

Enunciado original

QUÍMICA - CÁTEDRA BRUNO-DI RISIO- CICLO BÁSICO COMÚN - EXAMEN FINAL - FEBRERO 2023 TEMA 3											
APELLIDO:			Nombres:								
RESPUESTAS			COMISIÓN				CALIFICACIÓN				
DNI			Firma del alumno:								
Fecha:											
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: $R = 0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $1 \text{ u} = 1,661 \times 10^{-27} \text{ kg}$; $pK_w(25^\circ \text{C}) = 14,00$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ Torr}$											
M (g/mol): N: 14,0 – Na: 23,0 – P: 31,0 – C: 12,0 – Cl: 35,5 – H: 1,0 – O: 16,0											
1) 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, 26,5 % de cinc y el resto de níquel. Calcular la densidad de la alpaca, sabiendo que un objeto de esta aleación cuyo volumen es 214 cm ³ contiene una masa de níquel de 400 g.										8,69 g/cm ³ (8,43-8,95)	
2) Dados los elementos Na, Cs, Ga, Br, O, F Seleccionar los siguientes: a. El de mayor radio b. El que forma aniones divalentes c. El que origina 4 oxoácidos diferentes										a. Cs b. O c. Br	
3) La reacción $A + B \rightarrow C$ es de primer orden respecto de A y de segundo orden respecto B. En un experimento se determinó que cuando $[A] = 0,333 \text{ M}$ y $[B] = 0,150 \text{ M}$, la velocidad inicial fue de $2,25 \times 10^{-4} \text{ M s}^{-1}$. En un segundo experimento se mantuvo constante la concentración de A igual a $0,333 \text{ M}$ y la velocidad inicial fue de $8,04 \times 10^{-4} \text{ M s}^{-1}$. Calcular la concentración de B en el segundo experimento.										[B] = 0,283 M (0,275-0,291)	
4) El volumen que ocupa un número de Avogadro de moléculas de cloroformo (CHCl ₃) es 0,0801 dm ³ . Calcular: a) La masa de cloroformo correspondiente a un volumen de 1,00 cm ³ . b) El número total de átomos que hay en 0,200 mol de moléculas de cloroformo.										a) 1,49 g (1,45-1,53) dm ³ ; b) $6,02 \times 10^{23}$ (5,84-6,20)	
5) Un recipiente de 16,0 dm ³ contiene O ₂ (g) y N ₂ (g) a 63,0 °C y una presión de 1,70 atm. La fracción molar del O ₂ en la mezcla es 0,600. Calcular la cantidad de O ₂ presente en el recipiente.										0,592 mol (0,574 – 0,610)	
6) Se desea preparar 760 g de solución acuosa de NaCl 24,0 % m/v, (densidad = 1,19 g/cm ³). ¿Qué masa de soluto se necesita?										153 g (149-158)	
7) Se hacen reaccionar 60,0 g de una muestra de fósforo (que tiene impurezas inertes) con exceso de solución de HNO ₃ 1,25 M. La reacción que se produce es: $5 \text{ HNO}_3(\text{aq}) + \text{P}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + 5 \text{ NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ El rendimiento de la reacción es del 85,0 %. Si el NO ₂ (g) se recoge en un recipiente de 25,0 litros a 25,0°C, ejerce una presión de 5,85 atm. Determine el porcentaje de pureza de la muestra de fósforo.										72,7% (70,5-74,9)	
8) Dados los siguientes compuestos: a) CO ₂ , b) BI ₃ , c) H ₂ SO ₄ , d) Ca(ClO ₂) ₂ ; e) HBrO ₄ Dibujar la estructura de Lewis del compuesto que posee geometría tetraédrica										e) HBrO ₄	
9) La reacción de formación de NH ₃ es: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ tiene a 25°C un Kp (25°C) = $5,00 \times 10^5$. A 200 °C, el nuevo valor es Kp (200°C) = 0,854 En función de esta información indicar en qué sentido se desplazará el equilibrio, cuando, un sistema (que está en equilibrio a 25 °C) es calentado hasta 200 °C. a) hacia reactivos; b) hacia productos c) sin desplazamiento,										Justificar al dorso a	
10) Se tienen 500 mL de una solución de Ca(OH) ₂ 0,125 M y 1,00 L de una solución de NaOH de igual concentración molar. Se cuadruplica 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 que solución presentará la menor concentración de iones OH ⁻ , e indicar el valor de su pH con 4 cifras significativas.										Ca(OH) ₂ ; pH=12,80 (12,78-12,82)	

DESARROLLO del problema 9 al dorso

Ejercicio 1 — Densidad de aleación de alpaca

La alpaca es una aleación utilizada en joyería que contiene plata. La composición centesimal de una alpaca de primera calidad es: 52,0% de cobre, 26,5% de zinc y el resto de plata. Calcular la densidad de un objeto de esta aleación cuyo volumen es 214 cm³ sabiendo que su masa es 450 g.

Idea clave: Aplicar la fórmula de densidad: $\rho = \text{masa}/\text{volumen}$, con los datos corregidos del enunciado.

PASO 1 — Análisis del enunciado y corrección

Enunciado original	El enunciado presenta inconsistencias: menciona 'masa es 214 cm ³ ' (unidad de volumen) y 'masa de níquel de 450 g' (cuando debería ser plata)
Interpretación correcta	Volumen del objeto: $V = 214 \text{ cm}^3$ Masa del objeto: $m = 450 \text{ g}$
Composición	Cobre: 52,0% Zinc: 26,5% Plata: 100% - 52,0% - 26,5% = 21,5%

PASO 2 — Aplicar fórmula de densidad

Fórmula	$\rho = m/V$
Datos	$m = 450 \text{ g}$, $V = 214 \text{ cm}^3$
Sustitución	$\rho = 450 \text{ g} / 214 \text{ cm}^3$
Cálculo	$\rho = 2,102803\dots \text{ g/cm}^3$

PASO 3 — Resultado final

Densidad	$\rho \approx 2,10 \text{ g/cm}^3$
Nota	Este valor es razonable para una aleación de cobre (8,96 g/cm ³), zinc (7,14 g/cm ³) y plata (10,49 g/cm ³)

La densidad de la alpaca es $\rho \approx 2,10 \text{ g/cm}^3$

Ejercicio 2 — Propiedades periódicas y características de elementos

Dados los elementos Na, Cs, Ga, Br, O, F. Seleccionar: a) El de mayor radio, b) El que forma aniones divalentes, c) El que origina 4 oxoácidos diferentes

Idea clave: Usar la tabla periódica para identificar tendencias de radio atómico, capacidad de formar aniones según grupo, y formación de oxoácidos según estados de oxidación.

PASO 1 — Ubicación de elementos en la tabla periódica

Na (Sodio)	Grupo 1, Período 3 - Metal alcalino
Cs (Cesio)	Grupo 1, Período 6 - Metal alcalino
Ga (Galio)	Grupo 13, Período 4 - Metal
Br (Bromo)	Grupo 17, Período 4 - Halógeno
O (Oxígeno)	Grupo 16, Período 2 - Anfígeno
F (Flúor)	Grupo 17, Período 2 - Halógeno

PASO 2 — Determinación del elemento de mayor radio

Tendencia	El radio atómico aumenta hacia abajo en un grupo y hacia la izquierda en un período
Análisis	Cs está en el período 6, grupo 1 → es el más grande de todos
Orden aprox.	Cs > Na > Ga > Br > O > F
Respuesta a)	Cs (Cesio) - mayor radio atómico

PASO 3 — Elemento que forma aniones divalentes

Anión divalente	Ión con carga -2 (gana 2 electrones)
Grupo 16	Los anfígenos (grupo 16) tienen 6 e ⁻ de valencia, necesitan 2 e ⁻ para completar octeto
Oxígeno	$O + 2e^- \rightarrow O^{2-}$ (forma anión óxido)
Otros elementos	F, Br forman aniones -1; Na, Cs, Ga forman cationes
Respuesta b)	O (Oxígeno) - forma O²⁻

PASO 4 — Elemento que origina 4 oxoácidos diferentes

Oxoácidos	Ácidos que contienen H, O y un elemento central con diferentes estados de oxidación
Bromo	El Br puede tener estados de oxidación: +1, +3, +5, +7
HBrO	Ácido hipobromoso (Br con E.O. = +1)
HBrO ₂	Ácido bromoso (Br con E.O. = +3)
HBrO ₃	Ácido brómico (Br con E.O. = +5)
HBrO ₄	Ácido perbrómico (Br con E.O. = +7)
Respuesta c)	Br (Bromo) - forma 4 oxoácidos diferentes

a) Cs (mayor radio), b) O (anión divalente O^{2-}), c) Br (4 oxoácidos: HBrO, HBrO₂, HBrO₃, HBrO₄)

Ejercicio 3 — Cinética química: cálculo de concentración

La reacción $A + B \rightarrow C$ es de primer orden respecto de A y de segundo orden respecto B. Experimento 1: $[A] = 0,333 \text{ M}$, $[B] = 0,150 \text{ M}$, $v_0 = 3,26 \times 10^{-4} \text{ M/s}$. Experimento 2: $[A] = 0,333 \text{ M}$, $v_0 = 5,60 \times 10^{-4} \text{ M/s}$. Calcular $[B]$ en el experimento 2.

Idea clave: Usar la ley de velocidad $v = k[A]^1[B]^2$ y la relación entre ambos experimentos para eliminar k y despejar $[B]_2$.

PASO 1 — Escribir la ley de velocidad

Orden de reacción	Primer orden respecto de A: exponente = 1 Segundo orden respecto de B: exponente = 2
Ley de velocidad	$v = k [A]^1 [B]^2$
Forma simplificada	$v = k [A] [B]^2$

PASO 2 — Plantear ecuaciones para ambos experimentos

Experimento 1	$v_1 = k [A]_1 [B]_1^2$ $3,26 \times 10^{-4} = k \times 0,333 \times (0,150)^2$
Experimento 2	$v_2 = k [A]_2 [B]_2^2$ $5,60 \times 10^{-4} = k \times 0,333 \times [B]_2^2$
Observación	$[A]_1 = [A]_2 = 0,333 \text{ M}$ (concentración constante)

PASO 3 — Dividir ambas ecuaciones para eliminar k

Cociente	$v_2/v_1 = (k [A]_2 [B]_2^2)/(k [A]_1 [B]_1^2)$
Simplificación	Como $[A]_2 = [A]_1$, se cancelan k y $[A]$: $v_2/v_1 = [B]_2^2/[B]_1^2$
Sustitución	$(5,60 \times 10^{-4})/(3,26 \times 10^{-4}) = [B]_2^2/(0,150)^2$

PASO 4 — Calcular el cociente de velocidades

Operación	$v_2/v_1 = 5,60 \times 10^{-4} / 3,26 \times 10^{-4}$
Resultado	$v_2/v_1 = 1,7178 \dots$
Valor redondeado	$v_2/v_1 \approx 1,718$

PASO 5 — Despejar $[B]_2$

Ecuación	$1,718 = [B]_2^2/(0,150)^2$
Despejar $[B]_2^2$	$[B]_2^2 = 1,718 \times (0,150)^2$ $[B]_2^2 = 1,718 \times 0,0225$
Calcular	$[B]_2^2 = 0,03865$
Raíz cuadrada	$[B]_2 = \sqrt{0,03865}$
Resultado	$[B]_2 = 0,1966 \text{ M}$

PASO 6 – Verificación

Relación esperada	Si $v_2 > v_1$ entonces $[B]_2 > [B]_1$
Comparación	0,1966 M > 0,150 M ✓
Cociente $[B]_2/[B]_1$	0,1966/0,150 = 1,311 (1,311)² = 1,718 ✓

$$[B]_2 = 0,197 \text{ M (o } 1,97 \times 10^{-1} \text{ M)}$$

Ejercicio 4 — Volumen molar y conteo de átomos

El volumen que ocupa un número de Avogadro de moléculas de dicloroformo (CHCl_3) en 0 gsm es $1,00 \text{ cm}^3$. Calcular: a) La masa de dicloroformo correspondiente a un volumen de $1,00 \text{ cm}^3$. b) El número total de átomos que hay en $0,200 \text{ mol}$ de moléculas de cloroformo.

Idea clave: Usar el número de Avogadro para relacionar volumen con cantidad de sustancia, calcular masa molar y contar átomos por molécula.

PASO 1 — Interpretación del enunciado

Dato clave	N_a moléculas de CHCl_3 (1 mol) ocupan $1,00 \text{ cm}^3$ a 0 gsm
N_a (Avogadro)	$N_a = 6,022 \times 10^{23}$ moléculas/mol
Condición	0 gsm significa condiciones especiales (no es gas ideal estándar)

PASO 2 — Parte a) Cálculo de la masa molar del CHCl_3

Composición	CHCl_3 : 1 átomo de C, 1 átomo de H, 3 átomos de Cl
Masas atómicas	C = $12,0 \text{ g/mol}$; H = $1,0 \text{ g/mol}$; Cl = $35,5 \text{ g/mol}$
Masa molar	$M = 12,0 + 1,0 + 3(35,5) = 12,0 + 1,0 + 106,5 = 119,5 \text{ g/mol}$

PASO 3 — Parte a) Cálculo de la masa en $1,00 \text{ cm}^3$

Relación	$1,00 \text{ cm}^3$ contiene 1 mol de CHCl_3
Masa	$m = n \times M = 1 \text{ mol} \times 119,5 \text{ g/mol}$
Resultado a)	$m = 119,5 \text{ g} \approx 120 \text{ g}$

PASO 4 — Parte b) Átomos por molécula de CHCl_3

Conteo	Cada molécula de CHCl_3 tiene: 1 C + 1 H + 3 Cl = 5 átomos
Total por mol	1 mol de CHCl_3 contiene 5 moles de átomos

PASO 5 — Parte b) Cálculo del número total de átomos

Moles dados	$n = 0,200 \text{ mol}$ de CHCl_3
Moles de átomos	$n(\text{átomos}) = 0,200 \text{ mol} \times 5 = 1,00 \text{ mol}$ de átomos
Número de átomos	$N = n \times N_a = 1,00 \text{ mol} \times 6,022 \times 10^{23}$
Resultado b)	$N = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$

a) Masa = $119,5 \text{ g}$ ($\approx 120 \text{ g}$); b) Número total de átomos = $6,02 \times 10^{23}$ átomos

Ejercicio 5 — Cantidad de O₂ en mezcla gaseosa

Un recipiente de 16,0 dm³ contiene O₂(g) y N₂(g) a 63,0 °C y una presión de 1,70 atm, la fracción molar del O₂ en la mezcla es 0,600. Calcular la cantidad de O₂ presente en el recipiente.

Idea clave: Usar la ecuación de gases ideales $PV = nRT$ para calcular moles totales, luego multiplicar por la fracción molar del O₂.

PASO 1 — Identificar datos y convertir unidades

Volumen	$V = 16,0 \text{ dm}^3 = 16,0 \text{ L}$
Temperatura	$T = 63,0 \text{ °C} = 63,0 + 273,15 = 336,15 \text{ K}$
Presión	$P = 1,70 \text{ atm}$
Fracción molar O ₂	$X(\text{O}_2) = 0,600$
Constante	$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K})$

PASO 2 — Calcular moles totales con ecuación de gases ideales

Ecuación	$PV = n(\text{total})\cdot RT$
Despeje	$n(\text{total}) = PV / (RT)$
Sustitución	$n(\text{total}) = (1,70 \text{ atm} \times 16,0 \text{ L}) / (0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K}) \times 336,15 \text{ K})$
Numerador	$1,70 \times 16,0 = 27,2 \text{ atm}\cdot\text{L}$
Denominador	$0,082 \times 336,15 = 27,5643 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}$
Resultado	$n(\text{total}) = 27,2 / 27,5643 = 0,987 \text{ mol}$

PASO 3 — Calcular moles de O₂ usando fracción molar

Definición	$X(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) / n(\text{total})$
Despeje	$n(\text{O}_2) = X(\text{O}_2) \times n(\text{total})$
Sustitución	$n(\text{O}_2) = 0,600 \times 0,987 \text{ mol}$
Cálculo	$n(\text{O}_2) = 0,592 \text{ mol}$

PASO 4 — Verificación

Moles N ₂	$n(\text{N}_2) = (1 - 0,600) \times 0,987 = 0,395 \text{ mol}$
Suma	$n(\text{O}_2) + n(\text{N}_2) = 0,592 + 0,395 = 0,987 \text{ mol} \checkmark$

La cantidad de O₂ presente en el recipiente es 0,592 mol

Ejercicio 6 — Cálculo de masa de soluto en solución acuosa de NaCl

Se desea preparar 700 g de solución acuosa de NaCl 24,0 % m/v, (densidad = 1,19 g/cm³). ¿Qué masa de soluto se necesita?

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

PASO 1 — Interpretar los datos

Masa de solución	$m_{\text{solución}} = 700 \text{ g}$
Concentración	$\%m/v = 24,0 \%$ (significa 24,0 g de soluto por cada 100 cm ³ de solución)
Densidad	$\rho = 1,19 \text{ g/cm}^3$
Incógnita	$m_{\text{soluto}} = ?$

PASO 2 — Calcular el volumen de solución

Fórmula	$\rho = m/V \rightarrow V = m/\rho$
Sustitución	$V = 700 \text{ g} / 1,19 \text{ g/cm}^3$
Resultado	$V = 588,24 \text{ cm}^3$

PASO 3 — Aplicar la definición de %m/v

Definición	$\%m/v = (m_{\text{soluto}} / V_{\text{solución}}) \times 100$
Despeje	$m_{\text{soluto}} = (\%m/v \times V_{\text{solución}}) / 100$
Sustitución	$m_{\text{soluto}} = (24,0 \times 588,24 \text{ cm}^3) / 100$
Cálculo	$m_{\text{soluto}} = 14117,76 / 100$
Resultado	$m_{\text{soluto}} = 141,18 \text{ g} \approx 141 \text{ g}$

PASO 4 — Verificación

Verificar	En 588,24 cm ³ de solución hay 141,18 g de NaCl
Concentración	$(141,18 / 588,24) \times 100 = 24,0 \%$ ✓

Se necesitan 141 g de NaCl

Ejercicio 7 — Pureza de muestra de fósforo por estequiometría de gases

Se hacen reaccionar 60,0 g de una muestra de fósforo (que tiene impurezas inertes) con exceso de solución de HNO_3 1,25 M. La reacción que se produce es: $5 \text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{P}(\text{s}) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}) + 5 \text{NO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. El rendimiento de la reacción es 85,0%. Si el $\text{NO}_2(\text{g})$ se recoge en un recipiente de 25,0 litros a 25,0°C, ejerce una presión de 5,85 atm. Determine el porcentaje de pureza de la muestra de fósforo.

Idea clave: Calcular los moles reales de NO_2 producido usando gases ideales, luego usar estequiometría y rendimiento para hallar los gramos de P puro en la muestra.

PASO 1 — Datos y conversiones iniciales

Datos dados	$m_{\text{muestra}} = 60,0 \text{ g}$; $V = 25,0 \text{ L}$; $T = 25,0^\circ\text{C} = 298,15 \text{ K}$; $P = 5,85 \text{ atm}$; $\eta = 85,0\%$
Masa molar P	$M_{\text{P}} = 31,0 \text{ g/mol}$
Constante R	$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K})$

PASO 2 — Calcular moles de NO_2 producido (real)

Ecuación gases	$PV = nRT$
Despejar n	$n_{\text{NO}_2}(\text{real}) = PV/(RT)$
Sustitución	$n_{\text{NO}_2}(\text{real}) = (5,85 \text{ atm} \times 25,0 \text{ L}) / (0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K}) \times 298,15 \text{ K})$
Cálculo	$n_{\text{NO}_2}(\text{real}) = 146,25 / 24,448 = 5,98 \text{ mol}$

PASO 3 — Calcular moles teóricos de NO_2

Rendimiento	$\eta = n_{\text{real}} / n_{\text{teórico}} \times 100\%$
Despejar teórico	$n_{\text{NO}_2}(\text{teórico}) = n_{\text{NO}_2}(\text{real}) / \eta = 5,98 \text{ mol} / 0,850$
Resultado	$n_{\text{NO}_2}(\text{teórico}) = 7,04 \text{ mol}$

PASO 4 — Estequiometría: calcular moles de P puro

Relación molar	De la ecuación: $1 \text{ mol P} \rightarrow 5 \text{ mol NO}_2$
Proporción	$n_{\text{P}} / n_{\text{NO}_2} = 1/5$
Cálculo	$n_{\text{P}} = n_{\text{NO}_2}(\text{teórico}) / 5 = 7,04 \text{ mol} / 5$
Resultado	$n_{\text{P}} = 1,408 \text{ mol}$

PASO 5 — Calcular masa de P puro

Fórmula	$m_{\text{P}}(\text{puro}) = n_{\text{P}} \times M_{\text{P}}$
Sustitución	$m_{\text{P}}(\text{puro}) = 1,408 \text{ mol} \times 31,0 \text{ g/mol}$
Resultado	$m_{\text{P}}(\text{puro}) = 43,65 \text{ g}$

PASO 6 – Calcular porcentaje de pureza

Fórmula	$\% \text{ pureza} = (m_{\text{P(puro)}} / m_{\text{muestra}}) \times 100\%$
Sustitución	$\% \text{ pureza} = (43,65 \text{ g} / 60,0 \text{ g}) \times 100\%$
Cálculo	$\% \text{ pureza} = 0,7275 \times 100\%$
Resultado	$\% \text{ pureza} = 72,75\% \approx 72,8\%$

El porcentaje de pureza de la muestra de fósforo es 72,8%

Ejercicio 8 — Estructura de Lewis - Geometría Tetraédrica

Dados los siguientes compuestos: a) CO_2 , b) Bi_3 , c) H_2S , d) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, e) HBrO_3 . Dibujar la estructura de Lewis del compuesto que posee geometría tetraédrica

Idea clave: Identificar qué compuesto tiene 4 grupos de electrones alrededor del átomo central (geometría tetraédrica según TRPECV) y construir su estructura de Lewis completa.

PASO 1 — Análisis de geometría de cada compuesto

CO_2	Carbono central con 2 dobles enlaces ($\text{O}=\text{C}=\text{O}$). 2 grupos de electrones → geometría LINEAL
Bi_3	Estructura no común, probablemente Bi con 3 átomos (molecular). No corresponde a geometría tetraédrica típica
H_2S	Azufre central: 2 enlaces H-S y 2 pares libres. 4 grupos de electrones → geometría tetraédrica, forma ANGULAR
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Compuesto iónico (Ca^{2+} y 2 OH^-). No tiene átomo central covalente con geometría tetraédrica
HBrO_3	Bromo central: 1 H, 3 O. Análisis: Br con 4 grupos → posible tetraédrica

PASO 2 — Determinación del compuesto tetraédrico

H_2S	S (grupo 16): 6 e⁻ de valencia. Forma 2 enlaces con H y tiene 2 pares libres. Total: 4 grupos → TETRAÉDRICA
HBrO_3	Ácido brómico: en realidad es $\text{HO}-\text{BrO}_2$. El Br tiene geometría piramidal trigonal (4 grupos), pero la más típicamente tetraédrica es H_2S
Respuesta	El compuesto con geometría tetraédrica más clara es H_2S (tetraédrica distorsionada por los pares libres)

PASO 3 — Estructura de Lewis de H_2S

Electrones totales	H: $1 \text{ e}^- \times 2 = 2 \text{ e}^-$; S: 6 e^- . Total: 8 electrones (4 pares)
Átomo central	Azufre (S) es el átomo central, los hidrógenos se enlazan a él
Enlaces	2 enlaces simples H-S: usa 4 electrones (2 pares)
Pares libres	Electrones restantes: $8 - 4 = 4 \text{ e}^- = 2$ pares libres sobre el azufre
Estructura	H-S-H con dos pares libres (::) sobre S. Geometría electrónica: TETRAÉDRICA. Forma molecular: ANGULAR (~104°)

PASO 4 — Representación de Lewis de H₂S

Diagrama	:: H-S-H :: Donde :: representa pares de electrones libres
Notación alternativa	H:Š:H (los dos puntos sobre S representan los 2 pares libres)
Verificación	S: 2 enlaces + 4 e⁻ libres = 8 e⁻ (completa octeto). H: 2 e⁻ cada uno (completa dueto). ✓

El compuesto con geometría tetraédrica es H₂S. Estructura de Lewis: H-S-H con dos pares libres sobre el azufre.

Ejercicio 9 — Desplazamiento del equilibrio químico con temperatura

La reacción de formación de NH_3 es: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$. Tiene a 25°C un $K_c = 6,10 \times 10^5$. A 200°C , el nuevo valor es $K_c(200^\circ\text{C}) = 0,854$. Indicar en qué sentido se desplazará el equilibrio cuando un sistema (que está en equilibrio a 25°C) se calienta hasta 200°C .

Idea clave: Comparar las constantes de equilibrio a diferentes temperaturas: si K_c disminuye al aumentar T , la reacción es exotérmica y el calentamiento desplaza el equilibrio hacia reactivos.

PASO 1 — Analizar los valores de K_c a diferentes temperaturas

Kc a 25°C	$K_c(25^\circ\text{C}) = 6,10 \times 10^5 = 610.000$
Kc a 200°C	$K_c(200^\circ\text{C}) = 0,854$
Comparación	$K_c(200^\circ\text{C}) \ll K_c(25^\circ\text{C})$
Conclusión	La constante de equilibrio disminuye drásticamente al aumentar la temperatura

PASO 2 — Interpretar el cambio de K_c con la temperatura

Relación Kc-T	Cuando K_c disminuye al aumentar $T \rightarrow$ la reacción es EXOTÉRMICA ($\Delta H < 0$)
Explicación	En reacciones exotérmicas, se libera calor como producto. Al aumentar T , el equilibrio se desplaza para consumir el calor agregado
Principio	Principio de Le Chatelier: el sistema se opone al cambio impuesto

PASO 3 — Determinar el sentido del desplazamiento

Sistema inicial	Equilibrio establecido a 25°C con $K_c = 6,10 \times 10^5$
Perturbación	Se calienta el sistema desde 25°C hasta 200°C
Respuesta	Al calentar una reacción exotérmica, el equilibrio se desplaza hacia la IZQUIERDA
Sentido	\leftarrow Hacia REACTIVOS (N_2 y H_2)
Justificación	El K_c menor a 200°C indica menor proporción de productos/reactivos en equilibrio

PASO 4 — Verificación cuantitativa

Relación Kc	$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$
A 25°C	K_c grande \rightarrow equilibrio muy desplazado hacia productos (mucho NH_3)
A 200°C	K_c pequeño \rightarrow equilibrio desplazado hacia reactivos (menos NH_3)
Cambio 25 \rightarrow 200 $^\circ\text{C}$	Se descompone NH_3 en N_2 y H_2 (desplazamiento hacia reactivos) \checkmark

a) Hacia REACTIVOS. Al calentar de 25°C a 200°C , el equilibrio se desplaza hacia la izquierda (formación de N_2 y H_2) porque la reacción es exotérmica.

Ejercicio 10 — Concentración de iones OH^- en soluciones diluidas

Se tienen 500 mL de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,125 M y 1,00 L de NaOH 0,125 M. Se cuadruplica el volumen de la solución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ agregando agua. Comparar las concentraciones de OH^- e indicar el valor de $\mu(\text{OH}^-)$ de la menor.

Idea clave: Calcular la concentración de OH^- considerando la estequiometría de cada hidróxido y el efecto de la dilución.

PASO 1 — Analizar las disociaciones

$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$ (cada mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ produce 2 moles de OH^-)
NaOH	$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ (cada mol de NaOH produce 1 mol de OH^-)

PASO 2 — Concentración inicial de OH^- en $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Datos iniciales	$V_1 = 500 \text{ mL} = 0,500 \text{ L}$; $M[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 0,125 \text{ M}$
$[\text{OH}^-]$ inicial	$[\text{OH}^-] = 2 \times 0,125 \text{ M} = 0,250 \text{ M}$
Explicación	Se multiplica por 2 debido a la estequiometría

PASO 3 — Dilución de la solución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Condición	Se cuadruplica el volumen: $V_2 = 4 \times 0,500 \text{ L} = 2,00 \text{ L}$
Dilución	$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2 \rightarrow 0,250 \text{ M} \times 0,500 \text{ L} = [\text{OH}^-]_{\text{final}} \times 2,00 \text{ L}$
$[\text{OH}^-]$ final $\text{Ca}(\text{OH})_2$	$[\text{OH}^-] = (0,250 \times 0,500) / 2,00 = 0,125 / 2,00 = 0,0625 \text{ M}$

PASO 4 — Concentración de OH^- en NaOH

Datos	$V = 1,00 \text{ L}$; $M[\text{NaOH}] = 0,125 \text{ M}$
$[\text{OH}^-]$ NaOH	$[\text{OH}^-] = 1 \times 0,125 \text{ M} = 0,125 \text{ M}$
Explicación	Se multiplica por 1 debido a la estequiometría (no hay dilución)

PASO 5 — Comparación y conclusión

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ diluido	$[\text{OH}^-] = 0,0625 \text{ M}$
NaOH	$[\text{OH}^-] = 0,125 \text{ M}$
Menor $[\text{OH}^-]$	La solución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ diluida tiene menor concentración de OH^-

PASO 6 — Cálculo de $\mu(\text{OH}^-)$

Definición	$\mu(\text{OH}^-)$ es la concentración molar de iones OH^-
Valor	$\mu(\text{OH}^-) = 0,0625 \text{ M}$
Cifras significativas	0,0625 M (3 cifras significativas, según el dato 0,125 M)

La solución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ diluida tiene menor $[\text{OH}^-]$; $\mu(\text{OH}^-) = 0,0625 \text{ M}$