

10

ESTRUCTURA ATÓMICA Y MODELOS ATÓMICOS

10.1. EVIDENCIAS DE ESTRUCTURA INTERNA EN LOS ÁTOMOS

1. Teniendo en cuenta la existencia de carga positiva y negativa en la materia, explica los siguientes fenómenos:

- ¿Por qué al frotar con un paño un bolígrafo de plástico, este atrae pequeños trozos de papel? ¿Qué le ocurrirá al paño?**
- ¿Por qué a veces un peine atrae al pelo?**
- ¿Por qué al acercar el dorso de la mano a la pantalla del televisor, se te eriza el vello?**

Los estudiantes, en principio, hablan de cargas positivas y negativas, sin identificarlas con los protones y los electrones. La explicación que pueden dar a los fenómenos indicados puede ser algo parecido a lo siguiente:

a) Al frotar el bolígrafo se produce un desequilibrio en sus cargas, de manera que queda con un exceso de cargas de un signo. Al acercar el bolígrafo al papel, se alejan de este las cargas del mismo signo que tiene el bolígrafo y se acercan las de signo distinto. Se establece una interacción atractiva entre el bolígrafo y los trocitos de papel. Esta fuerza atractiva llega a vencer al peso de los papeles, que quedan adheridos al bolígrafo.

Por su parte, el paño queda cargado con la misma carga que el bolígrafo, pero de distinto signo, ya que parte de la carga pasa de uno al otro.

b) De la misma manera que en el caso del bolígrafo y el paño, al peinar el pelo, la fricción hace que se produzca un desequilibrio entre las cargas del pelo y del peine. Así, el pelo queda cargado con carga de un signo, y el peine con la misma carga, pero de signo contrario. Como el pelo es muy ligero, al acercar el peine se establece una atracción entre ambos que es capaz de vencer el peso de los cabellos.

c) La pantalla de televisión también está cargada; al acercar el dorso de la mano, la distribución de carga del vello, que inicialmente es neutra, se modifica: se alejan las cargas del mismo signo que las de la pantalla y se acercan las de distinto signo, de manera que se establece una atracción entre la pantalla y el vello, lo que hace que este se erice.

2. Al hacer la electrólisis del agua, en uno de los electrodos se obtiene hidrógeno. Propón un modelo que explique cómo se forma este elemento a partir del agua. Para ello, recuerda lo que has estudiado en la unidad 8.

Con lo visto en esta unidad y en la 8, el razonamiento de los estudiantes puede ser algo parecido a lo siguiente:

Pueden hablar de la existencia de iones H^+ en el agua. Para que se obtenga hidrógeno gas (H_2) a partir del agua, es necesario neutralizar la carga positiva de dos iones H^+ . Esta neutralización se puede producir por pérdida de dichas cargas positivas o por ganancia de dos cargas negativas. (Puede que alguien hable ya de electrones, y que incluso indique que estos electrones los proporciona la “electricidad”).

3. En la electrólisis del cloruro de sodio (NaCl) fundido se obtiene cloro (gas) y sodio (metal). Teniendo en cuenta lo que ahora sabemos acerca del proceso de electrólisis, propón un modelo que explique cómo se obtienen ambos elementos.

En el cloruro de sodio fundido hay iones Cl^- y Na^+ . Cada uno de estos iones emigra a un electrodo y deja la carga que lleva, neutralizándose y obteniéndose en cada electrodo cloro y sodio, respectivamente.

NOTA: Estas dos últimas actividades están propuestas no para explicar lo que sucede en una electrólisis, sino para ver la idea que los alumnos se hacen acerca de cómo sucede el fenómeno electrolítico. Una vez evidenciada la existencia del electrón, en el siguiente epígrafe se pueden volver a plantear de nuevo, si se desea, ambas actividades.

10.2. MODELOS ATÓMICOS

1. Calcula la masa del electrón y compárala con la masa de un átomo de hidrógeno.

Se puede calcular la masa del electrón teniendo en cuenta la relación e/m y el valor de la carga del electrón, que aparecen en el texto:

$$\frac{e}{m} = 1,759 \cdot 10^{11} \text{ C/kg}$$

$$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Despejando:

$$m(\text{electrón}) = \frac{1,602 \cdot 10^{-19}}{1,759 \cdot 10^{11}} = 9,107 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

Teniendo en cuenta que la masa de un átomo de hidrógeno, como vimos en la unidad anterior, es de $1,6737 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$, resulta que la masa del electrón es 1/1838 la del átomo de hidrógeno.

2. De las hipótesis propuestas por Dalton, ¿cuáles invalidan el modelo de Thomson?

El modelo de Thomson invalida la hipótesis de Dalton que dice que los átomos son indivisibles e inalterables.

3. El modelo de Thomson considera el átomo como una esfera, cargada positivamente, en la que los electrones están incrustados. ¿Por qué no hizo Thomson la suposición contraria, es decir, una esfera cargada negativamente en la que las cargas positivas estaban incrustadas?

En las experiencias con tubos de descarga de gases, los rayos catódicos aparecían siempre con independencia del gas encerrado en el tubo. El hecho de que estos rayos tuvieran carga negativa hizo que Thomson considerara el átomo como una esfera con carga positiva en la que estaban incrustados los electrones, puesto que eran estos los que eran arrancados en dichas experiencias.

4. Rutherford recibió las críticas del estamento científico de la Universidad de McGill (Canadá) donde trabajaba al proponer que un átomo, cuando emite radiación α o β , transmuta y se convierte en un átomo de otro elemento químico. ¿Por qué se criticó tanto esa hipótesis? Ten en cuenta las ideas alquimistas sobre conversión de diferentes metales en oro.

La propuesta de Rutherford hacía pensar en las ideas de los antiguos alquimistas, ya superadas con la aceptación de las hipótesis atómicas de Dalton. Recordemos que los alquimistas pretendían convertir los metales en oro, y para ello dedicaron no pocos esfuerzos a la búsqueda de “la piedra filosofal”, que era el componente fundamental que debía hacer posible la transmutación.

10.3. MODELO DE RUTHERFORD

1. Si Dalton hubiese vivido cuando Rutherford realizó su experiencia, se habría sorprendido al ver que la mayoría de las partículas α atraviesan la lámina de oro. ¿Por qué?

Dalton suponía que los átomos eran esferas macizas y muy densas, por lo que, según su modelo, las partículas α de la experiencia de Rutherford deberían rebotar en su gran mayoría al chocar con la lámina de oro y no atravesarla, como sucedía en la práctica.

2. Calcula la densidad del núcleo del átomo de flúor sabiendo que su radio nuclear es $5 \cdot 10^{-13}$ cm y su masa $2,84 \cdot 10^{-23}$ g.

Si suponemos el núcleo atómico del flúor esférico, podemos calcular su densidad como se indica:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{m}{\frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3} \rightarrow d = \frac{2,84 \cdot 10^{-23}}{\frac{4}{3} \cdot \pi \cdot (5 \cdot 10^{-13})^3} = 5,424 \cdot 10^{13} \text{ g/cm}^3$$

3. La lámina de oro utilizada por Rutherford tenía un espesor de 10^{-5} cm. Si tenemos en cuenta que el diámetro de un átomo de oro es, aproximadamente, 10^{-7} cm, calcula cuántos átomos de oro tenían que atravesar las partículas α .

El cálculo para resolver esta actividad es muy sencillo; tan solo hay que dividir el espesor de la lámina, 10^{-5} cm, entre el diámetro de un átomo de oro, 10^{-7} cm. El resultado es que las partículas α tenían que atravesar unos 100 átomos de oro.

4. ¿Por qué crees que se tardó tanto tiempo en detectar el neutrón?

La razón principal es que es una partícula sin carga eléctrica y, por tanto, no fácilmente detectable mediante, por ejemplo, la aplicación de campos eléctricos o magnéticos.

10.4. NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO MÁSICO

1. Razona qué le ocurre a un átomo cuando se le arranca un electrón de la corteza. ¿Y si se le añade? ¿Se podrá arrancar con la misma facilidad un protón?

Cuando a un átomo se le arranca un electrón de su corteza, se transforma en un ion con una carga positiva.

Si se le añade un electrón, se transforma en un ion con carga negativa.

Para arrancar un protón se requerirá muchísima más energía que para arrancar un electrón, por la localización de los primeros en el núcleo del átomo. Esto será estudiado con más profundidad en la siguiente unidad, cuando se aprenda el concepto de energía de ionización.

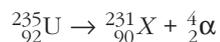
2. Indica el número de protones, neutrones y electrones de las siguientes especies químicas:



Especie química	Protones	Electrones	Neutrones
${}^{12}_6\text{C}$	6	6	6
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	17	17	18
${}^{66}_{30}\text{Zn}$	30	30	36
${}^{235}_{92}\text{U}$	92	92	143
Cl^-	17	18	18
Zn^{2+}	30	28	36

3. El ${}^{235}_{92}\text{U}$ se desintegra emitiendo una partícula α , que está formada por dos protones y dos neutrones. Calcula el número atómico y el número másico del átomo resultante.

Si en la desintegración del ${}^{235}_{92}\text{U}$ no se produce la emisión de ninguna otra partícula, podemos escribir la siguiente reacción:



El elemento X es el torio (Th).

4. Calcula la abundancia isotópica de los dos isótopos naturales del hidrógeno, de masas atómicas relativas $A_r({}^1\text{H}) = 1,007825$ y $A_r({}^2\text{H}) = 2,0140$, si la masa atómica relativa promedio del hidrógeno tiene un valor $A_r(\text{H}) = 1,00797$.

La abundancia isotópica, expresada en porcentaje, indica la cantidad de átomos de cada isótopo que hay en una muestra de 100 átomos. De acuerdo con ello:

$$x = \text{porcentaje de átomos de } {}^1\text{H} \text{ (átomos de hidrógeno de masa 1 u)}$$

$$100 - x = \text{porcentaje de átomos de } {}^2\text{H} \text{ (átomos de hidrógeno de masa 2 u)}$$

La masa atómica promedio es la media ponderada de las masas atómicas de ambos isótopos:

$$1,00797 = \frac{1,007825 \cdot x + 2,0140 \cdot (100 - x)}{100}$$

Al resolver esta ecuación, obtenemos el siguiente resultado:

$$x = 99,986 \% \text{ átomos de } {}^1\text{H}$$

$$100 - x = 0,014 \% \text{ átomos de } {}^2\text{H}$$

5. Determina la masa atómica relativa del magnesio a partir de las masas atómicas relativas de los isótopos naturales que lo forman y de su abundancia en la naturaleza:

Isótopo	Abundancia	A_r
^{24}Mg	78,60%	23,993
^{25}Mg	10,11%	24,994
^{26}Mg	11,29%	25,991

La masa atómica promedio es la media ponderada de las masas atómicas de los tres isótopos:

$$A_{r\text{media}} = \frac{\Sigma(A_r \cdot \text{Abundancia})}{100}$$

$$A_r(\text{Mg}) = \frac{23,993 \cdot 78,6 + 24,994 \cdot 10,11 + 25,991 \cdot 11,29}{100} = 24,32$$

10.5. ESPECTROS

1. Calcula la energía asociada a un fotón de frecuencia $5 \cdot 10^{14}$ Hz. ¿A qué zona del espectro corresponde esa radiación?

Según la hipótesis cuántica de Planck, la energía de un fotón es proporcional a su frecuencia: $E = h \cdot \nu$

Por tanto, sustituyendo: $E = 6,6261 \cdot 10^{-34} \cdot 5 \cdot 10^{14} = 3,31 \cdot 10^{-19}$ J

Como se puede comprobar en la ilustración de la página 256 del libro del alumnado, esa radiación corresponde a la zona visible del espectro.

2. Calcula la frecuencia asociada a los fotones cuya energía es: $6,6 \cdot 10^{-27}$ J, $3,5 \cdot 10^{-19}$ J, $3,3 \cdot 10^{-13}$ J. Indica a qué zona del espectro corresponden.

Utilizando la misma expresión que en el apartado anterior pero calculando, en este caso, la frecuencia, obtenemos:

$$\bullet \nu_1 = \frac{E_1}{h} = \frac{6,6 \cdot 10^{-27}}{6,621 \cdot 10^{-34}} = 9,97 \cdot 10^6 \text{ Hz}$$

La radiación de frecuencia ν_1 pertenece a la zona de las ondas de radio.

$$\bullet \nu_2 = \frac{E_2}{h} = \frac{3,5 \cdot 10^{-19}}{6,621 \cdot 10^{-34}} = 5,29 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

La radiación de frecuencia ν_2 pertenece a la zona del espectro visible.

$$\bullet \nu_3 = \frac{E_3}{h} = \frac{3,3 \cdot 10^{-13}}{6,621 \cdot 10^{-34}} = 4,98 \cdot 10^{20} \text{ Hz}$$

La radiación de frecuencia ν_3 pertenece a la zona de los rayos gamma.

10.6. EL ÁTOMO DE BOHR

1. Calcula la longitud de onda, la frecuencia y la energía que posee un fotón asociado a la serie de Balmer para el cual $n_1 = 4$.

La expresión que permite calcular la longitud de onda de un fotón de la serie de Balmer es la siguiente:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 3, 4, 5, \dots)$$

En este caso, $n = 4$. Además, sabemos que $R_H = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$.

Sustituyendo los valores, y despejando λ , obtenemos su valor:

$$\lambda = \frac{1}{R_H \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)} = \frac{1}{1,097 \cdot 10^7 \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right)} = 4,86 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

Si c es la velocidad con que se propaga la luz y, en general, cualquier radiación electromagnética, se cumple la relación:

$$c = \lambda \cdot \nu; \text{ donde } c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$$

Por tanto, la frecuencia del fotón es:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{4,86 \cdot 10^{-7}} = 6,17 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

Y, teniendo en cuenta que, según la hipótesis cuántica de Planck, la energía de un fotón es proporcional a su frecuencia, ν , la energía de dicho fotón es:

$$E = h \cdot \nu = 6,621 \cdot 10^{-34} \cdot 6,17 \cdot 10^{14} = 4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

2. ¿Cómo resuelve el modelo de Bohr el problema de la inestabilidad que presentaban los átomos, de acuerdo con el modelo de Rutherford?

El problema de la inestabilidad del átomo, que presenta el modelo atómico de Rutherford, es resuelto por Bohr con el siguiente postulado:

El electrón solo puede girar alrededor del núcleo en determinadas órbitas circulares, que se denominan órbitas estacionarias. La energía que corresponde a cada órbita estacionaria es invariable y, **mientras permanece en esa órbita, el electrón ni absorbe ni emite energía.**

3. ¿Cómo contribuye el modelo de Bohr a explicar los espectros discontinuos de los gases?

Los espectros discontinuos de los gases quedan explicados con los siguientes postulados:

- Cuando el electrón pasa de una órbita más próxima a otra más alejada del núcleo, absorbe energía y, al contrario, cuando pasa de una órbita más alejada a otra más próxima, emite energía.
- La energía absorbida o emitida es, precisamente, la diferencia de energía, $E_2 - E_1$, que existe entre las dos órbitas, y se corresponde con la emisión o absorción de un fotón de frecuencia ν , tal que:

$$E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

4. ¿Cómo explicarías el espectro continuo emitido por el sol, del que nosotros observamos el arco iris?

El espectro continuo emitido por el sol, o por cualquier sólido incandescente, puede explicarse teniendo en cuenta la enorme cantidad de átomos, que, además, están interrelacionados, por lo que la energía que emiten abarca todas las frecuencias, y las longitudes de onda se encuentran comprendidas entre dos valores extremos que dependen de la temperatura.

5. ¿Podríamos comparar a un átomo con un edificio de muchos pisos? Explícalo.

Sí. Un átomo se podría representar como un edificio de muchos pisos, cada uno de los cuales es un nivel de energía. Un electrón que se encuentra en un determinado nivel solo puede subir a un nivel superior (si se le suministra energía), o bajar a un nivel inferior (en este caso emite energía). En una zona intermedia entre dos niveles no puede quedarse. (Siguiendo con el símil, esta zona sería la escalera, donde el electrón no podría quedarse a “vivir”).

10.7. EL ÁTOMO DESPUÉS DE BOHR

1. Calcula la longitud de onda asociada a un coche de 1 500 kg de masa que se mueve con una velocidad media de 120 km/h.

Teniendo en cuenta la hipótesis de De Broglie, la longitud de onda asociada al movimiento de una partícula se puede calcular con la siguiente expresión:

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

donde h es la constante de Planck, $6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$, y $p = m \cdot v$, la cantidad de movimiento o momento lineal de la partícula.

Sustituyendo valores, obtenemos:

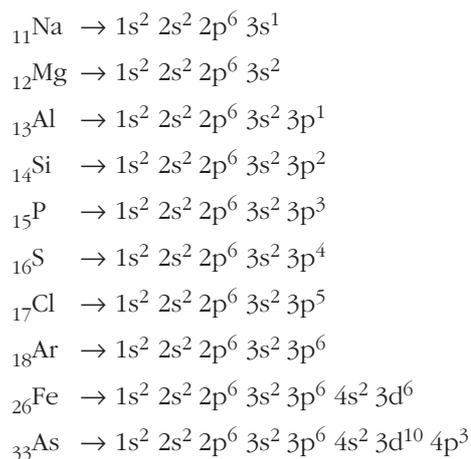
$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6,6261 \cdot 10^{-34}}{1\,500 \cdot 120 \cdot \frac{1\,000}{3\,600}} = 1,32 \cdot 10^{-38} \text{ m}$$

El valor obtenido es despreciable, por lo que no cabe hablar de comportamiento ondulatorio para las partículas macroscópicas; esto supone que se puede determinar perfectamente tanto la velocidad como la posición de dichas partículas. No obstante, en Física de 2º de Bachillerato analizaremos el comportamiento ondulatorio de la materia con más profundidad.

2. Escribe las configuraciones electrónicas, en el estado fundamental, correspondientes a los siguientes elementos químicos: $_{11}\text{Na}$, $_{16}\text{S}$, $_{17}\text{Cl}$, $_{18}\text{Ar}$, $_{14}\text{Si}$, $_{26}\text{Fe}$, $_{33}\text{As}$, $_{12}\text{Mg}$, $_{13}\text{Al}$, $_{15}\text{P}$.

Fe de erratas de la primera edición: el elemento que aparece como $_{16}\text{Z}$ es, obviamente, $_{16}\text{S}$, y el $_{33}\text{Ag}$, $_{33}\text{As}$.

Los elementos de la relación del enunciado, ordenados por números atómicos crecientes, son: $_{11}\text{Na}$, $_{12}\text{Mg}$, $_{13}\text{Al}$, $_{14}\text{Si}$, $_{15}\text{P}$, $_{16}\text{S}$, $_{17}\text{Cl}$, $_{18}\text{Ar}$, $_{26}\text{Fe}$, $_{33}\text{As}$. Sus configuraciones electrónicas son:



3. De las siguientes configuraciones electrónicas, indica cuál corresponde a un estado fundamental y cuál a un estado excitado.



Representa la c) de manera que corresponda a un estado fundamental y la d) a un estado excitado.

a) Esta configuración corresponde a un estado excitado, porque antes de ocuparse un orbital 2p, debería estar lleno el orbital 2s, ya que su energía es menor.

b) y c) Son configuraciones que también corresponden a un estado excitado, por la razón indicada en el apartado anterior.

La configuración c) correspondiente al estado fundamental sería: $1s^2 2s^2 2p^6$.

d) La configuración de este elemento, que es el nitrógeno, puede representarse de dos formas:

	1s	2s	2p		
${}_{7}\text{N}$	↑↓	↑↓	↑	↑	↑
${}_{7}\text{N}^*$	↑↓	↑↓	↑↓	↑	

La primera de ellas corresponde al estado fundamental, y la segunda, al estado excitado.

AMPLIACIÓN DE CONTENIDOS

ORBITALES ATÓMICOS

1. Señala si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) A un orbital 1s y a un orbital 2s les corresponde la misma forma y la misma energía, aunque son de distinto tamaño.

b) El número cuántico azimutal, l , determina la forma en que se distribuyen los electrones alrededor del núcleo atómico.

c) Los orbitales d se presentan en grupos de 5.

- a) Falsa. El número cuántico principal, n , determina el nivel de energía y el tamaño del orbital. Los orbitales 1s y 2s tienen ambos simetría esférica, pero **distinta energía** y distinto tamaño.
- b) Falso. El número cuántico azimutal, l , determina la forma del orbital, es decir, **la forma de la distribución de densidad electrónica** alrededor del núcleo atómico.
- c) Verdadero, ya que son cinco los valores que puede tomar el número cuántico magnético cuando $l = 2$ (orbitales tipo d).

2. ¿Por qué aparecen los orbitales f en grupos de siete?

Los orbitales f corresponden al número cuántico azimutal $l = 3$. Para este, el número cuántico magnético puede tomar los valores: $-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$. En total, siete valores, que son los siete subniveles que hay en el orbital f.

3. Indica cuáles de los siguientes grupos de valores correspondientes a (n, l, m) no son permitidos y por qué:

- | | |
|---------------|---------------|
| a) (3, -1, 1) | e) (0, 0, 0) |
| b) (3, 0, 0) | f) (3, 1, 1) |
| c) (4, 2, 0) | g) (2, 0, -1) |
| d) (1, 1, 3) | h) (2, 1, 0) |

- a) No permitido, porque l no puede tomar valores negativos. (3, -1, 1).
- b) Permitido.
- c) Permitido.
- d) No permitido, porque l no puede tomar valores más allá de $n - 1$ (1, 1, 3). Además, el valor de m tampoco estaría permitido.
- e) No permitido, porque el primer nivel es el 1. No hay un nivel 0 en el átomo. (0, 0, 0).
- f) Permitido.
- g) No permitido. Los valores de m dependen del valor de l ($-l$ a $+l$). En este caso, el único valor posible para m es 0 (2, 0, -1).
- h) Permitido.

4. A un electrón le corresponden los siguientes números cuánticos m y s : $m = +2$; $s = +1/2$. ¿Qué valor o valores pueden tomar los números cuánticos n y l ?

Para $m = +2$, $l \geq 2$, ya que los valores del número cuántico magnético, m , dependen del número cuántico secundario o azimutal l y varían desde $-l$ hasta $+l$.

El valor del número cuántico principal debe ser $n \geq 3$, ya que los valores de l dependen de n , estando comprendidos entre 0 y $(n - 1)$.

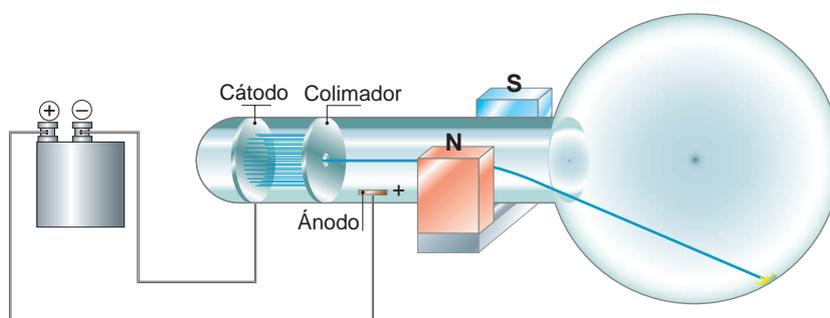
ACTIVIDADES DE LA UNIDAD

CUESTIONES

1. ¿Qué experiencias y observaciones llevaron a la conclusión de que los átomos, al contrario de lo que decían las hipótesis de Dalton, eran divisibles?

Las primeras experiencias que ponen de manifiesto la existencia de una estructura interna en los átomos son las experiencias de Faraday sobre electrólisis, que llevaron a Stoney, en 1874, a proponer, a título de hipótesis, la existencia de una unidad de carga eléctrica, a la que denominó electrón.

Sin embargo, la propuesta de Stoney no dejó de ser una hipótesis hasta que se realizaron estudios sobre el transporte de carga eléctrica en gases a baja presión. En estas experiencias se hace pasar corriente a través de un gas a baja presión encerrado en un tubo de vidrio. Se observa que aparece una mancha brillante en la pared opuesta al cátodo o polo positivo.



E. Goldstein atribuyó este brillo a los rayos catódicos, a los que llamó así porque procedían del cátodo.

J. Thomson, al estudiar cómo se desviaban los rayos catódicos en presencia de campos eléctricos, confirmó en 1897 que eran partículas con carga negativa, a las que llamó electrones. El hecho de que los rayos catódicos aparecieran siempre, con independencia del gas encerrado en el tubo, sugería que los electrones eran partículas presentes en todos los átomos, lo que permitía concluir que el átomo de Dalton no era “indivisible”.

2. ¿Cuál es la naturaleza de los rayos catódicos? ¿Y de los rayos canales?

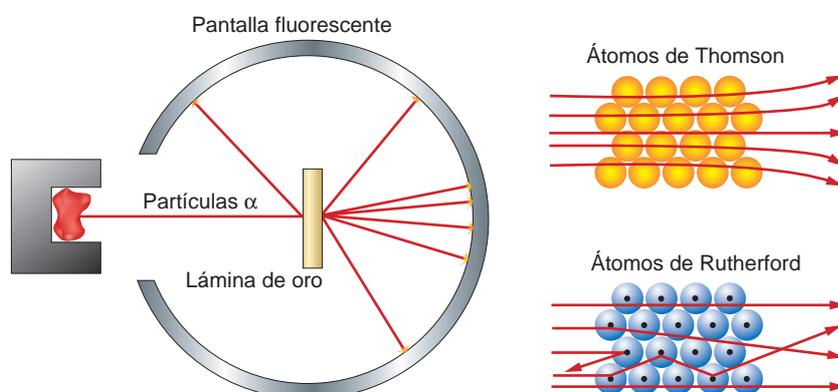
Los rayos catódicos son electrones. Por su parte, los rayos canales son partículas con carga positiva.

3. Rutherford, escribió:

“... Es lo más increíble que me haya sucedido en mi vida. Casi tan increíble como si usted disparase con una bala de 15 pulgadas contra un papel de seda y el proyectil volviese contra usted. Al considerar este fenómeno, llegué a la conclusión de que el retroceso debía ser el resultado de una única colisión...”

¿A qué se estaba refiriendo?

Se refería a su experiencia de dispersión de partículas α en láminas de oro muy delgadas. En dicha experiencia, las partículas α actuaban como proyectiles que, tras atravesar la lámina metálica, chocaban contra la pantalla fluorescente colocada inmediatamente detrás, originando un destello luminoso.



El recuento de los impactos permitía estudiar los ángulos de dispersión. Los resultados dejaron perplejos a los investigadores, ya que, si bien la mayoría de las partículas α atravesaban en línea recta la lámina, unas pocas se desviaban con ángulos superiores a 90° , y alguna (un 0,005%) incluso rebotaba, lo que no podía ser explicado con el modelo atómico de Thomson, que no preveía desviaciones tan grandes.

4. ¿Qué impulsó a Rutherford a postular la existencia del neutrón?

Por una parte, la masa atómica de los elementos químicos no se puede justificar si consideramos que en el núcleo tan solo hay protones, ya que la masa de estos es del orden de la del átomo de hidrógeno.

Lo que decimos se ve claramente al analizar el elemento más ligero después del hidrógeno, que es el helio, cuya masa atómica es 4 y tan solo tiene dos protones en el núcleo. Además, si en el núcleo se encuentran tan solo protones, la fuerza de repulsión que existirá entre ellos debería producir una desintegración de este y, por ende, del átomo, lo cual no sucede.

Para obviar estos inconvenientes, Rutherford postuló la existencia de una tercera partícula subatómica, que no tendría carga y cuya masa sería similar a la del protón. Es el neutrón.

5. ¿Qué información podemos obtener al representar un elemento como ${}^A_Z X$?

X es el símbolo químico del elemento. Z representa su número atómico, que indica el número de protones del núcleo del átomo, y, si este se encuentra en estado neutro, coincide con el número de electrones de su corteza. Por su parte, A es el número másico, y permite conocer el número de neutrones del núcleo, ya que $A = \text{protones} + \text{neutrones}$.

6. Señala las analogías y diferencias que existen entre las siguientes especies químicas:



Las analogías y las diferencias que existen entre ellas, en lo que se refiere al número de protones, electrones y neutrones, son las que se resumen en la siguiente tabla:

Especie química	Protones	Neutrones	Electrones
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	17	18	17
${}^{37}_{17}\text{Cl}$	17	20	17
${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$	17	18	18
${}^{37}_{17}\text{Cl}^-$	17	20	18

7. ¿Puede ser el número másico un número decimal? ¿Por qué?

El número másico no puede ser un número decimal, porque representa la suma de protones y neutrones que hay en el núcleo de un átomo, luego solo puede ser un número entero.

8. Señala la diferencia que existe entre número másico y masa atómica de un isótopo.

El número másico representa la suma de protones y neutrones que hay en el núcleo de un átomo. La masa atómica de un isótopo, por su parte, es la suma de las masas de todas las partículas elementales que tiene dicho isótopo (incluidos los electrones).

9. Los rayos X y los rayos gamma son radiación electromagnética de la misma naturaleza que la luz del Sol. Siendo así, ¿por qué son tan peligrosos?

La peligrosidad de los rayos X y los rayos gamma es debida a que son radiación energética de alta frecuencia, es decir, de mucha energía, por lo que su poder de penetración en la materia es muy elevado (y, en consecuencia, también es elevada su capacidad para interaccionar con la materia que atraviesan).

10. ¿Cómo justifica Bohr el hecho experimental de los espectros atómicos discontinuos?

Bohr justifica los espectros atómicos discontinuos con los siguientes planteamientos (postulados):

- El electrón solo puede girar alrededor del núcleo en determinadas órbitas circulares que se denominan órbitas estacionarias. La energía que corresponde a cada órbita estacionaria es invariable y, mientras permanece en esa órbita, el electrón ni absorbe ni emite energía.
- Cuando el electrón pasa de una órbita más próxima a otra más alejada del núcleo absorbe energía y, al contrario, cuando pasa de una órbita más alejada a otra más próxima, emite energía.
- La energía absorbida o emitida es, precisamente, la diferencia de energía, $E_2 - E_1$, que existe entre las dos órbitas, y se corresponde con la emisión o absorción de un fotón de frecuencia ν , tal que:

$$E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

11. Un átomo de hidrógeno absorbe energía y promociona su electrón desde el estado fundamental hasta el nivel $n = 3$. En otro átomo de hidrógeno la promoción es hasta el nivel $n = 5$. Cuando estos electrones vuelvan a su estado fundamental, ¿en qué caso la radiación electromagnética emitida será de mayor energía? ¿Y de mayor frecuencia? ¿Y de mayor longitud de onda?

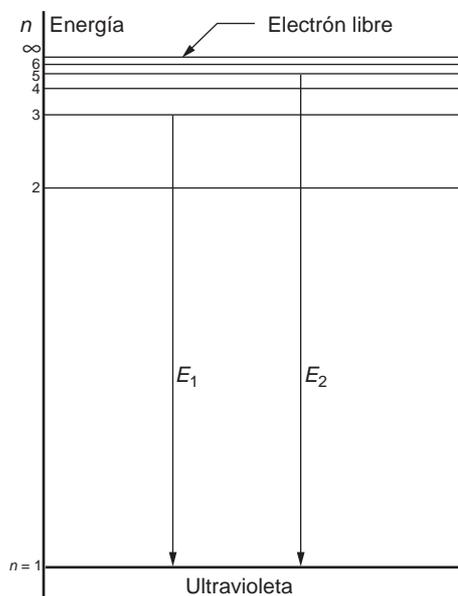
Como puede observarse en el diagrama de los niveles de energía del átomo de Bohr, siempre que un electrón vuelve a su estado fundamental desde un nivel de energía superior, emite radiación electromagnética.

En el caso del átomo de hidrógeno del problema, esta radiación electromagnética será de mayor energía en el salto de $n = 5$ a $n = 1$.

Teniendo en cuenta las expresiones:

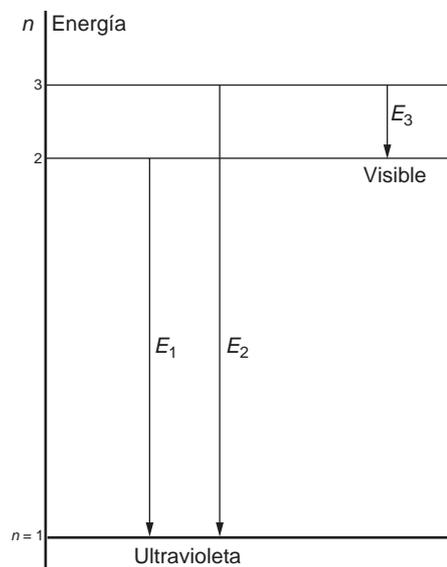
$$E = h \cdot \nu ; \nu = \frac{c}{\lambda}$$

a este salto le corresponderá mayor frecuencia (ν) y menor longitud de onda (λ). Por tanto, al salto de $n = 3$ a $n = 1$ le corresponderá mayor longitud de onda.



12. Estudia cuántas líneas aparecerán en el espectro de emisión del hidrógeno al volver el electrón al estado fundamental, sabiendo que todos los átomos de la muestra están excitados y tienen su electrón en el nivel energético $n = 3$. Haz un esquema aclaratorio en el que figuren todas las transiciones posibles.

En el espectro de emisión de la muestra de hidrógeno que indica el enunciado, aparecerían tres líneas. Estas tres líneas son las que se muestran en la ilustración que se acompaña.



13. Al calentar una muestra de hidrógeno aparece en el espectro de emisión, entre otras, una línea roja cuya longitud de onda es de 6563 \AA . Si a otra muestra de hidrógeno se le ilumina con luz blanca, en el espectro de absorción aparece sobre el fondo del espectro continuo una raya negra cuya longitud de onda es, precisamente, de 6563 \AA . ¿Puedes explicarlo?

El espectro de absorción y el de emisión de un mismo elemento químico son complementarios.

En este caso, las rayas que aparecen en el espectro de absorción y en el de emisión de una muestra de hidrógeno de longitud de onda $\lambda = 6563 \text{ \AA}$ corresponden a la misma transición:

- Absorción: promoción del electrón del hidrógeno a un estado excitado (de n_0 a n_1).
- Emisión: vuelta de dicho electrón desde el estado excitado n_1 al nivel del que partió, n_0 .

14. ¿Qué diferencia hay entre las órbitas de Bohr y los orbitales atómicos de la mecánica cuántica?

La órbita de Bohr es la trayectoria perfectamente definida que sigue el electrón en su movimiento alrededor del núcleo. Con la mecánica cuántica, el electrón sigue siendo una partícula que se mueve bajo la influencia del protón del núcleo, pero no sigue una órbita definida, sino que está deslocalizado dentro de una zona que rodea al núcleo.

La zona en la que es máxima la probabilidad de encontrar el electrón en el mismo estado energético, a una distancia dada del núcleo, se denomina **orbital atómico**.

15. ¿Qué significado físico tiene el hecho de que sea negativa la energía total que posee un electrón cuando se encuentra en un orbital? ¿Qué pasaría si fuese positiva?

Un electrón no ligado a un núcleo atómico, podríamos considerar que se encuentra lejos de su influencia. La situación de este electrón se correspondería a $n \rightarrow \infty$ (el átomo estaría ionizado). Si a ese nivel se le asigna energía nula (se sitúa en él el origen de energía) en los niveles más bajos la energía sería cada vez menor; de ahí el signo negativo. De acuerdo con este criterio, no resulta coherente suponer energía total positiva para un electrón.

EJERCICIOS

16. Las partículas *A*, *B*, *C*, *D*, *E* y *F* de la tabla están formadas por las partículas subatómicas que se indican en cada caso:

	Prot.	Neut.	Elect.
A	9	10	9
B	12	12	10
C	12	13	12
D	11	12	11
E	10	9	10
F	8	8	10

Con esa información, contesta a las siguientes preguntas:

- ¿Qué partículas son iones positivos? ¿Cuáles son iones negativos?
- ¿Qué partículas son isótopos del mismo elemento?
- ¿Qué partículas tienen, aproximadamente, la misma masa atómica relativa?
- ¿A qué elemento químico corresponde cada partícula? Escribe la configuración electrónica de cada uno de ellos.

a) Los iones positivos son aquellas partículas que tienen menor número de electrones que de protones. En el caso que nos ocupa, la partícula *B*, que tiene 12 protones y 10 electrones, es un ion B^{2+} .

Los iones negativos son las partículas que tienen mayor número de electrones que de protones: la partícula *F*, que tiene 8 protones y 10 electrones, es un ion F^{2-} .

- Son isótopos de un mismo elemento las partículas que tienen el mismo número de protones en el núcleo pero distinto número de neutrones. Por tanto, las partículas *B* y *C* son isótopos.
- Las partículas que tienen, aproximadamente, la misma masa atómica relativa son *A* y *E*, ya que su número másico (suma de protones y neutrones) es igual.
- El primer elemento, *A*, es el flúor, ${}^{19}_9\text{F}$, cuyos números atómico y másico son, respectivamente, $Z = 9$ y $A = 19$. Su configuración electrónica es:

$1s^2$	$2s^2$	$2p^5$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

El segundo elemento, *B*, es el magnesio ($Z = 12$, $A = 24$). Como solo tiene diez electrones, no se encuentra en estado fundamental (ha perdido los dos electrones situados en $3s^2$). Por tanto, se trata del ion magnesio, Mg^{2+} . Su configuración electrónica es:

$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

El elemento *C* ($Z = 12$, $A = 25$) tiene doce electrones en la corteza. Se trata del magnesio en su estado fundamental, ${}^{25}_{12}\text{Mg}$. Su configuración electrónica es:

$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$			$3s^2$
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

El elemento *D* ($Z = 11$, $A = 23$) es el sodio, ${}^{23}_{11}\text{Na}$; su configuración electrónica es:

$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$			$3s^1$
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

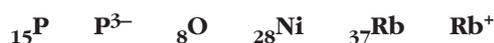
El elemento *E* es el neon, ${}^{19}_{10}\text{Ne}$. Su configuración electrónica ($Z = 10$) es:

$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$		
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

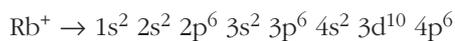
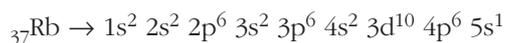
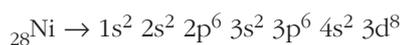
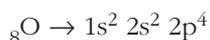
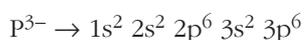
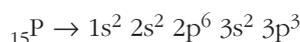
El último elemento, *F* ($Z = 8$, $A = 16$), es el ion O^{2-} (ha ganado dos electrones). Como tiene diez electrones en la corteza, su configuración electrónica es la misma que la que corresponde a los elementos *E* y *B*.

NOTA: La solución de este ejercicio se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

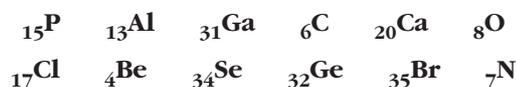
17. Escribe las configuraciones electrónicas de las siguientes especies químicas:



Las configuraciones electrónicas son las siguientes:

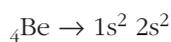
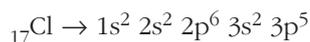
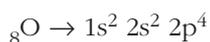
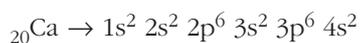
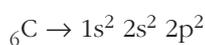
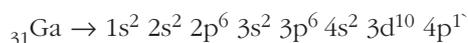
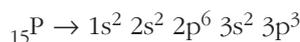


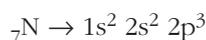
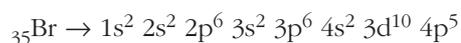
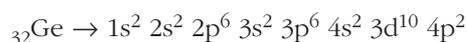
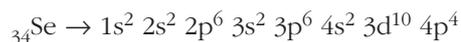
18. Escribe la configuración electrónica para el estado fundamental de los siguientes elementos:



Teniendo en cuenta sus configuraciones electrónicas, ¿cómo podrías agrupar estos elementos?

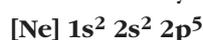
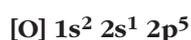
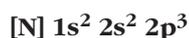
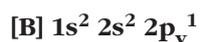
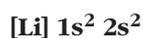
Las configuraciones electrónicas son las siguientes:





La configuración electrónica de la última capa nos indica el grupo a que pertenece cada uno de estos elementos químicos: Be y Ca, al grupo 2; Al y Ga, al 13; C y Ge, al 14; N y P, al 15; O y Se, al 16, y Cl y Br, al 17.

19. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:



a) **¿Cuáles no se corresponden con la configuración electrónica del estado fundamental de los átomos que se indican?**

b) **¿Cuáles corresponden a iones?**

c) **¿Qué configuraciones electrónicas representan estados excitados de los átomos?**

a) El litio, que, en estado fundamental, presenta tres electrones en la corteza:
 ${}_{3}\text{Li} \rightarrow 1s^2 2s^1$.

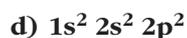
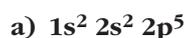
El oxígeno, en estado fundamental, tiene la siguiente configuración electrónica:
 ${}_{8}\text{O} \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$. En la que muestra el enunciado, uno de los electrones del orbital s ha promocionado a un nivel superior; un orbital p.

Al neon le falta un electrón para encontrarse en estado fundamental; su configuración electrónica en ese estado es: $[\text{Ne}] \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$.

b) Son iones las siguientes especies: $[\text{Li}^-] \rightarrow 1s^2 2s^2$ y $[\text{Ne}^+] \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$.

c) La del oxígeno es una configuración electrónica excitada, ya que, como se ha indicado en el apartado a), uno de los electrones del orbital s ha promocionado a un nivel superior (un orbital p), absorbiendo un cuanto de energía.

20. Indica cuál es el número atómico de los átomos que tienen las siguientes configuraciones electrónicas en estado fundamental, e identifica los elementos a que corresponden:



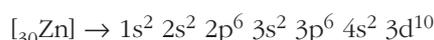
e) **Tiene su último electrón en el orbital $4s^1$.**

f) **Tiene completa hasta la capa 3.**

El número atómico (Z) lo podemos averiguar sumando los electrones que indica cada configuración electrónica (y que se corresponden con los exponentes que esta nos indica).

- a) $Z = 2 + 2 + 5 = 9 \rightarrow$ flúor: F
 b) $Z = 2 + 2 + 6 = 10 \rightarrow$ neon: Ne
 c) $Z = 2 + 2 + 6 + 1 = 11 \rightarrow$ sodio: Na
 d) $Z = 2 + 2 + 2 = 6 \rightarrow$ carbono: C
 e) Su último electrón está en el orbital $4s^1$, lo que nos indica que su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Por tanto, $Z = 19$. El elemento es el potasio: K.
 f) Si tiene completa hasta la capa 3, el número atómico es $Z = 18$. Se trata, por tanto, del argón: Ar.

Para resolver este apartado también se puede considerar el orbital $3d^{10}$ aunque, en ese caso, debido a la distribución energética de los orbitales, se debe incluir también el orbital $4s^2$. Teniendo esto en cuenta, la configuración electrónica será:



Como se muestra, el elemento será el cinc. (Conviene comentar esto último con los estudiantes, ya que, en sus soluciones, no se consideran estos orbitales).

NOTA: La solución de este ejercicio se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

21. Completa la siguiente tabla. Ten en cuenta que todos los átomos se encuentran en estado fundamental.

La tabla completa es la que se incluye a continuación:

Símbolo	Z	A	Prot.	Neut.	Elect.	Configuración electrónica
Ca	20	40	20	20	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
S	16	32	16	16	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
Ar	18	36	18	18	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Br	35	80	35	45	35	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
Fe	26	56	26	30	26	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
Rb	37	85	37	48	37	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$

PROBLEMAS

- 22** **Calcula la carga (en C) que transporta 1 mol de electrones. Dato: $e = 1,602 \cdot 10^{-19}$ C.**

Teniendo en cuenta que el número de partículas presente en una muestra de un mol de sustancia viene determinado por el número de Avogadro, el número de electrones será N_A . Como el enunciado aporta, además, como dato, la carga del electrón, la carga que transporta un mol de electrones será:

$$q = e \cdot N_A = 1,602 \cdot 10^{-19} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 96\,472 \text{ C}$$

23. En una electrólisis, calcula el número de electrones que se necesitan para transportar una carga de 1 C. Dato: $e = 1,602 \cdot 10^{-19}$ C.

Sabiendo que la carga de un electrón es de $1,602 \cdot 10^{-19}$ C, podemos calcular el número de electrones, N_{e^-} , que transportan la carga de 1 C con una sencilla proporción:

$$\frac{1}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}} = \frac{N_{e^-}}{1 \text{ C}} \rightarrow N_{e^-} = 6,24 \cdot 10^{18} \text{ electrones}$$

NOTA: La solución de este ejercicio se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

24. Sabiendo que la carga nuclear del hierro es de $4,165 \cdot 10^{-18}$ C, calcula el número de electrones de un átomo de hierro. ¿Cuál es el número atómico del hierro? ¿Puedes saber su número másico?

Teniendo en cuenta el valor de la carga del electrón, podemos escribir la siguiente relación:

$$q = Z \cdot e \rightarrow Z = \frac{q}{e} = \frac{4,165 \cdot 10^{-18}}{1,602 \cdot 10^{-19}} = 26$$

En ella hemos identificado directamente el número de electrones de un átomo de hierro con su número atómico, ya que el elemento se encuentra en estado neutro (no tiene exceso de carga).

El número másico no podemos obtenerlo con los datos de que disponemos, ya que, para ello, necesitamos conocer el número de neutrones. En ese caso, el cálculo sería muy sencillo; tan solo habría que sumar el número de protones (26) al número de neutrones para obtener $A(\text{Fe})$.

25. Calcula la abundancia isotópica de los dos isótopos naturales del cobre, de masas atómicas relativas $A_r(^{63}\text{Cu}) = 62,929$ y $A_r(^{65}\text{Cu}) = 64,928$. La masa atómica promedio del cobre tiene un valor $A_r(\text{Cu}) = 63,546$.

Para calcular la abundancia isotópica, planteamos la siguiente ecuación:

$$A_r(\text{Cu}) \cdot 100 = x \cdot A_r(^{63}\text{Cu}) + (100 - x) \cdot A_r(^{65}\text{Cu})$$

Despejando x , obtenemos la siguiente expresión:

$$x = \frac{100 \cdot [A_r(\text{Cu}) - A_r(^{65}\text{Cu})]}{A_r(^{63}\text{Cu}) - A_r(^{65}\text{Cu})}$$
$$x = \frac{100 \cdot [63,546 - 64,928]}{62,929 - 64,928} = 69,13\%$$

Por tanto:

- Abundancia del isótopo $^{63}\text{Cu} = 69,13\%$
- Abundancia del isótopo $^{65}\text{Cu} = 30,87\%$

26. En el microcosmos, una unidad muy utilizada para medir la energía es el electronvolt (eV). Se sabe que $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19}$ J. Con esta información, calcula la longitud de onda y la frecuencia de un fotón de 100 eV.

Para resolver este problema, debemos tener en cuenta, además de los datos proporcionados por el enunciado, el valor de la constante de Planck, $h = 6,6261 \cdot 10^{-34}$ J · s,

introducido en la unidad, y el de la velocidad de la luz, $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$, ya conocido por los estudiantes. Con estos datos, los cálculos a realizar son muy sencillos.

- Longitud de onda:

$$E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda} \rightarrow \lambda = \frac{h \cdot c}{E} = \frac{6,6261 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{100 \cdot 1,602 \cdot 10^{-19}} = 1,24 \cdot 10^{-8} \text{ m}$$

- Frecuencia:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \rightarrow \nu = \frac{3 \cdot 10^8}{1,24 \cdot 10^{-8}} = 2,42 \cdot 10^{16} \text{ Hz}$$

Estos valores corresponden a un fotón de la zona ultravioleta.

27. La segunda línea de la serie de Balmer del espectro del átomo de hidrógeno se corresponde con una longitud de onda igual a 4861 Å. ¿Cómo explica el modelo de Bohr este dato? Haz un esquema gráfico y calcula la energía de la radiación electromagnética que impresiona la línea en el espectro.

En primer lugar, calcularemos cómo se llega al dato que proporciona el enunciado a partir de la expresión empírica de la ley de Balmer. La segunda línea de dicha serie corresponde a $n = 4$. Por tanto:

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \rightarrow \lambda = \frac{1}{R_H \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)}$$

$$\lambda = \frac{1}{1,097 \cdot 10^7 \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{4^2} \right)} = 4,861 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 4861 \text{ Å}$$

Bohr explica las series espectrales como resultado de una transición entre órbitas. En particular, la longitud de onda de que disponemos se corresponderá con la de la radiación de un electrón que pasa del nivel 3 al nivel 2 (la representación gráfica de esta segunda línea se puede observar en la página 259 del libro del alumnado).

A esa transición le corresponderá la siguiente energía:

$$E_3 - E_2 = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

$$E_3 - E_2 = 6,6261 \cdot 10^{-34} \cdot \frac{3 \cdot 10^8}{4,861 \cdot 10^{-7}} = 4,08 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Si expresamos esta energía en electronvolt (eV), resulta:

$$E_3 - E_2 = 4,08 \cdot 10^{-19} \text{ J} \cdot \frac{1 \text{ eV}}{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}} = 2,55 \text{ eV}$$

28 **Calcula la densidad que corresponde a un átomo de hidrógeno sabiendo que su masa atómica relativa es 1,00797 y su radio atómico es de $3,7 \cdot 10^{-11} \text{ m}$. Teniendo en cuenta que el diámetro del núcleo es, aproximadamente, 10^4 veces menor que el del átomo, calcula la densidad del núcleo.**

Los datos que proporciona el enunciado del problema son los siguientes:

$$A_r(\text{H}) = 1,00797$$

$$r = 3,7 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

La incógnita es la densidad: $d = \frac{m}{V}$.

Necesitamos conocer, por tanto, la masa y el volumen de un átomo de hidrógeno:

- $m_{1 \text{ átomo de H}}$: Si tenemos en cuenta que la masa de 1 mol de átomos de hidrógeno coincide con su masa atómica expresada en gramos, y que en un mol de átomos hay N_A átomos, podemos establecer la siguiente relación:

$$\frac{m_{1 \text{ átomo de H}}}{M_{\text{H}}} = \frac{1}{N_A} \rightarrow m_{1 \text{ átomo de H}} = \frac{M_{\text{H}} \cdot 1}{N_A}$$

$$m_{1 \text{ átomo de H}} = \frac{1,00797 \cdot 1}{6,022 \cdot 10^{23}} = 1,674 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

- $V_{1 \text{ átomo de H}}$: Si lo consideramos esférico, podemos calcular su volumen a partir de la expresión:

$$V = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3$$

Sustituyendo el dato del radio que proporciona el enunciado, obtenemos:

$$V = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot (3,7 \cdot 10^{-11})^3 = 2,12 \cdot 10^{-31} \text{ m}^3$$

Por tanto, la densidad de un átomo de hidrógeno es:

$$d_{\text{H}} = \frac{m_{\text{H}}}{V_{\text{H}}} \rightarrow d_{\text{H}} = \frac{1,674 \cdot 10^{-24}}{2,12 \cdot 10^{-31}} = 7,9 \cdot 10^6 \text{ g/m}^3$$

Para calcular la densidad del núcleo, necesitamos calcular su masa y su volumen. La masa coincide prácticamente con la masa del átomo. El volumen lo obtendremos teniendo en cuenta el dato que proporciona el enunciado relativo al radio atómico de un átomo de hidrógeno, 10^4 veces mayor que el del núcleo. Por tanto:

$$V_{\text{núcleo}} = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot (r_{\text{núcleo}})^3 = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot \left(\frac{r}{10^4}\right)^3 = \frac{4}{3} \cdot \pi \cdot r^3 \cdot \frac{1}{10^{12}} = \frac{V}{10^{12}}$$

Sustituyendo el volumen del átomo de hidrógeno obtenemos:

$$V_{\text{núcleo}} = \frac{2,12 \cdot 10^{-31}}{10^{12}} = 2,12 \cdot 10^{-43} \text{ m}^3$$

Observa que el volumen del núcleo es 10^{12} veces menor que el volumen atómico. A partir de la fórmula de la densidad, podemos calcular su valor sustituyendo los datos obtenidos:

$$d_{\text{núcleo}} = \frac{m_{\text{núcleo}}}{V_{\text{núcleo}}} = \frac{1,674 \cdot 10^{-24}}{2,12 \cdot 10^{-43}} = 7,9 \cdot 10^{18} \text{ g/m}^3 = 7,9 \cdot 10^{12} \text{ g/cm}^3$$

NOTA: La solución de este ejercicio se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.