

QUÍMICA

Parcial · CUATRIM. 2023 · TEMA 2 C

Enunciado original

QUÍMICA
DE RIESO
S.C. - U.B.A.

CUATRIM. 2023

PARCIAL

APELLIDOS:

NOMBRES:

DNI:

FECHA:

COMISIÓN:

FIRMA:

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

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: $\text{Fe}_2\text{O}_3(s) + 3 \text{C}(s) \rightarrow 2 \text{Fe}(s) + 3 \text{CO}(g)$ Se pone a reaccionar hematita con suficiente carbono y se obtienen 850 g de hierro. Calcular la masa de hematita (75,0 % de pureza), expresada en kilogramos, necesaria para que ocurra la reacción. DATOS M (g/mol): $\text{Fe}_2\text{O}_3=159,7$; $\text{Fe}=55,85$	
2	La cantidad de $\text{CO}(g)$, obtenida en las condiciones del ítem 1, es recogido en un recipiente a 25°C y $2,80 \text{ atm}$ de presión. Calcular el volumen del recipiente utilizado.	
3	Indicar la afirmación correcta para la siguiente reacción redox: $2 \text{MnO}_4^- + 10 \text{Cl}^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Cl}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$ a) Cl^- gana electrones durante la reacción; b) Cl^- se reduce; c) MnO_4^- es el agente oxidante; d) MnO_4^- se oxida; e) El número de oxidación de Mn se incrementa en 3 unidades.	
4	El propano es un gas muy poco soluble en agua. El 1-propanol, de igual número de átomos de carbono, es muy soluble en agua. Indique cuál de las afirmaciones siguientes es correcta a) La presencia de un átomo de oxígeno en cualquier molécula asegura solubilidad en agua; b) El 1-propanol tiene mayor masa molar, lo que favorece su solubilidad en agua; c) El propano es polar y por ese motivo no es soluble en agua; d) El 1-propanol puede formar puentes de hidrógeno con el agua; e) El propano puede formar puentes de hidrógeno con otras moléculas de propano.	
5	Calcular la masa de agua presente en 250 cm^3 de una solución $5,00 \text{ M}$ de H_2SO_4 ($M = 98,1 \text{ g/mol}$) cuya densidad es $1,71 \text{ g/mL}$.	
6	300 mL de una solución $1,70 \text{ M}$ de MgCl_2 ($M = 95,22 \text{ g/mol}$) se diluye con agua hasta un volumen final de $0,600 \text{ dm}^3$. Calcular la concentración de anión Cl^- ($M = 35,45 \text{ g/mol}$) en la solución diluida, expresada en $\%m/V$.	
7	Para una reacción del tipo $\text{X}_2 + \text{Y}_2 \rightarrow 2\text{XY}$, se determinó que, al triplicar la concentración de X_2 , la velocidad aumentó 27 veces, mientras que al triplicar la concentración de Y_2 la velocidad aumentó 3 veces. Elija la opción que represente la ecuación de velocidad correcta: a) $v = k [\text{Y}_2]^2$; b) $v = k [\text{X}_2]^3 [\text{Y}_2]$; c) $v = k [\text{X}_2]^2$; d) $v = k [\text{X}_2] [\text{Y}_2]^2$; e) $v = k [\text{XY}]^2 [\text{X}_2]^2 [\text{Y}_2]^2$.	
8	Sabiendo que la siguiente reacción es exotérmica y se dispone de una mezcla de estos gases en equilibrio: $\text{CO}_2(g) + 3 \text{H}_2(g) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$. Indicar cual de estos cambios producirán un aumento en la cantidad de agua gaseosa y justificar la respuesta. Considere que los cambios se producen sin variar ningún otro parámetro: a) se agrega $\text{CH}_3\text{OH}(g)$; b) se extrae $\text{CO}_2(g)$; c) se disminuye la temperatura; d) se extrae hidrógeno gaseoso.	Justificar al dorso
9	Se dispone de 4 soluciones, todas ellas de idéntica concentración molar. Ordenarlas según pH creciente: a) ácido acético ($K_a = 1,78 \times 10^{-5}$); b) amoníaco ($pK_b = 4,75$); c) ácido hipobromoso ($pK_a = 8,60$); d) HCl .	
10	Se cuenta con una solución de ácido 3-cloropropanoico ($pK_a = 4,11$) de concentración $2,25 \times 10^{-2} \text{ M}$. Calcular la concentración molar de su base conjugada en el equilibrio.	

Ejercicio 1 — Cálculo de masa de mineral con pureza

La llamanita es un mineral que contiene FeO(s). Se pone a reaccionar totalmente con suficiente carbono y se obtienen 850 g de hierro. Calcular la masa de llamanita (75% de pureza) expresada en kilogramos, necesaria para que ocurra la reacción. Reacción: $2 \text{FeO}(s) + \text{C}(s) \rightarrow 2 \text{Fe}(s) + \text{CO}_2(g)$ Datos: Masa molar Fe = 55,85 g/mol; Masa molar O = 16 g/mol

Idea clave: Usar estequiometría desde el Fe obtenido hacia el FeO necesario, y luego corregir por la pureza del mineral.

PASO 1 — Calcular moles de Fe obtenidos

Masa de Fe	$m(\text{Fe}) = 850 \text{ g}$
Masa molar Fe	$M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$
Moles de Fe	$n(\text{Fe}) = m(\text{Fe}) / M(\text{Fe}) = 850 / 55,85 = 15,22 \text{ mol}$

PASO 2 — Calcular moles de FeO necesarios por estequiometría

Ecuación balanceada	$2 \text{FeO}(s) + \text{C}(s) \rightarrow 2 \text{Fe}(s) + \text{CO}_2(g)$
Relación molar	2 mol FeO \rightarrow 2 mol Fe, entonces relación 1:1
Moles de FeO	$n(\text{FeO}) = n(\text{Fe}) = 15,22 \text{ mol}$

PASO 3 — Calcular masa de FeO puro necesario

Masa molar FeO	$M(\text{FeO}) = M(\text{Fe}) + M(\text{O}) = 55,85 + 16 = 71,85 \text{ g/mol}$
Masa de FeO puro	$m(\text{FeO puro}) = n(\text{FeO}) \times M(\text{FeO}) = 15,22 \times 71,85 = 1093,56 \text{ g}$

PASO 4 — Calcular masa de llamanita considerando pureza del 75%

Pureza	$\text{Pureza} = 75\% = 0,75$
Relación	$m(\text{FeO puro}) = 0,75 \times m(\text{llamanita})$
Masa llamanita	$m(\text{llamanita}) = m(\text{FeO puro}) / 0,75 = 1093,56 / 0,75 = 1458,08 \text{ g}$
En kilogramos	$m(\text{llamanita}) = 1458,08 \text{ g} = 1,458 \text{ kg} \approx 1,46 \text{ kg}$

Se necesitan aproximadamente 1,46 kg de llamanita (75% de pureza) para obtener 850 g de hierro

Ejercicio 2 — Volumen de gas recogido - Ecuación de Clausius

Dada la ecuación $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 159,7 \text{ g/mol}$; $\text{Fe} = 55,85 \text{ g/mol}$. Considerando las condiciones del ítem 1, calcular el volumen del recipiente utilizado para recoger el gas a cierta presión.

Idea clave: Aplicar la ecuación de gases ideales $PV = nRT$ después de determinar los moles de gas producido en la reacción química.

PASO 1 — Análisis del problema

Observación	El enunciado menciona 'ecuación de Clausius' pero proporciona masas molares de Fe_2O_3 y Fe
Reacción probable	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$ (reducción del óxido de hierro)
Dato faltante	Se requieren las condiciones del ítem 1 (masa, temperatura, presión) que no están disponibles

PASO 2 — Suposición de condiciones estándar

Condiciones	Asumiendo condiciones normales (CN): $T = 273 \text{ K}$, $P = 1 \text{ atm}$
Masa supuesta	Supongamos $159,7 \text{ g}$ de Fe_2O_3 (1 mol) para el cálculo
Gas producido	De 1 mol de Fe_2O_3 se producen 3 moles de CO_2

PASO 3 — Cálculo estequiométrico

Moles de Fe_2O_3	$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,7 \text{ g} \div 159,7 \text{ g/mol} = 1 \text{ mol}$
Relación molar	1 mol Fe_2O_3 : 3 mol CO_2
Moles de CO_2	$n(\text{CO}_2) = 3 \times 1 = 3 \text{ moles}$

PASO 4 — Aplicación de ecuación de gases ideales

Ecuación	$PV = nRT$
Despeje	$V = nRT/P$
Datos	$n = 3 \text{ mol}$, $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K})$, $T = 273 \text{ K}$, $P = 1 \text{ atm}$
Sustitución	$V = (3 \text{ mol} \times 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K}) \times 273 \text{ K}) / 1 \text{ atm}$
Cálculo	$V = 67,158 \text{ L} \approx 67,2 \text{ L}$

PASO 5 — Resultado

Volumen	$V = 67,2 \text{ L}$ (en condiciones normales)
Nota	El resultado depende de las condiciones específicas del ítem 1 no proporcionado

$V \approx 67,2 \text{ L}$ (asumiendo 1 mol de Fe_2O_3 a condiciones normales)

Ejercicio 3 — Reacción redox - Identificar afirmación correcta

Para la reacción redox: $2 \text{MnO}_4^- + 10 \text{Cl}^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Cl}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$. Indicar la afirmación correcta: a) C gana electrones; b) El Cl^- se oxida; c) El número de oxidación de Mn se incrementa; d) El MnO_4^- es el agente oxidante; e) El Mn^{2+} se reduce

Idea clave: Determinar los números de oxidación de cada elemento antes y después de la reacción para identificar qué se oxida, qué se reduce, y cuáles son los agentes oxidante y reductor.

PASO 1 — Determinar números de oxidación iniciales

MnO_4^-	En el permanganato: $\text{Mn} + 4(-2) = -1 \rightarrow \text{Mn} = +7$
Cl^-	Número de oxidación del cloro = -1
H^+	Número de oxidación del hidrógeno = +1

PASO 2 — Determinar números de oxidación finales

Mn^{2+}	Número de oxidación del manganeso = +2
Cl_2	Número de oxidación del cloro = 0 (elemento libre)
H_2O	H = +1, O = -2 (sin cambios)

PASO 3 — Identificar oxidación y reducción

Manganeso	Mn: +7 → +2 (gana 5 electrones) → SE REDUCE
Cloro	Cl: -1 → 0 (pierde 1 electrón) → SE OXIDA
Conclusión	El Cl^- pierde electrones (se oxida) y el Mn gana electrones (se reduce)

PASO 4 — Identificar agentes oxidante y reductor

Agente oxidante	El que se reduce (gana e^-): MnO_4^-
Agente reductor	El que se oxida (pierde e^-): Cl^-
Observación	El MnO_4^- oxida al Cl^- , siendo el agente oxidante

PASO 5 — Análisis de cada afirmación

a) C gana e^-	No hay carbono en la reacción → FALSO
b) Cl^- se oxida	Cl^- (-1) → Cl_2 (0), pierde electrones → VERDADERO ✓
c) N.O. Mn aumenta	Mn (+7) → Mn (+2), disminuye → FALSO
d) MnO_4^- es oxidante	Correcto, pero esta opción también es VERDADERA ✓
e) Mn^{2+} se reduce	Mn^{2+} es el producto de la reducción, no se reduce → FALSO

Las afirmaciones correctas son: b) El Cl^- se oxida y d) El MnO_4^- es el agente oxidante

Ejercicio 4 — Cálculo de masa de mineral para obtener hierro

Se desea obtener 850 g de hierro a partir de limanita con 75% de pureza. Calcular la masa de limanita (en kg) necesaria para que ocurra la reacción.

Idea clave: Usar estequiometría: desde la masa de Fe deseada, calcular masa de mineral puro necesario y luego considerar la pureza del 75%.

PASO 1 — Interpretación del problema

Dato principal	Se desea obtener 850 g de Fe
Mineral	Limanita (FeO(OH)) con 75% de pureza
Objetivo	Calcular masa de limanita necesaria en kg

PASO 2 — Reacción química y masas molares

Mineral	FeO(OH) → limanita (goethita)
Reacción típica	2 FeO(OH) → Fe ₂ O ₃ + H ₂ O, luego Fe ₂ O ₃ + CO → Fe + CO ₂
Simplificado	FeO(OH) contiene 1 átomo de Fe por fórmula
M(Fe)	55.85 g/mol
M(FeO(OH))	55.85 + 16 + 16 + 1 = 88.85 g/mol

PASO 3 — Cálculo de moles de Fe necesarios

Masa de Fe	m(Fe) = 850 g
Moles de Fe	n(Fe) = 850 g ÷ 55.85 g/mol = 15.22 mol

PASO 4 — Cálculo de masa de FeO(OH) puro

Relación molar	1 mol FeO(OH) → 1 mol Fe
Moles FeO(OH)	n(FeO(OH)) = 15.22 mol
Masa pura	m(FeO(OH) puro) = 15.22 mol × 88.85 g/mol = 1352.3 g

PASO 5 — Ajuste por pureza del mineral

Pureza	75% = 0.75
Relación	m(mineral real) × 0.75 = m(FeO(OH) puro)
Masa total	m(limanita) = 1352.3 g ÷ 0.75 = 1803.1 g

PASO 6 — Conversión a kilogramos

Conversión	1803.1 g = 1.803 kg
Resultado	m(limanita) ≈ 1.80 kg

Se necesitan aproximadamente 1.80 kg de limanita con 75% de pureza para obtener 850 g de hierro

Ejercicio 5 — Cálculo de concentraciones de soluciones

Calcular la concentración ($C = m/V$) de: a) 200 mL de una solución 0,500 M de H_2SO_4 ($M = 98 \text{ g/mol}$, $d = 1,73 \text{ g/mL}$) b) $0,0600 \text{ dm}^3$ de una solución de $MgCl_2$ ($M = 95,22 \text{ g/mol}$) diluida hasta 1 L

Idea clave: Usar la molaridad para calcular la masa de soluto y luego determinar la concentración en g/mL.

PASO 1 — Datos de la solución de H_2SO_4

Volumen	$V = 200 \text{ mL} = 0,200 \text{ L}$
Molaridad	$M = 0,500 \text{ mol/L}$
Masa molar	$MM(H_2SO_4) = 98 \text{ g/mol}$
Densidad	$d = 1,73 \text{ g/mL}$ (dato adicional)

PASO 2 — Cálculo de moles de H_2SO_4

Fórmula	$n = M \times V$
Sustitución	$n = 0,500 \text{ mol/L} \times 0,200 \text{ L}$
Resultado	$n = 0,100 \text{ mol}$

PASO 3 — Cálculo de masa de H_2SO_4

Fórmula	$m = n \times MM$
Sustitución	$m = 0,100 \text{ mol} \times 98 \text{ g/mol}$
Resultado	$m = 9,8 \text{ g}$

PASO 4 — Concentración de H_2SO_4 ($C = m/V$)

Fórmula	$C = m/V$
Sustitución	$C = 9,8 \text{ g} / 200 \text{ mL}$
Resultado	$C = 0,049 \text{ g/mL} = 49 \text{ g/L}$

PASO 5 — Datos de la solución de $MgCl_2$

Volumen inicial	$V_1 = 0,0600 \text{ dm}^3 = 60,0 \text{ mL}$
Volumen final	$V_2 = 1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$ (por dilución)
Masa molar	$MM(MgCl_2) = 95,22 \text{ g/mol}$
Observación	Falta dato de molaridad inicial

PASO 6 — Interpretación del enunciado

Problema	El enunciado está incompleto para $MgCl_2$
Solución parte a)	H_2SO_4 : $C = 0,049 \text{ g/mL}$
Nota	Para $MgCl_2$ se requiere concentración o masa inicial

Concentración de H_2SO_4 : $C = 0,049 \text{ g/mL} = 49 \text{ g/L}$

Ejercicio 6 — Determinación de ecuación de velocidad de reacción

Para una reacción $A + B \rightleftharpoons C + D$, se observa que:

- Al duplicar [A], la velocidad aumenta 9 veces
- Al triplicar [B], se debe determinar el orden de reacción
- La velocidad total aumentó 27 veces

Determinar la ecuación de velocidad.

Idea clave: Usar la ley de potencias: si duplicar [A] aumenta v en 9 veces, entonces $2^n = 9$, lo que permite determinar el orden respecto a cada reactivo.

PASO 1 — Forma general de la ecuación de velocidad

Ecuación general	$v = k [A]^m [B]^n$
Incógnitas	Debemos determinar los órdenes de reacción m y n

PASO 2 — Análisis del efecto de duplicar [A]

Condición inicial	$v_1 = k [A]_1^m [B]_1^n$
Al duplicar [A]	$v_2 = k (2[A]_1)^m [B]_1^n = k \cdot 2^m \cdot [A]_1^m [B]_1^n$
Relación de velocidades	$v_2/v_1 = 2^m = 9$
Resolviendo	$2^m = 9 \rightarrow m = \log_2(9) = \log(9)/\log(2) = 2 \cdot \log(3)/\log(2)$
Simplificando	$2^m = 9 = 3^2 \rightarrow m \cdot \log(2) = 2 \cdot \log(3)$
Aproximación	$m \approx 3.17$, pero si $2^m = 9$ exactamente, entonces $m = \log_2(9)$
Interpretación práctica	Como $2^2 = 4$ y $2^4 = 16$, y necesitamos 9, no hay orden entero simple
Verificación alternativa	Si consideramos que el dato implica orden fraccionario: $m = \log_2(9) \approx 3.17$

PASO 3 — Análisis del efecto de triplicar [B]

Velocidad total aumenta	Si la velocidad total aumentó 27 veces considerando ambos cambios
Factor total	Factor total = $2^m \times 3^n = 27$
Sustituyendo $2^m = 9$	$9 \times 3^n = 27$
Despejando	$3^n = 27/9 = 3$
Resolviendo	$3^n = 3^1 \rightarrow n = 1$

PASO 4 — Determinación del orden respecto a A

De $2^m = 9$	$2^m = 3^2$
Tomando logaritmo	$m \cdot \ln(2) = 2 \cdot \ln(3)$
Valor de m	$m = 2 \cdot \ln(3) / \ln(2) = \log_2(9)$
Interpretación química	Si asumimos orden entero más cercano: $m \approx 2$ (orden 2)
Nota	El valor exacto $m = \log_2(9) \approx 3.17$ sugiere un mecanismo complejo

PASO 5 — Ecuación de velocidad resultante

Con valor exacto	$v = k [A]^{\log_2 9} [B]^1$
Simplificando	$v = k [A]^{\log_2 9} [B]$
Verificación	Si duplicamos [A]: $2^{\log_2 9} = 9 \checkmark$
Si triplicamos [B]	Factor = $3^1 = 3 \checkmark$
Factor combinado	$9 \times 3 = 27 \checkmark$

$v = k [A]^{\log_2 9} [B]$ ó aproximadamente $v = k [A]^{3.17} [B]$ (orden total ≈ 4.17)

Ejercicio 7 — Principio de Le Chatelier - Equilibrio Químico

Para una reacción exotérmica: $\text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_2\text{OH}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Determinar qué cambios favorecen la formación de productos sin variar otros parámetros: a) extraer $\text{CO}_2(\text{g})$; b) extraer hidrógeno; c) disminuir temperatura; d) extraer $\text{CH}_2\text{OH}(\text{g})$; e) agregar $\text{CH}_2\text{OH}(\text{g})$.

Idea clave: Aplicar el Principio de Le Chatelier: el sistema se desplaza para contrarrestar las perturbaciones externas.

PASO 1 — Identificar características del equilibrio

Reacción	$\text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_2\text{OH}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Tipo	Reacción EXOTÉRMICA → libera calor ($\Delta H < 0$)
Reactivos	$\text{CO}_2(\text{g})$
Productos	$\text{CH}_2\text{OH}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Calor	Como es exotérmica: $\text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_2\text{OH}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CALOR}$

PASO 2 — Analizar opción a) Extraer $\text{CO}_2(\text{g})$

Acción	Se extrae CO_2 (reactivo) del sistema
Efecto	Disminuye $[\text{CO}_2]$
Respuesta	El equilibrio se desplaza hacia REACTIVOS (←) para reponer CO_2
Conclusión	NO favorece la formación de productos ✗

PASO 3 — Analizar opción b) Extraer hidrógeno

Acción	Se extrae H_2 del sistema
Observación	H_2 NO aparece en la ecuación de equilibrio
Efecto	No afecta el equilibrio planteado
Conclusión	NO favorece la formación de productos ✗

PASO 4 — Analizar opción c) Disminuir temperatura

Acción	Se disminuye la temperatura del sistema
Efecto	Se extrae calor del sistema
Respuesta	Como es exotérmica (produce calor), al enfriar el equilibrio se desplaza hacia PRODUCTOS (→) para liberar más calor
Regla	En reacciones exotérmicas: ↓T favorece productos
Conclusión	SÍ favorece la formación de productos ✓

PASO 5 — Analizar opción d) Extraer CH₂OH(g)

Acción	Se extrae CH ₂ OH (producto) del sistema
Efecto	Disminuye [CH ₂ OH]
Respuesta	El equilibrio se desplaza hacia PRODUCTOS (→) para reponer CH₂OH
Regla	Extraer productos desplaza el equilibrio hacia productos
Conclusión	SÍ favorece la formación de productos ✓

PASO 6 — Analizar opción e) Agregar CH₂OH(g)

Acción	Se agrega CH ₂ OH (producto) al sistema
Efecto	Aumenta [CH ₂ OH]
Respuesta	El equilibrio se desplaza hacia REACTIVOS (←) para consumir el exceso de CH ₂ OH
Conclusión	NO favorece la formación de productos ✗

PASO 7 — Resumen de respuestas

Opciones correctas	c) Disminuir temperatura y d) Extraer CH₂OH(g)
Justificación c)	Reacción exotérmica: al enfriar, se favorece la dirección que libera calor (→ productos)
Justificación d)	Extraer producto desplaza el equilibrio hacia productos para reponerlo

Favorecen productos: c) disminuir temperatura (exotérmica favorece productos al enfriar) y d) extraer CH₂OH(g) (desplaza equilibrio hacia productos)

Ejercicio 8 — Equilibrio químico y Principio de Le Chatelier

Sabiendo que la siguiente reacción es exotérmica y dispone de una mezcla de estos gases en equilibrio: $\text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_2\text{OH}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Determinar los cambios que producirán un aumento de la temperatura sin variar ningún otro parámetro.

Idea clave: Aplicar el Principio de Le Chatelier: para que aumente la temperatura, debe favorecerse la reacción endotérmica (inversa), lo que ocurre al extraer productos o agregar reactivos.

PASO 1 — Identificar el tipo de reacción

Reacción dada	$\text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_2\text{OH}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
Información	La reacción es EXOTÉRMICA (directa libera calor)
Interpretación	$\text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_2\text{OH}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CALOR}$
Reacción inversa	$\text{CH}_2\text{OH}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$ es ENDOTÉRMICA (absorbe calor)

PASO 2 — Aplicar Principio de Le Chatelier

Principio	Si se perturba un sistema en equilibrio, éste se desplaza para contrarrestar la perturbación
Para ↑ temperatura	Debe favorecerse la reacción ENDOTÉRMICA (absorbe calor del entorno)
Conclusión	Necesitamos que el equilibrio se desplace hacia la IZQUIERDA (← reactivos)
Efecto	Al desplazarse hacia reactivos, consume calor → aumenta temperatura del sistema

PASO 3 — Analizar cada opción

a) Extraer CO_2	Disminuye reactivo → equilibrio se desplaza → (hacia reactivos para reponerlo) PERO el sistema favorece productos. NO aumenta T
b) Extraer H_2	H_2 NO aparece en la ecuación. NO afecta el equilibrio. NO aumenta T
c) Disminuir T	Disminuir temperatura favorece reacción exotérmica (→). NO aumenta T, la disminuye directamente
d) Extraer CH_2OH	Disminuye producto → equilibrio se desplaza ← (hacia reactivos) → reacción inversa endotérmica → ↑T
e) Agregar CH_2OH	Aumenta producto → equilibrio se desplaza ← (hacia reactivos) → reacción inversa endotérmica → ↑T

PASO 4 – Justificación detallada

Opciones d) y e)	Ambas favorecen el desplazamiento hacia la izquierda (reactivos)
Mecanismo	Al extraer o agregar $\text{CH}_2\text{OH}(\text{g})$, el equilibrio compensa desplazándose hacia reactivos
Efecto térmico	La reacción inversa es endotérmica: absorbe calor del entorno molecular
Resultado	Al absorber energía interna para la reacción, aumenta la temperatura observable del sistema

Respuestas correctas: d) extraer $\text{CH}_2\text{OH}(\text{g})$ y e) agregar $\text{CH}_2\text{OH}(\text{g})$, porque ambas favorecen la reacción inversa endotérmica que aumenta la temperatura.

Ejercicio 9 — Ordenamiento de soluciones según pH

Se dispone de 4 soluciones de idéntica concentración molar: a) HCl, b) ácido acético ($K_a = 1,78 \times 10^{-5}$), c) amoníaco ($pK_a = 8,60$), d) ácido dicloroacético ($pK_a = 4,75$). Ordenar según pH creciente.

Idea clave: Clasificar cada sustancia como ácido fuerte, ácido débil o base débil, y ordenar sabiendo que: ácido fuerte < ácido débil < base débil en términos de pH.

PASO 1 — Identificación de cada sustancia

HCl	Ácido clorhídrico → Ácido fuerte (disocia completamente)
Ácido acético	$K_a = 1,78 \times 10^{-5} \rightarrow pK_a = -\log(1,78 \times 10^{-5}) = 4,75 \rightarrow$ Ácido débil
Amoníaco (NH_3)	Base débil con $pK_a = 8,60$ (corresponde a su ácido conjugado NH_4^+)
Ácido dicloroacético	$pK_a = 4,75 \rightarrow K_a = 10^{-4,75} = 1,78 \times 10^{-5} \rightarrow$ Ácido débil

PASO 2 — Análisis de pH esperado

HCl	pH muy bajo ($pH \approx -\log[C]$, donde C es la concentración molar)
Ácidos débiles	Ácido acético y dicloroacético tienen el MISMO $pK_a = 4,75$, por lo tanto tendrán el mismo pH
Fórmula ácido débil	$pH \approx \frac{1}{2}(pK_a - \log C) \rightarrow$ pH intermedio (3-6 típicamente)
Amoníaco	Base débil → $pH > 7$. Para NH_3 : $pK_b = 14 - 8,60 = 5,40$
pH base débil	$pH = 14 - \frac{1}{2}(pK_b + \log C) \rightarrow$ pH básico (8-11 típicamente)

PASO 3 — Comparación y ordenamiento

Jerarquía general	Ácido fuerte < Ácido débil < Base débil (en términos de pH)
HCl	pH más bajo (más ácido)
Ácidos débiles	Ácido acético = Ácido dicloroacético (mismo $pK_a \rightarrow$ mismo pH)
NH_3	pH más alto (básico)
Orden pH creciente	HCl < Ác. acético = Ác. dicloroacético < Amoníaco

PASO 4 – Verificación numérica (ejemplo con C = 0,1 M)

HCl	$\text{pH} = -\log(0,1) = 1,0$
Ác. acético	$\text{pH} \approx \frac{1}{2}(4,75 - \log 0,1) = \frac{1}{2}(4,75 + 1) = 2,875 \approx 2,9$
Ác. dicloroacético	$\text{pH} \approx \frac{1}{2}(4,75 - \log 0,1) = \frac{1}{2}(4,75 + 1) = 2,875 \approx 2,9$
Amoníaco	$\text{pKb} = 5,40$; $\text{pH} = 14 - \frac{1}{2}(5,40 + \log 0,1) = 14 - \frac{1}{2}(5,40 - 1)$ $= 14 - 2,2 = 11,8$
Confirmación	$1,0 < 2,9 = 2,9 < 11,8 \checkmark$

Orden según pH creciente: HCl < Ácido acético = Ácido dicloroacético < Amoníaco

Ejercicio 10 — Equilibrio ácido-base: concentración de base conjugada

Se cuenta con una solución de ácido 3-cloropropanoico ($pK_a = 4,11$) de concentración $2,25 \times 10^{-4}$ M. Calcular la concentración molar de la base conjugada en el equilibrio.

Idea clave: Plantear el equilibrio de disociación del ácido débil, calcular K_a a partir del pK_a , y resolver usando la aproximación para ácidos débiles.

PASO 1 — Planteo del equilibrio

Ácido	$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$
Nomenclatura	HA: ácido 3-cloropropanoico A^- : base conjugada (anión 3-cloropropanoato)
Concentración inicial	$C_0 = 2,25 \times 10^{-4}$ M
pKa dado	$pK_a = 4,11$

PASO 2 — Cálculo de K_a

Relación	$K_a = 10^{-pK_a}$
Sustitución	$K_a = 10^{-4,11}$
Resultado	$K_a = 7,76 \times 10^{-5}$

PASO 3 — Tabla de equilibrio (método ICE)

Estado	$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$
Inicial	$2,25 \times 10^{-4}$ 0 0
Cambio	-x +x +x
Equilibrio	$2,25 \times 10^{-4} - x$ x x

PASO 4 — Expresión de K_a y simplificación

Expresión	$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{x^2}{(2,25 \times 10^{-4} - x)}$
Verificación	$C_0/K_a = 2,25 \times 10^{-4} / 7,76 \times 10^{-5} = 2,90 < 100$
Conclusión	NO se puede despreciar x. Debemos resolver la ecuación completa

PASO 5 – Resolución de la ecuación cuadrática

Ecuación	$7,76 \times 10^{-5} = x^2 / (2,25 \times 10^{-4} - x)$
Desarrollo	$x^2 = 7,76 \times 10^{-5} (2,25 \times 10^{-4} - x)$
Expandiendo	$x^2 = 1,746 \times 10^{-8} - 7,76 \times 10^{-5} x$
Forma estándar	$x^2 + 7,76 \times 10^{-5} x - 1,746 \times 10^{-8} = 0$
Fórmula cuadrática	$x = [-7,76 \times 10^{-5} \pm \sqrt{(7,76 \times 10^{-5})^2 + 4(1,746 \times 10^{-8})}] / 2$
Discriminante	$\Delta = 6,02 \times 10^{-9} + 6,984 \times 10^{-8} = 7,586 \times 10^{-8}$
$\sqrt{\Delta}$	$\sqrt{\Delta} = 2,754 \times 10^{-4}$
Solución positiva	$x = (-7,76 \times 10^{-5} + 2,754 \times 10^{-4}) / 2$
Resultado	$x = 9,89 \times 10^{-5} \text{ M}$

PASO 6 – Concentración de la base conjugada

Base conjugada	$[A^-] = x$
Resultado final	$[A^-] = 9,89 \times 10^{-5} \text{ M}$
Verificación	$x/C_0 = 9,89 \times 10^{-5} / 2,25 \times 10^{-4} = 0,44$ (44% disociado, no despreciable)

$$[A^-] = 9,89 \times 10^{-5} \text{ M}$$