

QUÍMICA - CÁTEDRA BRUNO-DI RISIO

Examen Final · Febrero 2023 · Tema 1

Enunciado original

QUÍMICA - CÁTEDRA BRUNO-DI RISIO- CICLO BÁSICO COMÚN - EXAMEN FINAL - FEBRERO 2023 TEMA 1		
APELLIDO: Nombres:		
RESPUESTAS		
DNI	COMISIÓN	CALIFICACIÓN
Fecha:	Firma del alumno:	

Resolver en borrador y escribir las respuestas en los casilleros en blanco. Entregar sólo esta hoja.

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

La aprobación de este examen requiere un mínimo de 5 (CINCO) problemas respondidos completos y correctamente. Con 9 respuestas correctas, corresponde nota 9 u 8, dependiendo de que la pregunta 3 haya sido contestada correctamente o no.

Datos: $R = 0,0821 \text{ l atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $1 \text{ u} = 1,661 \times 10^{-27} \text{ kg}$; $pK_w(25^\circ \text{C}) = 14,00$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ Torr}$
 $M \text{ (g/mol): N: 14,0 - H: 1,0 - O: 16,0 - Mg: 24,3 - Ca: 40,0 - Al: 27,0 - Cr: 52,0}$

1) Se hacen reaccionar 15,6 g de una muestra de aluminio de 75,0 % de pureza, con exceso de Cr_2O_3 según la ecuación que figura a continuación. $2 \text{ Al (s)} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \text{ (s)} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \text{ (s)} + 2 \text{ Cr (s)}$ Calcular la masa de óxido aluminio obtenida, expresada en gramos sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 82,0 %	18,1 g [17,6-18,7]
2) El catión más estable de ${}_{38}\text{Q}$ es isoelectrónico con el anión más estable del halógeno X. Indicar: a. El número de neutrones para un nucleido de ${}_{38}\text{Q}$ con $A = 88$. b. La fórmula de un posible compuesto entre los elementos X y Q. c. CEE del elemento X	a. 50 neutrones. b. QX_2 (también acept. SrBr_2) c. $4s^2 4p^5$
3) Dados los siguientes compuestos: a) SO_2 ; b) CH_3OH (metanol); c) CoBr_2 ; d) Na_2SO_4 ; e) NH_3 Escribir la estructura de Lewis del compuesto ternario que no conduzca la corriente eléctrica en estado líquido.	b) CH_3OH (metanol) Desarrollar y justificar al dorso
4) Se dispone de 106 g de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$. Calcular: a) La cantidad de nitrógeno presente en dicha masa. b) La masa de una unidad fórmula de la sal, expresada en gramos.	a) 1,43 mol (1,39-1,47), b) $2,46 \times 10^{-22} \text{ g}$ (2,39-2,53)
5) Un compuesto gaseoso tiene una densidad de $2,15 \text{ g/dm}^3$ a 50°C y 747 Torr. Calcular: a) la masa molar del gas. b) Si se duplica la presión manteniendo T constante, calcular la densidad del gas en esta situación.	a) 58,0 g/mol (56,3- 59,7) b) 4,30 g/L (4,17- 4,43)
6) La concentración de aniones en 400 cm^3 de una solución de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ es 0,600 M. ¿Cuál será la concentración de la sal expresada en % m/V ?	4,92 (4,77- 5,07)
7) El metanol (CH_4O) tiene un punto de fusión de $-97,6^\circ \text{C}$, su punto de ebullición es de $64,7^\circ \text{C}$ y su densidad a 25°C es 792 kg/m^3 . El ácido acético ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$) presenta un punto de fusión de $16,6^\circ \text{C}$, su punto de ebullición es 118°C y su densidad a 25°C es $1,05 \text{ g/cm}^3$. Indicar cuál enunciado es correcto: a. La sustancia hexatómica a 100°C se encuentra en estado gaseoso b. A 10°C , ambas son sólidas c. Las dos sustancias tienen igual fórmula empírica d. 120 g de metanol ocupan un volumen de 125 mL a 25°C	a
8) Para la reacción: $2 \text{ S}_2\text{O}_8^{2-} \text{ (ac)} + 6 \text{ I}^- \text{ (ac)} \rightarrow 4 \text{ SO}_4^{2-} \text{ (ac)} + 3 \text{ I}_2 \text{ (ac)}$ se determinó experimentalmente que si se duplica la concentración de $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ (ac), la velocidad se duplica, si se triplica la concentración de I^- (ac), la velocidad se triplica. Escriba la ecuación de velocidad de la reacción.	$v = k[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}][\text{I}^-]$
9) A 1000°C , la reacción: $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ tiene una constante de equilibrio $K_p = 0,320$. Indicar el valor de K_c .	$3,06 \times 10^{-3}$ (2,97 x 10^{-3} - $3,15 \times 10^{-3}$)
10) $4,30 \text{ dm}^3$ de una solución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 5,66 % m/m y $\rho = 1050 \text{ g dm}^{-3}$, se diluyen con agua hasta alcanzar un volumen final de 85,0 L. Indicar el pOH de la solución resultante.	1,09 (1,07-1,11)

DESARROLLO del problema 3 al dorso

Ejercicio 1 – Reacción aluminotérmica con pureza y rendimiento

Se hacen reaccionar 15,6 g de una muestra de aluminio de 75,0% de pureza, con exceso de Cr_2O_3 según: $2 \text{Al}(\text{s}) + \text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2 \text{Cr}(\text{s})$. Calcular la masa de óxido de aluminio obtenida en gramos, sabiendo que el rendimiento es del 82,0%.

Idea clave: Calcular primero la masa pura de Al, convertir a moles, usar estequiometría para obtener moles de Al_2O_3 teórico, y aplicar el rendimiento real.

PASO 1 — Calcular la masa pura de aluminio

Masa de muestra	$m_{\text{muestra}} = 15,6 \text{ g}$
Pureza	Pureza = 75,0% = 0,750
Masa pura de Al	$m_{\text{Al}} = 15,6 \text{ g} \times 0,750 = 11,7 \text{ g}$

PASO 2 — Convertir masa de Al a moles

Masa molar Al	$M_{\text{Al}} = 27,0 \text{ g/mol}$
Moles de Al	$n_{\text{Al}} = 11,7 \text{ g} \div 27,0 \text{ g/mol} = 0,433 \text{ mol}$

PASO 3 — Aplicar estequiometría de la reacción

Ecuación	$2 \text{Al}(\text{s}) + \text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2 \text{Cr}(\text{s})$
Relación molar	$2 \text{ mol Al} \rightarrow 1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3$
Moles teóricos Al_2O_3	$n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 0,433 \text{ mol Al} \times (1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 / 2 \text{ mol Al}) = 0,217 \text{ mol}$

PASO 4 — Calcular masa teórica de Al_2O_3

Masa molar Al_2O_3	$M_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 2(27,0) + 3(16,0) = 54,0 + 48,0 = 102,0 \text{ g/mol}$
Masa teórica	$m_{\text{teórica}} = 0,217 \text{ mol} \times 102,0 \text{ g/mol} = 22,1 \text{ g}$

PASO 5 — Aplicar el rendimiento de la reacción

Rendimiento	$\eta = 82,0\% = 0,820$
Masa real obtenida	$m_{\text{real}} = 22,1 \text{ g} \times 0,820 = 18,1 \text{ g}$

La masa de óxido de aluminio obtenida es 18,1 g

Ejercicio 2 — Isoelectrónicos y Estructura Atómica

El catión más estable de ${}_{50}\text{X}$ es isoelectrónico con el anión más estable del halógeno Q. Indicar: a. El número atómico para un nuclido de ${}_{50}\text{X}$ con $A = 88$. b. La fórmula de un posible compuesto entre los elementos X y Q. c. CEE del elemento X

Idea clave: Identificar el elemento X usando que su catión más estable es isoelectrónico con el anión del halógeno Q, determinar sus propiedades atómicas y formación de compuestos.

PASO 1 — Identificación del elemento X ($Z=50$)

Dato	${}_{50}\text{X}$ indica que el número atómico $Z = 50$
Elemento	$Z = 50$ corresponde al Estaño (Sn)
Ubicación	Período 5, Grupo 14 (IVA)
Config. electrónica	$[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^2$

PASO 2 — Determinación del catión más estable de X

Grupo 14	Los elementos del grupo 14 pueden formar cationes +2 o +4
Catión más estable	Para Sn (elementos pesados del grupo 14), el catión más estable es Sn^{2+}
Config. Sn^{2+}	$[\text{Kr}] 5s^0 4d^{10} 5p^0 = [\text{Kr}] 4d^{10}$
Electrones Sn^{2+}	$50 - 2 = 48$ electrones

PASO 3 — Identificación del halógeno Q isoelectrónico

Condición	El anión más estable del halógeno Q debe tener 48 electrones
Anión halógeno	Los halógenos forman aniones con carga -1 (ganan 1 electrón)
Número atómico Q	Si Q^- tiene 48 e^- , entonces $Z(\text{Q}) = 48 - 1 = 47$
Error en enunciado	$Z=47$ es Ag (no halógeno). Asumimos Q es Br ($Z=35$)
Corrección	Br^- tiene 36 e^- , isoelectrónico con Kr. Usaremos I ($Z=53$)
Halógeno correcto	Para ser isoelectrónico: I^- tiene 54 e^-, no coincide. Usamos Br (grupo 17)

PASO 4 — Respuesta inciso a: Número atómico

Dato	El nuclido de ${}_{50}\text{X}$ con $A = 88$
Número atómico	$Z = 50$ (el subíndice indica el número atómico)
Notación	${}^{88}_{50}\text{Sn}$ ($A=88$, $Z=50$, $N=38$ neutrones)

PASO 5 — Respuesta inciso b: Fórmula del compuesto X-Q

Elemento X	Sn (Estaño), estados de oxidación: +2, +4
Elemento Q	Halógeno (asumimos Br o Cl), estado de oxidación: -1
Compuesto con Sn ²⁺	SnQ ₂ (ejemplo: SnBr ₂ o SnCl ₂)
Compuesto con Sn ⁴⁺	SnQ ₄ (ejemplo: SnBr ₄ o SnCl ₄)
Fórmulas posibles	SnCl₂, SnCl₄, SnBr₂, SnBr₄

PASO 6 — Respuesta inciso c: CEE del elemento X

Configuración completa	[Kr] 5s ² 4d ¹⁰ 5p ²
CEE (Config. Externa)	5s² 5p² (electrones de valencia)
Alternativa	Algunos consideran CEE como: 5s ² 4d ¹⁰ 5p ²
Respuesta	CEE = 5s² 5p² (4 electrones de valencia)

a) Z = 50 | b) SnCl₂ o SnCl₄ (también SnBr₂, SnBr₄) | c) CEE: 5s² 5p²

Ejercicio 3 — Estructura de Lewis de compuesto ternario no conductor

Dados los compuestos: a) SO_2 ; b) CH_3OH (metanol); c) CoCl_2 ; d) Na_2SO_4 ; e) NH_3 . Escribir la estructura de Lewis del compuesto ternario que no conduzca la corriente eléctrica en estado líquido.

Idea clave: Identificar el compuesto ternario (tres elementos diferentes) y molecular (no iónico) para que no conduzca electricidad, y dibujar su estructura de Lewis.

PASO 1 — Clasificar los compuestos según número de elementos

a) SO_2	Binario (S y O) – 2 elementos
b) CH_3OH	Ternario (C, H y O) – 3 elementos
c) CoCl_2	Binario (Co y Cl) – 2 elementos
d) Na_2SO_4	Ternario (Na, S y O) – 3 elementos
e) NH_3	Binario (N y H) – 2 elementos

PASO 2 — Determinar cuál compuesto ternario NO conduce electricidad

CH_3OH	Compuesto molecular (covalente). No conduce electricidad en estado líquido porque no tiene iones libres.
Na_2SO_4	Compuesto iónico (sal). Sí conduce electricidad en estado líquido porque se disocia en iones Na^+ y SO_4^{2-}
Conclusión	El compuesto buscado es CH_3OH (metanol)

PASO 3 — Contar electrones de valencia para CH_3OH

Carbono (C)	Grupo 14 → 4 electrones de valencia
Hidrógeno (H)	4 átomos × 1 electrón = 4 electrones
Oxígeno (O)	Grupo 16 → 6 electrones de valencia
Total	4 + 4 + 6 = 14 electrones de valencia

PASO 4 — Construir la estructura de Lewis

Esqueleto	C central unido a 3 H y a O; O unido a 1 H → $\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{H}$
Enlaces	5 enlaces simples (C-H, C-H, C-H, C-O, O-H) = 10 electrones usados
Electrones restantes	14 - 10 = 4 electrones → colocar como pares libres en O
Estructura final	$\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{H}$ con 2 pares libres en el oxígeno
Representación	$\text{H} \text{H} - \text{C} - \text{O} - \text{H}$ (O tiene 2 pares libres ::) H

PASO 5 — Justificación

¿Por qué ternario?

Contiene tres elementos diferentes: C, H y O

¿Por qué no conduce?

Es un compuesto molecular (covalente). En estado líquido mantiene sus moléculas neutras sin disociarse en iones, por lo tanto no hay portadores de carga que permitan la conducción eléctrica

Tipo de enlace

Enlaces covalentes polares, pero la molécula es molecular, no iónica

CH₃OH (metanol) — Estructura: H₃C-O-H con 2 pares libres en O. No conduce electricidad por ser molecular.

Ejercicio 4 — Composición y masa de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

Si dispone de 106 g de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$. Calcular: a) La cantidad de nitrógeno presente en dicha masa. b) La masa de una unidad fórmula de la sal, expresada en gramos.

Idea clave: Calcular la masa molecular del compuesto, usar proporciones estequiométricas para encontrar la masa de nitrógeno, y dividir por el número de Avogadro para obtener la masa de una unidad fórmula.

PASO 1 — Determinación de la masa molecular de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

Composición	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ contiene: 1 átomo de Mg y 2 grupos NO_3 (es decir, 2 átomos de N y 6 átomos de O)
Masas atómicas	Mg = 24 u ; N = 14 u ; O = 16 u
Cálculo Mr	$\text{Mr}[\text{Mg}(\text{NO}_3)_2] = 1 \times 24 + 2 \times 14 + 6 \times 16 = 24 + 28 + 96 = 148 \text{ u}$
Masa molar	$M = 148 \text{ g/mol}$

PASO 2 — Parte a) Cantidad de nitrógeno presente

Átomos de N	En cada molécula de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ hay 2 átomos de nitrógeno
Masa de N en fórmula	Masa de N por molécula = $2 \times 14 = 28 \text{ u}$
Proporción	En 148 g de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ hay 28 g de N
Regla de tres	$148 \text{ g de } \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow 28 \text{ g de N}$ $106 \text{ g de } \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow x \text{ g de N}$
Cálculo	$x = (106 \times 28) / 148 = 2968 / 148 = 20,054\dots \text{ g}$
Resultado a)	Masa de nitrógeno = 20 g de N

PASO 3 — Parte b) Masa de una unidad fórmula en gramos

Concepto	Una unidad fórmula = una molécula individual
Número de Avogadro	$N_a = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}$
Relación	$1 \text{ mol de } \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 = 148 \text{ g}$ y contiene $6,022 \times 10^{23}$ moléculas
Masa unitaria	$m(\text{una molécula}) = 148 \text{ g} / (6,022 \times 10^{23})$
Cálculo	$m = 148 / (6,022 \times 10^{23}) = 24,575\dots \times 10^{-23} \text{ g}$
Resultado b)	Masa de una unidad fórmula = $2,46 \times 10^{-22} \text{ g}$

a) Masa de nitrógeno = 20 g ; b) Masa de una unidad fórmula = $2,46 \times 10^{-22} \text{ g}$

Ejercicio 5 — Densidad y masa molar de un gas ideal

Un compuesto gaseoso tiene una densidad de $2,15 \text{ g/dm}^3$ a 50°C y 747 Torr . Calcular: a) La masa molar del gas. b) Si se duplica la presión manteniendo T constante, calcular la densidad del gas en esta situación.

Idea clave: Usar la ecuación de gases ideales $PV = nRT$ combinada con densidad $d = m/V$ para relacionar presión, temperatura y masa molar, luego aplicar proporcionalidad directa entre presión y densidad a temperatura constante.

PASO 1 — Conversión de unidades

Temperatura	$T = 50^\circ\text{C} = 50 + 273 = 323 \text{ K}$
Presión	$P = 747 \text{ Torr} \times (1 \text{ atm} / 760 \text{ Torr}) = 0,983 \text{ atm}$
Densidad	$d = 2,15 \text{ g/dm}^3 = 2,15 \text{ g/L}$
Constante	$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K})$

PASO 2 — Deducción de fórmula para masa molar

Ecuación gases	$PV = nRT$
Masa/moles	$n = m/M$, donde M es la masa molar
Sustitución	$PV = (m/M)RT$
Densidad	$d = m/V$, entonces $m = d\cdot V$
Reemplazo	$PV = (d\cdot V/M)RT$
Simplificación	$P = (d\cdot R\cdot T)/M$
Despeje M	$M = (d\cdot R\cdot T)/P$

PASO 3 — Cálculo de la masa molar (parte a)

Fórmula	$M = (d\cdot R\cdot T)/P$
Sustitución	$M = (2,15 \text{ g/L} \times 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K}) \times 323 \text{ K}) / 0,983 \text{ atm}$
Numerador	$2,15 \times 0,082 \times 323 = 56,96 \text{ g}\cdot\text{atm}/\text{mol}$
División	$M = 56,96 / 0,983 = 57,96 \text{ g/mol}$
Resultado a)	$M \approx 58,0 \text{ g/mol}$

PASO 4 — Relación presión-densidad a T constante

De la fórmula	$P = (d\cdot R\cdot T)/M$, entonces $d = (P\cdot M)/(R\cdot T)$
T y M constantes	$d \propto P$ (la densidad es proporcional a la presión)
Condición nueva	$P_2 = 2P_1$ (se duplica la presión)
Consecuencia	$d_2 = 2d_1$ (se duplica la densidad)

PASO 5 — Cálculo de la nueva densidad (parte b)

Densidad inicial	$d_1 = 2,15 \text{ g/L}$
Presión nueva	$P_2 = 2 \times 747 \text{ Torr} = 1494 \text{ Torr}$
Densidad nueva	$d_2 = 2 \times 2,15 \text{ g/L} = 4,30 \text{ g/L}$
Resultado b)	$d_2 = 4,30 \text{ g/dm}^3$

a) Masa molar $M = 58,0 \text{ g/mol}$; b) Densidad al duplicar presión: $d = 4,30 \text{ g/dm}^3$

Ejercicio 6 — Concentración de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ en % m/V

La concentración de aniones en 400 cm^3 de una solución de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ es $0,600 \text{ M}$. ¿Cuál será la concentración de la sal expresada en % m/V?

Idea clave: Determinar la molaridad de la sal a partir de la concentración de aniones, calcular la masa de sal y expresarla como % m/V.

PASO 1 — Análisis de la disociación de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

Ecuación	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{NO}_3^-$
Relación	Por cada mol de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ se generan 2 moles de aniones NO_3^-
Conclusión	$[\text{NO}_3^-] = 2 \times [\text{Ca}(\text{NO}_3)_2]$

PASO 2 — Calcular la molaridad de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

Dato	$[\text{NO}_3^-] = 0,600 \text{ M}$
Despejamos	$[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = [\text{NO}_3^-] / 2$
Cálculo	$[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = 0,600 \text{ M} / 2 = 0,300 \text{ M}$

PASO 3 — Calcular la masa molar de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

Ca	$1 \times 40 \text{ g/mol} = 40 \text{ g/mol}$
N	$2 \times 14 \text{ g/mol} = 28 \text{ g/mol}$
O	$6 \times 16 \text{ g/mol} = 96 \text{ g/mol}$
MM total	$\text{MM} = 40 + 28 + 96 = 164 \text{ g/mol}$

PASO 4 — Calcular los moles de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ en 400 cm^3

Volumen	$V = 400 \text{ cm}^3 = 0,400 \text{ L}$
Fórmula	$n = M \times V$
Cálculo	$n = 0,300 \text{ mol/L} \times 0,400 \text{ L} = 0,120 \text{ mol}$

PASO 5 — Calcular la masa de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

Fórmula	$m = n \times \text{MM}$
Cálculo	$m = 0,120 \text{ mol} \times 164 \text{ g/mol} = 19,68 \text{ g}$

PASO 6 — Calcular la concentración en % m/V

Definición	$\% \text{ m/V} = (\text{masa de soluto en g} / \text{volumen de solución en mL}) \times 100$
Datos	$m = 19,68 \text{ g} ; V = 400 \text{ mL}$
Cálculo	$\% \text{ m/V} = (19,68 \text{ g} / 400 \text{ mL}) \times 100$
Resultado	$\% \text{ m/V} = 4,92 \%$

La concentración de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ es $4,92 \%$ m/V

Ejercicio 7 — Propiedades físicas de sustancias

El metanol (CH_4O) tiene $P_f = -97,6\text{ }^\circ\text{C}$, $P_e = 64,7\text{ }^\circ\text{C}$ y $\rho = 792\text{ kg/m}^3$ a 25°C . El ácido acético ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$) tiene $P_f = 16,6\text{ }^\circ\text{C}$, $P_e = 118\text{ }^\circ\text{C}$ y $\rho = 1,05\text{ g/cm}^3$ a 25°C . Determinar el enunciado correcto entre las opciones dadas.

Idea clave: Analizar cada afirmación verificando estados de agregación según puntos de fusión y ebullición, identificar fórmulas empíricas y calcular volúmenes usando densidad.

PASO 1 — Identificar las sustancias

Metanol	$\text{CH}_4\text{O} \rightarrow 1\text{C} + 4\text{H} + 1\text{O} = 6\text{ átomos (hexatómica)}$
Ác. acético	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 \rightarrow 2\text{C} + 4\text{H} + 2\text{O} = 8\text{ átomos (octatómica)}$
Sustancia hexatómica	Es el metanol (CH_4O)

PASO 2 — Verificar opción a

Enunciado	La sustancia hexatómica a $100\text{ }^\circ\text{C}$ está en estado gaseoso
Sustancia	Hexatómica = Metanol
Datos metanol	$P_f = -97,6\text{ }^\circ\text{C}$ y $P_e = 64,7\text{ }^\circ\text{C}$
A $100\text{ }^\circ\text{C}$	$100\text{ }^\circ\text{C} > 64,7\text{ }^\circ\text{C}$ (punto de ebullición)
Estado	$T > P_e \rightarrow$ Estado GASEOSO ✓
Conclusión	La opción a es CORRECTA

PASO 3 — Verificar opción b

Enunciado	A $10\text{ }^\circ\text{C}$, ambas son sólidas
Metanol a 10°C	$-97,6\text{ }^\circ\text{C} < 10\text{ }^\circ\text{C} < 64,7\text{ }^\circ\text{C} \rightarrow$ LÍQUIDO
Ác. acético a 10°C	$10\text{ }^\circ\text{C} < 16,6\text{ }^\circ\text{C} (P_f) \rightarrow$ SÓLIDO
Conclusión	Una es líquida y otra sólida \rightarrow opción b es FALSA

PASO 4 — Verificar opción c

Enunciado	Las dos sustancias tienen igual fórmula empírica
Metanol	$\text{CH}_4\text{O} \rightarrow$ dividir por $\text{MCD}(1,4,1)=1 \rightarrow \text{CH}_4\text{O}$
Ác. acético	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 \rightarrow$ dividir por $\text{MCD}(2,4,2)=2 \rightarrow \text{CH}_2\text{O}$
Comparación	$\text{CH}_4\text{O} \neq \text{CH}_2\text{O}$
Conclusión	Fórmulas empíricas distintas \rightarrow opción c es FALSA

PASO 5 — Verificar opción d

Enunciado	120 g de metanol ocupan 125 mL a 25°C
Densidad metanol	$\rho = 792 \text{ kg/m}^3 = 0,792 \text{ g/cm}^3 = 0,792 \text{ g/mL}$
Fórmula	$V = m/\rho$
Cálculo	$V = 120 \text{ g} / 0,792 \text{ g/mL} = 151,52 \text{ mL}$
Comparación	151,52 mL \neq 125 mL
Conclusión	El volumen no coincide → opción d es FALSA

PASO 6 — Respuesta final

Opción correcta	a. La sustancia hexatómica a 100 °C se encuentra en estado gaseoso
Justificación	El metanol (hexatómico) a 100°C supera su Pe (64,7°C) → es gas

La respuesta correcta es la opción a: La sustancia hexatómica (metanol) a 100 °C se encuentra en estado gaseoso.

Ejercicio 8 — Ecuación de velocidad de reacción química

Para la reacción: $2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{ac}) + 6 \text{I}^- (\text{ac}) \rightarrow 4 \text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{ac}) + 3 \text{I}_2 (\text{ac})$, se determinó experimentalmente que si se duplica la concentración de $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{ac})$, la velocidad se duplica, si se triplica la concentración del $\text{I}^- (\text{ac})$, la velocidad se triplica. Escriba la ecuación de velocidad de la reacción.

Idea clave: Determinar los órdenes de reacción usando los datos experimentales y construir la ley de velocidad.

PASO 1 — Forma general de la ecuación de velocidad

Ley de velocidad	$v = k [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]^m [\text{I}^-]^n$
Incógnitas	donde k es la constante de velocidad, m es el orden respecto a $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ y n es el orden respecto a I^-

PASO 2 — Determinar orden m respecto a $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

Dato experimental	Si $[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]$ se duplica \rightarrow velocidad se duplica
Velocidad inicial	$v_1 = k [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]^m [\text{I}^-]^n$
Velocidad final	$v_2 = k [2 \cdot \text{S}_2\text{O}_3^{2-}]^m [\text{I}^-]^n = k \cdot 2^m [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]^m [\text{I}^-]^n$
Razón	$v_2/v_1 = 2^m = 2$
Orden m	$2^m = 2^1 \rightarrow m = 1$

PASO 3 — Determinar orden n respecto a I^-

Dato experimental	Si $[\text{I}^-]$ se triplica \rightarrow velocidad se triplica
Velocidad inicial	$v_1 = k [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]^m [\text{I}^-]^n$
Velocidad final	$v_2 = k [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]^m [3 \cdot \text{I}^-]^n = k [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]^m \cdot 3^n [\text{I}^-]^n$
Razón	$v_2/v_1 = 3^n = 3$
Orden n	$3^n = 3^1 \rightarrow n = 1$

PASO 4 — Escribir la ecuación de velocidad

Sustitución	$m = 1, n = 1$
Ecuación final	$v = k [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]^1 [\text{I}^-]^1$
Simplificado	$v = k [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}] [\text{I}^-]$
Orden total	Reacción de orden 2 ($1 + 1 = 2$)

$$v = k [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}] [\text{I}^-]$$

Ejercicio 9 — Relación entre Kp y Kc en equilibrio químico

A 1000 °C, la reacción: $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ tiene una constante de equilibrio $K_p = 0,320$. Indicar el valor de K_c .

Idea clave: Usar la relación $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$ donde Δn es la variación de moles gaseosos en la reacción.

PASO 1 — Identificar la relación entre Kp y Kc

Fórmula general	$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$
Donde	$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K})$ (constante universal de los gases) $T =$ temperatura absoluta en Kelvin $\Delta n =$ variación en el número de moles de gas

PASO 2 — Calcular Δn de la reacción

Reacción	$\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
Moles productos	$n(\text{productos}) = 1 + 1 = 2 \text{ moles}$
Moles reactivos	$n(\text{reactivos}) = 1 \text{ mol}$
Δn	$\Delta n = n(\text{productos}) - n(\text{reactivos}) = 2 - 1 = 1$

PASO 3 — Convertir temperatura a Kelvin

Temperatura dada	$T = 1000 \text{ }^\circ\text{C}$
Conversión	$T(\text{K}) = T(^\circ\text{C}) + 273$
Resultado	$T = 1000 + 273 = 1273 \text{ K}$

PASO 4 — Despejar Kc de la fórmula

Partimos de	$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$
Despejamos Kc	$K_c = K_p / (RT)^{\Delta n}$
Con $\Delta n = 1$	$K_c = K_p / (RT)$

PASO 5 — Calcular RT

Cálculo	$RT = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K}) \times 1273 \text{ K}$
Resultado	$RT = 104,386 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}$

PASO 6 — Calcular Kc

Sustitución	$K_c = 0,320 / 104,386$
Resultado	$K_c = 0,00307 \text{ mol/L}$
Notación científica	$K_c = 3,07 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

$$K_c = 3,07 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Ejercicio 10 — Cálculo de pOH de solución diluida de Ca(OH)₂

A 30 dm³ de una solución de Ca(OH)₂ 5,66% m/m y $\rho = 1050 \text{ g/dm}^3$, se diluyen con agua hasta alcanzar un volumen final de 85,0 L. Indicar el pOH de la solución resultante.

Idea clave: Calcular los moles de Ca(OH)₂ iniciales usando porcentaje m/m y densidad, determinar [OH⁻] en la solución diluida considerando que cada Ca(OH)₂ aporta 2 OH⁻, y finalmente calcular pOH.

PASO 1 — Cálculo de la masa de solución inicial

Datos	$V_0 = 30 \text{ dm}^3 ; \rho = 1050 \text{ g/dm}^3$
Masa solución	$m_{\text{solución}} = V_0 \times \rho = 30 \text{ dm}^3 \times 1050 \text{ g/dm}^3$
Resultado	$m_{\text{solución}} = 31500 \text{ g}$

PASO 2 — Cálculo de la masa de Ca(OH)₂

Porcentaje m/m	$\% \text{ m/m} = 5,66\% = (m_{\text{solute}} / m_{\text{solución}}) \times 100$
Despeje	$m_{\text{Ca(OH)}_2} = (5,66/100) \times 31500 \text{ g}$
Resultado	$m_{\text{Ca(OH)}_2} = 1782,9 \text{ g}$

PASO 3 — Cálculo de moles de Ca(OH)₂

Masa molar	$M_{\text{Ca(OH)}_2} = 40 + 2(16 + 1) = 74 \text{ g/mol}$
Moles	$n = m / M = 1782,9 \text{ g} / 74 \text{ g/mol}$
Resultado	$n_{\text{Ca(OH)}_2} = 24,093 \text{ mol}$

PASO 4 — Cálculo de moles de OH⁻

Disociación	$\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$
Relación	Por cada mol de Ca(OH) ₂ se liberan 2 moles de OH ⁻
Moles OH ⁻	$n_{\text{OH}^-} = 2 \times 24,093 \text{ mol} = 48,186 \text{ mol}$

PASO 5 — Cálculo de concentración de OH⁻ final

Volumen final	$V_{\text{final}} = 85,0 \text{ L}$
Molaridad	$[\text{OH}^-] = n_{\text{OH}^-} / V_{\text{final}} = 48,186 \text{ mol} / 85,0 \text{ L}$
Resultado	$[\text{OH}^-] = 0,567 \text{ M}$

PASO 6 — Cálculo del pOH

Fórmula	$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$
Sustitución	$\text{pOH} = -\log(0,567)$
Resultado	$\text{pOH} = 0,25$

pOH = 0,25