

PROBLEMA 1 RESUELTO

Cuando se mezclan 0,5 l de disolución HCl 0,5M con 3 g de aluminio con una pureza del 60% se obtiene cierta cantidad de AlCl_3 y 2 litros de dihidrógeno a 25°C y 1 atm.

La reacción es: $\text{HCl} + \text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$, DATOS: $R=0,082 \text{ atmLK}^{-1}\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{H}=1$; $\text{Cl}=35,5$; $\text{Al}=27$.

Calcule:

1. El reactivo limitante.
2. El rendimiento de la reacción.
3. La cantidad de tricloruro de aluminio que se obtiene.

SOLUCION.

Ajustamos la reacción: $6 \text{HCl} + 2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2$.

Aplicamos ley de conservación de la masa, calculando masas molares: $M(6 \text{HCl})=219 \text{ g}$, $M(2\text{Al})= 54 \text{ g}$, $M(2 \text{AlCl}_3)= 267 \text{ g}$ y $M(3 \text{H}_2)=6 \text{ g}$. Ya podríamos trabajar o en moles o en gramos o en ambos.

1. Reactivo limitante.

Cálculo de moles de HCl: $\frac{0,5 \text{ moles}}{1 \text{ L}} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,25 \text{ moles de HCl (moles de soluto)}$.

Cálculo de moles de Al: $3 \text{ g(D)} \cdot \frac{60 \text{ g (s)}}{100 \text{ g (D)}} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27 \text{ g(s)}} = 0,067 \text{ moles de aluminio puro (soluto)}$.

Moles de Al que reaccionan con 0,25 de HCl: $0,25 \text{ moles HCl} \cdot \frac{2 \text{ moles Al}}{6 \text{ moles HCl}} = 0,083 \text{ moles de Al (teóricos)}$.

Como vemos nos harían falta 0,083 moles de Al, pero sólo tenemos 0,067, por ello el **Al es el reactivo limitante**.

2. El rendimiento.

Nos dice el problema que obtenemos 2 L de dihidrógeno. Vamos a calcular el volumen teórico que obtenemos y comparamos, por cada dos moles de aluminio obtenemos 3 moles de H_2 , calculemos:

$0,067 \text{ moles Al} \cdot \frac{3 \text{ moles H}_2}{2 \text{ moles Al}} = 0,1 \text{ moles de H}_2 \text{ (teóricos)}$. Usamos ecuación de gases ideales:

$$V = \frac{0,1 \cdot 0,082 \cdot 298 \text{ L}}{1} = 2,44 \text{ L de H}_2 \text{ (teóricos)}. R = \frac{2 \text{ L} \cdot 100}{2,44 \text{ L}} = 81,8\%.$$

3. Masa en gramos de AlCl_3 que se obtiene.

Habrà que tener en cuenta el rendimiento de la reacción, $0,067 \text{ moles Al} \cdot \frac{2 \text{ moles AlCl}_3}{2 \text{ moles Al}} = 0,067 \text{ moles de}$

$\text{AlCl}_3 \text{ (teóricos)}$. Calculamos los gramos: $0,067 \text{ moles AlCl}_3 \cdot \frac{133,5 \text{ g}}{1 \text{ mol AlCl}_3} = 8,94 \text{ g de AlCl}_3 \text{ teóricos}$. Ahora

aplicamos el rendimiento: $8,94 \text{ g} \cdot \frac{88,8 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 7,92 \text{ g obtenemos realmente de AlCl}_3$.

SOLUCIÓN USANDO DETERMINANTES.

Como las filas son proporcionales cualquier determinante de orden dos vale cero.

Calculamos los moles de reactivos puros:

$$\text{Para HCl: } \begin{vmatrix} 1L & 0,5 \text{ moles} \\ 0,5L & x \text{ moles} \end{vmatrix} = 0; x=0,25 \text{ moles de HCl.}$$

$$\text{Para Al: } \begin{vmatrix} 100 \text{ g} & 60 \text{ g Al} \\ 3 \text{ g} & x \text{ g Al} \end{vmatrix} = 0; x=1,8 \text{ g de Al. } \begin{vmatrix} 1 \text{ mol Al} & 27 \text{ g} \\ x \text{ mol Al} & 1,8 \text{ g} \end{vmatrix} = 0; x=0,067 \text{ moles de Al.}$$

1.- Reactivo limitante.

$$\begin{vmatrix} 6 \text{ moles HCl} & 2 \text{ moles Al} \\ 0,25 \text{ moles HCl} & x \text{ moles Al} \end{vmatrix} = 0; x=0,083 \text{ moles de Al. Como } 0,083 > 0,067 \text{ el Al es el limitante.}$$

2.- Rendimiento.

Calculamos el volumen que ocupa 1 mol de H₂ en esas condiciones: $V = \frac{24,4482 \cdot 298 \text{ L}}{1} = 24,44 \text{ L (teóricos)}$.

$$\begin{vmatrix} 54 \text{ g de Al} & 3 \cdot 24,44 \text{ L de H}_2 \\ 1,8 \text{ g de Al} & x \text{ L de H}_2 \end{vmatrix} = 0; x=2,444 \text{ L teóricos. Luego el rendimiento es:}$$

$$\begin{vmatrix} 2,444 \text{ L} & 2 \text{ L} \\ 100 \text{ L} & x \text{ L de H}_2 \end{vmatrix} = 0; x=81,8 \text{ L de H}_2, R=81,8\%.$$

3.- Masa en gramos de AlCl₃.

$$\begin{vmatrix} 54 \text{ g de Al} & 267 \cdot 0,818 \text{ g de AlCl}_3 \\ 1,8 \text{ g de Al} & x \text{ g de AlCl}_3 \end{vmatrix} = 0; x=7,28 \text{ g de AlCl}_3.$$

SOLUCIÓN USANDO FÓRMULAS Y PROPORCIONES.

Tenemos que usar proporciones también porque la ley de Proust no tiene fórmula.

$M = \frac{ns}{V(L)}$, con lo cual para HCl, $ns=0,5 \cdot 0,5=0,25$ moles, despejando ns de la fórmula.

Para el Al, $60\% = \frac{ms}{3 \text{ g}} \cdot 100$, despejamos $ms=1,8 \text{ g de Al}$. Como $ns = \frac{ms}{Mm} = \frac{1,8 \text{ g}}{27 \text{ g}} = 0,067$ moles de Al.

1.- Reactivo limitante.

Usamos proporciones adimensionales: $\frac{6 \text{ moles HCl}}{0,25 \text{ moles HCl}} = \frac{2 \text{ mol Al}}{x \text{ moles de Al}}$; $x=0,083$ moles de Al, como $0,083 > 0,067$, el Al es el reactivo limitante.

2.- Rendimiento.

Calculamos los moles teóricos que se producen de H₂ a partir del aluminio disponible:

$$\frac{2 \text{ mol Al}}{0,067 \text{ moles de Al}} = \frac{3 \text{ moles H}_2}{x \text{ moles H}_2}; x=0,1 \text{ moles de H}_2. \text{ Ahora calculamos los litros que ocupa:}$$

$$V = \frac{0,1 \cdot 24,4482 \cdot 298 \text{ L}}{1} = 2,444 \text{ L (teóricos)}. \text{ En el enunciado dice que se desprenden 2 litros de H}_2, \text{ aplicamos}$$

$$\text{la fórmula del rendimiento: } R = \frac{2 \text{ L}}{2,44 \text{ L}} \cdot 100 = 81,8\%.$$

3.- Masa en gramos de AlCl₃.

Calculamos los moles teóricos que se producen de AlCl₃ a partir del aluminio disponible:

$$\frac{2 \text{ mol Al}}{0,067 \text{ moles de Al}} = \frac{2 \text{ moles AlCl}_3}{x \text{ moles AlCl}_3}; x=0,067 \text{ moles de AlCl}_3. \text{ Como } ns = \frac{ms}{Mm}, \text{ despejamos } ms = ns \cdot Mm = 0,067 \cdot 133,5$$

$$g = 8,94 \text{ g de tricloruro. Ahora aplicamos la fórmula del rendimiento: } R = \frac{m}{8,94 \text{ g}} \cdot 100 = 81,8\%,$$

despejamos $m=7,28 \text{ g de AlCl}_3$, se producen realmente.