	<b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA “EL RECUERDO”</b> Resolución de Aprobación de Carácter Oficial No. 0143 de 2017 en los niveles de Preescolar, Básica y Media Académica DANE. 123001800064 NIT. 901048820-9	<b>GUIA # 7</b>
	<b>Guía de trabajo del área : Ciencias Naturales-química</b>	<b>Grado: 9</b>
<b>Nombre del docente: Nathaly Milanés Osorio</b> <b>Celular: 305 935 9538</b>		<b>Email: nmilanesieelrecuerdo@gmail.com</b>
<b>TEMAS Y/O SABER</b>	<b>DBA (APRENDIZAJES)</b>	
Unidades químicas de concentración de las soluciones: molalidad, molaridad, normalidad y fracción molar.	Explica qué factores afectan la formación de soluciones a partir de resultados obtenidos en procedimientos de preparación de soluciones de distinto tipo (insaturadas, saturadas y sobresaturadas) en los que modifica variables (temperatura, presión, cantidad de soluto y disolvente).	

**Metodología:** analiza los saberes previos y resuelve de manera oral las preguntas hechas allí, esto no se debe transcribir en el cuaderno. Lee atentamente la siguiente explicación del tema y transcribe en tu cuaderno los conceptos y ecuaciones básicas, analiza y transcribe el ejemplo dado en la guía. Resuelve el taller en el cuaderno.

**Saberes previos:** ¿Qué significa que el alcohol que utilizamos para desinfectar heridas esté al 90%? ¿Por qué los licores con más grados de alcohol son más fuertes?

## GUÍA N° 7: UNIDADES QUIMICAS DE CONCENTRACIÓN

### EL CONCEPTO DE MOL Y EL NUMERO DE AVOGADRO

El **mol**, es una unidad química que nos permite expresar la cantidad de materia de una sustancia pura (elemento o compuesto). Un (1) mol de cualquier sustancia pura equivale a  $6,023 \times 10^{23}$  partículas (átomos para un elemento o moléculas para un compuesto) de dicha sustancia, esta cantidad es equivalente a seiscientos dos mil trecientos trillones de partículas y se le conoce comúnmente como el número de Avogadro, en honor al químico italiano *Amadeo Avogadro*.

En un elemento, esta cantidad es equivalente a la masa atómica expresada en gramos; Por ejemplo, en 15,99 gramos de oxígeno (masa atómica del O) hay exactamente  $6,023 \times 10^{23}$  átomos de oxígeno. Mientras que, en un compuesto esta cantidad es equivalente a la masa molecular expresada en gramos; Por ejemplo, en 17,99 gramos de agua (masa molecular del H<sub>2</sub>O) hay exactamente  $6,023 \times 10^{23}$  moléculas de agua.

### \* EJEMPLOS

1. ¿Cuál es el peso en gramos de un átomo de calcio? (1 átomo de calcio tiene una masa de 40 u.m.a.)

$6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de calcio tienen una masa equivalente a 40 g.

$$1 \text{ átomo de Ca} \cdot \frac{40,0 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomo}} = 6,64 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

2. ¿Cuántos átomos-gramo hay en 64,128 g de azufre, teniendo en cuenta que 1 átomo-gramo de este elemento pesa 64,128 g?

Empleando una regla de tres simple tenemos que:

$$1 \text{ at/g} \cdot \frac{64,128 \text{ g}}{32,064 \text{ g}} = 2 \text{ at/g de azufre}$$

3. Sabiendo que el peso atómico del hidrógeno es 1,008 u.m.a., deducimos que un átomo-gramo de H pesa 1,008 g. ¿Cuántos gramos pesa un solo átomo de hidrógeno?

Si en 1,008 g hay  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos, un átomo individual pesará:

$$\frac{1,008 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23}} = 1,647 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

## MASA ATÓMICA Y MASA MOLECULAR

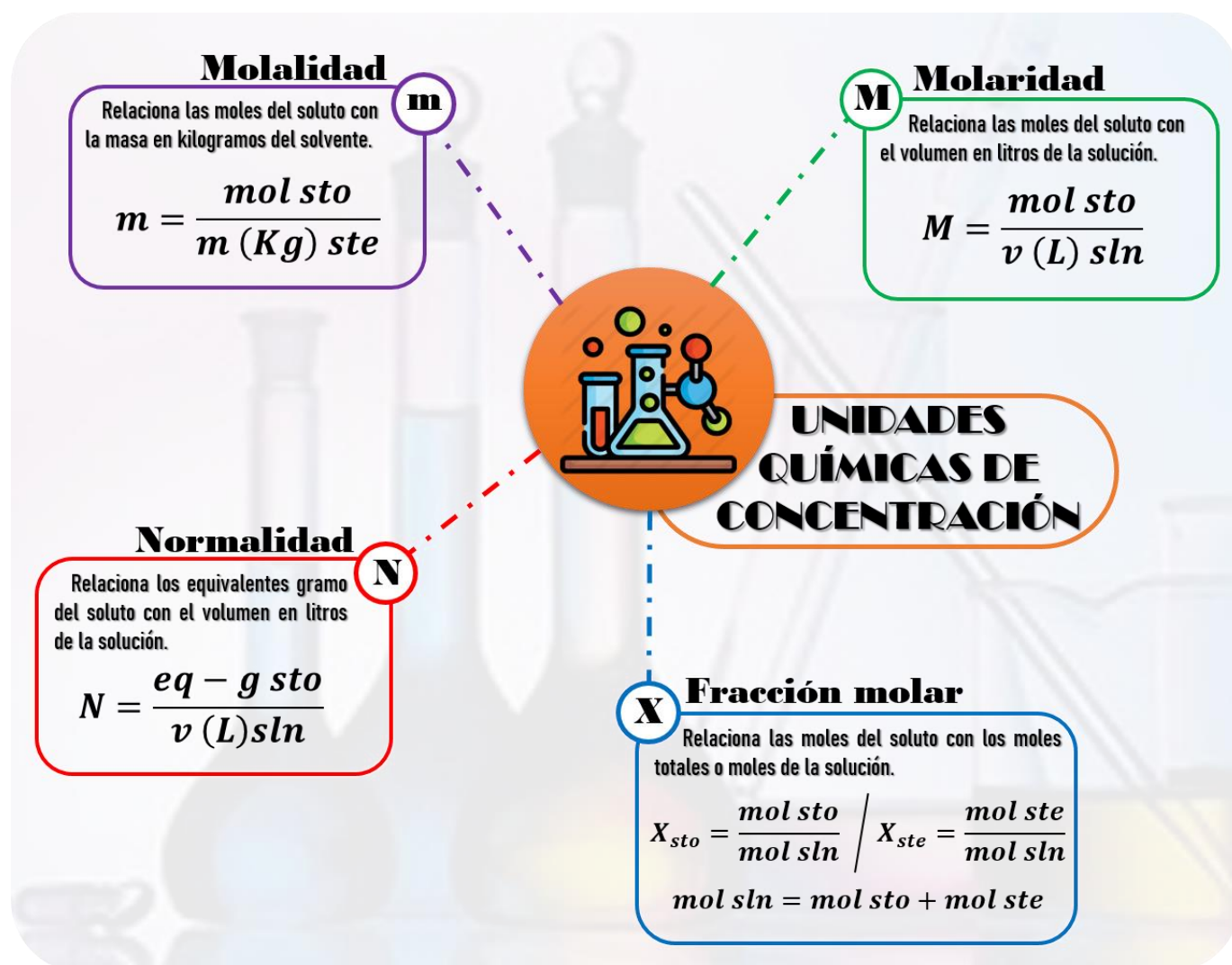
La **masa atómica** registrada en la tabla periódica para cada elemento, corresponde a la masa en gramos, registrada para un mol de dicho elemento, esta se expresa en gramos por cada mol (g/mol).

La **masa molecular** corresponde a la suma aritmética de las masas atómicas de los elementos que constituyen el compuesto. Para calcular la masa molecular de un compuesto es necesario conocer su fórmula molecular, ya que se requiere conocer que elementos conforman el compuesto y en qué proporción se encuentran.

## UNIDADES QUÍMICAS DE CONCENTRACIÓN

Las **unidades químicas de concentración**, son aquellas unidades en las que se tiene en cuenta la composición química del soluto, razón por la cual, se utiliza el mol o los equivalentes gramo (eq-g) como unidad de cuantificación del mismo.

La siguiente infografía muestra un resumen de las principales unidades químicas de concentración.



## TALLER DE APLICACIÓN

1. Relaciona cada concepto con su definición, escribiendo el número correspondiente de cada concepto en su respectiva definición.

<i>Concepto</i>		<i>Definición</i>
1. Concentración.	( )	Son aquellas unidades en las que no se tiene en cuenta la composición química del soluto.
2. Mol.	( )	Corresponde a la masa en gramos, registrada para un mol de un determinado elemento de la tabla periódica.
3. Unidades físicas de concentración.	( )	Es la relación o proporción matemática entre la cantidad de soluto y la cantidad de solvente o, entre la cantidad de soluto y la cantidad de solución.
4. Unidades químicas de concentración.	( )	Corresponde a la suma aritmética de las masas atómicas de los elementos que constituyen un compuesto.
5. Masa atómica.	( )	Son aquellas unidades en las que se tiene en cuenta la composición química del soluto
6. Masa molecular.	( )	Es una unidad química que nos permite expresar la cantidad de materia de una sustancia pura.

2. Determina el número de átomos o moléculas presentes en:

a) 5 moles de CO<sub>2</sub>

b) 250 g de Ca


c) 1,23 moles de C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>

d) 5,48 moles de Al

e) 1 kg de C

Ver: <https://www.youtube.com/watch?v=UQfITGL8kdQ>

ASESORIA: si tiene alguna duda o no entiende algo sobre esta guía, comuníquese con el número que aparece en la parte de arriba”.

	<b>INSTITUCIÓN EDUCATIVA “EL RECUERDO”</b> Resolución de Aprobación de Carácter Oficial No. 0143 de 2017 en los niveles de Preescolar, Básica y Media Académica DANE. 123001800064 NIT. 901048820-9	<b>GUIA # 8</b>
	<b>Guía de trabajo del área : Ciencias Naturales-química</b>	<b>Grado: 9</b>
<b>Nombre del docente: Nathaly Milanés Osorio</b> <b>Celular: 305 935 9538</b>		<b>Email: nmilanesieelrecuerdo@gmail.com</b>
<b>TEMAS Y/O SABER</b>	<b>DBA (APRENDIZAJES)</b>	
Unidades químicas de concentración de las soluciones: molalidad, molaridad, normalidad y fracción molar	Explica qué factores afectan la formación de soluciones a partir de resultados obtenidos en procedimientos de preparación de soluciones de distinto tipo (insaturadas, saturadas y sobresaturadas) en los que modifica variables (temperatura, presión, cantidad de soluto y disolvente).	

**Metodología:** Lee atentamente la siguiente explicación del tema y transcribe en tu cuaderno los ejemplos dado en la guía. Resuelve el taller en el cuaderno.

**Saberes previos:** ¿Por qué las aguas de algunos ríos son de color café, mientras que otras son negruzcas o incoloras?

### GUÍA N° 8: UNIDADES QUIMICAS DE CONCENTRACION DE SOLUCIONES

De acuerdo con las unidades de concentración química de las soluciones, realizaremos algunos ejercicios donde se evidencie como se aplican las ecuaciones.

**Ejemplos:**

- Determinar la concentración molar de 800 ml de una solución acuosa de hipoclorito de sodio que contiene 19,7 g de la sal, equivalentes a 0,26 mol de NaClO.

**Datos:**

- $v_{sln} = 800 \text{ mL}$
- $mol_{sto} = 0,26 \text{ mol}$

**Solución:**

Para el cálculo de la molaridad (M) de la solución, se debe utilizar la siguiente ecuación.

$$M = \frac{mol_{sto}}{L_{sln}}$$

Podemos notar que el volumen de solución se encuentra en mililitros (mL), por lo que se hace necesario pasarlo a L. Sabemos que 1 L equivale a 1000 mL, por lo tanto, obtenemos su equivalente en litros al dividir 800 mL entre 1000, obteniendo así un volumen de 0,8 L.

Ahora podemos calcular la molaridad de la solución.

$$M = \frac{0,26 \text{ mol}}{0,8 \text{ L}} = \mathbf{0,32 \text{ M}}$$

La concentración de la solución en ppm es de **0,32 M**.

- Se desea determinar la molalidad (m) de una solución que contiene 10 mL de etanol, equivalentes a 0,17 moles del alcohol, en 300 mL de agua (la densidad del agua = 1 g/mL).

**Datos:**

- $mol_{sto} = 0,17 \text{ mol}$
- $v_{ste} (\text{H}_2\text{O}) = 300 \text{ mL}$
- **Densidad H<sub>2</sub>O = 1 g/mL**

Para el cálculo de la molalidad (m) de la solución, se debe utilizar la siguiente ecuación.

$$m = \frac{mol_{sto}}{Kg_{ste}}$$

Para realizar el cálculo de la molalidad, se requiere de la masa en kilogramos del soluto, en este caso la masa en kilogramos de agua. Para ello, tenemos el volumen de agua y su densidad, datos con los que podemos determinar la masa de agua, ya que sabemos que:

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \rightarrow \text{Masa} = \text{densidad} \times \text{volumen}$$

Por lo tanto:

$$\text{Masa (H}_2\text{O)} = 1 \text{ g/mL} \times 300 \text{ mL} = \mathbf{300 \text{ g}}$$

Ahora conocemos la masa de agua en gramos, sin embargo, necesitamos su masa en kilogramos, pero sabemos que 1 kg equivale a 1000 g, por lo tanto, obtenemos su equivalente en kilogramos al dividir 300 g entre 1000, obteniendo así una masa de 0,3 kg de agua.

Ahora podemos calcular la molalidad de la solución.

$$m = \frac{0,17 \text{ mol}}{0,3 \text{ kg}} = \mathbf{0,57 \text{ m}}$$

La concentración molal de la solución es de **0,57 m**.

3. Se prepara una solución acuosa de ácido clorhídrico (HCl), utilizando 30 moles de agua y 2 moles del ácido, determinar.
  - a. La fracción molar del ácido clorhídrico.
  - b. La fracción molar del agua.
  - c. Comprueba que la suma de las fracciones molares sea igual a uno.

**Datos:**

- **mol sto (HCl) = 2 mol**
- **mol ste (H<sub>2</sub>O) = 30 mol**

**Solución:**

Para el cálculo de las fracciones molares (X) de la solución, se deben utilizar las siguientes ecuaciones.

$$X_{sto} = \frac{\text{mol sto}}{\text{mol sln}} \quad \text{y} \quad X_{ste} = \frac{\text{mol ste}}{\text{mol sln}}$$

Recordemos que:

$$\text{mol sln} = \text{mol sto} + \text{mol ste} \rightarrow \text{mol sln} = 2 \text{ mol} + 30 \text{ mol} \rightarrow \text{mol sln} = \mathbf{32 \text{ mol}}$$

- a. Determinamos entonces la fracción molar del soluto  $X_{sto}$ :

$$X_{sto} = \frac{2 \text{ mol}}{32 \text{ mol}} = \mathbf{0,0625}$$

- b. Determinamos entonces la fracción molar del soluto  $X_{ste}$ :

$$X_{ste} = \frac{30 \text{ mol}}{32 \text{ mol}} = \mathbf{0,9375}$$

- c. La suma aritmética de las fracciones molares de los componentes de una solución, debe ser siempre igual a **1** (uno), vamos a comprobar que en el caso de esta solución se cumple la regla.

$$X_{sto} + X_{ste} = 1 \rightarrow 0,0625 + 0,9375 = \mathbf{1}$$

## TALLER DE APLICACIÓN

1. Expresa la concentración molar (Molaridad) para cada una de las siguientes sustancias:
  - a) 10 g de KCl en 2 L de solución.
  - b) 24 g de O<sub>2</sub> en 300 ML de solución.
2. Resuelve los siguientes ejercicios (unidades químicas de concentración).
  - a) Determina la concentración molar (M) de 600 mL de una solución de nitrato de potasio (KNO<sub>3</sub>), la cual contiene 65g de la sal (0,64 mol).
  - b) Calcular la molalidad de una disolución de ácido sulfúrico H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, preparada con 600 gramos del solvente y 67 gramos del ácido.

Ver: <https://www.youtube.com/watch?v=CwtV2Kd-Ooo>

*ASESORIA: si tiene alguna duda o no entiende algo sobre esta guía, comuníquese con el número que aparece en la parte de arriba”.*