

QUÍMICA - CÁTEDRA DI RISIO - CICLO BÁSICO COMÚN

Examen Final · Diciembre 2023 · Tema 1

Enunciado original

QUÍMICA - CÁTEDRA DI RISIO- CICLO BÁSICO COMÚN - EXAMEN FINAL - DICIEMBRE 2023		TEMA 1
APELLIDO: Nombres:		
DNI	COMISIÓN	CALIFICACIÓN
Fecha:	Firma del alumno:	

Resolver en borrador y escribir las respuestas en los casilleros en blanco. Entregar sólo esta hoja. NO escribir en lápiz.

correctas	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
nota	1	1	2	2	3	4	5	6	7	8 6 9	10

La aprobación de este examen requiere un mínimo de 5 (CINCO) problemas respondidos completa y correctamente. Con 9 respuestas correctas, corresponde nota 9 u 8, dependiendo de que la pregunta 7 haya sido contestada correctamente o no.

Datos: $R = 0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $1 \text{ u} = 1,661 \times 10^{-27} \text{ kg}$; $p_{K_w}(25^\circ \text{C}) = 14,00$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ Torr}$

1) Dadas las siguientes sustancias: CO_2 - HCl_3 - CH_4 - CCl_4
Indicar cuál es la sustancia no polar con mayor punto de fusión

CCl_4

2) Calcular el pK_b de una base débil sabiendo que una solución 0,0200 M tiene $\text{pOH} = 2,56$.

3) Una muestra de 55,0 g de sulfato de amonio (81,0 % de pureza) reacciona con 3,00 L de solución de hidróxido de potasio 0,250 M. Si el rendimiento de la reacción es del 85,0 % y la ecuación que la representa es la siguiente:
 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 (\text{s}) + 2 \text{KOH} (\text{aq}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 (\text{aq}) + 2 \text{NH}_3 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
Calcular la presión que ejercería el $\text{NH}_3 (\text{g})$ producido si se lo recogiera en un recipiente rígido de 10,0 dm^3 a una temperatura de 20,0 $^\circ\text{C}$.

4) Escribir: a) el nombre y b) una estructura de Lewis de una oxosal que cumpla con las siguientes condiciones:
anión de geometría piramidal según TREPEV, catión correspondiente a un metal del grupo 2.

5) Un volumen de 250 mL de solución contiene una masa de 3,15 mg de un ácido monoprótico fuerte de masa molar 63,0 g/mol. Calcular el pH de la solución a 25,0 $^\circ\text{C}$.

6) Se mezclaron 18,0 g de iodo (s) con 250 mL de agua ($\rho = 1,00 \text{ g/mL}$). Parte del iodo queda sin disolver y resulta una solución de iodo en agua de concentración 2,35 % m/m. Calcular la masa de iodo que queda sin disolver.

7) La ley de velocidad de la reacción $2\text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ se expresa mediante la ecuación $v = k [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$. Indicar si la siguiente afirmación es correcta o incorrecta. "Si se aumentara al doble la $[\text{H}_2]$ ó la de $[\text{NO}]$, la velocidad de la reacción se duplicaría en ambos casos." Justifique su respuesta al dorso.

8) Dado el siguiente grupo de compuestos: a) butano ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$); b) 1-butanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$); c) dietil éter ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$); d) butanona ($\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$), Indicar cuál de ellos presenta el mayor punto de ebulición normal.

9) En un laboratorio de análisis clínicos se diluyen con agua 7,50 mL de la sangre de un paciente hasta un volumen final de 30,0 mL. En esa solución diluida la concentración de hemoglobina ($M = 64000 \text{ g/mol}$) es de 0,00130 % m/V. Indicar la concentración molar de hemoglobina en sangre.

10) En un recipiente hay 0,325 g de $\text{NO}_2 (\text{g})$, y una cierta cantidad de $\text{CO} (\text{g})$. Indicar la cantidad de CO (expresada en milimoles), sabiendo que hay en total $9,21 \times 10^{22}$ átomos de oxígeno presentes en el sistema.

DESARROLLO de la justificación del problema 7 al dorso

Ejercicio 1 — Sustancia no polar con mayor punto de fusión

Dadas las sustancias: CO_2 - HCCl_3 - CH_4 - CCl_4 . Indicar cuál es la sustancia no polar con mayor punto de fusión

Idea clave: Identificar primero las sustancias no polares por simetría molecular, luego comparar sus puntos de fusión considerando masa molecular y fuerzas intermoleculares.

PASO 1 — Análisis de polaridad de cada sustancia

CO_2	Geometría lineal ($\text{O}=\text{C}=\text{O}$). Los enlaces $\text{C}=\text{O}$ son polares pero se cancelan por simetría → Molécula NO POLAR
HCCl_3	Cloroformo. Geometría tetraédrica asimétrica (tiene H y 3 Cl) → Momento dipolar neto $\neq 0$ → Molécula POLAR
CH_4	Metano. Geometría tetraédrica simétrica (4 enlaces C-H iguales) → Momentos dipolares se cancelan → Molécula NO POLAR
CCl_4	Tetracloruro de carbono. Geometría tetraédrica simétrica (4 enlaces C-Cl iguales) → Momentos dipolares se cancelan → Molécula NO POLAR
Conclusión	Sustancias NO POLARES: CO_2, CH_4, CCl_4

PASO 2 — Cálculo de masa molecular de sustancias no polares

CO_2	$M = 12 + 2(16) = 44 \text{ g/mol}$
CH_4	$M = 12 + 4(1) = 16 \text{ g/mol}$
CCl_4	$M = 12 + 4(35.5) = 154 \text{ g/mol}$
Orden	$\text{CCl}_4 (154) > \text{CO}_2 (44) > \text{CH}_4 (16)$

PASO 3 — Análisis de fuerzas intermoleculares y punto de fusión

Tipo de fuerzas	Las tres sustancias no polares solo presentan fuerzas de London (dispersión)
Intensidad	Las fuerzas de London aumentan con la masa molecular y superficie de contacto
CCl_4	Mayor masa molecular (154 g/mol) → Fuerzas de London más intensas → Mayor punto de fusión
Datos	P.F.: $\text{CCl}_4 = -23^\circ\text{C}$, $\text{CO}_2 = -56^\circ\text{C}$ (sublima), $\text{CH}_4 = -182^\circ\text{C}$
Verificación	CCl_4 tiene el mayor punto de fusión entre las sustancias no polares ✓

CCl_4 (tetracloruro de carbono) es la sustancia no polar con mayor punto de fusión

Ejercicio 2 — Cálculo de pKb de una base débil

Calcular el pKb de una base débil sabiendo que una solución 0,0200 M tiene pOH 2,56.

Idea clave: Usar la relación entre pOH, concentración inicial y Kb para bases débiles, luego calcular $pKb = -\log(Kb)$.

PASO 1 — Calcular $[OH^-]$ a partir del pOH

Dato	$pOH = 2,56$
Relación	$pOH = -\log[OH^-]$
Despejando	$[OH^-] = 10^{(-pOH)} = 10^{(-2,56)}$
Resultado	$[OH^-] = 2,75 \times 10^{-3} \text{ M}$

PASO 2 — Plantear el equilibrio de disociación

Base débil	$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$
Inicial	$[B]_0 = 0,0200 \text{ M}$
Equilibrio	$[B] = 0,0200 - x$; $[BH^+] = x$; $[OH^-] = x$
Del paso 1	$x = [OH^-] = 2,75 \times 10^{-3} \text{ M}$

PASO 3 — Calcular Kb

Expresión	$Kb = ([BH^+][OH^-]) / [B]$
Sustituyendo	$Kb = (x \cdot x) / (0,0200 - x)$
Valores	$Kb = (2,75 \times 10^{-3})^2 / (0,0200 - 2,75 \times 10^{-3})$
Denominador	$[B]_{eq} = 0,0200 - 0,00275 = 0,01725 \text{ M}$
Numerador	$(2,75 \times 10^{-3})^2 = 7,56 \times 10^{-6}$
Kb	$Kb = 7,56 \times 10^{-6} / 0,01725 = 4,38 \times 10^{-4}$

PASO 4 — Calcular pKb

Definición	$pKb = -\log(Kb)$
Sustituyendo	$pKb = -\log(4,38 \times 10^{-4})$
Cálculo	$pKb = -(-3,359) = 3,359$
Resultado	$pKb = 3,36$

$$pKb = 3,36$$

Ejercicio 3 — Presión de NH₃ en reacción con rendimiento parcial

Una muestra de 55,0 g de sulfato de amonio (81,0% de pureza) reacciona con 3,00 L de solución de hidróxido de sodio 6,50 M a 250 M. Si el rendimiento es 85,0% y la ecuación es: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{s}) + 2 \text{KOH}(\text{ac}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + 2 \text{NH}_3(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Calcular la presión del NH₃(g) en un recipiente de 100,0 dm³ a 20,0°C

Idea clave: Determinar el reactivo limitante, calcular moles de NH₃ producidos con el rendimiento dado y aplicar la ecuación de gases ideales $PV = nRT$

PASO 1 — Calcular masa pura y moles de (NH₄)₂SO₄

Masa pura	$m_{\text{pura}} = 55,0 \text{ g} \times (81,0/100) = 44,55 \text{ g}$
Masa molar	$M[(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4] = 2 \times 14 + 8 \times 1 + 32 + 4 \times 16 = 132 \text{ g/mol}$
Moles	$n_1 = 44,55 \text{ g} / 132 \text{ g/mol} = 0,3375 \text{ mol}$

PASO 2 — Calcular moles de KOH (nota: la ecuación usa KOH, no NaOH)

Molaridad	$M = 6,50 \text{ M}; V = 3,00 \text{ L}$
Moles KOH	$n_2 = M \times V = 6,50 \text{ mol/L} \times 3,00 \text{ L} = 19,5 \text{ mol}$

PASO 3 — Determinar reactivo limitante

Relación estequiométrica	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 : \text{KOH} = 1 : 2$
KOH necesario	$n_{\text{necesario}} = 0,3375 \text{ mol} \times 2 = 0,675 \text{ mol}$
Comparación	KOH disponible (19,5 mol) > necesario (0,675 mol)
Limitante	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ es el reactivo limitante

PASO 4 — Calcular moles teóricos de NH₃

Relación estequiométrica	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 : \text{NH}_3 = 1 : 2$
Moles teóricos	$n_{\text{teórico}}(\text{NH}_3) = 0,3375 \text{ mol} \times 2 = 0,675 \text{ mol}$

PASO 5 — Aplicar rendimiento de la reacción

Rendimiento	$\eta = 85,0\% = 0,850$
Moles reales	$n_{\text{real}}(\text{NH}_3) = 0,675 \text{ mol} \times 0,850 = 0,57375 \text{ mol}$

PASO 6 — Calcular presión con ecuación de gases ideales

Datos	$n = 0,57375 \text{ mol}; V = 100,0 \text{ dm}^3 = 100,0 \text{ L}; T = 20,0^\circ\text{C} = 293,15 \text{ K}$
Constante	$R = 0,08206 \text{ L} \cdot \text{atm}/(\text{mol} \cdot \text{K})$
Ecuación	$PV = nRT \rightarrow P = nRT/V$
Cálculo	$P = (0,57375 \text{ mol} \times 0,08206 \text{ L} \cdot \text{atm}/(\text{mol} \cdot \text{K}) \times 293,15 \text{ K}) / 100,0 \text{ L}$
Resultado	$P = 13,795 / 100,0 = 0,138 \text{ atm}$

La presión del NH₃(g) es 0,138 atm

Ejercicio 4 — Oxosal con anión piramidal y catión del grupo 2

Escribir: a) el nombre y b) una estructura de Lewis de una oxosal que cumpla con las siguientes condiciones: anión de geometría piramidal según TRPEV, catión correspondiente a un metal del grupo 2.

Idea clave: Identificar un anión oxigenado con geometría piramidal (como NO_3^{2-} o SO_3^{2-}) y combinarlo con un catión del grupo 2 (Ca^{2+} , Mg^{2+} , Ba^{2+}) según estequiometría de cargas.

PASO 1 — Identificar el catión del grupo 2

Grupo 2	Los metales alcalinotérreos (grupo 2) forman cationes divalentes: Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}
Elección	Elegimos Ca^{2+} (calcio)

PASO 2 — Identificar un anión oxigenado con geometría piramidal

TRPEV	Para geometría piramidal según la Teoría de Repulsión de Pares Electrónicos de Valencia, necesitamos 4 regiones electrónicas: 3 enlaces + 1 par libre
Anión nitrito	El anión nitrito NO_2^- tiene: N central con 3 regiones (2 enlaces 0 + 1 par libre) → geometría angular, NO sirve
Anión sulfito	El anión sulfito SO_3^{2-} tiene: S central con 4 regiones (3 enlaces 0 + 1 par libre) → geometría piramidal ✓
Verificación	SO_3^{2-} : azufre con 6 e^- de valencia + 2 e^- (carga) = 8 e^- total para distribuir después de enlaces

PASO 3 — Determinar la fórmula de la oxosal

Balance de cargas	$\text{Ca}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow$ las cargas ya están balanceadas (2+ con 2-)
Fórmula	CaSO_3
Nombre	Sulfito de calcio

PASO 4 — Estructura de Lewis del anión SO_3^{2-}

Electrones totales	S: 6 e^- + 0×3: 18 e^- + carga 2-: 2 e^- = 26 electrones totales
Enlaces	S central unido a 3 átomos de O mediante enlaces simples (6 e^- usados)
Distribución	Quedan 20 e^- para completar octetos: cada O recibe 6 e^- más (3 pares libres) = 18 e^- , y S recibe 1 par libre = 2 e^-
Estructura	$[\cdot\text{O}\cdot]^{2-} \mid \cdot\text{O}-\text{S}-\text{O}\cdot$ (Cada O tiene 3 pares libres, S tiene 1 par libre arriba)
Geometría	4 regiones electrónicas (3 enlaces + 1 par libre) → piramidal ✓

PASO 5 — Estructura de Lewis completa de la oxosal

CaSO₃

Ca²⁺ [·Ö·]²⁻ | ·Ö-S-Ö· · Donde cada O tiene 3 pares de electrones libres (representados por puntos) y S tiene 1 par libre

a) Sulfito de calcio, b) CaSO₃ con anión SO₃²⁻ de geometría piramidal (S central con 3 enlaces O y 1 par libre)

Ejercicio 5 — Cálculo de pH de solución de ácido monoprótico fuerte

Un volumen de 250 mL de solución contiene una masa de 3,15 mg de un ácido monoprótico fuerte de masa molar 63,0 g/mol. Calcular el pH de la solución a 25,0 °C

Idea clave: Calcular moles del ácido, determinar su concentración molar, y usar que un ácido fuerte se disocia completamente para calcular $[H^+]$ y luego $pH = -\log[H^+]$

PASO 1 — Convertir masa a gramos

Dato	masa = 3,15 mg
Conversión	$3,15 \text{ mg} \times (1 \text{ g} / 1000 \text{ mg}) = 0,00315 \text{ g}$
Resultado	$m = 3,15 \times 10^{-3} \text{ g}$

PASO 2 — Calcular número de moles del ácido

Fórmula	$n = m / M$
Datos	$m = 3,15 \times 10^{-3} \text{ g}$; $M = 63,0 \text{ g/mol}$
Cálculo	$n = (3,15 \times 10^{-3} \text{ g}) / (63,0 \text{ g/mol})$
Resultado	$n = 5,00 \times 10^{-5} \text{ mol}$

PASO 3 — Calcular la molaridad (concentración)

Fórmula	$M = n / V$ (donde V está en litros)
Volumen	$V = 250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}$
Cálculo	$[HA] = (5,00 \times 10^{-5} \text{ mol}) / (0,250 \text{ L})$
Resultado	$[HA] = 2,00 \times 10^{-4} \text{ M}$

PASO 4 — Determinar $[H^+]$ del ácido fuerte

Disociación	$HA \rightarrow H^+ + A^-$ (disociación completa)
Relación	Como es ácido monoprótico fuerte: $[H^+] = [HA]_{\text{inicial}}$
Resultado	$[H^+] = 2,00 \times 10^{-4} \text{ M}$

PASO 5 — Calcular el pH

Fórmula	$pH = -\log[H^+]$
Sustitución	$pH = -\log(2,00 \times 10^{-4})$
Cálculo	$pH = -\log(2,00) - \log(10^{-4}) = -0,301 + 4$
Resultado	$pH = 3,70$

pH = 3,70

Ejercicio 6 — Solubilidad del Iodo en Agua

Se disuelven 18,0 g de iodo (I_2) con 250 mL de agua ($\rho = 1,00 \text{ g/mL}$). Parte del iodo queda sin disolver y resulta una solución saturada. Calcular la masa de iodo que queda sin disolver. La solubilidad del I_2 en agua es 0,300 g/L.

Idea clave: Calcular la máxima cantidad de iodo que puede disolverse según la solubilidad dada, y restar del total para obtener lo que queda sin disolver.

PASO 1 — Calcular el volumen de agua en litros

Dato	Volumen de agua = 250 mL
Conversión	$V = 250 \text{ mL} \times (1 \text{ L} / 1000 \text{ mL}) = 0,250 \text{ L}$
Resultado	$V = 0,250 \text{ L}$

PASO 2 — Calcular la masa máxima de I_2 que puede disolverse

Solubilidad	$S = 0,300 \text{ g/L}$ (máxima cantidad que se disuelve por litro)
Fórmula	$\text{masa_disuelta} = \text{Solubilidad} \times \text{Volumen}$
Cálculo	$\text{masa_disuelta} = 0,300 \text{ g/L} \times 0,250 \text{ L}$
Resultado	$\text{masa_disuelta} = 0,0750 \text{ g}$

PASO 3 — Calcular la masa de I_2 que queda sin disolver

Masa total	$\text{masa_total} = 18,0 \text{ g de } I_2$
Masa disuelta	$\text{masa_disuelta} = 0,0750 \text{ g}$
Fórmula	$\text{masa_sin_disolver} = \text{masa_total} - \text{masa_disuelta}$
Cálculo	$\text{masa_sin_disolver} = 18,0 \text{ g} - 0,0750 \text{ g}$
Resultado	$\text{masa_sin_disolver} = 17,925 \text{ g} \approx 17,9 \text{ g}$

PASO 4 — Verificación y conclusión

Análisis	Como $18,0 \text{ g} \gg 0,0750 \text{ g}$, casi todo el iodo queda sin disolver
Conclusión	La baja solubilidad del I_2 en agua explica que quede precipitado
✓ Respuesta	Quedan sin disolver 17,9 g de I_2

La masa de iodo que queda sin disolver es 17,9 g

Ejercicio 7 — Velocidad de reacción química - Efecto de concentraciones

Para la reacción $2\text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ cuya velocidad se expresa como $v = k[\text{NO}]^2[\text{H}_2]$. Determinar si es correcta la afirmación: 'Si se duplica $[\text{H}_2]$ y se duplica $[\text{NO}]$, la velocidad se multiplica por 8'.

Idea clave: Sustituir las nuevas concentraciones en la ecuación de velocidad y comparar con la velocidad inicial considerando los exponentes de cada reactivo.

PASO 1 — Identificar la ley de velocidad

Ecuación dada	$v = k[\text{NO}]^2[\text{H}_2]$
Observación	La velocidad depende de $[\text{NO}]$ al cuadrado y de $[\text{H}_2]$ a la primera potencia
Velocidad inicial	$v_0 = k[\text{NO}]_0^2[\text{H}_2]_0$

PASO 2 — Determinar las nuevas concentraciones

Condición 1	$[\text{H}_2]_{\text{nueva}} = 2[\text{H}_2]_0$ (se duplica)
Condición 2	$[\text{NO}]_{\text{nueva}} = 2[\text{NO}]_0$ (se duplica)
Nota	El enunciado parece incompleto en ' $[\text{NO}]$ la velocidad...', asumo que también se duplica $[\text{NO}]$

PASO 3 — Calcular la nueva velocidad

Sustitución	$v_{\text{nueva}} = k[\text{NO}]_{\text{nueva}}^2[\text{H}_2]_{\text{nueva}}$
Reemplazo	$v_{\text{nueva}} = k(2[\text{NO}]_0)^2(2[\text{H}_2]_0)$
Desarrollo	$v_{\text{nueva}} = k \times 4[\text{NO}]_0^2 \times 2[\text{H}_2]_0$
Simplificación	$v_{\text{nueva}} = 8 \times k[\text{NO}]_0^2[\text{H}_2]_0$

PASO 4 — Comparar con la velocidad inicial

Relación	$v_{\text{nueva}} = 8 \times v_0$
Análisis	Factor de $[\text{NO}]$: $2^2 = 4$
Análisis	Factor de $[\text{H}_2]$: $2^1 = 2$
Factor total	$4 \times 2 = 8$
Conclusión	✓ La afirmación es CORRECTA

PASO 5 — Justificación del resultado

Justificación	Al duplicar $[\text{H}_2]$, la velocidad se multiplica por 2 (exponente = 1)
Justificación	Al duplicar $[\text{NO}]$, la velocidad se multiplica por $2^2 = 4$ (exponente = 2)
Efecto combinado	El efecto total es multiplicativo: $2 \times 4 = 8$
Verificación	$v_{\text{nueva}}/v_0 = (2^2)^2 \times 2^1 / 1 = 4 \times 2 = 8$ ✓

La afirmación es CORRECTA: al duplicar ambas concentraciones, la velocidad se multiplica por 8 (factor 4 por $[\text{NO}]^2$ y factor 2 por $[\text{H}_2]$)

Ejercicio 8 — Comparación de puntos de ebullición

Dado el siguiente grupo de compuestos: a) butano ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$); b) 1-butanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$); c) dietil éter ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$); d) etanamida (CH_3CONH_2). Indicar cuál de ellos presenta el mayor punto de ebullición normal. Justificar.

Idea clave: El punto de ebullición depende de las fuerzas intermoleculares: puentes de hidrógeno > dipolo-dipolo > fuerzas de London (Van der Waals).

PASO 1 — Identificar las fuerzas intermoleculares de cada compuesto

a) Butano	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ - Hidrocarburo apolar. Solo presenta fuerzas de London (Van der Waals) débiles.
b) 1-Butanol	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ - Presenta grupo hidroxilo (-OH). Forma puentes de hidrógeno fuertes ($\text{O}-\text{H}\cdots\text{O}$).
c) Dietil éter	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$ - Tiene oxígeno pero sin H unido a O. Fuerzas dipolo-dipolo moderadas, sin puentes de H.
d) Etanamida	CH_3CONH_2 - Presenta grupo amida (-CONH ₂). Forma puentes de hidrógeno muy fuertes ($\text{N}-\text{H}\cdots\text{O}$ y $\text{C}=\text{O}\cdots\text{H}-\text{N}$).

PASO 2 — Comparar la intensidad de las fuerzas intermoleculares

Orden de fuerza	Puentes de H (amida) > Puentes de H (alcohol) > Dipolo-dipolo (éter) > London (alcano)
Masa molecular	Butano \approx 58 g/mol; 1-Butanol \approx 74 g/mol; Dietil éter \approx 74 g/mol; Etanamida \approx 59 g/mol
Factor clave	Las amidas forman redes extensas de puentes de H debido a que tienen tanto donores (N-H) como aceptores (C=O) múltiples.

PASO 3 — Determinar el compuesto con mayor punto de ebullición

Análisis	Aunque la etanamida tiene menor masa molecular que el butanol, sus puentes de hidrógeno son más fuertes y numerosos.
Etanamida	Punto de ebullición \approx 221°C - Forma red bidimensional de puentes de H entre grupos NH₂ y C=O
1-Butanol	Punto de ebullición \approx 117°C - Forma puentes de H pero menos extensos que la amida
Dietil éter	Punto de ebullición \approx 35°C - Solo fuerzas dipolo-dipolo
Butano	Punto de ebullición \approx 0°C - Solo fuerzas de London débiles

PASO 4 — Justificación final

Respuesta	El compuesto d) etanamida (CH_3CONH_2) presenta el MAYOR punto de ebullición.
Justificación	Las amidas forman puentes de hidrógeno intermoleculares excepcionales debido a la presencia simultánea de grupos donores N-H y aceptores C=O, generando una red tridimensional de enlaces muy fuertes que requiere mucha energía para romperse.

d) Etanamida (CH_3CONH_2) tiene el mayor punto de ebullición ($\sim 221^\circ\text{C}$) por formar puentes de hidrógeno muy fuertes y extensos.

Ejercicio 9 — Concentración molar de hemoglobina en sangre

En un laboratorio se diluyen 7,50 mL de sangre hasta 25,0 mL con agua. En la solución diluida la concentración de hemoglobina ($M=64000$ g/mol) es 0,00330% m/V. Calcular la concentración molar de hemoglobina en la muestra original.

Idea clave: Calcular la concentración en la solución diluida, usar el factor de dilución para encontrar la concentración original, y luego convertir a molaridad.

PASO 1 — Interpretar la concentración dada

Concentración diluida 0,00330% m/V significa 0,00330 g de hemoglobina cada 100 mL de solución

Conversión $C_{\text{diluida}} = 0,00330 \text{ g}/100 \text{ mL} = 0,0000330 \text{ g/mL}$

PASO 2 — Calcular masa de hemoglobina en la solución diluida

Volumen final $V_{\text{final}} = 25,0 \text{ mL}$

Masa total $m_{\text{hemoglobina}} = 0,0000330 \text{ g/mL} \times 25,0 \text{ mL} = 0,000825 \text{ g}$

PASO 3 — Concentración en la muestra original

Volumen original $V_{\text{original}} = 7,50 \text{ mL}$

Masa (conservada) La masa de hemoglobina es la misma: $m = 0,000825 \text{ g}$

Concentración original $C_{\text{original}} = 0,000825 \text{ g} / 7,50 \text{ mL} = 0,000110 \text{ g/mL}$

En g/L $C_{\text{original}} = 0,000110 \text{ g/mL} \times 1000 \text{ mL/L} = 0,110 \text{ g/L}$

PASO 4 — Convertir a concentración molar

Masa molar $M = 64000 \text{ g/mol}$

Fórmula $\text{Molaridad} = (\text{concentración en g/L}) / (\text{masa molar en g/mol})$

Cálculo $M = 0,110 \text{ g/L} / 64000 \text{ g/mol}$

Resultado $M = 1,719 \times 10^{-6} \text{ mol/L} = 1,72 \times 10^{-6} \text{ M}$

PASO 5 — Verificación por factor de dilución

Factor de dilución $f = V_{\text{final}} / V_{\text{original}} = 25,0 / 7,50 = 3,33$

C_{diluida} en M $0,0000330 \text{ g/mL} = 0,0330 \text{ g/L} \rightarrow M_{\text{dil}} = 0,0330/64000 = 5,156 \times 10^{-7} \text{ M}$

C_{original} $M_{\text{orig}} = M_{\text{dil}} \times f = 5,156 \times 10^{-7} \times 3,33 = 1,72 \times 10^{-6} \text{ M} \checkmark$

La concentración molar de hemoglobina en la muestra de sangre original es $1,72 \times 10^{-6} \text{ M}$ (o $1,72 \mu\text{M}$)

Ejercicio 10 — Cálculo de cantidad de CO a partir de átomos de oxígeno

En un recipiente hay 0,325 g de $\text{NO}_2(\text{g})$ y una cierta cantidad de $\text{CO}(\text{g})$. Indicar la cantidad de CO (expresada en milimoles), sabiendo que hay en total $9,21 \times 10^{21}$ átomos de oxígeno presentes en dicho sistema.

Idea clave: Calcular moles de NO_2 , determinar átomos de O en NO_2 , restar del total para obtener átomos de O en CO, y convertir a milimoles de CO.

PASO 1 — Datos y masas molares

Masa de NO_2	$m(\text{NO}_2) = 0,325 \text{ g}$
Átomos O totales	$N(\text{O total}) = 9,21 \times 10^{21} \text{ átomos}$
Masa molar NO_2	$M(\text{NO}_2) = 14 + 2 \times 16 = 46 \text{ g/mol}$
Masa molar CO	$M(\text{CO}) = 12 + 16 = 28 \text{ g/mol}$
Número de Avogadro	$N_a = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

PASO 2 — Calcular moles de NO_2

Fórmula	$n(\text{NO}_2) = m(\text{NO}_2) / M(\text{NO}_2)$
Cálculo	$n(\text{NO}_2) = 0,325 \text{ g} / 46 \text{ g/mol}$
Resultado	$n(\text{NO}_2) = 7,065 \times 10^{-3} \text{ mol}$

PASO 3 — Átomos de oxígeno en NO_2

Átomos O por molécula	Cada molécula de NO_2 tiene 2 átomos de O
Fórmula	$N(\text{O en NO}_2) = n(\text{NO}_2) \times N_a \times 2$
Cálculo	$N(\text{O en NO}_2) = 7,065 \times 10^{-3} \times 6,02 \times 10^{23} \times 2$
Resultado	$N(\text{O en NO}_2) = 8,504 \times 10^{21} \text{ átomos}$

PASO 4 — Átomos de oxígeno en CO

Átomos O en CO	$N(\text{O en CO}) = N(\text{O total}) - N(\text{O en NO}_2)$
Cálculo	$N(\text{O en CO}) = 9,21 \times 10^{21} - 8,504 \times 10^{21}$
Resultado	$N(\text{O en CO}) = 7,06 \times 10^{20} \text{ átomos}$

PASO 5 — Calcular moles de CO

Átomos O por molécula	Cada molécula de CO tiene 1 átomo de O
Moléculas de CO	$N(\text{moléculas CO}) = N(\text{O en CO}) = 7,06 \times 10^{20}$
Fórmula	$n(\text{CO}) = N(\text{moléculas CO}) / N_a$
Cálculo	$n(\text{CO}) = 7,06 \times 10^{20} / 6,02 \times 10^{23}$
Resultado en moles	$n(\text{CO}) = 1,173 \times 10^{-3} \text{ mol}$

PASO 6 — Convertir a milimoles

Conversión	$1 \text{ mol} = 1000 \text{ milimoles}$
Cálculo	$n(\text{CO}) = 1,173 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 1000 \text{ mmol/mol}$
Resultado final	$n(\text{CO}) = 1,173 \text{ milimoles} \approx 1,17 \text{ mmol}$

La cantidad de CO presente en el sistema es 1,17 milimoles