

“CÓMO RESOLVER ALGUNOS EJERCICIOS DE ESTEQUIOMETRÍA”

La estequiometría se emplea para determinar las cantidades de reactivos y productos involucrados en una reacción Química. Existe una gran cantidad de problemas relacionados con la estequiometría; sin embargo, cabe mencionar que en este artículo se tratarán ejercicios sencillos que no involucren unidades de concentración y para resolverlos se tomarán en cuenta los puntos siguientes:

1. *Verificar que la reacción involucrada se encuentre balanceada.*
2. *Convertir todas las cantidades de reactivos y productos que se dan como datos, en moles.*
3. *Identificar el reactivo limitante empleando los coeficientes estequiométricos, ya que es el que se encuentra en menor cantidad estequiométrica.*
4. *Se emplea el reactivo limitante para realizar los cálculos estequiométricos necesarios para resolver el ejercicio.*

Además de los puntos anteriores, es necesario tener claro lo siguiente:

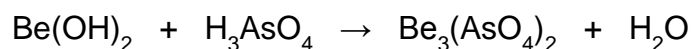
- ✓ Un mol contiene 6.022×10^{23} [unidades].
- ✓ La masa molar indica cuantos gramos pesa un mol de una sustancia.
- ✓ El valor de la constante de los gases ideales es $0.08205 \text{ [L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}]$, pero puede cambiar, dependiendo de las unidades que se empleen.
- ✓ Para balancear una reacción química existen diferentes métodos descritos en la bibliografía.
- ✓ El reactivo limitante se consume totalmente cuando la reacción procede con un 100 % de rendimiento.
- ✓ El reactivo limitante se emplea para determinar las cantidades de reactivos y productos involucrados en una reacción que procede con un 100 % de rendimiento.
- ✓ Que el rendimiento teórico o empírico de una reacción, es la cantidad (en g, mol, moléculas, etc.) que se debió haber obtenido de uno de los productos si la reacción hubiese procedido con un 100 % de rendimiento.

- ✓ Que el rendimiento experimental o real de una reacción, es la cantidad (en g, mol, moléculas, etc.) que se obtiene realmente de uno de los productos.
- ✓ Que el rendimiento porcentual o eficiencia de una reacción, es el porcentaje de lo que se debió de haber obtenido (en g, mol, moléculas, etc.) de uno de los productos.
- ✓ Que 1 [atm] equivale a 760 [mm] de Hg y éstos a su vez equivalen a 101.325 [kPa].

Es importante mencionar, que para la resolución de los ejercicios presentes en este artículo, se empleará la relación molar dada por los coeficientes estequiométricos de la reacción balanceada; por ello, es de vital importancia que se verifique que la reacción se encuentre balanceada antes de realizar cualquier cálculo.

Ejercicio 1

Se hicieron reaccionar 14 [g] de H_3AsO_4 con 1.4754×10^{23} [moléculas] de $\text{Be}(\text{OH})_2$ con base en la reacción siguiente:

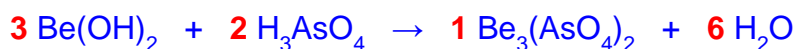


Si se obtuvieron 28×10^{-3} [mol] de $\text{Be}_3(\text{AsO}_4)_2$, determine:

- Cuál es el reactivo limitante.
- Cuál fue el rendimiento de la reacción.

Resolución:

- La reacción no se encuentra balanceada, pero quedaría balanceada con los coeficientes siguientes:



- El siguiente paso consiste en convertir a moles todas las cantidades de reactivos y productos que se dan como datos. Los 14 [g] de H_3AsO_4 se convierten a moles, empleando un factor de conversión que se obtiene de la masa molar del H_3AsO_4 , como se muestra a continuación:

$$14 \text{ [g] } \text{H}_3\text{AsO}_4 \left(\frac{1 \text{ [mol] } \text{H}_3\text{AsO}_4}{141.922 \text{ [g] } \text{H}_3\text{AsO}_4} \right) = 0.0986 \text{ [mol] } \text{H}_3\text{AsO}_4$$

- Las 1.4754×10^{23} [moléculas] de $\text{Be}(\text{OH})_2$, se convierten a moles, empleando un factor de conversión que se obtiene del concepto de mol, como se muestra a continuación:

$$1.4754 \times 10^{23} \text{ [moléculas] Be}(\text{OH})_2 \left(\frac{1 \text{ [mol] Be}(\text{OH})_2}{6.022 \times 10^{23} \text{ [moléculas] Be}(\text{OH})_2} \right) = 0.245 \text{ [mol] Be}(\text{OH})_2$$

- Los 28×10^{-3} [mol] de $\text{Be}_3(\text{AsO}_4)_2$, ya están en moles por lo que no requieren conversión.
- Para saber cuál es el reactivo limitante, se determina cuántos moles de $\text{Be}(\text{OH})_2$ se requieren para que reaccionen 0.0986 [mol] de H_3AsO_4 , como se muestra a continuación:

$$0.0986 \text{ [mol] H}_3\text{AsO}_4 \left(\frac{3 \text{ [mol] Be}(\text{OH})_2}{2 \text{ [mol] H}_3\text{AsO}_4} \right) = 0.1479 \text{ [mol] Be}(\text{OH})_2$$

- Como se observa, se requieren 0.1479 [mol] de $\text{Be}(\text{OH})_2$, pero se tienen 0.245 [mol] de $\text{Be}(\text{OH})_2$; por lo tanto, el reactivo limitante es el H_3AsO_4 , ya que el $\text{Be}(\text{OH})_2$ está en exceso.
- Para obtener el rendimiento de la reacción, primero se emplea el reactivo limitante para determinar cuántos moles de $\text{Be}_3(\text{AsO}_4)_2$ se debieron obtener y posteriormente se comparan con los moles obtenidos, como se muestra a continuación:

$$0.0986 \text{ [mol] H}_3\text{AsO}_4 \left(\frac{1 \text{ [mol] Be}_3(\text{AsO}_4)_2}{2 \text{ [mol] H}_3\text{AsO}_4} \right) = 0.04932 \text{ [mol] Be}_3(\text{AsO}_4)_2$$

$$0.028 \text{ [mol] Be}_3(\text{AsO}_4)_2 \left(\frac{100 \%}{0.04932 \text{ [mol] Be}_3(\text{AsO}_4)_2} \right) = 56.7688 \% \text{ de rendimiento}$$

Ejercicio 2

Cuando se hacen reaccionar 24.5 [g] de ácido sulfúrico con 316.2075×10^{21} [moléculas] de bicarbonato de sodio (NaHCO_3), se obtienen 7.7 [L] de CO_2 medido a 1.097 [atm] y 21 [$^\circ\text{C}$].



Determine el rendimiento de la reacción y los gramos de bicarbonato de sodio que no reaccionaron.

Resolución:

- La reacción no se encuentra balanceada, pero quedaría balanceada con los coeficientes siguientes:



- El siguiente paso es convertir a moles todas las cantidades de reactivos y productos que se dan como datos. Los 24.5 [g] de H_2SO_4 se convierten a moles, empleando un factor de conversión que se obtiene de la masa molar del H_2SO_4 , como se muestra a continuación:

$$24.5 \text{ [g] H}_2\text{SO}_4 \left(\frac{1 \text{ [mol] H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ [g] H}_2\text{SO}_4} \right) = 0.250 \text{ [mol] H}_2\text{SO}_4$$

- Las 316.2075×10^{21} [moléculas] NaHCO_3 , se convierten a moles, empleando un factor de conversión que se obtiene del concepto de mol, como se muestra a continuación:

$$316.2075 \times 10^{21} \text{ [moléculas] NaHCO}_3 \left(\frac{1 \text{ [mol] NaHCO}_3}{6.022 \times 10^{23} \text{ [moléculas] NaHCO}_3} \right) = 0.5250 \text{ [mol] NaHCO}_3$$

- Los 7.7 [L] de CO_2 medido a 1.097 [atm] y 21 [°C], se convierten a moles empleando la ecuación de estado del gas ideal, como se muestra a continuación:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1.097 \text{ [atm]} \cdot 7.7 \text{ [dm}^3] \cdot \left(\frac{1 \text{ [L]}}{1 \text{ [dm}^3]} \right)}{0.08205 \left[\frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right] \cdot (21 + 273.15) \text{ [K]}} = 0.35 \text{ [mol] CO}_2$$

- Para saber cuál es el reactivo limitante, se determina cuántos moles de NaHCO_3 se requieren para que reaccionen 0.25 [mol] de H_2SO_4 , como se muestra a continuación:

$$0.25 \text{ [mol] H}_2\text{SO}_4 \left(\frac{2 \text{ [mol] NaHCO}_3}{1 \text{ [mol] H}_2\text{SO}_4} \right) = 0.5 \text{ [mol] NaHCO}_3$$

- Como se observa, se requieren 0.5 [mol] de NaHCO_3 , pero se tienen 0.5250 [mol] de NaHCO_3 ; por lo tanto, el reactivo limitante es el H_2SO_4 , ya que el NaHCO_3 está en exceso.

- Para obtener el rendimiento de la reacción, primero se considera **XV** para determinar cuántos moles de CO_2 se debieron obtener y posteriormente compararlos con los moles obtenidos, como se muestra a continuación:

$$0.250 \text{ [mol] H}_2\text{SO}_4 \left(\frac{2 \text{ [mol] CO}_2}{1 \text{ [mol] H}_2\text{SO}_4} \right) = 0.5 \text{ [mol] CO}_2$$

$$0.35 \text{ [mol] CO}_2 \left(\frac{100 \%}{0.5 \text{ [mol] CO}_2} \right) = 70 \% \text{ de rendimiento}$$

- Finalmente, para determinar cuántos gramos de NaHCO_3 no reaccionaron, primero se emplea el reactivo limitante, la relación molar y el rendimiento de la reacción para saber cuántos gramos de NaHCO_3 si reaccionaron, como se muestra a continuación:

$$0.250 \text{ [mol] H}_2\text{SO}_4 \left(\frac{2 \text{ [mol] NaHCO}_3}{1 \text{ [mol] H}_2\text{SO}_4} \right) \left(\frac{70}{100} \right) = 0.35 \text{ [mol] NaHCO}_3$$

- Si se tenían 0.525 [mol] de NaHCO_3 , pero reaccionaron 0.35 [mol] de NaHCO_3 , entonces quedaron sin reaccionar 0.175 [mol] de NaHCO_3 , estos moles se convierten a gramos empleando la masa molar para obtener el resultado deseado, como se muestra a continuación:

$$0.175 \text{ [mol] NaHCO}_3 \left(\frac{84 \text{ [g] NaHCO}_3}{1 \text{ [mol] NaHCO}_3} \right) = 14.7 \text{ [g] NaHCO}_3$$

Como se observa, la resolución de los ejercicios anteriores es relativamente sencilla y solo deben seguirse 4 pasos.

BIBLIOGRAFÍA:

- Brown, Theodore L.; LeMay, H. Eugene, Jr.; Bursten, Bruce E. *Química. La Ciencia Central*, 9ª edición; Pearson Prentice-Hall: México, **2004**.
- Chang, Raymond *Química*, 7ª edición; McGraw-Hill: México, **2002**.
- Kotz, John C.; Treichel, Paul M. *Química y Reactividad Química*, 5ª edición; Thomson: México, **2003**.