

Enunciado original

| QUÍMICA - CÁTEDRA BRUNO-DI RISIO- CICLO BÁSICO COMÚN - EXAMEN FINAL - FEBRERO 2023 TEMA 3 | | | | | | | | | | | |
|---|---|-------------------|---|---|----------|---|---|--------------|---|---|----|
| APELLIDO: | | Nombres: | | | | | | | | | |
| RESPUESTAS | | | | | 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: $R = 0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $1 \text{ u} = 1,661 \times 10^{-27} \text{ kg}$; $pK_w(25^\circ \text{C}) = 14,00$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ Torr}$ | | | | | | | | | | | |
| 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. | | | | | | | | | | $[B] = 0,283 \text{ M}$ (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 ₃ , 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 K _p (25 °C) = $5,00 \times 10^5$. A 200 °C, el nuevo valor es K _p (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 | |
| 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 – Composición de aleación de alpaca

La alpaca es una aleación de cobre (Cu), zinc (Zn) y níquel (Ni). Un objeto de 214 cm³ contiene 40,9 g de níquel. Datos: $\delta_{\text{Cu}} = 8,9 \text{ g/cm}^3$; $\delta_{\text{Zn}} = 7,1 \text{ g/cm}^3$; $\delta_{\text{Ni}} = 8,9 \text{ g/cm}^3$

Idea clave: Calcular la densidad de la aleación con masa y volumen totales, luego usar el volumen de níquel para determinar las proporciones en peso de cada componente.

PASO 1 — Calcular volumen de níquel

| | |
|-----------|--|
| Dato | masa de Ni = 40,9 g; $\delta_{\text{Ni}} = 8,9 \text{ g/cm}^3$ |
| Fórmula | $V = m / \delta$ |
| Cálculo | $V_{\text{Ni}} = 40,9 \text{ g} / 8,9 \text{ g/cm}^3 = 4,596 \text{ cm}^3$ |
| Resultado | $V_{\text{Ni}} \approx 4,6 \text{ cm}^3$ |

PASO 2 — Calcular volumen de Cu + Zn

| | |
|---------------|---|
| Volumen total | $V_{\text{total}} = 214 \text{ cm}^3$ |
| Cálculo | $V_{\text{(Cu+Zn)}} = 214 - 4,6 = 209,4 \text{ cm}^3$ |
| Resultado | $V_{\text{(Cu+Zn)}} = 209,4 \text{ cm}^3$ |

PASO 3 — Plantear sistema para Cu y Zn

| | |
|------------|---|
| Variables | $V_{\text{Cu}} + V_{\text{Zn}} = 209,4 \text{ cm}^3$ |
| Masas | $m_{\text{Cu}} = 8,9 \times V_{\text{Cu}}$; $m_{\text{Zn}} = 7,1 \times V_{\text{Zn}}$ |
| Proporción | En alpaca típica: 60% Cu, 20% Zn, 20% Ni (aproximado) |

PASO 4 — Calcular masa total y densidad

| | |
|-------------|---|
| Composición | Asumiendo Cu:Zn en proporción 3:1 en volumen |
| Volúmenes | $V_{\text{Cu}} \approx 157,05 \text{ cm}^3$; $V_{\text{Zn}} \approx 52,35 \text{ cm}^3$ |
| Masas | $m_{\text{Cu}} = 8,9 \times 157,05 = 1397,7 \text{ g}$; $m_{\text{Zn}} = 7,1 \times 52,35 = 371,7 \text{ g}$ |
| Masa total | $m_{\text{total}} = 1397,7 + 371,7 + 40,9 = 1810,3 \text{ g}$ |
| Densidad | $\delta_{\text{aleación}} = 1810,3 \text{ g} / 214 \text{ cm}^3 = 8,46 \text{ g/cm}^3$ |

PASO 5 — Composición en peso (porcentajes)

| | |
|--------------|---|
| %Ni | $(40,9 / 1810,3) \times 100\% = 2,26\%$ |
| %Cu | $(1397,7 / 1810,3) \times 100\% = 77,21\%$ |
| %Zn | $(371,7 / 1810,3) \times 100\% = 20,53\%$ |
| Verificación | $2,26\% + 77,21\% + 20,53\% = 100\% \checkmark$ |

Densidad de la aleación: 8,46 g/cm³ | Composición: 77,21% Cu, 20,53% Zn, 2,26% Ni

Ejercicio 2 — Propiedades periódicas de elementos

Dados los elementos: Na, Cs, Ga, Br, O, F. Selecciona los siguientes: a. El más electropositivo, b. El que forma aniones divalentes, c. El que origina 4 especies diferentes

Idea clave: Usar la tabla periódica y las tendencias de electronegatividad, configuración electrónica y estados de oxidación para identificar cada elemento según sus propiedades químicas.

PASO 1 — Ubicación de elementos en la tabla periódica

| | |
|-------------|---|
| Na (Sodio) | Grupo 1, Período 3 – Metal alcalino – Config: [Ne] 3s ¹ |
| Cs (Cesio) | Grupo 1, Período 6 – Metal alcalino – Config: [Xe] 6s ¹ |
| Ga (Galio) | Grupo 13, Período 4 – Metal post-transición – Config: [Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹ |
| Br (Bromo) | Grupo 17, Período 4 – Halógeno – Config: [Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵ |
| O (Oxígeno) | Grupo 16, Período 2 – No metal – Config: [He] 2s ² 2p ⁴ |
| F (Flúor) | Grupo 17, Período 2 – Halógeno – Config: [He] 2s ² 2p ⁵ |

PASO 2 — Elemento más electropositivo (menor electronegatividad)

| | |
|--------------|--|
| Tendencia | La electropositividad aumenta hacia la izquierda y hacia abajo en la tabla periódica |
| Análisis | Los metales alcalinos (Na, Cs) son los más electropositivos del grupo |
| Comparación | Entre Na (período 3) y Cs (período 6): Cs tiene mayor radio y menor electronegatividad |
| Respuesta a) | Cs (Cesio) es el más electropositivo |

PASO 3 — Elemento que forma aniones divalentes

| | |
|-----------------|---|
| Anión divalente | Necesitamos un elemento que gane 2 electrones: X ²⁻ |
| Grupo 16 | Los elementos del grupo 16 tienen 6 electrones de valencia, necesitan 2 más para completar octeto |
| Oxígeno | O + 2e ⁻ → O ²⁻ (configuración [Ne], isoelectrónico con neón) |
| Verificación | F forma F ⁻ , Br forma Br ⁻ , Na forma Na ⁺ , Cs forma Cs ⁺ , Ga forma Ga ³⁺ |
| Respuesta b) | O (Oxígeno) forma aniones divalentes O²⁻ |

PASO 4 – Elemento que origina 4 especies diferentes

| | |
|--------------|---|
| Concepto | Buscamos un elemento que forme múltiples iones o especies químicas |
| Galio (Ga) | Ga^0 , Ga^+ , Ga^{2+} , Ga^{3+} – El estado +3 es el más común |
| Bromo (Br) | Br_2 , Br^- , HBr , BrO_3^- (múltiples estados de oxidación: -1, 0, +1, +5) |
| Análisis | Br puede existir como: Br_2 (0), Br^- (-1), BrO^- (+1), BrO_3^- (+5) |
| Verificación | Los halógenos tienen múltiples estados de oxidación y forman diversas especies |
| Respuesta c) | Br (Bromo) origina 4 especies diferentes (o más) |

a) Cs (más electropositivo), b) O (forma O^{2-}), c) Br (múltiples especies con diferentes estados de oxidación)

Ejercicio 3 — Cinética Química - Ley de Velocidad

La reacción $A + B \rightarrow C$ es de primer orden respecto de A y de segundo orden respecto de 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 cambió la concentración de A 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.

Idea clave: Plantear la ley de velocidad según los órdenes dados, calcular la constante k con el primer experimento y luego usar k para encontrar [B] en el segundo experimento.

PASO 1 — Planteo de la ley de velocidad

| | |
|-------------------|--|
| Orden de reacción | La reacción es de primer orden respecto de A y segundo orden respecto de B |
| Ley de velocidad | $v = k \times [A]^1 \times [B]^2$ |
| Simplificado | $v = k \times [A] \times [B]^2$ |

PASO 2 — Cálculo de la constante k (Experimento 1)

| | |
|-----------------|---|
| Datos Exp. 1 | $[A]_1 = 0,333 \text{ M}$; $[B]_1 = 0,150 \text{ M}$; $v_1 = 2,25 \times 10^{-4} \text{ M s}^{-1}$ |
| Sustitución | $2,25 \times 10^{-4} = k \times (0,333) \times (0,150)^2$ |
| Cálculo $[B]^2$ | $(0,150)^2 = 0,0225$ |
| Producto | $0,333 \times 0,0225 = 7,4925 \times 10^{-3}$ |
| Despeje de k | $k = 2,25 \times 10^{-4} / 7,4925 \times 10^{-3}$ |
| Resultado | $k = 0,03002 \text{ M}^{-2} \text{ s}^{-1} \approx 3,00 \times 10^{-2} \text{ M}^{-2} \text{ s}^{-1}$ |

PASO 3 — Cálculo de [B] en el Experimento 2

| | |
|-------------------|--|
| Datos Exp. 2 | $[A]_2 = 0,333 \text{ M}$; $v_2 = 8,04 \times 10^{-4} \text{ M s}^{-1}$; $k = 3,00 \times 10^{-2} \text{ M}^{-2} \text{ s}^{-1}$ |
| Aplicar ley | $v_2 = k \times [A]_2 \times [B]_2^2$ |
| Sustitución | $8,04 \times 10^{-4} = 3,00 \times 10^{-2} \times 0,333 \times [B]_2^2$ |
| Simplificar | $8,04 \times 10^{-4} = 9,99 \times 10^{-3} \times [B]_2^2$ |
| Despeje $[B]_2^2$ | $[B]_2^2 = 8,04 \times 10^{-4} / 9,99 \times 10^{-3}$ |
| Cálculo | $[B]_2^2 = 0,08048 \approx 0,0805$ |
| Raíz cuadrada | $[B]_2 = \sqrt{0,08048}$ |
| Resultado | $[B]_2 = 0,2837 \text{ M} \approx 0,284 \text{ M}$ |

PASO 4 — Verificación

| | |
|--------------------|---|
| Relación v_2/v_1 | $8,04 \times 10^{-4} / 2,25 \times 10^{-4} = 3,573$ |
| Relación $[B]^2$ | $(0,284)^2 / (0,150)^2 = 0,0806 / 0,0225 = 3,58$ |
| Verificación | Las relaciones coinciden ✓ (mismo [A], entonces $v \propto [B]^2$) |

[B] en el segundo experimento = 0,284 M

Ejercicio 4 — Cloroformo: Volumen, Masa y Átomos

El volumen que ocupa un número de Avogadro de moléculas de cloroformo (CHCl_3) es $0,0801 \text{ dm}^3$. Calcular: a) La masa de cloroformo correspondiente a un volumen de $1,10 \text{ cm}^3$, b) El número total de átomos que hay en $0,200 \text{ mol}$ de moléculas de cloroformo.

Idea clave: Usar el número de Avogadro y masa molar para relacionar volumen con masa, y moles con número de átomos totales.

PASO 1 — Datos iniciales y masa molar

| | |
|----------------------------|---|
| Número de Avogadro | $N_a = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}$ |
| Volumen de 1 mol | $V_1 = 0,0801 \text{ dm}^3 = 80,1 \text{ cm}^3$ |
| Masa molar CHCl_3 | $M = 12 + 1 + 3(35,5) = 12 + 1 + 106,5 = 119,5 \text{ g/mol}$ |
| Relación clave | 1 mol de CHCl_3 tiene masa 119,5 g y ocupa 80,1 cm^3 |

PASO 2 — Parte a) Calcular densidad del cloroformo

| | |
|----------|--|
| Densidad | $\rho = \text{masa/volumen} = 119,5 \text{ g} / 80,1 \text{ cm}^3$ |
| Cálculo | $\rho = 1,492 \text{ g/cm}^3$ |

PASO 3 — Parte a) Masa para $V = 1,10 \text{ cm}^3$

| | |
|--------------|---|
| Fórmula | $m = \rho \times V$ |
| Sustitución | $m = 1,492 \text{ g/cm}^3 \times 1,10 \text{ cm}^3$ |
| Resultado a) | $m = 1,64 \text{ g}$ |

PASO 4 — Parte b) Átomos por molécula de CHCl_3

| | |
|-------------|---|
| Composición | CHCl_3 tiene: 1 átomo de C + 1 átomo de H + 3 átomos de Cl |
| Total | Cada molécula tiene 5 átomos |

PASO 5 — Parte b) Número de moléculas en $0,200 \text{ mol}$

| | |
|-------------|--|
| Fórmula | $N_{\text{moléculas}} = n \times N_a$ |
| Sustitución | $N_{\text{moléculas}} = 0,200 \text{ mol} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}$ |
| Resultado | $N_{\text{moléculas}} = 1,204 \times 10^{23} \text{ moléculas}$ |

PASO 6 — Parte b) Número total de átomos

| | |
|--------------|---|
| Fórmula | $N_{\text{átomos}} = N_{\text{moléculas}} \times 5 \text{ átomos/molécula}$ |
| Sustitución | $N_{\text{átomos}} = 1,204 \times 10^{23} \times 5$ |
| Resultado b) | $N_{\text{átomos}} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$ |

a) $m = 1,64 \text{ g}$; b) $N_{\text{átomos}} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$

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 de 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 de 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 usando $PV = nRT$

| | |
|---------------------|---|
| Ecuación | $PV = n(\text{total}) \cdot R \cdot T$ |
| Despejando n(total) | $n(\text{total}) = PV/(R \cdot T)$ |
| Sustituyendo | $n(\text{total}) = (1,70 \text{ atm} \times 16,0 \text{ L}) / (0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K}) \times 336,15 \text{ K})$ |
| 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 la fracción molar

| | |
|--------------|--|
| Definición | $X(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) / n(\text{total})$ |
| Despejando | $n(\text{O}_2) = X(\text{O}_2) \times n(\text{total})$ |
| Sustituyendo | $n(\text{O}_2) = 0,600 \times 0,987 \text{ mol}$ |
| Resultado | $n(\text{O}_2) = 0,592 \text{ mol}$ |

PASO 4 — Verificación y respuesta final

| | |
|----------------------------|--|
| Verificación | La fracción molar 0,600 indica que el 60% de los moles son de O ₂ |
| Cantidad de O ₂ | $n(\text{O}_2) = 0,592 \text{ mol} \approx 0,59 \text{ mol}$ |

La cantidad de O₂ presente en el recipiente es 0,592 mol (aproximadamente 0,59 mol)

Ejercicio 6 — Cálculo de masa de soluto en solución acuosa

Se desea preparar 760 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 concentración % m/v para calcular la masa de soluto, primero convirtiendo la masa de solución a volumen usando la densidad.

PASO 1 — Identificar datos y fórmula de concentración % m/v

| | |
|----------------|--|
| Datos | masa de solución = 760 g; concentración = 24,0 % m/v; densidad = 1,19 g/cm ³ |
| Concepto clave | % m/v = (masa de soluto en g / volumen de solución en mL) × 100 |
| Incógnita | masa de soluto = ? |

PASO 2 — Calcular el volumen de la solución

| | |
|------------------|--|
| Fórmula densidad | $d = m/V \rightarrow V = m/d$ |
| Conversión | $V = 760 \text{ g} / 1,19 \text{ g/cm}^3$ |
| Resultado | $V = 638,66 \text{ cm}^3 = 638,66 \text{ mL}$ |
| Nota | 1 cm ³ = 1 mL para soluciones acuosas |

PASO 3 — Aplicar la fórmula de concentración % m/v

| | |
|--------------|---|
| Fórmula | % m/v = (masa de soluto / V solución) × 100 |
| Despejando | masa de soluto = (% m/v × V solución) / 100 |
| Sustituyendo | masa de soluto = (24,0 × 638,66 mL) / 100 |
| Calculando | masa de soluto = 15327,84 / 100 |

PASO 4 — Resultado final

| | |
|--------------|--|
| Masa de NaCl | masa de soluto = 153,3 g |
| Verificación | 153,3 g / 638,66 mL × 100 = 24,0 % m/v ✓ |

Se necesitan 153,3 g de NaCl para preparar 760 g de solución al 24,0 % m/v

Ejercicio 7 — Pureza de muestra de fósforo por reacción con HNO₃

Se hacen reaccionar 60,0 g de una muestra de fósforo (con impurezas inertes) con exceso de solución de HNO₃ 1,25 M. La reacción es: $5 \text{HNO}_3(\text{ac}) + \text{P}(\text{s}) \rightarrow 3 \text{H}_3\text{PO}_4(\text{ac}) + 5 \text{NO}_2(\text{g})$. El rendimiento es del 85,0%. El NO₂(g) se recoge en un recipiente de 25,0 L a 25,0°C, ejerciendo una presión de 5,85 atm. Determinar el porcentaje de pureza de la muestra de fósforo.

Idea clave: Calcular los moles reales de NO₂ producido usando gases ideales, relacionarlos con los moles teóricos de P mediante estequiometría y rendimiento, y determinar la pureza de la muestra.

PASO 1 — Calcular moles de NO₂ producido usando ecuación de gases ideales

| | |
|-----------|--|
| Ecuación | $PV = nRT$ |
| Datos | $P = 5,85 \text{ atm}; V = 25,0 \text{ L}; T = 25,0^\circ\text{C} = 298 \text{ K}; R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K})$ |
| Despeje | $n(\text{NO}_2) = PV/(RT) = (5,85 \times 25,0)/(0,082 \times 298)$ |
| Cálculo | $n(\text{NO}_2) = 146,25/24,436 = 5,987 \text{ mol}$ |
| Resultado | $n(\text{NO}_2)$ real producido = 5,987 mol |

PASO 2 — Calcular moles teóricos de NO₂ (considerando rendimiento)

| | |
|-------------|--|
| Rendimiento | $\eta = 85,0\% = 0,850$ |
| Relación | $n(\text{NO}_2) \text{ real} = \eta \times n(\text{NO}_2) \text{ teórico}$ |
| Despeje | $n(\text{NO}_2) \text{ teórico} = n(\text{NO}_2) \text{ real} / \eta$ |
| Cálculo | $n(\text{NO}_2) \text{ teórico} = 5,987 / 0,850 = 7,044 \text{ mol}$ |
| Resultado | $n(\text{NO}_2)$ teórico = 7,044 mol |

PASO 3 — Calcular moles de P puro usando estequiometría

| | |
|--------------------------|---|
| Reacción | $5 \text{HNO}_3(\text{ac}) + \text{P}(\text{s}) \rightarrow 3 \text{H}_3\text{PO}_4(\text{ac}) + 5 \text{NO}_2(\text{g})$ |
| Relación estequiométrica | 1 mol P produce 5 mol NO ₂ |
| Proporción | $n(\text{P}) / n(\text{NO}_2) = 1/5$ |
| Cálculo | $n(\text{P}) = n(\text{NO}_2) \text{ teórico} / 5 = 7,044 / 5$ |
| Resultado | $n(\text{P})$ puro = 1,409 mol |

PASO 4 — Calcular masa de P puro

| | |
|------------|---|
| Masa molar | $M(\text{P}) = 31,0 \text{ g/mol}$ |
| Fórmula | $m(\text{P}) \text{ puro} = n(\text{P}) \times M(\text{P})$ |
| Cálculo | $m(\text{P}) \text{ puro} = 1,409 \times 31,0 = 43,679 \text{ g}$ |
| Resultado | $m(\text{P})$ puro = 43,68 g |

PASO 5 — Calcular porcentaje de pureza

| | |
|-----------------|---|
| Masa de muestra | $m(\text{muestra}) = 60,0 \text{ g}$ |
| Fórmula | $\% \text{ pureza} = [m(\text{P}) \text{ puro} / m(\text{muestra})] \times 100$ |
| Cálculo | $\% \text{ pureza} = (43,68 / 60,0) \times 100$ |
| Resultado | $\% \text{ pureza} = 72,8\%$ |

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

Ejercicio 8 — Estructura de Lewis con geometría tetraédrica

Dados los siguientes compuestos: a) CO_2 b) BF_3 c) H_2SO_4 d) $\text{Ca}(\text{CO}_3)_2$ e) HBrO_3 . Dibuje la estructura de Lewis del compuesto que posee geometría tetraédrica

Idea clave: Identificar qué compuesto tiene 4 pares electrónicos alrededor del átomo central (geometría tetraédrica según TRPEV) y dibujar su estructura de Lewis.

PASO 1 — Análisis de geometrías de cada compuesto

| | |
|----------------------------|--|
| CO_2 | Carbono central con 2 dobles enlaces ($\text{O}=\text{C}=\text{O}$). Geometría LINEAL (2 regiones electrónicas) |
| BF_3 | Boro central con 3 enlaces simples a F. Geometría TRIGONAL PLANA (3 regiones electrónicas) |
| H_2SO_4 | Azufre central con 4 enlaces (2 OH y 2 O con dobles enlaces). Geometría TETRAÉDRICA (4 regiones electrónicas) |
| $\text{Ca}(\text{CO}_3)_2$ | Ion Ca^{2+} con carbonatos. El carbono en CO_3^{2-} tiene geometría TRIGONAL PLANA |
| HBrO_3 | Bromo central con 3 oxígenos y 1 par libre. Geometría piramidal trigonal (4 regiones, pero 1 par libre) |

PASO 2 — Identificación del compuesto tetraédrico

| | |
|---------------|--|
| Compuesto | H_2SO_4 (ácido sulfúrico) es el único con geometría tetraédrica perfecta |
| Átomo central | Azufre (S) con 4 regiones electrónicas, todas enlaces (sin pares libres) |

PASO 3 — Estructura de Lewis del H_2SO_4

| | |
|--------------------|---|
| Electrones totales | $\text{S}(6e^-) + 4 \times \text{O}(6e^-) + 2 \times \text{H}(1e^-) = 32$ electrones |
| Estructura | $\text{O} \parallel \text{H}-\text{O}-\text{S}-\text{O}-\text{H} \parallel \text{O}$ |
| Detalle | • S central con 4 enlaces (2 dobles con O, 2 simples con OH) • Cada O tiene pares libres completando su octeto • Los H están unidos a 2 de los oxígenos |
| Pares e^- en S | 4 regiones de enlaces, 0 pares libres → Geometría TETRAÉDRICA |
| Ángulos | Ángulos O-S-O aproximadamente 109.5° (tetraédrico) |

PASO 4 — Representación completa con pares libres

| | |
|----------------|--|
| Lewis completo | $:\ddot{\text{O}}: \parallel \text{H}:\ddot{\text{O}}:-\text{S}-:\ddot{\text{O}}:\text{H} \parallel :\ddot{\text{O}}:$ |
| Verificación | ✓ S: 8 electrones (4 enlaces) ✓ Cada O: 8 electrones (octeto completo) ✓ Cada H: 2 electrones ✓ Total: 32 electrones |

El compuesto con geometría tetraédrica es H_2SO_4 , con azufre central unido a 4 oxígenos (2 con dobles enlaces y 2 con enlaces simples portando los H)

Ejercicio 9 — Desplazamiento del equilibrio por temperatura

La reacción de formación de NH_3 es: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$. A 25°C , $K_p = 6,50 \times 10^{-5}$. A 700°C , $K_p = 0,354$. Determinar el sentido de desplazamiento del equilibrio cuando el sistema se calienta de 25°C a 700°C .

Idea clave: Comparar los valores de K_p a diferentes temperaturas: si K_p aumenta con la temperatura, el equilibrio se desplaza hacia productos (reacción endotérmica).

PASO 1 — Identificar los valores de K_p

| | |
|--------------------------|--|
| Kp a 25°C | $K_p(25^\circ\text{C}) = 6,50 \times 10^{-5} = 0,000065$ |
| Kp a 700°C | $K_p(700^\circ\text{C}) = 0,354$ |
| Reacción | $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ |

PASO 2 — Comparar los valores de K_p

| | |
|-------------------|---|
| Comparación | $K_p(700^\circ\text{C}) > K_p(25^\circ\text{C})$ |
| Relación numérica | $0,354 \gg 0,000065$ |
| Conclusión | La constante de equilibrio aumenta con la temperatura |

PASO 3 — Interpretar el cambio de K_p

| | |
|----------------------|---|
| Significado de K_p | $K_p = [\text{productos}] / [\text{reactivos}]$ |
| Si K_p aumenta | Aumenta la concentración de productos respecto a reactivos |
| Dirección | El equilibrio se desplaza hacia la DERECHA (productos) |

PASO 4 — Determinar el tipo de reacción

| | |
|---------------------------|--|
| Principio de Le Chatelier | Si al aumentar T el equilibrio favorece productos \rightarrow reacción endotérmica |
| Interpretación | La formación de NH_3 es ENDOTÉRMICA (absorbe calor) |
| Respuesta | b) El equilibrio se desplaza hacia PRODUCTOS |

PASO 5 — Justificación completa

| | |
|--------------------------|---|
| Análisis cuantitativo | K_p aumentó en un factor de $0,354 / 0,000065 \approx 5446$ veces |
| Conclusión termodinámica | Al calentar de 25°C a 700°C, el sistema se desplaza hacia productos (NH_3) |
| Razón | La reacción directa es endotérmica y se favorece con el aumento de temperatura |

b) hacia productos — El equilibrio se desplaza hacia la formación de NH_3 porque K_p aumenta de $6,50 \times 10^{-5}$ a $0,354$

Ejercicio 10 — Concentración de OH⁻ y pH en soluciones diluidas

Se tienen 500 mL de Ca(OH)₂ 0,125 M y 1,00 L de NaOH 0,125 M. Se cuadruplica el volumen de la solución de Ca(OH)₂ agregando agua. Determinar qué solución tiene menor [OH⁻] y calcular su pH.

Idea clave: Al diluir la solución de Ca(OH)₂, su concentración disminuye 4 veces, pero como cada Ca(OH)₂ libera 2 OH⁻, debemos comparar las concentraciones finales de iones OH⁻ en ambas soluciones.

PASO 1 — Concentración inicial de OH⁻ en Ca(OH)₂

| | |
|----------------------------|--|
| Disociación | $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$ |
| Molaridad inicial | $M_0(\text{Ca(OH)}_2) = 0,125 \text{ M}$ |
| [OH ⁻] inicial | $[\text{OH}^-]_0 = 2 \times 0,125 \text{ M} = 0,250 \text{ M}$ |
| Volumen inicial | $V_0 = 500 \text{ mL} = 0,500 \text{ L}$ |

PASO 2 — Dilución de Ca(OH)₂

| | |
|------------------------------|--|
| Volumen final | $V_f = 4 \times 500 \text{ mL} = 2000 \text{ mL} = 2,00 \text{ L}$ |
| Factor dilución | $f = V_f/V_0 = 2,00/0,500 = 4$ |
| Nueva [Ca(OH) ₂] | $M_f = M_0/4 = 0,125/4 = 0,03125 \text{ M}$ |
| [OH ⁻] final | $[\text{OH}^-]_{\text{Ca}} = 2 \times 0,03125 = 0,0625 \text{ M}$ |

PASO 3 — Concentración de OH⁻ en NaOH

| | |
|-------------------------|--|
| Disociación | $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ |
| Molaridad | $M(\text{NaOH}) = 0,125 \text{ M}$ |
| [OH ⁻] NaOH | $[\text{OH}^-]_{\text{Na}} = 1 \times 0,125 = 0,125 \text{ M}$ |
| Volumen | $V = 1,00 \text{ L}$ (sin cambios) |

PASO 4 — Comparación

| | |
|--|---|
| [OH ⁻] Ca(OH) ₂ | 0,0625 M |
| [OH ⁻] NaOH | 0,125 M |
| Comparación | $0,0625 \text{ M} < 0,125 \text{ M}$ |
| Conclusión | La solución de Ca(OH)₂ tiene MENOR [OH⁻] |

PASO 5 — Cálculo del pH de Ca(OH)₂

| | |
|--------------------|---|
| [OH ⁻] | $[\text{OH}^-] = 0,0625 \text{ M}$ |
| pOH | $\text{pOH} = -\log_{10}(0,0625) = -\log_{10}(6,25 \times 10^{-2})$ |
| Cálculo pOH | $\text{pOH} = 1,2041\dots$ |
| Relación | $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ |
| pH | $\text{pH} = 14 - 1,2041 = 12,7959$ |
| pH (4 cifras) | pH = 12,80 |

La solución de Ca(OH)₂ tiene menor [OH⁻] = 0,0625 M, con pH = 12,80