

Ejercicio 1 — Efecto de extraer gas de un recipiente rígido

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) se aumenta la temperatura

Idea clave: Aplicar la ecuación de estado de gases ideales ($PV = nRT$) considerando que V y T son constantes para determinar cómo cambia P al variar n .

PASO 1 — Identificar las condiciones del problema

Recipiente	Rígido → Volumen V constante
Temperatura	T constante (proceso isotérmico)
Estado inicial	$n_1 = 2,00$ mol
Estado final	$n_2 = 1,00$ mol (se extrae la mitad)

PASO 2 — Aplicar la ecuación de gases ideales

Ecuación general	$PV = nRT$
Estado inicial	$P_1V = n_1RT$
Estado final	$P_2V = n_2RT$
Condiciones	V , R y T son constantes

PASO 3 — Relacionar presiones y cantidades de gas

Dividiendo	$P_2V / P_1V = n_2RT / n_1RT$
Simplificando	$P_2 / P_1 = n_2 / n_1$
Sustituyendo	$P_2 / P_1 = 1,00 \text{ mol} / 2,00 \text{ mol}$
Resultado	$P_2 / P_1 = 1/2$
Conclusión	$P_2 = P_1/2$ → La presión disminuye a la mitad

PASO 4 — Analizar las otras opciones

Opción a)	Se duplica la presión → FALSO (se reduce a la mitad)
Opción b)	Disminuye la presión a la mitad → VERDADERO ✓
Opción c)	Disminuye energía cinética → FALSO (depende solo de T , que es constante)
Opción d)	Se aumenta la temperatura → FALSO (T es constante según enunciado)

Opción correcta: b) disminuye la presión a la mitad

Ejercicio 2 — Fracción molar de Cl₂ en mezcla gaseosa

En un recipiente rígido y a una dada temperatura, se coloca una mezcla de NO y de Cl₂ alcanzando una presión total de 2,00 atm. Sabiendo que la presión parcial de NO es de 1,60 atm, calcular la fracción molar de Cl₂

Idea clave: Usar la ley de Dalton de presiones parciales: la presión total es la suma de las presiones parciales, y la fracción molar se relaciona con la presión parcial.

PASO 1 — Datos del problema

Presión total	$P_{\text{total}} = 2,00 \text{ atm}$
Presión parcial de NO	$P_{\text{NO}} = 1,60 \text{ atm}$
Incógnita	Fracción molar de Cl₂ (X_{Cl_2})

PASO 2 — Calcular presión parcial de Cl₂

Ley de Dalton	$P_{\text{total}} = P_{\text{NO}} + P_{\text{Cl}_2}$
Despejamos P_{Cl_2}	$P_{\text{Cl}_2} = P_{\text{total}} - P_{\text{NO}}$
Sustitución	$P_{\text{Cl}_2} = 2,00 \text{ atm} - 1,60 \text{ atm}$
Resultado	$P_{\text{Cl}_2} = 0,40 \text{ atm}$

PASO 3 — Calcular fracción molar de Cl₂

Definición	$X_{\text{Cl}_2} = P_{\text{Cl}_2} / P_{\text{total}}$
Nota	La fracción molar es igual a la relación entre presión parcial y presión total
Sustitución	$X_{\text{Cl}_2} = 0,40 \text{ atm} / 2,00 \text{ atm}$
Resultado	$X_{\text{Cl}_2} = 0,20$

PASO 4 — Verificación

Fracción molar de NO	$X_{\text{NO}} = P_{\text{NO}} / P_{\text{total}} = 1,60 / 2,00 = 0,80$
Suma de fracciones	$X_{\text{NO}} + X_{\text{Cl}_2} = 0,80 + 0,20 = 1,00 \checkmark$
Verificación	La suma de fracciones molares debe ser 1

La fracción molar de Cl₂ es $X_{\text{Cl}_2} = 0,20$ (o 20%)

Ejercicio 3 — Concentración % m/m de solución de K_2SO_4

Se preparan 500 cm^3 de una solución disolviendo en agua $0,150\text{ mol}$ de K_2SO_4 ($M=174\text{ g/mol}$). La densidad de la solución es de $1,08\text{ g/cm}^3$. Expresar la concentración de la solución en % m/m.

Idea clave: Calcular la masa de soluto usando moles y masa molar, la masa de solución usando volumen y densidad, y luego aplicar la fórmula de porcentaje masa/masa.

PASO 1 — Calcular la masa de K_2SO_4 (soluto)

Dato	$n(K_2SO_4) = 0,150\text{ mol}$
Dato	$M(K_2SO_4) = 174\text{ g/mol}$
Fórmula	$m = n \times M$
Cálculo	$m(K_2SO_4) = 0,150\text{ mol} \times 174\text{ g/mol}$
Resultado	$m(K_2SO_4) = 26,1\text{ g}$

PASO 2 — Calcular la masa de la solución

Dato	$V(\text{solución}) = 500\text{ cm}^3$
Dato	$\delta(\text{solución}) = 1,08\text{ g/cm}^3$
Fórmula	$m(\text{solución}) = \delta \times V$
Cálculo	$m(\text{solución}) = 1,08\text{ g/cm}^3 \times 500\text{ cm}^3$
Resultado	$m(\text{solución}) = 540\text{ g}$

PASO 3 — Calcular el porcentaje masa/masa

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

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

Ejercicio 4 — Dilución de solución de FeCl₃

Se cuenta con una solución de FeCl₃ 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.

Idea clave: Determinar la concentración de aniones Cl⁻ en la solución original y usar la fórmula de dilución para calcular el volumen necesario.

PASO 1 — Análisis de la disociación del FeCl₃

Compuesto	FeCl ₃ es cloruro férrico (triclóruo de hierro)
Disociación	$\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^-$
Relación molar	Por cada mol de FeCl ₃ se producen 3 moles de aniones Cl ⁻

PASO 2 — Concentración de aniones en la solución original

Concentración de FeCl ₃	$[\text{FeCl}_3] = 0,0500 \text{ M}$
Concentración de Cl ⁻	$[\text{Cl}^-] = 3 \times [\text{FeCl}_3] = 3 \times 0,0500 \text{ M}$
Resultado	$[\text{Cl}^-]_{\text{original}} = 0,150 \text{ M}$

PASO 3 — Datos de la solución final deseada

Volumen final	$V_{\text{final}} = 500 \text{ mL}$
Concentración de aniones	$[\text{Cl}^-]_{\text{final}} = 0,500 \text{ M}$

PASO 4 — Aplicación de la fórmula de dilución

Fórmula	$C_{\text{inicial}} \times V_{\text{inicial}} = C_{\text{final}} \times V_{\text{final}}$
Para los aniones	$[\text{Cl}^-]_{\text{original}} \times V_{\text{original}} = [\text{Cl}^-]_{\text{final}} \times V_{\text{final}}$
Sustitución	$0,150 \text{ M} \times V_{\text{original}} = 0,500 \text{ M} \times 500 \text{ mL}$

PASO 5 — Cálculo del volumen original

Despeje	$V_{\text{original}} = (0,500 \text{ M} \times 500 \text{ mL}) / 0,150 \text{ M}$
Operación	$V_{\text{original}} = 250 / 0,150$
Resultado	$V_{\text{original}} = 1666,67 \text{ mL}$

PASO 6 — Verificación

Moles de Cl ⁻ original	$n = 0,150 \text{ M} \times 1,66667 \text{ L} = 0,250 \text{ moles}$
Moles de Cl ⁻ final	$n = 0,500 \text{ M} \times 0,500 \text{ L} = 0,250 \text{ moles}$
Verificación	✓ Los moles de aniones se conservan

Se necesitan 1666,67 mL (aproximadamente 1667 mL) de la solución original de FeCl₃ 0,0500 M

Ejercicio 5 — Agente 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 el agente oxidante (AO) y el cambio en el estado de oxidación.

Idea clave: Asignar números de oxidación a todos los elementos, identificar cuál se reduce (gana electrones) para determinar el agente oxidante.

PASO 1 — Asignar números de oxidación en reactivos

S(s)	El azufre elemental tiene número de oxidación: E.O.(S) = 0
HNO₃(aq)	H: +1, O: -2. Para el N: (+1) + E.O.(N) + 3(-2) = 0 → E.O.(N) = +5
Resumen reactivos	S: 0 H: +1 N: +5 O: -2

PASO 2 — Asignar números de oxidación en productos

SO₂(g)	O: -2. Para el S: E.O.(S) + 2(-2) = 0 → E.O.(S) = +4
NO(g)	O: -2. Para el N: E.O.(N) + (-2) = 0 → E.O.(N) = +2
H₂O(l)	H: +1, O: -2
Resumen productos	S: +4 H: +1 N: +2 O: -2

PASO 3 — Identificar cambios de estado de oxidación

Azufre (S)	Pasa de 0 a +4 → Aumenta +4 → Se OXIDA (pierde 4 e ⁻)
Nitrógeno (N)	Pasa de +5 a +2 → Disminuye -3 → Se REDUCE (gana 3 e⁻)
Hidrógeno y Oxígeno	No cambian sus estados de oxidación

PASO 4 — Determinar agente oxidante

Definición	El agente oxidante es la sustancia que se reduce (gana electrones)
Identificación	El N se reduce (de +5 a +2), está presente en HNO ₃
Agente oxidante	AO = HNO₃
Cambio E.O.	El nitrógeno cambia: Δ(E.O.) = -3 (disminuye 3 unidades)

Agente oxidante: HNO₃ | Cambio de estado de oxidación del N: -3

Ejercicio 6 — Pureza de mineral de hematita

La hematita es un mineral que contiene Fe_2O_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 3,20 kg del mineral hematita con carbono en exceso y se obtienen 1,20 kg de hierro. Si el rendimiento es 60,0%, calcular la pureza de la hematita.

Idea clave: Calcular la masa teórica de Fe_2O_3 necesaria usando estequiometría y rendimiento, luego determinar la pureza del mineral.

PASO 1 — Datos y masas molares

Masa de mineral	$m_{\text{mineral}} = 3,20 \text{ kg} = 3200 \text{ g}$
Masa de Fe obtenida	$m_{\text{Fe}(\text{real})} = 1,20 \text{ kg} = 1200 \text{ g}$
Rendimiento	$\eta = 60,0\% = 0,600$
Masa molar Fe	$M_{\text{Fe}} = 55,85 \text{ g/mol}$
Masa molar Fe_2O_3	$M_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 2(55,85) + 3(16) = 111,7 + 48 = 159,7 \text{ g/mol}$

PASO 2 — Masa teórica de Fe esperada al 100% de rendimiento

Relación rendimiento	$\eta = m_{\text{Fe}(\text{real})} / m_{\text{Fe}(\text{teórica})}$
Despejando	$m_{\text{Fe}(\text{teórica})} = m_{\text{Fe}(\text{real})} / \eta$
Cálculo	$m_{\text{Fe}(\text{teórica})} = 1200 \text{ g} / 0,600 = 2000 \text{ g}$

PASO 3 — Moles de Fe teóricos

Moles de Fe	$n_{\text{Fe}} = m_{\text{Fe}(\text{teórica})} / M_{\text{Fe}}$
Cálculo	$n_{\text{Fe}} = 2000 \text{ g} / 55,85 \text{ g/mol} = 35,81 \text{ mol}$

PASO 4 — Moles de Fe_2O_3 necesarios (estequiometría)

Reacción	$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 3\text{C}(\text{s}) \rightarrow 2\text{Fe}(\text{s}) + 3\text{CO}(\text{g})$
Proporción	1 mol $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 2 \text{ mol Fe}$
Cálculo	$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = n_{\text{Fe}} / 2 = 35,81 \text{ mol} / 2 = 17,905 \text{ mol}$

PASO 5 — Masa de Fe_2O_3 puro necesario

Masa de Fe_2O_3	$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} \times M_{\text{Fe}_2\text{O}_3}$
Cálculo	$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 17,905 \text{ mol} \times 159,7 \text{ g/mol} = 2859,2 \text{ g}$

PASO 6 — Pureza del mineral

Definición pureza	$\text{Pureza} = (m_{\text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ puro}} / m_{\text{mineral}}) \times 100\%$
Cálculo	$\text{Pureza} = (2859,2 \text{ g} / 3200 \text{ g}) \times 100\%$
Resultado	$\text{Pureza} = 0,8935 \times 100\% = 89,35\% \approx 89,4\%$

La pureza de la hematita es 89,4%

Ejercicio 7 — Reactivo limitante y cinética química

Indicar cuál de las siguientes afirmaciones es correcta: a) El reactivo limitante es aquel que puede afirmar que completó su reacción al finalizar la reacción b) Al disminuir la cantidad de productos siempre aumenta la cantidad de reactivos c) El aumento de la cantidad de uno de los reactivos aumenta la temperatura de la mezcla d) Para una reacción de tipo $A+B \rightarrow C$, se determinó experimentalmente que al duplicar la cantidad de B la velocidad se duplica

Idea clave: Analizar cada afirmación sobre conceptos de estequiometría y cinética química para identificar la correcta.

PASO 1 — Análisis de la opción a)

Afirmación	El reactivo limitante es aquel que puede afirmar que completó su reacción al finalizar
Definición correcta	El reactivo limitante es el que se consume completamente primero, determinando la cantidad máxima de producto
Análisis	La afirmación es CORRECTA ✓. El reactivo limitante es el que se agota completamente (completa su reacción) cuando la reacción finaliza

PASO 2 — Análisis de la opción b)

Afirmación	Al disminuir la cantidad de productos siempre aumenta la cantidad de reactivos
Equilibrio químico	En reacciones reversibles: $A + B \rightleftharpoons C$, si disminuye C, el equilibrio se desplaza hacia productos consumiendo reactivos
Análisis	La afirmación es INCORRECTA. Al disminuir productos, el equilibrio se desplaza consumiendo reactivos (no aumentándolos)

PASO 3 — Análisis de la opción c)

Afirmación	El aumento de la cantidad de uno de los reactivos aumenta la temperatura de la mezcla
Concepto	Agregar reactivos no genera calor por sí mismo. La temperatura depende de si la reacción es exo o endotérmica
Análisis	La afirmación es INCORRECTA. Aumentar reactivos no implica necesariamente aumento de temperatura

PASO 4 — Análisis de la opción d)

Afirmación	Para $A+B \rightarrow C$, al duplicar la cantidad de B la velocidad se duplica
Ley de velocidad	$v = k[A]^m[B]^n$. Si al duplicar [B] la velocidad se duplica: $2v = k[A]^m[2B]^n \rightarrow n = 1$
Interpretación	Esto indica que la reacción es de primer orden respecto a B
Análisis	La afirmación es posible y coherente con cinética química, pero el enunciado está incompleto ('justifica al darán' parece un error de tipeo)

PASO 5 — Conclusión

Respuesta correcta	Opción a) es la afirmación CORRECTA
Justificación	El reactivo limitante es, por definición, el que se consume completamente (completa su reacción) al finalizar la reacción química

La respuesta correcta es a): el reactivo limitante es el que completa su reacción al finalizar

Ejercicio 8 — Ecuación de velocidad de reacción química

En una reacción $A + B \rightarrow C$, al duplicar $[B]$ la velocidad no varía. Al duplicar $[A]$ (con $[B]$ constante), la velocidad aumenta 9 veces. Determinar la ecuación de velocidad.

Idea clave: Usar los datos experimentales para determinar los órdenes parciales de reacción respecto a cada reactivo en la ley de velocidad $v = k[A]^m[B]^n$.

PASO 1 — Planteo de la ecuación de velocidad general

Forma general	$v = k[A]^m[B]^n$
Incógnitas	Debemos determinar m (orden respecto a A) y n (orden respecto a B)
Datos	Usaremos la información experimental sobre cómo varía v al cambiar las concentraciones

PASO 2 — Análisis del efecto de duplicar [B]

Condición	Al duplicar $[B]$, la velocidad NO varía
Situación inicial	$v_1 = k[A]^m[B]^n$
Duplicando [B]	$v_2 = k[A]^m(2[B])^n = k[A]^m \cdot 2^n \cdot [B]^n$
Relación	$v_2/v_1 = 2^n = 1$ (la velocidad no varía)
Conclusión	$2^n = 1 \Rightarrow n = 0$
Interpretación	La reacción es de ORDEN CERO respecto a B

PASO 3 — Análisis del efecto de duplicar [A]

Condición	Al duplicar $[A]$, la velocidad aumenta 9 veces
Situación inicial	$v_1 = k[A]^m[B]^0 = k[A]^m$
Duplicando [A]	$v_2 = k(2[A])^m = k \cdot 2^m \cdot [A]^m$
Relación	$v_2/v_1 = 2^m = 9$
Resolución	$2^m = 9 \Rightarrow m \cdot \log(2) = \log(9) \Rightarrow m = \log(9)/\log(2)$
Cálculo	$m = \log(3^2)/\log(2) = 2 \cdot \log(3)/\log(2) \approx 3.17$
Valor exacto	Como $2^m = 9 = 3^2$, entonces $m = \log_2(9) = 2 \cdot \log_2(3)$
Verificación	Pero si buscamos enteros: probamos $m = 2 \rightarrow 2^2 = 4 \neq 9$; $m = 3 \rightarrow 2^3 = 8 \neq 9$
Conclusión	$m = \log_2(9) \approx 3.17$ (o se mantiene como $2^m = 9$)

PASO 4 — Ecuación de velocidad final

Sustituyendo	Con $n = 0$ y $2^m = 9$
Ecuación	$v = k[A]^m[B]^0 = k[A]^m$
Donde	$2^m = 9$, es decir: $m = \log_2(9) \approx 3.17$
Forma alternativa	$v = k[A]^{\log_2 9}$
Orden global	Orden total de reacción = $m + n = \log_2(9) + 0 \approx 3.17$
Interpretación	La velocidad depende únicamente de [A] con orden no entero

$v = k[A]^{\log_2 9} = k[A]^{3.17}$ (orden 0 respecto a B, orden ≈ 3.17 respecto a A)

Ejercicio 9 — Ordenar soluciones por concentración de H_3O^+

Dadas las siguientes soluciones acuosas, ordenarlas de menor a mayor $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en solución: a) NaOH $1,00 \times 10^{-2}$ M, b) HCl $1,00 \times 10^{-4}$ M, c) HF de pH = 2,50, d) agua pura ($K_w = 1,00 \times 10^{-14}$)

Idea clave: Calcular $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para cada solución usando propiedades de ácidos fuertes, bases fuertes y la relación $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$, luego ordenar de menor a mayor.

PASO 1 — Calcular $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para solución a) NaOH $1,00 \times 10^{-2}$ M

Naturaleza	NaOH es una base fuerte que se disocia completamente: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
Concentración de OH^-	$[\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-2}$ M
Producto iónico	$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 1,00 \times 10^{-14}$
Despejando	$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = (1,00 \times 10^{-14}) / (1,00 \times 10^{-2})$
Resultado a)	$[\text{H}_3\text{O}^+]_a = 1,00 \times 10^{-12}$ M

PASO 2 — Calcular $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para solución b) HCl $1,00 \times 10^{-4}$ M

Naturaleza	HCl es un ácido fuerte que se disocia completamente: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
Concentración directa	$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 1,00 \times 10^{-4}$ M
Resultado b)	$[\text{H}_3\text{O}^+]_b = 1,00 \times 10^{-4}$ M

PASO 3 — Calcular $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para solución c) HF con pH = 2,50

Relación pH	$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$
Despejando	$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,50}$
Calculando	$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,50} = 10^{-2} \times 10^{-0,50} = 0,01 \times 0,316$
Resultado c)	$[\text{H}_3\text{O}^+]_c = 3,16 \times 10^{-3}$ M

PASO 4 — Calcular $[\text{H}_3\text{O}^+]$ para solución d) agua pura

Equilibrio	En agua pura: $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$
Condición neutra	$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ (neutralidad)
Producto iónico	$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 1,00 \times 10^{-14}$
Despejando	$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{(1,00 \times 10^{-14})} = 1,00 \times 10^{-7}$
Resultado d)	$[\text{H}_3\text{O}^+]_d = 1,00 \times 10^{-7}$ M

PASO 5 — Ordenar de menor a mayor $[H_3O^+]$

Valores obtenidos	a) $1,00 \times 10^{-12}$ M b) $1,00 \times 10^{-4}$ M c) $3,16 \times 10^{-3}$ M d) $1,00 \times 10^{-7}$ M
Comparación	$10^{-12} < 10^{-7} < 10^{-4} < 3,16 \times 10^{-3}$
Orden creciente	a) < d) < b) < c)
Descripción	NaOH (base fuerte) < agua pura < HCl (ácido fuerte diluido) < HF (ácido débil pH bajo)

Orden de menor a mayor $[H_3O^+]$: a) < d) < b) < c) es decir: NaOH < agua pura < HCl < HF

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 $7,75 \times 10^{-3} \text{ M}$.

Idea clave: Usar el equilibrio de disociación del HF y la expresión de K_a para relacionar $[H_3O^+]$ con la concentración inicial.

PASO 1 – Calcular K_a desde pK_a

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

PASO 2 – Plantear el equilibrio de disociación

Reacción	$HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$
Inicial	$[HF]_0 = C_0$; $[H_3O^+] = 0$; $[F^-] = 0$
Equilibrio	$[HF] = C_0 - x$; $[H_3O^+] = x$; $[F^-] = x$
Dato	$[H_3O^+] = x = 7,75 \times 10^{-3} \text{ M}$

PASO 3 – Aplicar la expresión de K_a

Expresión	$K_a = [H_3O^+][F^-] / [HF]$
Sustitución	$K_a = x^2 / (C_0 - x)$
Valores	$6,76 \times 10^{-4} = (7,75 \times 10^{-3})^2 / (C_0 - 7,75 \times 10^{-3})$

PASO 4 – Resolver para C_0

Numerador	$(7,75 \times 10^{-3})^2 = 6,006 \times 10^{-5}$
Despeje	$C_0 - 7,75 \times 10^{-3} = 6,006 \times 10^{-5} / 6,76 \times 10^{-4}$
Cálculo	$C_0 - 7,75 \times 10^{-3} = 0,0889$
Resultado	$C_0 = 0,0889 + 0,00775 = 0,0966 \text{ M}$

PASO 5 – Verificación del resultado

Grado disoc.	$\alpha = x/C_0 = 7,75 \times 10^{-3} / 0,0966 = 0,080 = 8,0\%$
Verificación	$K_a \text{ calc} = (7,75 \times 10^{-3})^2 / 0,0889 = 6,76 \times 10^{-4} \checkmark$
Conclusión	La concentración inicial de HF es $0,0966 \text{ M} \approx 0,097 \text{ M}$

La concentración molar de la solución de HF es $C_0 = 0,097 \text{ M}$ (o $9,66 \times 10^{-2} \text{ M}$)