

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

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) En el laboratorio se dispone de dos disoluciones acuosas: ácido clorhídrico 0,85 M y ácido acético (ácido etanoico) 1,1 M. Las etiquetas se han borrado y, con el fin de identificarlas correctamente, se han hecho los siguientes experimentos a 25 °C:

- Experimento 1: se ha medido el pH de ambas disoluciones de ácidos, obteniéndose: 0,071 y 2,4.
- Experimento 2: se han valorado 10 mL de cada ácido con una disolución acuosa de hidróxido de potasio 1,2 M.
- Experimento 3: se ha hecho reaccionar el ácido de pH = 0,071 con óxido de manganeso(IV).

Responda a las siguientes cuestiones:

- a) (1 punto) Calcule el valor de pH de cada disolución, compárelo con los valores experimentales obtenidos en el experimento 1, e identifique correctamente ambas disoluciones.
- b) (0,5 puntos) Para cada ácido, escriba la reacción de neutralización que se produce en el experimento 2 y determine el volumen de hidróxido de potasio necesario para alcanzar el punto de equivalencia.
- c) (1 punto) Sabiendo que en el experimento 3 tiene lugar una reacción redox, en la que se forman cloruro de manganeso(II), agua y cloro gaseoso, escriba y ajuste por el método de ion electrón las semirreacciones de oxidación y reducción resultantes, y las reacciones iónica y molecular.

Dato. A 25 °C, pKa (ácido acético) = 4,8.

2A) Responda a las siguientes cuestiones:

- a) (0,5 puntos) Deduzca de forma justificada qué anión divalente es isoelectrónico con Na⁺. Escriba su símbolo y carga.
- b) (0,5 puntos) 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).
- c) (1 punto) Defina la primera energía de ionización y justifique cuál de los elementos, Mg o Be, presenta mayor valor.
- d) (0,5 puntos) Razone el tipo de enlace químico presente en el compuesto H₂S. Justifique su solubilidad en agua.

2B) Considere la molécula de difluoruro de azufre y responda a las siguientes cuestiones:

- a) (0,5 puntos) Escriba para cada uno de los elementos, flúor y azufre, su símbolo, configuración electrónica, periodo y grupo al que pertenece y el número de electrones desapareados que tiene.
- b) (0,5 puntos) Justifique cuál es el ion más estable de cada elemento y escriba el símbolo y la carga. Compare el radio del átomo de azufre con el de su ion más estable, razonando la respuesta.
- c) (1 punto) Dibuje la estructura de Lewis de la molécula, y nombre y represente su geometría molecular, utilizando la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV). Indique la hibridación del átomo central.
- d) (0,5 puntos) Justifique la polaridad de la molécula.

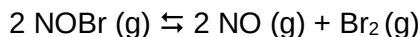
3A) Responda a las siguientes cuestiones:

- a) (0,5 puntos) Nombre los siguientes compuestos y escriba su fórmula molecular. Justifique si son isómeros y, en su caso, el tipo de isomería que presentan:
 $\text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2-\text{COO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ y $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{CHBr}-\text{COOH}$.
- b) (1 punto) Complete las siguientes reacciones, formule y nombre todos los compuestos orgánicos indicando el producto mayoritario cuando proceda, y especifique la regla que sigue y el tipo de reacción:
i) propeno + HBr $\rightarrow$
ii) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CHOH}-\text{CH}_3 + \text{KMnO}_4$ (oxidante) $\rightarrow$
- c) (1 punto) Formule y ajuste la reacción de hidrogenación del *cis*-pent-2-eno. Realice los cálculos necesarios para determinar si esta reacción es endotérmica o exotérmica a 298 K y 1 atm, a partir de los valores termodinámicos de la reacción, obtenidos en las mismas condiciones experimentales: $\Delta S_r^\circ = -126,0 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $\Delta G_r^\circ = -77,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

3B) Responda a las siguientes cuestiones:

- a) (1 punto) Formule las siguientes reacciones, escriba el nombre de todos los reactivos y productos orgánicos e indique el tipo de reacción.
i) Formación de $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-(\text{CH}_2)_2-\text{COO}-\text{CH}_3$ a partir de la reacción de un ácido con otro reactivo.
ii) $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{CHO} + \text{oxidante} \rightarrow$
- b) (0,5 puntos) Escriba la fórmula semidesarrollada de los siguientes compuestos orgánicos:
i) 2,3,3-trimetilbutanal.
ii) *trans*-4-metilpent-2-eno.
- c) (1 punto) Formule la reacción de adición de Cl_2 a $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2$. Nombre todos los compuestos orgánicos. Razone cómo afecta un aumento de temperatura a la velocidad de la reacción.

4A) Se introducen 2,50 mol de NOBr en un recipiente de 10,0 L, se calienta a 300 °C y se deja que se alcance el siguiente equilibrio:



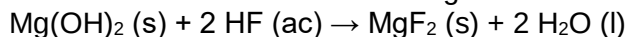
Se observa que, una vez alcanzado dicho equilibrio, la presión parcial de Br_2 es de 4,85 atm.

- a) (1 punto) Calcule las presiones parciales de todas las especies en el equilibrio.
b) (0,5 puntos) Determine K_p y K_c .
c) (0,5 puntos) Razone cómo evoluciona el equilibrio si se disminuye el volumen del recipiente.
d) (0,5 puntos) Escriba y justifique la ecuación de velocidad de la reacción directa sabiendo que su constante de velocidad, a una determinada temperatura, es $0,80 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

Dato. $R = 0,0820 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

4B) La cantidad máxima de fluoruro de magnesio que se puede disolver a 25 °C en 500 mL de agua es de 65,4 mg.

- a) (0,5 puntos) Formule el equilibrio de solubilidad del fluoruro de magnesio en agua, detallando el estado de agregación de cada especie.
b) (1 punto) Calcule la solubilidad molar y la constante del producto de solubilidad del fluoruro de magnesio en agua. Considere despreciable el volumen que ocupa el fluoruro de magnesio sólido.
c) (1 punto) Una de las formas de obtención de fluoruro de magnesio es mediante la siguiente reacción:



Calcule el rendimiento de esta reacción si al reaccionar 180 mg de Mg(OH)_2 con 75 mL de HF 0,10 M, se obtienen 0,16 g de MgF_2 .

Datos. Masas atómicas (u): H = 1,0; O = 16,0; F = 19,0; Mg = 24,3.

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)	
1	1	0,5	1		
2A	0,5	0,5	1	0,5	
2B	0,5	0,5	1	0,5	
3A	0,5	1	1		
3B	1	0,5	1		
4A	1	0,5	0,5	0,5	
4B	0,5	1	1		

QUÍMICA SOLUCIONES
(Documento de trabajo orientativo)

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

a) Ácido clorhídrico: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 0,85 \text{ M}$; $\text{pH} = -\log(0,85) = 0,071$.

Ácido acético: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

C_0	1,1	0	0
C_{eq}	$1,1 - x$	x	x

$$K_a = 10^{-\text{p}K_a} = 10^{-4,8} = 1,6 \times 10^{-5} = x^2 / (1,1 - x) \approx x^2 / 1,1; x \approx 4,2 \times 10^{-3} \text{ M}. [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,2 \times 10^{-3} \text{ M}.$$

$$\text{pH} = -\log(4,2 \times 10^{-3}) = 2,4.$$

La disolución de $\text{pH} = 0,071$ es la del ácido clorhídrico $0,85 \text{ M}$ y la de $\text{pH} = 2,4$ corresponde al ácido acético (ácido etanoico) $1,1 \text{ M}$.

b) Ácido clorhídrico: $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$. Por la estequiometría de la reacción, en el punto de equivalencia: $n_a = n_b$; $M_a \cdot V_a = M_b \cdot V_b$; $V_b = 0,85 \times 10 / 1,2 = 7,1 \text{ mL}$.

Ácido acético: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{O}$ (también válido: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$). Por la estequiometría de la reacción, en el punto de equivalencia: $n_a = n_b$; $M_a \cdot V_a = M_b \cdot V_b$; $V_b = 1,1 \times 10 / 1,2 = 9,2 \text{ mL}$.

c) Reducción: $\text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$

Oxidación: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$

Ecuación iónica: $\text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$

Ecuación molecular: $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$

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

a) Na^+ tiene 10 electrones; el anión divalente (carga -2) con el mismo número de electrones es O^{2-} .

b) El número máximo de electrones con números cuánticos $n = 4$, $l = 2$ y $m_l = 0$ que puede haber en un mismo átomo es 2, ya que esos números corresponden a un orbital $4d$ con $m_l = 0$ y en cada orbital puede haber como máximo dos electrones, uno con $m_s = 1/2$ y otro con $m_s = -1/2$.

c) La 1ª energía de ionización (EI) es la energía mínima necesaria para arrancar un electrón a un átomo gaseoso en su estado fundamental. $\text{EI}(\text{Be}) > \text{EI}(\text{Mg})$, ya que pertenecen al mismo grupo y Mg está en un periodo mayor y, en general, la EI disminuye al descender dentro de un grupo porque aumenta el tamaño del átomo y el electrón que se extrae está a mayor distancia del núcleo, que lo atrae con menor intensidad.

d) H_2S : es covalente porque se da entre átomos no metálicos que comparten electrones. Es soluble en agua ya que es polar por presentar enlaces polares, y sus momentos dipolares no se anulan por la geometría de la molécula, además de tener pares de electrones libres sobre el átomo de S.

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

a) Flúor: F; $1s^2 2s^2 2p^5$ (o $[\text{He}] 2s^2 2p^5$); periodo 2; grupo 17; 1 electrón desapareado. Azufre: S; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ (o $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$); periodo 3; grupo 16; 2 electrones desapareados.

b) El ion más estable del flúor es F^- y el del azufre es S^{2-} , pues así adquieren configuración de gas noble. $r(\text{S}) < r(\text{S}^{2-})$, ya que el radio de un anión es mayor que el del correspondiente átomo neutro dado que ambos tienen el mismo número de protones y el anión tiene mayor número de electrones, por lo que la atracción de los electrones por el núcleo es menor en el anión y se produce un aumento de la repulsión entre los electrones. (Válido si lo justifican por el mayor apantallamiento y la menor carga nuclear efectiva en el anión).

c) Estructura de Lewis: $|\text{F}^- \text{---} \text{S} \text{---} \text{F}^-|$. Geometría angular: $\text{F} \text{---} \text{S} \text{---} \text{F}$ (válido si se ponen los pares de electrones en el átomo central). Hibridación S: sp^3 .

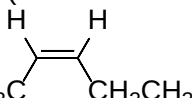
d) SF_2 es polar porque los enlaces S-F son polares (S y F tienen distinta electronegatividad) y sus momentos dipolares no se cancelan por geometría, además de tener dos pares de electrones libres sobre el átomo central.

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

a) $\text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2-\text{COO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ (3-bromopropanoato de etilo, $\text{C}_5\text{H}_9\text{BrO}_2$); $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{CHBr}-\text{COOH}$ (ácido 2-bromopentanoico, $\text{C}_5\text{H}_9\text{BrO}_2$). Son isómeros porque presentan la misma fórmula molecular y son isómeros de función.

b) i) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$ (propeno) + $\text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CHBr}-\text{CH}_3$ (2-bromopropano, *mayoritario*) + $\text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ (1-bromopropano, *minoritario*). Adición, regla de Markovnikov.

ii) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CHOH}-\text{CH}_3$ (3-metilbutan-2-ol) + KMnO_4 (*oxidante*) $\rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CO}-\text{CH}_3$ (3-metilbutanona o 3-metilbutan-2-ona). Oxidación.

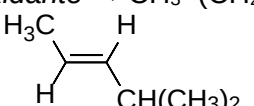
c)  + $\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$.

$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T \cdot \Delta S_r^\circ$; $\Delta H_r^\circ = \Delta G_r^\circ + T \cdot \Delta S_r^\circ = -77,8 + 298 \times (-126,0 \times 10^{-3}) = -115,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} < 0$, exotérmica.

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

a) i) $\text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-(\text{CH}_2)_2-\text{COOH}$ (ácido 4-metilpentanoico) + CH_3OH (metanol) $\rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}(\text{CH}_3)-(\text{CH}_2)_2-\text{COO}-\text{CH}_3$ (4-metilpentanoato de metilo) + H_2O . Esterificación o condensación.

ii) $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{CHO}$ (hexanal) + *oxidante* $\rightarrow \text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{COOH}$ (ácido hexanoico). Oxidación.

b) i) $\text{CH}_3-\text{C}(\text{CH}_3)_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-\text{CHO}$. ii) .

c) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2$ (propeno) + $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CHCl}-\text{CH}_2\text{Cl}$ (1,2-dicloropropano).

Según la ecuación de Arrhenius, $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$, si la temperatura aumenta, también lo hace la constante de velocidad y, en consecuencia, también aumenta la velocidad de la reacción. (Válido si lo justifican con la teoría de colisiones).

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

a)

	$2 \text{ NOBr (g)} \rightleftharpoons 2 \text{ NO (g)} + \text{Br}_2 \text{ (g)}$
n_i	2,50 0 0
n_{eq}	$2,50 - 2x$ $2x$ x

$p(\text{Br}_2) = 4,85 \text{ atm}$. $p(\text{Br}_2) = n(\text{Br}_2) \cdot R \cdot T / V = x \cdot R \cdot T / V$; $x = 4,85 \times 10,0 / (0,0820 \times 573) = 1,03 \text{ mol}$.

$p(\text{NOBr}) = n(\text{NOBr}) \cdot R \cdot T / V = (2,50 - 2 \times 1,03) \times 0,0820 \times 573 / 10,0 = 2,07 \text{ atm}$.

$p(\text{NO}) = n(\text{NO}) \cdot R \cdot T / V = 2 \times 1,03 \times 0,0820 \times 573 / 10,0 = 9,68 \text{ atm}$.

b) $K_p = p^2(\text{NO}) \cdot p(\text{Br}_2) / p^2(\text{NOBr}) = 9,68^2 \times 4,85 / 2,07^2 = 106$.

$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n}$; $\Delta n = 2 + 1 - 2 = 1$; $K_c = 106 \times (0,0820 \times 573)^{-1} = 2,26$.

c) Al disminuir el volumen se concentran las moléculas gaseosas en un espacio menor, por lo que aumenta la presión; en consecuencia, según el principio de Le Châtelier, para contrarrestar dicha variación, el equilibrio se desplaza hacia donde hay menor número de moles en estado gaseoso, en este caso hacia los reactivos.

d) $k = v / [\text{NOBr}]^\alpha$; {unidades k} = {unidades v} / {unidades $[\text{NOBr}]^\alpha$ }; $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}) / (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^\alpha$; $\alpha = 2$; $v = k \cdot [\text{NOBr}]^2$.

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

a) $\text{MgF}_2 \text{ (s)} \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} \text{ (ac)} + 2 \text{ F}^- \text{ (ac)}$

b)

	s	2s
--	---	----

$Mm(\text{MgF}_2) = 62,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. $s' = 65,4 / 500 = 0,131 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. $s = 0,131 / 62,3 = 2,10 \times 10^{-3} \text{ M}$.

$K_s = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3 = 4 \times (2,10 \times 10^{-3})^3 = 3,70 \times 10^{-8}$.

c) Moles iniciales de reactivos: $Mm(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 58,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $n_i(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 180 \times 10^{-3} / 58,3 = 3,09 \times 10^{-3} \text{ mol}$. $n_i(\text{HF}) = 75 \times 10^{-3} \times 0,10 = 7,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

Por estequiometría: 1 mol de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ reacciona con 2 mol de HF. Como $2 \times n_i(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 2 \times 3,09 \times 10^{-3} = 6,18 \times 10^{-3} \text{ mol}$ es menor que $n_i(\text{HF}) = 7,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$, entonces $\text{Mg}(\text{OH})_2$ es el reactivo limitante.

$Mm(\text{MgF}_2) = 62,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Por estequiometría de la reacción: $n_{\text{teórico}}(\text{MgF}_2) = n(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 3,09 \times 10^{-3} \text{ mol}$. $m_{\text{teórica}}(\text{MgF}_2) = 3,09 \times 10^{-3} \times 62,3 = 0,193 \text{ g}$. Rendimiento = $0,16 \times 100 / 0,193 = 83\%$.