

INSTRUCCIONES GENERALES Y CALIFICACIÓN

Después de leer atentamente todas las preguntas, responda a cinco preguntas cualesquiera a elegir entre las diez que se proponen.

TIEMPO Y CALIFICACIÓN: 90 minutos. Todas las preguntas se calificarán sobre 2 puntos.

A.1 Considere los elementos A ($Z = 11$), B ($Z = 13$) y C ($Z = 16$):

- (0,5 puntos) Escriba su configuración electrónica.
- (0,5 puntos) Identifíquelos con el nombre, símbolo, grupo y periodo.
- (0,5 puntos) Razone cuál es el ion más estable de cada elemento, indicando símbolo y carga.
- (0,5 puntos) Razone qué elemento tiene el menor radio atómico.

A.2 Complete las siguientes reacciones, nombre todos los compuestos orgánicos e indique el tipo de reacción:

- (0,5 puntos) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 / \text{calor} \rightarrow$
- (0,5 puntos) $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow$
- (0,5 puntos) $\text{CH}_3\text{-CHBr-CH}_3 + \text{NaOH} / \text{EtOH} \rightarrow$
- (0,5 puntos) $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{H}_2\text{O} / \text{H}^+ \rightarrow$

A.3 El clorato de potasio (sólido) se descompone para dar cloruro de potasio (sólido) y oxígeno molecular (gas). Para esta reacción de descomposición a 25°C , calcule:

- (0,5 puntos) La variación de entalpía estándar.
- (0,5 puntos) La variación de entropía estándar.
- (0,5 puntos) La variación de energía de Gibbs estándar, y razone si la reacción es espontánea.
- (0,5 puntos) Determine si a 100°C la reacción es espontánea o no. Considere ΔH° e ΔS° constantes con la temperatura.

Propiedades termodinámicas a 25°C

Especies	ΔH_f° ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)	ΔG_f° ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)	S° ($\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$)
KClO_3 (s)	-391,2	-289,9	143,0
KCl (s)	-435,9	-408,3	82,7
O_2 (g)	0	0	205,0

A.4 Para el equilibrio: $\text{A}_2(\text{g}) + \text{B}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{AB}(\text{g})$, $K_p = 5$ a 25°C y $K_p = 36$ a 300°C .

A la temperatura de 300°C , en un recipiente de 5,0 L, calentamos 2,0 mol de A_2 y 2,0 mol de B_2 .

- (0,5 puntos) Razone si la formación de AB es exotérmica o endotérmica.
- (1 punto) Calcule las concentraciones de todas las sustancias implicadas en el equilibrio a 300°C .
- (0,5 puntos) Con los datos disponibles, calcule K_p a 300°C para el equilibrio:
 $1/2 \text{A}_2(\text{g}) + 1/2 \text{B}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{AB}(\text{g})$.

A.5 El dicromato de potasio en presencia de ácido clorhídrico reacciona con el cloruro de estaño(II), obteniéndose cloruro de estaño(IV) y cloruro de cromo(III).

- (1 punto) Formule y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción utilizando el método del ion electrón, indicando cuál es el cátodo y el ánodo y las especies oxidante y reductora. Escriba la reacción completa iónica y molecular.
- (1 punto) Determine la riqueza en % masa de la disolución de HCl comercial de densidad $1,18 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ que se ha utilizado para preparar el ácido clorhídrico empleado en la reacción sabiendo que 25,0 mL de la disolución de ácido clorhídrico reaccionan con 12,0 g de cloruro de estaño(II).

Datos. Masas atómicas (u): H = 1,0; Cl = 35,5; Sn = 118,7

B.1 Para las siguientes moléculas: CCl_4 , NF_3 y H_2O .

- (0,5 puntos) Dibuje sus estructuras de Lewis.
- (0,5 puntos) Escriba el tipo de geometría molecular que presentan según la TRPECV.
- (0,5 puntos) Indique la hibridación del átomo central.
- (0,5 puntos) Justifique su polaridad.

B.2 Para los compuestos: dietil éter, but-2-eno, butan-2-ol y butanal, conteste las siguientes cuestiones utilizando siempre las fórmulas semidesarrolladas de todos los compuestos orgánicos implicados.

- (0,5 puntos) ¿Cuáles son isómeros de función? Indique el/los tipo/s de compuesto/s implicado/s y su fórmula molecular.
- (0,5 puntos) ¿Cuál presenta isomería geométrica? Justifique la respuesta escribiendo la fórmula desarrollada y asignando el nombre preciso para cada isómero.
- (0,5 puntos) ¿Cuál puede dar un alqueno al tratarlo con ácido sulfúrico? Escriba la reacción y nombre los posibles productos indicando el mayoritario.
- (0,5 puntos) ¿Cuál puede dar un ácido por oxidación? Escriba la fórmula y el nombre del ácido.

B.3 El cloruro de oro(III) es una sal muy poco soluble en agua. Responda a las siguientes cuestiones:

- (0,5 puntos) Escriba el equilibrio de solubilidad del cloruro de oro(III) en agua, detallando el estado de las especies, y la expresión de K_s en función de su solubilidad.
- (0,75 puntos) Sabiendo que la sal presenta una solubilidad de 0,010 mg en 100 mL de agua a 20 °C, calcule la constante del producto de solubilidad a esa temperatura.
- (0,75 puntos) Calcule la nueva solubilidad si se añade sulfuro de oro(III) a la disolución del enunciado, hasta alcanzar una concentración total de Au(III) de 0,1 M. Razone y explique el efecto que tiene lugar.

Datos. Masas atómicas (u): Cl = 35,5; Au = 197,0.

B.4 A partir de los valores de potenciales normales de reducción, responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- (0,75 puntos) Determine el potencial de una pila galvánica formada por un electrodo de platino sumergido en una disolución de permanganato de potasio en medio ácido sulfúrico y un electrodo de plomo sumergido en una disolución de nitrato de plomo(II). Ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción, indicando el ánodo y el cátodo.
- (0,5 puntos) Ordene las especies MnO_4^- , Pb^{2+} , Cu^+ y Fe^{2+} de menor a mayor poder oxidante.
- (0,75 puntos) Explique el proceso que tiene lugar si una pieza de hierro metálico se introduce en una disolución de cobre(I). Razone su espontaneidad.

Datos. $E^\circ(\text{V})$: $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44$; $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb} = -0,13$; $\text{Cu}^+/\text{Cu} = 0,52$; $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = 1,52$.

B.5 Se preparan disoluciones acuosas de igual concentración de los siguientes compuestos a 25°C: ácido metanoico, cloruro de potasio, cianuro de sodio y nitrato de amonio.

- (0,75 puntos) Sin hacer cálculo, justifique el carácter ácido, básico o neutro de cada una. Escriba las reacciones de ionización para cada uno de ellos, y las de hidrólisis del ion que lo requiera.
- (0,5 puntos) Haciendo uso de los datos de las constantes de acidez y basicidad, justifique cuál es la disolución más ácida y la más básica, y escriba la reacción que se produce al mezclar ambas.
- (0,75 puntos) Calcule el pH de una disolución 0,125 M de ácido metanoico.

Datos. K_a (ácido cianhídrico) = 10^{-11} ; K_b (amoníaco) = 10^{-5} ; K_a (ácido metanoico) = 10^{-4} .

QUÍMICA
CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN Y CALIFICACIÓN

Cada una de las preguntas se podrá calificar con un máximo de 2 puntos.

Se tendrá en cuenta en la calificación de la prueba:

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

Distribución de puntuaciones máximas para este ejercicio

- A.1.- 0,5 puntos por apartado.
- A.2.- 0,5 puntos por apartado.
- A.3.- 0,5 puntos por apartado.
- A.4.- 0,5 puntos apartados a) y c); 1 punto apartado b).
- A.5.- 1 punto por apartado.

- B.1.- 0,5 puntos por apartado.
- B.2.- 0,5 puntos por apartado.
- B.3.- 0,5 puntos apartado a); 0,75 puntos apartados b) y c).
- B.4.- 0,75 puntos apartados a) y c); 0,5 puntos apartado b).
- B.5.- 0,75 puntos apartados a) y c); 0,5 punto apartado b).

QUÍMICA
SOLUCIONES
(Documento de trabajo orientativo)

A.1.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) A (Z = 11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; B (Z = 13): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; C (Z = 16): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.
b) A (Z = 11): sodio, Na, grupo 1, tercer periodo; B (Z = 13): aluminio, Al, grupo 13, tercer periodo; C (Z = 16), azufre, S, grupo 16, tercer periodo.
c) El ion más estable de cada uno es el que tiende a adquirir la configuración de gas noble. Así: Na^+ ; Al^{3+} ; S^{2-} .
d) C (Z = 16), el S. Los tres elementos pertenecen al mismo periodo. El radio atómico disminuye al avanzar en un periodo, porque en ese sentido aumenta la carga nuclear, atrayendo con más fuerza a los electrones que se encuentran en el mismo nivel energético.

A.2.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$ (pentan-3-ol) + H_2SO_4 / calor \rightarrow $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3$ (pent-2-eno) + H_2O . Eliminación o deshidratación.
b) $\text{CH}_3\text{-COOH}$ (ácido etanoico) + $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$ (propan-2-ol) + H^+ \rightarrow $\text{CH}_3\text{-COO-CH(CH}_3)_2$ (etanoato de isopropilo) + H_2O . Esterificación o condensación.
c) $\text{CH}_3\text{-CHBr-CH}_3$ (2-bromopropano) + NaOH / EtOH \rightarrow $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2$ (propeno) + NaBr . Eliminación.
d) $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2$ (propeno) + H_2O / H^+ \rightarrow $\text{CH}_2\text{OH-CH}_2\text{-CH}_3$ (propan-1-ol) + $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$ (propan-2-ol). Adición.

A.3.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.



- a) $\Delta H^\circ = -435,9 + 391,2 = -44,70 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
b) $\Delta S^\circ = 3 / 2 \times 205,0 + 82,7 - 143,0 = 247 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
c) $\Delta G^\circ = -408,3 + 289,9 = -118,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$; (también: $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -44,70 - 298 \times 0,247 = -118,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$). Como $\Delta G^\circ = -118,4 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} < 0$, la reacción es espontánea.
d) A 100°C , $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -44,70 - 373 \times 0,247 = -136,83 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} < 0$, la reacción es espontánea.

A.4.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 apartados a) y c); 1 punto apartado b).

- a) Como $K_p (25^\circ\text{C}) = 5$ y $K_p (300^\circ\text{C}) = 36$, significa que, al aumentar la temperatura, K_p aumenta. Siendo $K_p = p_{\text{AB}}^2 / p_{\text{A}_2} \cdot p_{\text{B}_2}$, quiere decir que si K_p ha aumentado es porque ha aumentado p_{AB} , o sea se han obtenido más productos. Según el Principio de Le Châtelier, si aumenta la temperatura, el equilibrio se desplaza en el sentido que absorba calor, y como esta reacción se ve favorecida hacia la formación de productos, evidencia que la reacción es endotérmica.
b)

$\text{A}_2 (\text{g})$	+	$\text{B}_2 (\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{AB} (\text{g})$
n_0		$2,0$		$2,0$
c_{eq} :	$(2,0 - x) / 5,0$	$(2,0 - x) / 5,0$		$2x / 5,0$

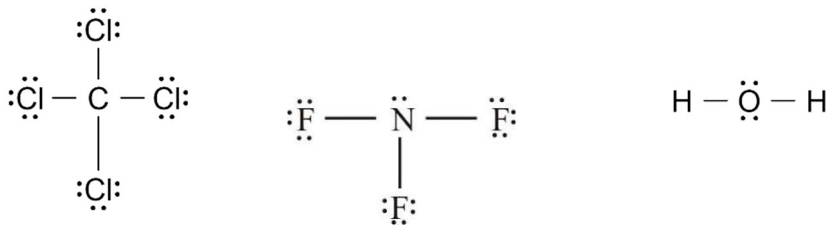
Como $\Delta n = 0$: $K_p = K_c = 36 = [\text{AB}]^2 / [\text{A}_2] \cdot [\text{B}_2] = (2x)^2 / (2,0 - x)^2$; $(36)^{1/2} = 2x / (2,0 - x)$;
 $x = 1,5 \text{ mol}$. En equilibrio: $[\text{A}_2] = [\text{B}_2] = (2,0 - x) / 5,0 = 0,10 \text{ M}$; $[\text{AB}] = 2x / 5,0 = 0,60 \text{ M}$.
c) Para: $\text{A}_2(\text{g}) + \text{B}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{AB}(\text{g})$; $K_p = p_{\text{AB}}^2 / p_{\text{A}_2} \cdot p_{\text{B}_2} = 36$.
Para: $1/2 \text{A}_2(\text{g}) + 1/2 \text{B}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{AB}(\text{g})$ $K'p = p_{\text{AB}} / p_{\text{A}_2}^{1/2} \cdot p_{\text{B}_2}^{1/2}$. Así $K_p^{1/2} = K'p = (36)^{1/2} = 6$.

A.5.- Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

- a) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) especie oxidante y SnCl_2 (Sn^{2+}) especie reductora.
Oxidación: $(\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^-) \times 3$ Ánodo
Reducción: $\underline{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}}$ Cátodo
Reacción iónica: $3 \text{Sn}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{Sn}^{4+} + 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$
Reacción molecular: $3 \text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 14 \text{HCl} \rightarrow 3 \text{SnCl}_4 + 2 \text{CrCl}_3 + 2 \text{KCl} + 7 \text{H}_2\text{O}$
b) $n(\text{SnCl}_2) = 12,0 / 189,7 = 0,0633 \text{ mol}$. Por estequiometría: $n(\text{HCl}) = 0,0633 \times 14 / 3 = 0,295 \text{ mol HCl puro}$.
 $m(\text{HCl}) = 0,295 \times 36,5 = 10,8 \text{ g HCl puro}$; $m(\text{HCl en la disolución preparada}) = 1,18 \times 25 = 29,5 \text{ g HCl en la disolución}$; riqueza = $10,8 \times 100 / 29,5 = 36,6\% \text{ HCl}$.

B.1.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

a)



b) CCl_4 : tetraédrica; NF_3 : pirámide trigonal; H_2O : angular.

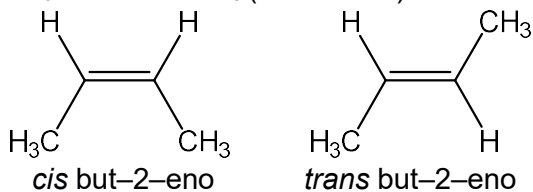
c) CCl_4 : el C sp^3 ; NF_3 : el N sp^3 ; H_2O : el O sp^3 .

d) El CCl_4 es apolar. Aunque los enlaces son polares la molécula es apolar porque los momentos dipolares de los enlaces se cancelan por simetría. NF_3 y H_2O son polares, porque los enlaces son polares y los momentos dipolares de los enlaces no se cancelan por geometría, además de existir parejas de electrones libres en cada una de ellas.

B.2.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

a) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$ (dietil éter) es un éter y $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$ (butan-2-ol) es un alcohol; $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.

b) $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$ (but-2-eno). Presenta un isómero cis y otro trans



c) $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$ (butan-2-ol) + H_2SO_4 / calor \rightarrow $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$ (but-2-eno, mayoritario) + $\text{CH}_2\text{=CH-CH}_2\text{-CH}_3$ (but-1-eno) + H_2O

d) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$ (butanal). $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$ (ácido butanoico)

B.3.- Puntuación máxima: 0,5 puntos apartado a); 0,75 puntos apartados b) y c).

a) $\text{AuCl}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Au}^{3+}(\text{ac}) + 3 \text{Cl}^-(\text{ac})$; $K_s = [\text{Au}^{3+}] \cdot [\text{Cl}^-]^3$

b) $s = (0,010 / 0,100) \times (1 / 1000) \times (1 / 303,5) = 3,3 \times 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. $K_s = s \cdot (3s)^3 = 27 \cdot s^4 = 27 \times (3,3 \times 10^{-7})^4 = 3,2 \times 10^{-25}$.

c) $K_s = 3,2 \times 10^{-25} = 0,1 \cdot (3s')^3 = 2,7 \cdot s'^3$; $s' = 1,1 \times 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La adición de sulfuro de oro(III) con un ion común (Au^{3+}), de acuerdo con el principio de Le Chatelier, desplaza el equilibrio a la izquierda, disminuyendo la solubilidad de la sal.

B.4.- Puntuación máxima por apartado: 0,75 puntos apartados a) y c); 0,5 puntos apartado b).

a) Ánodo (oxidación): $\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Cátodo (reducción): $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

$E^0_{\text{reacción}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}} = 1,52 - (-0,13) = 1,65 \text{ V}$.

b) La especie con un mayor poder oxidante es aquella que tiene una mayor tendencia a reducirse, es decir, aquella con un potencial de reducción más alto. Por lo tanto el orden de menor a mayor poder oxidante es: $\text{Fe}^{2+} < \text{Pb}^{2+} < \text{Cu}^+ < \text{MnO}_4^-$.

c) El Cu^+ tiene mayor potencial de reducción, por lo que el Cu^+ se reduce y el Fe se oxida.

$E^0_{\text{reacción}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}} = 0,52 - (-0,44) = 0,96 \text{ V}$. El potencial de la reacción es positivo, por tanto la variación de la energía de Gibbs es negativa y la reacción es espontánea.

B.5.- Puntuación máxima por apartado: 0,75 puntos apartados a) y c); 0,5 puntos apartado b).

a) Ácido metanoico: $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. En disolución produce H_3O^+ , por lo que la disolución tendrá carácter ácido,

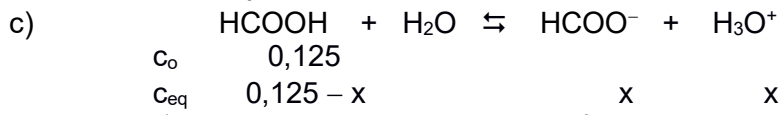
Cloruro de potasio: $\text{KCl} \rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$. K^+ y Cl^- no se hidrolizan, por lo que la disolución es neutra.

Cianuro de sodio: $\text{NaCN} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{CN}^-$. El Na^+ no se hidroliza. El CN^- sí se hidroliza, $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$, produciendo OH^- , con lo que la disolución es básica.

Nitrato de amonio: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$. El NO_3^- no se hidroliza, pero el NH_4^+ sí, $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, produciendo iones H_3O^+ , dando una disolución ácida.

b) Las disoluciones ácidas son la del ácido metanoico y la de nitrato amónico. K_a (ácido metanoico) = 10^{-4} , y K_a (NH_4^+) = $10^{-14} / 10^{-5} = 10^{-9}$, así, K_a (ácido metanoico) es mayor, por lo que es la disolución más ácida.

La disolución más básica es la única básica que hay, que es la del cianuro de sodio, $K_b(\text{CN}^-) = 10^{-14} / 10^{-11} = 10^{-3}$, la de mayor K_b . La reacción es: $\text{HCOOH} + \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{HCN}$.



$$K_a = 10^{-4} = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{x^2}{(0,125 - x)}; \quad x = 0,0035; \quad \text{pH} = 2,45.$$

PROVISIONAL

ÁMBITO DE CONTENIDOS DE LA MATERIA QUÍMICA PARA LA PRUEBA DE EVALUACION PARA EL ACCESO A LA UNIVERSIDAD. CURSO 2023-2024

Las enseñanzas mínimas del bachillerato LOMLOE están publicadas en el RD 243/2022, BOE de 6 de abril de 2022. El currículum básico establecido por la Comunidad de Madrid se recoge en el Decreto 64/2022 del BOCM de 26 de julio de 2022.

El presente documento tiene como objetivo hacer las pertinentes aclaraciones a los contenidos de la EvAU en Materia de Química, que se celebrará el curso 2023-2024, 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.

Este documento tiene vigencia para este curso 2023/2024, pudiendo ser susceptible de mejoras posteriores para futuras convocatorias.

Contenidos	Aclaraciones
<p>A. Enlace químico y estructura de la materia</p> <p><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.</p> <p><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.</p> <p><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.</p> <p><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.</p>	<ul style="list-style-type: none"> ▪ 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 según la siguiente secuencia: 1s2s2p3s3p4s3d4p5s4d... ▪ Solo se exigirá conocer las excepciones en la configuración electrónica hasta el 4º Periodo (incluido). (Cr: [Ar]4s¹3d⁵; Cu: [Ar]4s¹3d¹⁰).

Contenidos	Aclaraciones
<p>B. Reacciones químicas</p> <p><u>1. Termodinámica química.</u></p> <ul style="list-style-type: none"> – 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. <p><u>2. Cinética química.</u></p> <ul style="list-style-type: none"> – 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. <p><u>3. Equilibrio químico.</u></p> <ul style="list-style-type: none"> – 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. <p><u>4. Reacciones ácido-base.</u></p> <ul style="list-style-type: none"> – 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. <p><u>5. Reacciones de reducción y oxidación (redox).</u></p> <ul style="list-style-type: none"> – 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. – Electroodos. 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. 	<ul style="list-style-type: none"> ▪ 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

1. Nomenclatura de compuestos orgánicos.

– Nombrar y formular hidrocarburos alifáticos y aromáticos, derivados halogenados, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, amidas y aminas.

2. Isomería. 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.

3. Reactividad orgánica.

– 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.

4. Polímeros.

– 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).

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.

PROVISIONAL

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 hierro	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 mercurioso
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 dioxoclorico(III) Dioxoclorato(III) de hidrógeno	Ácido cloroso	hidroxidooxidocloro ClO(OH)	Hidrogeno(dioxidoclorato)	
HNO ₂	Ácido dioxonitríco(III) Dioxonitrato(III) de hidrógeno	Ácido nitroso	Hidroxidooxidonitrógeno NO(OH)	Hidrogeno(dioxidonitrato)	
HClO ₄	Ácido tetraoxoclorico(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	Dihidroxidooxidoazufre 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	Nitrato de sodio	Dioxidonitrato de sodio	Dioxidonitrato(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	Sulfato 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 hierro	Tetraoxidosulfato(2-) de hierro(3+)	Sulfato férrico
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	Periyodato 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	Heptaoxidocromato(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	Dihidrogenofosfato de bario	Bis(dihidrogeno(tetraoxidofosfato)) de bario	Dihidroxidodioxidofosfato(1-) de bario	Dibifosfato de bario
Na ₂ HPO ₄	Hidrogenotetraoxofosfato(V) de sodio	Monohidrogenofosfato de sodio	Hidrogeno(tetraoxidofosfato) de disodio	Hidroxidotrioxidofosfato(2-) de sodio	Bifosfato de sodio
Fe(HSO ₃) ₃	Hidrogenotrioxosulfato(IV) de hierro(III)	Hidrógeno sulfato de hierro(III)	Tris[hidrogeno(trioxidosulfato)] de hierro	Hidroxidodioxidosulfato(1-) de hierro(3+)	Bisulfato férrico
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+)