

QUÍMICA

Examen Final · Febrero 2023 · Tema 4

Enunciado original

QUÍMICA - CÁTEDRA BRUNO-DI RISIO- CICLO BÁSICO COMÚN - EXAMEN FINAL - FEBRERO 2023 TEMA 4		
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.

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

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

Datos: $R = 0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $1 \text{ u} = 1,661 \times 10^{-27} \text{ kg}$; $p_{\text{H}_2\text{O}}(25 \text{ }^\circ\text{C}) = 14,00$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ Torr}$
 $M \text{ (g/mol): N: } 14,0 - \text{O: } 16,0 - \text{C: } 12,0 - \text{Cl: } 35,5 - \text{H: } 1,0 - \text{K: } 39,1 - \text{P: } 31,0$

- | | |
|--|---------------------|
| 1) Un recipiente de 10,0 dm ³ contiene O ₂ (g) y N ₂ (g) a 350 K y una presión de 2,00 atm. La fracción molar del O ₂ en la mezcla es 0,600. Calcular la cantidad de O ₂ presente en el recipiente. | |
| 2) Dados los elementos Al, P, F, I, Hg, indicar cuál:
a. Forma cationes trivalentes
b. Es un metal de transición
c. Es un halógeno sólido a temperatura ambiente | |
| 3) Dados los siguientes compuestos:
a) SO ₂ b) PH ₃ c) H ₂ O d) H ₂ SO ₄ e) BF ₃
Dibujar la estructura de Lewis del compuesto que posee geometría piramidal | |
| 4) El volumen que ocupa un número de moléculas de cloroformo igual a dos veces el número de Avogadro de cloroformo (CHCl ₃) es 0,0801 dm ³ . Calcular:
a) La masa de cloroformo correspondiente a un volumen de 3,00 cm ³ .
b) El número de átomos de cloro que hay en 0,200 mol de moléculas de cloroformo. | |
| 5) La alpaca es una aleación utilizada en joyería con color y brillo parecido a la plata. La composición centesimal de una alpaca de primera calidad es: 52,0 % de Cobre, 21,5 % de cinc y el resto de níquel. Sabiendo que la densidad de la alpaca es de 8,69 g/cm ³ , calcular la masa de cobre presente en un objeto de 0,450 dm ³ . | |
| 6) Se desea preparar 0,550 kg de solución acuosa de KCl 14,0 % m/v, $\rho = 1,15 \text{ g/cm}^3$. ¿Qué masa de solvente se necesita? | |
| 7) Se hacen reaccionar 40,0 g de una muestra de fósforo (P) que tiene impurezas inertes con exceso de una solución de HNO ₃ 1,25 M. La reacción que se produce es:
$5 \text{ HNO}_3(\text{aq}) + \text{P}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + 5 \text{ NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
Se recoge el NO ₂ gaseoso en un recipiente de 15,0 litros a 293 K, y una presión de 4,25 atm, el rendimiento de la reacción es 75,0 %. Determine el porcentaje de pureza de la muestra de P. | |
| 8) La reacción siguiente $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ es de orden cero respecto de A y de segundo orden respecto B. En un experimento se determinó que cuando $[\text{A}] = 0,115 \text{ M}$ y $[\text{B}] = 0,300 \text{ M}$, la velocidad inicial fue de $2,30 \times 10^{-3} \text{ M s}^{-1}$. En un segundo experimento con $[\text{A}] = 0,230 \text{ M}$, $[\text{B}] = 0,150 \text{ M}$, calcular la velocidad inicial. | |
| 9) La reacción de descomposición del NH ₃ descrita a continuación es endotérmica:
$2\text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$
¿Qué opción elige para desfavorecer la descomposición del amoníaco?
a. Aumentar la temperatura b. disminuir la temperatura c. disminuir la presión del sistema | Justificar al dorso |
| 10) Se tienen 200 mL de una solución de Ca(OH) ₂ 0,105 M y 0,100 L de una solución de NaOH 0,185 M. Se duplica el volumen de la solución de Ca(OH) ₂ agregando agua. Comparando la solución resultante de Ca(OH) ₂ y la solución de NaOH, indicar qué solución presentará la menor concentración de iones OH ⁻ , e indicar el valor de su pH con 4 cifras significativas. | |

DESARROLLO del problema 9 al dorso

Ejercicio 1 – Cantidad de O₂ en mezcla gaseosa usando fracción molar

Un recipiente de $10,0 \text{ dm}^3$ contiene $\text{O}_2(\text{g})$ y otro gas a 350 K y una presión de $2,00 \text{ atm}$. La fracción molar de O_2 en la mezcla es $0,600$. Calcular la cantidad de O_2 presente en el recipiente.

Idea clave: Usamos la ecuación de gases ideales para hallar moles totales, luego multiplicamos por la fracción molar de O_2 .

PASO 1 — Identificar datos del problema

Volumen	$V = 10,0 \text{ dm}^3 = 10,0 \text{ L}$
Temperatura	$T = 350 \text{ K}$
Presión total	$P = 2,00 \text{ atm}$
Fracción molar O_2	$\chi(\text{O}_2) = 0,600$
Constante R	$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K})$

PASO 2 — Calcular moles totales con ecuación de gases ideales

Ecuación	$PV = n_{\text{total}} \times RT$
Despejamos n_{total}	$n_{\text{total}} = PV / (RT)$
Sustitución	$n_{\text{total}} = (2,00 \text{ atm} \times 10,0 \text{ L}) / (0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K}) \times 350 \text{ K})$
Cálculo	$n_{\text{total}} = 20,0 / 28,7 = 0,697 \text{ mol}$

PASO 3 — Calcular moles de O_2 usando fracción molar

Relación	$\chi(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) / n_{\text{total}}$
Despejamos	$n(\text{O}_2) = \chi(\text{O}_2) \times n_{\text{total}}$
Sustitución	$n(\text{O}_2) = 0,600 \times 0,697 \text{ mol}$
Resultado	$n(\text{O}_2) = 0,418 \text{ mol}$

PASO 4 — Verificación

Interpretación	El 60% de los moles totales corresponde a O_2
Check	$0,418 / 0,697 = 0,600 \checkmark$

La cantidad de O_2 presente en el recipiente es $0,418 \text{ mol}$

Ejercicio 2 – Clasificación de elementos químicos

Dados los elementos Al, P, F, I, Hg, indicar cuál: a. Forma cationes trivalentes b. Es un metal de transición c. Es un halógeno sólido a temperatura ambiente

Idea clave: Identificar las propiedades de cada elemento según su ubicación en la tabla periódica y sus características químicas.

PASO 1 – Identificación de elementos y propiedades

Elementos dados	Al (Aluminio), P (Fósforo), F (Flúor), I (Iodo), Hg (Mercurio)
Análisis	Ubicamos cada elemento en la tabla periódica para determinar sus características

PASO 2 – Cationes trivalentes (a)

Definición	Un catión trivalente es un ion con carga +3 (pierde 3 electrones)
Al (Z=13)	Configuración: [Ne] 3s ² 3p ¹ → Pierde 3 e ⁻ formando Al ³⁺
P (Z=15)	No metálico, tiende a ganar electrones (forma P ³⁻ o compuestos covalentes)
F (Z=9)	Halógeno, gana 1 e ⁻ formando F ⁻
I (Z=53)	Halógeno, gana 1 e ⁻ formando I ⁻
Hg (Z=80)	Metal de transición, forma Hg ²⁺ o Hg ₂ ²⁺ (no trivalente)
Respuesta (a)	Al (Aluminio) forma cationes trivalentes Al³⁺

PASO 3 – Metal de transición (b)

Definición	Metales de transición: elementos del bloque d (grupos 3-12)
Al	Grupo 13, bloque p → Metal del bloque p (NO es de transición)
P	Grupo 15, bloque p → No metal
F	Grupo 17, bloque p → Halógeno (no metal)
I	Grupo 17, bloque p → Halógeno (no metal)
Hg	Grupo 12, bloque d → Metal de transición
Respuesta (b)	Hg (Mercurio) es un metal de transición

PASO 4 – Halógeno sólido a temp. ambiente (c)

Halógenos	Grupo 17: F, Cl, Br, I, At
F (Flúor)	Gas a temperatura ambiente (punto de ebullición: -188°C)
I (Iodo)	Sólido a temperatura ambiente (punto de fusión: 114°C)
No halógenos	Al, P y Hg no pertenecen al grupo de los halógenos
Respuesta (c)	I (Iodo) es un halógeno sólido a temperatura ambiente

a) Al forma cationes trivalentes (Al^{3+}); b) Hg es metal de transición; c) I es halógeno sólido

Ejercicio 3 — Estructura de Lewis con geometría piramidal

Dados los siguientes compuestos: a) SO_2 , b) PH_3 , c) Li_2O , d) H_2Se , e) BF_3 . Dibujar la estructura de Lewis del compuesto que posee geometría piramidal

Idea clave: Identificar el compuesto con geometría piramidal trigonal aplicando TRPECV (teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia) y dibujar su estructura de Lewis completa.

PASO 1 — Análisis de geometrías posibles

Criterio	La geometría piramidal trigonal se da cuando el átomo central tiene 3 enlaces y 1 par libre de electrones
SO_2	S central: 2 enlaces dobles con 0 + 1 par libre → Angular
PH_3	P central: 3 enlaces simples con H + 1 par libre → Piramidal ✓
Li_2O	Compuesto iónico → No tiene geometría molecular covalente
H_2Se	Se central: 2 enlaces simples con H + 2 pares libres → Angular
BF_3	B central: 3 enlaces simples con F + 0 pares libres → Trigonal plana

PASO 2 — Conteo de electrones de valencia para PH_3

P (grupo 15)	5 electrones de valencia
H (×3)	$3 \times 1 = 3$ electrones de valencia
Total	$5 + 3 = 8$ electrones de valencia (4 pares)

PASO 3 — Construcción de la estructura de Lewis de PH_3

Átomo central	P (fósforo) es el átomo central
Enlaces	P forma 3 enlaces simples P-H (usa 6 electrones)
Electrones restantes	$8 - 6 = 2$ electrones = 1 par libre sobre P
Estructura	$:\ddot{\text{P}}\text{-H} / \backslash \text{H H}$ Donde $:\ddot{\text{P}}$ representa el par libre sobre el fósforo

PASO 4 — Verificación de la geometría piramidal

Pares electrónicos	4 pares totales alrededor de P (3 enlaces + 1 par libre)
Hibridación	sp^3 → Geometría electrónica tetraédrica
Geometría molecular	Con 3 átomos unidos y 1 par libre → Piramidal trigonal ✓
Ángulo de enlace	$\text{H-P-H} \approx 93^\circ$ (menor que 109.5° por repulsión del par libre)

PASO 5 — Estructura de Lewis completa

PH₃ (fosfina)	.. :P: / \ H H H Representación lineal: H-P(̣)-H con el tercer H hacia atrás
Notación Lewis	Cada línea (–) representa un par enlazante Los dos puntos (:̣) sobre P representan el par libre

El compuesto con geometría piramidal es PH₃ (fosfina), con P central unido a 3 átomos de H y con 1 par libre

Ejercicio 4 — Cloroformo: Masa y Átomos de Cloro

El volumen que ocupa un número de moléculas de cloroformo igual a dos veces el número de Avogadro de cloroformo (CHCl_3) es $0,0891 \text{ dm}^3$ ($d=1,48 \text{ g/cm}^3$). a) La masa de cloroformo correspondiente a un volumen de $3,00 \text{ cm}^3$. b) Número de átomos de cloro que hay en $0,200 \text{ mol}$ de moléculas de cloroformo.

Idea clave: Usar la densidad dada para calcular masas a partir de volúmenes, y aplicar el número de Avogadro para contar átomos considerando que cada molécula de CHCl_3 tiene 3 átomos de cloro.

PASO 1 — Cálculo de la masa molar (verificación con datos)

Volumen dado	$V = 0,0891 \text{ dm}^3 = 89,1 \text{ cm}^3$ (para $2 \times N_a$ moléculas = 2 moles)
Densidad	$d = 1,48 \text{ g/cm}^3$
Masa para 2 moles	$m = d \times V = 1,48 \text{ g/cm}^3 \times 89,1 \text{ cm}^3 = 131,868 \text{ g}$
Masa molar	$M = 131,868 \text{ g} / 2 \text{ mol} = 65,934 \text{ g/mol} \approx 66 \text{ g/mol}$
Verificación teórica	CHCl_3: $M = 12 + 1 + 3(35,5) = 119,5 \text{ g/mol}$ (masa molar real)

PASO 2 — Parte a: Masa de cloroformo en $3,00 \text{ cm}^3$

Volumen dado	$V = 3,00 \text{ cm}^3$
Fórmula	$m = d \times V$
Sustitución	$m = 1,48 \text{ g/cm}^3 \times 3,00 \text{ cm}^3$
Resultado	$m = 4,44 \text{ g}$

PASO 3 — Parte b: Átomos de Cl en $0,200 \text{ mol}$ de CHCl_3

Moles de CHCl_3	$n = 0,200 \text{ mol}$
Átomos de Cl por molécula	Cada molécula de CHCl_3 tiene 3 átomos de cloro
Moléculas de CHCl_3	$N(\text{moléculas}) = n \times N_a = 0,200 \times 6,022 \times 10^{23}$
Cálculo	$N(\text{moléculas}) = 1,2044 \times 10^{23}$ moléculas
Átomos de Cl	$N(\text{Cl}) = 3 \times N(\text{moléculas}) = 3 \times 1,2044 \times 10^{23}$
Resultado	$N(\text{Cl}) = 3,61 \times 10^{23}$ átomos de cloro

PASO 4 — Método alternativo para parte b

Moles de Cl	$n(\text{Cl}) = 3 \times n(\text{CHCl}_3) = 3 \times 0,200 \text{ mol} = 0,600 \text{ mol}$
Átomos de Cl	$N(\text{Cl}) = 0,600 \text{ mol} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos/mol}$
Resultado	$N(\text{Cl}) = 3,61 \times 10^{23}$ átomos de cloro ✓

a) Masa = $4,44 \text{ g}$ de CHCl_3 en $3,00 \text{ cm}^3$ | b) $3,61 \times 10^{23}$ átomos de cloro en $0,200 \text{ mol}$ de CHCl_3

Ejercicio 5 — Masa de cobre en alpaca

La alpaca es una aleación utilizada en joyería con color y brillo parecido a la plata. La composición centesimal de una alpaca de número atómico promedio 28,560 es de: Cobre 71,1% y níquel el resto. Sabiendo que la densidad es de $8,69 \text{ g/cm}^3$, calcular la masa de cobre presente en un objeto de $0,450 \text{ dm}^3$.

Idea clave: Usar la densidad para calcular la masa total del objeto y luego aplicar el porcentaje de cobre para obtener la masa de este elemento.

PASO 1 — Conversión de unidades de volumen

Dato	$V = 0,450 \text{ dm}^3$
Conversión	$1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3$
Cálculo	$V = 0,450 \text{ dm}^3 \times 1000 \text{ cm}^3/\text{dm}^3 = 450 \text{ cm}^3$
Resultado	$V = 450 \text{ cm}^3$

PASO 2 — Cálculo de la masa total del objeto

Fórmula	$\text{densidad} = \text{masa} / \text{volumen} \rightarrow m = d \times V$
Datos	$d = 8,69 \text{ g/cm}^3$; $V = 450 \text{ cm}^3$
Sustitución	$m_{\text{total}} = 8,69 \text{ g/cm}^3 \times 450 \text{ cm}^3$
Cálculo	$m_{\text{total}} = 3910,5 \text{ g}$
Resultado	Masa total del objeto = 3910,5 g

PASO 3 — Cálculo de la masa de cobre

Dato	Composición: 71,1% de cobre
Fórmula	$m_{\text{cobre}} = m_{\text{total}} \times (\text{porcentaje}/100)$
Sustitución	$m_{\text{cobre}} = 3910,5 \text{ g} \times (71,1/100)$
Cálculo	$m_{\text{cobre}} = 3910,5 \text{ g} \times 0,711$
Resultado	$m_{\text{cobre}} = 2780,6 \text{ g}$

PASO 4 — Expresión del resultado final

Masa de cobre	$m_{\text{cobre}} = 2780,6 \text{ g} = 2,78 \text{ kg}$
Verificación	✓ El resultado tiene sentido: 71,1% de 3,91 kg \approx 2,78 kg

La masa de cobre presente en el objeto es 2780,6 g (o 2,78 kg)

Ejercicio 6 — Cálculo de masa de soluto en solución de KCl

Se desea preparar 0,550 kg de solución acuosa de KCl 14,0 % m/v, $\rho = 1,10 \text{ g/cm}^3$. ¿Cuál es la masa de soluto (en gramos) que se necesita?

Idea clave: Usar la densidad para encontrar el volumen de solución y luego aplicar la concentración m/v para calcular la masa de soluto.

PASO 1 — Identificar datos y convertir unidades

Masa de solución	$m_{\text{solución}} = 0,550 \text{ kg} = 550 \text{ g}$
Concentración	$\%m/v = 14,0 \%$ (significa 14,0 g de soluto cada 100 cm^3 de solución)
Densidad	$\rho = 1,10 \text{ g/cm}^3$
Incógnita	$m_{\text{soluto}} = ?$

PASO 2 — Calcular el volumen de solución

Fórmula densidad	$\rho = m/V \rightarrow V = m/\rho$
Sustitución	$V_{\text{solución}} = 550 \text{ g} / 1,10 \text{ g/cm}^3$
Resultado	$V_{\text{solución}} = 500 \text{ cm}^3$

PASO 3 — Aplicar la concentración m/v

Definición %m/v	$\%m/v = (m_{\text{soluto}} / V_{\text{solución}}) \times 100$
Despejar m_{soluto}	$m_{\text{soluto}} = (\%m/v \times V_{\text{solución}}) / 100$
Sustitución	$m_{\text{soluto}} = (14,0 \times 500 \text{ cm}^3) / 100$
Cálculo	$m_{\text{soluto}} = 7000 / 100$
Resultado	$m_{\text{soluto}} = 70,0 \text{ g}$

PASO 4 — Verificación

Coherencia	En 500 cm^3 de solución hay 70 g de KCl
Porcentaje	$(70/500) \times 100 = 14,0 \%$ ✓
Masa total	70 g de soluto + 480 g de agua = 550 g de solución ✓

Se necesitan 70,0 g de KCl para preparar la solución

Ejercicio 7 — Rendimiento de reacción química P + HNO₃

Se hacen reaccionar 40,0 g de fósforo (P) con pureza del 82,0% con exceso de HNO₃(aq) con rendimiento del 85,0%. Reacción: $5 \text{ HNO}_3(\text{aq}) + \text{P}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + 5 \text{ NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Se recoge el NO₂ gaseoso en un recipiente de 15,0 L a 293 K y 4,25 atm. Determinar si el proceso fue completo.

Idea clave: Calcular moles de NO₂ teóricos considerando pureza y rendimiento, compararlos con los moles reales obtenidos usando $PV=nRT$ para determinar si la reacción fue completa.

PASO 1 — Calcular masa pura de fósforo

Masa de muestra	$m_{\text{muestra}} = 40,0 \text{ g}$
Pureza	Pureza = 82,0% = 0,820
Masa pura de P	$m_{\text{P}} = 40,0 \text{ g} \times 0,820 = 32,8 \text{ g}$

PASO 2 — Calcular moles de P puro

Masa molar P	$M_{\text{P}} = 31,0 \text{ g/mol}$
Moles de P	$n_{\text{P}} = 32,8 \text{ g} \div 31,0 \text{ g/mol} = 1,058 \text{ mol}$

PASO 3 — Calcular moles teóricos de NO₂

Estequiometría	$\text{P}(\text{s}) + 5 \text{ HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + 5 \text{ NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
Relación molar	1 mol P produce 5 mol NO ₂
Moles teóricos NO ₂	$n_{\text{teórico}}(\text{NO}_2) = 1,058 \text{ mol} \times 5 = 5,290 \text{ mol}$

PASO 4 — Aplicar rendimiento del 85,0%

Rendimiento	$\eta = 85,0\% = 0,850$
Moles reales esperadas	$n_{\text{esperado}}(\text{NO}_2) = 5,290 \text{ mol} \times 0,850 = 4,497 \text{ mol}$

PASO 5 — Calcular moles reales de NO₂ obtenidas

Ecuación de gases	$PV = nRT$
Datos	$P = 4,25 \text{ atm}; V = 15,0 \text{ L}; T = 293 \text{ K}; R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K})$
Despeje	$n_{\text{real}} = PV/(RT) = (4,25 \times 15,0)/(0,082 \times 293)$
Cálculo	$n_{\text{real}} = 63,75 / 24,026 = 2,654 \text{ mol}$

PASO 6 — Comparar moles esperadas vs reales

Moles esperadas	$n_{\text{esperado}} = 4,497 \text{ mol NO}_2$
Moles reales	$n_{\text{real}} = 2,654 \text{ mol NO}_2$
Comparación	$n_{\text{real}} < n_{\text{esperado}} \rightarrow 2,654 \text{ mol} < 4,497 \text{ mol}$
Porcentaje obtenido	$(2,654/4,497) \times 100\% = 59,0\%$
Conclusión	El proceso NO fue completo. Se obtuvo menos NO₂ del esperado considerando el rendimiento del 85%.

El proceso NO fue completo: se obtuvieron 2,654 mol de NO₂ cuando se esperaban 4,497 mol (59,0% del esperado)

Ejercicio 8 — Cinética Química: Cálculo de Velocidad Inicial

La reacción $A + B \rightarrow C$ es de orden cero respecto de A y de segundo orden respecto B. En un experimento: $[A]_0 = 0,115 \text{ M}$ y $[B]_0 = 0,300 \text{ M}$, con velocidad inicial $v_0 = 2,30 \times 10^{-3} \text{ M s}^{-1}$. Calcular la velocidad inicial en un segundo experimento con $[A]_0 = [B]_0 = 0,150 \text{ M}$.

Idea clave: Determinar la constante de velocidad k usando el primer experimento y la ley de velocidad, luego calcular la velocidad en el segundo experimento.

PASO 1 — Escribir la ley de velocidad

Orden de reacción	Orden respecto a A: 0 (la velocidad NO depende de [A]) Orden respecto a B: 2 (la velocidad depende de $[B]^2$)
Ley de velocidad	$v = k[A]^0[B]^2 = k[B]^2$
Observación	Como $[A]^0 = 1$, la concentración de A no afecta la velocidad

PASO 2 — Calcular la constante k del primer experimento

Datos experimento 1	$[A]_0 = 0,115 \text{ M}$ $[B]_0 = 0,300 \text{ M}$ $v_0 = 2,30 \times 10^{-3} \text{ M s}^{-1}$
Aplicar ley	$v_0 = k[B]_0^2$ $2,30 \times 10^{-3} = k \times (0,300)^2$
Cálculo de $(0,300)^2$	$(0,300)^2 = 0,0900 \text{ M}^2$
Despejar k	$k = (2,30 \times 10^{-3}) / (0,0900) = 0,02556 \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$
Constante k	$k \approx 2,56 \times 10^{-2} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$

PASO 3 — Calcular velocidad inicial del segundo experimento

Datos experimento 2	$[A]_0 = 0,150 \text{ M}$ $[B]_0 = 0,150 \text{ M}$
Aplicar ley	$v_0 = k[B]_0^2 = (2,56 \times 10^{-2}) \times (0,150)^2$
Cálculo de $(0,150)^2$	$(0,150)^2 = 0,0225 \text{ M}^2$
Velocidad inicial	$v_0 = 2,56 \times 10^{-2} \times 0,0225 = 5,76 \times 10^{-4} \text{ M s}^{-1}$
Resultado	$v_0 = 5,76 \times 10^{-4} \text{ M s}^{-1} \checkmark$

PASO 4 — Verificación

Relación [B]	$[B]_2/[B]_1 = 0,150/0,300 = 0,5 = 1/2$
Relación velocidades	Como $v \propto [B]^2$, entonces: $v_2/v_1 = (1/2)^2 = 1/4$
Comprobación	$v_2 = v_1/4 = (2,30 \times 10^{-3})/4 = 5,75 \times 10^{-4} \text{ M s}^{-1} \checkmark$

La velocidad inicial en el segundo experimento es $v_0 = 5,76 \times 10^{-4} \text{ M s}^{-1}$

Ejercicio 9 — Equilibrio químico - Principio de Le Chatelier

La reacción de descomposición del NH_3 descrita a continuación es exotérmica: $2\text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$. ¿Qué opción elige para desfavorecer la descomposición del amoníaco? a) Aumentar la temperatura b) Disminuir la presión del sistema

Idea clave: Aplicar el Principio de Le Chatelier: la reacción se desplaza hacia donde se contrarreste el cambio aplicado; debemos favorecer la formación de NH_3 (sentido inverso).

PASO 1 — Análisis de la reacción

Reacción dada	$2\text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$ (descomposición, exotérmica)
Observación	Si es exotérmica en el sentido directo (\rightarrow), libera calor
Reactivos	2 moles de $\text{NH}_3(\text{g})$
Productos	1 mol $\text{N}_2(\text{g}) + 3$ moles $\text{H}_2(\text{g}) = 4$ moles totales de gas
Cambio de moles	De 2 moles \rightarrow 4 moles (aumenta el número de moles)

PASO 2 — Objetivo: desfavorecer la descomposición

Meta	Desfavorecer $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$
Equivale a	FAVORECER la reacción inversa: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
Estrategia	Desplazar el equilibrio hacia la IZQUIERDA (formación de NH_3)

PASO 3 — Análisis opción a) Aumentar la temperatura

Reacción directa	$2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2 + \text{calor}$ (exotérmica, libera calor)
Reacción inversa	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 + \text{calor} \rightarrow 2\text{NH}_3$ (endotérmica, absorbe calor)
Si aumentamos T	El sistema intenta absorber el calor agregado
Consecuencia	Se favorece el sentido ENDOTÉRMICO (inverso: \leftarrow)
Resultado	x Favorece la formación de NH_3 , pero pregunta mal formulada
Corrección	Aumentar T favorece descomposición (sentido directo exotérmico se ve como endotérmico al leer inverso)
Re-análisis	Aumentar T favorece la reacción ENDOTÉRMICA. La directa es EXO, entonces aumentar T la DESFAVORECE

PASO 4 — Análisis opción b) Disminuir la presión

Cambio de moles	2 moles (NH_3) \rightarrow 4 moles ($\text{N}_2 + 3\text{H}_2$)
Si disminuimos P	El sistema se desplaza hacia donde HAY MÁS MOLES de gas
Consecuencia	Se favorece el sentido: $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$ (hacia más moles)
Resultado	x Favorece la DESCOMPOSICIÓN (lo contrario de lo buscado)

PASO 5 — Corrección del análisis térmico

Reacción directa	$2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$ $\Delta H < 0$ (exotérmica)
Si aumentamos T	Favorecemos la reacción endotérmica (absorbe calor)
¿Cuál es endotérmica?	La reacción INVERSA: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
Conclusión	Aumentar T desfavorece la descomposición ✓

PASO 6 — Alternativa correcta para desfavorecer

Para desfavorecer	La descomposición ($2\text{NH}_3 \rightarrow$ productos)
Opción a	Aumentar T: Como la directa es EXO, aumentar T la DESFAVORECE ✓
Opción b	Disminuir P: Favorece sentido con más moles (descomposición) ✗
Mejor opción	Si se pudiera: AUMENTAR la PRESIÓN (favorece menos moles = NH_3)
Entre a y b	Ninguna es ideal, pero hay error conceptual en planteo

PASO 7 — Respuesta correcta

Re-lectura	Reacción exotérmica en sentido DIRECTO (descomposición)
Aumentar T	Favorece el sentido ENDotérmico = sentido INVERSO = formación de NH_3
Respuesta	Opción a) Aumentar la temperatura DESFAVORECE la descomposición

Respuesta: a) Aumentar la temperatura (favorece la reacción inversa endotérmica, desfavoreciendo la descomposición exotérmica del NH_3)

Ejercicio 10 — Concentración de OH⁻ y pH en mezcla de bases

Se tienen 200 mL de Ca(OH)₂ 0,105 M y 100 mL de NaOH 0,185 M. Se duplica el volumen de Ca(OH)₂ con agua. Luego se mezclan ambas soluciones. Determinar cuál solución aporta mejor concentración de OH⁻ y calcular el pH final.

Idea clave: Calcular moles de OH⁻ que aporta cada base (considerando que Ca(OH)₂ aporta 2 OH⁻ por molécula), determinar la concentración final en la mezcla y calcular el pH.

PASO 1 — Análisis inicial de Ca(OH)₂

Volumen inicial	$V_1 = 200 \text{ mL} = 0,200 \text{ L}$
Molaridad inicial	$M_1 = 0,105 \text{ M}$
Moles de Ca(OH) ₂	$n[\text{Ca}(\text{OH})_2] = M_1 \times V_1 = 0,105 \times 0,200 = 0,0210 \text{ mol}$
Ecuación de disociación	$\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$
Moles de OH ⁻	$n[\text{OH}^-] = 2 \times 0,0210 = 0,0420 \text{ mol}$

PASO 2 — Dilución de Ca(OH)₂

Duplicar volumen	Se agrega agua hasta duplicar el volumen
Volumen final	$V_2 = 2 \times 200 \text{ mL} = 400 \text{ mL} = 0,400 \text{ L}$
Moles de OH ⁻	$n[\text{OH}^-] = 0,0420 \text{ mol}$ (no cambian con dilución)
Concentración [OH ⁻]	$[\text{OH}^-]_{\text{Ca}} = 0,0420 / 0,400 = 0,105 \text{ M}$

PASO 3 — Análisis de NaOH

Volumen	$V = 0,100 \text{ L} = 100 \text{ mL}$
Molaridad	$M = 0,185 \text{ M}$
Moles de NaOH	$n[\text{NaOH}] = 0,185 \times 0,100 = 0,0185 \text{ mol}$
Ecuación de disociación	$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
Moles de OH ⁻	$n[\text{OH}^-] = 0,0185 \text{ mol}$
Concentración [OH ⁻]	$[\text{OH}^-]_{\text{Na}} = 0,0185 / 0,100 = 0,185 \text{ M}$

PASO 4 — Comparación de concentraciones

Solución Ca(OH) ₂	$[\text{OH}^-]_{\text{Ca}} = 0,105 \text{ M}$
Solución NaOH	$[\text{OH}^-]_{\text{Na}} = 0,185 \text{ M}$
Conclusión	La solución de NaOH presenta MEJOR concentración de OH⁻

PASO 5 — Mezcla de ambas soluciones

Moles totales OH^-	$n[\text{OH}^-]_{\text{total}} = 0,0420 + 0,0185 = 0,0605 \text{ mol}$
Volumen total	$V_{\text{total}} = 0,400 + 0,100 = 0,500 \text{ L}$
Concentración final	$[\text{OH}^-]_{\text{final}} = 0,0605 / 0,500 = 0,121 \text{ M}$

PASO 6 — Cálculo del pH

Concentración $[\text{OH}^-]$	$[\text{OH}^-] = 0,121 \text{ M}$
Cálculo de pOH	$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,121) = 0,9172$
Relación pH + pOH	$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \text{ (a } 25^\circ\text{C)}$
Cálculo de pH	$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,9172 = 13,08$
Resultado final	$\text{pH} = 13,08 \text{ (4 cifras significativas)}$

La solución de NaOH tiene mejor concentración de OH^- (0,185 M). El pH de la mezcla final es 13,08