fotón}} \geq E_0 \quad \Rightarrow \quad \frac{h \cdot c}{\lambda} \geq E_0$$

Despeja la longitud de onda y sustituye:

$$\lambda \leq \frac{h \cdot c}{E_0} = \frac{6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \cancel{\text{J}} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot 3 \cdot 10^8\ \dfrac{\text{m}}{\cancel{\text{s}}}}{3{,}312 \cdot 10^{-19}\ \cancel{\text{J}}} = 6{,}00 \cdot 10^{-7}\ \text{m}$$

$$\lambda \leq 600\ \text{nm}$$

Dentro del espectro visible arrancarán electrones las radiaciones comprendidas entre: **380 < λ < 600 nm**.

b) Aplica las ecuaciones del efecto fotoeléctrico y despeja la velocidad:

$$h \cdot f = h \cdot f_0 + \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2 \quad \Rightarrow \quad \frac{h \cdot c}{\lambda} = \frac{h \cdot c}{\lambda_0} + \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2 \quad \Rightarrow \quad v = \sqrt{\frac{2\,h \cdot c}{m}\left(\frac{1}{\lambda} - \frac{1}{\lambda_0}\right)}$$

Sustituye los datos conocidos y opera:

$$v = \sqrt{\frac{2 \cdot 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot 3 \cdot 10^8\ \dfrac{\text{m}}{\cancel{\text{s}}}}{9{,}11 \cdot 10^{-31}\ \text{kg}} \cdot \left(\frac{1}{400 \cdot 10^{-9}\ \text{m}} - \frac{1}{600 \cdot 10^{-9}\ \text{m}}\right)} = 603\,048\ \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

$$v = \mathbf{6{,}03 \cdot 10^5\ m \cdot s^{-1}}$$

39. **Un haz de luz monocromática, de longitud de onda 450 nm, incide sobre un metal cuya longitud de onda umbral, para el efecto fotoeléctrico, es de 612 nm. Determina:**

a) La energía de extracción de los electrones del metal.

b) La energía cinética máxima de los electrones que se arrancan del metal.

Datos: $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J · s; $c = 3 \cdot 10^8$ m · s^{-1}.

a) Utiliza la ecuación de Planck para encontrar la energía de extracción. Sustituye y opera:

$$E_{\text{extracción}} = h \cdot f = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot \frac{3 \cdot 10^8\ \dfrac{\cancel{\text{m}}}{\cancel{\text{s}}}}{612 \cdot 10^{-9}\ \cancel{\text{m}}} = \mathbf{3{,}25 \cdot 10^{-19}\ J}$$

b) Utiliza las fórmulas del efecto fotoeléctrico:

$$h \cdot f = h \cdot f_0 + E_c \quad \Rightarrow \quad \frac{h \cdot c}{\lambda} = E_{\text{extracción}} + E_c \quad \Rightarrow \quad E_c = \frac{h \cdot c}{\lambda} - E_{\text{extracción}}$$

Sustituye los datos y opera:

$$E_c = \frac{6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot 3 \cdot 10^{8}\ \frac{\cancel{\text{m}}}{\cancel{\text{s}}}}{450 \cdot 10^{-9}\ \cancel{\text{m}}} - 3{,}25 \cdot 10^{-19}\ \text{J} = \mathbf{1{,}17 \cdot 10^{-19}\ J}$$

40. **La frecuencia mínima que ha de tener la luz para extraer electrones de un cierto metal es de 8,5 · 10^{14} Hz.**

a) Halla la energía cinética máxima de los electrones que emite el metal cuando se ilumina con luz monocromática de 1,3 · 10^{15} Hz y exprésala en eV.

b) ¿Cuál es la longitud de onda de De Broglie asociada a esos electrones?

Datos: $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J · s; 1 eV = 1,6 · 10^{-19} J; $e = 1{,}6 \cdot 10^{-19}$ C; $m_e = 9{,}11 \cdot 10^{-31}$ kg.

a) Utiliza las ecuaciones del efecto fotoeléctrico y sustituye los datos:

$$h \cdot f = h \cdot f_0 + E_c \quad \Rightarrow \quad E_c = h \cdot (f - f_0) = 6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \cancel{\text{s}} \cdot (1{,}3 - 0{,}85) \cdot 10^{15}\ \cancel{\text{Hz}} = 2{,}9817 \cdot 10^{-19}\ \text{J}$$

Expresa la energía cinética en eV:

$$E_C = 2{,}9817 \cdot 10^{-19}\ \cancel{\text{J}} \cdot \frac{1\ \text{eV}}{1{,}6 \cdot 10^{-19}\ \cancel{\text{J}}} = \mathbf{1{,}86\ eV}$$

La energía cinética máxima de los electrones que emite el metal cuando se ilumina con luz monocromática es **1,86 eV**.

b) Para calcular la longitud de onda asociada utiliza la expresión de De Broglie:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

Conocidos los valores de masa del electrón y la constante de Planck, despeja la velocidad de la expresión de la energía cinética:

$$E_c = \frac{1}{2} \cdot m \cdot v^2 \quad \Rightarrow \quad v = \sqrt{\frac{2 \cdot E_c}{m}}$$

Sustituye en la expresión de De Broglie, ordenala, sustituye los valores conocidos y opera:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{h}{m \cdot \sqrt{\frac{2 \cdot E_c}{m}}} = \frac{h}{\sqrt{2 \cdot E_c \cdot m}} = \frac{6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \text{s}}{\sqrt{2 \cdot 2{,}98 \cdot 10^{-19}\ \text{J} \cdot 9{,}11 \cdot 10^{-31}\ \text{kg}}} = \mathbf{9{,}0 \cdot 10^{-10}\ m}$$

41. **Calcula la longitud de onda asociada a una pelota de golf de 50 g de masa que se desplaza con una velocidad de 500 km/h. Dato: $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J · s.**

Expresa la velocidad en unidades del SI:

$$v = 500 \frac{\cancel{\text{km}}}{\cancel{\text{h}}} \cdot \frac{10^3\ \text{m}}{1\ \cancel{\text{km}}} \cdot \frac{1\ \cancel{\text{h}}}{3600\ \text{s}} = 138{,}\widehat{8}\ \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$$

Aplica la ecuación de De Broglie:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6{,}626 \cdot 10^{-34}\ \text{J} \cdot \text{s}}{0{,}050\ \text{kg} \cdot 138{,}\widehat{8}\ \text{m} \cdot \text{s}^{-1}} = \mathbf{9{,}5 \cdot 10^{-35}\ m}$$

ACTIVIDADES FINALES (página 36)

42. **¿Qué velocidad ha de tener un electrón para que su longitud de onda de De Broglie sea 200 veces mayor a la correspondiente a un neutrón con energía cinética igual a 6 eV?**

Datos: $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J · s; 1 eV = $1{,}6 \cdot 10^{-19}$ J; $c = 3 \cdot 10^{8}$ m · s^{-1}; $e = 1{,}6 \cdot 10^{-19}$ C; $m_e = 9{,}11 \cdot 10^{-31}$ kg; $m_n = 1{,}67 \cdot 10^{-27}$ kg.

Primero expresa el valor de la energía cinética en julios, unidades del sistema internacional.

$$E_C = 6\ \cancel{eV} \cdot \frac{1{,}6 \cdot 10^{-19}\ \text{J}}{1\ \cancel{eV}} = 9{,}6 \cdot 10^{-19}\ \text{J}$$

De la expresión de la energía cinética despeja la expresión de la velocidad del neutrón:

$$E_C = \frac{1}{2} \cdot m_n \cdot v_n^2 \quad \Rightarrow \quad v_n = \sqrt{\frac{2 \cdot E_C}{m_n}}$$

La longitud de onda asociada al electrón es 200 veces la longitud de onda asociada del neutrón:

$$\lambda_e = 200\,\lambda_n$$

Utiliza la expresión de De Broglie para sustituir la longitud de onda asociada y ordena la expresión para despejar la velocidad pedida:

$$\frac{\cancel{h}}{m_e \cdot v_e} = 200 \cdot \frac{\cancel{h}}{m_n \cdot v_n} \quad \Rightarrow \quad v_e = \frac{m_n \cdot v_n}{200 \cdot m_e}$$

Sustituye la expresión de la velocidad del neutrón despejada de la expresión de la energía cinética y ordena la expresión resultante:

$$v_e = \frac{m_n \cdot \sqrt{\dfrac{2 \cdot E_C}{m_n}}}{200 \cdot m_e} = \frac{\sqrt{2 \cdot E_C \cdot m_n}}{200 \cdot m_e}$$

Sustituye los valores conocidos y opera:

$$v_e = \frac{\sqrt{2 \cdot 9{,}6 \cdot 10^{-19}\ \text{J} \cdot 1{,}67 \cdot 10^{-27}\ \text{kg}}}{200 \cdot 9{,}11 \cdot 10^{-31}\ \text{kg}} = \mathbf{3{,}11 \cdot 10^{5}\ m \cdot s^{-1}}$$

En la colección de datos ofrecidos hay información de sobra.

Mecánica ondulatoria. Números cuánticos

43. **Indica razonadamente cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos son correctas y, en su caso, el nombre del orbital que representan los valores de *n* y *l*, así como el número máximo de electrones que pueden alojar los orbitales del subnivel.**

a) $n = 2$, $l = 0$, $m_l = -1$, $m_s = -1/2$

b) $n = 3$, $l = 2$, $m_l = 1$, $m_s = -1/2$

c) $n = 2$, $l = 1$, $m_l = -1$, $m_s = -1/2$

d) $n = 1$, $l = -1$, $m_l = 0$, $m_s = 1/2$

e) $n = 4$, $l = 3$, $m_l = -2$, $m_s = -1/2$

a) Esta combinación de números cuánticos es **incorrecta**. Si $l = 0$, m_l nunca puede tomar el valor –1, sino el valor 0.

b) Esta combinación de números cuánticos es **correcta**, dado que los valores asignados están dentro de los permitidos para cada número cuántico. Según los valores de *n* y *l*, representa a los 5 orbitales **3d**. Como en cada orbital caben como máximo 2 electrones, el número total de electrones que pueden alojar estos orbitales es **10**.

c) Esta combinación de números cuánticos es **correcta**. Los valores asignados entran dentro de los permitidos. Los valores de *n* y *l* indican que representan a los 3 orbitales **2p**. Es **6** el número total de electrones que caben en ellos.

d) Esta combinación de números cuánticos es **incorrecta**, ya que *l* nunca puede tomar un valor negativo.

e) Esta combinación de números cuánticos es **correcta**, por encontrarse los valores asignados dentro de los permitidos. De los valores de *n* y *l* se deduce que representan a los 7 orbitales **4f**. En ellos caben un total de **14** electrones.

44. Escribe las combinaciones de números cuánticos correspondientes a los 6 electrones del subnivel 3p.

A un subnivel 3p le corresponden los números cuánticos $n = 3$ y $l = 1$.

Como los valores que puede tomar m_l son [–1, 0, 1], tenemos las siguientes combinaciones posibles:

(3, 1, –1, +1/2)	**(3, 1, 0, +1/2)**	**(3, 1, 1, +1/2)**
(3, 1, –1, –1/2)	**(3, 1, 0, –1/2)**	**(3, 1, 1, –1/2)**

Configuración electrónica

45. Aplica el principio de Pauli y la regla de Hund en la descripción de las configuraciones electrónicas en estado fundamental del nitrógeno ($Z = 7$) y del cobre ($Z = 29$).

Escribe la configuración electrónica de cada uno de los elementos anteriores teniendo en cuenta los principios mencionados:

$N(Z = 7): 1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$

$Cu(Z = 29): 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^{10}$

46. Considerando las configuraciones electrónicas de los átomos: A ($1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1$) y B ($1s^2\ 2s^2 2p^6\ 6p^1$). Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) A y B representan elementos distintos.

b) Se necesita energía para pasar de A a B.

c) Se requiere una menor energía para arrancar un electrón de B que de A.

a) **Falsa.** Representan el mismo elemento (el sodio), la primera en su estado fundamental y la segunda un estado excitado.

b) **Verdadera.** Para promocionar electrones de un nivel energético inferior a otro nivel energético superior hay que aportar una energía igual a la diferencia energética que hay entre ambos niveles.

c) **Verdadera.** El electrón más externo de la configuración excitada está más alejado del núcleo y, por tanto, mucho menos atraído. Esto hace que se necesite menos energía para arrancarlo en este estado que en la configuración fundamental.

47. Dado el elemento $Z = 19$.

a) Escribe su configuración electrónica en estado fundamental.

b) ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo en estado fundamental?

c) Escribe una configuración electrónica del elemento en estado excitado.

a) Escribe la configuración electrónica del elemento en su estado fundamental:

$X(Z = 19): 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^1$

b) El nivel más externo es el subnivel 4s. A este le corresponden los números cuánticos $n = 4$ y $l = 0$. Como m_l solo puede tomar el valor 0, unicamente hay las siguientes combinaciones en su estado fundamental:

(4, 0, 0, +1/2) **(4, 0, 0, –1/2)**

c) Escribe la configuración electrónica del elemento en su estado excitado:

$X(Z=19)$: $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 3d^1$

El electrón que ocupaba el orbital 4s promociona a un orbital 3d.

Partículas subatómicas. El universo primigenio

48. Contesta, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) El fotón interviene en las interacciones débiles entre quarks.

b) Los gluones permiten la unión entre nucleones y electrones.

c) Los fermiones poseen masa.

d) Los neutrones están formados por un quark arriba y dos quarks abajo.

a) **Falsa.** El fotón es la partícula mediadora en la interacción electromagnética. Las interacciones débiles entre quarks tienen lugar gracias a los bosones.

b) **Falsa.** Los gluones solo intervienen entre quarks.

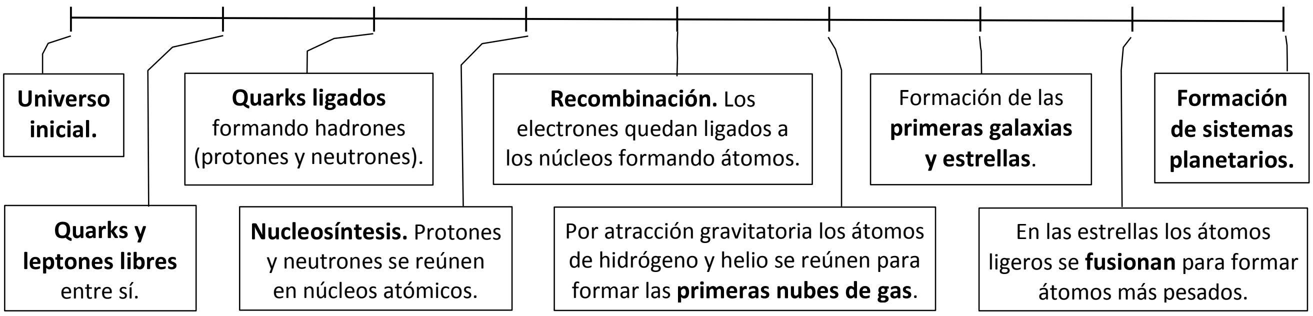
c) **Verdadera.** Las partículas con cantidad de materia son los fermiones.

d) **Verdadera.** El neutrón es un barión (formado por tres quarks). El neutrón forma la materia ordinaria, así que deben participar los quarks arriba o abajo. Los tres quarks que se reúnen para formarlo deben anular sus cargas entre sí. La combinación de 1 arriba (+2/3) y dos abajo (–1/3).

49. Busca información sobre la Organización Europea para la Investigación Nuclear (CERN) y sobre los experimentos que se desarrollan en ella en la actualidad en relación con las partículas subatómicas.

Respuesta abierta donde se debe destacar la importancia de las confirmaciones experimentales que se han dado al modelo estándar. También debe hacerse mención a los últimos descubrimientos alrededor del bosón de Higgs.

50. Establece una línea del tiempo donde figuren los hechos más relevantes desde el instante inicial del *big bang* hasta la formación del sistema solar (hace 4 800 millones de años).



FÍSICA EN TU VIDA (página 38)

INTERPRETA

1. ¿Qué propiedad diferencia a los rayos X de otras radiaciones electromagnéticas?

Los rayos X son invisibles para el ojo humano y poseen gran nivel de energía. Esto hace que atraviesen obstáculos con facilidad, propiedad que los diferencia de otras radiaciones electromagnéticas.

2. ¿Cómo se generan los rayos X? Compara la formación de rayos X con el efecto fotoeléctrico.

Los rayos X se producen en tubos con filamentos o tubos con gas. Se genera una corriente de alto voltaje que se hace pasar por un filamento en el interior de un tubo de cristal en el que se ha hecho el vacío. Los electrones que forman esta corriente son partículas con carga negativa, y se sienten atraídos a gran velocidad hacia el polo positivo del generador. Antes de llegar a él chocan con una pieza metálica y los átomos del metal incorporan estos electrones a su corteza.

Por tanto, existen transiciones electrónicas entre los electrones de la corriente y los electrones del metal que hacen que se libere radiación electromagnética.

En el efecto fotoeléctrico la radiación electromagnética proporciona energía cinética para que los electrones salten del metal. Mientras que en la formación de los rayos X la energía cinética de los electrones provoca la emisión de radiación electromagnética.

REFLEXIONA

3. Investiga y di por qué es prudente realizar pocas radiografías a niños o mujeres embarazadas.

La exposición a rayos X en niños y mujeres embarazadas puede resultar perjudicial, puesto que los órganos de los niños y de los fetos están en crecimiento y desarrollo, y los rayos X podrían alterar el ADN y provocar mutaciones en las células. Además, a largo plazo podrían provocar cáncer.

4. ¿Por qué los radiólogos o los dentistas se alejan de la máquina que genera los rayos X durante la descarga de rayos?

Los radiólogos y dentistas se alejan de la máquina de rayos X para separarse de la fuente. Estos grupos profesionales están expuestos con más frecuencia a los emisores de este tipo de radiación. A mayor distancia e incluso interponiendo barreras se reduce la probabilidad de que sufran algún tipo de alteración en su salud.