
35ª OLIMPIADA ARGENTINA DE QUÍMICA
10 DE SEPTIEMBRE DE 2025
CERTAMEN ZONAL – NIVEL 3
RESPUESTAS

Utilizá la información de tu tabla periódica para obtener los datos atómicos que consideres necesarios. Podés suponer que las sustancias en estado gaseoso se comportan idealmente.

Nota: los distintos ítems de este examen no están relacionados entre sí. Si por algún motivo no podés resolver alguno de ellos, **continúa con el siguiente**.

Ejercicio 1 (34 Puntos)

Notas de corrección: En algunos problemas, el puntaje se encuentra distribuido en etapas parciales del desarrollo. Si el estudiante comete un error en una etapa, no se otorgan los puntos parciales correspondientes a dicha etapa. Sin embargo, si en etapas siguientes aplica correctamente el procedimiento esperado, se otorgan los puntos respectivos, aunque el resultado numérico no coincida con el valor esperado (siempre que la diferencia se deba a haber arrastrado el error anterior). Esto evita penalizar dos veces por el mismo error.

PARTE A

En la industria alimentaria es común la incorporación de compuestos químicos con el fin de modificar o mejorar ciertas propiedades de los productos. Estos aditivos pueden cumplir funciones diversas, como edulcorantes, conservantes, acidulantes, antioxidantes, entre otras. A modo de ejemplo, se consideran dos compuestos típicos que pueden encontrarse en bebidas dietéticas: el ácido benzoico (que puedes llamar **HBen**) se utiliza como conservante, y la sacarina sódica (que puedes llamar **NaSac**) se utiliza como un endulzante no calórico. Ambos compuestos están involucrados en equilibrios ácido-base monopróticos: el ácido benzoico puede donar un protón, y la sacarina sódica puede aceptar un protón.

Datos: $K_a(\text{HBen}) = 6,3 \times 10^{-5}$; $K_b(\text{NaSac}) = 4,0 \times 10^{-13}$;
 $M_r(\text{HBen}) = 122 \text{ g/mol}$; $M_r(\text{NaBen}) = 144 \text{ g/mol}$

- (a) Marca con una “X” la/s opción/es que consideres correcta/s: **4 puntos totales, 2 por cada respuesta correcta. Restar 1,5 puntos si se marca alguna respuesta incorrecta (el puntaje mínimo de este ítem es de 0 puntos).**

1. Una solución de sacarina sódica (NaSac) 0,100 M tendrá un pH mayor que una solución de benzoato de sodio (NaBen) de igual concentración.	
---	--



2. Una solución reguladora de pH = 12, se puede preparar utilizando solamente NaSac, HSac y agua.	
3. Una solución reguladora de pH = 2, se puede preparar utilizando solamente NaSac, HSac y agua.	X
4. Una solución reguladora de pH = 4, se puede preparar utilizando solamente NaBen, HCl y agua.	X
5. Si se mezclan volúmenes iguales de una solución de HBen 0,100 M y NaOH 0,100 M, se obtiene una excelente solución reguladora de pH.	

- (b) Se disuelven 1,000 g de ácido benzoico (HBen) y 1,000 g de benzoato de sodio (NaBen) en 250 mL de agua. Calcula el pH de la solución resultante. **3 puntos totales.**

La solución contiene un par ácido-base conjugado: ácido benzoico (HBen) y benzoato (Ben⁻). Dichas especies se encuentran en concentraciones altas y parecidas. Por lo tanto, tenemos una solución reguladora de pH cercano al pK_a del ácido benzoico (4,20)

Primero calculamos las concentraciones agregadas de ambas especies en la solución:

$$[\text{HBen}]_{\text{Agregada}} = \frac{n_{\text{HBen Agregado}}}{V_{\text{Solución}}} = \frac{m_{\text{HBen Agregado}}}{M_r(\text{HBen}) \times V_{\text{Solución}}} = \frac{1 \text{ g}}{122 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 0,25 \text{ L}} = 0,033 \text{ M}$$

$$[\text{NaBen}]_{\text{Agregada}} = \frac{n_{\text{NaBen Agregado}}}{V_{\text{Solución}}} = \frac{m_{\text{NaBen Agregado}}}{M_r(\text{NaBen}) \times V_{\text{Solución}}} = \frac{1 \text{ g}}{144 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \times 0,25 \text{ L}} = 0,028 \text{ M}$$

(1 punto parcial: 0,5 por calcular correctamente la concentración de HBen + 0,5 por calcular correctamente la concentración de Ben⁻)

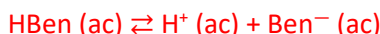
Si el pH de la solución es cercano a 4,20, las concentraciones de H⁺ y OH⁻ serán despreciables frente a las de HBen y Ben⁻. Por lo tanto, las concentraciones de ácido benzoico y benzoato en el equilibrio serán iguales a las calculadas previamente (son despreciables los procesos de hidrólisis). Y, además, resulta válida la ecuación de Henderson-Hasselbach para el cálculo exacto del pH:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Ben}^-]_{\text{Equilibrio}}}{[\text{HBen}]_{\text{Equilibrio}}} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Ben}^-]_{\text{Agregada}}}{[\text{HBen}]_{\text{Agregada}}} = 4,20 + \log \frac{0,028 \text{ M}}{0,033 \text{ M}} = 4,13$$

(2 puntos)

- (c) Se desean preparar 200 mL de una solución reguladora de pH = 5,00, cuya concentración total sea 0,200 M. Para ello se dispone de ácido benzoico sólido, una solución de NaOH 1 M y agua. Calcula el volumen de la solución de NaOH a utilizar, y la masa (en gramos) de ácido benzoico necesaria. **4 puntos totales.**

Para que la solución funcione como reguladora de pH, debe contener un par ácido-base conjugado en concentraciones apreciables, y con un valor de pK_a cercano al pH deseado (a menos de una unidad de diferencia). En este caso, el ácido benzoico (HBen) y su base conjugada (Ben⁻) cumplen con esta condición, ya que el pK_a del ácido benzoico es de aproximadamente 4,20.



Como disponemos de ácido benzoico en forma sólida (y no de su base conjugada), tendremos que generar el benzoato *in situ*, a partir de una neutralización parcial del ácido con hidróxido de sodio:



Dado que el benzoato se obtiene a partir de la neutralización del ácido, la cantidad total de ácido benzoico agregado determina la suma de las concentraciones de ácido no disociado (HBen) y de su base conjugada (Ben⁻). Dicho de otro modo, la concentración total del buffer es igual a la concentración total de ácido benzoico agregado antes de la neutralización: $[\text{HBen}]_{\text{Total}} = 0,200 \text{ M}$

De esto modo, podemos calcular la masa de ácido benzoico necesaria a partir de la concentración total del buffer, su masa molar, y el volumen de solución requerido:

$$m_{\text{HBen}} = [\text{HBen}]_{\text{Total}} \times V_{\text{Solución}} \times M_r(\text{HBen}) = 0,200 \text{ M} \times 200 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times 122 \text{ g/mol} = 4,88 \text{ g}$$

(2 puntos parciales: 1 por el cálculo de masa a partir de la concentración + 1 por realizar la cuenta a partir de $[\text{HBen}]_{\text{Total}} = 0,200 \text{ M}$ y no de $[\text{HBen}]_{\text{Equilibrio}} = 0,027 \text{ M}$)

Luego, para determinar la cantidad de NaOH agregada, necesitamos conocer la concentración de Ben⁻ presente en el equilibrio. Para esto podemos utilizar la ecuación de Henderson-Hasselbach, ya que el sistema es un buffer y se encuentra en condiciones en las que dicha ecuación es válida (concentraciones altas de ácido y base conjugada frente a las concentraciones de H⁺ y OH⁻):

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Ben}^-]}{[\text{HBen}]} \rightarrow \frac{[\text{Ben}^-]}{[\text{HBen}]} = 10^{(\text{pH} - \text{pK}_a)} = 10^{(5,00 - 4,20)} = 6,3 \rightarrow [\text{Ben}^-] = 6,3 \times [\text{HBen}]$$

Por lo tanto, si $[\text{Ben}^-] = 6,3 \times [\text{HBen}]$, y la concentración total del sistema es la suma de ambas especies, podemos obtener el valor de la concentración de cada especie:

$$0,200 \text{ M} = [\text{HBen}]_{\text{Total}} = [\text{HBen}] + [\text{Ben}^-] = [\text{HBen}] + 6,3[\text{HBen}] = 7,3 \times [\text{HBen}]$$
$$[\text{HBen}] = 0,027 \text{ M}$$

$$[\text{Ben}^-] = 0,200 \text{ M} - [\text{HBen}] = 0,200 \text{ M} - 0,027 \text{ M} = 0,173 \text{ M}$$

(1 punto parcial: 0,5 por calcular encontrar correctamente la relación entre $[\text{Ben}^-]$ y $[\text{HBen}]$ + 0,5 por calcular correctamente las concentraciones finales de HBen y Ben⁻)

Dado que el benzoato se genera exclusivamente a partir de la neutralización con NaOH, y que esta reacción es cuantitativa y de estequiometría 1:1, la concentración de benzoato coincide con la concentración de NaOH agregada: $[\text{NaOH}]_{\text{Agregado}} = [\text{Ben}^-] = 0,173 \text{ M}$

Finalmente, podemos calcular el volumen de la solución de NaOH necesario:

$$[\text{NaOH}]_{\text{Agregado}} = \frac{n_{\text{NaOH Agregado}}}{V_{\text{Solución}}} = \frac{[\text{NaOH}] \times V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{Solución}}} = \frac{1 \text{ M} \times V_{\text{NaOH}}}{200 \text{ mL}}$$

$$\rightarrow V_{\text{NaOH}} = \frac{0,173 \text{ M} \times 200 \text{ mL}}{1 \text{ M}} = 34,5 \text{ mL} \quad \text{(1 punto)}$$

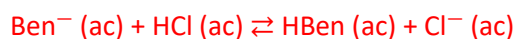


- (d) Se tiene una solución compuesta por ácido benzoico (**HBen**) y benzoato de sodio (**NaBen**), en la cual se verifica que las concentraciones en el equilibrio son $[\text{HBen}] = [\text{Ben}^-] = 0,100 \text{ M}$. A 200 mL de dicha solución se le agregan 10 mL de HCl 0,500 M, y se requiere que el pH no varíe en más de $\pm 0,25$ unidades tras la perturbación. ¿Cumple esta solución con dicho requerimiento? Puedes considerar volúmenes aditivos. **3 puntos totales.**

La solución preparada en el ítem (c) es un sistema buffer constituido por ácido benzoico y su base conjugada. El pH inicial del sistema es 4,20 (igual al pK_a del ácido benzoico), ya que las concentraciones de HBen y Ben^- son idénticas.

(1 punto por el cálculo del pH inicial)

La adición de HCl representa una perturbación al equilibrio. Los H^+ aportados por el ácido clorhídrico reaccionan con el benzoato, consumiéndolo y formando más ácido benzoico:



Para evaluar el efecto de esta perturbación sobre el pH, debemos calcular las nuevas concentraciones luego del agregado de HCl, considerando además la dilución que implica el aumento del volumen total de la solución:

$$[\text{HBen}] = [\text{HBen}]_{\text{inicial}} \times f_{\text{dilución HBen}} + [\text{HCl}] \times f_{\text{dilución HCl}} = 0,100 \text{ M} \times \frac{200 \text{ mL}}{210 \text{ mL}} + 0,500 \text{ M} \times \frac{10 \text{ mL}}{210 \text{ mL}}$$
$$[\text{HBen}] = 0,119 \text{ M}$$

$$[\text{Ben}^-] = [\text{Ben}^-]_{\text{inicial}} \times f_{\text{dilución Ben}^-} - [\text{HCl}] \times f_{\text{dilución HCl}} = 0,100 \text{ M} \times \frac{200 \text{ mL}}{210 \text{ mL}} - 0,500 \text{ M} \times \frac{10 \text{ mL}}{210 \text{ mL}}$$
$$[\text{Ben}^-] = 0,071 \text{ M}$$

(1 punto parcial: 0,5 puntos por considerar los factores de dilución + 0,5 puntos por calcular las concentraciones finales de HBen y Ben^- en base a lo consumido / generado por el HCl)

En este punto tenemos una solución de un ácido y su base conjugada (HBen y Ben^-) en concentraciones altas y parecidas. Por lo tanto, tenemos una solución reguladora de pH cercano al pK_a del ácido benzoico. A este pH, las concentraciones de H^+ y OH^- serán despreciables frente a las de HBen y Ben^- . Por lo tanto, las concentraciones de ácido benzoico y benzoato en el equilibrio serán iguales a las calculadas previamente (son despreciables los procesos de hidrólisis). Y, además, resulta válida la ecuación de Henderson-Hasselbach para el cálculo exacto del pH:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Ben}^-]}{[\text{HBen}]} = 4,20 + \log \frac{0,071 \text{ M}}{0,119 \text{ M}} = 3,98$$

Finalmente, podemos ver que la diferencia entre el pH antes y después del agregado solo varía en 0,35 unidades ($\Delta\text{pH} = 4,20 - 3,98 = 0,22$). Dado que esta variación es menor que el límite establecido de $\pm 0,25$ unidades, la solución reguladora cumple con el requerimiento.

(1 punto)



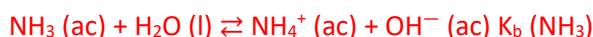
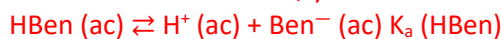
- (e) En un procedimiento similar al del ítem (c), por error se utilizó una solución de amoníaco (NH_3) en lugar de NaOH ($K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$). Se mezclaron 60 mL de una solución 0,100 M de **HBen** con 40 mL de una solución de NH_3 0,050 M. Puedes considerar volúmenes aditivos. **6 puntos totales.**

- (i) Escribe la reacción de neutralización que ocurre entre el ácido benzoico y el amoníaco. Calcula la constante de equilibrio de esta reacción. **2 puntos.**



(1 punto parcial por escribir correctamente la reacción)

Esta reacción se puede obtener a partir de la suma de la reacción de acidez del ácido benzoico, la reacción de basicidad del amoníaco, y la reacción inversa a la autoprotólisis del agua:



La constante de la reacción global se puede obtener sumando los correspondientes ΔG o, lo que es análogo, multiplicando las constantes de equilibrio de las reacciones:

$$K_{\text{eq}} = K_a(\text{HBen}) \times K_b(\text{NH}_3) \times K_w^{-1} = 6,3 \times 10^{-5} \times 1,8 \times 10^{-5} \times (1 \times 10^{-14})^{-1} = 1,1 \times 10^5 \quad \text{(1 punto)}$$

Esta constante, con un valor mucho mayor a 1, indica que la reacción está fuertemente desplazada hacia los productos. En otras palabras, el amoníaco actúa como una base lo suficientemente fuerte como para aceptar el protón del ácido benzoico.

- (ii) Calcula el pH de la solución resultante. **4 puntos.**

Como vimos en el ítem anterior, la reacción de neutralización entre el amoníaco y el ácido benzoico se encuentra desplazada hacia productos. Como el amoníaco está en defecto, podemos suponer que reacciona completamente para dar benzoato y amonio. Si esto es así, la solución resultante estará compuesta principalmente por ácido benzoico (que estaba en exceso), benzoato de sodio y amonio. Al tener concentraciones altas y parecidas de **HBen** y Ben^- podemos afirmar que estamos en presencia de una solución reguladora de pH, en la cual el valor de dicho pH se encuentra cerca del $\text{p}K_a$ del ácido benzoico (4,20).

Primero planteamos los balances de masa (BM) y de carga (BC) de la solución, teniendo en cuenta la dilución que se produce al mezclar las dos soluciones:

$$\text{BM:} \quad [\text{HBen}]_{\text{Total}} = [\text{HBen}] + [\text{Ben}^-] = 0,100 \text{ M} \times \frac{60 \text{ mL}}{60 \text{ mL} + 40 \text{ mL}} = 0,060 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_3]_{\text{Total}} = [\text{NH}_3] + [\text{NH}_4^+] = 0,050 \text{ M} \times \frac{40 \text{ mL}}{60 \text{ mL} + 40 \text{ mL}} = 0,020 \text{ M}$$

$$\text{BC:} \quad [\text{H}^+] + [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] + [\text{Ben}^-]$$

(1 punto parcial por calcular correctamente las concentraciones totales, teniendo en cuenta la dilución)



Sabiendo que el pH de la solución va a estar alrededor de 4,20, podemos realizar algunos desprecios en los balances:

- En primer lugar, las concentraciones de H^+ y OH^- serán despreciables frente a las del buffer, en particular frente a la concentración de Ben^- . De este modo, el BC se simplifica a $[NH_4^+] = [Ben^-]$

- Luego, podemos afirmar con seguridad que la concentración de NH_3 presente en la solución a este pH resulta despreciable frente a la de NH_4^+ (el pK_a del amonio es 9,25). Por lo tanto, el BM se simplifica a $[NH_4^+] = 0,020 M$

Aclaración: es posible deducir estas mismas expresiones sin necesidad de plantear balances, simplemente teniendo en cuenta que la reacción de neutralización es completa y estableciendo relaciones estequiométricas.

(1 punto parcial por notar que todo el amoníaco agregado inicialmente, en el equilibrio se encontrará como NH_4^+)

Bajo estas dos premisas podemos calcular tanto la concentración de Ben^- como la de $HBen$:

- $[Ben^-] = [NH_4^+] = 0,020 M$

La cantidad de benzoato formada es exactamente igual a la cantidad de ion amonio generada (o, equivalentemente, a la cantidad de amoníaco consumida). Esto se debe a que, como dijimos, la reacción ácido-base entre el ácido benzoico y el amoníaco se encuentra fuertemente desplazada hacia los productos, por lo que puede considerarse cuantitativa (ocurre en su totalidad hasta que se agota el reactivo limitante).

- $[HBen] = 0,060 M - [Ben^-] = 0,060 M - 0,020 M = 0,040 M$

(1 punto parcial por calcular correctamente las concentraciones de $HBen$ y Ben^-)

Finalmente, podemos recurrir a la ecuación de Henderson-Hasselbach para calcular el pH:

$$pH = pK_a + \log \frac{[Ben^-]}{[HBen]} = 4,20 + \log \frac{0,020 M}{0,040 M} = 3,90 \quad \text{(1 punto)}$$

Efectivamente, a este pH se cumplen los desprecios que habíamos realizado.

PARTE B

La fluorita es un mineral abundante en la corteza terrestre, compuesto por fluoruro de calcio (CaF_2). Presenta una gran relevancia industrial por ser la principal fuente de iones fluoruro, empleados en diversos procesos químicos. La yttriofluorita es un mineral mucho menos común, estructuralmente similar a la fluorita, pero que contiene además fluoruro de itrio (YF_3) en su composición. El itrio es un elemento de creciente importancia, utilizado en aplicaciones tecnológicas como pantallas, láseres y superconductores, entre otras.

Datos: $K_{ps}(Ca(OH)_2) = 6,5 \times 10^{-6}$; $K_{ps}(LiF) = 1,7 \times 10^{-3}$; $K_{ps}(YF_3) = 8,6 \times 10^{-21}$

$M_r(NaF) = 42 \text{ g/mol}$

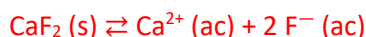
A menos que se indique lo contrario, considera que **los únicos equilibrios relevantes son los de solubilidad.**



Se coloca un exceso de CaF_2 sólido en un vaso de precipitados que contiene 50 mL de agua pura. Luego de alcanzado el equilibrio, se determina mediante espectrofotometría que la concentración de iones calcio en la solución saturada es $[\text{Ca}^{2+}] = 2,10 \times 10^{-4} \text{ M}$.

- (f) Calcula la constante del producto de solubilidad (K_{ps}) del CaF_2 . **3 puntos totales.**

En primer lugar, planteamos la reacción de disolución del fluoruro de calcio:



A partir de la estequiometría de la reacción podemos encontrar una relación entre las concentraciones de los iones, ya que por cada mol de Ca(II) que se disuelve, se disuelven dos moles de fluoruro: $[\text{F}^{-}] = 2 \times [\text{Ca}^{2+}]$

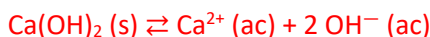
(1 punto parcial por tener en cuenta la estequiometría 2:1)

Finalmente, reemplazamos esas concentraciones en la expresión de la K_{ps} para obtener su valor numérico: $K_{ps} (\text{CaF}_2) = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{F}^{-}]^2 = 2,10 \times 10^{-4} \times (2 \times 2,10 \times 10^{-4})^2 = 3,7 \times 10^{-11}$

(2 puntos)

- (g) El Ca(II) , además de precipitar con fluoruro, puede formar precipitados con iones hidroxilo (OH^{-}), dependiendo del pH de la solución. ¿Cuál es el valor máximo de pH que puede tener la solución saturada de CaF_2 sin que se produzca la precipitación de hidróxido de calcio (Ca(OH)_2)? **2 puntos totales.**

En primer lugar, planteamos la reacción de disolución del hidróxido de calcio:



Buscamos la concentración máxima de OH^{-} que puede haber en la solución sin que el Ca(OH)_2 comience a precipitar. El equilibrio entre el precipitado y los iones en solución se establece cuando la concentración de OH^{-} alcanza un valor tal que el producto iónico de Ca^{2+} y OH^{-} iguale la constante del producto de solubilidad del Ca(OH)_2 . Por lo tanto, usando la K_{ps} y la concentración de Ca(II) en solución ($2,10 \times 10^{-4} \text{ M}$) podemos calcular dicha concentración de OH^{-} :

$$K_{ps} (\text{Ca(OH)}_2) = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{OH}^{-}]^2 \rightarrow [\text{OH}^{-}] = \sqrt{\frac{K_{ps} (\text{Ca(OH)}_2)}{[\text{Ca}^{2+}]}} = \sqrt{\frac{6,5 \times 10^{-6}}{2,10 \times 10^{-4}}} = 0,176 \text{ M}$$

(1 punto parcial por calcular correctamente la concentración de OH^{-})

Luego, utilizando la K_w , podemos calcular la concentración de H^{+} presente en dicha solución, para luego calcular el pH:

$$K_w = [\text{H}^{+}] \times [\text{OH}^{-}] \rightarrow [\text{H}^{+}] = \frac{K_w}{[\text{OH}^{-}]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{0,176} = 5,68 \times 10^{-14}$$

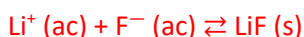
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^{+}] = -\log (5,68 \times 10^{-14}) = 13,24 \quad \textbf{(1 punto)}$$

El ion fluoruro, además del calcio o el itrio, puede precipitar otros cationes de la tabla periódica. Esto posibilita su uso en procesos de recuperación y separación de metales por filtración.



- (h) Se disponen de 50 mL de una solución acuosa de LiCl 0,50 M, y se desea recuperar el Li(I) mediante la precipitación de LiF por agregado de NaF. ¿Cuál es la mínima masa de NaF (en gramos) que debe agregarse para que precipite al menos el 99 % del Li(I) presente? **4 puntos totales.**

El proceso de precipitación ocurre según la siguiente reacción de equilibrio:



Para determinar la cantidad de NaF necesaria, podemos plantear el correspondiente balance de masa para los iones fluoruro. Es conveniente plantear el BM en términos de cantidad de sustancia (moles) en lugar de concentraciones, ya que se está considerando conjuntamente a especies disueltas y especies en estado sólido. De este modo, el total de moles agregado con el NaF ($n_{\text{NaF}}^{\text{Totales}}$) se distribuye en el fluoruro que permanece disuelto en solución ($n_{\text{F}}^{\text{Solución}}$) y el que reacciona para formar el precipitado ($n_{\text{LiF}}^{\text{Precipitado}}$): $n_{\text{NaF}}^{\text{Totales}} = n_{\text{F}}^{\text{Solución}} + n_{\text{LiF}}^{\text{Precipitado}}$

Sabiendo que precipita el 99% del total del Li(I), podemos calcular los moles de LiF precipitados:

$$\begin{aligned} n_{\text{LiF}}^{\text{Precipitado}} &= 0,99 \times n_{\text{LiCl}}^{\text{Totales}} = 0,99 \times [\text{LiCl}] \times V_{\text{sc}} = 0,99 \times 0,50 \text{ M} \times 50 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \\ n_{\text{LiF}}^{\text{Precipitado}} &= 2,48 \times 10^{-2} \text{ moles} \end{aligned}$$

(1 punto parcial por calcular los moles de precipitado)

Luego, utilizando la expresión de la K_{ps} y sabiendo que permanece en solución un 1% del total del Li(I), podemos calcular la cantidad de fluoruro que permanece en solución:

$$K_{\text{ps}} (\text{LiF}) = [\text{Li}^+] \times [\text{F}^-] \rightarrow [\text{F}^-] = \frac{K_{\text{ps}} (\text{LiF})}{[\text{Li}^+]} = \frac{1,7 \times 10^{-3}}{0,01 \times 0,50} = 3,4 \text{ M}$$

$$n_{\text{F}}^{\text{Solución}} = [\text{F}^-] \times V_{\text{Solución}} = 3,4 \text{ M} \times 50 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 1,70 \times 10^{-2} \text{ moles}$$

(1 punto parcial por calcular los moles de F^- que permanecen disueltos)

Finalmente, se suman los moles de fluoruro que reaccionan para formar LiF con los que permanecen en solución para obtener los moles totales de NaF que deben agregarse:

$$n_{\text{NaF}}^{\text{Totales}} = n_{\text{F}}^{\text{Solución}} + n_{\text{LiF}}^{\text{Precipitado}} = 2,48 \times 10^{-2} \text{ moles} + 1,70 \times 10^{-2} \text{ moles} = 4,18 \times 10^{-2} \text{ moles}$$

Multiplicando por la masa molar del NaF (aproximadamente 42 g/mol), se obtiene la masa mínima que debe agregarse:

$$m_{\text{NaF}} = n_{\text{NaF}}^{\text{Totales}} \times M_{\text{r}} (\text{NaF}) = 4,18 \times 10^{-2} \text{ moles} \times 42 \text{ g/mol} = 1,75 \text{ g} \quad \textbf{(2 puntos)}$$

El ion fluoruro participa además en un equilibrio acido-base con el agua ($\text{p}K_{\text{a}} (\text{HF}) = 3,20$). Al bajar el pH lo suficiente, una fracción apreciable del F^- se convierte en HF , reduciendo su concentración efectiva y desplazando el equilibrio de solubilidad hacia la disolución de los precipitados.



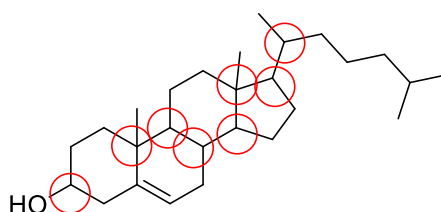
- (i) Indica si las siguientes afirmaciones son Verdaderas (V) o Falsas (F): **5 puntos totales, 1 por cada respuesta correcta.**

1. Como la K_{ps} del YF_3 es mucho menor que la K_{ps} del LiF , puedo afirmar sin necesidad de hacer ninguna cuenta que la solubilidad del YF_3 es mucho menor que la del LiF .	F
2. Si se agrega lentamente NaF a una solución que contiene $[Ca^{2+}]_{Total} = [Y^{3+}]_{Total} = 2,10 \times 10^{-4} M$ (a pH 7), se observa primero la precipitación del YF_3 .	V
3. Si se agrega lentamente NaF a una solución que contiene $[Ca^{2+}]_{Total} = [Y^{3+}]_{Total} = 2,10 \times 10^{-4} M$ (a pH 7), cuando comienza a precipitar el CaF_2 , la concentración de $Y(III)$ que permanece en solución es menor al 99 % del total.	V
4. La solubilidad del CaF_2 es mucho mayor a pH 5,5 que en agua pura (pH 7).	F
5. La solubilidad del CaF_2 es mucho mayor a pH 1,5 que en agua pura (pH 7).	V

Ejercicio 2 (20 Puntos)

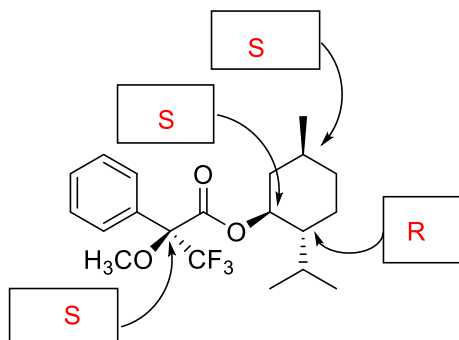
Un cambio en la disposición espacial de los átomos en una molécula puede alterar drásticamente sus propiedades físicas, químicas y biológicas, lo que es crucial en campos como la farmacología, la biotecnología y la ciencia de materiales. Un ejemplo histórico clave es el del desastre de la talidomida, donde un enantiómero era seguro y el otro causaba graves malformaciones congénitas, resaltando la necesidad de comprender y controlar la estereoquímica para el desarrollo de fármacos seguros y eficaces

1. Señala sobre la estructura cuáles son los carbonos asimétricos del colesterol. Redondea cada uno con un círculo. **4 puntos** (0.5 c/u bien asignado; mal asignado -0.25 puntos)

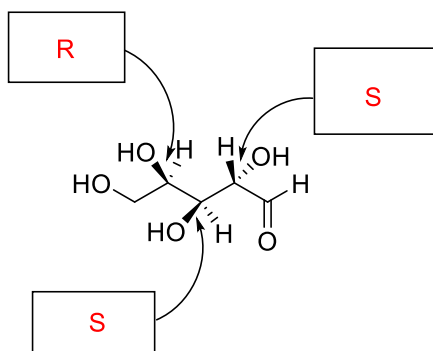


2. Indica la estereoquímica absoluta (R/S) de los carbonos que se señalan. **7 puntos** (1 punto cada uno)

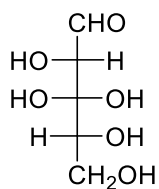
a)



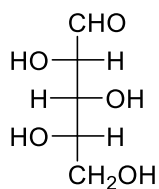
b)



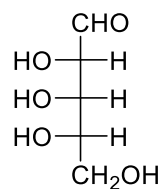
3. Dadas las siguientes proyecciones de Fischer **9 puntos**



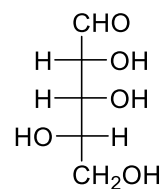
A



B



C



D

- a) Indica cuál corresponde a la molécula del ítem 2 b)

A

3 puntos



b) ¿Cuál es la relación entre los compuestos A y D? **3 puntos**

Enantiómeros ☒ Diastereómeros ☐

Idénticas ☐ Ninguna ☐

c) ¿Cuál es la relación entre los compuestos B y C? **3 puntos**

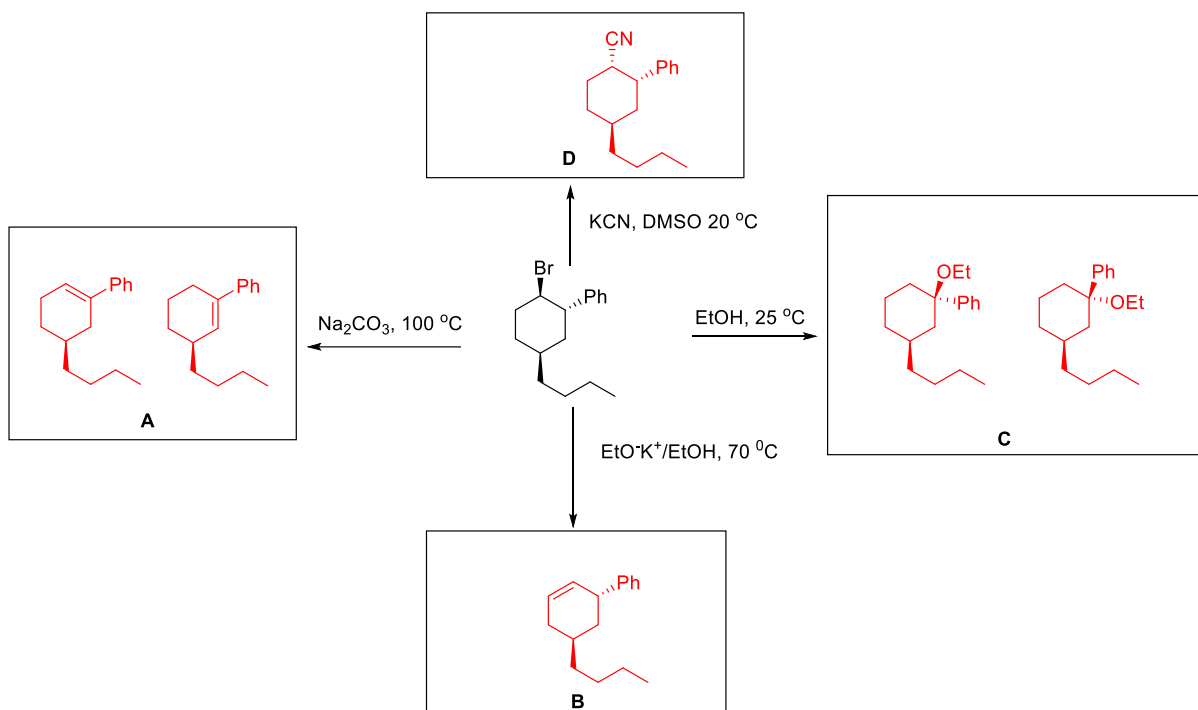
Enantiómeros ☐ Diastereómeros ☒

Idénticas ☐ Ninguna ☐

Ejercicio 3 (46 Puntos)

Las reacciones de sustitución y eliminación son fundamentales en química orgánica porque permiten la síntesis de una vasta gama de compuestos químicos esenciales para la industria, como plásticos, combustibles, fármacos y productos de cuidado personal. El dominio de estas reacciones es vital para diseñar y optimizar la producción de sustancias químicas diarias y para el desarrollo de nuevas tecnologías.

1. Completa el siguiente esquema de reacciones proporcionando estructuras para A, B, C y D. Cada letra puede representar **más de un compuesto**. Indicar claramente la **estereoquímica** de los carbonos asimétricos. **20 puntos** (A: 5 puntos, 2 punto si pone 1 sola estructura; B: 5 puntos; C, 5 puntos, 2 puntos si no traspone pero pone los dos isómeros, 2 puntos si traspone pero pone 1 solo isómero; D, 5 puntos)



Los alquenos son precursores sintéticos clave para la fabricación de una amplia gama de productos, incluyendo polímeros, anticongelantes, detergentes y adhesivos. Su doble enlace carbono-carbono les otorga alta reactividad, facilitando la formación de nuevos enlaces y la creación de moléculas orgánicas más complejas y materiales diversos.

2. Completa el siguiente esquema de reacciones proporcionando estructuras para B, C, D, E, G y H y condiciones para los reactivos 1 y 2. Cada letra puede representar **más de un compuesto**. Para **B, C, D** y **E**, indicar claramente la **estereoquímica** de los carbonos asimétricos. **26 puntos** (B+C, 4 puntos, 2 si ponen 1 solo sin la estereoquímica; D: 3 puntos; E: 4 puntos, 2 si ponen mal la sustitución; G: 3 puntos; H: 4 puntos, 3 puntos si ponen el producto alfa,beta-insaturado; Reactivo 1: 4 puntos; Reactivo 2: 4 puntos)

