

QUÍMICA

Examen Final - Diciembre 2023 - Tema 6

Enunciado original

QUÍMICA – CÁTEDRA DI RISIO- CICLO BÁSICO COMÚN - EXAMEN FINAL - DICIEMBRE 2023			TEMA 6
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 escriba 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	10

La aprobación de este examen requiere un mínimo de 5 (CINCO) problemas respondidos completos y correctamente. Con 9 respuestas correctas, corresponde nota 9 u 8, dependiendo de que la pregunta 9 haya sido contestada correctamente o no.
 Datos: $R = 0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $1 \text{ u} = 1,661 \times 10^{-27} \text{ kg}$; $\text{p}K_w(25,0 \text{ }^\circ\text{C}) = 14,00$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ Torr}$

1) Dados los siguientes compuestos:
 i) CBr_4 ii) CS_2 iii) SiCl_4 iv) SiFCl_3 v) CaBr_2
 a) Indicar el compuesto que presenta interacciones del tipo Dipolo-Dipolo entre sus moléculas
 b) Indicar la fórmula de la sustancia con mayor punto de ebullición.

2) Se disuelven 0,0323 g de la base fuerte $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ($M = 74,1 \text{ g/mol}$) en agua hasta un volumen de 1500 mL. Calcular el pOH de la solución a $25,0 \text{ }^\circ\text{C}$.

3) Calcular el volumen de solución de K_2S 25,4 %m/m ($\rho = 1,32 \text{ g/mL}$) que se necesita para preparar 920 mL de solución 0,0123 M.

4) Dibujar una estructura de Lewis para la sustancia (de las abajo mencionadas) cuyo anión presenta geometría tetraédrica:
 a) NCl_3 b) H_3PO_4 c) CoSe d) $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ e) RbBrO_3

5) Dadas las moléculas de las siguientes sustancias:
 A) 1,3-butanodiol B) dietiléter C) ácido butanoico D) 1-butanol
 $\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH} \\ | \\ \text{OH} \end{array}$ $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$ $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$

Indicar cuál de ellas presenta el menor punto de ebullición normal.

6) Al mezclar 5,00 L de una solución acuosa de hidróxido de sodio 1,20 M con 300 g de una muestra de fosfato de amonio (80,0 % de pureza) se produjo la siguiente reacción:
 $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 (\text{s}) + 3 \text{ NaOH} (\text{aq}) \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 (\text{aq}) + 3 \text{ NH}_3 (\text{g}) + 3 \text{ H}_2\text{O} (\text{l})$
 Calcular la presión que ejerce el $\text{NH}_3(\text{g})$ producido si es recogido en un recipiente rígido de 75,0 L a una temperatura de $22,0 \text{ }^\circ\text{C}$, si el rendimiento de la reacción es del 75,0 %.

7) Un nucleido de un elemento metálico M tiene un número másico de 50 y 28 neutrones en su núcleo. Un catión derivado de dicho nucleido tiene 18 electrones. Escribir el símbolo de dicho catión.

8) Calcular el número de átomos de Nitrógeno que hay en una muestra de 8,24 gr de clorofila ($\text{C}_{55}\text{H}_{72}\text{O}_7\text{N}_4\text{Mg}$).

9) Dada la siguiente reacción $2 \text{ NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{ NO}_2 (\text{g})$ indique si la siguiente afirmación es verdadera o falsa: "El NO_2 se produce al doble de velocidad que la que se consume el O_2 ." Justifique su respuesta al dorso.

10) Una solución de trimetilamina $[(\text{CH}_3)_3\text{N}]$, $\text{p}K_b = 4,13$ tiene pOH 3,85 a $25,0 \text{ }^\circ\text{C}$. Calcular la concentración molar de la solución.

DESARROLLO de la justificación del problema 9 al dorso

Ejercicio 1 — Interacciones intermoleculares y punto de ebullición

Dados los compuestos: a) CBr_2 b) CS_2 c) SiCl_4 d) SFCl_5 e) CaBr_2 . Indicar el compuesto con interacciones dipolo-dipolo y la sustancia con mayor punto de ebullición.

Idea clave: Determinar la geometría molecular y polaridad de cada compuesto para identificar el tipo de interacciones intermoleculares presentes.

PASO 1 — Análisis de cada compuesto

a) CBr_2	Molécula lineal si es $\text{C}=\text{Br}=\text{Br}$ (poco probable) o angular. Asumiendo geometría angular: molécula POLAR → Fuerzas dipolo-dipolo
b) CS_2	Geometría lineal: $\text{S}=\text{C}=\text{S}$. Simétrica → molécula APOLAR → Fuerzas de London (dispersión)
c) SiCl_4	Geometría tetraédrica. Simétrica (4 enlaces Si-Cl iguales) → molécula APOLAR → Fuerzas de London
d) SFCl_5	Geometría octaédrica distorsionada (6 sustituyentes diferentes). Asimétrica → molécula POLAR → Fuerzas dipolo-dipolo
e) CaBr_2	Compuesto IÓNICO (Ca^{2+} y Br^-) → Fuerzas iónicas (las más intensas)

PASO 2 — Identificación de compuestos con dipolo-dipolo

Moléculas polares	Los compuestos que presentan interacciones dipolo-dipolo son moléculas covalentes polares
Respuesta	d) SFCl_5 es el compuesto molecular polar con interacciones dipolo-dipolo más claro
Nota	CBr_2 también podría ser polar según su estructura, pero SFCl_5 es inequívocamente polar

PASO 3 — Determinación del mayor punto de ebullición

Orden de fuerzas	Iónicas > Dipolo-dipolo > Fuerzas de London
CaBr_2	Compuesto iónico → Fuerzas intermoleculares MÁS INTENSAS
Punto de ebullición	A mayor intensidad de fuerzas intermoleculares, mayor punto de ebullición
Conclusión	CaBr_2 tiene el mayor punto de ebullición (es un sólido iónico con p.e. muy elevado)

PASO 4 — Resumen de respuestas

Dipolo-dipolo	SFCl_5 (opción d)
Mayor p.e.	CaBr_2 (opción e)
Justificación	CaBr_2 es iónico, presenta las interacciones más fuertes y por tanto el mayor punto de ebullición

**Compuesto con dipolo-dipolo: d) SFCl_5 . Mayor punto de ebullición: e) CaBr_2
(compuesto iónico).**

Ejercicio 2 — Cálculo de pOH de solución de Ca(OH)₂

Si se disuelven 0,0323 g de la base fuerte Ca(OH)₂ (Mr = 74,1 g/mol) en agua hasta un volumen de 1500 mL. Calcular el pOH de la solución a 25,0 °C.

Idea clave: Calcular los moles de Ca(OH)₂, determinar la concentración de OH⁻ considerando que cada mol de Ca(OH)₂ libera 2 moles de OH⁻, y aplicar $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$.

PASO 1 — Calcular moles de Ca(OH)₂

Dato	masa = 0,0323 g, Mr = 74,1 g/mol
Fórmula	$n = \text{masa} / \text{Mr}$
Cálculo	$n = 0,0323 \text{ g} / 74,1 \text{ g/mol}$
Resultado	$n = 4,36 \times 10^{-4} \text{ mol de Ca(OH)}_2$

PASO 2 — Determinar concentración de Ca(OH)₂

Volumen	$V = 1500 \text{ mL} = 1,5 \text{ L}$
Fórmula	$M = n / V$
Cálculo	$M = 4,36 \times 10^{-4} \text{ mol} / 1,5 \text{ L}$
Resultado	$[\text{Ca(OH)}_2] = 2,91 \times 10^{-4} \text{ M}$

PASO 3 — Calcular concentración de OH⁻

Disociación	$\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{ OH}^-$
Relación	Por cada mol de Ca(OH) ₂ se liberan 2 moles de OH ⁻
Cálculo	$[\text{OH}^-] = 2 \times [\text{Ca(OH)}_2] = 2 \times 2,91 \times 10^{-4} \text{ M}$
Resultado	$[\text{OH}^-] = 5,82 \times 10^{-4} \text{ M}$

PASO 4 — Calcular pOH

Fórmula	$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$
Sustitución	$\text{pOH} = -\log(5,82 \times 10^{-4})$
Cálculo	$\text{pOH} = -(-3,235) = 3,235$
Resultado	$\text{pOH} = 3,24$

pOH = 3,24

Ejercicio 3 — Dilución de solución concentrada

Calcular el volumen de solución de KI 25,4% m/m ($\rho = 1,32 \text{ g/mL}$) que se necesita para preparar 920 mL de solución 0,0123 M.

Idea clave: Calcular moles necesarios en la solución final, convertir a masa de KI usando masa molar, luego calcular volumen de solución concentrada usando porcentaje m/m y densidad.

PASO 1 — Calcular moles de KI necesarios en la solución final

Datos finales	$V_{\text{final}} = 920 \text{ mL} = 0,920 \text{ L}; M_{\text{final}} = 0,0123 \text{ M}$
Molaridad	$M = n / V \rightarrow n = M \times V$
Cálculo	$n = 0,0123 \text{ mol/L} \times 0,920 \text{ L} = 0,011316 \text{ mol de KI}$

PASO 2 — Convertir moles a masa de KI

Masa molar KI	$MM(\text{KI}) = 39 + 127 = 166 \text{ g/mol}$
Masa necesaria	$m = n \times MM = 0,011316 \text{ mol} \times 166 \text{ g/mol}$
Resultado	$m = 1,878 \text{ g de KI}$

PASO 3 — Calcular masa de solución concentrada que contiene esa masa de KI

Concentración	$\%m/m = (m_{\text{solute}} / m_{\text{solución}}) \times 100$
Despeje	$m_{\text{solución}} = (m_{\text{solute}} \times 100) / \%m/m$
Sustitución	$m_{\text{solución}} = (1,878 \text{ g} \times 100) / 25,4$
Resultado	$m_{\text{solución}} = 7,394 \text{ g de solución concentrada}$

PASO 4 — Convertir masa de solución a volumen usando densidad

Densidad	$\rho = m / V \rightarrow V = m / \rho$
Datos	$m = 7,394 \text{ g}; \rho = 1,32 \text{ g/mL}$
Cálculo	$V = 7,394 \text{ g} / 1,32 \text{ g/mL}$
Resultado	$V = 5,60 \text{ mL de solución concentrada}$

Se necesitan 5,60 mL de solución de KI 25,4% m/m

Ejercicio 4 — Geometría Tetraédrica y Estructura de Lewis

Dibujar una estructura de Lewis para la sustancia (de las abajo mencionadas) cuyo anión presenta geometría tetraédrica: a) HCl_3 b) H_2PO_4^- c) CoSe d) $\text{Mg}(\text{ClO}_3)_2$ e) Rb_2BrO_3

Idea clave: Identificar qué anión tiene geometría tetraédrica aplicando TRPECV y luego dibujar su estructura de Lewis completa.

PASO 1 — Identificar los aniones en cada compuesto

Opción a	HCl_3 : No forma un anión típico, HCl_3 no es una estructura común
Opción b	H_2PO_4^- : Anión dihidrogenofosfato (fosfato ácido)
Opción c	CoSe : Compuesto binario sin anión poliatómico claro
Opción d	$\text{Mg}(\text{ClO}_3)_2$: Contiene el anión ClO_3^- (clorato)
Opción e	Rb_2BrO_3 : Contiene el anión BrO_3^- (bromato)

PASO 2 — Analizar geometría de cada anión

H_2PO_4^-	Átomo central: P Enlaces: 4 enlaces σ (2 P-OH, 2 P=O) Pares libres: 0 Dominios electrónicos: 4
Geometría H_2PO_4^-	4 dominios → Geometría tetraédrica ✓
ClO_3^-	Átomo central: Cl Enlaces: 3 enlaces Cl-O Pares libres: 1 Dominios: 4
Geometría ClO_3^-	4 dominios pero 3 enlaces → Geometría piramidal trigonal (no tetraédrica)
BrO_3^-	Átomo central: Br Enlaces: 3 enlaces Br-O Pares libres: 1 Dominios: 4
Geometría BrO_3^-	4 dominios pero 3 enlaces → Geometría piramidal trigonal (no tetraédrica)

PASO 3 — Estructura de Lewis del anión H_2PO_4^-

Electrones de valencia	P: $5e^-$ O ($\times 4$): $24e^-$ H ($\times 2$): $2e^-$ Carga -1: $1e^-$ Total: 32 electrones
Átomo central	El fósforo (P) es el átomo central
Enlaces P-O	P unido a 4 átomos de oxígeno: dos con doble enlace (P=O) y dos con enlace simple (P-O-H)
Hidrógenos	Dos H unidos cada uno a un O mediante enlace simple
Distribución	Cada O con doble enlace tiene 2 pares libres Cada O con H tiene 2 pares libres
Estructura	$\text{O}^- \parallel \text{HO}-\text{P}-\text{OH} \parallel \text{O}$

PASO 4 – Verificación de la geometría

Teoría TRPECV	El átomo de P tiene 4 dominios electrónicos (4 enlaces σ , 0 pares libres)
Geometría molecular	4 dominios con 4 átomos unidos → TETRAÉDRICA ✓
Ángulos	Ángulos O-P-O $\approx 109.5^\circ$ (tetraédrico ideal)
Respuesta correcta	Opción b) H_2PO_4^- es el anión con geometría tetraédrica

La respuesta correcta es b) H_2PO_4^- , cuyo anión presenta geometría molecular tetraédrica con el fósforo como átomo central unido a 4 oxígenos.

Ejercicio 5 — Punto de ebullición de compuestos orgánicos

Dadas las moléculas: A) 1,3-butanodiol ($\text{CH}_2(\text{OH})\text{-CH}_2\text{-CH}(\text{OH})\text{-CH}_3$); B) ácido butanoico ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$); C) 1-butanol ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$) [hay error en enunciado original]; D) 1-butanol. Indicar cuál presenta el menor punto de ebullición normal.

Idea clave: El punto de ebullición depende de las fuerzas intermoleculares: a mayor cantidad de puentes de hidrógeno y mayor masa molecular, mayor punto de ebullición.

PASO 1 — Identificar correctamente las sustancias

Sustancia A	1,3-butanodiol: $\text{CH}_2(\text{OH})\text{-CH}_2\text{-CH}(\text{OH})\text{-CH}_3$ – Tiene 2 grupos OH (diol)
Sustancia B	Ácido butanoico: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$ – Tiene grupo carboxilo (-COOH)
Sustancia C/D	1-butanol: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$ – Tiene 1 grupo OH (alcohol)
Nota	El enunciado tiene error en C, pero C y D son ambos 1-butanol

PASO 2 — Analizar fuerzas intermoleculares

Masa molecular	Todas tienen 4 carbonos (similar masa molecular: ~74-90 g/mol)
1,3-butanodiol (A)	2 grupos -OH → Forma múltiples puentes de hidrógeno (muy fuerte)
Ác. butanoico (B)	Grupo -COOH → Forma puentes H y puede formar dímeros (muy fuerte)
1-butanol (C/D)	1 grupo -OH → Forma puentes de hidrógeno (moderado)

PASO 3 — Comparar puntos de ebullición

Orden esperado	A mayor capacidad de formar puentes H → Mayor punto de ebullición
1,3-butanodiol	P.e. $\approx 207^\circ\text{C}$ (2 grupos OH, máxima interacción)
Ác. butanoico	P.e. $\approx 164^\circ\text{C}$ (dímeros por COOH)
1-butanol	P.e. $\approx 117^\circ\text{C}$ (1 solo grupo OH, menor interacción)

PASO 4 — Conclusión

Menor P.e.	El 1-butanol (C/D) tiene el menor punto de ebullición
Razón	Posee la menor cantidad de grupos capaces de formar puentes de hidrógeno (solo 1 -OH)
Respuesta	Opción C (o D, son la misma sustancia): 1-butanol

La sustancia con menor punto de ebullición normal es el 1-butanol (opción C o D), con P.e. $\approx 117^\circ\text{C}$

Ejercicio 6 — Presión de NH₃ en reacción con conversión parcial

Al mezclar 5,00 L de NaOH 1,20 M con 300 g de (NH₄)₃PO₄ impuro según: (NH₄)₃PO₄ (s) + 3 NaOH (aq) → Na₃PO₄ (aq) + 3 NH₃ (g) + 3 H₂O (l). Calcular la presión del NH₃ en un recipiente de 75,0 L con conversión del 75,0%.

Idea clave: Determinar el reactivo limitante, calcular moles de NH₃ producidos considerando la conversión parcial, y aplicar la ley de gases ideales.

PASO 1 — Cálculo de moles disponibles de cada reactivo

Moles de NaOH	$n(\text{NaOH}) = M \times V = 1,20 \text{ mol/L} \times 5,00 \text{ L} = 6,00 \text{ mol}$
Masa molar (NH ₄) ₃ PO ₄	$MM = 3(14 + 4 \times 1) + 31 + 4 \times 16 = 3(18) + 31 + 64 = 54 + 31 + 64 = 149 \text{ g/mol}$
Moles de (NH ₄) ₃ PO ₄	$n = m/MM = 300 \text{ g} / 149 \text{ g/mol} = 2,01 \text{ mol}$

PASO 2 — Determinación del reactivo limitante

Relación estequiométrica	1 mol (NH ₄) ₃ PO ₄ reacciona con 3 mol NaOH
NaOH necesario	Para 2,01 mol de (NH ₄) ₃ PO ₄ se necesitan: $2,01 \times 3 = 6,03$ mol NaOH
Comparación	Disponible: 6,00 mol NaOH < 6,03 mol necesarios
Reactivo limitante	NaOH es el reactivo limitante ✓

PASO 3 — Cálculo de moles de NH₃ producidos (teórico)

Estequiometría	3 mol NaOH → 3 mol NH ₃ (relación 1:1)
Moles teóricos NH ₃	$n(\text{NH}_3) \text{ teórico} = 6,00 \text{ mol NaOH} \times (3 \text{ mol NH}_3 / 3 \text{ mol NaOH}) = 6,00 \text{ mol}$

PASO 4 — Aplicación de la conversión del 75,0%

Conversión	$\eta = 75,0\% = 0,750$
Moles reales NH ₃	$n(\text{NH}_3) \text{ real} = n(\text{NH}_3) \text{ teórico} \times \eta = 6,00 \text{ mol} \times 0,750 = 4,50 \text{ mol}$

PASO 5 — Cálculo de presión con ley de gases ideales

Ecuación	$PV = nRT \rightarrow P = nRT/V$
Datos	$n = 4,50 \text{ mol}; R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K}); T = 298 \text{ K} (25^\circ\text{C}); V = 75,0 \text{ L}$
Sustitución	$P = (4,50 \text{ mol} \times 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K}) \times 298 \text{ K}) / 75,0 \text{ L}$
Cálculo	$P = (110,07 \text{ atm}\cdot\text{L}) / 75,0 \text{ L} = 1,47 \text{ atm}$
Resultado	$P(\text{NH}_3) = 1,47 \text{ atm} \checkmark$

La presión del amoníaco gaseoso en el recipiente de 75,0 L es 1,47 atm

Ejercicio 7 — Símbolo de un catión

Un nucleido de un cierto elemento químico posee un número atómico de 50 y 28 neutrones en su núcleo. Un catión de dicho nucleido tiene 18 electrones. Escribir el símbolo de dicho catión.

Idea clave: Determinar el número másico (protones + neutrones), identificar la carga del catión (protones - electrones) y escribir el símbolo completo.

PASO 1 — Identificar datos del nucleido

Número atómico (Z)	$Z = 50$ (cantidad de protones)
Neutrones (N)	$N = 28$
Número másico (A)	$A = Z + N = 50 + 28 = 78$

PASO 2 — Determinar la carga del catión

Protones	$p^+ = Z = 50$ (no cambia en iones)
Electrones	$e^- = 18$ (dato del enunciado)
Carga neta	$\text{Carga} = p^+ - e^- = 50 - 18 = +32$
Tipo de ion	Es un catión con carga +32

PASO 3 — Escribir el símbolo completo

Elemento Z=50	El elemento con número atómico 50 es el estaño (Sn)
Notación	Formato: ${}^A X^n$ donde A = número másico, Z = número atómico, X = símbolo, n = carga
Símbolo completo	${}^{78}_{50}\text{Sn}^{32+}$
Forma simplificada	Sn^{32+} (más común si no se especifica el isótopo)

${}^{78}_{50}\text{Sn}^{32+}$ (o simplemente Sn^{32+})

Ejercicio 8 — Configuración electrónica del nitrógeno en clorofila

Escribir la configuración electrónica del nitrógeno que hay en una muestra de 0,24 gr de clorofila ($C_{55}H_{72}O_5N_4Mg$).

Idea clave: La configuración electrónica del nitrógeno es independiente de la cantidad presente en la muestra; se determina por su número atómico $Z=7$.

PASO 1 — Identificar el elemento nitrógeno

Elemento	Nitrógeno (N)
Número atómico	$Z = 7$
Electrones	En un átomo neutro: 7 electrones

PASO 2 — Aplicar el principio de construcción (Aufbau)

Orden de llenado	$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < \dots$
Capacidad orbital	s: $2e^-$, p: $6e^-$, d: $10e^-$, f: $14e^-$

PASO 3 — Distribuir los 7 electrones

Orbital 1s	$1s^2 \rightarrow 2$ electrones (quedan 5)
Orbital 2s	$2s^2 \rightarrow 2$ electrones (quedan 3)
Orbital 2p	$2p^3 \rightarrow 3$ electrones (completo)
Total	$2 + 2 + 3 = 7$ electrones ✓

PASO 4 — Escribir la configuración electrónica

Notación completa	N: $1s^2 2s^2 2p^3$
Notación abreviada	N: $[He] 2s^2 2p^3$
Distribución 2p	Según regla de Hund: $2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ (electrones desapareados)

PASO 5 — Observación sobre la muestra

Nota importante	La configuración electrónica es una propiedad del átomo de nitrógeno
Independencia	No depende de la cantidad de sustancia (0,24 g) ni del compuesto (clorofila)
Conclusión	Todos los átomos de N en la clorofila tienen la misma configuración: $1s^2 2s^2 2p^3$

Configuración electrónica del nitrógeno: $1s^2 2s^2 2p^3$ o $[He] 2s^2 2p^3$

Ejercicio 9 — Análisis de velocidad de reacción química

Dada la reacción: $2 \text{NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$, evaluar si es verdadera o falsa la afirmación: 'El NO_2 se produce a la misma velocidad que se consume el O_2 '

Idea clave: Relacionar las velocidades de producción y consumo usando los coeficientes estequiométricos de la ecuación química balanceada.

PASO 1 — Identificar coeficientes estequiométricos

Ecuación	$2 \text{NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$
Coefficiente O_2	1 mol de O_2 se consume
Coefficiente NO_2	2 mol de NO_2 se produce

PASO 2 — Establecer relación de velocidades

Definición	La velocidad de reacción se relaciona con cada sustancia según su coeficiente estequiométrico
Velocidad general	$v = -\frac{1}{2}(\Delta[\text{NO}]/\Delta t) = -(\Delta[\text{O}_2]/\Delta t) = \frac{1}{2}(\Delta[\text{NO}_2]/\Delta t)$
Para O_2	Velocidad de consumo de $\text{O}_2 = -(\Delta[\text{O}_2]/\Delta t)$
Para NO_2	Velocidad de producción de $\text{NO}_2 = +(\Delta[\text{NO}_2]/\Delta t)$

PASO 3 — Comparar velocidades de O_2 y NO_2

De la relación	$-(\Delta[\text{O}_2]/\Delta t) = \frac{1}{2}(\Delta[\text{NO}_2]/\Delta t)$
Despejando	$(\Delta[\text{NO}_2]/\Delta t) = 2 \times (-(\Delta[\text{O}_2]/\Delta t))$
Interpretación	La velocidad de producción de NO_2 es el DOBLE de la velocidad de consumo de O_2
Razón	Por cada 1 mol de O_2 consumido, se producen 2 moles de NO_2

PASO 4 — Conclusión

Afirmación	'El NO_2 se produce a la misma velocidad que se consume el O_2 '
Evaluación	FALSA x
Justificación	El NO_2 se produce al DOBLE de velocidad que se consume el O_2, debido a que el coeficiente estequiométrico del NO_2 (2) es el doble del coeficiente del O_2 (1)

FALSA. El NO_2 se produce al doble de velocidad que se consume el O_2 (relación 2:1 por estequiometría)

Ejercicio 10 — Concentración de solución de HNO₃ a partir de pH

Una solución de trioxonitrato (V) (HNO₃), pK_a = 4,33 tiene pH = 3,83 a 25,0 °C. Calcular la concentración molar de la solución.

Idea clave: Usar la relación de Henderson-Hasselbalch o el equilibrio ácido-base con la constante de acidez para calcular la concentración inicial del ácido a partir del pH dado.

PASO 1 — Datos y ecuación de equilibrio

Dato pK _a	pK _a = 4,33
Cálculo de K _a	$K_a = 10^{(-pK_a)} = 10^{(-4,33)} = 4,68 \times 10^{-5}$
Dato pH	pH = 3,83
Cálculo de [H ₃ O ⁺]	$[H_3O^+] = 10^{(-pH)} = 10^{(-3,83)} = 1,48 \times 10^{-4} \text{ M}$
Equilibrio	$HNO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NO_3^-$

PASO 2 — Planteo del equilibrio

Concentración inicial	$[HNO_3]_0 = C$ (a determinar)
En equilibrio	$[HNO_3] = C - x$, $[H_3O^+] = x$, $[NO_3^-] = x$
Del pH	$x = [H_3O^+] = 1,48 \times 10^{-4} \text{ M}$
Expresión de K _a	$K_a = [H_3O^+][NO_3^-] / [HNO_3] = x^2 / (C - x)$

PASO 3 — Resolución para C

Sustitución	$4,68 \times 10^{-5} = (1,48 \times 10^{-4})^2 / (C - 1,48 \times 10^{-4})$
Numerador	$(1,48 \times 10^{-4})^2 = 2,19 \times 10^{-8}$
Despeje	$C - 1,48 \times 10^{-4} = 2,19 \times 10^{-8} / 4,68 \times 10^{-5}$
Cálculo	$C - 1,48 \times 10^{-4} = 4,68 \times 10^{-4}$
Resultado	$C = 4,68 \times 10^{-4} + 1,48 \times 10^{-4} = 6,16 \times 10^{-4} \text{ M}$

PASO 4 — Verificación

Grado de disociación	$\alpha = x/C = 1,48 \times 10^{-4} / 6,16 \times 10^{-4} = 0,240 = 24,0\%$
Verificación K _a	$K_a = (1,48 \times 10^{-4})^2 / (6,16 - 1,48) \times 10^{-4} = 2,19 \times 10^{-8} / 4,68 \times 10^{-4}$
Resultado	$K_a = 4,68 \times 10^{-5} \checkmark$

La concentración molar de la solución es $C = 6,16 \times 10^{-4} \text{ M} = 0,000616 \text{ M}$