

Estructura atómica y sistema periódico

2.º Bachillerato - Serie 6 (soluciones muy desarrolladas)

© quimicabachillerato.net - Todos los derechos reservados

Aviso legal: Este material es propiedad intelectual de quimicabachillerato.net. Queda prohibida su reproducción, distribución o uso comercial total o parcial sin autorización expresa del autor.

Las soluciones presentan un desarrollo teórico riguroso y argumentado, propio de preguntas largas de 2.º de Bachillerato y pruebas EBAU.

Ejercicio 1. Cálculo de longitud de onda y energía a partir de la frecuencia

Enunciado:

Una radiación tiene frecuencia $\nu = 7,50 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$. Calcula (a) su longitud de onda y (b) la energía de un fotón en J y en eV.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

En el vacío, todas las radiaciones electromagnéticas se propagan con la misma velocidad c . La frecuencia y la longitud de onda se relacionan por $c = \lambda \cdot \nu$. La energía del fotón viene dada por la cuantización de Planck: $E = h \cdot \nu$. Una vez obtenida la energía en julios, puede expresarse en electronvoltios dividiendo entre $1 \text{ eV} = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

Razonamiento matemático desarrollado:

Dato: $\nu = 7,50 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1}$

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

Dato: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$

Paso 1. Longitud de onda:

$$\lambda = c/\nu$$

$$\lambda = (3,00 \cdot 10^8) / (7,50 \cdot 10^{14}) \text{ m}$$

$$\lambda = 4,00 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 400 \text{ nm}$$

Paso 2. Energía del fotón:

$$E = h \cdot \nu$$

$$E = (6,63 \cdot 10^{-34}) \cdot (7,50 \cdot 10^{14}) \text{ J}$$

$$E = 4,97 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Paso 3. Energía en eV:

$$E(\text{eV}) = E / (1,60 \cdot 10^{-19})$$

$$E(\text{eV}) = (4,97 \cdot 10^{-19}) / (1,60 \cdot 10^{-19}) = 3,11 \text{ eV}$$

Ejercicio 2. Energía por mol de fotones y región del espectro

Enunciado:

Una lámpara emite radiación de longitud de onda $\lambda = 250 \text{ nm}$. Calcula (a) la energía de un fotón y (b) la energía por mol de fotones. Indica en qué zona del espectro se encuentra.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

La energía de un fotón depende inversamente de la longitud de onda: $E = h \cdot c / \lambda$. Para pasar de energía por fotón a energía por mol se multiplica por el número de Avogadro N_A . Longitudes de onda del orden de centenas de nanómetros corresponden al ultravioleta.

Razonamiento matemático desarrollado:

Dato: $\lambda = 250 \text{ nm} = 2,50 \cdot 10^{-7} \text{ m}$

Dato: $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

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

Dato: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Paso 1. Energía de un fotón:

$$E = h \cdot c / \lambda$$

$$E = (6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3,00 \cdot 10^8) / (2,50 \cdot 10^{-7}) \text{ J}$$

$$E = 7,96 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Paso 2. Energía por mol de fotones:

$$E_{\text{mol}} = E \cdot N_A$$

$$E_{\text{mol}} = (7,96 \cdot 10^{-19}) \cdot (6,02 \cdot 10^{23}) \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$E_{\text{mol}} = 4,79 \cdot 10^5 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1} = 4,79 \cdot 10^2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Conclusión: $\lambda = 250 \text{ nm}$ corresponde a radiación ultravioleta.

Ejercicio 3. Energía entre dos orbitales: transición $n = 4 \rightarrow n = 2$ (H)

Enunciado:

En el átomo de hidrógeno, calcula la energía asociada a la transición electrónica $n = 4 \rightarrow n = 2$. Indica si se trata de emisión o absorción y expresa ΔE en eV.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

En el hidrógeno, la energía de cada nivel depende solo de n : $E_n = -13,6/n^2$ (eV). Si el electrón pasa a un nivel de menor energía (más negativo), el átomo emite un fotón; si pasa a un nivel de mayor energía, debe absorber energía.

Razonamiento matemático desarrollado:

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

Paso 1. Energía del nivel $n = 4$:

$$E_4 = -13,6 / 4^2 = -13,6 / 16 = -0,85 \text{ eV}$$

Paso 2. Energía del nivel $n = 2$:

$$E_2 = -13,6 / 2^2 = -13,6 / 4 = -3,40 \text{ eV}$$

Paso 3. Variación de energía:

$$\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}} = E_2 - E_4$$

$$\Delta E = (-3,40) - (-0,85) = -2,55 \text{ eV}$$

Interpretación: $\Delta E < 0$ indica emisión (se emite un fotón de 2,55 eV).

Ejercicio 4. Longitud de onda de un fotón absorbido: transición $n = 2 \rightarrow n = 5$ (H)

Enunciado:

En el átomo de hidrógeno, un electrón absorbe energía y pasa de $n = 2$ a $n = 5$. Calcula la longitud de onda del fotón absorbido.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

La energía absorbida coincide con la diferencia de energía entre niveles. Para una absorción, $\Delta E > 0$. Una vez obtenida la energía del fotón, se usa $E = h \cdot c / \lambda$ para calcular la longitud de onda.

Razonamiento matemático desarrollado:

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

$$\text{Dato: } h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

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

$$\text{Dato: } 1 \text{ eV} = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Paso 1. Energías de los niveles:

$$E_2 = -13,6/4 = -3,40 \text{ eV}$$

$$E_5 = -13,6/25 = -0,544 \text{ eV}$$

Paso 2. Energía absorbida:

$$\Delta E = E_5 - E_2 = (-0,544) - (-3,40) = 2,856 \text{ eV}$$

Paso 3. Pasar a julios:

$$E = 2,856 \cdot 1,60 \cdot 10^{-19} = 4,57 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Paso 4. Longitud de onda:

$$\lambda = h \cdot c / E$$

$$\lambda = (6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3,00 \cdot 10^8) / (4,57 \cdot 10^{-19})$$

$$\lambda = 4,35 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 435 \text{ nm}$$

Ejercicio 5. Energía de ionización y fotón mínimo necesario**Enunciado:**

La primera energía de ionización de un elemento es $520 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Calcula (a) la energía necesaria para ionizar un solo átomo y (b) la longitud de onda máxima de un fotón capaz de producir la ionización (en el vacío).

Solución razonada:**Razonamiento teórico desarrollado:**

La energía de ionización se suele expresar por mol, pero para relacionarla con un fotón se necesita la energía por átomo. Para ello se divide entre N_A . El fotón mínimo capaz de ionizar debe aportar al menos esa energía: $E = h \cdot c / \lambda$. La longitud de onda máxima corresponde a la energía mínima, por lo que se calcula con $\lambda = h \cdot c / E$.

Razonamiento matemático desarrollado:

$$\text{Dato: } E_{\text{ion}} = 520 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = 5,20 \cdot 10^5 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\text{Dato: } N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$\text{Dato: } h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

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

Paso 1. Energía por átomo:

$$E = E_{\text{ion}} / N_A$$

$$E = (5,20 \cdot 10^5) / (6,02 \cdot 10^{23}) \text{ J}$$

$$E = 8,64 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Paso 2. Longitud de onda máxima del fotón:

$$\lambda = h \cdot c / E$$

$$\lambda = (6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3,00 \cdot 10^8) / (8,64 \cdot 10^{-19})$$

$$\lambda = 2,30 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 230 \text{ nm}$$

Conclusión: se requiere radiación UV ($\lambda \leq 230 \text{ nm}$) para ionizar.