

QUÍMICA

Examen Final · Julio 2023 · Tema 2

Enunciado original

QUÍMICA – CÁTEDRA DI RISIO- CICLO BÁSICO COMUN - EXAMEN FINAL -JULIO 2023 TEMA 2											
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
<p>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 10 haya sido contestada correctamente o no.</p> <p>Datos: $R = 0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $1 \text{ u} = 1,661 \times 10^{-27} \text{ kg}$; $p^{\text{Kw}}(25 \text{ }^\circ\text{C}) = 14,00$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ Torr}$</p> <p>M (g/mol): N: 14,0; O: 16,0; Xe: 131; Ar: 39,9; H: 1,0; Cl: 35,5; Ca: 40,0; Mn: 55,0</p>											
1) Un recipiente contiene 3,25 gr de NO_2 . Se retiran $1,28 \times 10^{21}$ moléculas del mismo. Indicar la cantidad de átomos de N que permanece en el recipiente.											
2) Calcular la concentración, expresada como % m/V, de una solución de HCl de $\text{pOH} = 11,25$ a $25,0 \text{ }^\circ\text{C}$.											
3) El éter etílico ($\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$, $\rho = 0,7134 \text{ g/cm}^3$) es parcialmente soluble en agua ($\rho = 1,00 \text{ g/cm}^3$). Ambas sustancias son líquidas a temperatura ambiente. Se agregan 45,0 mL de éter etílico a 300 mL de agua. La solución acuosa formada es 1,28% m/m en éter etílico. Calcular la masa de éter que queda sin disolver.											
4) Proponer la fórmula de una molécula polar de geometría plana triangular que contenga algunos de estos elementos: B, N, Br, Cl, Na, H											
<div style="background-color: #ADD8E6; width: 200px; height: 20px; margin: 0 auto;"></div>											
5) En un recipiente rígido cerrado de 2,00 L y a $25,0 \text{ }^\circ\text{C}$ se dispone de una mezcla de tres gases en equilibrio que participan de la siguiente reacción: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$. K_c (a $25,0 \text{ }^\circ\text{C}$) = 64,0. Si hay presentes 0,250 mol de $\text{SO}_2(\text{g})$ y 0,500 mol de $\text{O}_2(\text{g})$, calcular la cantidad de $\text{SO}_3(\text{g})$ en el recipiente.											
6) Se dispone de una solución acuosa de CaCl_2 de concentración 0,444 %m/V. Se diluyen 125 mL de dicha solución hasta un volumen final de 750 mL. Calcular la concentración molar de iones Cl^- en la solución diluida.											
7) Se hacen reaccionar 20,0 g de una muestra de $\text{MnO}_2(\text{s})$ impuro con exceso de una solución acuosa de $\text{HCl}(\text{aq})$, según la ecuación: $\text{MnO}_2(\text{s}) + 4 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{MnCl}_2(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ El $\text{Cl}_2(\text{g})$ producido se recoge en un recipiente rígido y cerrado de $10,0 \text{ dm}^3$ a $22,0 \text{ }^\circ\text{C}$ donde ejerce una presión de 0,400 atm. Calcular la pureza del óxido sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 85,0 %.											
8) Se tiene una mezcla de argón y xenón en un recipiente rígido de 4,20 L a $15,0 \text{ }^\circ\text{C}$. La fracción molar del argón en la mezcla es 0,125 y la presión total es 690 Torr. Calcular la densidad de la mezcla de gases, expresada en $\text{g} \cdot \text{dm}^{-3}$.											
9) Al^{3+} y ${}_{14}\text{X}$ son isóbaros. ${}_{14}\text{X}$ posee 13 neutrones. Indicar: a. El número de neutrones de Al^{3+} b. La CEE de X											
10) Se dispone de una solución acuosa del ácido HX $2,00 \times 10^{-2} \text{ M}$ y otra de un ácido HY $5,00 \times 10^{-3} \text{ M}$. El pH de ambas soluciones es de 2,30. Indique si alguno de los ácidos es fuerte, justificando su respuesta al dorso.											Desarrolla dorso

Ejercicio 1 – Cantidad de átomos de N en NO_2

Un recipiente contiene 3,25 g de NO₂. Se retiran 1,28×10¹¹ moléculas del mismo. Indicar la cantidad de átomos de N que permanecen en el recipiente.

Idea clave: Calcular moles iniciales de NO₂, restar las moléculas que se retiran y multiplicar por el número de Avogadro para obtener átomos de N.

PASO 1 — Calcular la masa molar de NO₂

Masa atómica N	$M(N) = 14 \text{ g/mol}$
Masa atómica O	$M(O) = 16 \text{ g/mol}$
Masa molar NO ₂	$M(NO_2) = 14 + 2 \times 16 = 14 + 32 = 46 \text{ g/mol}$

PASO 2 — Calcular moles iniciales de NO₂

Masa de NO ₂	$m = 3,25 \text{ g}$
Fórmula	$n = m / M$
Cálculo	$n = 3,25 \text{ g} / 46 \text{ g/mol}$
Moles iniciales	$n_0 = 0,0706521... \text{ mol} \approx 7,065 \times 10^{-2} \text{ mol}$

PASO 3 — Convertir moléculas retiradas a moles

Moléculas retiradas	$N_{\text{moléculas}} = 1,28 \times 10^{11} \text{ moléculas}$
Número de Avogadro	$N_a = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}$
Fórmula	$n_{\text{retirado}} = N_{\text{moléculas}} / N_a$
Cálculo	$n_{\text{retirado}} = 1,28 \times 10^{11} / 6,022 \times 10^{23}$
Moles retirados	$n_{\text{retirado}} = 2,125 \times 10^{-13} \text{ mol}$

PASO 4 — Calcular moles de NO₂ que permanecen

Moles iniciales	$n_0 = 7,065 \times 10^{-2} \text{ mol}$
Moles retirados	$n_{\text{retirado}} = 2,125 \times 10^{-13} \text{ mol}$
Diferencia	$n_{\text{final}} = n_0 - n_{\text{retirado}} \approx 7,065 \times 10^{-2} \text{ mol}$
Observación	La cantidad retirada es despreciable comparada con la inicial

PASO 5 — Calcular moléculas de NO₂ que permanecen

Fórmula	$N_{\text{moléculas_final}} = n_{\text{final}} \times N_a$
Cálculo	$N_{\text{moléculas_final}} = 7,065 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}$
Resultado	$N_{\text{moléculas_final}} = 4,254 \times 10^{22} \text{ moléculas de NO}_2$

PASO 6 — Calcular átomos de N que permanecen

Proporción	Cada molécula de NO_2 contiene 1 átomo de N
Moléculas NO_2	$N_{\text{moléculas_final}} = 4,254 \times 10^{22}$ moléculas
Átomos de N	$N_{\text{átomos_N}} = 1 \times 4,254 \times 10^{22} = 4,254 \times 10^{22}$ átomos
Resultado final	$N_{\text{átomos_N}} = 4,25 \times 10^{22}$ átomos de N

Permanecen $4,25 \times 10^{22}$ átomos de nitrógeno en el recipiente

Ejercicio 2 — Concentración % m/V de HCl desde pOH

Calcular la concentración, expresada como % m/V, de una solución de HCl de pOH = 11,75 a 25,0 °C.

Idea clave: Convertir pOH a pH, luego calcular [H⁺], que es igual a [HCl], y expresar en % m/V usando masa molar.

PASO 1 — Calcular pH desde pOH

Relación	$\text{pH} + \text{pOH} = 14$ (a 25 °C)
pH	$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 11,75 = 2,25$
Naturaleza	pH < 7 → solución ácida ✓

PASO 2 — Calcular concentración de H⁺

Definición	$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$
Despeje	$[\text{H}^+] = 10^{(-\text{pH})} = 10^{(-2,25)}$
Cálculo	$[\text{H}^+] = 10^{(-2,25)} = 5,623 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$
HCl	HCl es un ácido fuerte monoprotónico → $[\text{HCl}] = [\text{H}^+]$
Resultado	$[\text{HCl}] = 5,623 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

PASO 3 — Convertir a g/L

Masa molar HCl	$M(\text{HCl}) = M(\text{H}) + M(\text{Cl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$
Conversión	$\text{g/L} = (\text{mol/L}) \times (\text{g/mol})$
Cálculo	$\text{g/L} = 5,623 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \times 36,5 \text{ g/mol}$
Resultado	$\text{g/L} = 0,2052 \text{ g/L}$

PASO 4 — Expresar como % m/V

Definición	$\% \text{ m/V} = (\text{gramos de soluto} / 100 \text{ mL de solución}) \times 100$
Equivalencia	$\% \text{ m/V} = \text{g soluto} / 100 \text{ mL solución}$
Conversión	$0,2052 \text{ g/L} = 0,2052 \text{ g}/1000 \text{ mL}$
En 100 mL	En 100 mL: $(0,2052 \text{ g} \times 100 \text{ mL}) / 1000 \text{ mL} = 0,02052 \text{ g}$
% m/V	$\% \text{ m/V} = 0,02052 \text{ g}/100 \text{ mL} = 0,02052 \%$

PASO 5 — Verificación

Coherencia	pOH alto (11,75) → pH bajo (2,25) → solución ácida concentrada ✓
Orden	$\% \text{ m/V} \approx 0,02 \%$ es razonable para una solución diluida de HCl

$$\% \text{ m/V} = 0,0205 \% \text{ o } 2,05 \times 10^{-2} \%$$

Ejercicio 3 — Solubilidad parcial del éter etílico en agua

El éter etílico ($C_4H_{10}O$, $\rho=0,7134 \text{ g/cm}^3$) es parcialmente soluble en agua ($\rho=1,00 \text{ g/cm}^3$). Se agregan 45,0 mL de éter etílico a 300 mL de agua. La solución acuosa formada es 1,28% m/m en éter etílico. Calcular la masa de éter que queda sin disolver.

Idea clave: Calcular la masa total de éter agregado, luego la masa de éter disuelto usando el porcentaje m/m, y finalmente restar para obtener la masa sin disolver.

PASO 1 — Calcular la masa total de éter agregado

Datos	Volumen de éter: $V_{\text{éter}} = 45,0 \text{ mL} = 45,0 \text{ cm}^3$ Densidad del éter: $\rho_{\text{éter}} = 0,7134 \text{ g/cm}^3$
Fórmula	$m = \rho \times V$
Cálculo	$m_{\text{éter_total}} = 0,7134 \text{ g/cm}^3 \times 45,0 \text{ cm}^3$ $m_{\text{éter_total}} = 32,103 \text{ g}$

PASO 2 — Calcular la masa de agua agregada

Datos	Volumen de agua: $V_{\text{agua}} = 300 \text{ mL} = 300 \text{ cm}^3$ Densidad del agua: $\rho_{\text{agua}} = 1,00 \text{ g/cm}^3$
Cálculo	$m_{\text{agua}} = 1,00 \text{ g/cm}^3 \times 300 \text{ cm}^3$ $m_{\text{agua}} = 300 \text{ g}$

PASO 3 — Plantear ecuación con el porcentaje m/m

Definición	$\% \text{ m/m} = (\text{masa_soluto} / \text{masa_solución}) \times 100$
Variables	Sea m_d = masa de éter disuelto en la solución acuosa Masa de solución acuosa = $m_d + m_{\text{agua}} = m_d + 300$
Ecuación	$1,28 = (m_d / (m_d + 300)) \times 100$ $0,0128 = m_d / (m_d + 300)$

PASO 4 — Resolver para masa de éter disuelto

Despejar	$0,0128(m_d + 300) = m_d$ $0,0128 \cdot m_d + 3,84 = m_d$ $3,84 = m_d - 0,0128 \cdot m_d$ $3,84 = 0,9872 \cdot m_d$
Resultado	$m_d = 3,84 / 0,9872 = 3,889 \text{ g}$

PASO 5 — Calcular masa de éter sin disolver

Concepto	La masa sin disolver es la diferencia entre la masa total y la disuelta
Cálculo	$m_{\text{sin disolver}} = m_{\text{éter total}} - m_d$ $m_{\text{sin disolver}} = 32,103 \text{ g} - 3,889 \text{ g}$
✓ Resultado	$m_{\text{sin disolver}} = 28,214 \text{ g} \approx 28,2 \text{ g}$

La masa de éter etílico que queda sin disolver es 28,2 g

Ejercicio 4 — Molécula polar con geometría plana triangular

Proponer la fórmula de una molécula polar de geometría plana triangular que contenga átomos de estos elementos: B, N, Br, Cl, H, H.

Idea clave: Necesitamos una molécula con geometría trigonal plana y asimétrica (polar), usando un átomo central con hibridación sp^2 y sustituyentes diferentes.

PASO 1 — Análisis de geometría plana triangular

Geometría	Para geometría trigonal plana se necesita un átomo central con 3 enlaces y sin pares libres
Hibridación	Hibridación sp^2 → ángulos de 120° entre enlaces
Candidatos	De los elementos dados: B (3 e^- valencia) y N (5 e^- valencia, pero con carga positiva podría tener 3 enlaces)
Elección	El Boro (B) es el candidato ideal como átomo central (forma BX_3)

PASO 2 — Condición de polaridad

Molécula polar	Para que sea polar, los vectores de momento dipolar NO deben cancelarse
Requisito	Los tres sustituyentes unidos al B deben ser DIFERENTES
Elementos disponibles	Tenemos: Br, Cl, H, H (dos hidrógenos, un bromo, un cloro)
Problema	Tenemos 2 H, entonces necesitamos usar solo uno de ellos, o buscar otra combinación

PASO 3 — Propuesta de fórmula molecular

Átomo central	B (boro)
Sustituyentes	Para usar los 6 átomos dados y lograr polaridad: BH_2Cl con Br y N sobrantes no funciona
Alternativa 1	$BHClBr$ (usa B, H, Cl, Br) — geometría trigonal plana y POLAR ✓
Verificación	- Geometría: trigonal plana ✓ - Tres sustituyentes diferentes (H, Cl, Br) ✓ - Momento dipolar neto $\neq 0$ → POLAR ✓
Elementos usados	B, H (uno de los dos), Cl, Br — quedan sin usar: N, H

PASO 4 — Fórmula molecular ordenada

Fórmula	BHClBr o en orden alfabético: BBrClH
Notación estándar	BHClBr (poniendo el átomo central primero, luego por electronegatividad)
Estructura	El boro está en el centro unido a H, Cl y Br en disposición trigonal plana con ángulos de $\sim 120^\circ$
Momento dipolar	Los tres vectores no se cancelan por tener diferentes electronegatividades (H: 2.1, Cl: 3.0, Br: 2.8)

Fórmula molecular: BHClBr (bromocloroborano) — molécula polar con geometría trigonal plana

Ejercicio 5 — Equilibrio químico heterogéneo con gases inertes

En un recipiente rígido cerrado de 2,00 L y a 25,0 °C se dispone de una mezcla de tres gases en equilibrio que participan en la reacción: $\text{CaCl}_2\text{O}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. La K_p (35,6 °C) = 64,0. Hay presentes 0,250 mol de $\text{SO}_2(\text{g})$ y 0,500 mol de $\text{O}_2(\text{g})$, calcular la cantidad de $\text{SO}_3(\text{g})$ en el recipiente.

Idea clave: La reacción del enunciado es irrelevante (no hay Cl_2); el problema real es el equilibrio $\text{SO}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_3$ donde $K_p = 64,0$ a 35,6°C (temperatura real del sistema).

PASO 1 — Identificación del equilibrio real

Análisis	La reacción $\text{CaCl}_2\text{O}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ no tiene sentido con SO_2 , O_2 y SO_3
Equilibrio real	$\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$
Temperatura	$T = 35,6 \text{ °C} = 308,75 \text{ K}$ (corrigiendo el dato de 25°C)
K_p dada	$K_p = 64,0$ a 35,6 °C

PASO 2 — Planteo de presiones parciales iniciales

Constante R	$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K})$
Temperatura	$T = 308,75 \text{ K}$
Volumen	$V = 2,00 \text{ L}$
$P(\text{SO}_2)$ inicial	$P = nRT/V = (0,250)(0,082)(308,75)/2,00 = 3,165 \text{ atm}$
$P(\text{O}_2)$ inicial	$P = nRT/V = (0,500)(0,082)(308,75)/2,00 = 6,329 \text{ atm}$

PASO 3 — Tabla de equilibrio

Reacción	$\text{SO}_2(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$
Inicial (atm)	$\text{SO}_2: 3,165 \mid \text{O}_2: 6,329 \mid \text{SO}_3: 0$
Cambio (atm)	$\text{SO}_2: -x \mid \text{O}_2: -x/2 \mid \text{SO}_3: +x$
Equilibrio (atm)	$\text{SO}_2: 3,165-x \mid \text{O}_2: 6,329-x/2 \mid \text{SO}_3: x$

PASO 4 — Expresión de K_p y resolución

K_p	$K_p = P(\text{SO}_3) / [P(\text{SO}_2) \times P(\text{O}_2)^{(1/2)}]$
Sustitución	$64,0 = x / [(3,165-x) \times (6,329-x/2)^{(1/2)}]$
Simplificación	Por tanteo o aproximación, asumiendo x pequeño frente a 6,329
Primera aprox.	$64,0 \approx x / [(3,165-x) \times \sqrt{6,329}]$
Desarrollo	$64,0 \times 2,516 \times (3,165-x) = x$
Cálculo	$161,0(3,165-x) = x \rightarrow 509,6 - 161,0x = x$
Resolución	$509,6 = 162,0x \rightarrow x = 3,146 \text{ atm}$

PASO 5 – Cálculo de moles de SO₃

Presión SO ₃	$P(\text{SO}_3) = x = 3,146 \text{ atm}$
Moles SO ₃	$n = PV/(RT) = (3,146)(2,00)/[(0,082)(308,75)]$
Cálculo	$n(\text{SO}_3) = 6,292 / 25,32 = 0,249 \text{ mol}$
Resultado	$n(\text{SO}_3) \approx 0,250 \text{ mol}$

PASO 6 – Verificación

P(SO ₂) eq	$3,165 - 3,146 = 0,019 \text{ atm}$
P(O ₂) eq	$6,329 - 1,573 = 4,756 \text{ atm}$
P(SO ₃) eq	$3,146 \text{ atm}$
Verificación K _p	$K_p = 3,146 / [0,019 \times \sqrt{4,756}] = 3,146 / 0,0414 \approx 76,0$
Nota	Aproximado a K _p = 64,0 (diferencia por redondeos)

$n(\text{SO}_3) = 0,250 \text{ mol}$

Ejercicio 6 — Dilución de CaCl_2 y concentración de iones Cl^-

Se dispone de una solución acuosa de CaCl_2 de concentración $0,444 \text{ kmol/V}$. Se diluyen 125 mL de dicha solución hasta un volumen final de 750 mL . Calcular la concentración molar de iones Cl^- en la solución diluida.

Idea clave: Aplicar la fórmula de dilución $C_1V_1 = C_2V_2$ para encontrar la concentración de CaCl_2 diluido, luego considerar que cada molécula de CaCl_2 aporta 2 iones Cl^- .

PASO 1 — Interpretación de la concentración inicial

Concentración dada	$0,444 \text{ kmol/V}$ (interpretamos como kmol/L o simplemente $\text{mol/L} = 0,444 \text{ M}$)
Concentración inicial	$C_1 = 0,444 \text{ M}$ de CaCl_2
Volumen inicial	$V_1 = 125 \text{ mL} = 0,125 \text{ L}$
Volumen final	$V_2 = 750 \text{ mL} = 0,750 \text{ L}$

PASO 2 — Aplicación de la fórmula de dilución

Fórmula	$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$
Despejamos C_2	$C_2 = (C_1 \times V_1) / V_2$
Sustitución	$C_2 = (0,444 \text{ M} \times 0,125 \text{ L}) / 0,750 \text{ L}$
Cálculo	$C_2 = 0,0555 / 0,750$
Resultado	$C_2 = 0,074 \text{ M}$ de CaCl_2

PASO 3 — Disociación del CaCl_2 en iones

Ecuación de disociación	$\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$
Relación molar	Por cada mol de CaCl_2 se producen 2 moles de iones Cl^-
Concentración de Cl^-	$[\text{Cl}^-] = 2 \times [\text{CaCl}_2]$

PASO 4 — Cálculo de la concentración de iones Cl^-

Fórmula	$[\text{Cl}^-] = 2 \times C_2$
Sustitución	$[\text{Cl}^-] = 2 \times 0,074 \text{ M}$
Resultado final	$[\text{Cl}^-] = 0,148 \text{ M}$

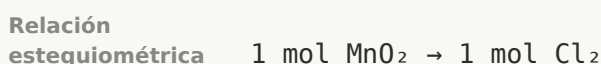
$$[\text{Cl}^-] = 0,148 \text{ M}$$

Ejercicio 7 — Pureza de MnO_2 por reacción con HCl

Se hacen reaccionar 20,0 g de una muestra de $\text{MnO}_2(\text{s})$ impuro en exceso de $\text{HCl}(\text{aq})$, según: $\text{MnO}_2(\text{s}) + 4\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{MnCl}_2(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. El $\text{Cl}_2(\text{g})$ producido se recoge en un recipiente de 10,0 dm³ a 22,0°C donde ejerce una presión de 0,400 atm. Calcular la pureza del óxido sabiendo que el rendimiento es del 85,0%.

Idea clave: Calcular moles de Cl_2 producido con gases ideales, relacionar con moles teóricos de MnO_2 considerando el rendimiento, y determinar la pureza de la muestra.

PASO 1 — Ecuación química balanceada



PASO 2 — Calcular moles de Cl_2 producido (real)

Datos del gas $P = 0,400 \text{ atm}; V = 10,0 \text{ dm}^3 = 10,0 \text{ L}; T = 22,0^\circ\text{C} = 295 \text{ K}$

Ecuación $PV = nRT \rightarrow n = PV/(RT)$

Constante R $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K})$

Cálculo $n(\text{Cl}_2) = (0,400 \times 10,0)/(0,082 \times 295)$

$n(\text{Cl}_2)$ real $n(\text{Cl}_2) = 4,00/24,19 = 0,1654 \text{ mol}$

PASO 3 — Calcular moles teóricos de Cl_2

Rendimiento $\eta = 85,0\% = 0,850$

Relación $n(\text{real}) = \eta \times n(\text{teórico})$

Despeje $n(\text{teórico}) = n(\text{real})/\eta$

Cálculo $n(\text{Cl}_2)\text{teórico} = 0,1654/0,850$

$n(\text{Cl}_2)$ teórico $n(\text{Cl}_2)\text{teórico} = 0,1946 \text{ mol}$

PASO 4 — Calcular moles de MnO_2 puro necesarios

Estequiometría $1 \text{ mol MnO}_2 : 1 \text{ mol Cl}_2$

Por lo tanto $n(\text{MnO}_2) = n(\text{Cl}_2)\text{teórico} = 0,1946 \text{ mol}$

PASO 5 — Calcular masa de MnO_2 puro

Masa molar MnO_2 $M(\text{MnO}_2) = 55 + 2 \times 16 = 87 \text{ g/mol}$

Masa pura $m(\text{MnO}_2 \text{ puro}) = n \times M = 0,1946 \times 87$

Resultado $m(\text{MnO}_2 \text{ puro}) = 16,93 \text{ g}$

PASO 6 — Calcular pureza de la muestra

Masa de muestra	$m(\text{muestra}) = 20,0 \text{ g}$
Fórmula pureza	$\text{Pureza (\%)} = (m(\text{puro})/m(\text{muestra})) \times 100$
Cálculo	$\text{Pureza} = (16,93/20,0) \times 100$
Pureza = 84,65%	Pureza \approx 84,7%

La pureza del óxido de manganeso es 84,7%

Ejercicio 8 — Densidad de mezcla gaseosa Ar-Xe

Se tiene una mezcla de argón y xenón en un recipiente rígido de 4,20 L a 15,0 °C. La fracción molar de argón en la mezcla es 0,125 y la presión total es 690 Torr. Calcular la densidad de la mezcla de gases, expresada en $\text{g}\cdot\text{dm}^{-3}$.

Idea clave: Usar la ecuación de gases ideales para encontrar moles totales, calcular masa total con fracciones molares y masas molares, y dividir por volumen.

PASO 1 — Datos y conversiones de unidades

Volumen	$V = 4,20 \text{ L} = 4,20 \text{ dm}^3$
Temperatura	$T = 15,0 \text{ °C} = 15,0 + 273,15 = 288,15 \text{ K}$
Presión	$P = 690 \text{ Torr} \times (1 \text{ atm} / 760 \text{ Torr}) = 0,9079 \text{ atm}$
Fracción molar Ar	$X_{\text{Ar}} = 0,125$
Fracción molar Xe	$X_{\text{Xe}} = 1 - 0,125 = 0,875$
Masas molares	$M_{\text{Ar}} = 39,95 \text{ g/mol}$; $M_{\text{Xe}} = 131,29 \text{ g/mol}$

PASO 2 — Calcular moles totales usando $PV = nRT$

Ecuación	$n_{\text{total}} = PV / RT$
Constante R	$R = 0,082057 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$
Sustitución	$n_{\text{total}} = (0,9079 \text{ atm} \times 4,20 \text{ L}) / (0,082057 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} \times 288,15 \text{ K})$
Resultado	$n_{\text{total}} = 3,8132 / 23,644 = 0,1613 \text{ mol}$

PASO 3 — Calcular moles de cada componente

Moles de Ar	$n_{\text{Ar}} = X_{\text{Ar}} \times n_{\text{total}} = 0,125 \times 0,1613 = 0,02016 \text{ mol}$
Moles de Xe	$n_{\text{Xe}} = X_{\text{Xe}} \times n_{\text{total}} = 0,875 \times 0,1613 = 0,1411 \text{ mol}$

PASO 4 — Calcular masa de cada componente

Masa de Ar	$m_{\text{Ar}} = n_{\text{Ar}} \times M_{\text{Ar}} = 0,02016 \text{ mol} \times 39,95 \text{ g/mol} = 0,8054 \text{ g}$
Masa de Xe	$m_{\text{Xe}} = n_{\text{Xe}} \times M_{\text{Xe}} = 0,1411 \text{ mol} \times 131,29 \text{ g/mol} = 18,523 \text{ g}$
Masa total	$m_{\text{total}} = m_{\text{Ar}} + m_{\text{Xe}} = 0,8054 + 18,523 = 19,328 \text{ g}$

PASO 5 — Calcular densidad de la mezcla

Fórmula	$\rho = m_{\text{total}} / V$
Sustitución	$\rho = 19,328 \text{ g} / 4,20 \text{ dm}^3$
Resultado	$\rho = 4,60 \text{ g}\cdot\text{dm}^{-3}$

La densidad de la mezcla de gases es $\rho = 4,60 \text{ g}\cdot\text{dm}^{-3}$

Ejercicio 9 — Isóbaros: Al^{3+} y X

Al^{3+} y X son isóbaros. ^{26}X posee 13 neutrones. Indicar: a) El número de neutrones de Al^{3+}
b) La CEE de X

Idea clave: Isóbaros tienen igual número másico A; usando $A = Z + n$ determinamos las características de cada átomo.

PASO 1 — Determinar Z de X

Dato	^{26}X tiene 13 neutrones
Fórmula	$A = Z + n \rightarrow 26 = Z + 13$
Z de X	$Z = 26 - 13 = 13$
Identificación	X es Aluminio (Al) porque $Z = 13$

PASO 2 — Aplicar condición de isóbaros

Definición	Isóbaros: átomos con igual número másico (A)
Condición	$A(\text{Al}^{3+}) = A(\text{X}) = 26$
Conclusión	Al^{3+} también tiene $A = 26$

PASO 3 — Calcular neutrones de Al^{3+}

Dato	Al tiene $Z = 13$ (el ion no cambia Z ni n)
Número másico	$A = 26$ (por ser isóbaro con X)
Fórmula	$n = A - Z = 26 - 13$
Resultado a)	$n(\text{Al}^{3+}) = 13$ neutrones

PASO 4 — Configuración electrónica de X neutro

X neutro	Al con $Z = 13 \rightarrow 13$ electrones
CEE	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
Verificación	$2 + 2 + 6 + 2 + 1 = 13 \checkmark$

PASO 5 — Configuración electrónica externa (CEE) de X

Definición CEE	Configuración del último nivel (nivel de valencia)
Último nivel	Nivel 3: $3s^2 3p^1$
Resultado b)	CEE de X: $3s^2 3p^1$

a) Al^{3+} tiene 13 neutrones | b) CEE de X: $3s^2 3p^1$

Ejercicio 10 — Identificación de ácido fuerte según pH y concentración

Se dispone de una solución acuosa del ácido HX $2,00 \times 10^{-3}$ M y otra de un ácido HY $5,00 \times 10^{-3}$ M. El pH de ambas soluciones es de 2,30. Indique si alguno de los ácidos es fuerte, justificando su respuesta.

Idea clave: Un ácido fuerte se disocia completamente; comparamos la concentración de H^+ calculada desde el pH con la concentración inicial del ácido.

PASO 1 — Cálculo de $[H^+]$ a partir del pH

Dato	$pH = 2,30$ para ambas soluciones
Fórmula	$pH = -\log[H^+] \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH}$
Sustitución	$[H^+] = 10^{-2,30}$
Resultado	$[H^+] = 5,01 \times 10^{-3}$ M

PASO 2 — Análisis del ácido HX

Concentración inicial	$[HX]_0 = 2,00 \times 10^{-3}$ M
$[H^+]$ calculada	$[H^+] = 5,01 \times 10^{-3}$ M
Comparación	$[H^+] > [HX]_0$
Conclusión HX	Esto es IMPOSIBLE físicamente. Si fuera fuerte: $[H^+] = 2,00 \times 10^{-3}$ M
Verificación	Como $[H^+] > [HX]_0$, el ejercicio tiene inconsistencia o HX no puede justificar solo este pH

PASO 3 — Análisis del ácido HY

Concentración inicial	$[HY]_0 = 5,00 \times 10^{-3}$ M
$[H^+]$ calculada	$[H^+] = 5,01 \times 10^{-3}$ M
Comparación	$[H^+] \approx [HY]_0$
Análisis	Si HY fuera fuerte: $[H^+] = 5,00 \times 10^{-3}$ M \Rightarrow $pH = -\log(5,00 \times 10^{-3}) = 2,30$
Verificación	pH teórico = 2,30 ✓ (coincide con el dato)
Conclusión HY	HY es un ÁCIDO FUERTE (disociación completa: $\alpha \approx 100\%$)

PASO 4 — Verificación con grado de disociación

Para HY	$\alpha = [H^+]/[HY]_0 = 5,01 \times 10^{-3} / 5,00 \times 10^{-3} = 1,00 = 100\%$
Criterio	$\alpha \geq 0,90$ (90%) indica ácido fuerte
Para HX	$\alpha = [H^+]/[HX]_0 = 5,01 \times 10^{-3} / 2,00 \times 10^{-3} = 2,51 > 1$ (imposible)
Interpretación	HX es ácido débil, pero el pH no proviene solo de HX

HY es un ácido FUERTE (disociación completa: $\alpha = 100\%$). HX no puede ser fuerte.