

CONCEPTOS CLAVE: ESTEQUIOMETRÍA AVANZADA PARA LA EvAU

Este bloque consolida las herramientas matemáticas exigidas por las comisiones de coordinación de Madrid para poder abordar la Termoquímica, Cinética y el Equilibrio.

- **1. Recogida de un gas sobre agua (Ley de Dalton):** Cuando un gas se recoge burbujeando en agua, el gas no está puro, sino mezclado con vapor de agua. La presión real del gas se calcula restando la presión de vapor:

$$P_{\text{gas seco}} = P_{\text{total}} - P_{\text{vapor } H_2O}$$

- **2. Fórmulas empírica y molecular:** La fórmula empírica da la proporción mínima de átomos. La masa molecular experimental se calcula a partir de la Ecuación de Estado o de la densidad gaseosa:

$$P \cdot V = \frac{m}{M_m} \cdot R \cdot T \implies M_m = \frac{d \cdot R \cdot T}{P}$$

- **3. Preparación de Disoluciones:** La Molaridad (M) requiere litros de disolución y la Molalidad (m) kg de disolvente. Para calcular la fracción molar ($X_i = n_i/n_{\text{totales}}$), asume siempre 100 g de disolución si te dan la riqueza en % en masa.
- **4. Rendimiento de la reacción:** Afecta a lo que **se produce en la realidad** respecto a la teoría matemática ideal. NUNCA se aplica a los reactivos de partida.

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{Cantidad Real obtenida}}{\text{Cantidad Teórica estequiométrica}} \cdot 100$$

1) (Gases sobre agua y Pureza) El clorato de potasio sólido se descompone térmicamente dando cloruro de potasio sólido y oxígeno gaseoso. Se calientan 5,00 g de una muestra comercial impura de clorato de potasio y el gas desprendido se recoge sobre agua a 25 °C. El volumen de gas medido es de 1,20 L a una presión total de 750 mmHg. Sabiendo que la presión de vapor del agua a 25 °C es de 23,8 mmHg:

- Formule y ajuste la ecuación química correspondiente.
- Calcule los moles de oxígeno gaseoso seco generados en la reacción.
- Determine el porcentaje de pureza de la muestra inicial de clorato de potasio.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Masas atómicas: $O = 16$; $Cl = 35,5$; $K = 39,1$.

2) (Disoluciones y Fracción Molar) Se desea preparar en el laboratorio 500 mL de una disolución acuosa de ácido nítrico (HNO_3) 0,25 M. Para ello se dispone de un ácido nítrico comercial de densidad 1,42 g/mL y una riqueza del 70 % en masa.

- Calcule el volumen de ácido nítrico comercial necesario para preparar dicha disolución.
- Determine la fracción molar del ácido nítrico en la disolución comercial de partida.

Datos: Masas atómicas: $H = 1$; $N = 14$; $O = 16$.

3) (Reactivo limitante y Rendimiento) Se hacen reaccionar 10,0 g de virutas de aluminio metálico con 40,0 mL de una disolución de ácido clorhídrico 12,0 M, obteniéndose cloruro de aluminio en disolución e hidrógeno gaseoso que burbujea.

- a) Escriba y ajuste la reacción química.
- b) Identifique numéricamente cuál es el reactivo limitante de la reacción.
- c) Si el rendimiento real del proceso en el laboratorio es del 85 %, ¿qué volumen de hidrógeno se recogerá, medido a 20 °C y 1,5 atm?

Datos: Masas atómicas: Al = 27,0; Cl = 35,5; H = 1.

4) (Análisis orgánico y Densidad de gases) La combustión completa de 2,20 g de un hidrocarburo gaseoso (formado exclusivamente por carbono e hidrógeno) produce 6,60 g de dióxido de carbono y 3,60 g de agua. Además, en un experimento paralelo, se determina que a 25 °C y 1,20 atm de presión, 1,50 L de dicho gas tienen una masa de 3,24 g.

- a) Determine la fórmula empírica del hidrocarburo.
- b) Calcule la masa molar del gas y deduzca su fórmula molecular.

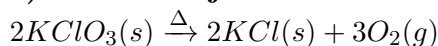
Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

SOLUCIONARIO Y CRITERIOS DE CORRECCIÓN (EvAU)

En 2º de Bachillerato, la justificación de los cálculos limitantes y el tratamiento adecuado de las presiones parciales marcan la diferencia entre el apto y la excelencia. A continuación se presentan las resoluciones modelo 10/10.

Problema 1 (Gases sobre agua y Pureza)

■ a) Ecuación ajustada:



■ b) Moles de O_2 generados:

Aplicamos la Ley de presiones parciales de Dalton. La presión del oxígeno seco es la total menos la presión de vapor del agua:

$$P(O_2) = 750 \text{ mmHg} - 23,8 \text{ mmHg} = 726,2 \text{ mmHg}.$$

$$\text{Convertimos a atmósferas: } P = \frac{726,2}{760} = 0,9555 \text{ atm}.$$

Con la temperatura en Kelvin ($T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$), aplicamos la ecuación de los gases ideales:

$$n(O_2) = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,9555 \cdot 1,20}{0,082 \cdot 298} = 0,0469 \text{ moles de } O_2.$$

■ c) Pureza del clorato de potasio:

Por la estequiometría de la reacción, por cada 3 moles de O_2 producidos se debieron descomponer 2 moles de $KClO_3$:

$$n(KClO_3 \text{ puro}) = 0,0469 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } KClO_3}{3 \text{ mol } O_2} = 0,0313 \text{ moles}.$$

$$\text{Calculamos la masa molar: } M_m(KClO_3) = 39,1 + 35,5 + (3 \cdot 16) = 122,6 \text{ g/mol}.$$

$$\text{Masa de } KClO_3 \text{ puro} = 0,0313 \text{ mol} \cdot 122,6 \text{ g/mol} = 3,83 \text{ g}.$$

$$\text{Porcentaje de pureza} = \frac{m_{\text{puro}}}{m_{\text{muestra}}} \cdot 100 = \frac{3,83 \text{ g}}{5,00 \text{ g}} \cdot 100 = 76,6 \text{ \%}.$$

Ojo al fallo EvAU: Olvidar restar la presión de vapor del agua e introducir los 750 mmHg directamente en la ecuación $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$. Esto implica no entender el fenómeno físico de recoger gases en un tubo invertido sobre agua.

Problema 2 (Disoluciones y Fracción Molar)

■ a) Volumen de disolución comercial:

$$\text{Moles necesarios para la disolución a preparar: } n(HNO_3) = 0,25 \text{ mol/L} \cdot 0,500 \text{ L} = 0,125 \text{ mol}.$$

$$\text{Masa pura de soluto: } 0,125 \text{ mol} \cdot 63,0 \text{ g/mol} = 7,875 \text{ g puros de } HNO_3.$$

$$\text{Calculamos la masa de disolución comercial (70 \% riqueza): } m_{\text{disol}} = 7,875 \cdot \frac{100}{70} = 11,25 \text{ g de disolución}.$$

$$\text{Hallamos el volumen mediante la densidad: } V = \frac{m}{d} = \frac{11,25 \text{ g}}{1,42 \text{ g/mL}} = 7,92 \text{ mL}.$$

■ b) Fracción molar del ácido nítrico en la disolución comercial:

Asumimos una base de cálculo de 100 g de disolución comercial.

$$\text{Masa de soluto (} HNO_3 \text{)} = 70 \text{ g} \implies n(HNO_3) = \frac{70 \text{ g}}{63,0 \text{ g/mol}} = 1,11 \text{ mol}.$$

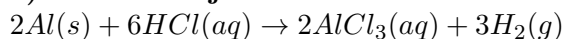
$$\text{Masa de disolvente (} H_2O \text{)} = 100 \text{ g} - 70 \text{ g} = 30 \text{ g} \implies n(H_2O) = \frac{30 \text{ g}}{18,0 \text{ g/mol}} = 1,67 \text{ mol}.$$

$$\text{Moles totales} = 1,11 + 1,67 = 2,78 \text{ mol}.$$

$$\text{Fracción molar: } X(HNO_3) = \frac{n(HNO_3)}{n_{\text{totales}}} = \frac{1,11}{2,78} = 0,399. \text{ (La fracción molar es adimensional).}$$

Problema 3 (Reactivo limitante y Rendimiento)

■ a) Ecuación ajustada:



b) Identificación del reactivo limitante:

Moles de aluminio: $n(\text{Al}) = \frac{10,0 \text{ g}}{27,0 \text{ g/mol}} = 0,370 \text{ mol}$.

Moles de ácido clorhídrico: $n(\text{HCl}) = 0,040 \text{ L} \cdot 12,0 \text{ mol/L} = 0,480 \text{ mol}$.

Comparamos dividiendo los moles calculados entre sus respectivos coeficientes estequiométricos:

Para el Al: $\frac{0,370}{2} = 0,185$

Para el HCl: $\frac{0,480}{6} = 0,080$

Como el cociente del HCl es menor ($0,080 < 0,185$), el **ácido clorhídrico (HCl) es el reactivo limitante** y el que determina la cantidad de productos generados.

c) Volumen de hidrógeno con 85 % de rendimiento:

Cálculo teórico estequiométrico a partir del reactivo limitante:

$n(\text{H}_2)_{\text{teórico}} = 0,480 \text{ mol HCl} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{6 \text{ mol HCl}} = 0,240 \text{ moles de H}_2$.

Aplicamos el rendimiento de la reacción a los productos obtenidos:

$n(\text{H}_2)_{\text{real}} = 0,240 \text{ mol} \cdot 0,85 = 0,204 \text{ moles reales}$.

Finalmente, calculamos el volumen ($T = 293 \text{ K}$, $P = 1,5 \text{ atm}$):

$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,204 \cdot 0,082 \cdot 293}{1,5} = 3,27 \text{ L}$.

Ojo al fallo EvAU: Muchos alumnos asumen el reactivo limitante a simple vista o se olvidan de dividir por el coeficiente estequiométrico. Además, el rendimiento jamás debe aplicarse sobre la masa de los reactivos iniciales.

Problema 4 (Análisis orgánico y Densidad de gases)**a) Fórmula empírica:**

Reacción de combustión: $C_xH_y + O_2 \rightarrow xCO_2 + (y/2)H_2O$

Todo el carbono del CO_2 procede del gas original.

Masa de C = $6,60 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{44,0 \text{ g } CO_2} = 1,80 \text{ g de C} \Rightarrow n(C) = \frac{1,80}{12,0} = 0,15 \text{ mol C}$.

Todo el hidrógeno del agua procede del gas original.

Masa de H = $3,60 \text{ g } H_2O \cdot \frac{2,0 \text{ g H}}{18,0 \text{ g } H_2O} = 0,40 \text{ g de H} \Rightarrow n(H) = \frac{0,40}{1,0} = 0,40 \text{ mol H}$.

(Comprobación: $1,80 \text{ g} + 0,40 \text{ g} = 2,20 \text{ g}$, que es la masa inicial de muestra).

Dividimos entre el valor menor (0,15) para obtener la relación molar simple:

Carbono: $\frac{0,15}{0,15} = 1$

Hidrógeno: $\frac{0,40}{0,15} = 2,66$

Como 2,66 es aproximadamente la fracción $\frac{8}{3}$, multiplicamos ambos subíndices por 3 para obtener números enteros: C_3H_8 . La **fórmula empírica es $(C_3H_8)_n$** .

b) Masa molar y fórmula molecular:

Usamos los datos del estado gaseoso para hallar la masa molar real de la especie:

$M_m = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{3,24 \cdot 0,082 \cdot 298}{1,20 \cdot 1,50} = \frac{79,17}{1,80} = 43,98 \approx 44,0 \text{ g/mol}$.

La masa del "bloque" empírico C_3H_8 es: $(3 \cdot 12) + (8 \cdot 1) = 44,0 \text{ g/mol}$.

Como la masa molecular experimental coincide exactamente con el peso de la fórmula empírica ($n = 1$), la **fórmula molecular es también C_3H_8 (Propano)**.