

INSTRUCCIONES GENERALES Y CALIFICACIÓN

Después de leer atentamente el examen, responda 4 preguntas de la siguiente forma:

- Responda a la pregunta 1 (sin optatividad).
- Responda a una pregunta a elegir entre las preguntas: 2A y 2B.
- Responda a una pregunta a elegir entre las preguntas: 3A y 3B.
- Responda a una pregunta a elegir entre las preguntas: 4A y 4B.

TIEMPO Y CALIFICACIÓN: 90 minutos. Cada pregunta tiene una calificación máxima de 2,5 puntos.

1) (Obligatoria) Responda justificadamente a las siguientes preguntas:

- (1 punto) Para los átomos A ($Z = 7$) y B ($Z = 26$) escriba la configuración electrónica, indique el número de electrones desapareados y los orbitales en los que se encuentran.
- (0,75 puntos) Los iones K^+ y Cl^- tienen aproximadamente el mismo valor de sus radios iónicos, alrededor de 0,134 nm. Justifique si sus radios atómicos serán mayores, menores o iguales a 0,134 nm.
- (0,75 puntos) Calcule la menor longitud de onda en nm de la radiación absorbida del espectro de hidrógeno.

Datos: $R_H = 1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}$.

2A) Una muestra de 15 g de calcita, que contiene un 98 % en peso de carbonato de calcio puro, se hace reaccionar con ácido sulfúrico del 96 % y densidad $1,84 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ formándose sulfato de calcio y desprendiéndose dióxido de carbono y agua.

- (0,5 puntos) Formule y ajuste la reacción que ocurre.
- (0,75 puntos) ¿Qué volumen de ácido sulfúrico será necesario para que reaccione totalmente la muestra de calcita?
- (0,75 puntos) ¿Cuántos litros de CO_2 se desprenderán, medidos a 1 atm y $25^\circ C$?
- (0,5 puntos) ¿Cuántos gramos de sulfato de calcio se producirán en la reacción?

Datos. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1}$. Masas atómicas: $H = 1$; $C = 12$; $O = 16$; $S = 32$; $Ca = 40$.

2B) En la reacción de hierro metálico con vapor de agua se produce óxido ferroso-férrico (Fe_3O_4) e hidrógeno molecular.

- (0,5 puntos) Formule y ajuste la reacción química que tiene lugar.
- (0,75 puntos) Calcule el volumen de hidrógeno gaseoso medido a $127^\circ C$ y 5 atm que se obtiene por reacción de 558 g de hierro metálico.
- (0,5 puntos) ¿Cuántos gramos de óxido ferroso-férrico se obtendrán a partir de 3 moles de hierro?
- (0,75 puntos) ¿Cuántos L de vapor de agua a 10 atm y $127^\circ C$ se precisa para reaccionar con los 3 moles de hierro?

Datos. Masas atómicas: $Fe = 55,8$; $O = 16$. $R = 0,082 \text{ atm} \cdot L \cdot K^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

3A) Responda a las siguientes cuestiones:

- (0,75 puntos) Deduzca de forma justificada qué anión divalente es isoelectrónico con Na^+ . Escriba su símbolo y carga.
- (1 punto) Razone cuántos electrones con los números cuánticos $n = 4$, $l = 2$ y $m_l = 0$ pueden pertenecer a un mismo átomo. Escriba en qué orbital(es) se encuentra(n) dicho(s) electrón(es).
- (0,75 puntos) Defina la primera energía de ionización y justifique cuál de los elementos, Mg o Be, presenta mayor valor.

3B) Considere los elementos A, B y C. El electrón más externo del elemento A está en un orbital con los tres primeros números cuánticos (3,0,0) y su ion más estable es A^+ ; el elemento B pertenece al grupo de los alcalinotérreos y su electrón más externo está en un orbital (3,0,0); el ion más estable del elemento C es C^- y su electrón más externo está en un orbital 3p.

- (1 punto) Identifique cada elemento con su nombre, símbolo, configuración electrónica, grupo y periodo.
- (0,5 puntos) Justifique qué elemento presenta menor energía de ionización.
- (0,5 puntos) Escriba el nombre del número cuántico m_l . Indique cuántos electrones con $m_l = 0$ hay en los átomos A y B.
- (0,5 puntos) La segunda energía de ionización del elemento A es $4560 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ mientras que la del elemento B es $1451 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$. Justifique por qué es mayor la del elemento A.

4A) 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 de $n = 1$. Calcule:

- (1,25 puntos) La energía y la frecuencia de la radiación emitida, expresadas en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y en Hz respectivamente.
- (1,25 puntos) Si la energía de la transición indicada incide sobre un átomo de rubidio y se arranca un electrón que sale con una velocidad de 1670 km/s, ¿cuál será la energía de ionización del rubidio?

Datos: $R_H = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$; $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \cdot \text{mol}^{-1}$; $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$; $m_{\text{electrón}} = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.

4B) Considere los átomos: A ($Z = 11$), B ($Z = 14$) y C ($Z = 17$) y responda las siguientes preguntas:

- (1 punto) Para cada uno de ellos, escriba la configuración electrónica, especifique el grupo y periodo del sistema periódico al que pertenece e identifique con nombre y símbolo cada elemento.
- (1 punto) Ordene los elementos en orden creciente de su afinidad electrónica. Razone la respuesta.
- (0,5 puntos) ¿Por qué los átomos presentan espectros de líneas y no continuos?

SOLUCIONARIO Y CRITERIOS DE CORRECCIÓN

A continuación, se presentan las respuestas redactadas con el nivel de exigencia, vocabulario técnico y justificación requeridos para obtener la máxima puntuación en la EvAU de la Comunidad de Madrid, acompañadas de las penalizaciones habituales.

Pregunta 1

- a)
Elemento A ($Z = 7$, Nitrógeno): $1s^2 2s^2 2p^3$. Aplicando el principio de máxima multiplicidad de Hund, los 3 electrones del subnivel 2p se distribuyen desapareados en cada uno de los orbitales degenerados. Tiene **3 electrones desapareados** en los orbitales $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$.
Elemento B ($Z = 26$, Hierro): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$. De los 5 orbitales degenerados 3d, uno contiene una pareja de electrones y los otros 4 tienen un electrón impar. Tiene **4 electrones desapareados** en los orbitales 3d.
- b)
Al formar un catión (K^+), el átomo pierde un electrón y un nivel energético completo (su electrón 4s), aumentando la repulsión núcleo-corteza (misma Z , menos electrones), provocando una contracción de la nube electrónica. Por tanto, **el radio del átomo neutro K es mayor** que el del catión K^+ ($R_K > 0,134 \text{ nm}$).
Al formar un anión (Cl^-), el átomo gana un electrón, aumentando la repulsión interelectrónica en la capa de valencia frente a la misma carga nuclear, provocando una expansión de la nube. Por tanto, **el radio del átomo neutro Cl es menor** que el del anión Cl^- ($R_{Cl} < 0,134 \text{ nm}$).
- c)
La menor longitud de onda absorbida corresponde al proceso de **mayor energía posible**, es decir, la ionización del átomo desde su estado fundamental (transición desde $n_1 = 1$ hasta $n_2 = \infty$).
Aplicando la ecuación de Rydberg:
$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{\infty^2} \right) = R_H \cdot (1 - 0) = R_H$$
$$\lambda = \frac{1}{R_H} = \frac{1}{1,097 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1}} = 9,116 \cdot 10^{-8} \text{ m} = \mathbf{91,16 \text{ nm}}.$$

Fallos típicos de los estudiantes (Tribunal EvAU):

- En 1a: Escribir la configuración electrónica y no mencionar la regla de Hund para justificar por qué los electrones se desaparean.
- En 1c: Confundir "menor longitud de onda" con "menor salto energético" o calcular erróneamente la transición de $n = 1$ a $n = 2$. La relación entre longitud de onda y energía es inversamente proporcional.

Pregunta 2A

- a) Ecuación ajustada: $CaCO_3(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow CaSO_4(s) + CO_2(g) + H_2O(l)$
- b)
Gramos de $CaCO_3$ puros = $15 \text{ g} \cdot \frac{98}{100} = 14,7 \text{ g}$.
Moles de $CaCO_3 = \frac{14,7 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}} = 0,147 \text{ mol}$.
Por estequiometría 1:1, reaccionan 0,147 mol de H_2SO_4 .
Masa de H_2SO_4 puro = $0,147 \text{ mol} \cdot 98 \text{ g/mol} = 14,406 \text{ g}$.
Masa de disolución de ácido = $14,406 \text{ g} \cdot \frac{100}{96} = 15,006 \text{ g}$.
Volumen de disolución = $\frac{\text{masa}}{\text{densidad}} = \frac{15,006 \text{ g}}{1,84 \text{ g/mL}} = \mathbf{8,16 \text{ mL}}$ (o $8,16 \cdot 10^{-3} \text{ L}$).

▪ c)

Por estequiometría 1:1, se producen 0,147 mol de CO_2 .

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,147 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = \mathbf{3,59 \text{ L de CO}_2}.$$

▪ d)

Por estequiometría 1:1, se forman 0,147 mol de CaSO_4 . Su masa molar es $40 + 32 + (16 \cdot 4) = 136 \text{ g/mol}$.

$$\text{Masa} = 0,147 \text{ mol} \cdot 136 \text{ g/mol} = \mathbf{19,99 \text{ g de CaSO}_4}.$$

Fallos típicos de los estudiantes (Tribunal EvAU):

- En 2b: Operar la riqueza (96 %) de forma invertida, o emplear directamente la densidad como si fuese concentración (g/L en lugar de g/mL).

Pregunta 2B

▪ a) Ecuación ajustada: $3\text{Fe}(s) + 4\text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4(s) + 4\text{H}_2(g)$

▪ b)

$$\text{Moles de Fe} = \frac{558 \text{ g}}{55,8 \text{ g/mol}} = 10 \text{ mol}.$$

Por estequiometría (relación 3:4), los moles de H_2 formados son: $n = 10 \cdot \frac{4}{3} = 13,33 \text{ mol}$.

$$T = 127 + 273 = 400 \text{ K}.$$

$$V(\text{H}_2) = \frac{nRT}{P} = \frac{13,33 \cdot 0,082 \cdot 400}{5} = \mathbf{87,45 \text{ L}}.$$

▪ c)

3 moles de hierro originan 1 mol de Fe_3O_4 .

$$\text{Masa molar del Fe}_3\text{O}_4 = (3 \cdot 55,8) + (4 \cdot 16) = 231,4 \text{ g/mol}.$$

$$\text{Masa de óxido} = 1 \text{ mol} \cdot 231,4 \text{ g/mol} = \mathbf{231,4 \text{ g}}.$$

▪ d)

3 moles de hierro necesitan 4 moles de $\text{H}_2\text{O}(g)$.

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{nRT}{P} = \frac{4 \cdot 0,082 \cdot 400}{10} = \mathbf{13,12 \text{ L}}.$$

Fallos típicos de los estudiantes (Tribunal EvAU):

- En 2a: Fallar en el ajuste del óxido ferroso-férrico al ser un óxido mixto. Un mal ajuste arrastra la puntuación de todo el problema.
- En cálculos termodinámicos: No pasar la temperatura a Kelvin.

Pregunta 3A

▪ a)

El catión Na^+ (sodio neutro $Z = 11$, al perder un electrón) posee **10 electrones**. Su configuración es isoelectrónica con la del Neón ($1s^2 2s^2 2p^6$). Un "anión divalente" significa una especie que ha ganado 2 electrones para alcanzar esos 10 electrones totales. El átomo neutro debía tener, por tanto, 8 electrones ($Z = 8$). Se trata del **Oxígeno** y su símbolo es O^{2-} .

▪ b)

Los números $n = 4$ y $l = 2$ identifican al subnivel **4d**. El número $m_l = 0$ señala un único orbital espacial de los cinco posibles dentro de ese subnivel (el $4d_{z^2}$). Por el Principio de Exclusión de Pauli, en un mismo orbital atómico solo caben como máximo **2 electrones** (con espines antiparalelos, $m_s = +1/2$ y $-1/2$).

▪ c)

Definición: La primera energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar el electrón más externo de un átomo *en estado gaseoso y en su estado fundamental*, convirtiéndolo en un catión monovalente gaseoso.

Ambos, Mg ($Z = 12$, Periodo 3) y Be ($Z = 4$, Periodo 2), pertenecen al Grupo 2 (alcalinotérreos). Al ascender en el grupo, disminuye el número de capas electrónicas y el radio atómico, por lo que los electrones de valencia del Be están sometidos a una mayor atracción nuclear que los del Mg. Por ello, el **Berilio (Be) tiene mayor energía de ionización**.

Pregunta 3B

▪ a)

A: Valencias (3,0,0) $\rightarrow$ electrón $3s^1$. $Z=11$. **Sodio (Na)**. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Grupo 1, Periodo 3.

B: Alcalinotérreo con nivel $3s \rightarrow$ electrón $3s^2$. $Z=12$. **Magnesio (Mg)**. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Grupo 2, Periodo 3.

C: Anión C^- estable, termina en $3p$ (isoelectrónico con gas noble $3p^6$) $\rightarrow$ el neutro es $3p^5$. $Z=17$. **Cloro (Cl)**. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Grupo 17, Periodo 3.

▪ b)

El que presenta menor energía de ionización es el **Sodio (A)**. Al situarse más a la izquierda en el periodo 3, posee el mayor radio atómico y la menor carga nuclear efectiva; su único electrón de valencia $3s^1$ experimenta una atracción muy débil, requiriendo muy poca energía para ser expulsado.

▪ c)

El número cuántico m_l es el **número cuántico magnético**.

Recuento para el Na (A): Orbitales $1s, 2s, 3s$ (todos tienen $m_l = 0$) y uno de los orbitales del subnivel $2p$ (por ejemplo, el $2p_z$) tiene $m_l = 0$. Electrones totales $= 2(1s) + 2(2s) + 2(2p_{m_l=0}) + 1(3s) = 7$ **electrones**.

Para el Mg (B): El orbital $3s$ está completo, sumando un electrón más. Total = **8 electrones**.

▪ d)

La segunda energía de ionización del Na es abrumadoramente mayor porque implica arrancar un electrón de la estructura de capa cerrada muy estable del catión Na^+ ($1s^2 2s^2 2p^6$), rompiendo una configuración de gas noble (Ne). En el Mg, arrancar el segundo electrón implica vaciar el nivel de valencia (subnivel $3s$) sin tocar las capas internas completas, por lo que energéticamente es un salto moderado.

Pregunta 4A

▪ a)

Para calcular la energía de la radiación emitida en el salto desde el estado excitado $n = 3$ al estado fundamental $n = 1$, aplicamos la ecuación de Rydberg o la fórmula de Bohr para la variación de energía:

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

Sustituyendo los valores (tomando el valor absoluto al tratarse de energía emitida):

$$\Delta E = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} \cdot \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right) = 2,18 \cdot 10^{-18} \cdot \frac{8}{9} = 1,938 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Para calcular la frecuencia (ν), utilizamos la ecuación de Planck ($E = h \cdot \nu$):

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{1,938 \cdot 10^{-18} \text{ J}}{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 2,92 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$$

■ b)

El problema plantea un balance energético basado en el efecto fotoeléctrico o principio de conservación de la energía. La energía de la radiación incidente ($E_{\text{incidente}}$) se emplea en arrancar el electrón (Energía de Ionización, $E_{\text{ionización}}$) y en dotarlo de energía cinética (E_c):

$$E_{\text{incidente}} = E_{\text{ionización}} + E_c$$

Calculamos la energía cinética del electrón emitido (¡Cuidado con pasar la velocidad a m/s! $v = 1,67 \cdot 10^6$ m/s):

$$E_c = \frac{1}{2} m_e v^2 = \frac{1}{2} (9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}) (1,67 \cdot 10^6 \text{ m/s})^2 = 1,27 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Despejando la energía de ionización:

$$E_{\text{ionización}} = E_{\text{incidente}} - E_c = 1,938 \cdot 10^{-18} \text{ J} - 1,27 \cdot 10^{-18} \text{ J} = 6,68 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Fallos típicos de los estudiantes (Tribunal EvAU):

- *En 4a:* Dejar la energía de la transición en Julios por átomo y no multiplicarla por el Número de Avogadro (N_A) para escalarla a mol, ni dividirla por 1000 para expresarla en kJ , perdiendo la mitad de la puntuación.
- *En 4b:* Introducir la velocidad del electrón directamente en km/s en la fórmula de energía cinética en lugar de usar metros por segundo (m/s).

Pregunta 4B

■ a)

A ($Z = 11$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Grupo 1, Periodo 3. **Sodio (Na)**.

B ($Z = 14$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. Grupo 14, Periodo 3. **Silicio (Si)**.

C ($Z = 17$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Grupo 17, Periodo 3. **Cloro (Cl)**.

■ b)

La afinidad electrónica es la energía intercambiada cuando un átomo neutro, gaseoso y en estado fundamental capta un electrón. En un mismo periodo, la tendencia a captar electrones aumenta de izquierda a derecha (mayor desprendimiento de energía, más negativos), ya que aumenta progresivamente la carga nuclear efectiva, atrayendo con más fuerza al electrón entrante. El orden creciente (de menos afín a más afín) es: **Na < Si < Cl**.

■ c)

Los átomos presentan espectros de líneas (discretos) porque la energía de sus electrones en la corteza está **cuantizada**. Los electrones solo pueden ocupar unos niveles de energía y orbitales permitidos bien definidos. La absorción o emisión de luz se produce exclusivamente cuando un electrón "salta" de un nivel a otro, intercambiando un fotón cuya energía se corresponde exactamente con la **diferencia de energía específica entre ambos niveles** ($\Delta E = h \cdot \nu$). Esto da lugar a líneas concretas de radiación en lugar de un continuo.