

Enunciado original

quimicacbc.com

QUÍMICA CÁTEDRA DI RISIO C.B.C. - U.B.A. 1° CUATRIM. 2024 <b>2° PARCIAL</b>	RESPUESTAS	<b>TEMA 9 B</b> CALIFICACIÓN .....
---	------------	--

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 ó 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 7 haya sido contestada correctamente o no.  
**Resolver en hoja aparte y escribir las respuestas en los casilleros en blanco. Entregar TODAS las hojas.**

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

1	Indicar cuál o cuáles de los enunciados son correctos: "Un recipiente rígido a temperatura constante contiene 2,00 mol de gas. Si se extrae la mitad del gas, entonces: a) se duplica la presión" b) disminuye la presión a la mitad" c) disminuye la energía cinética" d) disminuye la densidad"	b y d
2	En un recipiente rígido a una dada temperatura, se coloca una mezcla de NO y de Cl <sub>2</sub> , alcanzando una presión total de 2,00 atm. Sabiendo que la presión parcial de NO es de 1,50 atm, calcular la fracción molar de Cl <sub>2</sub> .	0,250 (0,243-0,235)
3	Se preparan 500 cm <sup>3</sup> de una solución disolviendo en agua 0,150 mol de K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (M=174 g/mol). La densidad de la solución es de 1,08 g cm <sup>-3</sup> . Expresar la concentración de la solución, expresada en % m/m.	4,83 %m/m (4,69-4,98)
4	Se cuenta con una solución de FeCl <sub>3</sub> 0,0500 M. Se desea preparar a partir de ella y realizando una dilución, 500 mL de una solución que sea 0,500 M en aniones. Calcular el volumen en mL de la solución original necesario para tal fin.	167 (162-172)
5	Para la siguiente ecuación redox: $3\text{S (s)} + 4\text{HNO}_3\text{(aq)} \rightarrow 3\text{SO}_2\text{(g)} + 4\text{NO (g)} + 2\text{H}_2\text{O (l)}$ Identificar la sustancia que actúa como agente oxidante (AO) e indicar el cambio en el estado de oxidación (número y signo).	AO: HNO <sub>3</sub> (+5/-2)
6	La hematita es un mineral que contiene Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> y se utiliza en la obtención de hierro a partir de la siguiente reacción: $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)} + 3\text{C (s)} \rightarrow 2\text{Fe(s)} + 3\text{CO(g)}$ Se hacen reaccionar 3,20 kg del mineral hematita con carbono en exceso y se obtienen 1,20 kg de hierro con un rendimiento de 60,0%. Calcular la pureza de la hematita utilizada.	89,5 (86,8-92,2)
7	Indicar cuál de las siguientes afirmaciones completa la frase: "Acerca de las reacciones químicas completas e irreversibles, se puede afirmar que: a) el reactivo limitante es aquel que se consumió totalmente al finalizar la reacción" b) al disminuir la cantidad de reactivos a reaccionar disminuye el rendimiento de una reacción" c) el aumento de la pureza de un dado reactivo siempre provoca un aumento en la cantidad de productos obtenidos" d) para una reacción química endotérmica el aumento de la temperatura no afecta la cantidad de productos obtenida" <b>Justificar al dorso.</b>	a
8	En una reacción de tipo A+B → C, se determinó experimentalmente que al duplicar la concentración de A manteniendo la concentración de B constante, la velocidad no varió. En cambio al duplicar la concentración de B, manteniendo la concentración de A constante la velocidad aumentó 9 veces. Indique la ecuación de velocidad que refleja estos hechos.	$v = k [B]^2$
9	Dadas las siguientes soluciones acuosas, ordenarlas de menor a mayor [H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ] en solución: a) NaOH 1,00 × 10 <sup>-4</sup> M; b) HCl 1,00 × 10 <sup>-4</sup> M; c) HF de pH = 2,50; d) agua pura (K <sub>w</sub> = 1,00 × 10 <sup>-14</sup> ).	a < d < b < c
10	Calcular la concentración molar de una solución de HF (pK <sub>a</sub> = 3,17) donde la concentración de H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> en el equilibrio es 7,75 × 10 <sup>-3</sup> M.	0,0966 M (0,0937-0,0995)

## Ejercicio 1 — Gas ideal: efecto de reducir cantidad de moles

Un recipiente rígido a temperatura constante contiene 2,00 mol de gas. Si se encierra la mitad del gas, entonces: a) se duplica la presión b) disminuye la presión a la mitad c) disminuye la energía cinética d) aumenta la temperatura

Idea clave: Aplicar la ecuación de estado de gases ideales  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$  con volumen y temperatura constantes para analizar cómo cambia la presión al modificar la cantidad de moles.

### PASO 1 — Identificar las condiciones del problema

Estado inicial	$n_1 = 2,00$ mol en recipiente rígido a temperatura T constante
Estado final	Se encierra "la mitad del gas" $\rightarrow n_2 = 1,00$ mol (se escapa la otra mitad)
Condiciones	$V =$ constante (recipiente rígido), $T =$ constante (dato del problema)

### PASO 2 — Aplicar ecuación de gases ideales

Ecuación	$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$
Estado inicial	$P_1 \cdot V = n_1 \cdot R \cdot T \rightarrow P_1 = (n_1 \cdot R \cdot T) / V$
Estado final	$P_2 \cdot V = n_2 \cdot R \cdot T \rightarrow P_2 = (n_2 \cdot R \cdot T) / V$
Relación	$P_2 / P_1 = n_2 / n_1 = 1,00 / 2,00 = 1/2$
Conclusión	$P_2 = P_1 / 2 \rightarrow$ La presión disminuye a la mitad

### PASO 3 — Analizar cada opción

Opción a)	"Se duplica la presión" $\rightarrow$ FALSO. La presión disminuye a la mitad, no se duplica
Opción b)	<b>"Disminuye la presión a la mitad" <math>\rightarrow</math> VERDADERO <math>\checkmark</math>. <math>P_2 = P_1 / 2</math></b>
Opción c)	"Disminuye la energía cinética" $\rightarrow$ FALSO. $E_{\text{cin}} \text{ promedio} = (3/2)kT$ depende solo de T, que es constante
Opción d)	"Aumenta la temperatura" $\rightarrow$ FALSO. El enunciado indica que T es constante

### PASO 4 — Verificación conceptual

Presión	Al haber menos moléculas chocando contra las paredes $\rightarrow$ menor presión
Temperatura	Se mantiene constante según el enunciado (proceso isotérmico)
E. cinética	La energía cinética promedio por molécula depende solo de T, que no cambia

**La opción correcta es b) disminuye la presión a la mitad**

## Ejercicio 2 — Presión parcial de Cl<sub>2</sub> en mezcla gaseosa

En un recipiente rígido a una dada temperatura, se coloca una mezcla de NO y de Cl<sub>2</sub> alcanzando una presión parcial de 2,00 atm. Sabiendo que la presión parcial de NO es de 1,40 atm, calcular la presión parcial de Cl<sub>2</sub>

Idea clave: Aplicar la Ley de Dalton de presiones parciales: la presión total es la suma de las presiones parciales de todos los gases presentes.

### PASO 1 — Identificar datos del problema

Presión total	$P_{\text{total}} = 2,00 \text{ atm}$
Presión parcial NO	$P_{\text{NO}} = 1,40 \text{ atm}$
Incógnita	$P_{\text{Cl}_2} = ?$

### PASO 2 — Aplicar Ley de Dalton

Ley de Dalton	$P_{\text{total}} = P_{\text{NO}} + P_{\text{Cl}_2}$
Explicación	La presión total en un recipiente es igual a la suma de las presiones parciales de cada gas componente

### PASO 3 — Despejar presión parcial de Cl<sub>2</sub>

Despeje	$P_{\text{Cl}_2} = P_{\text{total}} - P_{\text{NO}}$
Sustitución	$P_{\text{Cl}_2} = 2,00 \text{ atm} - 1,40 \text{ atm}$

### PASO 4 — Calcular resultado

Cálculo	$P_{\text{Cl}_2} = 0,60 \text{ atm}$
Verificación	$1,40 \text{ atm} + 0,60 \text{ atm} = 2,00 \text{ atm} \checkmark$

$$P_{\text{Cl}_2} = 0,60 \text{ atm}$$

### Ejercicio 3 — Concentración porcentual masa en masa

Se preparan 500 cm<sup>3</sup> de una solución disolviendo en agua 0,150 mol de K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (M=174 g/mol). La densidad de la solución es de 1,08 g/cm<sup>3</sup>. Expresar la concentración de la solución expresada en % m/m

Idea clave: Calcular la masa del soluto a partir de moles, la masa total de solución usando densidad y volumen, y luego aplicar la fórmula  $\% \text{ m/m} = (\text{masa soluto} / \text{masa solución}) \times 100$

#### PASO 1 — Calcular la masa de K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (soluto)

Datos	$n(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,150 \text{ mol} ; M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 174 \text{ g/mol}$
Fórmula	$\text{masa} = n \times M$
Cálculo	$\text{masa}(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,150 \text{ mol} \times 174 \text{ g/mol}$
Resultado	<b><math>\text{masa}(\text{K}_2\text{SO}_4) = 26,1 \text{ g}</math></b>

#### PASO 2 — Calcular la masa total de la solución

Datos	$V(\text{solución}) = 500 \text{ cm}^3 ; d(\text{solución}) = 1,08 \text{ g/cm}^3$
Fórmula	$\text{masa} = \text{densidad} \times \text{volumen}$
Cálculo	$\text{masa}(\text{solución}) = 1,08 \text{ g/cm}^3 \times 500 \text{ cm}^3$
Resultado	<b><math>\text{masa}(\text{solución}) = 540 \text{ g}</math></b>

#### PASO 3 — Calcular el porcentaje masa en masa

Fórmula	$\% \text{ m/m} = (\text{masa soluto} / \text{masa solución}) \times 100$
Sustitución	$\% \text{ m/m} = (26,1 \text{ g} / 540 \text{ g}) \times 100$
Cálculo	$\% \text{ m/m} = 0,04833\dots \times 100$
Resultado	<b><math>\% \text{ m/m} = 4,83 \%</math></b>

**La concentración de la solución es 4,83 % m/m**

## Ejercicio 4 — Dilución de FeCl<sub>3</sub> según concentración de aniones

Se cuenta con una solución de FeCl<sub>3</sub> 0,0500 M. Se desea preparar a partir de ella y realizar una dilución de la solución con agua de manera que sea 0,500 M en aniones. Calcular el volumen de la solución original necesaria para tal fin.

Idea clave: Calcular la concentración de aniones Cl<sup>-</sup> en la solución original y aplicar la ley de dilución para obtener la concentración deseada de aniones.

### PASO 1 — Análisis de la disociación del FeCl<sub>3</sub>

Compuesto	$\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^-$
Relación	Por cada mol de FeCl <sub>3</sub> se generan 3 moles de aniones Cl <sup>-</sup>
Observación	El único anión presente en la solución es Cl <sup>-</sup>

### PASO 2 — Concentración de aniones en la solución original

Concentración FeCl <sub>3</sub>	$[\text{FeCl}_3] = 0,0500 \text{ M}$
Concentración Cl <sup>-</sup>	$[\text{Cl}^-] = 3 \times [\text{FeCl}_3] = 3 \times 0,0500 \text{ M}$
Resultado	$[\text{Cl}^-]_{\text{original}} = 0,150 \text{ M}$

### PASO 3 — Concentración de aniones deseada

Dato del problema	$[\text{Cl}^-]_{\text{final}} = 0,500 \text{ M}$
Análisis	Como $0,500 \text{ M} > 0,150 \text{ M}$ , NO es posible por dilución
Conclusión	<b>La dilución DISMINUYE la concentración, no la aumenta</b>

### PASO 4 — Verificación del enunciado

Problema detectado	El enunciado solicita concentración final MAYOR que la original
Interpretación alternativa	Asumiendo que se desea $[\text{Cl}^-]_{\text{final}} = 0,0500 \text{ M}$ (error de tipeo)
Cálculo	Si $[\text{Cl}^-]_{\text{final}} = 0,0500 \text{ M}$ y $[\text{Cl}^-]_{\text{original}} = 0,150 \text{ M}$

### PASO 5 — Aplicación de ley de dilución (caso alternativo)

Fórmula	$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$
Variables	$C_1 = 0,150 \text{ M}$ (aniones original); $C_2 = 0,0500 \text{ M}$ (aniones final)
Relación	$V_1/V_2 = C_2/C_1 = 0,0500/0,150 = 1/3$
Conclusión	$V_1 = V_2/3$ (por ejemplo: 333 mL de original para 1000 mL final)

#### PASO 6 — Respuesta al problema planteado

Situación real	Con $[\text{Cl}^-]_{\text{original}} = 0,150 \text{ M}$ NO se puede obtener $[\text{Cl}^-]_{\text{final}} = 0,500 \text{ M}$ por dilución
Respuesta	<b>El problema tal como está planteado NO TIENE SOLUCIÓN</b>
Aclaración	Solo es posible DISMINUIR la concentración mediante dilución con agua

**El problema no tiene solución física: no se puede aumentar la concentración de 0,150 M a 0,500 M mediante dilución con agua.**

## Ejercicio 5 — Identificación del oxidante en reacción redox

Para la ecuación redox:  $3\text{S}(\text{s}) + 4\text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow 3\text{SO}_2(\text{g}) + 4\text{NO}(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ . Identificar la sustancia que actúa como oxidante (AO) e indicar el cambio en el estado de oxidación (número  $\times$  signo)

Idea clave: Determinar los estados de oxidación de cada elemento, identificar cuál se reduce (gana electrones) para encontrar el oxidante, y calcular su variación.

### PASO 1 — Asignar estados de oxidación a los reactivos

Azufre elemental	$\text{S}(\text{s})$ : estado de oxidación = 0 (elemento en estado libre)
Ácido nítrico	$\text{HNO}_3$ : $\text{H} = +1$ , $\text{O} = -2$ , entonces $\text{N} = +5$ (ya que $+1 + \text{N} + 3(-2) = 0$ )
Estados iniciales	$\text{S}$ : 0   $\text{N}$ en $\text{HNO}_3$ : +5

### PASO 2 — Asignar estados de oxidación a los productos

Dióxido de azufre	$\text{SO}_2$ : $\text{O} = -2$ , entonces $\text{S} = +4$ (ya que $\text{S} + 2(-2) = 0$ )
Monóxido de nitrógeno	$\text{NO}$ : $\text{O} = -2$ , entonces $\text{N} = +2$ (ya que $\text{N} + (-2) = 0$ )
Agua	$\text{H}_2\text{O}$ : $\text{H} = +1$ , $\text{O} = -2$ (no interviene en el análisis redox principal)
Estados finales	$\text{S}$ en $\text{SO}_2$ : +4   $\text{N}$ en $\text{NO}$ : +2

### PASO 3 — Calcular cambios en estados de oxidación

Cambio del azufre	$\text{S}$ : 0 $\rightarrow$ +4   $\Delta = +4$ (pierde 4 $e^-$ , se OXIDA)
Cambio del nitrógeno	$\text{N}$ : +5 $\rightarrow$ +2   $\Delta = -3$ (gana 3 $e^-$ , se REDUCE)
Interpretación	El elemento que se reduce está en el OXIDANTE

### PASO 4 — Identificar el agente oxidante

Definición	El OXIDANTE es la sustancia que se reduce (gana electrones)
Elemento que se reduce	El nitrógeno pasa de +5 a +2 (se reduce)
Sustancia oxidante	<b>AO = <math>\text{HNO}_3</math> (ácido nítrico)</b>
Cambio de E.O.	<b>Variación: 3 <math>\times</math> signo negativo = 3-</b>

**Agente Oxidante:  $\text{HNO}_3$  | Cambio de estado de oxidación: 3-**

## Ejercicio 6 — Pureza de la hematita en obtención de hierro

La hematita es un mineral que contiene  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  y se utiliza en la obtención de hierro a partir de la siguiente reacción:  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{C}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{CO}(\text{g})$ . Se hacen reaccionar hematita con carbono en exceso y se obtienen 120 kg de hierro con un rendimiento de 60,0%. Calcular la pureza de la hematita.

Idea clave: Calcular la masa teórica de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  necesaria usando estequiometría y el rendimiento, luego determinar la pureza comparando con la masa real de hematita.

### PASO 1 — Datos y masas molares

Masa de Fe obtenida	$m(\text{Fe}) = 120 \text{ kg} = 120000 \text{ g}$
Rendimiento	$\eta = 60,0\% = 0,600$
Masa molar Fe	$M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$
Masa molar $\text{Fe}_2\text{O}_3$	$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \times 55,85 + 3 \times 16 = 111,7 + 48 = 159,7 \text{ g/mol}$

### PASO 2 — Masa de Fe teórica (100% rendimiento)

Fórmula rendimiento	$\eta = m(\text{real}) / m(\text{teórica})$
Despejando	$m(\text{teórica}) = m(\text{real}) / \eta$
Cálculo	$m(\text{teórica}) = 120000 \text{ g} / 0,600 = 200000 \text{ g}$
Resultado	$m(\text{Fe})_{\text{teórica}} = 200000 \text{ g} = 200 \text{ kg}$

### PASO 3 — Moles de Fe teóricos

Fórmula	$n(\text{Fe}) = m(\text{Fe}) / M(\text{Fe})$
Cálculo	$n(\text{Fe}) = 200000 \text{ g} / 55,85 \text{ g/mol}$
Resultado	$n(\text{Fe}) = 3581,0 \text{ mol}$

### PASO 4 — Moles de $\text{Fe}_2\text{O}_3$ necesarios (estequiometría)

Relación estequiométrica	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}$
Proporción	1 mol $\text{Fe}_2\text{O}_3$ produce 2 mol Fe
Cálculo	$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = n(\text{Fe}) / 2 = 3581,0 / 2$
Resultado	$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 1790,5 \text{ mol}$

### PASO 5 — Masa pura de $\text{Fe}_2\text{O}_3$ necesaria

Fórmula	$m(\text{Fe}_2\text{O}_3)_{\text{pura}} = n(\text{Fe}_2\text{O}_3) \times M(\text{Fe}_2\text{O}_3)$
Cálculo	$m(\text{Fe}_2\text{O}_3)_{\text{pura}} = 1790,5 \text{ mol} \times 159,7 \text{ g/mol}$
Resultado	$m(\text{Fe}_2\text{O}_3)_{\text{pura}} = 285943 \text{ g} \approx 285,9 \text{ kg}$

#### PASO 6 – Calcular pureza de la hematita

Interpretación	La hematita impura contiene $\text{Fe}_2\text{O}_3$ puro más impurezas
Pureza	Pureza (%) = $[\text{m}(\text{Fe}_2\text{O}_3)_{\text{puro}} / \text{m}(\text{hematita total})] \times 100$
Nota importante	El enunciado no da la masa total de hematita usada
Interpretación alternativa	Si asumimos que la masa de hematita = masa de $\text{Fe}_2\text{O}_3$ teórica necesaria
Masa $\text{Fe}_2\text{O}_3$ pura necesaria	<b>285,9 kg de <math>\text{Fe}_2\text{O}_3</math> puro (100% pureza) para obtener 200 kg Fe teórico</b>

**Se necesitan 285,9 kg de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  puro. Sin dato de masa total de hematita, no se puede calcular pureza exacta.**

## Ejercicio 7 — Velocidad de reacción - Conceptos fundamentales

Indicar cuál de las siguientes afirmaciones es correcta acerca de la velocidad de reacción: a) el reactivo limitante es aquel que se consume completamente al finalizar la reacción b) al disminuir la cantidad de reactivo en el medio disminuye la velocidad de producción c) el aumento de la cantidad de catalizador disminuye el rendimiento de la reacción d) un aumento en la temperatura aumenta la pureza de un dado reactivo e) una reacción química exotérmica almacena energía Justificar la elección y explicar por qué las restantes son incorrectas.

Idea clave: Analizar cada afirmación aplicando conceptos fundamentales de cinética química: reactivo limitante, factores que afectan la velocidad, catalizadores, temperatura y energía en reacciones.

### PASO 1 — Análisis de la opción (a)

<b>Afirmación</b>	El reactivo limitante es aquel que se consume completamente al finalizar la reacción
<b>Análisis</b>	<b>Esta afirmación es CORRECTA. El reactivo limitante es el que está en menor proporción estequiométrica y se consume totalmente en la reacción, determinando la cantidad máxima de producto que se puede formar.</b>
<b>Justificación</b>	<b>Por definición, el reactivo limitante es el que se agota primero en una reacción química, limitando la cantidad de productos que se pueden formar. Los demás reactivos (en exceso) permanecen parcialmente sin reaccionar.</b>

### PASO 2 — Análisis de la opción (b)

<b>Afirmación</b>	Al disminuir la cantidad de reactivo en el medio disminuye la velocidad de producción
<b>Análisis</b>	Esta afirmación es CORRECTA desde el punto de vista cinético. Según la ley de velocidad, la velocidad de reacción es proporcional a la concentración de reactivos.
<b>Ecuación</b>	$v = k[A]^m[B]^n$ , donde al disminuir [A] o [B], disminuye v
<b>Observación</b>	Esta opción también es correcta, pero si solo se pide UNA respuesta correcta, ambas (a) y (b) lo son.

### PASO 3 — Análisis de la opción (c)

<b>Afirmación</b>	El aumento de la cantidad de catalizador disminuye el rendimiento de la reacción
<b>Análisis</b>	Esta afirmación es INCORRECTA. Los catalizadores NO afectan el rendimiento ni la posición del equilibrio.
<b>Función del catalizador</b>	El catalizador disminuye la energía de activación, aumentando la velocidad de reacción (tanto directa como inversa), pero no modifica la cantidad de productos obtenidos en el equilibrio.
<b>Conclusión</b>	El catalizador aumenta la velocidad pero NO modifica el rendimiento termodinámico.

#### PASO 4 — Análisis de la opción (d)

<b>Afirmación</b>	Un aumento en la temperatura aumenta la pureza de un dado reactivo
<b>Análisis</b>	Esta afirmación es INCORRECTA. La temperatura afecta la velocidad de reacción y el equilibrio, no la pureza.
<b>Efecto de T</b>	El aumento de temperatura incrementa la velocidad de TODAS las reacciones (deseadas e indeseadas), lo que puede generar más subproductos y DISMINUIR la pureza.
<b>Conclusión</b>	La pureza depende de la selectividad de la reacción, no directamente de la temperatura.

#### PASO 5 — Análisis de la opción (e)

<b>Afirmación</b>	Una reacción química exotérmica almacena energía
<b>Análisis</b>	Esta afirmación es INCORRECTA. Las reacciones exotérmicas LIBERAN energía, no la almacenan.
<b>Definición</b>	Exotérmica: $\Delta H < 0$ , libera energía al medio ambiente
<b>Correcta sería</b>	Las reacciones ENDOTÉRMICAS ( $\Delta H > 0$ ) almacenan energía en los enlaces de los productos.
<b>Conclusión</b>	La afirmación contradice la definición de reacción exotérmica.

#### PASO 6 — Conclusión final

<b>Respuestas correctas</b>	<b>Las opciones (a) y (b) son correctas desde el punto de vista conceptual</b>
<b>Opción principal</b>	<b>La opción (a) es la respuesta más directa y completa: define correctamente el reactivo limitante</b>
<b>Incorrectas</b>	c) Los catalizadores NO afectan el rendimiento d) La temperatura NO afecta directamente la pureza e) Las reacciones exotérmicas LIBERAN energía, no la almacenan

**La respuesta correcta es (a): el reactivo limitante es el que se consume completamente. También (b) es correcta. Las opciones (c), (d) y (e) son incorrectas según los fundamentos de cinética química.**

## Ejercicio 8 — Cinética química - Órdenes de reacción

En una reacción química  $A + B \rightarrow C$ , se determinó experimentalmente que al duplicar la concentración de A manteniendo la concentración de B constante no se refleja en la velocidad de la reacción. En cambio al duplicar la concentración de B manteniendo la concentración de A constante la velocidad aumentó 9 veces. Indique la ecuación de velocidad y los órdenes de reacción.

Idea clave: Determinar los órdenes parciales de reacción analizando cómo cambia la velocidad al variar cada concentración independientemente.

### PASO 1 — Planteo general de la ecuación de velocidad

Forma general	$v = k[A]^\alpha[B]^\beta$
Incógnitas	Debemos hallar $\alpha$ (orden respecto a A) y $\beta$ (orden respecto a B)
Donde	$k$ = constante de velocidad, $\alpha$ y $\beta$ = órdenes parciales de reacción

### PASO 2 — Análisis del efecto de duplicar [A]

Condición	Al duplicar [A] con [B] constante, la velocidad NO cambia
Situación inicial	$v_1 = k[A]^\alpha[B]^\beta$
Situación final	$v_2 = k[2A]^\alpha[B]^\beta = k \cdot 2^\alpha [A]^\alpha [B]^\beta$
Comparación	$v_2/v_1 = 2^\alpha = 1$ (velocidad no cambia)
Conclusión	$2^\alpha = 1 \Rightarrow \alpha = 0$

### PASO 3 — Análisis del efecto de duplicar [B]

Condición	Al duplicar [B] con [A] constante, la velocidad aumenta 9 veces
Situación inicial	$v_1 = k[A]^\alpha[B]^\beta$
Situación final	$v_2 = k[A]^\alpha[2B]^\beta = k \cdot 2^\beta [A]^\alpha [B]^\beta$
Comparación	$v_2/v_1 = 2^\beta = 9$
Resolución	$2^\beta = 9 \Rightarrow \beta \cdot \log(2) = \log(9) \Rightarrow \beta = \log(9)/\log(2)$
Cálculo	$\beta = \log(3^2)/\log(2) = 2 \cdot \log(3)/\log(2) \approx 3.17$
Valor exacto	$\beta = \log_2(9) = 2 \cdot \log_2(3)$

### PASO 4 — Ecuación de velocidad resultante

Sustituyendo	Con $\alpha = 0$ y $\beta = \log_2(9)$
Ecuación	$v = k[A]^0[B]^{\log_2(9)} = k[B]^{\log_2(9)}$
Forma alternativa	$v = k[B]^{2\log_2(3)}$

#### PASO 5 — Órdenes de reacción

Orden respecto a A	$\alpha = 0$ (orden cero)
Orden respecto a B	$\beta = \log_2(9) \approx 3.17$ (orden fraccionario)
Orden total	$n = \alpha + \beta = 0 + \log_2(9) = \log_2(9) \approx 3.17$

**Ecuación de velocidad:  $v = k[B]^{\log_2 9}$ ; Orden respecto a A: 0; Orden respecto a B:  $\log_2(9) \approx 3.17$ ; Orden total:  $\log_2(9) \approx 3.17$**

## Ejercicio 9 — Ordenamiento de soluciones acuosas según pH

Dadas las siguientes soluciones acuosas: a) NaOH  $1,0 \times 10^{-2}$  M, b) HI  $10^{-4}$  M, c) HF de pH = 2,50, d) agua pura ( $K_w = 1,00 \times 10^{-14}$ ). Ordenar las soluciones según acidez/basicidad.

Idea clave: Calcular el pH de cada solución identificando si son ácidos fuertes, bases fuertes o neutras, y luego ordenarlas de menor a mayor pH (más ácida a más básica).

### PASO 1 — Análisis de la solución a) NaOH $1,0 \times 10^{-2}$ M

Tipo	NaOH es una base fuerte que se disocia completamente: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
Concentración	$[\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-2}$ M
Cálculo pOH	$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1,0 \times 10^{-2}) = 2,00$
Cálculo pH	$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,00 - 2,00 = 12,00$
Conclusión	$\text{pH(a)} = 12,00$ (solución fuertemente básica)

### PASO 2 — Análisis de la solución b) HI $10^{-4}$ M

Tipo	HI es un ácido fuerte que se disocia completamente: $\text{HI} \rightarrow \text{H}^+ + \text{I}^-$
Concentración	$[\text{H}^+] = 10^{-4}$ M = $1,0 \times 10^{-4}$ M
Cálculo pH	$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1,0 \times 10^{-4}) = 4,00$
Conclusión	$\text{pH(b)} = 4,00$ (solución ácida)

### PASO 3 — Análisis de la solución c) HF de pH = 2,50

Tipo	HF es un ácido débil, pero el pH ya está dado directamente
pH dado	$\text{pH(c)} = 2,50$
Conclusión	$\text{pH(c)} = 2,50$ (solución fuertemente ácida)

### PASO 4 — Análisis de la solución d) agua pura

Tipo	Agua pura en equilibrio: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$
Producto iónico	$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-14}$
Neutralidad	En agua pura: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_w} = \sqrt{1,00 \times 10^{-14}} = 1,0 \times 10^{-7}$ M
Cálculo pH	$\text{pH} = -\log(1,0 \times 10^{-7}) = 7,00$
Conclusión	$\text{pH(d)} = 7,00$ (solución neutra)

#### PASO 5 – Ordenamiento de las soluciones

Resumen de pH	$\text{pH}(c) = 2,50 \mid \text{pH}(b) = 4,00 \mid \text{pH}(d) = 7,00 \mid \text{pH}(a) = 12,00$
Orden creciente	De menor a mayor pH (más ácido a más básico): $c < b < d < a$
Interpretación	c) HF (pH 2,50) – más ácida b) HI (pH 4,00) – ácida d) agua pura (pH 7,00) – neutra a) NaOH (pH 12,00) – más básica

**Orden de acidez (menor a mayor pH):  $c < b < d < a$  o  $\text{HF} < \text{HI} < \text{H}_2\text{O} < \text{NaOH}$**

## Ejercicio 10 – Concentración molar de solución de HF

Calcular la concentración molar de una solución de HF ( $pK_a = 3,17$ ) donde la concentración de  $H_3O^+$  en el equilibrio es  $3,75 \times 10^{-3} \text{ M}$

Idea clave: Usar la expresión de  $K_a$  del equilibrio de disociación del HF y plantear el balance de materia para encontrar la concentración inicial.

### PASO 1 – Calcular $K_a$ del HF

Dato	$pK_a = 3,17$
Fórmula	$K_a = 10^{-pK_a}$
Cálculo	$K_a = 10^{-3,17} = 6,76 \times 10^{-4}$
Resultado	$K_a = 6,76 \times 10^{-4}$

### PASO 2 – Plantear el equilibrio de disociación

Reacción	$HF + H_2O \rightleftharpoons F^- + H_3O^+$
Estado inicial	$[HF]_0 = C_0, [F^-]_0 = 0, [H_3O^+]_0 = 0$
Estado equilibrio	$[HF] = C_0 - x, [F^-] = x, [H_3O^+] = x$
Dato	$[H_3O^+]_{eq} = x = 3,75 \times 10^{-3} \text{ M}$

### PASO 3 – Aplicar la expresión de $K_a$

Expresión $K_a$	$K_a = [H_3O^+][F^-] / [HF]$
Sustitución	$6,76 \times 10^{-4} = (3,75 \times 10^{-3})(3,75 \times 10^{-3}) / (C_0 - 3,75 \times 10^{-3})$
Numerador	$(3,75 \times 10^{-3})^2 = 1,406 \times 10^{-5}$
Ecuación	$6,76 \times 10^{-4} \times (C_0 - 3,75 \times 10^{-3}) = 1,406 \times 10^{-5}$

### PASO 4 – Resolver para $C_0$

Desarrollo	$6,76 \times 10^{-4} \times C_0 - 6,76 \times 10^{-4} \times 3,75 \times 10^{-3} = 1,406 \times 10^{-5}$
Simplificación	$6,76 \times 10^{-4} \times C_0 - 2,535 \times 10^{-6} = 1,406 \times 10^{-5}$
Despeje	$6,76 \times 10^{-4} \times C_0 = 1,406 \times 10^{-5} + 2,535 \times 10^{-6}$
Suma	$6,76 \times 10^{-4} \times C_0 = 1,660 \times 10^{-5}$
Resultado	$C_0 = 1,660 \times 10^{-5} / 6,76 \times 10^{-4} = 2,46 \times 10^{-2} \text{ M}$

### PASO 5 – Verificación

Porcentaje disociado	$\alpha = (3,75 \times 10^{-3}) / (2,46 \times 10^{-2}) \times 100\% = 15,2\%$
Verificación $K_a$	$K_a = (3,75 \times 10^{-3})^2 / (2,46 \times 10^{-2} - 3,75 \times 10^{-3}) = 6,75 \times 10^{-4} \checkmark$

**La concentración molar de la solución de HF es  $C_0 = 2,46 \times 10^{-2} \text{ M} = 0,0246 \text{ M}$**