

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) El cromo es uno de los metales tóxicos más comunes en la Tierra, responsable de la contaminación de aguas superficiales y subterráneas debido a su uso intensivo en diversas industrias. Entre sus aplicaciones destaca la utilización del dicromato de potasio en la producción de productos pirotécnicos, productos para impresión, en baterías eléctricas, como inhibidor de corrosión, en la industria cerámica o en la obtención de pigmentos.

Una planta industrial que utiliza mineral cromita para la obtención del dicromato descarga aguas residuales que podrían generar contaminación por Cr^{6+} en un río cercano. El Cr^{6+} es un contaminante peligroso, ya que es mutagénico, carcinogénico y tóxico, y se propaga fácilmente a través de los sistemas acuáticos superficiales y las aguas subterráneas, debido a su alta solubilidad en agua. Para mitigar el daño ambiental, se propone hacer reaccionar el dicromato de potasio con ácido etanodioico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) dando lugar a Cr^{3+} y dióxido de carbono.

Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- (1 punto) Formule y ajuste por el método del ion electrón las semirreacciones de oxidación y reducción, y la reacción iónica que tienen lugar. Indique las especies oxidante y reductora.
- (0,75 puntos) Justifique qué par o pares redox de la Tabla pueden producir también la eliminación de Cr^{6+} en medio ácido de manera espontánea. Calcule el potencial del/los sistema/s redox que proponga.
- (0,75 puntos) El Cr^{3+} y otros cationes metálicos se pueden recuperar de los vertidos del proceso industrial mediante precipitación y decantación en medio básico, por ejemplo, como hidróxido de cromo(III).

Sabiendo que a 25 °C la solubilidad de dicho hidróxido es $0,0013 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$:

- Formule el equilibrio de solubilidad del hidróxido de cromo(III) en agua, indicando el estado de agregación de cada especie.
- Determine su producto de solubilidad.

Tabla. Potenciales de reducción a 25 °C.

Par redox	$E^\circ(\text{V})$
F_2/F^-	2,87
$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$	1,51
$\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}$	1,46
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$	1,33
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	0,77

Datos. Masas atómicas (u): H = 1; O = 16; Cr = 52.

2A) Considere los elementos X (el metal alcalino cuyo monocatión contiene $10 e^-$), Y (el elemento del grupo 14 del segundo periodo) y Z (el halógeno del tercer periodo). Responda a las siguientes cuestiones:

- (0,75 puntos) Identifique los elementos X, Y y Z con nombre y símbolo, y escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos en su estado fundamental.
- (0,75 puntos) Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
 - El elemento Z es el que presenta el mayor radio atómico.
 - El elemento X es el que posee una menor afinidad electrónica.
 - El elemento Y es capaz de formar únicamente orbitales híbridos sp^3 y sp^2 .
- (1 punto) Indique el tipo de enlace y justifique las fuerzas intermoleculares que se establecen cuando se forman los compuestos XZ e YZ_4 .

2B) Responda a las siguientes cuestiones relacionadas con las moléculas tricloruro de boro, ácido etanoico y clorometano.

- (0,5 puntos) Dibuje la estructura de Lewis de cada molécula.
- (1 punto) Determine la geometría molecular a partir de la teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV) del tricloruro de boro y el clorometano. Indique la polaridad de esas moléculas y las fuerzas intermoleculares que se establecen.
- (0,5 puntos) Justifique cuál de las tres moléculas presenta mayor temperatura de ebullición.
- (0,5 puntos) Indique la hibridación de cada uno de los átomos de carbono de las moléculas dadas.

3A) Complete las siguientes reacciones. Formule y nombre todos los compuestos orgánicos. Indique el tipo de reacción y, si procede, el producto mayoritario y la regla que sigue. Dibuje los posibles isómeros geométricos que se formen.

- (0,5 puntos) $\text{Metilbutano} + \text{O}_2 \rightarrow$
- (0,5 puntos) $\text{Ácido propanoico} + \text{NaOH (ac)} \rightarrow$
- (0,75 puntos) $\text{Metilpropeno} + \text{HBr} \rightarrow$
- (0,75 puntos) $\text{Pentan-2-ol} + \text{H}_2\text{SO}_4/\text{calor} \rightarrow$

3B) Responda a las siguientes cuestiones:

- (0,5 puntos) Formule y nombre un isómero de función del ácido etanoico.
- (0,75 puntos) Escriba la reacción entre ácido benzoico y etanol. Formule y nombre los compuestos orgánicos implicados. Indique el tipo de reacción.
- (0,5 puntos) Escriba la reacción de polimerización del etenilbenceno e indique el nombre común del polímero que se obtiene.
- (0,75 puntos) Las temperaturas de ebullición del etano, cloroetano y etanol son $-88,6$, $12,3$ y $78,5$ $^\circ\text{C}$, respectivamente. Justifique la diferencia entre estos valores

4A) En el proceso de la fotosíntesis, el dióxido de carbono y el agua, en presencia de clorofila y luz solar, se convierten en carbohidratos, como la glucosa, y se libera oxígeno molecular. Responda a las siguientes preguntas:

- (0,5 puntos) Escriba y ajuste la reacción de formación de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) a través del proceso de fotosíntesis a 25 $^\circ\text{C}$. Indique el estado de los compuestos.
- (0,75 puntos) Calcule la entalpía y la entropía de la reacción.
- (0,5 puntos) Razone si la reacción es espontánea a 25 $^\circ\text{C}$.

d) (0,75 puntos) ¿Qué volumen de dióxido de carbono se necesitará para llevar a cabo la síntesis de 1,00 kg de glucosa a 25 °C y 1,00 atm de presión?

Datos. A 298 K, ΔH_f^0 (kJ·mol⁻¹): C₆H₁₂O₆(s) = -1268,0; CO₂(g) = -393,5; H₂O(l) = -285,8 kJ·mol⁻¹.

A 298 K, S^0 (J·mol⁻¹·K⁻¹): C₆H₁₂O₆(s) = 213,7; CO₂(g) = 213,6; H₂O(l) = 69,9; O₂(g) = 205,0.

Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; O = 16. R = 0,0820 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

4B) Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Escriba las reacciones que tienen lugar para justificar su respuesta y realice, en su caso, los cálculos necesarios.

a) (1,25 puntos) “El pH a 25 °C de la disolución resultante de mezclar 50 mL de una disolución 0,5 M de ácido nitroso con 50 mL de una disolución de hidróxido de sodio de igual concentración es neutro”.

b) (1,25 puntos) “La cantidad de fenilamina (C₆H₅-NH₂) necesaria para preparar una disolución de 100 mL de pH = 9, es mayor de 1 g”.

Datos. pKa (ácido nitroso) = 3,3; pKb (fenilamina) = 9,13; Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; N = 14.



SOLUCIONES

1) El cromo es uno de los metales tóxicos más comunes en la Tierra, responsable de la contaminación de aguas superficiales y subterráneas debido a su uso intensivo en diversas industrias. Entre sus aplicaciones destaca la utilización del dicromato de potasio en la producción de productos pirotécnicos, productos para impresión, en baterías eléctricas, como inhibidor de corrosión, en la industria cerámica o en la obtención de pigmentos.

Una planta industrial que utiliza mineral cromita para la obtención del dicromato descarga aguas residuales que podrían generar contaminación por Cr^{6+} en un río cercano. El Cr^{6+} es un contaminante peligroso, ya que es mutagénico, carcinogénico y tóxico, y se propaga fácilmente a través de los sistemas acuáticos superficiales y las aguas subterráneas, debido a su alta solubilidad en agua. Para mitigar el daño ambiental, se propone hacer reaccionar el dicromato de potasio con ácido etanodioico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) dando lugar a Cr^{3+} y dióxido de carbono.

Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- (1 punto) Formule y ajuste por el método del ion electrón las semirreacciones de oxidación y reducción, y la reacción iónica que tienen lugar. Indique las especies oxidante y reductora.
- (0,75 puntos) Justifique qué par o pares redox de la Tabla pueden producir también la eliminación de Cr^{6+} en medio ácido de manera espontánea. Calcule el potencial del/los sistema/s redox que proponga.
- (0,75 puntos) El Cr^{3+} y otros cationes metálicos se pueden recuperar de los vertidos del proceso industrial mediante precipitación y decantación en medio básico, por ejemplo, como hidróxido de cromo(III).

Sabiendo que a 25 °C la solubilidad de dicho hidróxido es $0,0013 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$:

- Formule el equilibrio de solubilidad del hidróxido de cromo(III) en agua, indicando el estado de agregación de cada especie.
- Determine su producto de solubilidad.

Tabla. Potenciales de reducción a 25 °C.

Par redox	$E^\circ(\text{V})$
F_2/F^-	2,87
$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$	1,51
$\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}$	1,46
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$	1,33
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	0,77

Datos. Masas atómicas (u): H = 1; O = 16; Cr = 52.

a) La reacción que tiene lugar en forma iónica es:



Como el Cr pasa de Cr^{6+} a Cr^{3+} , reduciéndose, el dicromato de potasio (K_2CrO_7) o el dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) es la especie oxidante.

El ácido es la especie reductora ya que el C pasa de +3 a +4 en el CO_2 en su estado de oxidación.

Las semirreacciones son:

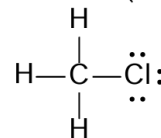
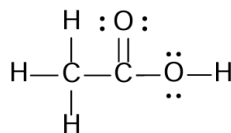
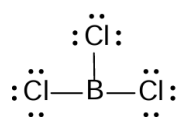


- ii) VERDADERA: según la definición de afinidad electrónica que dice que es la energía que libera un átomo neutro gaseoso en su estado fundamental cuando capta un electrón; nos damos cuenta que el elemento X (Na), no tiende a captar electrones si no a cederlos, luego es el que menor AE tiene.
- iii) FALSA. El elemento Y (C) tiene 4 electrones en su capa de valencia y los puede compartir formando enlaces simples, dobles o triples, lo que daría lugar a la formación de orbitales híbridos sp^1 , sp^2 y sp^3 .
- c) Compuesto XZ: NaCl. Se forma mediante un enlace iónico y las interacciones que se producen entre sí son de tipo electrostático.
- YZ₄: CCl₄. Se forma mediante un enlace covalente apolar y las fuerzas intermoleculares que establecen son fuerzas de London.

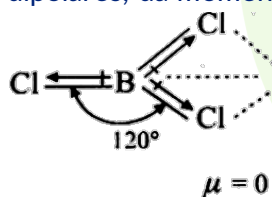
2B) Responda a las siguientes cuestiones relacionadas con las moléculas tricloruro de boro, ácido etanoico y clorometano.

- a) (0,5 puntos) Dibuje la estructura de Lewis de cada molécula.
- b) (1 punto) Determine la geometría molecular a partir de la teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV) del tricloruro de boro y el clorometano. Indique la polaridad de esas moléculas y las fuerzas intermoleculares que se establecen.
- c) (0,5 puntos) Justifique cuál de las tres moléculas presenta mayor temperatura de ebullición.
- d) (0,5 puntos) Indique la hibridación de cada uno de los átomos de carbono de las moléculas dadas

a) Tricloruro de boro (BCl₃): Ácido etanoico (CH₃COOH): Clorometano (CH₃Cl):

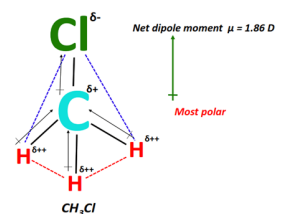


b) Como vemos en la imagen, el tricloruro de boro tiene una geometría trigonal plana en donde los enlaces entre el B y los Cl sí son polares, pero dada la estructura que adquieren, al sumar los momentos dipolares, da momento dipolar nulo y por el resultado es que es apolar.



Resulta una molécula en donde hay tres pares enlazantes y ninguno antienlazante (AB₃). La unión entre estas moléculas son fuerzas de dispersión (fuerzas de London).

El clorometano, tiene geometría tetraédrica, en donde el átomo central, el C, presenta 4 electrones que se unen a 3 H y un Cl y eso hace que esos enlaces no sean iguales entre sí, de manera que la suma de los momentos dipolares queda distinto de cero y por tanto es una molécula polar. Las fuerzas intermoleculares que presentan son fuerzas dipolo-dipolo y fuerzas de dispersión.

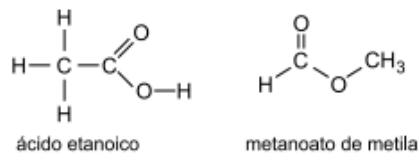


c) La temperatura de ebullición dependerá de las uniones intermoleculares que mantienen unidas a las moléculas, de manera que aquellas que sean más fuertes serán las que necesiten más temperatura para romperlas. De las tres moléculas, el ácido etanoico es que presenta las fuerzas intermoleculares más fuertes ya que al tener un OH puede formar puentes de hidrógeno y es este el enlace intermolecular

3B) Responda a las siguientes cuestiones:

- (0,5 puntos) Formule y nombre un isómero de función del ácido etanoico.
- (0,75 puntos) Escriba la reacción entre ácido benzoico y etanol. Formule y nombre los compuestos orgánicos implicados. Indique el tipo de reacción.
- (0,5 puntos) Escriba la reacción de polimerización del etenilbenceno e indique el nombre común del polímero que se obtiene.
- (0,75 puntos) Las temperaturas de ebullición del etano, cloroetano y etanol son $-88,6$, $12,3$ y $78,5$ $^{\circ}\text{C}$, respectivamente. Justifique la diferencia entre estos valores

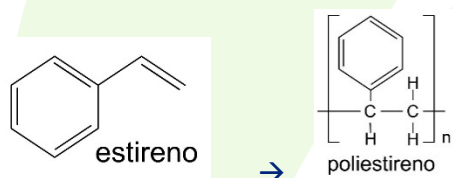
a) El ácido etanoico es el $\text{CH}_3\text{-COOH}$ de fórmula empírica $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ y como isómero de función podemos poner el metanoato de metilo, un éster de fórmula HCOO-CH_3



Es una reacción de condensación, en concreto una condensación entre un ácido y un alcohol que un éster y agua, de ahí que se conozca como esterificación.

c) La polimerización del etenilbenceno (llamado comúnmente estireno) produce poliestireno.

La reacción con fórmula semidesarrollada es: $n (\text{C}_6\text{H}_5)\text{-CH=CH}_2 \rightarrow [-\text{CH}(\text{C}_6\text{H}_5)\text{CH}_2-]_n$



- Las diferencias se deben a las fuerzas intermoleculares que presentan cada uno de estos compuestos. El etano solo presenta fuerzas de dispersión (fuerzas de London) por ser un compuesto apolar y por eso tiene una temperatura de ebullición tan baja ($-88,6$ $^{\circ}\text{C}$). El cloroetano, al tener un cloro que es muy electronegativo, hace que sea un compuesto polar y por eso puede formar enlaces mediante fuerzas dipolo-dipolo y su temperatura de ebullición es $12,3$ $^{\circ}\text{C}$. El etanol es el que tiene mayor temperatura de ebullición ($78,5$ $^{\circ}\text{C}$) porque al presentar un grupo hidroxilo ($-\text{OH}$) puede formar puentes de hidrógeno, que son las fuerzas de interacción más fuertes de las tres.

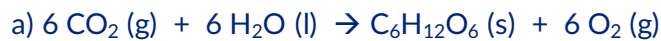
4A) En el proceso de la fotosíntesis, el dióxido de carbono y el agua, en presencia de clorofila y luz solar, se convierten en carbohidratos, como la glucosa, y se libera oxígeno molecular. Responda a las siguientes preguntas:

- (0,5 puntos) Escriba y ajuste la reacción de formación de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) a través del proceso de fotosíntesis a 25 $^{\circ}\text{C}$. Indique el estado de los compuestos.
- (0,75 puntos) Calcule la entalpía y la entropía de la reacción.
- (0,5 puntos) Razone si la reacción es espontánea a 25 $^{\circ}\text{C}$.
- (0,75 puntos) ¿Qué volumen de dióxido de carbono se necesitará para llevar a cabo la síntesis de $1,00$ kg de glucosa a 25 $^{\circ}\text{C}$ y $1,00$ atm de presión?

Datos. A 298 K, ΔH_f^0 (kJ·mol⁻¹): C₆H₁₂O₆(s) = -1268,0; CO₂(g) = -393,5; H₂O(l) = -285,8 kJ·mol⁻¹.

A 298 K, S^0 (J·mol⁻¹·K⁻¹): C₆H₁₂O₆(s) = 213,7; CO₂(g) = 213,6; H₂O(l) = 69,9; O₂(g) = 205,0.

Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; O = 16. R = 0,0820 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.



b) La entalpía de la reacción la calculamos según la siguiente expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H_r^0 &= \sum n \cdot \Delta H_f^0(\text{productos}) - \sum n \cdot \Delta H_f^0(\text{reactivos}) = \\ &= \Delta H_f^0(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) - [6 \cdot \Delta H_f^0(\text{CO}_2) + 6 \cdot \Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O})] = -1268'0 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1} - [6 \cdot (-393'5 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + \\ &6 \cdot (-285'8 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1})] = \mathbf{2807'8 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}} \end{aligned}$$

Calculamos la entropía según:

$$\begin{aligned} \Delta S_r^0 &= \sum n \cdot S^0(\text{productos}) - \sum n \cdot S^0(\text{reactivos}) = \\ &= [S^0(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) + 6 \cdot S^0(\text{O}_2)] - [6 \cdot S^0(\text{CO}_2) + 6 \cdot S^0(\text{H}_2\text{O})] = \\ &= [213'7 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}\text{K}^{-1} + 6 \cdot 205'0 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}] \\ &- [(6 \cdot 213'6) \cdot \text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}] + (6 \cdot 69'9 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}\text{K}^{-1})] = \mathbf{-257'3 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}} \end{aligned}$$

c) Pasamos la T^a a Kelvin: 25 + 273 = 298 K y la entropía de Jmol⁻¹K⁻¹ a KJmol⁻¹K⁻¹ para poder operar con la entalpía en las mismas unidades: 257'3 · 10⁻³ KJmol⁻¹K⁻¹

A partir de la ecuación de la energía libre de Gibbs, determinamos si la reacción es espontánea a 25 °C o no. Para ello debemos saber que la reacción será espontánea siempre que $\Delta G_r^0 < 0$

$$\Delta G_r^0 = \Delta H_r^0 - T\Delta S_r^0 = 2807'8 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (298 \text{ K} \cdot -257'3 \cdot 10^{-3} \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}) = \mathbf{2884'47 \text{ KJ} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

Por tanto, como $\Delta G_r^0 > 0$, la reacción no es espontánea a 25 °C.

d) Tenemos en cuenta la estequiometría de la reacción: 6 CO₂(g) : 1 C₆H₁₂O₆(s)

Calculamos la masa molecular de la glucosa: (12 · 6) + (12 · 1) + (16 · 6) = 180 gr/mol

Averiguamos los moles de glucosa que hay en 1 Kgr:

$$n = \frac{\text{masa (gr)}}{Mm} = \frac{1 \cdot 10^3 \text{ gr}}{180 \text{ gr/mol}} = 5'55 \text{ mol}$$

Con ello y la estequiometría de la reacción, calculamos los moles de CO₂:

$$n \text{ CO}_2 = 6 \cdot n \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6 \cdot 5'55 = 33'3 \text{ mol}$$

Como nos pide el volumen de CO₂, utilizamos la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{33'3 \text{ mol} \cdot 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1'00 \text{ atm}} = \mathbf{814 \text{ L CO}_2}$$

4B) Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Escriba las reacciones que tienen lugar para justificar su respuesta y realice, en su caso, los cálculos necesarios.

a) (1,25 puntos) "El pH a 25 °C de la disolución resultante de mezclar 50 mL de una disolución 0,5 M de ácido nitroso con 50 mL de una disolución de hidróxido de sodio de igual concentración es neutro".

b) (1,25 puntos) "La cantidad de fenilamina (C₆H₅-NH₂) necesaria para preparar una disolución de 100 mL de pH = 9, es mayor de 1 g".

Datos. pKa (ácido nitroso) = 3,3; pKb (fenilamina) = 9,13; Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; N = 14.

a) FALSA.



Con los datos que nos dan, como la concentración y el volumen son los mismos, los moles de ácido y base son iguales, la neutralización es total, pero al disociar la sal $\text{NO}_2\text{Na} \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{Na}^+$ e hidrolizar los iones, vemos que el NO_2^- sí lo hace al proceder de un ácido débil, pero el Na^+ no porque procede de una base fuerte.



Para determinar que el ácido nitroso es un ácido débil, hacemos uso de la pKa que al ser un dato mayor que 0 indica que es un ácido débil. También podemos confirmarlo calculando la Ka a partir de la pKa

$$K_a = 10^{-pK_a} = 10^{-3.3} = 5.01 \cdot 10^{-4} \rightarrow \text{ácido débil}$$

b) VERDADERA

La fenilamina es una base, por lo tanto, al disociarla nos da OH^- y para calcular la concentración de OH^- utilizamos el dato del pH que nos dan.

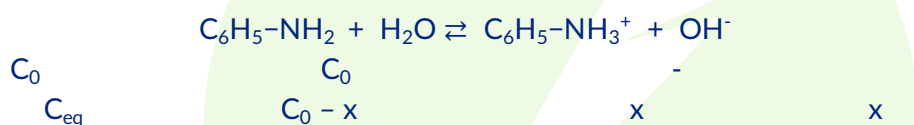
$$14 = \text{pH} + \text{pOH} \rightarrow \text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 9 = 5$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-5} \text{ M}$$

Nos dan el dato de la pKb que al ser muy alto, nos indica que es una base débil, luego hacemos el equilibrio de disociación de la fenilamina

Calculamos la Kb para utilizarlo luego:

$$K_b = 10^{-pK_b} = 10^{-9.13} = 7.41 \cdot 10^{-10}$$



Hemos calculado antes la concentración de $\text{OH}^- = x = 10^{-5} \text{ M}$

Como:

$$K_b = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{-NH}_2]} \rightarrow 7.41 \cdot 10^{-10} = \frac{(10^{-5})^2}{\text{C}_0 - 10^{-5}}$$

A partir de aquí, calculamos la C_0 de la fenilamina

$$\text{C}_0 = \frac{10^{-5} + 7.41 \cdot 10^{-15}}{7.41 \cdot 10^{-10}} = 0.13 \text{ M}$$

Con este dato, calculamos la masa:

$$\text{C}_0 = \frac{n^\circ \text{ moles}}{V} = \frac{\text{masa (gr)}}{Mm} = \frac{\text{masa (gr)}}{Mm \cdot V (L)} \rightarrow 0.13 = \frac{\text{masa}}{93 \cdot 0.1} \rightarrow \text{masa} = 0.13 \frac{\text{mol}}{L} \cdot 93 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} \cdot 0.1 \text{ L}$$

$$= 1.25 \text{ gr}$$

Demostrado que la afirmación de la pregunta es verdadera.