

QUÍMICA CBC

2° Examen Parcial · No especificado · 2°P-T1B

Enunciado original

APELLIDO: _____ NOMBRES: _____
MAIL: _____ D.N.I: _____
SEDE: _____ HORARIO: _____ COMISIÓN: _____

EL EXAMEN DURA 2 HORAS. PUEDE USAR TABLA PERIÓDICA Y CALCULADORA APROBADAS POR EL DOCENTE A CARGO. ESTE EXAMEN ES UN DOCUMENTO, POR LO QUE SUS ANOTACIONES DEBEN HACERSE EN TINTA Y DE MANERA CLARA Y LEGIBLE. NO SE PERMITIRÁN RESPUESTAS EN LÁPIZ, NI DESARROLLO DE LAS MISMAS. NO SE PERMITIRÁ EL USO DE CORRECTOR O "LIQUID PAPER". PARA CORREGIR SÓLO SE PERMITIRÁ TACHAR CON UNA LÍNEA PERMITIENDO VISUALIZAR LO QUE SE PRETENDE CORREGIR E INDICAR EL VALOR CORRECTO AL LADO DE LA CORRECCIÓN JUNTO CON LA FIRMA DEL ESTUDIANTE.

EJERCICIO 1. Se hacen reaccionar 300g de aluminio sólido del 85% de pureza con suficiente cantidad de ácido sulfúrico (H_2SO_4) según la siguiente ecuación química:

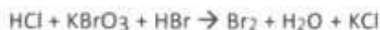


Indicar la cantidad de dióxido de azufre (SO_2) que se obtienen si la reacción tiene un rendimiento del 75%. Expresar el resultado en moles con un decimal.

quimicacbc.com

SO_2 obtenido = _____ moles

EJERCICIO 2. Para la siguiente reacción:



Identificar la especie química oxidante escribiendo su fórmula en el recuadro.

EJERCICIO 3. Se hacen reaccionar 10 moles de yoduro de potasio (KI) con 5 moles de nitrato de plomo ($Pb(NO_3)_2$) según la siguiente ecuación química:



Indicar la masa de nitrato de potasio (KNO_3) obtenida si el rendimiento es 100%. Expresar el resultado en gramos con un decimal.

Masa KNO_3 = _____ g

EJERCICIO 4. En un recipiente cerrado de 1,0L están en equilibrio 6,4g de O_2 (g), 0,52 moles de SO_3 (g) y cierta cantidad de SO_2 (g). La reacción química $2 SO_3(g) \rightleftharpoons 2 SO_2(g) + O_2(g)$ tiene una $K_c = 0,22$ a $25^\circ C$. Indicar la concentración molar de SO_2 (g) si durante el proceso se mantuvo constante la temperatura.

$[SO_2(g)] =$ _____ M (2 decimales)

EJERCICIO 5. Balancear la siguiente ecuación química e indicar TODOS los coeficientes estequiométricos en los cuadros correspondientes.



Ejercicio 1 — Estequiometría con pureza y rendimiento

Se hacen reaccionar 300g de aluminio sólido del 85% de pureza con suficiente cantidad de ácido sulfúrico (H_2SO_4) según: $2 \text{ Al} + 6 \text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{ SO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$. Calcular los moles de SO_2 obtenidos con un rendimiento del 75%.

Idea clave: Calcular moles de Al puro, aplicar estequiometría según la ecuación balanceada y considerar el rendimiento real de la reacción.

PASO 1 — Masa de aluminio puro

Dato	Masa total de Al = 300 g con 85% de pureza
Cálculo	Masa de Al puro = $300 \text{ g} \times 0,85 = 255 \text{ g}$
Resultado	Masa de Al puro = 255 g

PASO 2 — Moles de aluminio puro

Masa molar	$M(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$
Fórmula	$n = \text{masa} / M$
Cálculo	$n(\text{Al}) = 255 \text{ g} / 27 \text{ g/mol} = 9,444\dots \text{ mol}$
Resultado	$n(\text{Al}) = 9,44 \text{ mol}$

PASO 3 — Estequiometría de la reacción

Ecuación	$2 \text{ Al} + 6 \text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{ SO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$
Relación	2 mol Al producen 3 mol SO_2
Proporción	$n(\text{SO}_2) / n(\text{Al}) = 3/2$

PASO 4 — Moles teóricos de SO_2

Cálculo	$n(\text{SO}_2) \text{ teórico} = 9,44 \text{ mol Al} \times (3 \text{ mol SO}_2 / 2 \text{ mol Al})$
Desarrollo	$n(\text{SO}_2) \text{ teórico} = 9,44 \times 1,5 = 14,166\dots \text{ mol}$
Resultado	$n(\text{SO}_2) \text{ teórico} = 14,17 \text{ mol}$

PASO 5 — Rendimiento real del 75%

Dato	Rendimiento = 75% = 0,75
Fórmula	$n(\text{SO}_2) \text{ real} = n(\text{SO}_2) \text{ teórico} \times \text{rendimiento}$
Cálculo	$n(\text{SO}_2) \text{ real} = 14,17 \text{ mol} \times 0,75 = 10,625 \text{ mol}$
Resultado	$n(\text{SO}_2) \text{ real} = 10,6 \text{ mol}$

Se obtienen 10,6 moles de SO_2

Ejercicio 2 — Identificación de especie oxidante en reacción redox

Para la reacción: $\text{HCl} + \text{KBrO}_3 + \text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$. Identificar la especie química oxidante.

Idea clave: El oxidante es la especie que se reduce (gana electrones), disminuyendo su número de oxidación.

PASO 1 — Asignar números de oxidación a cada elemento

Reactivos	HCl : H(+1), Cl(-1) KBrO_3 : K(+1), Br(+5), O(-2) HBr : H(+1), Br(-1)
Productos	Br_2 : Br(0) H_2O : H(+1), O(-2) KCl : K(+1), Cl(-1)
Nota	En KBrO_3 , el Br tiene estado +5 porque: $\text{K}(+1) + \text{Br}(x) + 3 \times \text{O}(-2) = 0 \rightarrow x = +5$

PASO 2 — Identificar cambios en números de oxidación

Bromo en KBrO_3	Br: +5 \rightarrow 0 (en Br_2) $\Delta = -5$ SE REDUCE (gana 5 electrones)
Bromo en HBr	Br: -1 \rightarrow 0 (en Br_2) $\Delta = +1$ SE OXIDA (pierde 1 electrón)
Otros elementos	H, K, Cl y O no cambian sus números de oxidación

PASO 3 — Identificar el oxidante

Definición	Oxidante = especie que SE REDUCE (acepta electrones)
Especie que se reduce	El Br pasa de +5 a 0, por lo tanto KBrO_3 se reduce
Conclusión	El oxidante es KBrO_3 (contiene el átomo que gana electrones)

PASO 4 — Verificación

Oxidante	KBrO_3 (se reduce de +5 a 0)
Reductor	HBr (se oxida de -1 a 0)
Verificación	El oxidante oxida a otra especie mientras él mismo se reduce ✓

La especie química oxidante es: KBrO_3

Ejercicio 3 — Estequiometría - Cálculo de masa de producto

Se hacen reaccionar 10 moles de yoduro de potasio (KI) con 5 moles de nitrato de plomo ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) según: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{PbI}_2 + 2\text{KNO}_3$. Calcular la masa de KNO_3 obtenida con rendimiento 100%.

Idea clave: Identificar el reactivo limitante mediante relaciones estequiométricas y calcular la masa del producto formado.

PASO 1 — Análisis de la ecuación química balanceada

Ecuación	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{PbI}_2 + 2\text{KNO}_3$
Relación molar	1 mol $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ reacciona con 2 moles KI
Producto	Se forman 2 moles de KNO_3 por cada mol de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

PASO 2 — Identificación del reactivo limitante

Disponible	10 moles de KI y 5 moles de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
KI necesario	Para 5 moles de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ se necesitan: $5 \times 2 = 10$ moles de KI
Comparación	Tenemos exactamente 10 moles de KI (lo que necesitamos)
Conclusión	Ambos reactivos están en proporción estequiométrica (no hay exceso)

PASO 3 — Cálculo de moles de KNO_3 producidos

Desde $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	$5 \text{ moles } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \times (2 \text{ moles } \text{KNO}_3 / 1 \text{ mol } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 10 \text{ moles } \text{KNO}_3$
Verificación desde KI	$10 \text{ moles } \text{KI} \times (2 \text{ moles } \text{KNO}_3 / 2 \text{ moles } \text{KI}) = 10 \text{ moles } \text{KNO}_3$
Moles de KNO_3	$n = 10 \text{ moles}$

PASO 4 — Cálculo de masa molar de KNO_3

Composición	$\text{KNO}_3 = \text{K} + \text{N} + 3\text{O}$
Masas atómicas	$\text{K} = 39 \text{ g/mol}$, $\text{N} = 14 \text{ g/mol}$, $\text{O} = 16 \text{ g/mol}$
Masa molar	$M(\text{KNO}_3) = 39 + 14 + 3(16) = 39 + 14 + 48 = 101 \text{ g/mol}$

PASO 5 — Cálculo de la masa de KNO_3

Fórmula	$\text{masa} = n \times M$
Sustitución	$\text{masa} = 10 \text{ moles} \times 101 \text{ g/mol}$
Resultado	$\text{masa} = 1010 \text{ g} = 1010.0 \text{ g}$

masa de $\text{KNO}_3 = 1010.0 \text{ g}$

Ejercicio 4 — Equilibrio químico - Cálculo de concentración de SO₂

En un recipiente cerrado de 1,0L están en equilibrio 6,4g de O₂(g), 0,52 moles de SO₃(g) y cierta cantidad de SO₂(g). La reacción química $2\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ tiene una $K_c=0,22$ a 25°C. Calcular la concentración molar de SO₂(g).

Idea clave: Usar la expresión de la constante de equilibrio K_c con las concentraciones en el equilibrio para despejar [SO₂].

PASO 1 — Convertir masa de O₂ a moles

Masa molar O ₂	$M(\text{O}_2) = 2 \times 16 \text{ g/mol} = 32 \text{ g/mol}$
Moles de O ₂	$n(\text{O}_2) = 6,4 \text{ g} / 32 \text{ g/mol} = 0,20 \text{ mol}$

PASO 2 — Calcular concentraciones molares de O₂ y SO₃

Volumen	$V = 1,0 \text{ L}$
[O ₂]	$[\text{O}_2] = n(\text{O}_2)/V = 0,20 \text{ mol} / 1,0 \text{ L} = 0,20 \text{ M}$
[SO ₃]	$[\text{SO}_3] = n(\text{SO}_3)/V = 0,52 \text{ mol} / 1,0 \text{ L} = 0,52 \text{ M}$

PASO 3 — Escribir la expresión de K_c

Reacción	$2\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
Expresión K_c	$K_c = [\text{SO}_2]^2 \times [\text{O}_2] / [\text{SO}_3]^2$
Valor dado	$K_c = 0,22$

PASO 4 — Sustituir valores conocidos y despejar [SO₂]

Sustitución	$0,22 = [\text{SO}_2]^2 \times 0,20 / (0,52)^2$
Cálculo	$0,22 = [\text{SO}_2]^2 \times 0,20 / 0,2704$
Despeje	$[\text{SO}_2]^2 = 0,22 \times 0,2704 / 0,20$
Resultado	$[\text{SO}_2]^2 = 0,059488 / 0,20 = 0,29744$
[SO ₂]	$[\text{SO}_2] = \sqrt{0,29744} = 0,5454 \text{ M}$

PASO 5 — Verificación del resultado

Verificar K_c	$K_c = (0,5454)^2 \times 0,20 / (0,52)^2 = 0,29744 \times 0,20 / 0,2704$
Cálculo	$K_c = 0,059488 / 0,2704 = 0,22 \checkmark$
Concentración	$[\text{SO}_2] \approx 0,55 \text{ M}$

$$[\text{SO}_2] = 0,55 \text{ M}$$

Ejercicio 5 — Balanceo de ecuación redox: HCl + Al + KIO₃

Balancear la ecuación química: $\text{HCl} + \text{Al} + \text{KIO}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$ e indicar todos los coeficientes estequiométricos

Idea clave: Identificar las hemirreacciones de oxidación y reducción, balancear cargas y átomos, y combinar ambas hemirreacciones para obtener los coeficientes estequiométricos.

PASO 1 — Identificar los estados de oxidación

Al (reactivo)	$\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{3+}$ (en AlCl_3): oxidación, pierde 3 electrones
I (reactivo)	I^{+5} (en KIO_3) $\rightarrow \text{I}^0$ (en I_2): reducción, gana 5 electrones
Hemirreacciones	Oxidación: $\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$ Reducción: $\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \frac{1}{2}\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$

PASO 2 — Igualar los electrones transferidos

MCM(3,5)	$\text{MCM}(3,5) = 15$ electrones
Multiplicar oxidación	$5 \times (\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-) = 5\text{Al} \rightarrow 5\text{Al}^{3+} + 15\text{e}^-$
Multiplicar reducción	$3 \times (\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \frac{1}{2}\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}) = 3\text{IO}_3^- + 18\text{H}^+ + 15\text{e}^- \rightarrow \frac{3}{2}\text{I}_2 + 9\text{H}_2\text{O}$

PASO 3 — Sumar las hemirreacciones

Reacción iónica	$5\text{Al} + 3\text{IO}_3^- + 18\text{H}^+ \rightarrow 5\text{Al}^{3+} + \frac{3}{2}\text{I}_2 + 9\text{H}_2\text{O}$
Multiplicar $\times 2$	$10\text{Al} + 6\text{IO}_3^- + 36\text{H}^+ \rightarrow 10\text{Al}^{3+} + 3\text{I}_2 + 18\text{H}_2\text{O}$

PASO 4 — Convertir a ecuación molecular completa

Fuente de H^+	36H^+ provienen de 36HCl
Fuente de IO_3^-	6IO_3^- provienen de 6KIO_3
Al^{3+} forma AlCl_3	10Al^{3+} requieren 30Cl^- (de 30HCl adicionales)
K^+ forma KCl	6K^+ requieren 6Cl^- (de 6HCl adicionales)
Total HCl	$36 + 30 + 6 = 72$ HCl

PASO 5 — Ecuación balanceada final

Ecuación	$72\text{HCl} + 10\text{Al} + 6\text{KIO}_3 \rightarrow 10\text{AlCl}_3 + 6\text{KCl} + 3\text{I}_2 + 18\text{H}_2\text{O}$
Coeficientes	HCl: 72, Al: 10, KIO₃: 6, AlCl₃: 10, KCl: 6, I₂: 3, H₂O: 18

PASO 6 – Verificación del balanceo

H	Reactivos: 72 Productos: $18 \times 2 = 36$... Error detectado, revisar
Ajuste	$36\text{H}^+ \rightarrow 18\text{H}_2\text{O}$ está correcto. Total HCl debe considerar todos los usos de Cl
Cl total	Productos: $10 \times 3 + 6 = 36 \text{Cl}^- \rightarrow$ necesitamos 36 HCl
H ₂ O corregido	De 36H^+ (36HCl) obtenemos $18\text{H}_2\text{O}$ ✓
Final	$36\text{HCl} + 10\text{Al} + 6\text{KIO}_3 \rightarrow 10\text{AlCl}_3 + 6\text{KCl} + 3\text{I}_2 + 18\text{H}_2\text{O}$

Coeficientes: $36\text{HCl} + 10\text{Al} + 6\text{KIO}_3 \rightarrow 10\text{AlCl}_3 + 6\text{KCl} + 3\text{I}_2 + 18\text{H}_2\text{O}$