



PRUEBA DE EVALUACIÓN DE BACHILLERATO PARA EL
ACCESO A LA UNIVERSIDAD Y PRUEBAS DE ADMISIÓN
ANDALUCÍA, CEUTA, MELILLA y CENTROS EN MARRUECOS
CURSO 2026-27

QUÍMICA

Instrucciones:

- Duración: 90 minutos.
- Todas las preguntas deben responderse en el papel entregado para la realización del examen y nunca en los folios que contienen los enunciados.
- Puede utilizar regla y calculadora no programable ni con capacidad de transmitir datos, ni gráfica.
- Solo se pueden utilizar los datos proporcionados por el enunciado.

El examen consta de 5 preguntas. Las preguntas 1, 2, 3 y 4 constan, a su vez, de dos opciones a elegir una de ellas. La pregunta 5 es de respuesta única. En caso de responder a más preguntas, serán tenidas en cuenta las respondidas en primer lugar hasta alcanzar dicho número.

PREGUNTA 1.- (2 puntos). Responda a UNA de las siguientes cuestiones.

1A. Sean dos elementos A y B cuyos números atómicos son 12 y 17, respectivamente. Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿Cuál de ellos tiene un radio menor?
- ¿Qué elemento es más electronegativo?
- ¿Qué tipo de enlace tiene el compuesto que pueden formar si se combinan entre ellos? Indique la fórmula del compuesto más probable.
- Justifique cuál de los dos elementos presenta mayor primera energía de ionización.

Solución: a) El elemento B (cloro, $Z = 17$) tiene menor radio atómico que el elemento A (magnesio, $Z = 12$). Aunque ambos pertenecen al periodo 3, B se ubica más a la derecha, por lo que posee mayor carga nuclear efectiva, lo que contrae la nube electrónica hacia el núcleo.

b) El elemento B es más electronegativo. En un mismo periodo, la electronegatividad aumenta hacia la derecha debido al incremento de la carga nuclear efectiva, lo que le confiere mayor capacidad para atraer los electrones de un enlace.

c) Formarán un enlace iónico, ya que se unen un metal con baja energía de ionización (A) y un no metal con alta afinidad electrónica (B). El magnesio cede dos electrones formando A^{2+} (Mg^{2+}) y el cloro capta uno formando B^{-} (Cl^{-}). La fórmula del compuesto neutro resultante es AB_2 ($MgCl_2$).

d) El elemento B presenta mayor primera energía de ionización. Al tener menor radio atómico y mayor carga nuclear efectiva, sus electrones periféricos están fuertemente retenidos por el núcleo, requiriendo un aporte energético mucho mayor para ser arrancados que en el caso del metal A.

1B. a) Razone cuál es el número máximo de electrones en un átomo que pueden tener los números cuánticos $n = 2$ y $m_s = -\frac{1}{2}$.

b) Escriba un conjunto de números cuánticos válido de un electrón alojado en un orbital 3p.

c) Justifique cuántos electrones tiene el átomo de fósforo en la capa de valencia.

d) Explique cuántos electrones desapareados tiene el átomo de hierro en su estado fundamental.

Solución: a) Para $n = 2$, los valores posibles de l son 0 (orbital s , con $m_l = 0$) y 1 (orbitales p , con $m_l = -1, 0, 1$). Como se fija el espín $m_s = -\frac{1}{2}$, hay exactamente un electrón posible por cada orbital. Hay 4 orbitales en total en el nivel 2, por lo que el máximo es de 4 electrones.

b) Para un orbital 3p, los números cuánticos correspondientes son $n = 3$ y $l = 1$. Los valores de m_l

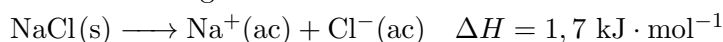
pueden ser $-1, 0, 1$ y m_s puede ser $\pm \frac{1}{2}$. Un conjunto válido es $(3, 1, -1, -\frac{1}{2})$.

c) La configuración electrónica del fósforo (P, $Z = 15$) es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Su capa de valencia corresponde al nivel $n = 3$, donde posee $2 + 3 = 5$ electrones.

d) La configuración electrónica del hierro (Fe, $Z = 26$) es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$. Según la regla de máxima multiplicidad de Hund, los 6 electrones del subnivel $3d$ (que dispone de 5 orbitales) se distribuyen ocupando primero todos los orbitales con un electrón desapareado (5 electrones) y luego se aparea uno. Por tanto, quedan 4 electrones desapareados.

PREGUNTA 2.- (2 puntos). Responda a UNA de las siguientes cuestiones.

2A. Dada la siguiente reacción:



Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) La reacción es exotérmica.
- b) Se produce un aumento de la entropía.
- c) La reacción es espontánea a cualquier temperatura.
- d) La disminución de la temperatura favorece la espontaneidad del proceso.

Solución: a) **Falsa.** El valor de entalpía es positivo ($\Delta H > 0$), indicando que absorbe calor del entorno. Es un proceso **endotérmico**.

b) **Verdadera.** El proceso transforma un cristal altamente ordenado en iones libres y solvatados. Esto incrementa enormemente el desorden, por lo que la entropía aumenta ($\Delta S > 0$).

c) **Falsa.** La espontaneidad requiere $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$. Al tener $\Delta H > 0$ (desfavorable) y $\Delta S > 0$ (favorable), el proceso **solo es espontáneo a altas temperaturas** (cuando el término $T\Delta S$ supera a ΔH).

d) **Falsa.** Como se justificó anteriormente, una disminución de la temperatura reduce el peso del término favorable ($-T\Delta S$). A temperaturas bajas, el término $\Delta H > 0$ domina, haciendo que $\Delta G > 0$ y, por tanto, el proceso se vuelve **no espontáneo**.

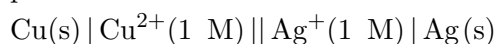
2B. Se construye una pila galvánica con un electrodo de cobre, un electrodo de plata, una disolución 1 M de CuSO_4 y una disolución 1 M de AgNO_3 .

- a) Indique, razonadamente, cuál es el cátodo y cuál es el ánodo de la pila.
- b) Escriba la notación de la pila y establezca cuál es el sentido de circulación de los electrones en la misma.
- c) Determine el potencial estándar de la pila.
- d) Explique cuál es la función del puente salino en esta pila galvánica.

Datos: $E^\circ(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$.

Solución: a) Para determinar qué semirreacción tiene lugar en cada electrodo, comparamos sus potenciales estándar de reducción. Como el potencial de la plata (0,80 V) es mayor que el del cobre (0,34 V), la plata tiene mayor tendencia a reducirse. Por tanto, el **cátodo** (donde ocurre la reducción) será el electrodo de **plata**: $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$. En consecuencia, el **ánodo** (donde ocurre la oxidación) será el electrodo de **cobre**: $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$.

b) Por convenio, la notación de la pila se escribe colocando a la izquierda el ánodo (oxidación) y a la derecha el cátodo (reducción). La doble barra indica la separación de ambas semiceldas mediante el puente salino:



El sentido de circulación de los electrones por el hilo conductor del circuito externo es siempre **desde el ánodo** (polo negativo, cobre) **hacia el cátodo** (polo positivo, plata).

c) El potencial estándar de la pila (f.e.m.) se calcula mediante la diferencia entre el potencial estándar de reducción del cátodo y el del ánodo:

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ}$$

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = 0,80 \text{ V} - 0,34 \text{ V} = \mathbf{0,46 \text{ V}}$$

d) El **punto salino** desempeña dos funciones fundamentales en la pila: cierra el circuito eléctrico conectando ambas semiceldas (permitiendo el movimiento de iones) y **mantiene la neutralidad eléctrica** en ambas disoluciones. Durante el funcionamiento de la pila, los aniones del puente salino migran hacia el ánodo para neutralizar el exceso de cargas positivas generadas por la aparición de iones Cu^{2+} , mientras que los cationes migran hacia el cátodo para compensar la pérdida de cargas positivas que se produce cuando los iones Ag^{+} se reducen a plata metálica.

PREGUNTA 3.- (2 puntos). Responda UNO de los siguientes problemas.

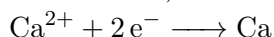
3A. En una cuba se electroliza CaCl_2 fundido. Basándose en las semirreacciones correspondientes, calcule:

a) Los gramos de calcio que se depositarán si se hace pasar por la cuba una corriente de 0,5 A durante 30 min.

b) El volumen de $\text{Cl}_2(\text{g})$, medido a 25°C y 740 mmHg, que se desprenderá.

Datos: Masas atómicas relativas: $\text{Cl} = 35,5$; $\text{Ca} = 40$; $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

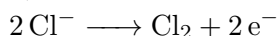
Solución: a) En el cátodo tiene lugar la semirreacción de reducción del ion calcio:



Por cada mol de calcio depositado se intercambian 2 moles de electrones ($z = 2$). Aplicamos la ley de Faraday, pasando previamente el tiempo a segundos ($t = 30 \text{ min} \cdot 60 \text{ s/min} = 1800 \text{ s}$):

$$m = \frac{M_m \cdot I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{40 \text{ g/mol} \cdot 0,5 \text{ A} \cdot 1800 \text{ s}}{2 \cdot 96500 \text{ C/mol}} = \mathbf{0,187 \text{ g de Ca}}$$

b) En el ánodo se produce la oxidación del ion cloruro para dar cloro gaseoso:



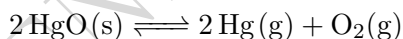
De acuerdo a la estequiometría de la semirreacción, por cada mol de Cl_2 generado también se intercambian 2 moles de electrones ($z = 2$). Calculamos los moles de Cl_2 producidos a partir de la intensidad y el tiempo:

$$n = \frac{I \cdot t}{z \cdot F} = \frac{0,5 \text{ A} \cdot 1800 \text{ s}}{2 \cdot 96500 \text{ C/mol}} = 4,663 \cdot 10^{-3} \text{ mol de } \text{Cl}_2$$

Finalmente, aplicamos la ecuación de los gases ideales para hallar el volumen que ocupa esa cantidad de gas. Pasamos la presión a atmósferas ($P = \frac{740}{760} = 0,9737 \text{ atm}$) y la temperatura a Kelvin ($T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$):

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{4,663 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{0,9737 \text{ atm}} = \mathbf{0,117 \text{ L de } \text{Cl}_2}$$

3B. Al calentar $\text{HgO}(\text{s})$ a 400°C en un recipiente cerrado se obtiene $\text{Hg}(\text{g})$ y $\text{O}_2(\text{g})$, estableciéndose el siguiente equilibrio:



Si la presión total cuando se alcanza el equilibrio es de 0,195 atm, calcule:

a) Las presiones parciales de cada gas en el equilibrio y el valor de K_p a 400°C .

b) El valor de K_c a 400°C y los moles de HgO que se han descompuesto si el recipiente tiene un volumen de 2 L.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solución: a) La presión total en el equilibrio es la suma de las presiones parciales de los gases (el sólido no ejerce presión):

$$P_T = P_{\text{Hg}} + P_{\text{O}_2}$$

Según la estequiometría de la reacción, por cada mol de O_2 se forman 2 moles de Hg, por lo que en el equilibrio hay el doble de moles de mercurio que de oxígeno. En consecuencia, su presión parcial también será el doble:

$$P_{Hg} = 2P_{O_2}$$

Sustituyendo esto en la expresión de la presión total:

$$0,195 = 2P_{O_2} + P_{O_2} = 3P_{O_2} \implies P_{O_2} = \mathbf{0,065 \text{ atm}}$$

$$P_{Hg} = 2 \cdot 0,065 = \mathbf{0,13 \text{ atm}}$$

Calculamos la constante K_p (el sólido HgO no se incluye en la expresión):

$$K_p = (P_{Hg})^2 \cdot P_{O_2} = (0,13)^2 \cdot 0,065 = 0,0169 \cdot 0,065 = \mathbf{1,09 \cdot 10^{-3}}$$

b) Calculamos K_c empleando la relación $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$.

La variación de moles gaseosos es $\Delta n = (2 + 1) - 0 = 3$. La temperatura es $T = 400 + 273 = 673 \text{ K}$:

$$K_c = \frac{K_p}{(RT)^3} = \frac{1,0985 \cdot 10^{-3}}{(0,082 \cdot 673)^3} = \mathbf{6,53 \cdot 10^{-9}}$$

Calculamos el número de moles de O_2 formados en el equilibrio aplicando la ley de los gases ideales:

$$n_{O_2} = \frac{P_{O_2} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,065 \cdot 2}{0,082 \cdot 673} = 2,35 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Por estequiometría, por cada mol de O_2 producido se han descompuesto 2 moles de HgO:

$$n_{HgO(\text{descompuesto})} = 2 \cdot n_{O_2} = 2 \cdot 2,35 \cdot 10^{-3} = \mathbf{4,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$$

PREGUNTA 4.- (2 puntos). Responda UNA de las siguientes cuestiones.

4A. a) Formule o nombre los siguientes compuestos orgánicos según corresponda: 1) Propanamida; 2) 2-metilbuta-1,3-dieno; 3) $CH_3-CH(OH)-CH_2-CH_3$; 4) $CH_3-CO-CH_2-CH_2-CH_3$.

Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

b) Los compuestos obtenidos, según la regla de Markovnikov, por adición de HBr al $CH_2=CH-CH_2-CH_3$ y $CH_3-CH=CH-CH_3$ son iguales.

c) El $CH_2=C(CH_3)-CH_3$ presenta isomería cis-trans, pero el $CH_3-CH=CH-CH_3$ no.

d) El CH_3-COOH no desvía el plano de la luz polarizada.

Solución: a) Las fórmulas y nombres solicitados son los siguientes:

1) $CH_3-CH_2-CONH_2$

2) $CH_2=C(CH_3)-CH=CH_2$

3) **Butan-2-ol**

4) **Pentan-2-ona**

b) **Verdadera.** Al añadir HBr al but-1-eno ($CH_2=CH-CH_2-CH_3$), aplicando la regla de Markovnikov, el átomo de hidrógeno se adiciona al carbono del doble enlace que ya tiene mayor número de hidrógenos (el C1), formando como producto mayoritario el 2-bromobutano ($CH_3-CHBr-CH_2-CH_3$). Al añadir HBr al but-2-eno ($CH_3-CH=CH-CH_3$), al ser un alqueno simétrico, la adición da el mismo resultado en cualquier carbono, produciendo también 2-bromobutano.

c) **Falsa.** Es justamente al contrario. El metilpropeno ($CH_2=C(CH_3)_2$) no presenta isomería *cis-trans* porque los carbonos del doble enlace tienen sustituyentes idénticos (el C1 tiene dos hidrógenos y el C2 tiene dos grupos metilo). Por el contrario, el but-2-eno ($CH_3-CH=CH-CH_3$) sí presenta isomería *cis-trans* (geométrica) ya que cada carbono del doble enlace está unido a dos grupos distintos (un átomo de hidrógeno y un grupo metilo).

d) **Verdadera.** Para que un compuesto desvíe el plano de la luz polarizada debe presentar actividad óptica, lo cual generalmente requiere la presencia de al menos un carbono asimétrico o quiral (un carbono sp^3 unido a cuatro sustituyentes diferentes). El ácido acético (CH_3-COOH) no posee ningún carbono asimétrico, por lo que es una molécula aquiral y ópticamente inactiva.

4B. a) Formule o nombre los siguientes compuestos orgánicos según corresponda: 1) Ácido 2-aminopropanoico; 2) Butan-2-ona; 3) $CH_3-CH_2-CH_2-CHO$; 4) $CH_3-COO-CH_2-CH_2-CH_3$.

Escriba y complete las siguientes reacciones:

b) $\text{CH}_3\text{--CH=CH}_2$ con Cl_2 .

c) $\text{CH}\equiv\text{CH}$ con 1 mol de HBr .

d) $\text{CH}_3\text{--CH=CH--CH}_3$ con H_2 .

Solución: a) Las fórmulas y nombres solicitados son los siguientes:

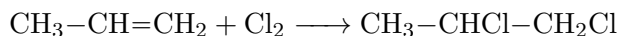
1) $\text{CH}_3\text{--CH(NH}_2\text{)--COOH}$

2) $\text{CH}_3\text{--CO--CH}_2\text{--CH}_3$

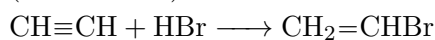
3) **Butanal**

4) **Etanoato de propilo** (o acetato de propilo)

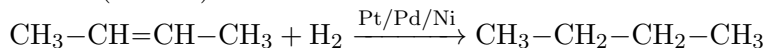
b) Se produce una reacción de adición (halogenación) al doble enlace, en la que se rompe el enlace π y se añade un átomo de cloro a cada uno de los carbonos implicados, obteniéndose 1,2-dicloropropano:



c) Se produce una reacción de adición de un mol de haluro de hidrógeno al triple enlace. Al estar estequiométricamente limitada a un mol de reactivo, la reacción se detiene en el alqueno correspondiente (bromoeteno):



d) Se trata de una reacción de hidrogenación (adición de hidrógeno molecular al doble enlace). Esta reacción suele estar catalizada por metales como Pt, Pd o Ni, y reduce el alqueno a su correspondiente alcano (butano):



PREGUNTA 5.- (2 puntos). Responda TODOS los apartados planteados.

EL IMPACTO OCULTO DE LA INDUSTRIA DEL CEMENTO

La industria del cemento es uno de los pilares fundamentales de la construcción moderna y el desarrollo de infraestructuras a nivel global. Sin embargo, este sector se enfrenta a un escrutinio medioambiental cada vez mayor, ya que es responsable de aproximadamente el 8% de las emisiones mundiales de gases de efecto invernadero, destacando especialmente la enorme liberación de dióxido de carbono a la atmósfera.

El proceso químico central en la fabricación del cemento portland es la calcinación de la piedra caliza. Esta roca sedimentaria está compuesta mayoritariamente por carbonato de calcio. Cuando se introduce en hornos rotatorios a temperaturas muy elevadas, este mineral sufre una descomposición térmica para producir cal viva, cuya fórmula química es CaO . Esta reacción química es fuertemente endotérmica, por lo que demanda un consumo masivo de energía continua.

Además de las emisiones directas del proceso de calcinación, los combustibles fósiles quemados para alcanzar y mantener estas temperaturas extremas suelen contener impurezas de azufre. La oxidación de estas impurezas y su posterior interacción con la humedad atmosférica puede desencadenar la precipitación de ácido sulfúrico, contribuyendo a agravar el problema de la lluvia ácida en las regiones industriales.

a) A partir de los datos termodinámicos proporcionados, determine la entalpía (ΔH^0) y la entropía (ΔS^0) estándar de la reacción de descomposición térmica de la piedra caliza. Con estos valores, calcule a partir de qué temperatura el proceso de calcinación se vuelve termodinámicamente espontáneo a presión estándar. (0,5 puntos)

b) En una planta cementera, se introduce una cantidad de piedra caliza en un horno cerrado y vacío de 50 L, calentándose hasta alcanzar una temperatura de 1000 °C. Sabiendo que la constante K_p para este equilibrio a dicha temperatura es de 3,87, calcule la masa de cal viva formada y la presión total en el interior del horno una vez que se ha alcanzado el equilibrio. (0,5 puntos)

c) Basándose en el principio de Le Châtelier, justifique cómo se modificaría la masa de gas en el

equilibrio si: 1) se reduce el volumen del horno a la mitad manteniendo la temperatura de 1000 °C; 2) se añade un catalizador sólido al reactor. (0,5 puntos)

d) Nombre o formule según corresponda las sustancias que aparecen en negrita en el texto. (0,5 puntos)

Datos:

Constante $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Masas atómicas relativas: Ca = 40; C = 12; O = 16.

Entalpías estándar de formación, ΔH_f^0 (kJ/mol): $\text{CaCO}_3(s) = -1207,0$; $\text{CaO}(s) = -635,0$; $\text{CO}_2(g) = -393,5$.

Entropías estándar, S^0 (J/mol·K): $\text{CaCO}_3(s) = 93,0$; $\text{CaO}(s) = 40,0$; $\text{CO}_2(g) = 214,0$.

Solución: Apartado a)

La ecuación ajustada para el proceso de calcinación es:



Calculamos la variación de entalpía estándar de la reacción (ΔH_r^0) aplicando la Ley de Hess:

$$\Delta H_r^0 = \sum n \cdot \Delta H_f^0(\text{productos}) - \sum m \cdot \Delta H_f^0(\text{reactivos})$$

$$\Delta H_r^0 = [\Delta H_f^0(\text{CaO}) + \Delta H_f^0(\text{CO}_2)] - [\Delta H_f^0(\text{CaCO}_3)]$$

$$\Delta H_r^0 = [-635,0 + (-393,5)] - [-1207,0] = -1028,5 + 1207,0 = \mathbf{178,5 \text{ kJ/mol}}$$

Calculamos la variación de entropía estándar de la reacción (ΔS_r^0):

$$\Delta S_r^0 = \sum n \cdot S^0(\text{productos}) - \sum m \cdot S^0(\text{reactivos})$$

$$\Delta S_r^0 = [S^0(\text{CaO}) + S^0(\text{CO}_2)] - [S^0(\text{CaCO}_3)]$$

$$\Delta S_r^0 = [40,0 + 214,0] - [93,0] = \mathbf{161,0 \text{ J/(mol} \cdot \text{K)}} = \mathbf{0,161 \text{ kJ/(mol} \cdot \text{K)}}$$

Para que la reacción sea espontánea, la variación de energía libre de Gibbs debe ser negativa ($\Delta G_r^0 < 0$):

$$\Delta G_r^0 = \Delta H_r^0 - T\Delta S_r^0 < 0 \implies T > \frac{\Delta H_r^0}{\Delta S_r^0}$$

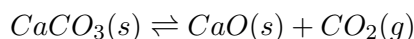
$$T > \frac{178,5 \text{ kJ/mol}}{0,161 \text{ kJ/(mol} \cdot \text{K)}} = \mathbf{1108,7 \text{ K}}$$

(aproximadamente 835,7 °C).

El proceso será espontáneo a temperaturas superiores a 1108,7 K.

Apartado b)

Estamos ante un equilibrio heterogéneo:



En la expresión de la constante de equilibrio K_p , las especies sólidas no intervienen porque sus presiones parciales/concentraciones se consideran constantes e integradas en la propia constante.

Por tanto:

$$K_p = P(\text{CO}_2)$$

Como $K_p = 3,87$, la presión parcial del CO_2 en el equilibrio es de 3,87 atm. Al ser el único gas presente, la presión total en el horno es de 3,87 atm.

Para calcular la masa de cal viva (CaO), determinamos primero los moles de CO_2 generados usando la ecuación de los gases ideales ($T = 1000 + 273 = 1273 \text{ K}$):

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \implies 3,87 \cdot 50 = n(\text{CO}_2) \cdot 0,082 \cdot 1273$$

$$193,5 = n(\text{CO}_2) \cdot 104,386 \implies n(\text{CO}_2) = 1,85 \text{ moles de } \text{CO}_2$$

Por estequiometría (relación 1:1), los moles de CaO formados son iguales a los moles de CO_2 :

$$n(\text{CaO}) = 1,85 \text{ moles}$$

Calculamos la masa molar del $\text{CaO} = 40 + 16 = 56 \text{ g/mol}$.

$$\text{Masa de } \text{CaO} = 1,85 \text{ mol} \cdot 56 \text{ g/mol} = \mathbf{103,6 \text{ gramos de CaO}}$$

Apartado c)

Basándonos en el principio de Le Châtelier:

Reducción del volumen a la mitad: Esto provoca un aumento momentáneo de la presión en el interior del horno. El sistema reaccionará desplazándose hacia donde haya un menor número de moles de sustancias gaseosas para intentar contrarrestar el aumento de presión. En esta reacción hay 0 moles de gas en los reactivos y 1 mol de gas en los productos. Por tanto, el equilibrio se desplazará hacia la izquierda (hacia la formación de reactivos). Como consecuencia, la masa de gas (CO_2) en el equilibrio disminuirá.

Adición de un catalizador: Los catalizadores modifican la energía de activación, aumentando la velocidad de las reacciones directa e inversa por igual. Ayudan a que el sistema alcance el estado de equilibrio más rápidamente, pero no alteran ni la constante de equilibrio ni la composición de la mezcla de reacción. Por tanto, la masa de gas (CO_2) permanecerá inalterada.

Apartado d)

dióxido de carbono: CO_2

carbonato de calcio: CaCO_3

CaO: Óxido de calcio

ácido sulfúrico: H_2SO_4