

Estructura atómica y sistema periódico

2.º Bachillerato - Serie 7 (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. Serie de Balmer: cálculo de longitud de onda (H)

Enunciado:

En el átomo de hidrógeno, calcula la longitud de onda de la radiación emitida cuando el electrón pasa de $n = 6$ a $n = 2$. Indica la región del espectro (UV, visible o IR).

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

Las líneas espectrales del hidrógeno se calculan con la ecuación de Rydberg. Una transición hacia $n = 2$ pertenece a la serie de Balmer. La longitud de onda determina la región del espectro: visible $\approx 400\text{--}700\text{ nm}$, UV $< 400\text{ nm}$, IR $> 700\text{ nm}$.

Razonamiento matemático desarrollado:

Ecuación de Rydberg:

$$1/\lambda = R \cdot (1/n_f^2 - 1/n_i^2)$$

$$\text{Dato: } R = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$$

$$\text{Dato: } n_i = 6$$

$$\text{Dato: } n_f = 2$$

Paso 1. Sustitución:

$$1/\lambda = 1,097 \cdot 10^7 \cdot (1/2^2 - 1/6^2)$$

$$1/\lambda = 1,097 \cdot 10^7 \cdot (1/4 - 1/36)$$

Paso 2. Operar paréntesis:

$$1/4 = 9/36$$

$$9/36 - 1/36 = 8/36 = 2/9$$

Paso 3. Resultado numérico:

$$1/\lambda = 1,097 \cdot 10^7 \cdot (2/9) = 2,44 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

Paso 4. Despejar λ :

$$\lambda = 1/(2,44 \cdot 10^6) = 4,10 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 410 \text{ nm}$$

Conclusión: 410 nm está en el visible (zona violeta).

Ejercicio 2. Energía de transición y frecuencia del fotón (H)

Enunciado:

En el átomo de hidrógeno, calcula (a) la energía (en eV y en J) emitida en la transición $n = 5 \rightarrow n = 1$ y (b) la frecuencia del fotón emitido.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

La energía de los niveles del hidrógeno viene dada por $E_n = -13,6/n^2$ (eV). Al pasar a un nivel más bajo (n menor), la energía del sistema disminuye y se emite un fotón con energía igual a $|\Delta E|$. La frecuencia se obtiene con $E = h \cdot \nu$.

Razonamiento matemático desarrollado:

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

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

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

Paso 1. Energías de niveles:

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

$$E_1 = -13,6/1 = -13,6 \text{ eV}$$

Paso 2. Variación de energía:

$$\Delta E = E_1 - E_5$$

$$\Delta E = (-13,6) - (-0,544) = -13,056 \text{ eV}$$

$$E \text{ emitida} = |\Delta E| = 13,056 \text{ eV}$$

Paso 3. Pasar a julios:

$$E = 13,056 \cdot 1,60 \cdot 10^{-19} = 2,09 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Paso 4. Frecuencia del fotón:

$$\nu = E/h$$

$$\nu = (2,09 \cdot 10^{-18}) / (6,63 \cdot 10^{-34}) = 3,15 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Ejercicio 3. Umbral de ionización y λ umbral (elemento gaseoso)

Enunciado:

La primera energía de ionización de un elemento es $1\,250 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Calcula la longitud de onda umbral (máxima) de la radiación capaz de ionizar un átomo del elemento.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

Para que ocurra la ionización por radiación, un fotón debe aportar al menos la energía de ionización por átomo. La energía dada está por mol, por lo que se divide entre N_A . La longitud de onda umbral es la correspondiente a la energía mínima: $\lambda_{\text{máx}} = h \cdot c/E$.

Razonamiento matemático desarrollado:

$$\text{Dato: } E_{\text{ion}} = 1\,250 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = 1,25 \cdot 10^6 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$$

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

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

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

Paso 1. Energía por átomo:

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

$$E = (1,25 \cdot 10^6) / (6,02 \cdot 10^{23}) = 2,08 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Paso 2. Longitud de onda umbral:

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

$$\lambda = (6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3,00 \cdot 10^8) / (2,08 \cdot 10^{-18})$$

$$\lambda = 9,56 \cdot 10^{-8} \text{ m} = 95,6 \text{ nm}$$

Conclusión: se necesita radiación ultravioleta de alta energía ($\lambda \leq 95,6 \text{ nm}$).

Ejercicio 4. Identificación de transición por λ y cálculo de ΔE (H)

Enunciado:

Se observa una línea del hidrógeno con $\lambda = 486 \text{ nm}$. Sabiendo que pertenece a la serie de Balmer ($n_f = 2$), determina el nivel inicial n_i y calcula la energía del fotón en eV.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

Si la línea pertenece a Balmer, el nivel final es $n_f = 2$. Con la ecuación de Rydberg se despeja $1/n_i^2$ a partir de λ . Una vez identificada la transición, la energía del fotón se obtiene con $E = h \cdot c / \lambda$ y se expresa en eV.

Razonamiento matemático desarrollado:

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

Dato: $R = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$

Dato: $n_f = 2$

Paso 1. Calcular $1/\lambda$:

$$1/\lambda = 1/(4,86 \cdot 10^{-7}) = 2,06 \cdot 10^6 \text{ m}^{-1}$$

Paso 2. Ecuación de Rydberg:

$$1/\lambda = R \cdot (1/2^2 - 1/n_i^2)$$
$$2,06 \cdot 10^6 = 1,097 \cdot 10^7 \cdot (1/4 - 1/n_i^2)$$

Paso 3. Dividir entre R:

$$(1/4 - 1/n_i^2) = (2,06 \cdot 10^6)/(1,097 \cdot 10^7) = 0,188$$

Paso 4. Despejar $1/n_i^2$:

$$1/n_i^2 = 1/4 - 0,188 = 0,250 - 0,188 = 0,062$$

$$n_i^2 \approx 1/0,062 \approx 16$$

$$n_i = 4$$

Paso 5. Energía del fotón:

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

$$E = (6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3,00 \cdot 10^8) / (4,86 \cdot 10^{-7}) = 4,09 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E(\text{eV}) = (4,09 \cdot 10^{-19}) / (1,60 \cdot 10^{-19}) = 2,56 \text{ eV}$$

Ejercicio 5. Energía de ionización: tendencia periódica y comparación

Enunciado:

Justifica, con razonamiento teórico y apoyo cuantitativo cualitativo, por qué la energía de ionización de Mg es mayor que la de Na en el mismo periodo. Relaciona tu explicación con la carga nuclear efectiva y el radio atómico.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

En un mismo periodo, al aumentar el número atómico, aumenta la carga nuclear. Aunque también aumentan los electrones, el apantallamiento en la misma capa n cambia poco, por lo que aumenta la carga nuclear efectiva Z_{ef} . Una Z_{ef} mayor atrae más fuertemente al electrón de valencia, disminuye el radio atómico y hace más difícil arrancar el electrón: la energía de ionización aumenta. Así, Mg ($Z = 12$) tiene mayor Z_{ef} que Na ($Z = 11$) y por ello mayor energía de ionización.

Razonamiento matemático desarrollado:

Idea clave: $Z_{\text{ef}} = Z - \sigma$

En el periodo 3, Na y Mg tienen electrones de valencia en 3s.

Paso 1. Comparación de Z:

$$Z(\text{Na}) = 11$$

$$Z(\text{Mg}) = 12$$

Paso 2. Apantallamiento similar (misma capa externa):

σ cambia poco entre elementos consecutivos del mismo periodo.

Paso 3. Consecuencia sobre Z_{ef} :

$$Z_{\text{ef}}(\text{Mg}) > Z_{\text{ef}}(\text{Na})$$

Paso 4. Relación con radio y energía de ionización:

Si Z_{ef} aumenta $\rightarrow$ radio disminuye

Si radio disminuye $\rightarrow$ atracción núcleo-electrón aumenta

Si atracción aumenta $\rightarrow$ energía de ionización aumenta

Conclusión: $E_{\text{ion}}(\text{Mg}) > E_{\text{ion}}(\text{Na})$