



GUÍA DE EJERCICIOS DE ESTEQUIOMETRÍA COMPLETA

Área Química

Resultados de aprendizaje

Analizar los datos entregados en el enunciado de un problema para calcular los moles y realizar equivalencias estequiométricas entre las sustancias participantes de la reacción química.

Contenidos

1. Ejercicios de estequiometría con disoluciones
2. Ejercicios de estequiometría con gases

Debo saber

Antes de empezar a realizar estos ejercicios es importante conocer **Nomenclatura Inorgánica** y **Balanceo de reacciones químicas mediante método de tanteo y algebraico**. Estos contenidos pueden ser estudiados en otras guías desarrolladas por PAIEP.

A continuación, se muestra un listado de fórmulas relevantes para resolver los ejercicios propuestos en esta guía.

- Masa Molar

$$MM \text{ (g/mol)} = \frac{\text{masa (g)}}{n^{\circ} \text{ de moles}}$$

- Rendimiento (*)

$$\text{Rendimiento \%} = \frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad teórica}} \times 100$$

- Pureza (*)

$$\text{Pureza \%} = \frac{\text{cantidad pura}}{\text{cantidad impura}} \times 100$$

- Molaridad

$$\text{Molaridad (g/mol)} = \frac{n^{\circ} \text{ de moles}}{\text{Volumen (L)}}$$



- Ley de gases ideales

$$P \times V = n \times R \times T$$

Recuerda:

Moles (n): Indica cantidad de sustancia.

Constante de los gases, $R = 0,082 \text{ atmL/molK}$.

Volumen, V = en unidad de litros (L)

Presión, P = en unidad de atmosferas (atm)

Temperatura, T = expresada en grados Kelvin. (K).

Conversión de grados Celsius a Kelvin:

$$\text{Grados } K = {}^\circ C + 273$$

- Presión parcial de un gas en una mezcla

$$P_{\text{parcial}} = X_i \times P_T$$

$$\text{Fracción molar } (X_i) = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles totales}}$$

Ejercicio 1

Se mezcla 357 g de clorato de potasio al 42% de pureza con 510 mL ácido sulfúrico 6 M, obteniéndose como productos bisulfato de potasio, cloro molecular, oxígeno diatómico y agua. Al respecto:

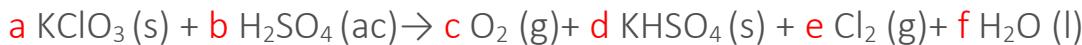
- 1) Escriba y balancee la reacción química mediante método algebraico.
- 2) Determine la masa de bisulfato de potasio si la reacción tiene un 80% de rendimiento.
- 3) Determine la cantidad de ácido sobrante al terminar la reacción.
- 4) Se quiere realizar 750 mL de una solución de bisulfato de potasio 2M. ¿Qué masa de clorato de potasio se necesita para obtener esta solución?



Desarrollo:

Antes de realizar cálculos, debes equilibrar o igualar la ecuación química. A continuación, se muestra el equilibrio, mediante método algebraico.

1) Se debe escribir la reacción química utilizando la nomenclatura aprendida en clases. Luego se asigna a cada sustancia coeficientes estequiométricos representados por letra minúsculas.



Para cada átomo debes obtener una ecuación algebraica.

Ecuación para átomo de K $\rightarrow a = d$

Ecuación para átomo de Cl $\rightarrow a = 2e$

Ecuación para átomo de O $\rightarrow 3a + 4b = 2c + 4d + f$

Ecuación para átomo de S $\rightarrow b = d$

Ecuación para átomo de H $\rightarrow 2b = d + 2f$

Ahora debemos asignar el valor más bajo posible a la letra que más se repita en las ecuaciones, en este caso a = 1, entonces tenemos que:

$$a = d$$

$$d = 1$$

$$b = d$$

$$b = 1$$

$$a = 2e$$

$$e = \frac{1}{2} = 0,5$$

Luego se reemplazan los valores de las letras ya obtenidos y reducir las otras ecuaciones lo más posible:

$$2b = d + 2f$$

$$2 \times 1 = 1 + 2f$$

$$2 - 1 = 2f$$

$$1 = 2f$$

$$f = \frac{1}{2} = 0,5$$

Ahora se reemplaza en la ecuación más larga (ecuación del oxígeno), para encontrar el valor restante:

$$3a + 4b = 2c + 4d + f$$



$$(3 \times 1) + (4 \times 1) = 2c + (4 \times 1) + 0,5$$

$$7 = 2c + 4,5$$

$$7 - 4,5 = 2c$$

$$2,5 = 2c$$

$$c = 2,5/2$$

$$c = 1,25$$

Ahora que tenemos el valor de todas las incógnitas, debemos multiplicar los valores por 4 hasta obtener valores enteros:

$$a = 1 \times 4 \rightarrow a = 4$$

$$b = 1 \times 4 \rightarrow b = 4$$

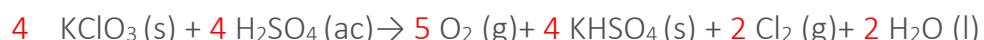
$$c = 1,25 \times 4 \rightarrow c = 5$$

$$d = 1 \times 4 \rightarrow d = 4$$

$$e = 0,5 \times 4 \rightarrow e = 2$$

$$f = 0,5 \times 4 \rightarrow f = 2$$

Ahora simplemente reemplazamos los valores obtenidos en la reacción inicial:



Una vez que la ecuación está equilibrada, debemos identificar los datos y lo que nos piden en el ejercicio.

Datos:

Masa clorato de potasio (KClO_3) = 357 g con una pureza del 42%

Concentración de ácido sulfúrico (H_2SO_4) = 6M

Volumen de ácido sulfúrico (H_2SO_4) = 510 mL

Para partir debemos determinar el reactivo limitante de la reacción ($MM \text{ KClO}_3 = 122,6 \text{ g/mol}$; $MM \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$):

Determinación número de moles para KClO_3 :

$$\text{Moles de } \text{KClO}_3 = \frac{\text{masa (g)}}{\text{MM (g/mol)}}$$



$$\text{Moles de } \text{KClO}_3 = \frac{357 \text{ g}}{122,6 \text{ g/mol}}$$

$$\text{Moles de } \text{KClO}_3 = 2,912 \text{ mol}$$

Para determinar la masa pura, debemos determinar el 42% de estos moles. Lo puedes hacer reemplazando en la ecuación de % de pureza o simplemente determinando el 42% de los moles.

$$\text{Pureza\%} = \frac{\text{cantidad pura}}{\text{cantidad impura}} \times 100$$

$$\%42 = \frac{X \text{ moles puros}}{2,912 \text{ moles impuros}} \times 100$$

$$\text{Moles puros de } \text{KClO}_3 = \frac{42 \times 2,912 \text{ moles}}{100}$$

$$n \text{ puros de } \text{KClO}_3 = 1,223 \text{ moles}$$

Otra forma:

$$\begin{aligned} 2,912 \text{ moles} &\rightarrow 100\% \\ X \text{ moles} &\rightarrow 42\% \end{aligned}$$

$$X = 1,223 \text{ moles}$$

Determinación del número de moles para H_2SO_4 :

Como el ácido sulfúrico presenta el estado de agregación (ac), significa que está en solución. Recuerda que la molaridad se determina como:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles}}{\text{litros de solución}}$$

Reemplazando se tiene:

$$M \text{ H}_2\text{SO}_4 = \frac{\text{mol}}{L}$$

$$6 \text{ mol/L} = \frac{X \text{ mol}}{0,510 \text{ L}}$$



Despejando:

$$n \text{ H}_2\text{SO}_4 = 6 \text{ mol/L} \times 0,510 \text{ L}$$

$$n \text{ H}_2\text{SO}_4 = 3,06 \text{ moles de ácido}$$

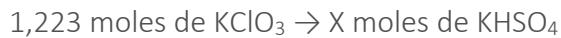
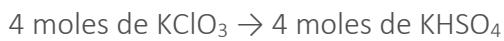
Después de calcular los moles debemos dividir este valor por el coeficiente estequiométrico (de la ecuación química) correspondiente a cada compuesto, en donde el cociente más bajo pertenece al reactivo limitante:

$$1,223 \text{ moles de KClO}_3 / 4 = 0,3057$$

$$3,06 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 / 4 = 0,765$$

Entonces, **el clorato de potasio es el reactivo limitante**. Ahora debes hacer la relación entre el reactivo limitante y el producto pedido, en este caso entre el KClO₃ y el KHSO₄.

La relación estequiométrica entre ambas sustancias es 4:4 (se obtiene de la ecuación química equilibrada).



$$X = 1,223 \text{ moles de KHSO}_4$$

Sabiendo la masa molar MM KHSO₄= 136,1 g/mol, podemos determinar la masa de KHSO₄, como:

$$\text{Masa KHSO}_4 = n \text{ KHSO}_4 \times MMKHSO_4$$

$$\text{Masa KHSO}_4 = 1,223 \text{ mol} \times 136,1 \text{ g/mol}$$

$$\text{Masa KHSO}_4 = 166,45 \text{ g}$$

166,45 g se habrían obtenido, siempre y cuando la reacción tuviera un 100% de rendimiento. No es así, la reacción tiene un 80% de rendimiento, por lo que hay que determinar la masa realmente obtenida en la reacción.

$$\text{Rendimiento\%} = \frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad teórica}} \times 100$$



$$\%80 = \frac{X \text{ masa real}}{166,45 \text{ g masa teórica}} \times 100$$

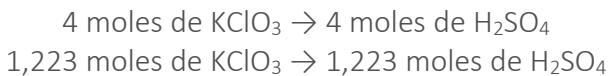
Despejando la masa real:

$$X \text{ masa real} = \frac{80 \times 166,45 \text{ g}}{100}$$

$$\text{Masa real de KHSO}_4 = 133,16 \text{ g}$$

3) Para determinar el número de moles sobrantes del reactivo en exceso, debemos determinar la cantidad de sustancia que reaccionará.

Para ello:



$$n_{\text{sobrantes de H}_2\text{SO}_4} = n_{\text{totales}} - n_{\text{utilizados}}$$

$$n_{\text{sobrantes de H}_2\text{SO}_4} = 3,06 \text{ moles} - 1,223 \text{ moles}$$

$$n_{\text{sobrantes de H}_2\text{SO}_4} = 1,837 \text{ moles}$$

4) En esta ocasión debemos de ir de atrás hacia adelante en los cálculos, es decir, debemos determinar los moles de KHSO₄.

$$\text{Molaridad KHSO}_4 = \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$2 \text{ M} = \frac{X \text{ mol}}{0,750 \text{ L}}$$

$$X = 2 \text{ mol/L} \times 0,750 \text{ L}$$

$$X = 1,5 \text{ mol}$$

Debemos recordar que la reacción tiene un 80% de rendimiento, entonces:

$$\text{Rendimiento\%} = \frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad teórica}} \times 100$$

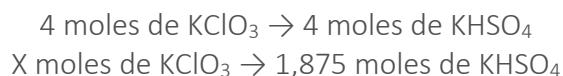


$$\%80 = \frac{1,5 \text{ moles reales}}{X \text{ moles teóricos}} \times 100$$

$$X \text{ moles teóricos} = \frac{1,5 \text{ mol}}{80} \times 100$$

$$\text{Moles teóricos KHSO}_4 = 1,875 \text{ moles}$$

Ahora aplicamos estequiometría de la reacción:



$$X = 1,875 \text{ moles de KClO}_3$$

$$\text{Pureza \%} = \frac{\text{cantidad pura}}{\text{cantidad impura}} \times 100$$

$$\%42 = \frac{1,875 \text{ moles puros}}{X \text{ moles impuros}} \times 100$$

$$X \text{ moles impuros} = \frac{1,875 \text{ mol}}{42} \times 100$$

$$\text{Moles impuros de KClO}_3 = 4,464 \text{ moles}$$

$$\text{Masa de KClO}_3 = \text{mol} \times MM$$

$$\text{Masa de KClO}_3 = 4,464 \text{ mol} \times 122,6 \text{ g/mol}$$

$$\text{Masa de KClO}_3 = 547,32 \text{ g para realizar la solución}$$



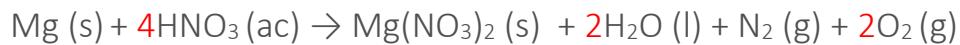
Ejercicio 2

Se mezcla 50 g de magnesio con 450 mL de ácido nítrico 70% p/v, obteniéndose como productos nitrato de magnesio, agua, nitrógeno y oxígeno molecular. Al respecto:

- 1) Escriba y balancee la reacción
- 2) Reactivo en exceso y limitante
- 3) Masa de nitrato de magnesio formado, solo para este tópico considere rendimiento del 65%
- 4) Calcular las presiones parciales y la presión total de nitrógeno y oxígeno producidas a 20°C y un volumen de 5 L.

Desarrollo:

1) Lo primero que debes hacer es equilibrar la ecuación química. Lleva a cabo los mismos pasos indicados en el ejercicio 1. La ecuación equilibrada queda como:



Recuerda, el coeficiente estequiométrico uno en química no se escribe.

2) El enunciado dice que hay 50 g de Mg ($MM= 24,3 \text{ g/mol}$) y 450 mL de HNO_3 ($MM= 63 \text{ g/mol}$) al 70% p/v.

Con estos datos, debemos determinar los moles de cada sustancia.

Moles de Mg:

$$n_{\text{Mg}} = \frac{\text{masa (g)}}{MM \text{ (g/mol)}}$$

Reemplazando:

$$n_{\text{Mg}} = \frac{50 \text{ g}}{24,3 \text{ g/mol}}$$

$$n_{\text{Mg}} = 2,057 \text{ mol}$$

División por el coeficiente estequiométrico, para determinar el reactivo limitante.

$$(*) 2,057/1 = 2,057 \text{ para Mg}$$



Moles de HNO₃:

$$70 \text{ g de HNO}_3 \rightarrow 100 \text{ mL de solución}$$
$$X \text{ g HNO}_3 \rightarrow 450 \text{ mL}$$

$$\text{Masa de HNO}_3 = 315 \text{ g}$$

$$\text{Moles de HNO}_3 = \frac{350 \text{ g}}{63 \text{ g/mol}}$$

$$\text{Moles de HNO}_3 = 5,55 \text{ mol}$$

División por el coeficiente estequiométrico, para determinar el reactivo limitante.

$$(*) 5,55/4 = 1,38 \text{ para HNO}_3$$

El reactivo limitante, en este caso, corresponde al HNO₃, por *

3) Una vez reconocido el R.L, se debe hacer una relación entre los moles del reactivo y el producto pedido, según la estequiometría de la reacción:

$$4 \text{ moles de HNO}_3 \rightarrow 1 \text{ mol de Mg (NO}_3)_2$$
$$5,55 \text{ moles de HNO}_3 \rightarrow X \text{ mol de Mg (NO}_3)_2$$

$$X = 1,388 \text{ mol de Mg (NO}_3)_2$$

Sin embargo, esta reacción posee un 65% de rendimiento, y los moles obtenidos corresponden al 100%. Para determinar los moles realmente obtenido debes reemplazar en:

$$\text{Rendimiento \%} = \frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad teórica}} \times 100$$

$$\%65 = \frac{X \text{ moles reales}}{1,25 \text{ moles teóricos}} \times 100$$

$$X \text{ moles reales} = \frac{65 \times 1,25}{100}$$

$$X = 0,8125 \text{ moles reales de Mg (NO}_3)_2$$



Ahora convertimos los moles a masa ($MM\ Mg\ (NO_3)_2 = 148,312\ g/mol$):

$$n\ Mg\ (NO_3)_2 = n\ Mg\ (NO_3)_2 \times MM\ Mg\ (NO_3)_2$$

$$n\ Mg\ (NO_3)_2 = 0,8125\ mol \times 148,312\ g/mol$$

$$n\ Mg\ (NO_3)_2 = 120,5\ g$$

5) Usando la relación estequiométrica, determinamos los moles de ambos gases.

$$\begin{aligned} 4\ \text{moles de HNO}_3 &\rightarrow 1\ \text{mol de N}_2 \\ 5,55\ \text{moles de HNO}_3 &\rightarrow X\ \text{mol de N}_2 \end{aligned}$$

$$X = 1,38\ \text{moles de N}_2$$

$$\begin{aligned} 4\ \text{moles de HNO}_3 &\rightarrow 2\ \text{moles de O}_2 \\ \text{moles de HNO}_3 &\rightarrow X\ \text{mol de O}_2 \end{aligned}$$

$$X = 2,5\ \text{moles de O}_2$$

Teniendo los moles y las condiciones, podemos reemplazar en la ecuación de los gases ideales, teniendo en cuenta las unidades en las cuales debo expresarlas. Ahora determinamos la presión total.

$$P_T = \frac{n_t \times R \times T}{V}$$

$$P_T \times 5\ L = 3,888\ mol \times 0,082\ atmL/molK \times 293\ K$$

$$P_T = \frac{3,888\ mol * 0,082\ atmL/molK * 293\ K}{5\ L}$$

$$P_T = 18,7\ atm$$

Ahora calculamos las fracciones molares para cada gas:

$$X\ \text{nitrógeno} = \frac{\text{moles de N}_2}{\text{moles totales}}$$



$$X \text{ nitrógeno} = \frac{1,25 \text{ mol}}{3,89 \text{ mol}}$$

$$X \text{ nitrógeno} = 0,33$$

$$X \text{ oxígeno} = \frac{2,5 \text{ mol}}{3,89 \text{ mol}}$$

$$X \text{ oxígeno} = 0,643$$

Finalmente, las presiones parciales de cada gas son:

Nitrógeno:

$$P_{N_2} = X_{N_2} \times P_T$$

$$P_{N_2} = 0,33 \times 18 \text{ atm} = 6,0 \text{ atm}$$

Oxígeno:

$$P_{O_2} = X_{O_2} \times P_T$$

$$P_{O_2} = 0,643 \times 18 \text{ atm} = 12,00 \text{ atm}$$

Ejercicio 3

Se utilizan como reactivos 237,15 g de permanganato de potasio, 750 g de sulfato de hierro (II) al 60% de pureza y 289,2 cm³ de ácido sulfúrico concentrado con una densidad de 1,83 g/mL y un 50% en masa, obteniéndose como productos de la reacción sulfato de potasio, sulfato de manganeso, sulfato de hierro (III) y agua. Al respecto determine:

- 1) Escriba y balancee la ecuación mediante método algebraico
- 2) Reactivo limitante de la reacción
- 3) Moles sobrantes de los reactivos en exceso
- 4) Determinar la Molaridad del ácido utilizado en la reacción.
- 5) Masa mínima necesaria del reactivo limitante para producir 75 g de sulfato de magnesio y sulfato de hierro (III).



Desarrollo:

Recuerda equilibrar la ecuación.

1) Para comenzar debemos escribir la reacción según nomenclatura, y equilibrar la reacción mediante método algebraico:



Ecuación para K $\rightarrow a = 2d$

Ecuación para Mn $\rightarrow a = e$

Ecuación para S $\rightarrow 4a + 4b + 4c = 4d + 4e + 12f + g$

Ecuación para Fe $\rightarrow b = 2f$

Ecuación para S $\rightarrow b + c = d + e + 3f$

Ecuación para H $\rightarrow 2c = 2g$

Asignamos el valor 1 a la letra que más se repite en las ecuaciones. En este caso será $a = 1$, entonces tenemos que:

$$a = 2d$$

$$a/2 = d$$

$$d = \frac{1}{2} = 0,5$$

$$a = e$$

$$e = 1$$

También debemos tener en cuenta que:

$$b = 2f$$

$$2c = 2g /2$$

$$c = g$$

Luego debemos reemplazar los valores obtenidos, para simplificar lo máximo posible las ecuaciones y poder obtener el valor de nuevas incógnitas.

Usando la ecuación del átomo de S:

$$b + c = d + e + 3f$$

$$2f + c = d + e + 3f$$

$$c = d + e + f$$



$$c = 0,5 + 1 + f$$

$$c = 1,5 + f$$

Teniendo los valores de a, d y e, b y c en función de f, y sabemos que $c = g$. Entonces podemos reemplazar estos valores en la siguiente ecuación:

$$4a + 4b + 4c = 4d + 4e + 12f + g$$

$$4a + 4(2f) + 4(1,5 + f) = 4d + 4e + 12f + 1,5 + f$$

$$4 + 8f + 6 + 4f = 2 + 4 + 12f + 1,5 + f$$

$$10 - 7,5 = 13f - 12f$$

$$\mathbf{f = 2,5}$$

Teniendo el valor de f, podemos reemplazar en las fórmulas iniciales y determinar los valores para las demás incógnitas.

$$b = 2f$$

$$b = 2 \times 2,5$$

$$\mathbf{b = 5}$$

$$c = 1,5 + f$$

$$c = 1,5 + 2,5$$

$$c = 4$$

$$\mathbf{g = 4}$$

Ahora que tenemos los valores de todas las incógnitas, debemos asegurarnos de que todas sean números enteros, para ello amplificamos todos los valores por 2.

$$a = 1 \times 2 \rightarrow a = 2$$

$$b = 5 \times 2 \rightarrow b = 10$$

$$c = 4 \times 2 \rightarrow c = 8$$

$$d = 0,5 \times 2 \rightarrow d = 1$$

$$e = 1 \times 2 \rightarrow e = 2$$

$$f = 2,5 \times 2 \rightarrow f = 5$$

$$g = 4 \times 2 \rightarrow g = 8$$



Finalmente reemplazamos los valores en la ecuación.



2) Debemos calcular los moles de cada reactivo con los datos entregados, para identificar al reactivo limitante ($\text{MM KMnO}_4 = 158,1 \text{ g/mol}$; $\text{MM FeSO}_4 = 152 \text{ g/mol}$; $\text{MM H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$):

Cálculo de moles para KMnO_4 :

$$\text{Moles KMnO}_4 = \frac{237,15 \text{ g}}{158,1 \text{ g/mol}}$$

$$\text{Moles KMnO}_4 = 1,5 \text{ mol}$$

$$1,5/2 = 0,75$$

Cálculo de moles para FeSO_4 :

$$\text{Pureza \%} = \frac{\text{cantidad pura}}{\text{cantidad impura}} \times 100$$

Reemplazando los datos:

$$\%60 = \frac{X \text{ g puros}}{750 \text{ g impuros}} \times 100$$

$$X \text{ g puros} = \frac{60 \times 750 \text{ g}}{100}$$

$$\text{Masa pura FeSO}_4 = 450 \text{ g}$$

$$\text{Moles FeSO}_4 = \frac{450 \text{ g}}{152 \text{ g/mol}}$$

$$\text{Moles FeSO}_4 = 2,96 \text{ moles}$$

$$2,96/10 = 0,296$$

Cálculo de moles para H_2SO_4 usando $d=1,83 \text{ g/mL}$ y concentración 50 %p/p

Sabemos que la densidad es igual a:

$$d = \frac{m}{V}$$



Reemplazando y despejando la masa de disolución o solución:

$$1,83 \text{ g/mL} = \frac{m}{289,2 \text{ mL}}$$

$$m = 1,83 \text{ g/mL} \times 289,2 \text{ mL}$$

$$\text{Masa de H}_2\text{SO}_4 = 529,2 \text{ g}$$

Una solución que tenga 50% P/P de concentración, significa que hay 50 g de soluto en 100 g de disolución (*por definición)

$$50 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 100 \text{ g de solución}$$

$$X \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 529,2 \text{ g de solución}$$

$$\text{Masa de H}_2\text{SO}_4 = 264,6 \text{ g}$$

$$\text{Moles de H}_2\text{SO}_4 = \frac{264,6 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}}$$

$$\text{Moles de H}_2\text{SO}_4 = 2,7 \text{ mol}$$

$$2,7/8 = 0,3375$$

Según la división de los moles de cada sustancia por los respectivos coeficientes estequiométricos, se concluye que el reactivo limitante de la reacción es el sulfato de hierro (II) (FeSO4).

3) Para calcular los moles en exceso usamos la estequiometría de la reacción:

Nota: para determinar los moles en exceso debemos identificar los moles iniciales y los moles que reaccionan para cada sustancia.

$$10 \text{ moles de FeSO}_4 \rightarrow 8 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

$$2,96 \text{ moles de FeSO}_4 \rightarrow X \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

$$X = 2,368 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{Moles en exceso de H}_2\text{SO}_4 = \text{moles iniciales} - \text{moles reaccionan}$$



Moles en exceso de H_2SO_4 = 2,7 mol - 2,368 mol

Moles en exceso de H_2SO_4 = 0,332 mol

Ahora relacionamos el sulfato de hierro (III) con permanganato de potasio:

10 moles de FeSO_4 → 2 moles de KMnO_4

2,96 moles de FeSO_4 → X moles de KMnO_4

$$X = 0,592 \text{ moles de } \text{KMnO}_4$$

Moles en exceso de KMnO_4 = 1,5 mol - 0,592 mol

Moles en exceso de KMnO_4 = 0,908 mol

4) Recordemos que tenemos 2,7 moles y 289,2 mL de ácido sulfúrico:

$$\text{Molaridad } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{2,7 \text{ mol}}{0,2892 \text{ L}}$$

$$\text{Molaridad } \text{H}_2\text{SO}_4 = 9,34 \text{ M}$$

5) Aquí se utiliza nuevamente la estequiometría de la reacción ($\text{MM MnSO}_4=151 \text{ g/mol}$; $\text{MM Fe}_2(\text{SO}_4)_3=400 \text{ g/mol}$):

Cálculo de moles para MnSO_4 :

$$\text{Moles de } \text{MnSO}_4 = \frac{75 \text{ g}}{120 \text{ g/mol}}$$

$$\text{Moles de } \text{MnSO}_4 = 0,623 \text{ moles}$$

10 moles de FeSO_4 → 2 moles de MnSO_4

X mol de FeSO_4 → 0,623 moles de MnSO_4

$$\text{Moles de } \text{FeSO}_4 = 3,115$$



$$\text{Masa de FeSO}_4 = 3,115 \text{ mol} \times 152 \text{ g/mol}$$

$$\text{Masa de FeSO}_4 = 473,53 \text{ g}$$

Recuerda que FeSO₄ tiene una pureza del 60%

$$\text{Pureza\%} = \frac{\text{cantidad pura}}{\text{cantidad impura}} \times 100$$

$$\%60 = \frac{473,53 \text{ g puros}}{X \text{ g impuros}} \times 100$$

$$X \text{ g puros} = \frac{473,54 \text{ g}}{60} \times 100$$

$$m_{impura} \text{ mínima necesaria} = 789,23 \text{ g de FeSO}_4$$

Cálculo de moles para Fe (SO₄)₃:

$$\text{Moles de Fe (SO}_4)_3 = \frac{75 \text{ g}}{400 \text{ g/mol}}$$

$$\text{Moles de Fe (SO}_4)_3 = 0,1875 \text{ moles}$$

$$10 \text{ moles de FeSO}_4 \rightarrow 5 \text{ moles de Fe (SO}_4)_3$$

$$X \text{ mol de FeSO}_4 \rightarrow 0,1875 \text{ moles de Fe (SO}_4)_3$$

$$X = 0,375 \text{ moles de FeSO}_4$$

$$\text{Masa de FeSO}_4 = \frac{0,375 \text{ mol}}{152 \text{ g/mol}}$$

$$\text{Masa de FeSO}_4 = 56,625 \text{ g}$$

Se necesita una mayor masa para formar los 75 g de sulfato de manganeso, aun así, debemos recordar que el reactivo tiene un 60% de pureza:



$$\text{Pureza\%} = \frac{\text{cantidad pura}}{\text{cantidad impura}} \times 100$$

$$\%60 = \frac{57 \text{ puros}}{X \text{ g impuros}} \times 100$$

$$X \text{ g puros} = \frac{57g}{60} \times 100$$

$$m_{\text{impura m\'ınima necesaria}} = 95 \text{ g de FeSO}_4$$

Ejercicio 4

La electrólisis es un proceso químico por medio del cual una sustancia en una disolución se puede descomponer por la acción de la una corriente eléctrica continua. Al exponer una disolución de cloruro de sodio a electrólisis se obtiene como producto cloro molecular, hidrógeno molecular e hidróxido de sodio. Al respecto:

- 1) Escribir y balancear la reacción
- 2) Si ambos gases producidos se recogen por separado a diferentes condiciones, el H₂ a 9 atm y 25 °C, y el Cl₂ a 7 atm y 30 °C. ¿Qué volumen de cada gas se puede obtener a partir de 1500 g de cloruro de sodio con un 90% de pureza?
- 3) Calcular la presión parcial y total de los gases, si estos se recolectan en un recipiente cerrado de 15 L a 30°C.
- 4) Calcular la densidad en la unidad de medida correspondiente de cada gas a la temperatura del tópico anterior.

Desarrollo:

- 1) Escribimos la reacción según la nomenclatura y balanceamos:



- 2) Primeramente se debe calcular la cantidad que reacciona de los 1500 g de NaCl:

$$\text{Pureza \%} = \frac{\text{cantidad pura}}{\text{cantidad impura}} \times 100$$

$$\%90 = \frac{X \text{ g puros}}{1500 \text{ g impuros}} \times 100$$



$$X \text{ g puros} = \frac{90 \times 1500 \text{ g}}{100}$$

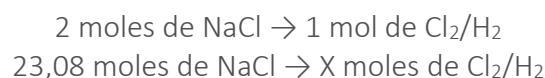
$$X = 1350 \text{ g puros de NaCl}$$

Luego se transforman a moles ($MM_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g/mol}$):

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{1350 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol}}$$

$$n_{\text{NaCl}} = 23,08 \text{ mol}$$

Ahora por estequiometría sacamos los moles de cloro e hidrógeno:



$$\text{Moles cloro} = 11,59 \text{ mol}$$

$$\text{Moles hidrógeno} = 11,59 \text{ mol}$$

Ahora calculamos el volumen con las condiciones entregadas:

→ Para H_2 :

$$P \times V_{\text{H}_2} = n \times R \times T$$

$$9 \text{ atm} \times V_{\text{Hidrógeno}} = 11,59 \text{ mol} \times 0,082 \text{ atmL/molK} \times 298 \text{ K}$$

$$V_{\text{H}_2} = \frac{11,59 \text{ mol} * 0,082 \text{ atmL/molK} * 298 \text{ K}}{9 \text{ atm}}$$

$$V_{\text{H}_2} = 31,47 \text{ L}$$

→ Para Cl_2 :

$$P \times V_{\text{Cl}_2} = n \times R \times T$$

$$7 \text{ atm} \times V_{\text{Cloro}} = 11,59 \text{ mol} \times 0,082 \text{ atmL/molK} \times 303 \text{ K}$$



$$V_{Cl_2} = \frac{11,59 \text{ mol} * 0,082 \text{ atmL/molK} * 303 \text{ K}}{7 \text{ atm}}$$

$$V_{Cl_2} = 41,14 \text{ L}$$

3) Aquí debemos calcular la presión total ($n_T = 23,18 \text{ mol}$):

$$P_T \times V = n_T \times R \times T$$

$$P_T \times 15 \text{ L} = 23,18 \text{ mol} \times 0,082 \text{ atmL/molK} \times 303 \text{ K}$$

$$P_T = \frac{23,08 \text{ mol} \times 0,082 \text{ atmL/molK} \times 303 \text{ K}}{15 \text{ L}}$$

$$P_T = 38,23 \text{ atm}$$

Ahora calculamos las fracciones molares de cada compuesto:

$$X_{H_2} = \frac{\text{moles de } H_2}{\text{moles totales}}$$

$$X_{H_2} = \frac{11,59 \text{ mol}}{23,08 \text{ mol}}$$

$$X_{H_2} = 0,5$$

$$X_{Cl_2} = \frac{11,59 \text{ mol}}{23,08 \text{ mol}}$$

$$X_{Cl_2} = 0,5$$

Finalmente, las presiones parciales:

$$P_{H_2} = X_{H_2} \times P_T$$

$$P_{H_2} = 0,5 \times 38,23 \text{ atm} = 19,12 \text{ atm}$$



De igual forma se determina la presión del cloro, obteniéndose

$$P_{Cl_2} = 0,5 \times 38,23 \text{ atm} = 19,12 \text{ atm}$$

4) Debemos tener en cuenta que la fórmula de gases ideales se puede reescribir de las siguientes maneras:

$$P \times V = n \times R \times T \leftarrow \rightarrow P = \frac{n \times R \times T}{V} \leftarrow \rightarrow P = \frac{m \times R \times T}{V \times MM} \leftarrow \rightarrow P = \frac{d \times R \times T}{MM}$$

Por lo tanto, podemos expresar la densidad de la siguiente manera:

$$\frac{P \times MM}{R \times T} = d$$

Entonces calculamos la densidad de ambos gases. Considerar $MM H_2 = 2 \text{ g/mol}$; $MM Cl_2 = 71 \text{ g/mol}$:

$$\frac{19,115 \text{ atm} \times 2 \text{ g/mol}}{0,082 \text{ atmL/molK} \times 303 \text{ K}} = d_{H_2}$$

$$1,54 \frac{g}{L} = d_{H_2}$$

$$\frac{19,115 \text{ atm} \times 71 \text{ g/mol}}{0,082 \text{ atmL/molK} \times 303 \text{ K}} = d_{Cl_2}$$

$$54,62 \frac{g}{L} = d_{Cl_2}$$



Responsables académicos

Comité Editorial PAIEP (Autor: Fernando Galindo). Corregida por comité Editorial PAIEP. Si encuentra algún error favor comunicarse a ciencia.paiep@usach.cl

Referencias y fuentes utilizadas

Chang, R. (2007). Química. Novena Edición, McGraw-Hill.

Bouyssieres, L. & Melo, A. y otros (2016). Química General. Séptima Edición. Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.