

Moles, Número de Avogadro y Estequiometría

EJERCICIO 1. Determinar la masa molar del agua (H_2O), del sulfato de sodio (Na_2SO_4), sulfito de aluminio ($\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$).

La masa molar (MM) se define como la masa que corresponde a un mol de sustancia, sus unidades son g/mol. La masa molar es igual a la suma de las masas atómicas de todos los átomos de la fórmula molecular del compuesto.

RECUERDA QUE: para determinar la masa molar, se debe conocer la fórmula y las masas atómicas de los elementos que conforman la molécula.

Datos para determinar la masa molar del H_2O

Fórmula molecular = H_2O

P.A H = 1 g/mol

P.A O = 16 g/mol

$$MM_{\text{H}_2\text{O}} = P.A_H + P.A_O$$

$$MM = 1 \times 2 + 16 \times 1$$

$$MM = 18 \text{ g/mol}$$

Datos para determinar la masa molar del Na_2SO_4

Fórmula molecular = Na_2SO_4

P.A Na = 23 g/mol

P.A S = 32 g/mol

P.A O = 16 g/mol

$$MM_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = P.A_{\text{Na}} + P.A_S + P.A_O$$

$$MM = 23 \times 2 + 32 \times 1 + 16 \times 4$$

$$MM = 118 \text{ g/mol}$$

Datos para determinar la masa molar del $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$

RECUERDA QUE: si una fórmula química tiene paréntesis, el subíndice que se encuentra afuera multiplica todos los átomos que se encuentran adentro.

Formula molecular= $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$

P.A Al = 27 g/mol

P.A S = 32 g/mol

P.A O = 16 g/mol

$$MM_{\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3} = P.A_{\text{Al}} + P.A_{\text{S}} + P.A_{\text{O}}$$

$$MM = 27 \times 2 + 32 \times 3 + 16 \times 9$$

$$MM = 294 \text{ g/mol}$$

EJERCICIO 2. Calcular el número de moles de bicarbonato de sodio (NaHCO_3) que hay en 450 gramos de NaHCO_3

RECUERDA: mol es la cantidad de sustancia que contiene el mismo número de unidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc) que el número de átomos presentes en 12 g de carbono 12

El problema entrega la cantidad de sustancia en unidades de gramos y su fórmula química; se pide calcular el número de moles. Es necesario calcular la masa molar de la sustancia para convertir gramos en moles.

Calculando la masa molar de NaHCO_3 se tiene:

La relación que se pueden establecer para realizar el cálculo de la cantidad de moles es la siguiente:

$$1 \text{ mol de NaHCO}_3 \rightarrow 84 \text{ gramos}$$

Por lo tanto, para poder calcular el número de moles tenemos:

$$\begin{aligned} \frac{1 \text{ mol de NaHCO}_3}{x} &= \frac{84 \text{ gramos}}{450 \text{ gramos}} \\ x &= \frac{450 \text{ gramos} \times 1 \text{ mol de NaHCO}_3}{84 \text{ gramos}} \\ x &= 5,36 \text{ mol de NaHCO}_3 \end{aligned}$$

Otra forma de calcular el número de moles es usando la fórmula

$$n = \frac{\text{masa (gr)}}{\text{masa molar (gr/mol)}}$$

$$n = \frac{450 \text{ gr}}{84 \text{ gr/mol}}$$

$$n = 5,36 \text{ mol}$$

EJERCICIO 3. ¿Cuál es la masa, en gramos, de $3,0 \cdot 10^{-5}$ moles de ácido sulfúrico H_2SO_4 ?

Para convertir los moles de ácido sulfúrico en masa (gramos) se necesita conocer la masa molar, la cual se calcula a partir de los pesos atómicos y la fórmula química.

Datos para determinar la masa molar H_2SO_4

P.A H = 1 g/mol

P.A S = 32 g/mol

P.A O = 16 g/mol

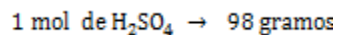
$$MM_{\text{H}_2\text{SO}_4} = P.A_H + P.A_S + P.A_O$$

$$MM = 1 \times 2 + 32 \times 1 + 16 \times 4$$

$$MM = 98 \text{ g/mol}$$

Calculando la masa molar de H_2SO_4 se tiene:

La relación que se pueden establecer para realizar el cálculo de la cantidad de masa es la siguiente:



Por lo tanto, para poder calcular el número de moles tenemos:

$$\frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{3,0 \cdot 10^{-5} \text{ moles de H}_2\text{SO}_4} = \frac{98 \text{ gramos}}{x \text{ gramos}}$$

$$x = \frac{98 \text{ gramos} \times 3,0 \cdot 10^{-5}}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}$$

$$x = 2,94 \cdot 10^{-3} \text{ gramos de H}_2\text{SO}_4$$

Otra forma de calcular la cantidad de masa, es usando la fórmula:

$$n = \frac{\text{masa (gr)}}{\text{masa molar (gr/mol)}}$$

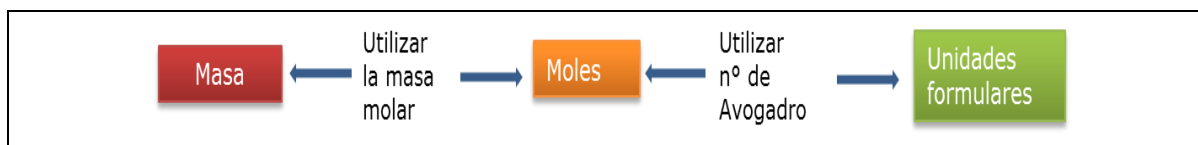
$$\text{masa (gr)} = n (\text{moles}) \times \text{masa molar (gr/mol)}$$

$$\text{masa} = 3,0 \cdot 10^{-5} \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 \times 98 \left(\frac{\text{gr}}{\text{mol}}\right)$$

$$\text{masa} = 2,94 \cdot 10^{-3} \text{ gramos de H}_2\text{SO}_4$$

EJERCICIO 4. ¿Cuántas moléculas de ácido nítrico hay en 4,20 gramos de HNO_3 ?; ¿cuántos átomos de oxígeno hay en la muestra? ¿Cuántos átomos totales hay en la muestra de HNO_3 ?

Se pide calcular el número de moléculas en hay en una cantidad de masa de HNO_3 , por lo que se debe convertir los 4,20 gramos de HNO_3 a moles de HNO_3 , lo que luego se puede convertir en el número de moléculas HNO_3 , para esto es necesario calcular la masa molar de HNO_3 a partir de su fórmula molecular y los correspondientes pesos atómicos de los elementos que lo conforman.



Datos para determinar la masa molar HNO_3

$$P.A. H = 1 \text{ g/mol}$$

$$P.A. N = 14 \text{ g/mol}$$

$$P.A. O = 16 \text{ g/mol}$$

$$MM_{\text{HNO}_3} = P.A. H + P.A. N + P.A. O$$

$$MM = 1 + 14 \times 1 + 16 \times 3$$

$$MM = 63 \text{ g/mol}$$

La relación que se tiene entonces es:

$$63 \text{ gramos} \leftarrow 1 \text{ mol de } \text{HNO}_3 \rightarrow 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{HNO}_3$$

Para calcular el número de moléculas de HNO_3 contenidas en 4,20 gramos se tiene:

$$\frac{63 \text{ gr de } \text{HNO}_3}{4,20 \text{ gr de } \text{HNO}_3} = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{HNO}_3}{x \text{ moléculas de } \text{HNO}_3}$$

$$x = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{HNO}_3 \times 4,20 \text{ gr de } \text{HNO}_3}{63 \text{ gr de } \text{HNO}_3}$$

$$x = 4,01 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } \text{HNO}_3$$

Otra manera de resolverlo es transformar primero la masa de HNO_3 en moles y luego relacionar los moles con el número de Avogadro para así determinar el número de moléculas.

$$n = \frac{\text{masa (gr)}}{\text{masa molar (gr/mol)}}$$

$$n = \frac{4,20 \text{ gr}}{63 \text{ gr/mol}}$$

$$n = 0,067 \text{ mol de } \text{HNO}_3$$

Calculando el número de moléculas se tiene:

$$\frac{1 \text{ mol de } \text{HNO}_3}{0,067 \text{ mol de } \text{HNO}_3} = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{HNO}_3}{x \text{ moléculas de } \text{HNO}_3}$$

$$x = 4,01 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } \text{HNO}_3$$

Cálculo número de átomos de oxígeno:

Hay 3 átomos de nitrógeno en cada molécula de HNO_3

$$\text{átomos de oxígeno} = 4,01 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } \text{HNO}_3 \times \left(\frac{3 \text{ átomos de oxígeno}}{1 \text{ molécula de } \text{HNO}_3} \right)$$

$$\text{átomos de oxígeno} = 1,20 \cdot 10^{23} \text{ átomos de oxígeno}$$

Cálculo número de átomos de totales en HNO_3 :

Hay 5 (mole de) átomos en total (1 át.H + 1 át.N + 3 át.O) en cada molécula de HNO_3

$$\text{átomos totales} = 4,01 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } \text{HNO}_3 \times \left(\frac{5 \text{ átomos total}}{1 \text{ molécula de } \text{HNO}_3} \right)$$

$$\text{átomos totales} = 2,01 \cdot 10^{23} \text{ átomos totales}$$

EJERCICIO 5. Balance de ecuaciones. Escribir e igualar la ecuación que representa la reacción entre el propano y oxígeno gaseoso para formar dióxido de carbono y agua

RECUERDA: El balance de ecuaciones o igualación de ecuaciones químicas debe obedecer a la "ley de conservación de la materia", lo que significa que se debe mantener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha.

Escribiendo la ecuación química no balanceada:



Los coeficientes estequiométricos (números enteros que se escriben delante de la molécula) sirven para ajustar una ecuación química y son muy importantes cuando es necesario calcular las cantidades de reactivos utilizados o productos formados en una reacción química. Las reacciones químicas se pueden balancear mediante el método de tanteo, que significa ajustar los coeficientes estequiométricos probando valores hasta conseguir el ajuste.



Se comienza contando cada tipo de átomos en ambos lados de la flecha, a la izquierda (reactantes) hay 3 átomos de C y a la derecha de la flecha (productos) hay solo 1 átomo de carbono por lo que se debe colocar un 3 por delante del CO_2 .



Ahora, contando los átomos de H, hay 8 átomos de H en el lado izquierdo y 2 átomos de H en el lado derecho, por lo que se debe colocar un 4 delante del H_2O



Contando los átomos de O, hay 2 átomos de O a la izquierda y 10 átomos a la derecha, por lo que se debe colocar un 5 delante del O_2



Ahora que la ecuación está balanceada, siempre verificar recontando la cantidad de átomos.

EJERCICIO 6. Balance de ecuaciones. Escribir e igualar la ecuación que representa la reacción entre el ácido fosfórico y el óxido de calcio para formar el fosfato de calcio y agua.



Se realizará este balance de ecuación mediante un segundo método, que es el llamado método algebraico, este método consiste en realizar ecuaciones para cada uno de los diferentes átomos que se encuentran en la ecuación química, considerando a los coeficientes estequiométricos con las letras minúsculas a, b, c, d, ... etc.

Para realizar este balance, se debe anteponer cada letra a cada uno de las sustancias que conforman esta ecuación química.



Realizando las ecuaciones para cada átomo se tiene:

$$\begin{aligned} \text{Para el H:} \quad & 3 \cdot a = 2 \cdot d & (1) \\ \text{Para el P:} \quad & a = 2 \cdot c & (2) \\ \text{Para el O:} \quad & 4 \cdot a + b = 8 \cdot c + d & (3) \\ \text{Para el Ca:} \quad & b = 3 \cdot c & (4) \end{aligned}$$

Se debe resolver este sistema de ecuaciones y para esto se debe asignar de manera arbitraria un valor al coeficiente que más se repita, si los resultados fuesen números fraccionarios se debe amplificar por el denominador y así convertirlos a números enteros y sencillos.

Considerando $a = 1$

Reemplazando en (1)

$$\begin{aligned} 3 \cdot a &= 2 \cdot d \\ 3 \cdot 1 &= 2 \cdot d \\ d &= \frac{3}{2} \end{aligned}$$

Reemplazando en (2)

$$\begin{aligned} a &= 2 \cdot c \\ 1 &= 2 \cdot c \\ c &= \frac{1}{2} \end{aligned}$$

Reemplazando en (4)

$$b = 3 \cdot c$$

$$b = 3 \cdot \frac{1}{2}$$

$$b = \frac{3}{2}$$

Resumiendo y amplificando por 2

$$a = 1 \cdot 2 = 2$$

$$b = \frac{3}{2} \cdot 2 = 3$$

$$c = \frac{1}{2} \cdot 2 = 1$$

$$d = \frac{3}{2} \cdot 2 = 3$$

Escribiendo la ecuación balanceada o ajustada se tiene:



EJERCICIO 7. Estequiometría. Cuando 1,57 moles de O_2 reaccionan con H_2 para formar H_2O , ¿Cuántos moles de H_2 se consumen en el proceso?

RECUERDA: para realizar cualquier cálculo estequiométrico, se necesita tener la ecuación química balanceada, ya que los coeficientes representan los números relativos de las moléculas en la reacción.

Ecuación química balanceada:



La ecuación indica que 1 molécula de O_2 reacciona con 2 moléculas de H_2 para formar dos moléculas de H_2O , o también podría decirse que 1 mol de O_2 reacciona con 2 moles de H_2 para formar 2 moles de H_2O (cantidades estequiométricamente equivalentes).

RECUERDA: en las ecuaciones químicas balanceadas los coeficientes estequiométricos indican el número relativo de moléculas y también el número de relativo de moles.

Calculando las masas molares de todas las especies que participan de esta reacción se tiene:

$$\text{MM O}_2 = 16 \cdot 2 = 32 \text{ gr/mol}$$

$$\text{MM H}_2 = 1 \cdot 2 = 2 \text{ gr/mol}$$

$$\text{MM H}_2\text{O} = 1 \cdot 2 + 16 \cdot 2 = 18 \text{ gr/mol}$$

	O_2	+	$2H_2$	\longrightarrow	$2H_2O$
Cantidad (mol)	1 mol		2 moles		2 moles
Masa (gr)	32		4		36

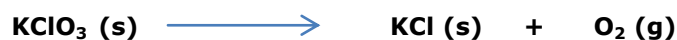
Ahora para calcular la cantidad de moles de H_2 que reaccionarían con 1,57 moles de O_2 es:

$$\frac{1 \text{ mol de } O_2}{2 \text{ mol de } H_2} = \frac{1,57 \text{ mol de } O_2}{x \text{ mol de } H_2}$$

$$x \text{ mol de } H_2 = \frac{1,57 \text{ mol de } O_2 \cdot 2 \text{ mol de } H_2}{1 \text{ mol de } O_2}$$

$$x = 3,14 \text{ mol de } H_2$$

EJERCICIO 8. Estequiometría. La descomposición de $KClO_3$ se utiliza en general para preparar pequeñas cantidades de O_2 en el laboratorio:



¿Cuántos gramos de O_2 pueden prepararse a partir de 4,50 g de $KClO_3$?

Datos:

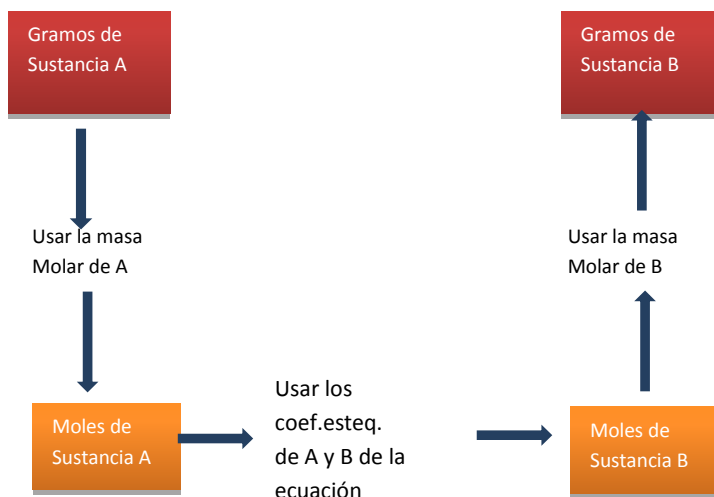
P.A K= 39,1 gr/mol
P.A Cl= 35,5 gr/mol
P.A O = 16 gr/mol

Masa de $KClO_3$ = 4,50 g

Balanceando la ecuación se tiene:

	$2 KClO_3 (s)$	\longrightarrow	$2 KCl (s)$	+	$3 O_2 (g)$
Cantidad (mol)	2 moles		2 moles		3 moles
Masa (gr)	122,6		74,6		32,0

El problema pide que se calcule cuando gramos (masa de producto) de O_2 se obtendrán al reaccionar 4,50 gr de $KClO_3$, por lo que se proporciona el dato de masa reaccionante



Ahora para calcular, usar la masa molar de KClO_3 para convertir los gramos en moles de KClO_3

$$\frac{1 \text{ mol KClO}_3}{x \text{ mol KClO}_3} = \frac{122,6 \text{ gr}}{4,50 \text{ gr}}$$

$$x \text{ mol KClO}_3 = \frac{1 \text{ mol KClO}_3 \cdot 4,50 \text{ gr}}{122,6 \text{ gr}}$$

$$x = 0,037 \text{ mol KClO}_3$$

Usando los coef. estequiométricos de la ecuación balanceada se obtienen los moles de O_2 que se obtendrían:

$$\begin{aligned} 2 \text{ moles de KClO}_3 &\rightarrow 3 \text{ moles de O}_2 \\ 0,037 \text{ moles de KClO}_3 &\rightarrow x \text{ moles de O}_2 \\ x &= \frac{3 \text{ moles de O}_2 \cdot 0,037 \text{ moles de KClO}_3}{2 \text{ moles de KClO}_3} \\ x &= 0,056 \text{ moles de O}_2 \end{aligned}$$

Esto significa que al hacer reaccionar 0,037 moles (4,5 g) de KClO_3 se forman 0,056 moles de O_2 . Transformando los 0,056 moles de O_2 en gramos se tiene:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de O}_2 &\rightarrow 32 \text{ gr O}_2 \\ 0,056 \text{ moles de O}_2 &\rightarrow x \text{ gr O}_2 \\ x &= 1,8 \text{ gr O}_2 \end{aligned}$$

A partir de 4,5 gr de KClO_3 se obtienen 1,8 gr de O_2 .

EJERCICIO 9. Estequiometría. El gas propano (C_3H_8), es un combustible utilizado para cocinar y en calefacción. ¿Qué masa de O_2 se consume en la combustión de 1,00 gr de propano?

Datos:

P.A. C = 12 g/mol

P.A. H = 1 g/mol

P.A. O = 16 g/mol

MM C_3H_8 = 44,0 g/mol

MM O_2 = 32,0 g/mol

Balanceando la ecuación se tiene:



Cantidad (mol)	1 moles	5 moles	3 moles	4 moles
Masa (gr)	44,0	5 · 32,0		

Calculando el número de moles que corresponde a 1 gramo de C_3H_8 :

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8 &\rightarrow 44 \text{ gr } \text{C}_3\text{H}_8 \\ x \text{ moles de } \text{C}_3\text{H}_8 &\rightarrow 1 \text{ gr } \text{C}_3\text{H}_8 \\ x &= 0,023 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8 \end{aligned}$$

Relacionando la cantidad de moles que reaccionan (ecuación química balanceada), se calcula la cantidad de moles que reaccionan con 0,023 moles de C_3H_8 (1 gr de C_3H_8).

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8 &\rightarrow 5 \text{ moles de } \text{O}_2 \\ 0,023 \text{ moles de } \text{C}_3\text{H}_8 &\rightarrow x \text{ moles de } \text{O}_2 \\ x &= \frac{5 \text{ moles de } \text{O}_2 \cdot 0,023 \text{ moles de } \text{C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8} \\ x &= 0,115 \text{ moles de } \text{O}_2 \end{aligned}$$

Transformando los moles de O_2 en masa de O_2 :

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de } \text{O}_2 &\rightarrow 32 \text{ gr } \text{O}_2 \\ 0,115 \text{ mol de } \text{O}_2 &\rightarrow x \text{ gr } \text{O}_2 \\ x &= 3,68 \text{ gr de } \text{O}_2 \end{aligned}$$

EJERCICIO 10. Como calcular la cantidad de producto formado a partir de un reactivo limitante. Considere la reacción



Se permite que reaccione una mezcla de 1,50 moles de Al y 3,0 moles de Cl₂.

(a) ¿Cuál es el reactivo limitante?

(b) ¿Cuántos gramos de AlCl₃ se forman?

(c) ¿Cuántos moles de reactivo en exceso permanecen al final de la reacción?

Datos:

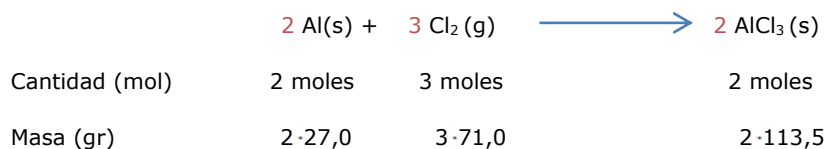
P.A. Al = 27 g/mol

P.A. Cl = 35,5 g/mol

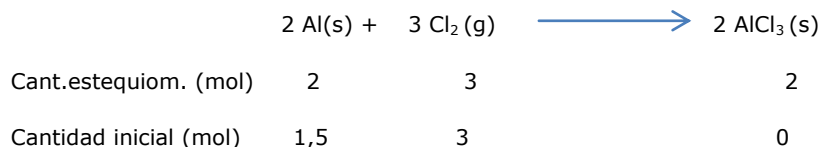
MM Cl₂ = 71,0 g/mol

MM AlCl₃ = 133,5 g/mol

Balanceando la ecuación se tiene:



RECUERDA: que las reacciones químicas se desarrollan usando un exceso de algún reactivo, para asegurarse que se obtendrá la cantidad deseada.



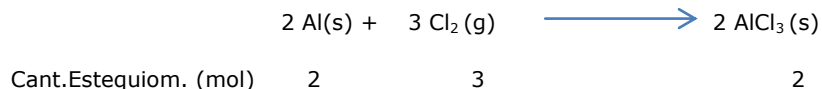
Para determinar el reactivo limitante, se debe considerar aquel reactante que se consume completamente, por lo que se determina cuanto del segundo reactivo se ha consumido.

Si:

$$\begin{aligned}
 2 \text{ mol de Al} &\rightarrow 3 \text{ moles de Cl}_2 \\
 1,5 \text{ moles de Al} &\rightarrow x \text{ moles de Cl}_2 \\
 x &= \frac{1,5 \text{ moles de Al} \cdot 3 \text{ moles de Cl}_2}{2 \text{ mol de Al}} \\
 x &= 2,25 \text{ moles de Cl}_2
 \end{aligned}$$

Este valor significa que para que reaccionen completamente los 1,5 moles de Al se necesitan solo 2,25 moles de Cl₂ y se disponen de 3,0 moles por lo que quedan 0,75 moles de Cl₂ sin reaccionar o lo que se llama en exceso.

Por lo tanto, el reactivo limitante de esta reacción es el Al.



Química

Cantidad inicial (mol)	1,5	3	0
Cambio reacción	1,5	2,25	

Ahora para calcular la cantidad de moles de AlCl_3 , es necesario calcularlo a partir del reactivo limitante; por eso la importancia de determinar inicialmente, en una reacción donde se realizan cálculos estequiométricos, cual es el reactivo que limita la reacción o que limita la cantidad de producto formado.

Las relaciones estequiométricas que se tienen son:

$$\begin{aligned}
 2 \text{ mol de Al} &\rightarrow 2 \text{ moles de AlCl}_3 \\
 1,5 \text{ moles de Al} &\rightarrow x \text{ moles de AlCl}_3 \\
 x &= \frac{1,5 \text{ moles de Al} \cdot 2 \text{ moles de AlCl}_3}{2 \text{ mol de Al}} \\
 x &= 1,5 \text{ moles de AlCl}_3
 \end{aligned}$$

Transformando con la masa molar del AlCl_3 , los moles a masa.

$$\begin{aligned}
 1 \text{ mol de AlCl}_3 &\rightarrow 113,5 \text{ gr} \\
 1,5 \text{ moles de AlCl}_3 &\rightarrow x \text{ g de AlCl}_3 \\
 x &= 170,25 \text{ g de AlCl}_3
 \end{aligned}$$

Por lo tanto, se forman 170,25 gramos de AlCl_3 a partir de 1,5 moles de Al y 2,25 moles de Cl_2 .

La cantidad de moles que permanecen en exceso son 0,75 moles de Cl_2 .



Responsables académicos

Comité Editorial PAIEP.

Referencias y fuentes utilizadas

Balocchi, E.; Boyssières, L.; Martínez, M.; Melo, M.; Ribot, G.; Rodríguez, H.; Schifferli, R.; Soto, H. (2002). "Curso de Química General". (7a. ed.). Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología

Chang, R.; College, W. (2002). *Química*. (7a. ed). México: Mc Graw-Hill Interamericana Editores S.A.

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Villarroel, M.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2014). *Manual de Ejercicios de Química General para Ingeniería*. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología

T. Brown, E. Lemay, B. Bursten , C.Murphy; Química, *La Ciencia Central*; 11ª.ed, Pearson Educación.