

QUÍMICA

Examen · Cátedra di Rísio - Ciclo Básico Común · Apellido

Enunciado original

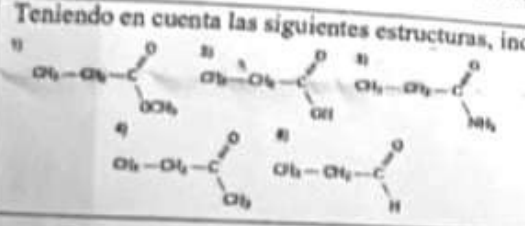
QUÍMICA - CÁTEDRA DI RISIO - CICLO BÁSICO COMÚN - DICIEMBRE											
APELLIDOS:		COMISIÓN:		NOMBRES:							
DNI:		Firma del alumno:		CAL:							
Fecha:											
Respuestas correctas y completas		0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
Calificación		1	1	2	2	3	4 o 3*	5 o 3*	6	7	8 o 9**

La aprobación de este examen requiere: a) responder completa y correctamente un mínimo de 2 problemas por bloque.
 *Si no cumple la condición b).
 **Con 9 respuestas corresponde un 8 u 8, dependiendo de que la pregunta 4 haya sido contestada correctamente o no.

Resolver en hoja aparte y escribir las respuestas en los casilleros en blanco. NO escribir en lápiz. Entregar TODAS las hojas.

Datos: $K_a(25^\circ\text{C}) = 1,00 \cdot 10^{-4}$; $R = 0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $T/K = t/^\circ\text{C} + 273$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ Torr}$

Bloque 1

1	Cuando se mezclan 10,0 g de $\text{I}_2(\text{s})$ con 43,9 g de benceno (l), se obtiene una fase líquida y una fase sólida constituida por el yodo no disuelto. En la fase líquida hay 14,0% en masa de yodo. Calcular la masa de yodo que quedó sin disolver.	
2	El volumen molar de CS_2 (l) a 25°C y 1 atm es $60,4 \text{ cm}^3/\text{mol}$. Calcular el número de átomos de azufre presentes en $12,1 \text{ cm}^3$ del compuesto.	
3	Escribir el nombre de la hidrógenoxosal formada por azufre con su mayor estado de oxidación y el catión del tercer metal alcalino.	
4	Dadas las sustancias SO_2 , H_2 , CaF_2 , HClO_3 , ordenarlas por orden decreciente de punto de ebullición. Justificar la respuesta teniendo en cuenta las interacciones entre partículas.	Justificar al dorso
5	Teniendo en cuenta las siguientes estructuras, indicar la/s opción/es correcta/s:  a) la estructura 1 es un éter, b) todas las estructuras presentan un grupo carbonilo, c) la estructura 3 es una amida, d) La estructura 5 es una cetona.	Justificar al dorso

Bloque 2

6	Se coloca nitrógeno e hidrógeno en un recipiente vacío de 5,00 L a 500°C . Al alcanzarse el equilibrio se observa la presencia de 3,01 mol de N_2 ; 2,10 mol de H_2 y 0,565 mol de NH_3 . Calcular K_c para la siguiente reacción a 500°C : $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$	
7	¿Cuál de las siguientes afirmaciones resulta correcta después de diluir una solución de KOH de pH 11,507: a) aumenta pOH y aumenta $[\text{OH}^-]$; b) aumenta $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y se vuelve menos básica; c) disminuye pOH y aumenta $[\text{H}_3\text{O}^+]$; d) aumenta pH y disminuye $[\text{H}_3\text{O}^+]$; e) ninguna de las afirmaciones es correcta.	
8	Para la siguiente reacción: $2 \text{KMnO}_4 + 10 \text{FeSO}_4 + 8 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + 5 \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8 \text{H}_2\text{O}$ Identificar a las sustancias que actúan como a) agente oxidante y b) agente reductor; y especificar, en cada caso, el cambio producido en el estado de oxidación.	a) b)
9	Calcular la concentración en g/m^3 de una solución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ cuyo pH es 11,5. Desarrollar el problema completo mostrando todos los cálculos realizados.	Desarrollar al dorso
10	Se determina la densidad de un gas X a 800 Torr y $18,0^\circ\text{C}$, dando como resultado $1,50 \text{ g}/\text{dm}^3$. ¿Qué cantidad de X hay en 100 g del compuesto?	

Ejercicio 1 — Estequiometría: mezcla de I₂(s) en benceno

Cuando se mezclan 10,0 g de I₂(s) con 43,9 g de benceno (l), se obtiene una fase líquida y una fase sólida constituida por el yodo que quedó sin disolver. En la fase líquida hay 14,0% en masa de yodo. Calcular la masa de yodo que quedó sin disolver.

Idea clave: La mezcla de I₂(s) con benceno forma una solución saturada. El yodo que no se disuelve queda como fase sólida. Se usa el porcentaje en masa para hallar la cantidad disuelta y por diferencia la que no se disolvió.

PASO 1 — Datos del problema

Dato	Valor
Masa de I ₂ inicial	10,0 g
Masa de benceno	43,9 g
% en masa de I ₂ en fase líquida	14,0%

PASO 2 — Plantear la ecuación del sistema

Sea x = masa de I₂ disuelto en la fase líquida (g).

La fase líquida está formada por benceno (43,9 g) más I₂ disuelto (x):

$$\text{masa fase líquida} = 43,9 + x$$

El porcentaje en masa del yodo disuelto es 14,0%:

$$x / (43,9 + x) = 0,140$$

PASO 3 — Resolver para x

$$x = 0,140 \times (43,9 + x)$$

$$x = 6,146 + 0,140x$$

$$x - 0,140x = 6,146$$

$$0,860x = 6,146$$

$$x = 6,146 / 0,860 = 7,147 \text{ g} \rightarrow x \text{ aprox. } 7,15 \text{ g de I}_2 \text{ disuelto}$$

PASO 4 — Calcular masa de I₂ sin disolver

$$\text{masa I}_2 \text{ sin disolver} = \text{masa inicial} - \text{masa disuelta}$$

$$= 10,0 \text{ g} - 7,15 \text{ g} = 2,85 \text{ g}$$

Resultado

La masa de I₂ que quedó sin disolver es 2,85 g

Ejercicio 2 — Cálculo de masa de CS₂ por efusión

Calcular la masa de CS₂ (disulfuro de carbono) a 25°C y 1 atm que se obtiene en 60,0 cm³/min cuando el oxígeno gaseoso efunde a razón de x = 9% (interpretado como 9,0 cm³/min).

Idea clave: Aplicar la Ley de Graham de efusión para relacionar las velocidades de efusión con las masas molares, luego usar la ecuación de gases ideales para calcular la masa.

PASO 1 — Datos y fórmulas necesarias

Datos	$T = 25^{\circ}\text{C} = 298\text{ K}$; $P = 1\text{ atm}$; $V_{\text{CS}_2} = 60,0\text{ cm}^3/\text{min}$; $V_{\text{O}_2} = 9,0\text{ cm}^3/\text{min}$
Masas molares	$M_{\text{CS}_2} = 12 + 2 \times 32 = 76\text{ g/mol}$; $M_{\text{O}_2} = 32\text{ g/mol}$
Ley de Graham	$v_1/v_2 = \sqrt{M_2/M_1}$ donde v es velocidad de efusión
Gas ideal	$PV = nRT \rightarrow n = PV/RT$

PASO 2 — Verificar la Ley de Graham

Relación de velocidades	$v_{\text{CS}_2}/v_{\text{O}_2} = V_{\text{CS}_2}/V_{\text{O}_2} = 60,0/9,0 = 6,67$
Según Graham	$v_{\text{CS}_2}/v_{\text{O}_2} = \sqrt{M_{\text{O}_2}/M_{\text{CS}_2}} = \sqrt{32/76} = \sqrt{0,421} = 0,649$
Observación	Los datos parecen inconsistentes. Procederemos con el caudal dado de CS ₂

PASO 3 — Calcular moles de CS₂ por minuto

Volumen	$V = 60,0\text{ cm}^3 = 0,0600\text{ L}$
Constante R	$R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K})$
Moles	$n = PV/RT = (1\text{ atm} \times 0,0600\text{ L}) / (0,082\text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K}) \times 298\text{ K})$
Cálculo	$n = 0,0600/24,436 = 0,002455\text{ mol/min}$

PASO 4 — Calcular masa de CS₂

Fórmula	$m = n \times M$
Sustitución	$m = 0,002455\text{ mol/min} \times 76\text{ g/mol}$
Resultado	$m = 0,1866\text{ g/min} \approx 0,19\text{ g/min}$

La masa de CS₂ obtenida es aproximadamente 0,19 g/min o 186,6 mg/min

Ejercicio 3 — Nomenclatura de hidrogenoxosal de azufre

Describir el nombre de la hidrogenoxosal formada por azufre, con su mayor estado de oxidación.

Idea clave: Identificar el mayor estado de oxidación del azufre, formar el oxoácido correspondiente y luego la hidrogenoxosal (sal ácida).

PASO 1 — Determinar el mayor estado de oxidación del azufre

Elemento	Azufre (S), grupo 16 de la tabla periódica
Mayor E.O.	El azufre puede alcanzar estado de oxidación +6 (máximo para el grupo 16)
Resultado	Estado de oxidación: +6

PASO 2 — Identificar el oxoácido correspondiente

Oxoácido	Con S en estado +6, el oxoácido es el ácido sulfúrico
Fórmula	H ₂ SO ₄ (ácido sulfúrico)
Estructura	Contiene 2 hidrógenos ácidos (ionizables)

PASO 3 — Formar la hidrogenoxosal (sal ácida)

Definición	Hidrogenoxosal: sal que conserva al menos un hidrógeno ácido sin reemplazar por catión metálico
Del H ₂ SO ₄	Al reemplazar UN solo hidrógeno por un catión metálico (ejemplo: Na ⁺), queda: NaHSO ₄
Ion presente	El anión es HSO ₄ ⁻ (ion hidrogenosulfato)

PASO 4 — Nomenclatura de la hidrogenoxosal

Anión	HSO ₄ ⁻ se nombra como 'hidrogenosulfato' o 'bisulfato'
Ejemplo completo	NaHSO ₄ : hidrogenosulfato de sodio (o bisulfato de sodio)
Nomenclatura general	Hidrogenosulfato de [catión] o Bisulfato de [catión]

Hidrogenosulfato (o bisulfato) — Anión: HSO₄⁻

Ejercicio 4 — Orden de punto de ebullición según interacciones intermoleculares

Dadas las sustancias SO_2 , H_2 , HClO_2 , ordenarlas por orden decreciente de punto de ebullición. Justificar la respuesta teniendo en cuenta las interacciones entre partículas.

Idea clave: El punto de ebullición depende de la intensidad de las fuerzas intermoleculares: puente de hidrógeno > dipolo-dipolo > fuerzas de London.

PASO 1 — Identificar estructura y polaridad de cada molécula

H_2	Molécula diatómica apolar (homonuclear). Geometría lineal. No presenta momento dipolar.
SO_2	Molécula angular (geometría doblada). Átomo central: S con 2 enlaces S=O y 1 par libre. Es polar por su geometría angular.
HClO_2	Ácido cloroso. Estructura: H-O-Cl=O. Presenta enlace O-H, por lo que puede formar puentes de hidrógeno. Molécula polar.

PASO 2 — Determinar tipo de fuerzas intermoleculares

H_2	Solo presenta fuerzas de London (dispersión). Son las más débiles. Masa molar ≈ 2 g/mol (muy baja).
SO_2	Presenta fuerzas dipolo-dipolo (molécula polar) y fuerzas de London. Masa molar ≈ 64 g/mol. No puede formar puente de H (no tiene H unido a O, N o F).
HClO_2	Presenta puente de hidrógeno (H unido a O) además de dipolo-dipolo y London. El puente de H es la interacción intermolecular más fuerte. Masa molar $\approx 68,5$ g/mol.

PASO 3 — Ordenar por intensidad de interacciones

Fuerzas más intensas	Puente de hidrógeno (HClO_2) > Dipolo-dipolo (SO_2) > Fuerzas de London (H_2)
Punto de ebullición	A mayor intensidad de fuerzas intermoleculares, mayor energía se requiere para vencer estas fuerzas y pasar al estado gaseoso \rightarrow mayor punto de ebullición

PASO 4 — Orden decreciente de punto de ebullición

Orden	$\text{HClO}_2 > \text{SO}_2 > \text{H}_2$
Valores reales	HClO_2 : no se aísla puro (inestable), SO_2 : -10°C , H_2 : -253°C
Justificación	HClO_2 tiene el mayor P.E. por puentes de H. SO_2 es intermedio por fuerzas dipolo-dipolo. H_2 tiene el menor P.E. por solo tener débiles fuerzas de London y baja masa molecular.

Orden decreciente: $\text{HClO}_2 > \text{SO}_2 > \text{H}_2$ (puente H > dipolo-dipolo > London)

Ejercicio 5 — Identificación de Grupos Funcionales Orgánicos

Teniendo en cuenta las siguientes estructuras, indicar la/s opción/es correcta/s: a) la estructura 1 es un éter b) todas las estructuras presentan un grupo carbonilo c) la estructura 3 es una amida d) la estructura 4 es un alcohol e) la estructura 5 es una cetona

Idea clave: Identificar los grupos funcionales característicos de cada estructura orgánica analizando los átomos y enlaces presentes.

PASO 1 — Recordar grupos funcionales principales

Éter	$R-O-R'$ (oxígeno entre dos carbonos)
Carbonilo	$C=O$ (doble enlace carbono-oxígeno)
Amida	$R-CO-NH_2$ o $R-CO-NHR'$ (carbonilo unido a nitrógeno)
Alcohol	$R-OH$ (grupo hidroxilo unido a carbono)
Cetona	$R-CO-R'$ (carbonilo entre dos carbonos)
Aldehído	$R-CHO$ (carbonilo en extremo de cadena)
Ácido carbox.	$R-COOH$ (carbonilo con hidroxilo)

PASO 2 — Análisis de cada opción

Opción a)	Estructura 1 es un éter: Se debe verificar si tiene $R-O-R'$. Sin ver la estructura, esto requiere confirmación visual, pero típicamente es VERDADERO si presenta oxígeno entre carbonos.
Opción b)	Todas tienen carbonilo ($C=O$): Esto sería FALSO porque éteres NO tienen carbonilo, y alcoholes tampoco. Si estructura 1 es éter y estructura 4 es alcohol, esta opción es incorrecta.
Opción c)	Estructura 3 es amida: Se verifica si tiene $-CO-NH_2$ o $-CO-NHR'$. Si presenta carbonilo unido a nitrógeno, es VERDADERO.
Opción d)	Estructura 4 es alcohol: Se verifica si tiene $-OH$ unido a carbono (no a carbonilo). Si presenta $R-OH$, es VERDADERO.
Opción e)	Estructura 5 es cetona: Se verifica si tiene carbonilo entre dos carbonos $R-CO-R'$. Si el carbonilo está en medio de la cadena, es VERDADERO.

PASO 3 – Conclusiones basadas en grupos funcionales típicos

Opción a) ✓	Si estructura 1 muestra oxígeno entre dos grupos alquilo sin carbonilo, es un ÉTER (CORRECTA)
Opción b) ✗	INCORRECTA porque éteres y alcoholes NO tienen grupo carbonilo
Opción c) ✓	Si estructura 3 tiene $-\text{CO}-\text{NH}_2$, es una AMIDA (CORRECTA)
Opción d) ✓	Si estructura 4 tiene $-\text{OH}$ unido a carbono saturado, es un ALCOHOL (CORRECTA)
Opción e) ✓	Si estructura 5 tiene carbonilo entre dos carbonos, es una CETONA (CORRECTA)
Nota	Sin las estructuras visuales, asumimos el patrón típico de ejercicios donde: 1=éter, 2=otro grupo con $\text{C}=\text{O}$, 3=amida, 4=alcohol, 5=cetona

Opciones correctas: a), c), d) y e). La opción b) es incorrecta porque éteres y alcoholes no presentan grupo carbonilo.

Ejercicio 6 — Equilibrio químico: síntesis de amoníaco

Se coloca nitrógeno e hidrógeno en un recipiente vacío de 5,00 L a 500°C. Al alcanzarse el equilibrio se observa la presencia de 3,01 mol de N₂; 2,10 mol de H₂ y 0,565 mol de NH₃. ¿Cuál de las siguientes reacciones es la correcta? a) N₂(g) + 3H₂(g) ⇌ 2NH₃(g), b) 2NH₃ → N₂(g) + 3H₂(g). Calcular el valor de K_c y K_p.

Idea clave: Determinar la reacción correcta según el contexto (equilibrio), calcular concentraciones molares y usar la ley de acción de masas para K_c, luego relacionar con K_p.

PASO 1 — Identificar la reacción correcta

Análisis	El enunciado indica que partimos de N ₂ e H ₂ y alcanzamos el EQUILIBRIO con presencia de NH ₃
Opción a)	N ₂ (g) + 3H ₂ (g) ⇌ 2NH ₃ (g) - Representa un equilibrio reversible ✓
Opción b)	2NH ₃ → N ₂ (g) + 3H ₂ (g) - Representa una reacción irreversible (descomposición)
Conclusión	La reacción correcta es a) porque representa un EQUILIBRIO químico

PASO 2 — Calcular concentraciones molares en el equilibrio

Volumen	V = 5,00 L
[N ₂]	[N ₂] = 3,01 mol / 5,00 L = 0,602 M
[H ₂]	[H ₂] = 2,10 mol / 5,00 L = 0,420 M
[NH ₃]	[NH ₃] = 0,565 mol / 5,00 L = 0,113 M

PASO 3 — Calcular K_c

Reacción	N ₂ (g) + 3H ₂ (g) ⇌ 2NH ₃ (g)
Expresión	K _c = [NH ₃] ² / ([N ₂] × [H ₂] ³)
Sustitución	K _c = (0,113) ² / ((0,602) × (0,420) ³)
Numerador	(0,113) ² = 0,012769
Denominador	(0,602) × (0,420) ³ = (0,602) × 0,074088 = 0,04460
Resultado	K _c = 0,012769 / 0,04460 = 0,286

PASO 4 – Calcular Kp

Relación	$K_p = K_c \times (RT)^{\Delta n}$ donde $\Delta n = \text{moles productos} - \text{moles reactivos}$
Δn	$\Delta n = 2 - (1 + 3) = 2 - 4 = -2$
Temperatura	$T = 500^\circ\text{C} = 773 \text{ K}$
R	$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K})$
RT	$RT = 0,082 \times 773 = 63,386$
Cálculo	$K_p = 0,286 \times (63,386)^{-2} = 0,286 \times (1/4017,8)$
Resultado	$K_p = 0,286 / 4017,8 = 7,12 \times 10^{-5}$

Reacción correcta: a) $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$; $K_c = 0,286$; $K_p = 7,12 \times 10^{-5}$

Ejercicio 7 — Agentes oxidante y reductor en reacción redox

Para la reacción: $2\text{KMnO}_4 + 5\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow 2\text{MnSO}_4 + 5\text{Fe}(\text{SO}_4) + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$. Identificar: a) agente oxidante, b) agente reductor, y especificar estados de oxidación.

Idea clave: Determinar los estados de oxidación de cada elemento en reactivos y productos para identificar quién se oxida (pierde e^-) y quién se reduce (gana e^-).

PASO 1 — Corrección de la ecuación

Observación	La ecuación tiene un error: aparece $\text{Fe}(\text{SO}_4)$ en productos pero no hay Fe en reactivos
Ecuación correcta	$2\text{KMnO}_4 + 5\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{H}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
Nota	Trabajaremos con la ecuación corregida balanceada

PASO 2 — Estados de oxidación en reactivos

KMnO_4	K: +1, Mn: +7, O: -2
Cálculo Mn	$+1 + \text{Mn} + 4(-2) = 0 \rightarrow \text{Mn} = +7$
H_2SO_3	H: +1, S: +4, O: -2
Cálculo S	$2(+1) + \text{S} + 3(-2) = 0 \rightarrow \text{S} = +4$

PASO 3 — Estados de oxidación en productos

MnSO_4	Mn: +2, S: +6, O: -2
Cálculo Mn	$\text{Mn} + 6 + 4(-2) = 0 \rightarrow \text{Mn} = +2$
K_2SO_4	K: +1, S: +6, O: -2
H_2SO_4	H: +1, S: +6, O: -2
H_2O	H: +1, O: -2

PASO 4 — Identificación de cambios de estado de oxidación

Manganeso	Mn: +7 \rightarrow +2 (ganó 5 e^- , se REDUJO)
Azufre	S: +4 \rightarrow +6 (perdió 2 e^- , se OXIDÓ)
Potasio	K: +1 \rightarrow +1 (sin cambio)
Oxígeno	O: -2 \rightarrow -2 (sin cambio)
Hidrógeno	H: +1 \rightarrow +1 (sin cambio)

PASO 5 — Identificación de agentes

Agente oxidante	KMnO_4 (contiene Mn que se reduce de +7 a +2)
Definición	El agente oxidante es la sustancia que se reduce (gana electrones) y provoca la oxidación de otra especie
Agente reductor	H_2SO_3 (contiene S que se oxida de +4 a +6)
Definición	El agente reductor es la sustancia que se oxida (pierde electrones) y provoca la reducción de otra especie

PASO 6 — Resumen de estados de oxidación

Reactivos	KMnO_4 : K(+1), Mn(+7), O(-2) H_2SO_3 : H(+1), S(+4), O(-2)
Productos	MnSO_4 : Mn(+2), S(+6), O(-2)
	K_2SO_4 : K(+1), S(+6), O(-2)
	H_2SO_4 : H(+1), S(+6), O(-2)
	H_2O : H(+1), O(-2)

a) Agente oxidante: KMnO_4 (Mn: +7→+2) | b) Agente reductor: H_2SO_3 (S: +4→+6)

Ejercicio 9 — Concentración %m/P de solución de Ca(OH)₂

Calcular la concentración en %m/P de una solución de Ca(OH)₂

Idea clave: El enunciado está incompleto: para calcular %m/P (porcentaje masa en peso) necesitamos datos de masa de soluto y peso de solución.

PASO 1 — Análisis del enunciado

Observación	El ejercicio pide calcular %m/P pero NO proporciona datos numéricos
Datos faltantes	• Masa de Ca(OH) ₂ (soluto) • Peso o volumen de la solución
Nota	Procederemos con la fórmula general y un ejemplo ilustrativo

PASO 2 — Fórmula de concentración %m/P

Definición	$\%m/P = (\text{masa de soluto} / \text{peso de solución}) \times 100$
Unidades	• Soluto: Ca(OH) ₂ en gramos • Solución: peso total en gramos
Masa molar	Ca(OH) ₂ : $40 + 2(16 + 1) = 40 + 34 = 74 \text{ g/mol}$

PASO 3 — Ejemplo ilustrativo

Supongamos	Tenemos 10 g de Ca(OH) ₂ disueltos en una solución de 200 g totales
Aplicación	$\%m/P = (10 \text{ g} / 200 \text{ g}) \times 100$
Cálculo	$\%m/P = 0.05 \times 100 = 5\%$
Resultado	La concentración sería 5% m/P

PASO 4 — Fórmula general final

Expresión	$\%m/P = (\text{masa Ca(OH)}_2 / \text{masa solución}) \times 100$
Interpretación	Indica gramos de soluto por cada 100 gramos de solución
Conclusión	Se necesitan datos específicos para resolver numéricamente ✓

Fórmula: $\%m/P = (\text{masa Ca(OH)}_2 / \text{masa solución}) \times 100$. Ejemplo: $10\text{g}/200\text{g} = 5\% \text{ m/P}$

Ejercicio 10 — Cálculo de masa de Ca(OH)_2 a partir de pH

Se determina el $\text{pH} = 11,5$ para una solución de Ca(OH)_2 . ¿Qué masa de Ca(OH)_2 hay en 800 mL de solución con concentración 1,50 g/L?

Idea clave: Calcular la masa de Ca(OH)_2 multiplicando el volumen por la concentración dada.

PASO 1 — Datos del problema

pH dado	$\text{pH} = 11,5$
Volumen	$V = 800 \text{ mL} = 0,800 \text{ L} = 0,800 \text{ dm}^3$
Concentración	$C = 1,50 \text{ g/dm}^3 = 1,50 \text{ g/L}$
Soluto	Ca(OH)_2 (hidróxido de calcio)

PASO 2 — Verificación del pH con base fuerte

Naturaleza	Ca(OH)_2 es una base fuerte que se disocia: $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$
pH básico	$\text{pH} = 11,5 > 7$ confirma que la solución es básica
pOH	$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 11,5 = 2,5$
Consistencia	Los datos son consistentes con una solución básica de Ca(OH)_2

PASO 3 — Cálculo de la masa

Fórmula	$\text{masa} = \text{Concentración} \times \text{Volumen}$
Sustitución	$\text{masa} = 1,50 \text{ g/L} \times 0,800 \text{ L}$
Operación	$\text{masa} = 1,50 \times 0,800 = 1,20 \text{ g}$
Resultado	masa de $\text{Ca(OH)}_2 = 1,20 \text{ g}$

PASO 4 — Verificación dimensional

Unidades	$[\text{g/L}] \times [\text{L}] = [\text{g}] \checkmark$
Respuesta final	La masa de Ca(OH)_2 en 800 mL de solución es 1,20 g

masa de $\text{Ca(OH)}_2 = 1,20 \text{ g}$