

	UNIVERSIDADES PÚBLICAS DE LA COMUNIDAD DE MADRID PRUEBA DE ACCESO A UNIVERSIDAD Curso 2025-2026 MATERIA: QUÍMICA	MODELO
--	--	-------------------------------------

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) Los fertilizantes son productos que se utilizan para enriquecer el suelo y mejorar la calidad de las plantas. Contienen nutrientes esenciales como nitrógeno, fósforo y potasio, y micronutrientes como hierro, cobre y zinc, todos ellos necesarios para su buen estado y crecimiento.

El primer fertilizante nitrogenado sólido que se ha producido a gran escala es el nitrato de amonio (NH_4NO_3) y se obtiene por reacción de NH_3 con HNO_3 . El fertilizante de potasio más utilizado es el KCl, debido a su bajo coste, su alta concentración en potasio y su buena solubilidad.

- a) (1 punto) Justifique el tipo de enlace en las siguientes sustancias: KCl, Cu, NH_4^+ y NH_3 .
- b) (0,5 puntos) Escriba las estructuras de Lewis de NH_3 y NH_4^+ e indique si alguna de las sustancias presenta un enlace de coordinación (covalente dativo).
- c) (0,5 puntos) Indique y dibuje la geometría de la molécula de amoníaco y del ion amonio mediante la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (RPECV).
- d) (0,5 puntos) El pH del suelo afecta a la disponibilidad de los nutrientes vegetales. Sabiendo que en un determinado suelo se utiliza como fertilizante el nitrato de amonio, justifique si la mayor parte de los nutrientes de ese suelo son más solubles en medio ácido, neutro o básico. Escriba las reacciones necesarias para justificarlo.

Dato. $\text{p}K_b(\text{amoníaco}) = 4,75$.

2A) 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.

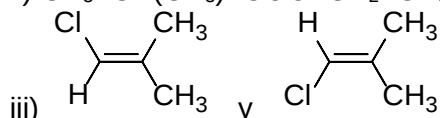
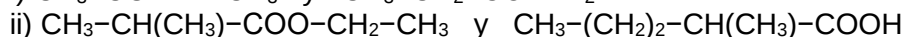
- a) (1 punto) Identifique cada elemento con su nombre, símbolo, configuración electrónica, grupo y periodo.
- b) (0,5 puntos) Justifique qué elemento presenta menor energía de ionización.
- c) (0,5 puntos) Escriba el nombre del número cuántico m_l . Indique cuántos electrones con $m_l = 0$ hay en los átomos A y B.
- d) (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.

2B) Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones.

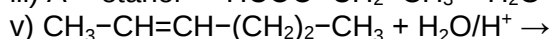
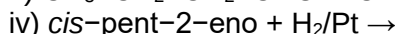
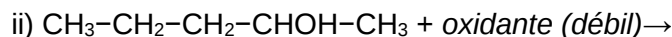
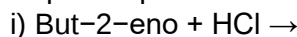
- a) (0,5 puntos) La energía de red del LiF es mayor que la del KF, suponiendo que ambos compuestos cristalizan con el mismo tipo de red.
- b) (0,5 puntos) En estado fundido los compuestos covalentes sí conducen la electricidad.
- c) (0,5 puntos) La hibridación del átomo de boro en el BF_3 es sp^3 .
- d) (0,5 puntos) La temperatura de ebullición del H_2S es mayor que la del H_2O .
- e) (0,5 puntos) Las fuerzas intermoleculares más fuertes que presenta el PH_3 son debidas a enlaces de hidrógeno.

3A) Responda a las siguientes cuestiones:

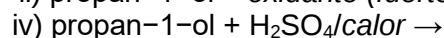
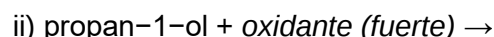
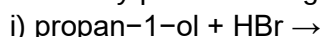
a) (1,5 puntos) Nombre los siguientes compuestos, indique para cada pareja si son isómeros y el tipo de isomería que presentan y escriba su fórmula molecular.



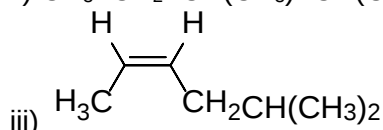
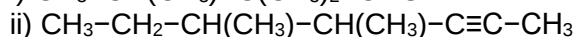
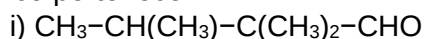
b) (1 punto) Complete las siguientes reacciones, formule y nombre todos los compuestos orgánicos, e indique el tipo de reacción.

**3B) Responda a las siguientes cuestiones:**

a) (1 punto) Formule las siguientes reacciones para el propan-1-ol. Escriba el nombre de todos los reactivos y productos orgánicos, e indique el tipo de reacción.



b) (0,5 puntos) Nombre los siguientes compuestos orgánicos e indique a qué tipo de compuesto orgánico pertenecen:



c) (1 punto) Formule y ajuste la reacción de combustión de butano indicando el estado de las especies, a 298 K y 1,00 atm. Calcule la cantidad de calor que se desprende en la combustión de 12,0 L de butano en esas condiciones.

Datos. A 298 K, ΔH_f° (kJ·mol⁻¹): C_4H_{10} (g) = -125,7; H_2O (l) = -285,8; CO_2 (g) = -393,5.

R = 0,0820 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

4A) En la tabla se recogen los valores de Kp para el equilibrio $\text{A (g)} \rightleftharpoons 2\text{B (g)}$ a distintas temperaturas. Además, se sabe que a 789 K el compuesto A está disociado un 40%:

Tabla. Valores de Kp a distintas temperaturas.

Temperatura (K)	Kp
727	1,860
789	0,956
830	0,130

a) (0,5 puntos) Razone cómo afecta a la presión parcial de A un aumento de la temperatura.

b) (1 punto) Calcule las fracciones molares de A y B en el equilibrio a 789 K.

c) (0,5 puntos) Calcule la presión total del sistema a 789 K.

d) (0,5 puntos) Justifique cómo afecta al equilibrio la adición de gas helio manteniendo el volumen y la temperatura constantes.

4B) El cromato de potasio reacciona con ácido clorhídrico produciendo cloruro de cromo(III), cloruro de potasio, agua y cloro.

a) (1 punto) Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción ajustadas por el método de ion electrón, la reacción iónica y la molecular.

b) (0,5 puntos) Se sabe que el cromato de potasio comercial tiene una riqueza del 70,0% en masa. Calcule la masa de cromato de potasio comercial necesaria para obtener 60,0 g de cloruro de cromo(III).

c) (0,5 puntos) El ácido clorhídrico empleado en el proceso tiene una concentración de $1,25 \times 10^{-2}$ M. Calcule su pH.

d) (0,5 puntos) Calcule la concentración que debe tener una disolución de ácido acético (ácido etanoico) para que tenga el mismo pH que la disolución de ácido clorhídrico del apartado c).

Datos. K_a (ácido acético) = $1,8 \times 10^{-5}$. Masas atómicas (u): O = 16,0; Cl = 35,5; K = 39,1; Cr = 52,0.

QUÍMICA

CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN Y CALIFICACIÓN

Se tendrá en cuenta en la calificación de la prueba:

- Claridad de comprensión y exposición de conceptos.
- Uso correcto de formulación, nomenclatura y lenguaje químico.
- Capacidad de análisis y relación.
- Desarrollo de la resolución de forma coherente y uso correcto de unidades.
- Aplicación y exposición correcta de conceptos en el planteamiento de las preguntas.

Distribución de puntuaciones máximas:

El alumno deberá responder 4 preguntas de la siguiente forma:

- Pregunta 1 (sin optatividad).
- Una pregunta a elegir entre las preguntas 2A y 2B.
- Una pregunta a elegir entre las preguntas 3A y 3B.
- Una pregunta a elegir entre las preguntas 4A y 4B.

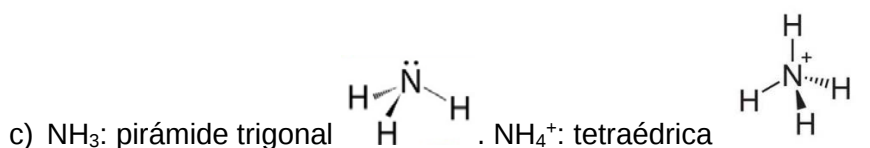
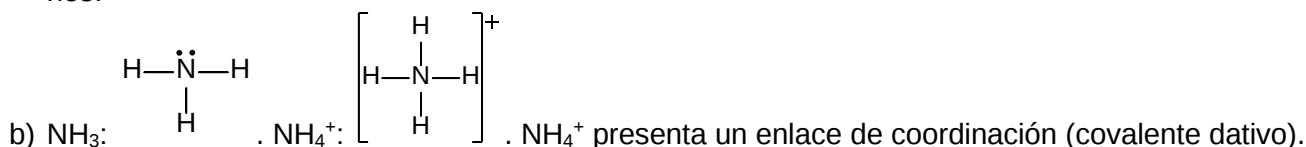
La puntuación máxima de cada pregunta es de 2,5 puntos, distribuidos en los correspondientes apartados de la siguiente forma:

PUNTUACIÓN MÁXIMA (puntos)					
PREGUNTA	APARTADO				
	a)	b)	c)	d)	e)
1	1	0,5	0,5	0,5	
2A	1	0,5	0,5	0,5	
2B	0,5	0,5	0,5	0,5	0,5
3A	1,5	1			
3B	1	0,5	1		
4A	0,5	1	0,5	0,5	
4B	1	0,5	0,5	0,5	

QUÍMICA SOLUCIONES
(Documento de trabajo orientativo)

1) Puntuación máxima: a) 1 punto; b) 0,5 puntos; c) 0,5 puntos; d) 0,5 puntos.

- a) KCl: enlace iónico, se une un metal (K) que pierde electrones y un no metal (Cl) que gana los electrones, para alcanzar ambos la configuración de gas noble. Cu: El Cu es un metal por lo que el enlace es metálico. NH_4^+ : enlace covalente porque ocurre entre átomos no metálicos que comparten electrones. NH_3 : enlace covalente porque tiene lugar entre átomos no metálicos que comparten electrones.



- d) La mayor parte de los nutrientes son más solubles en medios ácidos. $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$. El ion NO_3^- proviene del HNO_3 (ácido fuerte) por lo que no se hidroliza. El NH_4^+ proviene del amoníaco (base débil) por lo que se hidroliza: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, produciendo iones H_3O^+ y, por tanto, haciendo que el suelo sea ácido.

2A) Puntuación máxima: a) 1 punto; b) 0,5 puntos; c) 0,5 puntos; d) 0,5 puntos.

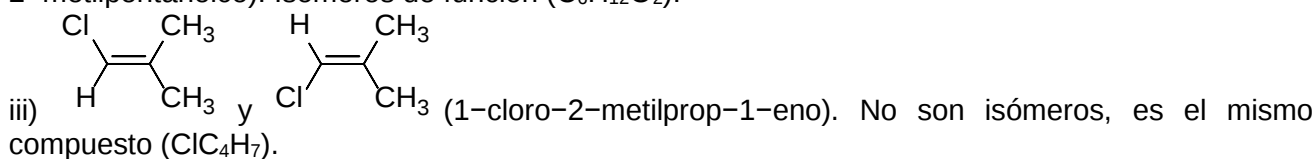
- a) A: sodio, Na, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, grupo 1, periodo 3; B: magnesio, Mg, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, grupo 2, periodo: 3; C: cloro, Cl, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, grupo 17, periodo 3.
- b) El elemento A (Na) tiene la menor energía de ionización. Los tres elementos pertenecen al mismo periodo y a medida que se avanza de izquierda a derecha en un período, la carga nuclear efectiva aumenta, lo que tiende a atraer más fuertemente a los electrones hacia el núcleo y, en consecuencia, mayor es la energía que se necesita para liberar el último electrón del átomo en fase gaseosa y estado fundamental. A (Na) está más a la izquierda, por lo que tiene menor energía de ionización.
- c) Número cuántico magnético. A tiene 7 electrones con $m_l = 0$; B tiene 8 electrones con $m_l = 0$.
- d) La 2ª energía de ionización del elemento A es mayor que la del elemento B porque en el elemento A el segundo electrón se extrae de una configuración electrónica que se corresponde con la de gas noble, que es muy estable, mientras que en el elemento B se quita de un orbital s semiocupado, alcanzando así la configuración de gas noble. En consecuencia, la energía para extraer el segundo electrón es mayor en A.

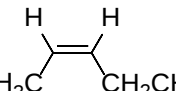
2B) Puntuación máxima: a) 0,5 puntos; b) 0,5 puntos; c) 0,5 puntos; d) 0,5 puntos; e) 0,5 puntos.

- a) Verdadera. La energía de red, a igualdad de tipo de red cristalina y de cargas de los iones, es mayor cuanto menor es la distancia de enlace entre sus iones, de acuerdo con la Ley de Coulomb $E \propto \frac{z_1 z_2 q^2}{r}$. Como la distancia de enlace es menor en LiF que en KF (el radio del Li^+ es menor que el del K^+), la energía de red es mayor en LiF.
- b) Falsa. Para que un compuesto conduzca la electricidad tiene que haber movimiento de cargas y en los compuestos covalentes, independientemente de su estado, no hay cargas libres que puedan moverse libremente por el compuesto.
- c) Falsa. La hibridación del átomo de boro es sp^2 , presentando 3 orbitales híbridos para formar los tres enlaces.
- d) Falsa. Al alcanzar la temperatura de ebullición se rompen interacciones intermoleculares; cuanto más fuertes son estas interacciones, mayor es la temperatura de ebullición. Ambos compuestos presentan interacciones dipolo-dipolo y de dispersión, pero además el H_2O forma enlaces de hidrógeno, que son las interacciones intermoleculares más fuertes, mientras que el H_2S no las forma. Por tanto, la temperatura de ebullición del H_2S es menor que la del H_2O .
- e) Falsa. La interacción por enlace de hidrógeno solo la pueden establecer aquellas moléculas que tengan un átomo de hidrógeno unido a un átomo pequeño y muy electronegativo como el flúor, el oxígeno o el nitrógeno.

3A) Puntuación máxima: a) 1,5 puntos; b) 1 punto.

- a) i) $\text{CH}_3\text{-CO-NH-CH}_3$ (N-metiletanamida); $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-NH}_2$ (propanamida). Isómeros de posición ($\text{C}_3\text{H}_7\text{NO}$).
 ii) $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-COO-CH}_2\text{-CH}_3$ (2-metilpropanoato de etilo); $\text{CH}_3\text{-(CH}_2\text{)}_2\text{-CH(CH}_3\text{)-COOH}$ (ácido 2-metilpentanoico). Isómeros de función ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$).



- b) i) $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$ (but-2-eno) + $\text{HCl} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CHCl-CH}_2\text{-CH}_3$ (2-clorobutano). Adición.
 ii) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_3$ (pentan-2-ol) + oxidante (débil) $\rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3$ (pentan-2-ona). Oxidación.
 iii) HCOOH (A: ácido metanoico o ácido fórmico) + $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$ (etanol) $\rightarrow \text{HCOO-CH}_2\text{-CH}_3$ (metanoato de etilo) + H_2O . Condensación o esterificación.
 iv)  (cis-pent-2-eno) + $\text{H}_2/\text{Pt} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ (pentano). Reducción o hidrogenación.
 v) $\text{CH}_3\text{-CH=CH-(CH}_2\text{)}_2\text{-CH}_3$ (hex-2-eno) + $\text{H}_2\text{O}/\text{H}^+ \rightarrow \text{CH}_3\text{-CHOH-(CH}_2\text{)}_3\text{-CH}_3$ (hexan-2-ol) + $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-(CH}_2\text{)}_2\text{-CH}_3$ (hexan-3-ol). Adición.

3B) Puntuación máxima: a) 1 punto; b) 0,5 puntos; c) 1 punto.

- a) i) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$ (propan-1-ol) + $\text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{Br}$ (1-bromopropano) + H_2O . Sustitución.
 ii) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$ + oxidante (fuerte) $\rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ (ácido propanoico). Oxidación.
 iii) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$ + $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-(CH}_2\text{)}_2\text{-COOH}$ (ácido 4-metilpentanoico) $\rightarrow \text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-(CH}_2\text{)}_2\text{-COO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ (4-metilpentanoato de propilo) + H_2O . Esterificación.
 iv) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$ + $\text{H}_2\text{SO}_4/\text{calor} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH=CH}_2$ (propeno) + H_2O . Eliminación o deshidratación.
 b) i) 2,2,3-trimetilbutanal, aldehído; ii) 4,5-dimetilhept-2-ino, alquino; iii) cis-5-metilhex-2-eno, alqueno.
 c) $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + 13/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2(\text{g}) + 5 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 $\Delta H^\circ_r = 4 \times (-393,5) + 5 \times (-285,8) - (-125,7) = -2877,3 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.
 $n = p \cdot V / R \cdot T = 1,00 \times 12,0 / (0,0820 \times 298) = 0,491 \text{ mol}$.
 $Q = -2877,3 \times 0,491 = -1413 \text{ kJ}$. Se desprenden 1413 kJ.

4A) Puntuación máxima: a) 0,5 puntos; b) 1 punto; c) 0,5 puntos; d) 0,5 puntos.

- a) Según se observa en la tabla, al aumentar la temperatura disminuye el valor de K_p . Teniendo en cuenta la relación de K_p con las presiones, $K_p = p_B^2 / p_A$, esto indica que al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza hacia los reactivos, en consecuencia, aumenta la presión de A.
 b)
$$\begin{array}{ccccc} \text{A}(\text{g}) & \rightleftharpoons & 2\text{B}(\text{g}) & & \alpha = 0,40 \\ n_0 & & n_0 & & \\ n_{\text{eq}} & & n_0(1 - \alpha) = 0,60 \cdot n_0 & 2n_0\alpha = 0,80 \cdot n_0 & n_T = 0,60 \cdot n_0 + 0,80 \cdot n_0 = 1,40 \cdot n_0 \\ x_A = n_A / n_T = 0,60 \cdot n_0 / 1,40 \cdot n_0 = 0,43; & x_B = n_B / n_T = 0,80 \cdot n_0 / 1,40 \cdot n_0 = 0,57. \end{array}$$

 c) $K_p = p_B^2 / p_A = (x_B p_T)^2 / x_A p_T = x_B^2 p_T / x_A$; $0,956 = (0,57^2 / 0,43) \cdot p_T$; $p_T = 1,3 \text{ atm}$.
 d) El equilibrio no se ve afectado. El helio es un gas inerte, en consecuencia, cuando se introduce helio manteniendo constante el volumen y la temperatura, las presiones parciales no se ven afectadas.

4B) Puntuación máxima: a) 1 punto; b) 0,5 puntos; c) 0,5 puntos; d) 0,5 puntos.

- a) Reducción: $(\text{CrO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}) \times 2$
 Oxidación: $(2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-) \times 3$
 Ecuación iónica: $2 \text{CrO}_4^{2-} + 16 \text{H}^+ + 6 \text{Cl}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 8 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{Cl}_2$
 Ecuación molecular: $2 \text{K}_2\text{CrO}_4 + 16 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{CrCl}_3 + 8 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{Cl}_2 + 4 \text{KCl}$

- b) $n(\text{CrCl}_3) = 60,0 / 158,5 = 0,379 \text{ mol}$. Por estequiometría $n(\text{CrCl}_3) = n(\text{K}_2\text{CrO}_4)$;

$m(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 0,379 \times 194,2 = 73,6 \text{ g de } \text{K}_2\text{CrO}_4 \text{ puros.}$

Masa de K_2CrO_4 comercial al 70% necesaria = $73,6 \times (100 / 70,0) = 105 \text{ g.}$

c) $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 1,25 \times 10^{-2} \text{ M}$; $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1,25 \times 10^{-2}) = 1,90.$

d)

	$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
C_0	C
C_{eq}	$\text{C} - \text{X} \qquad \text{X} \qquad \text{X}$

Para que tenga el mismo pH que el ácido clorhídrico del apartado c) $[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{x} = 1,25 \times 10^{-2} \text{ M.}$

$\text{K}_a = 1,8 \times 10^{-5} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-] / [\text{HA}] = (1,25 \times 10^{-2})^2 / (\text{c} - 1,25 \times 10^{-2})$; $\text{c} = 8,7 \text{ M.}$

ÁMBITO DE CONTENIDOS DE LA MATERIA QUÍMICA PARA LA PRUEBA DE EVALUACION PARA EL ACCESO A LA UNIVERSIDAD. CURSO 2025-2026

Las enseñanzas mínimas del Bachillerato LOMLOE están publicadas en el RD 243/2022, BOE de 6 de abril de 2022. La ordenación y el currículo básico del Bachillerato establecido por la Comunidad de Madrid se recoge en el Decreto 64/2022 del BOCM de 20 de julio.

El presente documento tiene como objetivo hacer las pertinentes aclaraciones a los contenidos de la PAU en Materia de Química, que se celebrará el curso 2025-2026, en base al currículo de Química para 2º de Bachillerato, sin ánimo ni de modificar ni reducir el programa de enseñanzas, sino con el objetivo de aclarar determinados aspectos que no están explícitamente señalados en el Decreto 64/2022.

La Comisión de Materia de Química propone las siguientes aclaraciones a los contenidos de Química que recoge la tabla adjunta.

Se mantienen igualmente las aclaraciones respecto a la nomenclatura de compuestos inorgánicos, adjuntando documento descriptivo. La nomenclatura de Química Orgánica se corresponderá con la recomendada por la IUPAC en 2020 y quedan recogidas en la guía breve para la nomenclatura de química orgánica, [https://iupac.org/wp-content/uploads/2021/12/Guia-breu CAT 7es 2 20211215.pdf](https://iupac.org/wp-content/uploads/2021/12/Guia-breu_CAT_7es_2_20211215.pdf)).

Este documento tiene vigencia para este curso 2025/2026, pudiendo ser susceptible de mejoras posteriores para futuras convocatorias.

Contenidos	Aclaraciones
A. Enlace químico y estructura de la materia <u>1. Espectros atómicos.</u> – Radiación electromagnética. Los espectros atómicos como responsables de la necesidad de la revisión del modelo atómico. Relevancia de este fenómeno en el contexto del desarrollo histórico del modelo atómico. El espectro de emisión del hidrógeno. <u>2. Principios cuánticos de la estructura atómica.</u> – Teoría cuántica de Planck. Relación entre el fenómeno de los espectros atómicos y la cuantización de la energía. – Del modelo de Bohr a los modelos mecano-cuánticos: necesidad de una estructura electrónica en diferentes niveles. Modelo atómico de Bohr. Postulados. Energía de las órbitas del átomo de hidrógeno. Interpretación de los espectros de emisión y absorción de los elementos. Relación con la estructura electrónica del átomo. Aciertos y limitaciones del modelo atómico de Bohr. – Principio de incertidumbre de Heisenberg y doble naturaleza onda-corpúsculo del electrón. Modelo mecano-cuántico del átomo. Naturaleza probabilística del concepto de orbital. – Números cuánticos. Estructura electrónica del átomo. Principio de exclusión de Pauli. Principio de máxima multiplicidad de Hund. Principio de Aufbau, Building-up o Construcción Progresiva. Utilización del diagrama de Moeller para escribir la configuración electrónica de los elementos químicos. <u>3. Tabla periódica y propiedades de los átomos.</u> – Naturaleza experimental del origen de la tabla periódica en cuanto al agrupamiento de los elementos según sus propiedades. La teoría atómica actual y su relación con las leyes experimentales observadas. – Posición de un elemento en la tabla periódica a partir de su configuración electrónica. – Propiedades periódicas: radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad. Aplicación a la predicción de los valores de las propiedades de los elementos de la tabla a partir de su posición en la misma. <u>4. Enlace químico y fuerzas intermoleculares.</u> – Enlace químico. Tipos de enlace a partir de las características de los elementos individuales que lo forman. Energía implicada en la formación de moléculas, de cristales y de estructuras macroscópicas. – Enlace covalente. Modelos de Lewis, teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV) y teoría de enlace de valencia: hibridación de orbitales. Configuración geométrica de compuestos moleculares. Polaridad del enlace y de la molécula. Propiedades de las sustancias químicas con enlace covalente y características de los sólidos covalentes y moleculares. – Enlace iónico. Energía intercambiada en la formación de cristales iónicos. Ciclo de Born-Haber. Propiedades de las sustancias químicas con enlace iónico. – Enlace metálico. Modelos de la nube electrónica y la teoría de bandas para explicar las propiedades características de los cristales metálicos. – Fuerzas intermoleculares a partir de las características del enlace químico y la geometría de las moléculas: enlaces de hidrógeno, fuerzas de dispersión y fuerzas entre dipolos permanentes. Propiedades macroscópicas de elementos y compuestos moleculares.	▪ Los cálculos energéticos a partir del modelo atómico de Bohr se consideran incluidos. ▪ El efecto fotoeléctrico sí está incluido. ▪ Sólo se exigirá identificar el nombre de los elementos de los tres primeros periodos a partir de sus números atómicos y viceversa. ▪ Configuraciones electrónicas escritas en orden creciente de energía (diagrama Möller). Ejemplos: $\text{Sb}(Z=51): 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$ $\text{Sb}(Z=51): [\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^3$ ▪ Solo se exigirá conocer las excepciones en la configuración electrónica hasta el 4º Periodo (incluido): Cr: $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$ y Cu: $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$

Contenidos	Aclaraciones
B. Reacciones químicas <u>1. Termodinámica química.</u> – Primer principio de la termodinámica: intercambios de energía entre sistemas a través del calor y del trabajo. – Ecuaciones termoquímicas. Concepto de entalpía de reacción. Procesos endotérmicos y exotérmicos. – Balance energético entre productos y reactivos mediante la ley de Hess, a través de la entalpía de formación estándar o de las energías de enlace, para obtener la entalpía de una reacción. – Segundo principio de la termodinámica. La entropía como magnitud que afecta a la espontaneidad e irreversibilidad de los procesos químicos. – Cálculo de la energía de Gibbs de las reacciones químicas y espontaneidad de las mismas en función de la temperatura del sistema. <u>2. Cinética química.</u> – Conceptos de velocidad de reacción. Ley diferencial de la velocidad de una reacción química y los órdenes de reacción a partir de datos experimentales de velocidad de reacción. – Teoría de las colisiones como modelo a escala microscópica de las reacciones químicas. Teoría del estado de transición. Energía de activación. – Influencia de las condiciones de reacción sobre la velocidad de la misma. Ecuación de Arrhenius. Utilización de catalizadores en procesos industriales. <u>3. Equilibrio químico.</u> – Reversibilidad de las reacciones químicas. El equilibrio químico como proceso dinámico: ecuaciones de velocidad y aspectos termodinámicos. Expresión de la constante de equilibrio mediante la ley de acción de masas. – La constante de equilibrio de reacciones en las que los reactivos se encuentren en diferente estado físico. Relación entre K_c y K_p. – Solubilidad. Producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos. – Principio de Le Châtelier y el cociente de reacción. Evolución de sistemas en equilibrio a partir de la variación de las condiciones de concentración, presión o temperatura del sistema. Importancia del equilibrio químico en la industria y en situaciones de la vida cotidiana. <u>4. Reacciones ácido-base.</u> – Naturaleza ácida o básica de una sustancia a partir de las teorías de Arrhenius y de Brønsted y Lowry. Electrolitos. – Equilibrio de ionización del agua. Ácidos y bases fuertes y débiles. Grado de disociación en disolución acuosa. – pH de disoluciones ácidas y básicas. Expresión de las constantes K_a y K_b. – Concepto de pares ácido y base conjugados. Carácter ácido o básico de disoluciones en las que se produce la hidrólisis de una sal. – Disoluciones reguladoras del pH. Concepto y aplicaciones en la vida cotidiana. – Reacciones entre ácidos y bases. Concepto de neutralización. Volumetrías ácido-base. – Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo, con especial incidencia en el proceso de la conservación del medioambiente. <u>5. Reacciones de reducción y oxidación (redox).</u> – Estado de oxidación. Especies que se reducen u oxidan en una reacción a partir de la variación de su número de oxidación. Par redox. Oxidantes y reductores. – Método del ion-electrón para ajustar ecuaciones químicas de oxidación-reducción. Cálculos estequiométricos y volumetrías redox. – Electrodo. Potencial estándar de un par redox. Espontaneidad de procesos químicos y electroquímicos que impliquen a dos pares redox. Pilas galvánicas y celdas electroquímicas. Electrólisis de sales fundidas y en disolución acuosa. – Leyes de Faraday: cantidad de carga eléctrica y las cantidades de sustancia en un proceso electroquímico. Cálculos estequiométricos en cubas electrolíticas. Aplicaciones de la electrólisis. – Reacciones de oxidación y reducción en la fabricación y funcionamiento de baterías eléctricas, celdas electrolíticas y pilas de combustible, así como en la prevención de la corrosión de metales.	▪ Están incluidos los cálculos cuantitativos de variables termodinámicas (ΔH, ΔS o ΔG). ▪ Sólo se exigirá explicar la precipitación selectiva cualitativamente. ▪ No se considera incluida la ley de Nernst.

C. Química orgánica <u>1. Nomenclatura de compuestos orgánicos.</u> – Nombrar y formular hidrocarburos alifáticos y aromáticos, derivados halogenados, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, amidas y aminas. <u>2. Isomería.</u> Isomería de posición, cadena y función. Isomería cis-trans. Representación de moléculas orgánicas. – Fórmulas moleculares y desarrolladas de compuestos orgánicos. Diferentes tipos de isomería estructural. – Modelos moleculares o técnicas de representación 3D de moléculas. Isómeros espaciales de un compuesto y sus propiedades. <u>3. Reactividad orgánica.</u> – Principales propiedades químicas de las distintas funciones orgánicas. Comportamiento en disolución o en reacciones químicas. – Principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox. Productos de la reacción entre compuestos orgánicos y las correspondientes ecuaciones químicas. <u>4. Polímeros.</u> – Proceso de formación de los polímeros a partir de sus correspondientes monómeros. Estructura y propiedades. – Clasificación de los polímeros según su naturaleza, estructura y composición. Aplicaciones, propiedades y riesgos medioambientales asociados.	▪ Sólo se contemplará la isomería espacial geométrica cis/trans de compuestos lineales. ▪ En relación a las reacciones orgánicas, no se exigirá especificar el mecanismo.
---	--

GUÍA SOBRE EL USO DE LA NOMENCLATURA DE QUÍMICA PARA LAS PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

La Comisión de Química utiliza la Nomenclatura de la IUPAC, siguiendo las últimas recomendaciones publicadas en 2005 para el caso de los compuestos inorgánicos, y las publicadas en 2020 para los compuestos orgánicos (guía breve para la nomenclatura de química orgánica, [https://iupac.org/wp-content/uploads/2021/12/Guia-breu CAT 7es 2 20211215.pdf](https://iupac.org/wp-content/uploads/2021/12/Guia-bre%C3%BA CAT 7es 2 20211215.pdf)).

Los tres sistemas principales de nomenclatura de química inorgánica aceptados por la IUPAC en las recomendaciones de 2005 son los *de composición*, *de sustitución* y *de adición*. Algunos textos utilizan los términos *estequiométrica* como sinónimos *de composición*, o emplean los términos *sustitutiva* y *aditiva* o *de coordinación* en vez *de sustitución* y *de adición*, respectivamente.

Nomenclatura sistemática: aquellos nombres que se construyan sobre la base de reglas definidas y proporcionan información sobre la composición y la estructura del compuesto son *nombres sistemáticos*. Las nomenclaturas *de composición*, *de sustitución* y *de adición* son nomenclaturas sistemáticas.

La Comisión no nombrará los compuestos inorgánicos según los criterios de Stock.

La Comisión utilizará la nomenclatura de composición o estequiométrica (con prefijos multiplicadores o números romanos para expresar el número de oxidación) excepto en los casos de oxoácidos y oxisales para los que se utilizarán *nombres tradicionales aceptados* por la IUPAC en las recomendaciones del 2005, pero los correctores darán por correcto el uso de cualquiera de los sistemas de nomenclatura aceptados por la IUPAC.

Nombres tradicionales. En general son nombres no sistemáticos, o semisistemáticos, tradicionalmente utilizados para nombrar compuestos inorgánicos. En algunos textos se refieren

a ellos como nombres *vulgares* o *comunes*. En el caso de los oxoácidos y los oxoaniones derivados, la IUPAC acepta el uso de los nombres tradicionales (por ejemplo, sulfato de sodio).

Nomenclatura de hidrógeno. Es un tipo de nomenclatura que se puede utilizar para nombrar compuestos que contienen hidrógeno. Por ejemplo, hidrogenocarbonato de sodio o hidrogeno (trioxidocarbonato) de sodio (nombre de composición sistemático).

Los nombres sistemáticos recomendados por la IUPAC para nombrar H_2O y NH_3 son oxidano y azano, pero la Comisión no los utilizará y los nombrará como agua y amoníaco, que son nombres tradicionales aceptados por la IUPAC.

Fórmula	Nomenclatura de Stock	IUPAC, recomendaciones del 2005 ACEPTADA POR LA PONENCIA			NOMBRES ANTIGUOS INCORRECTOS
		Nomenclatura de composición o estequiométrica			
		Con prefijos multiplicadores	Expresando el número de oxidación con números romanos	Utilizando el número de carga (con números árabes, seguidos del signo)	
Cu ₂ O	Óxido de cobre(I)	Óxido de dicobre	Óxido de cobre(I)	Óxido de cobre(1+)	Óxido cuproso
Fe ₂ O ₃	Óxido de hierro (III)	Trióxido de dihierro	Óxido de hierro(III)	Óxido de hierro(3+)	Óxido férrico
AlH ₃		Trihidruro de aluminio	Hidruro de aluminio		
BaO	Óxido de Bario	Monóxido de bario	Óxido de bario		
BaO ₂		Dióxido de bario	Peróxido de Bario	Dióxido(2-) de bario	
CrO ₃	Óxido de cromo(VI)	Trióxido de cromo	Óxido de cromo(VI)		Óxido cromoso
Cr ₂ O ₃	Óxido de cromo(III)	Trióxido de dicromo	Óxido de cromo(III)		Óxido crómico
PCl ₅	Cloruro de fósforo(V)	Pentacloruro de fósforo	Cloruro de fósforo(V)	Cloruro de fósforo(5+)	
N ₂ O	Óxido de nitrógeno(I)	Óxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno(I)		Óxido nitroso Anhídrido hiponitroso
NO	Óxido de nitrógeno(II)	Óxido de nitrógeno ¹ Monóxido de nitrógeno Monóxido de nitrógeno	Óxido de nitrógeno(II)		Óxido nítrico
NO ₂	Óxido de nitrógeno(IV)	Dióxido de nitrógeno	Óxido de nitrógeno(IV)		
MnO ₂	Óxido de manganeso(IV)	Dióxido de manganeso	Óxido de manganeso(IV)		
CO	Óxido de carbono(II)	Monóxido de carbono Monoóxido de carbono	Óxido de carbono(II)		Óxido carbonoso
CO ₂	Óxido de carbono(IV)	Dióxido de carbono	Óxido de carbono(IV)		Anhídrido carbónico
OCl ₂	Óxido de cloro(I)	Dicloruro de oxígeno ²			
SF ₆	Fluoruro de azufre(VI)	Hexafluoruro de azufre	Fluoruro de azufre(VI)		
HgCl ₂	Cloruro de mercurio(II)	Dicloruro de mercurio	Cloruro de mercurio(II)	Cloruro de mercurio(2+)	Cloruro mercuríico
FeCl ₃	Cloruro de hierro(III)	Tricloruro de hierro	Cloruro de hierro(III)	Cloruro de hierro(3+)	Cloruro férrico
HF		Fluoruro de hidrógeno			
PH ₃		Trihidruro de fósforo ³			
AsH ₃		Trihidruro de arsénio ⁴			
Fe(OH) ₃	Hidróxido de hierro(III)	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro(III)		Hidróxido férrico
Al(OH) ₃	Hidróxido de Aluminio	Trihidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio		

¹El uso del prefijo *mono* resulta superfluo y sólo es necesario utilizarlo para enfatizar la estequiometría en un contexto en el que se hable de sustancias de composición relacionadas (por ejemplo NO, NO₂, etc.). ²Por convenio de la Nomenclatura de la IUPAC 2005, los halógenos se consideran más electronegativos que el oxígeno, por tanto, las combinaciones binarias de un halógeno con el oxígeno se nombrarán como haluros de oxígeno (y no como óxidos) y el halógeno se escribirá a la derecha. ³Fosfano (Nombre de hidruro progenitor, nomenclatura de sustitución), se abandona el uso de fosfina. ⁴Arsano (Nombre de hidruro progenitor, nomenclatura de sustitución), se abandona el uso de arsina

Fórmula	Nomenclatura de Stock	IUPAC, recomendaciones del 2005 ACEPTADA POR LA PONENCIA			NOMBRES ANTIGUOS INCORRECTOS
		Nombre tradicional	Nombre de adición	Nombre de hidrógeno	
HBrO	Ácido oxobromico(I) Oxobromato(I) de hidrógeno	Ácido hipobromoso	Hidroxidobromo Br(OH)	Hidrogeno(oxidobromato)	
HIO ₃	Ácido trioxoiódico(V) Trioxidoyodato(V) de hidrógeno	Ácido iódico/yódico	Hidroxidodioxidoyodo IO ₂ (OH)	Hidrogeno(trioxidoyodato)	
HClO ₂	Ácido dioxoclórico(III) Dioxoclorato(III) de hidrógeno	Ácido cloroso	hidroxidooxidocloro ClO(OH)	Hidrogeno(dioxidoclorato)	
HNO ₂	Ácido dioxonítrico(III) Dioxonitrato(III) de hidrógeno	Ácido nitroso	Hidroxidooxidonitrógeno NO(OH)	Hidrogeno(dioxidonitrato)	
HClO ₄	Ácido tetraoxoclórico(VII) Tetraoxoclorato(VII) de hidrógeno	Ácido perclórico	hidroxidotrioxidocloro ClO ₃ (OH)	Hidrogeno(tetraoxidoclorato)	
H ₂ SO ₃	Ácido trioxosulfúrico(IV) Trioxosulfato(IV) de hidrógeno	Ácido sulfuroso	Dihidroxidooxidoozofuro SO(OH) ₂	dihidrogeno(trioxidosulfato)	
H ₃ PO ₄	Ácido tetraoxofosfórico(V) Tetraoxofosfato(V) de hidrógeno	Ácido fosfórico	Trihidroxidooxidofosforo PO(OH) ₃	Trihidrogeno(tetraoxidofosfato)	Ácido ortofosfórico
H ₄ SiO ₄	Ácido tetraoxosilícico Tetraoxosilicato de hidrógeno	Ácido silícico	Tetrahidroxidosilicio Si(OH) ₄	Tetrahidrogeno(tetraoxidosilicato)	
H ₂ CrO ₄	Ácido tetraoxocrómico(VI) Tetraoxocromato(VI) de hidrógeno	Ácido crómico	dihidroxidodioxidocromo CrO ₂ (OH) ₂	Dihidrogeno(tetraoxidocromato)	

Fórmula	Nomenclatura de Stock	IUPAC, recomendaciones del 2005 ACEPTADA POR LA PONENCIA			Nombre antiguo incorrecto
		Nombre tradicional	Nomenclatura de composición o sistemática estequiométrica	Nomenclatura de adición	
K ₂ CO ₃	Trioxocarbonato(IV) de potasio	Carbonato de potasio	Trioxidocarbonato de dipotasio	Trioxidocarbonato(2-) de potasio	Carbonato potásico
NaNO ₂	Dioxonitrato(III) de sodio	Nitrito de sodio	Dioxidonitrato de sodio	Dioxidenitrato(1-) de sodio	
Ca(NO ₃) ₂	Trioxonitrato(V) de calcio	Nitrato de calcio	Bis(trioxidonitrato) de calcio	Trioxidonitrato(1-) de calcio	
AlPO ₄	Tetraoxofosfato(V) de aluminio	Fosfato de aluminio	Tetraoxidofosfato de aluminio	Tetraoxidofosfato(3-) de aluminio	
Na ₂ SO ₃	Trioxosulfato(IV) de sodio	Sulfito de sodio	Trioxidosulfato de disodio	Trioxidosulfato(2-) de sodio	
Fe ₂ (SO ₄) ₃	Tetraoxosulfato(VI) de hierro(III)	Sulfato de hierro(III) (*)	Tris(tetraoxidosulfato) de dihierro	Tetraoxidosulfato(2-) de hierro(3+)	Sulfato ferrico
NaClO	Oxoclorato(I) de sodio	Hipoclorito de sodio	Oxidoclorato de sodio	Clorurooxigenato(1-) de sodio Oxidoclorato(1-) de sodio	
Ca(ClO ₂) ₂	Dioxoclorato(III) de calcio	Clorito de calcio	Bis(dioxidoclorato) de calcio	Dioxidoclorato(1-) de calcio	
Ba(IO ₃) ₂	Trioxoyodato(V) de bario	Yodato de bario	Bis(trioxidoyodato) de bario	Trioxidoyodato(1-) de bario	
KIO ₄	Tetraoxoyodato(VII) de potasio	Peryodato de potasio	Tetraoxidoyodato de potasio	Tetraoxidoyodato(1-) de potasio	
CuCrO ₄	Tetraoxocromato(VI) de cobre(II)	Cromato de cobre(II) (**)	Tetraoxidocromato de cobre	Tetraoxidocromato(2-) de cobre(2+)	Cromato cúprico
K ₂ Cr ₂ O ₇	Heptaoxidodicromato(VI) de potasio	Dicromato de potasio	Heptaoxidodicromato de dipotasio	μ-oxidobis(trioxidocromato)(2-) de potasio	
Ca(MnO ₄) ₂	Tetraoxomanganato(VII) de calcio	Permanganato de calcio	Bis(tetraoxidomanganato) de calcio	Tetraoxidomanganato(1-) de calcio	
KHCO ₃	Hidrogenotrioxocarbonato(IV) de potasio	Hidrogenocarbonato de potasio	Hidrogeno(trioxidocarbonato) de potasio	Hidroxidodioxidocarbonato(1-) de potasio	Bicarbonato de potasio
Ba(H ₂ PO ₄) ₂	Dihidrogenotetraoxofosfato(V) de bario	Dihidrógenofosfato de bario	Bis[dihidrogeno(tetraoxidofosfato)] de bario	Dihidroxidodioxidofosfato(1-) de bario	Dibifosfato de bario
Na ₂ HPO ₄	Hidrogenotetraoxofosfato(V) de sodio	Monohidrógenofosfato de sodio	Hidrogeno(tetraoxidofosfato) de disodio	Hidroxidotrioxidofosfato(2-) de sodio	Bifosfato de sodio
Fe(HSO ₃) ₃	Hidrogenotrioxosulfato(IV) de hierro(III)	Hidrógeno sulfito de hierro(III)	Tris[hidrogeno(trioxidosulfato)] de hierro	Hidroxidodioxidosulfato(1-) de hierro(3+)	Bisulfito ferrico
CsHSO ₄	Hidrogenotetraoxosulfato(VI) de cesio	Hidrógenosulfato de cesio	Hidrogeno(tetraoxidosulfato) de cesio	Hidroxidotrioxidosulfato(1-) de cesio	Bisulfato de cesio
Ca(HSeO ₃) ₂	Hidrogenotrioxoseleniato(IV) de calcio	Hidrógeno selenito de calcio	Bis[hidrogeno(trioxidoseleniato)] de calcio	Hidroxidodioxidoseleniato(1-) de calcio	Biselenito de calcio
Fe(HSeO ₄) ₂	Hidrogenotetraoxoseleniato(VI) de hierro(II)	Hidrógenoseleniato de hierro(II)	Bis[hidrogeno(tetraoxidoseleniato)] de hierro	Hidroxidotrioxidoseleniato(1-) de hierro(2+)	Biseleniato ferroso

Puede escribirse también utilizando el número de carga, (*) Sulfato de hierro(3+); (**) Cromato de cobre(2+)