

QUÍMICA

2° Parcial · 2° Cuatrimestre 2023 · Catedra di Risto C.R.C. - U.B.A.

Enunciado original

QUÍMICA CÁTEDRA DI RISIO C.B.C. – U.B.A. 2º CUATRIM. 2023 2º PARCIAL	APELLIDOS:		TEMA 9 C CALIFICACIÓN
	NOMBRES:		
	DNI:	COMISIÓN:	
	FECHA:	FIRMA:	

Respuestas correctas y completas	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	
Calificación	1	1	2	2	3	4	5	6	7	8	9	10

La aprobación de este examen requiere un mínimo de 5 problemas respondidos completa y correctamente.
 Con 9 respuestas corresponde 9 u 8, dependiendo de que la pregunta 8 haya sido contestada correctamente o no.
 Resolver en borrador y escribir las respuestas en los casilleros en blanco. Entregar SÓLO esta hoja.

Datos: $K_w(25^\circ\text{C}) = 1,00 \times 10^{-14}$; $R = 0,0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $T/K = t/^\circ\text{C} + 273,15$

1	<p>El ZnS tiene propiedades fotoluminiscentes y se lo utiliza en señalización de emergencia. Un método de obtención en el laboratorio es expresado por la siguiente ecuación:</p> $\text{Zn(NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{S}(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnS}(\text{s}) + 2 \text{NaNO}_3(\text{aq})$ <p>Se coloca a reaccionar una muestra de 52,0 g cuyo contenido en $\text{Zn(NO}_3)_2$ es 94,0 % (pureza), con 64,0 g de Na_2S. a) Indicar el reactivo que se encuentra en exceso y b) calcular la masa del mismo que queda al finalizar la reacción.</p> <p>Datos M (g/mol): $\text{Zn(NO}_3)_2 = 189,4$; $\text{ZnS} = 97,4$; $\text{Na}_2\text{S} = 78,1$</p>	a) b)
2	<p>Calcular la masa (en gramos) de ZnS obtenido, según la reacción del ítem 1, si se coloca a reaccionar una muestra de 52,0 g cuyo contenido en $\text{Zn(NO}_3)_2$ es 94,0 % (pureza), con suficiente cantidad de Na_2S siendo el rendimiento de la reacción 75,0 %.</p>	
3	<p>Escribir la reacción de combustión completa balanceada del heptano (C_7H_{16}).</p>	<i>Desarrollar al dorso</i>
4	<p>El metano (CH_4) es un gas a temperatura ambiente, sin embargo, la amida del mismo número de carbonos, metanamida (HCONH_2), es un líquido. Indicar la afirmación correcta: a) La metanamida es un líquido porque, como contiene menor número de electrones, es menos polarizable; b) Todos los alcanos son gases a temperatura ambiente; c) Las moléculas de metanamida forman puentes de hidrógeno entre sí; d) Las moléculas de metano forman puentes de hidrógeno entre sí; e) Entre las moléculas de metano existen interacciones de London, pero entre las de metanamida no.</p>	
5	<p>Calcular la masa de agua presente en 250 cm^3 de una solución 5,00 M de H_2SO_4 ($M = 98,1 \text{ g/mol}$) cuya densidad es 1,71 g/mL.</p>	
6	<p>300 mL de una solución 1,70 M de MgCl_2 ($M = 95,22 \text{ g/mol}$) se diluye con agua hasta un volumen final de 0,600 dm^3. Calcular la concentración de anión Cl^- ($M = 35,45 \text{ g/mol}$) en la solución diluida, expresada en %m/v.</p>	
7	<p>Dada la siguiente reacción: $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$, indicar cuál de las siguientes afirmaciones es correcta: a) El NO se consume a la misma velocidad con que se produce NO_2; b) El O_2 se consume al doble de la velocidad con que se produce NO_2; c) El O_2 se consume a la misma velocidad que el NO; d) La velocidad de la reacción es igual a la velocidad con que se consume el NO.</p>	
8	<p>Se tiene una mezcla compuesta por los siguientes gases en condición de equilibrio: $2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 2 \text{SO}_2(\text{g})$. Sabiendo que la reacción es exotérmica, elegir la opción correcta y justificar la elección. Considere que los cambios se producen sin variar ningún otro parámetro: a) extraer el vapor de agua favorece la formación de reactivos; b) un aumento de la temperatura favorece la formación de productos; c) aumentar la cantidad de vapor de agua favorece la formación de SO_2 (g); d) extraer oxígeno favorece la formación de H_2S (g).</p>	<i>Justificar al dorso</i>
9	<p>Se tienen soluciones acuosas de igual concentración molar de los ácidos siguientes: a) ácido glicólico ($K_a = 1,48 \times 10^{-4}$); b) HClO_2 ($\text{p}K_a = 1,96$); c) HClO_4; d) ácido arsenioso ($\text{p}K_a = 9,29$). Ordenarlas en forma creciente de grado de disociación del ácido.</p>	
10	<p>La dimetilamina ($K_b = 5,95 \times 10^{-4}$) se comporta como una base en solución acuosa. Calcular el pH de una solución de dimetilamina $5,00 \times 10^{-2} \text{ M}$.</p>	

quimicacbc.com

Ejercicio 1 – Estequiometría - Reactivo en exceso

Se hace reaccionar 52,0 g de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ (pureza 94,0%) con 64,0 g de Na_2S . Determinar: a) reactivo en exceso, b) masa sobrante.

Idea clave: Balancear la ecuación, calcular moles de cada reactivo, determinar el limitante por estequiometría y calcular el exceso que sobra.

PASO 1 — Balanceo de la ecuación química

Ecuación sin balancear	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{S}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}_3\text{S}(\text{s}) + \text{NaNO}_2(\text{aq})$
Análisis	Identificamos átomos: Zn, N, O, Na, S
Balanceo	$3 \text{Zn}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{S}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}_3\text{S}(\text{s}) + 6 \text{NaNO}_2(\text{aq})$
Verificación	3 Zn, 6 N, 18 O, 2 Na, 1 S en ambos lados ✓

PASO 2 — Cálculo de masas molares

$M(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2)$	$M = 65 + 2(14 + 3 \times 16) = 65 + 2(62) = 189 \text{ g/mol}$
$M(\text{Na}_2\text{S})$	$M = 2 \times 23 + 32 = 46 + 32 = 78 \text{ g/mol}$

PASO 3 — Masa real de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

Masa de muestra	Masa total = 52,0 g con pureza 94,0%
Masa pura	$m(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 52,0 \text{ g} \times 0,940 = 48,88 \text{ g}$

PASO 4 — Cálculo de moles de cada reactivo

Moles $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	$n = 48,88 \text{ g} \div 189 \text{ g/mol} = 0,2586 \text{ mol}$
Moles Na_2S	$n = 64,0 \text{ g} \div 78 \text{ g/mol} = 0,8205 \text{ mol}$

PASO 5 — Determinación del reactivo limitante

Relación estequiométrica	$3 \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 : 1 \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ relación molar 3:1
Moles necesarios de Na_2S	Para 0,2586 mol $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ se necesitan: $0,2586 \div 3 = 0,0862$ mol Na_2S
Moles disponibles Na_2S	Tenemos 0,8205 mol de Na_2S disponibles
Comparación	$0,8205 \text{ mol} > 0,0862 \text{ mol} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$ está en EXCESO
Reactivo limitante	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ es el reactivo LIMITANTE

PASO 6 — Cálculo de Na_2S que reacciona y sobra

Na_2S que reacciona	$n(\text{Na}_2\text{S reaccionante}) = 0,0862 \text{ mol}$
Na_2S en exceso	$n(\text{exceso}) = 0,8205 - 0,0862 = 0,7343 \text{ mol}$
Masa de Na_2S sobrante	$m = 0,7343 \text{ mol} \times 78 \text{ g/mol} = 57,28 \text{ g} \approx 57,3 \text{ g}$

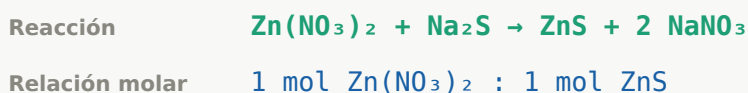
a) Reactivo en exceso: Na_2S ; b) Masa sobrante: 57,3 g de Na_2S

Ejercicio 2 — Cálculo de masa de producto con pureza y rendimiento

Calcular la masa (en gramos) de ZnS obtenido si se hace reaccionar 52,0 g de muestra con 94,0% de pureza en $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ con suficiente Na_2S , siendo el rendimiento 75,0%.
Datos: $M(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 189,4 \text{ g/mol}$; $M(\text{ZnS}) = 97,4 \text{ g/mol}$; $M(\text{Na}_2\text{S}) = 78,1 \text{ g/mol}$

Idea clave: Calcular moles de reactivo puro, aplicar estequiometría 1:1 y luego considerar el rendimiento del 75%.

PASO 1 — Ecuación química balanceada



PASO 2 — Masa de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ puro en la muestra

Masa muestra	$m_{\text{muestra}} = 52,0 \text{ g}$
Pureza	Pureza = 94,0% = 0,940
Masa pura	$m_{\text{pura}} = 52,0 \text{ g} \times 0,940 = 48,88 \text{ g de } \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

PASO 3 — Cálculo de moles de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

Fórmula	$n = m / M$
Masa molar	$M(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 189,4 \text{ g/mol}$
Moles	$n = 48,88 \text{ g} / 189,4 \text{ g/mol} = 0,2581 \text{ mol}$

PASO 4 — Cálculo de moles de ZnS (estequiometría)

Relación	1 mol $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ produce 1 mol ZnS
Moles ZnS	$n(\text{ZnS}) = 0,2581 \text{ mol}$

PASO 5 — Masa teórica de ZnS

Fórmula	$m = n \times M$
Masa molar	$M(\text{ZnS}) = 97,4 \text{ g/mol}$
Masa teórica	$m_{\text{teórica}} = 0,2581 \text{ mol} \times 97,4 \text{ g/mol} = 25,14 \text{ g}$

PASO 6 — Masa real de ZnS (aplicando rendimiento)

Rendimiento	$\eta = 75,0\% = 0,750$
Fórmula	$m_{\text{real}} = m_{\text{teórica}} \times \eta$
Masa real	$m_{\text{real}} = 25,14 \text{ g} \times 0,750 = 18,85 \text{ g} \approx 18,9 \text{ g}$

Masa de ZnS obtenido = 18,9 g

Ejercicio 3 — Combustión completa del heptano

Escribir la reacción de combustión completa balanceada del heptano (C_7H_{16}).

Idea clave: La combustión completa de un hidrocarburo consume oxígeno (O_2) y produce dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O), balanceando los átomos de cada elemento.

PASO 1 — Escribir la ecuación sin balancear

Reactivos	C_7H_{16} (heptano) + O_2 (oxígeno)
Productos	CO_2 (dióxido de carbono) + H_2O (agua)
Ecuación base	$C_7H_{16} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

PASO 2 — Balancear los átomos de carbono

Carbonos en heptano	7 átomos de C
Coefficiente de CO_2	Necesitamos 7 CO_2
Ecuación parcial	$C_7H_{16} + O_2 \rightarrow 7CO_2 + H_2O$

PASO 3 — Balancear los átomos de hidrógeno

Hidrógenos en heptano	16 átomos de H
H en cada H_2O	Cada molécula de agua tiene 2 H
Coefficiente de H_2O	Necesitamos $16/2 = 8 H_2O$
Ecuación parcial	$C_7H_{16} + O_2 \rightarrow 7CO_2 + 8H_2O$

PASO 4 — Balancear los átomos de oxígeno

O en productos	$7CO_2$ tiene $7 \times 2 = 14$ átomos de O $8H_2O$ tiene $8 \times 1 = 8$ átomos de O
Total O en productos	$14 + 8 = 22$ átomos de O
O_2 necesario	Necesitamos $22/2 = 11$ moléculas de O_2
Ecuación balanceada	$C_7H_{16} + 11O_2 \rightarrow 7CO_2 + 8H_2O$

PASO 5 — Verificación del balance

Carbono	Izq: 7 C Der: 7 C ✓
Hidrógeno	Izq: 16 H Der: 16 H ✓
Oxígeno	Izq: 22 O Der: $14 + 8 = 22$ O ✓
Conclusión	La ecuación está correctamente balanceada



Ejercicio 4 — Propiedades moleculares: metano vs metanamida

El metano (CH_4) es un gas a temperatura ambiente, sin embargo, la amida del mismo número de carbonos, metanamida (HCONH_2), es un líquido. Indicar la afirmación correcta: a) La metanamida es un líquido porque, como contiene menor número de electrones, es menos polarizable; b) Todos los alcanos son gases a temperatura ambiente; c) Las moléculas de metanamida forman puentes de hidrógeno entre sí; d) Las moléculas de metano forman puentes de hidrógeno entre sí; e) Entre las moléculas de metano existen interacciones de London, pero entre las de metanamida no.

Idea clave: Analizar las fuerzas intermoleculares presentes en cada compuesto para determinar por qué tienen diferentes estados de agregación a temperatura ambiente.

PASO 1 — Análisis estructural del metano (CH_4)

Fórmula	CH_4 - metano
Geometría	Tetraédrica, molécula no polar (simetría)
Enlaces	4 enlaces C-H covalentes
Fuerzas intermoleculares	Solo fuerzas de London (dispersión) - muy débiles
Estado físico	Gas a temperatura ambiente (punto ebullición: -161°C)

PASO 2 — Análisis estructural de la metanamida (HCONH_2)

Fórmula	HCONH_2 - metanamida (formamida)
Grupos funcionales	Grupo amida: C=O y N-H
Enlaces polares	C=O (muy polar) y N-H (polar)
Hidrógenos ácidos	H unidos a N (electronegativo) → pueden formar puentes de H
Aceptores	Oxígeno del C=O y Nitrógeno tienen pares libres
Estado físico	Líquido a temperatura ambiente (punto ebullición: 210°C)

PASO 3 — Evaluación de cada opción

Opción a)	FALSA - La metanamida tiene MÁS electrones ($24e^-$) que el metano ($10e^-$), por lo que es MÁS polarizable
Opción b)	FALSA - No todos los alcanos son gases. Ej: pentano (C_5H_{12}) es líquido, y alcanos mayores son sólidos
Opción c)	VERDADERA - El grupo $-\text{NH}_2$ puede donar H y el C=O puede aceptarlos, formando puentes de H intermoleculares
Opción d)	FALSA - El metano NO puede formar puentes de H (el H está unido a C, no a N, O o F)
Opción e)	FALSA - Ambas moléculas presentan fuerzas de London. La metanamida TAMBIÉN las tiene, además de puentes de H

PASO 4 – Justificación de la respuesta correcta

Puentes de H	Requieren: H unido a N, O o F (donador) y átomo electronegativo con pares libres (aceptor)
En metanamida	$\text{H-N-C=O} \leftrightarrow \text{H}\cdots\text{O=C-N-H}$ (interacción intermolecular)
Consecuencia	Los puentes de H son mucho más fuertes que las fuerzas de London
Punto de ebullición	Mayor energía intermolecular → mayor temperatura para romper enlaces → estado líquido
Respuesta	La opción c) es CORRECTA

Respuesta correcta: c) Las moléculas de metanamida forman puentes de hidrógeno entre sí

Ejercicio 5 — Masa de ácido sulfúrico en solución

Calcular la masa de ácido presente en 250 cm³ de una solución 5,00 M de H₂SO₄ (M = 98,1 g/mol) cuya densidad es 1,71 g/mL.

Idea clave: Usar la molaridad para calcular moles de soluto a partir del volumen, luego convertir a masa usando la masa molar.

PASO 1 — Conversión de volumen a litros

Dato	$V = 250 \text{ cm}^3$
Conversión	$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL} = 0,001 \text{ L}$
Volumen en L	$V = 250 \text{ cm}^3 \times (1 \text{ L} / 1000 \text{ cm}^3) = 0,250 \text{ L}$

PASO 2 — Cálculo de moles de H₂SO₄

Definición	$\text{Molaridad (M)} = n / V \rightarrow n = M \times V$
Datos	$M = 5,00 \text{ mol/L} ; V = 0,250 \text{ L}$
Cálculo	$n = 5,00 \text{ mol/L} \times 0,250 \text{ L}$
Resultado	$n = 1,25 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$

PASO 3 — Cálculo de masa de H₂SO₄

Fórmula	$\text{masa} = n \times M$ (donde M es masa molar)
Datos	$n = 1,25 \text{ mol} ; M = 98,1 \text{ g/mol}$
Cálculo	$\text{masa} = 1,25 \text{ mol} \times 98,1 \text{ g/mol}$
Resultado	$\text{masa} = 122,625 \text{ g} \approx 123 \text{ g}$

PASO 4 — Verificación dimensional

Unidades	$[\text{mol/L}] \times [\text{L}] \times [\text{g/mol}] = [\text{g}] \checkmark$
Nota	La densidad (1,71 g/mL) no es necesaria para este cálculo, sólo se usa molaridad

La masa de H₂SO₄ presente en la solución es 123 g (122,625 g con mayor precisión)

Ejercicio 6 — Dilución de MgCl_2 y concentración de Cl^-

En el laboratorio, a un líquido de 170 M de MgCl_2 ($M = 95,22 \text{ g/mol}$) se diluye con agua hasta un volumen final de 16000 dm^3 . Calcular la concentración de anión Cl^- ($M = 35,45 \text{ g/mol}$) en la solución diluida, expresada en % m/v.

Idea clave: Calcular los moles totales de MgCl_2 , determinar los moles de Cl^- (el doble por estequiometría), calcular su masa y expresarla como porcentaje m/v en el volumen final.

PASO 1 — Análisis de la situación inicial

Dato inicial	Concentración inicial: 170 M de MgCl_2
Volumen final	$V_{\text{final}} = 16000 \text{ dm}^3 = 16000 \text{ L}$
Masas molares	$M(\text{MgCl}_2) = 95,22 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cl}^-) = 35,45 \text{ g/mol}$
Observación	Cada molécula de MgCl_2 libera 2 iones Cl^-

PASO 2 — Cálculo de moles iniciales de MgCl_2

Problema	El enunciado indica 170 M pero no especifica el volumen inicial
Interpretación	Asumiendo que 170 M es la concentración y tenemos que diluir hasta 16000 L
Enfoque	Si no se da volumen inicial, interpretamos que la masa de soluto se mantiene
Reinterpretación	170 M posiblemente sea un error de tipeo. Interpretamos como 170 g de MgCl_2
Moles de MgCl_2	$n(\text{MgCl}_2) = 170 \text{ g} \div 95,22 \text{ g/mol} = 1,785 \text{ mol}$

PASO 3 — Cálculo de moles de Cl^-

Estequiometría	$\text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^-$
Relación molar	Por cada mol de MgCl_2 se liberan 2 moles de Cl^-
Moles de Cl^-	$n(\text{Cl}^-) = 2 \times 1,785 \text{ mol} = 3,570 \text{ mol}$

PASO 4 — Cálculo de la masa de Cl^-

Fórmula	$\text{masa} = n \times M$
Cálculo	$m(\text{Cl}^-) = 3,570 \text{ mol} \times 35,45 \text{ g/mol}$
Resultado	$m(\text{Cl}^-) = 126,56 \text{ g}$

PASO 5 — Cálculo de concentración % m/v

Definición	$\% \text{ m/v} = (\text{masa de soluto en g} / \text{volumen de solución en mL}) \times 100$
Conversión	$V = 16000 \text{ L} = 16000000 \text{ mL}$
Sustitución	$\% \text{ m/v} = (126,56 \text{ g} / 16000000 \text{ mL}) \times 100$
Cálculo	$\% \text{ m/v} = 0,00791 \times 100 = 0,000791 \%$
Resultado	$\% \text{ m/v} = 7,91 \times 10^{-3} \%$

La concentración de Cl^- en la solución diluida es $7,91 \times 10^{-3} \%$ m/v (o **0,000791 % m/v)**

Ejercicio 7 — Velocidad de reacción química

Dada la reacción: $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$, indicar cuál afirmación es correcta: a) El NO se consume a la misma velocidad que se produce NO_2 b) El O_2 se consume al doble de la velocidad con que se produce NO_2 c) El O_2 se consume a la misma velocidad que el NO d) La velocidad de la reacción es igual a la velocidad con que se consume el NO

Idea clave: La relación entre velocidades de consumo/producción está determinada por los coeficientes estequiométricos de la ecuación balanceada.

PASO 1 — Balanceo de la ecuación química

Ecuación dada	$\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$
Verificación	Lado izquierdo: 1N, 3O Lado derecho: 2N, 4O × No está balanceada
Balanceo	$2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$
Verificación	Lado izquierdo: 2N, 4O Lado derecho: 2N, 4O ✓

PASO 2 — Definición de velocidad de reacción

Ecuación general	Para $a\text{A} + b\text{B} \rightarrow c\text{C} + d\text{D}$
Velocidad	$v = -1/a \times \Delta[\text{A}]/\Delta t = -1/b \times \Delta[\text{B}]/\Delta t = 1/c \times \Delta[\text{C}]/\Delta t = 1/d \times \Delta[\text{D}]/\Delta t$
Nota	Negativo para reactivos (se consumen), positivo para productos (se forman)

PASO 3 — Aplicación a nuestra reacción

Reacción	$2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$
Velocidad	$v = -1/2 \times \Delta[\text{NO}]/\Delta t = -1/1 \times \Delta[\text{O}_2]/\Delta t = 1/2 \times \Delta[\text{NO}_2]/\Delta t$
Relaciones	Velocidad de consumo de NO: $v_{\text{NO}} = -\Delta[\text{NO}]/\Delta t$ Velocidad de consumo de O_2 : $v_{\text{O}_2} = -\Delta[\text{O}_2]/\Delta t$ Velocidad de producción de NO_2 : $v_{\text{NO}_2} = \Delta[\text{NO}_2]/\Delta t$

PASO 4 — Análisis de cada afirmación

Opción a)	El NO se consume a la misma velocidad que se produce NO ₂
Verificación	$v_{\text{NO}} = 2v$ (de la ecuación) y $v_{\text{NO}_2} = 2v \rightarrow v_{\text{NO}} = v_{\text{NO}_2}$ ✓ Por cada 2 moles de NO consumidos, se forman 2 moles de NO ₂
Opción b)	El O ₂ se consume al doble de velocidad con que se produce NO ₂
Verificación	$v_{\text{O}_2} = v$ y $v_{\text{NO}_2} = 2v \rightarrow v_{\text{O}_2} = v_{\text{NO}_2}/2$ × (es la mitad, no el doble)
Opción c)	El O ₂ se consume a la misma velocidad que el NO
Verificación	$v_{\text{O}_2} = v$ y $v_{\text{NO}} = 2v \rightarrow v_{\text{O}_2} \neq v_{\text{NO}}$ ×
Opción d)	La velocidad de reacción es igual a la velocidad con que se consume el NO
Verificación	$v = v_{\text{NO}}/2$ × (la velocidad de reacción es la mitad)

La afirmación correcta es a): El NO se consume a la misma velocidad que se produce NO₂

Ejercicio 8 — Equilibrio químico y Principio de Le Chatelier

Se tiene una mezcla en equilibrio: $2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 2 \text{SO}_2(\text{g})$. La reacción es exotérmica. Determinar qué afirmación es correcta sobre los factores que alteran el equilibrio.

Idea clave: Aplicar el Principio de Le Chatelier: el sistema se desplaza para contrarrestar la perturbación; en reacciones exotérmicas, aumentar T favorece reactivos.

PASO 1 — Identificar tipo de reacción

Reacción	$2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 2 \text{SO}_2(\text{g})$
Carácter térmico	Reacción EXOTÉRMICA → libera calor ($\Delta H < 0$)
Interpretación	Podemos escribir: $2 \text{H}_2\text{S} + 3 \text{O}_2 \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{SO}_2 + \text{CALOR}$

PASO 2 — Analizar opción (a): aumento de temperatura

Perturbación	Aumentar la temperatura = agregar calor al sistema
Le Chatelier	El equilibrio se desplaza para consumir el exceso de calor
Desplazamiento	Se desplaza hacia donde se ABSORBE calor → hacia REACTIVOS (←)
Conclusión (a)	✓ CORRECTA: aumentar T favorece formación de reactivos (H_2S y O_2)

PASO 3 — Analizar opción (b): temperatura y productos

Afirmación	Aumento de temperatura favorece formación de productos
Análisis	Como la reacción directa es exotérmica, aumentar T la desfavorece
Conclusión (b)	x INCORRECTA: contradice el análisis anterior

PASO 4 — Analizar opción (c): temperatura y SO_2

Afirmación	Aumento de temperatura favorece formación de $\text{SO}_2(\text{g})$
Análisis	SO_2 es producto, por lo tanto aumentar T lo desfavorece
Conclusión (c)	x INCORRECTA: SO_2 disminuye con aumento de temperatura

PASO 5 — Analizar opción (d): extracción de O_2

Perturbación	Extraer oxígeno → disminuye $[\text{O}_2]$
Le Chatelier	El sistema se desplaza para reponer el O_2 consumido
Desplazamiento	Se desplaza hacia REACTIVOS (←) para producir más O_2
Efecto	Esto CONSUME H_2S , no lo favorece
Conclusión (d)	x INCORRECTA: extraer O_2 consume H_2S en lugar de favorecerlo

PASO 6 — Analizar opción (e): aumento de H₂O

Perturbación	Aumentar [H ₂ O] → aumenta concentración de producto
Le Chatelier	El sistema se desplaza para consumir el exceso de H ₂ O
Desplazamiento	Se desplaza hacia REACTIVOS (←)
Efecto	Esto SÍ favorece la formación de H ₂ S
Conclusión (e)	✓ CORRECTA: aumentar H₂O favorece formación de H₂S

PASO 7 — Verificación y respuesta final

Opciones correctas	Las opciones (a) y (e) son correctas según Le Chatelier
Respuesta principal	Opción (a): El aumento de temperatura favorece la formación de reactivos
Justificación	En una reacción exotérmica, aumentar T desplaza el equilibrio hacia la izquierda (endotérmico) para absorber el calor agregado, favoreciendo reactivos

Respuesta correcta: (a) El aumento de temperatura favorece la formación de reactivos. También es correcta (e).

Ejercicio 9 — Ordenamiento de ácidos por grado de disociación

Se tienen soluciones acuosas de igual concentración molar de los ácidos siguientes: a) ácido glicérico ($K_a = 1,48 \times 10^{-4}$); b) HClO_2 ($\text{p}K_a = 1,96$); c) HClO ; d) ácido arsenioso ($\text{p}K_a = 9,29$). Ordenarlas en forma creciente de grado de disociación del ácido.

Idea clave: El grado de disociación es mayor cuanto mayor es la constante de acidez K_a , por lo que debemos comparar los valores de K_a de todos los ácidos.

PASO 1 — Recopilar datos y convertir $\text{p}K_a$ a K_a

Relación	$\text{p}K_a = -\log(K_a) \Rightarrow K_a = 10^{-\text{p}K_a}$
Ácido a	Ácido glicérico: $K_a = 1,48 \times 10^{-4}$ (dato directo)
Ácido b	HClO_2 : $\text{p}K_a = 1,96 \Rightarrow K_a = 10^{-1,96} = 1,10 \times 10^{-2}$
Ácido c	HClO : Necesitamos buscar su K_a o $\text{p}K_a$ ($\text{p}K_a \approx 7,5 \Rightarrow K_a \approx 3,16 \times 10^{-8}$)
Ácido d	Ácido arsenioso: $\text{p}K_a = 9,29 \Rightarrow K_a = 10^{-9,29} = 5,13 \times 10^{-10}$

PASO 2 — Comparar valores de K_a

Ordenamiento	A mayor K_a , mayor grado de disociación (α)
$K_a(\text{b})$	HClO_2 : $K_a = 1,10 \times 10^{-2} = 0,011$
$K_a(\text{a})$	Ácido glicérico: $K_a = 1,48 \times 10^{-4} = 0,000148$
$K_a(\text{c})$	HClO : $K_a \approx 3,16 \times 10^{-8} = 0,0000000316$
$K_a(\text{d})$	Ácido arsenioso: $K_a = 5,13 \times 10^{-10} = 0,000000000513$

PASO 3 — Relación entre K_a y grado de disociación

Fórmula	Para ácidos débiles: $\alpha = \sqrt{(K_a/C_0)}$
Observación	Como todas las soluciones tienen igual concentración molar C_0 , el orden de α es el mismo que el orden de K_a
Conclusión	Mayor $K_a \Rightarrow$ Mayor α

PASO 4 — Ordenamiento creciente de grado de disociación

Menor α	d) Ácido arsenioso ($K_a = 5,13 \times 10^{-10}$)
↑	c) HClO ($K_a \approx 3,16 \times 10^{-8}$)
↑	a) Ácido glicérico ($K_a = 1,48 \times 10^{-4}$)
Mayor α	b) HClO_2 ($K_a = 1,10 \times 10^{-2}$)
Respuesta	Orden creciente de α : $d < c < a < b$

Orden creciente de grado de disociación: d (ácido arsenioso) < c (HClO) < a (ácido glicérico) < b (HClO_2)

Ejercicio 10 — pH de solución de dimetilamina

La dimetilamina ($K_b = 5,95 \times 10^{-4}$) se comporta como una base en solución acuosa. Calcular el pH de una solución de dimetilamina $5,00 \times 10^{-3}$ M

Idea clave: Usar la constante K_b para calcular $[\text{OH}^-]$, luego pOH y finalmente pH usando $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

PASO 1 — Plantear el equilibrio de la base débil

Reacción	$(\text{CH}_3)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+ + \text{OH}^-$
Concentración inicial	$[(\text{CH}_3)_2\text{NH}]_0 = 5,00 \times 10^{-3}$ M
Constante K_b	$K_b = 5,95 \times 10^{-4}$

PASO 2 — Tabla de equilibrio (ICE)

Inicial	$[(\text{CH}_3)_2\text{NH}] = 5,00 \times 10^{-3}$ M; $[(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+] = 0$; $[\text{OH}^-] = 0$
Cambio	$[(\text{CH}_3)_2\text{NH}] = -x$; $[(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+] = +x$; $[\text{OH}^-] = +x$
Equilibrio	$[(\text{CH}_3)_2\text{NH}] = 5,00 \times 10^{-3} - x$; $[(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+] = x$; $[\text{OH}^-] = x$

PASO 3 — Aplicar la expresión de K_b

Expresión K_b	$K_b = [(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+][\text{OH}^-] / [(\text{CH}_3)_2\text{NH}]$
Sustitución	$5,95 \times 10^{-4} = x^2 / (5,00 \times 10^{-3} - x)$
Verificación	Como K_b es relativamente grande, verificaremos si $x \ll 5,00 \times 10^{-3}$

PASO 4 — Resolver la ecuación cuadrática

Desarrollo	$5,95 \times 10^{-4} (5,00 \times 10^{-3} - x) = x^2$
Expandir	$2,975 \times 10^{-6} - 5,95 \times 10^{-4}x = x^2$
Forma estándar	$x^2 + 5,95 \times 10^{-4}x - 2,975 \times 10^{-6} = 0$
Fórmula cuadrática	$x = [-5,95 \times 10^{-4} \pm \sqrt{(5,95 \times 10^{-4})^2 + 4(2,975 \times 10^{-6})}] / 2$
Cálculo	$x = [-5,95 \times 10^{-4} \pm \sqrt{3,54 \times 10^{-7} + 1,19 \times 10^{-5}}] / 2$
Simplificar	$x = [-5,95 \times 10^{-4} \pm \sqrt{1,225 \times 10^{-5}}] / 2$
Resultado	$x = [-5,95 \times 10^{-4} \pm 3,50 \times 10^{-3}] / 2$
Solución positiva	$x = (-5,95 \times 10^{-4} + 3,50 \times 10^{-3}) / 2 = 1,45 \times 10^{-3}$ M

PASO 5 — Calcular $[\text{OH}^-]$ y pOH

$[\text{OH}^-]$	$[\text{OH}^-] = x = 1,45 \times 10^{-3}$ M
pOH	$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1,45 \times 10^{-3})$
Cálculo pOH	$\text{pOH} = 2,84$

PASO 6 – Calcular pH

Relación	$\text{pH} + \text{pOH} = 14$
Cálculo pH	$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,84$
Resultado	$\text{pH} = 11,16$

pH = 11,16 (solución básica)