



GOBIERNO DEL  
ESTADO DE MÉXICO

ESCUELA PREPARATORIA OFICIAL NO. 217



**SEGUNDO SEMESTRE GRUPO "III". CICLO ESCOLAR 2022-2023**  
**ASIGNATURA: QUÍMICA II**

Guía de preparación para extraordinario de la asignatura

Tema	Subtema
Estequiometria	Relaciones estequiométricas: Mol-mol Masa-masa
Sistemas dispersos	Concentración de las soluciones: ✓ Molaridad ✓ Porcentaje masa-masa

## El mol

Aun las muestras más pequeñas que manejamos en el laboratorio contienen números enormes de **átomos, iones o moléculas**. Por ejemplo, una cucharadita de agua (unos 5 mL) contiene  $2 \times 10^{23}$  moléculas de agua, un número casi imposible de comprender. Por ello, los químicos han ideado una unidad especial de conteo para describir cantidades tan grandes de átomos o moléculas.

En la vida cotidiana usamos unidades de conteo como docena (doce objetos) y gruesa (144 objetos) para manejar cantidades moderadamente grandes. En química, la unidad para manejar el número de **átomos, iones y moléculas** en una muestra de tamaño ordinario es el mol, cuya abreviatura también es mol. \* *Un mol es la cantidad de materia que contiene tantos objetos (átomos, moléculas o cualquier otro tipo de objetos que estemos considerando) como átomos hay en exactamente 12 g de  $^{12}\text{C}$  isotópicamente puro.* Mediante experimentos, los científicos han determinado que este número es  $6.0221421 \times 10^{23}$ . Este número se conoce como número de Avogadro, en honor de Amadeo Avogadro (1776 -1856), un científico italiano. Para casi todos nuestros fines usaremos un valor de  $6.02 \times 10^{23}$  o  $6.022 \times 10^{23}$  para el número de Avogadro.

Un mol de átomos, un mol de moléculas o un mol de cualquier otra cosa contiene el número de Avogadro de tales objetos:

1 mol de átomos de  $^{12}\text{C}$  =  $6.02 \times 10^{23}$  átomos de  $^{12}\text{C}$

1 mol de moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  =  $6.02 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$

1 mol de iones  $\text{NO}_3^-$  =  $6.02 \times 10^{23}$  iones  $\text{NO}_3^-$

El número de Avogadro es tan grande que es difícil imaginarlo. Si esparciéramos  $6.02 \times 10^{23}$  canicas sobre toda la superficie terrestre, formaríamos una capa de casi 5 km de espesor. Si acomodáramos un número de Avogadro de monedas de un centavo en línea recta, lado a lado, darían la vuelta a la Tierra 300 billones ( $3 \times 10^{14}$ ) de veces.

NOTA \*El término mol proviene del vocablo latino moles, que significa "una masa". El término molécula es la forma diminutiva de esta palabra y significa "una masa pequeña".

## Átomos, Iones y Moléculas.

Átomos	Iones	Moléculas
<p>Los encontramos en la tabla periódica de los elementos químicos. Tienen la misma cantidad de electrones y protones.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>➤ Na</li> <li>➤ Fe</li> <li>➤ Cu</li> <li>➤ Ag</li> <li>➤ H</li> <li>➤ Ne</li> <li>➤ V</li> <li>➤ P</li> </ul>	<p>Son átomos que perdieron o ganaron electrones, por lo cual tienen cargas eléctricas.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>➤ <math>\text{Na}^+</math></li> <li>➤ <math>\text{H}^+</math></li> <li>➤ <math>\text{OH}^-</math></li> <li>➤ <math>\text{Cl}^-</math></li> <li>➤ <math>\text{SO}_4^{-2}</math></li> <li>➤ <math>\text{Al}^{+3}</math></li> <li>➤ <math>\text{Ca}^{+2}</math></li> <li>➤ <math>\text{C}^{+4}</math></li> </ul>	<p>Es la unión de dos a más átomos (fórmula química).</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>➤ <math>\text{H}_2\text{O}</math></li> <li>➤ <math>\text{NaCl}</math></li> <li>➤ <math>\text{NaOH}</math></li> <li>➤ <math>\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}</math></li> <li>➤ <math>\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3</math></li> <li>➤ <math>\text{HCl}</math></li> <li>➤ <math>\text{H}_2\text{SO}_4</math></li> </ul>

Actividad No. 1 Identifica las siguientes especies químicas y clasifícalas como átomos, moléculas o iones.

$\text{Na}_2\text{SO}_4$ , Cu,  $\text{K}^+$ , Sr,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Be}^+$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ , Al,  $\text{C}_5\text{H}$ , HCl, I,  $\text{Ba}^{+2}$ , In,  $\text{Al}^{+3}$ , CO,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{F}^{-1}$ , Ne

## Peso formular

Obtener el peso formular de la **Molécula  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$**

Átomo	Cantidad	UMA (tabla periódica)	Total (UMA)
<b>C</b>	6	12	72
<b>H</b>	12	1	12
<b>O</b>	6	16	96
Total			180

Peso fórmula de la glucosa 180 uma, por lo tanto, un mol de esta sustancia tiene 180 g. En otras palabras, la glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) tiene una masa de 180 g/mol “esto se le conoce como el peso formular”.

## Molécula $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

**NOTA:** todos los átomos que se encuentren dentro de un paréntesis se verán afectados por los valores que estén fuera del paréntesis, es decir, se multiplican por estos valores numéricos.

Átomo	Cantidad	UMA (tabla periódica)	Total (UMA)
<b>Ca</b>	1	40	40
<b>N</b>	$1 \cdot 2 = 2$	14	28
<b>O</b>	$3 \cdot 2 = 6$	16	96
TOTAL			164

Peso formular es de 164 uma, por lo tanto, un mol de esta sustancia tiene 164 g. En otras palabras, la molécula ( $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ) tiene una masa de 164 g/mol “esto se le conoce como el peso formular”.

Actividad No. 2 Obtener el peso formular de las siguientes moléculas y expresarlas en g/mol, se tiene que colocar procedimiento completo como se mostró en los ejemplos.

**1. HBr**

**2.  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$**

**3.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$**

**4.  $\text{C}_{12}\text{H}_{12}\text{N}_2\text{O}_3$**

## Conversión de gramos, moles

Calcular el número de moles de glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ) que hay en 5.380 g de sustancia.

Para realizar la solución de este ejercicio se necesita utilizar el peso formular de la glucosa, siendo este el factor de conversión que debemos utilizar para realizar la conversión.

Masa formular  $C_6H_{12}O_6$

Átomos	Cantidad	UMA (tabla periódica)	Total (UMA)
<b>C</b>	6	12	72
<b>H</b>	12	1	12
<b>O</b>	6	16	96
TOTAL			180

$$\text{moles de } C_6H_{12}O_6 = 5.380 \text{ g } C_6H_{12}O_6 \left( \frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180 \text{ g } C_6H_{12}O_6} \right) = 0.029 \text{ mol } C_6H_{12}O_6$$

**NOTA:** se utilizarán tres cifras decimales después del punto para resolver los ejercicios.

**Al observar el factor de conversión podemos darnos cuenta de que tenemos una división de gramos de glucosa entre gramos de glucosa, los cuales se convierten en la unidad, estos podemos quitarlos de la expresión y solo nos quedan las unidades que estamos buscando, los moles de la glucosa.**

¿Cuántos moles de bicarbonato de sodio ( $NaHCO_3$ ) están presentes en 508 g de sustancia?

Primero debemos obtener el peso formula de la molécula.

átomo	Cantidad	UMA (tabla periódica)	Total (UMA)
Na	1	23	23
H	1	1	1
C	1	12	12
O	3	16	48
TOTAL			84

Peso formular del bicarbonato de sodio 84 uma, por lo tanto, un mol de esta sustancia tiene 84 g. En otras palabras, el bicarbonato tiene una masa de 84 g/mol.

**OBSERVACIÓN:** Para convertir a moles solo se divide los gramos de la sustancia entre el peso formular de la misma y se obtiene el resultado esperado.

$$\text{moles de NaHCO}_3 = 508 \text{ g NaHCO}_3 \left( \frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{84 \text{ g NaHCO}_3} \right) = 6.047 \text{ moles de NaHCO}_3$$

Actividad No. 3 Realiza las conversiones de gramos a moles siguientes.

1. Si tenemos 25 g de hierro (Fe) ¿a cuantos moles equivalen?
2. Convertir 500 g de sodio (Na) a moles.
3. Convertir 120 g de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) a moles.
4. ¿Cuántos moles de hidróxido de sodio (NaOH) hay en 1 kilogramo de esta sustancia?

## Conversión de moles a gramos de sustancias químicas.

Ejemplo No. 1: Calcular la masa, en gramos, de 0.433 mol de nitrato de calcio  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

En primer lugar, debemos calcular el peso formular del nitrato de calcio.

Átomo	Cantidad	Peso UMA (tabla periódica)	Cantidad total de UMA
Ca	1	40	40
N	$1 \cdot 2 = 2$	14	28
O	$3 \cdot 2 = 6$	16	96
TOTAL			164

Peso formular de la molécula es de 164 g/mol.

Ahora desarrollaremos el factor de conversión:

$$\text{gramos de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 0.433 \text{ mol } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \left( \frac{164 \text{ g } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2} \right) = 71.012 \text{ g de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$$

**OBSERVACIÓN:** para convertir de moles a gramos se multiplica por el peso formular por los moles y se obtiene el resultado esperado.

### Ejemplo 2.

Calcular la masa, en gramos, de a) 6.33 mol de  $\text{NaHCO}_3$  y b)  $3 \times 10^{-5}$  mol de ácido sulfúrico  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Primero se debe obtener los pesos formulars de cada una de las especies químicas.

átomo	Cantidad	UMA (tabla periódica)	Total (UMA)
Na	1	23	23
H	1	1	1
C	1	12	12
O	3	16	48
TOTAL			84

$$\text{a) } \text{gramos de } \text{NaHCO}_3 = 6.33 \text{ mol de } \text{NaHCO}_3 \left( \frac{84 \text{ g } \text{NaHCO}_3}{1 \text{ mol } \text{NaHCO}_3} \right) = 531.72 \text{ g } \text{NaHCO}_3$$



b) Ahora para la otra especie química.

átomo	Cantidad	UMA (tabla periódica)	Total (UMA)
H	2	1	2
S	1	32	32
O	4	16	64
TOTAL			98

Peso formular 98 g/mol

$$\text{Gramos de } H_2SO_4 = 3 \times 10^{-3} \text{ mol } H_2SO_4 \left( \frac{98 \text{ g } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \right) = 0.294 \text{ g } H_2SO_4$$

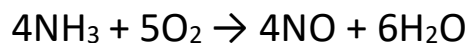
**Actividad No. 4** Realiza la conversión siguiente colocando los procedimientos utilizados en los ejemplos anteriores, de las siguientes especies químicas.

1. ¿Cuántos gramos de aluminio se encuentran en 0.75 moles?
2. ¿Cuántos gramos de sulfato de aluminio ( $Al_2(SO_4)_3$ ) hay en 3.2 moles?
3. Convertir 1.25 moles de ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) a gramos.
4. ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio (NaOH) hay en 1.758 mol de esta sustancia?
5. Convertir 289 mol de ácido nítrico ( $HNO_3$ ) a gramos.

## Relación mol-mol

### Ejemplo

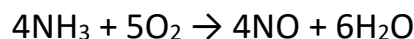
Cuando se calientan en presencia de un catalizador de platino metálico, el oxígeno (O<sub>2</sub>) y el amoníaco (NH<sub>3</sub>) reaccionan para formar el óxido nítrico (NO).



- a) Cuantos moles de oxígeno (O<sub>2</sub>) se requieren para reaccionen completamente 32.5 mol de amoníaco (NH<sub>3</sub>).
- b) Si se producen 18.5 moles de óxido nítrico (NO), ¿cuántos moles de amoníaco (NH<sub>3</sub>) y oxígeno (O<sub>2</sub>) son requeridos?

Estrategia para la resolución:

- ✓ Aplicar de forma adecuada el factor de conversión de unidades.
- ✓ Realizar las operaciones de manera correcta.



$$a) \text{ moles de } O_2 = 32.5 \text{ mol } NH_3 \left( \frac{5 \text{ mol } O_2}{4 \text{ mol } NH_3} \right) = 40.625 \text{ mol } O_2$$

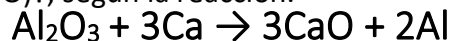
$$b) \text{ moles de amoníaco} = 18.5 \text{ mol } NO \left( \frac{4 \text{ mol } NH_3}{4 \text{ mol } NO} \right) = 18.5 \text{ mol } NH_3$$

$$\text{ moles de oxígeno} = 18.5 \text{ mol } NO \left( \frac{5 \text{ mol } O_2}{4 \text{ mol } NO} \right) = 23.125 \text{ mol } O_2$$

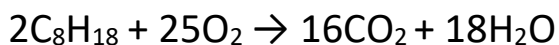
### Actividad No. 5

Resolver los ejercicios propuestos donde se tiene que obtener la relación mol-mol, utilizando el procedimiento descrito en la solución del ejemplo.

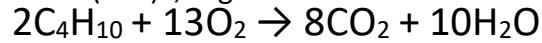
1. a) ¿Cuántas moles de Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (óxido de aluminio) se requieren para producir 4.25 moles de óxido de calcio (CaO)?, b) ¿cuántas moles de reactivos son requeridos para producir 13.5 moles de óxido de calcio (CaO)?, según la reacción.



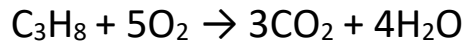
2. a) ¿cuántas moles de oxígeno (O<sub>2</sub>) se necesitan para oxidar 4.75 moles de octano (C<sub>8</sub>H<sub>18</sub>, gasolina)?, b) ¿Cuántas moles de reactivos se requieren para producir 15.5 moles de dióxido decarbono (CO<sub>2</sub>)?, según la reacción.



3. a) ¿cuántas moles de butano (C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>, gas doméstico), son requeridas para producir 22.75 moles de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>)? b) ¿Cuántos moles de reactivos son requeridos para producir 3.15 moles de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>)?, según la reacción.



4. a) ¿cuántas moles de propano se requieren para producir 27.5 moles de agua?, b) ¿cuántas moles de reactivos son requeridas para producir 4.5 moles de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>)?



5. En los vehículos espaciales se utiliza el hidróxido de litio (LiOH) sólido para eliminar el dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) exhalado. El hidróxido de litio reacciona con el dióxido de carbono gaseoso formando carbonato de litio (Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) sólido y agua líquida, a) ¿cuántas moles de hidróxido de litio (LiOH) se requieren para producir 3.125 moles de agua?, b) ¿cuántas moles de reactivos se requieren para producir 4.5 moles de carbonato de litio (Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) ?, según la reacción.



6. a) ¿cuántas moles de carbonato de sodio (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) se requieren para producir 17.5 moles de óxido de sodio (Na<sub>2</sub>O), b) ¿cuántas moles de reactivos se requieren para producir 13.5 moles de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) ?, según la reacción.



# Relación masa-masa

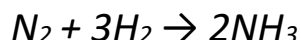
Se utilizan para saber la cantidad de materia que se tiene que utilizar en una reacción química, como producto o reactivo. Se utiliza el mismo procedimiento que se utilizó para las operaciones de las relaciones mol a mol.

Se te proporcionan algunos factores de conversión que se utilizarán en este apartado:

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$$

*NOTA: las unidades que se manejarán son gramos; ya que los pesos atómicos se reportan en estas unidades en la tabla periódica. Si se solicita el resultado en unidades diferentes se tendrá que hacer la conversión de unidades.*

*Ejemplo ¿obtener la masa de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) que se producen con 5.575 kg de nitrógeno ( $\text{N}_2$ ) ?, de acuerdo con la reacción.*



PESO FORMULAR:

Especie química	Cantidad	Peso formular	Total (UMA)
N	1	14	14
H	3	1	3
TOTAL			17

Peso formular del amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) 17 g/mol

Se tienen que convertir los kg de producto a gramos (los pesos de los átomos están reportados en gramos).

$$\text{Conversión} = 5.575 \text{ kg } \text{N}_2 \left( \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \right) = 5575 \text{ g } \text{N}_2$$

$$\text{masa de amoníaco} = 5575 \text{ g } \text{N}_2 \left( \frac{1 \text{ mol } \text{N}_2}{14 \text{ g } \text{N}_2} \right) \left( \frac{2 \text{ mol } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \text{N}_2} \right) \left( \frac{17 \text{ g } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \text{NH}_3} \right) = 13539.28 \text{ g } \text{NH}_3$$

*Nota: observa y en este procedimiento se coloca la relación de moles que se tiene del reactivo nitrógeno (1 mol) que produce 2 moles de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ), este factor de conversión debemos emplearlo siempre para que nos dé quede la especie química que se solicita.*

Actividad No. 6

Resolver los ejercicios propuestos donde se tiene que obtener la relación masa-masa, utilizando el procedimiento descrito en la solución del ejemplo.

1. Obtener las cantidades de cada molécula cuando se consumen:

- a) 2.24 kg de  $C_4H_{10}$
- b) 3.83 kg de  $O_2$

Según la reacción:  $2C_4H_{10} + 13O_2 \rightarrow 8CO_2 + 10H_2O$

2. según la reacción  $Mg + CuSO_4 \rightarrow MgSO_4 + 2Cu$

Obtener:

- a) las cantidades de todas las moléculas al consumir 2.24 kg de Mg.
- b) las cantidades de todas las moléculas el producir 1.52 kg de Cu

3. según la reacción  $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

Obtener:

- a) la cantidad de reactivos para producir 3.23 kg de  $H_2SO_4$
- b) la cantidad de todas las moléculas al consumir 11.5 kg de  $H_2SO_4$

4. según la reacción  $NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + 2H_2O$

Obtener:

- a) la cantidad de productos al consumir 12.410 kg de  $NH_4NO_3$
- b) la cantidad de todas las moléculas para producir 7.630 kg de  $N_2O$

5. según la reacción  $2NaCl + H_2SO_4 \rightarrow 2HCl + Na_2SO_4$

Obtener:

- a) la cantidad de todas las moléculas para producir 4.850 kg de  $Na_2SO_4$
- b) la cantidad de los productos al consumir 11.325 kg de  $H_2SO_4$

6. según la reacción  $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

Obtener:

- a) la cantidad de productos al consumir 8.541 kg de  $CaCO_3$
- b) la cantidad de todas las moléculas para producir 19.634 kg de CaO

## Molaridad de soluciones

Fórmulas que se emplearan para obtener la molaridad de las soluciones:

$$n = \frac{m}{M}$$

$n$  = número de moles

$m$  = masa de la especie química

$M$  = masa molar de la especie química

$$\text{Molaridad de la solución} = M = \frac{n}{L} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

### Ejemplo 1

Calcular la molaridad de una solución de 6.212 g de KBr en 958 mL de disolución.

**NOTA:** Como no se nos proporciona el número de moles, este se calculará empleando la masa de la molécula y consultando las masas molares de las especies que forman la molécula.

Peso formular

Especie química	Cantidad	Peso formular	Total (UMA)
K	1	39	39
Br	1	80	80
TOTAL			119

$$m = 6.212 \text{ g KBr}$$

$$\text{Calculamos el número de moles } n = \frac{m}{M} = \frac{6.212 \text{ g}}{119 \text{ g/mol}} = 0.052 \text{ mol}$$

Realizamos la conversión de los 958 mililitros a litros

$$\text{Conversión} = 958 \text{ mL} \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.958 \text{ L}$$

Ahora se calcula la molaridad de la solución:

$$\text{Molaridad de solución} = \frac{n}{L} = \frac{0.052 \text{ mol}}{0.958 \text{ L}} = 0.054 \text{ mol/L}$$

Actividad No. 7

Resolver los ejercicios propuestos donde se tiene que obtener la molaridad, utilizando el procedimiento descrito en la solución del ejemplo.

1. Calcula la molaridad de una solución que contiene 0.045 mol de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  en exactamente 623 mL de disolución.
2. Calcula la molaridad de una disolución que se preparó disolviendo 15 g de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) en suficiente agua para formar exactamente 1000 mL de disolución.
3. ¿Cuántos moles de  $\text{HNO}_3$  hay en 350 mL de una disolución de 0.215 M de ácido nítrico?
4. Calcula la molaridad de una disolución que se preparó disolviendo 0.458 mol de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  en suficiente agua para formar exactamente 1750 mL de disolución?
5. ¿Cuántos moles de  $\text{KMnO}_4$  están presentes en 825 mL de una disolución 0.546 M?
6. ¿Cuántos mililitros de disolución 1.645 M de  $\text{HCl}$  se necesitan para obtener 0.455 mol de  $\text{HCl}$ ?

## Porcentaje masa-masa (%m/m)

$$\% = \frac{m}{m} \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de la solución}} (100\%) =$$

### Ejemplo 1

Calcular %m/m si tenemos 30 g de azúcar a diluir en 500 g de agua.

masa de soluto= 30 g

$$\frac{m}{m} = \frac{30g}{530g} (100) = 5.66\%$$

masa de solvente= 500 g

$$\% \frac{m}{m} = \frac{30g}{530g}$$

masa de solución= 530 g

### Ejemplo 2

Calcular el %m/m de una solución que tiene 6 gramos de soluto y 80 g de solución.

masa de soluto= 6 g

masa de solución= 80 g

$$\% \frac{m}{m} = \frac{6}{80} (100) = 7.5\%$$

### Ejemplo 3

Calcular la masa de soluto que tendría una solución de 220 g que es 4%m/m.

masa de soluto=?

masa de solución= 220 g

%m/m= 4%

$$\% \frac{m}{m} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de la solución}} (100\%) =$$

Despejamos la masa de soluto de formula quedando así:

$$\text{masa de soluto} = \frac{\left(\% \frac{m}{m}\right) (\text{masa de solución})}{100\%}$$

Ahora realizamos la sustitución de los datos que se proporcionaron en el problema:

$$\text{masa de soluto} = \frac{(4\%)(220 g)}{100\%} = 8.88 g$$



Actividad No.8\_\_Resolver la actividad siguiente del tema de %m/m.

1. Calcular el %m/m de una solución que tiene 110 g de soluto y 810 g de solvente.
2. ¿Cuántos gramos de soluto y solvente tendrán 3.20 g de solución, cuya concentración es 7%m/m?
3. ¿Cuántos gramos de soluto tendrán 1750 g de solución cuya concentración es de 9%m/m?
4. La coca cola contiene 13%m/m de azúcar, determinar los gramos de soluto que contiene una botella de 750 g de refresco.
5. Un acuario debe mantener la concentración de sal similar a la del agua de mar, esto es, 21.8 g de sal disueltos en 500 g de agua. ¿cuál es el porcentaje de masa de la sal en la solución?
6. Determinar el %m/m de un suero que contiene 23 g de sal en 1225 g de disolución.