

CAPÍTULO 3 FACTORES DE CONVERSION EN QUIMICA



CONTENIDO:

- Factores de conversión de unidades
- Factores de conversión químicos
 - Factores de conversión entre gramos y moles
 - Factores de conversión en moles: factor estequiométrico
 - Factor gravimétrico
 - Análisis de muestras impuras: uso del factor gravimétrico
- Análisis de muestras que contienen dos o más compuestos.
- Problemas propuestos

INTRODUCCIÓN

Las conversiones de unidades y los cálculos basados en reacciones químicas, constituyen dos de los tópicos básicos para resolver problemas en Química Analítica. Frecuentemente los estudiantes realizan los cálculos aplicando una “regla de tres”, pero se les complica la situación cuando deben realizar operaciones encadenadas o sucesivas o necesitan plantear un sistema de ecuaciones. Este capítulo presenta una alternativa sencilla a la “regla de tres” que disminuye las complicaciones en la resolución de los problemas en Química Analítica.

CAPÍTULO 2 FACTORES DE CONVERSION EN QUIMICA

No me gusta contratar a quienes nunca cometen errores, porque eso significa que se tardan demasiado en tomar decisiones.

John Harvey-Jones, empresario.

FACTORES DE CONVERSIÓN DE UNIDADES

Siempre que se reporte una medida, se deben indicar las unidades: **un número sin unidades no tiene sentido**. Si se realiza una medida de longitud y se reporta **1**, no es lo mismo reportar **1 m** (1 metro) que **1 cm** (1 centímetro).

En una conversión de unidades, el valor intrínseco de la medida no se altera, sólo cambian las unidades en las que se expresa. **1 m** es exactamente igual a **100 cm**, sólo se realizó un cambio de unidades, una conversión de metros a centímetros.

Al momento de efectuar un cambio de unidades, los factores de conversión se pueden escribir en forma de fracción. Ya que $1\text{ m} = 100\text{ cm}$, la fracción $1\text{ m}/100\text{ cm}$ es igual a la unidad y la fracción $100\text{ cm}/1\text{ m}$ también es igual a la unidad:

$$\frac{1\text{ m}}{100\text{ cm}} = 1 \qquad \frac{100\text{ cm}}{1\text{ m}} = 1$$

*Las expresiones de los factores de conversión de unidades no introducen incertidumbre en los cálculos por tanto **no** alteran las cifras significativas*

Ejemplo .1: Expresar 150 litros (L) en mililitros (mL):

La equivalencia de unidades es: $1\text{ L} = 1000\text{ mL}$

Se escribe el factor de conversión en forma de fracción:

$$\frac{1\text{ L}}{1000\text{ mL}} = 1 \qquad \frac{1000\text{ mL}}{1\text{ L}} = 1$$

Se elige la expresión del factor de conversión que permita eliminar unidades.

Se efectúa la operación matemática y se ajustan las cifras significativas

$$150 \cancel{\text{L}} \times \frac{1000\text{ mL}}{1\cancel{\text{L}}} = 150\,000\text{ mL} \mapsto 1,50 \times 10^5\text{ mL}$$

Se debe reportar el resultado con tres cifras significativas: $1,50 \times 10^5\text{ mL}$

Si se utiliza el factor de conversión en forma incorrecta no se obtienen las unidades esperadas. Se obtiene una expresión que no tiene lógica. Esto permite darse cuenta de los errores cometidos y corregirlos inmediatamente.

Forma incorrecta:

$$150 L \times \frac{1 L}{1000 mL} = 0,150 \frac{L^2}{mL} \quad \text{LAS UNIDADES DEL RESULTADO SON INCORRECTAS}$$

Ejemplo 2: El envase de un producto reporta la masa en libras: 175 lb ¿Cómo se expresa esta masa en kilogramos?

Equivalencia de unidades: 1 kg = 2,205 lb

Se expresa la equivalencia de unidades en forma de fracción igual a la unidad:

$$\frac{1 \text{ kg}}{2,205 \text{ lb}} = 1 \quad \text{ó} \quad \frac{2,205 \text{ lb}}{1 \text{ kg}} = 1$$

Se selecciona la fracción que permite obtener las unidades deseadas: la fracción correcta es la que tenga la unidad libras (unidad del dato) en el denominador.

Se multiplica el dato del problema (175 lb) por la fracción correcta (1 kg/2,205 lb) y se reporta el resultado con el mismo número de cifras significativas que el dato del problema (tres cifras significativas), ya que las equivalencias de unidades no afectan las cifras significativas.

Forma correcta:

$$175 \text{ lb} \times \frac{1 \text{ kg}}{2,205 \text{ lb}} = 79,365 \text{ 079... kg}$$

Resultado con las cifras significativas correctas: 79,4 kg

Forma incorrecta:

$$175 \text{ lb} \times \frac{2,205 \text{ lb}}{1 \text{ kg}} = 385,875... \frac{\text{lb}^2}{\text{kg}} \quad \text{UNIDADES ILOGICAS}$$

Ejemplo 3: ¿Cuántos centímetros cúbicos (cm³) equivalen a 10,0 metros cúbicos (m³)?

*NOTA: recuerde que centímetro cúbico **NO SE ESCRIBE** cc.*

Para la equivalencia de unidades se necesitan unidades cúbicas y la equivalencia entre el metro y el centímetro (1 m = 100 cm) es de unidades lineales. En este caso se elevan al cubo ambos miembros de la igualdad:

$$(1 \text{ m})^3 = (100 \text{ cm})^3 = 1\,000\,000 \text{ cm}^3 = 10^6 \text{ cm}^3$$

Ahora sí es posible escribir el factor de conversión (en unidades cúbicas) en forma de fracción:

$$\frac{1 m^3}{10^6 cm^3} = 1 \quad \text{ó} \quad \frac{10^6 cm^3}{1 m^3} = 1$$

Se selecciona la fracción a utilizar

Se multiplica la cantidad que se quiere transformar: 10,0 m³ por la fracción seleccionada

Se analizan las cifras y se reporta con tres cifras significativas.

$$10,0 \cancel{m^3} \times \frac{10^6 cm^3}{1 \cancel{m^3}} = \boxed{1,00 \times 10^7 cm^3}$$

Ejemplo 4: Convertir 10,0 metros cúbicos (m³) a pulgadas cúbicas (pulg³)

Equivalencia de unidades: 1 metro = 1,094 yardas 1 yarda = 36 pulgadas

Equivalencia de unidades cúbicas: (1 m)³ = (1,094 yd)³ (1 yd)³ = (36 pulg)³.

Equivalencias en forma de fracción unidad:

$$\frac{1 m^3}{(1,094)^3 yd^3} = 1 \quad \text{ó} \quad \frac{(1,094)^3 yd^3}{1 m^3} = 1$$

$$\frac{1 yd^3}{(36)^3 pulg^3} = 1 \quad \text{ó} \quad \frac{(36)^3 pulg^3}{1 yd^3} = 1$$

Se seleccionan las fracciones que permiten obtener las unidades deseadas, se multiplican 10,0 m³ por las fracciones seleccionadas y se analizan las cifras significativas.

$$10,0 \cancel{m^3} \times \frac{(1,094)^3 \cancel{yd^3}}{1 \cancel{m^3}} \times \frac{(36)^3 pulg^3}{1 \cancel{yd^3}} = 610885 pulg^3 \mapsto \boxed{6,11 \times 10^5 pulg^3}$$

FACTORES DE CONVERSIÓN QUÍMICOS

FACTORES DE CONVERSIÓN ENTRE GRAMOS Y MOLES.

Una ecuación química balanceada establece relaciones en moles; por ello es necesario transformar las masas en gramos a moles, para lo cual se utiliza la masa molar (anteriormente llamado peso molecular) como si fuese un factor de conversión (equivalencia) de unidades.

Ejemplo 5. El azúcar que se utiliza comúnmente (azúcar de mesa) está formado por cristales de sacarosa, cuya fórmula es C₁₂H₂₂O₁₁. ¿Qué cantidad de sacarosa en moles equivale a una cucharadita (5,0 g) de azúcar de mesa? Masas atómicas (g/mol): H = 1,0 O = 16,0 C = 12,0

La masa molar de la sacarosa es 342 g/mol y el factor de conversión que se obtiene de esta información es:
1 mol de sacarosa = 342 g de sacarosa

Se determina la cantidad de sacarosa en moles y se reporta con dos cifras significativas ya que el dato del problema está expresado con dos cifras significativas (5,0 g)

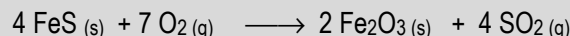
$$5,0 \text{ g de sacarosa} \times \frac{1 \text{ mol de sacarosa}}{342,0 \text{ g de sacarosa}} = 0,01462 \rightarrow 0,015 \text{ mol de } C_{12}H_{22}O_{11}.$$

Las **masas atómicas** se consideran constantes y por tanto no tienen incertidumbre que afecte los resultados. No se consideran para el cálculo de las cifras significativas.

FACTORES DE CONVERSIÓN EN MOLES: FACTOR ESTEQUIOMÉTRICO

Una **ecuación química balanceada** puede ser utilizada para obtener factores de conversión que permitan relacionar cualquier par de compuestos, en términos de moles o moléculas. Estos factores de conversión se utilizan para facilitar el cálculo estequiométrico.

Ejemplo 6 A continuación se presenta una ecuación balanceada que representa la reacción entre el sulfuro de hierro (II) y el oxígeno:



Utilice la ecuación balanceada para determinar la cantidad en moles de óxido de hierro (III) y de dióxido de azufre que se obtendrán por la reacción de 20,0 mol de FeS con un exceso de oxígeno.

A partir de la ecuación balanceada, se establecen los factores de conversión en forma de fracción para relacionar (en moles) sulfuro de hierro (II) con óxido de hierro (III) y con dióxido de azufre.

$$\frac{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol FeS}} \quad \text{o} \quad \frac{4 \text{ mol FeS}}{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \quad \text{o} \quad \frac{4 \text{ mol SO}_2}{4 \text{ mol FeS}} \quad \text{o} \quad \frac{4 \text{ mol FeS}}{4 \text{ mol SO}_2}$$

Se seleccionan los factores de conversión apropiados y se determina la cantidad en moles de óxido de hierro (III) y dióxido de azufre a partir del dato del problema:

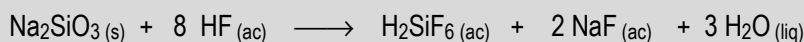
$$20,0 \cancel{\text{ mol FeS}} \times \frac{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{4 \cancel{\text{ mol FeS}}} = 10,0 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3$$

$$20,0 \cancel{\text{ mol FeS}} \times \frac{4 \text{ mol SO}_2}{4 \cancel{\text{ mol FeS}}} = 20,0 \text{ mol SO}_2$$

FACTOR GRAVIMÉTRICO

El factor gravimétrico es una variante del factor de conversión químico en el cual se utilizan la relación estequiométrica y el factor de conversión de gramos a moles, para obtener una relación que los incluye a ambos.

Ejemplo 7 El ácido fluorhídrico en solución no se puede guardar en recipientes de vidrio debido a que reacciona con algunos componentes del envase, como el silicato de sodio Na_2SiO_3 . La ecuación BALANCEADA que representa la reacción es:



¿Qué masa de silicato de sodio reaccionará exactamente con 20,00 g de ácido fluorhídrico?

Masas atómicas (g/mol): H = 1,0 F = 19,0 Si = 28,1 O = 16,0 Na = 23,0

Se calculan las Masas Molares (g/mol) : HF = 20,0 Na_2SiO_3 = 122,1

Se utiliza la Masa molar para convertir la masa (en gramos) de HF a moles:

$$20,00 \text{ g HF} \times \frac{1 \text{ mol HF}}{20,0 \text{ g HF}} = 1,000 \text{ mol HF}$$

Se utiliza la ecuación balanceada para establecer un factor de conversión estequiométrico y relacionar el ácido fluorhídrico con el silicato de sodio.

$$1,000 \text{ mol HF} \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SiO}_3}{8 \text{ mol HF}} = 0,1250 \text{ mol Na}_2\text{SiO}_3$$

Se transforma la cantidad obtenida de silicato de sodio, de moles a gramos

$$0,1250 \text{ mol Na}_2\text{SiO}_3 \times \frac{122,1 \text{ g Na}_2\text{SiO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{SiO}_3} = 15,2625 \dots \rightarrow 15,26 \text{ g Na}_2\text{SiO}_3$$

Los tres pasos anteriores se podrían calcular en uno solo:

$$20,00 \text{ g HF} \times \frac{1 \text{ mol HF}}{20,0 \text{ g HF}} \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SiO}_3}{8 \text{ mol HF}} \times \frac{122,1 \text{ g Na}_2\text{SiO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{SiO}_3} = 15,26 \text{ g Na}_2\text{SiO}_3$$

Al simplificar las expresiones mol HF y $\text{mol Na}_2\text{SiO}_3$ se obtiene:

$$20,00 \text{ g HF} \times \frac{1}{20,0 \text{ g HF}} \times \frac{1}{8} \times \frac{122,1 \text{ g Na}_2\text{SiO}_3}{1} = 15,26 \text{ g Na}_2\text{SiO}_3$$

Que puede expresarse como: —————→

$$20,00 \text{ g HF} \times \frac{1}{8 \times (20,0 \text{ g HF})} \times \frac{1 \times (122,1 \text{ g Na}_2\text{SiO}_3)}{1} = 15,26 \text{ g Na}_2\text{SiO}_3$$

Si nuevamente se sustituye (20,0 g HF) por (Masa molar HF) y (122,1 g Na₂SiO₃) por (Masa molar Na₂SiO₃) se obtiene:

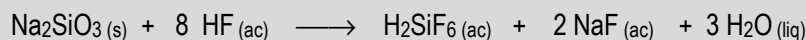
$$20,00 \text{ g HF} \times \frac{1 \times (\text{Masa Molar Na}_2\text{SiO}_3)}{8 \times (\text{Masa Molar HF})} = 15,26 \text{ g de Na}_2\text{SiO}_3$$

La fracción que se obtiene es un factor de conversión que combina la relación estequiométrica de la ecuación balanceada con la conversión de gramos a moles y viceversa. Este factor de conversión recibe el nombre de **factor gravimétrico**.

En un **factor gravimétrico** se coloca en el numerador la masa molar del compuesto que se desea determinar y en el denominador la masa molar del compuesto de partida, con los correspondientes coeficientes estequiométricos.

$$\text{factor gravimetrico} = \frac{\text{coef estequiometrico del compuesto deseado} \times \text{Masa Molar del compuesto deseado}}{\text{coef estequiometrico del compuesto de partida} \times \text{Masa Molar del compuesto de partida}}$$

Ejemplo 8 Utilice la ecuación balanceada para establecer factores gravimétricos y calcular la masa de fluoruro de sodio que se obtiene a partir de 39,50 g de ácido fluorhídrico.



Masas atómicas (g/mol): H = 1,0 F = 19,0 Si = 28,1 O = 16,0 Na = 23,0

Se calculan las Masas molares (g/mol): HF = 20,0 NaF = 42,0

El factor gravimétrico para relacionar la masa de NaF (compuesto deseado) y masa de HF (compuesto de partida) es el siguiente:

$$\text{Factor gravimetrico} = \frac{2 \times \text{Masa molar NaF}}{8 \times \text{Masa molar HF}}$$

Siendo **2** y **8** los coeficientes estequiométricos de NaF y HF respectivamente.

$$39,50 \text{ g HF} \times \frac{2 \times (\text{Masa Molar NaF})}{8 \times (\text{Masa Molar HF})} = 39,50 \text{ g HF} \times \frac{2 \times (42,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ NaF})}{8 \times (20,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ HF})} = 20,7375... \rightarrow 20,74 \text{ g NaF}$$

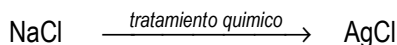
Se reporta el resultado con cuatro cifras significativas ya que el dato del problema tiene cuatro cifras significativas.

El factor gravimétrico es particularmente útil en Química Analítica cuando no se tiene la ecuación química completa y se desea relacionar dos compuestos que tienen un elemento en común.

Ejemplo 9 ¿Qué masa de cloruro de plata se puede obtener a partir de 2,000 g de cloruro de sodio por medio de un tratamiento químico adecuado?

Masas atómicas (g/mol): Na = 23,0 Cl = 35,45 Ag = 107,9

Masas molares (g/mol): NaCl = 58,45 AgCl = 143,35



Aun cuando la ecuación química no está completa, se pueden relacionar los dos compuestos por medio del elemento común: el cloro. La relación estequiométrica en función del cloro será:



Se aplica el factor gravimétrico adecuado:

$$\text{masa en gramos de AgCl} = 2,000 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \times \text{Masa molar AgCl}}{1 \times \text{Masa molar NaCl}}$$

$$\text{masa de AgCl} = 2,000 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \times 143,35 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ AgCl}}{1 \times 58,45 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ NaCl}} = 4,90504705... \mapsto 4,905 \text{ g AgCl}$$

↑
4 cifras significativas

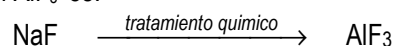
↑
4 cifras significativas

Ejemplo 10 ¿Qué masa de fluoruro de aluminio se pudiese obtener, por tratamientos químicos adecuados, a partir de 15,50 g de fluoruro de sodio?

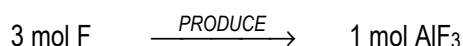
Masas atómicas (g/mol): Na = 23,0 F = 19,0 Al = 27,0

Masas molares (g/mol): NaF = 42,0 AlF₃ = 84,0

La relación química entre el NaF y el AlF₃ es:



Los dos compuestos se pueden relacionar estequiometricamente a través del flúor:



El factor gravimétrico para relacionar la masa de NaF (compuesto de partida) y masa de AlF₃ (compuesto deseado) es el siguiente:

$$\text{Factor gravimetrico} = \frac{1 \times \text{Masa atómica F}}{1 \times \text{Masa molar NaF}} \times \frac{1 \times \text{Masa molar AlF}_3}{3 \times \text{Masa atómica F}}$$

Se aplica el factor gravimétrico:

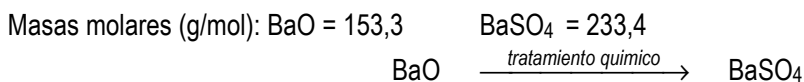
$$\begin{aligned} \text{masa en gramos de } AlF_3 &= 15,50 \text{ g NaF} \times \frac{1 \times \text{Masa atómica } F}{1 \times \text{Masa molar NaF}} \times \frac{1 \times \text{Masa molar } AlF_3}{3 \times \text{Masa atómica } F} = \\ &= 15,50 \text{ g NaF} \times \frac{1 \times 19,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} F}{1 \times 42,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} NaF} \times \frac{1 \times 84,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} AlF_3}{3 \times 19,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} F} = 10,333333... \mapsto 10,33 \text{ g } AlF_3 \end{aligned}$$

Se reporta el resultado con cuatro cifras significativas, ya que la masa de NaF, que es un dato del problema, tiene cuatro cifras significativas.

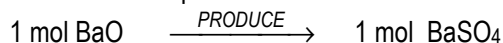
ANÁLISIS DE MUESTRAS IMPURAS: USO DEL FACTOR GRAVIMÉTRICO

Para el análisis de muestras impuras se debe tener en cuenta que **sólo es posible aplicar el factor gravimétrico a muestras puras**, ya que si la muestra contiene impurezas, no se conoce la naturaleza química de ellas y por ende tampoco su masa molar.

Ejemplo 11 Se desea conocer el porcentaje de pureza de una muestra que contiene óxido de bario. Para el análisis se transforma todo el bario presente en la muestra en sulfato de bario. A partir de 16,00 g de muestra impura se obtienen 10,00 g de sulfato de bario puro. ¿Cuál es el porcentaje de óxido de bario en la muestra original? Masas atómicas (g/mol): Ba = 137,3 O= 16,0 S = 32,1



Los dos compuestos se pueden relacionar estequiometricamente a través del bario:



Se utiliza la masa de sulfato de bario como base para el cálculo pues es el compuesto puro y se aplica el factor gravimétrico:

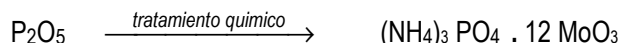
$$\begin{aligned} \text{masa en gramos de BaO} &= 10,00 \text{ g BaSO}_4 \times \frac{1 \times \text{Masa molar BaO}}{1 \times \text{Masa molar BaSO}_4} = \\ &= 10,00 \text{ g BaSO}_4 \times \frac{1 \times 153,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}} BaO}{1 \times 233,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}} BaSO_4} = 6,568132... \mapsto 6,568 \text{ g BaO puros} \end{aligned}$$

Se calcula la pureza de la muestra y se ajustan las cifras significativas:

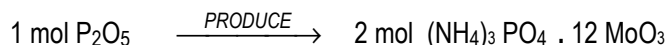
$$\% \text{ pureza} = \frac{6,568 \text{ g BaSO}_4}{16,00 \text{ g muestra impura}} \times 100 = 41,05 \% BaO$$

Ejemplo 12 Se desea conocer el porcentaje de pureza de una muestra que contiene óxido de fósforo (V). Para el análisis se transforma todo el fósforo presente en la muestra en fosfomolibdato de amonio. A partir de 23,00 g de muestra impura se obtienen 35,055 g de sulfato de fosfomolibdato de amonio. ¿Cuál es el porcentaje de óxido de fósforo (V) en la muestra original? ¿Cuál es el porcentaje de fósforo en la muestra original? Masas atómicas (g/mol): P = 31,0 O = 16,0 N = 14,0 H = 1,0 Mo = 95,9

Masas molares (g/mol): $P_2O_5 = 142,0$ fosfomolibdato de amonio: $(NH_4)_3 PO_4 \cdot 12 MoO_3 = 1875,8$



Los dos compuestos se pueden relacionar estequiometricamente a través del fósforo:



Se utiliza la masa de fosfomolibdato de amonio como base para el cálculo pues es el compuesto puro y se aplica el factor gravimétrico:

$$\begin{aligned} \text{masa en gramos de } P_2O_5 &= 10,00 \text{ g } (NH_4)_3 PO_4 \cdot 12 MoO_3 \times \frac{1 \times \text{Masa molar } P_2O_5}{2 \times \text{Masa molar } (NH_4)_3 PO_4 \cdot 12 MoO_3} = \\ &= 35,055 \text{ g } (NH_4)_3 PO_4 \cdot 12 MoO_3 \times \frac{1 \times 142,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} P_2O_5}{2 \times 1875,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}} (NH_4)_3 PO_4 \cdot 12 MoO_3} = 1,3268498... \rightarrow 1,3268 \text{ g } P_2O_5 \end{aligned}$$

Se calcula la pureza de la muestra:

$$\% \text{ pureza} = \frac{1,3268 \text{ g } P_2O_5}{23,00 \text{ g muestra impura}} \times 100 = 5,7689125... \rightarrow 5,769 \% P_2O_5$$

Para calcular el porcentaje de fósforo se transforma el óxido de fósforo (V) puro a fósforo y luego se calcula el porcentaje.

$$\% P = \frac{1,3268 \text{ g } P_2O_5 \times \frac{2 \times \text{Masa atómica } P}{1 \times \text{Masa molar } P_2O_5}}{23,00 \text{ g muestra impura}} \times 100 = \frac{1,3268 \text{ g } P_2O_5 \times \frac{2 \times 31,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} P}{1 \times 142,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} P_2O_5}}{23,00 \text{ g muestra impura}} \times 100$$

$$\% P = 2,51872627... \rightarrow 2,519 \% P$$

ANÁLISIS DE MUESTRAS QUE CONTIENEN DOS O MÁS COMPUESTOS.

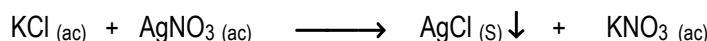
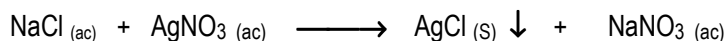
En Química Analítica en ocasiones se desea analizar muestras que contienen dos o más compuestos que son transformados durante el análisis. Para determinar la composición es necesario establecer varios factores gravimétricos y luego relacionarlos.

Ejemplo 13 Una muestra contiene 0,2000 g de cloruro de sodio y 0,3000 g de cloruro de potasio. Se disuelve en agua y se le agrega un exceso de nitrato de plata, con lo cual se obtiene un precipitado de cloruro de plata. Determine la masa de cloruro de plata obtenida.

Masas atómicas (g/mol): Na = 23,0 K = 39,1 Cl = 35,45 Ag = 107,9

Masas molares (g/mol): NaCl = 58,45 KCl = 74,55 AgCl = 143,35

Las ecuaciones que representan las reacciones químicas que ocurren son:



NO SE PUEDEN SUMAR LAS ECUACIONES PUESTO QUE SON REACCIONES INDEPENDIENTES.

Se utilizan las masas de NaCl y KCl como base para el cálculo pues son compuestos puros y se aplican factores gravimétricos

:

$$0,200 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \times \text{Masa molar AgCl}}{1 \times \text{Masa molar NaCl}} = \text{masa en gramos de AgCl de la primera reaccion}$$

$$0,300 \text{ g KCl} \times \frac{1 \times \text{Masa molar AgCl}}{1 \times \text{Masa molar KCl}} = \text{masa en gramos de AgCl de la segunda reaccion}$$

Por tanto la masa de AgCl total se obtiene de la suma de las dos ecuaciones anteriores:

$$0,200 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \times \text{Masa molar AgCl}}{1 \times \text{Masa molar NaCl}} + 0,300 \text{ g KCl} \times \frac{1 \times \text{Masa molar AgCl}}{1 \times \text{Masa molar KCl}} = \text{masa (g) de AgCl}$$

$$0,200 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \times 143,35 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ AgCl}}{1 \times 58,45 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ NaCl}} + 0,300 \text{ g KCl} \times \frac{1 \times 143,35 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ AgCl}}{1 \times 74,55 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ KCl}} = 1,07 \text{ g AgCl}$$

↑ tres cifras significativas

↑ tres cifras significativas

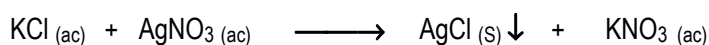
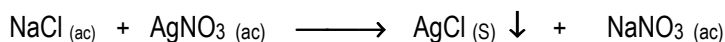
↑ tres cifras significativas

Ejemplo 14 Una muestra que pesa 0,8000 g contiene SOLAMENTE cloruro de sodio y cloruro de potasio. Se disuelve en agua y se le agrega un exceso de nitrato de plata, con lo cual se obtiene un precipitado de cloruro de plata que pesó 1,7498 g. Determine la composición (en porcentaje de cloruro de sodio y porcentaje de cloruro de potasio) de la muestra original.

Masas atómicas (g/mol): Na = 23,0 K = 39,1 Cl = 35,45 Ag = 107,9

Masas molares (g/mol): NaCl = 58,45 KCl = 74,55 AgCl = 143,35

Las ecuaciones que representan las reacciones químicas que ocurren son:



La masa de cloruro de plata obtenida es la suma de la obtenida en cada reacción:

$$\text{masa AgCl de la primera reaccion} + \text{masa AgCl de la segunda reaccion} = 1,7498 \text{ g AgCl}$$

La masa de la muestra original es:

$$\text{masa NaCl en la muestra original} + \text{masa KCl en la muestra original} = 0,8000 \text{ g}$$

Se tienen cuatro incógnitas y solamente dos ecuaciones. Para visualizar mejor se asignan letras a cada variable:

Variable	Letra asignada
Masa de NaCl	a
Masa de KCl	b
Masa de AgCl de la primera reacción	c
Masa de AgCl de la segunda reacción	d

Las ecuaciones obtenidas son:

$$a + b = 0,8000 \text{ g} \quad \text{ecuacion 1}$$

$$c + d = 1,7498 \text{ g} \quad \text{ecuacion 2}$$

Para poder resolver el sistema de ecuaciones, se necesitan al menos dos ecuaciones adicionales, las cuales se pueden obtener de las expresiones de los factores gravimétricos:

$$\text{masa en g de NaCl} \times \frac{1 \times \text{Masa molar AgCl}}{1 \times \text{Masa molar NaCl}} = \text{masa en gramos de AgCl de la primera reaccion}$$

$$a \times \frac{1 \times \text{Masa molar AgCl}}{1 \times \text{Masa molar NaCl}} = c \quad a \times \frac{1 \times 143,35 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ AgCl}}{1 \times 58,45 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ NaCl}} = c \quad a \times 2,453 = c \quad \text{ecuacion 3}$$

$$\text{masa en g de KCl} \times \frac{1 \times \text{Masa molar AgCl}}{1 \times \text{Masa molar KCl}} = \text{masa en gramos de AgCl de la segunda reaccion}$$

$$b \times \frac{1 \times \text{Masa molar AgCl}}{1 \times \text{Masa molar KCl}} = d \quad b \times \frac{1 \times 143,35 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ AgCl}}{1 \times 74,55 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ KCl}} = d \quad b \times 1,923 = d \quad \text{ecuacion 4}$$

El sistema de ecuaciones es el siguiente:

$$a + b = 0,8000 \quad \text{ecuacion 1}$$

$$c + d = 1,7498 \quad \text{ecuacion 2}$$

$$a \times 2,453 = c \quad \text{ecuacion 3}$$

$$b \times 1,923 = d \quad \text{ecuacion 4}$$

Al resolver el sistema se obtiene:

$$a = 0,3996 \text{ g NaCl}$$

$$b = 0,4004 \text{ g KCl}$$

$$c = 0,9800 \text{ g AgCl de la primera reaccion}$$

$$d = 0,7698 \text{ g AgCl de la segunda reaccion}$$

Por tanto, la composición de la muestra original es:

$$\% \text{ NaCl} = \frac{0,3996 \text{ g NaCl}}{0,8000 \text{ g muestra original}} \times 100 = 49,95 \% \text{ NaCl}$$

$$\% \text{ KCl} = \frac{0,4004 \text{ g KCl}}{0,8000 \text{ g muestra original}} \times 100 = 50,05 \% \text{ KCl}$$

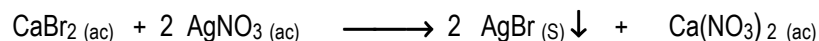
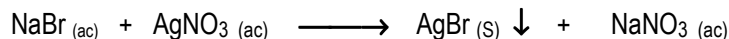
En los ejemplos 13 y 14 las relaciones estequiométricas son 1:1, en el ejemplo 15 las relaciones son diferentes. Para resolver todos los problemas es muy importante tomar en cuenta la relación estequiométrica correspondiente.

Ejemplo 15 Una muestra que SOLAMENTE contiene bromuro de sodio y bromuro de calcio pesa 0,4050 g. Se disuelve en agua y se le agrega un exceso de nitrato de plata, con lo cual todo el bromo precipita como bromuro de plata que pesó 0,7500 g. Determine la composición (en porcentaje de bromuro de sodio y porcentaje de bromuro de calcio) de la muestra original.

Masas atómicas (g/mol): Na = 23,0 Ca = 40,1 Br = 79,9 Ag = 107,9

Masas molares (g/mol): NaBr = 102,9 CaBr₂ = 199,9 AgBr = 187,8

Las ecuaciones que representan las reacciones químicas que ocurren son:



La masa de bromuro de plata obtenida es la suma de la obtenida en cada reacción:

$$\text{masa AgBr de la primera reaccion} + \text{masa AgBr de la segunda reaccion} = 0,7500 \text{ g AgBr}$$

La masa de la muestra original es:

$$\text{masa NaBr en la muestra original} + \text{masa CaBr}_2 \text{ en la muestra original} = 0,4050 \text{ g}$$

Se tienen cuatro incógnitas y solamente dos ecuaciones. Para visualizar mejor se asignan letras a cada variable:

Variable	Letra asignada
Masa de NaBr	a
Masa de CaBr ₂	b
Masa de AgBr de la primera reacción	c
Masa de AgBr de la segunda reacción	d

Las ecuaciones obtenidas son:

$$a + b = 0,4050 \text{ g} \quad \text{ecuacion 1}$$

$$c + d = 0,7500 \text{ g} \quad \text{ecuacion 2}$$

Para poder resolver el sistema de ecuaciones, se necesitan al menos dos ecuaciones adicionales, las cuales se pueden obtener de las expresiones de los factores gravimétricos:

$$\text{masa en g de NaBr} \times \frac{1 \times \text{Masa molar AgBr}}{1 \times \text{Masa molar NaBr}} = \text{masa en gramos de AgBr de la primera reacción}$$

$$a \times \frac{1 \times \text{Masa molar AgBr}}{1 \times \text{Masa molar NaBr}} = c \quad a \times \frac{1 \times 187,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ AgBr}}{1 \times 102,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ NaBr}} = c \quad a \times 1,8251 = c \quad \text{ecuacion 3}$$

$$\text{masa en g de CaBr}_2 \times \frac{2 \times \text{Masa molar AgBr}}{1 \times \text{Masa molar CaBr}_2} = \text{masa en gramos de AgBr de la segunda reacción}$$

$$b \times \frac{2 \times \text{Masa molar AgBr}}{1 \times \text{Masa molar CaBr}_2} = d \quad b \times \frac{2 \times 187,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ AgBr}}{1 \times 199,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ CaBr}_2} = d \quad b \times 1,8789 = d \quad \text{ecuacion 4}$$



El sistema de ecuaciones es el siguiente:

$$a + b = 0,4050 \quad \text{ecuacion 1}$$

$$c + d = 0,7500 \quad \text{ecuacion 2}$$

$$a \times 1,8251 = c \quad \text{ecuacion 3}$$

$$b \times 1,8789 = d \quad \text{ecuacion 4}$$

Al resolver el sistema se obtiene:

$$a = 0,20315 \text{ g NaCl}$$

$$b = 0,20185 \text{ g CaBr}_2$$

$$c = 0,3708 \text{ g AgBr de la primera reaccion}$$

$$d = 0,0,3793 \text{ g AgBr de la segunda reaccion}$$

La composición, en porcentaje, de la muestra original es:

$$\% \text{ NaBr} = \frac{0,20315 \text{ g NaBr}}{0,4050 \text{ g muestra original}} \times 100 = 50,16 \% \text{ NaBr}$$

$$\% \text{ CaBr}_2 = \frac{0,20185 \text{ g CaBr}_2}{0,4050 \text{ g muestra original}} \times 100 = 49,84 \% \text{ CaBr}_2$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

1) Una muestra de alumbre: [Sulfato de potasio. Sulfato de aluminio. 24 H₂O] contiene sólo impurezas inertes y pesa 1,4210 g. Al analizarla por un método adecuado se obtiene un precipitado de hidróxido de aluminio que se calcina hasta obtener 0,14101 g de óxido de aluminio puro.

Determine:

- Porcentaje de pureza de la muestra original
- Porcentaje de azufre en la muestra original
- Porcentaje de agua de hidratación de la muestra.

2) Las monedas venezolanas están fabricadas con una aleación de “acero chapeado al 6 % de níquel”. El bajo contenido de níquel en las monedas es para evitar que sean fundidas y se use el níquel para otros fines.

En un laboratorio se analiza una moneda de 20 bolívares que pesa 4,3000 g. Luego de disolverla se precipita el níquel con dimetilgloxima, obteniéndose 1,1080 g de un precipitado de Ni(C₄H₇O₂N₂)₂ (dimetilgloximato de níquel).

- ¿Qué porcentaje de níquel contenía la moneda analizada?
- Si la composición de la moneda de 50 bolívares fuese idéntica a la moneda analizada, ¿Qué cantidad de precipitado de dimetilgloximato de níquel se obtendría a partir de una moneda de 50 bolívares que pesa 6,6000 g?



3) La pirita de hierro, es conocida como “oro de los tontos” por su parecido al metal. Este mineral contiene hierro en forma de sulfuro de hierro (II). Una muestra de 1,1205 g de pirita de hierro se somete a tratamientos químicos a fin de transformar el hierro en óxido de hierro (III); el sólido obtenido pesó 0,5350 g. Determine el porcentaje de azufre en la muestra original.



4) La magnetita es un mineral de óxido de hierro de color negro, que también es un imán natural. Puede encontrarse en diferente tipo de rocas ígneas, metamórficas y sedimentarias, hasta en algunos meteoritos. Se utiliza en la fabricación de cemento de alta resistencia y en fertilizantes.

Los griegos consideraban que la magnetita, convertida en amuleto, dotaba de fuerza y valor a los luchadores que ofrecían su espectáculo al público. En los países Árabes, sin embargo, este amuleto se utilizaba para dotar de benevolencia a quien lo llevara.



El hierro en la magnetita se encuentra como un óxido de hierro de fórmula Fe_3O_4 . Una muestra de magnetita (impura) cuya masa es 0,5606 g se somete a tratamientos químicos a fin de transformar todo el hierro presente en óxido de hierro (III), que pesó 0,4010 g. Determine el porcentaje de Fe_3O_4 en la magnetita.

5) El cloruro de aluminio es el componente activo de los desodorantes antitranspirantes. También se utiliza como floculante en los procesos de potabilización del agua.

Mediante un procedimiento en el laboratorio es posible transformar cloruro de aluminio en cloruro de plata. Una muestra de 3,0000 g de cloruro de aluminio puro se transforma en cloruro de plata. ¿Que masa de cloruro de plata se obtiene luego del procedimiento en el laboratorio

6) Los compuestos de bario dan un color verde cuando se queman en una llama de mechero. El nitrato de bario y el cloruro de bario se utilizan en la fabricación de fuegos artificiales, para dar a las luces el color verde. Una muestra que pesa 2,3000 g y que sólo contiene nitrato de bario y cloruro de bario se trata con ácido sulfúrico. El precipitado de sulfato de bario obtenido, se lava, se seca y se pesa, obteniéndose una masa de 2,3265 g. Determine la composición porcentual de la muestra.



7) El cloruro de hierro (III) (cloruro férrico) se utiliza como coagulante en el tratamiento de efluentes industriales. Una muestra que contiene **solamente** cloruro de hierro (III) y cloruro de aluminio pesa 5,950 g. La muestra se somete a un proceso de calcinación a altas temperaturas, para convertir los cloruros en óxido de hierro (III) y óxido de aluminio (respectivamente); la mezcla de óxidos pesó 2,620 g. Determine la composición de la muestra original como porcentaje de cada elemento presente.

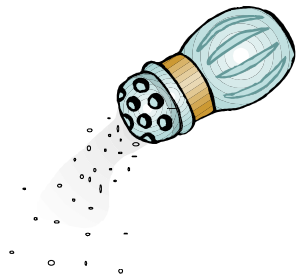


8) El óxido de calcio se conoce comúnmente como “cal viva” polvo blanco que reacciona fuertemente con agua, por lo que puede provocar quemaduras si se manipula en forma inadecuada. Mezclado cuidadosamente con agua se transforma en “cal apagada” que se utiliza para preparar cemento, neutralizar los suelos ácidos en la agricultura, fabricar papel y vidrio, curtir pieles, entre otros. En la cal viva se encuentra normalmente presente también óxido de magnesio. El óxido de magnesio se usa como material refractario y aislante del calor.



Una muestra que contiene óxido de calcio, óxido de magnesio y materia inerte pesa 0,6800 g. La muestra se somete a un tratamiento químico con la finalidad de transformar los óxidos en un precipitado de carbonato de calcio y carbonato magnesio que pesó 0,2202 g. El análisis de este precipitado indica que contiene 2,10 % de magnesio. Determine el porcentaje de cada elemento (Ca, Mg y oxígeno) en la muestra original.

9) El carbonato de magnesio se utiliza junto con el cloruro de sodio en la sal de cocina a fin de evitar los grumos y lograr que la sal salga más fácilmente del salero.



Si el carbonato de magnesio se somete a calentamiento fuerte, se descompone formando óxido de magnesio y dióxido de carbono.

Suponga que tiene una mezcla que contiene únicamente carbonato de magnesio y óxido de magnesio, cuya masa es 1,598 g. Al calentar fuertemente la mezcla se obtuvo un sólido blanco que pesó 1,294 g.

- Determine la composición de la mezcla.
- Determine el % de magnesio total en la mezcla.

10) En Venezuela, por decreto del Ministerio de Sanidad y Asistencia Social, a partir de 1999, la sal de mesa debe contener yoduro de sodio para evitar la deficiencia de yodo en la población.

En el laboratorio se analiza una muestra que se sabe que contiene cloruro de sodio, yoduro de sodio e impurezas inertes. La muestra pesa 1,0000 g, se disuelve en agua y se le agrega un exceso de nitrato de plata, con lo cual se obtiene un precipitado de cloruro de plata y de yoduro de plata que pesó 0,3000 g. Al precipitado obtenido se le hace pasar una corriente de cloro gaseoso con lo cual el yoduro de plata se transforma en cloruro de plata, obteniéndose una masa final de 0,2000 g. Determine el porcentaje de cada compuesto (cloruro de sodio, yoduro de sodio) y el porcentaje de impurezas inertes presentes en la muestra original.

11) El cloruro de litio es uno de los materiales más higroscópicos que se conocen. Debido a esa propiedad, se utiliza en la fabricación de sensores de humedad para aplicaciones industriales y en los sistemas de aire acondicionado.

El cloruro de potasio se utiliza en la fabricación de fertilizantes y debido a que tiene un sabor salado más intenso que el cloruro de sodio, se utiliza en la elaboración de “sal sin sodio” conocida también como sal dietética o sal para regímenes especiales.

En un laboratorio se analiza una muestra que sólo contiene cloruro de litio y cloruro de potasio. Se tomaron 0,50000 g se disolvieron en agua y se le agregó



ácido sulfúrico para formar sulfato de litio y sulfato de potasio. La masa de precipitado obtenido fue 0,6227 g. Determine la composición de la muestra original y reporte el resultado como porcentaje de cada sal.