

1 Evolución de los modelos atómicos

Página 36

1 Investiga sobre los rayos canales y responde a las siguientes preguntas:

a) ¿En qué consisten los rayos canales?

b) Establece analogías y diferencias con los rayos catódicos.

a) En 1886 Goldstein observó en un tubo de rayos catódicos con el cátodo perforado unos nuevos rayos que atravesaban las perforaciones o canales. Fueron llamados rayos canales o positivos porque viajaban hacia el electrodo negativo, es decir, en sentido opuesto al de los rayos catódicos.

Los rayos canales también se propagan en línea recta y son desviados por la acción de campos eléctricos y magnéticos, lo que demuestra su naturaleza eléctrica, aunque de signo contrario a la de los rayos catódicos. Se trata de haces de partículas de carga positiva.

b) Analogías:

- Ambos rayos se generan en un tubo de descarga o de Crookes. Los rayos canales fueron descubiertos por E. Goldstein cuando utilizó un tubo de rayos catódicos con el cátodo perforado.
- Tanto los rayos catódicos como los rayos canales se desviaban por efecto de campos eléctricos y magnéticos.

Diferencias:

- Los rayos catódicos son corrientes de electrones observadas en tubos de descarga. Cuando se calienta el cátodo emite una radiación que viaja hacia el ánodo (se trata de un flujo de partículas cargadas negativamente (electrones). Los rayos canales son haces de rayos positivos que se desplazan hacia el electrodo negativo (cátodo), los rayos no se producen en el ánodo sino que tienen su origen en el choque de los electrones de suficiente energía con los átomos neutros del gas contenido en el tubo a los que arrancan nuevos electrones dejando partículas positivas residuales que se dirigen aceleradas hacia el cátodo.
- La relación carga/masa para las partículas negativas constituyentes de los rayos catódicos es $1,76 \cdot 10^{11}$ C/kg mientras que para los rayos canales es $9,58 \cdot 10^7$ C/kg.
- La composición de los rayos canales, a diferencia de los rayos catódicos, depende de la naturaleza del gas encerrado en el tubo de descarga.

2 Establece la relación carga-masa para el protón y el electrón respectivamente. Compara ambos resultados. Datos: $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$ kg, $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg, $q_e = q_p = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C.

Con los datos del enunciado, se establece la relación carga-masa para el protón:

$$\frac{q_p}{m_p} = \frac{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}}{1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} = 9,58 \cdot 10^7 \text{ C/kg}$$

A continuación, se establece la relación carga-masa para el electrón:

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

A partir de los dos resultados obtenidos, observamos que la relación carga-masa es mayor para el electrón que para el protón. El electrón es una partícula con la misma carga que el protón en valor absoluto pero más ligera, esto hace que la relación carga-masa sea mayor para el electrón.

Página 39

- 3** El número atómico del azufre es 16. Calcula la carga nuclear del azufre expresada en coulomb. Dato: carga electrón = $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

El átomo de azufre tiene como número atómico $Z = 16$, esto significa que posee 16 protones en el núcleo. Por tanto, podemos calcular la carga del núcleo en la forma:

$$Q_{\text{núcleo}} = Z \cdot q_e = 16 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} = 2,56 \cdot 10^{-18} \text{ C}$$

- 4** Sabiendo que la carga nuclear del hierro es de $4,17 \cdot 10^{-18} \text{ C}$. Calcula: a) el número atómico del hierro, b) el número de electrones de un átomo de hierro. Dato: carga electrón: $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

a) Sabemos que la carga nuclear es $Q_{\text{núcleo}} = 4,17 \cdot 10^{-18} \text{ C}$. Teniendo en cuenta que la carga del protón es $q_p = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, podemos calcular el número de protones del núcleo:

$$n.^\circ_{\text{protones}} = \frac{Q_{\text{núcleo}}}{q_p} = \frac{4,17 \cdot 10^{-18} \text{ C}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C/protón}} = 26,06$$

Por tanto, el número atómico es $Z = 26$.

b) Como el átomo de hierro es un átomo neutro, el número de protones debe ser igual al número de electrones. Así $n.^\circ_{\text{electrones}} = n.^\circ_{\text{protones}} = 26$.

2 Naturaleza electromagnética de la luz

Página 41

- 1** Calcula las frecuencias correspondientes a las radiaciones electromagnéticas indicadas a continuación: a) una luz amarilla de 610 nm, b) una luz roja de 700 nm, c) una luz ultravioleta de 200 nm, d) una radiación infrarroja de 1700 nm, e) rayos X de 3nm. Ordena los resultados en orden creciente.

La relación entre la frecuencia, la longitud de onda y la velocidad de propagación viene dada por $c = \lambda \cdot f$. Si despejamos la frecuencia, se obtiene la expresión:

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

a) La luz amarilla tiene una longitud de onda $\lambda_{\text{amarillo}} = 610 \text{ nm} = 6,1 \cdot 10^{-7} \text{ m}$, su frecuencia viene dada por:

$$f_{\text{amarillo}} = \frac{c}{\lambda_{\text{amarillo}}} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{6,1 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 4,9 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

b) La luz roja tiene una longitud de onda $\lambda_{\text{rojo}} = 700 \text{ nm} = 7 \cdot 10^{-7} \text{ m}$, su frecuencia viene dada por:

$$f_{\text{rojo}} = \frac{c}{\lambda_{\text{rojo}}} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{7 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 4,3 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

c) La luz ultravioleta tiene una longitud de onda $\lambda_{\text{uv}} = 200 \text{ nm} = 2 \cdot 10^{-7} \text{ m}$, su frecuencia viene dada por:

$$f_{\text{U.V.}} = \frac{c}{\lambda_{\text{U.V.}}} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{2 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 1,5 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

d) La radiación infrarroja tiene una longitud de onda $\lambda_{\text{IR}} = 1700 \text{ nm} = 1,7 \cdot 10^{-6} \text{ m}$, su frecuencia viene dada por:

$$f_{\text{IR}} = \frac{c}{\lambda_{\text{IR}}} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{1,7 \cdot 10^{-6} \text{ m}} = 1,76 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

e) Por último, los rayos X tienen una longitud de onda $\lambda_{\text{X}} = 3 \text{ nm} = 3 \cdot 10^{-9} \text{ m}$, su frecuencia viene dada por:

$$f_{\text{X}} = \frac{c}{\lambda_{\text{X}}} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{3 \cdot 10^{-9} \text{ m}} = 10^{17} \text{ s}^{-1}$$

Ordenando las frecuencias en orden creciente tenemos:

$$f_{\text{IR}} < f_{\text{rojo}} < f_{\text{amarillo}} < f_{\text{U.V.}} < f_{\text{X}}$$

Observamos que cuanto menor es la longitud de onda, mayor es la frecuencia de la radiación, pues son magnitudes inversamente proporcionales.

- 2** Calcula las longitudes de onda correspondientes a las siguientes frecuencias de ondas electromagnéticas indicadas a continuación: a) rayo gamma de $4 \cdot 10^{19} \text{ s}^{-1}$, b) una luz ultravioleta de 10^{15} s^{-1} , c) onda de radio de 10^4 s^{-1} , d) rayos cósmicos de $4 \cdot 10^{22} \text{ s}^{-1}$, e) luz verde de 550 THz. Ordena los resultados en orden creciente. Dato: $1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1}$.

La relación entre la frecuencia, la longitud de onda y la velocidad de propagación viene dada por $c = \lambda \cdot f$. Si despejamos la longitud de onda, se obtiene la expresión:

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

a) Los rayos gamma tienen una frecuencia $f_{\gamma} = 4 \cdot 10^{19} \text{ s}^{-1}$, su longitud de onda viene dada por:

$$\lambda_{\gamma} = \frac{c}{f_{\gamma}} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{4 \cdot 10^{19} \text{ s}^{-1}} = 7,5 \cdot 10^{-12} \text{ m}$$

b) La luz ultravioleta tiene una frecuencia $f_{\text{uv}} = 10^{15} \text{ s}^{-1}$, su longitud de onda viene dada por:

$$\lambda_{\text{U.V.}} = \frac{c}{f_{\text{U.V.}}} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{10^{15} \text{ s}^{-1}} = 3 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

c) La onda de radio tiene una frecuencia $f_{\text{radio}} = 10^4 \text{ s}^{-1}$, su longitud de onda viene dada por:

$$\lambda_{\text{radio}} = \frac{c}{f_{\text{radio}}} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{10^4 \text{ s}^{-1}} = 3 \cdot 10^4 \text{ m}$$

d) Los rayos cósmicos tienen una frecuencia $f_{\text{cósmicos}} = 4 \cdot 10^{22} \text{ s}^{-1}$, su longitud de onda viene dada por:

$$\lambda_{\text{cósmicos}} = \frac{c}{f_{\text{cósmicos}}} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{4 \cdot 10^{22} \text{ s}^{-1}} = 7,5 \cdot 10^{-15} \text{ m}$$

e) La luz verde tiene una frecuencia $f_{\text{verde}} = 550 \text{ THz} = 5,5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$, su longitud de onda viene dada por:

$$\lambda_{\text{verde}} = \frac{c}{f_{\text{verde}}} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{5,5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}} = 5,45 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

Ordenando las longitudes de onda en orden creciente tenemos:

$$\lambda_{\text{cósmicos}} < \lambda_{\gamma} < \lambda_{\text{U.V.}} < \lambda_{\text{verde}} < \lambda_{\text{radio}}$$

Al igual que en el ejercicio anterior, observamos que cuanto mayor es la frecuencia asociada a la onda electromagnética, menor es su longitud de onda.

3 Espectros atómicos

Página 44

- 1** Calcula la longitud de onda y la frecuencia correspondientes a la primera y segunda línea de Balmer del espectro de hidrógeno. Dato: $R_H = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

La serie de Balmer corresponde a las transiciones hacia la segunda órbita. Las dos primeras serán los tránsitos desde la tercera y desde la cuarta órbitas.

Calculamos la longitud de onda y la frecuencia correspondiente a la primera línea de Balmer:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left[\left(\frac{1}{n_1^2} \right) - \left(\frac{1}{n_2^2} \right) \right] \rightarrow \frac{1}{\lambda_1} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot \left[\left(\frac{1}{2^2} \right) - \left(\frac{1}{3^2} \right) \right]$$

$$\lambda_1 = 6,563 \cdot 10^{-7} \text{ m} \rightarrow f_1 = \frac{c}{\lambda_1} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{6,563 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 4,571 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

Calculamos la longitud de onda y la frecuencia correspondiente a la segunda línea de Balmer:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left[\left(\frac{1}{n_1^2} \right) - \left(\frac{1}{n_2^2} \right) \right] \rightarrow \frac{1}{\lambda_2} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot \left[\left(\frac{1}{2^2} \right) - \left(\frac{1}{4^2} \right) \right]$$

$$\lambda_2 = 4,862 \cdot 10^{-7} \text{ m} \rightarrow f_2 = \frac{c}{\lambda_2} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{4,862 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 6,17 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

2 Calcula la longitud de onda y la frecuencia correspondientes a la primera y segunda línea de Lyman del espectro de hidrógeno. Dato: $R_H = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

La serie de Lyman corresponde a las transiciones hacia la primera órbita. Las dos primeras corresponden a los tránsitos desde la segunda y desde la tercera órbitas.

Calculamos la longitud de onda y la frecuencia correspondiente a la primera línea de Lyman:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left[\left(\frac{1}{n_1^2} \right) - \left(\frac{1}{n_2^2} \right) \right] \rightarrow \frac{1}{\lambda_1} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot \left[\left(\frac{1}{1^2} \right) - \left(\frac{1}{2^2} \right) \right]$$

$$\lambda_1 = 1,215 \cdot 10^{-7} \text{ m} \rightarrow f_1 = \frac{c}{\lambda_1} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{1,215 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 2,469 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Ahora, calculamos la longitud de onda y la frecuencia correspondiente a la segunda línea de Lyman:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left[\left(\frac{1}{n_1^2} \right) - \left(\frac{1}{n_2^2} \right) \right] \rightarrow \frac{1}{\lambda_2} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot \left[\left(\frac{1}{1^2} \right) - \left(\frac{1}{3^2} \right) \right]$$

$$\lambda_2 = 1,026 \cdot 10^{-7} \text{ m} \rightarrow f_2 = \frac{c}{\lambda_2} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{1,026 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 2,924 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

4 Orígenes de la teoría cuántica

Página 46

1 Para ionizar un átomo de rubidio se requiere una radiación luminosa de 4,2 eV. Calcula: a) la frecuencia de la radiación utilizada, b) si se dispone de luz naranja de 600 nm, ¿se podría conseguir la ionización del rubidio con esta luz? Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$, $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$, $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$, $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$.

a) Calculamos la energía de la radiación luminosa expresada en julios:

$$E = 4,2 \text{ eV} = 4,2 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV} = 6,72 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Si utilizamos la expresión de la energía asociada a un fotón, podemos calcular la frecuencia de la radiación:

$$E = h \cdot f \rightarrow f = \frac{E}{h} = \frac{6,72 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 1,01 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

b) Calculamos la energía asociada a la luz naranja de $\lambda = 600 \text{ nm}$ mediante la expresión:

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{6 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 3,32 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Como $E = 3,32 \cdot 10^{-19} \text{ J} < 6,72 \cdot 10^{-19} \text{ J}$, la luz naranja no tiene energía suficiente para provocar la ionización del átomo de rubidio.

2 En la naturaleza no hay hidrógeno libre, y por tanto, hay que obtenerlo de alguna manera. El reactivo más barato es el agua y hay quien propone utilizar las radiaciones solares para romper el enlace O—H de la molécula de agua, de manera que los radicales formados continúen la reacción. Justifica si es posible que la radiación solar rompa el enlace O—H si suponemos que la radiación solar que llega a la superficie terrestre tiene una frecuencia de entre $5 \cdot 10^{14}$ y 10^{13} s^{-1} . Datos: $E_{\text{enlace O—H}}$ (en condiciones estándar y a 298 K) = 463 kJ/mol, $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$.

En cada molécula de agua hay dos enlaces O—H que pueden romperse por la radiación solar.

En primer lugar, calculamos la energía necesaria para romper un enlace O—H:

$$E = 463 \text{ kJ/mol} = (463\,000 \text{ J/mol}) \cdot (1 \text{ mol}/6,02 \cdot 10^{23}) = 7,69 \cdot 10^{-19} \text{ J/enlace}$$

Si queremos calcular la frecuencia mínima que debe poseer el fotón para romper el enlace, utilizamos la expresión:

$$E = h \cdot f \rightarrow f = \frac{E}{h} \quad f = \frac{7,69 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 1,16 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Al comparar el valor obtenido $f = 1,16 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$ con la frecuencia de la radiación solar que llega a la superficie terrestre observamos que al ser inferior al valor mínimo, no podrá romper los enlaces O—H de la molécula de H_2O .

5 El efecto fotoeléctrico

Página 48

- 1** Se ilumina una superficie metálica con luz cuya longitud de onda es de 300 nm, siendo el trabajo de extracción del metal de 2,46 eV. Calcula:

- La energía cinética máxima de los electrones emitidos por el metal.
- La longitud de onda umbral para el metal.

Datos: valor absoluto carga electrón = $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$, $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

- Según la ecuación de Einstein para el efecto fotoeléctrico:

$$E = W_e + E_c \rightarrow \frac{h \cdot c}{\lambda} = W_e + E_c \rightarrow E_c = \frac{h \cdot c}{\lambda} - W_e$$

Calculamos la energía cinética máxima:

$$E_c = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{3 \cdot 10^{-7} \text{ m}} - 2,46 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}$$

$$E_c = 6,63 \cdot 10^{-19} \text{ J} - 3,94 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2,69 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

- A partir de la definición del trabajo de extracción del metal, calculamos la longitud de onda umbral:

$$W_e = h \cdot f_0 \rightarrow W_e = \frac{h \cdot c}{\lambda_0} \rightarrow \lambda_0 = \frac{h \cdot c}{W_e} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{3,94 \cdot 10^{-19} \text{ J}} \rightarrow \lambda_0 = 5,05 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

- 2** Una radiación monocromática cuya longitud de onda es de 600 nm incide sobre un metal cuyo trabajo de extracción es de 2 eV. Determina:

- La longitud de onda umbral para el efecto fotoeléctrico.
- La energía cinética máxima de los electrones emitidos expresada en eV.

Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$, $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$, $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

- A partir de la definición de trabajo de extracción calculamos la longitud de onda umbral para el efecto fotoeléctrico:

$$W_e = h \cdot f_0 = \frac{h \cdot c}{\lambda_0}$$

$$\lambda_0 = \frac{h \cdot c}{W_e} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{2 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}} = 6,22 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

b) Calculamos, en primer lugar, el trabajo de extracción en julios:

$$W_e = 2 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV} = 3,2 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Según la ecuación de Einstein para el efecto fotoeléctrico:

$$E = W_e + E_c \rightarrow E_c = \frac{h \cdot c}{\lambda} - W_e$$

$$E_c = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{6 \cdot 10^{-7} \text{ m}} - 3,2 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_c = 3,32 \cdot 10^{-19} \text{ J} - 3,2 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 1,2 \cdot 10^{-20} \text{ J}$$

Calculamos la energía cinética de los electrones emitidos en eV:

$$E_c = \frac{1,2 \cdot 10^{-20} \text{ J}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}} = 0,075 \text{ eV}$$

6 Modelo atómico de Bohr

Página 51

- 1 De acuerdo con el modelo atómico de Bohr, la energía de los diferentes niveles en el átomo de hidrógeno viene dada por:

$$E = -13,6/n^2 \text{ (eV)}$$

Calcula los valores que predice el modelo atómico de Bohr para la longitud de onda de las tres primeras líneas de la serie de Balmer. Dato: $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$

Las líneas de Balmer son líneas que se originan al saltar el electrón desde un nivel de energía superior al nivel $n = 2$. Las tres primeras líneas corresponden a los saltos:

$$n = 3 \rightarrow n = 2, n = 4 \rightarrow n = 2, n = 5 \rightarrow n = 2$$

- 1) Primera línea de Balmer ($n = 3 \rightarrow n = 2$):

Calculamos la diferencia de energía entre ambos niveles:

$$\Delta E = E_3 - E_2 = \frac{-13,6}{3^2} - \left(\frac{-13,6}{2^2} \right) = 1,9 \text{ eV}$$

Calculamos la longitud de onda de la luz emitida utilizando la expresión:

$$\Delta E = \frac{h \cdot c}{\lambda} \rightarrow \lambda = \frac{h \cdot c}{\Delta E} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{1,9 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}}$$

$$\text{Así: } \lambda = 6,54 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

- 2) Segunda línea de Balmer ($n = 4 \rightarrow n = 2$):

Calculamos la diferencia de energía entre ambos niveles:

$$\Delta E = E_4 - E_2 = \frac{-13,6}{4^2} - \left(\frac{-13,6}{2^2} \right) = 2,6 \text{ eV}$$

Calculamos la longitud de onda de la luz emitida utilizando la expresión:

$$\lambda = \frac{h \cdot c}{\Delta E} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{2,6 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}} = 4,78 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

- 3) Tercera línea de Balmer ($n = 5 \rightarrow n = 2$):

Calculamos la diferencia de energía entre ambos niveles:

$$\Delta E = E_5 - E_2 = \frac{-13,6}{5^2} - \left(\frac{-13,6}{2^2} \right) = 2,9 \text{ eV}$$

Calculamos la longitud de onda de la luz emitida utilizando la expresión:

$$\lambda = \frac{h \cdot c}{\Delta E} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{2,9 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}} = 4,29 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

- 2** Un electrón de un átomo salta desde un nivel de energía de 5 eV a otro inferior de 3 eV, emitiéndose un fotón en el proceso. Calcula la frecuencia y la longitud de onda de la radiación emitida. Datos: $c = 3 \cdot 10^8$ m/s, $q_e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C, $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J.s

Calculamos los valores de la energía expresados en julios:

$$E_2 = 5 \text{ eV} = 5 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV} = 8 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_1 = 3 \text{ eV} = 3 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV} = 4,8 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

La diferencia de energía entre ambos niveles es:

$$\Delta E = E_2 - E_1 = 8 \cdot 10^{-19} \text{ J} - 4,8 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 3,2 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Calculamos la frecuencia de la radiación emitida:

$$\Delta E = h \cdot f \rightarrow f = \frac{\Delta E}{h} = \frac{3,2 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 4,83 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

Por último, hallamos la longitud de onda de la radiación emitida:

$$c = \lambda \cdot f \rightarrow \lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{4,83 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}} = 6,21 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

- 3** Calcula el radio y la velocidad del electrón cuando este se halla en la órbita $n = 2$ (del modelo atómico de Bohr) para el átomo de hidrógeno. Utiliza los datos del ejercicio anterior.

Calculamos el radio de la órbita del electrón a partir de la expresión:

$$r = \frac{n^2 \cdot h^2 \cdot \epsilon_0}{Z \cdot e^2 \cdot \pi \cdot m_e}$$

$$r = \frac{2^2 \cdot (6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})^2 \cdot (8,85 \cdot 10^{-12} \text{ C}^2 \cdot \text{N}^{-1} \cdot \text{m}^{-2})}{1 \cdot (1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C})^2 \cdot \pi \cdot (9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg})}$$

$$r = 2,13 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

Calculamos la velocidad del electrón a partir del segundo postulado de Bohr:

$$m_e \cdot v \cdot r = \frac{n \cdot h}{2 \cdot \pi} \rightarrow v = \frac{n \cdot h}{2 \cdot \pi \cdot m_e \cdot r} = 1,09 \cdot 10^6 \text{ m/s}$$

7 Mecánica cuántica

Página 55

- 1** Dos partículas poseen la misma energía cinética. Determina en los dos casos siguientes: a) la relación entre las longitudes de onda de De Broglie correspondiente a las dos partículas si la relación entre sus masas es $m_1 = 50 \cdot m_2$, b) la relación que existe entre las velocidades si la relación entre sus longitudes de onda de De Broglie es $\lambda_1 = 500 \cdot \lambda_2$

a) Conocemos la relación entre las energías cinéticas de las partículas y la relación entre masas:

$$E_{c1} = E_{c2} \rightarrow m_1 \cdot v_1^2 = m_2 \cdot v_2^2 \quad (1)$$

$$m_1 = 50 \cdot m_2 \quad (2)$$

Combinando las expresiones (1) y (2), obtenemos la relación entre velocidades:

$$50 \cdot m_2 \cdot v_1^2 = m_2 \cdot v_2^2 \rightarrow v_2 = \sqrt{50} \cdot v_1$$

Así:

$$\frac{\lambda_1}{\lambda_2} = \frac{\left(\frac{h}{m_1 \cdot v_1}\right)}{\left(\frac{h}{m_2 \cdot v_2}\right)} = \frac{m_2 \cdot v_2}{m_1 \cdot v_1} = \frac{(50)^{\frac{1}{2}}}{50} = 0,14$$

b) Conocemos la relación entre las longitudes de onda de De Broglie y la relación entre las energías cinéticas de las partículas:

$$E_{c_1} = E_{c_2} \rightarrow m_1 \cdot v_1^2 = m_2 \cdot v_2^2 \quad (1)$$

$$\lambda_1 = 500 \cdot \lambda_2 \quad (2)$$

Combinando las expresiones (1) y (2), obtenemos la relación que existe entre sus velocidades:

$$\frac{h}{m_1 \cdot v_1} = \frac{500 \cdot h}{m_2 \cdot v_2} \rightarrow \frac{m_2}{m_1} = \frac{500 \cdot v_1}{v_2} \rightarrow \frac{m_1 \cdot v_1^2}{m_1 \cdot v_2^2} = \frac{500 \cdot v_1}{v_2}$$

Por tanto:

$$\frac{v_1}{v_2} = 500$$

2 Determina la longitud de onda de De Broglie y la energía cinética, expresada en eV, en estos casos: a) un electrón cuya longitud de onda de De Broglie es igual a la longitud de onda en el vacío de un fotón de energía 10^4 eV, b) una piedra de masa 80 g que se mueve a una velocidad de 2 m/s. Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J · s, $c = 3 \cdot 10^8$ m/s, $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$ kg, $q_e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C

a) Calculamos la longitud de onda en el vacío de un fotón de energía 10^4 eV:

$$E = h \cdot f = \frac{h \cdot c}{\lambda} \rightarrow \lambda = \frac{h \cdot c}{E} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{10^4 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}}$$

$$\lambda = 1,24 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

Por tanto, la longitud de onda de De Broglie para el electrón tiene el valor:

$$\lambda_e = \lambda = 1,24 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

b) A partir de la definición de longitud de onda de De Broglie, obtenemos el valor para la piedra de 80 g:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{8 \cdot 10^{-2} \text{ kg} \cdot 2 \text{ m/s}} = 4,14 \cdot 10^{-33} \text{ m}$$

Página 57

3 La posición de un electrón se puede determinar con una precisión de 0,07 Å. Calcula la incertidumbre cometida al medir la velocidad del electrón.

Tenemos:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4 \cdot \pi} \rightarrow \Delta v \geq \frac{h}{4 \cdot \pi \cdot m_e \cdot \Delta x}$$

Calculamos:

$$\Delta v \geq \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{4 \cdot \pi \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot 7 \cdot 10^{-12} \text{ m}} \rightarrow \Delta v \geq 8,28 \cdot 10^6 \text{ m/s}$$

8 Orbitales atómicos. Números cuánticos

Página 60

1 Contesta las siguientes preguntas razonando las respuestas:

- ¿Cuántos orbitales hay en el segundo nivel de energía?
- La energía de estos subniveles ¿disminuye o aumenta con el número cuántico secundario l ?
- ¿En qué se diferencian y en qué se parecen los orbitales p ?

- El número total de orbitales en un nivel de número cuántico n es n^2 . Si $n = 2$, entonces hay cuatro orbitales en el segundo nivel de energía.
- Se produce un incremento de la energía de los orbitales según aumenta el número cuántico secundario l . Un orbital es más estable cuanto menor sea su contenido energético.
- Dentro de cada subnivel p hay tres orbitales con orientaciones distintas p_x , p_y , p_z , pero idénticos en forma, tamaño y energía. 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 (los dos lóbulos están separados por un plano llamado plano nodal que atraviesa el núcleo).

2 Indica de manera razonada:

- El número total de orbitales en el nivel $n = 5$
- El número total de electrones en el nivel $n = 3$
- El número máximo de electrones con números cuánticos $n = 4$ y $l = 3$
 - El número total de orbitales en un nivel de número cuántico n es n^2 , por tanto, si $n = 5$, el número total de orbitales es veinticinco.
 - El número total de electrones en un nivel de número cuántico n es $2 \cdot n^2$, por tanto, si $n = 3$, el número total de electrones es dieciocho.
 - El número máximo de electrones en un subnivel es $2 \cdot (2 \cdot l + 1)$, como $l = 3$, el número total de electrones con estos números cuánticos es catorce.

Página 62

3 ¿Cuál de los siguientes grupos de números cuánticos (listados en el orden n, l, m_l, m_s) son imposibles para un electrón en un átomo?

- $(4, 2, 0, 1/2)$,
- $(3, 3, -3, -1/2)$,
- $(2, 0, 1, 1/2)$,
- $(4, 3, 0, 1/2)$,
- $(3, 2, -2, -1)$.

Debemos recordar los valores permitidos para los números cuánticos:

- El número cuántico n puede tomar los valores $n = 1, 2, 3, 4, \dots$
- El número cuántico l puede tomar los valores enteros desde 0 hasta $n-1$
- El número cuántico m_l puede tomar los valores desde $-l$ a $+l$ incluido el 0
- El número cuántico m_s solo puede tomar dos valores : $+1/2$ o $-1/2$
- Teniendo en cuenta estas reglas, obtenemos:

- El grupo $(4, 2, 0, 1/2)$ es posible.
- El grupo $(3, 3, -3, -1/2)$ es imposible porque si $n = 3$ no es posible que $l = 3$
- El grupo $(2, 0, 1, 1/2)$ es imposible porque si $l = 0$ es imposible que $m_l = 1$
- El grupo $(4, 3, 0, 1/2)$ es posible.
- El grupo $(3, 2, -2, -1)$ es imposible porque m_s no puede tomar el valor $m_s = -1$

- 4** Dados los siguientes conjuntos de números cuánticos: $(2,2,0,1/2)$, $(3,1,-1,1/2)$, $(2,0,0,-1/2)$, $(1,0,1,1/2)$, explica si es posible o no que existan en un átomo electrones con dichos números cuánticos. En el caso de los grupos con números cuánticos posibles, ¿en qué orbitales se encontrarían los electrones correspondientes?

Si tenemos en cuenta los valores permitidos para los números cuánticos repasados en la actividad anterior, tenemos:

- El grupo $(2,2,0,1/2)$ no es posible que exista porque l no puede valer lo mismo que n .
- El grupo $(3,1,-1,1/2)$ es posible. Por ser $n = 3$ y $l = 1$, el electrón se encontraría en el orbital $3p$.
- El grupo $(2,0,0,-1/2)$ es posible. Por ser $n = 2$ y $l = 0$, el electrón se encontraría en el orbital $2s$.
- El grupo $(1,0,1,1/2)$ no es posible ya que m_l no puede tomar un valor absoluto superior a l .

- 5** Escribe la combinación o combinaciones de números cuánticos correspondientes a: a) un electrón $5p$, b) un electrón $3d$, c) un electrón $1s$, d) un electrón $4f$

- a) Calculamos los números cuánticos correspondientes a un electrón del orbital $5p$, sabiendo que $n = 5$ y $l = 1$, tenemos:

$(5,1,0,1/2)$, $(5,1,0,-1/2)$, $(5,1,-1,1/2)$, $(5,1,-1,-1/2)$, $(5,1,1,1/2)$, $(5,1,1,-1/2)$.

- b) Calculamos los números cuánticos correspondientes a un electrón del orbital $3d$, sabiendo que $n = 3$ y $l = 2$, tenemos:

$(3,2,-2,1/2)$, $(3,2,-2,-1/2)$, $(3,2,-1,1/2)$, $(3,2,-1,-1/2)$, $(3,2,0,1/2)$, $(3,2,0,-1/2)$, $(3,2,1,1/2)$, $(3,2,1,-1/2)$, $(3,2,2,1/2)$, $(3,2,2,-1/2)$.

- c) Calculamos los números cuánticos correspondientes a un electrón del orbital $1s$, sabiendo que $n = 1$ y $l = 0$, tenemos:

$(1,0,0,1/2)$, $(1,0,0,-1/2)$.

- d) Por último, sabemos que $n = 4$ y $l = 3$, así:

$(4,3,-3,1/2)$, $(4,3,-3,-1/2)$, $(4,3,-2,1/2)$, $(4,3,-2,-1/2)$, $(4,3,-1,1/2)$, $(4,3,-1,-1/2)$, $(4,3,0,1/2)$, $(4,3,0,-1/2)$, $(4,3,1,1/2)$, $(4,3,1,-1/2)$, $(4,3,2,1/2)$, $(4,3,2,-1/2)$, $(4,3,3,1/2)$, $(4,3,3,-1/2)$.

- 6** Razona la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

a) En un átomo, el número máximo de electrones con el número cuántico $n = 3$ es seis.

b) En un orbital $2p$ puede haber entre uno y seis electrones.

- a) Para $n = 3$, tenemos que el número máximo de electrones vendría dado por:

$$2 \cdot n^2 = 2 \cdot 3^2 = 18 \text{ electrones.}$$

Por tanto la afirmación es falsa, el número máximo de electrones con el número cuántico $n = 3$ es dieciocho.

- b) En un orbital $2p$, tenemos los siguientes valores de los números cuánticos para un electrón:

$(2,1,-1,1/2)$, $(2,1,-1,-1/2)$, $(2,1,0,1/2)$, $(2,1,0,-1/2)$, $(2,1,1,1/2)$, $(2,1,1,-1/2)$.

Por tanto la afirmación es verdadera, en un orbital $2p$ puede haber entre uno y seis electrones.

Cultura científica. El LHC y el Bosón de Higgs

Página 67

1 Busca información sobre los detectores CMS y ATLAS del LHC.

Dentro del LHC, situados en los puntos de interacción protón-protón hay cuatro experimentos con finalidades muy diferentes. Por un lado, **ATLAS** (*A Toroidal LHC Apparatus*) y **CMS** (*Compact Muon Solenoid*) son detectores de carácter general cuyo propósito es el estudio de la física protón-protón, encontrar evidencias experimentales de la existencia del bosón de Higgs y estudiar la física más allá del modelo estándar. Por otro lado **ALICE** (*A Large Ion Collider Experiment*) se dedica a los iones pesados y **LHC-b** realiza estudios sobre el *quark b*.

- **ATLAS:** Es uno de los detectores más grandes jamás construidos. Tiene unas dimensiones de 44 m de ancho y 22 m de diámetro y un peso de 700 toneladas. En ATLAS participan más de 2000 físicos procedentes de más de 150 universidades y de 34 países.

El detector ATLAS está formado a su vez por varios subdetectores. Desde el centro hacia el exterior se pueden identificar un detector interno, un solenoide supraconductor, un calorímetro electromagnético, un toroide donde en su interior hay aire y al final un espectrómetro de masas.

El hecho de que ATLAS esté formado por distintas capas, se explica directamente entendiendo la forma en que se detectan las partículas.

Los fotones y electrones depositan casi toda su energía en el calorímetro electromagnético, mientras que los hadrones, al ser más masivos, depositan su energía en el calorímetro HAD. Por otro lado, los muones son partículas que se caracterizan por tener muy poca interacción con la materia, de manera que atraviesan los calorímetros y llegan hasta el espectrómetro. Así mismo, podemos saber el momento de las partículas cargadas a partir de la medida de la curvatura de la trayectoria en el detector de trazas, además del signo de su carga eléctrica. Así, cada capa del detector identifica y mide la energía y el momento no definido en la capa previa (un solo subdetector no sería capaz de medir la energía y el momento de todas las partículas).

- **CMS:** Es un gran detector de 21 m de largo, 15 m de alto y 12500 toneladas de peso. En CMS participan más de 2000 científicos de más de 155 institutos y universidades y 37 países.

Los principales objetivos de CMS son:

- Explorar la física en el rango del TeV.
- Descubrir el bosón de Higgs.
- Buscar evidencias de la física más allá del modelo estándar, como la supersimetría o dimensiones espaciales extra.
- Estudiar aspectos de colisiones de iones pesados.
- Búsqueda de las partículas que forman la materia oscura.

Algunas características de CMS son:

- Tiene un tamaño relativamente compacto.
- Está optimizado para detectar muones.
- Tiene un potente imán solenoidal.

El CMS es un detector capaz de estudiar múltiples aspectos de las colisiones de protones a 14 TeV. Contiene sistemas para medir la energía y la cantidad de movimiento de fotones, electrones, muones y otras partículas producto de colisiones. La capa detectora más interna es un rastreador de sílice. A su alrededor hay un calorímetro electromagnético

de cristales escintiladores (centelleadores), rodeado de un calorímetro de muestreo para hadrones. El rastreador y el calorímetro son lo suficientemente compactos como para entrar dentro del imán solenoidal del CMS (que genera un campo magnético de 4 T). En el exterior del imán se sitúan grandes detectores de muones.

2 Enumera alguno de los descubrimientos más importantes que se han realizado en el CERN.

El CERN es uno de los centros de investigación científica más importantes del mundo. Es el mayor laboratorio de investigación en física de partículas que existe.

A continuación enumeramos algunos descubrimientos realizados en el CERN:

- **Bosón de Higgs:** Es el descubrimiento más famoso realizado en el CERN gracias al LHC. En 2012, después de décadas de teorías y experimentos, fue hallado el bosón de Higgs, la última pieza del rompecabezas en el modelo estándar de la física de partículas. Este hecho le valió el Premio Nobel de Física en 2013 a Peter Higgs y François Englert.
- **Las corrientes neutras débiles:** Fue uno de los primeros grandes descubrimientos del CERN, en 1973, y fue posible gracias a una cámara de burbujas llamada 'Gargamelle'. Las corrientes neutras débiles son una manera en la que las partículas subatómicas interactúan entre sí y es una de las cuatro interacciones fundamentales de la física de partículas. Su hallazgo permitió unificar dos de las interacciones fundamentales de la naturaleza (el electromagnetismo y la fuerza débil), descubriendo así lo que se conoce como 'fuerza electrodébil'. Este hecho le valió a Abdus Salam, Sheldon Glashow y Steven Weinberg el Premio Nobel de Física en 1979.
- **Los bosones W y Z:** En 1983, gracias al acelerador de partículas denominado 'Súper Sincrotrón de Protones', los científicos descubrieron los bosones W y Z, las partículas elementales que median en la fuerza débil. El bosón W tiene dos variantes con la misma masa, pero cargas eléctricas opuestas (W^+ y W^-), mientras que Z no posee carga. Sus descubridores Carlo Rubbia y Simon Van der Meer fueron galardonados con el Premio Nobel de Física en 1984.
- **Los neutrinos ligeros:** En 1989, los científicos del CERN descubrieron los neutrinos ligeros. Estas partículas elementales son muy difíciles de detectar debido a que no tienen carga, tienen muy poca o ninguna masa y raramente interactúan con otras partículas, por lo que se las llama 'partículas fantasma'. Su descubrimiento fue posible gracias al Gran Colisionador de Electrones-Positrones, utilizando el detector ALEPH.
- **La antimateria:** La antimateria se compone de partículas que tienen la misma masa que una partícula de materia, pero con carga eléctrica opuesta. Cuando la materia y la antimateria se combinan, se aniquilan entre sí, liberando enormes cantidades de energía. En 1995, los científicos del CERN lograron crear una forma de materia llamada 'antihidrógeno', una versión con carga negativa del hidrógeno. En 2010, se logró crear antihidrógeno durante una sexta parte de segundo, y en 2011, se mantuvo la antimateria durante más de 15 minutos.
- **La violación de la simetría de la paridad de cargas:** Uno de los misterios de la cosmología es la forma en la que la materia existe a pesar de la presencia de la antimateria en el universo, ya que las dos tienden a aniquilarse entre sí. Las leyes de la física deberían ser las mismas si una partícula se sustituyera con su antipartícula, un concepto conocido como la simetría de paridad de carga. Pero los físicos J. Cronin y Val Fitch, del CERN, fueron capaces de demostrar que la paridad de carga es violada y ello explica que a pesar de todo, el universo exista. Ambos recibieron por ello el Premio Nobel de Física en 1980.
- **La World Wide Web:** El CERN es el lugar de nacimiento de la *World Wide Web* (www). Inventada por Tim Berners-Lee en 1989, fue diseñada originalmente como un sistema para que los científicos de instituciones de todo el mundo pudieran compartir información rápidamente. El software www fue puesto en el dominio público en 1993 y estuvo disponible para que cualquier persona pudiera ejecutarlo desde un servidor o navegador básico. Hoy en día es una herramienta utilizada por millones de personas.

3 Busca información sobre Peter Higgs y François Englert y enumera sus aportaciones más importantes.

Los físicos Peter Higgs y François Englert (este junto al fallecido Robert Brout) formularon en 1964, al mismo tiempo y de manera independiente, la existencia de la partícula subatómica en el origen de la masa de otras partículas, que se ha conocido como **bosón de Higgs** o **bosón escalar**. La publicación de los trabajos de Englert y Brout, por un lado, y Higgs, por otro, a los que siguieron los de otros científicos, describiendo el mecanismo de ruptura de simetría en el ámbito de la teoría cuántica de campos, supuso un hito y proporcionó un elemento clave para completar el modelo estándar de la física de partículas. Casi 50 años después, el 4 de julio de 2012, el CERN confirmó, mediante la experimentación en el LHC, la existencia de esta partícula. Este hallazgo permite asomarse a la observación de lo que ocurrió inmediatamente después del *Big Bang*.

- **Peter Higgs:** Peter Higgs nació el 29 de mayo de 1929 en *Newcastle*. Durante la Segunda Guerra Mundial perdió muchas clases de enseñanza básica y recibió parte de su formación en su casa. Cuando su padre fue destinado a Bedford, se quedó con su madre en Bristol, donde resultó ser un estudiante brillante en la escuela secundaria de Cotham, en la que ganó premios, excepto en la asignatura de Física y donde fue inspirado por el trabajo de uno de los alumnos de la escuela, Paul Dirac, padre de la mecánica cuántica moderna.

Fue catedrático de Física Teórica en la Universidad de Edimburgo desde 1960 hasta su retiro en el año 2006. Su teoría sobre la existencia de la partícula fundamental o bosón surgió en 1964 mientras caminaba en los montes Cairngorms en Escocia. Como buen científico, plasmó sus ideas en un artículo para darlas a conocer al mundo. Sin embargo, la primera revista a la que lo mandó (*Physics Letters*) lo rechazó, tildándolo de absurdo. En cambio la revista *Physical Review Letters* aceptó el trabajo con algunas matizaciones.

En su teoría, Higgs, desarrolla la idea de que las partículas no tenían masa al comienzo del universo, adquiriendo la misma una fracción de segundo después, como resultado de la interacción con un campo teórico, conocido como el campo de Higgs.

Peter Higgs fue reconocido por su proposición de la ruptura de la simetría en la teoría electrodébil, explicando el origen de la masa de las partículas elementales en general y de los bosones W y Z en particular. Este mecanismo predecía la existencia de una nueva partícula, el «bosón de Higgs».

Algunos premios recibidos por Higgs son: *Dirac Medal* (1997), *Wolf Prize in Physics* (2004), *Sakurai Prize* (2010), Premio Príncipe de Asturias de Investigación Científica y Técnica (2013) y Premio Nobel de Física (2013).

- **François Englert:** Nació el 6 de noviembre de 1932 en *Etterbeek* (Bélgica). Se licenció en la Universidad Libre de Bruselas en Ciencias Físicas en 1958 y obtuvo el doctorado en 1959.

En colaboración con Robert Brout, propuso el mecanismo de Brout-Englert-Higgs para explicar la masa de las partículas elementales (en agosto de 1964, publicó con Robert Brout un artículo en el que teorizaban el mecanismo de ruptura de simetría que implicaba la presencia de la partícula fundamental o bosón escalar). El mecanismo Brout-Englert-Higgs es el fundamento de la teoría electrodébil de partículas elementales y sentó las bases de una visión unificada de las leyes básicas de la naturaleza.

Englert realizó importantes contribuciones a la física estadística, teoría cuántica de campos, la cosmología, la teoría de las cuerdas y la supergravedad.

Fue galardonado junto con Robert Brout y Peter Higgs con el Premio de Altas Energías y Partículas de la Sociedad Europea de Física en 1997 y con el Premio *Wolf* de Física en 2004 por el mecanismo que unifica a corto y largo alcance interacciones a través de la generación masiva de bosones vectores *gauge*. En el año 2013 recibió el Premio Príncipe de Asturias de Investigación Científica y Técnica y el Premio Nobel de Física junto a Peter Higgs.

4 Realiza una presentación digital sobre las propiedades básicas de esta partícula elemental y su repercusión en la física.

La teoría del bosón, en realidad, se realizó de forma simultánea por seis científicos en diferentes grupos: Peter Higgs, Robert Brout, François Englert, Tom Kibble, Gerald Guralnik y Carl Richard Hagen.

El bosón de Higgs es un tipo de partícula elemental, cuyo papel es fundamental en el mecanismo por el que se asigna la masa en el universo. Es la partícula asociada al campo de Higgs, especie de continuo que se extiende por el espacio, formado por bosones de Higgs.

La masa de las partículas estaría causada por una «fricción» con el campo de Higgs, así las partículas con una mayor fricción con este campo tienen una masa mayor.

La masa de esta nueva partícula tiene aproximadamente 134 veces la masa del protón y es un bosón.

El modelo estándar describía las partículas elementales y sus interacciones, pero no explicaba el origen de las partículas elementales. Con el descubrimiento del bosón de Higgs, en los próximos años, se podrá dar respuesta a esta cuestión.

Páginas 68 y 69

Modelos de Thomson y Rutherford

1 ¿En qué consistía la experiencia de Marsden y Geiger (colaboradores de Rutherford) sobre la dispersión de partículas alfa para láminas delgadas de metales? ¿Qué resultado fue el más sorprendente y cómo lo interpretó Rutherford?

Siguiendo las sugerencias de Rutherford, en 1911, Geiger y Marsden investigaron la dispersión de las partículas alfa emitidas por sustancias radiactivas. En sus experimentos se lanzaba un haz de partículas alfa sobre una lámina de oro que dispersaba el haz. Observaron que la mayor parte de las partículas que atravesaban la lámina seguían una línea recta o se desviaban un ángulo muy pequeño respecto de la dirección inicial. Muy pocas partículas se desviaban grandes ángulos, lo que contradecía el modelo atómico propuesto por Thomson.

El modelo de Thomson no podía explicar este comportamiento, lo que llevó a Rutherford a proponer un nuevo modelo atómico en 1911. Con él se pudo explicar el experimento de las partículas alfa: la mayor parte de las partículas atravesaban la lámina sin desviarse, debido a que la carga positiva estaba concentrada en una región muy pequeña denominada núcleo y podían pasar sin interactuar con él. Algunas partículas que pasaban cerca del núcleo eran ligeramente desviadas, y en muy poca proporción, una partícula chocaba con el núcleo y era repelida fuertemente.

2 ¿Qué aportaciones hicieron Thomson y Rutherford al modelo atómico?

Thomson: Sobre la base de las hipótesis realizadas en sus trabajos con los rayos catódicos, Thomson fue el primer científico que planteó un modelo sobre la estructura atómica.

Supuso que prácticamente toda la masa del átomo acumulaba la carga positiva ocupando todo el volumen atómico. Estableció que el átomo estaba formado por una enorme esfera maciza, cargada positivamente, con electrones incrustados en un número suficiente como para neutralizar la carga positiva de la esfera.

Su modelo atómico pudo explicar de manera cualitativa la electrización por frotamiento y la emisión de luz por los átomos.

Rutherford: Básicamente, podemos resumir las características del modelo de Rutherford en:

- 1) La mayor parte de la masa y toda la carga positiva del átomo estaba concentrada en una región muy pequeña del átomo a la que denominó núcleo. El resto del átomo es un espacio vacío.
- 2) La carga negativa es portada por los electrones y estos están distribuidos alrededor del núcleo y girando en órbitas circulares en las que se cumple que la fuerza eléctrica del núcleo sobre los electrones, es la fuerza centrípeta responsable del movimiento circular.

El modelo de Rutherford justificaba los resultados de la dispersión de las partículas alfa en el experimento realizado junto a Geiger y Marsden.

3 Investiga sobre el experimento de la «gota de aceite» realizado por Robert Millikan.

El experimento de la gota de aceite fue un experimento realizado por Robert Millikan y Harvey Fletcher en 1909 para medir la carga del electrón. Al principio Millikan intentó realizar el experimento con gotas de agua, pero estas se evaporaban o se hacían más gruesas al juntarse con otras gotas, lo cual propiciaba que el experimento fuera fallido (a Millikan se le ocurrió emplear aceite ya que este no tenía este inconveniente).

El experimento implicaba equilibrar la fuerza gravitatoria hacia abajo con la flotabilidad hacia arriba y las fuerzas eléctricas en las minúsculas gotas de aceite cargadas suspendidas entre dos electrodos metálicos. Dado que la densidad del aceite era conocida, las masas de las gotas y por tanto sus fuerzas gravitatorias y de flotación podían determinarse a partir de sus radios observados.

Usando un campo eléctrico conocido, Millikan y Fletcher pudieron determinar la carga en las gotas de aceite en equilibrio mecánico. Repitiendo el experimento para muchas gotas, confirmaron que las cargas eran todas múltiplos de un valor fundamental y calcularon su valor, $1,5924 \cdot 10^{-19}$ C. Propusieron que esta era la carga de un único electrón. Gracias a este experimento obtuvo el Premio Nobel de Física en 1923.

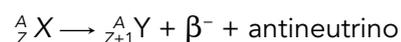
Millikan realizó también otras investigaciones. Estudió la radiactividad de los minerales de uranio y la descarga en los gases. Realizó investigaciones sobre los rayos ultravioleta y sobre los rayos cósmicos. Además corroboró la constante de Planck.

4 Indica las características de las radiaciones α , β y γ y un tipo de protección frente a cada una de ellas.

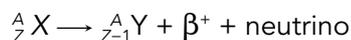
Radiación alfa: Es emitida por los radionucleidos naturales. La desintegración alfa, radiación de carácter corpuscular, se produce al desprenderse del núcleo dos protones y dos neutrones, es una emisión de partículas cargadas positivamente, que son idénticas a los núcleos de helio. Debido a que las partículas alfa tienen mucha masa, su capacidad de penetración en la materia es muy baja (del orden de mm), no son capaces de atravesar una hoja de papel o la piel humana y se frenan en unos pocos centímetros de aire. Sin embargo, si un emisor alfa es inhalado, ingerido o entra en el organismo a través de la sangre, es muy nocivo.

Radiación beta: Las partículas beta son electrones. Son más penetrantes que las partículas alfa. La masa de las partículas beta es muy pequeña, por lo tanto, su movilidad y alcance son superiores a los de las partículas alfa. Para parar la radiación beta es necesaria al menos una lámina de aluminio.

En una desintegración β^- , se producen electrones y antineutrinos procedentes de la transformación de un neutrón en un protón dentro del núcleo. El electrón y el antineutrino son expulsados con una energía variable. El resultado es un núcleo con el mismo número másico y número atómico $Z + 1$.



En una desintegración β^+ , se producen positrones y neutrinos procedentes de la transformación del protón en un neutrón dentro del núcleo, que son expulsados con una energía variable. En la emisión β^+ , el núcleo resultante tiene un neutrón más y un protón menos que su progenitor, quedando inalterado el número másico.



Radiación gamma: A diferencia de la radiación alfa y de la radiación beta, produce ionización indirecta. El poder de penetración de estas radiaciones es grande. Para protegerse de los rayos gamma se requiere gran cantidad de masa (los materiales de número atómico y densidad altos protegen mejor), así se pueden detener con una capa de varios centímetros de plomo o de hormigón.

Las partículas gamma son radiaciones electromagnéticas que acompañan a la emisión de partículas alfa o beta. No tienen carga eléctrica y no tienen masa en reposo (se mueven a la velocidad de la luz).

Radiación electromagnética. Hipótesis de Planck

- 5** Si la energía de ionización del potasio gaseoso es de 418 kJ/mol: a) calcula la energía mínima que ha de tener un fotón para poder ionizar un átomo de potasio; b) calcula la frecuencia asociada a esta radiación e indica a qué región del espectro electromagnético pertenece; c) ¿podría ionizarse este átomo con luz de otra región espectral? ¿Cuál? Razona la respuesta.

a) Puesto que un mol contiene el número de Avogadro de partículas, la energía correspondiente a un átomo es:

$$E_{\text{fotón}} = \frac{E_{\text{ionización}}}{N_A} = \frac{4,18 \cdot 10^5 \text{ J/mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ át/mol}} = 6,94 \cdot 10^{-19} \text{ J/átomo}$$

b) Aplicando la fórmula de Planck:

$$E = h \cdot f \rightarrow f = \frac{E}{h} = \frac{6,94 \cdot 10^{-19} \text{ J}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 1,05 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Teniendo en cuenta la relación entre la longitud de onda y la frecuencia, tenemos:

$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{1,05 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}} = 2,86 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

Esta longitud de onda corresponde al ultravioleta.

c) La energía mínima de ionización sería la aportada con una radiación de mayor frecuencia o menor longitud de onda, bastaría con una frecuencia mayor que $1,05 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$, lo que corresponde a la región de rayos X o rayos γ .

- 6** El espectro de emisión del sodio presenta una línea con $\lambda = 5889 \text{ \AA}$. Calcula: a) la diferencia de energía entre los dos estados entre los que se produce la transición; b) la energía que debe suministrarse a 2,21 gramos de sodio para que todos sus átomos se exciten al estado antes citado.

a) Aplicando la fórmula de Planck:

$$E = h \cdot f = \frac{h \cdot c}{\lambda} \rightarrow E = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{5,889 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 3,38 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Por tanto, la diferencia de energía entre los dos estados entre los que se produce la transición es de $3,38 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

b) Calculamos el número de moles de átomos de sodio:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{2,21 \text{ g}}{23 \text{ g/mol}} = 9,6 \cdot 10^{-2} \text{ moles}$$

A continuación, calculamos el número de átomos de sodio contenidos en la muestra:

$$N = n \cdot N_A = 9,6 \cdot 10^{-2} \text{ moles} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ át/mol} = 5,78 \cdot 10^{22} \text{ átomos sodio}$$

Por tanto, la energía que se debe suministrar a la muestra para que todos sus átomos se exciten al estado citado es:

$$E_{\text{total}} = N \cdot E = 3,38 \cdot 10^{-19} \text{ J/átomo} \cdot 5,78 \cdot 10^{22} \text{ átomos} = 1,95 \cdot 10^4 \text{ J}$$

- 7** Discutir la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) un fotón de luz roja tiene mayor longitud de onda que un fotón de luz azul; b) un fotón de luz amarilla tiene mayor frecuencia que un fotón de luz azul; c) un fotón de luz verde tiene menor velocidad de propagación en el vacío que un fotón de luz amarilla; d) un fotón de luz naranja es más energético que un fotón de luz roja.

a) Verdadero. Un fotón de luz roja tiene mayor longitud de onda que un fotón de luz azul.

b) Falso. Un fotón de luz amarilla tiene mayor longitud de onda que un fotón de luz azul, por tanto, como frecuencia y longitud de onda son inversamente proporcionales ($f = \frac{c}{\lambda}$), la frecuencia de un fotón de luz amarilla es menor que la frecuencia de un fotón de luz azul.

- c) *Falso*. La velocidad de la luz en el vacío es una constante y por tanto es independiente de la frecuencia de la luz. Por tanto, la velocidad de propagación del fotón de luz verde y de luz amarilla en el vacío es la misma.
- d) *Verdadero*. El fotón naranja tiene mayor frecuencia que el fotón rojo, y como $E = h \cdot f$, el fotón naranja es más energético que el fotón de luz roja.

8 Busca información sobre fenómenos físicos que puedan ser explicados desde un punto de vista de la naturaleza corpuscular de la luz.

La teoría corpuscular supone que la luz está compuesta por una serie de corpúsculos o partículas emitidas por las fuentes luminosas, las cuales se propagan en línea recta, pueden atravesar medios transparentes y pueden ser reflejados por materias opacas. Esta teoría explica la propagación rectilínea de la luz, la refracción y la reflexión.

Tanto el efecto fotoeléctrico como el efecto Compton fueron explicados en términos de la naturaleza corpuscular de la luz (aunque hay que tener en cuenta que los fotones no son corpúsculos o partículas materiales, sino de otro tipo, puesto que carecen de masa en reposo). En 1905, Albert Einstein, publicó un trabajo en el que ofrecía una explicación para el efecto fotoeléctrico. De acuerdo con Einstein, la luz estaba compuesta por pequeñas partículas (teoría newtoniana o corpuscular) de diferente energía de acuerdo con la frecuencia de la radiación. Estos corpúsculos de luz fueron llamados «fotones» en 1926 por G.N. Lewis.

En 1922 otro descubrimiento vino a inclinar la balanza de nuevo a favor de la teoría corpuscular. Cuando se irradió un cristal con rayos X, además de las figuras de interferencia observaron un fondo de rayos X dispersados o secundarios, cuya distribución de longitudes de onda era siempre la misma, independientemente del cristal que se irradiaba. Era función únicamente del rayo incidente y del de dispersión. A.H. Compton explicó este fenómeno con el modelo corpuscular de la luz.

Espectros atómicos. Modelo de Bohr

9 a) ¿Qué es un espectro? b) ¿Por qué los espectros atómicos no son continuos? Justifica la respuesta.

a) Un espectro es el resultado del análisis de las distintas frecuencias que integran una radiación electromagnética compleja.

Los espectros atómicos constituyen una de las fuentes de información más importantes para los químicos sobre la composición de la materia. Además prueban de manera concluyente que la energía está cuantizada.

b) Los espectros atómicos son discontinuos porque corresponden a absorciones o emisiones solamente de ciertas frecuencias de radiación que pertenecen al espectro electromagnético.

10 ¿Qué se quiere decir cuando se expresa que un átomo está «excitado»? ¿Este átomo gana o pierde energía? Justifica las respuestas.

Para el valor $n = 1$ se obtiene el valor más bajo de E_n que corresponde a la mínima energía del electrón. Cuando el electrón se encuentra en dicho nivel, es más estable y el átomo está en su estado fundamental. El resto de los estados energéticos posibles del átomo ($n = 2, 3, \dots$) se denominan estados excitados al tener una energía superior al del estado fundamental.

Para pasar del estado fundamental al estado excitado, el electrón debe ganar energía. Cuando pasa de un estado excitado a un nivel energético inferior, o al estado fundamental, se libera energía en forma de radiación electromagnética.

11 a) Explica la diferencia entre un espectro de emisión y un espectro de absorción, b) Busca aplicaciones de cada uno de estos dos tipos.

a) En un espectro de emisión se analiza la radiación emitida por una muestra gaseosa previamente excitada. En un espectro de absorción se analiza la radiación restante después de pasar la luz blanca por la muestra, es decir, la radiación no absorbida por ella.

b) La absorción atómica es una técnica capaz de detectar y determinar cuantitativamente la mayoría de los elementos químicos. Este método se puede aplicar para la determinación de ciertos metales como: cadmio, calcio, cesio, cromo, cobalto, oro, etc. Se emplea en análisis de agua, de suelos, bioquímica, toxicología, medicina, industria farmacéutica, industria alimenticia, petroquímica, etc.

En principio, la espectroscopía de emisión puede utilizarse para la identificación y para la determinación cuantitativa de todos los elementos de la tabla periódica. Algunos de los campos de aplicación de los espectros de emisión son: la mineralogía, las cerámicas, los materiales arqueológicos y diversos procesos industriales.

12 Compara los modelos atómicos de Rutherford y de Bohr. Enumera las posturas de este último tema.

El modelo de Rutherford consideraba al átomo formado por protones en el núcleo y por electrones girando alrededor de él. Debido a su analogía con el modelo establecido para el movimiento de los planetas alrededor del Sol, este modelo pasó a llamarse «modelo planetario». Sin embargo, los datos de las masas atómicas de los elementos no se podían explicar con este modelo (las masas atómicas estimadas eran menores que las reales). Esto llevó a Rutherford en 1920 a proponer la existencia en el núcleo de partículas sin carga, con la misma masa de los protones, a las que denominó «neutrones».

El modelo de Rutherford presentaba dos grandes inconvenientes:

a) Los electrones giraban a grandes velocidades alrededor del núcleo. Según la teoría electromagnética de Maxwell, los electrones en movimiento tendrían que emitir energía de forma continua y el electrón disminuiría así cada vez más su radio orbital, describiendo una espiral hasta colapsar con el núcleo.

b) No permitía explicar los espectros atómicos.

En 1913, Niels Bohr intentó resolver los fallos del modelo de Rutherford. No desechó totalmente el modelo de Rutherford, tomó elementos del modelo «planetario» e introdujo algunos conceptos cuánticos de Planck y Einstein. Bohr trató de explicar fenomenológicamente que solo algunas órbitas de los electrones serían posibles.

Bohr consideró no aplicable el resultado clásico de que una carga acelerada emite radiación continuamente. Según la ley de la radiación de Planck, la absorción y la emisión de energía tiene lugar en forma cuantizada. También dio una explicación del espectro de emisión del átomo de hidrógeno y de los átomos hidrogenoides (con un solo electrón).

Sus razonamientos se plasmaron en los siguientes postulados:

– **Primer postulado:** «En un átomo, los electrones giran alrededor del núcleo en ciertas órbitas circulares estacionarias con una energía fija y definida, es decir, sin emitir ni absorber energía».

– **Segundo postulado:** «Solo son posibles las órbitas en las que el momento angular del electrón, L , es un múltiplo entero de $\frac{h}{2\pi}$ ».

– **Tercer postulado:** «El átomo libera energía cuando un electrón cambia de una órbita de mayor energía a otra de menor energía; esta energía se emite en forma de una onda electromagnética, cuya frecuencia cumple la condición cuántica de Planck: $\Delta E = E_f - E_i = h \cdot f$ ».

13 Se sabe que la energía que tiene 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 hidrógeno; b) la longitud de onda en nm y la frecuencia de la radiación emitida cuando el electrón pasa del nivel $n = 4$ al nivel $n = 2$. Datos: $= 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$, valor absoluto carga electrón $= 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$.

a) La energía necesaria para ionizar el átomo de hidrógeno se puede calcular a partir de la fórmula de Planck: $E = h \cdot f$

Por tanto, la frecuencia necesaria para ionizar el hidrógeno se calcula como:

$$f = \frac{E}{h} = \frac{13,625 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

b) La longitud de onda asociada a la transición del electrón desde el nivel $n = 4$ al nivel $n = 2$ es:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left[\left(\frac{1}{n_1^2} \right) - \left(\frac{1}{n_2^2} \right) \right] \rightarrow \frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot \left[\left(\frac{1}{2^2} \right) - \left(\frac{1}{4^2} \right) \right]$$

Despejando λ , tenemos: $\lambda = 4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 486 \text{ nm}$

La frecuencia de la radiación emitida viene dada por:

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

14 Un electrón de un átomo de hidrógeno salta desde el estado excitado de un nivel de energía de número cuántico principal $n = 3$ a otro $n = 1$: a) Calcula la energía y la frecuencia de la radiación emitida expresadas en kJ/mol y en Hz respectivamente; b) si la energía de la transición indicada incide sobre un átomo de rubidio y se arranca un electrón que sale con una velocidad de 1 670 km/s. ¿Cuál será la energía de ionización del rubidio? Dato: $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol}$.

a) Aplicando la fórmula de Balmer, se puede determinar la longitud de onda de la radiación que se emite en la transición:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left[\left(\frac{1}{n_1^2} \right) - \left(\frac{1}{n_2^2} \right) \right] \rightarrow \frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \cdot \left[\left(\frac{1}{1^2} \right) - \left(\frac{1}{3^2} \right) \right]$$

Despejando λ , tenemos: $\lambda = 1,03 \cdot 10^{-7} \text{ m}$

A partir de la longitud de onda, se calcula la frecuencia y la energía asociada:

$$c = \lambda \cdot f \rightarrow f = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{1,03 \cdot 10^{-7} \text{ m}} = 2,91 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

$$E = h \cdot f = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 2,91 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} = 1,93 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Para pasar la energía a kJ/mol, tenemos en cuenta el número de Avogadro:

$$E = 1,93 \cdot 10^{-18} \text{ J/átomo} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol} = 1,162 \cdot 10^6 \text{ J/mol} = 1162 \text{ kJ/mol}$$

b) Haciendo un balance energético de la situación, la energía cinética del electrón es igual a la energía recibida menos la energía de ionización, es decir:

$$E_c = E - E_{\text{ionización}} \rightarrow E_{\text{ionización}} = E - E_c$$

$$E_{\text{ionización}} = 1,93 \cdot 10^{-18} \text{ J} - \frac{(9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}) \cdot (1,67 \cdot 10^6 \text{ m/s})^2}{2} = 6,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/átomo}$$

15 ¿Cómo podemos determinar la composición química de una estrella? Justifica la respuesta.

La espectroscopía de estrellas nos permite determinar las propiedades y composiciones químicas de las mismas. A partir de esta información para estrellas de diferente edad en la Vía Láctea es posible reconstruir la evolución química de la galaxia, así como el origen de los elementos más pesados que el boro, forjados principalmente en los interiores estelares. También es posible estudiar la formación estelar, y la de la propia galaxia, a través de la huella que deja el potencial galáctico en las órbitas de las estrellas, y de las distribuciones de masa, edad y la abundancia de elementos pesados.

La obtención de espectros con alta resolución espectral, apropiados para estudios de la composición química, requiere instrumentación sofisticada y eficiente. La interpretación de los espectros se basa en modelos físicos de las atmósferas de las estrellas, de donde se escapa la luz que observamos. Los elementos fundamentales para la construcción de estos modelos son la dinámica de fluidos, y las propiedades de los átomos, iones y moléculas, especialmente en lo que se refiere a sus interacciones con la radiación que proviene del interior estelar. Una vez que se tiene un modelo plausible, es posible calcular de forma detallada cómo se propaga la radiación a través de la atmósfera estelar, y el espectro emergente.

Dualidad onda-corpúsculo. Efecto fotoeléctrico

16 ¿Qué es el efecto fotoeléctrico? ¿Y la frecuencia umbral? ¿Y el potencial de frenado?

Se conoce con el nombre de efecto fotoeléctrico a la emisión de electrones por un metal al ser irradiado con radiación electromagnética. Este efecto fue descubierto por Hertz en 1887.

Para cada sustancia hay una frecuencia mínima o umbral de la radiación electromagnética por debajo de la cual no se producen fotoelectrones por más intensa que sea la radiación. La emisión electrónica aumenta cuando se incrementa la intensidad de la radiación que incide sobre la superficie del metal, ya que hay más energía disponible para liberar electrones.

El potencial de frenado es el potencial que se debe aplicar para detener los electrones que han sido acelerados por una radiación electromagnética. El potencial de frenado depende del material emisor de electrones y de la frecuencia de la radiación incidente y no tiene nada que ver con la intensidad de la luz incidente.

17 Calcula la diferencia de potencial con que debe ser acelerado un protón que parte del reposo para que, después de atravesar dicho potencial, la longitud de onda de De Broglie asociada al protón sea $5 \cdot 10^{-13}$ m. Datos: carga protón = $1,6 \cdot 10^{-19}$ C, masa protón = $1,67 \cdot 10^{-27}$ kg, $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J · s.

La longitud de onda de De Broglie, viene dada por:

$$\lambda_{\text{Broglie}} = \frac{h}{m \cdot v}$$

Podemos calcular la velocidad del protón a partir de la expresión:

$$v = \frac{h}{m \cdot \lambda_{\text{Broglie}}} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot 5 \cdot 10^{-13} \text{ m}} = 7,94 \cdot 10^5 \text{ m/s}$$

Teniendo en cuenta las siguientes expresiones:

$$E_c = \frac{m \cdot v^2}{2}, \quad E = q \cdot \Delta V$$

La diferencia de potencial viene dada por:

$$\Delta V = \frac{m \cdot v^2}{2 \cdot q} = \frac{1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \cdot (7,94 \cdot 10^5 \text{ m/s})^2}{2 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}} = 3290,09 \text{ V}$$

Página 69

18 En un experimento de efecto fotoeléctrico un haz de luz de 500 nm de longitud de onda incide sobre un metal cuya función de trabajo (o trabajo de extracción) es de 2,1 eV. Analiza la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) los electrones arrancados pueden tener longitudes de onda menores de 10^{-9} m, b) la frecuencia umbral del metal es mayor de 10^{14} s^{-1} . Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J · s, $c = 3 \cdot 10^8$ m/s, masa electrón = $9,1 \cdot 10^{-31}$ kg, $q_e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C

a) Según la ecuación de Einstein para el efecto fotoeléctrico:

$$E = W_e + E_c \rightarrow E_c = E - W_e = \frac{h \cdot c}{\lambda} - W_e$$

Así:

$$E_c = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{5 \cdot 10^{-7} \text{ m}} - 2,1 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}$$

$$E_c = 3,98 \cdot 10^{-19} \text{ J} - 3,36 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 6,2 \cdot 10^{-20} \text{ J}$$

A partir de la expresión de la energía cinética, calculamos la velocidad del electrón arrancado de la superficie metálica:

$$E_c = \frac{m \cdot v^2}{2} \rightarrow v = \left(\frac{2 \cdot E_c}{m} \right)^{\frac{1}{2}} = \left(\frac{2 \cdot 6,2 \cdot 10^{-20} \text{ J}}{9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}} \right)^{\frac{1}{2}} = 3,69 \cdot 10^5 \text{ m/s}$$

Ahora podemos calcular la longitud de onda de De Broglie asociada al electrón arrancado:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot 3,69 \cdot 10^5 \text{ m/s}} = 1,97 \cdot 10^{-9} \text{ m}$$

A la vista de los resultados, esta afirmación es falsa, los electrones arrancados no pueden tener longitudes de onda menores que 10^{-9} m.

b) La frecuencia umbral del metal se calcula a partir de la expresión del trabajo de extracción:

$$W_e = h \cdot f_0 \rightarrow f_0 = \frac{W_e}{h} = \frac{2,1 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 5,07 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

A la vista de los resultados esta afirmación es verdadera.

19 Según la hipótesis de De Broglie, un electrón puede comportarse como una onda o como una partícula. Si el electrón tiene una λ , ¿le corresponde algún color?

En 1927 G.P. Thomson, en Inglaterra, y C.G. Davisson y L. Germer, en Estados Unidos, realizaron trabajos experimentales independientes con los que confirmaron la existencia de las ondas de De Broglie, al comprobar la difracción de electrones por redes cristalinas. La investigación de la naturaleza ondulatoria de la materia mediante experimentos de difracción por cristales fue sugerido en 1926 por W. Elsasser, en analogía a lo que se había hecho con los rayos X para establecer su naturaleza ondulatoria y determinar su longitud de onda.

Davisson y Germer, en los laboratorios de la compañía Bell Telephones, utilizaron un dispositivo en el que los electrones eran emitidos por un filamento de wolframio calentado (emisión termiónica), acelerados por una diferencia de potencial del orden de los 50 V y lanzados en incidencia normal contra un cristal de níquel, que poseía una estructura cúbica.

La naturaleza ondulatoria de los electrones es el fundamento de los denominados **microscopios electrónicos**, que empezaron a usarse a partir de 1932. Con ellos se consiguen resoluciones del orden casi del Å (con electrones acelerados por un potencial de aproximadamente 100 keV), lo que supuso un gran avance frente a la resolución máxima de los microscopios ópticos convencionales (unos 2000 Å aproximadamente); el enfoque se consigue mediante la aplicación de campos electromagnéticos.

Podemos hablar de la naturaleza ondulatoria del electrón según Louis De Broglie ya contrastada por el experimento de Davisson y Germer, pero al electrón no le corresponde un «color» por este motivo.

20 Si se ilumina con luz correspondiente a la región del amarillo, observando que se produce efecto fotoeléctrico, explica si se modifica o no, la energía cinética máxima de los electrones emitidos: a) si iluminando el metal con la luz amarilla indicada se duplica la intensidad de la luz; b) si se ilumina el metal con luz correspondiente a la región del ultravioleta.

- a) No se modifica la energía cinética máxima de los electrones emitidos. Un aumento de intensidad provocará que un mayor número de electrones sean liberados pero la energía cinética solo se modifica si varía la frecuencia.

$$E = W_e + E_c \rightarrow h \cdot f = h \cdot f_0 + E_{c \text{ máx}}$$

- b) La frecuencia de la luz ultravioleta es mayor que la del amarillo, por lo tanto, aumentará la energía cinética máxima de los electrones.

$$E_{c \text{ máx}} = h \cdot f - W_e$$

21 Los electrones emitidos por una superficie metálica tienen una energía cinética máxima de 2,5 eV para una radiación incidente de 350 nm de longitud de onda. Calcula: a) el trabajo de extracción de un mol de electrones en julios; b) la diferencia de potencial mínima (potencial de frenado) requerida para frenar los electrones emitidos. Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$, $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$, $q_e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

- a) Según la ecuación de Einstein para el efecto fotoeléctrico:

$$E = W_e + E_c$$

Así:

$$W_e = E - E_c \rightarrow W_e = \frac{h \cdot c}{\lambda} - E_c$$

$$W_e = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{3,5 \cdot 10^{-7} \text{ m}} - 2,5 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}$$

$$W_e = 5,68 \cdot 10^{-19} \text{ J} - 4 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 1,68 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

El trabajo de extracción para un mol de electrones viene dado por:

$$W_e = 1,68 \cdot 10^{-19} \text{ J/e} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ e/mol} = 1,01 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$$

- b) La diferencia de potencial mínima o potencial de frenado requerida para frenar los electrones emitidos viene dada por la expresión:

$$q \cdot \Delta V_{\text{frenado}} = E_{c \text{ máx}}$$

Así:

$$\Delta V_{\text{frenado}} = \frac{2,5 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}}{1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}} = 2,5 \text{ V}$$

22 El trabajo de extracción de un material metálico es 2,5 eV. Se ilumina con luz monocromática y la velocidad máxima de los electrones emitidos es $1,5 \cdot 10^6 \text{ m/s}$. Determina: a) la frecuencia de la luz incidente y la longitud de onda de De Broglie asociada a los electrones emitidos; b) la longitud de onda con la que hay que iluminar el material metálico para que la energía cinética máxima de los electrones emitidos sea de 1,9 eV.

- a) Según la ecuación de Einstein para el efecto fotoeléctrico:

$$E = W_e + E_c \rightarrow E = (2,5 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}) + \frac{(9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot (1,5 \cdot 10^6 \text{ m/s})^2)}{2}$$

$$E = 4 \cdot 10^{-19} \text{ J} + 1,02 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 1,42 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Aplicando la fórmula de Planck, se calcula la frecuencia de la luz incidente:

$$E = h \cdot f \rightarrow f = \frac{E}{h} = \frac{1,42 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 2,14 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

La longitud de onda de De Broglie asociada a los electrones emitidos viene dada por:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} \rightarrow \lambda = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot 1,5 \cdot 10^6 \text{ m/s}} = 4,86 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

b) Según la ecuación de Einstein para el efecto fotoeléctrico:

$$E = W_e + E_c$$

Así:

$$E = 2,5 \text{ eV} + 1,9 \text{ eV} = 4,4 \text{ eV} \rightarrow E = 4,4 \text{ eV} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV} = 7,04 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Aplicando la fórmula de Planck, se calcula la longitud de onda de la radiación incidente:

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

$$\lambda = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \cdot 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{7,04 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 2,83 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

Principio de incertidumbre. Mecánica cuántica. Números cuánticos

Página 69

23 Explica si es compatible el modelo atómico de Bohr con el principio de incertidumbre de Heisenberg.

El modelo atómico de Bohr habla de certezas, ya que permite conocer de forma exacta que el electrón del átomo de hidrógeno gira a una determinada distancia del núcleo, con una determinada velocidad y con una determinada energía.

El principio de incertidumbre de Heisenberg nos dice que es imposible conocer de forma exacta y simultánea el momento (velocidad) y la posición de un electrón aislado, por lo que al tratar de determinar la posición exacta de un electrón se altera su velocidad y energía.

Por tanto podemos concluir que el modelo de Bohr y el principio de incertidumbre son incompatibles siempre.

24 Busca información sobre la «paradoja del gato de Schrödinger».

El experimento del gato de Schrödinger es un experimento imaginario diseñado por E. Schrödinger en 1937.

En este experimento mental, Schrödinger maquina una composición diabólica. Se trata de un gato encerrado en una caja de acero en el que hay una vasija cerrada con cianuro de hidrógeno (gas venenoso) susceptible de ser golpeada por un martillo acoplado a un contador Geiger. Además, hay una fuente de átomos radiactivos, de manera que si se produce la desintegración radiactiva de algún átomo, el contador Geiger disparará el martillo, que romperá la vasija y, por consiguiente, el gato morirá.

La mecánica cuántica nos da una probabilidad del 50% de que al cabo de una hora se haya producido la desintegración y el gato esté muerto. ¿Qué sabemos entonces, después de una hora y sin abrir la caja, del estado del gato? No tenemos forma de saberlo si no abrimos la caja para comprobarlo.

Si intentamos describir lo que ocurre en el interior de la caja, llegamos a una condición muy extraña: el gato se describe mediante una función de onda que da como resultado una superposición de dos estados combinados de «gato vivo» y «gato muerto». Esto significa que mientras la caja permanezca cerrada, el gato estará a la vez vivo y muerto. El estado del gato ha dejado de ser algo concreto para transformarse en una probabilidad.

La única forma de saber con certeza si el gato está vivo o muerto es abrir la caja y mirar dentro. En algunos casos nos encontraremos con un gato vivo y en otros, con uno muerto. Según Schrödinger, lo que ha ocurrido es que, al realizar la medida, el observador interactúa con el sistema y lo altera, «rompiendo» la superposición de estados y el sistema se

define en uno de sus dos estados posibles. La mecánica cuántica garantiza que mientras nadie espíe en el interior de la caja, el gato se encuentra en una superposición de los dos estados «vivo/muerto».

Esta superposición de estados es una consecuencia de la naturaleza ondulatoria de la materia y su aplicación a sistemas macroscópicos (como un gato) es lo que nos lleva a la paradoja propuesta por Schrödinger.

- 25** Si la velocidad de un electrón es $2,4 \cdot 10^7$ m/s y el error que cometemos al medir la velocidad es del 3%, indica la incertidumbre cometida al valorar la posición del electrón. Datos: $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ J · s, masa electrón = $9,1 \cdot 10^{-31}$ kg

$$\text{Tenemos: } \Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4 \cdot \pi} \rightarrow \Delta x \geq \frac{h}{4 \cdot \pi \cdot m \cdot \Delta v}$$

Calculamos Δv :

$$\Delta v = 0,03 \cdot 2,4 \cdot 10^7 \text{ m/s} = 7,2 \cdot 10^5 \text{ m/s}$$

$$\text{Así: } \Delta x \geq \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}}{4 \cdot \pi \cdot 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot 7,2 \cdot 10^5 \text{ m/s}} \rightarrow \Delta x \geq 8,05 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

- 26** Indica, justificando brevemente la respuesta, cuáles de las siguientes designaciones de orbitales atómicos no son posibles: a) 9s; b) 1p; c) 4d; d) 0s; e) 1/2s.

No son posibles los orbitales 1p, 0s y 1/2s debido a que:

- b) 1p: No es posible porque los orbitales tipo p no aparecen hasta el segundo nivel energético ($n = 2$).
- d) 0s: No es posible, ya que no existe el nivel energético $n = 0$
- e) 1/2s: No es posible, ya que no existe el nivel energético $n = 1/2$.

- 27** a) Indica un valor aceptable para el número cuántico cuyo valor falta en el conjunto $n = 3$, $l = ?$, $m_l = 2$. Justifica la respuesta.

b) A partir de los valores de los números cuánticos n y l del conjunto anterior, indica el tipo de orbitales que representan.

- a) El valor del número cuántico l viene dado por las siguientes condiciones: 1) l siempre es menor que n , 2) los valores de m_l van desde $-l$ hasta $+l$.

Teniendo en cuenta las condiciones anteriores, el valor del número cuántico l , debe ser, $l = 2$.

- b) Los valores $n = 3$ y $l = 2$ corresponden a un orbital 3d.

- 28** Justifica si es posible que existan electrones con los siguientes números cuánticos:

a) (3, -1, 1, -1/2)

b) (3, 2, 0, 1/2)

c) (2, 1, 2, 1/2)

d) (1, 1, 0, -1/2)

a) (3, -1, 1, -1/2): No es posible porque el número cuántico l nunca puede ser negativo.

b) (3, 2, 0, 1/2): Sí es posible la existencia de electrones con esta combinación de números cuánticos.

c) (2, 1, 2, 1/2): No es posible porque el número cuántico m_l , o número cuántico magnético orbital no puede tomar valores superiores a la del número cuántico l .

d) (1, 1, 0, -1/2): No es posible porque si $n = 1$, necesariamente el número cuántico l tiene que ser 0.

29 Para el siguiente conjunto de números cuánticos que aparecen en los siguientes apartados, explica si pueden corresponder a un orbital atómico y, en los casos afirmativos, indica de qué orbital se trata: a) $n = 5, l = 2, m_l = 2$; b) $n = 1, l = 0, m_l = -1/2$; c) $n = 2, l = -1, m_l = 1$; d) $n = 3, l = 1, m_l = 0$

Cada orbital atómico viene caracterizado por el valor de los tres números cuánticos n, l y m_l . Estos números cuánticos están sujetos a las siguientes limitaciones:

$$n = 1, 2, 3, \dots \quad l = 0, 1, 2, \dots, n-1 \quad m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

- a) $n = 5, l = 2, m_l = 2$: Sí puede corresponder a un orbital atómico, se trata de un orbital 5d.
- b) $n = 1, l = 0, m_l = -1/2$: No puede corresponder a un orbital atómico porque m_l siempre toma valores enteros, en ningún caso puede ser $m_l = -1/2$.
- c) $n = 2, l = -1, m_l = 1$: No puede corresponder a un orbital atómico porque el número cuántico l nunca puede ser negativo.
- d) $n = 3, l = 1, m_l = 0$: Sí puede corresponder a un orbital atómico, se trata de un orbital 3p.

30 Indica razonadamente cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos son correctas y, en su caso, el nombre de los orbitales que representan los valores de n y l , así como el número de electrones que pueden alojar dichos orbitales: a) (2, 0, -1, 1/2), b) (3, 2, 1, -1/2), c) (2, 1, -1, -1/2), d) (1, -1, 0, 1/2), e) (4, 3, -2, -1/2).

- a) La combinación (2, 0, -1, 1/2) no es correcta, porque si $l = 0, m_l$ necesariamente tiene que ser 0.
- b) La combinación (3, 2, 1, -1/2) es correcta. Como $n = 3$ y $l = 2$, corresponde a un orbital 3d. Hay cinco orbitales tipo d , por lo tanto caben diez electrones.
- c) La combinación (2, 1, -1, -1/2) es correcta. Como $n = 2$ y $l = 1$, corresponde a un orbital 2p. Hay tres orbitales tipo p , por lo tanto caben seis electrones.
- d) La combinación (1, -1, 0, 1/2) no es correcta, porque si $n = 1, l$ necesariamente tiene que ser 0. Además el número cuántico l no puede tomar valores negativos.
- e) La combinación (4, 3, -2, -1/2) es correcta. Como $n = 4$ y $l = 3$, corresponde a un orbital 4f. Hay siete orbitales tipo f , por lo tanto caben catorce electrones.

31 Razona la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) en los orbitales 2p solo puede haber cuatro electrones; b) si en los orbitales 3d colocamos seis electrones, no habrá ninguno desapareado; c) en un mismo orbital, dos electrones se diferencian por su número cuántico m_s .

- a) Falsa: Como la subcapa 2p tiene tres orbitales y en cada orbital caben dos electrones, puede alojar un máximo de seis electrones.
- b) Falsa: La subcapa 3d contiene cinco orbitales, si colocamos seis electrones, teniendo en cuenta el principio de exclusión de Pauli y la regla de Hund, tendríamos una configuración orbital con cuatro electrones desapareados.
- c) Verdadera: Cada orbital está determinado por los números cuánticos orbitales n, l y m_l . Estos números cuánticos son comunes a ambos electrones. Según el principio de exclusión de Pauli, no puede haber dos electrones en un mismo orbital con los cuatro números cuánticos iguales, el número cuántico que les diferencia es el número cuántico magnético de espín, m_s , que puede tomar los valores $+1/2$ y $-1/2$.

32 Indica de manera razonada el número máximo de electrones en un átomo que pueden tener los números cuánticos $n = 2$ y $m_s = -1/2$.

Cada electrón en un átomo viene determinado por los valores de los números cuánticos n , l , m_l y m_s . Si $n = 2$ y $m_s = -1/2$, los valores posibles que pueden tener l y m_l son:

$(2, 0, 0, -1/2)$, $(2, 1, -1, -1/2)$, $(2, 1, 0, -1/2)$, $(2, 1, 1, -1/2)$.

Por tanto, el número máximo de electrones que cumplen la condición que se exige es cuatro.

33 ¿Por qué es necesario construir aceleradores de partículas de mayor diámetro para descubrir nuevas partículas?

Los aceleradores de partículas utilizan campos electromagnéticos para acelerar las partículas cargadas eléctricamente de manera que estas colisionen entre sí hasta alcanzar velocidades cercanas a la de la luz y energías muy elevadas. Para conseguir estas energías tan elevadas es necesario construir aceleradores de partículas cada vez más grandes.

De esta manera se consigue producir nuevas partículas transformando energía en materia de acuerdo con la ecuación de Einstein, $E = m \cdot c^2$. Se pueden crear partículas que solo existieron en la naturaleza en los primeros instantes del universo y mediante su estudio, entender su nacimiento y evolución.

Los responsables del CERN trabajan ya en el relevo del LHC, un colisionador lineal compacto (*International Linear Collider*) de cincuenta kilómetros de longitud. El nuevo acelerador alcanzará energías sin precedentes para los electrones y sus gemelos de antimateria, los positrones, para hacerlos colisionar y producir nuevas partículas. El estudio de estas colisiones proporcionará una información más detallada que complementará los resultados obtenidos con el LHC.

34 Investiga sobre las aplicaciones de la física de partículas en la medicina.

La física de partículas es la base de diversas técnicas de imagen como son la **tomografía por emisión de positrones (PET)** o por **emisión de un solo fotón (SPECT)**, y también de algunas terapias, como la radioterapia o la terapia hadrónica.

La imagen PET (tomografía por emisión de positrones) es una herramienta de diagnóstico cada vez más importante. Se basa en el estudio de los rayos gamma emitidos cuando un positrón colisiona con su antipartícula, el electrón, obteniéndose así imágenes del funcionamiento de distintos órganos y partes del cuerpo.

La **tecnología GRID**, que distribuye, almacena y analiza los datos producidos en los experimentos del LHC, se ha utilizado también para crear una base de datos con imágenes de mamografías en toda Europa que ha permitido avanzar en la prevención y estudio del cáncer de mama.

Las **radiaciones ionizantes** se han utilizado desde su descubrimiento en el tratamiento de tumores. La **radioterapia** dirige estos haces de radiación hasta las zonas que se quieren eliminar, minimizando el daño al tejido sano. Es uno de los métodos más extendidos para tratar el cáncer.

La **terapia en partículas pesadas o hadronterapia**, tiene la ventaja del uso de partículas como los protones para tratar tumores bien localizados, cercanos a órganos críticos o en niños. Esto se explica por el «pico de Bragg», que muestra cómo la dosis de energía depositada en el cuerpo incide directamente en el tumor, no afectando a tejidos sanos.

Hay una intensa investigación en este campo para desarrollar herramientas para la terapia con partículas pesadas. El CERN coordina una iniciativa europea en este sentido denominada ENLIGHT (*European Network for LiGht Ion Hadron Therapy*) que abarca varias líneas de investigación.

En el mundo existe medio centenar de instalaciones que realizan terapia de partículas, tratando a unos 100000 enfermos.