

QUÍMICA

2° Parcial · No especificado · No especificado

Enunciado original

2º PARCIAL

Respuestas correctas y completas	0	1	2	3	4	5	6	7	8	
Calificación	1	1	2	2	3	4	5	6	7	8

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 7 haya sido contestada correctamente. 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	<p>El ZnS tiene propiedades fotoluminiscentes y se lo utiliza en señalización de emergencia. Un método de obtención en el laboratorio es expresado por la siguiente ecuación:</p> $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{S}(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnS}(\text{s}) + 2 \text{NaNO}_3(\text{aq})$ <p>Calcular la masa (en kilogramos) de una muestra, cuyo contenido en $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ es 90,0 % (pureza), que se necesita para obtener 1,00 kg de ZnS siendo el rendimiento de la reacción 100 %.</p> <p>Datos M (g/mol): $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 = 189,4$; $\text{ZnS} = 97,4$</p>
2	Si el rendimiento de la reacción del ítem 1 fuera 78,0 % calcular la cantidad (en moles) de Na_2S necesaria para obtener 1,00 kg de ZnS.
3	<p>Identificar en esta ecuación química a la especie que actúa como agente oxidante (AO) e indicar el cambio producido en el estado de oxidación de este:</p> $3 \text{Cu}(\text{s}) + 2 \text{NO}_3^-(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow 3 \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{NO}(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
4	<p>Indique cuál de los siguientes compuestos no puede formar enlace de hidrógeno con el agua.</p> <p>a) $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$; b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$; c) $(\text{CH}_3)_3\text{N}$; d) $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$; e) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$</p>
5	Se disuelven 150 g de $\text{NaOH}(\text{s})$ en un volumen suficiente de H_2O para obtener 370 mL de solución (densidad $(\rho) = 1,33 \text{ g/cm}^3$). Expresar la concentración de la solución acuosa en % <i>m/m</i> .
6	A 550 mL de una solución de H_2SO_4 ($M = 98,1 \text{ g/mol}$), se le agrega agua hasta alcanzar un volumen de 2,00 dm ³ obteniéndose una solución final de concentración 1,50 M. Calcular la concentración de la solución inicial expresada en % <i>m/V</i> .
7	<p>Indicar si la siguiente afirmación es Correcta o Incorrecta y justificar la respuesta.</p> <p>La ecuación de velocidad de una reacción es: $v = k [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$.</p> <p>"El orden respecto de NO es 3." Justificar la respuesta.</p> <p>Incorrecta: es 2 debiendo justificar con diferencia del orden global y orden de reactivo.</p>
8	Para estudiar la siguiente reacción: $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{S}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{S}(\text{g})$, se introducen en un recipiente de 12,0 dm ³ , a una temperatura de 700°C, hidrógeno y azufre gaseosos. Cuando la mezcla alcanza el equilibrio se determinó la presencia de 2,50 moles de H_2 (g), $1,35 \times 10^{-5}$ moles de S_2 (g) y 8,70 moles de H_2S (g). Calcule el valor de K_c a 700°C.
9	Dadas las siguientes soluciones acuosas: a) $\text{HCl } 1,00 \times 10^{-3} \text{ M}$; b) ácido cloroso ($\text{p}K_a = 1,96$) de $\text{pH} = 2,10$; c) $\text{NaOH } 1,00 \times 10^{-3} \text{ M}$; d) $\text{NaOH } 1,00 \text{ M}$; e) ácido cloroacético ($K_a = 1,36 \times 10^{-3}$) con $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en el equilibrio igual a $1,50 \times 10^{-4} \text{ M}$. Indicar el menor valor de pH observado.
10	Una solución de ácido bórico ($K_a = 5,79 \times 10^{-10}$) tiene, en el equilibrio, una concentración molar de dicho ácido de $1,15 \times 10^{-2} \text{ M}$. Calcular la concentración molar de OH^- en el equilibrio.

quimicacbc.com

Ejercicio 1 – Cálculo de masa de reactivo impuro

Calcular la masa (en kg) de una muestra de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ con 90,0% de pureza necesaria para obtener 1,00 kg de ZnS con rendimiento 100%. Reacción: $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{S}(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnS}(\text{s}) + 2\text{NaNO}_3(\text{aq})$. Datos: $M(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 189,4 \text{ g/mol}$; $M(\text{ZnS}) = 97,4 \text{ g/mol}$

Idea clave: Usar estequiometría para calcular masa pura de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ necesaria y luego corregir por pureza de la muestra.

PASO 1 — Convertir masa de ZnS a moles

Masa de ZnS	$m(\text{ZnS}) = 1,00 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$
Masa molar ZnS	$M(\text{ZnS}) = 97,4 \text{ g/mol}$
Moles de ZnS	$n(\text{ZnS}) = m/M = 1000 \text{ g} / 97,4 \text{ g/mol} = 10,27 \text{ mol}$

PASO 2 — Determinar relación estequiométrica

Ecuación balanceada	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{ZnS} + 2\text{NaNO}_3$
Relación molar	1 mol $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$: 1 mol ZnS
Proporción	$n(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) / n(\text{ZnS}) = 1/1$

PASO 3 — Calcular moles de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ necesarios

Por estequiometría	$n(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = n(\text{ZnS}) \times (1/1)$
Moles necesarios	$n(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 10,27 \text{ mol} \times 1 = 10,27 \text{ mol}$

PASO 4 — Calcular masa pura de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

Masa molar	$M(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 189,4 \text{ g/mol}$
Masa pura	$m(\text{pura}) = n \times M = 10,27 \text{ mol} \times 189,4 \text{ g/mol}$
Resultado	$m(\text{pura}) = 1945,1 \text{ g}$

PASO 5 — Corregir por pureza de la muestra

Pureza	$\text{Pureza} = 90,0\% = 0,900$
Relación	$m(\text{muestra}) \times \text{Pureza} = m(\text{pura})$
Masa de muestra	$m(\text{muestra}) = m(\text{pura}) / \text{Pureza} = 1945,1 \text{ g} / 0,900$
Resultado en g	$m(\text{muestra}) = 2161,2 \text{ g}$
Resultado en kg	$m(\text{muestra}) = 2,16 \text{ kg}$

Se necesitan 2,16 kg de muestra con 90,0% de pureza en $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

Ejercicio 2 — Cálculo de moles de Na₂S con rendimiento del 78%

Si el rendimiento de la reacción del ítem 1 fuera 78,0% calcular la cantidad (en moles) de Na₂S necesaria para obtener 1,00 kg de ZnS.

Idea clave: Calcular moles de ZnS deseado, usar estequiometría 1:1 con Na₂S, y ajustar por rendimiento menor al 100%.

PASO 1 — Ecuación química balanceada (del ítem 1)

Reacción	$\text{ZnCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{ZnS} + 2\text{NaCl}$
Relación estequiométrica	1 mol Na ₂ S produce 1 mol ZnS (relación 1:1)

PASO 2 — Convertir masa de ZnS a moles

Masa deseada	$m(\text{ZnS}) = 1,00 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$
Masa molar ZnS	$M(\text{ZnS}) = 65,4 + 32,1 = 97,5 \text{ g/mol}$
Moles de ZnS	$n(\text{ZnS}) = m/M = 1000 \text{ g} \div 97,5 \text{ g/mol} = 10,26 \text{ mol}$

PASO 3 — Aplicar estequiometría teórica

Relación molar	$n(\text{Na}_2\text{S})/n(\text{ZnS}) = 1/1$
Moles teóricos	$n \text{ teórico}(\text{Na}_2\text{S}) = 10,26 \text{ mol}$ (si el rendimiento fuera 100%)

PASO 4 — Ajustar por rendimiento real

Rendimiento	$\eta = 78,0\% = 0,780$
Fórmula	$n \text{ real} = n \text{ teórico} / \eta$
Justificación	Si solo el 78% del Na ₂ S reacciona, necesitamos más cantidad inicial
Cálculo	$n \text{ real}(\text{Na}_2\text{S}) = 10,26 \text{ mol} \div 0,780 = 13,15 \text{ mol}$

PASO 5 — Verificación

Moles que reaccionan	$13,15 \text{ mol} \times 0,780 = 10,26 \text{ mol} \checkmark$
ZnS producido	$10,26 \text{ mol de ZnS} = 1000 \text{ g} \checkmark$

Se necesitan 13,15 moles de Na₂S para obtener 1,00 kg de ZnS con un rendimiento del 78,0%

Ejercicio 3 — Identificación de agente oxidante en reacción redox

Identificar en esta ecuación química a la especie que actúa como agente oxidante (AO) e indicar el cambio producido en el estado de oxidación de éste: $3 \text{Cu(s)} + 2 \text{NO}_3^{\text{(aq)}} + 8 \text{H}^{\text{(aq)}} \rightarrow 3 \text{Cu}^{2+\text{(aq)}} + 2 \text{NO(g)} + 4 \text{H}_2\text{O(l)}$

Idea clave: Determinar los estados de oxidación de cada elemento antes y después de la reacción; el agente oxidante es la especie que se reduce (disminuye su estado de oxidación).

PASO 1 — Asignar estados de oxidación en reactivos

Cu(s)	Cobre metálico en estado elemental: E.O.(Cu) = 0
$\text{NO}_3^{\text{(aq)}}$	Ión nitrato: E.O.(O) = -2; E.O.(N) + 3(-2) = -1 \rightarrow E.O.(N) = +5
$\text{H}^{\text{(aq)}}$	Protón: E.O.(H) = +1

PASO 2 — Asignar estados de oxidación en productos

$\text{Cu}^{2+\text{(aq)}}$	Ión cúprico: E.O.(Cu) = +2
NO(g)	Óxido nítrico: E.O.(O) = -2; E.O.(N) + (-2) = 0 \rightarrow E.O.(N) = +2
$\text{H}_2\text{O(l)}$	Agua: E.O.(H) = +1; E.O.(O) = -2

PASO 3 — Identificar cambios de estado de oxidación

Cobre	Cu: 0 \rightarrow +2 (aumenta en 2 unidades) \rightarrow SE OXIDA
Nitrógeno	N: +5 \rightarrow +2 (disminuye en 3 unidades) \rightarrow SE REDUCE
Hidrógeno y Oxígeno	H: +1 \rightarrow +1 (sin cambio); O: -2 \rightarrow -2 (sin cambio)

PASO 4 — Determinar agente oxidante y agente reductor

Definición	Agente oxidante: especie que se reduce (gana electrones, disminuye E.O.)
Agente oxidante	NO_3^- es el agente oxidante porque el N se reduce de +5 a +2
Agente reductor	Cu es el agente reductor porque se oxida de 0 a +2
Cambio en AO	Cambio en estado de oxidación del agente oxidante: $\Delta\text{E.O.} = +2 - (+5) = -3$

Agente oxidante: NO_3^- ; Cambio de estado de oxidación del N: +5 \rightarrow +2 (disminuye 3 unidades)

Ejercicio 4 — Enlace de hidrógeno con agua

Indique cuál de los siguientes compuestos no puede formar enlace de hidrógeno con el agua. a) $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ c) $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ d) $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ e) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

Idea clave: Para formar enlace de hidrógeno con agua, el compuesto debe tener átomos de N, O o F con pares de electrones libres, o tener H unido a N, O o F.

PASO 1 — Recordar condiciones para enlace de hidrógeno

Definición	El enlace de hidrógeno se forma cuando hay interacción entre H unido a N, O o F (muy electronegativos) y pares de electrones libres en N, O o F de otra molécula
Con agua	El agua (H_2O) tiene H unidos a O y pares libres en O, por lo que puede actuar como dadora y aceptora de H
Requisito	El compuesto debe tener: H unido a N/O/F, o bien N/O/F con pares libres

PASO 2 — Analizar opción a) $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$

Estructura	Dimetilamina: tiene N con un H unido y un par de electrones libres
H→agua	El H del NH puede formar enlace con el O del agua
agua→N	El par libre del N puede aceptar H del agua
Conclusión	✓ SÍ forma enlace de hidrógeno

PASO 3 — Analizar opción b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$

Estructura	Ácido propanoico: tiene grupo carboxilo ($-\text{COOH}$) con O-H
H→agua	El H del OH puede formar enlace con el O del agua
agua→O	Los pares libres del O carbonílico y del OH pueden aceptar H del agua
Conclusión	✓ SÍ forma enlace de hidrógeno

PASO 4 — Analizar opción c) $(\text{CH}_3)_3\text{N}$

Estructura	Trimetilamina: N unido a tres grupos CH_3 , con un par de electrones libres
H→agua	NO tiene H unidos al N, solo carbonos
agua→N	El par libre del N SÍ puede aceptar H del agua
Conclusión	✓ SÍ forma enlace de hidrógeno (como aceptor)

PASO 5 — Analizar opción d) $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$

Estructura	Acetona (propanona): tiene grupo carbonilo $\text{C}=\text{O}$
H→agua	NO tiene H unidos a O, N o F
agua→O	Los pares libres del O carbonílico SÍ pueden aceptar H del agua
Conclusión	✓ SÍ forma enlace de hidrógeno (como aceptor)

PASO 6 — Analizar opción e) CH₃CH₂CH₂CH₃

Estructura	Butano: hidrocarburo saturado, solo C e H
H→agua	NO tiene H unidos a N, O o F (solo H unidos a C)
agua→compuesto	NO tiene N, O o F con pares libres
Interacción	Solo presenta fuerzas de dispersión de London (muy débiles)
Conclusión	x NO forma enlace de hidrógeno

PASO 7 — Respuesta final

Resultado	El único compuesto que NO puede formar enlace de hidrógeno con agua es el butano
Respuesta	Opción e) CH₃CH₂CH₂CH₃

Respuesta: e) CH₃CH₂CH₂CH₃ (butano) - es un hidrocarburo sin átomos de N, O o F

Ejercicio 5 — Concentración porcentual masa/masa de solución de NaOH

Se disuelven 150 g de NaOH(s) en un volumen suficiente de H₂O para obtener 370 mL de solución (densidad $\rho = 1,33 \text{ g/cm}^3$). Expresar la concentración de la solución acuosa en % m/m.

Idea clave: Para calcular % m/m necesitamos la masa del soluto y la masa total de solución, que obtenemos usando densidad \times volumen.

PASO 1 — Datos del problema

Soluto	masa de NaOH = 150 g
Solución	Volumen = 370 mL = 370 cm ³
Densidad	$\rho = 1,33 \text{ g/cm}^3$
Incógnita	% m/m = ?

PASO 2 — Recordar la fórmula de concentración % m/m

Definición	% m/m = (masa soluto / masa solución) \times 100
Datos conocidos	masa soluto = 150 g
Falta calcular	masa solución

PASO 3 — Calcular la masa total de la solución

Fórmula densidad	$\rho = \text{masa} / \text{volumen} \rightarrow \text{masa} = \rho \times \text{volumen}$
Sustitución	masa solución = $1,33 \text{ g/cm}^3 \times 370 \text{ cm}^3$
Resultado	masa solución = 492,1 g

PASO 4 — Calcular el porcentaje masa/masa

Fórmula	% m/m = (masa soluto / masa solución) \times 100
Sustitución	% m/m = $(150 \text{ g} / 492,1 \text{ g}) \times 100$
Cálculo	% m/m = $0,3049 \times 100$
Resultado	% m/m = 30,49 %

PASO 5 — Verificación y resultado final

Coherencia	150 g de soluto en 492,1 g de solución \approx 30,5% ✓
Redondeo	% m/m \approx 30,5 %

% m/m = 30,5 %

Ejercicio 6 — Dilución de solución de H₂SO₄

A 550 mL de una solución de H₂SO₄ (M = 98,1 g/mol), se le agrega agua hasta alcanzar un volumen de 2,00 dm³ obteniéndose una solución final de concentración 1,50 M. Calcular la concentración de la solución inicial expresada en % m/V.

Idea clave: Aplicar la ecuación de dilución $M_1V_1 = M_2V_2$ para hallar la molaridad inicial, luego convertir a % m/V usando la masa molar.

PASO 1 — Datos del problema

Volumen inicial	$V_1 = 550 \text{ mL} = 0,550 \text{ L} = 0,550 \text{ dm}^3$
Volumen final	$V_2 = 2,00 \text{ dm}^3 = 2,00 \text{ L}$
Molaridad final	$M_2 = 1,50 \text{ M}$
Masa molar	$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,1 \text{ g/mol}$
Incógnita	Concentración inicial en % m/V = ?

PASO 2 — Aplicar ecuación de dilución

Principio	En una dilución, los moles de soluto se conservan: $n_1 = n_2$
Expresión	$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$
Despejando M ₁	$M_1 = (M_2 \times V_2) / V_1$
Sustituyendo	$M_1 = (1,50 \text{ M} \times 2,00 \text{ L}) / 0,550 \text{ L}$
Calculando	$M_1 = 3,00 / 0,550 = 5,45 \text{ M}$

PASO 3 — Convertir Molaridad a % m/V

Definición M	$M = \text{moles de soluto} / \text{litro de solución}$
Moles en 1 L	En 1 L de solución hay 5,45 moles de H ₂ SO ₄
Masa de soluto	$\text{masa} = n \times M = 5,45 \text{ mol} \times 98,1 \text{ g/mol}$
Calculando	$\text{masa} = 534,6 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$
% m/V	$\% \text{ m/V} = (\text{masa soluto en g} / \text{volumen solución en mL}) \times 100$

PASO 4 — Cálculo final del % m/V

En 1 L = 1000 mL	Hay 534,6 g de H ₂ SO ₄
Fórmula	$\% \text{ m/V} = (534,6 \text{ g} / 1000 \text{ mL}) \times 100$
Resultado	$\% \text{ m/V} = 53,46 \%$
Redondeado	$\% \text{ m/V} = 53,5 \%$

La concentración inicial de la solución de H₂SO₄ es 53,5 % m/V

Ejercicio 7 — Orden de reacción respecto de un reactivo

Dada la ecuación de velocidad: $v = k [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$. Evaluar si es correcta la afirmación: "El orden respecto de NO es 3". Justificar distinguiendo entre orden global y orden respecto de un reactivo.

Idea clave: El orden respecto de un reactivo es el exponente que acompaña a su concentración en la ecuación de velocidad, mientras que el orden global es la suma de todos los exponentes.

PASO 1 — Identificar la ecuación de velocidad y sus componentes

Ecuación dada	$v = k [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$
Estructura general	$v = k [\text{A}]^m [\text{B}]^n$, donde m y n son los órdenes respecto de cada reactivo
Identificación	Para NO: exponente = 2; Para H ₂ : exponente = 1

PASO 2 — Definir orden respecto de un reactivo

Definición	El orden respecto de un reactivo es el exponente que acompaña a la concentración de ese reactivo en la ecuación de velocidad
Orden respecto de NO	Es el exponente de [NO] en la ecuación: 2
Orden respecto de H ₂	Es el exponente de [H ₂] en la ecuación: 1

PASO 3 — Definir orden global de reacción

Definición	El orden global es la suma de todos los exponentes de las concentraciones en la ecuación de velocidad
Cálculo	Orden global = 2 + 1 = 3
Interpretación	La reacción es de tercer orden global

PASO 4 — Evaluar la afirmación y justificar

Afirmación	"El orden respecto de NO es 3"
Evaluación	INCORRECTA x
Justificación	El orden respecto de NO es 2 (exponente de [NO]), NO 3
Aclaración	El valor 3 corresponde al orden GLOBAL (2 + 1), no al orden respecto de NO
Distinción clave	Orden respecto de NO = 2 ≠ Orden global = 3

INCORRECTA. El orden respecto de NO es 2 (exponente de [NO]). El orden global es 3 (suma de exponentes: 2+1).

Ejercicio 8 — Cálculo de constante de equilibrio Kc

Para la reacción $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{S}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{S}(\text{g})$, en un recipiente de $12,0 \text{ dm}^3$ a 700°C , en equilibrio hay $2,50$ moles de $\text{H}_2(\text{g})$, $1,35 \times 10^{-3}$ moles de $\text{S}_2(\text{g})$ y $8,70$ moles de $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$. Calcular K_c a 700°C .

Idea clave: La constante de equilibrio K_c se calcula como el cociente de concentraciones de productos sobre reactivos, elevadas a sus coeficientes estequiométricos.

PASO 1 — Identificar la expresión de K_c

Reacción	$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{S}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{S}(\text{g})$
Expresión de K_c	$K_c = [\text{H}_2\text{S}]^2 / ([\text{H}_2]^2 \times [\text{S}_2])$
Nota	Los coeficientes estequiométricos se convierten en exponentes

PASO 2 — Calcular las concentraciones molares en equilibrio

Volumen	$V = 12,0 \text{ dm}^3 = 12,0 \text{ L}$
$[\text{H}_2]$	$[\text{H}_2] = n(\text{H}_2)/V = 2,50 \text{ mol} / 12,0 \text{ L} = 0,208 \text{ mol/L}$
$[\text{S}_2]$	$[\text{S}_2] = n(\text{S}_2)/V = 1,35 \times 10^{-3} \text{ mol} / 12,0 \text{ L} = 1,125 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$
$[\text{H}_2\text{S}]$	$[\text{H}_2\text{S}] = n(\text{H}_2\text{S})/V = 8,70 \text{ mol} / 12,0 \text{ L} = 0,725 \text{ mol/L}$

PASO 3 — Sustituir en la expresión de K_c

K_c	$K_c = (0,725)^2 / [(0,208)^2 \times (1,125 \times 10^{-4})]$
Numerador	$(0,725)^2 = 0,5256$
Denominador	$(0,208)^2 \times (1,125 \times 10^{-4}) = 0,04326 \times (1,125 \times 10^{-4})$
Denominador	$= 4,867 \times 10^{-6}$
K_c	$K_c = 0,5256 / (4,867 \times 10^{-6})$

PASO 4 — Resultado final

K_c	$K_c = 1,08 \times 10^5$
Unidades	$K_c = 1,08 \times 10^5$ (adimensional o L/mol según convención)
Interpretación	$K_c \gg 1$ indica que el equilibrio está muy desplazado hacia los productos

$$K_c = 1,08 \times 10^5 \text{ a } 700^\circ\text{C}$$

Ejercicio 9 — Comparación de pH en soluciones ácidas

Dadas las siguientes soluciones acuosas: a) HCl $1,00 \times 10^{-3}$ M; b) ácido cloroso ($pK_a = 1,96$) con $[HClO_2]$ en el equilibrio igual a $1,50 \times 10^{-4}$ M. Indicar el menor valor de pH observado.

Idea clave: Calcular el pH de cada solución (HCl como ácido fuerte y $HClO_2$ como ácido débil) y comparar para determinar cuál es menor.

PASO 1 — Análisis de la solución a) HCl

Naturaleza	HCl es un ácido fuerte, se disocia completamente en agua
Disociación	$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$ (100%)
Concentración H^+	$[H^+] = [HCl]_0 = 1,00 \times 10^{-3}$ M
pH solución a)	$pH = -\log[H^+] = -\log(1,00 \times 10^{-3}) = 3,00$

PASO 2 — Análisis de la solución b) Ácido cloroso

Naturaleza	$HClO_2$ es un ácido débil con $pK_a = 1,96$
K_a	$K_a = 10^{-pK_a} = 10^{-1,96} = 1,096 \times 10^{-2} \approx 0,011$
Equilibrio	$HClO_2 \rightleftharpoons H^+ + ClO_2^-$
Expresión K_a	$K_a = [H^+][ClO_2^-] / [HClO_2]$

PASO 3 — Cálculo de $[H^+]$ en solución b)

Dato	$[HClO_2]_{eq} = 1,50 \times 10^{-4}$ M (concentración en equilibrio)
Estequiometría	Por estequiometría: $[H^+] = [ClO_2^-] = x$ (cantidad disociada)
Sustitución	$1,096 \times 10^{-2} = x^2 / (1,50 \times 10^{-4})$
Despeje x^2	$x^2 = 1,096 \times 10^{-2} \times 1,50 \times 10^{-4} = 1,644 \times 10^{-6}$
$[H^+]$	$x = \sqrt{(1,644 \times 10^{-6})} = 1,282 \times 10^{-3}$ M
pH solución b)	$pH = -\log(1,282 \times 10^{-3}) = 2,89$

PASO 4 — Comparación de valores de pH

pH solución a)	$pH(HCl) = 3,00$
pH solución b)	$pH(HClO_2) = 2,89$
Comparación	$2,89 < 3,00$
Menor pH	La solución b) (ácido cloroso) tiene el menor pH = 2,89

El menor valor de pH observado es 2,89 (solución b, ácido cloroso)

Ejercicio 10 — Concentración de OH⁻ en solución de ácido bórico

Una solución de ácido bórico ($K_a = 5,79 \times 10^{-10}$) tiene, en el equilibrio, una concentración molar de dicho ácido de $1,15 \times 10^{-2}$ M. Calcular la concentración molar de OH⁻ en el equilibrio.

Idea clave: Plantear el equilibrio del ácido débil, calcular [H₃O⁺] usando K_a y la concentración inicial, y luego obtener [OH⁻] mediante K_w .

PASO 1 — Planteo del equilibrio del ácido bórico

Reacción	$H_3BO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_2BO_3^- + H_3O^+$
K_a	$K_a = [H_2BO_3^-][H_3O^+] / [H_3BO_3] = 5,79 \times 10^{-10}$
Concentración inicial	$[H_3BO_3]_0 = 1,15 \times 10^{-2}$ M
En equilibrio	$[H_3BO_3] = 1,15 \times 10^{-2} - x \approx 1,15 \times 10^{-2}$ M ($x \ll C_0$) $[H_3O^+] = [H_2BO_3^-] = x$

PASO 2 — Cálculo de [H₃O⁺]

Sustitución en K_a	$5,79 \times 10^{-10} = x^2 / (1,15 \times 10^{-2})$
Despeje de x^2	$x^2 = 5,79 \times 10^{-10} \times 1,15 \times 10^{-2} = 6,6585 \times 10^{-12}$
Cálculo de x	$x = \sqrt{(6,6585 \times 10^{-12})} = 2,58 \times 10^{-6}$ M
[H ₃ O ⁺]	$[H_3O^+] = 2,58 \times 10^{-6}$ M

PASO 3 — Cálculo de [OH⁻] usando el producto iónico del agua

K_w	$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}$ (a 25°C)
Despeje [OH ⁻]	$[OH^-] = K_w / [H_3O^+]$
Sustitución	$[OH^-] = (1,0 \times 10^{-14}) / (2,58 \times 10^{-6})$
Resultado	$[OH^-] = 3,88 \times 10^{-9}$ M

PASO 4 — Verificación

pH	$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(2,58 \times 10^{-6}) = 5,59$
pOH	$pOH = -\log[OH^-] = -\log(3,88 \times 10^{-9}) = 8,41$
Verificación	$pH + pOH = 5,59 + 8,41 = 14,0$ ✓
Conclusión	La solución es ácida ($pH < 7$), como se espera para un ácido débil

$$[OH^-] = 3,88 \times 10^{-9} \text{ M}$$