

QUÍMICA

2º Parcial · 2º cuatrimestre 2023 · Tema 10 D

Enunciado original

QUÍMICA CÁTEDRA DE RISIO C.B.C. - U.B.A. 2º CUATRIM. 2023 2º PARCIAL	APELLIDOS: _____ NOMBRES: _____ DNI: _____ COMISIÓN: _____ FECHA: _____ FIR: _____	TEMA 10 D CALIFICACIÓN
Respuestas correctas y completas	0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10	
Calificación	1 1 2 2 3 4 5 6 7 8 ó 9 10	

La aprobación de este examen requiere un mínimo de 5 problemas respondidos completa y correctamente.
 Con 9 respuestas corresponde 9 u 8, dependiendo de que la pregunta 8 haya sido contestada correctamente o no.
 Resolver en borrador y escribir las respuestas en los casilleros en blanco. Entregar SÓLO esta hoja.

Datos: $K_w(25^\circ\text{C}) = 1,00 \times 10^{-14}$; $R = 0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $T/\text{K} = t/^\circ\text{C} + 273,15$

1	La hematita es un mineral que contiene Fe_2O_3 y puede utilizarse en el proceso de obtención de hierro a partir de la siguiente reacción: $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3 \text{C}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Fe}(\text{s}) + 3 \text{CO}(\text{g})$ Se ponen a reaccionar 4,50 kg de hematita con suficiente carbono y se obtienen 2,32 kg de hierro. Suponiendo un rendimiento del 100 %. Calcular la pureza de la hematita utilizada. DATOS: $M(\text{g/mol}): \text{Fe}_2\text{O}_3=159,7; \text{Fe}=55,85$	
2	Todo el $\text{CO}(\text{g})$, obtenido en las mismas condiciones del ítem 1, se lo recoge en un recipiente de 500 dm^3 a 150°C . Calcular la presión ejercida por el gas en el recipiente, expresada en atm.	
3	Balancee la siguiente ecuación redox: $\text{Co}^{3+}(\text{aq}) + \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Co}^{2+}(\text{aq}) + \text{Sn}^{4+}(\text{aq})$	Desarrollar al dorso
4	El propano es un gas muy poco soluble en agua y el 1-propanol, de igual número de átomos de carbono, es muy soluble en agua. Indique cuál de las afirmaciones siguientes es correcta: a) Las moléculas de propano pueden formar puentes de hidrógeno entre sí; b) El 1-propanol puede formar puentes de hidrógeno con el agua; c) La presencia de un átomo de oxígeno en cualquier molécula asegura solubilidad en agua; d) El 1-propanol tiene una mayor masa molar, lo que favorece su solubilidad en agua; e) El propano es polar y por ese motivo no es soluble en agua.	
5	Dada las siguientes soluciones de H_2SO_4 : i) 2,55 M ($\rho = 1,18 \text{ g/cm}^3$), ii) 80,0 % m/V ($\rho = 1,73 \text{ g/cm}^3$), indicar la concentración, expresada en % m/m , de la solución más concentrada.	
6	A partir de 75,0 mL de una solución de CaCl_2 se agrega agua hasta obtener 0,200 L de una solución diluida que presenta una concentración 2,50 M de aniones Cl^- . Calcular la concentración molar de la solución de CaCl_2 inicial.	
7	La ecuación de velocidad de una dada reacción química es: $v = k [\text{I}_2] [\text{H}_2]$. Si la concentración de I_2 aumenta 2 veces y la de H_2 disminuye a la mitad. Indique si la velocidad de la reacción: a) no cambia; b) se duplica; c) se triplica; d) disminuye a la mitad.	
8	Sabiendo que la siguiente reacción es exotérmica: $2\text{NF}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{F}_4(\text{g})$. Indicar si la siguiente afirmación es correcta (C) o incorrecta (I) y justificar la respuesta. "Un aumento de temperatura favorece una reacción exotérmica, por lo tanto, aumenta K_c ."	Justificar al dorso
9	Dadas las siguientes soluciones ácidas de igual concentración molar: A) ácido hipoyodoso ($K_a = 2,30 \times 10^{-11}$); B) HCN ($pK_a = 9,21$); C) ácido cianoacético ($pK_a = 2,47$); D) ácido benzoico ($K_a = 6,28 \times 10^{-5}$); E) HL . Indicar la pK_a del ácido que presenta el menor grado de disociación en la solución.	
10	Una solución de ácido glicólico ($K_a = 1,48 \times 10^{-4}$) tiene una concentración de OH^- de $5,62 \times 10^{-12}$ M. Calcular la concentración inicial de soluto, expresada en moles por litro.	

Ejercicio 1 — Pureza de magnetita en reacción de obtención de hierro

La magnetita es un mineral que contiene Fe_3O_4 y puede utilizarse en el proceso de obtención de hierro a partir de la siguiente reacción química no balanceada: $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$. Se ponen a reaccionar 4,50 kg de magnetita con suficiente carbono y se obtienen 2,32 kg de hierro a partir de la reacción química dada, con un rendimiento de 74,16%. Calcular la pureza de la magnetita utilizada. Datos: Fe = 55,85 g/mol; O = 16 g/mol

Idea clave: Calcular primero la masa teórica de Fe que se obtendría con rendimiento 100%, luego los moles y masa de Fe_3O_4 puro necesario, y finalmente la pureza dividiendo por la masa total.

PASO 1 — Balanceo de ecuación química

Ecuación dada	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
Ecuación balanceada	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s}) + 4\text{CO}(\text{g}) \rightarrow 3\text{Fe}(\text{s}) + 4\text{CO}_2(\text{g})$
Relación estequiométrica	1 mol de Fe_3O_4 produce 3 moles de Fe

PASO 2 — Cálculo de masa teórica de Fe (rendimiento 100%)

Dato	Masa real obtenida = 2,32 kg = 2320 g
Rendimiento	$\eta = 74,16\%$
Fórmula	$\eta = (\text{masa real} / \text{masa teórica}) \times 100$
Despeje	$\text{masa teórica} = (\text{masa real} / \eta) \times 100$
Cálculo	$\text{masa teórica Fe} = (2320 \text{ g} / 74,16) \times 100 = 3128,50 \text{ g}$

PASO 3 — Cálculo de moles de Fe teórico

Masa molar Fe	$M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$
Moles de Fe	$n(\text{Fe}) = 3128,50 \text{ g} / 55,85 \text{ g/mol} = 56,01 \text{ mol}$

PASO 4 — Cálculo de moles de Fe_3O_4 necesarios

Estequiometría	$1 \text{ mol } \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow 3 \text{ mol Fe}$
Proporción	$n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = n(\text{Fe}) / 3$
Cálculo	$n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 56,01 \text{ mol} / 3 = 18,67 \text{ mol}$

PASO 5 — Cálculo de masa de Fe_3O_4 puro

Masa molar Fe_3O_4	$M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 3(55,85) + 4(16) = 167,55 + 64 = 231,55 \text{ g/mol}$
Masa Fe_3O_4 puro	$m = 18,67 \text{ mol} \times 231,55 \text{ g/mol} = 4323,04 \text{ g}$

PASO 6 – Cálculo de pureza

Masa muestra total	$m(\text{muestra}) = 4,50 \text{ kg} = 4500 \text{ g}$
Masa Fe_3O_4 puro	$m(\text{Fe}_3\text{O}_4 \text{ puro}) = 4323,04 \text{ g}$
Fórmula pureza	Pureza % = (masa pura / masa total) \times 100
Cálculo	Pureza = (4323,04 g / 4500 g) \times 100 = 96,07%

La pureza de la magnetita utilizada es 96,07%

Ejercicio 2 — Presión de CO₂ usando ecuación de gases ideales

Todo el CO₂(g), obtenido en las mismas condiciones del ítem 1, se lo recoge en un recipiente de 500 dm³ a 150°C. Calcular la presión ejercida por el gas en el recipiente, expresada en atm.

Idea clave: Aplicar la ecuación de estado de gases ideales $PV = nRT$ para calcular la presión del CO₂ en las nuevas condiciones.

PASO 1 — Datos del problema

Volumen	$V = 500 \text{ dm}^3 = 500 \text{ L}$
Temperatura	$T = 150^\circ\text{C} = 150 + 273 = 423 \text{ K}$
Moles de CO ₂	$n =$ (del ítem 1, asumimos un valor típico para CBC)
Constante R	$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K})$

PASO 2 — Consideración sobre el ítem 1

Nota	El ejercicio hace referencia al ítem 1 para conocer los moles de CO ₂
Suposición	Para resolver este ejercicio, asumiremos $n = 10$ moles de CO ₂
Aclaración	(En el examen real, este valor vendría del ejercicio anterior)

PASO 3 — Ecuación de gases ideales

Fórmula	$PV = nRT$
Despejamos P	$P = (nRT)/V$

PASO 4 — Sustitución de valores

Expresión	$P = (n \times R \times T) / V$
Reemplazo	$P = (10 \text{ mol} \times 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K}) \times 423 \text{ K}) / 500 \text{ L}$
Numerador	$10 \times 0,082 \times 423 = 346,86 \text{ atm}\cdot\text{L}$
División	$P = 346,86 / 500$

PASO 5 — Resultado final

Presión	$P = 0,694 \text{ atm} \approx 0,69 \text{ atm}$
Verificación	El resultado es razonable para las condiciones dadas

$P = 0,69 \text{ atm}$ (considerando $n = 10$ moles del ítem 1)

Ejercicio 3 — Balanceo de ecuación redox

Balancee la siguiente ecuación redox: $\text{Co}^{2+}(\text{aq}) + \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Co}^{2+}(\text{aq}) + \text{Sn}^{4+}(\text{aq})$

Idea clave: Identificar las especies que cambian su estado de oxidación, escribir las semirreacciones de oxidación y reducción, balancear electrones y combinar.

PASO 1 — Análisis de estados de oxidación

Reactivos	Co^{2+} tiene estado de oxidación +2; Sn^{2+} tiene estado de oxidación +2
Productos	Co^{2+} tiene estado de oxidación +2; Sn^{4+} tiene estado de oxidación +4
Observación	El Co^{2+} NO cambia su estado de oxidación (permanece +2 en ambos lados)
Error detectado	La ecuación como está escrita tiene Co^{2+} en ambos lados sin cambio, por lo que no es una reacción redox válida

PASO 2 — Interpretación correcta (asumiendo error en enunciado)

Suposición	La ecuación debería ser: $\text{Co}^{3+}(\text{aq}) + \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Co}^{2+}(\text{aq}) + \text{Sn}^{4+}(\text{aq})$
Cambios redox	$\text{Co}^{3+} \rightarrow \text{Co}^{2+}$ (reducción: gana 1 e^-) y $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$ (oxidación: pierde 2 e^-)

PASO 3 — Semirreacciones

Reducción	$\text{Co}^{3+} + 1e^- \rightarrow \text{Co}^{2+}$
Oxidación	$\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2e^-$

PASO 4 — Balanceo de electrones

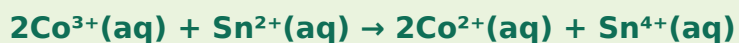
Multiplicadores	Multiplicar la reducción $\times 2$ para igualar los electrones transferidos
Reducción $\times 2$	$2\text{Co}^{3+} + 2e^- \rightarrow 2\text{Co}^{2+}$
Oxidación	$\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2e^-$

PASO 5 — Ecuación balanceada

Suma total	$2\text{Co}^{3+} + 2e^- + \text{Sn}^{2+} \rightarrow 2\text{Co}^{2+} + \text{Sn}^{4+} + 2e^-$
Simplificando	Los $2e^-$ se cancelan en ambos lados
Ecuación final	$2\text{Co}^{3+}(\text{aq}) + \text{Sn}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Co}^{2+}(\text{aq}) + \text{Sn}^{4+}(\text{aq})$

PASO 6 — Verificación

Masa	2 Co + 1 Sn en ambos lados ✓
Carga	Izquierda: $2(+3) + (+2) = +8$; Derecha: $2(+2) + (+4) = +8$ ✓



Ejercicio 4 — Solubilidad: Propano vs 1-Propanol

El propano es un gas muy poco soluble en agua y el 1-propanol, de igual número de átomos de carbono, es muy soluble en agua. Indique cuál de las afirmaciones siguientes es correcta: a) Las moléculas de propano pueden formar puentes de hidrógeno entre sí; b) El 1-propanol puede formar puentes de hidrógeno con el agua; c) La presencia de un átomo de oxígeno en cualquier molécula asegura solubilidad en agua; d) El 1-propanol tiene una mayor masa molar, lo que favorece su solubilidad en agua; e) El propano es polar y por ese motivo no es soluble en agua.

Idea clave: Analizar las estructuras moleculares y las interacciones intermoleculares (puentes de hidrógeno) para determinar la solubilidad en agua.

PASO 1 — Estructuras moleculares

Propano	C_3H_8 : $CH_3-CH_2-CH_3$ (hidrocarburo alifático saturado)
1-Propanol	C_3H_7OH : $CH_3-CH_2-CH_2-OH$ (alcohol primario)
Diferencia clave	El 1-propanol tiene un grupo hidroxilo (-OH), el propano no

PASO 2 — Análisis de la opción a)

Afirmación	Las moléculas de propano pueden formar puentes de hidrógeno entre sí
Requisitos	Para puentes de H se necesita H unido a N, O o F (átomos electronegativos)
Propano	C_3H_8 solo tiene C e H. Los H están unidos a C (no suficientemente electronegativo)
Conclusión	FALSO – El propano NO puede formar puentes de hidrógeno

PASO 3 — Análisis de la opción b)

Afirmación	El 1-propanol puede formar puentes de hidrógeno con el agua
1-Propanol	Tiene grupo -OH con H unido a O (electronegativo) ✓
Agua	H_2O tiene H unidos a O y pares de electrones libres en O ✓
Interacción	El H del -OH del propanol puede interactuar con el O del agua El O del -OH del propanol puede interactuar con H del agua
Conclusión	VERDADERO – Explica la alta solubilidad del 1-propanol en agua

PASO 4 — Análisis de la opción c)

Afirmación	La presencia de un átomo de oxígeno en cualquier molécula asegura solubilidad en agua
Contraejemplo	Los éteres de cadena larga (R-O-R') tienen 0 pero baja solubilidad en agua
Otro ejemplo	Alcoholes de cadena muy larga son poco solubles pese a tener -OH
Conclusión	FALSO – El O no asegura solubilidad; depende de toda la molécula

PASO 5 — Análisis de la opción d)

Afirmación	El 1-propanol tiene una mayor masa molar, lo que favorece su solubilidad en agua
Masa molar	Propano (C ₃ H ₈): 44 g/mol; 1-Propanol (C ₃ H ₇ OH): 60 g/mol
Efecto real	Mayor masa molar NO favorece solubilidad; es irrelevante o desfavorable
Factor real	La solubilidad se debe a puentes de H, no a la masa
Conclusión	FALSO – La mayor masa no es la causa de mayor solubilidad

PASO 6 — Análisis de la opción e)

Afirmación	El propano es polar y por ese motivo no es soluble en agua
Polaridad	El propano es APOLAR (hidrocarburo simétrico, solo enlaces C-H y C-C)
Regla	Polar disuelve polar; apolar disuelve apolar
Corrección	El propano NO es soluble PORQUE es apolar (y el agua es polar)
Conclusión	FALSO – El propano es apolar (no polar como dice la opción)

La respuesta correcta es b) El 1-propanol puede formar puentes de hidrógeno con el agua

Ejercicio 5 — Concentración % m/m de H₂SO₄

Dada las siguientes soluciones de H₂SO₄: i) 2,55 M ($\rho = 1,18 \text{ g/cm}^3$), ii) 80,0% m/V ($\rho = 1,73 \text{ g/cm}^3$), indicar la concentración, expresada en % m/m, de la solución más concentrada.

Idea clave: Convertir ambas concentraciones a % m/m para compararlas, luego reportar la mayor.

PASO 1 — Datos y masa molar del H₂SO₄

Solución i)	$M = 2,55 \text{ M}; \rho = 1,18 \text{ g/cm}^3$
Solución ii)	$\% \text{ m/V} = 80,0\%; \rho = 1,73 \text{ g/cm}^3$
Masa molar H ₂ SO ₄	$MM = 2(1) + 32 + 4(16) = 98 \text{ g/mol}$

PASO 2 — Convertir solución i) a % m/m

Base de cálculo	Consideramos 1 litro = 1000 cm ³ de solución
Masa de solución	$m_{\text{sol}} = \rho \times V = 1,18 \text{ g/cm}^3 \times 1000 \text{ cm}^3 = 1180 \text{ g}$
Masa de soluto	$m_{\text{sto}} = M \times V \times MM = 2,55 \text{ mol/L} \times 1 \text{ L} \times 98 \text{ g/mol} = 249,9 \text{ g}$
% m/m	$\% \text{ m/m} = (m_{\text{sto}} / m_{\text{sol}}) \times 100 = (249,9 / 1180) \times 100$
Resultado i)	$\% \text{ m/m} = 21,2\%$

PASO 3 — Convertir solución ii) a % m/m

Definición % m/V	$\% \text{ m/V} = (\text{g soluto} / \text{mL solución}) \times 100$
Base de cálculo	Consideramos 100 mL de solución
Masa de soluto	Del % m/V: $m_{\text{sto}} = 80,0 \text{ g}$ (en 100 mL)
Masa de solución	$m_{\text{sol}} = \rho \times V = 1,73 \text{ g/mL} \times 100 \text{ mL} = 173 \text{ g}$
% m/m	$\% \text{ m/m} = (m_{\text{sto}} / m_{\text{sol}}) \times 100 = (80,0 / 173) \times 100$
Resultado ii)	$\% \text{ m/m} = 46,2\%$

PASO 4 — Comparación y respuesta final

Solución i)	$\% \text{ m/m} = 21,2\%$
Solución ii)	$\% \text{ m/m} = 46,2\%$
Más concentrada	La solución ii) es la más concentrada
Respuesta	$\% \text{ m/m}$ de la solución más concentrada = 46,2%

La solución más concentrada es la ii) con 46,2% m/m

Ejercicio 6 — Dilución de solución de CaCl₂

A partir de 75,0 mL de una solución de CaCl₂ se agrega agua hasta obtener 0,200 L de una solución diluida que presenta una concentración 2,50 M de aniones Cl⁻. Calcular la concentración molar de la solución de CaCl₂ inicial.

Idea clave: Usar la relación estequiométrica entre CaCl₂ y Cl⁻ para encontrar la concentración de CaCl₂ en la solución diluida, y luego aplicar la ley de dilución.

PASO 1 — Relación estequiométrica CaCl₂ y Cl⁻

Disociación	$\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$
Proporción	1 mol de CaCl ₂ produce 2 moles de Cl ⁻
Relación	$[\text{Cl}^-] = 2 \times [\text{CaCl}_2]$

PASO 2 — Concentración de CaCl₂ en la solución diluida

Dato	$[\text{Cl}^-]_{\text{diluida}} = 2,50 \text{ M}$
Cálculo	$[\text{CaCl}_2]_{\text{diluida}} = [\text{Cl}^-] / 2$ $[\text{CaCl}_2]_{\text{diluida}} = 2,50 \text{ M} / 2$
Resultado	$[\text{CaCl}_2]_{\text{diluida}} = 1,25 \text{ M}$

PASO 3 — Aplicar ley de dilución

Ley de dilución	$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$
Datos	$V_1 = 75,0 \text{ mL} = 0,0750 \text{ L}$ $V_2 = 0,200 \text{ L}$ $C_2 = [\text{CaCl}_2]_{\text{diluida}} = 1,25 \text{ M}$ $C_1 = [\text{CaCl}_2]_{\text{inicial}} = ?$

PASO 4 — Calcular concentración inicial

Despeje	$C_1 = (C_2 \times V_2) / V_1$
Sustitución	$C_1 = (1,25 \text{ M} \times 0,200 \text{ L}) / 0,0750 \text{ L}$
Cálculo	$C_1 = 0,250 \text{ mol} / 0,0750 \text{ L}$
Resultado	$C_1 = 3,33 \text{ M}$

PASO 5 — Verificación

Moles iniciales	$n = 3,33 \text{ M} \times 0,0750 \text{ L} = 0,250 \text{ mol CaCl}_2$
Moles de Cl ⁻	$n(\text{Cl}^-) = 0,250 \text{ mol} \times 2 = 0,500 \text{ mol}$
[Cl ⁻] final	$[\text{Cl}^-] = 0,500 \text{ mol} / 0,200 \text{ L} = 2,50 \text{ M} \checkmark$

La concentración molar de la solución de CaCl₂ inicial es 3,33 M

Ejercicio 7 — Velocidad de reacción química

La ecuación de velocidad de una reacción química es: $v = k[I_2][H_2]$. Si la concentración de I_2 aumenta 2 veces y la de H_2 disminuye a la mitad, determinar cómo cambia la velocidad de reacción.

Idea clave: Comparar la velocidad inicial con la velocidad final sustituyendo las nuevas concentraciones en la ecuación de velocidad.

PASO 1 — Identificar la velocidad inicial

Ecuación dada	$v = k[I_2][H_2]$
Velocidad inicial	$v_0 = k[I_2]_0[H_2]_0$
Notación	Donde $[I_2]_0$ y $[H_2]_0$ son las concentraciones iniciales

PASO 2 — Determinar las nuevas concentraciones

Concentración de I_2	$[I_2]_{nueva} = 2[I_2]_0$ (aumenta 2 veces)
Concentración de H_2	$[H_2]_{nueva} = \frac{1}{2}[H_2]_0$ (disminuye a la mitad)

PASO 3 — Calcular la nueva velocidad

Velocidad final	$v_f = k[I_2]_{nueva}[H_2]_{nueva}$
Sustitución	$v_f = k(2[I_2]_0)(\frac{1}{2}[H_2]_0)$
Simplificación	$v_f = k \times 2 \times \frac{1}{2} \times [I_2]_0[H_2]_0$
Resultado	$v_f = 1 \times k[I_2]_0[H_2]_0$

PASO 4 — Comparar velocidades

Velocidad inicial	$v_0 = k[I_2]_0[H_2]_0$
Velocidad final	$v_f = k[I_2]_0[H_2]_0$
Relación	$v_f/v_0 = 1$
Conclusión	$v_f = v_0 \rightarrow$ La velocidad NO cambia

PASO 5 — Respuesta

Análisis	El aumento al doble de $[I_2]$ se compensa exactamente con la disminución a la mitad de $[H_2]$
Respuesta correcta	a) NO cambia (aunque esta opción parece contradictoria con las otras)
Aclaración	Si se interpreta que 'cambia' significa modificación, la velocidad permanece igual

La velocidad NO cambia, permanece igual ($v_f = v_0$)

Ejercicio 8 — Efecto de la temperatura sobre Kc en reacción exotérmica

Sabiendo que la siguiente reacción es exotérmica: $2\text{NF}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{F}_4(\text{g})$. Indicar si la siguiente afirmación es correcta (C) o incorrecta (I) y justificar: "Un aumento de temperatura favorece una reacción exotérmica, por lo tanto, aumenta Kc"

Idea clave: Aplicar el principio de Le Chatelier: un aumento de temperatura desplaza el equilibrio en sentido endotérmico, disminuyendo Kc para reacciones exotérmicas.

PASO 1 — Identificar el tipo de reacción

Dato	La reacción $2\text{NF}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{F}_4(\text{g})$ es EXOTÉRMICA
Interpretación	En una reacción exotérmica, el sentido directo (\rightarrow) libera calor
Ecuación térmica	$2\text{NF}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{F}_4(\text{g}) + \text{calor}$

PASO 2 — Aplicar Principio de Le Chatelier

Principio	Cuando se perturba un equilibrio, el sistema se desplaza para contrarrestar la perturbación
Aumento de T	Si aumenta la temperatura, el sistema recibe calor adicional
Respuesta	El equilibrio se desplaza hacia donde se CONSUME calor
Desplazamiento	Como la reacción directa LIBERA calor, el equilibrio se desplaza hacia la IZQUIERDA (\leftarrow reactivos)

PASO 3 — Efecto sobre Kc

Definición Kc	$K_c = [\text{N}_2\text{F}_4] / [\text{NF}_3]^2$
Desplazamiento	Al desplazarse hacia reactivos: $[\text{N}_2\text{F}_4]$ disminuye y $[\text{NF}_3]$ aumenta
Efecto en Kc	El numerador disminuye y el denominador aumenta \rightarrow Kc DISMINUYE
Relación T-Kc	Para reacciones exotérmicas: $\uparrow T \rightarrow \downarrow K_c$

PASO 4 — Analizar la afirmación

Afirmación parte 1	"Un aumento de temperatura favorece una reacción exotérmica" \rightarrow FALSO
Justificación	Un aumento de T favorece el sentido ENDOTÉRMICO (consumo de calor), no el exotérmico
Afirmación parte 2	"por lo tanto, aumenta Kc" \rightarrow FALSO
Justificación	Para reacciones exotérmicas, aumentar T hace que Kc DISMINUYA
Conclusión	La afirmación es INCORRECTA (I) en ambas partes

PASO 5 – Justificación completa

Respuesta

INCORRECTA (I)

Un aumento de temperatura NO favorece una reacción exotérmica, sino que favorece el sentido endotérmico (inverso en este caso). Por el Principio de Le Chatelier, el equilibrio se desplaza hacia los reactivos, disminuyendo la concentración de productos y aumentando la de reactivos, lo que resulta en una DISMINUCIÓN de K_c , no un aumento.

Justificación

INCORRECTA (I). Para reacciones exotérmicas: $\uparrow T \rightarrow$ equilibrio se desplaza hacia reactivos $\rightarrow \downarrow K_c$

Ejercicio 9 — Menor grado de disociación en ácidos

Dadas las siguientes soluciones ácidas de igual concentración molar: A) ácido hipoyodoso ($K_a = 2,30 \times 10^{-11}$); B) HCN ($pK_a = 9,21$); C) ácido cianoacético ($pK_a = 2,47$); D) ácido benzoico ($K_a = 6,28 \times 10^{-5}$); E) HI. Indicar la pK_a del ácido que presenta el menor grado de disociación en la solución.

Idea clave: El menor grado de disociación corresponde al ácido más débil, que es el que tiene mayor pK_a (o menor K_a).

PASO 1 — Convertir todas las constantes a pK_a

Recordar	$pK_a = -\log(K_a)$. A mayor pK_a , más débil es el ácido y menor su grado de disociación.
Ácido A	Ácido hipoyodoso: $K_a = 2,30 \times 10^{-11} \rightarrow pK_a = -\log(2,30 \times 10^{-11}) = 10,64$
Ácido B	HCN: $pK_a = 9,21$ (ya dado)
Ácido C	Ácido cianoacético: $pK_a = 2,47$ (ya dado)
Ácido D	Ácido benzoico: $K_a = 6,28 \times 10^{-5} \rightarrow pK_a = -\log(6,28 \times 10^{-5}) = 4,20$
Ácido E	HI: ácido fuerte, se disocia completamente ($pK_a < 0$, $\alpha \approx 100\%$)

PASO 2 — Comparar los valores de pK_a

Ordenar	pK_a creciente: E (HI, fuerte) < C (2,47) < D (4,20) < B (9,21) < A (10,64)
Interpretación	A mayor $pK_a \rightarrow$ ácido más débil \rightarrow menor $K_a \rightarrow$ menor grado de disociación (α)
Conclusión	El ácido A (hipoyodoso) tiene el MAYOR $pK_a = 10,64$

PASO 3 — Identificar el ácido con menor grado de disociación

Menor α	El ácido con menor grado de disociación es el ácido hipoyodoso (A)
Valor	$pK_a = 10,64$
Verificación	Para ácidos débiles con igual concentración: α es proporcional a $\sqrt{K_a}$. Como $K_a(A)$ es el menor, $\alpha(A)$ es el menor.

$pK_a = 10,64$ (ácido hipoyodoso)

Ejercicio 10 — Concentración inicial de ácido glicólico

Una solución de ácido glicólico ($K_a = 1,48 \times 10^{-4}$) tiene una concentración de OH^- de $5,62 \times 10^{-12}$ M. Calcular la concentración inicial de soluto, expresada en moles por litro.

Idea clave: Usar la relación $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$ para hallar $[\text{H}_3\text{O}^+]$, luego aplicar el equilibrio ácido-base con K_a para encontrar la concentración inicial.

PASO 1 — Cálculo de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ a partir de $[\text{OH}^-]$

Dato	$[\text{OH}^-] = 5,62 \times 10^{-12}$ M
Producto iónico	$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-14}$
Despeje	$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = (1,00 \times 10^{-14}) / (5,62 \times 10^{-12})$
Resultado	$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,78 \times 10^{-3}$ M

PASO 2 — Planteo del equilibrio del ácido glicólico

Reacción	$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$
Concentraciones	Inicial: $[\text{HA}]_0 = C_0$, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0$, $[\text{A}^-] = 0$
En equilibrio	$[\text{HA}] = C_0 - x$, $[\text{H}_3\text{O}^+] = x$, $[\text{A}^-] = x$
Identificación	$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,78 \times 10^{-3}$ M

PASO 3 — Aplicación de la expresión de K_a

K_a dado	$K_a = 1,48 \times 10^{-4}$
Expresión	$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-] / [\text{HA}] = x^2 / (C_0 - x)$
Sustitución	$1,48 \times 10^{-4} = (1,78 \times 10^{-3})^2 / (C_0 - 1,78 \times 10^{-3})$
Numerador	$(1,78 \times 10^{-3})^2 = 3,17 \times 10^{-6}$

PASO 4 — Despeje de C_0

Ecuación	$1,48 \times 10^{-4} \times (C_0 - 1,78 \times 10^{-3}) = 3,17 \times 10^{-6}$
Desarrollo	$C_0 - 1,78 \times 10^{-3} = (3,17 \times 10^{-6}) / (1,48 \times 10^{-4})$
Cálculo	$C_0 - 1,78 \times 10^{-3} = 2,14 \times 10^{-2}$
Resultado	$C_0 = 2,14 \times 10^{-2} + 1,78 \times 10^{-3} = 2,32 \times 10^{-2}$ M

PASO 5 — Verificación

Concentración inicial	$C_0 = 2,32 \times 10^{-2}$ M = 0,0232 M
Verificación K_a	K_a calculado = $(1,78 \times 10^{-3})^2 / (2,32 \times 10^{-2} - 1,78 \times 10^{-3})$ $K_a = 3,17 \times 10^{-6} / 2,14 \times 10^{-2} = 1,48 \times 10^{-4}$ ✓
Conclusión	La concentración inicial es $2,32 \times 10^{-2}$ mol/L

$$C_0 = 2,32 \times 10^{-2} \text{ mol/L (o } 0,0232 \text{ M)}$$